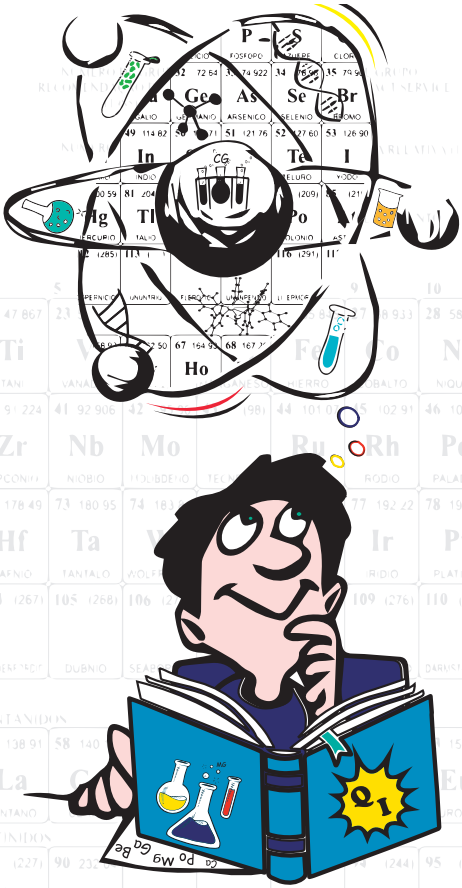
Química Inorgánica

Carlos García González, José Ayala Armijos, Omar Martínez Mora



Universidad Técnica de Machala

Química Inorgánica

Ing. César Quezada Abad, MBA
Rector

Ing. Amarilis Borja Herrera, Mg. Sc.
Vicerrectora Académica

Soc. Ramiro Ordóñez Morejón, Mg. Sc.
Vicerrector Administrativo

COORDINACIÓN EDITORIAL
VICERRECTORADO ACADÉMICO

Tomás Fontaines-Ruiz, PhD.
Investigador Becario Prometeo-Utmach
Asesor Del Programa De Reingeniería

Ing. Karina Lozano Zambrano
Coordinadora Editorial

Ing. Jorge Maza Córdova, Ms.
Ing. Cyndi Aguilar
Equipo de Publicaciones

Química Inorgánica

Carlos García González

José Ayala Armijos

Omar Martínez Mora

UNIVERSIDAD TÉCNICA DE MACHALA
2015

Primera edición 2015

ISBN: 978-9978-316-74-0

D.R. © 2015, universidad técnica de machala
Ediciones utmach
Km. 5 1/2 Vía Machala Pasaje
www.utmachala.edu.ec

Este texto ha sido sometido a un proceso de evaluación por pares externos con base en la normativa editorial de la utmach.

Portada:
Concepto editorial: Jorge Maza Córdova
Samanta Cabezas (Est. de Comunicación Social)

Diseño, montaje y producción editorial: UTMACH

Impreso y hecho en Ecuador
Printed and made in Ecuador

Advertencia: “Se prohíbe la reproducción, el registro o la transmisión parcial o total de esta obra por cualquier sistema de recuperación de información, sea mecánico, fotoquímico, electrónico, magnético, electroóptico, por fotocopia o cualquier otro, existente o por existir, sin el permiso previo por escrito del titular de los derechos correspondientes”.

Índice

Prólogo 11

Clasificación Periódica 13

- Historia 13
- El descubrimiento de los elementos 14
- La noción de elemento y las propiedades periódicas 14
- Los pesos atómicos 15
- Metales, No metales, Metaloides y Metales de Transición 15
- Tríadas de Döbereiner 15
- Ley de las octavas de Newlands 17
- Tabla periódica de Mendeléyev 18
- La noción de número atómico y la mecánica cuántica 19
- Tabla Periódica 20
- Clasificación 21
- Grupos o Familias de la tabla periódica 21
- Períodos de la tabla periódica 22
- Bloques o Regiones de la tabla periódica 23

Enlaces Químicos 25

- Regla del octeto y estructura de Lewis 25
- ¿Cómo diseñar una estructura de Lewis? 26
- Parámetros a considerar en una estructura de Lewis 26

Tipos de Enlaces 27
Enlace Iónico 28
Formación de iones y del compuesto iónico 28
Enlace Covalente 30
Formación de Enlaces Covalentes 30
Tipos de enlaces covalentes 34
Los enlaces covalentes se clasifican en 34
Electronegatividad 34
Enlace covalente coordinado 36
Enlace Metálico 37
Cuadro de Resumen de los Enlaces 38

Nomenclatura Química 39
Concepto 39
Formulas Químicas 39
Compuesto químico 40
Notación de los Elementos Químicos 40
Clasificación de los Elementos 41
Comparación de los Metales y no Metales 41
Metales 41
No Metales 42
Principales Combinaciones Químicas Inorgánicas 42
Compuestos Binarios 43
Sistemas de Nomenclatura 43
Sistema Tradicional 43
Notación de Stock 44
Nomenclatura Sistemática 44
Óxidos, Ácidos o Anhídridos 46
Oxidos Básicos u Oxidos Metálicos 48
Oxidos Neutros 48
Oxidos Compuestos, Dobles o Salinos 49
Oxidos Anfóteros 49
Peroxidos 49
Acidos Hidrácidos o Acídos de Hidrógeno 50
Hidruros Metálicos 51

Compuestos Especiales 51
Sales Binarias 52
Compuestos no Salinos 52
Igualacion de Ecuaciones por el Método de Oxido Reducción ... 53

Glosario 57
Anexos 59
Bibliografía 65
Webgrafía 67

Prólogo

Un compuesto químico no es el fruto de una simple unión es más que eso, representa una compatibilidad de cargas, electrones números de oxidación, valencias cada uno en una debida proporción siempre y cuando estos tengan afinidad química, por lo que es importante para el desarrollo del estudiante conocer cómo se forman como se componen como están estructurados y las reacciones químicas de elementos y los compuestos químicos inorgánicos para el desarrollo de su intelecto. Este libro es producto de la necesidad de proporcionarle algunos enfoques de ayuda a estudiantes y especialistas en el área de la Química inorgánica. En este volumen se hacen énfasis en la Clasificación Periódica, Tabla Periódica, Enlaces químicos Nomenclatura Química. Adicionalmente añadimos igualación de ecuaciones por Redox y Fórmulas para conversión de una Temperatura a otra que ayude al lector a despejar dudas y enfocarse un poco más en el mundo de la Química

Clasificación Periódica

La periodicidad de los elementos químicos y su clasificación periódica es un tema considerado hoy como una de las piedras angulares en la historia de la Química, y constituye también un tema esencial en la enseñanza de las ciencias (1).

La tabla periódica de los elementos subordina, organiza y clasifica los diferentes elementos de la química, en relación a sus propiedades logrando de esta manera una agrupación de elementos.

Suele asignarse la tabla a Dmitri Mendeléyev, quien ordenó los elementos guiándose en la variación manual de las propiedades químicas, aunque Julius Lothar Meyer, haya trabajado por separado, quien realizó un orden a partir de las propiedades físicas de los átomos. El orden actual es una versión modificada de la de Mendeléyev, la cual fue diseñada por Alfred Werner.

Historia

La historia de la tabla periódica se encuentra entrelazada con varios aspectos del desarrollo de la química y la física:

- El descubrimiento de los elementos de la tabla periódica
- El análisis de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos
- Del peso atómico, y numero atómico
- Las propiedades periódicas de los elementos.

El descubrimiento de los elementos

Los primeros metales debieron de encontrarse en forma de pepitas. Y con seguridad fueron trozos de cobre o de oro, ya que éstos son de los pocos metales que se hallan libres en la naturaleza (2).

Aunque algunos elementos como:

El oro (Au), plata (Ag), cobre (Cu), plomo (Pb) y el mercurio (Hg) ya eran estudiados desde la antigüedad, el primer aparecimiento científico de un elemento ocurrió en el siglo XVII cuando Henning Brand descubrió el fósforo (P). En el siglo XVIII se conocieron los más importantes elementos de los cuales fueron los gases, con el desarrollo de la química neumática: oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N). También se consolidó en esos años la nueva concepción de elemento, que condujo a Antoine Lavoisier a escribir una lista de sustancias simples, donde aparecían 33 elementos. A principios del siglo XIX, la aplicación de la pila eléctrica al estudio de fenómenos químicos condujo al descubrimiento de nuevos elementos, como los metales alcalinos y alcalino–térreos, sobre todo gracias a los trabajos de Humphry Davy. En 1830 ya se conocían 55 elementos. Posteriormente, a mediados del siglo XIX, con la invención del espectroscopio, se encontraron nuevos elementos, muchos de ellos nombrados por el color de sus líneas espectrales características: cesio (Cs, del latín caesĭus, azul), talio (Tl, de tallo, por su color verde), rubidio (Rb, rojo), entre otros.

La noción de elemento y las propiedades periódicas

Un requisito previo necesario a la elaboración de la tabla periódica era el descubrimiento de un número suficiente de elementos individuales, que hiciera posible encontrar alguna pauta en comportamiento químico y sus propiedades. Durante los siguientes 2 siglos, se fue adquiriendo un gran conocimiento sobre estas propiedades, así como descubriendo muchos nuevos elementos.

A lo largo del siglo XVIII, las tablas de afinidad recogieron un nuevo modo de entender la composición química, que aparece claramente expuesto por Lavoisier en su obra “Tratado elemental de Química”. Todo esto permitió diferenciar que sustancias de las conocidas hasta

ese momento se los consideraría como elementos químicos, cuáles eran sus propiedades y cómo separarlos.

El descubrimiento de un gran número de nuevos elementos, así como el estudio de sus propiedades, incremento el interés de los químicos por investigar algún tipo de clasificación. Entre la amplia variedad de tópicos que se discuten en la actualidad, la tabla periódica es objeto de incesantes discusiones en el plano epistemológico (3).

Los pesos atómicos

Uno de los gestos más cotidianos que hacemos los químicos es acudir a la tabla periódica para recordar el peso atómico de algún elemento que hemos olvidado (4).

A principios del siglo XIX, John Dalton (1766–1844) manifestó una nueva concepción del atomismo, al que llegó debido a sus estudios meteorológicos y de los gases de la atmósfera.

Su principal participación consistió en la enunciación de un "atomismo químico" que permitía integrar la nueva definición de elemento realizada por Antoine Lavoisier, y las leyes ponderales de la química (proporciones definidas, proporciones múltiples, proporciones recíprocas).

Metales, No metales, Metaloides y Metales de Transición

La primera clasificación de elementos conocida fue manifestada por Antoine Lavoisier, quien propuso que los elementos se clasificaran en metales, no metales y metaloides o metales de transición. Aunque muy práctico y funcional en la tabla periódica moderna, fue refutada debido a que había muchos desacuerdos en las propiedades físicas como químicas.

Tríadas de Döbereiner

Uno de los primeros intentos para agrupar los elementos de propiedades análogas y relacionarlo con los pesos atómicos se debe al

químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) quien en 1817 presentó el notable parecido que existía entre las propiedades de ciertos grupos de tres elementos, con una variación gradual del primero al último. Posteriormente (1827) señaló la existencia de otros grupos de tres elementos en los que se daba la misma relación (cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y telurio; litio, sodio y potasio).

Tríadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	$CaCl_2$ $CaSO_4$	Asufre	H_2S SO_2
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	$SrCl_2$ $SrSO_4$	Selenio	H_2Se SeO_2
Potasio	KCl KOH	Bario	$BaCl_2$ $BaSO_4$	Telurio	H_2Te TeO_2

A estos grupos de tres elementos se les denominó tríadas y en 1850 ya se habían encontrado unas 20, lo que probaba una cierta regularidad entre los elementos químicos.

Döbereiner intentó relacionar las propiedades químicas de estos elementos (y de sus compuestos) con los pesos atómicos, observando una gran analogía entre ellos, y una variación gradual del primero al último.

En su clasificación de las tríadas Döbereiner explicaba que el peso atómico promedio de los pesos de los elementos extremos, es parecido al peso atómico del elemento de en medio. Por ejemplo, para la tríada Cloro, Bromo, Yodo los pesos atómicos son respectivamente 36, 80 y 127; si sumamos 36 + 127 y dividimos entre dos, obtenemos 81, que es aproximadamente 80 y si le damos un vistazo a la tabla periódica el elemento con el peso atómico aproximado a 80 es el bromo lo cual hace que concuerde un aparente ordenamiento de tríadas.

Chancourtois

En 1864, Chancourtois elaboro una hélice de papel, en la que estaban agrupados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical. Se encontraba que los puntos correspondientes estaban separados unas 16 unidades. Los elementos

similares estaban prácticamente en la misma generatriz, lo que indicaba una cierta periodicidad, pero su diagrama pareció muy complicado y recibió poca atención.

Ley de las octavas de Newlands

En 1864, el químico inglés John Alexander Reina Newlands comunicó al Real Colegio de Química su investigación de que al ordenar los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos (prescindiendo del hidrógeno), el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero. En esta época, los llamados gases nobles no habían sido aún descubiertos.

Esta ley mostraba una cierta ordenación de los elementos en familias (grupos), con propiedades muy parecidas entre sí y en Periodos, formados por ocho elementos cuyas propiedades iban variando progresivamente.

El nombre de octavas se basa en la intención de Newlands de relacionar estas propiedades con la que existe en la escala de las notas musicales, por lo que dio a su descubrimiento el nombre de ley de las octavas.

Como a partir del calcio dejaba de cumplirse esta regla, esta ordenación no fue apreciada por la comunidad científica que lo menospreció y ridiculizó, hasta que 23 años más tarde fue reconocido por la Royal Society, que concedió a Newlands su más alta condecoración, la medalla Davy.

Hay 7 elementos

PRIMERA SERIE	Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
	Peso Atómico	7	9	11	12	14	16	19
SEGUNDA SERIE	Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	Peso Atómico	23	24	27	28	31	32	35
TERCERA SERIE	Elemento	K	Ca	Ti	V	...	As	Se	Br
	Peso Atómico	39	40	48	51	...	75	79	80

14 elementos (no se cumple la ley de las octavas)

Tabla periódica de Mendeléyev

En 1869, el ruso Mendeléyev publicó su primera Tabla Periódica en Alemania. Un año después lo hizo Julius Lothar Meyer, que basó su clasificación en la periodicidad de los volúmenes atómicos en función de la masa atómica de los elementos.

Por ésta fecha ya eran conocidos 63 elementos de los 90 que existen en la naturaleza. La clasificación la llevaron a cabo los dos químicos de acuerdo con los criterios siguientes:

Colocaron los elementos por orden creciente de sus masas atómicas.

Situaron en el mismo grupo elementos que tenían propiedades comunes como la valencia

La primera clasificación periódica de Mendeléyev no tuvo buena acogida al principio. Después de varias modificaciones publicó en el año 1872 una nueva Tabla Periódica constituida por ocho columnas desdobladas en dos grupos cada una, que al cabo de los años se llamaron familia A y B.

En su nueva tabla consigna las fórmulas generales de los hidruros y óxidos de cada grupo y por tanto, implícitamente, las valencias de esos elementos.

Tabla de Mendeléyev publicada en 1872. En ella deja casillas libres para elementos por descubrir.

I R2O	II RO	III R2O3	IV RH4 RO3	V RH3 R2O5	VI RH2 RO3	VII RH R2O7	VIII RO4
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K Cu	Ca Zn		Ti	V As	Cr Se	Mn Br	Fe Co Ni
Rb Ag	Sr Cd	Y In	Zr Sn	Nb Sb	Mo Te	 I	Ru Rh Pd
Cs Au	Ba Hg	La Tl	Hf Pb	Ta Bi	W		Os Ir Pt

Fuente: http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Sistema-periodico/Periodico2.htm

Esta tabla fue completada a finales del siglo XIX con un grupo más, el grupo cero, constituido por los gases nobles descubiertos durante esos años en el aire. El químico ruso no aceptó en principio tal descubrimiento, ya que esos elementos no tenían cabida en su tabla. Pero

cuando, debido a su inactividad química (valencia cero), se les asignó el grupo cero, la Tabla Periódica quedó más completa.

La noción de número atómico y la mecánica cuántica

La tabla periódica de Mendeléyev presentaba algunas irregularidades y problemas. En las décadas posteriores tuvo que incluir los descubrimientos de los gases nobles, las "tierras raras" y los elementos radioactivos. Otro problema extra eran las irregularidades que se presentaban para compaginar el criterio de ordenación por peso atómico creciente y la agrupación por familias con propiedades químicas comunes. Ejemplos de esta dificultad se encuentran en las parejas telurio–yodo, argón–potasio y cobalto–níquel, en las que se hace necesario alterar el criterio de pesos atómicos crecientes en favor de la agrupación en familias con propiedades químicas semejantes.

La explicación actualmente de la "ley periódica" descubierta por los químicos de mediados del siglo pasado surgió tras los desarrollos teóricos producidos en el primer tercio del siglo XX. En el primer tercio del siglo XX se construyó la mecánica cuántica. Debido a estas investigaciones y a los desarrollos posteriores, en la actualidad se acepta que el orden de los elementos en el sistema periódico está relacionado con la estructura electrónica de los átomos de los diversos elementos, a partir de la cual se pueden predecir sus diferentes propiedades químicas.

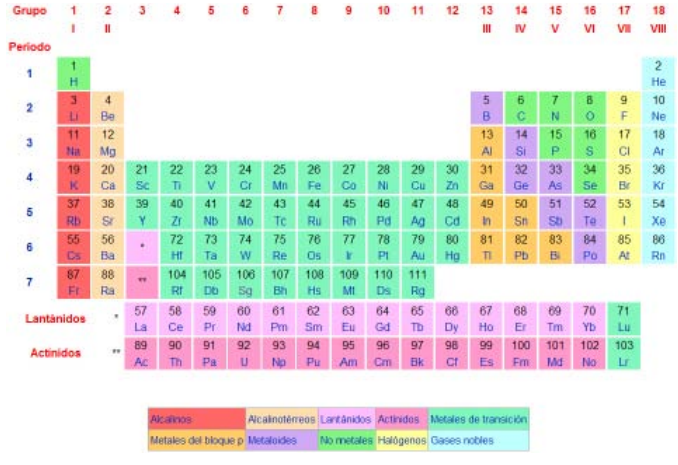
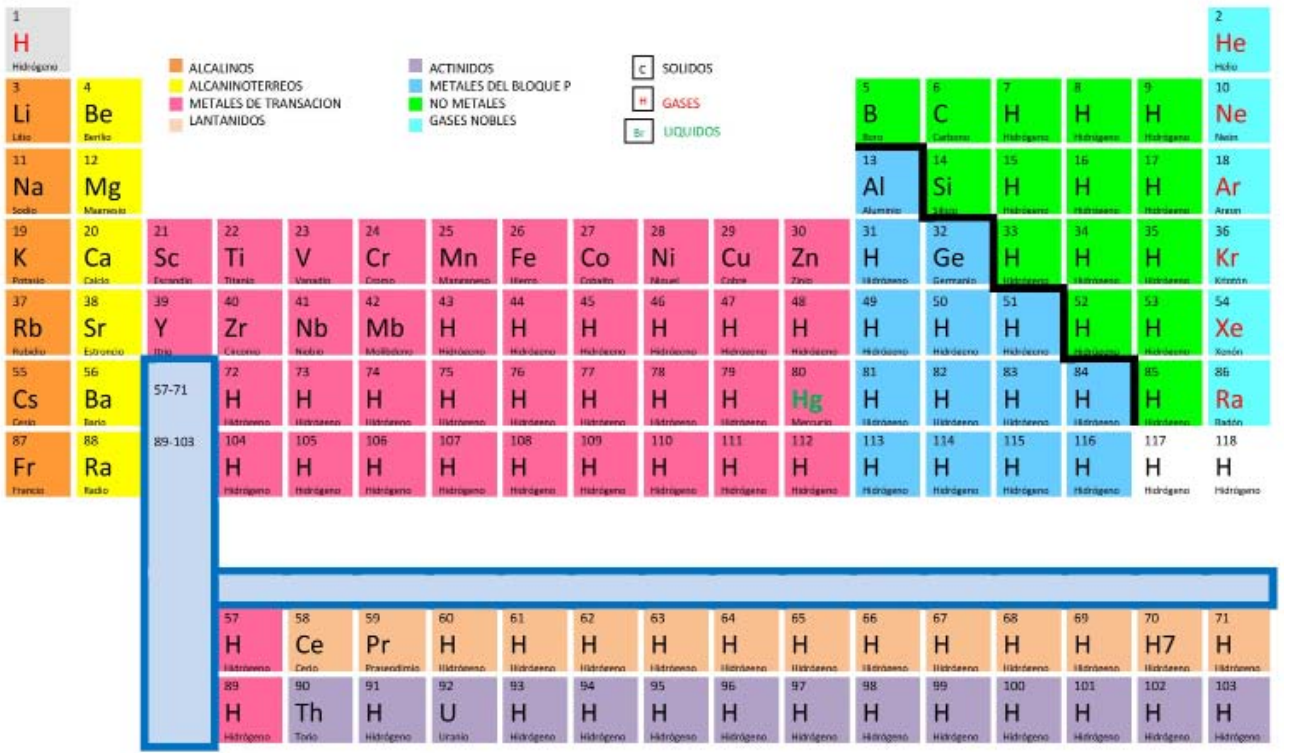


Tabla Periódica de los Elementos



Clasificación

Grupos o Familias de la tabla periódica

A las columnas verticales de la tabla periódica se les conoce como grupos o Familias. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí. Por ejemplo, los elementos en el grupo IA tienen valencia de 1 (un electrón en su último nivel de energía) y todos tienden a perder ese electrón al enlazarse como iones positivos de +1. Los elementos en el último grupo de la derecha son los gases nobles, los cuales tienen lleno su último nivel de energía (regla del octeto) y, por ello, son todos extremadamente no reactivos.

Numerados de izquierda a derecha utilizando números arábigos, según la última recomendación de la iupac (según la antigua propuesta de la iupac) de 1988[2] , los grupos de la tabla periódica son:

Grupo o Familia 1 (I A): los metales alcalinos
Grupo o Familia 2 (II A): los metales alcalinotérreos
Grupo o Familia 3 (III B): Familia del Escandio
Grupo o Familia 4 (IV B): Familia del Titanio
Grupo o Familia 5 (V B): Familia del Vanadio
Grupo o Familia 6 (VI B): Familia del Cromo
Grupo o Familia 7 (VII B): Familia del Manganeso
Grupo o Familia 8 (VIII B): Familia del Hierro
Grupo o Familia 9 (VIII B): Familia del Cobalto
Grupo o Familia 10 (VIII B): Familia del Níquel
Grupo o Familia 11 (I B): Familia del Cobre
Grupo o Familia 12 (II B): Familia del Zinc
Grupo o Familia 13 (III A): los térreos
Grupo o Familia 14 (IV A): los carbonoideos
Grupo o Familia 15 (V A): los hidrogenoides
Grupo o Familia 16 (VI A): los calcógenos o anfígenos
Grupo o Familia 17 (VII A): los halógenos
Grupo o Familia 18 (VIII A): los gases nobles

Períodos de la tabla periódica

Las filas horizontales de la tabla periódica son llamadas períodos. Contrario a como ocurre en el caso de los grupos de la tabla periódica, los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes pero masas similares: todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales. Siguiendo esa norma, cada elemento se coloca según su configuración electrónica. El primer período solo tiene dos miembros: hidrógeno y helio; ambos tienen sólo el orbital 1s.

La tabla periódica consta de 7 períodos:

Período 1

Período 2

Período 3

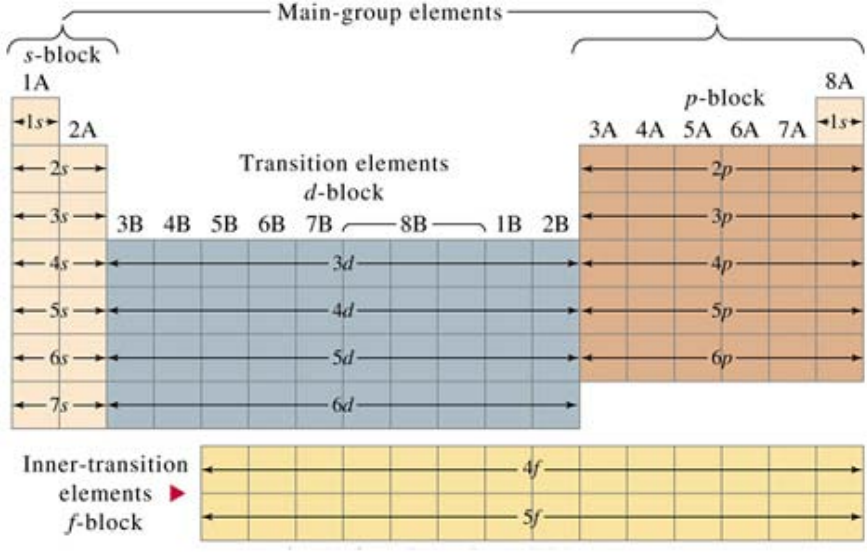
Período 4

Período 5

Período 6

Período 7

La tabla también está dividida en cuatro grupos, s, p, d, f, que están ubicados en el orden sdp, de izquierda a derecha, y f lantánidos y actínidos. Esto depende de la letra en terminación de los elementos de este grupo, según el principio de Aufbau.



