

ENLACES QUÍMICOS

Se denomina enlaces químicos a las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de los compuestos. Se dividen en varias clases, según las propiedades de los compuestos. Los dos tipos principales son: 1) ENLACES IÓNICOS, formados por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y 2) ENLACES COVALENTES que aparecen cuando se comparte uno o más pares de electrones entre dos átomos. Estos dos tipos de enlaces son extremos y todos los enlaces tienen algo de ellos. Los compuestos en los que predomina el carácter jónico se denominan COMPUESTOS IONICOS; en aquellos que predomina el carácter covalente se llaman COMPUESTOS COVALENTES.

COMPUESTOS IÓNICOS	COMPUESTOS COVALENTES
Sólidos de elevado punto de fusión.	Gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.
La mayoría son solubles en disolventes polares como el agua.	La mayoría son insolubles en disolventes polares.
La mayoría son solubles en disolventes apolares como el benceno o el hexano.	La mayoría son solubles en disolventes apolares.
Los compuestos fundidos conducen la electricidad por estar formados por partículas cargadas (iones)	Los líquidos y sólidos fundidos no conducen la electricidad.
Las disoluciones acuosas conducen la electricidad por estar formadas por partículas cargadas.	Las disoluciones acuosas son malas conductoras de la electricidad porque no contienen partículas cargadas.

Los ENLACES METÁLICOS se encuentran en los metales sólidos como el cobre, el hierro y el aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios átomos vecinos. Los electrones enlazantes son relativamente libres de moverse a través de la estructura tridimensional. Los enlaces metálicos dan origen a propiedades metálicas típicas, como la elevada conductividad eléctrica y el brillo.

El término VALENCIA (del latín valere, "ser fuerte") se usa comúnmente para explicar tanto los enlaces iónicos como los covalentes. La valencia de un elemento es la medida de su capacidad para formar enlaces químicos. Originalmente se determinaba por el número de átomos de hidrógeno con el cual se combinaba un elemento. Así, la valencia del oxígeno es 2 en el H en el CH la valencia del carbono es 4.

El término de ELECTRONES DE VALENCIA, se refiere a los electrones que toman parte en las uniones químicas (enlaces). Estos electrones son los que se acomodan en la capa electrónica más externa del átomo, la capa de valencia.

Las ESTRUCTURAS DE LEWIS, son una forma sencilla y conveniente de mostrar los electrones de valencia de los átomos y conservar un registro de ellos en el curso de la formación de un enlace.

La estructura de Lewis de un elemento consiste en el símbolo del elemento, más un punto por cada electrón de valencia. Por ejemplo, el oxígeno tiene la siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2 2px^2 2py^1 2pz^1$ su símbolo con electrones/punto mostrará, por consiguiente, seis electrones de valencia, correspondientes a aquellos ubicados en el nivel más externo ($n = 2$).



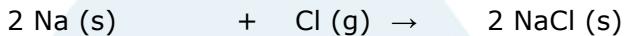
Otros ejemplos:

Elemento	C. Electrónica	E. de Lewis	Elemento	C. Electrónica	E. de Lewis
H	1s ¹	H ·	Li	1s ² 2s ¹	Li ·
Be	1s ² 2s ²	·Be·	B	1s ² 2s ² 2p ¹	·B·
C	1s ² 2s ² 2p ²	·C·	N	[He]2s ² 2p ³	··N·
F	[He]2s ² 2p ⁵	:F·	Ne	[He]2s ² 2p ⁶	:Ne:

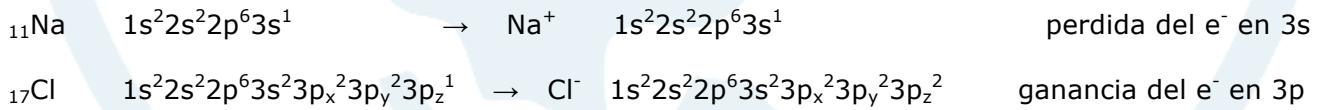
Enlaces iónicos

El enlace iónico o electrovalente es un enlace que se forma por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Los enlaces iónicos se forman con mayor facilidad cuando reaccionan elementos con energía de ionización pequeña (metales) con elementos de elevadas electronegatividades y afinidad electrónica (no metales). Los primeros pierden fácilmente electrones y los últimos los ganan con igual facilidad.

Analicemos la reacción entre el sodio (metal del grupo IA) con el cloro (no metal del grupo VIIA). El sodio es un metal blando, plateado (p.f. 98 °C) y el cloro es un gas corrosivo amarillo verdoso a la temperatura ambiente. Ambos reaccionan con el agua, el sodio lo hace violentamente, por el contrario, el compuesto que generan, el cloruro de sodio es un sólido blanco (p.f. 801 °C) soluble en agua con poca absorción de calor. Su formación se representa por:



Para continuar con esta reacción con más detalles, debemos observar las configuraciones electrónicas de las especies que participan. Por comodidad, consideremos átomos de cloro en vez de moléculas.



