



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
CENTRO DE ESTUDIOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS
“WILFRIDO MASSIEU PÉREZ”



ACADEMIA DE QUÍMICA

GUÍA PARA LA UNIDAD DE APRENDIZAJE DE QUÍMICA I

PLAN DE ESTUDIOS, 2008.

TERCER SEMESTRE E.M.S.

PROFESORA CARMEN PATRICIA AGUILAR SEGURA

Agosto, 2011.

QUÍMICA I

Competencia general. Argumenta las bases teórico - prácticas del campo de la química fundamental; mediante principios que las relacionen en su vida cotidiana y la preservación del entorno; con una visión hacia el desarrollo sustentable.

Contenido programático:

1.- MATERIA:

- Conceptos de Materia. Masa. Energía.
- Ley de la conservación de la masa, Ley de la conservación de la energía, Ley de la conservación de la materia.
 - Concepto de energía potencial y de energía cinética. Manifestaciones de la energía.
 - **Análisis sobre el uso irracional de la energía.**
 - Estados de agregación de la masa.
 - Cambios de estado.
 - Propiedades generales de la masa (materia).
 - Propiedades Específicas de la masa (materia). Físicas y Químicas. Ejemplos.
 - Fenómenos Físicos y Químicos. Ejemplos.
 - Sustancias puras (Elementos y compuestos). Ejemplos.
 - Mezclas. Homogéneas y heterogéneas. Ejemplos.
 - Métodos de separación de mezclas.

2.- ESTRUCTURA ATÓMICA

- Átomo. Breve historia de los modelos atómicos: Modelo de Dalton, Modelo de Thomson, Modelo de Rutherford, Modelo de Bohr. Modelo cuántico.
- Partículas Subatómicas (protón, neutrón y electrón).
- Número Atómico, Número de masa.
- Ejercicios sobre el cálculo de números de protones, electrones y neutrones que presenta el átomo de algún elemento específico.
- **Isótopos. Uso de los isótopos. Ejemplos.**
- Teoría cuántica. Átomo de Bohr. Estado basal y estado excitado.
- Principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Números cuánticos. Significado.
- Tabulación de los valores de los números cuánticos. Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund); Principio de edificación progresiva (regla de AUFBAU); Principio de exclusión de Pauli.
- Configuración electrónica. Diagrama energético.
- Determinación del valor de los cuatro números cuánticos con base al electrón diferencial.

3.- TABLA PERIÓDICA:

- Clasificación de los elementos por:
 - Periodo
 - Grupo y familia
 - Clase
 - Tipo de elemento (representativos, de transición y de transición interna).
- Metales y No metales
 - Propiedades y diferencias
 - Importancia socio – económico - ecológica de algunos elementos químicos.
- Propiedades periódicas
 - Electronegatividad
 - Actividad química
 - Valencia y Número de oxidación.

4.- ENLACE QUÍMICO

- Concepto de enlace químico.
- Regla del octeto
- Símbolos y estructuras de Lewis
- Tipos de enlace:
 - a) Iónico o electrovalente
 - b) Covalente: Polar, no polar y coordinado.
 - c) Metálico.
- Propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace.

5.- NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA.

- Nomenclatura IUPAC de funciones químicas inorgánicas. Uso de nomenclatura común:
 - a) Óxidos metálicos y óxidos no metálicos
 - b) Hidróxidos o bases.
 - c) Hidrácidos y oxiácidos.
 - d) Sales binarias y oxisales.
 - e) Hidruros.
 - f) Sales ácidas.

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA:

Principios de química 1 Bravo Trejo José Mariano Ed. EXODO.	Fundamentos de Química 1 Ocampo, Fabila, et. al. Ed. Publicaciones Cultural.	Fundamentos de Química Hein, Morris Ed. Intern. Thomson Editores
El mundo de la Química, Conceptos y aplicaciones. Moore, Stanitski, Word, Kotz. Ed. Pearson Educación	Química General Osuna C. Ma. Guadalupe Ed Alfaomega	Fundamentos de Química Burns, A. Ralph Ed. Prentice Hall
Química 1 Ortíz Flores Ignacio, F. García Hdz. Bachillerato Santillana.	Nomenclatura Química Inorgánica Rodríguez Xavier, Ed. Trillas.	Química, Flores de L. Teresa/García D. I., Ed. Publicaciones Cultural
Química 1. Enfoque por competencias genéricas y disciplinares. Rosales Guzmán Ed. Limusa.	Química 1 Hernández de Luna Ana Ma. et.al. Ed. Wiltees	Química 1 para bachillerato Ramírez Regalado Víctor Ed. Patria Cultural

Páginas de Internet para consultar:

- http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/materia_energia.htm
- http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=49&l=s&c3=
- http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb_la/
- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/sisper/sisper.html>
- <http://es.geocities.com/quimicavirtuall/>
- <http://www.oei.org.co/fpciencia/art08.htm>
- <http://depa.pquim.unam.mx/qg/eq.htm#dosc>
- <http://www1.us.es/pautadatos/publico/personal/pdi/3488/11182/forminorg.pdf>
- <http://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm#ixzz10BS9oRil>
- <http://personal1.iddeo.es/romeroa/latabla/configuracion.htm>

UNIDAD 1.- MATERIA

Competencia particular 1. Plantea medidas preventivas y correctivas para el uso racional de la masa y la energía en su entorno socio ecológico.

RAP 1: Maneja las sustancias relacionando la química con otras ciencias y la vida cotidiana.

RAP 2: Propone alternativas sobre el uso de las diferentes fuentes energéticas, considerando las consecuencias de su manejo irracional.

ACTIVIDADES PARA DESARROLLAR POR LOS ALUMNOS:

A. Lee la información que se anexa y subraya o anota aquellos puntos que consideres importantes.

QUÍMICA

La química es la ciencia que estudia la **materia**, sus propiedades, composición, reactividad y las transformaciones que experimenta, Así como las leyes que rigen esos cambios. Para comprender el campo que abarca el estudio de la Química, es conveniente definir el concepto de materia: visita la página: <http://www.librosvivos.net/smtc/homeTC.asp?TemaClave=1046>

MATERIA. Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. De acuerdo a la teoría física de la relatividad, la materia tiene **4 manifestaciones o propiedades fundamentales** que son: MASA, ENERGÍA, ESPACIO y TIEMPO. De las 4 manifestaciones o propiedades de la materia; la masa y la energía son las que más se manifiestan en forma cuantitativa, sin olvidar que todos los cambios ocurren en un espacio y tiempo determinados.

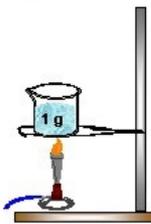
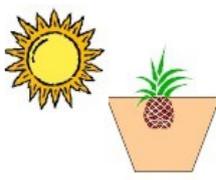
MASA.- Es la existencia de materia en forma de partículas (en términos generales podemos referirnos a un cuerpo, objeto, sustancia, etc.), se considera la parte cuantitativa de la materia; o bien, la cantidad de materia que existe en un caso determinado.

ENERGÍA.- Es la capacidad de producir un trabajo. Es mover la masa para vencer una fuerza. Actualmente se considera como el principio de actividad interna de la masa. Existen dos tipos de energía: potencial y cinética.

TRANSFORMACIÓN DE LA ENERGÍA

TIPO DE ENERGÍA	DEFINICIÓN	EJEMPLOS
Energía Potencial	Energía almacenada en una partícula o cuerpo debido a su posición.	<ul style="list-style-type: none"> • El agua de un presa • Resorte comprimido • Batería o pila • Alimentos • Etc.
Energía Cinética	Energía que poseen los cuerpos en movimiento.	<ul style="list-style-type: none"> • El agua de la presa conforme va cayendo. • La liberación del resorte comprimido. • La energía liberada en el funcionamiento de un discman. • El desarrollo de células y trabajo del cuerpo humano por la transformación del alimento.

Ese movimiento de partículas o materia, se puede manifestar de muchas otras formas; e ir transformándose de una a otra en un determinado fenómeno. Las principales manifestaciones energéticas son: Energía Mecánica, Energía Hidráulica, Energía Atómica o nuclear, Energía Química, Energía Geodesia.

<ul style="list-style-type: none"> • Energía Térmica o Calorífica 	<ul style="list-style-type: none"> • Energía Luminosa • Energía Eléctrica 	<ul style="list-style-type: none"> • Energía Eólica 	<ul style="list-style-type: none"> • Energía Solar 
--	---	---	---

LEYES DE LA CONSERVACIÓN. Tal vez te has preguntado si ¿existe pérdida de masa y /o energía? De acuerdo con los estudios realizados por Antoine Laurent Lavoisier, Mayer y Albert Einstein, llegaron a la conclusión de que, durante cualquier tipo de cambio, físico o químico, las masas de las sustancias participantes permanece constante, así como la energía involucrada en dichos cambios.

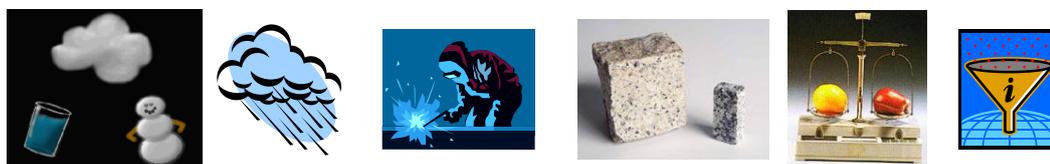
Conservación de la masa (Antoine L. Lavoisier)	Conservación de la Energía (Mayer)	Conservación de la masa-energía: Materia (Einstein)
“La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma”	“La energía es constante”, no puede ser creada o destruida y si cambiar a otra. (Sol, fotosíntesis, gasolina, vapor, movimiento, energía eléctrica, calor).	“La cantidad de masa-energía que se manifiesta de una forma o clase en un determinado espacio y tiempo es constante.”

Propiedades de la masa. Como ya se mencionó anteriormente, la masa es la propiedad que nos indica la cantidad de materia que tenemos en un caso dado. Se puede identificar esta cantidad de materia de acuerdo a sus características, las cuales son llamadas propiedades y pueden ser:

- **Propiedades generales (extensivas).** Las propiedades generales son aquellas que presentan características iguales para todo tipo de materia. Dentro de las propiedades generales tenemos:

Peso	Es la fuerza de atracción llamada gravedad que ejerce la tierra sobre la materia para llevarla hacia su centro.
Extensión	Es la propiedad que tienen los cuerpos de ocupar un lugar determinado en el espacio.
Impenetrabilidad	Es la propiedad que dice que dos cuerpos no ocupan el mismo tiempo o el mismo espacio.
Inercia	Es la propiedad que indica que todo cuerpo va a permanecer en estado de reposo o movimiento mientras no exista una fuerza externa que cambie dicho estado de reposo o movimiento.
Porosidad	Es la propiedad que dice que como la materia esta constituida por moléculas entre ellas hay un espacio que se llama poro.
Elasticidad	Es la propiedad que indica que cuando a un cuerpo se le aplica una fuerza esta se deforma y que al dejar de aplicar dicha fuerza el cuerpo recupera su forma original; lógicamente sin pasar él limite de elasticidad.
Divisibilidad	Esta propiedad demuestra que toda la materia se puede dividir.

- **Propiedades Específicas (intensivas o particulares).** Todas las sustancias al formarse como materia presentan unas propiedades que las distinguen de otras, sin importar la cantidad o tamaño de la muestra; estas características reciben el nombre de específicas y son, entre otras: **color, olor, sabor, estado de agregación, densidad, puntos de ebullición y fusión, solubilidad, maleabilidad, viscosidad, conductividad eléctrica y calorífica, elasticidad**, etc.



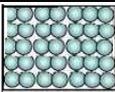
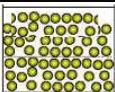
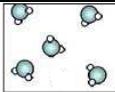
Algunas otras propiedades son más claramente estudiadas dada la naturaleza interna de la materia y son llamadas **propiedades específicas químicas**; podemos mencionar: **Combustibilidad, potencial de oxidación, acidez, alcalinidad, comburencia, etc.**



CARACTERÍSTICAS DE LOS DIFERENTES ESTADOS DE LA MASA.

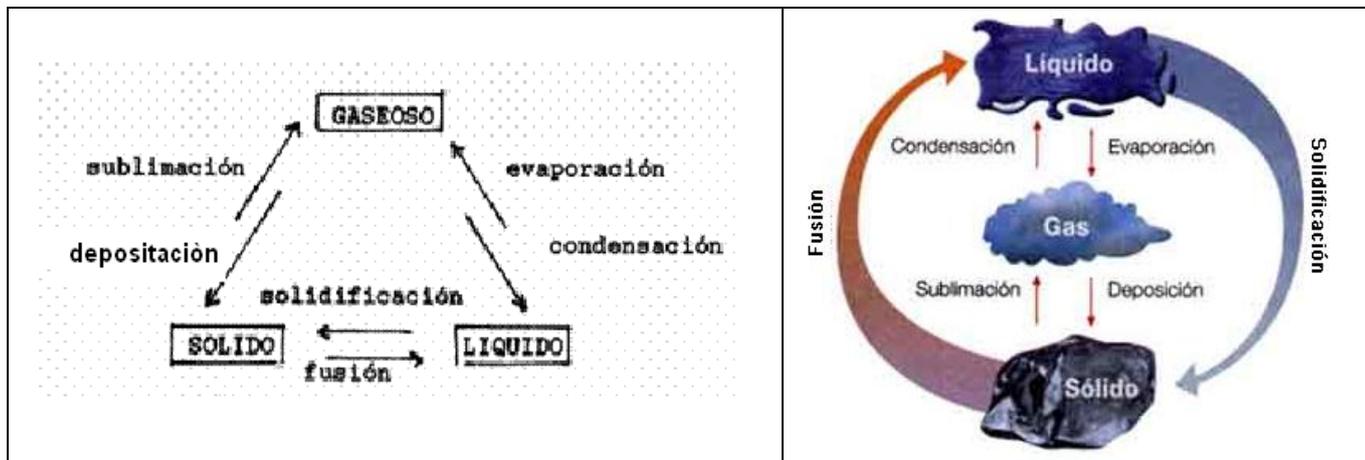
Los estados de la materia dependen de Factores del como la presión y temperatura; se caracterizan por la energía cinética de las moléculas y los espacios existentes entre estas. De acuerdo a su estado de agregación, se reconocen Sólidos, Líquidos o Gases. Hoy en día, se habla de un cuarto estado de agregación, el Plasma y un quinto estado conocido como Condensado de Bose-Einstein. Sin embargo, vamos a referirnos a los tres primeros

- **Sólido.**- Normalmente tiene forma y volumen definidos. La movilidad de las partículas que las constituyen es casi nula, existiendo una gran cohesión entre las partículas, por ejemplo el hielo, una lámina, un bloque.
- **Líquido.**- Ocupa un espacio fijo en un recipiente con paredes limitantes, ya que el volumen del líquido tomará la forma del recipiente en el que esté contenido; la movilidad y las fuerzas de cohesión de sus partículas son intermedias.
- **Gaseoso.**- No tiene volumen ni forma definida, por lo que se almacena o contiene en recipiente cerrados. El gas tiende a ocupar todo el volumen del recipiente en el que este contenido, las partículas poseen gran energía cinética presentando un movimiento desordenado y caótico.

PROPIEDAD	SÓLIDOS 	LÍQUIDOS 	GASES 
COMPRESIBILIDAD	No se pueden comprimir	No se pueden comprimir	Sí pueden comprimirse
VOLUMEN	No se adaptan al volumen del recipiente	Se adaptan al volumen del recipiente	Ocupan el volumen del recipiente
GRADOS DE LIBERTAD	Vibración	Vibración, rotación	Vibración, rotación, traslación
EXPANSIBILIDAD	No se expanden	No se expanden	Sí se expanden

Cambios de Estado.- En nuestro medio ambiente y bajo ciertas condiciones las sustancias se presentan en alguno de los estados de agregación antes mencionados. Pero pueden cambiar de estado si las condiciones de presión y temperatura cambian. Los cambios de estado son:

- **Fusión.**- Cambio que sufren las sustancias al pasar del estado sólido al líquido por incremento de temperatura; por ejemplo la fundición del metal y el plástico. En el caso del hierro se funde a 1505 °C; la parafina se funde a los 54 °C.
- **Evaporación.**- Cambio que experimenta un líquido al pasar del estado de líquido a gas por incremento de temperatura; por ejemplo las sustancias como el alcohol, acetona o gasolina en contacto con el medio ambiente experimentan una evaporación sin incremento de calor. El fenómeno ocurre por la presión sobre la sustancia así entonces el punto de ebullición a la presión de 76 cm de mercurio a una atm. el agua se evapora a los 100 °C, el alcohol etílico a los 78.3.
- **Sublimación.**- Es el paso de sólido a gaseoso o vapor si pasar por líquido por el incremento de temperatura.
- **Solidificación.**- Es el cambio de líquido a sólido por disminución de temperatura.
- **Condensación.**- Es el cambio de estado Sólido a líquido. También supone una disminución en la Temperatura o la eliminación de calor.
- **Licuefacción.**- Es el cambio del estado gaseoso a líquido que requiere del decremento de la Temperatura y aumento en la presión para conseguir el cambio.



CAMBIOS O FENÓMENOS DE LA MASA

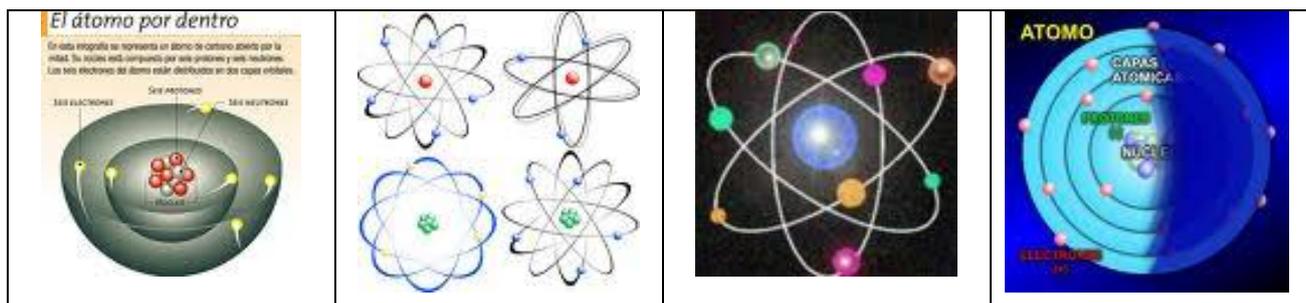
<p>Cambio físico:</p>	<p>Cambio que sufre la materia en su estado, volumen o forma sin alterar su composición, como son los:</p> <p>Cambios de estado: El estado en que se encuentre un material depende de las condiciones de presión y temperatura, modificando una de estas variables o ambas, se puede pasar la materia de un estado a otro.</p>	<p>EJEMPLOS:</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Dilatación de un metal por calentamiento. El metal permanece sin alteración alguna. ▪ En la fusión del hielo, el agua pasa de estado sólido a líquido, pero su composición permanece inalterada.
<p>Cambio químico:</p>	<p>Cambio en la naturaleza interna de la materia, variación en su composición de manera permanente.</p>	<p>EJEMPLO: en la combustión de una hoja de papel, se genera CO, CO₂ y H₂O a partir de celulosa, cambiando la composición de la sustancia inicial.</p>

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA. De acuerdo a su composición, se presenta ante nuestros sentidos como Sustancias Puras: Elementos y Compuestos; pero también en forma de Mezclas.

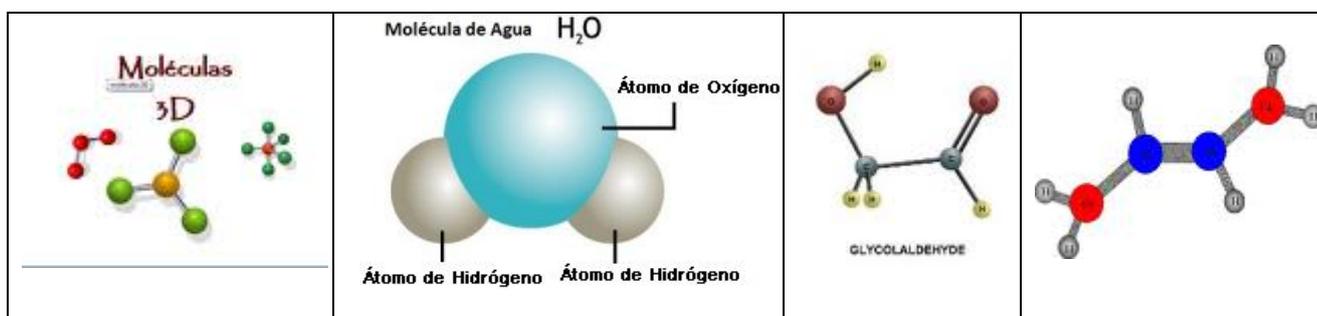
<p>Elemento:</p>	<p>Sustancia más simple de la materia con propiedades definidas, formada por una sola clase de átomos que no pueden descomponerse por métodos convencionales en algo más simple.</p>	<p>EJEMPLO: nitrógeno gaseoso (N₂), la plata (Ag), mercurio (Hg), helio (He)...</p>
<p>Compuesto:</p>	<p>Sustancia formada por varias clases de átomos unidos químicamente en proporción constante, compuestas de tal manera que ya no es posible identificarlos por sus propiedades originales o individuales y que pueden separarse por medio de una reacción química.</p>	<p>EJEMPLO: dióxido de carbono (CO₂), agua (H₂O), ácido clorhídrico (HCl), sal común (NaCl), etc.</p>
<p>Mezclas homogéneas y heterogéneas</p>	<p>Es la unión física o aparente de sustancias (elementos o compuestos) que al hacerlo conservan sus propiedades individuales. La composición de la mezcla es variable y sus componentes siempre podrán separarse por medios físicos y químicos.</p> <p>Existen mezclas, sólidas, líquidas y gaseosas. Las mezclas en estado intermedio, constituyen los sistemas de dispersión que son coloides y suspensiones. Pueden ser heterogéneas cuando sus componentes se distinguen fácilmente o presentan varias fases; o bien, homogéneas aquellas formadas por sustancias que se encuentran en una sola fase</p>	<p>HETEROGÉNEAS EJEMPLO: agua y aceite.</p> <p>HOMOGÉNEAS EJEMPLO: sal y agua, aire, bronce.</p>

ÁTOMO.- Mínima unidad de materia que puede existir representando las características de un elemento. Se representa por medio de **Símbolos**: Es la letra o letras que se emplean para representarlos.

EJEMPLO: **Al** (aluminio), **Na** (sodio), **P** (fósforo), **C** (carbono), **He** (helio), etc.

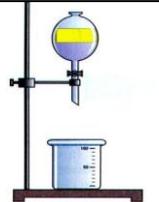
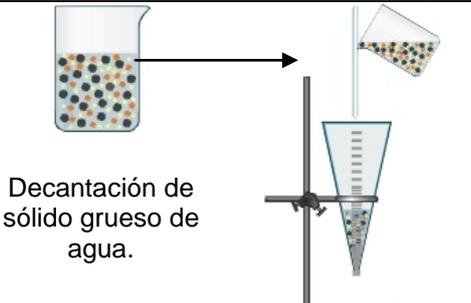
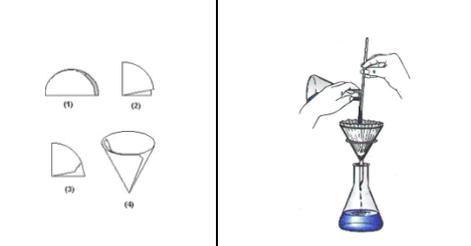


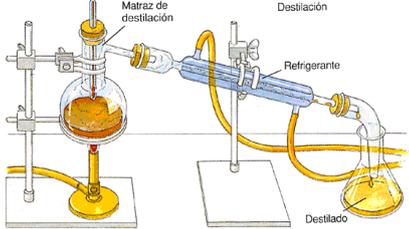
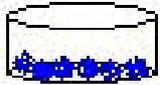
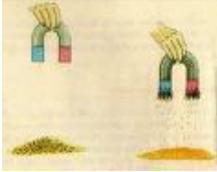
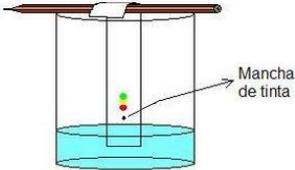
MOLÉCULA.- Una molécula es un conjunto de átomos, iguales o diferentes, que se encuentran unidos mediante enlaces químicos. El caso que los átomos sean idénticos se da por ejemplo en el oxígeno (**O₂**) que cuenta con dos átomos de este elemento; o pueden ser diferentes, como ocurre con la molécula del agua, la cual tiene dos átomos de hidrógeno y uno solo de oxígeno (**H₂O**). También se puede definir como la mínima unidad que puede existir representando las características de compuestos y son representados en fórmulas que son la estructura fundamental de un compuesto. **EJEMPLO:** **P₂O₅** (Pentóxido de di fósforo o Anhídrido fosfórico), **BaCl₂** (Cloruro de Bario), **FeS** (sulfuro de hierro II o Sulfuro ferroso), etc.



MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Las sustancias extraídas de la naturaleza que se obtienen en el laboratorio y en las industrias se encuentran impuras con otras sustancias; es decir, formando mezclas. Por lo que la química ha desarrollado métodos de separación para poder purificarlas, entre otros se mencionan los siguientes:

<p>DECANTACIÓN.- Se emplea en la separación de dos o mas líquidos que no se disuelven entre si (no miscibles) y tienen diferente densidad. Ejem. El aceite y el agua.</p> <p>También se utiliza para separar las partículas de sólidos de partícula "gruesa" insolubles que sedimentan en un líquido.; arena y agua.</p>	 <p>Decantación de líquidos no miscibles.</p>	 <p>Decantación de sólido grueso de agua.</p>
<p>FILTRACIÓN.- Es la separación de un sólido insoluble de grano relativamente fino de un líquido. Consiste en el empleo de una membrana o medio poroso que deje pasar el líquido y retengan el sólido. Los filtros mas comunes son el papel filtro, fibra de asbesto, algodón, fibra, de vidrio, vegetal, redes metálicas y tierras especiales.</p>		

<p>CENTRIFUGACIÓN.- Consiste en la separación de un sólido insoluble de grano muy fino y de fácil sedimentación de un líquido. Para ello se requiere de un aparato llamado centrífuga en el que por medio de un movimiento de traslación acelerado se aumenta la fuerza gravitacional provocando la sedimentación del sólido o de la partícula de mayor densidad. Ejem. El plasma de la sangre se puede separar por este método.</p>	
<p>DESTILACIÓN.- Consiste en la separación de mezclas líquidas miscibles, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición. Este procedimiento incluye una evaporación y condensación sucesiva.</p>	
<p>CRISTALIZACIÓN.- Consiste en la separación de un sólido que se encuentra disuelto en una solución; finalmente el sólido queda como cristal. El proceso involucra cambios de temperatura, agitación, eliminación de solvente, etc. Otra forma de lograr una cristalización es cuando la mezcla sólido-líquida tiene un solvente o líquido volátil, al vaporizarse el líquido el sólido se separa como cristal. La operación se lleva a cabo en un cristalizador. Por ejemplo farmacéuticos, azúcar, reactivos sólidos para laboratorio.</p>	
<p>EVAPORACIÓN.- Se separa un sólido disuelto en un líquido y por incremento de temperatura hasta que el líquido hierve o ebulle y pasa al estado de vapor, quedando en sólido como residuo en forma de polvo seco. El líquido puede o no recuperarse. También se emplea para la concentración de sólidos en una solución al eliminar parte del líquido solvente. La operación se lleva a cabo en una cápsula en el laboratorio y en un evaporador a nivel industrial.</p>	
<p>SUBLIMACIÓN.- Separación de sólidos aprovechando que alguno de ellos es sublimable, pasando del estado sólido al gaseoso por aumento de la temperatura.</p>	
<p>IMANTACIÓN.- Se aprovecha la propiedad de algunos materiales para hacerlos atraídos por un cuerpo magnético. Los materiales ferrosos pueden separarse de la basura por medio de un electroimán para su tratamiento posterior.</p>	
<p>DIFERENCIA DE SOLUBILIDAD.- Método de separación de un sólido o de un líquido de otro líquido al contacto con un solvente que selecciona uno de los compuestos de la mezcla. Este componente es soluble en el solvente adecuado, y es arrastrado para su separación ya sea por decantación, filtración, vaporización, destilación, etc. Se emplea en la presentación y análisis de productos farmacéuticos.</p>	
<p>CROMATOGRAFÍA.- Es la separación de mezclas de gases o líquidos por el paso de estas a través de un medio poroso y adecuado con ayuda de solventes. Por este proceso se separan y analizan mezclas de aire, productos extraídos de plantas y de animales, etc. o de productos elaborados como tintas, lápiz labial, entre otras.</p>	

- A. Con base a lo que leíste y a la bibliografía, en tu cuaderno elabora un glosario con los conceptos involucrados en la unidad.
- B. Elaborar un mapa mental que muestre la importancia que tiene la Química en la vida diaria.
- C. Elaborar un mapa conceptual, mental o cuadro sinóptico, donde se observen relacionados los términos: materia, masa, energía, propiedades de la materia, fenómenos físicos y químicos.
- D. Elaborar un cuadro que muestre la diferencia que existe entre sustancias puras: Elementos, compuestos y mezclas.
- E. Contesta lo que se te pregunta enseguida:

I.- ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS LAS LETRAS QUE CORRESPONDAN A LA RESPUESTA CORRECTA.

1. () Acidez, electronegatividad, carácter metálico; son ejemplos de:
A) Propiedades físicas generales
B) Propiedades fundamentales de la materia
C) Propiedades específicas físicas
D) Propiedades específicas químicas
2. () Propiedad que indica la cantidad de materia en un espacio determinado.
A) Energía
B) Materia
C) Masa
D) Electrón
3. () Tipo de energía que se tiene en un "foco" apagado:
A) Cinética
B) Potencial
C) Calorífica
D) Eólica
4. () Partícula que no tiene carga, ubicado en el núcleo de un átomo, con masa de 1 u.m.a.
A) Neutrón
B) Positrón
C) Electrón
D) Protón
5. () Propiedad que permite conocer el número de electrones que tiene un átomo neutro.
A) Número de oxidación
B) Número cuántico principal
C) Número de masa
D) Número atómico
6. () Término con que se conoce el cambio que sufre una sustancia sólida cuando se aumenta su temperatura.
A) Solidificación
B) Fusión
C) Sublimación
D) Evaporación
7. () Método de separación de mezclas que permite purificar dos o más líquidos miscibles aprovechando sus distintos puntos de ebullición.
A) Destilación
B) Evaporación
C) Filtración
D) Decantación
8. () Se lleva a cabo un cambio físico cuando se produce la:
A) Oxidación del hierro
B) Sulfuración del hierro
C) Fusión del hierro
D) Cloración del hierro
9. () Son ejemplos de compuestos químicos:
A) Vidrio, Mayonesa, Crema
B) Hierro, Bronce, Acero
C) Agua salada, Refresco, paleta
D) Cloruro de sodio, Oxido ferroso, Agua
10. () Propiedad que nos indica la facilidad o dificultad de que las sustancias que se disuelvan entre si:
A) Licuefacción
B) Miscibilidad
C) Fusión
D) Ductilidad
11. () Sustancia pura compuesta por una sola clase de átomos:
A) Mezcla
B) Molécula
C) Compuesto
D) Elemento
12. () Viscosidad, punto de ebullición, densidad o maleabilidad son ejemplos de:
A) Propiedades físicas generales
B) Propiedades específicas físicas
C) Propiedades específicas químicas
D) Propiedades fundamentales

13. () Principio de actividad interna de la materia.
 A) Volumen B) Masa C) Electrón D) Energía
14. () Tipo de energía que se observa en el cauce de un río:
 A) Cinética B) Potencial C) Estática D) Eólica
15. () Partícula más pequeña de un elemento que presenta propiedades específicas.
 A) Compuesto B) Molécula C) Átomo D) Mezcla
16. () Propiedad que nos indica el cambio que sufre una sustancia líquida cuando se aumenta su temperatura.
 A) Solidificación B) Fusión C) Sublimación D) Evaporación
17. () Método de separación de mezclas que permite eliminar un sólido finamente suspendido en un líquido utilizando una membrana porosa.
 A) Destilación B) Evaporación C) Filtración D) Decantación
19. () Método que se permite separar 2 líquidos no miscibles debido a su diferencia de densidades.
 A) Destilación B) Evaporación C) Filtración D) Decantación
20. () A la mínima cantidad de sustancia formada por dos o más elementos iguales o diferentes unidos en forma constante y definida se le denomina:
 A) Compuesto B) Molécula C) Átomo D) Mezcla

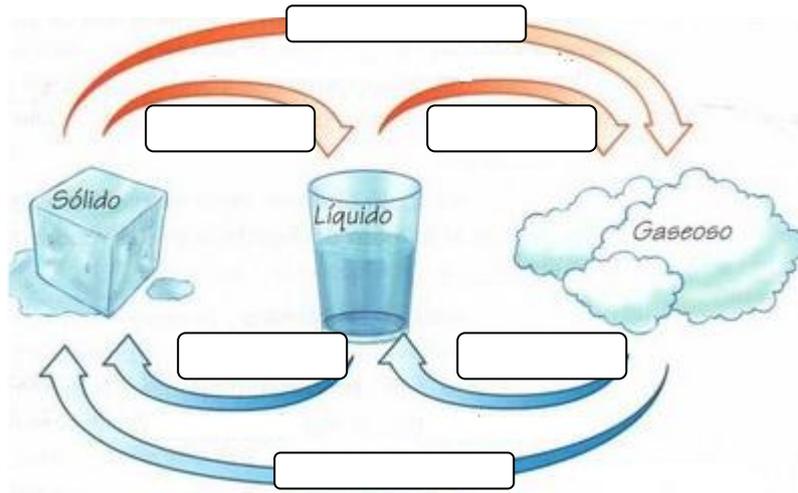
II. DEL SIGUIENTE LISTADO DE PROPIEDADES ANOTA UNA (G) SI LA PROPIEDAD SEÑALADA ES CONSIDERADA GENERAL DE LA MATERIA; (F) SI ES PROPIEDAD ESPECIFICA FÍSICA Y (Q) SI ES PROPIEDAD ESPECIFICA QUÍMICA.