Bloques o Regiones de la tabla periódica

Tabla periódica dividida en bloques. La tabla periódica se puede también dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos.

Los bloques o regiones se denominan según la letra que hace referencia al orbital más externo: s, p, d y f. Podría haber más elementos que llenarían otros orbitales, pero no se han sintetizado o descubierto; en este caso se continúa con el orden alfabético para nombrarlos.

Bloque s
Bloque p
Bloque d
Bloque f

Enlaces Químicos

Todas las sustancias que se encuentran en la naturaleza se encuentran formadas por átomos unidos, los enlaces químicos se forman debido a las intensas fuerzas que mantienen la unión de átomos en diferentes sustancias.

Regla del octeto y estructura de Lewis

A inicios del siglo XX, en 1916, de manera independiente, los científicos Walter Kossel y Gilbert Lewis concluyeron que la tendencia que poseen los átomos de lograr estructuras similares a las del gas noble más cercano explica la formación de los enlaces químicos. Esta conclusión es mundialmente conocida como la Regla del Octeto y se enuncia de la siguiente manera:

"Cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico".

No obstante, hay muchas excepciones a esta regla y hasta se han logrado sintetizar algunos compuestos de los gases nobles.

En 1962, el químico canadiense N. Bartlett logró con relevante éxito, obtener el primer verdadero compuesto del Xenon. Investiga ¿cuál fue este compuesto?

Basados en la configuración electrónica del Na+, O_2-, Cl-, Li_2+, N_3+, indica cuál de estas especies cumple con la regla del octeto.

¿Cómo diseñar una estructura de Lewis?

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ella, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

Parámetros a considerar en una estructura de Lewis

• Escribe el número total de electrones de valencia.

• Considera que cada enlace se formará a partir de dos, y solo dos, electrones.

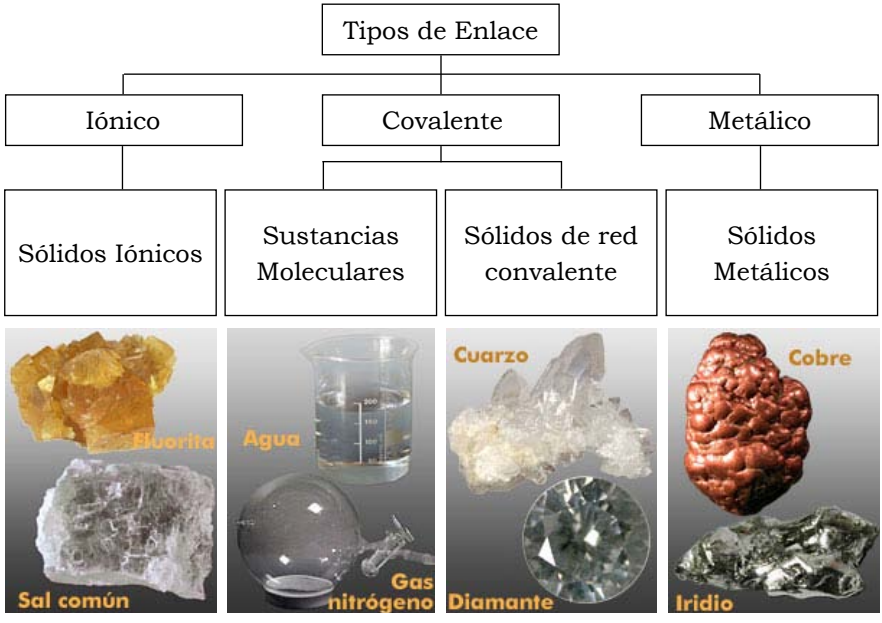
• Cada átomo deberá cumplir con la regla del octeto. Excepto el hidrógeno que deberá tener solo 2 electrones para cumplir con la regla del dueto.

Con la ayuda de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro.

ELEMENTO	ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
SODIO	1	Na*
MAGNESIO		
ALUMINIO		
SILICIO		
FÓSFORO		
AZUFRE		
ARGÓN		
CLORO		
LITIO		
CALCIO		

Tipos de Enlace

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico. Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en: iónicas, covalentes y metálicas o metales.

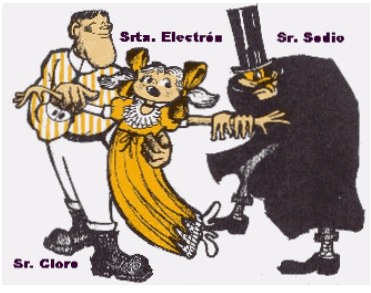


Enlace Iónico

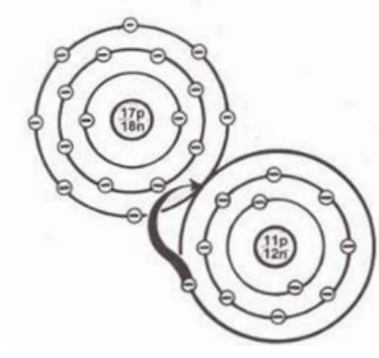
Formación de iones y del compuesto iónico

Los elementos químicos situados a la izquierda del sistema periódico son los que menos electrones han de perder para adquirir estructura electrónica de gas noble. Recordemos que el número de la columna donde se encuentran coincide con el número de electrones de valencia. De esta forma los elementos de la primera columna, sólo han de perder un electrón para pasar a tener 8 en el último nivel (excepto el litio que pasaría a tener 2, como el gas noble helio). Análogamente sucedería con los de las columnas II y III que tendrían que perder 2 y 3 electrones respectivamente.

Ejemplo: La sal común se forma cuando los átomos del gas cloro se ponen en contacto con los átomos del metal sodio



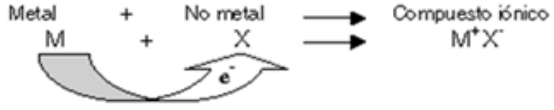
El héroe, el Sr. Cloro arrebata a la Srta. Electrón de manos del villano, Sr. Sodio.



Un átomo de Sodio dona un electrón a un átomo de Cloro para formar los iones sodio y cloro.

En experiencias sencillas hemos podido ver que al disolver en agua cloruro de sodio sólido, la disolución resultante conduce la electricidad; esto indica que el cloruro de sodio está compuesto por iones Na+ y Cl-. Así cuando el sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio, los átomos de sodio transfieren electrones a los átomos de cloro para formar los iones Na+ y Cl- que se agregan a continuación para formar cloruro de sodio sólido. Esta sustancia sólida resultante es dura; tiene punto de fusión de aproximadamente 800°C. La gran fuerza de enlace en el cloruro de sodio se debe a las atracciones entre iones de carga opuesta que se encuentran muy cercanos entre sí. Este es un ejemplo de enlace iónico.

Cuando un átomo que pierde electrones con relativa facilidad reacciona con otro que tiene alta afinidad electrónica se forman sustancias iónicas; en otras palabras la formación de un compuesto iónico se debe a la reacción entre un metal y un no metal.



El enlace iónico se forma cuando un átomo que pierde electrones. Relativamente fácil (metal) reacciona con otro que tiene una gran tendencia a ganar electrones (no metal).

No es necesario hacer la configuración sino solo la estructura de Lewis de cada elemento. Recuerda, el número de grupo en romano, para los representativos, indica el número de electrones de valencia. Nosotros solo usaremos compuestos formados por elementos representativos.

:Mg

..
:Br:
.

El átomo de Mg pierde sus 2 e- de valencia, y cada Br acepta uno para completar el octeto.

$[Mg]^{2+}$

$..^{1-}$ $..^{1-}$
[:Br:] [:Br:]
.. ..

Los átomos de Br completan su octeto gracias a uno de los dos electrones cedidos por el Mg, el cual también queda con 8 electrones en un nivel más bajo.

Ejercicio: Dibuje la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace. Escribe sobre la línea el nombre del compuesto.

1) Cs_2O _____
2) K_2S _____
3) Al_2O_3 _____

Enlace Covalente

Características:

• Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, comparten.

• Está formado por elementos no metálicos. Pueden ser 2 o 3 no metales.

• Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo de los elementos que se unen.

Las características de los compuestos unidos por enlaces covalentes son:

• Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.

• Son malos conductores del calor y la electricidad.

• Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.

• Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua.

Formación de Enlaces Covalentes

Ejemplificaremos, con elementos que existen como moléculas diatómicas.

Cl_2, cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.

```
..          El cloro es un
:Cl:        elemento del grupo
.           VII A.
```

El átomo de cloro solo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.

```
..      ..
:Cl  -  :Cl
..      ..
```

La línea roja representa un enlace covalente sencillo, formado por dos electrones. Estos electrones se comparten por ambos átomos.

O_2 La molécula de oxigeno también es biatómica. Por ser del grupo via la estructura de Lewis del oxígeno es:

..
: O .
.

Al oxigeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxigeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto el total de electrones disponibles es:

2 x 6 e- = 12 e- menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.

Estos 10 e- se colocan por pares al azar entre los dos átomos.

.. ..
: O - : O
..

Ahora revisamos cuantos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxígeno de la izquierda está completo, mientras que el derecha tiene solo seis. Entonces uno de los pares que rodean al oxigeno de la izquierda, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones.

.. ..
: O = O:

La molécula queda formada por un enlace covalente doble, 4 electrones enlazados y 4 pares de electrones no enlazados.

N_2 El nitrógeno, otra molécula biatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto cada nitrógeno aporta 5 electrones x 2 átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.

.. ..
: N - N:

Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, cada uno de ellos compartir uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace.

$$: N \quad = \quad N :$$

La molécula queda formada por un enlace covalente triple, 4 electrones enlazados y dos pares de electrones no enlazados.

En los compuestos covalentes formados por 3 elementos o más, siempre debe seleccionarse un átomo como central para hacer el esqueleto básico del compuesto. Para esto se siguen las siguientes reglas:

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

Ejms:

CO_2 (dióxido de carbono)

TRES NO METALES → COVALENTE

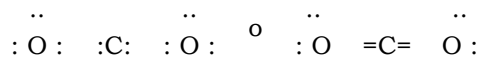
Total de electrones de valencia:

C 1 x 4 electrones=	4 electrones
O 2 x 6 electrones=	12 electrones +
	16 electrones

El carbono es el átomo central, por lo que se gastan cuatro electrones, y los 12 restantes se acomodan en pares al azar (1).

$$\begin{array}{ccc} .. & & .. \\ : O : & C & : O : \\ .. & & .. \end{array}$$

En esta estructura, ambos oxígenos han completado su octeto, pero el carbono no. Por lo tanto, un par no enlazante de cada oxigeno se coloca en el enlace C-O formándose dos dobles enlaces.



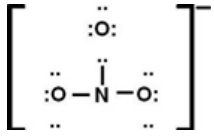
La estructura está formada por 2 enlaces covalentes dobles, 4 pares de electrones no enlazantes y 6 electrones enlazados.

$[NO3]^{1-}$ (ion nitrito)

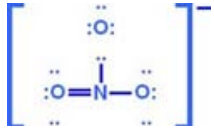
Electrones de valencia totales:

N 1 x 5 e- =	5	
O 3 x 6 e- =	18 +	
	23 e-	+ 1 e- (porque es un ion negativo) = 24 electrones

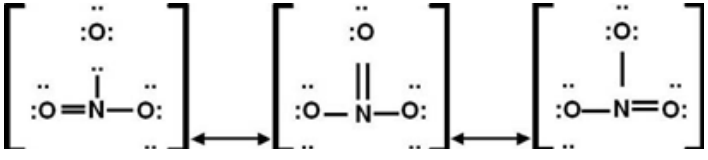
El nitrógeno es el átomo central, por lo que se ocupan tres enlaces covalentes para enlazar los oxígenos.



Al nitrógeno le falta un par de electrones, por los que uno de los pares no enlazantes del oxígeno se desplaza para formar un doble enlace.



El doble enlace podría colocarse en tres posiciones distintas, pero la más correcta es la central por ser más simétrica.



Tipos de enlaces covalentes

Los enlaces covalentes se clasifican en:

- covalentes polares
- covalentes no polares
- covalentes coordinado

Electronegatividad.- La electronegatividad es una medida de la tendencia que muestra un átomo de un enlace covalente, a atraer hacia si los electrones compartidos. Linus Pauling, fue el primer químico que desarrolló una escala numérica de electronegatividad. En su escala, se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, el valor de 4. El oxígeno es el segundo, seguido del cloro y el nitrógeno.

A continuación se muestra los valores de electronegatividad de los elementos. Observe que no se reporta valor para los gases nobles por ser los elementos menos reactivos de la tabla periódica.

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H 2.1																	2 He
3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
11 Na 0.9	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
19 K 0.8	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.3	23 V 1.6	24 Cr 1.6	25 Mn 1.5	26 Fe 1.8	27 Co 1.8	28 Ni 1.8	29 Cu 1.9	30 Zn 1.6	31 Ga 1.6	32 Ge 1.8	33 As 2.0	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
37 Rb 0.8	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.2	41 Nb	42 Mo 1.8	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.2	46 Pd 2.2	47 Ag 1.9	48 Cd 1.7	49 In 1.7	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
55 Cs 0.7	56 Ba 0.9	71 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn

La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.

Cuando se enlazan dos átomos iguales, con la misma electronegatividad, la diferencia es cero, y el enlace es covalente no polar, ya que los electrones son atraídos por igual por ambos átomos.

El criterio que se sigue para determinar el tipo de enlace a partir de la diferencia de electronegatividad, en términos, generales es el siguiente:

Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

Casi todos los compuestos contienen enlaces covalente polares; quedan comprendidos entre los extremos de lo covalente no polar y lo iónico puro.

Enlace iónico	Enlace covalente polar	Enlace covalente no polar
Se transfieren	Los electrones se electrones comparten de manera desigual.	Los electrones se comparten por igual.
	←	CARÁCTER IÓNICO CRECIENTE

Por tanto, en el enlace covalente polar los electrones se comparten de manera desigual, lo cual da por resultado que un extremo de la molécula sea parcialmente positivo y el otro parcialmente negativo. Esto se indica con la letra griega delta δ

Ejemplo: La molécula de HCl.

Átomos	H	Cl
Electronegatividad	2.2	3.0
Diferencia de electronegatividad	3.0 -2.2 = 0.8 Diferencia entre 0.5 y 1.7, por lo tanto el enlace es covalente polar.	

$$\overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{Cl}$$

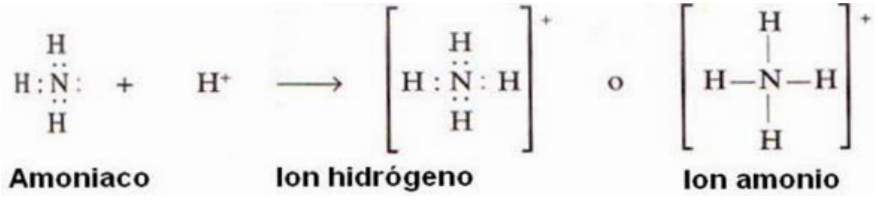
El átomo más electronegativo, en este caso el cloro, adquiere la carga parcial negativa, el hidrogeno la carga parcial positiva.

Ejercicio resuelto.- De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, clasifique los siguientes enlaces como polar, no polar o iónico.

Enlace	**Electronegatividades**		**Diferencia de electronegatividad**	**Tipo de enlace**
N -O	3.0	3.5	3.5 - 3.0 = 0.5	Polar
Na -Cl	0.9	3.0	3.0 - 0.9 = 2.1	Iónico
H - P	2.1	2.1	2.1 - 2.1 = 0	No polar
As -O	2.0	3.5	3.5 - 2.0 = 1.5	Polar
Observe que al obtener la diferencia, siempre es el menor menos el mayor ya que no tendría sentido una diferencia de electronegatividad negativa.				

Enlace covalente coordinado

Se forma cuando el par electrónico compartido es puesto por el mismo átomo. Ejemplo:



para el ion amonio	$[NH4]^+$	Tres de los enlaces son covalentes típicos, pero en el cuarto enlace el par de electrones es proporcionado por el nitrógeno, por lo tanto, el enlace es covalente coordinado.

Un enlace covalente coordinado en nada se puede distinguir de un covalente típico, ya que las características del enlace no se modifican.
Ejercicios propuestos de enlaces.
I. En los siguientes compuestos, identifique el tipo de enlace. Si el enlace es iónico, señale el anión y el catión, si es covalente, conteste los siguientes incisos:

1) HNO_3	2) $MgBr_2$	3) H_3PO_4	4) HCN	5) Al_2O_3
a) Número total de electrones de valencia				
b) Número de enlaces covalentes y tipo.				
c) Número de electrones compartidos				
d) Número de pares de electrones no enlazados				

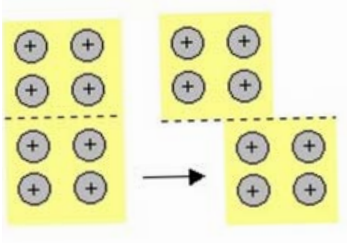
Enlace Metálico

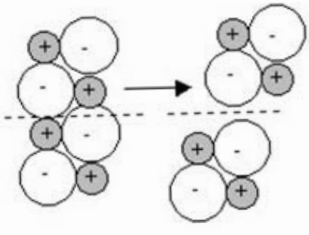
El enlace metálico tan solo puede presentarse en las sustancias en estado sólido, constituye un estado en el que los iones atómicos con carga positiva se hayan reunido en una red (1). Pocos, basados en el hecho de que el enlace metálico es el más común en la naturaleza (alrededor del 80 % de los elementos), plantean que el covalente y el iónico son sólo variaciones de éste (2).

Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido como modelo de la nube o del mar de electrones:

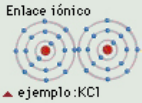
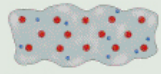
Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na+, Cu2+, Mg2+. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve (2).

El modelo establecido para explicar el enlace metálico también es coherente con otras propiedades características de los metales como, por ejemplo, la posibilidad de deformación sin que se produzca la rotura del cristal (como ocurre en los sólidos iónicos) ya que la deformación del cristal supone únicamente un desplazamiento de los planos de la red que conduce a una nueva situación que apenas se diferencia en nada de la anterior. En las figuras siguientes se pueden diferenciar de forma simple estos fenómenos:





Cuadro de Resumen de los Enlaces

TIPO DE ENLACE	TIPO DE ESTRUCTURA	EJEMPLO DE ESTRUCTURA	PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS
Enlace iónico  ▲ ejemplo: KCl	Red iónica	▲ Cloruro de potasio, KCl	Sólidos cristalinos Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados Solubles en agua Conducen la electricidad fundidos o en disolución No conducen la electricidad en estado sólido
Enlace covalente ▲ ejemplo: CH_4	Moléculas simples	▲ Metano, CH_4	Fundamentalmente líquidos y gases Puntos de fusión bajos Puntos de ebullición bajos Insolubles en agua No conducen la electricidad
▲ ejemplo: C	Moléculas gigantes	▲ Diamante, C	Sólidos Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados La solubilidad y conductividad varían de una sustancia a otra
Enlace metálico ▲ ejemplo: Ag	Red metálica	 ▲ Plata, Ag	Sólidos cristalinos Dúctiles y maleables Puntos de fusión elevados Puntos de ebullición elevados Insolubles en agua

Nomenclatura Química

Concepto

Es el conjunto de reglas a seguir, para nombrar de una forma correcta elementos, sustancias y compuestos y varias fórmulas químicas desde un punto de vista científico.

La designación de un compuesto químico puede hacerse de dos maneras: Mediante la fórmula o mediante su nombre (3).

Las formulas constituyen la manera más general y clara porque son idénticas en todos los idiomas; sin embargo, los nombres, aunque variables de un idioma a otro, son también de gran importancia y en la necesidad en la comunicación científica (3).

Compuestos ternarios: todos los que contienen tres elementos; por ejemplo: $HN0_2$,$HClO_4$, NaOH

Formulas Químicas

Las fórmulas químicas consisten de los símbolos de los elementos que forman el compuesto y subíndices que señalan la cantidad de átomos de cada elemento que lo integran.

Por ejemplo, el compuesto molecular H_2SO_4 está formado por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno unidos.

Compuesto químico

Es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica

Notación de Los Elementos Químicos

Son representados por símbolos que contienen la primera letra en latín o Castellano, varios símbolos pueden contener 2 letras para una mayor diferenciación, en este caso la primera letra se escribe con mayúscula y la que sigue con minúscula

Ejemplo:

F = Flúor

S = Azufre

W = wolframio o volframio, también llamado tungsteno

Li = Litio

Ba= Bario

Mn = Manganeso

Los nombres que se dan a los elementos se deben muchas veces a una propiedad de ellos así tenemos

Hidrogeno = Engendrador de agua

Oxigeno = Oxidante

Además a veces se toma muy en cuenta el lugar donde los descubrieron

Polonio = Polonia

Europio = Europa

Se consideró los nombres de los planetas en donde se cree que existe en grandes cantidades

Uranio = Urano

Plutonio = Plutón

Otros llevan el nombre de Científicos notables Ejemplo:

Einstenio = Einstein

Kurchatovio = Dr. Kurchatov

Otros conservan sus nombres primitivos:

Oro

Plata

Clasificación de los Elementos

Las sustancias simples se clasifican en metales y no metales

Comparación de los Metales y no Metales

METALES	NO METALES
Poseen brillo Metálico	No brillo Metálico
Diversos colores, pero casi todos son plateados	Diversos colores
Los sólidos son dúctiles y maleables	Los sólidos suelen ser quebradizos; algunos duros y otros blandos.(no son dúctiles y maleables)
Buenos conductores del calor y la electricidad	Malos conductores del calor y la electricidad
Casi todos los óxidos metálicos son sólidos iónicos básicos	La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman soluciones ácidas
Tienden a formar cationes en solución acuosa.	Tienden a formar aniones u oxianiones en solución acuosa
Las capas externas contienen poco electrones habitualmente tres o menos.	Las capas externas contienen cuatro o más electrones*.
Son Electropositivos (ceden electrones con Facilidad)	Son Electronegativos (ganan electrones con Facilidad)
Al unirse con el O forman Óxidos Metálicos	Al unirse con el O forman Anhídridos
Son duros y resistentes todos son sólidos a excepción del mercurio Hg	A Temperaturas ordinarias son sólidos frágiles o gases por lo general. El único liquido es el Bromo Br

* Excepto hidrógeno y helio

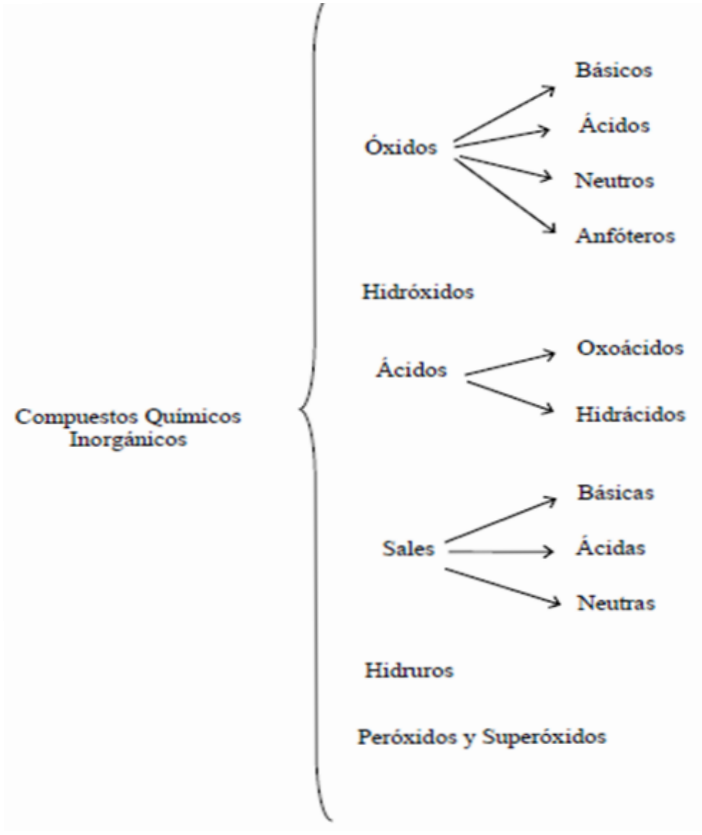
Metales

Alcalinos	Alcalinos Térreos	Trivalentes	Tetravalentes	Hexavalentes		Valencia	Variable		
(+1)	(+2)	(+3)	(+4)	(+6)	(+1+2)	(+1+3)	(+2+3)	(+2+4)	(+3+5)
Li	Ca	Al	Ir	U	Cu	Au	Fe	Pb	V
Na	Sr	B	Os	W	Hg		Cr	Sn	
K	Ba	Bi	Pd	Mo			Co		
Rb	Ra		Pt				Mn		
Cs	Be		Zr				Ni		
Fr	Cd								
Ag	Mg								
NH4	Zn								

No Metales

Halógenos	Anfígenos	Nitrogenoides	Carbonoides
(1,3,5,7)	(2,4,6)	(1,2,3,4,5)	(4)
F	O	N	C
Cl	S	P	Si
Br	Se	As	Ge
I	Te	Sb	
	Be		
	Cd		
	Mg		
	Zn		

Principales Combinaciones Químicas Inorgánicas



Compuestos Binarios

"Para los efectos de nomenclatura, los compuestos químicos pueden clasificarse en grupos según el número de elemento que contiene; así llamaremos" (3).