Empleando fórmulas de punto de Lewis para representar la reacción, ésta sería:



En la reacción indicada, los átomos de sodio pierden un electrón y forman iones sodio, Na⁺ que contienen cada uno diez electrones, es decir, el mismo número que el gas noble precedente, neón. Por ello se dice que los iones sodio tienen la estructura electrónica del neón. Por el contrario, los átomos de cloro ganan cada uno un electrón formando iones cloruro, Cl⁻, que contienen dieciocho electrones, el mismo número que el argón, gas noble siguiente. Pueden hacerse observaciones similares para todas las reacciones entre metales y no metales representativos. El ión sodio, Na⁺ es ISOELECTRÓNICO del neón; es decir, ambos tienen el mismo número de electrones, 10. El ión cloruro, Cl⁻, es ISOELECTRÓNICO del argón (18 e⁻). Debido a que en este tipo de enlace se forman iones de cargas opuestas, la fuerza de unión es esencialmente de tipo coulombiana por lo que estos compuestos son sólidos de alto punto de fusión.

Enlace covalente

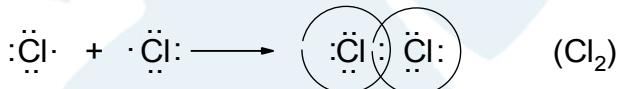
Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares electrónicos. La mayoría de estos enlaces abarcan dos, cuatro o seis electrones, es decir, uno, dos o tres pares electrónicos. Así, dos átomos forman un ENLACE COVALENTE SENCILLO cuando comparten un par de electrones (ejemplo molécula de hidrógeno; H₂) un DOBLE ENLACE cuando comparten dos pares electrónicos (ejemplo molécula de oxígeno, O₂) y un TRIPLE ENLACE cuando comparten tres pares electrónicos (ejemplo molécula de nitrógeno, N₂).

Del análisis de las propiedades periódicas de los elementos y su ubicación en la Tabla Periódica, se desprende que todas las series terminan en un "GAS NOBLE" (He, Ne, Ar, Kr, Xe). Todos estos, a excepción del He, tienen una configuración, en su capa externa, ns²np⁶. Sólo el He tiene configuración 1s². Una de las características de los gases nobles es su baja o nula "reactividad" indicando que esta configuración es estable. De este modo los elementos que no tienen esta configuración tratarán, perdiendo, ganando o compartiendo electrones, de alcanzarla. Con excepción de los elementos H, Li y Be que tenderán a alcanzar la estructura 1s², todos los demás elementos tenderán a alcanzar la configuración externa ns²np⁶.



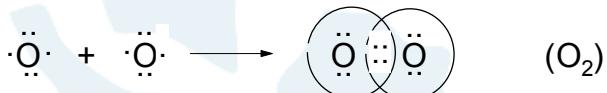
Esto explica por qué los elementos al unirse tratan de hacerlo de modo que tengan 8e⁻ (conf. ns²np⁶) en su capa externa excepto H, Li y Be. Esto se conoce como "REGLA DEL OCTETO".

Si analizamos el átomo de Cl (Z = 17) tenemos que éste necesita ganar o compartir 1 e⁻ con otro elemento para disponer de 8 e⁻ en su capa más externa:



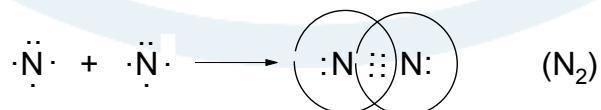
de este modo la molécula de cloro es diatómica y está unida por 1 par de electrones lo que se denota con una línea simple Cl-Cl.

Analizando el caso del O (Z = 8) tenemos que éste necesita ganar o compartir 2 electrones:



de este modo la molécula de oxígeno está formada por dos átomos de oxígeno, cada una con 8 e⁻, unidos por 2 pares de electrones lo que se denota con dos líneas entre los átomos, O=O.

Finalmente analizaremos el caso del N (Z = 7) el que necesita ganar o compartir 3 electrones para lograr tener 8 e⁻ en su capa más externa en cada átomo:



Así, la molécula de nitrógeno está unida por tres pares de electrones lo que se denota con tres líneas entre los átomos, N=N.

Los enlaces covalentes pueden ser POLARES O NO POLARES (A POLARES). En los enlaces no polares, como los de las moléculas de Cloro, Oxígeno y Nitrógeno, los electrones son compartidos igualmente por los dos núcleos de las moléculas. Esto significa que los electrones compartidos son atraídos de la misma manera hacia los dos núcleos de los respectivos átomos, y que, por consiguiente, permanecen el mismo tiempo cerca de un núcleo que de otro. Dicho de otra forma, en los enlaces covalentes no polares la densidad electrónica es simétrica respecto de un plano perpendicular al eje internuclear.

