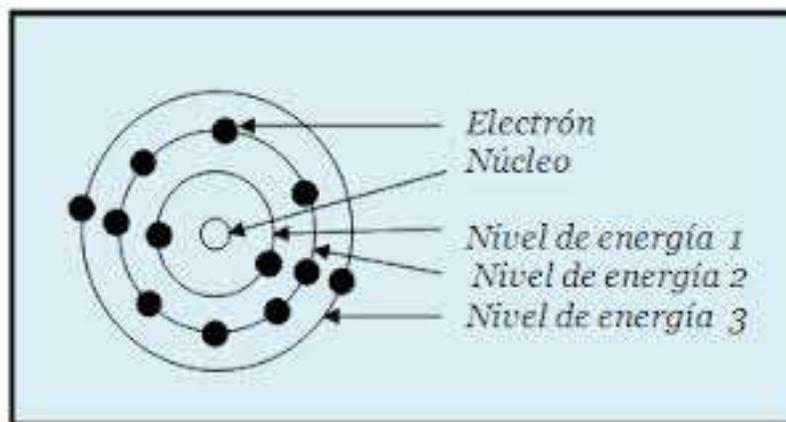


Electrones de valencia. Enlaces químicos y formación de moléculas compuestas e iones.

La unidad más pequeña y que es indivisible es el átomo. Estos átomos luego se combinan con átomos de su mismo elemento o de otro diferente para formar moléculas. Todas las cosas que ves a tu alrededor son una combinación de moléculas, que a su vez son una combinación de átomos. Las características de todo lo que ves a tu alrededor, como por ejemplo: si es sólido, líquido, suave duro, son determinadas por las moléculas y los átomos que forman estas moléculas. Ahora verás por qué es que los átomos se pueden combinar y de qué manera lo hacen. Por ejemplo, para hacer edificios muy altos y fuertes, necesitas saber la combinación de elementos que hacen los materiales más fuertes. Pero para entender eso, debemos aprender más sobre el número de oxidación y la valencia de los átomos.

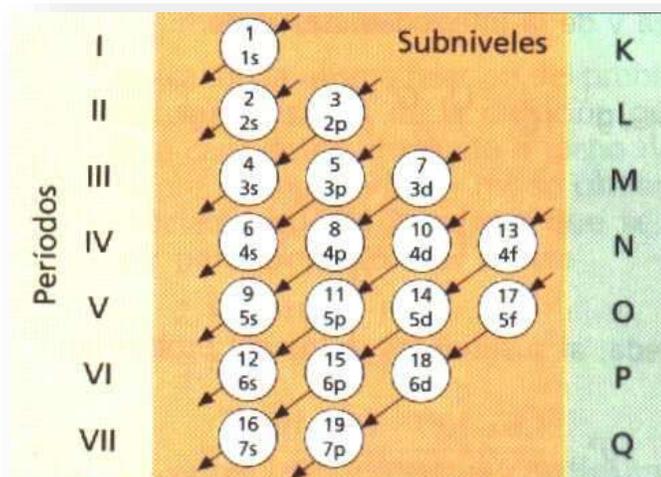
Configuración Electrónica

Al referirnos a la configuración electrónica (o periódica) estamos hablando de la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo. Antes de continuar, mira la imagen del átomo que te presentamos abajo.



Como puedes ver, en el centro está el núcleo. Alrededor del núcleo están las órbitas, o las rutas que siguen los electrones para rodear el núcleo del átomo. Cada órbita tiene un nivel de energía distinto, ya que entre más lejos están del núcleo, más energía poseen.

Estos niveles se representan con el **símbolo n** . Entonces los niveles pueden ser $n=1$, $n=2$, etc. Pero esto no es todo. Dentro de cada nivel, hay un subnivel, el cual representamos con la letra l . Estos subniveles pueden ser de 4 tipos: **s , p , d , f** . Por ejemplo, $l=s$, $l=p$. Ojo, no todos los niveles de energía, n , pueden tener todos los subniveles l .



Orbital	Electrones
S	2
P	6
D	10
F	14

Por esto, tenemos que las ideas básicas son las siguientes.

1. Existen 7 niveles de energía (n) o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.
2. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles (l), que pueden ser de cuatro tipos: s , p , d , f .
3. En cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno. Así, hay 1 orbital tipo s , 3 orbitales p , 5 orbitales d y 7 del tipo f . De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el s ; 6 en el p (2 electrones x 3 orbitales); 10 en el d (2 x 5); 14 en el f (2 x 7).



Más datos

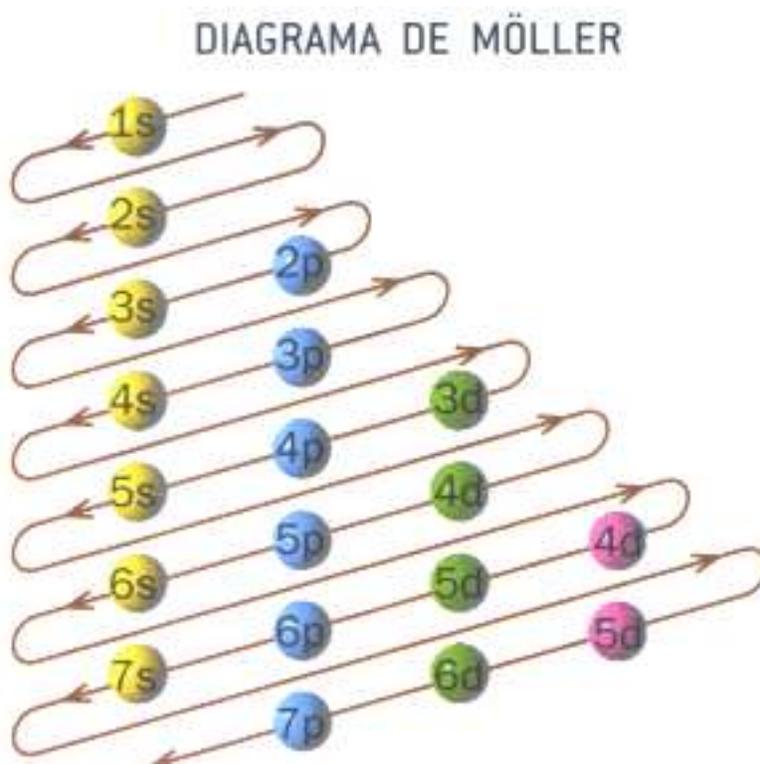
Los electrones en un átomo vienen caracterizados por los tres números cuánticos de los niveles y subniveles energéticos en donde se encuentran, además de por otro número cuántico propio de ellos, que se llama *spin*, al que se le asignan los valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los 4 primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

Niveles de energía (n)	1	2	3	4
Subniveles (l)	s	s p	s p d	s p d f
Número de orbitales de cada tipo	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Denominación de los orbitales	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

La configuración electrónica en la corteza de un átomo es la distribución de sus electrones en los distintos niveles y orbitales. Los electrones se van situando en los diferentes niveles y subniveles por orden de energía creciente hasta completarlos. Es importante saber cuántos electrones existen en el nivel más grande de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces (cuando se juntan dos o más átomos) con otros átomos para formar compuestos.

Ya que sabes cuáles son los niveles y subniveles, vamos a aprender el orden en el que estos se llenan de electrones. El orden es el de la siguiente imagen:





La **distribución de electrones** en los niveles de energía del átomo se denomina **configuración electrónica**, y en ella se escriben los electrones que existen en cada uno de los subniveles energéticos del átomo considerado.

Como puedes ver, primero tienes que llenar el orbital 1s, luego el 2s, seguido del 2p... entonces la estructura de un átomo con muchos electrones quedaría más o menos así:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$... siempre siguiendo la flecha como ves en la imagen.

Aunque todo esto parece muy complicado, verás que no lo es con los ejemplos que te mostraremos a continuación. Recuerda que el número atómico de los electrones en la tabla periódica nos dice el número de protones y de electrones que cada átomo de cada elemento tiene.

1. Hidrógeno

- Número Atómico: 1
- Configuración electrónica: $1s^1$. Ya que solo tenemos un electrón en el primer nivel, y en el primer subnivel.

2. Helio

- Número Atómico: 2
- Configuración Electrónica: $1s^2$. Como puedes ver, el Helio tiene dos electrones en el subnivel s, del nivel de energía 1.

3. Carbono

- Numero atómico: 6
- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$. Recuerda que los niveles se tienen que llenar en un orden específico como mencionamos arriba. No puedes empezar a llenar el subnivel p, si aún no has llenado el subnivel s.

Enlace Químico

Las sustancias químicas están formadas por átomos enlazados, solo los gases nobles se representan en la naturaleza como átomos aislados. Para formar estas sustancias los átomos ponen en juego una serie de fuerzas globalmente atractivas que posibilitan la unión estable de unos con otros.

El enlace químico se debe a la existencia de fuerzas atractivas que mantienen unidos los átomos en un compuesto. Es el responsable de la unión estable entre dos o más átomos y se forma con la transferencia total o parcial de electrones entre ellos. Los electrones de la última capa, llamados electrones de valencia, son los que se hallan más débiles ligados a los núcleos de cada átomo y por ello son susceptibles de ser atraídos por ambos núcleos, constituyendo así un vínculo de unión entre los átomos.

En la naturaleza, cualquier proceso tiende a estabilizarse de manera espontánea, es decir, evoluciona hasta conseguir un estado de mínima energía. Así, los átomos se unen formando sustancias compuestas, a fin de rebajar su energía y por tanto aumentar su estabilidad.

Si dos átomos están lo suficientemente separados, podemos suponer que no ejercen entre sí ninguna influencia mutua y así el sistema tiene una energía inicial que podemos considerar nula. Si ambos átomos se van aproximando poco a poco, empieza a ponerse de manifiesto la existencia de **fuerzas atractivas** (que son de largo alcance) de cada núcleo sobre la nube electrónica del otro, lo que produce una disminución energética que estabiliza el sistema.

A medida que disminuye la distancia interatómica, esa situación continúa acentuándose, hasta que comienza a interactuar las nubes electrónicas entre sí mediante **fuerzas repulsivas**, que son de corto alcance. Entonces el sistema se desestabiliza progresivamente al aumentar su energía hacia valores positivos.



La **energía de disociación** es la energía necesaria para romper un enlace formado. Si comunicamos a los átomos enlazados una energía igual o mayor que la E_{enlace} conseguiremos separarlos totalmente hasta una distancia tal que no ejerzan interacciones entre sí. Entonces diremos que se ha roto el enlace químico.

Un enlace químico es el responsable de lo que pasa entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos. Hay que tener en cuenta que las cargas opuestas se atraen, porque, al estar unidas, adquieren una situación más estable que cuando estaban separadas. Vamos a



Importante

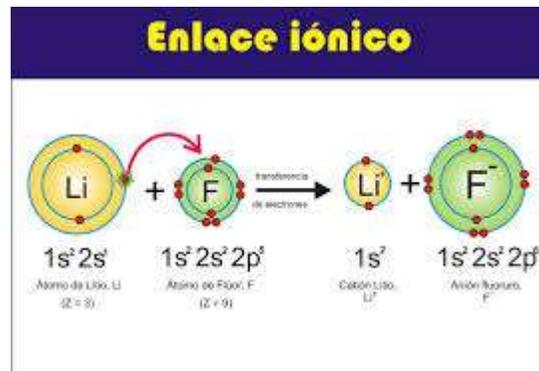
Dependiendo de las capacidades mutuas que muestren ambos átomos para intercambiar electrones cuando se encuentren próximos, se producirá o no la formación de un determinado tipo de enlace: **iónico, covalente o metálico.**

ver 3 tipos de enlaces químicos: el iónico, el covalente y el metálico.

Enlace Iónico

Este enlace se produce en su mayoría entre elementos metálicos y no metálicos. Este tipo de enlace suele darse entre elementos que están a un extremo y otro de la tabla periódica (izquierda períodos 1, 2, 3 y los de la derecha 16 y 17).

Cuando el enlace sucede, un átomo le pasa un electrón a otro, y al pasar esto se forman iones de diferente signo. Estos iones se forman porque cuando un átomo le pasa un electrón al otro, pierde carga negativa (recuerda que los electrones tienen carga negativa), formando así un ion con carga positiva. El átomo que recibe el electrón, adquiere una unidad más de carga negativa, formando así un ion de carga negativa.



El elemento metálico es el que da o dona uno o más electrones formando iones con carga positiva o cationes. Estos iones tienen una configuración electrónica estable. Los electrones que donó el metal los agarra el no metal, originando un ion cargado negativamente o anión, que también tiene configuración electrónica estable.

Catión = ion con carga positiva

Anión = ion con carga negativa

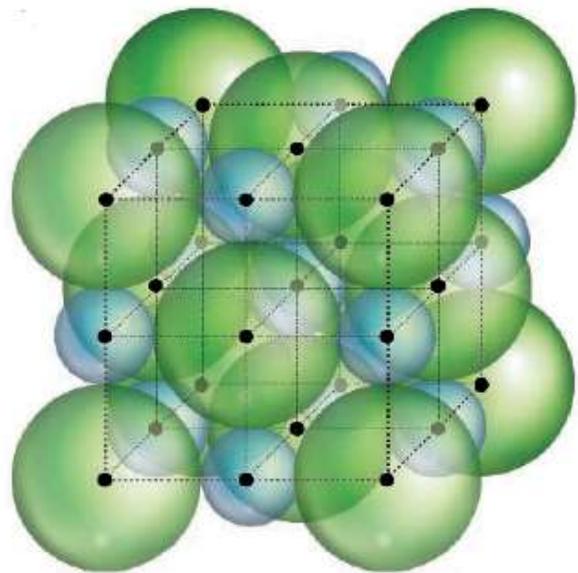
Esta unión se mantiene e inclusive, muy fuerte, debido a las reglas de atracción de las cargas opuestas. En el enlace iónico el átomo del elemento metálico adquiere carga positiva, y el elemento no metálico adquiere carga negativa. Por esto mismo esos dos átomos se atraen. Esta atracción es una de las más fuertes de la química. Algunas características de las moléculas que están formadas por un enlace iónico son las siguientes:

1. Son duras
2. No conducen la electricidad en estado sólido
3. Son solubles en agua por lo general
4. Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas
5. Sólidos a temperatura ambiente



El **enlace iónico** se produce al unirse un elemento de carácter metálico, por tanto, situado a la izquierda en el sistema periódico, con uno no metálico, es decir, uno situado a la derecha en dicha ordenación.

Las sustancias iónicas no se presentan en forma molecular, sino que, a fin de estabilizarse energéticamente, aparecen formando entramados cristalinos, que denominamos **redes**. Las redes están constituidas por iones de signo opuesto, de forma que la interacción entre los campos eléctricos de cada uno posibilita esta situación. En la red los iones se colocan en posiciones fijas distribuidas ordenadamente en el espacio.



Propiedades de los compuestos iónicos:

Algunas de las propiedades de los compuestos iónicos ya se mencionaron anteriormente, pero ampliando los conceptos, las propiedades son:

- Son **sólidos y duros** a temperatura ambiente, dado que se encuentran en la naturaleza formando redes cristalinas. Sus temperaturas de fusión y ebullición son elevadas.
- Su **solubilidad** es buena en disolventes, que con el agua, son capaces de romper las estructuras cristalinas.
- Dado que los iones permanecen fijos en posiciones determinadas del cristal, su conductividad eléctrica es nula, salvo en el caso de estar disueltos o fundidos, ya que al tener así mucho más libres sus iones será sencillo desplazarlos por medio de un potencial eléctricos, con lo que su conductividad entonces será elevada.



Importante

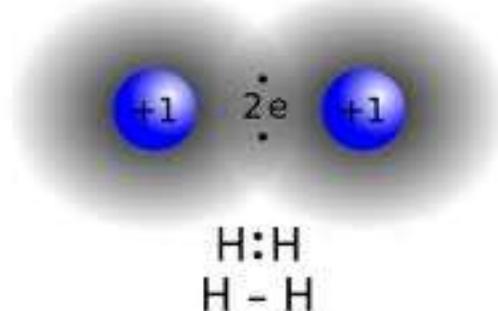
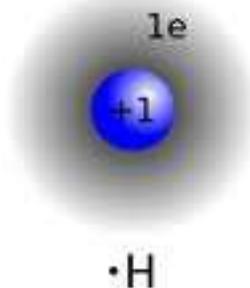
El número de electrones intercambiados por cada elemento se denomina **electrovalencia** o **valencia iónica**.

Ocurre la mayoría de veces entre dos o más elementos no metálicos. Este enlace sucede cuando dos elementos comparten un par de electrones. A diferencia del enlace iónico, en este enlace no se forman iones, ya que los elementos simplemente comparten los electrones en vez de pasarle un electrón a otro. Como puedes ver en la imagen de abajo, un átomo de hidrógeno se puede unir a otro mediante una unión covalente. Los dos átomos pasan a compartir un par de electrones y así permanecen unidos. La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas



Más datos

Se denomina covalencia o valencia covalente de un átomo al número de electrones compartidos por él.



negativas de los electrones que se comparten hace que esta unión permanezca unida. Este enlace normalmente es más débil que el enlace iónico.