"Compuestos Binarios: A todos aquellos que están formados por únicamente dos elementos; por ejemplo: HBr, H_2O" (3).

Están formados por 2 elementos químicos diferentes

Ejemplos:

NaH está formado por dos elementos el Na y el H

Cl_2O está formado por dos elementos diferentes el Cl y el O.

B_2S_3 está formado por dos elementos diferentes el B y el S.

Lo importante es precisar el número de elementos diferentes que forman el compuesto, aunque algún elemento se repita varias veces; es decir, aunque algún elemento tenga varios átomos.

Sistemas de Nomenclatura.

En nomenclatura coexisten tres sistemas aunque el recomendado por la iupac (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es el sistemático. Seguidamente se indican las características más importantes de los mismos Aplicada a la nomenclatura de compuestos binarios:

Sistema Tradicional

Este sistema se caracteriza por el uso de determinados sufijos para uno de los elementos que lo integran. Cuando el elemento tiene un solo número de oxidación se añade la terminación –ico (sódico, potásico), también se admite decir (de sodio, de potasio)

Si el elemento tiene dos números de oxidación, se añade la terminación –oso si actúa con el menor número de oxidación e –ico si actúa con el mayor número de oxidación.

Ejemplo:

FeO óxido ferroso (el Fe actúa con el número de oxidación +2, recuerda que el Fe tiene +2 y +3) Fe_2O_3 óxido férrico (por la razón indicada anteriormente)

Notación de Stock.

Se nombra el tipo de compuesto, indicando a continuación, entre paréntesis, el número de oxidación de alguno de los elementos componentes. Si el elemento tiene únicamente un número de oxidación, éste se omite.

Ej. :

FeO óxido de hierro (II) El Fe tiene +2 y +3, como aquí actúa con +2 se pondrá entre paréntesis en números romanos.

CaO oxido de calcio El Ca sólo tiene número de oxidación +2, al ser el único

Número de oxidación con el que puede actuar no existirá posibilidad de confusión, no se debe poner entre paréntesis nada.

Nomenclatura Sistemática

Se indican las proporciones en que se Combinan los distintos elementos de un compuesto mediante los siguientes prefijos:

1 Mono
2 Di
3 Tri
4 Tetra
5 Penta
6 Hexa
7 Hepta
8 Octa
9 nona
10 deca
11 undeca
12 dodeca

Ej. N_2O_3 trióxido de dinitrógeno (trióxido: tres átomos de oxígeno, dinitrógeno: dos átomos de nitrógeno).

Resumen de pasos a seguir en la formulación y nomenclatura

1. Para averiguar el nombre de gran número de compuestos necesitamos conocer el número de oxidación de los elementos del compuesto. Procedemos según las reglas estudiadas. Se debe recordar que, para los compuestos que estudiamos este curso, el Oxígeno actúa con –2 y el Hidrógeno con +1 (no metales) o –1 (metales).

2. Tipos de compuestos binarios a estudiar:

a) Óxidos:

• Metálicos: metal + oxígeno

• No metálicos: no metal + oxígeno

b) Hidruros:

• Metálicos: metal + hidrógeno

• No metálicos: no metal + hidrógeno o hidrógeno + no metal

c) Sales binarias: metal + no metal

d) Compuestos binarios de no metal con no metal.

3. Al escribir la fórmula se pone primero el elemento menos electronegativo (el que actúa con número de oxidación positivo) y después el electronegativo (actúa con número de oxidación negativo).

4. Para nombrarlos se hace al revés, se dice primero el electronegativo (actúa con número de oxidación negativo) y después el otro elemento (actúa con número de oxidación positivo).

5. Para poner el nombre, conocida la fórmula, se debe averiguar el número de oxidación de cada elemento (no es necesario para la nomenclatura sistemática o para nombres comunes). En general, para los compuestos binarios, el elemento que se encuentra a la derecha se nombrará acabado en -uro salvo que sea oxígeno (óxido) o tenga nombre propio el compuesto.

6. Para escribir la fórmula conocido el nombre:

a) Por la tradicional o por la Stock, se averiguan los números de oxidación (analizar el nombre).

b) Por la tradicional, la terminación –oso se corresponde con el número de oxidación menor del elemento de la izquierda. La terminación –ico se corresponde con el número de oxidación menor del citado elemento

c) Se intercambian los dos números de oxidación:

- El número de oxidación del elemento de la izquierda se pone como subíndice del elemento de la derecha.

- El número de oxidación del elemento de la derecha se pone como subíndice del elemento de la izquierda.

d) Se simplifica si se puede.

Ejemplo:

Si el nombre es óxido plúmbico, sabemos que el oxígeno actúa con –2 y, por el nombre, el plomo con +4:

• Primero ponemos Pb a la izquierda y O a la derecha: PbO

• Después intercambiamos los números de oxidación de ambos elementos, olvidando el signo que tienen: Pb_2O_4

• Si se pueden simplificar los dos números se hace (dividiendo por el mismo número ambos subíndices): PbO_2

$$\left[\frac{2}{2}=1\left(no\ se\ pone\right)\ \frac{4}{2}=2\left(se\ pone\right)\right]$$

Óxidos, Ácidos o Anhídridos

No Metálicos

No metales	+	Oxígeno	=	óxidos ácidos o Anhídridos

Resultan de la combinación de los no metales con el Oxígeno

Por este motivo, son compuestos principalmente gaseosos.

En los anhídridos, el oxígeno presenta un estado de oxidación -2

Se pueden nombrar de acuerdo a Nomenclatura Tradicional o de acuerdo a la Nomenclatura iupac y Estequiometria

* Tradicional: Los óxidos ácidos se llaman por esta nomenclatura anhídridos del elemento correspondiente. Con respecto al elemento no metálico, a los elementos monovalentes (se le agrega el sufijo -ico, a todos), a los elementos divalentes (se le agrega la terminación -oso para la menor valencia, e -ico para la mayor valencia con la que esté trabajando el elemento no metálico)

Los elementos Azufre, Selenio y Telurio tienen tres valencias 2, 4, 6 los óxidos ácidos de estos elementos, sólo utilizan la valencias 4 (como la menor valencia) y 6 (como la mayor valencia), la valencia 2 NO se utilizará para la formación de óxidos ácidos, sino para formación de otros compuestos que veremos más adelante (hidruros no metálicos).

Los elementos Cloro, Bromo y Iodo tienen cuatro valencias 1, 3, 5, 7 estos elementos no metálicos forman óxidos ácidos con todas sus valencias, pero se nombran teniendo en cuenta lo siguiente

iupac

stock: Los óxidos ácidos se llaman por esta nomenclatura óxido del elemento correspondiente, seguido de la valencia con que esté trabajando, expresada en números romanos.

Estequiometria: se nombra la cantidad de átomos que constituyen al compuesto obtenido. Leyendo la fórmula molecular de atrás para adelante, utilizando los prefijos (mono-, di- , tri-, tetra-, penta-, hexa- o hepta-)

Tradicional: Anhídrido_____
(Nombre del elemento)

oso(Estado de Oxidación menor) o ico (Estado de Oxidación Mayor)

iupac: Oxido de_____(estado de oxidación en números romanos).
(Nombre del elemento)

Estequiometria: ----------Oxido de_____
Prefijos cuantitativos (Nombre del elemento

Ejemplos

Nomenclatura Tradicional

Cl, Br, I, (1, 3, 5, 7)

$Cl^{1} + O^{-2} = Cl_2O$ Anhídrido hipocloroso

$Cl^{3} + O^{-2} = Cl_2O_3$ Anhídrido cloroso

$Cl^{5} + O^{-2} = Cl_2O_5$ Anhídrido clórico

$Cl^{7} + O^{-2} = Cl_2O_7$ Anhídrido perclórico

Nomenclatura iupac stock

$Cl_1 + O_{-2} = Cl_2O$ óxido de cloro (I)

$Cl_3 + O_{-2} = Cl_2O_3$ óxido de cloro (III)

$Cl_5 + O_{-2} = Cl_2O_5$ oxido de cloro (V)

$Cl_7 + O_{-2} = Cl_2O_7$ oxido de cloro (VII)

Nomenclatura Estequiométrica

$Cl^{1} + O^{-2} = Cl_2O$ monóxido de cloro

$Cl^{3} + O^{-2} = Cl_2O_3$ trióxido de dicloro

$Cl^{5} + O^{-2}$ = Cl_2O_5 pentoxido de dicloro
$Cl^{7} + O^{-2}$ = Cl_2O_7 heptoxido de dicloro
Nomenclatura Tradicional
S, Se, Te, (4, 6)
$Te^{4} + O^{-2}$ = Te_2O_4 = $Te\,O_2$ Oxido de Teluroso
$Te^{6} + O^{-2}$ = Te_2O_6 = $Te\,O_3$ Oxido Telúrico
Nomenclatura IUPAC STOCK
$Te^{4} + O^{-2}$ = Te_2O_4 = $Te\,O_2$ Oxido de Teluro (IV)
$Te^{6} + O^{-2}$ = Te_2O_6 = $Te\,O_3$ Oxido Teluro (VI)
Nomenclatura Estequiométrica
$Te^{4} + O^{-2}$ = Te_2O_4 = $Te\,O_2$ dióxido de Teluro
$Te^{6} + O^{-2}$ = Te_2O_6 = $Te\,O_3$ Trióxido de Teluro

Óxidos Básicos u Óxidos Metálicos

Metales	+	Oxígeno	=	Óxidos Básico u Óxidos Metálicos

Nomenclatura Tradicional
Fe (2, 3)
$Fe^{2} + O^{-2}$ = Fe_2O_2 = $Fe\,O$ Oxido de Ferroso
$Fe^{3} + O^{-2}$ = Fe_2O_3 = $Fe_2\,O_3$ Oxido Férrico
Nomenclatura iupac stock
$Fe^{2} + O^{-2}$ = Fe_2O_2 = $Fe\,O$ Óxido de hierro (II)
$Fe^{3} + O^{-2}$ = Fe_2O_3 = $Fe_2\,O_3$ Óxido de Hierro (III)
Nomenclatura Estequiométrica
$Fe^{2} + O^{-2}$ = Fe_2O_2 = $Fe\,O$ monóxido de hierro
$Fe^{3} + O^{-2}$ = Fe_2O_3 = $Fe_2\,O_3$ trióxido de dihierro

Óxidos Neutros

No Metales	+	Oxígeno	=	Óxidos Neutro

Nomenclatura Tradicional
N (2, 4)
$N^{2} + O^{-2}$ = N_2O_2 = NO Óxido Nitroso
$N^{4} + O^{-2}$ = N_2O_4 = NO_2 Óxido Nítrico
Nomenclatura iupac stock
$N^{2} + O^{-2}$ = N_2O_2 = NO Óxido de Nitrógeno (II)
$N^{4} + O^{-2}$ = N_2O_4 = NO_2 Óxido de Nitrógeno (IV)

