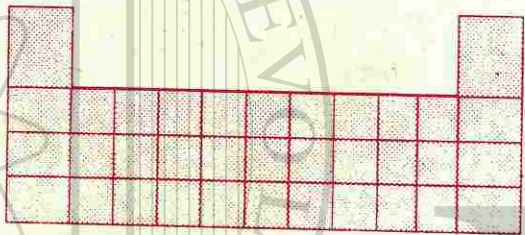


PREPARATORIA 8



Fe<sup>++</sup>



QUIMICA I

Mg<sup>++</sup>



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

QD40  
U575



1020122465

NOMBRE: \_\_\_\_\_

GRUPO: \_\_\_\_\_ SEMESTRE \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_

DOMICILIO: \_\_\_\_\_

**HORARIO DE CLASES**

HORA	LUNES	MARTES	MIÉRCOLES	JUEVES	VIERNES	SABADO

QUIMICA I, PRIMER SEMESTRE

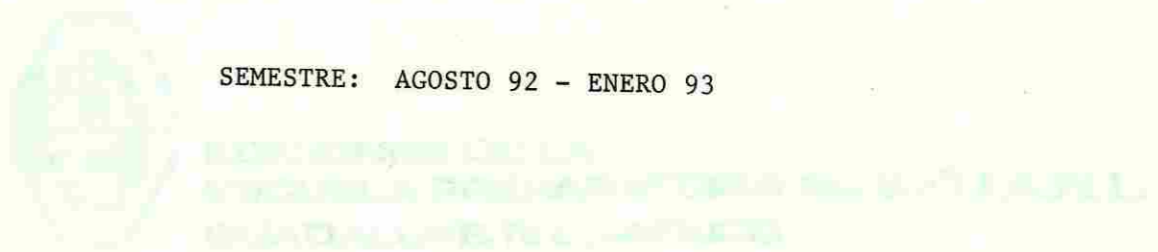
# JUANIL

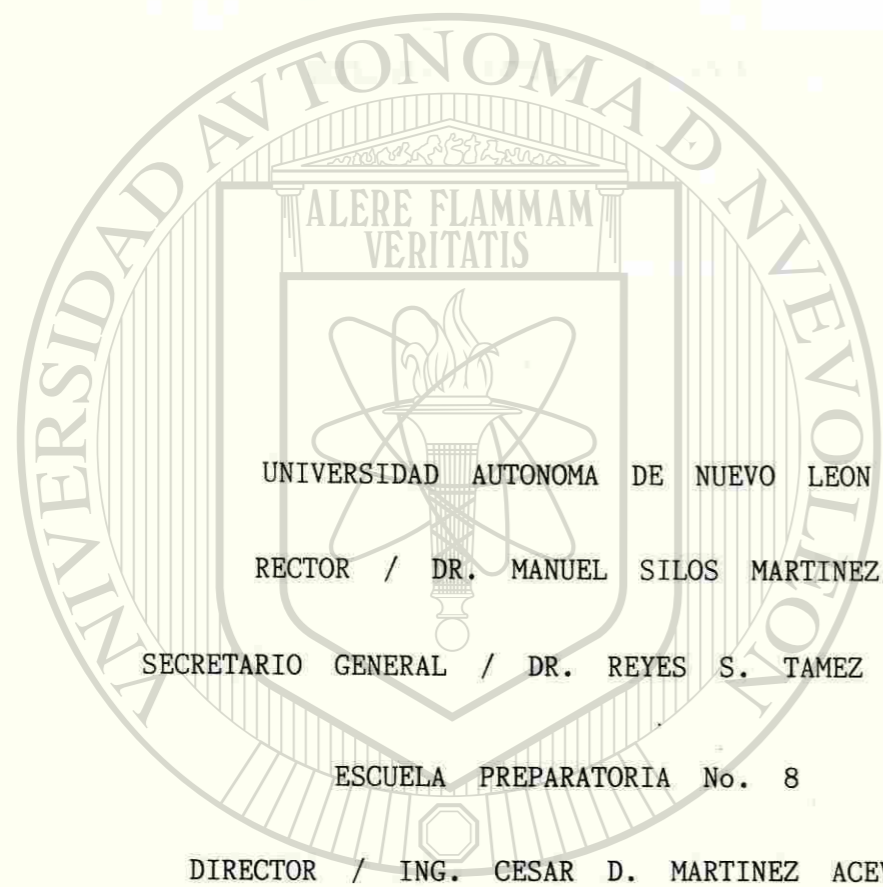
## UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



### DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

SEMESTRE: AGOSTO 92 - ENERO 93





# Química

# 1

# U.A.N.L.

I.Q. César D. Martínez Acevedo  
I.Q. Emeterio de la Cruz R.  
I.Q. Rafael Villarreal Guajardo  
Q.B.P. Servando Santos Elizondo  
I.Q. Juan Manuel Alvarez T.  
Profr. Alfredo Alanís Cantú



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

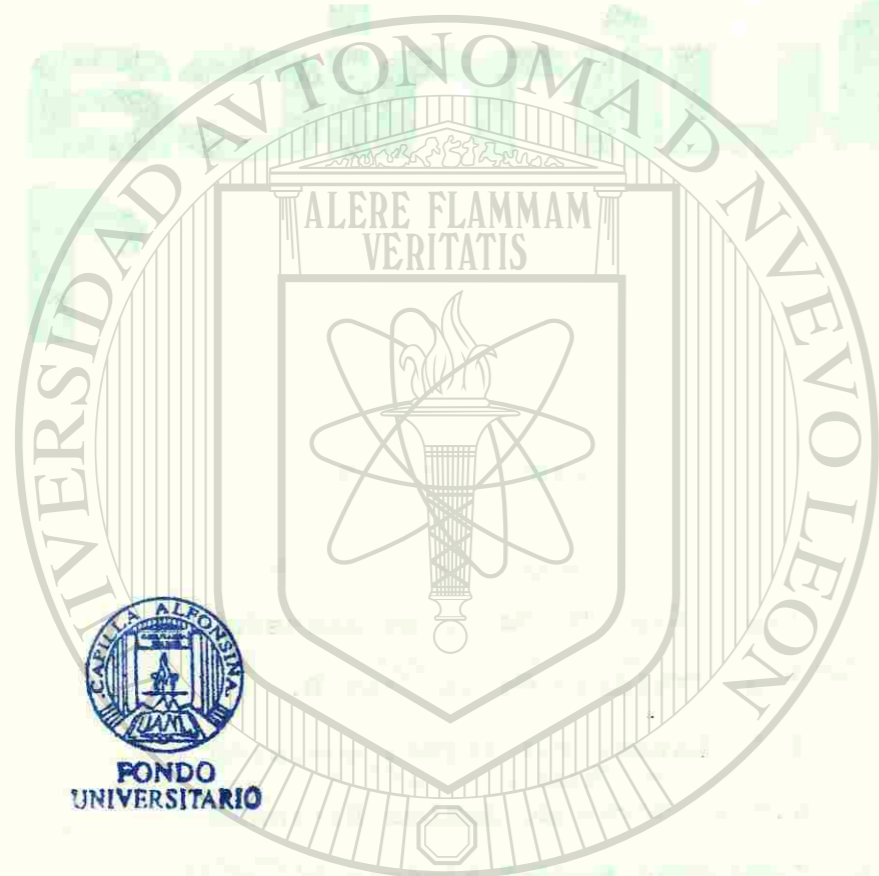
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



EDICIONES DE LA  
ESCUELA PREPARATORIA No. 8 / U.A.N.L.  
GUADALUPE, N.L., MEXICO

QD40  
U575

0131-65260



El presente material es un instrumento auxiliar didáctico para alumnos preparatorianos de la U.A.N.L. Su contenido ha sido seleccionado y/o elaborado de acuerdo al programa aprobado por la Comisión Académica del H. Consejo Universitario, en Mayo de 1983. Su edición se hace con fines estrictamente académicos.

Edición a cargo del Departamento  
de Editorial

LIC. MA. ESTHELA ALCALA DIAZ

Responsable del Departamento

Cd. Guadalupe, N.L., Julio de 1992.



## I N D I C E

	Pág.
PRESENTACION .....	7
PROLOGO .....	9
UNIDAD 1: ¿Qué es la ciencia? .....	13
UNIDAD 2: Propiedades y medición de la materia .....	49
UNIDAD 3: Teoría atómica de la materia .....	103
UNIDAD 4: Periodicidad química .....	169
UNIDAD 5: Uniones químicas .....	221
APENDICES: .....	273

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



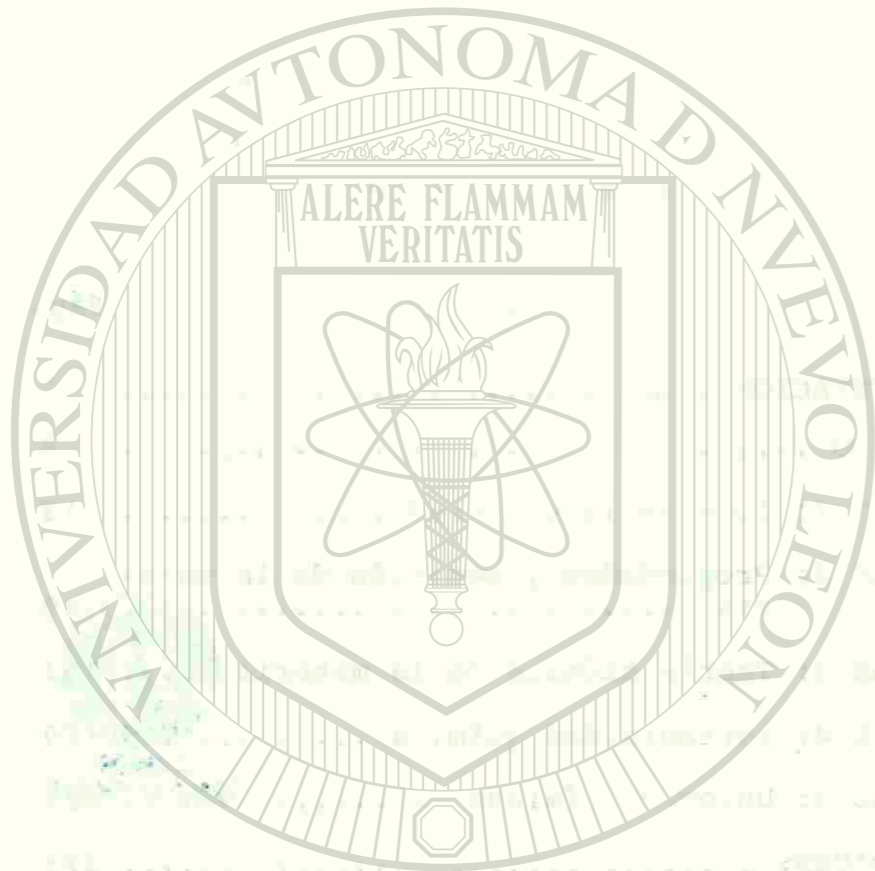
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PRESENTACION

Desde un principio los propósitos que nos animaron a realizar una labor editorial propia fueron: primero, satisfacer la necesidad de materiales adecuados a los nuevos programas; segundo y como una manera de mostrarnos solidarios con la situación económica del estudiante, vender dichos materiales a un precio, por lo menos, igual al de su costo de producción.

Consideramos que estos propósitos siguen siendo vigentes ya que las condiciones a que obedecen, y los problemas que pretenden resolver, forman parte todavía de nuestro contexto educativo actual. Así, adecuar los contenidos a los programas del nuevo plan de estudios aprobado por el H. Consejo Universitario en Mayo de 1983, es un proceso en el que trabajamos y del cual la totalidad de los libros de la presente edición son su resultado. Seguir proporcionando, por otra parte, a precio mucho más bajos que los del mercado los libros de texto que los estudiantes necesitan para un curso lectivo semestral, es por razones muy obvias de la economía nacional, una medida que se justifica por sí sola.

Así, pues, esta es nuestra labor y política editorial. Esperemos de nuestros alumnos y maestros que el esfuerzo que hemos empeñado por hacer posible la presente edición, sea visto y comprendido en este sentido.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

LA DIRECCION.

## Prólogo

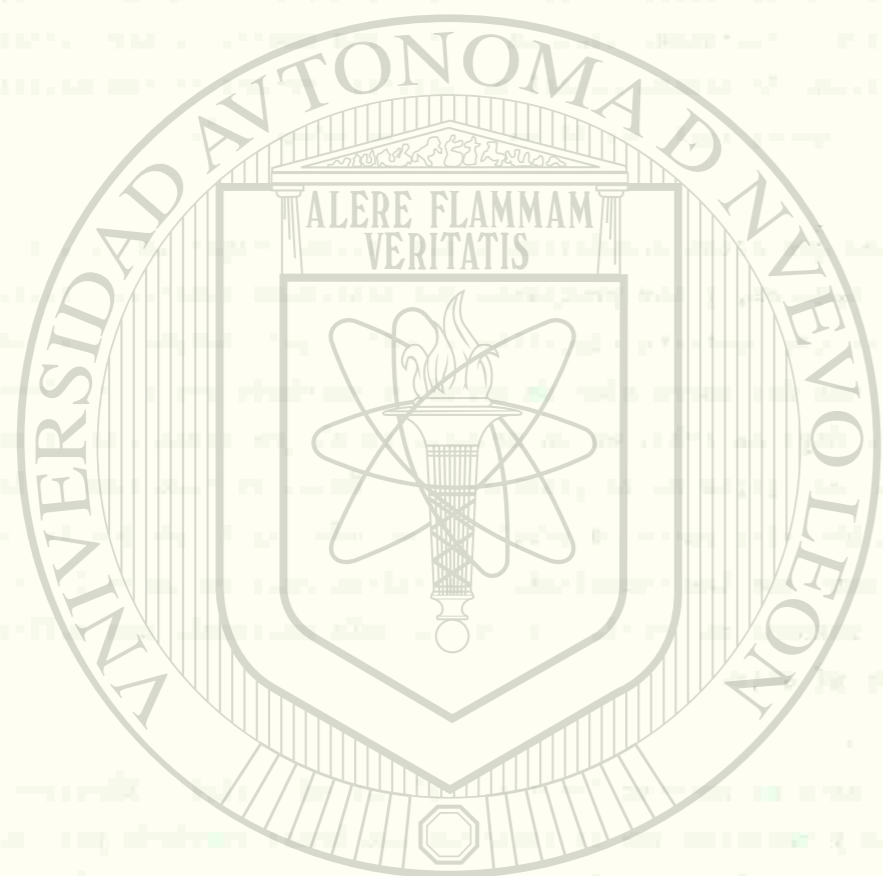
Este trabajo es una prolongación y actualización de la tarea que años atrás nuestra Academia iniciara, tendiente a ofrecer a los estudiantes de esta Escuela Preparatoria un material accesible y adaptado a los requerimientos de nuestros programas de estudio.

Desde un principio nos propusimos como meta llegar a editar un texto de química -no uno acerca de química- con el fin de propiciarla un mayor interés del alumno por la ciencia y una participación real en la empresa del descubrimiento científico; para ello tendríamos que introducir aquí gradualmente un enfoque que permita al estudiante --- llegar al establecimiento de principios a partir de la observación y experimentación directas. Creemos que aún falta camino que andar para llegar a ese objetivo, pero, en todo caso, creemos también que estamos en ese camino. Afortunadamente en nuestra escuela es cada vez mayor la preocupación por generar las condiciones que hagan posible - un trabajo maduro en cada academia orientando a introducir en la enseñanza un enfoque acorde al espíritu de la ciencia moderna.

Por ahora nos hemos contentado con recoger aquí las experiencias que años de trabajo con materiales didácticos adaptados a nuestras necesidades nos han dejado. No sería posible iniciar empresas de mayor envergadura sin antes poner a tono nuestros materiales con los programas de estudio y con la técnica pedagógica aceptada por nuestra actividad educativa. Uniformizar el trabajo de los maestros, antes que - pugnar por su transformación y mejoramiento.

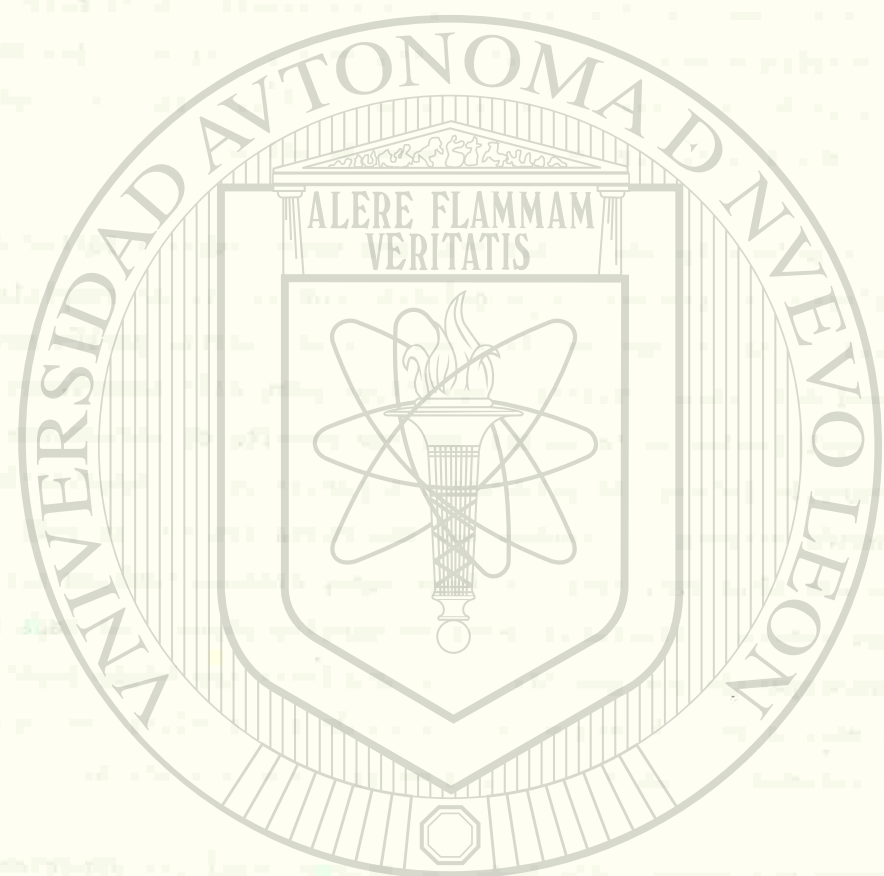
Agradecemos las valiosas indicaciones que los maestros de la Academia de química de esta Preparatoria nos han hecho llegar, mismas -- que hemos tratado de recoger en este trabajo. Esperamos que tal situación se reafirme en el futuro.

LOS AUTORES.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



## UNIDAD 1

### PRIMER SEMESTRE

#### OBJETIVO GENERAL:

El alumno aplicará los principios básicos de la Química, la estructura electrónica y la capacidad de combinación de los elementos en la utilización de la tabla periódica.

# ¿Qué es la ciencia?

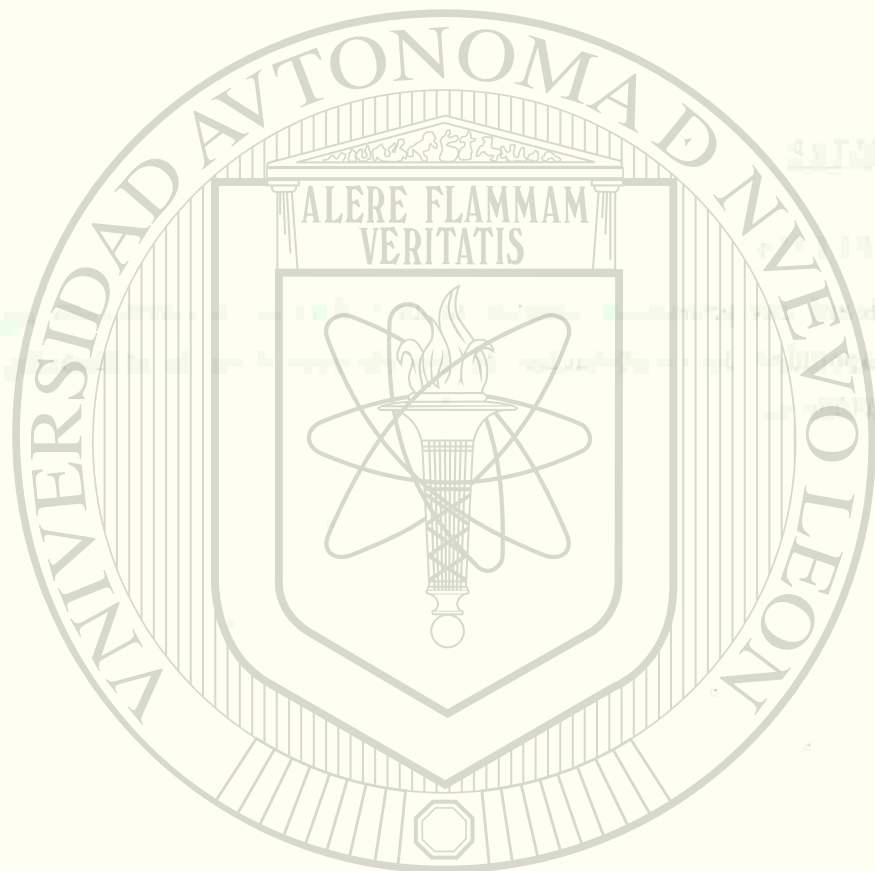
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



# UNIDAD 1

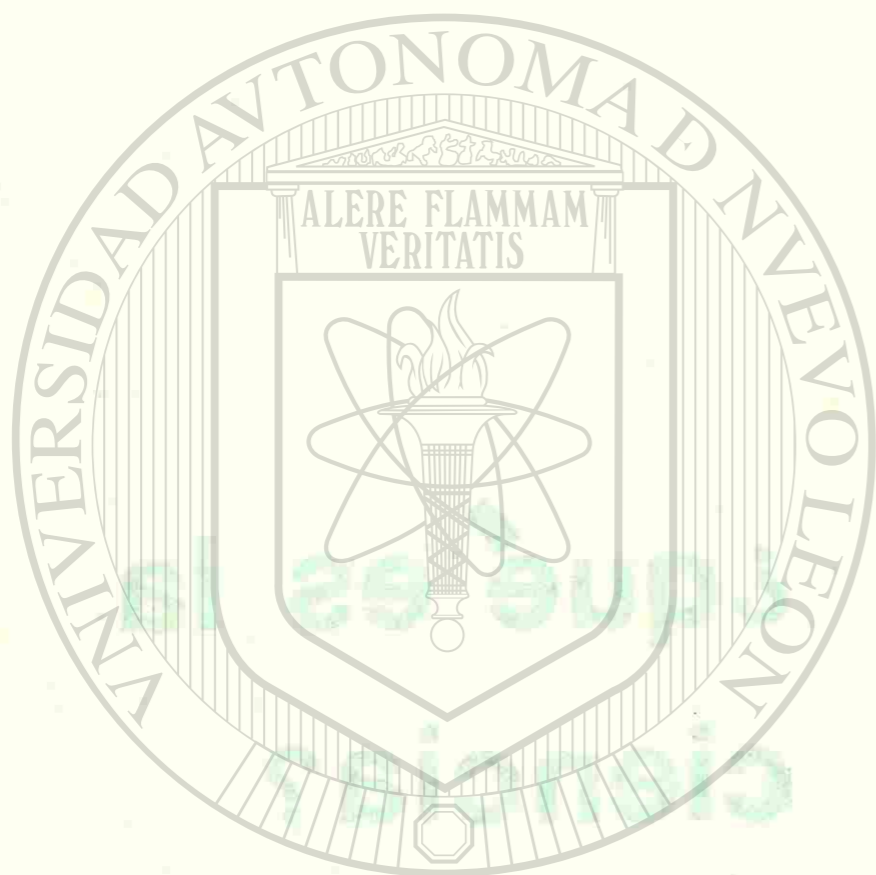


# ¿qué es la ciencia?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

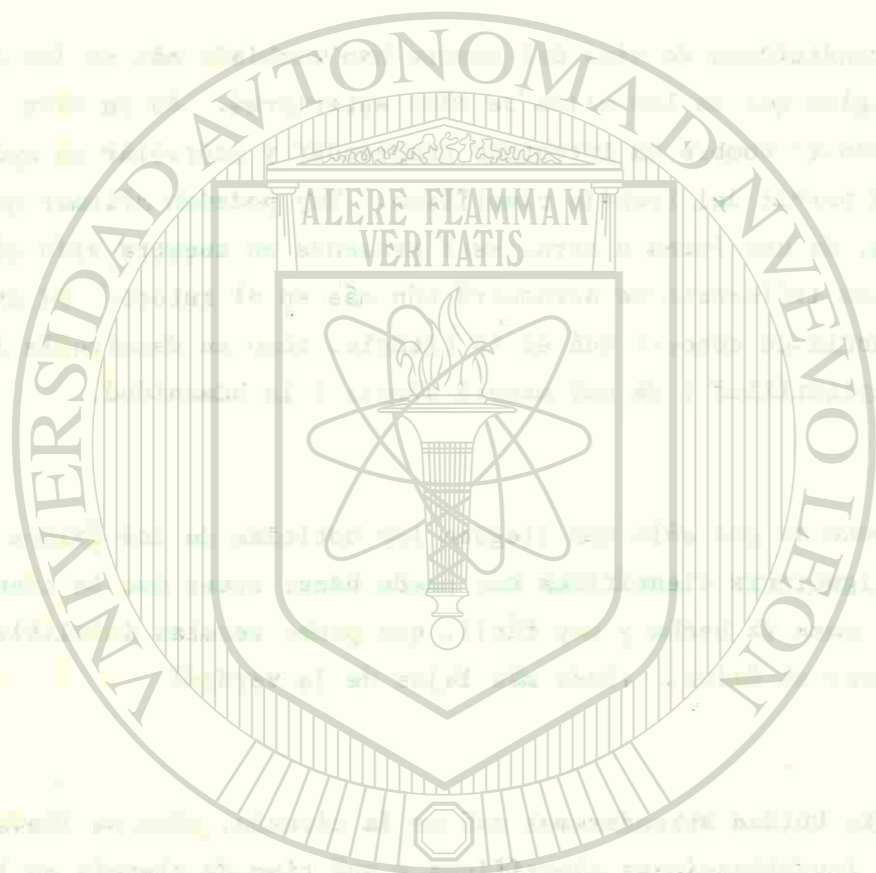
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

#### INTRODUCCION.

Las condiciones de vida del hombre han cambiado más en los dos últimos siglos que en los miles de años anteriores. Es en este -- lapso cuando el hombre ha intentado comprender y controlar su medio ambiente a partir del trabajo científico. Hoy podemos afirmar que la ciencia, de una forma u otra, está presente en nuestra vida diaria y que su influencia se acentuará aún más en el futuro. De ahí la importancia de conocer qué es la ciencia, cómo se desarrolla la actividad científica y de qué manera afecta a la humanidad.

El hecho de que sólo nos lleguen las noticias de los éxitos en las investigaciones científicas nos puede hacer creer que la ciencia es una cosa ya hecha y muy fácil, que posee recetas infalibles para alcanzar el éxito. ¡Nada más lejos de la verdad!

En esta Unidad aprenderemos qué es la ciencia, cómo se lleva a cabo las investigaciones científicas y qué tipo de ciencia es la Química. Esto lo podrás lograr no simplemente leyendo, sino pensando, haciendo preguntas y participando activamente en las actividades sugeridas.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## OBJETIVOS.

### OBJETIVO GENERAL

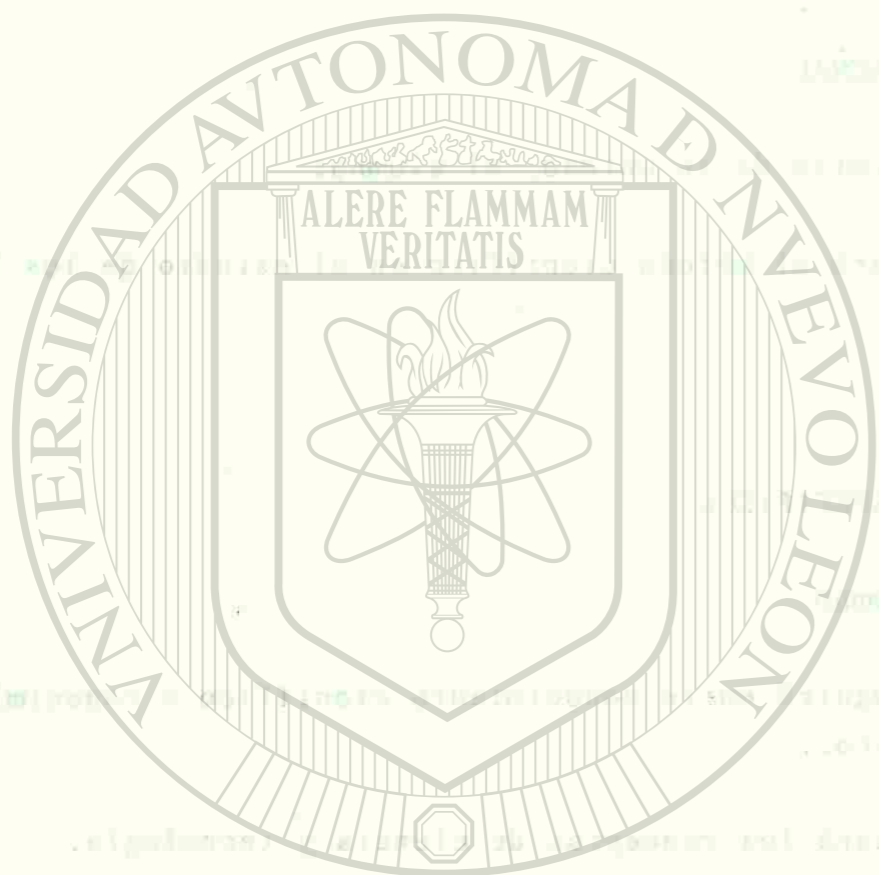
Al término de la Unidad, el alumno:

Aplicará el método científico en el estudio de los fenómenos.

### OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

- 1.1.- Distinguirá entre conocimiento científico y conocimiento empírico.
- 1.2.- Explicará los conceptos de ciencia y tecnología.
- 1.3.- Explicará la relación de la ciencia y la tecnología en el desarrollo de un país.
- 1.4.- Distinguirá entre ciencias formales y factuales.
- 1.5.- Enunciará la subdivisión de las ciencias formales y factuales y sus objetivos.
- 1.6.- Explicará las etapas del método científico.
- 1.7.- Utilizará el método científico en la solución de un problema tipo.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## 1. EL CONOCIMIENTO EMPIRICO-COTIDIANO.

Cualquiera de nosotros, ante una situación determinada, hacemos uso de los conocimientos que poseemos para afrontar esa situación. Por ejemplo: para mantener encendida una fogata comúnmente agitamos un cuerpo plano y rígido sobre ella. Esto lo hacemos con el fin de mantenerla encendida. Nuestro proceder está determinado por el conocimiento que hemos adquirido en la práctica; o por imitación.

Gran parte de los conocimientos que poseemos los hemos obtenido a través de la experiencia o por transmisión de generación. Así, todos sabemos que si dejamos a la intemperie algún objeto de hierro éste se oxida, y hacemos todo lo posible por evitarlo; o bien, la tradición nos indica que en los meses de julio y agosto, abarcando sólo cuarenta días, se presenta lo que se conoce como "canícula": si en los primeros días de este período llueve, es seguro que durante el resto de dicho período lloverá abundantemente, y sucederá lo contrario de no presentarse lluvia durante los primeros días.

En nuestra vida cotidiana hacemos uso de este tipo de conocimientos por ser útiles y por tener cierta validez. Sin embargo, éstos no resultan del todo exactos o aplicables a todos los casos. A los conocimientos de este tipo se les conoce como *empíricos y cotidianos*.

Cada uno de nosotros adquiere, en el transcurso de su vida, numerosos datos empíricos sobre el mundo exterior y sobre uno mismo. Los conocimientos cotidianos, empíricos, se limitan, por regla general, a la constancia de los hechos y a su descripción.

Lo anterior sería funcional si sólo planteáramos el cómo (mantener el fuego, evitar la oxidación de los metales, predecir temporadas de lluvia, etc.). Sin embargo, el hombre no se ha conformado con esto. Su curiosidad, aunada a su intelecto, lo ha llevado a estudiar de una manera profunda y precisa todo lo que le rodea y se ha dado cuenta de que conociendo sólo el cómo de las cosas no le bastaba para comprenderlas; de ahí que al hombre le interesara -y aún le sigue interesando- el por qué. Como respuesta a esta doble interrogante -el cómo y el por qué- surge el conocimiento científico.

Los hombres primitivos poseían ya no pocos conocimientos, en forma de datos útiles, costumbre, experiencias empíricas, recetas de fabricación, etc., que se transmitían de generación en generación. Sabían hacer muchas cosas y su habilidad estaba basada en los conocimientos que poseían.

Ciertamente, en la antigüedad se tenía una gran colección

de datos, hechos y explicaciones sobre determinados fenómenos de la naturaleza. Sin embargo, la explicación que se le daba tenía un carácter sobrenatural. Indudablemente que dentro de este conjunto de información existían ciertos datos y hechos válidos; a pesar de ello, éstos no estaban organizados ni relacionados entre sí; no respondían a la experimentación, como una manera de comprobación, ni a una idea general que los explicara. Es con el surgimiento de la civilización griega y de sus filósofos que ese número de datos útiles encuentra una explicación general; es decir: a esos hechos y datos, en apariencia desligados entre sí, los ubican dentro de un principio general. Es en este punto donde podemos hablar por primera vez de ciencia. En los casos de los fenómenos naturales, de las transformaciones que sufre la materia, los griegos las explicaban como resultado de las transformaciones que sufren las sustancias primeras que constituyen a todos los cuerpos y las cuales consideraban que eran cuatro: fuego, aire, tierra y agua. Los griegos llegaron a este concepto en base a la deducción y especulación; nunca consideraron necesario comprobar con la experimentación este principio general y las consecuencias que de él se derivan. Por ejemplo: al fundir un mineral que contuviera cobre, éste aparecía en estado líquido. De acuerdo con su teoría, los griegos explicaban que el principio terroso (sólido) que el mineral contenía había sido reemplazado por el principio agua; al predominar éste, el cobre se volvía líquido.

Este sistema de pensamiento deductivo-especulativo predominó por cerca de 2,000 años, impidiendo el desarrollo de las ciencias naturales.

## 2. CARACTERÍSTICAS DEL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO.

### 2.1. CONCEPTO DE CIENCIA.

El hombre ha llegado a comprender la esencia real (el cómo y el por qué) de un gran número de fenómenos, entre ellos el de la combustión, oxidación, la fusión de los metales, etc. Para llegar a ello hubo de dar respuesta a una serie de interrogantes, tales como:

- ¿ Por qué al frotar dos piedras surge una chispa, necesaria para iniciar el fuego ?
- ¿ Por qué al proyectar aire sobre el fuego éste se aviva ?
- ¿ Por qué desaparece la madera durante la combustión ?
- ¿ Se destruye ésta, o sólo se transforma en algo ?

¿ Por qué los rayos producen fuego en ocasiones ?

¿ Por qué no todos los cuerpos arden ?

¿ Por qué aparece herrumbre sobre los objetos metálicos ?

¿ Por qué no todos los metales se oxidan igual ?

¿ Por qué al calentar un metal éste se funde ?

¿ Conserva las mismas propiedades en estado líquido ?

Para responder a estas y a muchas cuestiones más, hubo de transcurrir tiempo; fue preciso el esfuerzo y dedicación de muchos investigadores, así como la aplicación del método científico, el cual surge con los trabajos de Galileo. La aplicación de este método en el estudio de los fenómenos de la naturaleza permitió el surgimiento de un gran conjunto de conocimientos con carácter científico. Dichos conocimientos presuponen no sólo la constancia y descripción de los hechos, sino su explicación e interpretación. La esencia del conocimiento científico consiste en la auténtica generalización de los hechos, en que tras lo casual descubre lo necesario, lo que se halla respaldado por leyes, y tras lo singular, lo general; sobre esta base se lleva a cabo la previsión de diferentes fenómenos, objetos y acontecimientos. El conocimiento científico se basa en la práctica empírica y ofrece la perspectiva no sólo de prever el futuro, sino de formarlo conscientemente. El sentido vital de cualquier ciencia puede caracterizarse de la siguiente forma: *saber para prever; prever para actuar.*

Por todo lo anterior decimos que el conocimiento científico es *racional, objetivo, sistemático, verificable y falible.*

a) Por conocimiento *racional* se entiende que está constituido por conceptos, juicios, ideas y razonamientos, y no por sensaciones, costumbres, imágenes o predilecciones. Es objetivo, no subjetivo.

b) Es *objetivo* porque concuerda aproximadamente con el objeto de estudio. Buscando alcanzar la verdad real, verifica la adaptación de las ideas a los hechos recurriendo a la medición, observación y experimentación.

c) Es *sistemático*, pues es un sistema de ideas conectadas lógicamente entre sí y no un conjunto de informaciones agrupadas caóticamente o simplemente en forma cronológica.

d) Para ser objetivo precisa ser *exacto*. Sin embargo, por medio del hombre y/o de los instrumentos que éste utiliza puede contener un cierto margen de error. Aún así, posee una técnica única para encontrarlos, cuantificarlos, minimizarlos y sacar provecho de ellos.

e) Dado que el conocimiento científico es empírico, a fin de explicar un conjunto de fenómenos a través de conjeturas basadas en el conocimiento existente deben someterse estas a *verificación* -a comprobación- por medio de la experimentación o la experiencia.

f) Es *fallible* por el hecho de que todo conocimiento científico es susceptible de ser reemplazado por otro u otros que concuerden o expliquen de una manera más general o precisa un conjunto de fenómenos.

De lo anterior podemos concluir que la ciencia es un conjunto de conocimientos racionales, objetivos, sistemáticos, exactos, verificables y fallibles, cuya veracidad en general se comprueba a través de la práctica social.

La aplicación del método científico en la Física, la paulatina acumulación y análisis de datos y observaciones sobre los distintos comportamientos de la materia llevaron a una clara diferenciación entre lo que en ese entonces constituía la Física y lo que surgía como la Química. Es decir, se inició el estudio de la materia desde dos puntos de vista diferentes, pero relacionados entre sí.

La Química, para constituirse en ciencia, tuvo que determinar claramente el objetivo a estudiar, elaborar los conceptos correspondientes a dicho objeto y establecer las leyes fundamentales, principios y teorías que la rigen. En Química el objeto de estudio es la materia y sus transformaciones; los conceptos que aclara: *materia, masa, peso, etc.*; las leyes, principios y teorías, la fundamental es la de la conservación de la materia. Esto permitió diferenciarla claramente de otras ciencias y delimitar su campo de estudio.\*

### 3. CLASIFICACION DE LAS CIENCIAS, OBJETIVOS DE LAS CIENCIAS NATURALES.

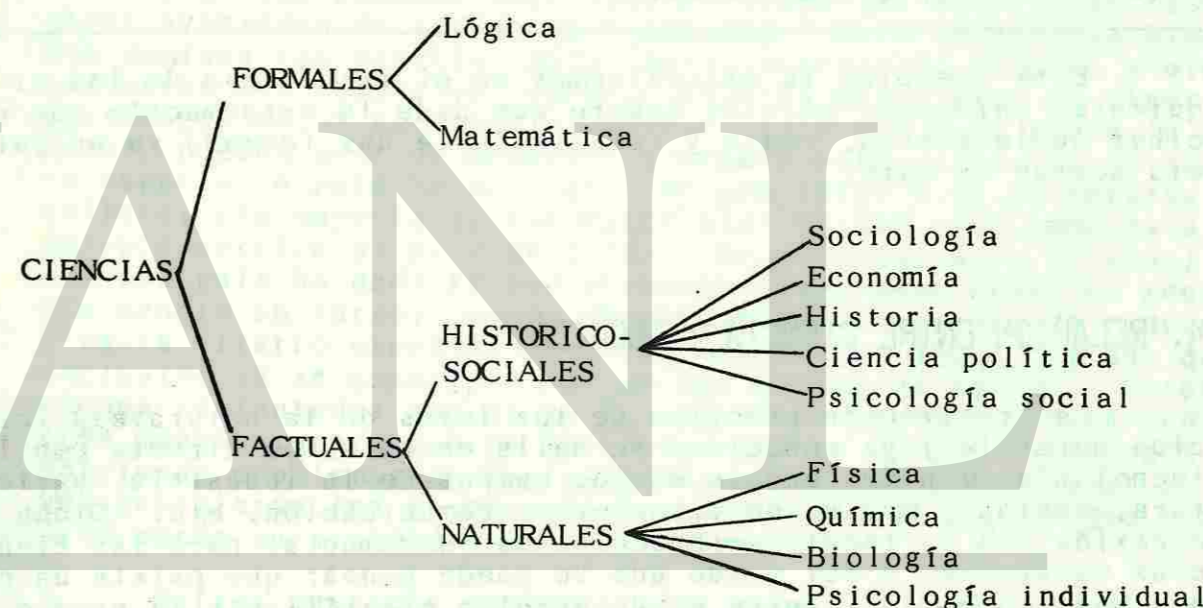
Habrás observado que a lo largo de nuestro estudio nos hemos referido únicamente a las ciencias que estudian los fenómenos de la naturaleza, es decir, aquellas ciencias que estudian hechos reales. En general se acostumbra hablar de *dos grandes grupos de ciencias: formales y factuales*. Las primeras estudian la forma de las ideas; no se refieren a nada que se encuentre en la realidad. Por tanto, no pueden utilizar nuestros contactos con ésta para --

(\*) Podemos añadir a esto que una ciencia existe como tal cuando los principios que la rigen son independientes entre sí y no deducibles de ningún principio o combinación de principios de otras ciencias. Tal es la situación de la Química con respecto a las demás ciencias.

convalidar sus conceptos. A este grupo pertenecen la Lógica y la Matemática. Por ejemplo: todos manejamos los números en nuestras actividades diarias; así hablamos de que faltan quince minutos para las diez, que nuestra preparatoria es la número ocho, que el año tiene 365 días, pero, ¿quién ha llegado a ver un ocho, un tres o un simple uno? Manejamos objetos asociados a un conjunto de ideas (concepto de número) y empleamos símbolos para representarlos: 1, 8, 7, etc. Evidentemente que el campo de estudio de la Lógica y la Matemática es más complicada que lo que hemos expuesto, pero esto servirá para aclarar la diferencia entre ciencias formales y factuales.

Las ciencias factuales estudian los hechos, aquellos que ocurren en la realidad y, por tanto, hacen uso de la experiencia para comprobar sus conceptos y leyes.

Las ciencias se ordenan de acuerdo al siguiente diagrama:



De acuerdo a esta clasificación la Química queda ubicada como una ciencia natural y factual. De modo tal que debe cumplir con los objetivos de las ciencias naturales, que son:

- a).- Descubrir la esencia de los fenómenos de la naturaleza, conocer sus leyes y prever sobre su base nuevos fenómenos.
- b).- Aplicar en la práctica las leyes de la naturaleza en beneficio de la humanidad.

Esto se ha logrado, en parte, debido a la íntima relación que guardan entre sí este tipo de ciencias. En particular, la Química, conforme se ha desarrollado, ha contribuido al progreso y bienestar del hombre: prueba de ello es la creación de fibras sintéticas, la conservación de alimentos, los combustibles obteni

dos del petróleo, los diferentes tipos de plásticos, la fabricación de nuevos medicamentos, etc. En general, basta mirar a nuestro alrededor y pensar detenidamente de dónde proceden las cosas que nos rodean; llegaremos a la conclusión de que un gran número de ellas provienen de la industria química y que, en menor o mayor grado, han sufrido cambios en su estructura original. Por ejemplo: el papel que empleamos para escribir -o de - que está hecho este libro- se obtiene de la celulosa (madera) -- por diversos procesos químicos; el acero, cobre, aluminio y diversos metales que encontramos y manejamos se obtienen por diversas reacciones químicas a partir de ciertos minerales; de igual manera las pinturas, barnices, disolventes, combustibles (gasolina, gas, gas L.P., etc.), algunos fertilizantes y diversos tipos de plásticos, que son materiales que a diario empleamos, todos ellos provienen de diversas transformaciones del petróleo.

---

¿ Consideras que todas las aplicaciones de la ciencia han redundado en beneficio del hombre ?

---

Esta cuestión la discutiremos en el transcurso de las siguientes unidades, pero es seguro que dada la información que recibes de la prensa, radio y televisión te has formado ya un juicio acerca de esto.

#### 4. RELACION ENTRE CIENCIA Y TECNICA.

La utilización práctica de las leyes de la naturaleza (ciencias naturales) ya conocidas se halla en relación directa con la tecnología, manifestándose en los campos de la industria, agricultura, sanidad, medios de transporte, comunicación, etc. Dicha -- conexión con la técnica-producción es fundamental para las ciencias naturales, a tal grado que se puede pensar que existe un condicionamiento mutuo entre el desarrollo científico y la producción, aunada a las exigencias de la técnica, pues no sólo la parte experimental, sino también el aspecto teórico de este tipo de ciencias, debe íntegramente su desarrollo a la producción pues la necesidad de utilizar las nuevas fuerzas y los cuerpos de la naturaleza empuja a los científicos a estudiarla de una manera más -- completa y profunda, a descubrir sus leyes y a generalizar el material empírico.

##### 4.1. CIENCIA Y TECNOLOGIA EN EL DESARROLLO DE UN PAIS.

La utilización práctica de las leyes que maneja cada una de las ciencias se halla en relación directa con la tecnología.

Definiendo tecnología como los medios, procedimientos y -- equipo utilizados en el proceso de fabricación industrial de un

producto, nos damos cuenta que la ciencia a medida que avanza en sus investigaciones creando nuevos cuerpos de conocimientos hace una alimentación de esos conocimientos para que se modifiquen y mejoren los procedimientos y el equipo para que se vaya modernizando cada vez más la tecnología. Con esto confirmamos esa relación directa entre ciencia y tecnología de la que hablamos al -- principio. Dicha conexión es fundamental para el desarrollo de un país manifestándose en los campos de la industria, agricultura, sanidad, medios de transporte, comunicación, etc.

Es bastante obvio que entre mas tecnología propia tenga un país dependerá menos de otros países. Cuando un país tiene tecnología completa para los procesos de fabricación de productos -- se dice que es un país "Desarrollado" y por el contrario si no -- domina la tecnología y depende de la de otros países se dice que es un país "Subdesarrollado".

¿ En qué podemos decir que difieren las sociedades tecnológicas avanzadas de las menos avanzadas ? pues en que las avanzadas dominan los procesos para reunir materiales simples y elaborar otros mas complejos, cambiar algunos materiales en otros que satisfagan mejor una necesidad específica (en esto ayuda la química), pueden usar un material adecuado para usarse en un satélite espacial o para hacer y reparar una válvula en un corazón artificial (la mayoría de los materiales de que está compuesta una válvula artificial para un corazón no existían hace 30 años) -- nuestro país ha dado ya los primeros pasos para crear su tecnología propia en varios campos destacándose el proceso de reducción directa (fierro esponja) para fabricación de acero (HYLSA) que -- inclusive ya se exporta a más de una decena de países. Otros -- campos adelantados son el de la industria petrolera y la industria manufacturera que ya funcionan con su propia tecnología, resolviendo problemas de exploración, explotación y control de pozos petroleros (en el caso de la industria petrolera) que inclusive están ya sirviendo a otros países.

Países bastante desarrollados como los E.U.A., y la URSS -- por mencionar sólo dos de ellos, venden tecnología a nuestro -- país pero lo hacen en forma de "paquete" y eso impide que los medios, métodos, procedimientos y equipos se desglozen de tal manera que los podamos asimilar y adecuar a las condiciones del -- país. Es por eso que tenemos la necesidad urgente de utilizar -- nuestros recursos y material humano coordinados para lograr tener nuestra propia tecnología en todos los campos y mejorar así las condiciones de nuestro pueblo y de nuestro país.

#### 5. EL METODO CIENTIFICO.

Hemos dicho ya que el conocimiento científico proviene de la aplicación del método científico al estudio de los diferentes fenómenos. Si tomamos la definición de método como modo de ha--

cer ordenadamente las cosas, o procedimientos para tratar un conjunto de problemas, podemos definir al método científico como el orden que se sigue en las ciencias para investigar y buscar la verdad. ¿Significa esto que en la aplicación del método científico se garantizan por anticipado el descubrimiento de nuevos hechos y la invención de nuevas teorías, asegurando así el éxito de la investigación científica? Antes de responder a esta cuestión analicemos los siguientes casos:

En el siglo XVIII uno de los problemas que más apasionaba e intrigaba a los químicos de esa época era la determinación de la estructura del benceno (compuesto orgánico); éstos habían fracasado en todos sus intentos por resolver esta cuestión. Uno de los investigadores que más interés demostraba en resolver este problema era Augusto Kekulé, químico alemán. Este, al igual que muchos de sus contemporáneos, sabía que el benceno constaba de seis átomos de carbono y seis de hidrógeno, más ¿cuál era la forma en que éstos se combinaban, acomodaban y unían en el espacio? Kekulé dio con la solución de una manera poco común. Pero dejemos que sea él mismo quien nos la refiere: "(...) Estuve en mi mesa escribiendo un manual, pero el trabajo se estancó, mis pensamientos estaban muy lejos; los átomos saltaban ante mis ojos, con mi vista mental distinguía sus largas series retorciéndose cual serpientes; de pronto, una de las serpientes se agarró de su propia cola y en esa postura empezó a voltear ante mis ojos como si me lanzara un reto. Me sentí como despertado por la fulguración de un rayo (...)"

Una imagen "eventual", surgida en la conciencia de Kekulé, le ayudó a hacer la deducción de que los átomos de carbono son capaces de cerrarse y formar anillos tal fué la solución a este problema.

Otro caso similar al anterior es el de Huyghens (siglo XVIII), quien al observar el movimiento de las olas concibió la Teoría Ondulatoria de la Luz.

Podríamos concluir (respondiendo a nuestra pregunta) que el método científico no es un patrón infalible para lograr descubrimientos. Entonces, ¿queremos dar a entender que todos los descubrimientos e investigaciones realizadas por los científicos son cuestión de suerte o del azar? La respuesta a esta pregunta es un no rotundo; esta clase de "suerte" se presenta en aquellos que poseen una cierta actitud científica, consistente en: comprensión profunda del problema, una mayor intuición, un pensamiento disciplinado y creativo y sagaz, dispuesto a sacar provecho de las situaciones imprevistas. Estos factores, en mayor o menor grado, juegan un papel importante en el éxito de la investigación. Indudablemente que cada investigador (incluso los antes mencionados) siguieron y siguen durante sus investigaciones ciertas pautas generales que marca el método científico. Estas, de manera general, nos indican la manera de plantear problemas y poner a prueba (comprobar) la solución propuesta. El seguir estas pautas evita per-

derse en el caos aparente de los fenómenos. Podemos enunciarlas de la siguiente manera:

- 1.- Identificar el problema y enunciar preguntas bien -- formuladas; desechar los aspectos no esenciales del mismo y recopilar todos los datos posibles relacionados con éste.
- 2.- Formular hipótesis que traten de explicar, en forma general y simple, el problema; es decir, enunciar -- conjeturas que den respuesta al problema.
- 3.- Seleccionar o diseñar las técnicas con que había de -- comprobarse o verificarse la hipótesis, previa comprobación de la confiabilidad de éstas.
- 4.- Llevar a cabo la comprobación.
- 5.- Análisis de los resultados y conclusiones.

Si la comprobación resulta positiva la hipótesis queda -- reforzada; si es cierta para una gran cantidad de casos puede -- constituirse en Teoría o Ley. Si es negada la hipótesis, se repite todo el proceso.

- 6.- Elaborar un informe escrito sobre todo el ciclo de -- la investigación y formular los nuevos problemas originados por los resultados de la investigación.

Estas pautas de investigación son aplicables para cualquier tipo de ciencia. En el caso de las ciencias llamadas experimentales revisten especial interés los puntos 3 y 4, que constituyen la esencia del método experimental. Antes de pasar al estudio de este método, explicaremos en qué consisten cada uno de los pasos del método científico. Facilitaremos la tarea utilizando una parábola; es decir, la narración de un suceso fingido, del que se deduce, por comparación o similitud, una verdad importante o una enseñanza.

Ejemplo de problema científico. Es necesario que el estudiante sepa localizar, con toda precisión, un problema científico, discriminando, para ello, todo conocimiento que no sea científico. Para hacer posible esto, se le pedirá al estudiante, -- que revise publicaciones científicas para que entresaque una serie de problemas científicos y encuentre, a su vez, sus rasgos característicos.

El siguiente ejemplo se refiere al papel de los espermatozoides en la fecundación. En el siglo XVIII, los científicos no estaban seguros de cómo el semen masculino causaba la fertilización del óvulo. Se pensaba en dos hipótesis:



- 1.- El fluido seminal del macho debe entrar en contacto directo con el huevo antes de que empiece el desarrollo, o
- 2.- Era únicamente necesario que un gas o vapor, que -- despedía el semen al evaporarse, hiciera contacto con el huevo (óvulo).

Parece ser que la segunda posibilidad, la hipótesis del vapor alcanzó mayor difusión, por lo cual el científico italiano Lázaro Spallanzani (1729-1799) la puso a prueba.

Planteamiento del problema. ¿Afectan los vapores de -- los espermatozoides a la fertilización? Se ha discutido durante largo tiempo y aún se discute, si las partes más visibles y gruesas del semen ayudan en la fecundación ( empezando así el desarrollo ) del hombre y de los animales; o si una parte muy sutil como el vapor que emana de éste y al cual se le llama --- "aura espermática", es suficiente para llevar a cabo esta función.

Aquí se plantea el problema: ¿ causa el semen propiamente el desarrollo del huevo? o ¿ lo hace el vapor que emana del semen? En este momento debemos ver si se trata de un problema científico y observamos que sí lo es en virtud de que es racional y objetivo, susceptible de verificación, etc. Además debemos constatar que se trata de un problema correctamente planteado.

Cuerpo de conocimientos existentes. En la época de ---- Spallanzani, había dos hipótesis que trataban de explicar el -- problema de la fecundación. Una de estas hipótesis sostenía que el vapor espermático realizaba la fecundación; Spallanzani señala la falta de evidencia experimental de esta hipótesis. Otra hipótesis sostenía que la fertilización ocurre conjuntamente o acompañada por la parte material del semen. El científico no se inclina hacia una u otra explicación, hasta no confirmar con la experiencia cuál es la verdadera ( objetividad ).

Observación. Para poder decidir sobre el problema es de gran importancia utilizar un medio eficiente que consiste en se parar el vapor del cuerpo mismo del semen y hacerlo de tal manera, que los embriones queden más o menos envueltos en el vapor, y observar, de esta manera si nacen los organismos por medio -- del mero vapor.

Hipótesis. Si nacen los organismos por medio del vapor, entonces, esto sería evidencia de que este vapor seminal ha sido capaz de fertilizar, o si, por el contrario, no nacen, entonces, estaríamos igualmente seguros de que el vapor espermático sólo es insuficiente y que se necesita acción adicional de alguna parte material de esperma.

Encontramos aquí una suposición al mismo tiempo que una predicción. La ciencia predice acontecimientos.

Experimento. Para poder bañar los huevos totalmente en el vapor espermático, Spallanzani puso sobre un cristal de reloj un poco menos de once gramos de líquido seminal de varios sapos. En un cristal similar, pero un poco más pequeño, puso 26 huevos, los que debido a la viscosidad de la gelatina, estaban fuertemente adheridos a la parte cóncava del cristal.

Aquí se trata de un experimento, ya que el científico -- realiza una modificación consciente de la realidad. Así mismo, -- se describe el aparato experimental utilizado. El diseño de los aparatos experimentales es a menudo una parte muy importante -- del experimento.

Verificación de la hipótesis. El científico puso el segundo cristal sobre el primero y permanecieron unidos durante -- cinco horas en su laboratorio, a una temperatura de 18°F. La gota de fluido seminal fue colocada precisamente bajo los huevos, los cuales deben haber sido totalmente bañados por el vapor que emanó, más aun, la distancia entre los huevos y el líquido no -- era de más de 1 ligne (2.2 mm.). Spallanzani examinó estos huevos después de cinco horas y los encontró cubiertos de un rocío que humedecía los dedos al tocarlos; sin embargo, esto era únicamente una parte del semen, el cual se había evaporado y disminuido en peso un gramo y medio. Los huevos entonces habían sido bañados por un gramo y medio de vapor espermático; ya que éste no podía escaparse por los cristales tan estrechamente fijados -- uno en el otro.

A pesar de todo esto, al ponerse en agua los huevos se murieron. La falta de desarrollo corresponde a una conclusión -- falsa; o sea la predicción que sigue, de aceptarse la hipótesis que se está probando, no se convierte en realidad. Mediante este experimento Spallanzani, destruyó la hipótesis del vapor espermático; sin embargo no quedó del todo satisfecho y continuó repitiendo sus experimentos. La verificación no es definitiva, -- es susceptible de nuevas posibilidades.

Al intentar explicar un fenómeno de la naturaleza, es -- necesario observarlo cuidadosamente. Una vez hecho esto, estamos en posibilidad de formular una hipótesis. Sin embargo, una sola observación del fenómeno no resulta suficiente para tratar de explicarlo; es entonces cuando el fenómeno es deliberadamente provocado.

por el investigador para realizar observaciones mejor controladas, tantas veces como sea necesario. A esto le llamamos *experimento*. Hecho ésto, es posible formular una hipótesis que tenga más probabilidad de ser cierta y, como ya lo señalamos, es necesario llevar ésta a comprobación. En este punto intervienen, fundamentalmente, la imaginación e inventiva del investigador, pues en ocasiones es necesario idear nuevas técnicas y aparatos, así como comprobar la exactitud de éstos. La comprobación se lleva a cabo por medio de la experimentación, en la que pueden modificarse, o no, las condiciones originales en que se presenta el fenómeno. En el caso de los fenómenos químicos, estos se controlan mejor en el laboratorio.

En realidad, las condiciones bajo las cuales se realiza un experimento (repetición provocada de un fenómeno) pueden ser modificadas incluso antes de formulada la hipótesis. De la misma manera, la observación no se efectúa únicamente al presentarse el fenómeno por primera vez, sino que está presente durante todo el desarrollo del experimento.

La observación no es simplemente el ver las cosas. Una buena observación exige concentración, prestar atención a los detalles, paciencia y práctica. Con mucha frecuencia el químico amplía la capacidad de observación de sus sentidos mediante el uso de instrumentos (termómetros, balanzas, probetas, etc.). Cuando la observación sólo reporta el de qué tipo o clase son los cambios que se presentan en un fenómeno, hablamos de *observaciones cualitativas*. Por ejemplo, si solo hablamos de un cambio de coloración, de forma, de un enfriamiento o calentamiento, aparición de un gas, formación de un sólido, etc., estamos haciendo observaciones cualitativas. Pero al químico le interesa saber en qué cantidad y bajo qué condiciones se presentan esos cambios. Así, por ejemplo, le interesa saber en cuántos grados aumentó o disminuyó la temperatura durante el experimento, cuántos gramos de un sólido se formaron, etc. A este tipo de observaciones se les conoce como *observaciones cuantitativas*. Ambas observaciones, cualitativas y cuantitativas, son los hechos básicos de la Química.

Ahora bien, si a partir de los resultados obtenidos de una serie de experimentos sobre un caso particular formulamos una explicación general, estamos empleando el método inductivo. Por ejemplo, al estudiar el efecto del calor, bajo diferentes circunstancias, sobre el hierro, aluminio y cobre, concluiríamos en que los tres se dilatan. Aplicando el método inductivo generalizaremos a: "Todos los metales se dilatan con el calor".

El proceso contrario a la inducción recibe el nombre de deducción y consiste en partir de una situación general, de una teoría, para llegar al caso particular de un experimento.

## 7. LA APLICACION DEL METODO CIENTIFICO.

Para concluir esta unidad, y a modo de ejemplo de la aplicación del método científico en la Química, presentamos a continuación los trabajos desarrollados por Joseph Priestley y Antonio L. Lavoisier, mismos que permitieron a este último formular la moderna teoría de la combustión. Justo es aclarar que no pretendemos con los siguientes párrafos el reforzar la ya de por sí popular imagen de la ciencia que considera a ésta como producto del esfuerzo individual de algunos cuantos sabios, pero tampoco pretendemos restarle méritos a la inmensa obra, que en el campo de la Química realizara Lavoisier. -- Antes bien, deseamos resaltar como algo esencial y determinante, por un lado, el trabajo de una comunidad científica, que arrojando resultados, lo hace la mayor de las veces a tientas y sin un cabal conocimiento de causa; por el otro el trabajo de un miembro de esa comunidad científica que, como producto de su mentalidad, organiza y da forma a las ideas, inspiraciones y conocimientos de sus contemporáneos.

Pretender limitar los antecedentes científicos con que estaba Lavoisier únicamente a los trabajos de Black y Priestley sería pecar de ingenuos; sin embargo por razones de espacio nos limitaremos fundamentalmente a estos dos experimentadores, sin dejar de reconocer como determinantes en la formación intelectual de Lavoisier los trabajos, entre otros, de Jean Rey, Pierre Bayen y Carl V. Scheele.

### LA TEORIA DEL FLOGISTO.

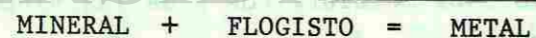
Sobre la base de las experiencias obtenidas en la realización de los procesos metalúrgicos y de las vinculadas a las reacciones de combustión, oxidación y calcinación que implican de una forma directa la presencia del fuego. Los primeros químicos trataron de dar una respuesta a dos preguntas formuladas desde antaño ¿Por qué algunas cosas arden y otras no? ¿Cuál es la naturaleza de la combustión? Según las antiguas concepciones griegas todo lo que puede arder contiene dentro de sí el elemento fuego, que se libera bajo condiciones apropiadas. Las concepciones alquímicas eran semejantes, salvo que se concebía a los combustibles como algo que contenía azufre. Empero

en ambos casos estos ingredientes estaban sólo vagamente definidos y no se les empleaba en la explicación de los diversos fenómenos observados.

Jorge Ernesto Stahl (1660-1734), basándose en los trabajos de Joachim Becher, formuló la llamada Teoría del Flogisto. Según esta Teoría este no es idéntico ni al azufre -del cual sólo es un constituyente- ni al fuego -del cual es la condición material- el flogisto puro no puede ser aislado, no tiene estado sólido, líquido o gaseoso, aunque el humo que escapa de la combustión de los aceites esté en gran parte formado por flogisto. Los -- cuerpos fácilmente inflamables, como aceites, carbón, azufre, fósforo, grasa, etc., son ricos en flogisto, este puede pasar a los cuerpos carentes - de él. Esta teoría explicaba que un cuerpo está formado por dos partes: - una de ellas era el flogisto, la otra variaba según de qué cuerpo se tratara. La unión de estas dos partes confería al cuerpo su apariencia y pro-- piedades características.

Así, por ejemplo, y de acuerdo a esta teoría, el azufre estaba formado por el flogisto y el ácido sulfúrico. Al quemar el azufre se desprendía el flogisto, en forma de llamas, y quedaba un residuo: el ácido sulfúrico. La unión de ambos formaba el azufre. El fósforo estaba formado por ácido-fosfórico y flogisto; al quemar aquél se desprendía el flogisto y quedaba como residuo el ácido.

Al calentar un cuerpo rico en flogisto con otro carente de él, el flo-gisto pasa del primero al segundo de tal modo que si calentamos un mineral que contiene poco flogisto con carbón vegetal rico en éste, el flogisto pasa del carbón al mineral, lo cual daba como resultado la formación de un-- metal.

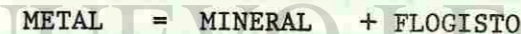


La Teoría del Flogisto logró aceptación rápidamente, pues fundamentó casi todos los hechos experimentales que se habían ido acumulando en aquella época: la flama ascendente de una vela, y en general de toda sustan-- cia que arde, que aparentemente tira del cuerpo que se quema y que indicaba que el flogisto se escapaba durante la combustión. Lo observado, por ejemplo, cuando en una cuchara de hierro se calienta una pequeña cantidad de plomo pulverizado, que se funde, quema y transforma en un polvo amarillo. De acuerdo con la teoría del flogisto, ese polvo amarillo es ceniza

de plomo, o plomo menos flogisto. Por lo tanto, si se podía encontrar -- algún camino para añadir flogisto a esta ceniza de plomo, se producirá -- otra vez plomo. Y esto es precisamente lo que pasaba al calentar la ceniza de plomo con carbón, sustancia catalogada como rica en flogisto, el -- cual pasaba del carbón a la ceniza.

Presentamos aquí, de manera resumida, los fundamentos y consideraciones de la Teoría del Flogisto que daba explicación a ciertos fenómenos -- químicos; esto como parte del paso del método científico que señala "Identificar el problema y enunciar preguntas bien formuladas; desechar los aspectos no esenciales del mismo y recopilar todos los datos posibles relacionados con éste". Lavoisier necesariamente estaba enterado hasta el mínimo detalle de esta Teoría ya que como la totalidad de los químicos de - la época aceptaban ésta como válida.

Durante más de un siglo, se consideró que la teoría del flogisto era una explicación correcta de la combustión y hubo muchos experimentadores- eminentes de la química que la aceptaron como correcta. Pero surgieron - dificultades que los seguidores de esta teoría no lograron explicar. Las- sustancias más combustibles, como la madera, el papel y la grasa, parecían consumirse en gran parte al arder. El hollín y las cenizas restantes eran mucho más ligeras que las sustancias originales, lo cual era de esperar ya que el flogisto había abandonado la sustancia original. Pero cuando un metal se dejaba a la interperie y se enmohecía (actualmente decimos que se - oxida) y de acuerdo con la teoría de Stahl, se debería de producir un des- prendimiento lento del flogisto lo cual provocaría una disminución en el - peso del metal. Igual caso debería presentarse al calcinar (calentar fuertemente) un metal, pues recordemos que



con el fuerte calentamiento el Flogisto debería escapar y quedar sólo el - mineral, mucho más ligero. Sin embargo, los hechos experimentales no con- cordaban con lo que la teoría proponía, pues tanto el metal "enmohecido" - como el calcinado pesaban más que antes.

En el momento que una Teoría o Ley aparece en contradicción con los - resultados obtenidos durante la experimentación, será desechada o modificada para hacerla válida; este proceso de desechar una Teoría ya establecida (aceptada por la comunidad científica) y formular otra nueva, que expliquecierta parte de la realidad, es un proceso que puede tomar varios años y - que no se concluye en un sólo intento.

Estas discordancias obligaron a emprender una nueva serie de investigaciones, pues se plantearon con una nueva serie de interrogantes.

La explicación de los cambios de peso durante la combustión vendría a encontrarse en los gases que aparecían o desaparecerían mientras se formaban los compuestos. La respuesta global a esta problemática la dio Antonio Lorenzo Lavoisier (1743-1794), basado en los trabajos de ilustres predecesores.

#### IDENTIFICACION DE GASES.

En 1756 el químico escocés Joseph Black, uno de los más renombrados de la época, había explicado la formación de los carbonatos (substancias que expuestas a un intenso calor pierden un gas, además, los ácidos actuando sobre estos carbonatos, hacen aparecer el mismo gas, "aire fijo". Lo llama Black reconociendo que nada tiene que ver con el aire común y que es un gas perfectamente distinto), y su descomposición mediante la existencia de un cuerpo gaseoso, el primero de esta clase realmente aislado e identificado, el gas carbónico. En realidad, desde hacía más de medio siglo que se había entrevistado la existencia del gas carbónico, pero los químicos, por respeto a las teorías aristotélicas, no se decidían a admitir que el aire atmosférico no fuese el único cuerpo gaseoso de la naturaleza.

Por primera vez en la historia de la química Black había demostrado la existencia de un gas (entonces llamado un "aire") que no era el aire atmosférico.

Además, la lista de los cuerpos gaseosos aumentó rápidamente gracias a Joseph Priestley (1733-1804) nacido en un poblado cerca de Leeds, en Yorkshire, Inglaterra. Priestley consiguió descubrir media docena de gases o al menos los caracterizó completamente. Empleo como líquido para recoger y encerrar los gases en la cuba neumática el mercurio, con el que pudo estudiar los gases solubles en el agua. En 1771 se interesó por el fenómeno de la fijación de gas carbónico ( $\text{CO}_2$ ) sobre las plantas; en 1772 aisló por primera vez el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ), luego el óxido de nitrógeno, amoníaco gaseoso, ácido clorhídrico gaseoso, bióxido sulfuroso gaseoso; etc. (En el sistema de asignar nombres de la época "aire nitroso disminuido", "aire nitroso", "aire alcalino", "aire ácido" y "aire ácido vitriólico").

Pero es el hecho de que ciertos compuestos como las bases alcalinas (hidróxidos de sodio y potasio), la cal (óxido de calcio), la magnesia (óxido de magnesio) etc. Pierden o recuperan sus propiedades originales debido a la intervención de un gas (un "aire") lo que atrae la atención de Antonio Lavoisier, trayendo a escena a este gran revolucionador de la Química.

Este último fenómeno había sido ya estudiado por Black, quien había dado a conocer sus observaciones en un clásico trabajo titulado "Experimentos sobre magne-

sia, cal viva y otras substancias alcalinas". En este sentido, la famosa memoria de Black antes citada, ejerce sobre Lavoisier una fuerte influencia, llevándolo no sólo a repetir los experimentos del gran químico escocés, sino a ampliarlos. Se interesa también por los trabajos realizados hasta ese momento por Priestley (hay que señalar que transcurre el año de 1772) y se decide a reproducir también los trabajos de aquel.

En este momento Lavoisier esta en posición de cumplir con "identificar el problema..." "... y recopilar todos los datos posibles relacionados con éste". Pues conoce los postulados de la Teoría, las discrepancias surgidas entre ésta y los resultados experimentales y, lo más importante, las evidencias del papel que parecen jugar los "aires" en los fenómenos de combustión.

En efecto, es en el curso del año 1772 que Lavoisier toma plena conciencia de la naturaleza de los gases y la parte que algunos de ellos podían desempeñar en las reacciones químicas, en particular en los fenómenos de oxidación y de combustión.

Durante todo este año trabaja en torno al problema de la calcinación y finalmente el 10 de Noviembre del mismo año deposita un pliego sellado en la Academia Real de Ciencias abierto y leído el 5 de Mayo del año siguiente y que tiene la declaración siguiente:

"Hace aproximadamente ocho días que he descubierto que el azufre, al quemarse, lejos de perder peso, por el contrario lo aumentaba; en efecto, de una libra de azufre se podía obtener mucho más de una libra de ácido vitriólico, efectuada la abstracción de la humedad del aire; lo mismo acaece con el fósforo: este aumento de peso proviene de la gran cantidad de aire que se fija durante la combustión y se combina con los vapores. Este descubrimiento, cuya veracidad he constatado mediante experiencias que considero decisivas, me ha hecho pensar que lo que se observaba en la combustión del azufre y del fósforo podía también suceder con respecto a todos los cuerpos que adquieren mayor peso por combustión o calcinación, y me he convencido que el aumento de peso en las cal metálicas provenía de idéntica causa. La experiencia ha confirmado totalmente mis conjeturas; he efectuado la reducción de la litargia en vasos cerrados, empleando el aparato de Hales, y he observado que se desprendía, en el momento del tránsito de la cal en metal, una considerable cantidad de aire, y que este aire formaba un volumen mil veces más grande que la cantidad de litargia empleada. Como este descubrimiento me ha parecido uno de los más importantes efectuados desde Stahl, he creído deber asegurarme la propiedad de él, efectuando el depósito presente en las manos del secretario de la Academia, a fin de que permanezca secreto hasta el momento en que publique mis experiencias".

En esta breve reseña de sus experiencias con azufre, fósforo y litargia -- (PbO) Lavoisier nos muestra por un lado:

1. Que al quemar azufre y fósforo se producía un aumento de peso, en contra de lo esperado.
2. Que este aumento de peso se debe a "... la gran cantidad de aire que se fija durante la combustión..."
3. A partir de los resultados obtenidos de una serie de experimentos sobre dos casos particulares formula una explicación general.
4. Nos describe sus experimentos.

Por el otro:

- 1) Que hay que "Elaborar un informe escrito sobre todo el ciclo de la investigación..."
- 2) Que tuvo que efectuar un "Análisis de los resultados y conclusiones". Para efectuar ese informe.

