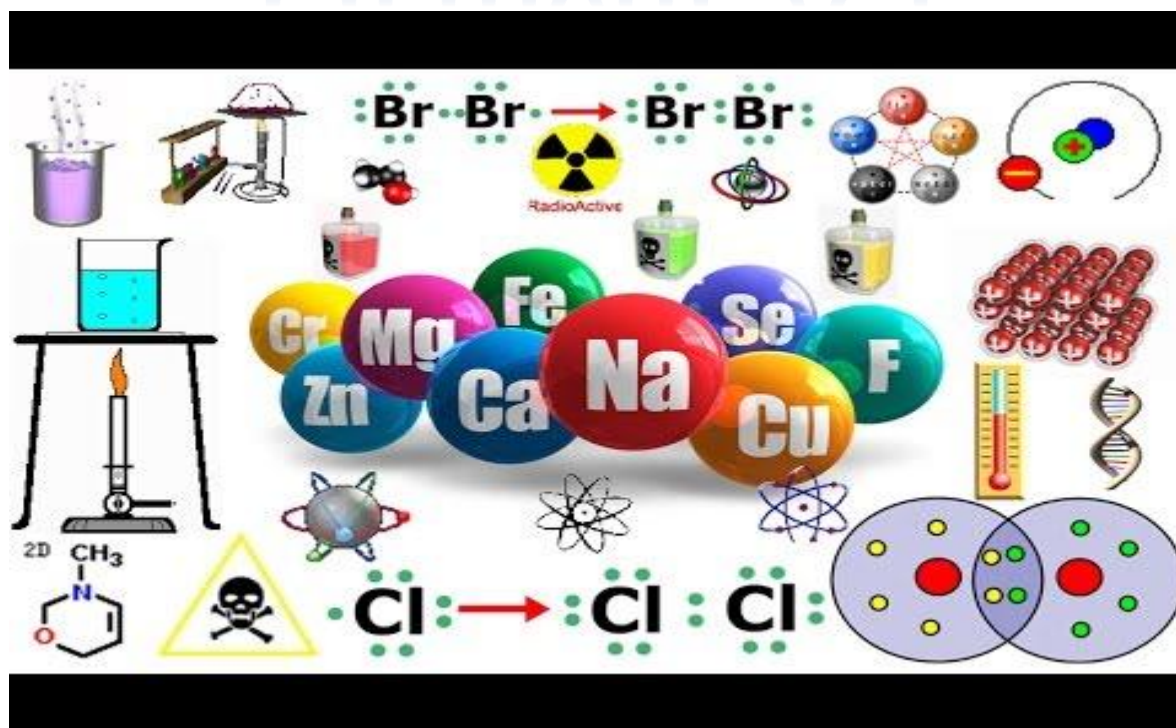




QUIMICA I



PRIMER SEMESTRE

CONTENIDO

Capítulo 1

Introducción a la Química Inorgánica

- Concepto de Química
- División de la Química
 - Química Orgánica
 - Química Inorgánica
- Características de los Compuestos Químicos Inorgánicos
- Materia
- Propiedades fundamentales de la Materia
 - Propiedades extensivas o generales
 - Propiedades intensivas o particulares
- Cambios de la Materia
 - Cambios Físicos
 - Cambios Químicos
- Estados de Agregación de la Materia
 - Sólido
 - Líquido
 - Gas
 - Plasma
 - Condensado de Bose-Einstein
 - Cambios de estado de la materia
- Elementos, Compuestos y Mezclas
- Tipos de Mezclas
 - Mezclas homogéneas
 - Mezclas Heterogéneas
- Métodos de separación de mezclas

Capítulo 2

Teoría Atómica

- El átomo
- Partículas subatómicas
- Teorías atómicas
 - Demócrito
 - John Dalton
 - Joseph John Thomson
 - Ernest Rutherford
 - Teoría Cuántica de Max Planck
 - Niels Bohr
 - Arnold Sommerfeld
 - Teoría Dualista de Louis de Broglie
 - Erwin Schrödinger
- Principio de Incertidumbre de Heisemberg

Números cuánticos
Principio de AUFBAU
Configuración electrónica

Capítulo 3

Tabla periódica

Tabla periódica
Grupos y períodos
Metales, no metales y metaloides
Número atómico
Masa atómica
Isótopos
Afinidad electrónica
Ión
Energía o potencial de ionización
Tamaño atómico
Electronegatividad
Número de oxidación
Propiedades de metales, no metales, metaloides y gases nobles

Capítulo 4

Enlaces químicos

Enlace químico
Regla del octeto
Estructura de Lewis
Tipos de enlaces químicos
 Enlaces Interatómicos
 Enlaces Iónicos
 Enlaces Covalentes
 Polar
 No polar (apolar)
 Coordinado
 Metálico
 Enlaces intermoleculares
 Puentes de Hidrógeno
 Fuerzas de Vander Waals
 Dipolo Permanente
 Dipolo Inducido
 Fuerzas de Dispersión de London

Capítulo 5

Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos

Nomenclatura

Fórmula química
Diagrama de principales compuestos químicos inorgánicos
Notas importantes de principales compuestos químicos inorgánicos
Ejercicios de identificación de compuestos químicos inorgánicos
Óxidos
 Óxidos Metálicos
 Óxidos No Metálicos (Anhídridos)
Hidruros
Hidróxidos
Ácidos
 Hidrácidos
 Oxiácidos
Tabla de aniones y cationes
Sales
 Haluros
 Oxisales
Ejercicios de nomenclatura

Capítulo 6

Reacciones químicas

Reacción química
Clasificación de reacciones químicas
Tipos de reacciones químicas
Balanceo de ecuaciones y ley de conservación de la materia
Balanceo de ecuaciones
 Método de tanteo
 Método de óxido-reducción (Rédox)
Ejercicios de balanceo de ecuaciones

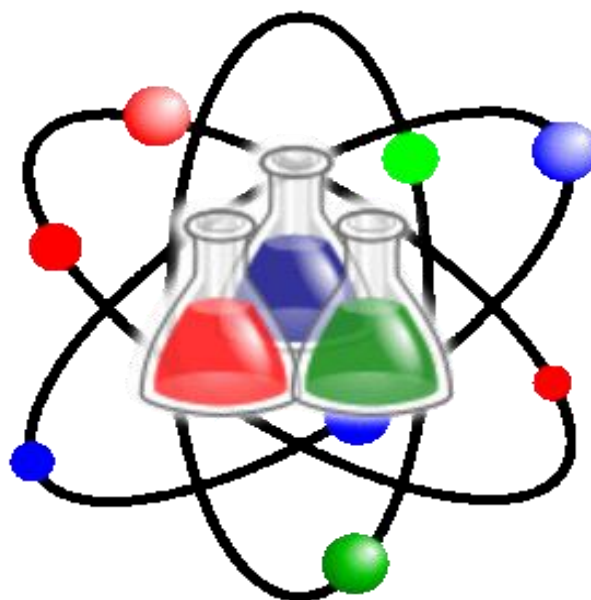
Capítulo 7

Soluciones, suspensiones y mezclas

Soluciones químicas
Solute
Solvente
Mezclas
Tipos de mezclas químicas
Clasificación de mezclas según su medición
 Mezclas empíricas
 Mezclas valoradas
Concentración
Molaridad
Normalidad
Problemas de concentración

CAPÍTULO 1

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA INORGÁNICA



INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA INORGÁNICA

Concepto de Química

La química es la ciencia que describe la materia, sus propiedades químicas y Físicas, los cambios químicos y físicos que sufre y las variaciones de energía que acompañan a estos procesos (Whitten y Peck, 1998).

Es la ciencia que describe la materia, sus propiedades químicas y físicas, los cambios químicos y físicos que sufre las variaciones de energía que componen a estos procesos. (Longman, 1995)

Se denomina QUÍMICA a la ciencia que estudia tanto la *composición, estructura y propiedades* de la MATERIA, así como los *cambios* que ésta experimenta durante las reacciones químicas y su *relación con la energía*.

División de la Química

Las principales ramas de la química son: la química orgánica, la química inorgánica, la química analítica, la fisicoquímica y la bioquímica. (Mortimer, 1983).

La química como ciencia compleja y amplia se divide en dos grandes grupos para facilitar su estudio, y son: **Química Orgánica** y **Química Inorgánica**

Química Orgánica

La Química Orgánica es la rama de la Química que estudia a los compuestos que contienen carbono e hidrogeno principalmente. (Whitten y Peck, 1998)

“Es la rama de la química que estudia una clase numerosa de moléculas que en su gran mayoría contienen carbono formando enlaces covalentes; Carbono - Carbono o Carbono- Hidrógeno. Friedrich Wöhler

Según T. W. Graham Solomons, La química orgánica es el estudio de los compuestos del carbono. Los compuestos del carbono constituyen los productos químicos centrales en todos los seres vivos de este planeta.

Química Inorgánica

La química inorgánica es el estudio de las sustancias que no contienen carbono combinado con hidrogeno. (Whitten y Peck, 1998).

Según Charles E. Mortimer La química inorgánica es la química de todos los elementos s excepto el carbono. Algunos compuestos de carbono sencillos (por ejemplo dióxido de carbono y carbonatos) están tradicionalmente clasificados como compuestos inorgánicos.

De acuerdo a James E. Huheey, el termino química inorgánica se refería originalmente a la química de los compuestos que no proceden de otros seres, y fue una parte de la química que surgió de las recetas y métodos para tratar minerales y menas. Se inició al encontrar sustancias naturales con propiedades útiles, que podían utilizarse para fabricar herramientas.

Características de los Compuestos Químicos Inorgánicos

Podemos decir que los compuestos inorgánicos tienen un sin número de características por mencionar algunos de manera muy general:

- NO SON COMBUSTIBLES
- SE FUNDEN A TEMPERATURAS MUY ALTAS
- SON SOLUBLES EN AGUA
- ESTAN FORMADOS POR METALES Y NO METALES
- INSOLUBLES EN SOLVENTES NO POLARES
- PUEDEN FORMAR ENLACES IÓNICOS
- PUNTOS DE EBULLICIÓN ALTOS
- ISOMERISMO LIMITADO
- CONDUCEN LA ELECTRICIDAD
- Otros...

Materia

La materia es el material del cual está compuesto el universo, puede definirse como cualquier cosa que ocupa espacio y tiene masa. (Mortimer, 1983).

Materia: es todo aquello que tiene masa y que ocupa un lugar en el espacio. (Whitten y Peck, 1999)

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene masa, energía y puede cuantificarse.

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene una energía medible y está sujeto a cambios a través del tiempo así como a interacciones con distintos aparatos de medida.

Propiedades fundamentales de la Materia

Propiedades extensivas o generales Son las propiedades que dependen de la cantidad de materia. (Mortimer, 1983)

Estas son de dos tipos: **Generales y Particulares o Específicas**

Propiedades fundamentales de la Materia

Propiedades Extensivas o Generales, por mencionar algunas serían:

- EXTENSIÓN
- PESO o MASA
- INERCIA (posición que ocupa un cuerpo)
- IMPENETRABILIDAD
- DIVISIBILIDAD
- POROSIDAD
- ELASTICIDAD

- INDESTRUCTIVIDAD
- MALEABILIDAD
- COHESIÓN
- DUCTILIDAD
- LONGITUD
- VISCOSIDAD
- VOLUMEN
- DENSIDAD.

Propiedades INTENSIVAS O PARTICULARES:

Propiedades Físicas: son propiedades que se pueden medir u observar sin cambiar la composición de las sustancia

Son las propiedades que presenta la materia mientras no se transformen en otra nueva.

- Ejem: densidad, p. ebullición, color, sabor...

Propiedades químicas: transformaciones que sufre la materia o las sustancias al interactuar con otras sustancias.

Se refieren a los cambios que puede sufrir la materia si se transforma en algo nuevo (Mortimer, 1983).

- Ejem: Reacciones de las sustancias.

Cambios de la Materia**Cambios Físicos**

Según Whitten y Peck, un cambio físico ocurre sin cambio alguno en la composición química.

En unos casos la materia no cambia de naturaleza, sigue siendo igual antes de la transformación que después de ella, es decir los cambios en los que no hay variación en la naturaleza de la materia, en los que la sustancia inicial es la misma que la final, se llaman cambios físicos.

Ejemplos de cambios físicos son los cambios de estado, forma, tamaño, lugar, velocidad, arrugar una hoja de papel o cuando el agua pasa de estado líquido a sólido, fundir un metal, entre otros...

Cambios Químicos

Para Whitten y Peck (1999), en cualquier cambio químico se usan una o más sustancias, se absorbe o libera energía.

Un cambio químico es una transformación en la naturaleza de la materia; es decir, una o varias sustancias se transforman en otra u otras diferentes.

En un cambio químico se produce una transformación de la materia; en una o varias sustancias diferentes, Ejemplos de cambios químicos son las combustiones, oxidaciones o descomposiciones.

Estados de Agregación de la Materia

En física y química se observa que, para cualquier sustancia o elemento material, modificando sus condiciones de temperatura o presión, pueden obtenerse distintos estados o fases, denominados estados de agregación de la materia, en relación con las fuerzas de unión de las partículas (moléculas, átomos o iones) que la constituyen.

Todos los estados de agregación poseen propiedades y características diferentes, los más conocidos y observables cotidianamente son tres, las llamadas fases **sólida**, **líquida**, **gaseosa**, pero además de estos tres, existen dos estados más que son: el cuarto estado llamado **PLASMA** y el quinto estado de agregación, que es el **CONDENSADO de BOSE-EINSTEIN**.

Sólido: Se caracteriza por tener dificultad para comprimirse, tiene una forma definida, su fuerza de cohesión es muy alta.

Líquido: se caracteriza por no tener una forma definida, sus moléculas están más separadas que las de los sólidos puesto que su fuerza de cohesión es más baja, son fluidos que toman la forma del recipiente en el cual son colocados.

Gaseoso: se caracteriza por no tener forma propia, pueden comprimirse, sus moléculas están muy separadas entre sí ya que su fuerza de cohesión es nula.



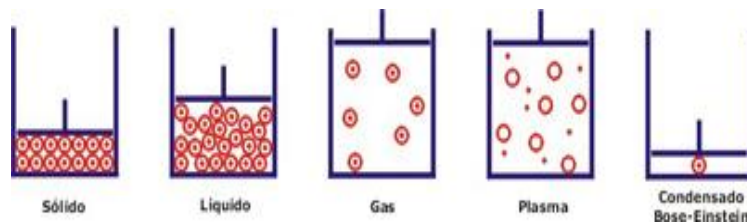
Plasma: Según Charles E. Mortimer, en este estado de agregación de la materia se consigue con el incremento de temperatura, incrementando así los choques entre los átomos y así mismo el desprendimiento de los electrones, convirtiéndose en una mezcla de núcleos positivos y electrones libres con la capacidad de conducir la electricidad.

Ejemplos de plasma:

- El Sol situado en el centro de nuestro sistema solar está en estado de plasma, no es sólido, y los conocidos tubos fluorescentes contienen plasma en su interior (vapor de mercurio).
- Las luces de neón y las luces urbanas usan un principio similar.
- La ionosfera, que rodea la tierra a 70,80 km de la superficie terrestre, se encuentra también en estado de plasma.
- El viento solar, responsable de las deliciosas auroras boreales, es un plasma también.

Condensado de Bose-Einstein En 1920, Santyendra Nath Bose desarrolló una estadística mediante la cual se estudiaba cuándo dos fotones debían ser considerados como iguales o diferentes. Envío sus estudios a Albert Einstein, con el fin de que le apoyara a publicar su novedoso estudio en la comunidad científica y, además de apoyarle, Einstein aplicó lo desarrollado por Bose a los átomos. Predijeron en conjunto el quinto estado de la materia en 1924. No todos los átomos siguen las reglas de la estadística de Bose-Einstein. Sin embargo, los que lo hacen, a muy bajas temperaturas, se encuentran todos en el mismo nivel de energía.

Para Charles E. Mortimer, este Estado de agregación de la materia se consigue enfriando mucho los átomos, se debe descender a una temperatura con un valor cercano al 0 absoluto (0 °K), y por mencionar un ejemplo, se dice que es semejante a tener varias personas sentados en la misma silla al mismo tiempo, no una arriba de la otra, sino en el mismo lugar y al mismo tiempo (algo que para nosotros es imposible).



Cambios de estado de la materia

La materia puede cambiar su estado de agregación. Los cambios de estado solo modifican la apariencia externa de la materia, por lo que se consideran cambios físicos, ocurren por variación de temperatura o presión y requieren poca energía.



Elementos, Compuestos y Mezclas



Elementos: Son sustancias simples que no pueden descomponerse en otra más simples por métodos químicos ordinarios (Whitten y Peck, 1998).

Compuestos: son sustancias que están formadas por dos o más elementos en proporciones fijas (Mortimer, 1983).

Moléculas: se define como la partícula más pequeña que resulta de la unión química de dos o más átomos, iguales o diferentes, es decir, es la agrupación de átomos que constituye a la porción más pequeña de una sustancia y conserva sus propiedades (Cruz et al, 2011)

Mezcla: son combinaciones de dos o más sustancias puras en las que cada una retiene su propia composición y propiedades (Whitten y Peck, 1998).

Sustancia Pura: son aquellas que están formadas por partículas (átomos o moléculas) iguales, tienen una composición fija, no pueden separarse por medios físicos. Aquellas que conservan una composición fija e invariable y cuyas propiedades físicas y químicas son siempre las mismas. Algunas no pueden descomponerse, otras sí.

Las sustancias puras son aquellas que están formadas por partículas iguales. Tienen propiedades específicas bien definidas. Estas propiedades no cambian, aun cuando dicha sustancia pura se encuentre formando parte de una mezcla.

Sustancias impuras: Son aquellas que por un medio mecánico puede separarse en dos o más sustancias, y además su composición es variable, por lo tanto se entiende como sustancias impuras a las mezclas, un ejemplo corriente es el del agua azucarada, se mezclan 2 sustancias. Es materia que tiene una composición variable y puede llegar a contener dos o más sustancias (SlideShare, 2013). Las sustancias impuras son aquellas que son una mezcla de dos o más tipos de moléculas y no tienen una composición definida, porque ejemplo el aire, azúcar con agua, arena en agua, zumo de fruta, etc. (Khatri, 2012).

Tipos de Mezclas

Las mezclas pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**.

- **Mezclas homogéneas:** Son aquellas en las que los componentes se encuentran distribuidos de manera uniforme, es decir tiene la misma concentración en toda la mezcla o sea una sola fase a este tipo de mezcla se le conoce como **Solución**.

Tipos de Mezclas

Una mezcla homogénea aparece uniforme en su totalidad y generalmente se llama solución (Whitten y Peck, 1998).

