



QUIMICA 1

PREPARATORIA No. 16

MODELO

DALTON (1808)

THOMSON (1904)

BOHR (1913)

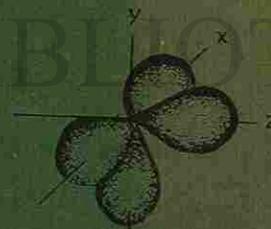
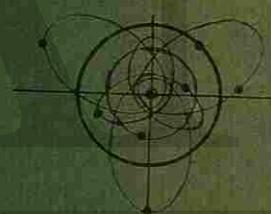
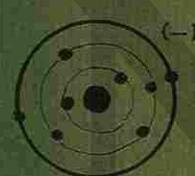
BOHR-SOMMERFELD
(1916)

SCHRODINGER (1926)

BORN-DIRAC (1927)

HIDROGENO

OXIGENO

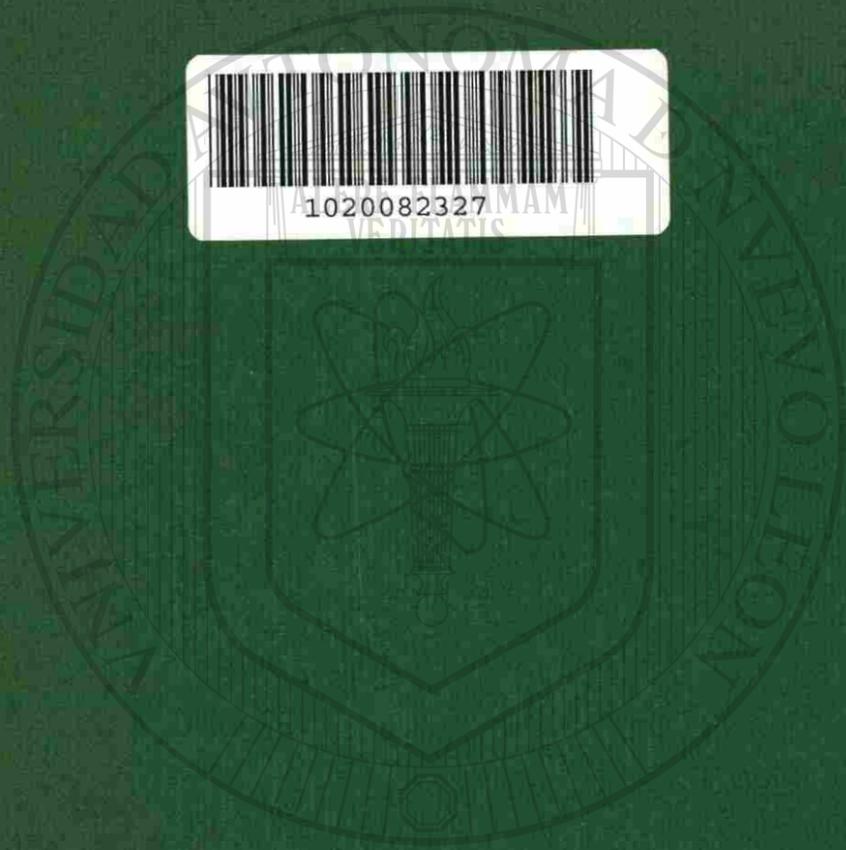


QD31

.2

S2

Ej. 2



UJANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



INTRODUCCION

La finalidad de este folleto es servir como material de apoyo al programa de Química I a nivel preparatoria en la Universidad Autónoma de Nuevo León. En él se desarrolla el contenido de todos y cada uno de los objetivos del programa aprobado.

Las características de este folleto son que el alumno alcance a obtener un efecto de conocimiento y reconocimiento con respecto al programa de Química I. Donde el alumno utilizará estrategias de lectura para que relacione el contenido de los diferentes temas de cada unidad entre sí, para que al final del curso tenga una visión del conjunto, donde este contenido es la base fundamental para continuar el estudio de esta ciencia en el curso de Química II.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



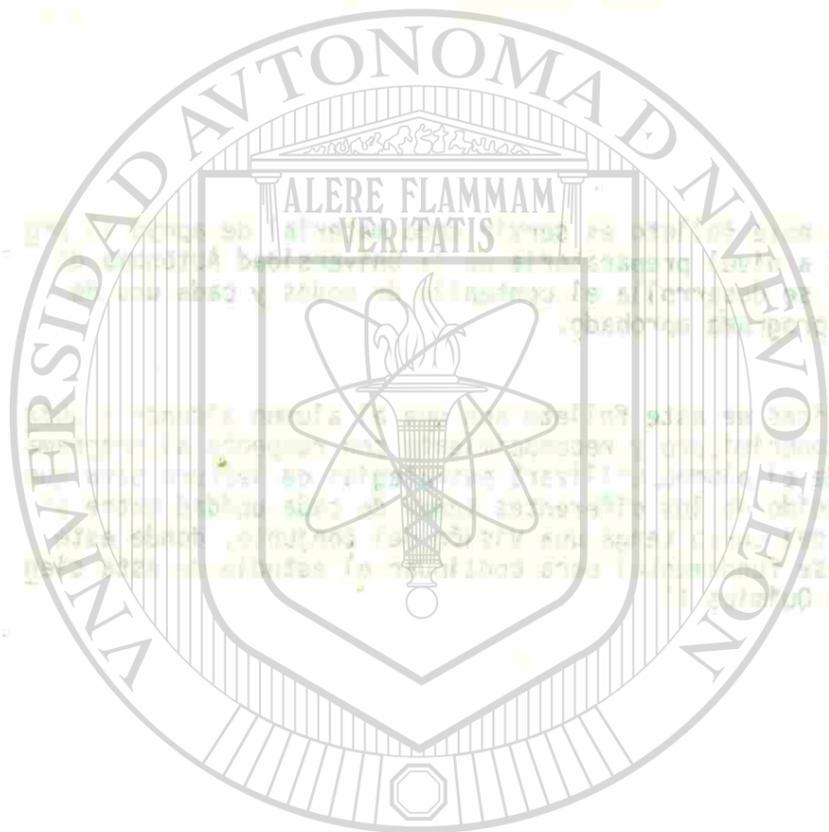
QD31

-2

IS2

ej.2

INTRODUCCION



JUANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



FONDO UNIVERSITARIO

36817

INDICE

UNIDAD I	METODO CIENTIFICO	1
UNIDAD II	CONCEPTOS BASICOS	28
UNIDAD III	ESTRUCTURA ATOMICA	63
UNIDAD IV	PERIODICIDAD	114
UNIDAD V	ENLACES QUIMICOS	154
	LABORATORIO	178

UNIDAD I

METODO CIENTIFICO

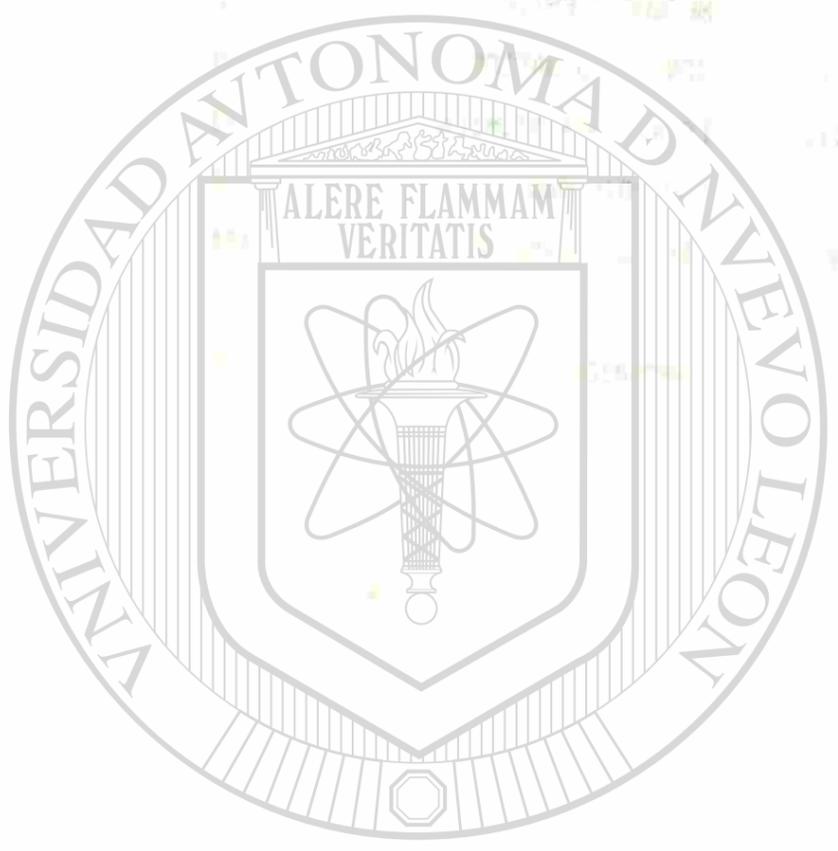
PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:
Aplicará el método científico en el estudio de los fenómenos.

OBJETIVO ESPECIFICO:

- 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 Sub-división 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 DE NUEVO LEÓN

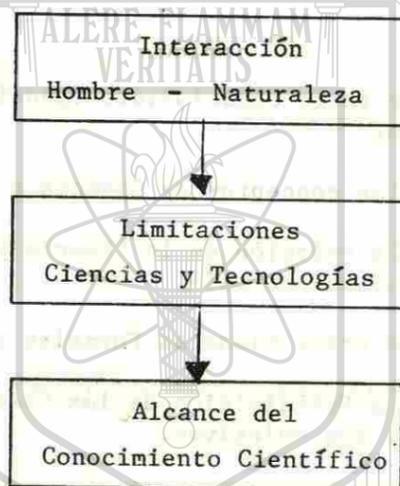
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



UNIDAD I

METODO CIENTIFICO

- (Obj. 1.2) Explicará los conceptos de Ciencia y Tecnología.
 (Obj. 1.3) Explicará la relación de la Ciencia y Tecnología en el desarrollo de un país.



UNIDAD I.

METODO CIENTIFICO

CIENCIA Y TECNOLOGIA

El hombre a través del tiempo ha aprendido a sobreponerse a los caprichos de la naturaleza hasta dominarlos, salvo en algunos casos en los que no tiene más remedio que aceptarlos, pero siempre con la intención de llegar a dominar los algún día.

Es indudable que el hombre aprende constantemente del medio ambiente y que de esta interacción Hombre - Naturaleza han surgido tanto la Ciencia como la Tecnología.

Sin embargo estos términos a veces no resultan lo suficiente claros, por lo que es necesario hacer un análisis de conocimiento de ambas y la mejor manera de hacerlo es cuestionándonos.

- ¿Cuál de las dos fue primero?
- ¿Quién depende de quién?
- ¿Son diferentes una de la otra?
- ¿Puede existir una sin la otra?
- ¿Cuál de las dos beneficia más a la sociedad?

Contestar esta serie de preguntas no es cosa fácil y nos llevaría algo de tiempo en contestar cada una de ellas, sin embargo trataremos de aclarar estos conceptos en forma breve durante el desarrollo del contenido de esta unidad.

Hablar sobre Ciencia y Tecnología, no es cosa sencilla ya que ellas poseen aspectos similares y que además están muy estrechamente relacionadas entre sí. Existen varias definiciones de Ciencias, pero tradicionalmente se ha tomado como significado de Ciencia "al avance de la comprensión del funcionamiento del mundo observable, al desarrollo de descripciones lógicas, integradas y constantes de porqué y cómo ocurren determinados sucesos", o también como "un conjunto de conocimientos" y a la vez un proceso para llegar a conocer los fenómenos, como por ejemplo: la caída de los cuerpos, porqué el agua se evapora, la aparición del arco iris en el firmamento, porqué los metales se oxidan, sin importar la utilidad inmediata de estas afirmaciones. Es decir, una deducción de las leyes de la gravedad o de la óptica o el análisis químico de los componentes que forman el óxido, no supone que seamos más capaces de controlar la naturaleza.

Por otra parte se consideran Avances Tecnológicos, por ejemplo: el invento del telescopio, la máquina de vapor, el cine, la televisión, la parabólica, el teléfono etc., es decir que Tecnología "es todo aquello que no contribuye a la comprensión de la manera como actúan las leyes de la naturaleza si-no que nos ayudan a controlar el mundo que nos rodea".

Si analizamos detenidamente en el punto anterior, podemos encontrar que los telescopios, fueron el producto de un estudio concienzudo de las propiedades de los lentes, que hizo un Holandés, fabricante de anteojos; a su vez fueron desarrollados por el italiano Galileo, tanto para vender a los comerciantes de Venecia como para estudiar los planetas. Este estudio condujo al descubrimiento de las lunas de Júpiter, y a la larga, a la prueba de que la tierra

gira alrededor del sol y al desarrollo de la teoría de la gravitación, lo que hace que en la práctica tal distinción hecha en el párrafo anterior no pueda mantenerse.

Por lo que podemos considerar a la Ciencia y la Tecnología como dos actividades interdependientes: puesto que el descubrimiento precede a la invención, y la invención hace posible el descubrimiento, por lo menos en nuestra sociedad contemporánea. Estos enlaces entre la Ciencia y la Tecnología, entre los métodos de la Ciencia y los resultados de la misma hacen difícil que acordemos una sola definición precisa, bien sea de "Ciencia" o de "Tecnología".

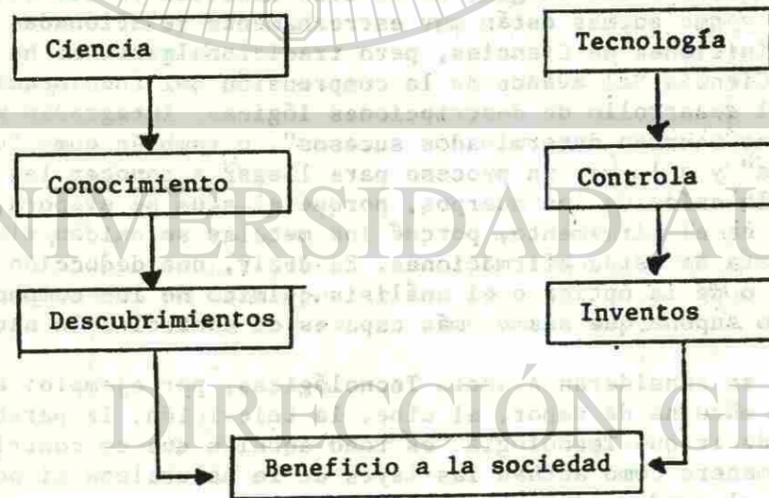
Ciertamente hay por lo menos media docena de usos comunes y corrientes de de la palabra Ciencia. Sin embargo, sólo mencionaremos dos de ellas, tratando con esto de no confundir al estudiante.

- a) El intento de describir y explicar cómo actúa el mundo de la naturaleza.
- b) La aplicación de ciertas reglas de procedimiento e investigación.

Así pues, tanto la Ciencia como la Tecnología son consideradas como válvulas de escape del hombre contemporáneo para sobrevivir y seguir escudriñando los misterios del universo tanto en el macrocosmo como en el microcosmo.

La relación que guarda la Ciencia y la Tecnología en el desarrollo de un país es el de preveer y transformar la realidad en el beneficio a la sociedad.

RELACION DE LA CIENCIA Y LA TECNOLOGIA



RAMAS DE LA CIENCIA

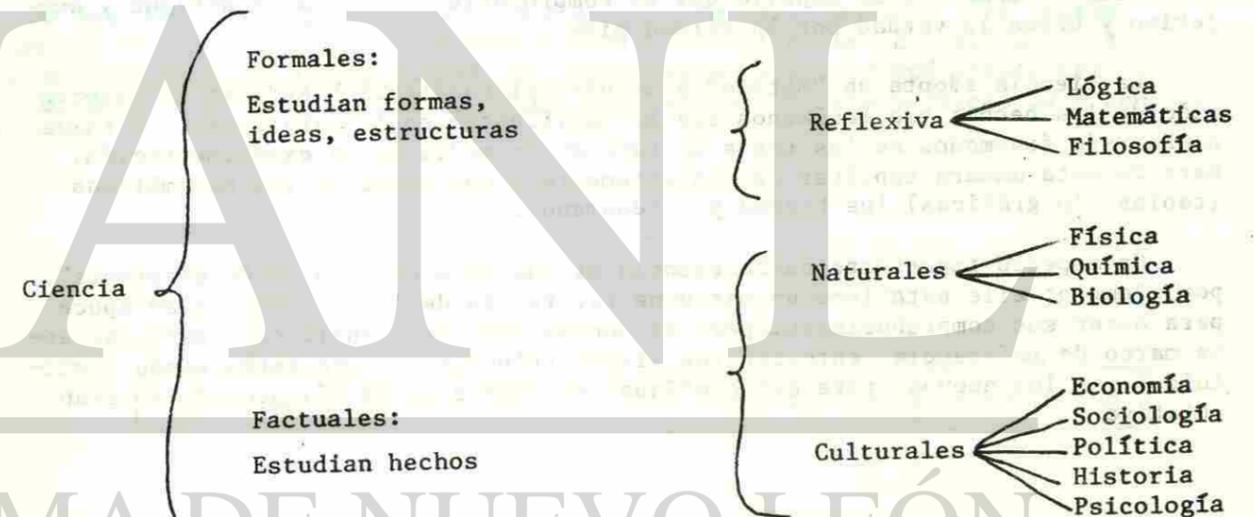
La ciencia, la podemos dividir en dos grandes grupos o ramas de acuerdo con el tipo de sistemas de que están constituidas sus teorías: Formales y Factuales.

Las ciencias Formales están constituidas por sistemas sintácticos, o sea aquellos sistemas que están formados por enunciados que se refieren a formas o estructuras.

Ejemplo de Ciencias Formales son las Matemáticas, Lógica, Filosofía etc.

Las Ciencias Factuales están constituidas por sistemas semánticos, o sea aquellos sistemas que están formados por enunciados que se refieren a hechos, Ejemplo: Física, Química, Biología, Sociología, Economía, Política, etc.

SUB-DIVISION DE LAS CIENCIAS FORMALES Y FACTUALES



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



DIFERENCIAS ENTRE CIENCIAS FORMALES Y CIENCIAS FACTUALES

FORMALES

- Sus enunciados son los que se refieren a una forma o idea.
- Para demostrar sus teoremas se limitan a la lógica
- No se refiere a nada que se encuentre en la realidad.
- Sus teorías pueden ser llevadas a un estado de perfeccionamiento o estancamiento.

FACTUALES

- Sus enunciados se refieren en su mayoría a sucesos o hechos.
- Para demostrar sus teoremas necesitan rigurosamente de la observación y la experimentación.
- Se refieren a sucesos de la realidad que se pueden verificar o confirmar.
- Tienen que apelar a la experiencia para contrastar sus fórmulas.

Existe una gran diferencia entre la especulación y la ciencia, esta última sólo "admite como válido aquello que es comprobable", rechaza lo ambiguo y subjetivo y busca la verdad por la verdad misma.

La ciencia adopta un "Método" a seguir, el cual está basado en la observación de los hechos y/o fenómenos que se manifiestan en la naturaleza; a tales hechos y/o fenómenos se les trata de reproducir mediante la experimentación, para de esta manera explicar convincentemente y con apoyo de las matemáticas (tablas y/o gráficas) los hechos y/o fenómenos.

Un aspecto importante en la ciencia es que está en "evolución constante", por ejemplo; ella establece un marco de referencia de la realidad de su época para hacer sus comprobaciones, pero si nuevos avances científicos cambiaran este marco de referencia, entonces los viejos principios y conceptos serán sustituidos por los nuevos, para así continuar su avance en la búsqueda de su gran objetivo.

CONOCIMIENTO EMPÍRICO Y CONOCIMIENTO CIENTÍFICO

El hombre a través del tiempo ha adquirido una gran cantidad de conocimientos de todas clases, estos los trasmite a las nuevas generaciones mediante la enseñanza directa o bien mediante libros, dibujos etc.

En muchas ocasiones la transmisión se hace de padres a hijos, por ejemplo; un campesino enseña a su hijo, desde que este es pequeño, todas las labores del campo tales como: arar la tierra, sembrar, cuidar la siembra y cosecha, y también la época en que debe efectuarse cada uno de los trabajos y éste, a su vez, se los trasmite a sus hijos. Esta transmisión ha sufrido muy poca o ninguna evolución y así nos encontramos con que en la actualidad muchos campesinos siguen usando el mismo tipo de arado que usaban los egipcios hace 3,000 años.

Otros conocimientos prácticos que se han transmitido en forma semejante son: artesanía, carpintería, arte culinario, (curanderos con yerbas medicinales), etc.

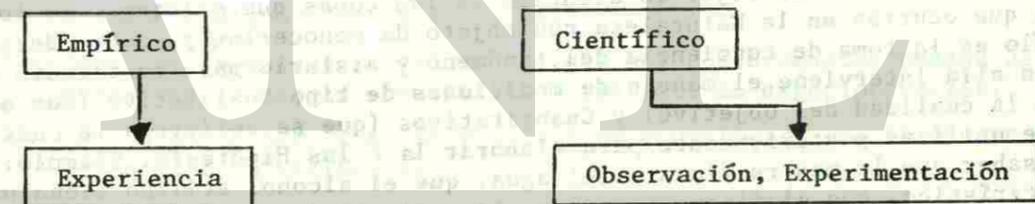
Estos conocimientos adquiridos mediante la repetición de ciertos actos y reglas de manejo son los conocimientos Empíricos y se han mantenido con muy pocos cambios.

De acuerdo a esto podemos decir que el Conocimiento Empírico "es el que le interesan los hechos por sí solos, no le interesa ni le importa las causas que originan esos hechos, ni tampoco cómo controlarlos para su mejor aprovechamiento".

Desde el principio de la humanidad, el hombre se ha distinguido por su acción pensante y siempre ha tratado de encontrar alguna explicación a todos los cambios que lo rodean, haciéndose por este motivo multitud de preguntas: ¿por qué? ¿cómo? ¿dónde? ¿volverá a suceder igual este fenómeno? ¿cuáles son sus efectos? ¿cuál es su desarrollo y en qué forma regularlo?, etc.

De la simple observación del fenómeno ha pasado a tratar de buscar una explicación del mismo, a hacer comprobaciones mediante la repetición de los fenómenos y ha encontrado finalmente los principios y leyes que gobernaron a los fenómenos. Es decir el hombre ha descubierto un método para adquirir conocimientos acerca de todo lo que lo rodea, así como de las causas que provocan los cambios y esto es el Conocimiento o Método Científico.

De acuerdo a esto podemos tener que el conocimiento Empírico está basado únicamente en la Experiencia y el Conocimiento Científico en la Observación y la Experimentación ya que es "aquel que le interesa saber por qué sucede tal o cual fenómeno y se pregunta por su causa, desarrollo, efectos y formas para controlarlo".



ETAPAS DEL METODO CIENTIFICO

El método Científico es el producto de una serie de investigaciones, racionales y organizadas de tal manera que nos llevarán a una solución probable de un problema planteado. Estas soluciones no necesariamente serán correctas, puede ser que lleguemos a una solución incorrecta y entonces partiendo de ella, a manera de una nueva información sobre el problema planteado, establecemos nuevas hipótesis a comprobar. Esto es, el método principia de nuevo a nivel de hipótesis hasta llegar una vez más a las conclusiones. Dicho de otra forma, el método científico se retroalimenta.

Este mecanismo de retroalimentación deberá de funcionar hasta que la hipótesis o las hipótesis planteadas sean aceptadas como ciertas o bien definitivamente desechadas.

Un método puede ser definido como "un procedimiento que permite abordar, investigar y resolver un problema o conjunto de problemas".

El Método Científico puede ser resumido en las siguientes fases:

1. Recopilación de información que se relaciona con el problema a estudiar (Observación).
2. Formulación de una hipótesis.
3. Experimentación.
4. Creación de una teoría.
5. Formulación de un ley.

FASES DEL METODO CIENTIFICO

1. RECOPIACION DE INFORMACION (OBSERVACION)

La información la recabamos a través de la observación, esta es natural en todos nosotros.

Tenemos una mayor o menor grado de desarrollo en nuestra capacidad de observación. Una característica marcada de un científico es su curiosidad ante la casi totalidad de los hechos que se le presentan, lo que lo llevará a la observación detallada de los fenómenos.

La observación es fijar la atención en las cosas que existen y en los fenómenos que ocurren en la Naturaleza con objeto de conocerlos y comprenderlos. No sólo es la toma de conciencia del fenómeno y aislarlo para su estudio sino que en ella interviene el manejo de mediciones de tipo Cualitativo (que se refieren a la cualidad del objetivo) y Cuantitativos (que se refiere a la cantidad) que se utilizan posteriormente para elaborar la o las Hipótesis. Ejemplo: nos hace saber que la madera flota en el agua, que el alcohol etílico tiene un olor característico, que el fierro se oxida, la curiosidad ante la totalidad de los hechos que se presentan en un fenómeno, etc.

La observación de un fenómeno puede ser sistematizada de tal forma que nos conduzca a un objetivo específico y predeterminado.

Podemos afirmar que la observación es Directa si obtenemos información del fenómeno estudiado a través de nuestros sentidos (tacto, olfato, gusto, vista y oído), o bien indirecta si solamente la obtenemos por medio de sus efectos como es: de la corriente eléctrica, magnética o cualquier lectura en un aparato de medición.

Lógico es suponer que si tenemos desarrolladas nuestras aptitudes de observación, mejores Hipótesis podemos plantear y por tanto crecerán las posibilidades de dar una solución correcta al problema estudiado.

Al observar un fenómeno las primeras preguntas que nos hacemos son:

¿Por qué sucedió? ¿cuáles son sus efectos? ¿volverá a suceder en la misma forma? ¿cómo podríamos controlar este cambio en la naturaleza para nuestro provecho?.

Estas respuestas nos llevan a conjeturas sobre posibles soluciones al problema planteado, a estas conjeturas se les conoce con el nombre de Hipótesis.

Es importante que comprendas que la observación constituye el punto de partida de toda investigación. Para que una observación sea válida deberá ser:

- a) Exacta: Significa que debe ser atenta y libre de prejuicios.
- b) Referirse a un solo fenómeno.
- c) Confiable: Que quiere decir que podrá ser repetitivo y registrada por otras personas.

2. FORMULACION DE UNA HIPOTESIS.

La Hipótesis está constituida en base a las preguntas que nos planteamos durante el proceso de observación.

Para un mismo problema pueden existir varias hipótesis de entre las cuales nos encargamos de seleccionar lo mejor.

La Hipótesis es "una suposición que sirve para tener una explicación sobre los hechos y las causas de los fenómenos observados".

La validez de una Hipótesis puede obtenerse por experimentos, esto es, observando en forma controlada la Hipótesis propuesta, (o sea manejando las condiciones del problema).

Para que una Hipótesis sea Válida:

- a) No debe contener contradicciones.
- b) Debe ser formulada de tal manera que sus consecuencias puedan ser comprobadas por la simple observación o mediante la experimentación.
- c) Deberá ser clara, concisa y seguir un experimento que la acepte o rechace total o parcialmente.

¿Cómo se elaboran las Hipótesis?

Debemos de estructurar un juicio que constituya la explicación del fenómeno observado y el camino puede ser:

Inducción: de lo particular a lo general.

Deducción: de lo general a lo particular.

Analogía: de lo particular a lo particular.

3. EXPERIMENTACION.

Esta fase del método científico comprende las observaciones de los hechos, ordenándolos para lograr conocimientos posteriores.

La Experimentación es "reproducir o provocar los fenómenos para hacer observaciones". Ejemplo: calentando agua se observa que la temperatura va aumentando con respecto al tiempo hasta que hierva y se evapore.

Al manifestarse los hechos utilizamos magnitudes (masa, longitud, tiempo y sus relaciones), que pueden tomar diferentes valores; a éstas les llamamos variables.

La Experimentación se lleva a cabo con un objetivo específico y con métodos y materiales adecuados; juega un papel primordial en el Método Científico pues mediante ello se decidirá si se acepta o se rechaza total o parcialmente la o las Hipótesis planteadas, además, en caso de rechazo parcial nos indica las correcciones pertinentes.

En esta fase del Método Científico se maneja el llamado Método experimental que consiste básicamente en tres fases:

- A. La Planeación del Experimento.
- B. La Realización del Experimento.
- C. El Análisis e Interpretación del Experimento.

A continuación te presentamos el desglose de cada uno de ellos:

A. Planeación del Experimento: presenta ciertas etapas que son:

- a) Especificación de objetivo y planteamiento de la Hipótesis (definir el problema, leer bibliografía, resumir información).
- b) Selección de material adecuado: matraces, vasos, cápsulas, mechero, etc.
- c) Selección de variables (tiempo, temperatura, tipo de sustancia, volumen, densidad, etc.).
- d) Selección de medidas de seguridad.
- e) Selección de pasos a seguir.

B. Realización del Experimento; sus etapas son:

- a) Manejo de material.
- b) Medición de cantidades físicas (medir, masa, volumen, temperatura etc.).
- c) Observación de fenómenos (Químicos, Físicos, Biológicos).
- d) Registro de actividades (observaciones, procedimientos, resultados).

C. Análisis e Interpretación del Experimento; sus etapas son:

ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS PUEDE CONSISTIR EN:

- a) Clasificar y/o tabular datos
- b) Seleccionar escalas para construir gráficas.
- c) Representar gráficamente los datos.

OBTENCION DE CONCLUSIONES:

Utilizamos las observaciones realizadas para obtener respuestas lógicas a las Hipótesis planteadas en la planificación del experimento. Además debemos evaluar las Hipótesis, procedimientos, generalizar resultados y discutir las fuentes de error.

Es el análisis de resultados lo que a la postre decidirá la validez o invalidez de la o las Hipótesis propuestas.

4. CREACION DE UNA TEORIA.

Cuando una Hipótesis es comprobada en repetidas ocasiones, (por medio de la experimentación), obteniéndose los mismos resultados positivos, esto es, que concuerdan con las predicciones hechas en torno al problema, entonces se dice adquiere la calidad de teoría.

5. FORMULACION DE UNA LEY.

Ahora bien, cuando esta teoría es puesta a prueba por diversos científicos, casas de estudio y centros científicos, concordando todos ellos en su validez y aplicación universal entonces se llega al concepto de Ley.

CARACTERISTICAS DEL METODO CIENTIFICO

1. Es Práctico

Porque parte de los hechos observados.

2. Trasciende los Hechos.

El científico no se conforma con la mera observación de los hechos sino que pretende ir más allá de lo percibido.

3. Es Claro

El conocimiento ordinario generalmente es vago e inexacto, no nos preocupan las descripciones exactas. El método científico aspira a la exactitud, posee un plan para detectar errores y sacarles provecho acercándose cada vez más a la realidad.

4. Es Comunicable

Comunica toda la información posible, en ella juega un papel importante la precisión, condición necesaria para corregir hipótesis. La comunicación de los resultados finales en la aplicación del método científico a un problema, hace posible el desarrollo de la cultura en general.

5. Es Verificable

Las suposiciones hechas o hipótesis deberán ser comprobadas por la experiencia. Si las ideas científicas fracasan en la práctica no tendrán ninguna validez.

6. Es Metódico

La persona que investiga lo hace con conocimientos de qué busca y cómo buscar. Generalmente emplea métodos y técnicas que manejó en investigaciones anteriores y ahora con algunos ajustes las perfeccionará para su beneficio.

7. Es Sistemático

No es un cúmulo de información sin conexión, sino un sistema de ideas ligadas lógicamente.

8. Es Explicativo

Intenta explicar los fenómenos de la naturaleza por medio de leyes. Estas leyes son perfectibles, o sea que son susceptibles de ser cambiadas parcialmente o descartarlas por completo. Lo que importa en el desarrollo de la ciencia es que cada error o falla durante la aplicación del método científico sea aprovechando al máximo elaborando medidas correctivas para lograr un mayor acercamiento a la verdad.

DIFERENCIAS ENTRE CONOCIMIENTO EMPÍRICO Y CONOCIMIENTO CIENTÍFICO

Conocimiento Empírico

1. Son productos de experiencias directas personales.
2. Se obtienen a base de observaciones individuales.
3. No se precisan objetivos.
4. No se delimitan sus funciones.
5. Se transmiten por tradición de padres a hijos.
6. No se tiende a modificarlos ni a superarlos, generalmente se aceptan como se perciben.

Conocimiento Científico

1. Son producto de estudios razonados y organizados.
2. Se obtienen a base de una metodología bien aplicada (observación y experimentación).
3. Presentan campos muy específicos y perfectamente delimitados.
4. Sus funciones son amplias y precisas.
5. Se presentan con un objetivo preciso.
6. La información es previa a la experiencia.
7. Los procedimientos son bien ensayados.
8. El método para obtenerlos es válido universalmente.
9. Se aplican por personas especializadas en cada una de las áreas.
10. Se adquieren en instituciones especiales.

Conocimiento Empírico

Conocimiento Científico

11. Para modificarlos y superarlos se requieren amplios y profundos estudios sobre los detalles y factores que los constituyen.

PASOS A SEGUIR DEL METODO CIENTIFICO EN LA SOLUCION DE UN PROBLEMA

1. Observación (recopilar información; características del fenómeno a estudiar).
2. Planteamiento de preguntas.
 - ¿Por qué ocurrió?
 - ¿Cómo ocurrió?
 - ¿Dónde y cuándo sucedió?
 - ¿Quiénes intervinieron en el suceso?

Se obtienen de los datos o información de la observación y del conocimiento conocido y obtenido en la bibliografía investigada del fenómeno.
3. Comprobación de las hipótesis (suposiciones)(predicciones)
 - a) Reproducción del fenómeno (experimentación)
 - b) Obtienen datos e información nueva.
 - c) Interpretación de los datos.
4. Si son ciertas las predicciones o hipótesis se obtiene una teoría. (esto es por medio de la interpretación de los datos).
5. La teoría obtenida se pone a prueba o se repite otra vez el fenómeno (experimento) y si son los mismos resultados se puede aplicar a otro fenómeno por lo que es de aplicación universal se convierte en Ley.

UTILIZA EL METODO CIENTIFICO EN LA SOLUCION DE UN PROBLEMA

Objetivo:

Determinar el Punto de Fusión de la Naftalina.

- ¿Qué significa fusión?
- ¿Qué significa punto?
- ¿Qué significa punto de fusión?
- ¿Qué es la Naftalina?
- ¿Características de la Naftalina?

Observación Directa

sólido de color blanco
olor agradable
textura lisa
sabor agri-dulce

Observación Indirecta

masa = 10 gr
temp. = 24°C
presión = 1 atm.
densidad = 2 gr/cm³
volumen = 5 cm³

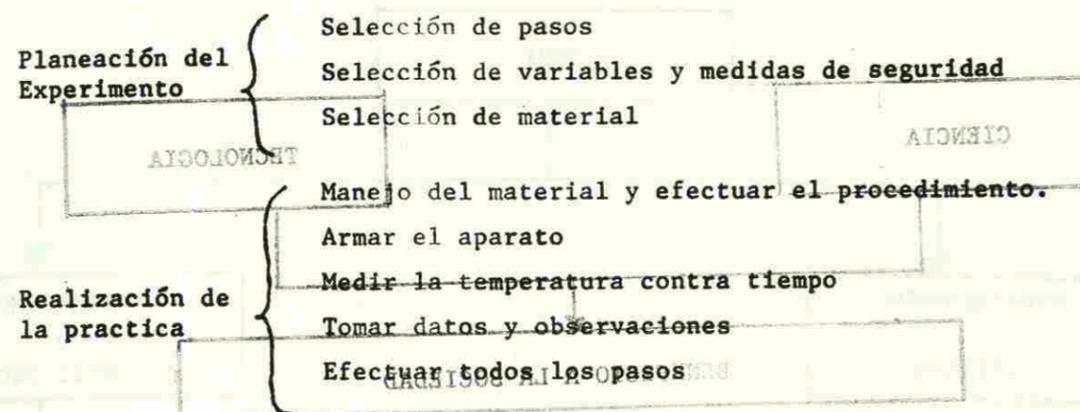
6. Información que ya conoces o buscas en Bibliografía:

- Ley de la conservación de la masa.
masa antes de la reacción = masa después de la reacción.
- Fenómeno físico:-
cambio de la estructura únicamente
- Cambio de estado de sólido a líquido:
se llama fusión
- Punto de fusión: temperatura a la cual sucede el cambio de estado.
- Buscar en tablas el valor del punto de fusión para la Naftalina y es de 87°C
- Me informo, si al cambiar el valor de la masa el valor del punto de fusión es el mismo.
- Tiempo en el que sucede el fenómeno.

7. Elaboración de Hipótesis de acuerdo a toda esta Información.

- a) Punto de fusión es 87°C (cambio de sólido-líquido; temperatura).
- b) Tiempo en que sucede el fenómeno es de 12 minutos.
- c) La masa permanece constante; m = 10 gr; no hay cambio se cumple la ley.
- d) El líquido obtenido es de color blanco.
- e) El olor desaparece (no presenta).
- f) La sustancia líquida obtenida es otra; se descompone en otras. (presenta propiedades diferentes).
- g) La sustancia líquida obtenida tiene las mismas propiedades, es la misma sustancia.
- h) La sustancia presenta un valor de presión de una atmósfera.

8. Hacer la comprobación mediante el experimento.



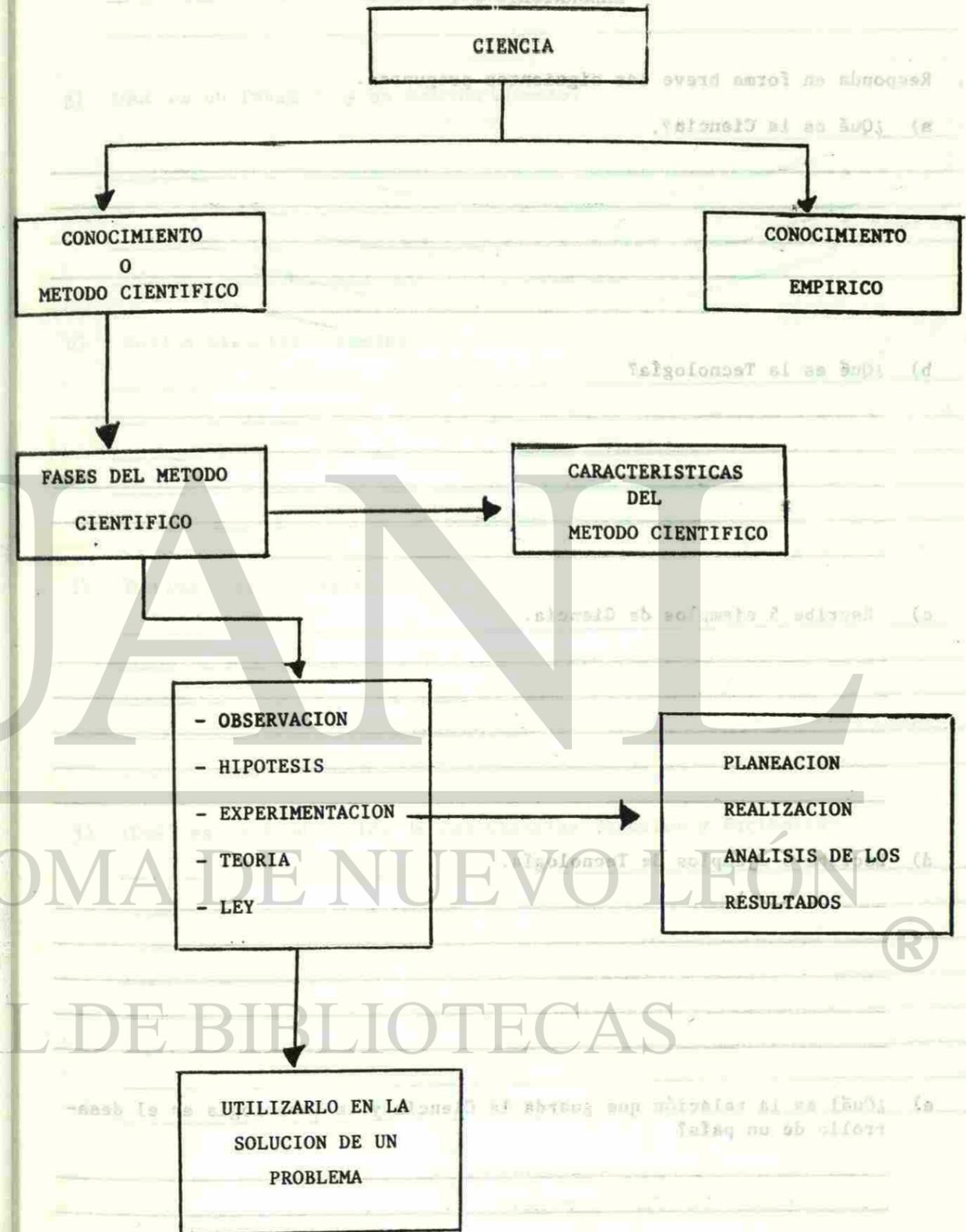
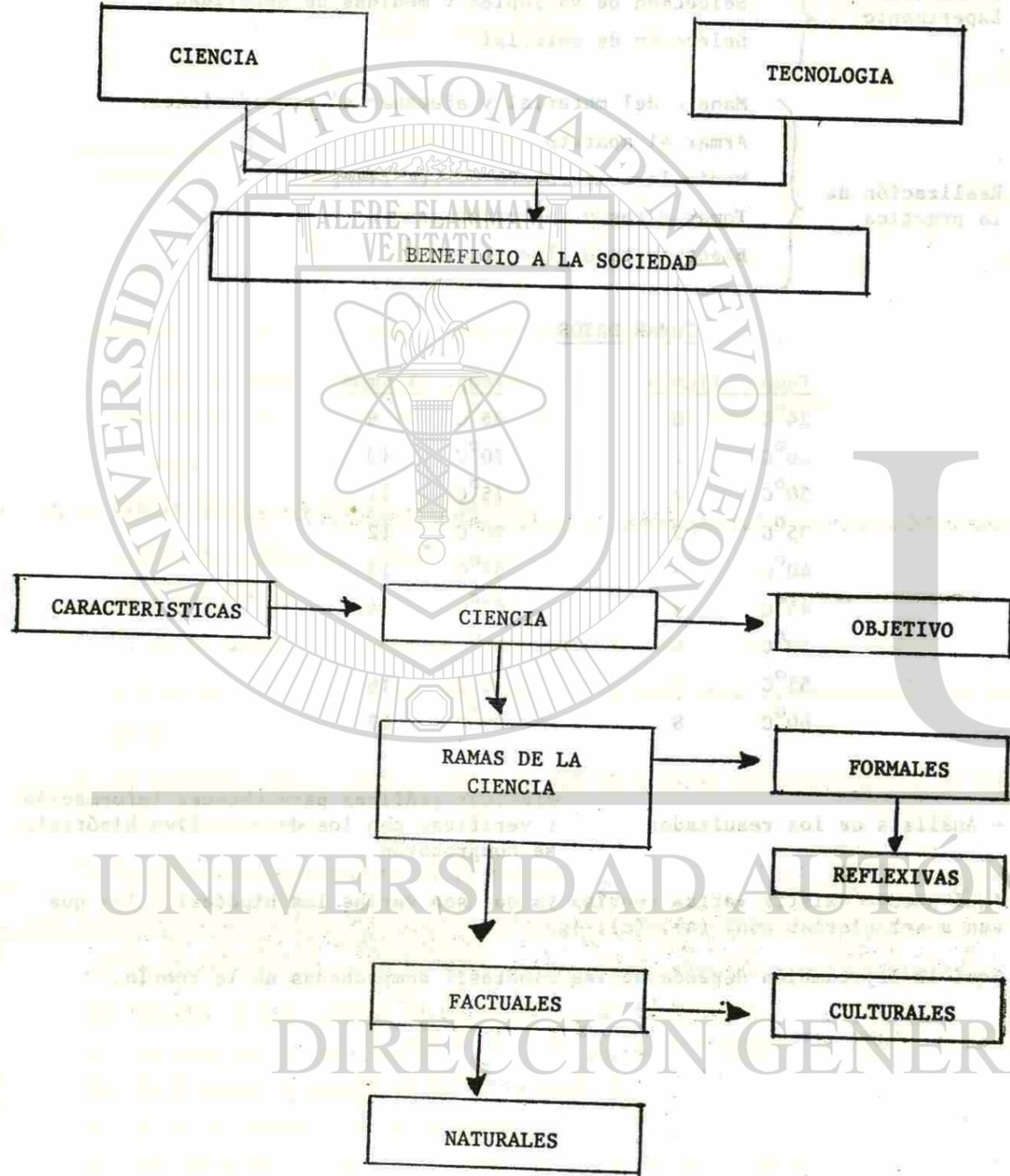
TOMAR DATOS

Temp.	Tiempo	Temp.	Tiempo
24°C	0	65°C	9
26°C	1	70°C	10
30°C	2	75°C	11
35°C	3	80°C	12
40°C	4	87°C	13
45°C	5	87°C	14
50°C	6	87°C	15
55°C	7	90°C	16
60°C	8	98°C	17

- Análisis de los resultados Efectuar gráficas para obtener información y verificar con los datos cuáles hipótesis se comprobaron

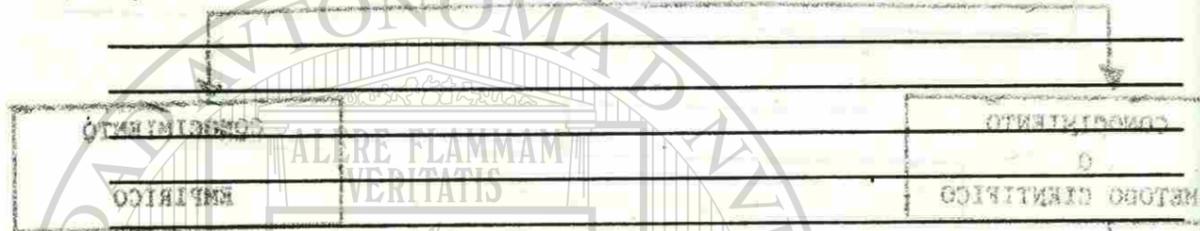
9. Aquí pueden existir varias teorías ya que son varias las hipótesis; las que van a ser ciertas son: (a), (c), (g).