Las uniones simples, dobles y triples también se forman entre heteroátomos. El caso más simple es la unión entre cuatro átomos de hidrógeno, H ($Z = 1$) y un átomo de carbono, C, ($Z = 6$). El átomo de H necesita compartir 1 e^- para tener configuración $1s^2$ del He, y el átomo de carbono necesita compartir con cuatro electrones (uno de cada átomo de H) para tener 8 e^- en su capa más externa (regla del octeto). Fig. 1

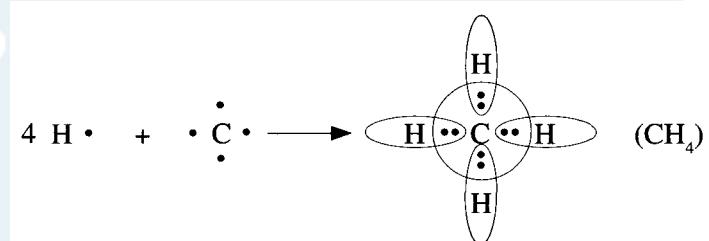


Figura 1: Formación de la molécula de metano

de este modo, cada átomo de H tiene 2 e^- en su capa más externa y el C tiene 8 e^- en su capa más externa, adquiriendo la configuración tipo gas noble. La notación de estos enlaces simples (Fig. 2) en la molécula de metano, CH_4 es:

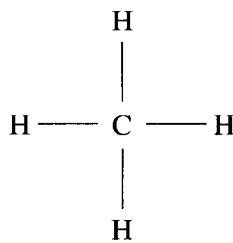


Figura 2: Representación de la molécula de metano

Podemos generalizar y afirmar que los enlaces covalentes de las moléculas diatómicas homonucleares deben ser no polares, esto se cumple en todas las moléculas diatómicas de átomos iguales, como H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 etc.

Cuando se trata de moléculas diatómicas heteronucleares, la situación no es tan sencilla; por ejemplo, consideremos el yoduro de hidrógeno, HI, este enlace debe ser algo polar ya que el H y el I no son átomos idénticos y no atraerán a los electrones con la misma fuerza. Pero ¿qué tan polar es. La respuesta a esta pregunta nos será entregada por la diferencia de electronegatividad de los átomos involucrados en dicho enlace, recuérdese que la electronegatividad es la tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. La electronegatividad del hidrógeno es 2,1 y la del yodo es 2,5, por lo que la diferencia del enlace HI es de tan solo 0,4, valor no tan alto si lo comparamos con otros:

	$\xrightarrow{+}$	$\xrightarrow{+}$	$\xrightarrow{+}$	$\xrightarrow{+}$	
	H--H	H--I	H--Br	H--Cl	H--F
EN:	2.1 2.1	2.1 2.5	2.1 2.8	2.1 3.0	2.1 4.0
$\Delta(\text{EN})$:	0	0.4	0.7	0.9	1.9
$\mu (\text{D})$	0	0.38	0.79	1.03	1.91

Cuanto más larga sea la flecha, mayor será el dipolo o mayor la separación de la densidad electrónica en la molécula y por ende el enlace será con mayor carácter covalente polar.

Momento dipolar

El MOMENTO DIPOLAR, μ , se define como el producto de la carga en cualquiera de los extremos del dipolo, Q; por la distancia, r, entre las cargas: $\mu = Qr$. (separación de cargas producida dentro de cada molécula). Por consiguiente, el momento dipolar se incrementa si la magnitud de las cargas que están separadas aumenta, si aumenta la distancia entre los centros positivo y negativo. Los momentos dipolares se reportan en unidades debyes, D. Un debye es $3,33 \times 10^{-30}$ coulombs-metro (C-m). El momento dipolar es una cantidad vectorial, es decir, tiene tanto magnitud como dirección.

El momento dipolar total de una molécula poliatómica es la suma de sus dipolos de enlace. En esta suma se deben considerar tanto la magnitud como la dirección de los dipolos. Los dos dipolos de enlace del CO aunque son de igual magnitud, son de dirección exactamente opuestas, por consiguiente al sumarlos se cancelan entre sí, y el momento dipolar es cero.

