

Programa de la asignatura:

Química

U2

Principios de química inorgánica



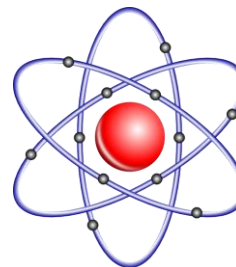
Índice

Presentación de la unidad	2
Propósitos	2
Competencia específica	3
2.1 Tipos de enlaces	5
2.1.1 Definición de enlace	6
2.1.2 Enlace iónico	9
2.1.3 Enlace covalente	11
2.1.4 Enlace metálico	17
2.2 Nomenclatura inorgánica	19
2.2.1 Óxidos	23
2.2.2 Ácidos e hidruros	26
2.2.3 Hidróxidos	29
2.2.4 Sales	31
2.3 Balanceo de reacciones	33
2.3.1 Tipos de reacciones	35
2.3.2 Balance por ensayo y error	36
2.3.3 Balanceo redox	44
2.4 Estequiometría	49
2.4.1 Unidades de concentración	50
2.4.2 Relación mol-mol	52
2.4.3 Relación masa-mol	54
2.4.4 Relación masa-masa	55
Actividades	56
Autorreflexiones	56
Cierre de la unidad	56
Para saber más	57
Fuentes de consulta	58



Presentación de la unidad

En esta segunda etapa estudiarás los diversos enlaces y fuerzas de atracción que existen, mismos que permiten que los átomos se mantengan unidos.



También identificarás las reglas para nombrar a los compuestos utilizando la nomenclatura inorgánica dictada por la *International Union of Pure and Applied Chemistry*, IUPAC, (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) para posteriormente conocer cómo se realiza el balance de las reacciones químicas identificando los métodos más empleados en la química. Finalmente, revisarás los procedimientos para calcular las concentraciones de los elementos y compuestos, la denominada estequiometría.

Propósitos



Esta unidad tiene como propósitos:

- Diferenciar entre los distintos tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.
- Aplicar las reglas de nomenclatura para nombrar compuestos inorgánicos.
- Nombrar compuestos con base en sus iones.
- Identificar los distintos tipos de reacciones
- Distinguir los distintos tipos de balanceo de reacciones y su aplicación.
- Calcular las concentraciones de compuestos utilizando distintos tipos de unidades.



Competencia específica



Identificar las características de la materia para nombrar y balancear compuestos y reacciones inorgánicas mediante el estudio de los tipos de enlace y su estequiometría.



¿Qué debo aprender en esta unidad?

Unidad 2. Principios de Química inorgánica

1

Diferenciar entre los diferentes tipos de enlaces.

2

Aplicar las reglas de nomenclatura de compuestos orgánicos.

3

Nombrar compuestos con base en sus iones.

4

Identificar las reacciones entre compuestos inorgánicos.

5

Balancear ecuaciones empleando distintos métodos.

6

Calcular concentraciones de compuestos utilizando distintos tipos de unidades.





2.1 Tipos de enlaces

En la unidad anterior revisaste los conceptos básicos que ayudan a definir la composición y características de la materia que nos rodea, específicamente la constitución de los átomos. En esta unidad se estudiará cómo estos elementos se unen entre sí para formar estructuras más grandes, complejas y con características muy específicas.

Los enlaces son los que permiten que los átomos o moléculas se mantengan unidos, dicha unión se da por medio de fuerzas de atracción, una vez unidos formarán un nuevo producto con características diferentes a las que le dieron origen, es decir las características física y químicas serán diferentes, por ejemplo, si se une el sodio con el hidróxido dará como resultado el hidróxido de sodio, cuyas propiedades son diferentes al sodio y al hidróxido (Rincón, 2005). Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de los enlaces químicos que mantienen unidos sus átomos.

En la antigüedad, los químicos creían que los enlaces químicos eran esferas que no tenían movimiento, pero esta idea se vino abajo al descubrir la estructura atómica ya que los enlaces se dan por el movimiento de los electrones de cada uno de los átomos. Con el paso del tiempo se han dado diferentes definiciones para los enlaces químicos:

- Según Linus Pauling:
“Las partículas se atraen unas a otras por alguna clase de fuerza, que es sumamente intensa cuando se hallan en contacto inmediato, que efectúa las operaciones químicas a distancias pequeñas y llega no muy lejos de las partículas con cualquier efecto sensible”.
- Según Isaac Newton:
“Está claro que la descripción íntima de un enlace químico debe ser esencialmente electrónica. El comportamiento y la distribución de los electrones en torno del núcleo es lo que da el carácter fundamental de un átomo; lo mismo debe ser para las moléculas. Por ello, en cierto sentido, la descripción de los enlaces en cualquiera de ellas es, simplemente, la descripción de su distribución electrónica”.

Entonces, si analizamos las definiciones, vemos que se mencionan electrones, átomos, estabilidad y fuerzas, por lo tanto podríamos concluir:



Enlace químico

Se define como la unión de átomos o moléculas a través de fuerzas que involucran cargas positivas y negativas, donde se ven involucrados tanto el núcleo como los electrones, presentando una liberación de energía.

Los electrones que participan en los enlaces químicos se denominan electrones de valencia, los cuales son aquellos que residen en la capa exterior incompleta de los átomos.

El químico Lewis sugirió una forma sencilla de representar los electrones de valencia de los átomos y de seguirles la pista durante la formación de enlaces, utilizando lo que ahora se conoce como símbolos de Lewis, que para un elemento consiste en su símbolo químico más un punto por cada electrón de valencia. Por ejemplo: el azufre tiene la configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^23p^4$; por tanto, su símbolo de Lewis muestra seis electrones de valencia:

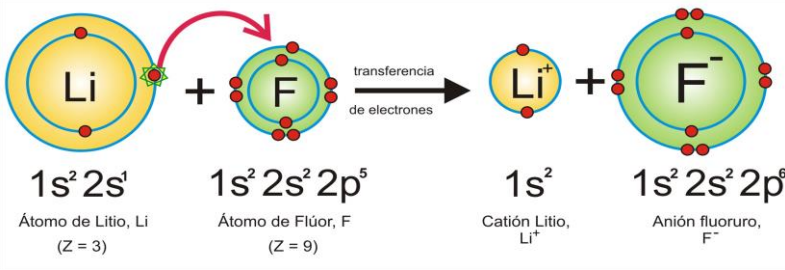
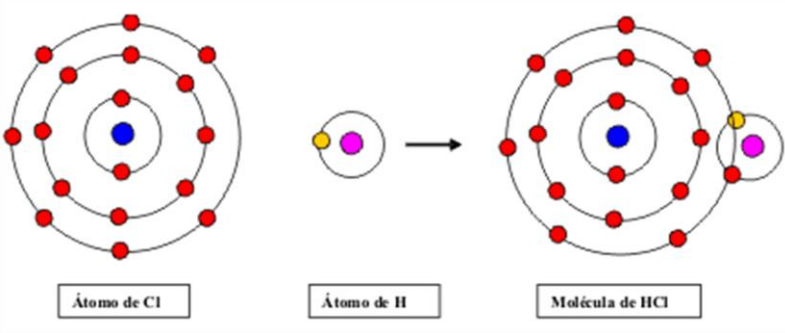
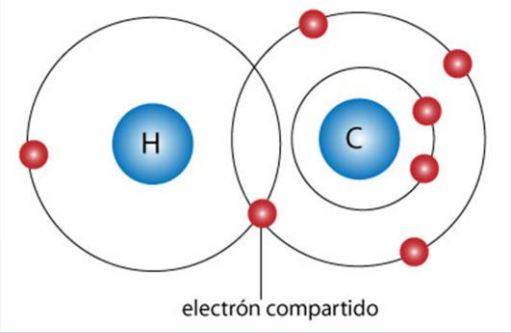


2.1.1 Definición de enlace

Se han estudiado las moléculas que componen la materia que nos rodea y hasta el momento se han identificado tres diferentes tipos de enlaces: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico; siendo los electrones de la última capa, conocidos como de valencia los que definirán el tipo de enlace.



Representación de cada tipo de enlace

Tipo de enlace	Representación
Iónico	 Tomado de http://kimiwiki.wikispaces.com/file/view/ionico.jpg
Metálico	 Tomado de http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/formulacion/ECovalente.gif
Covalente	 Tomado de http://es.slideshare.net/laboralfq/enlace-covalente-2011



De acuerdo al tipo de enlace que presente la sustancia se muestran diferentes propiedades que analizarás de forma más específica y particular en los siguientes subtemas.

Propiedades de los distintos enlaces químicos

Tipo de sustancia	Tipo de partícula	Tipo de unión entre partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Moléculas	Fuerzas intermoleculares	- Punto de fusión bajo - Punto de ebullición bajo - Si son sólidos, son blandos - No conducen la corriente eléctrica - Solubles en agua si son polares	Oxígeno (O ₂) Yodo (I ₂) Agua (H ₂ O) Amoníaco (NH ₃) Propano (CH ₃ -CH ₂ -CH ₃)
Covalente	Átomos de no metal	Enlace covalente	- Punto de fusión alto - Punto de ebullición alto - Duros, pero frágiles - No conducen la corriente eléctrica - Insolubles en cualquier líquido	Diamante (C) Sílice (SiO ₂)
Metálica	Átomos de metal	Enlace metálico	- Punto de fusión mediano o alto - Punto de ebullición alto - Duros, pero maleables - Conducen la corriente eléctrica - Insolubles en cualquier líquido	Hierro (Fe) Cobre (Cu) Aluminio (Al)
Iónica	Iones	Enlace iónico	- Punto de fusión alto - Punto de ebullición alto - Duros, pero frágiles - Conducen la corriente eléctrica en estado líquido y en disolución acuosa - Solubles en agua si la energía de red es baja	Cloruro de sodio (NaCl) Óxido de magnesio (MgO) Carbonato de calcio (CaCO ₃) Sulfato de potasio (K ₂ SO ₄)



2.1.2 Enlace iónico

Como puedes ver en la tabla 1, el enlace iónico es uno de los principales enlaces que se dan en la naturaleza, el cual tiene características muy peculiares que analizarás a continuación.

Enlace iónico

Se define como las fuerzas electrostáticas que existen entre iones con carga opuesta.

Los iones podrían formarse a partir de la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. El enlace iónico se forma debido a la entrega de electrones, donde un elemento con características electropositivas se une a un elemento electronegativo. Mientras la diferencia de electronegatividades entre ellos sea mayor, el enlace iónico será más fuerte. Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre metales de la extrema izquierda de la tabla periódica y no metales de la extrema derecha, dando como resultado productos sólidos estables (Burns, 2000). Esta estabilidad se caracterizará por puntos altos de fusión y ebullición por arriba de los 300 y 1000 °C, respectivamente, siendo la gran mayoría solubles en agua y pudiendo generar iones de ambas cargas.

