Guía de apoyo 6

**TEMA : enlaces químicos**

**Recuerda : trabajar en este taller te representa centrarnos y conocer el tema a tratar , lo que se va a explicar y evaluar**

**El practicar y repasar el tema que se esta tratando y del cual se va a realizar la evaluacion (muy seguramente de puntos que en este taller encontraras)**

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/>

**enlaces químicos**

 Se denomina **enlace químico** a las uniones entre átomos que surgen al ceder, coger o compartir electrones entre si con el fin de lograr la estructura más estable en la última capa.

 Los **tipos de enlaces** pueden ser iónicos, covalentes, metálicos o intermoleculares.

 La tendencia general de los átomos es a unirse hasta llegar a una situación de mínima energía.

 Kossel y Lewis enunciaron la **regla del octeto:** “cuando los átomos de los elementos reaccionan ente si pierden o ganan los electrones necesarios para adquirir la estructura de un gas noble con 8 electrones en la última capa (regla del octeto). El número de electrones intercambiados se llama electrovalencia.

 Los **diagramas de Lewis** son estructuras donde los electrones del último nivel se representan como puntos o cruces agrupadas por parejas alrededor de los símbolos. Las parejas electrónicas pueden sustituirse por guiones.

 Un **enlace iónico** se forma por **transferencia de electrones de**un átomo más electropositivo a otro más electronegativo.La unión que se produce entre iones positivos y negativos, debida a las fuerzas de Coulomb.

Este enlace tiene lugar entre elementos de muy distinta electronegatividad.

 En los compuestos iónicos, la formula solo indica la proporción en que se encuentran los iones para que exista neutralidad eléctrica en el cristal (formula empírica), pero no la cantidad total de los mismos.

 Los **compuestos iónicos** presentan elevadas temperaturas de fusión y ebullición, son duros. Ambas propiedades crecen a la vez que la energía reticular. Son solubles en agua y conducen en disolución la corriente eléctrica.

Un **enlace covalente** se forma por **compartición de electrones,** entre átomos de **similar electronegatividad** (afinidad por los electrones). Si la diferencia de electronegatividad es **mayor que 1,7** el enlace es iónico, predominantemente

 Lewis propone que los enlaces covalente se forman por **compartición de electrones** entre los átomos que forman el enlace, con la finalidad de conseguir que ambos átomos completen su octeto y conseguir un sistema de menos energía que el formado por los átomos por separado.

 Las moléculas formadas se representan mediante los diagramas de **estructuras de Lewis**, donde los electrones del último nivel se representan por puntos o cruces agrupados por parejas alrededor de los símbolos de los átomos.

 Si cada átomo enlazado aporta un electrón al par compartido se forma un **enlace covalente normal o simple,**como en la molécula de hidrógeno, de cloro o en le cloruro de hidrogeno.

 Dos átomos pueden compartir más de un par de electrones originando **enlaces múltiples,**como en las moléculas de oxígeno o de nitrógeno.

La formula de pende del número de electrones a ganar a perder o a compartir por cada una de los átomos de los elementos que forman la sustancia química

**Problema resuelto**

|  |
| --- |
| **Escribe la configuración electrónica de los elementos de número atómico Z = 56** **y Z**= **17. ¿Qué tipo de compuesto formarán al unirse entre sí y cuál será su fórmula?** |
| ***Solución***  En la tabla periódica vemos que el elemento de número atómico Z = 56 es el bario, y el de Z = 17 es el cloro. Sus configuraciones electrónicas son:                                      Ba " 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p6 6s2                                                 Cl    " 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5  **El átomo de bario** puede perder con facilidad dos electrones, transformándose en iones Ba2+ estables por tener una configuración de tipo gas noble.  Por el contrario, un **átomo de cloro** tiene tendencia a ganar un electrón, formando el ion cloruro, CI-que también posee una configuración estable de tipo gas noble. Por tanto, los átomos de bario y calcio se atraerán por medio de fuerzas electrostáticas y su unión se realizará por medio de un **enlace iónico**.  Para que el compuesto resultante sea neutro, por cada ion bario Ba2+, debe haber dos iones cloruro, Cl-, de modoque la carga negativa de estos compense la carga positiva de aquel. Así pues, teniendo en cuenta que en el enlace iónico no se forman moléculas, la relación entre el número de iones de cada tipo debe ser BaCl2. |

Las propiedades que presentan las diferentes sustancias están relacionadas con su tipo de enlace, por lo que podemos usar algunas propiedades para identificar el tipo de enlace que presentan: iónico, covalente o metálico.

|  |
| --- |
|  **Las propiedades físicas** de un compuesto reflejan la naturaleza de su **enlace químico**, es decir, la naturaleza de las fuerzas existentes ente sus átomos.   Los **compuestos iónicos** no forman **moléculas individuales**. Cómo las fuerzas electrostáticas entre iones son intensas, los compuestos iónicos poseen puntos de fusión y de ebullición elevados, por lo que a temperatura ambiente son sólidos. Son solubles en agua, pues los iones abandonan la red y se rodean de moléculas de agua y solo conducen la electricidad fundidos o en disolución.   Las **sustancias covalentes pueden ser atómicos o moleculares**. Las moleculares tienen puntos de fusión y de ebullición bajos, ya que las fuerzas intermoleculares son muy débiles comparadas con las fuerzas intramoleculares (los enlaces covalentes entre los átomos). Suelen ser gases, y si las fuerzas intermoleculares son muy fuertes pueden ser sólidos blandos o, si son intermedias, líquidos a temperatura ambiente. No se disuelven en agua por ser apolares, se disuelven en disolventes apolares u orgánicos como el CCl4. No conducen la corriente ni siquiera fundidos o en disolución.  Las sustancias covalentes atómicas (como el grafito o el diamante) se denominan sólidos covalentes, poseen puntos de fusión y de ebullición muy altos, ya que solo se pueden fundir rompiendo los enlaces covalentes |

Los compuestos covalentes pueden ser moleculares o atómicos, según se recoge en la siguiente tabla:

**Geometría de las sustancias**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Tipos de sustancias según sus enlaces** | | | |
| **Compuestos iónicos** | **Compuestos covalentes moleculares** | **Compuestos covalentes atómicos** | **Metales** |
| **Partículas en el cristal (Especies químicas enlazadas)** | Iones: Cationes y aniones.  (Cristales iónicos) | Moléculas. | Átomos  (cristales covalentes) | Cationes y electrones deslocalizados  (cristales metálicos) |
| **Fuerzas presentes** | Enlaces iónicos. | Enlaces covalentes intramoleculares. Fuerzas intermoleculares. (De Van der Waals o de puentes de Hidrógeno) | Enlaces covalentes. | Enlaces metálicos. |
| **Puntos de fusión** | Altos, por encima de 600 ºC | Bajos en general, de  -272 ºC a 400 ºC. | Elevados, entre 1.200 ºC y 3.600 ºC. | Variados, de -39 ºC a  3.400 ºC. |
| **Solubilidad** | Solubles en agua y otros disolventes polares. | Insolubles en agua.  Las sustancias apolares son solubles en disolventes apolares (orgánicos). Las polares, en disolventes polares (como el agua). | Insolubles. | Insolubles  Solubles en otro metal fundido (aleaciones). |
| **Conductividad eléctrica** | Conductores sólo en disolución o fundidos.  (Electrolitos de 2º orden) | Sustancias apolares, no conductoras.  Sustancias polares, algo conductoras. | No conductores, | Buenos conductores en estado sólido.  (electrones libres) |
| **Otras características** | Forman redes cristalinas de gran estabilidad.  La disolución de  los compuestos iónicos produce la di*sociación iónica*de éstos.  Duros,  frágiles y quebradizos. | En condiciones ordinarias pueden ser gases, líquidos o sólidos volátiles  Sólidos muy blandos  Puntos de fusión y de ebullición bajos porque al fundir o hervir sólo se rompen las atracciones intermoleculares. | Los más duros de todos los sólidos como consecuencia de la gran estabilidad de sus enlaces.  No conducen la electricidad, ya que no tienen iones y sus electrones de valencia, claramente localizados, carecen de libertad de desplazamiento. | Los valores más altos de puntos de fusión corresponden a los metales de las series de transición.  Densidades elevadas, debido a sus estructuras compactas.  Buenas propiedades mecánicas: tenaces, dúctiles y maleables. |
| **Ejemplos** | NaCl;  CaBr2 ; KI, CaO; K2O;  K2SO4 | H2O (s), I2, S8,  C10H8(naftaleno)  C12H22O11(sacarosa)  C6H12O6 (glucosa)  **Gases:**H2; O2; N2; NH3; HF | C (diamante),  SiO2(cuarzo); SiC (carborundo) | Al, Na, Ca, Fe, Cu, Au; Ag |

Las sustancias químicas se clasifican en metálicas, iónicas, covalentes y moleculares. Los metales se caracterizan por: presentar brillo metálico y conducir la corriente eléctrica y la energía térmica. En general, tienen puntos de fusión y ebullición elevados, y además, son dúctiles, tenaces y maleables. Las sustancias iónicas presentan puntos de fusión y ebullición altos, caracterizándose por su dureza y fragilidad. Las sustancias covalentes, que forman redes bi y tridimensionales, son muy duras y tienen puntos de fusión y ebullición muy altos. Las sustancias moleculares suelen ser gases, líquidos y sólidos que presentan puntos de fusión y ebullición bajos.

En los metales, los átomos se encuentran muy empaquetados, de tal forma que sus orbitales atómicos más externos se encuentran solapados y los electrones de valencia están deslocalizados a lo largo del conjunto de orbitales de valencia vacíos. Es decir, los electrones se sitúan en un gran orbital molecular deslocalizado que engloba a toda la red metálica.

Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos de un enlace es muy grande, se puede admitir la existencia de iones que se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas. Este enlace iónico podrá formarse si la energía necesaria para obtener los iones a partir de los átomos es compensada en la formación del sólido iónico. Se denomina energía reticular a la energía liberada por cada mol del cristal formado a partir de iones gaseosos aislados. Es grande cuando los iones son pequeños y muy cargados. Cuanto mayor sea la energía reti­cular tanto más estable será el cristal iónico.

Enlaces químicos

<http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm>

video enlaces químicos

<http://blog.educastur.es/eureka/4%C2%BA-fyq/enlace-quimico/>