

MÓDULO 5

**FUERZAS INTERATÓMICAS E INTERMOLECULARES**

**CONTENIDO**

Definición.- Valencia.- Estado de oxidación.- Regla del octeto.- Estructura de Lewis.- Enlace iónico.- Enlace covalente.- Enlace polar, apolar, coordinado o dativo.- Enlace metálico.-Traslapo de orbitales atómicos.- Hibrida­ción.- Otros tipos de enlaces.- Resonancia.- Energía de enlace.- Ejercicios y proble­mas.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente capítulo son los siguientes:

1. **V**alorar el aporte hecho por los científicos y la importancia de la comprensión del enlace químico en la interpretación de la estructura atómica de las sustancias.
2. **Saber porque se unen unos átomos a otros.**
3. **Entender la importancia de la configuración electrónica en el proceso de formación del enlace.**
4. **Conocer los principales tipos de enlace.**
5. **Aprender cómo se forman los iones y cuáles son los posibles iones que formará un determinado elemento, conocida su configuración electrónica.**
6. **Saber que sólo existen moléculas en los compuestos formados por enlace covalente.**
7. **Asociar cada tipo de enlace con las propiedades que tiene el compuesto formado.**

**INTRODUCCIÓN**

El conocimiento del átomo permitió, en un principio, considerar que los elementos estaban constituidos por átomos mientras que los compuestos estaban formados por agrupaciones de átomos: las moléculas; sin embargo, pronto se descubrió que no era así, en efecto el elemento oxígeno está constituido por dos átomos de oxígeno fuertemente unidos entre sí: O2 e igual sucedía con otros varios elementos nitrógeno: N2, hidrógeno: H2, Cloro: Cl2, etc.

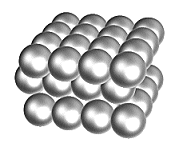
Tipos de enlace

Iónico Covalente Metálico

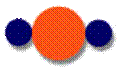
Sólidos iónicos Sustancias Sólidos de Sólidos metálicos

moleculares red covalente

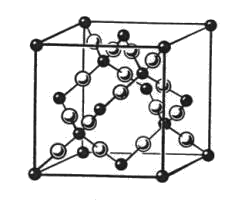


Por otra parte elementos tales como el hierro, cobre, plata, sodio, etc. estaban formados por una tupida red cristalina de átomos idénticos entre sí.

Pero también existe una gran variedad en los compuestos, así el dióxido de carbono: CO2 está constituido por moléculas independientes formadas por un átomo de carbono y dos de oxígeno.



Sin embargo la sílice: SiO2 forma una red cristalina en la que hay un átomo de silicio por cada dos de oxígeno.



En resumen, los átomos de los elementos y los compuestos se unen entre sí para formar dos tipos básicos de agrupaciones: moléculas de elementos o de compuestos y redes cristalinas.

Las moléculas de elementos están formadas por dos o más átomos de un mismo elemento, mientras que las moléculas de los compuestos están formadas por dos o más átomos de diferentes elementos.

Las redes cristalinas están formadas por un número indeterminado de partículas elementales que se disponen formando una estructura geométricamente ordenada.

En las moléculas, los átomos se unen entre sí fuertemente, de forma que es difícil separar los átomos y romper las moléculas. Sin embargo, las moléculas sí pueden separarse con facilidad. Los átomos están unidos por enlace químico muy fuerte, mientras que las moléculas están unidas por un enlace intermolecular mucho más débil.

Para separar los átomos que forman una molécula, se necesita llevar a cabo una transformación química, una reacción química, mientras que las moléculas se separan unas de otras mediante transformaciones físicas.

Clasificación de los enlaces químicos:

1. Enlaces Interatómicos

* Enlace Iónico o Electrovalente
* Enlace Covalente
* Enlace Metálico

B. Enlaces Intermoleculares

* Enlace Dipolo-Dipolo
* Enlace por Fuerzas de London
* Enlace Puente Hidrogeno

**DEFINICIÓN**

A las fuerzas interatómicas e intermoleculares se denominan ***enlace químico*. S**e define como *fuerza interatómica* a la unión que existe entre dos o más átomos, cualquiera que sea su naturaleza, debido a la transferencia o la compartición de electrones para adquirir ambos la configuración electrónica estable correspondiente a la de los gases nobles; se define como *fuerza intermolecular* a la interacción que existe entre las moléculas.

En la unión o enlace de los átomos pueden presentarse los siguientes casos:

1. Enlace iónico, si hay atracción electrostática.

2. Enlace covalente, si comparten los electrones.

3. Enlace metálico, si los electrones de valencia pertenece en común a todos los átomos.

**VALENCIA**

La *valencia* de un elemento se refiere a la capacidad de combinación que presenta; en el caso de los no metales se relaciona con el número de átomos de hidrógeno con que se puede enlazar y en los metales con cuántos átomos de cloro se une.

**Ejemplos.**

El Calcio se puede unir a dos átomos de cloro por lo que su valencia es divalente. CaCl2

El Oxígeno forma agua uniéndose a dos hidrógenos, su valencia también será divalente. H2O

El Nitrógeno se une a tres hidrógenos en la formación de amoníaco, su valencia es trivalente. NH3

**ESTADO DE OXIDACIÓN**

El *estado o número de oxidación* generalmente expresa la cantidad de electrones que un átomo aporta en la formación de enlaces con otros átomos ganando, perdiendo o compartiendo. Puede ser positivo o negativo.

Es interesante observar que, ocasionalmente, un mismo elemento puede actuar con distintos números de oxidación según el compuesto del que forme parte. El número de oxidación está íntimamente relacionado con la configuración electrónica. Por tanto, es razonable la periodicidad que se observa en el número de oxidación de los elementos. En un mismo grupo, los elementos suelen presentar números de oxidación comunes. El número de oxidación más alto que presenta un elemento coincide con el número del grupo al que pertenece (desde 1 hasta 7).

**Ejemplo 1.**

Los elementos del grupo 1 (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) tienen número de oxidación +1.

Los elementos del grupo 2 (Be, Mg, Ca, Sr...) tienen número de oxidación +2.

Los elementos del grupo 4 (C, Si, Ge, Sn, Pb...) tienen varios números de oxidación, pero el más alto es +4.

**Ejemplo 2.**

El calcio se une al cloro formando el compuesto CaCl2; en este caso el Calcio tiene estado de oxidación +2 ya que emplea dos electrones al unirse con el Cloro quien presenta -1, al emplear sólo un electrón.

El oxígeno forma agua, H2O, al unirse con un estado de oxidación de -2 con el hidrógeno que presenta +1.

**Ejemplo 3.**

Para calcular el número de oxidación del S en el Na2SO3, no podemos recurrir a la tabla periódica, ya que da varios números para este elemento. Nos basaremos en los elementos que no tienen opción, que son el Na: +1 y el O: -2

**Rta.**

Con los estados de oxidación de los elementos que se conocen, trabajamos algebraicamente:

 Es frecuente colocar los estados de oxidación individuales en la parte superior de cada elemento.

La suma de los números de oxidación en este caso debe ser igual a 0, ya que la especie en cuestión no posee carga residual:

2 átomos de Na x (+1) + 1 átomo de S x (X) + 3 átomos de O x (-2) = 0

Operando: X = +4

El azufre en este compuesto está trabajando con estado de oxidación S +4.

**REGLA DEL OCTETO**

¿En qué consiste la estabilidad de un átomo? La explicación podríamos encontrarla estudiando los únicos átomos que presentan una enorme estabilidad aislados: los gases nobles. Analicemos la configuración electrónica ordenada de estos átomos, ya que de ella dependen las características de los mismos.

He: 1s2

Ne: 1s2 2s2 2p6

Ar: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6

Kr: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6

Xe: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 4d10 5s2 5p6

Rn: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 4d10 4f14 5s2 5p6 5d10 6s2 6p6

Como vemos, excepto el helio con dos electrones en su única capa, todos los restantes tienen *ocho* electrones en su nivel más externo y esta configuración característica es la responsable de la estabilidad de estas estructuras.

En general, se admite que los átomos de los elementos tienden a rodearse de ocho electrones en su nivel más externo para adquirir la máxima estabilidad. Este comportamiento se conoce como *regla del octeto*.

Los átomos de los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar los *ocho electrones* *en su último nivel* (o sólo dos si su nivel más externo es el primero como le ocurre al helio).

**Veamos un ejemplo:**

El átomo de azufre (Z=16) de configuración electrónica, S:1s2 2s2 2p6 3s2 3p4 no es estable ya que no posee los ocho electrones necesarios en su última capa. Para lograrlo debería ganar dos electrones y así formaría un ión negativo: S + 2e- = S-2: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 ; por el contrario el átomo de calcio (Z=20) de configuración, Ca: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 tendría que perder dos electrones para alcanzar la configuración de gas noble: Ca - 2e- = Ca+2: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6

**ELECTRONES DE VALENCIA**

El enlace químico entre los átomos se realiza mediante *los electrones de la última capa exterior*, que reciben el nombre de *electrones de valencia*.

El enlace químico consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introducen en el orbital del otro.

**ESTRUCTURA DE LEWIS**

Es la representación de los electrones de valencia mediante aspas, puntos o pequeñas circunferencias alrededor del símbolo del elemento químico.

Abajo están las estructuras de Lewis para los elementos en los dos primeros períodos de la Tabla Periódica.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| lewis_H | **Las Estructuras de Puntos de Lewis** | | | | | | | lewis_He |
| lewis_Li | lewis_Be |  | lewis_B | lewis_C | lewis structure-nitrogen | lewis_O | lewis_F | lewis_Ne |

Las estructuras de Lewis también pueden ser usadas para mostrar el enlace entre átomos. Los electrones que se enlazan se colocan entre los átomos y pueden ser representados por un par de puntos, o un guión (cada guión representa un par de electrones, o un enlace). Abajo están las estructuras de Lewis para el H2 y el O2.

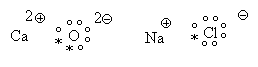
|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **H2** | **H:H** | o | **H-H** |
| **O2** | lewis_Olewis_O | **O = O** |

**Ejemplo 1.**

Demuestre que los compuestos NaCl y CaO tienen la misma estructura electrónica según Lewis.

**Rta.**

Ambos forman compuestos ionicos, tienen la misma estructura de Lewis, como se ve:

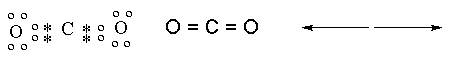


**Ejemplo 2.**

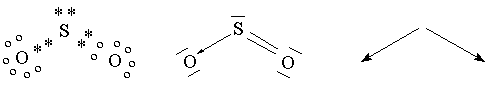
Al comparar dos moléculas muy similares como el CO2 y el SO2 se observa que en la primera el momento dipolar es cero, mientras que en la segunda no. Justifique esto de forma razonada.

**Rta.**

La molécula de CO2 es lineal, con dobles enlaces en los que el átomo de carbono tiene hibridación sp. Al ser el oxigeno más electronegativo que el carbono, los enlaces serán polares. Sin embargo los dipolos eléctricos son iguales pero de sentido contrario y se anulan entre sí, por lo que la molécula será apolar.



La molécula de SO2 tiene un átomo central de azufre con hibridación trigonal sp2, con un par de electrones sin compartir, un doble enlace y un enlace covalente coordinado o dativo que presenta dos estructuras resonantes. El par de electrones sin compartir hará que por repulsión el ángulo de enlace sea inferior al esperado de 120º. El oxigeno es más electronegativo que el azufre y los dipolos ahora no se anulan, por lo que la molécula será polar.



**Ejemplo 3.**

Escribe las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos, e indica qué átomos presentan cargas formales en los compuestos que sean necesarios:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| image22_p | image23_p | image24_p | image25_p |
| image26_p | image27_p | image28_p | image29_p |
| image30_p | image31_p | image32_p | image33_p |
| image34_p | image35_p | image36_p | image37_p |
| image38_p | image39_p | image40_p | image41_p |
| image42_p | image43_p | image44_p | image45_p |

**Rta.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| |  |  |  | | --- | --- | --- | | image226_p | image227_p | image228_p | | image229_p | image230_p | image231_p | | image232_p | image233_p | image234_p | | image235_p | image236_p | image237_p | | image238_p | image239_p | image240_p | | image241_p | image242_p | image243_p | | image244_p | image245_p | image246_p | | image247_p | image248_p | image249_p | |

**ENLACES INTERATÓMICOS:**

1. **ENLACE IÓNICO**

Este enlace se produce cuando átomos de elementos metálicos (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica - períodos 1, 2 y 3) se encuentran con átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica - especialmente los períodos 16 y 17).

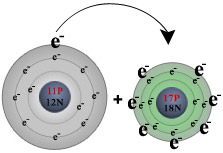
En este caso los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas (atracción electrostática), quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico.

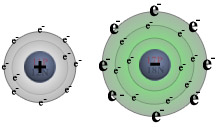
**Ejemplo.**

La sal común (cloruro de sodio), en su formación tiene lugar la transferencia de un electrón del átomo de sodio al átomo de cloro. Las configuraciones electrónicas de estos elementos después del proceso de ionización son muy importantes, ya que los dos han conseguido la configuración externa correspondiente a los gases nobles.

11Na: 1s2 2s2 2p6 3s1 1s2 2s2 2p6 Na +1

17Cl: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 Cl -1 NaCl



****

**Propiedades de los Compuestos Iónicos**

Las sustancias iónicas están constituidas por iones ordenados en el retículo cristalino; las fuerzas que mantienen esta ordenación son fuerzas de Coulomb, muy intensas. Esto hace que las sustancias iónicas sean sólidos cristalinos con puntos de fusión elevados. En efecto, para fundir un cristal iónico hay que deshacer la red cristalina, separar los iones. El aporte de energía necesario para la fusión, en forma de energía térmica, ha de igualar al de energía reticular, que es la energía desprendida en la formación de un mol de compuesto iónico sólido a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso.

Por otra parte, la aparición de fuerzas repulsivas muy intensas cuando dos iones se aproximan a distancias inferiores a la distancia reticular (distancia en la que quedan en la red dos iones de signo contrario), hace que los cristales iónicos sean muy poco compresibles.

Cuando un compuesto iónico se introduce en un disolvente polar (agua), los iones de la superficie de cristal provocan a su alrededor una orientación de las moléculas dipolares, que enfrentan hacia cada ion sus extremos con carga opuesta a la del mismo. En este proceso de orientación se libera una energía que, si supera a la energía reticular, arranca al ion de la red. Una vez arrancado, el ion se rodea de moléculas de disolvente: queda solvatado. Las moléculas de disolvente alrededor de los iones se comportan como capas protectoras que impiden la reagrupación de los mismos. Todo esto hace que, en general, los compuestos iónicos sean solubles en disolventes polares, aunque dependiendo siempre la solubilidad del valor de la energía reticular y del momento dipolar del disolvente. Así, un compuesto como el NaCl, es muy soluble en disolventes como el agua, y un compuesto como el sulfato de bario, con alta energía reticular, no es soluble en los disolventes de momento dipolar muy elevado.

**Características:**

* Los enlaces iónicos se forman entre elementos metálicos y no metálicos.
* Los compuestos iónicos se disuelven fácilmente en el agua y otros solventes polares.
* En una solución, los compuestos iónicos fácilmente conducen electricidad.
* Los compuestos iónicos tienden a formar sólidos cristalinos con temperaturas muy altas.
* La carga total de los iones en cada unidad fórmula es igual a cero; es decir la unidad fórmula es eléctricamente neutra.
* Diferencia de electronegatividades (ΔEN) es mayor o igual a 1,7.

**Propiedades Generales:**

* A temperatura ambiental (25ºC) son sólidos de alta dureza, malos conductores eléctricos, solubles en solventes polares como el agua.
* Son frágiles y quebradizos
* Fundidos (en estado liquido) o disueltos en agua (solución acuosa) son buenos conductores eléctricos, porque en dichas condiciones los iones se encuentran con mayor movilidad, razón por la cual pueden conducir la corriente eléctrica.
* Son sólidos cristalinos, porque los iones se distribuyen de manera espacial formando celdas unitarias que son figuras geométricas regulares.

**Ejemplo 1.**

De los compuestos iónicos KBr y NaBr, ¿cuál será el más duro y cuál el de mayor temperatura de fusión? ¿Por qué?

**Rta.**

El catión mayor es el de potasio con lo que la distancia entre él y el anión bromuro es mayor. La fuerza entre ellos será menor y también lo será el punto de fusión comparado con el del NaBr.

**Ejemplo 2.**

Indica razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

a) Los compuestos iónicos en estado sólido conducen la electricidad

b) La dureza de los siguientes compuestos es BeO < MgO < CaO.

c) La temperatura de fusión de los siguientes compuestos es: NaF > NaCl > NaBr.

**Rta.**

a) Falso. Los compuestos iónicos solo conducen la electricidad en estado fundido que es cuando los iones pueden moverse.

b) Falso. Las uniones en la red cristalina están regidas por la ley de Coulomb por lo que alta carga y tamaño pequeño de los iones originan uniones muy intensas y, por tanto alta dureza.

El radio (Be +2 < Mg +2 < Ca +2) por lo que la secuencia correcta de la dureza es: BeO > MgO > CaO

c) Verdadero. Las uniones en la red cristalina están regidas por la ley de Coulomb por lo que alta carga y tamaño pequeño de los iones originan uniones muy intensas y, por tanto alto punto de fusión.

El tamaño de los aniones es: (F -1 < Cl -1 < Br -1).

Como todos los compuestos tienen el mismo catión, el sodio, tendrán mayor punto de fusión aquellos compuestos con aniones más pequeños.

1. **ENLACE COVALENTE**

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica - C, O, F, Cl, ...).

Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble. Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto. En este caso el enlace se forma al *compartir un par de electrones* entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo.

El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. Se forman así habitualmente moléculas: pequeños grupos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes.

Es posible también la formación de enlaces múltiples, o sea, la compartición de más de un par de electrones por una pareja de átomos. En otros casos, el par compartido es aportado por sólo uno de los átomos, formándose entonces un enlace que se llama coordinado o dativo. Se han encontrado compuestos covalentes en donde no se cumple la regla. Por ejemplo, en BCl3, el átomo de boro tiene seis electrones en la última capa, y en SF6, el átomo de azufre consigue hasta doce electrones. Esto hace que actualmente se piense que lo característico del enlace covalente es la formación de pares electrónicos compartidos, independientemente de su número.

**Propiedades de los compuestos covalentes**

Las fuerzas de Van der Waals pueden llegar a mantener ordenaciones cristalinas, pero los puntos de fusión de las sustancias covalentes son siempre bajos. La mayor parte de las sustancias covalentes, a temperatura ambiente, son gases o líquidos de punto de ebullición bajo (por ejemplo el agua). En cuanto a la solubilidad, puede decirse que, en general, las sustancias covalentes son solubles en disolventes no polares y no lo son en disolventes polares. Se conocen algunos sólidos covalentes prácticamente infusibles e insolubles, que son excepción al comportamiento general descrito. Un ejemplo de ellos es el diamante. La gran estabilidad de estas redes cristalinas se debe a que los átomos que las forman están unidos entre sí mediante enlaces covalentes. Para deshacer la red es necesario romper estos enlaces, los cual consume enormes cantidades de energía.

**Características:**

* Los compuestos pueden ser líquidos, gaseosos o sólidos a temperatura ambiental.
* Poseen moléculas, particular discretas con una cantidad determinada y fija de átomos no metálicos.
* No conducen la electricidad ni el calor.
* Comparten electrones.
* Se da entre no metales.
* Punto de ebullición bajos.

**Ejemplo.**

Explique las razones que permiten comprender la siguiente frase: "A temperatura ambiente el cloro es un gas mientras que el cloruro de potasio es un sólido cristalino".

**Rta.**

El cloro es una sustancia molecular, cuyas moléculas están unidas por débiles fuerzas de Van der Waals y presenta por tanto puntos de fusión y ebullición bajos, por eso en condiciones normales es un gas.

El cloruro de potasio sin embargo es un compuesto iónico, y en consecuencia, tiene puntos de fusión y ebullición altos.

**Tipos de Enlace Covalente:**

1. Según el número de electrones aportados para formar el par electrónico enlazante.

* Covalente Normal: En este tipo de enlace, cada átomo aporta un electrón para formar el par electrónico enlazante, por lo tanto se efectúa en orbitales desapareados.
* Covalente Coordinado o Dativo: Consiste en que el par electrónico enlazante es aportado por un solo átomo.

1. Según el número de pares electrónicos enlazantes.

* Covalente Simple: Consiste en un par electrónico enlazante entre dos átomos.
* Múltiple (doble y triple): Consiste en 2 o más pares electrónicos enlazantes entre dos átomos.

1. Según el tipo de orbital molecular enlazante.

* Enlace sigma (σ).
* Enlace pi (π).

1. **SEGÚN EL NÚMERO DE ELECTRONES APORTADOS PARA FORMAR EL PAR ELECTRÓNICO ENLAZANTE.**
2. **ENLACE COVALENTE NORMAL**

**Polar.-** En el caso de moléculas heteronucleares, uno de los átomos tendrá mayor electronegatividad que el otro y, en consecuencia, atraerá más fuertemente hacia sí al par electrónico compartido. El resultado es un desplazamiento de la carga negativa hacia el átomo más electronegativo, quedando entonces el otro con un ligero exceso de carga positiva. Por ejemplo, en la molécula de HCl la mayor electronegatividad del cloro hace que sobre éste aparezca una fracción de carga negativa, mientras que sobre el hidrógeno aparece una positiva de igual valor absoluto. Resulta así una molécula polar, con un enlace intermedio entre el covalente y el iónico.

Agua.bmpUn buen ejemplo del enlace covalente polar es el enlace hidrógeno - oxígeno en la molécula de agua. El oxígeno, con seis electrones de valencia, necesita dos electrones adicionales para completar su envoltura de valencia. Cada hidrógeno contiene un electrón. Por consiguiente el oxígeno comparte los electrones de dos átomos de hidrógeno para completar su propia envoltura de valencia, y en cambio, comparte dos de sus propios electrones con cada hidrógeno, completando la envoltura de valencia H.

**Ejemplo.**

Colocar las siguientes moléculas por orden creciente de su polaridad: HBr, HF, HI y HCl. Justificar brevemente la respuesta.

**Rta.**

Cuando se unen mediante enlace covalente dos átomos de diferente electronegatividad, los pares de electrones no están igualmente compartidos, formando enlaces covalentes polares. Por ejemplo, en el HCl existe una pequeña carga positiva en el H y otra negativa, también pequeña, sobre el Cl, al ser este más electronegativo que el de H. En general la polaridad aumenta al hacerlo la diferencia de electronegatividad entre los átomos unidos. Por tanto como la electronegatividad sigue en los halógenos el orden I < Br < Cl < F, la polaridad de las moléculas será: HI < HBr < HCl > HF.

**Apolar o no Polar.-** En el caso de moléculas homonucleares, los dos átomos tendrán igual electronegatividad, en consecuencia atraerán con igual fuerza el par de electrones compartidos, quedando los orbitales compartidos de forma simétrica.

Nitrogeno.bmpUn ejemplo de este tipo de enlace es el enlace entre átomos de nitrógeno. El nitrógeno, con cinco electrones de valencia, necesita tres electrones adicionales para completar la configuración de un gas noble y ello lo consigue de otro átomo de nitrógeno.

1. **COORDINADO O DATIVO**

Se define de la siguiente forma: “Es el enlace que se produce cuando dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solamente de uno de los átomos combinados”. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la fórmula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor.

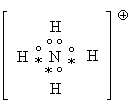
Este enlace una vez formado no se diferencia para nada del enlace covalente normal. Conviene tener en cuenta que no siempre las moléculas que teóricamente se podrían formar utilizando este tipo de enlace, existen en la realidad, ya que en ello intervienen también otros factores que aquí no hemos tenido en cuenta, como por ejemplo, el tamaño de los átomos que van a enlazarse y la propia geometría o forma de las moléculas.

**Ejemplo.**

Dibuja mediante un diagrama de Lewis la estructura resultante al unirse el ion hidrógeno a la molécula de amoniaco. ¿Qué tipo de enlace se ha formado?. Comprueba que haciendo un recuento total de electrones la estructura resultante tiene una carga positiva (ion amonio).

**Rta.**

El enlace formado entre los hidrógenos y el nitrógeno es covalente y en el caso del N y el ion H+ es covalente coordinado o dativo.



1. **SEGÚN EL NÚMERO DE PARES ELECTRÓNICOS ENLAZANTES.**
2. **COVALENTE SIMPLE.**

Cuando los átomos solo comparten un par de electrones entre dos átomos, lo llaman también enlace simple.

**Ejemplo:**

En la molécula del agua se observa dos enlaces simples, con los enlaces del hidrógeno.

Agua.bmp

1. **COVALENTE MÚLTIPLE.**

Puede darse, cuando se comparte dos pares de electrones entre dos átomos, se dice *enlace doble*; si se comparte tres pares de electrones, se dice *enlace triple*.

**Ejemplo 1.**

El oxígeno (que tiene seis electrones de valencia) necesita dos electrones para completar su envoltura de valencia. Cuando dos átomos de oxígeno forman el compuesto O2, ellos comparten dos pares de electrones, formando el *enlace doble*.

O=O.bmp O = O

**Ejemplo 2.**

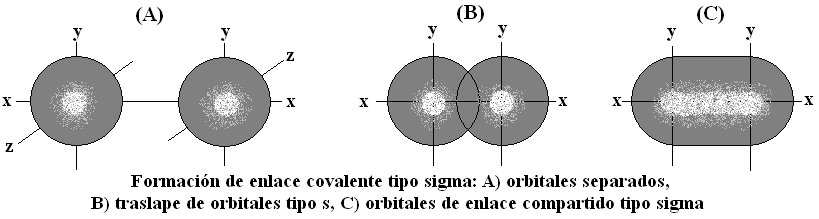
El nitrógeno (que tiene cinco electrones de valencia) necesita tres electrones para completar su envoltura de valencia. Cuando dos átomos de nitrógeno forman el compuesto N2, ellos comparten tres pares de electrones, formando el enlace triple.

N=N.bmp N≡N

**III. SEGÚN EL TIPO DE ORBITAL MOLECULAR ENLAZANTE.**

1. **ENLACE SIGMA (σ).**

**El enlace sigma** (σ) **se da entre orbitales que** se encuentran dirigidos en el mismo eje de los dos núcleos atómicos. Los orbitales sigma más comunes son los resultantes de la interacción de dos orbitales atómicos s, como en el caso del hidrogeno H2, o de dos orbitales p como en la molécula de flúor F2, o de la interacción de un orbital s y un orbital p, como en el caso del HF.



1. **ENLACE PI (π)**

**El enlace pi** (π) resulta de la interacción de los orbitales *p* que no se encuentran dirigido según el eje que une los centros de los dos átomos. Cuando se comparten dos pares de electrones entre dos átomos se forma un enlace doble. Las trayectorias de los dos pares compartidos se explican:

El primer par ocupa un trayecto lineal enlace tipo σ; y el segundo par ocupa una trayectoria circular enlace tipo π, orbitales *p*.

**y y**

**π**

***py py***

**π**

**Formación del enlace covalente tipo pi: A) orbitales separados,**

**B) traslape de orbitales tipo *p*, C) orbitales de enlace compartido tipo π.**

1. **ENLACE METÁLICO**

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na +, Cu +2, Mg +2. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red (electrones deslocalizados). De este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve. Esto explica las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, ...).

Los elementos metálicos sin combinar forman redes cristalinas con elevado índice de coordinación. Hay tres tipos de red cristalina metálica: cúbica centrada en las caras, con coordinación doce; cúbica centrada en el cuerpo, con coordinación ocho, y hexagonal compacta, con coordinación doce.

**Propiedades de los Cristales Metálicos**

* Son dúctiles (estirar en hilos) y maleables (formar láminas) debido a que no existen enlaces con una dirección determinada. Si se distorsiona la estructura los electrones vuelven a estabilizarla interponiéndose entre los cationes. No son frágiles como los cristales iónicos.
* Son buenos conductores debido a la deslocalización de los electrones.
* Conducen el calor debido a la compacidad de los átomos que hace que las vibraciones en unos se transmitan con facilidad a los de al lado.
* Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio) con puntos de fusión muy variables (entre 29 grados para el galio y 3 380 para el wolframio).
* Tienen un brillo característico debido a la gran cantidad de niveles muy próximos de energía que hace que prácticamente absorban energía de cualquier longitud de onda, que inmediatamente emiten (reflejo y brillo).
* Algunos emiten electrones al recibir calor (efecto termoeléctrico) o luz (efecto fotoeléctrico)

**Ejemplo.**

Comente razonadamente la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas: un hilo de Cu, un cristal de Cu(NO3)2 y una disolución de Cu(NO3)2

**Rta.**

El hilo de cobre conduce la corriente eléctrica por ser un conductor metálico, en el que los electrones de valencia gozan de libertad para moverse por entre los cationes de la red al aplicar un campo eléctrico externo.

El cristal de nitrato de cobre(II) no es conductor pues los iones NO3 - y Cu2+ ocupan posiciones fijas en la red iónica. No pueden desplazarse.

En la disolución de Cu(NO3)2 los iones poseen suficiente movilidad para desplazarse dentro de un campo eléctrico, conduciendo la corriente (conductores de segunda especie).

**TRASLAPE DE ORBITALES ATÓMICOS**

**Para que se forme un enlace covalente**, debe ubicarse dos átomos de manera que un orbital de uno de ellos traslape uno del otro; cada orbital debe tener un solo electrón. Cuando sucede esto, ambos orbitales atómicos se combinan para formar un solo orbital de enlace ocupado por ambos electrones, los que deben tener espines opuestos, es decir, debe estar apareados.

El concepto de traslape es el que provee el puente mental entre orbitales atómicos y de enlace. El traslape de orbitales atómicos significa que el orbital de enlace ocupa gran parte de la región espacial previamente cubierta por ambos orbitales atómicos.

Estos traslapes de orbitales se han visto al tratar enlaces covalentes tipo sigma (σ) y pi (π).

**HIBRIDACIÓN**

En química, [hibridación](http://es.wikipedia.org/wiki/Hibridaci%C3%B3n_(qu%C3%ADmica)) es la mezcla de orbitales atómicos puros en un estado excitado para formar nuevos orbitales (orbitales híbridos) equivalentes con orientaciones determinadas en el espacio apropiados para crear enlaces químicos.

A continuación se mostraran los aspectos generales que resumen la hibridación:

* El concepto de hibridación no se aplica a átomos aislados. Es un modelo teórico que sólo se utiliza para explicar el enlace covalente.
* La hibridación es la mezcla de por lo menos dos orbitales atómicos no equivalentes, por ejemplo orbitales *s* y *p*. Como consecuencia, un orbital híbrido no es un orbital atómico puro. Los orbitales híbridos y los orbitales atómicos puros tienen formas muy diferentes.
* El número de orbitales híbridos generados es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en el proceso de hibridación.
* La hibridación requiere de energía; sin embargo, el sistema recupera de sobra esta energía durante la formación del enlace.
* Los enlaces covalentes en las moléculas y en los iones poliatómicos se forman por el traslape de orbitales híbridos, o de orbitales puros. Como consecuencia, el esquema de hibridación en el enlace está en el contexto de la teoría del enlace de valencia; se supone que los electrones en una molécula ocupan orbitales híbridos de los átomos individuales.

**ENLACES INTERMOLECULARES:**

Son enlaces intermoleculares relativamente débiles, dichas fuerzas pueden dividirse en tres grandes grupos: las debidas a la existencia de dipolos permanentes, las de enlace de hidrógeno y las debidas a fenómenos de polarización transitoria (fuerzas de London).

1. **ATRACCIÓN ENTRE DIPOLO Y DIPOLO**

Existen gases cuyas moléculas están formadas por átomos que tienen diferente electronegatividad (enlace covalente polar) y que se hallan dispuestos de forma que en la molécula existen zonas con mayor densidad de electrones que otras (polo negativo y positivo respectivamente). Este es el caso, por ejemplo, de los gases fluoruro de hidrógeno (HF), cloruro de hidrógeno (HCl), bromuro de hidrógeno (HBr) e ioduro de hidrógeno (HI). El enlace por puente de hidrogeno es un caso especial de interacción.

1. **ENLACE POR PUENTE DE HIDRÓGENO**

Anteriormente hemos estudiado el enlace covalente polar en el que hemos visto que en la molécula se forman dos zonas claramente diferenciadas, una con un exceso de carga negativa (la correspondiente al átomo más electronegativo) y otra con un defecto de carga negativa (la correspondiente al átomo menos electronegativo). Un caso de polaridad especialmente interesante es el que corresponde a moléculas tales como por ejemplo H2O, HF o NH3 en las que los átomos de hidrógeno se hallan unidos a otros átomos mucho más electronegativos.

1. **FUERZAS DE LONDON**

Se producen entre átomos debido a la distribución asimétrica de densidades electrónicas, en este caso hemos de pensar en la formación de *dipolos transitorios inducidos*. Para mayor simplicidad, supongamos que una molécula monoatómica de helio se acerca bastante a otra. En ese caso, debido al movimiento de los electrones, aunque la molécula sea neutra, se pueden producir en momentos determinados zonas de la molécula con mayor densidad de electrones que otras, es decir, las moléculas pueden tener a veces polaridad eléctrica. De acuerdo con esta idea, podemos pensar en el átomo de helio no polar como un átomo en el que los electrones se encuentran en los lados opuestos del núcleo y alineados con el mismo. En todas las demás posiciones los átomos de helio presentarán una cierta polaridad debido a que el centro de la carga negativa no coincidirá con el de la positiva.

**RESONANCIA**

En muchas ocasiones, no existe una única estructura de Lewis que pueda explicar las propiedades de una molécula o ion.  En estos casos, la molécula tendrá características de todas las estructuras y se dice que la molécula es un*híbrido de resonancia*. El método de la resonancia permite saber, de forma cualitativa, la estabilización que puede conseguir una molécula por deslocalización electrónica. Cuanto mayor sea el número de estructuras resonantes mediante las que se pueda describir una especie química mayor será su estabilidad.

**Por ejemplo:**

Elion carbonato debería tener una estructura en la que el carbono formaría un doble enlace con uno de los átomos de oxígeno y  enlaces sencillos con los átomos de oxígeno que soportan la carga negativa. Sin embargo, esto conllevaría a que las distancias C–O y C=O deberían ser distintas y los ángulos de enlace también deberían ser distintos. Por difracción de rayos X se sabe que las distancias entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno son iguales, así como los ángulos O–C–O. Para explicar estos datos, se supone que los electrones de enlace así como los pares electrónicos sin compartir, pueden desplazarse a lo largo del ion carbonato CO3 –2, pudiendo formar más de una estructura de Lewis distinta.

 CO3 -2 O O O O -2

C C C C

O O O O O O O O

Cada una de las tres formas contribuye por igual a la estructura del ion carbonato CO3–2, siendo la verdadera estructura una mezcla de las tres.

Otros ejemplos similares son el nitrometano CH3NO2 y el trióxido de azufre SO3

CH3NO2  O  O O

N  N N

H3C O H3C O H3C O

Existen otros casos donde las formas resonantes no contribuyen todas igual al híbrido de resonancia. Un ejemplo es la acetamida

**ENERGÍA DE ENLACE**

La energía de enlace es la [energía](http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa) total promedio que se desprendería por la formación de [un mol](http://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Un_mol&action=edit&redlink=1) de [enlaces químicos](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlaces_qu%C3%ADmicos), a partir de sus fragmentos constituyentes (todos en estado gaseoso). Alternativamente, podría decirse también que es la energía total promedio que se necesita para romper un mol de enlaces dado (en estado gaseoso). Los enlaces más fuertes, o sea los más estables, tienen energías de enlace grandes. Los enlaces químicos principales son el [enlace covalente](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_covalente), el [metálico](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_met%C3%A1lico) y el [iónico](http://es.wikipedia.org/wiki/Enlace_i%C3%B3nico).

En una molécula diatómica la energía de enlace se puede definir como la energía de su proceso de disociación:

**H2 (g) 🡪 2 H (g) ΔH = 104,2 kJ**

Esto quiere decir que la energía del enlace H - H en la molécula de H2 es de 104,2 kJ por mol.

La energía de enlace se puede calcular cuando se conoce la entalpía de formación del compuesto AB y las variaciones de entalpía de los cambios de estado correspondientes o las variaciones de entalpía de disociación, o usando valores tabulados.

|  |  |
| --- | --- |
| **Enlace** | ***Ee* (kJ/mol)** |
| H–H | 436 |
| C–C | 347 |
| C=C | 620 |
| C≡C | 812 |
| O=O | 499 |
| Cl–C | 243 |
| C–H | 413 |
| C–O | 315 |
| C=O | 745 |
| O–H | 460 |
| Cl–H | 432 |
| Cl–Cl | 243 |

**Ejemplo 1.**

La variación de las energías de enlace para cloro, bromo y yodo sigue el orden Cl2 > Br2 > I2, mientras que para los puntos de fusión es I2 > Br2 > Cl2. Razone este comportamiento.

**Rta.**

El solapamiento de orbitales atómicos que se produce en la formación de los enlaces covalentes es más intenso en los átomos de menor tamaño. Es, por tanto, más intenso en el cloro que en el bromo y en éste más que en el yodo.

Las fuerzas de dispersión de van der Waals, entre moléculas covalentes, aumentan con la masa molecular. Por tanto, son más intensas en el yodo que en el bromo y en éste más que en el cloro. A eso se debe que, en condiciones normales, el cloro sea un gas, el bromo un líquido y el yodo un sólido.

**Ejemplo 2.**

Calcular la energía del enlace H‑Cl en el cloruro de hidrógeno conociendo DHf0(HCl) cuyo valor es –92,3 kJ/mol y las entalpías de disociación (energías de enlace) del H2 y del Cl2 de la tabla de energía de enlace (adjunta).

**Rta.**

La reacción de disociación del HCl será:

(4) HCl(g) 🡪 H(g) + Cl(g)                  D*H0* = ? (energía de enlace)

Haciendo uso de los datos, tenemos:

(1) ½ H2(g) + ½ Cl2(g) 🡪 HCl(g)      D*Hf0(HCl)* = –92,3 kJ

(2) H2(g) 🡪 2H(g)                               *Ee(H2)* = 436,0 kJ

(3) Cl2(g) 🡪 2Cl(g)                             *Ee (Cl2)* = 243,4 kJ

Operando de acuerdo a la reacción (4) del problema:

(4) = –(1) + ½ (2) + ½ (3)

D*H0* = – (–92,3 kJ ) + ½ x(436,0 kJ) + ½ x (243,4 kJ) = 432,0 *kJ*

Se puede ver que este valor esta tabulado en la tabla.

**PROBLEMAS**

1. ¿Qué tipo más probable de ion formarán los siguientes elementos: S, Mg, Cl, Rb, P, Sn, Ag, Cd, O?
2. Dispones de los elementos . a) Cómo se distribuyen los electrones en su corteza?; b) Cita algún elemento que tenga propiedades similares a cada uno de ellos; c) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos?; d) ¿Cómo pueden adquirir una configuración de gas noble los dos primeros?
3. ¿Cuál es la principal característica de los gases nobles desde el punto de vista químico? ¿Sabrías explicar a qué es debida?
4. ¿Cuál será la valencia del elemento que se indica en cada uno de los compuestos siguientes?

a) FeCl3, el Fe; b) KClO4, el Cl; (c) H3PO4, el P.

1. Encuentre el número o estado de oxidación del elemento que se indica en cada uno de los siguientes iones poliatómicos y moléculas:

a) S en el SO4 -2; b) As en el AsO4 -2; c) Al en el LiAlH4; d) Mn en el MnO2.

1. Explique por qué aunque el agua no es un compuesto iónico, se puede asignar al oxígeno un estado de oxidación de -2 en ella. Dé un ejemplo de compuesto en el cual el oxígeno no tenga el estado de oxidación de -2.
2. En el amoniaco, NH3, se asigna al nitrógeno el estado de oxidación -3. En el trifluoruro de nitrógeno, NF3, se asigna al nitrógeno el estado de oxidación +3. ¿Por qué presenta esta diferencia el nitrógeno?
3. Haga la estructura de Lewis para el magnesio, cloro, oxigeno, fosforo y litio.
4. ¿Cómo se forma el SiH4 a partir de sus átomos utilizando las estructuras de Lewis?
5. ¿Cómo se representa el SCl2 utilizando la estructura de Lewis?
6. A partir de las configuraciones electrónicas de los correspondientes átomos, dé las estructuras de Lewis de las especies químicas: NF3, NO2 -1 y NO3 -1. Justifique también sus estructura e indique si el trifluoruro de nitrógeno es o no una molécula polar.
7. ¿Cómo se representa el Na2S utilizando la estructura de Lewis?
8. Representar primero las fórmulas electrónicas (estructuras de Lewis)para cada una de las especies que se dan a continuación y luego, utilizando el Modelo de Repulsión de los Pares de electrones de la Capa de Valencia (Teoría V.S.E.P.R.), predecir la geometría de las mismas especies: a) CO3 -2; b) SiH4; c)CO2; d) OF2.
9. Alguna o algunas de las siguientes moléculas: NH3, NO, CH4, BF3, no cumplen la regla de octeto, pudiéndose considerar excepciones a la mencionada regla. Indica razonadamente: (a) Las premisas básicas que establece la mencionada regla. (b) Las estructuras puntuales de Lewis para estas moléculas. (c) Señala qué moléculas cumplen la regla del octeto y cuáles no lo hacen.
10. Indica razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

a) Los compuestos iónicos en estado fundido no conducen la electricidad.

b) La dureza de los siguientes compuestos es BaO < CaO < MgO.

c) La temperatura de fusión de los siguientes compuestos es: KAt > KI > KBr.

1. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indique, razonando la respuesta: a) Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales; b) Tipo de enlace formado cuando se unen A y B y cuando se unen entre sí átomos de C.
2. Se forman iones (cationes si son positivos y aniones si son negativos) cuando un átomo neutro:

a) Gana uno o más electrones, formando un catión si es metal y un anión si es no metal.

b) Pierde uno o más electrones, formando un catión si es metal y un anión si es no metal.

c) Gana uno o más electrones (formando un catión) o los pierde (formando un anión).

d) Pierde uno o más electrones (formando un catión) o los gana (formando un anión).

1. Al combinar los siguientes pares de elementos indique que tipo de enlace formaran o no.

a) átomo de Cl + átomo de cloro; b) átomo de Cl + átomo de Ar; c) átomo de Cl + átomo de oxigeno; d) átomo de Cl + átomo de Fe.

1. Establezca tres diferencias importantes entre compuestos covalentes e iónicos.
2. Indica qué tipo de enlace predominará en los siguientes compuestos: a) Cl2; b) KBr; c) Na; d) NH3.
3. De las siguientes afirmaciones, señala cuáles son verdaderas y cuáles son falsas: a) Los elementos que pueden formar enlaces covalentes se presentan en forma de átomos aislados; b) En el enlace iónico, los iones comparten electrones; c) Los átomos pueden compartir más de un par de electrones; d) Si un compuesto es gaseoso a temperatura ambiente, seguro que es covalente molecular; e) La sustancias iónicas conducen siempre la electricidad.
4. El dióxido de carbono, CO2 es un gas que se forma en la combustión y la respiración de los seres vivos. En su molécula el átomo de carbono es el átomo central, encontrándose unido a dos átomos de oxígeno, ¿cuántos pares de electrones son compartidos en este enlace?
5. De las siguientes moléculas: F2, CS2, C2H4 (etileno), C2H2 (acetileno), H2O, C6H6 (benceno), NH3. a) ¿Cuáles tienen todos los enlaces sencillos o simples? b) ¿Dónde existe algún doble enlace? c) ¿Dónde existe algún triple enlace?
6. ¿Qué clases de enlace hay en el cloruro amónico, NH4Cl?
7. ¿Qué significa que una molécula sea polar? ¿Qué molécula es más polar la de metano o la de amoníaco?
8. Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: KF, RbI, BrF y CaF2
9. ¿Qué tipos de enlace posee el ácido sulfúrico?
10. En los siguientes compuestos, HNO3; MgBr2; H3PO4; HCN; Al2O3, identifique el tipo de enlace. Si el enlace es iónico señale el anión y el catión, si es covalente, conteste los siguientes incisos:

a) Número total de electrones de valencia

b) Numero de enlaces covalentes y tipo

c) Numero de electrones compartidos

d) Numero de electrones no enlazados

1. Indicar si las siguientes moléculas tendrán o no enlaces múltiples: HCN, CS2, CO2 y BH3. ¿Cuál es su geometría?
2. De acuerdo a la información de la tabla, diga usted qué tipo de enlace forman las sustancias A, B y C?

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Propiedad** | **A** | **B** | **C** |
| Temperatura de fusión | 801 ºC | -117 ºC | -39 ºC |
| Temperatura de ebullición | 1465 ºC | 78 ºC | 375 ºC |
| Solubilidad en agua | Si | Si | No |
| Conductividad en estado sólido | No | No | Si |
| Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede | Si | No | Si |
| Deformabilidad del sólido | Frágil | --- | si |

1. Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos: a) Cloruro de sodio; b) Dióxido de carbono; c) Agua; d) Aluminio.
2. Señala la afirmación correcta:

a) Los metales son malos conductores de la electricidad.

b) Todos los compuestos iónicos son sólidos.

c) La unión de un metal con un no metal se produce por enlace covalente.

d) Los compuestos iónicos no se disuelven en agua.

1. Enlace metálico:

a) Características del enlace.

b) Propiedades de los metales.

1. Un sólido metálico está formado por:

a) Iones positivos y negativos.

b) Iones positivos y una nube electrones

c) Iones negativos y una nube de electrones

d) Átomos neutros que comparten electrones

1. ¿Cuál será la clase de enlace químico más probable que pueda establecerse entre los átomos de los siguientes átomos? a) hierro – hierro; b) Cloro – magnesio; c) Carbono – oxigeno; d) Flúor – flúor; e) Neón – neón.
2. ¿Cuál de las siguientes sustancias :

a) Sal común.

b) Hierro

c) Diamante

d) Sacarosa

Es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la corriente eléctrica ni en estado sólido ni en disolución?

1. Describa la geometría de la molécula HC≡C-BH-CH3, indicando tipo de hibridación de los distintos átomos implicados.
2. Describe la estructura y enlace de las moléculas propuestas indicando la hibridación correspondiente al átomo central: (a) CCl4; (b) BCl3; (c) SCl2; (d) BeH2.
3. Cite ejemplos de moléculas que contengan: a) un carbono de hibridación sp; b) boro con hibridación sp2; c) carbono con hibridación sp3; d) nitrógeno con hibridación sp3.
4. Describir la hibridación de cada átomo de carbono en cada una de las siguientes estructuras.

      a) CH3Cl; b) CH3OH; c) CH3CH2CH3; d) CH2=CH2

1. Busca algún ejemplo de moléculas en las que se cumpla :

a) El nitrógeno forme tres enlaces σ.

b) El carbono forme cuatro híbridos sp3.

1. ¿En cuales de los siguientes compuestos existen enlaces de puente de hidrógeno: HF, H2O, H2O2, CH3-CH2OH, CH3-NH2, NH3, CH3-O-CH3, PH3, CH3-COOH, SF6, CH4, NO2.
2. La estructura del ión carbonato puede representarse mediante las tres estructuras resonantes mostradas. Señale las afirmaciones siguientes como falsas o verdaderas.

O O O

C O C O C O

O O O

a) Se trata de un ión que no es plano.

b) Las tres estructuras contribuyen por igual a la descripción de la molécula.

c) Uno de los enlaces carbono-oxígeno es doble y los otros sencillos.

d) La estructura del anión está cambiando rápida y repetidamente.

e) La doble carga negativa se reparte por igual entre los tres oxígenos.

f) Uno de los enlaces es más corto que los otros dos.

1. Represente mediante estructuras resonantes el anión acetato (CH3CO2 −).
2. Indica la carga formal del átomo de oxígeno y carbono y dibuja las principales estructuras resonantes para la siguiente molécula.



1. Escriba las estructuras resonantes para los siguientes iones: NO3-, NO2- y N3-.
2. Escriba las estructuras de Lewis para el ácido hidrazoico, HN3, diazometano, CH2N2. ¿Existen formas resonantes para estas moléculas? Si es así, dibuje las estructuras de Lewis.
3. A partir de los datos que se indican, calcule la energía de enlace del H2O(g):

Calor de formación del H2O(g) -242 kJ/mol

Energía de enlace del hidrogeno 432 kJ/mol

Energía de enlace del oxigeno 493 kJ/mol

1. A partir de los datos que se indican, calcule la energía de enlace para el HF(g):

Calor de formación del HF(g) -268 kJ/mol

Energía de enlace del hidrogeno 432 kJ/mol

Energía de enlace del flúor 155 kJ/mol

1. Calcule la energía de enlace del SnCl4(l) para el cual -534 kJ/mol. La energía de enlace del Cl2 es 238 kJ/mol y los calores de vaporización son Sn(s) 301kJ/mol, y SnCl4(l) 133 kJ/mol

**BIBLIOGRAFÍA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

6) Química Elemental/G. Miller, F. Augustine/Ed. Harla/México/1 978

**AUTOEVALUACIÓN.**

1. ¿Cuál es la diferencia entre valencia y estado de oxidación? De un ejemplo de cada uno.
2. Determine el estado de oxidación del cromo en Cr2O7 -2.
3. Indicar el estado de oxidación de cada de cada elemento en el KMnO4.
4. Explique, ¿por qué el azufre y el oxigeno no tienen los mismos estados de oxidación, si están en el mismo grupo?
5. ¿Cuál es la estructura de Lewis del bromo, sodio, azufre, nitrógeno, argón? Haga la estructura.
6. Para las moléculas: agua, catión amonio y fosfina (trihidruro de fósforo):

a) Escribir las fórmulas de Lewis.

b) Razonar cuál de ellas presenta un ángulo H - X - H más abierto.

1. Indica cuáles de los siguientes pares de elementos pueden formar compuestos iónicos: a) Hidrógeno y oxígeno; b) Aluminio y oxígeno; c) Potasio y azufre; d) Azufre y cloro; e) Yodo y plomo.
2. De los sólidos siguientes, marca los que son muy solubles en agua:

a) Cobre (Cu); b) Cuarzo (SiO2); c) Fluorita (CaF2); d) Hierro (Fe); e) Silvina (KCl)

1. Explica brevemente por qué el agua disuelve a los compuestos iónicos mientras que el CCl4 no lo hace.
2. Pon un ejemplo de: a) Una sustancia que sea dúctil y maleable b) Un compuesto duro pero aislante eléctrico c) Una sustancia insoluble en agua pero conductora de la electricidad. d) Un compuesto con enlace covalente y soluble en agua.
3. Describa las características del enlace en las moléculas de cloruro de hidrógeno y ioduro de hidrógeno. Compare la polaridad de ambas y prediga razonadamente, ¿cuál de ellas tendrá mayor carácter ácido?
4. ¿Por qué la molécula BI3 es apolar si los enlaces B—I son polares?.
5. En el siguiente par de átomos, indique que tipo de enlace se forma o no.

a) átomo de sodio + átomo de sodio; b) átomo de azufre + átomo de cloro; c) átomo de bromo + átomo de calcio; d) átomo de hierro + átomo de hierro

1. De acuerdo a la información de la tabla, diga qué tipo de enlace forman las sustancias A, B y C?

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Propiedad** | **A** | **B** | **C** |
| Temperatura de fusión | 1550 ºC | 775 ºC | 328 ºC |
| Temperatura de ebullición | 2590 ºC | --- | 1750 ºC |
| Solubilidad en agua | No | Si | No |
| Conductividad en estado sólido | No | No | Si |
| Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede | No | Si | Si |
| Deformabilidad del sólido | Frágil | Fragil | si |

1. Explique usando orbitales híbridos, la estructura y enlace de la molécula de metano.
2. Usando la teoría de hibridación de orbitales explique la geometría del acetileno (etino), amoníaco y agua.
3. Represente las moléculas de ozono (O3) y de nitrometano (CH3NO2) mediante estructuras resonantes.
4. La molécula de diazometano, CH2N2, puede ser representada por el conjunto de tres estructuras resonantes, ¿Cuáles son?
5. Calcule la energía de enlace del NaCl(g), a partir de los siguientes datos:

Calor de formación del NaCl(g) -182 kJ/mol

Energía de enlace del Na(g) 109 kJ/mol

Energía de enlace del cloro 238 kJ/mol

1. Calcule la energía de enlace para el CCl4(g), a partir de los siguientes datos:

Calor de formación del CCl4(g) -106 kJ/mol

Energía de enlace del C(g) 736 kJ/mol

Energía de enlace del cloro 238 kJ/mol