Las características principales de las moléculas formadas por este enlace son las siguientes:

1. Temperaturas de fusión bajas.
2. A temperatura ambiente se encuentran en estado gaseoso, líquido o sólido de bajo punto de fusión.
3. Las temperaturas de ebullición son igualmente bajas.
4. No conducen la electricidad en ningún estado físico
5. Son muy malos conductores del calor
6. La mayoría son poco solubles en agua



Más datos

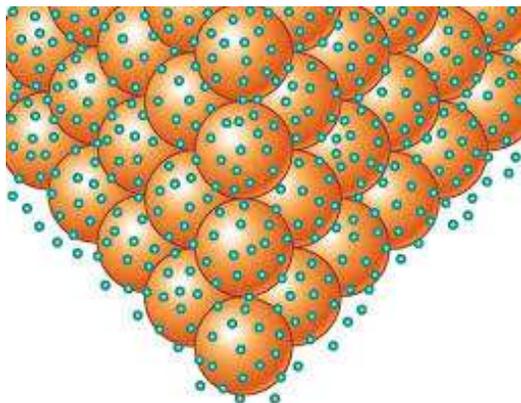
A temperatura ambiente, las moléculas de menor masa molecular se presentan libres en estado gaseoso. A medida que dicha masa aumenta, los compuestos covalentes aparecen en estado líquido o sólido, ya que es preciso comunicarles más energía calorífica, para aumentar su energía cinética, y que puedan liberarse de las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas a fin de poder cambiar de estado.

Enlace Metálico

Es el enlace que se da entre elementos metálicos, en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones. La forma en la que se lleva a cabo este enlace es compartiendo varios electrones entre varios átomos. Se crea una nube de electrones que es compartida por todos los núcleos de los átomos que ceden electrones al conjunto.



El **enlace covalente** se produce cuando se unen entre sí dos elementos de carácter no metálico, es decir, situados a la derecha en el sistema periódico. También son covalentes las uniones en las que el hidrógeno es el elemento unido al de tipo no metálico.



Más datos

Al mezclar metales entre sí se obtienen aleaciones como por ejemplo acero (Fe y C), bronce (Cu y Sn) y latón (Cu y Zn). En ellas, átomos metálicos extraños se encajan en otras redes metálicas, provocando alteraciones importantes en sus propiedades originales.

Este tipo de enlace se produce entre elementos poco electronegativos como lo son los metales. La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de la nube de electrones es lo que mantiene esta unión.

Las características principales de las moléculas formadas por este enlace son las siguientes

1. Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas. Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio que es líquido).
2. Buenos conductores de la electricidad y del calor (facilidad de movimiento de electrones y de vibración de los restos atómicos positivos).
3. Son dúctiles (facilidad de formar hilos) y maleables (facilidad de formar láminas) al aplicar presión. Esto no ocurre en los sólidos iónicos ni en los sólidos covalentes dado que al aplicar presión en estos casos, la estructura cristalina se rompe.
4. Son en general duros (resistentes al rayado).
5. La mayoría se oxida con facilidad.



El **enlace metálico** es el responsable de la unión de los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos con otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes cristalinas.

Glosario

Configuración Electrónica: La descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo.

Niveles de Energía: Capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.

Número Atómico: Indica el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

Subniveles de Energía: Se encuentran dentro de los niveles de energía. Pueden ser de 4 tipos, s, p, d y f.

Ion: Se forman porque cuando un átomo le pasa un electrón al otro, pierde carga negativa (recuerda que los electrones tienen carga negativa), formando así un ion con carga positiva o viceversa.

Enlace Covalente: Sucede cuando dos elementos comparten un par de electrones.

Enlace Iónico: Cuando el enlace sucede, un átomo le pasa un electrón a otro, y al pasar esto se forman iones de diferente signo.

Enlace Metálico: Enlace que se da entre elementos metales comparten una misma nube de electrones.

Enlace Químico: Es el responsable de lo que pasa entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos.

Referencias Bibliográficas:

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/15-moleculas-iones-y-formulas-quimicas>

<http://www.visionlearning.com/es/library/Química/1/Enlaces-Químicos/55>

genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm