

CBS

Colegio Bautista Shalom



Química

Quinto BACO

Segundo Bimestre

Contenidos

PERIODICIDAD QUÍMICA

- ✓ DESARROLLO HISTÓRICO.
- ✓ EL SISTEMA PERIÓDICO LARGO.
- ✓ GRUPOS O FAMILIAS.
- ✓ LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS Y SU UBICACIÓN EN EL SISTEMA PERIÓDICO.
 - CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.
 - CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SUS PROPIEDADES.

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

- ✓ TAMAÑOS ATÓMICOS.
- ✓ EL VOLUMEN ATÓMICO.
- ✓ EL RADIO ATÓMICO.
- ✓ EL RADIO IÓNICO.
 - LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN.
- ✓ LA AFINIDAD ELECTRÓNICA.
- ✓ LA ELECTRONEGATIVIDAD.
- ✓ LA VALENCIA.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

- ✓ ELEMENTO.
- ✓ COMPUESTO.
- ✓ IONES.
 - IONES MONOATÓMICOS.
 - IONES POLIATÓMICOS.

ESTADOS DE OXIDACIÓN

- ✓ NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y PREDICCIÓN DE FÓRMULAS.

NOMENCLATURA QUÍMICA

- ✓ SUSTANCIA SIMPLES.
- ✓ SUSTANCIAS COMPUESTAS.
- ✓ SISTEMAS DE NOMENCLATURA.
- ✓ CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS.
- ✓ COMPUESTOS BINARIOS.
 - COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS.
 - COMPUESTOS BINARIOS HIDROGENADOS.
 - COMPUESTOS BINARIOS SIN OXÍGENO Y SIN HIDRÓGENO.
- ✓ COMPUESTOS TERNARIOS.

NOTA: conforme vayas avanzando en tu aprendizaje, encontrarás ejercicios que debes resolver. Sigue las instrucciones de tu catedrático(a).

PERIODICIDAD QUÍMICA

DESARROLLO HISTÓRICO

Como resultado de los descubrimientos que establecieron en firme la teoría atómica de la materia en el primer cuarto del siglo XIX, los científicos pudieron determinar las masas atómicas relativas de los elementos conocidos hasta entonces. El desarrollo de la *electroquímica* durante ese periodo por parte de los químicos británicos *Humphry Davy* y *Michael Faraday* permitió el descubrimiento de nuevos elementos.

En 1829 el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner logra observar que ciertos elementos que tenían propiedades muy semejantes, mostraban cierta regularidad en sus masas atómicas. De tal forma que los reunió en grupos de tres elementos, en orden creciente de sus pesos atómicos, estableciendo que el "intermedio" tenía como peso atómico una cantidad igual a la mitad de la suma del primero y el tercero, y a la vez que la diferencia entre los tres era una cantidad constante o casi constante. A esta agrupación de elementos la denominó *triadas*: cloro, bromo y yodo; azufre, selenio y telurio; calcio, estroncio y bario; cobalto, manganeso y hierro.

Sin embargo, debido al número limitado de elementos conocidos y a la confusión existente en cuanto a la distinción entre masas atómicas y masas moleculares, los químicos no captaron el significado de las triadas de Döbereiner. En 1860, en el primer congreso químico internacional celebrado en el mundo, el químico italiano Stanislao Cannizzaro puso de manifiesto el hecho de que algunos elementos (por ejemplo el oxígeno) se presentan en moléculas que contienen dos átomos. Esta aclaración permitió que los químicos consiguieran una "lista" consistente de los elementos.

Estos avances dieron un nuevo ímpetu al intento de descubrir las interrelaciones entre las propiedades de los elementos. En 1864, el químico británico *John A. R. Newlands* clasificó los elementos por orden de masas atómicas crecientes y observó que después de cada siete elementos, en el octavo, se repetían las propiedades del primero. Por analogía con la escala musical, a esta repetición periódica la llamó *ley de las octavas*. El descubrimiento de Newlands no impresionó a sus contemporáneos, probablemente porque la periodicidad observada sólo se limitaba a un pequeño número de los elementos conocidos.

En 1868, *Julius Lothar Meyer*, mientras escribía un manual de química para la Universidad de Breslau, ideó una tabla periódica que resultó ser extraordinariamente parecida a la famosa versión de Mendeleiev de 1869, aunque Meyer no llegó a clasificar todos los elementos correctamente. Sin embargo, por culpa del editor, la tabla no apareció impresa hasta 1870, lo que vino a complicar la reñida disputa de prioridad que sostuvieron Meyer y Mendeleiev.

Dimitri Mendeleiev (químico ruso) se hallaba también escribiendo un libro de texto de química cuando, casi al mismo tiempo que Meyer, dio forma a su propia tabla periódica. A diferencia de sus predecesores, el ruso confiaba lo bastante en su tabla como para *predecir* la existencia de nuevos elementos; ordena los elementos en columnas que presentaban propiedades semejantes. Para hacer que elementos con propiedades similares quedaran uno después de otro dejó en la misma columna algunos espacios en blanco, sugiriendo que había elementos no descubiertos, además calculó el peso atómico de esos elementos desconocidos y predijo sus propiedades.

La habilidad de Mendeleiev para acomodar los elementos conocidos puede haber contribuido a la aceptación de su sistema tanto como sus sorprendentes predicciones. Aunque muchos contribuyeron al desarrollo del sistema periódico, se suele atribuir a Mendeleiev el descubrimiento de la *periodicidad química* porque elevó tal descubrimiento a ley de la naturaleza.

La ley propuesta por Mendeleiev establecía que: "las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus pesos atómicos".

En esa época defender la tabla periódica no fue nada sencillo, ya que ocurrieron hallazgos que cuestionaban una y otra vez su precisión. Así, en 1894, cuando *William Ramsay*, del University College de Londres, y *Lord Rayleigh* (John William Strutt), de la Regia Institución de Londres, descubrieron el elemento argón, se presentó el problema de ubicación en la tabla. Durante los años siguientes, *Ramsay* anunció el descubrimiento de otros cuatro elementos (helio, neón, kriptón y xenón), denominados *gases nobles*. (El último de los gases nobles conocidos, *el radón*, fue descubierto por *Friedrich Ernst Dorn* en 1900).

El calificativo "noble" responde al comportamiento de tales gases, que parecen mantenerse al margen del resto de los elementos y rara vez forman compuestos con ellos. Por eso hubo quien sugirió que los gases nobles ni siquiera pertenecían a la tabla periódica. Ni Mendeleiev ni nadie había predicho la existencia de estos elementos; sólo tras

seis años de intensos esfuerzos se logró incorporarlos a la tabla periódica. Para ello tuvo que añadirse una columna adicional entre los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo y astato) y los metales alcalinos (litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio). Otro de los problemas que planteó la tabla de Mendeleiev concernía a la ordenación exacta de los elementos. En la versión original los elementos estaban dispuestos según su "peso atómico", sin embargo en 1913 *Anton van den Broek*, físico teórico, propuso como criterio de ordenación la carga nuclear de cada átomo. Esta hipótesis fue sometida a prueba por Henry Moseley, de la Universidad de Manchester, poco antes de morir trágicamente durante la Primera Guerra Mundial.

Moseley empezó por fotografiar el espectro de rayos X de 12 elementos, 10 de los cuales ocupaban puestos adyacentes en la tabla periódica. *Descubrió que la frecuencia de la línea K del espectro de cada elemento era directamente proporcional al cuadrado del entero que indicaba la posición del elemento en la tabla.* Para Moseley esto probaba "la existencia en el átomo de una cantidad fundamental, que aumenta de forma regular al pasar de un elemento al siguiente". Esta cantidad fundamental, que en 1920 Ernest Rutherford, de la Universidad de Cambridge, llamó por primera vez *número atómico*, se identifica actualmente con el *número de protones en el núcleo*. Con estos números se elaboró una nueva tabla periódica. Tomando en consideración los trabajos de Moseley, la ley periódica de Mendeléiev, se cambió por la moderna ley de periodicidad: "*las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos*"

La tabla periódica no sólo inspiró el trabajo de los químicos, sino también el de los físicos que se afanaban por desentrañar la estructura del átomo. En el año 1904, J. J. Thomson (*descubridor del electrón*) desarrolló un modelo del átomo que explicaba la periodicidad de los elementos. Thomson propuso que los átomos de cada elemento contenían un número determinado de electrones dispuestos en anillos concéntricos. *Los elementos con una configuración electrónica similar gozarían, según Thomson, de propiedades similares, lo que suponía la primera explicación física de la periodicidad de los elementos.*

EL SISTEMA PERIÓDICO LARGO

La aplicación de la teoría cuántica sobre la estructura atómica a la ley periódica llevó a reformar el sistema periódico en la llamada forma larga, en la que prima su interpretación electrónica. En el sistema periódico largo, cada periodo corresponde a la formación de una nueva capa de electrones. Los elementos alineados tienen estructuras electrónicas estrictamente análogas. *El principio y el final de un periodo largo* representan la adición de electrones en una *capa de valencia*.

La tabla periódica, es un esquema de todos los elementos químicos dispuestos por orden de número atómico creciente y en una forma que refleja la estructura de los elementos.

En la tabla periódica, los elementos están ordenados en *siete hileras horizontales*, llamadas *periodos*, y en *18 columnas verticales*, llamadas *grupos*. El primer periodo, que contiene dos elementos, el hidrógeno y el helio, y los dos periodos siguientes, cada uno con ocho elementos, se llaman *periodos cortos*. Los periodos restantes son llamados *periodos largos*; los periodos 4 y 5 contienen *18 elementos*, mientras que el sexto período contiene *32 elementos*. El periodo largo 7 incluye el grupo de los actínidos, que ha sido completado sintetizando núcleos radiactivos más allá del elemento 92, el uranio.