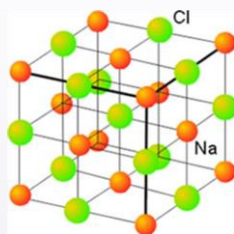
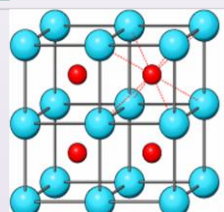
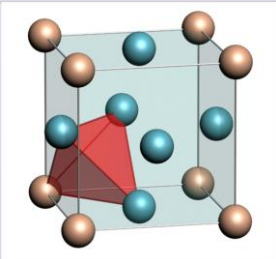
Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) forma un enlace iónico debido a que el ion sodio pierde un electrón para donárselo al ion cloruro, y todo esto sucede gracias a la existencia de cargas opuestas, es decir una es positiva y otra negativa, dando como resultado de la unión un enlace iónico.

Al unirse dos elementos para formar un enlace iónico hay una liberación de energía, a este tipo de reacciones se les denomina exotérmica (Picado y Álvarez, 2008).

Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos constituidos de manera interna por redes tridimensionales de iones. A este aspecto lo denominamos número de coordinación de un cristal, que es el número de iones de un mismo signo que rodea a otro con un signo contrario y se sitúa a una distancia mínima, de tal manera que algunas de las principales agrupaciones que pueden adoptar los compuestos iónicos son las que se muestran en la siguiente tabla:



Diferentes figuras geométricas de los compuestos iónicos

Número de coordinación	Figura geométrica
1. Cúbica centrada en caras: el cloruro de sodio, NaCl, cristaliza en una estructura cúbica centrada en caras. El número de coordinación en la estructura del cloruro de sodio es de 6, es decir, seis iones cloruro se encuentran alrededor de cada ion sodio, y seis iones sodio alrededor de cada ion cloruro.	 Imagen tomada de: http://www.esi2.us.es/IMM2/estructuras_cristalinas/3-cristales_metalicos/3-3_5_CCC20Int20Tetra.jpg
2. Cúbica centrada en el cuerpo: los cristales del cloruro de cesio tienen un arreglo denominado cúbico centrado en el cuerpo. Los iones cesio (o cloruro) ocupan las ocho esquinas del cubo y el contra ion se sitúa en el centro del mismo. El número de coordinación de la estructura del cloruro de cesio es ocho (ocho aniones alrededor de cada catión y ocho aniones alrededor de cada anión).	 Imagen tomada de: http://www.esi2.us.es/IMM2/estructuras_cristalinas/3-cristales_metalicos/3-3_5_CCC20Int20Tetra.jpg
3. Red tetraédrica: El sulfuro de zinc cristaliza formando una red tetraédrica, en la que el número de coordinación para cada ion es 4; es decir, cada ion está rodeado por cuatro iones de signo contrario.	 Imagen tomada de: http://www.esi2.us.es/IMM2/estructuras_cristalinas/3-cristales_metalicos/3-3_5_CCC20Int20Tetra.jpg



2.1.3 Enlace covalente

En la naturaleza también se da otro tipo de enlace llamado covalente, los cuales se diferencian del iónico en sus características de compartición de electrones, como veremos a continuación.

Enlace covalente

Se define como aquel enlace químico que se forma al compartir un par de electrones.

Los enlaces covalentes pueden ser de dos tipos: polares y no polares. El enlace covalente polar tiene una electronegatividad que va desde 0 hasta 1.7. Este tipo de enlace se presenta con la unión de dos no metales. En el caso de los enlaces no polares, éstos no presentan diferencia de electronegatividad entre sus componentes.

También podemos clasificar a los enlaces covalentes por el número de átomos que se comparten entre los elementos en tres tipos: sencillo, doble y triple. En el enlace sencillo los átomos se encuentran compartiendo un electrón cada uno, en el caso del enlace doble se comparten cuatro electrones, dos para cada átomo, y en el enlace triple se comparten seis electrones, tres para cada átomo.

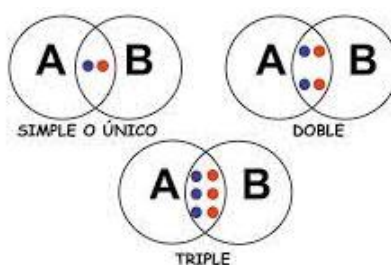


Figura 1. Tipos de enlaces covalentes. En el enlace sencillo comparte un electrón cada elemento, en el doble se comparten dos electrones y en el triple se comparten tres electrones.

Tomado de http://images.slideplayer.es/1/34416/slides/slide_5.jpg



Algunos ejemplos de enlaces covalentes son:

- a) Metano, cuya fórmula es CH_4
- b) Oxígeno, con fórmula O_2
- c) Agua, su fórmula es H_2O

A continuación se muestra la representación de un enlace sencillo del flúor, con la finalidad de que analices la forma en que se comparten los electrones de cada elemento y de esta manera identifiques que es una molécula diatómica, es decir compuesta por dos átomos.

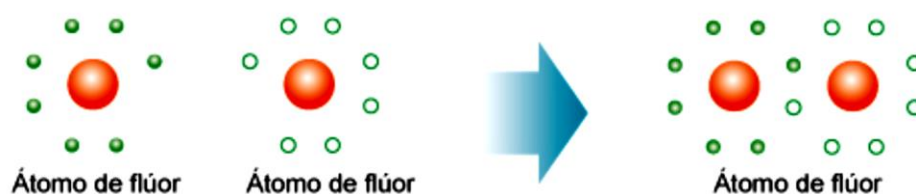


Figura 2. Diagrama de un enlace sencillo del flúor. Se observa la compartición de un electrón por cada átomo de flúor.

Tomado de: <http://www.iquimicas.com/wp-content/uploads/2011/08/enlace-covalente-fluor.jpg>

Al observar la imagen puedes darte cuenta de que cada átomo de flúor aporta un electrón para formar el enlace, permitiendo que complete cada quien su octeto, es decir cada átomo queda rodeado por ocho electrones debido a que los átomos son iguales en este tipo de moléculas y su diferencia de electronegatividad sería igual a cero. Este es un ejemplo de **enlace covalente simple o no polar**.

Además del flúor hay otros elementos que se comportan de la misma manera, como el oxígeno, el nitrógeno, el cloro y el bromo. Sin embargo, existe una excepción, el hidrógeno, ya que en este caso no completan su octeto todos los átomos sino que únicamente se completan dos, pues solo tienen un electrón en su última capa, formando un enlace sencillo, aun así su molécula es estable porque no tiene electrones desapareados. Es importante señalar que algunos otros elementos comparten más de un electrón como es el caso del oxígeno y del nitrógeno, formando dobles enlaces y en otros casos triples enlaces como se muestra a continuación:

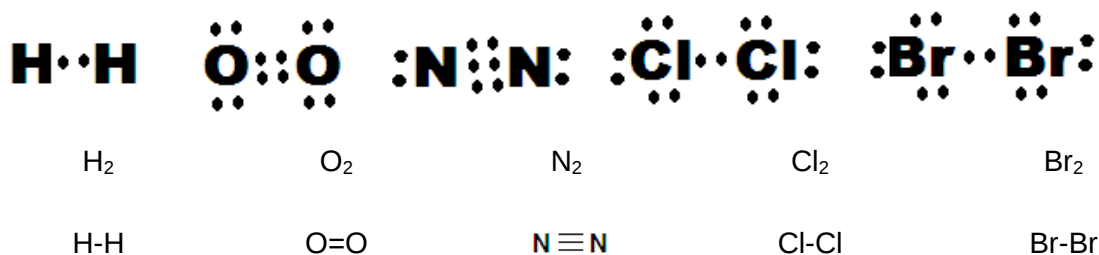


Figura 3. Ejemplo de enlaces covalentes entre iguales elementos. Se muestra la estructura de Lewis de las moléculas de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, cloro y bromo.

Tomado de http://rodas.us.es/file/2bc380ac-6f92-461f-3540-a15d6658c395/1/tema9_ims_SCORM.zip/images/pic022.jpg

No obstante, cuando dos átomos que son diferentes comparten un par de electrones se forma un enlace en el que los electrones se comparten de manera desigual debido a que un átomo asume una carga parcial positiva y el otro una carga parcial negativa, dicha diferencia de cargas se debe a la electronegatividad de cada uno de los elementos involucrados. Por ejemplo, en el cloruro de hidrógeno, el cloro y el hidrógeno comparten un par de electrones; sin embargo, el cloro es más electronegativo, por lo que va a ejercer mayor atracción por los electrones compartidos que el hidrógeno; dando como resultado un par de electrones que se desplazarán hacia el átomo de cloro, lo que hace que el átomo de hidrógeno quede con una carga parcial positiva, generando en la molécula la formación de dos polos; a este tipo de unión se le conoce como **enlace covalente polar** (Seese, 2005). Se muestran algunos ejemplos de valores de electronegatividad en la tabla 4.

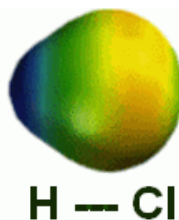


Figura 4. Distribución de cargas del ácido clorhídrico. Se observa una mayor densidad en los electrones hacia el átomo de cloro debido a que es elemento con mayor electronegatividad.

Tomado de <https://quimica2bac.files.wordpress.com/2010/11/7fc48-molecula-polar-scaled500.gif?w=142&h=141>



Dipolo

Se define como la diferencia de cargas en una molécula originando que se presenten cargas opuestas en dos puntos de la molécula.

Valores de electronegatividad en enlaces iónicos

Nombre del elemento	Electronegatividad (escala de Pauling)	Diferencia	Tipo de enlace
Potasio	0.8	$2.8 - 0.8 = 2.9$	Iónico
Bromo	2.8		
Hidrógeno	2.1	$2.8 - 2.1 = 0.7$	Covalente polar
Bromo	2.8		

En la escala de Pauling tiene límites porque no permite hacer una división exacta entre los enlaces, de tal manera que algunos enlaces covalentes polares tenderán a ser iónicos y viceversa, algunos iónicos tendrán tendencia a comportarse como covalentes polares. Tal es el caso de compuestos como el yoduro de potasio (KI), cuya diferencia de electronegatividad es de 1.7 (es adimensional), lo que indica que su enlace es covalente polar, aunque su composición sea la de un iónico (no metal-metal). En este caso se dice que es un compuesto iónico con carácter covalente polar.

Las características físicas importantes a resaltar en los compuestos covalentes son:

- Los enlaces entre sus átomos no son fuertes como los iónicos.
- Tienen puntos de fusión y de ebullición inferiores a los de los compuestos iónicos.

