



| | | | |
|---|--|---------------------|---|
|  | SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO | PAG 1 |  |
| | GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRAFICO Y EDUCATIVO | A-BE- GS-2 | |
| | GUIA DE APRENDIZAJE | V1 Marzo 2020 | |

PROFESOR: ZULEIMA DEL PILAR CASTAÑEDA USSA..

ASIGNATURA: QUÍMICA

NUMERO DE GUIA: OCHO

NIVEL: SECUNDARIA

GRADO O CURSO: DECIMO A y B

FECHA: 28 de SEPTIEMBRE / 16 DE OCTUBRE 2020

NUMERO DE CLASES: Dos clases sumando tres horas

OBJETIVO: Comprender la importancia de los enlaces químicos para la formación de diferentes sustancias.

ESTANDAR: Caracterizo los medios de comunicación masiva y selecciono la información que emiten para clasificarla y almacenarla

COMPETENCIA: Analizar las diferencias que se presentan entre los enlaces químicos

DBA: Interpreta textos informativos, expositivos, narrativos, liricos, argumentativos y descriptivos y da cuenta de sus características formales y no formales.

RESULTADO DE APRENDIZAJE ESPERADO: Describe las características principales de los diferentes enlaces quimicos.

FUNDAMENTACION TEORICA

QUÉ ES LA ESTRUCTURA DE LEWIS?

Es una estructura representativa de los electrones de valencia y los enlaces covalentes en una molécula o ion que sirve para tener una idea de su estructura molecular. Asimismo, no dice nada respecto a cuál es la hibridación química de sus átomos, pero sí dónde se sitúan los dobles o triples enlaces y si existe resonancia en la estructura.

| | | | | | | | |
|-----|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H• | •• Be | •• B• | •• C• | •• N• | •• O• | •• F• | •• Ne• |
| Li• | •• Mg | •• Al• | •• Si• | •• P• | •• S• | •• Cl• | •• Ar• |
| Na• | •• Ca | •• Ga• | •• Ge• | •• As• | •• Se• | •• Br• | •• Kr• |

A las estructuras de Lewis se conocen también como **diagrama de punto**, es una representación gráfica que muestra los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando enlaces ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los enlaces químicos entre las moléculas y su geometría molecular, y la distancia que hay entre cada enlace formado.

ELECTRONEGATIVIDAD Y TIPO DE ENLACE.

El valor relativo de la electronegatividad de los átomos que se enlazan va a determinar su comportamiento y, en consecuencia, el tipo de enlace.

- Si ambos átomos tienen electronegatividades muy diferentes, uno de ellos perderá el electrón (o electrones) del enlace y formará un ion positivo o catión, y el otro los ganará y formará un ion negativo o anión. Entre estos átomos se establecerá un enlace iónico.
- Si los dos átomos presentan gran tendencia a atraer los electrones, se enlazarán compartiendo sus electrones de valencia y se formará un enlace covalente.



ENLACE IÓNICO.

La configuración electrónica de los gases nobles y su gran estabilidad justifican el comportamiento químico de otros elementos, ya que dentro del sistema periódico existen elementos que tienen tendencia a perder electrones, mientras que otros tienen tendencia a ganarlos. Entre los elementos del sistema periódico:

- Los metales se caracterizan por tener una energía de ionización y una afinidad electrónica baja. Así los alcalinos presentan una configuración en el último nivel del tipo **ns¹**, luego pueden perder el electrón más alejado, dando lugar a un ion con una carga positiva, y conseguir así la configuración del gas noble que le precede en la tabla; excepto el Li, que adquiere la configuración **1s² correspondiente al helio**.
- En cambio, los no metales tienen energías de ionización relativamente altas, e igual ocurre con sus afinidades electrónicas. Así, los halógenos muestran una estructura electrónica en su último nivel del tipo ns² p⁵, luego pueden captar un electrón, y obtener la configuración del gas noble **contiguo, ns² p⁶**.

Llamamos valencia iónica o electrovalencia al número de electrones que un átomo puede perder o ganar para adquirir la configuración del gas noble. Así, la electrovalencia de los alcalinos será 1 +, mientras que la de los halógenos será 1 –

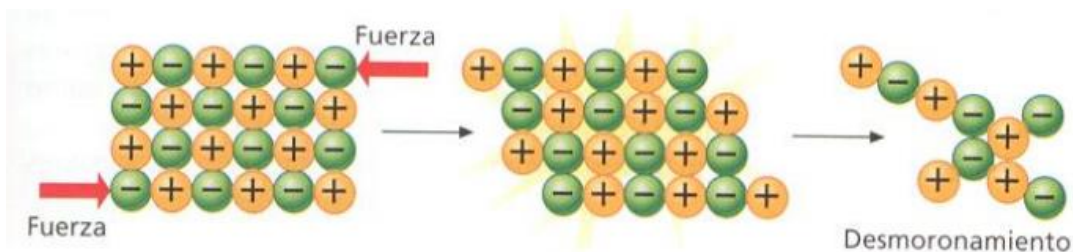
Propiedades de los compuestos iónicos.

Algunas de las propiedades físicas que presentan los compuestos iónicos, como ocurre con los puntos de fusión y ebullición, la dureza, la solubilidad o la conductividad eléctrica, están relacionadas directa o indirectamente con su energía reticular.

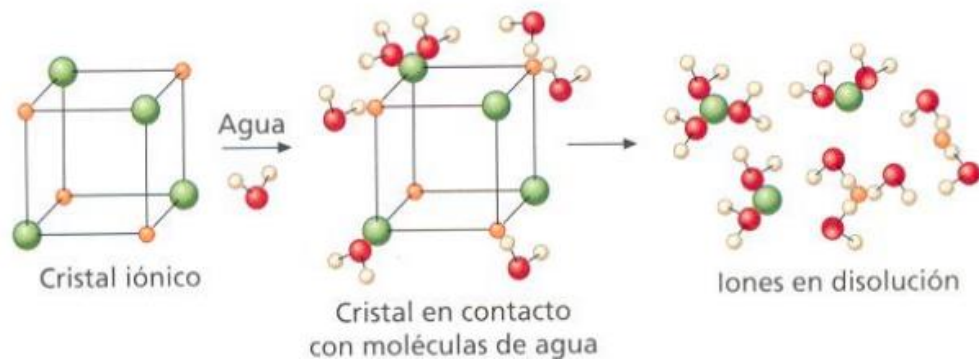
El enlace iónico se forma cuando los iones de signo contrario se atraen con fuerzas muy intensas de naturaleza electrostática. Por tanto, los compuestos iónicos son:

- **Sólidos cristalinos a temperatura ambiente.** Las intensas fuerzas de naturaleza electrostática ordenan a los iones dentro de una red cristalina (centrada en el espacio, centrada en las caras, tetraédrica, etc.)
- **Sólidos con altos puntos de fusión y ebullición.** Sólo a temperaturas elevadas se consigue aportar la suficiente energía para alcanzar la energía reticular de la red, es decir, para vencer las interacciones electrostáticas y separar los iones de la red cristalina.
- **Duros.** Las fuerzas electrostáticas entre los iones de la red cristalina hacen que sean muy difícil romper los enlaces, es decir, rayarlos. Un compuesto iónico será tanto más duro cuanto mayor energía reticular posea.

Frágiles. Una fuerza lateral aplicada sobre un cristal produce un desplazamiento de las capas de iones, de forma que cuando los iones del mismo signo coinciden, se originan fuerzas de repulsión de naturaleza electrostática que provocan la ruptura del cristal



- **Solubilidad en agua o en disolventes polares.** Un disolvente polar debilita las fuerzas electrostáticas entre los iones de la red, lo que provoca, generalmente, su desmoronamiento. Una vez separados, los iones se rodean de moléculas de agua, lo que impide que interactúen entre ellos.



La solubilidad de los compuestos iónicos varía según la energía reticular:

- Un sólido será «soluble» cuando su energía reticular sea inferior a la energía de hidratación de sus correspondientes iones.
- Un sólido será «insoluble», si su energía reticular es mayor que la energía de hidratación.

Naturalmente no hay nada soluble o insoluble en términos absolutos.

- **Buenos conductores de la corriente eléctrica** en estado fundido, o disueltos en agua. Los iones libres que se forman al romperse la red o al producirse el proceso de disolución explican la conductividad que presentan. Sin embargo, en estado sólido los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica, ya que los iones ocupan posiciones fijas y no existen cargas en libertad.

ENLACE COVALENTE.

El enlace covalente se establece cuando se combinan elementos con electronegatividades altas y parecidas (elementos no metálicos). El enlace se produce porque los átomos comparten electrones de la capa de valencia.

- Cuando dos átomos que se combinan tienen la misma electronegatividad, los electrones compartidos pertenecen por igual a ambos átomos; en tal caso, se dice que es un enlace covalente apolar.
- Cuando se combinan átomos con distinta electronegatividad, los electrones compartidos se distribuyen de forma asimétrica y más próximos al elemento con mayor electronegatividad; se forma entonces un enlace covalente polar.

Un enlace covalente polar es un enlace covalente con cierto carácter iónico; la proporción depende de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que se enlazan, como se observa en la tabla de más abajo. Podemos decir que sobre el elemento más electronegativo aparece una carga parcial negativa (δ^-), y sobre el otro, una carga parcial positiva (δ^+).

| Diferencia de EN entre X e Y | Tipo de enlace X – Y |
|------------------------------|----------------------|
| > 1,7 | Princip. Iónico |
| 0,4 – 1,7 | Covalente polar |
| < 0,4 | Princip. Covalente |
| 0 | Covalente apolar |

Propiedades de las sustancias covalentes.

El enlace covalente se encuentra presente en una gran cantidad de sustancias que denominamos sustancias covalentes. Aunque sus propiedades son muy variadas, pueden clasificarse en dos grupos:

- **Sustancias moleculares**, formadas por moléculas propiamente dichas
- **Sustancias atómicas o sólidos reticulares**, constituidos por redes de átomos, que no forman moléculas en el sentido estricto.

Sustancias moleculares:

La mayor parte de las sustancias covalentes pertenecen a este grupo, en las que hay elementos, como He, Cl₂, O₂, N₂, y compuestos, como H₂O, NH₃, H₂SO₄, C₄H₁₀, SO₃.

- En las condiciones estándar, pueden ser:
 - Gases, como O₂, N₂, Cl₂, CO₂, C₃H₈
 - Líquidos, como H₂O, C₂H₅OH, Br₂
 - Sólidos, como I₂, S₈, P₄, naftaleno C₁₀H₂₀.
- En estado sólido, todas ellas forman redes cristalinas constituidas por moléculas unidas mediante débiles fuerzas internucleares.
- Sus puntos de fusión y de ebullición son, por lo general, bajos, ya que para fundir o hervir estas sustancias sólo es preciso romper las débiles fuerzas existentes entre sus moléculas. Estas temperaturas aumentan conforme crece la polaridad y el tamaño de las moléculas.
- No son conductoras térmicas ni eléctricas, ya que los electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces. Tampoco existen iones con carga neta.
- Son generalmente insolubles en disolventes polares, como el agua, y solubles en líquidos covalentes orgánicos, como benceno C₆H₆, hexano C₆H₁₄ y tetracloruro de carbono CCl₄. Las moléculas que poseen moléculas polarizadas tienen mayor solubilidad en agua

Sustancias atómicas:

A este reducido grupo pertenecen, por ejemplo, los elementos carbono, en sus formas cristalinas diamante y grafito, boro, silicio, germanio y los compuestos SiO₂, SiC y NB. Estas sustancias forman, en condiciones estándar, redes cristalinas en cuyos nudos hay átomos unidos por enlaces covalentes. Se las denomina también sólidos covalentes o atómicos.

Dado que el único enlace presente es el covalente, se comprenden sus propiedades características.

- **Puntos de fusión y ebullición muy elevados**, que suelen oscilar entre 1200 y 3600°C.
- **Manifiestan muy baja conductividad eléctrica y térmica**. El diamante no es buen conductor de la electricidad, ya que todos sus electrones están localizados, mientras que el grafito tiene electrones deslocalizados que explican su relativa conductividad.
- Son **insolubles** en cualquier tipo de disolvente, ya sea polar o apolar.
- Tienen una **gran resistencia** a ser rayados
- Presentan, en general, **muy baja reactividad**.

ENLACE METÁLICO.

Los elementos metálicos, que constituyen la mayoría de los elementos conocidos, presentan unas propiedades físicas características, muy diferentes de las propias de las sustancias iónicas o de las covalentes. Ello es debido al tipo de enlace entre sus átomos: el enlace metálico. El enlace metálico es la fuerza de unión existente

entre los átomos de los metales, a la que deben su estabilidad y propiedades las redes cristalinas metálicas.

A temperatura y presión ambiente, los metales se presentan formando cristales que suelen pertenecer a uno de estos tres tipos de estructuras: cúbica centrada en el cuerpo, cúbica centrada en las caras y hexagonal compacta. Además, sabemos que son excelentes conductores del calor y de la electricidad en estado sólido.



Propiedades de las sustancias metálicas.

Los sólidos metálicos poseen características que los diferencian de otros sólidos como los formados por enlaces iónicos. Algunas de las propiedades de los metales son brillo intenso, gran conductividad térmica y eléctrica, maleabilidad, ductilidad y resistencia a la tracción.

Estas propiedades tienen una explicación sencilla:

- El **intenso brillo** tiene su origen en la capacidad que poseen los electrones de servir de enlace entre los cationes para captar y emitir energía electromagnética.
- La **gran conductividad eléctrica** se explica por la facilidad que tienen algunos electrones de valencia para moverse a través del sólido.
- La **excelente conductividad térmica** es debida también a los electrones móviles, que pueden adquirir gran energía cinética y ceder parte de esa energía para calentar la red cristalina.
- La **maleabilidad y la ductilidad**, que se refieren a la gran facilidad para dar forma y estirar los metales, se explican porque los cationes de la red, al ser todos iguales, se desplazan fácilmente sin provocar repulsiones debido a que estas son amortiguadas por la nube de electrones donde están inmersos.
- Las **temperaturas de fusión y de ebullición de los cristales metálicos son muy variadas**. Estas temperaturas están relacionadas con la fuerza del enlace metálico, que, a su vez, depende de la fuerza de atracción entre la nube electrónica y los iones positivos:
 - Cuanto menor es el volumen de los iones, mayor es dicha fuerza de atracción. Por eso la fuerza del enlace metálico disminuye al descender en un grupo del Sistema Periódico.

- Cuantos más electrones de valencia tengan los átomos, mayor es el número de electrones de la nube electrónica. Por eso en los metales de transición la fuerza de enlace suele ser grande.

Para conocer más sobre los enlaces químicos, te invito a ver los siguientes videos en el Link <https://www.youtube.com/watch?v=0begZ3vxyGw>

ACTIVIDAD A DESARROLLAR:

1. Realiza un mapa mental sobre los enlaces químicos
2. Consulta sobre las redes cristalinas y los diversos tipos de redes cristalinas y dibuja las estructuras.
3. Realiza un cuadro descriptivo a cerca de la guía.

CRITERIOS DE EVALUACION:

*Se tendrá en cuenta la organización y presentación del trabajo

*El desarrollo de las actividades de manera completa

*Tener en cuenta las indicaciones para la entrega de la guía de trabajo

BIBLIOGRAFIA E INFOGRAFIA:

Webgrafía:

- Tema 4: Los elementos. Tomado de http://www3.uah.es/edejesus/resumenes/QI/Tema_4.pdf
- Sánchez, C.; García, M.; y Hernández, I. (2014). Los caminos del saber I. Editorial Santillana S.A. Bogotá-Colombia.
- Brown, T. et all. (2009) Química. La ciencia central. Pearson educación. 11 edición, México, Ciudad de México.