- Ejemplo. La limonada, sal disuelta en agua
- A este tipo de mezcla se le denomina **Solución**
- **Mezclas heterogéneas:** Son las que no tienen sus componentes distribuidos de manera uniforme o sea hay más de una fase y cada una de ellas mantiene sus características particulares.

Una mezcla heterogénea se define como un cuerpo constituido por dos o más sustancias que a simple vista se distinguen o se aprecian dos o más fases distintas (Cruz et al, 2011).

- Ejemplo: agua y aceite, arena disuelta en agua.
- A este tipo de mezcla se le llama **Suspensión**.

Métodos de separación de mezclas

Raramente se encuentran las sustancias puras en la Naturaleza sino que es común que los encontremos en forma de mezclas, disoluciones y suspensiones.

Toda la materia podemos separarla de diferentes formas hasta llegar a sus componentes más simples. Estos métodos se clasifican según sus características y son:

- **Métodos físicos:** estos métodos son aquellos en los cuales la mano del hombre no interviene para que estos se produzcan, un caso común es el de sedimentación.
- **Métodos mecánicos:** son aquellos donde se utilizan algunas técnicas para lograr separar algunas mezclas, aprovechando sus propiedades físico-químicas. En los métodos mecánicos se requieren de ciertas tecnológicas. (Cruz et al, 2011).

Algunos métodos son:

- **Filtración:** es aplicable para separar un sólido insoluble de un líquido se emplea una malla porosa tipo colador, la mezcla se vierte sobre la malla quedando atrapada en ella el sólido y en el otro recipiente se depositará el líquido, de ese modo quedan separados los dos componentes.

Métodos de separación de mezclas

- **Evaporación.**- Aquí un sólido soluble y un líquido por medio de temperatura de ebullición la cual evaporara completamente y luego por condensación se recuperara el líquido mientras que el sólido quedara a modo de cristales pegado en las paredes del recipiente de donde podría ser recuperado.
- **Punto de ebullición.**- cuando un líquido a determinada temperatura se va evaporando. Todos los líquidos presentan diferentes puntos de ebullición.
- **Sublimación.**- Es para separar una mezcla de dos sólidos con una condición uno de ellos podría sublimarse, a esta mezcla se aplica una cantidad determinada de calor produciendo los gases correspondientes a los elementos, estos vuelven a recuperarse en forma de sólidos al chocar sobre una superficie fría como una porcelana que contenga agua fría, de este modo los gases al condensarse se depositan en la base de la pieza de porcelana en forma de cristales.
- **Centrifugación.**- aquí como tantas ocasiones pondremos de ejemplo al talco como sólido, para acelerar su sedimentación se aplica una fuerza centrífuga la cual acelera dicha sedimentación, el movimiento gravitacional circular por su fuerza se logra la separación.
- **Destilación.**- esta separación de mezcla se aplica para separar una mezcla de dos o más líquidos miscibles, los líquidos como condición deben de tener por lo menos 5°C de diferencia del punto de ebullición. Se trabaja en dos etapas: estas son la transformación del líquido en vapor y condensación del vapor.
- **La decantación.**- es un proceso físico de separación de mezclas, especial para separar mezclas heterogéneas, estas pueden ser exclusivamente líquido – líquido o sólido – líquido.
Esta técnica se basa en la diferencia de densidades entre los dos componentes, que hace que dejándolos en reposo se separen quedando el más denso arriba y el más fluido abajo.
- **El tamizado.**- es un método de separación de los más sencillos, consiste en hacer pasar una mezcla de cualquier tipo de sólidos, de distinto tamaño, a través del tamiz.
Los granos más pequeños atraviesan el tamiz y los más grandes son retenidos, de esta forma podrás separar dos o más sólidos, dependiendo tanto de dichos sólidos como el tamizador que utilizamos.

Métodos de separación de mezclas

- **Levigación.-** es un método de separación muy parecido a la sedimentación solo que en este caso, hay una corriente de agua que pasa sobre una mezcla, la cual arrastra las partículas más ligeras, mientras que las más pesadas permanecen en el fondo. Es una especie de lavado.
- **Imantación.-** Llamada también magnetización, es separar materiales magnéticos de otros sólidos no magnéticos. La imantación o separación magnética es un proceso que sirve para separar dos sólidos (en la que uno de los cuales debe ser ferroso o tener propiedades magnéticas). El método consiste en acercar un imán a la mezcla a fin de generar un campo magnético, que atraiga al compuesto ferroso dejando solamente al material no ferroso en el contenedor. Un ejemplo es el azufre mezclado con hierro; al acercar un imán a la mezcla, el hierro se adhiere al imán porque es ferroso y el azufre se queda en el contenedor por no serlo. Y así sucederá con todo tipo de mezcla del mismo tipo.
- **Cromatografía.-** es un proceso de separación, para el análisis de sustancias, mediante el desplazamiento diferenciando a través de un medio poroso, arrastrados por un disolvente en movimiento. Ejemplo en papel, la celulosa es porosa se agrega una muestra de sustancias tres veces para que se impregne bien, secándolo cada vez que lo haces.
- **Electrólisis.-** es una reacción química producida por medio de la corriente eléctrica que proviene de electrodos, descomponiendo los compuestos químicos y desasiéndolos en iones. La **electrólisis** es el estudio de las reacciones químicas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de las corrientes o voltajes.

CUESTIONARIO

- 1.- La química es una ciencia que estudia a la materia, pero especialmente, ¿Qué estudia de ella?
- 2.- ¿Qué relación tiene la energía en el estudio de la química?
- 3.- La química tiene la relación con otras ciencias de manera directa como es el caso de:
 - a) Física:
 - b) Biología:
- 4.- ¿Qué diferencia hay entre la química orgánica y la química inorgánica?
- 5.- Las propiedades fundamentales de la materia pueden ser de dos tipos; ¿la divisibilidad y la porosidad son ejemplo de que tipo de propiedad?
- 6.- Las propiedades físicas y químicas son ejemplo de que tipo de propiedades:
- 7.- Los cambios que pueden sufrir la materia pueden ser físicos o químicos, la fermentación de la leche y fundir un metal ¿A qué tipo de cambios corresponden cada uno de ellos?
- 8.- Ejemplo de cambio físico y cambio químico:
- 9.- Cómo se le llama al cambio de estado de agregación de la materia cuando pasa de:
- 10.- ¿En qué estado de agregación de la materia de los recientemente propuestos se requieren de temperaturas cercanas al cero absoluto?
- 11.- ¿En qué estado de agregación de la materia se requiere de altas temperaturas?
- 12.- coloque 5 ejemplos de:
 - a) Mezclas:
 - b) Compuesto:
 - c) Elemento:
- 13.- ¿Qué diferencia existe entre un compuesto y una molécula?
- 14.- Dos ejemplos de mezclas homogéneas y heterogéneas:
- 15.- ¿Qué factores es necesario considerar para asegurar que una mezcla es homogénea?
- 16.- Los métodos de separación de mezclas pueden clasificarse en dos grupos como son:

17.- ¿Cuáles son los métodos de separación de mezclas comúnmente usados?

18- A un químico se le derramó en un recipiente con agua, un poco de ácido sulfúrico y le interesa rescatar ambos componentes, que método utilizaría...

19- Se le llama así al cambio de estado de agregación de la materia cuando pasa de sólido a gas, sin pasar por el líquido...

20- A la propiedad extensiva que poseen los cuerpos para unirse o repelerse entre ellos mismos se les conoce con el nombre de...

21- El proceso de la digestión de los alimentos en los animales y los seres humanos, es un ejemplo de cambio...

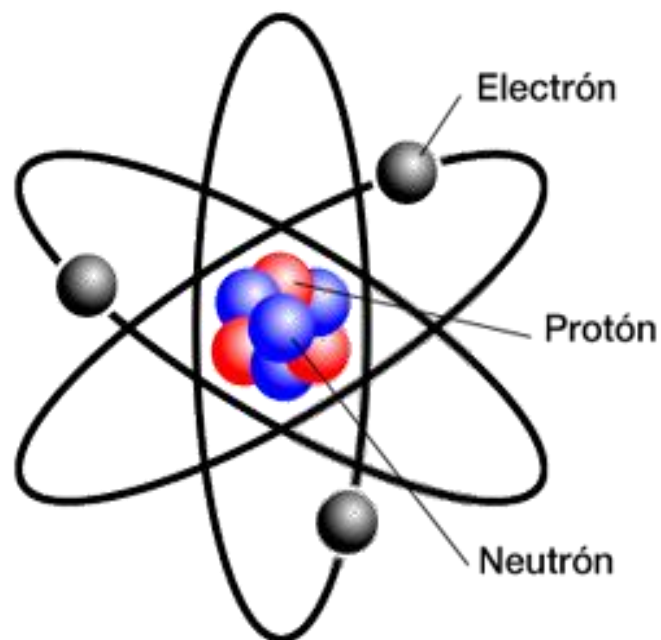
22- Es un ejemplo característico de división de la química...

23- Que método utilizaría un químico para separar una mezcla de una sustancia de poco volumen (líquido) la cual contiene una pequeña cantidad de sólido perfectamente disuelto (es decir es una muestra insaturada), donde lo que le interesa recuperar es el sólido.

24- Es un ejemplo de propiedad física que posee la materia...

CAPÍTULO 2

Modelos Atómicos

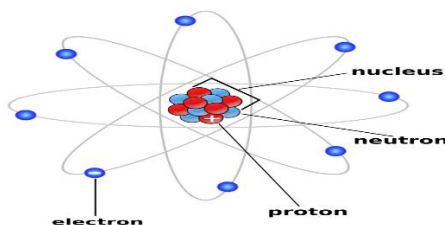


El Átomo

El átomo es la unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades, y que no es posible dividir mediante procesos químicos.

Está compuesto por un núcleo atómico, en el que se concentra casi toda su masa, rodeado de una nube de electrones.

El núcleo está formado por protones, con carga positiva, y neutrones, eléctricamente neutros. Los electrones, cargados negativamente giran alrededor del núcleo atómico, permanecen ligados a este mediante la fuerza electromagnética.



Otras partículas subatómicas son:

PARTÍCULA	CARACTERÍSTICAS
Positrón o antielectrón	Tiene igual masa que el electrón pero de carga (+), se descubrió en los rayos cósmicos.
Neutrino	Descubierto por W. Pauli en la emisión de rayos β en 1956, fue bautizado por Fermi.
Piones	Partículas que unen a los protones y neutrones, tienen una masa 200 veces mayor que la del electrón e^- , se descubrieron en 1947.
Leptones	Son neutrones y otras partículas más.
Mesón	Partícula con carga intermedia entre el leptón y pion.
Barión	Partícula con masa similar a la del protón.

La existencia de estas partículas no demostraba aún el fundamento más simple de la materia. Murray Gell-Mann, propuso que excepto los leptones todas las partículas estaban compuestas por **cuarks**.

<p>2 cuarks = 1 mesón 3 cuarks = 1 barión</p>

Hasta ahora no se ha podido detectar un cuark individual, y se supone que éstos se mantienen firmemente enlazados en el interior de los mesones y bariones. A las uniones de los cuarks se les llama **gluones**.

Teorías Atómicas

Demócrito

Reconocido filósofo griego, quién era discípulo de Leucipo (creador de la teoría atómica de la materia, la cual dice que la materia se encuentra conformada por partículas idénticas e indivisibles).

Entonces Demócrito al proponer su modelo atómico dice que la materia se encuentra formada por diminutas partículas, las cuales no pueden ser divididas, por tal motivo a estas partículas indivisibles las llamó átomos (palabra griega que significa indivisible).

Las propuestas de Demócrito no fueron aceptadas por los filósofos de su época, no fue sino hasta 2200 años luego que el concepto de Demócrito sobre los átomos pudiera ser tomado en consideración.

Se dice que este filósofo, aparte de seguir los conceptos de Leucipo, también estudió la materia en base a los conceptos del también filósofo griego Aristóteles, aunque este último decía que la materia no se encontraba conformada por partículas sino más bien que esta era continua.

John Dalton

Ya a inicios del siglo XIX, el gran químico inglés, John Dalton, se basó en la hipótesis de Demócrito y pudo así sentar las bases de la teoría atómica.

“Establece que la materia es tan solo una mezcla de tomos indivisibles. Estos son los elementos que inmutable, eternos e infinitamente pequeños por tanto, imperceptible para los sentidos.”(Garritz, 1998).

En el año de 1808 Dalton publico sus ideas sobre la estructura del átomo las cuales sirvieron como referencia en la química moderna. El decía que el átomo era una esfera sólida indivisible e indestructible y era la parte más pequeña de la materia.

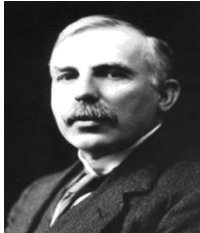


“Dalton explico su teoría formulada una serie de enunciados simples: la materia muy pequeña llamada átomo que son indivisibles y no pueden ser destruidas. Los átomos de un mismo peso e iguales propiedades.” (Babor y Ibarz, 1977)



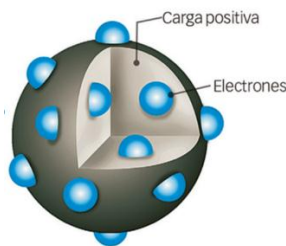
Joseph John Thomson

Tras una serie de experimentos este personaje contradice la propuesta de Dalton y propone un nuevo modelo atómico donde dice que es una esfera cargada positivamente con incrustaciones de electrones (semejantes a los triki-trakes). A él se le atribuye el descubrimiento de las cargas eléctricas en los átomos.



El modelo atómico de Thomson, es una teoría sobre la estructura atómica propuesta en 1904.

Descubridor del electrón en 1897, mucho antes del descubrimiento del protón y del neutrón. En dicho modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como un *pudin de pasas*.

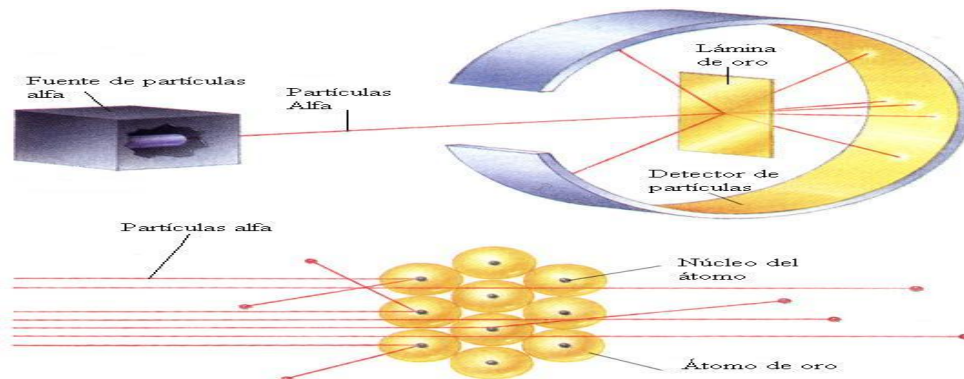


Ernest Rutherford

Fue un físico neozelandés, que utilizó partículas alfa para demostrar la estructura de los átomos, gracias a esto hizo el descubrimiento del núcleo. (Prentice Hall, 1998)

Construyó en 1911 el llamado **Modelo Planetario** del átomo. Realizó experimentos con sustancias radiactivas como por ejemplo: el Polonio

En el año de 1911 este personaje junto con sus colaboradores hizo una serie de experimentos bombardeando con rayos alfa, beta y gamma una fina lámina de oro, y con los resultados obtenidos se da cuenta de que el átomo posee un NÚCLEO cargado positivamente.



Teoría Cuántica de Max Planck

En 1900, el físico alemán Max Planck, planteó una teoría para interpretar cómo los cuerpos absorben y emiten energía. Supuso que cuando se calienta un cuerpo, sus átomos vibran, dando lugar a radiaciones electromagnéticas y que éstas estaban cuantizadas, es decir que sólo se permiten ciertas vibraciones.

En otras palabras Planck estaba planteando que la energía no se emite o absorbe de manera continua, sino que ésta al igual que la materia es de naturaleza discontinua. Para Planck, el valor de esta energía debía ser múltiplo del “cuanto”, del latín quantum, o pequeña cantidad, conocido también como “paquete de energía”.

“La ley de Planck establece que la energía de cada cuanto es igual a la frecuencia de la radiación multiplicada por la constante universal” (Mortimer, 1983).

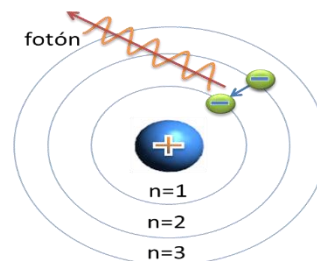
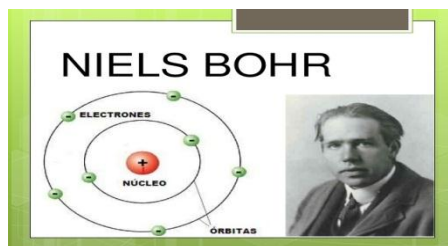
Niels Bohr

Fue un físico danés que realizó contribuciones fundamentales para la comprensión de la estructura del átomo. Introdujo la teoría de las orbitas cuantificadas (Hall, 1998).

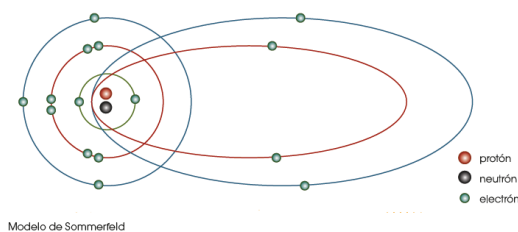
A partir del año de 1913 Bohr hizo un conjunto de aportaciones basándose en el modelo atómico de Rutherford y apoyando dicho modelo hasta cierto punto, y en algunas ideas en los estudios realizados por Max Planck en el año de 1900 sobre la discontinuidad de la energía.

El modelo atómico de Bohr es un modelo clásico del átomo, pero fue el primer modelo atómico en el que se introduce una cuantización a partir de ciertos postulados.

Fue propuesto en 1913 por el físico Danés Niels Bohr, para explicar cómo los electrones pueden tener órbitas estables alrededor del núcleo y por qué los átomos presentaban espectros de emisión característicos (dos problemas que eran ignorados en el modelo previo de Rutherford). Además el modelo de Bohr incorporaba ideas tomadas del efecto fotoeléctrico, explicado por Albert Einstein en 1905.



En 1916, **ARNOLD SOMMERFELD** modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en **órbitas elípticas**. Según Bohr las orbitas son circulares a ciertas distancias del núcleo.



