

UNIVERSIDAD NACIONAL DE SANTIAGO DEL ESTERO

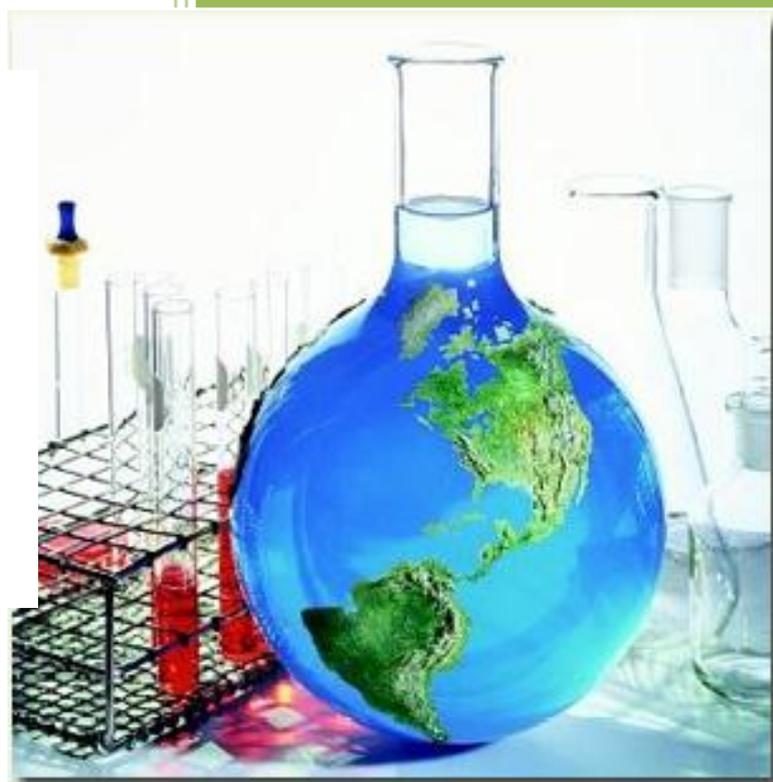
FACULTAD DE CIENCIAS FORESTALES

“Ing. Néstor R. Ledesma”

Curso de Ingreso 2015

GUÍA TEÓRICA-PRÁCTICA

QUÍMICA



DOCENTES:

LIC. HÉCTOR R. TÉVEZ

LIC. KARINA DEL V. RONDANO

PROF. DANIELA P. BASUALDO



FCF·UNSE

CONTENIDOS MÍNIMOS

Materia y Energía. Propiedades Físicas y Químicas. Sustancias, elementos y compuestos. Estado de agregación de la materia. Cambios de Estado. Estructura atómica. Números atómico y másico. Isótopos. Tabla periódica. Iones. Estado de oxidación. Nomenclatura. Ecuaciones químicas.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Alguna vez se ha preguntado ¿Por qué el hielo se derrite y el agua se evapora? ¿Por qué las hojas cambian de color en el otoño y como una bocina genera electricidad? ¿Por qué si se mantienen fríos los alimentos se retarda su descomposición y cómo nuestros cuerpos usan los alimentos para mantener la vida? La química proporciona estas respuestas y otras más.

La química estudia la materia, incluyendo su composición, propiedades, estructura, los cambios que experimente y las leyes que gobiernan estos cambios.

Siempre que se produce un cambio de cualquier tipo participa alguna forma de energía, y cuando cualquier forma de energía se transforma en otra, indica que se ha ocurrido ó se está efectuando un cambio.

MATERIA Y ENERGÍA

La palabra **materia** describe todas las cosas físicas que están alrededor: la computadora, el cuerpo humano, un lápiz, el agua, etc. Hace miles de años se creía que la materia estaba formada de cuatro componentes: tierra, fuego, aire y agua. Alrededor del año 400 a. C., el filósofo griego Demócrito sugirió que la materia estaba en realidad compuesta de pequeñas partículas. A estas partículas las llamó **átomos**.

La **materia** presenta ciertas propiedades esenciales: tiene masa y tiene volumen, ocupa espacio. La masa es la cantidad de material de que está compuesto algo.

Cuando la materia toma forma se denomina **cuerpo**.

*La **energía** es la capacidad para producir un cambio, no posee masa y no ocupa un lugar en el espacio. Se sabe que la materia y la energía son inter-convertibles.*

La **ley de la conservación de la energía** establece que “La energía no se crea ni se destruye”. Esta ley la cumplen casi todos los tipos de reacciones, excepto aquellas en las cuales la cantidad de materia cambia, como ser las nucleares.

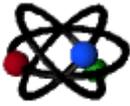
En síntesis, la **química** estudia los cambios que experimenta la materia, también estudia la energía.

La **energía** se encuentra bajo muchas formas: calor, luz, sonido, energía química, energía mecánica, energía eléctrica, energía nuclear. Por lo general, estas formas son convertibles entre sí.

Constitución de la materia

A los materiales (tipos de materia) se les puede dar formas, cuando adquieren una forma característica constituyen lo que se conoce como cuerpos. Así, podemos distinguir distintos tipos de cuerpos: una silla, una lapicera, un escritorio, etc.

Todos los cuerpos están formados por materia, cualquiera sea su forma, tamaño o estado. Pero no todos ellos están formados por el mismo tipo de materia, sino que están compuestos de materias diferentes denominadas sustancias. Para examinar la sustancia de la que está compuesto un cuerpo cualquiera, éste puede dividirse hasta llegar a las moléculas que lo componen. Estas partículas tan pequeñas son invisibles a nuestros ojos, sin embargo, mantienen todas las propiedades del cuerpo completo. A su vez, las moléculas pueden dividirse en los elementos simples que la forman, llamados átomos.



En el año 1803, el científico Británico John Dalton perfeccionó la idea de Demócrito sobre los átomos y desarrolló la primera teoría atómica. La teoría de Dalton enunciaba que toda la materia estaba compuesta de pequeñas partículas llamadas átomos. Dalton enunció que los diferentes tipos de materia estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Es esta, una simple pero revolucionaria teoría. Dado que Dalton sabía que existía un número limitado de sustancias químicamente puras llamadas elementos, partió de la hipótesis que estos diferentes elementos estaban constituidos de diferentes tipos de átomos. Más adelante se verá en detalle esta Teoría.

Se conocen alrededor de 118 elementos diferentes. Los elementos son sustancias puras que no pueden ser descompuestas por medios químicos. Por ejemplo, el cobre no puede ser químicamente cambiado a otra sustancia. A cada uno se les ha dado un símbolo de una o dos letras para que sean fáciles de escribir. Por ejemplo, sodio puede ser abreviado usando el símbolo Na.

La pequeñez de los átomos supera la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 100 millones de ellos uno después de otro, en un centímetro lineal. Su radio es del orden de 10^{-8} cm. A su vez, los núcleos tienen dimensiones lineales 10.000 a 100.000 veces más pequeñas que el radio. El radio nuclear es del orden de 10^{-12} a 10^{-13} cm. En términos de volumen, los átomos ocupan como 10^{-24} cm³ y los núcleos 10^{-38} cm³.

Propiedades de la materia

Los sentidos permiten apreciar distintas cualidades de la materia, como ser dilatación, elasticidad, color, brillo, dureza, el volumen, etc. Todas estas propiedades se pueden clasificar en dos grupos (Tabla 1):

Tabla 1: Propiedades Extensivas e Intensivas de la materia

Propiedades Extensivas	Propiedades Intensivas
Son aquellas que varían al modificarse la cantidad de materia considerada	Son aquellas que no varían al modificarse la cantidad de materia considerada
Ejemplos: Peso, Volumen, Superficie, Longitud	Ejemplos: Punto de ebullición, punto de fusión, dureza, forma cristalina

La materia, que en condiciones normales de presión hierve a 100 °C y solidifica a 0 °C, es la sustancia pura: Agua, la materia sólida cuyo peso específico es de 19 g/cm³ es la sustancia pura: Oro.

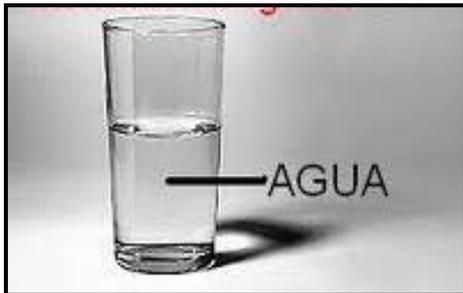
Nota: Si desconoces algunos de los términos dados, investiga de que se trata.

SISTEMAS MATERIALES

Se denomina **Sistema Material** a la parte del Universo que es objeto de estudio. Dicho sistema se separa del resto del universo, ya sea en forma real o imaginaria.

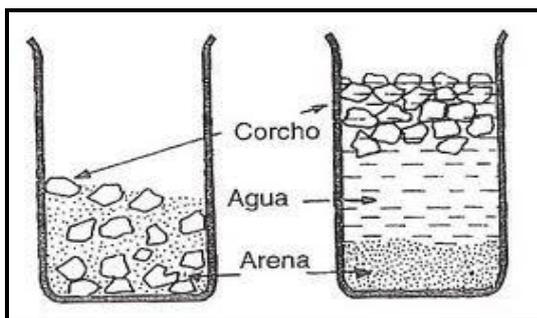
Los sistemas materiales se pueden clasificar de diferentes formas. Si se clasifican según sus propiedades pueden ser: homogéneos o heterogéneos.

Sistema homogéneo



Un **SISTEMA HOMOGÉNEO** se define como un sistema en el cual los valores de sus propiedades intensivas son iguales en cualquier punto del sistema en el que se midan.

Sistema heterogéneo



En un **SISTEMA HETEROGÉNEO** el valor que tiene una propiedad intensiva varía según sea la porción del sistema en el que se esté midiendo.

Figura 1: Sistemas homogéneo y heterogéneo

Las partes de un sistema heterogéneo en las cuales una **propiedad intensiva** presenta el mismo valor se denominan fases. Por lo tanto un sistema heterogéneo presenta más de una fase y un sistema homogéneo presenta una única **fase**. En un sistema heterogéneo existe un límite bien definido entre una fase y otra. Ese límite entre las distintas fases es lo que se denomina **interfase**.

Por supuesto, el que un sistema pueda verse como homogéneo depende del límite de apreciación. Un sistema que a simple vista puede parecer homogéneo, como la leche o la sangre, al verlo al microscopio se ve como un sistema heterogéneo. Por eso el límite que se toma para decidir si un sistema es homogéneo o heterogéneo no es lo que se puede ver a simple vista sino el límite visible al microscopio. La leche y la sangre son sistemas heterogéneos, por más que a simple vista parezcan homogéneos.

¿Cómo se puede saber si un sistema material está formado por uno o más componente? La forma de poder saberlo es tratar de separar esos componentes por métodos de separación. Los métodos de separación son métodos físicos y los tienes detallados en tu carpeta. Una vez que aplicamos los métodos de separación llegamos a un punto que no se puede separar más, entonces estamos en presencia de una **sustancia pura**.

“Una **SUSTANCIA PURA** es un sistema material formado por un único componente”

Por lo tanto una sustancia pura no se puede separar por métodos físicos y su composición es constante, está caracterizada por una fórmula química definida.

Las soluciones son mezclas, pero son sistemas homogéneos. Es un tipo especial de mezcla, cuyas propiedades pueden ser muy diferentes a las de sus componentes. Como en cualquier mezcla su composición es variable, y para tener correctamente determinado el sistema se debe conocer dicha composición. Por ejemplo: la salmuera (sal disuelta en agua) es una solución.

Las sustancias puras pueden clasificarse en **simples o compuestas**. Tanto las sustancias simples como las compuestas están constituidas por los elementos químicos. Las **sustancias simples** están formadas por un solo elemento, y las sustancias compuestas o compuestos están formadas por más de un elemento.

Elementos químicos son los constituyentes de todas las sustancias, tanto simples como compuestas. Por ejemplo el elemento oxígeno es lo que es común en las sustancias: oxígeno (O_2 , el gas componente del aire), al ozono (O_3), al agua (H_2O), al óxido de calcio (CaO), al ácido sulfúrico (H_2SO_4) y otras sustancias.

ESTADOS DE LA MATERIA

La materia puede presentarse en tres estados diferentes de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

Los nombres de los distintos cambios de estado se muestran en el siguiente esquema (figura 2):

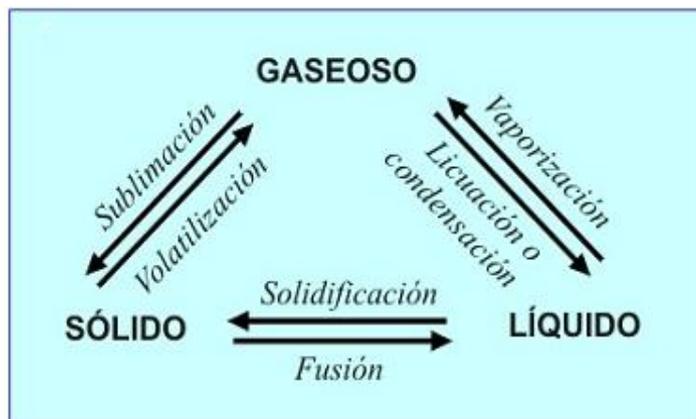


Figura 2: Cambios de Estados

Los distintos cambios de estados se muestran en la figura 2 y se denominan:

Sublimación: es el pasaje del estado gaseoso a sólido

Volatilización: el pasaje desde el estado sólido al estado gaseoso (por ejemplo la naftalina)

Solidificación: es el pasaje desde el estado líquido al estado sólido (ejemplo: congelar el agua en el freezer)

Fusión: es el pasaje desde el estado sólido al estado líquido (ejemplo: cuando se derrite la manteca en el calor)

Vaporización: es el pasaje desde el estado líquido al estado gaseoso (ejemplo: cuando el agua entra en ebullición)

Condensación: es el pasaje desde el estado gaseoso al estado líquido (por ejemplo la formación de la lluvia).

Ejercicios

1. Según el siguiente listado determina a quien consideras cuerpo y a que estimas materia:
 - a) Agua
 - b) Cubito de hielo
 - c) Lápiz
 - d) Acero
 - e) Hierro
 - f) Tenaza
 - g) Aluminio
 - h) Clavo
 - i) Oxígeno
 - j) Botella
 - k) Aire
 - l) Papel
 - m) Madera
 - n) Alcohol

2. De las siguientes propiedades indica cuales son intensivas y cuales son extensivas:
 - a) Longitud
 - b) Punto de ebullición
 - c) Peso
 - d) Color
 - e) Dureza
 - f) Peso específico
 - g) Calor
 - h) Masa
 - i) Punto de solidificación

3. Cuales de las siguientes son mezclas heterogéneas, cuales son sustancias puras y cuales soluciones?
 - a) Madera
 - b) Vino
 - c) Sal
 - d) Una barra de oro de un banco suizo
 - e) Leche

4. Determine si los siguientes cambios son físicos o químicos
 - a) Fusión del hielo
 - b) Cocción de un huevo para endurecerlo
 - c) Disolver sal en agua
 - d) Descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno

5. Identifique cada una de las siguientes sustancias como gases líquidos y sólidos, en condiciones ordinarias
 - a) Mercurio
 - b) Hierro
 - c) Oxígeno
 - d) Aluminio
 - e) Alcohol
 - f) Agua
 - g) Cloro
 - h) Hielo

6. Menciona tres ejemplos de fusión y tres de solidificación

MODELOS ATÓMICOS

Existen distintas teorías o modelos que describen la estructura y propiedades de los átomos. Los mismos fueron postulados por diversos científicos. El primer modelo fue de J. Dalton, y a partir de este, los siguientes fueron evolucionando hasta llegar al actual modelo de Schrödinger. A continuación se realiza una breve descripción de cada uno.

Modelo Atómico de Dalton

En 1808, el químico británico John Dalton postuló su teoría atómica, que sostenía lo siguiente:

- 1) Los elementos están formados por partículas discretas, diminutas e indivisibles, llamadas **átomos**, que no se alteran en los cambios químicos.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí en masa, tamaño y en el resto de las propiedades físicas o químicas. Por el contrario, los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y propiedades.
- 3) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante. Por ejemplo, el agua está formada por 2 átomos del elemento hidrógeno y 1 átomo del elemento oxígeno.
- 4) Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en proporciones distintas para formar compuestos diferentes.
- 5) La proporción de átomos más común es 1:1 y cuando existe más de un compuesto formado por dos o más elementos, el más estable es el que tiene la proporción 1:1.

Hoy sabemos que ninguno de estos postulados es completamente cierto; sin embargo, Dalton contribuyó enormemente a entender cómo estaba formada la materia.

En la siguiente figura se presentan algunos símbolos de los elementos usados por Dalton.



Figura 3. Símbolos usados por Dalton para representar a los elementos

Modelo Atómico de Thomson

En 1904, el físico inglés J.J. Thomson sostenía que un átomo estaba formado por partículas de cargas positiva y negativa. Consideraba que las partículas negativas eran mucho más pequeñas que las positivas y por lo tanto, la mayor parte de la masa del átomo presentaba carga positiva, ocupando así, la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó al átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encontraban incrustadas las partículas negativas. Representó al átomo como un budín con pasas de uvas.

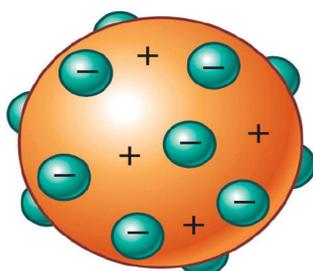


Figura 4: Átomo de Thomson

Modelo Atómico de Rutherford

Este modelo fue postulado por el científico Rutherford en 1911. El mismo establece que:

El átomo tiene un núcleo central en el que está concentrada la carga positiva y prácticamente toda la masa. La carga positiva de las partículas llamadas **protones** es compensada con la carga negativa de los **electrones**, que se hallan fuera del núcleo. El núcleo contiene, por tanto, protones en igual cantidad que de electrones, lo que hace que el átomo sea eléctricamente neutro. Los electrones giran a gran velocidad alrededor del núcleo y están separados de éste por una gran distancia.

Rutherford supuso que el átomo estaba formado por un espacio fundamentalmente vacío, ocupado por electrones que giran alrededor de un núcleo central muy denso y pequeño (figura 5).

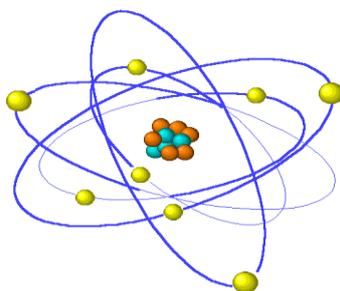


Figura 5. Átomo de Rutherford

Modelo Atómico de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr realizó una serie de estudios de los cuales dedujo que los electrones de la corteza giran alrededor del núcleo describiendo sólo determinadas regiones conocidas como órbitas. En el átomo, los electrones se organizaban en capas y, en cada capa tendrían una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores y después las superiores. La distribución de los electrones en las capas la denominó configuración electrónica. En la figura 6 se presenta el átomo de Bohr.

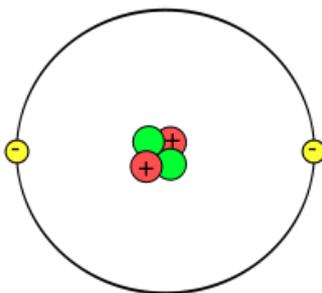


Figura 6. Átomo de Bohr

Modelo Atómico de Schrödinger

En 1926, el científico Schrödinger presentó un modelo de átomo plenamente cuántico, donde desaparecían dos conceptos básicos del modelo anterior: Los electrones ya no se consideraban solo **partículas** sino también **ondas** y no existían órbitas electrónicas sino regiones donde se encontraban los electrones a las que denominó **orbital** (figura 7).

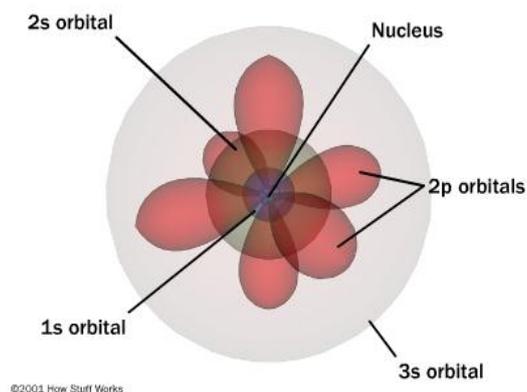


Figura 7. Átomo de Schrödinger

Esquema General de un Átomo

En la figura 8 se presenta un esquema general de un átomo.

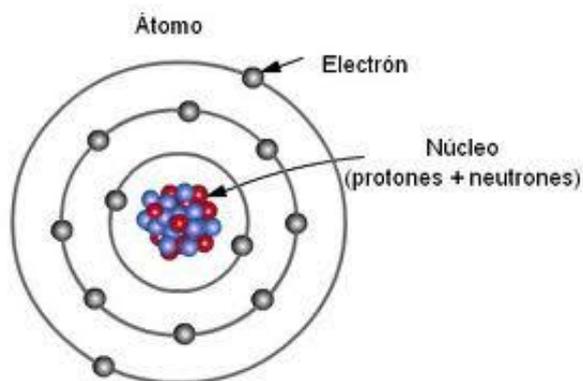


Figura 8. Esquema de un átomo

Núcleo de átomo: es la parte central y contiene a los protones y neutrones.

Protones: partículas con carga positiva.

Neutrones: partículas sin carga y tienen una masa y tamaño similar a los protones.

Electrones: giran alrededor del núcleo en orbitales. Presentan carga negativa y tienen una masa y tamaño dos mil veces menor que los protones y neutrones.

MOLECULAS

Las moléculas resultan de la unión de dos o más átomos. Por ejemplo la molécula H_2O está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Ejercicio

1) Indicar cuales son moléculas y cuales átomos:

a) CO_2

e) HNO_2

b) Fe

f) K

c) Al

g) O_3

d) O_2

h) H_2

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica es una tabulación de los elementos químicos, donde los mismos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, por lo que sus propiedades químicas y físicas son repetitivas, es decir, presentan un patrón periódico. Se construyó de manera que cada columna vertical contenga elementos similares desde el punto de vista químico. Los elementos de las columnas se llaman **grupos o familias**, mientras que cada fila de la tabla se denomina **periodo**.

Hay tres zonas diferentes en la tabla periódica, **los elementos representativos ó principales** (que se identifican como 1A, 2A y así sucesivamente hasta el 8A), **los elementos de transición** (que se designan con 1B, 2B y así sucesivamente hasta el 8B) y **los elementos de transición interna**.

Un patrón que es evidente cuando los elementos se distribuyen en la tabla periódica es el grupo de los **elementos metálicos**. Estos elementos, que aparecen agrupados a la izquierda de la tabla periódica, tienen algunas propiedades características como brillo y alta conductividad del calor y la electricidad. Los elementos metálicos están separados de los **elementos no metálicos** por una línea diagonal que va desde el Boro hasta el Astatio y carecen de las características físicas que distinguen a los elementos metálicos. Algunos elementos que se encuentran a lo largo de la línea que separa metales de no metales, tales como Antimonio, poseen propiedades intermedias a estos, por lo que se conocen como **metaloideos**. En la figura 9 se presenta un modelo de tabla periódica.

TABLA PERIÓDICA

Elementos Representativos

Elementos Representativos

1 ^a		Elementos de transición										8 ^a					
1	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												5	6	7	8	9	10
3	4											B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											13	14	15	16	17	18
11	12	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg											31	32	33	34	35	36
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
Li	Ra																

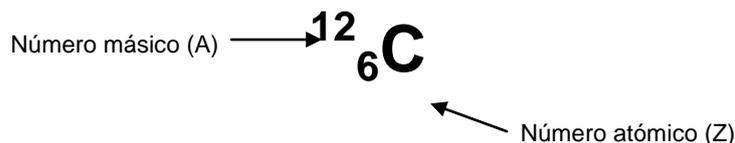
Lantánidos	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Elementos de Transición Interna

Figura 9. Tabla Periódica

Número atómico: Es el primer orden que presenta la tabla periódica. Indica el número de protones del núcleo y determina las propiedades químicas de un elemento. Se suele simbolizar con la letra **Z**. Cada elemento tiene diferente número atómico. Un elemento puede identificarse por su nombre o por su número atómico. Los mismos se especifican empleando un subíndice antes del símbolo del elemento. Por ejemplo, el carbono se designa como ${}_6\text{C}$. También indica la cantidad de electrones que tiene un átomo neutro.

Número másico: Indica el número total de protones más el número total de neutrones de un átomo. Este se simboliza con la letra **A**. Los números másicos se especifican empleando un superíndice antes del símbolo del elemento. Por ejemplo, el carbono se designa como ${}^{12}\text{C}$.



Isótopos: Son los átomos que tienen el mismo número de protones, pero número diferente de neutrones. El número de neutrones no afecta las propiedades químicas de los átomos de manera apreciable, por lo que todos los isótopos de un elemento dado tienen fundamentalmente las mismas propiedades químicas. No obstante, los distintos isótopos tienen masa diferente y propiedades nucleares distintas.

Ejercicios

- 1) Indicar cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuales falsas:
 - a) Un átomo está constituido, entre otras partículas, por protones, neutrones y electrones. -----
 - b) La masa atómica de un átomo resulta de la suma de protones y electrones. -----
 - c) El número atómica indica la cantidad de protones que presenta un átomo. -----
 - d) Los isótopos son átomos de igual cantidad de neutrones y diferente cantidad de protones. -----
 - e) El protón y el electrón tienen masas similares pro cargas opuestas. -----

2) Completar la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	N° electrones	A	N° neutrones
Carbono	C	6		12	
Sodio		11			12
Bromo	Br				
			47	108	
	As	33			

- 3) Escribir los símbolos correctos con sus subíndices y superíndices para cada uno de los siguientes elementos:
 - a) Potasio con masa 39
 - b) Silicio con masa 29
 - c) Cloro con masa 35
 - d) Dos isótopos de azufre, uno con 16 neutrones y el otro con 18.
- 4) Indicar el número de protones, neutrones y electrones en cada uno de los siguientes casos. Recordar que algunos de los elementos dados pueden ser isótopos:
 - a) ${}^{13}\text{C}$

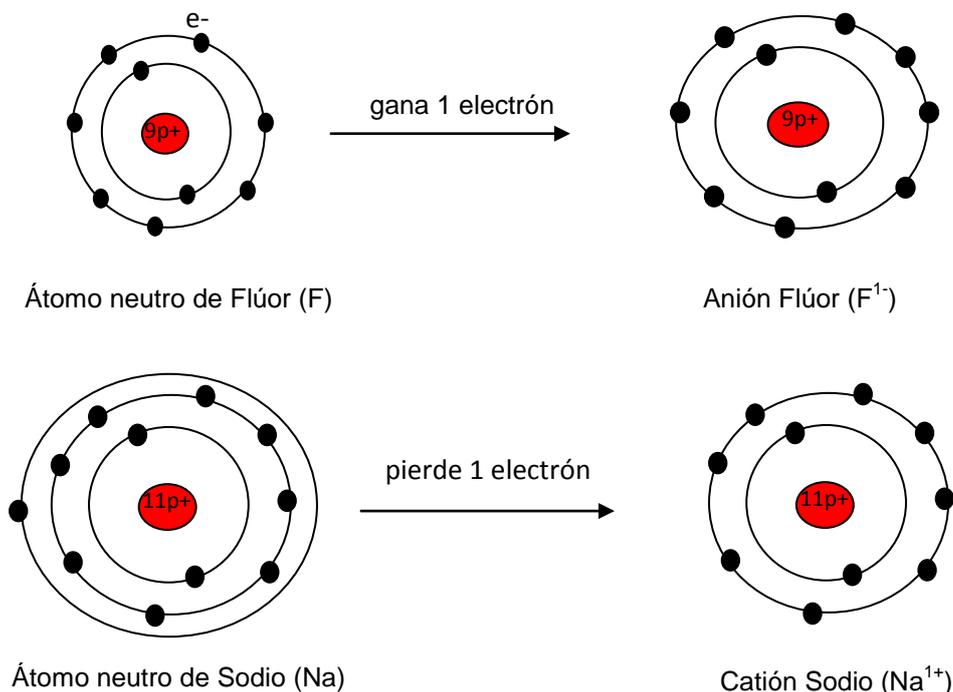
- b) ^{27}Al
- c) ^{19}F
- d) ^6Li
- e) ^{97}Mo

- 5) Utilizando la tabla periódica escribir los símbolos de cada uno de los elementos. Además, localizarlos en la tabla periódica e indicar si son metales, no metales o metaloides.
- a) Manganeseo
 - b) Bromo
 - c) Cromo
 - d) Selenio
 - e) Argón

IONES

Se sabe que todo átomo, en su estado libre, presenta igual cantidad de protones y electrones, es decir, que la suma de cargas positivas y cargas negativas es igual a cero, por lo tanto es eléctricamente neutro. Por otro lado, cuando un átomo gana o pierde electrones, se convierte en un átomo cargado denominado **ion**. Si el átomo gana electrones, queda cargado negativamente y dicho ion se denomina **anión**. Si pierde electrones, queda cargado positivamente y se llama **cación**. El número de electrones ganados o perdidos se denomina número de oxidación y la cantidad de situaciones diferentes se identifica con los estados de oxidación del elemento.

Ejemplo:



Ejercicios

1) Indicar la cantidad de e- y p+ que presenta cada ion:

- a) Na^{+1}
- b) Ca^{+2}
- c) Al^{+3}
- d) Li^{+1}
- e) F^{1-}
- f) O^{2-}
- g) Cl^{1-}

NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos aquellos elementos y compuestos químicos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, y se encarga de establecer las reglas correspondientes.

El objetivo de la formulación y nomenclatura química es que, a partir del nombre de un compuesto, se pueda conocer cuál es su fórmula, y a partir de la fórmula, se pueda saber cuál es su nombre. Con la fórmula se pueden obtener datos de importancia cuantitativa y estructural en la química y disciplinas relacionadas.

Electroneutralidad

Todos los compuestos (formados a partir de la unión de iones positivos y negativos), son eléctricamente neutros. Por lo tanto, la suma de carga de los iones que los forman debe ser cero.

Valencia

Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con los átomos de otros elementos y formar compuestos.

Número de Oxidación

El número de oxidación es un entero positivo o negativo (creado por conveniencia entre los químicos). Los átomos, al ganar o perder electrones, adquieren una carga eléctrica que corresponde a la cantidad de electrones ganados o perdidos. La representación de esta carga se conoce como número de oxidación, el cual es diferente a la valencia, que es la capacidad de combinación de un elemento. **Ver anexo en página 29 de los números de oxidación.**

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

En la siguiente tabla se indican los números de oxidación para algunos elementos.

Tabla 2. Nombre y n° de oxidación de los elementos más utilizados de la Tabla Periódica

Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid.	Elementos	N°oxid
Antimonio	3+ 5+	Cloro	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Iodo	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Plata	1+
Aluminio	3+	Cobalto	2+ 3+	Litio	1+	Platino	2+ 4+
Arsénico	3-	Cobre	1+ 2+	Magnesio	2+	Plomo	2+ 4+
Azufre	2-	Cromo	2+ 3+	Manganeso	2+ 3+ 4+ 6+ 7+	Potasio	1+
Bario	2+	Estaño	2+ 4+	Mercurio	1+ 2+	Rubidio	1+
Boro	3+	Estroncio	2+	Nitrógeno	3- 2+ 4+	Selenio	2-
Bromo	1- 1+ 3+ 5+ 7+	Flúor	1-	Níquel	2+ 3+	Silicio	4+
Cadmio	2+	Fósforo	3-	Oxígeno	2-	Sodio	1+
Calcio	2+	Hidrógeno	1-	Oro	1+ 3+	Telurio	2-
Carbono	4- 2+ 4+	Hierro	2+ 3+	Paladio	2+ 4+	Zinc	2+

SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Los sistemas de nomenclatura de compuestos inorgánicos que se verán en este curso son:

Nomenclatura Stock

Según este sistema, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación, éste se indica al final del nombre, expresado en números romanos y entre paréntesis. Por ejemplo, Fe(OH)₂: Hidróxido de hierro (II), Fe(OH)₃: Hidróxido de hierro (III)

Nomenclatura Sistemática

En este sistema se utilizan prefijos griegos (*mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta*, etc.) para indicar la cantidad de átomos que forman parte de la molécula. Por ejemplo, Cl₂O₃: trióxido de dicloro.

Nomenclatura Tradicional

Este sistema es uno de los más antiguos que aún se emplea. Cuando un elemento presenta más de un número de oxidación, se utilizan prefijos y sufijos, tales como *hipo, per* para los primeros; y *oso e ico*, para los segundos.

CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS

Los compuestos se clasifican según la cantidad de átomos de elementos en:

Compuestos binarios: están formados por dos clases de elementos. Se clasifican en:

- Combinaciones con el oxígeno (óxidos básicos y ácidos, peróxidos y superóxidos)
- Combinaciones con el hidrógeno (hidruros metálicos, hidruros no metálicos e hidrácidos)
- Sales binarias

Compuestos ternarios: están formados por tres tipos de elementos:

- Hidróxidos
- Oxoácidos (ó ácidos oxigenados)
- Oxosales (ó sales oxigenadas)
- Sales binarias ácidas

Compuestos cuaternarios: están formados por cuatro tipos de elementos:

- Sales oxigenadas ácidas

En este curso, solo se verán los principales tipos de compuestos.

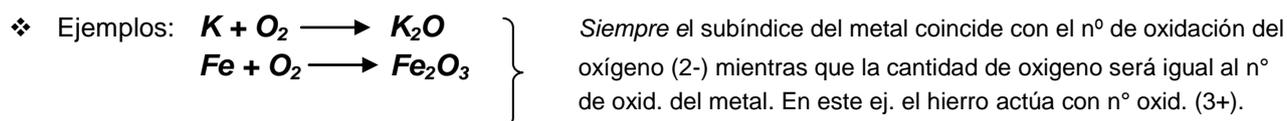
ÓXIDOS

Los óxidos se forman de la unión de los metales y no metales con el oxígeno, se clasifican en óxidos metálicos ó básicos y óxidos no metálicos ó ácidos.

Óxidos Metálicos ó Básicos

❖ Se obtiene de la reacción de un metal con oxígeno. Mediante la siguiente ecuación química se indica como se lo obtiene.

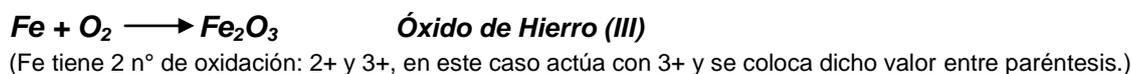




Nomenclatura Stock

Se escribe la palabra “**óxido**” seguido del nombre del **metal**. Además, cuando el metal tenga más de un n° oxidación, se debe colocar entre paréntesis y en número romano dicho valor.

Ejemplos:



Nomenclatura Sistemática

Se escribe un prefijo griego: mono, di, tri, etc. (que indica la cantidad de oxígeno presente en la fórmula) junto a la palabra “óxido”. Luego se coloca el prefijo griego (correspondiente a la cantidad de metal) más el nombre del metal.

Ejemplos:

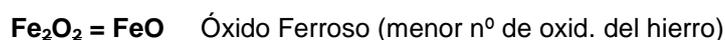


Nomenclatura Tradicional

Cuando el metal tiene un solo n° de oxidación, se escribe la palabra “óxido” seguido del nombre del metal. Cuando el metal tiene más de un n° de oxidación, se escribe:

- “**óxido**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**oso**” (cuando este usa el menor n° de oxidación)
- “**óxido**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**ico**” (cuando este usa el mayor n° de oxidación)

Ejemplos:



Óxidos No Metálicos ó Ácidos

- ❖ Se obtiene de la reacción de un metal con oxígeno. Mediante la siguiente ecuación química se indica como se lo obtiene.



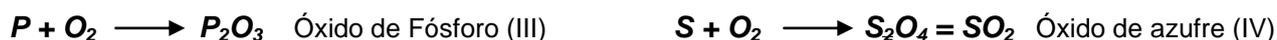
- ❖ Ejemplos: $P + O_2 \longrightarrow P_2O_3$
 $P + O_2 \longrightarrow P_2O_5$
 $N + O_2 \longrightarrow N_2O_5$ } Siempre el subíndice del no metal coincide con el n° de oxidación del oxígeno (2-), mientras que la cantidad de oxígeno será igual al n° de oxidación del no metal. En esto ej. el fósforo actúa con n° oxid. (3+) y (5+) y el nitrógeno con (5+).

- ❖ $S + O_2 \longrightarrow S_2O_6 = SO_3$ Se deben simplificar los subíndices cuando sean múltiplos. S actúa con (6+)

Nomenclatura Stock

Se escribe la palabra “**óxido**” seguido del nombre del **no metal**. Además, cuando el no metal tenga más de un n° oxidación que pueda usar, se debe colocar entre paréntesis y en número romano dicho valor.

Ejemplos:



Nomenclatura Sistemática

Se escribe un prefijo griego: mono, di, tri, etc. (que indica la cantidad de oxígeno presente en la fórmula) junto a la palabra “óxido”. Luego se coloca el prefijo griego (correspondiente a la cantidad de no metal) más el nombre del no metal.

Ejemplos:



Nomenclatura Tradicional

Cuando el no metal tiene un solo n° de oxidación, se escribe la palabra “óxido” seguido del nombre del no metal.

Cuando el no metal tiene dos n° de oxidación, se escribe:

- “**óxido**” seguido del nombre del **no metal** + sufijo “**oso**” (cuando usa el menor n° de oxidación)
- “**óxido**” seguido del nombre del **no metal** + sufijo “**ico**” (cuando usa el mayor n° de oxidación)

Cuando el no metal tiene más de dos n° de oxidación, se utilizan los prefijos “**hipo**” y “**per**” antes de su nombre.

Ejemplos:



Elementos como el Cloro, Bromo, Iodo, para formar óxidos, pueden utilizar los siguientes n° de oxidación: 1+, 3+, 5+, 7+. Las moléculas de estos elementos son diatómicas. A continuación se ejemplifican los óxidos de cloro.



PERÓXIDOS



- ❖ Se escribe el símbolo del metal seguido del ion peróxido.
- ❖ Se deben colocar los subíndices siguiendo el principio de electroneutralidad.
- ❖ El subíndice característico del ion peróxido nunca se debe simplificar.

Nomenclatura tradicional

Se escribe la palabra “Peróxido” seguido del nombre del metal.

Ejemplos:

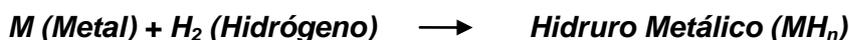


HIDRUROS

Los hidruros se forman de la unión de los metales y no metales con el hidrógeno, se clasifican en hidruros metálicos e hidruros no metálicos

Hidruros Metálicos

- ❖ Se obtiene de la reacción de un metal con hidrógeno. En la siguiente ecuación química se demuestra cómo se lo obtiene.



- ❖ Ejemplos:

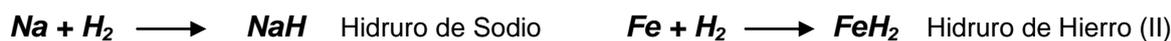


- El hidrógeno actúa como metal y en estos compuestos, siempre actúa con n° de oxidación (1-).
- El número de átomos de hidrógeno (n) será igual al número de oxidación del metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.
- En estos ejemplos el hierro actúa con n° oxidación (2+) y (3+), respectivamente.
- Se escribe el símbolo del metal seguido del hidrógeno.

Nomenclatura Stock

Se escribe la palabra “hidruro” seguido del nombre del **metal**. Además, cuando el metal tenga más de un n° oxidación que pueda usar, se debe colocar entre paréntesis y en número romano dicho valor.

Ejemplos:



Nomenclatura Sistemática

Se escribe un prefijo griego: mono, di, tri, etc. (que indica la cantidad de hidrógeno presente en la fórmula) junto a la palabra “hidruro” más el nombre del metal.

Ejemplos:



Nomenclatura Tradicional

Cuando el metal tiene un solo n° de oxidación, se escribe la palabra “**hidruro**” más nombre del metal.

Cuando el metal tiene más de un n° de oxidación, se escribe:

- “**hidruro**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**oso**” (cuando este usa el menor n° de oxidación)
- “**hidruro**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**ico**” (cuando este usa el mayor n° de oxidación)

Ejemplos:

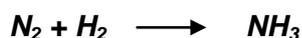


Hidruros No Metálicos

- ❖ Se obtiene de la reacción de un no metal con hidrógeno. En la siguiente ecuación química se demuestra cómo se lo obtiene.



Ejemplos:



- ❖ Para formar el compuesto, se escribe no metal seguido del hidrógeno
- ❖ El número de oxidación del hidrógeno (1+).
- ❖ Los no metales usan sus n° de oxidación negativos
- ❖ Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales. Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro actúan con número de oxidación (3-) mientras que el carbono y el silicio lo hacen con número de oxidación (4-).
- ❖ El número de átomos de hidrógeno será igual al número de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.

Nomenclatura Sistemática

Se escribe un prefijo griego: mono, di, tri, etc. (que indica la cantidad de hidrógeno presente en la fórmula) junto a la palabra “hidruro” más el nombre del no metal.

Nomenclatura Tradicional

En esta nomenclatura y para estos compuestos se utilizan nombres triviales que no siguen ninguna regla general.

Ejemplos:

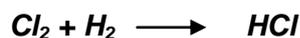
	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
NH₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
PH₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH₃	Trihidruro de arsénico	Arsina
BH₃	Trihidruro de boro	Borano
SbH₃	Trihidruro de antimonio	Estibina
CH₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH₄	Tetrahidruro de silicio	Silano

HIDRÁCIDOS

❖ Se obtiene de la reacción del hidrógeno con los no metales: flúor, cloro, bromo, yodo con estado de oxidación -1; el azufre, selenio y telurio con estado de oxidación -2. En la siguiente ecuación química se demuestra la misma.



Ejemplos:



- ❖ Para formar el compuesto, se escribe el hidrógeno seguido del no metal
- ❖ El número de oxidación del hidrógeno (1+).
- ❖ Los no metales usan sus n° de oxidación negativos.
- ❖ El número de átomos de hidrógeno será igual al número de oxidación del no metal, cumpliéndose así el principio de neutralidad.

Nomenclatura Tradicional

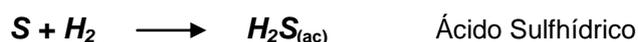
Cuando el compuesto se encuentra en estado gaseoso, se escribe el nombre del no metal con la terminación “uro” seguido de la palabra hidrógeno.

Ejemplo:



Cuando el compuesto se encuentra en solución acuosa, actúa como ácido. Para escribir su nombre, se escribe la palabra “ácido” seguido del nombre del no metal con la terminación “hídrico”.

Ejemplo:

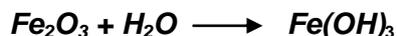


HIDRÓXIDOS (Función Básica)

- ❖ Se obtienen a partir de la combinación de un óxido metálico ó básico y agua. Esto se demuestra en la siguiente ecuación química:



Ejemplo:



- ❖ Su fórmula presenta el metal unido al ion oxhidrilo (OH^{1-}), grupo característico de los hidróxidos, cuyo n° de oxidación es (1-).
- ❖ En la fórmula habrá tantos oxhidrilos (n) como n° de oxidación presente el metal.

Nomenclatura Stock

Se escribe la palabra “**hidróxido**” seguido del nombre del **metal**. Además, cuando el metal tenga más de un n° oxidación que pueda usar, se debe colocar entre paréntesis y en número romano dicho valor.

Ejemplos:



Nomenclatura Sistemática

Se escribe un prefijo griego: mono, di, tri, etc. (que indica la cantidad de oxhidrilos presente en la fórmula) junto a la palabra “hidróxido” más el nombre del metal.

Ejemplos:



Nomenclatura Tradicional

Cuando el metal tiene un solo n° de oxidación, se escribe la palabra “**hidróxido**” más nombre del metal.

Cuando el metal tiene más de un n° de oxidación, se escribe:

- “**hidróxido**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**oso**” (cuando este usa el menor n° de oxidación)
- “**hidróxido**” seguido del nombre del **metal** + sufijo “**ico**” (cuando este usa el mayor n° de oxidación)

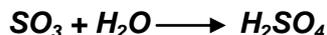
Ejemplos:



ÁCIDOS OXIGENADOS (función ácida)

- ❖ Se obtienen de la combinación de un óxido no metálico ó ácido y agua. Esto se demuestra en la siguiente ecuación química:

Ejemplo:



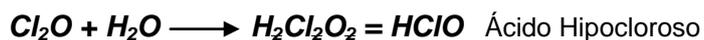
Nomenclatura Tradicional

Cuando el no metal tiene un solo n° de oxidación, se escribe la palabra “**ácido**” seguido del nombre del **no metal** con la terminación “**ico**”.

Cuando el no metal tiene más de un n° de oxidación, se escribe:

- “**ácido**” seguido del nombre del **no metal** + sufijo “**oso**” (cuando este usa el menor n° de oxidación)
- “**ácido**” seguido del nombre del **no metal** + sufijo “**ico**” (cuando este usa el mayor n° de oxidación).
- Si el no metal tiene tres o más n° de oxidación, se agrega a los sufijos anteriores, los prefijos “**hipo**” y/o “**per**”.

Ejemplos:



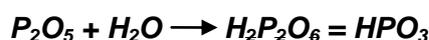
Casos Especiales: Elementos como el **fósforo**, **arsénico**, **antimonio** (con n° de oxidación 3+ y 5+) y **boro** (con n° de oxidación 3+) forman, tres ácidos distintos. Estos se diferencian en el grado de hidratación.

La nomenclatura tradicional además de usar los sufijos **oso** e **ico**, utiliza los prefijos **meta**, **orto** y **piro** para estos ácidos.

Ejemplo: Los ácidos del fósforo cuando actúa con (3+) y (5+) son:



Ácido **Metafosforoso**



Ácido **Metafosfórico**



Ácido **Pirofosforoso**



Ácido **Pirofosfórico**



Ácido **Ortofosforoso**



Ácido **Ortofosfórico**

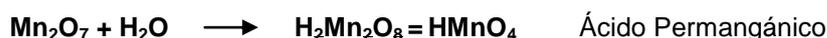
El **Cromo** tiene los siguientes n° de oxidación: 2+, 3+, 6+. Solo con el último actúa como no metal, por lo tanto su ácido es:



Otro ácido que forma el cromo con el mismo n° de oxidación (6+) es:



El **Manganeso** presenta los siguientes n° de oxidación: 2+, 3+, 4+, 6+ y 7+. Solo con los tres últimos actúa como no metal y forma ácidos. Ellos son:



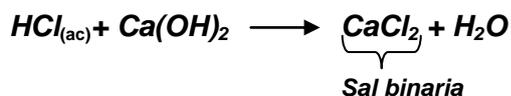
SALES

SALES BINARIAS NEUTRAS

❖ Resultan de la combinación de un hidrácido con un hidróxido (también de un hidrácido con un óxido metálico). En las sales binarias neutras todos los hidrógenos del hidrácido son sustituidos por metales.



Ejemplo:

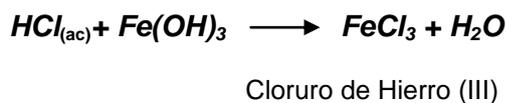
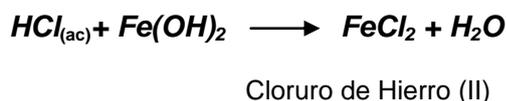
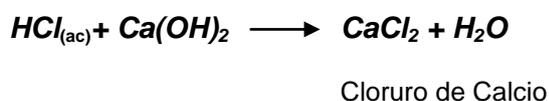


❖ En la sal, los no metales siempre actúan con el n° de oxidación negativo y los metales siempre actúan con n° de oxidación positivo.

Nomenclatura Stock

Se escribe el nombre del **no metal** con la terminación “**uro**”, seguida del nombre del **metal**. Si este último tiene más de un n° de oxidación, se debe colocar entre paréntesis y en número romano dicho valor.

Ejemplos:



Nomenclatura Tradicional

Se escribe el nombre del **no metal** con la terminación “**uro**”, seguida del nombre del **metal**. Si este último tiene más de un n° de oxidación, se agrega la terminación:

EJERCICIOS

1. A medida que avances en el tema de nomenclatura, completa las siguientes tablas:

a) Óxidos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
MgO		Monóxido de magnesio	Óxido de magnesio
NiO	Óxido de níquel (II)		Oxido níqueloso
		Trióxido de diníquel	Oxido níquelico
SnO ₂	Oxido de estaño (IV)		
Fe ₂ O ₃			
PbO ₂			
	Óxido de oro (I)		
			Óxido estanoso
	Óxido de bromo(I)	Monóxido de dibromo	
SeO ₂	Óxido de selenio(IV)		
	Oxido de yodo (VII)		
As ₂ O ₅			Oxido arsénico
		Pentóxido de dinitrógeno	

b) Peróxidos

Fórmula	N. Tradicional
	Peróxido de hidrógeno = Agua oxigenada
Li ₂ O ₂	
Na ₂ O ₂	
	Peróxido de plata
	Peróxido de bario

c) Hidruros metálicos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
NaH	Hidruro de sodio		
CuH ₂			Hidruro Cúprico
	Hidruro plomo(IV)	Tetrahidruro de plomo	
AuH ₃			
CsH	Hidruro de cesio		

	Hidruro de estaño(II)		
			Hidruro de plata

d) Hidrácidos

Fórmula	N. Tradicional (estado gaseoso)	N. Tradicional (solución acuosa)
HF		Ácido fluorhídrico
		Ácido clorhídrico
HBr		
HI		
H ₂ S		Ácido sulfhídrico
	Seleniuro de hidrógeno	
		Ácido telurhídrico

e) Sales Binarias

Fórmula	N. Stock	N. Tradicional
CaF ₂	Fluoruro de calcio	
CoCl ₃		Cloruro cobáltico
	Bromuro de cadmio	
	Yoduro de cobre (II)	
PtS ₂		
Al ₂ Se ₃		

f) Hidróxidos

Fórmula	N. Stock	N. Sistemática	N. Tradicional
Cr(OH) ₂			
	Hidróxido de mercurio(II)		
	Hidróxido de sodio		
Mg(OH) ₂			Hidróxido de magnesio
Au(OH) ₃	Hidróxido de oro (III)	Trihidróxido de oro	
			Hidróxido plúmbico
Ni(OH) ₃			
		Dihidróxido de cadmio	

g) Ácidos Oxigenados

Fórmula	N. Tradicional
HIO	
H ₂ SO ₃	
	Ácido Iodoso
	Ácido nitroso
HPO ₂	
HBrO ₄	
	Ácido Carbónico

h) Sales Oxigenadas Neutras

Ácido	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HIO ₃	Ácido iódico	Ca(IO ₃) ₂	Iodato de calcio
HBrO ₄		Li(BrO ₄)	
H ₂ SO ₃		Pb(SO ₃) ₂	
H ₂ SO ₄			Sulfato ferroso
H ₄ P ₂ O ₅			Pirofosfito auroso
HMnO ₄		K(MnO ₄)	
			Metarseniato férrico
			Metafosfato plúmbico
		Li ₂ (CO ₃)	
		Ba(ClO) ₂	
		Mg ₂ (P ₂ O ₇)	
			Perclorato mercúrico
			Nitrito de sodio
		Cu(BrO ₄) ₂	
		Ca(NO ₂) ₂	
			Bromato estáñico
		Fe(SO ₃)	
			Clorato mercurioso
		Al ₂ (SO ₄) ₃	
		Zn(IO ₃) ₂	

EJERCITACION NOMENCLATURA QUÍMICA

1. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

- | | |
|----------------------------|---------------------------|
| a) Dióxido de carbono | s) Ácido metafosfórico |
| b) Óxido cuproso | t) Iodato de litio |
| c) Óxido cloroso | u) Hidróxido cobáltico |
| d) Hidruro de aluminio | v) Carbonato de sodio |
| e) Sulfuro de calcio | w) Sulfato de aluminio |
| f) Cloruro áurico | x) Hidróxido de plata |
| g) Bromuro de sodio | y) Hidróxido cuproso |
| h) Óxido de zinc | z) Ácido cloroso |
| i) Trióxido de azufre | aa) Nitrato de cadmio |
| j) Óxido de manganeso (VI) | bb) Ácido sulfúrico |
| k) Ácido fluorhídrico | cc) Ácido piroantimónico |
| l) Hidruro de calcio | dd) Hidróxido de aluminio |
| m) Óxido cobaltoso | ee) Hidróxido níquelico |
| n) Bromuro de hidrógeno | ff) Nitrito plumboso |
| o) Óxido de cromo (VI) | gg) Ácido periódico |
| p) Hidruro de bario | hh) Ácido crómico |
| q) Arsenamina | |
| r) Sulfato ácido de sodio | |

2. Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

- | | |
|----------------|-------------------|
| a) PbO_2 | q) H_2O |
| b) KOH | r) KOH |
| c) $CuCl_2$ | s) HNO_3 |
| d) $CaBr_2$ | t) $Co(NO_3)_2$ |
| e) CuI | u) Na_2CO_3 |
| f) Fe_2O_3 | v) H_3PO_3 |
| g) Al_2O_3 | w) $HgSO_4$ |
| h) PbO | x) $Ca(OH)_2$ |
| i) $HCl(g)$ | y) K_2SO_4 |
| j) KI | z) $Ba(NO_2)_2$ |
| k) MnO_3 | aa) $HClO$ |
| l) Hg_2O | bb) $Sn(BrO_2)_2$ |
| m) Na_2O | cc) $NaHCO_3$ |
| n) $PtCl_4$ | dd) H_2CO_3 |
| o) $HF_{(ac)}$ | ee) $Ni(OH)_2$ |
| p) SnO_2 | |

Anexo

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1											13	14	15	16	17	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

BIBLIOGRAFÍA

1. Atkins P. et al. Inorganic Chemistry 4^a ed. Freeman. EE.UU. 2006.
2. Brown L., LeMay H., Bursten B. Química: La Ciencia Central. 9^a ed. Pearson Educación. México. 2004.
3. Burns R. Fundamentos de Química 1. 4^a ed. Pearson Prentice Hall. México. 2004.
4. Chang R., College W. Química General. 7^a ed. Mc Graw Hill. Colombia. 2002.
5. Glasstone - Lewis. Elementos de Química Física. Editorial El Ateneo. 1984.
6. Mahan-Meyer. Química. Curso Universitario. Addison Wesley Iberoamericana. 1987.
7. Masterton W., Hurley C. Principios y Reacciones. Química. 4^a ed. Thomson. España. 2004.
8. Mc Murry J. Fay R. Química General. 5^a ed. Pearson Prentice Hall. México. 2003.
9. Petrucci R., Harwood W., Herring F. Química General. Enlace Químico y Estructura de la materia. Volumen I. 8^a ed. Pearson Prentice Hall. España. 2003.
10. Whitten K., Davis R., Peck M. Stanley J. Química General. 8^a ed., Mc. Graw Hill. México. 2011.
11. Zumdahk S. Fundamentos de la Química. Mc. Graw Hill. México. 1992.

INDICE

	Páginas
Contenidos Mínimos.....	1
Introducción a la Química.....	2
Materia y Energía	2
Propiedades de la materia	3
Sistemas Materiales.....	3
Estados de la materia y sus Cambios.....	5
Modelos Atómicos.....	7
Tabla periódica	10
Iones	12
Nomenclatura	13
Oxidos, Peróxidos, Superóxidos.....	14
Hidruros, Hidrácidos.....	17
Sales binarias	19
Hidróxidos	19
Ácidos Oxigenados.....	20
Sales oxigenadas	21
Sales ácidas	22
Bibliografía	29