



FUNDACIÓN EDUCACIONAL
COLEGIO DE LOS SS.CC.
- MANQUEHUE -

DEPARTAMENTO DE CIENCIAS
PROFESORA: SILVINA IRIBERRI
CURSO: SEGUNDO MEDIO

ENLACE QUÍMICO

Átomos, iones y moléculas.

Todos los objetos materiales están formados por átomos de los distintos elementos. Pero mientras que los compuestos químicos presentes en la naturaleza se encuentran por millones, el número de elementos químicos es bastante reducido. La riqueza y la variedad que nos ofrece la naturaleza no se debe a la variedad de los átomos utilizados, sino a la "imaginación" con que estos se unen entre sí, formando combinaciones siempre nuevas.

Hay sustancias gaseosas, líquidas y sólidas, con diferentes colores, texturas, sabores y olores; las hay tóxicas e inofensivas y muchas beneficiosas para la salud. En fin, toda la diversidad que observas a tu alrededor es el resultado de la combinación de átomos. Y si los átomos se unen estableciendo una agrupación permanente, es porque:

EXISTEN FUERZAS ATRACTIVAS ENTRE LOS ÁTOMOS QUE LOS MANTIENEN UNIDOS

Existen dos tipos de agrupaciones, las **moléculas** y las **redes cristalinas**.

Pero no todos los tipos de átomos poseen la misma versatilidad para intervenir en la formación de moléculas. Algunos, como el carbono, son muy imaginativos; otros, como el helio, no lo son nada. Saber cuantos y qué clases de átomos forman una molécula, conocer cómo están distribuidos en el espacio los átomos o cómo están los iones en un cristal es un descubrimiento fascinante.

Enlace químico

¿QUÉ MANTIENE UNIDOS A LOS ÁTOMOS?

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable, se conocen como **enlaces químicos**. Los átomos al enlazarse forman distintas clases de agrupaciones que se diferencian entre sí por el número y tipo de átomos que las componen, así como por la forma en que se disponen en el espacio.

¿Por qué se unen los átomos?

Una de las fuerzas impulsoras de la vida en la naturaleza es la tendencia a alcanzar el estado de energía más bajo posible por que esto implica alcanzar mayor estabilidad. Entonces, los átomos se unen entre sí por que en conjunto son más estables que los átomos aislados, ya que tienen menos energía.

La formación de un enlace entre dos átomos es un proceso en el que hay una variación de energía, se desprende una cantidad de energía llamada **energía de enlace**.

¿Cómo se forma un enlace?

EN EL PROCESO DE FORMACIÓN DE ENLACES, PARTICIPAN FUNDAMENTALMENTE LOS ELECTRONES DEL NIVEL MÁS EXTERNO DE LOS ÁTOMOS (ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA), DENOMINADOS ELECTRONES DE VALENCIA.

El número de electrones de valencia lo podemos representar como el número de “manos” que tiene el elemento para enlazarse.

Para calcular el número de electrones de valencia basta escribir la configuración electrónica del átomo y fijarse en el último nivel de energía. Así, para el elemento carbono ($Z=6$), cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$, vemos que en el último nivel de energía de este átomo, $n=2$, la cantidad de e^- es 4, por lo tanto el número de e^- de valencia para el carbono es 4.

Recordemos que la tabla periódica nos da información acerca de los electrones de valencia: Por ejemplo, el grupo IA, los metales alcalinos, tiene la configuración en el último nivel de energía ns^1

En el grupo IIA, ns^2 , para el IIIA, $ns^2 np^1$, grupo VIIA, $ns^2 np^5$ es decir, el número del grupo es el número de *electrones en la capa de valencia*.

Para facilitar el estudio de los electrones de valencia en los átomos, solo emplearemos los elementos representativos de la tabla.

Símbolos de Lewis.

Cuando se quiere sistematizar el enlace químico, es necesario disponer de un medio gráfico que describa la cantidad de electrones de valencia en los átomos. Para esto se utilizan los símbolos de Lewis, que consisten en escribir el símbolo químico de un elemento rodeado de un número de puntos que equivalen a sus electrones de valencia.

En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos

“Estructura de Lewis”		
Elemento	Estructura de Lewis.	Configuración
Li	Li •	$1s^2 2s^1$
Be	• Be •	$1s^2 2s^2$
Boro	• B •	$1s^2 2s^2 2p^1$

Regla de octeto

Si analizamos las configuraciones electrónicas del último nivel de energía de los gases nobles, vemos que a excepción del helio, todos tienen 8 electrones. Como los gases nobles no forman enlaces, es decir, no reaccionan con otros átomos, podemos deducir que este número “mágico”, el 8, debe constituir una estructura electrónica estable.

Sobre la base de esta observación, los científicos Walter Kossel y Gilbert Lewis, propusieron en 1916 que cuando los átomos forman enlaces químicos, hay una tendencia a alcanzar configuraciones similares a la de los gases nobles y esta tendencia explica los enlaces químicos entre los átomos.

REGLA DEL OCTETO: “CUANDO SE FORMA UN ENLACE QUÍMICO LOS ÁTOMOS RECIBEN, CEDEN O COMPARTEN ELECTRONES DE MODO QUE EL ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA DE CADA ÁTOMO CONTenga 8 e^- Y ASÍ ADQUIERA LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL GAS NOBLE MÁS CERCANO EN LA TABLA PERIÓDICA”

REGLA DEL DUETO: EN EL CASO DEL H, LITIO Y BERILIO, SE TIENDE A COMPLETAR SU ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA CON 2 e^- .

¿Cómo ocurre esto?

En general, cuando un átomo cumple con la ley del octeto, es muy estable y por esto algunos elementos tienden a alcanzarla. Para ello algunos pueden perder electrones, como los alcalinos o alcalinos térreos. Otros tendrán que ganar electrones como la familia del oxígeno y los halógenos.

Todo depende del elemento que estemos considerando:
Veamos,

1. Los elementos metálicos *ceden electrones*.

Veamos el metal magnesio, $Z=12$

Configuración electrónica

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Ión magnesio, Mg^{+2} : $1s^2 2s^2 2p^6$

Gas noble más cercano, neón, Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

Cuando el átomo de magnesio cede 2 electrones se transforma en el ión magnesio, que representa la misma configuración electrónica que el Ne.

2. Los elementos no metálicos ganan (o comparten electrones).

El azufre, S, $Z=16$.

Configuración electrónica.

Átomo de S = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Ión azufre, S^{2-} = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Gas noble más cercano, argón, Ar = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El átomo de S recibe 2 electrones y se transforma en un ión azufre, adquiriendo la configuración del gas noble Argón.

Tipos de enlaces.

Existen diferentes tipos de enlace. Para entenderlos mejor debemos repasar primero el concepto de **electronegatividad**

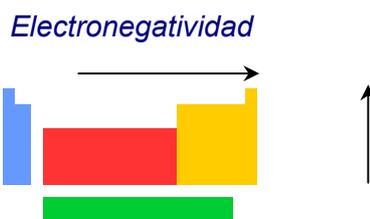
Electronegatividad.

Es también una propiedad periódica, la más importante. En base a ella se establecen las propiedades de los enlaces y se explica el comportamiento de las sustancias.

**LA ELECTRONEGATIVIDAD ES LA TENDENCIA RELATIVA QUE TIENEN LOS ÁTOMOS PARA
ATRAER LOS ELECTRONES QUE PARTICIPAN EN UN ENLACE**

Los elementos más electronegativos son los de los grupos VIA y VIIA. Los menos electronegativos son los de los grupos IA y IIA. A los gases nobles no se les asigna un valor por su muy baja tendencia para formar compuestos.

La electronegatividad varía exactamente en la misma forma en que lo hacen la afinidad electrónica y el potencial de ionización.



Según sea la electronegatividad de los átomos que forman un enlace, éste será de distintos tipos:

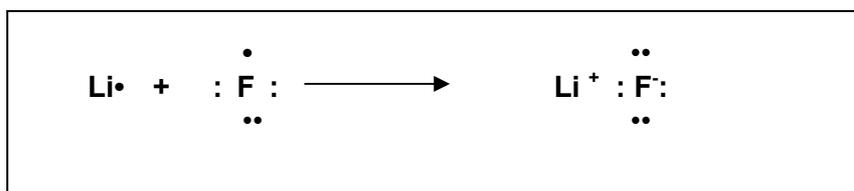
EXISTEN TRES TIPOS DE ENLACE

1. Enlace iónico.

En ciertas condiciones es posible que los átomos pierdan o ganen e⁻ de valencia transformándose en iones. Un ión es un átomo o grupo de átomos que tiene una carga eléctrica positiva o negativa.

Este enlace se caracteriza por una transferencia total de uno o más electrones desde la capa de valencia de un átomo de baja electronegatividad hasta un átomo de alta electronegatividad. El átomo que cede electrones se transforma en un ión positivo (catión) y el que gana se convierte en un ión negativo (anión). El enlace iónico resulta por atracción electrostática entre iones de cargas opuestas.

En términos de la anotación de Lewis la transferencia corresponde a:



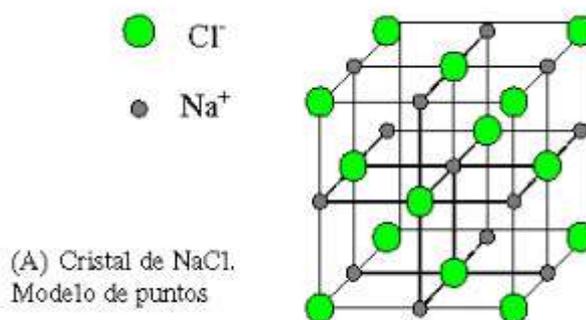
Ambos iones alcanzan la configuración electrónica del gas noble más cercano. El litio adopta la del gas helio mientras que el flúor adopta la configuración del gas neón.

La gran diferencia de electronegatividades explicaría la tendencia a la transferencia de electrones desde un elemento de baja EN a uno de alta EN (electronegatividad).

La atracción electrostática entre dos iones de carga opuesta (enlace iónico) conduce inicialmente a la formación de un par iónico (+) (-). Esta entidad es tan polar que induce a la asociación con otros pares iónicos, generando progresivamente una estructura tridimensional ordenada, denominada **crystal o red cristalina**. En ellas los aniones y cationes se ordenan ocupando posiciones alternadas.

La sal de mesa o cloruro de sodio, de fórmula química NaCl, es el compuesto iónico más común. Es un sólido blanco, cristalino y soluble en agua, constituido por dos iones: Na⁺ y Cl⁻. A pesar de tener 2 componentes, la sal es totalmente diferente a cada uno de ellos por separado: el sodio es un elemento metálico y el cloro es un gas diatómico tóxico; y ambos presentan una violenta reacción al contacto con el agua. Los iones Na⁺ y Cl⁻, sin embargo, no experimentan tales respuestas. Si agregamos cloruro de sodio al agua, no se produce otra cosa más que su disolución, hecho que también podemos apreciar al adicionarlo a nuestras comidas.

“Estructura cristalina del NaCl”



- **Propiedades de los compuestos iónicos.**

- Son sólidos a T° ambiente
- tienen altos puntos de fusión
- no conducen la electricidad en estado sólido pero sí en disolución y fundidos
- Si se disuelven, lo hace en solventes polares.
- **Los compuestos iónicos no forman moléculas individuales** pero igual se le asigna una fórmula química para representar su composición (eléctricamente neutra). La fuerza de atracción que se establece entre los iones +, cationes, y los -, aniones, hace posible la formación de un enlace iónico y con ello las redes cristalinas.

2. Enlace covalente

Un enlace covalente consiste fundamentalmente en un apareamiento y compartición de dos electrones entre dos átomos, de tal manera que se alcance la configuración electrónica del gas noble más cercano. Se considera que estos e⁻ compartidos pertenecen tanto a un átomo como al otro, son atraídos por ambos núcleos.

Hay dos grandes grupos de sustancias con este tipo de enlace covalentes:

- Las **moleculares** y
- las **reticulares**.

a) Sustancias moleculares

Moléculas individuales que pueden ser formadas por el mismo tipo de átomo o no.

Moléculas Homoatómicas.

Estas moléculas se forman entre átomos iguales (homoatómicas).

Ejemplos de estas moléculas son: H₂, Cl₂ y N₂.

En la molécula de hidrógeno, los únicos dos electrones disponibles son compartidos entre los átomos formando un enlace simple.

Para simbolizar el par de electrones compartidos se usa una línea que une ambos átomos.

H : H o bien H – H, fórmula estructural

H₂ fórmula molecular.

Para el caso del flúor, F, tenemos:

F₉ = 1s²2s²2p⁵, tiene 7 e⁻ en la capa de valencia.

Recurrimos a la estructura de Lewis.



A cada átomo le falta 1 e⁻ para completar el octeto. Al enlazarse cada átomo de flúor alcanza el octeto.

F-F: fórmula estructural

F₂: fórmula molecular

Moléculas Heteroatómicas.

Estas moléculas se forman entre átomos diferentes y de electronegatividades parecidas. Ejemplo de estas moléculas son el HF (ácido fluorhídrico) y CO (monóxido de carbono).

HF:

- Los dos átomos suman ocho electrones.
- Se consumen dos electrones en la formación de la unión.



Al colocar los seis electrones restantes sobre F, cada átomo satisface la regla: H con dos electrones y F con ocho electrones.

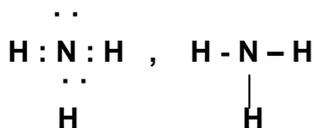
Moléculas Covalentes Poliatómicas.

Son moléculas que tienen tres o más átomos. En ellas se debe definir un átomo central que, por lo general, es el menos electronegativo. El átomo de hidrógeno es un caso especial, porque debido a su baja covalencia, solo puede ser un átomo lateral.

Las representaciones de las estructuras de Lewis de las moléculas de amoníaco NH₃ y CO₂ son buenos ejemplos.

Analicemos la molécula de NH₃.

- N₇: 1s² 2s² 2p³, tiene 5 e⁻ de valencia.
H: cada hidrógeno aporta un electrón.
- Total de electrones 8: cinco por el nitrógeno y tres por los átomos de hidrógeno.
- Cada hidrógeno se enlaza al nitrógeno (átomo central) con dos electrones.

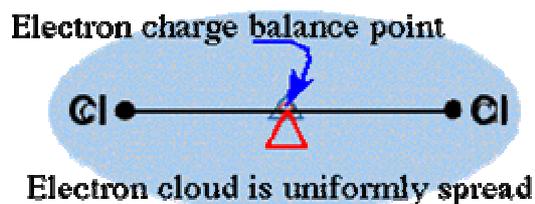


- Polaridad en enlaces covalentes.**

La diferencia de electronegatividad entre los átomos unidos a través de un enlace covalente es la que determina como se comparten los electrones involucrados en el enlace.

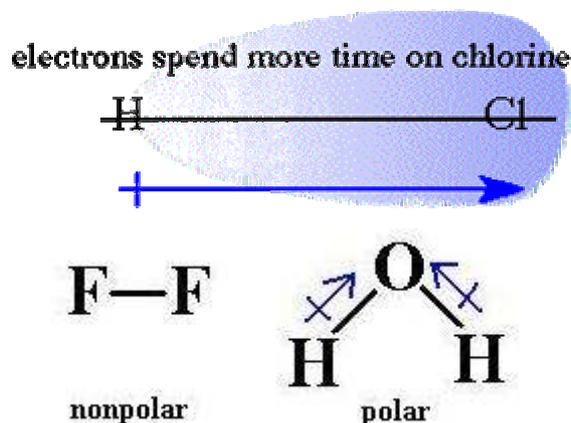
Enlace covalente puro o apolar

Si las electronegatividades son similares, los electrones de enlace se comparten por igual y el enlace se llama "covalente puro" o enlace no polar. Esto es lo que ocurre en los enlaces formados por átomos de la misma especie o cercanos dentro de la tabla periódica.



Enlace covalente polar.

Si las electronegatividades de los átomos enlazados difieren, entonces los electrones del enlace no se comparten por igual, encontrándose más cerca del átomo más electronegativo. La nube del enlace ya no es simétrica y presenta una POLARIDAD, con una región de mayor "densidad electrónica" en torno al átomo más electronegativo. En este caso se habla de un enlace covalente polar. Estas moléculas presentan un polo positivo y uno negativo, por lo que se llaman **moléculas polares o dipolares**



Para predecir el tipo de enlace usaremos el siguiente criterio para la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos que forman el enlace:

Enlace covalente no-polar: $\Delta E.N.: 0.0-0.4$

Enlace covalente polar: $\Delta E.N: 0.5-1.7$

Enlace iónico: $\Delta E.N > 1.8$

Además, los enlaces covalentes pueden clasificarse en estos tipos de enlaces:

Enlace **covalente simple**: se forma cuando dos átomos comparten solo un par de electrones. (H_2O)

Enlace **covalente doble**: se forma cuando dos átomos comparten dos pares de e-. (CO_2)

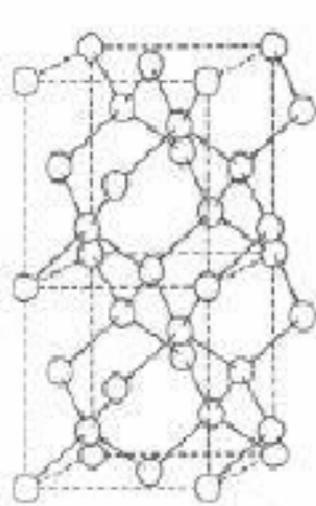
Enlace **covalente triple**: se forma cuando dos átomos comparten tres pares de e-. (C_2H_2)

- **Propiedades que tienen los compuestos moleculares covalentes.**

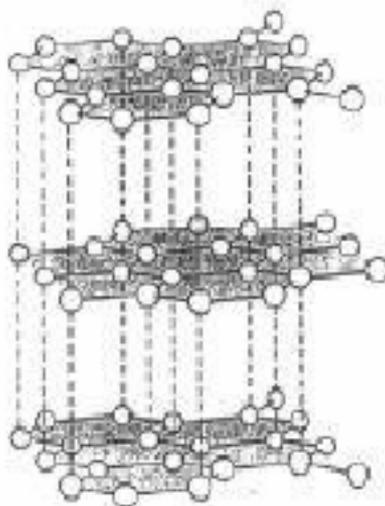
- Puntos de fusión y ebullición bajos (menos de $400\text{ }^\circ\text{C}$)
- Malos conductores del calor y de la electricidad
- cuando presentan polaridad en sus moléculas, como el alcohol, son solubles en agua y viceversa

b) Sustancias reticulares

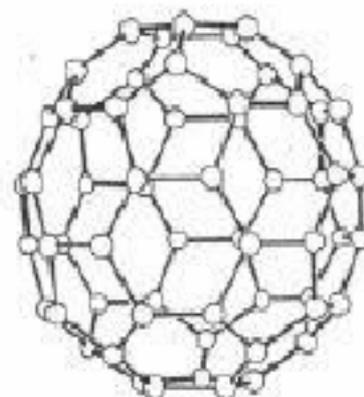
Están constituidas por un número indefinido de átomos unidos por enlaces covalentes



DIAMANTE



GRAFITO



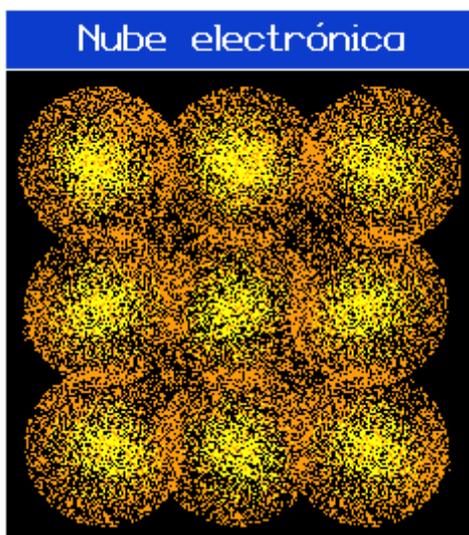
FULLERENO (Buckybola)

Son formas "alotrópicas del carbono", forman una red cristalina tridimensional. Se presentan solo en estado sólido.

- **Propiedades tienen los compuestos reticulares covalentes.**

- Puntos de fusión y ebullición elevados (mayores de 400 °C)
- Malos conductores del calor y de la electricidad
- Insolubles en agua

3. ENLACE METÁLICO



Todo el mundo ha visto metales y los reconoce, principalmente por su dureza y brillo.

¿CÓMO ES POSIBLE QUE ÁTOMOS IGUALES LOGREN DAR FORMA A ESTE TIPO DE MATERIA?

El modelo más simple para explicar el comportamiento de los metales, es el *modelo de mar de electrones*. Para visualizar la formación del metal sólido imagina que todos los átomos del metal son despojados solo de sus electrones de valencia (los átomos conservan sus electrones internos). Por otro lado se recolectan todos los electrones de valencia formando un mar de electrones, dentro del cual se dejan caer todos los iones metálicos.

Como hay muchos electrones, estos atraen los núcleos tanto como puedan acercarse entre sí (entre ellos se repelen, pues tienen la misma carga), formando un empaquetamiento compacto de iones. Los electrones se mueven libremente en todas las direcciones de modo deslocalizado y el resultado es una red tridimensional de átomos ordenados.

- **Propiedades de los metales:**

- La mayoría son densos, duros y tiene elevados puntos de fusión y ebullición.
- Presentan brillo metálico debido a que la luz recibida por los metales es reflejada por los electrones libres.
- Son buenos conductores de la electricidad y del calor debido a la movilidad de los electrones.
- Son maleables, pueden extenderse en láminas delgadas.
- Son dúctiles, se pueden estirar.