A los elementos químicos con un número atómico mayor al del uranio se les denomina elementos transuránicos, hasta el momento se han identificado 23, aunque las investigaciones continúan. Entre ellos hay más de 100 isótopos, que se caracterizan por su inestabilidad radiactiva.

Estos radioisótopos se crean de forma artificial bombardeando átomos pesados con neutrones, producidos en reactores nucleares o en explosiones nucleares diseñadas especialmente, o con partículas aceleradas hasta altas energías en ciclotrones o aceleradores lineales.

Los 11 primeros elementos transuránicos, junto con el actinio, el torio, el protactinio y el uranio, constituyen la serie de los actínidos, químicamente análogos a los lantánidos. Estos elementos son, por orden creciente de número atómico: neptunio, plutonio, americio, curio, berquelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio, nobelio y laurencio.

Entre 1964 y 1984, científicos de Estados Unidos, Europa y la ya desintegrada Unión Soviética anunciaron la producción experimental de seis elementos transuránicos adicionales más allá del laurencio en el sistema periódico, y, por tanto, más allá de los actínidos. Durante varios años existió una pugna internacional para nombrar los elementos del 104 al 109, pero finalmente la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) acordó los

siguientes nombres: rutherfordio, dubnio, seaborgio, bohrio, hassio y meitnerio (por orden creciente de número atómico).

En 1994, un equipo de científicos de la Sociedad de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, anunció la obtención de los elementos 110 y 111, y en 1996 la del 112. En enero de 1999 se anunció la creación del elemento 114 desde el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear de Dubna (Moscú), y en junio del mismo año, la de los elementos 116 y 118 desde el Lawrence Berkeley National Laboratory de California.

Los *grupos o columnas* verticales de la tabla periódica fueron clasificados tradicionalmente de izquierda a derecha utilizando números romanos seguidos de las letras "A" o "B", en donde la "B" se refiere a los elementos de transición.

En la actualidad ha ganado popularidad otro sistema de clasificación, que ha adoptado la *Unión Internacional de Química Pura y Aplicada* (identificado como sistema IUPAC por sus siglas en inglés). Este nuevo sistema enumera los grupos consecutivamente del 1 al 18 a través de la tabla periódica.

GRUPOS O FAMILIAS

Los grupos IA al VIIA se conocen como elementos **representativos**, porque indican las variaciones periódicas de las propiedades. Los grupos identificados con la letra **B** (menos el IIB), junto con las series **lantánida y actínida**, comprenden los **elementos de transición**; el grupo VIIIA está integrado por los **gases nobles o inertes**.

Los elementos ubicados en un mismo grupo presentan propiedades químicas semejantes. Las propiedades químicas de un elemento dependen en gran medida de los electrones que presentan sus átomos en el último nivel de energía, los cuales se conocen como **electrones de valencia**.

El lugar que ocupa cada elemento en su grupo está determinado por el número de electrones que posee en el último nivel y por el número de niveles de energía, de tal manera que pueden encontrarse elementos con igual número de niveles de energía ubicados en la misma fila horizontal o período. Los elementos ubicados en un mismo período presentan una variación gradual de sus propiedades.

Los elementos en el grupo **IA** tienen un orbital externo representado por **ns¹**, donde **n** es el número cuántico principal de la órbita externa. Los elementos del grupo **VIIA** tienen orbitales externos **ns² np⁵**, lo cual significa que poseen siete electrones en el último nivel de energía. En el siguiente cuadro se puede observar la distribución electrónica de algunos elementos. Todos los elementos representativos presentan en su nivel más externo una configuración electrónica del tipo **ns**, o una combinación **ns** y **np**.

GRUPO	ELEMENTO	Z	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
IA	Litio	3	1s ² 2s ¹
	Sodio	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
	Potasio	19	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹
	Rubidio	37	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 5s ¹
	Cesio	55	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹
VIIA	Flúor	9	1s ² 2s ² 2p ⁵
	Cloro	17	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
	Bromo	35	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
	Yodo	53	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
VIIIA	Helio	2	1s ²
	Neón	10	1s ² 2s ² 2p ⁶
	Argón	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
	Kriptón	36	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
	Xenón	54	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶

LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS Y SU UBICACIÓN EN EL SISTEMA PERIÓDICO

El número atómico (identificado con la letra Z), es el número de protones que un átomo posee en su núcleo, el cual representa la misma cantidad de electrones en un átomo determinado. Cuando el átomo posee un número de electrones igual a su número de protones, se dice que es eléctricamente neutro.

Para todos los elementos conocidos, **con sólo agregar un protón y un electrón** al elemento considerado anteriormente, se obtiene su configuración electrónica; este nuevo electrón se ubica en el orbital vacante de mínima energía. En el cuadro se muestra esa tendencia para los elementos del segundo período.

PERÍODO	ELEMENTO	Z	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
2	Litio	3	$1s^2 2s^1$
	Berilio	4	$1s^2 2s^2$
	Boro	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
	Carbono	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
	Nitrógeno	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
	Oxígeno	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
	Flúor	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
	Neón	10	$1s^2 2s^2 2p^6$

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Según su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden clasificar en cuatro grupos:

- Elementos representativos.
- Elementos de transición.
- Elementos de transición interna.
- Gases nobles.

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Los elementos representativos se encuentran en la tabla periódica en las columnas identificadas con la letra A. Estos elementos incluyen metales y no metales y son los que representan fielmente las variaciones periódicas de las propiedades.

Tienen una gran variedad de comportamiento químico y de características físicas. Algunos son diamagnéticos y otros son paramagnéticos. Los compuestos de estos elementos son generalmente diamagnéticos e incoloros. Sus átomos presentan en su nivel más externo una configuración electrónica del tipo ns , o una combinación ns y np , donde n es el número del período correspondiente a la ubicación del elemento.

Es decir que todas sus configuraciones de niveles son completas o estables ($ns^2 np^6$) excepto en el nivel exterior; este nivel exterior se llama nivel de valencia, y los electrones aquí ubicados son los llamados electrones de valencia.

El número de electrones de valencia para cada átomo es el mismo que el del número de grupo.

La química de estos elementos depende de los electrones de valencia.

TABLA PERIÓDICA

GASES NOBLES ↓

IA	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII

En la tabla se identifica con números romanos y la letra A, las columnas correspondientes a los elementos representativos.

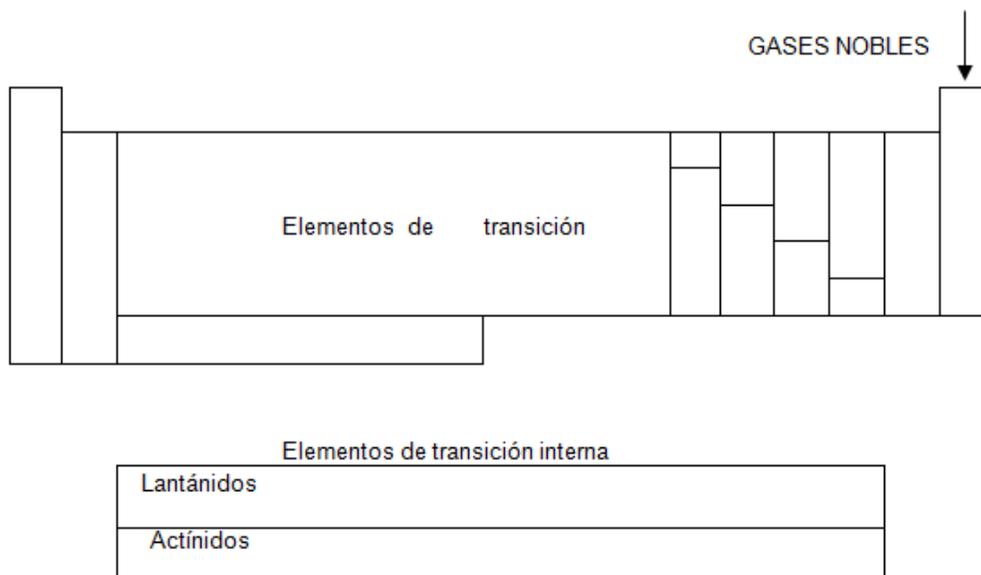
Según la columna o grupo donde se ubican los elementos representativos, se identifican con los siguientes nombres:

GRUPO	NOMBRE CON QUE SE IDENTIFICAN	CONFIGURACIÓN EXTERNA
IA	Metales alcalinos	ns^1
IIA	Metales alcalinotérreos	ns^2
IIIA	Metales térreos	$ns^2 np^1$
IVA	Carbonoides	$ns^2 np^2$
VA	Nitrogenoides o pnícógenos (formadores de gases sofocantes)	$ns^2 np^3$
VIA	Anfígenos o calcógenos (formadores de yeso)	$ns^2 np^4$
VIIA	Halógenos (formadores de sales)	$ns^2 np^5$
VIIIA	Gases nobles o raros	$ns^2 np^6$

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Comprende a los elementos metálicos, incluyendo a los elementos del grupo **B** junto con las series actínida y lantánida.

Se caracterizan por la estructura interna, ya que el electrón diferenciante agregado por el procedimiento de aufbau es un electrón interno **d**. Los electrones de estos dos niveles más externos se utilizan en las reacciones químicas.



Todos estos elementos son metales. La mayoría de ellos son paramagnéticos y forman compuestos paramagnéticos muy coloreados.

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

Estos elementos se hallan en la parte inferior de la tabla periódica, pero pertenecen al **sexto y séptimo** periodos después de los elementos del grupo IIIB. La serie de 14 elementos del sexto periodo que sigue al lantano se llama *serie lantánida*. La serie del séptimo que sigue al actinio se conoce como *serie actínida*. El electrón diferenciante en cada átomo es un electrón **f**.

Se agrega al nivel que está a dos niveles más adentro que el nivel más externo. Los tres niveles más externos, por consiguiente, pueden estar involucrados en la química de estos elementos. Todos los elementos de transición interna son metales; son paramagnéticos y sus compuestos son paramagnéticos y muy coloreados.

GASES NOBLES O INERTES

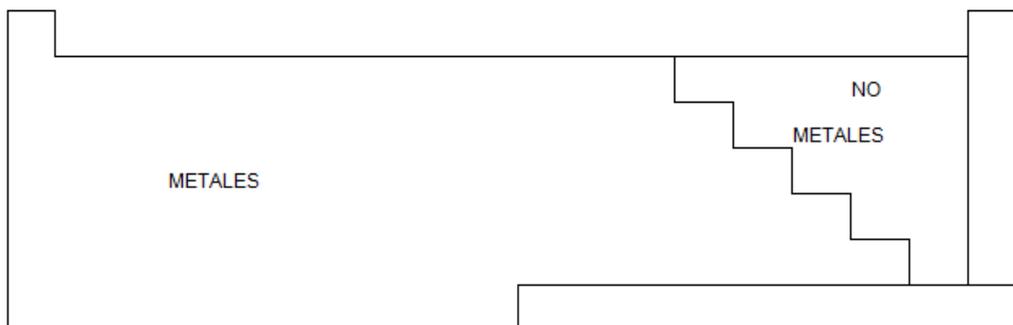
En la tabla periódica los gases nobles se encuentran al final de cada periodo en el **grupo 0** (columna **VIIIA**). Son gases monoatómicos incoloros, químicamente no reactivos y diamagnéticos. Con la excepción del helio (el cual tiene la configuración $1s^2$), todos los gases nobles tienen configuraciones externas de $ns^2 np^6$, la cual es una configuración muy estable. Es decir que presentan ocho electrones en su último nivel de energía, exceptuando al helio, que sólo posee dos electrones en total. Esta configuración electrónica se conoce como **octeto**, la cual determina la estabilidad química del átomo.

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SUS PROPIEDADES

De acuerdo a sus **propiedades** los elementos pueden clasificarse en **metales y no metales**. Los **metales** son buenos conductores de calor y electricidad, tienen un lustre característico, son maleables (se pueden moldear), la mayoría presentan tenacidad (resistencia a la ruptura), en condiciones normales de presión y temperatura son sólidos, excepto el mercurio que es líquido; además son dúctiles (pueden convertirse en hilos). La mayoría de los metales se combina con el oxígeno formando óxidos básicos, éstos al combinarse con el agua, producen bases o hidróxidos. Los **no metales** por otra parte son pobres conductores del calor y la electricidad, no son lustrosos y son frágiles en estado sólido; se combinan con el oxígeno formando anhídridos; éstos al combinarse con agua forman ácidos ternarios (oxácidos). Los no metales se combinan con los metales para formar sales.

Desde el punto de vista estructural, los metales tienen pocos electrones de valencia, mientras que los no metales presentan muchos electrones en su nivel más externo. Las propiedades que permiten clasificar a los elementos de estos dos grupos son la **electronegatividad, la energía de ionización y la afinidad electrónica**.

El carácter metálico disminuye en los períodos en la tabla periódica de izquierda a derecha; mientras que en los grupos aumenta al hacerse mayor el número atómico. Los metales están en la parte izquierda de la tabla periódica, en cambio los no metales ocupan la región superior derecha quedando separados por una **línea escalonada** que aparece en la tabla periódica marca la división aproximada entre metales y no metales.



ELEMENTOS METÁLICOS Y NO METÁLICOS EN LA TABLA PERIÓDICA

La división que da la línea escalonada en la tabla no es exacta puesto que los elementos que están cerca de la línea, llamados **metaloides** o **anfóteros** tienen propiedades que son intermedias entre las propiedades metálicas y las no metálicas; estos elementos son: **Boro, Silicio, Germanio, Arsénico, Antimonio, Telurio y Polonio**.

UBICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DENOMINADOS METALOIDES O ANFÓTEROS

				B					
					Si				
					Ge	As			
						Sb	Te		
							Po		

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Las propiedades periódicas de los elementos químicos, son aquellas que están relacionadas con los electrones de valencia que posee el átomo, es decir los electrones del nivel más externo. Estas propiedades se presentan después de un número determinado de elementos, al repetirse la misma configuración electrónica más externa. Las propiedades periódicas comprenden:

TAMAÑOS ATÓMICOS

La propiedad periódica que mayor importancia tiene en el comportamiento químico de las sustancias es la del número atómico porque fija el número de electrones que pueden tener los átomos, así como la configuración electrónica.

La masa de un átomo determina algunas propiedades físicas, mientras que los tamaños influyen en el comportamiento físico y químico.

Es importante conocer que el tamaño de un átomo depende del elemento que se trate. El tamaño de los átomos más grandes, no pasa de unos pocos ángstroms. Casi la totalidad de la masa de un átomo se reúne en el núcleo, que es cien mil veces más pequeño. Solamente parte tener una idea de su magnitud, si imaginamos el núcleo del tamaño de una arveja, el átomo tendría la dimensión de un estadio de fútbol.

EL VOLUMEN ATÓMICO

Los elementos, al tener sus electrones situados en niveles diferentes, presentan volúmenes atómicos variables. En el valor del volumen influye la carga nuclear: *al aumentar el número de protones del núcleo, la atracción sobre los electrones aumenta y el volumen disminuye.*

Al analizar la variación del volumen atómico en los elementos de un mismo período, se observa una disminución desde los átomos situados a la izquierda del período, hacia los elementos centrales, para volver a aumentar el volumen progresivamente a medida que nos acercamos a los elementos situados a la derecha.

En el mismo grupo del sistema periódico, el volumen de los elementos aumenta al aumentar Z , ya que existe un mayor número de niveles electrónicos. Por ejemplo, el átomo de sodio es más grande que el átomo de litio, esto porque el sodio posee *más niveles de energía*, lo que se hace evidente al comparar las configuraciones electrónicas correspondientes:

Configuración para el litio: $1s^2 2s^1$
 Configuración para el sodio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

En general, cuando los elementos tienen volúmenes atómicos pequeños, los electrones del nivel más externo están fuertemente atraídos por el núcleo, y por consiguiente, son cedidos con gran dificultad. Por el contrario, los elementos de volúmenes atómicos elevados ceden sus electrones de valencia fácilmente, ya que la atracción nuclear es muy pequeña.

EL RADIO ATÓMICO

La nube electrónica de un átomo, no tiene un límite definido, lo que dificulta conocer con exactitud el radio atómico de un elemento. El método más efectivo consiste en medir la distancia internuclear entre dos elementos que forman un enlace covalente sencillo en estado gaseoso; la mitad de esta distancia es el *radio efectivo* del átomo. Por ejemplo, para el hidrógeno en estado gaseoso (H_2), la distancia internuclear es 0.74 ángstroms, por lo tanto, el radio atómico es 0.37 ángstroms.

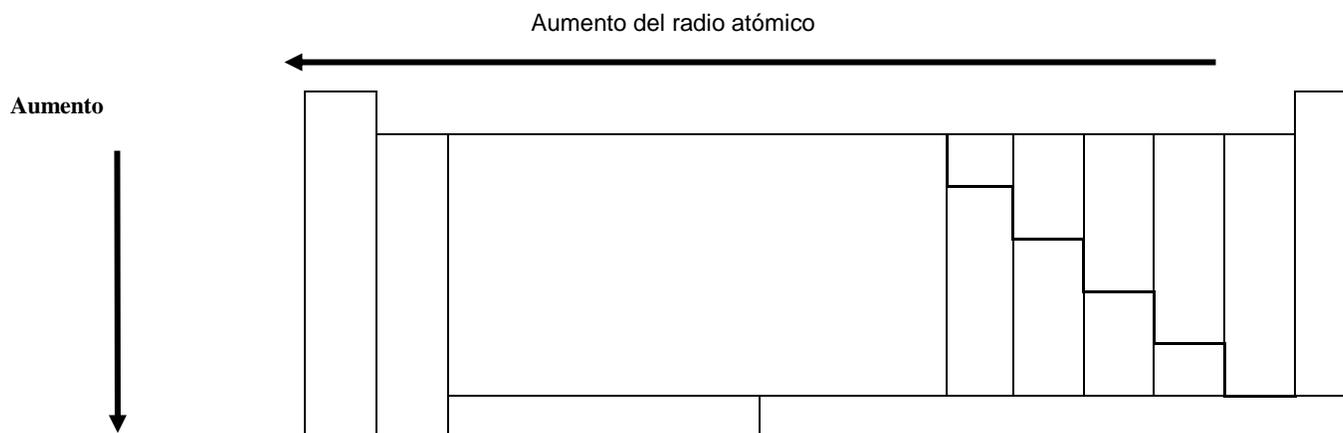
En el caso de los metales, por ser más difícil llevarlos al estado gaseoso, la distancia internuclear se determina a partir de un cristal metálico.

El radio atómico de un átomo depende del número de capas electrónicas que posee, por eso, *dentro de un grupo el tamaño atómico crece de arriba abajo.*

Dentro de un período largo (por ejemplo, del potasio al kriptón), el átomo más grande es el del grupo IA. A partir de este elemento el radio atómico disminuye hasta un mínimo en la serie de transición, para aumentar nuevamente en los átomos representativos no metálicos.

El aumento del número de electrones en un átomo debería tender a hacerlo más grande, porque los electrones se repelen entre sí, sin embargo, al tiempo que aumentan los electrones, crece la carga nuclear, esto se traduce en una fuerza de atracción mayor entre el núcleo y los electrones, lo que tiende a disminuir el tamaño del átomo. Esta última tendencia predomina en la serie de transición, en la que aumenta los electrones de las capas interiores.

TENDENCIA GENERAL PARA EL RADIO ATÓMICO DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA



EL RADIO IÓNICO

Cuando un elemento gana o pierde electrones se transforma en un **ion**, y el valor de su radio iónico es diferente al valor del radio atómico anteriormente analizado. Se consideran dos situaciones:

1. **Que el elemento gane electrones.** Cuando esto ocurre, los electrones que gana se alojan en los orbitales vacíos, transformando el átomo en un **anión**. La ganancia de electrones por un átomo no metálico aislado es acompañada por un aumento de tamaño. Por ejemplo, para los halógenos, se presenta una configuración electrónica en su último nivel igual de $ns^2 np^5$, por tanto, pueden aceptar un electrón en su último nivel para tomar estructura de gas noble, $ns^2 np^6$, con lo cual el elemento gana estabilidad y se transforma en un anión (ion con carga negativa).

Al comparar el valor del radio atómico de cualquier elemento con su anión, éste es siempre mayor, debido a que la carga nuclear es constante en ambos casos, mientras que al aumentar el número de electrones en la capa más externa, también aumenta la repulsión entre los mismos, incrementándose el tamaño del orbital correspondiente y su radio iónico. En la siguiente tabla se presenta este comportamiento para los halógenos:

Elemento	Radio del átomo (ángstroms)	ion	Radio del ion (ángstroms)
F	0.72	F ⁻	1.35
Cl	0.99	Cl ⁻	1.80
Br	1.14	Br ⁻	1.95
I	1.33	I ⁻	2.15

2. **Que el elemento pierda electrones.** Cuando un átomo pierde electrones de valencia, se transforma en un **catión**. La pérdida de electrones por un átomo metálico aislado es acompañada por una disminución en su tamaño. Por ejemplo los metales alcalinotérreos presentan una configuración electrónica en su último nivel, igual a ns^2 , los cuales, por pérdida de estos dos electrones adquieren la configuración electrónica del gas noble que les precede en la tabla periódica, ganando estabilidad y transformándose en un catión con dos cargas positivas.

El radio atómico del elemento siempre es mayor que el del catión, ya que ha perdido todos los electrones de su orbital de valencia y su radio efectivo es ahora el del orbital $n - 1$, que es menor.

En la siguiente tabla se muestra la variación entre el radio de un átomo neutro y su correspondiente catión:

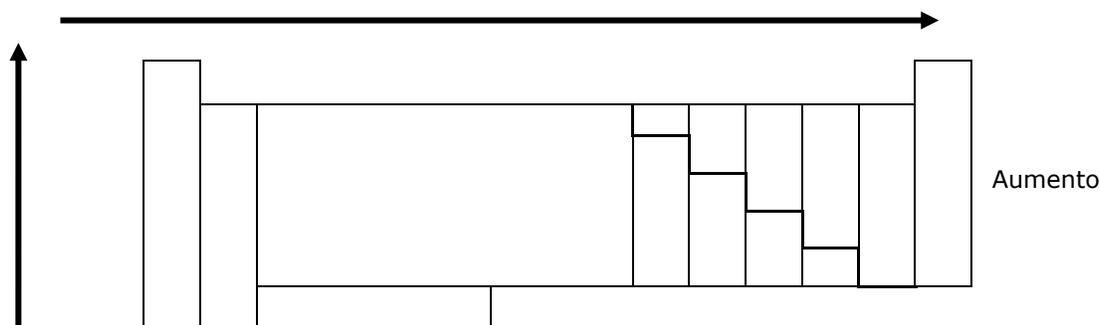
Elemento	Radio del átomo (ángstroms)	Catión	Radio del catión
Litio (Li)	1.52	Li +	0.60
Sodio (Na)	1.86	Na +	0.95
Potasio (K)	2.31	K +	1.33
Rubidio (Rb)	2.44	Rb +	1.48
Cesio (Cs)	2.62	Cs +	1.69

LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización es la cantidad de energía necesaria para remover un electrón de un átomo neutro aislado. En general, *la energía de ionización disminuye en un grupo a medida que aumenta el número atómico de los elementos*. Las energías de ionización están relacionadas con el carácter metálico de los elementos. La más baja energía de ionización corresponde al carácter más metálico.

TENDENCIA GENERAL PARA LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Aumento de la energía de ionización



Al aumentar el número atómico aumenta el radio atómico. Así, los electrones de la capa externa de los elementos de número atómico mayor, en un grupo, están más lejos de los núcleos y son menos atraídos por el núcleo, por consiguiente, se requiere menos energía para separar un electrón en estas condiciones.

La segunda energía de ionización siempre es mayor que la primera energía, y es la energía necesaria para remover un segundo electrón de un átomo cargado, es decir de un catión con carga $+ 1$.

LA AFINIDAD ELECTRÓNICA

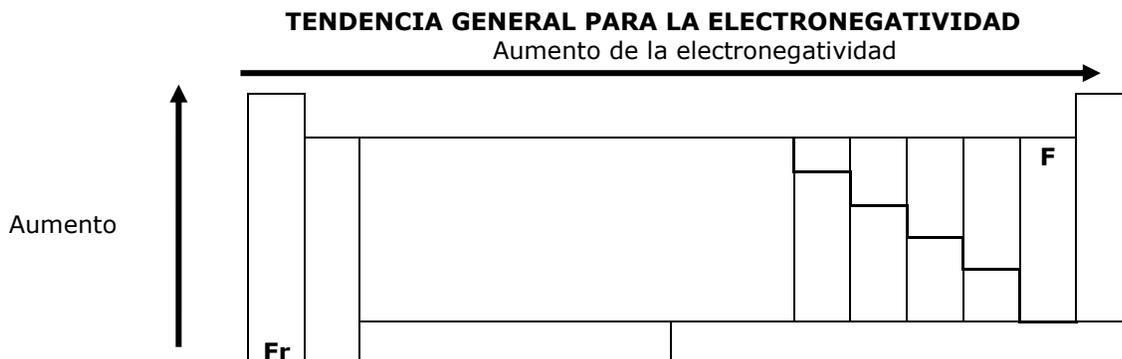
Cuando un átomo gana un electrón se forma un ion negativo (anión) y hay liberación de energía. La medida de ésta tendencia es la **afinidad electrónica**, o sea, la energía que libera un átomo neutro cuando adiciona un electrón. Esta energía se mide también en electronvoltios, eV, por átomos o kilocalorías / mol (kcal / mol), y es lógico que disminuya al bajar en los grupos y aumente en los períodos al ir de izquierda a derecha.

En la tabla periódica, los halógenos son los elementos que presentan mayor afinidad electrónica, puesto que la adición de un electrón lleva a formar un octeto estable.

LA ELECTRONEGATIVIDAD

Por lo general se consideran dos criterios para expresar tendencias metálicas y no metálicas de los elementos, *la energía de ionización y la afinidad electrónica*. Al conjugar estas dos propiedades se obtiene una que permite evaluar caracteres metálicos y no metálicos, y es la electronegatividad.

La **electronegatividad**, se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones del enlace que forma con otro átomo diferente. En términos generales en la tabla periódica, la electronegatividad de los elementos aumenta de izquierda a derecha en un mismo período, y de abajo hacia arriba en un mismo grupo, esto se puede comprobar en el siguiente esquema.



Los elementos más electronegativos se encuentran a la derecha de la tabla: el Flúor (**F**) es el elemento más electronegativo de todos. En la región izquierda e inferior de la tabla se ubica el elemento menos electronegativo (o más electropositivo): el Francio (**Fr**)

La escala de electronegatividad más utilizada es la establecida por Linus Pauling. Consiste en números adimensionales que van desde aproximadamente 1, para metales activos, hasta 4 para el Flúor (el no metal más activo). **Los átomos cuya electronegatividad es menor que 1.8 son metales y si es mayor que 1.8 son no metales.**

LA VALENCIA

Es la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar moléculas. La valencia es una propiedad periódica; todos los elementos que están en un mismo grupo presentan la misma valencia, así por ejemplo, los elementos del grupo **IA** son monovalentes (tienen valencia **1**), los del grupo **IIA** son divalentes (poseen valencia **2**).

DIFERENCIAS ENTRE ELEMENTOS METÁLICOS Y NO METÁLICOS

METALES	NO METALES
Baja energía de ionización	Alta energía de ionización
Baja afinidad electrónica	Alta afinidad electrónica
Poca tendencia para captar electrones	Gran tendencia para captar electrones y completar el octeto
Electronegatividad baja: elementos con tendencia a formar cationes.	Electronegatividad alta: elementos que tienden a formar aniones.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

ELEMENTO

Un elemento es una sustancia pura formada de una sola clase de átomos. No puede ser descompuesto o dividido por sustancias más simples por medios químicos ordinarios. Cada elemento tiene un nombre propio y es representado por un símbolo.

El símbolo para algunos casos se configura con la primera letra del nombre del elemento, escrita con mayúscula:

Ejemplo: Boro: **B**
 Hidrógeno: **H**
 Uranio: **U**

O por las dos primeras letras del nombre:

Ejemplo: Silicio: **Si**
 Bario: **Ba**
 Cloro: **Cl**

O por la primera y tercera letras de su nombre:

Ejemplo: Rubidio: **Rb**
 Cesio: **Cs**

Algunos consideran letras del nombre latino:

Nombre en castellano	Nombre en latín	Símbolo
Antimonio	Stibium	Sb
Cobre	Cuprum	Cu
Oro	Aurum	Au
Hierro	Ferrum	Fe
Plomo	Plumbum	Pb
Mercurio	Hydrargyrum	Hg
Potasio	Kalium	K
Plata	Argentum	Ag
Sodio	Natrium	Na
Estaño	Stannum	Sn

COMPUESTO

Un compuesto es una sustancia pura que está formada por dos o más elementos en proporciones fijas. Puede descomponerse en sus elementos constituyentes solamente por métodos químicos formando iones de cargas específicas.

Como ejemplo de compuesto se puede mencionar:

- ✓ El propano (C_3H_8), formado por tres átomos de carbono y ocho de hidrógeno.
- ✓ El ácido sulfúrico (H_2SO_4), formado por dos átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno.

IONES

Los iones son partículas con carga que se forman cuando un átomo o grupo de átomos neutros ganan o pierden uno o más electrones. Si el átomo gana electrones se convierte en un ion negativo llamado **anión**, mientras que si pierde electrones se convierte en ion positivo llamado **catión**. Los iones pueden ser monoatómicos o poliatómicos.

IONES MONOATÓMICOS

Son iones formados por un solo átomo, como ejemplo se tiene a los cationes Na^+ , Ca^{+2} , Al^{+3} .

Algunos ejemplos de aniones pueden ser: Cl^{-1} , O^{-2} , P^{-3} .

IONES POLIATÓMICOS

Son grupos de átomos unidos por enlaces covalentes. La carga afecta al grupo completo de átomos: NO_3^- , SO_4^{-2} , NH_4^+ . Cuando los iones se repiten dos o más veces, pueden colocarse entre paréntesis; ejemplo: $(NO_2^-)_2$, $(NO_3^-)_2$.

ESTADOS DE OXIDACIÓN

Son números arbitrarios que se asignan a los elementos para indicar sus estados de combinación al formar compuestos. Los estados de oxidación pueden ser positivos o negativos, y pueden ser determinados numéricamente, mediante la aplicación de las siguientes reglas:

1. Para elementos en estado natural, el número de oxidación es cero. Ejemplo: K, Cl₂, Mg, Cu, etc.
2. Para el hidrógeno, el número de oxidación es +1 en los hidrácidos y -1 en los hidruros.

Ejemplo:



3. El oxígeno utiliza como número de oxidación -2 en los óxidos y anhídridos.

Ejemplo:



4. En elementos combinados, el número de oxidación será positivo para el menos electronegativo y negativo para el más electronegativo.

Ejemplo:



5. Para iones poliatómicos, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos constituyentes debe ser igual a la carga del ion. Como ejemplo se puede plantear el ion nitrato (NO_3^{-1}).

En este ion, el número de oxidación para el oxígeno es -2, mientras que para el nitrógeno no se conoce por consiguiente queda como una incógnita " x ", que puede encontrarse planteando una ecuación igualada a la carga del ión:

$$(\# \text{ oxidación N})(\# \text{ átomos N}) + (\# \text{ oxidación O})(\# \text{ átomos O}) = \text{carga del ion}$$

$$X(1) + (-2)(3) = -1$$

Al resolver la ecuación se encuentra el valor para x:

$$X = +5$$

6. En un compuesto la suma algebraica de los números de oxidación es cero.



Cuando en un compuesto hay varios elementos, se colocan los números de oxidación ya conocidos a los átomos correspondientes y el número de oxidación desconocido se obtiene al plantear una expresión algebraica.

Así por ejemplo, en la molécula del ácido peryódico (HIO_4) el número de oxidación para el yodo se puede obtener de la siguiente manera:

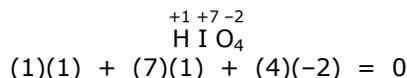
- ✓ De las reglas para asignar números de oxidación se sabe que el número de oxidación para el oxígeno es -2 y para el hidrógeno +1.

- ✓ Como la molécula de ácido peryódico es neutra (carga total igual a cero), se plantea la siguiente expresión:

$$\begin{aligned} (\# \text{ átomos H})(+1) + (\# \text{ átomos yodo})(x) + (\# \text{ átomos O})(-2) &= 0 \\ \text{Sustituyendo: } (1)(+1) + (1)(x) + (4)(-2) &= 0 \end{aligned}$$

Al resolver la ecuación se obtiene $x = +7$, valor que corresponde al número de oxidación para el yodo.

Se puede comprobar que la suma algebraica de los números de oxidación es cero al multiplicar el número de átomos de cada especie por el número de oxidación correspondiente, y luego sumar algebraicamente los productos.



NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y PREDICCIÓN DE FÓRMULAS

El conocimiento de los números de oxidación ayuda a predecir las fórmulas de muchos compuestos químicos.

La construcción de una fórmula química considera esencialmente la unión de elementos químicos con números de oxidación positivos y elementos con números de oxidación negativos, teniendo presente que la suma de todos los números de la fórmula final debe ser cero.

El método consiste en decidir qué números de oxidación se esperan y asegurarse que la fórmula contenga el número de átomos necesarios para que la suma algebraica de los números de oxidación sea cero.

Ejemplo:

Escribir la fórmula para un compuesto que contiene oxígeno y aluminio.

El número de oxidación para cada uno de los elementos es:

De las reglas para asignar números de oxidación se tiene para el oxígeno = -2

De la tabla periódica se establece para el aluminio = +3

Al colocar los elementos, se debe ubicar en primer lugar al más electropositivo (menos electronegativo):



Ahora estos números de oxidación se cruzan para formar el compuesto, en este ejemplo **óxido de aluminio**:



Note que al cruzar los números de oxidación no son considerados los signos algebraicos que poseían, puesto que se considera únicamente su valor absoluto.

NOMENCLATURA QUÍMICA

La nomenclatura química es una serie de normas y reglas establecidas para nombrar las sustancias simples y compuestas.

SUSTANCIA SIMPLES

Las sustancias simples son los elementos químicos y se representan por símbolos. Los símbolos siempre se escriben con letra mayúscula la primera y minúscula la segunda cuando la llevan. Como ejemplo de sustancias simples se puede mencionar: Tungsteno (**W**), Hierro (**Fe**) y Xenón (**Xe**).

SUSTANCIAS COMPUESTAS

Las sustancias compuestas son aquellas que están constituidas por dos o más átomos diferentes. El nombre de una sustancia compuesta se forma de dos partes: El **Nombre Genérico** y el **Nombre Específico**.

NOMBRE GENÉRICO (N.G.)

El nombre genérico es la primera palabra del nombre del compuesto y señala una característica general de un grupo relativamente grande de sustancias. Como ejemplo se puede mencionar las siguientes nombres genéricos: **anhídrido, ácido, hidróxido, hidruro, amalgama.**

NOMBRE ESPECÍFICO (N.E.)

El nombre específico es la segunda palabra del nombre de un compuesto, y como su nombre lo indica señala una característica que permite diferenciar a una sustancia de las demás del grupo a que pertenece. En los siguientes ejemplos se puede notar a que se refiere cada una de las partes que forman el nombre de un compuesto:

NOMBRE GENÉRICO	NOMBRE ESPECÍFICO
Ácido	Clorhídrico
Ácido	Sulfúrico
Ácido	Hipoyodoso
Ácido	Nítrico

Observe que todos los compuestos de la tabla tienen el mismo nombre *genérico*, es decir pertenecen al mismo grupo de sustancias, pero sin embargo se diferencian por el nombre *específico*.

SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Las sustancias compuestas se nombran generalmente bajo tres sistemas de nomenclatura, cada uno con características distintivas. Estos sistemas son:

- Sistema clásico o funcional.** Este fue el primer sistema de nomenclatura propuesto, y se caracteriza por utilizar las terminaciones "**OSO**" e "**ICO**". Se utiliza para todos los compuestos.
- Sistema estequiométrico.** Este sistema se caracteriza por señalar las proporciones de los integrantes de un compuesto usando prefijos griegos o latinos. Al formar el nombre del compuesto, el prefijo precede sin guión al nombre de la sustancia. Estos prefijos son:

mono	1	hexa	6
di o bi	2	hepta	7
tri	3	octa	8
tetra	4	ennea o nona	9
penta	5	deca	10

El prefijo **mono** generalmente se omite al nombrar las sustancias.

- Sistema stock.** Este sistema de nomenclatura se caracteriza por utilizar números romanos encerrados entre paréntesis que indican el estado de oxidación del elemento electropositivo.

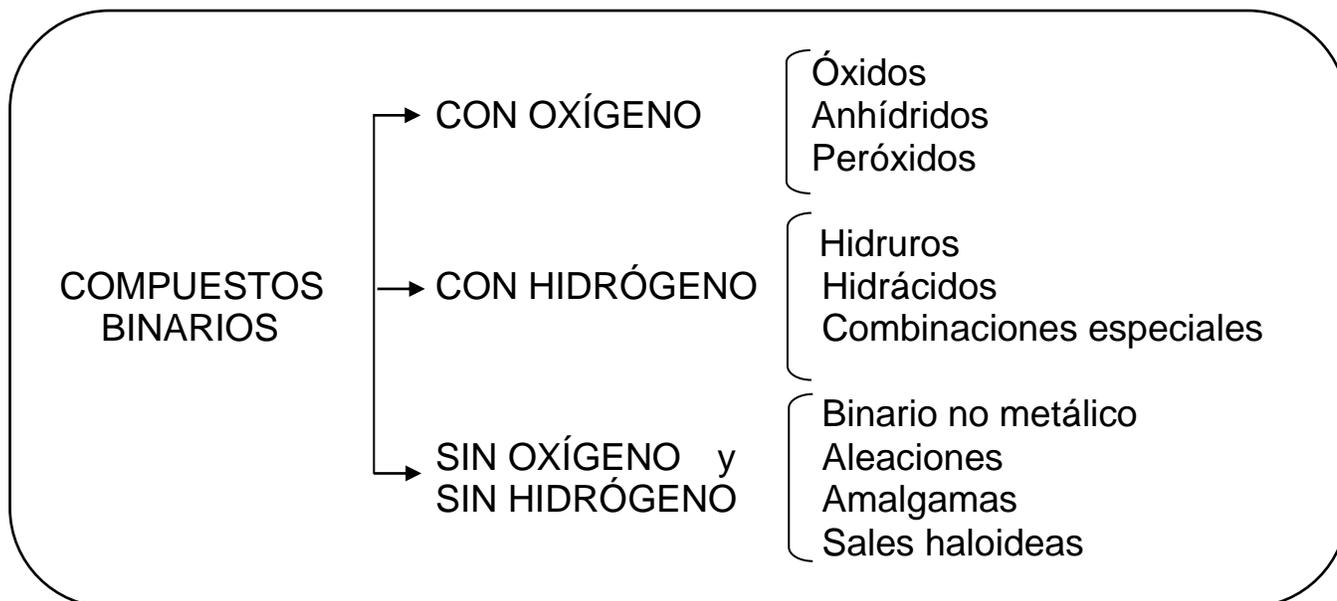
CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS

Para facilidad de estudio los compuestos se clasifican en grupos de acuerdo al número de ELEMENTOS DIFERENTES que los forman, independientemente del número de átomos que de cada uno intervengan en las moléculas. Los grupos son:

BINARIOS	Cuando los compuestos están formados por dos elementos diferentes, ejemplo: Fe_2O_3 (formado por hierro y oxígeno).
TERNARIOS	Son ternarios si los compuestos están constituidos por tres elementos diferentes, ejemplo: H_2SO_4 (formado por hidrógeno , azufre y oxígeno).
CUATERNARIOS	Si el compuesto está formado por cuatro elementos diferentes, entonces se cataloga como cuaternario. Ejemplo: Na_2HPO_4 (formado por sodio , hidrógeno , fósforo y oxígeno).