Nomenclatura Estequiométrica

$N^{2} + O^{-2} = N_2O_2 = NO$ monóxido de Nitrógeno

$N^{4} + O^{-2} = N_2O_4 = NO_2$ dióxido de Nitrógeno

Oxidos Compuestos, Dobles o Salinos

Metales de Valencia variable	+	Oxígeno	=	Óxidos Compuestos

Nomenclatura Tradicional

Cu (1, 2)

$Cu^{1}+O^{-2} = Cu_2O$ = Oxido Cuproso

$Cu^{2}+O^{-2} = Cu_2O_2$ = CuO Oxido Cúprico

$Cu_2O + CuO = Cu_3O_2$ Óxido Cuproso - Cúprico

Nomenclatura iupac stock

$Cu_2O + CuO = Cu_3O_2$ Óxido de Cobre (I,II)

Nomenclatura Estequiométrica

$Cu_2O + CuO = Cu_3O_2$ dioxido de tricobre

Oxidos Anfóteros

Metales del centro de la tabla	+	Oxígeno	=	Óxidos Anfóteros

Nomenclatura Tradicional

Mn (2, 3)

$Mn^{2} + O^{-2} = Mn_2O_2 = MnO$ Óxido Manganoso

$Mn^{3} + O^{-2} = Mn_2O_3$ = Óxido Mangánico

Nomenclatura iupac stock

$Mn^{2} + O^{-2} = Mn_2O_2 = MnO$ Óxido de Manganeso (II)

$Mn^{3} + O^{-2} = Mn_2O_3$ = Óxido de Manganeso (III)

Nomenclatura Estequiométrica

$Mn^{2} + O^{-2} = Mn_2O_2 = MnO$ monóxido de Manganeso

$Mn^{3} + O^{-2} = Mn_2O_3$ = trioxido de dimanganeso

Peróxidos

Metales del I y II A	+	O_2	=	Peróxidos

Nomenclatura Tradicional

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag (1)

Na

$+ O_2 = Na_2O_2$ peróxido de sodio

Na no simplificar

Nomenclatura iupac stock

Na

+ O_2 = Na_2O_2 oxido de Sodio (I)

Na no simplificar

Nomenclatura Estequiométrica

Na

+ O_2 = Na_2O_2 bioxido de disodio

Na no simplificar

Nomenclatura Tradicional

Ca, Sr, Ba, Ra, Be, Cd, Mg, Zn (2)

Ca + O_2 = CaO_2 peróxido de Calcio

Nomenclatura iupac stock

Ca + O_2 = CaO_2 oxido de Calcio (II)

Nomenclatura Estequiométrica

Ca + O_2 = CaO_2 dióxido de Calcio

Ácidos Hidrácidos o Ácidos de Hidrógeno

No Metales del I y II A	+	Hidrógeno	=	Ácidos Hidrácidos

Nomenclatura Tradicional

Fl, Cl, Br, I (1)

$H^1 + F^1$ = HF = Ácido fluoridrico

Nomenclatura iupac stock

$H^1 + F^1$ = HF = fluoruro de Hidrogeno

Nomenclatura Estequiométrica

$H^1 + F^1$ = HF = fluoruro de Hidrogeno

Nomenclatura Tradicional

S, Se, Te, (2)

$H^1 + Se^2$ = H_2Se = Ácido Selenhidrico

Nomenclatura iupac stock

$H^1 + Se^2$ = H_2Se = Ácido de Selenio (II)

Nomenclatura Estequiométrica

$H^1 + Se^2$ = H_2Se = Seleniuro de Hidrógeno

Hidruros Metálicos

Metales	+	Hidrógeno	=	Hidruros Metálicos

Nomenclatura Tradicional

Fe (2, 3)

Fe^{2} + H = FeH_2 = Hidruro Ferroso

Fe^{3} + H = FeH_3 = Hidruro Férrico

Nomenclatura iupac stock

Fe^{2} + H = FeH_2 = Hidruro de Hierro (II)

Fe^{3} + H = FeH_3 = Hidruro de Hierro (III)

Nomenclatura Estequiométrica

Fe^{2} + H = FeH_2 = dihidruro de Hierro

Fe^{3} + H = FeH_3 = trihidruro de Hierro

Compuestos Especiales

No Metales Nitrogenoides o Carbonoides III IV	+	Hidrógeno	=	Compuestos Especiales

Nomenclatura Tradicional

NH_3 Amoniaco

SbH_3 Estibamina

PH_3 Fosfamina

AsH3 Arsenamina

CH_4 Metano

SiH_4 Silicano

Nomenclatura iupac stock

NH_3 hidruro de nitrógeno (III)

SbH_3 hidruro de antimonio (III)

PH_3 hidruro de Fósforo (III)

AsH3 hidruro de Arsenio (III)

CH_4 hidruro de Carbono (IV)

SiH_4 hidruro de Silicio (IV)

Nomenclatura Estequiométrica

NH_3 trihidruro de nitrógeno

SbH_3 trihidruro de antimonio

PH_3 trihidruro de Fósforo

AsH_3 trihidruro de Arsenio
CH_4 tetrahidruro de Carbono
SiH_4 tetrahidruro de Silicio

Sales Binarias

Metales	+	No Metales VI VII A	=	Sales Binarias

Nomenclatura Tradicional
Cu (1, 2)
$Cu^{1}+Cl^{-1} = CuCl$ = Cloruro cuproso
$Cu^{2}+Cl^{-1} = CuCl_2$ = Cloruro cúprico
Nomenclatura iupac stock
$Cu^{1}+Cl^{-1} = CuCl$ = Cloruro de cobre (I)
$Cu^{2}+Cl^{-1} = CuCl_2$ = Cloruro de cobre (II)
Nomenclatura Estequiométrica
$Cu^{1}+Cl^{-1} = CuCl$ = monocloruro de cobre
$Cu^{2}+Cl^{-1} = CuCl_2$ = bicloruro de monocobre

Compuestos no Salinos

No Metales	+	No Metales	=	Compuestos no Salinos

No Metales IV, VA	+	No Metales	=	Compuestos no Salinos

Nomenclatura Tradicional
B (3)
$B^{3} + F =$ BF_3 Fluoruro de boro
Nomenclatura iupac stock
$B^{3} + F =$ BF_3 Fluoruro de boro (III)
Nomenclatura Estequiométrica
$B^{3} + F =$ BF_3 Trifluoruro de boro

Igualacion de Ecuaciones por el Método de Oxido Reducción

El método de Oxido Reducción se da cuando una sustancia química al combinarse con otra se reduce mientras que la otra sustancia se oxida, obteniendo así una transferencia de electrones a este método también se lo conoce como Reacciones o método redox veamos ahora algunos Ejemplos de Ejercidos de Oxido reducción:

$1K_2^{+}Cr2^{+6}\ O_7^{-2} + 14H^{+}Cl^{-} \longrightarrow 2K^{+}Cl^{-} + 2Cr_{+3}\ CL_3^{-1} + 3Cl_2^{0} + 7H_2O$

$2\ Cr^{+3} \longrightarrow Cr_2^{+6}$ = oxida en 3

$3\ Cl_2^{0} \longrightarrow Cl^{-2}$ = 1*2 = reduce

1M	2M
Cr_2	Cr_2
Cl_{14}	Cl_{14}
K_2	K_2
H_{14}	H_{14}
O_7	O_7

$3\ C^0C_2^{-}H_8^{+}O_3^{-2} + 7\ K_2^{+}Cr_2^{+6}\ O_7^{-2} + 7\ H_2{+}S^{+6}O_4^{-2} \longrightarrow K_2S^{+6}\ O_4^{-2} + 7\ Cu_2^{+3}(SO_4)_3 + 9\ CO2 + 4\ H_2O$

$7\ Cr_2^{+6} \longrightarrow Cr_2^{+3}$ = 3*2 =6 = 3 se reduce

$3\ C_0 \longrightarrow C^{+4}$ = 4 se reduce / 14 = 7 = se oxida

$C_2^{-} \longrightarrow C^{+4}$ = 5*2 =10 oxida

1M	2M
C_9	C_9
S_7	S_7
Cr_{14}	Cr_{14}
K_{14}	K_{14}
M_8	M_8
O_{86}	O_{86}

$1K^{+}S^{-2}\ C^{+4}\ N^{-3} + 7Pb^{+4}\ O2^{-2} + 15H^{+}Cl^{-} \longrightarrow KCl + 7Pb^{+2}\ CL_2^{-1} + 1C^4\ O_2^{-2} + 1HNO_3 + 1\ SO_2 + 7\ H_2O$

$1\ S^{-2} \longrightarrow S^{+4}$ =6 = 3 se oxida

$N^{-3} \longrightarrow N^{+5}$ = 8 se oxida / 14 = 7 = se oxida

$7\ Pb^{+4} \longrightarrow Pb^{+2}$ =2 =1 se reduce

1M	2M
C_1	C_1
S_1	S_1
Cl_{15}	Cl_{15}
K_1	K_1
H_{15}	H_{15}
O_{14}	O_{14}
N_1	N_1
Pb_7	Pb_7

$10K^{+4}\ (Fe^{+2}\ (C^{+2}\ N^{-3})_6) + 110KMnO_4 + 200H_2SO_4 \longrightarrow 75KSO_4 + 7Fe_2^{+3}\ (SO^4) + 110Mn^{+2}\ S^{-6}O_4^{-2} + 60\ CO_2 + 60\ N^{+4}O_2^{-2} + 200H_20$

$S^{-2} \longrightarrow S^{+4}$ =6 = 3 se oxida

$C_6^{+2} \longrightarrow C^{+4}$ = 2*6 = 12 oxida / 55*2 = 110 = se oxida

$N_6^{-3} \longrightarrow N^{+4}$ = 7 *6 =42 se oxida

110 $Mn^{+7} \longrightarrow Mn^{+2}$ =5*2 =10 se reduce

1M	2M
C_{60}	C_{60}
S_{200}	S_{200}
Mn_{110}	Mn_{110}
H_{400}	H_{400}
O_{1240}	O_{1240}
N_{60}	N_{60}

$4Fe^{+2}\ S^{-2} + 9O_2^{\ 0} \longrightarrow 2Fe_2^{+3}\ O_3^{-2} + 4S^{+4}\ O_3^{-2}$

$S^{-2} \longrightarrow S^{+4}$ =6 se oxida

$S^0 \longrightarrow S^{+4}$ = 4 oxida

$S^0 \longrightarrow S^{+4}$ = 4 se oxida

$S^0 \longrightarrow S^{+4}$ =4 se oxida

$9\ O_2^{\ 0} \longrightarrow O^2$ =2*2 =4 se reduce

1M	2M
F_{42}	Fe_4
S_4	S_4
O_{18}	O_{18}

$2Mn^{+2}O^{-2} + 5Pb^{+4}O_2 + 10H^{+}1N^{+6}O_3^{-2} \longrightarrow 2H^{+1}Mn^{+7}\ O_4^{-2} + 5\ (NO_3)_2\ Pb^{+2} + 4H_2O$