Así, Lavoisier establece un paralelo -- más aún, una identificación -- entre el aumento del peso del fósforo y el de azufre quemado con la combustión en general y con la calcinación de los metales. También observó que el fenómeno inverso, la reducción de una cal metálica (el litargirio) mezclada con carbón, se da con una enorme producción de gas. Por otra parte, se encuentra todavía apegado a las concepciones y a la terminología del flogisto, y habla siempre de aire en general y no de una parte especial del aire, como hoy sabemos que ocurre en realidad.

Lavoisier dedica el fin de 1772 y los comienzos de 1773 a la elaboración de un programa de trabajo que le permita ordenar y sistematizar los conocimientos -- derivados del estudio de los "aires", del papel que juegan éstos en los fenómenos de la combustión, de la respiración, de la calcinación; para lo cual en su diario de laboratorio, específicamente el 20 de Febrero anota el estado de los conocimientos relativos a la formación de los gases en las reacciones químicas, -- texto fundamental para comprender el pensamiento de Lavoisier y apreciar el propósito de la guía. "Antes de comenzar la larga serie de experiencias que me propongo realizar sobre el fluido elástico que se desprende de los cuerpos, sea por la fermentación, sea por la destilación, sea finalmente por las combinaciones de todas clases, lo mismo que sobre el aire absorbido y la combustión de un gran número de sustancias, creo necesario expresar por escrito algunas reflexiones para formularme a mí mismo el plan que debo seguir. Es un hecho comprobado que, -- en un gran número de circunstancias, se desprende de los cuerpos un fluido elástico: pero existen varias teorías acerca de su naturaleza..."

Luego enumera las diversas hipótesis enunciadas por otros: se trata del aire atmosférico mismo, o bien de otro fluido distinto, el aire fijo, o bien de -- emanaciones sutiles "de las que se podía distinguir una infinidad de especies". Comprueba que todos los experimentos acumulados que ocupan contemporáneamente a químicos de todos los países, no son suficientes todavía para elaborar una teoría completa y satisfactoria. Señala la confusión que existe en relación a la naturaleza y a las propiedades de estos "aires" que se tiende a multiplicar, en lugar de tratar de averiguar si sus diferencias no se deben a mezclas o a la presencia de impurezas en número pequeño de gases definidos.

Finaliza con la conclusión siguiente donde se resume un programa de trabajos que seguirá escrupulosamente durante quince años: "La importancia del tema -- me indujo a retomar todo este trabajo que me pareció apto para producir una revolución en la física y en la química. Creí necesario considerar tan sólo como indicaciones todo lo que había sido hecho con anterioridad; me he propuesto repe--

tirlo todo con nuevas precauciones a fin de relacionar lo que conocemos sobre el aire que se fija o que se desprende de los cuerpos con los otros conocimientos -- adquiridos y formar una teoría. Los trabajos de los autores que acabo de citar -- considerados desde este punto de vista, me han presentado secciones separadas de una gran cadena, de la que se han unido sólo algunos eslabones. Pero falta aún -- una inmensa serie de experiencias para formar una continuidad... Esta manera de encarar el tema me ha hecho sentir la necesidad, primero de repetir, y luego, de multiplicar, las experiencias que absorben el aire a fin de que, conociendo el -- origen de esta sustancia, pudiera rastrear sus efectos en todas las diferentes -- combinaciones".

"Las operaciones por las cuales se puede llegar a fijar el aire son: la vegetación, la respiración de los animales, la combustión, en alguna circunstan-- cia la calcinación y, por último, algunas combinaciones químicas".

Nos encontramos aquí, nuevamente, con las siguientes consideraciones:

- 1.- A partir de su última serie de experiencias Lavoisier identifica nuevamente -- el problema "... el fluido elástico que se desprende de los cuerpos sea por la fermentación, sea por la destilación, sea finalmente por las combinaciones de todas clases, lo mismo que sobre el aire absorbido en la combustión-- ...".

Enumera las hipótesis enunciadas sobre este problema y toda la información -- sobre el caso.

- 2.- Lavoisier no adelanta ninguna hipótesis, se limita a observar y estudiar sus -- resultados experimentales.
- 3.- Aunque no señalamos en este escrito los experimentos desarrollados por Lavoisier, dada su extensión si debemos señalar lo siguiente "... me he propuesto repetirlo todo, con nuevas precauciones..." y "... primero de repetir, y luego de multiplicar, las experiencias que absorben el aire..."

El primer fruto de este trabajo fue una extensa memoria que presentó a la -- Academia Real de Ciencias. Esta, con la aprobación de la Academia Real de Ciencias. Esta, con la aprobación de la Academia, apareció como volumen suelto en -- enero de 1774, llevando el título de Opusculos físicos y químicos. Los Opusculos se componen de dos partes. La primera trata históricamente el problema de -- los "aires", deteniéndose especialmente a estudiar las experiencias de Black y -- su "aire fijo". En la segunda parte describe sus experiencias y expone sus conclusiones. Entre las que destacan.

"Que de idéntico modo que siempre que un cal metálica pasa el estado de cal -- al de metal, hay una liberación de fluido elástico, de la misma manera todas las veces que un metal pasa del estado de metal al de cal, existe absorción de este -- fluido, y que la calcinación misma está poco más o menos proporcional a la cantidad de esta absorción".

"Que diversas circunstancias indicarían que la totalidad del aire que respiramos no es apta a fijarse para entrar en la combinación de las sales metálicas, sino que existe en la atmósfera un fluido elástico especial que se encuentra mezclado con el aire y que es en el momento en que se agota - este fluido conteniendo en la campana, cuando la calcinación no se puede - continuar".

Una de las objeciones contra la afirmación de que el aumento de peso durante la calcinación se debe a una parte del aire que se fija en el metal se basaba en la admisión hecha por Boyle de que eran las "partículas de fuego" las que pasaban a través de las paredes del recipiente donde se hacía la calcinación de los metales y que teniendo peso y agregándose al metal determinaban el comprobado aumento de peso.

Bajo este estado de cosas Lavoisier inicia el año de 1774 convencido de la validez de su hipótesis: una parte del aire atmosférico es el que se fija con las sales metálicas; y trabaja con nuevos elementos (plomo y estaño) en la comprobación de ésta y por consiguiente en la refutación de la de Boyle.

En febrero de 1774 provoca la calcinación de una cierta cantidad de plomo y estaño en ampollas cerradas al calor, después de haber pesado cuidadosamente la cantidad de metal usada y los recipientes cerrados antes de exponerlos al fuego. Los pesa luego al final del experimento y no comprueba ninguna variación de peso total. Así, en contra de la opinión corriente, el fuego no ha cedido ninguna materia pesada al metal a través del vidrio. Al abrir la ampolla siente el soplo del aire que penetra al interior, pesa y anota el aumento de peso que es igual al de los metales usados en el experimento, que luego pesará por separado; ahora está en condiciones de afirmar que el aumento de peso de los metales calcinados proviene de una parte del aire atmosférico que se ha fijado sobre estos metales. -- Queda por identificar todavía esta parte de aire que algunas observaciones podrían hacer confundir con el gas carbónico. Para avanzar en sus descubrimientos, necesita un medio más adecuado que la calcinación del plomo o estaño. En el mercurio encontrará el material ideal.

#### EL DESCUBRIMIENTO DEL "AIRE VITAL".

Su atención se fija en el mercurio gracias a los trabajos de otros dos químicos realizados en 1774. Por una parte el farmacéutico militar Bayen publicó dos memorias que describen experimentos sobre sales de mercurio descompuestas y transformadas en óxido y sobre la propiedad de este óxido de descomponerse con el calor

Sin embargo, recibirá las noticias más importantes del inglés Joseph Priestley. Al calentar el óxido rojo de mercurio bajo una campana invertida, Priestley recogió el primero de agosto de 1774 un gas que, como --- comprueba con asombro, mantiene la combustión. Se trata del oxígeno.

En el transcurso de los meses siguientes Priestley visitó París y vio a Lavoisier; en octubre le habló de sus experimentos con óxido de mercurio, que recibía el nombre de precipitado per se porque se formaba sobre la superficie del mercurio cuando se lo calentaba. Priestley repitió sus experimentos en presencia de Lavoisier.

Pero estudiemos esto más detenidamente; Priestley hacia comienzos del año de 1774, había podido conseguir un lente muy poderoso, con el cual inició toda una serie de experiencias para estudiar, sin utilizar el fuego, la acción del calor sobre varias sustancias cuyos "aires" recogía en vasos cerrados. "Con este aparato", escribe en el segundo volumen de sus experimentos y observaciones, "después de varias otras experiencias..., el 10. de agosto de 1774 intenté extraer aire de mercurius calcinatus per se y luego con el recurso de estos lentes, encontré que con mucha facilidad -- expulsaba aire. Habiendo obtenido este gas tres o cuatro veces, conforme a la cantidad del material de que disponía, lo puso en contacto con agua, y comprobé que no se disolvía en ella. Pero lo que me extrañó más de lo que puede decirse, fue el hecho de que una vela quemaba en aquel aire con una llama notablemente vigorosa, mucho más que la amplia llama con que la vela quema en el aire nitroso tratado con hierro o con hígado de azufre -- (se trata de óxido de nitrógeno,  $N_2O$ , obtenido reduciendo el óxido,  $NO$ ); pero, no habiendo observado en ninguna especie de aire un tan notable fenómeno, sino en esta especial modificación del aire nitroso, y conociendo -- que el ácido nitroso no se había usado en la preparación del mercurius calcinatus, estaba completamente perplejo sobre la manera de explicarme este hecho".

En los días siguientes, Priestley repitió la experiencia, e hizo otras similares con el plomo rojo (minio  $Pb_3O_4$ ), obteniendo el mismo aire. Así Priestley se convenció de que "el mercurius calcinatus debía conseguir de la atmósfera la propiedad de producir tal especie de aire, siendo iguales los procedimientos de preparación de aquella sustancia y la del plomo rojo", y esta parte que conseguía debía ser una parte nitrosa o ácida.

En el mismo mes de agosto el sabio inglés dejó de lado estas experiencias, acompañando a su patrón, Lord Shelburne a un viaje al continente. De manera que en París comunicó a otros sus descubrimientos, en particular a Lavoisier. A su regreso, en noviembre, Priestley reanudó sus experiencias con el gas que, más tarde, llamará "aire desglorificado" y reconoció algunas otras de sus particularidades interesantes. Así, el 21 de noviembre de 1774 reconoce en modo claro y completo que el nuevo aire por

él descubierto el 10. de agosto, era absolutamente diferente del "aire nitrosdesglofisticado" (el óxido de nitrógeno). El 10. de marzo de 1775 comprueba que el nuevo aire es respirable y por eso dice que es -aire común, pero el 8 del mismo mes se convence de que es mejor que el -aire común, llamándolo aire desflogisticado.

Lavoisier en marzo de 1775 repite las experiencias de Priestley - con la cal de mercurio, y después de rechazar que el aire desarrollado era -como creía antes- "aire fijo"; afirma que lo que se obtiene era -aire común "con un poco de la naturaleza del aire inflamable" ( $H_2$ ). -- Durante aproximadamente un mes Lavoisier continua con una serie de experimentos con el óxido de mercurio, lo que le permite aclarar en forma precisa las diferencias entre el gas carbónico ( $CO_2$ ) el aire vital ( $O_2$ ), el aire inflamable ( $H_2$ ) y el aire fijo ( $N_2$ ) mismas que comunica a la Academia en abril del mismo año (1775). Justo es reconocer la importancia que tuvo para la realización de estas experiencias los resultados reportados por Priestley en el segundo volumen de sus Experimentos y Observaciones.

Durante 1776 y buena parte de 1777 Lavoisier continua realizando sus experimentos, desarrollando en abril de 1776 su célebre experiencia con el óxido de mercurio rojo misma que se describe en casi todos los trabajos de química:

"Introduje cuatro onzas de mercurio puro en un recipiente, cerrado, de vidrio, -escribió- luego encendí el horno y lo mantuve así durante doce días. Al segundo día, había empezado a aparecer diminutas partículas rojas sobre la superficie del mercurio". Cuando la mayor parte del mercurio se hubo convertido en un polvo rojo. Lavoisier retiró del fuego el recipiente de vidrio, que había pesado cuidadosamente antes del experimento, y pesó su contenido, nuevamente. Se encontró con que no hubo aumento de peso.

Como el recipiente de vidrio estaba cerrado, nada pudo entrar o escapar durante el calentamiento. Sin embargo, cuando abrió el recipiente, notó que el aire entraba violentamente dentro de él. Para Lavoisier, esta entrada violenta de aire indicaba que parte del aire del recipiente se había consumido durante el calentamiento y había dejado espacio para que pudiera penetrar más aire. Después que entró el aire dentro del recipiente, lo pesó, una vez más, y comprobó el aumento en peso. Dedujo entonces lógicamente, que este aumento igualaba el peso de algo que estaba en el aire contenido en el recipiente y que se había combinado, durante el calentamiento, con el mercurio, formado el polvo rojo. Como medida de precaución, invirtió su experimento original. Tomó el polvo rojo de mercurio y lo calentó a temperatura más alta. Encontró que el polvo rojo se convertía en mercurio y que se desprendía un gas, y, mediante una serie de pruebas, encontró que este gas era idéntico al aire deflogisticado que Priestley había descubierto. Por lo tanto, concluyó que el gas que había en el aire, era el causante de la combustión.

Durante todo este lapso de tiempo (mas de año y medio) el trabajo - experimental de Lavoisier no presenta variaciones apreciables, antes --- bien si prueba y comprueba sus datos experimentales, es con la intención de no cometer errores, de contar con datos seguros y rigurosos. Pero, en cuanto al aspecto teórico, todo se concibe de manera completamente diferente, hacia 1778, en una nueva publicación de su memoria de 1775, lo -- que plantea Lavoisier es algo mucho más desarrollado, diríase que por fin Lavoisier ha encontrado la clave del problema.

"De acuerdo a esto, parece que el principio que se combina con los - metales durante su calcinación, y que les aumenta el peso, no es otra -- cosa que la parte más pura del aire que nos rodea, que respiramos y que pasa, en esta operación, del estado de expansibilidad al de solidez; si - por lo tanto se le obtiene en el estado de aire fijo, en todas las reducciones metálicas en que se emplea el carbón, es a la combinación de este último con la parte pura del aire que se le debe el efecto y es muy probable que en todas las cales metálicas no darían, tal la del mercurio, - más que aire eminentemente respirable, si se pudiera reducir las a todas - sin adición, de la misma manera que se reduce el mercurio precipitado -- per se. Todo lo que acabamos de decir del aire de las cales metálicas - puede aplicarse naturalmente al que se obtiene del salitre merced a la - detonación; se sabe que la mayor parte de este aire se encuentra en el - estado de aire fijo, que es mortal para aquellos animales que lo respiran, que tiene la propiedad de unirse fácilmente con la cal y los álca-- lis, de dulcificarlos y hacerlos cristalizar; pero, como al mismo tiempo la detonación del salitre no se produce sino agregándole carbón u otro - cuerpo cualquiera que contenga flogisto, no se puede dudar que no acaezca todavía, en esta circunstancia, una conversión del aire eminentemente respirable en aire fijo; de donde se deduciría que el aire combinado - en el salitre... es la parte respirable del aire de la atmósfera desprovisto de su expansibilidad, y que es uno de los principios que constituye el ácido nitroso. Estamos obligados a concluir, que el principio al que se le ha dado hasta ahora el nombre de aire fijo, es la combinación de - la parte eminentemente respirable del aire con el carbón " ( $CO_2$ ).

Lavoisier llamaba al oxígeno aire vital y al nitrógeno, exhalación-residual porque se trataba del gas que quedaba en la campana de mercurio después de la calcinación o después que un pájarito hubiera respirado -- allí dentro. Priestley, que estaba en posesión de los mismos resultados y que hasta los había comunicado antes a la Royal Society de Londres, había denominado a los dos nuevos gases: aire deflogisticado y aire flogisticado. Los dos sistemas comienzan a enfrentarse desde ese momento. Lavoisier, ha adoptado el nombre de "aire vital" es decir, un gas diferente del aire atmosférico y diferente de aquella exhalación residual que - constituye los cuatro quintos del aire atmosférico.

En efecto, el sistema tradicional es muy sólido y las denominaciones adoptadas por Priestley así lo revelan. El gas que permite la respiración y la combustión es para él y para todos los químicos excepto --

Lavoisier, no una parte del aire atmosférico, sino ese mismo aire privado de su flogisto, en tanto que el nitrógeno es también aire, pero provisto de flogisto. El hecho que la mezcla de los dos gases reconstituya el aire atmosférico no parece una prueba contra la naturaleza de elemento simple del aire mismo; con la mezcla volvería al estado normal sin que sea necesario pensar que los elementos simples sean los componentes.

El flogisto era considerado por naturaleza imponderable e inatrapable y por lo tanto, no sorprendía que no pudiera observarse el pasaje del mismo.

Priestley permanecerá unido a estas concepciones tradicionales durante toda la vida, aún después de 1789 fecha en que el sistema de Lavoisier llegará a ser aceptado por la mayoría. Sus últimos escritos estarán dedicados a combatir una teoría ya universalmente aceptada.

Las etapas principales que marcan el desarrollo general de sus ideas y de su lucha contra la Teoría del Flogisto, está representada en su primera etapa por la "Memoria sobre la combustión en general" de la que destaca lo siguiente:

"Me arriesgo hoy a proponer a la Academia una teoría nueva sobre la combustión, o mejor dicho, para expresarme con la reserva que me he impuesto como ley, una hipótesis, mediante la cual se explican muy satisfactoriamente todos los fenómenos de la combustión, de la calcinación e incluso, en parte, los que acompañan la respiración de los animales. He sentido ya los primeros cimientos de esta hipótesis en mis Opuscles --- Physiques et chimiques, pero confieso que, poco seguro de mis luces, no me atreví entonces a proclamar abiertamente una opinión que podía parecer singular, y que estaba en desacuerdo directo con la teoría de Stahl y con la que sustentan muchos hombres célebres".

A continuación subraya los cuatro fenómenos principales sobre los que se basa su teoría: 1ro. en toda la combustión se libera materia del fuego o de la luz; 2do. la combustión no puede realizarse sino en una sola especie de aire, "que je nommerai ici air pur" ("que aquí denominaré aire puro"). En otros aires o en el vacío, los cuerpos combustibles en estado de combustión se apagan de inmediato; 3ro. En toda combustión hay destrucción o descomposición del "aire puro", y el cuerpo quemado aumenta de peso tanto cuanto es la cantidad de aire destruido o descompuesto; 4to. En toda combustión en que interviene dicho aire la sustancia quemada se transforma en un ácido característico de dicha sustancia; el azufre se transforma en ácido vitriólico, el fósforo en ácido fosfórico, las sustancias carbonosas producen "aire fijo", es decir, ácido cretoso. La calcinación de los metales está sometida a las mismas leyes: en toda calcinación hay: 1ro. Desarrollo de materia del fuego; 2do. No pueden producirse sino en el "aire puro"; 3ro. Hay combinación de éste con la sustancia calcinada, con la sola diferencia de que en este caso se forma un compuesto particular, conocido bajo el nombre de sal metálica.

Para finalizar esta trascendental memoria Lavoisier señala:

"Por lo tanto, lo repito, atacando la doctrina de Stahl, no me propongo de substituirle por otra demostrada rigurosamente; sólo presento una hipótesis que me parece más probable, más conforme a las leyes de la naturaleza, y que, creo, contiene explicaciones menos forzadas o contradictorias".

En 1783 publica sus "Reflexiones sobre el flogisto" empezando su obra con un ataque a la teoría del flogisto y empleando el término principio -- acidifiant o en griego príncipe oxygene para denominar su antiguo "aire vital" y que a sugerencia del propio Lavoisier se convertirá en el actual -- oxygene (oxígeno) hay que señalar que Lavoisier entiende por "príncipe" lo que después denominó elemento y que aún hoy se emplea.

"He deducido de un principio simple todas las explicaciones, y es que el aire puro, el aire vital, está compuesto por un principio particular -- que le es propio, y que forma su base, y que he denominado príncipe oxygene, combinado con la materia del fuego y del calor. Una vez admitido este principio, las dificultades principales de la química parecen desvanecerse y disiparse, y todos los fenómenos han podido explicarse con una sencillez sorprendente. Pero si en química todo se explica de una manera satisfactoria sin recurrir al flogisto, es infinitamente probable, por este solo hecho, que este principio no exista; que sea un ser hipotético, una gratuita suposición; y, en efecto, es un principio reconocido de buena lógica que no conviene multiplicar los seres sin necesidad alguna... ya es hora de -- que de un modo más preciso y formal me explique acerca de una opinión que considero como un error fuenesto para la química, y que me parece haber retardado considerablemente el progreso de esta ciencia, por la mala manera de discurrir que ha introducido".

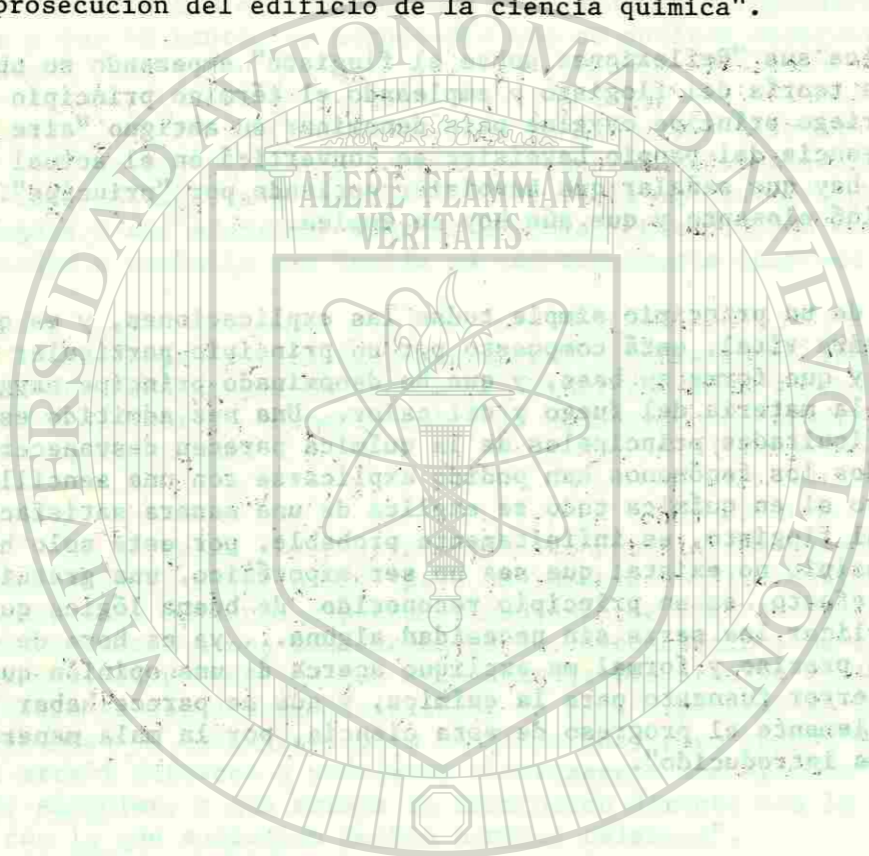
Agregando:

"Ya es hora de volver, con la química, a razonamientos más exactos; de despojar a los hechos, con los cuales día a día se enriquece más la ciencia, de lo que los razonamientos y prejuicios agregan; de distinguir lo que es hecho y observación de lo que es sistemático e hipotético; en fin, de hacer de manera de fijar el punto al que los conocimientos químicos han llegado, a fin de que los que nos sucederán puedan partir de él -- y proseguir con seguridad por el camino de la ciencia".

"Mi sólo objeto en esta memoria ha sido dar nuevos desarrollos a la teoría de la combustión publicada en el año 1777, de demostrar que el -- flogisto de Stahl es un ser imaginario cuya existencia él ha supuesto -- gratuitamente en los metales, en el azufre, en el fósforo, en todos los cuerpos combustibles; que todos los fenómenos de la combustión y de la calcinación se explican de un modo mucho más sencillo y fácil prescindiendo del flogisto. No he concebido la ilusión de que mis ideas a este respecto sean adoptadas en seguida; el espíritu humano se aferra en un --



punto de vista, y aquellos que han encarado la naturaleza de cierta manera, durante parte de su carrera, no encaran sin gran esfuerzo nuevos puntos de vista. Es por lo tanto ya hora de adoptar o destruir las ideas -- que he expuesto. Mientras tanto, es con gran satisfacción que observo -- que los jóvenes que recién se inician en la ciencia, sin prevenciones que los geómetras y los físicos que han renovado su mente acerca de las verdades químicas, han cesado de creer en el flogisto, tal como Stahl lo presentó, y contemplan esa teoría como un sistema más incómodo que útil para la prosecución del edificio de la ciencia química".



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## AUTOEVALUACION

### 1) RELACIONE LAS COLUMNAS.

- |   |     |                        |
|---|-----|------------------------|
| A) Conocimiento que empleamos en la vida diaria, adquiridos en la práctica o por imitación. | ( ) | EMPIRICO-COTIDIANO     |
|   | ( ) | CIENTIFICOS            |
|   | ( ) | EXPERIMENTAL           |
| B) Conocimientos que tratan de responder al cómo y por qué de un determinado fenómeno.      | ( ) | DEDUCTIVO-ESPECULATIVO |
|   | ( ) | FORMALES               |
|   | ( ) | FACTUALES              |
| C) Método que empleaban los griegos para formular los principios generales de la ciencia.   |     |                        |
| D) Ciencias que estudian la forma de las ideas.   |     |                        |
| E) Ciencias que estudian los hechos que ocurren en la realidad.                             |     |                        |

### 2) CONTESTE FALSO O VERDADERO, SEGUN EL CASO.

- \_\_\_ Los conocimientos empírico-cotidiano son exactos y aplicables a cualquier situación.
- \_\_\_ La ciencia surge en Grecia por ser ahí donde por primera vez a todos los conocimientos y datos se les ubica dentro de un principio general.
- \_\_\_ Los griegos empleaban la experimentación como forma de comprobar las leyes y principios generales.
- \_\_\_ La Química surge como ciencia al relacionarse más íntimamente con el objeto de estudio de la Física.
- \_\_\_ La Química es una ciencia factual natural.

El conocimiento científico no sólo describe los hechos, sino que los explica e interpreta.

El conocimiento científico es exacto; es decir, no posee ningún grado de error.

El conocimiento científico es falible; es decir, puede ser reemplazado por otro u otros que concuerden o expliquen mejor un conjunto de fenómenos.

La relación entre ciencia y técnica se da solo en ese sentido; es decir, la técnica no influye sobre el desarrollo de la ciencia.

3) LLENE LOS ESPACIOS EN BLANCO CON EL O LOS CONCEPTOS QUE COMPLETEN CORRECTAMENTE CADA ASEVERACION.

A.- El conocimiento científico es \_\_\_\_\_ por estar constituido por conceptos, juicios e ideas y no por sensaciones, costumbres o predilecciones.

B.- El conocimiento científico es \_\_\_\_\_ porque concuerda aproximadamente con el objeto de estudio.

C.- El método científico es el \_\_\_\_\_ que se sigue en las ciencias para \_\_\_\_\_ y buscar \_\_\_\_\_

D.- Una hipótesis es \_\_\_\_\_ que trata de explicar en forma general y simple un problema.

E.- Una teoría es \_\_\_\_\_

F.- Un experimento es \_\_\_\_\_ deliberada de un fenómeno para estudiarlo mejor.

G.- Las observaciones \_\_\_\_\_ sólo reportan el tipo o clase de cambios que se presentan en un fenómeno.

H.- La observación no es simplemente el ver las cosas. Exige, además, \_\_\_\_\_

4) RESPONDA EN FORMA BREVE LAS SIGUIENTES CUESTIONES.

A.- ¿Qué es la ciencia?

B.- Explique por qué el conocimiento científico es sistemático.

C.- ¿Qué entiende por conocimiento verificable?

D.- ¿Cuáles son los objetivos de las ciencias naturales?

E.- Mencione diez casos en que la aplicación de la ciencia haya traído beneficios al hombre.

F.- Describa cinco casos en que la aplicación de la ciencia haya ocasionado perjuicios al hombre.

G.- ¿Cuál es su opinión respecto al beneficio o perjuicio de la ciencia para el hombre?

H.- ¿Qué relación cree que guarden la ciencia y la técnica?

I.- ¿Considera que el método científico es infalible para la obtención de nuevos conocimientos científicos?

J.- ¿En qué consiste el tener lo que se llama "actitud científica"?

K.- Escriba en forma ordenada los pasos del método científico.

L.- Explique por qué los experimentos se realizan en el laboratorio.

M.- Señale las diferencias entre observación cualitativa y cuantitativa.

## UNIDAD 2

# propiedades y medición de la materia

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



H.- ¿Qué relación cree que guarden la ciencia y la técnica?

I.- ¿Considera que el método científico es infalible para la obtención de nuevos conocimientos científicos?

J.- ¿En qué consiste el tener lo que se llama "actitud científica"?

K.- Escriba en forma ordenada los pasos del método científico.

L.- Explique por qué los experimentos se realizan en el laboratorio.

M.- Señale las diferencias entre observación cualitativa y cuantitativa.

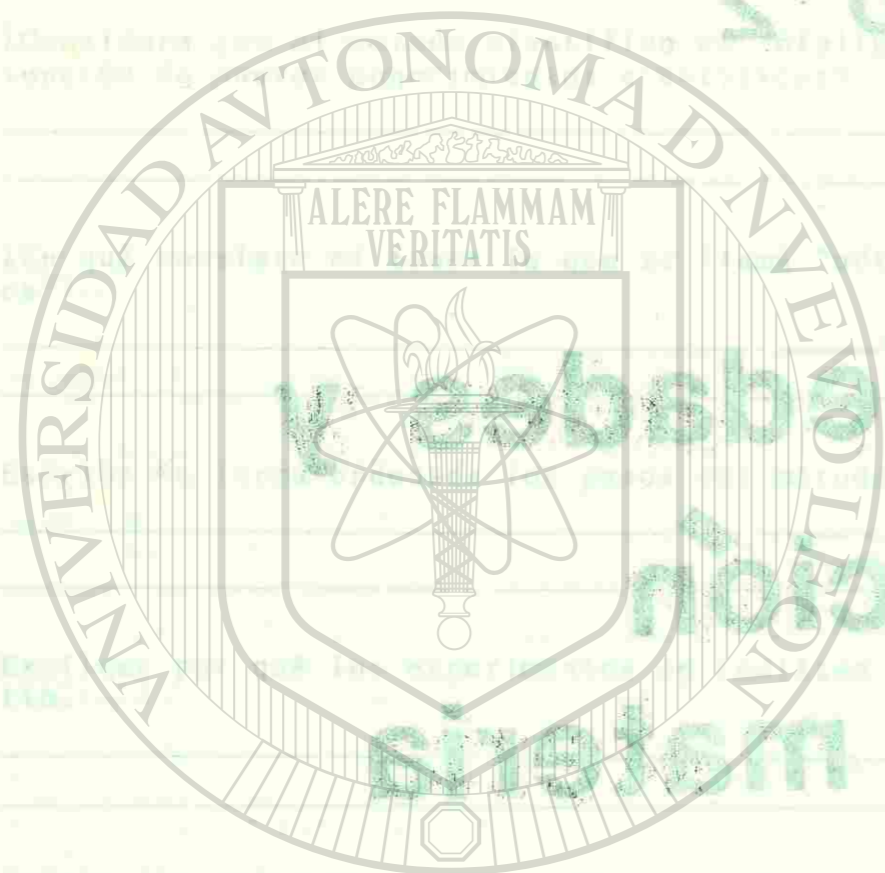
## UNIDAD 2

# propiedades y medición de la materia

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

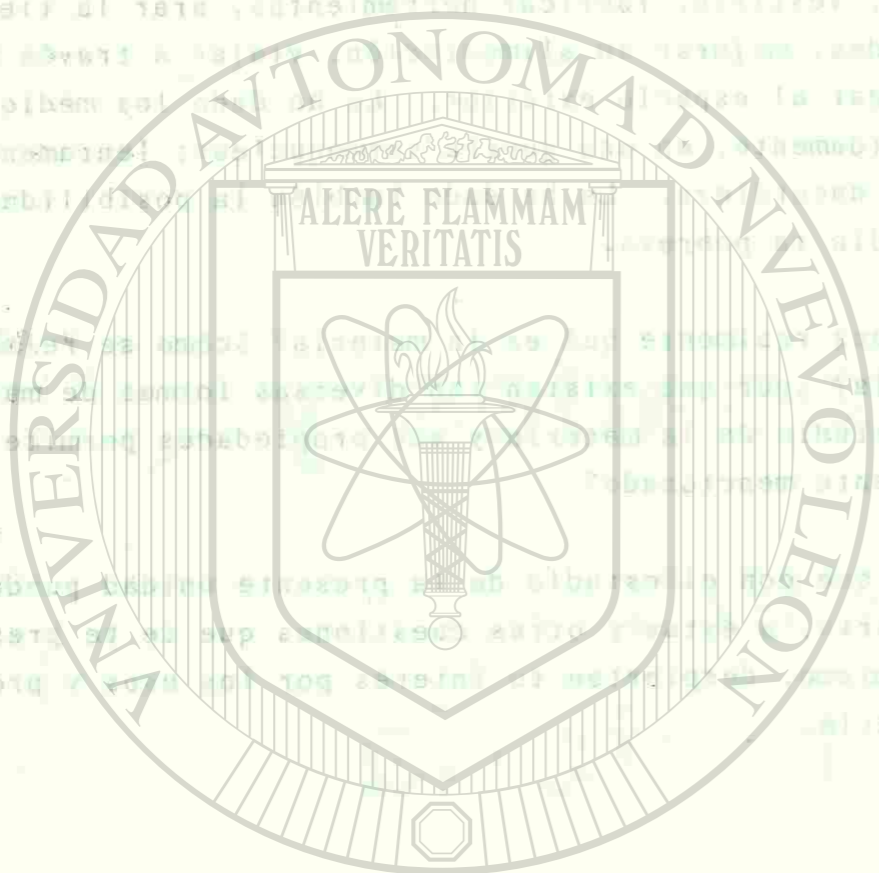
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## INTRODUCCION.

El estudio de la materia y sus propiedades ha enseñado al hombre a guisar, vestirse, fabricar herramientas, arar la tierra, construir ciudades, mejorar su alimentación, viajar a través de los mares y llegar al espacio exterior. Le ha dado los medios de destruirse: rápidamente, en una guerra termonuclear; lentamente, acabando con la naturaleza. Le ha dado también la posibilidad de eliminar algún día la pobreza.

Pero, ¿sabes realmente qué es la materia? ¿cómo se relaciona con la energía? ¿por qué existen tan diversas formas de materia? ¿cómo el estudio de la materia y sus propiedades permite todo lo anteriormente mencionado?

Esperamos que con el estudio de la presente unidad puedas responder, en parte, a estas y otras cuestiones que se te presenten; y que, asimismo, despierten tu interés por los usos y propiedades de la materia.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## OBJETIVOS.

### OBJETIVO GENERAL

Al término de la unidad, el alumno:

Aplicará los principios básicos para el estudio de la Química.

### OBJETIVOS ESPECIFICOS.

El alumno:

2.1.- Definirá el concepto de Química.

2.2.- Distinguirá las ramas en que se divide la Química y el campo de estudio de cada una de ellas.

2.3.- Explicará el concepto de materia.

2.4.- Identificará las propiedades generales y específicas de la materia.

2.5.- Identificará los estados físicos de la materia en la relación energía-molécula.

2.6.- Distinguirá entre fenómeno físico y fenómeno químico.

2.7.- Enunciará la ley de la conservación de la materia.

2.8.- Identificará a los elementos por su símbolo.

2. 9.- Definirá los conceptos de mezcla, sustancia pura, compuesto, elemento, átomo y molécula.

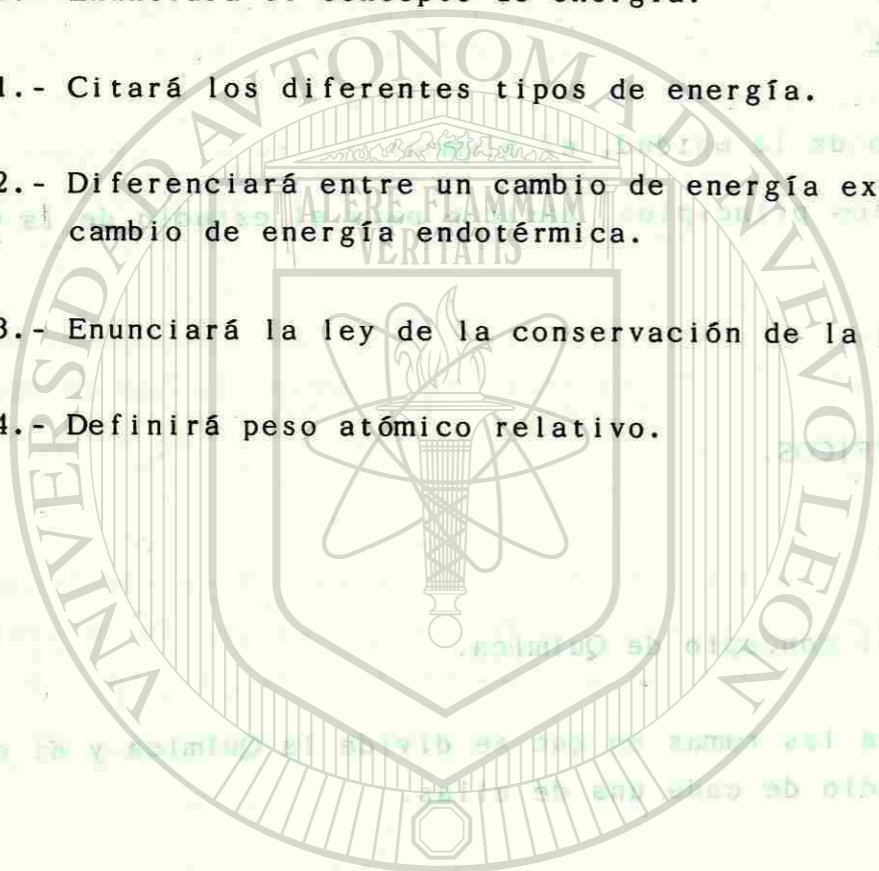
2.10.- Enunciará el concepto de energía.

2.11.- Citará los diferentes tipos de energía.

2.12.- Diferenciará entre un cambio de energía exotérmica y un cambio de energía endotérmica.

2.13.- Enunciará la ley de la conservación de la energía.

2.14.- Definirá peso atómico relativo.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL

## 1. ¿ QUE ES LA QUIMICA ?

La Química es una ciencia natural y factual que estudia la constitución y el comportamiento de las sustancias, como se transforman unas en otras y también la manera como utilizarlas; además explica e interpreta las transformaciones materiales y es capaz de predecir otras nuevas. Otra definición que podemos dar es que la Química estudia la materia, sus cambios y sus relaciones con la energía, es decir, es la ciencia de las sustancias y se ocupa de la constitución de la materia en general y la de cada sustancia en particular.

La Química como todas las ramas del saber ha ido evolucionando con el tiempo entre tanteos, equivocaciones y certezas. De modo que explicaciones de fenómenos y teorías válidas en otras épocas pueden en la actualidad continuar siéndolo, o al revés ser incompletas o inadecuadas. Análogamente teorías que en el presente se tienen por válidas son susceptibles, en un futuro próximo o lejano, de modificarse, completarse, ampliarse o ratificarse.

## 2. RAMAS DE LA QUIMICA.

Aunque con el experimento de Wohler se fue para abajo la teoría vitalista y con esto también dejó de tener razón la división de la Química en inorgánica y orgánica (debido a que Wohler demostró que a partir de un compuesto inorgánico se podría obtener un orgánico), por motivos de estudio se sigue dividiendo la Química en esas 2 grandes ramas:

**QUIMICA INORGANICA:** Estudia principalmente los compuestos que provienen del reino mineral.

**QUIMICA ORGANICA:** Llamada también Química del carbón, estudia principalmente los compuestos que provienen o se derivan de los seres vivos u orgánicos.

La Química necesita de las matemáticas para sus cálculos, muchos de sus métodos y los conocimientos acerca del átomo se basan en la física y a su vez la Química contribuye al desarrollo de otras ciencias: biología, geología, ingeniería, astronáutica, etc., pues todas las ciencias están conexas.

Además de esas dos grandes ramas de la Química hay más subdivisiones dependiendo del área a donde se enfoque, de ahí que existan más ramas de la Química: química analítica, fisicoquímica,

química técnica, esteroquímica, química nuclear, electroquímica, termoquímica, etc.

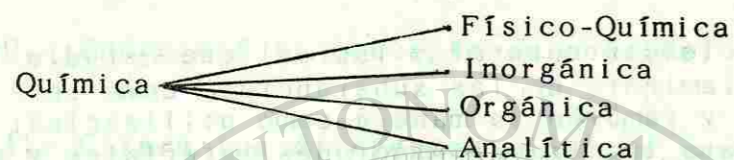


Diagrama 1: División tradicional de la Química

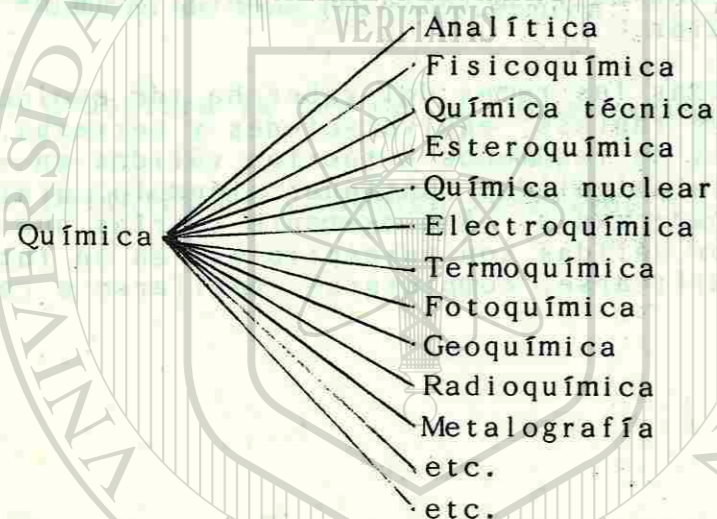


Diagrama 2: División actual de la Química, hay que destacar que esta división, al igual que cualquier otra, resulta la más de las veces arbitraria y artificial.

### 3. ¿ QUE ES LA MATERIA ?

Los químicos tratan de comprender que es la materia, porque puede presentar tal diversidad de propiedades y porque se transforma como lo hace. ¿pero qué es en realidad la materia? ¿cuáles son las propiedades fundamentales de toda materia? Pensemos en contestar por ahora la primera pregunta. Materia es "aquello que ocupa un lugar en el espacio", "aquello que constituye la sustancia del universo físico. Estas definiciones las encontramos en cualquier diccionario.

La Tierra, los mares, la brisa, el Sol, las estrellas, todo lo que el hombre contempla, toca o siente es materia. También lo

es el hombre mismo. La materia es tan dura como el acero, tan adaptable como el agua, tan uniforme como el aire y toda ella no puede existir sin la energía. Durante muchos años los científicos creyeron que la materia y la energía se distinguían por la presencia de masa en la materia y por la ausencia de ella en la energía, después, a principios del siglo actual (1905), Albert Einstein formuló la teoría de la relatividad e hizo resaltar que la energía también tiene masa, y, según esto, que la luz es atraída por la materia a causa de la gravitación; esto fué comprobado por los astrónomos, quienes encontraron que un rayo de luz (energía) que se propaga desde una estrella lejana hacia la tierra, cuando pasa cerca del sol es desviado hacia él por su atracción gravitatoria. La observación de este fenómeno se realizó en el transcurso de un eclipse solar, cuando la imagen de la estrella podía verse próxima al sol.

Hasta el siglo actual se pensó que la materia no podía crearse ni destruirse, sino que solamente podía transformarse de una forma en otra. No obstante, en los últimos años se ha encontrado que es posible convertir materia en energía radiante, y viceversa, confirmándose lo señalado por Einstein.

También hasta el siglo actual, los científicos han aplicado las leyes de conservación de la materia y de la energía por separado. Estas dos leyes de conservación deben combinarse en la actualidad en una ley única: la ley de la conservación de la masa, según la cual la masa que se conserva incluye ambas masas, la de la materia y la de la energía del sistema. Sin embargo, en las reacciones químicas ordinarias puede emplearse aún la ley de la conservación de la materia: la materia no puede crearse ni destruirse, sino solamente transformarse; recordando que hay una limitación a la validez de esta ley; no puede aplicarse si uno de los procesos que tiene lugar en el sistema en consideración implica conversión de la energía radiante en materia o de ésta en energía.

Según la teoría de la relatividad, la materia comprende todas las cosas del universo que tienen masa.

Se requiere una energía adicional (energía cinética) para poner en movimiento una porción de materia. La masa de la porción de materia que se mueve es mayor que la masa en reposo, en una cantidad determinada por la energía cinética.

Cualquier trabajo efectuado sobre un cuerpo, cualquier aumento de la energía del cuerpo, aumenta su masa. Por eso, por ejemplo, el cuerpo calentado tiene mayor masa que el mismo cuerpo frío, el resorte contraído tiene mayor masa que el resorte aflojado. Es verdad que el cambio de masa resultante de energía es insignificante, y para aumentar la masa de un cuerpo en un gramo se necesita comunicar a este cuerpo una energía de 25 millones de kilovatios-hora.



Y por esto es precisamente por lo que el cambio de masa de los cuerpos en condiciones normales en nuestro universo inmediato es sumamente insignificante, y escapa de las mediciones más exactas. Así, por ejemplo, el calentamiento de una tonelada de agua desde cero grados centígrados hasta la ebullición provocará el aumento de su masa aproximadamente en cinco millonésimas de gramo.

sin embargo la física y química contemporánea conoce también fenómenos en los que el cambio de la masa deriva del cambio de energía de los cuerpos juega un papel considerable. Estos fenómenos los encontramos al estudiar la estructura nuclear de los átomos.

Materia y energía unidas forman nuestro mundo la materia, la sustancia, la energía, el móvil de la sustancia - así pues podemos formarnos un concepto de la materia. Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio, tiene masa y energía.

#### 4. PROPIEDADES GENERALES Y PARTICULARES DE LA MATERIA:

En reconocimiento de que existen diferentes clases de materia implica que debe de existir un medio de distinguirlas unas de otras. Aquellas características que permiten a la persona distinguir una clase de materia de otra, se llaman *propiedades de la materia*. Así, el determinar una propiedad que se considera, es sencillamente el observar y cuantificar el comportamiento de la materia durante un experimento. Hay propiedades generales que son comunes a todas las sustancias como - Masa, Peso, Extensión, Inercia, Impenetrabilidad, Porosidad. Estudiaremos brevemente algunas de estas.

La masa de un cuerpo es la cantidad de materia que contiene, esto se aplica para cualquier tipo de materia, dura o blanda, líquida o sólida, visible o invisible, etc. La masa de un objeto puede determinarse midiendo la fuerza con que la tierra lo atrae (fuerza gravitatoria), esto es, midiendo su peso.

Como la fuerza de la gravedad no es la misma en todos los puntos de la superficie terrestre, el peso de un objeto no será constante. Por ejemplo un objeto que pesa 1 kg., en Panamá pesará 1.004 kg. en Reykiavik (Islandia) diferencia que nos puede parecer insignificante, pero que el trabajo experimental toma relevancia.

Así, el peso de un objeto, en comparación con su masa real puede variar muchísimo, dependiendo de dónde, cómo y cuándo se haga la medición. Para los que vivimos en esta era espacial, nos

es fácil comprender que las palabras peso y masa, no puede significar lo mismo. Un objeto *sigue teniendo masa, aunque no tenga peso*. Cuando los astronautas se alejan de la tierra su peso disminuye. Cuando se llega al punto en que se equilibran las fuerzas de gravitación de la tierra y de la luna, su peso es cero. La condición de ingravidez se puede lograr en otros casos; pero los objetos en cuestión siempre conservan sus propias masas.

La masa es algo fundamental e inherente. El peso es meramente la fuerza ejercida sobre un objeto por un cuerpo, tal como la tierra. La masa y el peso *no* son lo mismo.

Con respecto a la *inercia*, ésta se puede definir como la oposición que toda porción de materia presenta a cambiar su estado de reposo o de movimiento y se le considera como una medida cuantitativa de la masa.

Extensión o volumen.- El volumen no es una medida tan fundamental como la masa al referirse a la cantidad de materia contenida en un objeto, puesto que el volumen varía con la temperatura y presión, mientras que la masa no. El volumen es, sin embargo, empleado mucho en el estudio de la Química; se acostumbra definir éste como el lugar de que todo cuerpo ocupa.

¿Puede definir algunas de las otras propiedades generales de la materia?

Las propiedades generales *no nos permiten diferenciar claramente entre una clase de materia y otra, o entre una sustancia y otra*, de poco nos sirve saber que de dos cuerpos uno posee más masa que el otro pesa uno 150 gr., mientras que el otro sólo 70 gr. etc.

Existe otro tipo de propiedades llamadas *particulares o específicas* que son las que corresponden a una sola sustancia o a un grupo de ellas y de esta manera se diferencian de las demás, estas propiedades se dividen usualmente en Físicas y Químicas.

Entre las propiedades físicas podemos incluir: Densidad, dureza, punto de fusión, punto de ebullición, conductividad eléctrica, color, olor, etc.

Las propiedades químicas conciernen a la manera de transformarse las sustancias, generalmente se reconocen después de que las sustancias han sufrido un cambio. Propiedades químicas son, por ejemplo. La combustibilidad, el enlace químico, comportamiento frente a otras sustancias, etc. Estas propiedades son explicadas en el transcurso de las próximas unidades.

#### 4.1. PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS.

Las propiedades químicas de las sustancias son aquéllas que se asocian con las reacciones químicas: procesos en los cuales

las distribuciones electrónicas alrededor de los núcleos de las especies participantes se alteran significativamente sin que se produzca cambio en la composición nuclear. Ejemplo de esto son procesos tales como la reacción del sodio metálico con el agua para formar hidrógeno en forma de gas e hidróxido de sodio; la conversión de plomo y bióxido de plomo en sulfato de plomo (involucrando ácido sulfúrico) durante la descarga de la batería de un automóvil; y el electrodeposito de cobre metálico de soluciones de sales de cobre.

Las propiedades físicas no implican cambios mayores en las distribuciones electrónicas alrededor de los núcleos; esto es, la composición química básica de las especies no se altera por los cambios físicos. Tales propiedades como el punto de fusión (temperatura a la cual se funde un sólido), la conductividad eléctrica, el brillo, y la dureza, se consideran como propiedades físicas.

La organización moderna de los elementos en forma de tabla periódica -tabla 1- proviene históricamente de las observaciones cuidadosas de las propiedades físicas y químicas, muchas de las cuales presentaban patrones repetitivos (periodicidades) los cuales resultaron ser funciones de los números atómicos de los elementos. Conviene examinar algunas de tales propiedades con el objeto de ir estableciendo la naturaleza de la periodicidad química.

#### ALGUNAS PROPIEDADES FÍSICAS.

Estados físicos a temperatura ambiente.

La mayoría de los elementos son sólidos a la "temperatura ambiente" (25°C).

Unos cuantos son gases, como el nitrógeno, el oxígeno, el flúor, el cloro, el hidrógeno y los gases nobles (columna 0, Tabla 1); dos de los elementos comunes, el mercurio y el bromo, son líquidos. El cesio y el galio se licúan alrededor de 30°C.

Algunas tendencias se reconocen en sus puntos de fusión y de ebullición -Tabla 2-, aunque tales propiedades por sí solas no habían dado base a la organización del presente sistema periódico. Tanto el punto de fusión como el de ebullición presentan un incremento algo irregular de izquierda a derecha en una línea -período- horizontal hasta que se alcanzan valores máximos, después de los cuales hay una marcada disminución. Entre las columnas verticales (grupos) solamente el grupo VIIA y el grupo 0 de los elementos presentan tendencias simples y regulares.

#### DENSIDADES

Una comparación de densidades relativas (razón de masa a vo-

lumen) es significativa solamente para densidades medidas a la misma temperatura, debido a que las sustancias, en general, cambian de volumen en función de la temperatura. Como en los casos de puntos de ebullición y fusión, las densidades de los elementos presentan cierto incremento de izquierda a derecha en un período dado, hasta alcanzar un valor máximo, seguido por un decrecimiento. Es preferible medir las densidades alrededor de la temperatura ambiente, de tal manera que los elementos que son gases tengan muy bajas densidades en comparación con los elementos sólidos o líquidos. Dentro de un grupo las densidades tienden a incrementarse con el incremento del peso atómico, con tres notables excepciones: magnesio, potasio y calcio (Tabla 1).

Densidades ( $\text{g cm}^{-3}$ ) de algunos elementos químicos, a 20°C y 1,0 atm. de presión<sup>a</sup>

Li 0,53	Be 1,8				B 2,3	C 2,2	N $1,2 \times 10^{-3}$	O $1,3 \times 10^{-3}$	F $1,6 \times 10^{-3}$	Ne $0,83 \times 10^{-3}$
Na 0,97	Mg 1,7				Al 2,7	Si 2,4	P 2,2	S 2,0	Cl $3,0 \times 10^{-3}$	Ar $1,7 \times 10^{-3}$
K 0,87	Ca 1,6	Sc 3,0	Ti 4,5	V 6,0	Ga 5,9	Ge 5,4	As 5,7	Se 4,8	Br 3,1	Kr $3,5 \times 10^{-3}$
Rb 1,5	Sr 2,5	Y 5,5	Zr 6,4	Nb 8,4	In 7,3	Sn 7,2	Sb 6,7	Te 6,2	I 4,9	Xe $5,5 \times 10^{-3}$
Cs 1,9	Ba 3,5	La 6,2	Hf 13,3	Ta 16,6	Tl 11,8	Pb 11,4	Bi 9,7	Po ?	At ?	Rn ?

datos no exactos

<sup>a</sup>Muchos elementos pueden existir en diferentes formas en el estado sólido. Las densidades dadas son para las formas más comunes. A efectos de comparación, el agua tiene una densidad aproximada de  $1 \text{ g cm}^{-3}$  a 20°C. El aire "seco" a 20°C y 1,0 atm de presión, tiene una densidad de  $1,21 \times 10^{-3} \text{ g cm}^{-3}$ .



troversia por un lado se consideraban dos tipos de mixtos homogéneos, los compuestos y las soluciones por el otro no se hacía tal distinción.

Claudio Luis Berthelot apoyaba la segunda de estas ideas, afirmaba que en un compuesto formado por dos elementos  $x$  e  $y$ , variaría la proporción de estos según el método de preparación del compuesto, igual sucedería con las soluciones por lo tanto no había por que hacer tal distinción. Opuesta a los puntos de vista de Berthelot estaba la opinión de José Luis Proust. Proust demostró en 1799 que el carbonato de cobre, por ejemplo, contenía cobre, carbono y oxígeno en proporciones definidas en peso, no importando como se hubiera preparado en el laboratorio ni como se hubiera aislado de las fuentes naturales. La proporción era siempre de 5.3 partes de cobre por 4 de oxígeno y 1 de carbono.

Proust llegó a demostrar que una situación similar se presentaba también para muchos otros compuestos, y formuló la generalización de que todos los compuestos contenían elementos con ciertas proporciones definidas y no en otras combinaciones, independientemente de las condiciones bajo las cuales se había formado. A esto se le llamó Ley de las Proporciones Definidas. A partir de que se dio a conocer la ley de Proust empezaron a plantearse dentro del panorama de la química una serie de problemas muy importantes. Después de todo, ¿por qué habría de ser cierta la ley de las proporciones definidas? ¿por qué un cierto compuesto tenía que estar hecho siempre de 4 partes de  $x$  y una parte de  $y$ , pongamos por caso y nunca de 4.1 partes de  $x$  y .0 de  $y$  o 3.0 partes de  $x$  por 1.1 de  $y$ ? Si la materia es continua esto podría ser cierto, los elementos podrían unirse en proporciones variables, pero esto no concordaba con los hechos experimentales, diversos químicos después de Proust habían comprobado sus resultados, había pues que buscar explicar esto sin considerar que la materia fuese continua.

## 5.2. JOHN DALTON Y SU TEORIA ATOMICA.

El químico inglés John Dalton (1766-1844) consideró detenidamente esta cuestión y razonó de la siguiente manera: Supongamos que un compuesto se forma cuando un átomo de  $x$  se une con uno de  $y$ , y no de otra manera. Supongamos a continuación que cada átomo de  $x$  pesase 4 veces más que cada átomo de  $y$ . Entonces el compuesto tendría que tener exactamente 4 partes de  $x$  por 1 parte de  $y$ .

Dalton en su "New System of Chemical Philosophy" expresó:

"Si las últimas partículas de una substancia, como el agua son todas iguales entre sí, es decir, poseen la misma forma el mismo peso etc. En cuanto sabemos no tenemos ningún fundamento para suponer distintos entre si los "átomos" de agua. Si sucede eso para ésta, lo mismo debe de suceder para los elementos de los cuales consta el agua, o sea el hidrógeno y el oxígeno.

Pueden hacerse observaciones análogas para todas las substancias. De esto podemos concluir que las partículas últimas de toda materia homogénea son completamente iguales en forma, peso, etc. En otras palabras, cualquier átomo de agua es igual a cualquier otro átomo de agua: cualquier otro átomo de hidrógeno es igual a cualquier otro átomo de hidrógeno, etc".

Así Dalton pudo formular la primera teoría práctica de los átomos y de las moléculas, parte fundamental de la química moderna y sin la cual el desarrollo de ésta no habría sido posible. "Las partículas finales de todos los cuerpos simples son átomos, no susceptible de posteriores divisiones, escribió. Todos estos átomos son esferas, cada una con su propio peso, que puede expresarse en números".

Así según Dalton toda la materia se compone de átomos. De las principales proposiciones formuladas por Dalton podemos enunciar las siguientes:

- 1) Todos los cuerpos simples o elementos están formados por partículas pequeñísimas, los átomos, que permanecen indivisibles en el curso de las reacciones químicas.
- 2) Todos los átomos de un determinado elemento son idénticos y tienen igual masa; y los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas.
- 3) Cuando dos o mas cuerpos simples (elementos) se combinan, el cuerpo compuesto resulta de la unión de átomos de diferente especie, el número de átomos que se combinan lo hacen en proporciones definidas.
- 4) Los átomos de un compuesto son idénticos entre sí en forma, masa, etc.

Al afirmar Dalton que los compuestos químicos están formados por átomos de diferentes elementos, combinados en proporciones definidas, dedujo que la porción más pequeña de un compuesto consistía en una agrupación de un número definido de átomos de cada elemento, lo que llamó átomo compuesto, y que ahora conocemos por molécula, y que para un compuesto dado, estas eran idénticas entre sí.

Con esto convalidó la ley de las Proporciones Definidas y permitió diferenciar claramente entre un compuesto y una solución. Por un lado las moléculas de un compuesto son idénticas entre sí y se forman en proporciones fijas y definidas, mientras que las soluciones (mezclas homogéneas) presentan moléculas diferentes y aquellas se forman en proporciones variables.

Los átomos de Dalton eran, claro está, demasiado pequeños para verse, incluso al microscopio, la observación directa era imposible. Sin embargo, las medidas indirectas podían aportar información sobre sus pesos.

Dalton supuso que las sustancias más comunes estaban formadas por la unión de un átomo de un elemento con otro átomo de otro elemento.

Por ejemplo, el agua se forma al combinarse una parte de hidrógeno con 8 partes de oxígeno, entonces podrá deducirse que el átomo de oxígeno era ocho veces más pesado que el átomo de hidrógeno. Dalton decidió tomar, arbitrariamente, el peso del átomo de hidrógeno igual a 1, entonces el átomo de oxígeno en esta escala sería 8. Por otra parte, si una parte de hidrógeno se combina con cinco partes de nitrógeno para formar amoníaco, y si se supone que la molécula de amoníaco está formada de un átomo de hidrógeno y otro de nitrógeno, puede deducirse que el átomo de nitrógeno tiene un peso de 5.

Razonando de este modo, Dalton formuló la primera tabla de pesos atómicos. Esta tabla resultó estar equivocada en varios puntos, lo cual no desmerece el trabajo de Dalton, pues con el tiempo se vió que esa combinación uno a uno no era necesariamente el caso más frecuente.

Una vez aceptada la Teoría Atómica podrán representarse los compuestos como formados de moléculas con un número fijo de átomos de diferentes elementos. Parecía entonces muy natural intentar representar tales moléculas dibujando el número conveniente de átomos de cada elemento.

Dalton empleó pequeños círculos específicos para cada elemento. Representó el oxígeno mediante un círculo simple, un círculo con un punto central era un átomo de hidrógeno, con una línea vertical un átomo de nitrógeno, y así sucesivamente. Pero como resultaba difícil inventar círculos suficientemente diferentes para cada elemento, Dalton dejó algunos indicados con una letra apropiada. Así el cobre tenía una C, el zinc una Z, etc.

Berzelius químico sueco, vió que los círculos eran superfluos y que bastaban las iniciales solas. Sugirió por lo tanto, que cada elemento tuviese un símbolo válido tanto para representar el elemento en general como para un átomo del elemento, y que este símbolo consistiese en principio en la inicial del nombre latino del elemento. Si dos o más elementos poseían la misma inicial, podía añadirse una de las letras siguientes del nombre. Así se constituyeron los símbolos químicos de los elementos, y hoy en día hay consenso sobre ellos y son aceptados internacionalmente, podría quizás, pensarse que no es justo el atribuir a Dalton la Teoría Atómica de la Química, dejando de lado a los filósofos de la antigüedad y a muchos otros químicos y físicos anteriores a Dalton y que utilizaron el concepto de átomo.

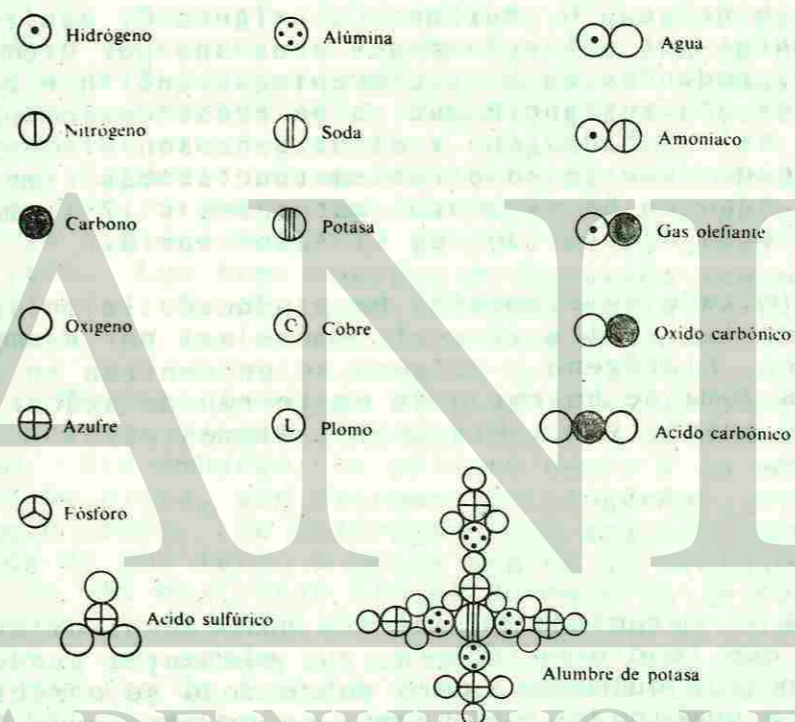
Pero hay que observar que Dalton fué el primero en:

- Hacer afirmaciones claras y precisas respecto de los átomos (le asigna peso, aclara que hay casos en que son iguales entre sí y casos en que no lo son).

- Sacar conclusiones que la experiencia podría verificar o no.
- Finco en las conclusiones a las que llegó una notación química conveniente.
- Determinar, todo lo imperfectamente que se quiera pero determinar al fin, por primera vez los pesos atómicos.

Por estas razones consideramos justificado atribuir a Dalton la expresión de la Teoría Atómica en la química.

Por último, se puede afirmar que la Teoría Atómica de Dalton vino a fundamentar la clasificación que se hace de las sustancias en elementos, compuestos y mezclas.



Símbolos y fórmulas propuestos por Dalton.

## 6. CLASIFICACION DE LA MATERIA.

### 6.1. LOS ELEMENTOS.

Es evidente que los elementos han existido desde siempre, pero el hombre los ha conocido como tales en los últimos 300 años.

No se les había reconocido por lo que eran, debido a que ra-

ra vez aparecen en la naturaleza excepto combinados entre sí, formando compuestos químicos que en modo alguno se asemejan físicamente a sus progenitores.

Incluso cuando aparecieron en tiempos primitivos, los elementos no despertaron la curiosidad del hombre, no le interesaba lo que eran, sino para qué servían y en el mejor de los casos -- los consideraban formados por los cuatro elementos de Aristóteles: tierra, aire, agua y fuego. A partir del siglo XVII surge un concepto nuevo sobre el elemento y se le separa de los compuestos, reconociendo a éstos como formados por elementos.

De acuerdo a la teoría atómica, un elemento químico es una sustancia formada por átomos con idénticas propiedades químicas por ejemplo oro Au, hidrógeno H, carbono C, oxígeno O, azufre S, son todos los elementos por estar formados cada uno por átomos de la misma especie, redondeando este concepto a aquél que afirma que un elemento es una sustancia que no se puede descomponer en otra más simple, así el hidrógeno y el oxígeno son elementos por que no pueden descomponerse en otras sustancias más simples. En la actualidad se conocen 88 elementos naturales y 17 llamados artificiales, fabricados u obtenidos en el laboratorio.

Este número limitado de elementos ha producido la infinita variedad de cosas con las cuales vive el hombre así por ejemplo los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno se encuentran en un bloque de papel, una goma de borrar o en un terrón de azúcar, sólo por citar algunos casos (ver tabla de los elementos).

## 6.2. LOS COMPUESTOS.

Los compuestos se caracterizan por ser homogéneos diferentes a los elementos que le dieron origen, sus elementos pueden separarse sólo por medios químicos, pero sobre todo se caracterizan por estar siempre combinados sus átomos en proporciones fijas y definidas. En un compuesto todas sus moléculas son iguales, pero los átomos que las forman son diferentes por ejemplo. El agua es un compuesto formado por moléculas idénticas de  $H_2O$  -- es decir cada molécula consta de dos átomos de hidrógeno H y un átomo de oxígeno O, los cuales son elementos que a condiciones ambientales normales son gases mientras que el agua a esas mismas condiciones es líquida. Consideremos el caso del cloruro de sodio (sal común, sal de mesa) un compuesto formado por la unión de un átomo de cloro Cl con uno de sodio Na, dicho compuesto estará formado por moléculas idénticas NaCl y cualquier molécula de dicho compuesto guardará siempre esa relación de uno a uno. Además el cloro en forma elemental es un gas verdoso, venenoso -- el sodio es un elemento metálico, blando, plateado, venenoso también. Y sin embargo cuando se combinan estos dos elementos venenosos forman un compuesto con propiedades totalmente nuevas, e incluso básico en nuestra dieta.

## 6.3. LAS MEZCLAS.

Ahora bien, el químico admite que en ciertos casos todas las moléculas presentes en una muestra de materia son de la misma naturaleza y que en otros casos aquellas son diferentes entre sí. -- Cuando se tiene la primera de las posibilidades, se está en presencia de una mezcla.

Cuando observamos un trozo de granito, su heterogeneidad salta a la vista. En efecto, el ojo distingue sin ayuda de ningún instrumento, la presencia de tres clases de materia a las cuales -- los mineralogistas llaman feldespato, mica y cuarzo. Se les distingue sin ninguna dificultad ya que la primera forma masas blancas, opacas; la segunda, laminillas negras muy brillantes y masas vitrias, incoloras, la tercera.

La presencia de esas tres clases de materia en todo trozo de granito se expresa diciendo que dicha roca está formada por una mezcla de feldespato, mica y cuarzo. Además podemos indicar el hecho de que partes relativamente grandes de la roca contienen sólo una de las tres sustancias, decimos que se trata de una mezcla grosera. Es decir una mezcla heterogénea. Podemos realizar mezclas mucho más íntimas, como en el ejemplo clásico de la pólvora negra que se obtiene moliendo juntos, hasta grano fino, azufre, carbón y salitre. Los tres cuerpos en cuestión son muy diferentes en aspecto y color; no obstante, después de la trituración y mezclado de la masa, no se les reconoce observándose solamente un polvo negro.

Tampoco se puede distinguir en la capa sensible de una placa fotográfica la gelatina del bromuro de plata que se le ha incorporado. Sin embargo, la pólvora negra y la emulsión de gelatina-bromuro de plata, son sistemas heterogéneos, aunque no lo parecen a simple vista. Su heterogeneidad aparece cuando se les observa con ayuda de una lupa, o mejor aún de un microscopio. Dado que entonces se ven distintas clases de materia se conviene en que la pólvora negra y la emulsión mencionada son mezclas. Cuando a simple vista o con ayuda, si es necesario, del microscopio, se observa en una muestra de materia varias clases de sustancias se dice que esa porción de materia es una mezcla. Cuando esta heterogeneidad no aparece, es decir cuando la vista aún con la ayuda de los instrumentos ópticos, sólo distingue una clase de materia, se dice que el sistema examinado es homogéneo. Que los elementos y compuestos son homogéneos está implícito en su definición; por el contrario, se tiene que, a menudo, la unión de varias clases de materia, da un sistema homogéneo, y también que de un sistema homogéneo se pueden extraer varias clases de materia.

Una solución acuosa de permanganato de potasio, perfectamente límpida, obtenida por disolución de ese compuesto en agua, da, por evaporación, sus componentes nuevamente separados. Observando la solución al microscopio, por pequeñas que sean las gotitas examinadas, se les ve idénticas entre sí, salvo las diferencias de --

forma y tamaño. No se ven por ejemplo, algunas incoloras y otras coloreadas. Además en el interior de una misma gota no se observan regiones incoloras y otras coloreadas. Esto es, el líquido en cuestión homogéneo.

La aleación oro-cobre es otro caso de una mezcla homogénea, esta aleación empleada en joyería se prepara mezclando en estado fundido ambos elementos y el resultado es un material homogéneo en donde es imposible diferenciar entre los dos elementos.

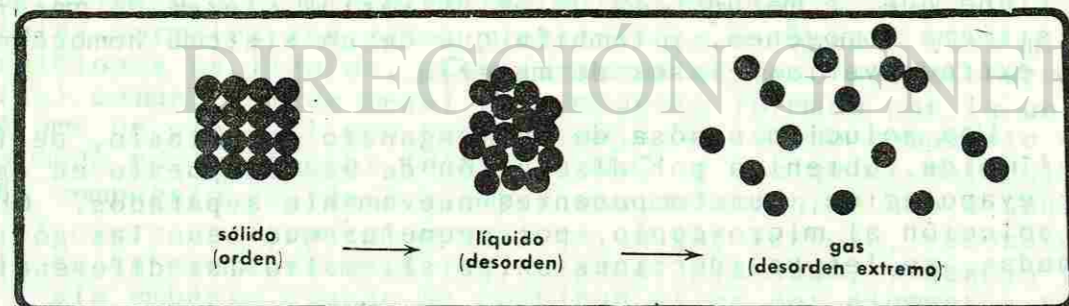
Una disolución de líquidos, como la del alcohol y agua, o de gases, como la de oxígeno (principales componentes del aire) también pueden llamarse mezclas.

Así, pues la palabra mezcla se puede usar para referirse a un material homogéneo, que no es una sustancia pura, o a un agregado heterogéneo, de dos o más sustancias, elementos o compuestos. Dichos elementos o compuestos no se encuentran unidos químicamente, su proporción es variable, cada sustancia conserva sus propiedades físicas y químicas y pueden ser separados por métodos físicos.

## 7. NATURALEZA DISCONTINUA DE LA MATERIA.

La materia y la energía están siempre en continuo movimiento, sufren continuos choques al moverse y esto ocasiona los diversos cambios y los diversos estados de la materia.

La materia no es de naturaleza continua sino de naturaleza discontinua, esto quiere decir que entre porción de materia o mejor aún entre moléculas y moléculas existen espacios vacíos llamados espacios intermoleculares. La magnitud de estos espacios depende de la existencia de fuerzas de atracción (cohesión) y de repulsión entre las moléculas. En toda porción de materia están presentes las fuerzas de cohesión y las fuerzas de repulsión; según la que predomine será la magnitud de los espacios intermoleculares. Los estados de la materia sólido líquido y gaseoso se forman en relación a la magnitud y predominio de estas fuerzas al valor de la energía cinética de las partículas que forman la sustancia. Conoce el significado del término energía cinética gas,



adquiriendo aquel la forma del balón. Si pudiéramos trasladar la muestra de gas a un balón de americano, el gas nuevamente adquiriría la forma de tal balón. Si se libera el gas rápidamente se difunde y dispersa en el aire que lo rodea. Si existe un hoyo pequeño en el balón, el gas se escapará lentamente. Se puede introducir más gas al balón con una bomba de aire o simplemente soplando con la boca. Al introducir más gas el balón aumentará de volumen, deformándose éste y aún reventando si se intenta llenar con demasiado gas. Algo similar ocurrirá si calentamos indirectamente el balón y por lo contrario, si se enfría, el volumen disminuye y notamos que el balón se achata. Pues bien; ¿crees tú poder explicar estas observaciones o responder a preguntas tales como:

Para intentar dar una respuesta a lo que anteriormente hemos señalado, podemos buscar un comportamiento semejante al de los gases en otra situación que comprendamos mejor. Frecuentemente, ésta situación que se comprende bien, llamada *modelo*, es muy útil para ayudarnos a encontrar una explicación de nuestro problema. Si la información que poseemos acerca del fenómeno observado es suficiente y adecuada estamos en posibilidad de formular un modelo que resulte compatible con los hechos conocidos. Trataremos de formular un modelo que represente el gas (aire) del balón mediante un sistema acerca del cual todos conocemos algo.

Sabemos que el aire es una mezcla de gases, y que debe estar formado por partículas de diferente tipo pero similares en ciertas propiedades físicas que permiten explicar las observaciones que comentábamos líneas arriba.

Si quisiéramos identificar las partículas que forman el gas con algún cuerpo de las que conocemos ¿Cuál de las siguientes eligirías? canicas de vidrio, esferas de madera, pelotas de goma elástica, pelotas de plastilina o postas.

Antes de dar tu respuesta, piensa si las propiedades de el objeto que eligiste permite explicar en algo el comportamiento de los gases. Lo más probable es que tu elección recayera sobre las pelotas de goma elástica, que al caer al suelo saltan alcanzando la altura desde la cual cayera. Si se les arroja contra una pared, en una habitación pequeña, rebotarán de pared en pared, perdiendo gradualmente su impulso hasta detenerse.

Pero aclaremos como el movimiento de estas pelotas permite explicar el comportamiento del gas en el balón. Supongamos que el aire o cualquier otro gas, estuviese formado por un conjunto de pequeñísimas pelotitas moviéndose en todas direcciones y chocando con las paredes del recipiente.

Cuando la pelota choca con la pared, la empuja, pero la pared empuja a la pelota con una fuerza igual de manera que la pelota abandona la pared, rebotando en otra dirección. Si existe un enorme número de pelotitas, habrá un gran número de estas colisiones por segundo. Este modelo es capaz de explicar los empujones que recibe la pared. Los empujones recibidos por una cierta superficie de la pared (digamos una superficie cuadrada de 1 cm de lado), se denomina *presión ejercida por el gas*. Podemos decir que los choques de las pelotitas con la pared del globo explican la *presión del gas*. Si se agrega mayor cantidad de gas al globo, habrá más partículas, por lo tanto mayor número de choques por segundo, por lo tanto mayor número de empujones por unidad de superficie.

## 8. ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA.

### 8.1. ESTADO GASEOSO.

Es sorprendente el hecho de que solo a partir de 1754, los químicos empezarán a trabajar en el laboratorio con diferentes tipos de gases, y que hoy en día este estado de la materia sea el más intensamente estudiado y comprendido a pesar de que el hombre ha estado durante mucho más tiempo familiarizado en los trabajos de investigación con los sólidos y líquidos.

Aún así, hubo de transcurrir más de un siglo entre el surgimiento de la noción de gas formulada por Van Helmont y el estudio y obtención de éstos. Esto se puede en parte explicar por el hecho de que los gases son más difíciles de coger, combinar y estudiar, que los sólidos y líquidos, ya que antes del siglo XVIII no se disponía de técnicas adecuadas para recolección y obtención de éstos.

El estudio sistemático de las propiedades de los gases, de los métodos de obtención y de la forma como reaccionaban se dió a la par que el surgimiento y consolidación de la Teoría Atómica de Dalton, permitiendo así la formulación de una serie de conceptos que permitieron explicar las propiedades de los gases.

El estado gaseoso es un estado muy común de la materia estamos bastante familiarizados con los gases, especialmente con la mezcla de gases, conocida como aire.



Figura Ai insuflar aire en un globo, éste se expande. ¿Cómo explicaría usted este fenómeno?

Todos sabemos que los gases se diferencian de los sólidos y líquidos. Los gases no poseen un volumen constante, toman la forma del recipiente que los contiene situación que no se presenta en los sólidos. Son difusos fácilmente comprimibles, ejercen presión sobre el recipiente que lo contiene. Consideramos el comportamiento de una muestra gaseosa. En un balón de soccer, este sirve de recipiente para el mayor presión sobre las paredes del recipiente (balón) - las paredes de este se estiran con lo cual aumenta su superficie, deformándose.

Nuestro modelo basado en las pelotitas de goma que rebotan, ha aprobado su primer ensayo porque es capaz de explicar varias de las observaciones realizadas.

Intentaremos explicar ahora como se comportaría el gas de acuerdo a nuestro modelo analizando más detenidamente el comportamiento de las pelotas de goma. Hemos dicho que las pelotitas de goma salta cuando se le deja caer llegando casi a la misma altura desde la cual cayó. Observamos que no llega a la misma altura. Si la pelota hubiese alcanzado exactamente la altura original, hubiésemos dicho que se trata de una pelota perfectamente elástica. Una pelota perfectamente elástica continuaría rebotando eternamente, una vez lanzada. Por otra parte, las colisiones de la pelota de goma con las paredes no son perfectamente elásticas, sabemos que su movimiento se amortigua poco a poco hasta que se detiene, independientemente de la fuerza con que la hayamos lanzado inicialmente. El modelo nos permite ahora formular una predicción. Si cada partícula fuese exactamente igual a una pelotita de goma, perdería velocidad en cada choque con las paredes del recipiente y al cabo de un tiempo razonable largo probablemente todas las partículas del gas habrían dejado de rebotar, cayendo

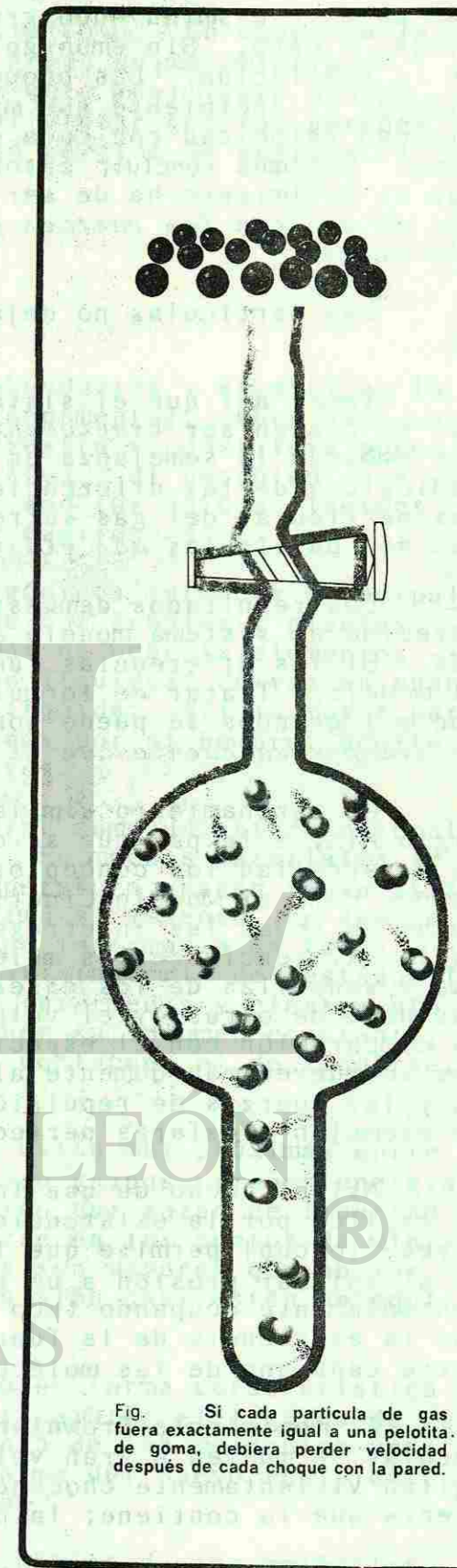


Fig. Si cada partícula de gas fuera exactamente igual a una pelotita de goma, debiera perder velocidad después de cada choque con la pared.



hacia el fondo del recipiente. La presión en el interior del balón debe ir disminuyendo gradualmente hasta anularse y debería -- llegar a cero. Sin embargo la observación contradice directamente la predicción. Las pequeñas partículas de cualquier gas contenido en un recipiente que mantenga su temperatura constante *no* -- pierden velocidad con cada choque, como sucede con las pelotas de goma. Debemos concluir entonces que si el modelo de las partículas en movimiento ha de ser correcto, *los choques de las partículas de gas con las paredes y entre sí deben ser perfectamente -- elásticas.*

Las partículas no dejan de chocar a medida que pasa el tiempo.

Vemos así que el sistema que forma el modelo (pelotas de goma) no pueden ser *exactamente* igual al gas contenido en el balón. Sin embargo la semejanza es grande. Además sabemos ahora donde radica una de las diferencias entre el gas verdadero y el modelo las partículas del gas sufren choques *perfectamente elásticas*, deben ser partículas más elásticas que las pelotas de goma.

Los resultados demuestran que el sistema real (gas) es muy parecido al sistema modelo aunque difiere con él en ciertos aspectos. Si las diferencias fueran muy grandes, podríamos abandonar el modelo. Tratar de formular otro mejor. Si las diferencias no son muy grandes se puede conservar o modificar el modelo, *teniendo siempre en cuenta que el modelo y el sistema no son iguales.*

Un razonamiento similar se dio durante la primera mitad del siglo XIX, a la par que se consolida la teoría atómica surgen y se desarrollan los conceptos que derivan en lo que actualmente se conoce como al Modelo Cinético de los Gases. El cual permite responder a todas las interrogantes planteadas. Este modelo se basa en la existencia de las moléculas como las partículas más pequeñas y sencillas de los gases, los cuales se encuentran muy separados unas de otras, y el volumen ocupado por ellas es despreciable en comparación con el espacio vacío intermolecular. Las moléculas se mueven rápidamente al azar, poseen una gran energía cinética y las fuerzas de repulsión predominan sobre las de atracción y se asemejan a esferas perfectamente elásticas.

Así el hecho de que los gases sean fácilmente comprimibles se explica por la existencia de los grandes espacios intermoleculares, lo cual permite que las moléculas puedan aproximarse entre sí al aplicar presión a un gas. El que los gases se expanda espontáneamente ocupando todo el volumen del recipiente, se explica por la existencia de la fuerza de repulsión, que evita la ligazón entre cada una de las moléculas del gas y sus vecinas.

El movimiento Browniano constituye una prueba de que las moléculas se mueven a gran velocidad. Las moléculas de un gas se agitan violentamente chocando entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene; la presión ejercida por un gas se debe a

estos choques contra las paredes del recipiente. En cuanto a la temperatura, es la magnitud que mide el grado de movimiento de las moléculas. Estas permanecen en constante movimiento debido a que por ser perfectamente elásticas, al chocar con las paredes del recipiente o unas con otras no sufren pérdida de energía cinética.

## 8.2. ESTADO LIQUIDO.

Los líquidos son al mismo tiempo abundantes y escasos en la naturaleza. El agua que es el líquido fundamental, cubre las -- tres cuartas partes de la superficie terrestre y constituye poco más del 70% de nuestro cuerpo. Pero el agua y el petróleo -- que está almacenado en la corteza terrestre -- son los únicos líquidos que existen en estado natural en grandes cantidades.

Existen también ciertos fluidos orgánicos formados principalmente de agua como la sangre, la savia de los árboles y plantas, -- el aceite de ciertas plantas, etc. De más de ochenta elementos -- que existen en la naturaleza solo dos son líquidos; de vez en cuando un volcán vomita lava fundida que es líquida. Así la mayor parte de los líquidos son productos elaborados por el hombre, aceite vegetal, alcohol, gasolina, acetona y otros.

El estado líquido se puede considerar como un estado natural intermedio entre el sólido y el gaseoso. En muchos materiales se observa que, a medida que aumenta su temperatura, pasan de su estado sólido original, al líquido y por último al gaseoso, de suerte que el estado líquido constituye una etapa intermedia en tales -- transformaciones. Un modelo molecular satisfactorio del estado líquido tiene que reflejar dicha condición intermedia y ciertas propiedades de los líquidos como. El mantener su volumen constante, el tomar la forma del recipiente que los contiene, el de fundirse, etc.

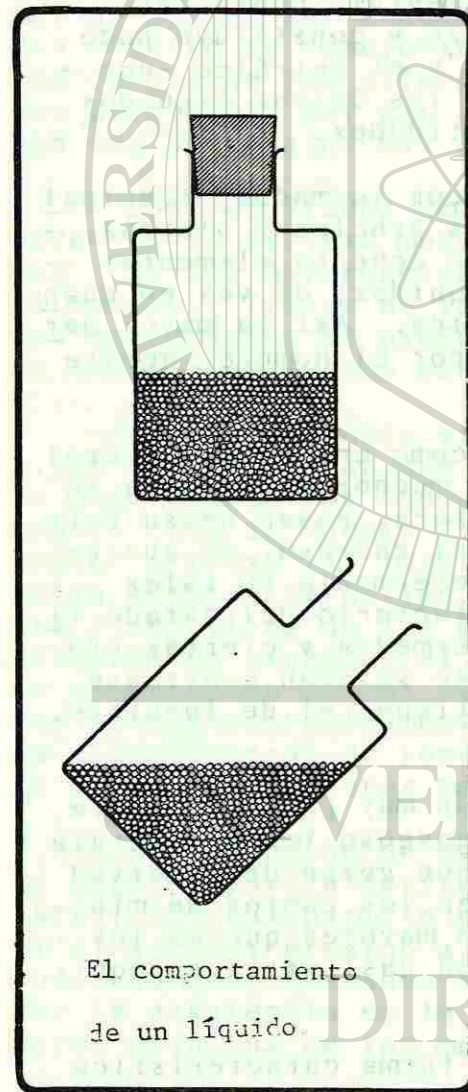
En el estado líquido las moléculas están muy próximas entre sí poseen menor movimiento que en el estado gaseoso (menor energía cinética), no ocupan posiciones fijas, sino que gozan de libertad para deslizarse unas sobre otras y situarse en los puntos de mínima energía, los espacios intermoleculares son mayores que en los sólidos y las fuerzas de atracción y repulsión casi están en equilibrio.

De acuerdo a esto, un líquido no posee forma característica debido al movimiento de las moléculas, al cambiar el líquido de recipiente éste fluye debido al deslizamiento de las moléculas unas sobre otras, e inmediatamente toman la forma del nuevo recipiente por ser ésta posición la de menor energía.

La difusión se debe a la energía cinética de las moléculas,

al cambiar el líquido de recipiente éste fluye debido al deslizamiento de las moléculas unas sobre otras, e inmediatamente toman la forma de nuevo recipiente por ser ésta posición la de menor energía.

La difusión se debe a la energía cinética de las moléculas, que le permite moverse de un punto a otro, aprovechando para ello los espacios intermoleculares. Conservan su volumen constante, debido a que si bien el espacio intermolecular en ellos comparado con el de los sólidos es mayor, continúa siendo más pequeño y no se pueden comprimir demasiado.

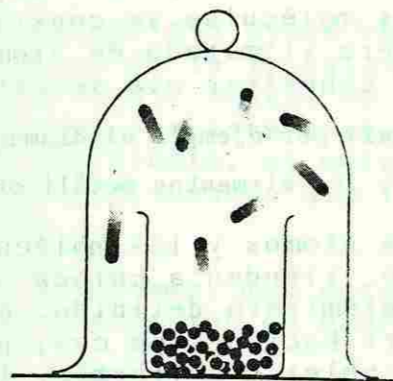


#### OTRAS PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS.

Es un hecho bien conocido que, cuando el agua y otros líquidos permanecen por un largo tiempo en un recipiente destapado, gradualmente se evaporan. Este hecho necesariamente significa que entre las moléculas del líquido hay algunas que logran adquirir una cantidad de energía cinética suficientemente grande que les permite escapar a la acción de las fuerzas de atracción que ejercen sobre ellas las moléculas vecinas y así salir del líquido. Podemos imaginar que una molécula situada cerca de la superficie es expulsada de la masa líquida a consecuencia de una colisión con otra molécula que viaja a gran velocidad, como se muestra en la figura.

Si se tapa con una campana, fig. pág 77) un vaso donde hay un líquido, sucederá el fenómeno antes descrito, el nivel del líquido desciende durante algún tiempo y permanece luego constante. Esto se debe a que, en su continuo movimiento, algunas moléculas que escaparon del líquido regresan a él y llega un momento en que el número de moléculas que escapan es igual al número de las que regresan al líquido, en este punto las moléculas

del vapor ejercen una presión que toman un valor característico para cada líquido y se denomina presión de vapor. El valor de esta presión depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura.



La presión de vapor de un líquido.

#### 8.3 ESTADO SOLIDO.

Todos estamos familiarizados con el estado sólido, sabemos por ejemplo que los sólidos tienen forma y volumen definido y que difícilmente pierden éstos, sin embargo ¿sabemos a qué se deben estas características del estado sólido, o cómo se encuentran acomodadas sus moléculas?

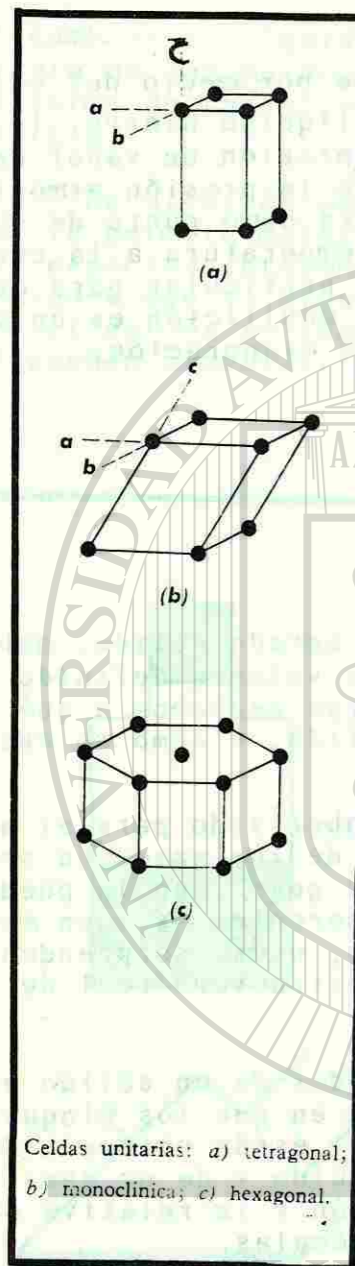
Parece que el estado sólido debería haber sido para el hombre el más fácil de estudiar. A diferencia de los gases su presencia es obvia; a diferencia de los líquidos y gases, se le puede retener con facilidad. Estable, compacto, coherente, es, con mucho, el estado más satisfactorio para tratar. Es, pues, sorprendente que hasta hace 50 años no se confirmase la estructura real de los sólidos.

Hoy sabemos que muchas de las propiedades de un sólido están determinadas por su estructura: por la forma en que los bloques estructurales básicos del material -los átomos- están unidos. Sabemos que lo que distingue un sólido de un líquido y de un gas -lo que hace que parezca rígido- es la disposición y la relativa proximidad de las agrupaciones de átomos: las moléculas.

Esta relativa proximidad de las moléculas se debe a la existencia de las fuerzas de atracción, que en este estado de agregación son las predominantes; y en consecuencia las moléculas empiezan a ocupar posiciones definidas entre sí dentro del volumen del material, disminuyendo la magnitud de los espacios intermoleculares.

A pesar de que las fuerzas de cohesión predominan sobre las fuerzas de repulsión, las moléculas de un sólido pueden tener toda vía un movimiento vibratorio, éste es insuficiente para mantenerlas en movimiento de un lado para otro y no puede romper el arreglo espacial de las moléculas.

En general son posibles dos tipos de sólido: uno formado por agregados de moléculas, en los cuales cada molécula retiene su



identidad, por ejemplo hielo, plásticos, etc. Y otro en el que las moléculas se consideran formadas por un número ilimitado de átomos enlazados por fuerzas cohesivas que se establecen de una forma especial, por ejemplo el diamante - - (una forma del carbón) y los elementos metálicos.

Puesto que los átomos y las moléculas se atraen mutuamente, tienden a colocarse entre sí en un empaquetamiento definido, esto ocurre mediante distribuciones en conjuntos tridimensionales estables y uniformes, llamados cristales, que aparecen en ambos tipos de sólidos.

El uso de los rayos X y del microscopio electrónico han permitido establecer que existen sólo siete grupos principales de cristales:

GRUPO	EJEMPLOS
Cúbico	Diamante, alumbre, oro, hierro, plomo, cobre, plata, etc.
Tetragonal	Estaño, circonio, etc.
Rómbico	Topacio, azufre, nitrato de plata, etc.
Monoclínico	Sulfato de cobre, ácido bórico, etc.
Trigonal	Arsénico, cuarzo, hielo, etc.
Hexagonal	Magnesio, zinc, calcio, etc.

Evidentemente los átomos y moléculas representados en las gráficas no corresponden a la realidad. Los átomos o moléculas no permanecen quietos en sus sitios particulares sino que se encuentran vibrando.

## 9. LOS CAMBIOS DE ESTADO Y SU RELACION CON LA ENERGIA.

Hemos mencionado al principio de la unidad que materia y energía forman un todo que constituye lo que nos rodea. Acabamos de ver cómo la energía, en una de sus formas (cinética), está presentada en todas las clases de materia, sean sólidas, líquidas o gaseosas. ¿Puedes nombrar más de cinco tipos de energía?

La energía puede cambiar de un tipo a otro; un caso específico es el de la transformación de la energía calorífica en energía cinética. Aunque no hayas reparado en ello, a diario tú te relacionas con esta transformación; por ejemplo, al calentar agua en un recipiente, el calor (energía) se transforma en energía cinética, ocasionando que las moléculas de agua se muevan más rápidamente.

Estudiemos más detenidamente los efectos que puede ocasionar la conversión de energía calorífica a cinética.

### 9.1. CAMBIO DE ESTADO.

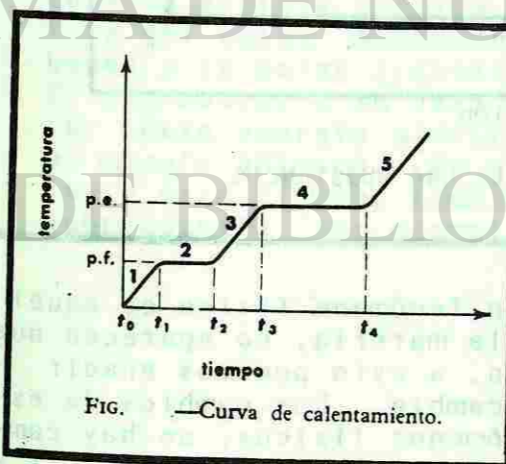
Un sólido que se calienta, acaba por convertirse en líquido; si continúa calentándose, el líquido se vaporiza, convirtiéndose en gas. En el estado sólido las partículas están distribuidas de modo ordenado; en el líquido el orden es de grado inferior; y en los gases se encuentran en absoluto desorden.

Cuando una sustancia sufre transformación de estado físico se dice que experimenta un cambio de estado.

Al suministrar calor a un cuerpo sólido, sus partículas empiezan a oscilar a uno y otro lado en el cristal correspondiente. A medida que se añade más calor, aumenta la amplitud de las vibraciones, y aunque éstas son todavía demasiado pequeñas para provocar cambios visibles, el cristal se va desordenando poco a poco de modo progresivo.

El calor incrementa la Energía Cinética de las partículas y, como ésta se mide por la temperatura, es obvio que ésta ascenderá también progresivamente hasta que se alcanza el punto de fusión de la sustancia. (p.f.)

Al llegar a este punto (p. f.) las vibraciones de las partículas son ya tan amplias que cualquier cantidad adicional de calor se empleará en romper las fuerzas de atracción entre las partículas próximas. En consecuencia, como la energía cinética no aumenta, tampoco lo hará la temperatura; ésta se mantendrá constante; en este momento disminuye continuamente la cantidad de sólido y aumenta la del líquido. La temperatura a la cual coexisten ambas fases, sólida y líquida, se denomina temperatura de fusión de la sustancia; y es específica para cada una de ellas, es por ello que nos permite diferenciar entre dos sustancias dadas. Si la totalidad de la sustancia pasa al estado líquido y se sigue añadiendo ca-

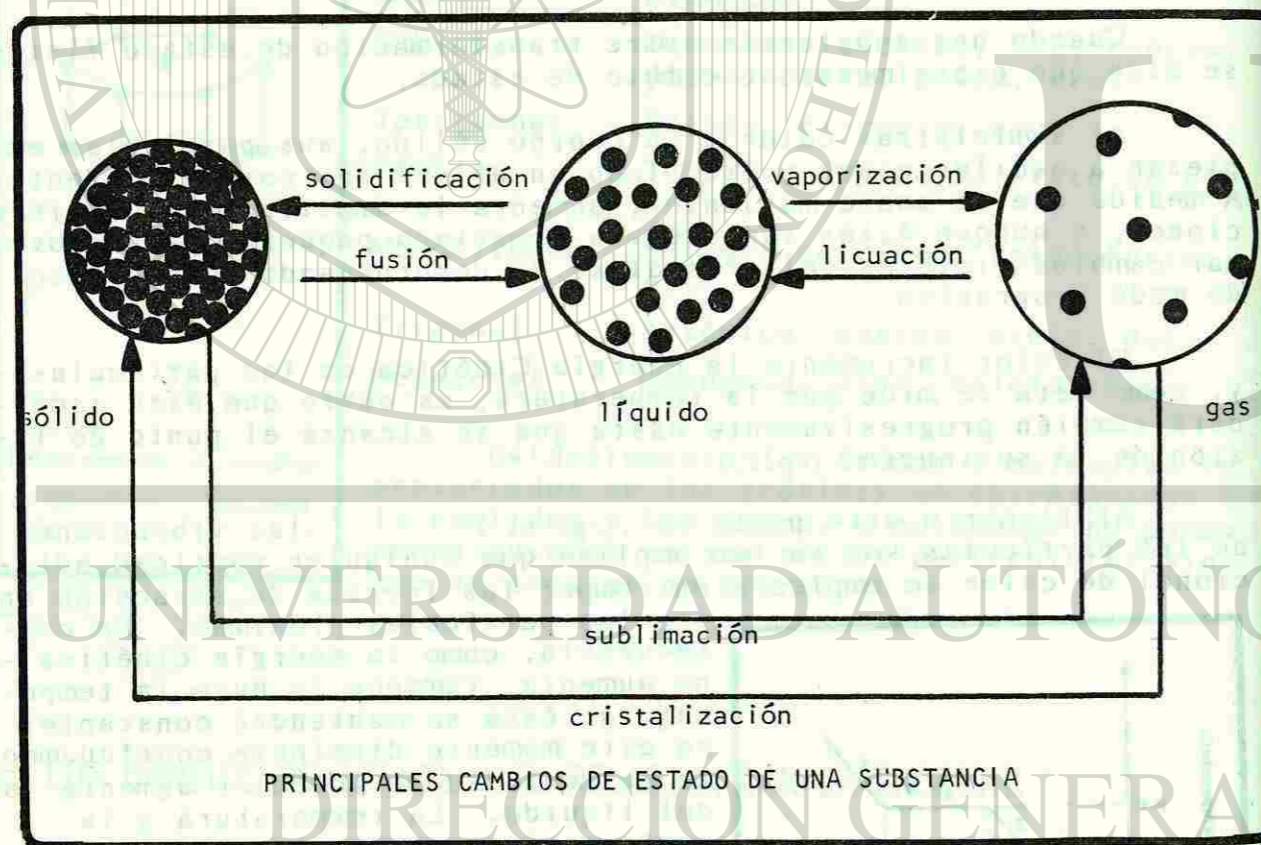


lor, este se utiliza de nuevo en incrementar la Energía Cinética de las partículas, ahora en estado líquido, aumentando, en consecuencia, la temperatura de ésta. El proceso continúa hasta que se alcanza el punto de ebullición. A partir de este momento todo el calor se emplea en vencer las fuerzas de atracción entre cada partícula y sus vecinas en el seno del líquido o, finalmente, al romper dichas fuerzas, el líquido se convierte en gas; la temperatura en la cual sucede esto es también característica de cada sustancia y nos permite diferenciar una de otra.

Estos cambios de estado, fusión y vaporización, o sus inversos: congelación (paso de líquido a sólido) y licuación (paso de gas a líquido) son con los que más relacionado estás. Sin embargo existen otros cambios de estado, como son:

a) Sublimación.- Que consiste en la transformación de ese gas en cristales por enfriamiento.

b) Cristalización.- Que es el proceso por medio del cual una sustancia pasa al estado sólido, formando figuras geométricas (cristales) definidos e invariables para cada sustancia.



Como se señaló en la unidad 1, un fenómeno físico es aquél que no altera la naturaleza íntima de la materia, no aparecen nuevas sustancias cuando este se presenta, a esto podemos añadir -- que además, la composición química no cambia. Los cambios de estado ya expresados son ejemplos de fenómenos físicos, no hay cambio en la composición química de las sustancias. Es decir, si

se trata de un compuesto que pasa del estado líquido al gaseoso, por ejemplo alcohol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) las moléculas de éste tanto en el estado líquido como en el gaseoso seguirán siendo idénticas, es decir, su composición no varió.

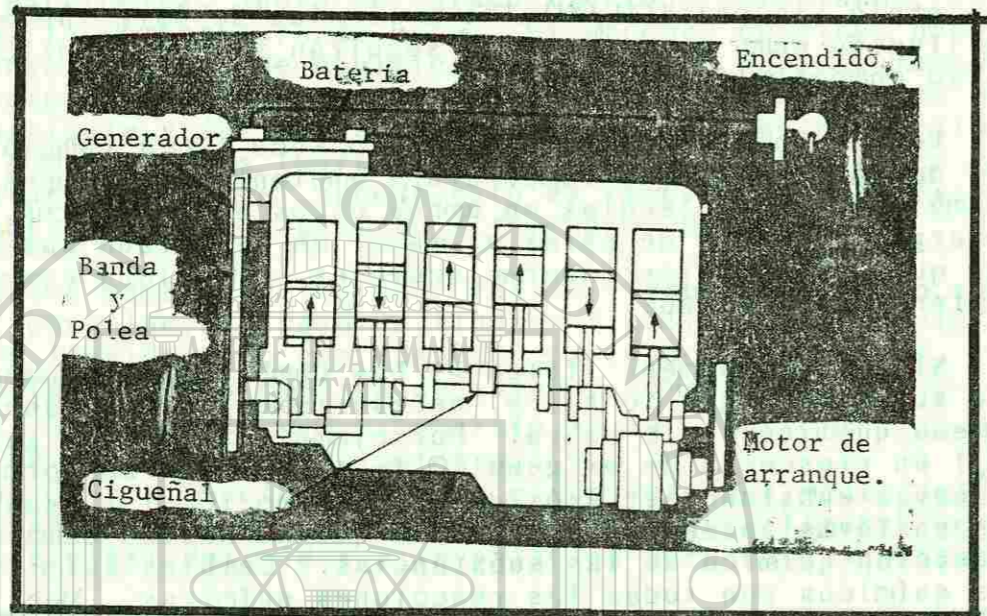
Veamos un ejemplo más, el hielo seco ( $\text{CO}_2$ ) cambia directamente de sólido a gas a temperatura ambiente, su composición no ha cambiado, sus moléculas en ambos casos son idénticas, sólo que la energía cinética de éstas es mayor en el estado gaseoso, al igual que los espacios intermoleculares. Menciona cuando menos diez fenómenos físicos.

Si en un fenómeno físico no hay cambio en la composición de la sustancia que lo sufre, necesariamente al presentarse un fenómeno químico sí lo habrá. Por ejemplo al quemar gasolina -- ( $\text{C}_8\text{H}_8$ ) en presencia de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), estos se transformarán en -- dos nuevas sustancias: dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), -- ambos en forma gaseosa, es evidente que ha habido cambios en la composición química de las sustancias. Cambios químicos o fenómenos químicos son todas las reacciones químicas. Menciona diez casos de fenómenos químicos.

Tanto los fenómenos físicos como los químicos están asociados a cambios de energía.

## 9.2. ENERGIA.

Uno de los conceptos científicos más difíciles de comprender es el de energía. Durante mucho tiempo la energía se definió como trabajo, o como la capacidad de realizar trabajo. Desafortunadamente, esta definición no es por completo satisfactoria, pues la energía se manifiesta de muchas maneras. Por ejemplo, considérese el sistema batería -- generador de un automóvil. En el momento de encender el interruptor de arranque, la energía química de la batería se convierte en energía eléctrica. El automóvil arranca y la energía química de la gasolina se convierte en energía motriz del auto. A medida que el cigueñal adquiere velocidad, la -- banda y la polea transfieren su energía mecánica al generador. -- El generador, a su vez, convierte la energía en energía eléctrica. Esta energía eléctrica pasa a la batería donde se convierte en energía química. En esta forma, la batería se "recarga". Durante este tiempo, también se generan otros tipos de energía como subproductos, por ejemplo, calor.



Definir la energía es una tarea difícil. En principio, se definirá como una cualidad que posee toda la materia. En condiciones adecuadas, la energía puede transformarse en trabajo. Como se mencionó ya, una clase de energía puede transformarse en otra. La energía puede transmitirse de una partícula de materia a otra. Con una gran excepción -el cambio nuclear- todas estas conversiones y transferencias se realizan sin pérdida o ganancia observable de la cantidad total de energía.

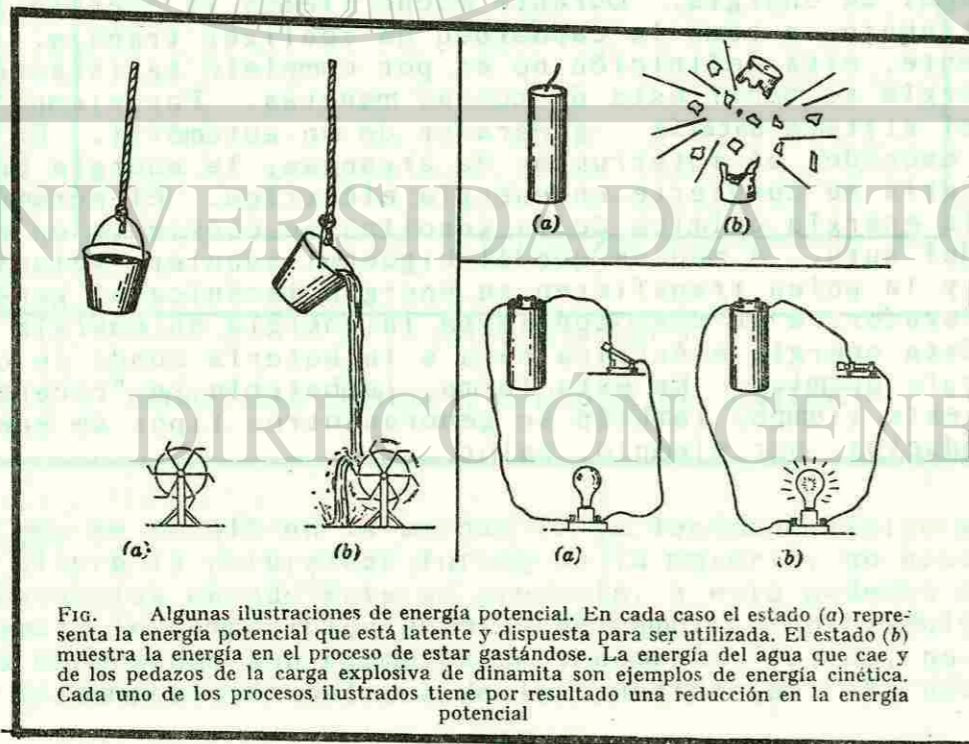


Fig. Algunas ilustraciones de energía potencial. En cada caso el estado (a) representa la energía potencial que está latente y dispuesta para ser utilizada. El estado (b) muestra la energía en el proceso de estar gastándose. La energía del agua que cae y de los pedazos de la carga explosiva de dinamita son ejemplos de energía cinética. Cada uno de los procesos ilustrados tiene por resultado una reducción en la energía potencial

La energía potencial y la cinética son las dos formas generales de energía. La energía potencial depende de la posición de una porción de materia con respecto a otra. La energía se refiere al movimiento de una porción de materia en respecto a otra.

Cuando se hace referencia a la posición de la materia, se está hablando de energía potencial. Cuando se hace referencia a la materia en movimiento, se está hablando de energía cinética.

### 9.3. MATERIA Y ENERGIA.

Por años, los científicos supusieron que la cantidad total de materia y energía del universo es constante. Tradicionalmente enunciaron esta creencia en forma de dos leyes. Estas leyes son: la ley de la conservación de la materia y la ley de la conservación de la energía. La ley de la conservación de la materia establece que la materia siempre se conserva. Este enunciado significa que la cantidad total de materia del universo permanece constante. La materia no se crea ni se destruye. Únicamente cambia de forma.

La ley de la conservación de la energía establece que la energía siempre se conserva. Este enunciado significa que la cantidad total de energía del universo debe permanecer constante. La energía no se crea ni se destruye. Sólo cambia de forma.

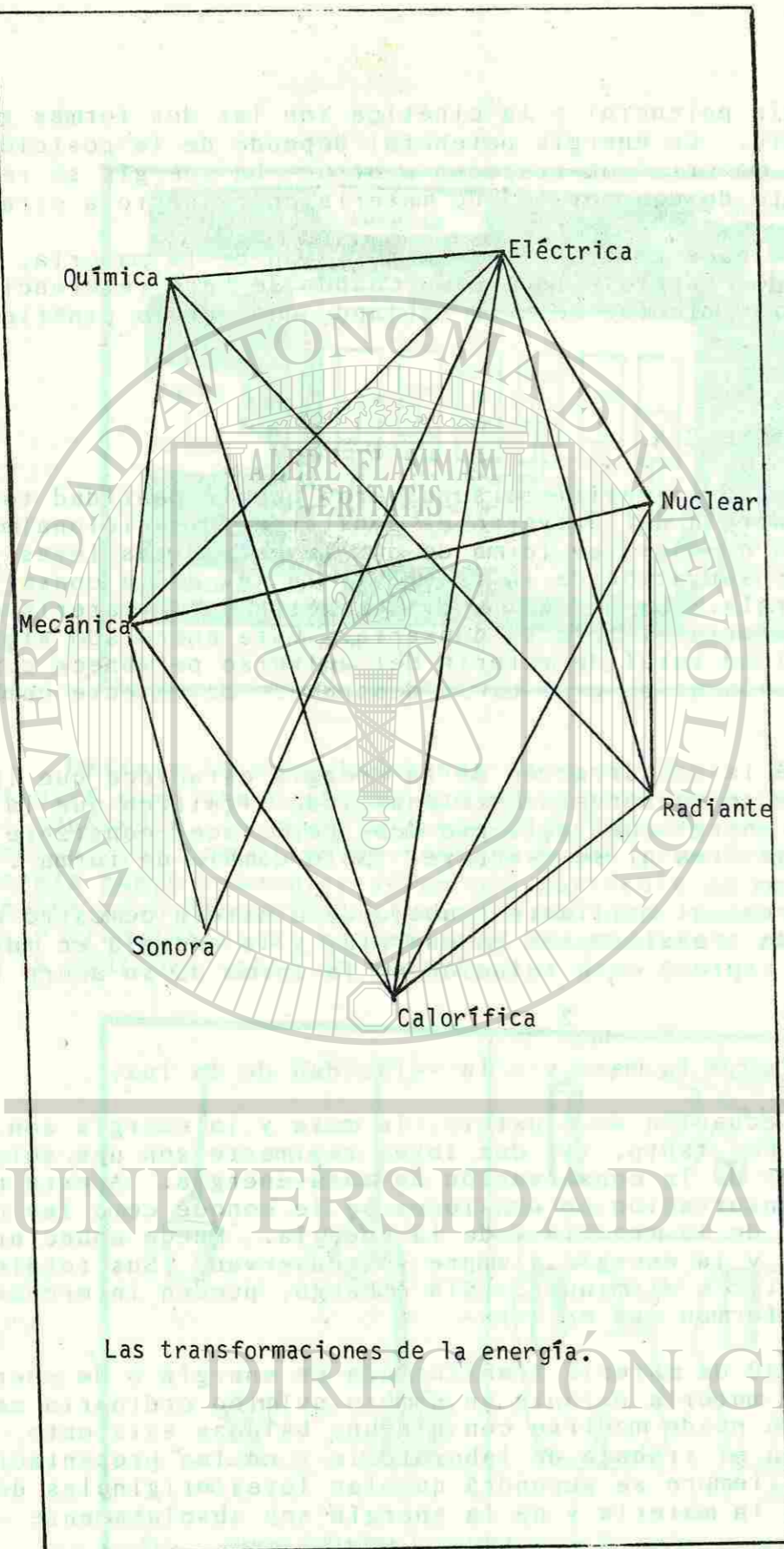
Sin embargo, el brillante trabajo de Einstein demostró que la materia puede transformarse en energía, y la energía en materia. Einstein expresó esta relación en la forma de su ahora famosa ecuación.

$$E = mc^2$$

-E es la energía, m la masa y c la velocidad de la luz-

Según la ecuación de Einstein, la masa y la energía son equivalentes. Por tanto, las dos leyes realmente son una sola e idéntica: la ley de la conservación de masa-energía. A esta nueva ley de la conservación en ocasiones se le conoce como ley de la conservación de la materia y de la energía. Puede enunciarse así: la materia y la energía siempre se conservan. Sus totales no pueden aumentar o disminuir. Sin embargo, pueden interconvertirse -se transforman una en otra-

La cantidad de materia transformada en energía o de energía transformada en materia durante un cambio químico ordinario es muy pequeña. No puede medirse con ninguna balanza existente. En consecuencia, en el trabajo de laboratorio y en las presentaciones del texto, siempre se supondrá que las leyes originales de la conservación de la materia y de la energía son absolutamente correctas.



Las transformaciones de la energía.

## MEDICION DE LA MATERIA.

Desde los tiempos más remotos, el hombre ha sentido la necesidad de hacer mediciones y de expresar estas cantidades (medidas) por medio de unidades convenientes, por ejemplo para estimar cuándo y cuánto sembrar, cómo intercambiar bienes, o cómo formular recetas para alguna manufactura primitiva (obtención de cobre, hierro, etc.). Las unidades de medida más antiguas eran aquellas que tenían como base al hombre mismo u objetos adecuados que lo circundaban.

Es necesario recalcar que algunas de las magnitudes que los antiguos necesitaban medir -masa, tiempo, longitud- son también las propiedades fundamentales que conciernen al científico, aunque naturalmente han cambiado mucho a través de los años de precisión de estas medidas y las unidades para expresarlas, por ejemplo la yarda, unidad de longitud que se introdujo en el siglo XV, equivalía a la distancia entre la nariz de un hombre y la punta del dedo cordial de su propio brazo extendido. Es evidente que tal cantidad no se puede reproducir con exactitud, puesto que las dimensiones físicas del ser humano son muy variables.

El uso sistemático de las mediciones cuantitativas permitió a Lavoisier formular la ley de la Conservación de la Materia. En el estudio de la Química un gran número de investigaciones requiere de mediciones. Tendrá que registrarse, por ejemplo, cambios de volumen, temperatura, etc. Las masas de los materiales antes y después de una reacción, así como el tiempo transcurrido en ella deberán medirse también.

El sistema de unidades que se usa más comúnmente en la química, se llama Sistema Métrico o Sistema Internacional de Unidades S.I. En seguida se enumeran las unidades fundamentales de este sistema.



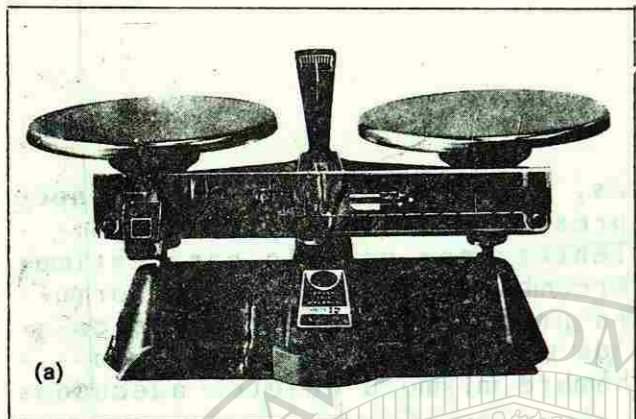


FIG. BALANZA GRANATARIA

CUALIDAD	UNIDAD	ABREVIATURA
Masa	Kilogramo o gramo	Kg. o g.
Longitud	Metro	m.
Tiempo	Segundo	seg. o s
Temperatura	Grado Kelvin o Grado Celcius	$^{\circ}\text{K}$ $^{\circ}\text{C}$

#### MASA. -

En el sistema Métrico se emplea el Kilogramo o el gramo como unidad de medición. Existen dos formas de medir la masa; uno es por *comparación directa*, para ello se utiliza la balanza, la que se basa en comparar directamente las masas desconocidas con las masas patrón (valor conocido). En el laboratorio aprenderás a emplear correctamente la balanza.

Existen otros instrumentos denominados *básculas* en los que se elimina por completo la comparación directa para la medición de la masa. Las básculas generalmente tienen un muelle o resorte, que se estira o retrae cuando se cuelga un objeto en uno de sus extremos. El grado de estiramiento o de retracción es proporcional a la masa del objeto. En la fig. (a) se ilustra una báscula sencilla.

La mayoría de las mediciones científicas de la masa se hacen con instrumentos de medición directa.

#### VOLUMEN. -

En el laboratorio es común que trabajemos con determinado volumen de líquidos, éstos se miden por lo general usando recipientes calibrados llamados probetas. Las probetas se construyen de piezas cilíndricas de vidrio y se fabrican para contener diversos volúmenes. Estos cilindros se calibran en la fábrica de modo que contendrán ciertos volúmenes. Los volúmenes de líquidos pueden medirse vertiendo una muestra líquida en el cilindro y observando la posición de la superficie del líquido. En el trabajo de laborato-

rio te familiarizarás con este instrumento de medición, así como en otros; bureta, pipeta, matraz aforado, etc.

#### TIEMPO. -

Las mediciones de tiempo se llevan comúnmente a cabo usando *relojes mecánicos*, que están diseñados de manera que el movimiento de las manecillas corresponda al paso del tiempo definido. -- Además emplean una escala expandida (décimas de segundo).

#### LONGITUD. -

Poco usado en el trabajo de laboratorio de química, su uso corresponde al de física.

#### TEMPERATURA. -

Una forma de energía que experimentamos con frecuencia en nuestro medio ambiente, es el *calor*. La energía calorífica de un cuerpo es el *resultado del movimiento de las moléculas constituyentes del cuerpo*. Para dar el grado de más caliente o más frío a los cuerpos es necesario establecer una escala relativa de comparación llamada *escala de temperatura*. Existe una importante diferencia entre *calor y temperatura*. La cantidad de calor asociada con un cuerpo depende de la cantidad de materia que contiene, mientras que la temperatura es la misma para diferentes cantidades, por ejemplo está asociada mucho más calor al quemar 1 lto. de gasolina, que con 100 ml., mientras que las temperaturas pueden ser las mismas.

Para establecer una escala de temperatura se usa lo que se conoce como estados térmicos de referencia. En los trabajos científicos se usa la escala *celsius* y la escala *kelvin*.

La escala celsius (antes centígrada) se definió estableciendo el estado térmico correspondiente al punto de fusión del agua como 0, y el estado térmico correspondiente al punto de ebullición del agua como 100. El grado celsius se consideró como 1/100 de la diferencia entre el punto de fusión y el punto de ebullición del agua.

En el siglo XIX un hombre de ciencia inglés, Lord Kelvin, estableció una escala de temperatura que usó como punto de referencia para el 0° el estado térmico más bajo posible, este estado térmico más bajo se estableció como 0° K (0° K = -273.15°C). El tamaño del °K se eligió igual al grado celsius. La relación entre ambas escalas es simple:

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

Una vez que cuenta con escalas de temperaturas adecuadas es posible medir la temperatura de diferentes sustancias con termó-

metros, o aparatos que se gradúan de fábrica. El uso de termómetros adecuados nos permite conocer los puntos de ebullición o fusión de diferentes sustancias, lo que permite que las identifiquemos.

#### DENSIDAD.-

Una propiedad característica de cada sustancia pura es su densidad, que se define como la masa por la unidad de volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{m}{v}$$

La densidad se expresa como el número de gr/ml. Esta combinación se considera como la unidad de densidad. La unidad de densidad es una unidad métrica derivada o secundaria por estar constituida por dos unidades primarias o básicas. Puesto que cada sustancia suele tener una densidad característica, la determinación de la densidad de un material desconocido puede ayudar a su identificación. La densidad se emplea para expresar la unidad de gramos por litro g/l.

Puesto que la densidad se expresa mediante dos unidades primarias, gramos y mililitros, deberán hacerse dos mediciones para determinarla.

Describe estas operaciones para calcular la densidad de un sólido.

El concepto de densidad se puede ilustrar mejor resolviendo algunos problemas.

#### EJEMPLO 1

Una pieza de plata cuyo volumen es de 500 ml., pesa 5.250 kg. - ¿Cuál es la densidad de la plata?

$$D = \frac{m}{v} = \frac{5.250 \text{ kg.}}{500 \text{ ml.}} = \frac{5250 \text{ g.}}{500 \text{ ml.}} = 10.5 \text{ g./ml.}$$

Nótese que la ecuación  $D = \frac{m}{v}$  contiene tres componentes, por tanto si se conocen dos cualesquiera de ellos, el tercero se puede calcular.

#### EJEMPLO 2

Un vaso de precipitados pesa 25.60 g. vacío, y 35.80 g. cuando se introduce en el munición de plomo. ¿Qué volumen ocupará la munición de plomo, si sabemos que su densidad es igual a 11 g./ml.

La fórmula de la densidad es:  $D = m/v$

Nuestra incógnita es el volumen, por lo tanto habrá que despejar de nuestra ecuación para la densidad.

Si  $D = \frac{m}{v}$  despejando v nos queda:

$Dv = m$  despejando D nos da:

$v = \frac{m}{D}$  en este momento podemos sustituir en esta ecuación los valores conocidos para m y D

La masa del plomo es = masa del vaso lleno - masa del vaso vacío

$$m_{\text{plomo}} = m_{\text{vaso ll.}} - m_{\text{vaso v.}}$$

$$m_{\text{plomo}} = 35.80 \text{ g.} - 25.60 \text{ g.} = 10.2 \text{ g.}$$

$$v = \frac{10.2 \text{ g.}}{11.0 \frac{\text{g.}}{\text{ml.}}} = 0.918 \text{ ml.}$$

PROBLEMA 1.- El volumen de un líquido se midió en una probeta y se pesó en una balanza. Las lecturas fueron de 25 ml. y 12 g. Calcular la densidad del líquido. Investigar de qué sustancia se trata.

PROBLEMA 2.- Un sólido irregular pesa 50.40 g., se coloca en una probeta graduada 75ml. de agua y se agrega el sólido, el volumen final es de 81 ml. Calcular la densidad.

#### 12. INCERTIDUMBRE EN LA MEDICION.

Como ya hemos visto, los químicos aplican el método experimental, en el cual buena parte del tiempo se dedica a efectuar mediciones, al efectuar éstas, calcular resultados e informar de ellos a otras personas, los químicos enfrentan ciertos problemas. Uno de ellos es la incertidumbre o inexactitud involucrada en toda medición.

Un investigador no puede esperar hacer mediciones totalmente precisas. Lo que sí debe hacer, para poder obtener de sus experi-



mentos la precisión deseada, es conocer las clases y fuentes de error que se pueden presentar en sus mediciones. ¿Conoces las causas principales de la incertidumbre? La incertidumbre e inexactitud tiene dos causas principales:

- 1) Las limitaciones de los instrumentos utilizados para la medición.
- 2) El grado de experiencia y precisión del propio observador.

Explicemos esto estudiando el siguiente ejemplo:

Supongamos que nos piden determinar el punto de fusión de una sustancia. Al hacerlo debemos leer el termómetro que bastante ampliado se muestra en la figura. Observando ésta superficialmente es evidente que la temperatura es aproximadamente  $31^{\circ}\text{C}$ . Sin embargo, si informamos que es de  $31^{\circ}$ , el dato no es satisfactorio porque no incluye toda la información disponible.

Una observación más cuidadosa de la figura muestra que se lee fácilmente  $30.9^{\circ}\text{C}$ . Probablemente todos los observadores coinciden que el valor es 30.9 y no 30.0 ni 31.0. Nos podemos sentir razonablemente seguros acerca de los tres números, tres, cero y nueve. Si esta medición la volviese a efectuar 10 personas distintas, con el mismo termómetro, y la lectura fuese de 30.9, se trataría de una lectura sumamente precisa, pero ello no significa necesariamente que conozcamos al punto de fusión con gran exactitud. ¿Por qué, si diferentes observadores, usando este mismo termómetro, obtuvieron el mismo resultado? ¿Por qué la determinación no ha de ser exacta? La respuesta puede estar en la naturaleza de los instrumentos de medición empleados. Supongamos que por descuido del fabricante, el valor marcado como 30.60 en un termómetro calibrado por el Buró de Stándares, haya sido marcado 30.90 en nuestro termómetro. Este error haría que nuestro resultado estuviera  $0.30^{\circ}\text{C}$  por encima de todos los valores comparables reportados (la mayor parte de los valores reportados para p. de f., p. de c., densidades, etc., han sido obtenidos con instrumentos calibrados por el Buró de Stándares, que son instrumentos muy exactos. Tendríamos que reconocer que la medición del punto de fusión ha sido de una gran precisión (es decir, altamente reproducible con nuestro termómetro), pero de poca exactitud debido a los errores de calibrado. La exactitud representa la aproximación del resultado de las mediciones al valor verdadero o aceptado. La precisión describe la reproductividad de los resultados empleando un mismo instrumento o un mismo método experimental. La incertidumbre, en este caso, depende del instrumento empleado; es necesario asegurarse que la calidad de los instrumentos de que disponemos corresponde a los propósitos a los cuales se van a destinar los resultados. Por ejemplo, si se trata de determinar en el laboratorio el punto de ebullición del alcohol no emplearíamos un termómetro de los que se usan en el hogar, ya que no son precisos o exactos.

Volvamos por ahora, al resultado obtenido en nuestra medición:  $30.9^{\circ}\text{C}$ . ¿Es posible leer el resultado con una precisión aún

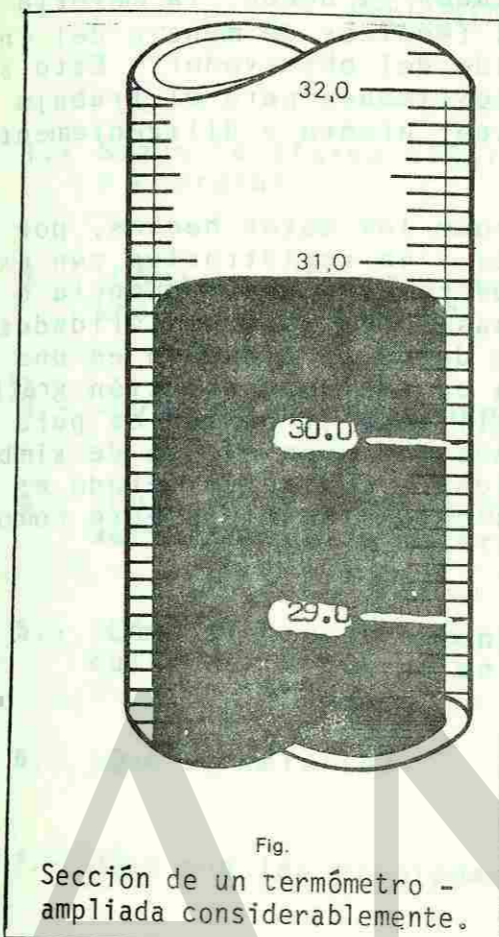


Fig.

Sección de un termómetro - ampliada considerablemente.

mayor? Si se examina muy cuidadosamente la figura se verá que la parte superior de la columna de mercurio está un poco por encima de 30.9. Si dijéramos que la lectura es 30.92251, en el mejor de los casos este dato se presta a ser mal interpretado y en cierto sentido podría ser deshonesto, por que implica una información que no poseemos. Otras personas, leyendo el mismo instrumento, podrían leer quizás  $30.91^{\circ}\text{C}$  o  $30.94^{\circ}\text{C}$ , y todo observador objetivo estará de acuerdo en que realmente no hemos leído las tres últimas cifras de 30.92251, sino que las inventamos sin ninguna base observacional.

¿Cuál sería entonces la manera razonable de anotar lo que vemos? Como todos estamos de acuerdo en que se lee  $30.9^{\circ}\text{C}$ , estas cifras deben anotarse, por que son exactas. La cifra siguiente es dudosa, pero agrega sin embargo alguna información, se puede justificar su registro y escribir cuatro cifras, por ejemplo 30.92. Estas cuatro cifras son significativas. Las cifras 251 en 30.92251 no son significativas y no deben registrarse.

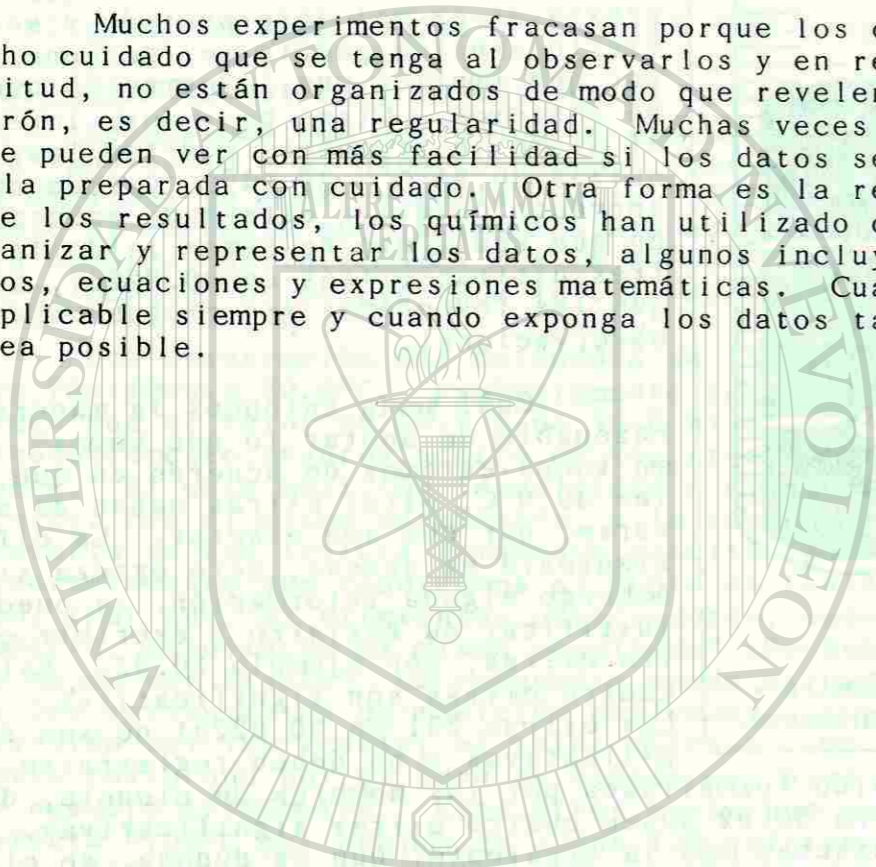
Esta notación ha sido formalizada por los hombres de ciencia, diciendo que el número 30.92 posee cuatro cifras significativas. Todas las cifras exactas más la siguiente, que es dudosa, se clasifican como cifras significativas. Es ésta una manera simple de indicar la responsabilidad o precisión de la medición. Nos indica que todos los observadores están de acuerdo con el valor 30.9 pero que puede haber discrepancias respecto a la última cifra.

El empleo del método de las cifras significativas tiene una seria limitación. Cuando escribimos cuatro cifras significativas, sabemos que la última es dudosa, pero no sabemos en que medida lo es. La indicación de error mediante sus posibles valores, en más y en menos, es muy recomendable cuando se conoce la magnitud del error. Así el número 30.92, con cuatro cifras significativas, podría ser  $30.92 \pm 3$  o también  $30.92 \pm 1$  indudablemente que con estas dos últimas cifras damos más información que en la primera.

La incertidumbre en las mediciones tiene influencia sobre los resultados de los cálculos realizados con ellas. Durante el trabajo de laboratorio se indicará el método para obtener la incertidumbre en el resultado de los cálculos a partir de la incertidumbre de los datos.

Los errores debido al experimentador se deben, la mayoría de las veces, a un desconocimiento de las técnicas de manejo del instrumento a emplear, o bien a un descuido del observador. Esto se corrige adquiriendo y desarrollando habilidades para el trabajo experimental, para lo cual deberás actuar atenta y diligentemente en el laboratorio.

Muchos experimentos fracasan porque los datos hechos, por mucho cuidado que se tenga al observarlos y en registrarlos con exactitud, no están organizados de modo que revelen una tendencia o patrón, es decir, una regularidad. Muchas veces las regularidades se pueden ver con más facilidad si los datos se disponen en una tabla preparada con cuidado. Otra forma es la representación gráfica de los resultados, los químicos han utilizado otros medios para organizar y representar los datos, algunos incluyen el uso de símbolos, ecuaciones y expresiones matemáticas. Cualquier método es aplicable siempre y cuando exponga los datos tan claramente como sea posible.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PREGUNTAS Y PROBLEMAS

- 1.- Según la física clásica ¿Cuál es la diferencia entre materia y energía?
- 2.- ¿Cómo se vió confirmada la afirmación de Einstein de que la energía posee masa?
- 3.- ¿Cuál es el enunciado de la Ley de Conservación de la Masa?
- 4.- ¿Cuál es la limitación a la aplicación de la Ley de la Conservación de la Materia en la química?
- 5.- ¿Cómo afecta un aumento en la energía cinética de las partículas de un cuerpo en su masa?
- 6.- ¿Qué es materia?
- 7.- ¿Qué son las propiedades generales de la materia?
- 8.- Explica cada uno de los siguientes conceptos.
  - a) Masa
  - b) Peso
  - c) Inercia
  - d) Volumen
  - e) Impenetrabilidad
- 9.- Señala las diferencias entre las propiedades generales y específicas de la materia.
- 10.- Enumere las propiedades específicas de la materia. ®
- 11.- Explicar cuál era la idea de Berthelot con respecto a los mixtos homogéneos.
- 12.- Explicar la concepción de Proust sobre los compuestos.

- 13.- ¿Qué consecuencia trajo la formulación de la Ley de las Proporciones Definidas por Proust?
- 14.- Enuncia los postulados de la Teoría Atómica de Dalton.
- 15.- Explica que consecuencias trajo esta teoría para la controversia compuesto solución homogénea.
- 16.- ¿Cómo imaginaba Dalton formadas las sustancias más comunes?
- 17.- ¿Porqué los pesos atómicos calculados por Dalton eran erróneos?
- 18.- Describe el método usado por Dalton para representar los elementos.
- 19.- ¿Qué modificaciones introdujo Berzelius a la notación empleada por Dalton?
- 20.- De acuerdo a la Teoría Atómica ¿cómo se define un elemento?
- 21.- Escribe a) el símbolo con que se representa a los elementos - hidrógeno, oxígeno, sodio, potasio, aluminio, cobre, carbono, azufre, fósforo, neón, estaño.  
b) el nombre de los elementos U, Cr, Al, Po, Ra, Mg, Cl, C, Li, Be, Sr, Pb, Au, Ag, Hg, N. Ti.
- 22.- Investiga a) porqué son importantes los siguientes elementos: oxígeno, carbono, hidrógeno, aluminio, fierro, azufre, estaño, b) elementos que de una u otra forma sean perjudiciales al hombre o a la naturaleza.
- 23.- ¿Cuáles son las características fundamentales de los compuestos?
- 24.- Escribe el nombre de cuando menos diez compuestos con los que estés familiarizado.

- 25.- Investiga a) el uso que se le da a los siguientes compuestos: Metano, ácido sulfúrico, ácido acético, óxido de plomo, agua, b) los perjuicios que pueden ocasionar el uso inadecuado de cuando menos 3 compuestos.
- 26.- Explica cuándo se forman las mezclas heterogéneas.
- 27.- Explica qué es una solución homogénea.
- 28.- ¿Cómo se define a las mezclas?
- 29.- ¿Explicar qué se entiende por naturaleza discontinua de la materia?
- 30.- Explica a qué se debe el que los gases no posean un volumen constante.
- 31.- ¿Dí a qué se debe la presión que ejercen los gases?
- 32.- ¿Dí que sustancia es más comprimible y porqué, una sustancia líquida o una gaseosa?
- 33.- Explica qué tipo de movimiento poseen las moléculas que constituyen un líquido.
- 34.- Describe cómo se lleva a cabo la evaporación.
- 35.- Explica qué es la presión de vapor de un líquido.
- 36.- ¿Qué se entiende por punto de ebullición? ¿Por qué es importante?
- 37.- Describir el movimiento que presentan las partículas que forman un sólido.
- 38.- ¿Qué es un cristal?

39.- Dibuja el esquema de un cristal cúbico, de un hexagonal.

40.- ¿Por qué los sólidos prácticamente no se pueden comprimir?

41.- Compara la magnitud de las fuerzas de cohesión y de repulsión, de los espacios intermoleculares, del movimiento de las moléculas entre los tres estados de agregación.

42.- Describe los cambios que se presentan en la energía cinética, en los espacios intermoleculares y en el orden que guardan entre sí las partículas que forman un sólido al calentarlo.

43.- ¿Qué es el punto de fusión de una sustancia?

44.- Al alcanzar el punto de fusión ¿en qué se emplea el calor suministrado a la sustancia?

45.- Describe los cambios que se presentan en las moléculas de un líquido al calentar éste.

46.- ¿Qué sucede con la energía cinética de las moléculas de un líquido al llegar al punto de ebullición y se sigue aplicando calor?

47.- Define cada uno de los cambios de estado y escribe un ejemplo de cada uno.

48.- Explica qué es un fenómeno físico.

49.- ¿Por qué los cambios de estado son fenómenos físicos?

50.- Elabore una lista de diez fenómenos físicos y diez químicos.

51.- Señale cuál es la diferencia entre energía cinética y potencial?

52.- Da 4 ejemplos de energía potencial diferentes a los mencionados en el texto.

53.- Explica cómo nace el empleo de la medida.

54.- ¿Qué consecuencia trajo la aplicación de la medida cuantitativa en la química?

55.- ¿Cuáles son las unidades de masa, tiempo y longitud de acuerdo al sistema métrico?

56.- Explica cuál es la diferencia entre masa y peso.

57.- Menciona las dos formas en que se mide la masa.

58.- Explica cómo se suele medir el volumen de un líquido.

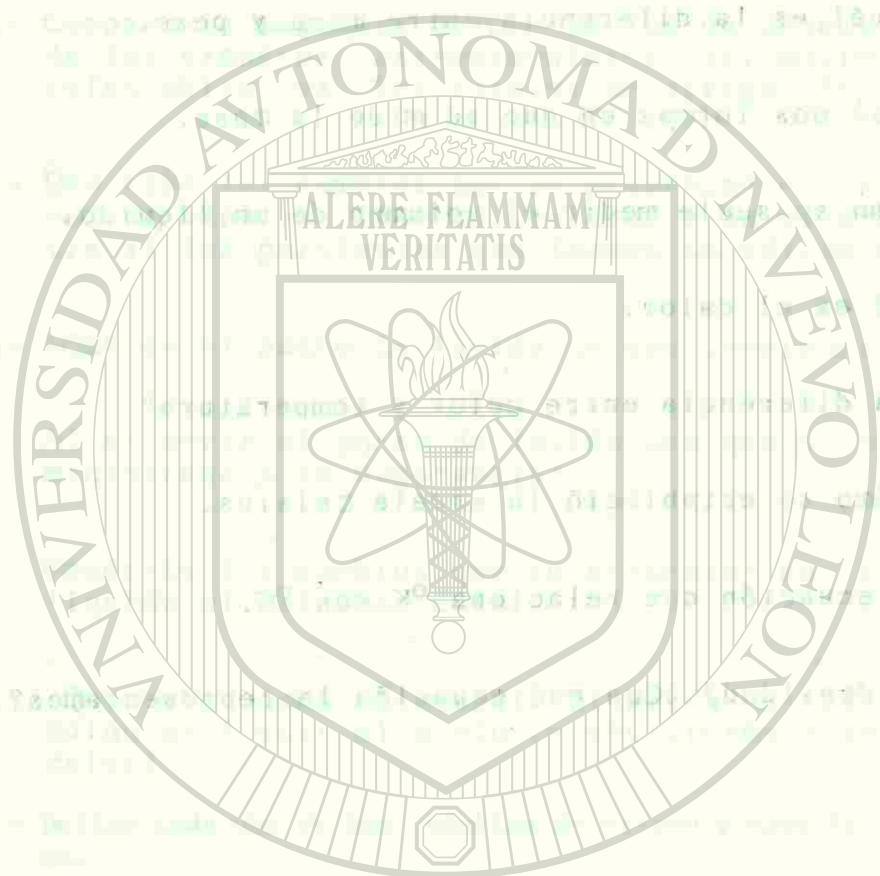
59.- Explica qué es el calor.

60.- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura?

61.- Describe cómo se estableció la escala Celsius.

62.- Escribe la ecuación que relaciona  $^{\circ}\text{K}$  con  $^{\circ}\text{C}$ .

63.- ¿Qué es la densidad? ¿Con qué ecuación la representamos?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## AUTOEVALUACION

### I. - RELACIONAR COLUMNAS.

- |  |     |   |
|--|-----|---|
| A. - Materia.                              | ( ) | La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.   |
| B. - Exactitud.                            | ( ) |   |
| C. - Densidad.                             | ( ) | Características que permiten diferenciar una clase de materia de otra.  |
| D. - Compuesto                             | ( ) |   |
| E. - Error relativo                        | ( ) |   |
| F. - Ley de la Conservación de la materia. | ( ) | Es la oposición que presenta todo cuerpo a cambiar su estado de reposo o movimiento.                          |
| G. - John Dalton                           | ( ) | Todos los compuestos contienen elementos en proporciones fijas y definidas.                                   |
| H. - Propiedades de la Materia             | ( ) | Formuló la Primera Teoría práctica sobre los átomos.  |
| I. - Cifras Significativas                 | ( ) | Substancia formada por átomos de la misma especie.  |
| J. - Ley de las Proporciones definidas.    | ( ) | Substancia formada por elementos unidos en proporciones definidas.  |
| K. - Causas de la Incertidumbre.           | ( ) | Porción de materia formada por sustancias unidas en proporción variable.                                      |
| L. - Inercia                               | ( ) | Substancia que no poseen un volumen constante, tomando la forma del recipiente que los contiene.              |
| LL. - Elementos                            | ( ) |   |
| M. - Calor                                 | ( ) |   |
| N. - Cambio de Estado                      | ( ) | Estado de agregación en el cual las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas están en equilibrio. |
| O. - Punto de fusión                       | ( ) |   |
| P. - Mezclas                               | ( ) | Substancia que poseen forma y volumen definidos.  |
| Q. - Fenómeno Físico                       | ( ) |   |
| R. - Gaseosas                              | ( ) |   |
| S. - Energía                               | ( ) |   |
| U. - Temperatura                           | ( ) |   |
| V. - Líquido                               | ( ) |   |
| W. - Sólidas                               | ( ) |   |
| X. - Punto de ebullición                   | ( ) |   |
| Y. - Compuestos.                           | ( ) | Es toda transformación en -   |

el estado físico de una sustancia.

( ) Temperatura a la cual coexisten porciones sólidas y líquidas de unas sustancias.

( ) Aquel que no altera la naturaleza íntima de la materia.

( ) Es la capacidad para efectuar un trabajo.

( ) Es el resultado del movimiento de las moléculas de un cuerpo.

( ) Es la masa por la unidad de volumen.

( ) Limitaciones de los instrumentos y habilidad del observador.

( ) Todas las cifras exactas más la siguiente, que es dudosa.

( ) Representa la aproximación del resultado de una medición al valor verdadero.

II.- ELIJA LA OPCION QUE RESPONDA CORRECTAMENTE.

1.- Según la Teoría de la relatividad la energía es una forma de materia debido a que también posee:

- 1) VOLUMEN    2) MASA    3) POROSIDAD    4) IMPRENETABILIDAD

2.- Es la cantidad de materia que contiene todo cuerpo.

- 1) VOLUMEN    2) MASA    3) POROSIDAD    4) PESO

3.- Los elementos que se combinan para formar un compuesto determinado lo hacen en proporción.

- 1) VARIABLE    2) INTERMITENTE    3) CONTINUA    4) FIJA

4.- Sustancia que no puede ser descompuesta en otras más simples.

- 1) MEZCLA    2) COMPUESTO    3) ELEMENTO    4) COMPONENTE

5.- Los compuestos se caracterizan por:

- 1) ESTAR FORMADOS POR ELEMENTOS EN PROPORCION VARIABLE.
- 2) SER DIFERENTES EN SUS PROPIEDADES A LOS ELEMENTOS QUE LES DIERON ORIGEN.
- 3) NO PODER SER DESCOMPUESTOS EN SUBSTANCIAS MAS SIMPLES.
- 4) ESTAR FORMADOS POR ATOMO DE LA MISMA ESPECIE.

6.- Las mezclas se caracterizan por:

- 1) NO PODER SER DESCOMPUESTAS EN SUBSTANCIAS MAS SIMPLES.
- 2) ESTAR FORMADOS POR ATOMOS DE LA MISMA ESPECIE.
- 3) ESTAR FORMADOS POR ELEMENTOS EN PROPORCIONES FIJAS Y DEFINIDAS.
- 4) ESTAR FORMADAS POR SUBSTANCIAS EN PROPORCION VARIABLE.

7.- Estado de agregación en el que predominan las fuerzas de repulsión, la energía cinética de las partículas es máxima.

- 1) SOLIDO    2) LIQUIDO    3) GASEOSO

8.- Estado de agregación en el que predominan las fuerzas de cohesión la energía cinética de las partículas es mínima.

- 1) SOLIDO    2) LIQUIDO    3) GASEOSO

9.- Las partículas que forman un gas son:

- 1) RIGIDAS    2) INELASTICAS    3) ELASTICAS    4) HUECAS

10.- Es el paso de sólido a líquido.

- 1) EBULLICION    2) SOLDIFICACION    3) SUBLIMACION    4) FUSION

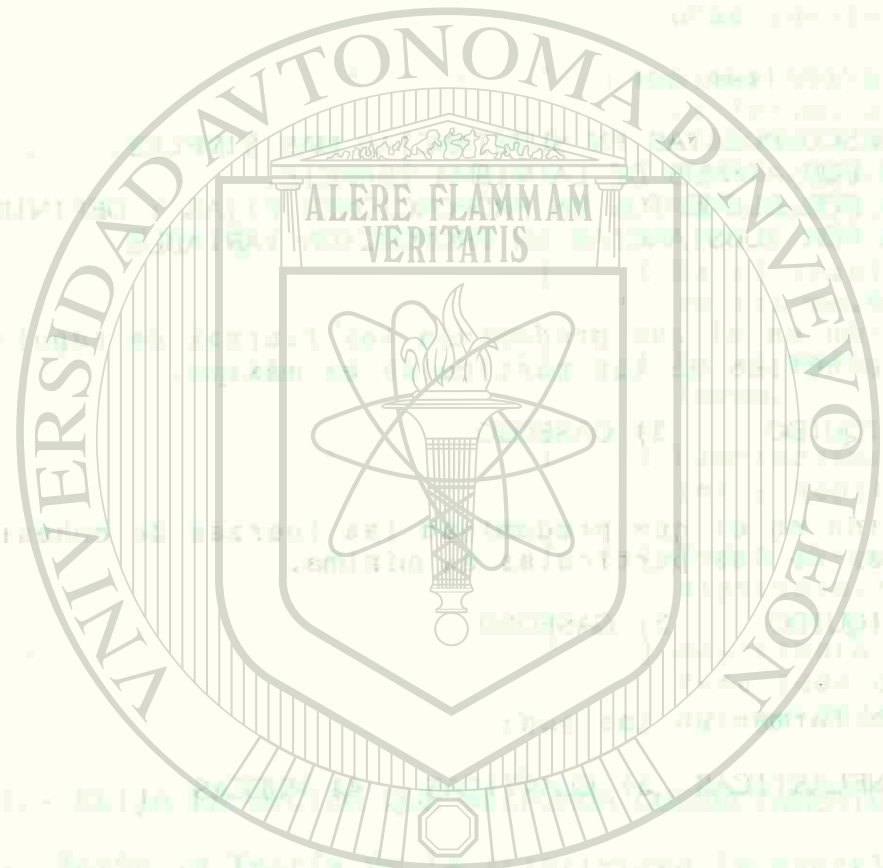
11.- Es el paso de líquido a vapor.

- 1) EBULLICION    2) SOLDIFICACION    3) SUBLIMACION    4) FUSION

12.- Energía que se manifiesta debido al movimiento de un cuerpo.

- 1) POTENCIAL    2) CALORIFICA    3) CINETICA    4) QUIMICA

# UNIDAD 3



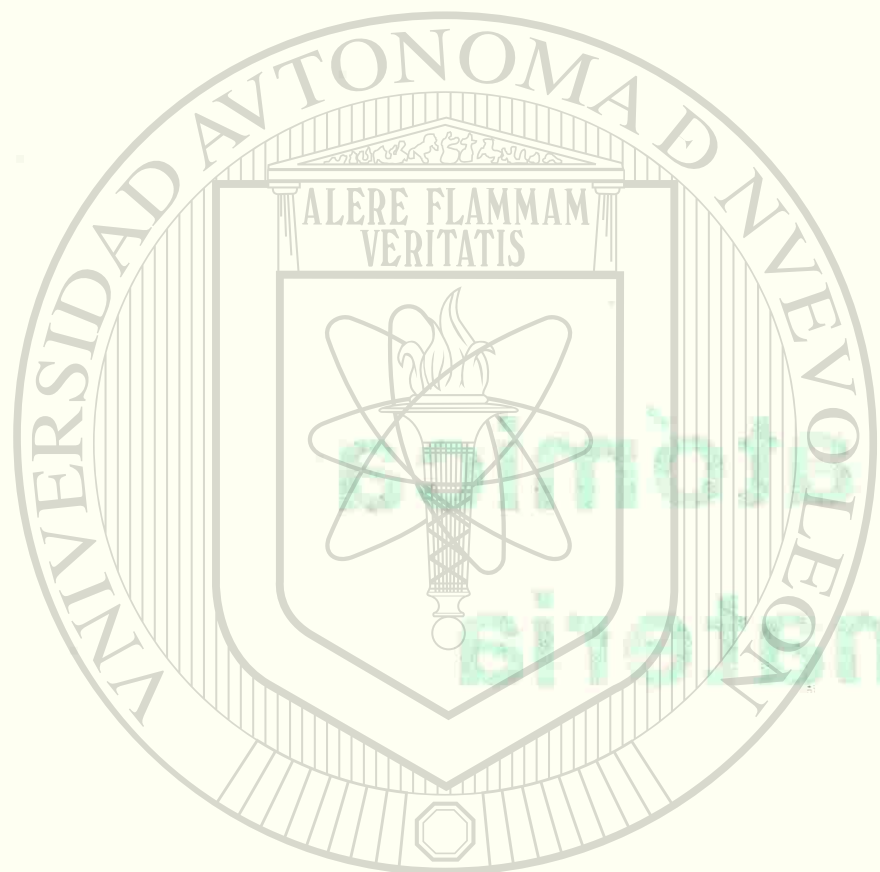
## teoría atómica de la materia

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIVERSIDAD



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

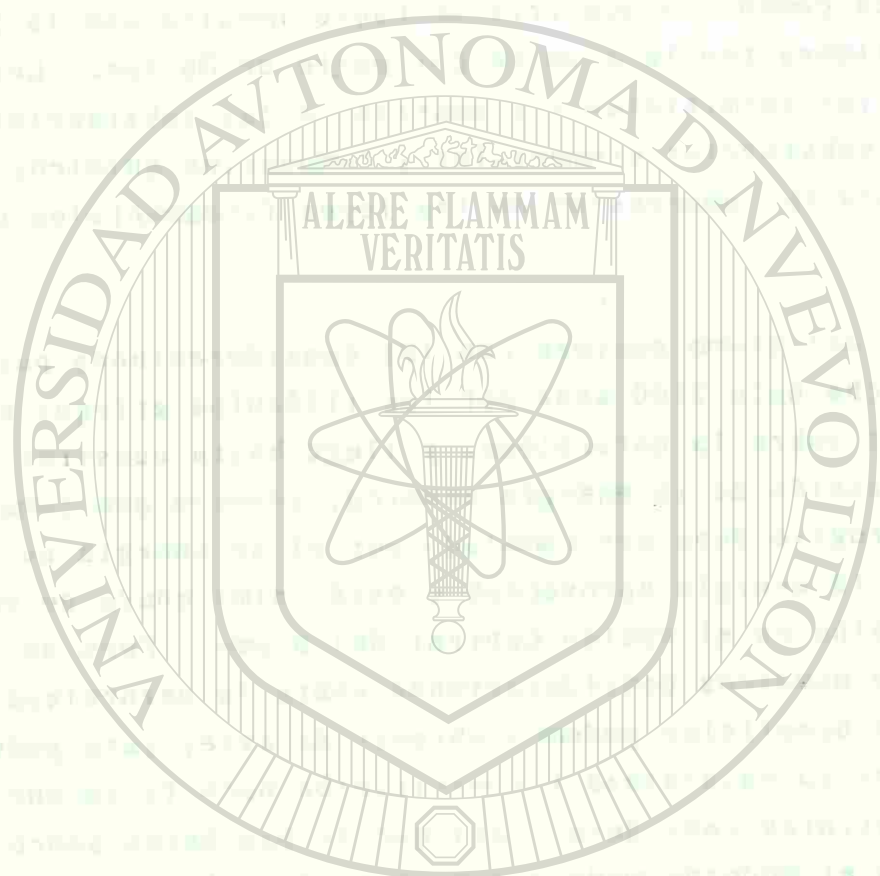
## INTRODUCCION.

### OBJETIVO

El concepto de átomo es la base de toda la química moderna. La ciencia química comenzó a adquirir un nuevo impulso con la postulación de la primera teoría atómica por parte de Dalton. Los postulados de Dalton permitieron sistematizar a las sustancias, distinguir entre sustancias elementales y compuestos químicos y fueron la base para la comprensión de las leyes fundamentales de la química.

La historia del átomo empieza con las consideraciones puramente teóricas hecha hace 2500 años por los filósofos griegos en sus especulaciones sobre la naturaleza, y llega hasta nuestros días con la utilización de la energía atómica, término que como señala Lovis de Broglie debe ser cambiado por el de energía nuclear, puesto que la energía aprovechable está almacenada no en el átomo entero, sino en el núcleo central del átomo. Pero no nos adelantemos en nuestras consideraciones sobre la naturaleza del átomo y en que beneficios podemos obtener de éste, para poder llegar a comprender su naturaleza y constitución hace falta que estudiemos las distintas consideraciones que le han hecho sobre él, terminando con el moderno modelo que se ha formulado sobre aquél.





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## OBJETIVOS.

### OBJETIVO GENERAL

Al término de la unidad, el alumno:

Comprenderá a través de la evolución de los modelos atómicos, la distribución de las partículas subatómicas.

### OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

- 3.1. Definirá los conceptos de modelo atómico y teoría atómica.
- 3.2. Explicará el desarrollo histórico de la teoría atómica.
- 3.3. Enunciará los postulados de la teoría atómica de Dalton.
- 3.4. Describirá los experimentos que llevaron al descubrimiento del electrón, protón y neutrón.
- 3.5. Citará la carga y masa de las partículas fundamentales del átomo.
- 3.6. Interpretará la naturaleza eléctrica de la materia.
- 3.7. Citará el modelo atómico propuesto por Thomson.
- 3.8. Explicará en qué consiste la radioactividad y cómo se descubrió.
- 3.9. Describirá los modelos atómicos propuestos por Rutherford y Bohr.
- 3.10. Reconocerá las ventajas del modelo de Bohr sobre el de Rutherford.
- 3.11. Explicará la utilidad de los espectros: emisión, absorción, electromagnético e hidrógeno.
- 3.12. Enunciará la ecuación de Planck.

- 3.13. Explicará los conceptos fundamentales de la teoría cuántica.
- 3.14. Definirá el número atómico.
- 3.15. Describirá la estructura del átomo desde el punto de vista cuántico, en base a:
- Los números cuánticos principales.
  - Los subniveles de energía.
  - La distribución electrónica por subniveles de energía.
  - El principio de exclusión de Pauli.
  - El principio de invertidumbre de Hesseberg.
  - Regla de Hund.
- 3.16. Explicará las causas que llevaron a modificar el modelo atómico de Bohr.
- 3.17. Definirá UMA y peso atómico promedio.
- 3.18. Identificará isótopos e isóbaros.

## 1. LA BUSCA DE REGULARIDADES: LOS MODELOS.

Una de las actividades de la ciencia consiste en la búsqueda de regularidades. Las regularidades bien establecidas nos permiten formular predicciones razonables acerca del resultado de experimentos futuros.

Si la regularidad es solo aparente y resultara falsa, prontamente aparecerá en contradicción con la experiencia y será deshecha o modificada para hacerla válida. Si la regularidad observada es cierta será posible predecir con bastante exactitud los resultados numerosos experimentos y se podrá emplear para sustituir una larga lista de conceptos.

A medida que aumenta el número de predicciones cuya exactitud es verificada, aumenta nuestra confianza en la regularidad: finalmente la elevamos a la categoría de Ley.

Una forma de explicar la regularidad, es razonar por analogía, intentando la explicación de la ley en función de situaciones mejor comprendidas.

Cuando la explicación supone un sistema físico real se denomina modelo. Para ese fin la ciencia emplea según el caso, distintos medios de expresión, pero en todos ellos podemos decir que el modelo es una representación convencional del hecho, o regularidad o fenómeno que se estudia, así que, según sea necesario, se emplea el lenguaje común o el de las matemáticas, su simbolización gráfica o su manifestación práctica a través de un dispositivo operativo. La construcción de un modelo requiere del conocimiento de las características y propiedades del fenómeno, hecho o regularidad a representar.

La construcción de modelos presenta limitaciones naturales; en primer lugar, el modelo será semejante a la realidad sólo parcialmente, pues si deseáramos una semejanza absoluta deberíamos crear la realidad misma, la gran incógnita que investigamos. Además, debemos aceptar los errores de nuestras medidas, el hecho que la realidad externa no nos sea directamente accesible y el que cada observación de ella no sólo la incluye sino también a los medios de la observación. Al buscar una explicación, es frecuente encontrar más de un modelo aceptable. cuando esto sucede, se prefiere el modelo que resulte más útil a la teoría.

Un modelo es útil cuando sugiere nuevas ideas, nuevos experimentos y puede ser desarrollado o modificado para incluir los resultados de nuevas investigaciones.

Uno de los modelos que más éxito han tenido en la predicción de nuevos fenómenos y en la explicación del comportamiento de las sustancias es el Modelo Atómico de la Materia. (Teoría Atómica) el

cual fue formulado por primera vez, como ya lo hemos mencionado por el inglés John Dalton. Esta imagen proporcionada por Dalton del átomo ¿consideras que ha permanecido invariable, o que sirve para explicar diversos fenómenos.

En el modelo construído para explicar el comportamiento de los gases, cada partícula de éstos se considera exactamente igual a una pelotita de goma, fenómenos algunos de ellos tan comunes como el de la luz proporcionada por un foco?

La imagen proporcionada del átomo era la de una partícula carente de estructura e indivisible. Su teoría explicó en la mayoría de los casos los diversos fenómenos químicos.

## 2. FENOMENOS INEXPLICABLES.

Sin embargo existía un conjunto de fenómenos a los que no se les había dado una explicación satisfactoria, por ejemplo ya desde la antigua Grecia se sabía que al frotar un trozo de ámbar este atrae pequeñas partículas de polvo y plumas, también se conocían las propiedades de los imanes, fenómeno inexplicado pero aprovechado últimamente por los marinos medievales, pues sabían que un imán colocado de tal forma que pueda girar libremente siempre se orientará en posición norte sur, sirviéndose de esto para orientarse en sus largos viajes.

Sin embargo el hecho que más desconcertaba a los investigadores eran los resultados obtenidos, primero por Humphry Davy (1778-1829), y posteriormente por su discípulo Michael Faraday, al hacer pasar una corriente eléctrica a través de compuestos en solución acuosa.

A Davy fue uno de los primeros en ocurrírsele que lo que no podía separarse por medios químicos, podía ser forzado por el extraño poder de la corriente eléctrica que ya había sido empleada en la ruptura de las moléculas de agua. A Davy se debe la obtención a partir de sus minerales de va-

rios elementos, entre ellos el potasio, el sodio, el magnesio, el manganeso, el calcio, etc. Davy para obtenerlos los probó primero a disolver en aguas minerales considerados como elementos, sin embargo solamente logró obtener hidrógeno y oxígeno al romper las moléculas de agua. Davy razonó que tenía que eliminar el agua. Sin embargo cuando usó las propias sustancias, no logró hacer pasar la corriente a través de ellas, finalmente se le ocurrió fundir los compuestos y hacer pasar la corriente a través de la sustancia fundida. De esta forma fue como Davy logró descomponer varios materiales considerados como elementos y obtener los que realmente eran.

El trabajo de Davy con la electricidad fue ampliado por su ayudante Michael Faraday Thompson (1791-1867), quien le dio un carácter cuantitativo a las experiencias de aquél. Faraday al aplicar corrientes más intensas, logró obtener elementos puros a partir de soluciones de minerales de agua.

En 1832 pudo proclamar la existencia de ciertas relaciones cuantitativas constantes, las leyes de la electrolisis.

Su primera ley estableció que la cantidad de masa de sustancia liberada durante el paso de la corriente eléctrica es proporcional a la cantidad de electricidad que se hace pasar a través de la solución. Para explicar esta ley los químicos supusieron que la electricidad estaba formada por pequeñas unidades definidas, a las que llamaron átomos de electricidad.

## 3. LOS RAYOS CATODICOS.

Bajo este estado de cosas, los químicos habían logrado transmitir la corriente eléctrica a través del aire, de líquidos y sólidos, Faraday intentó transmitir la corriente eléctrica a través del vacío sin embargo fracasó por falta de un vacío suficiente. Pero en 1885, un soplador de vidrio alemán, Heinrich Geissler (1814-1879), ideó un método para producir vacíos más altos que los que se habían obtenido hasta entonces y preparó recipientes de vidrio, haciendo el vacío en ellos.

Julius Plucker (1801-1868) utilizó estos tubos en sus experimentos eléctricos. El dispositivo empleado por Plucker consistía básicamente en un tubo de vidrio herméticamente cerrado (ver figura 1), en cuyos extremos hay dos placas metálicas (electrodos) con conexiones eléctricas al exterior. El aire puede evacuarse del interior del tubo mediante una bomba de vacío.

Pulcker hizo pasar una corriente eléctrica a través de los tubos. La corriente producía efectos luminiscentes dentro del tu-

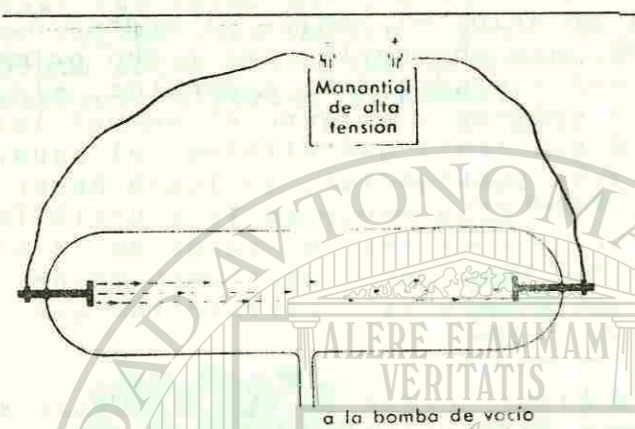


Fig. 1  
perfecto (un tubo de Crookes), -- que permitía estudiar con mayor facilidad el paso de la corriente a través del vacío. Crookes demostró que la corriente eléctrica se originaba en el electrodo negativo (cátodo) y viajaba hasta el ánodo donde chocaba con el vidrio que estaba junto a él y producía luminiscencia. Crookes lo demostró colocando un trozo de metal en el tubo, y mostrando que proyectaba una sombra sobre el vidrio en el lado opuesto del cátodo (ver figura 2).

Sin embargo, en aquella época los científicos no sabían en que podría consistir la corriente eléctrica, ni podían decir con seguridad que era lo que se estaba moviendo desde el cátodo al ánodo. Fuese lo que fuese viajaba con línea recta (puesto que arrojaba sombras nítidas), de modo que por originarse en el cátodo el físico alemán Eugen Goldstein (1850-1930), llamó el flujo *rayos catódicos*.

Hubo de transcurrir poco más de 20 años para que se dilucidara si los rayos catódicos estaban formados por partículas definidas y en caso de ser así, si eran de naturaleza magnética o si llevaban una carga eléctrica, en cualquiera de los dos casos deberían ser desviados por la acción de un imán o por la de un campo eléctrico. Plucker y Crookes habían mostrado la desviación del flujo de rayos catódicos debido a la acción de un imán, sin embargo nadie había detectado una desviación en el camino seguido por los rayos catódicos al aplicarles un campo eléctrico. En 1897, el físico inglés Joseph J. Thomson (1856-1940) trabajando con tubos de alto vacío mostró que el haz de rayos catódicos era desviado por placas cargadas eléctricamente (ver figura 3), teniendo lugar la desviación hacia la placa positiva quedando demostrado así la hipótesis

bo, y dichos efectos variaban precisamente de acuerdo con el grado de vacío. Si el vacío era muy alto, la luminiscencia desaparecía, pero el vidrio del tubo despedía una luz verde alrededor del electrodo considerando positivo y que fue llamado por Faraday como *ánodo*.

El físico inglés William Crookes (1832-1919) ideó en 1875 un tubo con un vacío más

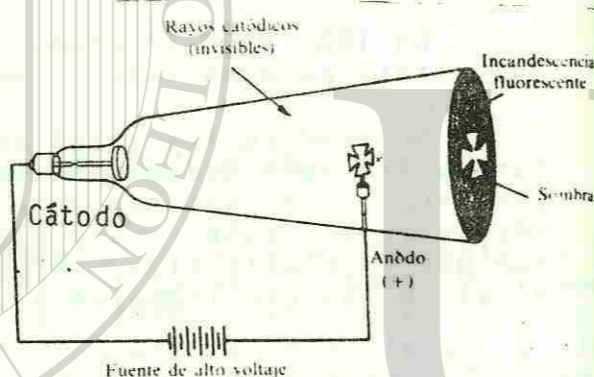


Fig. 2

que formulara tiempo atrás Crookes de que las partículas que forman los rayos catódicos eran negativos.

#### 4. LOS ELECTRONES.

El aparato utilizado por Thomson se encuentra ilustrado en el diagrama de la figura 3. Los rayos catódicos provenientes de cátodo C se hicieron pasar a través de las hendiduras A y B, que sirvieron para definir un haz estrecho. El haz pasaba después a través de la región situada entre D y E, y era observado en la pantalla colocada en el extremo del tubo.

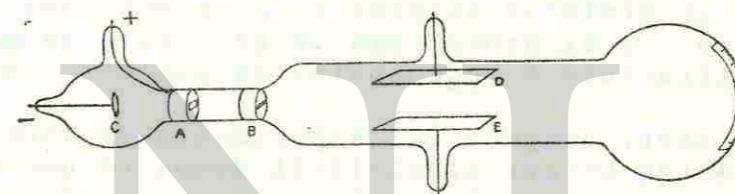


Fig. 3

Al suministrarse carga eléctrica a las placas D y E, se producía una desviación del haz, hacia arriba o hacia abajo. El sentido de la desviación demostró -- como ya mencionamos -- que la carga llevada por el haz era negativa. Después se estableció un campo magnético en la región situada entre D y E, por medio de las bobinas que se pueden ver en la figura. Pero dejamos que sea el propio Thomson quien nos refiere algo de su experimento. "Mi primer intento de desviar un haz de rayos catódicos, consistió en hacerlos pasar entre dos placas metálicas paralelas, fijadas dentro del tubo de descarga y producir un campo eléctrico entre las placas. Pero esta tentativa no produjo ninguna desviación duradera.

El hecho de que no se produjera desviación....., se debía a la presencia del gas con una presión sumamente elevada, de tal manera que se necesitaba producir un vacío mucho más alto. Pero esto era mucho más fácil de decir que de hacer. La técnica de producir altos vacíos apenas se encontraba en una etapa elemental, en aquel tiempo".

Este episodio nos ilustra, de la manera más clara y elemental de que el desarrollo de las mejores tecnologías avanza paralelamente y de acuerdo con el progreso de las ciencias experimentales.

De cualquier forma, Thomson estudió la desviación bajo la acción combinada de campos magnéticos y eléctricos a la vez. Pudo

mostrar, a partir de las desviaciones medidas, que en una de las partículas era idéntica en masa a todas las demás que conformaban los rayos catódicos e incluso llegó a determinar que la masa de las partículas era .000542 tomando como 1 al valor de la masa de un átomo de hidrógeno. Estas partículas acabaron llamándose electrones y J.J. Thomson se considera, por tanto, como el descubridor del electrón. El haber efectuado esta medición cuantitativa permitió contar con una prueba real de que la materia puede existir como partículas mucho menores que el átomo más pequeño. Thomson halló que la masa de un electrón era siempre la misma independientemente, tanto de la naturaleza del gas encerrado en el tubo de rayos catódicos, como de la clase de metal empleado para el cátodo. Por lo tanto, puesto que estas partículas materiales procedían de diferentes substancias, se dedujo que los electrones son constituyentes fundamentalmente de todos los átomos.

Sin embargo la aceptación del electrón como partícula asociada a los átomos era difícil de aceptar a pesar de los experimentos de Thomson, se prefería aceptar a los electrones como las partículas eléctricas, y al átomo como la partícula de materia ambas corrientes de estructura e independientes una de la otra.

Cinco años, después del experimento de Thomson el físico alemán Eduard Anton Lenard (1862-1947) demostró que el fenómeno llamado fotoeléctrico consistía en la emisión de electrones de un metal al introducir sobre éste un rayo de luz, incluso cuando no existía corriente eléctrica. En consecuencia, parecía quedar demostrado definitivamente que los átomos metálicos (y todos los átomos) contenían electrones.

Pero los átomos en su estado normal no poseían carga eléctrica positiva que los contrarrestase.

## 5. MODELO ATOMICO DE THOMSON.

Thomson basándose en el hecho de que jamás había sido detectada la presencia de una partícula positiva propuso el siguiente modelo:

El átomo es una esfera eléctricamente positiva y relativamente grande, en ella están esparcidos electrones muy pequeños, análogamente a como lo están las pasas en un bollo. Estos electrones, diferentes en número según la clase de átomo de que se trate, compensan exactamente la carga positiva de la esfera (¡ el átomo, como un todo, es neutro desde el punto de vista eléctrico ! ) y toman allí una configuración estable que les permite efectuar oscilaciones.

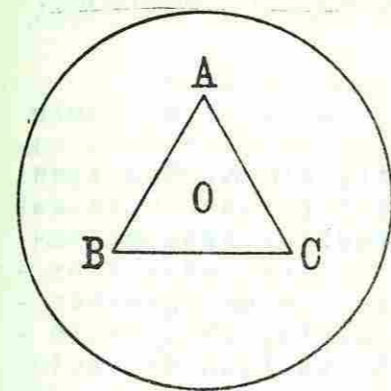


Fig. 4

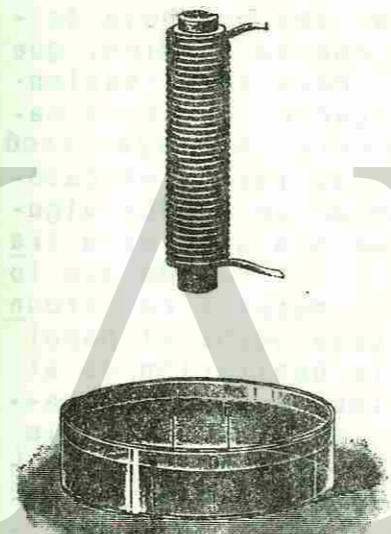


Fig. 5

que los electrones se repelen recíprocamente dentro de un átomo. Para producir artificialmente la carga positiva uniforme dentro del átomo, que sirve para mantener a los electrones en sus posiciones de equilibrio, Thomson aplicó un campo magnético, generado por un electroimán colocado bastante arriba de la superficie del agua; la figura 6 muestra las configuraciones encontradas por Thomson las cuales son sólo soluciones aproximadas.

Aunque el modelo atómico del budín de pasas de Thomson podía explicar cualitativamente los fenómenos de producción de rayos catódicos, conducción de la electricidad, el efecto fotoeléctrico, tal modelo (formulado en 1899) no podía usarse para formular predicciones cuantitativas con respecto a estos fenómenos como tampoco concordar o explicar observaciones que se estaban efectuando en aquella época.

La masa del átomo radica en la masa de la esfera positiva y ante una perturbación, los electrones que son livianos y, por ende, fácilmente perturbables, pueden abandonar su posición.

Pero la curiosidad de los hombres de ciencia no estaba satisfecha, Thomson se preguntó, ¿Cuál será la estructura de un átomo con un electrón, con dos electrones, con tres electrones, etc.? El diagrama que se muestra en la figura 4, representa a los tres electrones enclavados en una esfera cargada positivamente de manera uniforme. En el caso de un átomo con cuatro electrones, intuitivamente resulta obvio que las posiciones de equilibrio de los electrones serán los vértices de un tetraedro regular. Pero cuando se consideran átomos con mayor número de electrones, el problema de encontrar sus posiciones de equilibrio, es matemáticamente difícil de resolver. En consecuencia, Thomson utilizó el recurso de emplear un dispositivo experimental, para simular mecánicamente la estructura del átomo. Thomson hizo flotar varias agujas imantadas largas, por medio de corchos, en un recipiente con agua, tal que se muestra en la figura 5.

Hizo que los polos de las agujas magnéticas quedaran mutuamente paralelas, de tal manera que las fuerzas ejercidas entre ellas fuesen de repulsión, de la misma forma en

## 6. NUEVOS FENOMENOS, NUEVAS EXPLICACIONES.

### 6.1. LOS FENOMENOS.

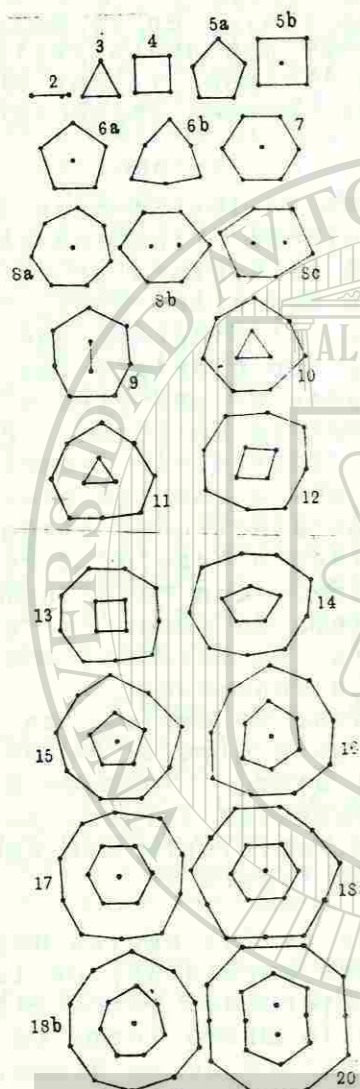


Fig. 6

El físico alemán Wilhelm K. Roentgen (1845-1923) se hallaba interesado en la capacidad de los rayos catódicos para provocar la luminiscencia de determinadas sustancias químicas. Con el fin de observar la mortecina luz que producía, obscureció la habitación y envolvió su tubo de vacío en una cartulina negra y fina. Trabajando en 1895 con dicho tubo observó un destello de luz que no provenía de éste. A bastante distancia del tubo se hallaba una hoja de papel cubierta con un producto químico, que es lo que resplandecía. Pero sólo resplandecía cuando estaban actuando los rayos catódicos y no en otro momento. Roentgen sacó la conclusión de que cuando los rayos catódicos chocaban con el ánodo se creaba alguna forma de radiación que podía pasar a través del vidrio del tubo y del cartón que lo rodeaba, y chocar con los materiales circundantes. En efecto, si trasladaba el papel tratado químicamente a la habitación de al lado, seguía resplandeciendo cuando actuaban los rayos catódicos, de modo que había que deducir que la radiación era capaz de atravesar las paredes, Roentgen llamó a esta penetrante radiación *rayos X* denominación que se ha conservado hasta la actualidad.

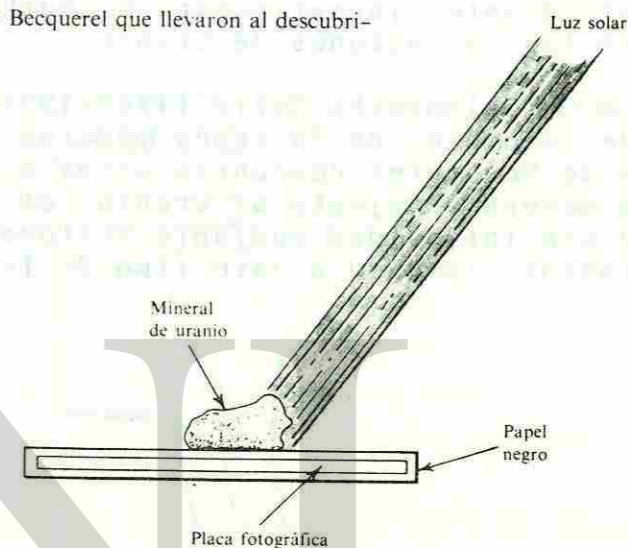
Al cabo de poco tiempo después de su descubrimiento Roentgen logró una caracterización bastante completa de los rayos X. Observó que éstos no eran desviados por campos eléctricos o magnéticos, y que poseían un gran poder de penetración. No solamente, se logró pronto la caracterización de los rayos X, una vez descubiertos, sino que también siguieron aplicaciones prácticas de ellos, pocas semanas después de la primera publicación de Roentgen los rayos X tenían ya diversos usos, especialmente como ayuda en el tratamiento de fracturas. Esto constituyó algo así como un tiempo récord para transformar un descubrimiento científico en una aplicación tecnológica práctica.

El mundo científico se interesó enseguida por los rayos X, y entre los que comenzaron a experimentar con ellos se encontraba el físico francés Henri Becquerel (1852-1908). Interesado en la capacidad de algunos productos químicos para resplandecer con

una luz característica propia (fluorescencia) al ser expuestos a la luz del sol, se planteó la pregunta de si el resplandor fluorescente contenía o no rayos X.

En 1896, Becquerel envolvió una película fotográfica en un papel negro y la colocó en la luz del sol, con un cristal de uranio encima. El cristal era una sustancia fluorescente, y si la luz emitida fuese simplemente luz ordinaria, no pasaría a través del papel negro ni afectaría a la película fotográfica (ver figura 7).

Fig. 7 Los experimentos de Becquerel que llevaron al descubrimiento de la radiactividad.



Si existiesen en ella rayos X, pasarían a través del papel y obscurecerían la película. Becquerel observó que la película se había velado.

Una idea asalta la mente de Becquerel: ¿Es posible que la sal de uranio no iluminada previamente por la luz solar obscureciera las placas fotográficas?. Las pruebas se realizan febrilmente.

Sales de uranio no expuestas a la luz, se colocan sobre las placas impenetrables a la luz: ennegrecen las placas.

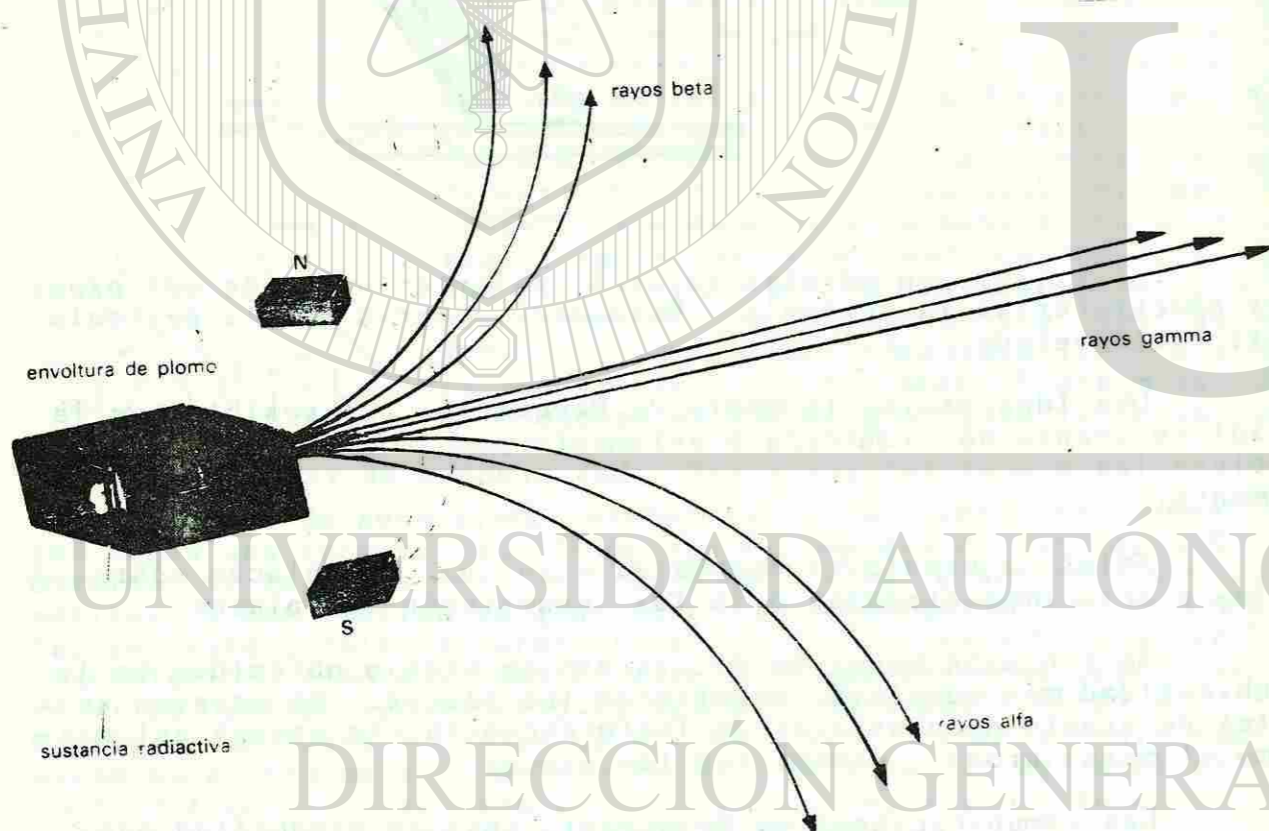
Se preparan muestras de nitrato de uranio obtenidas en la obscuridad más completa: ennegrecen las placas. Se ensayan sales de uranio desprovistas de fosforescencia; se ensaya así mismo el metal uranio: ennegrecen las placas.

Las comunicaciones de Becquerel, casi se atropellan unas a otras. En el año 1896, aparecen nada menos que siete. En una de las últimas Becquerel hace constar que una combinación de uranio obtenida por él mismo, después de ocho meses está irradiando con la misma intensidad que el primer día. Y plantea por prime-

ra vez la cuestión que contesta el insondable enigma del fenómeno. ¿De dónde le viene al uranio la *energía* imprescindible para que pueda irradiar día y noche, sin parar, durante días, semanas, durante meses sin llegar a agotarse?

Desde luego, para Becquerel resultaba indiscutible que el portador de los fenómenos era el uranio. Muy pronto se habló en todas partes de los "rayos de Becquerel": En Alemania, donde Julius Elster y Hans Geitel habían seguido y confirmado las investigaciones de Becquerel; en Austria, donde Stefan Meyeryvan - - Schweidler hicieron otro tanto; en Inglaterra, donde J.J. Thomson y su estudiante -investigador, E. Rutherford efectúan experimentos con las radiaciones de uranio.

Marie Sklodowska Curie (1867-1934), la primera mujer científica de renombre, de la época moderna, continuando las investigaciones de Becquerel descubrió otros dos elementos que, irradiaban de manera semejante al uranio: el torio y el radio (este último con una intensidad radiante millones de veces superior a la del uranio) llamando a este tipo de fenómeno *radioactividad*.



Así esquemáticamente se subdivide por efecto de un campo magnético la radiación nuclear.

### 6.3. EL DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN.

En forma casi simultánea, la investigación de los rayos catódicos sugirió la existencia de una unidad fundamental de carga positiva. Al estudiar el efecto de diversos materiales que funcionaban como electrodos sobre la producción de rayos catódicos, el físico alemán Goldstein realizó una serie de experimentos a partir de 1886 con tubos de rayos catódicos del tipo ilustrado en la figura 8.

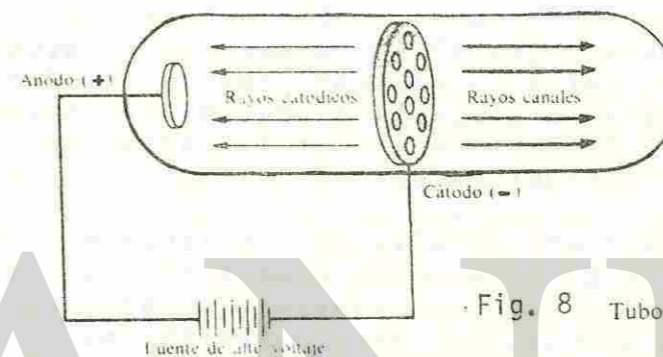


Fig. 8 Tubo de rayos canales.

Los rasgos característicos de esta clase de tubo lo constituía el cátodo perforado, y el nuevo fenómeno que se observó en él fue una radiación que aparecía detrás del cátodo es decir, se alejaba del ánodo, esta nueva forma de radiación fue detectada por la luminosidad débil que producía, como estos nuevos rayos catódicos viajaban en el sentido contrario al de los rayos catódicos cargados negativamente, parecía que debía estar compuestos por partículas cargadas positivamente.

Esta hipótesis se confirmó al estudiar la forma en que se desviaban en un campo magnético, acercándose a la parte negativa. En 1907, J.J. Thomson los llamó rayos positivos. No es hasta 1914 que Ernest Rutherford (1871-1937) logra afianzar la idea de que la unidad de carga positiva es una partícula diferente al electrón, con masa igual a la unidad, en 1920 Rutherford sugirió que esa partícula positiva se denominase protón.

Por tanto, hacia el traspaso del siglo XIX al XX, se conocen con claridad tres clases de rayos (aparte los "rayos Becquerel" o radioactivos, recientemente descubiertos):

- Rayos catódicos = rayos de electrones: electrones negativos dotados de enorme velocidad.
- Rayos canales = rayos iónicos: iones positivos dotados de gran velocidad aunque menor a la velocidad de los rayos catódicos.

c) Rayos X o rayos Roentgen = rayos ondulatorios, semejantes a la luz. Velocidad exactamente igual a la de ésta última. 300,000 km/seg.

Bajo el influjo de campos eléctricos (o magnéticos), los rayos catódicos se desvían en un sentido; los rayos canales, en el opuesto; los rayos X no se desvían en lo absoluto.

Los rayos canales son detenidos por las hojas metálicas más finas; los catódicos atraviesan dichas hojas; los rayos X pasan a través de espesas capas de materiales opacos o incluso pueden atravesar gruesas capas metálicas.

Estas pocas afirmaciones constituyen la base desde la cual han de estudiarse los nuevos descubrimientos: los de Becquerel, o sea, de las substancias radioactivas. Se plantea inmediatamente esta cuestión: La radiación radioactiva ¿puede ser influida por acciones externas? ¿cómo podemos modificar la radiación radioactiva por acciones procedentes del exterior?

Se llega enseguida a una conclusión: variando el estado de la substancia radioactiva no puede ejercerse influencia alguna sobre la radiación. Tanto da que la substancia radioactiva se funda o se combine químicamente con otras substancias, se caliente hasta la incandescencia o se someta a una intensísima refrigeración: la intensidad total de la radiación emitida permanece absolutamente invariable.

Esta independencia absoluta de la radiación respecto a las condiciones exteriores de la substancia, suministra un informe valiosísimo. Permite asegurar que la radiación parte evidentemente de las regiones más profundas de los átomos radioactivos.

Desde luego, una vez la radiación ha abandonado el cuerpo que la irradia, una vez sale a la luz del día, se tienen súbitamente algunas posibilidades para modificarla y estudiarla. ¿Cuáles son estos medios de investigación?

En primer lugar la placa fotográfica, que resulta ennegrecida bajo la acción prolongada de los rayos radioactivos.

En segundo lugar, la pantalla fluorescente, o sea un cartón recubierto de una substancia capaz de fluorescer, o sea de emitir luz, cuando sobre ella incide una radiación radioactiva.

En tercer lugar, la ionización del aire debido a la radiación radioactiva, que se exterioriza en el hecho de que, bajo la acción de dicha radiación, el aire se vuelve un poco menos aislador y es capaz de hacer perder lentamente la carga eléctrica a un cuerpo cargado y aislado, situando en el seno de este aire. Las hojitas divergentes de un electroscopio de láminas de oro, por ejemplo, van cargando poco a poco cuando el electroscopio está expuesto a una radiación radioactiva. Cuando más de prisa caen las hojuelas, tanto más intensa es la radiación.

En cuarto lugar la "absorción" de la emisión radioactiva por parte de la materia, ya que la radiación sale en todas las direcciones del espacio, como las púas de un erizo; lo que hace difícil trabajar con ellas y comprobando la capacidad "absorbsiva", se puede colocar una muestra de la substancia radioactiva dentro de un recipiente metálico, con un orificio fino; de este modo, por el orificio sale, por así decirlo, un sólo rayo, un chorro de radiación tieso como un huso, facilitándose el trabajo de investigación de la radiación.

Por último, aprovechando lo anteriormente expuesto, se puede someter un rayo de radiación a la acción de fuerzas eléctricas y magnéticas.

Rutherford continuando con los estudios de Becquerel pudo demostrar que la radiación emitida por los diversos elementos radioactivos era de naturaleza bastante compleja.

Empleando el método de "absorción" de la emisión radioactiva por parte de la materia, Rutherford determina que la radiación es una mezcla de distintas clases de rayos. Una parte de la radiación resulta completamente absorbida por capas muy finas de cuerpos sólidos; otra parte, sólo se absorbe apreciablemente por la intervención de capas más densas. Así, a finales de 1898, Rutherford estableció la distinción entre los rayos fácilmente absorbibles a los que llamó rayos "alfa", y los que se absorben con mayor dificultad llamándoles rayos "Beta".

En 1900, Villard descubrió una tercera componente más penetrante, que no había sido detectada por Rutherford, siguiendo el orden alfabético griego, se introdujo el nombre de rayos "gamma".

Las diferencias, se manifiestan ya en el aire, en la atmósfera ordinaria, no enrarecida, los rayos "alfa" sólo tienen un alcance de unos centímetros, en cambio los rayos "beta" alcanzan hasta un par de metros. Los rayos "gamma" recorren en el aire un trayecto más largo y se pierden gradualmente.

Pero empleando el método de la desviación eléctrica y magnética a las distintas clases de radiación radioactiva es que empieza a darse respuesta a esta capital cuestión. ¿Qué son, propiamente, las radiaciones alfa, beta y gamma?

La aclaración de la naturaleza de las distintas clases de rayos exige casi cinco años, y algunos aspectos esenciales no se dilucidan hasta más tarde; las observaciones de los tipos más diversos se atropellan unas a otras, un experimento apoyaba al otro, el tercero volvía a poner en entredicho a los dos anteriores. Aún con todo eso, la desviación magnética de los rayos beta es uno de los resultados que más pronto se consiguen. En cambio, la desviación eléctrica y magnética de los rayos alfa no llega hasta mucho después; durante un largo período son conside-



rados como no susceptibles de desviación (a pesar de que algunos investigadores reportaban lo contrario), lo que se debe a que, para que esta sea apreciable ha de actuar un campo de fuerzas más intenso, el cual, en los primeros intentos de desviación, no se podía lograr. Los rayos gamma se manifiestan completamente reacios a toda desviación, incluso con los más potentes campos, lo que manifiesta cada vez con mayor claridad su parentesco íntimo con los rayos X.

El resultado definitivo de las investigaciones más diversas sobre las tres clases de rayos es el que sigue:

- Rayos alfa = rayos iónicos positivos, se corresponden a los rayos canales. La naturaleza de sus corpúsculos se puntualiza poco a poco, pero al fin se conoce con seguridad: son iones de Helio con carga positiva doble. Aludiendo a sus rápidas partículas en movimiento, se habla de partículas alfa.
- Rayos beta = rayos electrónicos negativos, se corresponden a los rayos catódicos. Los corpúsculos son exactamente idénticos a los de los rayos catódicos. Son electrones.
- Rayos gamma = rayos ondulatorios, se corresponden a los rayos Roentgen o rayos X. Velocidad idéntica a la luz: 300,000 km/seg.

Algunos de estos conocimientos, por ejemplo, la medida precisa de la velocidad de los electrones de los rayos beta, no llegaron hasta más adelante.

#### 6.4. CARGA ELÉCTRICA DEL ELECTRÓN.

Las investigaciones llevadas a cabo por J.J. Thomson permitieron la determinación precisa de la razón carga-masa para el electrón, sin embargo, con sólo este experimento no es posible de terminar ni la carga ni la masa aunque Thomson haya especulado sobre los valores probables para  $e$  y  $m$ . Evidentemente se necesitaba una evaluación independiente de  $e$  o de  $m$ , una medida precisa de uno de ellos más el conocimiento de  $e/m$ , permitiría la determinación del otro. Las mediciones definitivas, fueron realizadas por el físico norteamericano Robert Millikan (1868-1953) en la Universidad de Chicago durante el período 1906-1914.

El famoso experimento de la gota de aceite de Millikan es presentado esquemáticamente en la siguiente figura, junto con un breve análisis.

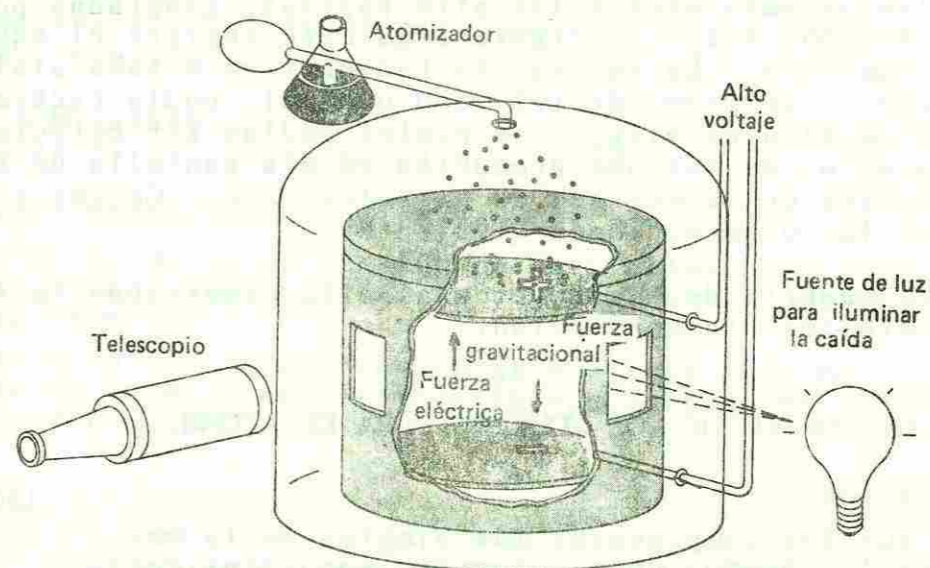


Fig. 9. Las gotitas de aceite caen en el electrodo positivo a través del orificio. Cada gotita lleva un electrón o un pequeño exceso ( $n$ ) de electrones. Basta con medir el voltaje requerido para suspender la gotita en contra de la fuerza gravitacional para calcular la carga total ( $n$  veces la carga de un electrón).

Millikan descubrió que la carga eléctrica de todas las gotas de aceite que habían quedado cargadas, podía ser expresada por  $ne$  en que  $n$  es un entero positivo o negativo, mientras que  $e$  representa la menor de las unidades observables de carga eléctrica. El valor de la carga electrónica que se acepta actualmente para  $e$  es  $4.80298 \times 10^{-10}$  unidades electrostáticas (ues), ó  $1.6021 \times 10^{-19}$  coulombus, de modo que la masa del electrón resulta de  $9.10191 \times 10^{-28}$  g.

#### 6.5. LA EXPLICACION.

Durante la primera década del siglo XX se realizaron varios estudios relacionados con el poder penetrador en la materia de las partículas alfa, los que se llevaron a cabo en Manchester, en los laboratorios de Ernest Rutherford. Es aproximadamente la misma época en que Millikan está a punto de culminar sus experimentos de la gota de aceite.

Concretando una sugerencia de Rutherford, Geiger y Marsden, discípulos de aquél, iniciaron en 1909 una serie de experimentos para los que se emplearon láminas muy delgadas de oro y otros meta

les como blancos para partículas alfa rápidas, generadas por una sustancia radioactiva. La figura siguiente sugiere el equipo experimental empleado. La sustancia radioactiva estaba aislada mediante un bloque de plomo de tal modo que sólo podía escapar un haz fino de partículas alfa, las cuales podían ser detectadas por los destellos de luz que producían en una pantalla de sulfuro de zinc, montada en la entrada de un telescopio. Geiger y Marsden hicieron las observaciones siguientes:

- 1.- La mayoría de las partículas alfa penetraban la lámina metálica sin desviación.

#### DESARROLLO HISTORICO DE LOS MODELOS PARA EL ATOMO.

1808 John Dalton.

Los átomos son los componentes más simples de la materia; todos los átomos de un elemento son idénticos; se conciben los átomos como diminutas esferas, duras e indestructibles.

1814 J.J. Berzelius

determinaciones de pesos atómicos relativos.

1819 Pierre Dulong y Alexis Petit

1874-1891 G. Johnstone Stoney

Concepto que la electricidad existe en unidades discretas asociadas con los átomos; sugirió el nombre de electrón para las unidades de carga eléctrica que se halla en movimiento (corriente).

1895 Jean Perrin

Los "rayos catódicos" que se observan en tubos de descarga eléctrica, constan de partículas, definidas como "negativas".

1896 Henri Becquerel.

Descubrimiento de la radiactividad.

Modelo atómico modificado: Los átomos no son indestructibles, pueden descomponerse, formando átomos de diferentes elementos.

1897 J.J. Thomson.

Los rayos catódicos son realmente electrones; concepto que los electrones son componentes de todos los átomos.

Modelo atómico modificado: El átomo consta de partículas más pequeñas, positivas y negativas, mezcladas entre sí, como pasas en un pudín.

1900 Max Planck.

Características cuantificadas de la luz.

1905 Albert Einstein.

1808



1897



1911



Características de las partículas de la luz (explicación de los efectos fotoeléctricos) y relación entre masa y energía.

1906 R. A Millikan.

Valor de la carga unitaria =  $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

1911 Ernest Rutherford y colaboradores.

Interpretación de la dispersión de partículas alfa por medio de una lámina metálica como evidencia para el núcleo atómico.

Modelo atómico modificado: La carga positiva y la mayor parte de la masa del átomo está concentrada en un "núcleo" pequeño.

- 2.- Unas pocas sufrían desviaciones bastante grandes, al penetrar la lámina.

- 3.- Un número similar al anterior no penetraba la lámina, sino que rebotaba en la dirección de la cual provenía.

Pero dejemos que sea el mismo Rutherford el que nos describa el experimento y su origen.

"Al principio observé la dispersión de las partículas alfa, y el Dr. Geiger las examinó detalladamente en mi laboratorio. Encontró que en las láminas delgadas de metal pesado la dispersión solía ser pequeña, del orden de un grado. Un día Geiger se me acercó y me dijo: ¿No le parece que el joven Marsden a quien estoy enseñando los métodos radioactivos, debería iniciar una investigación? También yo lo había pensado de modo que le contesté: Pidámosle que estudie si algunas partículas alfa pueden dispersarse en un ángulo grande. Debo confesar que yo no creía que esto fuera posible pues sabíamos que la partícula alfa es masiva y muy rápida, con gran cantidad de energía y se podía demostrar que si la dispersión se debía al efecto acumulado de una serie de dispersiones pequeñas la probabilidad de que una partícula alfa rebota hacia atrás era muy pequeña. Dos o tres días después, recuerdo, Geiger se me acercó muy excitado y me dijo: Hemos logrado que algunas partículas alfa reboten hacia atrás"....." Esto es lo más increíble que me ha ocurrido en la vida, tan increíble como si una bala de 38 cm., disparada sobre una lámina de papel de seda rebotara y lo alcanzara a usted".

En este momento el modelo atómico de Thomson era el que imperaba y de acuerdo a éste, la carga positiva del átomo por estar distribuida en una gran superficie, debería ser tan difusa que las partículas alfa con su gran velocidad y carga positiva, atra

vesarían este débil campo eléctrico sin un cambio direccional apreciable. Esta predicción basada en el modelo de Thomson no coincidía con las observaciones experimentales efectuadas por Geiger y Marsden. Es por esto que la desviación de las partículas alfa, en particular los rebotes, sorprendió grandemente a Rutherford.

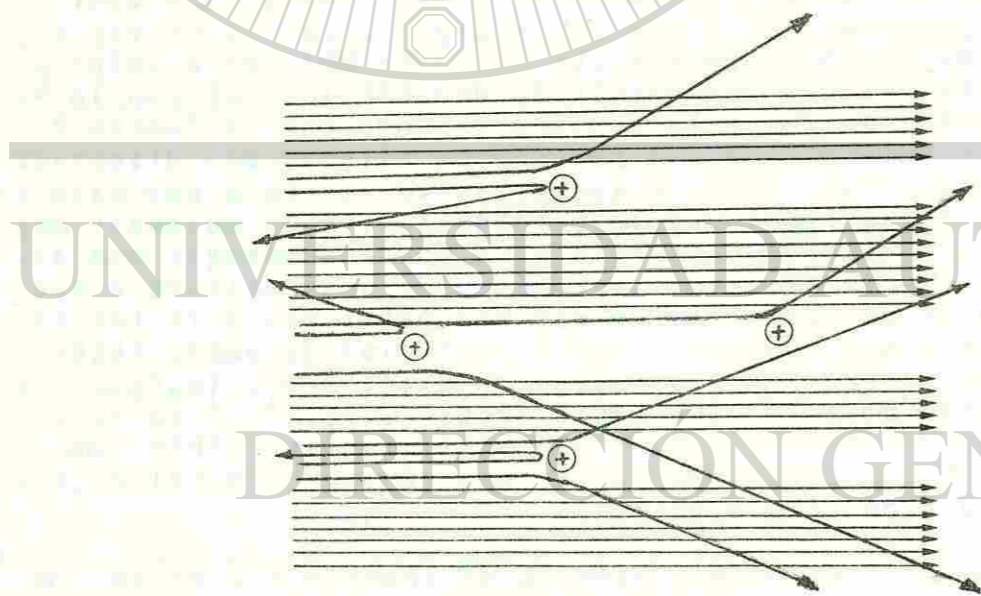
Hemos mencionado al inicio de la unidad, que un modelo es útil en la medida en que nos permite efectuar predicciones sobre los resultados de futuros experimentos y que concuerde con ellos. En el caso del modelo de Thomson esto no se cumplió por lo que hubo de ser deshechado.

Rutherford, para explicar los resultados obtenidos propuso un nuevo modelo del átomo.

Los aspectos principales de este nuevo modelo son:

- 1.- La mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva se concentran en una región muy pequeña llamada núcleo.
- 2.- La magnitud de la carga del núcleo es diferente para átomos distintos.
- 3.- Fuera del núcleo debe haber un número de electrones igual al número de unidades de carga nuclear. Los electrones sólo ocupan una fracción muy pequeña del volumen total del átomo.

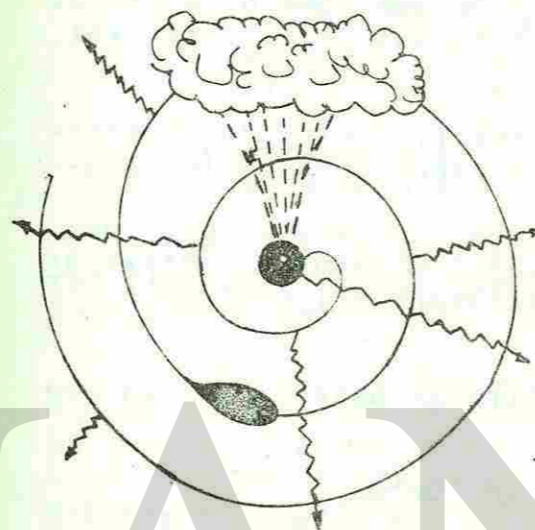
A continuación se muestra la interpretación de acuerdo a este modelo de la dispersión de las partículas alfa por láminas metálicas.



Cada flecha representa una partícula  $\alpha$ . El símbolo  $\oplus$  representa un núcleo atómico.

Figura 11 La interpretación de Rutherford de la dispersión de partículas  $\alpha$  por láminas metálicas.

El modelo de Rutherford asemeja un átomo al sistema solar, con los electrones girando en órbitas alrededor del núcleo. Este modelo lleva una contradicción inherente, porque las leyes de la física predecían que una carga eléctrica que giraba debía emitir energía en forma de radiación, si el electrón emitiera energía el radio de su órbita se debe ir achicando puesto que su energía disminuye y terminaría por caer en el núcleo, tal como se muestra en la figura 12.



El modelo nuclear de Rutherford proporcionó una imagen razonable del átomo pero no explicó en qué forma los electrones cargados negativamente podían estar moviéndose alrededor del núcleo cargado positivamente y permanecer ahí. Además no permitía explicar una serie de nuevos fenómenos estudiados ya aproximadamente desde 1860.

#### 4.6. NUEVOS FENOMENOS.

Los hechos experimentales que intrigaban a los hombres de ciencia tenían mucha relación con la luz, mencionemos algunos de éstos.

Todos hemos visto rayos o haces de luz y hemos podido observar algunas de sus características, por ejemplo.

- 1.- Una luz, aunque sea muy intensa, no parece ejercer ninguna fuerza sobre los objetos o personas en los que incide, lo que nos hace pensar que no tiene peso, es decir, que probablemente no es una forma de materia.
- 2.- Cuando nos ponemos al sol, sentimos calor. Es evidente, pues, que la luz conduce energía que se convierte en calor cuando es absorbida por la piel.
- 3.- La luz se presenta en una amplia gama de colores. ¿Cómo se puede explicar esos diferentes colores de la luz?

DESARROLLO HISTORICO DE LOS MODELOS PARA EL ATOMO.  
(Continuación)

1912 J.J. Thomson  
Descubrimiento de los "isótopos" de neón.  
Modelo atómico modificado: Los átomos de un elemento contienen todos el mismo número de protones, pero puede diferir en sus pesos relativos.

1913 Niels Bohr.  
Conceptúa que existen restricciones en la energía cuantificada de los electrones de los átomos.

Modelo atómico modificado: Los electrones, dentro de los átomos, están limitados a ciertas órbitas especificadas alrededor del núcleo.

1924 Louis de Broglie.  
Conceptúa que los electrones poseen ciertas propiedades ondulatorias.

1925 C.J. Davisson y L.H. Germer.  
Evidencia experimental de las características ondulatorias de los electrones.

1925 G.E. Uhlenbeck y Samuel Goudsmit.  
Evidencia de que los electrones tienen propiedades magnéticas consistentes con el modelo de una partícula cargada que gira alrededor de su eje.

1925-1927 Wemer Heisenberg y Erwin Shrödinger  
Descripción mecánica cuántica de los electrones en los átomos (ecuación de onda); la determinación de la trayectoria (órbita) de un electrón es teóricamente imposible.  
Modelo atómico modificado: La mejor descripción de los electrones en los átomos se logra por las ecuaciones de onda. La idea de una órbita definida debe sustituirse por la de un orbital (región del espacio en que se encuentra un electrón la mayor parte del tiempo).

1927 hasta el presente.  
Extensiones y aplicaciones de la mecánica cuántica como modelo unificador del comportamiento del electrón, con ayuda sorprendente de computadoras de alta velocidad para efectuar los cálculos de las complejas relaciones matemáticas involucradas.

1913



1924



1925



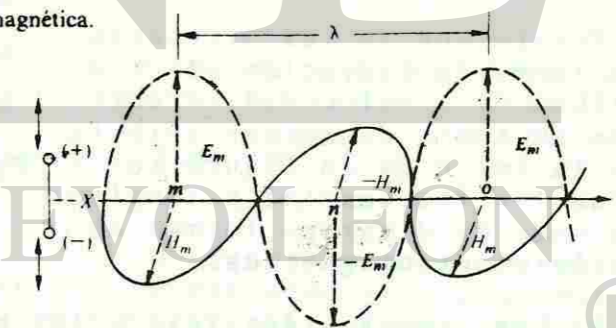
Para explicar los fenómenos físicos de la luz se han elaborado teorías relativas a su naturaleza:

- 1.- El inglés Isaac Newton (1643-1727) formuló la teoría de la emisión, teoría corpuscular que considera la luz formada por partículas extraordinariamente diminutas, emitidas por los focos luminosos.
- 2.- La teoría ondulatoria del holandés Christian Huygens (1629-1695) que afirma que la luz consiste en un movimiento ondulatorio del éter luminoso que llena todo el espacio. Esta teoría, que Huygens presentó a la academia de París en el año 1678, explica los fenómenos ópticos de interferencia, difracción y polarización, fenómenos que la teoría corpuscular de Newton no consiguió aclarar.

Para objeto de nuestro estudio, sólo nos interesa considerar ciertos aspectos que se derivan de esta última teoría y del concepto de campo electromagnético introducido por Faraday:

a) La luz se propaga en ondas, una onda resulta ser un medio de transmisión de energía a distancia. La figura 13 ilustra una sección pequeña de una onda hipotética. La dirección de propagación de la onda es la línea XY; se supone que el campo eléctrico está en el plano del papel y, perpendicular a éste, el magnético. En cada punto a lo largo de la onda varían con el tiempo las magnitudes y direcciones de ambos campos. Por ejemplo, en un instante dado y en el punto  $m$ , están representadas las intensidades de dichos campos por las longitudes de las flechas marcadas  $E_m$  y  $H_m$ .

Figura 13 Una onda electromagnética.



1 micron ( $\mu$ ) =  $10^{-6}$  m =  $10^{-4}$  cm  
1 Angstrom ( $\text{\AA}$ ) =  $10^{-10}$  m =  $10^{-8}$  cm

Para la onda dada, estos son los valores máximos posibles; cada punto de la onda en que se tiene esta situación representa un máximo. En el punto  $n$  las intensidades de campo tienen los valores negativos correspondientes a  $m$ ; en ese punto la onda pasa --

por un mínimo. En cierto modo, lo que hemos descrito se asemeja a las crestas y valles de las olas en una masa de agua.

La naturaleza de la perturbación en el punto  $o$  es la misma que en  $m$ . La distancia entre estos dos puntos idénticos corresponde a la longitud de onda  $\lambda$ . La longitud de onda se expresa en unidades de longitud: metros o centímetros, por ejemplo. Sin embargo, debido a que muchas de las formas de radiación electromagnética que nos interesan son de longitudes de onda muy cortas, debemos introducir algunas unidades auxiliares.

Otra propiedad característica de una onda es su frecuencia en el  $\text{seg.}^{-1}$ , o sea, cierto número de eventos por segundo.

Si se conoce el número de máximos de onda que pasan por un punto dado en la unidad de tiempo, ( $\nu$ ), y si se conoce también la longitud de cada onda ( $\lambda$ ), el producto de ambas magnitudes debe dar la distancia que recorre la onda en la unidad de tiempo: *velocidad* ( $c$ ) de la onda.

$$c = \nu \lambda$$

Una característica propia de la radiación electromagnética es que su velocidad tiene un valor constante de  $2,9998 \times 10^{10}$  cm/seg. en el vacío (por lo general se redondea a  $3 \times 10^{10}$  cm/seg), a pesar de que sus frecuencias y longitudes de onda pueden variar ampliamente.

Puesto que la luz ordinaria es una forma de radiación electromagnética, esta velocidad característica se suele denominar velocidad de la luz. En la figura se comparan las frecuencias y longitudes de onda de diversas formas de radiación electromagnética.

b) Las cargas eléctricas y los polos magnéticos tienen la capacidad de ejercer fuerzas a distancia; los medios que lo permiten se llaman campos eléctricos y magnéticos. Estos campos son además complementarios; un campo eléctrico variable induce un campo magnético y viceversa. Si partículas eléctricas cargadas se mueven unas con respecto a otras, se generan campos eléctricos y magnéticos alternantes que se propagan por el espacio o medio que las circunda: el modo de propagación es la onda. La energía está asociada con los campos magnéticos y eléctricos, por lo que una onda resulta ser un medio de transmisión de energía a distancia.



Fig. 14. Longitudes de onda relativas de la luz.

Esta transferencia de energía es la que se llama *radiación electromagnética*.

Si la luz blanca pasa a través de un prisma de vidrio sufre el fenómeno de refracción y los colores se separan (este fenómeno se presenta en la formación del arco iris). Si en el camino de haz luminoso se interpone una substancia que absorba luz verde se verá una zona negra donde antes se veía verde. Así si de alguna manera adecuada se colocan átomos de hidrógeno en el paso de el haz de luz, se verá que los átomos de hidrógeno absorben solo ciertas longitudes de onda (colores), perfectamente determinadas y dejan pasar el resto. La imagen será de una serie de líneas negras correspondientes a las longitudes (colores) absorbidas y de longitudes no absorbidas. Después de que Robert Bunsen y Gustav Kirchoff realizaron estas pruebas, los científicos empezaron a estudiar la luz emitida por elementos en estado gaseoso al ser calentados hasta la incandescencia. Encontrando que al ser calentados o expuestos a altos voltajes, sólo emitían determinados colores o frecuencias, en forma de líneas, por lo que recibieron el nombre de espectros lineales. Estos son tan características que ocurre con ellos lo mismo que con las huellas digitales no hay dos iguales, es decir cada elemento emite solamente una cuantas frecuencias de luz, muy bien definidas.

El origen de estos espectros de líneas fue un misterio al cual ninguno de los modelos atómicos podía dar explicación.

### 6.5. NUEVA EXPLICACIÓN.

Para poder explicar estos fenómenos y el hecho de que los electrones no cayeran hacia el núcleo, Niels Bohr (1885-1962) formuló un nuevo modelo atómico (1917) basándose en las consideraciones teóricas de Max Planck (1858-1947) y en el estudio del espectro lineal del hidrógeno.

La hipótesis revolucionaria de Planck consistió en postular que la energía existe en cantidades discretas pequeñas llamadas *cuantos*, al perder o ganar energía un sistema, sólo puede hacerlo en función de estos cuantos.

