



Universidad Nacional
de **Entre Ríos**



2018

**CURSO DE AMBIENTACIÓN
A LA VIDA UNIVERSITARIA**

Módulo:
Introducción a la Química

PRESENTACIÓN¹

El presente módulo muestra en su primer parte los objetivos, modalidad de las clases y a continuación se desarrolla los contenidos del módulo, los cuales se estructuran de la siguiente manera:

- Parte teórica: desarrollo teórico de los conceptos.
- Guía de estudio: un conjunto de preguntas orientadas a reunir los conceptos necesarios para entender y poder aplicar los conocimientos desarrollados en el correspondiente bloque.
- Actividades prácticas: ejercicios a resolver en clase, aplicando los conceptos adquiridos. El poder resolverlos individualmente implica que han adquirido las habilidades que nos proponemos desarrollar y fortalecer.

OBJETIVO GENERAL

Que el alumno ingresante logre alcanzar las metas de aprendizaje en los niveles adecuados de conocimientos y aptitudes necesarias para facilitarle el estudio superior en la disciplina.

- **Objetivos conceptuales:** que los alumnos ingresantes logren interpretar y manejar conceptos elementales de Química y el lenguaje propio de la disciplina, imprescindibles para la continuidad de los aprendizajes de la misma y de otras asignaturas que se requiera.
- **Objetivos procedimentales:** proporcionar a los alumnos ingresantes herramientas para la construcción de conocimientos. Desarrollar la capacidad de observación y de abstracción (a partir de observaciones en el mundo macroscópico, entender los fenómenos a escala microscópica como el lenguaje simbólico).
- **Objetivos actitudinales:** lograr una buena predisposición hacia la incorporación de nuevos conocimientos, actitud crítica y compromiso como estudiante en su propia formación profesional.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Que logre una idea sobre los grados de división de la materia, a efectos de poder utilizar números atómicos, masas atómicas y moleculares, como así también el uso de la tabla periódica.
- Que lleguen a un aprendizaje elemental pero suficiente, para el inicio de sus actividades curriculares, en el lenguaje de la química inorgánica, tales como los conceptos de reacción química, ecuación química, unión química, formulación de compuestos y su respectiva nomenclatura.

Bibliografía Recomendada

- Chang, Raymond. (2010). "Química". Décima Edición, en adelante. Mc Graw-Hill. México
- Whitten, Kenneth W. y col. (2009). "Química General". Octava Edición, en adelante. McGraw-Hill. México.

¹ Módulo realizado bajo la coordinación del Bioq. Ricardo Azario en colaboración con la Prof. Vanesa Machín, que será utilizado por las facultades de Cs Agropecuarias, Cs de la Alimentación, Bromatología, Ingeniería y Cs de la Salud.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

La química puede describirse como el estudio de la composición de la materia y los cambios por los que atraviesa.

La química como ciencia comenzó a partir del siglo 17, los chinos, egipcios, griegos y alquimistas contribuyeron a su desarrollo. A partir de los trabajos experimentales de Lavoisier y hasta la actualidad se la considera una ciencia moderna. Erwin Schrödinger desarrolló una ecuación matemática para describir las relaciones de energía que existen para el comportamiento de los electrones; Niel Bohr describió un modelo atómico; Otto Hahn descubrió la fisión Nuclear, Sir Robert Robinson sintetizó numerosos compuestos útiles para la medicina en el tratamiento de varias enfermedades; Rosalind Elsie Franklin desempeñó un importante papel en la determinación de la estructura del ADN, entre otros.

En comparación con otros temas, es común creer que la química es más difícil, al menos en el nivel introductorio. Hay algo de justificación para esta creencia: por un lado, la química tiene un vocabulario muy especializado. Sin embargo, aunque para el lector este curso de química fuera el primero, en realidad está más familiarizado con el tema de lo que piensa. En todas las conversaciones se escuchan términos que tienen relación con la química, aunque no se utilicen en el sentido científico correcto. Algunos ejemplos son "electrónica", "salto cuántico", "equilibrio", "catalizador", "reacción en cadena" y "masa crítica". Además, cuando alguien cocina alimento ¡está haciendo química!, y por la experiencia adquirida en la cocina, se sabe que el aceite no se mezcla con el agua, que el agua se evapora cuando hierve, etc.

UNIDAD TEMÁTICA N°1

1. MATERIA
2. ESTRUCTURA ATÓMICA**Materia y Estructura atómica**

Definiciones básicas: Química. Materia. Ley de conservación de la materia. Propiedades físicas y químicas de la materia. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Densidad.

Átomo: partículas subatómicas. Ubicación en el átomo. Cargas. Masa relativa. Número atómico, número másico. Notación atómica. Distribución de electrones por nivel. Isótopos.

1. MATERIA

Todo lo que nos rodea, incluidos nosotros mismos, está formado por materia y energía. El aire, los alimentos, los minerales, el agua, los seres vivos son formas de materia y energía. Por ello, es necesario comenzar a desarrollar algunos conceptos fundamentales de la química relacionados con la materia.

La **materia** es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Algunos conceptos importantes que usamos cuando nos referimos a la materia son la masa, el peso y el volumen. La **masa** es una medida de la cantidad de materia que tiene un objeto. El **peso** está definido por la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto. El **volumen** es el espacio ocupado por la masa del objeto.

Estados físicos de la materia

La materia se presenta básicamente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Actualmente se considera un cuarto estado que es el "plasma". Estos estados obedecen fundamentalmente a la energía cinética o energía de movimiento de las moléculas que conforman dicha materia y a la forma de agregación de las mismas.

En la siguiente tabla se presentan las características físicas de dichos estados de agregación.

Tabla 1. Características físicas de los estados de la materia

Estados de Agregación	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Volumen	Definido	Definido	Indefinido
Forma	Definida	Indefinida	Indefinida
Compresibilidad	Despreciable	Muy poca	Alta
Atracción entre moléculas	Muy fuerte	Media	Casi nula

Plasma: es un estado de la materia en el que prácticamente todos los átomos están ionizados y con la presencia de una cierta cantidad de electrones libres. Puede presentarse de diferentes maneras: como nubes gaseosas neutras, como se observa en caso de las estrellas, en forma de gas. No tiene una forma o un volumen definidos. Bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como rayos de iones o suspensiones de partículas del orden del nanómetro o el micrómetro.



Figura 1: esquema de los diferentes estados de agregación de la materia.
Fuente: <https://www.saberespractico.com/estudios/diferencias-entre-gases-liquidos-y-solidos>

Transformaciones Físicas y Químicas

La materia es susceptible a transformaciones físicas y químicas. Por lo tanto, es importante diferenciar estos cambios.

Cambios físicos de la materia: Es cualquier variación que experimenta un cuerpo sin que cambien las partículas que lo forman, es decir la sustancia inicial es la misma que la final. Por ejemplo los cambios de estado de la materia son modificaciones que sufre por acción de ciertos factores del ambiente como por ejemplo la temperatura.



Figura 2: Cambios de estados de la materia.
Fuente: <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/56-cambios-de-estado-diagramas-de-calentamiento-diagramas-de-fase.html>

Cambios químicos de la materia:

Es una transformación de la composición interna de la materia, es decir, una o más sustancias entran en contacto y se combinan transformándose en otra u otras distintas y con diferentes propiedades. Este tipo de cambio se le llama reacción química.

Ejemplos de cambios químicos son las reacciones de neutralización, oxidación, fermentación, combustión, entre otras.

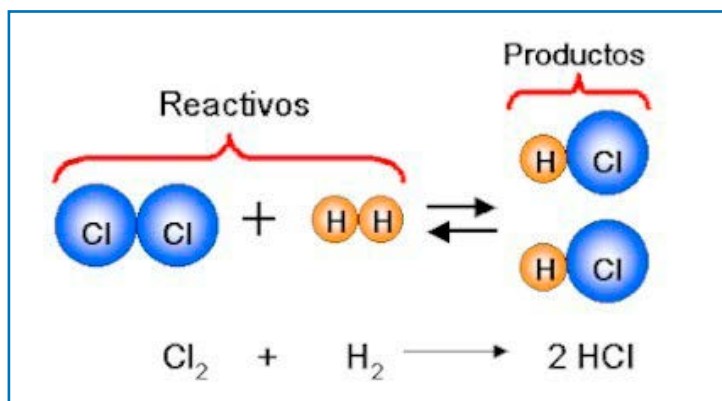


Figura 3: Formación de ácido clorhídrico a partir de cloro e hidrógeno.

Fuente: <http://www.profesorenlinea.cl/fisica/Materiayenergia.htm>

A las sustancias que reaccionan, se las llama **reactivos**. A las sustancias nuevas que se forman, las llaman

Propiedades de la materia

Las propiedades de la materia se pueden clasificar también en **propiedades extensivas** o **intensivas**. Las **propiedades extensivas** dependen de la cantidad de materia. El volumen y la masa de una muestra son propiedades extensivas porque dependen de la cantidad de materia contenida en una muestra estudiada. Las **propiedades intensivas** no dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo, el color y el punto de fusión son los mismos para una muestra pequeña que para una más grande.

- Ejemplo de propiedades extensivas: masa, volumen, longitud, energía potencial, calor, etc.
- Ejemplos de propiedades intensivas: temperatura, punto de fusión, punto de ebullición, calor específico, densidad, concentración, color, brillo, dureza, etc.

Ley de la conservación de Masa

Es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. Fue elaborada por Mijaíl Lomonósov en 1745 y por Antoine Lavoisier en 1785. Establece un punto muy importante: "En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos". La ley se enuncia de la siguiente manera: "La materia no crea ni se destruye, solo se transforma"

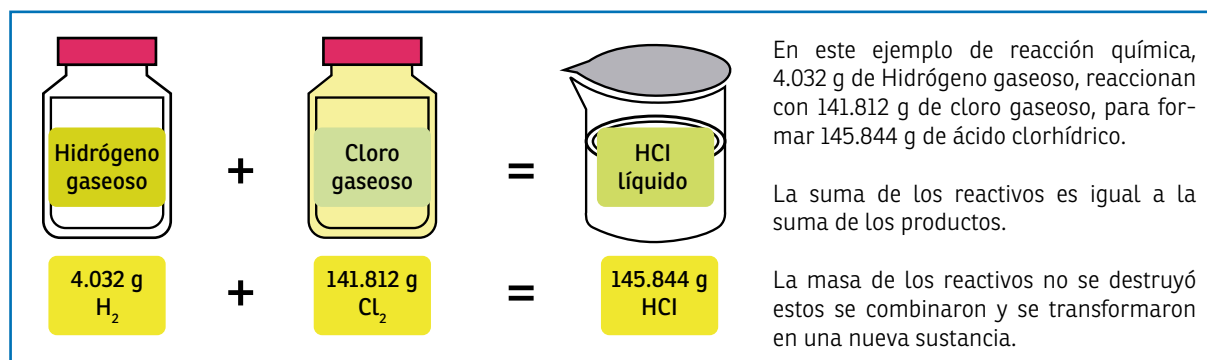


Figura 4: Ejemplo de la ley de conservación de masa.

Fuente: <http://gabrielacarbonellbernalcpm.blogspot.com.ar/2013/08/conservacion-de-la-masa-en-las.html>

Sustancias y Mezclas

Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades distintivas. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades.

Sustancia pura: es materia que posee una composición fija y propiedades definidas. Puede ser Simple o Compuesta.

- Sustancia pura simple: está formada por átomos del mismo elemento. Ejemplos: K, Ca, H₂, N₂, O₃, He, Cl₂, P₄, C.

- Sustancia pura compuesta: formadas por dos o más átomos de elementos diferentes, en proporciones definidas. Es posible de descomponer mediante métodos químicos ordinarios, en dos o más sustancias puras simples. No se pueden descomponer por métodos físicos. Ejemplos: El agua (H₂O), la sal de mesa (NaCl), dióxido de carbono (CO₂), el ácido acético (H₃C-COOH).

Mezclas: son combinaciones, físicas pero no químicas, de dos o más sustancias puras en las cuales estas mantienen sus propiedades características y se encuentran en diferentes proporciones. Se clasifican en homogénea: sus componentes no son diferenciables, (soluciones o disoluciones) y en heterogénea: los componentes son observables a simple vista o con algún instrumento (lupa, microscopio).

Guía de estudio

1. ¿Qué estudia la química dentro de las ciencias naturales?
2. ¿Qué es materia?
3. Nombrar los estados de agregación de la materia y mencionar tres propiedades generales para cada uno.
4. ¿Qué caracteriza a una transformación física y una transformación química?
5. ¿Cuándo una propiedad es extensiva y cuando es intensiva? Ejemplos
6. ¿Qué es una sustancia pura? ¿y una mezcla?
7. Definir el concepto de densidad.

Actividad práctica

1. Basándose en las modificaciones que sufren los siguientes sistemas, clasifique los cambios como físicos o químicos.
 - a) El nitrógeno se congela a -210 °C
 - b) Fermentación del jugo de uva para producir vino.
 - c) Soplado de una burbuja de jabón.
 - d) El hidrógeno reacciona con oxígeno para generar agua
2. ¿Qué propiedades del cloro son físicas o químicas?
 - a) Su densidad
 - b) Reacciona con el hidrógeno
 - c) Reacciona con el sodio
 - d) Su punto de ebullición
3. Una muestra de 44,65 g de cobre tiene un volumen de 5,00 cm³. ¿Cuál es la densidad del cobre?
4. Si la densidad de la leche es 1,04 g/mL. ¿Cuántos gramos de leche hay en una taza de leche (250 mL)?