$Mn^{+2} \longrightarrow Mn^{+7}$ = oxida en 5

$Pb^{+4} \longrightarrow Pb^{-2}$ = 2 reduce

1M	2M
Mn_2	Mn_2
Pb_5	Pb_5
N_{10}	N_{10}
H_{10}	H_{10}
O_{42}	O_{42}

Glosario

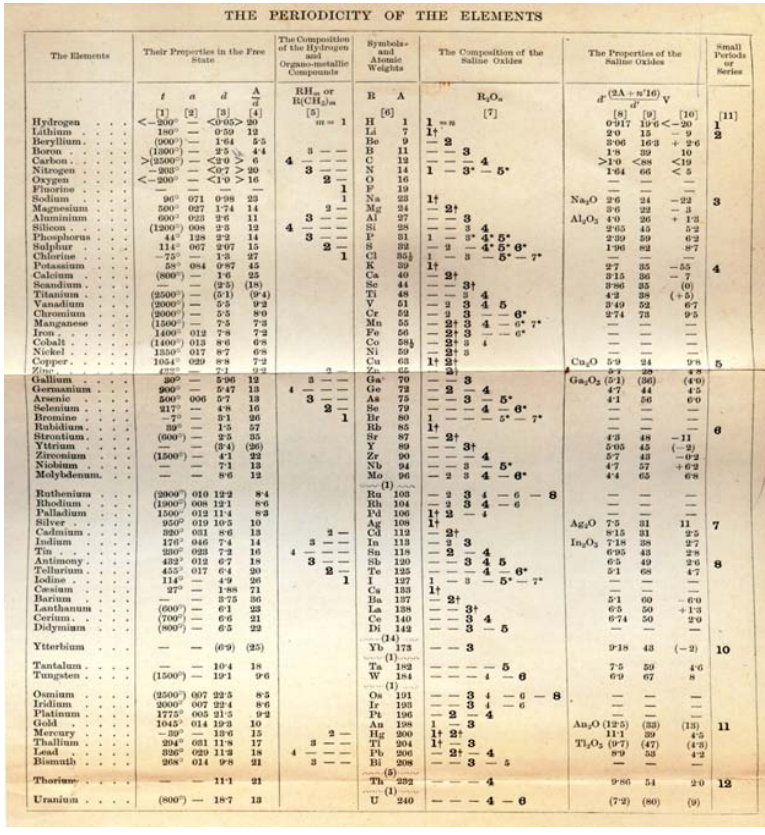
alquimia: Una forma de química combinada con elementos espirituales. Su meta era encontrar la piedra filosofal y una forma de convertir metales en oro.
electronegatividad: La capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que participan en un enlace químico
transmutación: El proceso de convertir un material en otro.
flogisto: Los científicos de la época no se pusieron de acuerdo por eso existen varias definiciones. Para unos era materia, como para otros era una esencia palpable que escapaba de una sustancia y pasaba a otra. Los científicos usaban el término a su conveniencia, ya que con este llenaban los vacíos para darle explicación a lo que no entendían.
materia: Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio Ej. La madera
longitud: Es la distancia entre dos puntos
masa: Es la unidad de materia que representa un cuerpo
volumen: Es la cantidad de espacio ocupado por un cuerpo
densidad: Es la cantidad de masa que se encuentra en un volumen dado de sustancia
los gases nobles: son un grupo de elementos químicos con propiedades muy similares, bajo condiciones normales, son gases monoatómicos inodoros, incoloros y presentan una reactividad química muy baja. Se sitúan en el grupo 18 (8A) de la tabla periódica (anteriormente llamado grupo 0). Los seis gases nobles que se encuentran en la naturaleza son helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y el radioactivo radón (Rn).
elemento: son sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples mediante cambios químicos.

metales: Elementos que son buenos conductores del calor y la electricidad y tienen tendencia a formar iones positivos en los compuestos iónicos.
no metales: Elemento que por lo general son malos conductores del calor y la electricidad.
compuesto: son sustancias puras formadas por dos o más elementos diferentes, combinados en una proporción constante.
enlace químico: Es la fuerza de unión que existe entre dos átomos, para adquirir la configuración electrónica estable de los gases inertes y formar moléculas estables.
enlace covalente: enlace en el que dos átomos comparten dos electrones.
electronegatividad: capacidad de un átomo para atraer electrones hacia él en enlace químico.
regla de hund: la distribución más estable de electrones en los subniveles es la que corresponde al máximo número de espines paralelos.
valencia: la valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que pueden combinarse o ser sustituidos, por un átomo de dicho elemento.
configuración electrónica: Es la forma como están distribuidos los electrones entre los distintos orbítales atómicos.

Anexos

Anexo 1

Archivo: Mendeleev Table 5th II.jpg



THE PERIODICITY OF THE ELEMENTS

The Elements	Their Properties in the Free State				The Composition of the Hydrogen and Organo-metallic Compounds		Symbols and Atomic Weights		The Composition of the Saline Oxides	The Properties of the Saline Oxides			Small Periods or Series
	t	a	d	$\frac{A}{d}$	RH_m or $R(CH_3)_m$		R	A	R_2O_n	$d\frac{(2A+n'16)}{d^1}V$			
	[1]	[2]	[3]	[4]	[5]		[6]		[7]	[8]	[9]	[10]	[11]
Hydrogen	<−200°	—	<0·065	>20		$m = 1$	H	1	$1 = n$	0·917	19·6	<−20	1
Lithium	180°	—	0·59	12			Li	7	1†	2·9	15	− 9	2
Beryllium	(900°)	—	1·64	5·5			Be	9	— 2	3·06	16·3	+ 2·6	
Boron	(1300°)	—	2·5	4·4	3 — —		B	11	— — 3	1·8	39	10	
Carbon	>(2500°)	—	<3·0	> 6	4 — — —		C	12	— — — 4	>1·0	<38	<19	
Nitrogen	−203°	—	<0·7	> 20	3 — —		N	14	1 — 3* — 5*	1·64	66	< 5	
Oxygen	<−200°	—	<1·0	> 16	2 —		O	16		—	—	—	
Fluorine	—	—	—	—	1		F	19		—	—	—	
Sodium	96°	071	0·98	23	1		Na	23	1†				
Magnesium	500°	027	1·74	14	2 —		Mg	24	— 2†	Na_2O	2·6	24	−22	3
Aluminium	600°	023	2·6	11	3 — —		Al	27	— — 3	3·6	22	− 3	
Silicon	(1200°)	008	2·3	12	4 — — —		Si	28	— — 3 4	Al_2O_3	4·0	26	+ 1·3	
Phosphorus	44°	128	2·2	14	3 — —		P	31	1 — 3* 4* 5*	2·65	45	5·2	
Sulphur	114°	067	2·07	15	2 —		S	32	— 2 — 4* 5* 6*	2·39	59	6·2	
Chlorine	−75°	—	1·3	27	1		Cl	35½	1 — 3 — 5* — 7*	1·96	82	8·7	
Potassium	58°	084	0·87	45			K	39	1†	—	—	—	
Calcium	(800°)	—	1·6	25			Ca	40	— 2†	2·7	35	−55	4
Scandium	—	—	(2·5)	(18)			Sc	44	— — 3†	3·15	36	− 7	
Titanium	(2500°)	—	(5·1)	(9·4)			Ti	48	— — 3 4	3·86	35	(0)	
Vanadium	(2000°)	—	5·5	9·2			V	51	— 2 3 4 5	4·2	38	(+5)	
Chromium	(2000°)	—	5·5	8·0			Cr	52	— 2 3 — — 6*	3·49	52	6·7	
Manganese	(1500°)	—	7·5	7·2			Mn	55	— 2† 3 4 — 6* 7*	2·74	73	9·5	
Iron	1400°	012	7·8	7·2			Fe	56	— 2† 3 — — 6*	—	—	—	
Cobalt	(1400°)	013	8·6	6·8			Co	58½	— 2† 3 4	—	—	—	
Nickel	1350°	017	8·7	6·8			Ni	59	— 2† 3	—	—	—	
Copper	1054°	029	8·8	7·2			Cu	63	1† 2†	Cu_2O	5·9	24	9·8	5
Zinc	423°	—	7·1	9·2	2 —		Zn	65	2†	—	9·7	29	8·8	
Gallium	30°	—	5·96	12	3 — —		Ga	70	— — 3	Ga_2O_3 (5·1)	(36)	(4·0)	
Germanium	900°	—	5·47	13	4 — — —		Ge	72	— 2 — 4	4·7	44	4·5	
Arsenic	500°	006	5·7	13	3 — —		As	75	— — 3 — 5*	4·1	56	6·0	
Selenium	217°	—	4·8	16	2 —		Se	79	— — — 4 — 6*	—	—	—	
Bromine	−7°	—	3·1	26	1		Br	80	1 — — — 5* — 7*	—	—	—	
Rubidium	39°	—	1·5	57			Rb	85	1†	—	—	—	6
Strontium	(600°)	—	2·5	35			Sr	87	— 2†	4·3	48	−11	
Yttrium	—	—	(3·4)	(26)			Y	89	— — 3†	5·05	45	(−2)	
Zirconium	(1200°)	—	4·1	22			Zr	90	— — — 4	5·7	43	−0·2	
Niobium	—	—	7·1	13			Nb	94	— — 3 — 5*	4·7	57	+6·2	
Molybdenum	—	—	8·6	12			Mo	96	— 2 3 4 — 6*	4·4	65	6·8	
							(1)						
Ruthenium	(2000°)	010	12·2	8·4			Ru	103	— 2 3 4 — 6 — 8	—	—	—	
Rhodium	(1900°)	008	12·1	8·6			Rh	104	— 2 3 4 — 6	—	—	—	
Palladium	1500°	012	11·4	8·2			Pd	106	1† 2 — 4	—	—	—	
Silver	950°	019	10·5	10			Ag	108	1†	Ag_2O	7·5	31	11	7
Cadmium	320°	031	8·6	13	2 —		Cd	112	— 2†		8·15	31	9·5	
Indium	176°	046	7·4	14	3 — —		In	113	— 2 3	In_2O_3	7·18	38	9·7	
Tin	230°	023	7·2	16	4 — — —		Sn	118	— 2 — 4		6·95	43	9·8	
Antimony	432°	012	6·7	18	3 — —		Sb	120	— — 3 4 5		6·5	49	9·6	8
Tellurium	455°	017	6·4	20	2 —		Te	125	— — — 4 — 6*		5·1	68	9·7	
Iodine	114°	—	4·9	26	1		I	127	1 — 3 — 5* — 7*		—	—	—	
Cæsium	27°	—	1·88	71			Cs	133	1†		—	—	—	
Barium	—	—	3·75	36			Ba	137	— 2†		5·1	60	−6·9	
Lanthanum	(600°)	—	6·1	23			La	138	— — 3†		6·5	50	+1·3	
Cerium	(700°)	—	6·6	21			Ce	140	— — 3 4		6·74	50	2·9	
Didymium	(800°)	—	6·5	22			Di	142	— — 3 — 5		—	—	—	
							(14)						
Ytterbium	—	—	(6·9)	(25)			Yb	173	— — 3		9·18	43	(−2)	10
							(1)						
Tantalum	—	—	10·4	18			Ta	182	— — — — 5		7·5	59	4·6	
Tungsten	(1500°)	—	19·1	9·6			W	184	— — — 4 — 6		6·9	67	8	
							(1)						
Osmium	(2500°)	007	22·5	8·5			Os	191	— — 3 4 — 6 — 8		—	—	—	
Iridium	2000°	007	22·4	8·6			Ir	193	— — 3 4 — 6		—	—	—	
Platinum	1775°	005	21·5	9·2			Pt	196	— 2 — 4		—	—	—	
Gold	1045°	014	19·3	10			Au	198	1 — 3	Au_2O (12·5)		(33)	(15)	11
Mercury	−39°	—	13·6	15	2 —		Hg	200	1† 2†		11·1	29	4·5	
Thallium	294°	031	11·8	17	3 — —		Tl	204	1† — 3	Tl_2O_3 (9·7)		(47)	(4·3)	
Lead	326°	029	11·3	18	4 — — —		Pb	206	— 2† — 4		8·9	53	4·2	
Bismuth	268°	014	9·8	21	3 — —		Bi	208	— — 3 — 5		—	—	—	
							(5)						
Thorium	—	—	11·1	21			Th	232	— — — 4		9·86	54	2·0	12
							(1)						
Uranium	(800°)	—	18·7	13			U	240	— — — 4 — 6		(7·2)	(80)	(9)	

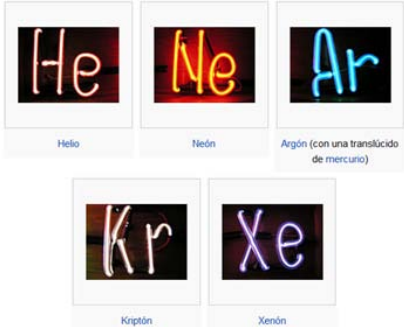
Anexo 2

Símbolos de los metales clásicos, Comparación con los cuerpos celestes y los días de la semana en diversos idiomas

Metal	Ouro (Au)	Prata (Ag)	Ferro (Fe)	Mercurio (Hg)	Estaño (Sn)	Cobre (Cu)	Chumbo (Pb)
Símbolo	☉	☾	♂	☿	♃	♀	♄
Corpo celeste	Sol	Lúa	Marte	Mecurio	Xúpiter	Venus	Saturno
Latín	Solis	Lunae	Martis	Mercurii	Jovis	Veneris	Saturni
Galego	Domingo	Luns	Martes	Mércores	Xoves	Venres	Sábado
Francés	Dimanche	Lundi	Mardi	Mercredi	Jeudi	Vendredi	Samedi
Castelán	Domingo	Lunes	Martes	Miércoles	Jueves	Viernes	Sábado
Italiano	Domenica	Lunedì	Martedì	Mercoledì	Giovedì	Vernerdì	Sabato
Inglés	Sunday	Monday	Tuesday	Wednesday	Thursday	Friday	Saturday