Cabe destacar que entre los enlaces covalentes y en los iónicos, depende la distancia que separan a los núcleos enlazados. A esa distancia se le conoce como **longitud de enlace** y la determina el radio atómico y el número de pares de electrones que se comparten. La longitud en un enlace simple será mayor a la presente en un enlace doble y ésta a su vez,



respecto a un enlace triple. Por ejemplo, la longitud de enlace en el F_2 es de $1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$, en el O_2 es de $1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$ y en el N_2 es de $1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$. Lo anterior, debido a que en el flúor existe un enlace sencillo, en el oxígeno un doble enlace y en el nitrógeno un triple enlace. De aquí, podemos deducir que a medida que el número de pares de electrones aumenta, la longitud del enlace disminuye. **Cuanto más corta es la longitud de enlace, la fuerza del enlace es mayor.**

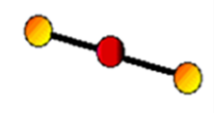
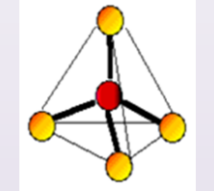
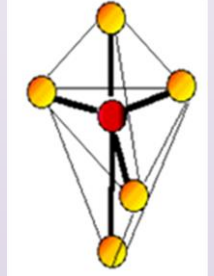
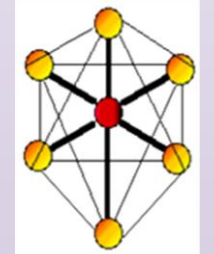
Para romper un enlace covalente, se requiere de energía, la cual se conoce con el nombre de **energía de disociación de enlace**. Esta energía indica el vigor del enlace químico, esto es, que existe una relación indirecta entre la energía y la longitud de enlace. Cuando dos átomos que se enlazan están cerca, tienen una longitud de enlace pequeña, y por lo tanto, se necesita mayor cantidad de energía de enlace para separarlos.

Los compuestos covalentes tienen propiedades físicas, también una energía de disociación y una geometría de su molécula. Cuando se unen dos átomos mediante un enlace covalente, la repulsión entre los electrones hace que los átomos se mantengan lo más alejados posible. En este sentido, la geometría que finalmente adopta la molécula, es aquella en la que la repulsión entre los electrones es mínima. Lo anterior recibe el nombre de **Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV)**.

Esta teoría de repulsión entre los pares de electrones de una molécula da como resultado átomos que se encuentran en ángulos fijos entre sí. Para obtener dicho resultado, se toma de referencia el **átomo central** que es cualquier átomo que está unido a más de un átomo distinto. El ángulo formado por dos átomos periféricos y el átomo central se denomina **ángulo de enlace**. Los ángulos de enlace predichos por el TRPECV son resultados de evidencias experimentales, donde los pares de electrones compartidos se repelen entre sí. Sin embargo, los pares de electrones no compartidos también son importantes para determinar la forma de la molécula, los compuestos covalentes adquieren diferentes geometrías, las cuales se muestran en la siguiente tabla:



Geometría de los compuestos covalentes

Número de regiones de elevada densidad electrónica	Disposición geométrica	Geometría electrónica	Ángulo de enlace
2	Lineal		180°
3	Trigonal plana		120°
4	Tetraédrica		109.5°
5	Bipiramidal trigonal		90°, 120°, 180°
6	Octaédrica		90°, 180°



2.1.4 Enlace metálico

En este subtema analizaremos el último tipo de enlace que se da entre elementos y que tiene propiedades muy específicas como ser el más fuerte, entre otras características que veremos a continuación.

Enlace metálico

Es aquel que se forma cuando se unen metales entre sí. Los metales ceden sus electrones con la finalidad de alcanzar la configuración de un gas noble y al perderlos se forma una nube de electrones entre los núcleos positivos (Gray, 2003).

Algunos ejemplos de este tipo de enlace son el oro, la plata, el aluminio, entre otros. Se caracterizan por ser buenos conductores de electricidad debido al movimiento de los electrones. La estructura del enlace metálico se muestra en la figura 7.

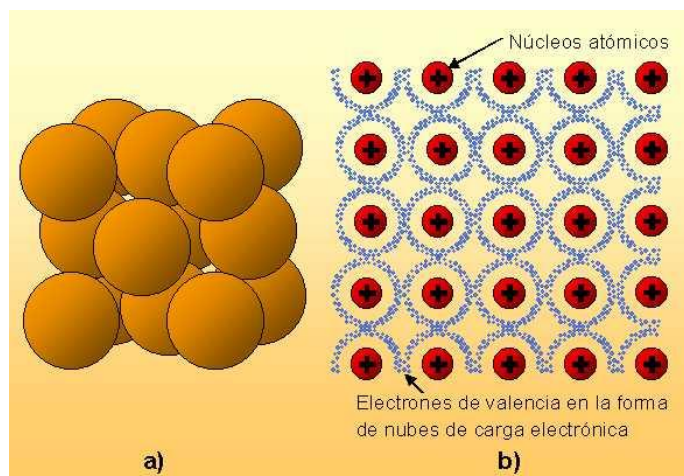


Figura 5. Estructura del enlace metálico. Los círculos rojos indican los núcleos de los átomos y los puntos azules muestran la nube formada por los electrones de valencia.

Tomado de http://www.upv.es/materiales/Fcm/Fcm08/Imagenes/Fig8_2.jpg



Existen dos teorías que explican cómo se forma el enlace metálico:

- A) **Modelo de la nube electrónica**, en el que los elementos metálicos cuando ceden sus electrones forman una “nube o mar de electrones” en la que están inmersos todos los átomos del metal. La nube permite el libre movimiento de los electrones a través de los átomos, de esta manera el enlace metálico resulta de las atracciones electrostáticas entre los iones positivos de los metales y los electrones que se mueven a través de ellos.

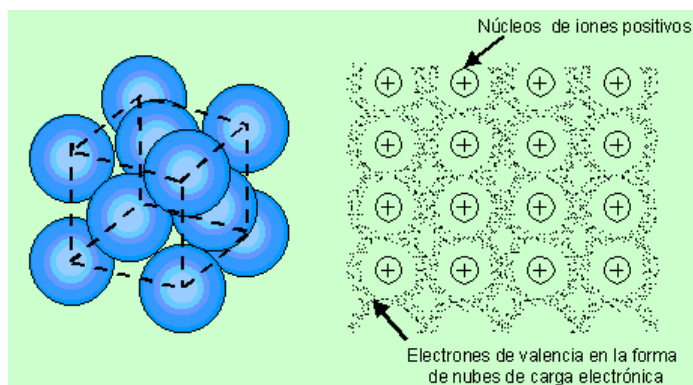


Figura 6. Nube electrónica del enlace metálico. Se muestra con un signo + los núcleos de los iones positivos y alrededor de ellos en forma de puntos se muestra la nube de carga eléctrica.

Tomado de
<http://www.upv.es/materiales/Fcm/Fcm03/ImE1genes/Fig203.27.gif>

- B) **La de bandas**, en la cual se va describiendo la estructura electrónica formando bandas electrónicas, de ahí su nombre. Esta teoría se basa en la formación de orbitales, en un átomo, solapados produciendo orbitales discretos. Se establece cuando dos átomos se enlazan, los orbitales de la capa de valencia se combinan para formar dos orbitales nuevos, uno que se denomina enlazante (de menor energía) y otro antienlazante (de mayor energía). En el caso de que se combinen tres átomos, entonces se formarán tres orbitales donde la diferencia de energía será menor que en el caso anterior. Por lo tanto, a mayor número de átomos enlazados se formará un mayor número de orbitales moleculares denominados **banda** con una diferencia de energía mínima (Guillespie, 2002).

En los metales hay una combinación de los orbitales atómicos para formar una gran molécula (red metálica) en la que los orbitales moleculares resultantes forman dos bandas resultado de la cercanía, donde en la primera se localizan los electrones de valencia conocida como **banda de valencia** y en la segunda, llamada **banda de conducción** donde se encuentran el resto de los electrones. Estas bandas están cercanas o



traslapadas, por ello, en los metales la banda de valencia, al estar completa o parcialmente llena, los electrones pueden pasar fácilmente a la banda de conducción y moverse libremente, permitiendo la conductividad del calor y la electricidad.

En el caso de los aislantes sucede que a pesar de que la banda de valencia está completa y la banda de conducción vacía, no hay conductividad eléctrica, esto es porque no existe diferencia importante de energía entre ambas bandas (zona prohibida) lo que impide el salto de electrones de una a otra banda.

Para los semiconductores, la separación entre las bandas no es grande y algunos electrones pueden saltar a la banda de conducción, presentando cierto grado de conductividad. De esta forma la Teoría de Bandas explica la diferencia de conductividad entre los metales que se describe en la figura 7.

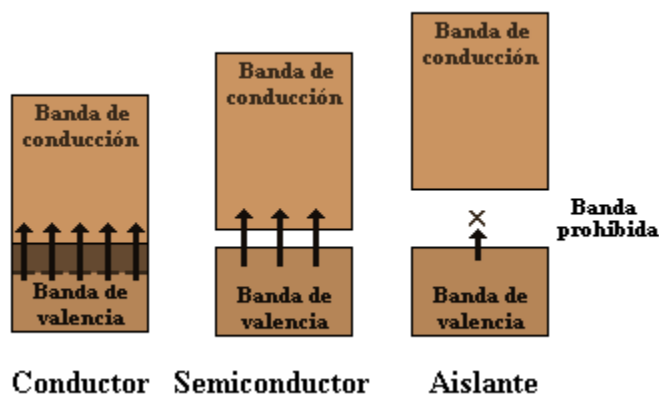


Figura 7. Teoría de Bandas. Se muestra la diferencia entre un material conductor, semiconductor y aislante en cuanto a la banda de valencia y de conducción.

Tomado de <http://www.100ciaquimica.net/images/temas/tema4/ima/bandas.gif>

2.2 Nomenclatura inorgánica

Es muy importante para la Química que haya una nomenclatura universal que permita el entendimiento de la ciencia sin importar el idioma o parte geográfica donde se esté manejando, por ello que a continuación se describirá cómo deben nombrarse distintos compuestos químicos, empezando por aquellos considerados inorgánicos.



Química inorgánica

Se define como la rama de la química que se ocupa del estudio de los elementos diferentes del carbono, así como de su preparación, propiedades y reacciones entre sus compuestos.

Algunos compuestos simples del carbono se tienen en cuenta también en la química inorgánica, incluyendo los óxidos, el disulfuro de carbono, los haluros, el cianuro de hidrógeno y sales tales como cianuros, cianatos, carbonatos e hidrogenocarbonatos o bicarbonatos.

