



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

“EL ESTUDIO DEL ENLACE COVALENTE”

AUTORIA SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
TEMÁTICA FÍSICA Y QUÍMICA
ETAPA BACHILLERATO

Resumen

A continuación voy a pasar a describir como se lleva a cabo el estudio del enlace químico, desde una perspectiva de segundo de bachillerato.

Palabras clave

Fuerza intramoleculares, enlace químico: iónico, covalente y metálico.

Fuerzas intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.

1. INTRODUCCIÓN

El conocimiento del enlace químico es fruto de la confluencia de dos líneas de investigación:

- El estudio de las propiedades características de las sustancias.
- El desarrollo teórico basado en la estructura atómica y molecular de las sustancias.

De acuerdo con ello comenzaremos el tema intentando clasificar la enorme variedad de sustancias existentes atendiendo a criterios que proporcionen alguna información sobre las características de los enlaces y, a continuación intentaremos dar cuenta de dichas características a partir de los conocimientos alcanzados sobre la estructura de los átomos.

2. DESARROLLO TEÓRICO

Concepto enlace.

Enlace químico es todo sistema que produzca la unión entre átomos, moléculas o iones. Normalmente, los átomos se unen entre sí para formar **moléculas** o **cristales**; aunque en ocasiones se encuentran aislados (*gases nobles o vapores de metales*).

La primera teoría propuesta para explicar los enlaces fue la de **Lewis** según el cual los átomos pierden o comparten electrones hasta adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano a ellos en la tabla periódica: 8 electrones en la última capa (capa de valencia) en la mayoría y 2 electrones en el H, He, Li y Be. Debido a la insuficiencia de esta teoría para explicar el enlace, aparecen 2 teorías más: la del **enlace de valencia** y la de los **orbitales moleculares**.

Fuerzas que intervienen en la formación de un enlace.

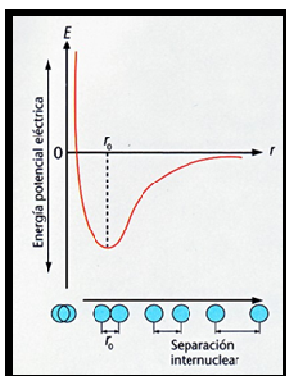
Debido a la existencia de carga positiva (núcleo) y carga negativa (corteza) en el átomo, cuando éstos se acercan para formar un enlace aparecen **fuerzas atractivas y repulsivas**:

- Las fuerzas atractivas se producen entre el núcleo (+) de cada átomo y la corteza (-) del otro.
- Las fuerzas de repulsión aparecen, por la repulsión entre los núcleos (+) y entre las cortezas electrónicas (-).

Al formarse una molécula, en un principio las **fuerzas atractivas** entre los núcleos de los átomos aumentan, de manera que la energía potencial del sistema disminuye; pero llega un momento en el que también empiezan a cobrar importancia las **fuerzas de repulsión**. Cuando se equilibran las fuerzas de repulsión y las fuerzas atractivas, se producirá un **mínimo en la energía potencial del sistema** y se formará el enlace. En este momento los átomos se encuentran a una distancia denominada **distancia de enlace**. Si aumentamos esta distancia de enlace habrá fuerzas de atracción entre los núcleos de los átomos y si se reduce fuerzas de repulsión.

Por tanto, un enlace se puede describir en función de los cambios de energía cuando dos átomos se aproximan. Se formará un enlace si, a determinada distancia interatómica (distancia de enlace), existe un mínimo de energía potencial del sistema de los dos átomos. La formación de un enlace se puede representar con la **curva de Morse**:

Donde **E** es la energía potencial del sistema y **r** la distancia entre los átomos.



Estos mismos enlaces son los que se rompen y forman durante las reacciones químicas, desprendiendo (reacciones exotérmicas) o absorbiendo (reacciones endotérmicas) calor y permitiendo la reorganización de los átomos y produciendo nuevas sustancias.

Estructuras que originan los enlaces.

Los enlaces originan dos tipos de estructuras:



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

- **Moléculas:** son agrupaciones de átomos de composición invariable formadas por un número invariable de átomos con unas posiciones concretas pero no ordenadas. Por ejemplo una molécula de agua va a tener siempre 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- **Cristales:** Son agrupaciones de átomos formadas por un número indeterminado de partículas las cuales se encuentran ordenadas. Por ejemplo en un cristal de cobre puede haber trillones de átomos de cobre.

Regla del octeto:

Los enlaces químicos se explican, en parte, apoyándose en esta regla. La regla del octeto o regla de Lewis, se enuncia así:

Los átomos tienen la tendencia a rodearse en su última capa (**capa de valencia**) de ocho electrones, adquiriendo así la estructura electrónica del **gas noble** más próximo a ellos en la tabla periódica. Ejemplo: El cloro (Z=17) tiende a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano al mismo: el Argón (Z=18) ganando un electrón.

Esta norma tiene numerosas desviaciones:

- a) Los cuatro primeros elementos tienden a adquirir la estructura del Helio, con sólo dos electrones (ya que en la 1ª capa sólo caben 2 electrones). Ej.: H₂
- b) Octetos incompletos, como el boro y el aluminio, que forman compuestos quedando en su capa de valencia con sólo seis electrones. Ej.: BF₃
- c) Octetos ampliados, que pueden tener 10, 12 o más electrones, debido a que a partir del tercer nivel, los elementos disponen de orbitales "d" vacíos. Ej.: H₂SO₄
- d) Moléculas con número impar de electrones de valencia, en las que alguno de los átomos no conseguirá completar el octeto. Ej.: NO

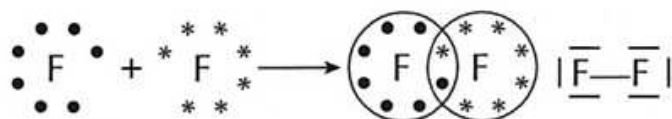
ENLACES INTERATÓMICOS.

Enlace covalente.

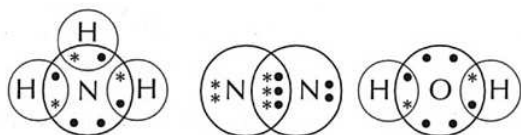
Un **enlace covalente** se forma cuando 2 átomos **comparten un par de electrones**. Un enlace covalente entre 2 átomos consiste en 2 electrones compartidos que normalmente son aportados uno por cada átomo (en enlace covalente dativo no). Por ejemplo la molécula diatómica de hidrógeno se forma al compartir 2 hidrógenos su único electrón que poseen:



Lewis pensó que el par de electrones compartido atraía a los núcleos entre los que estaba situado Y, así, los mantenía unidos. Sin embargo, su teoría no encontró forma de justificar que el enlace covalente se formara por compartimiento de dos electrones y no uno, tres u otro número. El **enlace covalente** se formará entre **átomos de elementos no metálicos y de electronegatividad parecida; la diferencia de electronegatividad debe ser menor que 1**. Lewis supuso que los gases nobles no formaban compuestos porque ya presentaban la configuración más estable posible, mientras que los demás elementos hacían lo posible por adquirirla compartiendo el número apropiado de electrones. Por lo tanto, los átomos tratan de cumplir la regla del octeto (ya explicada). Formación de la molécula de flúor:



La formación del flúor se muestra con unos círculos, como en otras moléculas:

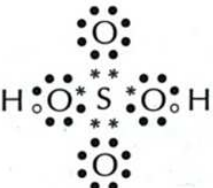
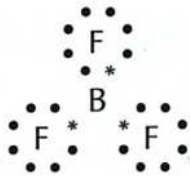

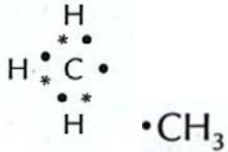


En estas últimas moléculas, el hidrógeno tiene una configuración completa de tan sólo 2 electrones (como el helio).

Aunque la gran mayoría de los compuestos cumple la regla del octeto, existen algunos compuestos que no la cumplen (cloruro de boro, fluoruro de azufre (VI)) e incluso compuestos con gases nobles. Otras veces los átomos alcanzan el octeto compartiendo más de un par de electrones; como por ejemplo el oxígeno diatómico, el cianuro de hidrógeno, el dióxido y el monóxido de carbono, el eteno...

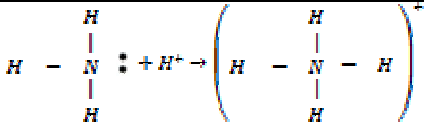
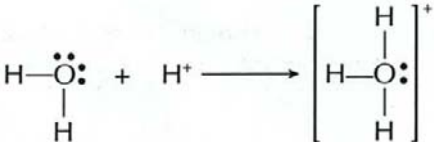


Los pares de electrones que no están formando el enlace se denominan pares solitarios (o par de electrones libres). El número de pares de electrones compartidos en una molécula se denomina orden de enlace.

			
<p>Octeto ampliado</p>	<p>Octeto incompleto.</p>	<p>Nº impar de e⁻; un e⁻ desapareado.</p>	<p>Radicales. (<i>Metilo</i>)</p>
<p>En elementos de la tabla que poseen orbitales d vacíos con los que el elemento puede ampliar su octeto. (a partir del tercer período)</p>	<p>No se completa el octeto.</p>	<p>Al menos uno de los 2 elementos no podrá completar su octeto (en este caso nitrógeno → 7 e⁻).</p>	<p>Un radical es un fragmento de molécula con algún electrón desapareado. Proceden de la rotura homolítica de algún enlace.</p>

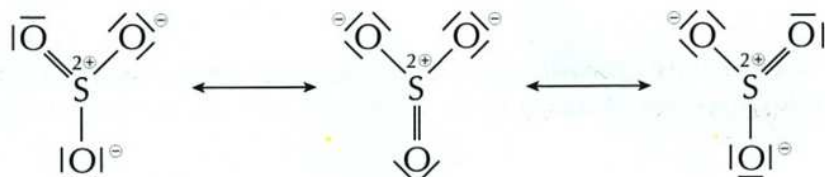
Enlace covalente dativo (o coordinado)

Es un enlace covalente en el que los dos electrones del par de electrones compartidos son proporcionados por el mismo átomo. Tiene las mismas características que un enlace covalente normal. Compuestos con enlace covalente dativo:

	
<p>Ión amonio.</p>	<p>Ión hidronio.</p>
<p>El amoníaco reacciona con un protón. El ión H⁺ no tiene electrones y por ello el nitrógeno proporciona los 2 electrones del enlace, formándose un enlace covalente dativo.</p>	<p>Misma explicación que el amonio.</p>

Estructuras de resonancia.

Muchas veces es posible escribir más de una estructura de Lewis para la misma molécula o ión:

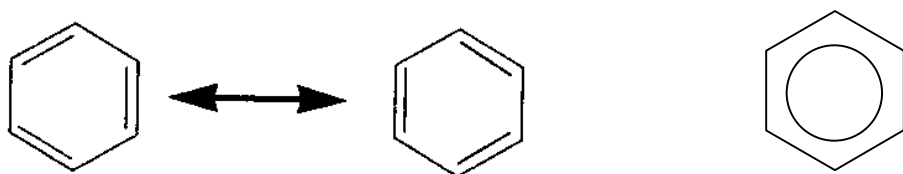


Formas resonantes

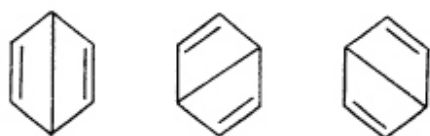
Estas estructuras se diferencian sólo en la posición del doble enlace, pero los enlaces de esta sustancia experimentalmente tienen la misma energía y longitud por lo que resulta imposible saber que oxígeno está enlazado por enlace doble y cual no. Por esta razón, no podemos considerar reales ninguna de estas tres estructuras, sino que la real es una mezcla de las 3.

Híbrido de resonancia: En general se llama híbrido de resonancia a una estructura que tendría una mezcla de características de todas las formas resonantes. El híbrido de resonancia correspondería a la estructura real. Un

El ejemplo más conocido es el del benceno, cuyas formas de resonancia fueron propuestas por Kekulé:



Se suele utilizar el hexágono que contiene un círculo para simbolizar que todos los enlaces C-C son equivalentes.



→ Estructuras propuestas por Dewar del benceno.

Pero el enlace del benceno no es ni doble ni simple, tiene enlaces intermedios a uno sencillo y uno doble.

Una de las consecuencias de la existencia de resonancia es la igualación de la longitud y la fuerza de los enlaces involucrados y también la disminución de la energía molecular, de modo que la especie química es más estable que cualquiera de las formas resonantes.

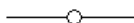
TEORIA DE LA REPULSIÓN ENTRE PARES DE ELECTRONES DE VALENCIA

Las posiciones de los pares de electrones del átomo central de una molécula dependen de:

1. Los *pares de electrones que forman enlaces* y los que no los forman (*pares solitarios*) se sitúan lo más alejados posible los unos de los otros ya que se repelen eléctricamente. Esto determina la disposición de los pares de electrones.
2. El efecto repulsivo de un par solitario (PS par de electrones libres) es superior al de un par de enlace (PE). Esto ocurre porque el par de electrones libres no participa en ningún enlace y por ello, solo están cerca de un núcleo, no como los pares de electrones de enlace cuya carga resulta neutralizada ya que se encuentran entre 2 núcleos de 2 átomos. De modo que los que más se repelen son 2 pares solitarios juntos, se repele menos un PS con un PE y todavía menos dos PE.
3. Los dos pares de electrones de un enlace doble o los tres pares de un enlace triple mantienen a los átomos unidos en las mismas posiciones que un enlace simple.

Las disposiciones regulares según el número de pares de electrones son las siguientes:

1. Disposición lineal: ángulo de 180° . Se da en compuestos con 2 pares de electrones como el fluoruro de berilio o de magnesio:



2. Disposición trigonal plana: Se da en compuestos con 3 pares de electrones como el fluoruro de boro. Se forman ángulos de 120° .



3. Disposición tetraédrica: Se da cuando tenemos 4 pares de electrones como en el metano. Tenemos ángulos de 109° .



4. Disposición bipiramidal trigonal: Con 5 pares de electrones: PCl_5 .



5. Disposición octaédrica: Con 6 pares de electrones: SF_6 .



Los ángulos de estas disposiciones regulares se ven alterados por la presencia de pares de electrones libres. Así por ejemplo, el agua con 4 pares de electrones (dos de enlace y 2 solitarios) en vez de tener un ángulo de 109° tiene un ángulo de 105° (2° menos por cada par solitario).

Parámetros de un enlace covalente.

Un enlace covalente entre dos átomos determinados tiene unas ciertas características que se mantienen más o menos constantes independientemente de la molécula en la que se presente. Características principales o parámetros de un enlace covalente:

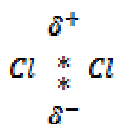
- **Entalpía de enlace.** Es la variación de entalpía cuando un enlace se disocia. Siempre es positiva, se trata de un proceso endotérmico. Nos da una idea acerca de la fuerza del enlace.
- **Longitud de enlace.** Es la distancia entre los núcleos de los átomos que están unidos. Depende del tamaño de los átomos y de la fuerza del enlace. Estas distancias son de más o menos, entre unos $1 \cdot 10^{-10}$ m y unos $1,5 \cdot 10^{-12}$ m. Las longitudes de enlaces simples son mayores que las de enlaces dobles y éstos son más largos que los triples entre los mismos átomos.
- **Ángulo de enlace.** Solo tiene sentido en moléculas de más de dos átomos y depende de la cantidad de enlaces formados por un átomo y de la polaridad de estos.
- **Polaridad del enlace.** Se da cuando hay distintas electronegatividades. Produce la existencia de cargas eléctricas parciales en los átomos enlazados.

Polaridad.

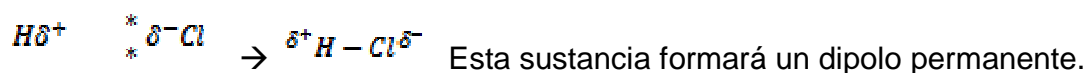
En moléculas diatómicas formadas por 2 átomos iguales (H_2 , N_2 , I_2 ...) los 2 átomos tienen la misma electronegatividad y por tanto atraerán a los electrones que formen el enlace con la misma fuerza y los electrones se encontrarán centrados respecto a los núcleos. En estos casos nos encontramos con enlaces covalentes puros no polarizados. Los centros de cargas positivas y negativas se encuentran junto a los electrones, por lo que se neutralizan y tenemos una molécula de carácter apolar.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009



Pero en moléculas heteroatómicas las electronegatividades de los distintos átomos van a ser distintas y por ello un átomo ejercerá más fuerza sobre los electrones (el más electronegativo) de enlace que el otro y en consecuencia los electrones se encontrarán más cerca del núcleo de este último átomo. En consecuencia el centro de cargas negativas se encontrará más cerca del átomo del elemento más electronegativo (cerca de los electrones) mientras que el centro de cargas positivas se encontrará más cerca del otro átomo; y como los centros de cargas positivas y negativas están separados, habrá 2 polos eléctricos. Por eso, este enlace se denomina enlace polar. Un enlace polar es un enlace covalente con cierto carácter de enlace iónico. El cloruro de hidrógeno es un buen ejemplo:



El carácter dipolar de un enlace se mide a partir del momento dipolar $\vec{\mu}$ (se mide en culombios/metro) que equivale al producto de la carga neta que se haya separado (q) por la distancia internuclear (d). Hay que tener en cuenta que:

$$\mu = q_e \delta d$$

δ (fracción de carga) representa el tanto por uno de la carga de un electrón que se ha desplazado en un enlace polarizado.

A q_e representa la carga de un electrón.

Si $\delta = 0$ entonces estamos ante un enlace covalente puro. Si $\delta = 1$ entonces estamos ante un enlace iónico puro. El momento dipolar también se puede medir en Debyes y en unidades electrostáticas por centímetro. Si la diferencia de electronegatividades entre los átomos integrantes de la molécula es mayor o igual a 2 tenemos un enlace iónico puro. Si esta diferencia es de 1,7, estamos ante un enlace covalente con un 50% de carácter iónico.

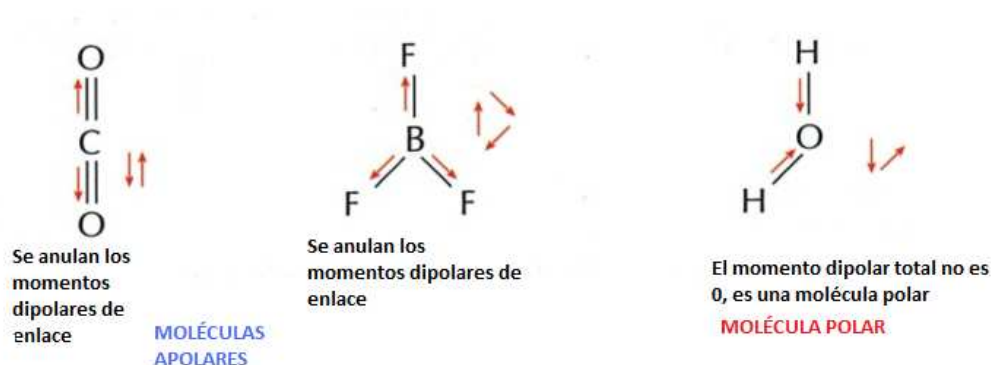
Cuando las moléculas están formadas por más de 2 átomos el carácter polar también depende de la geometría de la molécula, ya que aunque 2 enlaces que unan una molécula de 3 átomos sean polares, los dipolos de los enlaces se pueden anular y formar una molécula globalmente apolar.

