



COLEGIO MILITAR GENERAL GUSTAVO MATAMOROS D' COSTA Resolución # 001590 de 22 de Octubre de 2007 de Secretaria de Educación Municipal. DANE: 354001009504 NIT: 4953944-1 "Formamos Hombres Nuevos Para Una Colombia Mejor"		FECHA: /
AREA: CIENCIAS NATURALES	PERIODO :4	DOCENTE: DALFY YARIMA LÒPEZ ROJAS
ASIGNATURA : BIOLOGIA	GRADO:7 °	
ESTUDIANTE:	NOTA:	

ENLACES QUIMICOS Y COMPUESTOS

Un enlace químico es la interacción física entre átomos, moléculas e iones que tiene una estabilidad en los compuestos diatómicos y poliatómico. En general, el enlace químico fuerte está asociado en la transferencia de electrones entre los átomos participantes .Las moléculas, cristales, y gases diatómicos que forman la mayor parte del ambiente físico que nos rodea, está unido por enlaces químicos, que determinan las propiedades físicas y químicas de la materia. Las cargas opuestas se atraen, porque, al estar unidas, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho, estructura que coincide con la de los gases nobles ya que los electrones que orbitan el núcleo están cargados negativamente, y que los protones en el núcleo lo están positivamente, la configuración más estable del núcleo y los electrones es una en la que los electrones pasan la mayor parte del tiempo entre Los núcleos, que en otro lugar del espacio. Estos electrones hacen que los núcleos se atraigan mutuamente.

EL ENLACE QUÍMICO es una fuerza que une a los átomos para formar una molecular, puede ser: · Iónico: consiste en que unos átomos ganan y otros pierden electrones. · Covalente: consiste en que los átomos comparten pares de electrones. Conocemos como enlaces químicos a la fusión de átomos y moléculas para formar compuestos químicos más grandes y complejos dotados de estabilidad. En este proceso los átomos o moléculas alteran sus propiedades físicas y químicas, constituyendo nuevas sustancias homogéneas (no mezclas), inseparables a través de mecanismos físicos como el filtrado o el tamizado. Se tienen tres variantes

- ✓ **COVALENTE POLAR,**
- ✓ **COVALENTE NO POLAR,**

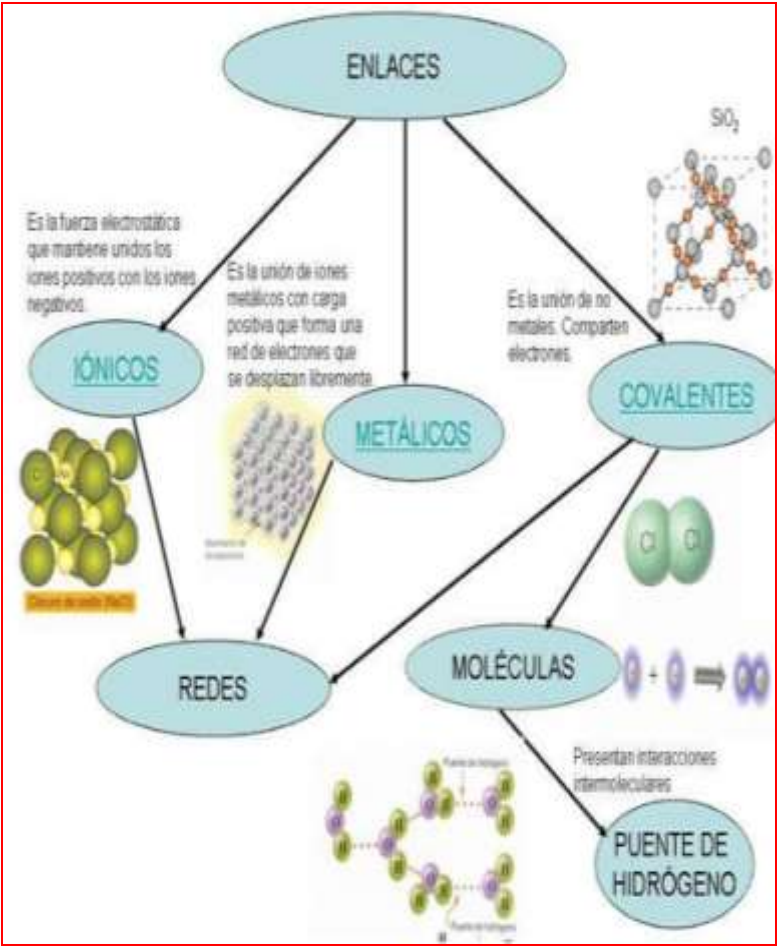
Otra manera de predecir el tipo de enlace en una molécula es a partir de las diferencias de electronegatividades. Si esta diferencia se encuentra entre los siguientes intervalos, el tipo de enlace será: Intervalo Enlace