Dureza	()	Punto de fusión	()	Elasticidad	()	Tenacidad	()	Peso	()
Acidez	()	Ductilidad	()	Volumen	()	Textura	()	Densidad	()
Sabor	()	Viscosidad	()	Corrosividad	()	Inercia	()	Comburencia	()
Olor	()	Solubilidad	()	Conductividad Calorífica	()	Punto de Ebullición	()	Potencial de Oxidación	()

III. ESCRIBE DENTRO DEL PARÉNTESIS LAS LETRAS E, C, ó M, SEGÚN SE TRATE DE ELEMENTO, COMPUESTO O MEZCLA.

() Smog.	() Aire	() Sangre.	() Café con leche
() Nitrógeno	() Amoníaco	() Argón	() Azúcar
() Gasolina	() Latón	() Agua De Mar	() Ácido nítrico
() Magnesio	() Cal viva (óxido de calcio)	() Oxido Férrico	() Latón
() Calcio	() Acero	() Mayonesa	() Petróleo

IV. ANOTA DENTRO DE LOS CUADROS EL NOMBRE DEL CAMBIO QUE SE REALIZA, ANEXA EN UNA HOJA E ILUSTRAS UN EJEMPLO EN CADA CASO.



V. CLASIFICA LOS SIGUIENTES FENÓMENOS EN FÍSICOS Ó QUÍMICOS, ANOTANDO UNA LETRA (F) O (Q) EN EL PARÉNTESIS CORRESPONDIENTE:

- | | |
|--------------------------------------|---|
| 1. () Combustión de un árbol | 2. () Fotosíntesis de las plantas. |
| 3. () Un terremoto | 4. () La energía eléctrica producida por una pila. |
| 5. () El paso de un cometa | 6. () Un eclipse de luna |
| 7. () La fermentación de la piña | 8. () La evaporación del alcohol |
| 9. () La destilación de la madera | 10. () El cáncer de piel |
| 11. () La deformación de plastilina | 12. () El horneado de un pastel |
| 13. () Calentar agua | 14. () Pulido de una pieza metálica |
| 15. () La corrosión de un metal | 16. () La fractura de un hueso |
| 17. () Un golpe de raqueta | 18. () Quemar alcohol |
| 19. () La cocción de un huevo | 20. () La floración de una planta |

VI. MEDIANTE UN DIBUJO EXPLICA UN EJEMPLO DONDE ILUSTRES LA FORMA EN QUE PUEDE SUFRIR ALGUNA TRANSFORMACIÓN LA MATERIA, INDICANDO LA ENERGÍA INVOLUCRADA EN DICHO CAMBIO.

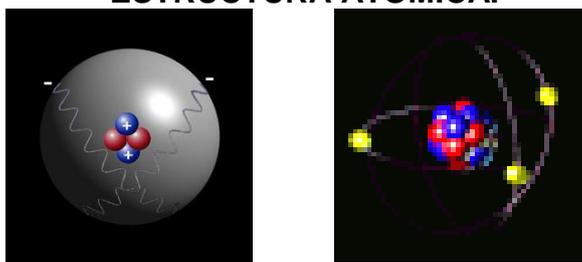
UNIDAD 2.- ESTRUCTURA ATÓMICA

Competencia particular: Emite juicios de valor sobre los beneficios y repercusiones del uso del átomo en los diferentes campos de la ciencia integrando los fundamentos de la mecánica cuántica.

RAP 1: Predice la estructura del átomo empleando modelos atómicos para caracterizar los diferentes elementos químicos.

RAP 2: Explica la construcción de la tabla periódica tomando como base la determinación de los cuatro números cuánticos.

ESTRUCTURA ATÓMICA.



Concepto del Átomo: (En química y física, átomo (del latín *atomus*, y éste del griego *ἄτομος*, indivisible) es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos. El concepto de átomo como bloque básico e indivisible que compone la materia del universo ya fue postulado por la escuela atomista en la Antigua Grecia. Sin embargo, su existencia no quedó demostrada hasta el siglo XIX. Con el desarrollo de la física nuclear en el siglo XX se comprobó que el átomo puede subdividirse en partículas más pequeñas.

Estructura Atómica. La teoría aceptada hoy es que el átomo se compone de un **núcleo** de carga positiva formado por protones y neutrones, alrededor del cual se encuentra una **nube de electrones** de carga negativa.

El Núcleo Atómico. El núcleo del átomo se encuentra formado por:

- **Protones:** Partícula de carga eléctrica positiva igual a una carga elemental, y una masa de 1.67262×10^{-27} Kg; una masa 1837 veces mayor que la del electrón.
- **Neutrones:** Partículas carentes de carga eléctrica y una masa un poco mayor que la del protón (1.67493×10^{-27} Kg.)

La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo se conoce como **número atómico**, el cual se representa por la letra **Z**, es el que distingue a un elemento químico de otro. Según lo descrito anteriormente, el número atómico del hidrógeno es 1 (${}^1\text{H}$), y el del helio, 2 (${}^2\text{He}$).

La cantidad total de partículas contenidas en el núcleo del átomo (protones + neutrones) se conoce como **número de masa o masa atómica**, representado por la letra **A**. Para los ejemplos dados anteriormente, la masa atómica del hidrógeno es 1 (${}^1\text{H}$), y el del helio, 4 (${}^4\text{He}$).

Existen también **átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa**, los cuales se conocen como **isótopos**. Por ejemplo, existen tres isótopos naturales del hidrógeno, el **protio** (${}^1\text{H}_1$), el **deuterio** (${}^2\text{H}_1$) y el **tritio** (${}^3\text{H}_1$). Todos poseen las mismas propiedades químicas del hidrógeno y pueden ser diferenciados únicamente por ciertas propiedades físicas.

Lo más maravilloso e increíble del átomo es el hecho de que algo tan sólido y aparentemente estático como una roca esté íntegramente formado por partículas en continuo movimiento.

Nube electrónica. Alrededor del núcleo se encuentran los **electrones** que son partículas elementales de carga negativa y con una masa de 9.10×10^{-31} Kg. La cantidad de electrones **de un átomo en su estado basal** es igual a la cantidad de protones **que contiene en el núcleo**, es decir, al número atómico; **por lo que un átomo en estas condiciones tiene una carga eléctrica neta igual a 0, lo que muchas veces se describe por el término de que un átomo puro es eléctricamente neutro.**

EJEMPLOS: En el siguiente cuadro, se encuentran algunos elementos, mostrando tanto su No. Atómico, como Masa Atómica o Número de masa; indicando también la cantidad de partículas que cada uno contiene:

Símbolo	Nombre	Masa atómica	No. atómico	No. de e ⁻	No. de p ⁺	No. de n ^o
Ba	Bario	137	56	56	56	81
Ca	Calcio	40	20	20	20	20
S	Azufre	32	16	16	16	16
N	Nitrógeno	14	7	7	7	7
Br	Bromo	80	35	35	35	45
I	Yodo	127	53	53	53	74

Como se puede observar, el valor del Número atómico corresponde directamente a la cantidad de electrones y protones que tiene el átomo en cuestión; para determinar la cantidad de neutrones que cada átomo presenta, se realiza lo siguiente: **No. de neutrones = Masa atómica – Número atómico**

Un átomo puede perder o adquirir algunos de sus electrones sin modificar su identidad química, transformándose en un **ion**, una partícula con carga neta diferente de cero; si se trata de un ion positivo se denomina **cati3n**, en tanto que si es un ion negativo se denomina **anión**.

El concepto de que los electrones se encuentran en 3rbitas satelitales alrededor del núcleo se ha abandonado en favor de la concepci3n de una nube de electrones deslocalizados o difusos en el espacio, el cual representa mejor el comportamiento de los electrones descrito por la mecánica cuántica únicamente como funciones de densidad de probabilidad de encontrar un electr3n en una regi3n finita de espacio alrededor del núcleo.

HISTORIA DE LA TEORÍA ATÓMICA

El concepto de átomo existe desde la Antigua Grecia propuesto por los filósofos griegos Demócrito, Leucipo y Epicuro, sin embargo, no se generó el concepto por medio de la experimentación sino como una necesidad filos3fica que explicara la realidad, ya que, como proponían estos pensadores, la materia no podía dividirse indefinidamente, por lo que debía existir una unidad o bloque indivisible e indestructible que al combinarse de diferentes formas creara todos los cuerpos macrosc3picos que nos rodean.

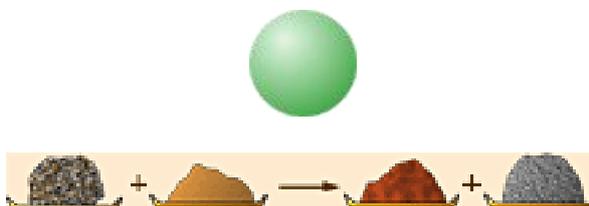
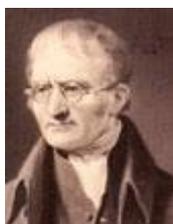
El siguiente avance significativo se realizó hasta 1773, cuando el químico francés Antoine-Laurent de Lavoisier postul3 su enunciado: *"La materia no se crea ni se destruye, simplemente se transforma."*; demostrado más tarde por los experimentos del químico inglés **John Dalton** quien en **1804**, luego de medir la masa de los reactivos y productos de una reacci3n, concluy3 que las sustancias est3n compuestas de **átomos esféricos idénticos para cada elemento, pero diferentes de un elemento a otro.**

Luego en **1811 Amadeo Avogadro**, físico italiano, postul3 que a una temperatura, presi3n y volumen dados, un gas contiene siempre el mismo número de partículas, sean átomos o moléculas, independientemente de la naturaleza del gas, haciendo al mismo tiempo la hip3tesis de que los gases son moléculas poliatómicas, con lo que se comenz3 a distinguir entre átomos y moléculas. El químico ruso **Dimitri Ivánovich Mendeléyev** creó en **1869** una **clasificaci3n de los elementos químicos en orden creciente de su masa atómica, remarcando que existía una periodicidad en las propiedades químicas.** Este trabajo fue el precursor de la tabla periódica de los elementos como la conocemos actualmente. La visi3n moderna de su estructura interna tuvo que esperar hasta el **experimento de Rutherford en 1911 y el modelo atómico de Bohr.** Posteriores descubrimientos científicos, como la **teoría cuántica** y avances tecnológicos, como el microscopio electr3nico, han permitido conocer con mayor detalle las propiedades físicas y químicas de los átomos.

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO.

La concepción del átomo que se ha tenido a lo largo de la historia ha variado de acuerdo a los descubrimientos realizados en el campo de la física y la química. A continuación se hará una exposición de los modelos atómicos propuestos por los científicos de diferentes épocas. Algunos de ellos son completamente obsoletos para explicar los fenómenos observados actualmente, pero se incluyen a manera de reseña histórica.

MODELO DE DALTON.



Fue el primer modelo atómico con bases científicas, fue formulado en 1808 por John Dalton. Este primer modelo atómico postulaba:

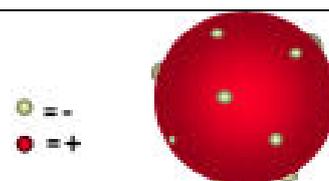
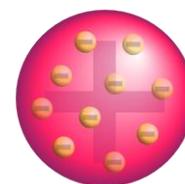
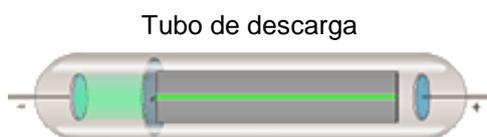
- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Sin embargo desapareció ante el modelo de Thomson ya que no explica los rayos catódicos, la radioactividad ni la presencia de los electrones (e^-) o protones (p^+)



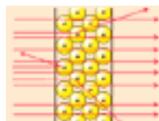
MODELO DE THOMSON

Este modelo fue representado en 1897. Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas (de la analogía del inglés *plum-pudding model*). Una nube positiva que contenía las **pequeñas partículas negativas (los electrones)** suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones.



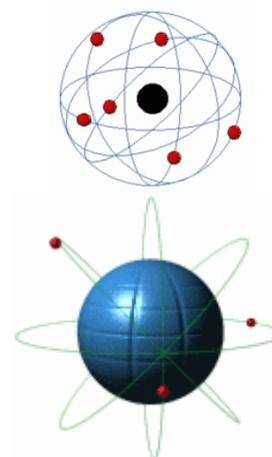
MODELO DE RUTHERFORD

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. Representa un avance sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa, sin embargo, a diferencia del anterior, postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos. A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo. Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de éste.



Por desgracia, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias:

- Contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente.
- No explicaba los espectros atómicos.

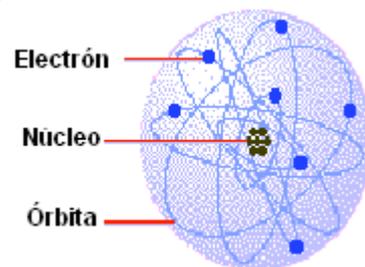
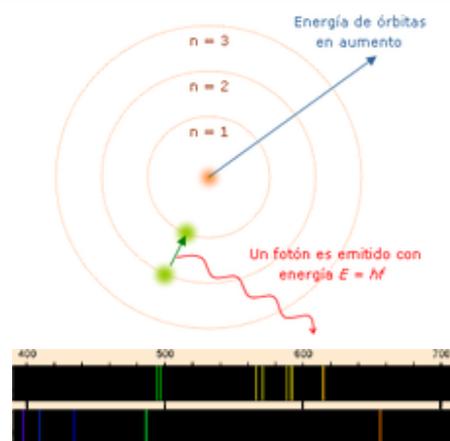


MODELO DE BOHR (1913)

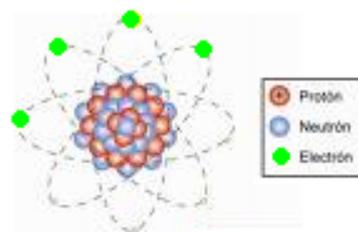
“El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas bien definidas.”

Las orbitas están cuantizadas (los e^- pueden estar solo en ciertas orbitas). Este modelo es estrictamente un modelo del átomo de hidrógeno tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trata de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

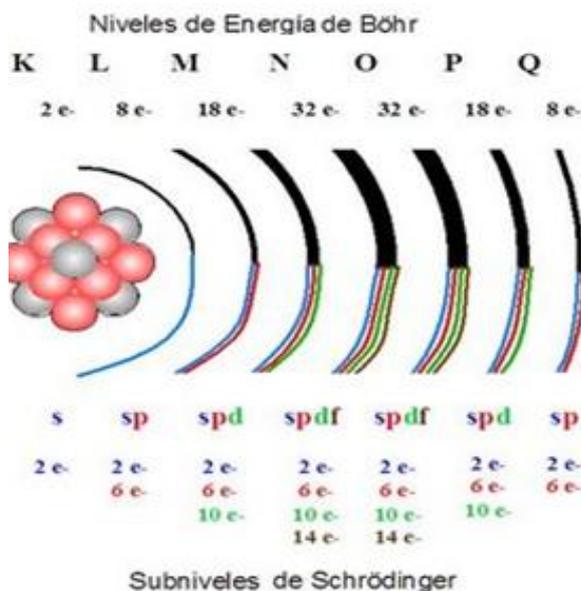
- Cada orbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
- Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en orbitas estables.
- Los electrones pueden saltar de una a otra orbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada orbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).
- El mayor éxito de Bohr fue dar la explicación al espectro de emisión del hidrógeno. Pero solo la luz de este elemento. Proporciona una base para el carácter cuántico de la luz, el fotón es emitido cuando un electrón cae de una orbita a otra, siendo un pulso de energía radiada. Bohr no puede explicar la existencia de orbitas estables.



MODELO DE SCHRÖDINGER: MODELO ACTUAL



Después de que Louis-Victor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924, la cual fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, se actualizó nuevamente el modelo del átomo. En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo. En vez de esto, Schrödinger describe a los electrones por medio de una función de onda, estableciendo que los niveles de energía de Bohr están formados por regiones discretas a las que denomino orbitales. Los cuales representan la **región de mayor probabilidad de presencia de los electrones** en una región delimitada del espacio (**REEMPE**). Esta zona de probabilidad se conoce como **orbital**.



Sommerfeld modificó (1915) la sencilla teoría de Bohr para explicar el hecho de que los campos aplicados externamente perturban en forma natural las órbitas de los electrones, que de otro modo permanecerían circulares. Tales perturbaciones harían elípticas las órbitas y modificarían las propiedades del momento angular del electrón. **Louis de Broglie** introduce en 1924 la sugerencia de que una partícula lleva asociada una onda.

Una consecuencia del carácter ondulatorio de la materia (es decir, de gozar ésta de propiedades ondulatorias) es la **imposibilidad de especificar, simultáneamente y con exactitud, la posición y el momento lineal de una partícula**, lo que se conoce como **Principio de Incertidumbre de Heisenberg**.

NÚMEROS CUÁNTICOS:

Wolfgang Pauli fue uno de los científicos más importantes del grupo que crearon la teoría cuántica, juega un papel crucial en el desarrollo de esta teoría. Cada una de las capas del modelo atómico de Bohr correspondía a un conjunto de números cuánticos, es decir, de la región en la que se pueden encontrar los electrones dentro de un átomo y formuló lo que hoy se conoce como el:

Principio de Exclusión de Pauli, según el cual **“dos electrones no pueden tener nunca el mismo conjunto de números cuánticos”**, proporcionando así una razón para justificar la forma de llenarse las capas de átomos cada vez más pesados.

