

Enlaces químicos

Un enlace químico es la forma que tiene un átomo de unirse a otro, cosa que hacen los átomos para conseguir una configuración más estable. Esto significa que al realizar la unión, el átomo pasará a un estado con menos energía. No te preocupes ahora de por qué un átomo “quiere” tener menos energía, pero se comportan de esta manera.

Los átomos pueden realizar entre sí tres tipos de enlaces. Los entenderás mejor si recuerdas que los elementos de la tabla periódica se podían clasificar en metales y no metales.

Enlaces iónicos (metal-no metal)

En los enlaces iónicos, uno de los elementos es un metal (electropositivo) y otro un no metal (electronegativo). Al átomo del metal le viene bien desprenderse de electrones para vaciar su última capa; al no metal le viene bien coger electrones para llenar su última capa. Como puedes imaginar, uno coge lo que otro cede, y todos quedan contentos.

(Por favor, no te creas todo esto de hablar de los átomos como si fueran personas intercambiando electrones para ser más felices. Espero que entiendas que es sólo un recurso para hacer la explicación más clara y amena. Los átomos se mueven sólo siguiendo las frías leyes de la química y la física.)

Pero después de que esto ocurra, pasa algo más: el metal se ha quedado cargado positivamente, y el no metal negativamente. Y tal y como dicta la física, cargas opuestas se atraen: esta es la atracción que llamamos **enlace iónico**.

Tienes un ejemplo de enlace iónico en la sal común (NaCl).

Enlace covalente (enlace no metal-no metal)

Con los enlaces covalentes no pueden darse liberación y captura de electrones, porque los dos átomos son electronegativos. Lo que sucede en estos casos es que ambos átomos comparten uno o más pares de electrones. De esta manera, es como si cada uno ganara electrones para sí, aunque no le pertenezcan del todo. Como estos electrones compartidos no pueden alejarse mucho ni de su átomo original ni del átomo que los coge “prestados”, se convierten en un puente de unión entre ambos átomos.

Puede ocurrir que uno de los átomos sea considerablemente más electronegativo que el otro (aunque ambos sean electronegativos). Entonces este primer átomo atrae más hacia sí los electrones compartidos. “Oficialmente” los electrones del enlace son de ambos átomos, pero están más próximos a uno de ellos. A este caso especial se le denomina **enlace covalente dativo**. Dependiendo del curso en el que estés, habrás visto o no los valores de electronegatividad de cada elemento. Si no los has visto, no te preocupes ahora por diferenciar un enlace covalente normal de uno dativo.

Un ejemplo de enlace covalente es la molécula de CO₂.

Cajón de Ciencias

Enlace metálico (enlace metal-metal)

Como puedes imaginar, es el que se forma cuando se unen átomos de metal (normalmente del mismo elemento). Entonces se forman redes de átomos que están rodeadas por nubes de electrones (que no son otros que el conjunto de los electrones de las últimas capas de cada átomo). Para que te hagas una idea, recuerda que los metales intentan desprenderse de estos electrones, cosa que hacen todos los átomos de nuestra red, pero como ninguno de los átomos quiere cogerlos, todos esos electrones sueltos se mueven libres entre la red de átomos como un grupo de niños a los que se les dejara correr por los pasillos de un hotel.

Un ejemplo de este enlace es el que forman las redes de hierro (Fe).

Propiedades de cada tipo de enlace

Si sabemos la fórmula de una molécula, podemos saber qué tipo de enlace forma (dependiendo de si son metales y/o no metales los que la forman). Y conociendo el tipo de enlace se pueden deducir unas cuantas propiedades interesantes.

Por favor, intenta no memorizar estas propiedades. Si entiendes por qué ocurre cada cosa, será más fácil que te acuerdes de todas ellas.

A) Conductividad eléctrica

La electricidad son cargas en movimiento. Para que un material pueda conducir electricidad, debe tener algún tipo de carga y esta debe poder moverse. Hasta ahí claro.

¿Son conductores los metales? De sobra sabemos que sí. ¿Por qué? Porque hemos visto que los metales son redes atómicas con un montón de electrones que circulan libres formando una nube. Subraya eso: “electrones que circulan libres”. Es lo mismo que cargas en movimiento. Cualquier indicio de electricidad en una zona de una metal puede propagarse con toda facilidad a cualquier otra zona.