10. Aquí la ley también depende de las hipótesis comprobadas de la teoría.



1. Responda en forma breve las siguientes preguntas.

a) ¿Qué es la Ciencia?



b) ¿Qué es la Tecnología?

c) Escribe 5 ejemplos de Ciencia.

d) Escribe 5 ejemplos de Tecnología.

e) ¿Cuál es la relación que guarda la Ciencia y la Tecnología en el desarrollo de un país?

f) ¿Cuáles son las ramas de la Ciencia?

g) ¿Qué es un Invento y un Descubrimiento?

h) Define Ciencias Formales.

i) Define Ciencias Factuales.

j) ¿Cuál es la Subdivisión de las Ciencias Formales y Factuales?

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

k) Escribe 2 diferencias entre Ciencias Formales y Factuales.

Handwritten lines for answer k)

l) ¿Cuáles son las características de la Ciencia?

Handwritten lines for answer l)

m) ¿Qué es el Conocimiento Empírico?

Handwritten lines for answer m)

n) ¿Qué es el Conocimiento Científico?

Handwritten lines for answer n)

o) ¿Cuáles son las Fases o Etapas del Método Científico?

Handwritten lines for answer o)

p) Escribe 5 diferencias entre Conocimiento Empírico y Científico.

Handwritten lines for answer p)

q) Menciona las Características del Método Científico.

Handwritten lines for answer q)

r) Define cada una de las Fases del Método Científico.

1. Observación (Recopilación de Información).

Handwritten lines for answer 1

2. Hipótesis.

Handwritten lines for answer 2

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



3. Experimentación (Método Experimental)

4. Teoría

5. Ley

s) ¿Cómo puede diferenciar entre Hipótesis y Experimentación?

t) ¿Cuáles son las Fases del Método Experimental?

u) Establece claramente las diferencias entre Hipótesis, Teoría y Ley.

v) ¿Cuándo te haces estas preguntas en que fase del Método Científico estas?

¿Por qué sucedió? ¿Cuáles son sus efectos?

w) Fase del Método experimental dónde se obtienen conclusiones por medio de datos y gráficas.

x) Fase del método experimental dónde seleccionas las medidas de seguridad, material y pasos a seguir.

y) Cuando una hipótesis es comprobada en repetidas ocasiones dando los mismos resultados positivos se dice que adquiere la calidad de.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



1. Subraya la respuesta correcta en cada pregunta.

a) El procedimiento que sigue un investigador para descubrir las causas reales que originan el cáncer constituye.

- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1. Una hipótesis | 3. Una teoría |
| 2. Un método científico | 4. Una ley |

b) Cuando vemos una película sobre "Las condiciones de higiene de comunidades marginadas", la parte del método científico que utilizamos es.

- | | |
|--------------------|----------------|
| 1. Experimentación | 4. Teoría |
| 2. Hipótesis | 5. Observación |
| 3. Ley | |

c) La afirmación "Existen seres vivos en otros planetas" constituye una:

- | | |
|--------------|----------------------|
| 1. Hipótesis | 4. Ciencia |
| 2. Ley | 5. Método científico |
| 3. Teoría | |

d) Al poner agua en el refrigerador para comprobar que en el estado sólido aumenta su volumen, estamos realizando.

- | | |
|--------------------|----------------|
| 1. Hipótesis | 4. Observación |
| 2. Teoría | 5. Ley |
| 3. Experimentación | |

e) Cuando se comprueba experimentalmente una hipótesis se establece una.

- | | |
|----------------|--------------------|
| 1. Observación | 4. Teoría |
| 2. Hipótesis | 5. Experimentación |
| 3. Ley | |

2. Escribe una (F) si el enunciado es falso o una (V) si es verdadero.

- El método científico se basa fundamentalmente en experimentaciones al azar.
- El método científico es el utilizado por la Química para estudiar sus fenómenos.
- La teoría es la tercera fase del método científico.
- La experimentación se le llama también método experimental.
- El conocimiento científico es metódico y esta sistematizado.
- El conocimiento empírico se adquiere en la calle.
- El conocimiento empírico tiene un objetivo específico.
- La lógica y las matemáticas son ejemplos de ciencias factuales.

- La Economía, Historia y la Sociología son ejemplos de ciencias formales.
- El cine, telegrafo, radio son ejemplos de ciencia.
- La madera flota en el agua, los metales se oxidan son ejemplos de tecnología.
- La tecnología es un conjunto de conocimientos sin conexión.
- La ciencia para su estudio se ha dividido en formales y factuales.

UNIDAD I

METODO CIENTIFICO
LABORATORIO # 3

1. Relaciona las siguientes columnas.

- | | |
|---|---|
| () Conocimiento que empleamos en la vida diaria, adquirido en la práctica o por imitación. | 1. Ciencias Factuales |
| () Conocimiento que trata de responder al cómo y por qué de un determinado fenómeno. | 2. Ciencias Formales |
| () Es un conjunto de conocimiento, que nos lleva al avance de la comprensión del funcionamiento, del mundo observable. | 3. Características de ciencia. |
| () Es todo aquello que no contribuye a la comprensión de la manera de como actúan las leyes de la naturaleza, sino que nos ayuda a controlar el mundo que nos rodea. | 4. Características del método científico. |
| () Un procedimiento que permite investigar y resolver un problema o conjunto de problemas. | 5. Método experimental |
| () Admite aquello que es comprobable, - adopta un método, esta en evolución constante; son características de: | 6. Conocimiento científico |
| () Es práctico, claro, comunicable, metódico, verificable, son características de: | 7. Conocimiento empírico |
| () Ciencias donde sus enunciados se refieren a una forma o idea. | 8. Método |
| () Ciencias donde sus enunciados se refieren en su mayoría a hechos. | 9. Ciencia |
| () La planeación, la realización y el análisis de los resultados del experimento son fases del método | 10. Tecnología |

2. De la siguiente lista de conceptos, determina cuáles son ejemplos de ciencias y cuáles de tecnología.

- a) La caída de los cuerpos _____
- b) La energía eléctrica _____
- c) El teléfono _____

- d) La madera flota en el agua _____
- e) Por qué los metales se oxidan _____
- f) La imprenta _____
- g) El cine _____
- h) La aparición del arco iris en el firmamento. _____

3. De la siguiente lista distingue cuáles son ejemplos de ciencias formales y cuáles de ciencias factuales, escribiendo en la línea de enfrente el nombre correspondiente.

- | | |
|---------------------|----------------------|
| a) Historia _____ | e) Matemáticas _____ |
| b) Lógica _____ | f) Física _____ |
| c) Economía _____ | g) Psicología _____ |
| d) Sociología _____ | h) Química _____ |

4. Coloca una C sobre la línea si lo indicado se refiere a un conocimiento científico, o una E si se refiere a un conocimiento empírico.

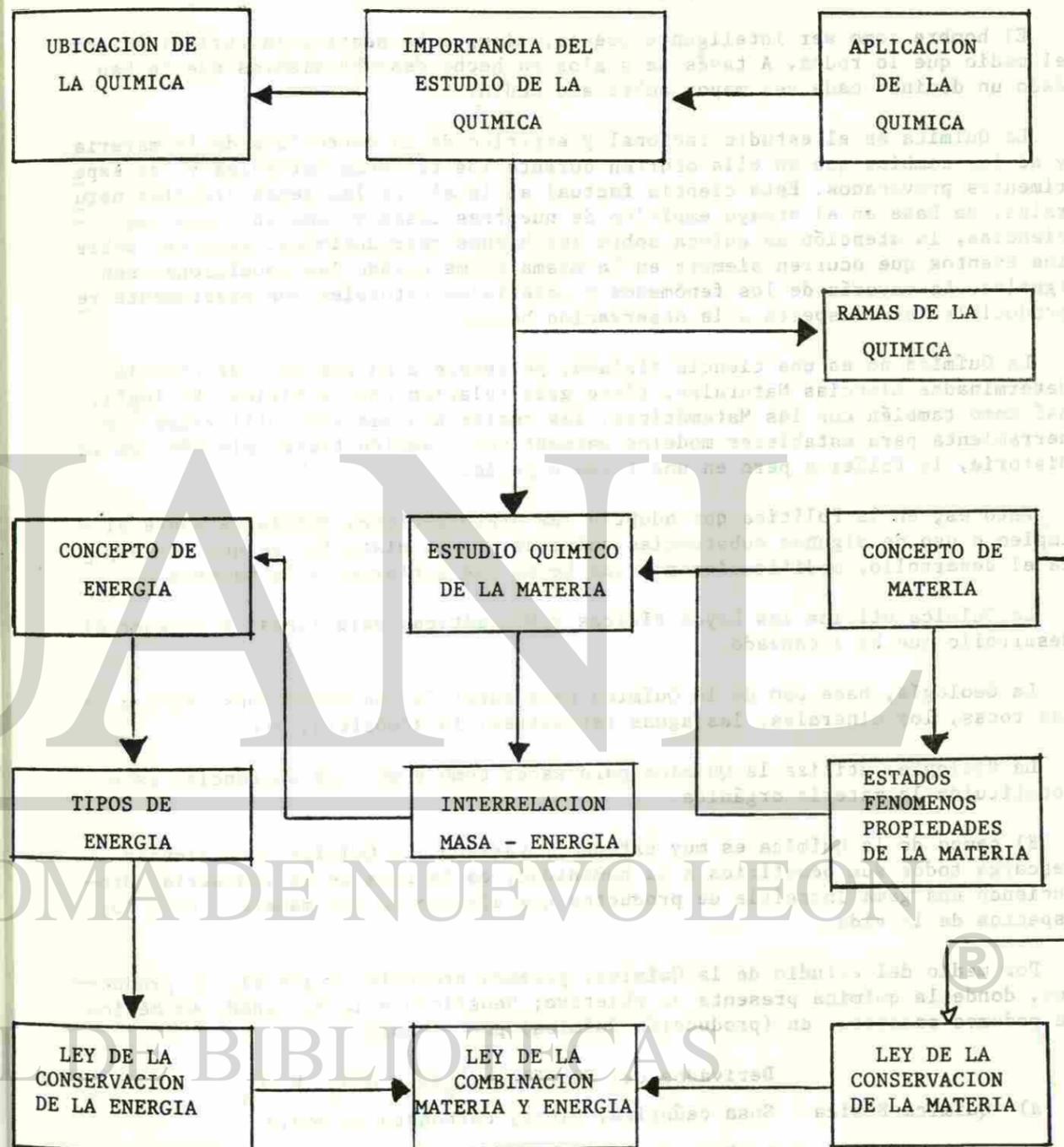
- _____ Tiene un objetivo específico.
- _____ Se adquiere en la calle.
- _____ Esta sistematizado.
- _____ No le interesa la investigación.
- _____ La aplicación de la conclusión es universal.
- _____ Se conforma con la observación de los hechos.
- _____ Su fundamentación es la experiencia.
- _____ Es vago e inexacto ya que no le preocupa las descripciones.
- _____ Su fundamentación es la observación y la experimentación.
- _____ Explica los fenómenos de la naturaleza mediante sus leyes.
- _____ Se transmite de padres a hijos.
- _____ Se adquiere a través de nuestros sentidos.
- _____ Emplea metodos y técnicas.
- _____ Es un cúmulo de información sin conexión.
- _____ Aspira a la exactitud.
- _____ Le importa las causas y efectos de los fenómenos
- _____ Se acepta sin ningún cuestionamiento.
- _____ Se adquiere con el estudio y la experimentación.
- _____ Utiliza medidas correctivas para lograr un mayor acercamiento a la verdad.
- _____ Le interesan los hechos por si solos.

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad el alumno:
 Aplicará los principios básicos para el estudio de la Química.

OBJETIVO ESPECIFICO:

- 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, Atomo 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.



IMPORTANCIA DEL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

-¿Por qué es importante estudiar a la Química?

-¿Cuál es su ubicación y aplicación en la vida?

El hombre como ser inteligente que es, siempre ha sentido la curiosidad por el medio que lo rodea. A través de siglos ha hecho descubrimientos que le han dado un dominio cada vez mayor sobre ese medio.

La Química es el estudio racional y empírico de la estructura de la materia y de los cambios que en ella ocurren durante los procesos naturales y los experimentos provocados. Esta ciencia factual al igual que las demás ciencias naturales, se basa en el ensayo empírico de nuestras ideas y cómo en todas las ciencias, la atención se enfoca sobre los hechos reproducibles, esto es, sobre los eventos que ocurren siempre en la misma forma cuando las condiciones son iguales. La mayoría de los fenómenos y materiales naturales son exactamente reproducibles con respecto a la observación humana.

La Química no es una ciencia aislada, pertenece a un conjunto de ciencias determinadas Ciencias Naturales, tiene gran relación con la Física, Biología, así como también con las Matemáticas, las cuales son más bien utilizadas como herramienta para establecer modelos matemáticos. También tiene relación con la Historia, la Política pero en una forma especial.

Esto es; en la Política que adoptan las organizaciones mundiales sobre el empleo o uso de algunas sustancias químicas. En la Historia, ya que nos explica el desarrollo, modificaciones y las Leyes que gobiernan a la materia.

La Química utiliza las Leyes Físicas y Matemáticas para llegar a obtener el desarrollo que ha alcanzado.

La Geología, hace uso de la Química para saber de que están constituidas las rocas, los minerales, las aguas terrestres, la atmósfera, etc.

La Biología, utiliza la Química para saber como y por qué sustancias están constituida la materia orgánica.

El campo de la Química es muy extenso y variado. La Química como ciencia descargando todos sus beneficios a la humanidad, es la base de la Industria, produciendo una gama increíble de productos que afectan de una manera u otra los aspectos de la vida.

Por medio del estudio de la Química, podemos producir un sin fin de productos, donde la química presenta un objetivo; Beneficio a la Sociedad, en México la podemos encontrar en (producción Química) por ejemplo:

- Derivados del Petróleo, H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4
- a) Química Básica Sosa cáustica, cloro, carbonato de sodio y otras compuestos importantes

JUANIL

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



- b) **Química Inorgánica.** Tiene que ver con todos los componentes químicos (elementos y compuestos) exceptuando aquellos que contienen carbono.
- c) **Química Orgánica.** Es el estudio de los compuestos químicos que contienen carbono. En forma particular, trata de los componentes en los cuales el carbono está combinado con el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y con una familia de elementos denominados halógenos.
- d) **Química Analítica.** Consta de dos partes
1. **Análisis cualitativo:** tiene que ver con los componentes (elemento o compuestos) de una porción dada de material.
 2. **Análisis Cuantitativo:** tiene que ver con la cantidad exacta de cada componente en una muestra.
- e) **Físico-Química.** Es la ciencia que estudia las leyes de la química y los hipótesis y teorías utilizadas para explicarlas.
- f) **Bioquímica.** Trata de la química de los seres vivos.

CONCEPTO GENERAL DE MATERIA

Durante muchos años los científicos definieron que la materia "es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa". En 1905, Albert Einstein 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 fue comprobado por los astrónomos, quienes encontraron que un rayo de luz se propaga desde una estrella lejana hacia la tierra, cuando pasa cerca del sol es desviado hacia el por su acción 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.

Consideremos ahora nuevamente la definición de materia dada al principio; es evidente que la afirmación de que la materia "es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa" está incompleta, ya que al realizarse el experimento del rayo de luz (una forma de energía) se comprobó que dicho rayo de luz tenía masa; de donde podemos deducir que la materia "es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa y energía".

En sí podemos tener que materia; es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, que presenta forma, masa, peso, volumen y energía. También presenta la propiedad de la inercia que es la resistencia que opone la materia a cambiar de dirección o velocidad de movimiento.

Sabemos que masa y peso son diferentes ya que masa "es una medida de la inercia", es decir es una medida de la cantidad de materia de un cuerpo y esto no -

varía de un lugar a otro en el universo. La masa de un astronauta, por ejemplo, es la misma en el espacio exterior, en la luna ó en la tierra. Por otra parte el peso, cambia de un lugar a otro ya que varía con la gravedad o con la ausencia de ella. Un astronauta cuyo peso es de 90 kilos en la tierra, pesará solamente 15 kilos en la luna, sitio en el cual la gravedad es seis veces menos que la de la tierra y nada en el espacio exterior, donde la gravedad no existe. Entonces peso "es la medida de la fuerza de atracción gravitacional entre los objetos". Es igual a la masa multiplicada por la aceleración debido a la gravedad.

Dado que los químicos están generalmente limitados a los laboratorios terrestres, la destrucción entre masa y peso casi siempre es inadvertida y el concepto de peso se utiliza comúnmente para denotar el concepto de masa

CONCEPTO GENERAL DE ENERGIA

Uno de los compuestos 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. La palabra "energía" está compuesta por el prefijo griego "en" que significa "adentro" y "ergon" que quiere decir "trabajo". Cuando un objeto posee energía, el trabajo se puede presentar en forma de algún cambio dinámico. Sin embargo, la base para los cambios dinámicos son las fuerzas no equilibradas. Cuando una fuerza actúa y supera a cualquier fuerza opuesta, ocurre el movimiento u otro fenómeno similar. Entonces se dice que se ha realizado trabajo, o que ha tenido lugar un flujo de energía. Por ejemplo, cuando recogemos un objeto ejercemos una fuerza que vence a la gravedad. Nuestros músculos han hecho trabajo o gastado energía. El objeto que recogimos ha almacenado energía, o el potencial para desarrollar trabajo. Si soltamos el objeto actúa la fuerza de gravedad poniéndolo en movimiento y, al caer, se consume la energía almacenada. Si el objeto lo lanzamos sobre una rueda de paletas, la energía almacenada podría realizar trabajo poniendo en movimiento la rueda.

La energía se presenta en diferentes formas, la conocemos como flujo de energía, movimiento y cambios dinámicos. Las observaciones de estos cambios muestran que la energía se puede almacenar y transformar pero no es posible crearla ni destruirla. La convención entre las diferentes formas de energía es continua y da como resultado alguna acción, movimiento y cambios físicos.

TIPOS DE ENERGIA

Existen diferentes tipos de energía como por ejemplo. Potencial, Cinética, calorífica, Mecánica, luminosa, Química, Ionización, Atómica, Nuclear, Radiante, Eléctrica etc.

Debido a que la energía no se puede crear, el trabajo se obtiene de una transformación de la energía en que ésta cambia de forma.

Piense en algún fluido de energía en nuestro medio ambiente. El sol "produce" energía. Parte de esta energía se presenta en forma de energía, o energía solar, que viaja a través del espacio como rayos solares que inciden sobre la Tierra.

El agua, en el océano, absorbe algo de esta energía radiante y se convierte en energía calorífica, la cual origina que parte del agua se evapore formando nubes que se desplazan tierra adentro. Una porción del agua se deposita en las áreas montañosas como lluvia. Esta agua ahora tiene energía potencial, o energía debida a la posición, ya que es traída de regreso al mar por la fuerza de gravedad. Es así como el agua fluye a través de los ríos hacia el mar y parte de ella se almacena en las presas. La energía de movimiento, o energía cinética, del agua cuando se libera de las presas se utiliza para mover una turbina. Ello da como resultado la conversión de la energía cinética en energía mecánica. La turbina se conecta a un generador que transforma la energía mecánica en energía eléctrica. La electricidad se transporta a través de cables y se utiliza para desarrollar diferentes tipos de trabajo como hacer funcionar un aparato de televisión, mover un motor eléctrico, o encender una bombilla eléctrica.

Otra parte de la energía solar la absorben las plantas. A través de la fotosíntesis, las plantas producen sustancias químicas captando parte de energía, como energía química. Los humanos y los animales comen las sustancias químicas y utilizan una porción de la energía almacenada en estas sustancias para vivir y trabajar. Las principales fuentes de energía de nuestra sociedad industrial son los combustibles fósiles; carbón, aceite y gas natural. Estos combustibles se componen por residuos de remotas especies vegetales y animales y son depositarios de energía química.

Los ejemplos anteriores demuestran el significado de energía y sus transformaciones. En química nos preocupamos por las transformaciones que sufre la energía en los procesos químicos.

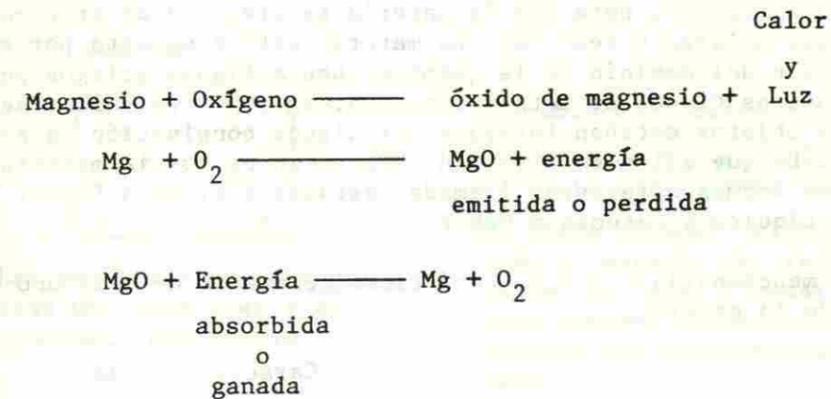
CAMBIOS EXOTERMICOS Y ENDOTERMICOS

Cuando una o varias sustancias cambian de forma tal que los alrededores reciben (ganan) energía, el cambio se llama exotérmico. O sea de esa reacción se desprende calor, la terminación térmico anteriormente se refería a la energía calorífica, ahora lo consideraremos en una forma más amplia, para cualquier tipo de energía.

Un ejemplo es cuando se quema el magnesio en el aire (oxígeno) para dar óxido de magnesio, la energía química se convierte en calorífica y en lumínica las cuales son emitidas a los alrededores; este fenómeno corresponde específicamente a un cambio químico exotérmico.

Cuando el dióxido de carbono y el agua se transforman en glucosa en una planta, la energía solar se convierte en energía química. Los cambios en los cuales, los materiales forman energía de los alrededores se denominan endotérmicos. La formación de la glucosa es una reacción química endotérmica. En el ejemplo anterior del objeto caliente sobre la masa, la toma de calor por la masa es un cambio físico endotérmico.

Podemos entonces concluir, que todo aquel proceso que en una dirección sea exotérmico, este mismo pero en dirección opuesta, será endotérmico. La cantidad de energía desprendida en un proceso, es la misma cantidad de energía ganada en un proceso inverso. Ver. Ej. siguiente



MATERIA Y ENERGIA

Por años los científicos supusieron que la cantidad total de materia y energía del universo es constante. Tradicionalmente enunciaban 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 Albert 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.

$$E = mc^2$$

donde E = energía

M = masa

c = velocidad de la luz

Según la ecuación de Einstein, la masa y la energía son equivalentes. Por lo tanto las dos leyes realmente son una sola e idéntica: La Ley de la conservación Masa-Energía. A esta nueva ley de la conservación en ocasiones se le conoce como Ley de 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 intercomunicarse (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 pequeño. No puede medirse con ninguna balanza existente. En consecuencia, en el trabajo de laboratorio y en las presentaciones de cualquier texto, siempre se supondrá que las leyes originales de la conservación de la materia y la energía son absolutamente correctas.

ESTADOS FISICOS DE LA MATERIA

Si usted mira a su alrededor, nota que la materia se presenta en gran variedad de formas, tamaños, colores y texturas. La materia está compuesta por sustancias químicas que son del dominio de la química. Los antiguos griegos pensaban que sólo existían tres clases de materia: tierra, agua y aire. Ellos se imaginaban que todos los objetos estaban formados por alguna combinación de estas materias elementales. Lo que ellos en realidad observaban es que la materia puede presentarse en tres formas diferentes llamadas estados físicos o fases. Estos estados son: Sólido, Líquido y Gaseoso o Vapor.

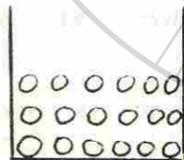
A continuación se mencionarán las características generales de cada uno de los estados físicos de la materia.

Estado o fase
Sólido



La colocación de sus moléculas es ordenada pueden vibrar pero están en posición fija

Líquido

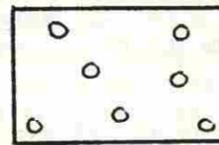


Consiste en un agregado de partículas empaquetados, muy cercanos que se encuentran en movimiento constante y al azar

Características

- presentan formas definidas
- sus moléculas están estrechamente unidas
- presentan volumen propio y definido
- su movimiento es vibracional
- la fuerza de atracción (cohesión) entre sus moléculas es mayor que la fuerza de repulsión
- sus moléculas están ligeramente separadas.
- su volumen es definido, ya que no se ve afectado al ejercer presión sobre él.
- Su forma no es definida, ya que adopta la del recipiente que lo contiene.
- La fuerza de atracción (cohesión) entre sus moléculas es igual a la fuerza repulsión, esto da la suficiente libertad de movimiento y flujo, aunque esta característica no es la responsable de provocar el movimiento
- La distancia entre las moléculas es mayor que en los sólidos, esto les permite además de vibrar (movimiento Vibracional) trasladarse (movimiento de traslación) por esta razón los líquidos no presentan forma definida

Gaseoso



Las moléculas se encuentran muy separadas y en constante movimiento

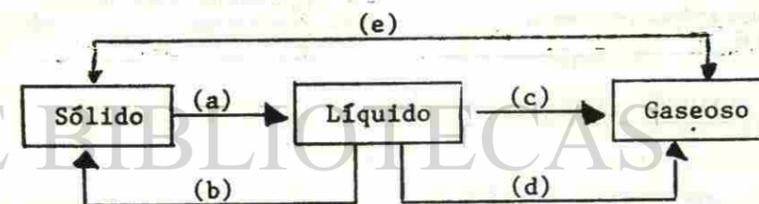
Características

- Sus moléculas están muy separadas.
- Su forma no es definida, adopta la del recipiente que lo contiene.
- No tiene volumen definido, tiende a ocupar todo el espacio del recipiente que lo contiene. Es fácil afectar el volumen del estado gaseoso disminuyendo o aumentando el volumen del recipiente, variando la presión.
- La fuerza de atracción (cohesión) entre sus moléculas es nula, es decir que la fuerza de repulsión es mayor que la atracción.
- La energía cinética o movimiento molecular es elevado, por lo que las partículas chocan constantemente con las paredes del recipiente que lo contiene.
- Sus moléculas poseen movimiento vibracional, traslación y de rotación

CAMBIOS FISICOS DE LA MATERIA

Una misma sustancia puede adoptar cualquiera de los tres estados fundamentales de la materia, dependiendo en cada caso de las condiciones del medio en que se encuentre. El movimiento de las partículas se ve afectado por la temperatura y la presión que se ejerzan sobre la materia.

En cada estado las moléculas de materia poseen una cierta energía responsable de su comportamiento, si esta cantidad de energía se ve aumentada o disminuida en cierto límite puede traer consigo cambios de estado en la materia. (Cambio: es una forma de conversión).

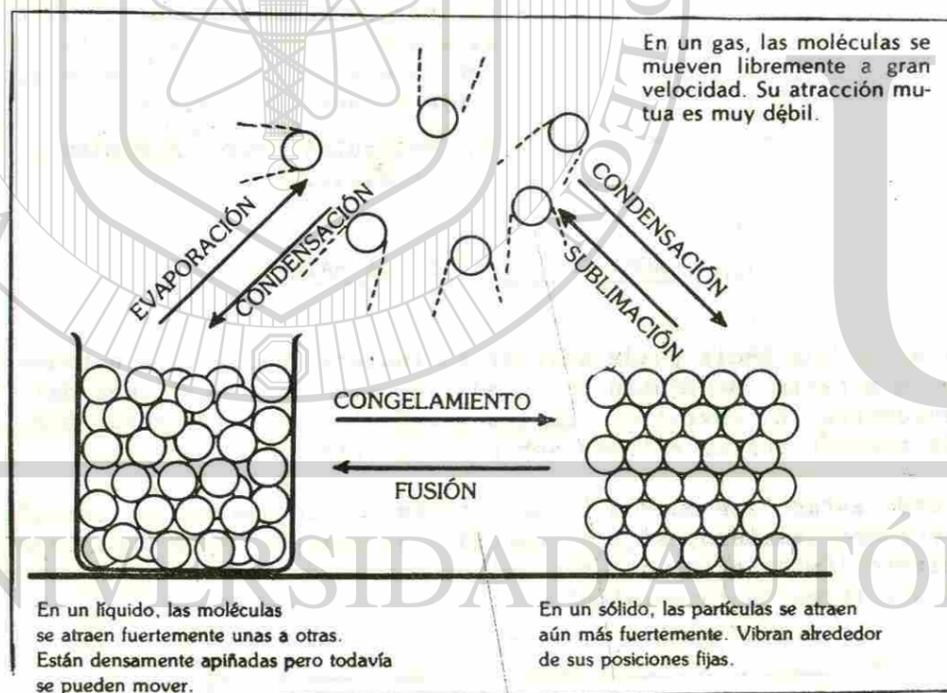


- Definición de los Cambios de Estado.

(a) Fusión: Cambio que sufre la materia al pasar del estado sólido al líquido. Al calentar el sólido se origina un aumento en la actividad de las moléculas, vence la rigidez del estado sólido y da lugar al estado líquido.

- (b) Solificación: Cambio que sufre la materia al pasar del estado líquido a sólido y se obtiene por descenso o disminución de la temperatura.
- (c) Vaporización: Cambio que sufre la materia al pasar del estado líquido al gaseoso y se obtiene por aumento en la temperatura.
o
Ebullición
- (d) Condensación: Cambio que sufre la materia al pasar del estado gaseoso al líquido y se obtiene por descenso o disminución de la temperatura.
o
Licuefacción
- (e) Sublimación: Cambio que sufre la materia al pasar del estado sólido a gaseoso y de gaseoso a sólido sin pasar por el estado líquido; éste se origina por variación de la temperatura y sólo lo presentan algunas sustancias que reciben el nombre de sublimables.

CAMBIOS DE ESTADO



PROPIEDADES GENERALES Y ESPECÍFICAS DE LA MATERIA

Una propiedad es una manifestación de la materia que percibimos por nuestros sentidos; o es una característica por medio de la cual una sustancia puede ser identificada y descrita.

El agua, el aire, la sal de cocina, el azúcar, el oro, la plata, la madera, el carbón, etc., todas y cada una de ellas son sustancias que poseen un conjunto de características que las hacen diferentes unas de otras, lo que las hacen inconfundibles y hace posible su identificación. Aunque algunas veces, algunas sustancias aparentemente son indistinguible; un ejemplo común es el azúcar y la

sal, las dos son blancas, sólidas, inodoras, solubles en agua. Sin embargo, la primera tiene un sabor dulce y la otra un sabor sólido; el azúcar al calentarse se funde produciéndose un líquido viscoso de color café y se quema en el aire la sal al fundirse no cambia de color sólo que a la flama, de una llama de color amarillo intenso, no se quema y se funde a la temperatura del rojo vivo. A estas sustancias las hemos descrito hasta aquí de acuerdo con sus propiedades específicas o características.

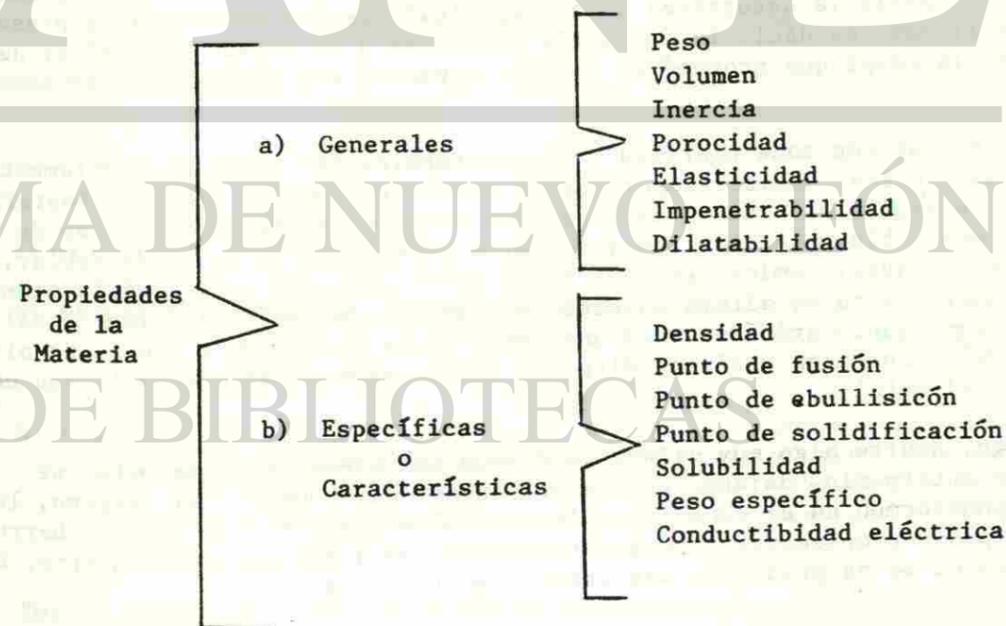
¿Qué es una propiedad específica? Las propiedades específicas son cualidades características de cualquier sustancia y que nos ayudan a diferenciar una sustancia de las demás, mediante valores específicos y constantes.

Aquellas propiedades que no son características de la sustancia propiamente dicha, se conocen como propiedades Generales, es decir que son las propiedades o cualidades comunes a cualquier partícula.

Las propiedades específicas a características las podemos clasificar en propiedades Químicas.

De las propiedades antes mencionadas, las Físicas "pueden ser determinadas sin que ocurra ningún cambio en la composición del material". Son las que dependen de la propia sustancia sin que ocurra ningún cambio en la composición. En tanto que las propiedades Químicas "describen el comportamiento de una sustancia cuando ésta experimenta cambios en su composición". Son las que dependen de la acción de otras sustancias sobre ellas y describen el comportamiento de una sustancia.

DIVISION Y EJEMPLOS DE LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA





A cualquier cambio que sufre la materia, natural o provocado, se le llama fenómeno. La materia puede sufrir dos clases de fenómenos: Físicos o Químicos.

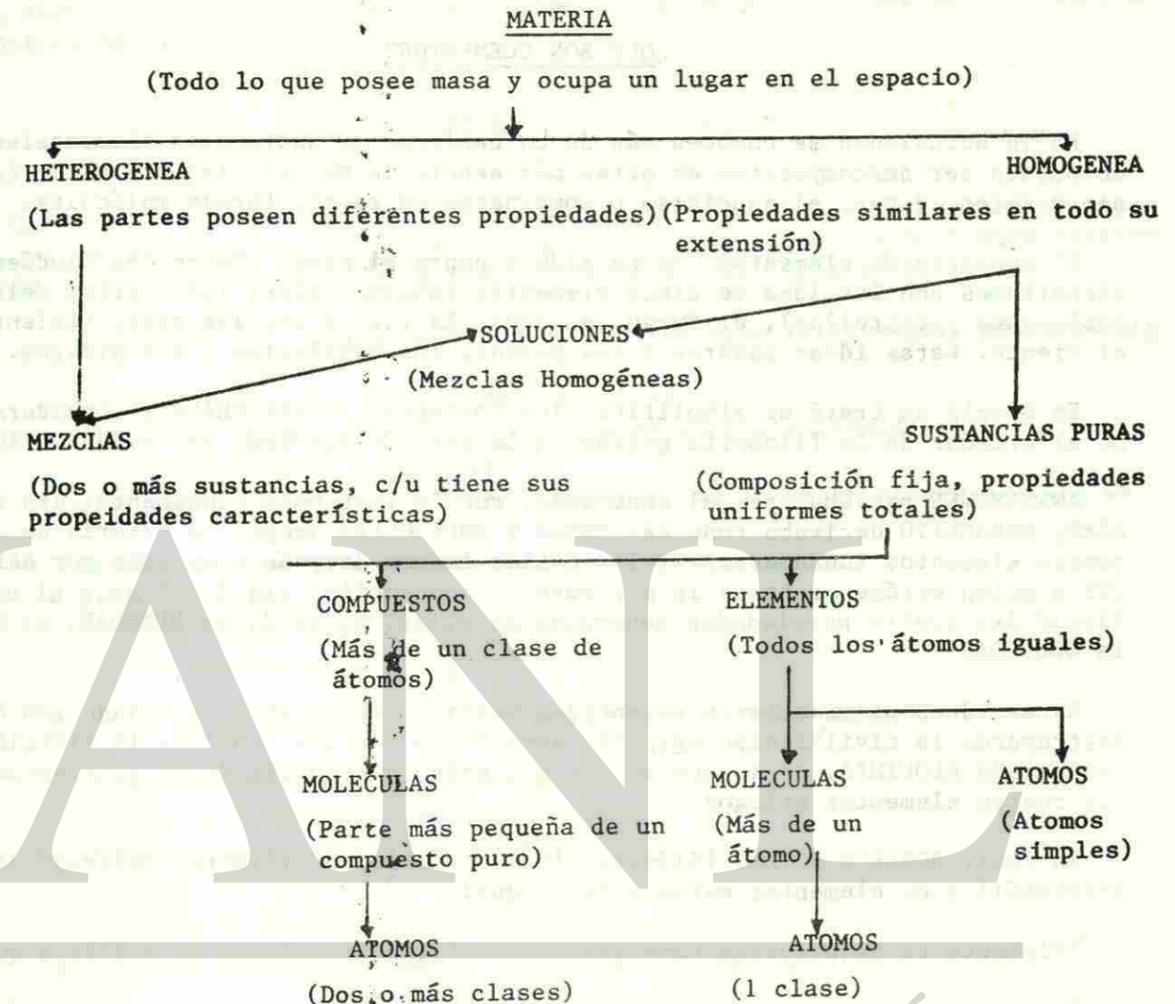
Fenómeno físico "es aquel cambio que no altera la esencia de una sustancia o que lo hace de un modo aparente (transitorio) donde no hay formación de nuevas sustancias, ni hay cambios en las propiedades íntimas de la materia". Este tipo de fenómenos se caracteriza por que no cambia la naturaleza de las sustancias y presenta reversibilidad, es decir, la sustancia vuelve a su estado inicial cuando la causa del fenómeno deja de actuar. Ejemplos serían cualquier cambio de estado.

Fenómeno químico "es aquel en el cual la sustancia pierde sus propiedades originales que la identifican y se producen nuevas sustancias con nuevas propiedades", es decir cambia la naturaleza o la composición de las sustancias y presenta irreversibilidad, es decir la sustancia no vuelve a su estado inicial al dejar de actuar la causa que provocó el cambio. Ejemplos son todas las reacciones químicas.

Para diferenciar con toda claridad las transformaciones químicas propiamente dichas, de los simples cambios temporales de estado (fenómenos físicos) bastará recordar, por ejemplo las transformaciones que puede experimentar un trozo de hierro: es susceptible de calentarse y volver a enfriarse, se le puede doblar, cortar, romper, fundir, laminar etc. En todos estos procesos se tendrá la misma cantidad de hierro y no se altera su esencia. Siempre se tendrá el mismo metal hierro, de color blanco grisáceo, con una densidad de $7,8 \text{ gr/cm}^3$, que funde alrededor de $1,800^\circ\text{C}$. Por esta razón se dice que estas transformaciones solo son cambios físicos del metal.

Sin embargo, ocurre algo muy diferente cuando ese mismo trozo de metal se abandona a la interperie, dejando que la acción del aire húmedo, el oxígeno, la humedad lo transformen en el conocido polvo de color pardo rojizo llamado herrumbre, el cual posee propiedades enteramente diferentes a las del metal hierro. En este último caso, se ha producido una transformación química

CLASIFICACION DE LA MATERIA



La materia la podemos ordenar en dos grandes grupos:

- a) NATURALES: Aquéllas que proporciona directamente la Naturaleza como materia prima (agua, madera, aire, minerales, mármol, petróleo, -hulla, etc.)
- b) ARTIFICIALES: Aquéllas de origen natural que, por el artificio del hombre y los adelantos de la industria moderna, son transformadas en otras según las necesidades y exigencias de la vida actual, (aceros, caucho, cemento, alcohol, medicamentos, explosivos, etc.).

Por lo tanto, en base a esta última gran división, tanto los materiales naturales, como los artificiales pueden ser Homogéneos o Heterogéneos.

Los primeros, son aquéllos que en toda su masa presentan la misma calidad y cantidad en sus componentes; es decir sus moléculas son uniformemente iguales (elementos, compuestos, soluciones).

Los Heterogéneos son aquéllos que están formados de dos o más sustancias diferentes. Presentan en su masa una desigualdad bastante apreciable, como sucede por ejemplo en los minerales, el granito, (mezclas, suspensiones, coloides).

¿QUE SON ELEMENTOS?

En la actualidad se conocen más de un centenar de sustancias elementales que no pueden ser descompuestas en otras más sencillas por el tipo ordinario de cambio químico, éstas, al asociarse o combinarse entre sí, forman moléculas.

El concepto de elementos, no ha sido siempre el mismo. Entre los hindúes encontramos con las ideas de cinco elementos fundamentales: los cuerpos celestes (sol, luna y estrellas), el fuego, el agua, la tierra con los seres vivientes y el viento. Estas ideas pasaron a los persas, los babilonios y los griegos.

En Grecia se trató de simplificar los conceptos, y así THALES, considerado como el creador de la filosofía griega, sólo admitía que todo provenía del AGUA.

ANAXIMENES pensaba, por el contrario, que la sustancia fundamental era el AIRE; HERACLITO derivaba todo del FUEGO Y EMPEDOCLES aceptó la teoría de los cuatro elementos fundamentales, los cuales fueron después aceptados por ARISTÓTELES a quien erróneamente se le atribuye su concepción, siendo el sólo el que estableció las cuatro propiedades generales de ellas: el FRIO, la HUMEDAD, el CALOR y la SEQUEDAD.

Estas ideas permanecieron estancadas hasta el siglo XVII, y cuando los árabes destruyeron la civilización egipcia, aprendieron de los vencidos la ciencia o técnica llamada ALQUIMIA, en la que aún se mantenía la creencia de la existencia de los cuatro elementos griegos.

En 1661, ROBERTO BOYLE, filósofo, físico y químico brillante, destruyó la idea aristotélica de elementos estableciendo que:

"Elemento es todo cuanto consigamos como último resultado de análisis químico".

Estos conceptos marcan nuevos derroteros en la Química que inicia, desde entonces, un verdadero período científico.

Al principio se cometieron algunos errores, pues sustancias compuestas como el óxido de calcio (CaO) y el bióxido de uranio (UO₂), fueron consideradas durante algún tiempo como elementos, por no haber podido descomponerlas en sustancias sencillas.

Pero las equivocaciones fueron pocas y en el año de 1900, con excepción de algunos elementos, se habían descubierto casi todos los elementos que conocemos actualmente.

En años recientes, el conocimiento de la estructura atómica, y el método introducido por MOSELEY, empleando rayos X para determinar el número atómico (No. de electrones planetarios = No. de protones libres en el núcleo), permitió dar a cada elemento un número atómico. Basándose en esto, actualmente se considera que:

"Elemento es la sustancia formada por átomos de igual número atómico"
Los científicos han descubierto y/o creado a la fecha 105 elementos con números atómicos del 1 al 105.

NOMENCLATURA DE LOS ELEMENTOS

Con el objeto de que estas sustancias tengan un nombre universalmente aceptado, se ha recurrido al latín o al griego para designarlas. Dicho nombre corresponde de ordinario a algunas de sus propiedades características:

- HIDROGENO, que quiere decir: generador de agua (Hidro-agua; genos=generador),
- YODO, por el color violeta de sus vapores,
- MERCURIO, (Hydrargirus), por su aspecto de plata líquida,
- PLOMO, (Plumbum), por su peso,
- NITROGENO, generador de nitro o salitre (es el mismo azoe=privativo de vida),
- ARGON, sin energía, indiferente,
- BARIO, pesado,
- FOSFORO, lleva luz, fosforescente,
- BROMO, fétido, etc.

También se ha designado su nombre en honor a algún país:

- GERMANIO, en recuerdo a Alemania,
- GALIO, en recuerdo a Francia,
- RUTENIO, en honor a Rutenia (Rusia),
- EUROPIO, en honor a Europa,
- POLONIO, en recuerdo a Polonia, etc.

En algunos casos, se nombran considerando a los astros:

- SELENIO, refiriéndose a la Luna,
- TELURIO, a la Tierra,
- PLUTONIO, a Plutón, etc.

Otros toman el nombre del astro o mineral de donde fueron descubiertos:

- HELIO, por haberse descubierto en el Sol,
- ZIRCONIO, por encontrarse en el mineral llamado zircón
- TECNECIO, por haberse descubierto técnicamente, etc.

REPRESENTACION DE LOS ELEMENTOS

Desde tiempos remotos se han representado las cosas por signos o figuras; los griegos representaban a las sustancias por jeroglíficos. Más tarde, se les representó por números caprichosos y abstractos. En 1804, JOHN DALTON, físico inglés, modificó estos signos simplificándolos; aunque todavía resultaba problemática su lectura y comprensión.

Se debe a Berzelius (1811) químico sueco, la proposición de representar los diversos elementos con la letra mayúscula inicial de su nombre, por ejemplo:

- P = phosphorus = fósforo
- O = oxígeno
- S = sulfur = azufre
- K = kalium = potasio
- N = nitrógeno
- H = hidrógeno; etc.

Como existen varios elementos cuyo nombre comienza con la misma letra, se convino añadir, en tales casos, una letra minúscula tomada de la primera o segunda sílaba del nombre

- Cu = cuprum = cobre
- Na = natrium = sodio
- Co = cobalto
- Ag = argentum = plata
- Hg = hydrargirum = mercurio
- Pb = plumbum = plomo
- Cr = cromium = cromo
- Cl = cloro
- Au = aurum = oro
- Sb = stibium = antimonio, etc.

Todas estas letras representan convencionalmente un átomo de un elemento y se denominan SIMBOLOS, los cuales, a lo más, cuentan con dos letras.

A continuación se da un alista de los nombres y símbolos de todos los elementos conocidos hasta ahora.

TABLA DE LOS NUMEROS MASA (PESOS ATOMICOS) INTERNACIONALES Y DE LOS NUMEROS ATOMICOS DE LOS ELEMENTOS CONOCIDOS

NOMBRE DEL ELEMENTO	SIMBOLO	NUMERO ATOMICO	MASA ATOMICA
Actinio	Ac	89	227
Aluminio	Al	13	26.98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.76
Argón	Ar	18	39.944
Arsénico	As	33	74.91
Astatino	At	85	(210)
Azufre	S	16	32.006
Bario	Ba	56	137.36
Berilio	Be	4	9.013
Berkelio	Bk	97	(249)
Bismuto	Bi	83	209.00
Boro	B	5	10.82
Bromo	Br	35	79.916
Cadmio	Cd	48	112.41
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(249)
Carbono	C	6	12.011
Cerio	Ce	58	140.13
Cesio	Cs	55	132.91
Cloro	Cl	17	35.457
Cobalto	Co	27	58.94
Cobre	Cu	29	63.54
Criptón	Kr	36	83.80
Cromo	Cr	24	52.01

NOMBRE DEL ELEMENTO	SIMBOLO	NUMERO ATOMICO	MASA ATOMICA
Curio	Cm	96	(245)
Disproso	Dy	66	162.51
Einstenio	Es	99	(254)
Erbio	Er	68	167.27
Escandio	Sc	21	44.96
Estaño	Sn	50	118.70
Estroncio	Sr	38	87.63
Europio	Eu	63	152.0
Fermio	Fm	100	253
Fierro	Fe	26	55.85
Flúor	F	9	19.00
Fósforo	P	15	30.975
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.26
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.60
Hafnio	Hf	72	178.50
Helio	He	2	4.003
Hidrógeno	H	1	1.0080
Holmio	Ho	67	164.94
Indio	In	49	114.82
Iodo	I	53	126.91
Iridio	Ir	77	192.2
Lantano	La	57	138.92
Laurencio	Lw	103	(257)
Litio	Li	3	6.940
Lutecio	Lu	71	174.99
Magnesio	Mg	12	24.32
Manganeso	Mn	25	54.94
Mendelevio	Md	101	(256)
Mercurio	Hg	80	200.61
Molibdeno	Mo	42	95.95
Neodimio	Nd	60	144.27
Neón	Ne	10	20.183
Neptunio	Np	93	(237)
Niobio	Nb	41	92.91
Níquel	Ni	28	58.71
Nitrógeno	N	7	14.008
Nobelio	No	102	(254)
Oro	Au	79	197.0
Osmio	Os	76	190.2
Oxígeno	O	8	16.000
Paladio	Pd	46	106.4
Plata	Ag	47	107.880
Platino	Pt	78	195.09
Plomo	Pb	82	207.21
Plutonio	Pu	94	(242)
Polonio	Po	84	210
Potasio	K	19	39.1
Praseodimios	Pr	59	140.92
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231

NOMBRE DEL ELEMENTO	SIMBOLO	NUMERO ATOMICO	MASA ATOMICA
Radio	Ra	88	226.05
Radón	Rn	86	222
Renio	Re	75	186.22
Rodio	Rh	45	102.91
Rubidio	Rb	37	85.48
Rutenio	Ru	44	101.1
Samario	Sm	62	150.35
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.09
Sodio	Na	11	22.991
Talio	Tl	81	204.39
Tantali	Ta	73	180.95
Tecneio	Tc	43	(99)
Teluro	Te	52	127.61
Terbio	Tb	65	158.93
Titanio	Ti	22	47.9
Torio	Th	90	232.05
Tulio	Tm	69	168.94
Uranio	U	92	238.07
Vanadio	V	23	50.95
Wolframio (Turgsteno)	W	74	183.86
Xenón	Xe	54	131.3
Yterbio	Yb	70	173.04
Ytrio	Y	39	88.92
Zinc	Zn	30	65.38
Zirconio	Zr	40	91.22
Kurchatovio	Ku	--	---
Hannio	Ha	--	---

*** El valor dado entre paréntesis denota el número de masa de los más conocidos isótopos estables.

¿QUE SON COMPUESTOS?

Después de prolongados estudios de investigación, se encontró que entre todas las sustancias existentes en la naturaleza, más de un centenar eran elementales y, el resto, eran sólo combinaciones de éstos elementos en diversas proporciones, formando los llamados COMPUESTOS.

Así, todas las demás sustancias conocidas se han formado por la variable unión de dichos cuerpos simples, siguiendo siempre leyes fijas.

Los compuestos pueden definirse como la agrupación de dos o más cuerpos simples en íntima unión, con propiedades enteramente diferentes de los constituyentes o elementos originales. En otras palabras, son las sustancias que sólo por métodos químicos pueden ser descompuestas en dos o más de carácter más simple.

Sus características son las siguientes:

- a) La relación entre sus constituyentes SIEMPRE es constante para cada especie química definida, es decir, están regidas por la ley de Proust

que dice: "Cuando dos o más elementos se unen para forman un mismo compuesto, las cantidades que de ellos intervienen guardan la misma proporción".

- b) Al formarse, siempre hay manifestaciones de energía (absorción, desprendimiento) en algunas de sus formas: calor, luz o electricidad.
- c) Sus constituyentes no pueden ser separados por simples medios físicos (filtración, decantación, evaporación, destilación, cristalización, etc.), sino por medios químicos enérgicos (electrólisis, pirólisis, hidrólisis, etc.).
- d) Son sustancias homogéneas, y por lo tanto, dada la uniformidad de su masa, sus constituyentes no son visibles ni con el microscopio más potente.
- e) Sus constituyentes han perdido sus propiedades originales, y al verificarse la combinación, la sustancia resultante presenta propiedades completamente diferentes a las sustancias que le dieron origen.

¿QUE SON MEZCLAS?

Cuando dos o más sustancias se unen en forma aparente para dar una tercera, obtienen las MEZCLAS, las cuales pueden definirse como la unión de dos o más sustancias en las que cada una conserva separadamente todas sus propiedades originales, de suerte que el conjunto presenta el promedio de las propiedades de ellas que lo forman.

En ellas, las partículas de los componentes se hallan unidas por yuxtaposición, y esto explica la facilidad con que cada sustancia responde a sus propiedades originales. Son de hecho, dispersiones de una sustancia en otra.

Como características especiales de las mezclas pueden citarse:

- a) Que la relación entre sus componentes que la forman es variable, es decir, no siguen la Ley de Proust.
- b) Por regla general, al producirse la unión, no se manifiesta absorción o desprendimiento de energía alguna (calor, luz, electricidad).
- c) Presentan heterogeneidad en su masa, y si son sólidos, sus componentes pueden apreciarse fácilmente.
- d) Los componentes diversos pueden separarse por la acción de disolventes adecuados o por simples medios mecánicos o físicos.
- e) Los componentes de las mezclas conservan, por separado, íntegras todas sus propiedades originales.

Como ejemplos de mezclas tenemos.

- el agua potable: mezcla de sales y gases disueltos en agua.
- El petróleo: mezcla de hidrocarburos.
- La harina: mezcla de granos de almidón con las escamas del trigo

- la leche: mezcla de grasas en solución de agua y lactosa (azúcar de leche)
- el aire: mezcla de oxígeno, nitrógeno, anhídrido carbónico, gases nobles, vapor de agua, polvo, etc.

DIFERENCIA ENTRE MEZCLA Y COMPUESTO

- a) En un compuesto, los elementos deben estar unidos químicamente, y en una mezcla las sustancias que la forman no están combinados químicamente.
- b) En los compuestos sólo la acción química puede separarlos y en el caso de las mezclas pueden separarse entre sí con bastante facilidad.

Por ejemplo: Una mezcla de sal y arena se puede separar mediante la adición de agua. La sal se disuelve formando una solución acuosa y la arena se deposita en el fondo. La solución puede verterse en otro recipiente; calentarse para expulsar el agua, recuperar, así, la sal sólida original.

- c) En los compuestos los elementos que lo componen no pueden ser identificados por sus propiedades individuales originales y en las mezclas las propiedades son las mismas que las de los elementos o compuestos que las componen.

Ejemplo: un puñado de polvo de hierro, mezclado con azufre, pulverizado, forma una mezcla cuyas propiedades se parecen tanto a las del hierro negro como a las del azufre amarillo. Si se pasa un imán por esa mezcla, el hierro se adhiere al imán. Si a la mezcla se le añade un líquido, llamado disulfuro de carbono, se disuelve el azufre.

Pero si la mezcla de azufre y hierro se calienta, estos dos elementos se combinan formando un compuesto conocido como sulfuro de hierro, FeS. El sulfuro de hierro no se parece al azufre ni al hierro. No tiene propiedades magnéticas ni se disuelve en el disulfuro de carbono.

¿QUE ES UN ATOMO?

Las sustancias se forman por la agrupación de moléculas las cuales existen libres y carecen de carga eléctrica; como los elementos son sustancias puras, se encuentran formados por moléculas, pero existen algunos elementos cuya formación está hecha por partículas más pequeñas que las moléculas y que al igual que estas existen en forma libre y carecen de carga eléctrica; Dichas partículas reciben el nombre de átomos. Por ejemplo el potasio posee en su formación partículas pequeñísimas o sea los átomos, pero como estos existen libres, corresponden también a la molécula; es decir, que en algunos elementos el átomo y la molécula se corresponden entre sí y toman parte de una reacción química.

¿QUE ES MOLECULA?

Si tomamos un cristal de cloruro de sodio y examinamos sus propiedades físi-

cas, veremos que es un sólido cristalino de color blanco y sabor salado.

Si esta sustancia la dividimos y al hacerlo observamos las propiedades de los pedacitos, en cada uno encontraremos las mismas propiedades que la pieza original.

Si se continúa la división y se llega a cierto límite en el que las partículas que se obtienen no corresponden a las del cloruro de sodio, se llega a la conclusión que las sustancias poseen una unidad que es la más pequeña que puede existir, porque una subdivisión mayor produce unidades con propiedades diferentes a las de la sustancia original.

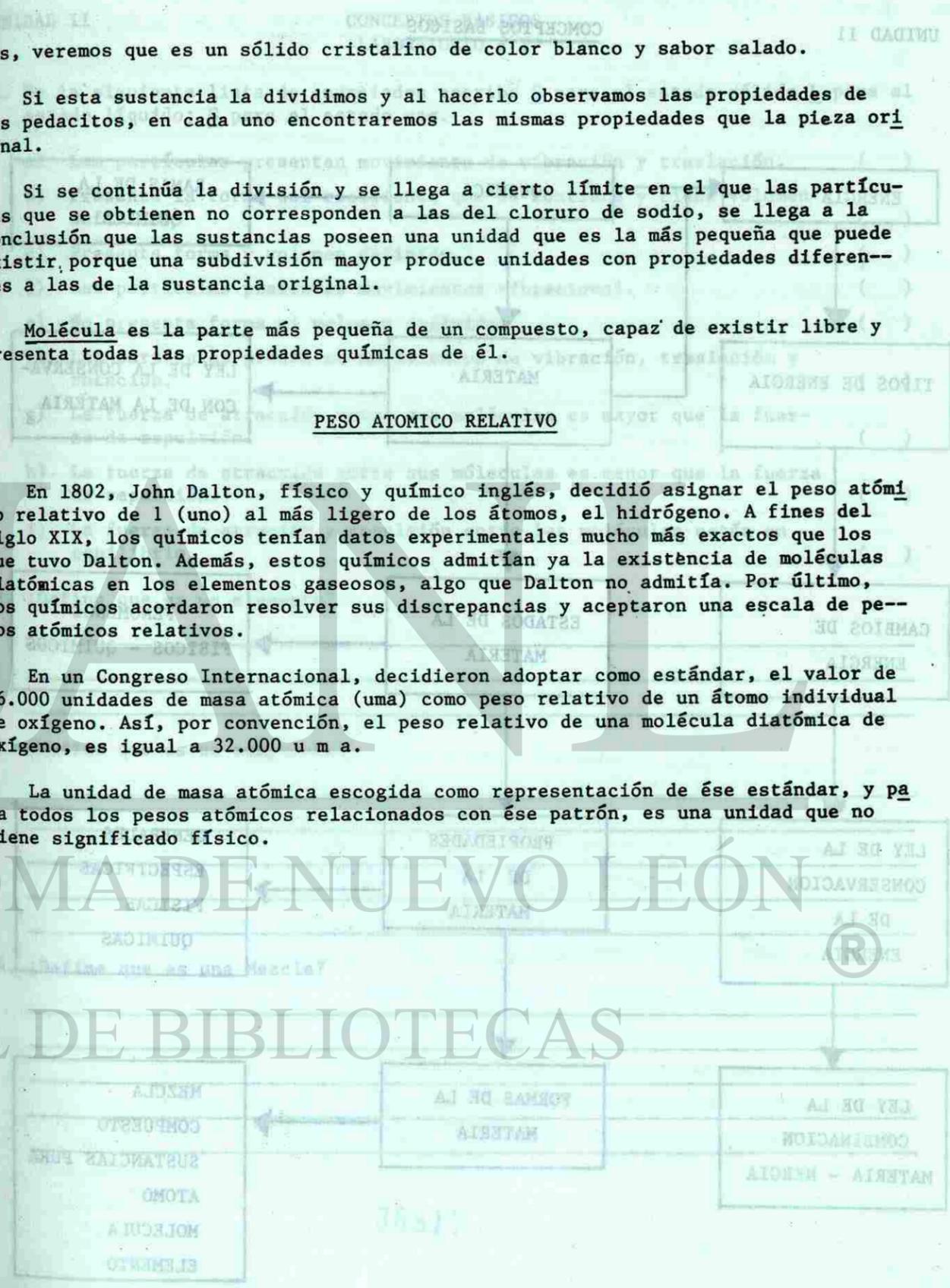
Molécula es la parte más pequeña de un compuesto, capaz de existir libre y presenta todas las propiedades químicas de él.

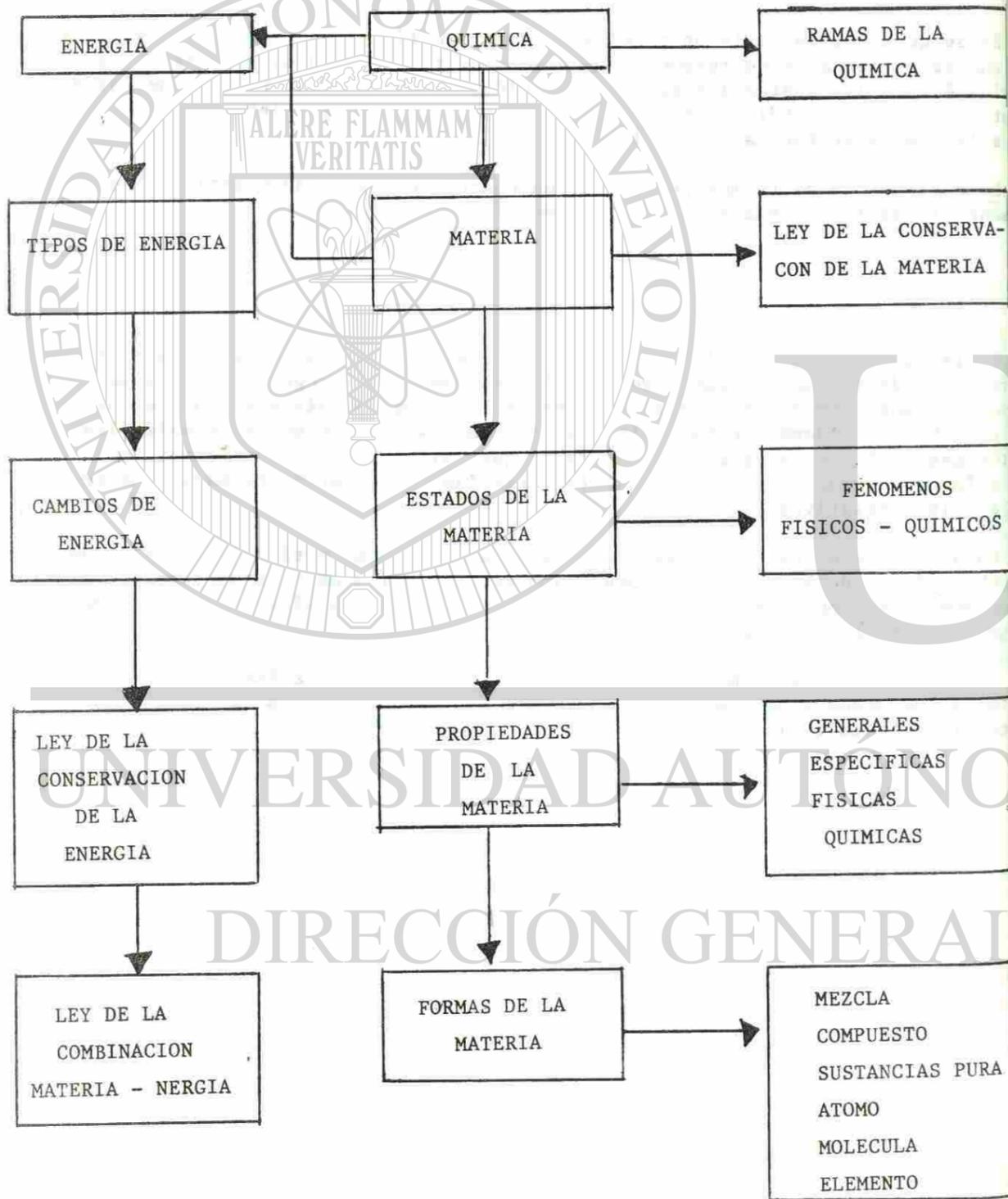
PESO ATOMICO RELATIVO

En 1802, John Dalton, físico y químico inglés, decidió asignar el peso atómico relativo de 1 (uno) al más ligero de los átomos, el hidrógeno. A fines del siglo XIX, los químicos tenían datos experimentales mucho más exactos que los que tuvo Dalton. Además, estos químicos admitían ya la existencia de moléculas diatómicas en los elementos gaseosos, algo que Dalton no admitía. Por último, los químicos acordaron resolver sus discrepancias y aceptaron una escala de pesos atómicos relativos.

En un Congreso Internacional, decidieron adoptar como estándar, el valor de 16.000 unidades de masa atómica (uma) como peso relativo de un átomo individual de oxígeno. Así, por convención, el peso relativo de una molécula diatómica de oxígeno, es igual a 32.000 u m a.

La unidad de masa atómica escogida como representación de ese estándar, y para todos los pesos atómicos relacionados con ese patrón, es una unidad que no tiene significado físico.





I. De la siguiente lista de enunciados escribe S para el estado sólido L para el estado líquido; G para el estado gas.

- a) Las partículas presentan movimiento de vibración y traslación. ()
- b) Presenta la forma del recipiente que lo contiene y tiene volumen definido. ()
- c) Presenta forma y volumen definido. ()
- d) Las partículas presentan movimientos vibracional. ()
- e) No presenta forma ni volumen definido. ()
- f) Las partículas presentan movimientos de vibración, traslación y rotación. ()
- g) La fuerza de atracción entre sus moléculas es mayor que la fuerza de repulsión. ()
- h) La fuerza de atracción entre sus moléculas es menor que la fuerza de repulsión. ()
- i) La fuerza de atracción y repulsión entre las moléculas, están en equilibrio. ()

2. ¿Define que es un elemento?

3. ¿Define que es un compuesto?

4. ¿Define que es una Mezcla?

5. ¿Escribe 3 características para un Compuesto?

6. ¿Escribe 3 características para una Mezcla?

7. ¿Qué es un Atomo?

8. ¿Qué es una Molécula?

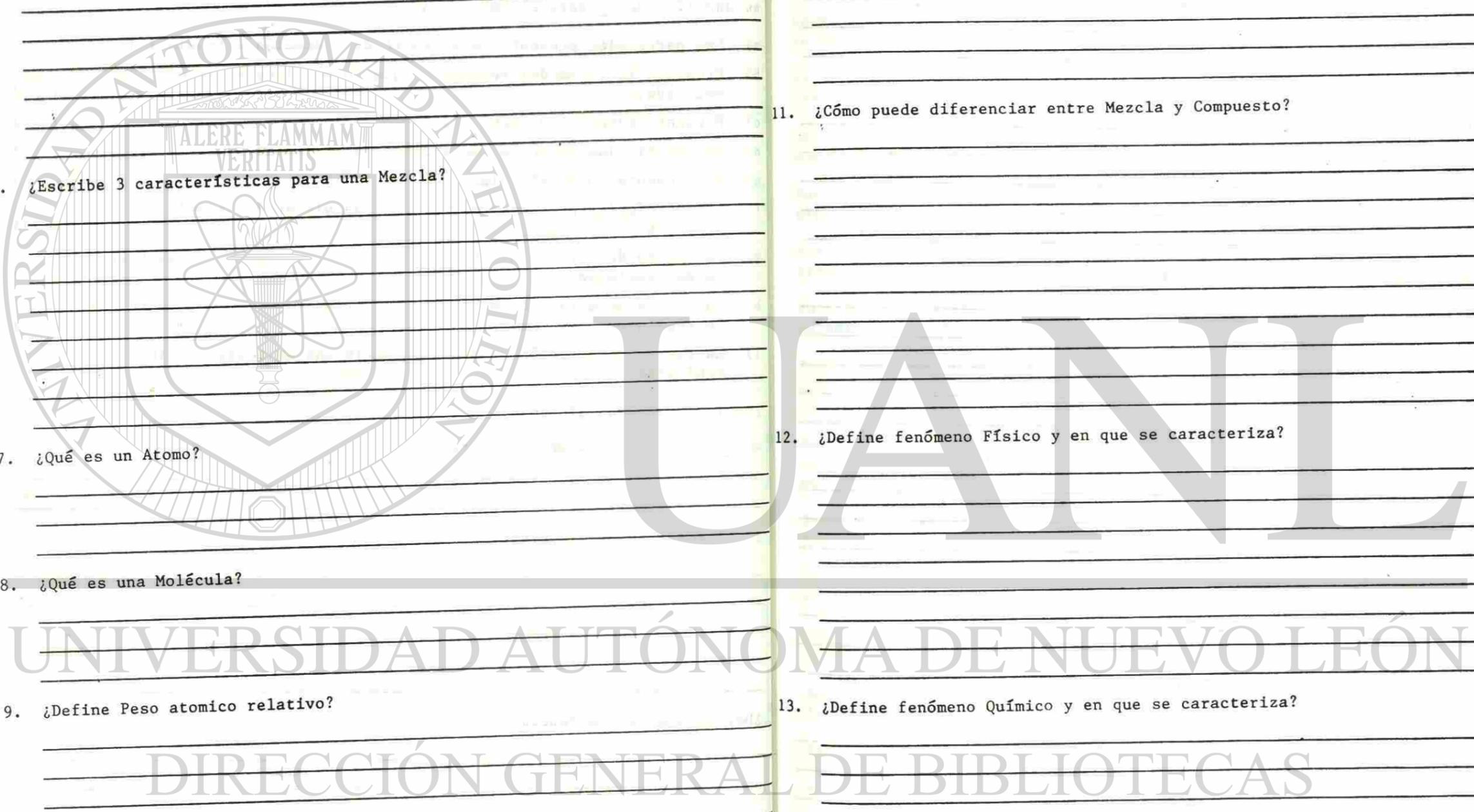
9. ¿Define Peso atomico relativo?

10. ¿Define la Ley de la Combinación de la Energía y la Masa?

11. ¿Cómo puede diferenciar entre Mezcla y Compuesto?

12. ¿Define fenómeno Físico y en que se caracteriza?

13. ¿Define fenómeno Químico y en que se caracteriza?



14. ¿Cuáles son los dos grandes grupos en los que se ordena la Materia?

15. ¿Qué se entiende por Materia Homogénea?

16. ¿Qué se entiende por Materia Heterogénea?

17. ¿Qué son sustancias Puras?

18. ¿Define a la Química Inorgánica?

19. ¿Define a la Materia?

20. ¿Define a la Energía?

UNIDAD II

CONCEPTOS BASICOS
LABORATORIO # II

Relaciona las siguientes columnas.

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

() 1. Inercia

Es la oposición que presenta todo cuerpo a cambiar su estado de reposo o movimiento.

() 2. Elementos

Características que permiten diferenciar - una clase de materia de otra.

() 3. Propiedades de la materia

Sustancia formada por átomos de la misma - especie.

() 4. Sólido

Sustancia formada por elementos unidos en proporciones definidas.

() 5. Ley de la Conservación de la materia

Porción de materia formada por sustancias unidas en proporción variable.

() 6. Ley de la Conservación de la Energía

Sustancias que no poseen un volumen constante, tomando la forma del recipiente que las contiene.

() 7. Química Orgánica.

Estado de agregación en el cuál las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas están en equilibrio.

() 8. Gaseosos

Substancias que poseen forma y volumen definidos.

() 9. Líquidos

Es toda transformación en el estado físico de una sustancia.

() 10. Energía Potencial

Temperatura a la cual sucede el cambio de estado de Sólido a Líquido.

() 11. Energía Cinética

Aquel que altera la naturaleza física de - la materia.

() 12. Tecnología Química

Es la capacidad para efectuar un trabajo.

Es la masa por la unidad de volumen.

() 13. Fenómeno Químico

Temperatura a la cual sucede el cambio de estado Líquido a Gas.

() 14. Compuesto

Rama de la química que estudia los compuestos que contienen carbono.

A la energía que presenta un cuerpo cuando esta en movimiento

() 15. Mezcla

A la energía que presenta un cuerpo cuando está en reposo o debido a su posición.

Rama de la química que describen los procesos para la industria y la vida diaria del hombre.

Ley que establece que la energía, no se crea ni se destruye solo se transforma.

- () 16. Cambio de estado
- () 17. Evaporación
- () 18. Energía
- () 19. Densidad
- () 20. Punto de Fusión

II. Elija la opción que responda correctamente.

1. Según la teoría de la energía es una forma de materia, debido a que también posee.
 - a) Volumen
 - b) Masa
 - c) Porosidad
 - d) Impenetrabilidad
2. Es la capacidad de materia que contiene todo cuerpo.
 - a) Volumen
 - b) Masa
 - c) Porosidad
 - d) Peso
3. Los elementos que se combinan para formar un compuesto determinado lo hacen en proporción.
 - a) Variable
 - b) Continua
 - c) Fija
 - d) Intermitente
4. Sustancia que no puede ser descompuesta, en otras más simples.
 - a) Mezcla
 - b) Compuesto
 - c) Elemento
 - d) Componente
5. Es el paso de líquido a vapor.
 - a) Fusión
 - b) Sublimación
 - c) Solidificación
 - d) Ebullición
6. Es el paso de sólido a líquido.
 - a) Fusión
 - b) Evaporación
 - c) Sublimación
 - d) Solidificación
7. Las partículas que forman un Gas son:
 - a) Rígidas
 - b) Inelásticas
 - c) Huecas
 - d) Elásticas
8. Estado de agregación en el que predominan las fuerzas de cohesión, la energía cinética de las partículas es mínima.
 - a) Sólido
 - b) Líquido
 - c) Gaseoso
 - d) Plasma

9. Estado de agregación en el que predominan las fuerzas de repulsión, la energía cinética de las partículas es máxima.
 - a) Sólido
 - b) Líquido
 - c) Gaseoso
 - d) Plasma
10. Las mezclas se caracterizan por:
 - a) No poder ser descompuestas en sustancias más simples.
 - b) Están formadas por átomos de la misma especie.
 - c) Están formadas por elementos en proporciones fijas y definidas.
 - d) Están formadas por sustancias en proporción variable.
11. Los compuestos se caracterizan por.
 - a) Estan formados por átomos de la misma esfera.
 - b) No poder ser descompuestos en sustancias más simples.
 - c) Ser diferentes en sus propiedades a los elementos que les dieron origen.
 - d) Estan formados por elementos en proporción variable.
12. Cuando en una reacción se desprende calor (emite o pierde energía), se llama.
 - a) Energía Exotérmica
 - b) Energía Endotérmica
 - c) Energía Cinética
 - d) Energía Potencial
13. Cuando en una reacción absorbe o gana energía se llama.
 - a) Potencial
 - b) Endotérmica
 - c) Exotérmica
 - d) Calorífica
14. Materiales que presenta 2 o más fases y no presentan composición y propiedades uniformes.
 - a) Homogénea
 - b) Heterogénea
 - c) Solución
 - d) Compuesto
15. Propiedades de la materia, que dependen de la acción de otras sustancias sobre ellas, y describen el comportamiento de una sustancia cuando ésta experimenta cambios en su composición.
 - a) Físicas
 - b) Químicas
 - c) Generales
 - d) Características

III. De la siguiente lista de fenómenos, indique cuáles son Físicos y Cuáles son Químicos.

- a) Fermentación de la Cerveza ()
- b) Evaporación del agua ()
- c) La sublimación del yodo ()
- d) La reducción del cloro ()
- e) El molido de la sal ()
- f) El tallado de la madera ()
- g) La oxidación de los metales ()
- h) El freír un huevo ()
- i) La combustión del azufre ()
- j) La fusión de la cera ()
- k) La corrosión de un barco ()

- l) La nieve se derrite ()
- m) La ruptura del palo ()
- n) El horneado de un pastel ()
- o) La digestión de los alimentos ()
- p) La explosión de la bomba ()
- q) La combustión del alcohol ()
- r) Lo agrio de la leche ()
- s) El paso de la corriente eléctrica por un alambre ()
- t) La fusión del hielo ()

VI. De la siguiente lista de propiedades de la materia clasificalas como Generales, Específicas, Físicas o Químicas.

- | | |
|--------------------------|-------------------------------|
| 1. Color _____ | 11. Punto de Ebullición _____ |
| 2. Masa _____ | 12. Maleabilidad _____ |
| 3. Sabor _____ | 13. Fermentación _____ |
| 4. Densidad _____ | 14. Elasticidad _____ |
| 5. Oxidación _____ | 15. Volumen _____ |
| 6. Punto de fusión _____ | 16. Porosidad _____ |
| 7. Temperatura _____ | 17. Reactividad _____ |
| 8. Viscosidad _____ | 18. Expansión _____ |
| 9. Olor _____ | 19. Peso _____ |
| 10. Combustión _____ | 20. Inflamabilidad _____ |

V. Indique de la siguiente lista, cual es un elemento, compuesto, mezcla homogénea, heterogénea.

- | | |
|----------------------|-----------------------------|
| 1. Aire _____ | 11. Aluminio _____ |
| 2. Sal de Mesa _____ | 12. Vidrio _____ |
| 3. Agua de Mar _____ | 13. Acero _____ |
| 4. Holmio _____ | 14. Hielo Seco _____ |
| 5. Aspirina _____ | 15. Calcio _____ |
| 6. Cal Apagada _____ | 16. Acido Clorhídrico _____ |
| 7. Vapor _____ | 17. Cigarro _____ |
| 8. Hierro _____ | 18. Agua Oxigenada _____ |
| 9. Gasolina _____ | 19. Sodio _____ |
| 10. Agua _____ | 20. Sal y Arena _____ |

VI. De la siguiente lista escriba enfrente del símbolo el nombre del elemento y enfrente del nombre el símbolo químico.

- | | |
|--------------|---------------------|
| 1. Mg _____ | 11. Cadmio _____ |
| 2. K _____ | 12. Sodio _____ |
| 3. Cl _____ | 13. Antimonio _____ |
| 4. S _____ | 14. Bario _____ |
| 5. Ca _____ | 15. Boro _____ |
| 6. N _____ | 16. Silicio _____ |
| 7. C _____ | 17. Fósforo _____ |
| 8. Al _____ | 18. Yodo _____ |
| 9. N _____ | 19. Flúor _____ |
| 10. He _____ | 20. Argón _____ |

VII. Complete los siguientes enunciados.

1. Son las propiedades que dependen de la propia sustancia, sin que ocurra ningún cambio en la composición, propiedades.

2. Son las propiedades que nos ayudan a diferenciar una sustancia de las demás, mediante valores específicos y constantes, estas son las propiedades.

3. Cuando una sustancia en estado sólido pasa al estado gas y de gas a sólido sin pasar por el estado líquido, se llama cambio de.

4. Es la temperatura a la cual una sustancia líquida pasa a vapor, o la temperatura máxima que alcanza una sustancia líquida se llama.

5. Estado de la materia que presenta tres movimientos de vibraciones, traslación y rotación es el.

6. El Helio, Hidrógeno, Oxígeno, son elementos que se encuentran en estado.

7. Es aquella que presenta una sola fase, es transparente y sus componentes no se separan; a este tipo de mezcla se le llama.

8. Los componentes de una mezcla son: _____ y _____
9. Las soluciones se pueden encontrar como; _____ y _____
10. ¿Qué es un Símbolo Químico? _____



11. Por qué el Azufre, Potasio, Oro, Plata, Mercurio, Antimonio, Cobre, Fósforo, Plomo, Sodio, al escribir su símbolo no corresponde con las primeras y segundas letras de su nombre.

12. ¿Cuáles fueron los cuatro elementos de los antiguos?

13. Menciona los tres estados en que se puede encontrar el agua; Explica lo mediante un experimento.

14. Da otros ejemplos de Energía que conozca y definelos.

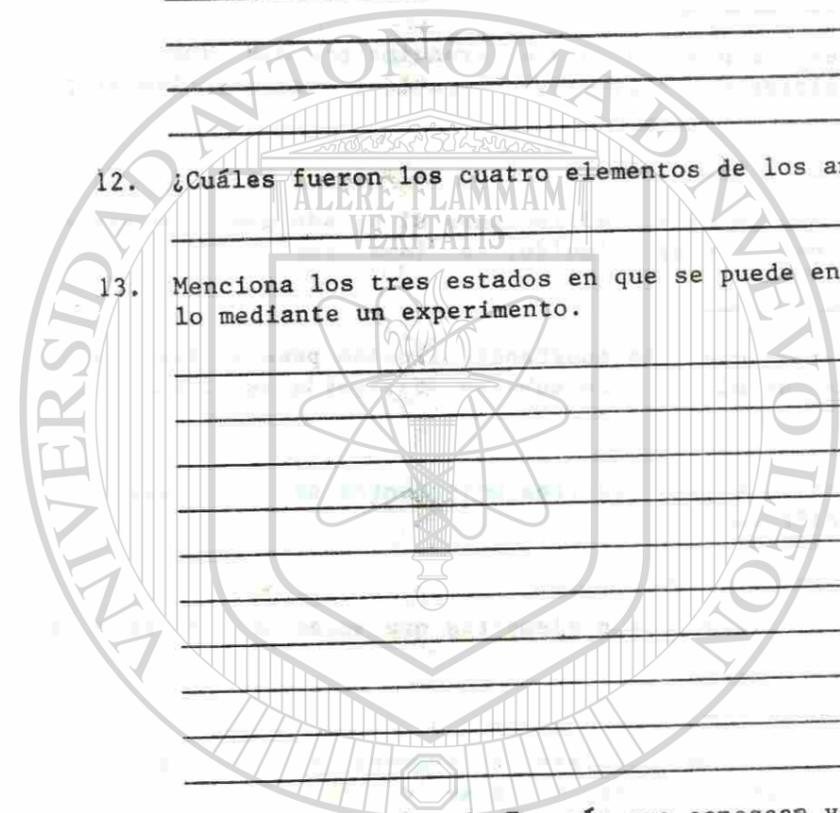
15. Mediante un ejemplo, como puede diferenciar entre un cambio de Energía Exotérmica y cambio de Energía Endotérmica.

16. Si la masa de un objeto se determina por su peso; ¿Significa esto que masa y peso son idénticos? Explicalo.

17. Escribe le nombre de cuando menos diez compuestos con los que están familiarizados.

18. Escribe la definición de Química.

19. Da el nombre de 5 Empresas dónde la Química tenga aplicación y cuál sería su campo de estudio.



U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



20. Cuál es el papel que desempeña la Química en la Sociedad.

UNIDAD III

ESTRUCTURA ATOMICA

PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno.
Comprenderá a través de la evolución de los modelos atómicos, la distribución de las partículas subatómicas.

OBJETIVO ESPECIFICO:

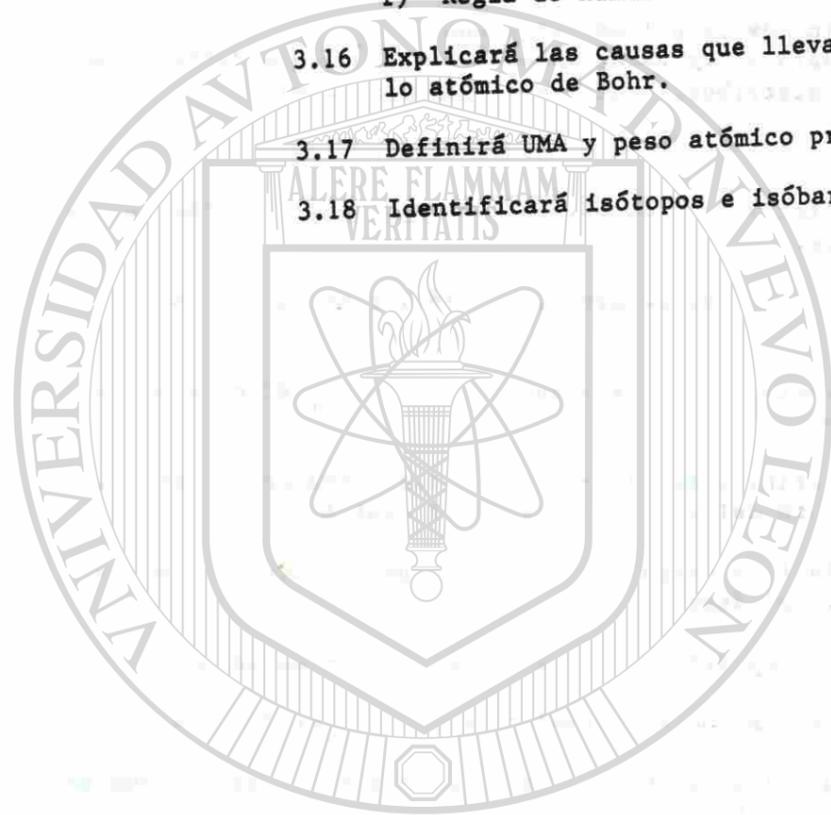
- 3.1 Definirá los conceptos de modelo atómico y teoría atómica.
- 3.2 Explicará el desarrollo histórico de la teoría atómica.
- 3.3 Enunciará los postulados de la teoría atómica de Dalton.
- 3.4 Describirá los experimentos que llevaron al descubrimiento del electrón, protón y neutrón.
- 3.5 Citará la 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:
 - a) Los números cuánticos principales.
 - b) Los subniveles de energía.