COMPUESTOS BINARIOS

Los compuestos binarios se clasifican de la siguiente manera:



COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS

ÓXIDOS

Estos compuestos son producto de la reacción del **oxígeno** con **un metal**. El número de oxidación para el oxígeno en estos compuestos es "-2".

ANHÍDRIDOS

Se forman al combinar el **oxígeno** con elementos clasificados como **NO metal** y con algunos metales de transición. El oxígeno trabaja en estas sustancias con número de oxidación "-2".

PERÓXIDOS

Estas sustancias resultan de combinar **hidrógeno**, los **metales alcalinos** y **alcalinotérreos** más reactivos con el grupo "**peroxi**": O_2^{-1}

ÓXIDOS EN EL SISTEMA CLÁSICO

En este sistema, el **nombre genérico** de las sustancias es: **ÓXIDO**

Para el **nombre específico** se presentan dos situaciones:

- 1. Cuando el metal tiene sólo un número de oxidación.** Si el metal posee solamente un número de oxidación, sólo es posible que pueda formar un único óxido. En este caso, el nombre específico es el del metal contraído y terminado en **ICO** o también se puede formar anteponiendo la sílaba "**de**" al **nombre del metal**.

En los siguientes ejemplos, se muestra los óxidos que pueden formar el potasio y magnesio. Cada uno de los metales considerados posee un único número de oxidación, el potasio actúa con +1 y el magnesio con +2.

$K^+ O^{2-}$ al cruzar los números de oxidación resulta: K_2O

Como solo hay un número de oxidación posible, el nombre del compuesto puede ser cualquiera de los siguientes:

óxido potásico
u
óxido **de potasio**

Para el óxido que se forma con el magnesio:

$\overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-2}{\text{O}}$ al cruzar los números de oxidación se obtiene: Mg_2O_2

Como ambos subíndices pueden simplificarse, la fórmula queda finalmente así: MgO

Debido a que el magnesio sólo posee un número de oxidación (+2), el nombre del óxido que forma puede ser cualquiera de los siguientes de acuerdo a la regla para el nombre específico:

óxido **magnésico**
u
óxido **de magnesio**

- 2. Cuando el metal tiene dos números de oxidación.** En esta situación, el nombre específico lo constituye el nombre del metal contraído y terminado en **OSO** si utiliza su número de oxidación **MENOR** y la terminación **ICO** cuando actúa con su número de oxidación **MAYOR**.

Así por ejemplo, el átomo de cobalto tiene dos números de oxidación, por consiguiente puede formar dos óxidos diferentes, cuyos nombres específicos dependen del número de oxidación que utilice, el nombre de estos óxidos es:

Con el número de oxidación **menor** (+2) la fórmula y el nombre del compuesto será:

$\overset{+2}{\text{Co}}\overset{-2}{\text{O}}$ al simplificar queda como: **CoO** llamado óxido **cobaltoso**

Con el número de oxidación **mayor** (+3) la fórmula y nombre del compuesto es:

$\overset{+3}{\text{Co}}\overset{-2}{\text{O}}$ = **Co₂O₃** llamado óxido **cobáltico**

De manera semejante se puede escribir la fórmula y nombre de los óxidos que puede formar el paladio cuyos números de oxidación son: **menor + 2 y mayor + 4**:

$\overset{+2}{\text{Pd}}\overset{-2}{\text{O}}$ = Pd_2O_2 = **PdO** llamado óxido **paladioso**

$\overset{+4}{\text{Pd}}\overset{-2}{\text{O}}$ = Pd_2O_4 = **PdO₂** llamado óxido **paládico**

En los ejemplos anteriores los subíndices que resultan de cruzar los números de oxidación han sido simplificados.

ÓXIDOS EN EL SISTEMA ESTEQUIOMÉTRICO

En este sistema el **nombre genérico** es **ÓXIDO** y el **específico** el **nombre del metal precedido por la sílaba "de"**, considerando que a ambos los puede preceder el prefijo griego o latino que corresponda a la proporción de cada uno de los átomos en la fórmula.

Así por ejemplo, en la fórmula Co_2O_3 están presentes **dos** átomos de cobalto y **tres** de oxígeno, los prefijos que indican la cantidad de cada uno son **di** y **tri** respectivamente, el compuesto tendrá por nombre:

Co_2O_3 **trióxido de dicobalto**

Para el compuesto PdO , hay sólo **un** átomo de paladio y **uno** de oxígeno, por consiguiente el prefijo a utilizar debe ser **mono** en ambos casos:

PdO **monóxido de monopaladio**

Como generalmente el prefijo **mono se omite**, el compuesto PdO se denomina simplemente **óxido de paladio**.

Como ejemplo final se puede considerar la fórmula PdO_2 que presenta **un** átomo de paladio y **dos** de oxígeno, siendo los prefijos a utilizar **mono** y **di** respectivamente:

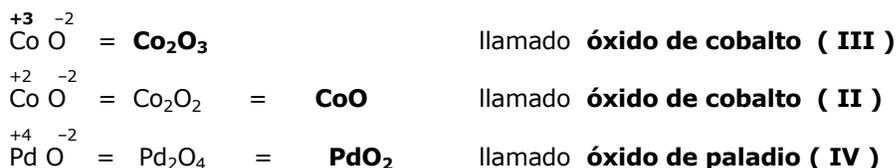
PdO_2 **dióxido de monopaladio**

Al omitir el prefijo mono, el nombre simplemente es: **dióxido de paladio**

ÓXIDOS EN EL SISTEMA STOCK

En este sistema el **nombre genérico** es **óxido**. El **nombre específico** se forma con el **nombre del metal precedido por la sílaba "de"**, seguido de números romanos colocados entre paréntesis que indican el **número de oxidación del metal**.

Como ejemplo se presentan los siguientes óxidos que puede formar el cobalto y el paladio:



Es importante observar que el número colocado entre paréntesis en cada nombre no es el número que tiene como subíndice en la fórmula el metal, sino que corresponde al número de oxidación del metal antes de cruzar los números de oxidación.

ANHÍDRIDOS

El término **anhídrido sólo es aplicable en el sistema clásico**. Estos compuestos se forman al combinar oxígeno con un elemento catalogado como NO metal y algunos metales de transición que poseen más de dos números de oxidación siempre que trabajen con sus números mayores que 4, si trabajan con sus números menores que 4, los compuestos oxigenados que forman son denominados óxidos. Para los metales de transición que poseen entre sus estados de oxidación el número 4, se ha presentado siempre un desacuerdo en cuanto a cómo nombrar el compuesto que forman con esta valencia, sin embargo es factible considerar que con este número de oxidación estos elementos sí pueden nombrarse con las reglas sugeridas para los anhídridos, situación que se considera en este documento.

En el sistema clásico, el **nombre genérico** de estas sustancias es: **ANHÍDRIDO**

Para el nombre específico se presentan dos situaciones, que el no metal forme un solo anhídrido o que pueda formar dos o más anhídridos.

- 1. Qué el elemento solo forme un anhídrido.** En este caso el **nombre específico** se forma con el **nombre del no metal** terminado en **ICO**.

Como ejemplo se puede mencionar el único anhídrido que forma el boro:



- 2. Cuando el elemento forma dos o más anhídridos.** En este caso el nombre específico se forma con el nombre del no metal combinado con prefijos y sufijos que indican el número de oxidación con que trabaja el elemento. Los prefijos y sufijos utilizados se presentan en la siguiente tabla:

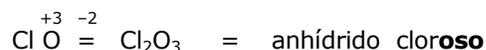
No. de oxidación	Prefijo	Sufijo
1 ó 2	hipo	oso
3 ó 4	- - -	oso
5 ó 6	- - -	ico
7	per	ico

A manera de ejemplos se puede mencionar los anhídridos que forma el cloro con sus números de oxidación +1, +3, +5, +7.

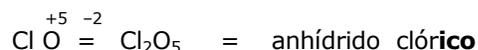
Con el número de oxidación +1, el cloro forma el anhídrido que lleva por nombre específico la raíz de su nombre combinada con los prefijos **hipo** y **oso** que corresponden a la valencia +1 de acuerdo a la tabla anterior, el compuesto que se forma queda así:



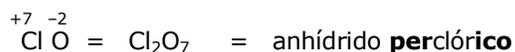
Con el número de oxidación +3, de acuerdo a la tabla el sufijo es **oso**:



Si el número de oxidación es +5, la tabla da como sufijo **ico**:

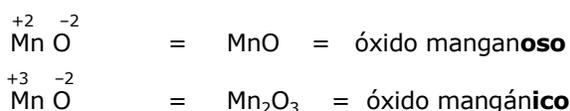


Finalmente cuando actúa el cloro con la valencia +7, la tabla da el prefijo **per** y el sufijo **ico**:

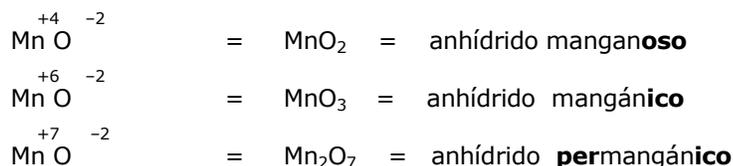


Para la situación planteada en el caso de algunos elementos de transición que poseen más de dos números de oxidación se puede dar a manera de ejemplo el nombre de los compuestos oxigenados que forma el manganeso con sus números de oxidación + 2, + 3, + 4, + 6, + 7 .

