

Semana del 12 al 16 DE OCTUBRE-2020

Centro Educativo: **CTP LA SUIZA**

Educador: Donald Morales Cortés

Medio de contacto: WhatsApp (88465574)

Asignatura: QUIMICA

Nivel: UNDECIMO

Nombre del estudiante: _____ Sección: 11-4

Nombre y firma del padre de familia: _____

Fecha de devolución: 30 DE OCTUBRE -20

Medio para enviar evidencias: donalddmc69@gmail.com

1- Me preparo para hacer la guía

Pautas que debo verificar **antes de iniciar** mi trabajo.

Materiales o recursos que voy a necesitar	<p>Se le sugiere</p> <ul style="list-style-type: none"> Tener a mano el cuaderno de Física, borrador, lápiz, regla. Hojas blancas De ser posible visualizar los siguientes videos: <p>www.mep.go.cr/educatico/enlaces-quimicos www.youtube.com/watch?v=dWh4wf5VqMs</p>
Condiciones que debe tener el lugar donde voy a trabajar	<ul style="list-style-type: none"> Escritorio o mesa Buena iluminación Silla
Tiempo en que se espera que realice la guía	<p>➤ 1 hora</p>

2- Voy a recordar lo aprendido en clase.

Enlaces Químicos

1. ¿Qué mantiene unidos a los átomos?

Un concepto básico en química es el estudio de cómo los átomos forman compuestos. La mayoría de los elementos que conocemos existen en la naturaleza formando agrupaciones de átomos iguales o de distintos tipos, enlazados entre sí.

2. ¿Por qué queremos entender cómo se enlazan las partículas materiales unas con otras?

Si comprendemos el mecanismo del enlace químico, este conocimiento puede llevarnos a controlar **la formación o ruptura de estos enlaces**, por consiguiente, la formación o deformación de sustancias, dependiendo siempre de lo que estemos necesitando.

3. Regla de octeto y estructura de Lewis

A inicios del siglo XX, en 1916, de manera independiente, los científicos **Walter Kossel y Gilbert Lewis** concluyeron que la tendencia que poseen los átomos de lograr estructuras similares a las del gas noble más cercano explica la formación de los enlaces químicos. Esta conclusión es mundialmente conocida como la **Regla del Octeto** y se enuncia de la siguiente manera:

“Cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones de tal forma que **la capa más externa de cada átomo contenga ocho electrones**, y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico”.

No obstante, hay muchas excepciones a esta regla y hasta se han logrado sintetizar algunos compuestos de los gases nobles.

Una de las claves de la comprensión de la fuerza motriz del enlazamiento químico, fue el descubrimiento de los gases nobles y su comportamiento químico relativamente inerte. Los gases nobles han sido utilizados cuando se ha hecho necesario tener una sustancia inactiva. Los buzos normalmente usan una mezcla de nitrógeno y oxígeno a presión para respirar bajo el agua. Sin embargo, cuando esta mezcla de gases es usada en profundidades, donde la presión es muy alta, el gas nitrógeno es absorbido por la sangre, con la posible consecuencia de causar desorientación mental. Para evitar este problema, se puede sustituir por una mezcla de oxígeno y helio. El buzo todavía obtiene el oxígeno necesario, pero el inactivo helio que se disuelve en la sangre no causa desorientación mental. El único inconveniente radica en que la menor densidad de la mezcla puede cambiar el ritmo de la vibración de las cuerdas vocales, y el buzo puede emitir sonidos similares al del pato Donald.

3.1 ¿Cómo diseñar una estructura de Lewis?

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera sencilla los enlaces químicos, en ella, el símbolo del elemento está rodeado de puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

3.2 Parámetros a considerar en una estructura de Lewis

- Escribe el número total de electrones de valencia.
- Considera que cada enlace se formará a partir de dos, y solo dos, electrones.
- Cada átomo deberá cumplir con la regla del octeto. Excepto el hidrógeno que deberá tener solo 2 electrones para cumplir con la regla del dueto.

A.8 Con la ayuda de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro.

ELEMENTO	ELECTRONES DE VALENCIA	ESTRUCTURA DE LEWIS
SODIO	1	Na ⁺
MAGNESIO		
ALUMINIO		
SILICIO		
FÓSFORO		
AZUFRE		
ARGÓN		
CLORO		

LITIO		
CALCIO		

4. Clasificación de las sustancias de acuerdo a sus propiedades

Parece lógico suponer que las propiedades características de las sustancias aporten alguna información acerca de la forma en que están unidos los átomos que las forman.

La materia que nos rodea se presenta en forma de sustancias con distinto aspecto y propiedades. El conocimiento de estas propiedades puede aportar alguna información acerca de las fuerzas que hacen unirse a las partículas en una sustancia. Así, por ejemplo, los puntos de fusión y ebullición de las diversas sustancias son indicativos de la mayor o menor fuerza de enlace entre las partículas (átomos, iones o moléculas) que constituyen el sólido o líquido. Por otra parte si una sustancia en determinadas condiciones conduce la corriente eléctrica, podría pensarse también en la existencia de partículas cargadas. Otras propiedades pueden ser la solubilidad, la facilidad de deformación o fragilidad de los sólidos, etc.

La diversidad de propiedades existentes (densidad, temperaturas de fusión y ebullición, dureza, solubilidad en diferentes líquidos, conductividad,...) hace que resulte difícil clasificar en unos pocos grupos a todas las sustancias y cualquier regla que se establezca para ello dejará fuera a sustancias con propiedades intermedias o atípicas. No obstante, a pesar de ello ha sido posible clasificar a la mayor parte de las sustancias en tres grandes grupos que evidencian la existencia de cuatro formas fundamentales de unión entre los átomos, es decir de cuatro tipos de enlace:

● En primer lugar nos encontramos con sustancias como el cloruro de sodio, yoduro de potasio, cloruro de magnesio, etc... que son compuestos de aspecto cristalino, frágiles y con elevados puntos de fusión y ebullición. Son, en general, más o menos solubles en disolventes del tipo del agua y no lo son en disolventes del tipo del benceno. No son conductores de la corriente en estado sólido, pero sí cuando se presentan fundidos o en disolución. La existencia de este tipo de sustancias, entre las que hemos citado como ejemplos típicos a las sales, está ligada a una forma de enlace que, por razones que luego veremos, se denomina enlace **iónico**, designando consecuentemente dichas sustancias como **compuestos iónicos**.

● En segundo lugar, nos encontramos con sustancias como el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, dióxido de carbono, naftaleno, agua, amoníaco, etc, muchas de las cuales se encuentran, a temperatura y presión ordinarias, en forma de gases constituidos por moléculas de una gran estabilidad **pues resisten, en general, temperaturas elevadas sin descomponerse**. En cambio cuando se hallan en estado sólido o líquido tienen por lo general bajos puntos de fusión y de ebullición. Por otra parte, los sólidos de esta clase no se disuelven en disolventes del tipo del agua, haciéndolo en los del tipo del benceno y no conducen la corriente eléctrica en estado líquido ni tampoco lo hacen sus disoluciones. El comportamiento de estas sustancias hace suponer la existencia de fuertes uniones **intramoleculares** dada la estabilidad de dichas moléculas, y de débiles uniones **intermoleculares**, teniendo presente la facilidad con que se logra separar las moléculas. Es decir, se pone de manifiesto la existencia en este tipo de sustancias de dos formas de enlace asociadas, denominándose a la primera **enlace covalente** y conociéndose las débiles interacciones intermoleculares como **fuerzas de van der Waals** (profesor de la Universidad de Amsterdam, premio Nobel en 1910, que modificó la ecuación general de los gases teniendo en cuenta, entre otras cosas, que entre sus moléculas podían existir fuerzas de atracción). En algunos casos se presenta sólo una de estas formas de unión. Así, se ha conseguido solidificar a los gases nobles que en condiciones normales se presentan como gases formados por átomos sueltos, en esos sólidos sólo estarán presentes, pues, las débiles fuerzas de van der Waals que aquí se ejercen entre partículas monoatómicas. Por otra parte el diamante, carbono puro, es un ejemplo de sustancia cuyos cristales constituyen verdaderas moléculas gigantes en las que todas las uniones entre átomos de carbono tienen las características del enlace covalente.

● Por último, nos referiremos a los metales, cuya propiedad más típica es su carácter conductor del calor y la electricidad en estado sólido. Los metales constituyen más de las tres cuartas partes de los elementos del sistema periódico por lo que no es de extrañar que exista una gran variedad en propiedades tales como dureza, punto de fusión, etc. Muchos de ellos tienen un brillo característico y son fácilmente deformables, es decir, son dúctiles y maleables (se separan fácilmente en hilos y láminas). El tipo de enlace existente entre los átomos de un metal se denomina, por razones evidentes, **enlace metálico**.

Propiedad analizada	Sustancia sólida a temperatura y presión ambiente		
	X	Y	Z
Punto de fusión	808°C	80°C	1083°C
Solubilidad en agua	Sí	No	No
Solubilidad en benceno	No	Sí	No
Conductividad eléctrica en estado sólido	No	No	Sí
Conductividad eléctrica en disolución o fundida	Sí	No	Sí
Deformabilidad del sólido	Frágil	Frágil	Sí

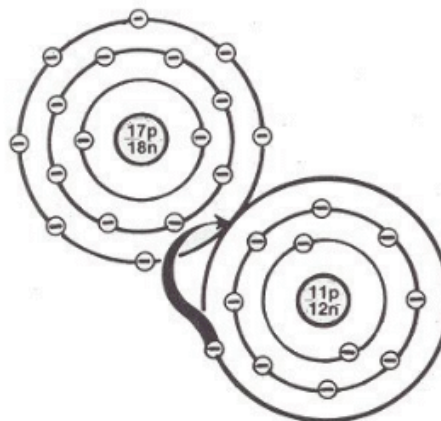
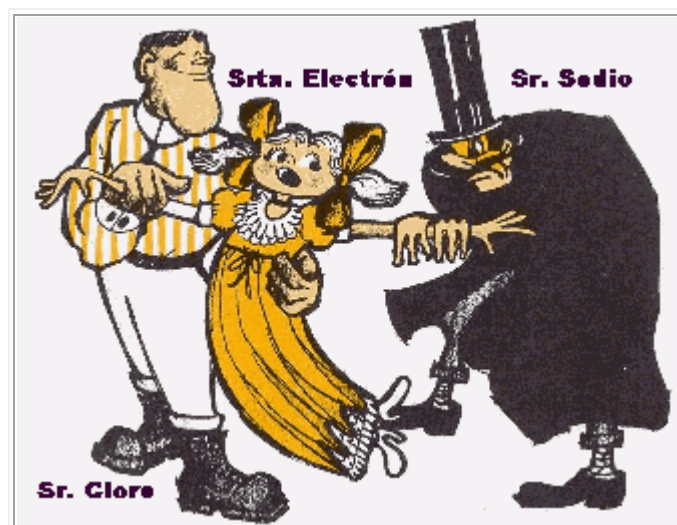
En resumen, pues, el estudio de las propiedades de las sustancias nos permite agruparlas en tres grandes tipos poniendo en evidencia la existencia de cuatro formas distintas de interacción entre partículas: enlace iónico, enlace covalente, fuerzas intermoleculares y enlace metálico.

5. Tipos de enlace

Sabemos que la manera en que los átomos se enlazan ejercen un efecto profundo sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias. ¿Qué es un enlace químico? Aunque esta pregunta se puede responder de diversas formas, **el enlace se define como la fuerza que mantiene juntos a grupos de dos o más átomos y hace que funcionen como unidad.** Por ejemplo en el agua la unidad fundamental es la molécula H-O-H cuyos átomos se mantienen juntos por dos enlaces O-H. Se obtiene información acerca de la fuerza del enlace midiendo la energía necesaria para romperlo, o sea la **energía de enlace**.

Veremos cómo los átomos interaccionan entre sí de diversas formas para formar agregados y se considerarán ejemplos específicos para ilustrar los diversos tipos de enlace. Existen tres tipos importantes de enlaces que se forman entre los átomos de un compuesto: iónico (o electrovalente), covalente (polar, no polar y el coordinado) y el enlace metálico.

5.1 Formación de iones y del compuesto iónico

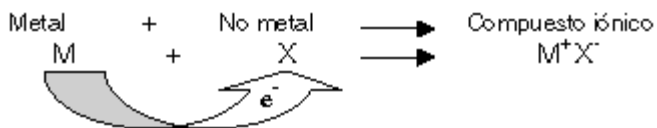


El héroe, el Sr. Cloro arrebató a la Srta. Electrón de manos del villano, Sr. Sodio.

Un átomo de Sodio dona un electrón a un átomo de Cloro para formar los **iones** sodio y cloro.

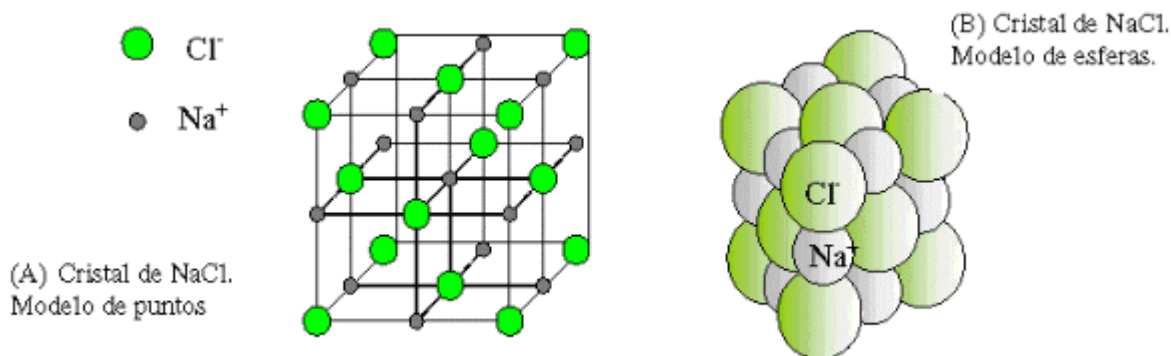
En experiencias sencillas hemos podido ver que al disolver en agua cloruro de sodio sólido, la disolución resultante conduce la electricidad; esto indica que el cloruro de sodio está compuesto por iones Na^+ y Cl^- . Así cuando el sodio y el cloro reaccionan para formar cloruro de sodio, los átomos de sodio transfieren electrones a los átomos de cloro para formar los iones Na^+ y Cl^- que se agregan a continuación para formar cloruro de sodio sólido. Esta sustancia sólida resultante es dura; tiene punto de fusión de aproximadamente 800°C . La gran fuerza de enlace en el cloruro de sodio se debe a las atracciones entre iones de carga opuesta que se encuentran muy cercanos entre sí. Este es un ejemplo de **enlace iónico**.

Cuando un átomo que pierde electrones con relativa facilidad reacciona con otro que tiene alta afinidad electrónica se forman sustancias iónicas; en otras palabras la formación de un compuesto iónico se debe a la reacción entre un metal y un no metal.



El enlace iónico se forma cuando un átomo que pierde electrones relativamente fácil (metal) reacciona con otro que tiene una gran tendencia a ganar electrones (no metal).

Los compuestos unidos por enlaces iónicos forman redes cristalinas de iones, que denominamos **crystal**. La red cristalina es una estructura gigante que contiene un número indefinido de iones (las cargas positivas son iguales, en cantidad, a las negativas), de manera que el conjunto sea eléctricamente neutro.



En la figura anterior se puede ver la estructura del cloruro de sodio. En la forma (A) se indican las posiciones (centros) de los iones. En la forma (B) se representan los iones como esferas empacadas. Los iones esféricos están empacados de manera que las atracciones iónicas se maximicen.

Indicaciones	A – Resuelva las siguientes actividades que se le proporcionan. CONSULTAS POR WHATSAPP
Indicaciones o preguntas para auto regularse y evaluarse	<p style="text-align: center;"><u>GUÍA</u></p> <p style="text-align: center;">1-¿Qué es el enlace químico?</p> <p style="text-align: center;">2-¿Cómo se da?, ¿Qué lo facilita?,</p> <p style="text-align: center;">3-¿Qué lo impide?,</p> <p style="text-align: center;">4-¿Qué determina que unos sean más fuertes que otros?</p> <p style="text-align: center;">5-¿Por qué queremos entender cómo se enlazan las partículas materiales unas con otras?-</p> <p style="text-align: center;">6-¿Qué es la Regla del octeto? Cite tres ejemplos</p> <p style="text-align: center;">7-¿Cómo diseñar una estructura de Lewis?</p> <p style="text-align: center;">8-¿Qué es un enlace iónico?</p> <p style="text-align: center;">9- Investigue los siguientes conceptos:</p> <p style="text-align: center;">a-compuestos iónicos.</p> <p style="text-align: center;">b-uniones intramoleculares</p> <p style="text-align: center;">c-enlace covalente</p> <p style="text-align: center;">d- fuerzas de van der Waals</p> <p style="text-align: center;">e- enlace metálico.</p> <p style="text-align: center;">10- ¿Qué es un enlace?</p> <p style="text-align: center;">11-¿Qué es la energía de enlace?</p> <p style="text-align: center;">12-Explique los siguientes conceptos de fórmulas:</p> <p style="text-align: center;">a- Empíricas</p> <p style="text-align: center;">b- Molecular</p> <p style="text-align: center;">c- Estructural</p> <p style="text-align: center;">12- ¿Cuál es la diferencia entre un compuesto iónico y uno covalente?</p> <p style="text-align: center;">13- ¿Qué es un enlace polar y no polar?</p> <p style="text-align: center;">14- ¿Qué es un enlace coordinado, doble y triple?</p> <p style="text-align: center;">15-Explique que es la hibridación y la geometría molecular</p> <p style="text-align: center;">16- ¿Qué es una representación de las estructuras de Lewis?</p>

Realice GUÍA en hojas aparte....

RÚBRICAS MARQUE CON X sobre la casilla (inicial, intermedio, avanzado) que refleje el conocimiento adquirido en esta GUÍA

Indicadores del aprendizaje esperado	Niveles de desempeño		
	Inicial	Intermedio	Avanzado
Compara las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural con patrones detectados entre datos, hechos o acciones en diversos contextos.	Cita las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural para un contexto establecido.	Encuentra similitudes y diferencias entre las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural y los patrones detectados como datos, hechos o acciones en diversos contextos.	Contrasta las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural según los patrones encontrados en diversos contextos.
Describe los compuestos iónicos de los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación en contextos complejos.	Menciona las causas y efectos que originan los compuestos iónicos de los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación en contextos complejos.	Resalta aspectos específicos de las causas y efectos que originan los compuestos iónicos de los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación en contextos complejos.	Puntualiza aspectos significativos de las causas y efectos que originan los compuestos iónicos de los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación en contextos complejos.
Comprende la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) y metálicos en los procesos de interacción y aplicación con la vida	Cita la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) y metálicos en los procesos de interacción y aplicación con la vida	Caracteriza de forma general la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) y metálicos en los procesos de interacción y aplicación con la vida	Discierne la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) y metálicos en los procesos de interacción y aplicación con la vida
Describe de manera general las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica,	Menciona aspectos generales de las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la	Resalta aspectos específicos de las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural	Puntualiza aspectos significativos de las características que posee un enlace químico, así como la representación de las diferentes fórmulas, tales como la empírica, la molecular y la estructural

la molecular y la estructural	empírica, la molecular y la estructural		
Justifica los compuestos iónicos, los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación	Anota de forma general los pasos realizados para solucionar problemas de los compuestos iónicos, los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación	Relata los pasos realizados para solucionar problemas de los compuestos iónicos, los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación	Fundamenta la solución de problemas a partir de los compuestos iónicos, los covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles, triples) incluyendo las representaciones de Lewis, sus ángulos y geometría molecular e hibridación
Determina la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) en los procesos de interacción y aplicación con la vida.	Indica aspectos básicos de la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) en los procesos de interacción y aplicación con la vida.	Destaca aspectos relevantes de la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) en los procesos de interacción y aplicación con la vida.	Infiere la importancia de los compuestos iónicos, covalentes (polares, no polares, coordinados, simples, dobles y triples) en los procesos de interacción y aplicación con la vida.