Momento dipolar de molécula o total.

La molécula de H₂O es polar ya que la sumatoria de los momentos dipolares de enlace no es 0. En cambio, la molécula de CO₂ al ser lineal, los momentos dipolares de sus dos enlaces tienen la misma dirección y además como van en sentidos contrarios se anulan y la molécula es apolar. También por

razones de simetría son apolares las moléculas de BF_3 (triangular plana) y la de CCl_4 (tetraédrica), aunque sus enlaces sean polares.

NOTA: para saber si una molécula es polar o apolar, los momentos polares de los enlaces son vectores que van desde el centro de cargas positivo (cercano al elemento menos electronegativo) hasta el centro de cargas negativas (cercano al elemento más electronegativo).



Las sustancias polares se disuelven mejor en disolventes polares (sobre todo agua). Las moléculas de agua rodean al soluto y al rodearlo se pone en juego una fuerza y un desplazamiento, habiendo un trabajo. Este trabajo requiere energía que se sacará de la rotura de los enlaces. La posibilidad de experimentar ionización es una de las características que marcan el comportamiento químico de las sustancias con enlaces polares. El carácter ácido o básico depende de la posibilidad de ionización. Cuando más fácil sea la ionización mayor carácter ácido.

Se denominan **polarizables** aquellos átomos o iones cuya nube electrónica experimenta fácilmente grandes deformaciones, de manera que se puede inducir en un extremo del átomo más carga electrónica que en el otro extremo. Por tanto aparece un dipolo. Los aniones grandes son muy polarizables (por ejemplo el I^-).

Polarizantes: aquellos átomos o iones que pueden provocar grandes deformaciones en las nubes electrónicas de otros átomos o iones. Son buenos **polarizantes** los cationes pequeños y de carga elevada como el Al^{3+} .

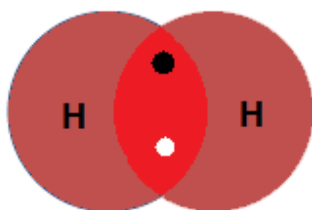
Compuestos formados por cationes pequeños de elevada carga y aniones grandes tendrán poco carácter iónico y tenderán a formar enlaces con elevado carácter covalente. Los caracteres *polarizante* y *polarizable* tienen una variación periódica a través de la tabla periódica.

Así, por ejemplo, el cloruro de estroncio, SrCl_2 , es netamente iónico, pero el cloruro del primer elemento del mismo grupo, el cloruro de berilio, BeCl_2 , tiene carácter covalente y hasta sus moléculas existen incluso en estado gaseoso. Esto se debe a que el Berilio es más pequeño, por tanto más polarizante, por tanto mayor carácter covalente. Otro ejemplo: carácter covalente creciente de los haluros de plata

(AgF, AgCl, AgBr y AgI). El yoduro es más grande, por tanto más polarizable, por tanto mayor carácter covalente.

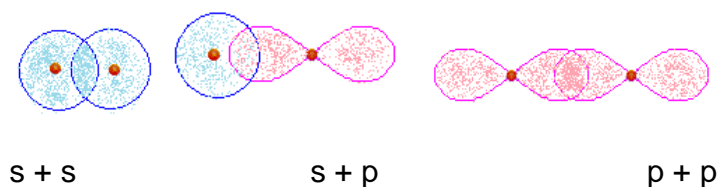
Teoría de enlace de valencia.

La explicación de un enlace covalente a partir de la existencia de los orbitales fue introducida por las teorías del enlace de valencia y del orbital molecular. La primera teoría fue desarrollada por Heitler y London. Más tarde, Pauling y Starler la modificaron para tener en cuenta la geometría y disposición de los enlaces en el espacio. Interpreta la formación de un enlace covalente el solapamiento de un orbital de un átomo con un segundo orbital de otro átomo, de manera que en el conjunto de los 2 orbitales solapados existan dos electrones con sus spin apareados.



Tipos de solapamiento:

Solapamiento frontal: produce enlaces de tipo sigma (σ).



Solapamiento lateral: Produce enlaces tipo pi (π): $\rightarrow p + p$



Para los mismos átomos, los enlaces tipo sigma son más fuertes que los de tipo pi.

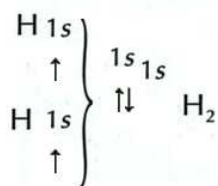
Los enlaces simples son de tipo sigma.

En los enlaces dobles uno es de tipo sigma y el otro de tipo pi.

En los enlaces triples uno es sigma y los otros dos de tipo pi.

Cuando los 2 electrones pertenecen a los dos orbitales indistintamente (son compartidos) deberán estar apareados, es decir, cada uno tiene que tener un spin distinto, *antiparalelo*, para poder cumplir el principio de exclusión de Pauli. La teoría se llama así porque solo considera aquellos electrones de valencia.