Para poder nombrar estos compuestos inorgánicos es necesario que se utilice un lenguaje universal que sirva para comprender, adquirir, explicar y estudiar cada fenómeno que se presente, a través de un mismo idioma que denominamos nomenclatura. En la antigüedad los científicos nombraban lo que sucedía a su alrededor como querían, entonces se tenía que homologar el lenguaje de la química y fue John Dalton (Baldor, 2003), el primer investigador que unificó los símbolos químicos y Berzelius quien propuso la simbología de los elementos que hasta hoy se utiliza; el nombre de esta simbología tiene sus bases en los idiomas latín y alemán, por ejemplo: *litium*, que es litio (Li), *Fosforum* que es el fósforo (P), entre otros.

Debido a que existen diversos compuestos químicos fue necesario implementar un método que facultará la forma de nombrarlos, para evitar confusiones, es por eso que hoy en día utilizamos las reglas propuestas de la IUPAC.

Fórmula química

Se define como la representación de un compuesto químico mediante el uso de símbolos para los átomos y subíndices para mostrar el número de átomos presentes.

Actualmente existen y se aceptan tres tipos de nomenclatura para nombrar a los compuestos químicos inorgánicos:



- A) **Sistemática:** en la que se utilizan los prefijos “mono, di, tri, tetra”, etc. para indicar el número de átomos involucrados en el compuesto.
- B) **Stock:** se emplea cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación que se indica al final en números romanos y entre paréntesis.
- C) **Tradicional:** aquí se nombra el número de oxidación o la valencia del elemento que forma el compuesto, con una serie de prefijos y sufijos. Los prefijos son letras que se agregan al principio o al final de la nomenclatura y se muestran en la tabla 6.

Prefijos

Nº de valencias	Valencia más baja	Valencia baja	Valencia alta	Valencia más alta
1			- ico	
2		-oso	- ico	
3	hipo- -oso	-oso	- ico	
4	hipo- -oso	-oso	- ico	per- -ico

Tabla 6. Prefijos. Tomado de <http://1.bp.blogspot.com/-vheSy5M9Yt0/UZFp3oU8V9I/AAAAAAAAAHw/JBJZXPVqvlw/s1600/Imagen1.png>

Recordemos que los elementos químicos tienen valencias, las cuales puedes encontrar en la tabla periódica de los elementos y cuyos valores son muy importantes al momento de darle nombre a los compuestos en los que participan (Tabla 7).



Valencia de los elementos

Nombre del grupo	Elementos	Valencia -	Valencia +
Hidrógeno	H	- 1	1
Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr		1
Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba		2
Térreos	B	- 3	3
	Al, Ga, In		3
	Tl		1, 3
Carbonoideos	C, Si	- 4	2, 4
	Ge, Sn, Pb		2, 4
Nitrogenoideos	N	- 3	1, 2, 3, 4, 5
	P, As, Sb	- 3	1, 3, 5
	Bi		3, 5
Anfígenos	O	- 2	-
	S, Se, Te	- 2	2, 4, 6
	Po		2, 4
Halógenos	F	- 1	-
	Cl, Br, I, At	- 1	1, 3, 5, 7
Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn		-
Metales de transición	Fe, Co, Ni		2, 3
	Cr		2, 3, 6
	Mn		2, 3, 4, 7
	Cu, Hg		1, 2
	Zn, Cd		2
	Au		1, 3
	Ag		1
	Pt, Pd		2, 4

Tomado de: https://encrypted-tbn2.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSgY4Ej78xgGkd_A4nmj0pksjYdVx8vTJoApES1DnD-_AjDLTGn



2.2.1 Óxidos

A continuación revisarás las reglas de la nomenclatura de diferentes compuestos inorgánicos, iniciando con el grupo de los óxidos.

Óxidos

Son compuestos binarios del oxígeno que se unen con otros elementos, los cuales pueden ser metales o no metales.

Ejemplo:

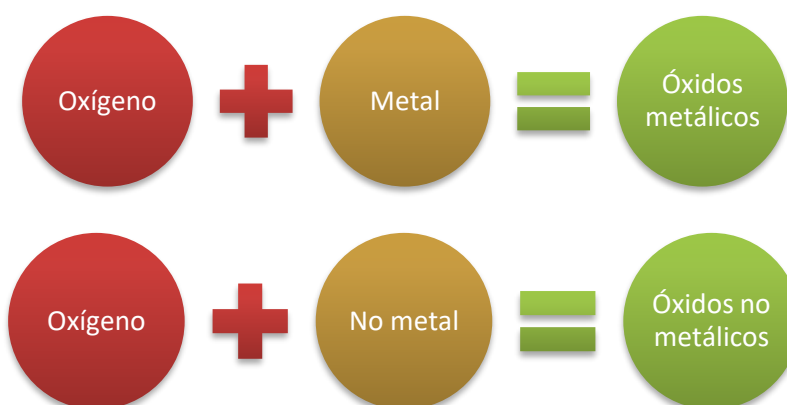
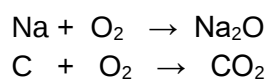


Figura 8. Composición de los óxidos metálicos y no metálicos.
Cuando se une el oxígeno con un metal se forma un óxido metálico, pero cuando se une con un no metal se forma un óxido no metálico.



Número de oxidación

Se define como la cantidad de electrones que gana o pierde un elemento al combinarse.

Existen algunos elementos que presentan números de oxidación fijos; sin embargo, hay otros en los que varían tal y como se muestra en la tabla 8:

Números de oxidación

Números de oxidación					
Metales	Grupo	No. de oxidación	No metales	Grupo	No. de oxidación
Li, Na, K	IA	1+	C, Si	IVA	4+, 2+, 4-
Be, Mg, Ca, Sr, Ba	IIA	2+	N, P, As	VA	5+, 3+, 3-
B, Al, Ga	IIIA	3+	O, S, Se	VIA	6+, 4+, 2-
Pb, Sn	IVA	4+, 2+	F, Cl, Br, I	VIIA	7+, 5+, 3+, 1+, 1-
Fe, Co	VIIIB	3+, 2+	- Los metales son siempre positivos. - Los no metales son positivos o negativos.		
Hg, Cu	IIB y IB	2+, 1+			
Au	IB	3+, 1+			
Ag	IB	1+			
Zn	IIB	2+			

Tomado de https://encrypted-tbn1.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcR0ZxhLWZAGa_UyksDNPOBAqd74xb3rFQWwkY5M37OI_0s71rQa

Los óxidos metálicos, de acuerdo con la nomenclatura tradicional, se nombran con la palabra **óxido** seguida del nombre del metal con la terminación **–oso** o **–ico**, según actúe el metal con el menor o el mayor estado de oxidación. En el caso que solo actúe con un número de oxidación podemos nombrarlo con la terminación **–ico**, o simplemente con el nombre del metal. La nomenclatura sistemática dice que se debe indicar el número de oxidación del metal al final del nombre. A manera de ejemplificar, analiza la tabla 9.



Ejemplos de óxidos

Iones		Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión				
Na ¹⁺	O ²⁻	Na ₂ O	Óxido de sodio	Óxido de sodio (I)	Monóxido de disodio
Ca ²⁺	O ²⁻	CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio (II)	Monóxido de calcio
Al ³⁺	O ²⁻	Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio	Óxido de aluminio (III)	Trióxido de dialuminio
Fe ²⁺	O ²⁻	FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Monóxido de hierro
Fe ³⁺	O ²⁻	Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro

Tomado de http://2.bp.blogspot.com/-94b_2zFIRmQ/T0vhtZOrTml/AAAAAAAAAANo/xnW1VaHABkU/s1600/Nomenclaturas.png

Cuando hay unión del oxígeno con los no metales da como resultado a los óxidos ácidos o no metálicos. Teniendo como fórmula general:



Donde:

Y = no metal

m = el número de oxidación con el que actúa el no metal

Para el caso de la nomenclatura tradicional, se nombran al igual que los metálicos, con la terminación **-oso** para el de menor número de oxidación e **-ico** para el de mayor.

Asimismo, en la nomenclatura sistemática se nombran indicando el número de átomos de oxígeno y no metal combinados o colocando entre paréntesis el número de oxidación del no metal.

Se presentan otra clase de óxidos en las que el oxígeno actúa con un número de oxidación diferente, en el caso de que actúe con valencia de -1 los compuestos formados son llamados **peróxidos** debido a que en su estructura se agrupan dos oxígenos **peroxo** (-O-O-), así la fórmula del anión de los peróxidos queda de la siguiente forma: O_2^{2-}

En la nomenclatura tradicional se nombran con la palabra **peróxido** seguida del nombre del metal y aplicando las mismas reglas de los óxidos, en el caso de que dicho metal tenga



uno o varios estados de oxidación. La nomenclatura sistemática es semejante a la de los óxidos. Observa algunos ejemplos en la tabla 10.

Ejemplos de peróxidos

Iones		Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión			
H ¹⁺	O ₂ ²⁻	H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)	Peróxido de hidrógeno
Na ¹⁺	O ₂ ²⁻	Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio	Peróxido de sodio
Ca ²⁺	O ₂ ²⁻	CaO ₂	Peróxido de calcio	Peróxido de calcio
Cu ¹⁺	O ₂ ²⁻	Cu ₂ O ₂	Peróxido cuproso	Peróxido de cobre (I)
Cu ²⁺	O ₂ ²⁻	CuO ₂	Peróxido cúprico	Peróxido de cobre (II)

Tomado de

http://webs.ono.com/tomas_mata1/inorganica/imagenes/tabla_per.JPG

2.2.2 Ácidos e hidruros

Otro tipo de compuestos muy empleados son los ácidos, los cuales también tienen sus propias reglas de nomenclatura, mismas que analizarás a continuación.

Ácidos

Compuestos que en disolución incrementan la concentración de iones de hidrógeno. Algo importante que no debemos olvidar es que los compuestos que contienen hidrógeno se denominan ácidos solamente cuando están en disolución acuosa a temperatura ambiente y presión estándar, pero cuando el HCl se encuentra en forma de gas recibe el nombre de cloruro de hidrógeno, y al momento que se disuelve en agua se convierte en ácido clorhídrico.

Existen dos tipos de estos compuestos: los hidrácidos y los oxiácidos.