Con sus primeros dos números de oxidación +2 y +3 (valores menores que 4) los compuestos oxigenados que forma el manganeso son **nombrados como óxidos**, es decir que el elemento actúa como metal, con la valencia +2 (valencia menor) la terminación en el nombre específico será oso, mientras que con la valencia +3 (valencia mayor) la terminación será ico:



Cuando trabaja con sus números de oxidación +4, +6, +7, el elemento actúa como no metal, y por consiguiente los compuestos oxigenados que forma, se nombran bajo las reglas de los anhídridos:

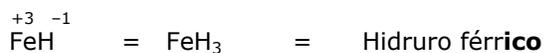


De igual forma se trabaja con otros elementos de transición que presentan más de dos números de oxidación.

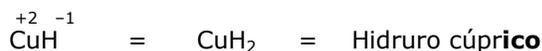
Los anhídridos se nombran con las reglas de óxidos en los sistemas estequiométrico y Stock, los nombres correspondientes a los ejemplos propuestos anteriormente son:

Fórmula	Sistema estequiométrico	Sistema stock
B ₂ O ₃	Trióxido de diboro	Óxido de boro (III)
Cl ₂ O	Óxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)
Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)
MnO	Óxido de manganeso	Óxido de manganeso (II)
Mn ₂ O ₃	Trióxido de dimanganeso	Óxido de manganeso (III)
MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)
MnO ₃	Trióxido de manganeso	Óxido de manganeso (VI)
Mn ₂ O ₇	Heptaóxido de dimanganeso	Óxido de manganeso (VII)

NOTA: El flúor por ser el elemento más electronegativo no forma anhídrido, sino sustancias llamadas FLUORUROS, con fórmula: OF₂, llamado fluoruro de oxígeno.



Ejemplo: El átomo de cobre también puede formar dos hidruros con sus números de oxidación +1 y +2, las fórmulas y nombres correspondientes son:



HIDRUROS EN LOS SISTEMAS ESTEQUIOMÉTRICO Y STOCK

En estos sistemas de nomenclatura este tipo de compuestos se nombran al igual que se nombran los óxidos, **únicamente cambiando la palabra óxido por hidruro**. Para los compuestos de los ejemplos anteriores en estos sistemas se tiene los siguientes nombres:

Fórmula	Sistema estequiométrico	Sistema stock
FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)
FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)
CuH	Hidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)
CuH ₂	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)

COMBINACIONES ESPECIALES PARA EL HIDRÓGENO

COMBINACIÓN DE HIDRÓGENO CON BORO

La combinación del hidrógeno con el BORO da compuestos llamados **BORANOS**. Estos compuestos se nombran utilizando prefijos que indican la cantidad de boro presente en la molécula. El más sencillo de estos compuestos es el DIBORANO (B₂H₆) y el más complejo que se conoce es el DECABORANO (B₁₀H₁₄). En la fórmula de estas sustancias siempre hay cuatro átomos más de hidrógeno que de boro.

HIDRÓGENO Y LOS ELEMENTOS DEL GRUPO IVA

Cuando se combinan los elementos no metálicos de la columna IVA con el hidrógeno, se obtiene compuestos que tienen la propiedad de formar cadenas por uniones entre átomos de la misma naturaleza. Esta propiedad es mayor en el carbono y disminuye a medida que aumenta el peso atómico del elemento.

Los compuestos formados por la combinación del carbono y el hidrógeno reciben el nombre de **HIDROCARBUROS**. Los más sencillos de estos compuestos son los **ALCANOS**.

Los alcanos son sustancias que tienen por fórmula general C_nH_{2n+2}, donde **n** representa el número de átomos de carbono que posee la molécula.

Los primeros cuatro alcanos no siguen las normas de nomenclatura para sus nombres, sino que reciben nombres triviales o comunes, y son los siguientes:

CH ₄	metano
C ₂ H ₆	etano
C ₃ H ₈	propano
C ₄ H ₁₀	butano

Para el resto de alcanos, la nomenclatura es muy sencilla, ya que el nombre se forma utilizando el **prefijo** adecuado que indica el número de átomos de carbono presentes en la molécula con la terminación **"ano"**.

Ejemplo: C_5H_{12} pentano
 C_8H_{18} octano
 $C_{10}H_{22}$ decano

Es importante observar que la cantidad de átomos de hidrógeno está dada por la fórmula general de estos compuestos C_nH_{2n+2} , así por ejemplo para el pentano, el valor de **n es 5**, y el número de átomos de hidrógeno se calcula por la relación $2n + 2 = 2(5) + 2 = 12$.

HIDRÓGENO COMBINADO CON SILICIO

El silicio forma con el hidrógeno compuestos denominados **SILANOS**, que forman cadenas que contienen entre 8 y 10 átomos. Se nombran utilizando un prefijo adecuado que indique el número de átomos de silicio presentes en la molécula seguido de la palabra **"silano"**.

Ejemplo: SiH_4 silano
 Si_2H_6 disilano

Note que la diferencia entre el número de átomos de hidrógeno y silicio es 4.

COMBINACIÓN DE HIDRÓGENO CON GERMANIO

Con el germanio el hidrógeno forma compuestos que reciben el nombre de **GERMANOS**.

Ejemplo: GeH_4 germano

HIDRÓGENO Y LOS ELEMENTOS DEL GRUPO VA

Los compuestos que resultan de combinar hidrógeno con los elementos de la **columna VA** reciben **nombres especiales** que son aceptados por la nomenclatura actual, la fórmula y nombre de estos compuestos son:

NH_3	Amoníaco
PH_3	Fosfina
AsH_3	Arsina
SbH_3	Estibina

HIDRÓGENO Y LOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS VIA Y VIIA

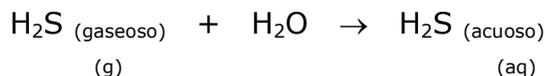
Los compuestos binarios hidrogenados que se forman con los no metales de estas familias se nombran de la siguiente manera.

El nombre genérico se forma con la raíz del nombre del no metal terminado en URO.

El nombre específico será: "de hidrógeno".

Ejemplo: HCl cloruro de hidrógeno
 H_2S sulfuro de hidrógeno

Cuando estos compuestos se disuelven en agua forman soluciones que tienen propiedades ácidas recibiendo el nombre de **HIDRÁCIDOS**, situación que se diferencia colocándole a la fórmula entre paréntesis la palabra **"acuoso"** o cualquiera de las abreviaturas **"aq"** o **"ac"**.



Los hidrácidos tienen por nombre genérico "**ácido**" y por nombre específico la **raíz del nombre del no metal terminado en "hídrico"**.

Ejemplo:

$H_2S_{(g)}$	sulfuro de hidrógeno
$H_2S_{(aq)}$	ácido sulfhídrico
$HCl_{(g)}$	cloruro de hidrógeno
$HCl_{(aq)}$	ácido clorhídrico

COMPUESTOS BINARIOS SIN OXÍGENO Y SIN HIDRÓGENO

Los compuestos binarios sin oxígeno y sin hidrógeno se clasifican en las siguientes categorías:

COMBINACIÓN DE UN METAL CON UN NO METAL

Estos compuestos también son llamados "sales haloideas" y resultan de la sustitución total de los hidrógenos en los hidrácidos por un elemento metálico.

Su nombre genérico es formado por el nombre del no metal terminado en URO y su nombre específico será el nombre del metal. En el sistema clásico el nombre específico sigue las mismas reglas planteadas para el nombre específico de los óxidos.

En el *sistema estequiométrico* el nombre genérico se forma utilizando el prefijo adecuado que indique el número de veces que está presente el no metal, seguido del nombre del no metal terminado en uro. El nombre específico se forma utilizando la sílaba "de" y a continuación el nombre del metal precedido por el prefijo adecuado que indique el número de veces que se encuentra presente en la molécula.

En el sistema Stock el nombre genérico está dado por el nombre del no metal terminado en uro, y el nombre específico por la sílaba "de" seguida del nombre del metal y este a la vez seguido por un paréntesis que contiene con números romanos el número de oxidación del metal.

Ejemplo:

Fórmula	S. clásico	S. Estequiométrico	S. stock
$CuCl_2$	Cloruro cúprico	Dicloruro de cobre	Cloruro de cobre (II)
$NaBr$	Bromuro sódico	Bromuro de sodio	Bromuro de sodio (I)
$FeCl_2$	Cloruro ferroso	Dicloruro de hierro	Cloruro de hierro (II)

COMBINACIÓN DE DOS NO METALES

Los compuestos binarios no metálicos tienen por **nombre genérico** el nombre del **elemento más negativo** terminado en **URO**, y por **nombre específico** el nombre del otro elemento.

Ejemplo:

BF_3	fluoruro de boro
ICl	cloruro de yodo

COMBINACIÓN DE DOS METALES

Este tipo de compuestos binarios se considera como soluciones de un metal en otro; por consiguiente, no se reportan datos estequiométricos, es decir no se toman en consideración números de oxidación, sino que simplemente se coloca en las fórmulas el símbolo de los elementos participantes. Estos símbolos deben escribirse en orden descendente del carácter positivo.