- c) La distribución electrónica por subniveles de energía.
- d) El principio de exclusión de Pauli.
- e) El principio de incertidumbre de Heisenberg.
- f) Regla de Hund.

3.16 Explicará las causas que llevaron a modificar el modelo atómico de Bohr.

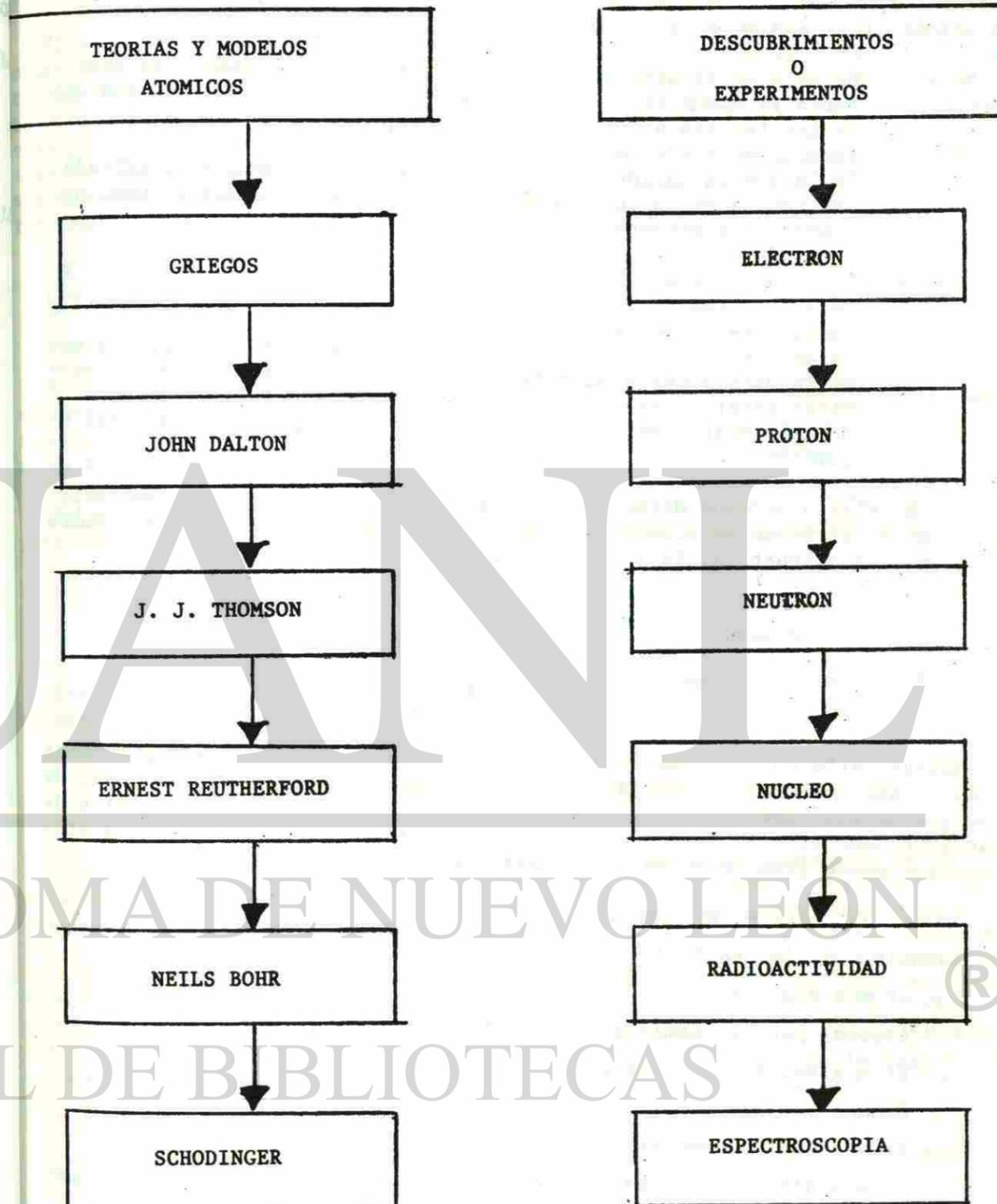
3.17 Definirá UMA y peso atómico promedio.

3.18 Identificará isótopos e isóbaros..



UNIDAD III

ESTRUCTURA ATOMICA



Antes de entrar a explicar el desarrollo Histórico de la Teoría Atómica necesitamos la definición de ciertos conceptos, que se hablo en la unidad de Método Científico y son modelos y teoría.

a) Modelo: Es solo un esquema que viene a representar una imagen de como sería el átomo de acuerdo a los estudios realizados en cada una de las teorías atómicas. También se puede definir como: Es la configuración ideal que representa en forma simplificada una teoría, es la concepción gráfica a través de una figura, un cuerpo, una maqueta etc.

b) Teoría: Explica la relación de un grupo de leyes, indicando el como, y porque de esa relación. También se puede definir como: Es un conjunto de conocimientos obtenidos como resultado de experimentos y cálculos matemáticos muy complicados, que nos permiten interpretar la estructura (partículas que los componen), forman (distribución de las partículas) y comportamiento del átomo.

De acuerdo a esto podemos definir que el modelo atómico representa mediante dibujos como es el átomo de acuerdo a cada teoría atómica; y por teoría atómica interpretamos la estructura, la forma y el comportamiento del átomo.

DESARROLLO HISTORICO DE LA TEORIA ATOMICA

FILOSOFIA ANTIGUA

El concepto atómico de la materia surgió en la cultura occidental aproximadamente en el año 450 a. de C. con el filósofo griego llamado Leucipo. A pesar de que Leucipo no dejó nada escrito, sus ideas están reflejadas en los escritos de su discípulo Demócrito (h. 470-400 a. de C.). La esencia de esta filosofía atómica antigua puede enunciarse en la siguiente serie de postulados:

1. Todas las cosas están compuestas de átomos sólidos.
2. Espacio o vacío, es decir, vacuidad, existe entre los átomos.
3. Los átomos son eternos.
4. Los átomos, por ser demasiados pequeños, no son visibles.
5. Los átomos son indivisibles.
6. Los átomos son homogéneos.
7. Los átomos son incompresibles
8. Los átomos difieren uno de otro por su forma, tamaño y distribución geométrica
9. Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos
10. El movimiento es eterno y debe ser causado por otro que le precede.

Los Postulados 3 y 10 son proposiciones de la leyes de conservación de la materia y de la energía.

El atomismo no fue aceptado en aquella época debido a que la experimentación organizada como medio para comprobar resultados científicos era desconocida. Esta teoría fue desplazada por una proposición más simple hecha por Empédocles, contemporáneo de Demócrito, de la colonia griega de Agrigento, Sicilia. Empédocles propuso que todos los materiales estaban compuestos de cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua, y que cada par de éstos compartía una propiedad o una cualidad primaria. Un siglo después, las teorías atómicas de Demócrito fueron modificadas, ampliadas y propagadas por Epicuro, su discípulo más famoso.

CONCLUSION:

Hipótesis de Leucipo - Demócrito

En el siglo V ante de J. C. los filósofos griegos Leucipo y Demócrito expusieron: que el universo estaba constituido por diminutas partículas o átomos imperceptibles de forma determinada y con movimientos, además de que de la forma de éstos dependía las distintas sustancias y sus propiedades.

Esta teoría fué muy general ya que no estaba apoyada por la experimentación y no tenía aceptación debido a las enseñanzas anteriores de Aristóteles.

POSTULADO DE ARISTOTELES

Creía que la materia era continua y que estaba formada por una sustancia con el mismo nombre.

RENACIMIENTO DEL ATOMISMO

Las doctrinas del atomismo se perpetuaron por medio del poema De Rerum Natura escrito alrededor del año 50 a. de C. por el poeta romano Lucrecio. Este poema se conservó en diferentes monasterios hasta que fue redescubierto en el año 1473; pero en realidad las semillas sembradas por Lucrecio no dieron fruto hasta unos dos siglos más tarde. Entonces fue cuando el punto de vista atomístico ganó adeptos entre los interesados en la filosofía natural. En 1661, el físico y químico inglés Robert Boyle definió los elementos en el sentido moderno y, cinco años más tarde, publicó una versión del atomismo en su trabajo científico titulado Origin of form and Qualities. Los contemporáneos de Boyle también aceptaron una filosofía corpuscular, es decir, molecular.

HIPOTESIS ATOMICA DE LUCRECIO

- a) Cada elemento está formado por partículas de tamaño extraordinariamente pequeño.
- b) De naturaleza idéntica al del elemento.
- c) Diferentes entre sí de un elemento a otro.

- d) Recibe el nombre de átomo (del griego a = sin, tomé = división)
- e) Esto no indica que no sean divisibles por algún medio, solo se afirma que tales partículas intervienen en una reacción como un todo indivisible y no fraccionadamente.

PRIMER TEORIA ATOMICA Y SU MODELO

Fué un químico inglés John Dalton quien postuló la primera teoría atómica entre 1803 y 1808.

POSTULADOS DE LA TEORIA ATOMICA DE DALTON

- a) Los átomos de los elementos son las partículas básicas de la materia, son indivisibles y no pueden ser creados ni destruidos.
- b) Los átomos de un elemento dado (mismo) son idénticos, con el mismo peso y las mismas propiedades químicas.
- c) Los átomos de los elementos distintos se combinan entre sí, en relaciones enteras sencillas para formar moléculas compuestas (compuestos).
- d) Los átomos de los elementos pueden combinarse en más de una proporción entre sencilla, para formar más de un compuesto.

MODELO ATOMICO DE DALTON

Átomo de Dalton

El lo consideraba como partículas indivisible diferentes para cada elemento.

Esfera o pastilla sólida que tiene masa, sin presentar ninguna característica especial en su definición.

Dalton formuló con exactitud el concepto de Elemento Químico:

Es una sustancia compuesta de átomos de un solo tipo.

Para estos postulados Dalton se basó en las Leyes de la Combinación Química y son:

1. Ley de la Conservación de la masa: Lavorsier

"La masa permanece invariable en cualquier fenómeno de la naturaleza" En reacciones químicas ordinarias, la materia no se crea ni se destruye, pero puede alterarse, esto es, La masa inicial es igual a la masa final en cualquier fenómeno físico o químico.

2. Ley de las proporciones definidas: Proust

"La relación entre las masas de los elementos siempre es la misma para formar un compuesto".

3. Ley de las proporciones o combinaciones multiples: Dalton

"La relación de combinación de las masas de un elemento con otro es una relación de números enteros sencillos".

CONCLUSION:

Esta teoría atómica fue rechazada ya que no menciona la composición o estructura del átomo.

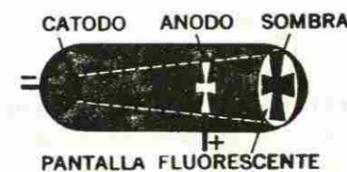
Estas ideas sirvieron como punto de partida, en torno de los cuales evolucionaron el pensamiento y la experimentación científica.

TUBOS DE RAYOS CATODICOS

Es posible que durante la época en que se descubrieron las primeras partículas atómicas no hubo otro invento más trascendente que el tubo de rayos catódicos. En su forma más simple un tubo de rayos catódicos consta de dos electrodos encerrados dentro de un recipiente hermético, generalmente de cristal. Los electrodos se encuentran a tal distancia uno del otro que los rayos catódicos no puede viajar entre ellos a menos que la atmósfera del tubo se encuentre reducida a una presión muy baja. El nombre de rayos catódicos se debe al hecho de que si aplica un potencial eléctrico, entre los electrodos, impulsa los rayos del electrodo llamado cátodo, directamente al otro llamado ánodo.

Gracias a los esfuerzos realizados por Julius Plücker (1859) y su alumno Johann W. Hittorf (1869), y al trabajo de William Crookes (1886) y otros, se demostró que los rayos catódicos:

1. Son desviados por campos magnéticos y eléctricos.
2. Producen sombras.
3. Hacen girar un pequeño molinete si se encuentra en su trayectoria.
4. Producen luminiscencia en una pantalla fluorescente, colocada en su trayectoria y paralela a ella: y
5. Producen fluorescencia en las paredes del propio tubo de rayos catódicos.



Específicamente, los rayos catódicos son repelidos por una placa cargada negativamente, y atraídos hacia una placa con carga positiva. Esas propiedades hicieron pensar a los primeros investigadores que los rayos catódicos estaban compuestos de una corriente de partículas de alta energía con carga negativa.

RAYOS CANALES

En 1886, el físico alemán Eugen Goldstein descubrió en un tubo de rayos catódicos, una luminosidad detrás del cátodo. Para identificar esos rayos, el investigador hizo una perforación en el cátodo y, al aplicar un potencial eléctrico, observó que un angosto haz de luz pasaba a través de la abertura. Con esto probó la existencia de rayos positivos, o rayos canales, que viajan en sentido opuesto al de los rayos catódicos.

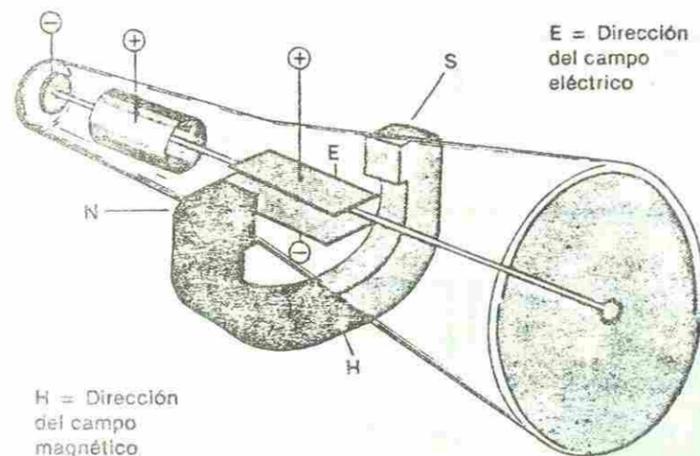
Los rayos canales están compuestos de iones positivos que se forman cuando los rayos catódicos chocan con moléculas residuales de aire y debido a ese impacto pierden las partículas negativas, es decir, electrones, que se transforman en especies químicas cargadas positivamente.



DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRON

Joseph J. Thomson, en 1897, partiendo del descubrimiento de los rayos canales y por las considerables modificaciones en el tubo de rayos catódicos, inventó el primer espectrómetro de masa. En su instrumento, Thomson dispuso la polaridad de los electrodos de manera que los rayos catódicos pasaran a través de un pequeño orificio en el ánodo, después de lo cual los rayos se enfocaban a través de otro pequeño orificio para que finalmente incidieran en una pantalla de sulfuro de cinc colocada en el fondo del tubo. Al comunicar energía al circuito, en condiciones de alto vacío, apareció en la pantalla de ZnS una mancha fluorescente característica de la relación carga a masa (e/m) del electrón. Esta mancha fluorescente indica la relación entre la carga del electrón y su masa. Para enfocar el haz de rayos catódicos se aplicó un campo eléctrico y un campo magnético.

Aunque la determinación de la magnitud de la relación carga a masa (e/m) del electrón representó una contribución fundamental, el solo conocimiento de esta relación no permite conocer el valor de la carga, ni de la masa del electrón. Pero si se determina por algún otro método independiente la magnitud de la carga electrónica, entonces el valor de la masa electrónica puede calcularse fácilmente y el aparato de Thomson puede compararse con una "balanza" electrónica que puede emplearse para encontrar las masas de pequeñas partículas cargadas, ya sean electrones, protones o iones



DESCUBRIMIENTO DE LA RADIATIVIDAD

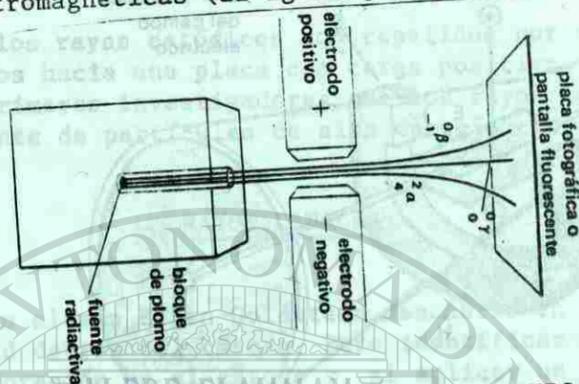
El interés del físico Henri Becquerel en la fluorescencia que aparece en las paredes de vidrio del tubo de rayos catódicos, lo llevó a observar los rayos y jarrones de vidrio que presentaban una luminiscencia amarillo-verdosa, debido a la presencia de compuestos de uranio presentes en el vidrio de aquella época. En el control, además, que el aire que estaba muy cerca de estos compuestos era un débil conductor de electricidad debido a la ligera carga que contiene. Estos fenómenos excitaron su curiosidad.

En 1896, Becquerel envolvió una placa fotográfica con un pedazo de papel para protegerla de la luz; después, colocó sobre esa placa una muestra de una sal de uranio, y encontró, un día después, que la placa había sido impresionada por la sal de uranio. Evidentemente, alguna emanación producida por la sal había penetrado a través de la envoltura de papel. Esto sentó las bases para el descubrimiento del radio por Pierre y Marie Curie y para las investigaciones posteriores que nos han llevado al conocimiento actual de la radiactividad.

Alrededor de 1900, los esposos Curie, Ernest Rutherford y otros demostraron que las emanaciones del radio están compuestas de tres tipos de rayos de propiedades bastante diferentes. En presencia de un campo magnético, un rayo llamado alfa (α) se desviaba hacia un lado, lo que indicaba una carga positiva. Otro rayo, el beta (β), se desviaba hacia el lado opuesto al alfa, lo que indicaba una carga negativa. El tercer rayo, gamma (γ), no sufría desviación alguna y, por lo tanto, no poseía carga de ninguna clase.

Unos diez años después del descubrimiento de los rayos alfa, beta y gamma y durante un período de dos años, Lord Rutherford aplicó los rayos alfa a su famoso descubrimiento del núcleo atómico. Investigaciones posteriores han demostrado que los rayos alfa (α) están compuestos de núcleos de helio: que los rayos beta (β) son flujos de electrones (como los rayos catódicos) y que los rayos gamma (γ)

son radiaciones electromagnéticas (al igual que la luz).



DETERMINACION DE LA CARGA ELECTRONICA

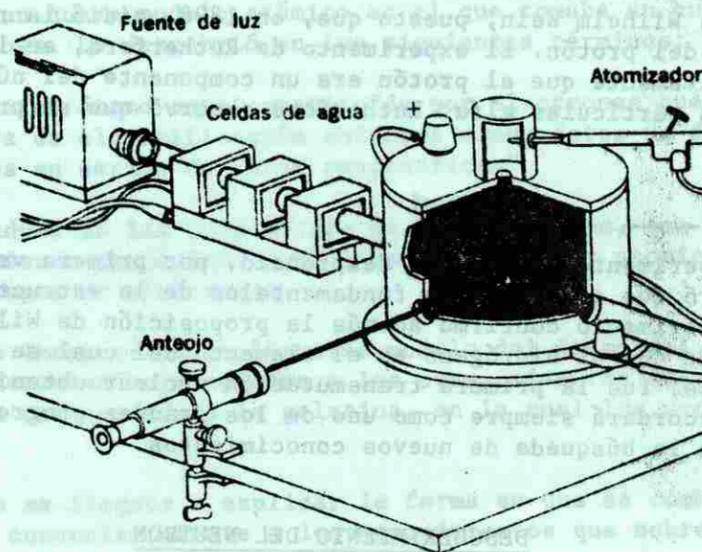
En el trabajo publicado en 1874, George Johnstone Stoney presentó la teoría atómica de la electricidad. En sus estudios se basó en la influencia de la electricidad sobre las soluciones acuosas y calculó la carga electrónica en 0.3×10^{-10} unidades electrostáticas (ues). Stoney sugirió, en 1891, el nombre de electrón para la unidad eléctrica natural.

Otro trabajo importante fue publicado por J. S. Townsend en 1897, en el mismo año en que J. J. Thomson descubría el electrón. Townsend se basó en el hecho experimental de que el hidrógeno que se desprende al disolver un metal en ácido, posee carga positiva. En una atmósfera saturada con vapor de agua observó que el agua se condensaba en gotas muy pequeñas sobre moléculas cargadas. Al sospechar que por cada molécula cargada se formaba una gotita, determinó la carga eléctrica, por centímetro cúbico de niebla, la masa individual promedio de cada gota y la masa de niebla por centímetro cúbico. De esa manera encontró una carga eléctrica de 3.0×10^{-10} ues, o sea, 10 veces mayor que la encontrada por Stoney, H. A. Wilson, en 1903, dio a conocer el comportamiento de una niebla cargada en presencia de un campo eléctrico y mejoró el aparato usado para estas mediciones, colocando en la cámara de niebla dos placas horizontales de latón a una distancia que varía de 4 a 10 centímetros. Al aplicar un potencial eléctrico a través de las placas, la niebla cae a diferente velocidad de la que normalmente tiene bajo la influencia normal de la gravedad. Mediante la relación de estas dos velocidades, fue posible calcular la carga electrónica. De esa manera el mejor valor obtenido por Wilson fue $e^- = 3.1 \times 10^{-10}$ ues, que, como vemos, no fue una diferencia significativa respecto a los resultados anteriores.

En 1906, Robert Andrews Milikan repitió el experimento de Wilson y en 1908, junto con Begeman, lo repitió de nuevo, empleando radio como agente ionizante y aplicando un potencial de 4000 volts. Los resultados mostraron un margen de $e^- = 3.66 \times 10^{-10}$ ues a $e^- = 4.37 \times 10^{-10}$ ues. El valor promedio fue de $e^- = 4.06 \times 10^{-10}$ ues.

Milikan mejoró el aparato en 1909. Preparando un anteojo de distancia focal corta que contenía tres cabellos uniformemente espaciados y colocados transversalmente, a una distancia de unos 60 centímetros de las placas, iluminó un segmento pequeño del espacio comprendido entre las placas con un arco voltaico cuyo calor se absorbía en tres celdas llenas de agua. El aire y el vapor de agua que se encuentra entre las placas se ionizaron por exposición durante un segundo a la acción del radio y, después, la mayoría de las gotitas de niebla se eliminan aplicando un potencial entre las placas. Milikan prestó especial atención

a una de las pocas gotas que quedaban todavía y observó su comportamiento, tanto en presencia como en ausencia de un campo eléctrico. Usando gotitas de agua, encontró que su mejor valor fue de $e^- = 4.65 \times 10^{-10}$ ues.



Para disminuir el efecto de la evaporación en el tamaño de las gotas, Milikan mejoró el experimento al reemplazar las gotas de agua por gotas de aceite. Observó luego que las gotas individuales llevan cargas de diferentes magnitud. Por medio de la tabulación de las cargas totales, encontró un incremento común mínimo que representaba la magnitud de la carga electrónica. Con esta técnica encontró el siguiente valor $e^- = (4.774 \pm 0.005) \times 10^{-10}$ ues. El valor actual es $e^- = (4.80298 \pm 0.00020) \times 10^{-10}$ ues.

Puesto que tanto el valor de la relación carga a masa (e/m) del electrón como la carga electrónica (e) se han podido determinar experimentalmente la masa del electrón se obtiene mediante un cálculo simple,

$$\frac{e}{e/m} = m \text{ gramos/electrón}$$

Aplicando la fórmula y el valor actual:

$$e = (4.80298 \pm 0.00020) \times 10^{-10} \text{ ues}$$

y

$$\frac{e}{m} = (5.27274 \pm 0.00006) \times 10^{17} \text{ ues/g, se encuentra que la masa de un electrón es:}$$

$$m = (9.1091 \pm 0.0004) \times 10^{-28} \text{ gramos}$$

Podemos decir que con este proceso el electrón ha sido finalmente caracterizado.

DESCUBRIMIENTO DEL PROTON

Si consideramos a Thomson como el descubridor del electrón por haber medido su relación carga / masa, debemos reconocer que el descubridor del protón fue el físico alemán Wilhelm Wein, puesto que, en 1898, midió la relación entre la carga y la masa del protón. El experimento de Rutherford, en 1918, había establecido definitivamente que el protón era un componente del núcleo. Bombardeando nitrógeno con partículas alfa. Rutherford observó que se producían protones y oxígeno:



Con este experimento Rutherford desprendió, por primera vez, protones de su núcleo y demostró que son unidades fundamentales de la estructura del núcleo atómico. Este experimento confirmó además la proposición de William Prout, enunciada en 1815, de que el hidrógeno es el elemento del cual se originan todos los demás. Además, fue la primera transmutación nuclear obtenida artificialmente. Este hecho se recordará siempre como uno de los grandes progresos realizados por el hombre en la búsqueda de nuevos conocimientos.

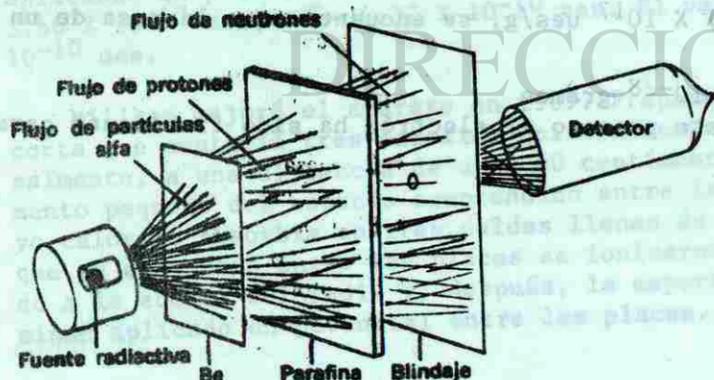
DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRON

La existencia de los neutrones había sido ya predicha desde 1920. En 1930, W. Bothe y H. Becker lograron obtener una radiación de alta penetración al bombardear berilio con partículas alfa. Esta radiación posteriormente identificada por Chadwick como formada por neutrones, desplaza protones de materiales que, como la parafina, contienen en sus estructuras combinaciones químicas del hidrógeno.

Dos años después, James Chadwick propuso y demostró que el desprendimiento de un protón se efectúa a lo largo de un proceso eficiente de transferencia de energía entre protones y el bombardeo de partículas que tienen una masa aproximadamente igual a la del protón. El cálculo original de Chadwick indicó que el neutrón tenía 17 % más masa que el protón. Trabajos recientes, más precisos, indican que sólo hay una diferencia de aproximadamente 0.1 %. Las masas del protón y del neutrón son las siguientes:

$$m_p = 1.67252 \times 10^{-24} \text{ g};$$

$$m_n = 1.67482 \times 10^{-24} \text{ g}.$$



MODELO ATOMICO DE THOMPSON

Thompson sugirió un nuevo modelo atómico en el que tomaba en cuenta la existencia de los electrones. Lo descubrió en los siguientes términos:

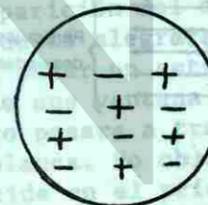
- a) "Suponemos que el átomo está constituido por electrones que se mueven en una esfera de electrificación uniforme donde éstos se distribuirán por sí mismos en series de capas concéntricas"
- b) El cambio gradual en las propiedades de los elementos, que le proporciona el ordenamiento periódico, está ilustrado por las propiedades que poseen estos grupos de electrones.

La descripción de Thompson puede llamarse modelo del átomo del tipo "Uvas en Gelatina". Los electrones corresponden a las uvas, mientras que la esfera de electricidad positiva corresponde a la gelatina, en la cual las uvas están incluidas.

En este modelo no se llegaba a explicar la forma en que se combinan los elementos, ni respondía convenientemente a los conocimientos que sobre el átomo se tenía en la época.

A pesar de ello, el modelo atómico de Thompson resultó útil porque fue el primer intento para la relación entre los electrones y la estructura atómica, y sugirió claramente la dependencia de la relación periódica de las propiedades de los elementos, con los grupos de los electrones presentes en el átomo.

Modelo Atómico de Thompson



Homogeneamente distribuida la carga + y -

NUCLEO ATOMICO

Experimentos como los esbozados en las dos secciones anteriores, indican que el núcleo del átomo está compuesto de protones y neutrones. Nuevos experimentos que han identificado muchas otras partículas nucleares, exigen también que los nucleones, es decir, protones y neutrones, que se encuentren cerca de la superficie del núcleo estén formando una estructura ordenada de "capa" en la que estén bien definidas sus identidades. Debido a este requisito, y sin necesidad de sacrificar los datos suministrados por la química, podemos considerar el núcleo atómico como formando por protones y neutrones, unidos entre ellos en elástica suspensión, mediante unas partículas ligeras y energéticas llamadas mesones.

ATOMO NUCELAR

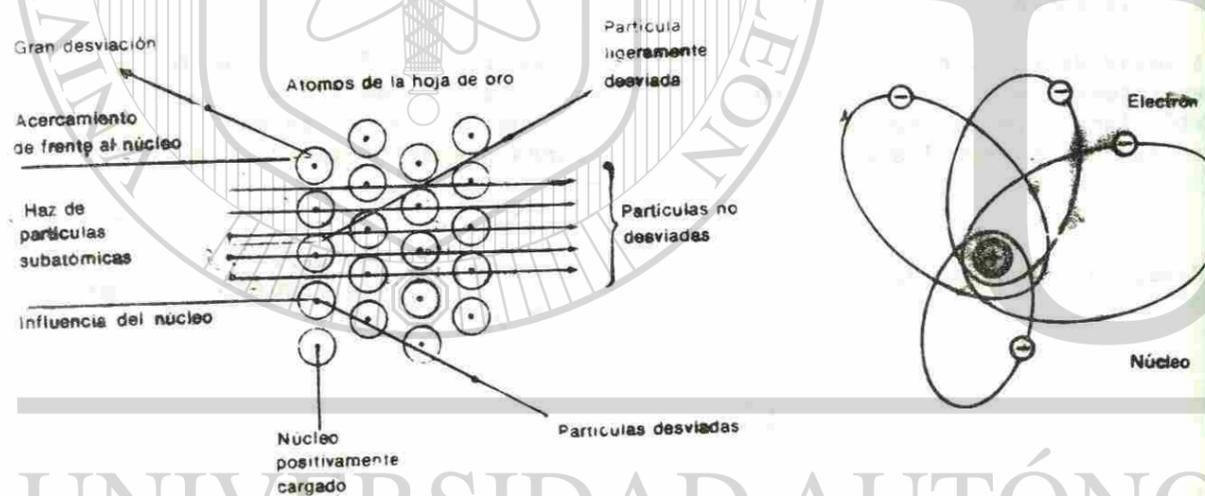
Con objeto de explicar las propiedades espectrales y corpusculares de la materia, los científicos han recurrido a diversos modelos de átomos. Unos de éstos, apoyados por Thomson, considera los átomos como un conjunto esférico de cargas positivas cuyos electrones se encuentran distribuidos regularmente dentro de un

campo positivo. En 1911, Rutherford, al interpretar los trabajos realizados por Geiger y Marsden, refutó la teoría de Thomson.

Geiger y Marsden bombardearon laminillas delgadas de diversos metales como oro, platino, plata y cobre con partículas alfa (núcleos de helio). Al igual que Rutherford, observaron que la mayoría de las partículas alfa penetraban las laminillas sin desviarse, excepto sólo unas pocas. Algunas de las que se desviaron lo hicieron formando ángulos muy agudos, aunque una pequeña parte retrocedió hacia el haz incidente. Esto condujo a Rutherford a formular una nueva teoría sobre la estructura, en la cual colocó el núcleo en el centro del átomo. Indicó que:

1. La masa del átomo está concentrada en un núcleo pequeño situado en el centro.
2. El diámetro del núcleo es, aproximadamente, 10^{-4} veces el del átomo.
3. Los átomos son en su mayor parte espacio.

El aparato experimental es:



POSTULADOS Y MODELO ATOMICO DE ERNEST RUTHERFORD

Rutherford comparó a una partícula alfa con un cometa que se acerca a un sistema planetario. Por lo general, el sol era el centro de dispersión o núcleo. Así nació el modelo atómico de Rutherford, en el cual el centro estaba constituido por un núcleo donde residía la masa del átomo y una atmósfera electrónica puesta de órbitas indeterminadas, a lo largo de las cuales se deslizaban los electrones. El núcleo era el sol, los electrones los planetas, Rutherford dotó al átomo de un núcleo.

LIMITACIONES DEL MODELO DE RUTHERFORD

No obstante el gran adelanto que significó el modelo de Rutherford, se notó que tenía algunos defectos.

En efecto, existe una gran diferencia entre el modelo atómico planteado y el sistema solar, y es que, en tanto que el Sol y los planetas son eléctricamente neutros, y se trata de un sistema gravitacional, es decir, en el que participan las masas de los cuerpos solamente, y el núcleo y los electrones poseen además de masa, cargas eléctricas, por lo que el átomo es un sistema eléctrico.

No es posible concebir una partícula positiva y una negativa localizadas a cierta distancia entre sí sin que se atraigan. Si esto sucede, el electrón debería caer al núcleo en mucho menos de un segundo, y por lo tanto, se destruiría de inmediato.

Sabemos que la materia es estable y eléctricamente neutra, por lo que este modelo no resulta adecuado para explicar los fenómenos que conocemos.

LUZ

La capacidad para percibir el carácter e identidad de los objetos físicos a través del sentido de la vista ha fascinado siempre al hombre. Desde siempre el hombre se ha maravillado de la aparición del arco iris en el firmamento. Sin lugar a duda, Sir Isaac Newton debió alegrarse mucho al observar, en 1666, el espectro visible que se formó al pasar un estrecho haz de luz natural a través de un orificio, en el postigo de una ventana e incidir sobre un prisma de cristal. Newton hizo que el espectro pasara a través de una lente convexa y vio que se obtenía nuevamente luz blanca. No obstante, cuando es sólo uno de los colores del espectro el que incide en el prisma, el color no sufre ningún cambio. Estos dos últimos experimentos demuestran que:

1. La luz blanca está compuesta de una serie de colores que van del rojo al violeta.
2. Los colores espectrales son, en realidad, simples componentes.

La radiación infrarroja, no visible al ojo humano, fue descubierta en 1800 por William Herschel; la observó como calor radiante emitido por un espectro solar en una región situada más allá del límite del rojo visible, la radiación infrarroja tiene longitudes de onda más larga y energía más baja que la luz visible. Al año siguiente, Ritter demostró que la radiación ultravioleta estimula las reacciones químicas. Los rayos ultravioleta se encuentran a longitudes de onda más cortas que las de la luz visible y tienen mayores energías.

La radiación electromagnética siempre viaja en el vacío a velocidades constantes, $c = 2.99 \times 10^{10}$ cm/seg. Cualquier componente específico del espectro electromagnético total se caracteriza por su longitud de onda y su frecuencia. Para esa radiación, considerada como un color puro si se trata de la región visible del espectro, la velocidad c de propagación a través de un espacio vacío es el producto de su longitud de onda λ por su frecuencia ν . Así $c = \lambda \nu$.

es una expresión mediante la cual se puede describir toda la radiación electromagnética. Puesto que c es constante, esta ecuación exige que una radiación de alta frecuencia tenga la longitud de onda relativamente corta y viceversa.

ESPECTROS DE LINEAS OSCURAS

Observando cuidadosamente el espectro solar, William H. Wollaston encontró, en 1802, que su continuidad está interrumpida por siete líneas estrechas y oscuras que consideró como los límites de los diferentes colores espectrales. Unos doce años después, Joseph Fraunhofer amplificó el espectro y encontró un total de 574 líneas oscuras en el espectro (líneas de Fraunhofer), cada una de las cuales ocupa una posición fija.

La naturaleza de los espectros de líneas oscuras no se dilucidó hasta 1859, cuando Gustav R. Kirchhoff y Robert W. Bunsen demostraron que la llama de un mechero de gas muestra un espectro discontinuo al ponerse en contacto con el vapor de un metal. Además, encontraron un conjunto diferente de líneas oscuras para cada metal.

En aquella época, ya era del conocimiento general que los sólidos incandescentes emiten espectros continuos y que el vapor altamente excitado de un metal puro provoca la emisión de un conjunto de líneas brillantes. Los hallazgos significativos fueron:

1. Un sólido incandescente sólo emite una banda espectral ancha y continua:
2. Un vapor metálico puro al recibir una alta excitación debido a una fuente de energía, como calor o electricidad, emite un conjunto de líneas espectrales muy poco espaciadas en una placa fotográfica de modo regular aunque no lineal; (cada línea espectral está formada por una longitud de onda específica o frecuencia de luz).
3. Un vapor producido por un metal puro, cuando no se encuentra altamente excitado, puede absorber energía de una fuente luminosa y producir una serie de líneas espectrales oscuras, que coinciden exactamente con el espectro de líneas brillantes que emitiría si estuviera en un estado altamente excitado.

Estas observaciones sólo podrían significar que el gas o vapor de una sustancia química simple puede excitarse a estados más elevados de energía por absorción de ciertas frecuencias de luz. Una vez alcanzado uno o más de estos estados de excitación, los niveles originales de energía pueden restablecerse por la emisión de energía, en forma de líneas espectrales brillantes. De aquí que cada sustancia tenga su espectro característico, ya sea como un espectro de absorción (líneas oscuras) o como un espectro de emisión (líneas brillantes).

El examen de los espectros de líneas oscuras obtenidos de la radiación solar, permitió a Kirchhoff y Bunsen demostrar la presencia de hidrógeno, sodio, magnesio, calcio y hierro en el Sol. El trabajo de estos investigadores aclara la relación íntima que existe entre materia y energía radiante.

ESPECTRO DE HIDROGENO

Después de una serie de esfuerzos encaminados a encontrar una relación matemática entre las líneas espectrales de un elemento determinado, Johann J. Balmer tuvo la satisfacción, en 1885, de presentar la ecuación:

$$\lambda = \frac{n_1^2}{n_1^2 - 4} G \quad (\text{ecuación 2.1})$$

que describe las posiciones relativas de las líneas espectrales de átomos de hidrógeno. Aquí λ = longitud de onda, n_1 = un número entero mayor de 2 y G es una constante.

Posteriormente, otros investigadores descubrieron en el hidrógeno otras series espectrales semejantes en diferentes lugares del espectro electromagnético. Así, Lyman encontró una serie en los rayos ultravioleta, Paschen encontró otra en los infrarrojos y Brackett y Pfund encontraron, cada uno de ellos, una serie en los rayos infrarrojos.

Johannes R. Rydberg, en 1890, correlacionó todos estos trabajos mediante una ecuación que puede escribirse en las siguientes formas.

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R}{n_1^2} - \frac{R}{n_2^2} \quad (\text{ecuación 2.2})$$

o bien

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (\text{ecuación 2.3})$$

donde $n_1 = 1, 2, 3, 4, \dots$, etc.

$n_2 = (n_1 + 1), (n_1 + 2), (n_1 + 3), \dots$, etc.

λ = longitud de onda de la línea espectral

$R = 109737.31 = 0.03 \text{ cm}^{-1}$, la cual se llama constante de Rydberg para el hidrógeno.

Examinando la ecuación (2-2) encontramos que $1/\lambda$ es igual a la diferencia entre dos términos espectrales que tienen la forma (R/n_1^2) . Cualquier línea del hidrógeno puede ser representada en esta forma. Debido a esto, $1/\lambda$ es una variable muy útil y se llama número de onda. Sus unidades son cm^{-1} .

RADIACION DEL CUERPO NEGRO

La superficie que con igual facilidad absorbe y emite energía radiante de una longitud de onda intrínseca es una superficie del cuerpo negro. A pesar de que no existe un cuerpo negro perfecto, una cavidad esférica caliente puede emitir lo que es esencialmente una radiación del cuerpo negro a través de un pequeño orificio, cuya área es insignificante comparada con el área total de la esfera. El espectro de la luz emitida es independiente de la composición de la esfera y depende sólo de la temperatura de la superficie que la emite.

Con objeto de describir la distribución espectral de las longitudes de onda obtenidas a diferentes temperaturas en esos experimentos, el famoso físico alemán Max Planck, en 1900, desarrolló una ecuación matemática empírica para trazar una gráfica que relacionase la intensidad de la radiación con la longitud de onda. Planck pensó que la luz era producida de manera discontinua dentro de la cavidad de la esfera mediante un gran número de osciladores microscópicos, cada uno de los cuales vibraba con una frecuencia característica ν . Encontró, también, que la energía de cada oscilador podría expresarse por

$$E = h\nu$$

donde $h = 6.62 \times 10^{-27}$ erg seg.

A este número se le llama constante de Planck

El trabajo de Planck representa uno de los más grandes descubrimientos de todas las épocas, ya que marca el comienzo de una disciplina conocida como mecánica cuántica que sirve de base al concepto moderno de la estructura atómica y molecular. Este hecho demuestra el valor enorme que tiene el enfoque cuantitativo en la búsqueda continua del hombre para descubrir la realidad.

La espectroscopia es el campo donde se puede estudiar cuantitativamente la refracción o difracción de la luz. Cuando un elemento se calienta a una temperatura muy elevada, irradia una luz que le es característica. La luz se separa por medio de un espectroscopio en sus colores individuales y luego el patrón de colores separados se utiliza para identificar cada elemento.

Anteriormente mencionamos diferentes tipos de espectros, donde un espectro "es la distribución de longitudes de onda, y son como las huellas dactilares y para cada elemento es diferente. De allí que la utilidad de estos espectros, es poder diferenciar una sustancia de los demás y decir cuantos átomos y elementos esta constituida un compuesto a estudiar.

EL ATOMO CUANTIFICADO

Basándose en los conceptos de Planck y en la validez de la ecuación de Rydberg, Einstein llegó a la conclusión, en 1908, de que los átomos absorben y emiten energía en pequeñas cantidades, o cuantos, a menudo descritas como "hacer de energía". Según esto, la diferencia entre dos términos espectrales (R/n^2) cualesquiera representará una frecuencia de onda ($1/\lambda$) que posee una energía específica. Esa diferencia se deberá a la absorción y emisión de energía causada por el desplazamiento que sufre un electrón de un nivel de energía a otro.

Un átomo se excita por la absorción de una cantidad característica de energía que causa el desplazamiento de un electrón de un nivel hacia otro más alejado del núcleo. El átomo puede autoestabilizarse por la emisión de la misma cantidad de energía en la forma de luz, cuando el electrón regresa a su nivel original. Puesto que la luz puede originarse de esas transiciones electrónicas y puede ser absorbida por el proceso inverso, se puede considerar como discontinua y compuesta de pequeños cuantos llamados fotones. Un fotón es el resultado de una transición electrónica y tiene una energía de $E = h\nu$.

POSTULADOS Y MODELO DE NIELS BOHR

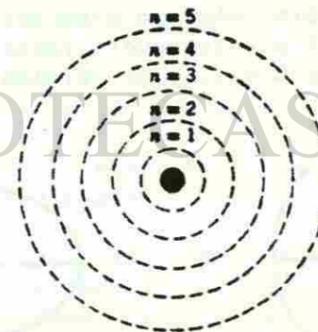
Aunque el modelo de Rutherford parecía completo, pronto él y sus contemporáneos detectaron 2 fallas importantes.

- Los electrones en movimiento liberarían energía constante, de modo tal que al perderla sería atraídos por el núcleo positivo. Sin embargo esto no sucede
- Los electrones al emitir continuamente esa energía hasta pasar finalmente a ser parte del núcleo, producirían espectros continuos, la cual no es cierto ya que como se mencionó antes cada elemento posee un espectro de rayos o de líneas que lo distingue de los demás.

POSTULADOS DE LA TEORIA DE BOHR

- Los electrones estaban fuera del núcleo, solo podrían encontrarse en determinados y definidos niveles de energía.
- Al mantenerse los electrones en determinado nivel, no ganan ni pierden energía, por lo tanto no irradian energía.
- Estos niveles de energía se llaman estados estacionarios del átomo. Sin embargo un electrón puede saltar o brincar de un nivel de energía a otro.
- Cuando un electrón cae a un nivel de menor energía, se emite la diferencia de energía, como un cuanto de energía. Si el salto es de un nivel a otro de más energía debe ser absorbida la energía entre estos dos niveles.
- Los átomos dan espectros con líneas definidas que corresponden a la energía emitida.
- Cada línea de un espectro representa la trasmisión de un electrón desde un estado de energía a otro.

MODELO ATOMICO DE BOHR



Representación del átomo de Bohr.
Se postulan trayectorias circulares y niveles energéticos cuantizados.

LIMITACIONES DEL MODELO ATOMICO DE BOHR

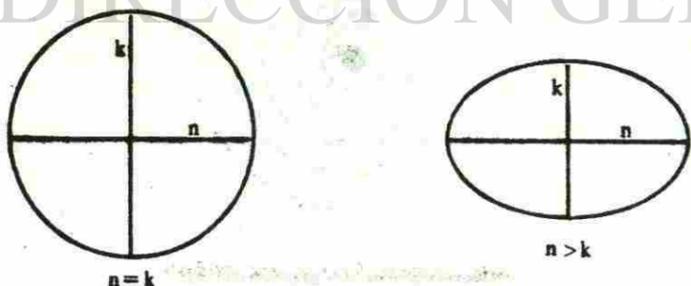
1. La teoría de Bohr es válida para los átomos que sólo tienen un electrón, como H, He y Li. En cambio, no explica el comportamiento de los átomos que tienen dos o más electrones.
2. Este trabajo puede considerarse como el inicio básico en la búsqueda de información relacionada con el comportamiento de los electrones en los átomos. Ya que suponía que el electrón era una partícula pequeña bien definida y que esta giraba en orbitas circulares.

ORBITAS ELIPTICAS

Debido a los instrumentos ópticos llamados espectroscopios, que realmente forman los espectros, se han podido llevar a cabo estudios más precisos de los espectros. En realidad, al inventarse los espectroscopios de alto poder de resolución, los científicos se dieron cuenta de que las líneas espectrales como las que aparecen en las series de Balmer, no son tan simples como había supuesto. Estas líneas están compuestas, a su vez, de otras líneas de estructura más fina que sólo se pueden explicar por la presencia adicional de niveles de energía. Con objeto de aclarar este descubrimiento, Arnold Sommerfeld, en 1916, indicó también la existencia de órbitas elípticas y circulares, en el segundo y en los más altos niveles de energía.

Para describir cada uno de los niveles mayores de energía, Sommerfeld definió dos números cuánticos. Uno de ellos, n , designa los niveles principales de energía y es idéntico a los números usados por Bohr para designar diferentes niveles electrónicos de energía. Es también idéntico al símbolo n empleado en la ecuación de Rydberg. Si empezamos con el nivel más cercano al núcleo y vamos hacia afuera, n tienen los valores $n = 1, 2, 3, 4, \dots$, etc. Su otro número cuántico, k , indica el grado en que la órbita elíptica se desvía de una circunferencia. Cuando $k = n$, la órbita es circular, y cuando $k = 0$, la elipse ha degenerado en una recta. Aceptando sólo valores enteros para k , puede verse que k tiene como límite $k = 1$ y $k = n$.

Podemos fácilmente relacionar las ideas de Sommerfeld con estos números cuánticos si consideramos a la elipse como una circunferencia deformada y suponemos que su eje mayor corresponde a su diámetro más grande y su eje menor a su diámetro más pequeño. Si el número cuántico n es proporcional a la longitud del eje mayor y el número cuántico k al eje menor, tendremos una circunferencia cuando $n = k$, una recta, cuando $k = 0$, y una órbita elíptica cuando $n > k$ y $k > 0$.



El nivel $n = 1$ sólo puede tener una órbita puesto que $n = k = 1$. Para el segundo nivel principal, $n = 2$ y k sólo puede tener valores de 1 y 2. Cuando $n = 2 = k$, la órbita es circular, pero cuando $n = 2$ y $k = 1$, es elíptica. Siguiendo este razonamiento, puede verse que los principales niveles de energía están compuestos de subniveles y el número de subniveles que forman un nivel principal es igual a su número cuántico principal " n ". Este esquema proporcional el número exacto de estados de energía necesarios para explicar los espectros de líneas finas observadas.

La teoría atómica moderna exige la sustitución de k por el número cuántico l , donde $l = n - k$ en secuencia llegara al valor límite $(n - 1)$. Así $(n - 1)$ es el valor máximo de l en cualquier nivel principal n .

RELACION ENTRE NUMEROS CUANTICOS Y LA K DE SOMMERFELD

n	k	l
1	1	0
2	2	0
	1	1
3	3	0
	2	1
	1	2
4	4	0
	3	1
	2	2
	1	3

RELACION DE DE BROGLIE

Luis de Broglie, en 1924, expresó cuantitativamente la noción de que la materia tiene un carácter dualístico, de onda partícula. Actualmente, este principio sólo tiene significado para partículas atómicas muy pequeñas. Su ecuación es,

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

donde λ = longitud de onda de la "partícula"
 h = constante de Planck
 m = masa de "onda partícula"
 v = velocidad de la "onda partícula".

Según esta proposición, no sólo el electrón tiene longitud de onda λ , sino que también un fotón de luz tendrá una masa m .

La ecuación de De Broglie fue confirmada en 1927 cuando C. Davisson y L. H. Germer demostraron experimentalmente que los electrones reflejados de superficies cristalinas tienen características similares a los rayos X. Un año después G. P. Thomson produjo modelos de difracción similares a los que se encuentran en los rayos X cuando han pasado haces de electrones a través de láminas metálicas muy delgadas.

ECUACION DE ONDA DE SCHRODINGER

Erwin Schrodinger presentó, en 1926, su famosa ecuación de onda que describe el comportamiento de los electrones en los átomos. Su ecuación incorpora el concepto de De Broglie sobre el carácter dualístico de la materia y describe las partículas atómicas en términos de su carácter de onda, de su estado de energía y de su masa. El éxito de este punto de vista se basa en que no se necesitan las restricciones orbitales de Bohr y Sommerfeld, y permite que la población electrónica de un átomo sea estudiada en términos de la probabilidad de encontrar cada electrón dentro de su orbita.

Al mismo tiempo que Schrodinger presentó su ecuación de onda, Heisemberg presenta el Principio de Incertidumbre como una consecuencia de la dualidad de la naturaleza del electrón.

Heisemberg imagina un microscopio superpotente por medio del cual se pudiese observar la colisión entre un fotón y un electrón, y postula que, debido a que ambos cambian su posición y su velocidad...

"es imposible en un momento dado establecer la posición y velocidad del electrón en un nivel energético"

Para que el comportamiento de los átomos quede definido la ecuación de onda de Schrodinger es resuelta utilizando los números cuanticos que son cuantificaciones de las propiedades energéticas y magnéticas de los electrones.

DEFINICION DE LOS NUMEROS CUANTICOS

Nombre: PRINCIPAL

Símbolo: "n"

Valores: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Define:

- a) Distancia promedio que hay entre el núcleo y cada nivel (radio del nivel)
- b) Contenido energético de cada nivel. $E = -313.6/n^2$
- c) Número Máximo de electrones, según Rydberg. No. de e = $2n^2$

Nombre: SECUNDARIO o AZIMUTAL.

Símbolo: "l"

Valores: 0, 1, 2, 3,..... (n - 1) Su conjunto indica el número de subnivel para cada nivel de energía.

Define:

- a) Forma de los Subniveles

Valor	Subnivel	Nombre	Forma
0	s	Spherical	esférica*
1	p	principal	2 elipses colineales para c/orb.
2	d	difusso	4 elipses colineales para c/orb.
3	f	fundamental	forma compleja

- b) Contenido energético de cada subnivel
- c) Momento angular del electrón.

Nombre: MAGNETICO

Símbolo: "m"

Valores: -1, 0, 1

Define:

- a) Orientación en el espacio de cda subnivel.
- b) Número de orbitales: $m = 2l + 1$ para cada subnivel

Nombre: DE GIRO O SPIN

Símbolo: "s"

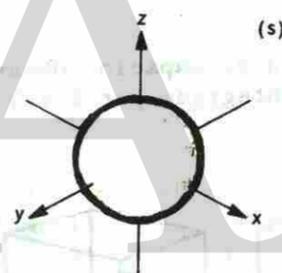
Valores: + 1/2, - 1/2

Define:

- a) Giro del electrón sobre su propio eje, a favor (+) o en contra (-) de las manecillas del reloj.
- La fracción 1/2 está relacionada con las cantidad de la energía cinética involucrada para cada electrón.

* NOTESE que se di_ce (volumen) y no circular (superficie)

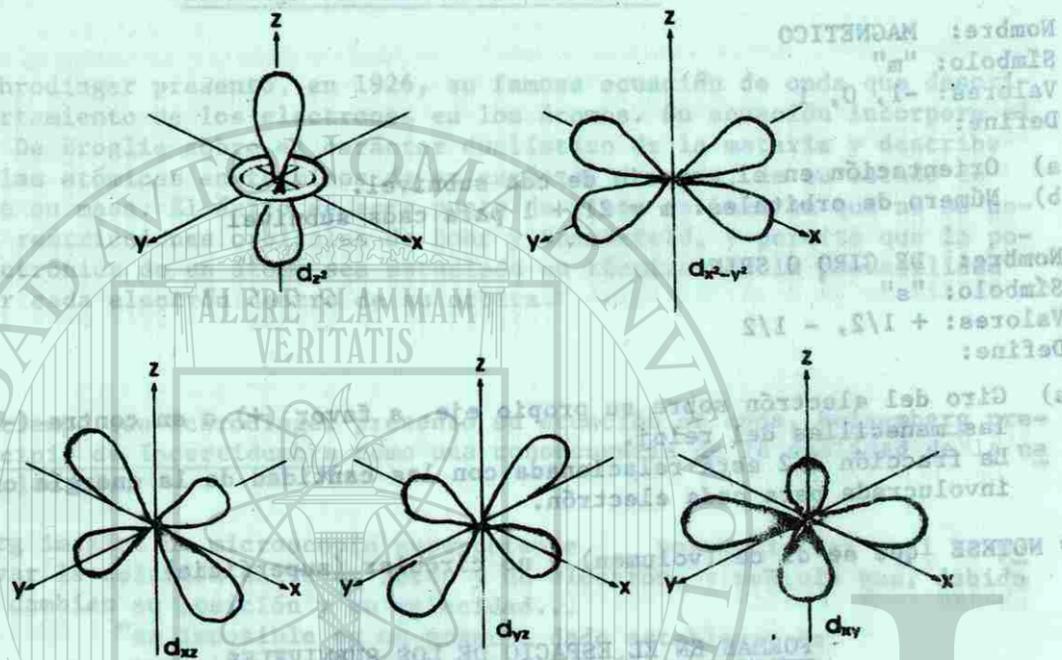
FORMAS EN EL ESPACIO DE LOS SUBNIVELES



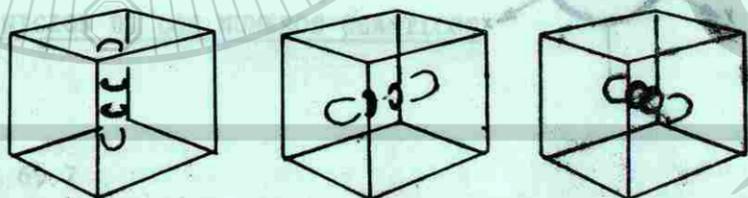
Los orbitales "S" tienen forma esférica, de modo que no hay una dirección preferida en el espacio.



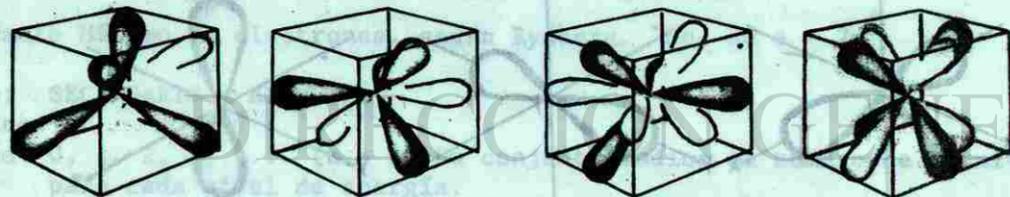
Los orbitales "p" se orientan a lo largo de los 3 ejes de coordenadas "x", "y" y "z". Todo el subnivel "p" son los 3 sobrepuestos.



Los orbitales "d" tienen diferentes orientaciones en el espacio. Observa la forma singular del orbital d_{z^2} . El subnivel "d" está integrado por los 5 orbitales superpuestos.



f_{z^3} f_{x^3} f_{y^3}



f_{xyz} $f_{x^2-y^2}$ $f_{x^2-z^2}$ $f_{y^2-z^2}$

Los orbitales "f" manifiestan la complejidad creciente de las formas de distribución electrónica de los orbitales superiores. Recordando que el subnivel "f" está integrado por los 7 orbitales superpuestos.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En 1925, Wolfgang Pauli propuso su famoso principio, que establece que no puede haber dos electrones en el mismo átomo con el mismo conjunto de los cuatro números cuánticos. Es interesante hacer notar que nunca se ha podido obtener una deducción del principio de exclusión de Pauli a partir de consideraciones teóricas. La validez del principio es una consecuencia directa del carácter magnético de los electrones.

Dentro de cualquier átomo, dos electrones se aparearían cuando sus números cuánticos n, m y l sean idénticos y sus números cuánticos de espín sean, respectivamente, $s_a = + 1/2$ y $s_b = - 1/2$.

Relación entre números cuánticos necesarios para el apareamiento de electrones.

Electrón a		Electrón b
n_a	=	n_b
l_a	=	l_b
m_a	=	m_b
s_a	;	$s_b = - 1/2$

Debido a que las energías de los dos electrones que forman un par son idénticas y también a que sus campos magnéticos están equilibrados por su interacción mutua, ocupan un estado de energía especial llamado orbital. Un orbital es un estado de energía dentro de un átomo o molécula que puede contener como máximo dos electrones. Un orbital puede existir si está completo (dos electrones apareados), semicompleto (un electrón) o vacío (sin electrones).

Ahora ya podemos dejar perfectamente claro el hecho de que debido a la muy elevada densidad de carga eléctrica negativa que poseen los electrones, éstos se repelen entre sí, estén o no apareados. La operación de apareamiento sirve para reducir la energía de repulsión entre dos electrones en un par dado, pero de ninguna manera para eliminarla. El apareamiento tampoco es causa de que los electrones se atraigan unos a otros. Es el carácter eléctrico del núcleo atómico la causa de la atracción de los electrones, que forman un modelo concentrado de carga negativa que define el volumen efectivo de un átomo

CONFIGURACIONES ELECTRONICAS

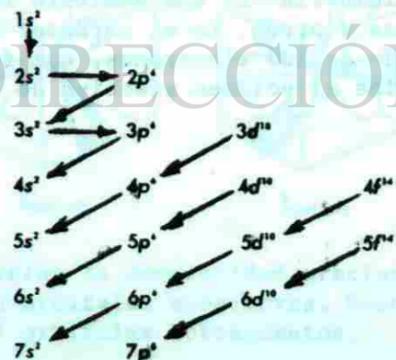
Las configuraciones electrónicas de los átomos pueden ser representadas en una forma concisa. Para ello, se identifica cada subnivel mediante la letra que lo designa (s, p, d, . . .); el nivel principal de energía en el que reside, por el número cuántico principal n(1, 2, 3, . . .); y la población electrónica con un exponente a continuación de la letra que indica el subnivel. Este método se utilizó en las configuraciones electrónicas de algunos átomos gaseosos.

Los electrones van llenando los diversos subniveles obedeciendo la regla de Hund, que, en forma simplificada, dice: Los electrones tienden a ocupar el máximo número de orbitales en un subnivel dado. Así, el átomo de nitrógeno contiene tres electrones en orbitales p separados, y el átomo de carbono con el electrón menos que el nitrógeno también tiene dos electrones en orbitales p separados. Una de las deficiencias de la representación gráfica está en que la forma más apropiada de representar el Cr es la configuración electrónica indicada en la Tabla, en lugar del arreglo que termina en . . . 3d⁴; 4s². Igualmente, la configuración electrónica del Cu debe terminar en . . . 3d¹⁰; 4s¹, en lugar de . . . 3d⁹; 4s², como lo indica el diagrama. Tanto el Cr como el Cu obedecen la regla de Hund.

EJEMPLOS:

5B	1s ² 2s ² 2p ¹	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p
6C	1s ² 2s ² 2p ²	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p
7N	1s ² 2s ² 2p ³	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p
8O	1s ² 2s ² 2p ⁴	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p
9F	1s ² 2s ² 2p ⁵	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p
10Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow
		1s	2s	2p	2p	2p

TRIANGULO DE LLENADO DE LOS SUBNIVELES



VALORES DE LOS NUMEROS CUANTICOS

En base a la figura X es posible desarrollar la configuración electrónica de cualquier elemento con elevado número atómico, el llenado electrónico quedaría:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6.$$

CONFIGURACION ELECTRONICA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

VALORES DE LOS NUMEROS CUANTICOS

Z	Elemento	1	2	3	4	5	6	7
		s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d	s
52	Te	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
53	I	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
54	Xe	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6		
55	Cs	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
56	Ba	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
57	La	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6 1	2	
58	Ce	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6 1	2	
59	Pr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
60	Nd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
61	Pm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
62	Sm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
63	Eu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
64	Gd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6 1	2	
65	Tb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
66	Dy	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
67	Ho	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
68	Er	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
69	Tm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
70	Yb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
71	Lu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
72	Hf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
73	Ta	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	
74	W	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
75	Re	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
76	Os	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
77	Ir	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
78	Pt	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
79	Au	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
80	Hg	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	
81	Tl	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	
82	Pb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
83	Bi	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
84	Po	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
85	At	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
86	Rn	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
87	Fr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
88	Ra	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
89	Ac	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
90	Th	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
91	Pa	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6	1
92	U	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6	1
93	Np	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6	1
94	Pu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 6	2 6	2
95	Am	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	2
96	Cm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	1
97	Bk	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 8	2 6	1
98	Cf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6	1
99	Es	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6	1
100	Fm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6	1
101	Md	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6	1
102	No	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6	1
103	Lr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	1
104		2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	2
105		2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	3

n	l	m	s	TIPO DE ORBITAL	No. DE ORBITALES	No. TOTAL DE ELEC/SUBNIVEL	No. TOTAL ELEC/NIVEL (2n ²)
1	0	0	+1/2, -1/2	1s	2(0) + 1=1	2	2(1) ² = 2
2	0	0	+1/2, -1/2	2s	2(0) + 1=1	2	2(2) ² = 8
2	1	1	+1/2, -1/2				
2	1	0	+1/2, -1/2	2p	2(1) + 1=3	6	
2	1	-1	+1/2, -1/2				
3	0	0	+1/2, -1/2	3s	2(0) + 1=1	2	2(3) ² = 18
3	1	1	+1/2, -1/2				
3	1	0	+1/2, -1/2	3p	2(1) + 1=3	6	
3	1	-1	+1/2, -1/2				
3	2	2	+1/2, -1/2				
3	2	1	+1/2, -1/2				
3	2	0	+1/2, -1/2	3d	2(2) + 1=5	10	
3	2	-1	+1/2, -1/2				
3	2	-2	+1/2, -1/2				
4	0	0	+1/2, -1/2	4s	2(0) + 1=1	2	2(4) ² = 32
4	1	1	+1/2, -1/2				
4	1	0	+1/2, -1/2	4p	2(1) + 1=3	6	
4	1	-1	+1/2, -1/2				
4	2	2	+1/2, -1/2				
4	2	0	+1/2, -1/2	4d	2(2) + 1=5	10	
4	2	-1	+1/2, -1/2				
4	2	-2	+1/2, -1/2				
4	3	3	+1/2, -1/2				
4	3	2	+1/2, -1/2				
4	3	1	+1/2, -1/2				
4	3	0	+1/2, -1/2	4f	2(3) + 1=7	14	
4	3	-1	+1/2, -1/2				
4	3	-2	+1/2, -1/2				
4	3	-3	+1/2, -1/2				

En esta tabla se tiene información de la distribución de los electrones en cada nivel, subnivel y orbital, además de que se deduce la capacidad electrónica de cada nivel. Tomando como base la tabla de números cuánticos se observa que dos electrones no tienen los cuatro números cuánticos iguales.

EL ATOMO

Todos estos procesos se han presentado con objeto de familiarización con la naturaleza del átomo. De acuerdo con la secuencia que hemos presentado, el átomo puede definirse como un conjunto de cargas que tiene un núcleo denso (cargado positivamente) rodeado por una cantidad equivalente de electrones (cargados negativamente) que describen una esfera cuyo diámetro es 10^4 veces el del núcleo.

1. NUMERO ATOMICO
2. MASA ATOMICA
3. ISOTOPOS
4. ISOBAROS
5. PESO ATOMICO PROMEDIO

1. NUMERO ATOMICO: Se simboliza por la letra "Z" y es igual al número de electrones de un átomo neutro o al número de protones de su núcleo.

Ejemplo:

Sodio (Na) Núm. de protones = 11
 Núm. de electrones = 11
 Por lo tanto $Z = 11$

2. MASA ATOMICA: Se simboliza por A y es igual a la suma del número de protones y neutrones.

Ejemplo:

Sodio (Na) Núm. de protones = 11
 Núm. de neutrones = 12
 Por lo tanto $A = 23$

3. ISOTOPOS:

Son átomos de un mismo elemento con igual número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones.

Ejemplo:

Elemento	A = Masa Atómica	Z = No. Atómico	A-Z = No. Neutrones
Hidrógeno (Protio) H_1^1	1	1	$1 - 1 = 0$
Hidrógeno (Deuterio) H_1^2	2	1	$2 - 1 = 1$
Hidrógeno (tritio) H_1^3	3	1	$3 - 1 = 2$

4. ISOBAROS:

Son átomos de diferentes elementos con igual masa atómica, es decir, tienen diferente número de protones y neutrones.

Ejemplo:

Elemento	A = Masa Atómica	Z = No. Atómico	A - Z = Neutrones
(48) $^{50}_{22}Ti$	50	22	$50 - 22 = 28$
(51) $^{50}_{23}V$	50	23	$50 - 23 = 27$
(52) $^{50}_{24}Cr$	50	24	$50 - 24 = 26$

NOTA: Las masas atómicas entre paréntesis corresponden a la masa atómica promedio y es el reportado en la Tabla Periódica Actual.

5. PESO ATOMICO PROMEDIO

¿A qué se debe que la masa de algunos elementos sea fraccionaria?. Las masas atómicas reportadas en la Tabla Periódica se basan en el "Atomo Promedio", de un elemento. La mayoría de los elementos tienen muchas formas isotópicas naturales y si se conocen las cantidades relativas de estos para cada elemento, es posible calcular la Masa o Peso atómico Promedio.

Por ejemplo: Se determinó la existencia de dos isótopos del Neón.

20	Ne	Peso atómico = 20	Abundancia = 90 %
22	Ne	Peso Atómico = 22	Abundancia = 10 %

Peso Atómico Promedio = $(20 \times 0.9) + (22 \times 0.1) = 20.2$ u.m.a.

Para el caso del Magnesio

Peso Atómico Abundancia

24	Mg	24	78.7 %
25	Mg	25	10.13 %
26	Mg	26	11.17 %

Peso Atómico Promedio = $(24 \times 0.787) + (25 \times 0.1013) + (26 \times 0.1117) = 24.32$ u.m.a.

I. Relaciona las siguientes preguntas.

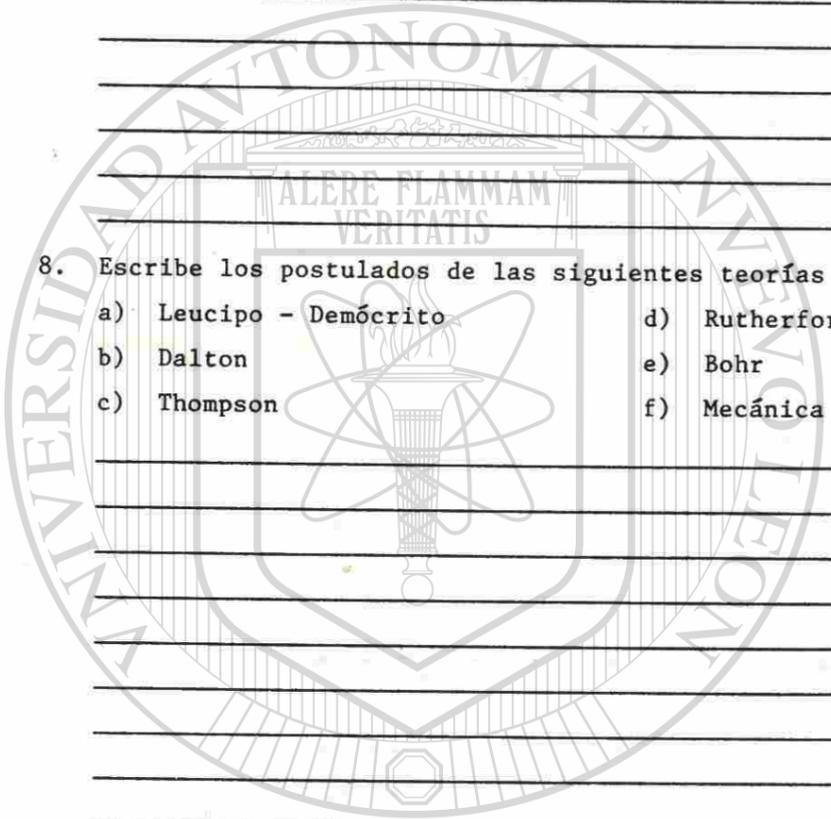
- Descubridor del Núcleo. () 1. Thompson
- Descubridor del Electrón () 2. Dalton
- Descubridor de la Radioactividad () 3. Rutherford
- Descubridor del Protón () 4. Leucipo-Demócrito
- Descubridor del Neutrón () 5. James Chadwick
- Descubridor del Polonio () 6. Empédocles
- Propuso la primera teoría atómica. () 7. Bequerel
- Propuso que el átomo está constituido, de partículas positivas y negativas y están homogéneamente distribuidas () 8. Curie
- Propuso que la materia esta formada por cuatro sustancias; tierra, fuego, agua y aire. () 9. Wilhelm Wein
- Propuso que los átomos son partículas indivisibles e indestructibles, que no pueden dividirse por ningún proceso. () 10. Spin
- Número cuántico que determina el giro del electrón. () 11. Protón
- Número cuántico que determina el número de electrones de cada nivel de energía. () 12. Neutrón
- Número cuántico que determina el número de electrones de cada nivel de energía. () 13. Modelo atómico de Thompson
- Número cuántico que determina el número de orbitales de cada subnivel y la forma en el espacio. () 14. Electrón
- Modelo que propone que el átomo está constituido de un centro masivo, donde se encuentran los protones y neutrones y los electrones giran al rededor. () 15. Alfa

- Modelo que propone que los electrones están localizados en niveles de energía u órbitas denominadas con las letras de K a Q () 16. Número Atómico
- Partícula fundamental del átomo con carga positiva y cuyo valor de la masa es de 1.673×10^{-24} g. () 17. Beta
- Partículas fundamentales con carga negativa y el valor de su masa es de 9.1×10^{-28} gr. () 18. Gama
- Partícula radioactiva con carga positiva. () 19. Masa Atómica
- Partícula radioactiva con carga negativa. () 20. Isótopos
- Partícula fundamental con carga neutra y el valor de su masa es de 1.674×10^{-24} gr. () 21. Principal
- Partícula radioactiva con carga neutra. () 22. Magnético
- Es igual a la suma de protones y neutrones que están presentes en el núcleo. () 23. Secundario
- Es el número de protones que existen en el núcleo o el número de carga positiva que existe en el núcleo. () 24. Modelo Atómico de Bohr
- Son átomos con diferente número de masa pero igual carga eléctrica. () 25. Modelo atómico de Rutherford
- II. Elabora la configuración electronica de los siguientes elementos, utilizando la Regla Diagonal y dar los valores de los números cuánticos para cada elemento.
- Aluminio: Número atómico = 13
 - Cinc: Número atómico = 30
 - Cromo: Número atómico = 24
 - Cloro: Número atómico = 35
 - Bario: Número atómico = 56

7. ¿Qué es el núcleo atómico? ¿Cómo se llegó a éste concepto?

8. Escribe los postulados de las siguientes teorías atómicas.

- | | |
|------------------------|----------------------|
| a) Leucipo - Demócrito | d) Rutherford |
| b) Dalton | e) Bohr |
| c) Thompson | f) Mecánica cuántica |



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

12. ¿Cuáles son las utilidades de los espectros de Emisión, Absorción, Electromagnético e Hidrógeno?

13. ¿Qué significa R.E.E.M.P.E.?

14. ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden estar contenido en:

- a) Un orbital electrónico.
- b) Una órbita.
- c) Primer nivel de energía.
- d) Segundo nivel de energía.
- e) Tercer nivel de energía.
- f) El último nivel de energía de cualquier átomo, excluyendo al Hidrógeno y al Helio.

15. Enuncie el principio de incertidumbre de Heisenberg.

16. Defina los siguientes conceptos:

a) Modelo Atómico. _____

b) Teoría Atómica. _____

17. ¿Qué son electrones de Valencia?

18. Escribe el valor de la masa y carga de cada una de las partículas fundamentales atómicas.

19. ¿Qué es un átomo neutro?

20. Escribe los Isóbaros del Carbono, Hidrógeno y qué son los Isóbaros.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



ESTRUCTURA ATOMICA
LABORATORIO # 2

1. A continuación se te presentan algunos postulados de las diferentes Teorías atómicas que han existido; escribe frente a cada una de ellas el nombre del científico que las formuló.

Leucipo-Demócrito	Aristóteles
Empédocles	Dalton
Thompson	Rutherford
Bohr	

- a) Los átomos de un elemento dado son idénticos, con el mismo peso y las mismas propiedades. _____
- b) Describe el átomo como una partícula con un núcleo central y los electrones girando alrededor. _____
- c) Describe un modelo atómico esférico con una distribución homogénea de cargas positivas y negativas. _____
- d) Encontró la relación entre la carga y la masa del electrón por medio de un experimento. _____
- e) Siempre que un átomo absorbe o emite energía, lo hace en cantidades unitarias llamadas "cuantos" o "fotones" _____
- f) Propuso que la materia esta formada por cuatro sustancias; tierra, fuego, agua y aire. _____
- g) Los átomos son eternos, homogéneos, y por ser demasiado pequeños, no son visibles. _____
- h) Creía que la materia era continua y que estaba formada por una sustancia con el mismo nombre. _____
- i) Los átomos de elementos distintos se combinan entre sí para formar moléculas compuestas. _____
- j) Los electrones se mueven en órbitas de energía fija y definida. Cuando el electrón se encuentra en estas órbitas no absorbe ni emite energía. _____

2. A continuación se te presentan algunos aspectos de los experimentos que llevaron a descubrir el Electrón, Neutrón, Protón, Núcleo y Radioactividad. Escribe frente a cada cuestión el nombre del científico que los descubrió

Thompson	Chadwick
Wein	Rutherford
Bequerel	

- a) Físico alemán que pide la relación entre la carga y la masa del protón. _____
- b) Demostró que en el átomo hay partículas de gran energía sin carga (neutras y de la misma masa del protón). _____

- c) Utiliza un tubo de crookers y una fuente de alto voltaje para encontrar la relación de la carga y masa del electrón. _____
- d) Utiliza partículas alfa sobre una laminilla de oro para determinar la existencia de un centro masivo, con carga positiva llamado núcleo. _____
- e) Físico francés que al observar que los minerales de Uranio producían radiaciones tan penetrantes como los rayos X, capaces de velar las placas fotográficas. _____

UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

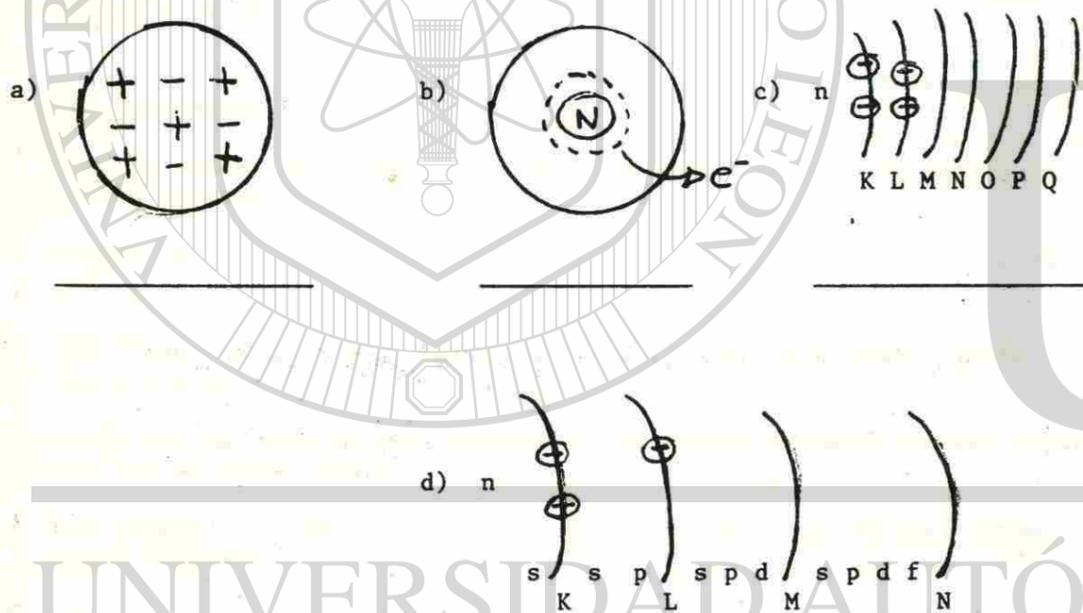
CENTRAL DE BIBLIOTECAS



1. Escribe frente al nombre de cada partícula fundamental del átomo, el valor de su carga y masa.

	Carga	Masa
a) Electrón	_____	_____
b) Protón	_____	_____
c) Neutrón	_____	_____

2. Identifica los siguientes modelos atómicos, escribiendo el nombre del científico que los propuso.



3. Completa la siguiente tabla de Isótopos.

Elemento A = Masa atómica Z = No atómico A - Z = neutrones

$^{16}_8$

$^{17}_8$

$^{18}_8$

4. Relaciona las siguientes columnas.

- | | | |
|--|-----|----------------|
| 1. Número cuántico que determina el giro del electrón. | () | Isotópos |
| 2. Número cuántico que determina el número de electrones de cada nivel. | () | Isóbaros |
| 3. Número cuántico que determina el número de orbitales de cada sub-nivel y la forma en el espacio. | () | Número atómico |
| 4. Número cuántico que determina el número de electrones de cada sub-nivel de energía. | () | Masa atómica |
| 5. Es igual a la suma de protones y neutrones que están presentes en el núcleo. | () | Principal |
| 6. Son átomos con diferente número de masa pero igual carga eléctrica. | () | Magnético |
| 7. Es el número de protones que existen en el núcleo o el número de carga positiva que existe en el núcleo. | () | Spin |
| 8. Son átomos de diferentes elementos con igual masa atómica, es decir, tienen diferente número de protones y neutrones. | () | Secundario |

5. Compara la teoría atómica de Bohr con el modelo de la mecánica cuántica (actual) y señala sus diferencias.

6. Define la configuración electrónica.

7. ¿Cuáles son los valores de los cuatro parámetros cuánticos?

8. Define al principio de exclusión de Pauli

9. Define a la regla de Hund.

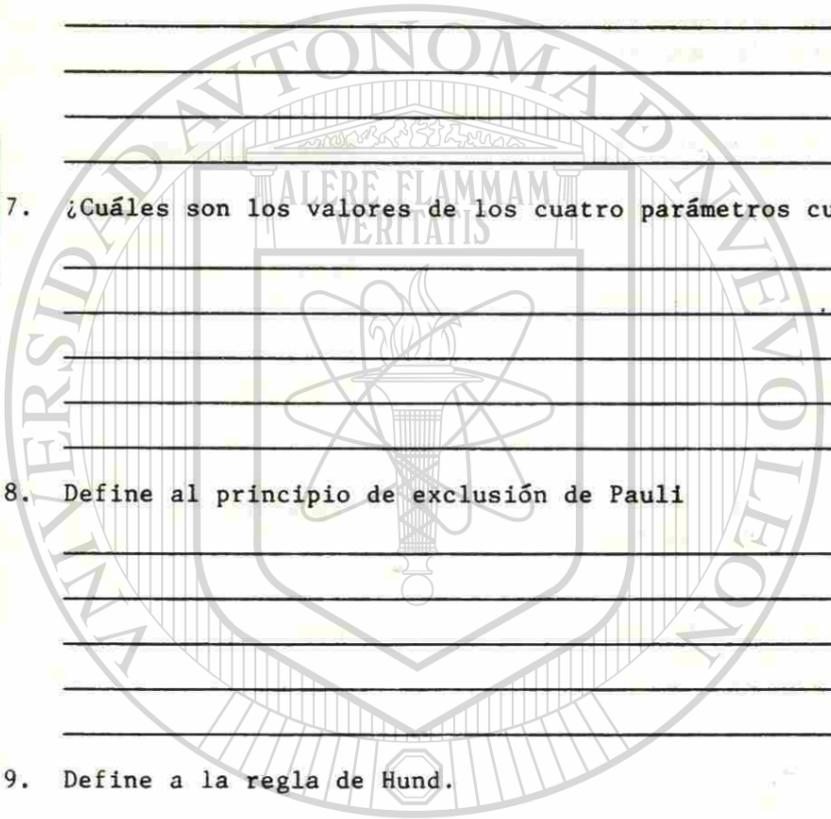
10. Como puedes diferenciar entre un átomo neutro y un ión.

11. Define al peso atómico promedio.

12. Quienes fueron los filósofos precursores del atomismo.

13. Porqué los postulados de Leucipo-Demócrito se consideran una hipótesis y no una teoría?

14. Autor y fecha de la primera teoría atómica.



U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



CAPÍTULO PRIMERO

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

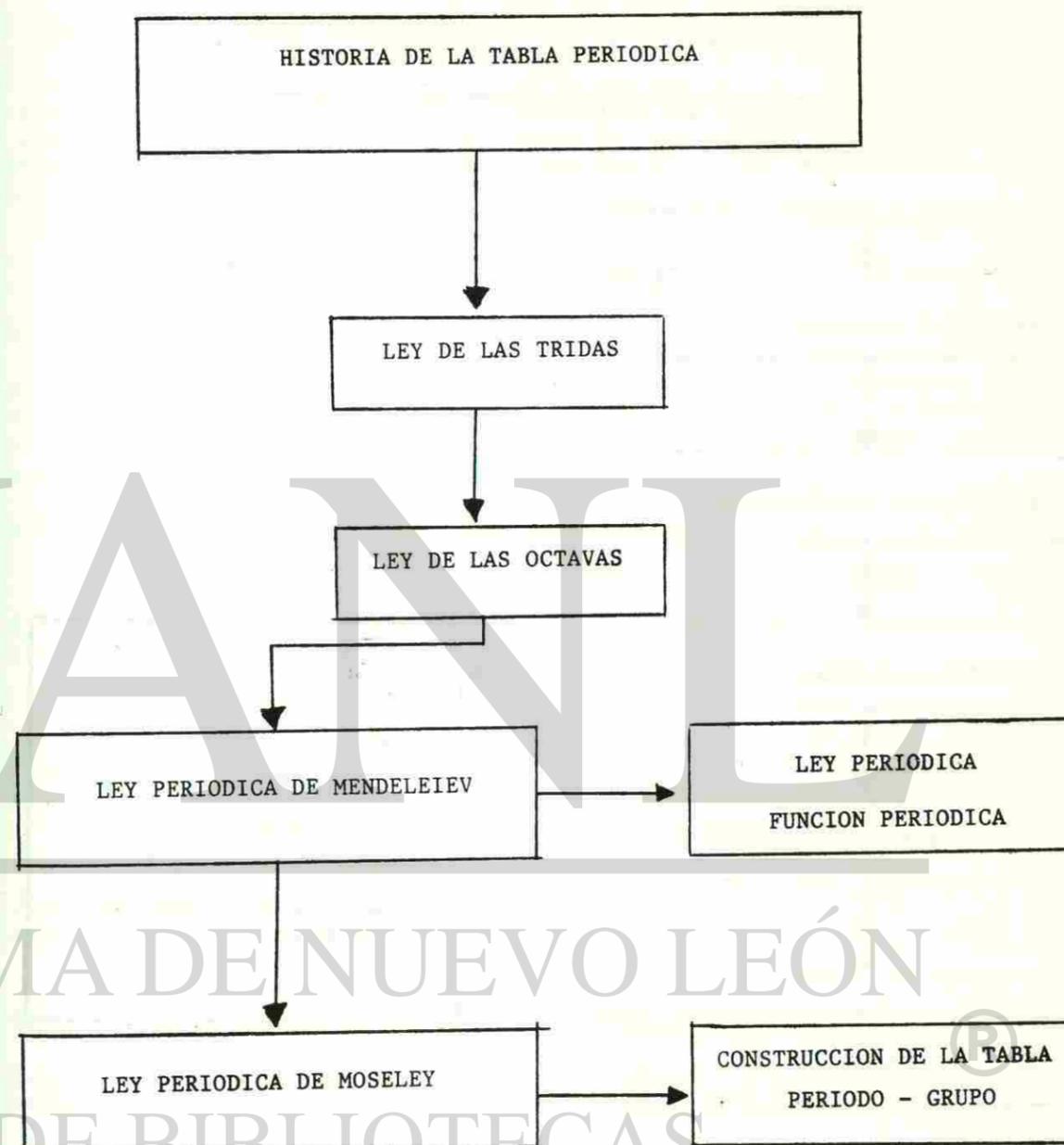
PROGRAMA:

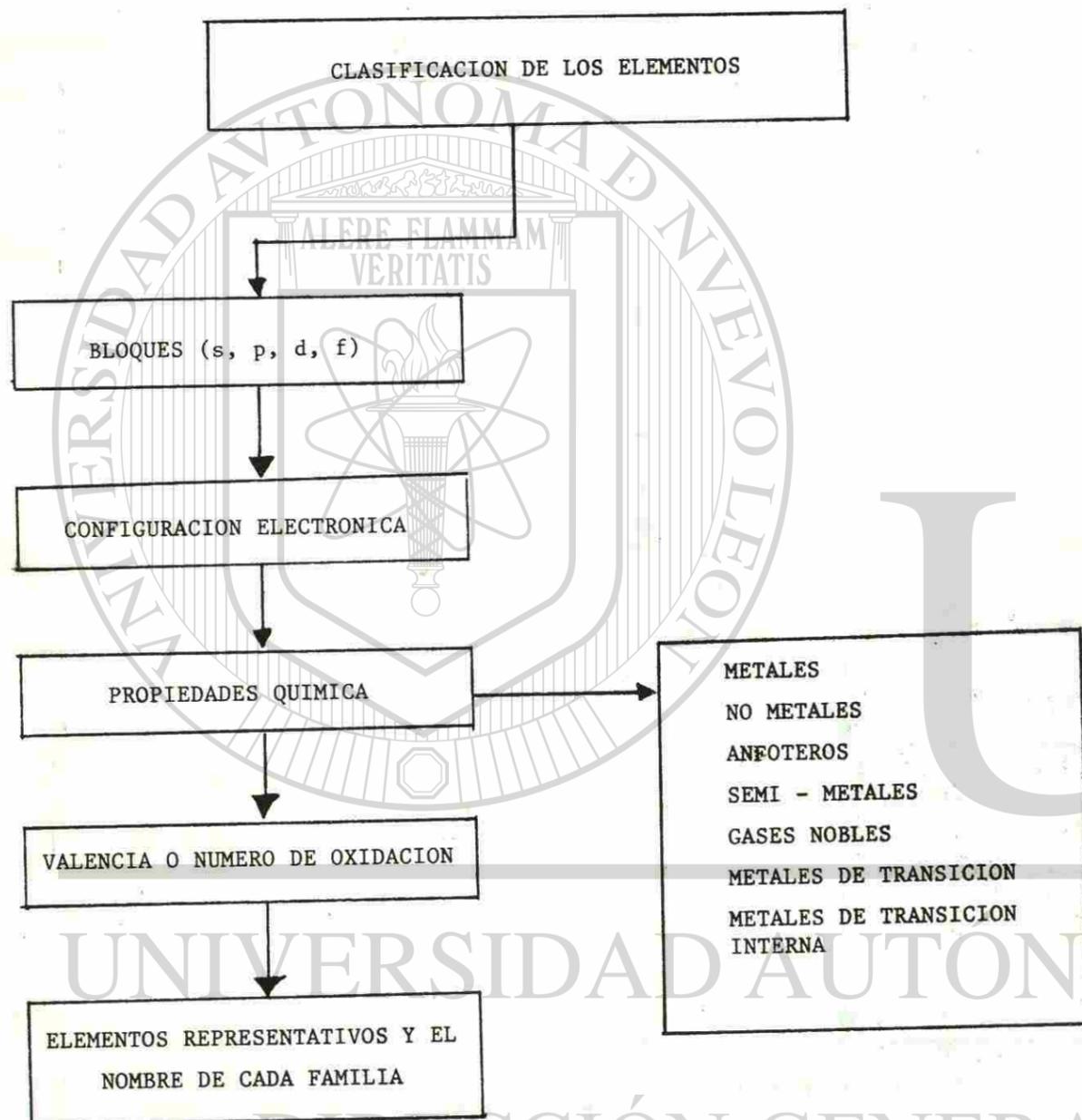
OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno.
Utilizará la tabla periódica como fuente de información de las propiedades periódicas de los elementos.