¿Son conductores las moléculas con enlaces iónicos? En principio no. La sal, el ejemplo que poníamos, no es conductora. *En estado sólido*. Si una molécula con enlace iónico la disolvemos, lo que ocurre es que el agua separa los átomos que la formaban. Los átomos negativos (aniones) por un lado y los positivos (cationes) por otro, flotando libres en el líquido. Por lo tanto, las moléculas con enlace iónico sólo son conductoras cuando están disueltas.

¿Son conductores las moléculas con enlaces covalentes? De ningún modo. No están cargadas, y, aún en el caso de que consiguiéramos separar sus átomos, ninguno de ellos quedaría cargado. Por lo tanto, no hay cargas libres ni conducción que valga.

Cajón de Ciencias

B) Estado de la materia

¿En qué estado suelen estar los compuestos formados por cada tipo de enlace? La idea clave es recordar que la fuerza entre moléculas es mayor en los sólidos, algo menor en los líquidos y muy débil en los gases.

En los compuestos iónicos, tenemos una fuerza muy grande entre los átomos (la atracción por cargas eléctricas es bastante fuerte a distancias cortas). Pero es que además la “mitad” electronegativa de cada molécula ejercerá cierta atracción sobre la “mitad” electropositiva de la molécula vecina, formando redes cristalinas. Por eso, los compuestos iónicos serán por lo general sólidos (salvo cuando se los disuelva).

En los compuestos covalentes, la fuerza de unión entre átomos es algo más débil. Entre moléculas, dependerá de si tenemos moléculas polares o apolares (recordemos que las polares son aquellas en las que algunos de los átomos de la molécula es más electronegativo que otros, mientras que en las polares todos los átomos son igual de electronegativos. El H₂O es polar, y el O₂, apolar). Si las moléculas son polares, hay cierta atracción entre ellas, aunque sea débil: tendremos entonces una sustancia líquida. Si son apolares, no habrá atracción entre moléculas y tendremos un gas.

¡Ojo! Existen también sólidos covalentes, excepciones cuya explicación no es necesario que conozcas al detalle. Como ejemplo está el diamante.

Los compuestos metálicos no son moléculas dispersas que interactúan entre sí. Como ya hemos dicho varias veces, son redes. Por lo tanto, todos son sólidos a temperatura ambiente. (¿Todos? ¡No! Hay una excepción, un metal que es líquido a temperatura ambiente: el mercurio).

Por supuesto, aumentando la temperatura, cualquier sólido puede transformarse en líquido o gas, y enfriando lo suficiente, ocurrir el proceso inverso. Todo el razonamiento anterior se refiere a rangos de temperatura “normales”.

C) Otras propiedades

Los compuestos iónicos, debido a la elevada fuerza que une los átomos y las moléculas entre sí, tienen puntos de fusión y ebullición altos (hay que suministrar mucho calor para provocar cambios de estado). Todos son solubles en disolventes polares, como el agua.

Los compuestos covalentes no tienen fuerzas de unión muy fuertes. Por lo tanto, tienen puntos de fusión y ebullición más bajos (dejando a un lado excepciones como el diamante). Eso también explica su estado a temperatura ambiente: una sustancia como el oxígeno debería estar a menos de -218,8°C para hallarse en estado sólido, y hierve (pasando de líquido a gas) a -183°C. Lógicamente, si nos movemos a una temperatura ambiente que ronda los 0-40°C, el compuesto estará siempre como gas. Los compuestos covalentes sólo son solubles en disolventes polares, como la acetona.

Los compuestos metálicos tienen puntos de fusión y ebullición que, aunque tienden a ser altos, pueden variar bastante de unos a otros (recuerda el caso del mercurio). Conducen bien el calor (además de la electricidad), presentan brillo metálico, son dúctiles y maleables y pueden emitir electrones si reciben energía en forma de calor (esto se denomina efecto fotoeléctrico; no tienes que preocuparte de él hasta que llegues a Bachillerato).