

TEMA N° 3

ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

Contenido Temático

- 1.- Introducción
- 2.- Enlace Iónico
 - 2.1.- Características del Enlace Iónico
 - 2.2.- Propiedades de los compuestos Iónicos
- 3.- Enlace Covalente
- 4.- ¿Cómo sabemos cuándo un átomo cede o capta electrones?
- 5.- Ampliación de la Teoría del Octeto
- 6.- Limitaciones de la Compartición Electrónica de Lewis
- 7.- El Enlace Covalente y la Mecánica Ondulatoria
 - 7.1.- Método de Enlace Valencia
 - 7.2.- Método de Orbital Molecular
 - 7.3.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo
 - 7.4.- Propiedades de los compuestos Covalentes
 - 7.5.- Enlace Covalente Polar
 - 7.5.1.- Propiedades de los compuestos Covalentes Polares
- 8.- Geometría de las Moléculas Covalentes. Hibridación. Hibridación "sp"
 - 8.1.- Hibridación Trigonal o "sp²"
 - 8.2.- Hibridación Tetraédrica o "sp³"

8.3.- Hibridación "sp³d"

8.4.- Hibridación "sp³d²"

8.5.- Hibridación del átomo de Carbono en los Hidrocarburos

8.6.- Ejercicios sobre Hibridación y Geometría de las Moléculas

8.6.1.- Método de las Orientaciones

8.6.2.- Método de Repulsión de pares de electrones de la Capa de Valencia (RPECV).

9.- Enlace Metálico

10.- Fuerzas Intermoleculares

10.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

10.2.- Fuerzas de Van der Waals

1.- Introducción

Video: Tipos de Enlaces químicos

<http://www.youtube.com/watch?v=iTaFPJGfFH0>

Video: Enlaces químicos

http://www.youtube.com/watch?v=_BsIF3FVYEK&feature=rellist&playnext=1&list=PL7D7E5CDAD361D0B5

Video: Enlaces químicos (Inglés)

http://www.youtube.com/watch?v=03IFKJOr4SQ&feature=results_video&playnext=1&list=PLE53AB45C23343EC9

Enlaces químicos

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm

Enlaces químicos

http://platea.pntic.mec.es/~jrodri5/web_enlaces_quimicos/de_finiciones_com.htm

Tipos de enlaces químicos

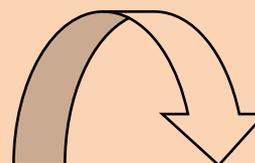
<http://www.textoscientificos.com/quimica/enlaces-quimicos>

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas **por átomos unidos**. Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos **se denominan enlaces químicos**.

¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se unen porque, **al estar unidos**, adquieren una situación **más estable** que cuando estaban separados. Esta situación de mayor estabilidad suele darse cuando el número de electrones **que poseen los átomos en su último nivel es igual a ocho**, estructura que coincide con la de los **gases nobles**.

Los **gases nobles** tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como **átomos aislados**. Sus átomos, **a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel**. Esta configuración electrónica es extremadamente **estable** y a ella deben su poca **reactividad**.



Podemos explicar **la unión de los átomos para formar enlaces** en base a la búsqueda de la estructura de gas noble. Este principio recibe el nombre de **Regla del Octeto** y aunque no es general para todos los átomos, es útil en muchos casos.

Cuando los átomos han conseguido la configuración de gas noble **cambian totalmente**. Son especies químicas **totalmente diferentes** a los átomos iniciales. Los átomos han conseguido de esta forma su estabilidad y están en **condición de unirse con otros átomos**, iguales o distintos, que formarán las **moléculas o cristales moleculares** de los compuestos químicos.

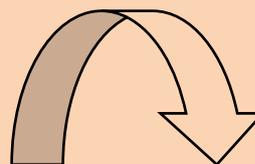
Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos.

Existen tres tipos principales de enlaces químicos:

- a) **Enlace iónico**
- b) **Enlace covalente**
- c) **Enlace metálico**

Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en:

- a) **Compuestos Iónicas**
- b) **Compuestos Covalentes**
- c) **Compuestos metálicos**



Podemos dar otras definiciones de Enlace Químico:

Se establece un **enlace químico** entre **dos átomos** o **grupos de átomos** cuando las fuerzas que actúan **entre ellos** son de índole tal que conducen a la formación de un agregado con **suficiente estabilidad**, que es conveniente para el químico considerarlo **como una especie molecular independiente**.

La naturaleza del enlace químico. Linus PAULING.

Las partículas se atraen unas a otras por **alguna clase de fuerza**, que es sumamente **fuerte** cuando se hallan en **contacto inmediato**, que efectúa las operaciones químicas a distancias pequeñas y llega no muy lejos de las partículas con cualquier efecto sensible.

Isaac Newton

Está claro que la descripción íntima de un **enlace químico** debe ser **esencialmente electrónica**. El comportamiento y la distribución de los electrones en torno del núcleo es lo que da el carácter fundamental de un átomo; **lo mismo debe de ser para las moléculas**.

2.- Enlace Iónico

Video: Enlace iónico

<http://www.youtube.com/watch?v=HtEkPLn89pc>

Video: Enlace iónico (Inglés)

<http://www.youtube.com/watch?v=GD8qT7mUPgo>

Enlace Iónico

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/ionico.htm

Enlace Iónico

http://platea.pntic.mec.es/~jrodri5/web_enlaces_quimicos/enlace_ionico.htm

Enlace Iónico. Animación

<http://www.educaplus.org/play-77-Enlace-i%C3%B3nico.html>

Vamos a explicar el **Enlace Iónico** con algunos ejemplos aclaratorios:

Formación del cloruro sódico, NaCl:

DATOS: $Z_{\text{Na}} = 11$; $Z_{\text{Cl}} = 17$

Para el estudio de este enlace, así como para el resto, partiremos de un punto común. La determinación de la **Configuración Electrónica** de cada uno de los átomos que forman el compuesto químico. Partiendo además de la base de que todos los átomos para estabilizarse buscan tener en la **capa de valencia (capa de unión entre átomos) 8 e⁻**.

Átomo de Na: $Z_{\text{Na}} = 11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (capa de VALENCIA)

Todos los átomos tienden a tener en su **Capa de Valencia 8 e⁻**. El Na tiene **1 e⁻**. Tiene dos caminos para conseguir los 8 e⁻:

a) **Ceder 1 e⁻ y quedarse con los 8 e⁻ de penúltima capa**

b) Tomar 7 e- y completar los 8 e-

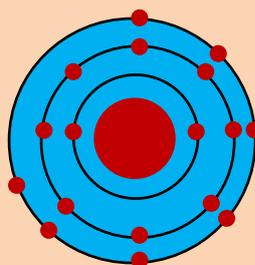
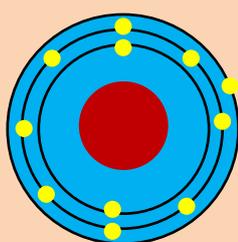
Energéticamente es más factible la primera posibilidad. El sodio perderá su electrón y se convertirá en un **Catión** (exceso de carga eléctrica positiva):



Átomo de cloro: $\text{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (capa de Valencia)

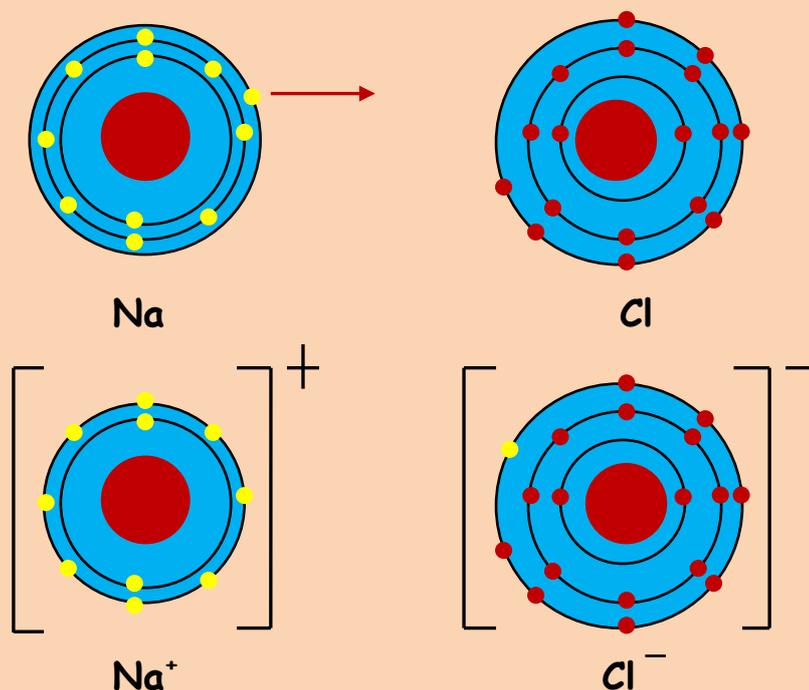
El átomo de cloro, al igual que el del sodio, tiene dos caminos para conseguir los 8 e-:

- Tiene 7 e-, tomando 1 e- completaría su Octeto (8 Electrones)
- Perder los 7 e- y quedarse con los 8 e- de la penúltima capa

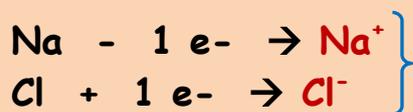


Energéticamente es más factible el primer mecanismo. El átomo de Cl toma 1 e- y se convierte en un **Anión** (exceso de carga eléctrica negativa):





Si unimos las dos reacciones de ionización:



En un mismo medio nos encontramos con cargas eléctricas de distinto signo y por lo tanto tienden a **unirse y formar el compuesto químico**, el NaCl.

Expliquemos las dos reacciones de ionización anteriores:

El átomo de **Na cede 1 e⁻** que es precisamente el **que gana el átomo de Cl**. El número de electrones **Ganados es Igual al NÚMERO de Electrones Cedidos** (balance electrónico).

En nuestro caso, el balance electrónico ya se ha establecido. Sumemos miembro a miembro las reacciones (1) y (2):





El miembro de la izquierda nos determina la **Proporción** en la que se unen los átomos de sodio y cloro:

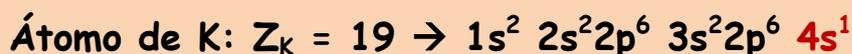


El miembro de la derecha nos indica que el **sistema (compuesto químico) se encuentra neutralizado** (no hay exceso de cargas eléctricas), el compuesto químico, en conjunto, **es eléctricamente neutro**.

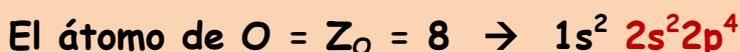
Formación del Óxido de Potasio, K_2O :

Determinar el tipo de fórmula y enlace cuando se unen átomos de Potasio con átomos de Oxígeno.

DATOS: $Z_K = 19$; $Z_O = 8$



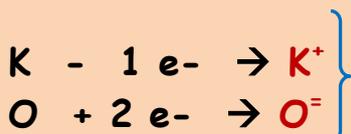
El átomo de Potasio busca el **Octeto**, para ello **cederá el electrón de la última capa** y se quedará con los **8 e-** de la penúltima capa:



El átomo de Oxígeno buscará sus 8 e⁻ tomando dos:

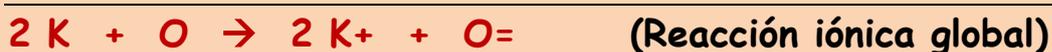
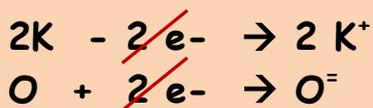


Unimos las dos reacciones de ionización:



Tenemos en un mismo medio **cargas de distinto signo** por lo que se unirán formando el compuesto químico.

Recordar el balance electrónico (nº electrones cedidos = nº electrones ganados). Para conseguir la neutralidad multiplicaremos la primera semirreacción reacción por 2:



El miembro de la izquierda nos determina la **proporción de unión entre átomos**:

2 átomos de K / 1 átomo de O

Fórmula: **K₂O**

El miembro de la derecha nos demuestra que el **sistema, en conjunto, es neutro** (el compuesto químico).

Formación del Óxido de Aluminio, Al_2O_3 :

DATOS: $Z_{Al} = 13$; $Z_O = 8$

Átomo de Al: $Z_{Al} = 13 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Tres e- en la última capa. Para conseguir el Octeto cederá los tres electrones y se quedará con los 8 e- de la segunda capa:

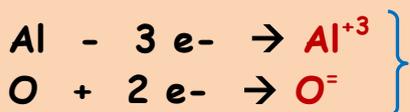


Átomo de Oxígeno: $Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

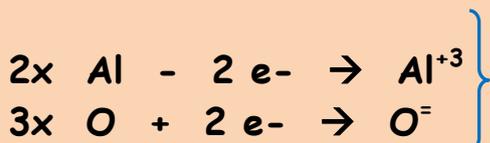
Seis e- en la última capa. Tomará dos e- y conseguirá los 8 e- que busca:

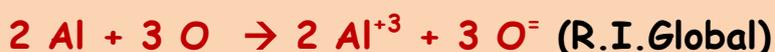


Unimos las dos reacciones de ionización:



Para que se cumpla que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados, multiplicaremos la (1) por 2 y la 2 por 3:





El miembro de la izquierda nos dice en qué **proporción se unen los átomos de Al y O**:

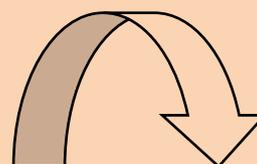
2 átomos Al / 3 átomos O → Fórmula: **Al₂O₃**

El miembro de la derecha pone de manifiesto la **neutralidad del compuesto formado**.

2.1.- Características del enlace Iónico

Con los ejemplos vistos podemos establecer las **Características del Enlace Iónico**:

- Se produce por una **Transferencia** de electrones entre átomos que **Ceden** fácilmente electrones (**izquierda del S.P, muy electropositivos**) con átomos que **Captan** fácilmente electrones (**derecha del S.P, muy electronegativos**).
- La Transferencia electrónica **produce iones de Carga eléctrica de signo contrario** (aniones y cationes).
- La **Fuerza Electrostática** (muy fuerte) une los iones y se forma el compuesto iónico.



Ejercicio resuelto

Dados los elementos químicos A, B, C y D de números atómicos: 11, 8, 35 y 19 respectivamente, determinar el tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de:

- a) A con C
- b) B con D

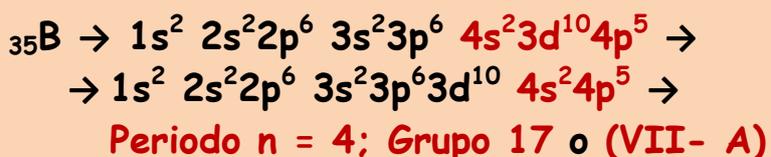
Resolución

a)

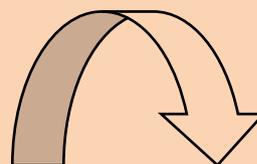
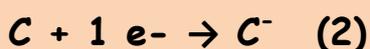
A + C



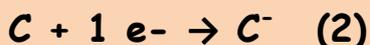
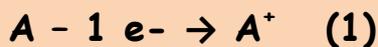
El átomo A cede el último electrón de la Corteza Electrónica ionizándose y formando el catión A^+ en cuya capa más externa de la Corteza electrónica existen 8 e⁻ (estructura de gas noble) con mucha estabilidad:



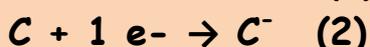
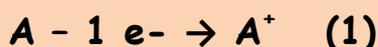
El átomo C capta 1 e⁻ ionizándose formando un anión en cuya capa más externa tendrá 8 e⁻ (estructura de gas Noble) con mucha estabilidad:



Uniendo las dos reacciones de ionización (1) y (2):



El balance electrónico está ajustado y por lo tanto podemos sumar las dos semirreacciones:

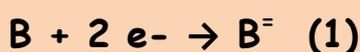


Fórmula: **AC**

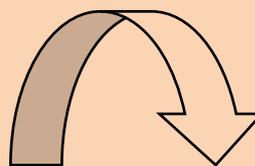
b)



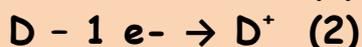
El átomo B aceptará 2 e- para obtener su Octeto:



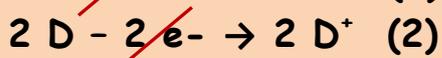
B cederá el electrón más externo y quedará con 8 e- de la penúltima capa de la Corteza Electrónica:



Unimos las dos reacciones de Ionización:



El balance electrónico no está ajustado. Multiplicamos la segunda reacción por 2:



2.2.- Propiedades de los compuestos Iónicos

Los compuestos químicos formados por **Enlace Iónico** se llaman **Compuestos Iónicos** (por la naturaleza del enlace), **Compuestos Polares** (tienen carga eléctrica) o **Compuestos Heteropolares** (cargas eléctricas de signo contrario).

Propiedades de los compuestos iónicos

<http://www.slideshare.net/pacheco/compuestos-ionicos>

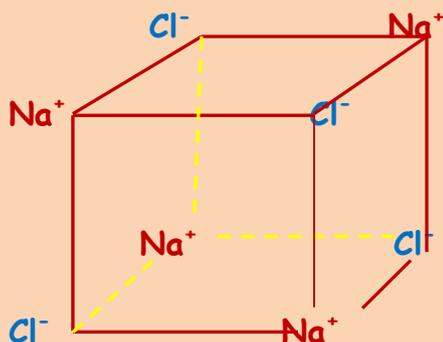
Propiedades de los compuestos iónicos

<http://www.buenastareas.com/ensayos/Propiedades-De-Los-Compuestos-I%C3%B3nicos-y/225966.html>

Los compuestos Iónicos presentan las siguientes propiedades:

- No forman auténticas **Moléculas**, forman **Cristales Moleculares**. Me explicaré: Si vamos a las salinas de Torre Vieja y cogemos un cristal de **SAL** (NaCl), en dicho cristal no existe un átomo de sodio y otro de cloro,

existen millones y millones de **cationes sodio**, Na^+ , y el mismo número de **aniones cloruro**, Cl^- . Forman un entramado cristalino, **Sistema de Cristalización**, que viene determinado por el llamado **Índice de Coordinación** (**número de iones que rodean a otro de carga eléctrica distinta**). En el caso del cloruro sódico, NaCl , el Índice de Coordinación es de **6**, es decir, **6 cationes sodio**, Na^+ , rodean a **6 aniones cloruro**, Cl^- y **cada anión cloruro rodea a 6 cationes sodio**. Existe lo que se llama la **Malla Unidad**, en este caso consiste en un cubo en cuyos vértices se colocan los iones enfrentándose siempre los de carga eléctrica de signo contrario.



Esta **Malla Unidad** se repite en las **tres direcciones** del espacio y se constituye el cristal del **cloruro sódico**.

El tipo de **red cristalina** viene determinado por el **radio** de los iones. En el caso del cloruro sódico, el catión sodio tiene un radio prácticamente igual a la mitad del radio del anión cloruro y el empaquetamiento de los iones nos proporciona el **Índice de Coordinación**

- b) Son **sólidos** a temperatura ambiente. Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a **centenares de grados**

de temperatura. Por tanto, son **rígidos y funden a temperaturas elevadas**.

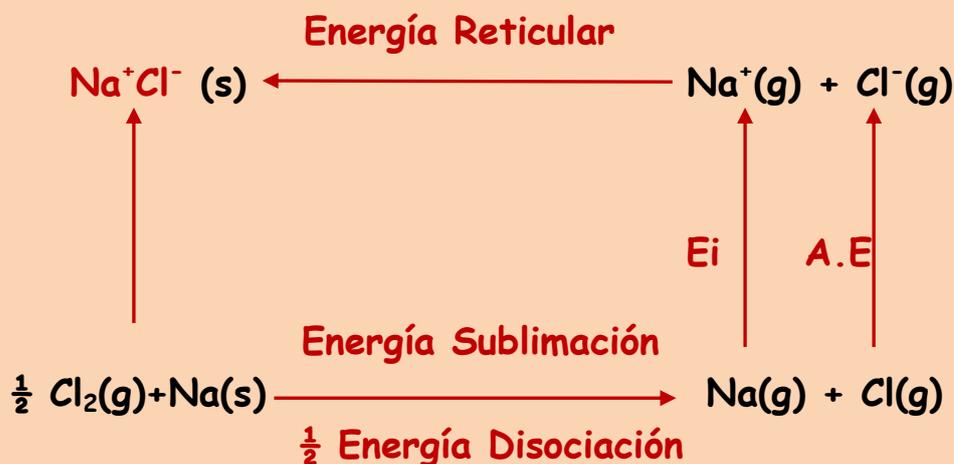
- c) En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.
- d) Tienen altos puntos de fusión y de ebullición debido a la fuerte atracción entre los iones. Por ello pueden usarse como material refractario.

Los puntos de fusión, ebullición y elevada dureza depende de la **energía de enlace del cristal**, si esta es grande, es difícil separar los iones para transformar el sólido en líquido o gas.

La energía de enlace de un cristal se mide por la **cantidad de energía que hay que suministrar para separar los iones**. La energía de enlace se conoce como **Energía Reticular** y depende de:

1. **De la carga de los iones**.
 2. **Del radio de los iones**.
 3. **De la configuración electrónica de los iones**.
- e) Son **duros y quebradizos**. La dureza, entendida como oposición a ser rayado, es considerable en los compuestos iónicos; al suponer el rayado la ruptura de enlaces por un procedimiento mecánico, este resulta difícil debido a la estabilidad de la estructura cristalina.
 - f) Son **muy solubles en agua**. Estas disoluciones son buenas conductoras de la electricidad (se denominan electrolitos).
 - g) La formación de un compuesto iónico es un proceso **fuertemente exotérmico**.

Para el caso del cloruro sódico podemos demostrar esta afirmación mediante el **Ciclo de Born-Haber**:



En este proceso podemos llegar a la conclusión de que la formación de un compuesto iónico no es solamente la simple transferencia de electrones.



La formación de un **mol de cloruro sódico** a partir de **medio mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$** y un **átomo-gramo de sodio** implica un **balance energético** en un conjunto de procesos:

1.- Disociación de medio mol de Cl_2 :



2.- Sublimación de un átomo-gramo de sodio:



3.- Eliminación del electrón del átomo de sodio (el más exterior) y en estado gas:



4.- Captación del electrón por parte del átomo de cloro:



5.- Atracción entre iones de distinta carga eléctrica que lleva consigo la liberación de la **Energía Reticular**:



$$\begin{aligned} \Delta E &= 28,8 \text{ Kcal} + 26 \text{ Kcal} + 118,1 \text{ Kcal} - 87,2 \text{ Kcal} - 184 \text{ Kcal} = \\ &= - 98,3 \text{ Kcal} \end{aligned}$$

El signo (-) de ΔE nos indica que el proceso es **Exotérmico** (liberación de energía).

En la formación de cualquier compuesto químico se producen los mismos pasos por lo que podemos establecer una ecuación para el cálculo de ΔE :

$$\Delta E = E.S + \frac{1}{2} E.D + E.I + A.E + E.R$$

Se establece un **criterio de signos** para las Energías:

Las Energías **Aportadas** al Sistema son **Positivas** (E.S ; E.D ; Ei)

Las energías **Liberadas** por el sistema son **Negativas** (A.E ; E.R)

Únicamente la formación del fluoruro de cesio, **CsF** necesita un aporte energético, se trata de un proceso Endotérmico y es debido a la elevada A.E. del Flúor y el bajo valor de E.I. del Cesio.

Problema resuelto

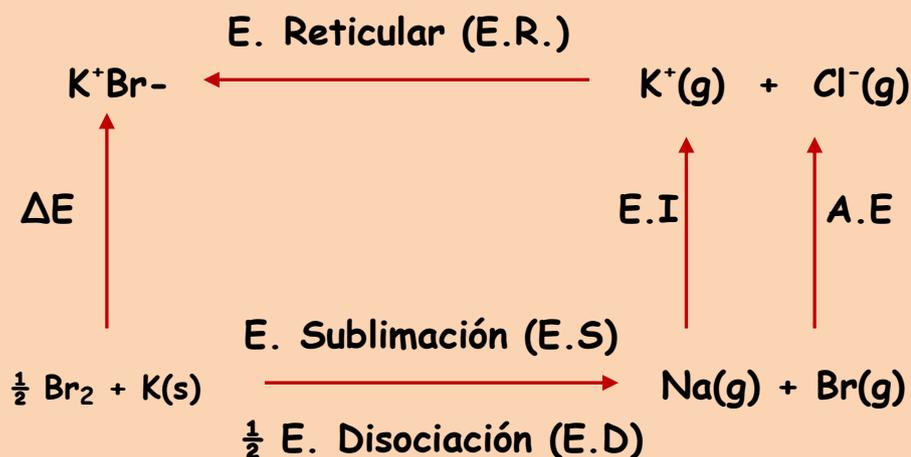
Mediante el ciclo de Born-Haber, calcula la energía reticular del KBr conociendo los siguientes valores energéticos en Kcal/mol:

$$ES = 21,5 ; EI = 100 ; ED = 53,4 ; A.E = - 80,7$$

$$\Delta H = - 93,7 \text{ Kcal/mol}$$

Resolución

Hagamos un esquema del ciclo de Born-Haber para la formación del KBr:



Criterio de signos:

- Energías aportadas \rightarrow Positivas
- Energías liberadas \rightarrow Negativas

La ecuación que nos proporciona el balance energético es:

$$\Delta E = E.S. + \frac{1}{2} E.D. + E.I. + A.E. + E.R.$$

$$-93,7 \text{ Kcal/mol} = 21,5 \text{ Kcal/mol} + \frac{1}{2} 53,4 \text{ Kcal/mol} + 100 \text{ Kcal/mol} + (- 80,7 \text{ Kcal/mol}) + E.R.$$

$$E.R. = - 93,7 - 21,5 - \frac{1}{2} 53,4 - 100 + 80,7 = - 161,2 \text{ Kcal/mol}$$

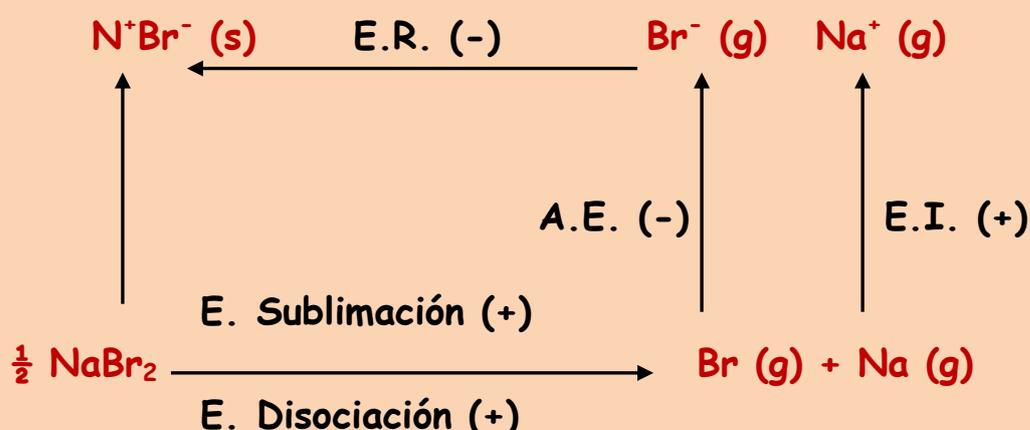
Ejercicio resuelto

Mediante el ciclo de Born-Haber, calcula el calor de formación del bromuro de sodio, NaBr, conociendo los siguientes datos:

$$ES = 108,8 ; EI = 496,0 ; ED = 193,0 ; AE = - 345,3 ;$$

$$ER(U) = - 718,7 \text{ Kj/mol}$$

Resolución



$$\text{Balancete energético} = E.S. + \frac{1}{2} E.D. + A.E. + E.I. + E.R$$

$$\Delta E = 108,8 \text{ Kj/mol} + \frac{1}{2} 193,0 \text{ Kj/mol} - 345,3 \text{ Kj/mol} + 496,0 \text{ Kj/mol} - 718,7 \text{ Kj/mol} = - 362,7 \text{ Kj/mol}$$

Ejercicio resuelto

Indica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los compuestos iónicos en estado sólido conducen la electricidad.
- La dureza de los siguientes compuestos es:
 $\text{BeO} < \text{MgO} < \text{CaO}$
- La temperatura de fusión de los siguientes compuestos es:
 $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$

Resolución:

- a) **FALSO**. La corriente eléctrica implica electrones en movimiento y en un cristal (sólido) no existen.
- b) A mayor carácter iónico mayor dureza. De los tres compuestos el CaO es el de mayor carácter iónico puesto que el Ca está más abajo en el grupo del S.P y la diferencia de electronegatividad (proporciona carácter iónico es mayor en el CaO. Luego **Afirmación Verdadera**.
- c) A mayor diferencia de electronegatividad mayor carácter iónico y por lo tanto mayor temperatura de fusión. El orden de mayor a menor punto de fusión es:



Luego **Afirmación Verdadera**.

Problema resuelto

Supongamos que los sólidos cristalinos de cada uno de los grupos siguientes cristalizan en la misma red: 1) KBr, CsBr, LiBr ; 2) CaCl₂, CaBr₂, CaI₂ , 3) CaS, BeS, .

- a) ¿Cuál es el compuesto de menor energía reticular en cada grupo?
- b) ¿Cuál es el compuesto de menor punto de fusión en cada grupo?
- c) ¿Cuál es el compuesto de mayor dureza de cada grupo?
- d) ¿Cuál es el compuesto de mayor punto de ebullición de cada grupo?

Resolución:

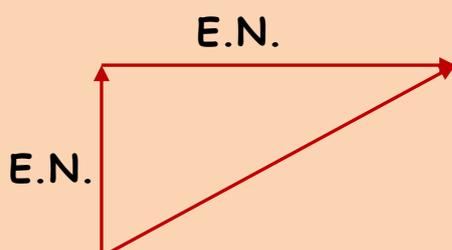
En la cuestión nos preguntan sobre cuatros magnitudes:

- a) Energía Reticular.
- b) Punto de fusión.
- c) Dureza.
- d) Punto de ebullición.

Todas ellas tienen relación con el **carácter iónico** del compuesto, de tal forma que poder decir:

- 1.- A **mayor carácter iónico mayor Energía reticular** se desprende en la formación de dicho compuesto iónico
- 2.- A **mayor carácter iónico mayor punto de fusión**
- 3.- A **mayor carácter iónico mayor dureza**
- 4.- A **mayor carácter iónico mayor punto de ebullición**

El **carácter iónico** viene determinado por la diferencia de **electronegatividades** entre los átomos que forman el **compuesto**. Si recordamos que la electronegatividad venía determinada por el diagrama:



Con este recordatorio entenderéis las contestaciones a la cuestión planteada.

a)

1. El compuesto de menor E.R. es el **LiBr** puesto que en él la diferencia de electronegatividad es menor (a

mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen, mayor carácter iónico).

2. El **CaI₂**. Por las mismas razones del apartado anterior.

3.- El **BeS**. Por las mismas razones que el apartado anterior

b)

Puntos de fusión:

1.- El **LiBr**

2.- El **CaI₂**

3.- El **BeS**

c)

Dureza:

1.- El **CsBr₂**

2.- El **CaCl₂**

3.- El **CaS**

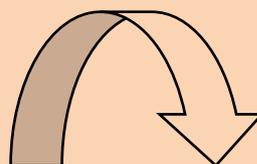
d)

Punto de ebullición:

1.- El **CsBr₂**

2.- El **CaCl₂**

3.- El **CaS**



3.- Enlace covalente

Video: Enlace Covalente

<http://www.youtube.com/watch?v=aJH93Ee0-pI>

Video: Enlace covalente

<http://www.youtube.com/watch?v=GKO85oWMYWk&feature=related>

Teoría del enlace covalente.

<http://www.uhu.es/quimiorg/covalente1.html>

Enlace Covalente

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/covalente.htm

Supongamos que queremos determinar **el tipo de enlace y fórmula** de la molécula del gas cloro, Cl_2 .

DATO: $Z_{\text{Cl}} = 17$

Procederemos de la misma forma que en el caso del Enlace Iónico.

La molécula de gas cloro está constituida por dos átomos de cloro:

1º Átomo de Cl: $Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

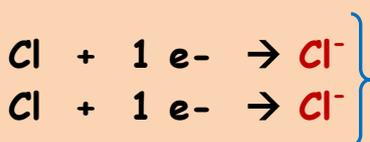
En su capa de Valencia **Posee 7 e-** . Le será más fácil, energéticamente, **tomar un electrón** para tener 8 e- que no **ceder los 7 e-** de la última capa y **quedarse con los 8 e-** de la penúltima capa:



Hará exactamente lo mismo que el primer átomo de cloro:



Unamos las reacciones de Ionización (1) y (2):



Obtenemos dos iones de la **misma carga eléctrica** y sabemos que **cargas eléctrica del mismo signo se repelen**. No hay unión entre átomos y por lo tanto no existirá **Enlace Iónico**.

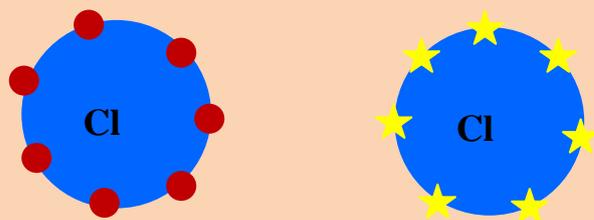
De alguna forma se tienen que unir los dos átomos de cloro puesto que el **gas cloro (Cl₂) existe y es estable**. Nos adentramos en otro tipo de enlace químico llamado **Enlace Covalente**.

Lewis pensó que si los átomos no se podían unir por **Enlace Iónico** puesto que no había una transferencia de electrones, podía existir una **Compartición de Electrones**. Constituye la teoría del **Octeto de Lewis**. Veamos como ejemplo la unión entre átomos existente en la molécula del gas cloro, **Cl₂**:

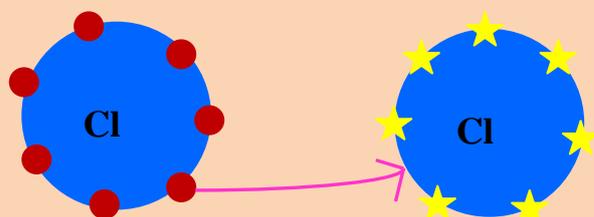
En los siguientes esquemas representamos la última capa de cada átomo de Cloro y desarrollamos el modelo de Lewis.

★ = Electrón

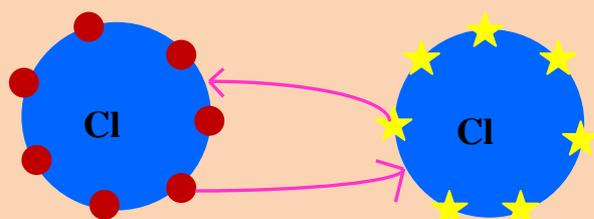
● = Electrón



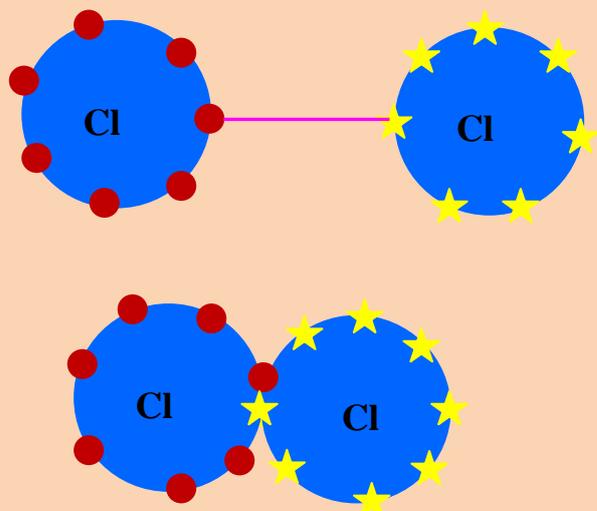
El átomo de la izquierda introduce en la última capa del átomo de la derecha un electrón para compartir con él:



De esta forma el átomo de la derecha ya tiene sus 8 e-. A continuación el átomo de la derecha, **agradecido**, introduce en la última capa del átomo de la izquierda un electrón para compartir con él:



De esta forma y **mediante compartición**, los átomos de cloro tienen **sus 8 e-**. Los dos electrones compartidos pertenecerán, **Unidos**, a las dos **últimas capas** y de esta forma se podrán unir los **átomos de cloro**.



Si contamos los electrones los dos átomos tienen sus 8 electrones.

Podemos esquematizar más la compartición electrónica mediante los Diagramas de Lewis:



Cada segmento representa **Un PAR de electrones**. El segmento **negro**, que une los **dos átomos de cloro** se llama **Par de Electrones Enlazantes**. Los segmentos **rojos y amarillos** son **Pares de Electrones NO Enlazantes**, es decir, **No Intervienen en la Unión de los dos Átomos de Cloro**.

La molécula de gas cloro también la podemos representar de la forma:



Observamos que en la **elipse**, que sería el **Orbital de EnlaceE**, se encuentran los **dos electrones compartidos**. Este **Orbital de Enlace** pertenece a los dos átomos de Cloro.

Encontramos moléculas en donde se produce la compartición de **Dos Pares de Electrones**. Este es el caso de la molécula del **gas oxígeno, O₂**. Veamos cómo se producen:

La molécula, O₂, como podemos ver, consta de dos átomos de Oxígeno.

$$Z_o = 8$$



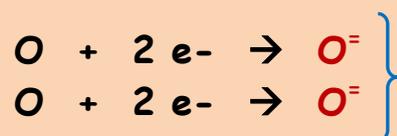
En su última capa existen 6 e⁻, le falta dos por tener los 8 e⁻. Tenderá a tomarlos:



Estamos en las mismas condiciones que el 1º átomo de Oxígeno y hará exactamente los mismo:

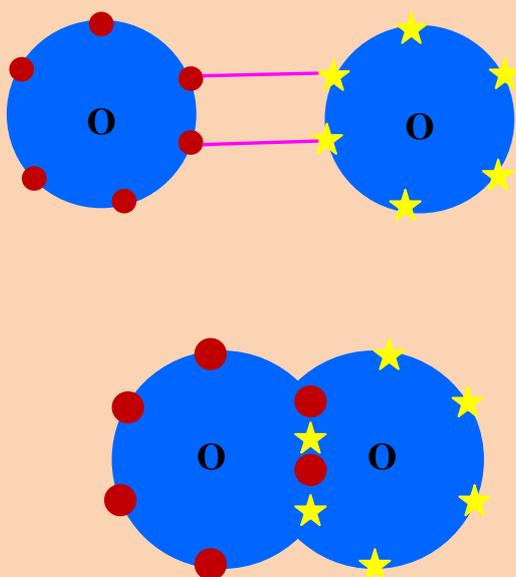


Si unimos las dos reacciones de ionización:



Se forman dos aniones y por lo tanto se repelen. **No** se pueden unir por **Enlace Iónico**.

Se producirá **Enlace Covalente**, mediante la compartición de **dos pares de electrones**



En diagrama de Lewis:



Cada segmento representa un **par de electrones**. Los de color **negro** son los **Pares Enlazantes** correspondientes a la doble compartición y mantienen **unidos los dos átomos de Oxígeno**. Los **amarillos** y **rojos** son los pares de electrones **No Enlazantes**.

Podemos encontrarnos con una **Triple Compartición**. Es el caso de la molécula del **gas Nitrógeno, N₂**.

Como en el caso del Cl_2 , O_2 , el **Nitrógeno** no se puede unir a otro átomo de **Nitrógeno** mediante **Enlace Iónico**. Existe por tanto una **compartición de electrones**.

Molécula de N_2

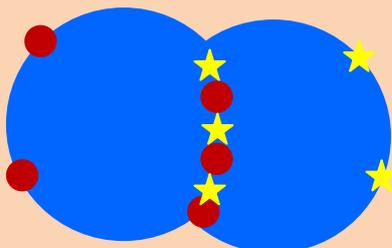
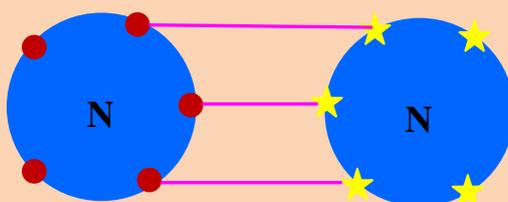
Constituida por dos átomos de Nitrógeno.

1º **Átomo de nitrógeno**: $Z_{\text{N}} = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$ Capa de **Valencia**

En dicha capa de VALENCIA hay 5 e-, **el átomo de nitrógeno tomará 3 e-** y completar su **Octeto**.



El 2º **átomo de Nitrógeno** hará lo mismo que el primero, se constituirán dos aniones N^{-3} que **se repelen** y por lo tanto el enlace que une los dos átomos **no puede ser Iónico**. Se trata de un **Enlace Covalente** (compartición de electrones).



El átomo de la derecha y el de la izquierda por la **triple** compartición electrónica consiguen sus 8 electrones.

Los dos átomos de Nitrógeno, mediante estas **tres** comparticiones, tienen sus 8 e⁻. Existirán 6 e⁻ que **pertenecerán** a los dos átomos de Nitrógeno.

La molécula de N₂ la podemos esquematizar de la forma:



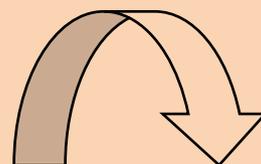
Los **segmentos negros** representan las **tres comparticiones**, es decir, son los **Pares de Electrones Enlazantes**. Los **segmentos rojo y amarillo** los **Pares de Electrones No Enlazantes**.

Veamos la unión de átomos en la molécula del Tricloruro de Fósforo, **PCl₃**.

DATOS: Z_P = 15 ; Z_{Cl} = 17

Átomo de Fósforo: Z_P = 15 → 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p³
5 e⁻ en capa de Valencia

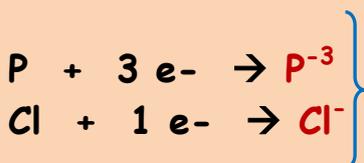
El átomo de fósforo tomará **tres electrones** para conseguir su **Octeto**. La reacción de ionización es:



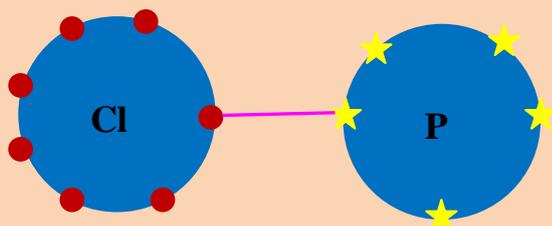
El átomo de Cloro tiene 7 e⁻ en su última capa y **tenderá a tomar 1 e⁻ para conseguir su Octeto**. La reacción de ionización es:



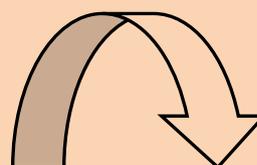
Si unimos las dos reacciones de ionización:

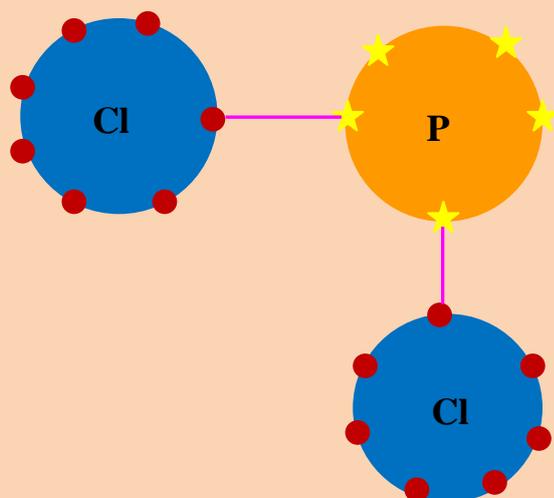


Obtenemos dos **iones de la misma carga eléctrica**. No pueden unirse por **enlace Iónico**. Tendrán que unirse mediante **enlace Covalente**.

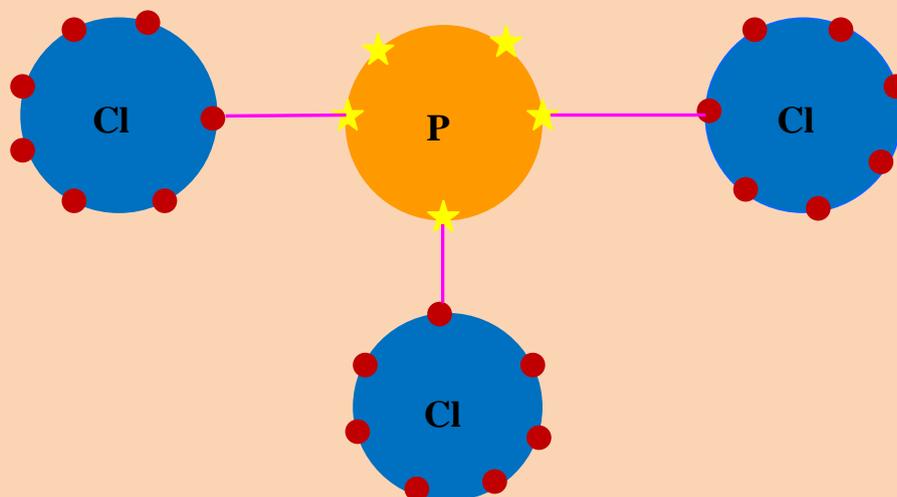


Con esta compartición el **átomo de Cloro tiene sus 8 e⁻** pero el **átomo de fósforo sólo tiene 6 e⁻**. No podemos realizar **otra compartición** entre estos dos átomos puesto que el **Fósforo tendría 7 e⁻** (para el fósforo es bueno) pero el **Cloro tendría 9 e⁻**, que **No puede Ser PORQUE nos Pasamos de 8 e⁻**. Lo que haremos es introducir en la estructura un **átomo de Cloro más**:

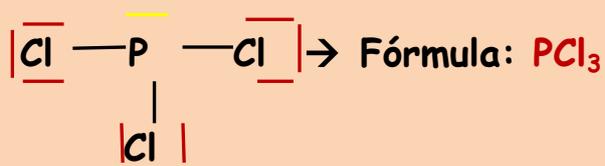




El nuevo átomo de **Cloro** tiene sus **8 e-**, pero el átomo de **Fósforo** tiene **7 e-**, le falta **uno** para completar su **OCTETE**. No se puede hacer una doble compartición porque el **Cloro** pasaría a tener **9 e-** que sabéis que no puede ser. La solución está en **añadir un nuevo átomo de Cloro**, quedando la estructura de la forma:



El Nuevo átomo de **Cloro** tiene **8 e-** y con esta **tercera compartición**, el átomo de **Fósforo** consigue sus **8 e-**. Podemos hacer un esquema de la molécula donde se determinen los enlaces covalentes y los Octetos de los cuatro átomos (tres de Cloro y uno de Fósforo):



Los segmentos **negros** representan los pares de electrones compartidos, es decir, los **Pares de Electrones Enlazantes**. Los segmentos **rojos** corresponden a los **Pares de Electrones No Enlazantes** del átomo de Cloro y el segmento **amarillo** el **Par No Enlazante** (par SOLITARIO) del átomo de Fósforo.

Ejercicio resuelto

Tipo de enlace y fórmula del cloruro de hidrógeno.

$$Z_{\text{Cl}} = 17 ; Z_{\text{H}} = 1$$

Resolución

Átomo de cloro: $Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (7 e- en la última capa)

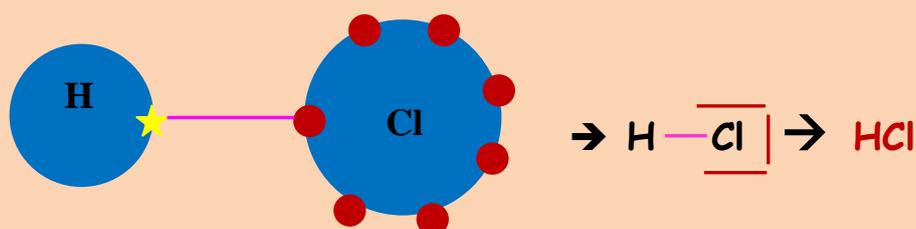
Siete electrones en la última capa, tenderá a captar uno y completar sus 8 e-:



Átomo de hidrógeno: $Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1$

El Hidrógeno es especial. Nos han dicho que se puede colocar en el grupo **I - A (1)** y en el grupo **VII - A (17)**. Si se va a unir con un elemento **de la izquierda del S.P**, lo hará mediante **Enlace Iónico**. Si se une a un **átomo de la derecha del S.P** lo hará mediante un **Enlace Covalente**.

En el caso de que el Hidrógeno se una a un átomo de la derecha del S.P., caso del Cloruro de Hidrógeno, **buscará los dos electrones** (estructura de gas noble He), **que le dan estabilidad mediante compartición electrónica con el átomo de cloro:**



Me parece que después de todos los **ejemplos vistos** sobran las palabras para que **entendáis** como se ha producido la molécula del **HCl**.

Ejercicio resuelto

Explicar tipo de enlace y fórmula del hidruro de sodio.

DATOS: $Z_{\text{Na}} = 11$; $Z_{\text{H}} = 1$

Resolución

Átomo de sodio: $Z_{\text{Na}} = 11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$

Un electrón en la última capa, lo cederá y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:

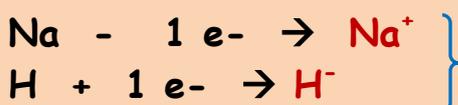
$\text{Na} - 1 e^- \rightarrow \text{Na}^+ (1)$

Átomo de hidrógeno: $Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1$

Un e⁻ en la última capa, tenderá a tomar un electrón lo que sumarían **dos**, que son los electrones que tiene el gas **He** que es un gas noble y es **totalmente estable**:



Unimos las dos reacciones de ionización:



Iones de carga eléctrica de signo opuesto. Se produce la unión electrostática y se unen mediante **Enlace Iónico**.



Fórmula: **NaH**

4.- ¿Cómo sabemos cuando un átomo cede o capta electrones?

- a) Si el átomo tiene en su última capa de la **Corteza Electrónica** de **1 a 3** electrones **TENDERÁ A CEDER ELECTRONES**.
- b) Si el átomo tiene en su última capa de la **Corteza Electrónica** de **5 a 7 e⁻** **TENDERÁ A CAPTAR ELECTRONES**.
- c) Los **Gases Nobles**, grupo VIII - A (18) del S.P., no **TOMAN** y no **CEDEN ELECTRONES**. La razón consiste en que todos ellos tienen ya los **OCHO** electrones,

menos el **Helio** que tiene **DOS** pero que también proporciona estabilidad a los átomos.

- d) En el caso del grupo **IV - A** (14) [C, Si, Ge, Sn y Pb], encontramos diferencias entre los elementos del grupo. El **Carbono** siempre forma **Enlace Covalente**. Al bajar en el grupo aumenta el carácter metálico de los elementos químicos y aparecen los **enlaces Iónicos**.

Ejercicio resuelto

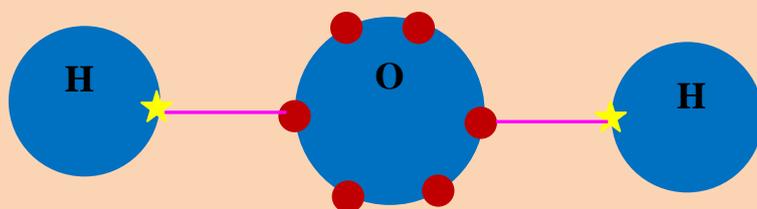
Determinar tipo de enlace y fórmula que se obtiene cuando se unen átomos de Hidrógeno con átomos de Oxígeno.

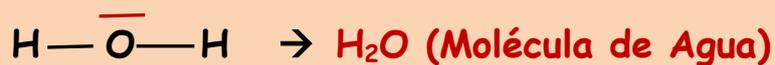
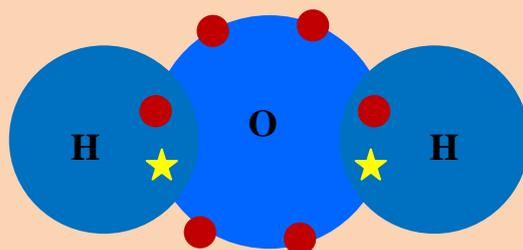
Datos: $Z_H = 1$; $Z_O = 8$

Resolución

En apartados anteriores se nos dijo que cuando el Hidrógeno se une con átomos de elementos químicos de la derecha del S.P. se produce Enlace covalente.

Un átomo de oxígeno tiene seis electrones en la última capa, por lo que le faltan dos para completarla. Es por ello que se une con dos átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales aporta su único electrón. El resultado es que se forma una molécula de agua en la que existen dos enlaces covalentes oxígeno-hidrógeno.





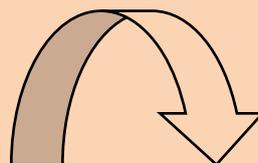
Ejercicio resuelto

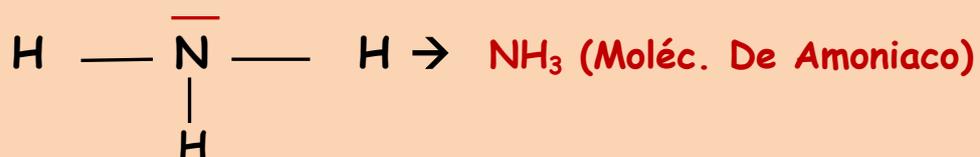
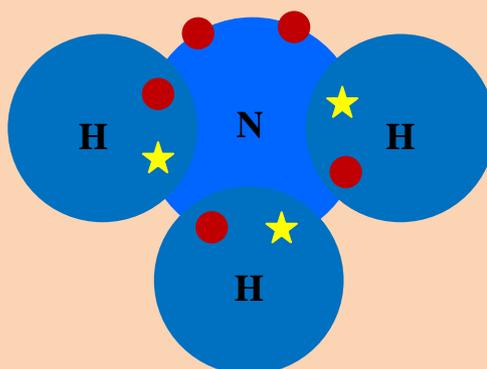
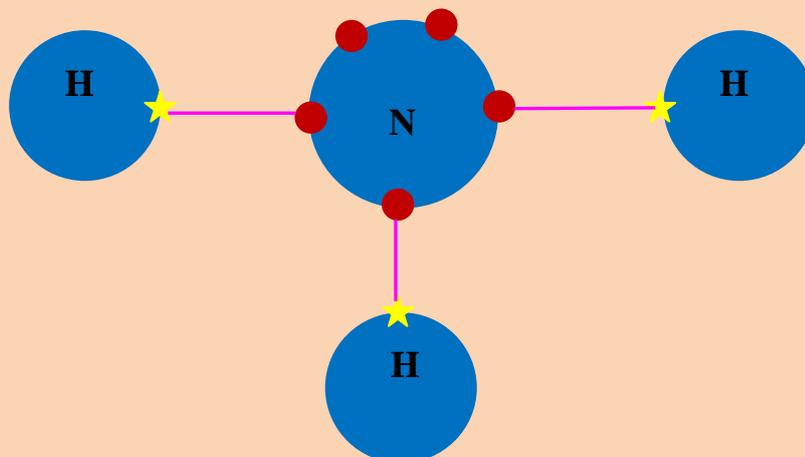
Determinar tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de Hidrógeno con átomos de Nitrógeno.

Resolución

Como se dijo en el ejemplo anterior la unión entre átomos de Hidrógeno y de Nitrógeno se realiza mediante Enlace Covalente.

El átomo de nitrógeno tiene cinco electrones en su última capa. Para completarla necesita tres electrones más. Por esta razón se une a tres átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales aporta su único electrón. El resultado es que se forma una molécula de amoníaco en la que hay tres enlaces covalentes nitrógeno-hidrógeno. La molécula de amoníaco es NH_3 :



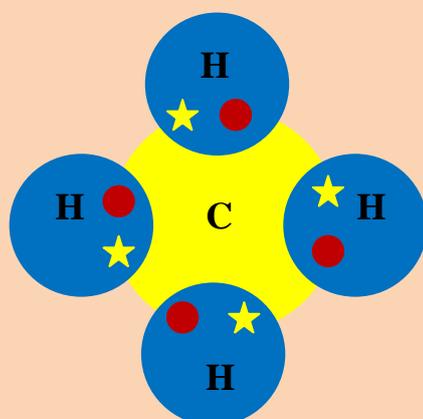
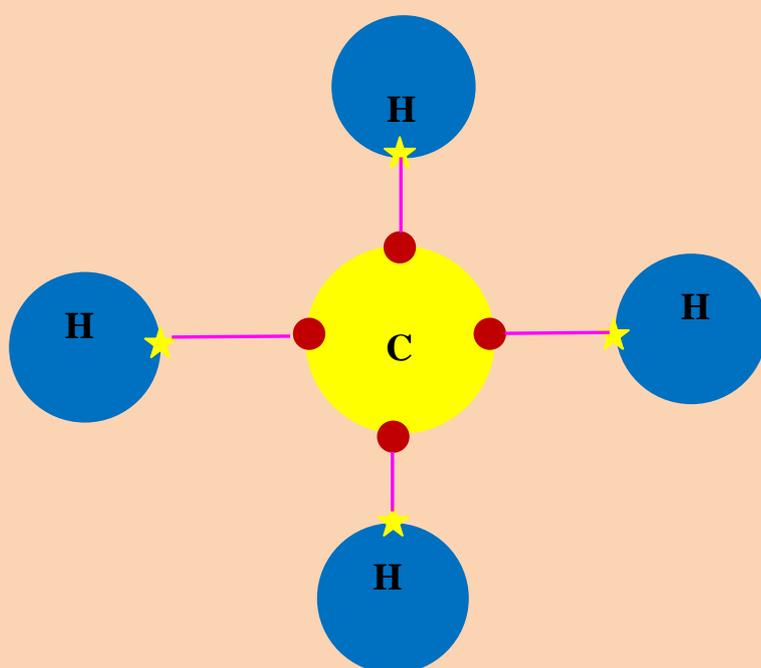


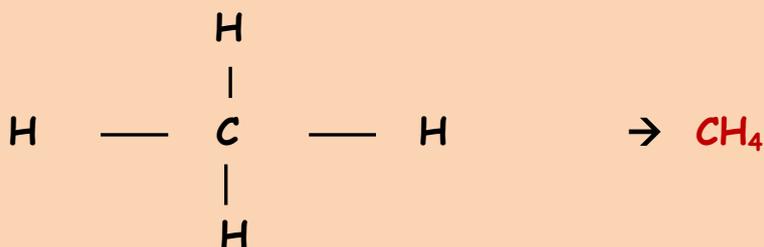
Ejercicio resuelto

Determinar tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de Hidrógeno con átomos de Carbono.

Resolución

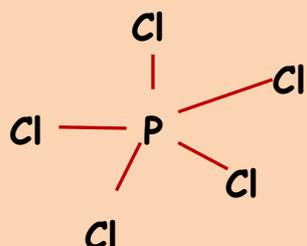
El carbono tiene cuatro electrones en su última capa, por lo que para llegar a completar esta capa con ocho electrones necesita otros cuatro. Por tanto, formará cuatro enlaces covalentes con otros tantos hidrógenos, cada uno de los cuales aporta su único electrón. Por tanto, en la molécula de metano hay cuatro enlaces covalentes carbono-hidrógeno. Su fórmula es CH_4 .



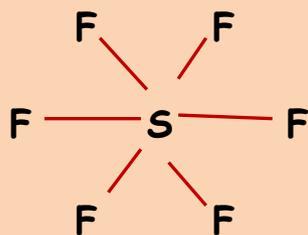


5.- Ampliación de la Regla del Octeto

En todos los ejemplos vistos, menos en la molécula de H_2O , todos los átomos tienen 8 e-, es decir, su Octeto está completo. La Regla del Octeto se aplica muy bien para los elementos del 2º Periodo. En la capa de valencia de estos elementos pueden existir orbitales "s" y "p", que en total pueden tener ocho electrones y nos diría que el número máximo de enlaces covalentes que pueden realizar es de CUATRO. Esta regla del Octeto se aplica estrictamente a los elementos que solo disponen de cuatro orbitales. Pero algunas moléculas tienen átomos capaces de formar cinco o seis enlaces covalentes, en cuyo caso dicho átomo se rodea de cinco o seis pares de electrones enlazantes. Dicho de otra forma, el Octeto de Lewis no es la Panacea para el Enlace Covalente. Hay caso en donde nos pasamos de 8 e- y otro donde no llegamos. En las moléculas, totalmente estables, del PCl_5 y SF_6 hay una Ampliación del Octeto de Lewis:

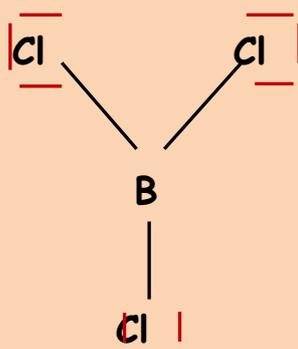
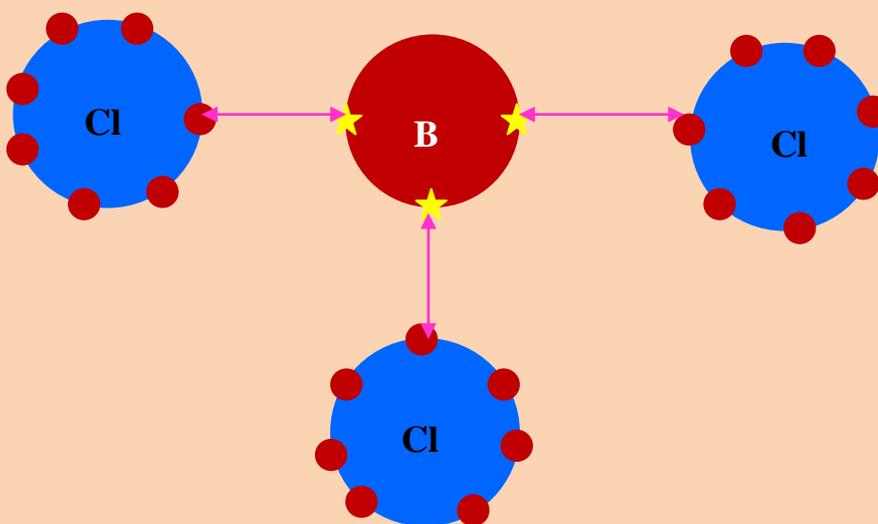


Los átomos de Cloro tienen sus 8 e- pero el Fosforo se encuentra rodeado de 5 pares de electrones enlazantes lo que implica 10 e-.

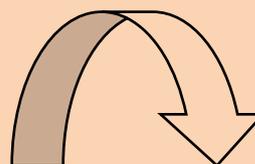


Los átomos de **Flúor** tienen **8 e-** pero el átomo de **Azufre** se rodea de **6 pares de electrones enlazantes** que implican **12 e-** rodeando a dicho átomo de **Azufre**.

Hay otros casos como la molécula de **Cl₃B** en donde el átomo de **Boro** no llega a los **8 e-** :



Los átomos de **Cloro** tienen **8 e-** pero el **Boro** solo ha conseguido **6 e-**.



6.- Limitaciones de la Compartición Electrónica de Lewis

La interpretación que se ha dado del **Enlace Covalente** como una **Compartición** de electrones es una imagen **Sencilla** e **intuitiva** de la forma de este tipo de enlace, pero en realidad muy **Imperfecta**, pues nada nos dice acerca de cuestiones como:

- 1.- **Distancia entre átomos unidos.**
- 2.- **De la fuerza del enlace.**
- 3.- **De la dirección en el espacio de dicho enlace.**

Hoy sabemos que los **enlaces covalentes** están dirigidos según **ciertas direcciones** que determinan la configuración espacial de la molécula.

7.- El Enlace Covalente y la Mecánica Ondulatoria

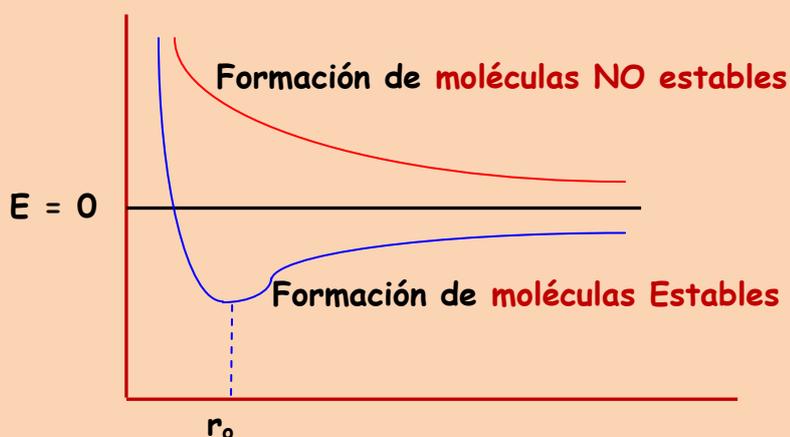
La **Mecánica Ondulatoria** [Schrödinger (1887-1961)], físico austriaco que inventó la **mecánica ondulatoria** en 1926, y que fue formulada **independientemente** de la **mecánica cuántica**. Al igual que esta última, la **mecánica ondulatoria** describe **matemáticamente** el comportamiento de los **electrones** y los **átomos**. Pero su ecuación medular, conocida como ecuación de Schrödinger, se caracteriza por su simpleza y precisión para entregar soluciones a problemas investigados por los físicos y trata de dar respuesta a las deficiencias del método de **compartición electrónica de Lewis**. Proporciona un enfoque más científico y **adaptado a los modelos atómicos** ya establecidos. La **Mecánica Ondulatoria** utiliza dos métodos para el tratamiento del **Enlace Covalente**:

- 1.- El método de **Enlace Valencia**
- 2.- El método de **Orbital Molecular**

7.1.- Método de Enlace Valencia

El método de **Enlace Valencia** fue establecido por **Heitler y London**.

Consideraremos la formación de la molécula de **Hidrógeno**, a partir de dos átomos de este elemento. Cada uno de los átomos de Hidrógeno tiene un electrón ($1s^1$). Cuando se unen los átomos, las fuerzas coulombianas **de atracción operan de tal forma que reducen la energía del sistema**, es decir, existe una **tendencia hacia un sistema más estable**.
Energéticamente:



Esta energía llega a ser mínima a una cierta distancia " r_0 " que es la **distancia internuclear dentro de la molécula estable**. Al acercarse más los átomos las **fuerzas electrostáticas de repulsión** operan de tal manera que hacen es que el **enlace sea más inestable**.

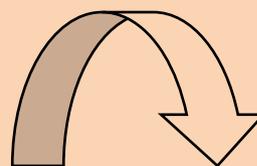
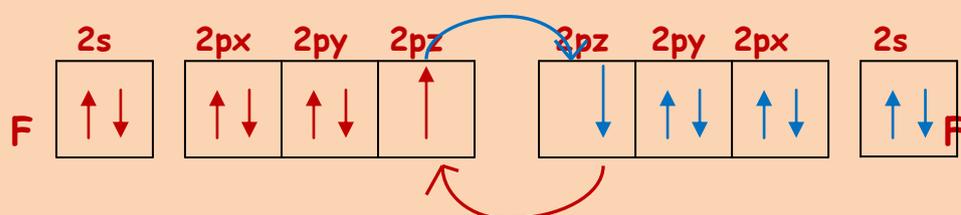
En cualquier caso, la formación de un **enlace estable** requiere que los **electrones de valencia** se unan de tal forma que sus

spines sean opuestos (antiparalelos). Cuando los spines son paralelos la curva de energía no presenta un mínimo de energía y no se forma un enlace estable.

En el caso de un enlace estable lleva una mayor densidad electrónica entre los dos núcleos, lo que indica que los dos electrones están localizados ahí. De otra manera, se dice que la superposición de los orbitales $1s^1$ se produce en mayor grado en el caso del enlace estable. Podemos llegar a la conclusión de que cuanto mayor es la superposición de los orbitales que participan en la formación de la unión, más fuerte es el enlace resultante.

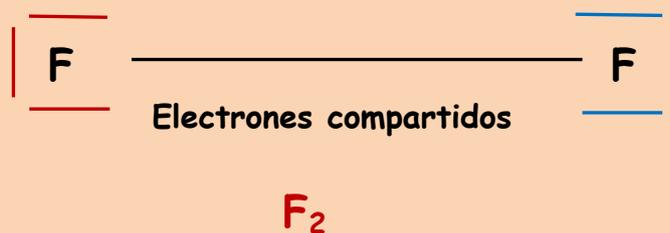
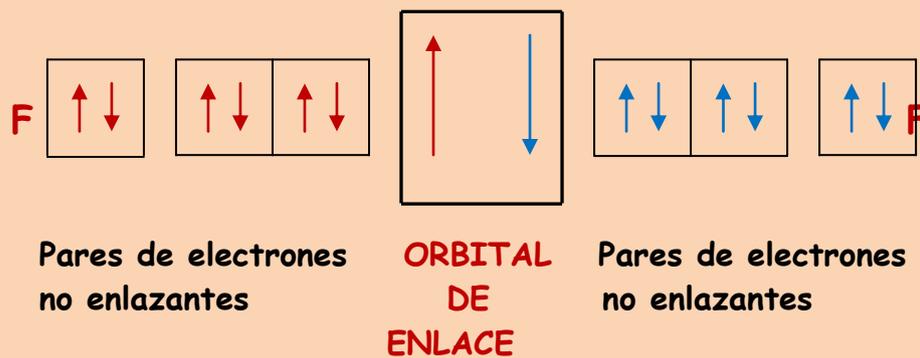
Para que nos entendamos un poco diremos que Heitler y London admitían la **Compartición** de electrones **Siempre y Cuando se dieran las condiciones de Compartición**, es decir, que **Existieran Orbitales Atómicos Semiocupados** en donde **Pudieran Entrar los Electrones a Compartir o Totalmente Desocupados** (Caso del enlace Covalente Coordinado).

Veamos la formación de la molécula de **Flúor, F_2** , mediante el método **Enlace Valencia**:



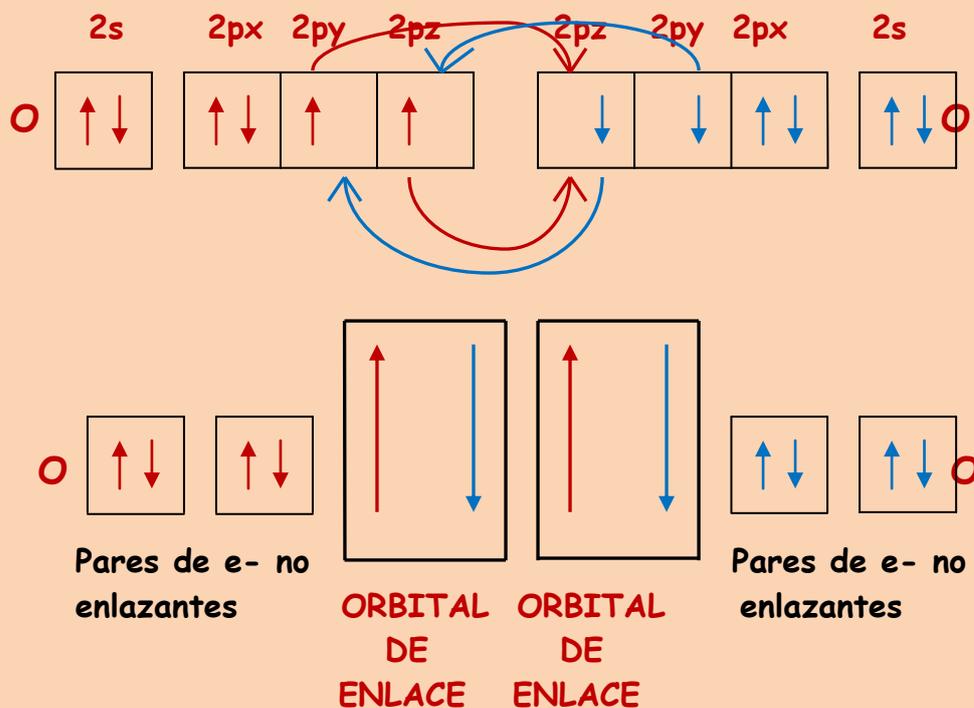
ESTRUCTURA DE LA MATERIA

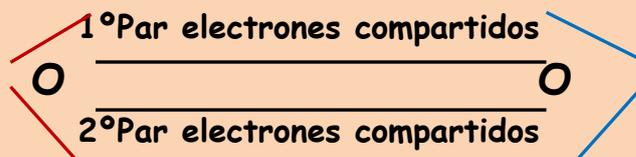
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es



En el caso de la molécula del Oxígeno, O_2 :

$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$ Capa de Valencia

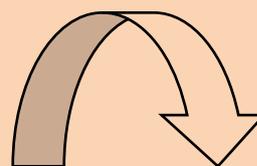
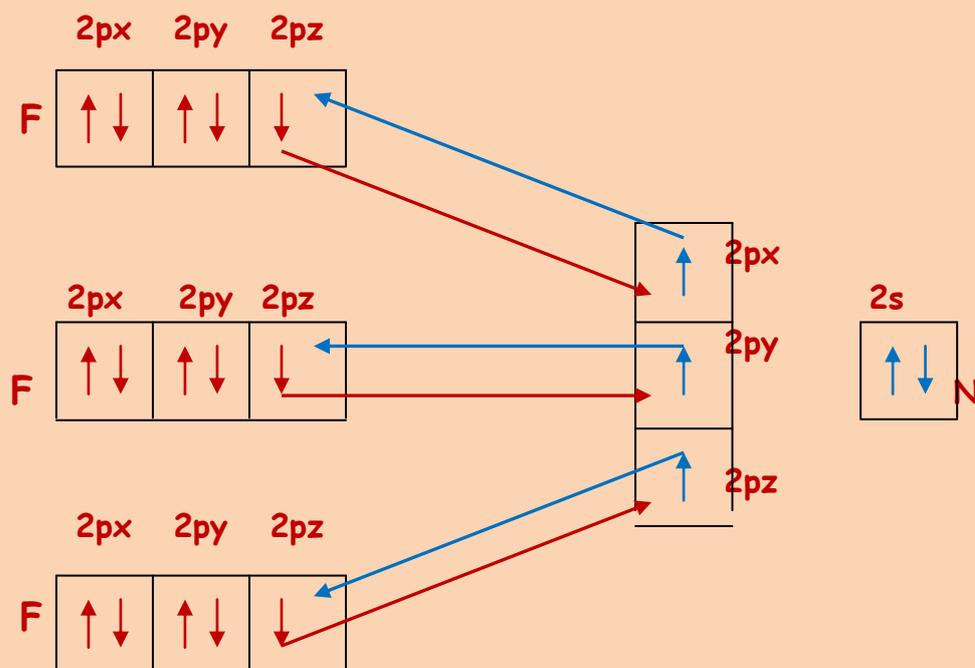


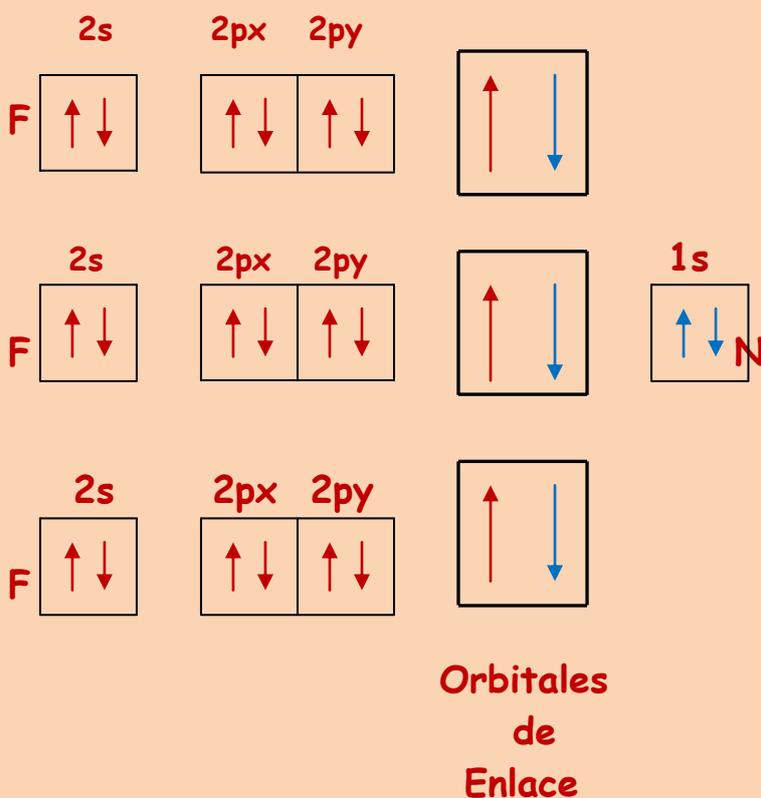


Molécula de F_3N :

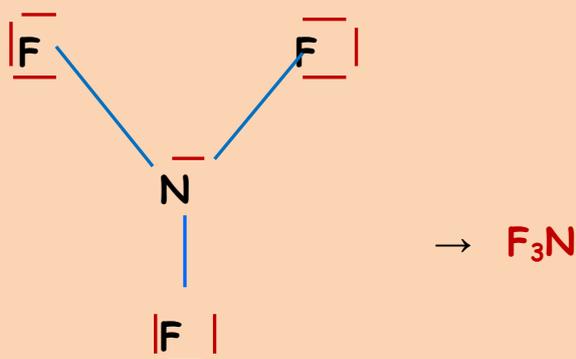
$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$

$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$





En diagrama de Lewis:



La formación de un enlace covalente mediante el método de **Enlace Valencia** cumple una serie de requisitos, tales como:

1.- Sólo se ponen de manifiesto los orbitales y electrones de la **Capa de Valencia**.

2.- La formación de un **enlace estable** requiere que los **electrones de los orbitales** que se superponen tengan **spines antiparalelos**.

La teoría del **Enlace Valencia** le ha dado al modelo intuitivo, **compartición electrónica** de Lewis un cierto **grado de científico** lo que nos permite seguir avanzando en el **Enlace Covalente** basándonos en la **Compartición Electrónica** y la **Regla del Octeto**.

7.2.- Método Orbital Molecular

Es este es un **método que amplía la Compartición Electrónica en el Enlace Covalente** y además nos servirá para entender mejor el fenómeno de la **Hibridación**.

Fue establecido por **Hund** y **Mulliken** y se basa en tomar como **base los núcleos** de los átomos enlazados, **exentos de todos los electrones**, ya en su distancia internuclear de equilibrio. Esta **estructura** posee **orbitales moleculares** de diversos **niveles energéticos** que rodean a ambos núcleos. Dichos **orbitales moleculares** se forman cuando los **átomos que van a unirse** se juntan de tal manera que los **orbitales atómicos individuales** se confunden, **pierden su identidad**, para formar **Orbitales Moleculares**.

Este método implica:

- 1.- Los orbitales de los átomos que se unen pierden su **identidad individual**
- 2.- Los electrones totales se colocan **uno por uno** en los **Orbitales Moleculares** para obtener la configuración

electrónica de la molécula, es decir, **intervienen todos los electrones que poseen los átomos** (el Método Enlace Valencia trabajaba únicamente con los electrones de valencia)

3.- Los electrones van llenando primeramente los **Orbitales Moleculares de menor contenido energético**

4.- El número de electrones en un **Orbital Molecular** se restringe por el principio de **Exclusión de Pauli** a **dos electrones de spines antiparalelos**.

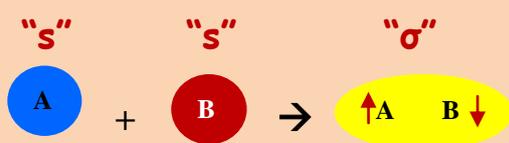
Los **Orbitales Moleculares** pueden obtenerse por **combinación** o **superposición** de **orbitales atómicos** y se clasifican en dos tipos:

a) Orbital Molecular tipo **SIGMA** (σ).

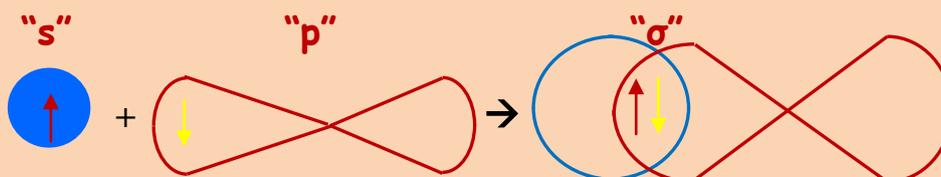
b) Orbital Molecular tipo **PI** (π)

1.- Los **Orbitales tipo σ** se pueden obtener por la combinación de orbitales atómicos puros:

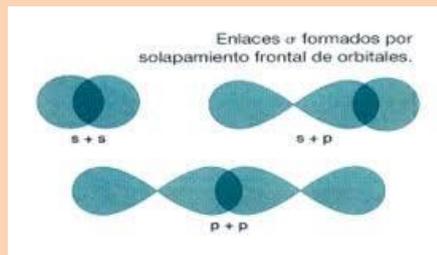
Superposición der orbitales tipo "s":



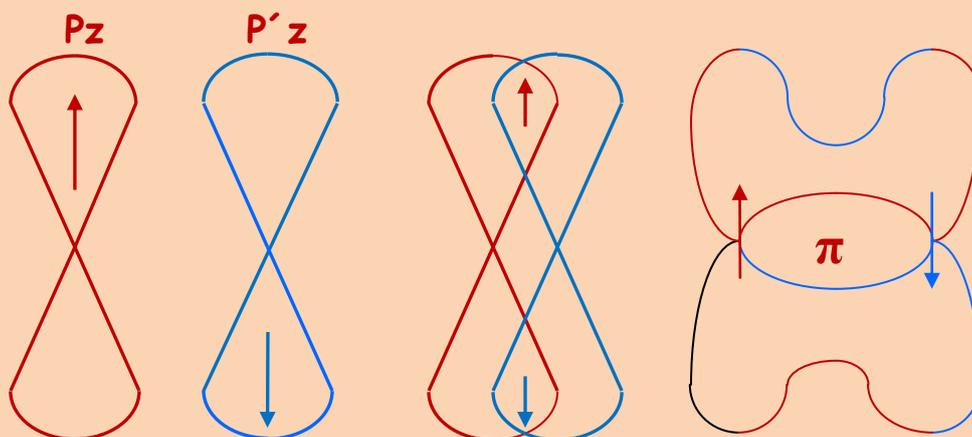
2.- Superposición de orbitales tipo "s" con orbitales tipo "p":

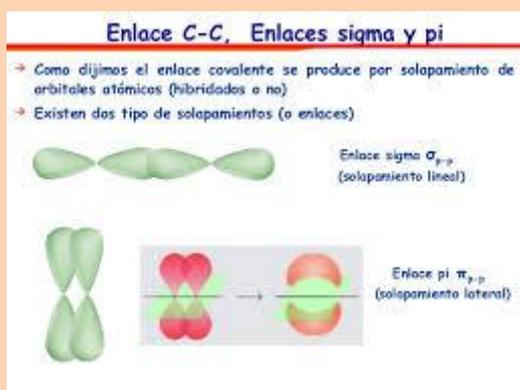


3.- Orbitales "p" colineales:



2.- Los **Orbitales Moleculares** tipo π se forman por la combinación de dos orbitales atómicos "p" paralelos entre ellos:





7.3.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo

Enlace Covalente Coordinado

<http://elfisicoloco.blogspot.com/2012/11/enlace-covalente-coordinado-o-dativo.html>

Enlace Covalente Coordinado

<https://www.lifeder.com/enlaces-covalentes-coordinados/>

Enlace Covalente Coordinado

http://www.ecured.cu/index.php/Tipos_de_enlace_covalente

Enlace Covalente Coordinado

http://aula.educa.aragon.es/datos/AGS/Quimica/Unidad_04/page_10.htm

El Enlace Covalente Coordinado, como enlace covalente que es, consiste en una **compartición de pares de electrones** pero en este caso el **par de electrones compartido** **Procede de UN MISMO ÁTOMO**.

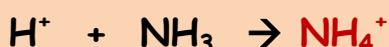
Este tipo de enlace covalente es **muy frecuente en iones**.
Vamos a ver algunos ejemplos empezando por dos cationes:

Catión Amonio, NH_4^+ :

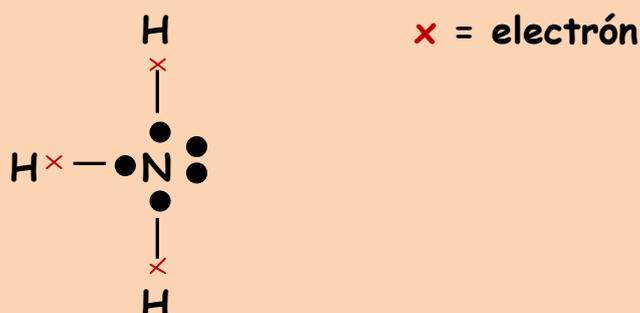
Este catión procede de la reacción:



Esta reacción se basa en la **transferencia del protón, H^+** , por parte del ácido clorhídrico, **HCl** al amoníaco, **NH_3** :



Veamos la molécula del amoníaco según Lewis:



Al nitrógeno le quedan, en su capa de valencia, **dos electrones** que no han sido compartidos.

El **protón H^+** procede de la disociación de la molécula de ácido Clorhídrico:



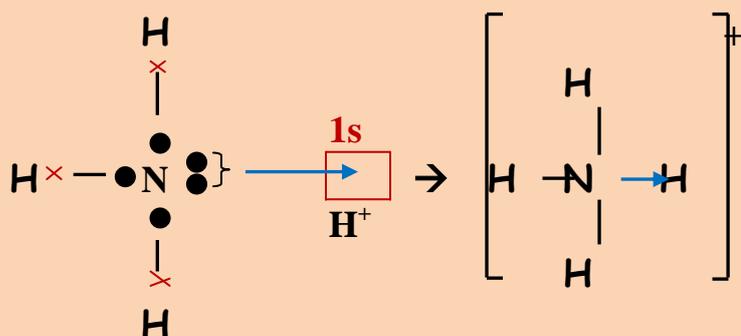
Si tenemos en cuenta que el **número atómico del hidrógeno es 1** ($Z = 1$), cuando ceda ese electrón ($1s^1$) quedará un orbital atómico "**s**" completamente vacío:

1s



El citado orbital "s" que puede **aceptar el par de electrones no enlazante del átomo de Nitrógeno.**

Si unimos el amoniaco con el protón:



La flecha en azul (\rightarrow) representa al enlace **Covalente Coordinado.**

La **flecha azul** es un segmento que indica la **compartición de un par de electrones** y la **punta de flecha** nos indica el átomo que acepta los dos electrones.

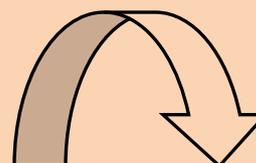
Estructura del catión Hidrónio, H_3O^+ :

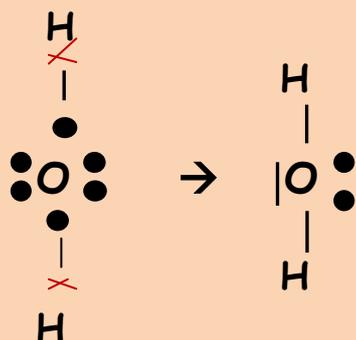
Nace de la reacción entre el ácido clorhídrico, **HCl**, y el agua, **H₂O**. Disociación del ácido Clorhídrico:



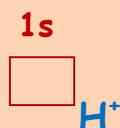
El HCl cede el protón, **H⁺**, a la molécula de agua.

Estructura de la molécula de agua según Lewis:

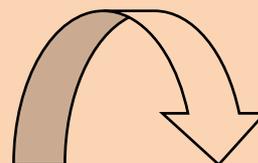
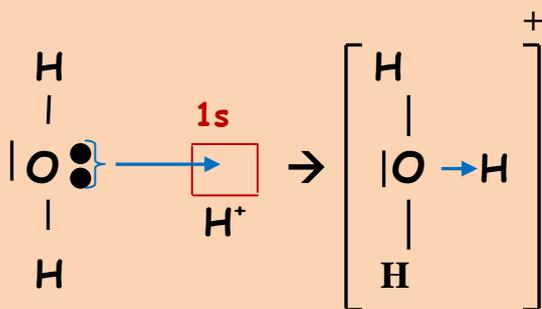




El **protón H^+** procede de la disociación del ácido Clorhídrico. Si partimos de la base de que $Z_H = 1$ el catión H^+ no posee ningún electrón en el orbital atómico tipo "s" y por lo tal está en condición de **aceptar un par de electrones** por parte de la molécula del agua.

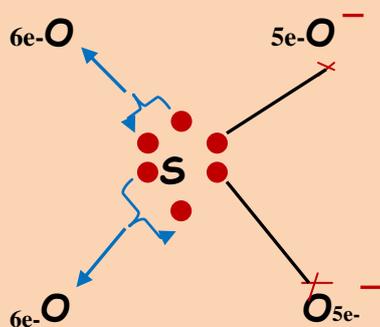


Si unimos la molécula de agua con el protón:

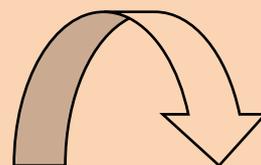


En los **aniones** también es frecuente este tipo de enlace covalente. Este es el caso del anión sulfato [Tetraoxosulfato (VI)], $(\text{SO}_4)^{2-}$:

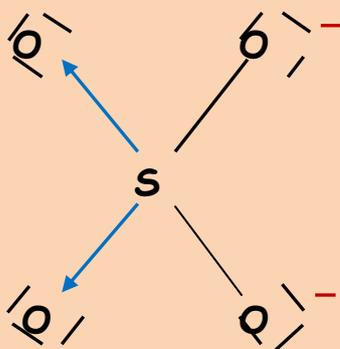
En este anión observamos la existencia de un **exceso de dos cargas negativas** y que pertenecen a todo el conjunto del **anión**. Para obtener la Estructura de Lewis de este anión, las cargas negativas, **por criterio**, se reparten **una a una** entre los átomos de Oxígeno:



Los segmentos rojos de los átomos de oxígeno de la derecha representan los dos electrones en exceso del anión. Los electrones del anión se reparten uno a uno entre los átomos de Oxígeno. Las flechas azules representan los **Enlaces Covalentes Coordinados**.



El anión sulfato también tendría su representación de la forma:



En la estructuración de los aniones los átomos de Oxígeno **nunca se unen entre sí**. Se unen con el átomo central del elemento **No Metálico**.

7.4.- Propiedades de los Compuestos Covalentes

Propiedades de los compuestos covalentes

<http://cdpdp.blogspot.com/2008/05/propiedades-de-los-compuestos.html>

Propiedades de los compuestos covalentes

<http://quimica.laguia2000.com/enlaces-quimicos/propiedades-de-los-compuestos-covalentes>

Propiedades de los compuestos covalentes

http://agrega.educacion.es/repositorio/10122014/54/es_2014121012_9131321/propiedades_de_las_sustancias_covalentes.html

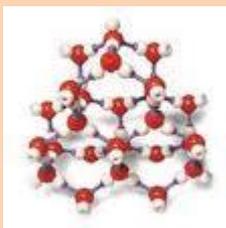
Propiedades de los compuestos covalentes

<https://sites.google.com/site/279enlaces/enlaces-covalentes/4-3-cuadro-enlaces>

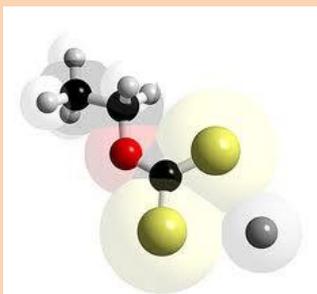
Los compuestos químicos que en su estructura posee **Enlace Covalente**, se caracterizan por:

- a) Forman auténticas **Moléculas**. Esto quiere decir que nos encontramos con entidades químicas como el **CO₂** que están constituidas por **1 átomo de Carbono** y **dos átomos de Oxígeno**.
- b) Sus puntos de **fusión** y de **ebullición** son **INFERIORES** a los puntos de fusión y ebullición de los compuestos iónicos.
- c) Son **Solubles** sólo en disolventes **Covalentes** (Tetracloruro de carbono, Tolueno....etc).
- d) No **Conducen la Electricidad** en ningún estado de agregación de la **MATERIA** (Sólido, líquido y gas).

En un cristal molecular, los puntos reticulares están ocupados por moléculas que se mantienen unidas por **fuerzas de van der Waals** y/o de **enlaces puente de hidrógeno** (se verán más adelante). El dióxido de azufre (SO₂) sólido es un ejemplo de un cristal molecular al igual que los cristales de I₂, P₄ y S₈. Con excepción del hielo, los cristales moleculares suelen empaquetarse tan juntos como su forma y tamaño lo permitan. Debido a que las fuerzas de **Van der Waals** y los enlaces **Puente de Hidrógeno** son más débiles que los enlaces iónicos o covalentes, los cristales moleculares suelen ser quebradizos y la mayoría funden a temperaturas menores de 100 °C.



Cristales de Hielo



Molécula orgánica



Estructura Covalente

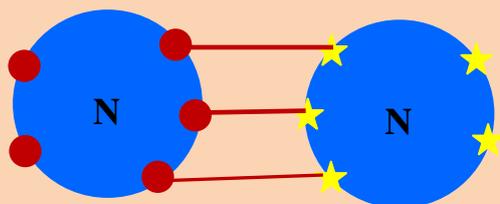
Ejercicio resuelto

El nitrógeno existe en la naturaleza en forma molecular (N_2)
¿Qué clase de enlace presenta?. Haz un modelo de dicho
enlace mediante la notación de Lewis.

Solución:

El nitrógeno es un elemento no metálico, por lo que el enlace
entre átomos de este elemento para formar la molécula debe
ser **covalente**. Si observas la distribución electrónica de su
capa de valencia verás que tiene **cinco electrones** y dado que
al formar enlace con otro átomo de nitrógeno debe verificar

la regla del octeto, deben compartir tres pares de electrones (cada uno aporta tres electrones). De esta forma cada átomo de nitrógeno queda con su capa más externa con OCHO electrones.



Ejercicio resuelto

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.

Resolución

- a) **Verdadero**. Tanto en el Enlace Iónico como en el Covalente la formación del compuesto Iónico y del compuesto Covalente tienen su punto de partida en átomos aislados. Otra pregunta sería ¿Cómo se encuentran los compuestos Iónicos y compuestos Covalentes en la naturaleza?. Se encuentran como

asociaciones de átomos. Solo los gases Nobles se encuentran en la Naturaleza como átomos aislados.

- b) **Falso**. Se transfieren electrones
- c) **Verdadero**. Caso de la molécula de O_2 y N_2 . Se forman enlaces dobles y triples
- d) **Verdadero**. La fuerza entre átomos del enlace covalente es muy débil por lo que fácilmente pasan a estado gas.
- e) **Falso**. Nunca en estado sólido

Ejercicio resuelto

Indica qué tipo de enlace se establecerá entre los siguientes elementos: a) Flúor con Flúor b) Flúor con Oxígeno c) Oxígeno con Oxígeno

d) Cloro y Azufre.

DATOS: $Z_F = 9$; $Z_O = 8$; $Z_{Cl} = 17$; $Z_S = 16$

Resolución

Con el fin de minimizar el ejercicio aprendamos las siguientes reglas nemotécnicas:

- a) Cuando se unen elementos de la derecha del S.P. (metales) con elementos de la izquierda del S.P. (no metales) el enlace que se constituye es **Enlace Iónico**
- b) Cuando se unen elementos de la izquierda del S.P. con elementos de la izquierda del S.P. (no metales) el enlace que se constituye es **Enlace Covalente**
- c) Cuando se unen elementos de la izquierda del S.P. (metales) el enlace que se constituye es **Enlace Metálico**

a) Flúor con Flúor b) Flúor con Oxígeno c) Oxígeno con Oxígeno d) Cloro y Azufre.

DATOS: $Z_F = 9$; $Z_O = 8$; $Z_{Cl} = 17$; $Z_S = 16$

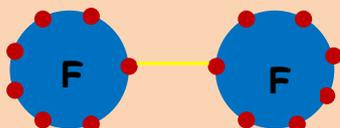
a)

Flúor y Flúor

$$Z_F = 9$$

Configuración electrónica del átomo de Flúor:

$Z_F = 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Grupo 17 o (VII - A). Electrones de valencia 7. Unión de los dos átomos mediante **Enlace Covalente**.



Con una sola compartición los dos átomos de Flúor consiguen su Octeto.

Diagrama de Lewis:



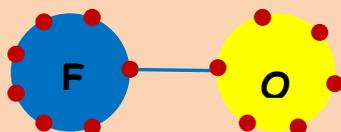
Fórmula: F_2

b)

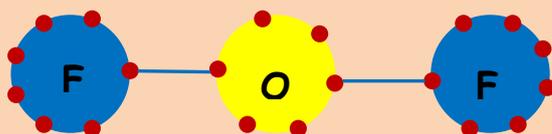
Flúor y Oxígeno

$Z_F = 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Grupo 17 o (VII - A). Electrones de valencia 7.

$Z_o = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Grupo 16 o (VI - A). Electrones de valencia 6.



Con una sola compartición el átomo de Flúor consigue sus 8 e- pero el átomo de Oxígeno solo consigue 7 e-. Se debe producir otra compartición para que el Oxígeno obtenga sus 8 e-. Esta segunda compartición no se puede constituir con el átomo de Flúor pues este conseguiría 9 electrones. Debemos introducir al sistema un átomo de Flúor más:



Con la nueva compartición los tres átomos consiguen su Octeto.

Diagrama de Lewis:



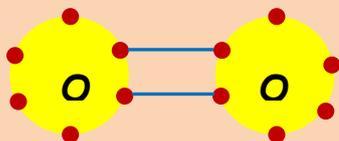
Fórmula: F_2O

c)

Oxígeno y Oxígeno

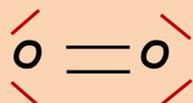
En la cuestión anterior se demostró que el Oxígeno pertenece al grupo 16 o (VI - A) y tiene 6 e- de valencia.

Entre los átomos de Oxígeno se constituye un Enlace Covalente:



Con esta doble compartición los átomos de Oxígeno consiguen sus 8 e-.

Diagrama de Lewis:



Fórmula: O_2

d)

Cloro y Azufre

El Cloro pertenece al Grupo 17 o (VII - A)

$Z_s = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ Grupo 16 o (VI - A).
Electrones de Valencia 6

La situación es la misma que en la unión entre Flúor y Oxígeno:

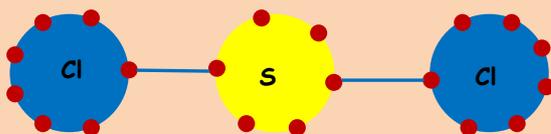
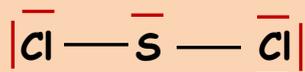


Diagrama de Lewis:



Fórmula: Cl_2S

Ejercicio resuelto

El dióxido de carbono, CO_2 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?

DATOS: $Z_c = 6$; $Z_o = 8$

Resolución

Al proporcionarnos la fórmula del compuesto, CO_2 , sabemos que se trata de una molécula formada por dos átomos, iguales o distinto, en nuestro caso, de Oxígeno y uno de Carbono.

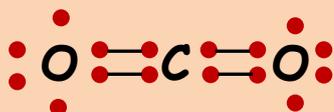
$Z_c = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$ Grupo 14 o (IV - A). Cuatro electrones de valencia. Elemento No metálico

$ZO = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Grupo 16 o (VI - A). Seis electrones de valencia. Elemento No metálico

Entre elementos No metálicos se constituye un enlace Covalente.

Para obtener la estructura de Lewis pondremos el átomo menos numeroso rodeado del más numeroso

Diagrama de Lewis:



Ejercicio resuelto

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.

a) Hidrógeno → No Metal

Oxígeno → No Metal

Enlace Covalente

b) Aluminio → Elemento Metálico

Oxígeno → " No Metálico

Enlace Iónico

c) Potasio → Elemento Metálico

Azufre → Elemento No Metálico

Enlace Iónico

d) Azufre → Elemento No Metálico

Cloro → " No Metálico

Enlace Covalente

Ejercicio resuelto

El amoníaco tiene por fórmula (NH₃) ¿Qué clase de enlaces presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

DATOS: Z_N = 7 ; Z_H = 1

Resolución

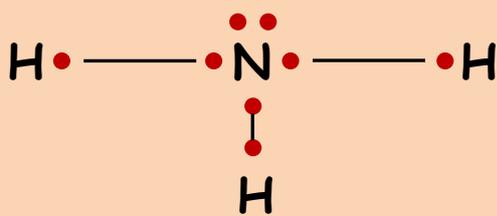
$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ Grupo 15 o (V - A) \rightarrow 5 Electrones de valencia \rightarrow Elemento No metálico

$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow$ Grupo 1 o (I - A) \rightarrow Un electrón de valencia \rightarrow Elemento No metálico

Enlace en la molécula **Covalente**.

Recordar: El átomo menos numeroso rodeado del más numeroso.

Estructura de Lewis:



Ejercicio resuelto

Establecer la estructuras de Lewis en los aniones a) Anión Trioxonitrato V, $(\text{NO}_3)^-$; b) Anión Tetraoxosulfato VI $(\text{SO}_4)^{2-}$.

Resolución

a) $(\text{NO}_3)^-$

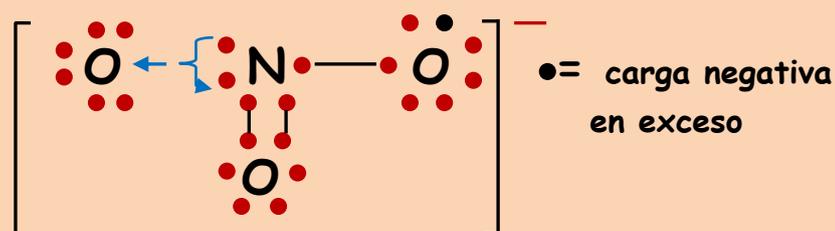
Consideraciones:

1.- El átomo menos numeroso se rodea del más numeroso

2.- Las cargas negativas en exceso se unen a los átomos de Oxígeno. Una carga negativa para cada Oxígeno

$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow 5$ electrones de valencia

$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ electrones de valencia



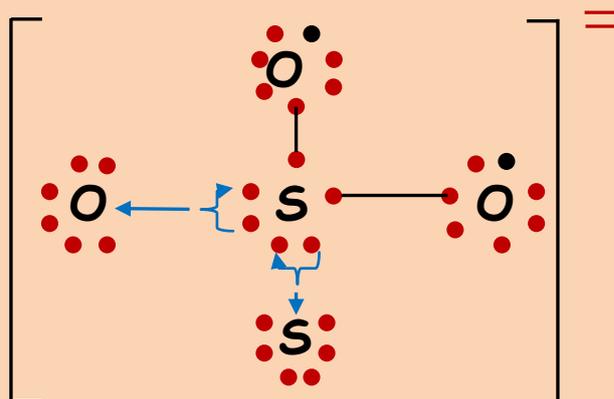
← = Enlace Covalente Coordinado

Contar electrones por átomo y comprobareis que les rodean 8 e- a cada uno de ellos.

b) $(SO_4)^{2-}$

S $\rightarrow 6$ e- de valencia

O $\rightarrow 6$ e- de valencia



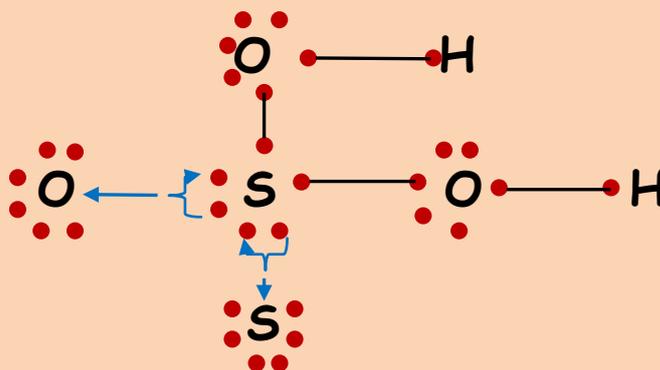
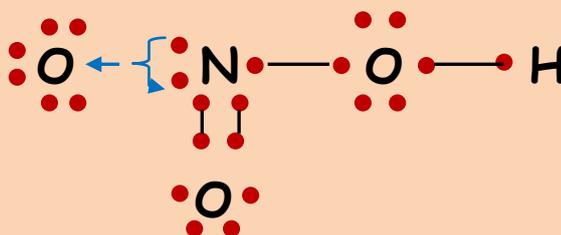
Ejercicio resuelto

Determinar la estructura de Lewis de los ácidos HNO_3 y H_2SO_4 .

Resolución

Tenemos conocimiento del tema como para establecer los electrones de valencia de los átomos.

Los átomos de Hidrógeno se unen a los átomos de Oxígeno. Un átomo de Hidrógeno por átomo de Oxígeno.



7.5.- Enlace Covalente Polar

Enlace covalente Polar

http://medicina.usac.edu.gt/quimica/enlace/Enlace_Covalente_Polar.htm

Enlace covalente Polar

<http://www.buenastareas.com/ensayos/Enlace-Covalente-Polar/878292.html>

Enlace covalente Polar

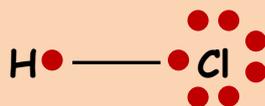
<http://www.uhu.es/quimiorg/covalente4.html>

Estudiamos la molécula del **cloruro de hidrógeno**, **HCl**:

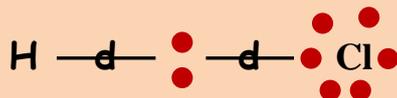
$Z_{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7 e^-$ en su Capa de Valencia

$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1 e^-$ en su Capa de Valencia

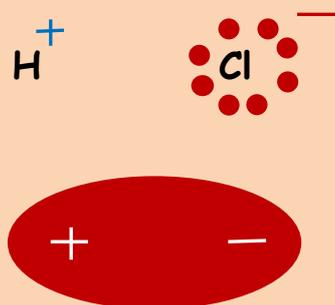
Cuando el **Hidrógeno** se une a un elemento de la **derecha del S.P** (Elemento No Metálico) lo hace mediante **Enlace Covalente**.



En un principio la **pareja de electrones compartidos** se encuentran a igual distancia del **Hidrógeno** y del **Cloro**:



El Cloro es **mucho más electronegativo** (capacidad para captar electrones) que el Hidrógeno y el **par de electrones compartidos se desplazan hacia el Cloro**. Quedando el Hidrógeno (solo tenía 1 e^- y se lo han quitado) con **densidad de carga eléctrica positiva** y el cloro que tenía 7 e^- y ahora tiene 8 e^- **se cargará con densidad de carga negativa**:



La molécula del Cloruro de Hidrógeno se ha **polarizado** debido a la gran diferencia de **Electronegatividad** entre los átomos que lo forman, el **Cloro** y el **Hidrógeno**.

Como resultado del desplazamiento electrónico una molécula, que en principio no tendría que tener cargas eléctricas puesto que la unión se ha producido mediante Enlace Covalente, **adquiera propiedades de los compuestos polares**. Estas moléculas reciben el nombre de **Dipolo** o **Molécula POLAR**.

La fuerza de un Dipolo se mide por su "**Momento Dipolar**"(μ), que se define como "**El producto de la magnitud de la carga desplazada por la distancia entre núcleos atómicos**".

$$\mu = \delta \cdot e \cdot d$$

δ = Fracción de carga desplazada

e = Carga del electrón

d = Distancia entre núcleos

La unidad del Momento Dipolar recibe el nombre de **Debye**, y tiene una equivalencia con el u.e.e.:

$$1 \text{ Debye} = 10^{-18} \text{ u.e.e.}$$

$$1 \text{ C} = 2,997 \cdot 10^9 \text{ u.e.e}$$

En las **moléculas diatómicas**, en las que sólo hay un **enlace**, el **momento dipolar** puede asociarse con el carácter **iónico del enlace**.

Si denominamos por "X" la **electronegatividad** de un átomo podemos establecer, en base a la **diferencia de electronegatividades de los átomos** que forman el enlace, un **% de carácter iónico del mismo**:

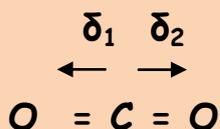
$$X_A - X_B = 1,2 \rightarrow 25 \% \text{ de carácter iónico}$$

$$X_A - X_B = 1,9 \rightarrow 50 \% \text{ de carácter iónico}$$

$$X_A - X_B = 2,6 \rightarrow 75 \% \text{ de carácter iónico}$$

Cuando el par de electrones compartidos se encuentra a **igual distancia de los átomos que forman el enlace covalente no existe polaridad en la molécula**. El enlace Covalente se llama **Enlace Covalente Apolar**. En este tipo de moléculas las distribuciones de carga eléctrica, las positivas y negativas, son **Simétricas**, resultando un **Momento Dipolar NULO** y por lo tanto las **moléculas serán apolares**. Este es el caso de moléculas como H_2 , O_2 , Cl_2 , es decir, moléculas diatómicas pero del **mismo elemento químico**.

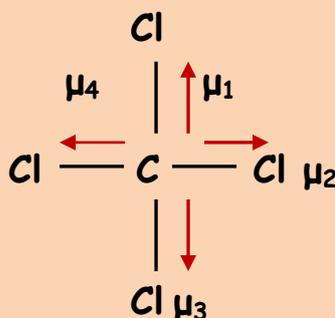
En moléculas en donde existen varios enlaces covalentes con momentos **dipolares parciales**, el momento dipolar resultante **puede ser nulo debido a la compensación entre dichos momentos dipolares parciales**. Este se puede entender mejor si le damos al **Momento Dipolar** un cierto **carácter vectorial**. Recordar que vectores del mismo módulo, misma dirección pero sentido contrario tenían **una resultante nula**. Este podría ser el caso de moléculas como CO_2 y Cl_4C :



$$\delta_1 = \delta_2$$

$$\delta_T = 0$$

Recordar que el Oxígeno es más electronegativo que el Carbono.



$$\mu_1 = \mu_3 \rightarrow \mu_1 - \mu_3 = 0$$

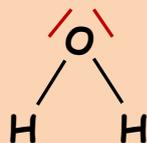
$$\mu_2 = \mu_4 \rightarrow \mu_2 - \mu_4 = 0$$

$$\mu_T = 0$$

En aquellas moléculas covalentes donde el **átomo central tenga pares de electrones no enlazantes**, estos electrones, dan **Polaridad a la Molécula**. Como ejemplos tenemos H_2O y NH_3 :

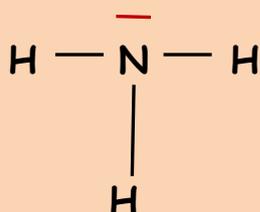
En estos dos casos (H_2O y NH_3) la **simetría de la molécula no interviene**. En la estructura de Lewis de estas dos moléculas se ponen de manifiesto los pares de electrones no enlazantes pero interviene otro fenómeno químico, más bien, una teoría sobre la geometría de las moléculas covalentes, la **Hibridación**, que tiene mucho que decir en estas dos moléculas como en otras muchas:

Según la Hibridación la molécula del agua es angular:

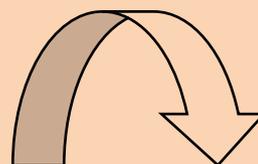
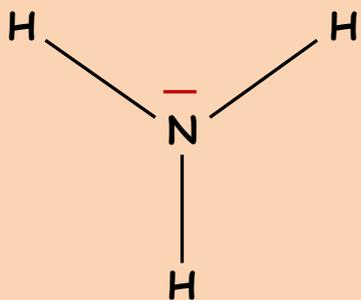


El agua, en función de su estructura de Lewis parece que se manifiesta una simetría que nos daría un $\mu_T = 0$. Pero la molécula de agua por la Hibridación es angular, no es simétrica, presentado por tanto un fuerte carácter polar.

En el caso de NH_3 según el diagrama de Lewis:



Nitrógeno proporciona carácter polar a la molécula mediante su par de electrones No Enlazantes. Pero la Hibridación nos dice que la molécula del Amoniacó es triangular plana por lo que el momento dipolar resultante será el resultado de los momentos dipolares de los enlaces $\text{H} - \text{N}$ y además el par de **electrones No Enlazantes**:



7.5.1.- Propiedades de los compuestos Covalentes Polares

Propiedades de los compuestos covalentes polares

<http://www.monografias.com/trabajos61/covalentes-polares-no-polares/covalentes-polares-no-polares2.shtml>

Propiedades de los compuestos covalentes polares

<https://lafisicayquimica.com/indicadores-sobre-propiedades-del-enlace-covalente-polar-que-necesita-saber/>

a) Entre las moléculas covalentes polares se establecen fuerzas de unión mucho más elevadas que en las moléculas de covalentes apolares. Además de las fuerzas de **Van der Waals** que mantienen unidas las estructuras sólidas aparecen las fuerzas **electrostáticas** (por la polaridad de las moléculas) que hacen posible que los **puntos de fusión y ebullición** de estos compuestos sean superiores a los de los compuestos apolares. Pero **inferiores** a la de los **compuestos iónicos**. Podemos decir que se encuentran a mitad de camino entre los iónicos y los covalentes apolares.

b) En esos compuestos también se pueden constituir **Enlaces Puente de Hidrógeno** que incrementan las fuerzas de unión entre moléculas.

c) Son más solubles en **disolventes polares**

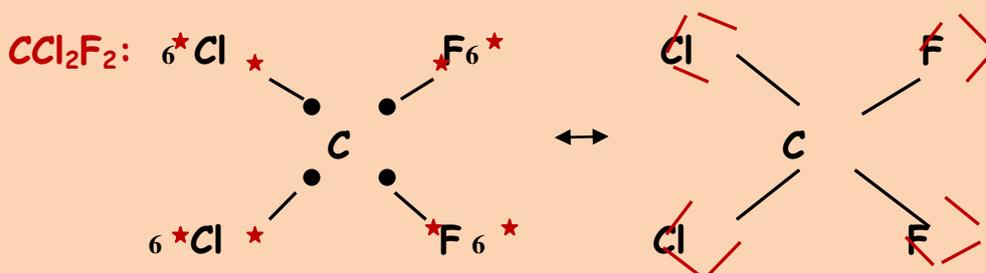
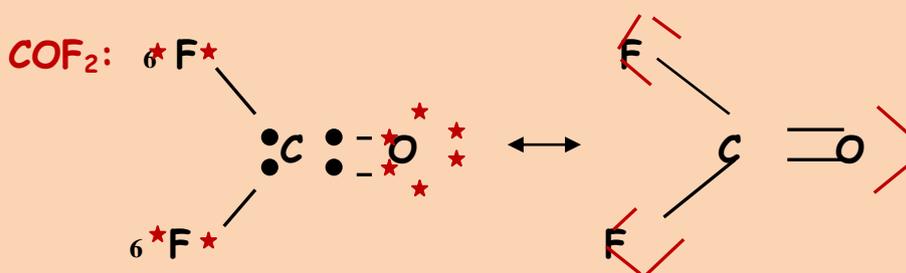
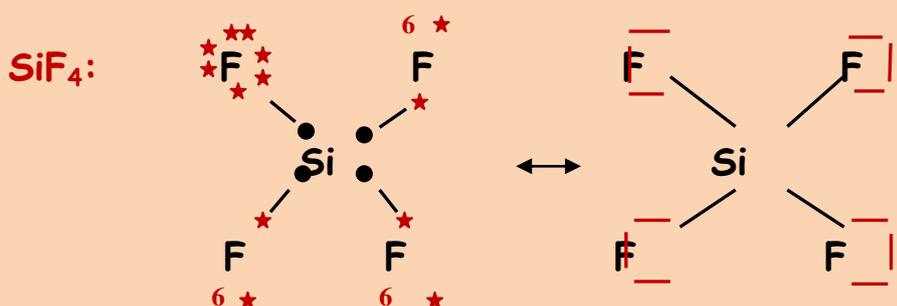
d) Pueden conducir la **corriente eléctrica** en estado disuelto

e) La **dureza** que presentan es mayor que en los **apolares** pero menor que en los **iónicos**.

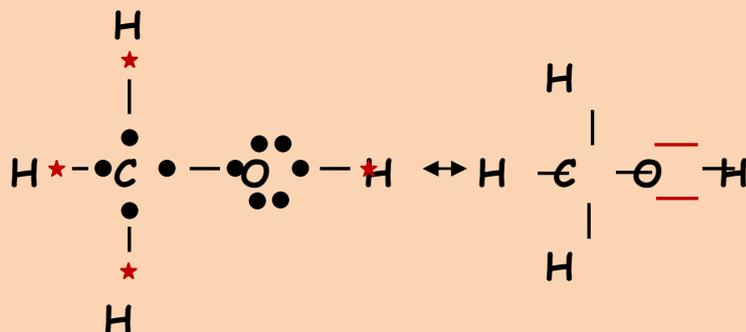
Problema resuelto

Escriba la estructura de Lewis más probable para cada una de las siguientes moléculas: SiF_4 , SeCl_2 , COF_2 , CCl_2F_2 , CH_3OH , C_2H_4 , N_2 , los ácidos: H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_2 .

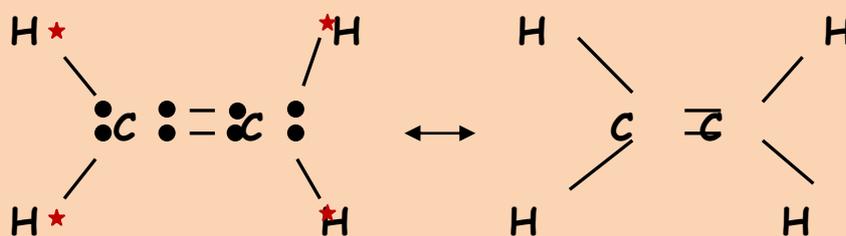
Resolucion



CH₃OH:



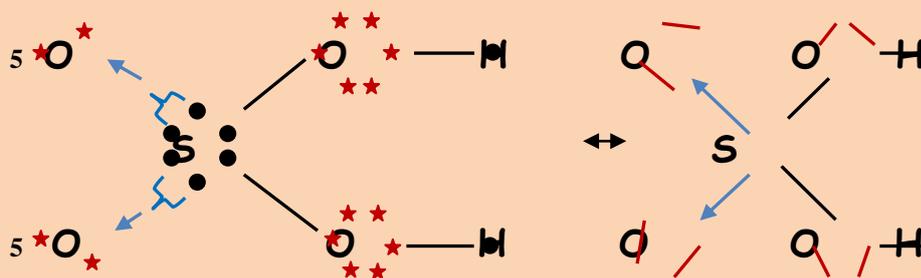
C₂H₄:



N₂:

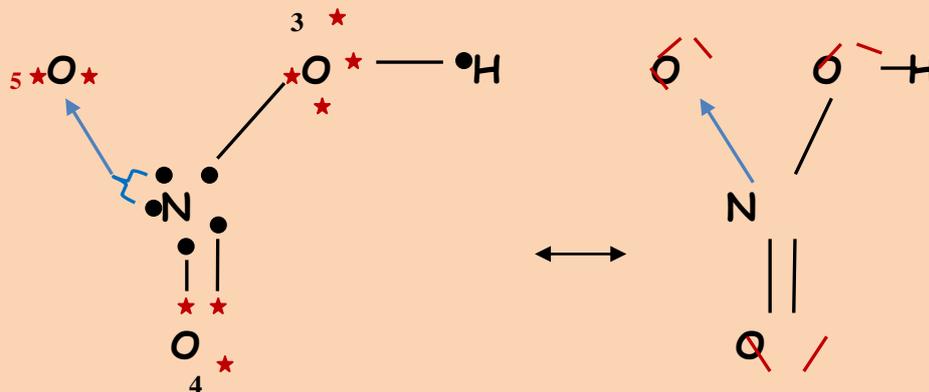


H₂SO₄:

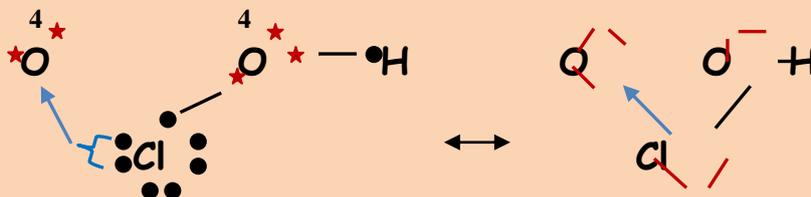


NOTA: La flecha **AZUL** representa un **ENLACE COVALENTE COORDINADO**.

HNO_3 :



HClO_2 :

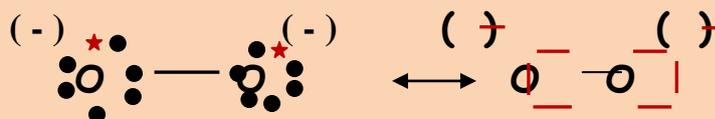


Ejercicio resuelto

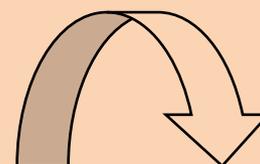
Dibuja las estructuras de Lewis de los siguientes iones: O_2^{-2} , C_2^{-2} , NO^+ , NH_4^+ .

Resolución

O_2^{-2} :



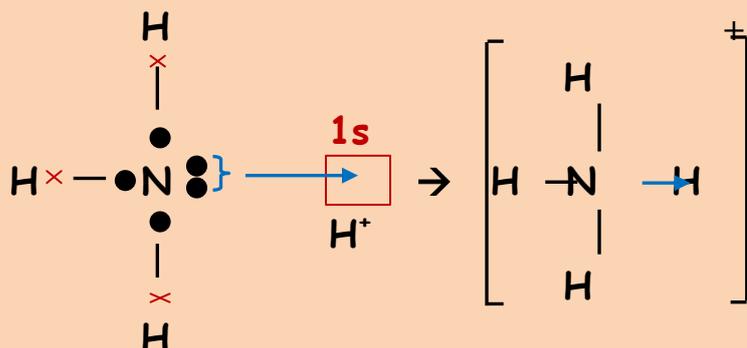
C_2^{-2} :



NO^+ :



NH_4^+ :

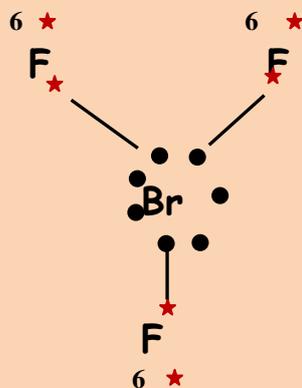


Ejercicio resuelto

Las siguientes especies no obedecen la regla del octeto. Dibujar las estructuras de Lewis para cada una e indicar el tipo de excepción. a) BrF_3 , b) ICl_2^- , c) BeF_2 .

Resolución

BrF_3 :



Los átomos de Cl tendrán 8 e⁻ pero el átomo de Br tiene 10 e⁻.

ICl₂⁻:



Los átomos de Cl tienen 8 e⁻ pero el átomo de I tiene 10 e⁻

BeF₂:



Los átomos de F tienen su octeto completo pero el berilo sólo tiene 4 e⁻.

Ejercicio resuelto

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

Resolución:

Se trata de los haluros de hidrógeno. La polaridad de una molécula depende de la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos que se unen. En este caso todos los compuestos contienen un átomo común, el hidrógeno. La electronegatividad es constante para todos los casos, respecto al hidrógeno, luego la polaridad de la molécula dependerá de la electronegatividad del halógeno que se une al átomo de hidrógeno. Recordemos que la electronegatividad aumentaba al subir en un grupo del S.P, en nuestro caso:



Luego nuestras moléculas problema se ordenarán:



8.- Geometría de las Moléculas Covalentes. Hibridación. Hibridación "sp"

Geometría de las moléculas covalentes. Hibridación

<http://www.uhu.es/quimiorg/covalente2.html>

Video (Inglés): Hibridación de Orbitales Atómicos

<http://avibert.blogspot.com/2009/10/tipos-de-hibridacion.html>

Hibridación. Tipos

https://www.quimica.es/enciclopedia/Hibridaci%C3%B3n_%28q_u%C3%ADmica%29.html

Hibridación

<https://www.lifeder.com/hibridacion-quimica/>

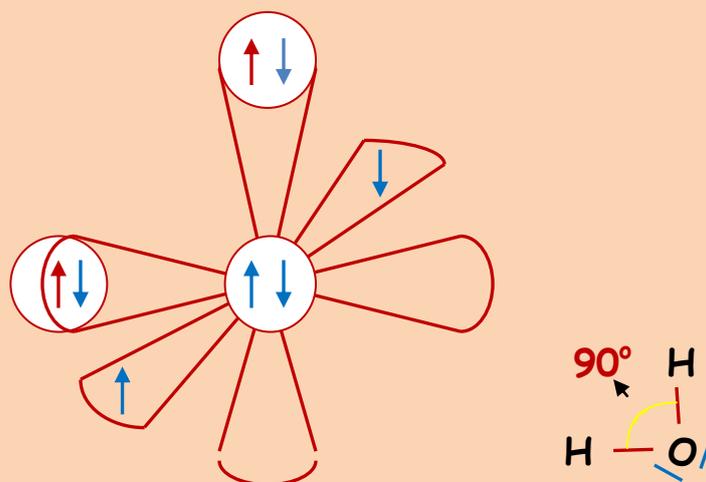
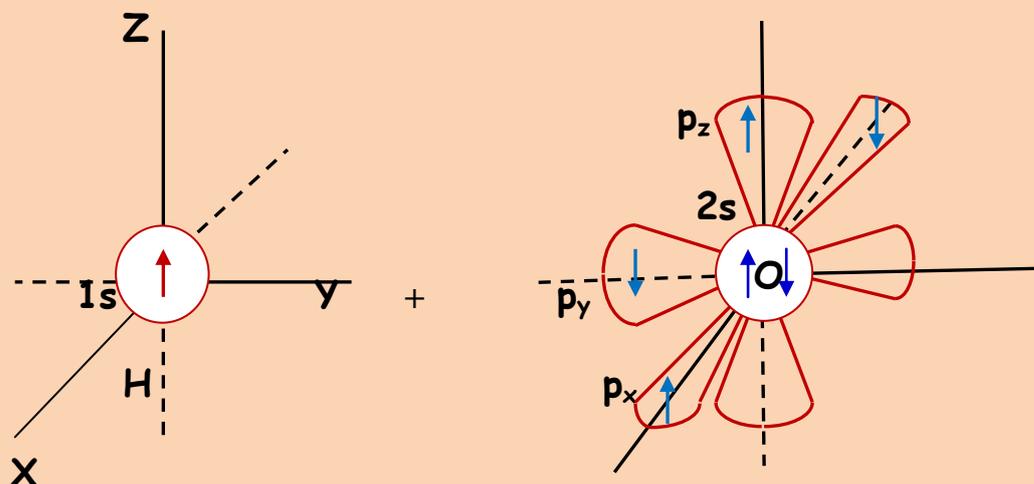
Pauling y **Slater** formularon una importante ampliación del método **Enlace Valencia**. Estos investigadores establecen que:

- 1.- El enlace más fuerte se forma entre orbitales de dos átomos que se superpongan en el mayor grado posible.
- 2.- La dirección del enlace que se forma será aquella en la que los orbitales atómicos estén concentrados. Dicho de otra manera, el Enlace Covalente tiene carácter direccional.

Estas conclusiones nos permiten **predecir el enlace más fuerte** y la **dirección de la unión**. Veamos la formación de la molécula del agua, H_2O :

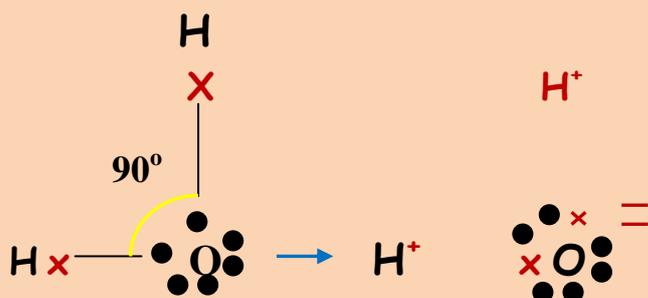
$$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1$$

$$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$$

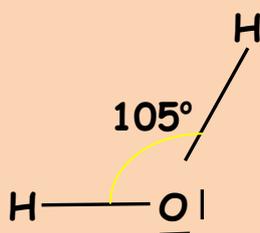


Se forma un enlace entre el hidrogeno y el oxígeno cuando la nube electrónica esféricamente simétrica $1s$, del hidrógeno, se superpone al orbital $2p$ del átomo de oxígeno. La máxima superposición se registra a lo largo de los ejes de coordenadas, mutuamente perpendiculares y por tanto el ángulo de enlace en la molécula de agua es de 90° . Sin embargo experimentalmente el ángulo de enlace en la molécula

del agua es de 105° . Esta discrepancia tiene una explicación en base a la existencia del enlace covalente polar que se establece en la molécula de agua. El par de electrones compartidos son desplazados hacia el átomo de oxígeno por su mayor electronegatividad:



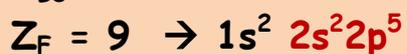
Los hidrógenos quedan cargados positivamente y como cargas del mismo signo se repelen esto lleva consigo la apertura del ángulo pasando de 90° a 105° :



Esta explicación nos llevaría a la conclusión: **Los enlaces que se forman por la superposición de orbitales atómicos "s" y "p" se orientan en el espacio como lo sugiere la dirección de los orbitales del átomo central.**

Pero nos encontramos con el hecho de que cuando queremos aplicar este mismo razonamiento para otras moléculas se llega a estructuras que se alejan mucho de las estructuras

experimentales. Esto podemos verlo en el caso de la molécula del Fluoruro de Berilio, F_2Be :



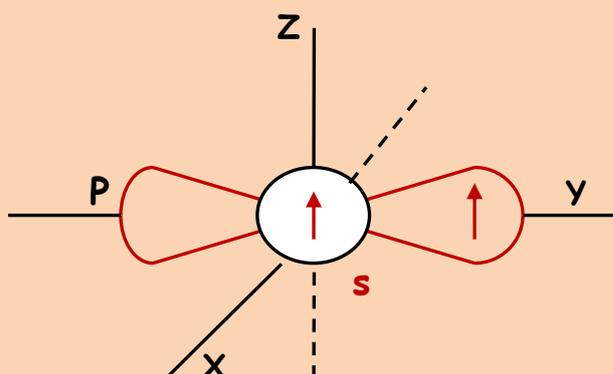
En el caso del Be, su capa de valencia se encuentra en el nivel energético $n = 2$. Este nivel puede albergar $8 e^-$ lo que implica orbitales atómicos tipo "s" y tipo "p". La configuración de la capa de valencia del Berilio es:



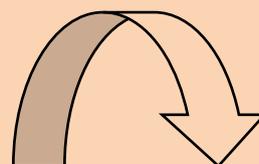
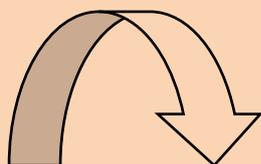
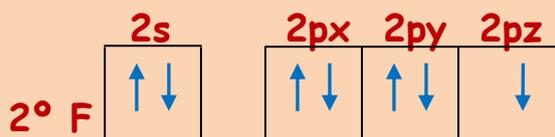
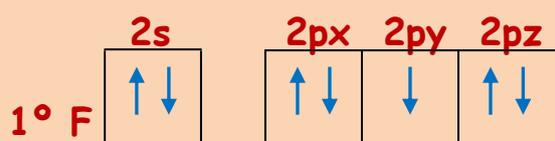
Pero podemos promocionar un electrón del orbital "s" al orbital "p", quedando la configuración de la siguiente forma:



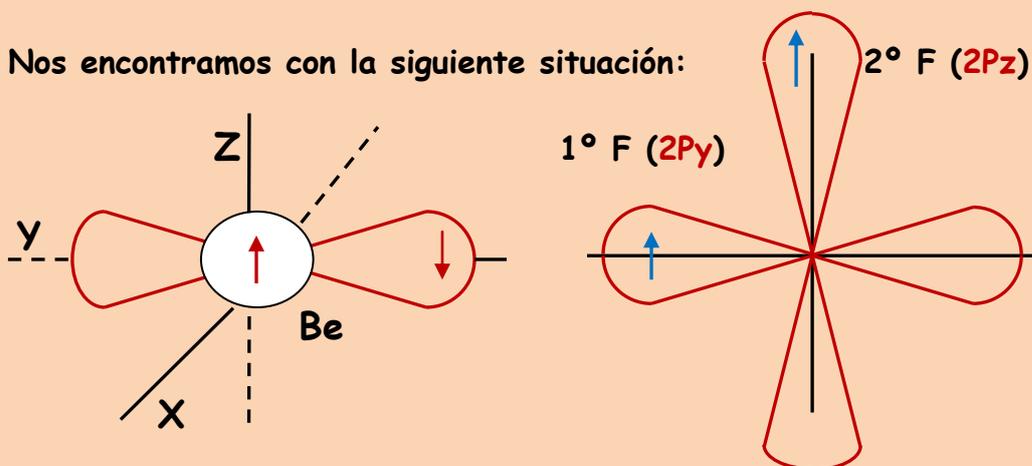
Por lo que en el caso del átomo de Berilio se ponen en juego un orbital tipo "s" y otro "p", cada uno de ellos con un electrón desapareado y por lo tanto poder establecer dos comparticiones, es decir, dos enlaces covalentes:



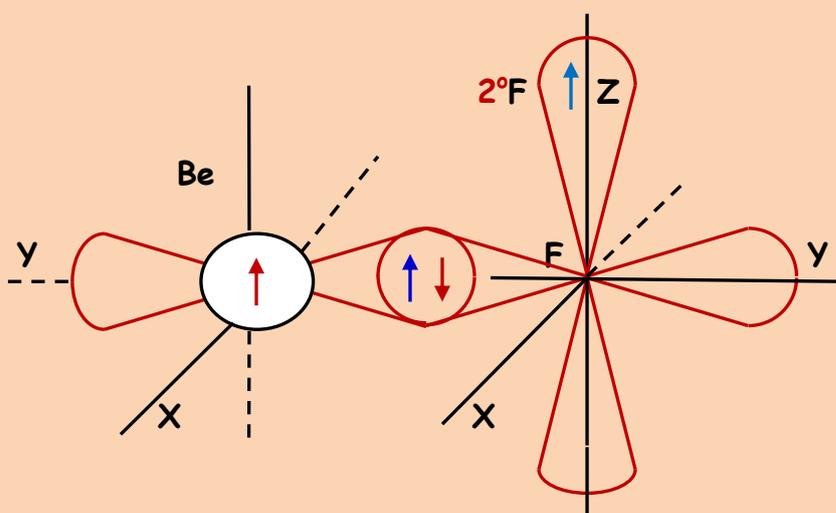
En lo referente a los átomos de Flúor, cada uno de ellos presenta un electrón desapareado que según la regla de Hund lo puedo poner en cualquier **orientación** del orbital atómico "p" puesto que energéticamente son exactamente iguales. La capa de valencia de cada uno de ellos es:



Nos encontramos con la siguiente situación:

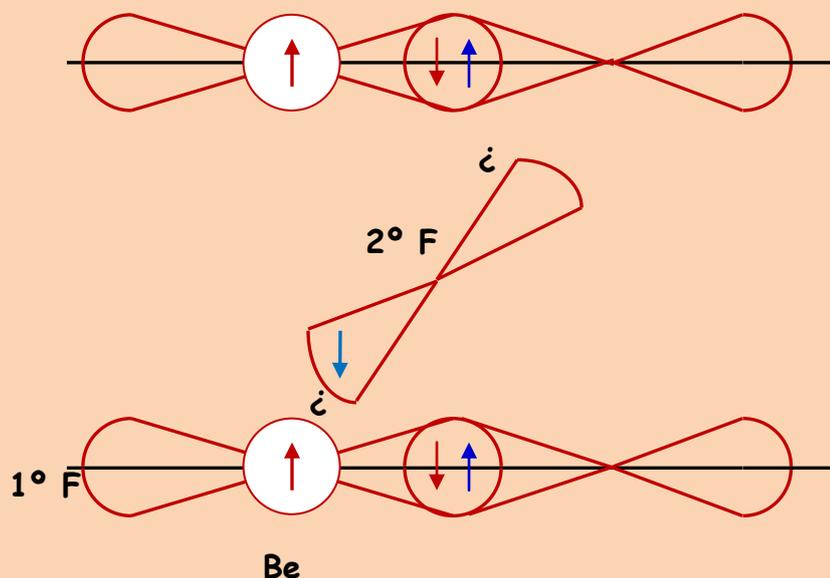


Los orbitales "p" de los dos átomos (Be + F) no tienen problema para superponerse y además en la misma dirección predeterminada:

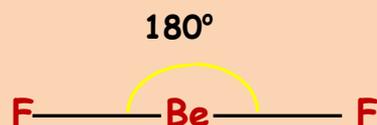


El orbital $2p_y$ del Berilio y el $2p_y$ del flúor no han tenido problema para unirse. Al átomo de Berilio sólo le queda un orbital tipo "s", **esféricamente simétrico** y que por lo tanto **no determina ninguna dirección**. Cuando entre el 2° átomo de flúor con su orbital $2p_z$ no encuentra una **dirección determinada**, como se va a superponer a una esfera puede

hacerlo por donde quiera. Esto hace que la molécula del F_2Be no tenga una geometría determinada:



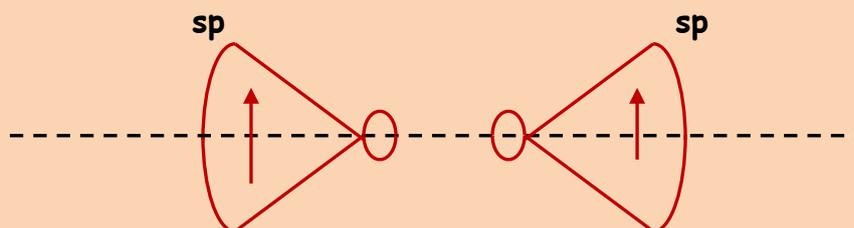
Experimentalmente sabemos que la molécula del F_2Be es lineal con un ángulo de 180° :



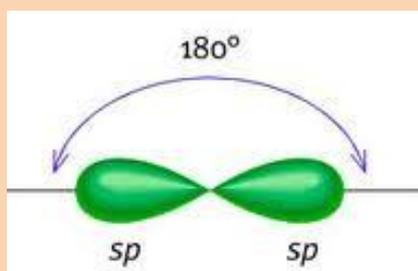
Para explicar esta discrepancia entre la **teoría del método Enlace Valencia** y la **experiencia** es necesario **suponer** que durante la reacción se produce un fenómeno que se denomina **HIBRIDACIÓN** o **mezcla de orbitales atómicos puros**. Cuando tiene lugar esta **Hibridación** se combina un orbital "s" con un "p" del Berilio y se forman **dos orbitales HÍBRIDOS** que se conocen con el nombre de "sp". Partimos de la situación en la cual un electrón "s" del Berilio ha sido promocionado a un nivel superior, es decir, a un orbital "p" del mismo átomo de Berilio:

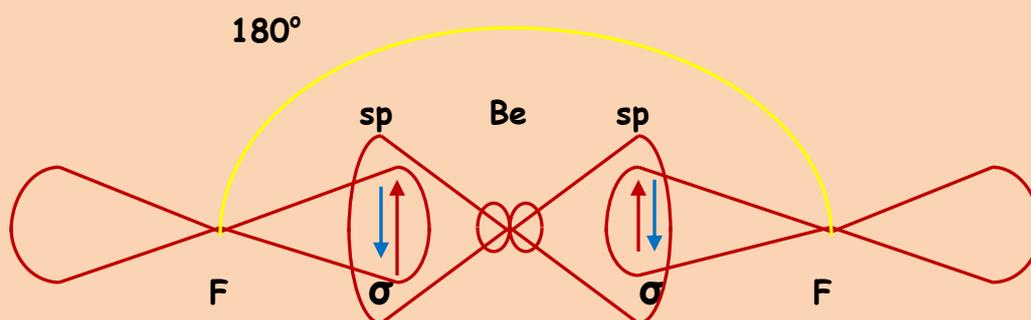


Ahora el orbital "s" se mezcla, combina con el "p" y se producen **dos orbitales híbridos "sp"**, energéticamente iguales y cada uno de ellos lleva un electrón:



Los lóbulos grandes representan la región del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es **MAYOR**. Si unimos los dos orbitales **híbridos "sp"** nos encontraremos con el átomo de Berilio en condiciones de formar enlaces.





A esta **Hibridación** se le conoce como **Hibridación Digonal** o "sp".

Hemos introducido el fenómeno de la **HIBRIDACIÓN**. Si hemos seguido paso a paso la hibridación del átomo de Berilio en la molécula F_2Be , llegamos a la conclusión de que la **HIBRIDACIÓN** implica:

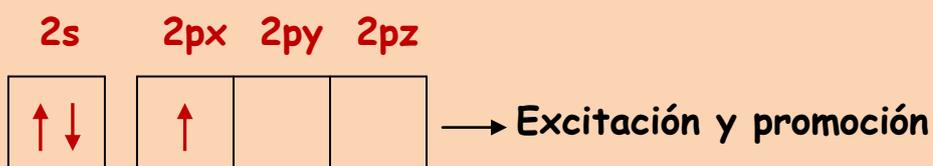
- La **creación de un estado excitado** que permite el **desacoplamiento de electrones** y promoción de estos a **niveles energéticos superiores**.
- Los **orbitales puros** en el **átomo excitado** se **mezclan o hibridan**, para formar **ORBITALES HÍBRIDOS** equivalentes en energía y con una orientación definida en el espacio.

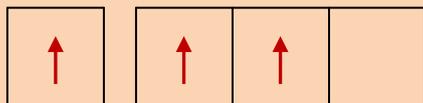
8.1.- Hibridación Trigonal o sp^2 :

Utilizaremos para su estudio la molécula del trifluoruro de boro, F_3B .

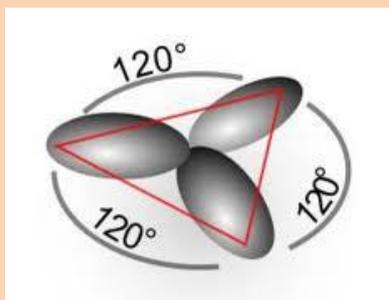
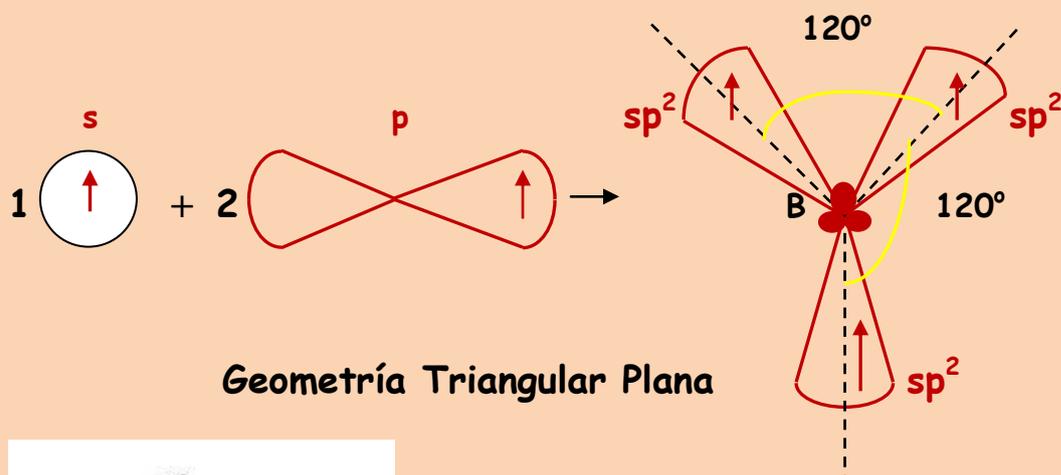
$$Z_B = 5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$$

Capa de valencia del Boro:

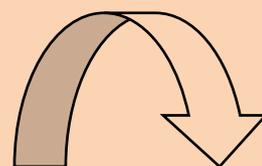
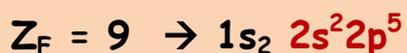




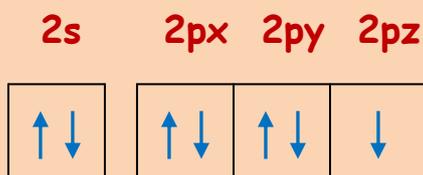
En el átomo de **Boro** se **mezclarán**, **hibridizarán** un orbital "s" con dos "p" y se obtendrán **Tres Orbitales Híbridos** totalmente equivalentes, llamados sp^2 y con una orientación determinada en el espacio formando entre ellos un ángulo de 120° . Se constituye la **Hibridación Trigonal** o sp^2 .