OBJETIVO ESPECIFICO:

- 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 sus 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 números 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





DESARROLLO HISTORICO EN LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS

Al estudiar los químicos las propiedades de los elementos observaron que tales propiedades se modificaban gradualmente a medida que aumentaba el peso atómico de los mismos, por lo que los clasificaron por grupos. Las relaciones entre el peso atómico y las propiedades de los elementos se hicieron más patentes a medida que se fueron descubriendo nuevos elementos; las primeras clasificaciones se hicieron a comienzos del siglo XIX, algunas de ellas las mencionaremos a continuación.

TRIADAS DE DOBEREINER

En 1829, J.N. Dobereiner señaló por primera vez la existencia de una relación significativa entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos. Sus estudios le hicieron observar que hay varios grupos de tres elementos en los que el peso atómico del átomo central se aproxima al promedio de los pesos respectivos de los elementos extremos, y además los tres elementos tienen propiedades análogas.

Así, redondeando los pesos atómicos modernos:

	CALCIO	ESTRONICO	BARIO
PESO ATOMICO	40	87	137
DIFERENCIA		47	50
	CLORO	BROMO	IODO
PESO ATOMICO	35.5	80	127
DIFERENCIA		44.5	47
	AZUFRE	SELENIO	TELURO
PESO ATOMICO	32	79	128
DIFERENCIA		47	49

Estos grupos se llamaron las TRIADAS DE DOBEREINER.

Estas relaciones hicieron pensar a muchos químicos en la posibilidad de establecer un sistema completo en el que cada elemento ocupara su lugar correspondiente.

OCTAVAS DE NEWLANDS

En 1863, John Newlands descubrió una regularidad al distribuir los elementos entonces conocidos según el orden creciente de sus respectivos pesos atómicos, notó que cada octavo elemento sucesivo era "una especie de repetición del primero".

Disponiendo los elementos de acuerdo con esta repetición de propiedades se obtienen la siguiente tabla:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Sc	Ti	Mn	Fe
...

En otras palabras dijo Newlands, "los integrantes del mismo grupo de elementos están entre sí en la misma relación que los extremos de una o más octavas en música". Por tanto propuso denominar a esa relación particular, LA LEY DE LAS OCTAVAS.

SISTEMA PERIÓDICO DE MENDELEEV

En 1869, Dimitri Ivanovich Mendeleev dio a conocer una ordenación más completa de los elementos. Esta consistió en orden creciente según sus pesos atómicos, y colocarlos de tal manera que los elementos con propiedades similares quedaran en una misma columna. Dijo que "cuando se colocan los elementos de acuerdo con la magnitud de sus pesos atómicos, empezando con el más pequeño, se hace evidente que existe una especie de periodicidad en sus propiedades". Expresando en otra forma, si los elementos se disponen en orden de pesos atómicos crecientes, sus propiedades varían miembro a miembro en forma definida, pero retroceden, acercándose más o menos a los mismos valores, en puntos fijos de la serie.

Mendeleev designó con el nombre de "LEY PERIÓDICA" a las relaciones mutuas entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos estas relaciones son aplicables a todos los elementos y tienen carácter de una Función Periódica. (Una función periódica es aquella cuyo valor se repite a intervalos regulares. Este Intervalo se llama PERÍODO).

CONCLUYENDO

1. Consideró que las propiedades de los elementos debían ser una función periódica de sus pesos atómicos, ya que período significa "que se repite a intervalos regulares".
2. Estos períodos podrían variar y no estar siempre agrupados en octavas como había supuesto Newlands.
3. Intuyó que los datos podrían estar incompletos y que quizá quedaban elementos sin descubrir, por lo que dejó espacios vacíos. En esta época se conocían 63 elementos y en 1911 se conocían 103.

Expresando más concisamente, LA LEY PERIÓDICA DE MENDELEEV establece "Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus pesos atómicos".

TABLA PERIÓDICA DE MENDELEEV DE LOS ELEMENTOS
COLUMNAS O GRUPOS

0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	Hidrógeno 1.0079							
Helio 4.00260	Litio 6.941	Berilio 9.01218	Boro 10.81	Carbono 12.011	Nitrógeno 14.0067	Oxígeno 15.9994	Flúor 18.99840	
Neón 20.179	Sodio 22.98977	Magnesio 24.305	Aluminio 26.98154	Silicio 28.086	Fósforo 30.97376	Azufre 32.06	Cloro 35.453	
Argón 39.948	Potasio 39.098 Cobre 63.546	Calcio 40.08 Zinc 65.38	Escandio 44.9559 Galio 69.72	Titanio 47.90 Germanio 72.59	Vanadio 50.9414 Arsénico 74.9216	Cromo 51.996 Selenio 78.96	Manganeso 54.9380 Bromo 79.904	Hierro 55.847 Níquel 58.70 Cobalto 58.9332
Criptón 83.80	Rubidio 85.4678 Plata 107.868	Estroncio 87.62 Cadmio 112.40	Itorio 88.9059 Indio 114.82	Zirconio 91.22 Estaño 118.69	Niobio 92.9064 Antimonio 121.75	Molibdeno 95.94 Yodo 126.9045	Tecnecio 99 Telurio 127.80	Rutenio 101.07 Paladio 106.4
Xenón 131.30	Cesio 132.9054 Oro 196.9665	Bario 137.34 Mercurio 200.59	Lantano* 138.9055 Talio 204.37	Hafnio 178.49 Plomo 207.2	Tantalio 180.9479 Bismuto 208.9804	Wolframio 183.85 Polonio 209	Renio 186.207 Astatinio 210	Osmio 190.2 Iridio 192.22 Platino 195.09
Radón 222	Francio 223	Radio 226.0254	Actinio** 227	Torio 232.0381	Protactinio 231	Uranio 238.029		

CLASIFICACION DE ALFRED WERNER

En 1895, realizó una tabla de clasificación periódica que lleva su nombre.

Las ventajas que presenta esta tabla son:

1. Que fue la primera con la estructura larga que permite que queden separadas la serie A y B.
2. Que hace coincidir la estructura electrónica de los elementos con su colocación dentro de la tabla.

La desventaja que presenta es que las series de los Lantánidos y de los Actínidos solo tienen una casilla o sitio para cada uno.

El mérito de esta tabla es que fue realizada muchos años antes de que se conocieran las configuraciones electrónicas de los elementos.

CLASIFICACION DE HENRY G. J. MOSELEY

En 1913, introdujo el número atómico que determina una manera más aproximada las propiedades de los elementos. Moseley, por medio de sus experimentos en los cuales bombardeaba los elementos sólidos con Rayos X, estableció el concepto de NUMERO ATOMICO, el cual nos indica la carga nuclear.

Como resultado de estos trabajos, MOSELEY, demostro que para el estudio apropiado de los elementos deberian ser colocados de acuerdo con dicho número atómico en lugar del empeado por MENDELEIEV, según los pesos atómicos, Moseley asigno a cada elemtno un Número atómico el cual correspondia a la posición del elemento en el orden numérico que había deducido la tabla periódica elaborada por Moseley con los números atómicos elimino algunas dificultades que se había presentado en la tabla periódica basada en los pesos atómicos.

Expresado mas concientemente, LA LEY PERIODICA DE MOSELEY establece:
 "Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus Números atómicos".

TABLA PERIODICA MODERNA

La tabla Periódica Moderna, o Cúantica, clasifica los elementos en orden ascendiente, según sus números atómicos, agrupandolos de acuerdo con sus configuraciones electrónicas finales (GRUPOS) y por el último nivel de energía ocupado (PERIODOS).

Esta tabla nos muestra la relación que existe entre las propiedades químicas y la estructura atómica; los elementos que se encuentran en el mismo grupo tienen estructuras similares.

CONSTRUCCION DE LA TABLA

La llamada forma larga de la tabla actual esta formada por 18 COLUMNAS o GRUPOS, de los cuales los dos primeros y los siete últimos constituyen los Grupos A, los ocho del centro corresponden al Grupo B, la serie de LANTANIDOS y ACTINIDOS corresponden a las TIERRAS RARAS, estas se indican por separado ya que su interpetración en el cuerpo de la tabla causaría dificultades. El grupo A se clasifican en ELEMENTOS REPRESENTATIVOS, porque representan la progresión de la VALENCIA y el número de electrones del último nivel de energía.

La tabla periódica esta formada por:

a) PERIODO. Son las sucesiones horizontales de los elementos dentro de la tabla, tienen la caracterísitca de que el Número Atómico de los elemetnos va en aumento, a este período también se le llama NIVELES DE ENERGIA.

b) GRUPO. Son las sucesiones verticales de los elementos dentro de la tabla, en los elementos que forman un grupo, se presentan semejanzas en la CONFIGURACION ELECTRONICA del nivel externo, en cuanto al número y clase de los electrones de valencia. Las propiedades químicas de los elementos de un grupo presentan semejanzas, una de las características más importantes dentro de un grupo es su NUMERO DE OXIDACION. A este concepto de grupo también se le llama FAMILIA.

La relación periódica para la valencia de los elementos del grupo A, es como sigue:

La relación periódica para la valencia de los elementos del grupo A, es como sigue:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
+1	+2	+3	- 4	-3	- 2	- 1	0

CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

(BASADAS EN EL $^{12}C = 12.0000$)

No metales
No metálicos

Metales ligeros
ME

1 H 1.0079																	2 He 4.00260	
3 Li 6.941	4 Be 9.01218	Metales de Transición										5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.99840	10 Ne 20.179	
11 Na 22.98977	12 Mg 24.305	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB					IB	IIB	13 Al 26.98154	14 Si 28.086	15 P 30.97376	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.08	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.90	23 V 50.9414	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.70	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 97	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9045	54 Xe 131.30	
55 Cs 132.9054	56 Ba 137.34	71 Lu 174.97	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.09	79 Au 196.9665	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9804	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	
87 Fr 223	88 Ra 226	103 Lr 256	104	105														

57 La 138.9055	58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.4	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9304	68 Er 167.26	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.04
89 Ac 227	90 Th 232.0381	91 Pa 231	92 U 238.029	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 254	100 Fm 257	101 Md 258	102 Nh 258

Tabla periódica moderna

DESCRIPCION DE LOS GRUPOS

1. Conjunto de los elementos que tienen la misma configuración electrónica final. (columnas verticales).
2. Se enumeran con números romanos del I al VII, según el número de electrones en último nivel de energía.
3. Se subdividen en grupos A y B.
 - a) Los grupos A terminan en orbitales "s" o "p".
 - b) Los grupos B terminan en orbitales "d" (TRANSICION)
 - c) Las Tierras Raras o de Transición Interna terminan en orbitales "f"

DESCRIPCION DE LOS PERIODOS

1. Es la última capa ocupada por electrones en un átomo.
2. Son las columnas horizontales y se enumeran de 1 a 7 (arábigo).
3. Existen períodos cortos: de 2 u 8 elementos y períodos largos: de 18 o 32 elementos. Esto se debe a que el número de electrones a través del período va aumentando progresivamente de 1 en 1 hasta llegar a completar la órbita de 8 electrones en el gas noble.

En base a esto, es posible relacionar la CONFIGURACION ELECTRONICA de los elementos con su ubicación de la Tabla Periódica.

GRUPO	CONFIGURACION	GRUPO	CONFIGURACION
IA	ns ¹	III B	(n-1)d ¹ ns ²
IIA	ns ²	IV B	(n-1)d ² ns ²
IIIA	ns ² np ¹	V B	(n-1)d ³ ns ²
IV A	ns ² np ²	VI B	(n-1)d ⁴ ns ²
V A	ns ² np ³	VII B	(n-1)d ⁵ ns ²
VI A	ns ² np ⁴	VIII B.	(n-1)d ^{6,7,8} ns ²
VII A	ns ² np ⁵	I B	(n-1)d ¹⁰ ns ¹
VIII A	ns ² np ⁶	II B	(n-1)d ¹⁰ ns ²

TRANSICION INTERNA:

LANTANIDOS: 4f⁰⁻¹⁴ 5d^{0,1} 6s²

ACTINIDOS: 5f⁰⁻¹⁴ 6d⁰⁻² 7s²

El hecho de poder dividir la tabla Periódica en bloques "s", "p", "d", "f" ayuda a detectar propiedades químicas generales en los elementos que los integran

BLOQUE "S"

1. Está formado por los grupos I y IIA.
2. Poseen sus electrones valencia en los orbitales "s".
3. Poseen 1 o 2 electrones en el Nivel Cuántico superior al de los Gases Nobles.
4. Dado que la configuración de los gases nobles es muy estable, los elementos del bloque "s" reaccionan fácilmente CEDIENDO electrones y formando CATIONES.
5. Dan origen a compuestos IONICOS.
6. Por su tendencia a ceder electrones, se les llama Agente Reductor.

BLOQUE "P"

1. Está formado por los grupos III A al VIII A.
2. Tienen su electrón diferencial en el orbital "p".
ELECTRON DIFERENCIAL: es aquel que entra en último lugar al construir la configuración electrónica.
3. El comportamiento químico es más complicado, ya que este bloque está integrado por METALES y NO METALES.
4. Forman compuestos IONICOS y COVALENTES.
5. Actúan con diversos estados de oxidación.
6. Por su tendencia a captar electrones, se les llama Agente Oxidante.

BLOQUE "D"

1. Formado por los grupos I B al VIII B.
2. Tienen su electrón diferencial en el orbital "d".
3. Presentan varios estados de oxidación.
4. Sus compuestos suelen ser coloreados según el número de Oxidación.
5. Tienen gran tendencia a formar compuestos complejos o de coordinación.
6. Tienen dos niveles energéticos incompletos.

BLOQUE "F"

1. Constituido por la serie de Lantánidos y Actínidos.
2. Tienen tres niveles energéticos imcompletos.
3. La diferencia electrónica de estos elementos reside en los orbitales "f" muy internos, por lo que la configuración externa es muy semejante.
4. Dado que el comportamiento químico depende de los electrones exteriores, este es muy parecido, por lo que es difícil distinguir un elemento de otro.

En el breve bosquejo antes expuesto, observamos que la clasificación de los elementos en sus inicios fué la base para las clasificaciones posteriores, hasta llegar a la tabla periódica actual. De esta tabla es posible obtener información valiosa de cada uno de los elementos existentes y descubiertos hasta el día de hoy.

Cuando localizamos un elemento en la tabla periódica fácilmente podemos decir el número de orbitas porque es igual al número de período, y el número de electrones en la última órbita porque es igual al número de grupo (para los Grupos A). También se determina la valencia o número de oxidación que es igual al número de electrones del último nivel de energía o al número de grupo, esto es para los del grupo A.

Tenemos un término nuevo: VALENCIA. La valencia de un elemento es la capacidad de combinación de un átomo, en otras palabras, es la capacidad de Ceder, Aceptar o Compartir los electrones de su último nivel, capa u órbita.

Esta capacidad de combinación está limitada por una regla natural que presentan los átomos en su tendencia a ser isoelectrónicos con los gases nobles, es decir, a tener una configuración electrónica final semejante.

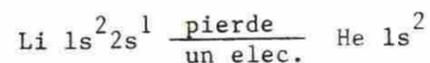
Esta regla es conocida como REGLA DEL OCTETO la cual enuncia:

"Los átomos interaccionan para modificar el número de electrones en sus niveles electrónicos externos externos, en un intento de lograr una estructura electrónica similar a la del gas noble más cercano".

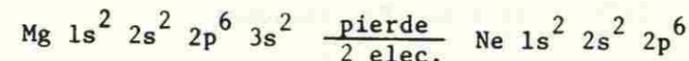
La estructura electrónica de los gases nobles consta de 8 electrones en un nivel más externo, con excepción del Helio, el cual posee únicamente 2 electrones. Por tanto, y de acuerdo con la Regla del octeto, los átomos al combinarse tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que el número en la capa o nivel más externa sea igual a ocho.

EJEMPLOS:

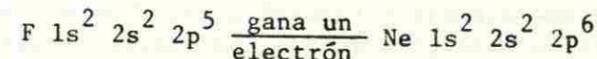
- a. El Litio es isoelectrónico con el Helio, y pierde el último electrón.



- b. El Magnesio es isoelectrónico con el Neón, y pierde 2 electrones.



- c. El Flúor es isoelectrónico con el Neón y gana 1 electrón.



Aunque TEORICAMENTE el Flúor podría PERDER 7 electrones y obtener la configuración del Helio, esto no es posible. Recordemos que la Regla del Octeto menciona; "el gas noble más cercano".

De acuerdo a esto podemos clasificar a los elementos como:

- a. **PIERDEN ELECTRONES:** los elementos de los grupos I A, II A, grupo B, y Tierras Raras.
- b. **COMPARTEN ELECTRONES:** Los elementos de los grupos III A, IV A, V a.
- c. **GANAN ELECTRONES:** Los elementos de los grupos VI A, VII A.
- d. **NO REACCIONAN:** Los elementos del grupo VIII A.

NUMEROS DE OXIDACION TÍPICOS DE ALGUNOS ELEMENTOS COMUNES

IA	IIA	Metales de transición										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li	Be											B	C	N	O	F
														-3 -2 -1 +1 +2 +3 +4 +5	-2	-1
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
												+3	+4	-3 +3 -5	-2 +4 +6	-1 +3 +5 +7
K	Ca	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ge	Se	Br					
		+3 +6	+2 +4 +7	+2 +3	+2 +3	+2 +3	+1 +2	+2	+4	-2 +4 +6	-1 +3 +5 +7					
Rb	Sr											Sn				
Cs	Ba											Pb				

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS

(de acuerdo a sus Propiedades)

Los elementos han sido clasificados en METALES y NO METALES en ACIDOS y BASICOS, o en lo que es lo mismo, en electronegativos y electropositivos; se han clasificado así de acuerdo a su valencia y también a sus propiedades. En todos estos sistemas algunos elementos aparecían en más una clase, o bien elementos con pocas propiedades en común resultaban agrupados. Además las propiedades de los elementos usados como base de la clasificación pueden variar con las condiciones en las cuales se observan dichas propiedades.

La división en METALES y NO METALES es algunas veces conveniente; aunque como en la mayoría de los sistemas, no es posible hacer una subdivisión exacta. Sin embargo, como una base general, pueden oponerse los Metales y No Metales.

Es difícil trazar una línea rígida de demarcación entre Metales y No Metales. Por ejemplo, Los No Metales Arsénico, Antimonio y Teluro serían clasificados como Metales si nos basamos exclusivamente en algunas propiedades de los metales. Por eso se introduce una tercera división - METALOIDES - para incluir en ella a los elementos híbridos, o sea aquellos que tienen a la vez propiedades características de los Metales y de los No Metales. Los no Metales como el Carbono, Boro y Silicio son menos volátiles que la mayoría de los Metales. El no metal Hidrógeno es un buen conductor del calor; el no metal Carbono en forma de grafito es un buen conductor del calor y la electricidad. Por lo tanto la división de los elementos en Metales y No Metales no constituye sino un sistema de clasificación adoptado arbitrariamente porque es conveniente.

TABLA DE COMPARACION DE LAS PROPIEDADES DE METALES Y NO METALES

METALES	NO - METALES
1. Se disuelven generalmente en ácidos minerales, desprendiendo hidrógeno.	1. Generalmente no se disuelven con facilidad ácidos minerales.
2. Al combinarse con el oxígeno forman óxidos básicos.	2. Al combinarse con el oxígeno forman anhídridos u óxidos ácidos.
3. No forman compuestos con el Hidrógeno o bien forman compuestos inestables o bien generalmente no-volátiles.	3. Forman compuestos estables con el Hidrógeno-generalmente volátiles.
4. Sólidos a la temperatura ambiente (excepto el Mercurio).	4. Gases, Líquidos o Sólidos a temperatura ordinarias.
5. Generalmente se volatilizan solo a temperaturas altas.	5. Excepto al carbono, Boro y Silicio son gaseosos o se volatilizan a bajas temperaturas.
6. Reflejan la luz en superficies pulidas o recién cortadas.	

- | | |
|---|--|
| 7. El peso específico es generalmente alto. | 6. Generalmente no reflejan muy bien la luz. |
| 8. Buenos conductores del calor y la electricidad. La resistencia eléctrica aumenta por elevación de temperatura. (generalmente). | 7. El peso específico es generalmente bajo. |
| 9. Más o menos maleables y ductiles. | 8. Malos conductores del calor y la electricidad. La resistencia eléctrica disminuye generalmente por elevación de tiempo. |
| 10. Moléculas generalmente monoatómicas en estado de vapor. | 9. Maleabilidad y ductibilidad no están bien definidas. |
| | 10. Moléculas generalmente poliatómicas en estado de vapor. |

En todos los cambios químicos, por lo menos una propiedad permanece inalterada, y los sistemas de clasificación más acertados se basaron en primer término en esta propiedad, es decir, en los pesos atómicos de los elementos.

METALES: Son los elementos que presentan de 1 a 3 electrones en su último nivel de energía. Estos CEDEN los electrones de valencia formando **CATIONES**, se oxidan

NO METALES: Son los elementos que presentan 5, 6 y 7 electrones en su último nivel de energía. Estos GANAN los electrones de valencia formando **ANIONES**, se reducen.

SEMI-METALES o METALOIDES: Son los elementos que tienen propiedades intermedias entre metales y no metales, son por ejemplo: Semiconductores, es decir la corriente eléctrica la conducen pero en mucho menor grado que los metales. Son los elementos semimetálicos: Boro, Silicio, Germanio, Arsénico, Antimonio.

ANFOTEROS: Son los elementos del grupo IV A, ya que pueden perder 4 electrones o ganar 4 electrones, y también presentan características de metales y no metales, por ejemplo. el CARBONO bajo la forma de grafito si conduce la electricidad, y como DIAMANTE no la conduce. Estos elementos se encuentran en la naturaleza en formas alotropicas.

GASES NOBLE: Son los elementos del grupo VIII A, donde su valencia es CERO (0) ya que presentan 8 electrones en su último nivel de energía a excepción del Helio, que presenta 2 electrones, y se dice que son químicamente estables ya que no presentan formación de compuestos y reacciones químicas por lo que presentan Configuración Estable.

METALES DE TRANSICION: Son los elementos que tienen de 1 a 2 electrones en su último nivel de energía y todos presentan propiedades de metales, lo único es que hay un cambio de electrones en su configuración interna, o sea cuando el átomo esta en estado basal o fundamental presenta una configuración ($s^2 d^{1-10}$), en estado

excitado el electrón del subnivel "s" brinca al subnivel "d".
($s^1 d^{1-10}$).

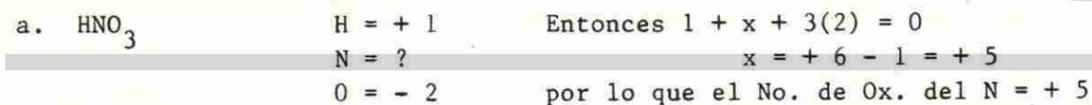
TIERRAS RARAS. Son los elementos de la serie de LANTANIDOS y ACTINIDOS, éstos elementos también presentan propiedades de metales y también presentan 2 configuraciones, pero sus electrones están en los subniveles de energía "s" y "f".

En el desarrollo de la Configuración Electrónica se observa una correlación definida entre las valencias y los grupos donde están localizados los elementos en la Tabla Periódica. Así, todos los elementos del grupo I A tienen la valencia (+1), los elementos del Grupo II A tienen la valencia (+2). etc. Sin embargo, existen elementos con más de una valencia (valencia variable), principalmente los Metales de Transición y los No Metales. Para éstos, las valencias deberán memorizarse.

Afortunadamente existe una serie de Reglas sencillas que ayudarán a asignar la Valencia o Número de Oxidación de los elementos.

1. El número de oxidación de cualquier elemento sin combinar es CERO.
2. El número de oxidación para el Oxígeno es (-2), en los peróxido es de (-1).
3. El número de oxidación para el Hidrógeno es (+1), en los hidruros es de (-1).
4. El número de oxidación para iones simples es igual a la carga del ión.
5. La suma de los números de oxidación para los átomos de los elementos en una fórmula determinada es igual a CERO; en el caso de un ión poliatómico la suma es igual a la carga total.

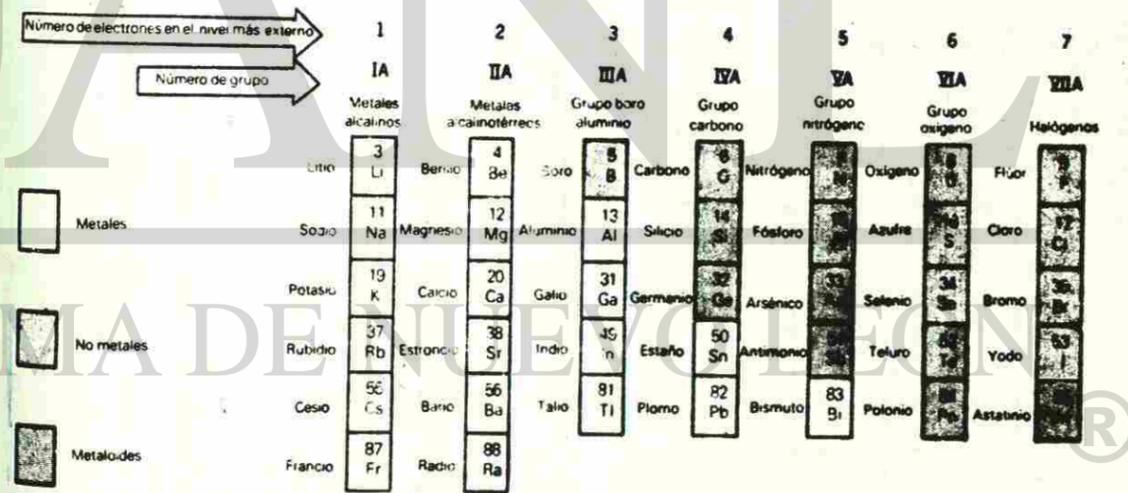
EJEMPLOS:



por lo que el No. de Ox. del Cromo = +6

LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

GRUPO	NOMBRE DE LA FAMILIA	CONFIGURACION	VALENCIA
I A	METALES ALCALINOS	s^1	(+1)
II A	METALES ALCALINOTERREOS	s^2	(+2)
III A	FAMILIA DEL BORO	$s^2 p^1$	(+3)
IV A	FAMILIA DEL CARBONO	$s^2 p^2$	(+4, -4)
V A	FAMILIA DEL NITROGENO	$s^2 p^3$	(+3, +5, -3)
VI A	FAMILIA DEL OXIGENO	$s^2 p^4$	(+4, +6, -2)
VII A	FAMILIA DE LOS HALOGENOS	$s^2 p^5$	(+1, +3, +5, +7, -1)
VIII A	FAMILIA DE LOS GASES NOBLES	$s^2 p^6$	(0)



Metales, no metales y metaloides en los elementos representativos

ELEMENTO	Número Atómico	CONFIGURACION ELECTRONICA	PERIODO	GRUPO	VALENCIA	TIPO
CADMIUM	48	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰	5	II B	2+	Metal Trans.
ESCANDIO	21	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹	4	III B	3+	Metal Trans.
TITANIO	22	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ²	4	IV B	4+	Metal Trans.
VANADIO	23	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ³	4	V B	5+, 3+	Metal Trans.
CROMO (**)	24	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁴ 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ⁵	4	VI B	6+, 3+, 2+	Metal Trans.
MANGANESO	25	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵	4	VII B	7+, 6+, 4+	Metal Trans.
FIERRO	26	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶	4	VIII B	2+, 3+	Metal Trans.
CERIO	58	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ²	6	----	4+	Tierra Rasas (Lan- tánidos termina 4f)
URANIO	92	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ⁴	7	-----	6+	Tierra Rara (Acti- nidos termina 5f)

(**) Se predice que el Cromo tiene 2 electrones en 4s y 4 electrones en 3d. EN REALIDAD tiene un electrón en 4s y 5 en 3d. Adviértase que el cambio de un electrón entre dos subniveles muy cercanos conduce a dos subniveles llenos a la mitad en lugar de un subnivel lleno y uno sin estabilidad especial.

CONFIGURACION DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIODICA
DE ACUERDO A SU CONFIGURACION ELECTRONICA

ELEMENTO	Número Atómico	CONFIGURACION ELECTRONICA	PERIODO	GRUPO	VALENCIA	TIPO
SODIO	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	3	I A	1+	Metal
CALCIO	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	4	II A	2+	Metal
ALUMINIO	13	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	3	III A	3+	Metal
CARBONO	6	1s ² 2s ² 2p ²	2	IV A	4+, 4-	No Metal
ESTAÑO	50	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	5	IV A	4+	Metal
NITROGENO	7	1s ² 2s ² 2p ³	2	V A	3+, 3-, 5+	No. Metal
BISMUTO	83	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³	6	V A	3+, 5+	Metal
OXIGENO	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	2	VI A	2-	No Metal
BROMO	35	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	4	VII A	1-	No Metal
COBRE (**)	29	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁹ 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ¹⁰	4	I B	1+, 2+	Metal Trans.

(**) Se predice que el Cobre tiene 2 electrones 4s y 9 electrones 3d. REALMENTE tiene un electrón 4s y 10 electrones 3d. Un subnivel LLENO y uno LLENO A LA MITAD son MAS ESTABLES que un subnivel lleno y uno sin estabilidad especial. Esto sirve para explicar algunas de las desviaciones de los Estados Basales previstos por la Regla de la Diagonal, ya que la presencia de 8 electrones en el subnivel más externo produce una estabilidad especial; también aumenta la estabilidad cuando un subnivel está lleno o lleno hasta la mitad.

PROPIEDADES PERIODICAS

Con la agrupación de los elementos en la Tabla Periódica es relativamente sencillo determinar las propiedades de los elementos de acuerdo con sus posiciones en dicha tabla. Estas propiedades reciben el nombre de Propiedades Periódicas.

Las propiedades Periódicas son básicas para la comprensión del ENLACE QUÍMICO.

Se designan como Propiedades Periódicas: "aquellas que se repiten periódicamente tanto en los grupos como en los períodos.

Tales Propiedades son:

- Radio Atómico
- Potencial de Ionización
- Afinidad Electrónica
- Electronegatividad

RADIO ATÓMICO

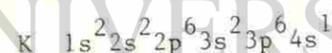
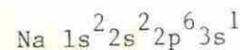
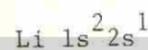
El radio atómico nos proporciona una idea del tamaño de los átomos, y se define como:

"La mitad de la distancia entre los núcleos de una molécula diatómica".

También se entiende como la distancia que hay entre el núcleo y los electrones valencia del último nivel de energía.

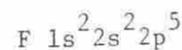
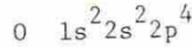
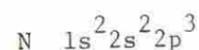
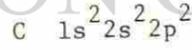
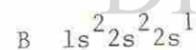
Observamos que:

Si analizamos los elementos del grupo I A, tenemos.



Observamos que las configuraciones electrónicas finales son: $2s^1$, $3s^1$, $4s^1$. El número del nivel aumenta y con él el Radio. Entonces en los grupos el tamaño de los átomos aumenta hacia abajo.

Si analizamos el período 2, tenemos.



Notemos que todos tienen la misma configuración final, es decir, tienen el mismo número de niveles solo difieren en el número de electrones del último nivel. Al aumentar el número de electrones en el último nivel, aumenta la atracción entre los electrones y el núcleo, lo que ocasiona una compresión de los niveles y por ende una disminución en el tamaño de los átomos.

CONCLUSION.

El radio atómico varía.

- En los grupos aumenta hacia abajo
- En los períodos disminuye hacia la derecha

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	IX	X	IB	IIA	IVA	V	VIA	VIIA	VIIIA
●																
●	●										●	●	●	●	●	●
●	●										●	●	●	●	●	●
●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●
●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●
●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●
●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●	●

POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Se define como:

"La energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro".

Los átomos más pequeños requieren de mayor energía para perder sus electrones debido a la cercanía entre el núcleo y los electrones mientras que en los átomos grandes de distancia núcleo-electrón es mayor, por lo que se debilitan las fuerzas electrostáticas disminuyendo así la cantidad de energía aplicada.

CONCLUSION.

El potencial de ionización

- En los grupos disminuye hacia abajo
- En los períodos aumenta hacia la derecha.

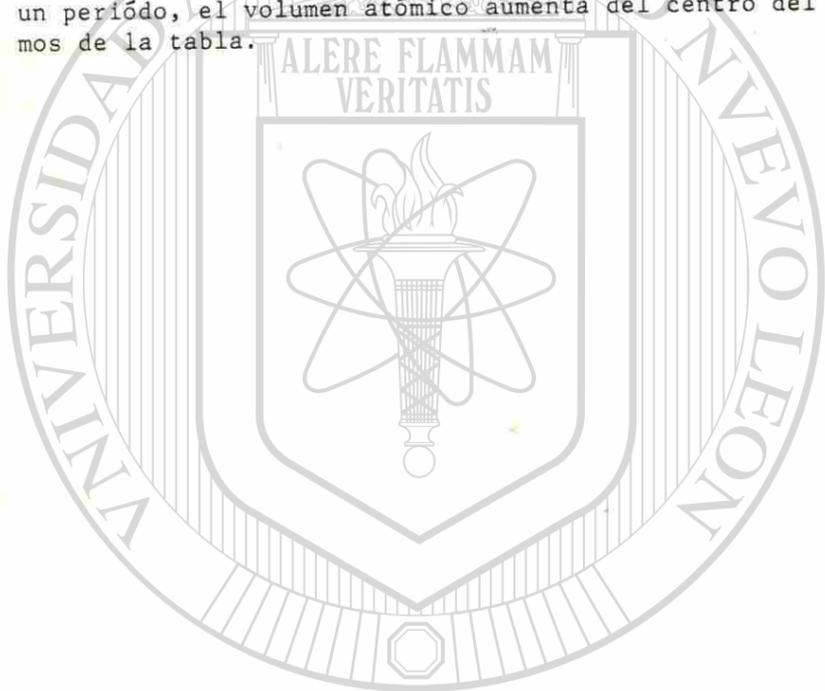
Este potencial de ionización va depender de:

- El tamaño del átomo o su dimensión
- De la carga del núcleo
- Del efecto pantalla

VOLUMEN ATOMICO

Es el volumen ocupado por una masa atómica gramo* del elemento sólido. Se calcula dividiendo la masa atómica gramo entre la densidad del elemento.

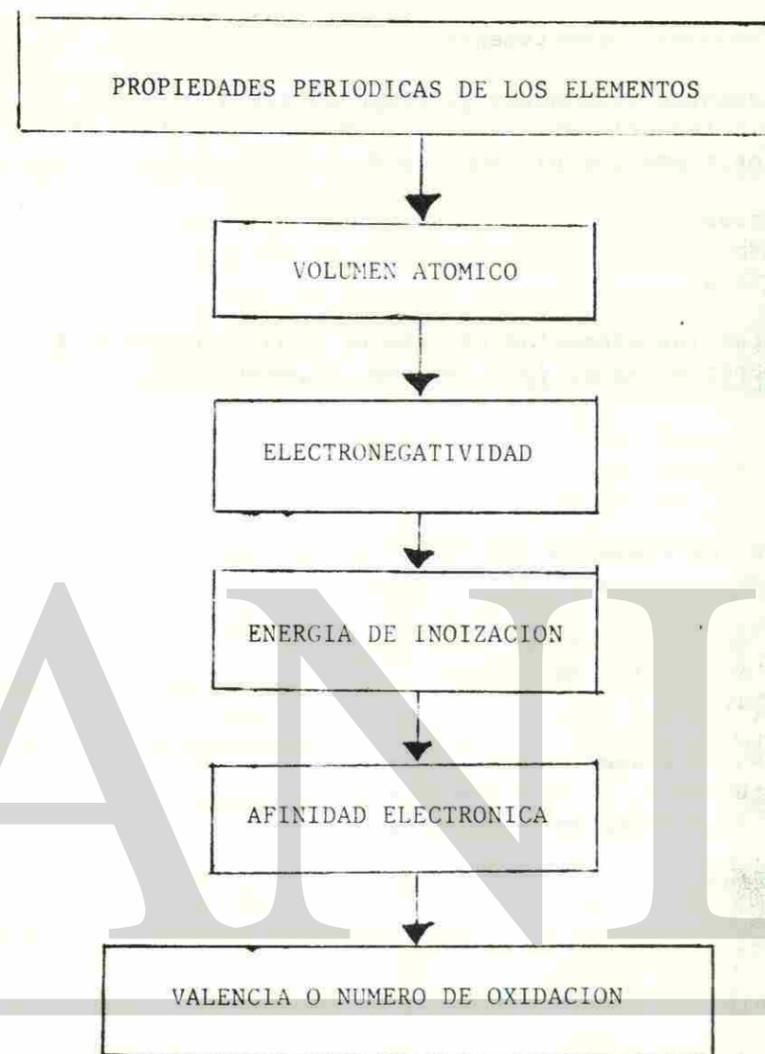
Ya que la masa atómica aumenta hacia abajo en un mismo grupo, se puede predecir que el volumen atómico variará en la misma forma. Y en lo que respecta a un período, el volumen atómico aumenta del centro del bloque d hacia los extremos de la tabla.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

* Masa atómica gramo es una cantidad en gramos de un elemento numéricamente igual a la masa atómica, expresada en u.m.a.



I. Elija la opción que responda correctamente.

1. Al colocar los elementos semejantes en grupo de tres, dónde el peso atómico del elemento intermedio era igual a la media aritmética de los pesos atómicos de los elementos extremos, a esto se le llama.
 - a) Ley de la Octavas
 - b) Regla de Octeto
 - c) Ley de las Tríadas
2. Forma de representar los elementos de ocho en ocho en orden de sus pesos atómicos de menor a mayor, ésta ley fué propuesta por:
 - a) Dobereiner
 - b) Newlands
 - c) Moseley
3. Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos, a esto se le llama:
 - a) Ley Periódica de Henry Moseley
 - b) Ley periódica de Dimitri Mendeleev
 - c) Ley de las Octavas
4. Las propiedades de los elementos están directamente relacionadas con la configuración electrónica, y los elementos que presentan configuración semejante, presentan propiedades semejantes.
 - a) Función Periódica
 - b) Ley Periódica
 - c) Número atómico
5. Es aquella cuyo valor se repite a intervalos regulares, y éste intervalo se llama período.
 - a) Número atómico
 - b) Función periódica
 - c) Ley periódica
6. Tendencia de un átomo de atraer electrones hacia sí o hacia el núcleo del átomo, se llama.
 - a) Electronegatividad
 - b) Número de oxidación o valencia
 - c) Afinidad electrónica
7. Es la capacidad de combinación de elementos, con otros átomos.
 - a) Electronegatividad
 - b) Afinidad electrónica
 - c) Número de oxidación o valencia

8. Como se llama la familia donde se encuentran, el Calcio, Bario, Magnesio, Berilio, Radio.
 - a) Familia de carbono
 - b) Familia de nitrógeno
 - c) Familia de los metales alcalinotérreos
9. Los elementos del grupo B; Metales de transición, pertenecen al bloque.
 - a) s
 - b) p
 - c) d
 - d) f
10. La valencia o número de oxidación del grupo V A o familia del nitrógeno es.
 - a) + 2
 - b) + 3, - 3
 - c) - 3, + 5, + 3
11. Familia que está formada por Flúor, Cloro, Bromo, Yodo, cuya actividad química disminuye conforme se desciende en un grupo.
 - a) Familia de los metales
 - b) Familia del oxígeno
 - c) Familia de los halógenos
12. Elementos que son metales.
 - a) Boro, cloro, arsénio
 - b) Sodio, aluminio, bario
 - c) Calcio, antimonio, plomo
13. El Fierro, Oro, Plata, Mercurio son ejemplos de elementos de:
 - a) Tierras raras
 - b) Semi metales
 - c) Metales de transición
14. Boro, Silicio, Germanio, Arsenico, Antimonio, son elementos que presentan propiedades de metales y no metales; a éstos se llaman.
 - a) Semi metales
 - b) Anfóteros
 - c) Gases nobles
15. De la siguiente lista cuales son los elementos que presentan 2 formas alotrópicas y tienen propiedades metálicas y no metálicas son.
 - a) Calcio, plomo
 - b) Carbono, estaño
 - c) Cloro, fierro

UNIDAD IV.

PERIODICIDAD
LABORATORIO # II

1. Clasifique los siguientes elementos como metales, metaloides o no metales.

- | | |
|---------------------|------------------|
| a) Cadmio _____ | f) Oro _____ |
| b) Calcio _____ | g) Talio _____ |
| c) Californio _____ | h) Azufre _____ |
| d) Carbono _____ | i) Bismuto _____ |
| e) Oxígeno _____ | j) Estaño _____ |

2. Existen más metales o no metales en la Tabla Periódica? Explique la respuesta.

3. ¿Porqué la valencia más probable de los elementos del grupo II A es (+2)?

4. Clasifique en orden creciente de electronegatividad los siguientes elementos, Be, O, Cs, F, As, N.

5. Los elementos O, S, Se, Te, Po, que configuración final presenta.

6. ¿A que grupo de la Tabla Periódica pertenece la siguiente configuración final $ns^2 np^3$. Y que elementos lo forma.