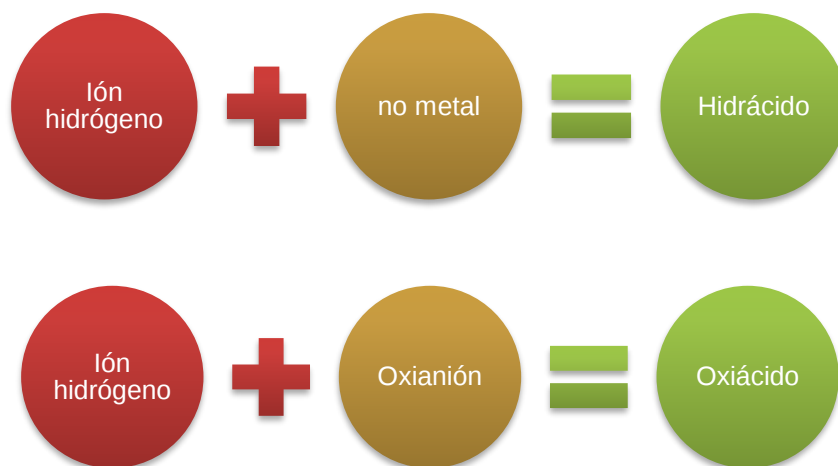


Figura 9. Composición de los ácidos. Al combinarse el ion hidrógeno con un no metal se forma un hidrácido y al combinarse con un oxianión se forma un oxiácido.

Los **hidrácidos** contienen hidrógeno y otro elemento no metálico. Cuando se asigna el nombre de un ácido de este tipo, primero se indica la palabra **ácido** y después la raíz del segundo elemento más la terminación **hídrico** como se muestra en la tabla 11.

Ejemplos de algunos hidrácidos

Iones		Compuesto	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión		
H ¹⁺	Cl ¹⁻	HCl	Ácido clorhídrico
H ¹⁺	Br ¹⁻	HBr	Ácido bromhídrico
H ¹⁺	I ¹⁻	HI	Ácido yodhídrico
H ¹⁺	S ²⁻	H ₂ S	Ácido sulfhídrico
H ¹⁺	CN ¹⁻	HCN	Ácido cianhídrico

Tomado de:

http://webs.ono.com/tomas_mata1/inorganica/imagenes/tabla_per.JPG

Los **oxiácidos**, además de hidrógeno y otro elemento, también pueden contener oxígeno, por lo que se identifican mediante la fórmula del oxianión, es decir por un ion poliatómico que contiene oxígeno como se muestra en la tabla 12.



Ejemplos de oxianiones

Ion	Nombre	Ion	Nombre
NO_2^{1-}	Nitrito	BrO_3^{1-}	Bromato
NO_3^{1-}	Nitrato	IO_3^{1-}	Yodato
MnO_4^{1-}	Permanganato	IO_4^{1-}	Peryodato
ClO^{1-}	Hipoclorito	$\text{CH}_3\text{CO}_2^{1-}$	Acetato
ClO_2^{1-}	Clorito	CO_3^{2-}	Carbonato
ClO_3^{1-}	Clorato	SO_3^{2-}	Sulfito
ClO_4^{1-}	Perclorato	SO_4^{2-}	Sulfato
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Tiosulfato	PO_3^{3-}	Fosfito
CrO_4^{2-}	Cromato	PO_4^{3-}	Fosfato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato	AsO_4^{3-}	Arseniato

Tomado de

http://webs.ono.com/tomas_mata1/inorganica/imagenes/tabla_per.JPG

Cuando hay presencia de hidrógeno, entonces el nombre del oxiácido empieza por la palabra **ácido** seguida por la raíz del anión. Si el sufijo del anión es **-ato** se cambia por **-ico**; cuando el anión termina en **-ito** se cambia por **-oso**. Observa algunos ejemplos en la tabla 13.

Ejemplos de oxiácidos

Iones		Compuesto	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión		
H^{1+}	ClO^{1-}	HClO	Ácido hipocloroso
H^{1+}	ClO_3^{1-}	HClO_3	Ácido clórico
H^{1+}	NO_3^{1-}	HNO_3	Ácido nítrico
H^{1+}	NO_2^{1-}	HNO_2	Ácido nitroso
H^{1+}	SO_4^{2-}	H_2SO_4	Ácido sulfúrico

Tomado de

http://webs.ono.com/tomas_mata1/inorganica/imagenes/tabla_per.JPG



Cabe mencionar que el hidrógeno también tiene sus excepciones y es cuando éste trabaja con un número de oxidación 1-, los compuestos en estos casos son llamados **hidruros** y se componen del ion hidruro y un metal. El nombre de estos compuestos inicia con la palabra **hidruro** y termina con el **nombre del metal** como puedes observar en la tabla 14.

Ejemplos de hidruros

Iones		Compuesto	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión		
Na ¹⁺	H ¹⁻	NaH	Hidruro de sodio
K ¹⁺	H ¹⁻	KH	Hidruro de potasio
Ca ²⁺	H ¹⁻	CaH ₂	Hidruro de calcio
Cu ¹⁺	H ¹⁻	CuH	Hidruro de cobre (I)
Cu ²⁺	H ¹⁻	CuH ₂	Hidruro de cobre (II)

Tomado de http://lh5.ggpht.com/-BTzsurAa55I/Tm0Clw7QW_I/AAAAAAAAABic/aB4BkFjLY_s/hidruros252520metalicos25255B525255D.gif?imgmax=800

2.2.3 Hidróxidos

Los hidróxidos son otro tipo de compuestos inorgánicos que estudiaremos a continuación y que tienen características químicas y de nomenclatura específicas.

Hidróxidos

Son aquellas sustancias que se forman al reaccionar un óxido metálico con el agua. Los hidróxidos contienen el grupo OH¹⁻, el cual recibe el nombre de ion hidróxido. La característica de estas sustancias es que son alcalinas o básicas, por lo que también se les conoce como bases.



Ejemplo:

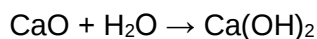


Figura 10. Formación de los hidróxidos. Al combinar agua con un óxido metálico se forma un hidróxido.

La fórmula de las bases se compone del catión metálico y el anión hidróxido. Se nombran con la palabra **hidróxido** seguido del **nombre del metal**, (Universidad Autónoma de Yucatán, 2003) como se muestra en la tabla 15.

Ejemplos de hidróxidos

Iones		Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión				
Na ¹⁺	OH ¹⁻	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca ²⁺	OH ¹⁻	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio
Al ³⁺	OH ¹⁻	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio
Fe ²⁺	OH ¹⁻	Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro
Fe ³⁺	OH ¹⁻	Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro

Tomado de https://encrypted-tbn3.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQbJHI7jrIMJ_CDPkiSANpiSpSLnq4DI45wtyJA0E7_U52lc2-I



2.2.4 Sales

Dentro de los compuestos inorgánicos más comunes y abundantes en la naturaleza se encuentran las sales. Existen diferentes tipos de sales, es por ello que a continuación estudiarás su definición, clasificación y nomenclatura.

Sales

Son aquellos compuestos que se forman al combinar metales con no metales, los cuales se pueden clasificar en dos tipos: sales binarias (haluros) y oxisales.

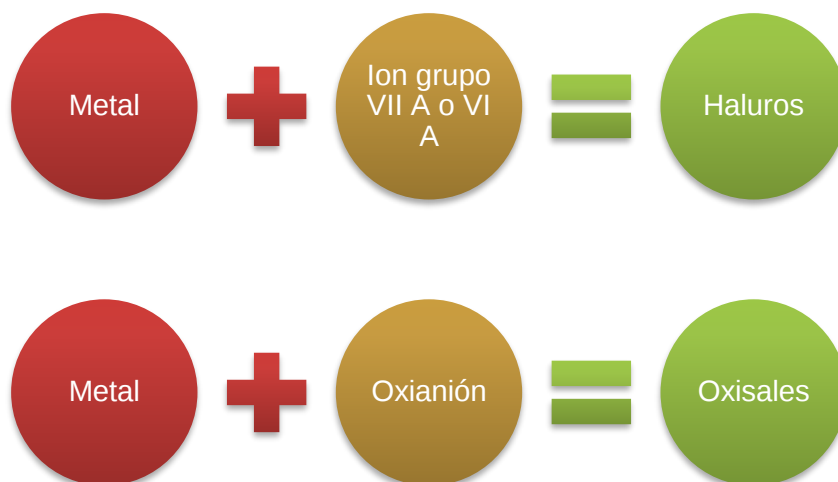


Figura 11. Composición de las sales. Al combinar un metal con un no metal se forman las sales.

Las sales binarias o haluros resultan de la combinación de los metales con iones del grupo VII A de los halógenos o algún elemento del grupo VI A. El nombre se inicia con el **prefijo del no metal** y la terminación **–uro**, concluye con el **nombre del metal** de acuerdo con la nomenclatura funcional y sistemática como se muestra en la tabla 16.



Ejemplos de sales binarias o haluros

Iones		Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión				
Na ¹⁺	F ¹⁻	NaF	Fluoruro de sodio	Fluoruro de sodio	Fluoruro de sodio
Ca ²⁺	I ¹⁻	CaI ₂	Yoduro de calcio	Yoduro de calcio	Diyoduro de calcio
Al ³⁺	S ²⁻	Al ₂ S ₃	Sulfuro de aluminio	Sulfuro de aluminio	Trisulfuro de dialuminio
Fe ²⁺	Cl ¹⁻	Fe(Cl) ₂	Cloruro ferroso	Cloruro de hierro (II)	Dicloruro de hierro
Fe ³⁺	Br ¹⁻	Fe(Br) ₃	Bromuro férrico	Bromuro de hierro (III)	Tribromuro de hierro

Tomado de:

http://webs.ono.com/tomas_mata1/inorganica/imagenes/tabla_per.JPG

Las oxisales se obtienen al combinar un metal con un oxianión. Este tipo de compuestos también se llaman sales neutras. Para nombrar a las oxisales o sales neutras, basta con identificar al oxianión y escribir su nombre seguido del nombre del metal, de acuerdo con lo establecido por la nomenclatura sistemática como se muestra en la tabla 17.

Ejemplos de oxisales

Iones		Compuesto	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión		
Na ¹⁺	ClO ¹⁻	NaClO	Hipoclorito de sodio
K ¹⁺	ClO ₃ ¹⁻	KClO ₃	Clorato de potasio
Ca ²⁺	NO ₃ ¹⁻	Ca(NO ₃) ₂	Nitrato de calcio
Cu ¹⁺	NO ₂ ¹⁻	CuNO ₂	Nitrito de cobre (I)
Cu ²⁺	SO ₄ ²⁻	CuSO ₄	Sulfato de cobre (II)

Tomado de [http://e-](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1165/html/Sales_acidas.jpg)

[ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1165/html/Sales_acidas.jpg](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/1000/1165/html/Sales_acidas.jpg)



Existe la posibilidad de que la sustitución de hidrógenos en un oxiácido no sea total, por lo que da como resultado la formación de una **sal ácida**. Estos compuestos se nombran igual que las sales neutras, anteponiendo el prefijo hidrógeno- o dihidrógeno, de acuerdo con el número de hidrógenos retenidos, como se muestra en la tabla 18.

