FÍSICA Y QUÍMICA

4º ESO

I. QUÍMICA

II. FÍSICA

Enlace Químico

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. ENLACE QUÍMICO **2**
1.1. ENLACE IÓNICO 2
1.2. ENLACE COVALENTE 3
1.2.1. TIPOS DE ENLACE COVALENTE 3
1.2.1.1. ENLACE SIMPLE 4
1.2.1.2. ENLACE DOBLE 4
1.2.1.3. ENLACE TRIPLE 4
1.2.1.4. ENLACE COORDINADO O DATIVO 4
1.2.2. GEOMETRIA MOLECULAR 4
1.2.3. FUERZAS INTERMOLECULARES 5
1.2.3.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS 5
1.2.3.2. ENLACE DE HIDROGENO 6
1.2.4. SUSTANCIAS MOLECULARES 6
1.2.5. SUSTANCIAS COVALENTES, ATÓMICAS o RETICULARES 6
1.3. ENLACE METÁLICO 6
1.4. PROBLEMAS RESUELTOS 8

Capítulo 1

ENLACE QUÍMICO

Al estudiar la materia se observa que ésta se encuentra formada por agrupaciones de átomos denominados, *moléculas*. Estas uniones o combinaciones de átomos, que permite rebajar su energía y formar compuestos más estables, se denomina **enlace químico**. En el enlace químico se producen reorganizaciones electrónicas entre los electrones de la última capa de los átomos implicados en el enlace. Existen tres enlaces tipo, el enlace iónico, el enlace covalente y el enlace metálico.

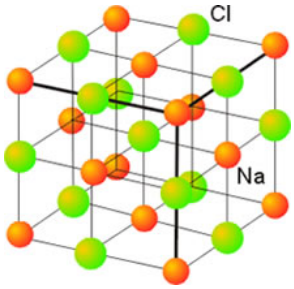
Además de los enlaces principales entre los átomos también se dan ***enlaces intermoleculares***; de menor energía que los enlaces intramoleculares y cuyos máximos exponentes son el enlace de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals.

En el estudio del enlace iónico o covalente nos basamos en la gran estabilidad (baja reactividad) de los gases nobles mediante el uso de la **regla del octeto**. Lo que confiere a los gases nobles su estabilidad es su estructura electrónica, la completitud de su última capa electrónica ($n^2\ np^6$) hacen que su potencial de ionización y electroafinidad sean muy elevados. **G. N. Lewis** tomo de ellos esa capacidad para elaborar una teoría por la cúal todo átomo cedería, ganaría o compartiría electrones para conseguir 8 electrones en la capa de valencia, adquiriendo así la estructura de gas noble. *Esta regla es exclusiva de los elementos que pertenecen al segundo periodo, en los demás niveles no tiene por que darse, e incluso el B y el Be, átomos deficientes en electrones, tampoco cumplen la regla.*

1.1. ENLACE IÓNICO

Se produce entre átomos metálicos y átomos no metálicos, su unión da lugar a **cristales iónicos**. Ejemplos son CsCl, LiF, NaBr,. . . . En este enlace, el elemento

metálico cede electrones al elemento no metalico, respectivamente se forman un catión y un anión ambos con estructura de gas noble y el enlace se forma por atracción electroestática entre iones de carga opuesta.



Los **cristales iónicos o redes iónicas** son agrupaciones de iones en los que cada uno de ellos se rodea del mayor número posible de iones de signo contrario. Su fórmula iónica nos da la propoción entre iones para la existencia de neutralidad eléctrica, nola cantidad de los mismo. Estructura del cloruro sodico, NaCl.

Los sólidos iónicos se suelen presentar en forma sólida, son duros y tienen altos puntos de fusión y ebullición. Son solubles en disolventes polares (H_2O, no en los disolventes orgánicos) como consecuencia de las interacciones ión-dipolo, en estado sólido no conducen la corriente eléctrica pero sí fundidos o disueltos al estarlos iones en movilidad.