Normalmente cada uno de los átomos que se van a enlazar aporta un electrón al enlace, aunque también puede ser que solape un orbital con 2 electrones con uno vacío (enlace covalente dativo). Pero no se podrá formar por solapamiento de orbitales llenos. Por lo tanto un enlace covalente simple ha de estar formado por un solo par de electrones ya que el principio de exclusión de Pauli sólo permite 2 electrones por orbital.



Cada uno de los orbitales 1s en la molécula sólo puede tener 2 electrones: el del otro átomo y el suyo.

Valencia covalente.

Un átomo podrá formar tantos enlaces como electrones pueda compartir, es decir, podrá formar tantos enlaces como electrones desapareados tenga (salvo en enlaces covalentes dativos). En algunos elementos como por ejemplo el azufre (con 2 electrones desapareados) además de formar moléculas como el H₂S, también forma por ejemplo el SO₃. Esto se debe a que el azufre en su última capa posee orbitales 3d vacíos, que a pesar de ser de mayor energía que el 3p; es lo suficientemente próxima como para que algunos electrones pasen; de manera que se puede formar azufre con una valencia covalente mayor (de 4 y 6).

Hibridación de orbitales atómicos.

La teoría de la repulsión de los pares de electrones de valencia no es suficiente para explicar la geometría de las moléculas ya que por ejemplo no puede explicar la disposición plana de los grupos vecinos de átomos unidos por un doble enlace. Tampoco es suficiente la teoría del enlace de valencia ya que según esta teoría los enlaces se forman por simple solapamiento de orbitales atómicos. En muchos casos si se produjera esto por simple solapamiento, la dirección de los enlaces no sería la correcta. Para resolver este problema se propuso que durante la reacción y antes de la formación de un enlace se produzca la recombinación de los orbitales atómicos puros (s, p, d, f) formando orbitales



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

atómicos híbridos. Cuando se forman orbitales atómicos híbridos se forman el mismo nº de orbitales atómicos híbridos que puros. Además los orbitales híbridos tienen la misma energía y forma, solo se diferencian en su orientación. Finalmente los ángulos entre ellos son iguales y se dirigen de forma que consiguen el máximo solapamiento posible. Tipo de orbitales híbridos (ver figuras):

- Orbitales híbridos sp^1 . Se forman por combinación de un orbital s y un orbital p resultan dos orbitales sp dispuestos en un ángulo de 180° . Poseen dos lóbulos, uno muy grande que formará el enlace y otro insignificante.
- Orbitales híbridos sp^2 . Se forman por combinación de un orbital s y dos orbitales p resultan tres orbitales sp^2 coplanarios formando ángulos de 120° . Son parecidos a los sp^1 pero más finos debido a que hay más orbitales p.
- Orbitales híbridos sp^3 . Se forman por combinación de un orbital s y tres orbitales p. Se obtienen 4 orbitales sp^3 con disposición tetraédrica y ángulos de 109° . Tienen dos lóbulos, uno mayor y otro menor, pero son más finos todavía.
- Orbitales híbridos dsp^2 . Se forman por combinación de un orbital d, uno s y 2 p. Los cuatro orbitales resultantes se disponen en un mismo plano y forman ángulos de 90° entre sí.
- Orbitales híbridos d^2sp^3 . Se forman por combinación de dos orbitales d, un orbital s y tres orbitales p. Al combinarlos obtenemos 6 orbitales con disposición octaédrica. *Esta hibridación tiene especial importancia en los complejos de coordinación.*

Moléculas importantes:

1. Difluoruro de berilio, dihidruro de berilio, dicloruro de berilio...

A pesar de que la configuración electrónica del berilio sea de $1s^2 2s^2$, los electrones de la capa 2 se desaparean pudiendo formar 2 enlaces. Pero si esto fuera así, los enlaces serían distintos y entre ellos se formaría un ángulo de 180° . Por ello se producirá que hay una hibridación entre el orbital 2s y uno 2p obteniendo 2 orbitales sp, los cuales se solaparán con los dos orbitales p de cada flúor (en el caso del flúor) o s (en el caso del hidrógeno)...

2. Trifluoruro de boro: El boro tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^1$; pero para poder formar 3 enlaces el boro tendría que tener tres electrones desapareados, por lo que un electrón del 2s se desaparea. Pero de esta manera aunque pueda formar 3 enlaces, los enlaces son distintos. Por ello se producirá una hibridación entre 2 orbitales 2p y el 2s originando 3 orbitales sp^2 .
3. Tricloruro de carbono, metano...

El carbono tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$; pero para poder formar 4 enlaces el boro tendría que tener 4 electrones desapareados, por lo que su configuración electrónica sería: $1s^2 2s^1 2p_x^1 p_y^1 p_z^1$. Pero para que los enlaces sean iguales se producirá una hibridación entre los 3 orbitales 2p y el orbital 2s; obteniendo 4 orbitales sp^3 .