Figura 3

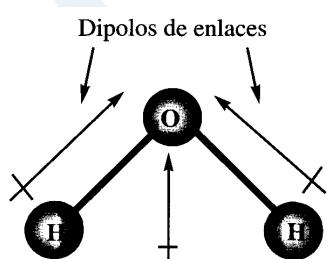
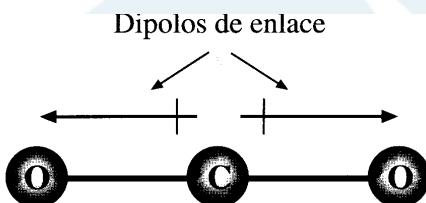
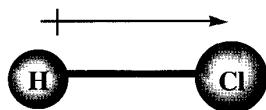


Figura 4

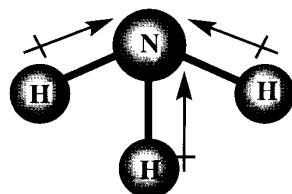
El caso de la molécula del CO era de geometría lineal. Analicemos la molécula de agua que es de geometría angular con dos enlaces polares de igual magnitud que no se oponen entre sí. Esto explica que la molécula de agua tenga un momento dipolar total distinto de cero (1,84 D), donde el μ resultante es la suma vectorial de los dipolos de enlace.

El momento dipolar de las moléculas en cierta medida guarda estrecha relación con la geometría molecular de las mismas (moléculas simétricas y/o asimétricas) y con el carácter polar y no polar de las mismas a pesar de presentar enlaces polares.

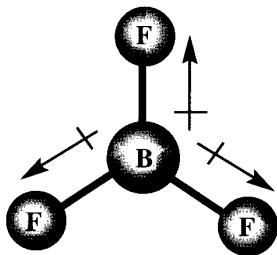
EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES



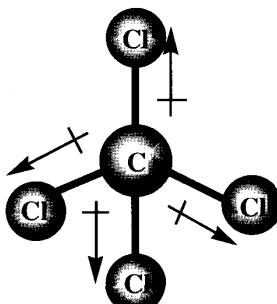
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Ácido Clorhídrico



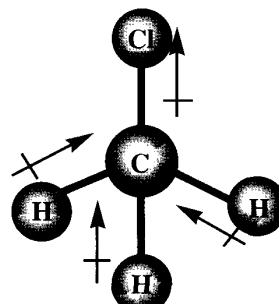
Molécula polar
 $\mu \neq 0$
Amoniaco



Molécula No polar
Trifloruro de boro



Molécula No polar
Tetracloruro de carbono



Molécula Polar
Cloroformo

Nociones básicas de la teoría del enlace

La comprensión de la naturaleza del enlace químico es uno de los objetivos principales de la química. El enlace es la clave de la estructura molecular que a su vez está íntimamente ligada a las propiedades físicas y químicas de los compuestos. Las actuales teorías permiten predecir estructuras y propiedades que suelen ser exactas (aunque no siempre son enteramente satisfactorias, al fin y al cabo son teorías). Debemos recordar que las teorías propuestas siempre han de ser congruentes con los hechos experimentales. Si no hay concordancia entre teoría y hechos, la primera habrá de modificarse a fin de tomar en cuenta los hechos conocidos. Mencionaremos dos de estas teorías que explican la naturaleza del enlace químico y analizaremos una de ellas en más detalles.

La primera es la teoría de la repulsión del par electrónico de la capa de valencia (TRPECV) que supone que los pares electrónicos se ordenan de modo que haya una separación máxima (y por ende una mínima repulsión) entre dichos pares. Aunque esto puede parecer obvio (y lo es), esta idea ha sido muy útil en la predicción de las geometrías moleculares e iónicas. La segunda es la teoría del enlace de valencia (TEV), la cual explica la formación de los enlaces como el resultado del solapamiento de orbitales atómicos de dos átomos.

Se introducirán también otros conceptos que nos permitirán "mezclar" los orbitales atómicos y formar nuevos orbitales con distinta orientación espacial. Este proceso de mezcla, llamado HIBRIDACIÓN, explica a veces resultados experimentales o permite construir las estructuras predichas por la TRPEVC. La TEV se aplica a los orbitales híbridos en la misma forma en que se aplica a los orbitales puros.

En cualquiera de las dos teorías, nuestra atención estará siempre dirigida a los electrones de la capa más externa, o de valencia, de los átomos, porque dichos electrones son los que intervienen en el enlace.

Teoría de enlace de valencia

Anteriormente se describieron los enlaces covalentes como el resultado del solapamiento de orbitales atómicos de dos átomos, éste es el eje fundamental de la TEV.

Los electrones que forman un enlace no son estáticos, sino que se ubican preferentemente en una zona determinada. Si el enlace covalente se forma significa que los electrones de enlace están ubicándose con mucha más frecuencia dentro de una zona situada entre ambos átomos. De esta forma se aminoran las repulsiones electroestáticas entre ambos núcleos, disminuyendo la energía del sistema.

La superposición de dos orbitales atómicos, que contienen electrones de valencia, da lugar a un orbital molecular localizado o de valencia. Como los dos electrones, que inicialmente estaban en orbitales separados, van a ocupar el mismo orbital deben tener espines opuestos, según el Principio de Exclusión de Pauli.