Los números cuánticos son valores numéricos que nos indican las características de los electrones de los átomos, esto está basado desde luego en la teoría atómica de Neils Bohr que es el modelo atómico más aceptado y utilizado en los últimos tiempos.

Los números cuánticos más importantes son cuatro:

- **n = Número Cuántico Principal.**
- **l = Número Cuántico Secundario.**
- **m = Número Cuántico Magnético.**
- **s (m_s) = Número Cuántico de Spin.**

Son los que determinan la región espacio-energía de mayor probabilidad para encontrar a un electrón (**REEMPE** u orbital). Se llaman números cuánticos porque se basan en la teoría cuántica, pueden presentar los siguientes **Valores**.

n =	Número Cuántico Principal: Proporciona el Nivel de energía donde se localiza un electrón; así como la distancia promedio relativa del electrón al Núcleo. n posee valores de 1, 2, 3,... (los elementos conocidos hasta estas fechas, solo tienen como máximo valor de niveles de energía el 7).
l =	Número Cuántico Azimutal: Proporciona el subnivel, que determina la forma en que gira un electrón alrededor del núcleo. Cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía, en ausencia de un campo magnético. " l " posee valores desde 0 hasta (n-1) . Ejemplo: n = 1 l = 0 (subnivel llamado "s") n = 2 l = 0, 1 (subniveles "s" y "p") n = 3 l = 0, 1, 2 (subniveles "s", "p", "d") n = 2 l = 0, 1, 2, 3 (subniveles "s", "p", "d", "f")
m =	Número Cuántico Magnético: Define la cantidad y orientación de los Orbitales dentro de un subnivel. m posee valores desde (- l pasando por 0 hasta + l). Cada valor de "m" indica la presencia de un orbital; por lo que se observa que para el subnivel s = 1 orbital; en el subnivel "p" = 3 orbitales; en "d" = 5 orbitales y en el subnivel "f" = 7 orbitales, representados por medio de una línea.
m_s =	Número Cuántico de Spin: Define el giro del Electrón en un orbital. Cada orbital tiene un máximo de 2 electrones . Posee valores de +1/2 y -1/2 .

Como puedes observar, si:

l = subnivel
0 = s
1 = p
2 = d
3 = f

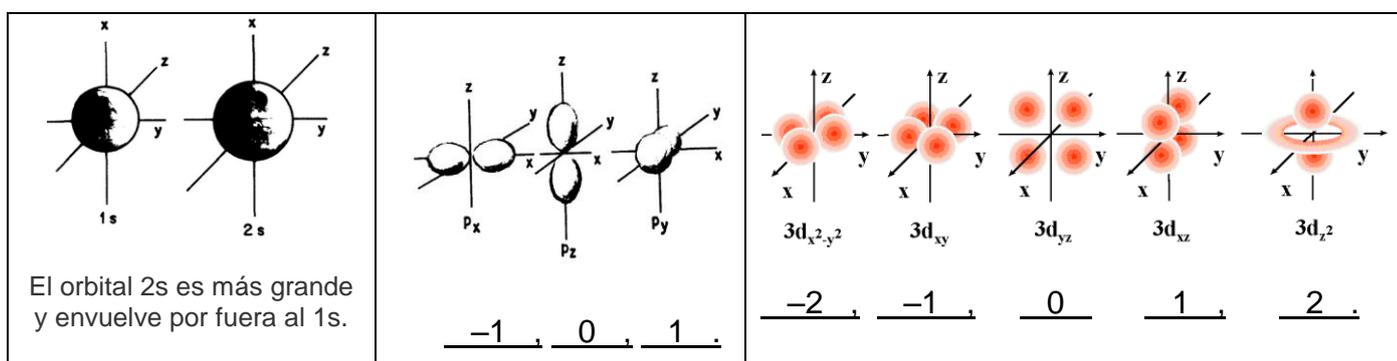
subnivel = l = "m"

s = 0 = 0
p = 1 = -1 0 1
d = 2 = -2 -1 0 1 2
f = 3 = -3 -2 -1 0 1 2 3

Para simbolizar la presencia de los electrones en cada orbital, se emplean flechas de la siguiente forma:

↑ ↓
+1/2 -1/2

Orbitales: Cada tipo de subnivel, cuenta con diferentes orbitales, tabulados como lo indicamos anteriormente; en las siguientes figuras podemos apreciar la forma de los orbitales s, p y d, respectivamente; así como los valores que corresponden al número cuántico "m" para cada caso.



Configuración Electrónica

Para saber dónde se localizan los electrones en el modelo atómico cuántico, se utiliza la Configuración Electrónica.

Configurar significa "ordenar" o "acomodar" y electrónico deriva de "electrón"; así configuración electrónica es la manera ordenada de repartir los electrones en los niveles y subniveles de energía.

Para acomodar correctamente los electrones en el Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica Ondulatoria, existen dos principios denominados fundamentales:

"Principio de Edificación Progresiva o Regla de Auf - Bau". Cada nuevo electrón añadido a un átomo entrará en el orbital disponible de mínima energía.

Regla de las diagonales: Consiste en distribuir los electrones de un átomo a partir de su número atómico, considerando el nivel y los posibles subniveles que existan en cada uno; lo que nos indica la forma en la que los electrones se "localizan" en un átomo. La REGLA DE LAS DIAGONALES ofrece un medio sencillo para realizar dicho cálculo. Recordemos que el número máximo de electrones en los subniveles es:

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

s: 2 electrones
p: 6 electrones
d: 10 electrones
f: 14 electrones

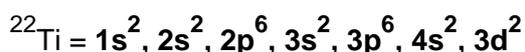
La configuración electrónica es el modo en el cual los electrones están ordenados en un átomo. Están sujetos al principio de exclusión de Pauli, que dice que **no puede haber dos electrones en un mismo átomo con los cuatro valores de los números cuánticos iguales**. La configuración electrónica se basa en los cuánticos o Quantum, los cuales son unidades de energía atómica.

El **Número atómico** nos indica la **cantidad de electrones y de protones** que tiene un elemento, por lo tanto, es el dato que se utiliza para la realización de la configuración electrónica.

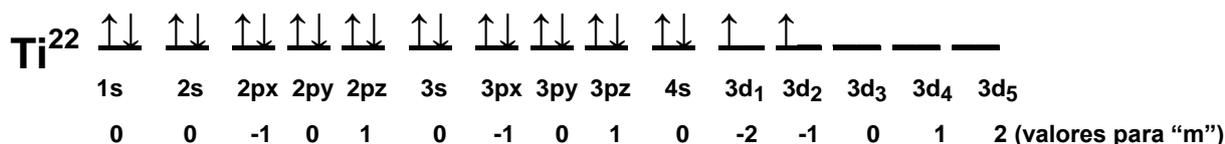
1 s² Se escribe un número **como coeficiente**, mismo que indica el **nivel**; una letra "**s, p, d, f**", para señalar el subnivel; y un superíndice, que muestra la cantidad de electrones en ese subnivel.

Ejemplo: Escribe la configuración electrónica del elemento con número atómico 22 (Titanio).

- Escribe el símbolo químico del elemento. Ti
- Coloca como superíndice izquierdo o derecho el número atómico de ese elemento (el número atómico indica las cargas positivas del núcleo, protones, que son numéricamente igual al total de cargas negativas, electrones). ²²Ti
- Utilizando la "Regla de Diagonales" distribuye los electrones; comienza en la posición 1s que será llenado con los electrones que caben en ese orbital (recuerda que el orbital "s" con 2 electrones; "p" con 6 e⁻; "d" con 10 y "f" con 14). Y así sucesivamente hasta llegar al total de los 22 electrones siguiendo la secuencia del esquema.
- Escribe la cantidad de electrones que caben en cada orbital siguiendo las flechas del cuadro y observa que la configuración electrónica para este elemento queda expresada:



Para conocer **los valores de los números cuánticos** de los electrones en cada átomo, se parte de la configuración electrónica y se simboliza cada orbital con una línea y los electrones por medio de flechas, recordando que en cada orbital solo pueden existir como máximo 2 electrones con spin contrario (flechas opuestas). Para tal fin, se debe seguir la **Regla de Hund**, conocida como **principio de máxima multiplicidad**. "Para el llenado de orbitales en un átomo, en un subnivel se debe ocupar cada orbital con un electrón con un mismo spin, una vez ocupados todos los orbitales se formarán parejas de electrones con spin opuesto".



El último electrón que se anota, se denomina **electrón diferencial** y, como su nombre lo indica, es el que caracteriza a los átomos de los diferentes elementos. Los valores de los números cuánticos de ese electrón permitirán definir de que tipo de elemento se trata y su localización posterior en la tabla periódica.

Para el elemento del ejemplo, los valores de los números cuánticos del electrón diferencial son:

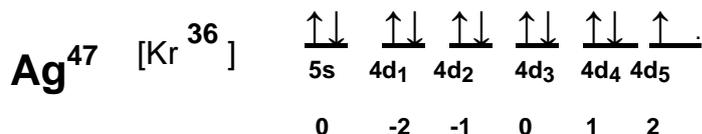
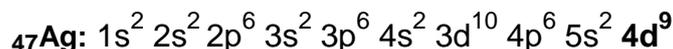
$n = 3$, debido a que el electrón se localiza en el nivel 3, por el coeficiente de la configuración;

$l = 2$, si el subnivel es "d", es el valor que se le asigna al mismo.

$m = -1$, como lo muestra el diagrama por la tabulación de los orbitales y la localización del e^-

$m_s = 1/2$, siendo un electrón solitario simbolizado con una flecha hacia arriba su valor es positivo.

Configuración electrónica de la plata. De acuerdo a la regla de Auf-Bau, el orden de energía de los orbitales es el indicado en la tabla de la izquierda: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, etc.



**Valor de los números
cuánticos del electrón
diferencial.**

$$n = 5$$

$$l = 2$$

$$m = 1$$

$$m_s = -1/2$$

ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA LOS ALUMNOS:

- Investiga, identifica y anota los aportes de algunos científicos respecto a la concepción de la estructura del átomo. Elabora un cuadro comparativo o una línea de tiempo que muestre sus principales contribuciones y postulados atómicos.
- Escribe los conceptos y características de las partículas fundamentales del átomo para explicar el carácter neutro del mismo; relaciona esas propiedades con los conceptos de: Número atómico, Masa atómica, Isótopo.
- Elabora un ensayo mencionando la importancia de los Isótopos en la vida diaria, sus beneficios y riesgos.**
- Anota los postulados de la Teoría Cuántica Ondulatoria para el modelo del átomo, identificando los cuatro números cuánticos (nombre, símbolo, valores) que permiten localizar a los electrones en un átomo.

I. CONTESTA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS.

- ¿Conoces el concepto de átomo?, expresa brevemente el concepto.
- ¿Sabrías distinguir las distintas partículas elementales que forman un átomo? Escribe las características de las partículas principales.
- ¿Sabrías representar el átomo de un elemento con cada uno de los modelos? Describe uno de ellos
- ¿Conoces el concepto de isótopo? ¿Cómo lo puedes representar?
- ¿Sabrías calcular todas las partículas elementales a partir del símbolo del átomo? ¿Qué datos necesitas para establecer cada una? Anota un ejemplo.

II. CONTESTA LAS SIGUIENTES CUESTIONES, ANOTANDO DENTRO DEL PARÉNTESIS LA LETRA QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA:

- () El modelo que se refiere a que “el átomo no es indivisible ya que al aplicar un fuerte voltaje a los átomos de un elemento en estado gaseoso, éstos emiten partículas con carga negativa”, corresponde a:
A) Bohr B) Thomson C) Dalton D) Rutherford
- () Al reaccionar 2 elementos químicos para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción de masas. Modelo propuesto por:
A) Bohr B) Thomson C) Dalton D) Rutherford
- () Los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos característicos que deben reflejar su estructura electrónica: Enunciado propuesto por:
A) Bohr B) Thomson C) Dalton D) Rutherford
- () Al bombardear los átomos de una lámina delgada con partículas cargadas positivamente, algunas rebotan en un pequeño núcleo situado en el centro del átomo, de acuerdo con la teoría de:
A) Bohr B) Thomson C) Dalton D) Rutherford
- () Un elemento con número atómico 79 y número de masa 197 tiene:
A) 79 protones, 118 neutrones y 79 electrones
B) 79 protones, 118 neutrones y 197 electrones
C) 78 protones, 119 neutrones y 79 electrones
D) 118 protones, 118 neutrones y 79 electrones

c.- [⁴⁰Ca₂₀]:

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: _____	No. atómico _____	No. de e ⁻ _____	No. de p ⁺ _____	No. de n ⁰ _____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = _____	"l" = _____	"m" = _____	"m _s " = _____	

d.- [³²S¹⁶]:

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: _____	No. atómico _____	No. de e ⁻ _____	No. de p ⁺ _____	No. de n ⁰ _____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = _____	"l" = _____	"m" = _____	"m _s " = _____	

e.- [²³Na¹¹]:

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: _____	No. atómico _____	No. de e ⁻ _____	No. de p ⁺ _____	No. de n ⁰ _____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = _____	"l" = _____	"m" = _____	"m _s " = _____	

f.- [⁷⁹Au¹⁹⁷]:

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: _____	No. atómico _____	No. de e ⁻ _____	No. de p ⁺ _____	No. de n ⁰ _____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = _____	"l" = _____	"m" = _____	"m _s " = _____	

g.- [61 Pm ¹⁴⁵] :

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: ____	No. atómico ____	No. de e ⁻ ____	No. de p ⁺ ____	No. de n ⁰ ____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = ____	"l" = ____	"m" = ____	"m _s " = ____	

h.- [27 Al ¹³] :

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: ____	No. atómico ____	No. de e ⁻ ____	No. de p ⁺ ____	No. de n ⁰ ____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = ____	"l" = ____	"m" = ____	"m _s " = ____	

i.- [47 Ag ¹⁰⁸] :

Nombre del elemento: _____

Masa atómica: ____	No. atómico ____	No. de e ⁻ ____	No. de p ⁺ ____	No. de n ⁰ ____
Configuración electrónica:				
Diagrama Energético, marca al electrón diferencial				
Valor de los números cuánticos del electrón diferencial				
"n" = ____	"l" = ____	"m" = ____	"m _s " = ____	

III.- ESCRIBE EL NOMBRE O SÍMBOLO DE LOS SIGUIENTES ELEMENTOS, SEGÚN CORRESPONDA.

- | | | | |
|------------------|------------------|----------|----------|
| 1. () ALUMINIO | 9. () POTASIO | O _____ | Br _____ |
| 2. () NÍQUEL | 10. () BARIO | H _____ | Ca _____ |
| 3. () SODIO | 11. () BERILIO | Fe _____ | Pb _____ |
| 4. () LITIO | 12. () PLATA | Cl _____ | P _____ |
| 5. () FLÚOR | 13. () CADMIO | Mn _____ | Zn _____ |
| 6. () AZUFRE | 14. () MAGNESIO | Sn _____ | C _____ |
| 7. () GERMANIO | 15. () ZINC | Co _____ | Cr _____ |
| 8. () NITRÓGENO | 16. () SILICIO | Sb _____ | Au _____ |

UNIDAD 3. TABLA PERIÓDICA.

Competencia particular 3 (Unidad III): Maneja la tabla periódica como fuente de información básica con enfoque CTSA (Ciencia – Tecnología – Sociedad – Ambiente).

RAP 1: Demuestra cómo se construyó la tabla periódica a partir del empleo de la distribución electrónica.

RAP 2: Predice las propiedades de los elementos químicos a partir de la tendencia de las propiedades periódicas

Lee atentamente la siguiente información.

HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA

Dado que los seres humanos siempre han deseado encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea, están en continua indagación respecto a la naturaleza de la misma; ¿qué es?, ¿cómo está formada?, etc.

Al principio se pensaba que los elementos presentes se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo al paso del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, se encontró que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos que fueron descubiertos. Inicialmente, se trató de clasificarlos por sus masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba sus diferencias y similitudes. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Uno de los propósitos de la química, es el estudio de los elementos y sus compuestos. En la actualidad se conocen más de 100 elementos cuyas combinaciones entre sí forman miles de compuestos diferentes, pero su estudio sería sumamente complicado y tendría un conjunto de hechos separados, de no ser porque los científicos han descubierto muchas semejanzas que se repitan de manera regular en el comportamiento de los diferentes elementos químicos, así como de sus compuestos, desarrollando diversas teorías que tratan de explicar estos hechos.

La primera clasificación de elementos conocida fue propuesta por Antoine Lavoisier, quien sugirió que los elementos se clasificaran en **metales, no metales y metaloides**, pero no fue suficiente para comprender del todo la naturaleza de esos elementos.

En 1869, Mendeliev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica. Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos, se dio cuenta de que clasificándolos según el orden creciente de sus masas atómicas, podía verse una **periodicidad** en lo que concierne a ciertas propiedades. La primera tabla contenía 63 elementos que son clasificados verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma “familia” al compartir características similares.

Tabla periódica moderna

La tabla de Mendeliev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada, misma que muestra la clasificación de los elementos en función de esa periodicidad en cuanto a su comportamiento químico. Hoy se acepta que la ordenación de los elementos en el sistema periódico está relacionada con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas.

De tal forma que, considerando la regla de las diagonales, los elementos se encuentran distribuidos de acuerdo al siguiente esquema:

Periodos: Son los elementos que se encuentran en una misma fila horizontal en la Tabla Periódica y el número del periodo **corresponde al máximo nivel de energía** que ocupan los electrones de dichos elementos. La tabla periódica consta de 7 periodos:

Ejemplo: Para la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Se observa que el máximo nivel de energía ocupado es el **4**, por lo que se puede asegurar que el elemento en cuestión está localizado en el **periodo 4** dentro de la tabla periódica.

En el caso de la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$ el máximo nivel ocupado es el **5**, por lo que el elemento debe localizarse en el **periodo 5** de la tabla periódica.

Grupo: Corresponde a los elementos que comparten una misma columna vertical de la tabla. Presentan una configuración electrónica muy similar, donde la única diferencia es el nivel energético donde se localiza su electrón diferencial, teniendo iguales los valores de los números cuánticos “**l, m y m_s**”. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen el mismo **número de electrones de valencia** (electrones que se localizan en el máximo nivel de energía ocupado) y es por ello que sus propiedades físicas y químicas son muy similares, integrando **familias** de elementos (que ya había descrito Mendeliev).

Por ejemplo, los elementos en el grupo **I A** tienen **un electrón** en su último nivel de energía y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse, formando iones positivos de carga 1+. Los elementos en el grupo **VII A** tienen **7 electrones** en su último nivel de energía y todos tienden a ganar un electrón al enlazarse, formando iones negativos de carga 1-. Los elementos en el último grupo de la derecha son los Gases Nobles, los cuales tienen su último nivel de energía lleno, con 8 electrones de valencia (regla del octeto) y por ello son todos extremadamente no-reactivos, el grupo que se les asigna de manera tradicional es el **VIII A ó 0**.

Hay 18 grupos en la tabla estándar, como se puede observar en la tabla periódica. En el sistema tradicional se dividen en dos subgrupos. Si los electrones diferenciales de los elementos se localizan en los **subniveles s y p**, el subgrupo al que corresponde se considera **A**. Dada la importancia de cada grupo de elementos, se nombran por familias:

Si el electrón diferencial se localiza en el **subnivel d**, el subgrupo será **B**. Para los elementos de los Grupos B, se consideran otras numeraciones tomando en cuenta tanto los electrones presentes en el máximo nivel ocupado y los electrones que tiene en el subnivel d (donde se localiza su e⁻ diferencial). Aquellos elementos que tienen su electrón diferencial en el subnivel f se conocen en términos generales como **tierras raras** y si su configuración está en 4f, se denominan Lantánidos, los 5f son los **Actínidos**.

Elementos cuya configuración termina en s y/o p		Elementos que termina en d		Elementos f
s ¹	Grupo (I A): metales alcalinos	s ² d ¹	Grupo III B	Su grupo solo se determina como se indicó en la parte superior, considerando si su configuración termina en 4f (lantánidos) o en 5f (actínidos).
s ²	Grupo (II A): metales alcalinotérreos	s ² d ²	Grupo IV B	
s ² p ¹	Grupo (III A): Térreos (familia del Boro)	s ² d ³	Grupo V B	
s ² p ²	Grupo (IV A): carbonoides (del Carbono)	s ² d ⁴	Grupo VI B	
s ² p ³	Grupo (V A): nitrogenoides (del Nitrógeno)	s ² d ⁵	Grupo VII B	
s ² p ⁴	Grupo (VI A): los calcógenos o anfígenos	s ² d ⁶ s ² d ⁷ s ² d ⁸	Grupo VIII B	
s ² p ⁵	Grupo (VII A): los halógenos	s ² d ⁹	Grupo I B	
s ² p ⁶	Grupo (VIII A): los gases nobles	s ² p ¹⁰	Grupo II B	

En los ejemplos:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, el grupo al que pertenece el elemento, por tener **2 electrones de valencia es el II A**.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$ tiene **2 e⁻ en el 5s + 3 electrones en el 4d; por lo que su grupo será el V B**

Clase o bloque: son el conjunto de elementos que tienen su electrón diferencial en un mismo subnivel de energía, existiendo en este caso **4 clases que son: clase s, clase p, clase d y clase f.**

En los ejemplos:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase s.**

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase p**

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase d**

$[Xe^{54}]6s^2 4f^2$, la clase a la que pertenece el elemento es **Clase f**

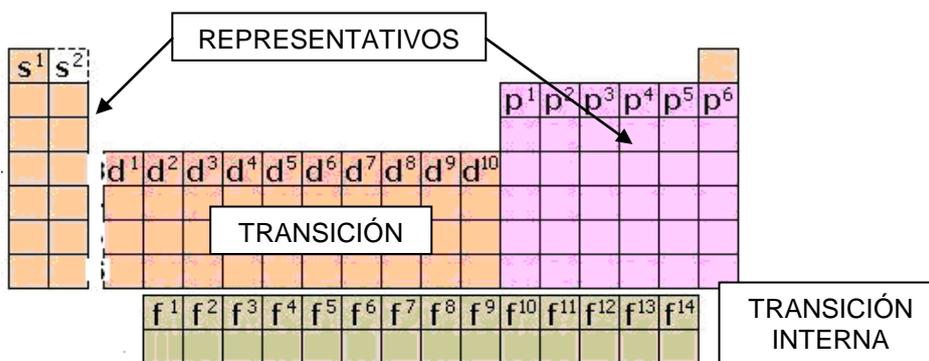
ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

ELEMENTO DE TRANSICIÓN

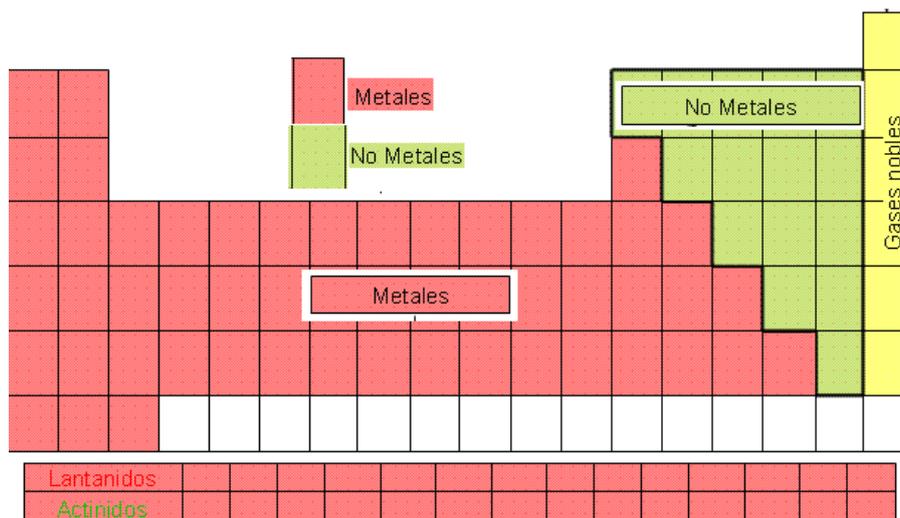
ELEMENTO DE TRANSICIÓN INTERNA

Tipo de elementos. De acuerdo con la clase a la que pertenecen los elementos, se consideran 3 tipos de elementos:

Clase	Tipo de elemento
s y p	Representativos
d	De transición
f	De transición interna



También se clasifican los elementos como Metales y No metales:



Algunas de las principales propiedades que presentan los elementos metálicos y no metálicos son las siguientes:

Propiedades de los metales	Propiedades de los no metales
<ul style="list-style-type: none"> • La mayoría son sólidos, a excepción del mercurio. • Son buenos conductores de la electricidad y del calor • Son resistentes y duros. • Son brillantes cuando se frota o al corte. • Son maleables, se convierten con facilidad en láminas muy finas. • Son dúctiles, se transforman con facilidad en hilos finos. • Se producen sonidos característicos (sonido metálico) cuando son golpeados. • Tienen altos puntos de fusión y de ebullición. • Poseen elevadas densidades. • Algunos metales tienen propiedades magnéticas: son atraídos por los imanes. • Pueden formar aleaciones cuando se mezclan diferentes metales. • Tienen tendencia a formar iones positivos. • Al contacto con el oxígeno se oxidan formando óxidos metálicos o básicos. • Los óxidos de los metales si se combinan con el agua generan hidróxidos (bases o álcalis). 	<ul style="list-style-type: none"> • Pueden existir en los tres estados de agregación. • Son malos conductores del calor y la electricidad. • Son poco resistentes y se desgastan con facilidad. • No reflejan la luz como los metales, no tienen el denominado brillo metálico. Su superficie no es tan lisa como en los metales. • Son frágiles, se rompen con facilidad. • Tienen baja densidad. • No son atraídos por los imanes. • Tienen tendencia a formar iones negativos. • Al contacto con el oxígeno forman óxidos no metálicos llamados anhídridos. • Los anhídridos en contacto con el agua forman ácidos (oxácidos). • Algunos no metales presentan la propiedad llamada alotropía*.

*La **alotropía** es la propiedad de algunos no metales de existir en estado "puro o libre" en la naturaleza bajo diferentes formas en un mismo estado de agregación, se debe a que los átomos que forman las moléculas, se agrupan de distintas maneras, provocando características físicas diferentes como el color, dureza, textura, etc. Algunos elementos que presentan esta propiedad se enlistan enseguida.

ELEMENTO	FORMAS ALOTRÓPICAS	
Oxígeno	O ₂ Oxígeno atmosférico O ₃ Ozono	
Carbono	Amorfo Hulla Grafito	Diamante Fullereno
Azufre	S ₈ Cristalino (rómbo y monoclínico) Azufre plástico Trozos, barras o polvo grueso y Azufre en flor (polvo muy fino)	
Fósforo	Fósforo rojo Fósforo blanco	
Selenio	Amorfo (vítreo y negro) Selenio gris cristalino	

PROPIEDADES PERIÓDICAS

En la actualidad, se acepta que la ordenación de los elementos en el sistema periódico está relacionada con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas, de acuerdo con la **Ley periódica**, que señala que **"las propiedades de los elementos están en función de su número y masas atómicas"**; algunas de las propiedades son: el radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, **electronegatividad**, **actividad química y valencia**.

Propiedades periódicas de los elementos. Son propiedades que presentan los elementos químicos y que se repiten secuencialmente en la tabla periódica. Por la colocación en la misma de un elemento, podemos deducir que valores presentan dichas propiedades así como su comportamiento químico. Hay un gran número de propiedades periódicas. Entre las más importantes destacaríamos:

- **Potencial o energía de ionización:** Energía necesaria para “arrancarle” un electrón a un átomo en estado gaseoso, formando iones positivos (cationes). En la tabla periódica, aumenta de **izquierda a derecha y de abajo hacia arriba**.
- **Afinidad electrónica:** Es la energía liberada al captar o aceptar un electrón un átomo en estado gaseoso, formando iones negativos (aniones).
- **Electronegatividad:** Es la propiedad que mide la tendencia de un elemento para atraer electrones y formar un enlace. Los diferentes valores de electronegatividad se clasifican según diferentes escalas, entre ellas la escala de Pauling; se considera que el elemento más electronegativo es el Flúor (con valor de 4.0), le sigue el Oxígeno (3.5), enseguida el Cloro y Nitrógeno (3.0); y disminuye de arriba hacia abajo y de derecha a izquierda. Se dice que aquellos elementos poco electronegativos –que son los metales alcalinos– son altamente electropositivos.
- **Actividad química. Carácter metálico y no metálico:** define el comportamiento metálico o no metálico de un elemento, siendo en este caso para los metales, mayor mientras más hacia abajo y a la izquierda de la tabla periódica se localicen los elementos (el metal más activo es el Francio); caso opuesto es para los no metales, siendo el más activo el Flúor.
- **Valencia:** Capacidad de combinación de un elemento, que se refiere al número de electrones que necesita ganar o perder un elemento para completar su octeto, está en función del número de electrones de valencia que tiene el mismo (se puede determinar fácilmente por el grupo que ocupa en la tabla periódica). Por ejemplo, en los elementos representativos (Grupos A), se puede generalizar que la valencia de los elementos es:

I	II	III	IV	V	VI	VII
1+	2+	3+	4+	5+	6+	7+
			2+	3+	4+	5+
			2-	3-	2-	3+
						1+
						1-

- **Número de oxidación:** de acuerdo con la valencia que cada elemento presenta, el número de oxidación se considera como “**la carga positiva o negativa, aparente o real, que adquiere un elemento al combinarse con otro**”. Las principales reglas para establecer el número de oxidación de los elementos son:
 - a. El número de oxidación del **oxígeno** es casi siempre **2 -**
 - b. El número de oxidación del **hidrógeno**, generalmente es igual a **1+**. Excepto en los hidruros.
 - c. Los **metales** siempre presentan números de oxidación **positivos** de acuerdo a su grupo en la T. P.
 - d. Los **no metales** pueden tener **números de oxidación positivos y negativos** de acuerdo al elemento con que se combinan y al grupo que ocupa el elemento en la tabla periódica.

III A	IV A	V A	VI A	VII A
				1+
	2+	3+	4+	3+
3+	4+	5+	6+	5+
				7+
	4-	3-	2-	1-

- e. Los números de oxidación que pueden tener algunos metales de transición, son, por ejemplo:

Cr	Mn	Fe, Co, Ni	Ag	Au	Zn, Cd	Cu, Hg
2+	2+					
3+	4+	2+	1+	1+	2+	1+
6+	6+	3+		3+		2+
	7+					

8. Clasifica a los elementos anteriores completando el siguiente cuadro: (no importa que se repitan).

Elementos Clase "s"		Elementos Clase "p"		Elementos Clase "d"	
Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre

9. Escribe dentro del paréntesis una (A) si es un elemento alcalino, una (T) si es alcalino terreo, una (H) si es un halógeno, una (G) si es un Gas Noble o una (M) si es un metal de transición.

- | | | | | |
|-------------|--------------|-------------|---------------|-------------|
| () Yodo | () Paladio | () Xenón | () Rubidio | () Cesio |
| () Bromo | () Cromo | () Argón | () Estroncio | () Neón |
| () Plata | () Mercurio | () Cloro | () Calcio | () Helio |
| () Potasio | () Magnesio | () Oro | () Fluor | () Platino |
| () Hierro | () Bario | () Kriptón | () Berilio | () Sodio |
| () Litio | () Radón | () Cobalto | () Niquel | () Titanio |

10. Con ayuda de la tabla periódica, localiza y escribe lo que se te indica:

a) 5 elementos (nombre y símbolo) presentes en el periodo 5.	
b) 3 elementos (nombre y símbolo) de la familia de los gases nobles.	
c) 8 elementos (nombre y símbolo) de transición.	
d) 3 elementos (nombre y símbolo) de la familia de los metales alcalinos.	
e) Todos los elementos (nombre y símbolo) de la familia de los halógenos.	
f) Nombre de las familias de los elementos que pertenecen a las tierras raras.	
g) Menciona en orden a los elementos más electronegativos.	

11. Ordena o contesta lo que se te indica:

a) Ordena de mayor a menor electronegatividad.	Calcio, Oro, Aluminio, Potasio.													
b) De menor a mayor actividad química.	A los elementos de la familia de los halógenos.													
c) Menciona de mayor a menor actividad química:	Cromo, Magnesio, Aluminio, Sodio, Plomo.													
d) Valencia de los elementos:	<table> <tbody> <tr> <td>Azufre _____</td> <td>Cobre _____</td> <td>Litio _____</td> <td>Nitrógeno _____</td> </tr> <tr> <td>Calcio _____</td> <td>Estaño _____</td> <td>Cloro _____</td> <td>_____</td> </tr> <tr> <td>Oxígeno _____</td> <td>Bromo _____</td> <td>Carbono _____</td> <td>_____</td> </tr> </tbody> </table>	Azufre _____	Cobre _____	Litio _____	Nitrógeno _____	Calcio _____	Estaño _____	Cloro _____	_____	Oxígeno _____	Bromo _____	Carbono _____	_____	
Azufre _____	Cobre _____	Litio _____	Nitrógeno _____											
Calcio _____	Estaño _____	Cloro _____	_____											
Oxígeno _____	Bromo _____	Carbono _____	_____											

A. Anota una (M) si las propiedades señaladas a continuación, pertenecen a un elemento metálico; o bien, una (NM) si se trata de la propiedad de un No metal.

()	Sus óxidos al contacto con el agua forman oxiácidos.	()	Son elementos con pocos electrones de valencia.	()	Al combinarse con oxígeno, forman anhídridos.
()	La mayoría son sólidos.	()	Son elementos opacos y quebradizos.	()	Pueden presentar alotropía.
()	Presentan brillo debido a los electrones de valencia que se encuentran en su superficie.	()	Pueden combinarse con el agua liberando hidrógeno y formando bases o álcalis.	()	Son buenos conductores del calor y de la electricidad

D. Relaciona la siguiente sopa de letras con los conceptos que se te preguntan, sombrea la palabra en el cuadro y además anota la respuesta sobre la línea.

P	V	A	L	E	N	C	I	A	F	T	X	M	Z	Y	U	Q	O
O	O	L	K	L	N	L	M	L	F	L	G	P	Ñ	D	M	V	M
C	A	B	C	E	D	E	F	C	L	A	S	E	G	H	I	J	K
T	L	M	N	C	O	P	Q	A	R	S	F	R	A	N	C	I	O
E	L	E	C	T	R	O	N	E	G	A	T	I	V	I	D	A	D
T	T	R	A	N	S	I	C	I	O	N	I	O	D	O	T	U	V
O	O	P	Q	R	W	X	Y	N	C	Z	A	D	O	S	B	C	D
E	F	G	H	N	I	J	K	E	T	L	M	O	G	R	U	P	O
S	T	U	V	W	X	Y	Z	O	A	A	F	L	U	O	R	B	C
D	O	X	I	G	E	N	O	N	N	F	G	H	I	J	K	L	M
N	O	A	L	C	A	L	I	N	O	S	R	A	R	O	S	N	E

- a) _____ Fuerza o tendencia que presenta un átomo al atraer los electrones de otro átomo cuando se forma un enlace químico.
- b) _____ Capacidad de combinación que tiene un elemento.
- c) _____ Los elementos Litio, Sodio, Potasio pertenecen a la familia llamada:
- d) _____ Los elementos que tienen el mismo número de electrones de valencia, pertenecen al mismo:
- e) _____ Los elementos que tienen sus electrones diferenciales en el subnivel "d", pertenecen al tipo de elementos llamado de:
- f) _____ Regla que establece que los elementos manifiestan la tendencia a presentar en un nivel de energía más externo un total de 8 electrones
- g) _____ Número de oxidación que presentan los elementos del grupo II A
- h) _____ Elemento que se considera de mayor carácter no metálico.
- i) _____ Elemento que puede presentar alotropía:
- j) _____ Los elementos que presentan su electrón diferencial en un mismo tipo de subnivel, se localizan en una misma:

UNIDAD 4. ENLACE QUÍMICO.

Competencia particular. Propone productos con base en el tipo de enlace químico, para una aplicación específica en la vida cotidiana.

RAP 1: Explica el proceso de unión química utilizando modelos gráficos y deduciendo las propiedades de las sustancias resultantes.

RAP 2: Predice el comportamiento de diferentes sustancias con base en las propiedades derivadas del tipo de enlace químico, considerando la preservación del medio ambiente.

Páginas de internet que se pueden consultar:

- <http://depa.pquim.unam.mx/qg/eq.htm#dos>
- <http://usuarios.lycos.es/ptro2/fourphotogallery.html>
- <http://www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=98817>
- <http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qjino/T6.cfm>
- http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces_covalente.htm
- http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s

Introducción

La materia que nos rodea tiene características y propiedades muy diferentes; hay sustancias sólidas, líquidas o gaseosas en su estado natural que podemos conseguir que cambien de estado; hay materiales muy resistentes y otros muy frágiles, etc. Las propiedades de la materia se deben a las distintas maneras de combinación entre los distintos tipos de elementos (átomos) que existen en la Tierra.

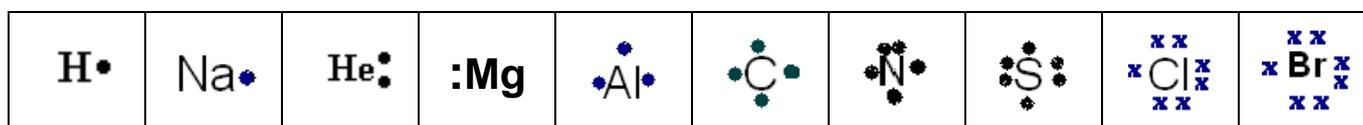
Solo los gases nobles se encuentran en la naturaleza como átomos aislados, el resto de los elementos, que representan la inmensa mayoría, se encuentran enlazados. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es una molécula compuesta por dos átomos; el fósforo de los cerillos se presenta en moléculas de cuatro átomos; etc.

¿Por qué estos elementos se combinan de una determinada forma y no de otra para obtener un determinado tipo de materia? ¿Cuál es la razón para que las uniones entre los átomos se establezcan de una manera y no de otra? Las respuestas están precisamente en función de las propiedades que tienen los elementos debidas a sus electrones de valencia, como fue revisado en la unidad anterior. Los electrones de valencia, permitirán a un átomo **ceder, aceptar o compartir** esos electrones para unirse buscando completar su **octeto**.

Al unirse los átomos de los elementos por la interacción de sus electrones, se forma lo que llamamos **enlace químico**, mismo que se puede definir como “la fuerza que mantiene unidos dos elementos para formar un compuesto”. Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos. Las diferencias entre los enlaces que se forman, dependen de la **electronegatividad** de cada elemento; la variación de esas electronegatividades dan lugar a la formación de distintos tipos de enlace. **La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.**

Regla del octeto. EL ultimo grupo de la tabla periódica – VIII A (18) – que forma la familia de los gases nobles, son los elementos mas estables de la tabla periódica. Esto se debe a que tienen 8 electrones en su capa más externa, excepto el Helio que tiene solo 2 electrones, lo que también se considera una configuración estable; los otros elementos, tienden a combinarse unos con otros, aceptando, cediendo o compartiendo sus electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

Símbolos y fórmulas de Lewis. Para facilitar la comprensión de la forma en la que se unen los elementos mediante sus electrones de valencia, Gilbert L. Lewis formuló modelos en los que, mediante puntos, cruces, o cualquier otro tipo de símbolo, representaba esos electrones de valencia acompañando al símbolo del elemento del que se trataba, como se observa en los siguientes modelos:



TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico.

La electronegatividad se incrementa



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1																
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.3	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.2	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

ENLACE IÓNICO, también llamado **Electrovalente** o **salino**. Se forma cuando se une un **metal con un no metal** y se caracteriza **por la transferencia de electrones**, donde **el metal tiende a ceder electrones (formando iones positivos llamados “cationes”)** y **el no metal tiende a recibirlos (dando lugar a iones negativos denominados “aniones”)**. Al comparar las electronegatividades de los elementos participantes en la unión, se observa que el **no metal es muy electronegativo** y el **metal es poco electronegativo**. La diferencia entre sus valores debe ser **mayor o igual a 1.7**;

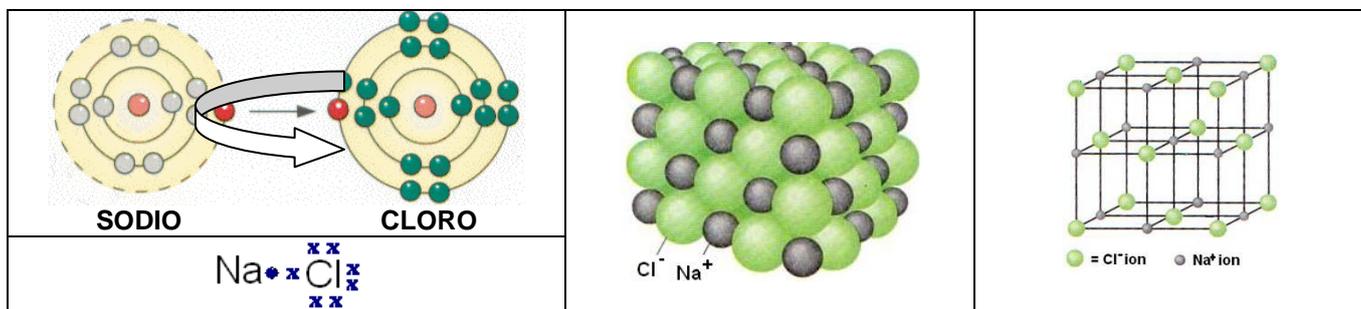
Ejemplos: LiF (fluoruro de litio). Diferencia de electronegatividades: (F = 4.0) – (Li = 1.0) = **3.0**
 NaCl (cloruro de sodio). Diferencia de electronegatividades: (Cl = 3.0) – (Na = 0.9) = **2.1**
 MgO (óxido de magnesio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (Mg = 1.2) = **1.8**
 K₂O (óxido de potasio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (K = 0.8) = **2.2**

Por ejemplo: para la unión entre el cloro y el sodio para formar el Cloruro de Sodio, considerando sus electronegatividades para determinar su diferencia:

Cloro = 3.0

Sodio = 0.9

Diferencia: 2.1 Valor mayor de 1.7



Propiedades de las sustancias que presentan enlace iónico.

- Son los enlaces más fuertes que existen y no forma moléculas verdaderas, existen como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos) formando redes cristalinas, por lo tanto son sólidas.
- Su dureza es bastante grande. Tienen puntos de fusión y ebullición altos.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- En solución con el agua y fundidas conducen la corriente eléctrica.

ENLACE COVALENTE. Este enlace se produce entre **dos no metales** por la compartición de un par de electrones, donde cada elemento comparte 1 electrón. **Los átomos no ganan ni pierden electrones, COMPARTEN;** este enlace puede formarse entre 2 ó 3 no metales que pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples. Por la naturaleza de los no metales, el enlace puede clasificarse como: Enlace covalente polar o heteropolar, enlace covalente no polar (puro u homopolar) y enlace covalente coordinado o dativo.

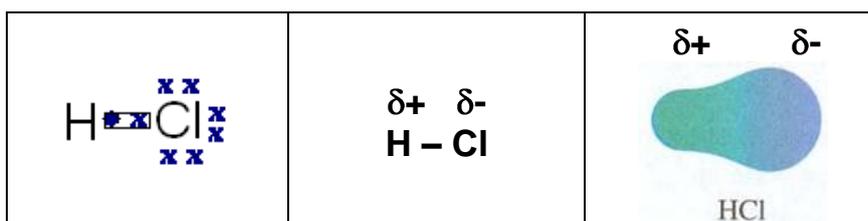
Las características en general de los compuestos unidos por enlaces covalentes son las siguientes:

- Pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes apolares como el agua.

ENLACE COVALENTE POLAR (heteropolar). Se forma cuando se unen dos o más no metales **diferentes**, por lo que su diferencia de electronegatividades es mayor de 0 pero menor de 1.7. En este caso cada uno de los no metales aporta un electrón para formar el enlace llamado **covalencia**. Ejemplos de compuestos que presentan este tipo de enlace son: Ácido Clorhídrico (HCl), Agua (H₂O), Dióxido de Carbono (CO₂), Trióxido de azufre (SO₃).

Por ejemplo: En la unión entre el hidrógeno y el cloro para formar el Ácido Clorhídrico, al tomar en cuenta sus electronegatividades para determinar su diferencia tenemos:

$$\begin{array}{r} \text{Cloro} = 3.0 \\ \text{Hidrógeno} = 2.1 \\ \hline \text{Diferencia: } 0.9 \end{array} \quad \text{Valor mayor de 0 y menor de 1.7}$$



- Los compuestos covalentes polar suelen presentarse en estado líquido o gaseoso aunque también pueden ser sólidos. Por lo tanto sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- La solubilidad de estos compuestos es elevada en disolventes polares, y nula su capacidad conductora.
- Los sólidos covalentes macromoleculares, tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores y en general insolubles.

ENLACE COVALENTE NO POLAR (HOMOPOLAR O COVALENTE PURO). Se forma cuando se comparte el par de electrones entre no metales iguales o de igual electronegatividad, por lo que la diferencia de las electronegatividades es igual a cero. **Ejemplos:**

Cloro (Cl ₂), cada elemento comparte 1 par de electrones en la capa más externa	Oxígeno (O ₂), cada elemento comparte 2 pares de electrones en la capa más externa	Nitrógeno (N ₂), cada elemento comparte 3 pares de electrones en la capa más externa

ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO. Se produce entre dos no metales y solamente uno de ellos aporta con el par de electrones, pero los dos lo comparten; generalmente el oxígeno recibe el par de electrones de cualquier otro elemento que tenga un par disponible.

Podemos observar que para moléculas formadas por más de dos elementos, su diagrama es más complejo; y su representación guarda ciertas normas, ejemplo:

- El átomo central es de un elemento unitario (o sea que solo hay un átomo de ese elemento en la molécula).
- El oxígeno y el hidrogeno no pueden ser átomos centrales.
- El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.
- En compuestos que contengan oxígeno e hidrogeno en la misma molécula, el hidrogeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser este el segundo elemento mas electronegativo.
- El hidrogeno no cumple la regla del octeto, sino que es estable al lograr la configuración del gas noble helio con 2 electrones en su ultimo nivel.
- Los átomos deben acomodarse de tal forma que la molécula resulte lo mas simétrica posible

H_2SO_4		
KNO_3		
$CuSO_4$		

ENLACE METÁLICO. Es propio de los metales y de sus aleaciones; se caracteriza por la presencia de un enrejado cristalino que tiene nodos cargados positivamente y una nube electrónica que permite la conducción de la corriente eléctrica y del calor. Entre sus propiedades se encuentran:

- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
- Presentan brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.

ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA EL ALUMNO:

1. Elabora un mapa conceptual integrando los contenidos antes mencionados.
2. Completa el siguiente cuadro comparativo entre los tipos de enlace.

Característica	Enlace iónico	Enlace covalente no polar	Enlace covalente polar	Enlace metálico
Concepto del enlace				
Tipo de elementos que lo forman				
Diferencia de electronegatividad entre sus elementos				
Estado de agregación de las moléculas con este tipo de enlace.				
Solubilidad en agua				
Solubilidad en otros solventes como el Benceno y CCl ₄				
Conductividad eléctrica				
Puntos de fusión y/o estabilidad térmica				

3. Escribe dentro del paréntesis la letra correspondiente a la respuesta correcta:

- () Al combinarse los átomos de potasio (un metal alcalino) con los átomos de bromo (un no metal del grupo de los halógenos), lo más probable es que entre ellos se establezca un enlace de tipo:
 A) Covalente B) Metálico C) Puentes de hidrógeno D) Iónico
- () Un sólido metálico está formado por:
 A) Iones positivos y negativos B) Iones positivos y una nube de electrones
 C) Iones negativos y una nube de electrones C) Átomos neutros que comparten electrones
- () El enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes pares de elementos respectivamente es: Hierro-Hierro; Cloro-Magnesio; Carbono-Oxígeno; Flúor-Flúor; Neón-Neón:
 A) Covalente polar, Iónico, Metálico, Covalente no polar.
 B) Iónico, Metálico, Covalente polar, Covalente no polar.
 C) Metálico, Iónico, Covalente polar, Covalente no polar.
 D) Metálico, Iónico, Covalente no polar, Covalente polar.
- () Señala cuál de los siguientes compuestos serán de tipo iónico:
 A) NH₃ (amoníaco) B) O₂ (oxígeno puro o molecular)
 C) NaF (fluoruro de sodio) D) N₂O (monóxido de dinitrógeno)

- () De los sólidos siguientes, Gasolina (C_8H_{18}), Cuarzo (SiO_2), Fluorita (CaF_2), Silvina (KCl), los que son muy solubles en agua son:
- A) Gasolina y Cuarzo
B) Fluorita y Silvina
c) Gasolina y Silvina
D) Fluorita y Cuarzo
- () El enlace covalente no polar se presenta cuando se unen:
- A) Dos átomos de un mismo elemento metálico.
B) Un metal y un no metal con transferencia de electrones.
C) Dos elementos no metálicos de igual electronegatividad.
D) Dos átomos no metálicos de diferentes electronegatividades.
- () Ejemplo que muestra un material donde NO existe un enlace químico:
- A) Una pieza de acero
B) Un átomo de sodio
C) Un pedazo de vidrio
D) Un alambre de estaño
- () El nitrógeno en la molécula de amoníaco, tiene mayor poder de atracción por los pares de electrones compartidos debido a que tiene mayor:
- A) Valencia
B) Electroafinidad
C) Electronegatividad
D) Energía de ionización
- () Enlace químico caracterizado por la transferencia de electrones entre los átomos.
- A) Iónico
B) Metálico
C) Covalente
D) Puente de hidrogeno
- () Si una molécula tiene enlace covalente polar y no ES atraída por campos eléctricos o magnéticos, entonces dicha molécula es:
- A) Tetraédrica
B) No polar
C) Polar
D) Monoatómica
- () Compuesto en el cual todos sus elementos cumplen la regla del octeto:
- A) HCl
B) BCl_3
C) CCl_4
D) SCl_6
- () Enlace químico presente en una amalgama de plata:
- A) Iónico
B) Metálico
C) Covalente
D) Coordinado
- () Considerando las electronegatividades de los elementos, el enlace químico predominante en la unión N – H en el amoníaco (NH_3) es:
- A) Iónico
B) Coordinado
C) Covalente polar
D) Covalente no polar
- () Tipo de enlace predominante en cada par P – H de la fosfina (PH_3)
- A) Iónico
B) Coordinado
C) Covalente polar
D) Covalente no polar
- () Tipo de enlace predominante en cada par Fe – Cl del ($FeCl_3$)
- A) Iónico
B) Coordinado
C) Covalente polar
D) Covalente no polar
- () Es un compuesto que en solución acuosa puede conducir la corriente eléctrica:
- A) Alcohol etílico (C_2H_6O)
B) Cloruro de aluminio ($AlCl_3$)
C) Oxígeno gaseoso (O_2)
D) Tetracloruro de carbono (CCl_4)
- () Moléculas que presentan altos puntos de fusión:
- A) Sulfato cúprico ($CuSO_4$), Nitrato de potasio (KNO_3)
B) Nitrógeno gaseoso (N_2), Dióxido de carbono (CO_2)
C) Alcohol etílico (C_2H_6O), Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
D) Azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), Naftalina ($C_{10}H_8$)

4. Relaciona las siguientes columnas anotando en del paréntesis la letra que corresponda a la respuesta correcta.

- | | |
|---|---|
| () Corresponde a la tendencia que tiene un átomo de atraer electrones. | a. Valencia |
| () Compuesto que se forma al combinar un Metal con el Oxígeno | b. Regla del octeto |
| () Son elementos opacos, quebradizos y no conducen la corriente eléctrica. | c. Compuesto |
| () Propiedad de algunos no metales de presentarse en diferente forma física bajo un mismo estado de agregación. | d. No metales |
| () Carga positiva o negativa que adquiere un elemento al combinarse con otro (s). | e. Electronegatividad |
| () Regla que establece que los elementos manifiestan la tendencia a presentar en un nivel de energía más externo un total de 8 electrones. | f. Estructura de Lewis |
| () Representación de un elemento mostrando los electrones de valencia que presenta por medio de puntos, cruces, etc. | g. Iónico |
| () Enlace que se caracteriza por la transferencia de electrones de un átomo a otro. | h. Oxido metálico |
| () Capacidad de combinación que tiene un átomo considerando los electrones del último nivel de energía. | i. Metales |
| () Sustancias formadas por la unión química de dos o más elementos en proporción constante y definida. | j. Covalente |
| () Enlace químico formado por la compartición de un par de electrones entre dos elementos no metálicos. | k. Energía de ionización |
| () Las sustancias con enlace predominantemente iónico presentan características como: | l. Número de oxidación |
| () Las sustancias con enlace predominantemente covalente poco polar o no polar, presentan características como: | m. Alotropía |
| | n. Buena conductividad eléctrica, solubles en agua. |
| | o. Son aislantes de la electricidad, solubles en solventes no polares, bajos puntos de fusión |

5. Escribe dentro del paréntesis una letra (C) si se trata de un compuesto Covalente y una letra (I) si el compuesto tiene enlace predominantemente Iónico.

- | | | | | |
|-----------------------|-----------------------------------|-----------------------|--|--|
| () CO ₂ | () MgO | () AlCl ₃ | () NH ₃ | () O ₂ |
| () HCl | () K I | () CuSO ₄ | () NaOH | () H ₂ O |
| () CaCO ₃ | () PCl ₅ | () N O | () Azúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁) | () Naftalina (C ₁₀ H ₈) |
| () NaCl | () N ₂ O ₅ | () H ₂ S | () FeO | () CCl ₄ |

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

Competencia particular. Emplea el lenguaje químico para nombrar y escribir diferentes compuestos inorgánicos identificándolos para su uso y evitando riesgos en su entorno.

RAP 1: Traduce de un lenguaje verbal a uno simbólico o viceversa el nombre o fórmula de un compuesto inorgánico para una comunicación adecuada en diferentes contextos.

RAP 2: Emite juicios de valor sobre los beneficios y repercusiones socioeconómicas y ecológicas de diferentes compuestos inorgánicos en el país.

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/nomenclatura_qca.htm

http://www.alonsoformula.com/inorganica/oxidos_basicos.htm

http://www.alonsoformula.com/inorganica/oxidos_basicos.htm#

Nomenclatura es una palabra que significa nombre. En química, como en otras disciplinas, es necesario emplear nombres para poder reconocer todas las sustancias y para entendernos con otras personas que trabajan en química. La nomenclatura, tanto de los elementos como de los compuestos, es el idioma en que se expresan las reacciones, procesos, etc., en la química y la biología.

Cada sustancia (ya sea un elemento o un compuesto) va a tener su propio nombre y no existe otra que se denomine de la misma forma. La IUPAC (The International Union of Pure and Applied Chemistry), es la asociación que designa las reglas correspondientes a cada tipo de sustancia para nombrarlas y para escribir las fórmulas químicas por el tipo de elementos que las conforman.

Es conveniente recordar que los elementos se combinan entre sí de acuerdo con sus valencias y que una fórmula expresa la combinación precisa de cada elemento, siendo entonces una **fórmula química**, la representación de la cantidad y tipo de elementos que forman parte de un compuesto.

También se debe tener en cuenta que, para expresar estas fórmulas químicas, se escribe primero el símbolo del elemento o radical positivo y el símbolo del elemento o radical negativo se anotará a la derecha del primero. Una fórmula debe ser **eléctricamente neutra**, lo que se obtiene de acuerdo con las valencias que dan lugar a establecer los subíndices de cada elemento. Los **subíndices** se obtienen al intercambiar las valencias de ambos elementos, e **indican el número de veces que ese elemento** está presente en el compuesto.



Recuerda que para establecer la valencia y número de oxidación de cada elemento, debes tomar en cuenta la posición que guardan en la tabla periódica; enseguida mencionamos nuevamente estas reglas:

Número de oxidación: carga positiva o negativa, aparente o real, que adquiere un elemento al combinarse con otro. Las principales reglas para establecer el número de oxidación de los elementos son:

- El número de oxidación del **flúor** es de **-1**; el **oxígeno** es casi siempre **2-**
- El número de oxidación del **hidrógeno**, generalmente es igual a **1+**. Excepto en los hidruros, en los que su número de oxidación es igual a **1-**.
- Los **metales** siempre presentan números de oxidación **positivos** de acuerdo a su grupo en la T. P.

I	II	III	IV	V
1+	2+	3+	4+	5+
			2+	3+

Los números de oxidación que pueden tener algunos metales de transición, son:

Cr	Mn	Fe, Co, Ni	Ag	Au	Zn, Cd	Cu, Hg
2+	2+					
3+	4+	2+	1+	1+	2+	1+
6+	6+	3+		3+		2+
	7+					

d. Los **no metales** pueden tener **números de oxidación positivos y negativos** de acuerdo al elemento con que se combinan y al grupo que ocupa el elemento en la tabla periódica.

III A	IV A	V A	VI A	VII A
				1+
	2+	3+	4+	3+
3+	4+	5+	6+	5+
				7+
	4-	3-	2-	1-

¿Cómo se nombran los compuestos? Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química. Para nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así los compuestos binarios y los compuestos ternarios. También se los puede clasificar según el tipo de familias o funciones químicas que representan, conociendo entonces: Óxidos (metálicos y no metálicos), Hidruros, Hidrácidos, Sales binarias o haloideas, Hidróxidos (bases o álcalis), Oxiácidos, Oxisales, Sales ácidas; principalmente.

COMPUESTOS BINARIOS. Están formados por dos elementos diferentes, de acuerdo a su composición se clasifican en:

Compuestos oxigenados: Son llamados en términos generales óxidos y pueden ser metálicos y no metálicos.

a) **Óxidos Metálicos**, también llamados **óxidos básicos**: Son combinaciones binarias de un **metal** con el **oxígeno**, en las que el oxígeno tiene número de oxidación -2 . Su fórmula general es: $M^{+n} O^{-2}$

Conforme a la **nomenclatura tradicional**, se escribe la palabra **óxido** seguida del nombre del metal correspondiente. Para los metales que tienen diferente número de oxidación, se escribe la raíz del nombre del metal seguida de los sufijos **oso / ico**, para la menor o mayor valencia. Si el metal solo tiene un número de oxidación, no es necesario incluir ninguna terminación.

Nomenclatura de Stock: Se nombra con las palabras "óxido de" y el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
Na ₂ O	Na = +1 O = -2	Óxido de sodio	Óxido de sodio
Al ₂ O ₃	Al = +3 O = -2	Óxido de aluminio	Óxido de aluminio
Cu ₂ O	Cu = +1 O = -2	Óxido cuproso	Óxido de cobre (I)
CuO	Cu = +2 O = -2	Óxido cúprico	Óxido de cobre (II)

b) **Óxidos no metálicos (óxidos ácidos o anhídridos).** Como su nombre lo indica, se refiere a la unión de un no metal con el oxígeno; la forma de representarlos de manera general es: $Nm^{+n} O^{-2}$

Para nombrarlos, de acuerdo con la **nomenclatura tradicional**, se escribe la palabra **anhídrido** seguida de la raíz del **nombre del no metal con la terminación oso / ico**, considerando su número de oxidación como lo muestra la siguiente tabla.

NO METALES					Prefijos y sufijos para Anhídridos
III A	IV A	V A	VI A	VII A	
				1+	Hipo___oso
	2+	3+	4+	3+	___oso
3+	4+	5+	6+	5+	___ico
				7+	Per ___ico

↑
Raíz del nombre del no metal

Nomenclatura IUPAC moderna. Para estos compuestos, se indica por medio de prefijos numerales la cantidad de cada elemento que forma parte de la molécula, sobre todo en el caso del oxígeno; escribiendo entonces óxido de no metal. Si se trata de 1 átomo de Oxígeno, se escribe monóxido; 2 átomos, dióxido; tres átomos, trióxido, etc. Ejemplos:

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC moderno
N ₂ O	N = +1 O = -2	Anhidrido <u>hiponitroso</u>	Monóxido de dinitrógeno
As ₂ O ₃	As = +3 O = -2	Anhidrido <u>arsenoso</u>	trióxido de diarsénico
Cl ₂ O ₇	Cl = +7 O = -2	Anhidrido <u>perclórico</u>	Heptóxido de dicloro
SO ₃	S = +6 O = -2	Anhidrido sulfúrico	Trióxido de azufre

- c) **Hidruros metálicos.** Combinación entre un **metal** y el **hidrógeno**, en donde el **Hidrógeno adquiere un número de oxidación de (-1)**. Se representa por la fórmula general: **M⁺ⁿ H⁻¹**. Se escribe la palabra **hidruro** seguida del nombre del metal correspondiente, indicando el diferente estado de oxidación como ya se mencionó en el caso de los óxidos.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
K H	K = +1 H = -1	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
MgH ₂	Mg = +2 H = -1	Hidruro de magnesio	Hidruro de magnesio
CoH ₂	Co = +2 H = -1	Hidruro cobaltoso	Hidruro de cobalto (II)
AuH ₃	Au = +3 H = -1	Hidruro aúrico	Hidruro de oro (III)

- d) **Hidrácidos.** Se forman por la unión del hidrógeno con un elemento no metálico: **H⁺¹ Nm⁻**. Para nombrar a estos compuestos, se escribe la palabra **ácido** seguida de la raíz del nombre del **no metal** con la terminación **hídrico**.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional
H F	H = +1 F = -1	Ácido fluorhídrico
H ₂ S	H = +1 S = -2	Ácido sulfhídrico
HCl	H = +1 Cl = -1	Ácido clorhídrico

Hay EXCEPCIONES a estas reglas, ya que son sustancias que no tienen un comportamiento de ácidos y por lo tanto, reciben un nombre diferente, que en este caso es especial para cada compuesto, ejemplos:

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura trivial
NH ₃	N = -3 H = +1	Amoníaco
B ₂ H ₆	B = -3 H = +1	Diborano
SiH ₄	Si = -4 H = +1	Silano
PH ₃	P = -3 H = +1	Fosfano o fosfina
H ₂ O	O = -2 H = +1	Agua

- e) **Sales binarias (haloideas).** Surgen de la sustitución del hidrógeno de los hidrácidos por un metal, por lo que se puede expresar su fórmula general de la siguiente forma: **M⁺ⁿ Nm⁻**. Para nombrarlos, se cambia la terminación **hídrico por uro**. **No metaluro de metal**, respetando las diferencias en los números de oxidación de los elementos metálicos.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
Na ₂ S	Na = +1 S = -2	Sulfuro de sodio	Sulfuro de sodio
AlCl ₃	Al = +3 Cl = -1	Cloruro de aluminio	Cloruro de aluminio
SnBr ₂	Sn = +2 Br = -1	Bromuro estannoso	Bromuro de estaño (II)
AgI	Ag = +1 I = -1	Yoduro de plata	Yoduro de plata
Fe ₂ S ₃	Fe = +3 S = -2	Sulfuro férrico	Sulfuro de hierro (III)

COMPUESTOS TERNARIOS. Formados por tres elementos diferentes.

f) **Hidróxidos (bases o álcalis).** Son formados por la combinación de óxidos metálicos (óxidos básicos) con agua y se caracterizan por la presencia del radical (OH)¹⁻ y un metal.

Tienen la fórmula general $M^{+n} (OH)_n$. Se nombra escribiendo: **hidróxido de metal**, respetando las reglas para designar al metal con diferente estado de oxidación.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
NaOH	Na = +1; O = -2; H = +1 (OH) = -1	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Al(OH) ₃	Al = +3; O = -2; H = +1 (OH) = -1	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
Sn(OH) ₂	Sn = +2; O = -2; H = +1 (OH) = -1	Hidróxido estannoso	Hidróxido de estaño (II)
AgOH	Ag = +1; O = -2; H = +1 (OH) = -1	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata
Fe(OH) ₃	Fe = +3; O = -2; H = +1 (OH) = -1	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)

g) **Oxiácidos.** Se forman cuando se combina un óxido no metálico (ácido o anhídrido) con el agua y en su fórmula se puede observar la presencia del **Hidrógeno al principio de su estructura.**

Su fórmula general es: $H^{+1} N m^{+} O^{-2}$; también se puede observar que la unión $(N m^{+} O^{-2})^{-}$ forma un radical negativo, al combinarlo con el hidrógeno: $H^{+1} (N m^{+} O^{-2})^{-n}$

Nombre: en esta función, solo vamos a considerar el nombre tradicional, en el que se escribe la palabra **ácido** seguido del nombre del anhídrido del que proviene, dado el número de oxidación que presenta el elemento no metálico. Recuerda la tabla que se mencionó anteriormente.

NO METALES					Prefijos y sufijos para Oxiácidos
III A	IV A	V A	VI A	VII A	
				1+	Hipo___oso
	2+	3+	4+	3+	___oso
3+	4+	5+	6+	5+	___ico
				7+	Per ___ico

FÓRMULA	Números de oxidación de cada elemento	Números de oxidación considerando al radical	Nomenclatura tradicional
HNO ₂	H = +1; N = +3; O = -2	$H^{+1} (N^{+3} O_2^{-2})^{-1}$	Ácido nitroso
H ₃ AsO ₄	H = +1; As = +5; O = -2	$H_3^{+1} (As^{+5} O_4^{-2})^{-3}$	Ácido arsénico
HClO ₄	H = +1; Cl = +7; O = -2	$H^{+1} (Cl^{+7} O_4^{-2})^{-1}$	Ácido perclórico
H ₂ SO ₄	H = +1; S = +6; O = -2	$H_2^{+1} (S^{+6} O_4^{-2})^{-2}$	Ácido sulfúrico

- h) **Oxisales.** Se forman por la sustitución de los hidrógenos en los oxiácidos por un metal; por lo que la fórmula general se representa: $M^+ (Nm^+O^{-2})^{-n}$, recuerda que el radical que forma el no metal y el oxígeno es el responsable del nombre de la sal, cambiando la terminación que presentaba en el oxiácido: **oso por ito para los números de oxidación menores y la terminación ico por ato en el caso del mayor número de oxidación.**

NO METALES					Prefijos y sufijos para Oxisales
III A	IV A	V A	VI A	VII A	
				1+	Hipo___ito
	2+	3+	4+	3+	___ito
3+	4+	5+	6+	5+	___ato
				7+	Per ___ato

Para dar nombre a las oxisales, se nombra al radical no metálico considerando la terminación correspondiente, seguido del nombre del metal.

