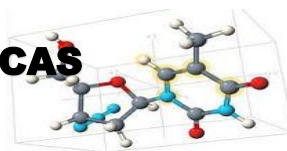


UNIONES QUIMICAS

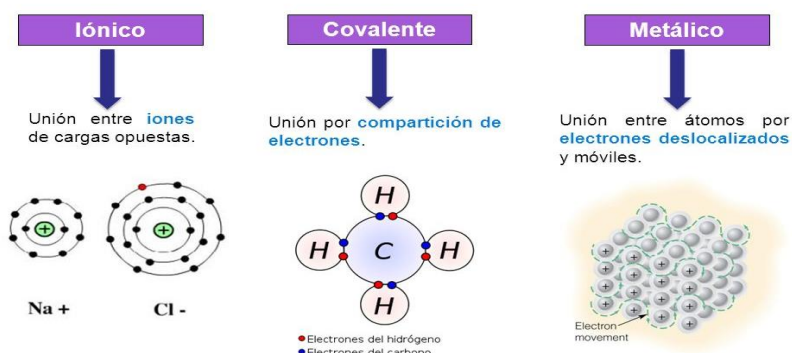


Tema: UNIONES IONICAS Y COVALENTES, ELECTRONEGATIVIDAD Y ESTRUCTURAS DE LEWIS.

OBJETIVOS:

- Conocer el concepto de enlace químico
- Explicar por qué se unen los átomos para formar moléculas o compuestos y cómo lo hacen
- Reconocer el tipo de enlace que presenta un compuesto
- Predecir el tipo de enlace de un compuesto en base a las características de los elementos que lo constituyen

El enlace químico se clasifica en:



ENLACE QUIMICO

Cuando dos o mas atomos se unen forman una molecula, la cual puede estar constituida por atomos de un mismo elemento o por atomos de elementos diferentes, y ahí surge la pregunta:

¿CÓMO SE MANTIENEN UNIDOS LOS ATOMOS?

Para responder esto en este tema se va a estudiar el modo en que se unen los atomos y la incidencia de esta union en las propiedades que adquieren las sustancias quimicas que originan.

¿QUE MANTIENE UNIDO A LOS ATOMOS?

La mayoría de los atomos forman compuestos, ej. Cloro y el sodio reaccionan entre si formando la sal comun o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho mas estable que sus elementos por separado, esto demuestra la abundancia de la sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estdo libre.

Se llama **enlace quimico** al conjunto de fuerzas que mantiene unido a los atomos, iones y moleculas cuando forman distintas agrupaciones estables.

ESTUDIO DE LOS DIFERENTES TIPOS DE ENLACE QUIMICO

Anteriormente se explico la estructura atomica y se introdujo la tabla periodica como herramienta grafica que permite ordenar los distintos elementos quimicos.

Los átomos se unen entre sí por medio de uniones o enlaces químicos. Estas uniones pueden ser de distintos tipos, según sea la diferencia de electronegatividad que se establece entre ellos. Cuando se unen entre sí, los átomos pueden formar distintos tipos de sustancias con características y propiedades diferentes.

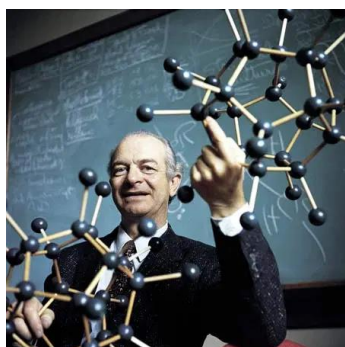
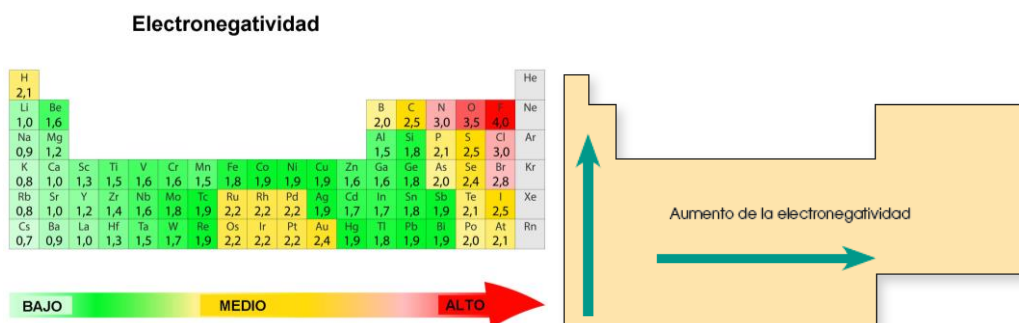
UNIÓN QUÍMICA

Se define como la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos, moléculas e iones, la cual siempre es de naturaleza eléctrica. Las ideas modernas para explicar las uniones **químicas** tienen su origen en la regla del octeto electrónico de Lewis (1916).



ELECTRONEGATIVIDAD Y TIPO DE UNIONES QUÍMICAS

La **electronegatividad** es una medida de la capacidad que tiene un átomo para atraer a los electrones que están involucrados en una unión química. Mientras mayor es la electronegatividad de un elemento, mayor es su capacidad para atraer a los electrones. El químico norteamericano Linus Pauling (1901-1994) fue el primero en desarrollar una escala numérica para la electronegatividad de los elementos, llamada **escala de Pauling**. En ella, la electronegatividad se expresa en unidades y puede tomar valores que van desde el 0.7 Cesio (Cs) a 4 en el Fluor (F), que es el elemento más electronegativo de la tabla periódica.



Linus Pauling y sus aportes a la ciencia

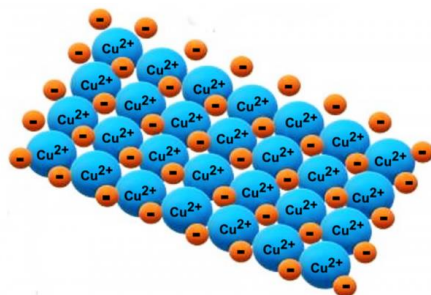
- Linus Pauling era un sagaz investigador, tenía una extraordinaria capacidad para establecer inferencias lógicas y una memoria prodigiosa.
- Fue la primera persona en aplicar la mecánica cuántica en la química, y realizó grandes avances en el campo de la biología molecular.
- Pauling fue la primera persona en entender y en explicar cómo los átomos se unen entre sí para formar moléculas.
- Obtuvo dos premios Nóbel: uno por su trabajo en química, y el otro por sus esfuerzos por detener las pruebas de armas nucleares.

Los **metales** se caracterizan por tener baja electronegatividad, debido a que estos elementos tienen tendencia a ceder electrones. En cambio, los **no metales tienen alta** electronegatividad, ya que tienden a captar electrones.

La diferencia de electronegatividad de los átomos que intervienen en un enlace es la que determina el tipo de unión química que se establece entre ellos.

UNION METALICA

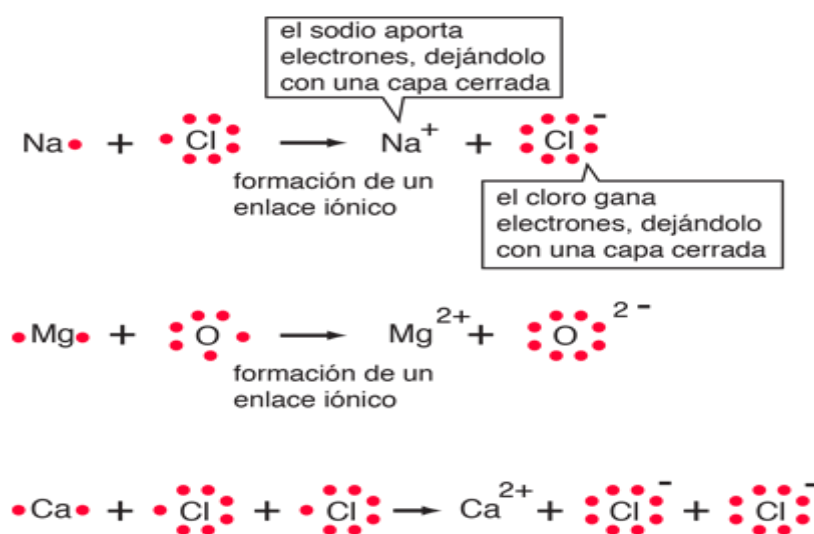
Una **unión metálica** es la fuerza de atracción electrostática entre los núcleos de los átomos metálicos y los electrones libres o móviles que se encuentran en su estructura. Es una estructura en capas y las fuerzas entre los núcleos y los electrones no tienen dirección única: la atracción se produce en todas las direcciones posibles. Esto les otorga a los metales propiedades muy particulares, como su dureza y su maleabilidad, capacidad de adquirir diferentes formas.



UNION IONICA

En los compuestos iónicos, como el cloruro de sodio (el componente mayoritario de la sal de mesa), los iones forman estructuras gigantes (extendidas), muy ordenadas y en forma de red. Este tipo de estructura se repite millones de veces hasta formar un cristal.

Los compuestos iónicos están formados por cationes (iones positivos derivados de metales) y aniones (iones negativos derivados de no metales). Este tipo de interacciones entre iones (fuerzas electrostáticas) son muy fuertes y esto se refleja en las propiedades de los compuestos iónicos.



La máxima estabilidad para un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración del gas más cercano, por eso cuando les es posible los átomos captan o ceden electrones a fin de conseguir su estabilidad.

Como consecuencia resultan unas partículas que se llaman **iones**.

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración más cercana a un gas noble. Si un átomo gana electrones queda recargado negativamente, y si los cede queda cargado positivamente.

- **Anion** o ion cargado negativamente
- **Cation** o ion cargado positivamente

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o los elementos y un superíndice colocado a la derecha indicando el número de cargas eléctricas y su signo. Ej

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IONICOS

- Son sólidos a temperatura ambiente
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos
- Tienen altos puntos de fusión
- Son duros pero frágiles
- Ofrecen resistencia a la dilatación
- Son muy solubles en agua y en otros solventes polares
- Presentan gran diferencia de electronegatividad

Cationes comunes		Aniones comunes	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Na ⁺	Sodio (1+)	F ⁻	Fluoruro
K ⁺	Potasio (1+)	Cl ⁻	Cloruro
Ag ⁺	Plata (1+)	Br ⁻	Bromuro
Mg ²⁺	Magnesio (2+)	O ²⁻	Óxido
Ca ²⁺	Calcio (2+)	S ²⁻	Sulfuro
Zn ²⁺	Zinc (2+)	N ³⁻	Nitruro
Cu ²⁺	Cobre (II)	I ⁻	Yoduro
Al ³⁺	Aluminio (3+)	H ⁻	Hidruro

UNION COVALENTE

Se forma entre dos átomos cuando la diferencia de electronegatividad entre ellos no es suficiente para formar un enlace iónico, es decir cuando la diferencia es menor a 2 (EN < 2). Por lo general los átomos que participan son **no metales**.

En un enlace covalente, los átomos no ceden ni captan sus electrones de valencia, sino que los comparten, de modo que ambos logran alcanzar el octeto y estabilizarse.

Los electrones de valencia compartidos son atraídos por los núcleos de ambos átomos con lo que se logra una atracción que los mantiene unidos.

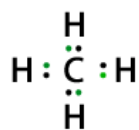
En esta unión son compartidos de a pares, así cada par corresponde a un enlace covalente.

TIPOS DE ENLACES COVALENTES

Los átomos pueden formar distintos tipos de Enlaces Covalentes: **Sencillos, Dobles o Triples**.

En un **Enlace Sencillo**, dos átomos se unen por medio de **Un Par de Electrones**. Suceden en la gran mayoría de los compuestos Covalentes, y es la forma más básica de este enlace.

Enlace Simple del Metano



En muchos compuestos se forman **Enlaces Dobles**, es decir, cuando dos átomos comparten **Dos Pares de Electrones**. Si dos átomos comparten Dos Pares de Electrones, el enlace Covalente se denomina Enlace Doble. Estos enlaces se encuentran en moléculas como Dióxido de Carbono (CO₂) y Etileno (C₂H₄).

Enlace Doble del CO₂



Un **Enlace Triple** surge cuando dos átomos comparten **Tres Pares de Electrones**, como en la molécula de Nitrógeno N₂, la molécula de Acetileno C₂H₂.

Enlace Triple del C₂H₂



Los enlaces múltiples son más cortos que los enlaces covalentes sencillos. La **Longitud de enlace** se define como la **distancia entre el núcleo de dos átomos unidos** por un enlace covalente en una molécula.

La Regla del Octeto

La formación de estas moléculas, como las del Agua H₂O, ilustra la llamada Regla del Octeto, propuesta por Lewis: Un átomo diferente del Hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual complete su octeto.

Al compartir electrones en un enlace covalente, cada átomo completa su octeto. Para el Hidrógeno, el requisito es que obtenga la configuración electrónica del Helio, que es tener un total de dos electrones.

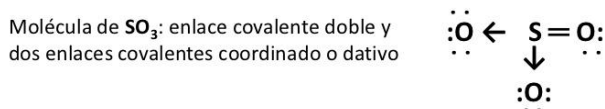
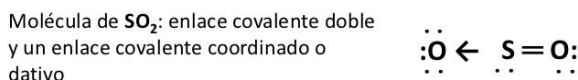
La regla del octeto funciona principalmente para los elementos del segundo periodo o renglón de la tabla periódica. Estos elementos tienen subniveles en los que puede haber un total de ocho electrones.

Cuando un átomo de estos elementos forma un Compuesto Covalente, obtiene la configuración electrónica del Gas Noble Neón, compartiendo electrones con otros átomos en el mismo compuesto.

Unión coordinada o dativa

Existe un tipo especial de enlace covalente en el cual, en lugar de aportar un electrón cada átomo del enlace, los dos electrones son aportados por el mismo átomo. Este tipo de enlace recibe el nombre de enlace covalente coordinado o enlace covalente dativo.

Enlace de átomos de azufre (S) y oxígeno (O)



ESTRUCTURA DE LEWIS

GENERALIDADES DE LOS ÁTOMOS EN LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS

- Se diferencian dos tipos de átomos, los centrales y los terminales. Los primeros se enlazan generalmente con varios del segundo grupo.
- Los átomos de hidrógeno, dada su configuración electrónica particular, actúan como átomos terminales siempre, ya que sólo pueden enlazarse a un átomo.
- Los elementos como el carbono son átomos centrales en la gran mayoría de los casos.
- El oxígeno actúa casi siempre como átomo terminal con excepciones como el caso del H₂O o en los grupos OH.
- Generalmente los átomos menos electronegativos son los que hacen de átomos centrales y los más electronegativos hacen de átomos terminales.

PROCEDIMIENTO PARA SEGUIR EN LA CONSTRUCCIÓN DE ESTRUCTURA DE LEWIS

1. Determinar todos los electrones de valencia de la molécula.
2. Identificar el átomo central y los terminales.
3. Enlazar los átomos con enlaces simples.
4. Completar los octetos de los átomos terminales y después de los centrales.
5. Si todavía no se han completado los octetos, formar enlaces múltiples con los electrones solitarios restantes.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

No todos los elementos se rigen por esta regla del octeto, por ejemplo, el hidrógeno sólo tiene un electrón en su capa de valencia, en el orbital s, y como mucho aceptará otro más (Ya que sólo caben un máximo de dos electrones en un orbital s).

Con estos dos electrones el hidrógeno ya será estable y nunca podrá alcanzar los 8 electrones que dicta la regla del octeto.

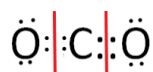
Además, hay algunos elementos como el fósforo o el azufre, que, por su naturaleza, la cuál será explicada más adelante, tienden a ser hipervalentes, es decir, a presentar más de 8 electrones en su capa de Valencia. Esto se denomina "octetos expandidos". Otros como el Boro, por ejemplo, presentan una excepción a la regla del octeto por defecto y no llegan a los 8 electrones de valencia.

EJEMPLOS DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

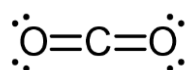
A continuación, se verán una serie de ejemplos de las estructuras más frecuentes en los ejercicios sobre el modelo de Lewis. Las moléculas que se han propuesto como ejemplo para entender la teoría son CO₂, NH₃, SO₂, CO, N₂,

Estructura de Lewis de CO₂

En la estructura de Lewis del dióxido de carbono, se observan 3 átomos, dos oxígenos y un carbono que actúa como átomo central. Él carbono se encuentra en el grupo 14 de la tabla periódica y por lo tanto tiene 4 electrones de valencia, por el contrario, el oxígeno está en el grupo 16 lo que le hace poseedor de 6 electrones en su capa más externa (valencia). En la figura que sigue se puede apreciar los electrones que corresponden a cada átomo.



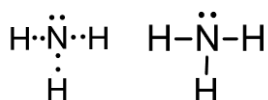
Para llegar a cumplir la regla del octeto, ambos elementos tenderán a rodearse de 8 electrones y por tanto el carbono comparte sus 4 electrones con 2 provenientes de cada oxígeno.



La forma de posicionar los electrones es la que minimiza las repulsiones entre ellos, por esto se sitúan formando un ángulo de 120°

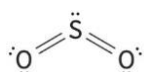
Estructura de Lewis del NH₃ Amoníaco

Uno de los ejercicios más comunes de estructuras de Lewis es el del NH₃, en esta molécula el átomo central es el nitrógeno que se rodea de los tres hidrógenos. El nitrógeno al encontrarse en el grupo 15 posee 5 electrones de valencia, 3 de ellos se enlazan con cada uno de los electrones de los hidrógenos haciendo la estructura que se ve a continuación:

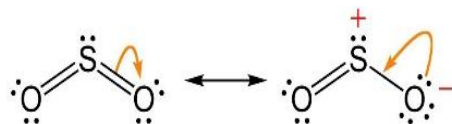


Estructura de Lewis del SO₂

La estructura de Lewis del dióxido de azufre se compone del átomo central S, rodeado de los dos oxígenos. Estos tres elementos forman parte del grupo 16 anfígenos, y poseen 6 electrones en su capa de Valencia. El átomo de azufre en este caso presenta una hipervalencia, es decir, una rara excepción de la regla del octeto que hace que posea más de 8 electrones en su última capa. Los oxígenos compartirán un par de electrones cada uno con el azufre, formando dos dobles enlaces, el otro par solitario del azufre empuja a estos dobles enlaces ligeramente hacia abajo.



Esta molécula presenta una resonancia provocada por la posible deslocalización de la carga electrónica del enlace hacia el oxígeno, lo que hace reposar una carga positiva sobre el azufre y una negativa sobre el oxígeno. Este hecho le da una estabilidad a la molécula ya que la carga negativa recae sobre el más electronegativo de los elementos.



Estructura de Lewis del CO

Como la molécula del CO tiene dos átomos no existe ningún átomo central en ella.

Para que ambos átomos cumplan el octeto, ambos deben tener unos electrones de valencia que no corresponden a sus estados naturales, en concreto, el carbono tiene un electrón más de los 4 que debería tener, y el oxígeno uno menos.

Este hecho hace que el carbono presente una carga negativa y el oxígeno una positiva. La estructura de Lewis del CO es, por tanto:

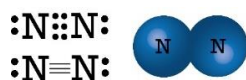


Estructura de Lewis N₂

La estructura de Lewis del nitrógeno es muy sencilla si ya has comprendido las anteriores.

Cada átomo de nitrógeno tiene 5 electrones, 10 en total.

Seis de ellos se combinarán en un enlace triple y los 4 restantes formarán parte de dos pares solitarios, uno perteneciente a cada nitrógeno.



Actividad para el día jueves 24/8 3ª EES 4 FISICOQUIMICA

CON ESTA TEORIA y el capítulo 5 del libro, RESOLVER LAS SIGUIENTES ACTIVIDADES:

1. Con la teoría en este archivo y la del capítulo 5 del libro, resolver el cuadro de la (pág. 94, punto 1)
2. Realizar la actividad (pág. 98), referida a La Sal: “el oro blanco”
3. Buscar información sobre los usos de la sal de mesa, para que usaba en la antigüedad, sobre la salud que opina la OMS y su uso, enfermedades por exceso de sal en alimentos.
4. Describir que son los cationes y que son los aniones. (pág. 91)
5. Dar una descripción en un cuadro de doble entrada sobre sales binarias y ternarias (pág. 91)

Paula D. Quartino
Prof. Química
Técnica Química