Ejemplos de sales ácidas

Iones		Compuesto	Nomenclatura sistemática
Catión	Anión		
Na^{1+}	HCO_3^{1-}	NaHCO_3	Hidrógeno carbonato de sodio
K^{1+}	HSO_4^{1-}	KHSO_4	Hidrógeno sulfato de potasio
Ca^{2+}	HSO_3^{1-}	$\text{Ca}(\text{SO}_3)_2$	Hidrógeno sulfito de calcio
Fe^{2+}	$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Dihidrógeno fosfato de hierro (II)
Fe^{3+}	HPO_4^{2-}	$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$	Hidrógeno fosfato de hierro (III)

Tomado de <http://www.monografias.com/trabajos95/compuestos-quimicos-inorganicos/image032.jpg>

Enlaces

Es importante que aprendas a realizar correctamente la nomenclatura de todos los compuestos inorgánicos porque lo aplicarás en el resto de la carrera; por ejemplo, cuando estudies diferentes métodos de cuantificación de compuestos en la asignatura Química analítica.

2.3 Balanceo de reacciones

Para explicar los fenómenos que ocurren en la naturaleza y en las que intervienen reacciones químicas, es necesario la utilización de ecuaciones químicas que nos permitan describir los elementos que están participando, su estado y proporción.



Ecuación química

Se define como la representación de lo que va a suceder entre los reactivos para generar nuevos productos. Se compone por símbolos que representan los elementos que al unirse forman compuestos y sustancias con características bien definidas.

En una ecuación química leemos el signo + como “reacciona con” y la flecha como “produce”. Las formas químicas que están a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida o reactivos y las que se encuentran a la derecha de la flecha representan sustancias que se producen en la reacción, llamadas productos (Brown, 2004). Los números antepuestos a las fórmulas se denominan coeficientes. Asimismo, se puede indicar en la ecuación química las condiciones de la reacción, también llamadas condiciones de trabajo (temperatura, luz, presión, etc.) y el estado físico tanto de reactivos como de productos (**g** gas, **l** líquido, **s** sólido y **ac** acuoso) (Cardenas, 2005).

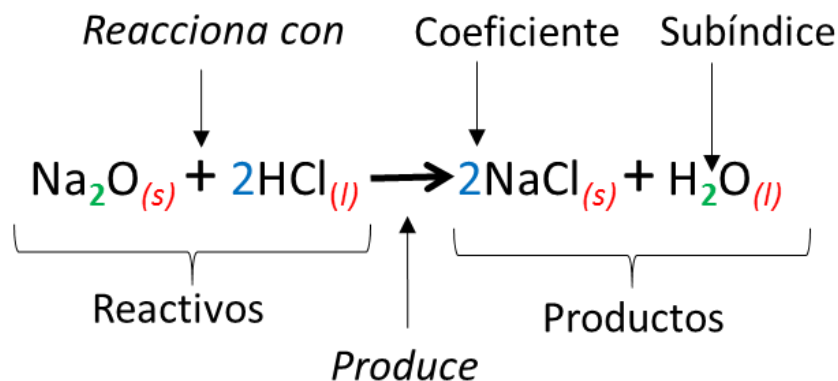


Figura 12. Componentes de una ecuación química. Del lado izquierdo de la flecha se muestran los reactivos y del lado derecho los productos, con sus respectivos coeficientes (azul) y subíndices (verde), además de su estado (rojo).

Una vez que se escribe la reacción química es importante cuidar que los reactivos se encuentren en equivalencia con los productos, es decir el número de cada elemento que tengamos a la izquierda deberá ser el mismo en el lado derecho de la ecuación química. Esto debido a que en ninguna reacción química se crean ni se destruyen átomos. Cuando se satisface la condición de igualdad de elementos se dice que la ecuación está



balanceada. Para realizar el balanceo de las reacciones anteponemos los coeficientes a las fórmulas, los cuales van a cambiar la cantidad de moléculas, pero nunca su identidad.

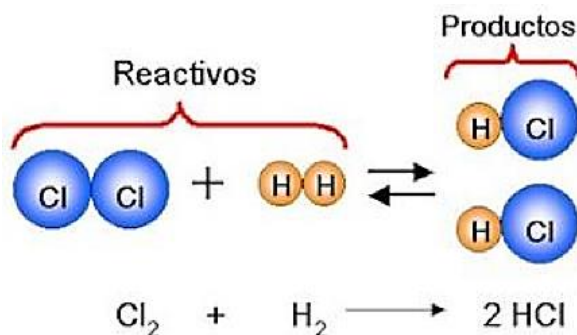


Figura 13. Conservación de la materia. Se muestra que el mismo número de moléculas en los reactivos debe estar presente en los productos.

Tomado de:

<http://fatimaquimica.wikispaces.com/file/view/que20se20conserva20durante20el20cambio.jpg/353351252/351x205/que20se20conserva20durante20el20cambio.jpg>

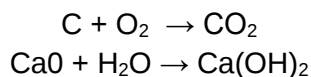
2.3.1 Tipos de reacciones

En nuestro entorno suceden una gran variedad de reacciones químicas, por ejemplo, al comer una deliciosa hamburguesa, encender la estufa, al respirar, en la producción de metano, etcétera, y en todas ellas se llevan a cabo ciertas transformaciones que resultan de gran interés para comprender qué está sucediendo a nuestro alrededor.

Las reacciones químicas se han clasificado para su estudio en cuatro tipos (Picado y Alvarez, 2008):

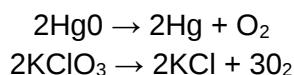
- A) **De síntesis:** se presentan cuando dos o más sustancias, elementos o compuestos se combinan y forman un solo producto.

Ejemplo:



- B) **De descomposición:** al contrario de las de síntesis, un compuesto da lugar a dos o más elementos o compuestos.

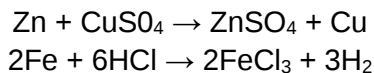
Ejemplo:





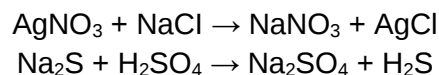
C) **De desplazamiento:** ocurren cuando un elemento sustituye a otro en un compuesto.

Ejemplo:



D) **De metátesis o doble desplazamiento:** es cuando dos elementos de compuestos diferentes se intercambian.

Ejemplo:



Para balancear cualquier tipo de estas reacciones podemos seguir dos metodologías: el balanceo por tanteo o ensayo y error y el balanceo por oxidación-reducción o redox, los cuales revisará con detalle a continuación.

2.3.2 Balance por ensayo y error

Cuando realizamos el balanceo de reacciones químicas siguiendo el método de ensayo y error seguimos de manera general el siguiente protocolo:

Balanceo por ensayo y error

1. Identificar si el número de átomos de un elemento es el mismo del lado izquierdo y derecho de la reacción.
2. En caso de que el número no sea igual se deben colocar coeficientes de manera arbitraria.
3. Verificar que el número de átomos ya sea el mismo a ambos lados de la reacción.
4. En caso de que sigan siendo diferentes se repite el proceso colocando nuevos coeficientes hasta que los números sean iguales.
5. Tomar en cuenta que el coeficiente 1 no se escribe.



Enlaces

Es muy importante que aprendas a escribir ecuaciones químicas y que estas se encuentren balanceadas porque te servirán para describir los procesos ocurridos en los reactores que revisarás en la asignatura Balance de materia y energía.

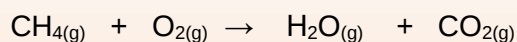
A continuación se presentan algunos ejemplos de la metodología de balance por ensayo y error.

Ejemplo 1: Tenemos la reacción entre el metano y el oxígeno que forman agua y dióxido de carbono:



Ejemplo 1. Balanceo por ensayo y error

1. Identificar los reactivos y productos y escribir la ecuación química:



2. Analizar el número de átomos de cada especie, tanto en reactivos como productos, para determinar cual requiere ser ajustado.

Reactivos		Productos
$\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$
Átomos de C: 1	=	Átomos de C: 1
Átomos de H: 4	$\neq$	Átomos de H: 2
Átomos de O: 2	$\neq$	Átomos de O: 3

3. Observar que los átomos de hidrógeno y oxígeno son los que requieren ser balanceados. Para esto, en primer lugar, se coloca un coeficiente 2 a la molécula del agua para tratar de balancear al hidrógeno y revisamos nuevamente la ecuación:

Reactivos		Productos
$\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$
Átomos de C: 1	=	Átomos de C: 1
Átomos de H: 4	=	Átomos de H: 4
Átomos de O: 2	$\neq$	Átomos de O: 4



Ejemplo 1. Balanceo por ensayo y error (Continuación)

4. Balancear ahora el oxígeno ya que el carbono e hidrógeno ya han sido balanceados, para ello escribimos el coeficiente 2 a la molécula de oxígeno y debemos revisar la ecuación:

Reactivos			Productos	
$\text{CH}_4(\text{g})$	+	$2\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$
Átomos de C: 1		=		Átomos de C: 1
Átomos de H: 4		=		Átomos de H: 4
Átomos de O: 4		=		Átomos de O: 4

5. Revisar la ecuación completa y corroborar que todos los elementos se encuentren iguales tanto antes como después de la flecha de reacción. Al final, la ecuación ya balanceada indica que una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir dos moléculas de agua y una molécula de dióxido de carbono.

Vamos a analizar otro ejemplo: la reacción de oxidación del etanol.



Ejemplo 2. Balanceo por ensayo y error

1. Escribir la reacción identificando los reactivos y productos.



2. Analizar la ecuación, para determinar las especies que necesitan balancearse.

Reactivos		Productos	
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	$+$	$\text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$
		$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$+$
		$\text{CO}_{2(g)}$	
Átomos de C: 2	$\neq$	Átomos de C: 1	
Átomos de H: 6	$\neq$	Átomos de H: 2	
Átomos de O: 3	$=$	Átomos de O: 3	

3. Colocar el coeficiente 2 al dióxido de carbono para balancear al elemento carbono:

Reactivos		Productos	
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	$+$	$\text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$
		$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$+$
		$2\text{CO}_{2(g)}$	
Átomos de C: 2	$=$	Átomos de C: 2	
Átomos de H: 6	$\neq$	Átomos de H: 2	
Átomos de O: 3	$\neq$	Átomos de O: 5	



Ejemplo 2. Balanceo por ensayo y error (Continuación)

4. Colocar un coeficiente 3 al compuesto agua para balancear los hidrógenos:

Reactivos		Productos
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$3\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{CO}_{2(g)}$
Átomos de C: 2	=	Átomos de C: 2
Átomos de H: 6	=	Átomos de H: 6
Átomos de O: 3	$\neq$	Átomos de O: 7

5. Colocar un coeficiente 3 a la molécula de oxígeno para ahora balancear los oxígenos:

Reactivos		Productos
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 3\text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$3\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{CO}_{2(g)}$
Átomos de C: 2	=	Átomos de C: 2
Átomos de H: 6	=	Átomos de H: 6
Átomos de O: 7	=	Átomos de O: 7

Balancear la ecuación no es tarea fácil de realizar por el método de tanteo debido a que requiere mucho tiempo por lo que tendremos que usar otra herramienta, el método algebraico. El método algebraico consiste en colocar letras en la parte lateral de cada uno de los compuestos o elementos que participan en la reacción para después plantear una ecuación algebraica para cada uno de los elementos. Finalmente, se resuelven las ecuaciones y se sustituyen las literales por los valores obtenidos.

Para conocer dicho procedimiento analicemos el siguiente ejemplo: queremos balancear la reacción entre el hidróxido de potasio y el cloro.



Ejemplo. Balanceo algebraico

1. Escribir la reacción e identificar los reactivos y los productos.



2. Colocar letras (coeficientes) a cada uno de las sustancias participantes:



3. Plantear una ecuación para cada elemento:

$$\text{Para K:} \quad A = C + E \quad (1)$$

$$\text{Para O:} \quad A = 3C + D \quad (2)$$

$$\text{Para H:} \quad A = 2D \quad (3)$$

$$\text{Para Cl:} \quad 2B = C + E \quad (4)$$

4. Observar que la letra A es la que más se repite en las ecuaciones
5. Asignar un valor de 2 a la letra A.
6. Sustituir el valor de 2 en la ecuación 3, para conocer el valor de D:

$$A = 2D \quad (3)$$

7. Despejar D y sustituir el valor de A

$$D = A/2 = 2/2 = 1, \quad D = 1$$



Ejemplo. Balanceo algebraico (Continuación)

8. Sustituir los valores de A y D en la ecuación 2, para conocer el valor de C despejando en la ecuación:

$$\begin{aligned}A &= 3C + D & (2) \\2 &= 3C + 1 \\3C &= 2 - 1 \\3C &= 1 \\C &= 1/3\end{aligned}$$

9. Despejar E de la ecuación 1 y sustituir los valores de A y C:

$$\begin{aligned}A &= C + E & (1) \\E &= A - C \\E &= 2 - 1/3 \\E &= 5/3\end{aligned}$$

10. Despejar B de la ecuación 4 y sustituir los valores de C y E

$$\begin{aligned}2B &= C + E & (4) \\2B &= 1/3 + 5/3 = 6/3 \\B &= 6/6 = 1\end{aligned}$$

11. Con base en lo anterior los valores de los coeficientes son: A = 1, B = 1, C = 1/3, D = 1 y E = 5/3, por lo que la ecuación quedaría de la siguiente forma:



12. Multiplicar por 3, puesto que lo recomendable es que los coeficientes de las ecuaciones sean números enteros y de esta manera eliminamos los denominadores y la ecuación balanceada queda de la siguiente manera:





2.3.3 Balanceo redox

Existe otro método para el balanceo de ecuaciones químicas, siguiendo los principios de óxido reducción o redox. Para conocer el balanceo de reacciones por este método es necesario que revisemos primero algunos conceptos importantes sobre la oxidación y reducción.

Oxidación

Se define como un cambio químico en el que un átomo pierde electrones, es decir se generan iones con carga positiva lo que hace que en la reacción química un átomo **aumente** su número de oxidación (Burns, 2000).

Por ejemplo.



Cuando ocurre una oxidación también hay una reducción, siempre van juntas; este tipo de reacciones se conocen como **redox**.

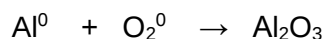
Reducción

Es un cambio químico en el cual un átomo gana electrones, es decir se generan iones con carga negativa disminuyendo el número de oxidación del átomo.

Ejemplo:



Cabe señalar que la oxidación y la reducción son procesos que ocurren de forma simultánea ya que el número de electrones perdidos en la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la reducción.





Entonces, cuando una especie química se **oxida**, es decir pierde electrones, es un **agente reductor** porque hace que la otra especie se reduzca y viceversa; si una especie se **reduce** se dice que es un **agente oxidante**, logrando que la otra especie se oxide.

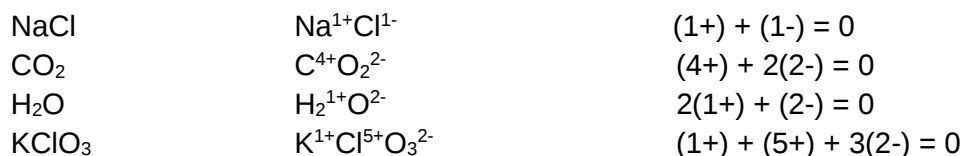


Es importante conocer cuál es la especie que se oxidará y cuál se reducirá, debes recordar los estados de oxidación de los elementos antes y después de la reacción. El número de oxidación es la carga que cada elemento adquiere al combinarse químicamente con otro y ganar o perder electrones.

Las reglas básicas para establecer los estados de oxidación de los elementos son las siguientes:

- A. Los elementos en estado libre tendrán un número de oxidación igual a cero, tanto en estado atómico como molecular, por ejemplo; Al, N₂, H₂, Cl₂, Fe, entre otros.
- B. Los elementos del grupo IA de la tabla periódica tienen un número de oxidación 1+, con su debida excepción, pues en el caso de los hidruros el hidrógeno se trabaja con 1-.
- C. Los elementos del grupo IIA tendrán un número de oxidación igual a 2+.
- D. El oxígeno en la mayor parte de los compuestos trabaja con un número de oxidación de 2-; sin embargo, en los peróxidos su número de oxidación será de 1-.
- E. Los halógenos, cuando no están combinados con oxígeno, tienen un número de oxidación igual a 1-.
- F. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que forman una molécula neutra es cero. Si se trata de un ion, la suma será igual a la carga del ion.

Para ejemplificar lo anterior, veamos lo siguiente:



Las reacciones en las que intervienen procesos de oxidación y reducción son difíciles de balancear por método del tanteo, es mejor aplicar el método redox, recuerda que para



balancear por este método es necesario que existan dos partes: un elemento que se oxide (donar electrones) y otro que se reduzca (acepta electrones).

Para balancear por el método de balanceo por oxido-reducción, consideramos el aumento total en el número de oxidación de los átomos que se oxidan, los cuales han de ser igual a la disminución total de los números de oxidación de los átomos que se reducen, por tanto el número de electrones que se gana o se pierde debe ser igual.

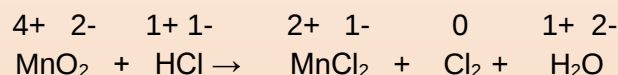
Para explicar el proceso de balanceo redox, a continuación revisarás los pasos que se presentan en el ejemplo de la reducción del dióxido de manganeso cuando reacciona con el ácido clorhídrico:

Ejemplo 1. Balanceo redox

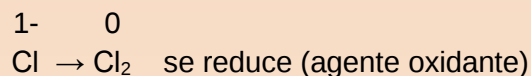
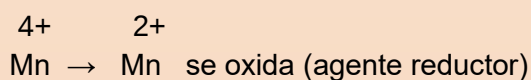
1. Escribir la ecuación química completa, es decir con reactivos y productos de forma correcta.



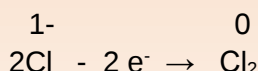
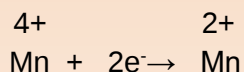
2. Escribir sobre cada elemento el número de oxidación correspondiente.



3. Separar los elementos que se oxidan y reducen, escribiendo las dos medias reacciones que se originen:



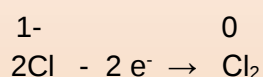
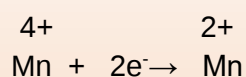
4. Balancear el número de átomos y sumar o restar los electrones, según se oxide o reduzca el elemento.



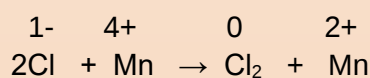


Ejemplo 1. Balanceo redox (Continuación)

5. Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones, multiplicando toda la semirreacción.



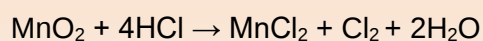
6. Sumar las dos semirreacciones y eliminar el número de electrones.



7. Colocar los coeficientes resultantes en la ecuación original, sin alterar las fórmulas de los compuestos o elementos involucrados.



8. Si alguna especie no ha sufrido cambio, se debe balancear al final por el método del tanteo.



Revisa otro ejemplo de la reacción de oxidación del hierro con el dióxido de carbono:

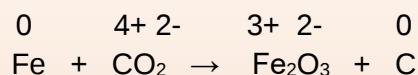


Ejemplo 2. Balanceo redox

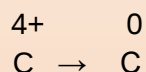
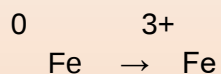
1. Escribir la reacción:



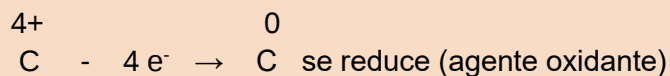
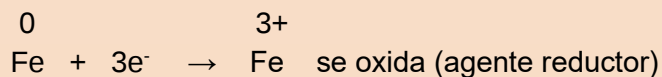
2. Identificar los números de oxidación de cada elemento:



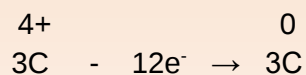
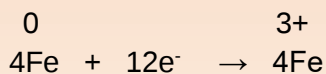
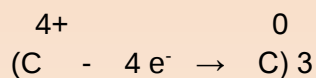
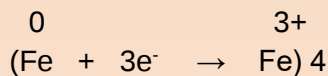
3. Separar las dos semirreacciones en los elementos que cambian de número de oxidación:



4. Indicar quién se oxida y quién se reduce sumando o restando los electrones de acuerdo al proceso señalado:



5. Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones:



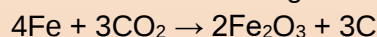


Ejemplo 2. Balanceo redox (Continuación)

6. Sumar ambas semirreacciones, eliminando los electrones:



7. Colocar los coeficientes en la ecuación original:



Para el caso del hierro como ya existen 2 átomos en la fórmula, solo se multiplica por 2

2.4 Estequiometría

Una vez que se cuenta con las reacciones químicas balanceadas que describen un fenómeno, estas pueden ser utilizadas para determinar la concentración de cada uno de los compuestos en una mezcla empleando como herramienta a la estequiometría.

Estequiometría

Se define como el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química. La palabra estequiometría proviene de la etimología del griego **stoicheion** que significa primer principio o elemento y **metron** que significa medida.

La **estequiometría** surge desde que Lavoisier, en 1789, estableció lo que actualmente se conoce como **Ley de la Conservación de la Materia**.



Ley de la Conservación de la Materia

De manera general describe que “la materia no se crea ni se destruye” por lo que en una reacción química la masa permanece constante, es decir la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.

2.4.1 Unidades de concentración

Actualmente se sabe que los átomos son tan pequeños que no sería posible trabajar con ellos, esa es la razón por lo que se desarrolló una unidad de átomos que describe a un gran número de ellos y hace posible su utilización. Esta unidad es definida por el Sistema Internacional de Unidades como **mol** (Burns, 2000).

Mol y uma

Mol

Se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 gramos de carbono-12. La cantidad de sustancia es proporcional al número de entidades, siendo la constante de proporcionalidad el número de Avogadro. Un mol contiene 6.022045×10^{23} entidades.

UMA «u»

Es un valor igual a 1/12 (doceava) parte de la masa del isótopo 12 del átomo de carbono y su valor se corresponde aproximadamente con la masa de un protón (o un átomo) de hidrógeno. También es llamado Dalton «Da».

En el mundo microscópico el mol es de gran utilidad para comprender las interacciones entre las moléculas y los átomos, pero en el mundo macroscópico la cantidad en masa resulta ser más comprensible.



Masa atómica

Se define como la cantidad de masa que hay por mol de átomos de un elemento.

Por ejemplo: el Cl pesa 35.5 uma y por tanto 35.5 g, esto es que por cada 35.5 g hay un mol de átomos de cloro.

Por lo anterior, conociendo la cantidad de sustancia, se puede determinar el número de mol y de átomos que se están trabajando, como se muestra en el siguiente ejemplo:

Mol de aluminio	Átomos de aluminio	Gramos de aluminio
1.0	6.023×10^{23}	27.0
2.0	1.204×10^{24}	54.0
0.5	3.011×10^{23}	13.5

Masa molecular

Es la suma de las masas atómicas de cada elemento que integran a la sustancia.

Por ejemplo: la masa molecular del agua es 18g/mol. Revisa a continuación cómo se determinó esta cantidad.



Determinación de masa molecular

1. Escribir la fórmula del agua:



2. Identificar el número de átomos en cada elemento:

2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno.

3. Obtener las masas atómicas de cada elemento:

Hidrógeno = 1 g

Oxígeno = 16 g

4. Multiplicar las masas atómicas de cada elemento por la cantidad de átomos en la molécula:

Hidrógeno = $2(1\text{g}) = 2\text{ g}$

Oxígeno = $1(16\text{ g}) = 16\text{ g}$

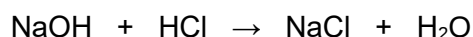
5. Sumar los resultados de la multiplicación para obtener la masa molecular del agua:

$$2 + 16 = 18\text{ g}$$

2.4.2 Relación mol-mol

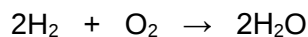
Para realizar los cálculos pertinentes en la estequiometría y no cometer errores, es necesario escribir la fórmula de manera correcta. Posteriormente, se debe identificar qué sucede con la relación mol-mol, es decir conocer cuántos moles de un reactivo reaccionan con otro para determinar el número de mol de un producto (Cardenas, 2005).

Ejemplo. La reacción del hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico, indica que un mol de NaOH reacciona con un mol de HCl para producir un mol de NaCl y un mol de H_2O :





Ejemplo: para el caso de la reacción de formación del agua, 2 mol de hidrógeno reaccionan con 1 mol de oxígeno para producir dos mol de agua:

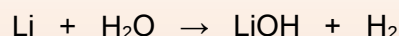


Una vez que la ecuación química este correctamente balanceada, podemos determinar cuantitativamente la cantidad en mol de un reactivo o producto, requerido para un proceso.

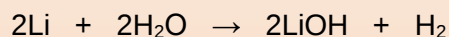
Por ejemplo: ¿cuántos mol de hidrógeno se formarán a partir de 5.0 mol de litio al reaccionar con el agua?

Cálculo de moles

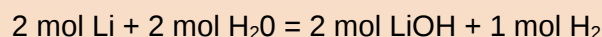
1. Escribir correctamente la reacción:



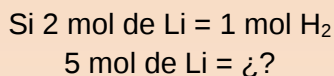
2. Balancear la ecuación:



3. Identificar la relación de moles entre los compuestos:



4. Calcular los moles de hidrógeno producidos por 5 mol de litio:



$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Li}} \times 5 \text{ mol Li} = 2.5 \text{ mol de H}$$

Lo que indica que con 5 mol de litio obtendremos 2.5 mol de hidrógeno.



2.4.3 Relación masa-mol

En muchas ocasiones se requiere conocer la masa de un reactivo o producto, para ello se utiliza la relación masa-mol. En este tipo de estequiometría se determina la masa molecular de una sustancia (Benson, 2000).

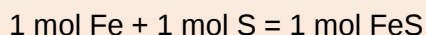
Por ejemplo: ¿cuántos gramos de sulfuro ferroso se obtendrán al hacer reaccionar 3.5 mol de hierro? de acuerdo a la siguiente reacción:



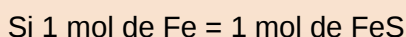
Cálculo de masa

1. Revisar que la ecuación se encuentre balanceada.

2. Identificar la relación de moles en la reacción:



3. Calcular los moles de FeS producidos por 3.5 mol de Fe.



$$\frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} \times 3.5 \text{ mol Fe} = 3.5 \text{ mol FeS}$$

4. Calcular la masa del sulfuro ferroso:



5. Calcular la masa en gramos (g) de sulfuro ferroso producida por los 3.5 mol de hierro:



$$\frac{88 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} \times 3.5 \text{ mol FeS} = 308 \text{ g}$$

Por tanto, partiendo de 3.5 mol de Fe se obtendrán 308 g de FeS.

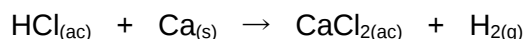


En este caso la relación masa-mol nos sirven para conocer la cantidad de reactivos o productos involucrados en un proceso en el que se conocen los mol de alguna de las especies químicas de interés.

2.4.4 Relación masa-masa

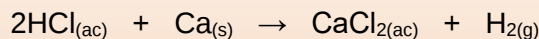
En el campo laboral las cantidades de materia casi no se manejan en mol, sino en masa, por eso veremos a continuación, a partir de un ejercicio, la relación estequiométrica masa-masa.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio se obtendrán al hacer reaccionar 200 g de Ca? De acuerdo a la siguiente reacción:

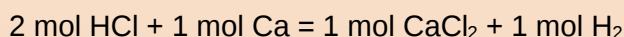


Cálculo de masa

1. Balancear la ecuación.



2. Identificar la relación de mol en la reacción:



3. Establecer la relación con la masa de cada compuesto:

$$\frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca}} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \times \frac{110 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \times 200 \text{ g Ca} = 550 \text{ g de CaCl}_2$$

En este caso las relaciones estequiométricas se manejan en mol, los cuales son transformados a masa mediante el cálculo de la masa molecular. Esta última relación es de gran importancia ya que de manera cotidiana manejamos cantidades más tangibles como lo son el gramo y kilogramo.



Con esto concluimos el contenido de la segunda unidad de la asignatura, en la cual aprendiste sobre distintos aspectos de las reacciones químicas inorgánicas como los enlaces que componen sus compuestos y expresar las reacciones y balancearlas de distintas formas. En la siguiente unidad revisarás aspectos similares pero relacionados con compuestos orgánicos.

Enlaces

Todas las definiciones y unidades de masa, así como la relación estequiométrica que existe entre las unidades son muy importantes y útiles en las técnicas de volumetría y gravimetría que utilizarás en la asignatura Química analítica.

Actividades

La elaboración de las actividades estará guiada por tu figura académica mismo que te indicará, a través del **Organizador Didáctico de Aprendizaje (ODA)**, la dinámica que tú y tus compañeros llevarán a cabo, así como los envíos que tendrán que realizar.

Autorreflexiones

Para la parte de **autorreflexiones** debes de consultar el foro *Preguntas de Autorreflexión* para realizar la actividad correspondiente y enviarlo a la herramienta de *Autorreflexiones*. Cabe recordar que esta actividad tiene una ponderación del 10 % de tu evaluación.

Cierre de la unidad

Durante esta unidad estudiaste temas interesantes e importantes para tu vida profesional debido a que todo lo que hemos analizado lo emplearás de forma constante. Recordemos que las reacciones químicas son la parte fundamental de todo, debido a que revelan el tipo de reactivos y productos involucrados; así como los enlaces, valencias de cada elemento, coeficientes estequiométricos y la estequiometría, conocimientos necesarios para entender lo que sucede químicamente en las reacciones.



Para saber más



Consulta los siguientes videos:

<https://www.youtube.com/watch?v=motuaHR7zIs>

<https://www.youtube.com/watch?v=2ZmIRkPalyc>

https://www.youtube.com/watch?v=PB_IlbN0XW4

<https://www.youtube.com/watch?v=ccc7EOkIKHE>

https://www.youtube.com/watch?v=QDTn__99Gpl

<https://www.youtube.com/watch?v=zivYHIOsks8>

<https://www.youtube.com/watch?v=ERKX3TB4pUo>



Fuentes de consulta



1. Baldor, F. (2003). *Nomenclatura química inorgánica*. México: Ediciones.
2. Benson, S. (2000). *Cálculos químicos*. Limusa.
3. Brown H, LeMay H E, Bursten B E, Burdge J R. (2003). *Química la ciencia central*. Novena edición. Prentice Hall.
4. Burns, R. (2000). *Fundamentos de química*. México: Pearson.
5. Cardenas, A. (2005). *Química 2*. México: Umbral.
6. Gray, H. (2003). *Electrones y enlaces químicos*. España: Reverté.
7. Gillespie, D. (2002). *Introducción a la mecánica cuántica*. España: Reverté.
8. *International Union of Pure and Applied Chemistry*. (s.f.). Recuperado el 27 de 12 de 2014, de International Union of Pure and Applied Chemistry: <http://www.iupac.org/>
9. Picado, A., Alvarez, M. (2008). *Química 1*. Costa Rica: Universidad Estatal a Distancia.
10. Richard, F. M., & Ronald, R. W. (2004). *Principios Elementales de los Procesos Químicos*. México DF: Limusa Wiley.
11. Rincón, L. (2005). *Enlace químico*. Venezuela: Escuela Venezolana para la enseñanza de la química.
12. Seese, W. (2005). *Química*. California: Reverté.
13. Universidad Autónoma de Yucatán. (2003). *Nomenclatura*. México: Coordinación General de Desarrollo Académico.