2. ESTRUCTURA ATÓMICA

Desde hace mucho tiempo el hombre ha estudiado la naturaleza de la materia. Los primeros principios modernos acerca de la estructura de la materia empezaron a surgir a finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. Actualmente se conoce que la materia está formada por átomos, moléculas e iones.

¿Qué es un átomo?

Con base en la teoría de Dalton, un **átomo** puede definirse como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. El átomo es una partícula muy pequeña e indivisible. Sin embargo, a través de una serie de investigaciones se demostró que los átomos poseen una estructura interna, es decir que están formados por partículas más pequeñas llamadas partículas subatómicas: **electrones, protones y neutrones**.

En 1910 Rutherford propuso la estructura del átomo como un pequeño sistema solar con el núcleo cargado positivamente siempre en el centro y con los **electrones**, de carga negativa, girando alrededor del núcleo. Las partículas cargadas positivamente en el núcleo del átomo fueron denominadas **protones**. Los protones contienen un número igual de cargas, pero de signo opuesto a la de los electrones.

En 1932, James Chadwick descubrió un tercer tipo de partícula subatómica a la que llamó neutrón. Los neutrones ayudan a reducir la repulsión entre los protones y estabilizan el núcleo atómico. Los neutrones siempre residen en el núcleo de los átomos y son aproximadamente del mismo tamaño que los protones. Sin embargo, los neutrones no tienen una carga eléctrica, son eléctricamente neutros.

Tabla 2. Masas y cargas de las partículas subatómicas.

Partícula	Masa (g)	Carga		Ubicación en el átomo
		En Coulombs	Carga unitaria	
Electrón	$9,1095 \times 10^{-28}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	-1	Extranuclear
Protón	$1,67252 \times 10^{-24}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	+1	Núcleo
Neutrón	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0	Núcleo

Luego de las experiencias acumuladas a través de los siglos se ha llegado a la conclusión de que en el átomo se encuentran dos zonas bien definidas: una central llamada **núcleo atómico** compuesto por **protones** y **neutrones** y una externa llamada zona **extranuclear** donde se encuentran localizados los **electrones**.

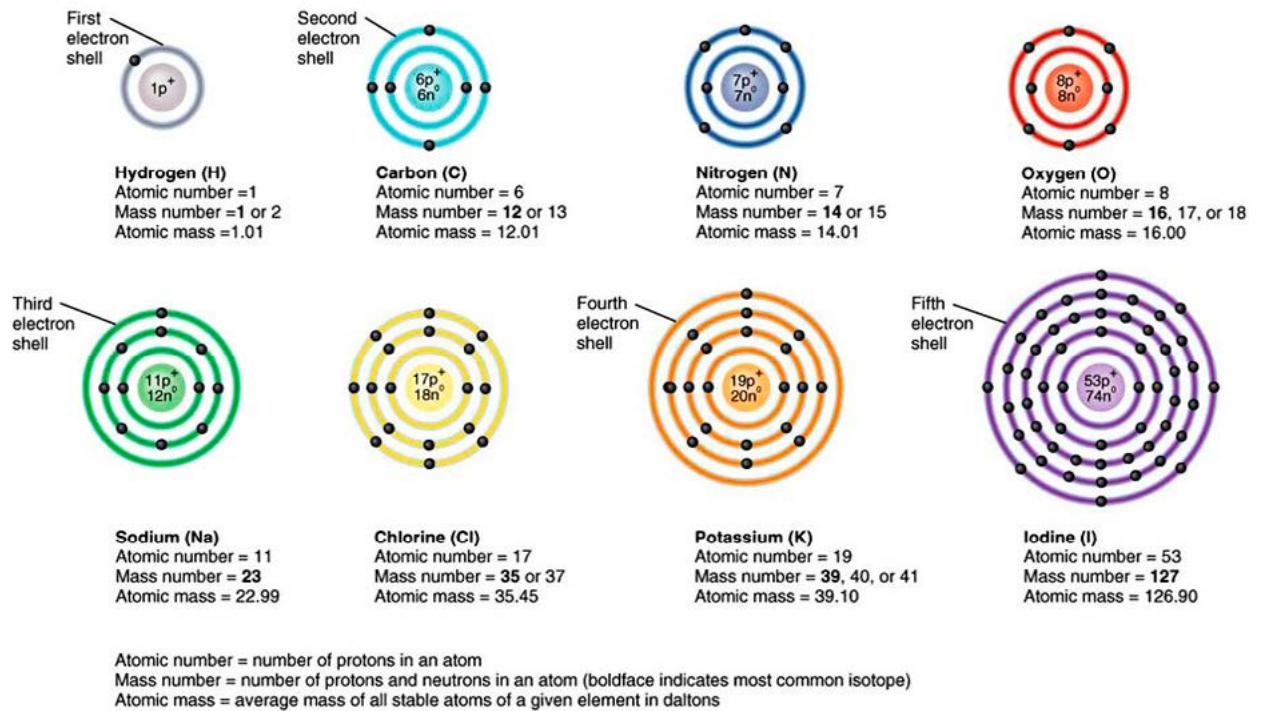


Figura 5: distribución de las partículas en el átomo.

Fuente: http://www.uaz.edu.mx/histo/TortorAna/ch02/02_02.jpg

Una característica importante del átomo es su masa atómica. La masa de un átomo está principalmente determinada por el número total de protones y de neutrones del átomo. Mientras que los protones y los neutrones son más o menos del mismo tamaño, el electrón es 1.840 veces más pequeño que estos dos (ver tabla). Es así que la masa del electrón es despreciable al determinar la masa del átomo. Los átomos en estado fundamental contienen igual número de protones y de electrones, las cargas negativas y positivas se neutralizan, son eléctricamente neutros.

En cuanto a los electrones podemos afirmar que se encuentran en la zona denominada extranuclear atraídos por el núcleo, ocupando determinados niveles de energía y no formando una nube electrónica alrededor de éste. Se puede imaginar a los niveles de energía de los electrones como círculos concéntricos alrededor del núcleo (ver figura). Los electrones ocupan los niveles de energía más bajo posibles, que se encuentran más cerca al núcleo. Estos niveles están limitados en cuanto al número de electrones que cada uno puede contener.

Por lo tanto, los electrones estarán ubicados alrededor del núcleo en determinados niveles o capas. Estos niveles se enumeran, a medida que nos alejamos del núcleo, dando al más cercano el valor 1, al inmediato superior el 2, al siguiente el 3, etc.

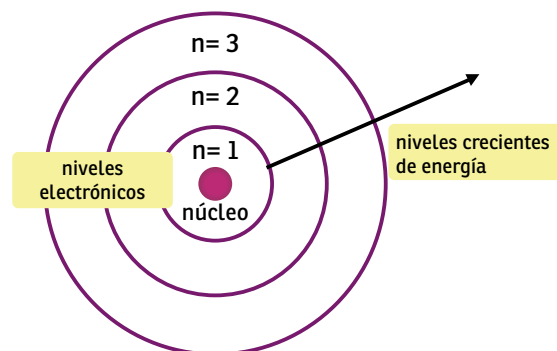


Figura 6: niveles de energía

Fuente: http://www.genomasur.com/BCH/BCH_Libro/capitulo_01.htm

La teoría del átomo de Bohr postula que los electrones no están localizados arbitrariamente alrededor del núcleo del átomo, sino que ellos se ubican en niveles de energía. A medida que los niveles más internos se llenan, electrones adicionales se ubican en niveles más distantes.

El nivel de energía se lo designa como número cuántico principal "n" y es el que nos indica en que nivel se encuentran los electrones respecto del núcleo, o sea que a números cuánticos n cada vez mayores estaremos cada vez más alejados del núcleo. El número máximo de electrones que puede contener cada nivel de energía es $2.n^2$.

La distribución de electrones por nivel de energía es la siguiente:

Tabla 3. Cantidad de electrones máximas por nivel.

Nivel (n)	N° máximo de e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32

Si tenemos en cuenta que los electrones son atraídos por el núcleo, debido a que las cargas son de diferente signo, a medida que nos alejamos la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones va decreciendo.

A su vez, cada nivel energético posee sus electrones distribuidos en orbitales. Un **orbital** es la región del espacio alrededor del núcleo donde es más probable encontrar los electrones, o sea el sistema será más estable cuando los electrones se encuentren en esas regiones.

Número atómico: Z

En química, el número atómico es el número entero positivo que es igual al número total de protones en un núcleo del átomo. Se suele representar con la letra **Z**.

Es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear. Si dos átomos poseen distinto Z, son átomos de diferentes elementos.

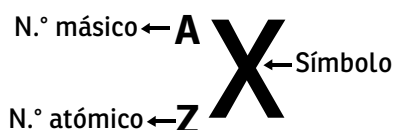
En un átomo eléctricamente neutro (sin carga eléctrica neta) el número de protones ha de ser igual al de electrones.

Número másico: A

Es un número entero igual a la suma del número de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo. Su valor es aproximadamente igual a la masa atómica y se lo representa con la letra **A**. Entonces tenemos:

$$A = p^+ + n^{\circ}$$

La forma de representar estos números es mediante el símbolo nuclear. El número másico (**A**) se ubica a la izquierda arriba mientras que el número atómico (**Z**) a la izquierda abajo. Para un elemento **X** es, como se muestra en el siguiente esquema.



$$\begin{array}{l} A = Z + \text{N.}^{\circ} \text{ de neutrones} \\ Z = \text{N.}^{\circ} \text{ de protones} \end{array}$$

Figura 7: Símbolo nuclear de un elemento X

Fuente: <http://fisicayquimicasegundocicloeso.blogspot.com.ar/2013/04/>

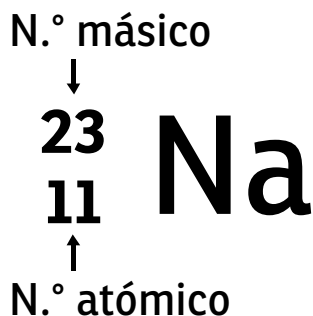


Figura 8: Símbolo nuclear del sodio

Fuente: <http://blogdequimica4.blogspot.com.ar/2011/08/numero-atómico-y-numero-másico.html>

¿Qué es un isótopo?

Son los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A), es decir, que poseen distinto número de neutrones. Sus propiedades físicas y químicas son similares. El porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento se lo utiliza para calcular la masa atómica relativa.

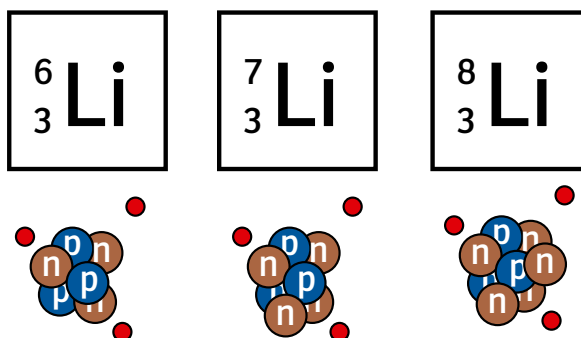


Figura 9: Isótopos del Litio

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2013/10/ejemplos-de-isotopos.html>

Vemos el ejemplo del litio donde se presentan isótopos con $Z = 3$ y diferente $A = 6, 7$ y 8 . La diferencia está en el número de neutrones presente en el núcleo. En el caso del cloro presenta isótopos de número másico 35 y 37.

• Cloro-37

- Número atómico: 17
- Número Másico: 37
- # de Protones: 17
- # de Electrones: 17
- # de Neutrones: 20



Figura 10: Isótopo 37 del Cloro

Fuente: <https://es.slideshare.net/gustavotoledo/istoposok>

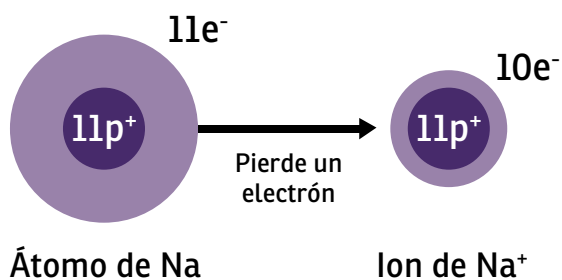
¿Qué se entiende por molécula?

Una molécula es la partícula más pequeña que presenta todas las propiedades físicas y químicas de una sustancia, y se encuentra formada por dos o más átomos. Los átomos que forman las moléculas pueden ser iguales como ocurre con la molécula de oxígeno (O_2), que cuenta con dos átomos de oxígeno, o distintos como ocurre con la molécula de agua (H_2O) formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

¿Qué se entiende por ion?

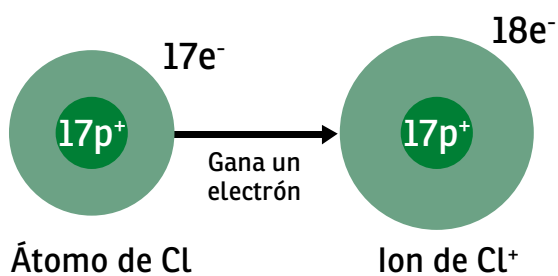
Si a un átomo neutro le quitamos o le agregamos electrones, se forma una partícula cargada llamada ion. Un ion con carga positiva se denomina catión; uno con carga negativa es un anión. Por ejemplo:

El átomo de sodio que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por tanto tiene una carga neta de +1



El átomo de sodio que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por tanto tiene una carga neta de +1

Figura 11: Catión Sodio
Fuente: "Química. La Ciencia Central"



El cloro, con 17 protones y 17 electrones, a menudo gana un electrón para producir el ion Cl⁻, que contiene 17 protones y 18 electrones

Figura 12: Anión Cloruro
Fuente: "Química. La Ciencia Central"

En el siguiente cuadro se muestra como se representa las cargas en los iones, arriba a la derecha, y el cálculo del número de partículas atómicas.

${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$	Protones	Neutrones	Electrones
	12	12	10
${}_{35}^{79}\text{Br}^{-}$	Protones	Neutrones	Electrones
	35	44	36
${}_{8}^{16}\text{O}^{-2}$	Protones	Neutrones	Electrones
	8	8	10

Guía de estudio

1. Definir átomo.
2. ¿Cómo está constituido el átomo (partículas subatómicas y su distribución)?
3. Que significa estado fundamental de un átomo
4. ¿La masa del protón y neutrón es similar a la del electrón?
5. ¿Qué es un orbital atómico?
6. ¿Qué es el número másico? ¿y el número atómico? ¿Cómo se simbolizan?
7. ¿Cómo se representan estos números para un elemento X?
8. ¿Qué son los isótopos?

Actividad práctica

1. En cada ítem, identificar la partícula subatómica que tenga la característica mencionada:
 - a) No tiene carga:
 - b) Se ubica fuera del núcleo:
 - c) Tiene una masa aproximadamente igual a la de un neutrón:
 - d) Tiene la masa más pequeña
2. El número de electrones que contiene un átomo en estado fundamental es:
 - a) Mayor que el número de protones.
 - b) No hay una regla de aplicación general.
 - c) Menor que el número de protones.
 - d) Igual al número de protones.
3. Para los siguientes elementos escriba el número de protones, electrones y neutrones e indicar los isótopos.



4. Completar el siguiente cuadro:

Elemento	Z	p ⁺	e ⁻	n ^o	A
Aluminio	13				27
Carbono		6		6	
Flúor				10	19
Fósforo	15			16	
Iodo			53		127

UNIDAD TEMÁTICA N°2

1. TABLA PERIÓDICA 2. ENLACE QUÍMICO 3. NÚMERO DE OXIDACIÓN

Tabla periódica y Enlaces Químicos

Tabla periódica: Elementos representativos, de transición y transición interna. Grupo y Período. Manejo de la tabla periódica.

Enlaces químicos: Enlace iónico. Estructura de Lewis. Formación iones (catión y anión). Enlace covalente normal, múltiple y dativo. Propiedades de los compuestos iónicos y covalente.

Números de oxidación: Concepto. Premisas para su cálculo.

1. TABLA PERIÓDICA

La Tabla Periódica de elementos

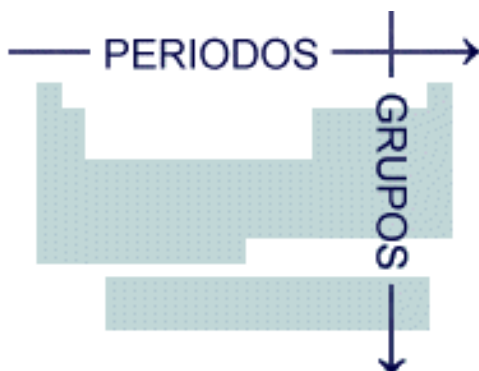
La tabla moderna de los elementos se basa en las observaciones de Mendeleev, está organizada por el número atómico (**Z**). A medida que se va de izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica, las propiedades de los elementos cambian gradualmente. Al final de cada hilera, ocurre un cambio drástico en las propiedades químicas y el próximo elemento de acuerdo al número atómico es similar (químicamente hablando) al primer elemento en hilera que le precede. De esta manera empieza una nueva hilera en la tabla.

Número atómico	1	1.00797	Peso atómico
Punto de ebullición °C	-252.7	1	Valencia
Punto de fusión °C	-259.7	H	Símbolo
Densidad	0.017	1s ¹	Estructura atómica
		Hidrógeno	Nombre

Figura 13: Datos tabla periódica del elemento hidrógeno

Fuente: <http://titotriana.blogspot.com.ar/2015/04/>

Por ejemplo, el oxígeno (O), el flúor (F) y el neón (Ne) ($Z = 8, 9$ y 10 , respectivamente) son todos gases estables, no-metales a temperatura ambiente. Sin embargo el sodio (${}_{11}\text{Na}$), es un metal plateado sólido a temperatura ambiente, tal como el litio (${}_{3}\text{Li}$). Por consiguiente, el sodio empieza una nueva hilera en la tabla periódica y se ubica justo debajo del litio, resaltando de esta manera sus similitudes químicas.



Las filas en la tabla periódica se denominan **períodos**. A medida que se va de izquierda a derecha en cierto período, las propiedades químicas de los elementos cambian paulatinamente. Las columnas en la tabla periódica se denominan **grupos**. Los elementos en cierto grupo de la tabla periódica comparten muchas propiedades químicas y físicas similares.

Figura 14: Grupos y períodos

Fuente: http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/4esofisicaquimica/4quincena8/4q8_contenidos_3c_ampliacion.htm

Todos los átomos de un determinado **elemento químico** tienen el mismo número atómico, **Z**, es decir, átomos con el mismo número de protones. Cada elemento tiene un nombre y un símbolo característico. Los símbolos químicos son abreviaturas de una o dos letras de su nombre, normalmente en inglés. La primera letra del símbolo (pero nunca la segunda) es mayúscula, por ejemplo: oxígeno (O), azufre (S), cloro (Cl), neón (Ne), bario (Ba), etc. Algunos elementos conocidos desde la antigüedad tienen símbolos basados en sus nombres en latín, tales como Fe para el hierro (ferrum) y Pb para el plomo (plumbum). El elemento sodio tiene el símbolo Na, basado en el nombre en latín natrium, entre otros.

Los elementos se dividen en tres categorías: **metales, no metales y metaloides**. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad; mientras que un **no metal** generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. Un **metaloides** presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la Tabla periódica se aprecia que la mayoría de los elementos que se conocen son metales; solo 17 elementos son no metales y 8 son metaloides. A lo largo de cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas, de izquierda a derecha.

Los no metales se localizan en la parte derecha de la tabla. Las dos filas de metales de transición interna se localizan abajo del cuerpo principal de la tabla periódica.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo I_A, grupo II_A, y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales, los elementos del grupo I_A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman metales alcalinos, y los elementos del grupo II_A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de metales alcalinotérreos. Los elementos del grupo VII_A (F, Cl, Br, I y At) se conocen como halógenos (formadores de sales).

Los elementos del grupo 1^o al 7^o se denominan **Representativos**. Los elementos del grupo IB al VIII B se denominan **Metales de Transición**. Los elementos He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn es el grupo de los gases nobles o gases raros.

Representativos (grupo principal)		Código de colores de los elementos a temperatura y presión normales										Representativos (grupo principal)							
1 IA		<ul style="list-style-type: none"> ● Gas ● Líquido ● Sólido ● No aparecen en la naturaleza 										18 VIIIA							
1	1 H 1.0079	2											13 B 10.811	14 C 12.011	15 N 14.007	16 O 15.999	17 F 18.998	18 He 4.003	
2	3 Li 6.941	4											5 Be 9.012	6 B 10.811	7 C 12.011	8 N 14.007	9 O 15.999	10 F 18.998	Ne 20.180
		Metales de transición																	
3	11 Na 22.990	12	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII B	10	11 IB	12 IIB	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.066	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	
4	19 K 39.098	20	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.8	
5	37 Rb 85.468	38	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.905	54 Xe 131.29	
6	55 Cs 132.905	56	57 La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	
7	87 Fr 223	88	89 Ac 227.028	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 262	108 Hs 265	109 Mt 266	110 Uun 269	111 Uuu 272	112 Uub 277							
		Lantánidos (tierras raras)		58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.5	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967		
		Actínidos		90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 262		

Figura 15: Tabla periódica moderna
Fuente: <http://www.sabelotodo.org/quimica/tablaperiodica.html>

La imagen muestra una tabla periódica de los elementos. Los elementos más recientes descubiertos, Uut (113), Fl (114), Uup (115) y Uuo (116), están destacados en color amarillo. El resto de la tabla está coloreada por grupos: metales alcalinos (naranja), metales alcalinotérreos (rojo), metales de transición (púrpura), metales (verde), metaloides (verde claro), no metales (azul) y gases nobles (azul claro).

Figura 16: Tabla periódica con los últimos cuatro elementos descubiertos (color amarillo)

Fuente: <http://www.iflscience.com/chemistry/periodic-tables-7th-row-completed-discovery-four-new-elements>

Guía de estudio

1. Dar el concepto de elemento químico.
2. ¿Cómo se representan los elementos químicos?
3. ¿En qué está basado el orden que tienen los elementos en la tabla periódica?
4. Indicar qué es un período y que es un grupo.
5. Indicar como varía a través de un período el carácter metálico de los elementos.
6. Indicar cuales son los elementos representativos según el grupo.
7. ¿Qué nombre reciben los grupos I, II y VII A?

Actividad práctica

1. Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición:
 - a) Iodo
 - b) Manganeso
 - c) Bario
 - d) Plata
2. El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
 - a) ¿En qué grupo se encuentra y que nombre tiene?
 - b) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
 - c) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el Sr?
3. Indica si cada uno de los siguientes elementos es un metal, no metal o metaloide.
 - a) Carbono
 - b) Arsénico
 - c) Aluminio
 - d) Oxígeno
4. Dado los elementos Mg, Ca, Br, Kr, cuál:
 - a) es un gas noble
 - b) es un no metal.
 - c) se encuentra en el grupo 2, período 4.
 - d) alcalino terreo

2. ENLACE QUÍMICO

Analicemos el siguiente ejemplo: cuando nos sentamos a comer, podemos ver sobre la mesa dos sustancias cristalinas blancas: sal de mesa y azúcar granulada. A pesar de su aspecto tan similar, la sal y el azúcar son muy diferentes en su composición química. La sal de mesa es cloruro de sodio, NaCl, que se compone de iones sodio, Na^+ , y de iones cloruro, Cl^- .

El azúcar granulada no contiene iones sino moléculas de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en las que los átomos están enlazados por fuertes enlaces covalentes entre los átomos de cada molécula. El NaCl se disuelve en agua separándose en iones en la solución, mientras que una solución acuosa de sacarosa contiene moléculas de sacarosa.

¿Qué es un enlace químico?

El desarrollo de la Tabla Periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La formación de un enlace químico implica un reordenamiento de los electrones de valencia (ubicados en el último nivel de energía ocupado) de los átomos que se unen, para dar lugar a una estructura de menor energía y por lo tanto más estable. Cuando se forman las uniones químicas entre átomos, cada uno de ellos adquiere la estructura electrónica del gas inerte más cercano, quedando el último nivel de energía de cada uno de éstos átomos con ocho electrones, excepto los átomos que se encuentran cerca del Helio, que completan su último nivel con sólo dos electrones

Enlace electrovalente o iónico: Metal – No Metal

En este enlace hay una **transferencia** de electrones desde el metal al no metal, quedando el primero con carga positiva por perder el electrón y el segundo por ganar el electrón queda con carga negativa.

Por ejemplo un átomo de cloro al aceptar $1e^-$ del sodio queda con carga negativa, forma el anión cloruro Cl^- , mientras que el sodio queda con un electrón menos y forma el catión Na^+ (carga positiva). Los iones cargados de manera opuesta se atraen entre ellos a través de fuerzas electroestáticas que son la base del enlace iónico, en el ejemplo anterior la sustancia resultante es el cloruro de sodio **NaCl** (sal común). Miremos la reacción del sodio con el cloro. En su estado atómico, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete.

El cloro, con siete electrones de valencia, necesita un electrón adicional para completar su último nivel con ocho electrones. El átomo de sodio al perder un electrón queda con 8 electrones.

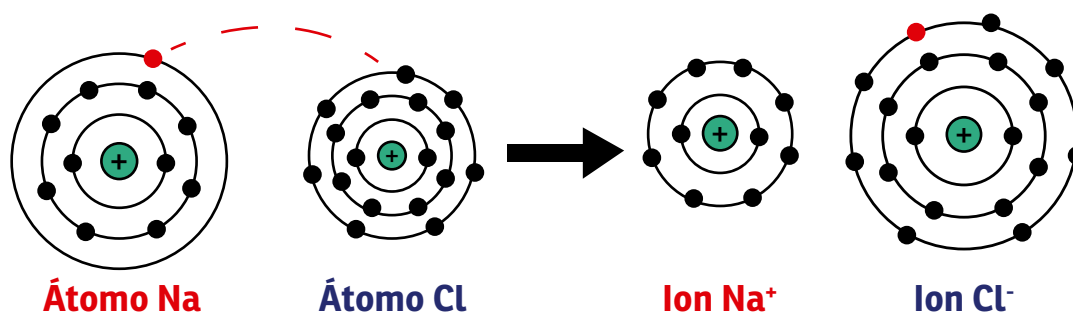


Figura 17: Unión iónica del Cloruro de Sodio

Fuente: <http://apuntesdeunjuvenewton.blogspot.com.ar/2015/04/sustancias-moleculares-e-ionicas.html>

Esta característica, es decir la tendencia de perder electrones cuando entran en reacción química es común a todos los metales. El número de electrones que los átomos de metal perderán (y la carga que ellos adquirirán) es igual al número de electrones de valencia.

Los no metales tienden a ganar electrones (o compartirlos) para completar el octeto. Para todos los no metales, excepto el hidrógeno y el helio, el último nivel de energía se completa con ocho electrones. El hidrógeno y el helio sólo tienen electrones en su primer nivel. El hidrógeno, con un electrón de valencia, ganará un

electrón cuando forma un ión negativo. Sin embargo, el hidrógeno y otros elementos de la tabla periódica denominados metaloides, pueden efectivamente formar ya sea iones positivos o negativos correspondientes al número de electrones de valencia que tengan. Por consiguiente, el hidrógeno formará un +1 ión cuando pierde su electrón y un -1 cuando gana un electrón.

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La explicación propuesta por Lewis es que los átomos se combinan para completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de **8 electrones** (regla del octeto) de tal forma que adquiere una configuración muy estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico (igual número de electrones) con un gas noble. Cuando se estudian los enlaces químicos se consideran los electrones de valencia, que están ubicados en el último nivel de energía ocupado.

Un **símbolo de puntos de Lewis**: consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia.

En los elementos representativos (grupo A) el número de grupo coincide con el número de electrones de valencia, con excepción del helio. En el caso de los elementos de transición al tener niveles incompletos es difícil representar sus electrones de valencia por puntos de Lewis.

GRUPO # Electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
ELEMENTOS	H [•]	Be ^{••}	B ^{••}	C ^{••••}	N ^{•••••}	O ^{••••••}	F ^{•••••••}	Ne ^{••••••••}
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{•••}	Si ^{••••}	P ^{•••••}	S ^{••••••}	Cl ^{•••••••}	Ar ^{••••••••}
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{•••}	Ge ^{••••}	As ^{•••••}	Se ^{••••••}	Br ^{•••••••}	Kr ^{••••••••}
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{•••}	Sn ^{••••}	Sb ^{•••••}	Te ^{••••••}	I ^{•••••••}	Xe ^{••••~•••••}
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{•••}	Pb ^{••••}	Bi ^{•••••}	Po ^{••~•••••}	At ^{•••••••}	Rn ^{••••~•••••}

Figura 18: Puntos de Lewis de los elementos representativos (Grupo A)
Fuente: <http://elfisicoloco.blogspot.com.ar/2012/11/estructuras-de-lewis.html>

Enlace covalente. No Metal – No Metal

Al contrario de los enlaces iónicos en los cuales ocurre una transferencia completa de electrones, el **enlace covalente** ocurre cuando dos (o más) elementos comparten electrones. Los electrones compartidos establecen los enlaces manteniendo unidos a los átomos entre los que se encuentran ubicados, y cada par de electrones constituye un enlace. Esto ocurre comúnmente cuando dos no metales se enlazan ya que ambos requieren electrones para satisfacer la regla del octeto.

Un buen ejemplo de un enlace covalente es el que ocurre entre dos átomos de hidrógeno. Los átomos de hidrógeno (H) tienen un electrón de valencia en su primera capa. Puesto que la capacidad máxima de esta capa es de dos electrones, cada átomo de hidrógeno "querrá" tomar un segundo electrón. En un esfuerzo por conseguir un segundo electrón, el átomo de hidrógeno reaccionará con átomos H vecinos para formar el compuesto H₂. Otro ejemplo es la molécula de Cloro, que en estado natural se presenta como una molécula formada por 2 átomos de cloro, dichos átomos se encuentran unidos mediante un enlace covalente producido por el compartimiento de 2 electrones.

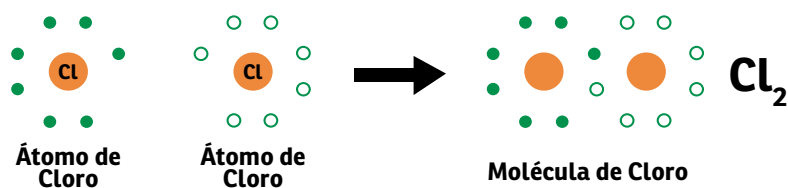


Figura 19: Unión covalente de la molécula de Cloro

Fuente: <http://www.losadhesivos.com/enlace-quimico-covalente.html>

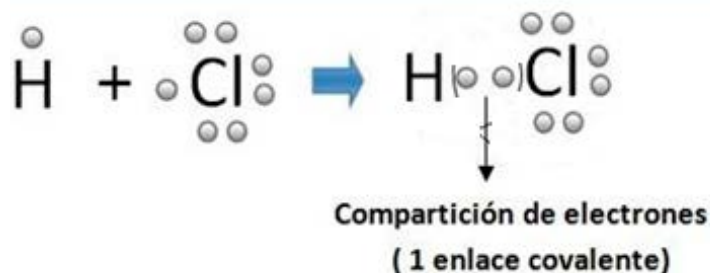


Figura 20: Unión covalente de la molécula de Cloruro de hidrógeno

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2011/04/enlace-covalente.html>

Guía de estudio

1. ¿Cuándo se establece una unión iónica entre dos elementos? ¿en qué consiste?
2. ¿Qué utilidad tiene la representación de puntos de Lewis?
3. ¿Qué son los electrones de valencia en los elementos del grupo A?
4. Definir un catión y un anión
5. ¿Cómo se representa la carga de un ión de un elemento?
6. ¿Qué significa isoelectrónicos?
7. Describir el enlace covalente.
8. ¿Qué son los compuestos iónicos?

Actividad práctica

1. Indicar el carácter predominante de los enlaces en los siguientes compuestos y clasificarlos en moleculares o iónicos según corresponda:
 - a) NH_3 (amoníaco)
 - b) CO_2 (dióxido de carbono)
 - c) KCl (cloruro de sodio)
 - d) I_2 (yodo)
 - e) CaO (óxido de calcio)
 - f) CH_4 (metano)
2. Representar, utilizando símbolos de Lewis, los electrones de valencia para los elementos K, Ca, Cl, O, N, H. ¿Cuáles se encuentran como moléculas diatómicas?
3. Representar los puntos de Lewis de los siguientes compuestos: Na_2O , CO_2 , H_2S , BaO , Al_2O_3 y NH_3 . ¿Qué tipo de enlace se establece en cada caso?
4. Para los siguientes iones indicar si es catión o anión y cuantos electrones contienen en cada caso.
 - a) O^{2-}
 - b) K^+
 - c) Br^-
 - d) Ca^{2+}
 - e) N^{3-}
 - f) Al^{3+}

3. NÚMERO DE OXIDACIÓN

La pregunta que nos hacemos es: ¿Por qué algunas sustancias se componen de iones y otras de moléculas? Las claves para contestar esta pregunta se encuentran en las estructuras electrónicas de los átomos en cuestión, y en la naturaleza de las fuerzas de uniones químicas entre los átomos de los compuestos.

Para dar la importancia del carácter electrónico del enlace entre átomos, así como la naturaleza eléctrica del mismo, es decir la participación de electrones, se utiliza la expresión "**Estado de Oxidación**" o "**Número de Oxidación**" de los átomos.

El número de oxidación de un elemento es un número, positivo o negativo, que se asigna a cada uno de los átomos de los elementos que forman un compuesto. Este número representa la carga que adquiriría un átomo si en cada una de las uniones, se le asignaran los electrones de la unión del átomo más electronegativo. En la sustancia elemental hidrógeno (H_2), el par de electrones de la unión está igualmente atraído por ambos átomos, poseen la misma electronegatividad al ser el mismo átomo. En este caso el número de oxidación de cada átomo de H es cero.



Figura 21: Lewis para la molécula de H_2

Fuente: <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/34-enlace-covalente.html>

En la sustancia amoníaco (NH_3), el N se une covalentemente a tres átomos de H. El nitrógeno completa su octeto compartiendo tres electrones, uno con cada átomo de H. Si asignamos los electrones de cada unión al átomo más electronegativo de los dos (el N), éste último quedaría con una carga de -3. Cada átomo de H, por otra parte, quedaría con una unión, lo cuales no influyen en la asignación del número de oxidación. Por lo tanto, el carga +1 (ya que los electrones de la unión se asignarían al N). Es importante señalar que el átomo de N posee otro par de e^- que no participa en la número de oxidación del nitrógeno es -3 y el del hidrógeno +1.

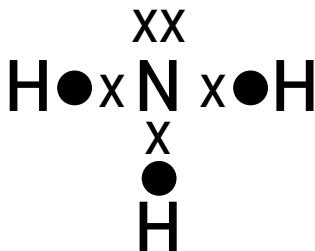


Figura 22: Lewis para la molécula de Amoníaco

Fuente: <http://es-puraquimica.weebly.com/anexo-1-estructuras-de-lewis.html>

En la práctica, los números de oxidación se obtienen aplicando ciertas reglas arbitrarias:

PREMISAS PARA ASIGNAR NÚMEROS DE OXIDACIÓN

- 1) **En los compuestos hidrogenados el estado de oxidación del H es +1**; con excepción de los hidruros alcalinos y alcalinos-térreos (p.ej. NaH, LiH, CaH_2) con estado de oxidación del H -1.
- 2) **En los compuestos oxigenados el estado de oxidación del O es -2**. La excepción se da en los peróxidos (p.ej. H_2O_2 , Na_2O_2) en los que es -1. En el caso de los superóxidos presenta número de oxidación con -1/2 (ej. KO_2).
- 3) **El estado de oxidación de los elementos al estado fundamental es cero**. Ej.: Al, Fe, etc. Igualmente si se trata de moléculas formadas por átomos iguales (Cl_2 , S_8 , P_4 , O_2) por cuanto no hay diferencia de tendencia a obtener electrones, es decir los átomos tienen igual electronegatividad y su estado de oxidación es igual a cero.

5) **En todos los haluros (grupo VIIA), ionizables o no, el estado de oxidación del halógeno es -1.** Ej: Cl⁻; F⁻; Br⁻; I⁻. Asimismo, en los sulfuros el estado de oxidación del azufre es -2. Ejemplo: CaS; FeS.

6) **El estado de oxidación de los metales alcalinos es +1 y el de los alcalino-térreos es +2.** Ejemplo: Na, Li, K con +1; y Ca, Ba, Sr y Mg con +2.

7) **En un compuesto neutro, es decir sin cargas eléctricas, la suma de los estados de oxidación es cero.** Por ejemplo el número de oxidación del azufre en el compuesto H₂SO₄ será:
 $2x (+1) + N^{\circ} \text{ ox (S)} + 4 \times (-2) = 0$ y por lo tanto el número de oxidación del S será +6.

8) **En un ión, la suma de los estados de oxidación es igual a la carga de dicho ión.** Para la especie iónica NO₃⁻, la suma en cuestión debe ser igual a -1 (que es la carga del ión): $N^{\circ} \text{ ox (N)} + 3 \times (-2) = -1$, y por lo tanto el número de oxidación del N es +5.

Si tenemos una fórmula y conocemos las reglas para asignar número de oxidación podremos averiguar los números de oxidación de cada elemento que interviene.

Guía de estudio

1. ¿Qué son los números o estados de oxidación de un elemento?
2. Indicar las pautas para calcular el número de oxidación

Actividad práctica

1. Indicar el/los estados de oxidación más usados de los siguientes elementos y nombrarlos

Fe	Ba	Zn	Cu	Ni
Na	Cl	H	K	Al
Ca	P	O	Au	Ag

2. ¿Cuáles serán los números de oxidación de los átomos en cada uno de los siguientes compuestos?

	Cl₂	SO₃	HLi	Cu(OH)₂	N₂O₅
N° oxidación					

3. Elegir la opción correcta. El número de oxidación del Na es:
 - a) +1
 - b) +2
 - c) +1 y +2
 - d) +2 y +3
4. Elegir la opción correcta. Los números de oxidación del Pb son:
 - a) +1 y +2
 - b) +2 y +3
 - c) +2 y +4
 - d) +1 y +3
5. Elegir la opción correcta. Los números de oxidación del Cu son:
 - a) +1 y +2
 - b) +1 y +3
 - c) +2 y +3
 - d) +1, +2 y +3

6. El número de oxidación del azufre en el ion sulfato SO_4^{-2} es -6
- a) Verdadero
b) Falso
7. Los números de oxidación del cloro son:
- a) +1, +3, +5, +7 y -1
b) +2, +4, +6 y -2
c) +3, +5 y -3
8. El número de oxidación del ion cloruro es -1
- a) Verdadero
b) Falso
9. El número de oxidación del nitrógeno en el NH_3 es +3
- a) Verdadero
b) Falso
10. Determinar los estados de oxidación de cada uno de los elementos en los siguientes compuestos:
- a) CaCO_3
b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
c) PO_4^{3-}
d) HClO_4
e) CaF_2
f) KMnO_4
g) NaNO_2
h) H_2S
i) NaClO_2
j) ClO_3^{-1}
k) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
l) CuO
m) Cl_2O
n) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
o) K_3AsO_4
p) NaClO
q) SO_3^{2-}
r) H_2CrO_4
s) FeH_3
t) PbS
u) ClO_2^{-}
v) NH_4^{+}

UNIDAD TEMÁTICA N°3

1. REACCIÓN QUÍMICA 2. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Formulación y Nomenclatura de compuestos inorgánicos.

Ecuaciones químicas: Concepto de reactivos y productos, su escritura y balanceo.

Funciones compuestos inorgánicos: Función óxidos: básicos, ácidos, anfóteros, peróxidos. Función hidróxidos. Función hidruros: metálicos, no metálicos e hidrácidos. Función oxoácidos. Función sales binarias (neutras y ácidas). Función oxosales (neutras y ácidas). Formulación y Nomenclatura clásica y IUPAC.

1. REACCIONES QUÍMICAS.

Una **reacción química** (o cambio químico), es un proceso en el que, a partir de una o más sustancias se originan otra u otras diferentes de las iniciales.

Las **ecuaciones químicas** se emplean para describir las reacciones químicas e indican:

1. Las sustancias que reaccionan o reactivos, se denominan Reactivos.
2. Las sustancias que se forman se denominan Productos.
3. Cantidades relativas de las sustancias que participan en la reacción

Identifiquemos en una ecuación química general, donde se especifica las condiciones en la que se transcurre la reacción;

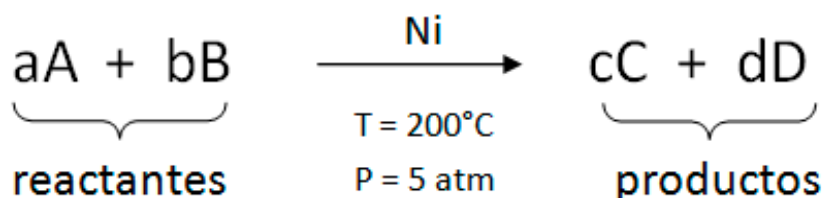


Figura 24 : Ecuación química

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2011/11/ecuacion-quimica.html>

Donde:

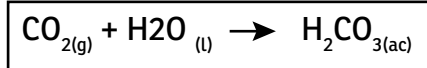
\longrightarrow : simboliza el sentido de la reacción. Indica que **A** y **B** se transforman en **C** y **D**. El símbolo significa o interpreta como "**igual a**", y es lo que le da a la expresión la categoría de **ecuación**.

a, b, c, d : Son coeficientes, generalmente son números enteros, nos indica el número de unidades fórmula de las sustancias.

200°C y 5 atm: Indica las condiciones de presión y temperatura en las que los reactivos A y B se transforman en los productos C y D.

Ni \longrightarrow : Esta notación se emplea para indicar que la reacción química ocurre en presencia de un catalizador (agentes físicos o químicos que modifican la velocidad de una reacción). En la ilustración el Ni es un catalizador.

Otros símbolos importantes que suelen utilizarse en una reacción química son:



(s): La sustancia está en fase sólida

(l): La sustancia está en fase líquida

(g): La sustancia está en fase gaseosa

(ac): La sustancia está disuelta en agua (solución acuosa)

(sol): La sustancia está formando una solución o disolución

↑ : Significa que es una sustancia gaseosa y se desprende del reactor químico

↓ : Significa que es una sustancia sólida insoluble en el disolvente donde ocurre la reacción y por lo tanto se precipita en forma de sedimento, por su mayor densidad.

Por ejemplo, cuando reacciona Fe con el oxígeno formando Fe_2O_3 . Escribimos la ecuación química para esta reacción:

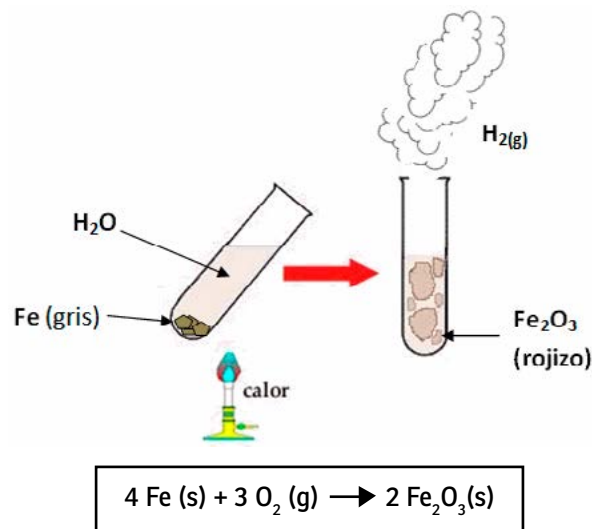
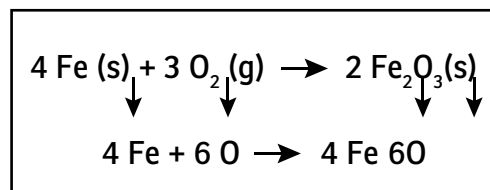


Figura 25: Ecuación química entre Fe y Oxígeno

Fuente: <http://www.fullquimica.com/2011/11/ecuacion-quimica.html>

Debido a que los átomos no se crean ni se destruyen en ninguna reacción, una ecuación debe tener un número igual de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. Cuando esto sucede se dice que la ecuación está balanceada. Esto lo podemos observar a continuación:

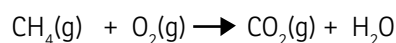


¿Cómo escribir y ajustar una ecuación química?

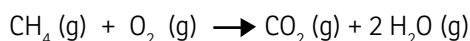
En este punto vamos a desarrollar una metodología de balanceo de ecuaciones químicas, para ilustrar esto utilizaremos la reacción que ocurre en la **combustión del metano**. Los reactivos son metano y oxígeno y

los productos generados son dióxido de carbono y agua. Para escribir esta ecuación seguiremos el siguiente procedimiento:

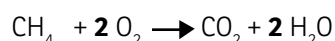
Escribir la ecuación sin ajustar: las fórmulas de los reactivos se colocan a la izquierda, y las de los productos a la derecha. Ambos separados por una flecha.



Para empezar le ponemos un coeficiente 2 al agua, con lo que tenemos 4 átomos de hidrógeno en cada lado:



Veamos ahora los átomos de oxígeno. Hay $2 + 2 = 4$ átomos de O a la derecha. Para obtener 4 átomos a la izquierda le ponemos un coeficiente de 2 al O_2 .



Por último vemos el carbono, en total hay 1 átomo en ambos lados.

IMPORTANTE: recordar para el balanceo de las ecuaciones lo siguiente:

1. Se identifican todos los reactivos y productos, se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.
2. Las ecuaciones se ajustan a partir de los coeficientes de las fórmulas, nunca cambiando los subíndices de las mismas, se cambia la identidad de la sustancia.
3. Para balancear una ecuación, es mejor empezar por aquel elemento que aparezca sólo en una especie a cada lado de la ecuación, deben tener el mismo coeficiente (no se balancea), a continuación se buscan los elementos que aparecen sólo una vez de cada lado de la ecuación pero con diferente número de átomos, se hace el balance. Luego elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación

Guía de estudio

1. Describir los componentes de una ecuación química, y significados de los símbolos usados.
2. ¿Qué entiende por ajuste o balanceo de una ecuación química? Utilice un ejemplo.

2. FORMULACIÓN y NOMENCLATURA QUÍMICA

Este material pretende ser un aporte para el alumno ingresante con el fin de que pueda entender y aprender el lenguaje de la química, cuya expresión son las fórmulas químicas. En lo referido a las prácticas se orientará esencialmente a la formulación y nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos.

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

Para iniciar el estudio de la formulación de compuestos y nombrar compuestos químicos, es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos.

Los compuestos orgánicos contienen **carbono**, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre. El resto de los compuestos se clasifica como compuestos inorgánicos. Sin embargo, algunos compuestos que poseen carbono en su estructura como el monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), los que contienen el grupo cianuro (CN⁻) y los grupos carbonatos (CO₃²⁻) se consideran por conveniencia compuestos inorgánicos.

Un compuesto, como ya sabemos, es una sustancia pura constituida por dos o más elementos combinados en proporciones definidas. De acuerdo a la teoría atómica de Dalton, significa que los elementos están unidos en relación de números enteros, nunca en fracciones. A dicha unión de átomos se denomina **molécula** y se representa por medio de una fórmula química.

En una fórmula química por lo tanto solo presentará los símbolos de los elementos y la cantidad de átomos que la componen, escribiendo la cantidad de dicho elemento mediante un subíndice a su lado derecho. Por ejemplo el amoníaco, su fórmula química es NH₃, indica que contiene 1 átomo de Nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno, otro ejemplo común es la azúcar (sacarosa) cuya fórmula es C₁₂H₂₂O₁₁, nos indica que está formada por 12 carbonos, 22 hidrógenos y 11 oxígenos. Para algunos casos se emplean paréntesis, por ejemplo Al₂(SO₄)₃.

Introducción a la nomenclatura Química.

El nombre que se le da a una sustancia química debe permitir identificarla sin ambigüedades. Cuando se designan los elementos que aparecen en la Tabla Periódica (algo más de 100) no hay problemas, pero sus combinaciones originan varios millones de compuestos diferentes (entre orgánicos e inorgánicos).

Desde su constitución como ciencia (siglo XVII), la química ha tratado de desarrollar una forma racional de denominar los compuestos químicos, lo que se llama **nomenclatura**.

Los compuestos químicos se clasifican y ordenan de acuerdo a la función química que tengan, o sea las características de su estructura que denotan comportamientos químicos.

Aún hoy no se ha hallado un sistema de nomenclatura que haya logrado total consenso, por eso se verá que para un mismo compuesto pueden existir varias formas de designarlo. Existe una entidad, la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) que recomienda normas para modernizar y uniformar nomenclatura.

De las varias formas de nomenclatura coexistentes, utilizaremos:

- a) Nomenclatura tradicional
- b) Nomenclatura moderna:
 - Atomicidad o estequiométrica
 - Numeral de Stock o IUPAC.

Las funciones químicas inorgánicas.

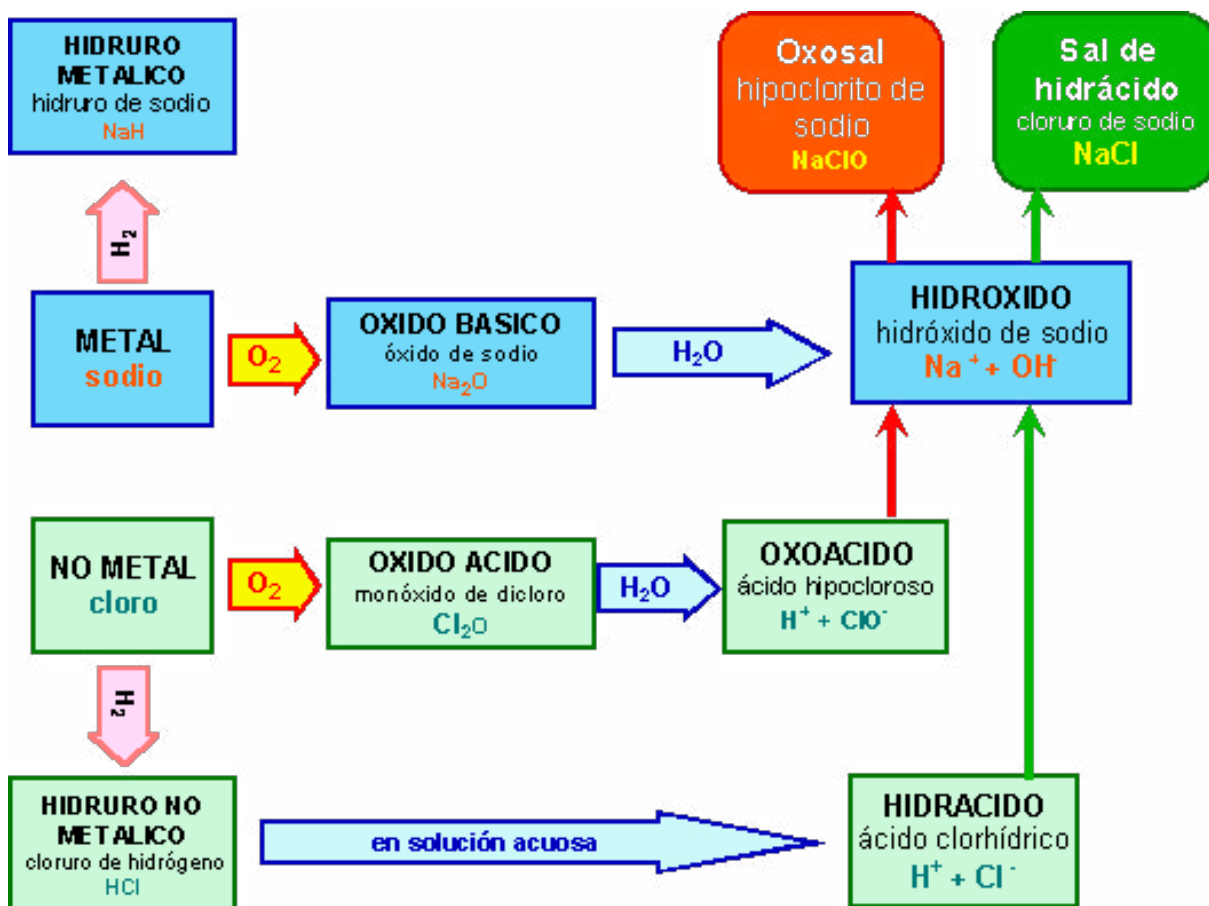


Figura 25 : Formación de los distintos compuestos inorgánicos

Fuente: <http://adrianagp12.blogspot.com.ar/2012/01/formacion-de-oxidos-metalicos-los.html>

Función ÓXIDO

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento químico. Si este elemento es un no metal, el óxido formado es un **óxido ácido**, por el contrario, si es un metal constituye un **óxido básico**.

Al ser el oxígeno un elemento muy abundante y reactivo, en la naturaleza existen un elevado número de óxidos.

El número de oxidación que se asigna al oxígeno en los óxidos es **-2**, con excepción del compuesto que forma con el flúor donde es +2, porque este es el más electronegativo. En condiciones especiales se forman los peróxidos, como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), conocido como agua oxigenada, en los cuales el oxígeno presenta el número de oxidación **-1**.

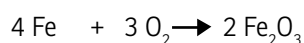
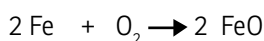
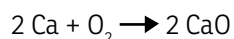
Entre estos compuestos se encuentran el dióxido de carbono gas muy conocido por liberarse durante la respiración de los seres vivos y por ser uno de los productos que se desprende de las combustiones. Otros óxidos conocidos son el dióxido de azufre y el dióxido de silicio (principal componente de la arena), los óxidos de nitrógeno que se eliminan durante la marcha de los automotores provocan "smog" y causan afecciones respiratorias.

Los óxidos básicos son muy abundantes en la naturaleza, ejemplos de ellos son: la cal viva utilizada en construcción es el óxido de calcio, el herrumbre que se forma con el hierro y causa perjuicios económicos constituye el óxido férrico, también tenemos el óxido de cinc, pigmento blanco utilizado para fabricar pinturas y gomas, el óxido de aluminio, con impurezas que le dan colores característicos, constituye las piedras preciosas llamadas rubí, zafiro, esmeralda cristal y turquesas.

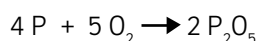
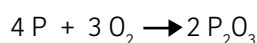
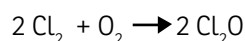
Ahora comencemos a comprender cómo están constituidos los óxidos:

Óxidos Básicos

La ecuación de formación será:



La ecuación de formación será:



Formulación:

- Se escribe el símbolo del elemento (**E**), metal o no metal, y seguidamente el del oxígeno.
- Se intercambian sus estados de oxidación (el oxígeno que posee estado de oxidación -2 pasa a ser éste el subíndice del elemento (E), en tanto que el estado de oxidación de éste último aparecerá como subíndice del oxígeno). No se escribe el número 1 como subíndice.
- Siempre que se pueda, los subíndices se simplifican, para obtener subíndices de menor número entero, de tal manera que la suma algebraica de los números de oxidación resulte igual a cero.

Ejemplo 1: E = Ca²⁺, Ca₂O₂: CaO óxido básico

Ejemplo 2: E=Fe³⁺, Fe₂O₃ óxido básico

Ejemplo 3: E = N³⁺, N₂O₃ óxido ácido

Nomenclatura de Óxidos Básicos: para una mejor comprensión se detallara la forma de nombrarlos, de acuerdo a la cantidad de números de oxidación que posee el metal.

Metal con un solo número de oxidación: se escribe "óxido de" (nombre del metal).

Ejemplos:

E= Ca²⁺: CaO → Óxido de calcio

E= Ag¹⁺: Ag₂O → Óxido de plata

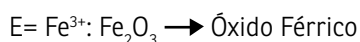
E= Mg²⁺: MgO → Óxido de magnesio

Cuando el metal es representativo, presenta un único número de oxidación, las nomenclaturas tradicional y numeral de stock coinciden.

Metal con más de un estado de un estado de oxidación:

N. Tradicional: los metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido" seguida por la raíz (primer parte) del nombre del elemento y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "oso" para el menor número de oxidación e "ico" para el mayor número de oxidación.

Ejemplos:



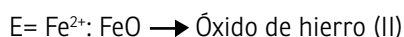
Algunos elementos para este tipo de nomenclatura usan su nombre derivado del latín

Tabla 4. Nombres derivados del latín de algunos elementos.

Elemento	Símbolo	Estado de oxidación	Nombre+terminación	Latín
Hierro	Fe	+2 +3	Ferroso Férrico	Ferrum
Azufre	S	+4 +6	Sulfuroso Sulfúrico	Sulphurium
Cobre	Cu	+1 +2	Cuproso Cúprico	Cuprum
Oro	Au	+1 +3	Auroso Aúrico	Aurum
Plomo	Pb	+2 +4	Plumboso Plúmbico	Plumbum

N. Stock: los metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido", seguida del nombre del metal y en número romanos el número de oxidación, entre paréntesis y números romanos.

Ejemplos:



Atomicidad: Se utilizan los prefijos mencionados en la tabla de prefijos.

Tabla 5: Prefijos para nomenclatura por atomicidad

Prefijo	Mono	Di	Tri	Tetra	Penta	Hexa	Hepta	Octa	Nona	Deca
Números de Átomos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

Se escribe:

Prefijo para átomos de oxígeno + "óxido de" + prefijo para átomos de metal

Ejemplos:



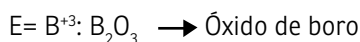
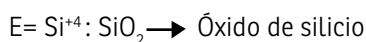
En caso de que el prefijo sea mono para el metal, no es necesario colocarlo:



Nomenclatura de Óxidos Ácidos: para una mejor comprensión se detallara la forma de nombrarlos, de acuerdo a la cantidad de números de oxidación que posee el no metal.

No metal con un solo estado de oxidación: se escribe "óxido de" (nombre del no metal).

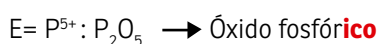
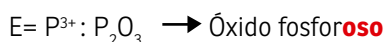
Ejemplos:



No metal con más de un estado de oxidación:

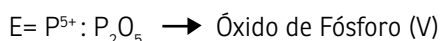
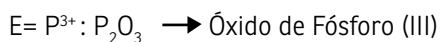
N. Tradicional: los no metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido".... seguida por la raíz (primer parte) del nombre del elemento y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "**oso**" para el menor número de oxidación e "**ico**" para el mayor número de oxidación.

Ejemplos:



N. Stock: los no metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido"...., seguida del nombre del no metal y el número de oxidación entre paréntesis y en número romanos.

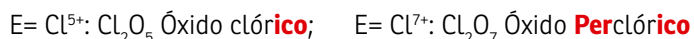
Ejemplos:



Los Óxidos de los Halógenos (Grupo VIIA) a excepción del Flúor, presentan cuatro números de oxidación positivos para formar óxidos (+1, +3, +5, +7), para diferenciar los números de oxidación del no-metal además de los sufijos "**oso**" e "**ico**" se usan los prefijos "**hipo**" y "**per**" de la siguiente manera:

Tabla 6: Estados de Oxidación, prefijos y sufijos

Nº oxidación	Prefijo	Sufijo
+1	Hipo	Oso
+3	----	Oso
+5	----	Ico
+7	Per	Ico



Atomicidad: Se utilizan los prefijos mencionados en la tabla de prefijos. Se escribe: **Prefijo para átomos de oxígeno + "óxido de" + Prefijo para átomos de no metal**
Ejemplos:



En caso de que el prefijo sea mono para el caso del no metal no es necesario colocarlo:



Ejemplo General:

Tabla 7: Ejemplo general

N° oxidación	Fórmula	Nomenclatura		
		Tradicional	Stock	Atomicidad
+1	I ₂ O	Óxido hipoiódico	Óxido de iodo (I)	Monóxido de diodo
+3	I ₂ O ₃	Óxido iódico	Óxido de iodo (III)	Trióxido de diodo
+5	I ₂ O ₅	Óxido iódico	Óxido de iodo (V)	Pentóxido de diodo
+7	I ₂ O ₇	Óxido periódico	Óxido de iodo (VII)	Heptóxido de diodo

CASOS ESPECIALES

Caso del carbono: Además de su estado de oxidación +4, el carbono tiene estado de oxidación +2. Puede formar los óxidos siguientes:

Tabla 8: Óxidos del carbono

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre de Stock	Atomicidad
CO	Óxido carbonoso	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
CO ₂	Óxido carbónico (anhídrido carbónico)	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono

Caso del nitrógeno: Además de su estado de oxidación +3 y +5, el nitrógeno se combina con el oxígeno dando lugar a compuestos en los que puede tener estados de oxidación +1,+2 y +4.

Caso del azufre: Además de su estado de oxidación +4 y +6, el azufre se combina con el oxígeno dando lugar a compuestos en los que puede tener estados de oxidación +2.

Óxidos del cromo y manganeso

Cromo: El Cromo tiene estados de oxidación +2, +3 y +6. Forma óxido básico con el +2 y +3 y óxido ácido con el +6

Manganeso: El manganeso presenta estados de oxidación +2, +3, +4, +6 y +7 formando óxidos básicos con +2, +3; óxidos ácidos con +4, +6, +7

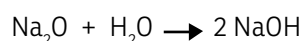
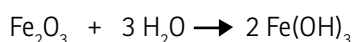
NOTA: Para evitar confusiones para dichos elementos solo usaremos la nomenclatura Stock y por atomicidad

- MnO_2 Óxido de manganeso (IV), Dióxido de Manganeso
- CrO_3 Óxido de Cromo (VI), Trióxido de Cromo

Función HIDRÓXIDO

Los hidróxidos resultan de la combinación de un óxido básico con agua, y se caracterizan por la presencia de un radical hidroxilo: OH^- (también llamado oxhidrilo).

La ecuación de formación será



Formulación:

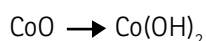
- Se escribe el símbolo del Metal y seguidamente el grupo oxhidrilo.
- Se intercambian sus estados de oxidación: el oxhidrilo posee estado de oxidación -1 y pasa a ser éste el subíndice del metal pero como el 1 no se escribe siempre el metal va a quedar sin subíndice, en tanto que el estado de oxidación del metal aparecerá como subíndice del grupo oxhidrilo siempre que sea distinto de 1.

Nomenclatura:

Para nombrarlos se utiliza la misma que lleva el óxido básico correspondiente, cambiando la función "óxido" por "hidróxido".

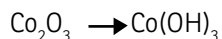
Ejemplo: Na_2O Óxido de Sodio \rightarrow NaOH Hidróxido de Sodio

En caso de presentar más de un estado de oxidación se escriben:



N. Tradicional: Óxido cobaltoso \rightarrow Hidróxido cobaltoso

N. Stock: Óxido de Cobalto (II) \rightarrow Hidróxido de Cobalto (II)



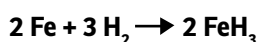
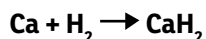
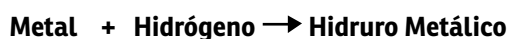
N. Tradicional: Óxido cobáltico \rightarrow Hidróxido cobáltico

N. Stock: Óxido de Cobalto (III) \rightarrow Hidróxido de Cobalto (III)

Función HIDRUROS METÁLICOS

Son compuestos binarios formados por hidrógeno en combinación con un metal. En los hidruros metálicos el hidrógeno actúa con número de oxidación -1.

La ecuación de formación será:



Formulación:

- Se escribe el símbolo del metal y seguidamente el del hidrógeno.
- Se intercambian sus estados de oxidación: el hidrógeno posee estado de oxidación -1 y pasa a ser éste el subíndice del metal pero como el 1 no se escribe siempre el metal va a quedar sin subíndice, en tanto que el estado de oxidación del metal aparecerá como subíndice del hidrógeno

Nomenclatura:

Metal con un solo estado de oxidación: se escribe "hidruro de" (nombre del metal).

Ejemplos:

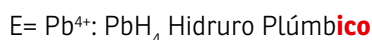
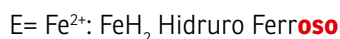


Metal con más de un estado de oxidación

N. Tradicional: Para los metales que tienen más de un estado de oxidación se escribe:

"hidruro"... seguida por la raíz (primer parte) del nombre del metal y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "**oso**" para el menor número de oxidación e "**ico**" para el mayor número de oxidación.

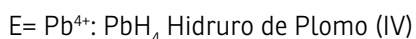
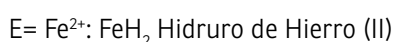
Ejemplos:



N. Stock: para los metales que tienen más de un estado de oxidación se escribe:

"hidruro"...., seguida del nombre del metal y el estado de oxidación entre paréntesis y en número romanos.

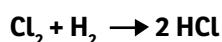
Ejemplos:



Función HIDRURO NO METÁLICO O HIDRÁCIDOS

En los hidruros no metálicos la combinación es con los no metales que actúan solo con su menor número de oxidación y el hidrógeno que actúa con número de oxidación **+1**. La ecuación de formación será:

No Metal + Hidrógeno → Hidruro No Metálico o Hidrácido



Formulación:

- Se escribe el símbolo del hidrógeno y seguidamente el del no metal.
- Se intercambian sus estados de oxidación: el hidrógeno posee estado de oxidación +1 y pasa a ser éste el subíndice del no metal pero como el 1 no se escribe siempre el no metal va a quedar sin subíndice, en tanto que el estado de oxidación del no metal aparecerá como subíndice del hidrógeno siempre que sea distinto de 1.

Nomenclatura**Raíz nombre no metal "uro" + "de hidrógeno"**

Ejemplos:

HCl cloruro de hidrógenoH₂S sulfuro de hidrógeno

Los hidruros no metálicos correspondientes a elementos del grupo 6A y 7A, de la tabla periódica, al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas y se los conoce como hidrácidos.

Se los nombra:

Ácido....raíz del nombre del no metal... terminación hídrico.

Ejemplos:

HCl: Ácido ClorhídricoH₂S: Ácido Sulfhídrico**Aniones de hidrácidos**

Se produce cuando un hidrácido pierde los átomos del hidrógeno que lo conforma (ionización), produciéndose un ion monoatómico donde el valor de la carga será el número de H desprendidos.

En la nomenclatura se omite la palabra ácido y se cambia la terminación "**hídrico**" por la terminación "**uro**".

Tabla 9: Nombre de algunos ácidos y sus aniones correspondiente

Ácido		Anión	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Ácido sulf <u>hídrico</u>	H ₂ S	Sulf <u>uro</u>	S ²⁻
Ácido clor <u>hídrico</u>	HCl	Clor <u>uro</u>	Cl ¹⁻
Ácido brom <u>hídrico</u>	HBr	Brom <u>uro</u>	Br ¹⁻
Ácido yod <u>hídrico</u>	HI	Yod <u>uro</u>	I ¹⁻
Ácido fluor <u>hídrico</u>	HF	Fluor <u>uro</u>	F ¹⁻

COMENTARIO: algunos hidruros no metálicos tienen nombres especiales

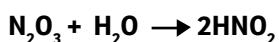
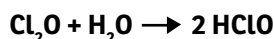
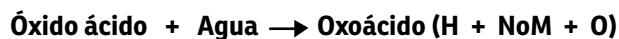
H₂O (agua) NH₃ (amoníaco) BH₃ (borano) AsH₃ (arsina o arsenamina)

PH₃ (fosfina o fosfamina) CH₄ (metano)

Función OXÁCIDOS U OXOÁCIDOS

Los oxoácidos son compuestos ternarios, formados por hidrógeno, un no metal y oxígeno. Resultan de la combinación de un óxido ácido con agua

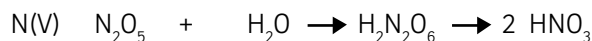
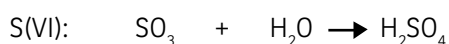
La ecuación de formación será:



Formulación:

Su fórmula puede deducirse sumando agua al óxido ácido correspondiente. Para obtener la fórmula del oxoácido resultante, se escriben los símbolos del hidrógeno, del no metal y del oxígeno, **en ese orden**; se suman los átomos de cada tipo presentes en el óxido y en el agua y se escribe el número total de átomos como subíndice del elemento respectivo en la fórmula del oxoácido. Se simplifican los subíndices si es posible simplificar el de los tres elementos.

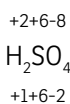
Ejemplos:



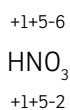
Otra forma es la siguiente: se toma al elemento central (no metal) cuyo estado de oxidación será positivo y se le adicionan tantos oxígenos como sea necesario para superar la carga positiva del átomo central (recuerde que el oxígeno actúa con -2); finalmente se agregan tantos hidrógenos como sean necesarios para neutralizar el exceso de cargas negativas.

Ejemplos:

Para el Azufre +6 si agregamos 4 oxígenos superamos la carga del no metal (no tener en cuenta el signo solo el número) ya que $4 \times (-2) = -8$. Nos quedan 2 cargas negativas por lo que es necesario adicionar dos hidrógenos.



Para el nitrógeno +5 si agregamos 3 oxígenos superamos la carga del no metal ya que $3 \times (-2) = -6$. Nos queda 1 cargas negativas por lo que es necesario adicionar un hidrógeno.



Nomenclatura:

N. Tradicional: "ácido"... seguida por la raíz (primer parte) del nombre del no metal y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "oso" para el menor número de oxidación e "ico" para el mayor número de oxidación. Además para cuando el no metal tiene más de dos estados de oxidación se usan los prefijos "hipo" y "per", como en el caso de algunos óxidos ácidos.

N. Stock: se nombra al no metal con terminación "ato" seguido del número de oxidación, en número romanos y entre paréntesis + "de hidrógeno".

Ejemplos:

Tabla 10: Nomenclatura Oxoácidos del azufre

N° oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
+4	H ₂ SO ₃	Ácido sulfur oso	Sulf ato (IV) de hidrógeno
+6	H ₂ SO ₄	Ácido sulfú rico	Sulf ato (VI) de hidrógeno

Tabla 11: Nomenclatura Oxoácidos del cloro

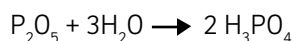
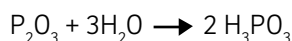
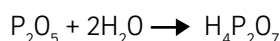
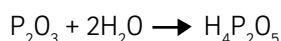
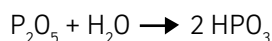
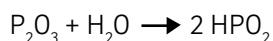
N° oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
+1	HClO	Ácido hipo clor oso	Clor ato (I) de hidrógeno
+3	HClO ₂	Ácido clor oso	Clor ato (III) de hidrógeno
+5	HClO ₃	Ácido cló rico	Clor ato (V) de hidrógeno
+7	HClO ₄	Ácido per cló rico	Clor ato (VII) de hidrógeno

Comentario 1: un método simple para averiguar el estado de oxidación del no metal es multiplicar por dos el número de átomos de oxígeno en la fórmula y restarle a este producto el número de átomos de hidrógeno.

OXOÁCIDOS ESPECIALES

Óxoácidos del P, As y Sb

Los elementos P, As, Sb que se ubican en el mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo comportamiento; y todos forman óxidos con n° de oxidación +3 y +5. Cada uno de los cuales se puede combinar con una, dos o tres moléculas de agua para dar oxoácidos. Veamos uno como ejemplo:



Para nombrarlos se anteponen los prefijos "**meta**" cuando se combina con una molécula de agua, "**piro**" con dos moléculas de agua y "**orto**" con tres moléculas de agua.

Tabla 12: Oxácidos de fósforo +3 y +5

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
HPO ₂	Ácido meta fosfor oso	HPO ₃	Ácido metafosfórico
H ₄ P ₂ O ₅	Ácido piro fosfor oso	H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico
H ₃ PO ₃	Ácido orto fosfor oso (ácido fosforoso)	H ₃ PO ₄	Ácido orto fosfó rico (ácido fosfórico)

Tabla 13: Nomenclatura de Óxoácidos de Mn y Cr

N° oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
+6	H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico	Manganato (VI) de hidrógeno
+7	HMnO ₄	Ácido permangánico	Manganato (VII) de hidrógeno
+6	H ₂ CrO ₄	Ácido crómico	Cromato (VI) de hidrógeno
+6	H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico	---

Oxoaniones

Se produce cuando un oxoácido pierde los átomos del hidrogeno que lo conforma (ionización), produciéndose un ion poliatómico donde el valor de la carga será el número de H desprendidos.

Si en el oxoácido su terminación era **oso**, al transformarse en radical, será reemplazado por **ito** y se omite la palabra ácido. Si en el oxoácido su terminación era **ico**, al transformarse en radical, será reemplazado por **ato** y se omite la palabra ácido.

Tabla 14: Nombre y fórmula de algunos Ácidos y sus aniones correspondientes

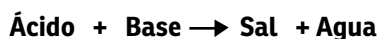
Fórmula	Nombre tradicional	Anión	Nombre del Anión
HClO	Ácido hipocloroso	ClO ⁻	Hipoclorito
HBrO ₂	Ácido bromoso	BrO ₂ ⁻	Bromito
HIO ₃	Ácido yódico	IO ₃ ⁻	Yodato
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻	Sulfato
HNO ₃	Ácido nítrico	NO ₃ ⁻	Nitrato
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico	PO ₄ ³⁻	Fosfato
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻	Carbonato
H ₄ SiO ₄	Ácido silícico	SiO ₄ ⁴⁻	Silicato
HMnO ₄	Ácido permangánico	MnO ₄ ⁻	Permanganato
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico	CrO ₄ ²⁻	Cromato
H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato

Función SAL

Una de las sales más comunes y utilizadas cotidianamente es el cloruro de sodio, NaCl, que se encuentra en forma abundante en las salinas en forma sólida ó disuelta en el agua del mar, además de encontrarse en los tejidos de los seres vivos. Este mineral es de uso diario en la alimentación humana y animal, es también materia prima para la industria en la elaboración de una serie de productos de gran importancia química (NaOH, Cl₂, HCl, NaClO, Na₂CO₃, NH₄Cl). Asimismo posee gran demanda en numerosos procesos de elaboración de productos industriales como: papel, plásticos, detergentes, fibras, alimentos, plaguicidas, vidrio, pilas secas, medicamentos además de otras numerosas aplicaciones. Características generales de las sales: las

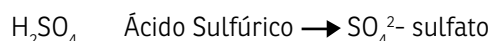
sales tienen la particularidad de disolverse totalmente en agua y ionizarse, es decir separarse en sus iones (anión/es y catión/es), los que tienen la propiedad de conducir la electricidad, y es por ello se los denomina electrolitos fuertes.

Las sales son el resultado de una reacción de neutralización en la que intervienen un ácido y una base, la base proporciona el catión y el ácido el anión, dando como resultado una sal y agua.



Una sal está formada por dos partes o grupos cada uno con cargas eléctricas opuestas, los que se denominan:

a) Aniones, que poseen carga eléctrica negativa (-). Estos provienen de un ácido que ha perdido uno o varios hidrógenos (H^+). Ejemplo:



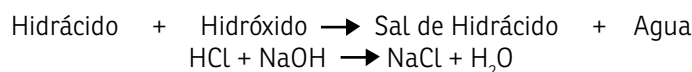
b) Cationes, que en general son iones metálicos con cargas eléctricas positivas (+). Estos provienen de los hidróxidos que han perdido el grupo oxhidrilo (OH^-). Ejemplo: Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ (amonio), etc.

Se las clasifica en:

SALES BINARIAS O SALES DE HIDRÁCIDOS NEUTRAS

Son compuestos binarios formados por un metal y un no metal (recuerda que los hidrácidos no contienen oxígeno).

La ecuación de formación será:



Formulación:

- Se escribe el símbolo del Metal y seguidamente el del no metal.
- Se intercambian sus estados de oxidación: el metal queda con el estado de oxidación del no metal como subíndice y el no metal con el estado de oxidación del metal como subíndice.
- Siempre que se pueda se simplifican los subíndices.

Nomenclatura:

N. Tradicional: Raíz del nombre del no metal + "**uro**"... seguida por la raíz del nombre del metal con terminación "**oso**" para el menor número de oxidación e "**ico**" para el mayor número de oxidación, siempre que tenga más de un estado de oxidación posible.

N. Stock: Raíz del nombre del no metal con terminación "**uro**"... seguido por el nombre del metal con el número de oxidación, en número romanos y entre paréntesis

Ejemplos:

NaCl N. Stock y Tradicional: Cloruro de Sodio

FeCl₂ N. Tradicional: Cloruro Ferrroso **N. Stock:** Cloruro de Hierro (II)

FeCl₃ N. Tradicional: Cloruro Ferrico **N. Stock:** Cloruro de Hierro (III)

SALES BINARIAS ÁCIDAS

Estos compuestos se forman a partir de hidrácido que posea más de un átomo de hidrógeno en la composición de su fórmula química. Un Metal sustituye a uno de los hidrógenos, pero no a todos, por lo cual quedará un hidrógeno en la fórmula sin sustituir (sustitución parcial). Se formulan comenzando por el catión seguido por el oxoanión, que contiene un hidrógeno

Para el ácido sulfhídrico H_2S y el $K(I)$

Sustituimos un hidrógeno por potasio

N. Tradicional: Se indica la palabra ácido luego del nombre del anión y a continuación el metal finalizando en **"ico"** u **"oso"** según corresponda.

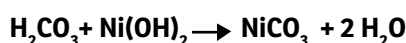
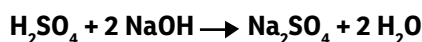
$KHS \rightarrow$ Sulfuro ácido de potasio

N. Stock: se indica la palabra hidrógeno, luego el nombre del no metal terminado en **"uro"** y después el nombre del metal con el número de oxidación entre paréntesis y números romanos (Si es única debe omitirse).

$KHS \rightarrow$ Hidrógeno sulfuro de potasio.

