

QUÍMICA GENERAL

UNIDAD Nº 2: COMPUESTOS

UNIONES QUÍMICAS

Para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos, Gilbert Lewis formuló una teoría, en la que explica que los átomos se combinan con el fin de alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se produce cuando un átomo posee igual configuración electrónica que la de un gas noble.

- **Enlace químico:** Corresponde a la fuerza que une o enlaza a dos o más átomos, sean éstos del mismo elemento o de elementos diferentes.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, solo entran en contacto sus regiones más externas, es decir, que para la unión de dichos átomos, sólo se relacionan los electrones “de valencia”, aquellos que se encuentran en el último orbital.

TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Las uniones o enlaces químicos que se generan entre átomos, pueden ser de diferentes tipos, lo cual dependerá de las propiedades de los elementos que se combinen.

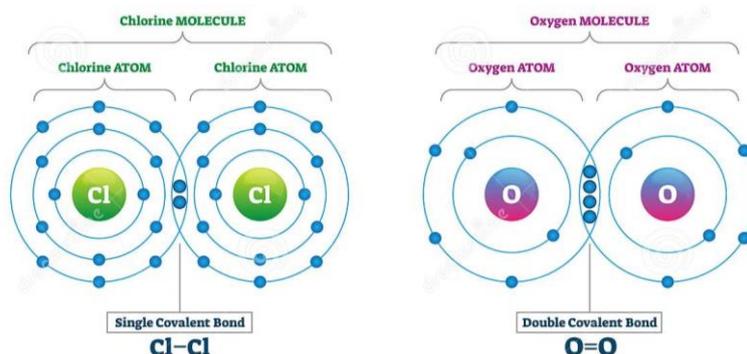
- **Enlaces iónicos:** Formados por la unión entre átomos de elementos metálicos y no metálicos. Consiste en una *transferencia* permanente de electrones desde el átomo metálico hacia el no metálico, produciendo una molécula cargada eléctricamente en algún sentido, es decir, una molécula formada por iones, en la que el elemento metálico es un catión (+) y el no metálico es un anión (-).

Los elementos con más probabilidades de formar cationes son los alcalinos y alcalinotérreos (lado izquierdo de la tabla periódica), mientras que los elementos con más probabilidad de formar aniones son los halógenos y el oxígeno (lado derecho de la tabla periódica). Ejemplo: La reacción entre litio y flúor para formar fluoruro de litio, cuando estos átomos entran en contacto, el electrón de valencia del litio se transfiere al átomo de flúor, formando una molécula iónica ($\text{Li} + \text{F} \rightarrow \text{Li}^+\text{F}^-$).

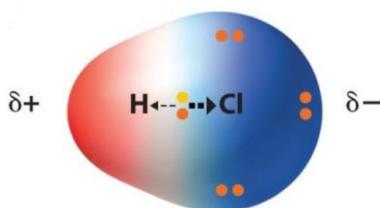


- **Enlace covalente:** Ocurre normalmente entre átomos de elementos no metálicos, que al unirse **comparten pares de electrones** de sus últimas órbitas, a fin de conseguir, cada uno de ellos, una forma eléctrica más estable. Los enlaces formados pueden ser simples, dobles o triples, dependiendo de la cantidad de pares de electrones compartidos.

En éste tipo de uniones, los electrones compartidos son atraídos por los núcleos de todos los átomos involucrados. Ejemplo: La reacción entre dos átomos de oxígeno, para formar oxígeno molecular, cuando estos átomos entran en contacto, comparten dos pares de electrones de valencia ($O + O \rightarrow O=O \rightarrow O_2$).



- **Enlace covalente polar:** Consiste en la formación de un enlace entre átomos de diferentes elementos. En este enlace, los electrones son atraídos fundamentalmente por el núcleo del átomo más fuerte, generando moléculas cuya nube electrónica presentará una zona con mayor densidad de carga negativa y otra con mayor densidad de carga positiva (dipolo).

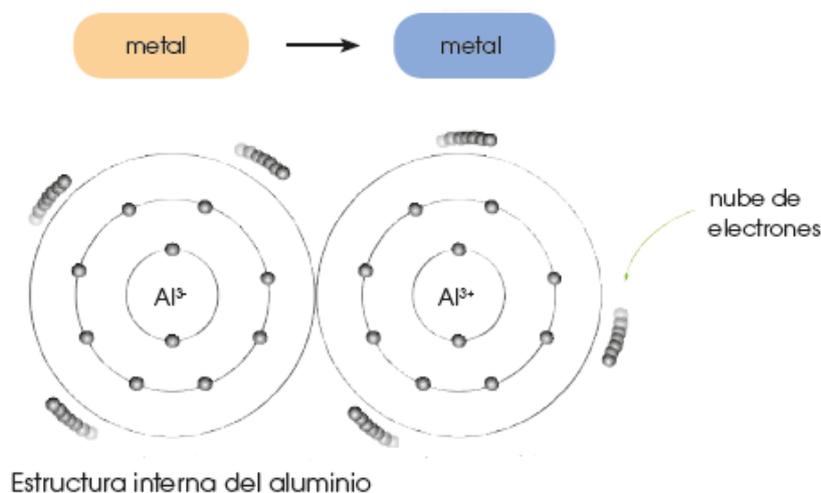


- **Enlace covalente apolar:** Se forma entre átomos iguales. En este enlace, los electrones son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad, generando moléculas cuya nube electrónica es uniforme.
- **Enlace covalente dativo:** En este tipo de enlace, uno de los átomos comparte su par de electrones de valencia al otro átomo, pero no requiere que este le comparta sus electrones a él, es decir, solo uno de los elementos aporta los electrones para el enlace y es llamado “dador” mientras que el otro elemento es el “receptor”.



- **Enlace metálico:** Se da únicamente entre átomos metálicos de un mismo elemento, que por lo general constituyen estructuras sólidas, sumamente compactas. Es un enlace fuerte, que vincula los núcleos atómicos entre sí, rodeados de sus electrones como en una nube.

La **nube electrónica** que se genera a partir de la unión de estos átomos, les permite obtener estabilidad envolviendo al conjunto atómico. Ejemplo: La unión de átomos de aluminio ($Al^{3+} + Al^{3+} \rightarrow Al^{3+} + Al^{3+} \rightarrow Al_2$).



DATO CURIOSO: Los compuestos iónicos difieren marcadamente en sus propiedades físicas, de los compuestos covalentes, debido a la diferente naturaleza de sus enlaces. En los compuestos covalentes las fuerzas que mantienen unidos a las moléculas son más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en las moléculas. En consecuencia los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos con bajo punto de fusión, mientras que las fuerzas que mantienen unidos a los iones en los compuestos iónicos son muy fuertes, de modo que estos compuestos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados.

REGLA DEL OCTETO

La regla del octeto fue formulada por Lewis, estableciendo que un **átomo tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia**.

Los enlaces se forman cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual tenga el octeto completo. Al compartir electrones en un enlace, los átomos individuales pueden completar sus octetos y lograr así, tener estabilidad (pareciéndose a los gases nobles, que no requieren enlazarse a otros elementos, ya que tienen su octeto completo y son por lo tanto los más estables de los elementos).

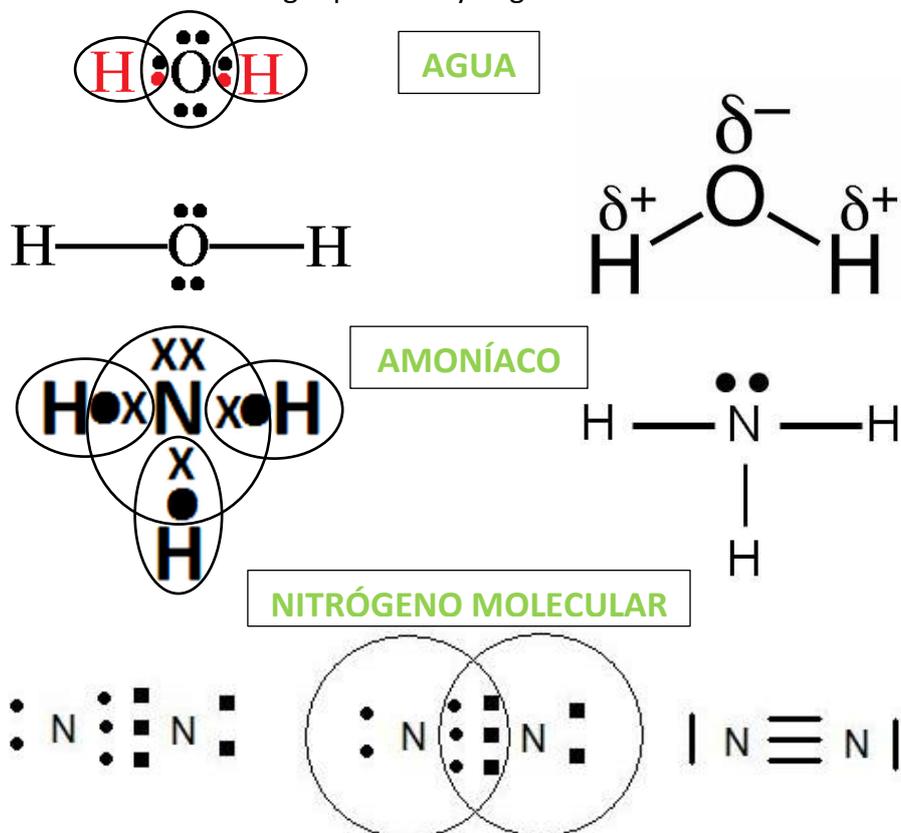
Existen algunas excepciones a la regla del octeto, tales como el hidrógeno o el berilio, entre otros.

DIAGRAMA DE LEWIS

El diagrama de Lewis es una representación gráfica que muestra los enlaces que existen entre los átomos que conforman una molécula y los electrones solitarios que puedan presentarse. Este es empleado para determinar la cantidad de electrones de valencia de un átomo que se encuentran en contacto con los electrones de valencia de otro átomo, ya sean de elementos diferentes o del mismo elemento, constituyendo enlaces que puedan ser simples, dobles o triples.

El diagrama se constituye:

1. Representando con símbolos a los elementos que intervienen en la molécula.
2. Diagramando el total de electrones de valencia de cada átomo, mediante puntos o equis.
3. Se debe escoger al átomo central, que por lo general será el más “débil”.
4. En torno al átomo central se ubican los demás, de la forma más proporcionada posible, considerando su ordenación en el espacio.
5. Encerrar los átomos mediante círculos, evidenciando mediante líneas los pares de electrones compartidos, teniendo en cuenta la regla del octeto.
6. De acuerdo al tipo de enlace, se deben colocar simbologías que representen la distribución de las cargas positivas y negativas en la molécula.





ELECTRONEGATIVIDAD

Un enlace covalente, como se dijo, es el enlace formado entre átomos que comparten pares de electrones. En una molécula formada por átomos idénticos, se espera que los electrones se compartan de forma equitativa, es decir que los electrones pasen el mismo tiempo en la “vecindad” de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente polar, los electrones no se comparten igual por los átomos que forman la molécula, dado que son átomos distintos.

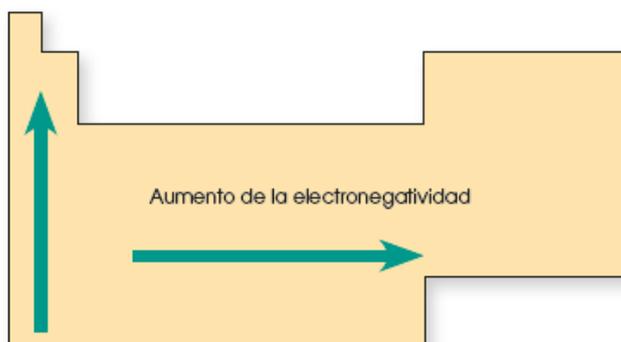
En un enlace covalente polar, los electrones pasan más tiempo en la “vecindad” de un átomo que del otro. Este compartimiento desigual de electrones produce normalmente una densidad electrónica mayor desplazada hacia uno de los átomos. Por lo que los enlaces covalentes polares pueden considerarse intermedios entre los covalentes apolares en los que los electrones se comparten equitativamente y los enlaces iónicos, en los que los electrones se transfieren completamente de un átomo a otro.

Una propiedad que ayuda a distinguir el tipo de enlace generado entre átomos, es la **electronegatividad**, que es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones en un enlace químico. Los elementos con electronegatividad alta tienen más tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja, lo que a su vez se traduce en la facilidad con que los elementos de baja electronegatividad pierden o ceden electrones en relación a aquellos de alta electronegatividad.

La electronegatividad es un concepto relativo, en el sentido de que la electronegatividad de un elemento sólo se puede medir respecto de la de otros elementos.

En la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, a través de un periodo, coincidiendo con la disminución del carácter metálico de los elementos y en cada grupo la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico. Sin embargo los metales de transición no siguen esta tendencia. Los elementos más electronegativos son los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno y el azufre, mientras que los menos electronegativos son los alcalinos y alcalinotérreos.

Los átomos de los elementos con grandes diferencias de electronegatividad, tienden a formar enlaces iónicos, dado que el átomo menos electronegativo cede sus electrones al átomo más electronegativo. Los átomos de elementos con electronegatividades similares, tienen a formar enlaces covalentes polares, dado que el desplazamiento de electrones es pequeño. Y sólo los átomos del mismo elemento, con igual electronegatividad, podrán unirse mediante enlaces covalentes puros (apolares).



REACCIONES QUÍMICAS

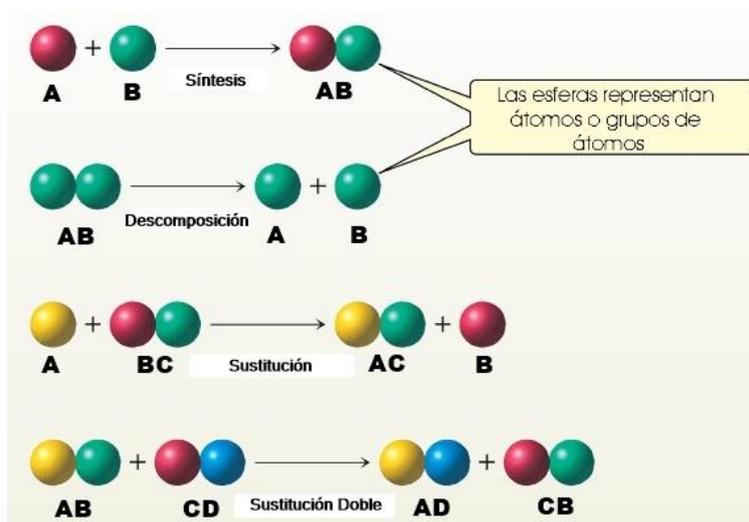
Una reacción química es una transformación en la que, a partir de una o más sustancias, se origina otra u otras sustancias diferentes. Las sustancias iniciales se denominan **reactivos**, mientras que las que se obtienen se denominan **productos** de la reacción.

Las reacciones químicas se representan separando a los reactivos de los productos mediante una flecha, que indica la dirección de la reacción. Donde A y B son los reactivos y C y D son los productos de la reacción.



La mayor parte de las reacciones químicas corresponden a uno de los cuatro tipos siguientes:

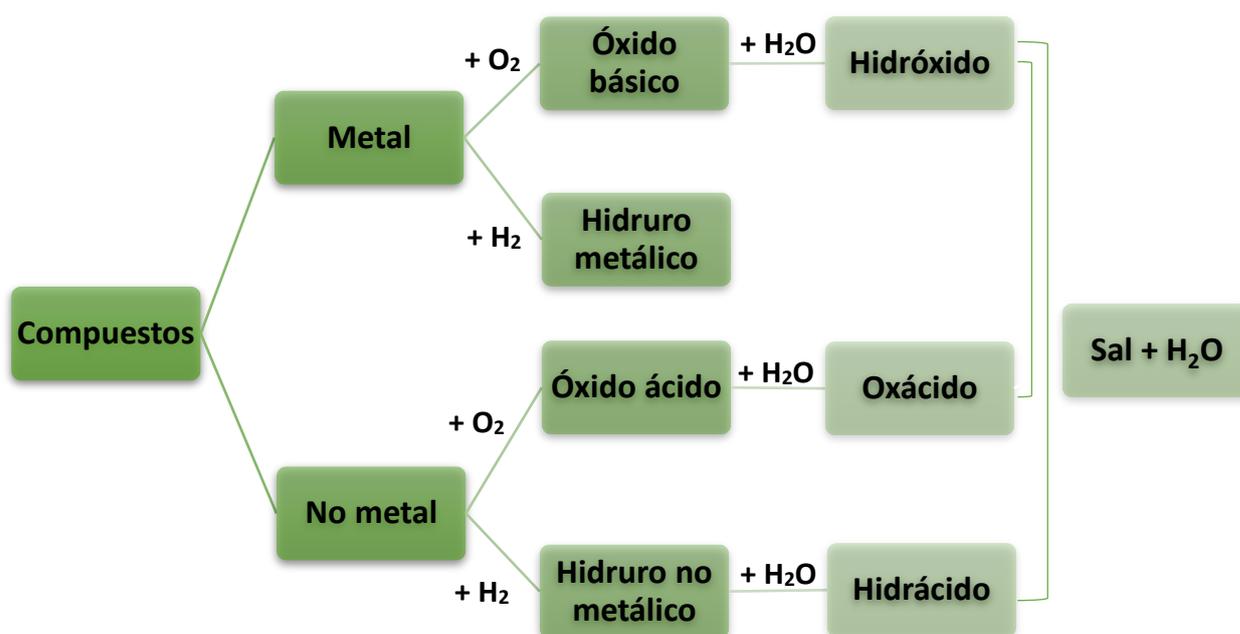
- **Descomposición:** Reacción en la que a partir de un compuesto se originan otras sustancias que pueden ser compuestos o elementos:
- **Síntesis:** Reacción en la que a partir de varias sustancias puras se origina un compuesto:
- **Sustitución:** Reacción en la que los reactivos se reordenan formando compuestos y/o sustancias diferentes:
- **Doble sustitución:** Reacción en la los reactivos se reordenan, intercambiándose y formando compuestos diferentes:



FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNCOS

En química inorgánica existen diversos tipos de compuestos. Introduzcámonos en la naturaleza de los mismos y aprendamos a formarlos.

- **Óxidos:** Los óxidos son combinaciones binarias, es decir, constituidas por dos elementos. Uno de esos dos elementos es el **oxígeno** que puede combinarse con un **metal**, formando un **óxido básico**, o con un **no metal**, formando un **óxido ácido** o también llamado **anhídrido**.
- **Hidróxidos:** Los hidróxidos son el resultado de la combinación de un **óxido básico** (oxígeno + metal) con **agua**. Son compuestos ternarios, es decir, formados por tres elementos: un metal, oxígeno e hidrógeno.
- **Oxácidos:** Los oxácidos son el resultado de la combinación de un **óxido ácido o anhídrido** (oxígeno + no metal) con **agua**. Son compuestos ternarios, es decir, formados por tres elementos: un no metal, oxígeno e hidrógeno.
- **Hidruros:** Los hidruros son compuestos binarios, es decir, formados por dos elementos. Uno de ellos es el **hidrógeno**, que puede combinarse con un **metal**, formando **hidruros metálicos**, caso en el cual el hidrógeno actúa como un no metal, o bien, puede combinarse con un **no metal**, formando hidruros **no metálicos**, caso en el cual el hidrógeno actúa como un metal.
- **Hidrácidos:** Los hidrácidos, son compuestos ternarios, resultantes de la combinación de un **hidruro no metálico**, con **agua**.
- **Salas:** Las sales son el resultado final de la formulación de compuestos binarios y ternarios, ya que surgen de la combinación de un **hidróxido** y un **oxácido**, o bien de un **hidróxido** y un **hidrácido** (casos menos frecuentes). Son sustancias puras, producto de una reacción química escalonada.





ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN

El número de oxidación puede considerarse como: el número de cargas que tendría un átomo en una molécula si los electrones fueran transferidos completamente del átomo del elemento menos electronegativo al átomo del elemento más electronegativo.

Normalmente el número de oxidación se escribe como un número entero, acompañado de un signo positivo o negativo de acuerdo al ion formado. Pero en este curso utilizaremos las reglas tradicionales que implican el uso de la tabla periódica, en la que figuran los números de oxidación de cada elemento en números romanos, pudiendo cada elemento poseer más de un número de oxidación.

FORMULACIÓN

El número a la derecha del símbolo del elemento en posición de subíndice de denomina **atomicidad** e indica la cantidad de átomos de ese elemento que hay en una molécula del compuesto:

Fe₂O₃: Sustancia que contiene hierro y oxígeno en proporción 2:3

Cuando el número es 1 no se escribe y cuando el número afecta a más de un elemento, se utilizan paréntesis:

Ca (OH)₂: Sustancia que contiene calcio, oxígeno e hidrógeno en proporción 1:2:2

NOMENCLATURA

La nomenclatura corresponde al nombramiento de los compuestos formados. Existen al menos tres modelos de nomenclatura, la tradicional, por atomicidad y la de Stock. En este curso utilizaremos la nomenclatura tradicional, que sugiere las siguientes reglas:

- Utiliza prefijos y sufijos de acuerdo al número de oxidación del elemento, utilizado para la formulación del compuesto.
- Es necesario conocer todos los números de oxidación disponibles.

Óxidos básicos y ácidos:

- Para el menor de todos los números de oxidación: **HIPO ... OSO**
- Para el número de oxidación menor: **...OSO**
- Para el número de oxidación mayor: **...ICO**
- Para el mayor de todos los números de oxidación: **PER ... ICO**

Sales:

- HIPO ... OSO pasa a: **HIPO ... ITO**
- ... OSO pasa a: **... ITO**
- ... ICO pasa a: **... ATO**
- PER ... ICO pasa a: **PER ... ATO**



A modo de recordar, puede usarse el juego de palabras:

- **OSO** CHIQU**ITO**
- P**ICO** DE P**ATO**



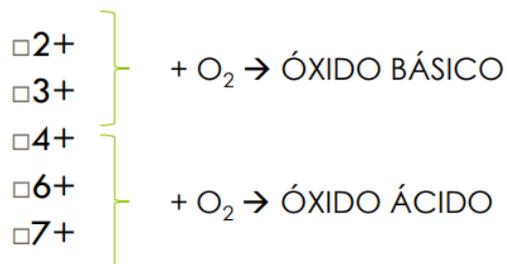
Casos particulares:

- Azufre: **Sulfur...**
- Cobre: **Cupr...**
- Hierro: **Ferr...**
- Oro: **Au...**
- Plomo: **Plumb...**

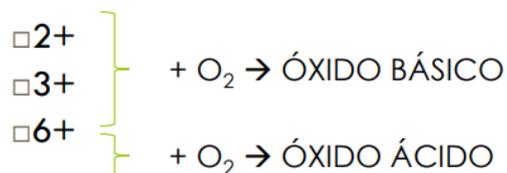
Casos especiales de valencias o números de oxidación:

Elementos como el Manganeso y el Cromo, son elementos **anfóteros**, lo que significa que poseen varios números de oxidación y según el número con el que actúen en la formación de un compuesto, actuarán como metales o como no metales:

El caso del manganeso (Mn)



El caso del cromo (Cr)



A continuación, la formulación de compuestos. Este apunte debe ser complementado con la explicación en pizarra de la docente.