El enlace será tanto más fuerte cuanto mayor sea la superposición de orbitales. Por esta razón, las superposiciones frontales producen mayor estabilidad en la molécula que las laterales. La superposición a lo largo de un mismo eje da lugar a enlaces de tipo sigma (σ) y la superposición a lo largo de ejes paralelos, a enlaces de tipo pi (π).

En los enlaces σ la máxima densidad electrónica se encuentra sobre el eje que une ambos núcleos, en cambio, en los enlaces π , la máxima densidad electrónica se encuentra sobre y bajo un plano que contiene a dicho eje, a este plano, en el cual la probabilidad de encontrar un electrón es cero, se le denomina **plano nodal**.

En general podemos considerar que los enlaces sencillos son uniones σ . Un doble enlace consiste en una unión σ y una unión π , y un enlace triple consiste en un enlace σ y dos enlaces π .

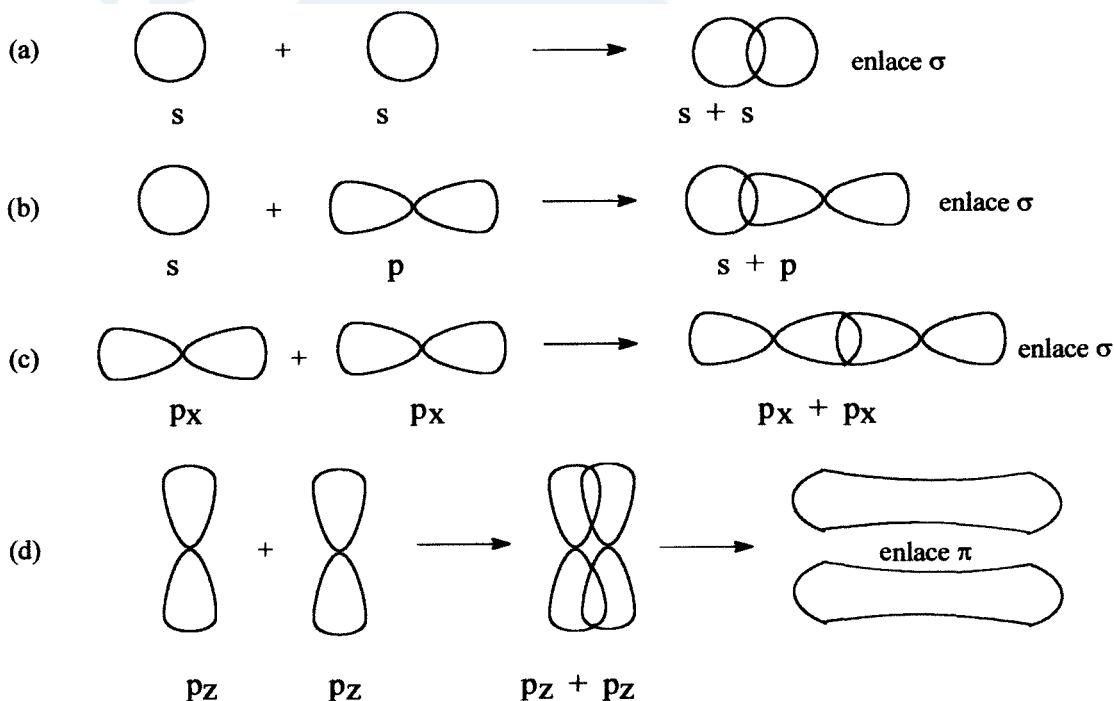


Figura 5: Representación esquemática de la formación por superposición de orbitales. (a), (b) y (c) superposición frontal (enlaces σ); (d) superposición lateral (enlace π)

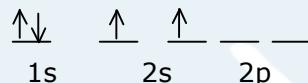
Enlaces covalentes múltiples e hibridación

El concepto del traslape de los orbitales atómicos nos permite comprender por qué se forman los enlaces covalentes. No obstante, aún debemos reconciliar la formación de enlaces a partir de orbitales atómicos, con la geometría que se observa en las moléculas. Por ejemplo la molécula de BeF₂ la teoría predice que esta molécula es lineal; más aún, los experimentos muestran que la molécula es lineal con dos enlaces Be-F idénticos. ¿Cómo podemos emplear la teoría de los enlaces de valencia para describir los enlaces en el BeF lineal?. No hay problema con los átomos de flúor, ya que la configuración electrónica del F (1s²2s²2p⁵) nos dice que hay un electrón no apareado en un orbital 2p. Este electrón 2p se puede aparear con uno del átomo de Be para formar un enlace covalente polar. No obstante, ahora enfrentamos una cuestión más difícil: ¿Qué orbitales del átomo de Be se pueden traslapar con los de los átomos de F para formar enlaces Be-F?

El diagrama de orbitales para el átomo de Be en estado basal es el siguiente:

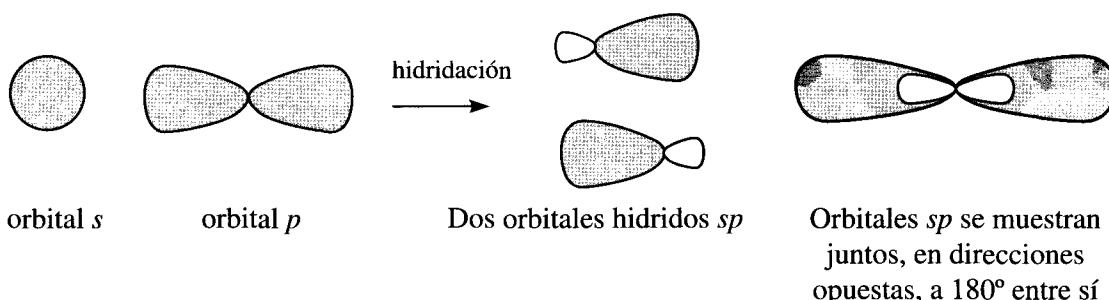


Debido a que no tiene electrones despareados, el átomo de Be en su estado basal es incapaz de formar enlaces con los átomos de flúor. Podemos imaginar que el átomo de berilio logra la capacidad para formar dos enlaces "promoviendo" uno de sus dos electrones 2s a un orbital 2p vacío:

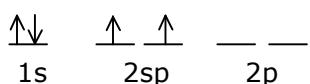


Es sabido que el orbital 2p es de energía más elevada que el orbital 2s esta promoción requiere energía. Pero en fin, ahora el átomo de Be tiene dos electrones despareados y por consiguiente puede formar dos enlaces covalentes polares con los átomos de flúor. El orbital 2s del Be podría ser usado para formar uno de los enlaces (enlace σ p-s) y un orbital 2p podría ser usado para el otro (enlace σ p-p). No podríamos, en verdad, esperar que los dos enlaces fueran idénticos. Por consiguiente, aunque la promoción de un electrón permite la formación de dos enlaces Be-F, aún no tenemos una buena explicación de la estructura del BeF que como se ha dicho ambos enlaces son idénticos.

Podemos resolver nuestro dilema imaginando una "mezcla" del orbital 2s y uno de los orbitales 2p para generar dos nuevos orbitales. Igual que los orbitales p, cada uno de los nuevos orbitales tiene dos lóbulos. Sin embargo, a diferencia de los orbitales p, uno de los lóbulos es mucho mayor que el otro. Los dos orbitales nuevos son de forma idéntica, pero sus lóbulos mayores apuntan en dirección opuesta. Se han creado dos **orbitales híbridos**, formados por la mezcla de dos o más orbitales de un átomo, procedimiento denominado **hibridación**. En este caso, hemos hibridado un orbital s y uno p, por lo cual al híbrido lo llamamos **orbital híbrido sp**.



Para el átomo de Be en el BeF_2 representamos el diagrama de orbitales para la formación de dos orbitales híbridos sp como sigue:



Ahora sí los electrones en los orbitales híbridos sp pueden formar enlaces al compartir electrones con los dos átomos de flúor, debido a que los orbitales híbridos sp son equivalentes uno al otro, pero apuntan en dirección opuesta, el BeF_2 tiene dos enlaces σ idénticos y una geometría lineal.

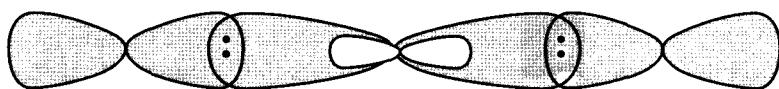
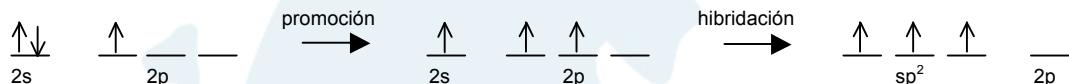


Figura 6: Formación de dos enlaces equivalentes $\text{Be}-\text{F}$ en la molécula de BeF_2 . Cada uno de los orbitales híbridos sp en Be se traslape con un orbital $2p$ en F para formar un enlace de pares electrónicos

Orbitales híbridos sp^2 y sp^3

Siempre que se mezcle un cierto número de orbitales atómicos, obtendremos el mismo número de orbitales híbridos. Cada uno de estos orbitales híbridos equivale a los otros, pero apuntan en direcciones diferentes. Así, mezclando un orbital $2s$ y uno $2p$ se producen dos orbitales híbridos sp que apuntan en direcciones opuestas (180° entre sí). Se pueden hibridar otras combinaciones de orbitales atómicos para obtener geometrías diferentes de orbitales híbridos alrededor de un átomo central. Por ejemplo, en BF_3 un electrón $2s$ del átomo de B puede ser promovido a un orbital $2p$ vacante. Mezclando el orbital $2s$ y dos de los orbitales $2p$ se obtienen tres orbitales híbridos sp^2 equivalentes.



Los tres orbitales híbridos sp^2 están en el mismo plano, separados 120° uno de otro. Éstos se emplean para hacer tres enlaces equivalentes con los tres átomos de flúor, originan de la geometría plana trigonal del BF_3 .

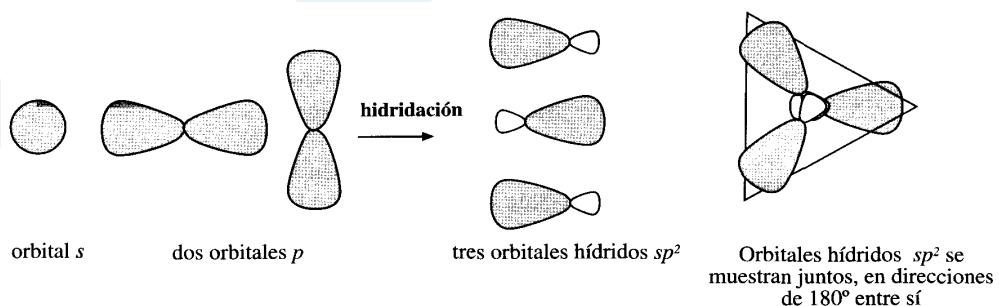
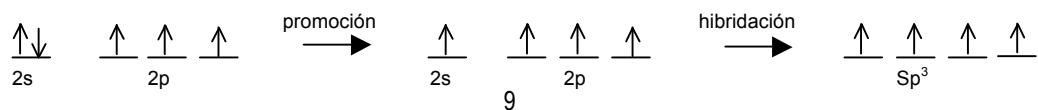


Figura 7: Hibridación sp^2

Otro tipo muy común de hibridación de orbitales se efectúa cuando un orbital s se mezcla con los tres orbitales p de la misma subcapa. Por ejemplo, el átomo de carbono en el metano (CH_4) forma cuatro enlaces equivalentes con los cuatro átomos de hidrógeno. Podemos imaginar este proceso como el resultado de mezclar el orbital atómico $2s$ y los tres $2p$ del carbono para crear orbitales híbridos sp^3 equivalentes.



Cada uno de los orbitales híbridos sp tiene un lóbulo grande que apunta hacia el vértice de un tetraedro. Estos orbitales híbridos se pueden emplear para formar enlaces de dos electrones por sobreposición con los orbitales atómicos de otro átomo, por ejemplo, hidrógeno en la molécula de metano. Así, dentro de la teoría de enlace de valencia podemos describir los enlaces en el CH_4 como el traslape de cuatro orbitales híbridos sp^3 del C con orbitales 1s de los cuatro átomos de H.

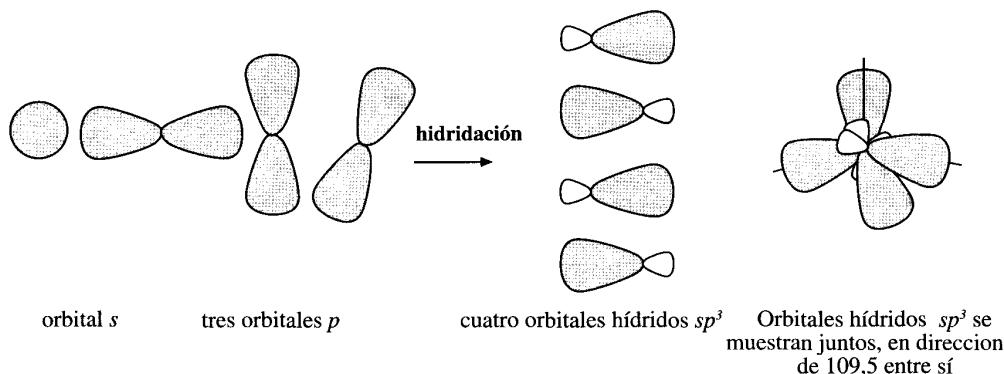


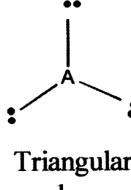
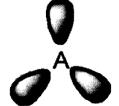
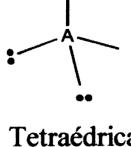
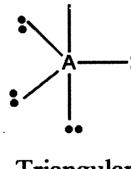
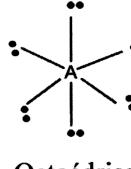
Figura 7: Hibridación sp^3

El concepto de la hibridación sp^3 también se puede utilizar para describir los enlaces en otras moléculas, por ejemplo, el NH_3 y el H_2O en donde la geometría de pares electrónicos alrededor del átomo central es aproximadamente tetraédrica. En el NH_3 uno de los orbitales híbridos sp^3 contiene al par de electrones no enlazantes y los otros tres contienen pares enlazantes. En el agua, dos de los orbitales híbridos contienen pares de electrones no enlazantes, en tanto que los otros dos se utilizan en la formación de enlaces σ con los átomos de hidrógeno.