4. Amoníaco: El nitrógeno tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^1 p_z^1$. Por ello podrá formar perfectamente 3 enlaces covalentes con hidrógenos (ya que tiene tres electrones



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

desapareados); pero los ángulos de esta manera serían de 90° y en realidad son de $106'6^\circ$, por lo que se propone que se produzca una hibridación entre los 3 orbitales 2p y el 2s formando 4 orbitales sp^3 , entre los cuales habrá un ángulo de unos $109'5^\circ$. Teniendo en cuenta que para la estructura sólo se tienen en cuenta los núcleos de los átomos, la forma del amoníaco será piramidal triangular, y no tetraédrica.

5. El catión amonio tiene una estructura similar a la del metano.
6. Agua: El oxígeno tiene configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p_x 2p_y 1p_z^1$ y también puede formar enlaces con 2 hidrógenos directamente, pero la formación de una hibridación entre los 3 orbitales 2p y el 2s explica mejor la estructura del agua. Teniendo en cuenta que para la estructura sólo se tienen en cuenta los núcleos de los átomos, la forma del agua será angular, y no tetraédrica.
7. Eteno: Los átomos de carbono presentan hibridación sp^2 , ya que un orbital p se usa para formar un enlace π por encima y debajo del enlace σ ; formándose así un doble enlace, el cual no permite la rotación de un carbono respecto a otro. Además debido al tipo de hibridación todas las moléculas están en el mismo plano. En todas las moléculas con doble enlace pasa algo parecido.
8. Etino: Los átomos de carbono presentan hibridación sp , ya que dos orbitales p formarán 4 enlaces π rodeando al enlace σ (entre los dos orbitales híbridos sp) y constituyendo un triple enlace.

3. DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES

3.1.-Actividades de conocimientos previos:

- Consistirá en preguntar en clase a los alumnos el nombre de todos los elementos de la tabla periódica que conozcan, y clasificarlos en metales y no metales a partir de la tabla periódica expuesta en la pizarra.

3.2.-Actividades de desarrollo de contenidos:

Ejemplos realizados

1.- Escribe la estructura electrónica de los siguientes elementos: calcio $Z=20$, azufre $Z=16$, bario $Z=56$, cobre $Z=29$ y aluminio $Z=13$.

2.- Utiliza el modelo de enlace iónico para predecir las fórmulas de los compuestos formados por los siguientes pares de elementos:

- a) flúor y sodio
- b) calcio y oxígeno
- c) calcio y cloro

3.- Razone si el átomo de azufre **S** ($Z=16$) perderá o ganará electrones para alcanzar la configuración de gas noble.

4.- ¿Qué clase de enlace químico existe en cada una de estas sustancias; SiO_2 , Cu, KCl?



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

5.- Representa las estructuras de Lewis para:

- a) F_2
- b) CH_4

9.- Tanto el gas noble criptón (Kr) como el bromuro de hidrógeno son dos sustancias que en condiciones ordinarias se encuentran en estado gaseoso. Ambos gases están formados por moléculas con el mismo número de electrones y que son, aproximadamente, de la misma masa. Sin embargo, el bromuro de hidrógeno en estado líquido hierve a una temperatura $85^{\circ}C$ más alta que el criptón. ¿A qué puede deberse este hecho?

9.- Proponga una posible explicación que explique cómo es posible que se unan las moléculas de agua entre sí para formar agua líquida o sólida.

10.- El punto de ebullición del agua líquida (a 1 atmósfera de presión) es de $100^{\circ}C$ mientras que el amoníaco líquido hierve a $-60,1^{\circ}C$. ¿A qué puede deberse esta diferencia?

11.- En el agua en estado sólido (hielo) existe un gran número de enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua. Ello hace que el hielo presente una estructura muy abierta (a). Sin embargo, cuando se aumenta la temperatura y pasa a la forma líquida algunos de esos enlaces se rompen (aunque se conservan todavía bastantes) y por eso el agua líquida (b) es más compacta (más densa) que el hielo.

¿Qué importancia tiene este hecho para la vida en los lagos y en el relieve de las altas montañas?

3.3.-Actividad Experimental

PRÁCTICA : TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Objetivo:

Se trata de realizar varias experiencias que nos demuestren cómo el tipo de enlace entre los elementos que componen una sustancia influye en las propiedades de la misma.

Material

- 1 gradilla
- Tubos de ensayo
- 1 vaso de precipitados 100 ml
- 1 mechero de gas
- 1 frasco lavador
- 1 pinza de madera
- 1 varilla de vidrio
- 1 polímetro
- 2 electrodos



ISSN 1988-6047

DEP. LEGAL: GR 2922/2007

Nº 20 – JULIO DE 2009

Reactivos

Benceno (C₆H₆)

Etanol (C₂H₅OH)

Acético glacial

HNO₃ conc.