Teoría Dualista de Louis de Broglie

En 1924, el físico francés Louis De Broglie, sugirió que la dualidad de la luz no es única. Fue capaz de demostrar que cualquier partícula material se podía tratar como si fuera de naturaleza ondulatoria. De Broglie comprobó experimentalmente que los electrones tenían un carácter dualístico: eran partículas-onda.

En 1927 la naturaleza ondulatoria de los electrones fue demostrada experimentalmente por C. J. Davisson y L. H. Germer. Los anillos de difracción que mostraban los electrones sólo podían ser explicados en función de su naturaleza ondulatoria.

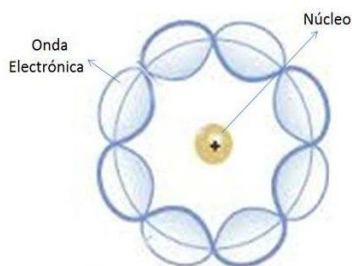
“Mostro que los electrones pueden ser descritos ya sé cómo partículas o como ondas, según las circunstancias (Mortimer, 1983).

Erwin Schrödinger

Se basa en la solución de la ecuación de Schrödinger para un potencial electrostático con simetría esférica, llamado también átomo hidrogenoide. En este modelo los electrones se contemplaban originalmente como una onda estacionaria de materia cuya amplitud decaía rápidamente al sobrepasar el radio atómico.

El modelo de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. En los espectros realizados para otros átomos se observaba que electrones de un mismo nivel energético tenían energías ligeramente diferentes. Esto no tenía explicación en el modelo de Bohr, y sugería que se necesitaba alguna corrección.

La propuesta fue que dentro de un mismo nivel energético existían subniveles. La



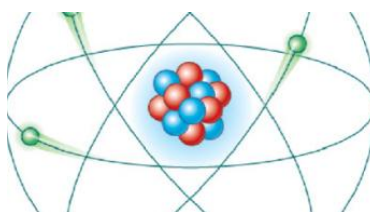
forma concreta en que surgieron de manera natural estos subniveles, fue incorporando órbitas elípticas y correcciones relativistas. Así, en 1916, Arnold Sommerfeld modificó el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en órbitas elípticas más complejas y calculó los efectos relativistas.

Principio de Incertidumbre de Heisemberg

Nos impide decir con certeza la posición, contenido de energía y la velocidad de un electrón en el interior de un átomo en un momento dado (Whitten, 2003).

Nota: es impreciso determinar la posición de un electrón.

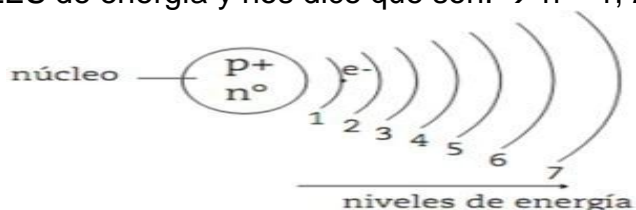
En el estudio del átomo lleva un error necesario que nos impide decir con certeza la posición, contenido energético y la velocidad de un electrón en el interior de un átomo en un momento dado; es aquí donde aparece el termino de probabilidad a raíz de esta incertidumbre.



Números Cuánticos

Basándose en el modelo actual del átomo específicamente en la ecuación de onda se obtuvieron los números cuánticos que en este caso son cuatro: ***n, l, m, s***

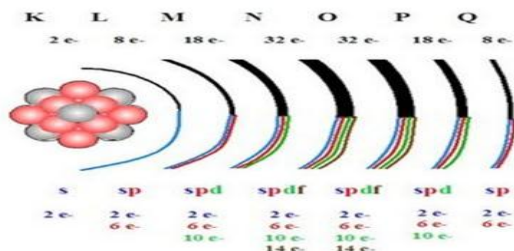
n = **Número cuántico principal**.- este número cuántico nos habla sobre los Niveles u ORBITALES de energía y nos dice que son: $\rightarrow n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.



<u>Nivel</u>	1	2	3	4	5	6	7
<u>Nombre</u>	K	L	M	N	O	P	Q
<u>Capacidad e</u>	2	8	18	32	32	18	8

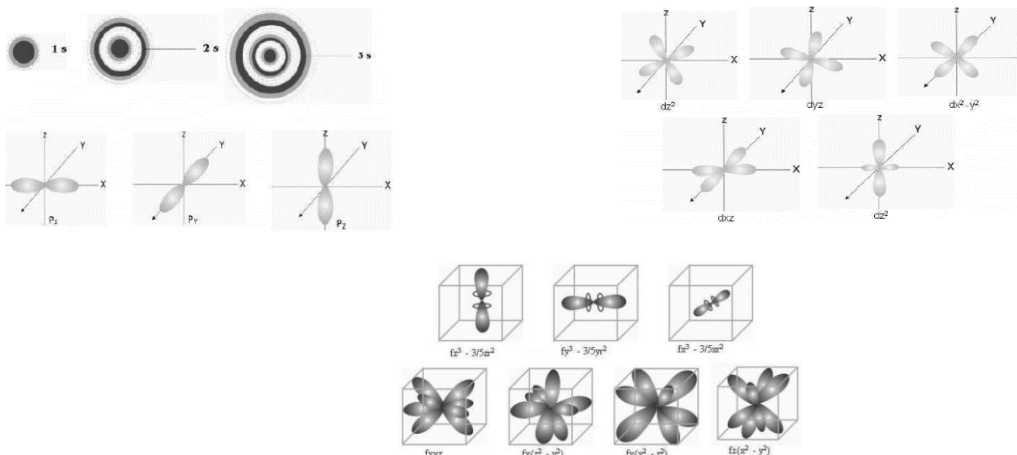
Números Cuánticos

l = Número cuántico secundario- este número cuántico nos habla sobre los subniveles de energía que se encuentran en los Niveles que forman parte de un átomo, y nos dice que son 4: **s, p, d, f**.

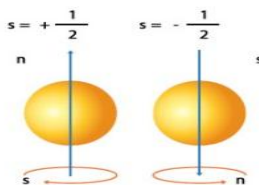


Subnivel	s	p	d	f
Capacidad \tilde{e}	2	6	10	14

m = Numero cuántico magnético- nos habla sobre las formas que poseen los subniveles en el espacio tridimensional.



S = Numero cuántico spín- nos habla sobre el giro del electrón sobre su propio eje.



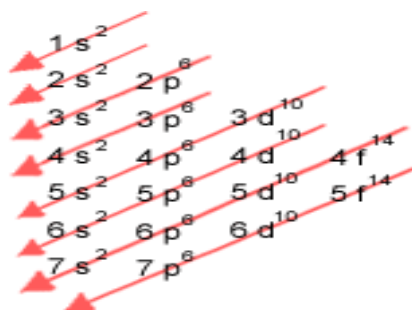
Vemos que la flecha hacia arriba tiene un spin magnético igual a $+1/2$ y que la flecha hacia abajo tiene un spin magnético igual a $-1/2$

Principio de AUFBAU

Contiene una serie de instrucciones relacionadas a la ubicación de electrones en los orbitales de un átomo. El modelo, formulado por el erudito químico Niels Bohr, recibió el nombre de Aufbau.

Principio de AUFBAU

Para llenar los orbitales correctamente, siga la dirección de la flecha tal como se muestra en la gráfica. Primero 1s donde se llena con dos electrones (de acuerdo al número cuántico). Luego 2s que también gana dos electrones solamente. Después sube a la subcapa 2p que tiene tres niveles energéticos, llamados de acuerdo a su posición tridimensional, 2px, 2py, 2pz. El orbital 2p puede ganar hasta seis electrones, dos en cada uno pero deben tener todos por lo menos un electrón antes de que alguna llegue a tener dos. Y así sucesivamente:



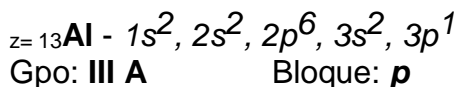
Configuración electrónica

En química, la **configuración electrónica** indica la manera en la cual los electrones se estructuran, comunican u organizan en un átomo de acuerdo con el modelo de capas electrónicas. La configuración electrónica es importante ya que determina las propiedades de combinación química de los átomos y por lo tanto su posición en la tabla periódica de los elementos.

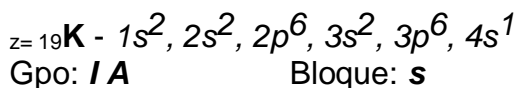
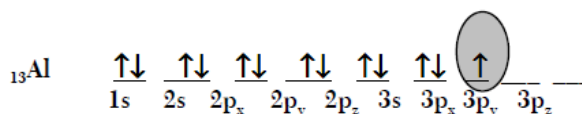
Para determinar la configuración electrónica de un elemento, basta con calcular cuántos electrones hay que acomodar y entonces distribuirlos en los subniveles empezando por los de menor energía e ir llenando hasta que todos los electrones estén distribuidos.

Sin embargo, existen excepciones, como ocurre en los elementos de transición al ubicarnos en los grupos del cromo y del cobre, en los que se promueve el electrón dando así una configuración fuera de lo común.

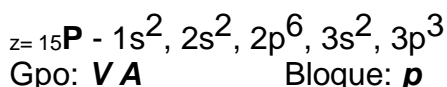
Ejemplos de configuración electrónica



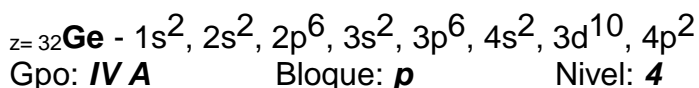
Nivel: **3**



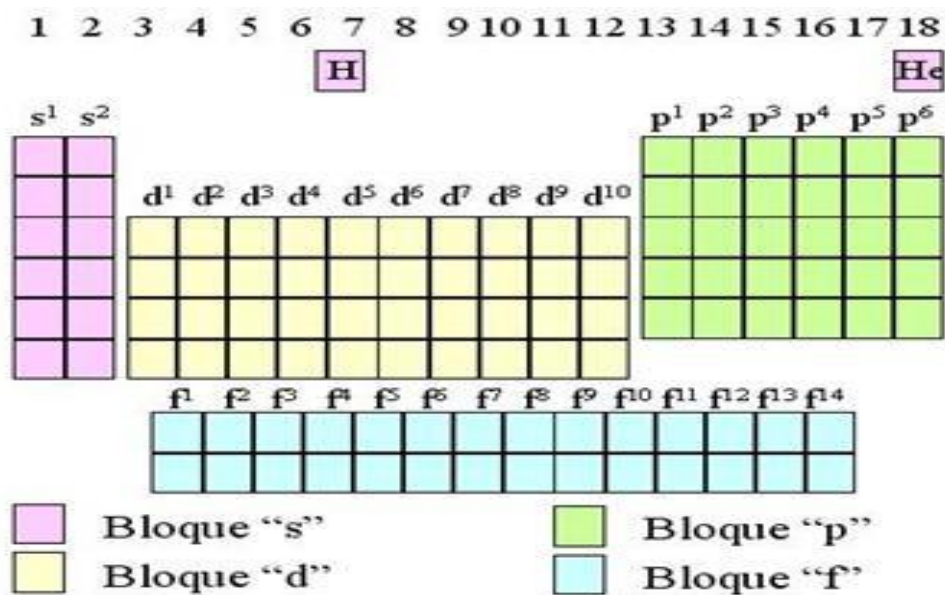
Nivel: **4**



Nivel: **3**



Nivel: **4**



El grupo B obedece a la siguiente tabla:

- 1
 $d = \text{III-B}$
 - 2
 $d = \text{IV-B}$
 - 3
 $d = \text{V-B}$
 - 4
 $d = \text{VI-B}$
 - 5
 $d = \text{VII-B}$
 - 6
 $d =$
 - 7
 $d =$
 - 8
 $d =$
 - 9
 $d = \text{I-B}$
 - 10
 $d = \text{II-B}$
- } VIII-B

IA			
1 H Hidrógeno $1s^1$			
		IIA	
3 Li Litio $1s^2 2s^1$	4 Be Berilio $1s^2 2s^2$		
11 Na Sodio $Ne 3s^1$	12 Mg Magnesio $Ne 3s^2$		
		IIIB	IV B
19 K Potasio $Ar 4s^1$	20 Ca Calcio $Ar 4s^2$	21 Sc Escandio $Ar 4s^2 3d^1$	22 Ti Titanio $Ar 4s^2 3d^2$

EJERCICIOS: Realice la configuración electrónica de los siguientes elementos.

- Nitrógeno $z=7$
- Cloro $z=17$
- Bromo $z=35$
- Calcio $z=20$
- Carbono $z=6$
- Cobre $z=29$
- Plata $z=47$
- Silicio $z=14$
- Zinc $z=30$
- Cobalto $z=27$
- Sodio $z=19$

CAPÍTULO 3

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO 1 IA 2 IIA 13 IIIA 14 IVA 15 VA 16 VIA 17 VIIA 18 VIIIA

PERIODO 1 2 3 4 5 6 7

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

NÚMERO ATÓMICO 5

SÍMBOLO B

NOMBRE DEL ELEMENTO BORO

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)
 Ne - gaseoso Fe - sólido
 Hg - líquido Ts - sintético

Legend:
 Metales (blue), Semimetales (orange), No metales (green)
 Metales alcalinos (light blue), Metales alcalinotérreos (light blue), Elementos de transición (light blue)
 Anfígenos (yellow-green), Halógenos (yellow-green), Gases nobles (green)
 Lantánidos (pink), Actínidos (purple)

1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H											He						
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



(1) Atomic weights of the elements 2013, Pure Appl. Chem., 85, 265-291 (2016)

Copyright © 2017 Eni Generali

LANTÁNIDOS														
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
LANTANO	CERIO	PRASEODIMIO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINIO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	ITERBIO	LUTECIO
ACTÍNIDOS														
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	EINSTEINIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCIO

Química I

TABLA PERIÓDICA

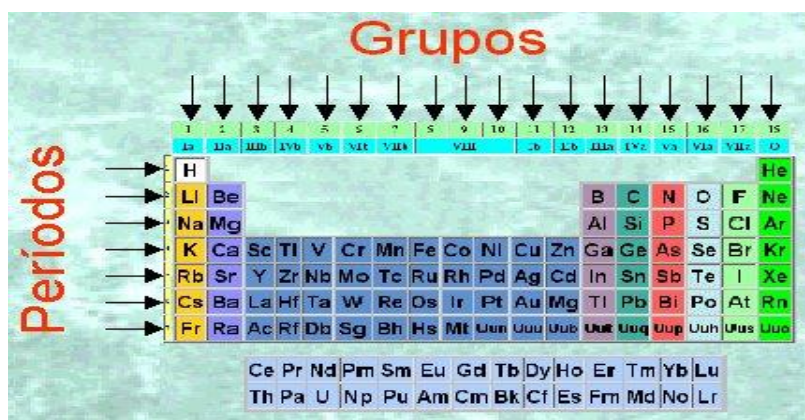
La tabla periódica de los elementos es la organización que, atendiendo a diversos criterios, distribuye los distintos elementos químicos conforme a ciertas características.

La tabla periódica de los elementos es una disposición de los elementos químicos en forma de tabla, ordenados por su número atómico (número de protones), por su configuración de electrones y sus propiedades Físicas y Químicas. Las filas de la tabla se denominan períodos y las columnas grupos. Algunos grupos tienen nombres (Benfey, 2009).

Suele atribuirse la tabla a **Dimitri Mendeleiev**, quien ordenó los elementos basándose en la variación manual de las propiedades químicas, si bien **Julius Lothar Meyer**, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos.

Grupos y periodos

La tabla periódica está estructurada con renglones y columnas a los cuales se les llama **Periodos o Niveles** y **Grupos o Familias** respectivamente.



		Grupos																																													
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																												
Periodos	1	H																	He																												
	2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne																													
	3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar																													
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																												
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																												
	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																												
	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uub	Uuc	Uud	Uue	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																											
		<table border="1"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																		
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																		

Son **7 Periodos o Niveles** (renglones en la tabla periódica) y **18 columnas** las cuales están seccionadas o divididas en **dos grandes Grupos**, **8 que pertenecen al "A"** que llevan por nombre **Elementos Representativos** que se encuentran ubicados en los extremos izquierdo y derecho de la tabla periódica y **8 que pertenecen al Grupo "B"** ubicados en la parte central de la tabla periódica llamados **Elementos o Metales de Transición** y en la parte debajo de la tabla periódica (dos renglones) llamados **Elementos o Metales de Transición Interna o Tierras Raras.**

Química I

En total son 16 Grupos 8 del Grupo “A” y 8 del Grupo “B”, sus números se representan con NÚMEROS ROMANOS.

Los elementos pertenecientes al Grupo “A y B”, cada columna o grupo tienen su propio nombre:



Metales, no metales y metaloides

En la tabla periódica de acuerdo a sus propiedades estos pueden ser Metales, No Metales y Metaloides (poseen algunas propiedades de los metales y otras de los no metales), como se muestran a continuación.

Metal		Metaloides		No metal													
H					He												
Li	Be			B	C	N	O	F	Ne								
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl	Ar								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Número Atómico

En química, el **número atómico** es el número total de protones (igual que los electrones) que se encuentran en el núcleo del átomo. Se suele representar con la letra *Z* (del alemán: *Zahl*, que quiere decir *número*).

Según Prentice, el Número Atómico es el número total de protones y electrones que tiene el átomo de un elemento (Hall, 1998).

Número Atómico

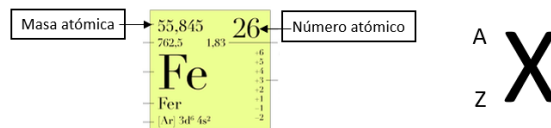
El número atómico es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear.



Masa Atómica

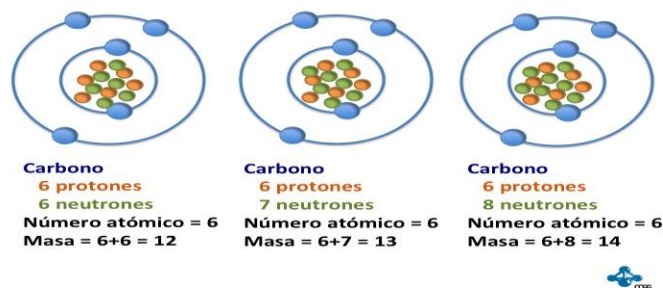
La masa atómica puede ser considerada como la suma de la masa total de protones y neutrones en un solo átomo (cuando el átomo no tiene movimiento).

Prentice dice que la Masa de un átomo es la suma de la masa total de protones y neutrones que contiene un solo átomo, cuando se encuentra inmóvil (Hall, 1998).



Isótopos

Un Isótopo es un átomo el cual su núcleo tiene una cantidad distinta de neutrones y difiere en masa, con otro átomo de un mismo elemento es conocido como isotopo (Hall, 1998).