OXOSALES NEUTRAS

Son compuestos ternarios que contienen en su fórmula un metal, un no metal y oxígeno. Se forman al reaccionar un hidróxido y un oxácido:



Formulación:

- Las sales se formulan colocando en primer término el catión y seguidamente el anión proveniente del ácido.
- Al anión se lo coloca entre paréntesis al cual lleva como subíndice el estado de oxidación del metal y el metal se afecta del estado de oxidación del anión. Para calcular el estado de oxidación del anión podemos proseguir de manera similar a la de oxácidos: se toma al elemento central cuyo estado de oxidación será positivo y se le adicionan tantos oxígenos como sea necesario para superar la carga positiva del átomo central, la carga que sobra corresponde a la del anión.
- Cuando sea posible se cancelan los subíndices.

Ejemplos:

Para el N^{+5} y el Ca^{+2} :

El anión será NO_3^{5+6-} siendo el estado de oxidación del mismo -1 la oxosal será $Ca(NO_3)_2$

Para el C^{+4} y el Na^+ :

El anión será CO_3^{4+6-} siendo el estado de oxidación del mismo -2 la oxosal será Na_2CO_3

Nomenclatura:

N. Tradicional: la terminación del no metal que forma el ácido se cambia por:

HIPO/OSO → HIPO/ITO OSO → ITO ICO → ATO PER/ICO → PER/ATO

Así:

raíz del nombre No M . "ito" o "ato" de M. "oso" o "ico"

siendo No M = no metal y M = metal

N. Stock: se nombra al no metal con terminación "ato" seguido del número de oxidación, entre paréntesis y números romanos, seguido del nombre del metal con el número de oxidación, entre paréntesis y número romanos.

Así:

raíz del nombre No M . "ato" (E.O_{NoM}). "de" . M (E.O_M)

siendo No M = no metal, M = metal, E.O = estado de oxidación

Ejemplos:

Tabla 15: Ejemplo de Oxosales Neutras

Fórmula	N. tradicional	N. de Stock
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulf ato férr ico	Sulf ato (VI) de hierro (III)
NaNO_3	Nitr ato de sodio	Nitr ato (V) de sodio
$\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$	Perclorato de aluminio	Clor ato (VII) de aluminio
$\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$	Nitr ito cúpr ico	Nitr ato (III) de cobre (II)
$\text{Ni}(\text{IO})_3$	Hipoiodito níquel ico	Iod ato (I) de níquel (III)

OXOSALES ÁCIDAS

Estos compuestos se forman a partir de un oxácido o hidrácido que posea más de un átomo de hidrógeno en la composición de su fórmula química. Un Metal sustituye a uno o más de los hidrógenos, pero no a todos, por lo cual quedarán hidrógenos en la fórmula sin sustituir (sustitución parcial). Se formulan comenzando por el catión seguido por el oxoanión, que contiene uno o más hidrógenos.

Nomenclatura:

N. Tradicional: Se indica la palabra ácido luego del nombre del anión e indicando su número cuando los prefijos son di, tri, etc y a continuación el metal finalizando en "ico" u "oso" según corresponda.

Por ejemplo, para el ácido fosfórico H_3PO_4 y el $\text{Ca}(\text{II})$

Sustituimos un hidrógeno por el Ca

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow$ fosfato diácido de calcio.

Sustituimos dos hidrógenos por el Ca

$\text{Ca}_2(\text{HPO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow$ fosfato ácido de calcio.

N. Stock: se cita el número de hidrógenos presentes utilizando los prefijos mono-, di-, tri- (mono- puede omitirse). A continuación se cita el nombre del oxácido del que proviene cambiando el sufijo y/o prefijo (-oso \rightarrow -ito / -ico \rightarrow -ato) y después el nombre del metal con el número de oxidación entre paréntesis y números romanos (Si es única debe omitirse).

Sustituimos un hidrógeno por el Ca.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow$ Dihidrogenofosfato (V) de calcio.

Sustituimos dos hidrógenos por el Ca.

$\text{Ca}_2(\text{HPO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow$ Hidrogenofosfato (V) de calcio.

Guía de estudio

1. ¿A qué se denomina función química?
2. ¿Qué entiende por formulación y nomenclatura química?
3. Definir formulación de las siguiente funciones químicas inorgánicas:
 - a) Óxidos básicos
 - b) Óxidos ácidos
 - c) Hidróxidos
 - d) Oxoácidos
 - e) Hidruros
 - f) Hidrácidos
 - g) Sales binarias neutras y ácidas
 - h) Oxosales neutras y ácidas
4. De acuerdo a la nomenclatura tradicional y de Stock: ¿Cuándo coinciden? y ¿Cuándo los elementos presentan 2 o más números de oxidación, como resuelve esta situación ambas nomenclaturas?
5. En que se basa la nomenclatura por atomicidad y en la actualidad en compuesto se utiliza frecuentemente.

Actividad práctica

OXIDOS

1. Escribir la ecuación de formación de los siguientes óxidos, balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) CaO b) Cl_2O_3 c) Ni_2O_3 d) PbO_2 e) I_2O_7 f) N_2O_5 g) Cu_2O h) SO_3

Ahora trata de Identifica cuál de los compuestos son óxidos ácidos u óxidos básicos.

2. Escribe la fórmula o nómbralos según corresponda cada uno de ellos:

a) Óxido férrico
b) SO_2
c) Óxido de fósforo (III)
d) NiO
e) Óxido hipocloroso
f) Trióxido de dialuminio

- g) MgO
- h) Óxido brómico
- i) Óxido plumboso
- j) I₂O

3. Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, los óxidos que aquí figuran.

E.O	Fórmula molecular	Tradicional	Stock	Atomicidad (sistemática)
	Na ₂ O			
		Óxido de bario		
		-		Trióxido de cromo
Cu ²⁺				
	FeO			
		Óxido fosfórico		
	N ₂ O ₃			
Si ⁴⁺				
				Dióxido de carbono
			Óxido de cloro (VII)	

4. Escribe la fórmula y el nombre de los óxidos que se forman con los siguientes elementos:

- a) Br(I)
- b) Br(V)
- c) Hg(I)
- d) Hg(II)
- e) Al(III)
- f) Cd(II)

HIDRÓXIDOS

1) Escribir la ecuación de formación de los siguientes hidróxidos. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

- a) Ca(OH)₂
- b) Ni(OH)₃
- c) Pb(OH)₄
- d) NaOH
- e) Zn(OH)₂
- f) Au(OH)₃

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, los hidróxidos que aquí figuran.

E.O	Fórmula	Tradicional	Numeral Stock
	$\text{Fe}(\text{OH})_2$		
			Hidróxido de níquel (II)
Fe^{3+}			
		Hidróxido de Litio	
			Hidróxido de cobre (I)
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$		
		Hidróxido mercuríco	

HIDRUROS

1) Escribir la ecuación de formación de los siguientes hidruros. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) CaH_2 b) FeH_3 c) CuH d) NaH e) CoH_2 f) ZnH_2

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, los hidruros que aquí figuran.

E.O	Fórmula	Tradicional	Numeral Stock
	FeH_2		
			Hidruro de níquel (II)
Cu^{2+}			
		Hidruro de Litio	
			Hidruro de oro (I)
Co^{3+}			
	BaH_2		

ÁCIDOS

HIDRÁCIDOS

1) Escribir la ecuación de formación de los siguientes hidrácidos. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) HCl b) H_2S c) HI d) CH_4 e) H_2Te

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, los hidrácidos que

aquí figuran. Completa los casilleros en blanco con ejemplos.

E.O	Fórmula		
	HF		
	HBr		
			Seleniuro de hidrógeno
		Agua	-
		Amoníaco	-
	PH ₃		-

OXOÁCIDOS

1) Escribir la ecuación de formación de los siguientes oxoácidos. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) HClO₄ b) HNO₃ c) HIO d) H₂CO₃ e) H₂SO₃

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, los Oxácidos que aquí figuran.

E.O	Fórmula molecular	Tradicional	Stock
N ³⁺			
Br ⁵⁺			
			Bromato (III) de hidrógeno
I ³⁺			
Cl ¹⁺			
		Ácido Clórico	
		Ácido Yódico	
			Sulfato (VI) de hidrógeno
		Ácido Fosfórico	

SALES NEUTRAS

SALES DE HIDRÁCIDOS

1) Escribir la ecuación de formación de las siguientes sales. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) NaCl b) CaS c) FeCl₃ d) ZnBr₂ e) Al₂S₃ f) CaCl₂

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, las Sales de Hidrácido que aquí figuran.

E.O	Fórmula molecular	Tradicional	Stock
	KCl		
			Cloruro de Zinc
			Cloruro de Litio
			Sulfuro de Litio
		Yoduro cúprico	
		Sulfuro ferroso	
	MgBr ₂		
	Fe ₂ Se ₃		
	CdS		
			Bromuro de plomo (IV)

OXOXALES

1) Escribir la ecuación de formación de las siguientes sales. Balancear las ecuaciones y nombrar por todas las nomenclaturas posibles:

a) NaClO b) CaSO₄ c) Fe(ClO₃)₃ d) NH₄NO₃ e) KMnO₄ f) NaNO₂

2) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, las Oxosales que aquí figuran.

E.O	Fórmula molecular	Tradicional	Stock
	KBrO ₃		
			Nitrato (V) de Cobre (II)
			Sulfato (IV) de Sodio
		Sulfato cobáltico	
		Carbonato manganoso	
	KClO ₃		
	CuSO ₄		
	Cr ₂ (SO ₄) ₃		
		Dicromato de Potasio	
			Carbonato (IV) de Plomo (II)

3) Armar con los siguientes elementos las posibles oxosales que pueden formarse y nombrarlas por todas las nomenclaturas posibles:

- a) Fe (III) y S (IV)
- b) Na y Cl (V)
- c) Cu (II) y C (IV)
- d) Mg y N (V)
- e) Au (III) y Br (III)

4) Para las sales formadas en el punto anterior, escribir todas las ecuaciones de formación (considerar la formación de óxidos, hidróxidos, oxoácidos y sal)

SALES ÁCIDAS

1) Completa el siguiente cuadro, formulando o nombrando, según sea lo indicado, las sales ácidas que aquí figuran.

E.O	Fórmula molecular	Tradicional	Stock
	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$		
		Sulfato ácido férrico	
			Dihidrógeno fosfato de sodio
		Seleniuro ácido de magnesio	
		Sulfuro ácido de potasio	
	Na_2HPO_4		
	$\text{Al}(\text{HSO}_3)_3$		

EJERCITACIÓN DE AUTOEVALUACIÓN

1) Completar los espacios en blanco con el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura numeral de Stock	Nomenclatura sistemática
Na_2O	Óxido de sodio		
Cu_2O	Óxido cuproso		
		Óxido de carbono (II)	
CO_2			
		Óxido de azufre (IV)	
N_2O_3			
N_2O_5			
P_2O_3			Trióxido de difósforo
P_2O_5			
H_2O		-	-
H_2S			-
H_2Se			-
NH_3		-	-
H_2SO_4			-
HNO_3			-
H_3PO_4			-
CaF_2			-
FeCl_2			-
KBr			-
CuBr_2			-
CuBr			-
AgI			-
CaCl_2			-
$\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$			-

Hg_2SO_4			-
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$			-
Li_2SO_4			-
AlPO_4			-
NaHCO_3			-
KHSO_4			-
NaH_2PO_4			-
K_2HPO_4			-

2) Escribir la fórmula de las siguientes sales:

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Nitrito de potasio		Hipoclorito de sodio	
Sulfuro de sodio		Sulfato ácido de aluminio	
Nitrato de litio		Sulfito ferroso	
Hipoclorito férrico		Clorato de bario	
Carbonato de magnesio		Fosfato de Calcio	
Dicromato de potasio		Permanganato de potasio	
Nitrito mercurioso		Cloruro de amonio	
Carbonato de sodio		Ortofosfato de potasio	
Sulfuro plumboso		Bromuro cúprico	
Hipoclorito aúrico		Sulfito de Plata	
Carbonato ácido de calcio		Sulfito ácido de sodio	
Carbonato ácido ferroso		Metafosfato de potasio	

3) Escribir las fórmulas correspondientes para cada nombre.


Nombre	Fórmula
Ácido clorhídrico	
Dióxido de azufre	
Iodato de sodio	
Sulfuro de calcio	
Nitrato (V) de potasio	
Amoníaco	
Hidróxido de potasio	
Carbonato de bario	
Bromuro de litio	
Hidruro de aluminio	
Ácido sulfúrico	
Agua	
Bicarbonato de sodio	
Hidróxido de magnesio	
Sulfato ácido de rubidio	
Dihidrógeno fosfato de sodio	
Óxido carbónico	
Cloruro de plata	
Sulfito de sodio	
Nitrato de potasio	
Bicarbonato de potasio	
Fosfato de estroncio	
Hidróxido áurico	
Bromato de potasio	
Permanganato de sodio	

Cromato (VI) de potasio	
Ácido yodhídrico	
Ácido fosfórico	
Seleniuro de hidrógeno	
Monóxido de carbono	
Sulfuro mercurioso	



UNER

 www.uner.edu.ar

 uneroficial

 uneroficial

 UNER Play

 Canal 20 Universidad Nacional de Entre Ríos