El **nombre genérico** para estos compuestos es "**aleación**" y el **nombre específico** el nombre de los **metales presentes**, mencionando primero el menos electronegativo.

Ejemplo:

$CrFe$	aleación de cromo y hierro
--------	----------------------------

NiCu aleación de níquel y cobre

Algunas aleaciones reciben nombres especiales, que han sido aceptados por la nomenclatura actual, siendo estas:

CuZn	latón
PbSn	peltre
CuSn	Bronce
CuSnSb	Babbitt

COMBINACIÓN DE UN METAL CON EL MERCURIO

Cuando uno de los metales es el mercurio, el compuesto tendrá **por nombre genérico "amalgama"** y **por nombre específico** el nombre del otro **metal**.

Ejemplo:	AgHg	amalgama de plata
	AuHg	amalgama de oro

COMPUESTOS TERNARIOS

Para su estudio los compuestos ternarios se clasifican de la manera siguiente:



HIDRÓXIDOS

Estos compuestos son el producto de la combinación de un óxido básico con el agua. En solución acuosa estas sustancias producen iones "**hidroxi**", **(OH)⁻¹** siendo el grupo que se combina con los metales. Normalmente se nombran en los sistemas clásico y stock.

En el sistema clásico tienen por **nombre genérico "hidróxido"**, y **por nombre específico** el nombre del metal adjetivado en **OSO** o **ICO** para indicar si está trabajando con su **MENOR** o **MAYOR** número de oxidación respectivamente.

Ejemplo:	NaOH	hidróxido sódico
	Fe(OH) ₂	hidróxido ferroso
	Fe(OH) ₃	hidróxido férrico

En el sistema stock los compuestos del ejemplo anterior se nombran así:

NaOH	hidróxido de sodio (I)
Fe(OH) ₂	hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)

Nótese que la fórmula para estos compuestos siempre llevan un metal seguido del grupo hidroxilo, o simplemente: metal - oxígeno - hidrógeno.

OXÁCIDOS

Son compuestos formados por hidrógeno, un elemento no metálico o uno de transición y oxígeno.

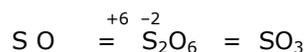
Estos compuestos tienen la fórmula genérica HXO, donde X es un no metal, o alguno de los metales de transición.

Estos compuestos se forman por la combinación de un anhídrido con el agua, y su nomenclatura es igual a la de los anhídridos, cambiando únicamente el nombre genérico "**anhídrido**" por el de "**ácido**".

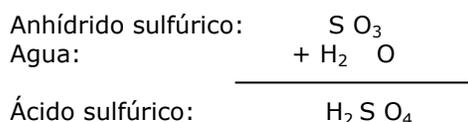
Sus fórmulas se originan al añadir agua a la fórmula del anhídrido correspondiente.

Ejemplo: Escribir la fórmula para el ácido sulfúrico.

Este ácido proviene de un anhídrido, siendo este el anhídrido sulfúrico, por consiguiente se debe formar en primer lugar la fórmula del anhídrido sulfúrico, el cual se forma al combinar azufre con número de oxidación **6** (esto por la terminación **ico** en el nombre del no metal) y oxígeno con valencia **-2** .

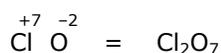


Una vez formado el anhídrido se le adiciona una molécula de agua para dar la fórmula del oxácido:

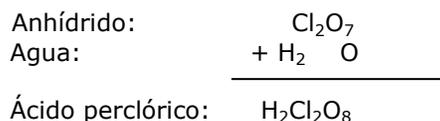


Ejemplo: Escribir la fórmula para el ácido perclórico:

En primer lugar se debe formar el anhídrido perclórico, por el prefijo y sufijo **per – ico** que lleva el cloro, su número de oxidación debe ser **7** de acuerdo a las reglas para nombrar anhídridos:



Ahora se adiciona una molécula de agua para formar el oxácido:

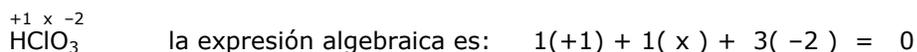


Como los subíndices de la fórmula pueden simplificarse, la fórmula para el ácido perclórico finalmente es: **HClO₄**.

Ejemplo: Dar el nombre para el siguiente compuesto: HClO₃

Como la sustancia posee tres átomos diferentes, se cataloga como compuesto ternario y entre estos compuestos los únicos que llevan hidrógeno al inicio son los oxácidos, por consiguiente la molécula representa un ácido, es decir que tendrá por nombre genérico: **ácido**

Para el nombre específico es necesario establecer cuál es el número de oxidación con que actúa el **no metal** (cloro en esta molécula), esto se puede encontrar al plantear una ecuación igual a cero (porque la molécula no posee carga alguna) para los números de oxidación; de las reglas para asignar números de oxidación se tiene que el hidrógeno trabaja con +1 y el oxígeno con -2 , para el cloro queda como incógnita:



Al resolver la ecuación se encuentra que $x = 5$. Como un oxácido se deriva de un anhídrido, se debe establecer el nombre del anhídrido que le dio origen, y en este caso será el anhídrido que forma el cloro cuando trabaja con número de oxidación igual a 5. El anhídrido correspondiente es el anhídrido clórico, por lo tanto el **nombre específico** para el ácido será **clórico**, de manera que el nombre de la sustancia será: **ácido clórico**.

Ejemplo: Dar el nombre para HIO₄

Como se trata de un compuesto ternario que contiene hidrógeno al inicio, el nombre genérico será **ácido**.

Para el nombre específico es necesario establecer con qué número de oxidación está trabajando el no metal (yodo en este ejemplo), este valor se puede encontrar al realizar la suma algebraica igual a cero para todos los números de oxidación:

$${}^{+1}x \quad {}^{-2} \text{H I O}_4 \quad \text{la expresión algebraica es: } 1(+1) + 1(x) + 4(-2) = 0$$

Resolviendo la ecuación se encuentra que $x = 7$. Con este número de oxidación el yodo forma el anhídrido **peryódico**, de tal manera que el nombre específico para el ácido será la palabra peryódico. El nombre de la sustancia es: **ácido peryódico**.

SITUACIONES ESPECIALES

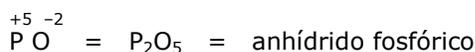
Algunos elementos catalogados como no metales pueden dar origen a más de un oxácido con un mismo número de oxidación. Los elementos más importantes que presentan esta propiedad son el fósforo, arsénico, boro y antimonio. Por lo general son tres los oxácidos que pueden formar y para nombrarlos se utilizan los prefijos **meta**, **piro** y **orto**. Estos prefijos se utilizan para indicar el grado de hidratación (número de moléculas de agua) que presenta el anhídrido que le dio origen al oxácido. El prefijo **meta** corresponde a una **molécula de agua**, **piro a dos** y **orto a tres** moléculas de agua, el prefijo orto por lo general se omite.

Ejemplo:

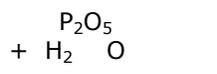
Dar el nombre y fórmula para los ácidos que puede formar el fósforo cuando trabaja con número de oxidación +5, si es monohidratado, bihidratado y trihidratado.

Solución:

En primer lugar, se debe escribir la fórmula del anhídrido que forma el fósforo cuando su número de oxidación es +5, la fórmula y nombre del compuesto es:

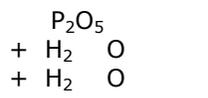


El ácido que se forma cuando se adiciona **una molécula de agua** es:



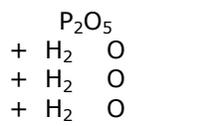
$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ al simplificar queda: $\text{HPO}_3 =$ ácido **meta fosfórico**

Cuando se adicionan dos moléculas de agua resulta:



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ **ácido pirofosfórico**

Finalmente, si se adicionan tres moléculas de agua el oxácido es:



$\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$

Al simplificar se obtiene: H_3PO_4 **ácido ortofosfórico**, sin embargo como el prefijo **orto** por lo general se omite, esta sustancia también puede llamarse **ácido fosfórico**.

RADICALES O IONES POLIATÓMICOS

Los ácidos ternarios (oxácidos) pueden perder parcial o totalmente sus hidrógenos, dando origen a radicales denominados **OXIANIONES**.

Estos radicales forman su nombre de la manera siguiente:

- a) Si el nombre específico del ácido que le dio origen terminaba en **OSO**, el nombre del radical se hace terminar en **ITO**.
- b) Si el nombre específico del ácido que le dio origen terminaba en **ICO**, el nombre del radical se hace terminar en **ATO**.

Ejemplo:

fórmula	nombre	radical	nombre del radical
HClO ₄	ácido perclórico	ClO ₄ ⁻¹	Perclorato
HBrO	ácido hipobromoso	BrO ⁻¹	hipobromito
HNO ₃	ácido nítrico	NO ₃ ⁻¹	Nitrato
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	SO ₄ ⁻²	sulfato
HClO ₂	ácido cloroso	ClO ₂ ⁻¹	clorito

OXISALES NEUTRAS

Estas sustancias son sales ternarias que resultan al sustituir completamente los hidrógenos de los oxácidos por un metal.

Tienen por **nombre genérico** el nombre del radical derivado del oxácido, y por **nombre específico** el nombre del metal precedido por la sílaba "de". Cuando el metal posee más de un número de oxidación se siguen las normas del sistema clásico o stock.

Ejemplo:

fórmula	Sistema clásico	Sistema stock
CaSO ₄	Sulfato de calcio	Sulfato de calcio (II)
AuNO ₃	Nitrato auroso	Nitrato de oro (I)
Au ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato áurico	Sulfato de oro (III)
NaClO ₄	Perclorato de sodio	Perclorato de sodio (I)
Mg(BrO) ₂	Hipobromito de magnesio	Hipobromito de magnesio (II)
Fe(ClO ₂) ₃	Clorito férrico	Clorito de hierro (III)