Hibridación que comprende orbitales d

Los átomos a partir del tercer periodo pueden utilizar también los orbitales d para formar orbitales híbridos. Al mezclar un orbital s, tres orbitales p y un orbital d, se originan orbitales híbridos sp^3d . Estos orbitales híbridos están dirigidos hacia los vértices de una bipirámide trigonal. La formación de orbitales híbridos sp^3d^2 también es posible, los cuales se dirigen hacia los vértices de un octaedro.

GEOMETRÍA ELECTRÓNICA Y MOLECULAR DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Número de grupo electrónico	Geometría electrónica	Hibridación del átomo central (A)	Orientación de los orbitales híbridos	Ejemplos	Geometría molecular
2	:—A—: Lineal	sp (180°)		BeCl ₂ HgBr ₂ CdI ₂ CO ₂ ^a C ₂ H ₂ ^b	Lineal Lineal Lineal Lineal Lineal
3	 Triangular plana	sp^2 (120°)		BF ₃ BCl ₃ SO ₂ ^{c,d} C ₂ H ₄ ^e	Triangular plana Angular Planar en cada C
4	 Tetraédrica	sp^3 (109,28°)		CH ₄ CCl ₄ CHCl ₃ NH ₃ ^c PF ₃ ^c H ₂ O ^c	Tetraédrica Tetraédrica Distorsionada Piramidal Piramidal Angular
5	 Triangular bipiramidal	sp^3d o dsp^3 (90°, 120°, 180°)		PF ₅ AsCl ₅ ICl ₃ ^c	Bipiramidal triangular Bipiramidal triangular En forma de T
6	 Octaédrica	sp^3d^2 o d^2sp^3 (90°, 180°)		SF ₆ SeF ₆ XeF ₄ ^c	Octaédrica Octaédrica Planar cuadrada

a = contiene dos enlaces dobles

b = contiene un enlace triple

c = el átomo central tiene par(es) solitario(s) de electrones

d = contiene un enlace doble resonante

e = contiene un enlace doble

PREGUNTAS

1. a) Ordene las siguientes sustancias: Cl_2 , CaCl_2 y CCl_4 , por orden creciente de su punto de fusión. Justifique la respuesta.
b) ¿Por qué el etanol, que es un compuesto orgánico, es soluble en agua?

2. a) Escriba la estructura de Lewis para las moléculas NF_3 y CF_4 .
b) Dibuje la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
c) Considerando las geometrías moleculares, razonese acerca de la polaridad de ambas moléculas.
Números atómicos: C = 6; N = 7; F = 9.

3. a) ¿Por qué el H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es?
b) Por qué la molécula BF_3 es apolar, aunque sus enlaces estén polarizados?

4. Para las moléculas en estado gaseoso H_2O , BeCl_2 y BF_3 , indique razonadamente:
a) El número de pares de electrones, enlazantes y no enlazantes, en el entorno del átomo central.
b) La geometría de las moléculas.

5. Explique la geometría y el enlace en las moléculas BeCl_2 , NCl_3 y CH_4 .

6. ¿Qué enlace es más polar, el enlace entre cloro y fluor o el enlace entre cloro y yodo? Razónese. DATOS: Electronegatividades: F (3,91); Cl (3,00); I (2,56).

7. Sean A, B y C tres elementos del Sistema Periódico cuyos números atómicos son respectivamente, 17, 19 y 35.
a) Indicar razonadamente a qué grupo y periodo pertenecen.
b) Ordenarlos razonadamente de mayor a menor potencial, o energía, de ionización.
c) Indicar razonadamente el tipo de enlace que se forma entre los elementos A-B y A-C.

8. Explique el tipo de hibridación y la geometría de las moléculas BeCl_2 y CH_4 . A partir de la respuesta anterior deduzca su polaridad.

9. Justificar si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) En la molécula C_2H_2 se presenta hibridación sp^2 entre los orbitales atómicos del carbono y del hidrógeno.
b) Una molécula en la que se presentan enlaces p es mas reactiva que otra molécula que solo tenga enlaces s.
c) Los compuestos iónicos y los metales son buenos conductores de la electricidad, sea cual sea el estado en que se encuentren.
d) Los compuestos covalentes tienen altas energías de disociación.