7. ¿Qué configuración final presentan los elementos Cr, Mo, W?.

8. ¿Cuál ión alcalino y cuál ión halógeno, tiene una configuración electrónica similar a la del argón?.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA AUTÓNOMA

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

II. Relaciona las siguientes columnas

Conduce la corriente eléctrica, son maleables, tienen brillo metálico, etc. estos son propiedades

Elementos que presentan 5 a 7 electrones en su último nivel de energía, se llama.

Familia que presenta en su último nivel de energía la configuración $s^2 p^6$

Es la cantidad de energía absorbida o desprendida para que un átomo adquiere una configuración estable.

Enuncia que todos los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para adquirir un total de ocho, en el último nivel de energía.

Representaciones que muestran los electrones del último nivel de energía en un átomo y se utiliza para representar el enlace químico.

Nombre que reciben las sucesiones horizontales donde están los elementos de la tabla periódica.

Familia que presenta en su último nivel de energía la configuración de $s^2 p^1$.

Nombre que reciben las sucesiones verticales donde están los elementos de la Tabla Periódica.

Familia que presenta la valencia o número de oxidación de (-1, +7).

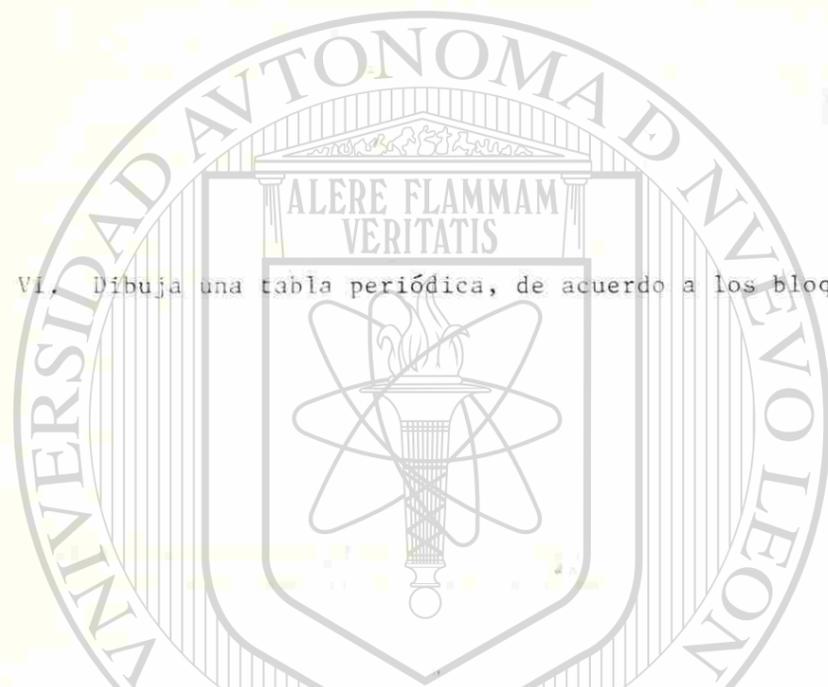
- () 1. Familia de Boro
- () 2. Afinidad electrónica
- () 3. Período
- () 4. Grupo
- () 5. Familia de los halógenos
6. Metales
- () 7. No metales
- () 8. Regla del octeo
- () 9. Gases nobles
- () 10. Estructura puntual de Lewis.

III. Dibuja una tabla periódica, de acuerdo a las propiedades de los elementos; metales, no metales, anfóteros, semi-metales, gases nobles.

IV. Dibuja una tabla periódica, de acuerdo a la configuración, de los electrones del último nivel; de los elementos representativos (grupo I A al VIII A).

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

V. Dibuja una tabla periódica, con los elementos de los grupos I A al VIII A y escribe el nombre de cada familia.



VI. Dibuja una tabla periódica, de acuerdo a los bloques s, p, d y f.

VII. Ordena los elementos de mayor y de menor valor de la Electronegatividad.

- a) Sodio, Bario, Aluminio, Boro, Litio, Azufre, Polonio, Flúor, Bromo, Carbono, Silicio, Yodo, Oxígeno, Nitrógeno, Berilio, Francio, Fósforo, Magnecio, Hidrógeno.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

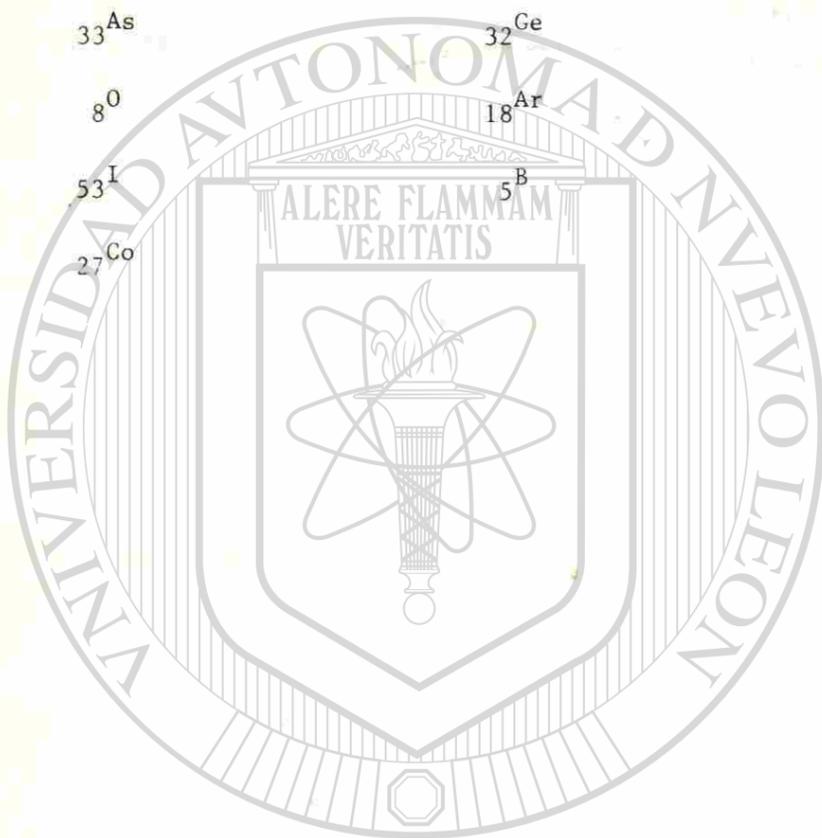
VIII. Completa lo siguiente.

1. El elemento de mayor electronegatividad es. _____
2. El grupo de menor electronegatividad es. _____
3. El grupo de electronegatividad intermedia. _____
4. La afinidad electrónica aumenta _____ en un período en la tabla periódica.
5. La energía de ionización disminuye _____ en un grupo de la tabla periódica.

I. Subraya la respuesta correcta.

1. ¿Cuál de los siguientes elementos pertenecen a la familia de los halógenos?
 - a) Li, Na, K, Rb
 - b) Be, Mg, Ca, Sr
 - c) F, Cl, Br, I
 - d) B, Al, Ga, In
2. Los elementos C, Si, Ge, Sn, Pb pertenecen al grupo.
 - a) IV B
 - b) VI B
 - c) IV A
 - d) VI A
3. Los elementos He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn pertenecen a la familia de.
 - a) Los halógenos
 - b) Los metales alcalinos
 - c) Los gases inertes
 - d) Los metales de transición
4. Los elementos H, Li, Na, K, Rb, Cs y Fr pertenecen al grupo.
 - a) I B
 - b) I A
 - c) II A
 - d) VI A
5. ¿Cuáles de los siguientes elementos pertenecen a la familia de los alcalinos terrosos?
 - a) B, Al, Ga, In, Tl
 - b) N, P, As, Sb, Bi
 - c) Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
 - d) O, S, Se, Te, Po

6. Desarrolle la configuración electrónica de los elementos siguientes, de terminado posteriormente el grupo, el período, la valencia más probable y la clase de elemento.

 ^{33}As ^{80}O ^{53}I ^{27}Co ^{32}Ge ^{18}Ar ^5B ^{55}Cs ^{12}Mg ^{30}Zn

UANL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



II. Contesta lo siguiente.

1. ¿Cuál es el único gas noble que adquiere configuración estable con 2 electrones en su último nivel de energía?

2. Cuáles son los factores por los que esta determinada la electronegatividad.

3. De acuerdo a sus propiedades como puedes diferenciar entre Metales y No Metales.

4. Mediante un cuadro escribe, el nombre de los elementos, su valencia, su configuración del último nivel de energía y el número de grupo; de los elementos representativos.

5. Por medio de un dibujo de la tabla periódica, indique con flechas como varían las propiedades periódicas.

- a) Electronegatividad
- b) Afinidad electrónica
- c) Potencial de ionización
- d) Radio atómico
- e) Volumen atómico
- f) Valencia de número de oxidación

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

UNIDAD IV

PERIODICIDAD
LABORATORIO # IV

1. Define Ley Periódica.

2. Defina el concepto de periodicidad.

3. Define el concepto de valencia o número de oxidación.

4. Que es lo que indica el período de un elemento en la tabla periódica.

5. Para los elementos situados en los grupos A, el número de grupo equivale a:

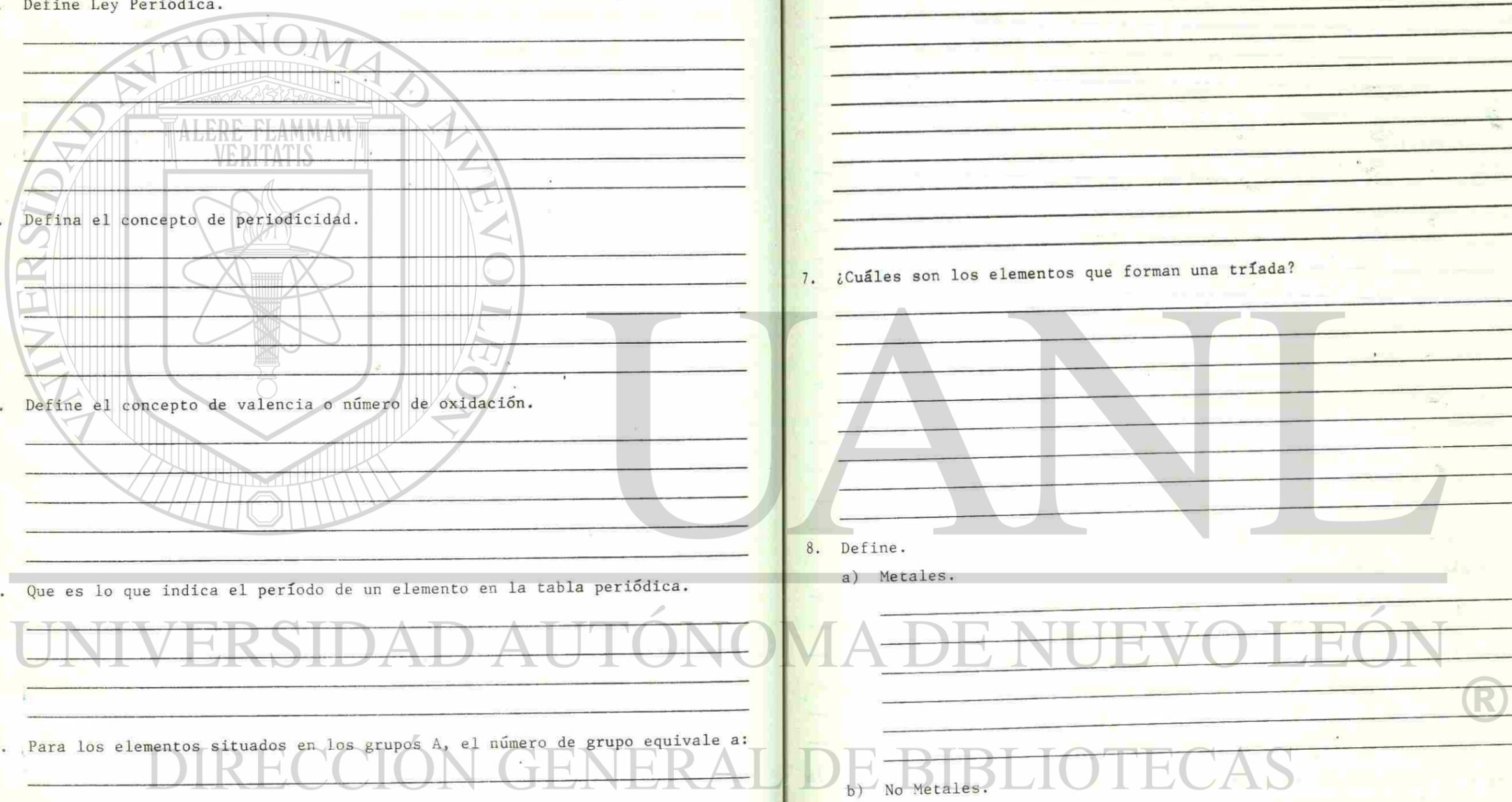
6. Explique porqué el carácter metálico aumenta de izquierda a derecha, y de abajo hacia arriba, en la tabla periódica.

7. ¿Cuáles son los elementos que forman una tríada?

8. Define.

a) Metales.

b) No Metales.



CAPILLA ALEGONCAMA

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

c) Anfóteros.

d) Semi-Metales.

e) Gases Nobles.

f) Regla del Octeto.

9. Determina la valencia del elemento del centro mediante las reglas para asignar el número de oxidación.

a) H_2SO_4 (S)

b) CO_2 (C)

c) $NaClO_4$ (Cl)

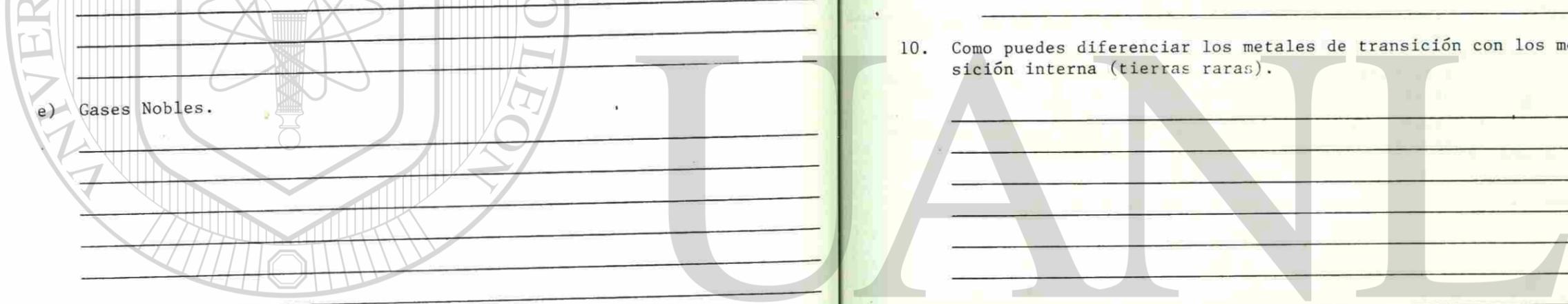
d) $LiNO_3$ (N)

10. Como puedes diferenciar los metales de transición con los metales de transición interna (tierras raras).

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



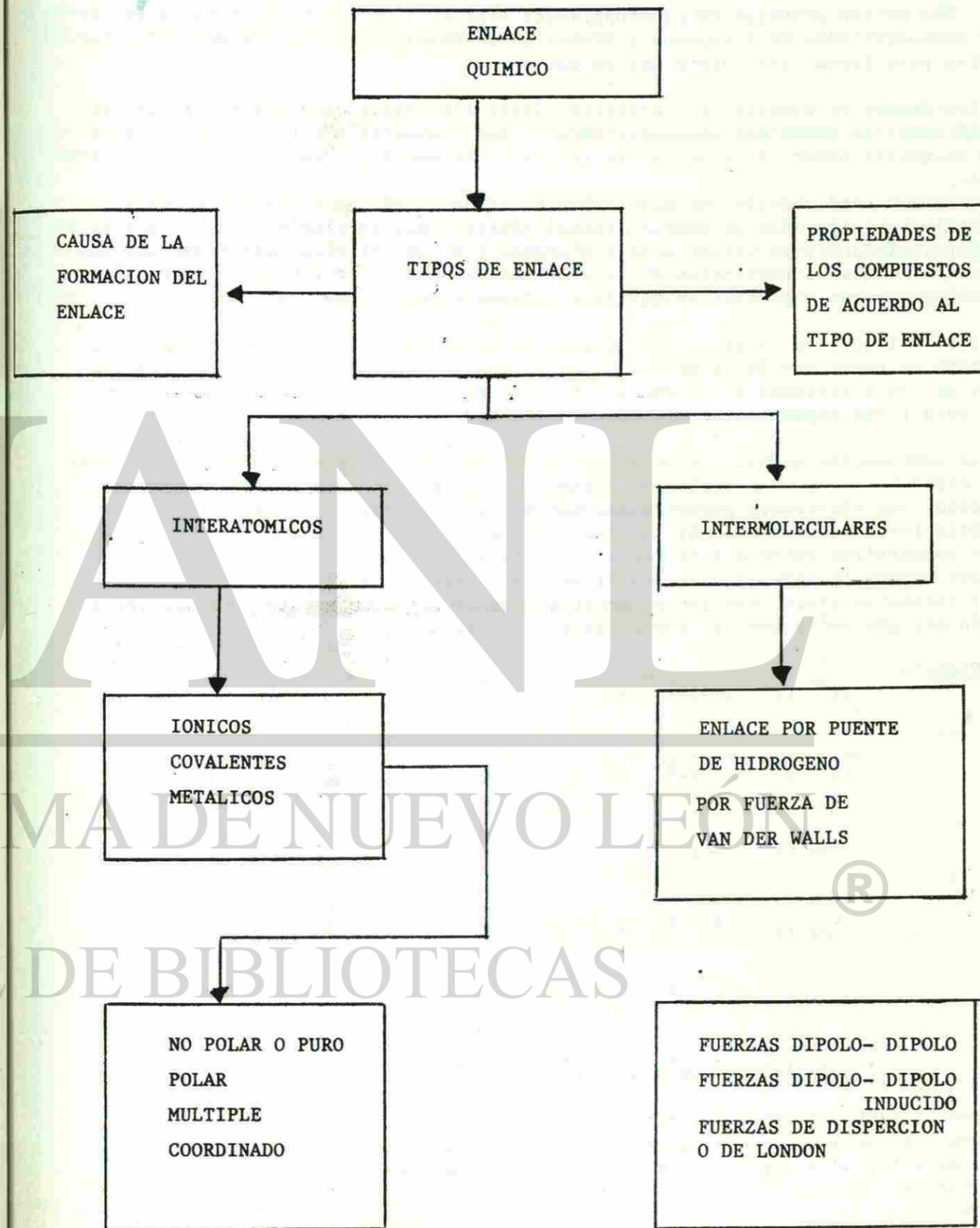
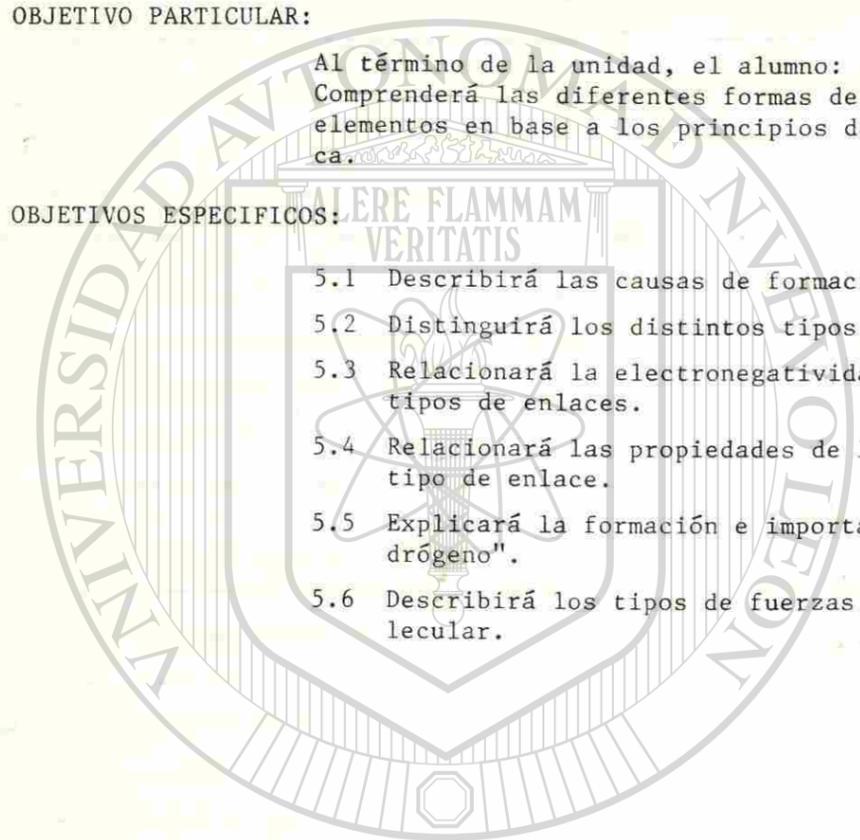
PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

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 ESPECIFICOS:

- 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.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

CAPILLA ALCOVANA

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

Una de los principales preocupaciones dentro del campo de la química era la de descubrir cómo se agrupan los átomos para formar moléculas y cómo reaccionar éstas para formar las diferentes moléculas

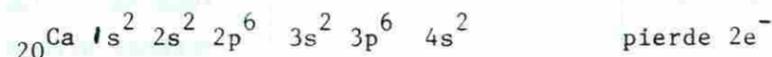
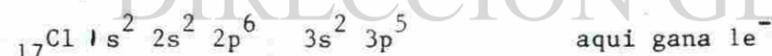
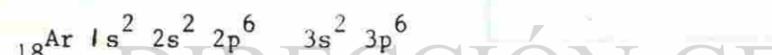
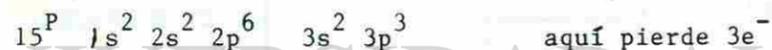
Los átomos se combinan en relaciones fijas bien definidas para construir las moléculas, de donde una sustancia dada se puede describir a través de su fórmula molecular donde reflejan las valencias, o potencia de combinación, de los átomos.

El átomo está rodeado por electrones en torno al núcleo y que éstos pueden describirse siguiendo un modelo orbital. Ahora vamos a relacionar los tipos de enlace químicos y la valencia de los átomos con sus orbitales electrónicos. Los electrones que se encuentran en el nivel más externo de los átomos interactúan para dar origen a partículas químicas diferentes que forman los compuestos.

Sería difícil encontrar un átomo solo en la naturaleza. Todo los elementos y aunque en menor medida, también los gases nobles interaccionan con otros a través de los electrones de valencia (los electrones del último nivel de energía). En esta forma logran estabilizarse, beneficiándose mutuamente.

La combinación química se debe a la atracción de los átomos por los electrones de otros hacia sus subniveles no llenos. Si la atracción es lo suficientemente grande, los electrones pueden abandonar sus átomos originales para llenar los subniveles de otro átomo. Si la atracción no es tan grande, los electrones pueden compartirse entre dos átomos en un enlace. La electronegatividad de un elemento indica la capacidad de sus átomos para atraer electrones. Generalmente los elementos ganan, pierden o comparten electrones para adquirir la configuración del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Ejemplo:



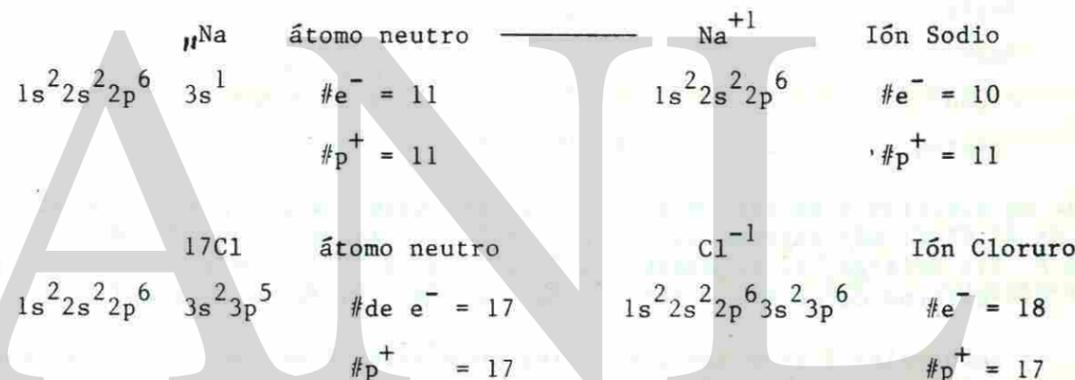
Por lo tanto, podemos definir al Enlace Químico en: "la unión de dos o más átomos o iones que pierden, ganan o comparten electrones entre sí, para lograr una estabilidad electrónica" "es la fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar las moléculas". Y para poder formar el enlace depende de la estructura atómica.

A partir de la regla del octeto se ha derivado todo un sistema conocido como fórmulas electrónicas o estructuras de Lewis, que se basa en dibujar puntos alrededor del símbolo químico de un elemento, que representan a los electrones del último nivel de energía y sirven como instrumento adecuado para ilustrar enlaces químicos.

Otra práctica común es indicar el par electrónico compartido dibujando una raya entre los símbolos de los átomos que forman el enlace, llamándose estructura desarrollada.

El átomo neutro es aquel que presenta la misma cantidad de electrones y protones, este átomo puede ganar o perder electrones por medio de la afinidad electrónica y la energía o potencial de ionización y esto produce un Ión, que es una especie química formada a partir de pérdida o ganancia de electrones. Iones con carga positiva se llaman Cationes y pierden electrones. Iones con carga negativa se le llaman Aniones y ganan electrones.

Ejemplo:



Representación del compuesto Cloruro de Sodio (NaCl) por medio de la estructura de Lewis y la estructura desarrollada para mostrar el enlace químico



REGLA DEL OCTETO

Una estructura atómica en su estado energético normal, presenta una configuración electrónica característica, cuyo último nivel cuántico va a ser determinante en las "Propiedades químicas" de un elemento.

El último subnivel cuántico presenta especial importancia cuando estudiamos las interacciones entre 2 o más átomos, que al aproximarse manifiestan atracción y repulsión entre ellos, y será en esta región electrónica donde se manifiesta finalmente la unión o enlace en el caso de que ésta se realice.

La estructura de mayor Estabilidad, son las de los elementos del 8^o grupo o Gases Nobles, en todos ellos encontramos que los subniveles externos (últimos) se encuentran saturados:

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	subnivel
Helio	2								
Neón	2	2	6						# de e ⁻ en cada subnivel
Argón	2	2	6	2	6				
Kriptón	2	2	6	2	6	10	2	6	

Cuando un electrón S se encuentra en el último nivel de energía, dicho electrón ocupa el nivel más extremo de mayor energía. Lo mismo es válido para un electrón P. Sin embargo, teóricamente, los electrones D y F nunca pueden ocupar el nivel más externo de un átomo neutro (de acuerdo a la regla diagonal).

Como los subniveles S acomodan 2 e⁻ y los subniveles P acomodan 6 e⁻, el máximo número de electrones que un átomo normalmente tiene en su último nivel es de 8 e⁻.

Una de las reglas empíricas de la química fundamentales es que un átomo que contiene 8 e⁻ en su último nivel es particularmente estable. A esta regla se le llama "Regla del Octeto".

El helio (2e) se incluye en la regla del octeto aunque solamente tenga 2 e⁻ en su última capa de energía y es un elemento excepcionalmente estable. Su nivel de energía está completamente lleno con base a esto se ha postulado que los átomos tienen tendencia a adquirir la configuración electrónica característica de los Gases Nobles.

Para que un átomo adquiera la configuración del gas noble de su serie, es necesario que pierda o gane electrones, cuando pierde electrones es cuando el último subnivel tiene de 1 a 3, y gana electrones cuando el # de electrones es mayor de 6.

REPRESENTACION ELECTRONICA PUNTUAL PUNTUAL DE LEWIS

En el estudio de los electrones atómicos, es de primordial importancia lo

representa a los e⁻ del nivel más extremo (último nivel de energía), donde estos e⁻ intervienen en los cambios químicos (Rex y enlaces).

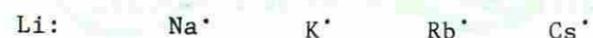
Con frecuencia, es de utilidad representar estos electrones alrededor del símbolo del elemento. Donde el símbolo representa al núcleo y a todos los e⁻ que no forman parte del último nivel.

De la regla del Octeto se ha derivado todo un sistema conocido como fórmulas electrónicas, que se basa en dibujar puntos alrededor del símbolo que es el núcleo con los e⁻ que no están en el último nivel, y estos puntos son o representan los e⁻ del último nivel de energía. Por ejemplo:

Gases Noble:



Metales alcalinos con 1e⁻ en su último nivel.



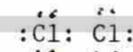
Elementos llamados Halógenos todos ellos con 7e⁻ en su último nivel



De modo que cuando estos átomos tiendan a la configuración estable de 8 e⁻ el número de puntos a su alrededor deberá de ser 8, ya sea adquirido carga, o bien compartiendo con otro átomo, por ejemplo el Ión Cl⁻ que se representa como



O la molécula de Cl₂ como:



Cuando los átomos de los elementos forman compuestos, generalmente sólo intervienen los electrones del último nivel de energía, a estos e⁻ se les conoce como electrones de valencia. Estos electrones poseen una energía superior a la de los e⁻ que se encuentran en niveles internos (más cerca del núcleo) y se ganan, se pierden o se comparten, cuando un átomo de un elemento se une a otro de un segundo elemento, para formar una molécula o un ión. Y los e⁻ de valencia debido a su importancia, son los que se representan en puntos alrededor del símbolo químico.

CAUSAS DE FORMACION DE ENLACE

Los factores que intervienen en el enlace son:

- La afinidad electrónica
- La energía o potencial de ionización
- La electronegatividad

Las condiciones que debe tener dos átomos para unirse o enlazarse químicamente son:

- Presentar diferente carga eléctrica
- Los átomos deben perder, ganar o compartir electrones
- No deben presentar configuración estable
- Deben presentar valores diferentes en su electronegatividad.

Puede establecerse que los tipos básicos de enlace consisten en:

- Deshacerse de los electrones que sobran por medio de la energía o potencial de ionización o conseguir los electrones que le faltan por medio de la afinidad electrónica, para obtener la configuración estable; es decir la configuración electrónica del gas noble más cercano.
- Compartir los electrones del último nivel, obteniendo así también la configuración típica de un gas noble.

En base a esto es posible clasificar los tipos de enlace en:

A. Interatómicos:

- Iónico o Electrovalente
- Covalente
 - Puro o no polar
 - Polar
 - Coordinado, semipolar o dativo
- Metálico

B. Intermoleculares:

- Enlace por puente de hidrógeno
- Enlace por las fuerzas de Van der Waals
 - Fuerzas dipolo - dipolo
 - Fuerzas dipolo - dipolo inducido
 - Fuerzas de dispersión o de London

ENLACES INTERATÓMICOS

1. Enlaces Iónico o Electrovalente.

La atracción electrostática entre especies iónicas de carga opuesta da por resultado el enlace iónico o electrovalente.

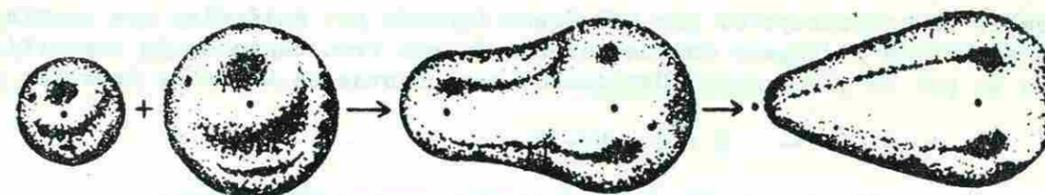
Los iones se forman cuando los átomos sólo tienen que ganar o perder un pequeño número de electrones, con el fin de adquirir configuraciones electrónicas estables. Los iones positivos resultan de la pérdida de electrones y los iones negativos resultan de la ganancia de electrones. El enlace iónico se debe a la fuerza de atracción entre los iones positivos y negativos.

Este enlace se forma generalmente entre elementos metálicos y no metálicos, con mucha diferencia en su electronegatividad.

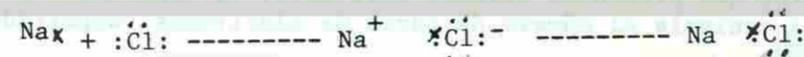
Si un átomo del grupo I A se aproxima a otro del grupo VII A, el primero cederá un electrón al segundo, y así ambos conseguirán la estructura del gas noble más cercano.

	Electronegatividad	Configuración
^{11}Na	0.9	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ entonces: $1s^2 2s^2 2p^6 \text{Na}^{+1}$
^{17}Cl	3.0	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ entonces: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \text{Cl}^{-1}$

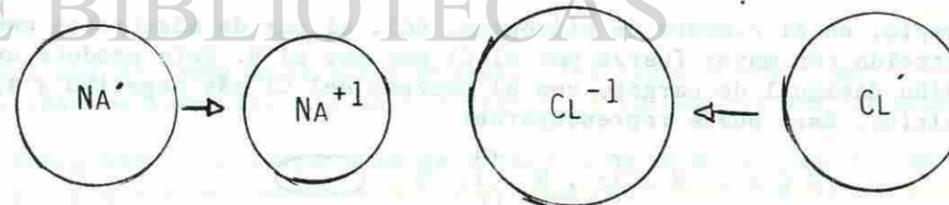
Diferencia de electronegatividad = 2.1



La pérdida de un electrón del sodio ocurre fácilmente y requiere una cantidad de energía relativamente pequeña, que es el potencial de ionización. Cuando se le presenta el electrón al átomo de cloro, lo acepta rápidamente, liberando energía (afinidad electrónica). Los iones sodio y cloruro que se forman en el proceso son mucho más estables que los átomos y se asemejan al neón y argón respectivamente, en su configuración electrónica, pero difieren de esos gases nobles en que ellos ya no son eléctricamente neutros, sino que presentan carga positiva (Na) y negativa (Cl). La atracción de estas cargas opuestas es responsable del fuerte enlace iónico en el cloruro de sodio. Los compuestos unidos por enlace iónico reciben el nombre de compuestos iónicos. Representando lo anterior por medio de estructuras de Lewis, quedaría:



En la formación de un compuesto iónico ocurre un cambio significativo en el tamaño de los iones involucrados. El átomo metálico se vuelve un ión más pequeño, ya que su núcleo atrae a los electrones estrechamente, ahora que la carga positiva sobre el núcleo excede a la carga negativa de los electrones. El átomo no metálico, al ganar electrones, se vuelve un ión de tamaño mayor, con una carga negativa en exceso, puesto que los electrones se repelen entre sí.



Es un compuesto iónico, la capacidad de combinación de cada ión corresponde al número de electrones transferidos de un átomo a otro, al formarse el ión.

Los compuestos iónicos siempre son sólidos a temperatura ambiente son materiales cristalinos, frágiles e incoloros. Debido a sus estructuras, poseen eleva-

dos puntos de fusión y de ebullición. Conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución.

2) Enlace covalente.

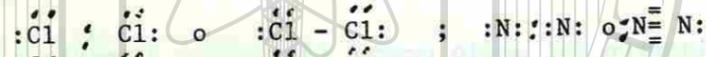
Otra forma en que los átomos adquieren configuración de gas noble es compartiendo electrones.

Los átomos con electronegatividades iguales o ligeramente diferentes pueden formar moléculas compartiendo uno o más pares de electrones, que vienen a servir al sistema como pegamento. El proceso de unir átomos para formar moléculas, mediante la compartición de electrones se llama covalencia y el enlace que se forma se llama enlace covalente.

Un ejemplo lo constituye el gas hidrógeno formado por moléculas que contienen dos átomos de hidrógeno unidos por una fuerza resultante de la compartición de un par de electrones. Utilizando estructuras de Lewis se tendría:



Asimismo, las moléculas de Cl_2 y N_2 quedarían representadas por:



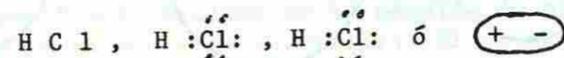
Nótese que las moléculas de hidrógeno y de cloro se mantienen unidas por un enlace sencillo (los átomos comparten un par de electrones), mientras que la molécula de nitrógeno presenta un enlace triple (los átomos comparten tres pares de electrones).

Los compuestos unidos por enlaces covalentes poseen bajos puntos de fusión. Son sustancias gaseosas o líquidas, o bien sólidos volátiles, aislantes del color y de la electricidad.

En los compuestos que presentan enlaces covalente, la capacidad de combinación o valencia equivale al número de pares de electrones compartidos por un átomo.

Teóricamente el par de electrones compartido en un enlace covalente debería estar situado a igual distancia de los núcleos de los dos átomos. Sin embargo hay que recordar que los elementos poseen diferentes valores de electronegatividad y por lo tanto, no atraen con la misma fuerza a los electrones de enlace. Se presenta así la posibilidad de una distribución desigual de cargas en el enlace covalente.

Por ejemplo, en el cloruro de hidrógeno, HCl , el par de electrones compartido es atraído con mayor fuerza por el Cl que por el H . Esto produce una distribución desigual de cargas, con el extremo del Cl más negativo y el del H más positivo. Esto puede representarse:



Aún cuando la molécula es eléctricamente neutra, los centros de carga positiva y negativa no coinciden y la molécula recibe el nombre de dipolo. Estas moléculas, al ser colocadas en un campo eléctrico, se alinearán con sus extremos negativos hacia el electrodo positivo y sus extremos positivos hacia el

negativo. El carácter dipolar de estos compuestos provoca el surgimiento de enlace polares y de compuestos covalentes polares.

La diferencia de electronegatividad es lo suficientemente grande para que la molécula de HCl sea polar, con un polo positivo cerca del H (δ^+) y uno negativo cerca del cloro (δ^-).

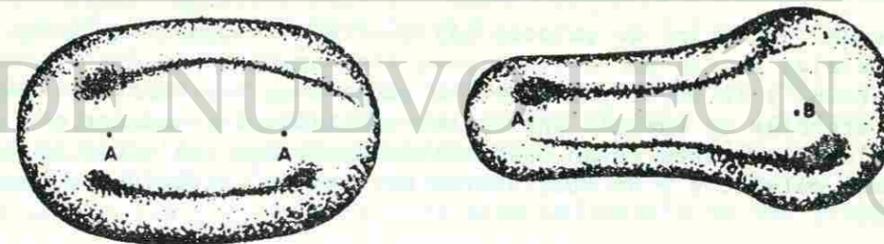
Esos símbolos (δ) denotan una pequeña carga positiva y negativa sobre los átomos que señalan, resultado de la diferencia de electronegatividad de los elementos.

Otros dos enlaces covalentes comunes son los que se presentan en OH y NH . Los átomos de oxígeno y de nitrógeno son más electronegativos que el del hidrógeno y en consecuencia los electrones en estos enlaces se desplazan hacia el oxígeno y el nitrógeno, formando enlaces covalentes polares.



En resumen, de acuerdo con la diferencia de electronegatividad existen dos clases de enlaces covalente:

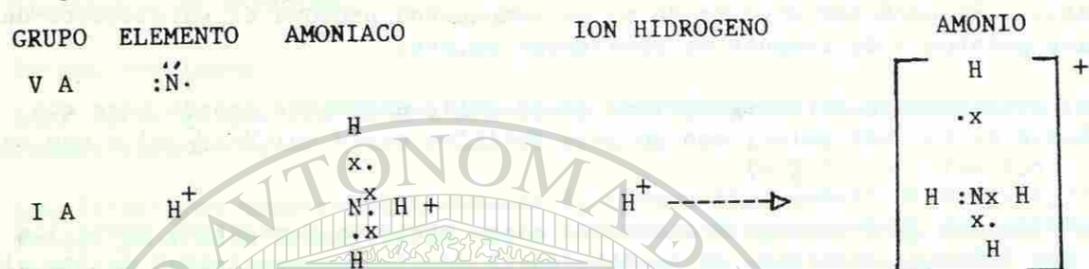
- El no polar o puro en donde el par de electrones es igualmente compartido por ambos átomos ya que sus valores de electronegatividad son iguales o muy cercanos (diferencia máxima de 0.5) y en el que coinciden los centros de carga positiva y negativa y, por lo tanto, no se forman dipolos
- El polar, en el que no se comparten equitativamente los electrones, por tener los átomos electronegatividades diferentes (la diferencia es mayor que 0.5 pero menor que 1.7*) y en el que no conciden los centros de carga positiva y negativa, dando lugar a la aparición de dipolos.



* Con una diferencia de electronegatividad igual o mayor que 1.7 habría una verdadera transferencia de electrones, originándose así un enlace iónico.

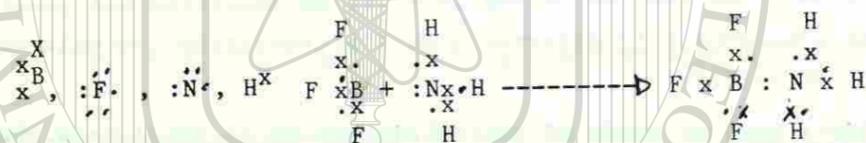
- Ahora bien, un tercer tipo de enlace covalente resulta al considerar la procedencia del par de electrones compartido. En los enlaces covalente polar y no polar, cada par de electrones compartido se forma con la contribución de un electrón por parte de cada átomo. Cuando el par o los pares de electrones proceden de un solo átomo, el enlace recibe el nombre de covalente coordinado, semipolar o dativo. Por ejemplo, el ión amonio (NH_4^+) se forma al unirse un ión hidrógeno (H^+) a una molécula de amoníaco

co (NH_3); recordando las estructuras de Lewis de esos elementos, se tendría.



Todos los enlaces del amonio son covalentes, puesto que entre cada dos átomos se comparte un par de electrones. Sin embargo, el enlace entre uno de los hidrógenos (situado a la izquierda del N) y el nitrógeno se forma con los dos electrones de uno solo de los átomos (en este caso el N). Ese es un enlace covalente coordinado.

Otro ejemplo de este tipo de enlace es el que se forma entre las moléculas del BF_3 y del NH_3 . Representándolo esquemáticamente se tiene:



El enlace entre los átomos de N y B es covalente coordinado, ya que se forma gracias a la aportación de los dos electrones sin combinar del N en el NH_3 .

3. Enlace metálico.

Este enlace se presenta entre átomos de baja electronegatividad, es decir, entre átomos metálicos, sean del mismo elemento o de elementos distintos. En este último caso, se forman lo que se conoce como "aleaciones".

Para entender este tipo de enlaces hay que recordar que los átomos de la mayoría de los metales poseen pocos electrones (comunmente uno, dos o tres) en su nivel más externo y la mayor parte de los subniveles y orbitales están vacíos. Como las diferencias de energía entre esos orbitales desocupados más externos es pequeña, los electrones están en libertad de ocupar casi todo el espacio entre los átomos metálicos y de desplazarse por todo el espacio que ocupa un trozo de metal.

Entonces el enlace metálico es el que se forma entre átomos de baja electronegatividad, entre los cuales hay una circulación de electrones por los orbitales de alta energía.

