



Universidad Nacional de Río Negro
Sede Alto Valle y Valle Medio



CICLO
DE INICIO
UNIVERSITARIO
2020

QUÍMICA

Ingeniería en Alimentos
Ingeniería en Biotecnología

Escuela de Producción, Tecnología y Medio Ambiente



Al cumplirse, en el año 2017, 150 años del nacimiento de **Marie Curie**; pionera en el campo de la radiactividad. Recordamos a la **primera mujer científica** en recibir el afamado **Premio Nobel**, además de ser la **primera persona en recibir dos premios Nobel** en distintas especialidades **Física y Química** y la primera mujer en ocupar el puesto de profesora en la Universidad de París. La **Real Academia de las Ciencias de Suecia** galardonó a **Marie Curie** con el **premio Nobel de Física en 1903**, junto a su marido **Pierre Curie** y **Henri Becquerel**, "en reconocimiento por los extraordinarios servicios rendidos en sus investigaciones conjuntas sobre los fenómenos de radiación descubiertos por Henri Becquerel". Al principio, el **comité seleccionador pretendía honrar solamente a Pierre y Henri, negándole reconocimiento a Marie por ser mujer**. Uno de los miembros de la Academia, el matemático Magnus Gösta Mittag-Leffler, avisó a Pierre de la situación y **Pierre dijo que rechazaría el premio Nobel si no se reconocía también el trabajo de Marie. En respuesta al reclamo, la incluyeron en la nominación**. Tengamos presente que muchas mujeres de la ciencia fueron desapercibidas en sus labores científicas, Marie si fue reconocida.

Autor:

Mg. Paula Andrea Paez

Revisión y edición:

Dra. Dina Judith Carp

ÍNDICE

1. CONCEPTO GENERALES - DEFINICIONES	3
<u>1.1 Materiales en la historia</u>	3
<u>1.2 Clasificación de la Materia</u>	5
<u>1.3 Propiedades de la materia</u>	9
<u>1.4 Estado de agregación</u>	13
2. NOCIÓN DE TABLA PERIÓDICA	17
<u>2.1 Número atómico, Número másico</u>	17
<u>2.2 Tabla Periódica</u>	18
<u>2.3 Los elementos químicos y la Vida cotidiana</u>	20
<u>2.4 Isótopos</u>	21
<u>2.5 Noción de Ión:</u>	22
<u>2.6 Moléculas</u>	23
<u>2.7 Atomicidad</u>	23
3. FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS	24
<u>3.1 Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos</u>	25
<u>3.2 Formación de Compuestos Inorgánicos</u>	27
<u>3.3 Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos:</u>	27
<u>3.3.1 Formación y nomenclatura de compuestos binarios del oxígeno</u>	30
<u>Óxidos Básicos</u>	30
<u>Óxidos – Ácidos</u>	30
<u>Peróxidos</u>	31
<u>3.3.2 Formación y nomenclatura de compuestos binarios del hidrógeno</u>	32
<u>Hidruros Metálicos</u>	32
<u>Hidruros No Metálicos</u>	32
<u>Hidrácidos</u>	33
<u>3.3.3 Formación y nomenclatura de compuestos ternarios</u>	34
<u>Hidróxidos</u>	34
<u>Oxoácidos</u>	34
<u>Casos Especiales:</u>	36
<u>3.3.4 Formación y nomenclatura de Sales</u>	38
<u>Sales binarias neutras</u>	38
<u>Sales ácidas</u>	40
<u>Sales básicas</u>	40
4. BIBLIOGRAFÍA	41

UNIDAD I

1. CONCEPTO GENERALES - DEFINICIONES

“Química es una ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones energéticas que acompañan las transformaciones en las que interviene.” La química es una ciencia experimental y fundamental para nuestro estilo actual de vida. Sin el avance tecnológico e intelectual aportado por la química nuestra vida transcurriría con menos confort: sin automóviles, sin electricidad, sin celulares, sin televisores plasmas. A medida que se avanza el siglo XXI es notorio la importancia de ésta ciencia fundamental. El desarrollo de la química ha dado a origen a nuevos materiales para mejorar la calidad de vida. Algunos ejemplos son los polímeros (nylon), la cerámica (utilizados en utensilios de cocina), los adhesivos (utilizados en el papel para notas) y los materiales para recubrimiento (pinturas vinílicas). En la actualidad se está estudiando los materiales superconductores a temperatura ambiente. Los superconductores son materiales que no tienen resistencia eléctrica y conducen la electricidad sin pérdida de energía. También hablamos de nanomateriales, de biomateriales, biosensores, etc.

“**Materiales** son los componentes que constituyen los cuerpos”.

“**Materia** es todo lo que ocupa un lugar en el espacio, tiene masa, tiene volumen y es perceptible, es decir es capaz de impresionar en forma directa o indirecta nuestros sentidos”. Por ejemplo: el agua, la tierra y el suelo los podemos ver y tocar, sin embargo, el aire no, pero sabemos que existe.

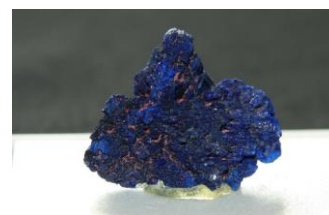
1.1 Materiales en la historia

La historia de la especie humana se puede dividir en períodos de acuerdo con los principales materiales que fueron utilizados. Aunque en los tiempos modernos existen una multiplicidad de materiales de uso generalizado, en otros tiempos no había una multiplicidad tan grande. Roal Hoffmann (1988), propone clasificación de las edades de la historia humana de acuerdo al uso de los materiales:

✓ **Edad de Piedra** (10 000 a.C. a 3000 a.C.). Se utilizan sólo los materiales que se encuentran a su alrededor: piedra, madera, barro, pieles de animales, huesos, etc. El cobre fue el primer metal extraído de la tierra, y como es un material dúctil, podía ser trabajado a martillo de la misma manera que la piedra y el hueso. Se ignoraban las cualidades específicas del cobre.



✓ **Edad de Bronce** (3000 a.C. a 1000 a.C.). En el 3000 a.C. se cree que el hombre descubrió que el cobre podía extraerse a mayor escala. Los antiguos utilizaban un horno para las cerámicas y usaban óxidos de cobre para teñir de azul. Alguno se debe haber percatado que en el horno había restos de cobre. También se encontró que, cuando se añade estaño al cobre, se forma un material de color atractivo, fácil de formar y más duro que el cobre sólo. Se denominó a ésta aleación Bronce.



Azurita es un mineral que contiene Cobre

✓ **Edad de Hierro** (1000 a.C. a 1620 d.C.). Alrededor de 1000 a.C. la extracción del mineral hierro fue otro avance importante. El Hierro en su forma pura tiene cualidades inferiores a las del bronce. Realizando un calentamiento en el carbón vegetal de artículos realizados con hierro y martillando, se observó que su dureza se modificaba y tenía una consistencia más dura. Así se descubre el acero. Sumergiendo luego el metal caliente en agua fría, se temple, adquiriendo el material mayor dureza. Así se desarrollaron los primeros tratamientos térmicos. En el 105 d.C. se inventa el papel.



✓ **Edad de hierro fundido** (1620 d.C. a 1850 d.C.). La producción de hierro a gran escala se inició en 1709 en un alto horno que utilizaba como combustible coque. El uso de hierro fundido para las estructuras y partes de máquinas creció rápidamente después de 1750, incluyendo su uso para la fundición de cañón. Su aplicación se extendió hasta que en 1777 se construyó el primer puente de hierro fundido. El óleo de Louthembourg muestra una de las fundiciones de Coalbrookdale, los hornos de Abraham Darby donde la oscuridad de la noche era recortada con el fuego ardiente de los hornos.



Coalbrookdale de noche,
por Philipp Jakob Louthembourg el
Joven (1801).

✓ **Edad de Acero** (1860 d.C. en adelante). En el **sector siderúrgico** se desencadenó un gran progreso con la invención del horno Bessemer, capaz de producir grandes cantidades de acero a bajo precio. El acero se usó en la industria de armamento, así como en arquitectura (el hormigón armado de los rascacielos) e ingeniería (puentes). Adquirió un protagonismo importante durante la primera mitad del siglo XIX. Entre 1870 y 1914 aparecieron innovaciones tecnológicas y nuevas fuentes de energía, se crearon extraordinarios centros fabriles, se produjo un gran desarrollo del capitalismo. La **industria química** utilizó diversas materias primas (petróleo, caucho) para fabricar nuevos productos industriales, además aparecieron nuevos productos farmacéuticos (aspirina) y sintéticos (goma, tintes y colorantes).



Horno de Bessemer

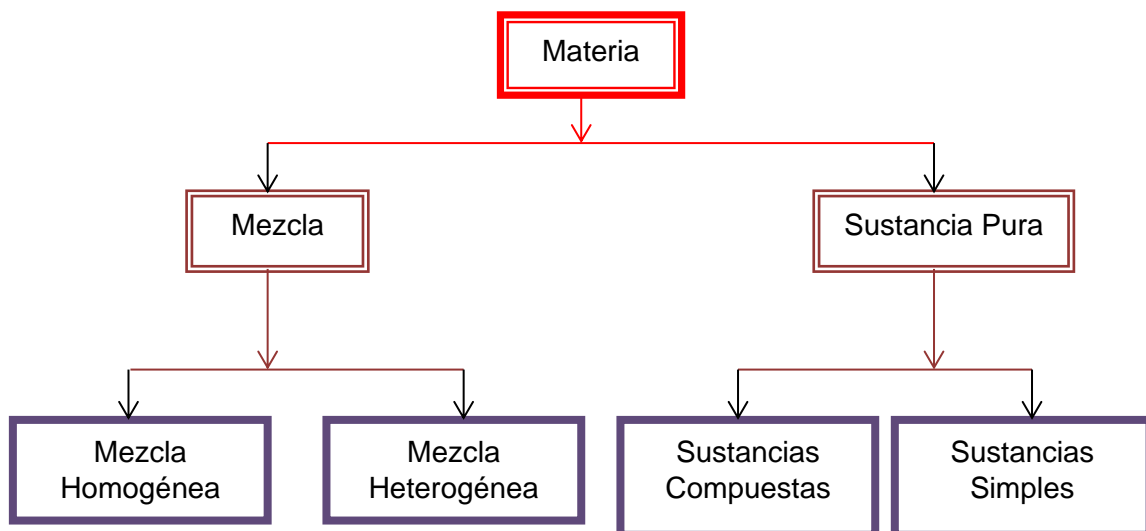


Propaganda de productos

✓ **Edad de las Aleaciones** (1940 en adelante). En 1886 se descubrió y patentó un proceso de obtención de aluminio a bajo costo a pequeña escala. La aleación de aluminio de alta resistencia fue desarrollada en 1909. El Titanio fue producido por primera vez comercialmente en 1948.

✓ **Edad de Polímeros** (1930 en adelante). El primer plástico fabricado fue el celuloide (algodón + ácido nítrico y ácido sulfúrico), se desarrolló en 1862 se utilizó para fabricar películas cinematográficas. En 1906 se desarrolló la baquelita, primera sustancia plástica totalmente sintética, se sintetizó a partir de moléculas de fenol y formaldehído. Los polímeros cuando se acercan a su punto de fusión se ablandan lo suficiente como para permitir que se les imponga a presión una forma definida que conserva al enfriarse, el material se denomina polietileno. El desarrollo del **policloruro de vinilo** (PVC) fue una investigación realizada por el químico estadounidense **Waldo Lonsbury Semon**. En 1923 ingresó en la compañía química BF Goodrich en Akron, Ohio; su primer objetivo fue el de conseguir un sustituto al caucho natural debido a la inestabilidad de su precio en el mercado y la alta demanda del mismo, producida principalmente por la expansión del automóvil. En 1926, encontró la fórmula del PVC mediante la mezcla de polímeros sintéticos. La producción comercial se desarrolló a partir de 1945.

1.2 Clasificación de la Materia



Sustancia Pura es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades características. Las sustancias difieren entre sí por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades. Algunos ejemplos son el agua, amoníaco, azúcar, oro, oxígeno.

Las sustancias pueden ser simples o compuestas. Una **Sustancia Simple** está formada por átomos del mismo **elemento químico**. La gran mayoría de estas sustancias no se pueden separar en sustancias más simples por medios químicos. Son ejemplos de sustancias simples: mercurio Hg, oro Au, y oxígeno O₂. Los **elementos** no pueden

descomponerse en sustancias más simples. En el nivel molecular, cada elemento se compone de un solo tipo de átomo. Los elementos químicos se encuentran representados mediante símbolos en la Tabla Periódica. Los elementos químicos se **representan** por símbolos de una a dos letras. La primera letra siempre es mayúscula y la segunda minúscula, por ejemplo, Co el elemento denominado Cobalto, CO es la fórmula química de la molécula Monóxido de Carbono.

Sustancias Compuestas, están formada por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Las sustancias compuestas pueden transformarse en sustancias simples por medios químicos. El Agua H_2O , es un ejemplo de sustancia compuesta, que por electrólisis se puede separar y obtener H_2 y O_2 .

Definición:

Átomo es la menor proporción de materia capaz de combinarse. Es la partícula más pequeña de un elemento químico.

Molécula es un conjunto neutro de átomos que se comportan como una unidad.

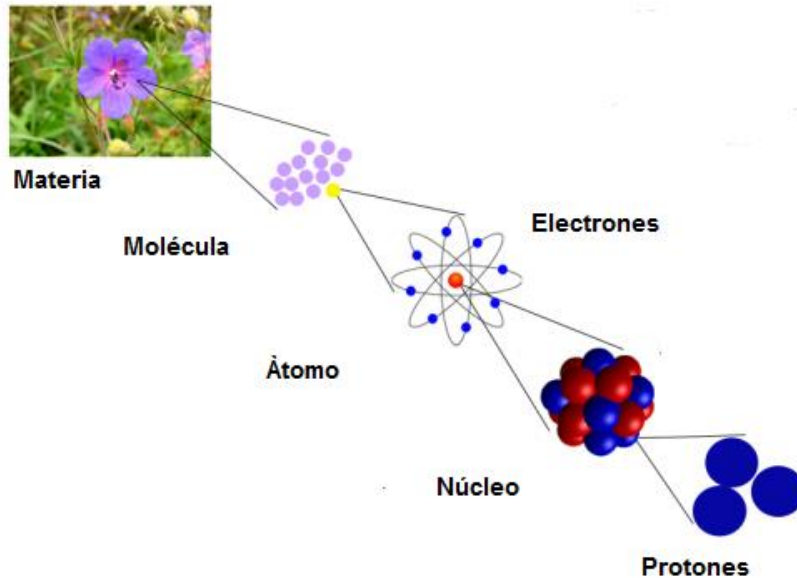


Imagen de CNR (European Organization for Nuclear Research)

Mezcla es la combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades químicas. Las mezclas no tienen una composición constante, por ejemplo si muestreamos el aire de varias ciudades diferentes son los constituyentes y tendrán proporciones distintas y también contaminantes diferentes.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Una **mezcla homogénea** mantiene la proporción de sus componentes en toda la disolución, sus componentes no se pueden distinguir a simple vista, se dice entonces que existe sólo una fase. Ejemplos: el aire es una mezcla de gases que visiblemente no podemos distinguir su composición, un té con azúcar.

Una **mezcla heterogénea** se caracteriza por no ser uniforme tanto en su aspecto como en su composición. Están formadas por dos o más fases. Ejemplos: el agua con aceite, agua y aserrín.

Cualquier mezcla se puede separar por métodos físicos sin cambiar la identidad de los componentes.



Para pensar:

El vaso que contiene agua y cubos de hielo ¿Es una mezcla? Si lo es, ¿Qué tipo de mezcla es?

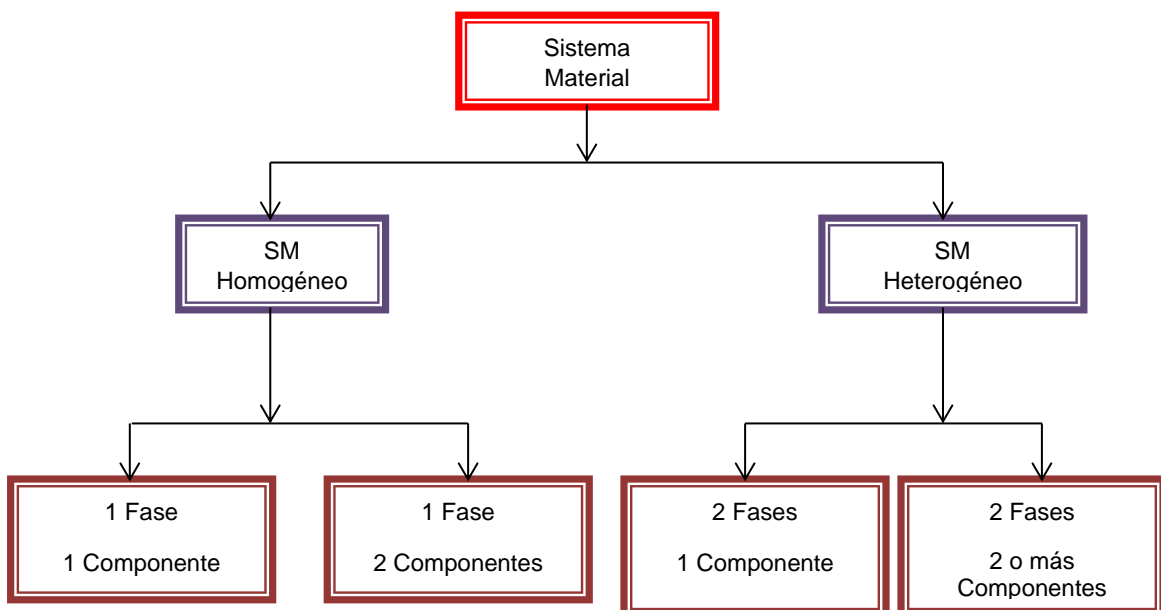
Cuando queremos estudiar sustancias o fenómenos tenemos que delimitar el área de estudio, esto es delimitamos un **Sistema Material** (SM), y lo definimos como una porción del universo que aislamos de forma real o virtual para su estudio.

Se clasifican según la visibilidad de sus partes en heterogéneos y homogéneos.

En los **SM heterogéneos** sus componentes se pueden distinguir a simple vista, no son de aspecto uniforme y sus propiedades varían. Se pueden transformar en SM homogéneos aplicando Métodos de separación de fases.

Los **SM homogéneos** son aquellos cuyos componentes no se pueden distinguir. Poseen la misma composición y propiedades en todas sus partes. Para evitar discrepancias se ha establecido como delimitador el ultramicroscopio: "Un sistema es homogéneo si se presenta como tal a la observación con el ultramicroscopio." A las mezclas homogéneas las denominamos Soluciones.

Algunos autores también definen **SM inhomogéneo como** aquel en que los valores de las propiedades intensivas varían en forma gradual. Un ejemplo de **SM inhomogéneo** es la atmósfera, puesto que, por ejemplo, la presión varía gradualmente con la altura. Otro ejemplo es el océano.



Existen **sistemas materiales heterogéneos** que no son tan simples de caracterizar: Una **Suspensión** es un **SM heterogéneos** formadas por una o varias **sustancias en estado sólido** (poseen partículas de diámetro mayor a $1 \mu\text{m}$) que **se encuentran suspendidas en un medio líquido** sin ser solubles.

Las **Suspensiones** se diferencian de los **Coloides** en el tamaño de las partículas (las partículas de los coloides son inferiores a $1 \mu\text{m}$). Además, **las suspensiones dificultan notablemente el paso de la luz** pudiendo llegar a ser opacas.

Para evitar que las partículas se agreguen y se mantengan en suspensión se suelen emplear **tensoactivos** o **agentes dispersantes** como en el caso de las **Emulsiones**. En una **Suspensión**, las sustancias que la forman se pueden separar por varios métodos como: **decantación, filtración, centrifugación** o **evaporación**.



Suspensión



Gel (líquido en un sólido)



Espuma Sólida (gas en un sólido)



Espuma Sólida (gas en un líquido)



Emulsión Líquida (líquido en un líquido)



Emulsión Sólida (líquido en un sólido)



Aerosol sólido (sólido en un gas)



Aerosol líquido (líquido en un gas)



Para pensar: Y estos sistemas materiales
¿cómo los clasificaría?
¿Cuántas fases poseen?
¿Cuántos componentes poseen?

1.3 Propiedades de la materia

La materia la podemos clasificar según sus **propiedades intensivas** o **extensivas**.

Las **propiedades extensivas** dependen de la cantidad de materia, por ejemplo, la masa es una propiedad extensiva, también lo es el volumen, y el calor acumulado de un cuerpo. Estas propiedades son aditivas.

Las **propiedades intensivas** no dependen de la cantidad de materia, sino del tipo de material. Nos permite reconocer y caracterizar un material. La densidad, la temperatura de ebullición, solubilidad, características organolépticas, son ejemplos de propiedades intensivas de un material. Las propiedades intensivas orientan al uso de los materiales, por ejemplo una de las características más valiosas del aluminio es su baja densidad en comparación con otros metales.

Otra forma de clasificar las **propiedades** de los materiales es en **físicas, químicas y mecánicas**.

Las **propiedades físicas** pueden ser determinadas sin transformar las sustancias (conductividad térmica, conductividad eléctrica, coeficiente de dilatación del calor, etc).

Poder Disolvente: es la propiedad de algunos materiales de disolver a otros. Por ejemplo, la nafta disuelve la grasa.

Las **propiedades eléctricas, magnéticas y térmicas** son ejemplos de propiedades **físicas**.

Propiedades eléctricas: se pueden caracterizar a partir de la resistividad y conductividad.

Resistividad: todos los materiales ofrecen cierta oposición al flujo de una corriente eléctrica, y esta resistencia limita necesariamente la corriente. La unidad empleada para cuantificar ésta resistencia es el ohmio (Ω), que se define como la *resistencia que limita el flujo de corriente a 1 amper en un circuito con una fem de 1 volt*.

Todos los componentes de un circuito eléctrico exhiben en mayor o menor medida una cierta resistencia.

Resistividad = $\rho \cdot L/A$ donde ρ : coeficiente de resistividad (Ω/m).

L: longitud del conductor (m) y A: área m^2

Su valor describe el comportamiento de un material frente al paso de corriente eléctrica, por lo que da una idea de lo buen o mal conductor que es. Un valor alto de resistividad indica que el material es mal conductor mientras que uno bajo indicará que es un buen conductor.

Conductividad: se expresa como la inversa de la Resistividad, es la capacidad de un determinado elemento para conducir corriente eléctrica. La unidad de medida más habitual es el Siemens, se suele expresar en S/m (m: metros)

Propiedades térmicas: son las propiedades que aparecen cuando hay una entrada de calor a un material e incluyen dilatación y capacidad calorífica.

Coefficiente de dilatación lineal es una medida de la longitud del material que se expande cuando la temperatura aumenta. Se define como:

$$a = \frac{\text{Cambio de longitud}}{\text{Longitud original} \times \text{cambio de temperatura}}$$

Capacidad Calorífica es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un material en 1 grado Kelvin.

$$C_p = \frac{\text{Cantidad de calor}}{\text{masa} \times \text{cambio de temperatura}}$$

Coefficiente de conductividad térmica: Se refiere a la capacidad de un material para transmitir el calor. El coeficiente de conductividad térmica (λ) caracteriza la cantidad de calor necesario por m², para atravesar durante la unidad de tiempo, 1m de material homogéneo obtenga una diferencia de 1°C de temperatura entre las dos caras. La conductividad térmica se expresa en unidades de W/m·K (J/s· m· °C).

Material	Conductividad térmica (W/m.K)
Metales	
Aluminio	230
Cobre	380
Polímeros	
PVC Polivinilcloruro	0,1 – 0,2
Polietileno	0,3 – 0,5
Cerámicos	
Vidrio	1

Las **propiedades mecánicas:** están relacionadas con propiedades como la densidad, y las propiedades que aparecen cuando una fuerza se aplica a un material, por ejemplo: viscosidad, límite de elasticidad, resistencia, rigidez, dureza, resistencia, fatiga fuerza (¿cuántas veces se puede flexionar hacia atrás y hacia adelante antes de que se rompa?), resistencia a la fluencia (¿cómo va a cambiar con el tiempo de duración si está sometida a una fuerza constante?).

Las propiedades mecánicas podemos evaluarlas a través de:

Viscosidad: los materiales líquidos se caracterizan por su resistencia a fluir.

Elasticidad: de un material es la capacidad que posee un material para recuperar su forma cuando cesa una fuerza que los deforme

Ductilidad: es la capacidad de un material a sufrir importantes deformaciones antes de romperse. Es la propiedad de un metal, una aleación o cualquier otro material que permite su deformación forzada, en hilos, sin que se rompa o astille. Cuanto más dúctil es un material, más fino es el alambre o hilo, que podrá ser estirado mediante un troquel para metales, sin riesgo de romperse. Decimos entonces que un metal dúctil es todo aquel que permite su deformación forzada, en hilos, sin que se rompa o astille. Los materiales dúctiles permiten utilizar métodos de fabricación que implican flexión ellos o aplastamiento. Un material bastante dúctil, tal como acero liviano, tendrá un alargamiento porcentual de alrededor del 20%, un material frágil, como una fundición menos del 1%, termoplásticos tienden a tener elongaciones del orden del 50 a 500%, termoestables, que son frágiles, del orden de 0,1 a 1%.

Maleabilidad: este término se utiliza para describir la cantidad de deformación plástica que se produce como resultado de una carga de compresión. Un material maleable se puede manipular a través de procesos de forjado y laminación. El oro, aluminio son ejemplos de materiales maleables.

Resistencia a la tracción: es la capacidad de “resistir” a la aplicación de fuerzas sin romperse. Se utiliza el término para el valor máximo de la tensión de tracción que un material puede soportar sin romperse. La resistencia a la compresión es la máxima tensión de compresión que el material puede soportar sin llegar a ser aplastado.

La unidad de fuerza que se utiliza es el Pascal (Pa) y 1 Pa siendo 1 N/m².

Valores típicos de resistencia a la tracción a 20°C de diferentes materiales:

Material	Resistencia a la tracción (MPa)
Elastómeros	2 a 12
Polímeros	2 a 12
Concreto	20 a 60
Aleaciones de Magnesio	80 a 300
Aleaciones de Aluminio	100 a 600
Aleaciones de Cobre	80 a 1000
Aleaciones de Carbono	250 a 1300

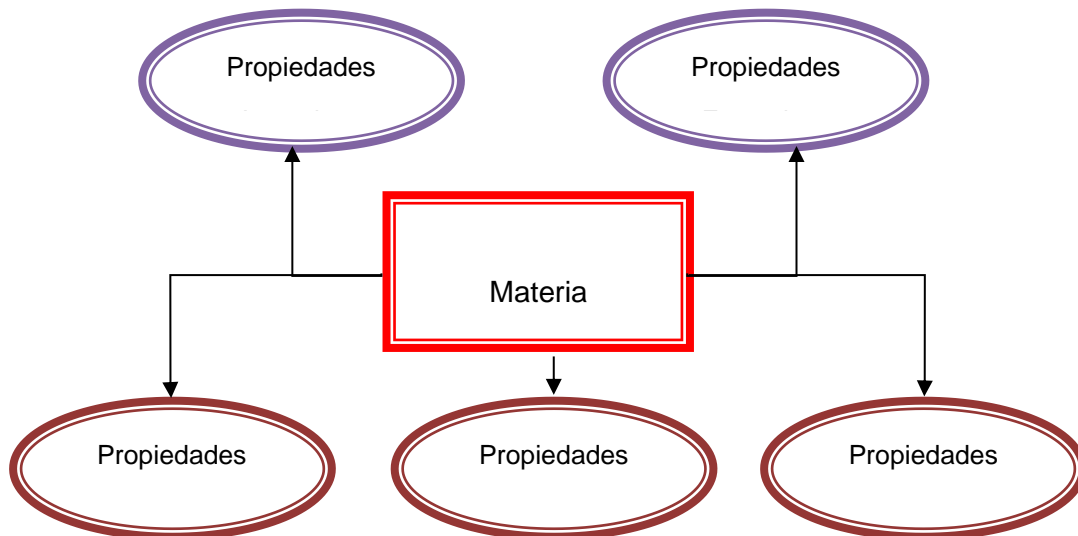
Rigidez: es la capacidad de un material para resistir la flexión. Cuando una tira de material se dobla, se estira una superficie y la cara opuesta se comprime. La medida que utilizamos para cuantificar este gradiente se denomina módulo de elasticidad (o veces el módulo de Young). Se expresan en valores de GPa = 10⁹ Pa.

Valores típicos de módulos de elasticidad a 20 ° C, para diferentes materiales:

Material	Módulos de Elasticidad (GPa)
Elastómeros	Menor a 0,2
Polímeros	0,2 a 10
Concreto	20 a 50
Aleaciones de Magnesio	40 a 45
Aleaciones de Aluminio	70 a 80
Aleaciones de Cobre	100 a 160
Aceros	200 a 210

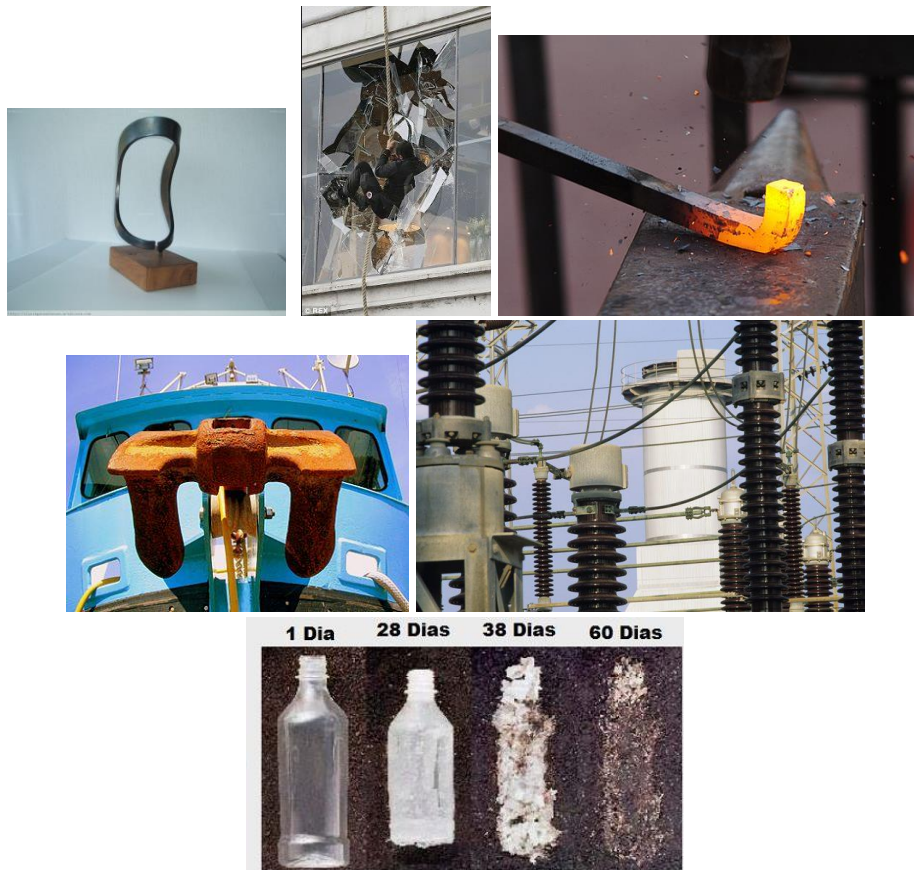
Dureza: resistencia a la penetración o al rayado. El diamante es el material con mayor dureza. Es una medida de la resistencia de un material a la deformación permanente (plástica) en su superficie, o sea la resistencia que opone un material a ser rayado o penetrado. La dureza de un material se mide de varias formas dentro de las cuales se pueden destacar las durezas “mecánicas” y la dureza de Mohs.

Las **propiedades químicas** de un material se manifiestan cuando hay transformaciones de las sustancias, por ejemplo, la capacidad de reaccionar con el oxígeno (combustión), la capacidad de reaccionar con sustancias ácidas, por ejemplo, los metales reaccionan fácilmente en presencia de un ácido., la capacidad de oxidarse o corroerse.