Se denominan **isótopos** a los átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen una cantidad diferente de neutrones, y por lo tanto, difieren en masa. La mayoría de los elementos químicos poseen más de un isótopo. Solamente 21 elementos (ejemplos: berilio, sodio) poseen un solo isótopo natural.

Afinidad Electrónica

Es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso, y en su estado fundamental, capta un electrón y se convierte en un ión mononegativo, o viceversa si cede un electrón se convertiría en un ión monopositivo.

La afinidad electrónica (AE) o electroafinidad se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro en su estado fundamental (en su menor nivel de energía) captura un electrón y forma un ion mononegativo (Babor, 1977).

IÓN

Un átomo es llamado ion cuando pierde o gana electrones, al perder electrones se convierte en un ion negativo denominado anión, al ganar electrones se convierte en un ion positivo llamado catión (Mortimer, 1998).

- ▶ Cuando un átomo pierde o gana electrones, deja de llamarse átomo, para llamarse ión.
- ▶ Cuando un átomo gana electrones se convierte en un IÓN NEGATIVO, llamado **ANION**.
- ▶ Cuando un átomo pierde electrones, se convierte en un IÓN POSITIVO, llamado **CATION**.

Energía o potencial de ionización

La energía de ionización, también conocida como potencial de ionización es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo en su estado fundamental y en fase gaseosa.

Es la energía que se necesita para separar un electrón de un átomo (Mortimer, 1998).

Tamaño atómico

Medida del radio a un átomo. Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el tamaño atómico corresponde a la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos.



Se conoce como tamaño atómico a la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos.

Electronegatividad

Se refiere a la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones de otro átomo, esto lo hacen para cumplir con la regla del octeto, ya sea combinándose o arrancándole sus electrones (Mortimer, 1998).

La electronegatividad se define como la tendencia que tienen los átomos para captar o atraer los electrones de otros átomos para cumplir con la regla del octeto, ya sea combinándose con ellos o arrancándole dichos electrones.

NOTA: La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.4	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	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	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	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	*	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	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.7	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos	*	La 1.10	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.10	Gd 1.10	Tb 1.10	Dy 1.10	Ho 1.10	Er 1.10	Tm 1.10	Yb 1.10	Lu 1.27		
Actínidos	**	Ac 1.10	Th 1.30	Pa 1.40	U 1.40	Np 1.40	Pu 1.22	Am 1.30	Cm 1.30	Bk 1.30	Cf 1.30	Es 1.30	Fm 1.30	Md 1.30	No 1.30	Lr		

Número de oxidación

También se le conoce como valencia y es la capacidad de combinación que poseen los átomos, esta puede ser positiva o negativa.

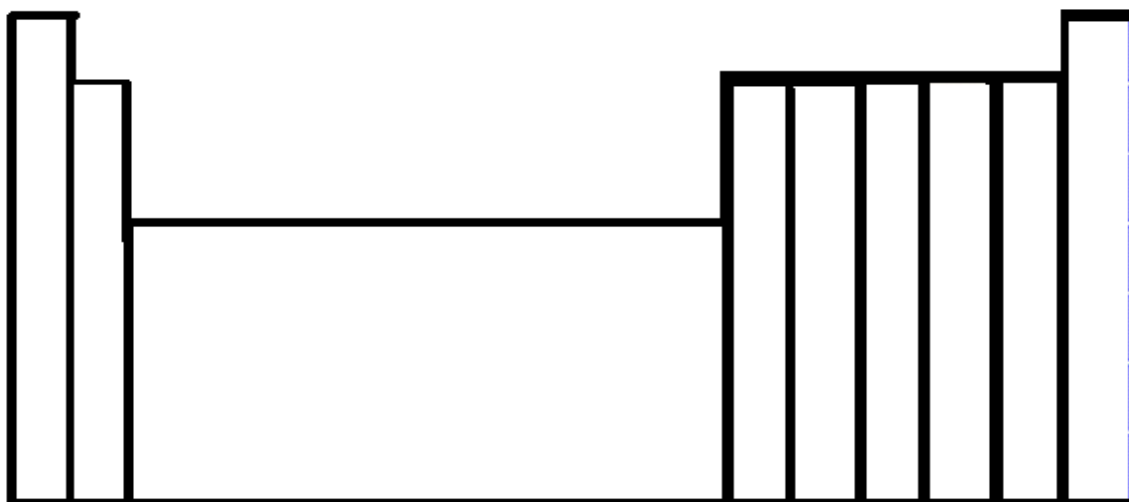
El número de oxidación de un elemento es el número de electrones que se encuentra en la última capa o nivel energético o lo que le falta para completar 8 electrones y que usa para combinarse con otros átomos cediéndolos, compartiéndolos, aunque en algunos casos los pierden convirtiéndose en iones.

Se le conoce así a la capacidad que tiene un átomo para combinarse con otro, también se le conoce como valencia y es el número de electrones que se encuentran en la última capa o nivel (Mortimer, 1983).

NOTA: los elementos con valencia única son los que se encuentran en el grupo I-A y II-A

Número de oxidación

Actividad: Coloca los números de oxidación de los familias pertenecientes al grupo A.



Propiedades de Metales, No Metales, Metaloides & Gases Nobles

METALES	NO METALES	METALOIDES	GASES NOBLES
Lustre distintivo (Brillan)	No tienen lustre, presentan varios colores	Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no-metales	Baja reactividad química y estabilidad extraordinaria por tener una capa electrónica externa completa.
Maleables y dúctiles (son flexibles) como sólidos	Quebradizos, hay duros y blandos	Conducen la electricidad solamente en un sentido	Viscosidad muy baja, conductividad térmica elevada.
Buenos conductores del calor y la electricidad	Malos conductores del calor y la electricidad	Pueden ser tanto brillantes como opacos	Capacidad de fluir hacia arriba.
Sus compuestos de hidrógeno son básicos	Sus compuestos de oxígeno son ácidos	Son conductores de calor y de electricidad, de hecho, existen los no metales, y no tan bien como los metales.	Todos son gases incoloros, inodoros e insípidos, solubles en agua.
En disolución acuosa forman cationes	Generalmente forman aniones, algunos catiónes en disolución acuosa		

Questionario

- ¿A qué grupo pertenece un elemento que su configuración electrónica termine...ns², np³?
- ¿A qué grupo pertenece un elemento que termine su configuración electrónica en ns¹?
- ¿cuál es el nombre que reciben los elementos que su configuración electrónica termine en...ns²,np⁶?
- ¿Cuál es el nombre que reciben los elementos del grupo A?

5.- A qué grupo pertenecen específicamente los elementos que terminen su configuración electrónica en:

- a) d^1 :
- b) d^{10} :
- c) d^6 :
- d) d^4 :
- e) d^7 :

6.- ¿Qué nombre recibe el grupo perteneciente al bloque d?

7.- ¿Cómo se les llama a los metales del bloque f?

8.- ¿Qué entiendes por isotopo?

9.- ¿Qué es electronegatividad?

10.- ¿Qué elemento tendrá mayor electronegatividad de acuerdo a las siguientes tablas?

- a) Elemento #1: ns^1 RESPECTO A Elemento # 2: ns^2, np^1
- b) Elemento # 1: ns^2, np^3 RESPECTO A Elemento # 2: ns^2, np^6
- c) Elemento # 1: $3p^5$ RESPECTO A Elemento # 2: $2p^5$

11.- ¿A la suma total de neutrones más protones se les llama?

12.- ¿Qué nombre reciben los elementos del periodo 6 y 7 de las tierras raras?

13.- ¿cómo podemos obtener el tamaño atómico?

14.- ¿Qué entiende por número de oxidación y que otro nombre recibe?

15.-menciona al menos tres propiedades de:

- a) Metales: -
- b) No metales: -
- c) Metaloides: -

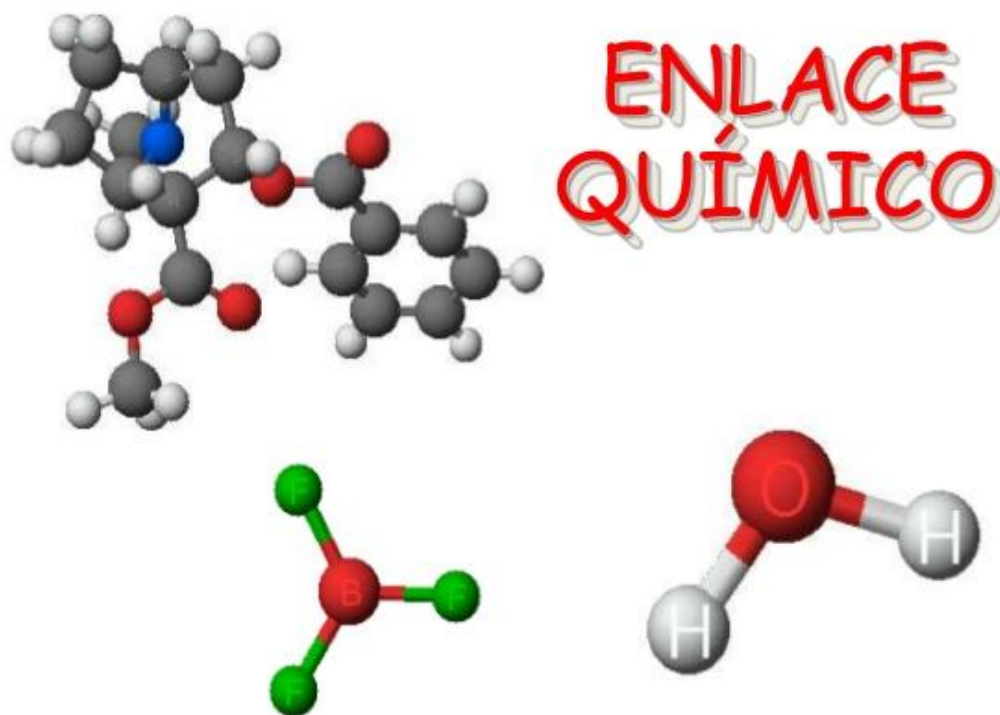
16.- Que partícula subatómica es la que tiene mayor masa...

17.- ¿Cuál es el nombre del grupo al que pertenece un elemento que su configuración electrónica termine... ns^2, np^5 ?

18.- A la suma total de protones se les llama...

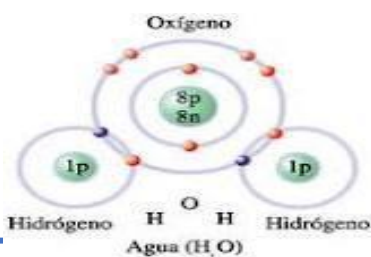
CAPÍTULO

4



Enlaces químicos

Es la unión de los electrones de dos átomos para formar un compuesto, y este se representa con una o más líneas (guiones) horizontales. Un enlace es de carga eléctrica. Al unirse no importa si se unen uno o dos electrones de un átomo con otro, viene siendo el mismo enlace. Para unirse el átomo más electronegativo es el que atrae al otro (electropositivo).



Regla de octeto

Esta regla dice que los átomos o elementos de la tabla periódica busca completar 8 electrones en su último nivel energético, para lograr la estabilidad, tratando de semejarse al grupo VIII-A de los gases nobles. Esta regla tiene excepciones como son los átomos de grupo I y II-A, ya que ellos al unirse y compartir sus electrones logran su estabilidad.

Esta regla indica que cuando se van a enlazar dos átomos iguales, los electrones de valencia de éstos se organizan de tal manera que, al formar el enlace por compartición de pares de electrones, cada uno de los átomos al final adopta una estructura de gas noble, quedando ambos rodeados de 8 electrones en sus últimos niveles de energía. Cuando se trata de átomos diferentes, el elemento más electronegativo o no metálico es el que se rodea de ocho electrones.

Esta Regla tiene algunas excepciones como es el caso de que no se aplica en la formación de enlaces con pares de átomos de hidrógeno.

Como todo modelo, las estructuras de Lewis y la regla del octeto, son solamente una herramienta que permite proponer la estructura de los compuestos. Sin embargo, la naturaleza es complicada y no siempre se cumplen las reglas inventadas para simplificarla. Hay compuestos que no satisfacen la regla del octeto ni ninguna otra regla. Por ejemplo el NO, que es un gas subproducto de la combustión de la gasolina en los automóviles y uno de los contaminantes más importantes de la atmósfera, tiene 11 electrones de valencia. Dado que la regla del octeto demanda que los electrones se acomoden por parejas, al tener un número impar de electrones de valencia, este compuesto no puede satisfacerla.

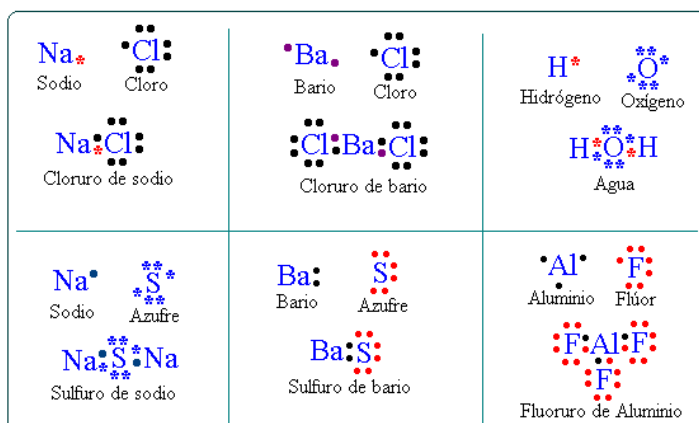
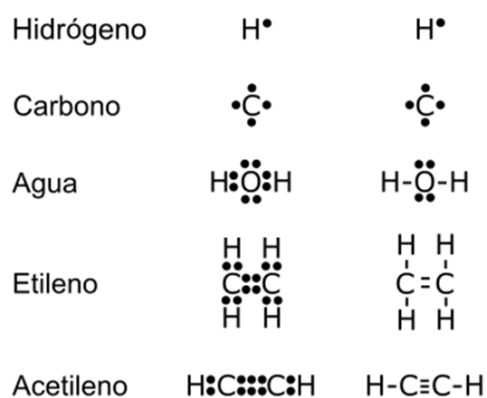
Estructura de Lewis

La estructura de Lewis, también llamada diagrama de punto, modelo de Lewis o representación de Lewis, es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Son representaciones adecuadas y sencillas de iones y compuestos, que facilitan el recuento exacto de electrones y constituyen una base importante para predecir estabildades relativas.

Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los enlaces químicos entre las moléculas y su geometría molecular, y la distancia que hay entre cada enlace formado.

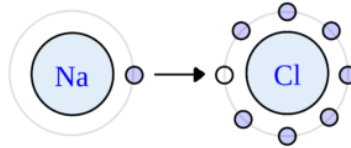
Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos en vez de líneas. Los electrones desapareados (los que no participan en los enlaces) se representan mediante una línea o con un par de puntos, y se colocan alrededor de los átomos a los que pertenece.

Este modelo fue propuesto por Gilbert N. Lewis quien lo introdujo por primera vez en 1916 en su artículo La molécula y el átomo.

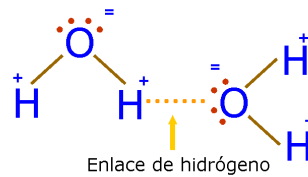


Tipos de enlaces químicos

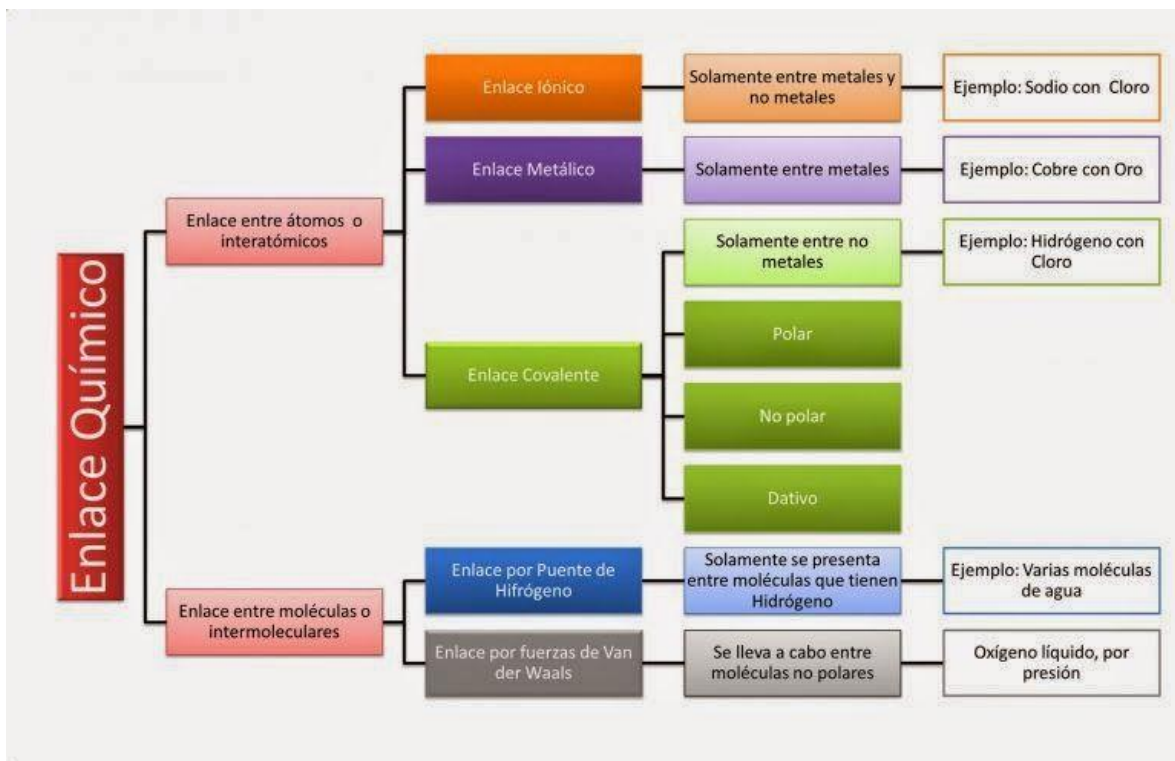
- **Inter-atómicos.**- son los que se presentan entre dos átomos independientes.



- **Inter-moleculares.**- Son los que se presentan entre dos moléculas, es decir entre dos compuestos.



Tipos de enlaces químicos

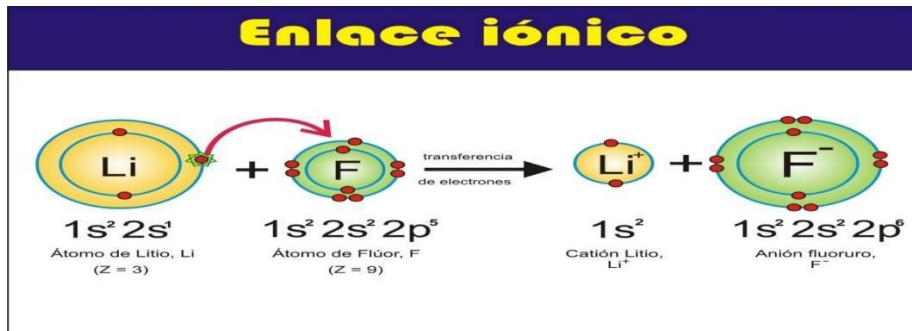


Enlaces inter-atómicos

Enlaces iónicos

Se presenta cuando se unen: un No Metal (muy electronegativo) y un Metal muy electropositivo (baja electronegatividad).

Son enlaces muy fuertes y difíciles de romper, debido a la diferencia de electronegatividad; de igual forma siempre son moléculas polares.



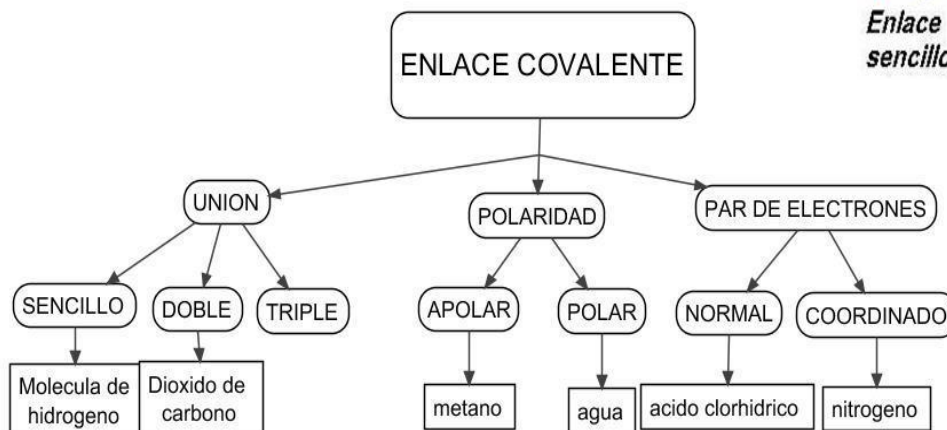
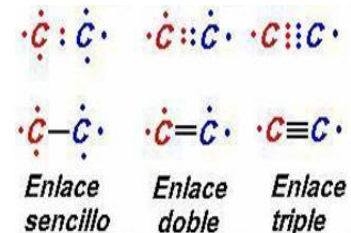
Enlaces Covalentes

Se presenta cuando se unen: un No Metal con otro No Metal ambos de baja electronegatividad.

Son enlaces débiles y fáciles de romper que los iónicos, debido a la baja diferencia de electronegatividad.

Pueden ser enlaces polares, no polares y coordinados.

Pueden presentarse enlaces, Sencillos, Dobles y Triples



Enlace covalente polar

Se dice que es polar cuando al unirse dos átomos no metálicos (diferentes) su diferencia de electronegatividad sea mayor que cero y menor de 1.9.

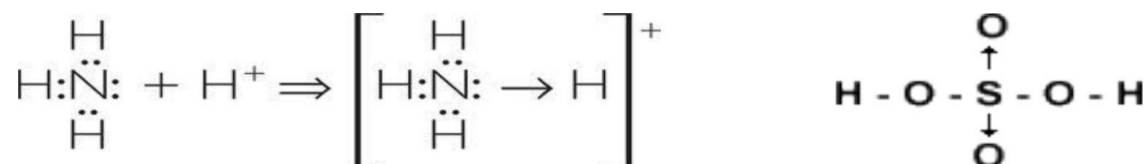
Enlace covalente no polar

Es la unión de dos átomos no metálicos donde la diferencia de electronegatividad entre estos es igual a 0.



Enlace covalente coordinado

Se define como la unión química entre dos átomos de elementos no metálicos donde uno de ellos comparte al menos un par de electrones y el otro solo contribuye con un orbital vacío, representándose dicho enlace a través de una flecha que parte del donador del par de electrones concluyendo con el que recibe.



Enlaces metálicos

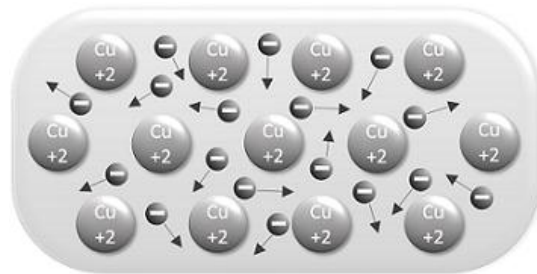
Son un tipo de enlaces atómicos o químicos que se da entre elementos metálicos únicamente y como su nombre lo indica es el proceso en el que dos átomos del mismo metal o de un compuesto metálico puro se unen, más no en aleaciones.

Los **enlaces metálicos** es lo que hace que los metales sean tan resistentes, ya que entre mayor sea el número de enlaces atómicos (protones y electrones) mayor será la dureza del metal.

Se forman con la unión de un conjunto de ellos colocados generalmente uno rodeado por seis en la misma fila, adjunto con tres en la parte superior y tres en la inferior. Estos sueltan los electrones de su último nivel los cuales andarán en constante movimiento formando una nube eléctrica que los protege y les da

Enlaces Metálicos

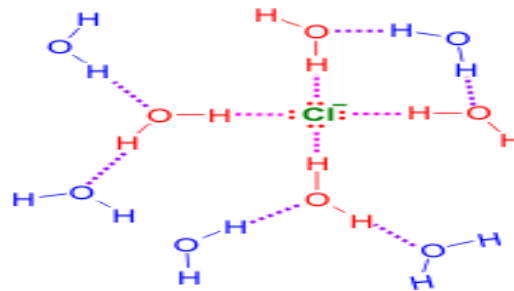
estabilidad; aunado a esto les da las características representativas que tienen los metales como son: conductividad eléctrica y térmica y ductilidad y maleabilidad.



Enlaces inter-moleculares

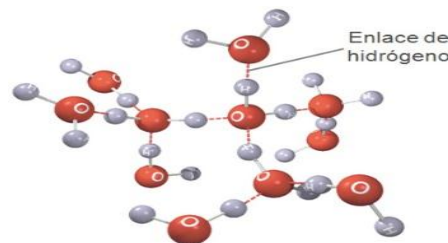
Estos enlaces se presentan al igual que cualquier otro entre dos átomos, únicamente que se dan entre átomos de diferentes compuestos o moléculas. Dicho enlace suele ser más que un enlace una simple interacción.

Estas interacciones son propiciadas debido a la polaridad que puede o no presentar los compuestos.



Enlace puente de hidrogeno

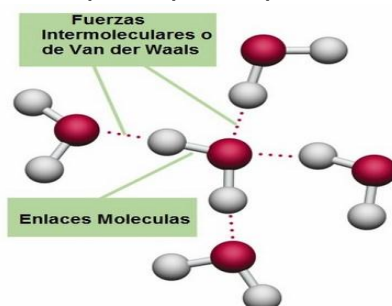
Este tipo de interacción se da con la participación del hidrogeno (siempre) y un átomo muy electronegativo como es el caso del oxígeno, flúor o nitrógenos generalmente.



Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas de estabilización molecular; forman un enlace químico no covalente en el que participan dos tipos de fuerzas o interacciones, las fuerzas de dispersión (que son fuerzas de atracción) y las fuerzas de repulsión entre las capas electrónicas de 2 átomos contiguos.

Estas se presentan entre diferentes tipos de moléculas o compuestos donde no necesariamente tiene que participar el hidrogeno como en el caso anterior, ya que pueden participar otro tipo de átomos; lo que si influye considerablemente es la polaridad de las moléculas para que se presente este tipo de interacción.



Las fuerzas de Vander Waals pueden ser de 3 tipos:

- **Dipolo permanente (Dipolo-dipolo)**: este se presenta cuando la interacción se da entre dos compuestos donde ambos son polares.
- **Dipolo inducido**: se presenta cuando la interacción se da entre dos compuestos donde uno de ellos es polar y el otro en no polar.
- **Dipolo inducido o de dispersión de London**: se presenta cuando la unión de los dos átomos pertenecen a compuestos no polares.

CUESTIONARIO

- 1.- Es el tipo de enlace químico es donde se comparten un par de electrones que parten de un átomo, mientras que el otro átomo solo aporta un orbital vacío.
- 2.- Se le llama así a la representación de los enlaces, que se hacen a través de puntos y cruces, en los átomos.
- 3.- Es el nombre que se le da a la unión que existe entre dos átomos.
- 4.- Son enlaces que se dan entre moléculas de baja polaridad, donde son enlaces fuertes debido a la nube eléctrica que se forma alrededor de ellos.
- 5.- Fuerza intermolecular que se presentan entre compuestos de átomos muy electronegativos y el hidrógeno.
- 6.- Es un ejemplo de enlace covalente No polar.
- 7.- Para que sea un enlace iónico debe de tener una diferencia de electronegatividad de...
- 8.- Fuerza de Van der Waals que se caracteriza porque logra convertir una molécula No polar en Polar para poderse dar esta interacción...
- 9.- Es la diferencia que debe de cumplir un enlace covalente polar...
- 10.-Es un ejemplo de enlace iónico...
- 11.- Es el tipo de enlace químico donde se comparten un par de electrones entre dos átomos No metálicos que parten de un átomo, mientras que el otro átomo solo aporta un orbital vacío.
 - a) Iónico
 - b) Covalente Polar
 - c) Covalente No Polar
 - d) Covalente Coordinado
 - e) Metálico
- 12.- Es el nombre que se le da a la unión que existe entre dos átomos pero de diferente molécula, donde ambas moléculas son polares
 - a) Dipolo Inducido
 - b) Dipolo Permanente
 - c) Fuerzas de Dispersión de London
 - d) Covalente Polar
- 13.- Son enlaces que se dan entre átomos metálicos de baja polaridad, donde son enlaces fuertes debido a la nube eléctrica que se forma alrededor de ellos.
 - a) Enlace Iónico
 - b) Covalente Polar
 - c) Covalente No Polar
 - d) Covalente Coordinado
 - e) Metálico

Química I

14.- Fuerza intermolecular que se presentan entre compuestos de átomos muy electronegativos y el hidrógeno

- a) Dipolo Inducido b) Dipolo Permanente
c) Fuerzas de Dispersión de London d) Puente de Hidrógeno

15.- Es un ejemplo de enlace covalente polar.

- a) NaBr b) H₂O c) KF d) O₂ e) K₂SO₄

16.- Fuerza de Vander Waals que se caracteriza porque se presenta entre dos moléculas no polares

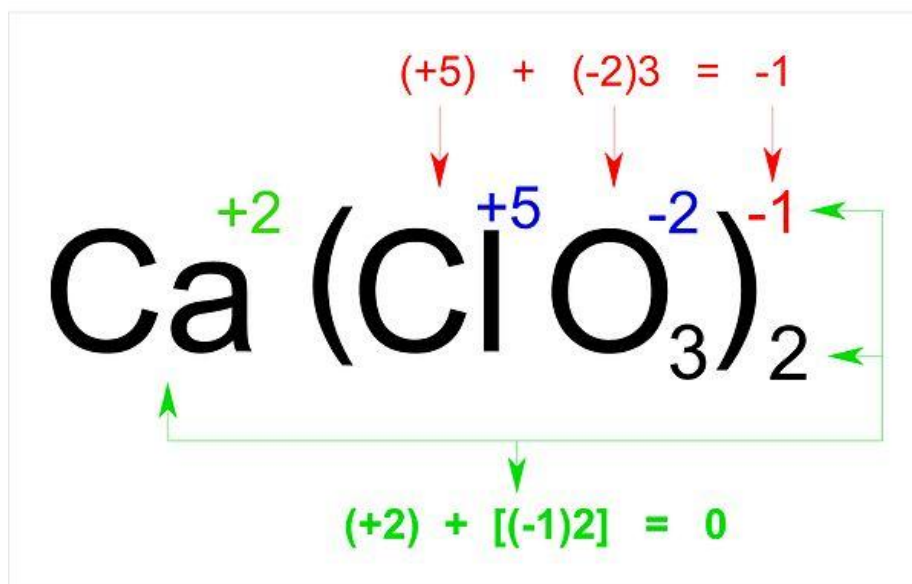
- a) Dipolo Inducido b) Dipolo Permanente
c) Fuerzas de Dispersión de London d) Covalente Polar

17.- Es un ejemplo de enlace iónico...

- a) NaBr b) H₂O c) H₂S d) O₂ e) H₂SO₄

CAPÍTULO 5

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS



NOMENCLATURA DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS

Nomenclatura

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debería de describir su composición química, y es la norma que se aplica en los sistemas de nomenclatura química. Para nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías siendo una de ellas la clasificación de acuerdo al número de elementos que forman parte de un compuesto químico.

Para los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así. Los compuestos binarios y los compuestos ternarios.

Formula química

Se utiliza para expresar la composición cualitativa utilizando coeficiente símbolos químicos y subíndices: esta representación se utiliza para una molécula de un compuesto determinado.

- ⊙ **Compuestos Binarios:** son aquellos que están formados únicamente por 2 elementos
- ⊙ **Compuestos Ternarios:** son aquellos que están formados únicamente por 3 elementos

Existen distintos tipos de compuestos químicos como son: **ÓXIDOS (Metálicos y No Metálicos)**, **HIDRUROS**, **HIDRÓXIDOS**, **ÁCIDOS (Hidráulicos y Oxiácidos)** y **SALES (Haluros y Oxisales)**, entre otros menos utilizados...

Los compuestos químicos GENERALMENTE tienen algo en particular que los caracteriza, es decir UN ELEMENTO QUÍMICO fijo que no cambia, y otro ELEMENTO QUE PUEDE VARIAR.

Para fines prácticos utilizaremos simbología para representar los ELEMENTOS QUE PUEDEN VARIAR:

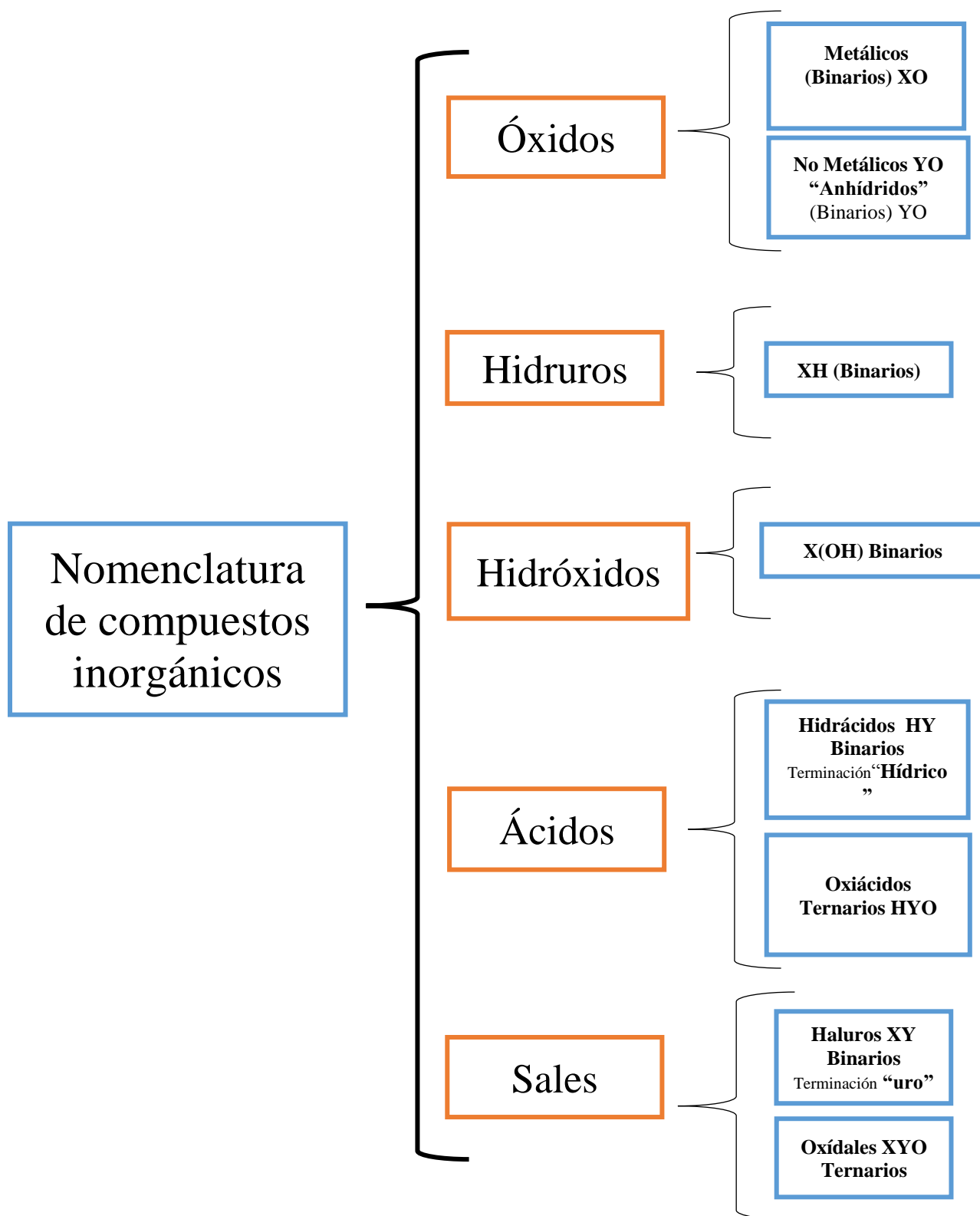
X = nos va a representar a los **METALES**.

Y = nos va a representar a los **NO METALES**.

Nota: En los compuestos químicos, los elementos de la derecha siempre trabajaran con valencia negativa y los de la izquierda con valencia positiva. Ejemplo:



Diagrama de principales compuestos químicos inorgánicos



Notas importantes de cada tipo de compuesto (ACORDEÓN)

Los distintos tipos de compuestos y sus características particulares son los siguientes:

1. **ÓXIDOS**, pueden ser de dos tipos en ambos casos binarios y pueden ser:

1.- **Óxidos Metálicos u Óxidos Básicos**. (Metal + Oxígeno $X+O \rightarrow XO$)

2.- **Óxidos No Metálicos u Óxidos Ácidos** llamados "**Anhídridos**" (No Metal + oxígeno $Y+O \rightarrow YO$)

Los Óxidos Se caracterizan ser compuestos Binarios y terminar con oxígeno. En el caso de las Bases primero es un Metal y el Oxígeno.

En los Anhídridos es un No Metal + oxígeno

2. HIDRUROS

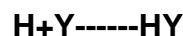
-Hidruros se caracterizan por ser compuestos Binarios, empezando con un Metal y terminando con hidrógeno (metal + hidrogeno $X+H \rightarrow XH$)

3. HIDRÓXIDOS

-Hidróxidos se caracterizan por ser compuestos Ternarios, empezando con un Metal más un radical oxidrilo o hidroxilo (grupo alcohol) **OH**, con valencia única de -1, pero actúan como compuestos binario ya que **OH**, es un grupo funcional de valencia única (-1) (metal + grupo funcional. $X + OH \rightarrow X(OH)$)

4. **ÁCIDOS**, pueden ser de dos tipos:

1.- **Hidracidos**. Se forman con la unión de: es **binario** (Hidrogeno + No Metal)

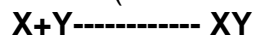


2.- **Oxiácidos**. Se forman con la unión de: es **ternario** (Hidrogeno + No Metal o Metal + oxígeno)



5. **SALES**, pueden ser de dos tipos:

1.- **Haluros**.- Se forman con la unión de: es **binario** (Metal + No Metal)



2.- **Oxisales**.- se caracterizan por ser compuestos **Ternarios** empezando con (Metal + No Metal o Metal y terminando con oxígeno



Química I

Ejercicios: Identifique los siguientes tipos de compuestos de acuerdo a sus características particulares.

<i>Formula</i>	<i>Tipos de compuesto</i>	<i>Qué lo caracteriza</i>
H ₃ PO ₄	Acido (Oxiácido)	Son ternarios y tienen H + Y + O
CO ₂	Oxido (Anhídrido)	Son binarios y tienen Y+O
KI		
LiH		
CaSO ₄		
Al ₂ O ₃		
Al(OH) ₃		
HBr		
N ₂ O ₃		
Li ₂ S		
HNO ₃		
RbOH		
KMnO ₄		
Na ₂ O		
MgH ₂		
H ₂ S		
F ₂ O		
FeH ₂		
HClO		
PbO ₂		

Química I

Ejercicios: Identifique los siguientes tipos de compuestos de acuerdo a sus características particulares.

<i>Formula</i>	<i>Tipos de compuesto</i>	<i>Qué lo caracteriza</i>
Co(OH) ₂		
Li ₂ CO ₃		
HIO ₄		
HF		
PtBr ₂		
CaOH		
AuH ₃		
Mg(ClO ₄)		
H ₂ Se		
Cr ₂ O ₃		
I ₂ O		
HNO ₂		
AgH		
HI		
Fe(OH) ₂		
Au ₂ O ₃		
CuSiO ₄		
HMnO ₄		
SrO		
Hg ₂ O		

Química I

ÓXIDOS

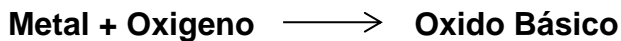
Los óxidos son compuestos químicos inorgánicos siempre son diatómicos o binarios formados por la unión del **OXÍGENO** (*por su electronegatividad siempre se va a encontrar a la derecha del compuesto químico*) con otro elemento diferente el cual puede ser **Metal o No Metal** (*el cual siempre se va a encontrar a la izquierda porque es menos electronegativo que el oxígeno, es decir es electropositivo*). Según si este elemento es **metal o no metal** serán **óxidos básicos u óxidos ácidos**. El oxígeno siempre tiene valencia -2.

Por su naturaleza estos compuestos pueden ser de dos tipos:

- Óxidos Metálicos u Óxidos Básicos
- Óxidos No Metálicos u Óxidos Ácidos, también llamados ANHÍDRIDOS.

Óxidos Metálicos

Se forman con la unión de un Metal más el Oxígeno.



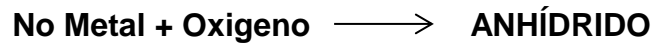
TERMINACIÓN	VALENCIA
oso	MENOR
ico	MAYOR

EJEMPLOS DE OXIDOS METALICOS	
$\begin{matrix} +2 & & -2 \\ \text{Mg} & + & \text{O} \end{matrix} \longrightarrow \text{MgO}$	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Magnesio II • Oxido Magnés<u>ico</u> • Monóxido Magnés<u>ico</u>
$\begin{matrix} +1 & & -2 \\ \text{K} & + & \text{O} \end{matrix} \longrightarrow \text{K}_2\text{O}$	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Potasio • Oxido Potás<u>ico</u> • Monóxido Potás<u>ico</u>
$\begin{matrix} +1 \text{ y } +2 & & -2 \\ \text{Cu} & + & \text{O} \end{matrix} \begin{matrix} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} \\ \\ \searrow \\ \text{CuO} \end{matrix}$	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Cobre I • Oxido Cupr<u>oso</u> • Monóxido Cupr<u>oso</u>
	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Cobre II • Oxido Cúpri<u>co</u> • Monóxido Cúpri<u>co</u>
$\begin{matrix} +2 \text{ y } +3 & & -2 \\ \text{Fe} & + & \text{O} \end{matrix} \begin{matrix} \longrightarrow \text{FeO} \\ \\ \searrow \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{matrix}$	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Fierro II • Oxido Ferr<u>oso</u> • Monóxido Ferr<u>oso</u>
	<ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Fierro III • Oxido Férr<u>ico</u> • Trióxido Férr<u>ico</u>

Química I

Óxidos NO Metálicos (Anhídridos)

Se forman con la unión de un Metal más el Oxígeno.



VALENCIA	PREFIJO	TERMINACIÓN
1	hipo	OSO
3		OSO
5		ICO
7	per	ICO

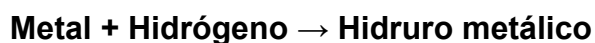
EJEMPLOS DE OXIDOS NO METALICOS	
$\text{B} + \text{O} \longrightarrow \text{B}_2\text{O}_3$	<ul style="list-style-type: none"> • Óxido de Boro III • Anhídrido Bórico • Trióxido Bórico
$\text{N} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \\ \searrow \\ \text{N}_2\text{O}_5 \end{cases}$	<ul style="list-style-type: none"> • Óxido de Nitrógeno III • Anhídrido Nitroso • Trióxido Nitroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Óxido de Nitrógeno V • Anhídrido Nítrico • Dióxido Nítrico
$\text{S} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{SO}_2 \\ \searrow \\ \text{SO}_3 \end{cases}$	<ul style="list-style-type: none"> • Óxido de Azufre IV • Anhídrido Sulfuroso • Dióxido Sulfuroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Óxido de Azufre VI • Anhídrido Sulfúrico • Trióxido Sulfúrico
$\text{Cl} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O} \\ \searrow \\ \text{Cl}_2\text{O}_3 \\ \searrow \\ \text{Cl}_2\text{O}_5 \\ \searrow \\ \text{Cl}_2\text{O}_7 \end{cases}$	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Hipocloroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Caloroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Clórico
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Perclórico
$\text{F} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{F}_2\text{O} \\ \searrow \\ \text{F}_2\text{O}_3 \\ \searrow \\ \text{F}_2\text{O}_5 \\ \searrow \\ \text{F}_2\text{O}_7 \end{cases}$	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Hipofluoroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Fluoroso
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Fluorico
	<ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Perfluorico

Hidruros Metálicos

Son compuestos binarios o diatómicos formados por **HIDRÓGENO** y un **METAL**.

En estos compuestos, **EL HIDRÓGENO SIEMPRE TIENE VALENCIA -1**.

Se nombran con la palabra **HIDRURO**. Su fórmula general es **Metal + H**. Para nombrar estos compuestos en el sistema tradicional se utiliza la palabra hidruro y se agrega el nombre del metal con los sufijos **-oso** o **-ico** con las reglas generales para esta nomenclatura.



Ejemplos de Hidruros	
Metal + Hidrogeno → Hidruro Metálico	
$Rb + H \rightarrow RbH$	Hidruro Rubidico
$Ca + H \rightarrow CaH_2$	Hidruro Cálcico
$Pd + H \begin{cases} \rightarrow PdH_2 \\ \rightarrow PdH_4 \end{cases}$	Hidruro Paladoso
	Hidruro Paladico
$Mg + H \rightarrow MgH_2$	Hidruro Magnésico
$Co + H \begin{cases} \rightarrow CoH_2 \\ \rightarrow CoH_3 \end{cases}$	Hidruro Cobaltoso
	Hidruro Cobaltico
$Hg + H \begin{cases} \rightarrow HgH \\ \rightarrow HgH_2 \end{cases}$	Hidruro Mercuroso
	Hidruro Mercúrico

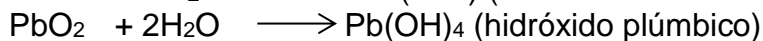
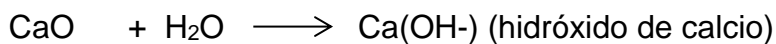
Química I

Hidróxidos

Se caracterizan por llevar en su molécula **el radical (OH-)** llamado radical **OXHIDRILLO o HIDROXILO**. Se forman al agregar agua a un óxido metálico.

Ejemplos:

Metal + Agua \longrightarrow Hidróxido



Ejemplos de Hidróxidos	
Metal + Oxidrilo o Hidroxilo \longrightarrow Hidróxido	
Mg + OH \longrightarrow Mg(OH)₂	Hidróxido Magnésico
K + OH \longrightarrow K(OH)	Hidróxido Potásico
Cu + OH $\begin{matrix} \longrightarrow \\ \searrow \end{matrix}$ Cu(OH) Cu(OH)₂	Hidróxido Cuproso Hidróxido Cúprico
Na + OH \longrightarrow Na(OH)	Hidróxido Sódico
Au + OH $\begin{matrix} \longrightarrow \\ \searrow \end{matrix}$ Au(OH) Au(OH)₃	Hidróxido Auroso Hidróxido Áurico
Ni + OH $\begin{matrix} \longrightarrow \\ \searrow \end{matrix}$ Ni(OH)₂ Ni(OH)₃	Hidróxido Niqueloso Hidróxido Niquélico

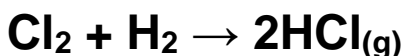
Tienen la característica de que sus moléculas **INICIAN SIEMPRE CON EL HIDRÓGENO**. Pueden ser de dos tipos:

- **HIDRÁCIDOS**.- Son **BINARIOS** y su fórmula es **HY**
- **OXIÁCIDOS**.- Son **TERNARIOS** y su fórmula es **HY/xO**

Hidrácidos o Hidruros No Metálicos

Los hidrácidos (compuestos binarios ácidos) o hidruros no metálicos son compuestos formados entre el hidrógeno y un no metal de las familias VI-A y VII-A. Los elementos de estas dos familias que pueden formar hidrácidos e hidruros no metálicos son: S, Se, Te, F, Cl, I y Br, que por lo general trabajan con VALENCIA NEGATIVA (-1 y -2). Todos los hidrácidos se empieza con **LA PALABRA ÁCIDO** Y se les añade la terminación **HÍDRICO** a la raíz del nombre del no metal.

Hidrógeno + No metal → **HIDRÁCIDO** o **HIDRURO NO METÁLICO**



COMPUESTO	EN ESTADO PURO	EN DISOLUCIÓN
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clor <u>hídrico</u>
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluor <u>hídrico</u>
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido brom <u>hídrico</u>
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yod <u>hídrico</u>
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulf <u>hídrico</u>
H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selen <u>hídrico</u>

Ejemplos de Hidrácidos	
Hidrogeno + No metal \longrightarrow Hidrácido	
$H + Se \longrightarrow H_2Se$	Ácido Selen<u>h</u>ídrico
$H + F \longrightarrow HF$	Ácido Fluor<u>h</u>ídrico
$H + S \longrightarrow H_2S$	Ácido Sulf<u>h</u>ídrico
$H + Br \longrightarrow HBr$	Ácido Brom<u>h</u>ídrico

Oxiácidos

Son aquellos que llevan oxígeno en su molécula además del hidrógeno y el no metal/metál.

Ejemplos de Oxiácidos	
Hidrogeno + No metal + Oxigeno	
$H + S + O \begin{cases} \longrightarrow H_2SO_3 \\ \longrightarrow H_2SO_4 \end{cases}$	Acido Sulfuroso
	Ácido Sulfúrico
$H + I + O \begin{cases} \longrightarrow HIO \\ \longrightarrow HIO_2 \\ \longrightarrow HIO_3 \\ \longrightarrow HIO_4 \end{cases}$	Ácido Hipoyodoso
	Ácido Yodoso
	Acido Yódico
	Ácido Peryódico

CATIONES MÁS UTILIZADOS

Catión	Nombre	Catión	Nombre	Catión	Nombre	Catión	Nombre	Catión	Nombre
H ⁺	Hidrógeno	Mg ⁺²	Magnesio	Cu ⁺²	Cúprico	Co ⁺²	Cobaltoso	Pt ⁺²	Platinoso
Li ⁺	Litio	Ca ⁺²	Calcio	Hg ⁺	Mercurioso	Co ⁺³	Cobáltico	Pt ⁺⁴	Platínico
Na ⁺	Sodio	Sr ⁺²	Estroncio	Hg ⁺²	Mercuríco	Ni ⁺²	Niqueloso	Ir ⁺²	Iridioso
K ⁺	Potasio	Ba ⁺²	Bario	Al ⁺³	Aluminio	Ni ⁺³	Niquélico	Ir ⁺⁴	Iridico
Rb ⁺	Rubidio	Ra ⁺²	Radio	Au ⁺	Auroso	Sn ⁺²	Estanoso	Mn ⁺²	Manganoso
Ag ⁺	Plata	Zn ⁺²	Zinc	Au ⁺³	Aurico	Sn ⁺⁴	Estánico	Mn ⁺⁴	Mangánico
NH ₄ ⁺	Amonio	Cd ⁺²	Cadmio	Fe ⁺²	Ferroso	Pb ⁺²	Plumboso		
Be ⁺²	Berilio	Cu ⁺	Cuproso	Fe ⁺³	Férrico	Pb ⁺⁴	Plúmbico		

ANIONES MÁS UTILIZADOS

Anión	Nombre	Anión	Nombre	Anión	Nombre
(H) ⁻	Hidruro	(BrO) ⁻	Hipobromito	(PO ₃) ⁻³	Ortofosito
(O) ⁻²	Oxido (Oxigeno)	(BrO ₂) ⁻	Bromito	(PO ₄) ⁻³	Ortofosfato
(OH) ⁻	Hidróxido	(BrO ₃) ⁻	Bromato	(CO ₃) ⁻³	Carbonato
(F) ⁻	Fluoruro	(BrO ₄) ⁻	Perbromato	(HCO ₃) ⁻	Bicarbonato
(Cl) ⁻	Cloruro	(IO) ⁻	Hipoyodito	(CrO ₄) ⁻²	Cromato
(Br) ⁻	Bromuro	(IO ₂) ⁻	Yodito	(Cr ₂ O ₇) ⁻²	Cromato
(I) ⁻	Ioduro	(IO ₃) ⁻	Yodato	(MnO ₄) ⁻	Permanganato
(S) ⁻²	Sulfuro	(IO ₄) ⁻	Peryodato		
(ClO) ⁻	Hipoclorito	(SO ₃) ⁻²	Sulfito		
(ClO ₂) ⁻	Clorito	(SO ₄) ⁻²	Sulfato		
(ClO ₃) ⁻	Clorato	(NO ₂) ⁻	Nitrito		
(ClO ₄) ⁻	Perclorato	(NO ₃) ⁻	Nitrato		

TABLA DE ANIONES Y CATIONES

ANIONES	NOMBRE	CATIONES	NOMBRE
F ⁻¹	Fluoruro	Cr ⁺⁶	Cromo VI (Crómico)
Cl ⁻¹	Cloruro	Cr ⁺³	Cromo III (Cromoso)
Br ⁻¹	Bromuro	Fe ⁺²	Fierro II (Ferroso)
I ⁻¹	Yoduro	Fe ⁺³	Fierro III (Férrico)
S ⁻²	Sulfuro	Co ⁺²	Cobalto II (Cobaltoso)
Se ⁻²	Selenuro	Co ⁺⁴	Cobalto IV (Cobáltico)
(NO ₃) ⁻¹	Nitrato	Ni ⁺²	Níquel II (Niqueloso)
(NO ₂) ⁻¹	Nitrito	Ni ⁺³	Níquel III (Níquelico)
(PO ₃) ⁻³	Fosfito	Cu ⁺¹	Cobre I (Cuproso)
(PO ₄) ⁻³	Fosfato	Cu ⁺²	Cobre II (Cúprico)
(BO ₃) ⁻³	Borato	Hg ⁺¹	Mercurio I (Mercurioso)
(CO ₃) ⁻²	Carbonato	Hg ⁺²	Mercurio II (Mercúrico)
(AsO ₃) ⁻³	Arsenito	Sn ⁺²	Estaño II (Estanoso)
(AsO ₄) ⁻³	Arseniato	Sn ⁺⁴	Estaño IV (Estánico)
(SO ₃) ⁻²	Sulfito	Pb ⁺²	Plomo II (Plumboso)
(SO ₄) ⁻²	Sulfato	Pb ⁺⁴	Plomo IV (Plúmbico)
(ClO ₄) ⁻¹	Perclorato	Au ⁺¹	Oro I (Auroso)
(ClO ₃) ⁻¹	Clorato	Au ⁺²	Oro III (Áurico)
(ClO ₂) ⁻¹	Clorito	Zn ⁺²	Zinc
(ClO) ⁻¹	Hipoclorito	(NH ₄) ⁺¹	Amonio
(MnO ₄) ⁻²	Manganato	Ag ⁺¹	Plata
(MnO ₄) ⁻¹	Permanganato	H ⁺¹	Ácido
(CrO ₄) ⁻²	Cromato		
(Cr ₂ O ₇) ⁻²	Dicromato		
(CN) ⁻¹	Cianuro		
(SCN) ⁻¹	Sulfocianuro		
(C ₂ O ₄) ⁻²	Oxalato		
(CH ₃ COO) ⁻¹	Acetato		
[Fe(CN) ₆] ⁻⁴	Ferrocianuro		
[Fe(CN) ₆] ⁻³	Ferricianuro		
(HCO ₃) ⁻¹	Carbonato ácido o bisulfito		
(HSO ₃) ⁻¹	Sulfito ácido o bisulfito		
(HSO ₄) ⁻¹	Sulfato ácido o bisulfato		
(HS) ⁻¹	Sulfuro ácido o bisulfuro		
(HPO ₄) ⁻²	Fosfato mono ácido		
(H ₂ PO ₄) ⁻¹	Fosfato diácido		
(PO ₄) ⁻³	Fosfato		
(HPO ₃) ⁻²	Fosfito mono ácido		
(H ₂ PO ₃) ⁻¹	Fosfito diácido		
(PO ₃) ⁻³	Fosfito		
(OH) ⁻¹	Hidróxido o Hidroxilo		
O ⁻²	Óxido		
O ⁻¹ ; O ₂ ⁻²	Peróxido		
H ⁻¹	Hidruros metálicos		
(S ₂ O ₃) ⁻²	Hiposulfito o Tiosulfito		
(BO ₃) ⁻³	Orto Borato		
(TeO ₄) ⁻²	Telurato		
(SiO ₃) ⁻²	Metasilicato		
(SbO ₄) ⁻²	Antimoniato		

Sales

Son compuestos que provienen de la sustitución de los hidrógenos de los ácidos por un metal. Estos pueden ser de dos tipos:

- **Haluros:**
Son **BINARIOS** y se forman **Metal + No Metal----- XY**, Se utiliza la terminación **“uro”**
- **Oxisales:**
Son **TERNARIOS** y se forman **Metal + No Metal + Oxígeno---XY/xO**

Haluros

Estos compuestos químicos se forman por la unión de un no metal más un metal y su nomenclatura empieza nombrando el no metal añadiéndole la terminación **“uro”** y posteriormente se nombra el metal añadiéndole la terminación **“oso”** o **“ico”** según corresponda a su valencia.

Ejemplos de Haluros	
Metal + No Metal → HALURO	
Na + Cl → NaCl	❖ Cloruro Sódico
K + F → KF	❖ Fluoruro Potásico
Mg + Br → MgBr ₂	❖ Bromuro Magnésico
Li + S → Li ₂ S	❖ Sulfuro Lítico
Ca + S → CaS	❖ Sulfuro Cálculo
Fe + I $\begin{matrix} \searrow \\ \rightarrow \\ \swarrow \end{matrix}$ FeI ₂ FeI ₃	❖ Yoduro Ferroso ❖ Yoduro Férrico
Hg + S $\begin{matrix} \searrow \\ \rightarrow \\ \swarrow \end{matrix}$ Hg ₂ S HgS	❖ Sulfuro Mercuroso ❖ Sulfuro Mercúrico

Química I

Oxisales

Son **TERNARIOS** y se forman Metal + No Metal + Oxígeno--- **XYO**

Para la nomenclatura de estos se cambian las terminaciones utilizadas en los Oxiácidos que a continuación se enlistan:

VALENCIA	PREFIJO	TERMINACIÓN
1	hipo	OSO
3		OSO
5		ICO
7	per	ICO

TERMINACIÓN	VALENCIA
oso	MENOR
ico	MAYOR

Por las siguientes:

VALENCIA	PREFIJO	TERMINACIÓN
1	HIPO	ITO
3		ITO
5		ATO
7	PER	ATO

TERMINACIÓN	VALENCIA
ITO	MENOR
ATO	MAYOR

Se pueden utilizar algunas tablas de ANIONES Y CATIONES para facilitar la nomenclatura.

Ejemplos de Oxisales	
Metal + No metal + Oxígeno	→ Oxisal
$K + N + O \begin{cases} \rightarrow KNO_2 \\ \rightarrow KNO_3 \end{cases}$	Nitrito Potásico
	Nitrato Potásico
$Ca + S + O \begin{cases} \rightarrow CaSO_3 \\ \rightarrow CaSO_4 \end{cases}$	Sulfito Cálculo
	Sulfato Cálculo
$Fe + P + O \begin{cases} \rightarrow Fe_3(PO_3)_2 \\ \rightarrow Fe(PO_3) \\ \rightarrow Fe_3(PO_4)_2 \\ \rightarrow Fe(PO_4) \end{cases}$	Fosfito Ferroso
	Fosfito Férrico
	Fosfato Ferroso
	Fosfato Férrico
$Na + Cl + O \begin{cases} \rightarrow NaClO \\ \rightarrow NaClO_2 \\ \rightarrow NaClO_3 \\ \rightarrow NaClO_4 \end{cases}$	Hipoclorito Sódico
	Clorito Sódico
	Clorato Sódico
	Clorato Sódico

Química I

EJERCICIOS: Coloque el nombre del compuesto químico o la fórmula química, según corresponda.

<i>Formula</i>	<i>Tipos de compuesto</i>	<i>Nombre</i>
H ₃ PO ₄		
CO ₂		
KI		
LiH		
CaSO ₄		
Al ₂ O ₃		
Al(OH) ₃		
HBr		
		ANHIDRIDO NITROSO
		SULFURO DE LITIO
		AC. NITRICO
		HIDROXIDO NIQUELOSO
		PERMANGANATO PLUMBICO
		OXIDO ALUMINICO
		SULFATO AMÓNICO
		HIDROXIDO COBÁLTICO
		DICROMATO DE POTASIO
		ACIDO ARSÉNICO
PtBr ₂		
Ca(OH) ₂		

Química I

EJERCICIOS: Coloque el nombre del compuesto químico o la fórmula química, según corresponda.

<i>Formula</i>	<i>Tipos de compuesto</i>	<i>Nombre</i>
HNO ₂		
SO ₂		
AgH		
NH ₄ BrO ₃		
Fe(OH) ₂		
		OXIDO AUROSO
		SILICATO CURPICO
		ACIDO PERMANGANICO
		OXIDO DE ESTRONCIO
		YODURIO ARGENTICO
		HIDROXIDO PLUMBOSO
		HIDRURO NIQUÉLICO
Ca Cr ₂ O ₇		
Hg ₂ O		
HCl		
		ANHIDRIDO PERBRÓMICO
		HIDRURO FÉRRICO
		ACIDO HIPOFLUOROSO
Mg(ClO ₄) ₂		
K ₂ Cr ₂ O ₄		

CAPÍTULO 6

REACCIONES QUÍMICAS

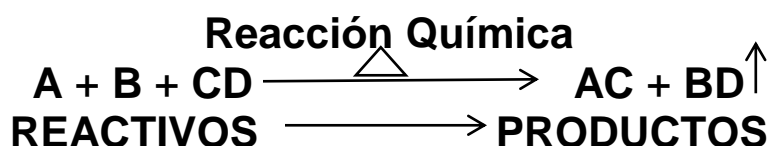


Reacción química

Una reacción química (acción de hacerlo), cambio químico o fenómeno químico, es todo proceso termodinámico en el cual una o más sustancias (llamadas reactantes o reactivos), por efecto de un factor energético, se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. Esas sustancias pueden ser elementos o compuestos.

A la representación simbólica de las reacciones se les llama **ecuaciones químicas**.

Una reacción química es el proceso por el cual unas sustancias se transforman en otras.



Si se quiere o necesita indicar el estado en que se encuentran las sustancias que intervienen o si se encuentran en disolución, se puede hacer añadiendo los siguientes símbolos detrás de la fórmula química correspondiente:

- (s) = sólido.
- (l) = líquido.
- (g) = gas.
- (aq) = disolución acuosa (en agua).
- Catalizadores \triangle
- Desprendimiento de algo \uparrow

Clasificación de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar de muchas maneras, de acuerdo a su forma, en función a la energía, a su pH, a su reducción, etc...

Algunas de sus clasificaciones son las siguientes:

Tipos de reacciones químicas

- **Exotérmicas:** Son reacciones químicas que cuando se llevan a cabo liberan energía en forma de calor.

Por ejemplo: Ácido Sulfúrico en agua o viceversa.

Tipos de reacciones químicas

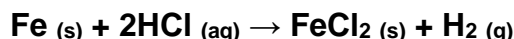
- **Endotérmicas:** Son reacciones químicas que necesitan calor para llevarse a cabo.
Por ejemplo: Preparar Frijoles
- **Reversibles** (\longleftrightarrow): Son aquellas reacciones químicas cuando los reactivos se convierten en productos, éste a su vez puede volver a ser reactivo (Cambio Físico).
- **Irreversibles** (\longrightarrow): Son aquellas reacciones químicas que una vez que se llevan a cabo la formación del producto, éste no puede volver a ser reactivo (Cambio Químico). Ocurren en un solo sentido.
- **Síntesis o adición** ($A+B \longrightarrow AB$): son aquellas reacciones químicas donde unes dos o más productos y te forman uno que es de mayor complejidad y tendrá mayor tamaño que cualquiera de los dos reactivos.
- **Descomposición o análisis** ($ABC \longrightarrow AB+C$): en estas reacciones químicas el reactivo es de mayor complejidad o de mayor tamaño que cualquiera de mis productos.

Así, cuando el carbonato de cobre se calienta fuertemente se descompone según la reacción:



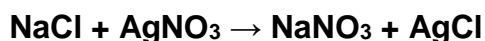
- **Sustitución o desplazamiento simple** ($AB+C \longrightarrow AC+B$): un reactivo sustituye a otro en el producto.

Así las reacciones de ataque de los metales por los ácidos llevan consigo la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente. Tal es el caso de la acción del ácido clorhídrico sobre limaduras de hierro que tiene lugar en la forma:



- **Doble sustitución o desplazamiento doble** ($AB+CD \longrightarrow AC+BD$): reacción química donde se sustituyen dos reactivos en el producto.

Así el sodio desplaza a la plata en el nitrato de plata, pero es a su vez desplazado por aquélla en el cloruro de sodio:



- **Neutralización:** Son aquellas reacciones donde se toma en cuenta el pH (potencial Hidrógeno), de una sustancia determinada, buscando llevarla a un pH Neutro = 7

El rango de pH oscila de acuerdo a la siguiente tabla:



- **Reacciones ácidos y bases.-** Son aquellas reacciones químicas donde se trasladan de un pH básico a pH ácido o viceversa.

Una reacción ácido-base o reacción de neutralización es una reacción química que ocurre entre un ácido y una base.

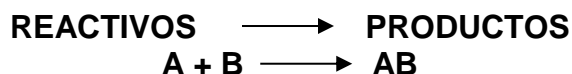
Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que desprenden energía en forma de calor. Se les suele llamar de neutralización porque al reaccionar un ácido con una base, estos neutralizan sus propiedades mutuamente.

Balaceo de ecuaciones y ley de la conservación de la materia

En todas las reacciones químicas podemos observar un principio fundamental, la ley de conservación de la masa.

Las reacciones químicas se representan a través de una ecuación a la que llamamos ecuación química. Por lo general, las partes que componen a esta ecuación son los reactivos y los productos. En algunas ocasiones se señalan también las condiciones de reacción, tales como: temperatura, presión, catalizadores, etc.).

Por ejemplo:

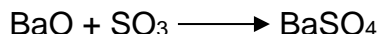


Balanceo de ecuaciones

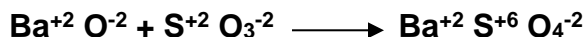
Por lo general, las ecuaciones químicas deben satisfacer tres condiciones:

- Representar hechos experimentales.
- La carga eléctrica neta de la reacción debe ser la misma en ambos lados de la ecuación.
- Debe existir el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación.

Estos tres puntos los podemos ilustrar con la siguiente ecuación química y la explicación posterior:



- Es un hecho experimental, ya que se trata de la obtención de sulfato de bario a partir de óxido de bario y trióxido de azufre.
- La carga eléctrica neta en ambos lados de la ecuación es la misma; esto lo podemos demostrar anotándole a cada elemento la carga eléctrica que le corresponde y, posteriormente, calculando la carga neta para reactivos y productos:



- En ambos lados de la ecuación está presente el mismo número de átomos.

Reactivos	Productos
Bario= 1	Bario= 1
Oxígeno= 4	Oxígeno= 4
Azufre= 1	Azufre= 1

Si en ambo lados de la ecuación están presentes el mismo número de átomos, podemos decir que la ecuación esta balanceada y, por lo tanto, cumple con la Ley de la conservación de la masa

Balanceo de ecuaciones químicas

Tomando en consideración que todas las reacciones deben de cumplir la ley de la conservación de la masa y energía, es necesario que las ecuaciones que nos representan una reacción química se encuentre en equilibrio es decir, que la cantidad de masa que tenga los reactivos sea la misma masa que haya en los productos; de no ser así tenemos que recurrir al balanceo de esa ecuación la cual consiste en modificar el número de moles (coeficiente numérico de los compuestos químicos) de los reactivos y/ó productos según las necesidades de la ecuación.

Balanceo de ecuaciones químicas

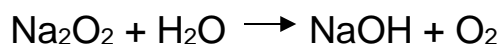
Existen distintos métodos para balancear las ecuaciones químicas, como son: Tanteo, Óxido-Reducción (Redox), Algebraico, Ión-Electrón, entre otros... Aunque los métodos más comunes y prácticos son: **Tanteo** y **Óxido-Reducción (Redox)**.

Método de tanteo

Este método es muy sencillo y se utiliza para balancear o equilibrar reacciones químicas simples. Para efectuarlo se sugieren los siguientes pasos:

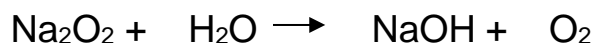
- I. Balancear, primeramente, todos los elementos diferentes al hidrógeno y al oxígeno.
- II. Balancear, a continuación, los átomos de hidrógeno.
- III. Por último, se procede a balancear los átomos de oxígeno y así la ecuación quedará balanceada.

Un ejemplo práctico de lo anterior, lo podemos ver en el siguiente ejercicio:



- I. Primer paso:

Se balancean los átomos de sodio

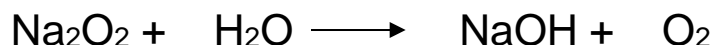


- II. Segundo paso:

Se balancean los hidrógenos, que en este caso, ya quedaron balanceados.

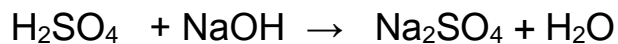
- III. Tercer paso:

Al igualar oxígenos se altera el número de hidrógenos por lo tanto, procederemos a reajustar la reacción.



En este momento, la reacción esta balanceada.

Ejemplo:



(Reactivo)

(Producto)

= H =

= S =

= O =

= Na =

= H =

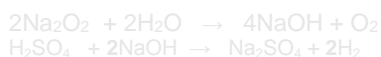
= S =

= O =

= Na =

Como ejercicio de práctica, balancea por tanteo las ecuaciones que aparecen a continuación:

- a. $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- b. $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- c. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- e. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- f. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- g. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- h. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HF}$
- i. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- j. $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
- k. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- l. $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3$
- m. $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- n. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Método de Reducción-Oxidación (Redox)

Es asombrosa la variedad de reacciones químicas que se llevan a cabo en la vida cotidiana, nuestra sociedad parece funcionar con las llamadas celdas eléctricas, entre ellas: calculadoras, automóviles, juguetes, termostatos, radios, televisores y muchas cosas más.

Se abrillanta la plata esterlina, se pintan los carriles o rieles de acero, se galvanizan los clavos para evitar la corrosión, la joyería está cubierta electrolíticamente con delgadísimas capas de oro o de plata, etc.

Todo lo anterior se lleva a cabo a través de reacciones químicas, que implican transferencia de electrones entre las sustancias que participan en este proceso al que se le conoce con el nombre de oxidación-reducción.

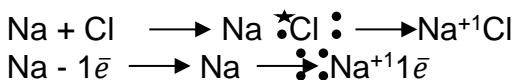
La oxidación-reducción conocida también como Redox, es un proceso químico en el que cambia el número de oxidación de un elemento.

El número de oxidación de un átomo, puede considerarse que representa el número de electrones ganados perdidos o compartidos por dicho átomo. Los valores pueden ser enteros negativos, enteros positivos o cero. Por ejemplo:

- a. Si un átomo, al combinarse, gana electrones adquiere carga negativa.

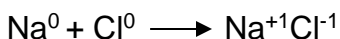
Se le denomina reducción de ganancia de los electrones por parte de una especie química. En este caso, el átomo reducido es el cloro.

- b. Si un átomo, al combinarse, pierde electrones adquiere una carga positiva.



Un átomo que pierde electrones durante la reacción, se oxida; el átomo oxidado es el sodio. La oxidación es la pérdida de electrones por parte de una especie química.

- c. Todo elemento en estado libre, es decir, que no se ha combinado con otro elemento, tiene un número de oxidación igual a cero.



En este último ejemplo, podemos ver que los números de oxidación del sodio y del cloro son cero y esto se explica fácilmente si consideramos que no se han combinado con algún otro átomo y, por lo tanto, no existe ninguna transferencia de electrones.

Balaceo de ecuaciones químicas

Método Redox

Ya una vez combinados como cloruro de sodio, se le asigna el número de oxidación que le corresponde a cada uno.

La oxidación es el término que designa la pérdida de electrones. ¿Cómo podemos saber si en una reacción un elemento químico gana o pierde electrones? La respuesta es sencilla si aplicamos el concepto de **número de oxidación**: es la carga aparente que adquiere un elemento químico cuando forma parte de un compuesto.

Se llama agente oxidante a la especie que contiene el elemento que se reduce; el agente reductor es, entonces, la especie que contiene al elemento que se oxida.

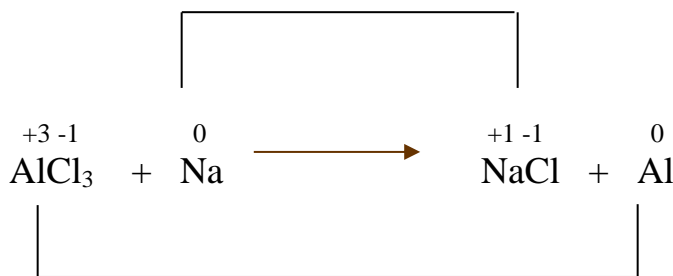
EJEMPLO:

1.- Se escribe el número de oxidación encima de cada elemento en cada fórmula.

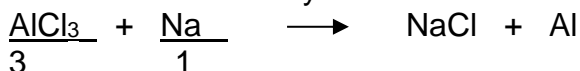


2. Se determina que elementos experimentaron cambios en su número de oxidación.

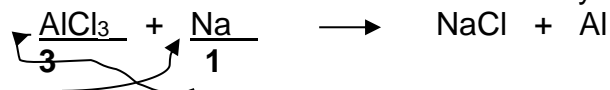
Oxido 1



3. Los valores encontrados: Redujo 3 ; fórmulas donde aparecen los elementos oxidados y reducidos.



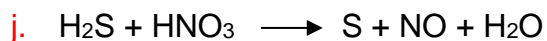
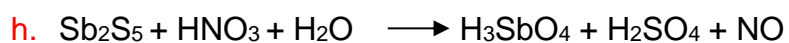
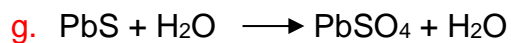
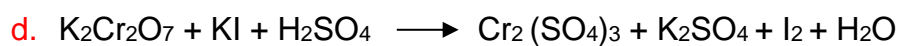
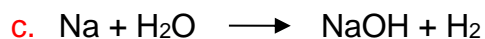
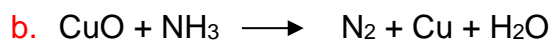
4. Se cruzan dichos números entre sí y se escriben como coeficientes.



5. El resto de los coeficientes se completa por simple inspección o tanteo. Los coeficientes deben ser lo más pequeños posibles.



Ejercicios de práctica, Balancea por el método Redox.

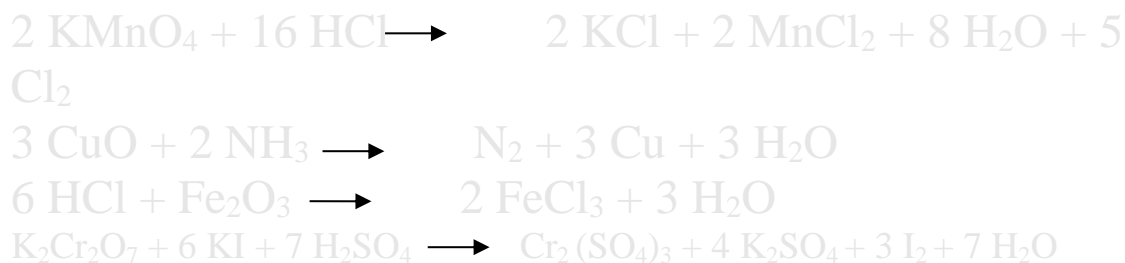


RESPUESTAS

Como ejercicio de práctica, balancea **por tanteo** las ecuaciones que aparecen a continuación:

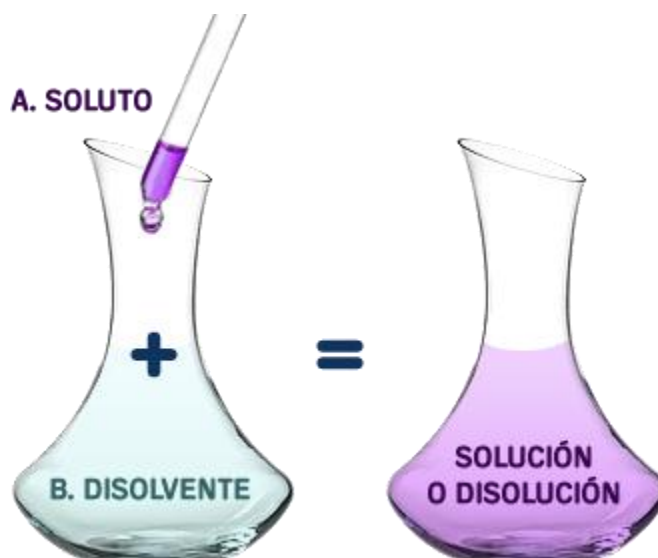
- $2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$
- $4\text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$
- $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 3\text{H}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$
- $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$
- $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Cu}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HgO} \longrightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- $2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3$
- $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Como ejercicio de práctica, balancea por **Método REDOX** las ecuaciones que aparecen a continuación:



CAPÍTULO 7

SOLUCIONES, SUSPENCIONES Y MEZCLAS



Soluciones Químicas

Las **soluciones** son **sistemas homogéneos** formados básicamente por dos componentes. **Solvente y Solute**. El segundo se encuentra en menor proporción. La masa total de la **solución** es la suma de la masa de soluto más la masa de solvente.

SOLUTO.- Es el componente que se encuentra en menor proporción en una solución, el cual se halla disuelto por el solvente.

SOLVENTE.- Es el componente que se encuentra en mayor proporción en una solución, el cual disuelve al soluto.



Las **Soluciones o Mezclas Químicas** pueden tener cualquier estado físico. Las más comunes son las líquidas, en donde el soluto es un sólido agregado al solvente líquido. Generalmente agua en la mayoría de los ejemplos. También hay soluciones gaseosas, o de gases en líquidos, como el oxígeno en agua. Las aleaciones son un ejemplo de soluciones de sólidos en sólidos.

Tipos de mezclas químicas

TIPOS DE SOLUCIONES	SOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLO
SÓLIDOS	SÓLIDO	GAS LÍQUIDO SÓLIDO	ACERO INOXIDABLE AMALGAMAS BRONCE
LIQUIDOS	LIQUIDO	GAS LÍQUIDO SÓLIDO	AGUA MINERAL ANTICONGELANTE AGUA DE MAR
GAS	GAS	GAS LÍQUIDO SÓLIDO	AIRE BEBIDAS GASEOSAS HUMO

La capacidad que tiene un soluto de disolverse en un **solvente** depende mucho de la temperatura y de las propiedades químicas de ambos. Por ejemplo, los solventes polares como el agua y el alcohol, están preparados para disolver a solutos iónicos como la mayoría de los compuestos inorgánicos, sales, óxidos, hidróxidos. Pero no disolverán a sustancias como el aceite. Pero este si podrá disolverse en otros solventes como los solventes orgánicos no polares.

Clasificación de mezclas según su medición

Existen dos tipos de Mezclas según su medición: **Empíricas y Valoradas**

1. SOLUCIÓN EMPÍRICA

Son aquellas soluciones en donde para determinar la concentración no se aplican cálculos matemáticos sino que la relación soluto-solvente se determina desde un punto de vista personal de acuerdo a un criterio propio, por lo tanto en este tipo de solución no hay precisión ni exactitud en la determinación de la concentración.

4 tipos de soluciones empíricas son:

DILUIDAS: Es aquella solución donde la cantidad de soluto es pequeña comparada con el solvente.

CONCENTRADAS: Es aquella donde la cantidad de soluto es relativamente considerable con respecto a la cantidad de solvente.

SATURADA: Es aquella donde la cantidad de soluto que ha diluido, es la máxima cantidad de solvente a cierta presión y temperatura por lo tanto, cualquier cantidad que se añada de soluto no se disolverá.

SOBRESATURADA: Es aquella solución donde sea ha añadido una cantidad superior al soluto de saturación y por tanta este exceso de soluto al no disolverse precipita.

2. SOLUCIONES VALORADAS

Son aquellas donde se expresa cuantitativamente la relación de soluto y solvente en una Mezcla o **CONCENTRACIÓN** de la misma, definiéndose la concentración de una solución como la masa de soluto disuelta en la unidad del solvente o de la solución. Se clasifican en:

- **Porcentuales**
- **Molares**
- **Mólales**
- **Normales**
- **Otras...**

CONCENTRACIÓN

La concentración es la relación que existe entre la cantidad de **soluto** y la cantidad de solución o de **solvente**. Esta relación se puede expresar de muchas formas distintas. Una de ellas se refiere a los porcentajes.

Química I

Porcentaje masa en masa o peso en peso, (%m/m): Es la cantidad en gramos de soluto por cada 100 gramos de solución. Ej.: Una solución 12% m/m tiene 12 gramos de soluto en 100 gramos de solución.

Como fórmula, podemos expresar esta relación así:

$$\%m/m = x \cdot 100$$

Porcentaje masa en volumen (%m/v): Es la cantidad en gramos de soluto por cada 100 ml de solución. Aquí como se observa se combina el volumen y la masa. Ej.: Una solución que es 8% m/v tiene 8 gramos de soluto en 100 ml de solución.

Fórmula: $\% m/v = x \cdot 100$

Porcentaje volumen en volumen (%v/v): Es la cantidad de mililitros o centímetros cúbicos que hay en 100 mililitros o centímetros cúbicos de solución. Ej.: Una solución 16% v/v tiene 16 ml de soluto por 100 ml de solución.

Fórmula: $\% v/v = x \cdot 100$

El **mol** de una sustancia es el peso molecular de esa sustancia expresada en gramos. Estos datos se obtienen de la tabla periódica de los elementos.

Sumando las masas de los elementos se obtienen la masa de la sustancia en cuestión.

Química I

Cálculos estequiométricos en ecuaciones químicas.

1- A cuantos moles equivale 130gr de carbonato de sodio $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$

2- A cuantos gramos de sulfato férrico $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)$ equivalen 3 moles de dicha sal.

3.- Si tenemos 130gr de BaCl_2 a cuantos moles equivalen.

MOLARIDAD

Molaridad: Es una medida de CONCENTRACIÓN y es la cantidad de moles de soluto por cada litro de solución. Su fórmula es:

$$M = n/V$$

M = Molaridad.

n = Número de moles de soluto.

V = Volumen de solución expresado en litros.

$$n = \frac{\text{grs de soluto}}{\text{Peso Molecular}}$$

Sustituya y despeje las Fórmulas

EJERCICIOS

1.- Cuál será la Normalidad de una solución de Ácido Fosfórico que tiene 6 grs. de este en 1200 ml de volumen.

2.- Calcule la cantidad de Ácido Sulfúrico necesario para preparar medio galón de una solución al 2.5 normal.

3.- ¿Qué volumen de solvente necesito para preparar una solución al 2 normal si cuento con 131.4 grs de Ácido Clorhídrico?

NORMALIDAD

Normalidad: Es la cantidad de equivalentes químicos de soluto por cada litro de solución.

$$N = \frac{\text{grs. de soluto}}{(\text{Masa equivalente})(\text{Volumen})}$$

$$\text{Masa Equivalente} = \frac{\text{Peso molecular}}{\# \text{ de iones H, OH, carga (-)}}$$

Despeje Fórmula de Normalidad

NORMALIDAD

EJEMPLOS

1.- Calcula la Molaridad de una solución que tiene 8 grs. de Hidróxido Sódico en 680 ml de solución.

2.- Cuantos gramos de Ácido Clorhídrico serán necesarios para preparar una solución 1.4 Molar que tenga un volumen de 3.6 lts.

3.- Que volumen tendrá una solución que se encuentra al 2 Molar y contiene 18 grs. de Hidróxido de Potásico.

Problemas de concentración (Molaridad y Normalidad)

1.- Cuantos gramos habrá en 5 Moles de cada una de las siguientes sustancias:

- a) Ácido Sulfúrico
- b) Sulfato de Amonio
- c) Fosfato de Potasio
- d) Hidróxido Férrico
- e) Anhídrido Perclórico
- f) Óxido Cúprico

2.- Cuantos Moles habrá en 135 gramos de cada una de las siguientes sustancias:

- a) Ácido Sulfuroso
- b) Sulfito de Amonio
- c) Fosfato de Calcio
- d) Hidróxido Cúprico
- e) Anhídrido Perclórico
- f) Óxido Férrico

3.- Cuantos gramos de Cloruro de Sodio necesito para preparar una solución que tenga una concentración de 2.5 Molar?

4.- Que cantidad de Hidróxido de Magnesio se necesita para preparar una solución 3 Molar?

5.- Que cantidad de Carbonato de Potasio se requieren para preparar una solución que contenga una Molaridad de 0.25 en 375 ml de solución?

6.- Cuantos gramos necesito de Ácido Sulhídrico necesito para preparar 25 ml de solución al 5 Molar?

7.- Calcule la cantidad en gramos de Ácido Fosforoso necesarios para preparar 750 ml de una solución al 2.3 Normal?

8.- Cuantos gramos de Ácido Clorhídrico se encuentran disueltos en 2300 ml de solución, si se encuentra a una Normalidad de 3.7?

9.- Cual será la Normalidad de una solución que se le añadió 375 gramos de Hidróxido de Calcio a 654 ml?

10.- Calcule la cantidad en gramos de Ácido Carbónico necesario para preparar 2.5 litros de una solución al 1.7 Normal?

11.- Cuantos gramos Hidróxido Férrico se encuentran disueltos en 500 ml de solución si se encuentra a una Normalidad de 2.4?

12.- Calcule la Normalidad de una sustancia que se le añadió 550 gramos de Ácido Sulfúrico a 750 ml solución?

Problemas de concentración (Molaridad y Normalidad)

13.- Que volumen necesito de solución si quiero preparar una sustancia al 0.75 Molar, si se le añadió 120 gramos de Carbonato de Calcio?

14.- Cual será la Molaridad que existe en medio galón de una solución, a la que se le añadió 413 gramos de Ácido Permangánico?

15.- ¿Calcule la cantidad de gramos Ácido Fosfórico necesario para preparar un litro de solución 1 N de esa sustancia?

16.- ¿Cuántos gramos de Ácido Clorhídrico se encuentran disueltos en 1800 ml de solución, si ésta es 2 N?

17.- ¿Qué cantidad en gramos de Ácido Sulfúrico habrá en 25 ml de una solución 3.0 molar de esa sustancia?

18.- ¿Qué cantidad de Clorato de Potasio se requiere para preparar una solución 0.15 molar, en 250 ml de solución?

19.- ¿Qué cantidad en gramos habrá en 500 ml de solución de Hidróxido de Bario que tiene una Normalidad de 0.5 N?

20.- ¿Calcule la cantidad de gramos Ácido Fosforoso necesario para preparar un litro de solución 1 N de esa sustancia?

21.- ¿Cuántos gramos de Ácido Bromhídrico se encuentran disueltos en 1800 ml de solución, si ésta es 2 N?

22.- ¿Qué cantidad en gramos de Ácido Sulfuroso habrá en 25 ml de una solución 3.0 molar de esa sustancia?

23.- ¿Qué cantidad de Clorato de Calcio se requiere para preparar una solución 0.15 molar, en 250 ml de solución?

24.- ¿Qué cantidad en gramos habrá en 500 ml de solución de Hidróxido de Magnesio que tiene una Normalidad de 0.5?

25.- ¿Calcule la cantidad de gramos Sulfato de Potasio necesario para preparar un litro de solución 1 N de esa sustancia?

26.- ¿Cuántos gramos de Ácido Fluorhídrico se encuentran disueltos en 1800 ml de solución, si ésta es 2 N?

27.- ¿Qué cantidad en gramos de Ácido Carbónico habrá en 25 ml de una solución 3.0 molar de esa sustancia?

Problemas de concentración (Molaridad y Normalidad)

28.- ¿Qué cantidad de Sulfato de Calcio se requiere para preparar una solución 0.15 molar, en 250 ml de solución?

29.- ¿Qué cantidad en gramos habrá en 500 ml de solución de Ácido Fosfórico que tiene una Normalidad de 0.5?

30.- ¿Qué volumen necesito para preparar una solución con una concentración de 0.5 Normal, si tengo 75 gramos de Hidróxido de Bario?

Referencias Bibliográficas

- EJEMPLOS10*. (23 de Octubre de 2010). Recuperado el 29 de Agosto de 2016, de <http://www.ejemplos10.com/e/sustancias-puras/>
- SlideShare*. (6 de Abril de 2013). Recuperado el 29 de Agosto de 2016, de <http://es.slideshare.net/bombon1/presentacion-de-quimica-18338434>
- Arias, M. J. (s.f.). *CAMBIO FISICO Y CAMBIO QUIMICO*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de <http://www.uv.es/madomin/miweb/cambiofisicocambioquimico.html>
- Candia, S. (22 de Marzo de 2009). *Química 1M*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de Química 1M: <http://quimica1m.blogspot.mx/2009/03/quimica-es-una-ciencia-que-estudia-la.html>
- COBAES 59. (10 de Diciembre de 2014). *SLIDESHARE*. Recuperado el 19 de Septiembre de 2016, de <http://es.slideshare.net/israelchaparro/clase02-enlaces>
- Corona, E. (13 de Marzo de 2015). *EJEMPLOS.ORG*. Recuperado el 19 de Septiembre de 2016, de <http://www.ejemplos.org/ejemplos-de-enlaces-metalicos.html>
- Fernández, G. (20 de Octubre de 2009). *FISICOQUIMICA*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de FISICOQUIMICA: <http://www.quimicafisica.com/definicion-quimica-inorganica.html>
- Fernández, G. (10 de Septiembre de 2009). *QUIMICA ORGANICA*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de QUIMICA ORGANICA: <http://www.quimicaorganica.net/>
- Franco, V. A. (27 de Junio de 2007). *Blogger.com*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de Blogger.com: <http://veronicapl04gmailcom.blogspot.mx/2007/06/cambios-fsicos-y-qumicos-de-la-materia.html>
- Gardey, u. P. (2008). *Definicion.de*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de Definicion.de: <http://definicion.de/quimica/>
- Khatri, S. (13 de Junio de 2012). *BLOGSPOT.COM*. Recuperado el 30 de Agosto de 2016, de <http://scienceworld69.blogspot.mx/2012/06/pure-and-impure-substances.html>
- Larousse . (2014). *LAROUSSE DICCCIONARIO BASICO*. Mexico, d.f.: MMXI Ediciones Larousse .
- Mendez, A. (1 de Abril de 2010). *La Guía*. Recuperado el 22 de agosto de 2016, de La Guía: <http://quimica.laguia2000.com/general/ramas-de-la-quimica>
- Mendez, A. (01 de Abril de 2010). *La Guía*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de La Guía: <http://quimica.laguia2000.com/general/ramas-de-la-quimica>
- Merino, J. P. (2012). *Definicion.de*. Recuperado el 04 de Septiembre de 2016, de <http://definicion.de/imantacion/>

Química I

- Mojica, I. M. (s.f.). *El rincón del vago*. Recuperado el 29 de Agosto de 2016, de <http://html.rincondelvago.com/sustancias-puras.html>
- Oceano. (2008). *EQUIPO DIDACTICO OCEANO*. Barcelona: MMIII EDITORIAL OCEANO .
- Porto, J. P. (2009). *Definicion.de*. Recuperado el 22 de agosto de 2016, de Definicion.de: <http://definicion.de/materia/>
- Porto, J. P. (2013). *Definicion.de*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de Definicion.de: (<http://definicion.de/quimica-inorganica/>
- Porto, J. P. (2016). *Definicion.de*. Recuperado el 22 de Agosto de 2016, de Definicion.de: <http://definicion.de/cambio-quimico/>
- Tecnologica, C. N. (s.f.). *RED ESCOLAR NACIONAL*. Recuperado el 29 de Agosto de 2016, de <http://www.rena.edu.ve/TerceraEtapa/Quimica/SustPuras.html>
- TORRES, J. (2009). *RINCON DEL VAGO*. Recuperado el 04 de Septiembre de 2016, de http://html.rincondelvago.com/cromatografia_7.html
- VAIVASUATA. (Enero de 2016). *diferenciaentre.info*. Recuperado el 22 de agosto de 2016, de <http://diferenciaentre.info/diferencia-entre-quimica-organica-y-quimica-inorganica/>
- Vanessa. (29 de Noviembre de 2007). *ELECTROQUIMICA*. Recuperado el 04 de Septiembre de 2016, de BLOGSPOT.COM: <http://quimicaredox.blogspot.mx/2007/11/procesos-electroliticos.html>
- Wikiteka. (28 de Febrero de 2011). *XULETAS*. Recuperado el 29 de Agosto de 2016, de <https://www.xuletas.es/ficha/fisicaasd-1/>