FÓRMULA	Números de oxidación de cada elemento	Números de oxidación considerando al radical	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
KBrO ₄	K = +1; Br = +7; O = -2	$K^{+1} (Br^{+7} O_2^{-2})^{-1}$	Perbromato de potasio	Perbromato de potasio
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	Ca = +2; As = +5; O = -2	$Ca_3^{+2} (As^{+5} O_4^{-2})_2^{-3}$	Arsenato de calcio	Arsenato de calcio
Fe(ClO ₂) ₃	Fe = +3; Cl = +3; O = -2	$Fe^{+3} (Cl^{+3} O_2^{-2})_3^{-1}$	Clorito férrico	Clorito de hierro (III)
CuCO ₃	Cu = +2; C = +4; O = -2	$Cu^{+2} (C^{+4} O_3^{-2})^{-2}$	Carbonato cúprico	Carbonato de cobre (II)

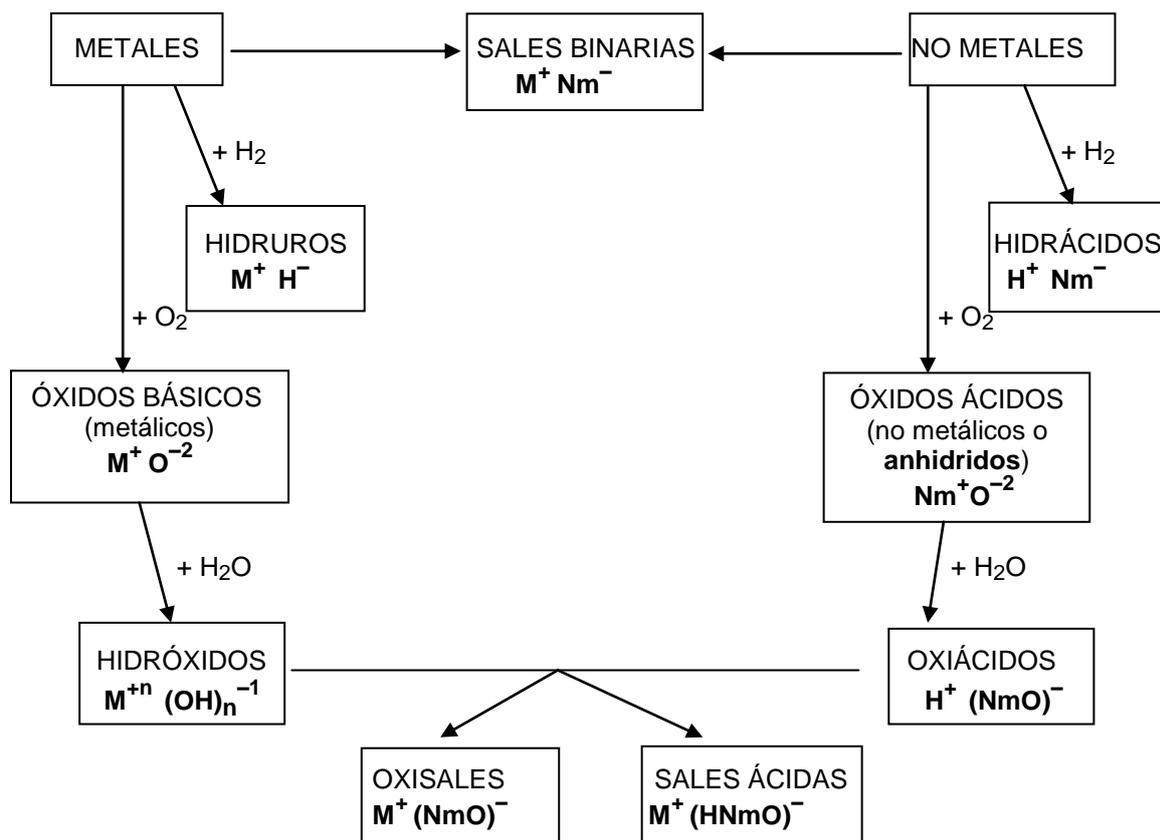
- i) **Sales ácidas.** Pueden ser derivadas de las sales haloideas y de las oxisales. Se caracterizan por la presencia de hidrógeno acompañando al radical negativo (ese hidrógeno es quien otorga el carácter ácido a la sal), unidos a un metal. Se representan por la estructura general: $M^+ (HNm^+O^{-2})^{-n}$.

Nombre: Tradicional. Se escribe el prefijo **Bi-nometal(ito-ato)-de metal (oso-ico).**

IUPAC . Se nombra al radical negativo: **No metal ito/ato – ácido – de metal (n)**

FÓRMULA	Números de oxidación de cada elemento	Números de oxidación considerando al radical	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC stock
NaHSO ₃	Na=+1; H=+1; S=+4; O=-2	$Na^{+1} (H^{+1} S^{+4} O_2^{-2})^{-1}$	Biulfito de sodio	Sulfito ácido de sodio
Ca (HPO ₄)	Ca = +2; H=+1; P=+5; O=-2	$Ca^{+2} (H^{+1} P^{+5} O_4^{-2})^{-2}$	Bifosfato de calcio	Fosfato monoácido de calcio
Fe(HSO ₄) ₃	Fe = +3; H=+1; S=+6; O=-2	$Fe^{+3} (H^{+1} S^{+6} O_2^{-2})_3^{-1}$	Bisulfato férrico	Sulfato ácido de hierro (III)
Cu(HPO ₃) ₂	Cu = +2; H=+1; P=+3; O=-2	$Cu^{+2} (H^{+1} P^{+3} O_3^{-2})_2^{-1}$	Bifosfito cúprico	Fosfito dibásico de cobre (II)

CUADRO DE FORMACIÓN DE LAS DISTINTAS FUNCIONES QUÍMICAS:



NOMENCLATURA GENERAL PARA LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Función Química	Fórmula General	Nombre Tradicional	Nomenclatura IUPAC
Óxido Básico	$M^+ O^{-2}$	Óxido <i>metal</i> oso/ico	Óxido de <i>metal</i> (n) (stock)
Óxido Ácido	$Nm^+ O^{-2}$	Anhídrido <i>no metal</i> oso/ico	___Óxido de___ <i>no metal</i> (moderna)
Hidróxido	$M^{+n} (OH)_n^{-1}$	Hidróxido <i>metal</i> oso/ico	Hidróxido de <i>metal</i> (n) (stock)
Oxiácido	$H^+ (NmO)^-$	Ácido <i>no metal</i> oso/ico	Ácido <i>no metal</i> oso/ico
Hidrácido	$H^+ Nm^-$	Ácido <i>no metal</i> <u>hídrico</u>	Ácido <i>no metal</i> <u>hídrico</u>
Hidruro	$M^+ H^-$	Hidruro <i>metal</i> oso/ico	Hidruro de <i>metal</i> (n) (stock)
Sal	$M^+ Nm^-$	No metal <u>uro</u> <i>metal</i> oso/ico	<i>Nometal</i> uro de <i>metal</i> (n) (stock)
Oxisal	$M^+ (NmO)^-$	<i>No metal</i> ito/ato <i>metal</i> oso/ico	<i>Nometal</i> ito/ato de <i>metal</i> (n)
Oxisal ácida	$M^+ (HNmO)^-$	<u>Bi</u> <i>No metal</i> ito/ato <i>metal</i> oso/ico	<i>No metal</i> ito/ato ácido de <i>metal</i> (n)

NOTA: LA LETRA (n) CORRESPONDE AL NÚMERO DE OXIDACIÓN DEL METAL, Y SE INDICA POR MEDIO DE UN NÚMERO ROMANO.

LISTA DE CATIONES Y ANIONES

CATIONES MÁS FRECUENTES

MONOVALENTES	MONOVALENTES	DIVALENTES	DIVALENTES	TRIVALENTES	OTROS
Li ¹⁺	Ag ¹⁺	Ba ²⁺	Cr ²⁺ (oso)	Al ³⁺	
Na ¹⁺	Cu ¹⁺ (oso)	Be ²⁺	Cu ²⁺ (ico)	Cr ³⁺ (ico)	
K ¹⁺	Au ¹⁺ (oso)	Ca ²⁺	Hg ²⁺ (ico)	Co ³⁺ (ico)	Pb ⁴⁺ (ico)
Li ¹⁺	Hg ¹⁺ (oso)	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Fe ³⁺ (ico)	Sn ⁴⁺ (ico)
		Sr ²⁺	Fe ²⁺ (oso)	Ni ³⁺ (ico)	
NH ₄ ¹⁺ (amonio)		Cd ²⁺	Co ²⁺ (oso)	Sb ³⁺ (oso)	Sb ⁵⁺ (ico)
		Pb ²⁺ (oso)	Ni ²⁺ (oso)		
H ¹⁺ (ácido)		Sn ²⁺ (oso)			

ANIONES MÁS FRECUENTES

FÓRMULA	HIDRÁCIDO	SAL BINARIA	FÓRMULA	OXIÁCIDO	OXISAL
F ⁻¹	Fluorhídrico	Fluoruro	ClO ⁽¹⁻⁾	Hipocloroso	Hipoclorito
Cl ⁻¹	Clorhídrico	Cloruro	ClO ₂ ⁽¹⁻⁾	Cloroso	Clorito
Br ⁻¹	Bromhídrico	Bromuro	ClO ₃ ⁽¹⁻⁾	Clórico	Clorato
I ⁻¹	Yodhídrico	Yoduro	ClO ₄ ⁽¹⁻⁾	Perclórico	Perclorato
			NO ₂ ⁽¹⁻⁾	Nitroso	Nitrito
H ⁻¹		Hidruro	NO ₃ ⁽¹⁻⁾	Nítrico	Nitrato
			MnO ₄ ⁽¹⁻⁾	Permangánico	permanganato
S ²⁻	Sulfhídrico	Sulfuro	CO ₃ ⁽²⁻⁾	Carbónico	Carbonato
			SO ₃ ⁽²⁻⁾	Sulfuroso	Sulfito
N ³⁻		Nitruro	SO ₄ ⁽²⁻⁾	Sulfúrico	Sulfato
As ³⁻		Arseniuro	CrO ₄ ⁽²⁻⁾	Crómico	Cromato
P ³⁻		Fosfuro	Cr ₂ O ₇ ⁽²⁻⁾	Dicrómico	dicromato
			PO ₃ ⁽³⁻⁾	Fosforoso	Fosfito
CN ⁻¹	Cianhídrico	Cianuro	PO ₄ ⁽³⁻⁾	Fosfórico	fosfato
OH ⁻¹		Hidróxido	AsO ₃ ⁽³⁻⁾	Arsenioso	Arsenito
			AsO ₄ ⁽³⁻⁾	Arsénico	Arseniato
			BO ₃ ⁽³⁻⁾	Bórico	borato
RADICALES DE SALES ÁCIDAS					
HCO ₃ ⁻		Carbonato ácido (bicarbonato)	HPO ₄ ⁽²⁻⁾		Fosfato monoácido
HSO ₃ ⁻		Sulfito ácido	H ₂ PO ₄ ⁽¹⁻⁾		Fosfato diácido
HSO ₄ ⁻		Sulfato ácido			

ACTIVIDADES PROPUESTAS PARA LOS ALUMNOS:

1. Elabora un disco giratorio que contenga los cationes y aniones más comunes. Este círculo debe girar y para poder hacer varias combinaciones.
2. Gira el disco y forma varios compuestos inorgánicos, dale a cada compuesto la nomenclatura propuesta según la IUPAC.
3. Distingue y clasifica los diferentes tipos de compuestos químicos inorgánicos, considerando el tipo de elementos que los forman.
4. Con ayuda de las tablas siguientes, contesta los ejercicios propuestos.

SIGUIENDO LAS REGLAS DE NOMENCLATURA, RESUELVE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS:
(Te puedes ayudar de la tabla de aniones y cationes incluido en esta guía).

- Indica el estado de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos.

Li_2O	HBr	H_3PO_4	H_2O_2
NaNO_3	HClO	KI	KH
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	H_2CO_3	Na_2SO_4	Fe_2S_3

- Escribe las fórmulas de los óxidos correspondientes a los siguientes metales y su nombre.

Metal	Fórmula del óxido	Nombre del óxido
Mn^{4+}		
Li^{1+}		
Ca^{2+}		
Co^{2+}		
Co^{3+}		
Pb^{2+}		
Pb^{4+}		
Au^{1+}		
Au^{3+}		
Sb^{5+}		

- Escribe las fórmulas de los óxidos correspondientes a los siguientes no metales y su nombre.

Metal	Fórmula del óxido	Nombre del óxido (anhídrido)
C ²⁺		
C ⁴⁺		
S ⁴⁺		
S ⁶⁺		
Cl ¹⁺		
Cl ³⁺		
Cl ⁵⁺		
Cl ⁷⁺		
N ³⁺		
N ⁵⁺		

- Dados los siguientes compuestos, escribe su fórmula o nombre e indica si se trata de óxidos ácidos (o no metálicos), óxidos básicos (o metálicos), hidróxidos, oxiácidos o hidrácidos:

Nombre	Fórmula	Tipo de compuesto
Ácido bromhídrico		
Ácido hipocloroso		
Trióxido de diarsénico		
Óxido de níquel (III)		
Ácido perbrómico		
Dióxido de titanio		
	H ₂ S	
	HClO ₃	
	NiO	
	Ba(OH) ₂	
	H ₃ PO ₄	
	Cl ₂ O ₅	

NOMBRE DEL ALUMNO _____ GRUPO _____

- TOMANDO EN CUENTA LOS ANIONES Y CATIONES QUE SE EXPRESAN, COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO, ESCRIBIENDO LA FÓRMULA Y NOMBRE DE CADA COMPUESTO FORMADO.

$\begin{matrix} - \\ + \end{matrix}$	O^{2-}	OH^{1-}	NO_3^{1-}	PO_4^{3-}	SO_3^{2-}	ClO_3^{1-}	F^{1-}	HCO_3^{1-}
H^{1+}								
Mg^{2+}								
Hg^{1+}								
Cr^{3+}								
Na^{1+}								
Cu^{2+}								
Sb^{3+}								
Al^{3+}								
Co^{2+}								
Zn^{2+}								
Fe^{3+}								
Sn^{4+}								
Ag^{1+}								

- **ESCRIBE EL NOMBRE O FÓRMULA DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS, ANOTANDO EL NÚMERO DE OXIDACIÓN (CARGA) DE CADA ELEMENTO EN LA PARTE SUPERIOR DEL SÍMBOLO.**

BaCl ₂	Ácido Fluorhídrico
Fe ₂ S ₃	Sulfuro cúprico (Sulfuro de cobre II)
Na ₂ O	Anhídrido Nítrico (pentóxido de dinitrógeno)
Al ₂ S ₃	Óxido de Cobre I (óxido cuproso)
K ₂ O	Sulfuro de Níquel II (sulfuro níqueloso)
HBr	Anhídrido sulfúrico (trióxido de azufre)
H ₂ S	Óxido de Oro (III) (óxido áurico)
HgO	Sulfuro de Zinc
Br ₂ O ₃	Óxido de Cobre (I) (óxido cuproso)
Al ₂ O ₃	Cloruro mercúrico (cloruro de mercurio II)
MgO	Yoduro de potasio
Cl ₂ O ₅	Ácido clorhídrico
HCl	Oxido mercurioso (óxido de mercurio I)
FeO	Anhídrido fosforoso (Trióxido de difósforo)
N ₂ O ₅	Ácido Yodhídrico

B. Escribir las fórmulas de cada uno de los compuestos siguientes, recuerda indicar los números de oxidación de los elementos y radicales:

OXIDO DE BARIO _____	SULFURO DE ZINC _____
YODURO DE ESTRONCIO _____	ACIDO SULFURICO _____
ACIDO NITRICO _____	HIDRURO DE CALCIO _____
ANHIDRIDO CARBÓNICO (Dióxido de carbono) _____	TRIOXIDO DE AZUFRE (Anhídrido sulfúrico) _____
ACIDO PERCLORICO _____	HIPOCLORITO DE SODIO _____
ACIDO BROMHIDRICO _____	PERMANGANATO DE POTASIO _____
OXIDO COBÁLTICO (Óxido de cobalto III) _____	IODATO MERCUROSO (Iodato de mercurio I) _____
NITRATO FERRICO (Nitrato de hierro III) _____	OXIDO ESTANNICO (Óxido de estaño IV) _____
SULFATO DE CALCIO _____	CLORURO DE AMONIO _____
HIDROXIDO COBALTOSO _____	FOSFATO ACIDO DE SODIO _____
HIDROXIDO DE CADMIO _____	CARBONATO DE ESTRONCIO _____
FOSFITO DE MAGNESIO _____	CIANURO DE LITIO _____
HIPOCLORITO DE CALCIO _____	HIDROXIDO DE POTASIO _____
HIDROXIDO DE AMONIO _____	DICROMATO DE CALCIO _____
ANHIDRIDO SULFUROSO (Dióxido de azufre) _____	OXIDO NIQUELICO (Óxido de níquel III) _____
HIDRURO DE ALUMINIO _____	ACIDO CARBONICO _____
ACIDO FLUORHÍDRICO _____	ACIDO SULFURICO _____
HIDRÓXIDO DE MAGNESIO _____	NITRITO DE BERILIO _____
CROMATO DE LITIO _____	IODURO DE POTASIO _____
BROMURO DE ZINC _____	PERCLORATO DE POTASIO _____
BICARBONATO DE SODIO (Carbonato ácido de sodio) _____	BISULFURO DE MAGNESIO (Sulfuro ácido de magnesio) _____
ANHIDRIDO FOSFÓRICO (Pentóxido de difosforo) _____	SULFURO FÉRROSO (sulfuro de hierro II) _____

C. Escribe el nombre de cada uno de los compuestos siguientes, señala el número de oxidación de elementos y / o radicales:



NOMBRE DEL ALUMNO _____ GRUPO _____

D. ESCRIBE EL NOMBRE O FÓRMULA DE LOS SIGUIENTES COMPUESTOS, ANOTANDO EL NÚMERO DE OXIDACIÓN (CARGA) DE CADA ELEMENTO.

Fe_2S_3	Sulfuro cúprico (sulfuro de cobre II)
Na_2O	Anhídrido nítrico (pentóxido de dinitrógeno)
AgNO_3	Óxido de cobre I (óxido cuproso)
SO_2	Bicarbonato de amonio Carbonato ácido de amonio
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	Anhídrido sulfúrico (trióxido de azufre)
H_2S	Hipoclorito de sodio
Hg_2O	Yoduro de estroncio
$\text{Ni}(\text{ClO}_3)_3$	Hidróxido de magnesio
H_3AsO_4	Iodato mercuroso (iodato de mercurio I)
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Nitrato férrico Nitrato de hierro (III)
Cl_2O_5	Permanganato de potasio
HCl	Fosfato monoácido de sodio (Bifosfato de sodio)
FeO	Dicromato de amonio
N_2O_3	Ácido yodhídrico
LiOH	Ácido sulfúrico
KClO_3	Fosfito de magnesio
NH_3	Hipoclorito de calcio