CCl₄

Azufre

NaCl (s)

SiO₂ (arena)

Cobre

Azúcar

NaOH 0.1 M

NH₄OH 0.1 M

H₂SO₄ 0.1 M

Ac. Acético 0.1 M

Procedimiento

ES MUY IMPORTANTE QUE, CUANDO CAMBIES DE SUSTANCIA, LOS RECIPIENTES ESTÉN MUY LIMPIOS Y SECOS. ANTES DE SECARLOS ENJUÁGALOS CON AGUA DESTILADA

Esta práctica consta de dos partes:

a) Sustancias en estado líquido y en disolución

Vamos a estudiar la resistencia eléctrica de cuatro sustancias líquidas y de CINCO disoluciones. Para ello se han preparado recipientes con sustancias puras y disoluciones que estarán en la mesa al principio del laboratorio.

1) Pon en el vaso de precipitado 2 cm agua destilada para que cubra los electrodos. Mide su resistencia y anota su resultado en la tabla de datos.

Añádele unas gotas de HNO₃ concentrado. Mide de nuevo la resistencia y anota el resultado. Repite el la medición con las disoluciones ya preparadas de:

Benceno puro

Benceno con gotas de HNO₃ conc.

Etanol puro

Etanol con agua destilada

Ácido acético puro

Ácido acético con agua destilada

(Al pasar de una sustancia a otra desconecta el polímetro y seca con cuidado los electrodos).



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

2) Disoluciones acuosas: Repite el procedimiento anterior con las siguientes disoluciones preparadas: azúcar en agua, NaOH 0.1 M, NH₄OH 0.1 M, H₂SO₄ 0.1 M, Ac. Acético 0.1 M. Mide las resistencias y anota los resultados.

3) Toma una muestra de agua del grifo, mide su resistencia y anota los resultados

	Puro	Con soluto polar + HNO ₃	Con disolvente polar + H ₂ O
Agua			
Benceno			
Ácido Acético			
Etanol			

b) Estudio de las propiedades de sustancias sólidas:

Vamos a estudiar las propiedades de cuatro sustancias con diferentes tipos de enlace: NaCl, SiO₂, zinc y azufre

1) Solubilidad en disolventes polares (agua): Pon en cuatro recipientes, con la punta de la espátula, una muy pequeña cantidad de polvo de las sustancias que analizas. Añade agua destilada hasta 1/3 del tubo. Agita y deja reposar.

Observa qué sustancias se disuelven y cuáles no. Anota los resultados. Mide la resistencia de las disoluciones

2) Solubilidad en disolventes apolares (CCl₄): procede igual que en caso anterior pero usa CCl₄ en vez de agua. Mide la resistencia de las disoluciones

3) Resistencia en estado sólido: aplica los terminales del polímetro a los sólidos de la tabla (están al principio del laboratorio) a una distancia de 1 cm y observa si son o no conductores.

4) Punto de fusión: en cuatro tubos de ensayo limpios y secos, coloca un poco de cada una de las sustancias. Aplica la llama del mechero durante 1 minuto. Anota los resultados y observaciones (recuerda las medidas de seguridad.)

	AZUFRE	NaCl	SiO ₂ (arena)	Zn
Solubilidad en Agua				
Solubilidad en CCl ₄				
Punto de Fusión				
Conductividad en estado Sólido				
Conductividad en estado Disolución				
¿Tipo de Enlace?				

Cuestiones



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

a) ¿En qué condiciones puede un sólido conducir la corriente eléctrica? ¿Y un líquido?

b) ¿Por qué el benceno con HCl no conduce y el agua con HCl sí?

c) El azúcar y la sal se disuelven de forma parecida en agua. ¿Por qué la disolución con azúcar no conduce la electricidad y la que tiene sal sí?

d) ¿Por qué el agua destilada es aislante y el agua del grifo conduce la electricidad?

e) ¿Por qué varía la resistencia si introduces más o menos los hilos en el recipiente?

f) Señala los detalles de interés que hayas encontrado en la práctica

3.4.-Actividad de síntesis-resumen

1. Presenta un cuadro comparativo con el resultado de la investigación de las propiedades características que tienen algunos compuestos según el enlace covalente que presentan en su estructuración.
2. Elabora un mapa de conceptos que muestre con claridad las relaciones existentes entre el concepto, tipos, características y aplicaciones del enlace covalente.

4.-BIBLIOGRAFÍA

Allier, R.; Castillo, A.; Fuse, L. y Moreno, E. (1994). *La magia de la física y de la química*. Ediciones Pedagógicas, S. A. México, D. F.

Benedito, J. y Otros. (1987). *Iniciación a la Química Descriptiva Inorgánica* (Generalidad Valenciana: Valencia).

Bolaños, C. (1997) *Ciencias 8, Hacia el siglo XXI*. Editorial: Universidad de Costa Rica.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 20 – JULIO DE 2009

Caballer, M.; Furió, C.; Gómez, M.; Jiménez, M; Jorba, J.; Oñorbe, A.; Pedrinaci, E.; Pozo, J.; San Marti, N.; Vilches, A. (1997) *La enseñanza de las ciencias de la naturaleza en la educación secundaria*. Editorial: Horsori. Barcelona, España.

Autoría

- Nombre y Apellidos SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
- Centro, localidad, provincia CÓRDOBA
- E-MAIL: silgarsep@hotmail.com