Para pensar:

Observar los siguientes materiales y su comportamiento. ¿Existe alguna relación entre las propiedades mecánicas, físicas, eléctricas y químicas y los diferentes materiales?



1.4 Estado de agregación

Según las condiciones de presión y temperatura la materia se puede presentar en diferentes estados de agregación, es decir en distintos estados físicos de la materia: **Sólido**, **Líquido** y **Gaseoso**. En condiciones extremas de presión y temperatura, pueden presentarse sistemas con otro tipo de comportamientos, constituyendo otros estados de agregación, de los cuales el más conocido es el **plasma** (*plasma*: estado de agregación conformado por un conjunto de partículas gaseosas eléctricamente cargadas, con cantidades aproximadamente iguales de iones positivos y negativos).

La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el O_2 o el CO_2 en estado gaseoso.

Para explicar las diferencias de comportamiento observadas, se utiliza la teoría cinética molecular, basada en los siguientes supuestos:

- La materia está formada por moléculas que se encuentran en continuo movimiento.
- Entre las moléculas hay fuerzas de atracción que las aproximan, denominadas fuerzas de cohesión y fuerzas de repulsión.

c) Cuanto mayor es la fuerza de cohesión, las moléculas están más próximas entre sí y en consecuencia su movimiento es menor.

Esta teoría permite formular los correspondientes modelos para gases, líquidos y sólidos:

- **Los sólidos:** Tienen forma y volumen constantes. Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.
- **Los líquidos:** No tienen forma fija adoptan la forma del recipiente que los contiene y poseen volumen definido.
- **Los gases:** No tienen forma ni volumen fijos. En ellos es muy característica la gran variación de volumen que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión

Los **sólidos** se caracterizan por tener **forma y volumen constantes**. Esto se debe a que las partículas que los forman están unidas por unas **fuerzas de atracción grandes** de modo que ocupan posiciones casi fijas.

En el estado sólido las partículas solamente pueden moverse **vibrando** u oscilando alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del sólido. Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a diversas **estructuras cristalinas**, o también las partículas se pueden disponer de forma desordenada, las cuales se denominan **estructuras amorfas**. Al aumentar la **temperatura** aumenta la vibración de las partículas.

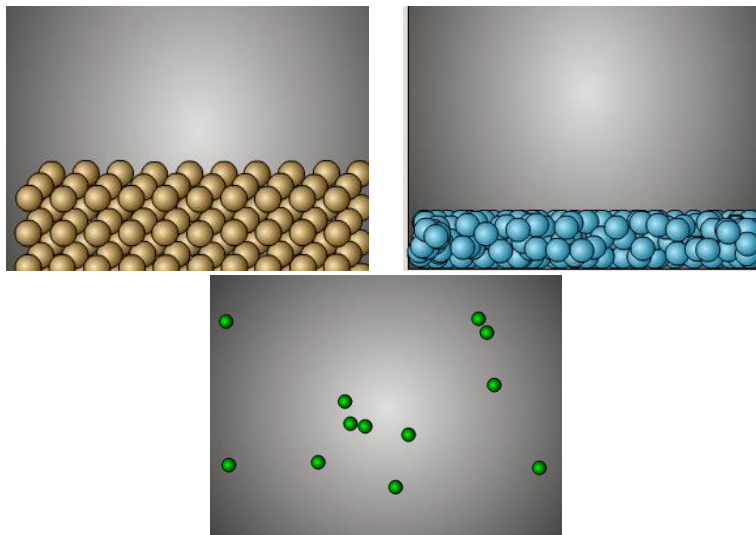


Figura 1. Representación esquemática de estados sólido, líquido y gas.

Los **líquidos**, al igual que los sólidos, tienen **volumen constante**. En los líquidos las partículas están unidas por unas **fuerzas de atracción menores que en los sólidos**, por esta razón las partículas de un líquido pueden trasladarse con libertad. El número

de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas. Así se explica que los líquidos no tengan forma fija y adopten la forma del recipiente que los contiene. También se explican propiedades como la **fluidez** o la **viscosidad**. En los líquidos el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono. Al aumentar la **temperatura** aumenta la movilidad de las partículas (su energía).

Los **gases**, igual que los líquidos, **no tienen forma fija**, pero, a diferencia de éstos, **su volumen tampoco es fijo**. También son **fluidos**, como los líquidos.

En los gases, **las fuerzas que mantienen unidas las partículas son muy pequeñas**. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño. Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de **expansibilidad** y **compresibilidad** que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas éste pasará a estado líquido.

Al aumentar la **temperatura** las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión.

Además de los estados anteriormente mencionados existen **estados de agregación intermedios**:

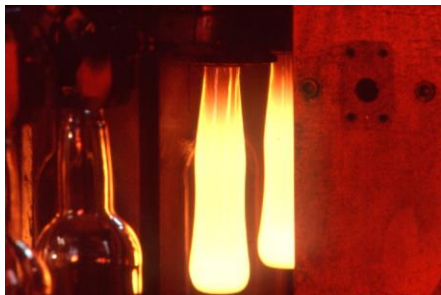
Vítreo →	- Líquido de alta viscosidad que ha perdido su capacidad de fluir.
Pastoso →	- Líquido de alta viscosidad factible de moldear.
Gel →	- Suspensión coloidal de partículas sólidas en un líquido, en el que éstas forman una especie de red que le da a la suspensión cierto grado de firmeza elástica.

Los cambios de estado o cambios de fase ocurren cuando hay un aumento o disminución de la energía suministrada al sistema. Por ejemplo, el aumento de la temperatura hasta la temperatura de fusión modifica el estado de agregación de un sólido. Los cambios de estado se puedan originar, además, por cambios de presión.



Para pensar:

Dadas las siguientes imágenes, indicar los diferentes estados de la materia y donde se encuentran.

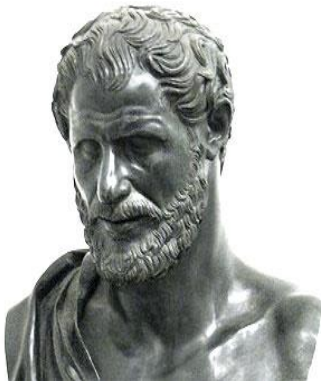


Para pensar:

¿Qué ocurre con la temperatura cuando ocurre el cambio de estado de sólido a líquido?

UNIDAD II

2. NOCIÓN DE TABLA PERIÓDICA



En el siglo V a.C. el filósofo griego Demócrito de Abdera expresó la idea que toda la materia estaba formada por partículas pequeñas e indivisibles que las denominó átomos. Vocablo de origen griego "átomon", unión de dos vocablos: α (a), que **significa** "sin", y $\tau\omicron\mu\omicron\nu$ (tomon), que **significa** "división" ("indivisible", algo que no se puede dividir). Sus ideas no fueron aceptadas por otros filósofos contemporáneos: Platón y Aristóteles. Pero las evidencias experimentales y ciertas investigaciones científicas apoyaron este concepto. Recién en 1808 John Dalton formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y la denominó átomos.

A partir de ese momento se realizaron diferentes experimentos que permitieron demostrar claramente que los átomos poseen estructura interna, es decir están formados por partículas subatómicas más pequeñas. La investigación condujo al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones. También se determinó que los átomos son eléctricamente neutros y contienen electrones. Dado que los átomos son neutros cada uno deberá tener igual número de cargas positivas y negativas para mantener la neutralidad eléctrica.

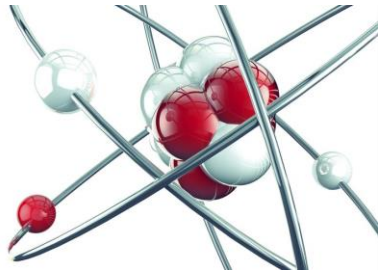
El conocimiento de la naturaleza y la forma en que funcionan los átomos es fundamental para comprender las interacciones químicas.

El modelo atómico actual propone que los protones y neutrones conforman el núcleo del átomo, posee la mayor cantidad de masa concentrada en él. Los electrones forman una "nube" alrededor del núcleo, y su masa es despreciable comparada con la del núcleo.

2.1 Número atómico, Número másico

Los átomos contienen partículas más pequeñas denominadas partículas subatómicas. Estas partículas son los protones, los neutrones y los electrones. Los protones poseen carga positiva (+), los electrones carga negativa (-) y los neutrones no tienen carga.

Partícula	Símbolo	Carga	Masa en gramos
Electrón	e-	-1	$9,110 \cdot 10^{-28}$
Protón	P+	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$
Neutrón	n	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$



El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente 1.10^{-15} m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en regiones definidas del espacio llamadas orbitales; los electrones son 1838 veces más livianos que los protones.

Todos los átomos se identifican por el número de protones y neutrones que contienen.

Número Atómico (Z) es el número de protones en el núcleo de un átomo. En los átomos eléctricamente neutros, el número de protones es igual al número de electrones, de manera que también indica la cantidad de electrones presentes en un átomo.

La identidad química de un átomo se puede determinar a partir de su número atómico. Por ejemplo: el número atómico del nitrógeno es 7, esto significa que cada átomo neutro de nitrógeno posee 7 protones y 7 electrones. (En la tabla periódica actual el ordenamiento de los distintos elementos es en función del Número Atómico creciente).

Número Másico (A) es el número entero igual a la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo. Todos los núcleos atómicos poseen ambos, protones y neutrones. A excepción del hidrógeno que posee un protón y un electrón, pero ningún neutrón.

$$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

Número de Neutrones (N): los neutrones son partículas subatómicas que se encuentran en el núcleo. $N = A - Z$

Por ejemplo, en el caso del H (hidrógeno) $Z = 1$, se deduce que un átomo neutro de H posee un protón y un electrón. Un átomo de Au (oro) con $Z = 79$, tiene 79 protones y si está sin cargas, posee también 79 electrones alrededor de su núcleo. A veces se escribe el número atómico de un elemento como subíndice, a la izquierda del símbolo químico correspondiente, Por ejemplo: ${}^1\text{H}$ y ${}^{79}\text{Au}$.



Para pensar:

El número másico de un elemento que tiene 20 neutrones es 40. ¿Cuál es su símbolo? ¿Cómo se llama y cuántos electrones tiene?

2.2 Tabla Periódica

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de los números atómicos. Esto significa que se repiten propiedades similares entre elementos, lo cual está

relacionado con la distribución de electrones dentro de los átomos. La Ley periódica expresa relaciones claras de las propiedades químicas y de las estructuras atómicas. La tabla periódica moderna establecida por International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) está ordenada en 18 columnas o Grupos y en 7 secuencias horizontales llamados períodos, numerados del 1 al 7.

Hasta la fecha se han identificado alrededor 118 elementos, de los cuales 83 se encuentran en la naturaleza de forma natural y los demás artificiales. Al final del 2016 se han incorporado a la tabla los elementos 113, 115, 117 y 118. Todos ellos se destacan por ser elementos muy pesados y alta presencia de protones en sus núcleos, los nombres de los mismos son: Nihonio, Moscovio, Téneso y Oganésón. El primero de ellos fue descubierto por un equipo de investigadores nipones mientras que el resto responde a los avances logrados por diferentes equipos de expertos de Rusia y EE UU. La tabla Periódica presenta cuatro zonas de acuerdo a las propiedades de los elementos: metales, no metales, metaloides y gases nobles. Además, se puede dividir en tres partes fundamentales de acuerdo a su configuración electrónica:

- 1) Elementos Representativos: Comprende los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.
- 2) Elementos de Transición: Comprende los grupos 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12.
- 3) Elementos de transición interna: son los comprendidos entre Ce - Lu y entre Th - Lr, y se denominan Lantánidos y Actínidos.

Los elementos representativos ubicados en un mismo grupo tienen igual número de electrones en el último nivel.

Los elementos ubicados en un mismo período se caracterizan por tener tantos niveles energéticos como el número de período.

Los gases nobles están ubicados en el último grupo del período y tienen el último nivel completo.

IUPAC Periodic Table of the Elements

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 8 January 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Tabla periódica de los elementos según IUPAC actualizada al 28 de noviembre de 2016



Para pensar:

¿Qué tienen en común los elementos que pertenecen al mismo período? ¿Qué tienen en común los elementos que pertenecen al mismo grupo?

2.3 Los elementos químicos y la Vida cotidiana

Los elementos químicos poseen un gran número de aplicaciones en la vida cotidiana. Aquí mostramos el uso más frecuente de alguno de ellos.

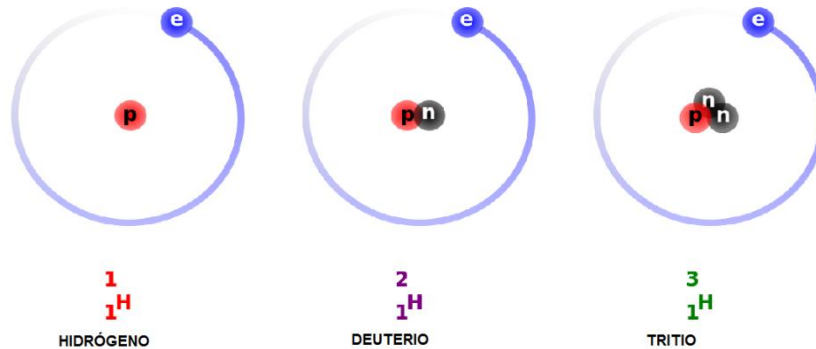
Grupo 1 Potasio, K	Grupo 2 Estroncio, Sr	Grupo 3 Escandio, Sc
 Cabeza de fósforos	 Fuegos artificiales rojos	 Naves espaciales
Grupo 4 Potasio, K	Grupo 5 Vanadio, V	Grupo 3 Wolframio, W
 Barras de combustible de un reactor nuclear	 Herramientas	 Mechas para taladro
Grupo 7 Manganeso, Mn	Grupo 8 Rutenio, Ru	Grupo 9 Iridio, Ir
 Cajas fuertes	 Bujías para automóviles	 Agujas para inyecciones
Grupo 10 Níquel, Ni	Grupo 11 Cobre, Cu	Grupo 12 Cadmio, Cd
 Monedas de Níquel	 Conductores eléctricos	 Pilas recargables

Grupo 13 Indio, In	Grupo 14 Carbono, C	Grupo 15 Nitrógeno, N
 Paneles solares	 Minas de lápices	 Fertilizantes
Grupo 16 Selenio, Se	Grupo 17 Flúor, F	Grupo 18 Neón, Ne
 Cilindro de fotocopiadoras	 Pasta dental	 Lector de código de barra
Actínidos Uranio, U	Lantánidos Gadolinio, Gd	
 Combustible de reactores nucleares	 Disco Compacto	

2.4 Isótopos

Los isótopos son átomos de un mismo elemento que poseen el mismo número atómico, pero difieren en el número de neutrones, y por tanto en su masa. El símbolo se representa con el número másico de cada elemento, el cual se coloca como superíndice e indica el número total de protones más neutrones en el átomo. Por ejemplo, algunos átomos de carbono contienen seis protones y ocho neutrones, y por tanto se representan como ^{14}C (léase “carbono catorce”). A continuación, se presentan varios isótopos del carbono.

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
^{14}C	6	6	8
^{13}C	6	6	7
^{12}C	6	6	6
^{11}C	6	6	5



2.5 Noción de Ión:

Un átomo o grupo de átomos que tiene una carga eléctrica positiva o negativa se denomina ión.

Cuando un átomo tiene carga positiva se llama catión y cuando tiene una carga negativa se llama anión.

Un átomo neutro se transforma en catión cuando pierde electrones. Su carga es positiva porque tiene menos electrones que protones

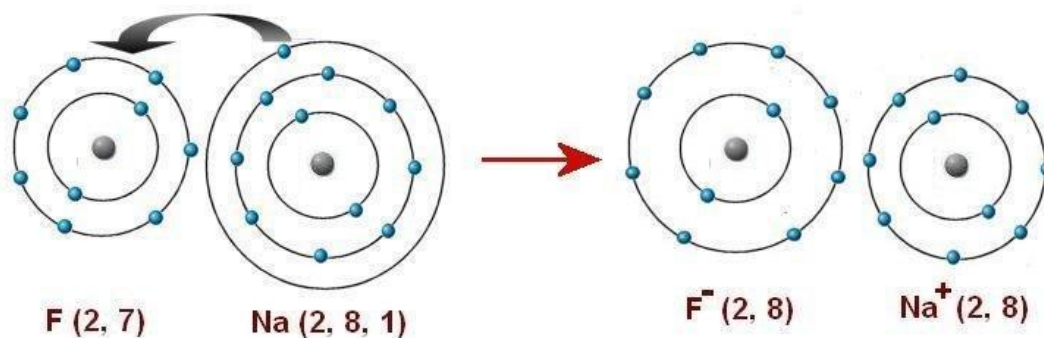
Ejemplos:

Átomo de Sodio: Na^0 : tiene 11 protones y 11 electrones, es eléctricamente neutro

Ión Sodio: Na^+ : tiene 11 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga positiva. Es un catión

Átomo de Flúor: F^0 : tiene 9 protones y 9 electrones, es eléctricamente neutro

Ión Flúor: F^- : tiene 9 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga negativa. Es un anión



Para pensar:

Un ión bivalente positivo posee 18 electrones y $A = 41$.

a) ¿Cuántos neutrones, protones y electrones tiene el átomo neutro y cuántos el ión?

2.6 Moléculas

Cada molécula es un conjunto de átomos y para poder describirlas se emplea lo que se denomina fórmula química. En cada fórmula química, mediante subíndice, se indica la cantidad de átomos que componen la molécula.

O_2 , que representa la molécula de oxígeno, está formada por dos átomos de oxígeno.

H_2O , que es la molécula de agua, contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

2.7 Atomicidad

Es el número de átomos que componen una sustancia simple.

Algunos elementos muy importantes, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno y los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) se encuentran en la naturaleza en forma diatómica. Es decir, su unidad constituyente es una molécula formada por dos átomos idénticos. Salvo que se indique lo contrario, este hecho debe ser tenido en cuenta siempre que se realicen cálculos con estas sustancias.

Moléculas diatómicas: H_2 O_2 N_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2

Moléculas triatómicas: O_3 (ozono)

Moléculas tetratómicas: P_4

De acuerdo a la nomenclatura sistemática las sustancias simples se nombran de acuerdo a la cantidad de átomos de la molécula indicada por un prefijo, ver Tabla. El prefijo 'mono' solo se usa cuando el elemento normalmente se encuentra en un estado monoatómico. Cuando se desea especificar un particular polimorfo de un elemento con una estructura definida (como las formas α , β o γ de S_8).

Definición de polimorfo: Se trata de la misma molécula pero que se ordena en el espacio de varias formas distintas creando estructuras cristalinas diferentes.

Ejemplos:

Fórmula	Nombre Sistemático	Nombre alternativo aceptado
Ar	Argón	
H	monohidrógeno	Hidrógeno atómico
O_2	dioxígeno	Oxígeno
O_3	trioxígeno	Ozono
P_4	tetrafósforo	Fósforo blanco
S_8	ciclo - octaazufre	α Azufre, β Azufre o γ Azufre
C_{60}	hexacontacarbono.	[60] fullereno

UNIDAD III

3. FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Las formulas químicas se utilizan para expresar la composición de los distintos compuestos por medio de símbolos químicos. La composición no sólo significa los elementos presentes en un compuesto sino también la proporcionalidad en la cual se combinan los átomos.

Las formulas químicas no nos dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen los elementos unidos, sólo indican la proporcionalidad. Es así que se tiene:



Donde:

C y A representan dos elementos que se combinan de forma tal que posee "x" átomos de C por cada "y" átomos de A.

La fórmula química constituye la representación simbólica de un compuesto químico, es una representación UNIVERSAL.

Las fórmulas (fórmulas empíricas, moleculares y estructurales que se describen a continuación) proporcionan una método simple y claro para designar compuestos. Son de particular importancia en ecuaciones químicas y en descripciones de procedimientos químicos.

Existen diferentes tipos de fórmulas

Fórmula empírica: La fórmula empírica de un compuesto se forma por la combinación de los símbolos atómicos con subíndices apropiados (enteros) para dar la fórmula más simple posible que exprese la composición.

Fórmula molecular: a diferencia de la fórmula empírica se puede usar para indicar la composición real de las moléculas. En algunos casos, la formula empírica puede corresponder a una composición molecular, en cuyo caso el único posible la diferencia entre las dos fórmulas es el ordenamiento de los símbolos atómicos. El orden de escritura de los átomos centrales se basa en el criterio de electronegatividad.

Ejemplos:

Fórmula molecular	Fórmula empírica
O ₂	O
O ₃	O
P ₄	P
S ₈	S
SF ₆	F ₆ S
Hg ₂ Cl ₂	ClHg

3.1 Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

Los químicos han utilizado para nombrar algunos compuestos nombres triviales (agua, amoníaco), pero en realidad, si todos los compuestos tuvieran nombres triviales deberíamos aprendernos millones de nombres.

Para nombrar los compuestos, los químicos seguimos las normas de IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). A través de estas normas, nos aseguramos de que todos nos comuniquemos en el mismo "idioma". La nomenclatura sistemática de IUPAC considera que un compuesto cualesquiera posee dos partes: una positiva (que se escribe primero y se nombra después) y otra negativa (que se escribe detrás de la anterior pero se nombra primero). ¡Una de las tantas dificultades de ser hispanohablante, ya que en este caso las reglas están hechas para el idioma inglés!

Para identificar las partes mencionadas anteriormente, es menester recurrir al concepto de estado de oxidación o número de oxidación, que es la asignación a modo de "reparto" de los electrones de los átomos que participan en un enlace químico.

Números de oxidación

El **número o estado de oxidación** está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o utiliza para unirse a otros en un enlace químico. Es muy útil para escribir formulas químicas. Los números de oxidación poseen un valor y un signo.

Algunas reglas para asignar números de oxidación

1. El número de oxidación de un átomo en su forma elemental siempre es cero. Ejemplo: Cl_2 , N° de oxidación 0; Cu, N° de oxidación 0.
2. El número de oxidación de cualquier ión monoatómico es igual a su carga. Ejemplo: K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc.
3. Los iones de metales del grupo 1 siempre tienen carga +1, por lo que siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De manera análoga, los metales del grupo 2 siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3) siempre es +3 en sus compuestos. Esto es válido sólo para los elementos representativos.
4. El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ión O_2^{2-} , donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.
5. El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando se combina con no metales (hidruros no metálicos), y -1 cuando se combina con metales (hidruros metálicos).

6. El número de oxidación del flúor es -1 en todos sus compuestos. Los demás halógenos tienen un número de oxidación de -1 en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno tienen estados de oxidación positivos.

7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un ión poliatómico es igual a la carga del ión. Ejemplo: en el ión hidronio, H_3O^+ , el número de oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. La suma de los números de oxidación es $3 \times (+1) + (-2) = +1$, que es igual a la carga neta del ión.

En este capítulo, nos referiremos a las reglas que se utilizan para nombrar a los compuestos inorgánicos. Entre las nomenclaturas que se aceptan, se verán las tres más usadas: la nomenclatura por atomicidad, la nomenclatura por Numeral de Stock y la nomenclatura tradicional.

Nomenclatura Tradicional: Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- ✓ Para elementos con un único estado de oxidación: no se agregan sufijos, o se agregará el sufijo **ico**.
- ✓ Para elementos con dos estados de oxidación: para el menor estado se agregará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor el sufijo **ico**.
- ✓ Para elementos con tres estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el estado de oxidación intermedio se utilizará el sufijo **oso**, mientras que para el mayor se agregará el sufijo **ico**.
- ✓ Para elementos con cuatro estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el siguiente se utilizará el sufijo **oso**, para el que sigue luego se agregará el sufijo **ico**, mientras que para el mayor se agregará el prefijo **per** seguido del sufijo **ico**.

Ejemplo: FeCl_3 Cloruro férrico

Nomenclatura Sistemática: Para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión. Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), nona o eneá (nueve), deca (diez) y así sucesivamente. Ejemplo: FeCl_3 Tricloruro de hierro

Nomenclatura por Numeral de Stock: se nombra el compuesto en cuestión y en caso de que tenga más de un número de oxidación, se agrega el número de oxidación (sin poner el signo) al final del nombre entre paréntesis y en número romano. Ejemplo: FeCl_3 Cloruro de hierro (III).

En el desarrollo de la nomenclatura de los diferentes compuestos se ejemplifican primero nomenclatura tradicional, luego sistemática y finalmente numeral de Stock.

Tabla de Prefijos numéricos

1	mono	8	octa	14	tetradeca
2	di	9	nona	15	pentadeca
3	tri	10	deca	16	hexadeca
4	tetra	11	undeca	17	heptadeca
5	penta	12	dodeca	18	octadeca
6	hexa	13	trideca	19	nonadeca
7	hepta			20	icosa

3.2 Formación de Compuestos Inorgánicos

Para formular cualquier compuesto químico es necesario saber:

- ✓ El símbolo del elemento.
- ✓ Si el elemento es metálico o no metálico ya que las reacciones que presente estarán en función de esta característica.
- ✓ Los números de oxidación que presentan los elementos del compuesto.

3.3 Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos:

Compuestos binarios: son los que están formados por dos tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- ✓ Combinaciones con hidrógeno (hidruros, hidrácidos)
- ✓ Combinaciones de oxígeno (óxidos básicos, óxidos ácidos, peróxidos)
- ✓ Compuestos binarios de metal - no metal. Sales neutras
- ✓ Compuestos binarios entre no metales

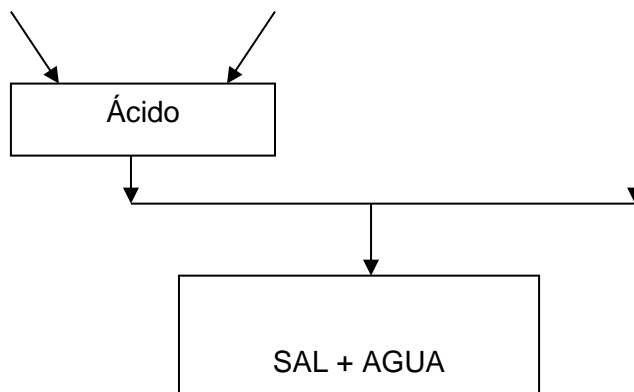
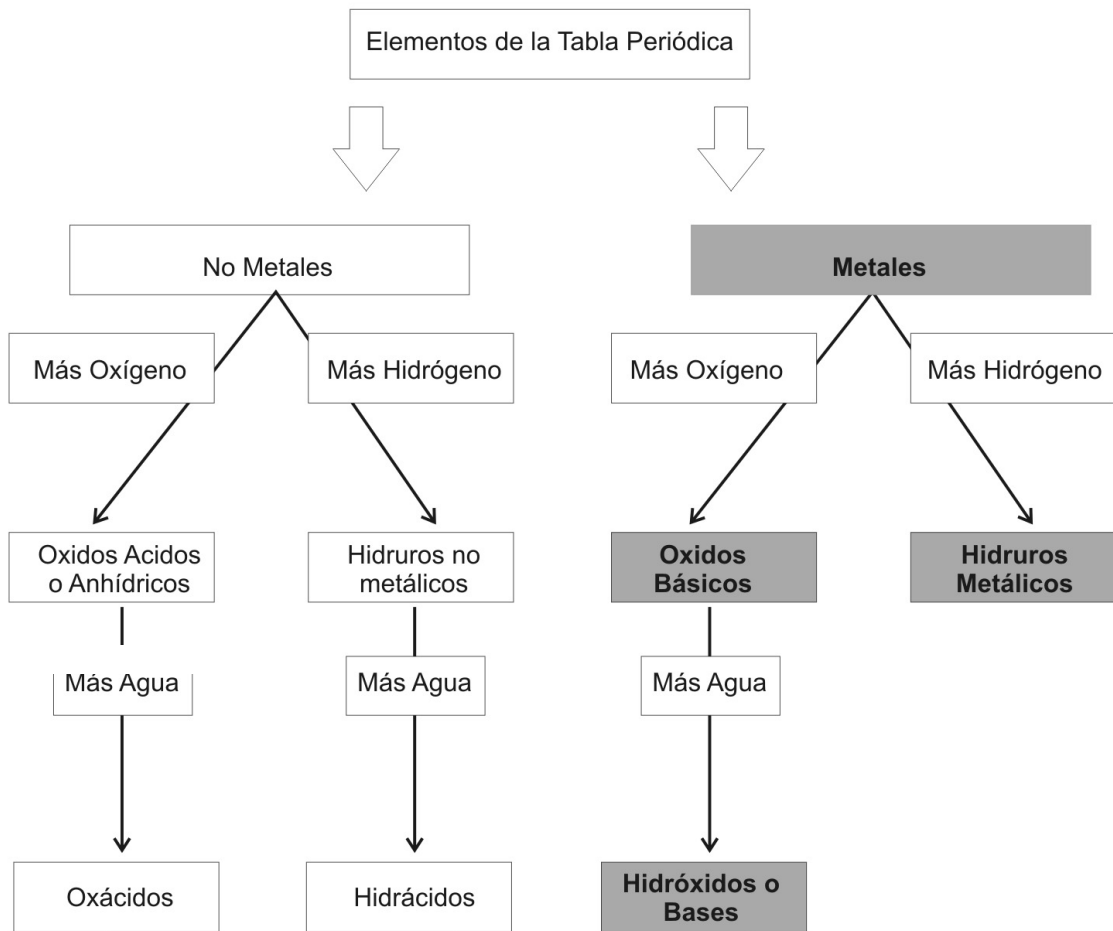
Compuestos ternarios: son los que están formados por tres tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo de compuestos:

- ✓ Hidróxidos
- ✓ Oxoácidos
- ✓ Oxosales o sales neutras

Compuestos cuaternarios: son los que están formados por cuatro tipos de elementos diferentes. Son ejemplo de este tipo:

- ✓ Sales ácidas
- ✓ Sales básicas
- ✓ Sales dobles

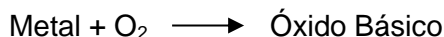
En la formulación de compuestos, por convención, el elemento menos electronegativo se coloca a la izquierda y el más electronegativo a la derecha.



Sustancias Inorgánicas	Sustancias simples o elementos, H₂, O₂, He, Cu, Fe, Ag			
	Compuestos	Binarios	Hidruros	Metálicos (BaH ₂) No Metálicos (HCl)
			Hidrácidos	HCl (ac)
			Sales neutras	KI, NaCl
			Óxidos	Metálicos (Na ₂ O) No Metálicos (NO ₂)
			Peróxidos	K ₂ O ₂ , H ₂ O ₂
			Hidróxidos	K(OH)
			Oxoácidos	H ₂ CO ₃ , HNO ₃
			Oxosales	Na ₂ CO ₃
	Sales ácidas derivadas de hidrácidos NaSH, Ca(SH) ₂			
	Sales de amonio derivadas de hidrácidos NH ₄ Cl, NH ₄ I			
	Cuaternarios	Oxosales ácidas	NaHSO ₄ , KHCO ₃	
		Sales básicas	MgOHCl, Cu(OH) ₂ CO ₃	
		Sales dobles	KAl(SO ₄) ₂	
		Oxosales de amonio (NH ₄)SO ₄ , (NH ₄)IO ₃		

3.3.1 Formación y nomenclatura de compuestos binarios del oxígeno

Óxidos Básicos



El Oxígeno siempre actúa con el número de oxidación -2 para la formación de Óxidos. El Li, Na, K, Rb y Cs tienen el número de oxidación +1.

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Aluminio	Al	+3	Al ₂ O ₃	Óxido de Aluminio
Plomo	Pb	+2	PbO	Óxido Plumboso
Plomo	Pb	+4	Pb ₂ O ₄ = PbO ₂	Óxido Plúmbico
Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Sodio	Na	+1	Na ₂ O	Óxido de Sodio
				Monóxido de Sodio
				Óxido de Sodio (I)
Bario	Ba	+2	BaO	Óxido de Bario
				Monóxido de Bario
				Óxido de Bario (II)
Hierro	Fe	+2	FeO	Óxido Ferroso
				Monóxido de Hierro
				Óxido de Hierro (II)
Hierro	Fe	+3	Fe ₂ O ₃	Óxido Férrico
				Trióxido de Dihierro
				Óxido de Hierro (III)

Nomenclatura:

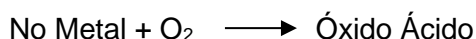
a. Tradicional:

1. Cuando el metal actúa con un solo número de oxidación el compuesto se nombra: *Óxido de ... (seguido del nombre del metal)*
2. Cuando el elemento tiene dos números de oxidación el óxido con el menor número de oxidación se coloca el sufijo -oso- e -ico- para el mayor número de oxidación

b. Sistemática: Número de átomos de oxígeno y del metal. Se utilizan los siguientes prefijos.

c. Stock: se indica el número de oxidación del metal con números romanos entre paréntesis.

Óxidos – Ácidos



El Oxígeno siempre actúa con el número de oxidación -2 para la formación de Óxidos.

El Cl, Br, I tienen los siguientes números de oxidación +1, +3, +5 y +7.
El S forma óxidos con los números de oxidación +4 y +6.

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Cloro	Cl	+1	Cl ₂ O	Óxido hipocloroso
Cloro	Cl	+3	Cl ₂ O ₃	Óxido cloroso
Cloro	Cl	+5	Cl ₂ O ₅	Óxido clórico
Cloro	Cl	+7	Cl ₂ O ₇	Óxido perclórico
Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Azufre	S	+4	S ₂ O ₄ = SO ₂	Óxido Sulfuroso
				Dióxido de Azufre
				Óxido de Azufre (IV)
Azufre	S	+6	S ₂ O ₆ = SO ₃	Óxido Sulfúrico
				Trióxido de Azufre
				Óxido de Azufre (VI)

Nomenclatura:

a. Tradicional:

1. Cuando el metal actúa con un sólo número de oxidación el compuesto se nombra: anteponiendo *la palabra "Óxido" al nombre del metal y terminando en "ico"*.
2. Cuando el elemento tiene dos números de oxidación. En el óxido con el menor número de oxidación se coloca el sufijo -oso- e -ico- para el mayor número de oxidación.
3. Si el no metal tiene cuatro números de oxidación se nombran:

I	→	HIPO	OSO
II	→		OSO
III	→		ICO
IV	→	PER	ICO

b. Sistemática: Número de átomos de oxígeno y del no metal

c. Stock: se indica el número de oxidación del no metal con número romanos entre paréntesis.

Peróxidos

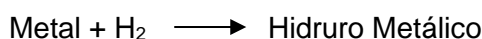
Los peróxidos son compuestos oxigenados formados por H ó Metal (generalmente alcalino o alcalino-térreo) y oxígeno, donde el grupo peróxido está dado por el ión O₂²⁻ donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.

En la siguiente tabla se ejemplifican los peróxidos y los tres tipos de nomenclatura:

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Hidrógeno	H	+1	H ₂ O ₂	Peróxido de Hidrógeno
				Dióxido de diHidrógeno
				Peróxido de Hidrógeno (I)
Bario	Ba	+2	BaO ₂	Peróxido de Bario
				Dióxido de Bario
				Peróxido de Bario (II)

3.3.2 Formación y nomenclatura de compuestos binarios del hidrógeno

Hidruros Metálicos



Los hidruros metálicos son compuestos formados por la combinación del hidrógeno con ciertos metales, especialmente del grupo 1 y 2. Para denominarlos se antepone la palabra HIDRURO al del metal.

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Calcio	Ca	+2	CaH ₂	Hidruro de Calcio
Aluminio	Al	+3	AlH ₃	Hidruro de Aluminio
Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Sodio	Na	+1	NaH	Hidruro de Sodio
				Monohidruro de Sodio
				Hidruro de Sodio (I)

Nomenclatura:

a. Tradicional:

1. Se antepone la palabra hidruro seguido del nombre del metal.

b. Sistemática: Los nombres se forman con la palabra **hidruro** precedida de un prefijo numérico (**mono-**, **di-**, **tri-**) que indica el número de hidrógenos seguida de la preposición **de** y el **nombre del metal**

c. Stock: se indica el número de oxidación del no metal con número romanos entre paréntesis.

Hidruros No Metálicos



a) Los hidruros **no metálicos** son compuestos formados por la combinación del hidrógeno con ciertos no metales, por ejemplos los halógenos y azufre. Se presentan en estado gaseoso y actúan con el menor número de oxidación. Para denominarlos se agrega el sufijo uro al nombre del elemento y se finaliza con la palabra hidrógeno.

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Cloro	Cl	-1	HCl	Cloruro de hidrógeno
Flúor	F	-1	HF	Fluoruro de hidrógeno
Bromo	Br	-1	HBr	Bromuro de hidrógeno
Yodo	I	-1	HI	Ioduro de hidrógeno
Azúfre	S	-2	H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno
Astato	At	-1	HAt	Astato de hidrógeno
Selenio	Se	-2	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno
Telurio	Te	-2	H ₂ Te	Telururo de hidrógeno

Hidrácidos

Hidruro No Metálico + H₂O → Hidrácido

Alguno de lo hidruros no metálicos en solución con agua forman compuestos que tienen propiedades ácidas. Se los nombra agregando al nombre del **no metal** el sufijo HIDRICO. Al disolverse en agua el cloruro de hidrógeno se obtiene el ácido clorhídrico.

Elemento y símbolo		Formula química	Nomenclatura
Cloro	Cl	HCl (ac)	Ácido clorhídrico
Flúor	F	HF (ac)	Ácido fluorhídrico
Bromo	Br	HBr (ac)	Ácido bromhídrico
Yodo	I	HI (ac)	Ácido iodhídrico
Azúfre	S	H ₂ S (ac)	Ácido sulfhídrico
Selenio	Se	H ₂ Se (ac)	Acido selenhídrico
Telurio	Te	H ₂ Te (ac)	Acido telurhídrico

b) Los hidruros de los elementos de los grupos 14 y 15 no se nombran como tales. Todos ellos reciben nombres especiales, no sistemáticos:

CH₄: Metano

NH₃: Amoníaco

PH₃: Fosfano o Fosfina

BH₃: Borano

SiH₄: Silano

3.3.3 Formación y nomenclatura de compuestos ternarios

Hidróxidos



Los Hidróxidos se caracterizan por la presencia del grupo oxhidrilo (OH^-) que se comporta como monovalente y con carga negativa. Su fórmula general es $\text{M}(\text{OH})_x$, donde x es igual al número de oxidación del metal sin el signo. Ejemplos:

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Sodio	Na	+1	$\text{Na}(\text{OH})$	Hidróxido de Sodio
Cobre	Cu	+1	$\text{Cu}(\text{OH})$	Hidróxido Cuproso
Cobre	Cu	+2	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Hidróxido Cúprico
Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Hierro	Fe	+2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido Ferroso
				Dihidróxido de Hierro
				Hidróxido de Hierro (II)
Hierro	Fe	+3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido Férrico
				Trihidróxido de Hierro
				Hidróxido de Hierro (III)

Nomenclatura:

a. Tradicional:

1. Se nombran como el Óxido que lo origina cambiando la palabra óxido por hidróxido. Si el metal que acompaña al oxhidrilo tiene más de un número de oxidación, se procede de la misma manera que con los óxidos.

b. Sistemático: Se anteponen los prefijos mono, di, tri, tetra, etc. A la palabra hidróxido seguido del nombre del metal correspondiente.

c. Numeral Stock: se nombran con la palabra hidróxido seguida del nombre del metal con su número de oxidación indicado entre paréntesis y en número romano.

Oxoácidos



Suelen presentar un átomo central, que es un metal de transición o un no metal, rodeado de otros átomos, generalmente oxígenos, de los que uno o más están unidos a hidrógenos ácidos.

El Oxígeno siempre actúa con el número de oxidación -2 para la formación de Óxidos.

El Hidrógeno actúa con el número de oxidación +1.

El Cl, Br, I tienen los siguientes números de oxidación +1, +3, +5 y +7

El S forma óxidos con los números de oxidación +4 y +6.

La fórmula general se escribe de la siguiente manera HXO, donde X es el no metal.

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Cloro	Cl	+1	HClO	Ácido hipocloroso
Cloro	Cl	+3	HClO ₂	Ácido cloroso
Cloro	Cl	+5	HClO ₃	Ácido clórico
Cloro	Cl	+7	HClO ₄	Ácido perclórico

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Azufre	S	+4	H ₂ SO ₃	Ácido Sulfuroso
				Tri <u>oxo</u> sulfato de di-hidrógeno
				Sulfato (IV) de hidrógeno
Azufre	S	+6	H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico
				Tetra <u>oxo</u> sulfato de di-hidrógeno
				Sulfato (VI) de hidrógeno

Para obtener las fórmulas de los oxoácidos se presentan dos maneras:

- se suman al óxido ácido correspondiente una molécula de agua, se colocan la cantidad sumada de hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno como subíndice en la fórmula general. Si en las fórmulas aparecen subíndices múltiples entre sí se puede simplificar.
- Hay que considerar que la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos H, elemento no metal y oxígeno multiplicado por la cantidad de átomos presentes deben sumar cero. Ejemplo: el Azufre con número de oxidación +6 escribir la fórmula química del Ácido que forma

	H	S	O	
Nros de oxidación	+1	+6	-2	= 0

Para que la suma de todos los números de oxidación sume cero debo transformar la suma de los números de oxidación positivos en un número par. Para ello puedo agregar tantos átomos de hidrógeno como necesite

	H ₂	S	O	
Nros de oxidación	+1	+6	-2	= 0
Adición de átomo de H	2 x (+1)			= 0

Así la suma de las especies positivas agregándole un átomo más de hidrogeno (como subíndice) se transforma:

$$2 \times (+1) + 6 = +8$$

Para poder equilibrar y calcular la cantidad de átomos de oxígeno (n) necesarios, planteo la siguiente ecuación, donde la suma de todos los números de oxidación y los átomos presentes deben sumar cero. La suma de todas las especies positivas es +8, y (-2) corresponde al nro de oxidación del oxígeno.

$$+8 + (-2) \times n = 0$$

Si despejo obtengo n = 4

	H ₂	S	O ₄	
Nros de oxidación	+1	+6	-2	
Adición Total	2 x (+1)	+6	4 x (-2)	= 0

El ácido que se forma con S +6 es H₂SO₄, ácido sulfúrico.

Nomenclatura:

a. Tradicional: Se nombran cambiando la palabra Óxido por "ácido". Es decir, vale las mismas reglas de nomenclatura que para los óxidos ácidos.

b. Sistemática: Se indica el número de átomos de oxígeno con el prefijo correspondiente (mono, di, tri, etc.) seguido de la palabra **OXO**, luego la raíz del no metal terminada en **ATO**, indicando luego el número de átomos de hidrógeno.

$$n - \text{OXO} - \text{raíz no metal} - \text{ATO de n hidrógeno}$$

c. Stock: raíz del no metal terminada en **ATO**, indicando entre paréntesis el número de oxidación con que actúa, en números romanos, seguido de: **de hidrógeno**.

Casos Especiales:

El caso del **Fósforo** (con nomenclatura tradicional):

Con el número de oxidación + 3 y +5 forman el óxido fosforoso P₂O₃ y el óxido fosfórico P₂O₅.

Cada uno de éstos óxidos es capaz de reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, produciendo el meta, piro y orto oxoácido correspondiente

P ₂ O ₃	+	1 H ₂ O		2 HPO ₂	Ácido metafosforoso
P ₂ O ₃	+	2 H ₂ O		H ₄ P ₂ O ₅	Ácido pirofosforoso
P₂O₃	+	3 H₂O		2 H₃PO₃	Ácido ortofosforoso
P ₂ O ₅	+	1 H ₂ O		2 HPO ₃	Ácido metafosfórico

P_2O_5	+	$2 H_2O$		$H_4P_2O_7$	Ácido pirofosfórico
P_2O_5	+	$3 H_2O$		$2 H_3PO_4$	Ácido ortofosfórico

El **Boro** con el número de oxidación (+III) con el oxígeno y forma B_2O_3 , éste óxido se combina con una y tres moléculas de agua, formando HBO_2 Ácido metabórico y H_3BO_3 Ácido Ortobórico.

El **Silicio** con el número de oxidación (+IV) se combina con el oxígeno formando SiO_2 , y éste se combina con una y dos moléculas de agua formando el H_2SiO_3 Ácido metasilícico y H_4SiO_4 Ácido pirosilícico.

El **Cromo**, puede presentar número de oxidación +2, +3, +4 y +6.

Cuando actúa con números de oxidación +2 y +3, se comporta como metal originando los óxidos cromoso y crómico respectivamente (según la nomenclatura clásica) (óxidos metálicos).

Cuando actúa con números de oxidación +4 y +6, se comporta como no metal. No se conocen ácidos con estado de oxidación +4 para el cromo.

Cuando actúa con número de oxidación +6, al combinarse con el oxígeno, origina un *anhídrido crómico* u *óxido de cromo (VI)*, CrO_3 . Cuando este óxido se combina con el agua se obtiene el *ácido crómico*:



Este ácido es inestable y se combinan dos moléculas de ácido crómico, que luego se descomponen perdiendo una molécula de agua, originando el *ácido dicrómico*:

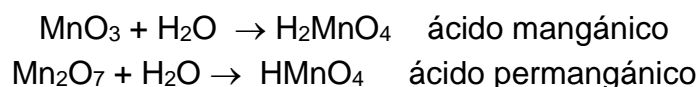


Los respectivos aniones pueden formar sales tales como cromato de sodio (Na_2CrO_4) o dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$).

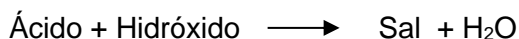
El **Manganeso** puede presentar número de oxidación +2, +3, +4, +6 y +7.

El Mn actúa como metal con números de oxidación +2 y +3, dando lugar a los óxidos manganoso y mangánico respectivamente (nomenclatura clásica), óxidos metálicos. Con número de oxidación +4 forma el dióxido de manganeso MnO_2 , que no da lugar a la formación de ácidos.

El Mn actúa como no metal con números de oxidación +6 y +7, formando dos óxidos ácidos (no metálicos), el anhídrido mangánico y el anhídrido permangánico; por tanto, en su reacción con el agua forma dos oxoácidos:



3.3.4 Formación y nomenclatura de Sales

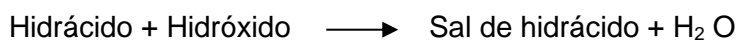


Cuando se unen un hidróxido con un ácido, para formar una sal, los cationes H⁺ se combinan con el anión OH⁻ y forman H₂O.

Las sales son compuestos iónicos y están presentes dos especies; el catión (cualquiera menos la especie H⁺ por lo general es un metal) y el anión (puede provenir de un hidrácido o de un oxoácido)

Sales binarias neutras

Sales provenientes de hidrácidos:



Ácido		Anión	Hidróxido		Cación	Sal	
Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura Tradicional
HCl (aq)	Ácido Clorhídrico	Cl ⁻	Na(OH)	Hidróxido de Sodio	Na ⁺	Na Cl	Cloruro de Sodio
HF (aq)	Ácido Fluorhídrico	F ⁻	K(OH)	Hidróxido de Potasio	K ⁺	K F	Fluoruro de Potasio
HI (aq)	Ácido Yodhídrico	I ⁻	Fe(OH) ₂	Hidróxido Ferroso	Fe ²⁺	FeI ₂	Ioduro Ferroso
H ₂ S (aq)	Ácido Sulfhídrico	S ²⁻	Ca(OH) ₂	Hidróxido de Calcio	Ca ²⁺	CaS	Sulfuro de Calcio
Ácido		Anión	Hidróxido		Cación	Sal	
Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura
HBr (aq)	Ácido Bromhídrico	Br ⁻	Pb(OH) ₂	Hidróxido Plumboso	Pb ²⁺	PbBr ₂	Bromuro Plumboso
							Dibromuro de Plomo
							Bromuro de Plomo (II)

Nomenclatura:

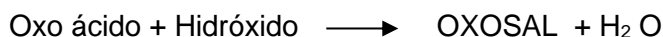
- Tradicional: Se nombran cambiando la terminación "**HIDRICO**" por "**URO**", seguida del nombre del metal.
- Atomídad: se antepone los prefijos mono, di, tri, al haluro correspondiente.
- Numeral Stock: se indican con número romanos entre paréntesis el número de oxidación con que actúa el metal

Compuestos provenientes de No Metal + No metal

Estos compuestos se forman por la unión de dos no metales y se formulan colocando el elemento menos electronegativo (número de oxidación positivo (+)) a la izquierda y el elemento más electronegativo (número de de oxidación negativo (-)) a la derecha. Por ejemplo:

Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura Tradicional
Silicio	Si	+4	SiC	Carburo de Silicio
Selenio	Se	+2	SeI ₂	Ioduro de Selenio
Elemento y símbolo		Número de Oxidación	Formula química	Nomenclatura
Carbono	C	+4	CCl ₄	Cloruro de Carbónico
				Tetracloruro de Carbono
				Cloruro de Carbono (IV)

Sales provenientes de oxoácidos OXOSALES



Ácido		Anión	Hidróxido		Cación	Sal	
Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura Tradicional
HNO ₃	Ácido Nítrico	NO ₃ ⁻	Na(OH)	Hidróxido de Sodio	Na ⁺	Na NO ₃	Nitrato de Sodio
H ₂ SO ₃	Ácido Sulfito	SO ₃ ²⁻	K(OH)	Hidróxido de Potasio	K ⁺	K ₂ SO ₃	Sulfito de Potasio
Ácido		Anión	Hidróxido		Cación	Sal	
Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura		Formula química	Nomenclatura
HClO ₄	Ácido Perclórico	ClO ₄ ⁻	Fe(OH) ₃	Hidróxido Férrico	Fe ³⁺	Fe (ClO ₄) ₃	Perclorato férrico
							Tris-tetraoxoclorato de Hierro
							Clorato(VII) de Hierro (III)
H ₂ CO ₃	Ácido Carbónico	CO ₃ ²⁻	Ca(OH) ₂	Hidróxido de Calcio	Ca ²⁺	CaCO ₃	Carbonato de Calcio
							Trioxocarbonato de Calcio
							Carbonato (IV) de Aluminio (III)

Nomenclatura:

a. Tradicional: Las sales provenientes de ácidos terminados en:

A) - **oso** – cambian este sufijo por – **ito** –

B) – **ico** – cambian este sufijo por – **ato** -.

Luego se mantiene la nomenclatura del nombre del metal.

b. Atomicidad: Se nombra igual que el oxoácido, reemplazando al hidrógeno por el metal.

n – **OXO** – raíz no metal – **ATO** de n metal

c. Numeral Stock: se indican con números romanos entre paréntesis los números de oxidación del no metal y del metal

Sales ácidas

Los ácidos con más de un hidrógeno, no los ceden a todos con igual facilidad y originan iones que todavía contienen átomos de hidrógeno. Cuando estos aniones ácidos se unen a un catión metálico, se obtiene la fórmula de una sal ácida.

Estas sales se formulan siguiendo el criterio de orden creciente de electronegatividad; por lo tanto se escribe primero la fórmula del catión, luego la del anión ácido y finalmente se utiliza el criterio de compensación de cargas para agregar los subíndices en el caso de que sean necesarios.

Nomenclatura

Se emplean los prefijos mono, di, tri, etc., según la cantidad de hidrógenos presentes, delante del nombre del anión y a continuación se nombra el catión. Si el elemento metálico tiene más de un estado de oxidación, éste se indicará al final con un número romano entre paréntesis.

Por ejemplo:

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
K^+	$(HSO_4)^-$	$KHSO_4$	Hidrógeno Sulfato (IV) de Potasio
Fe^{+2}	$(HSO_4)^-$	$Fe(HSO_4)_2$	Hidrógeno Sulfato (IV) de Hierro (III)
Sr^{+2}	$(HSO_4)^-$	$Sr(HSO_4)$	Hidrógeno Sulfato (IV) de Estroncio

Sales básicas

Son también llamadas hidroxisales. Contienen el ión oxhidrilo junto a otro anión; son a la vez sales e hidróxidos. Se nombran de la siguiente manera:

hidroxi..... (nombre del otro anión) de(nombre del catión)

Si hay más de un ion hidróxido en la fórmula, se designa la cantidad empleando prefijos mono, di, tri, etc.

En el caso de que el elemento metálico tenga más de un número de oxidación se lo indica con un número romano entre paréntesis.

Ejemplos:

MgCl(OH) Hidroxicloruro de magnesio
Cu₂(OH)₂SO₄ Dihidroxisulfato (IV) de cobre (II)
Fe₂Br(OH)₃ Trihidroxibromuro de hierro(II)
Sn (OH)₂S₂ Dihidroxisulfuro de estaño (IV)

4. BIBLIOGRAFÍA

Cuadernillo de Ingreso de Universidad Nacional del Sur. Año 2016.
Materials for Engineers and Technicians. R. A. Higgins. Editorial Elsevier. 4ta edición. Año 2006.
Química La Ciencia Central: Theodore L. Brown, H. Eugene Le May, Bruce e. Bursten, Catherine Murphy. Editorial: Pearson Educación. 11va edición. Año 2009.
Química. Raymond Chang. Editorial: México Mc Graw-Hill. 9na edición. Año 2007.
Química - Estructura, comportamiento y transformación de la materia. Mónica Alegría, Ricardo Franco, Mariana Jaul y Edith Morales. Editorial Santillana. Año 2007.
Roal Hoffmann (1988), The Worl of Chemistry. The Age of Polymers. Produced by Educational Film Center and the University of Maryland. Año 1988.

CICLO
DE INICIO
UNIVERSITARIO
2020