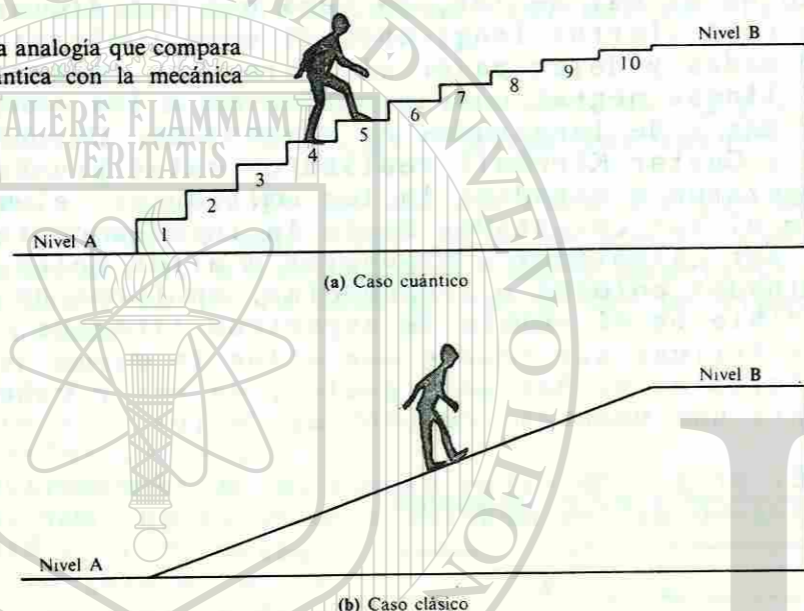
La cantidad de energía asociada con un cuanto de radiación electromagnética, es proporcional a la frecuencia de radiación y se expresa por la ecuación.

$$E = h \nu$$

Donde la cantidad de proporcionalidad  $h$  se llama constante de Planck y tiene un valor de  $6.626 \times 10^{-27}$  erg.seg.

La energía de un sistema debería ser capaz de tomar cualquier valor y de cambiar en cualquier cantidad, según las leyes de la física clásica. De acuerdo con los principios de la teoría cuántica, en cambio, la energía de un sistema sólo puede tener un conjunto único de valores y sólo puede variar en cantidades discretas, llamadas saltos cuánticos. La siguiente figura sugiere una analogía entre las teorías clásicas y cuántica que puede ser útil para comprender la diferencia fundamental entre ambas.

Figura 15 Una analogía que compara la mecánica cuántica con la mecánica clásica.



El hombre en (a) procede en diez escalones para llegar del nivel A al B. Puede variar su posición (y, por consiguiente, su energía potencial) solamente en estos 10 pasos discretos de magnitud fija. El hombre en (b) puede variar su posición y su energía potencial mediante un número cualquiera de pasos y de magnitud de éstos, al avanzar del nivel A al B. El caso (a) corresponde a cambios cuánticos de energía, mientras que el caso (b) corresponde a cambios energéticos clásicos.

El primer éxito notable de esta teoría se produjo en 1905, cuando Einstein (1879-1955) dio una explicación cuántica al efecto fotoeléctrico.

Einstein propuso que la luz, que es una radiación electromagnética tiene características de partículas llamadas fotones y que estos poseen una energía característica que corresponde a los cuantos ideados por Plank. En el efecto fotoeléctrico nos podemos imaginar que la energía de una onda lumínica esta concentrada en fotones que la transfieren a los electrones durante las colisiones que sufran con ellos. En cada colisión un fotón entrega toda su energía -un cuanto de energía- a un electrón, por lo tanto, cuanto más energético sea el fotón mayor energía transferirá a un electrón y con mayor energía cinética será expulsado éste.

Bohr basándose en estas consideraciones se dio a la tarea de explicar el espectro lineal del hidrógeno. Entre los espectros atómicos más estudiados durante el siglo diecinueve destacan

los del elemento Hidrógeno cuyo espectro visible es bastante sencillo, pues consta de una línea roja, una verde y varias líneas azules y violetas que parecen convergir. Ya desde 1885 Balmer demostró que las longitudes de onda correspondientes a las líneas de hidrógeno en la región visible, se podían correlacionar por medio de una ecuación sencilla.

$$\frac{1}{\lambda} = RH \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad RH = \text{CONSTANTE}$$

en donde  $\frac{1}{\lambda}$  es el inverso de la frecuencia y depende de los valores que tome  $n$  siempre mayores de 2.

Bohr para explicar esto hizo las siguientes consideraciones:

- 1.- Los electrones se mueven en órbitas circulares de energía fija. Estas son los estados de energía o niveles de energía. La energía del electrón es la suma de su energía cinética (debido al movimiento circular) y a su energía potencial (debida a la atracción eléctrica del núcleo). El electrón no cae al núcleo porque la fuerza de atracción electrostática se compensa con la fuerza centrífuga del movimiento circular.
- 2.- Los electrones pasan de un nivel a otro absorbiendo o emitiendo energía, habitualmente en forma de un fotón.
- 3.- Mientras los electrones permanezcan en un nivel estacionario, su energía no varía y no emite ni absorbe radiación.
- 4.- Los estados estacionarios permitidos son aquellos en los que ciertas propiedades del electrón tienen valores únicos, en particular la propiedad llamada momento angular deberá ser un múltiple entero de  $h/2\pi$  donde  $h$  es una constante, estos múltiplos toman valores desde 1, 2, 3 ..... y se conocen como números cuánticos principales.

En base a estas ideas Bohr anotó lo siguiente:

Se considera que normalmente el electrón de un átomo de hidrógeno se encuentra en la órbita más cercana al núcleo ( $n = 1$  o estado K) en este nivel el electrón no emite energía. Al ser excitado, absorbe un cuanto de energía y salta a un estado cuántico superior. Cuando un electrón cae de un nivel cuántico superior a uno inferior hay emisión de luz. En cada caída de un electrón desde  $n = 3$  hasta  $n = 2$  de la línea roja característica del hidrógeno, la caída de un electrón desde  $n = 4$  hasta  $n = 2$  la verde, y así sucesivamente (ver figura 16).

Modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno.

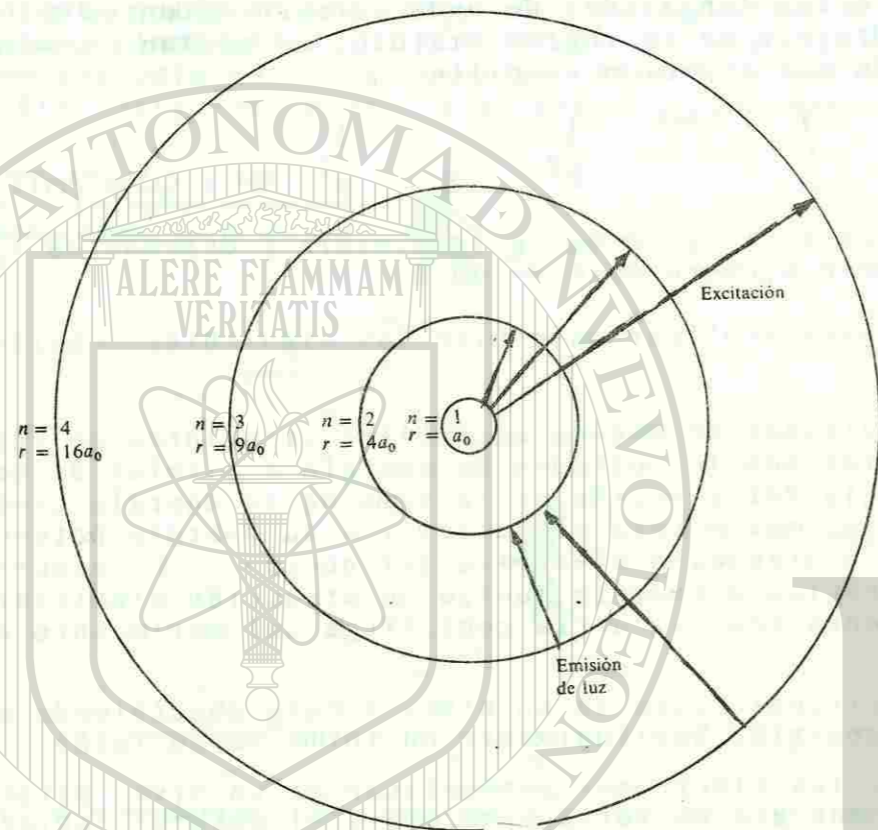


Fig. 16

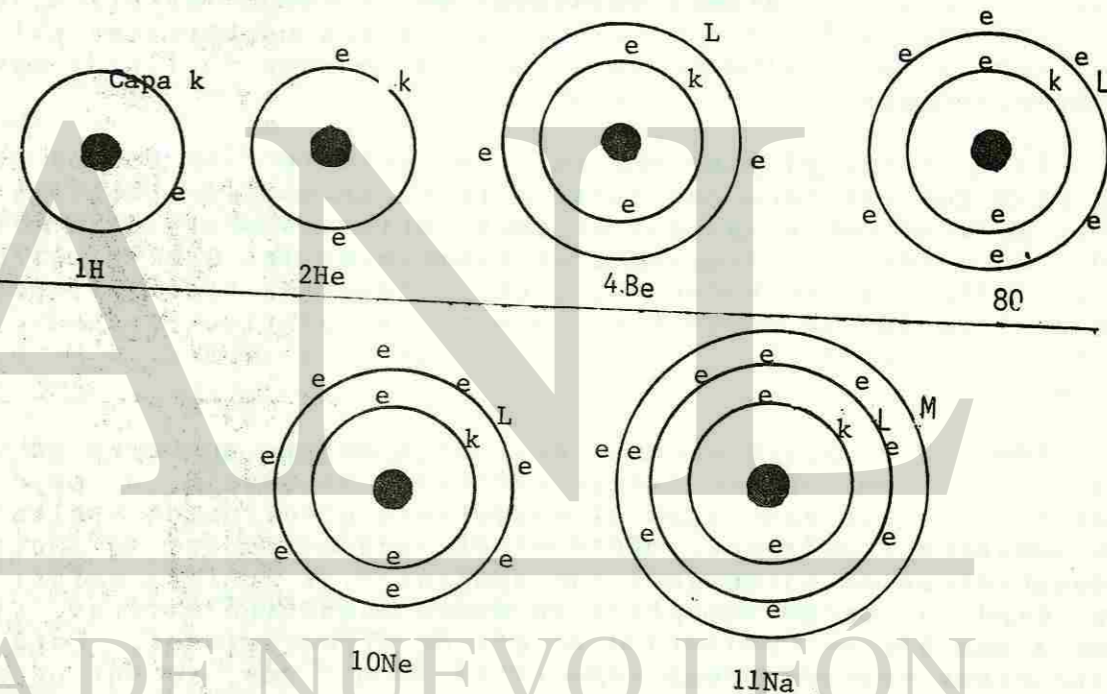
## 7. EL MODELO DE BOHR EN RELACION CON OTROS ATOMOS.

Partiendo de las propiedades físicas y químicas de los elementos, Bohr pudo determinar el número de electrones de cada órbita de los átomos con más de un electrón. Llegó a la conclusión de que el número máximo de electrones de una órbita, o nivel de energía,  $n$  era igual a  $2n^2$ . También halló que los electrones de la segunda órbita y de las superiores parecían formar sub-grupos dentro de la órbita. Hay dos sub-grupos en la segunda órbita; el uno tiene un máximo de dos electrones y el otro tiene un máximo de seis. En la tercera órbita hay tres sub-grupos cuatro en la cuarta, etc. Estos resultados están resumidos en la Tabla de la página siguiente. La figura muestra los modelos de Bohr de algunos de los átomos más pesados. Obsérvese que la primera órbita, capa K, nunca tiene más de dos electrones. La primera y la segunda órbitas están

TABLA: ESTRUCTURA ELECTRONICA DEL ATOMO, SEGUN BOHR  
NUMERO MAXIMO DE ELECTRONES EN LA ORBITA

ORBITA	CAPA	( n )	SUB-GRUPOS
n = 1	K	2	2
n = 2	L	8	2, 6
n = 3	M	18	2, 6, 10
n = 4	N	32	2, 6, 10, 14

Figura: 17 Modelos de Bohr para el hidrógeno, el helio, el berilio, el oxígeno, el neón y el sodio.



llenas en el átomo de neón; en la capa K hay dos electrones y en la capa L hay ocho.

El átomo sistema solar de Rutherford-Bohr, perfeccionado en las dos primeras décadas del siglo XX, condujo a una unificación de principios y a una mejor comprensión de muchas propiedades físicas y químicas de la materia. Más aún, comprobó que los átomos son sumamente complejos. No obstante, el modelo de Bohr tenía sus imperfecciones. No debería sorprendernos mucho que el éxito de la teoría de Bohr en la explicación del espectro del hidrógeno no se repitiera con otros elementos. Fracasó aún con el sencillo átomo de helio, que sólo tiene dos electrones y un núcleo.

Los electrones del átomo de Bohr tienen radios fijos y estados de energía bien definidos. Los descubrimientos de la década de los 20 demostraron que no es posible tener tanta certeza acerca de lo que ocurre en un átomo o una molécula.

### 7.1. MODIFICACIONES DEL MODELO DE BOHR.

La validez de la teoría de Bohr se basaba en el éxito que tuvo en la predicción de las líneas de los espectros del hidrógeno. Sin embargo, coincidente con los desarrollos teóricos descritos, los espectroscopistas habían mejorado sus mediciones, -- siendo uno de sus descubrimientos más recientes la estructura fina de los espectros atómicos, la que se manifestaba en especial si se colocaban los átomos excitados en un campo magnético; es decir, se encontró que algunas de las líneas espectrales principales consistían realmente en un número pequeño de líneas muy -- cercanas entre sí.

Para tratar el problema de la estructura fina de los espectros atómicos, se hace necesario introducir modificaciones al modelo simple de Bohr, las que se deben principalmente a Sommerfeld. En estas modificaciones se reemplazan las órbitas circulares por elípticas de excentricidades diferentes (formas), para cuya descripción se necesitan dos números cuánticos: el número cuántico principal ( $n$ ) y un número cuántico azimutal, o de momento angular,  $l$ .

Además, es posible considerar al electrón que gira en torno al núcleo como una corriente eléctrica minúscula, en cuyo caso deberían estar asociados al movimiento electrónico orbital -- unos momentos magnéticos. Este efecto aparentemente se manifiesta con ciertas orientaciones que adoptan las órbitas elípticas en el espacio cuando se aplica un campo magnético externo, siendo solo posible un conjunto discreto de orientaciones. Para describir estas orientaciones espaciales permitidas, se introduce un nuevo número cuántico que se llama número cuántico magnético, ( $m$ ). La tabla siguiente presenta las relaciones entre estos tres números cuánticos diferentes:

Tabla . Relaciones entre números cuánticos

Número cuántico principal	Número cuántico azimutal	Número cuántico magnético
$n$	$l = 0, 1, \dots, n-1$	$m_l = -l, -l+1, \dots, 0, \dots, l-1, l$
$n = 3^*$	$l = 0$	$m_l = 0$
$n = 3$	$l = 1$	$m_l = \begin{cases} -1 \\ 0 \\ 1 \end{cases}$
$n = 3$	$l = 2$	$m_l = \begin{cases} -2 \\ -1 \\ 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases}$

\*  $n = 3$  se toma como un ejemplo;  $n$  puede tener un valor de 1, 2, 3.

Aunque más exitosa que el modelo simple de Bohr, el de Bohr-Sommerfeld aún no fue suficiente para explicar todos los aspectos de los espectros atómicos en forma adecuada, por lo que muy pronto fue reemplazada por uno enteramente diferente. En los puntos siguientes se presentan varias ideas nuevas de las que se deriva el concepto moderno de la estructura atómica.

### 8. DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA.

En la física clásica se reconocen dos tipos de movimiento: el de partículas y el de ondas. Aparentemente se podría pensar -- que todo movimiento se puede describir como de partículas, puesto que una onda es simplemente una perturbación que, al pasar por un medio, provoca dentro de éste un desplazamiento de partículas. En el agua por ejemplo, las ondas se desplazan por movimientos de moléculas de agua; una onda sonora desplaza moléculas de oxígeno y -- nitrógeno, al propagarse por el aire. Sin embargo, es preciso reconocer que las ondas electromagnéticas no requieren de una sustancia material para su propagación: pueden ser transmitidas a través del espacio vacío.

No obstante, recordemos que la explicación que Einstein propuso para el efecto fotoeléctrico debió recurrir a los fotones de luz, lo cual nos lleva a la idea de que debemos asociar ciertas características de partículas al movimiento ondular; el mejor punto de vista probablemente es el siguiente: ciertos fenómenos se comprenden mejor en función de partículas y otros en función de ondas. La dispersión de la luz con prismas o retículos de difracción es una manifestación del comportamiento ondulatorio, mientras que el efecto fotoeléctrico tiene un comportamiento de partículas.



El físico francés DeBroglie propuso en 1924 que podría existir una situación inversa, o sea, que las partículas materiales podrían tener propiedades de ondas. La proposición de las "ondas materiales" de DeBroglie se expresaban en términos matemáticos, los que predecían la longitud de onda asociada con el movimiento de una partícula.

## 9. EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE.

Muchas veces se piensa que las leyes de la física son verdades universales. Estas leyes nos dicen qué tipos de comportamiento físico son permitidos y cuáles serán los eventos futuros, como consecuencia del estado actual de un sistema físico. Al disparar un cohete se puede calcular el punto exacto del impacto. Pueden surgir errores en este cálculo debidos a inexactitudes al medir ciertas variables que afectan la trayectoria del cohete; sin embargo, estas variables pueden ser determinadas con la mayor precisión, al menos en principio, por lo que se puede obtener un resultado con cualquier grado de exactitud que se desee. La física clásica no deja nada al azar; el comportamiento físico se puede predecir con certeza.

Desde 1920 en adelante, Bohr y Heisenberg idearon muchos experimentos hipotéticos diseñados para calcular cuán precisamente sería posible determinar el comportamiento de partículas subatómicas. Las dos variables que determinan el comportamiento de una partícula son su posición  $x$  y su impulso  $p$ . La conclusión a la que llegaron fue que siempre debe haber incertidumbre en las medidas.

La importancia de esta expresión, conocida como *principio de incertidumbre*, es que establece la imposibilidad de medir con precisión el impulso y la posición simultáneamente. Si se diseña un experimento que revela la posición de una partícula con gran precisión, no es posible medir su impulso precisamente, por lo que sus acciones (trayectoria) futuras no se pueden predecir con certeza. Igualmente, si se determina con precisión el impulso no se puede conocer con certeza la posición de la partícula. Por lo tanto, el principio de incertidumbre parece imponer una restricción muy definitiva en cuanto a la precisión con que se pueden hacer las mediciones y en cuanto a la certeza de la predicción de eventos atómicos; más, ¿por qué ha de ser así?

El principio de incertidumbre se entenderá mejor con un ejemplo. Supongamos que se nos pidiera medir el espesor de una hoja de papel con una vara de medir que no tenga marcas. Evidentemente el resultado sería sumamente impreciso y carente de significado. Para lograr alguna precisión se tendría que usar un

instrumento graduado en unidades más pequeñas que el espesor de la hoja de papel. De análoga manera, para medir su electrón o determinar su posición tenemos que emplear una "vara de medir" calibrada en unidades más pequeñas que las dimensiones de un electrón. Para percibir un electrón podemos hacerlo reaccionar con "luz" o radiación electromagnética. La "luz" debe tener una longitud de onda menor que las dimensiones de un electrón. Pero tal "luz" tendría que poseer elevada energía y sus fotones cambiarían por colisión la energía de los electrones. Podríamos calcular la posición de la colisión, pero sabríamos muy poco de la energía o la velocidad del electrón después de la colisión.

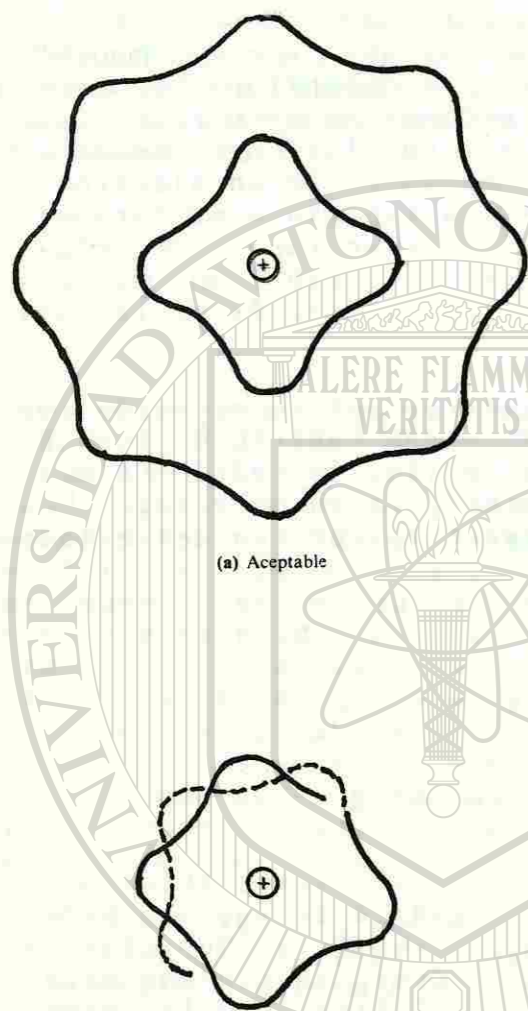
Determinar la posición de un electrón por su reacción con los fotones es como medir la longitud de una habitación con un bulldozer. Llevándolo a través de la habitación podríamos mostrar que su longitud era  $3 \frac{1}{2}$  bulldozer y su ancho  $2 \frac{1}{2}$ . Después de hacer la medida quedaríamos inciertos acerca del estado (energía) de la habitación.

## 10. MECANICA ONDULATORIA.

Los conceptos presentados en las dos secciones anteriores permiten varias deducciones en relación con la estructura atómica. En primer lugar, descubrimos una contradicción muy clara con la teoría del átomo del hidrógeno de Bohr, ya que con ésta es posible calcular tanto el radio de una órbita como la velocidad de un electrón en ella; lo primero representa una definición precisa de la posición del electrón, y lo segundo, de su impulso. Sin embargo, según el principio de incertidumbre, es imposible medir ambas magnitudes con precisión; no deberíamos adoptar una teoría que permite la predicción precisa de aquello que es imposible medir.

Una segunda deducción, que fuera explorada con gran éxito por Schrodinger en 1927, es que los electrones atómicos pueden ser tratados como ondas materiales y que sus movimientos pueden compararse con los de las ondas. Los estados estacionarios de los electrones en un átomo corresponden a modelos ondulatorios permitidos, tal como lo sugiere la figura 17. Para poder resolver las ecuaciones matemáticas que describen estas ondas es necesario asignar un conjunto único de valores a ciertos parámetros de dichas ecuaciones; éstos, son tres, y sus valores permitidos resultan ser los mismos de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$ .

¿Cómo hemos de describir un electrón según este movimiento "ondular"? ¿Deja de existir como partícula? ¿O está desfigurado como onda de forma indeterminada? Una respuesta evidente



(b) Inaceptable

Fig. 17

La teoría de Bohr incluye el empleo de un número cuántico principal, o número entero  $n$ , que hemos llamado *órbita*, *capa* o *nivel de energía*. La energía y el radio de la órbita de un electrón están determinados precisamente en la teoría de Bohr si el valor del número cuántico  $n$  está especificado.

El número cuántico de momento angular  $l$  especifica el momento angular del electrón y, lo que es más importante para nosotros, la forma de la nube de electrones. Junto con el número cuántico principal,  $l$  determina la distancia  $r$  entre el electrón y el núcleo.

para todas estas preguntas es que no sabemos, ni lo podemos saber. El principio de incertidumbre de Heisenberg siempre nos recuerda nuestra incapacidad para describir precisamente a las partículas subatómicas. Sin embargo, la mayoría de los científicos continúan considerando al electrón como una partícula y al movimiento ondulatorio asociado como una simple indicación a la probabilidad de encontrar esa partícula en lugares determinados. Donde la amplitud o intensidad de onda es grande, es mayor la probabilidad de la presencia del electrón que en regiones de amplitud pequeña.

La resolución de las ecuaciones matemáticas que describen el movimiento ondular de un electrón es una tarea formidable que queda fuera del alcance de este texto; sin embargo, es factible una descripción cualitativa adecuada de sus resultados. En lugar de considerar un conjunto de órbitas electrónicas discretas, hablamos solamente de la probabilidad de encontrar un electrón en ciertos lugares; aquellas regiones en que la probabilidad de encontrar electrones es particularmente elevada se denominan orbitales.

Recuérdese que no podemos conocer la distancia exacta que separa el electrón del núcleo y al mismo tiempo tener un valor preciso de la energía. De acuerdo con el principio de incertidumbre, no podemos determinar con exactitud la posición del electrón. No podemos calcular la separación exacta  $r$  entre el electrón y el núcleo, pero sí podemos calcular la separación media  $r$ .

El número cuántico de momento angular  $l$  puede tener cualquier valor entero entre 0 y  $n-1$ . En el primer nivel de energía,  $l$  puede ser igual a 0 sólo porque el valor máximo de  $l$ ,  $n-1$ , es 1-1, ó 0. En el segundo nivel de energía el valor máximo de  $l$  es 1 porque  $n-1$  es igual a 1 y por tanto en el segundo nivel de energía  $l$  puede ser 0 y 1.

En la descripción mecánica-cuántica de los electrones de los átomos, nos referimos al *orbital* en el cual se encuentra un electrón. El término *órbita*, empleado al hablar de la teoría de Bohr, connota un recorrido circular o esférico, mientras que el término orbital no tiene esa connotación. El orbital está determinado por el valor de  $l$ : cuando  $l=0$ , el electrón está en un orbital *s*. En este caso, la probabilidad de hallar un electrón depende únicamente de la distancia del núcleo. Las superficies de densidad constante de electrones y la nube de electrones en un orbital *s* son esféricamente simétricas alrededor del núcleo. En el primer nivel de energía, donde  $l$  sólo puede ser igual a 0, el único tipo de orbital es un orbital *s*. El orbital *s* del primer nivel de energía se llama orbital *1s*, indicando que  $n=1$  y  $l=0$ .

En el segundo nivel de energía  $l$  puede ser 0 y 1. Cuando  $l=0$  tenemos un orbital *2s*, indicando que  $n=2$  y  $l=0$ . El orbital *2s* es esféricamente simétrico alrededor del núcleo. Cuando  $l=1$  se dice que el electrón está en un orbital *p*. Has tres orbitales *p* en todos los niveles por encima del primero. El orbital *p* del segundo nivel de energía se llama orbital *2p*, significando que  $n=2$  y  $l=1$ . En tales orbitales las superficies de densidad constante de electrones circundan volúmenes en lados opuestos del núcleo. Las nubes de electrones de los orbitales *p* se parecen a un ocho. (18b) en la figura, muestra los tres orbitales *p* del segundo nivel de energía. Obsérvese que se considera que estas nubes están situadas en los ejes  $x$ ,  $y$ ,  $z$ , y son, por tanto, perpendiculares entre sí.

En el tercer nivel de energía,  $n=3$ , el valor máximo de  $l$  es 2. En consecuencia, si  $n=3$  podemos tener  $l=0$  para conseguir un orbital *3s*;  $l=1$ , para los orbitales *3p*; y  $l=2$ . Cuando  $l=2$ , el orbital se denomina orbital *d*; hay cinco de estos orbitales en todos los niveles de energía por encima del segundo. En (18c) aparecen representaciones tridimensionales de las nubes de electrones de los orbitales *d* del tercer nivel de energía.

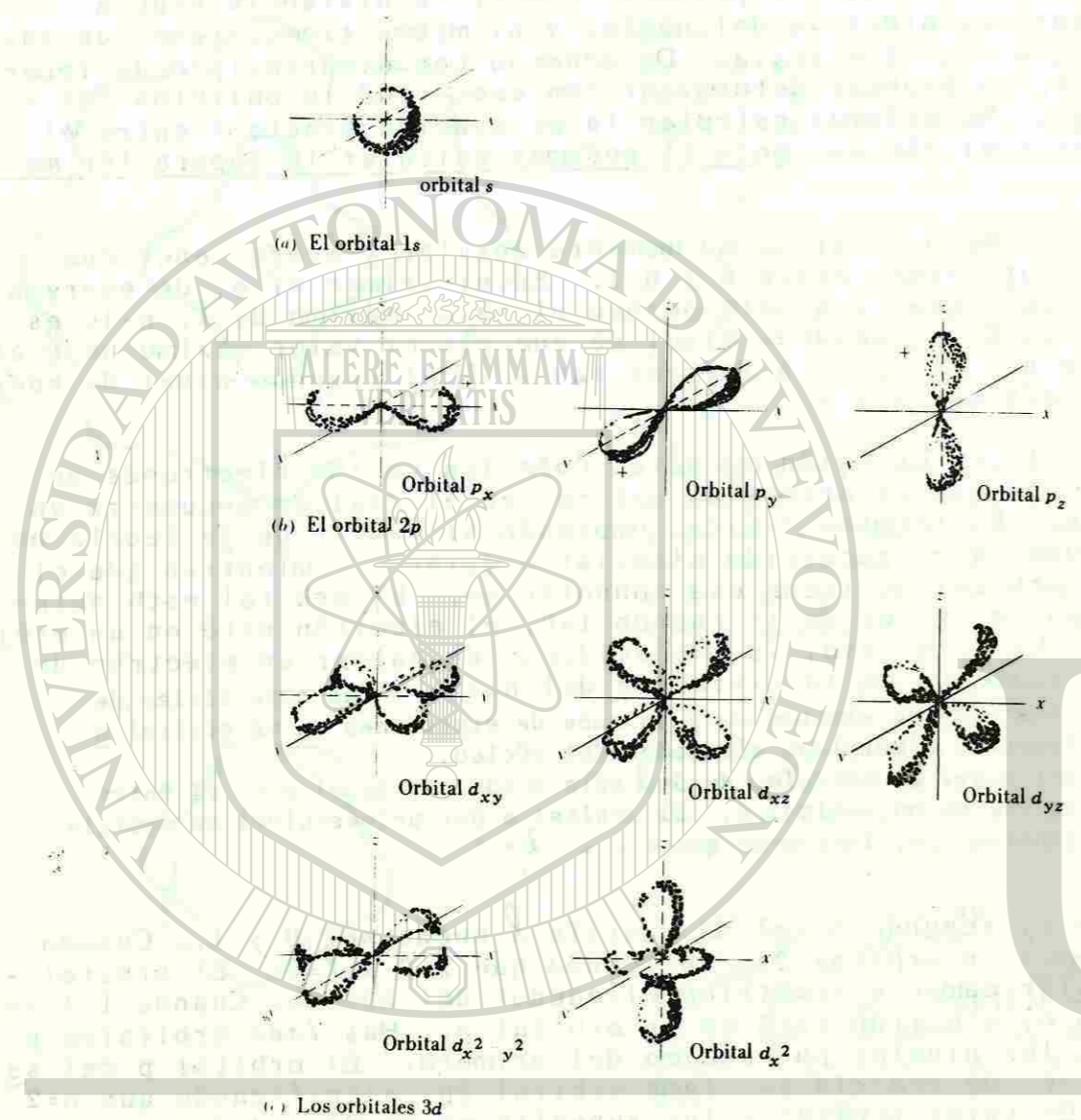


Fig. 18

Cuatro de las cinco nubes orbitales  $d$  se parecen a un trébol de cuatro hojas tridimensional. La quinta se parece a una nube  $2p_z$  con una rosquilla en la mitad.

Cuando  $l=3$ , hablamos de orbitales  $f$ . Siete orbitales  $f$  se encuentran de  $n=3$ . La nube de electrones de un orbital  $f$  tiene forma muy complicada y no se representará aquí. Los orbitales  $f$  son importantes para comprender las propiedades de los elementos llamados tierras raras (los lantánidos).

El número cuántico magnético  $m$  caracteriza la orientación de la nube de electrones en un campo magnético. Para entender

por qué una nube de electrones se orienta en un campo magnético, recuérdese que una carga en movimiento, como es el electrón en movimiento, produce un campo magnético perpendicular a la dirección de su movimiento. Este es la base del electroimán. Una bobina de alambre por la cual se hace pasar una corriente eléctrica produce un campo magnético. Como resultado, la bobina puede hacer desviar un imán cercano, o puede ser desviada por un imán.

Como el electrón es una carga en movimiento, su movimiento y, por lo tanto, la nube de electrones pueden ser afectados por un campo magnético. Podemos imaginar que el campo magnético hace tomar nuevas orientaciones en el espacio a una nube de electrones. A causa de la naturaleza del electrón en un átomo, sólo se permiten ciertas orientaciones fijas. Estas corresponden a los diferentes valores permisibles del número cuántico magnético  $m$ , el cual puede ser cualquier número entero entre  $-l$  y  $+l$ , pasando por 0. Cuando  $n=1$ ,  $l=0$ ,  $m$  sólo puede ser igual a 0. El número de los distintos valores de  $m$ , o sea  $2l+1$ , se llama la multiplicidad y es igual al número de orbitales de un determinado valor de  $l$ . Ahora podemos comprender por qué no hay sino un orbital  $s$ , tres orbitales  $p$ , cinco orbitales  $d$  y siete orbitales  $f$  en un determinado nivel de energía. Cuando  $l=0$ ,  $m$  sólo puede ser igual a 0 y  $2l+1$  es igual a 1; sólo hay un orbital  $s$ . Cuando  $l=1$ ,  $m$  puede ser igual a  $-1, 0, +1$ ; sólo hay tres orbitales  $p$ . Cuando  $l=2$ ,  $m$  puede ser igual a  $-2, -1, 0, +1$  y  $+2$ ; sólo hay cinco orbitales  $d$ .

10.1. PRINCIPIO DE EXCLUSION DE PAULI.

Antes de estudiar el cuarto número cuántico, debemos presentar el principio de exclusión de Pauli, el cual afirma que dos electrones de un átomo no pueden tener el mismo conjunto de cuatro números cuánticos. Este principio no se desprende de la teoría. Ha sido descubierto experimentalmente y es ciertamente razonable, pues si hay diferentes electrones en un átomo deben distinguirse en alguna forma que se pueda describir.

Tras un examen más detenido encontramos que las rayas "simples" del espectro del hidrógeno son en realidad pares de líneas muy juntas, o parejas. Cuando un haz de electrones se hace pasar a través de un campo magnético fuerte, el haz se divide en dos. Estos fenómenos aparentemente aislados pueden explicarse si imaginamos que un electrón rota sobre un eje de la misma manera que la Tierra rota sobre el suyo al mismo tiempo que hace su recorrido alrededor del Sol. Es sabido que las cargas en movimiento producen campos magnéticos; por consiguiente la rotación de un electrón sobre un eje producirá un campo magnético. Puesto que el haz de

electrones se divide en dos, tenemos que deducir que si los electrones están rotando, sólo pueden rotar en una de dos direcciones. El concepto de un electrón rotatorio es un modelo adecuado para explicar nuestras observaciones, pero no hay pruebas directas de que el electrón realmente gire.

número cuántico de rotación  $S$  especifica la dirección de giro. Únicamente puede ser  $-1/2$  ó  $+1/2$ . Cuando  $n=1$ ,  $l=0$ ,  $S$  puede ser  $+1/2$ . Por tanto, en el primer nivel de energía, cuando  $n=1$ , sólo hay un valor para  $l(=0)$  y un valor para  $m(=0)$ . Hay dos posibles valores para  $S$  ( $+1/2$ ). Hay un orbital, descrito por los tres números cuánticos ( $n=1$ ,  $l=0$ ,  $m=0$ ), el cual puede contener dos electrones que rotan en sentidos contrarios. Por consiguiente, el principio de exclusión de Pauli se puede plantear así: un orbital puede contener dos electrones siempre que sus rotaciones sean contrarias o antiparalelas.

La descripción en números cuánticos de los dos electrones del átomo de helio sería

	$n$	$l$	$m$	$s$
1er. electrón	1	0	0	$-1/2$
2do. electrón	1	0	0	$+1/2$

o en forma abreviada  $He 1s^2$ , significando que en el orbital  $1s$  hay dos electrones con rotaciones opuestas o pareadas. Obsérvese que el primer nivel de energía está lleno cuando sólo contiene dos electrones. Esto es conforme con la regla de que el número máximo de electrones de un nivel de energía dado es  $2n^2$ .

## 11. ATOMOS CON DOS O MAS ELECTRONES.

Los electrones de los átomos multielectrónicos se considera que se encuentran en orbitales semejantes a los del hidrógeno y que las funciones de onda para los átomos multielectrónicos son funciones de onda para átomos de hidrógeno modificadas. A cada electrón se le atribuyen cuatro números cuánticos,  $n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $S$ . Estos números cuánticos determinan plenamente la función de onda y la energía del electrón tal como en el átomo de hidrógeno. En los átomos multielectrónicos la energía de un electrón está determinada por los valores de  $n$  y  $l$ , en contraste con el átomo de un electrón, en el cual la energía del electrón está determinada por el valor de  $n$ , únicamente. En la siguiente tabla, donde se comparan las energías orbitales del hidrógeno, el

helio y el litio, es obvio que la energía depende tanto más del número cuántico de momento angular  $l$ , cuando mayor sea el número atómico  $Z$ .

Las energías de los átomos multielectrónicos dependen de  $n$  y  $l$ .

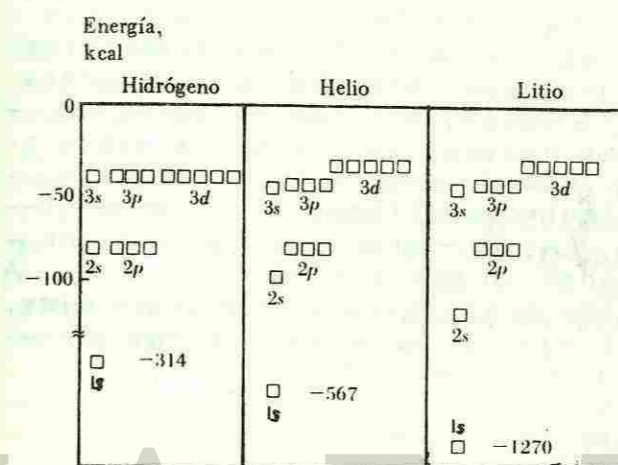
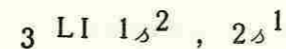


Fig. 19

tales disponibles empezando por los orbitales de más baja energía. En la figura del margen se presenta un diagrama nemotécnico del orden en el cual los electrones llenan los orbitales disponibles de otros átomos diferentes del hidrógeno. El orden que se desprende del diagrama es  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s$ , etc.. Este orden no es infalible pero sí bastante preciso. Obsérvese que el orbital 4 comienza a llenar se antes que los orbitales 3d.

EJEMPLO 1: Escribir la configuración electrónica del litio; número atómico  $Z=3$ .

Solución: Los dos primeros electrones tienen los mismos números cuánticos que los dos electrones del helio, representados en la página anterior. El tercero queda en el orbital  $2s$  ( $n=2$ ,  $l=0$ ,  $m=0$ ,  $S=-1/2$ ) donde hemos escogido en forma arbitraria  $S=-1/2$  para representar el valor menor del número cuántico de rotación. La configuración electrónica del litio es

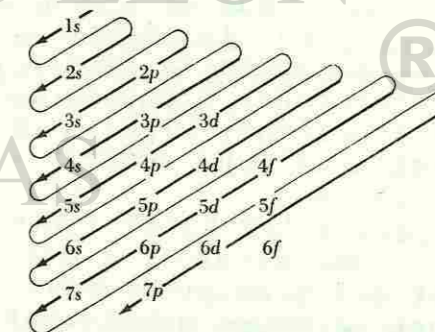


Esta orbita  $2s$  es de menor energía que el  $2p$ . En los átomos multielectrónicos el orden ascen-

Especificar los cuatro números cuánticos de cada electrón de un átomo equivale a definir la estructura electrónica del mismo. Antes de que aprendamos a atribuir números cuánticos a los electrones tenemos que tener en cuenta el principio Aufbau (en alemán, "construcción"), el cual afirma que en la determinación de la estructura electrónica del estado base (estado no excitado) de un átomo, podemos imaginar como si se quitaran todos los electrones del núcleo y luego se le volvieran a introducir uno por uno en los orbi-

FIGURA 20

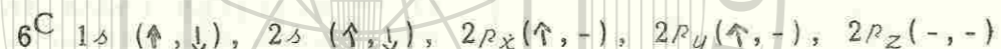
Orden de las energías orbitales en los átomos multielectrónicos



dente de energía orbital en cualquier nivel de energía es  $s, p, d, f, \dots$  (o  $l=0, 1, 2, 3, \dots$ )

EJEMPLO 2: Escribir la configuración electrónica del carbono;  $Z=6$ .

**Solución:** En este caso los primeros cuatro electrones llenarán los orbitales  $1s$  y  $2s$ . Habrá otros dos electrones disponibles para los orbitales  $2p$  que son los de la siguiente energía más alta. Pero hay tres orbitales  $p$  equivalentes. ¿Colocamos los dos electrones en el mismo orbital  $p$  o en orbitales diferentes? En el estado base o de más baja energía, los electrones  $p$  estarían en orbitales separados tal como lo explica la regla de Hund: los electrones tienden a no aparearse, o a tener rotaciones paralelas o a tener el mismo número cuántico de rotación. Esto es razonable, ya que los electrones tienen el mismo orbital, la repulsión sería máxima. Los electrones tienden a ocupar distintos orbitales para quedar lo más alejados posible. A causa de la repulsión, se necesita energía para formar parejas, u ocupar el mismo orbital, y por consiguiente la descripción electrónica del carbono es



Cada flecha representa un electrón. Cuando la flecha mira hacia arriba, por convención  $S=+1/2$ ; cuando mira hacia abajo,  $S=-1/2$ ; también podemos escribir,



Dos de los orbitales  $p$  ( $2p_x$  y  $2p_y$ ) están a medio llenar; un orbital ( $2p_z$ ) está completamente desocupado.

Los subíndices de  $p$  indican que los tres orbitales  $p$  son perpendiculares entre sí, esto es, que están en la dirección de los ejes,  $x, y, z$ . Estas tres descripciones del carbono son equivalentes: la primera proporciona la información más explícita que la última, pero cualquiera presupone las otras dos.

EJEMPLO 3: Escribir el conjunto de los cuatro números cuánticos de cada uno de los electrones del átomo de neón,  $Z=10$ , según el orden que los electrones seguirían para llenar las órbitas.

**Solución:** Según la figura anterior ( ), los cuatro primeros electrones llenarán totalmente los orbitales  $1s$  y  $2s$ . Los tres electrones siguientes irán a los orbitales  $2p$ , pero según la regla de Hund tendrán el mismo valor para el número cuántico de rotación.

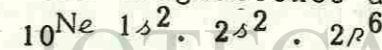
Como estos tres electrones van a los orbitales  $2p$   $n$  es igual a 2 y  $l$  igual a 1 en todos ellos. También, como todos tienen el mismo número cuántico de rotación  $S=+1/2$  para todos. Por lo tanto, los números cuánticos  $n, l$  y  $S$  para los electrones quinto, sexto y séptimo son idénticos:

Electrón	$n$	$l$	$m$	$S$
Quinto	2	1	?	-1/2
Sexto	2	1	?	-1/2
Séptimo	2	1	?	-1/2

De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, dos electrones del mismo átomo no pueden tener el mismo conjunto de cuatro números cuánticos. Entonces el único número cuántico restante  $m$  tiene que tener distintos valores para estos tres electrones. Los valores de  $m$  son  $-1, 0$  y  $+1$  para los electrones quinto, sexto y séptimo, respectivamente. Los tres electrones siguientes, 8, 9 y 10 se emparejarán con los electrones quinto, sexto y séptimo, tomando  $+1/2$  como valor para  $S$ . La descripción electrónica completa de los 10 electrones del neón se da en la tabla siguiente.

Orbital	$n$	$l$	$m$	$S$	Orden en que los electrones llenan los orbitales disponibles
$1s$	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	1
	1	0	0	$+\frac{1}{2}$	2
$2s$	2	0	0	$-\frac{1}{2}$	3
	2	0	0	$+\frac{1}{2}$	4
$2p_x$	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$	5
	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$	8
$2p_y$	2	1	0	$-\frac{1}{2}$	6
	2	1	0	$+\frac{1}{2}$	9
$2p_z$	2	1	+1	$-\frac{1}{2}$	7
	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$	10

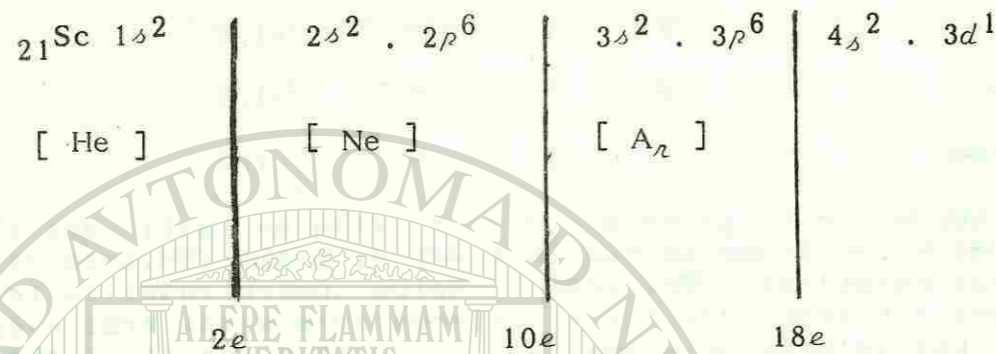
Los electrones quinto y octavo van en el orbital  $2p_x$ , el sexto y el noveno en el  $2p_y$ , y el séptimo y el décimo en el  $2p_z$ . Tome nota de que la convención arbitraria es considerar  $-1/2$  como el menor valor de la energía. La configuración electrónica del neón de acuerdo con las asignaciones anteriores es



EJEMPLO 4: Escribir la configuración electrónica del escandio,  $Z=21$ .

**Solución:** Los primeros 10 electrones tendrán la misma configuración del neón. Los ocho siguientes llenarán totalmente los orbitales  $3s$  y  $3p$ . Según el diagrama ya conocido, el siguiente orbital a llenar es el 4.

Los dos electrones siguientes irán al  $4s$  y el restante a uno de los orbitales  $3d$ . La descripción electrónica del escandio es



Las propiedades químicas y físicas de los elementos dependen de la configuración electrónica de los átomos.

#### RESUMEN DEL MODELO MECANICO CUANTICO DEL ATOMO.

Si bien el modelo de Bohr explicó una serie de hechos, muy pronto fue reemplazado por nuevas ideas que encararon en forma mucho más global la física del mundo submicroscópico. Los experimentos descritos habían mostrado muy claramente que las partículas elementales se regían por leyes propias, distintas a las del mundo macroscópico. No se podía extrapolar a las partículas subatómicas el comportamiento y las leyes de nuestra experiencia. Por ej. se llama "partícula" a los protones, neutrones o electrones, pero no debemos hacernos de esas partículas la misma imagen mental que la de, por ej., un grano de arena sumamente chico. En especial existe un aspecto de la naturaleza de las "partículas" elementales que debemos considerar con interés: sus propiedades ondulatorias.

Una de las controversias más largas en la historia de la física se refirió a la naturaleza de la luz; Newton suponía que la luz estaba formada por partículas; más adelante Huyghens demostró que sus propiedades eran explicadas mejor suponiendo que eran ondas electromagnéticas y fenómenos descubiertos en este siglo (el efecto fotoeléctrico de Einstein) volvieron a sugerir una estructura corpuscular (Fotones). A la inversa, se ha demostrado que ciertos experimentos con haces de electrones (que no describiremos en detalle), neutrones o protones se interpretan mejor si se considera a esos haces como trenes de onda. Las "partículas" podrían ser llamadas también ondas, porque presentan propiedades de ambos. Es más, se puede asignar una longitud

de onda a cualquier partícula, usando la relación presentada por de Broglie:  $\lambda = h/m.v$ . Toda la materia tiene propiedades ondulatorio pero estas son notables sólo en partículas pequeñas de masa muy chica, porque sino la longitud de onda asociada es extremadamente pequeña.

Veamos una consecuencia importante de la naturaleza ondulatoria de las partículas. Un electrón en un nivel estacionario de energía de un átomo, no puede ser ubicado en un lugar preciso por su naturaleza ondulatoria, no es "un punto material" que se mueve; puede visualizarse también como una onda que se desplaza y en este caso podemos hablar sólo de la probabilidad de encontrar al electrón en un cierto lugar. Por ej., Bohr decía que el electrón del átomo de hidrógeno se encontraba a 0,53 Å del núcleo; el modelo mecánico cuántico dice que la distancia más probable para encontrar al electrón es 0,53 Å, pero que también puede estar a distancias mayores o menores. Esto se muestra en la figura 19.

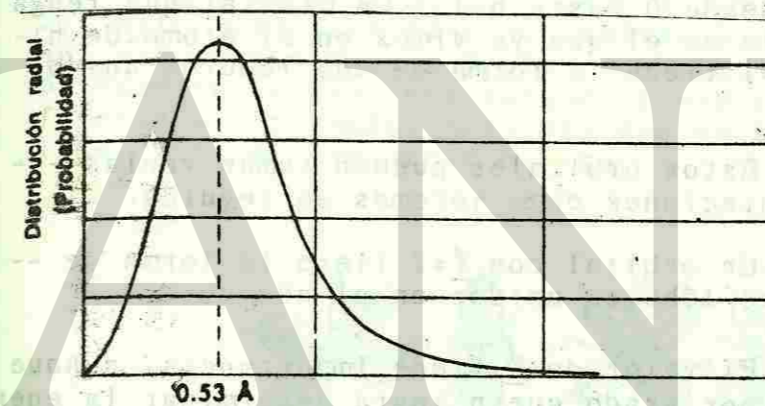


FIG. 21 Esta gráfica muestra la probabilidad (según la ecuación de Schrödinger) de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo. El punto de mayor probabilidad del primer orbital es aproximadamente igual al obtenido por Bohr cuando trabajó con el átomo de hidrógeno, 0.53 Å.

Figura 20. Este dibujo quiere decir que la probabilidad de encontrar al electrón dentro de esa esfera es un valor alto (por ej. 96%), aunque nunca es del 100% porque siempre existe una pequeña probabilidad de que el electrón esté más lejos. Este orbital es esférico porque la probabilidad de encontrar al electrón depende de la distancia al núcleo pero no de la dirección. En otras pala-

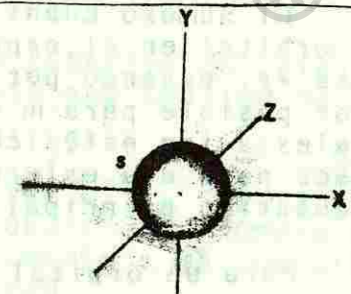


Fig. 22

La figura 21 explica porque se habla de la "nube electrónica". Queda claro también que no hay una órbita definida (como en el modelo de Bohr) sino una región del espacio donde es altamente probable encontrar al electrón. Estas regiones son llamadas orbitales. El orbital en que se encuentra el electrón del átomo de hidrógeno puede ser -- mostrado gráficamente en varias formas. Una de ellas es la figura 21 y otra es la figura 22, que es simplemente una esfera.

bras la probabilidad es la misma en cualquier punto de una superficie esférica por ej. a lo largo de eje x, y, ó z o en cualquier posición intermedia.

Los orbitales atómicos no son todos esféricos. Existen orbitales de varias formas que apuntan a diversas direcciones, y que sirven para explicar porque los átomos se orientan precisamente en esas direcciones para unirse. Volveremos sobre esto más adelante.

La energía, la forma y la orientación de los orbitales atómicos quedan caracterizados por una serie de números cuánticos, que detallamos a continuación:

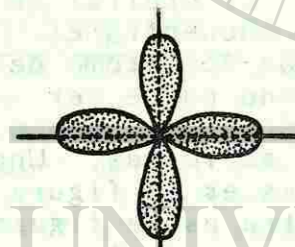
- El número cuántico principal  $n$ , que define la distancia al núcleo y que es el más importante para fijar la energía de un electrón  $n$  toma valores 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

- El número cuántico secundario  $\ell$ , que define el momento angular del electrón. La forma de un orbital está dada por el valor de  $\ell$ . Este puede ir desde 0 hasta  $n-1$ . Un orbital que tenga  $\ell=0$  es esférico; un ejemplo es el que ya vimos en el átomo de hidrógeno. Un orbital con  $\ell=1$  tiene la forma de dos lóbulos unidos en el núcleo:



Estos orbitales pueden tomar varias orientaciones como veremos en seguida.

Un orbital con  $\ell=2$  tiene la forma de cuatro lóbulos unidos en el núcleo:



El valor de  $\ell$  tiene importancia, aunque en menor grado que  $n$ , para determinar la energía de un orbital.

Se acostumbra a llamar orbitales  $s$  a los que tienen  $\ell=0$ ;  $p$  a los que tienen  $\ell=1$ ; a los que tienen  $\ell=2$  y  $f$  a los que tienen  $\ell=3$ . Para un mismo número cuántico principal la energía del orbital  $s$  es menor que la de  $p$ , la de este menor que la de un  $d$ , etc.

El número cuántico magnético  $m$  determina las orientaciones del orbital en el espacio y puede tomar valores que van desde  $-\ell$  hasta  $+\ell$ , pasando por 0. Para un orbital  $s$ ,  $m$  vale 0 y el único valor posible para  $m$  es 0. Este resultado es lógico ya que los orbitales  $s$  son esféricos y no hay posibilidad de distintas orientaciones para una esfera. Hay pues un sólo orbital  $s$  para cada número cuántico principal  $n$ .

Para un orbital  $p$ ,  $\ell$  vale 1 y por lo tanto  $m$  puede valer -1,

0 y 1. Para cada valor de  $n$  hay pues tres orbitales  $p$  distintos, que difieren sólo en la orientación pero no en la energía ( $m$  no incluye sobre la energía del orbital a menos que haya campos magnéticos o eléctricos exteriores aplicados). Es costumbre elegir los ejes de coordenadas especiales  $x, y, z$ , con centro en el núcleo y de forma que cada orbital  $p$  este dirigido a lo largo de uno de esos ejes, tal como se muestra en la figura 23.

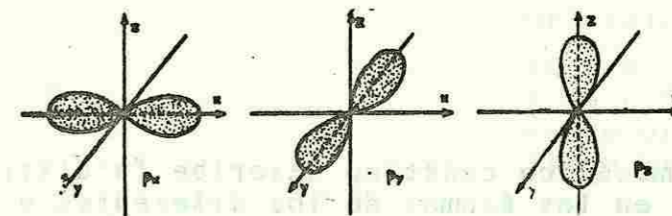


FIG. 23 Formas probabilísticas de los tres orbitales  $2p$ .

Para un orbital  $d$ ,  $\ell$  vale 2 y  $m$  puede valer -2 -1, 0, 1, 2. Esto significa que los orbitales  $d$ , todos de igual energía, son cinco. La figura 24 los muestra; no cae dentro del alcance de este curso explicar porque el orbital  $d_{z^2}$  tiene un aspecto diferente a los demás, pero hay que recalcar que su energía es igual a la de los otros cuatro.



Fig. 24

Análogamente se puede comprobar que los orbitales  $f$  son siete.

Hay una propiedad de los electrones que no depende del orbital que ocupa: es su "spin" o sentido de giro del electrón alrededor de su propio eje. (Ver figura 25)

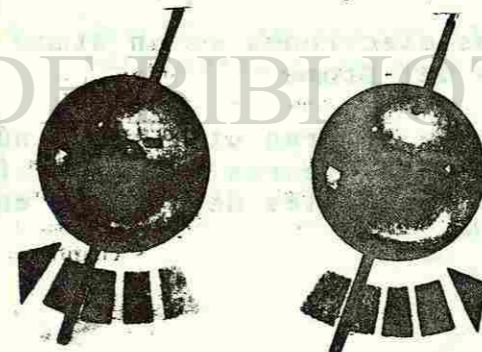


Fig. 25

El número cuántico de spin  $s$  indica precisamente ese sentido de giro y puede tomar el valor  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ , tal como se mostró en la figura 25. no hay que confundir este número cuántico  $s$  con el símbolo  $s$  de los orbitales que poseen  $\ell=0$ .

Los cuatro números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$  caracterizan a cada electrón de un átomo. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no puede haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos idénticos. dicho de otra manera: en cada orbital puede haber bastados electrones que poseen un  $s = +\frac{1}{2}$  y el otro  $s = -\frac{1}{2}$ .

#### PUNUALIZANDO

- 1.- El modelo mecánico cuántico describe la distribución de los electrones en los átomos de los diferentes elementos.
- 2.- Los electrones poseen energía y están situados en ciertos niveles de energía permitidos o estados de energía.
- 3.- Cada nivel principal de energía está compuesto por uno o más subniveles de energía que corresponden a electrones de energía diferentes.
- 4.- Cada subnivel energético está constituido por uno o más orbitales electrónicos en los que residen los electrones en el átomo.
- 5.- Los orbitales electrónicos se pueden visualizar como nubes de electrones o volúmenes de probabilidad de encontrar al electrón con una energía específica.
- 6.- Cada orbital puede acomodar un máximo de dos electrones.
- 7.- Los electrones en los átomos se hallan distribuidos en los diferentes orbitales o subniveles de energía que componen los niveles de energía principales.
- 8.- Los electrones llenan primero las posiciones energéticas disponibles más bajas y se distribuyen desde el nivel más bajo hacia el más alto, de acuerdo con las energías relativas de los subniveles.
- 9.- El patrón de la distribución de los electrones en un átomo se llama configuración electrónica del átomo.
- 10.- Los niveles principales de energía se nombran utilizando números, y para los subniveles se usan las letras  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$ . Las estructuras de los primeros cinco niveles de energía en términos de subniveles son:

#### Nivel de Energía

1  
2  
3  
4  
5

#### Subniveles

1s  
2s 2p  
3s 3p 3d  
4s 4p 4d 4f  
5s 5p 5d 5f

- 11.- Los subniveles están compuestos por un número específico de orbitales.

#### Subniveles

s  
p  
d  
f

#### Orbitales

un orbital s  
tres orbitales p  
cinco orbitales d  
siete orbitales f

- 12.- Cada orbital tiene una capacidad de dos electrones, lo que significa que cada subnivel puede albergar un número específico de electrones.

#### Subnivel

s  
p  
d  
f

#### Capacidad Electrónica

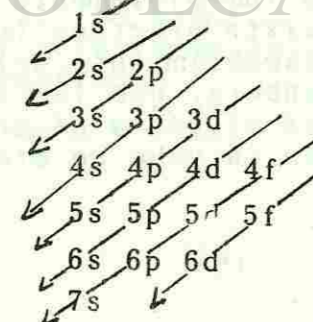
1 a 2  
1 a 6  
1 a 10  
1 a 14

- 13.- Para deducir la configuración electrónica de un átomo, los electrones se distribuyen en los subniveles de acuerdo a sus energías relativas. Estas energías se identifican escribiendo primero la estructura del subnivel de los niveles de energía como

1s  
2s 2p  
3s 3p 3d  
4s 4p 4d 4f  
5s 5p 5d 5f  
6s 6p 6d  
7s

(No se completan el sexto y séptimo niveles debido a que nunca están llenos).

- 14.- Después, se trazan líneas diagonales de izquierda a derecha para obtener el orden de llenado de los subniveles.





## 12. EL NEUTRON.

En 1930 W. Bothe (1891-1957) y H. Becker observaron en - - - Hidelberg que el bombardear el berilio con rayos (del polo- - - nio), se producía una radiación que partía del berilio y que ma- nifestaba un gran alcance y un elevadísimo poder de penetración, mayor que el de los rayos más penetrantes. *Frederic Joliot-Cu- rie (1900-1958)* e *Inene Joliot-Curie (1897-1956)* comprobaron que al chocar esta radiación con sustancias que contenían hidróge- - no, provoca la expulsión de los protones de estas sustancias con tan gran empuje, que sólo se explica por el choque de dos partí- culas atómicas, ya que no pudo comprobarse en ninguna ocasión -- que pudiera ser provocado por el choque de una radiación ondula- toria.

En 1932 el físico inglés *James Chadwick* (nacido en 1881), que trabajaba en Cambridge, explicó esta gran capacidad de pene- tración y esta gran fuerza de choque, por la existencia de un nue- vo corpúsculo en el núcleo atómico, una partícula neutra denomina- da *neutrón*. La masa de esta nueva partícula constituyente del -- núcleo atómico fue determinada indirectamente y se estableció - - igual a la unidad, igual a la masa de un protón. Su gran poder - de penetración se explicó por el hecho de que, debido a su carác- ter neutro, no experimenta ninguna atracción por parte de la nube de electrones ni tampoco repulsión por parte del núcleo cargado - positivamente, con lo que no se presenta ningún obstáculo que per- turbe su velocidad.

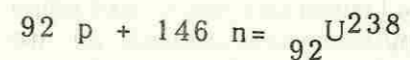
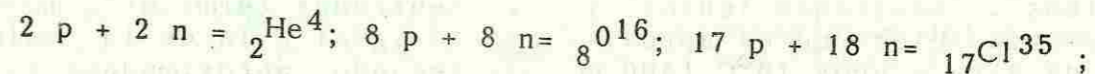
La masa del neutrón es escasamente inferior a la del protón por lo que se acepta que ambos tienen masa 1. La existencia del - neutrón sólo puede comprobarse indirectamente: o bien por el re- troceso que comunica un neutrón rápido a otra partícula con carga eléctrica, o por las reacciones nucleares que un neutrón provoca con facilidad en otro núcleo.

El neutrón no posee carga eléctrica. El protón y el neutrón pre- sentan una acusada semejanza, por lo cual pueden considerarse co- mo dos estados de una misma partícula. Ambos se denominan conjun- tamente "*nucleones*" (partículas nucleares).

### EL MODELO ATOMICO CON NEUTRONES.

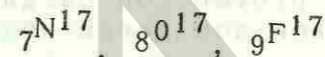
Este descubrimiento tuvo inmediatamente una gran repercu- sión tanto desde el punto de vista práctico (como luego veremos) como teórico. A partir del descubrimiento del neutrón se conside- ra, según formulación de Heisenberg, que las *únicas partículas -- constitutivas del núcleo son el protón y el neutrón*; los electro- nes solamente se encuentran en la nube de electrones que rodea -

el núcleo. Si designamos un protón con "p" y un neutrón con "n", la estructura de los núcleos atómicos de, por ejemplo, helio, oxí- geno, cloro y uranio, se pueden indicar mediante las siguientes - igualdades:



El número de protones (p), igual al número de carga del nú- cleo, es el número atómico, y la suma del número de protones (p) y el de neutrones (n) es el peso atómico (número másico o número masa) del átomo del elemento.

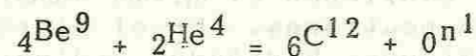
Los *isótopos* son átomos del mismo número atómico, pero de - distinto número másico (suma de protones y neutrones) Átomos con el mismo másico; es decir, con el mismo número de nucleones (suma de protones y neutrones), pero con distinto número atómico, ésto es, con distinto número de protones (y, por tanto, también de neu- trones) se denominan *isobaros* (gr. Isos = igual, barys = pesado). Isobaros son, por ejemplo:



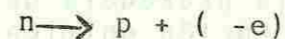
Los tres tienen 17 nucleones, por lo que son átomos con el mismo peso; sin embargo, el núcleo de nitrógeno consta de 7 proto- nes y 10 neutrones, el de oxígeno de 8 protones y 9 neutrones y el de flúor de 9 protones y 8 neutrones.

La estabilidad del núcleo exige que entre protones y neutro- nes, entre ambos nucleones, se desarrollen fuerzas de atracción de naturaleza desconocida y que son mayores que las fuerzas de re- pulsión que existen entre los protones. Estas fuerzas de cohe- sión tienen un alcance extraordinariamente pequeño, por ello los núcleos atómicos forman un conjunto compacto de nucleones.

La ecuación químico-nuclear correspondiente al bombardeo de berilio con radiaciones (núcleos de helio), en el que se produ- ce la expulsión de un neutrón y en la que se forma carbono, es:



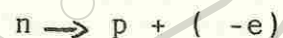
Un neutrón libre no tiene una existencia estable duradera y resulta captado por un núcleo atómico, con lo cual provoca un pro- ceso nuclear, o bien se transforma en un protón, formando simultá- neamente un electrón negativo:



Esta descomposición de un neutrón en un protón y un electrón puede también aceptarse en el interior del núcleo atómico, con lo cual puede explicarse el proceso nuclear que conduce a la emisión de una radiación  $\beta$  (radiación de electrones). En cuanto a la velocidad de los neutrones, se distingue entre "neutrones rápidos", "neutrones lentos" y los "neutrones térmicos", muy lentos, cuya velocidad es aproximadamente igual a la de las moléculas de aire a unos  $18^{\circ}\text{C}$  (400 m. por segundo, aproximadamente).

En los primeros elementos del sistema periódico el número de neutrones es aproximadamente igual al de protones; eso se cumple aproximadamente hasta el calcio (número atómico 20). Ello explica también la gran estabilidad de estos elementos.

Al aumentar el número de protones en los elementos superiores, las fuerzas de repulsión entre los protones, cada vez mayores, deben ser equilibradas por un número mayor de neutrones. Así, podemos observar: cuando mayor es el número atómico, mayor es el exceso de neutrones. A partir del elemento 84 (po) la estabilidad se ha debilitado tanto que se produce radiactividad. Debido a que la fuerza de atracción entre protón y neutrón es mayor que entre neutrones, el paso de un neutrón a protón aumenta la estabilidad. Heisenberg acepta tal transmutación de neutrones en protones en el interior del núcleo con el objeto de aumentar su estabilidad; pero al surgir un protón con carga positiva debe aparecer simultáneamente un electrón con carga negativa:

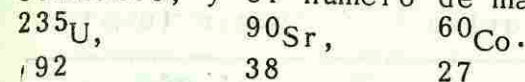


El elemento radiactivo emite de esa forma radiaciones  $\beta$ .

## 10. ISOTOPOS.

En sentido estricto, ni aún los elementos son verdaderamente homogéneos. La mayoría de éstos, son una mezcla de dos o más isótopos: átomos cuyos núcleos contienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. En el hidrógeno, por ejemplo, se encuentran tres isótopos: hidrógeno ordinario, deuterio (hidrógeno pesado) y tritio (hidrógeno radiactivo) (figura 1.2). Los químicos se refieren a los isótopos por sus números de masa (número de protones más el número de neutrones). Esta convención se ha hecho familiar en el vocabulario del siglo XX; se nos recuerda con frecuencia la presencia de uranio-235, estroncio-90, y cobalto-60. En notación química, el número atómi-

co (Z) se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento, y el número de masa en la parte superior izquierda:



Nótese que los símbolos usados son representaciones del elemento, y no abreviaturas del nombre común del mismo (Tabla 1.1).

Aunque el número de masa de un isótopo y el número atómico de un elemento son siempre números enteros, no lo es, sin embargo, el peso atómico de un elemento. El peso atómico de un elemento se basa en el peso promedio de las masas de sus isótopos, en unidades de masa atómica (uma); el carbono 12 (seis protones y seis neutrones en el núcleo) es el patrón de referencia utilizado en la actualidad, con un peso relativo asignado exactamente de 12 uma. Un factor adicional que contribuye a los valores decimales de los pesos atómicos es el hecho de que el peso isotópico (excepto para el carbono-12) no es exactamente igual al número de masa. Los protones y neutrones tienen masa ligeramente diferentes, y éstas a su vez varían según se hallen aislados los protones y neutrones o en combinación dentro del núcleo. Esta diferencia de masa se atribuye a la conversión de alguna cantidad de masa en energía "energía de enlace del núcleo" de acuerdo a la ecuación de Einstein,  $E = mc^2$ . La magnitud de esta energía puede apreciarse cuando se advierte que la reacción involucrada en la fisión nuclear -por ejemplo, en la bomba atómica- convierte solamente una fracción pequeña de la masa total, en energía.

El peso atómico de un elemento puede calcularse por las abundancias relativas de los isótopos del elemento -esto es, los porcentajes de cada isótopo- y las masas de cada isótopo -en unidades de masa atómica. Ambos tipos de datos pueden determinarse experimentalmente con una exactitud considerable usando técnicas de espectrometría de masas, método similar al que empleó Thompson para determinar la relación carga-masa e/m del electrón. El cálculo puede formularse así:

$$\begin{aligned} (100\%) \times \text{peso atómico} &= \% \text{ isótopo A} \times \text{peso isótopo A} \\ &+ \% \text{ isótopo B} \\ &+ \dots \end{aligned}$$

### EJEMPLO 1

Calcule el peso atómico del oxígeno con los siguientes datos experimentales:

Isótopo	Abundancia relativa	Masa (uma)
$^{16}_8\text{O}$	99.759%	15,995
$^{17}_8\text{O}$	0.037%	16,991
$^{18}_8\text{O}$	0.204%	17,991

SOLUCION: BASADA EN LA ECUACION 1.1.

$$\text{Peso atómico} = \frac{99,759}{100} \cdot 15,995 + \frac{0,037}{100} \cdot 16,991 + \frac{0,204}{100} \cdot 17,991$$

Peso atómico = 15,999 uma

Isótopo del hidrógeno

Nombre	Composición nuclear
$^1_1\text{H}$ hidrógeno	+
$^2_1\text{H}$ o $^2_1\text{D}$ deuterio	n +
$^3_1\text{H}$ tritio	n + n

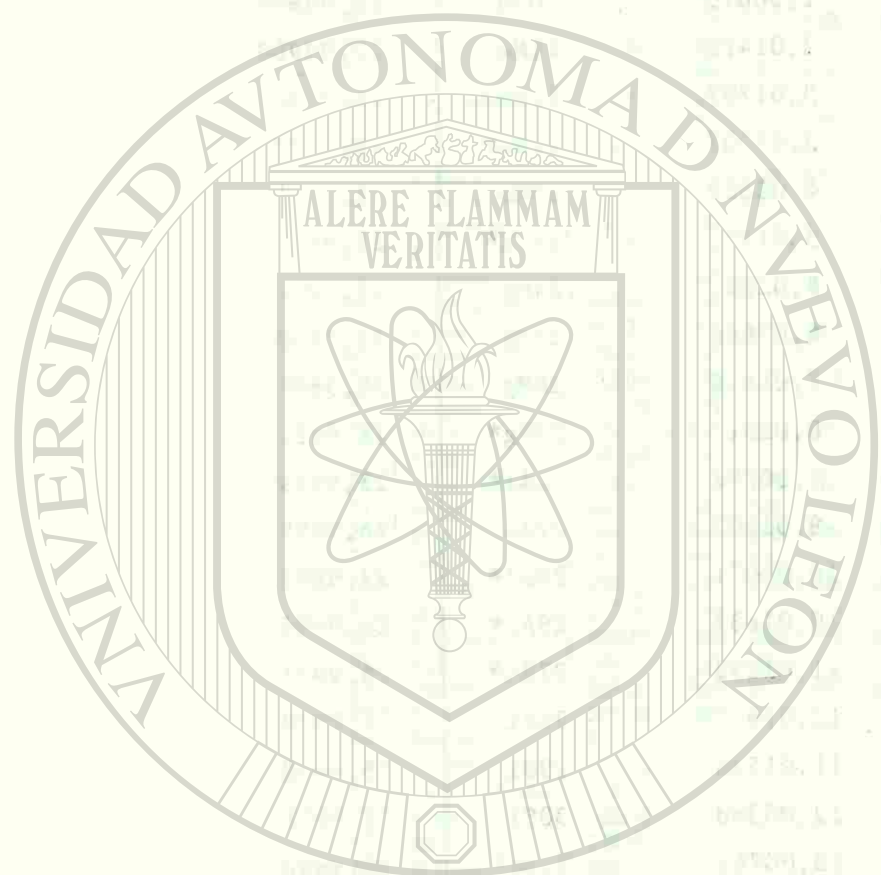
Z	Elemento	A	Isótopos (orden de importancia)																	
1	Hidrógeno	1,0080	1	2	(3)															
2	Helio	4,003	4																	
3	Litio	6,940	7	6																
4	Berilio	9,013	9	8																
5	Boro	10,82	11	10																
6	Carbono	12,010	12	13																
7	Nitrógeno	14,008	14	15																
8	Oxígeno	16	16	18	17															
9	Flúor	19,00	19																	
10	Neón	20,183	20	22	21															
11	Sodio	22,997	23																	
12	Magnesio	24,32	24	25	26															
13	Aluminio	26,97	27																	
14	Silicio	28,09	28	29	30															
15	Fósforo	30,974	31																	
16	Azufre	32,066	32	34	33															
17	Cloro	35,457	35	37																
18	Argón	39,944	40	36	38															
19	Potasio	39,100	39	41	40															
20	Calcio	40,08	40	44	42	48	43	46												
21	Escandio	44,96	45																	
22	Titanio	47,90	48	46	47	49	50													
23	Vanadio	50,95	51																	
24	Cromo	52,01	52	53	50	54														
25	Manganeso	54,93	55																	
26	Hierro	55,85	56	54	57	58														
27	Cobalto	58,94	59																	
28	Níquel	58,69	58	60	62	(61)	64													
29	Cobre	63,542	63	65																
30	Cinc	65,38	64	66	68	67	70													
31	Galio	69,72	69	71																
32	Arsénico	72,60	74	72	70	73	76													
33	Selenio	74,91	75																	
34	Bromo	78,96	80	78	76	82	77	74												
35	Yodo	79,916	79	81																
36	Criptón	83,80	84	86	82	83	80	78												
37	Rubidio	85,48	85	87																
38	Estroncio	87,63	88	86	87															
39	Itrio	88,92	89																	
40	Circonio	91,22	90	92	94	91	96													
41	Niobio	92,91	93																	
42	Molibdeno	95,95	98	96	95	92	94	97	100											
43	Tecnecio	98,91																		
44	Rutenio	101,7	102	101	104	100	99	96	(98)											
45	Rodio	102,91	103																	
46	Paladio	106,7	104	105	106	108	110	102												
47	Plata	107,880	107	109																
48	Cadmio	112,41	114	112	110	111	113	116	106	108										
49	Indio	114,76	115	113																
50	Estañó	118,70	120	118	116	119	117	124	122	112	114	115								

A = Peso atómico promedio

Z	Elemento	A	Isótopos (orden de importancia)												
51	Antimonio	121,76	121	123											
52	Teluro	127,61	130	128	126	132	124	122	123						
53	Yodo	126,91	127												
54	Xenón	131,3	129	132	131	134	136	130	128	126	124				
55	Cesio	132,91	133												
56	Bario	137,36	138	137	136	135									
57	Lantano	138,92	139												
58	Cerio	140,13	140	142	136	138									
59	Praseodimio	140,92	141												
60	Neodimio	144,27	142	144	146										
61	Promecio	[145]													
62	Samario	150,43	152	154	147	149	148	150	144						
63	Europio	152,0	153	151											
64	Gadolinio	156,9	156	158	155	157	160								
65	Terbio	159,2	159												
66	Disproscio	162,46	164	162	163	161									
67	Holmio	164,94	165												
68	Erbio	167,2	166	168	167	170									
69	Tulio	169,4	169												
70	Iterbio	173,04	174	172	173	176	171								
71	Lutecio	174,99	175												
72	Hafnio	178,6	180	178	177	179	176	174							
73	Tantalio	180,88	181												
74	Wolframio	183,92	184	186	182	183									
75	Renio	186,31	187	185											
76	Osmio	190,2	192	190	189	188	186	187							
77	Iridio	193,1	193	191											
78	Platino	195,23	195	196	194	198	192								
79	Oro	197,2	197												
80	Mercurio	200,61	202	200	199	201	198	204	196	(197)	203				
81	Talio	204,39	205	203											
82	Plomo	207,21	208	206	207	204	(203)	(205)	(209)	(210)					
83	Bismuto	209,00	209												
84	Polonio	210													
85	Astato	[210]													
86	Radón (Nitón)	222													
87	Francio	[223]													
88	Radio	226,05													
89	Actinio	227													
90	Torio	232,12	232												
91	Protactinio	231													
92	Uranio	238,07	238	235	234										
93	Neptunio	[237]	239	238											
94	Plutonio	[244]	239	238											
95	Americio	[243]													
96	Curio	[248]													
97	Berkelio	[245]													
98	Californio	[246]													
99	Einsteinio	[254]													
100	Fermio	[255]													
101	Mendelevio	[256]													

Pesos atómicos de algunos isótopos ligeros

<sup>1</sup> n	1,00895	20F*	20,007
<sup>1</sup> H	1,00813	20Ne	19,99886
<sup>2</sup> H	2,01472	21Ne	20,99968
<sup>3</sup> H	3,01707	22Ne	21,99864
<sup>3</sup> He	3,01707	22Na*	22,0002
<sup>4</sup> He	4,00389	23Na	22,9961
<sup>5</sup> He	5,0137	24Na*	23,9974
<sup>6</sup> He*	6,0208	24Mg	23,9924
<sup>6</sup> Li	6,01686	25Mg	24,9938
<sup>7</sup> Li	7,01818	26Mg	25,9898
<sup>8</sup> Li*	8,0251	27Mg*	26,9921
<sup>8</sup> Be	8,00792	26Al*	25,9929
<sup>9</sup> Be	9,01502	27Al	26,9899
<sup>10</sup> Be*	10,01671	28Al*	27,9903
<sup>10</sup> B	10,01631	29Al*	28,9904
<sup>11</sup> B	11,01292	27Si*	26,9931
<sup>12</sup> B	12,019	28Si	27,9858
<sup>11</sup> C*	11,01526	29Si	28,9858
<sup>12</sup> C	12,00388	30Si	29,9831
<sup>13</sup> C	13,00761	31Si*	30,9862
<sup>13</sup> N*	13,01004	30p*	29,9832
<sup>14</sup> N	14,00750	31p	30,9843
<sup>15</sup> N	15,00489	32p*	31,9841
<sup>16</sup> N*	16,011	32S	31,9823
<sup>15</sup> O*	15,0078	34S	33,978
<sup>16</sup> O	16	34Cl*	33,981
<sup>17</sup> O	17,00450	35Cl	34,9803
<sup>18</sup> O	18,00369	37Cl	36,9779
<sup>17</sup> F*	17,0076	38Cl*	37,981
<sup>18</sup> F*	18,0056	38A	37,974
<sup>19</sup> F	19,00452	40A	39,97550



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PREGUNTAS Y PROBLEMAS

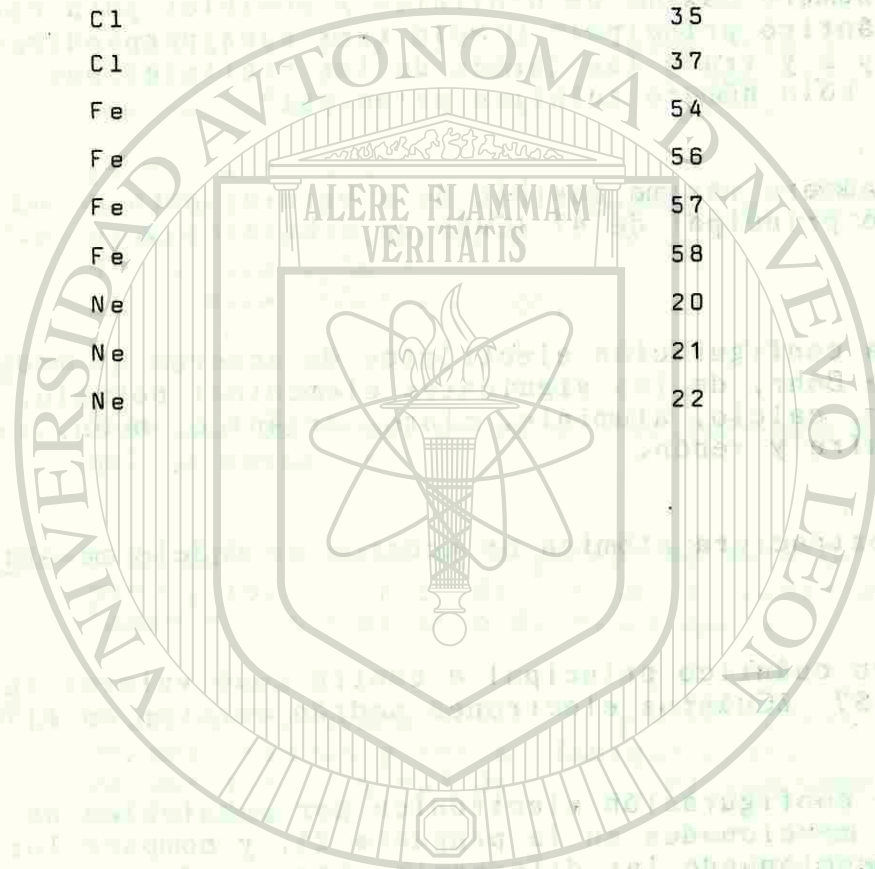
- 1.- Represente esquemáticamente el tubo de rayos catódicos. Mencione cada una de sus partes.
- 2.- Si llevamos a cabo experimentos con diferentes tipos de gas en el tubo de rayos catódicos, ¿ se obtendrán los mismos resultados ? Fundamente su respuesta.
- 3.- Desarrolle un trabajo sobre las consecuencias que derivaron de los experimentos de Thompson y Millikan con respecto a la Teoría Atómica de Dalton.
- 4.- Represente gráficamente al aparato usado por Rutherford en sus experimentos. ¿ Se obtendrían los mismos resultados si substituyésemos la placa de oro por otra de un metal diferente ?
- 5.- Compara la Teoría Atómica de Dalton con el modelo atómico de Rutherford y señala sus diferencias.
- 6.- Describáanse brevemente las diferencias esenciales entre los modelos atómicos de Dalton, Thompson, Rutherford y actual.
- 7.- Explíquese por qué el experimento de Rutherford obligó a rechazar el modelo atómico de Thompson.
- 8.- ¿ Cómo demostrar experimentalmente la diferencia entre las radiaciones alfa, beta y gamma ?
- 9.- ¿ Qué es una partícula ? ¿ Cómo se pueden producir partículas alfa para su observación ?
- 10.- ¿ Porqué efectuó Rutherford su experimento de desintegración en el vacío ?
- 11.- Enuncie tres conclusiones fundamentales que pueden deducirse de las observaciones efectuadas con los experimentos de desintegración de Rutherford.

- 12.- ¿ Qué observación efectuada durante los experimentos de desintegración de Rutherford era consecuente con el modelo atómico de Thompson ? ¿Cuál de ellas no concordaba con el modelo de Thompson ? ¿ Por qué ?
- 13.- ¿Cuál es la diferencia entre el número atómico y el número de masa de un átomo ?
- 14.- Si un átomo eléctricamente neutro tiene un número atómico de 10, ¿Cuál de los siguientes enunciados respecto a ese átomo es cierto ? Explique brevemente.
- Tiene 10 neutrones.
  - Tiene 10 electrones alrededor del núcleo.
  - Hay 10 protones en el núcleo.
  - Su masa atómica es 10.
  - Su masa atómica es 20.
- 15.- ¿ En qué difieren entre sí los isótopos de un elemento? ¿En qué se asemejan ?
- 16.- ¿ En qué difieren el espectro de emisión del átomo de hidrógeno y los de otros átomos del espectro emitiendo por un filamento incandescente de Tungsteno ?
- 17.- Trace un diagrama sencillo que represente una onda con diversas crespas y senos. Indique claramente lo que se entiende por (a) longitud de onda, (B) frecuencia y (c) velocidad de la onda.
- 18.- A menudo se afirma que el espectro de emisión de un elemento es equivalente a sus " huellas digitales ". ¿ Puede explicar el fundamento de esta afirmación, desde el punto de vista la estructura electrónica de los átomos ?
- 19.- ¿ En qué aspectos falló el modelo atómico de Bohr ?
- 20.- ¿ Cómo supuso Bohr la naturaleza de los electrones al desarrollar su modelo ?
- 21.- ¿Cuál es el número cuántico principal de cualquier átomo en relación con el modelo del átomo de hidrógeno de Bohr ?

- 22.- ¿Qué forma característica adoptan todos los orbitales  $s$ ? ¿Cuántos de estos orbitales son posibles para cada número cuántico principal?
- 23.- ¿Cuál es el número máximo de orbitales  $p$  posibles para cada número cuántico principal? Dibuje tres ejes perpendiculares  $x$ ,  $y$ , y  $z$  y trace las formas de los orbitales posibles para un sólo número cuántico principal?
- 24.- ¿Cuál es el número máximo posible de orbitales para un número cuántico principal de 4? ¿Cuántos orbitales  $s$ ,  $p$ ,  $d$ , y  $f$  habría?
- 25.- Desarrolle la configuración electrónica de acuerdo al modelo atómico de Bohr, de los siguientes elementos: potasio, yodo, oxígeno, calcio, aluminio, cloro, arsénico, neón, -- magnesio, azufre y xenón.
- 26.- Describa la estructura atómica de acuerdo al modelo mecánico-cuántico.
- 27.- Para el número cuántico principal  $n$  cuatro ¿qué valores tomarán  $l$ ,  $m$  y  $S$ ? ¿Cuántos electrones podrán existir en él?
- 28.- Desarrolle la configuración electrónica por subniveles de los elementos mencionados en la pregunta 25, y compare los resultados, mencionando las diferencias encontradas.
- 29.- Desarrolle la configuración electrónica por subniveles, empleando la regla de Hund (electrones apareados), de los siguientes elementos: Fluor, sodio, neón, oxígeno, nitrógeno, carbón, fósforo.
- 30.- Desarrolle la configuración electrónica por subniveles, empleando la regla de Hund, indique el estado basal y por lo menos dos estados excitados de los siguientes elementos: Carbono, cromo, zinc, cloro, sodio.
- 31.- Desarrolle la configuración electrónica por subniveles de los siguientes elementos: Sodio, potasio, aluminio, fierro, cromo, plomo, arsénico, antimonio.

32.- Calcule el peso atómico promedio de los siguientes elementos:

Isótopos	Peso del Isótopo	% de abundancia
Cl	35	75.53
Cl	37	24.47
Fe	54	5.82
Fe	56	91.66
Fe	57	2.19
Fe	58	0.33
Ne	20	90.92
Ne	21	0.25
Ne	22	8.820



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## AUTOEVALUACION

- 1.- ¿Cuáles son los postulados de la Teoría Atómica de Dalton?
- 2.- Si llevamos a cabo experimentos con diferentes gases en el tubo de rayos catódicos, ¿se obtendrían los mismos resultados? Fundamente su respuesta.
- 3.- ¿A qué conclusiones se llegaron con el experimento del tubo de rayos catódicos?
- 4.- ¿Qué resultados se obtuvieron de los experimentos de Millikan?
- 5.- ¿Qué es el núcleo atómico? ¿Cómo se llegó a este concepto?
- 6.- ¿Cuáles son los postulados del modelo atómico de Rutherford?
- 7.- En cada enunciado de los que siguen, elegir entre las posibilidades (a), (b), (c) y (d) la que complete con mayor precisión el enunciado. Sólo hay una respuesta para cada uno.
 

A) Rutherford llevó a cabo experimentos en los que se dirigía un rayo de núcleos de Helio (partículas alfa) contra una lámina de oro. Observó que la lámina (a) desviaba fuertemente la mayoría de las partículas dirigidas contra ella, (b) desviaba muy pocas de las partículas, y estas pocas en un ángulo muy pequeño, (c) desviaba la mayoría de las partículas, pero en un ángulo muy pequeño, (d) desviaba muy pocas partículas, pero en un ángulo grande.

B) A partir de los resultados de A), Rutherford; concluyó -- que (a) los electrones son partículas de gran masa, (b) las partes cargadas positivamente de los átomos son extremadamente pequeñas y pesadas, (c) las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven con una velocidad cercana a la de la luz, (d) el diámetro (tamaño) del electrón aproximadamente igual al del núcleo.
- 8.- Defina lo que son niveles de energía de acuerdo al modelo atómico de Bohr.

- 9.- ¿Qué se entiende cuando decimos que un átomo se encuentra en estado basal.
- 10.- Explique el concepto de átomo excitado de acuerdo al modelo de Bohr.
- 11.- ¿Qué es un cuántum de energía?
- 12.- Considerar dos átomos de hidrógeno...

El electrón del primero está en la órbita de Bohr  $n=4$ , y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr  $n=1$ .

- (a) ¿Qué átomo tiene la configuración electrónica del estado basal o fundamental?
- (b) ¿En qué átomo se mueve más rápidamente el electrón?
- (c) ¿Qué órbita tiene mayor radio?
- (d) ¿Qué electrón tiene la mayor energía potencial?
- (e) ¿Qué átomo se encuentra excitado?

## UNIDAD 4

# PERIODICIDAD QUÍMICA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



- 9.- ¿Qué se entiende cuando decimos que un átomo se encuentra en estado basal.
- 10.- Explique el concepto de átomo excitado de acuerdo al modelo de Bohr.
- 11.- ¿Qué es un cuántum de energía?
- 12.- Considerar dos átomos de hidrógeno...

El electrón del primero está en la órbita de Bohr  $n=4$ , y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr  $n=1$ .

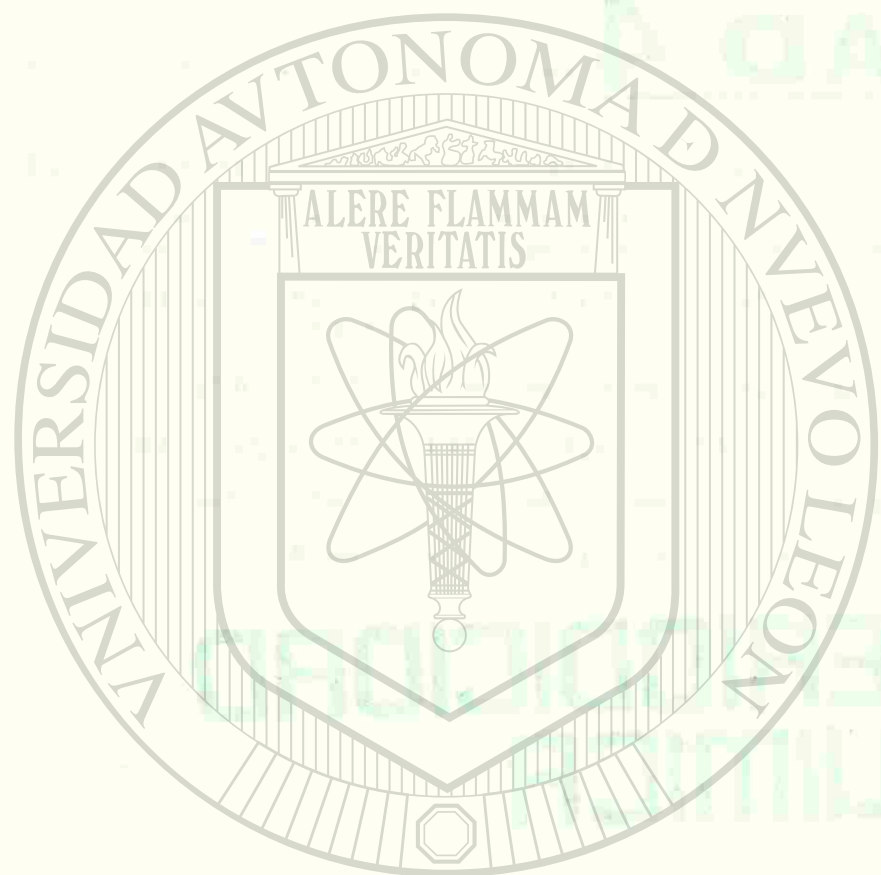
- (a) ¿Qué átomo tiene la configuración electrónica del estado basal o fundamental?
- (b) ¿En qué átomo se mueve más rápidamente el electrón?
- (c) ¿Qué órbita tiene mayor radio?
- (d) ¿Qué electrón tiene la mayor energía potencial?
- (e) ¿Qué átomo se encuentra excitado?

## UNIDAD 4

# PERIODICIDAD QUIMICA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA

DIRECCIÓN GENERAL

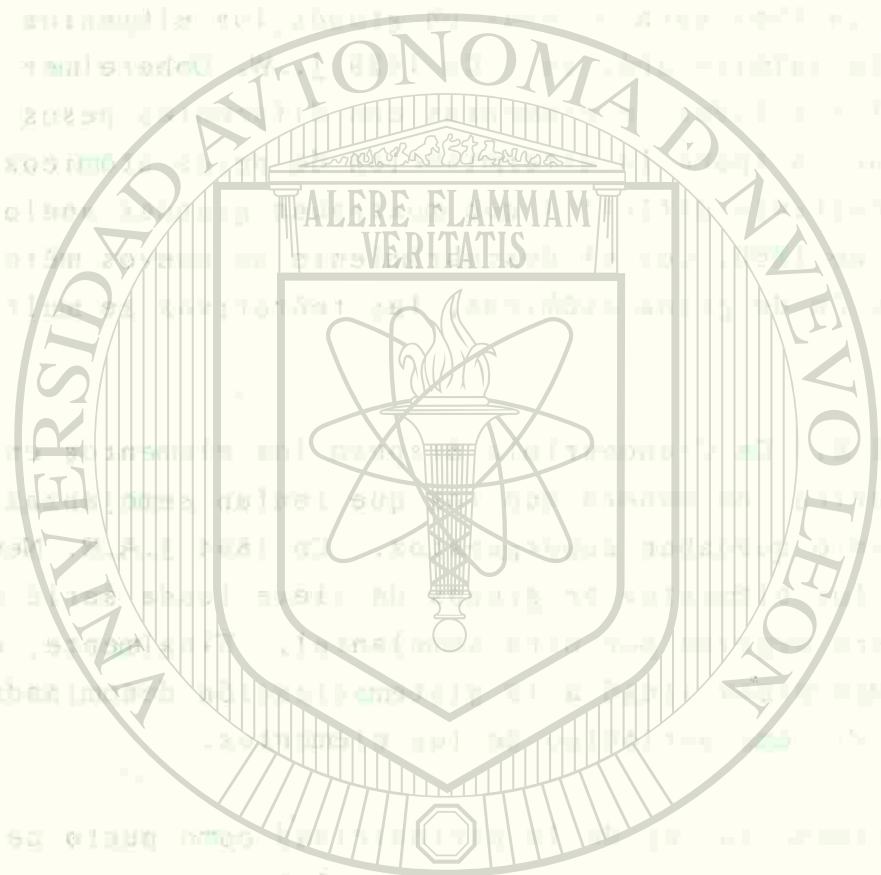
## INTRODUCCION.

Paralelamente el progreso de los conocimientos en el campo de la química y al descubrimiento de nuevos elementos se realizaron numerosas tentativas para ordenar en grupos los elementos -- con comportamiento químico análogo. En 1829 J. W. Dobereimer demostró que existían tríadas de elementos con diferentes pesos atómicos ( en aquella época la determinación de pesos atómicos y moleculares era bastante difícil ) que mostraban grandes analogías. A partir de 1860, con el descubrimiento de nuevos métodos para la medición de pesos atómicos, las tentativas se multiplicaron.

En 1862 A.E.B. De Chancourtois dispuso los elementos en una hélice cilíndrica, de manera que los que tenían semejanzas en su comportamiento quedaban superpuestos. En 1864 J.A.R. Newlands subdividió los elementos en grupos de siete (cada serie de siete elementos era seguida por otra semejante). Finalmente, en 1869 el ruso D. Mendeleev llegó a la sistematización denominada en la actualidad sistema periódico de los elementos.

Mendeleev expuso su ley de la periodicidad como punto de partida para la construcción de la tabla periódica.

Si penetramos más profundamente en la estructura del átomo encontramos nuevas pruebas que nos ayudan a explicar la Ley Periódica los nuevos progresos importantes que se realizaron posteriormente fueron consecuencia del descubrimiento de que la teoría atómica de Dalton necesitaba ser modificada, y que las propiedades químicas de los elementos estaban determinadas por la distribución en el interior de los átomos de partículas de dimensiones todavía más pequeñas, los electrones.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## OBJETIVOS.

### OBJETIVO GENERAL

Al término de la unidad, el alumno:

Utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.

### OBJETIVOS ESPECIFICOS

El alumno:

4. 1. Destacará la importancia del desarrollo histórico en la clasificación de los elementos.
4. 2. Enunciará la ley periódica.
4. 3. Definirá el concepto de periodicidad.
4. 4. Describirá la tabla periódica contemporánea.
4. 5. Relacionará la configuración electrónica de los elementos con su ubicación en la tabla periódica.
4. 6. Relacionará las configuraciones electrónicas de los elementos con sus propiedades químicas.
4. 7. Diferenciará entre elementos metálicos y no metálicos de acuerdo a los electrones de valencia.
4. 8. Definirá los conceptos de:  
Electronegatividad.

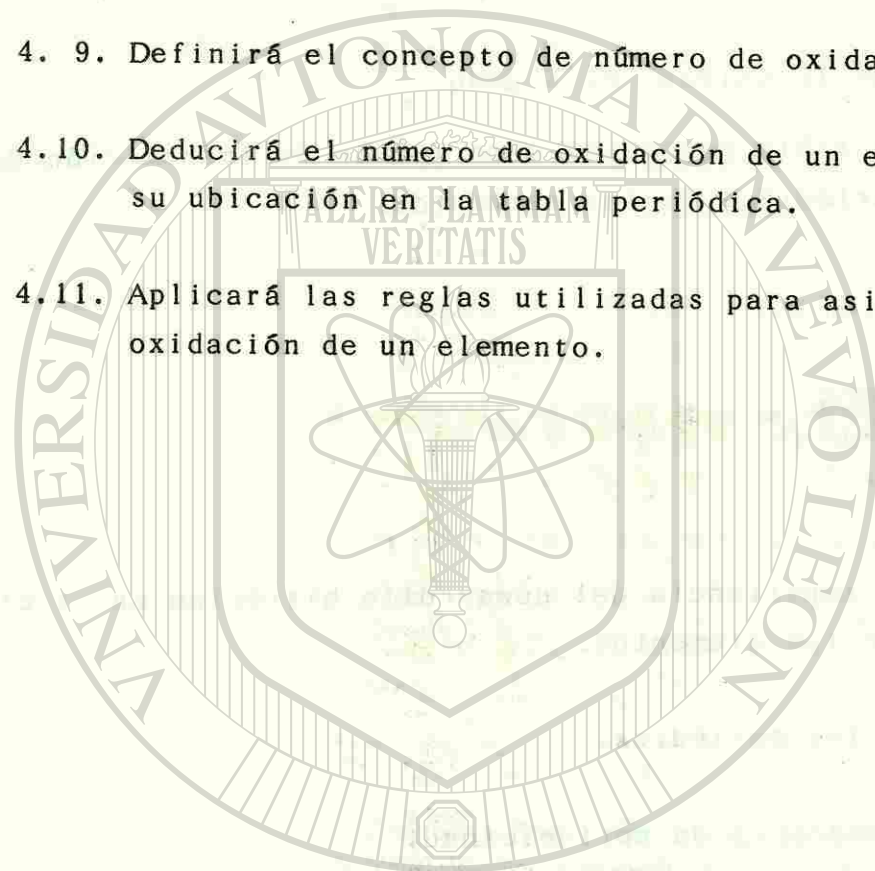
Potencial de Ionización.

Radio Atómico.

Afinidad electrónica.

Volumen atómico.

4. 9. Definirá el concepto de número de oxidación.
- 4.10. Deducirá el número de oxidación de un elemento conforme a su ubicación en la tabla periódica.
- 4.11. Aplicará las reglas utilizadas para asignar el número de oxidación de un elemento.



## 1.- EL DESCUBRIMIENTO DE LA PERIODICIDAD

Durante los primeros veinticinco años del siglo XIX se descubrieron 20 nuevos elementos. A medida que el número de elementos conocidos aumentaba, resultaron evidentes las semejanzas físicas y químicas entre algunos de ellos. Los químicos buscaron algún principio natural que sirviera para agrupar los elementos similares. Dobereiner descubrió en 1817 que en muchos casos se pueden agrupar elementos semejantes en ternos de peso atómico creciente; el elemento de la mitad tiene un peso atómico que es el promedio entre el más pesado y el más liviano (tabla 1).

Cien años después, en 1913, U.G.J. Moseley descubrió el principio que guía la clasificación moderna: las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos. El descubrimiento de esta periodicidad o ley periódica, necesitó dos acontecimientos anteriores:

- 1) El establecimiento consciente y digno de confianza de una serie de pesos atómicos.
- 2) La formulación del concepto de átomo nuclear con un número definido de protones en el núcleo, igual al número de electrones que giran a su alrededor.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



En 1868 el químico inglés J.A.R. Newlands leyó ante los miembros de la Real Sociedad Química de Londres un trabajo titulado "La Ley de las octavas y las causas de relaciones numéricas entre los pesos atómicos. Presentando una tabla en la cual había ordenado los elementos según su peso atómico, intentó demostrar que cada ocho elementos de la serie repetían ciertas propiedades físicas similares. Desafortunadamente, entonces faltaban muchos elementos por descubrir, por lo cual la Ley de las Octavas no fue suficientemente válida. Las ideas de Newlands parecieron absurdas a muchos de sus colegas, quienes lo ridiculizaron y lo desanimaron de continuar su trabajo. Esta injusticia fue reparada 19 años después, cuando la Real Sociedad le otorgó la medalla Davy, cinco años después de haber concedido análoga distinción a Mendeleev y Meyer, considerados como descubridores de la Ley Periódica.

Dimitri Ivanovich Mendeleev (ruso) y Julius Lothar Meyer (alemán) descubrieron, independientemente, que los elementos pueden sistematizarse a base de su peso atómico. Cuando se ordenan según dicho peso, las propiedades químicas y físicas se repiten en forma regular o periódica. La figura 1 muestra la tabla de Mendeleev que representa las regularidades periódicas de los elementos químicos.

Mendeleev no ordenó ciegamente los elementos según el peso atómico. Se guió por otro principio muy importante. Insistió en que sólo los elementos con propiedades químicas y físicas semejantes podrían ser miembros de un mismo grupo o familia. Así, como el arsénico se parecía al fósforo, lo colocó en el grupo V y dejó espacios vacíos en los grupos III y IV, suponiendo correctamente que había dos elementos no descubiertos en la serie 5 (ver fig. 1) No solo pronosticó los pesos atómicos de estos elementos aún no descubiertos, sino sus propiedades químicas y físicas. La Tabla 2 muestra la precisión de sus pronósticos para los elementos hoy conocidos como galio y germanio.

Las predicciones de Mendeleev se basaron en tendencias de las series o períodos (filas horizontales) y grupos (columnas verticales) de su tabla. Hoy hacemos pronósticos y conjeturas de igual manera. Como Mendeleev insistía en que sólo los elementos similares po-

TABLA 2 PRONÓSTICOS DE MENDELEEV

Propiedad	Ekaaluminio* (galio)		Eksilicio (germanio)	
	Pronosticada 1871	Descubierta 1875	Pronosticada 1871	Descubierta 1886
Peso atómico	68	69,9	72	72,33
Densidad, g/ml	5,9	5,93	5,5	5,47
Valencia o número de oxidación	3	3	4	4
Calor específica, cal/g	0,091	0,089	0,073	0,077
Punto de fusión, °C	Bajo	30,1	...	...
Fórmula del óxido	Ea <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	EsO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
Fórmula del cloruro	EaCl <sub>3</sub>	GaCl <sub>3</sub>	EsCl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>
Densidad del óxido g/ml	...	...	4,7	4,703
Punto de ebullición del cloruro, °C	...	...	100	86

\* Eka-, del sánscrito uno, significa "anterior"

dían ser miembros del mismo grupo, no sólo llegó a la conclusión de que algunos elementos aún no habían sido descubiertos sino que se vio obligado a hacer ciertas trasposiciones en el orden. Así aunque el telurio, (Te), tenía un peso atómico mayor que el yodo, (I), colocó el telurio antes del yodo. Para él era obvio que el telurio es similar al azufre y el selenio y que el yodo es similar al cloro y al bromo en cuanto a sus propiedades físicas y químicas.

Mendeleev utilizó su principio de periodicidad para corregir muchos errores de juicio hechos en la interpretación de datos. Un ejemplo notable es el indio, (In), al cual los químicos habían atribuido un peso atómico de 76.6. En la clasificación de Mendeleev esto lo habría situado entre el arsénico y el selenio, pero no podía haber espacio vacío entre estos dos elementos, que son miembros de grupos adyacentes. Mendeleev demostró que las propiedades del indio son

semejantes a las del aluminio y el talio e intermedia entre el cadmio y el estaño. Llegó a la conclusión de que el indio tiene que ser miembro del grupo III y adujo pruebas de la validez de su conclusión mediante la aplicación de la Ley de Dulong y Petit. Esta ley empírica afirma que el producto del peso atómico y el calor específico es aproximadamente igual a 6.2. Midió el calor específico del indio, obteniendo 0.055 cal/g, y calculó el peso atómico del indio como 113 ( el valor actualmente aceptado es 114.82 ):

Ley de Dulong y Petit:

$$\text{Peso átomo-gramo} \times \text{calor específico} \approx 6.2$$

El calor específico\* medido para el indio es 0.55 cal/g; por consiguiente

$$\text{Peso átomo-gramo} = \frac{6.2}{0.055} = 113$$

La precisión de las predicciones de Mendeleev llamó la atención, y el poder de la clasificación periódica de los elementos quedó bien establecido.

Meyer, quien descubrió independientemente la Ley Periódica, demostró con mayor claridad el principio de periodicidad trazando una gráfica del volumen atómico de los elementos en función de sus pesos atómicos ( Fig. 2 ).

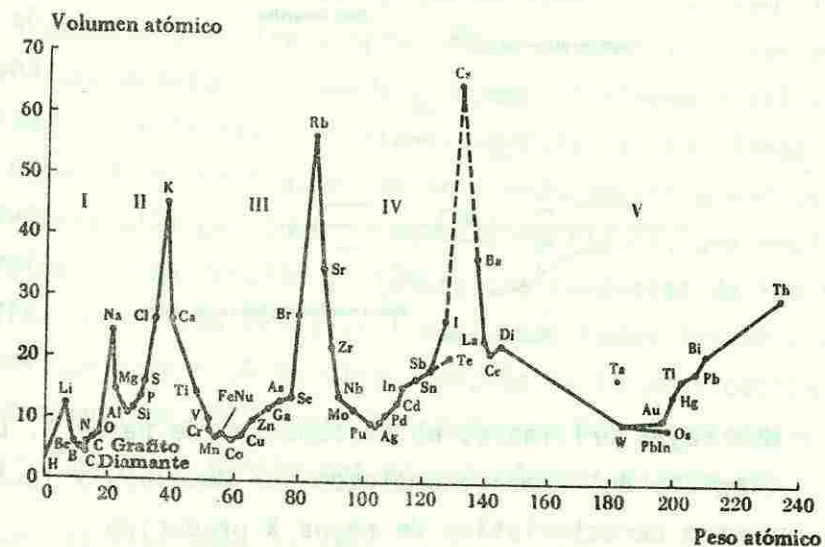
## 2 EL NUMERO ATOMICO Y LA MODERNA LEY PERIODICA.

Después de ordenar los elementos en la tabla periódica, era natural dar a cada uno un número que indicara únicamente su posición en la serie, basada en el peso atómico creciente. No se concedió ningún significado físico al concepto de número atómico cuando comenzó a

\* Calor específico es el calor necesario para elevar 1°C. la temperatura de 1 g de la sustancia.

FIGURA 2

El volumen atómico en función del peso atómico. (Según J. L. Meyer, 1870)



utilizarse; pero cuando Rutherford propuso el átomo como sistema solar con un núcleo diminuto, estimó que la carga del núcleo se aproximaba a la mitad del peso atómico:

$$\text{Carga del núcleo} = Z = 1/2 (\text{ peso atómico } )$$

Para muchos elementos la mitad del peso atómico es igual al número atómico; por ejemplo, el peso atómico del helio es 4 y ocupa el segundo lugar de la tabla; el peso atómico del carbono es 12 y es el sexto de la tabla; el del oxígeno es 16 y es el octavo; el del azufre es 32 y es el dieciseisavo. En el segundo y tercer periodos, sigue teniendo vigencia la regla, de manera que la ecuación puede ampliarse.

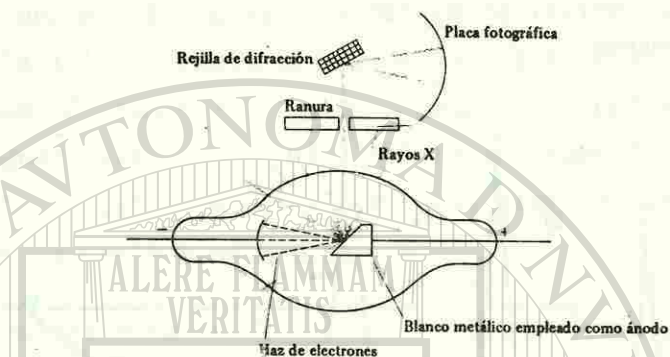
$$\text{Carga nuclear} = Z = 1/2 (\text{ peso atómico } ) = \text{número atómico}$$

Rutherford dedujo que la carga nuclear es igual al número atómico y que, además, la magnitud de la carga nuclear es algún múltiplo entero de la carga electrónica  $e$ .

$$Z = \text{carga nuclear} = \text{número atómico} = ne$$

FIG. 3

Esquema del aparato de Moseley.



dos rayos brillantes en el espectro de rayos X. La figura 3 muestra un diagrama del aparato empleado por Moseley, y la figura 4 presenta un espectro característico de rayos X producido por un blanco metálico.

Los rayos X se generan cuando el rayo catódico choca contra un electrón de la capa K y expulsa el electrón del átomo. El vacío de la capa K es llenado por electrones de niveles superiores de energía que caen a la capa K. Esto produce la emisión de una radiación X (figura 5).

FIGURA 4  
Espectro típico de rayos X.

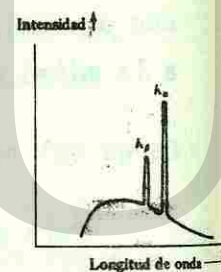
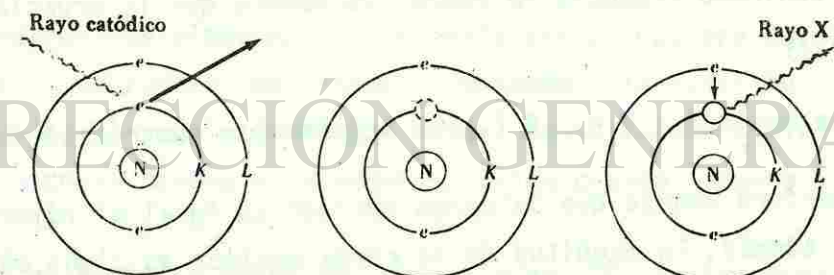


FIGURA 5

Mecanismo de producción de rayos X por bombardeo de rayos catódicos



(a) El rayo catódico expulsa un electrón de la capa K

(b) La expulsión deja un vacío en la capa K.

(c) Un rayo X es emitido cuando un electrón de una órbita superior cae en la capa K.

La verificación de esta hipótesis se dio con el trabajo de Moseley sobre el análisis de los rayos X producidos cuando los rayos catódicos chocan contra un metal como blanco. Cuando se hace esto, los metales emiten un espectro de rayos X; suele haber

La energía de un electrón en un átomo depende de la carga nuclear  $Z$ , identificada por Rutherford con el número atómico. Al aumentar la carga nuclear, aumenta la fuerza que retiene al electrón. Por consiguiente, la energía y la frecuencia de los rayos X emitidos por blancos metálicos dependerán del número atómico del elemento del blanco. Moseley encontró que la frecuencia y la energía de las líneas brillantes del espectro de rayos X aumentan en forma regular a medida que aumenta el número atómico. Como lo muestra la Fig. 6, una gráfica de los números atómicos en función de las raíces cuadradas de las frecuencias de cualquiera de las rayas es lineal para todos los 38 elementos metálicos que investigó Moseley. Después de la publicación del trabajo de Moseley, en 1913, resultó obvio que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

El orden de los elementos de acuerdo con su número atómico es casi idéntico al orden de acuerdo con el peso atómico, pero hay algunas diferencias notables. Siguiendo estrictamente la guía de peso atómico, el potasio quedaría antes del argón, el níquel antes del cobalto y el yodo antes del telurio:

Figura 6

Gráfica del número atómico  $Z$  en función de la raíz cuadrada de la frecuencia de las rayas brillantes del espectro de rayos X.

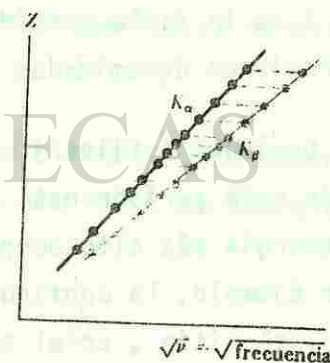






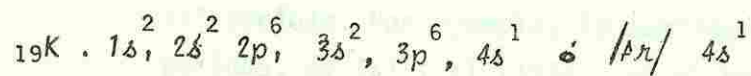
TABLA 3: SEGUNDO PERIODO

${}_{3}\text{Li}$	$1s^2$	$2s^1$			
${}_{4}\text{Be}$	$1s^2$	$2s^2$			
${}_{5}\text{B}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1$	$2p_y^0$	$2p_z^0$
${}_{6}\text{C}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^0$
${}_{7}\text{N}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^1$
${}_{8}\text{O}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^1$	$2p_z^1$
${}_{9}\text{F}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^1$
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^2$ o $1s^2, 2s^2, 2p^6$

cripción del litio será  $1s^2, 2s^1$ . En el segundo período hay ocho elementos; corresponden a los átomos en los cuales los electrones de mayor energía ocupan los orbitales  $2s$  o  $2p$ . El segundo nivel de energía está lleno en el átomo de neón, por lo cual el neón es el último miembro del segundo período. En el tercer período los electrones empiezan a llenar los orbitales  $3s$  y  $3p$ . El sodio,  ${}_{11}\text{Na}$ , es el primer miembro del tercer período; el octavo y último miembro es el argón,  ${}_{18}\text{Ar}$ . Sus configuraciones electrónicas son:



En el primer período se completa cuando se llena el primer nivel de energía; el segundo período se completa cuando se llena el segundo nivel de energía; pero el tercer período se completa antes de llenarse el tercer nivel de energía. El argón, que carece de electrones en los orbitales  $3d$ , es el último miembro del tercer período. La configuración electrónica del potasio, el primer elemento del cuarto período, está constituida por una "pulpa" idéntica a la configuración electrónica del argón y de una "corteza", consistente en un electrón en un orbital  $4s$ :



Como la energía de los orbitales  $3d$  es mayor que la energía de los orbitales  $4s$ , los electrones entrarán a los orbitales  $4s$  antes de en --

trar a los  $3d$ . Los orbitales  $4s$ ,  $3d$  y  $4p$  tienen aproximadamente la misma energía y al estudiar las configuraciones electrónicas del cuarto período: es decir, desde el potasio hasta el kriptón, observamos - que estos orbitales se van llenando.

La Tabla 4 presenta los elementos del cuarto período y se ha dividido en secciones  $s$ ,  $d$  y  $p$ . Esto significa que los electrones de valencia ocupan los orbitales  $s$ ,  $d$  y  $p$  más elevados; estos son los electrones de energía más alta. Los electrones de valencia determinan las propiedades físicas y químicas de los elementos.

TABLA 4: CUARTO PERIODO

$s$	$p$
${}_{19}\text{K} = [\text{Ar}] \ 4s^1$	
${}_{20}\text{Ca} = [\text{Ar}] \ 4s^2$	
$d$	
${}_{21}\text{Sc} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^1$	${}_{31}\text{Ga} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^1$
${}_{22}\text{Ti} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^2$	${}_{32}\text{Ge} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^2$
${}_{23}\text{V} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^3$	${}_{33}\text{As} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^3$
${}_{24}\text{Cr}^* = [\text{Ar}] \ 4s^1 \ 3d^5$	${}_{34}\text{Se} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^4$
${}_{25}\text{Mn} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^5$	${}_{35}\text{Br} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^5$
${}_{26}\text{Fe} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^6$	${}_{36}\text{Kr} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6$
${}_{27}\text{Co} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^7$	
${}_{28}\text{Ni} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^8$	
${}_{29}\text{Cu}^* = [\text{Ar}] \ 4s^1 \ 3d^{10}$	
${}_{30}\text{Zn} = [\text{Ar}] \ 4s^2 \ 3d^{10}$	

Los diez elementos del cuarto período, desde el escandio,  ${}_{21}\text{Sc}$ , hasta el zinc,  ${}_{30}\text{Zn}$ , constituyen la primera serie de metales de transición. Estos elementos corresponden a los 10 electrones que pueden -- contener los cinco orbitales  $d$ . Hay otras dos series de metales de -- transición; la segunda serie, de iterbio  ${}_{39}\text{Y}$ , a cadmio,  ${}_{48}\text{Cd}$ , están en el quinto período, y la tercera, de lantano,  ${}_{57}\text{La}$ , a mercurio,  ${}_{80}\text{Hg}$ , en el sexto.

Los asteriscos al lado del Cr y el Cu en la Tabla 4 indican que sus configuraciones electrónicas no siguen estrictamente las reglas dadas en la UNIDAD 4. Podríamos esperar que la configuración del cromo fuera  $[\text{Ar}] / 4s^2, 3d^4$ , pero se ha descubierto que es más estable una combinación de conjuntos de orbitales llenos y a medio llenar. Tomando la configuración  $[\text{Ar}] / 4s^1, 3d^5$ , el átomo de cromo tiene los orbitales  $4s$  y  $3d$  a medio llenar.

También habríamos podido deducir que la descripción del cobre debía ser  $[\text{Ar}] / 4s^2, 3d^9$ ; pero es más apropiada la configuración  $[\text{Ar}] / 4s^1, 3d^{10}$ , ya que incluye un orbital  $4s$  a medio llenar y orbitales  $3d$  completamente llenos.

El quinto período también contiene 18 elementos. Los orbitales  $5s$ ,  $4d$ ,  $5p$  tienen aproximadamente la misma energía. Se encuentran electrones en el orbital  $5s$  del rubidio,  $\text{Rb} = [\text{Kr}] / 5s^1$ . Al analizar los 17 elementos siguientes, en orden ascendente de número atómico, observamos que los orbitales  $5s$ ,  $4d$ , y  $5p$  se llenan progresivamente, de acuerdo con los principios del capítulo anterior. El último miembro del quinto período es el gas noble xenón  $\text{Xe} = [\text{Kr}] / 4d^{10}, 5s^2, 5p^6$ .

El sexto período comienza con el cesio,  $_{55}\text{Cs}$ , que tiene un electrón en el orbital  $6s$ . Las energías de los orbitales  $6s$ ,  $5d$ ,  $4f$  y  $6p$  son aproximadamente iguales, y el número total de electrones que pueden caber en estos orbitales es 32. Por lo tanto, el sexto período consta de 32 elementos, desde el  $_{55}\text{Cs}$  hasta el  $_{86}\text{Rn}$ .

Los 14 elementos entre el cerio,  $_{58}\text{Ce}$ , y el lutecio,  $_{71}\text{Lu}$ , tienen propiedades muy parecidas al lantano,  $_{57}\text{La}$ . El lantano es el tercer miembro del sexto período; es el primer metal de transición de este período los 14 elementos siguientes son llamadas *lantánidos* o *elementos de transición interna*. La semejanza entre los elementos se debe a que sus electrones de valencia ocupan los orbitales  $4f$  y los radios iónicos de los iones  $+3$  disminuyen sólo ligeramente del primero al último miembro. El sexto período es el primero en el cual los electrones ocupan orbitales  $f$  en átomos en estado normal.

TABLA 5: EL SEXTO PERIODO

<i>s</i>	<i>f</i>
$_{55}\text{Cs} = [\text{Xe}] 6s^1$	$_{58}\text{Ce} = [\text{Xe}] 4f^2, 6s^2$
$_{56}\text{Ba} = [\text{Xe}] 6s^2$	$_{59}\text{Pr} = [\text{Xe}] 4f^3, 6s^2$
<i>d</i>	$_{60}\text{Nd} = [\text{Xe}] 4f^4, 6s^2$
$_{57}\text{La} = [\text{Xe}] 6s^2, 5d^1$	$_{61}\text{Pm} = [\text{Xe}] 4f^5, 6s^2$
$_{72}\text{Hf} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^2, 6s^2$	$_{62}\text{Sm} = [\text{Xe}] 4f^6, 6s^2$
$_{73}\text{Ta} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^3, 6s^2$	$_{63}\text{Eu} = [\text{Xe}] 4f^7, 6s^2$
$_{74}\text{W}^* = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^4, 6s^1$	$_{64}\text{Gd}^* = [\text{Xe}] 4f^7, 5d^1, 6s^2$
$_{75}\text{Re} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^5, 6s^2$	$_{65}\text{Tb} = [\text{Xe}] 4f^9, 6s^2$
$_{76}\text{Os} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^6, 6s^2$	$_{66}\text{Dy} = [\text{Xe}] 4f^{10}, 6s^2$
$_{77}\text{Ir} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^7, 6s^2$	$_{67}\text{Ho} = [\text{Xe}] 4f^{11}, 6s^2$
$_{78}\text{Pt} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^8, 6s^2$	$_{68}\text{Er} = [\text{Xe}] 4f^{12}, 6s^2$
$_{79}\text{Au}^* = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^1$	$_{69}\text{Tm} = [\text{Xe}] 4f^{13}, 6s^2$
$_{80}\text{Hg} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2$	$_{70}\text{Yb} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 6s^2$
<i>p</i>	$_{71}\text{Lu} = [\text{Xe}] 4f^{14}, 5d^1, 6s^2$
$_{81}\text{Tl} = [\text{Hg}] 6p^1$	
$_{82}\text{Pb} = [\text{Hg}] 6p^2$	
$_{83}\text{Bi} = [\text{Hg}] 6p^3$	
$_{84}\text{Po} = [\text{Hg}] 6p^4$	
$_{85}\text{At} = [\text{Hg}] 6p^5$	
$_{86}\text{Rn} = [\text{Hg}] 6p^6$	

*Lantánidos o metales de transición interna*

Las configuraciones electrónicas de los elementos del sexto período se presentan en la tabla 5. También dividida en secciones ( $s$ ,  $d$ ,  $f$ , y  $p$ ) que indican los orbitales que son ocupados por los electrones de valencia de energía más alta.

El séptimo período comienza con el francio radiactivo,  $_{87}\text{Fr}$ , seguido por el radio,  $_{88}\text{Ra}$ . El siguiente elemento es el actinio,  $_{89}\text{Ac}$ , que empieza la cuarta serie de metales de transición. Los 14 elementos siguientes, llamados *actínidos*, son todos similares al actinio. Creemos que esto se debe a que sus electrones de valencia ocupan los orbitales  $5f$  y los radios de los iones más comunes son aproximadamente iguales. Los actínidos son análogos a los lantánidos. El último miembro y el más pesado de la serie de los actínidos es el lawrencio,  $_{103}\text{Lw}$ , un elemento artificial.

El actinio,  ${}_{89}\text{Ac}$ , se considera metal de transición. El siguiente metal de transición tendría de número atómico:  $89 + 14$  (por los catorce elementos actínidos del séptimo período)  $+ 1 = 104$ . La síntesis del elemento 104 ha sido comunicada por científicos rusos y norteamericanos. Se denomina *Kurchatovio*,  ${}_{104}\text{Ku}$ , o *ekahafnio*, ya que pertenecería a la familia IVB, debajo del hafnio en la tabla periódica. No se conoce elemento alguno de número atómico más alto que el  ${}_{104}\text{Ku}$ . El actinio y el kurchatovio son los únicos metales de transición conocidos del período; el francio y el radio representan los únicos elementos representativos conocidos, o miembros de las familias A, del séptimo período. Por consiguiente, el séptimo período está todavía incompleto. Los átomos de todos los elementos que están en la tabla periódica por encima del polonio,  ${}_{84}\text{Po}$ , tienen núcleos inestables y se convierten en otros elementos por desintegración del núcleo. La desintegración nuclear produce la liberación de una cantidad increíble de energía y es, como se sabe, el fundamento de la bomba atómica y las centrales de energía a base de uranio 235.

#### 4. LA PERIODICIDAD EN LA ESTRUCTURA ATOMICA.

La ley periódica basada en el número atómico está en perfecta armonía con la actual teoría electrónica del átomo. Esto se confirma al comparar las configuraciones electrónicas de los elementos de una misma familia. En la tabla 6 tenemos las configuraciones electrónicas de la familia de los halógenos (VII-A), la familia de los gases nobles (0) y la familia de los metales alcalinos (I-A).

Hay una configuración electrónica característica para cada familia. La de los halógenos es  $ns^2, np^5$ ; la de los gases nobles es  $ns^2, np^6$ , y la de los metales alcalinos es  $ns^1$ , donde  $n$  representa el período del elemento y el nivel de energía más alto ocupado.

#### 6.5. VARIACIONES EN EL NUMERO DE OXIDACION O DE VALENCIA.

Mendeleev consideró que la fórmula del óxido era una característica del grupo o familia: todos los elementos del grupo I forman óxi-

TABLA 6: ESTRUCTURA ELECTRONICA DENTRO DE LAS FAMILIAS

	Metales alcalinos (IA)
<b>Halógenos (VII A)</b>	
${}_{9}\text{F} = [\text{He}] 2s^2, 2p^5$	${}_{3}\text{Li} = [\text{He}] 2s^1$
${}_{17}\text{Cl} = [\text{Ne}] 3s^2, 3p^5$	${}_{11}\text{Na} = [\text{Ne}] 3s^1$
${}_{35}\text{Br} = [\text{Ar}] 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$	${}_{19}\text{K} = [\text{Ar}] 4s^1$
${}_{53}\text{I} = [\text{Kr}] 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$	${}_{37}\text{Rb} = [\text{Kr}] 5s^1$
	${}_{55}\text{Cs} = [\text{Xe}] 6s^1$
<b>Gases nobles (0)</b>	
${}_{2}\text{He} = 1s^2$	
${}_{10}\text{Ne} = [\text{He}] 2s^2, 2p^6$	
${}_{18}\text{Ar} = [\text{Ne}] 3s^2, 3p^6$	
${}_{36}\text{Kr} = [\text{Ar}] 3d^{10}, 4s^2, 4p^6$	
${}_{54}\text{Xe} = [\text{Kr}] 4d^{10}, 5s^2, 5p^6$	

dos según la fórmula  $\text{R}_2\text{O}$ , como  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  y  $\text{Ag}_2\text{O}$ ; los elementos del grupo II forman óxidos con la fórmula  $\text{RO}$ , como  $\text{BeO}$  y  $\text{ZnO}$ . La tabla de Mendeleev, en la figura 1, hace énfasis en esto ya que la fórmula del óxido para el grupo o familia encabeza cada columna.

El número del grupo o familia es igual al número de oxidación más alto que presenta un elemento de la familia. Al oxígeno le atribuímos un número de oxidación -2; entonces, de acuerdo con ciertas reglas, los elementos del grupo I tienen que tener números de oxidación +1, y los elementos del grupo II tienen que presentar números de oxidación +2. El número de oxidación es una característica de la familia. Muchos elementos tienen más de un número de oxidación, pero el valor más alto del número de oxidación es una función periódica del número atómico.

Otra forma de variación del número de oxidación resulta evidente cuando escribimos las fórmulas de los hidruros de un período. En la tabla 7 se hallan las fórmulas de los hidruros del segundo período. En los hidruros de los metales, se asigna al hidrógeno un número de oxidación de -1 y los metales tienen números positivos de oxidación. En los hidruros de los metaloides el número de oxidación del hidróge-

TABLA 7: HIDRUROS Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DEL SEGUNDO PERIODO

Hidruro	Número de oxidación
LiH	+1
BeH <sub>2</sub>	+2
BH <sub>3</sub> f	(+3)
CH <sub>4</sub>	4
NH <sub>3</sub>	-3
OH <sub>2</sub>	-2
FH	-1

no es +1 y los números de oxidación de los metaloides son positivos. El signo del número de oxidación es en cierta forma arbitrario, pero está basado en indicios de que los átomos de metales ceden electrones a los átomos de hidrógeno, mientras que los metaloides aceptan electrones de los átomos de hidrógeno. Desde otro punto de vista decimos que los metaloides tienen más afinidad por los electrones que el hidrógeno. Cuando reaccionan con el hidrógeno, los átomos de los metales se hacen relativamente positivos. Los metales tienen menos afinidad por los electrones. En el metano CH<sub>4</sub> el carbono y el hidrógeno tienen casi la misma afinidad por los electrones, y el número de oxidación del carbono no está precedido por un signo.

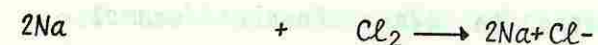
Los números de oxidación que aparecen en la Tabla 7 pueden explicarse en función de las configuraciones electrónicas (Tabla 3). Cuando el litio, el berilio y el boro reaccionan con el hidrógeno, asumen la configuración del gas raro helio,  $2\text{He}, 1s^2$ , por pérdida de uno, dos y tres electrones respectivamente. Los elementos restantes del tercer período asumen la configuración del gas raro neón,  $10\text{Ne}, 1s^2, 2s^2, 2p^6$ , cuando reaccionan con el hidrógeno. Los átomos de hidrógeno suministran electrones suficientes para llenar los vacíos de los orbitales 2p del carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor.

En la Tabla 3 puede verse que el átomo de carbono necesita cua-

tro electrones para lograr la configuración electrónica del neón; forma enlaces con cuatro átomos de hidrógeno. El átomo de nitrógeno necesita tres electrones; se une a tres átomos de hidrógeno.

## 6. METALES Y METALOIDES

Una de las características más notorias de los elementos metálicos es su brillo. También son buenos conductores de la electricidad y el calor. Los metales tienden a perder electrones cuando experimentan reacciones químicas y se les asignan por lo tanto números de oxidación positivos. Por ejemplo.



Metal; pierde electrones      Metaloide; gana electrones.



Metal; pierde electrones      Metaloides; gana electrones

Además los hidróxidos metálicos como NaOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> son básicos. Los metaloides presentan números de oxidación negativos y sus hidróxidos, como el ácido sulfúrico, SO<sub>2</sub>(OH) o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, el ácido fosfórico, PO(OH)<sub>3</sub> o H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, y el ácido nítrico, NO<sub>2</sub>(OH) o HNO<sub>3</sub>, son ácidos.\*

Al recorrer un período de izquierda a derecha encontramos que hay una transición gradual de los elementos metálicos a los no metálicos.

\*Como definiciones preliminares podemos decir que ácido es un compuesto de sabor agrio y capaz de enrojecer el papel tornasol; base es un compuesto de sabor amargo que neutraliza los efectos de un ácido. Posteriormente estudiaremos detenidamente los ácidos y las bases.

La línea quebrada de la Fig. 7 representa la división entre los metales y los metaloides. Los elementos que lidan con la línea divisoria tienen propiedades intermedias entre los unos y los otros. Por ejemplo, el hidróxido de aluminio puede actuar como ácido o como base:



Los miembros de la familia de metales alcalinos ( IA ) forman las bases más fuertes, y los miembros de la familia de los halógenos ( VIIA ) forman los ácidos más fuertes. Por esta razón consideramos los elementos IA como los más metálicos. Y los elementos de la familia VII A como los no metales más fuertes.

Los elementos alcalinos son muy reactivos y nunca se encuentran en la naturaleza en su forma elemental pura porque son fácilmente oxidados, es decir, pierden fácilmente sus electrones de valencia (  $ns^1$  ). De igual manera, los halógenos tampoco se encuentran en la naturaleza en forma elemental pura porque son reducidos fácilmente; esto es, ganan electrones para formar haluros.

Resumiendo, al correr un período de izquierda a derecha hay una gradación uniforme desde los más metálicos hasta los menos metálicos ( ver Fig. 7 ). A medida que descendemos en una familia los elementos son cada vez más metálicos. Según esta tendencia, el cesio es el elemento más metálico y el flúor el menos. (El francio es tal vez más metálico que el cesio, pero es tan escaso que sus propiedades no han sido estudiadas suficientemente).

#### 7 VARIACIONES EN LAS PROPIEDADES FISICAS

En seguida estudiaremos las variaciones de algunas de las propiedades de los elementos para demostrar la utilidad de la clasificación periódica. Las propiedades que examinamos nos permitirán comprender el comportamiento químico de los elementos. Por ahora concentraremos la atención en los elementos de las familias representativas, o A, de la

tabla periódica.

#### 7 a RADIO ATOMICO

Como lo hicimos notar en la Unidad 4, ya no podemos aspirar a determinar la posición exacta de un electrón en un átomo. Por lo tanto, es erróneo considerar el radio de un átomo como la distancia entre el núcleo y el electrón de la capa más externa. En cambio, definimos el radio de un átomo como la mitad de la distancia entre dos átomos idénticos de un enlace químico. La Tabla 8 muestra las longitudes de los enlaces del hidrógeno y las moléculas diatómicas de los halógenos, así como los radios atómicos calculados.

TABLA 8

Molécula	Longitud del enlace, Å	Radio atómico, Å
H—H	1,10	0,55
F—F	1,44	0,72
Cl—Cl	2,02	1,01
Br—Br	2,30	1,15
I—I	2,66	1,33

La Tabla 9 presenta los radios atómicos de muchos de los elementos regulares y sus posiciones en la tabla periódica. Los radios atómicos disminuyen a medida que recorremos un período y aumenta a medida que descendemos en un grupo.

La disminución del radio atómico a través de un período se debe a que los electrones de valencia experimentan una fuerza de atracción cada vez mayor a medida que aumenta la carga nuclear, lo cual produce una contracción del radio. A manera de ilustración consideremos el tercer período. Todos los elementos del tercer período tienen la pulpa de neón,  $1s^2, 2p^6$ . El sodio puede representarse como  $[\text{Ne}] 3s^1$ ,

el Mg como /Ne/ 3s<sup>2</sup>, y así sucesivamente. Pruebas experimentales indican que la pulpa de neón de los elementos del tercer período no es perturbada mayormente por el ingreso de electrones a los orbitales 3s y 3p. A medida que el número atómico aumenta, también aumenta la carga central, porque el número de protones del núcleo aumenta mientras el número de electrones de la pulpa permanece constante en 10. El electrón de valencia 3s<sup>1</sup> del sodio, "ve" una carga central de +1, porque hay 11 protones en el núcleo y 10 electrones en el primero y el segundo niveles de energía de la pulpa. Es atraído por una carga +1. En el magnesio la carga central es de +2 (12 protones rodeados por 20 electrones de los orbitales 1s, 2s y 2p). Los dos electrones

TABLA 9: VARIACION EN EL RADIO ATOMICO, Å

Período	IA	IIA	IIIA	IV	VA	VI	VIIA	0
1	H 0,55							He 0,93
2	Li 1,33	Be 0,90	B 0,80	C 0,77	N 0,73	O 0,74	F 0,72	Ne 1,12
3	Na 1,54	Mg 1,36	Al 1,25	Si 1,17	P 1,10	S 1,04	Cl 1,01	Ar 1,54
4	K 1,96	Ca 1,96	Ga 1,26	Ge 1,22	As 1,22	Se 1,16	Br 1,15	Kr 1,69
5	Rb 2,16	Sr 1,92	In 1,44	Sn 1,44	Sb 1,38	Ti 1,35	I 1,33	Xe 1,90

3s del átomo de magnesio son atraídos, cada uno, por un centro de carga +2. Los electrones de valencia 3s del magnesio son atraídos por el núcleo, con mayor fuerza que en el caso del sodio, por lo cual el átomo de magnesio es más pequeño que el de sodio. La carga central aumenta a través del período, y los átomos del período presentan un radio atómico cada vez más pequeño.

Cuando descendemos en las familias aumenta el nivel de energía del electrón de valencia de los elementos, pero la carga central permanece constante. El electrón de valencia del litio está en el segundo nivel de energía, frente a una carga central de +1 (3p + 2e). Los dos electrones del orbital 1s protegen al electrón de valencia del efecto de atracción del núcleo. El siguiente elemento de la familia del sodio tiene su electrón de valencia en el tercer nivel de energía, frente a una carga central de +1 (11p+10e). Cada elemento sucesivo tiene electrones en el siguiente nivel en escala ascendente de energía, y los electrones de valencia están cada vez más separados del núcleo.

Ahora podemos comprender por qué disminuye la naturaleza metálica de los elementos a medida que pasamos a través de un período y aumenta cuando descendemos en un grupo. A través de un período la carga central aumenta, y aumenta la fuerza de atracción sobre los electrones de valencia. Al descender en un grupo la carga central permanece constante, pero como el electrón de valencia está en un nivel de energía más alto, puede ser retirado más fácilmente del átomo.

#### 7.b. POTENCIAL DE IONIZACION (ENERGIA DE IONIZACION).

El potencial de ionización (PI) es la energía necesaria para desprender completamente un electrón de un átomo aislado. Se puede considerar que un átomo de un gas es un átomo aislado cuando la presión es baja. El proceso de ionización puede simbolizarse así:



donde el potencial de ionización es la energía mínima necesaria para que el átomo de X, en su fase gaseosa, pierda un electrón.

Aunque hay varias excepciones, el potencial de ionización generalmente aumenta a través de un período y disminuye al descender en un grupo. Tiende a variar en forma exactamente opuesta al radio atómico; y esto no es coincidental: cuanto más cercanos del nú-

cleo están los electrones, más energía se necesita para desprender los. A través del período los radios atómicos disminuyen y los potenciales de ionización aumentan; cuando descendemos en un grupo, el radio atómico aumenta y disminuye el potencial de ionización, como lo indica la tabla 10.

TABLA 10: POTENCIALES DE IONIZACIÓN DEL SEGUNDO PERIODO Y DE LA FAMILIA IA

Segundo período	Configuración electrónica del segundo nivel de energía	Potencial de ionización, kcal/mol	IA Familia	Estado del electrón de valencia	Potencial de ionización, kcal/mol
Li	2s <sup>1</sup>	124	3Li	2s <sup>1</sup>	124
Be	2s <sup>2</sup>	217*	11Na	3s <sup>1</sup>	120
B	2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	190	19K	4s <sup>1</sup>	100
C	2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	261	37Rb	5s <sup>1</sup>	95
N	2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	340*	55Cs	6s <sup>1</sup>	90
O	2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	315			
F	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	402			
Ne	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	500			

\* En el segundo período los potenciales de ionización violan la tendencia pronosticada. Los orbitales completamente llenos y a medio llenar del  $4\text{Be } 1s^2, 2s^2$  y del  $7\text{N } 1s^2, 2s^2, 2p^3$ , respectivamente, representan configuraciones electrónicas estables; esto dificulta la pérdida de un electrón y los potenciales de ionización son altos.

El potencial de ionización de los elementos de la familia de los metales alcalinos (IA) disminuye continuamente a medida que aumenta el número atómico. Esta es la tendencia general dentro de las familias, pero la tendencia suele violarse; por ejemplo, el talio (Tl), último miembro de la familia III A, tiene un potencial de ionización más alto que el de cualquier elemento de la familia, excepto el boro.

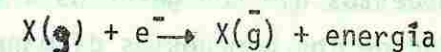
No obstante, en general el potencial de ionización varía en forma paralela al carácter no metálico de los elementos.

A medida que aumenta el potencial de ionización (y se necesita más energía para perder un electrón), los elementos se hacen

más metaloides en su comportamiento químico. Los elementos más metálicos, Cs y Rb, tienen potenciales bajos de ionización; los no metales oxígeno, cloro y flúor tienen potenciales altos de ionización.

### AFINIDAD ELECTRÓNICA

La afinidad electrónica A es la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutro se combina con un electrón para formar un ion negativo en la fase gaseosa:



Como su nombre lo indica, mide la afinidad de un átomo por un electrón. Los metaloides forman iones negativos estables. Los halógenos (VIIA) y algunos miembros de las familias VA y VIA tienen carga central elevada, que ejerce fuerzas elevadas de atracción sobre los electrones adicionales; éstos ocupan los vacíos de los orbitales p. Los metales tienen carga central relativamente baja y su afinidad por los electrones es muy baja, e incluso cero.

Es claro que la afinidad electrónica debe aumentar a través de un período y disminuir al descender en un grupo; la Tabla 11 presenta las afinidades electrónicas de diferentes elementos, y esta predicción parece sostenerse en general, salvo algunas excepciones. Por ejemplo, los valores del flúor y el oxígeno parecen bajos, pero se presenta un aumento general a través del período 2. No hay tendencia clara en la familia IA, pero parece existir un patrón general de disminución de la afinidad electrónica al descender en una familia. Desafortunadamente, la afinidad electrónica es difícil de medir, y no se dispone de datos suficientes para llevar a cabo una prueba buena.

No obstante, el concepto es muy útil para pronosticar y explicar las propiedades químicas de los elementos.

### 8 LOS FREONES: UNA CONTRIBUCION DE LA TABLA PERIODICA.

En la primera parte de este siglo se utilizaron el amoníaco, el dióxido de azufre y el propano como líquidos refrigerantes en los congeladores eléctricos, tanto para los de uso doméstico como comercial. El



amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es venenoso, el dióxido de azufre es venenoso y corrosivo y el propano es combustible y peligroso. Lo que se necesitaba era un compuesto gaseoso, fácil de licuarse, inodoro, no corrosivo y no tóxico. Naturalmente que también tenía que ser barato para lograr una amplia aceptación.

¿Cómo buscar un compuesto tal? Thomas Midgley Jr. ingeniero norteamericano, acudió a la tabla periódica. Observó que sólo los metaloides del lado derecho de la tabla forman compuestos que son gaseosos a la temperatura ambiente y que la inflamabilidad de los compuestos disminuye de izquierda a derecha. En efecto, los compuestos de los halógenos se emplean como retardadores del fuego. También observó que los compuestos de los elementos más pesados suelen ser los más tóxicos. Estas observaciones indicaban que los compuestos de flúor con otros metaloides livianos podrían ser buenos refrigerantes. Después de dos años de trabajos experimentales en el laboratorio había sintetizado y probado un grupo de compuestos que hoy conocemos con el nombre de freones. Estos compuestos de carbono, flúor y cloro, como  $\text{CF}_4$  y  $\text{CCl}_2\text{F}$ . Tienen propiedades refrigerantes ideales y son los utilizados casi exclusivamente en los modernos refrigeradores y acondicionadores de aire.

## 9 PERIODICIDAD DE LA VALENCIA

La variación periódica más sorprendente e importante en los elementos es la valencia. Esta tendencia se demuestra en las fórmulas tipo que encabezan la lista de elementos de Mendeliev. La periodicidad de los elementos representativos es clara; es menos fácilmente discernible en los elementos de transición, y es inútil tratar de determinar la en los de transición interna.

Valencias de los elementos representativos. Si al número de grupo le llamamos G, podemos escribir.

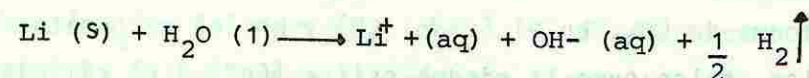
Valencia de los elementos representativos = G y/o  $8 - G$ .

## 10 PERIODICIDAD DE LAS PROPIEDADES QUÍMICAS

Es conveniente que estudiemos brevemente las propiedades químicas de algunos grupos.

## 10 a LOS METALES ALCALINOS.

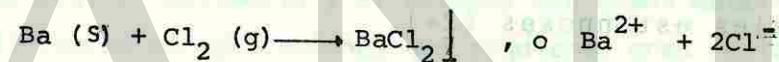
Estos elementos son metales blandos, lustrosos y altamente reactivos. Reaccionan vigorosamente con el agua, aún cuando ésta esté fría, formando una solución del hidróxido y liberando hidrógeno gaseoso y calor.



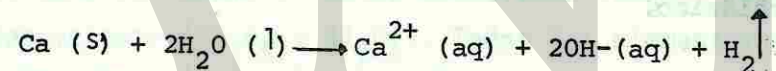
Los metales alcalinos reaccionan también vigorosamente con los elementos no metálicos, como el oxígeno y los halógenos; en estas reacciones, los metales alcalinos se convierten en iones de carga + 1.

## 10 b LOS METALES ALCALINOTERREOS.

Estos elementos se asemejan a los alcalinos, pero son menos blandos, lustrosos y reactivos que los metales alcalinos correspondientes. Al combinarse con los no metales se convierten en iones de carga + 2.



Reaccionan con el agua, aunque más lentamente que los alcalinos.



## 10 c. LOS ELEMENTOS DEL GRUPO III

El boro no se clasifica como metal; los del resto del grupo sí lo son. El boro es un elemento duro, frágil, opaco y bastante inerte. Forma una serie de hidruros y una de boratos complejos (el ion borato es  $\text{BO}_3^{3-}$ ). El aluminio es un metal ligero, blando y muy abundante; se auto-protecte de la oxidación del aire formando una película de óxido ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). El galio, el indio y el talio son metales lustrosos y moderadamente reactivos.