Este tipo especial de enlaces, que no implica ni transferencia ni compartición de electrones es el responsable de las propiedades de los metales, tales como conductividad eléctrica y térmica, brillo, ductibilidad, etc. El número de electrones más externos disponibles determina las propiedades metálicas. Los metales del grupo I A sólo tienen un electrón más externo por átomos y son blandos. Los del Grupo II A tienen dos electrones más externos y son más duros que los anteriores sin embargo en los metales de transición (bloque "d" de la tabla periódica) los electrones de los orbitales d parcialmente llenos intervienen

en la formación del enlace metálico y esto los hace duros y resistentes. Es posible hacer más resistentes a algunos elementos con pocos electrones libres combinándolos con otros metales para producir aleaciones. Las aleaciones poseen propiedades distintas a las de los elementos puros.

ENLACES INTERMOLECULARES

Además de los enlaces interatómicos mencionados ya, existen otros que se presentan entre moléculas. Estos enlaces, llamados intermoleculares, comprenden a:

1. Enlace por Puente de Hidrógeno.

Las propiedades especiales del fluoruro de hidrógeno (HF), agua (H_2O) y amoníaco (NH_3) son consecuencias de que en estas sustancias existe un tipo de fuerza intermolecular excepcionalmente grande. Esta fuerza de atracción ejercida entre el átomo de hidrógeno de una molécula y el flúor, oxígeno o nitrógeno de otra molécula es lo suficiente única para haberle dado un nombre especial, enlace por puente de hidrógeno. Las razones por las cuales el enlace de hidrógeno es más fuerte que las fuerzas dipolares ordinarias son dos:

- La diferencia de electronegatividad entre hidrógeno (2.1) y flúor (4.0), oxígeno (3.5) o nitrógeno (3.0) es lo bastante grande para hacer que los electrones de enlace en HF , H_2O y NH_3 se desplacen del hidrógeno. Por consiguiente, los átomos de este elemento en dicha molécula, en lo que respecta a su interacción con moléculas adyacentes, se comportan como protones. Este enlace es más fuerte entre mayor sea la diferencia de electronegatividad de los elementos.
- El pequeño tamaño del hidrógeno permite al átomo de flúor, de oxígeno o de nitrógeno de una molécula, acercarse mucho al átomo de hidrógeno de otra. Es significativo que el enlace de hidrógeno parezca estar limitado primeramente a compuestos que contienen uno de estos tres elementos, cuyos radios atómicos son relativamente pequeños. Los átomos de cloro y azufre, más grandes, con electronegatividad (3.0, 2.8) comparables a la del nitrógeno, muestran poco o ninguna tendencia a formar enlaces de hidrógeno en compuestos como HCl y H_2S .

Aún cuando el enlace por puente de hidrógeno es mucho más débil que un enlace covalente, sin embargo es el tipo más potente de fuerzas intermoleculares. Como muchas moléculas de importancia biológicas (por ejemplo, las proteínas) contienen enlaces O - H y N - H el enlace por puente de hidrógeno es muy frecuente en tales sustancias y a menudo ejerce gran influencia en sus propiedades.

2. Fuerzas de Van der Waals.

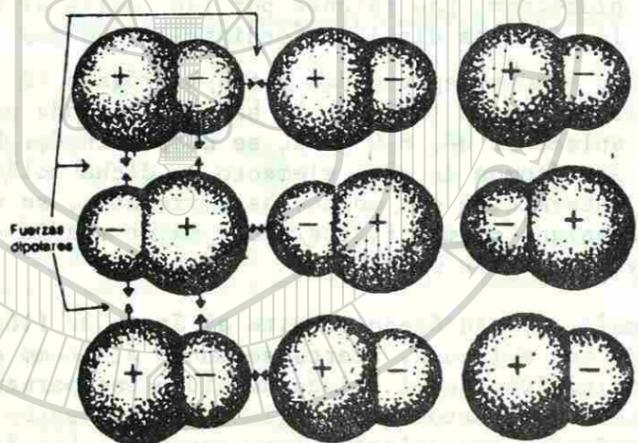
Se dividen en tres categorías:

- Fuerzas dipolo - dipolo
- Fuerzas dipolo - dipolo inducido
- Fuerzas de dispersión o de London.

- a) Fuerzas dipolo - dipolo. Estas consisten en la atracción de dos moléculas de la misma o de distintas sustancias, cuyos dipolos permanentes resultan de la diferencia de electronegatividad de sus átomos constituyentes.

Se ha señalado que las moléculas con enlace covalente polar tienden a alinearse en un campo eléctrico. Existe una orientación similar en un compuesto formado por moléculas polares. Por ejemplo, en el cloruro de yodo, las moléculas I-Cl están alineadas de tal modo que el átomo de yodo (dipolo positivo) de una molécula está adyacente al átomo de cloro (dipolo negativo) de la molécula vecina.

Esta atracción resulta de menor magnitud que la que se presenta entre iones, ya que las diferentes electronegatividades producen sólo cargas positivas y negativas parciales dentro de la molécula.



- b) Fuerza dipolo - dipolo inducido. Consisten en la atracción de un dipolo por una molécula no polar. Cuando el dipolo se aproxima a la molécula no polar, la carga negativa del dipolo repele a los electrones de la molécula no polar. La nube electrónica de esta última se distorsiona y forma una protuberancia alejada del dipolo que se aproxima. Así, la molécula no polar se transforma en un dipolo inducido y ahora puede ser atraído hacia un dipolo permanente.



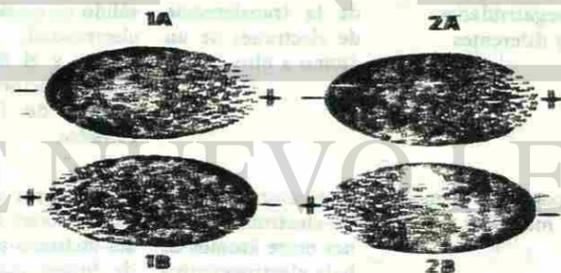
- c) Fuerzas de dispersión o de London. Estas fuerzas se deben a separaciones de carga instantáneas o temporales en moléculas no polares.

Se ha señalado que durante el transcurso de cierto tiempo, los electrones de enlace en una molécula no polar, como H_2 , están igual de cerca de un núcleo que del otro; la molécula no tiene dipolo permanente. Sin embargo, en un momento dado, la nube electrónica puede estar concentrada en un extremo de la molécula (posición 1 A en la figura). Una fracción de segundo después podría encontrar en el extremo opuesto de la molécula (posición 1 B).

La situación es análoga a la de una persona espectadora de un partido de tenis desde una posición directamente en línea con la red. En un instante, sus ojos están enfocados al jugador a su izquierda; un momento después, se desplazan al jugador a su derecha. Durante el transcurso de cierto tiempo, mira tan frecuentemente a un lado como al otro; la posición "media" en que enfoca su vista es de frente.

La concentración instantánea de la nube electrónica a un lado u otro del centro establece un dipolo transitorio, dipolo de deformación en la molécula H_2 . Este, a su vez, induce un dipolo similar en una molécula adyacente. Cuando la nube electrónica en la primera molécula está en la posición 1 A, los electrones en la segunda molécula son atraídos a 2 A. A medida que la primera nube electrónica se desplaza a 1 B, los electrones de la segunda molécula son atraídos de nuevo a 2 B. Estos dipolos temporales o transitorios, ambos orientados en la misma dirección, conducen a una fuerza de atracción entre las moléculas, la fuerza de dispersión.

La potencia de las fuerzas de dispersión depende de la facilidad con la cual pueda "deformarse" o "polarizarse" la distribución electrónica en una molécula, por un dipolo transitorio establecido en una molécula adyacente. La facilidad de polarización depende básicamente del tamaño de la molécula. Las moléculas grandes, en las cuales los electrones están más alejados de los núcleos, se polarizan más fácilmente que las moléculas pequeñas, compactas, en las cuales los núcleos ejercen mayor dominio sobre la posición de los electrones.



Entre los tipos de fuerzas intermoleculares, las de dispersión son las más frecuentes y, en la mayor parte de los casos, más importantes ya que son las únicas fuerzas de atracción entre moléculas no polares.

Los diferentes tipos de interacciones provocan que las fuerzas de Van Der Waals se afecten entre sí, pero lo único que importa es el resultado neto. Los líquidos y sólidos existen a causa de estas fuerzas intermoleculares que son efectivas sólo a distancias muy cortas.

TABLA DE COMPARACION DE LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS QUE PRESENTAN ENLACE

IONICO	COVALENTE
a) Solubles en agua	a) Insolubles en agua
b) Son sólidos cristalinos, frágiles e incolores	b) Son sustancias gaseosas o líquidas, o bien sólidos volátiles.
c) Presentan elevados puntos de fusión	c) Presentan bajos puntos de fusión
d) Conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en soluciones.	d) Son aislantes del calor y la electricidad.

RESUMEN DE LOS ENLACES QUIMICOS

Tipo de enlace	Generalmente formado entre	Enlace formado por	Propiedades asociadas con el tipo de enlace	Ejemplos de sustancias según el tipo de enlace
Covalente	Átomos de elementos no metálicos de electronegatividad semejante	Compartición de pares electrónicos	Moléculas estables no ionizables no conducen a la electricidad en ninguna fase	OF ₂ , C ₂ H ₆ , AsCl ₃ , GeCl ₄ , C, SiC, Si
Iónico	Átomos de elementos metálicos y no metálicos de electronegatividades muy diferentes	Atracción electrostática entre los iones resultantes de la transferencia de electrones de un átomo a otro	Iones cargados en estado gaseoso, líquido y sólido. El sólido no conduce la electricidad. El gas y el líquido son conductores. Puntos de fusión elevados	NaCl, K ₂ O, BaS, LiH, CdF ₂ , BaBr ₂ , ErCl ₃ , CdO, Ca ₃ N ₂
Metálico	Átomos de elementos metálicos	Intercambio común de electrones externos entre átomos de baja electronegatividad	Conductores eléctricos en todas las fases-lustrosos-puntos de fusión muy elevados	Na, Au, Cu, Zn, Ac, Be, Gd, Fe, Dy

ENLACES INTERATOMICOS

UNIDAD V

ENLACES QUIMICOS

LABORATORIO # 1

I. Relacione las siguientes preguntas.

Tipo de enlace que se forma por pérdida y ganancia de electrones. () Covalente puro

Tipo de enlace donde un átomo comparte todo un par de electrones, con otro átomo que comparte un orbital vacío. () Covalente polar

Tipo de enlace que se forma cuando se unen átomos del mismo elemento, por compartición de electrones. () Covalente múltiple

Tipo de enlace cuando uno de los átomos tienen mayor electronegatividad y los electrones compartidos están más cerca de su núcleo. () Enlace iónico

Enlace formado por tres parejas de electrones compartidos entre dos átomos. () Covalente coordinado

II. Dados los valores de electronegatividad de los elementos, determine si el compuesto forma un enlace Iónico, Covalente Polar, Covalente no Polar, Covalente Puro.

- | | | | |
|----------------------|-------|-----------------------------------|-------|
| a) H F | _____ | f) H ₂ | _____ |
| b) CO ₂ | _____ | g) Al ₂ O ₃ | _____ |
| c) MgCl ₂ | _____ | h) PbO ₂ | _____ |
| d) O ₂ | _____ | i) CCl ₄ | _____ |
| e) SiCl ₄ | _____ | j) N ₂ | _____ |
| | | k) Fe ₂ O ₃ | _____ |

III. Represente por medio de la estructura puntual de Lewis los siguientes compuestos y diga a que tipo de enlace pertenecen.

- | | | | |
|-----------------------------------|-------|-----------------------------------|-------|
| a) H ₃ PO ₄ | _____ | f) CCl ₄ | _____ |
| b) H ₂ O | _____ | g) AlCl ₃ | _____ |
| c) NaCl | _____ | h) H ₂ SO ₄ | _____ |
| d) N ₂ | _____ | i) CaS | _____ |
| e) CO ₂ | _____ | j) SiCl ₄ | _____ |

IV. ¿Qué es enlace Metálico?

V. Dar algunas propiedades de los compuestos Iónicos.

VI. Dar algunas propiedades de compuestos covalentes.

VII. Dar algunas propiedades de compuestos, que resulten de la combinación de un metal con metal (aleaciones)

VIII. ¿Por qué resisten los no metales, a que se separen electrones de sus átomos?

IX. ¿Por qué es difícil separar más de dos electrones de un átomos?

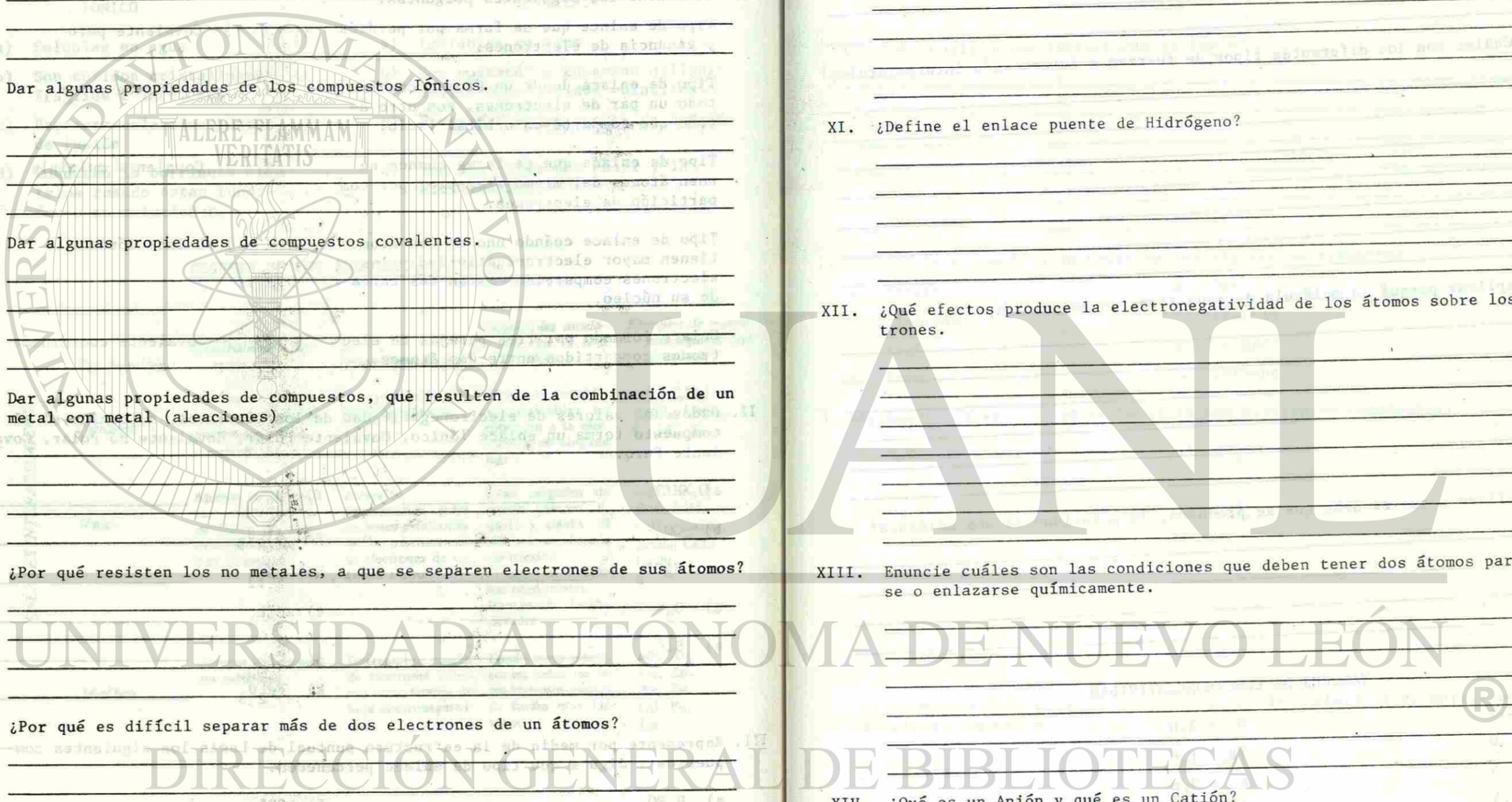
X. La molécula CCl_4 no es polar, pero $H-O-H$ lo es. ¿Cómo se explica éste hecho?

XI. ¿Define el enlace puente de Hidrógeno?

XII. ¿Qué efectos produce la electronegatividad de los átomos sobre los electrones.

XIII. Enuncie cuáles son las condiciones que deben tener dos átomos para unirse o enlazarse químicamente.

XIV. ¿Qué es un Anión y qué es un Cation?



XV. ¿Qué grupos de elementos se combinan entre sí para formar compuestos iónicos?

XVI. ¿Cuáles son los diferentes tipos de fuerzas e interacción intermolecular?

XVII. ¿Explicar porqué la molécula de agua tiene un momento dipolar?

XVIII. ¿Explique a que se debe que se produzca, la polaridad de una molécula?

VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD

H = 2.1	N = 3.0
F = 4.0	Fe = 1.8
C = 2.5	K = 0.8
O = 3.5	Si = 1.8
Mg = 1.2	Cl = 3.0
Al = 1.5	Pb = 1.8

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO

LABORATORIO # 2

1. ¿En qué consiste las estructuras de Lewis?

2. Ilustra la estructura de Lewis de los siguientes elementos

- | | |
|-------------|------------|
| a) Actino | e) Oro |
| b) Aluminio | f) Francio |
| c) Argón | g) Oxígeno |
| d) Boro | h) Carbono |

3. Represente la estructura de Lewis de los siguientes compuestos.

- | | |
|---------------|-----------|
| a) $BaCl_2$ | e) CO_2 |
| b) Na_2SO_4 | f) CuO |
| c) $LiOH$ | g) NH_4 |

- | | |
|-----------|-------------|
| d) H_2S | h) $AlCl_3$ |
|-----------|-------------|

4. En base a la diferencia de electronegatividad determina el enlace de los siguientes compuestos.

- | | |
|-----------|-------------|
| a) H_2O | e) NaI |
| b) MgS | f) CH_4 |
| c) CO | g) $AgCl$ |
| d) SO_2 | h) $CaBr_2$ |

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO

LABORATORIO # 3

1. Define enlace químico

2. ¿Cuáles son los factores que intervienen en el enlace químico?

3. ¿En qué consisten las estructuras de Lewis?

4. Define la regla del Octeto.

5. ¿Cuáles son los enlaces interatómicos?

6. En qué consiste el enlace.

a) Iónico o electrovalente.

b) Covalente.

c) Covalente no polar ó puro

d) Covalente polar.

e) Covalente coordinado, semipolar o dativo.

f) Metálico

7. Defina el enlace por fuerzas de Van Der Waals.

8. ¿Cuáles son los enlaces intermoleculares?

9. ¿Cuál es la división de las fuerzas de Van Der Waals y defina cada una de ellas?.

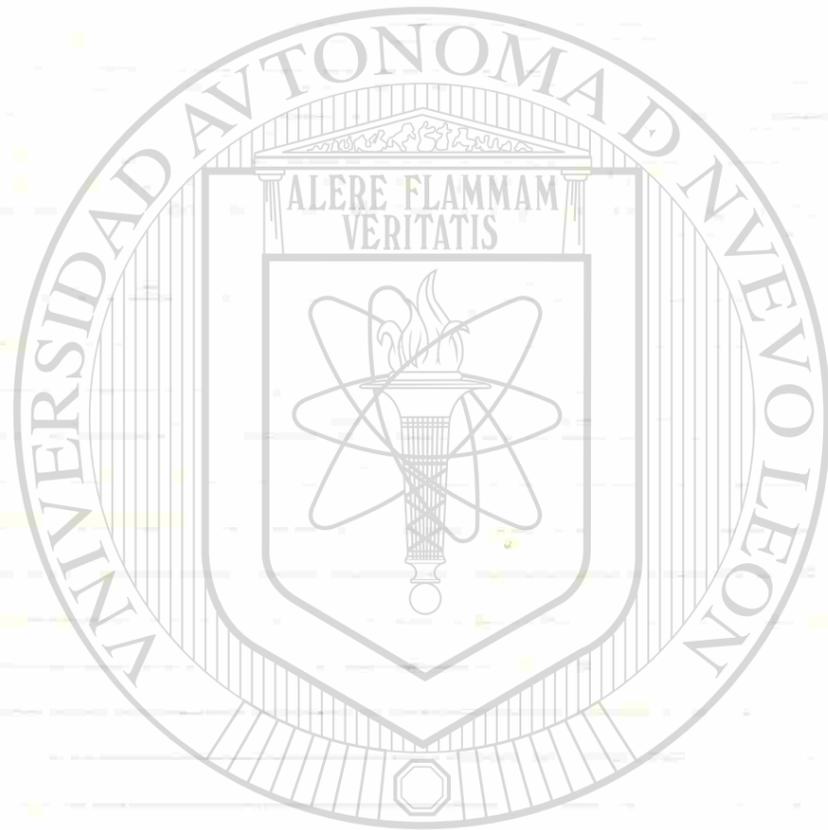
10. ¿Cuáles son los Rangos de los valores de electronegatividad para los siguientes enlaces?

- a) Iónico _____
- b) Covalente polar _____
- c) Covalente no polar _____
- d) Covalente puro _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



PRACTICAS DE LABORATORIO

QUIMICA I

JUANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

L.Q.I. SILVIA MAGDA SANCHEZ MARTINEZ
PROFR. NICOLAS CASTILLO TREVIÑO

* INSTRUCCIONES *

Con el objeto principal de que reafirmes tus conocimientos adquiridos teóricamente, se ha diseñado para ti este Manual de Experimentos de Laboratorio para el curso de Química.

En estas prácticas no se te indica el resultado que obtendrás, sino que te permitirán descubrir por ti mismo ese resultado.

Esto te ayudará a desarrollar tu capacidad intelectual y te motivará a encontrar las conclusiones de los experimentos con tu propio ingenio e inventiva.

Esperamos que este manual resulte provechoso, interesante, sorprendente y agradable, para que mediante la práctica, la observación y la deducción entiendas el fascinante campo de la Química.

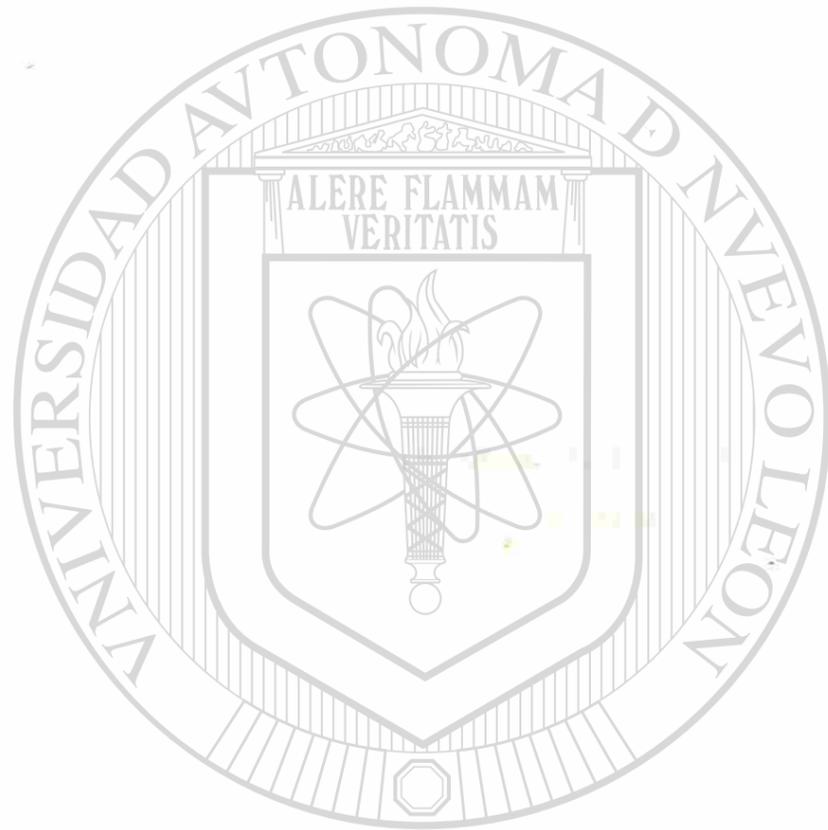
"El razonamiento experimental se ejerce siempre y necesariamente sobre dos hechos a la vez, uno le sirve de punto de partida, es la observación; el otro sirve de conclusión, es el experimento".

Claude Bernard.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



* EVALUACION *

La evaluación de tu trabajo en el laboratorio se reportará de la siguiente manera.

1. La simbología que se usará para evaluar será la letra "A" (para acreditado) y "NA" (para no acreditado).
2. Para poder ser acreditado deberás cumplir con el 80 % de las prácticas realizadas en el semestre.
3. Deberás entregar siempre los reportes de tus prácticas realizadas.
4. Al terminar cada sesión de laboratorio entregarás tu manual al maestro para que revise tu trabajo y ponga un sello o su firma en la hoja de control de prácticas.
5. Cuando por algún motivo no traigas tu manual de experimentos, antes de iniciar tu trabajo informarás al maestro para que te autorice a desarrollar la práctica en tu libreta.
6. Al final del semestre entregarás a tu maestro la hoja de control de prácticas para su evaluación.
7. La evaluación del trabajo de laboratorio equivale al 20 %, quedando el 80 % para la evaluación de la teoría.
8. El alumno que no acredite el trabajo de laboratorio no tendrá derecho al reporte de evaluación de la teoría.

* PRACTICA No. 1 *

UNIDAD 0 OBJETIVO ESPECIFICO 0.1

REGLAS DE SEGURIDAD Y CONOCIMIENTOS DEL MATERIAL DEL LABORATORIO DE QUIMICA

Objetivo: El alumno aprenderá algunas reglas de seguridad y podrá identificar los instrumentos más comunes, así como el uso principal de cada uno de éstos en el laboratorio de Química.

Material: El de uso más común en el laboratorio de Química.

Introducción: Debemos de tomar muy en cuenta que todas las sustancias y todos los experimentos que se realizan en el laboratorio por más sencillos que sean son potencialmente peligrosos. Por este motivo para evitar accidentes se deberá poner mucha atención a las explicaciones del maestro, trabajar con cuidado y buen comportamiento para seguridad personal y colectiva.

Por lo tanto te pedimos que recuerdes siempre las siguientes reglas de seguridad:

1. Limpieza del material de laboratorio, de la mesa de trabajo y pulcritud al efectuar experimentos es una faceta muy importante.
2. Nunca pongas (durante la práctica) sobre la mesa objetos extraños al experimento que realizas.
3. Usa siempre el Baño María para calentar o destilar líquidos volátiles inflamables (Ejem: alcohol, acetona, éter, sulfuro de carbono, etc.).
4. Nunca dejes esos líquidos volátiles cerca de ninguna flama.
5. Cubre con un vidrio de reloj o una tela de alambre con asbesto el recipiente de un líquido que se haya encendido. Cierra la llave del gas para evitar la propagación del fuego y sobre todo conserva la serenidad.
6. Nunca dirijas la boca de un tubo de ensaye o de un matraz con líquidos en ebullición hacia donde se encuentran tus compañeros, ni hacia tí mismo, puede saltar el contenido causando graves quemaduras.
7. Nunca enciendas el mechero sin autorización del maestro.
8. Nunca dejes encendido el mechero, ni abandones aparatos funcionando si no hay quien atienda el experimento.
9. Nunca enciendas papeles en el mechero si no es necesario.
10. Recuerda siempre revisar que las llaves de agua y gas estén bien cerradas al terminar la práctica.
11. Nunca dejes reactivos en recipientes sin etiqueta.

12. Ten mucho cuidado al introducir tubos de vidrio o termómetros en tapones de hule.
13. Lávate inmediatamente con bastante agua cuando te caiga en la piel o en la ropa cualquier sustancia química.
14. Nunca te frotes los ojos con los dedos, pueden estar contaminados.
15. Nunca tomes con los dedos ninguna sustancia química, utiliza siempre una espátula.
16. Lava siempre tus manos con agua y jabón al terminar tu práctica.

* PRACTICA No. 2 *

UNIDAD 0 OBJETIVO ESPECIFICO 0.2

TRABAJOS CON TUBOS DE VIDRIO

Objetivo: El alumno aprenderá a cortar, doblar, estirar y quitar el filo a los tubos de vidrio y a usar éstos en montado de aparatos indicados por el maestro.

Material:

- 1 Mechero de Bunsen.
- 1 Cortador de tubo o lima triangular.
- 1 Regla de 30 cm.
- 1 tubo de vidrio de 80 cms.

Instrucciones:

1. Corte el tubo de vidrio en cuatro partes de las siguientes medidas: 15 cms., 18 cms., 20 cms. y 28 cms. Para cortar el tubo puede usarse un cortador especial o una lima triangular siguiendo las instrucciones de su maestro.
2. Doble el pedazo de tubo de 15 cms. calentándolo en la parte media, girándolo constantemente hasta que esté reblandecido, sáquelo del fuego y empiece a doblarlo hasta formar un ángulo recto. En un tubo bien doblado no debe disminuir el diámetro interno en la parte que se doble.
3. Siguiendo las mismas instrucciones, doble los tubos de 20 y 28 cms. en la forma indicada en la figura, tomando en cuenta las medidas indicadas.
4. Caliente ahora el tubo de 18 cms. en la parte media hasta que usted observe que es suficiente el calentamiento. Entonces quítelo de la flama y estírelo con suavidad y en línea horizontal, para formar una pipeta, corte la parte del tubo que quedó de diámetro menor.
5. Por último para quitar el filo a los tubos cortados, ponga sobre la flama la parte donde se hizo el corte y gírela hasta que desaparezca el filo.
6. Deje en el laboratorio los tubos doblados, serán usados en las siguientes prácticas.
7. El maestro montará un aparato para demostrar el uso de los tubos de vidrio elaborados en esta práctica.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

* PRACTICA No. 3 *

UNIDAD No. 1 OBJETIVO ESPECIFICO 1.7

PUNTO DE FUSION

Objetivo: Aplicar en este experimento los pasos del Método Científico.

Material:

- 1 Soporte.
- 1 Anillo de fierro.
- 1 Tela de alambre con asbesto.
- 1 Mechero de Bunsen.
- 1 Vaso de precipitado de 500 ml.
- 1 Tubo de ensaye.
- 1 Liga
- 1 Termómetro de laboratorio.

Sustancias

- Parafina.
- Agua.

Información:

Punto de fusión es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al estado líquido. Este fenómeno es una propiedad específica de la materia que sirve para diferenciar una sustancia de otra que tenga algunas propiedades semejantes.

Instrucciones:

1. Monte un aparato como se indica en la figura:

2. Ponga un trozo de parafina en el tubo de ensaye y unos 150 ml. de agua en el vaso de precipitado, caliente observando la temperatura indicada en el termómetro hasta que se produzca la fusión de la parafina.

a) ¿Cuáles son los pasos del Método Científico?

b) ¿Cómo formularía usted la hipótesis del fenómeno de fusión?

c) ¿Qué observaciones directas debe hacer?

d) Explique el experimento.

e) ¿Cuál será la teoría en este fenómeno?

f) ¿Cómo quedaría el enunciado de la Ley obtenida?

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

* PRACTICA No. 4 *

UNIDAD No. 2 OBJETIVO ESPECIFICO 2.4

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DE LAS SUSTANCIAS

Material:

- 1 Gradilla.
- 1 Tubo de ensaye.
- 3 vidrios de reloj.
- 1 Mechero
- 1 Soporte con anillo y tela.

Sustancias

- Azufre.
- Bisulfuro de Carbono.

Información:

Las sustancias manifiestan algunas de sus propiedades produciendo ciertos cambios que se llaman fenómenos, en los cuales existe variación de energía. En un fenómeno físico las sustancias experimentan cambios sin transformar su composición química, la fusión del hielo es un fenómeno físico, porque el agua ha pasado del estado sólido al estado líquido, sin variar su composición química. Al quemar carbón esta sustancia se transforma en otras, la combustión es un fenómeno químico y la sustancia que arde manifiesta su propiedad química de combinarse con el oxígeno

Si dejamos caer un trozo de sodio en el agua se produce un fenómeno químico; el sodio reacciona con el agua, a la vez el agua reacciona con el sodio, es decir, las propiedades químicas de la sustancia que reacciona son correlativas.

De lo anterior debemos tener presente que:

"Las sustancias manifiestan sus propiedades físicas sin variar de composición; pero para exhibir sus propiedades químicas deberán transformarse en otras".

Instrucciones:

1. Observe el azufre que se encuentra en el vidrio de reloj; anote su color, olor y ponga una parte de él en el tubo de ensaye agregándole agua y agítelo.

- a) Describa el aspecto, color y olor del azufre.

- b) ¿Se ha transformado el azufre al mostrar su color y olor?

Entonces, ¿qué propiedades son las anteriores?

- c) ¿Es el azufre soluble o insoluble en el agua y qué clase de propiedad es ésta?

2. Ponga en un tubo de ensaye una pequeña cantidad de azufre y agréguele alrededor de 3 cm³ de bisulfuro de carbono. Agite hasta que se disuelva, vierta la solución en un vidrio de reloj, espere a que el disolvente se evapore y observe el residuo que deja el líquido al evaporarse.

- a) Describa el bisulfuro de carbono, indicando su estado físico, color, olor y si es volátil.

- b) Es un fenómeno físico o químico la propiedad de disolverse que posee una sustancia y ¿por qué?

3. Coloque el disco de asbesto sobre el anillo de fierro; ponga allí una pequeña cantidad de azufre y quémela. Observe qué sucede, perciba con cuidado el olor del compuesto que se desprende, anote el color de la flama y el fenómeno que se produce al iniciar el calentamiento.

- a) ¿Qué fenómeno se observa al iniciar el calentamiento?, diga si es físico o químico.

- b) ¿Qué propiedad del azufre se manifiesta al arder y desprender un gas?

¿por qué?

- c) ¿Qué estado físico tiene la sustancia que se forma?

¿Qué le sucede al azufre cuando se quema?

- d) ¿Qué es un fenómeno químico?

- e) ¿Qué es un fenómeno físico?

- f) Dé un ejemplo de fenómeno químico

- g) Dé un ejemplo de fenómeno físico.

* PRACTICA No. 5 *

UNIDAD No. 2 OBJETIVO ESPECIFICO 2.7

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

Información:

Ley de Lavoisier: "En toda reacción la cantidad de materia que interviene permanece constante antes y después de la reacción". "La materia no se crea ni se destruye, únicamente se transforma".

Objetivo:

Comprobar prácticamente esta ley usando nitrato de plomo y yoduro de potasio, haciéndolos reaccionar y pesando en una balanza.

Material:

Matraz de Erlen Meyer de 250 ml.
Tubo o vaso pequeño.
Pedazo de hilo.
Tapón de hule sólido.
Balanza.

Reactivos:

Yoduro de potasio (solución).
Nitrato de Plomo (solución).

Desarrollo:

1. Se ponen las soluciones de yoduro de potasio y nitrato de plomo en el matraz y el tubo pequeño respectivamente (el tubo pequeño debe atarse de la boca con un hilo).
2. Se introduce el tubo pequeño en el matraz cuidando no derramar ni una gota de las soluciones, se fija con el hilo y el tapón para mantener el tubo en posición vertical.
3. Se pesa todo el sistema y se anota el peso total.
4. Después de haber pesado se inclina el matraz que está muy bien tapado para que se mezclen las soluciones transparentes de yoduro de potasio y nitrato de plomo.
5. Se observa que al mezclarse las soluciones se forma un precipitado de color amarillo y se explica la reacción.



El precipitado amarillo es PbI_2

Se pregunta a los alumnos si habrá cambio en el peso.

6. Se vuelve a pesar y se comprueba que es exactamente igual.
7. Queda comprobada la ley de la conservación de la Materia, sumando las masas moleculares de las sustancias reaccionantes y las masas moleculares de los productos formados.

CUESTIONARIO:

1. ¿Cómo se enuncia la ley de la Conservación de la Materia?

2. ¿Cómo se comprueba esta ley?

3. ¿Qué cambio se observa al mezclar las dos soluciones?

4. ¿Qué compuesto es de color amarillo?

* PRACTICA No. 6 *

UNIDAD No. 2 OBJETIVO ESPECIFICO 2.9

COMPUESTOS Y MEZCLAS

Material:

- 1 Lupa de 5.
- 2 Vidrios de reloj.
- 1 Embudo.
- 1 Gradilla.
- 2 Tubos de ensaye
- 2 Papel filtro

Sustancias:

- Bisulfuro de Carbono,
Sulfato de Zinc,
Azufre,
Zinc de polvo.

Información:

La diferencia fundamental entre un compuesto y una mezcla consiste en que un compuesto es una sustancia de composición constante en masa y tiene propiedades características diferentes a los elementos que lo constituyen, en la mezcla cada compuesto conserva sus cualidades propias y su composición es variable.

Instrucciones:

1. Ponga una pequeña cantidad de azufre en el vidrio de reloj y véala con la lupa. Haga lo mismo con el zinc.
 - a) Describa el polvo de azufre. _____
 - b) Diga cómo es el polvo de zinc. _____
 - c) ¿Qué es un elemento? _____
2. Haga una mezcla de azufre y zinc y observe el aspecto de la mezcla con lupa, observe también el sulfato de zinc y anote las diferencias que encuentre al comprobarla con la mezcla de Azufre/Zinc.
 - a) ¿Son iguales? _____
 - b) ¿Qué diferencia observó? _____
 - c) ¿Qué es un mezcla? _____
3. Coloque un poco de la mezcla azufre-zinc en un tubo de ensaye, haga lo mismo con el sulfato de zinc. Agregue a los dos Bisulfuro de Carbono, agítelos y filtre por separado sobre vidrios de reloj. Espere que el Bisulfuro de Carbono se evapore.

- a) ¿En cuál quedó residuo? ¿Qué cree que es? _____
- b) ¿Por qué en el otro no quedó residuo? _____
- c) ¿Qué es un compuesto? _____

* PRACTICA No. 7 *

UNIDAD No. 3 OBJETIVOS ESPECIFICOS 3.1, 3.9, 3.15 a

ESTRUCTRA ATOMICA

Objetivo:

Repasar los estudios en clase respecto a la estructura atómica y observar directamente los elementos que se usarán en esta práctica, principalmente sus propiedades físicas.

Material:

- 5 Vidrios de reloj.
1 Espátula

Sustancias:

Sodio (en un frasco).
Bromo (en un frasco).
Magnesio.
Aluminio.
Carbón.
Azufre.

Información:

Los átomos están formados por tres partículas elementales (protones, neutrones y electrones), las dos primeras se encuentran en el núcleo (nucleones) y los electrones girando en torno al núcleo en diversos niveles de energía (BOHR). Estos niveles (número cuántico N) se representan por las letras K, L, M, N, O, P, Q.

Instrucciones:

1. Con las pinzas para cristal toma el pedazo de sodio y córtalo con la espátula, observa la parte recién cortada y anota tus observaciones en el cuadro número 1.
2. Observa los otros elementos y anota los datos que se piden.

* CUADRO No. 1 *

ELEMENTO	SIMBOLO	ESTADO FISICO	COLOR	NUMERO ATOMICO	MASA ATOMICA

* CUADRO No. 2 *

NOMBRE	SIMBOLO	N. A.	K L M N	CONFIGURACION

De acuerdo con el modelo atómico de Bohr dibuja los esquemas.

Magnesio

Aluminio

Bromo

Azufre

* PRACTICA No. 9 *

UNIDAD No. 5 OBJETIVO ESPECIFICO 5.2

ELECTROVALENCIA Y COVALENCIA

Objetivo:

El alumno diferenciará las uniones polares de las uniones no polares.

Material:

- 1 Gradilla.
3 Tubos de ensaye

Sustancias:

- Nitrato de plata.
Cloruro de magnesio.
Tetracloruro de carbono.
Cloruro de sodio

Información:

Cuando dos o más átomos se combinan para originar una molécula, la unión entre ellos puede ser por electrovalencia. En el primer caso un átomo cede electrones y otro los absorbe. Los átomos así unidos tienen propiedad de ionizarse. En el segundo caso los enlaces están formados por pares de electrones; este tipo de enlaces no forma iones y recibe el nombre de covalencia.

Instrucciones:

Ponga en tres tubos de ensaye agua hasta la mitad, en el primero ponga cloruro de sodio, en el segundo cloruro de magnesio y en el tercero tetracloruro de carbono, a los tres añada tres gotas de nitrato de plata. La solución de nitrato de plata se emplea para reconocer el ión cloro con el que forma un precipitado blanco de cloruro de plata que se oscurece con la luz.

1. ¿Qué es electrovalencia?

2. ¿En qué tubo de ensaye se forma el precipitado?

3. Si el átomo de plata pierde un electrón ¿Qué carga eléctrica tendrá el ión plata que resulta?

4. Si el átomo de cloro absorbe un electrón ¿Qué carga eléctrica tendrá el ión resultante?

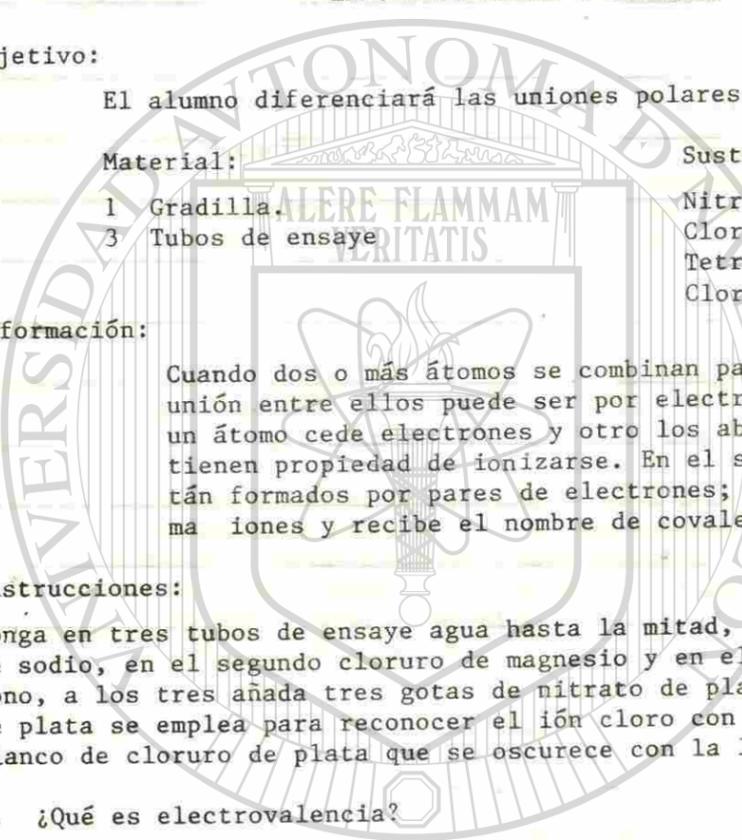
5. De estos tres compuestos, el cloro se une por electrovalencia en _____ y por covalencia en _____

6. Los átomos unidos por electrovalencia se ionizan, mientras que los unidos por covalencia:

7. ¿Qué es covalencia?

8. Haga una lista de compuestos formados por electrovalencia.

9. Haga una lista de compuestos formados por covalencia..



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

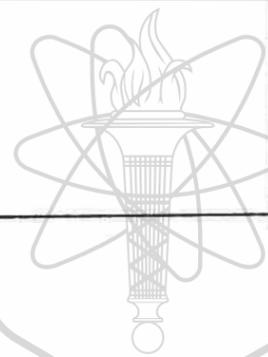


UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON
ESCUELA PREPARATORIA Núm. 16

CONTROL DE PRACTICAS

Nombre del alumno _____

Grupo: _____ Turno: _____ Maestro: _____

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON	ALERE FLAMMAM VERITATIS
	

CAPILLA AUTONOMA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA

JUANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





U A N L

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO

CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECA



Vellochino editor