Anexo 3

Colores producidos por los diferentes gases nobles en tubos de neón



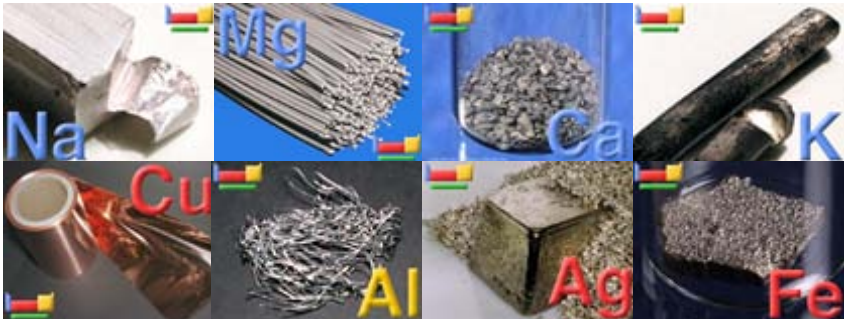
Anexo 4

Sello Conmemorativo del bicentenario descubrimiento del volframio dedicado a Irmáns Elhuyar

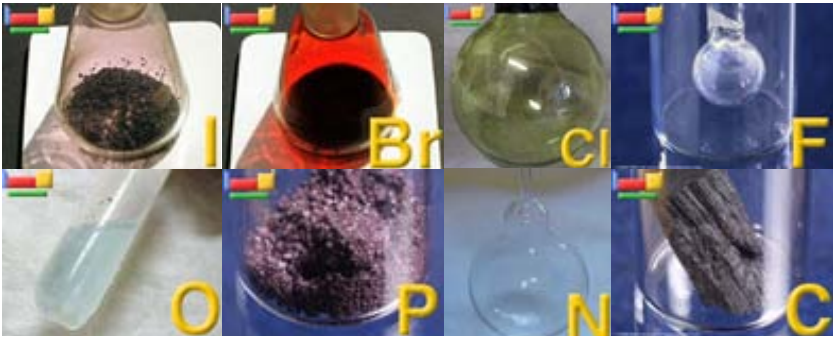
Fuente: http://www.cirp.es/pub/docs/cite/elementos_quimicos.pdf

Anexo 5

Algunos elementos metálicos



Algunos elementos no metálicos



Anexo 6

Tabla de pesos atómicos basada sobre carbonos

Elemento	Símbolo	Peso atómico	Elemento	Símbolo	Peso atómico
Actinio	Ac	(227)	Lawrencio	Lw	(257)
Aluminio	Al	26,9815	Litio	Li	6,939
Americio	Am	(243)	Lutecio	Lu	174,97
Antimonio	Sb	121,75	Magnesio	Mg	24,312
Argón	Ar	39,948	Manganeso	Mg	54,938
Arsénico	As	74,9216	Mendelevio	Md	(256)
Astato	At	(210)	Mercurio	Hg	200;59
Azufre	S	32,064	Molibdeno	Mo	95,94
Bario	Ba	137,34	Neodimio	Nd	144,24
Berilio	Be	9,0122	Neón	Ne	20,183
Berkelio	Bk	(247)	Neptunio	Np	(237)
Bismuto	Bi	208,98	Niobio	Nb	92,906
Boro	B	10,811	Níquel	Ni	58,71
Bromo	Br	79,909	Nitrógeno	N	14,0067
Cadmio	Cd	112,40	Nobelio	No	(254)
Calcio	Ca	40,08	Oro	Au	196,967
Californio	Cf	(251)	Osmio	Os	190,2
Carbono	C	12,0111	Oxígeno	O	15,999
Cerio	Ce	140,12	Paladio	Pd	106,4
Cesio	Cs	132,905	Plata	Ag	107,87
Cinc	Zn	65,37	Platino	Pt	195,09
Circonio	Zr	91,22	Plomo	Pb	207,19
Cloro	Cl	35,453	Plutonio	Pu	(242)
Cobalto	Co	58,9332	Polonio	Po	210
Cobre	Cu	63,54	Potasio	K	39,102
Cromo	Cr	51,996	Praseodimio	Pr	140,907
Curio	Cm	(247)	Promecio	Pm	(145)
Disprosio	Dy	162,50	Protoactinio	Pa	231,04
Einstenio	Es	(254)	Radio	Ra	(226)
Erbio	Er	167,26	Radón	Rn	(222)
Escandio	Sc	44,956	Renio	Re	186,2
Estaño	Sn	118,69	Rodio	Rh	102,905
Estroncio	Sr	87,62	Rubidio	Rb	85,47
Europio	Eu	151,96	Rutenio	Ru	101,07
Fermio	Fm	(253)	Samario	Sm	150,35
Flúor	F	18,9984	Selenio	Se	78,96
Fósforo	P	30,974	Silicio	Si	28,086
Francio	Fr	(223)	Sodio	Na	22,9898
Gadolinio	Gd	157,25	Talio	Tl	204,37
Galio	Ga	69,72	Tántalo	Ta	180,948
Germanio	Ge	72,59	Tecnecio	Tc	97
Hafnio	Hf	178,49	Telurio	Te	127,60
Helio	He	4,0026	Terbio	Tb	158,924
Hidrógeno	H	1,0079	Titanio	Ti	47,90
Hierro	Fe	55,847	Torio	Th	232,038
Holmio	Ho	164,93	Tulio	Tm	168,934
Indio	In	114,82	Tungsteno	W	183,85
Iridio	Ir	192,2	Uranio	U	238,03
Iterbio	Yb	173,04	Vanadio	V	50,942
Itrio	Y	88,905	Xenón	Xe	131,30
Kriptón	Kr	83,80	Yodo	I	126,9044
Lantano	La	138,91			

Anexo 7

Tabla de pesos atómicos basada sobre carbonos

$$\textbf{°C a °F} \longrightarrow \textbf{°F} = \frac{9\,°C}{5} + 32$$

$$\textbf{°C a °K} \longrightarrow \textbf{°K} = °C + 273{,}15$$

$$\textbf{°C a °Ra} \longrightarrow \textbf{°Ra} = \frac{9\,°C}{5} + 491{,}67$$

$$\textbf{°C a °Re} \longrightarrow \textbf{°Re} = \frac{4\,°C}{5}$$

$$\textbf{°F a °C} \longrightarrow \textbf{°C} = \frac{5(°F - 32)}{9}$$

$$\textbf{°F a °K} \longrightarrow \textbf{°K} = \frac{5(°F - 32)}{9} + 273{,}15$$

$$\textbf{°F a °Ra} \longrightarrow \textbf{°Ra} = °F + 459{,}67$$

$$\textbf{°F a °Re} \longrightarrow \textbf{°Re} = \frac{4(°F - 32)}{9}$$

$$\textbf{°K a °C} \longrightarrow \textbf{°C} = °K - 273{,}15$$

$$\textbf{°K a °F} \longrightarrow \textbf{°F} = \frac{9(°K - 273{,}15)}{5} + 32$$

$$\textbf{°K a °Ra} \longrightarrow \textbf{°Ra} = \frac{9(°K - 273{,}15)}{5} + 491{,}67$$

$$\textbf{°K a °Re} \longrightarrow \textbf{°Re} = \frac{4(°K - 273{,}15)}{5}$$

°Ra a °C $\longrightarrow$ $°C = \frac{5(°\text{Ra} - 491,67)}{9}$

°Ra a °K $\longrightarrow$ $°K = \frac{5(°\text{Ra} - 491,67)}{9} + 273,15$

°Ra a °F $\longrightarrow$ $°F = °Ra - 459,67$

°Ra a °Re $\longrightarrow$ $°Re = \frac{4(°\text{Ra} - 491,67)}{9}$

°Re a °C $\longrightarrow$ $°C = \frac{5(\text{Re})}{4}$

°Re a °K $\longrightarrow$ $°K = \frac{5\ °\text{Re}}{4} + 273,15$

°Re a °F $\longrightarrow$ $°F = \frac{5(\text{Re})}{4} + 32$

°Re a °Ra $\longrightarrow$ $°\text{Ra} = \frac{9°Re}{4} + 491,17$

°F Fahrenheit
°C Celsius
°K Kelvin
°Ra Rankine
°Re Réaumur

Bibliografía

1. Franco-Mariscal aj,&omjm. Dificulta de comprension de nocivos relativas a la clasificacion periodica de los elementos quimicos. Revista cientifica. 2013;(16).
2. Asimov I. Introducción a las ideas y conceptos de la química. In Breve historia de la química. 1st ed. Madrid: alianza; 2003. p. 8-141.
3. Martin Labarca az. Una reconceptualizacion del concepto de elemento como base par una nuev representacion del sistema periodico. Educacion quimica. 2013 Enero; 24(1).
4. Martínez jg. La tabla periódica de los isótopos. In Anales de Quimica. 2011 Abril; 107(2).
5. Wolfgang Helbing ab. Enlace metlico. In s.a r, editor. Tablas quimicas para laboratorio e industrias. Barcelona; 1985. p. 280.
6. Banuet gs, Vieyra jr. didáctica de la química. Educ. quím. 2010 Abril; 21(2).
7. Hilje N, Torres em. Nomenclatura. In Temas de Química General. Costa Rica: Universidad de Costa Rica,; 2004. p. 34.
8. Roger Rumppe mes. [Online]. Available from: https://es.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Mendel%C3%A9yev#/media/File:Mendeleev_Table_5th_II.jpg.

Webgrafía

http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm
http://galilei.iespana.es/galilei/qui/tablaperiodica0.htm
http://www.prodigyweb.net.mx/degcorp/Quimica/Tabla_Periodica.htm
http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm
http://aula3b.zoomblog.com
http://homepage.mac.com/dtrapp/Elements/elements.html
http://www.uky.edu/projects/chemcomics
http://www.chemicalelements.com/
http://www.chemsoc.org/viselements/pages/pertable_fla.htm

Biografía

Carlos García González

Ecuatoriano, Bioquímico Farmacéutico. Master en Química Farmacéutica por la Universidad de la Habana – Cuba, Actualmente Investigador de principios activos para el desarrollo de Fármacos, Biotecnología Avanzada, está realizando un Doctorado en La Coruña – España. Es Docente de la Unidad Académica de Ciencias Químicas y de la Salud de la universidad técnica de machala

José Ayala Armijos

Ing. en Alimentos Magister en procesamiento de Alimentos por la Universidad Agraria del Ecuador, Actualmente Investigador en el área de Alimentos, Es Docente de la Unidad Académica de Ciencias Químicas y de la Salud de la universidad técnica de machala

Omar Martínez Mora.

Doctor en Ciencias de los Alimentos, Profesor principal e Investigador, ex Decano y Vicedecano de la Unidad de Ciencias Químicas y de la Salud de la Universidad Técnica de Machala, autor de diferentes libros en el área de los alimentos.

Química Inorgánica
Se terminó de imprimir en marzo de 2016 en la
imprenta de la UTMACH, calle Loja y 25 de Junio
(campus Machala)
Esta edición consta de 300 ejemplares.

www.utmachala.edu.ec

El programa de Reingeniería del Conocimiento en la Universidad Técnica de Machala (UTMACH) es un modelo emergente de gestión de la investigación que promueve saberes científicos con pertinencia social. Desde el Vicerrectorado Académico impulsamos la investigación colectivista, donde docentes y estudiantes se engranan en la construcción y divulgación del resultado de sus ejercicios pedagógicos, heurísticos y de vinculación social, en aras de contribuir con el fortalecimiento de nuestras ventajas comparativas y competitivas a nivel transfronterizo.

Mediante este programa estratégico la UTMACH impacta sus imaginarios respecto a la relación de la docencia con la investigación, muestra de ello es la presente obra donde se cristaliza el empoderamiento y profesionalismo de sus actores y redes al servicio de la formación crítica de profesionales de avanzada.

En la UTMACH seguimos conquistando el conocimiento a través de la investigación, por ello en cada acción emprendida ***proyectamos nuestra historia***.

Ing. Amarilis Borja Herrera, Mg. Sc.
VICERRECTORA ACADÉMICA.

ISBN: 978-9978-316-74-0

REINGENIERÍA DE LA INVESTIGACIÓN

UTMACH