## 10 d LOS ELEMENTOS DEL GRUPO IV.

Estos elementos muestran una progresión de carácter metálico al ir del carbono (no metálico) al silicio y germanio (algunas --

propiedades metálicas ) y al estaño y plomo (metales).

El carbono elemental existe en forma de grafito y de diamante. A estas diferentes formas de un mismo elemento se las llama *formas alotrópicas*. El carbono se encuentra en combinación química en toda la materia viva y en sus derivados, tales como la hulla y el petróleo; en la atmósfera, en forma de  $\text{CO}_2$ ; en el óxido (CO) y en los carbonatos -- ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) minerales, tales como la piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ). El silicio es un sólido opaco con cierta apariencia metálica. Forma hidruros que se queman con oxígeno para producir  $\text{SiO}_2$  y agua. La reacción típica es



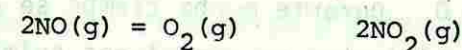
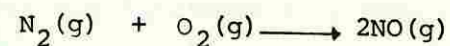
El silicio está abundantemente distribuido en la corteza terrestre en forma de rocas de silicatos. El germanio es un elemento intermedio entre el carácter metálico y el no metálico. El estaño y el plomo son metales relativamente inertes, de amplio uso en los hogares y en la industria. El estaño se disuelve en soluciones ácidas formando sales estannosas ( $2+$ ).



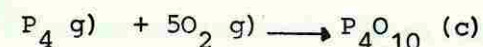
La mayor parte de las sales de plomo son insolubles en agua; como resultado de esto, la acción de los ácidos sobre el plomo deposita una capa protectora que impide la continuación del ataque. Es por esto que el plomo se usa mucho como material de construcción "a prueba de ácidos".

#### 10 e LOS ELEMENTOS DEL GRUPO V.

Estos elementos, al igual que los del Grupo IV, también muestran una marcada progresión de no metálico (nitrógeno, fósforo y arsénico) a metálico (antimonio y bismuto). El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro y relativamente inerte, que constituye aproximadamente el 80% de la atmósfera terrestre. En las reacciones de combustión en el aire, el nitrógeno atmosférico se combina con el oxígeno formando óxido nítrico y bióxido de nitrógeno.



El nitrógeno se combina también con los metales para formar nitruros, tales como el  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ . Los hidruros del nitrógeno incluyen el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y la hidracina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ). El fósforo es un sólido blando que se presenta en las formas alotrópicas blanca y roja. La forma blanca, de manejo peligroso, corresponde a un vapor de fórmula  $\text{P}_4$ . Este vapor se inflama espontáneamente en el aire o en oxígeno para formar un óxido con fósforo pentavalente.

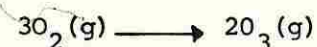


El hidruro del fósforo es la fosfina ( $\text{PH}_3$ ), gas sumamente tóxico. El arsénico tiene dos modificaciones: la no metálica (amarilla) y la metálica (gris). Forma un hidruro (arsina,  $\text{AsH}_3$ ) y óxidos trivalente y pentavalente. ( $\text{As}_2\text{O}_3$  y  $\text{As}_2\text{O}_5$ ), todos compuestos muy tóxicos. El antimonio y el bismuto son ambos metales que no pueden utilizarse en aplicaciones que requieran gran resistencia estructural. El antimonio forma un hidruro inestable, estibina. ( $\text{SbH}_3$ ). Ambos metales forman el óxido trivalente ( $\text{Sb}_2\text{O}_3$  y  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ) y el óxido pentavalente ( $\text{Sb}_2\text{O}_5$  y  $\text{Bi}_2\text{O}_5$ ). Todos los elementos del grupo V forman trifluoruro y tricloruro.

#### 10 e LOS ELEMENTOS DEL GRUPO VI.

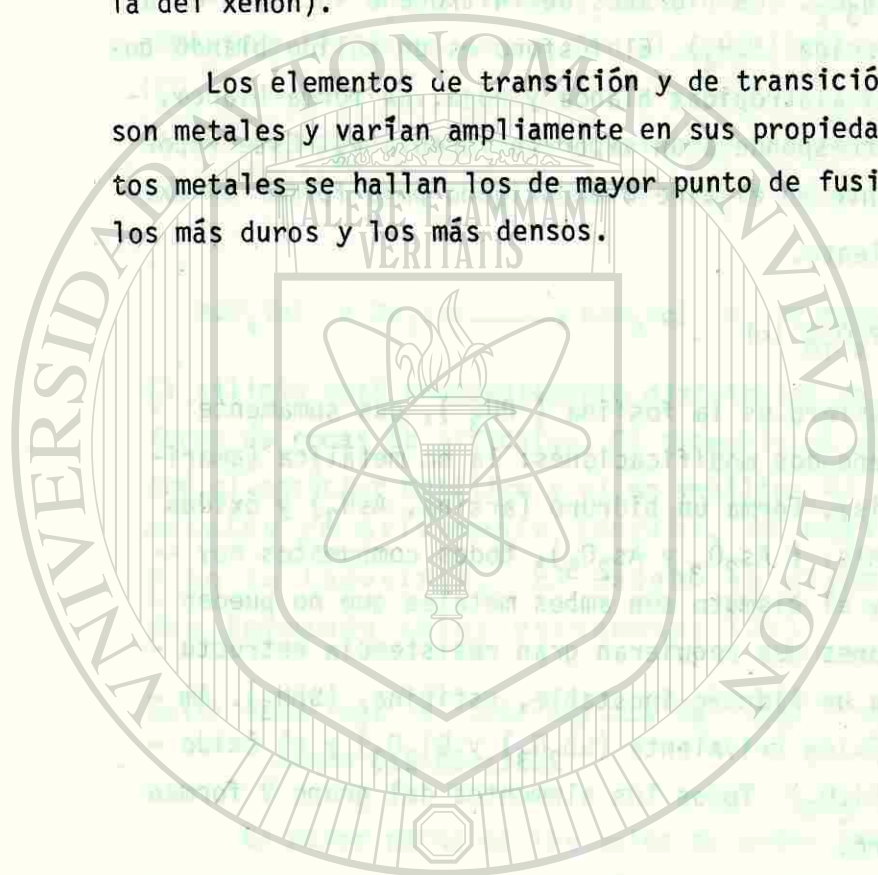
Estos elementos son no metales, excepto el más pesado, polonio. El oxígeno gaseoso es incoloro e inodoro; el oxígeno líquido es azul. El oxígeno es un elemento activo que se combina con todos los elementos, excepto los gases nobles. En ciertas combinaciones, los átomos de oxígeno se enlazan entre sí; dichos compuestos reciben el nombre de peróxidos. Cuando el oxígeno absorbe energía con radiación ultravioleta u otros medios, produce ozono, gas irritante y químicamente activo.

energía.



LOS GASES NOBLES O AEROGENOS, GRUPO 0. Durante mucho tiempo se -- creyó que estos elementos gaseosos no participaban en reacciones químicas; por ello se les llamaba "inertes". En los "inertes" (especialmente la del xenón).

Los elementos de transición y de transición interna. Todos ellos son metales y varían ampliamente en sus propiedades físicas. Entre estos metales se hallan los de mayor punto de fusión, los más frágiles, los más duros y los más densos.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

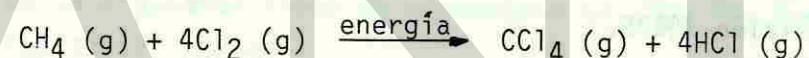
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

El azufre es un sólido amarillo pálido que se obtiene de lechos subterráneos fundiendo el elemento y succionándolo con una mezcla de vapor, --- agua sobrecalentada (aproximadamente 175°C) y aire comprimido (proceso --- Frasch). El bióxido y el trióxido, SO<sub>2</sub> y SO<sub>3</sub>, son muy conocidos. El azufre se combina prácticamente con todos los metales para formar sulfuros. Su hidruro es el gas pestilente H<sub>2</sub>S. El selenio y el telurio son ambos semimetálicos. Sus hidruros, H<sub>2</sub>Se y H<sub>2</sub>Te, son más pestilentes que el H<sub>2</sub>S, y su toxicidad, y absorción y retención en el cuerpo humano, ha desalentado la investigación de sus propiedades. El polonio es altamente radiactivo y su química no se ha estudiado en detalle.

Los elementos del grupo VII, los halógenos. Estos elementos no metálicos, tóxicos, reactivos y gaseosos o volátiles a temperaturas normales. El flúor es un gas amarillo pálido de muy alta reactividad. Reacciona violentamente con el hidrógeno.



El cloro, gas amarillo verdoso, es también muy reactivo. Mantiene activamente la combustión de hidrocarburos.



Su hidruro es el HCl. A temperatura ambiente, el bromo es un líquido volátil, denso y de color rojo oscuro. Es lo suficientemente reactivo como para combinarse rápidamente con la mayoría de los metales.



Su hidruro es el HBr. El yodo es un sólido negro que se sublima formando un vapor violeta. Su hidruro es el HI. La química del astatio no se ha investigado en detalle, pero se sabe que forma compuestos en los cuales -- existe en forma de ion astatiuro, At-.

Los halógenos forman compuestos entre sí que se llaman compuestos interhalogenados. Entre ellos podemos citar BrCl, ClF<sub>3</sub>, I<sub>7</sub> y ICl.

1.- Elabore la configuración electrónica de los siguientes elementos y de acuerdo a los electrones de valencia agrúpelos en familia, nómbrelos e indique la valencia más probable de los elementos.

- |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|
| Elemento No. at. = 11 | Elemento No. At. = 17 |
| Elemento No. at. = 35 | Elemento No. At. = 35 |
| Elemento No. at. = 20 | Elemento No. at. = 10 |
| Elemento No. at. = 36 | Elemento No. at. = 4. |

2.- Se realizó el análisis de un elemento desconocido y se obtuvieron los siguientes resultados.

PROPIEDADES QUIMICAS: Al reaccionar con el agua formó compuestos del tipo MOH, solubles en agua.

Al reaccionar con el  $\text{HNO}_3$  dá compuestos del tipo  $\text{MNO}_3$ .

En todos los casos M. es un átomo de nuestra substancia.

PROPIEDADES FISICAS:

Densidad .855 grs/cm<sup>3</sup>.

Punto de ebullición 758°C.

Punto de fusión 62°C.

Identifique el elemento y a qué grupos pertenece.

3.- En laboratorio se obtuvieron los siguientes resultados de un elemento desconocido.

PROPIEDADES QUIMICAS

Al unirse con el hidrógeno y disolverse en agua dá un ácido fuerte de fórmula HX, con los metales alcalinos como el sodio o potasio produce sales del tipo NaX, KX, que poseen enlace electrovalente.

PROPIEDADES FISICAS:

Es líquido pardo rojizo, punto de ebullición 58°C, punto de fusión --- -7.3°C.

4.- Observando la variación de los datos tabulados en la siguiente tabla, pronostique los valores de peso atómico, punto de fusión punto de ebullición del elemento, ¿Cuáles serían sus propiedades químicas?.

	Símbolo	No. Atómico	Peso Atómico	P. de Fusión	P. de Ebullición
HELIO	He	86	4.003	-272.2°C.	-268.9°C.
NEON	Ne	10	20.183	-248.6°C.	-245.9°C.
ARGON	Ar.	18	39.94	-189.2°C.	-185.7°C.
KRIPTON	Kr	36	83.30	-157.0°C.	-152.9°C.
XENON	Xe	54	131.20	-112.0°C.	-107.1°C.
RADON	Rn.	86	222.00	- 71.0°C.	- 61.8°C.

NUEVO ELEMENTO

5.- De la siguiente lista de elementos: Li, Mg, As, O<sub>2</sub>, Ar, V, Nd, Ba, Rb, Te, Tl, P, Xe, U.

DETERMINE:

a) ¿Cuáles son elementos representativos, de transición, de transición interna y gases nobles?

b) ¿Cuáles son elementos metálicos, no metálicos y gases nobles. En ambos casos desarrolle la configuración electrónica?

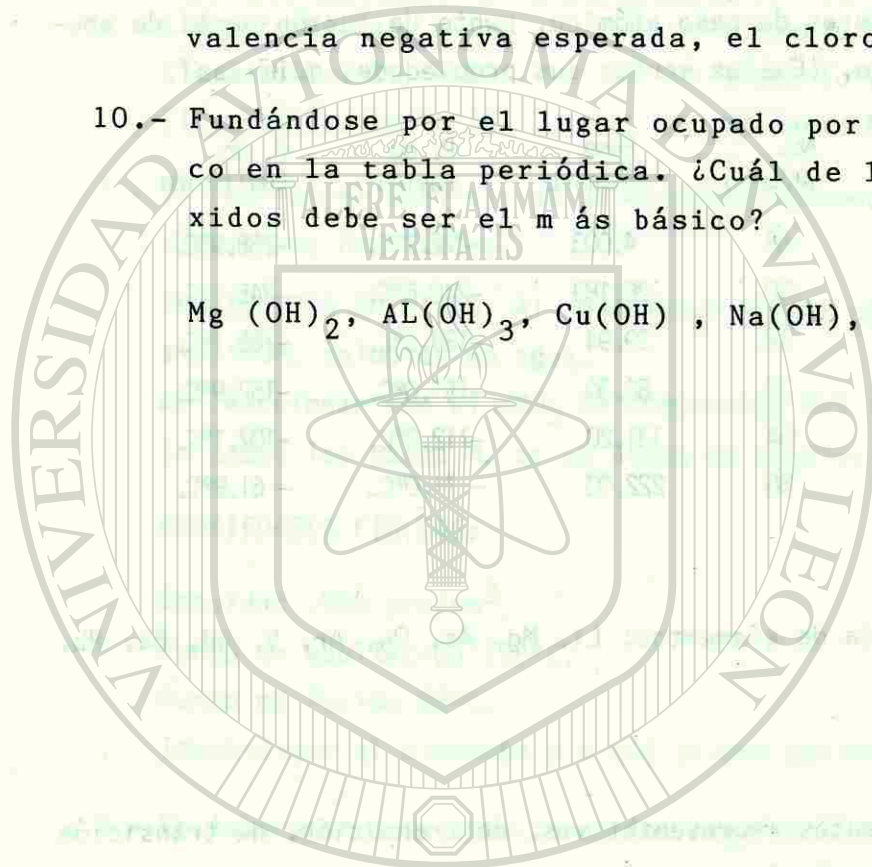
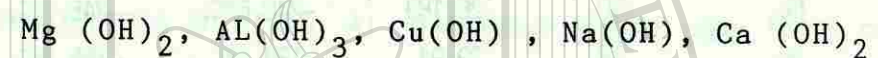
6.- Hacer una lista de todos los elementos, por nombre y símbolo, que sean gaseosos bajo condiciones normales.

7.- Elabore una lista de los elementos que son líquidos bajo condiciones normales.

8.- Señale el No. de valencia esperados para cada grupo de los elementos representativos.

9.- Predecir las fórmulas más probables para los compuestos formados al reaccionar el oxígeno con cada uno de los metales alcalinos, al reaccionar el cloro con cada uno de los metales alcalinotérreos. El Oxígeno tendrá la valencia negativa esperada, el cloro igual.

10.- Fundándose por el lugar ocupado por el elemento metálico en la tabla periódica. ¿Cuál de los siguientes hidróxidos debe ser el más básico?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Ejercicios con la tabla periódica

1. Aplicando las configuraciones electrónicas de los elementos nitrógeno (no. at. 7), oxígeno (no. at. 8), magnesio (no. at. 12), cloro (no. at. 17), hierro (no. at. 26) y cinc (no. at. 30), colóquense sus símbolos en la posición correcta en la tabla periódica que se da a continuación.

Período	Grupo 1A											Grupos inertes		
	1	IIA							IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
	2													
	3			IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII	IB	IIB			
	4													
	5													
	6													
7														

Lántanos

Actínidos

2. En la tabla periódica que se da a continuación, márquense con una *G* aquellos elementos que se encuentran como gases y con una *L* aquellos elementos que se encuentran como líquidos.

Período	Grupo 1A	Grupos IIIA-VIIIA																Grupo 2	Gases Inertes															
1	1 H 1.01																	2 He 4.00																
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01																	10 Ne 20.1															
3	11 Na 23.0	12 Mg 24.3	13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0																										
4	19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8																
5	37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 96.0	43 Tc 99.0	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 105	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131																
6	55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Hf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222																
7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																															
Lantánidos		58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm 145	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 163	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175																			
Actínidos		90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 245	97 Bk 245	98 Cf 248	99 Es 253	100 Fm 254	101 Md 256	102 No 253	103 Lr 257																			

3. En la tabla periódica siguiente, márquense con una *X* aquellos elementos que se presentan en la forma de moléculas diatómicas. Dénse también las fórmulas de las moléculas diatómicas de estos elementos.

Período	Grupo 1A	Grupos IIIA-VIIIA																Grupo 2	Gases Inertes															
1	1 H 1.01																	2 He 4.00																
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01																	10 Ne 20.1															
3	11 Na 23.0	12 Mg 24.3	13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0																										
4	19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8																
5	37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 96.0	43 Tc 99.0	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 105	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131																
6	55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Hf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222																
7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																															
Lantánidos		58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm 145	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 163	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175																			
Actínidos		90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 245	97 Bk 245	98 Cf 248	99 Es 253	100 Fm 254	101 Md 256	102 No 253	103 Lr 257																			

4. En la tabla periódica siguiente, indíquense qué elementos tienen colores peculiares, trazando el perímetro de la tabla con este color y dibujando una flecha que apunte al elemento apropiado.

Período	Grupo 1A	Grupos IIIA-VIIIA																Grupo 2	Gases Inertes															
1	1 H 1.01																	2 He 4.00																
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01																	10 Ne 20.1															
3	11 Na 23.0	12 Mg 24.3	13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0																										
4	19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8																
5	37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 96.0	43 Tc 99.0	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 105	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131																
6	55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Hf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222																
7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																															
Lantánidos		58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm 145	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 163	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175																			
Actínidos		90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 245	97 Bk 245	98 Cf 248	99 Es 253	100 Fm 254	101 Md 256	102 No 253	103 Lr 257																			

5. En la tabla periódica siguiente, márquense con una *D* los seis elementos más densos (de la más alta densidad), con una *F* los seis elementos que tienen el punto de fusión más alto y con una *E* los seis elementos que tienen el punto de ebullición más alto.

Período	Grupo 1A	Grupos IIIA-VIIIA																Grupo 2	Gases Inertes															
1	1 H 1.01																	2 He 4.00																
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01																	10 Ne 20.1															
3	11 Na 23.0	12 Mg 24.3	13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0																										
4	19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.8	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8																
5	37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 96.0	43 Tc 99.0	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 105	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131																
6	55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Hf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222																
7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227																															
Lantánidos		58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm 145	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 163	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175																			
Actínidos		90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 242	95 Am 243	96 Cm 245	97 Bk 245	98 Cf 248	99 Es 253	100 Fm 254	101 Md 256	102 No 253	103 Lr 257																			

6. En la tabla periódica siguiente, indíquense las posiciones de los metales, los no metales y los metaloides.

Período	Grupo 1A	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	Gases Inertes									
1	H 1.01								He 4.00									
2	Li 6.94	Be 9.01																
3	Na 23.0	Mg 24.3																
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227															

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257

Empleando las configuraciones electrónicas correspondientes, indique en qué grupo y período se deben colocar los siguientes elementos:

Cs, # at. 55; Ga, # at. 31; Ar, # at. 18

Empleando las configuraciones electrónicas correspondientes, señale cuáles de los siguientes elementos son representativos, de transición o de transición interna:

Ca, # at. 20; Ne, # at. 10; Fe, # at. 26; U, # at. 92;  
Sr, # at. 38; Ag # at. 47; As, # at. 33; Lu, # at. 71.

7. En la tabla periódica de la página siguiente, indíquense las posiciones de los elementos del bloque s, los del bloque p, los del bloque d y los del bloque f.

Período	Grupo 1A	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	Gases Inertes									
1	H 1.01								He 4.00									
2	Li 6.94	Be 9.01																
3	Na 23.0	Mg 24.3																
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227															

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257

8. En la tabla periódica que se da a continuación, indíquense las posiciones de los elementos representativos, los gases inertes, los elementos de transición y los elementos de transición interna.

Período	Grupo 1A	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	Gases Inertes									
1	H 1.01								He 4.00									
2	Li 6.94	Be 9.01																
3	Na 23.0	Mg 24.3																
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227															

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257

9. En la tabla periódica siguiente, indíquese la posición de los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos, los metales de transición, los halógenos, los lantánidos y los actínidos.

Período	Grupo 1A																	Grupo 2	Gases Inertes															
1	H 1.01																	He 4.00																
2	Li 6.94	Be 9.01																	Ne 20.1															
3	Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5	Ar 40.0																										
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8																
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131																
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222																
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227																															
																			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
																			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
																			140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175		
																			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
																			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
																			232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257		

10. En la tabla periódica siguiente, úsese flechas largas para indicar como varían generalmente las primeras energías de ionización de los elementos, dentro de los renglones y columnas de la tabla.

Período	Grupo 1A																	Grupo 2	Gases Inertes															
1	H 1.01																	He 4.00																
2	Li 6.94	Be 9.01																	Ne 20.1															
3	Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5	Ar 40.0																										
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8																
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131																
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222																
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227																															
																			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
																			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
																			140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175		
																			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
																			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
																			232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257		

11. En la tabla periódica siguiente, úsese flechas largas para indicar como varían generalmente las electronegatividades de los elementos dentro de los renglones y columnas de la tabla.

Período	Grupo 1A																	Grupo 2	Gases Inertes															
1	H 1.01																	He 4.00																
2	Li 6.94	Be 9.01																	Ne 20.1															
3	Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5	Ar 40.0																										
4	K 39.1	Ca 40.1	Sc 45.0	Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.8	Co 58.9	Ni 58.7	Cu 63.5	Zn 65.4	Ga 69.7	Ge 72.6	As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Kr 83.8																
5	Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 96.0	Tc 99.0	Ru 101	Rh 103	Pd 105	Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Xe 131																
6	Cs 133	Ba 137	La 139	Hf 179	Ta 181	W 184	Re 186	Os 190	Ir 192	Pt 195	Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209	Po 210	At 210	Rn 222																
7	Fr 223	Ra 226	Ac 227																															
																			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
																			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
																			140	141	144	145	150	152	157	159	163	165	167	169	173	175		
																			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
																			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
																			232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257		

12. Enumérense los números de oxidación comunes de los elementos representativos en cada uno de los grupos siguientes.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Números comunes de oxidación							

13. Los óxidos son compuestos que incluyen oxígeno combinado con otros elementos. (El oxígeno se encuentra casi siempre en los óxido en un estado de oxidación -2.) Déense las fórmulas para los óxidos de los siguientes elementos.

Oxidos: Dar dos Dar dos Dar tres  
óxidos óxidos óxidos

H \_\_\_\_\_  
Li \_\_\_\_\_ Be \_\_\_\_\_ B \_\_\_\_\_ C \_\_\_\_\_ N \_\_\_\_\_



Na \_\_\_\_\_ Mg \_\_\_\_\_ Al \_\_\_\_\_ Si \_\_\_\_\_ P\* \_\_\_\_\_ S \_\_\_\_\_

(el óxido +2 no existe para el Se)

K \_\_\_\_\_ Ca \_\_\_\_\_ Ga \_\_\_\_\_ Ge \_\_\_\_\_ As\* \_\_\_\_\_ Se \_\_\_\_\_

Rb \_\_\_\_\_ Sr \_\_\_\_\_ Sn \_\_\_\_\_ Sb\* \_\_\_\_\_ Te \_\_\_\_\_

Cs \_\_\_\_\_ Ba \_\_\_\_\_

\* (Para los óxidos del P, As y Sb, las fórmulas reales son el doble de las fórmulas que se predicen.)

14. Los hidruros son compuestos que incluyen el hidrógeno combinado con otros elementos. (El hidrógeno se encuentra en el estado de oxidación -1 con los metales y en el estado de oxidación +1 con la mayoría de los no metales. El hidrógeno se escribe al principio en las fórmulas de los hidruros de los elementos de los grupos VIA y VIIA y en segundo lugar para los hidruros de los otros elementos.) Déense las fórmulas para los hidruros de los elementos siguientes.

Hidruros	(estado +4)	(estado +3 ó -3)	(estado -2)	(estado -1)
----------	-------------	------------------	-------------	-------------

Li \_\_\_\_\_ Be \_\_\_\_\_ B\* \_\_\_\_\_ C \_\_\_\_\_ N \_\_\_\_\_ O \_\_\_\_\_ F \_\_\_\_\_

Na \_\_\_\_\_ Mg \_\_\_\_\_ Al \_\_\_\_\_ Si \_\_\_\_\_ P \_\_\_\_\_ S \_\_\_\_\_ Cl \_\_\_\_\_

K \_\_\_\_\_ Ca \_\_\_\_\_ Ga\* \_\_\_\_\_ Ge \_\_\_\_\_ As \_\_\_\_\_ Se \_\_\_\_\_ Br \_\_\_\_\_

Rb \_\_\_\_\_ Sr \_\_\_\_\_ In \_\_\_\_\_ Sn \_\_\_\_\_ Sb \_\_\_\_\_ Te \_\_\_\_\_ I \_\_\_\_\_

Cs \_\_\_\_\_ Ba \_\_\_\_\_ Pb \_\_\_\_\_ Bi \_\_\_\_\_

(Las fórmulas reales de los hidruros del B y el Ga son el doble de las fórmulas que se predicen.)

Los cloruros son compuestos que incluyen al cloro combinado con otros elementos. (El cloro se encuentra en los cloruros en un estado de oxidación -1, excepto en los del oxígeno y el flúor.) Déense las fórmulas de los cloruros de los elementos siguientes.

Cloruros	(estado +4)	(estado +3)
----------	-------------	-------------

H \_\_\_\_\_

Li \_\_\_\_\_ Be \_\_\_\_\_ B \_\_\_\_\_ C \_\_\_\_\_ N \_\_\_\_\_ O (-2) \_\_\_\_\_ F (-1) \_\_\_\_\_

Na \_\_\_\_\_ Mg \_\_\_\_\_ Al\* \_\_\_\_\_ Si \_\_\_\_\_ P \_\_\_\_\_ S (+2) \_\_\_\_\_

K \_\_\_\_\_ Ca \_\_\_\_\_ Ga \_\_\_\_\_ Ge \_\_\_\_\_ As \_\_\_\_\_ Se (+4) \_\_\_\_\_ Br (+1) \_\_\_\_\_

Rb \_\_\_\_\_ Sr \_\_\_\_\_ Sn \_\_\_\_\_ Sb \_\_\_\_\_ Te (+4) \_\_\_\_\_ I (+1) \_\_\_\_\_

Cs \_\_\_\_\_ Ba \_\_\_\_\_ Bi \_\_\_\_\_

\* (La fórmula real del cloruro de Al es el doble de la fórmula que se predice.)

Los elementos de transición tienen varios estados de oxidación posibles. Déense los números de oxidación comunes para

Hierro, Fe \_\_\_\_\_

Cinc, Zn \_\_\_\_\_

Déense las fórmulas de los óxidos del hierro y el cinc, los cloruros del hierro y el cinc y el hidruro del cinc.

#### CARACTER METALICO Y NO METALICO

Señale cuál de los siguientes elementos que pertenecen al cuarto período posee mayor carácter metálico:

Sc, Cr, Fe, Cu.

Cuál de los siguientes elementos, pertenecientes al grupo IV, posee mayor carácter metálico:

C, Si, Ge, Pb.

Indique cuál de los siguientes elementos, pertenecientes al grupo III-A, posee carácter no-metálico:

B, Al, Ga, In.

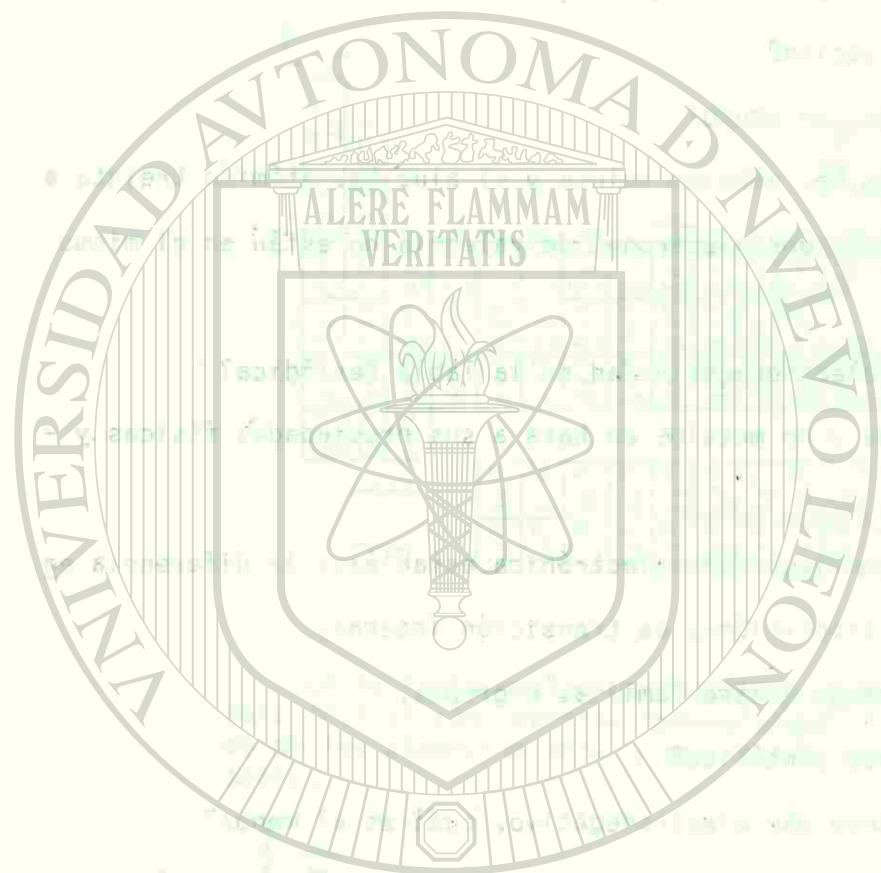
En la tabla periódica que se da a continuación, úsense flechas largas para indicar cómo aumenta generalmente el carácter metálico de los elementos dentro de los renglones y - columnas de la tabla.

1	Grupo 1A																Gases inertes														
1	H	IIA																2	He	4.00											
2	3	4											5	6	7	8	9	10													
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne													
	6.94	9.01											10.8	12.0	14.0	16.0	19.0	20.1													
3	11	12	IIIB		IVB		VB		VIB		VIIB		VIII		IB		IIB		13	14	15	16	17	18							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
	23.0	24.3	27.0	28.1	31.0	32.1	35.5	40.0	39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8					
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36													
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr													
	39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8													
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54													
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe													
	85.5	87.6	88.9	91.2	92.9	96.0	99.0	101	103	105	108	112	115	119	122	128	127	131													
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86													
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
	133	137	139	179	181	184	186	190	192	195	197	201	204	207	209	210	210	222													
7	87	88	89																												
	Fr	Ra	Ac																												
	223	226	227																												
	Lantánidos																	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Actínidos																	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
																		232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257

En la tabla periódica siguiente, úsense flechas largas para indicar cómo aumenta generalmente el carácter no metálico de los elementos dentro de los renglones y columnas de la tabla.

1	Grupo 1A																Gases inertes														
1	H	IIA																2	He	4.00											
2	3	4											5	6	7	8	9	10													
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne													
	6.94	9.01											10.8	12.0	14.0	16.0	19.0	20.1													
3	11	12	IIIB		IVB		VB		VIB		VIIB		VIII		IB		IIB		13	14	15	16	17	18							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
	23.0	24.3	27.0	28.1	31.0	32.1	35.5	40.0	39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8					
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36													
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr													
	39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8													
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54													
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe													
	85.5	87.6	88.9	91.2	92.9	96.0	99.0	101	103	105	108	112	115	119	122	128	127	131													
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86													
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
	133	137	139	179	181	184	186	190	192	195	197	201	204	207	209	210	210	222													
7	87	88	89																												
	Fr	Ra	Ac																												
	223	226	227																												
	Lantánidos																	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Actínidos																	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
																		232	231	238	237	242	243	245	245	248	253	254	256	253	257

- 1.- Enuncie la Ley Periódica
- 2.- Qué entiende por Tabla Periódica, ¿Cuál es su utilidad?
- 3.- (En un período ¿Dónde será más probable hallar un elemento de elevado potencial de ionización?)
- 4.- ¿Qué es un período, un grupo?
- 5.- ¿Por qué el calcio No. atómico veinte y el zinc No. atómico treinta a pesar de tener ambos dos electrones de valencia no están en el mismo grupo?
- 6.- ¿Cómo aumenta la electronegatividad en la Tabla Periódica?
- 7.- Diferencie metales y no metales en base a sus propiedades físicas y químicas.
- 8.- De acuerdo a la configuración electrónica establezca la diferencia entre elementos de transición y de transición interna.
- 9.- Mencione el nombre de cuatro familias o grupos.
- 10.- ¿Qué es un elemento sintético?
- 11.- ¿Cuál es el elemento más electronegativo, cuál es el menos?
- 12.- ¿Qué tipo de compuestos se forma al reaccionar los óxidos metálicos con el agua?
- 13.- ¿Qué tipo de compuestos se forma al reaccionar los óxidos no metálicos (anhídridos) con el agua?
- 14.- ¿Qué tipo de compuesto se forma al reaccionar un elemento metálico con el hidrógeno?



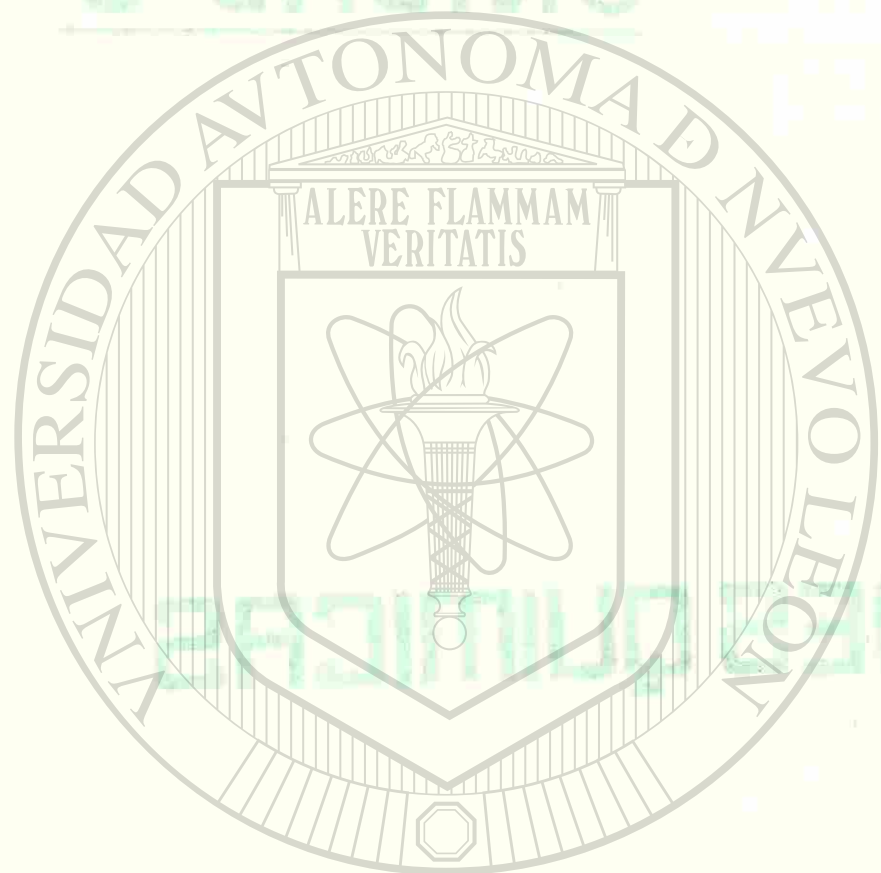
# UNIDAD 5

## UNIONES QUÍMICAS

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## INTRODUCCIÓN

Durante mucho tiempo después de que fueron identificados con certeza los primeros compuestos químicos, los enlaces entre los átomos que formaban parte de ellos permanecían todavía en el misterio. Sin embargo, a partir del siglo XIX se hicieron numerosas tentativas para explicar la naturaleza de las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en un compuesto, los iones y las moléculas en un cristal, etc.

Poco a poco surgieron numerosas teorías y se llegó gradualmente a -- considerar cada vez más importante el estudio del enlace químico. Esto -- constituye, en la actualidad, uno de los principales campos de investigación de la ciencia química.

Un criterio importante para predecir el tipo de enlace que se forma entre dos átomos es el criterio de sus electronegatividades. Este concepto fue introducido por primera vez por Linus Pauling, significando un --- avance en la comprensión de los diferentes tipos de enlace.

## OBJETIVOS

### OBJETIVO GENERAL

Al término de la unidad, el alumno:

Comprenderá las diferentes formas de combinación entre los elementos - en base a los principios de la estructura atómica.

### OBJETIVOS ESPECÍFICOS

El alumno:

- 5.1 Describirá las causas de formación de enlace.
- 5.2 Distinguirá los distintos tipos de enlaces químicos.
- 5.3 Relacionará la electronegatividad con los diferentes tipos de enlaces.
- 5.4 Relacionará las propiedades de los compuestos con el tipo de enlace.
- 5.5 Explicará la formación e importancia del "puente de hidrógeno".
- 5.6 Describirá los tipos de fuerzas e interacción intermolecular.

En las unidades anteriores hemos estudiado los conceptos de compuesto y elemento en lo que respecta a sus propiedades físicas y químicas. Así hemos aprendido que algunos compuestos están formados por moléculas, y los elementos, por átomos.

En la unidad 4 aprendimos como están constituidos, a su vez, estos últimos. Sabemos que las partículas fundamentales del átomo son tres: los protones, los neutrones y los electrones. También sabemos cómo se relacionan y distribuyen estas partículas.

Ahora es apropiado plantear una serie de preguntas: ¿por qué se forman los compuestos?, ¿qué fuerzas originan que los átomos individuales se agrupen en moléculas?, ¿están todos los compuestos formados por moléculas? Las fuerzas que mantienen juntos a los átomos en los compuestos se llaman **enlaces o uniones químicas**. Sin embargo, esta simple definición no nos da mucha información. Para poder responder adecuadamente a estas preguntas es necesario que comprendamos algunas propiedades de los átomos, derivadas de la estructura que poseen éstos.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## 1.1 ENERGIA DE IONIZACION

Es posible medir experimentalmente las energías requeridas para separar electrones de los átomos gaseosos. Así, la energía de ionización ha sido definida como la energía necesaria para desalojar el electrón en el más alto nivel de energía de un átomo gaseoso. Cuando un electrón es separado de un átomo, éste se ioniza; es decir, se convierte en un ion positivo. La tabla 1 contiene algunas energías de ionización experimentales.

NUMERO ATOMICO	ELEMENTO	(KCAL/MOL)			
		(E.I.) <sub>1</sub>	(E.I.) <sub>2</sub>	(E.I.) <sub>3</sub>	(E.I.) <sub>4</sub>
1	H	313	-	-	-
2	He	567	1254	-	-
3	Li	124	1744	2823	-
4	Be	215	420	3548	5020
5	B	191	580	874	5980
6	C	260	562	1104	1487
7	N	335	683	1094	1786
8	O	314	811	1267	1785
9	F	402	807	1445	2012
10	Ne	497	947	1500	2241
11	Na	118	1091	1652	2280
12	Mg	176	347	1848	2521
13	Al	138	434	656	2766
14	Si	188	377	772	1040
15	P	254	453	695	1184
16	S	239	540	808	1090
17	Cl	300	549	920	1230
18	Ar	363	637	943	1379
19	K	100	734	1100	1405
20	Ca	141	274	1180	1550
35	Br	273	498	828	1154
36	Kr	323	566	851	-
37	Rb	96	634	920	-
38	Sr	131	254	-	-
53	I	241	440	723	-
54	Xe	280	489	740	-
55	Cs	90	579	-	-
56	Ba	120	231	-	-
86	Rn	248	-	-	-

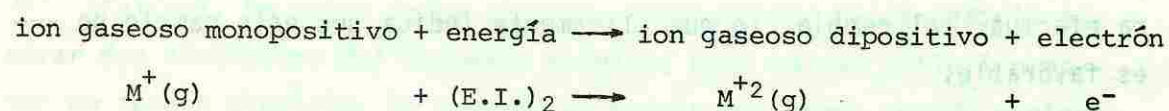
TABLA 1. Energías de ionización

La primera energía de ionización, (E.I.)<sub>1</sub>, es la energía requerida para la reacción



en donde M<sup>0</sup>(g) corresponde a un átomo de cualquier elemento en el estado gaseoso.

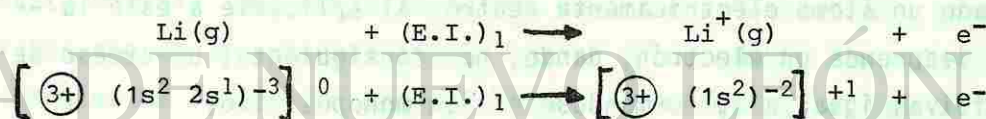
La segunda energía de ionización, (E.I.)<sub>2</sub>, es la energía requerida para el proceso



De manera similar se definen la tercera, cuarta y mayores energías de ionización.

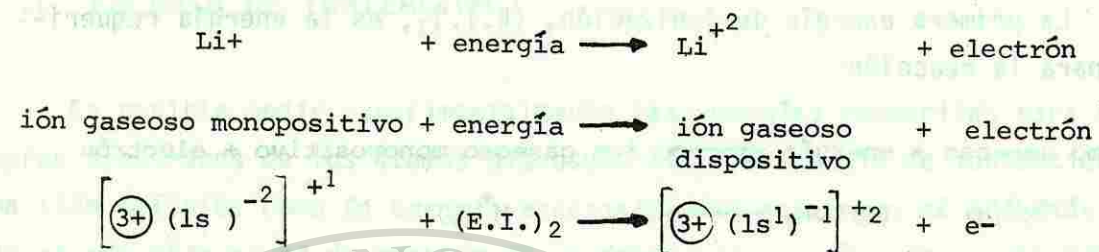
### 1.1.a LAS ENERGIAS DE IONIZACION DEL LITIO Y DEL SODIO

Consideremos las energías de ionización del litio (numero atómico = 3). En la tabla 1 vemos que se requieren 124 Kcal/mol para la ionización del primer electrón en la reacción



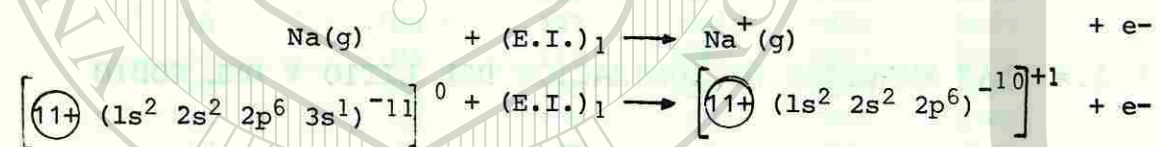
En esta representación aparecen el núcleo atómico -formado por 3 protones- y la corteza electrónica -formada por 3 electrones (1s<sup>2</sup>2s<sup>1</sup>)-<sup>3</sup> lo que nos da por resultado un átomo eléctricamente neutro. Al aplicarle (E.I.)<sub>1</sub> a éste se desprende un electrón, dando por consecuencia un exceso de carga positiva igual a 1, formándose el ion monopositivo.

Si continuamos aplicando energía, la ionización del siguiente electrón en la reacción



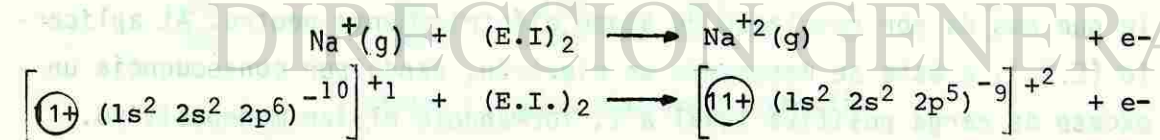
requiere casi quince veces más energía, 1744 Kcal. La primera ionización dio por resultado un ion con una capa llena de electrones ( $1s^2$ ) y para eso se requirió relativamente poca energía. Pero la segunda ionización requiere pasar de una configuración con capa llena de electrones a otra incompleta. Hace falta una gran cantidad de energía para efectuar tal cambio, lo que claramente indica que este cambio no es favorable.

Analícemos ahora el caso del sodio (número atómico = 11). En la tabla 1 encontramos que se requieren 118 Kcal/mol para la ionización del primer electrón de acuerdo a la reacción



De manera similar al caso del litio, el núcleo atómico aparece como  $(11+)$ , por poseer 11 protones y la corteza electrónica, formada a su vez por 11 electrones, aparece como  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1)^{-11}$ , lo que nos da por resultado un átomo electricamente neutro. Al aplicarle a este  $(\text{E.I.})_1$  se desprende un electrón, dando, por consiguiente, un exceso de cargas positivas igual a 1, formándose el ion monopositivo.

Si continuamos aplicando energía, la ionización del siguiente electrón en la reacción.

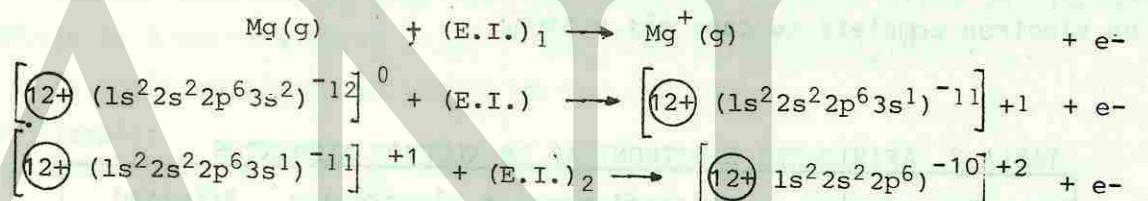


requiere casi 10 veces más energía, 1091 Kcal/mol. Veamos que la pérdida

del primer electrón dio por resultado un ion con una capa llena de electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) y para ello se requirió poca energía. La forma del ion  $\text{Na}^{+2}$  (segunda ionización) requiere pasar de una configuración con capa llena de electrones a otra incompleta. Al igual que en el caso anterior se ve claramente que tal cambio no es favorable.

1.b ¿PORQUE EL MAGNESIO FORMA UN ION + 2?

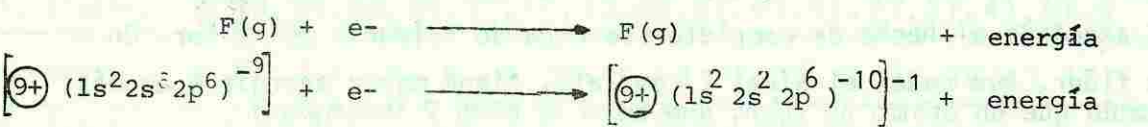
El magnesio (número atómico = 12) tiene una primera energía de ionización de 176 Kcal/mol; y una tercera energía de ionización de 347 Kcal/mol. De estos datos se puede concluir que no es difícil separar dos electrones del magnesio atómico, pero es muy difícil remover un tercer electrón. De acuerdo al modelo que hemos venido empleando la ionización del magnesio sería:



Vemos que la pérdida de los dos primeros electrones lleva a la formación de un ion  $\text{Mg}^{+2}$ , con capa llena de electrones ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ). La tercera ionización requiere ir de una configuración de capa llena de electrones a una incompleta; el hecho de que este cambio requiera tanta energía -más de 10 veces que en primera ionización y más de 7 veces que en la segunda- indica que no es un cambio favorable. Las energías de ionización apoyan el hecho experimental de que el magnesio forma iones +2 en lugar de iones +3.

También es posible, aunque con más dificultad, medir la energía liberada cuando un átomo gaseoso acepta un electrón para convertirse en un ion negativo.

En la reacción de fluor (número atómico = 9):



se desprende energía que puede ser medida. Esa energía se llama la *electroafinidad* del átomo del flúor. Las energías de ionización y las *electroafinidades* miden las propiedades de retención o atracción de *electrones*, pero sólo para las condiciones muy especiales bajo las *cuales* han sido medidas.

La *afinidad electrónica* se mide en *kilocalorías por átomo gram-* o en *electrón volts por átomo*. Habiendo ganado un átomo un *electrón*, *aquél* se carga *electronegativamente* y la *adición* posterior de más *elec-* trones involucra un nuevo *desprendimiento* de energía; las *afinidades* *electrónicas* subsiguientes a la primera llevarán signo *negativo*.

Las *afinidades electrónicas* no pueden medirse directamente, pero es posible calcular sus valores aproximados por ciertos métodos. Las *afinidades electrónicas* de algunos elementos aparecen en la *Tabla 2*. Los *halógenos* poseen altas *afinidades electrónicas*, ya que la *adición* de un *electrón* completa su *capa* más externa.

TABLA 2 AFINIDADES ELECTRONICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS

Elemento	Cambio en su configuración electrónica	Afinidad electrónica (eV)
Sodio	$\text{Na}(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) + e = \text{Na}^-(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2)$	0.6
Cobre	$\text{Cu}(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1) + e = \text{Cu}^-(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2)$	2.0
Fluor	$\text{F}(1s^2 2s^2 2p^5) + e = \text{F}^-(1s^2 2s^2 2p^6)$	3.6
Cloro	$\text{Cl}(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5) + e = \text{Cl}^-(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$	3.8
Oxígeno	$\text{O}(1s^2 2s^2 2p^4) + 2e = \text{O}^{2-}(1s^2 2s^2 2p^6)$	-7.3

El hecho de que se libere energía nos dice que la *atracción* entre el núcleo de flúor y el *electrón* adicional es *mayor* que la *repulsión* entre los *electrones* del átomo de flúor y el *electrón* adicional. La *liberación* de energía indica, por cierto, que hay una cierta *estabilidad* asociada al hecho de completar la *capa* de valencia del flúor. Un *ión* flúor, que posee el nivel 2 completo, tiene *mayor* energía y es más estable que un átomo de flúor, que tiene el nivel 2 incompleto.

estable que un átomo de flúor, que tiene el nivel 2 incompleto.

Ambos datos - *afinidad electrónica* y *potencial de ionización* - pueden combinarse para predecir qué átomos son capaces de arrancar *electrones* a otros.

Los *compuestos* se consideran predominantemente *electrovalentes* cuando su *porcentaje* de *electrovalencia* es de 50%, o mayor.

Los *compuestos* en que predomina la *covalencia* se dividen a su vez en no *polares* y *polares*; el límite es *arbitrario*. En términos generales, un *compuesto* se considera predominantemente *covalente polar*, cuando tiene de 25 a 50% de carácter *iónico*.

Un átomo que ha perdido o ganado uno o más *electrones* se denomina *ion*. También recibe este nombre un grupo de átomos con una *carga eléctrica* como el *ion*  $\text{SO}_4^{4-}$ .

La *covalencia pura* se produce sólo cuando se unen dos átomos del mismo elemento no metálico para producir una *molécula*.

Cuando reacciona un *no metal* con otro *no metal*, el carácter *iónico* de la *unión* es pequeño ( $\text{CO}_2$ , 22%;  $\text{Cl}_2$ , 16%).

Cuando reacciona un *metal* con un *no metal*, la *unión* tiene un alto *porcentaje* de *electrovalencia* (v.gr.:  $\text{NaCl}$ , 67%;  $\text{KF}$ , 92%;  $\text{CaCl}_2$ , 63%).

La *unión covalente* se simboliza con una *raya*.

Por ejemplo:

H	H	H	N	H, H	O	H, H	Cl	He									
2.1								-									
Li	Be					B	C	N	O	F	Ne						
1.0	1.5					2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	-						
Na	Mg		$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$		Al	Si	P	S	Cl	Ar						
0.9	1.2					1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	-						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	-
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	-
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.7	0.9	*	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	-
Fr	Ra																
0.7	0.9	1.1															

\* Los elementos comprendidos entre el bario y el hafnio tienen valores de 1.1 a 1.2

Dif. Electr.	0.10.20.30.40.50.60.70.80.91.01.11.21.31.41.51.6
Porcentaje	0.5 1 2 4 6 9 12 15 19 22 26 30 34 39 43 47
Dif. Electr.	1.7 1.8 1.9 2.0 2.1 2.2 2.3 2.4 2.5 2.6 2.7 2.8 2.9 3.0 3.1 3.2
Porcentaje	51 55 59 63 67 70 74 76 79 82 84 86 88 89 91 92



## 2. ELECTRONEGATIVIDAD

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

Bajo vigorosa influencia del químico norteamericano Linus Pauling, se ha podido calcular una importante propiedad de los átomos, a la que se ha dado el nombre de *electronegatividad*. La electronegatividad de un átomo es una medida relativa del poder de atraer electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un *enlace químico*. Hay que hacer notar que los químicos calculan la electronegatividad de los átomos por distintos métodos, de suerte que existen diferentes escalas para este tipo de mediciones. Los valores arbitrarios para la electronegatividad de Pauling se dan en la Tabla 3. Elementos como el sodio y el calcio tienen bajos valores de electronegatividad, mientras que otros, 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, lo que indica que el átomo que trae con más fuerza electrones en los *compuestos* es el de flúor.

## 3. FORMACION DE COMPUESTOS:

Hemos hablado antes del fenómeno químico, como de la *alteración que experimenta la materia cuando tienen lugar extensas y permanentes modificaciones en las propiedades fundamentales de una sustancia determinada*. Una alteración en la clase de materia supondrá la producción de una nueva sustancia a partir de una u otras varias. Puesto que cada sustancia está representada por su propia clase de moléculas, el *cambio químico* es simplemente una nueva distribución de á-

tomos para constituir nuevos *conjuntos moleculares*.

Ahora bien, para que exista interacción entre átomos es necesario que éstos se pongan en íntimo contacto. Además, puesto que las partes de los átomos que entran en contacto son las exteriores, la formación del enlace entre los átomos en una molécula se debe, seguramente, al comportamiento de sus electrones exteriores.

Tengamos en cuenta, de momento, que cada átomo, como conjunto, es eléctricamente neutro. Sobre esta base, no podemos esperar ninguna atracción interatómica a menos que exista alguna fuerte tendencia dentro del átomo, capaz de perturbar la neutralización eléctrica. En realidad hemos hallado ya esta tendencia; si comparamos los valores del potencial de ionización menor valor de la electronegatividad, y de forma similar, a mayor potencial de ionización mayor electronegatividad. Cabría entonces esperar que dos elementos con valores diferentes en sus electronegatividades y potenciales de ionización sufrieran, al ponerse en contacto, reajustes de sus electrones para que ambos quedaran con sus configuraciones llenas. Sin embargo, esto implicaría, al menos, que todos los compuestos así formados tuvieran propiedades físicas y químicas semejantes, y justamente los químicos, al llegar a reconocer que hay diferentes tipos de compuestos se dan cuenta de la necesidad de postular la existencia de más de un tipo de enlace o *unión química*.

## 4. TEORIA DEL ENLACE QUIMICO,

El descubrimiento de que la materia puede descomponerse en cierto número de cuerpos simples plantea la cuestión del enlace químico. La cuestión fue abordada de una manera puramente formal en la *teoría dualista* de A. L. Lavoisier, recogida en la *Nomenclatura de los Académicos franceses* (1787). Se funda en la consideración de que los elementos se combinan dos a dos para formar compuestos binarios que pueden, a su vez, unirse para dar cuerpos más complejos.

La teoría dualística considera como responsable de la unión la existencia de un antagonismo bastante difuso entre los elementos que se combinan. Las investigaciones sobre la acción química de la corriente eléctrica-especialmente la descomposición de los hidróxidos alcalinos realizada por H. Davy mediante la pila de Volta (1805-1810)- indican que una de las causas posibles del enlace reside en la atracción eléctrica. Esta noción es la que fue desarrollada por J. J. Berzelius en la teoría electroquímica (1812), en la que el antagonismo entre los cuerpos se identifica con la diferencia en carácter eléctrico. Según el comportamiento, en la electrólisis distingue dos elementos en electropositivos y electronegativos, clasificando los elementos en un orden que investigaciones posteriores han confirmado a grandes rasgos.

Si las consideraciones electroquímicas son ciertas, decía, se deduce que toda combinación química depende únicamente de dos fuerzas opuestas, la electricidad positiva y la negativa; cada combinación se hallará formada por dos partes constituyentes reunidas por efecto de su reacción electroquímica, supuesto que no exista una tercera fuerza. De ello se deduce que todo compuesto, cualquiera que sea el número de sus principios constituyentes, puede dividirse en dos partes, una de las cuales posee carga positiva y la otra negativa. Así por ejemplo, el sulfato sódico no se halla formado por azufre, oxígeno y sodio, sino por ácido sulfúrico y sosa cáustica, los cuales, a su vez, pueden dividirse en otros dos elementos.

Según las consideraciones expuestas el enlace químico es, en un principio, un fenómeno eléctrico que depende esencialmente de la polaridad de los átomos. Por tanto, un cuerpo que pueda combinarse con otros actuando ya como electronegativo ya como electropositivo podrá formar el primer tipo de combinaciones a menos que se una a un elemento más electropositivo que él y en el segundo caso cuando se una a elementos más electronegativos.

En una serie de trabajos memorables, J.B. Dumas y sus discípulos consiguieron, en cierto número de cuerpos orgánicos y especialmente en el ácido acético, la sustitución de átomos de hidrógeno por-

cloro (1834-1840). El que los derivados hidrogenados ( $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ ) y clorados ( $\text{CHCl}_2 - \text{COOH}$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{COOH}$ ,  $\text{CCl}_3 - \text{COOH}$ ) presentasen entre ellos analogías marcadas condujo a J.B. Dumas a enunciar la *ley de la sustitución* y a poner la *teoría de los tipos*. Considera como pertenecientes al mismo tipo químico a los cuerpos que contienen el mismo número de equivalentes, unidos de la misma manera y que gozan de las mismas propiedades químicas fundamentales".

Estos descubrimientos alcanzaban de modo directo a la teoría electroquímica puesto que mostraban que podía sustituirse el hidrógeno, cuerpo electropositivo por el cloro, electronegativo, sin modificar de una manera fundamental el edificio químico sede de la situación.

La publicación de estos hechos e ideas enfadó a J.J. Berzelius quien por la publicación de los informes anuales sobre el progreso de la química se había adjudicado el papel de árbitro en este dominio de la ciencia. Uno y otro recibieron el apoyo de sus discípulos, entablándose una de las discusiones más violentas de las que haya constancia en los anales de la química.

## 5. EL ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE.

Cuando se ponen en contacto sodio metálico y clorogaseoso, estos reaccionan muy rápidamente produciendo cloruro de sodio blanco y cristalino. Si quisieramos determinar que tipo de enlace químico existe en este compuesto ¿podríamos hacerlo tomando en consideración algunos de los antecedentes presentados en los puntos anteriores?

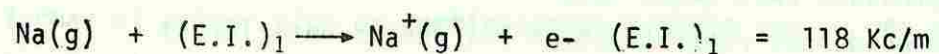
La respuesta es afirmativa, un análisis de los valores de las electronegatividades, energías de ionización y afinidades electrónicas reportados para cada uno de estos elementos nos debe de servir de guía para determinar el tipo de enlace formado.

De acuerdo a la tabla 3 el cloro debe de mostrar una gran atracción por sus electrones, más aún, el alto valor de su electronegatividad (3.0) nos indica que está en posibilidades de arrancar los electrones de valencia a otros átomos de otros elementos que posean un valor bajo de electronegatividad; tal es el caso del sodio que con una electronegatividad de 0.9 no posee una fuerza muy grande para retener sus electrones de valencia. En este orden de cosas el potencial de ionización del sodio (118.0 Kcal/mol) nos indica que se requiere poca energía para arrancarle un electrón y, su baja afinidad electrónica nos muestra la poca tendencia que tiene para atraer electrones.

Caso distinto el del cloro, que con su alto valor de afinidad electrónica y potencial de ionización (3.8 eV y 300 Kcal/mol respectivamente) nos indica la gran atracción que ejerce sobre los electrones y lo difícil que resulta arrancarle uno de estos.

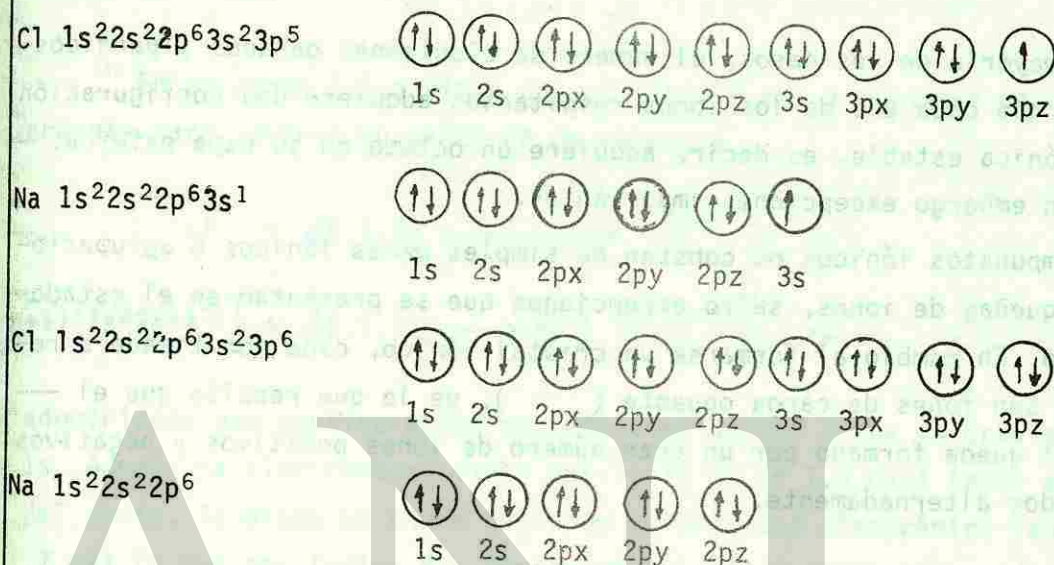
De acuerdo a todo lo anterior es de esperar que se presente una transferencia de electrones del sodio al cloro, de tal forma que estos se conviertan en iones y adquieren un octete de electrones (ver cuadro 1), por lo tanto la forma correcta de representar al cloruro de sodio es  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ .

Sin embargo no todo es tan sencillo, si bien se libera energía cuando el átomo de cloro adquiere un electrón, ésta no es suficiente para compensar la que requiere el átomo de sodio para liberar su electrón:



donde los 3.8 eV son iguales a 87.2 Kc/m.

Cloro # at. 17 electronegatividad 3.0, A. Electrónica 3.8 eV, (E.I.)<sub>1</sub> 300 Kcal/mol  
Sodio # at. 11 electronegatividad 0.9, A. Electrónica 0.6 eV, (E.I.)<sub>1</sub> 118 Kcal/mol.



Pero esto no para ahí, también debe absorberse energía para transformar el sodio metálico sólido en átomos gaseosos y para que las moléculas gaseosas de  $\text{Cl}_2$  se transformen en átomos de Cl gaseosos.

Este déficit energético aparente se ve más que compensado por la liberación de energía que se da durante el proceso de juntar iones sodio y cloruro en un cristal sólido. Esta energía se conoce como *energía reticular o del cristal*. Así la construcción de un cristal iónico es parte integrante de la formación de una unión iónica.

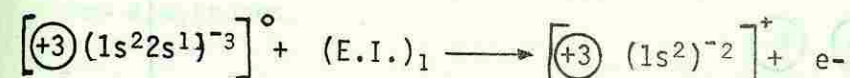
En base a lo expuesto cabe destacar lo siguiente:

1. Un enlace iónico resulta por la transferencia de electrones entre un átomo con baja electronegatividad, afinidad electrónica y poco requerimiento de energía de ionización y otro con alta electronegatividad, afinidad electrónica y mayor requerimiento de energía de ionización; de la que el primero se convierte en un ion positivo y el segundo en uno negativo.
2. En la mayoría de los casos, el número de electrones ganados y perdidos es tal que cada uno de los iones resultantes adquiere una configuración electrónica estable, es decir, adquiere un octeto en su capa externa. Hay sin embargo excepciones importantes.
3. Los compuestos iónicos no constan de simples pares iónicos o agrupaciones pequeñas de iones, salvo excepciones que se presentan en el estado gaseoso. En cambio al formarse un cristal iónico, cada ion tiende a rodearse con iones de carga opuesta ( ), de lo que resulta que el cristal queda formado por un gran número de iones positivos y negativos ordenados alternadamente.

#### 5.a EL CASO DEL FLUORURO DE LITIO.

Habiendo estudiado ya el tipo de enlace que se forma al unirse átomos de sodio con átomos de cloro, debe ser más sencillo determinar el tipo de enlace que existirá al unirse átomos de fluor con átomos de litio.

En el punto 5.1.a vimos que el litio # at. 3 requiere de poca energía para liberar su electrón de valencia

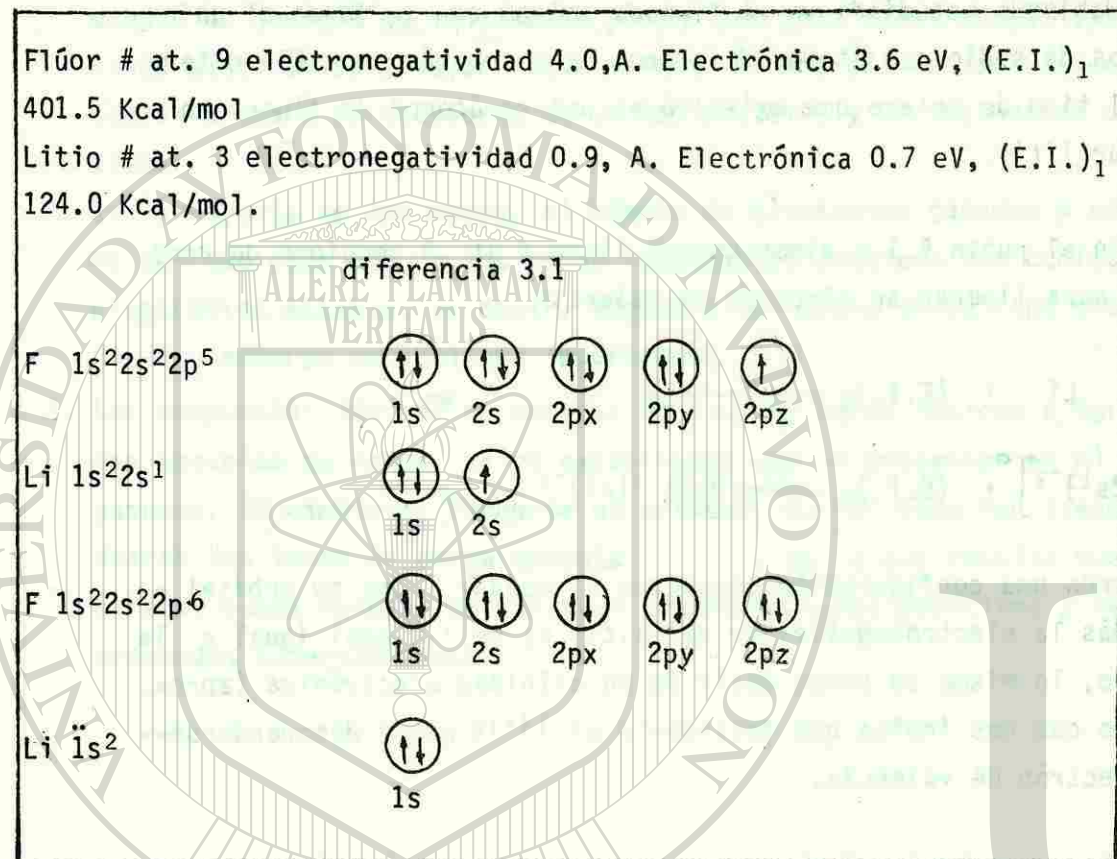


adquiriendo una configuración estable al quedar lleno su orbital 1s. Además la electronegatividad del litio es de 1.0 casi igual a la del sodio, lo mismo se puede decir de su afinidad electrónica (aprox. .7 eV) lo que nos indica que fácilmente el litio puede desprenderse de su electrón de valencia.

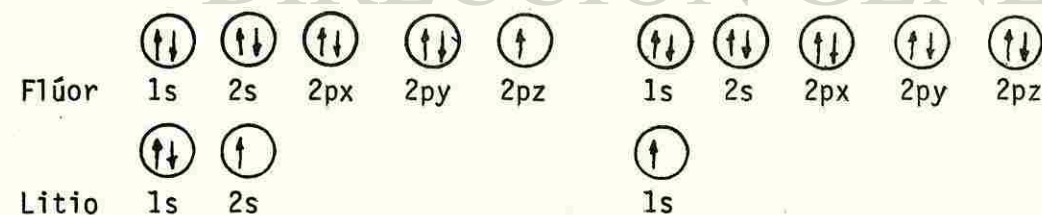
En el caso del flúor, que es el elemento más electronegativo y con gran afinidad electrónica (4.0 y 3.6 eV respectivamente) requiere de una gran cantidad de energía para perder un electrón (401.5 Kcal) lo que nos muestra la gran facilidad que posee este elemento para atraer electrones.

Es evidente que el F mantiene y atrae a los electrones mucho más fuertemente que el átomo de Li; y la transferencia de electrones se efectuará del Li al F tal como se muestra en el cuadro 2.

CUADRO 2



La relación en que se unen los átomos de litio y flúor está determinada por el número de electrones que requieren aquellos para adquirir una configuración electrónica estable, en este caso como cada átomo de flúor requiere de un solo electrón para completar su octeto y cada átomo de litio necesita desalojar un solo electrón para que quede su configuración electrónica de una forma estable, se unirán un átomo de flúor con uno de litio, tal como se muestra a continuación



La forma de representar este compuesto sería Li<sup>+</sup> F<sup>-</sup>

5. b. EL CASO DEL OXIDO DE POTASIO.

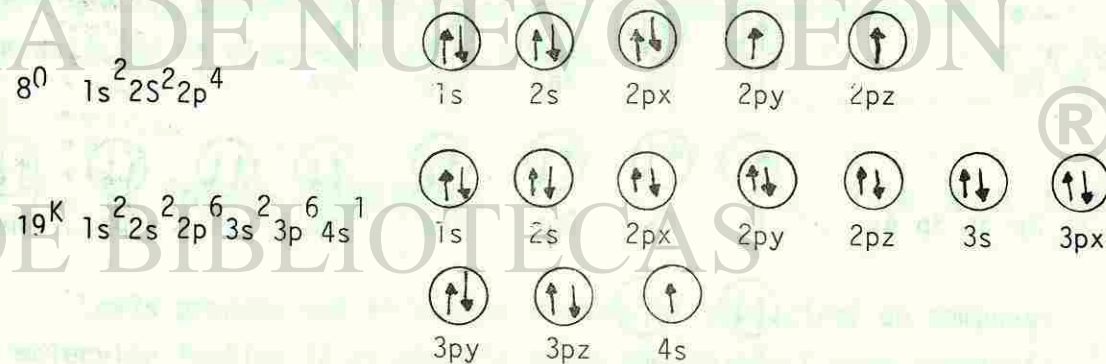
Intentemos ahora determinar el tipo de enlace que se forma al reaccionar átomos de oxígeno con átomos de potasio.

El oxígeno # at. 8 y configuración electrónica 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> posee un alto valor de electronegatividad (3.5) y una gran afinidad electrónica (2.2 eV), el valor reportado para su primera energía de ionización es de 314.0 Kcal/mol; si comparamos estos datos a los reportados para la electronegatividad, afinidad electrónica y potencial de ionización del potasio y que son respectivamente 0.8, 0.5 eV y 100 Kcal. Deducimos fácilmente cuál es la tendencia en el comportamiento de estos dos elementos con los electrones.