1.2. ENLACE COVALENTE

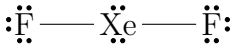
Se produce por combinación de elementos no metálicos entre sí o entre elementos no metálicos y el hidrógeno. Según la teoría de Lewis (regla del octeto), el enlace covalente se produce por comparticón de electrones entre los átomos implicados en el enlace, las moléculas formadas son agrupaciones de dos o n átomos, siendo n pequeño. En este enlace existe un par de fuerzas electricas de signo contrario que se equilibran, por una parte las fuerzas de atracción entre núcleos y electrones y por otra, las fuerzas de repulsión entre los propios electrones y los nucleos de las especies puestas en juego.

1.2.1. TIPOS DE ENLACE COVALENTE

Existen ocasiones que para lograr 8 electrones en la capa de valencia los átomos deben compartir más de un par de electrones, apareciendo entonces enlaces dobles y/o triples. Si el par de electrones es suministrado por un solo átomo, se habla de enlace covalente coordinado o dativo. Cuando los electrones del enlace se encuentran deslocalizados en la molécula tenemos un enlace covalente resonante lo que da lugar a estructuras resonantes como por ejemplo ocurre en el benceno.

1.2.1.1. ENLACE SIMPLE

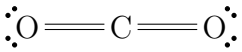
En este caso, el enlace se forma por compartición de un electrón de cada átomo que forma el enlace.



F_2Xe, Difluoruro de xenon

1.2.1.2. ENLACE DOBLE

Se produce como consecuencia de la compartición de dos electrones por cada átomo que forma el enlace.



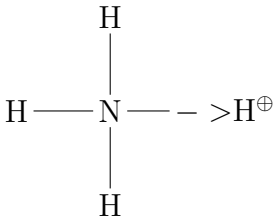
CO_2, Dióxido de Carbono

1.2.1.3. ENLACE TRIPLE

Por último, en el triple enlace se da la unión de seis electrones, tres electrones de un átomo y otros tres del otro átomo.

N_2, Nitrógeno

1.2.1.4. ENLACE COORDINADO O DATIVO



NH_4^+, Ión Hidronio

1.2.2. GEOMETRIA MOLECULAR

La geometría de las moléculas observadas mediante técnicas de Rayos X no esta representada mediante la teoría de Lewis, para estudiar la geometria molecular hay que hacer uso de la **teoria RPECV (Repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia)**. Esta teoría, sin base matemática, considera la repulsión electrónica entre lo pares de electrones de la capa de valencia del átomo central partiendo de una distribución de simetria esférica de estos pares entorno al núcleo.

Para determinar el número de pares de electrones compartidos se parte de la estructura de Lewis, por tanto, la disposición depende del número total de pares de electrones de la capa de valencia del átomo central. Por tanto, se cuentan los electrones de la capa de valencia y se colocan los enlaces simples, se resta del total de electrones en juego y con el resto se completan los demás pares no enlazantes de los átomos en juego. Se observa la deficiencia o exceso de cargas y se propone una simetría. Tomando dos elementos diferentes, A y X, donde A es el átomo central (generalmente el menos electronegativo y donde nunca será el hidrógeno), podemos obtener las siguientes orientaciones:

Pares de e^- de A	Distribución de los pares	Tipo de molécula	Geometría molecular	Ejemplos
2	180°	AX_2	Lineal	BeH_2, BeF_2
3	120°	AX_3	Triangular	BF_3
4	109,5°	AX_4 AX_3E AX_2E_2 AXE_3	Tetraédrica Piramidal Angular Lineal	CH_4, NH_4^+, SiF_4, CCl_4 NH_3, H_3O^+, PCl_3, $AsCl_3$ H_2O, F_2O, SCl_2 HF, F_2, HCl, Cl_2
5	90° 120°	AX_5	Bipirámide triangular	PCl_5
6	90°	AX_6	Octaédrica	SF_6

1.2.3. FUERZAS INTERMOLECULARES

Estas interacciones se establecen entre moléculas y su energía es menor que la correspondiente al enlace covalente. Estas fuerzas son las responsables del estado de agregación de las sustancias. Podemos tener:

1.2.3.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS

Existen tres tipos pero todas ellas se deben a la formación de dipolos moleculares, así están las de dipolo-dipolo y las de dipolo instantaneo-dipolo inducido (de London). Estas últimas son las responsables del estado sólido o líquido de algunas moléculas apolares, O_2, N_2, ...

1.2.3.2. ENLACE DE HIDROGENO

Interacción producida entre un átomo de hidrógeno de una molécula con un elemento muy electronegativo de otra molécula distinta. Su energía es muy superior a las de F.V.W. y es localizado, de ahí que se denomine enlace. A diferencia de las F.V.W. los puentes de hidrógeno son direccionales y asimétricos. Gracias a él, el agua presenta altos puntos de fusión y de ebullición, y su estado es líquido en una franja termométrica vital para la vida en la tierra.

1.2.4. SUSTANCIAS MOLECULARES

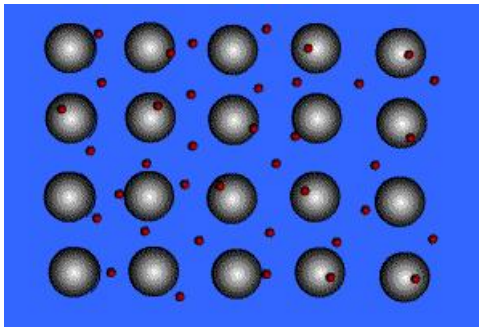
Están constituidas por moléculas y cada una de estas por átomos unidos por enlace covalente, pueden ser apolares (H_2, CH_4,...) o polares (H_2O, SO_2,...). Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas son débiles, lo cuál, da puntos de fusión y ebullición bajos. Mayoritariamente se encuentran en estado gaseoso (O_2, N_2, CH_4, NH_3, ...), aunque dependiendo de las fuerzas intermoleculares podemos tener líquidas (H_2O, Br_2,...) o sólidas (I_2, $C_6H_{12}O_6$,...). Los sólidos son blandos y no mecanizables. No conducen la electricidad y las moléculas polares son solubles en disolventes polares (H_2O) y las apolares en disolventes orgánicos (eter, benceno,...). Su conductividad es nula ya que no tienen cargas eléctricas netas.

1.2.5. SUSTANCIAS COVALENTES, ATÓMICAS o RETICULARES

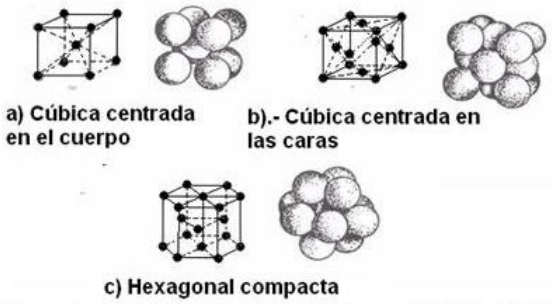
En este caso todos sus átomos están unidos entre si por enlaces covalentes. Sus puntos de fusión y ebullición son altos, además son duros, aislantes e insolubles en todos los disolventes. Las sustancias covalentes forman redes cristalinas atómicas, como por ejemplo el diamante o el cuarzo.

1.3. ENLACE METÁLICO

Es exclusivo de los elementos metálicos y sus aleaciones. Los metales, al tener potenciales de ionización bajos, tienen electrones libres en su estructura, de ahí su alta conductividad eléctrica y térmica y sus bajos valores en la energía de ionización. Los electrones libres se denominan *gas electrónico* y no forman parte de ningún átomo, se mueven libremente por la estructura cristalina. El enlace metálico se produce por atracción electroestática entre el gas electrónico y los iones positivos del metal.



Mar de electrones en metales.



Típicas estructuras de metales.

Son sólidos a T^{a} ambiente (excepto el Hg) y sus puntos de fusión y ebullición varian mucho para definirlos como altos o bajos. Son ductiles (se estiran en hilos) y maleables (cambian su forma). Al reflejar la luz tienen un brillo característico denominado brillo metálico, son buenos conductores del calor y de la electricidad pero al aumentar la temperatura, aumenta, tanto la energía cinética de los electrones como la oscilación de los cationes, lo que provoca una resistencia en la conductividad eléctrica.

1.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Justifique la veracidad de las siguientes afirmaciones:

   a) El agua pura es mala conductora de la electricidad.

   b) El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad.

   c) La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.

   d) El hierro es buen conductor de la electricidad pero no del calor.

   a) El agua pura es un electrolito muy débil y como todos ellos, son malos conductores de la electricidad al tener muy pocos iones disueltos en la disolución.

   b) El NaCl es un cristal iónico y por tanto no conduce la electricidad en estado sólido. Sin embargo, fundido o disuelto si sería conuctor.

   c) Cuando echamos NaCl en agua, se disocia en sus iones y son estos los que conducen la electricidad, por tanto, su disolución es conductora.

   d) El hierro es un metal y como todos los metales, son buenos conductores de la electricidad y el calor.

2. En función del tipo de enlace explique por qué:

   a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4.

   b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2.

   c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

   d) El NH_3 es soluble en agua.

   a) Ambas moléculas presentan enlace covalente, sin embargo las fuerzas intermoleculares, responsables de las puntos de fusión y ebullición, son distintas. La molécula de amoniaco es polar y presenta fuerzas dipolo-dipolo, mientras que el metano es una molécula apolar y tienen fuerzas de London, más débiles que las anteriores y por eso, el punto de ebullición del amoniaco es mayor.

   b) En este caso, la molécula de cloro presenta enlaces intramoleculares covalentes pero al ser apolar, sus fuerzas intermoleculares son de London, más débiles que las que presenta el KCl que es un cristal iónico.

   c) Semejante disuelve a semejante. El CH_4 es una molecula apolar y no se disuelve en un disolvente polar como el agua. Sin embargo, el KCl que es un compuesto iónico, formado por iones, es decir, de extrema polaridad, se disuelve en agua dando lugar a los iones cloruro y potásico.

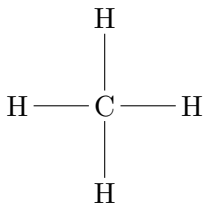
d) De igual forma, el NH_3 tiene enlaces intramoleculares covalentes pero su geometría es pirámide trigonal como consecuencia de su par electrónico desapareado. Esto confiere a la molécula una polaridad que hace que sea soluble en agua (compuesto polar).

3. Dadas las especies moleculares CH_4 y H_2O.

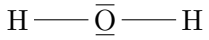
   a) Determine las estructuras de Lewis de cada una de las moléculas.

   b) Determine su geometría mediante la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia

   a) Teniendo en cuenta los electrones de valencia de cada átomo en la molécula y la regla del octeto, la estructura de Lewis para cada una de las moléculas sería,

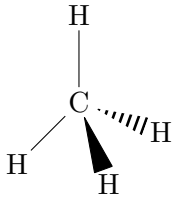


metano

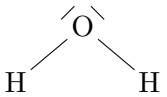


agua

   b) La molécula de metano con todos los pares de electrones apareados tiene estructura AX_4, tetraédrica. Sin embargo, al agua, con dos pares de electrones desapareados que provocan una deformación en la estructura tetraédrica forma una estructura angular. La estructura viene dada por los átomos periféricos al central y por los pares de electrones desapareados.



metano



agua

4. Indica, razonándolo, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

   a) Las fuerzas de Van der Waals se dan exclusivamente entre moléculas polares.

   b) El enlace de hidrógeno presente entre las moléculas de metano permite explicar que sea gaseoso a temperatura ambiente.

a) Falso. Las moléculas apolares también presentan fuerzas de Van der Waals tipo London, molécula apolar con molécula apolar.

b) Falso. La molécula de metano no presenta enlace de hidrógeno. El enlace de hidrógeno tan sólo se da con átomos muy electronegativos como son el Fluor, el Oxígeno y en menor medida el Nitrógeno.