- ✓ **Igual a 0 covalente no polar**
- ✓ **Mayor a 0 y menor a 1.7 covalente polar**

3. Los enlaces químicos ocurren en la naturaleza y forman parte tanto de sustancias inorgánicas como de formas de vida, ya que sin ellos no podrían construirse las proteínas y aminoácidos complejos que conforman nuestros cuerpos. De manera semejante, los enlaces químicos pueden romperse bajo ciertas y determinadas condiciones, como al ser sometidos a cantidades de calor, a la acción de la electricidad, o a la de sustancias que rompan la unión existente y propicien otras nuevas junturas. Así, por ejemplo, es posible someter al agua a electricidad para separar las uniones químicas entre el hidrógeno y el oxígeno que la conforman, en un proceso denominado electrólisis; o añadir grandes cantidades de energía calórica a una proteína para romper sus enlaces y desnaturalizarla, es decir, romperla en trozos más pequeños.

Enlaces Químicos

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan **enlaces químicos**.



TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Existen tres tipos de enlace químico conocidos, dependiendo de la naturaleza de los átomos involucrados, así:

1. **ENLACE COVALENTE.**

Ocurre entre átomos no metálicos y de cargas electromagnéticas semejantes (por lo general Altas), que se juntan y comparten algunos pares de electrones de su última órbita (la más externa), y conseguir una forma eléctrica más estable. Es el tipo de enlace predominante en las moléculas orgánicas y puede ser de **tres tipos: simple (A-A), doble (A=A) y triple (A≡A)**, dependiendo de la cantidad de electrones compartidos.

Existen los siguientes **tipos de enlace covalente**, a partir de la cantidad de electrones compartidos por los átomos enlazados: Simple. Los átomos enlazados comparten un par de electrones de su última capa (un electrón cada uno). Por ejemplo: H-H (Hidrógeno-Hidrógeno), H-Cl (Hidrógeno-Cloro).

Características de los enlaces covalentes

- ✓ Los enlaces covalentes se establecen entre elementos no metálicos. Por ejemplo, el hidrógeno H, el oxígeno O y el cloro Cl se encuentran naturalmente como moléculas diatómicas unidas por enlace covalente: **H₂, O₂ y Cl₂**.
- ✓ Los enlaces covalentes incluyen enlaces simples, dobles o triples donde 2, 4 o 6 electrones se comparten, respectivamente. Por ejemplo, en el compuesto orgánico etano **H₃C-CH₃**, la unión entre carbono-carbono y carbono-hidrógeno es simple. En el **eteno H₂C=CH₂** la unión entre los carbonos es doble, compartiendo cuatro electrones.
- ✓ Los enlaces covalentes crean moléculas que pueden ser separadas con menos energía que los compuestos iónicos.
- ✓ El enlace covalente es más fuerte entre dos átomos con igual electronegatividad.