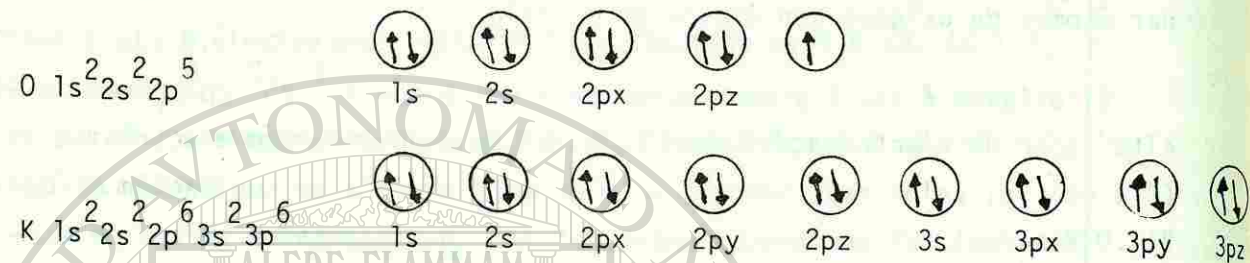
Esta comparación nos indica que, por un lado, el oxígeno muestra una gran afinidad por los electrones y un gran poder para retenerlos y, por el otro lado el potasio, con un bajo poder de atracción y de retención sobre los electrones.

Podemos pues afirmar que se presenta una transferencia de electrones del potasio al oxígeno y la relación en que los átomos se unen está determinada por el # de electrones de valencia que cada uno necesita ganar o perder para llegar a una configuración electrónica estable, veamos esto más detenidamente (ver también cuadro 3).

Las configuraciones de estos dos elementos son:



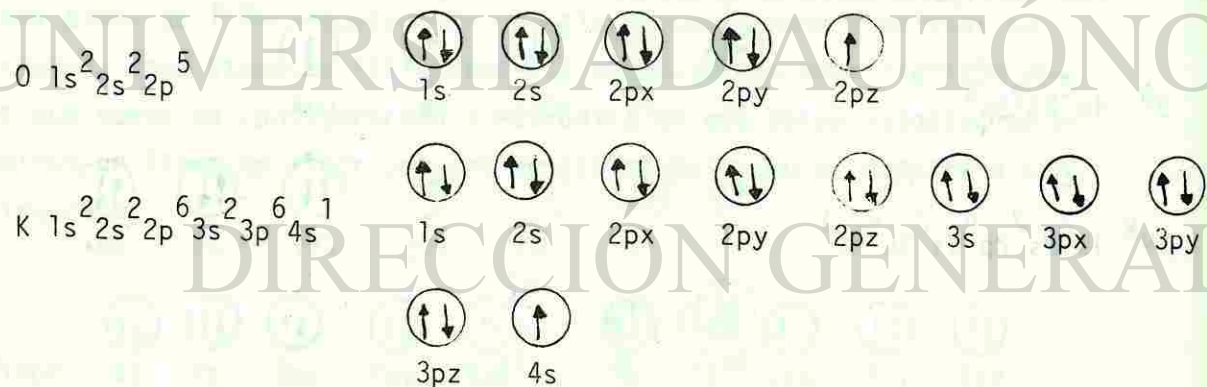
De esto observamos que si se combina un solo átomo de oxígeno con uno de potasio sólo este último adquiere un octeto de electrones mientras que el oxígeno no lo lograría.



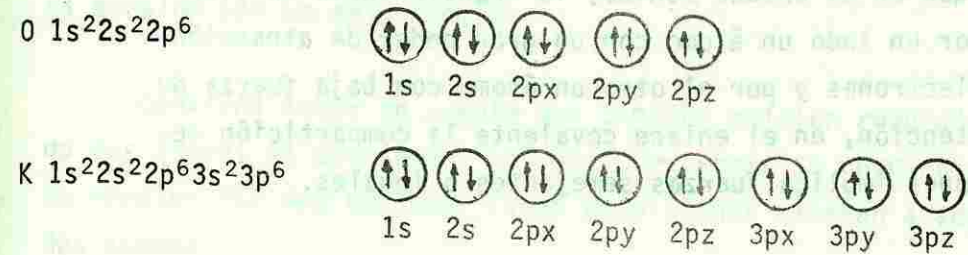
CUADRO 3

Oxígeno # at. 8	Electronegatividad 3.5,	A. Electrónica 2.2 eV, (E.I.) <sub>1</sub>
314.0 Kcal/mol		
Potasio # at. 19	Electronegatividad 0.8,	A. Electrónica 0.5 eV (E.I.) <sub>1</sub>
100.0 Kcal/mol		

Si buscamos en la tabla 3 la segunda energía de ionización del potasio vemos que ésta es muy elevada (734 Kcal) por lo que el mismo átomo de potasio no cedería otro electrón al oxígeno, además de que, de suceder esto el propio átomo de potasio vería descompletarse su octeto recién formado; así el oxígeno debe completar el suyo aceptando un electrón de valencia de otro átomo de potasio para que éste a su vez lo adquiriera.



lo que nos daría por resultado



de esto podemos concluir que por cada átomo de oxígeno se unen a este dos átomos de potasio y se representa por  $K_2^+ O^{-2}$ .

## 6. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS

La existencia del enlace iónico permite explicar las propiedades de ciertos compuestos como son: altos puntos de fusión y ebullición, conducción de la corriente eléctrica en solución acuosa o en estado fundido etc.; pero no permite explicar las propiedades de una gran cantidad de compuestos, es decir no explica por que otros compuestos no conducen la corriente eléctrica (o raramente lo hacen) o poseen bajos puntos de fusión y ebullición.

La explicación la encontramos en la propuesta que Gilbert N. Lewis presenta en su trabajo "El átomo y la molécula", en el cual sugiere que los compuestos moleculares no iónicos se originan por la compartición de electrones entre átomos.

## 7. EL ENLACE COVALENTE:

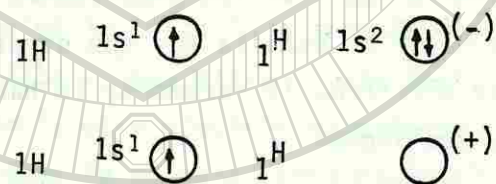
Lewis propuso que el enlace formado al producirse un compuesto molecular implica la existencia de un par de electrones compartidos entre dos átomos. Llamaremos a este enlace o unión, al igual que

Lewis, enlace covalente.

Mientras que en el enlace iónico, la transferencia de electrones implica por un lado un átomo con un gran poder de atracción y retención de electrones y por el otro un átomo con baja fuerza de atracción y retención, en el enlace covalente la compartición de un par de electrones implica fuerzas semejantes o iguales.

Analicemos el caso de la molécula diatómica de hidrógeno ( $H_2$ ), ésta es formada por dos átomos idénticos de hidrógeno (mismo valor de electronegatividad, de afinidad electrónica y de potencial de ionización) así, es imposible admitir que de dos átomos iguales uno ceda electrones al otro.

En el caso del hidrógeno # at. 1 su configuración electrónica  $1s^1$  nos indica que no posee completo su orbital y los hechos experimentales señalan que no es posible que uno de los átomos ceda su electrón al otro.



Lo que propone la teoría del enlace covalente es lo siguiente: si dos átomos de hidrógeno (átomo 1 y 2) se acercan, el electrón del átomo 1 será atraído por el núcleo del átomo 2. Análogamente, el electrón del átomo 2 será atraído por el núcleo del átomo 1. Tanto el electrón 1 como el 2 permanecen parte del tiempo en el espacio comprendido entre ambos núcleos. En esta región, cada electrón es atraído por ambos núcleos, esta atracción es la fuerza que mantiene unidos a los dos átomos. El enlace químico del  $H_2$  se debe a que cada uno de los dos electrones es atraído simultáneamente por ambos proto

nes. Desde el punto de vista energético esta distribución es más estable que la de los átomos no combinados, en la cual cada electrón es atraído por un solo protón.

Conviene tener en cuenta que también existen repulsiones cuando dos átomos se aproximan. Los dos electrones se repelen; también se repelen los dos núcleos. Estas repulsiones tienden a separar a los dos átomos.

¿Cuál de las dos tendencias es más importante, la atracción o la repulsión? La experiencia señala que debe ser la atracción, puesto que se forma un enlace químico estable. ¿Por qué? Encontraremos la respuesta en la movilidad de los electrones. Los electrones no ocupan posiciones fijas, sino que se mueven alrededor de los núcleos. En estos movimientos, se alejan de las posiciones en las que se encontrarían muy cerca, pero persisten en hallarse lo más posible entre los dos núcleos.

#### 7.a. ESTRUCTURAS DE LEWIS

Una forma de representar la molécula de  $H_2$  es la de presentar el núcleo y los electrones interiores del átomo con el símbolo del elemento y los electrones de valencia por medio de puntos o cruces, para el caso del hidrógeno quedaría:

$1\text{H} \quad 1s^1 \quad \text{H}.$   
 $\text{H} \cdot \cdot \text{H}$   
 $1\text{H} \quad 1s^1 \quad \text{H} \cdot$

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7, (E.I.)<sub>1</sub>  
 313 Kca/mol

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A, Electrónica 0.7, (E.I.)<sub>1</sub>  
 313 Kca/mol  
 diferencia 0

7. b LA MOLECULA DEL CLORO

Este es un caso similar al del hidrógeno. Se trata de dos átomos idénticos (ver cuadro 5) por lo que es poco probable que uno de ellos ceda electrones al otro, además de que uno de los dos no completaría su octeto de electrones.

CUADRO 5

Cloro # at 17 electronegatividad 3.0, A, Electrónica 3.8 eV (E.I.)<sub>1</sub>  
 300 Kcal/mol

Cloro # at 17 electronegatividad 3.0, A, Electrónica 3.8 eV (E.I.)<sub>1</sub>  
 300 Kcal/mol.

diferencia 0.0

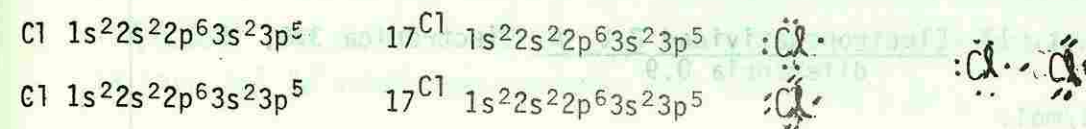
Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
1s	2s	2px	2py	2pz	3s	3px	3pz

Cl  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
1s	2s	2px	2py	2pz	3s	3px	3pz

Esto no coincide con las evidencias experimentales, lo que debe de suceder es, que se presenta la compartición de un par de electrones, esto lo visualizaremos mejor si empleamos el diagrama de Lewis.



↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
1s	2s	2px	2py	2pz	3s	3px	3py
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
1s	2s	2px	2py	2pz	3s	3px	3py

← Par electrónico compartido.

8. EL CLORURO DE HIDROGENO.

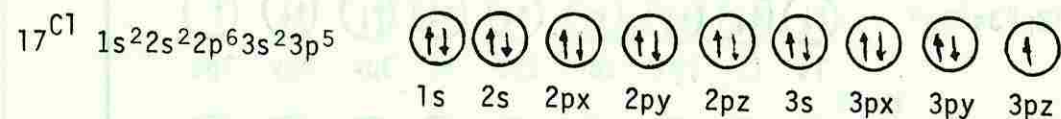
Después de haber estudiado la forma en que se unen dos átomos de un mismo elemento, ahora podemos considerar, en detalle, el enlace químico formado entre átomos de hidrógeno y cloro al formar cloruro de hidrógeno gas.

El átomo de hidrógeno tiene la configuración electrónica





El átomo de cloro tiene la configuración electrónica.



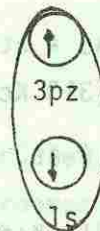
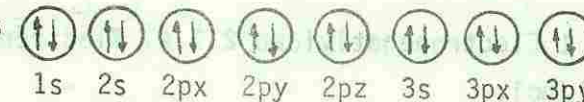
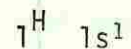
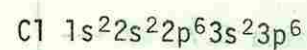
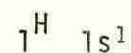
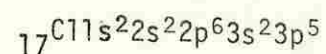
Si observamos el cuadro siguiente nos daremos cuenta de cierto grado de semejanza que existe entre las propiedades ahí enumeradas-- para el cloro y el hidrógeno.

CUADRO 6

Hidrógeno # at. 1	Electronegatividad 2.1,	A. Electrónica 0.7.	----
(E.I.) <sub>1</sub>	313 Kcal/mol		
Cloro # at. 17	Electronegatividad 3.0,	A. Electrónica 3.0,	(E.I.) <sub>1</sub>
	diferencia 0.9		
	300 Kcal/mol.		

Lo importante es la conclusión que podamos obtener; por un lado la semejanza en sus potenciales de ionización (300 Kcal para el Cl y 313 Kcal para el H), nos muestran lo difícil que es arrancarlos un electrón a cualquiera de ellos. Más aún, la poca diferencia entre los valores de sus electronegatividades (0.9) nos indica que es difícil que se presente una transferencia de electrones del hidrógeno al cloro.

Además, para completar su orbital 1s, el átomo de hidrógeno-- requiere un electrón más. Análogamente, un electrón más completaría la capa 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> del cloro. La teoría del enlace covalente indica que estos requisitos se satisfacen cuando se combinan los átomos de hidrógeno y cloro para formar moléculas de cloruro de hidrógeno con un par de electrones compartidos. Representamos esta configuración mediante una estructura de Lewis:



Par electrónico compartido.

La H representa el núcleo del hidrógeno y el punto (.) representa el electrón de valencia que está fuera del núcleo. El Cl representa el núcleo del cloro y las capas electrónicas llenas ---- 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> que están al rededor del núcleo. Los siete electrones de la capa 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> están representados por las siete ( ).

Los puntos representan el enlace covalente formado entre hidrógeno y cloro. En el HCl, el par de electrones del enlace covalente -- es a la vez parte de la configuración electrónica del átomo de hidrógeno y del cloro. Simultáneamente, entonces, las capas electrónicas de valencia tanto del hidrógeno como del cloro están llenas-- en el compuesto molecular.

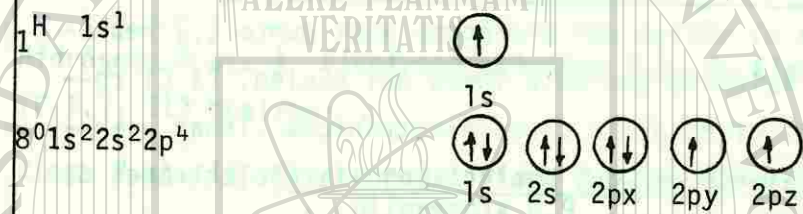
Los símbolos escogidos para representar los electrones de valencia del hidrógeno y del cloro, respectivamente, son diferentes-- simplemente por conveniencia.

## 9. EL CASO DEL AGUA Y DEL AMONÍACO.

Consideremos ahora el caso del agua y del amoníaco, dos de las sustancias más comunes. Para el agua, empezemos por considerar que está formada por la unión de átomos de oxígeno e hidrógeno y comparemos los valores del cuadro 7.

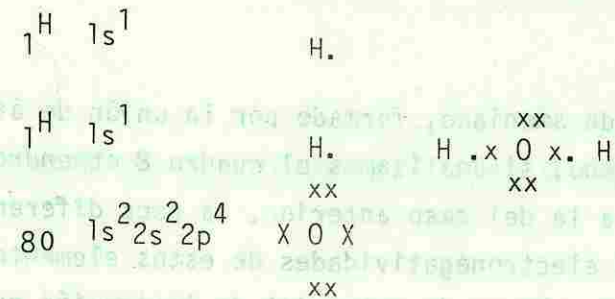
Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7 eV ---  
(E.I.)<sub>1</sub> 313 Kcal/mol.

Oxígeno # at. 8 Electronegatividad 3.5, A Electrónica 2.2 eV -----  
diferencia 1.4  
(E.I.) 314 Kcal/mol



La semejanza en los potenciales de ionización nos indica lo difícil que sería arrancar un electrón a uno de los átomos y dejar inalterado al otro, la relativamente poca diferencia entre los valores de sus electronegatividades (1.4) al menos en comparación a la diferencia mostrada por los compuestos electrovalentes nos muestra que el oxígeno no posee con respecto al hidrógeno, la fuerza suficiente para arrancarle a aquel su electrón de valencia. Por lo tanto es difícil que se presente una transferencia de electrones.

Para completar su orbital 1s, el átomo de hidrógeno requiere un electrón más; sin embargo el oxígeno, para completar su capa 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> requiere de dos electrones más; la teoría del enlace covalente indica que esto se logra al combinarse un átomo de oxígeno con dos de hidrógeno, con un par de electrones compartidos entre el oxígeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Representemos esto mediante una estructura de Lewis:



De forma similar al caso anterior, la H representa el núcleo de hidrógeno y el punto (.) representa el electrón de valencia. El O representa el núcleo del oxígeno y la capa electrónica llena 1s<sup>2</sup>. Los seis electrones de la capa 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> están representados por las seis (x).

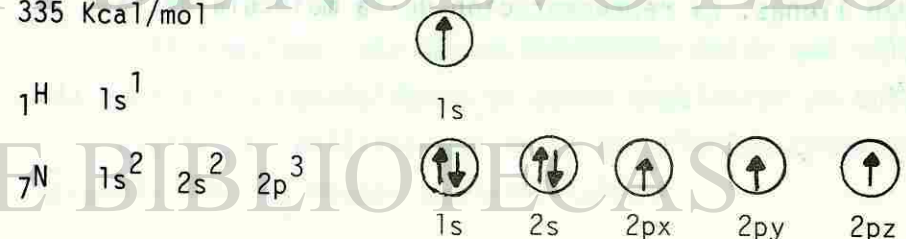
Los .x representan los enlaces covalentes formados entre los dos átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno, cada par de electrones de los enlaces covalentes, es a la vez parte de la configuración electrónica del hidrógeno y del oxígeno, entonces, las capas electrónicas de valencia tanto de los dos hidrógenos como del oxígeno, están llenas. Es de esperar que los dos pares de electrones permanezcan mayor cantidad de tiempo en la vecindad del núcleo del oxígeno, esto lo indica su mayor valor de electronegatividad. La representación de la molécula del agua es H<sub>2</sub>O.

CUADRO 8

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7  
(E.I.)<sub>1</sub> 313 Kcal/mol

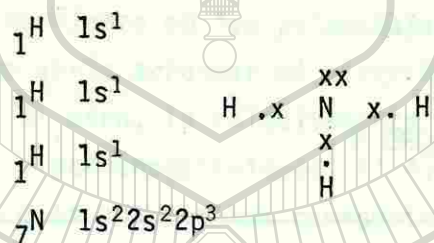
Nitrógeno # at. Electronegatividad 3.0, A. Electrónica 2.0 (E.I.)<sub>1</sub>  
diferencia 0.9

335 Kcal/mol



En el caso de amoníaco, formado por la unión de átomos de hidrógeno y nitrógeno, si analizamos el cuadro 8 obtendremos una conclusión semejante a la del caso anterior, la poca diferencia entre los valores de las electronegatividades de estos elementos (0.9) y la semejanza en sus valores de potencial de ionización nos llevan a afirmar que es poco probable la transferencia de electrones del hidrógeno (menor electronegatividad) al nitrógeno (mayor electronegatividad).

El átomo de hidrógeno requiere de un electrón más para completar su orbital  $1s$ , mientras que el nitrógeno requiere de tres electrones para completar su capa  $2s\ 2p$ ; la teoría del enlace covalente indica, que para lograr esto, se deben de combinar un átomo de nitrógeno con tres de hidrógeno, con un par de electrones compartidos entre el nitrógeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Representemos esto por medio de una estructura de Lewis:



Cada par de electrones de los enlaces covalentes, es a la vez parte de la configuración electrónica del hidrógeno y del nitrógeno; entonces, tanto las capas electrónicas de los tres hidrogenos como del nitrógeno quedan llenas. La representación de la molécula del amoníaco es  $NH_3$ .

## 10. DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES QUÍMICOS.

Hemos visto que cuanto mayor es la diferencia en la electronegatividad de dos átomos, más probable es que los electrones sean transferidos de uno al otro. Según la tabla 3, el cesio Cs, y el flúor F, tienen la mayor diferencia en electronegatividades:

F	Cs
4.0	- 0.7 = 3.3

Como es de esperar el compuesto formado es puramente iónico. Como ya vimos, entre el sodio y el cloro la diferencia en sus electronegatividades es también grande:

Cl	Na
3.0	- 0.9 = 2.1

como podría anticiparse en este caso, el sodio cede su electrón al cloro.

El fósforo y el hidrógeno reaccionan para formar trihidruro de fósforo,  $PH_3$ . Como el fósforo y el hidrógeno tienen el mismo valor de electronegatividad, o sea, 2.1, ninguno puede tomar electrones del otro; se ha formado un enlace covalente.

El problema estriba en determinar desde que valor de diferencia en electronegatividades se puede considerar un enlace como iónico o covalente. El criterio que se ha establecido trata de estar en consonancia con los hechos experimentales.

1. Se considera un enlace como iónico cuando la diferencia en electronegatividades es igual o mayor que 1.7.

2. Se habla de un enlace covalente polar cuando la diferencia en electronegatividades se ubica entre 1.1. y 1.6.
3. Existe enlace covalente no polar cuando la diferencia de electronegatividades va de 0.1 a 1.0.
4. La covalencia pura se produce cuando se unen dos átomos del mismo elemento para producir una molécula, o dos átomos de elementos diferentes pero con la misma electronegatividad.

El hecho de que una molécula posee un enlace covalente polar indica que uno de los átomos de que esta constituida atrae a las parejas de electrones compartidas en mayor grado que el otro átomo, los electrones serán atraídos hacia el átomo que tiene la electronegatividad mayor.

A partir de las diferencias de electronegatividades entre los átomos de un compuesto es posible predecir el tipo de enlace; una vez pronosticado esto, es posible entonces inferir con cierta exactitud algunas de las propiedades del compuesto. Por ejemplo, la diferencia en electronegatividad entre Ca y Cl es 2.0. Esto nos lleva a esperar que el compuesto formado posea un enlace iónico y en consecuencia que tendría un elevado punto de fusión (el p. de f. es de 772°C). Debería disolverse en agua, y efectivamente, su solubilidad es grande; esta solución debería conducir la corriente eléctrica y así es.

El carbono y el cloro tienen una diferencia de electronegatividad de sólo 0.5 por lo que el compuesto que formen tendrá un enlace covalente, como era de esperar, el compuesto tiene un punto de fusión bajo (solo -22.8°C) y muy poca solubilidad en agua; pero es totalmente soluble en benceno, esta solución no conduce la corriente eléctrica.

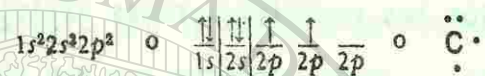
## 11. REGLAS PARA DERIVAR LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS.

Cuando se intenta deducir para una molécula su estructura electrónica según Lewis, usando puntos para representar los electrones, es conveniente seguir un conjunto de reglas que estén de acuerdo con la teoría y la experiencia, algunas de ellas ya las hemos empleado a continuación las enunciamos todas ellas:

1. Representese únicamente los electrones de valencia de un elemento, el símbolo de éste representa los demás electrones y el núcleo de un elemento.
2. Donde la configuración electrónica indica un par de electrones en un determinado orbital, se representan con un par de marcas. Si un determinado orbital está ocupado por un solo electrón, se usa una sola marca para representar esto (en ambos casos se trata de los electrones de valencia). A continuación se dan algunos ejemplos:

Elemento	Configuración Electrónica	Representación Gráfica	Estructura de Lewis
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\begin{array}{c} \uparrow \uparrow \uparrow \\ 1s \ 2s \ 2p \ 2p \ 2p \end{array}$	$\cdot \ddot{\text{N}} \cdot$
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\begin{array}{c} \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \\ 1s \ 2s \ 2p \ 2p \ 2p \end{array}$	$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$
${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\begin{array}{c} \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \\ 1s \ 2s \ 2p \ 2p \ 2p \end{array}$	$\cdot \ddot{\text{F}} \cdot$

3. Cuando la configuración electrónica s y p de valencia de un elemento no conduce a las características observadas experimentalmente para el enlace covalente de ese elemento, debe deducir una configuración de enlace hibridizado. En nuestro caso los compuestos del carbono son los únicos que nos interesarán. La configuración electrónica del átomo de carbono neutro es:



y se convierte en una situación enlazante a:



4. Excepto el H y el He, el número máximo de electrones de valencia s y p que pueden estar presentes en un átomo neutro es ocho.

## 12. MOLECULAS QUE TIENEN ENLACES COVALENTES MÚLTIPLES

En el caso de muchos compuestos moleculares hay que admitir que la presencia de más de un enlace covalente entre dos átomos de dichos compuestos para poder explicar adecuadamente las características del enlace. Los enlaces covalentes *doble* y *triple* son las dos clases de enlace covalente múltiple que forman parte de la teoría moderna.

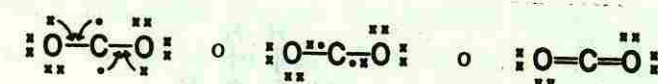
Consideremos la molécula de dióxido de carbono  $\text{CO}_2$ . A partir de las estructuras de Lewis para el carbono y el oxígeno.



daríamos la siguiente estructura de Lewis para el  $\text{CO}_2$ :



Sin embargo obsérvese que la regla del octeto no está satisfecha para ninguno de los tres átomos. Cada átomo tiene siete electrones de valencia; pero el de carbono tiene seis. La regla del octeto se satisface con más facilidad para los tres átomos si se forma un **segundo** enlace covalente entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno:



o más sencillamente



Ahora cada átomo en la molécula tiene ocho electrones de valencia.

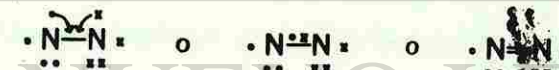
Como segundo ejemplo del enlace covalente múltiple, consideramos en seguida la molécula sencilla de  $\text{N}_2$ . Aquí también la estructura de Lewis para el átomo de nitrógeno es:



Comenzamos con la estructura de Lewis para el  $\text{N}_2$



y ahora cada átomo tiene seis electrones de valencia. La formación de un **segundo** enlace covalente entre los dos átomos de nitrógeno.



conduce a siete electrones de valencia para cada uno. La regla del octeto sólo se satisface con la formación de un **tercer** enlace covalente en la molécula.



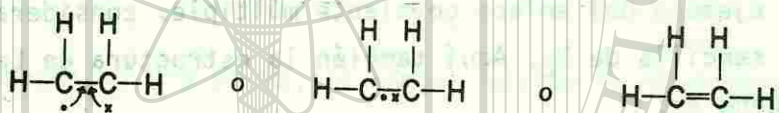
o más sencillamente



Como ejemplo de un compuesto en el que están, tanto enlaces covalentes sencillos como múltiples, veremos el eteno (etileno),  $\text{C}_2\text{H}_4$

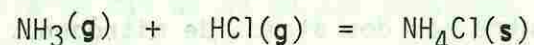


y observamos que mientras cada átomo de hidrógeno tiene llena una capa electrónica de valencia (dos electrones), los átomos de carbono tienen siete -- electrones de valencia. La regla del octeto para los átomos de carbono se -- satisface con la formación de un segundo enlace covalente entre ellos:



### 13. EL ENLACE COVALENTE COORDINADO

Una reacción química muy conocida ocurre en la mayoría de los laborato -- rios para bachillerato, universidad o tecnológico es la siguiente:

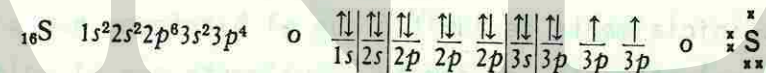


La carga positiva del ion  $(\text{NH}_4)^{+1}$  resulta del protón extra ( $\text{H}^{+1}$ ) que -- se separó del átomo de cloro y ahora está unido a la molécula de amoniaco. -- La carga negativa sobre el ion  $\text{Cl}^{-1}$  es debida al electrón que ha dejado el -- núcleo del hidrógeno al separarse del átomo de cloro.

Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ion tetraédri -- co  $(\text{NH}_4)^{+1}$ , observamos que la regla del octeto está satisfecha para el át -- omo de nitrógeno y que cada uno de los cuatro átomos de hidrógeno tiene com -- pleta una capa de valencia de dos electrones. Sin embargo en un caso, el en -- lace covalente de dos electrones hay entre el átomo de nitrógeno y el átomo -- de hidrógeno se ha podido realizar sólo porque el átomo de nitrógeno ha con -- tribuido con ambos electrones del par electrónico. Un enlace covalente en -- el que un átomo contribuye con ambos electrones del enlace se denomina en -- lace covalente coordinado.

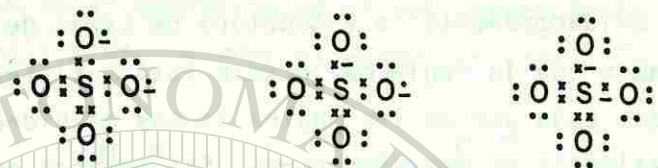
Todos los iones negativos de radicales ácidos tienen estructuras de -- Lewis que implican enlaces covalentes coordinados. Al derivar tales estruc -- turas no hay que olvidar la presencia de electrones extra lo que explica la -- carga negativa. Veamos sulfato,  $(\text{SO}_4)^{-2}$

La configuración electrónica del azufre es:



Es la radical  $(\text{SO}_4)^{-2}$ , un átomo central de azufre, que carece de dos -- electrones para tener completa una capa de valencia, está rodeado tetraedri -- camente por cuatro átomos de oxígeno, cada uno de los cuales también requie -- ren dos electrones mas para completar su capa de valencia. Con los dos elec --

trones adicionales que están presentes en el ion  $(SO_4)^{-2}$  se pueden derivar varias "diferentes" estructuras de Lewis que impliquen enlace covalente --- coordinado. Se dan a continuación tres ejemplos, en los cuales dos electrones adicionales imparten la carga -2 se indican por los signos menos:



Nuevamente, aunque en símbolos las tres estructuras de Lewis para el  $(SO_4)^{-2}$  parecen diferentes, los enlaces en el ion son experimentalmente idénticos --- entre sí.

#### 14. EL ENLACE POR HIDROGENO

Es bien conocido el hecho de que el hidrógeno puede ser atraído simultáneamente por dos átomos de carácter más electronegativo, en lugar de unirse solamente a uno de ellos, actuando entonces como un puente o enlace entre ambos.

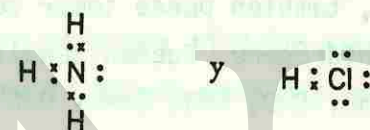
Aún cuando inicialmente se admitió que el hidrógeno que actuaba así estaba enlazado covalentemente, se admite actualmente que el enlace es fundamentalmente de carácter electrostático. El átomo de hidrógeno con su única-orbital 1s, es incapaz de formar más de un solo enlace covalente; por ello no pueden admitirse las representaciones que exijan la adición de otro par de electrones al átomo de hidrógeno. Ni puede decirse siempre que el hidrógeno afectado sufra una serie de desplazamientos desde uno de los átomos --- electronegativos al otro.

La reacción tiene lugar cada vez que se coloca un frasco abierto de ácido clorhídrico cerca de un frasco abierto de hidrógeno de amonio. El humo blanco formado se deposita con el tiempo, como un fino polvo blanco en ventanas, mesas de laboratorio, etc.

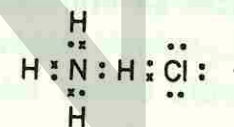
Esta es una reacción muy interesante en la que dos gases moleculares,  $NH_3$  y  $HCl$ , donde solo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido iónico,  $(NH_4)^{+1} Cl^{-1}$  es decir, podemos volver a escribir la reacción así:



Recordando la estructura de Lewis para las moléculas  $NH_3$  y  $HCl$ ,



llegamos a la siguiente estructura de Lewis para el  $NH_4Cl$



Se ha visto que el  $NH_4Cl$  es iónico y contiene  $(NH_4Cl)^{+1}$  y  $Cl^{-1}$  por lo que las estructuras de Lewis para estos iones son:



Los primeros en reconocer que el enlace por cuenta del hidrógeno se presenta con frecuencia fueron probablemente Latimer y Rodebush. Latimer y Rodebush utilizaron este concepto para explicar la asociación molecular en el agua y en el fluoruro de hidrógeno líquido la existencia de constantes dieléctricas elevadas en estas sustancias. La débil ionización del amoníaco en disolución acuosa y la asociación del ácido acético en moléculas dimeras. Después se ha descubierto un gran número de ejemplos de enlaces por puentes de hidrógeno.

Los enlaces de hidrógeno no se forman únicamente entre átomos fuertemente electronegativos tales como el fluor, el oxígeno, el cloro y el nitrógeno, aún cuando existen pruebas de que el carbono, cuando tiene como átomos enlazados a otros de tipo muy electronegativos (como en el  $\text{SHCl}_3$  o  $\text{HCN}$ ), también puede tomar parte en la formación de enlaces por puente de hidrógeno. Pueden señalarse enlaces tales como  $\text{FHF}$ ,  $\text{OHF}$ ,  $\text{NHF}$ ,  $\text{OHO}$ ,  $\text{NHO}$ ,  $\text{CHO}$ ,  $\text{NHN}$ ,  $\text{CHN}$  y  $\text{OHC1}$ . Se deduce por tanto, que estos enlaces no sólo son fáciles de romper, sino que también se forman con igual facilidad. Cuando se combinan sustancias adecuadas a los enlaces por puentes de hidrógeno se establecen a temperatura ambiente.

Parece que cuando un átomo de hidrógeno se enlaza a un elemento electronegativo, la fuerte atracción que éste ejerce sobre los electrones de enlace deja al átomo de hidrógeno en posesión de una carga positiva efectiva, la cual es suficiente, a causa de la ausencia de electrones que ejerzan acciones de pantalla, para ejercer una atracción sobre el segundo átomo electronegativo. El que un átomo de hidrógeno no pueda enlazar más que a dos de tales átomos, se debe sin duda al poco espacio que queda disponible en torno al átomo de hidrógeno - relativamente muy pequeño.

## 15. EL ENLACE METALICO. NATURALEZA DEL ESTADO METALICO.

Se describen generalmente como elementos metálicos a aquellos que como consecuencia de la presencia de pocos electrones relativamente en la capa de valencia de sus átomos, tienen tendencia a manifestar carácter electropositivos. Esta es una descripción adecuada -- en lo que concierne a las características químicas pero no sirve para indicar qué clase de fuerzas actúan en un metal sólido. El enlace metálico se comprende mejor a través de la consideración de las características físicas y de como éstas pueden interpretarse en función de un concepto lógico.

Entre las propiedades físicas que son características del tipo de agregación llamamos estado metálico se encuentran las siguientes:

1. **FENOMENOS DE CONDUCCION.** - Las substancias metálicas en general -- presentan elevada conductividad eléctrica sin transporte de materia y elevada conductividad térmica. La conductividad eléctrica es una función periódica del número atómico, siendo máxima (por átomo) para los metales monovalentes menor para los divalentes y mínima para los metales con múltiples electrones. En general, decrece al acumular la temperatura, como consecuencia del aumento de las frecuencias de las vibraciones atómicas. La conductividad térmica no ha sido tan estudiada.
2. **CARACTERISTICAS OPTICAS.** - Los metales están provistos uniformemente de brillo y todos salvo el cobre y el oro son plateados o grisáceos. Es evidente que salvo en el oro y el cobre los metales deben absorber luz de todas las frecuencias e inmediatamente irradiarla.
3. **CARACTERES MECANICOS.** - Los metales se caracterizan por poseer propiedades mecánicas tales como ductilidad, maleabilidad, deslizamiento ante la acción de un esfuerzo. Aún cuando tienen poca resistencia de intensas fuerzas de cohesión que impiden la fractura total de los objetos metálicos.



4. FENOMENOS DE EMISION.- Muchos metales, cuando son sometidos a la acción de radiaciones de corta longitud de onda, o cuando se calientan hasta temperaturas suficientemente altas emiten electrones. Se trata respectivamente de los fenómenos de emisión fotoeléctrica existe emisión alguna. Es evidente que el electrón debe recibir una cierta cantidad liminar de energía sin la cual no puede escapar del metal. La emisión fotoeléctrica es independiente de la temperatura hasta aquella en que se inicia la emisión termiónica. Por encima de esta temperatura los electrones son emitidos como consecuencia de su energía térmica.

5. CARACTERISTICAS ESTRUCTURALES.- Al contrario de lo que sucede con los elementos sólidos no metálicos, que están formados por agregación de moléculas discretas, y que son relativamente abiertos y de densidades bajas, los metales poseen empaquetamientos densos, en los que cada partícula está asociada con un gran número de partículas inmediatas. En comparación con otras sustancias sus densidades resultan así elevadas.

Aún cuando todas estas propiedades son las que definen el comportamiento metálico, debe recordarse que existen muchos casos límites en los que el elemento se caracteriza por tener algunas propiedades metálicas y otras no-metálicas. Los elementos del tipo del antimonio, germanio o telurio se encuentran en esta situación.

Cualquier explicación razonable de la estructura metálica, o cualquier formulación que se dé sobre la naturaleza del enlace metálico debe poderse conciliar con las características procedentes. Es evidente que los enlaces deben tener lugar por medio de electrones, puesto que muchos de estos fenómenos o dependen de los electrones o pueden explicarse en función de los mismos. De acuerdo con Bernal, un enlace metálico debe presentar las siguientes características:

1.- Capacidad para actuar entre átomos metálicos idénticos -- y al mismo tiempo para hacerlo entre átomos metálicos muy diferentes entre sí.

2.- Falta de carácter dirigido, como lo demuestra la conservación de propiedades en estado líquido y de saturación como lo indica la presencia de un gran número de átomos vecinos muy próximos.

3.- Fuerzas de atracción que sigan una ley inversa de alguna potencia elevada de la distancia internuclear.

4.- Fuerzas repulsivas que dan origen al equilibrio y que son de naturaleza atómica.

5.- Capacidad para permitir la transferencia de electrones -- de un átomo a otro. Todos estos caracteres se incluyen las modernas teorías electrónicas.

La teoría de bandas de los metales es particularmente adecuada para justificar la conductividad eléctrica.

Según esta teoría, presentada en forma simplificada en la figura, las posiciones reticulares es un metal están ocupadas por iones metálicos positivos que están formados por los núcleos atómicos y por electrones de las cargas interiores. Los electrones de las capas externas no están asociados con ningún átomo en particular, sino que se encuentran en niveles de energía superiores que se agrupan en bandas.

Dentro de la banda es fácil promover electrones de un nivel a otro, siempre que el número de niveles energéticos sea superior al de electrones. Estos electrones están deslocalizados. Las bandas energéticas parcialmente ocupadas de un metal se denominan bandas de conducción.

Deslocalización significa que ciertos electrones no están --- firmemente unidos a ciertos átomos, sino que pueden migrar libremente por el cristal metálico cuando se aplica una diferencia de potencial. Otra teoría considera que un metal en su estado elemental se encuentra cristalizado en arreglos geométricos bien definidos. Los átomos se hallan unidos entre sí por una nube de electrones de valencia que rodean a los kernels.

## 16. FUERZAS DE VAN DER WAALS

Nosotros nunca tratamos con moléculas aisladas sino con grandes colecciones e incluso mezclas de moléculas. Las fuerzas de interacción entre las moléculas (fuerzas intermoleculares) tienen gran importancia cuando se considera el comportamiento de las colecciones de moléculas. Estas fuerzas de interacción normalmente se conocen como fuerzas de Van der Waals y generalmente, son de cuatro tipos.

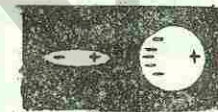
Un tipo de fuerza surge cuando las moléculas se aproximan tanto que las nubes electrónicas llenas empiezan a traslaparse. Estos traslapes provocan fuerzas repulsivas intensas entre las moléculas. Como consecuencia, podemos decir que las moléculas tienden a repelerse cuando se aproximan mucho. Las otras tres fuerzas intermoleculares son más bien de atracción que de naturaleza repulsiva.

Un segundo tipo de interacción se presenta entre las moléculas polares. Debido a que las moléculas polares tienen centros de carga positiva y negativa separados, pueden atraerse entre sí por fuerzas electrostáticas. Es decir, los extremos negativos de las moléculas polares son atraídos hacia los extremos positivos de las otras y viceversa, como se ilustra a continuación.

Esto se conoce como interacción dipolo-dipolo y solo ocurre entre moléculas que tienen momentos dipolares. Un tercer tipo de fuerza intermolecular ocurre en una mezcla de moléculas polares pueden atraer los electrones móviles de las moléculas no polares. Esto da como resultado un dipolo inducido en la moléculas no polar como se ilustra a continuación.

Esto se llama interacción dipolo-dipolo inducido.

La última de estas interacciones es, posiblemente, la más importante pero, desgraciadamente, es muy difícil de representar. Este tipo de interacción se debe a la atracción instantánea de los núcleos de una molécula por los electrones de otra y puede ocurrir con cualquier tipo de molécula. Esta interacción se ilustra a continuación y se conoce como intracción de dipolo inducido instantáneamente. Estas interacciones pueden formarse y romperse con mucha rapidez y se presentan repetidamente en una colección de moléculas.

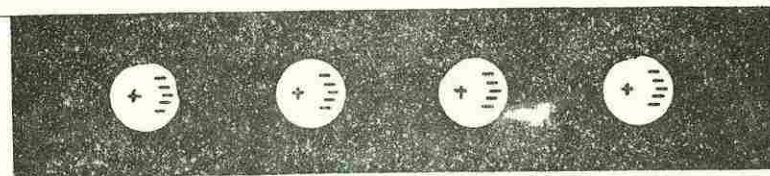


Entonces, una colección de moléculas puede considerarse como si consistiera de agregados de moléculas que se interactúan mediante las fuerzas intermoleculares posibles que se resumen en la Tabla 9-2. Sin embargo, una colección así es bastante dinámica, y la extensión y duración de tal agregación depende de la temperatura y otros factores. Si la temperatura es lo suficientemente alta como para que esté

TABLA 9.2 Tipos de interacción molecular

TIPO DE FUERZA	NATURALEZA DE LA FUERZA	REPRESENTACION GRAFICA
Repulsiva	El contacto de los orbitales de las moléculas dan lugar a fuerzas de repulsión instantáneas.	
Atracción dipolo-dipolo	Centros de moléculas polares con carga opuesta provocan la atracción entre las moléculas.	
Atracción dipolo-dipolo inducido	El centro de carga de una molécula dipolo atrae los electrones de moléculas no polares.	
Atracción de dipolo inducido instantáneamente.	Atracción entre los núcleos de las moléculas hacia los electrones de otras moléculas.	

disponible suficiente energía de movimiento, las fuerzas conducen a agregaciones instantáneas que se rompen constantemente para formar nuevas. Como averiguaremos posteriormente, puede considerarse que estas formas de interacción intervienen en la formación de los estados sólidos y líquidos de las colecciones moleculares.



ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS:

- Dadas las electronegatividades de los elementos, determine si la molécula formada posee enlace electrovalente o algún tipo de covalente:  
 $\text{HF}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2$ , ---  
 $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
- Represente por medio de los diagramas de Lewis las siguientes moléculas:  
 $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ .
- Compare y señale las diferencias entre las propiedades de los compuestos con enlace electrovalente y covalente no polar y puro.
- Desarrolle una lista de compuestos con enlace:
  - Electrovalente
  - Covalente no polar
  - Covalente polar
  - Covalente puro
  - Covalente coordinado
 Mínimo cinco compuestos de cada tipo.
- Para la reacción entre el metal Litio (Li) y el gas Flúor (F):
  - Escribir las configuraciones electrónicas de los átomos antes de la reacción
  - Las configuraciones electrónicas después de la reacción
  - La fórmula del compuesto obtenido
  - Las propiedades Físicas y Químicas que debe presentar el compuesto.
  - Tipo de enlace

Para cada uno de los siguientes casos:

- Dos átomos de Flúor se unen para formar una molécula diatómica
- El Litio reacciona con el Oxígeno
- El Carbono se une al Oxígeno

- Determine:
- Configuraciones electrónicas de los átomos antes de las reacciones
  - Configuraciones electrónicas después de la reacción
  - Tipo de enlace formado
  - Fórmula de el compuesto obtenido
  - Propiedades Físicas y Químicas que debe presentar el compuesto.

9.- Dar las configuraciones electrónicas para cada uno de los siguientes iones:



10.- Usando la tabla de electronegatividades para la determinación del tipo de enlace en una molécula, ¿Qué propiedades es de esperar - que posean los siguientes compuestos:

- $Rb_2O$ ,
- $Cs_4C$
- $CH_4$
- $Ca_2C$
- $Na_2O$ .

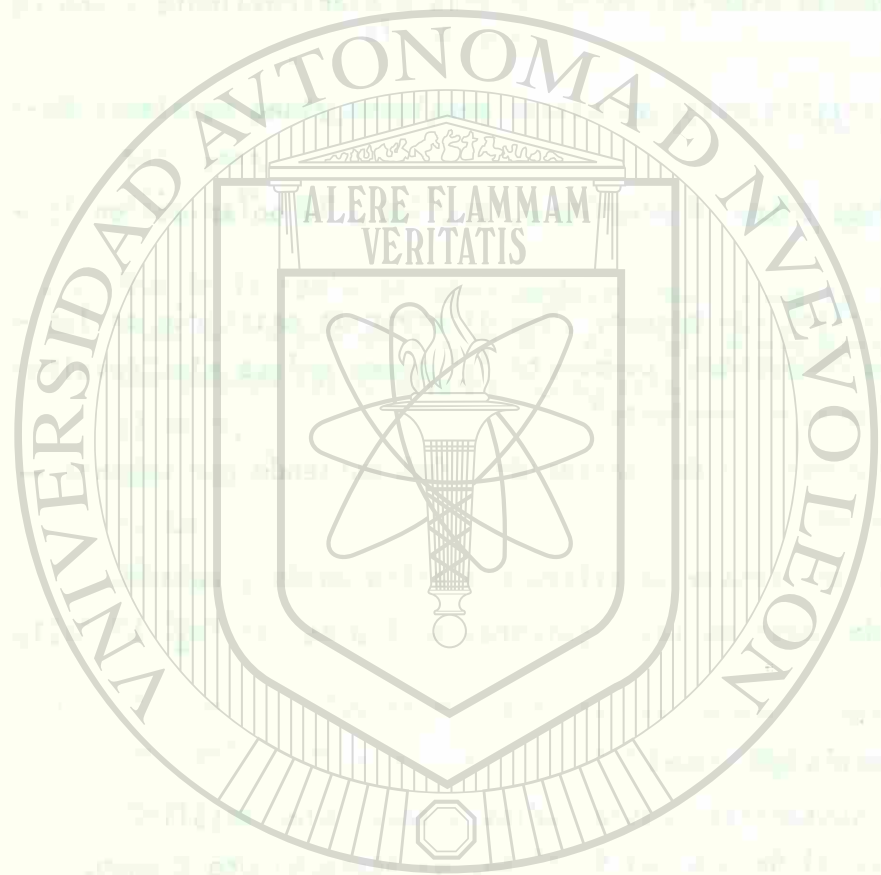
11.- Coloque las siguientes moléculas en orden decreciente de su carácter iónico:  $PH_3$ ,  $NH_3$ ,  $AlBr$ ,  $RbCl$ ,  $CaS$ ,  $MgO$ ,  $GaSe$ ,  $KCl$ ,  $NaI$ ,  $CO$ ,  $Cu_2O$ .

12.- Dar cuatro propiedades que puedan hacer a una aleación más útil - que los metales que la forman.

13.- Señale para que usos puede ser preferible un metal puro a una aleación.

## AUTOEVALUACION

- ¿Qué significa el término electronegatividad?
- ¿Cuál es la diferencia esencial entre un enlace electrovalente y uno covalente?
- ¿Qué diferencias existen entre un enlace covalente y uno covalente polar?
- ¿Qué relación existe entre la electronegatividad y la polaridad en los enlaces?
- Según el tipo de enlace que posean, ¿Qué diferencias existirán en las propiedades de dos compuestos: compuesto "a" posee enlace electrovalente, compuesto "b" enlace covalente?
- ¿Qué entiende por potencial de ionización? ¿Qué entiende por segunda energía de ionización?
- Dé el concepto de ion, señale la diferencia entre anión y catión.
- Dé la estructura de Lewis de las siguientes moléculas: a)  $CH_4$ , b)  $CaCl_2$  c)  $NH_3$ .
- ¿Cómo se define unión metálica?
- De las siguientes sustancias señale cuáles poseen unión metálica: a)  $Cl_2$ , b) K, c) C, d) Bronce, e) S, f) Na, g) Acero, h) Oro Blanco, i) Latón, j) Petróleo.
- Señale la diferencia entre aleación y amalgama.
- ¿Cómo se establece el puente de Hidrógeno?
- ¿En qué grado afecta el puente de Hidrógeno a las propiedades de un compuesto?
- Determine las diferencias entre enlace químico y las fuerzas de Van der Waals.
- Mencione los cuatro tipos de fuerzas de Van der Waals y cómo se establecen.



U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



APENDICE A

TABLAS QUIMICAS

Tabla A-1. Algunas propiedades de los elementos

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Masa atómica (M)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad (g/cm <sup>3</sup> )
Actinio	Ac	89	[227]	1050	3200	10.07
Aluminio	Al	13	26.98154	660	2467	2.6989
Americio	Am	95	[243]	944	2600	13.7
Antimonio	Sb	51	121.75	603.5	1635	6.697
Argón	Ar	18	39.948	-189.2	-185.86	0.00178380
Arsénico	As	33	74.9216	814 (36 atm)	613 (sublima)	5.72
Astatinio	At	85	[210]	—	—	—
Azufre	S	16	32.06	119	444.6	2.07
Bario	Ba	56	137.34	725	1637	3.6
Berkelio	Bk	97	[247]	986	—	14
Berilio	Be	4	9.01218	1278	2970	1.85
Bismuto	Bi	83	208.9804	271.3	1560	9.8
Boro	B	5	10.81	2200	2550	2.34
Bromo	Br	35	79.904	-7.2	58.76	3.11
Cadmio	Cd	48	112.40	321	767	8.65
Calcio	Ca	20	40.08	843	1482	1.54
Californio	Cf	98	[251]	—	—	14
Carbono	C	6	12.011	3550	4827	2.26
Cerio	Ce	58	140.12	798	3257	6.773
Cesio	Cs	55	132.9054	28.59	690	1.90
Cloro	Cl	17	35.453	-103	-34.6	0.003214
Cobalto	Co	27	58.9332	1493	3100	8.90
Cobre	Cu	29	63.546	1083	2582	8.94
Criptón	Kr	36	83.80	-157.2	-152.89	0.003745
Cromo	Cr	24	51.996	1875	2199	7.19
Curio	Cm	96	[247]	1350	—	13.51
Disprocio	Dy	66	162.50	1407	2335	8.559
Einstenio	Es	99	[254]	—	—	—
Erbio	Er	68	167.26	1522	2510	9.045
Escandio	Sc	21	44.9559	1539	2727	2.99
Estañ	Sn	50	118.69	231.9	2260	7.28
Estroncio	Sr	38	87.62	789	1380	2.6
Europio	Eu	63	151.96	826	1439	5.245
Fermio	Fm	100	[257]	—	—	—

\*[ ] Indica el número másico del isótopo de vida más larga.

APENDICE A

Elemento	Punto atómico (A)	Primera energía de ionización (eV)	Potencial de radiación normal (V)	Calor de fusión (kcal/mole)	Calor de vaporización (kcal/mole)	Calor específico (cal/g°C)	Abundancia natural (%)
Ac	1.88	6.9	(3+) - 2.6	2.5	—	70	trazas
Al	1.26	5.98	(3+) - 1.66	2.58	0.2154	70.13	8.23
Am	1.74	6.05	(3+) - 2.36	2.9	—	51.7	—
Sb	1.36	8.642	(5+ → 3+) + 0.75	4.75	0.0495	46.665	0.00002
Ar	1.88	15.76	—	0.284	0.124	1.550	0.000004
As	1.18	9.81	—	6.63	0.0785	885 (sublima)	0.00018
At	1.4	9.5	(1-) + 0.3	—	—	—	trazas
S	1.04	10.360	(2-) - 0.447	0.411	0.16973	2.2	0.0260
Ba	2.24	5.21	(2+) - 2.90	1.83	0.0362	41.74	0.0425
Bk	1.76	—	(4+ → 3+) + 1.6	—	—	—	—
Be	1.06	9.32	(2+) - 1.85	2.92	0.436	69.89	0.00028
Bi	1.82	7.287	—	2.70	0.0294	42.69	0.000017
B	0.88	8.30	—	5	0.307	90	0.001
Br	1.11	11.81	(1-) + 1.0652	2.527	0.113	7.06	0.00025
Cd	1.48	8.99	(2+) - 0.402	1.48	0.055	23.79	0.00002
Ca	1.96	6.11	(2+) - 2.87	2.04	0.149	36.72	4.15
Cf	—	—	—	—	—	—	—
C	0.77	11.264	—	—	0.1697	170	0.02
Ce	1.82	5.65	(3+) - 2.48 (4+ → 3+) + 1.74	1.305	0.0460	99	0.006
Cs	2.65	3.894	(1+) - 3.02	0.52	0.052	19.4	0.0003
Cl	0.99	12.96	(1-) + 1.3595	1.531	0.114	4.878	0.0130
Co	1.25	7.86	(2+) - 0.28 (3+ → 2+) + 1.84	3.87	0.1056	90.0	0.0025
Cu	1.35	7.72	(1+) + 0.52 (2+) + 0.34	3.14	0.0924	71.77	0.0055
Kr	2.00	14.00	—	0.392	0.059	2.162	—
Cr	1.28	6.76	(2+) - 0.91 (3+ → 2+) - 0.41	4.047	0.11	82.3	0.01
Cm	1.75	—	—	—	—	—	—
Dy	1.78	5.93	(3+) - 2.35	2.64	0.0414	55.0	0.0003
Es	—	—	—	—	—	—	—
Er	1.76	6.10	(3+) - 2.30	4.76	0.0402	62.47	0.00028
Sc	1.64	6.54	(3+) - 1.88	3.37	0.134	75.1	0.0022
Sn	1.40	7.344	(2-) - 0.136 (4+ → 2+) + 0.15	1.67	0.0530	70.8	0.0002
Sr	2.14	5.696	(2+) - 2.89	2.19	0.176	33.2	0.0375
Eu	1.98	5.68	(3+) - 0.43 (3+ → 2+) - 2.41	2.20	0.042	34.30	0.00012
Fm	—	—	—	—	—	—	—

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Masa atómica (M)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad (g/cm³)
Fósforo	P	15	30.97376	44.1	280.5	1.83
Flúor	F	9	18.99840	-233	-118	0.001696
Francio	Fr	87	[223]	—	—	—
Gadolinio	Gd	64	157.25	1312	3000	7.886
Galio	Ga	31	69.72	29.8	2403	5.904
Germanio	Ge	32	72.59	937	2380	5.323
Hafnio	Hf	72	178.49	2230	5200	13.29
Helio	He	2	4.00260	-272.2 (25 atm)	-268.97	0.0001785
Hidrógeno	H	1	1.0079	-259.1	-252.7	0.0000899
Hierro	Fe	26	55.847	1536.5	3000	7.8733
Holmio	Ho	67	164.9304	1470	2720	8.78
Indio	In	49	114.82	157	2075	7.31
Iridio	Ir	77	192.22	2443	4662	22.65
Iterbio	Yb	70	173.04	816	1193	6.972
Ítrio	Y	39	88.9059	1509	3200	4.472
Lantano	La	57	138.9055	920	3454	6.166
Laurencio	Lr	103	[256]	—	—	—
Litio	Li	3	6.941	180.5	1326	0.534
Lutecio	Lu	71	174.97	1675	3315	9.842
Magnesio	Mg	12	24.305	651	1110	1.74
Manganeso	Mn	25	54.9380	1244	2097	7.44
Mendelevio	Md	101	[258]	—	—	—
Mercurio	Hg	80	200.59	-38.87	357	13.546
Molibdeno	Mo	42	95.94	2610	5560	10.22
Neodimio	Nd	60	144.24	1016	3127	7.004
Neón	Ne	10	20.179	-248.67	-246.02	0.00090002
Neptunio	Np	93	237	639	3902	20.25
Níquel	Ni	28	58.70	1453	2730	8.908
Niobio	Nb	41	92.9064	2468	4927	8.57
Nitrógeno	N	7	14.0067	-210.01	-195.79	0.0012506
Nobelio	No	102	[255]	—	—	—
Oro	Au	79	196.9665	1063	2808	19.28
Osmio	Os	76	190.2	3050	4227	22.61
Oxígeno	O	8	15.9994	-218.79	-182.97	0.001429
Paladio	Pd	46	106.4	1552	2747	12.02

[ ] Indica el número másico del isótopo de vida más larga.

Símbolo	Número atómico (Z)	Primera energía de ionización (eV)	Energía de reducción estándar (V)	Calor de fusión (kcal/mol)	Capacidad calorífica específica (cal/g-°C)	Calor de vaporización (kcal/mol)
P	1.10	10.487	—	0.628	0.189	12.48
F	0.64	17.42	(1-)+2.87	0.122	0.197	1.562
Fr	2.7	4.1	—	—	—	—
Gd	1.80	6.16	(3+)-2.40	2.40	0.056	85.9
Ga	1.26	6.00	(3+)-0.53	1.335	0.0977	61.46
Ge	1.22	7.809	—	8.83	0.074	79.1
Hf	1.44	7.0	(4+)-1.70	5.75	0.0350	137
He	0.93	24.58	—	0.002	1.241	0.020
H	0.53	13.599	(1+) 0.000	0.028	3.44	0.219
Fe	1.26	7.90	(2+)-0.44 (3+→2+)+0.77	3.30	0.107	83.55
Ho	1.77	6.02	(3+)-2.32	2.91	0.0414	57.6
In	1.44	5.79	(1+)-0.147 (3+)-0.338	0.78	0.058	55.4
Ir	1.35	9.2	—	6.3	0.0307	146.3
Yb	1.94	6.25	(3+)-2.27	1.83	0.0355	30.8
Y	1.81	6.379	(3+)-2.37	2.724	0.0731	86.8
La	1.87	5.61	(3+)-2.52	1.481	0.0451	98.9
Lr	—	—	—	—	—	—
Li	1.52	5.392	(1+)-3.02	0.717	0.784	35.4
Lu	1.74	6.15	(3+)-2.25	4.46	0.0364	85.06
Mg	1.40	7.64	(2+)-2.37	2.140	0.245	30.45
Mn	1.25	7.43	(2+)-1.18 (3+→2+)+1.54	2.88	0.114	54.0
Md	—	—	—	—	—	—
Hg	1.48	10.43	(2+)+0.854	0.548	0.033	14.172
Mo	1.40	7.10	(3+)-0.20	6.65	0.0597	141.6
Nd	1.82	5.49	(3+)-2.44	1.71	0.0451	65.2
Ne	1.58	21.56	—	0.08	0.246	0.429
Np	1.56	5.8	(3+)-1.83	2.3	0.030	94.3
Ni	1.24	7.63	(2+)-0.24	4.176	0.1225	88.5
Nb	1.47	6.883	(3+)-1.099	6.30	0.06430	163
N	0.70	14.53	—	0.172	0.249	1.335
No	—	—	—	—	—	—
Au	1.43	9.22	(1+)+1.691 (3+)+1.498	2.955	0.03077	80.88
Os	1.35	8.7	—	7.6	0.0309	162.0
O	0.66	13.618	—	0.106	0.439	1.630
Pd	1.37	8.33	(2+)+0.987	4.2	0.0584	85.4

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Masa atómica (M)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Densidad (g/cm³)
Plata	Ag	47	107.868	960.8	2210	10.5
Platino	Pt	78	195.09	1769.3	3827	21.45
Plomo	Pb	82	207.2	327.5	1744	11.34
Plutonio	Pu	94	[244]	640	3327	19.86
Polonio	Po	84	[209]	254	962	9.4
Potasio	K	19	39.098	63.7	756	0.856
Praseodimio	Pr	59	140.9077	935	3017	6.475
Promecio	Pm	61	[145]	1080	3212	6.772
Protactinio	Pa	91	231	1560	—	15.37
Radio	Ra	88	226	700	1140	5
Radón	Rn	86	[222]	-71	-64.99	0.00973
Renio	Re	75	186.207	3170	5630	21.04
Rodio	Rh	45	102.9055	1960	3727	12.41
Rubidio	Rb	37	85.4678	38.98	688	1.532
Rutenio	Ru	44	101.07	2310	4119	12.45
Samario	Sm	62	150.4	1072	1900	7.536
Selenio	Se	34	78.96	217	684.8	4.79
Silicio	Si	14	28.086	1410	2355	2.33
Sodio	Na	11	22.98977	97.8	883	0.9674
Talio	Tl	81	204.37	303	1457	11.85
Tantalio	Ta	73	180.9479	2996	5427	16.654
Tecnecio	Tc	43	97	2170	5030	11.49
Telurio	Te	52	127.60	450	990	6.24
Terbio	Tb	65	158.9254	1360	3041	8.234
Titanio	Ti	22	47.90	1668	3260	4.507
Torio	Th	90	232.0381	1750	4000	11.7
Tulio	Tm	69	168.9342	1545	1727	9.314
Uranio	U	92	238.029	1132	3818	18.97
Vanadio	V	23	50.9414	1890	3000	6.11
Wolframio	W	74	183.85	3410	5930	19.3
Xenón	Xe	54	131.30	-111.9	-107.09	0.005897
Yodo	I	53	126.9045	113.5	184.35	4.93
Zinc	Zn	30	65.38	419	907	7.133
Zirconio	Zr	40	91.22	1850	4377	6.506
Elemento 104	(Rf)	104	[257]	—	—	—
Elemento 105	(Ha)	105	[260]	—	—	—

\*[] Indica el número másico del isótopo de vida más larga.

Símbolo	Radio atómico (Å)	Primera energía de ionización (eV)	Potencial de reducción normal (V) (para los elementos en el estado de oxidación indicado o entre los estados de oxidación indicados)	Calor de fusión (kcal/mol)	Capacidad calorífica específica (cal/g·°C)	Calor de vaporización (kcal/mol)	Abundancia en la naturaleza (%)
Ag	1.52	7.576	(1+) + 0.7991 (2+ → 1+) + 1.980	2.70	0.056	59.90	0.000007
Pt	1.38	9.0	(2+) + 1.2	4.7	0.03136	121.8	0.0000005
Pb	1.74	7.415	(2+) - 0.126	1.147	0.032	42.5	0.00125
Pu	1.60	5.8	(3+) - 2.031 (4+ → 3+) + 0.97	0.68	0.033	82.1	—
Po	1.4	8.43	(2+) + 0.65	3.0	0.0301	24.597	trazas
K	2.27	4.341	(1+) - 2.92	0.562	0.176	19.16	2.09
Pr	1.83	5.42	(3+) - 2.47	1.65	0.0458	70.9	0.00082
Pm	—	5.55	(3+) - 2.42	2.5	0.0442	—	—
Pa	1.64	—	—	4.0	0.029	115	trazas
Ra	2.20	5.28	(2+) - 2.92	2.3	0.0286	35	trazas
Rn	2.2	10.745	—	0.69	0.0244	4.0	trazas
Re	1.37	7.87	(3+) + 0.3	7.9	0.03262	171	0.0000001
Rh	1.35	7.464	(3+) + 0.80	5.15	0.0589	118	0.0000001
Rb	2.48	4.177	(1+) - 2.99	0.54	0.080	18.1	0.009
Ru	1.33	7.366	(2+) + 0.45	6.2	0.0551	141	0.0000001
Sm	1.80	5.63	(3+) - 2.41	2.06	0.0449	39.8	0.0006
Se	1.14	9.75	(2-) - 0.92	1.25	0.0767	3.34	0.000005
Si	1.17	8.152	—	21.1	0.1597	71	28.15
Na	1.86	5.139	(1+) - 2.71	0.622	0.292	23.43	2.36
Tl	1.71	6.108	(1+) - 0.3363 (3+) + 0.72	0.98	0.0307	39.4	0.000045
Ta	1.47	7.88	—	7.5	0.0340	182.1	0.0002
Tc	1.3	7.28	(2+) + 0.4	5.42	0.0586	152	—
Te	1.32	9.01	(2-) - 1.143	4.18	0.0481	13.65	0.0000002
Tb	1.78	5.98	(3+) - 2.39	2.58	0.0437	79.1	0.00009
Ti	1.46	6.82	(2+) - 1.628 (3+ → 2+) - 0.369	3.7	0.13	100.6	0.57
Th	1.80	7.0	(4+) - 1.90	3.85	0.0271	123.0	0.00096
Tm	1.75	6.18	(3+) - 2.28	4.02	0.0382	45.6	0.000048
U	1.57	6.08	(3+) - 1.80 (4+ → 3+) - 0.607	2.036	0.02778	110.9	0.00027
V	1.35	6.74	(2+) - 1.186 (3+ → 2+) - 0.256	5.00	0.120	108.0	0.0135
W	1.41	7.98	—	8.46	0.0321	197.0	0.00015
Xe	2.17	12.130	—	0.548	0.0378	3.021	—
I	1.28	10.45	(1-) + 0.5355	3.71	0.0518	9.99	0.00005
Zn	1.31	9.394	(2+) - 0.762	1.765	0.0928	27.62	0.007
Zr	1.45	6.837	(4+) - 1.529	4.0	0.0664	139	0.0165
(Rf)	—	—	—	—	—	—	—
(Ha)	—	—	—	—	—	—	—



Tabla A-2. Estados de oxidación formales más importantes de los elementos

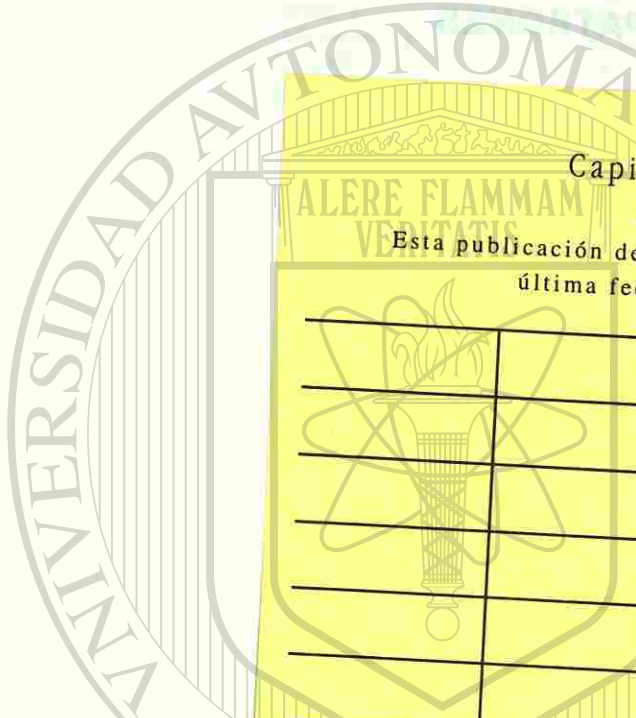
(Ver también la Tabla 4-3 del Cap. 4.)

1+	Manganeso (III)	Vanadio (IV)
Cobre (I)	Mendelevio (III)	Wolframio (IV)
Francio	Molibdeno (III)	Zirconio (IV)
Indio (I)	Neodimio	5+
Iridio (I)	Neptunio (III)	Americio (V)
Mercurio (I)	Nobelio (III)	Antimonio (V)
Oro (I)	Oro	Arsénico (V)
Rodio (I)	Osmio (III)	Bismuto (V)
2+	Platino (III)	Cromo (V)
Americio (II)	Plutonio (III)	Manganeso (V)
Berilio	Praseodimio	Molibdeno (V)
Californio (II)	Promecio	Neptunio (V)
Cromo (II)	Protactinio	Niobio (V)
Einstenio (II)	Rodio (III)	Plutonio (V)
Estaño (II)	Rutenio (III)	Protactinio (V)
Europio (II)	Samario	Renio (V)
Fermio (II)	Talio (III)	Tantalio (V)
Germanio (II)	Terbio	Tecnecio (V)
Iterbio (II)	Titanio (III)	Uranio (V)
Mendelevio (II)	Torio (III)	Vanadio (V)
Molibdeno (II)	Tulio	6+
Niobio (II)	Uranio (III)	Americio (VI)
Nobelio (II)	Vanadio (III)	Azufre (VI)
Paladio (II)	4+	Cromo (VI)
Platino (II)	Americio (IV)	Iridio (VI)
Radio	Azufre (IV)	Manganeso (VI)
Silicio (II)	Berkelio (IV)	Molibdeno (VI)
Titanio (II)	Cerio (IV)	Neptunio (VI)
Vanadio (II)	Cromo (IV)	Osmio (VI)
3+	Curio (IV)	Platino (VI)
Actinio	Estaño (IV)	Plutonio (VI)
Americio (III)	Germanio (IV)	Rodio (VI)
Antimonio (III)	Hafnio (IV)	Rutenio (VI)
Arsénico (III)	Iridio (IV)	Selenio (VI)
Berkelio (III)	Manganeso (IV)	Telurio (VI)
Boro	Molibdeno (IV)	Uranio (VI)
Californio III	Neptuno (IV)	Wolframio (VI)
Cobalto III	Niobio (IV)	7+
Cromo (III)	Osmio (IV)	Manganeso (VII)
Curio (III)	Paladio (IV)	Neptunio (VII)
Disprosio	Platino (IV)	Plutonio (VII)
Einstenio (III)	Plomo (IV)	Renio (VII)
Erbio	Plutonio (IV)	Tecnecio (VII)
Escandio	Protactinio (IV)	8+
Europio (III)	Renio (IV)	Osmio VIII
Fermio (III)	Rodio (IV)	Plutonio (VIII)
Gadolinio	Rutenio (IV)	Rutenio (VIII)
Galio	Rutenio (IV)	1-
Holmio	Selenio (IV)	Astatiuro
Indio (III)	Tantalio (IV)	2-
Iridio (III)	Tecnecio (IV)	Telururo
Iterbio (III)	Telurio (IV)	3-
Itrio	Terbio (IV)	Antimoniuro
Lantano	Titanio (IV)	Arseniuro
Lutecio	Torio (IV)	4-
	Uranio (IV)	Siliciuro

## APENDICE B

### DEFINICION DE PATRONES

- 1 metro es igual a 1 650 763.73 longitudes de onda de la luz rojo-naranja del  $^{86}\text{Kr}$  a 1 atm y 15°C. La transición es  $2p_{1/2}5d_5$ .
- 1 litro es igual a  $1000.027\text{cm}^3$ .
- 1 segundo es igual a 9 192 631 770 periodos de la oscilación electromagnética natural durante la transición del cesio 133 que se representa como  $(F=4, m_F=0) \leftrightarrow (F=3, m_F=0)$ .
- velocidad de la luz =  $2.9979250 \times 10^{10}$  cm/s
- Número de Avogadro =  $6.022169 \times 10^{23}$  /mol
- Constante de Faraday = 96 486.70 coulombs/faraday
- Constante de Planck =  $6.626196 \times 10^{-27}$  erg/hertz
- 1 caloría = 4.184 000 joule =  $4.184 000 \times 10^7$  erg
- 1 electronvolt =  $1.60219 \times 10^{-19}$  joule
- constante de los gases ideales = 0.082 053 litro-atm/mol-K° = 1.9872 cal/mol-K°
- Volumen molar gaseoso ideal a TPN = 22.4136 litros



Capilla Alfonsina  
U.A.N.L.

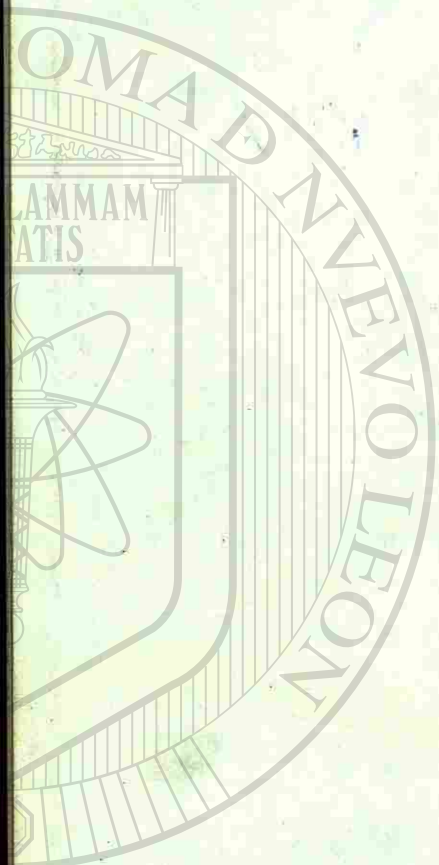
Esta publicación deberá ser devuelta antes de la  
última fecha abajo indicada.

IFCC636


El libro Universitario al alcance de todos ....



**Programa Editorial Preparatoria 8**  
**Universidad Autónoma de Nuevo León**



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA