

CONCEPTO DE QUÍMICA

- 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

- **QUÍMICA ORGÁNICA**
- **QUÍMICA INORGÁNICA**

SUBDIVISIONES O RAMAS DE LA QUÍMICA

Aunque hay una gran variedad de ramas de la química, las principales subdivisiones son:

- Bioquímica
- Fisicoquímica
- Química Analítica (Cualitativa y Cuantitativa)
- Cinética Química
- Otros...

CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPUESTOS 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...

CONCEPTO DE MATERIA

- 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 EN EL TIEMPO Y A INTERACCIONES CON APARATOS DE MEDIDA.

PROPIEDADES FUNDAMENTALES DE LA MATERIA

Estas son de dos tipos:

EXTENSIVAS O GENERALES e **INTENSIVAS O PARTICULARES**

EXTENSIVAS O GENERALES y por mencionar algunas serían:

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

INTENSIVAS O PARTICULARES:

- **PROP. FÍSICAS.-** Son las propiedades que presenta la materia mientras no se transforme en otra nueva.
 - Ejem: densidad, p. ebullición, color, sabor...
- **PROP. QUÍMICAS.-** Se refieren a los cambios que puede sufrir la materia si se transforma en algo nuevo.
 - Ejem: Reacciones de las sustancias.

CAMBIOS DE LA MATERIA

CAMBIOS FÍSICOS

- En unos casos la materia no cambia de naturaleza, sigue siendo igual antes de la transformación que después de ella.
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...

Coloque ejemplos: _____

CAMBIOS QUÍMICOS

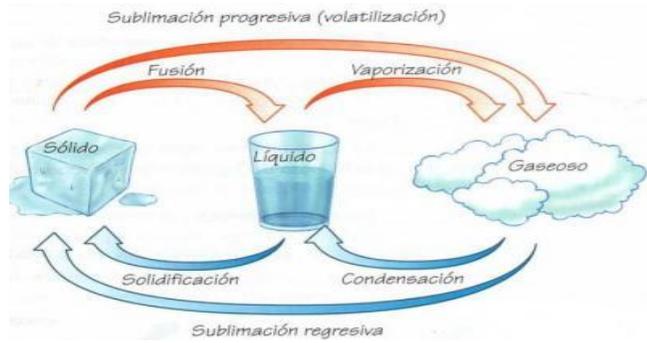
- Un cambio químico es una transformación en la naturaleza de la materia; es decir, una o varias sustancias se transforman en otra u otras diferentes.

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..

Coloque ejemplos: _____

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 cuatro, las llamadas fases sólida, líquida, gaseosa y plasmática, aunque también existe el quinto estado de agregación, que es el CONDENSADO de BOSE-EINSTEIN.



Plasma.- _____

Condensado de Bose-Einstein.- _____

ACTIVIDAD COLABORATIVA (PAREJAS): INVESTIGA Y DESCRIBE CADA UNA DE LAS PROPIEDADES ESPECÍFICAS O INTENSIVAS DE LA MATERIA (FÍSICAS Y QUÍMICAS) EN LAS SIGUIENTES DOS PÁGINAS.



PROPIEDADES FÍSICAS

| | | | | |
|-----------------------|--------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------|------------|
| Punto de ebullición | |  | | Viscosidad |
| _____ | | | | _____ |
| _____ | | | | _____ |
| _____ | | | | _____ |
| Punto de fusión | Dureza | | Densidad | Ductilidad |
| _____ | _____ | | _____ | _____ |
| _____ | _____ | | _____ | _____ |
| _____ | _____ | | _____ | _____ |
| | Maleabilidad | | | |
| Conductividad térmica | _____ | | Conductividad eléctrica | |
| _____ | _____ | | _____ | |
| _____ | _____ | | _____ | |
| _____ | _____ | | _____ | |
| Color | Volatilidad | | Sabor | Brillo |
| | _____ | | | |
| Olor | _____ | | | Suavidad |
| | _____ | | | |
| | _____ | | | |

ELEMENTOS, COMPUESTOS y MEZCLAS

Elementos: _____

Compuestos: Es la unión de dos o más átomos diferentes.

- Ejemplo: el agua (compuesta por dos átomos de H y uno de O)

Moléculas: _____

Mezclas: se obtienen combinando dos o más sustancias que pueden ser elementos o compuestos.

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

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.
- **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 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 separa dos o más sólidos, dependiendo tanto de dichos sólidos como el tamizador que utilizamos.

CAMBIOS DE LA MATERIA

Definición:

Cambio Físico: _____

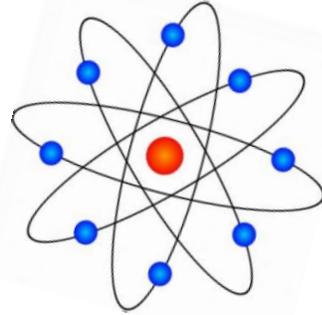
Cambio Químico: _____

| Ejemplos | |
|-----------------|------------------|
| Cambios físicos | Cambios químicos |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

| Nombre y Tipo de Método (Físico o Químico) | Tipo de Mezcla (Homogénea o Heterogénea) | Estado Físico de la Mezcla (Sólido, Líquido o Gaseoso) | Propiedad utilizada para separar la mezcla (menciona el nombre de la propiedad e indica el tipo de propiedad física o química) |
|------------------------------------------------|---------------------------------------------|-----------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| DESTILACIÓN Método _____ | | | |
| CROMATOGRAFÍA EN PAPEL Método _____ | | | |
| FILTRACIÓN Método _____ | | | |
| CENTRIFUGACIÓN Método _____ | | | |
| DECANTACIÓN Método _____ | | | |
| IMANTACIÓN Método _____ | | | |
| ELECTRÓLISIS Método _____ | | | |
| PRECIPITACIÓN Método _____ | | | |

Modelos Atómicos

- **Demócrito**
- **John Dalton**
- **Jhosep John Thomson**
- **Ernest Rutherford**
- **Niels Bohr**



- **Demócrito**

Demócrito el 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.

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.

○ John Dalton

Surgido en el contexto de la química, fue el primer modelo atómico con bases científicas formulado en 1808.



➤ Éxitos del modelo

- Explicaba por qué las sustancias se combinaban químicamente entre sí sólo en ciertas proporciones.
- Aclaraba que aun existiendo una gran variedad de sustancias, estas podían ser explicadas en términos de una cantidad más bien pequeña de constituyentes elementales o elementos.
- El modelo explicaba la mayor parte de la química orgánica del siglo XIX, reduciendo una serie de hechos complejos a una teoría combinatoria.

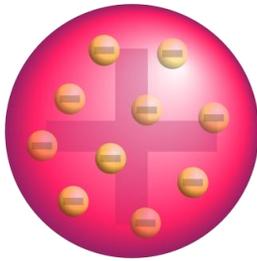
➤ Dalton explicó su teoría formulando una serie de enunciados simples.



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

○ J. J. Thomson

- J.J Thomson construyo el primer modelo atómico basado en experimentos científicos.
- Permite explicar los fenómenos eléctricos
- Realizó experimentos con el tubo de rayos catódicos y descubrió el **electrón**.



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

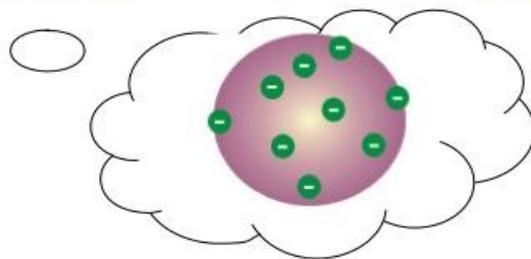
Descubridor del electrón en 1897, mucho antes del descubrimiento del protón y del neutrón. En dicho modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como un *pudin de pasas*.

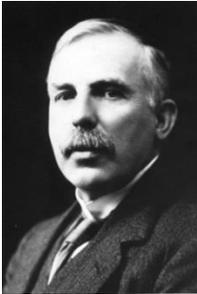
Se pensaba que los electrones se distribuían uniformemente alrededor del átomo. En otras ocasiones, en lugar de una sopa de carga negativa se postulaba con una nube de carga positiva. En 1906 Thomson recibió el premio Nobel de Física por sus investigaciones en la conducción eléctrica en gases.

El átomo se encuentra formado por una esfera, que contiene toda la masa y tiene la carga positiva dispersa.

En esa esfera se encuentran incrustadas las cargas negativas (electrones) de forma similar a como se encuentran las pasas en un pastel.

Así:

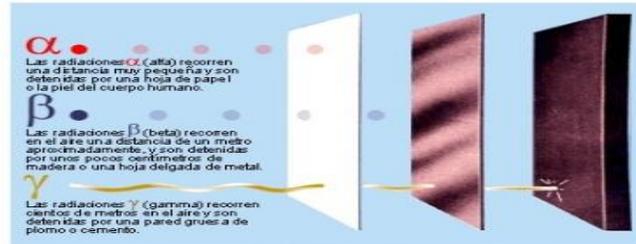




○ Ernest Rutherford

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

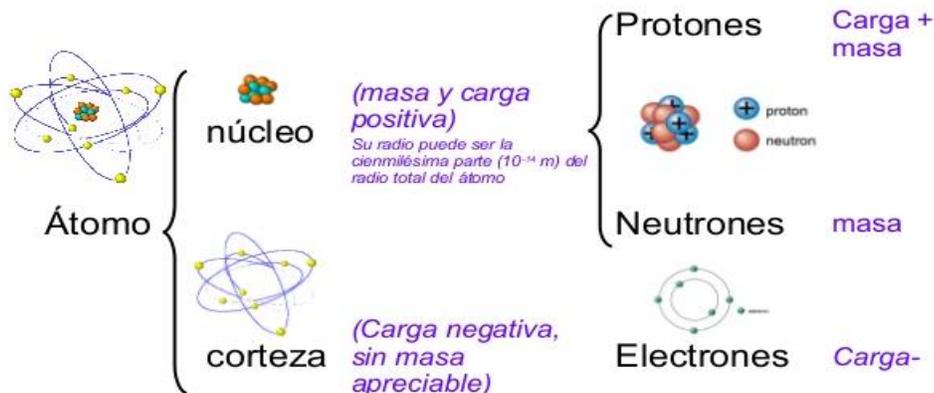
Se le considera «El padre de la Física nuclear» por clasificar las emisiones radioactivas, descubiertas por H. Becquerel, en alfa, beta y gamma.



La mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina metálica sin cambiar de dirección sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños. Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo de macizo existente de Thomson.



❖ Modelo Planetario



○ Niels Bohr

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.



mmm.

Ok, los electrones giran alrededor del núcleo...

Al girar poseen aceleración...

La teoría clásica dice que cuando una partícula con carga se acelera emite radiación...

Entonces, si emite radiación pierde parte de su energía...

Y si pierde energía, disminuye su velocidad, y con ella la fuerza centrífuga, que ya no puede compensar la atracción electrostática...

Entonces caería contra el núcleo del átomo

Pero... El electrón nunca cae!!

¿Qué pasa con los espectros?

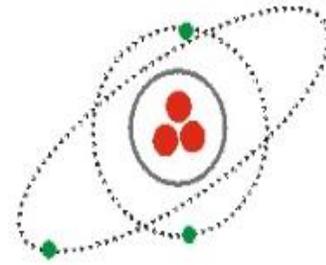
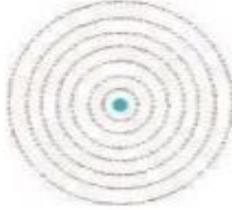
The diagram features a central image of Niels Bohr looking thoughtful. A yellow speech bubble above him says 'mmm.'. A large yellow speech bubble to his right contains a text-based argument: 'Ok, los electrones giran alrededor del núcleo... Al girar poseen aceleración... La teoría clásica dice que cuando una partícula con carga se acelera emite radiación... Entonces, si emite radiación pierde parte de su energía... Y si pierde energía, disminuye su velocidad, y con ella la fuerza centrífuga, que ya no puede compensar la atracción electrostática... Entonces caería contra el núcleo del átomo Pero... El electrón nunca cae!!'. A yellow callout box at the bottom left asks '¿Qué pasa con los espectros?'.

PUNTOS MÁS IMPORTANTES:

- Solo son posibles determinadas órbitas, llamadas órbitas estacionarias en las que el electrón al girar alrededor del núcleo o emite energía.
- Los electrones tienden a ocupar la órbita de menor energía posible, o sea la órbita más cercana al núcleo posible.
- Un electrón al pasar de una órbita superior a una inferior emite energía en forma de radiación electromagnética (luz).
- En electrón para pasar de una órbita inferior a una superior debe ganar energía
- La energía que se absorbe o emite en los cambios de órbita de un electrón son característicos de los átomos de cada elemento químico (espectro atómico) y permiten identificarlo.

Modificaciones:

| Orbitas | n | distancia |
|---------|---|-----------|
| | 1 | 0,53 Å |
| | 2 | 2,12 Å |
| | 3 | 4,76 Å |
| | 4 | 8,46 Å |
| | 5 | 13,22 Å |
| | 6 | 19,05 Å |
| | 7 | 25,93 Å |

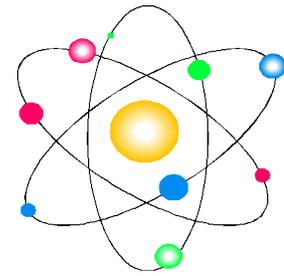


En 1916, Arnold Sommerfeld modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en ORBITAS ELÍPTICAS.

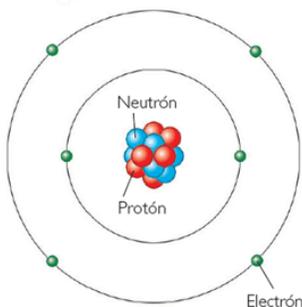
Según Bohr las orbitas son circulares a ciertas distancias del núcleo

❖ Átomo actual

El átomo es un constituyente de la materia ordinaria, con propiedades químicas bien definidas, formado a su vez por constituyentes más elementales sin propiedades químicas bien definidas. Cada elemento químico está formado por átomos del mismo tipo (con la misma estructura electrónica básica), y que no es posible dividir mediante procesos químicos.



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



Poco después se descubrió que también el núcleo está formado por partes, como los protones, con carga positiva y neutrones eléctricamente neutros. Los electrones, cargados negativamente, permanecen ligados a este mediante la fuerza electromagnética.

El número de protones o número atómico determina su elemento químico, y el número de neutrones determina su isótopo.

○ 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>>.

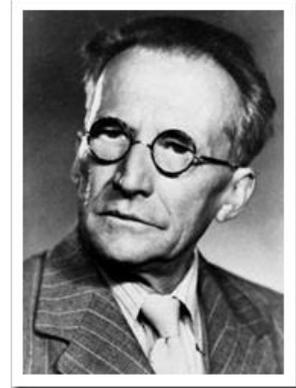
○ Teoría dualista de Louis De Broglie

En 1924, el físico francés Louis De Broglie, sugirió que la dualidad de la luz no es única. En sus estudios teóricos sobre la estructura atómica, concluyó que el dualismo puede ser un principio general. 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.

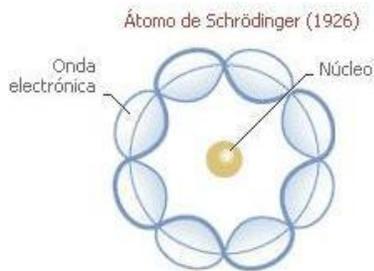
En 1927 la naturaleza ondulatoria de los electrones fue demostrada experimentalmente por C. J. Davisson y L. H. Germer. Los anillos de difracción que mostraban los electrones sólo podían ser explicados en función de su naturaleza ondulatoria.

○ 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.

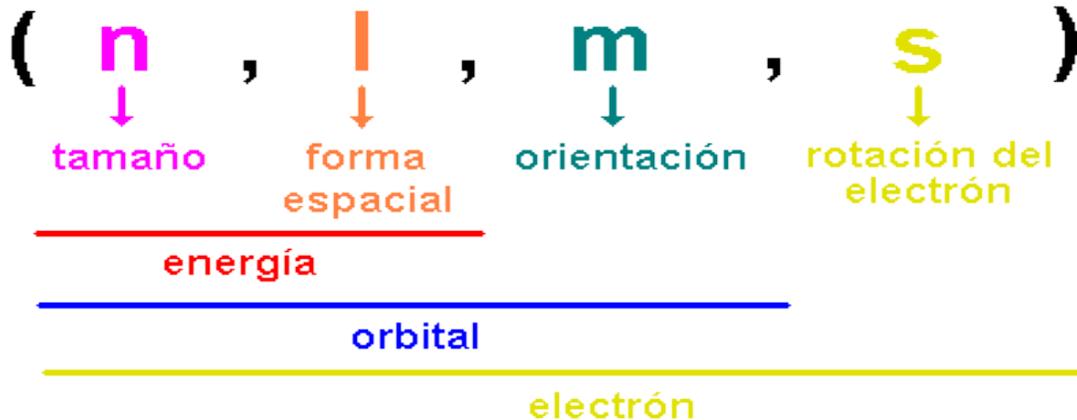


El modelo de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. En los espectros realizados para otros átomos se observaba que electrones de un mismo nivel energético tenían energías ligeramente diferentes. Esto no tenía explicación en el modelo de Bohr, y sugería que se necesitaba alguna corrección.



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.

Números Cuánticos



- Los números cuánticos son cuatro:

n, l, m y s

(Siempre se escriben con minúscula)

n

Número Cuántico Principal

(Niveles de Energía)

| <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 |

l

Número Cuántico Secundario

(Subniveles de Energía)

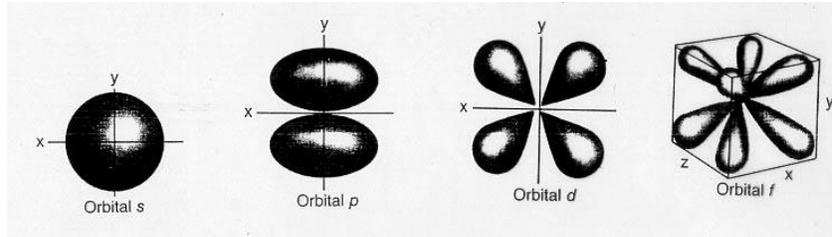
| <u>Subnivel</u> | s | p | d | f |
|--------------------|---|---|----|----|
| <u>Capacidad e</u> | 2 | 6 | 10 | 14 |

(Las letras del subnivel siempre se escriben en minúsculas)

Número Cuántico Magnético

(Formas del electrón en el espacio)

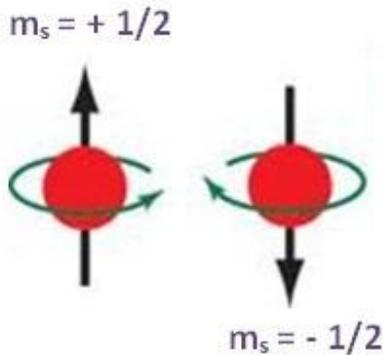
m



Número Cuántico Spin

(Giro del electrón)

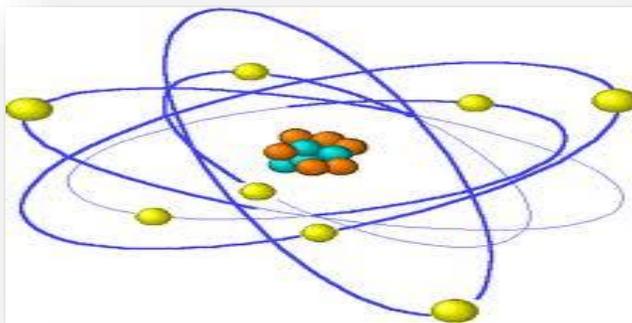
S



Describe la orientación del giro del electrón. Este número tiene en cuenta la rotación del electrón alrededor de su propio eje a medida que se mueve rodeando al núcleo. Asume únicamente dos valores $+1/2$ y $-1/2$

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

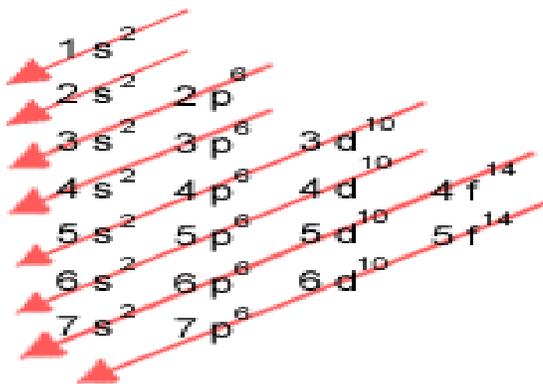
Nos dice que “no es posible saber con certeza la posición, contenido energético y la velocidad de un electrón en el interior de un átomo en un momento dado”; es aquí donde aparece el término de probabilidad a raíz de esta incertidumbre.



➤ 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. También llamado regla del serrucho.

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 ℓ). 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:



EJEMPLOS DE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

${}_{13}\text{Al} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

Gpo: III A Bloque: p Nivel: 3

${}_{19}\text{K} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

Gpo: I A Bloque: s Nivel: 4

${}_{15}\text{P} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

Gpo: V A Bloque: p Nivel: 3

${}_{32}\text{Ge} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^2$

Gpo: IV A Bloque: p Nivel: 4

${}_{35}\text{Br} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$

Gpo: VII A Bloque: p Nivel: 4

${}_{16}\text{S} - 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Gpo: VI A Bloque: p Nivel: 3

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** $z= 11$

RETROALIMENTACIÓN

1. Las tres partículas subatómicas básicas que forman un átomo son :
_____ y _____.
2. Los protones y los neutrones determinan la _____ de un átomo.
3. Los protones son partículas subatómicas que tienen carga eléctrica
_____.
4. Los neutrones son partículas subatómicas que tienen carga eléctrica
_____.
5. El núcleo del átomo tiene carga _____.
6. Los electrones son partículas subatómicas que tienen carga eléctrica
_____ y que se mueven alrededor del núcleo.
7. El Número Atómico, es el número de _____ en el núcleo de un átomo.
8. Todos los átomos de un elemento específico son _____.
9. El número de _____ es igual al número de _____ cuando el átomo se mantiene neutro o sin carga.
10. El Número de Masa, corresponde a la suma de _____ y _____ localizados en el núcleo del átomo.
11. Los átomos eléctricamente cargados son llamados _____.
12. Los iones con carga positiva son llamados _____.
13. Los iones con carga negativa son llamados _____.
14. Las sustancias que contienen solamente un tipo de átomos son llamados _____.

Boro $1s^2 2s^2 2p^1$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Azufre $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Germanio $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Argón $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Bromo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Cromo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ Z = _____ Símbolo Químico _____

Periodo: _____ Grupo: _____ Familia: _____

Línea del Tiempo de la Tabla Periódica

1911



1808

1521

1315

1897

1669

Hening Brand
Descubre
Fósforo



Siglo XVIII

Lavoisier
Elabora lista de
sustancias simples con
un sistema de
nomenclatura



1813

Jacob Berzelius
Primer intento de
tabla periódica
Metales-no metales



1862

A.E. Beguyer
Tabla periódica
según su peso
atómico



1829

Johan
Dobereiner
Ley de Triadas



1815

Joseph Proust
Clasifica tabla por el
átomo mas chico



Siglo XIX

Ya existían 33
elementos
químicos

1869

Dimitri Mendeleiv
Pública tabla
periódica extendida
-deja varios
espacios libres-



1870

Lothar Meyer
Publica versión
abreviada de la
tabla periódica



1863

John Newlands
Ley de las
Octavas



1865

Se descubren
más de 65
elementos



1911

Ernest Rutherford
Demuestra que la carga
nuclear en un núcleo era
proporcional al peso atómico



1895

Lord Raleigh
Descubre el argón

1911

Antonio Vander B.
Publicó que el número
atómico de un elemento
corresponde al número de
protones



1913

Henry Moseleiv
Publica resultados de sus estudios.
-Longitud de Onda-



1940

Glenn Seaburg
Descubre plutonio y los
elementos de 94 al 102

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.

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.

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*).

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

| Elementos Químicos | |
|---------------------------------------|-----------|
| Número Atómico (cantidad de protones) | 1 |
| Símbolo | H |
| Nombre del elemento | Hidrógeno |
| Masa Atómica (en gramos/mol) | 1.00794 |

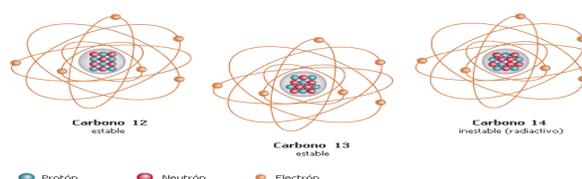
www.educa.cl

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).

ISÓTOPOS

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.

IÓN

- ▶ 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 **ANIÓN**.
- ▶ Cuando un átomo pierde electrones, se convierte en un IÓN POSITIVO, llamado **CATIÓN**.

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.

ELECTRONEGATIVIDAD

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.

Valores de Electronegatividad según Pauling

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----|----|----|
| 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 1.5 | V 1.6 | Cr 1.6 | Mn 1.5 | Fe 1.8 | Co 1.9 | 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 | Lu 1.0 | 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 1.9 | Bi 1.9 | Po 2.0 | At 2.2 | | Rn | |
| 7 | Fr 0.7 | Ra 0.9 | Lr | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Uuu | Uub | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo | | |

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.



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.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 |
|----------|----------|----------|------------------|------------------------|----------------------------|------------------------------|--------------------------------------|----------------------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|---------------------------|------------------|------------------------|-----|
| H +1 | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li +1 | Be +2 | | | | | | | | | | | B ±3 | C +2, ±4 | N ±1, ±2, ±3 +4, +5 | O -1, -2 | F -1 | Ne |
| Na +1 | Mg +2 | | | | | | | | | | | Al +3 | Si +2, ±4 | P ±3, +5 | S ±2, +4, +6 | Cl ±1 +3, +5, +7 | Ar |
| K +1 | Ca +2 | Sc +3 | Ti +2, +3, +4 | V +2, +3 +4, +5 | Cr +2, +3 +6 | Mn +2, +3 +4, +6, +7 | Fe +2, +3 | Co +2, +3 | Ni +2, +3 | Cu +1, +2 | Zn +2 | Ga +1, +3 | Ge +2, +4 | As ±3, +5 | Se -2, +4, +6 | Br ±1 +3, +5, +7 | Kr |
| Rb +1 | Sr +2 | Y +3 | Zr +3, +4 | Nb +2, +3 +4, +5 | Mo +2, +3 +4, +5, +6 | Tc +4, +5 +6, +7 | Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8 | Rh +2, +3 +4, +5, +6 | Pd +2, +4 | Ag +1 | Cd +2 | In +1, +3 | Sn +2, +4 | Sb ±3, +5 | Te ±2, +4, +6 | I ±1 +3, +5, +7 | Xe |
| Cs +1 | Ba +2 | La +3 | Hf +3, +4 | Ta +3, +4, +5 | W +2, +3 +4, +5, +6 | Re +2, +3 (+4, +6, +7) | Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8 | Ir +2, +3 +4, +5, +6 | Pt +2, +4 | Au +1, +3 | Hg +1, +2 | Tl +1, +3 | Pb +2, +4 | Bi +3, +5 | Po ±2, +4, +6 | At ±1, +5 | Rn |
| Fr +1 | Ra +2 | Ac +3 | Rf +3, +4 | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |

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 oxígeno son básicos | Sus compuestos de oxígeno son ácidos | Son conductores de calor y de electricidad, de mejor manera que 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, pueden pasar a oxianiones en disolución acuosa | | |

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 estabilidades 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.

Electrones de valencia

El número total de electrones representados en un diagrama de Lewis es igual a la suma de los electrones de valencia de cada átomo.

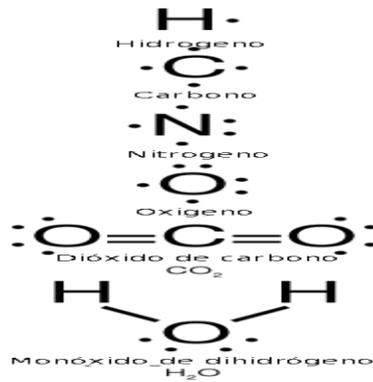
La valencia que se toma como referencia y que se representa en el diagrama es la cantidad de electrones que se encuentran en el último nivel de energía de cada elemento al hacer su configuración electrónica.

Cuando los electrones de valencia han sido determinados, deben ubicarse en el modelo a estructurar.

Una vez que todos los pares solitarios han sido ubicados, los átomos, especialmente los centrales, pueden no tener un octeto de electrones. Los átomos entre sí deben quedar unidos por enlaces; un par de electrones forma un enlace entre los dos átomos. Así como el par del enlace es compartido entre los dos átomos, el átomo que originalmente tenía el par solitario sigue teniendo un octeto; y el otro átomo ahora tiene dos electrones más en su última capa.

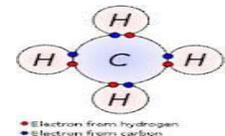
Fuera de los compuestos orgánicos, solo un porcentaje menor de los compuestos tiene un octeto de electrones en su última capa. Compuestos con más de ocho electrones en la representación de la estructura de Lewis de la última capa del átomo, son llamados hipervalentes, y son comunes en los elementos de los grupos 15 al 18, tales como el fósforo, azufre, yodo y xenón.

Cuando se escribe la estructura de Lewis de un ion, la estructura entera es ubicada entre corchetes, y la carga se escribe como un exponente en el rincón derecho superior, fuera de los corchetes.

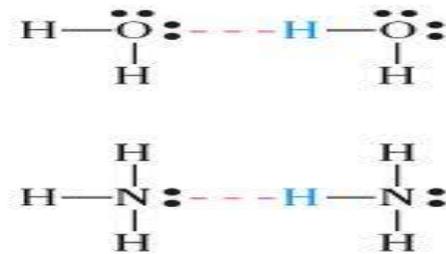


TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

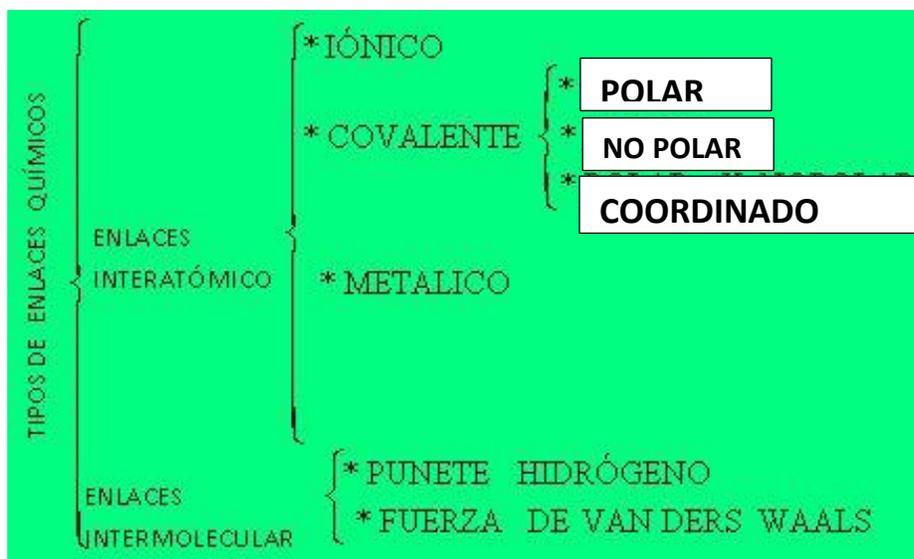
- **Inter-atómicos**.- son los que se presentan entre dos átomos independientes.



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



TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS



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.

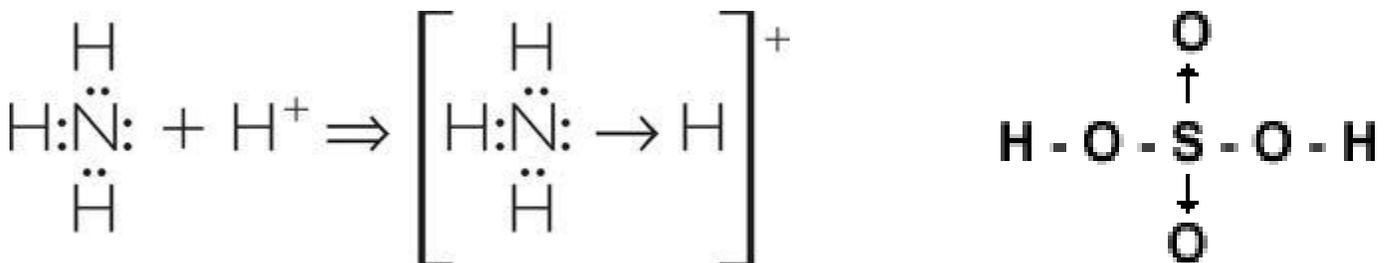
ENLACE COVALENTE NO POLAR:

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



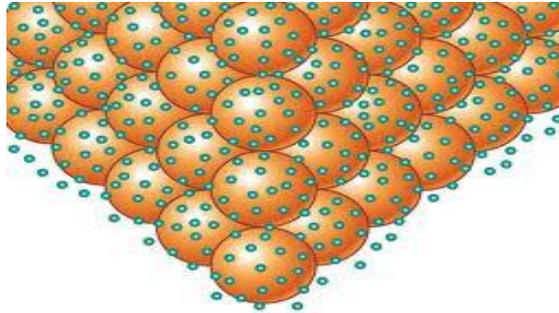
ENLACE COVALENTE COORDINADO:

- 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

- Ø Los enlaces metálicos 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 suelen liberar los electrones de su último nivel los cuales andarán en constante movimiento formando una nube eléctrica que los protege y les da estabilidad; aunado a esto les da las características representativas que tienen los metales como son: conductividad eléctrica y térmica y ductilidad y maleabilidad.

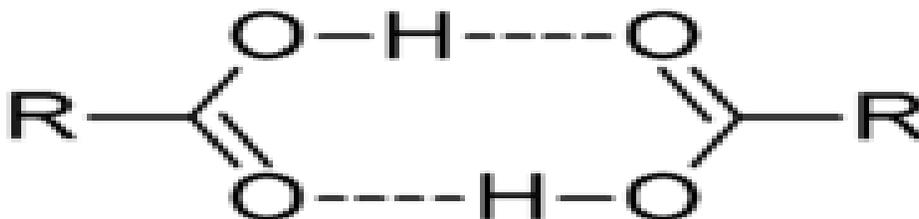


ENLACES INTER-MOLECULARES

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

ENLACE PUENTE DE HIDROGENO:

- Ø Este tipo de interacción se da con la participación del hidrógeno (siempre) y un átomo muy electronegativo como es el caso del oxígeno, entre otros.



FUERZAS DE VANDER WALLS:

- Ø 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 Walls pueden ser de 3 tipos:

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

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS QUÍMICOS INORGÁNICOS

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición, y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química.

Para 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** (dos átomos diferentes) y **los compuestos ternarios** (tres o más átomos diferentes).

- ⊙ **Formula química:** se usa para expresar la composición cualitativa utilizando coeficiente simbólos 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

Los compuestos inorgánicos se clasifican según la función química que contengan y por el número de elementos químicos que los forman, con reglas de nomenclatura particulares para cada grupo. Una función química es la tendencia de una sustancia a reaccionar de manera semejante en presencia de otra. Por ejemplo, los compuestos ácidos tienen propiedades químicas características de la función ácido, debido a que todos ellos tienen el ion hidrógeno H^+ ; y las bases tienen propiedades características de este grupo debido al ion OH^- presente en estas moléculas. Las principales funciones químicas son:

- **Óxidos (Metálicos y No Metálicos)**
- **Hidruros**
- **Hidróxidos o Bases**
- **Ácidos (Hidráulicos y Oxiácidos)**
- **Sales (Haluros y Oxisales)**

Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para nombrar compuestos químicos inorgánicos:

Nº1.- NOMENCLATURA SISTEMÁTICA

También llamada racional o estequiométrica. Se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo el agua con fórmula H_2O , que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en cada molécula de este compuesto, aunque de manera más práctica, la atomicidad en una fórmula química también se refiere a la proporción de cada elemento en una cantidad determinada de sustancia.

En este estudio sobre nomenclatura química es más conveniente considerar a la atomicidad como el número de átomos de un elemento en una sola molécula. La forma de nombrar los compuestos en este sistema es: prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre

(Generalmente solo se utiliza hasta el prefijo HEPTA)

| | |
|-------|---|
| mono | 1 |
| Di | 2 |
| Tri | 3 |
| Tetra | 4 |
| Penta | 5 |
| Hexa | 6 |
| Hepta | 7 |
| Octa | 8 |

Por ejemplo, CrBr_3 = tribromuro de cromo; CO = monóxido de carbono

En casos en los que puede haber confusión con otros compuestos (sales dobles y triples, oxisales y similares) se pueden emplear los prefijos bis-, tris-, tetras-, etc.

Nº2.- SISTEMA STOCK

También llamada IUPAC. Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a los compuestos escribiendo al final del nombre con números romanos la valencia atómica del elemento con "nombre específico". La valencia (o número de oxidación) es el que indica el número de electrones que un átomo pone en juego en un enlace químico, un número positivo cuando tiende a ceder los electrones y un número negativo cuando tiende a ganar electrones. De forma general, bajo este sistema de nomenclatura, los compuestos se nombran de esta manera: nombre genérico + de + nombre del elemento específico + el N°. de valencia. Normalmente, a menos que se haya simplificado la fórmula, la valencia puede verse en el subíndice del otro elemento (en compuestos binarios y ternarios). Los números de valencia normalmente se colocan como superíndices del átomo (elemento) en una fórmula molecular.

Nº3.- Nomenclatura tradicional, clásica o funcional

En este sistema de nomenclatura se indica la valencia del elemento de nombre específico con una serie de prefijos y sufijos. De manera general las reglas son:

- Cuando el elemento sólo tiene una valencia, simplemente se coloca el nombre del elemento precedido de la sílaba “**de**” y en algunos casos se puede optar a usar el sufijo **-ico**.

K₂O, óxido de potasio u óxido potásico.

- Cuando tiene dos valencias diferentes se usan los sufijos **-oso** e **-ico**.

-oso cuando el elemento usa la valencia menor: **Fe⁺²O⁻²**, *hierro con la valencia +2*, óxido ferroso

-ico cuando el elemento usa la valencia mayor: **Fe₂⁺³O₃⁻²**, *hierro con valencia +3*, óxido férrico.

ÓXIDOS (COMPUESTOS BINARIOS CON OXÍGENO)

Los óxidos son compuestos químicos inorgánicos diatómicos o binarios formados por la unión del oxígeno con otro elemento diferente. Según si este elemento es metal o no metal serán óxidos básicos u óxidos ácidos. El oxígeno siempre tiene valencia -2 con excepción en los peróxidos (ion peróxido enlazado con un metal) donde el oxígeno utiliza valencia “-1”.

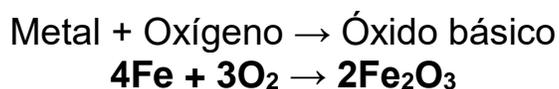
Los óxidos se pueden nombrar en cualquiera de los tres sistemas de nomenclaturas; si se utiliza el sistema Stock, el número romano es igual a la valencia del elemento diferente del oxígeno; si se utiliza el sistema tradicional los sufijos y prefijos se asignan de acuerdo a la valencia del elemento diferente del oxígeno y si se utiliza la nomenclatura sistemática, no se tienen en cuenta las valencias, sino que se escriben los prefijos en cada elemento de acuerdo a sus atomicidades en la fórmula molecular.

ÓXIDOS BÁSICOS (METÁLICOS)

Son aquellos óxidos que se producen entre el oxígeno y un metal cuando el oxígeno trabaja con un número de valencia -2. Su fórmula general es: **Metal + O**. En la nomenclatura Stock los compuestos se nombran con las reglas generales anteponiendo como nombre genérico la palabra óxido precedido por el nombre del metal y su número de valencia. En la nomenclatura tradicional se nombran con el sufijo **-oso** e **-ico** dependiendo de la menor o mayor valencia del metal que acompaña al oxígeno. Y en la nomenclatura sistemática se utilizan las reglas generales con la palabra óxido como nombre genérico.

En la nomenclatura tradicional para los óxidos que se enlazan con metales que tienen más de dos números de valencia se utilizan las siguientes reglas: metales con números de valencia hasta el 3 se

nombran con las reglas de los óxidos y los metales con números de valencia mayores o iguales a 4 se nombran con las reglas de los anhídridos. Ejemplos: $V_2^{+3}O_3^{-2}$ se nombra como óxido, óxido vanádoso; $V_2^{+5}O_5^{-2}$ se nombra como óxido vanádico. Los átomos de vanadio dependiendo del número de valencia usarán los prefijos/sufijos: 2 (hipo...-oso), 3 (-oso), 4 (-oso) y 5 (-ico).



| <u>Compuesto</u> | Nomenclatura sistemática | Nomenclatura Stock | Nomenclatura tradicional |
|------------------|---------------------------------------|-----------------------|-----------------------------------|
| K_2O | óxido de potasio o monóxido dipotasio | óxido de potasio | óxido potásico u óxido de potasio |
| Fe_2O_3 | trióxido de dihierro | óxido de hierro (III) | óxido férrico |
| FeO | monóxido de hierro | óxido de hierro (II) | óxido ferroso |
| SnO_2 | dióxido de estaño | óxido de estaño (IV) | óxido estánico |

Cuando el nitrógeno (no metal) trabaja con números de valencia 4 y 2, mientras se enlazan con el oxígeno se forma óxidos (ver la sección de anhídridos, penúltimo párrafo).

| EJEMPLOS DE OXIDOS METALICOS | |
|------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Metal + Oxígeno \longrightarrow Oxido Básico | |
| $Mg + O \longrightarrow MgO$ | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Magnesio II • Oxido Magnésico • Monóxido Magnésico |

| | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{K} + \text{O} \longrightarrow \text{K}_2\text{O}$ | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Potasio • Oxido Potásico • Monóxido Potásico |
| $\begin{array}{l} \text{Cu} + \text{O} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} \\ \searrow \\ \text{CuO} \end{array}$ | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Cobre I • Oxido Cuproso • Monóxido Cuproso |
| | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Cobre II • Oxido Cúprico • Monóxido Cúprico |
| $\begin{array}{l} \text{Fe} + \text{O} \longrightarrow \text{FeO} \\ \searrow \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$ | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Fierro II • Oxido Ferroso • Monóxido Ferroso |
| | <ul style="list-style-type: none"> • Oxido de Fierro III • Oxido Férrico • Trióxido Férrico |

ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS (NO METÁLICOS)

Son aquellos formados por la combinación del oxígeno con un no metal. Su fórmula general es no metal + O. En este caso, la nomenclatura tradicional emplea la palabra anhídrido en lugar de óxido, a excepción de algunos óxidos de nitrógeno y fósforo. La nomenclatura sistemática y la Stock nombran a los compuestos con las mismas reglas que en los óxidos metálicos. En la nomenclatura tradicional se nombran con los siguientes sufijos y prefijos.

| | | | | | |
|-----------|---|---|---|---|---|
| Hipo -oso | | | | | 1 |
| oso | 1 | 2 | 3 | 4 | 3 |
| -ico | 3 | 4 | 5 | 6 | 5 |
| Per -ico | | | | | 7 |

No metal + Oxígeno → Anhídrido



| Compuesto | Nomenc. sistem. | Nomenc. Stock | Nomenc. tradicional |
|--------------------------------|----------------------------------------|----------------------|-----------------------|
| Cl ₂ O | óxido de dicloro o monóxido de dicloro | óxido de cloro (I) | anhídrido hipocloroso |
| SO ₃ | trióxido de azufre | óxido de azufre (VI) | anhídrido sulfúrico |
| Cl ₂ O ₇ | heptóxido de dicloro | óxido de cloro (VII) | anhídrido perclórico |

EJEMPLOS DE OXIDOS NO METALICOS

No Metal + Oxígeno →

Óxidos Ácidos o "Anhídridos"



- Óxido de Boro III
- Anhídrido Bórico
- Trióxido Bórico

| | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p>N + O → N₂O₃</p> <p style="margin-left: 150px;">↓</p> <p style="margin-left: 150px;">N₂O₅</p> | <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 | |
| <p>S + O → SO₂</p> <p style="margin-left: 150px;">↓</p> <p style="margin-left: 150px;">SO₃</p> | <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 | |
| <p>Cl + O Cl₂O</p> <p style="margin-left: 150px;">Cl₂O₃</p> <p style="margin-left: 150px;">Cl₂O₅</p> <p style="margin-left: 150px;">Cl₂O₇</p> | <ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Hipocloroso |
| <ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Cloroso | |
| <ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Clórico | |
| <ul style="list-style-type: none"> • Anhídrido Perclórico | |
| <p>F + O → F₂O</p> <p style="margin-left: 150px;">↓</p> <p style="margin-left: 150px;">F₂O₃</p> <p style="margin-left: 150px;">↓</p> <p style="margin-left: 150px;">F₂O₅</p> <p style="margin-left: 150px;">↓</p> <p style="margin-left: 150px;">F₂O₇</p> | <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 | |

Cuando el flúor reacciona con el oxígeno se crea un compuesto diferente a un óxido ácido ya que el oxígeno deja de ser el elemento más electronegativo, distinto a como pasa con todos los óxidos donde el oxígeno es el elemento más electronegativo. El único elemento más electronegativo que el oxígeno es el flúor con 4.0 mientras el oxígeno tiene 3.5. Así que el compuesto deja de llamarse óxido y se nombra como fluoruro de oxígeno para el sistema tradicional, fluoruro de oxígeno (II) para el sistema Stock y difluoruro de oxígeno para el sistemático. La fórmula es $\text{O}^2\text{F}_2^{-1}$.

Los óxidos de nitrógeno, al igual que los óxidos del azufre, son importantes por su participación en la lluvia ácida. Con el término **óxido de nitrógeno** se hace alusión a cualquiera de los siguientes:

- Óxido nítrico u **Óxido de nitrógeno (II)**, de fórmula NO.
- Dióxido de nitrógeno, de fórmula NO_2 .
- Óxido nitroso o Monóxido de dinitrógeno, de fórmula N_2O .
- Trióxido de dinitrógeno, de fórmula N_2O_3 .
- Tetróxido de dinitrógeno, de fórmula N_2O_4 .
- Pentóxido de dinitrógeno, de fórmula N_2O_5 .

Entre las excepciones a las reglas de anhídridos para la nomenclatura tradicional están los óxidos de nitrógeno y óxidos de fósforo. Estos compuestos se nombran así:

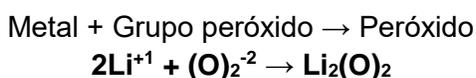
- $\text{N}_2^1\text{O}^{-2}$ Anhídrido hiponitroso
- N^2O^{-2} Óxido hiponitroso
- $\text{N}_2^3\text{O}_3^{-2}$ Anhídrido nitroso
- $\text{N}_2^4\text{O}_4^{-2}$ Óxido nitroso
- $\text{N}^4\text{O}_2^{-2}$ Óxido nitroso
- $\text{N}_2^5\text{O}_5^{-2}$ Anhídrido nítrico
- $\text{P}_2^3\text{O}_3^{-2}$ Anhídrido fosforoso
- $\text{P}^4\text{O}_2^{-2}$ Óxido fosforoso
- $\text{P}_2^5\text{O}_5^{-2}$ Anhídrido fosfórico

Cuando los metales, con más de dos números de valencia y que trabajan con los números de valencia iguales o mayores a 4, se enlazan con el oxígeno, forman anhídridos.

PERÓXIDOS

Los peróxidos se obtienen por reacción de un óxido con oxígeno monoatómico y se caracterizan por llevar el grupo peróxido o unión peroxídica (**-o-o-**). Son compuestos diatómicos en donde participan el grupo peróxido y un metal. La fórmula general de los peróxidos es **Metal + (O⁻¹)₂⁻²**. En el sistema tradicional se utiliza el nombre peróxido en lugar de óxido y se agrega el nombre del metal con las reglas generales para los óxidos en esta nomenclatura. En las nomenclaturas Stock y sistemática se nombran los compuestos con las mismas reglas generales para los óxidos.

No todos los metales forman peróxidos y habitualmente lo hacen los del grupo **1A** y **2A** de la tabla periódica (alcalinos y alcalinotérreos).

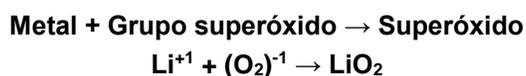


| Compuesto | Nomenc. sistemática | Nomenc. Stock | Nomenc. tradicional |
|-------------------------------|-------------------------|-----------------------|----------------------|
| H ₂ O ₂ | peróxido de dihidrógeno | peróxido de hidrógeno | peróxido hidrogénico |
| CaO ₂ | peróxido de calcio | peróxido de calcio | peróxido cálcico |

SUPERÓXIDOS

Los superóxidos, también llamados hiperóxidos, son compuestos binarios que contienen el grupo o anión superóxido, la fórmula general es **Metal + (O₂)⁻¹**. Aparentemente, el oxígeno tiene valencia -1/2. Generalmente el grupo superóxido reacciona con los elementos alcalinos y alcalinotérreos.

Se nombran como los peróxidos tan sólo cambiando peróxido por superóxido o hiperóxido.

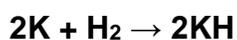


| Compuesto | Nomenclatura |
|------------------------------------------------------|------------------------------------|
| KO ₂ | superóxido o hiperóxido de potasio |
| CaO ₄ ó Ca (O ₂) ₂ | superóxido de calcio |
| CdO ₄ | superóxido de cadmio |

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. Para las nomenclaturas Stock y sistemática se utilizan las reglas generales con la palabra hidruro como nombre genérico.

Metal + Hidrógeno → Hidruro Metálico



| Compuesto | Nomenc. Sistemática | Nomenc. Stock | Nomenc. tradicional |
|------------------|------------------------|-------------------------|---------------------------------------|
| KH | monohidruro de potasio | Hidruro de potasio | Hidruro potásico o Hidruro de potasio |
| NiH ₃ | trihidruro de níquel | Hidruro de níquel (III) | Hidruro niquélico |
| PbH ₄ | tetrahidruro de plomo | Hidruro de plomo (IV) | Hidruro plúmbico |

HIDRÓXIDOS

Se caracterizan por llevar en su molécula el radical monovalente $(OH)^{-1}$ llamado radical oxhidrilo o hidroxilo. Se forman al agregar agua a un óxido metálico.

Ejemplos:

Metal + Agua Hidróxido



| EJEMPLOS DE HIDROXIDOS | |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------|
| Metal + Oxidrilo o Hidroxilo \longrightarrow Hidróxido | |
| Mg + OH \longrightarrow Mg(OH)₂ | Hidróxido Magnésico |
| K + OH \longrightarrow K(OH) | Hidróxido Potásico |
| Cu + OH $\begin{matrix} \nearrow \text{Cu(OH)} \\ \searrow \text{Cu(OH)}_2 \end{matrix}$ | Hidróxido Cuproso Hidróxido Cúprico |
| Na + OH \longrightarrow Na(OH) | Hidróxido Sódico |
| Au + OH $\begin{matrix} \nearrow \text{Au(OH)} \\ \searrow \text{Au(OH)}_3 \end{matrix}$ | Hidróxido Auroso Hidróxido Áurico |
| Ni + OH $\begin{matrix} \nearrow \text{Ni(OH)}_2 \\ \searrow \text{Ni(OH)}_3 \end{matrix}$ | Hidróxido Niqueloso Hidróxido Niquelico |

ÁCIDOS

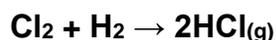
Tienen la característica de que sus moléculas inician siempre con el hidrógeno. Pueden ser:

- **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 VIA y VIIA (anfígenos y halógenos respectivamente). 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 el menor número de oxidación, -2 para los anfígenos y -1 para los halógenos. Estos compuestos se nombran en el sistema tradicional y de forma diferente según si están disueltos (estado acuoso) o en estado puro (estado gaseoso).

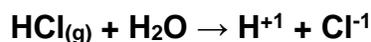
Los **hidruros no metálicos** son los que se encuentran en estado gaseoso o estado puro y se nombran agregando al no metal el sufijo -uro y la palabra hidrógeno precedido de la sílaba “de”. En este caso el nombre genérico es para el elemento más electropositivo que sería el del hidrógeno y el nombre específico es para el elemento más electronegativo que sería el del no metal, por ejemplo $H^{+1} Br^{-1} (g)$ bromuro de hidrógeno, bromuro como nombre específico e hidrógeno como nombre genérico.

No metal + Hidrógeno → Hidruro no metálico



Los **hidrácidos** provienen de disolver en agua a los hidruros no metálicos y por esa misma razón son estos los que se encuentran en estado acuoso. Se nombran con la palabra ácido, como nombre genérico, y como nombre específico se escribe el nombre del no metal y se le agrega el sufijo -hídrico. Al igual que en estado gaseoso el nombre genérico es nombrado por el elemento más electropositivo.

Hidruro No metálico + Agua → Hidrácido

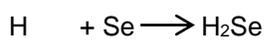


| Compuesto | en estado puro | en disolución |
|-----------|----------------------|-------------------|
| HCl | cloruro de hidrógeno | ácido clorhídrico |

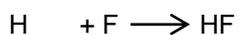
| | | |
|-------------------|------------------------|--------------------|
| HF | fluoruro de hidrógeno | ácido fluorhídrico |
| HBr | bromuro de hidrógeno | ácido bromhídrico |
| HI | yoduro de hidrógeno | ácido yodhídrico |
| H ₂ S | sulfuro de hidrógeno | ácido sulfhídrico |
| H ₂ Se | seleniuro de hidrógeno | ácido selenhídrico |
| H ₂ Te | teluro de hidrógeno | ácido telurhídrico |

EJEMPLOS DE HIDRACIDOS

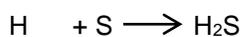
Hidrogeno + No metal — ~~Hidru~~ **ácido**



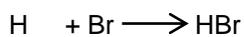
Ácido Selenhidrico



Ácido Fluorhídrico



Ácido Sulfhídrico



Ácido Bromhídrico

- **OXIÁCIDOS:** Son aquellos que llevan oxígeno en su molécula además del hidrógeno y el no metal (Son compuestos ternarios).

| EJEMPLOS DE OXIACIDOS | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------|
| Hidrogeno + No metal + Oxigeno | |
| $H + S + O \begin{cases} \rightarrow H_2SO_3 \\ \rightarrow H_2SO_4 \end{cases}$ | Acido Sulfuroso |
| | Ácido Sulfúrico |
| $H + I + O \begin{cases} \rightarrow HIO \\ \rightarrow HIO_2 \\ \rightarrow HIO_3 \\ \rightarrow HIO_4 \end{cases}$ | Ácido Hipoyodoso |
| | Ácido Yodoso |
| | Acido Yódico |
| | Ácido Peryodico |

SALES

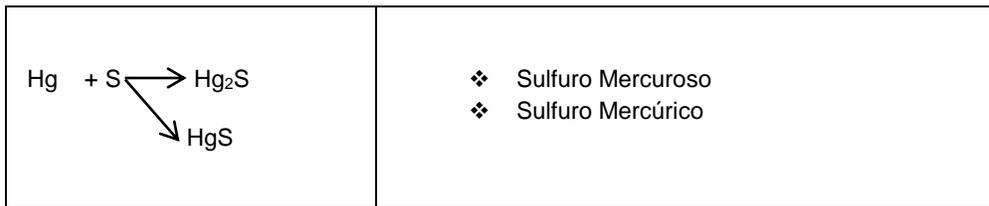
Son compuestos que provienen de la sustitución de los hidrógenos de los ácidos por un metal, cuando reacciona un ácido con un hidróxido; por lo tanto, de los hidrácidos resultan las sales **Haloideas**, **Haluros** (binarias), las cuales quedan formadas por un metal y un no metal y las **Oxisales** (ternarias), formadas por un Metal, un No Metal (en ocasiones otro Metal) y el Oxígeno.

SALES HALOIDEAS O HALUROS

Estas sales son compuestos que se forman con la unión de un Metal más un No Metal, son sales binarias, las cuales se nombran mencionando primero el nombre del No Metal añadiéndole la **terminación "uro"**, seguido del nombre del Metal, añadiéndole la terminación según la valencia del Metal. Ejemplo:



| EJEMPLOS DE HALUROS | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------|
| Metal + No metal \longrightarrow Haluro | |
| $\text{Na} + \text{Cl} \longrightarrow \text{NaCl}$ | ❖ Cloruro Sódico |
| $\text{K} + \text{F} \longrightarrow \text{KF}$ | ❖ Fluoruro Potásico |
| $\text{Mg} + \text{Br} \longrightarrow \text{MgBr}_2$ | ❖ Bromuro Magnésico |
| $\text{Li} + \text{S} \longrightarrow \text{Li}_2\text{S}$ | ❖ Sulfuro Lítico |
| $\text{Ca} + \text{S} \longrightarrow \text{CaS}$ | ❖ Sulfuro Cálculo |
| $\text{Fe} + \text{I} \begin{matrix} \longrightarrow \text{FeI}_2 \\ \searrow \text{FeI}_3 \end{matrix}$ | ❖ Yoduro Ferroso ❖ Yoduro Férrico |



OXISALES (Sales neutras o ternarias)

Las **sales neutras ternarias** conocidas como **OXISALES**, son compuestos formados por un Metal más un No Metal (en ocasiones otro Metal) y el Oxígeno. Generalmente esta unión se da entre un anión y un catión, por ejemplo:

El Catión K^{+1} con el anión $(\text{SO}_4)^{-2}$ nos da como resultado una oxisal (K_2SO_4)

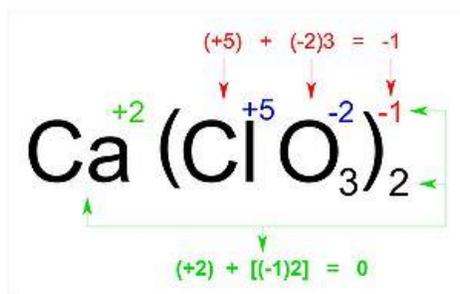
El catión tiene el nombre de Potasio (K^{+1}) y

El Anión tiene el nombre de Sulfato $(\text{SO}_4)^{-2}$

Por lo tanto esta oxisal tiene el nombre de: Sulfato Potásico o Sulfato de Potasio.

Actualmente existen tablas de aniones y cationes, donde vienen especificados los principales de cada uno de ellos, es decir los más usados y comunes en la industria. Como podemos ver en el ejemplo anterior primero se nombra el anión seguido del el catión, añadiéndole la terminación según corresponda la valencia del metal (catión).

Es importante tomar en consideración las valencias o números de oxidación de los iones que participan en la formación del compuesto, recordando siempre que la diferencia tiene que ser igual a cero. Ejemplo:



En el sistema tradicional se utiliza como nombre genérico el nombre del no metal con el sufijo y prefijo correspondiente a su número de valencia y como nombre específico el nombre del metal, elemento proporcionado por el hidróxido. Según el número de valencia del no metal en la sal (o del no metal en el oxácido que da origen a la sal) los sufijos son:

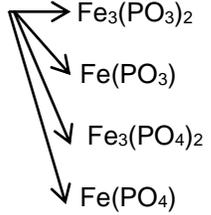
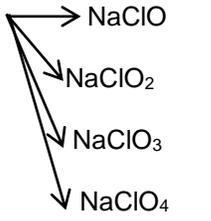
| | |
|-----------|-----|
| Hipo -oso | ito |
| -oso | ito |
| -ico | ato |
| Per -ico | ato |

| Compuesto | Nom. Stock | Nom. Tradicional |
|---------------------------|-------------------------|-------------------------------------|
| Na_3PO_4 | fosfato (V) de sodio | fosfato de sodio o fosfato sódico |
| CaSO_4 | sulfato (VI) de calcio | sulfato de calcio o sulfato cálcico |
| NaClO_4 | clorato (VII) de sodio | perclorato sódico |
| $\text{Mg}(\text{BrO})_2$ | bromato (I) de magnesio | hipobromito magnésico |

EJEMPLOS DE OXISALES

Metal + No metal + Oxígeno \longrightarrow Oxisal

| | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------|
| $\text{K} + \text{N} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{KNO}_2 \\ \longrightarrow \text{KNO}_3 \end{cases}$ | Nitrito Potásico |
| | Nitrato Potásico |
| $\text{Ca} + \text{S} + \text{O} \begin{cases} \longrightarrow \text{CaSO}_3 \\ \longrightarrow \text{CaSO}_4 \end{cases}$ | Sulfito Cálcico |
| | Sulfato Cálcico |
| | |

| | | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------|--------------------|
| $\text{Fe} + \text{P} + \text{O}$  | $\text{Fe}_3(\text{PO}_3)_2$ | Fosfito Ferroso |
| | $\text{Fe}(\text{PO}_3)$ | Fosfito Férrico |
| | $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ | Fosfato Ferroso |
| | $\text{Fe}(\text{PO}_4)$ | Fosfato Férrico |
| $\text{Na} + \text{Cl} + \text{O}$  | NaClO | Hipoclorito Sódico |
| | NaClO_2 | Clorito Sódico |
| | NaClO_3 | Clorato Sódico |
| | NaClO_4 | Clorato Sódico |

IONES

Los iones son aquellos átomos o moléculas cargados eléctricamente. Pueden ser de carga positiva (cationes) o de carga negativa (aniones).

CATIONES

Un **cación** es un ión con carga eléctrica positiva, es decir, que ha perdido electrones. Los cationes se describen con un estado de oxidación positivo. En términos químicos, es cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones de su dotación original, este fenómeno se conoce como ionización.

Cationes más comunes son:

3) LISTA DE CATIONES COMUNES:

| NOMBRE | CATIÓN | NOMBRE | CATIÓN |
|---------------|------------------|----------------|-------------------------------|
| Ión hidrógeno | H ⁺ | Ión cúprico | Cu ⁺² |
| Ión litio | Li ⁺ | Ión cuproso | Cu ⁺ |
| Ión sodio | Na ⁺ | Ión ferroso | Fe ⁺² |
| Ión potasio | K ⁺ | Ión férrico | Fe ⁺³ |
| Ión cesio | Cs ⁺ | Ión cromoso | Cr ⁺² |
| Ión plata | Ag ⁺ | Ión crómico | Cr ⁺³ |
| Ión magnesio | Mg ⁺² | Ión mercurioso | Hg ₂ ⁺² |
| Ión calcio | Ca ⁺² | Ión mercurico | Hg ⁺² |
| Ión estroncio | Sr ⁺² | Ión amonio | NH ₄ ⁺ |
| Ión bario | Ba ⁺² | | |
| Ión zinc | Zn ⁺² | | |
| Ión cadmio | Cd ⁺² | | |
| Ión níquel | Ni ⁺² | | |
| Ión aluminio | Al ⁺³ | | |

QUÍMICA



ANIONES

Un anión es un ion con carga eléctrica negativa, es decir, que ha ganado electrones. Los aniones monoatómicos se describen con un estado de oxidación negativo. Los aniones poliatómicos se describen como un conjunto de átomos unidos con una carga eléctrica global negativa, variando sus estados de oxidación individuales.

Los aniones más comunes son:

4) LISTA DE ANIONES COMUNES:



| NOMBRE | ANIÓN | NOMBRE | ANIÓN |
|--------------|---------------------|----------------------|------------------------------|
| Bicarbonato | HCO_3^{-2} | Hiposulfito | SO_2^{-2} |
| Hipoclorito | ClO^{-} | Sulfito | SO_3^{-2} |
| Clorito | ClO_2^{-} | Sulfato | SO_4^{-2} |
| Clorato | ClO_3^{-} | Tiosulfato | $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ |
| Perclorato | ClO_4^{-} | Carbonato | CO_3^{-2} |
| Hipobromito | BrO^{-} | Oxalato | $\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$ |
| Bromito | BrO_2^{-} | Cromato | CrO_4^{-2} |
| Bromato | BrO_3^{-} | Dicromato | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ |
| Perbromato | BrO_4^{-} | Borato | BO_3^{-3} |
| Hipoyodito | IO^{-} | Fosfito | PO_3^{-3} |
| Yodito | IO_2^{-} | Fosfato | PO_4^{-3} |
| Yodato | IO_3^{-} | Hidroxilo u oxidrilo | OH^{-} |
| Peryodato | IO_4^{-} | Cianuro | CN^{-} |
| Nitrito | NO_2^{-} | Fluoruro | F^{-} |
| Nitrato | NO_3^{-} | Cloruro | Cl^{-} |
| Permanganato | MnO_4^{-} | Bromuro | Br^{-} |
| Manganato | MnO_4^{-2} | Yoduro | I^{-} |
| Bisulfato | HSO_4^{-} | Tetracionato | $\text{S}_4\text{O}_6^{-2}$ |

EJERCICIOS DE NOMENCLATURA

| Ácido | Nombre del ácido | Radical | Nombre del radical |
|---------------------------------|-------------------|--------------------------------|--------------------|
| HBrO | Ácido hipobromoso | BrO ⁻ | hipobromito |
| | Ácido bromico | BrO ₃ ⁻ | |
| H ₃ PO ₄ | | | Fosfato |
| | Ácido fosforoso | PO ₃ ³⁻ | |
| H ₂ SO ₄ | | | sulfato |
| | Ácido nítrico | NO ₃ ⁻ | |
| H ₂ SO ₃ | | SO ₃ ²⁻ | |
| | Ácido bórico | BO ₃ ³⁻ | |
| HClO | | | Hipoclorito |
| | Ácido nitroso | | nitrito |
| HIO ₄ | | IO ₄ ⁻ | |
| | Ácido carbónico | | carbonato |
| H ₂ SiO ₄ | | SiO ₄ ²⁻ | |
| | Ácido yódico | | Yodato |
| HIO | | IO ⁻ | |
| | Ácido perclórico | | Perclorato |
| H ₃ AsO ₄ | | AsO ₄ ³⁻ | |
| | Ácido selénico | | Selenato |
| HMnO ₄ | | MnO ₄ ⁻ | |
| | Ácido telúrico | | Telurato |
| H ₂ CrO ₄ | | CrO ₄ ²⁻ | |

| Catión/Anion | Formula | Nombre stock | Nombre común |
|------------------|-------------------------|-----------------------|---------------|
| Fe^{3+} | Fe_2O_3 | Oxido de hierro (III) | Óxido ferrico |
| Hg^{2+} | | | |
| Li^+ | | | |
| Pt^{2+} | | | |
| Fe^{2+} | | | |
| Ca^{2+} | | | |
| Pb^{4+} | | | |

- a) Óxido de estroncio SrO _____ f) Óxido auroso _____
b) Óxido de bario _____ g) Óxido cobáltico _____
c) Óxido plumboso _____ h) Óxido d estaño (IV) _____
d) Óxido níquelico _____ i) Óxido de cobre (I) _____
e) Óxido de cromo (VI) _____ j) Óxido de plata _____

- a) FeO óxido ferroso _____
b) PbO_2 _____
c) Au_2O_3 _____
d) ZnO _____
e) Rb_2O _____
f) Cu_2O _____
g) Cr_2O_3 _____

| cación /anión M/OH | formula | nombre stock | nombre común |
|-------------------------------------------------|---------------------|--------------------------|---------------------|
| Fe ³⁺ | Fe(OH) ₃ | Hidroxilo de hierro(III) | Hidróxido férrico |
| Hg ²⁺ | | | |
| Li ⁺ | | | |
| Pt ²⁺ | | | |
| Fe ²⁺ | | | |
| Ca ²⁺ | | | |
| Pb ⁴⁺ | | | |
| Au ³⁺ | | | |
| Zn ²⁺ | | | |
| K ⁺ | | | |
| Sn ²⁺ | | | |
| Pt ⁴⁺ | | | |
| Ni ²⁺ | | | |
| Pb ²⁺ | | | |
| Co ³⁺ | | | |
| cación/anión M+/O²⁻ | formula | Nombre de stock | Nombre común |
| Cu ²⁺ | CuO | Oxido de cobre (II) | Oxido de cúprico |
| Al ³⁺ | | | |
| Na ⁺ | | | |
| Mg ²⁺ | | | |
| Cr ³⁺ | | | |
| K ⁺ | | | |

| Anión / Cation | F ⁻ | Cl ⁻ | S ²⁻ | N ³⁻ | P ³⁻ | Br ⁻ | C ⁴⁻ |
|------------------|------------------|-------------------|-----------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------|--------------------------------|
| Zn ²⁺ | ZnF ₂ | ZnCl ₂ | ZnS | Zn ₃ N ₂ | Zn ₃ P ₂ | ZnBr ₂ | Zn ₄ C ₂ |
| K ⁺ | | | | | | | |
| Sn ²⁺ | | | | | | | |
| Pt ⁴⁺ | | | | | | | |
| Ni ²⁺ | | | | | | | |
| Pb ²⁺ | | | | | | | |
| Co ³⁺ | | | | | | | |

| Anión / Cation | F ⁻ | Cl ⁻ | S ²⁻ | N ³⁻ | P ³⁻ | Br ⁻ | I ⁻ |
|------------------|------------------|-------------------|-----------------|--------------------------------|--------------------------------|-------------------|------------------|
| Fe ²⁺ | FeF ₂ | FeCl ₂ | FeS | Fe ₃ N ₂ | Fe ₃ P ₂ | FeBr ₂ | FeI ₂ |
| Na ⁺ | | | | | | | |
| Sn ⁴⁺ | | | | | | | |
| Pt ²⁺ | | | | | | | |

| | | | | | | | |
|------------------|--|--|--|--|--|--|--|
| Mg ²⁺ | | | | | | | |
| Ca ²⁺ | | | | | | | |
| Au ³⁺ | | | | | | | |

- a) Hidróxido de cobalto (II) Co(OH)₂ f) hidróxido cúprico _____
- b) Hidróxido de níquel (III) _____ g) hidróxido de plata _____
- c) Hidróxido mercuroso _____ h) hidróxido cuproso _____
- d) Hidróxido de manganeso (IV) _____ i) hidróxido de cadmio _____
- e) Hidróxido de amonio _____ j) hidróxido de magnesio _____

| Formula | Nombre | Usos |
|-------------------------------------------|-------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| CaSO_4 | Sulfato de calcio | Se usa como yeso en la construcción; en la elaboración de gises y en el enyesado de huesos rotos |
| KMnO_4 | | Se emplea como agente oxidante, desinfectante y en la purificación del agua y aire |
| $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | | Se usa en el curtido de pieles. Como mordiente en la industria papelera y textil. En la fabricación de telas a prueba de fuego y repelentes al agua. Como agente clarificante de aceites. En el tratamiento del agua. Como decolorante, desodorizante y antitranspirante. |
| Li_2CO_3 | | El carbonato de litio es usado en medicina como depresor del sistema nervioso, se usa como tranquilizante en el tratamiento de la esquizofrenia. |
| KNO_3 | | En la fabricación de fertilizantes, explosivos, cohetes, cerillos y en el tratamiento del tabaco. |
| K_2CO_3 | | Fabricación de vidrios especiales para instrumentos ópticos. |
| NaNO_3 | | En la fabricación explosivos y fertilizantes |
| Na_3PO_4 | | En la fabricación de detergentes y como ablandador del agua |
| $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | | En la fabricación de fertilizantes, laxantes y analgésicos. Como mordiente en tintorería. Para lavar tejidos infectados (sal de Epsom). |
| $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ | | Como desecante |
| Na_2CO_3 | | En la fabricación de vidrio y detergentes. Como ablandador de agua. |

| formula | nombre | USO |
|----------------------------|------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| KBrO_3 | Bromato potasico | Como agente oxidante y como aditivo en alimentos |
| $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ | | En la fabricación de cohetes para señales luminosas (rojo) |
| BaSO_4 | | Como pigmento en la detección de úlceras gastrointestinales a través de radiografías. |
| BaCO_3 | | Como veneno para ratas |
| $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | | En la fabricación de cohetes para señales luminosas (verde) |
| $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ | | Como agente blanqueador: de harina, en la industria textil y papelería, en la refinación de azúcar y como blanqueador doméstico (clorálex). |
| CaCO_3 | | Principal contribuyente de las conchas marinas, corales, cascara de huevo, caracoles, mármol, perlas. En el principal ingrediente del cemento. Se utiliza como antiácido en la fabricación de vinos y pastas dentales. |
| NH_4NO_3 | | En la fabricación de fertilizantes, explosivos, insecticidas y herbicidas. Como combustible sólido para cohetes |
| NaClO | | Se utiliza como blanqueador y desinfectante |
| KClO_3 | | Se usa como agente oxidante y en la elaboración de explosivos y cerillos. |

| Fórmula | Nombre |
|------------------|----------------|
| LiH | Hidruro lítico |
| NaH | |
| MgH ₂ | |
| CaH ₂ | |
| AlH ₃ | |
| HgH ₂ | |
| PbH ₄ | |
| GaH ₃ | |
| KH | |

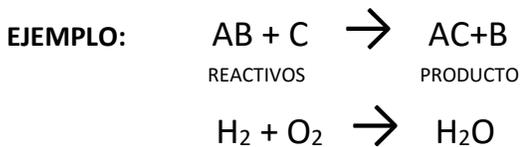
REACCIONES QUÍMICAS

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.

Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro de forma natural, o una cinta de magnesio al colocarla en una llama se convierte en óxido de magnesio, como un ejemplo de reacción inducida.

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.



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.

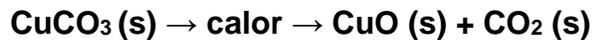
- **Endotérmicas:** Son reacciones químicas que necesitan calor para llevarse a cabo.
Por ejemplo: Preparar Frijoles
- **Reversibles** (\longleftrightarrow): Son aquellas reacciones químicas cuando los reactivos se convierten en productos, éste a su vez puede volver a ser reactivo(Cambio Físico).
- **Irreversibles** (\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.

La formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes es el tipo de reacción de síntesis más sencilla. Así, el cobre, a suficiente temperatura, se combina con el azufre para formar sulfuro de cobre (I) según la reacción:



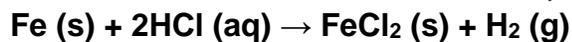
- **Descomposición o análisis** ($\text{ABC} \rightarrow \text{AB}+\text{C}$): en estas reacciones químicas el reactivo es de mayor complejidad o de mayor tamaño que cualquiera de sus productos.

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



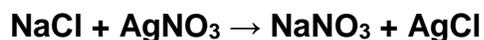
- **Sustitución o desplazamiento simple** ($\text{AB}+\text{C} \rightarrow \text{AC}+\text{B}$): un reactivo sustituye a otro en el producto.

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** ($\text{AB}+\text{CD} \rightarrow \text{AC}+\text{BD}$): 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:** En ella un ácido reacciona con una base para formar una sal y desprender agua.



Reacciones ácidos y bases (Neutralizaciones)

PH=Potencial Hidrogeno



Una reacción ácido-base o reacción de neutralización es una reacción química que ocurre entre un ácido y una base produciendo una sal y agua. La palabra "sal" describe cualquier compuesto iónico cuyo catión provenga de una base (Na⁺ del NaOH) y cuyo anión provenga de un ácido (Cl⁻ del HCl).

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.

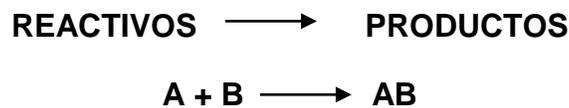
Si se quiere o necesita indicar el estado en que se encuentran las sustancias que intervienen o si se encuentran en disolución, se puede hacer añadiendo los siguientes símbolos detrás de la fórmula química correspondiente:

- (s) = sólido.
- (metal) = elemento metálico.
- (l) = líquido.
- (g) = gas.
- (aq) = disolución acuosa (en agua).

BALANCEO Y LEY DE LA CONSERVACION 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:



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

- a) Representar hechos experimentales.
- b) La carga eléctrica neta de la reacción debe ser la misma en ambos lados de la ecuación.
- c) 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:



- a) 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.
- b) 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:



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

Reactivos

Bario= 1

Oxígeno= 4

Azufre= 1

Productos

Bario= 1

Oxígeno= 4

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.

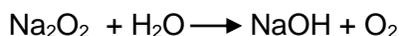
Existen distintos métodos para balancear las ecuaciones químicas, como son: Tanteo, Óxido-Reducción (Redox), Algebraico, Ión-Electrón, entre otros... Aunque los métodos más comunes y prácticos son: **Tanteo** y **Óxido-Reducción (Redox)**.

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:

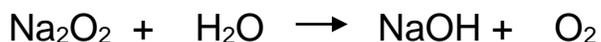
- I. Balancear, primeramente, todos los elementos diferentes al hidrógeno y al oxígeno.
- II. Balancear, a continuación, los átomos de hidrógeno.
- III. Por último, se procede a balancear los átomos de oxígeno y así la ecuación quedará balanceada.

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.

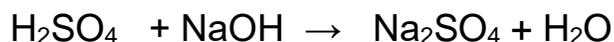
III. Tercer paso:

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



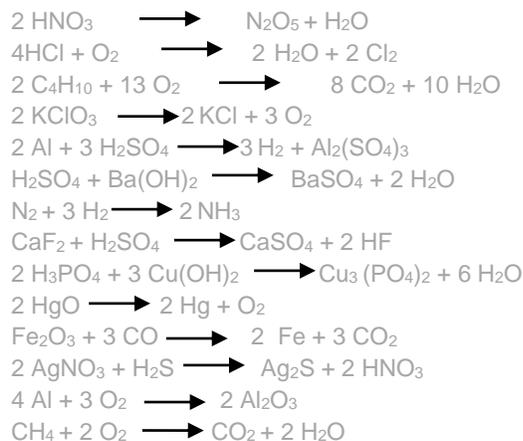
En este momento, la reacción esta balanceada.

Ejemplo:



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

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



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.

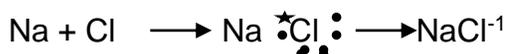
Todo lo anterior se lleva a cabo a través de reacciones químicas, que implican transferencia de electrones entre las sustancias que participan en este proceso al que se le conoce con el nombre de oxidación-reducción.

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.

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.

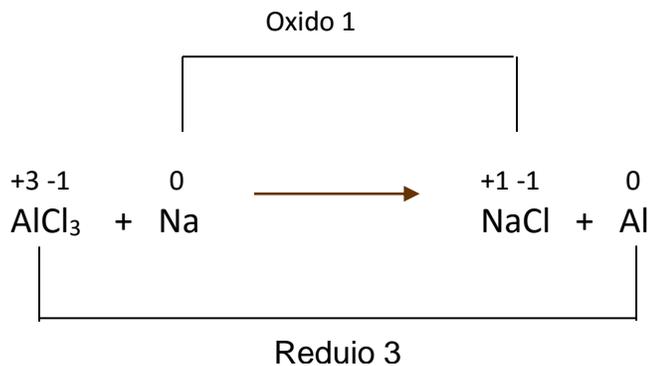
Se llama agente oxidante a la especie que contiene el elemento que se reduce; el agente reductor es, entonces, la especie que contiene al elemento que se oxida.

EJEMPLO:

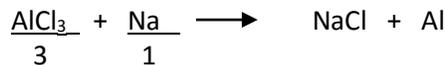
1.- Se escribe el número de oxidación encima de cada elemento en cada fórmula.



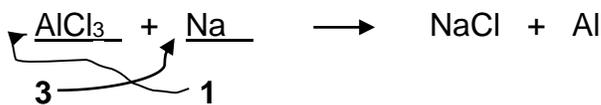
2. Se determina que elementos experimentaron cambios en su número de oxidación.



3. Los valores encontrados se anotan debajo de las 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.

- a. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- b. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- c. $\text{HCl} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- d. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e. $\text{C} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- f. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- g. $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- h. $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- i. $\text{P}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- j. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



SOLUCIONES QUÍMICAS

Las **soluciones** son **sistemas homogéneos** formados básicamente por dos componentes. **Solvente y Soluta**. 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.

¿Qué es un SOLUTO?

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

¿Qué es un SOLVENTE?

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

SOLUTO + SOLVENTE = SOLUCIÓN

Las **soluciones 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 SOLUCIONES | SOLVENTE | SOLUTO | EJEMPLO |
|---------------------|----------|---------|------------------|
| SOLIDOS | SOLIDO | GAS | ACERO INOXIDABLE |
| | | LIQUIDO | AMALGAMAS |
| | | SOLIDO | BRONCE |
| LIQUIDOS | LIQUIDO | GAS | AGUA MINERAL |
| | | LIQUIDO | ANTICONGELANTE |
| | | SOLIDO | AGUA DE MAR |
| GAS | GAS | GAS | AIRE |
| | | LIQUIDO | ALCOHOL EN AIRE |
| | | SOLIDO | |

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.

Existen dos tipos de soluciones según su medición:

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 solución 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**
- Titulación

Siendo *las concentraciones más comunes y utilizadas a nivel industrial o en laboratorio* la Molaridad y la Normalidad

CONCENTRACION:

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.

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:

$$\%m/m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 100$$

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.

$$\text{Fórmula: } \% m/v = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$$

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.

$$\text{Fórmula: } \% v/v = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$$

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.

Cálculos estequiométricos en ecuaciones químicas.

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

$$\begin{array}{l} \text{Na.- } 23 \times 2 = 46\text{gr} \\ 106 \times 1 \\ \text{C.- } 12 \times 1 = 12\text{gr} \\ \text{O.- } 16 \times 3 = 48\text{gr} \\ \hline 106\text{gr} \end{array} \quad m = \frac{130\text{gr}}{106\text{gr}} = 1.22$$

2- a cuantos gramos de sulfato ferrico $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ equivalen 3 moles de dicha sal.

$$\begin{array}{l} \text{Fe.- } 56 \times 2 = 112\text{gr} \\ \text{S.- } 32 \times 3 = 96\text{gr} \\ \text{O.- } 16 \times 12 = 192\text{gr} \\ \hline \text{gr} = 3(400\text{gr}) \quad \text{gr} = 1200\text{gr} \end{array}$$

400gr
3.- 130gr de BaCl₂ a cuantos moles equivalen.

Ba.- 137.34gr x 1=137.34gr

1mol-----208.34gr

Cl.- 35.50gr x 2= 71.00gr

x -----130 gr = 0.62mol

208.34gr/mol

MOLARIDAD

Molaridad: Es la cantidad de moles de soluto por cada litro de solución. Como fórmula:

$$M = n/V$$

M = Molaridad.

N = Número de moles de soluto (grs/P.M.)

V = Volumen de solución expresado en litros.

Ejemplo:

1) Calcula la M de una solución que tiene 8 grs. de hidróxido de sodio (**NaOH**) en 680 ml de solución.

Según la fórmula de Molaridad ===== **M = n / V (Its)**

Para calcular la Molaridad hay que saber la cantidad de moles y el volumen expresado en litros.

La cantidad de moles se calcula con la fórmula: **n = masa / (Peso Molecular)**

$$n = 8 \text{ grs} / 40 \text{ grs} = 0.2 \text{ moles.}$$

Los 680 ml convertidos a litros son **0.68 Its**.

Sustituyendo;

$$M = (0,2 \text{ moles}) / (0,68 \text{ Its})$$

Molaridad = 0.294 M (molar).

2) Cuantos moles de ácido clorhídrico (**HCl**) serán necesarios para preparar una solución 1,4 Molar que tenga un volumen de 3.6 lts.

$$M = n / V$$

Despejamos n de la fórmula quedando:

$$n = (M)(V)$$

$$n = (1.4)(3.6)$$

$$\underline{n = 5.04 \text{ moles.}}$$

3) Que volumen tendrá una solución que se encuentra al 2 M y contiene 18 grs. de hidróxido de potasio. (**KOH**).

El volumen lo despejamos de la fórmula de molaridad. Y los 18 grs. de soluto lo pasamos a moles.

$$M = n/V \quad v = n/M$$

$$n = \text{masa}/PM \quad n = 0.321 \text{ moles.}$$

$$V = (0.321 \text{ moles}) / 2 M$$

$$\underline{V = 0.16 \text{ lts.}}$$

NORMALIDAD

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

$$N = n \text{ eq}/V$$

N = Normalidad.

n eq. = Número de equivalentes del soluto.

V = Volumen de la solución en litros.

$$N = \frac{\text{grs. de soluto}}{\text{M. eq. En volumen}}$$

M. eq. En volumen

El peso equivalente de una sustancia es aquel que reacciona, sustituye, se combina o de cualquier forma equivale a un mol de hidrogeno o a un mol de iones de hidrogeno.

Para determinar el peso equivalente (P eq.) de una sustancia se divide el peso molecular entre la carga iónica de la sustancia, es decir entre el número de iones hidrogeno ácidos H^+ , OH^- en el caso de las bases y cargas positivas o negativas en el caso de las sales.

P eq.=

M. molar

de iones H^+ , OH^- o total de cargas + o -

Ejercicios

1.- Cuál será la Normalidad de una solución de ácido clorhídrico (HCl) que tiene 6 grs. de este en 1200 ml de volumen.

A partir de la fórmula:

$$N = N^\circ \text{ de equivalentes de soluto} / V \text{ (lts)}$$

Tenemos que calcular el número de equivalentes de soluto y pasar a litros el volumen que ya tenemos de solución.

En el caso de los ácidos el número de equivalentes se calcula dividiendo la masa de este (HCl) por el peso del equivalente químico de este. El equivalente químico en el caso de los ácidos se calcula dividiendo el peso molecular por la cantidad de hidrógenos que tiene la molécula. El ácido clorhídrico tiene un peso molecular de 36.5. Tiene un solo átomo de hidrógeno, por lo tanto su peso equivalente es el mismo.

$$N \text{ de eq soluto} = (6\text{grs}) / (36.5 \text{grs/eq})$$

$$N \text{ de eq. Solute} = 0.164 \text{ equivalentes.}$$

$$\text{Normalidad} = (0.164 \text{ equiv}) / (1.2\text{lts})$$

$$\underline{\underline{\text{Normalidad} = 0.137.}}$$

2.- Calcule la cantidad de ácido fosforoso (H_3PO_3) necesario para preparar medio galón de una solución al 2.5 normal.



$$\text{PM} = 82 \text{ grs}$$

$$\text{P. eq.} = 82 / 3 = 27.33$$

$$\text{N} = \frac{\text{grs de soluto}}{\text{(P. eq.) (volumen)}}$$

$$\text{(P. eq.) (volumen)}$$

$$\text{Grs} = (2.5) (27.33) (1.89)$$

$$\text{Grs} = \mathbf{128.99}$$

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



$$\text{PM} = 36 \text{ grs/ mol}$$

$$\text{P. eq.} = 36 \text{ grs/ eq.}$$

$$\text{N} = \frac{\text{grs de sol}}{\text{(p. eq.) (V)}}$$

$$\text{(p. eq.) (V)}$$

$$\text{V} = \frac{\text{grs de sol}}{\text{(p. eq.) (N)}}$$

$$\text{(p. eq.) (N)}$$

$$\text{V} = \frac{131.4 \text{ grs}}{\text{(36.45 gr/eq) (2 N)}}$$

$$\text{(36.45 gr/eq) (2 N)}$$

$$\text{V} = \mathbf{1.80 \text{ lts}}$$

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 Sulfhídrico 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?

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

QUÍMICA I: PRÁCTICAS DE LABORATORIO

REGLAS DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

La seguridad dentro del laboratorio es una de nuestras principales preocupaciones. Por ello, deberán tomarse en cuenta las siguientes disposiciones:

El laboratorio de química es un espacio donde se deben realizar trabajos con responsabilidad.

Algunas de las reglas que deberás tomar en cuenta:

1. Usar siempre bata, que te proteja de salpicaduras o derrames de sustancias tóxicas y corrosivas.
2. Eliminar de la zona de trabajo artículos personales.
3. Mantener el área de trabajo perfectamente limpia.
4. Tener cuidado con el mechero, por la presencia de sustancias inflamables.
5. Evitar ingerir alimentos y bebidas.
6. No oler, ni probar las sustancias (si necesita oler abanique los gases con la mano).
7. Leer etiquetas antes de usar los reactivos o sustancias.
8. Realizar el experimento siguiendo el procedimiento planeado.
9. Si calienta un líquido en un tubo de ensaye. Nunca oriente la boca del tubo hacia uno mismo o hacia un compañero.
10. Nunca verter agua sobre ácidos concentrados, siempre agregar lentamente el ácido sobre el agua al mezclar.
11. Si se desprenden gases durante un experimento, deberá realizarse bajo una campana de extracción o áreas ventiladas.
12. Verter las sustancias altamente contaminantes en un contenedor. Si la sustancia es ácida o básica, deberá ser neutralizada antes de ser vertida al drenaje y dejar correr agua para diluir.
13. Al término de la práctica lavar el material que se utilizó.

Los primeros auxilios en el laboratorio

Debes conocer:

- Las técnicas de seguridad para el laboratorio.
- Dónde y cómo informar todo accidente, daño, lesión o derrame.
- El lugar donde está el equipo de los primeros auxilios.
- Los procedimientos para evacuar el laboratorio y/o la escuela.

Práctica 1: Conocimiento y uso del material común de laboratorio

Objetivo de la práctica: Conocer las reglas de higiene y seguridad del laboratorio y conocer e identificar los materiales y equipos de uso común en el laboratorio.

1. Dibuja los materiales de uso más común en el laboratorio de química, menciona su nombre y aplicación: pinzas para tubo, gradilla, tubo de ensayo, mechero de Bunsen, soporte universal, malla de alambre con asbesto, matraz Erlenmeyer, matraz Kitasato, matraz de destilación, matraz aforado, vaso de precipitado, embudo, embudo de separación, cápsula de porcelana, mortero con pistilo, termómetro, pipeta, probeta, bureta, pizeta, agitador de vidrio, balanza, escobillón.

2. Indaga en diferentes fuentes, las siguientes propiedades físicas: punto de ebullición, punto de fusión, solubilidad, masa, peso y volumen, calor, temperatura.

3. Determinación del punto de ebullición del agua.

3.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo esta medición?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

3.2 ¿A qué temperatura consideras que hierva el agua?

| 2. Hipótesis de trabajo |
|-------------------------|
| |

3.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

| 3. Diseño experimental |
|------------------------|
| |

3.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

| |
|--|
| |
|--|

3.5 Conclusiones

6. Conclusiones

| |
|--|
| |
|--|

4. El número de gotas contenidas en un mililitro de agua (Para el cálculo del número de gotas contenidas en un mL se recomienda realizar al menos cinco mediciones y calcular el promedio de ellas para minimizar el error).

5. El tiempo que tarda en disolverse una sustancia en su forma compacta.

Utiliza tu ingenio e iniciativa para el diseño de los experimentos a realizar en cada una de las mediciones así como el material a utilizar. Cuando haya riesgo en el manejo de alguno de estos materiales o sustancias, tu profesor te lo advertirá claramente.

Práctica 2: Propiedades de la materia (estados de la materia y densidad de los cuerpos)

Objetivo de la práctica: Conocer mediante experimentación algunas de las propiedades químicas de la materia.

Estados de la materia: Influencia de la temperatura

1. Comprobar mediante un experimento como la temperatura influye en el estado de la materia.

Material

-Vaso de precipitado de 500 mL
-Vaso de precipitado de 250 mL
-Termómetro
-Jeringa sin aguja de 5 mL

Reactivos

-15 mL de agua
-Hielo triturado
-Sal común

Procedimiento:

1. Mezcla la sal con hielo y deposita esta mezcla en el vaso de 500 mL
2. Llena el otro vaso e introduce el termómetro.
3. Después coloca el vaso en la mezcla de hielo y sal, con cuidado y sin tanto movimiento.
4. Registra la temperatura inicial del agua y pasados 10 min registra nuevamente la temperatura.
5. Ahora, con el mismo termómetro agita suavemente el agua. Observa lo que sucede.

1.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

1.2 ¿La temperatura es un factor que influye en los estados de la materia?

| 2. Hipótesis de trabajo |
|-------------------------|
| |

1.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

| 3. Diseño experimental | |
|------------------------|--|
| | |

1.4 Observaciones y resultados.

| 4. Registro de datos | |
|----------------------|--|
| | |

1.5 Conclusiones

| 6. Conclusiones | |
|-----------------|--|
| | |

Densidad

1. Investigar los conceptos: masa, volumen, temperatura, densidad, así como la forma de expresar las unidades de medición de estas magnitudes.

2. Coloca dos bebidas de coca-cola en lata, una en versión light y la otra normal en un recipiente con agua. Se observa que una de ellas flota y la otra se hunde.

2.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

2.2 ¿A qué crees que se deba que una lata flote y la otra se hunda?

2. Hipótesis de trabajo

2.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

3. Diseño experimental

2.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

2.5 Conclusiones

6. Conclusiones

Práctica 3: Métodos de separación de mezclas

Objetivo de la práctica: Diferenciar los tipos de mezclas y conocer los métodos de separación de mezclas mediante equipos y técnicas de laboratorio.

1. Investigar los tipos de mezclas y los distintos métodos y equipos utilizados para separar las mezclas.
2. Realiza un experimento donde puedas separar distintos tipos de mezclas.

Material

- Vasos de precipitado
- Placa de calentamiento
- Embudo de separación
- Centrifuga
- Embudo y papel filtro

Reactivos

- Agua
- Aceite
- Arena
- Tierra
- Sal común

Procedimiento:

1. Realiza distintas mezclas en vasos de precipitado: agua y aceite, agua y arena, agua y tierra y agua y sal común.
2. Identifica los distintos tipos de mezclas y los equipos donde se pueden separar.
3. Con ayuda de tu maestro realiza la separación de las distintas mezclas utilizando los equipos de laboratorio.

2.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

2.2 ¿Crees que los distintos tipos de mezclas se pueden separar de la misma manera?

| 2. Hipótesis de trabajo |
|-------------------------|
| |

2.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

3. Diseño experimental

2.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

2.5 Conclusiones

6. Conclusiones

Práctica 4: Conductividad eléctrica

Objetivo de la práctica: Identificar y clasificar sustancias químicas en iónicas y covalentes a través de su capacidad de conducir la corriente eléctrica.

1. Investigar en diferentes fuentes los siguientes conceptos: enlace iónico, enlace covalente, enlace covalente polar, enlace covalente no polar, disolución, electrolito.
2. Realiza un experimento donde puedas identificar y clasificar a las sustancias por su tipo de enlace químico mediante la propiedad de conductividad eléctrica. Las sustancias iónicas y las sustancias covalentes polares conducen la corriente eléctrica, pero las sustancias covalentes no polares no la conducen.

Material

- Conductímetro
- Vasos de precipitado
- Balanza
- Pipetas

Reactivos

- Agua destilada
- Agua de la llave
- Disolución acuosa de cloruro de sodio
- Sulfato de cobre en disolución
- Etanol
- Sal sólida
- Salsa de soya
- Harina

Procedimiento:

1. Introduce los electrodos en cada una de las sustancias y determina cuales son las que pueden conducir la electricidad.
2. Identifica el tipo de enlace químico de cada una de las sustancias en base a su capacidad de conducir la electricidad.

2.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

2.2 ¿A qué crees que se deba que algunas sustancias pueden conducir la electricidad y otras no?

| 2. Hipótesis de trabajo |
|-------------------------|
| |

2.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

3. Diseño experimental

2.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

2.5 Conclusiones

6. Conclusiones

Práctica 5: Enlaces químicos

Objetivo de la práctica: Diferenciar compuestos químicos según el tipo de enlace que presenten y determinar las propiedades de compuestos iónicos y covalentes.

1. Investigar en diferentes fuentes las propiedades de los enlaces iónicos y covalentes:

Calor: Los iónicos son muy estables y resistentes al calor sin descomponerse, no son combustibles. Los covalentes tienen bajo punto de fusión, se descomponen y la mayoría son combustibles.

Solubilidad: Los iónicos son solubles en el agua formando electrolitos y conducen la corriente eléctrica. Los covalentes son poco solubles en agua pero solubles en sustancias orgánicas, no conducen la corriente eléctrica.

Indicadores: Sólo para radical oxidrilo (OH⁻), sus compuestos iónicos (hidróxidos) cambian de color con fenolftaleína y sus compuestos covalentes (alcoholes) no colorean a la fenolftaleína.

2. Realiza un experimento donde puedas diferenciar compuestos químicos según su enlace y determina las propiedades de compuestos iónicos y covalentes aplicando técnicas de laboratorio.

Material

-6 vasos de precipitado pequeños
-1 plato de vidrio
-1 mechero
-1 cuchara pequeña
-1 pinza

Reactivos

-Agua
-Alcohol
-Sebo
-NaCl (Sal común)
-NaOH (sosa caustica)
-Fenolftaleína

Procedimiento:

1. Coloca en un vaso de precipitado un poco de sebo y en otro una cucharada de sal.
2. Con ayuda de las pinzas acerca el vaso al mechero y somete al calor las dos sustancias.
3. Toma otros dos vasos de precipitado y agrega un poco de agua en cada uno de ellos, luego añade a uno NaCl y al otro sebo. Agita vigorosamente.
4. Toma otros dos vasos de precipitado y en uno de ellos coloca alcohol etílico y en otro sosa caustica, luego agrega dos gotas de fenolftaleína.
5. Anota tus observaciones.

2.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

2.2 ¿Podemos diferenciar el tipo de enlace químico en una sustancia en base a sus propiedades?

2. Hipótesis de trabajo

2.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

3. Diseño experimental

2.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

2.5 Conclusiones

6. Conclusiones

Práctica 6: Reacciones químicas

Objetivo de la práctica: Llevar a cabo reacciones de óxido-reducción y cuantificar la concentración de azúcares por medio de un método colorimétrico.

1. Investigar en diferentes fuentes los tipos de reacciones químicas.
2. Realiza un experimento donde puedas observar cómo se lleva a cabo una reacción química de óxido reducción

Material

- Balanza analítica
- Tubos de ensayo
- Tubos eppendorf
- Pipetas

Reactivos

- Agua destilada
- Glucosa
- Ácido dinitrosalicílico

Procedimiento:

1. Pesar exactamente 0.1g de glucosa y llevar a 100 mL (1mg/mL)
2. Preparar las diluciones como se indica en la siguiente tabla.

| Volumen de estándar (µL) | Volumen de H ₂ O (µL) | Concentración (mg/mL) |
|--------------------------|----------------------------------|-----------------------|
| 50 | 950 | 0.05 |
| 100 | 900 | 0.1 |
| 200 | 800 | 0.2 |
| 300 | 700 | 0.3 |
| 400 | 600 | 0.4 |
| 500 | 500 | 0.5 |
| 600 | 400 | 0.6 |
| 800 | 200 | 0.8 |
| 1000 | 0 | 1 |

3. Tomar 250 µL de cada dilución y adicionar 250 µL de reactivo DNS
4. Poner la mezcla en ebullición (100°C) por 10 minutos. Posteriormente enfriar la mezcla en hielo por 10 min.
5. Tomar 200 µL de la reacción y colocarlo en placas de 96 pozos y medir absorbancia a 570 nm.
6. Graficar concentración de glucosa contra la absorbancia. Registrar y fotografiar los cambios colorimétricos observados en las reacciones.

2.1 ¿Qué materiales y sustancias utilizarás para llevar a cabo este experimento?

| 1. Materiales y sustancias | |
|----------------------------|--|
| | |
| | |
| | |

2.2 ¿Cómo crees que se puede visualizar una reacción de óxido-reducción?

2. Hipótesis de trabajo

2.3 Diseña el experimento, dibuja el montaje y los materiales a utilizar.

3. Diseño experimental

2.4 Observaciones y resultados: ¿Se confirmó tu hipótesis?

4. Registro de datos

2.5 Conclusiones

6. Conclusiones

REPORTE DE PRÁCTICAS

El reporte de la práctica de laboratorio debe contar con la siguiente estructura.

1. Portada
2. Introducción:
3. Hipótesis
4. Objetivo
5. Materiales y Métodos
6. Resultados
7. Conclusiones
8. Referencias bibliográficas

La introducción debe incluir una breve revisión de bibliográfica relacionada con el tema, como conceptos, fundamentos de las técnicas, ejemplos.

En los materiales y métodos deben especificar todos los materiales, equipos y reactivos usados durante la práctica, además de explicar el procedimiento realizado durante los experimentos, se pueden apoyar de diagramas para una mayor explicación.

En el apartado de resultados es una representación gráfica, descriptiva y clara de los resultados que obtuviste del experimento. Debes escribir y explicar lo que observaste y los resultados que obtuviste en caso de haber hecho alguna medición. Se pueden apoyar de tablas y gráficas.

La conclusión es un análisis de los datos obtenidos y debe confirmar o descartar la hipótesis de manera concreta. La conclusión debe resumir lo que contiene el informe y lo aprendido durante la práctica. Además se pueden dar perspectivas y recomendaciones de la práctica desarrollada.

Por último la revisión bibliográfica debe listar todas las referencias citadas en el reporte. Esto puede hacerse en orden alfabético o en el orden en que aparecen en el reporte. Para redactar el reporte es recomendable consultar al menos tres fuentes bibliográficas, tratando de obtener la información de fuentes académicas y no de páginas de internet no confiables.

Cómo citar libros:

Apellido(s), Inicial del nombre del autor. Año de publicación. Título del libro. Subtítulo. Editor(es): mismo orden que el autor. Número de Edición. Número de volumen. Editorial. Lugar de publicación.

Ejemplo: Morrison, R. T. y Boyd, R. N. 1998. Química Orgánica. 5a Ed. Addison Wesley Longman. México.

Cómo citar artículos en publicaciones periódicas: Apellido(s), Inicial del nombre del autor. Año de publicación. Título del artículo. Nombre de la Publicación. Número de volumen: páginas consultadas.

Ejemplo: Hoffmann, J.; Jensen, C. U. y Rosendahl, L. A. 2016. Co-processing potential of HTL biocrude at petroleum refineries – Part 1: Fractional distillation and characterization. Fuel Journal. 165: 526-535

Cómo citar publicaciones en Internet: Agency for Toxic Substances and Disease Registry (ATSDR). 2016. Toxicological Profile Information Sheet. Disponible en Internet en: <http://www.atsdr.cdc.gov/>