Propiedades de los compuestos covalentes

- A temperatura ambiente y a la presión atmosférica normal, los compuestos covalentes se pueden presentar como sólidos, líquidos o gases.
- Los compuestos covalentes no muestran conductividad eléctrica cuando son disueltos en agua. Cuando se disuelven estos compuestos las moléculas se separan y permanecen independientes, a diferencia de los compuestos iónicos, que se descomponen en sus iones positivos y negativos.
- Los compuestos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición menores que los compuestos iónicos. La fuerza de atracción entre las moléculas es menor que en el enlace iónico, por eso se requiere menos energía para separarlas. Por ejemplo, el punto de fusión del cloruro de sodio NaCl (compuesto iónico) es 801 °C y el de ebullición es 1465 °C; el punto de fusión del agua (compuesto covalente) es 0 °C y el de ebullición es 100 °C.
- Los compuestos covalentes tienden a ser más combustibles.
- Muchos compuestos covalentes no son fácilmente solubles en agua. Aquellos compuestos covalentes polares, como el etanol y la glucosa se disuelven bien hasta cierto grado. En cambio, aceites y gasolina no son solubles en agua.

TIPOS DE ENLACE COVALENTE

Dependiendo de la afinidad por los electrones que tenga cada átomo, podemos tener tres tipos de enlace: polar, no polar y coordinado.

1. Enlace covalente no polar

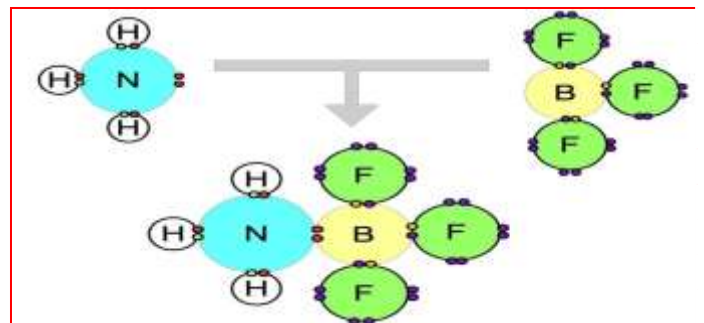
Esta unión se establece entre átomos con igual electronegatividad. Este tipo de enlace también se puede mantener entre átomos con una diferencia de electronegatividad menor que 0,4. **Ejemplos de enlace covalente no polar:** La molécula de cloro Cl₂ está conformada por dos átomos de cloro con la misma electronegatividad, que comparten un par de electrones en un enlace covalente no polar. Igual sucede en el caso de los dos átomos de oxígeno para formar la molécula de oxígeno O₂. Entre los átomos de carbono en las moléculas orgánicas el enlace covalente es de tipo no polar.

2. Enlace covalente polar

El enlace covalente polar se forma entre dos átomos no metálicos que tienen una diferencia de electronegatividad entre 0,4 y 1,7. Cuando estos interactúan, los electrones compartidos se mantienen más próximos a aquel átomo más electronegativo.

Ejemplos de moléculas con enlaces covalentes polares:

En la molécula de agua H₂O los electrones de los hidrógenos permanecen más cerca y por mayor tiempo alrededor del oxígeno, que es más electronegativo. El flúor F es el elemento más electronegativo (4,0) y tiene siete electrones de valencia. Cuando se combina con el hidrógeno, se forma el fluoruro de hidrógeno HF, a través de un enlace covalente polar. **La molécula de amoníaco NH₃ tiene enlaces covalentes polares entre el nitrógeno y los hidrógenos.**



ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

El nitrógeno en el amoníaco aporta dos electrones al boro en el aducto amoníaco-trifluoruro de boro. Este tipo de enlace se presenta cuando uno de los átomos en la unión es el que aporta los electrones a compartir. Esto lo conseguimos en la reacción entre el amoníaco NH₃ y el trifluoruro de boro BF₃. El nitrógeno tiene dos electrones libres y el boro está deficiente de electrones. Al unirse tanto el nitrógeno como el boro completan su última capa con ocho electrones.

2. ENLACE IÓNICO. Tiene lugar entre átomos metálicos y no metálicos, y consiste en una transferencia permanente de electrones desde el átomo metálico hacia el átomo no metálico, produciendo una molécula cargada eléctricamente en algún sentido, ya sea cationes (+1) o aniones (-1). El modelo iónico para que se unan los átomos debe cumplir dos requisitos: 1. La energía de ionización para formar el catión debe ser baja 2. La afinidad electrónica para formar el anión deberá estar favorecida (el átomo debe liberar energía).

Propiedades de los compuestos iónicos.

1. Son sólidos

2. Puntos de Fusión y ebullición altos
3. Son sales iónicas polares y se disuelven en agua
4. Conducen la electricidad en soluciones acuosas
5. Forman cristales
6. Su densidad es mayor que la del agua

LOS IONES SE CLASIFICAN EN DOS TIPOS:

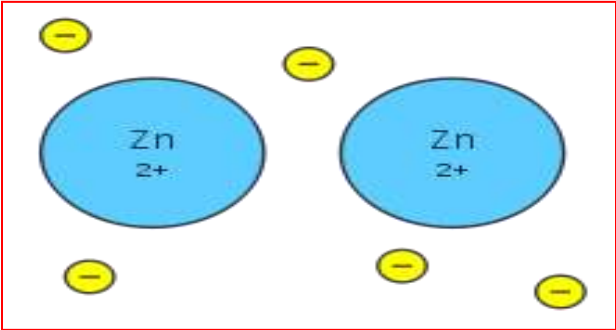
a) **ANIÓN:** Es un ion con carga eléctrica negativa, lo que significa que los átomos que lo conforman tienen un exceso de electrones. Comúnmente los aniones están formados por no metales, aunque hay ciertos aniones formados por metales y no metales. Los aniones más habituales son (el número indica la carga):

• F ⁻ fluoruro.	• S ²⁻ sulfuro.	• ClO ⁻ hipoclorito.	• CO ₃ ²⁻ carbonato.
• Cl ⁻ cloruro.	• SO ₄ ²⁻ sulfato.	• ClO ₂ ⁻ clorito.	• BO ₃ ³⁻ borato.
• Br ⁻ bromuro.	• NO ₃ ⁻ nitrato.	• ClO ₃ ⁻ clorato.	• MnO ₄ ⁻ permanganato.
• I ⁻ yoduro.	• PO ₄ ³⁻ fosfato.	• ClO ₄ ⁻ perclorato.	• CrO ₄ ²⁻ cromato.
			• Cr ₂ O ₇ ²⁻ dicromato

b) **CATION:** ES un ion con carga eléctrica positiva. Los más comunes se forman a partir de metales, pero hay ciertos cationes formados con no metales.

• Na ⁺ sodio.	• Fe ²⁺ hierro (II) o ferroso.
• K ⁺ potasio.	• Fe ³⁺ hierro (III) o férrico.
• Ca ²⁺ calcio.	• Cu ⁺ cobre (I) o cuproso (aunque en realidad, este ion es Cu ₂ ²⁺).
• Ba ²⁺ bario.	• Cu ²⁺ cobre (II) o cúprico.
• Mg ²⁺ magnesio.	• Hg ⁺ mercurio (I) o mercurioso (aunque en verdad, este ion es Hg ₂ ²⁺).
• Al ³⁺ aluminio.	• Hg ²⁺ mercurio (II) o mercuríco.
• Pb ²⁺ plomo (II).	• Ag ⁺ plata (I).
• Zn ²⁺ zinc (o cinc).	

3.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 junta los núcleos atómicos entre sí, rodeados de sus electrones como en una nube, y cuesta mucho esfuerzo separarlos. Un enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (unión entre núcleos atómicos y los electrones de valencia, que se juntan alrededor de éstos como una nube) de los metales entre sí.

- ✓ Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de líneas tridimensionales que adquieren estructuras tales como: la típica de

empaquetamiento compacto de esferas (hexagonal compacta), cúbica centrada en las caras o la cúbica centrada en el cuerpo.

- ✓ En este tipo de estructura cada átomo metálico está rodeado por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales. Este enlace sólo puede estar en sustancias en estado sólido.
- ✓ Los metales poseen algunas propiedades características que los diferencian de los demás materiales. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y tienen un punto de fusión alto.

El enlace metálico es característico de los elementos metálicos. Es un enlace fuerte, primario, que se forma entre elementos de la misma especie. Al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interactúan sus núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan los núcleos rodeados de tales nubes. Estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. Los metales generalmente presentan brillo y son maleables.

La vinculación metálica es no polar, apenas hay diferencia de electronegatividad entre los átomos que participan en la interacción de la vinculación (en los metales, elementales puros) o muy poca (en las aleaciones), y los electrones implicados en lo que constituye la interacción a través de la estructura cristalina del metal. El enlace metálico explica muchas características físicas de metales, tales como maleabilidad, ductilidad, buenos en la conducción de calor y electricidad, y con brillo o lustre (devuelven la mayor parte de la energía lumínica que reciben).

La vinculación metálica es la atracción electrostática entre los átomos del metal o cationes y los electrones deslocalizados. Esta es la razón por la cual se puede explicar un deslizamiento de capas, dando por resultado su característica maleabilidad y ductilidad.

Los átomos del metal tienen por lo menos un electrón de valencia, no comparten estos electrones con los átomos vecinos, ni pierden electrones para formar los iones. En su lugar los niveles de energía externos de los átomos del metal se traslapan. Son como enlaces covalentes identificados.

3. Ejemplos de enlace químico

Algunos ejemplos de enlace covalente están presentes en los siguientes compuestos:

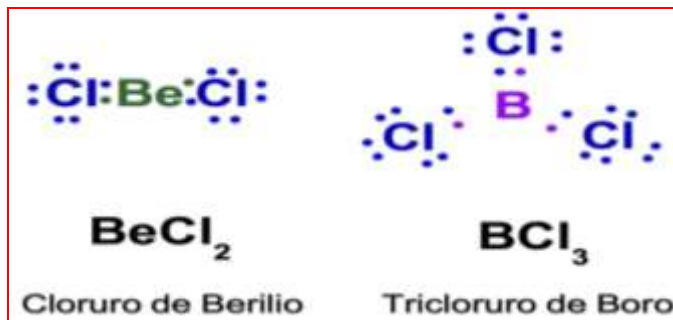
- Benceno (C₆H₆)
- Metano (CH₄)
- Glucosa (C₆H₁₂O₆)
- Amoníaco (NH₃)
- Freón (CFC)
- En todas las formas del carbono (C): carbón, diamantes, grafeno, etc.

En cambio, ejemplos de compuestos con enlaces iónicos son:

- Óxido de magnesio (MgO)
- Sulfato de cobre (CuSO₄)
- Ioduro de potasio (KI)
- Cloruro de manganeso (MnCl₂)
- Carbonato de calcio (CaCO₃)
- Sulfuro de hierro (Fe₂S₃)

Y, finalmente, ejemplos de elementos con enlaces metálicos:

- Barras de hierro (Fe)
- Yacimientos de cobre (Cu)
- Barras de oro puro (Au)
- Barras de plata pura (Ag)



REGLA DEL OCTETO

Los átomos transfieren, aceptan o comparten electrones con la finalidad de completar su nivel de valencia con ocho electrones. Esto es debido a que los átomos buscan su configuración electrónica más estable.

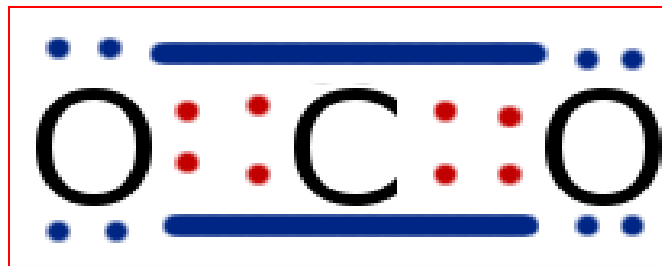
Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en la última capa energética externa. Estos son los electrones de **La teoría del octeto, enunciada en 19161 por el fisicoquímico Gilbert Newton Lewis, dice que los iones de los elementos del sistema periódico tienen la tendencia a completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones, de tal forma que adquieren una configuración muy estable.** Esta configuración es semejante a la de un gas noble, los elementos ubicados al extremo derecho de la tabla periódica. Los gases nobles son elementos electroquímicamente estables, ya que cumplen con la estructura de Lewis, son inertes, es decir que es muy difícil que reaccionen con algún otro elemento. Esta conclusión es conocida como la regla del octeto. Esta regla es aplicable para la creación de enlaces entre los átomos, la naturaleza de estos enlaces determinará el comportamiento y las propiedades de las moléculas. Estas propiedades dependerán por tanto del tipo de enlace, del número de enlaces por átomo, y de las fuerzas intermoleculares.

Existen diferentes tipos de enlace químico, basados todos ellos, como se ha explicado antes en la estabilidad especial de la configuración electrónica de los gases nobles, tendiendo a rodearse de ocho electrones en su nivel más externo. Este octeto electrónico puede ser adquirido por un átomo de diferentes maneras, en función de la electronegatividad:

1. **enlace iónico**
2. **enlace covalente**
3. **enlace metálico**
4. **enlaces intermoleculares**
5. **enlace coordinado**

Es importante saber que la regla del octeto es una regla práctica aproximada que presenta numerosas excepciones, pero que sirve para predecir el comportamiento de muchas sustancias.

la figura (CO₂, con dos enlaces dobles se muestran los cuatro electrones de valencia del carbono, creando dos enlaces covalentes, con los seis electrones en el último nivel de energía de cada uno de los oxígenos, cuya valencia es 2). La suma de los electrones de cada uno de



los átomos es 8, con lo que se llega al octeto. Nótese que existen casos de moléculas con átomos que no cumplen el octeto y también son estables.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

El berilio y el boro son ejemplos donde la regla del octeto no se cumple. También, los elementos berilio Be y boro B tienen pocos electrones para formar un octeto. El Be tiene solo dos electrones de valencia y el B tiene tres. La excepción a la regla la tenemos en el hidrógeno y el helio cuya última valencia sólo admite un máximo de 2 electrones. (el boro que requiere de 6 electrones para llevar a cabo esta función, de modo en que se elude a la normativa que especifica que todo elemento se completa con 8 electrones a su disposición). Por lo tanto **Existen excepciones a esta regla. Los átomos que no cumplen la regla del octeto en algunos compuestos son: Fósforo, Azufre, Selenio, Silicio, y helio en general se presenta en elementos del grupo principal a partir del tercer periodo (nP, n≥3).** Estos elementos tienen disponibilidad de alojar mayor número de electrones en los orbitales (n+1) P, dicho comportamiento se llama hipervalencia. Introducido por primera vez en 1969 Jeremy Musher. **Por otra parte, los átomos no metálicos a partir del tercer período pueden formar "octetos expandidos" es decir, pueden contener más que ocho electrones en su capa de valencia.** Algunas moléculas o iones sumamente reactivos tienen átomos con menos de ocho electrones en su capa externa. Un ejemplo es el trifluoruro de boro.

ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA

Realiza un resumen de la información anterior

1. Argumenta que es un enlace y que tipos existen
2. Elabora un cuadro comparativo entre enlaces iónicos y covalentes
3. Realiza 10 ejemplos de enlaces iónicos
4. Los enlaces covalentes se pueden clasificar según el número de enlaces en cuantos tipos
5. Da 15 ejemplos de enlaces simples
6. 5 de enlaces dativos
7. 5 de doble enlace y 5 de triple enlace
8. Explica en que radica la diferencia entre un enlace polar y Apolar, luego da ejemplos
9. 10. Otra manera de predecir el tipo de enlace en una molécula es a partir de las diferencias de electronegatividades justifica y da ejemplos.
10. Determina las características de un enlace Metálico
11. Consulta porque se caracteriza Una aleación