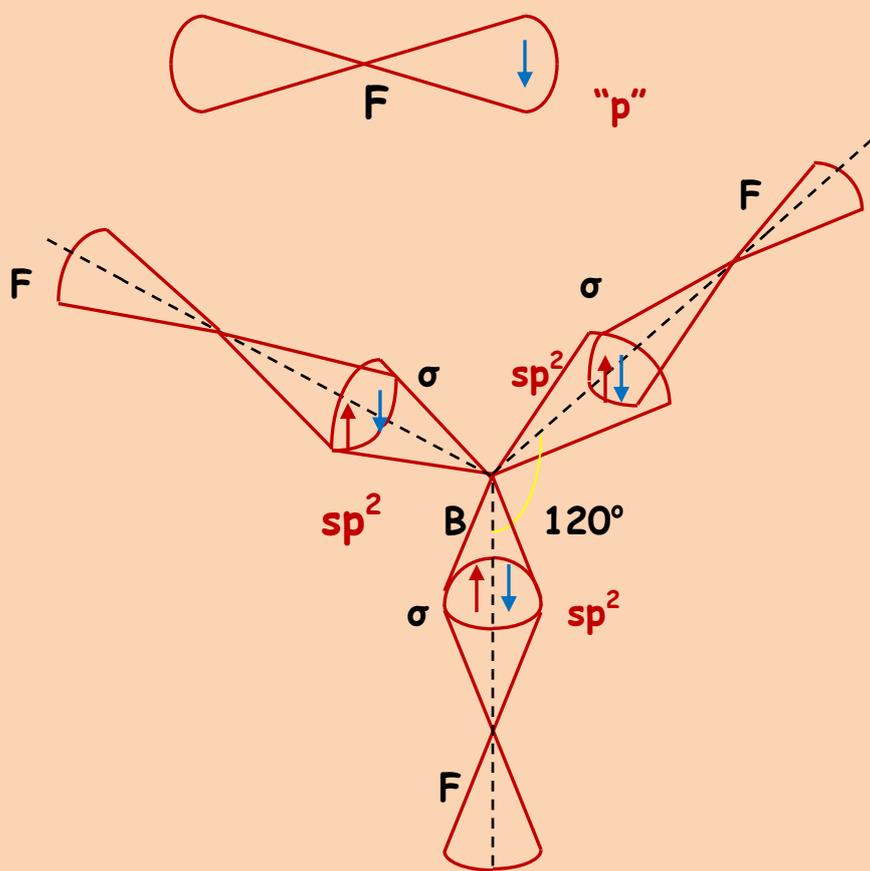
El átomo de Flúor:



La capa de valencia del átomo de Flúor es:

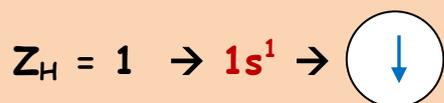


Cada átomo de **Flúor** aporta a la molécula del F_3B un orbital "p" (en total tres) que se superponen a los orbitales híbridos sp^2 en las direcciones preestablecidas por estos:



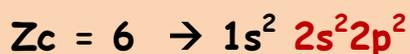
8.2.- Hibridación Tetraédrica o sp^3 .

Tomemos como ejemplo la molécula de metano, CH_4 :

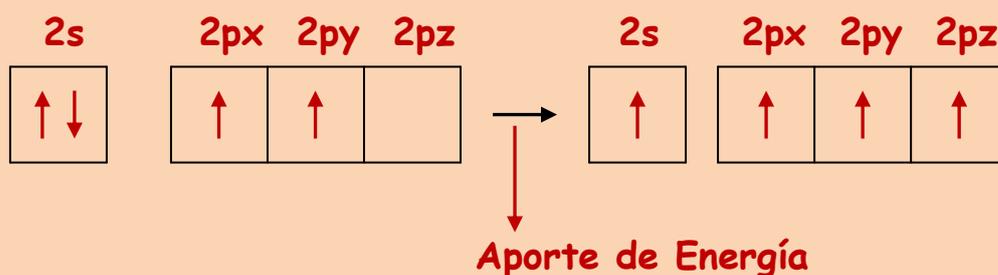


El hidrógeno aporta a la molécula de **Cuatro orbitales "s"** con un electrón desapareado y en condiciones de producir **Cuatro** comparticiones y por lo tanto **Cuatro enlaces covalentes**.

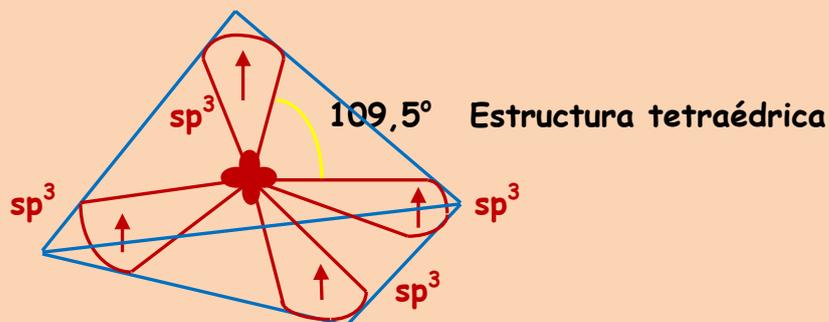
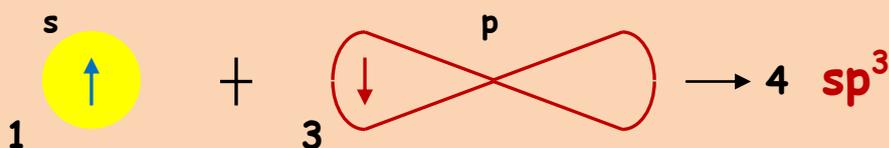
Átomo de Carbono:

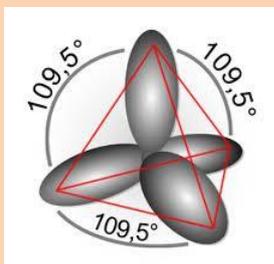


La capa de valencia del carbono queda de la forma:

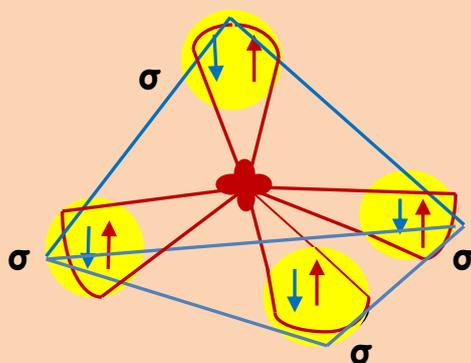


En el átomo de Carbono se produce la mezcla, combinación de:





Al entrar en juego los **4 orbitales "s"** de los átomos de hidrógeno se formará la molécula de **CH₄**:

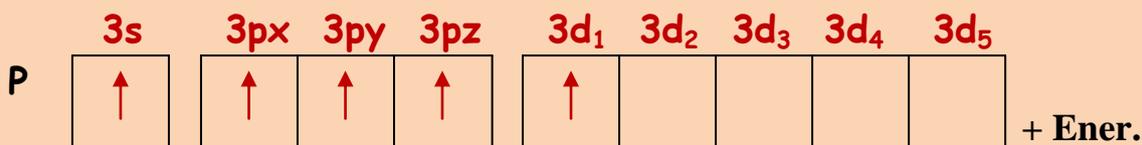


8.3.- Hibridación sp^3d

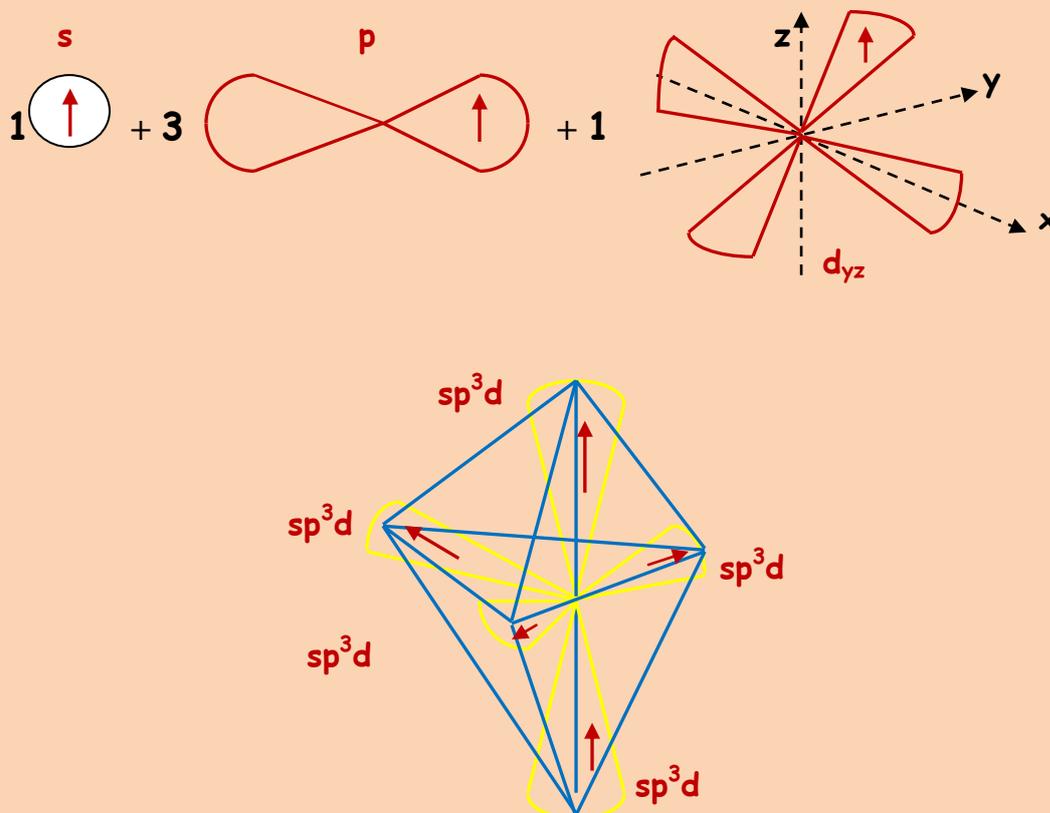
También es posible que los orbitales atómicos **"d"** entre a formar parte de la **Hibridación**. En la molécula del pentacloruro de fósforo, **PCl₅**, el átomo de **Fósforo** puede establecer la hibridación **sp^3d** .

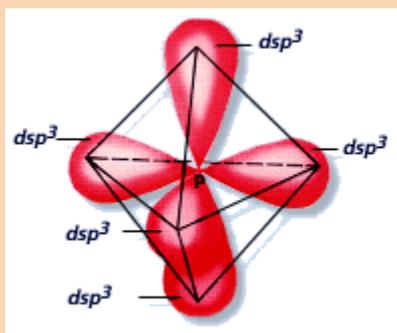
$$Z_p = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

Al tener el Fósforo la capa de valencia en $n = 3$ pueden haber **18 e⁻** lo que implica orbitales **"s"**, **"p"** y **"d"** **completamente vacíos**.

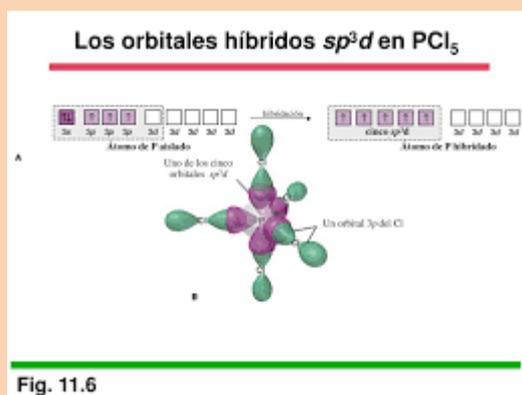
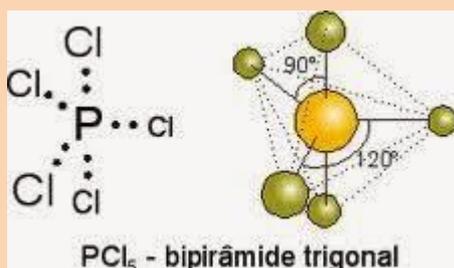


Se produce la mezcla, combinación de un orbital "s" con 3 "p" y un "d" para obtener 5 orbitales sp^3d totalmente equivalentes obteniéndose una estructura con geometría **Bipirámide Trigonal**:





Estructura que daría a la formación del PCl_5 mediante Cinco enlaces Sigma con cada uno de los orbitales P_z de los átomos de Cloro:

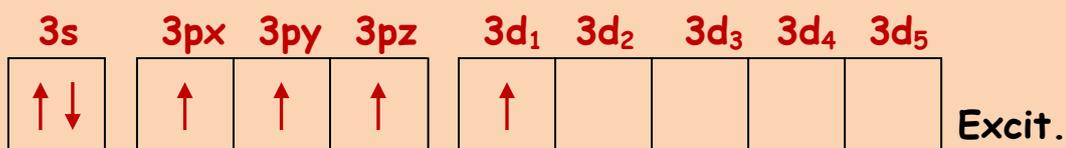


8.4.- Hibridación sp^3d^2

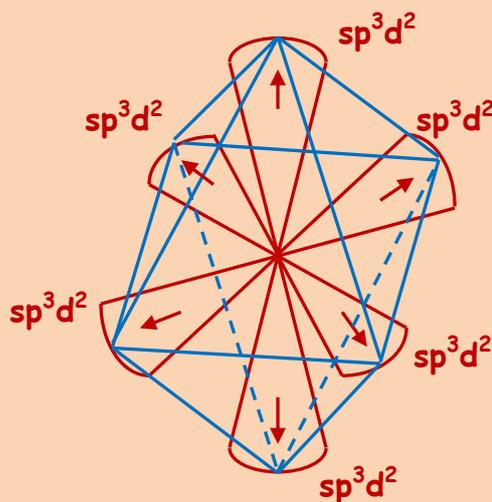
Molécula del Hexafluoruro de Azufre, SF_6 :

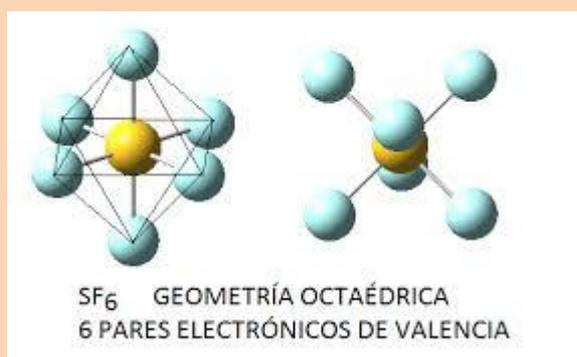
$$Z_S = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

En el nivel $n = 3$ pueden existir **18 electrones** y por lo tanto los orbitales atómicos permitidos son "s", "p" y "d":



Tenemos **1 e- "s"**, **3 e- "p"** y **2 "d"**. Se mezclan, se combinan y dan lugar a **6 orbitales híbridos sp^3d^2** totalmente equivalentes. Que nos pueden proporcionar moléculas de geometría **Octaédrica**.





Cada orbital sp^3d^2 se uniría a cada uno de los orbitales P_z de los átomos de **Flúor** mediante enlace molecular tipo **sigma**. Se obtendría la molécula del **Hexafluoruro de Azufre**.

En el estudio de la **Hibridación** debemos hacer un apartado para poder estudiar al **Carbono** con más detenimiento. De momento hemos visto que el carbono presenta una capa de valencia que tras la excitación y promoción de un electrón "**s**" a un orbital "**p**" aparecían cuatro electrones desapareados. Estos cuatro electrones podían producir cuatro comparticiones:



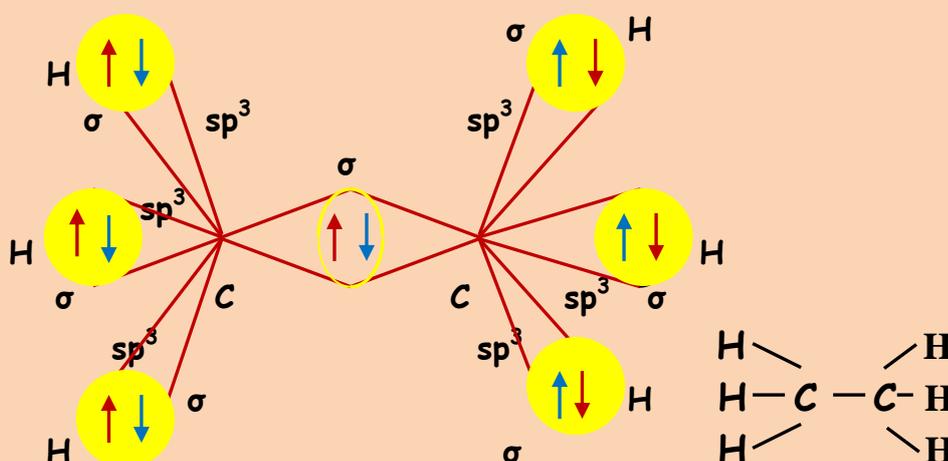
8.5.- Moléculas nacidas de la Hibridación del átomo de Carbono en Hidrocarburos

Estudiamos, en su momento, la Hibridación sp^3 en el átomo de carbono y en la molécula de metano, CH_4 . Pero la importancia del Carbono radica en el hecho de que cuando se une consigo mismo puede presentar tres tipos de hibridación: " sp^3 ", " sp^2 " y " sp ". Esto hace que el Carbono dentro de la Química

Orgánica nos genere dentro de la familia de los **Hidrocarburos** tres tipos de ellos. Es decir puede presentar enlaces "**sencillos**", "**dobles**" y "**triples**". Esto queda resumido en la tabla siguiente:

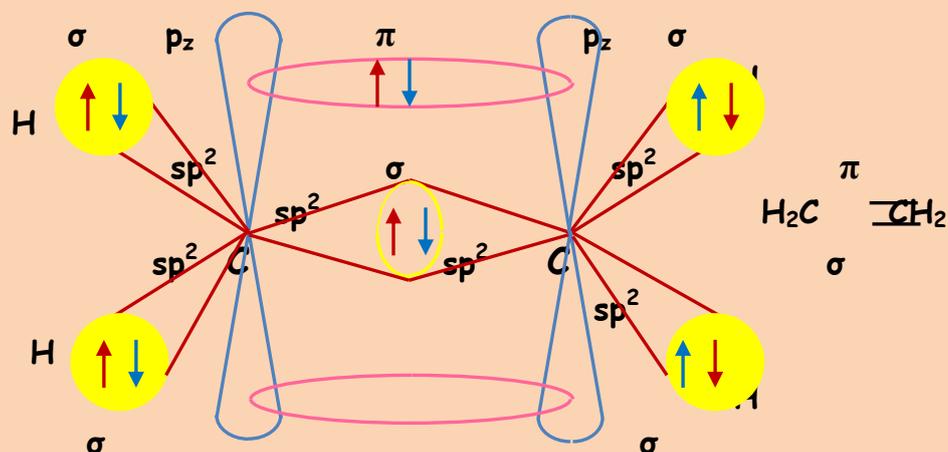
<u>COMPUESTO</u>	<u>FÓRMULA</u>	<u>ESTRUCTURA</u>	<u>HIBRIDACIÓN</u>
ETANO	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \quad \\ -\text{C} - \text{C}- \\ \quad \end{array}$	sp^3
ETENO (Etileno)	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$	$\begin{array}{c} \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$	sp^2
ETINO (Acetileno)	$\text{HC} \equiv \text{CH}$	$-\text{C} \equiv \text{C}-$	sp

En el caso del **Metano**, con hibridación sp^3 , ya vimos como se producía ésta. Veamos la molécula del Etano con el Carbono hibridizado y los hidrógenos unidos a los orbitales híbridos:

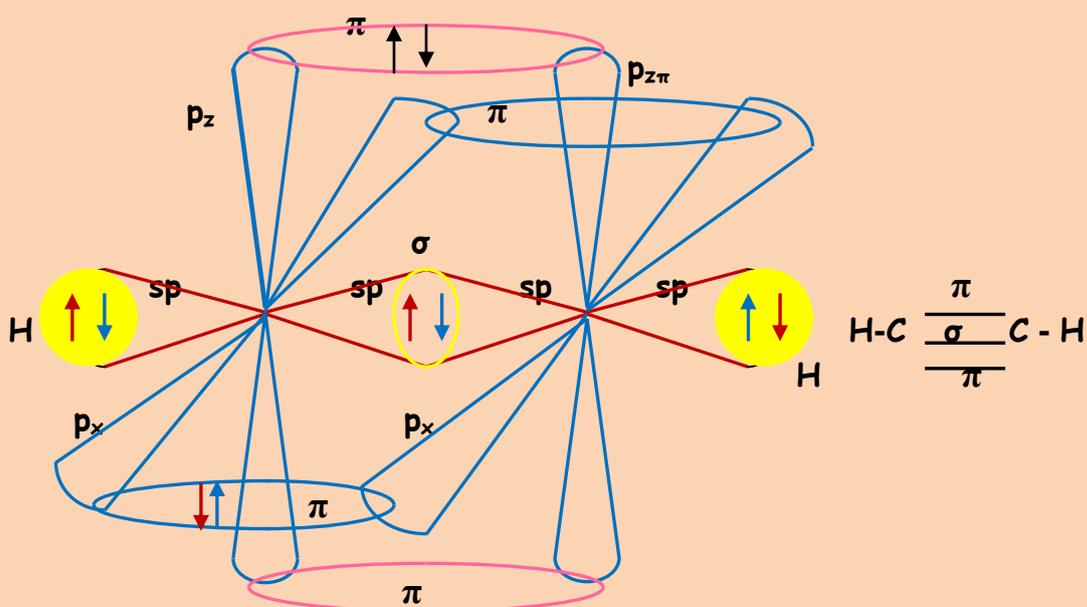


En el caso de la molécula del **Eteno** (Etileno), en **Cada Uno de los Átomos de Carbono se produce**: de los cuatro electrones desapareados se hibridizan 1 "s" con 2 "p" obteniéndose **tres orbitales híbridos sp^2** y nos queda un **orbital atómico puro "p"**

en cada carbono, paralelos entre sí, que **No Participó en la Hibridación**.



En el caso del **Etino** (Acetileno), cada átomo de carbono hibridiza 1 "s" con 1 "p" y se dejan **dos orbitales "p" puros** sin hibridizar y paralelos entre ellos. Se produce una hibridación "**sp**", dando lugar a dos orbitales híbridos "**sp**" en cada uno de los átomos de carbono.



8.6.- Ejercicios sobre hibridación y Geometría de las moléculas Covalentes

Para ello seguiremos dos métodos:

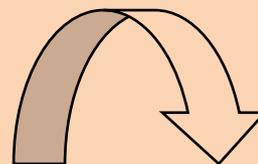
- a) El método bautizado por mí como el **Método de las Orientaciones**.
- b) El método **RPECV** (Repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia).

8.6.1.- Método de las Orientaciones

Nos determina sin lugar a dudas el tipo de **hibridación del átomo central de la molécula**. No es muy completo en lo referente a establecer la **geometría** de las moléculas. Se basa en el hecho de hacer **corresponder a cada compartición electrónica una orientación en el espacio**. Los principios a seguir son:

- a) Una compartición electrónica es **equivalente a una orientación en el espacio**.
- b) Los **dobles y triples enlaces** (comparticiones) se considerarán como **Una sola Orientación**.
- c) Los pares de electrones **No Enlazantes** del átomo central se consideran como otra **orientación**.

Podemos establecer una tabla:



<u>Nº ORIENTACIONES</u>	<u>HIBRIDACIÓN</u>	<u>G. MOLECULAR</u>
2	sp	Lineal
3	sp ²	Triangular Plana
4	sp ³	Tetraédrica
5	sp ³ d	Bipiramide Triangular
6	sp ³ d ²	Octaédrica

8.6.2.- Método de Repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

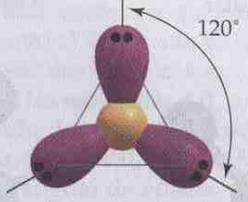
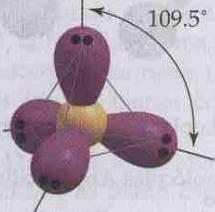
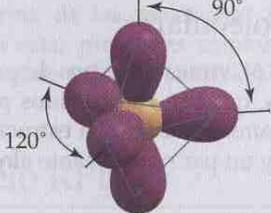
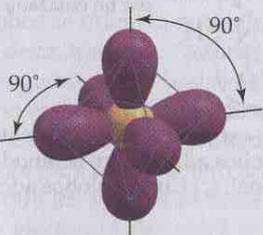
Es mucho más completo que el anterior puesto que nos determina con más exactitud la geometría de la molécula. Seguiremos la siguiente tabla:

<u>T.PAR. ELECTR.</u>	<u>HIBRID.</u>	<u>PARES ENLAZ.</u>	<u>GEOMETRÍA</u>
2	sp	2	LINEAL (HgCl ₂ , BeCl ₂ C ₂ H ₂)
3	sp ²	3	TRIANGULAR (BF ₃ , C ₂ H ₄)
		2	ÁNGULAR f. V (SnCl)
			Angular en forma de V
4	sp ³	4	TETRAÉDRICA (CH ₄)
		3	PIRAMIDE TRIGONAL (NH ₃)
		2	ÁNGULAR f.V
			f.V = Forma de "uve"

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

			(H ₂ O)
5	sp ³ d	5	BIPI. TRIGONAI (PCl ₅)
		4	TETRAE. IRREG (SCl ₄)
		3	FORMA DE "T" (ClF ₃)
		2	LINEAL (ICl ₂) ⁻
6	sp ³ d ²	6	OCTAEDRO (SF ₆)
		5	PIRAMIDE CUADRADA (IF ₅)
		4	CUADRADO (ICl ₄) ⁻

Número de pares electrónicos	Acomodo de pares electrónicos	Geometría de pares electrónicos	Ángulos de enlaces predichos
2		Lineal	180°
3		Plana trigonal	120°
4		Tetraédrica	109.5°
5		Bipiramidal trigonal	120° 90°
6		Octaédrica	90° 180°

9.- Enlace Metálico

Enlace Metálico

<https://concepto.de/enlace-metalico/>

Enlace Metálico

https://www.ecured.cu/Enlace_met%C3%A1lico

Enlace Metálico

http://www.ugr.es/~mota/QGI-Tema7_EnlaceIII_Enlace_metalico.pdf

Enlace Metálico. Teoría de Bandas

<http://www.100ciaquimica.net/temas/tema4/punto5c.htm>

Enlace metálico. Teoría de Bandas

<http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/enlace-metales/teoria-bandas>

Enlace metálico. Teoría de Bandas

<https://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/enlace-metales/teoria-bandas>

Estudiemos primeramente las propiedades de los metales.

Propiedades de los Metales

Los metales tienen unas propiedades muy peculiares que los han diferenciado de las restantes sustancias, pues:

- a) **Son excelentes conductores del calor y de la electricidad** en estado sólido, a diferencia de las sustancias iónicas y covalentes.
- b) Suelen presentarse en forma de **estructuras cristalinas**.
- c) Tienen un brillo característico, llamado **brillo metálico**.
- d) Poseen una elevada **densidad**.
- e) Se presentan como **sólidos de dureza variable, con variadas temperaturas de fusión y ebullición, normalmente muy altas en los metales más característicos como el oro, el cobre, el hierro o el níquel**.

- f) Son **fácilmente deformables**. La **ductilidad** y la **maleabilidad** son propiedades típicas en los metales.
- g) Tienen tendencia a **perder electrones** y **originar cationes**, lo que constituye el **denominado carácter metálico**.
- h) Existen numerosas **aleaciones de metales**, que suelen utilizarse con frecuencia porque normalmente mejoran las propiedades útiles de los mismos.

Todas estas propiedades no las pueden originar un enlace **Iónico** o un enlace **Covalente**.

En el **Enlace Metálico** los electrones de enlace no están sujetos a un **Par Concreto de Átomos**, sino que se encuentran **Deslocalizados**, es decir, **se mueven libremente por toda la red cristalina del metal entre los iones Positivos**.

Este tipo de enlace se establece en los **Elementos Metálicos** y sus **Aleaciones**. Para ello, estos elementos deben cumplir dos condiciones:

- a) Tener **baja Energía de Ionización** lo que permite la formación de iones positivos puesto que ceden fácilmente sus electrones.
- b) Tener **orbitales de Valencia** vacíos que permitan la movilidad de los electrones.

Todos los modelos teóricos establecidos sobre el **Enlace Metálico** tratan de explicar su característica más importante **Conducir la Corriente Eléctrica** (electrones en movimientos).

La movilidad de los electrones nos permite explicarnos muchas de las características de los metales, aparte de la mencionada. La **conductividad térmica** es debida a las

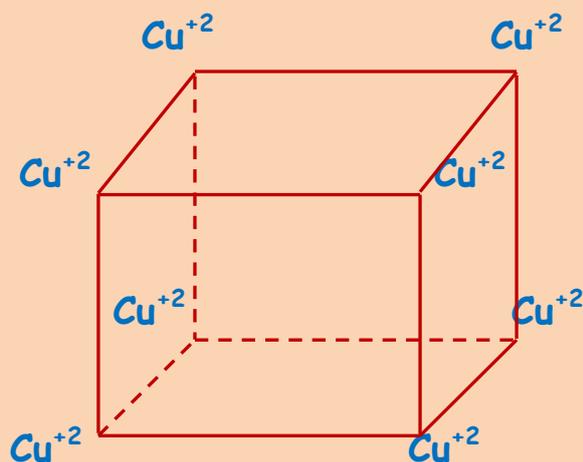
colisiones entre electrones que son transmitidas a lo largo de toda la estructura metálica. El **brillo metálico** se explica por el hecho de que los electrones en libertad pueden absorber y emitir luz de todas las frecuencias. Su alto **número de coordinación** posibilita las **elevadas densidades** que presentan.

Para poder demostrar el movimiento de los electrones (esencia del enlace metálico) existen dos modelos:

- a) Modelo de la **Nube Electrónica**
- b) Modelo de **Bandas**

El modelo de la **Nube Electrónica** establece que la estructura metálica consiste en un conjunto de **iones positivos colocados en los vértices de la red cristalina**, entre los que pueden moverse libremente los electrones.

Supongamos el metal Cobre y que su malla unidad es cúbica:

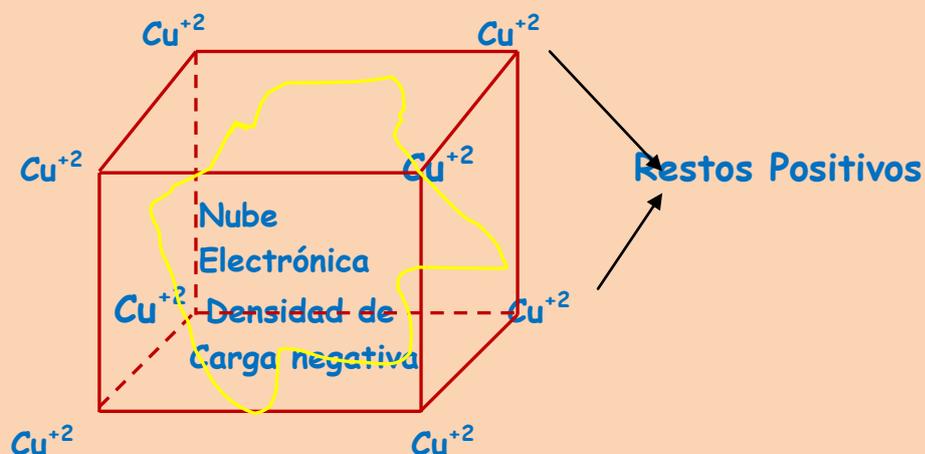


Los átomos de cobre, para convertirse en cationes Cu^{+2} , han tenido que sufrir la reacción de ionización:



La pregunta que nos hacemos ahora es **¿dónde están los electrones cedidos por los átomos de cobre?**. Los electrones se encuentran, **en total libertad de movimiento, dentro de la estructura cristalina constituyendo la Nube Electrónica.**

Podríamos pasar a una estructura de la siguiente forma:



La **Nube Electrónica** estaría constituida por todos los electrones liberados por los átomos de Cobre. La Nube electrónica no se fracciona y cada una de las partes obtenidas se une electrostáticamente con un **Resto Positivo**. Esto implicaría la imposibilidad de movimiento de la **Nube Electrónica** y por lo tanto el movimiento de los electrones, que es lo que queremos demostrar.

Modelo de Bandas

El modelo de **Bandas** es más riguroso y está propuesto desde la Mecánica Cuántica. Se basa en la existencia de **Orbitales Moleculares** que permiten el movimiento de los electrones.

Esta teoría mantiene que cuando dos átomos se enlazan, los orbitales de la capa de valencia se combinan para formar **dos orbitales nuevos que pertenecen a toda la molécula**, uno que se denomina **Enlazante** (de menor energía) y otro **Antienlazante** (de mayor energía). Si se combinaran **3 átomos se formarían 3 orbitales moleculares**, con una diferencia de energía entre ellos menor que en el caso anterior. En general, cuando se combinan "**N**" orbitales, de otros tantos átomos, se obtienen "**N**" orbitales moleculares de energía muy próxima entre sí, constituyendo lo que se llama una "**Banda**".

En los metales existe un número muy grande de orbitales atómicos para formar enlaces des localizados que pertenezcan a toda la red metálica (como si fuese una gran molécula).

Como el número de orbitales moleculares es muy grande forman una **BANDA** en la que los **niveles de energía, como se ha dicho anteriormente, están muy próximos**.

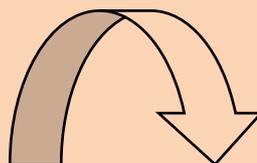
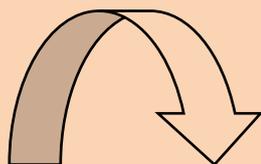
En los metales se forman dos bandas. Una en la que se encuentran los electrones de la capa de valencia que se denomina "**banda de valencia**" y otra que se llama "**banda de conducción**" que es la primera capa vacía.

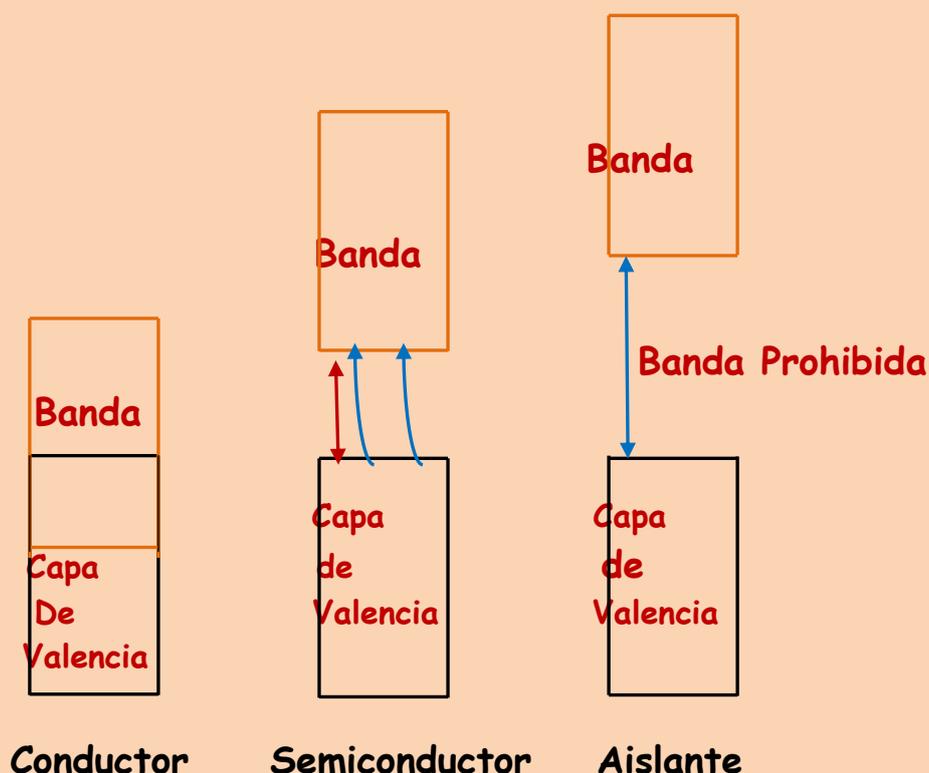
En los **METALES**, la **banda de valencia está llena o parcialmente llena**; pero en estas sustancias, la **diferencia energética entre la banda de valencia y la de conducción es nula**; es decir están solapadas. Por ello, tanto si la banda de valencia está total o parcialmente llena, **los electrones pueden moverse a lo largo de los orbitales vacíos y conducir la corriente eléctrica al aplicar una diferencia de potencial**.

En el caso de los **AISLANTES** la banda de valencia está completa y la de conducción vacía; **pero a diferencia de los**

metales, no sólo no solapan sino que además hay una importante diferencia de energía entre una y otra (hay una zona prohibida) por lo que no pueden producirse saltos electrónicos de una a otra. Es decir, los electrones no gozan de la movilidad que tienen en los metales y, por ello, estas sustancias no conducen la corriente eléctrica.

Un caso intermedio lo constituyen los **SEMICONDUCTORES**, en el caso de las sustancias de este tipo, la banda de valencia también está llena y hay una separación entre las dos bandas, pero la zona prohibida no es tan grande, energéticamente hablando, y algunos electrones pueden saltar a la banda de conducción. Estos electrones y los huecos dejados en la banda de valencia permiten que haya cierta conductividad eléctrica. La conductividad en los semiconductores aumenta con la temperatura, ya que se facilitan los saltos de los electrones a la banda de conducción.





10.- Fuerzas Intermoleculares

Video: Fuerzas Intermoleculares

<http://www.youtube.com/watch?v=E6wFe6-Yo9U>

Fuerzas intermoleculares (muy bueno)

<http://www.ehu.es/biomoleculas/moleculas/fuerzas.htm>

Enlace Puente de Hidrógeno

<http://www.monografias.com/trabajos34/hidrogeno/hidrogeno.shtml#puentes>

Enlace Puente de Hidrógeno

<http://www.biorom.uma.es/contenido/JCorzo/temascompletos/InteraccionesNC/hidrogeno/hidrogeno1.htm>

Enlace Puente de Hidrógeno

<https://www.kleinscale.com/puentes-de-hidrogeno/?reload=128141>

Fuerzas de Van Der Waals

<http://quimicalibre.com/fuerzas-de-van-der-waals/>

Fuerzas de Van Der Waals

<https://concepto.de/fuerzas-de-van-der-waals/>

Fuerzas de Van Der Waals

<https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/tiposdeenlaces/vanderwaals>

En todos los tipos de enlaces vistos hasta el momento hemos estudiado la unión entre **átomos para formar moléculas**. Nos movemos en el mundo microscópico, **No Podemos ver una Molécula**. Para que las moléculas se puedan observar es necesario que estas se unan y formen los **compuestos químicos** que ya están a nuestro alcance.

Si las moléculas **no se unieran entre sí**, cada molécula sería independiente, es decir, **las sustancias moleculares serían gaseosas a cualquier temperatura**. Las moléculas se pueden unir entre sí apareciendo el **estado sólido** y el **estado líquido de la materia**.

Las fuerzas **Intermoleculares**, entre moléculas covalentes, **no obedecen a ningún tipo de enlace químico**. Se produce una atracción electrostática que nos haría pensar en un **Enlace Iónico**, pero no existe **transferencia de electrones** por lo que es imposible este tipo de enlace. Son **moléculas covalentes**

con unas características especiales que se unen por un enlace que no es un **ENLACE COVALENTE**.

Podemos Afirmar que las Fuerzas intermoleculares son de naturaleza **DIPOLAR**.

Nota: Es interesante que repaséis el Enlace Covalente Polar

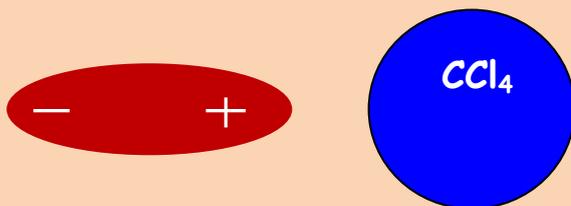
Como resultado del desplazamiento electrónico una molécula, que en principio no tendría que cargas eléctricas puesto que la unión se ha producido mediante Enlace Covalente, **adquiera propiedades de los compuestos polares**. Estas moléculas reciben el nombre de **Dipolo** o **Molécula Polar**.

La molécula de HCl la podríamos representar de la forma:



Esta estructura representaría lo que se conoce como **Dipolo Permanente**. Desde el principio la molécula presentaba una parte cargada eléctricamente positiva y la otra negativa.

También existen los llamados **Dipolos Inducidos**. Se trata de moléculas inicialmente neutras pero que la existencia de un dipolo cerca de ella la **Induce** a convertirse en un **Dipolo**. Si disponemos de una molécula de tetracloruro de carbono, **CCl₄**, ésta es **Apolar** pero si le acercamos una molécula **Polar** como el Clorometano, **CH₃Cl**, esta induciría al **CCl₄** a convertirse en un dipolo:



La parte positiva de la molécula polar (CH_3Cl) atraería los electrones de la molécula neutra CCl_4 hacia la izquierda de misma quedando esta parte de la molécula cargada negativamente y la parte de la derecha, cargada positivamente, por lo que la molécula del CCl_4 terminaría siendo **Polar** y por tanto un **Dipolo Inducido**.



La unión entre dipolos, **Permanentes** o **Inducidos** daría lugar a **estructuras moleculares** mediante la atracción electrostática de los dipolos mediante **Fuerzas Intermoleculares**.

Existe un tipo de dipolo llamado **Dipolo Instantáneo**, cuyo periodo de vida es muy corto pero lo suficiente para inducir a otra molécula **apolar** a la **polaridad**. Este tipo de dipolo lo veremos en las Fuerzas de **Van der Waals**.

Podemos hacer una pequeña introducción a este tipo de fuerzas:

- a) Todas ellas son **Débiles** comparándolas con las fuerzas de los enlaces **iónicos** y **covalentes**
- b) Siempre son **Atractivas**

Estudiaremos dos tipos de Fuerzas Intermoleculares:

- a) **Enlace Puente de Hidrógeno**
- b) **Fuerzas de Van der Waals**

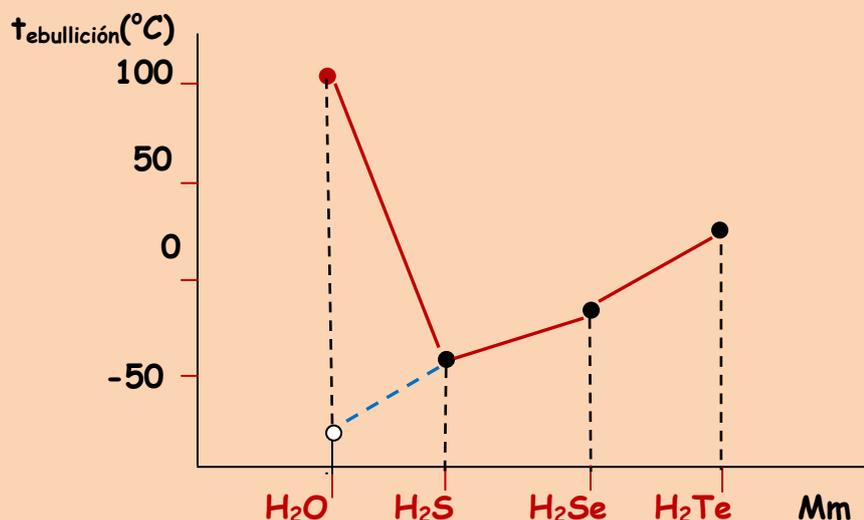
10.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

Estudiemus la tabla adjunta:

<u>HIDRUROS</u>	<u>P. FUSIÓN</u>	<u>P. EBULLICIÓN</u>
H ₂ O	0°C	100°C
H ₂ S	-62,9°C	-60°C
H ₂ Se	-64°C	-42°C
H ₂ Te	-54°C	-1,8°C

Podemos observar como los puntos de fusión y de ebullición de los hidruros de la familia del Oxígeno, **aumentan progresivamente con el tamaño molecular**. De acuerdo con esto, **el punto de ebullición del agua debería ser el más pequeño del grupo** y sin embargo es todo lo contrario.

Veamos la gráfica:



¿Por qué se produce esta anomalía en el caso del agua?

En toda la familia de los haluros del grupo del Oxígeno, **16 (VI - A)**, las moléculas son **polares** y por lo tanto existirá una

fuerza Intermolecular, pero ocurre algo especial, me explicaré:

H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te

En todas las moléculas existe un elemento común, el **hidrógeno**, la **diferencia de electronegatividad** en la molécula del haluro, entre el elemento y el Hidrógeno ($X_A - X_H$) se deberá exclusivamente a la electronegatividad del elemento (O, S, Se, Te), el Hidrógeno siempre presenta la misma electronegatividad. Esta diferencia de electronegatividad es la que proporciona la **Polaridad** a la molécula. Sabemos que la electronegatividad en un grupo del S.P **incrementa al subir en el grupo**, luego en el caso de la molécula de agua la **diferencia de electronegatividad** es mucho mayor que en el resto de las moléculas.

Por otra parte sabemos que el **tamaño del átomo disminuye a medida que subimos en el grupo**. La molécula de agua es la que presenta un **volumen más pequeño** y por lo tanto reduce los **efectos de pantalla** (dificultan la unión entre moléculas) entre moléculas.

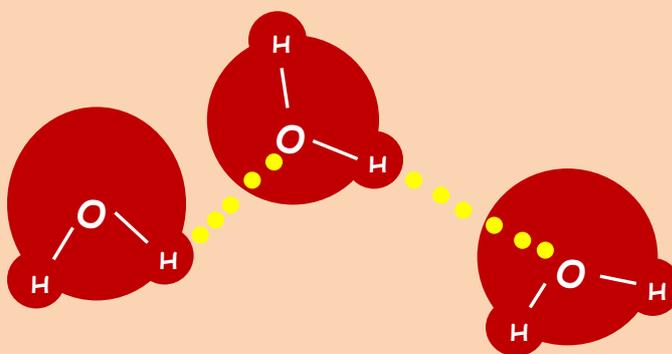
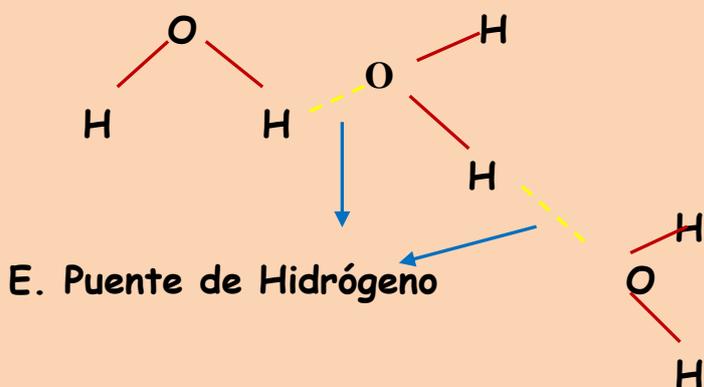
Se cumplen dos condiciones del por qué la molécula del agua presenta puntos de fusión y ebullición más altos de los que les corresponde:

- a) Una **elevada diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman la molécula**, el H y el O, lo que hace que la **polaridad en la molécula del agua** sea mucho mayor que en el resto de la familia.

b) El volumen inferior del átomo de H y del átomo de O con respecto al volumen del resto de los átomos de la familia hace que el **efecto pantalla sea muy pequeño** y por lo tanto la unión **Intermolecular** entre los dipolos del agua es mucho más intensa.

Estas son las dos causas, además de las atracciones **dipolo permanente-dipolo permanente**, que hacen posible que la molécula del agua se comporte de forma distinta al resto de la familia y se constituya el **Enlace Puente de Hidrógeno**.

La fórmula del agua no es H_2O , esta es la fórmula de la **molécula del agua**. El agua tiene como fórmula $(H_2O)_n$ (Asociación molecular por Puente de Hidrógeno):

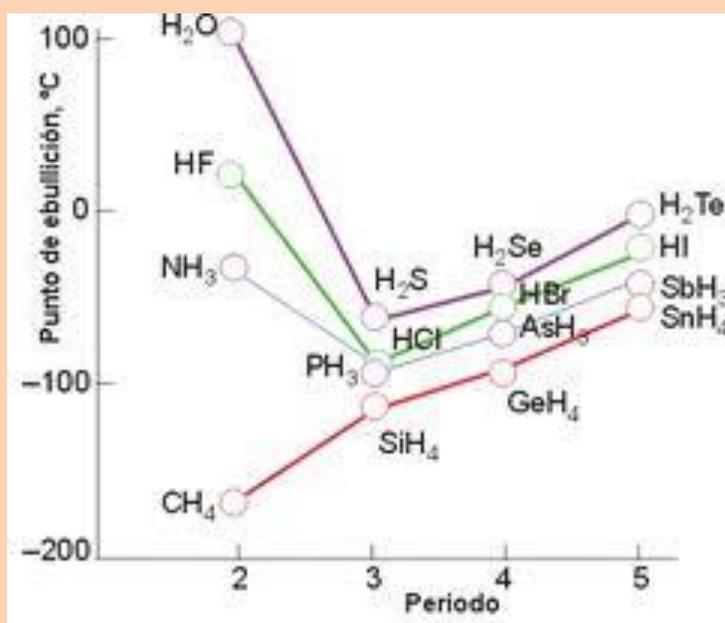


En las familias:

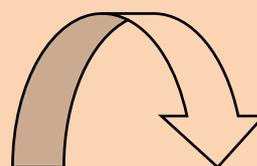
HF **NH₃** Ocorre lo mismo que en el caso de la molécula de agua
HCl **PH₃** Además de la atracción **dipolo-dipolo**, en las moléculas
HBr **AsH₃** cabeza de grupo, **HF** y **NH₃**, se cumplen las condiciones
HI **SbH₃** para la formación del **Enlace Puente de Hidrógeno**.

El fluoruro de hidrógeno, **HF** y el amoniaco, **NH₃**, cumplen las condiciones para constituir **asociación molecular** por **Puente de Hidrógeno** y sus fórmulas pasan a ser: **(HF)_n** y **(NH₃)_n**.

En la siguiente gráfica quedan reflejadas todo lo dicho para los haluros de los halógenos y del nitrógeno:



En Química Orgánica el enlace **Puente de Hidrógeno** es el causante de la **Estructura Secundaria** de las proteínas.



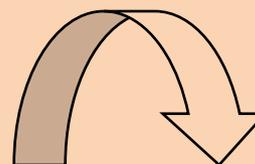
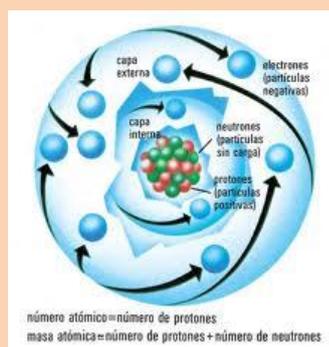
10.2.- Fuerzas de Van der Waals

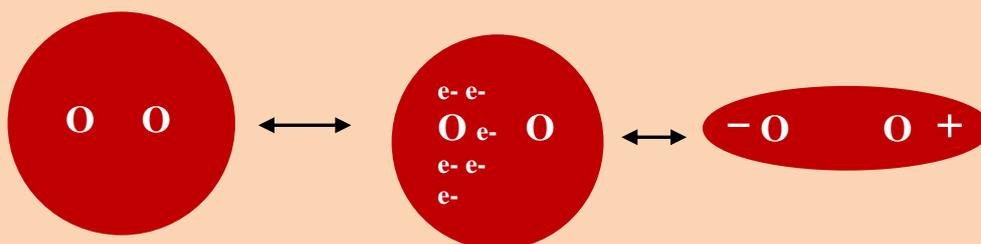
La formación del Enlace Puente de Hidrógeno entre las moléculas de H_2O , HF y NH_3 se daban por unas circunstancias especiales, existían dipolos permanentes, es decir, las propias moléculas ya eran **Dipolos** y se establecían las fuerzas electrostáticas.

Nos surge la pregunta **¿cómo es posible que se puedan unir moléculas APOLARES?**

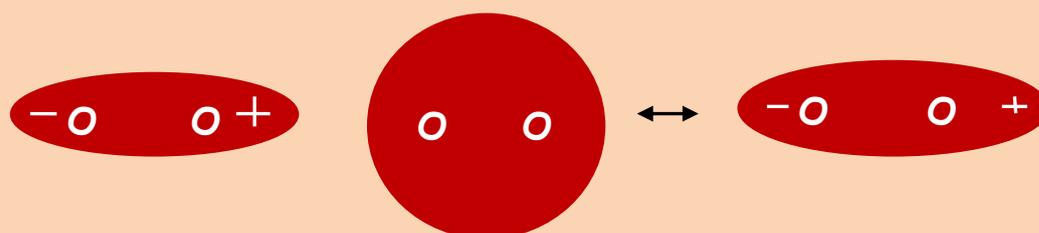
La explicación para que se produzca esta unión la encontramos en las llamadas **Fuerzas de Van Der Waals**.

Supongamos la molécula de gas Oxígeno, O_2 . Sabiendo que $Z_O = 8$, el número de electrones total en la molécula será de 16 electrones, en sus correspondientes orbitales moleculares. Por **acción del azar**, en un momento determinado la mayor parte de los electrones, en su movimiento, se pueden concentrar en una zona de la molécula:





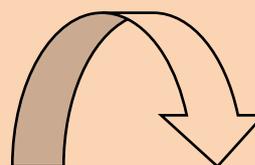
La molécula se carga eléctricamente de **forma negativa** y la zona opuesta con **carga positiva**. Por esta circunstancia la molécula del O_2 , **apolar**, pasa a ser **polar** y constituye un **Dipolo Instantáneo**. Instantáneo porque su periodo de vida es muy pequeño **Pero lo Suficiente para Inducir a otra Molécula de O_2 a su Polarización:**



La atracción **dipolo instantáneo - dipolo instantáneo** permiten la unión de moléculas, en principio **Apolares**.

De todo lo dicho podemos llegar a las siguientes conclusiones:

- a) Son **Fuerzas muy Débiles**.
- b) Estas fuerzas **aumentan con el volumen molecular**, ya que en tales condiciones **se deforman más fácilmente las capas electrónicas externas de las moléculas**.

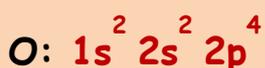
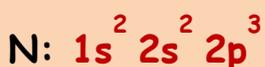


Ejercicio resuelto

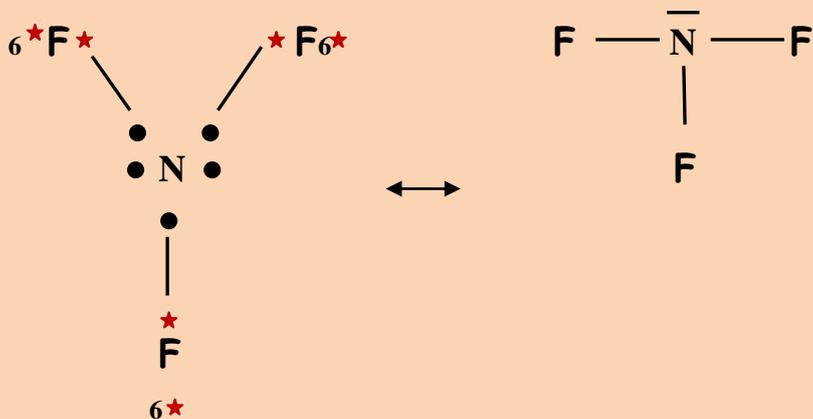
A partir de las configuraciones electrónicas de los correspondientes átomos, dé las estructuras de Lewis de las especies químicas: NF_3 , NO_2^- y NO_3^- . Justifique también sus estructura e indique si el trifluoruro de nitrógeno es o no una molécula polar.

Resolución:

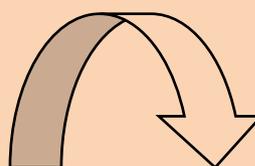
Las configuraciones electrónicas son:



La estructura de Lewis para esta molécula, NF_3 , es:

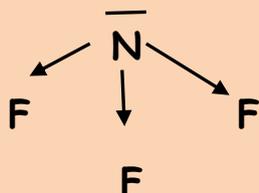


El átomo central, **N**, presenta 4 pares de e^- , tres de ellos Enlazantes y uno No Enlazante lo que implica una hibridación sp^3 y una geometría de **Pirámide Trigonal**.



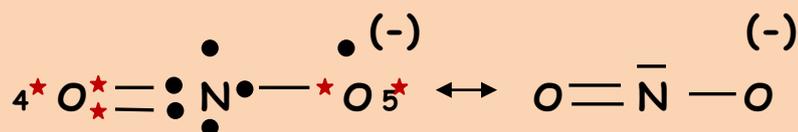
Esta molécula presenta tres momentos dipolares parciales

$N \rightarrow F$. El momento dipolar resultante no sería nulo y por lo tanto la molécula sería **POLAR**.



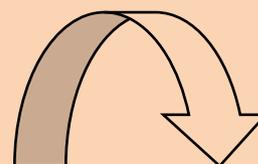
El par de e^- no enlazantes también dan carácter polar a la molécula.

Anión nitrito, $(NO_2)^-$:

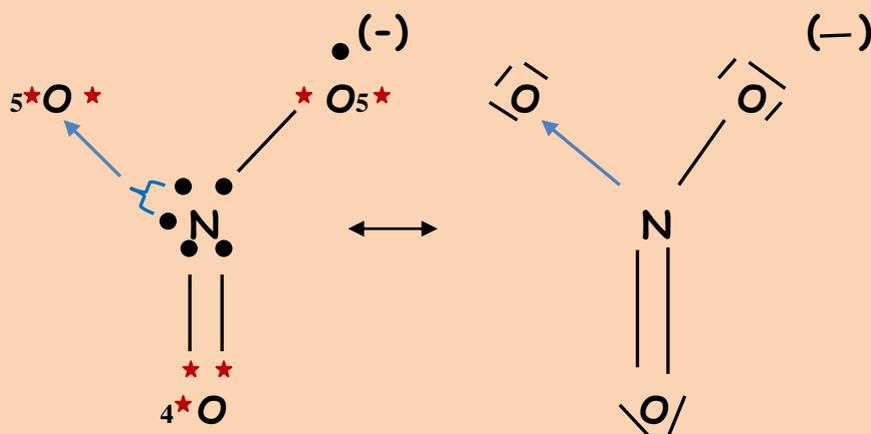


El anión nitrito presenta **4 pares de e^-** . Dos de ellos forman un **doble enlace** lo que implica **UNA sola dirección en el espacio**. Luego serían **TRES** pares de $e^- \rightarrow$ Hibridación sp^2 . Un par de electrones es **No Enlazante** lo que daría al anión una estructura **Triangular Plana**.

La resultante de los momentos dipolares parciales sería distinta de cero por lo que la molécula sería polar. El par de electrones No compartidos añadiría más polaridad a la molécula.



Anión nitrato, $(\text{NO}_3)^-$:



Cuatro pares de e^- enlazantes, pero sabemos que un **doble enlace** sólo nos proporciona una dirección en el espacio. Por lo tanto sólo cuentan **TRES** pares de e^- Enlazantes lo que implica una hibridación sp^2 en el **Átomo de Nitrógeno** y una geometría **Triangular Plana**.

El anión nitrato $(\text{NO}_3)^-$ presenta una carga negativa en exceso por lo que podemos afirmar que dicho anión tiene **carácter polar**.

Ejercicio resuelto

Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos:

- Cloruro de sodio
- Dióxido de carbono
- Agua
- Aluminio

Resolución

a) Esta sustancia presenta **enlace iónico**, debido a la elevada **diferencia de electronegatividad** que existe entre sus átomos. Tendremos que romper un **enlace iónico**.

b) El enlace entre los átomos de **C y O es covalente**. Se debe romper los enlaces Covalentes entre estos dos átomos.

c) En el agua hay un enlace **covalente polarizado** entre sus átomos, y al ser la molécula polar debido a la geometría angular que posee, tiene momento dipolar muy elevado y se dan las condiciones para establecer un enlace intermolecular, el llamado **Puente de Hidrógeno**. Deberemos romper los enlaces Puente de Hidrógeno (intermolecular).

d) El **enlace en el aluminio es metálico**. Romperemos enlaces metálicos.

Ejercicio resuelto

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".

Resolución:

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 a temperatura ambiente es sólido, en consecuencia tiene puntos de fusión y ebullición altos.

Ejercicio resuelto

¿Cuál de las sustancias siguientes tiene las mayores fuerzas intermoleculares de atracción? ¿Por qué? 1) H_2O ; 2) H_2S

3) H_2Se ; 4) H_2Te ; 5) H_2

Resolución:

El agua presenta las mayores fuerzas intermoleculares de atracción pues sus moléculas están unidas por **puentes de hidrógeno**. Al ser el oxígeno un átomo muy electronegativo la diferencia de electronegatividad es muy grande y el pequeño tamaño del átomo de Hidrógeno hace que el efecto pantalla sea muy pequeño con lo que el agua presentará **Enlace Puento de Hidrógeno** algo que no presentan el resto de los compuestos.

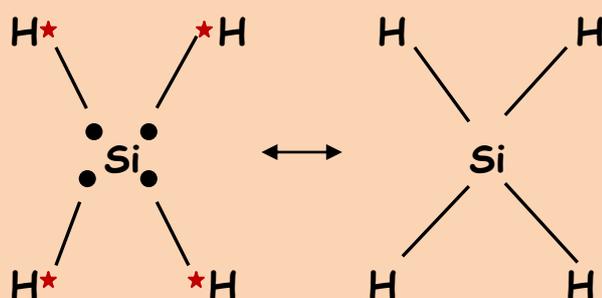
Ejercicio resuelto

Considera los compuestos: SiH_4 , PH_3 y H_2S

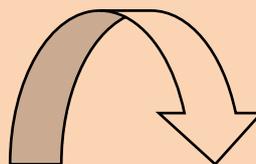
- Representa la estructura de Lewis.
- Indica la geometría de las moléculas mediante la teoría RPECV.
- Indica si las moléculas son polares o apolares.

Resolución

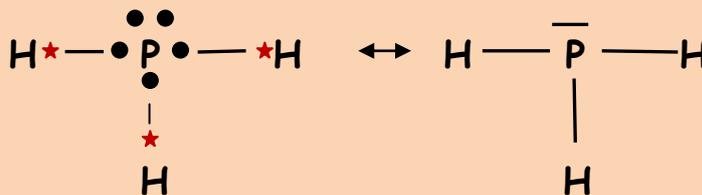
SiH_4 :



Cuatro pares de e- **Enlazantes** → Hibridación sp^3 →
Geometría Tetraédrica → **No polar** por simetría molecular



PH₃:

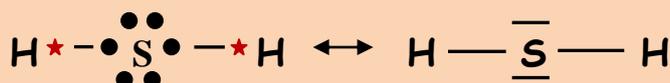


Cuatro pares de e⁻, tres de ellos **Enlazantes** → Hibridación **sp³** →

→ **Piramide Trigonal** → **Polar** por el par de e⁻ **No Enlazantes**.

Existe además un **momento dipolar resultante** procedente de tres momentos dipolares parciales.

H₂S:

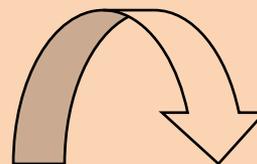


Cuatro pares de e⁻, **dos** de ellos **ENLAZANTES** → Hibridación **sp³** → **Angular** (forma de V) → **Polar** por tener un **momento dipolar resultante** y **pares de electrones no enlazantes**.

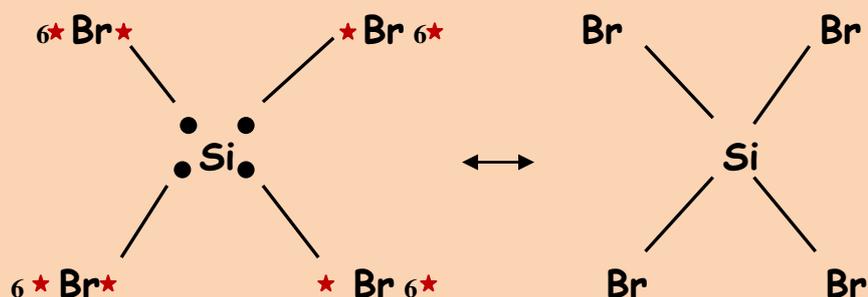
Ejercicio resuelto

- Indica la geometría de los siguientes iones y moléculas:
SiBr₄, SF₆, (BF₄)⁻, PCl₅.
- Indica si son polares o apolares las moléculas anteriores.

Resolución

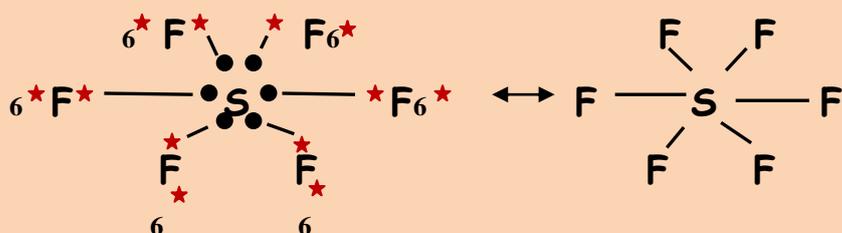


SiBr₄:



Cuatro pares de electrones **Enlazante** → Hibridación **sp³** → **Tetraédrica** → **Molécula Apolar**

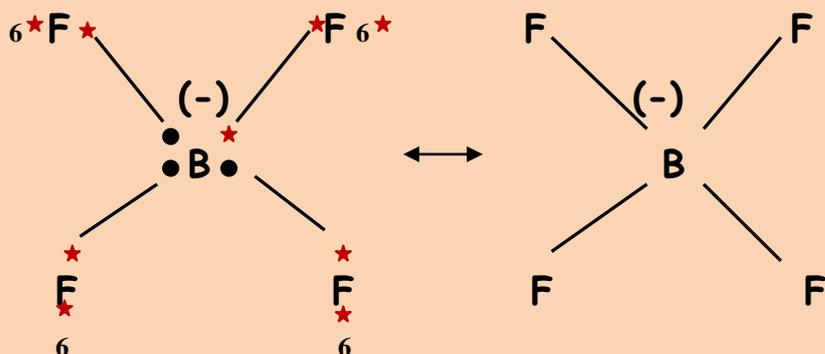
SF₆:



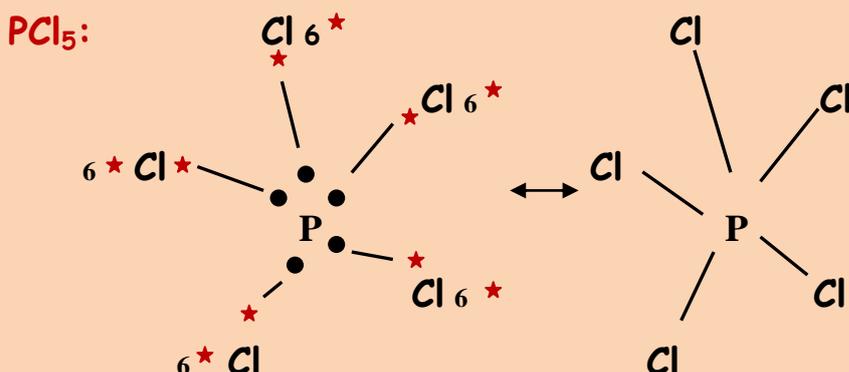
SEIS pares de electrones **Enlazante** → Hibridación **sp³d²** → **Octaédrica** → **Molécula Apolar**.

(BF₄)⁻:

El exceso de una carga negativa se lo pondré al átomo central, Boro, quedando la situación de la siguiente forma:



Cuatro pares de electrones **Enlazantes** → Hibridación sp^3 → **Tetraédrica** → Anión **Polar**



Cinco pares de electrones **Enlazantes** para el **Átomo central**
 → Hibridación sp^3d → **Bipiramide Trigonal** → Molécula **APOLAR**

Ejercicio resuelto

Explique razonadamente los siguientes hechos:

- El cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 801°C , mientras que el cloro molecular es un gas a temperatura ambiente.
- El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano.

Resolución

- En el compuesto **NaCl** existe un **enlace Iónico** (atracción electrostática con una estructura con muchos **cationes Na^+** y **aniones Cl^-**) **tremendamente fuerte**. Esta es la razón por la cual para fundir este compuesto (a temperatura ambiente el NaCl es sólido) debemos suministrar **gran cantidad de energía**.

El cloro, Cl_2 , es un compuesto covalente y forma auténticas moléculas no existiendo entre ellas atracción alguna y si existe es del tipo Van der Waals que es muy débil. A temperatura ambiente no existen fuerzas atractivas y se encuentra en estado gaseoso.

b) Si estudiamos la estructura de estos dos compuestos:



Como podemos observar para romper la estructura del Etano hay que suministrar más cantidad de energía que en el caso del Metano.

Ejercicio resuelto

Indica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- a) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2
- b) El NH_3 tiene un punto de ebullición más bajo que el CH_4
- c) El KCl es soluble en agua y en benceno

Resolución

- a) **Cierto**
- b) **Falso**
- c) **Falso**

Ejercicio resuelto

Indica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- a) El diamante y el grafito conducen la corriente eléctrica
- b) El cloruro de sodio se disuelve mejor en tetracloruro de carbono que en agua.
- c) Las sales fundidas conducen la corriente eléctrica

Resolución:

- a) **Falso**
- b) **Falso**
- c) **Cierto**

Ejercicio resuelto

Dadas las siguientes especies químicas: HCl, Mg, KI, F₂ y CH₃OH.

- a) Indica las que conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundido.
- b) Indica las que son solubles en agua
- c) Indica su estado a 20°C y 1 atm

Resolución:

- a) HCl y KI
- b) HCl, KI y CH₃OH
- c) HCl → Líquido

d) Mg → Sólido

KI → Sólido

F₂ → Gas

CH₃OH → Líquido

Ejercicio resuelto

Representa las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y polaridad de las siguientes moléculas: CO₂, H₂S, O₂.

Resolución

Recordar:

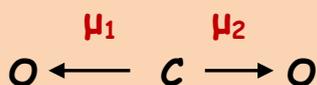
- 1.- Un átomo tiene tantos electrones en su capa de valencia como número de grupo del S.P al cual pertenece.
- 2.- Los dobles y triples enlaces se consideran como un solo par de electrones para el átomo central.

CO₂:

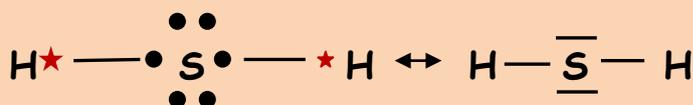


Cuatro pares de electrones enlazantes para el átomo de carbono pero que se consideran como **DOS**. Luego dos pares de electrones enlazantes → Hibridación **sp** → Geometría **Lineal**.

Los momentos dipolares, μ_1 y μ_2 , parciales se anulan mutuamente y el momento dipolar total es **Nulo**, luego la molécula es **Apolar**:

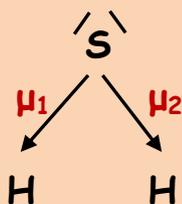


H_2S :

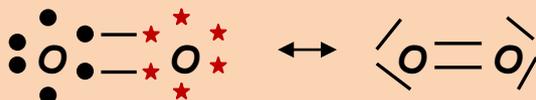


Cuatro pares de electrones para el átomo de Azufre → Hibridación sp^3 . Dos de ellos **NO ENLAZANTES** → Geometría Angular.

Dos momentos dipolares parciales que nos determinan un **momento dipolar resultante** → polaridad en la molécula. Los dos pares de electrones no enlazantes del Azufre también proporcionan polaridad a la molécula:

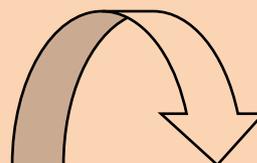


O_2 :



No existe geometría puesto que no existe un átomo central son dos átomos de Oxígeno superpuestos con la unión correspondiente de los átomos de Oxígeno.

La diferencia de electronegatividad es **Nula**, puesto que se trata de dos átomos de un mismo elemento.



electronegatividad menor y por lo tanto la mayor diferencia de electronegativa se establece en el NaBr que tiene mayor carácter **Iónico**.

Ejercicio resuelto

Indica qué tipo de enlace predominará en los siguientes compuestos: Cl₂, KBr, Na, NH₃.

Resolución:

Cl₂ → **Enlace Covalente**. Se produce entre dos átomos muy electronegativos (No metálicos)

KBr → **Enlace Iónico**. Unión entre un átomo electropositivo, K (Metal) y otro electronegativo, Br (No metal).

Na → **Enlace Metálico**. Se trata de átomos de un **mismo metal**.

NH₃ → **Enlace Covalente**. El H al unirse con elementos de la derecha del S.P forma enlaces covalentes (dos átomos No metálicos).

Ejercicio propuesto

Para las moléculas SiH₄, CO₂, O₃, y SO₂, se pide:

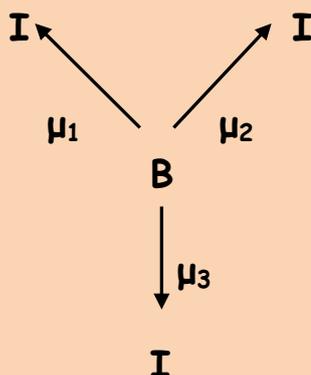
- Escribe la estructura de Lewis.
- Discute su geometría.
- Indica qué moléculas son isoelectrónicas entre sí.

Problema resuelto

¿Por qué la molécula BI₃ es apolar si los enlaces B - I son polares?

Resolución

El BI_3 presenta una hibridación sp^2 lo que implica y una geometría triangular plana:



Se cumple que: μ_1 , μ_2 y μ_3 son **Iguales** y el momento dipolar resultante **es Nulo** y la molécula **es Apolar**.

Problema resuelto

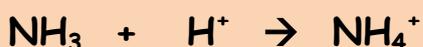
¿Qué clases de enlace hay en el cloruro amónico, NH_4Cl ?

Resolución:

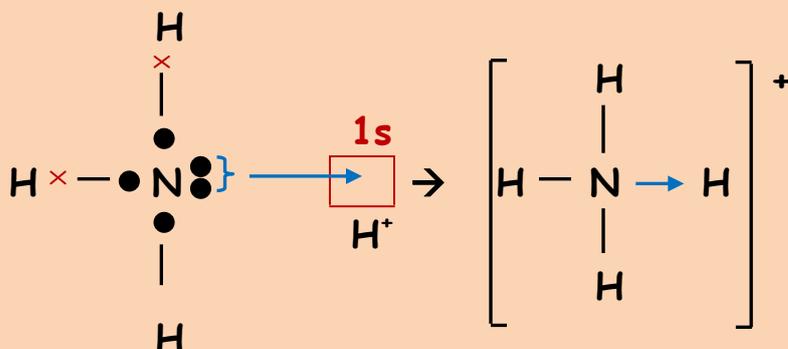
El cloruro amónico es una sal y está constituida por **un catión (+)** y un **anión (-)**. Su fórmula $\text{NH}_4\text{Cl} \leftrightarrow (\text{NH}_4)^+ \text{Cl}^-$

El primer enlace que aparece es el **Enlace Iónico** entre los dos iones.

En el catión, al ser poliatómico, aparecen otros enlaces. El catión NH_4^+ nace de la unión :



y en él podemos encontrar **Enlaces Covalentes** y **Covalente Coordinado** como dice el diagrama siguiente:



Problema resuelto

Explica los siguientes hechos:

- La sal común NaCl funde a 801°C sin embargo, el cloro es un gas a 25°C.
- El diamante no conduce la corriente eléctrica, y el Fe sí.
- La molécula de cloro es covalente mientras que el CsCl es iónico.

Resolución

a) El **NaCl** se constituye por un entramado cristalino con millones de aniones Cl^- y cationes Na^+ , todos ellos atraídos por **fuerzas electrostáticas** que son muy fuertes. Se trata de un **compuesto iónico** y el **entramado cristalino** es la causa de su elevado punto de fusión.

El **cloro molecular**, Cl_2 , es un compuesto covalente y la entidad Cl_2 existe como tal. A 25°C entre estas entidades **no existen fuerzas atractivas**, gozan de gran

energía, de mucha movilidad y por lo tanto es una **molécula gaseosa**.

b) El diamante es una **estructura cristalina** formada por átomos de **Carbono** unidos por **Enlace Covalente**, no existe la posibilidad de **electrones en movimiento** y por lo tanto **No** conduce la **Corriente Eléctrica**. El hierro forma también un entramado cristalino en donde los electrones se encuentran en libertad (Enlace Metálico) y como la **Corriente Eléctrica** es movimiento de electrones, el metal Hierro puede conducir la **corriente eléctrica**.

c) La molécula de cloro, **Cl₂**, presenta un enlace covalente. La capa de valencia del átomo de cloro es **ns²np⁵** lo que nos dice que pertenece al grupo **17 (VII - A)**. El segundo átomo de cloro es exactamente igual al primero, y los dos, buscando 8 e⁻ en la capa de valencia realizan las reacciones de ionización:



Se obtienen dos iones del mismo signo y es imposible la unión por **Enlace Iónico**. Se unen mediante la compartición de electrones constituyendo un **Enlace Covalente**.

El CsCl es un compuesto iónico por la siguiente razón: Capa de valencia del Cs **ns¹** y tenderá a ceder el electrón más externo y quedarse con los 8 e⁻ de la penúltima capa. La capa de valencia del cloro **ns²np⁵** y tiende a tomar 1 e⁻ para obtener sus 8 e⁻. Las reacciones de ionización son:



Se producen dos iones de carga eléctrica opuesta, se establecen fuerzas electrostáticas que constituyen el **Enlace Iónico** que existe en el cloruro de cesio.

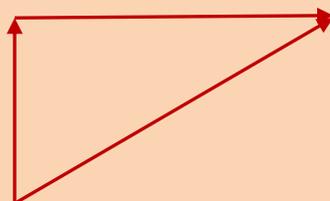
Problema resuelto

Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: KF, RbI, BrF y CaF₂.

Resolución

**A MAYOR CARÁCTER IÓNICO MAYOR PUNTO DE FUSION.
A MAYOR DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD ENTRE
LOS ÁTOMOS QUE SE UNEN MAYOR CARÁCTER IÓNICO.**

La variación de la electronegatividad en el S.P viene dada por el diagrama:



Elemento de menor electronegatividad: **Rb < K < Ca**

Elemento de mayor electronegatividad: **F > I**

El orden pedido es:



Problema resuelto

¿Cuál de los siguientes compuestos no puede existir? ¿Por qué?: NCl₅, PCl₃ y PCl₅.

Resolución

Nos basaremos en las configuraciones electrónicas de los átomos que intervienen en los compuestos químicos (recuerdo que es totalmente necesario conocer el S.P. por si debemos determinar el número atómico y el enunciado no los proporciona).

$Z_{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ Periodo $n = 3$; Grupo 17 (VII - A)

Al pertenecer la capa de valencia del cloro a $n = 3$ puede albergar en la misma: $n^\circ e^- \text{ máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$

Estos 18 electrones se repartirán: 2 para "s", 6 para "p" y 10 para "d":

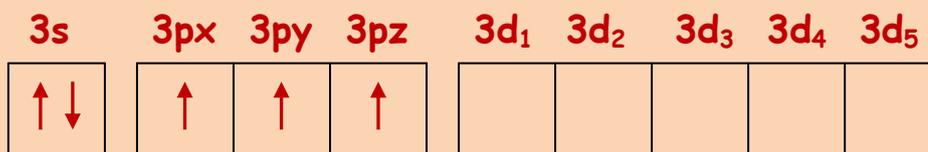


El **Cloro** tiene en su capa de valencia orbitales atómicos "d" totalmente vacíos a los que puede promocionar electrones de los orbitales "p" e incluso "s" aumentando así la posibilidad de formar mayor número de enlaces covalentes.

$Z_p = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; Periodo $n = 3$; Grupo 15 (V - A)

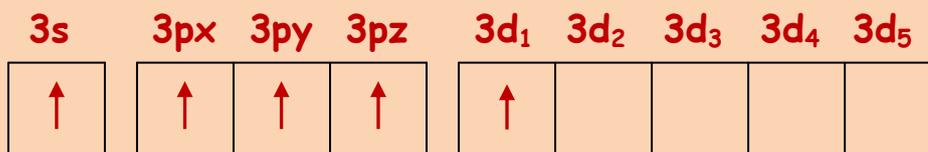
Al pertenecer la capa de valencia del cloro a $n = 3$ puede albergar en la misma: $n^\circ e^- \text{ máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$

Estos 18 electrones se repartirán: 2 para "s", 6 para "p" y 10 para "d".



Con estos tres electrones desapareados el Fósforo puede producir **tres enlaces covalentes** y formar la molécula **PCl₃**.

Como tiene orbitales "d" totalmente vacíos puede promocionar un electrón "s" a un orbital "d". La capa de valencia sería entonces:

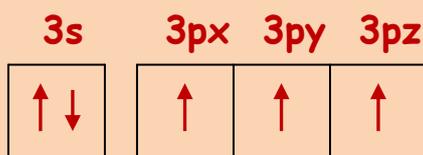


Ahora el Fósforo tiene **cinco electrones desapareados** y puede formar **cinco enlaces covalentes** y formar la molécula **PCl₅**.

$$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 ; \text{Periodo } n = 3 ; \text{Grupo } 15 (V - A)$$

Al pertenecer la capa de valencia del Nitrógeno a $n = 2$ puede albergar en la misma: $n^\circ e^- \text{ máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$

Estos 8 electrones se repartirán: 2 para "s" y 6 para "p". Capa de valencia quedaría de la forma:



Con esos **tres electrones desapareados** el Nitrógeno podría crear **tres enlaces covalentes** como en el caso de la molécula **NCl₃**.

Pero al no tener orbitales atómicos "d" no puede **promocionar electrones** y por lo tanto su número máximo de enlaces covalentes que puede realizar son **Tres**, nunca **Cinco**.

Como conclusión diremos que la molécula que no puede existir es:



Problema propuesto

¿Qué tipos de enlace posee el ácido sulfúrico?

Problema resuelto

Estudia qué fuerzas deben romperse para fundir el NaCl y el Fe, y para vaporizar el H₂O.

Resolución

NaCl → Fuerzas electrostáticas (Enlace Iónico)

Fe → Fuerzas entre los Restos Positivos y la Nube Electrónica del Enlace Metálico.

H₂O → Enlaces Puente de Hidrógeno.

Problema propuesto

¿Cuáles de los siguientes compuestos esperarías que fueran iónicos y cuáles no? Escribe sus estructuras de Lewis: KBr, H₂S, NF₃, CHCl₃, CaSO₄, PH₃.

Problema propuesto

Ordena los siguientes enlaces en orden creciente según su carácter iónico: C - H , F - H , Br - H , Na - I , K - F , Li - Cl.

Problema propuesto

Todas excepto una de las siguientes especies son isoelectrónicas. ¿Cuál no es isoelectrónica (mismo número de electrones) con las demás?: S⁻², Ga⁺², Ar, K⁺, Ca⁺², Sc⁺³.

Problema propuesto

Escribe la fórmula del compuesto que se forma entre: Ca y Mg , Al y O, K y Se, Sr y Cl. Clasifica cada compuesto como covalente, iónico.

Problema propuesto

¿Cuáles de dos de los siguientes pares de elementos formarán probablemente enlaces iónicos?: Te y H, C y F, Ba y F, N y F, K y O.

Problema propuesto

a) El átomo central en el ion clorito (ClO₂)⁻ está rodeado por:

- 1.- Dos pares de electrones de enlace y dos pares no compartidos.
- 2.- Tres pares de electrones de enlace y uno no compartido.
- 3.- Un par de electrones de enlace y tres no compartidos.

4.- Dos enlaces dobles y ningún par de electrones no compartidos.

5.- Cuatro pares de electrones de enlace y cuatro pares aislados.

b) Dibuja la estructura de Lewis del óxido de cloro donde éste último muestra su máximo estado de oxidación (+7).

Problema propuesto

a) ¿Cuál de las siguientes especies es plana?: NH_3 , SO_3^{2-} , PF_3 , NO_3^-

b) ¿Cuál de las siguientes especies es tetraédrica?: N_2O , O_3 , SiH_4 , BCl_3 , SF_6 .

c) ¿Cuál de las siguientes especies tiene un momento dipolar mayor que cero?: CCl_4 , CO_2 , N_2 , H_2S , todas las anteriores.

Problema propuesto

a) Indica cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son verdadera/s para las sustancias nitrato de amonio:

1.- Muestra sólo enlaces iónicos.

2.- Muestra sólo enlaces covalentes.

3.- Muestra enlaces tanto iónicos como covalentes.

4.- Tiene la fórmula NH_3NO_3 .

5.- Tiene la fórmula NH_4NO_2 .

b) ¿Cuál de los siguientes compuestos es el que tiene uniones menos covalentes:

1.- S_2Cl_2 , SnCl_2 , ZnCl_2 , CsBr , ScCl_3 .

- c) De las siguientes parejas de elementos, ¿cuál formará el enlace más iónico? ¿y cuál el menos iónico?: B y N , H y Ca, F y Cl, C y O, B y Cl.

Problema propuesto

- a) ¿Cuál de las siguientes moléculas mostrarán un octeto incompleto en su estructura de Lewis?: CO_2 , Cl_2 , ICl , NO , SO_2 .
- b) ¿En la estructura e Lewis de cuál de las siguientes moléculas no puede seguirse cabalmente la "regla del octeto"?: NF_3 , PF_5 , AsH_3 , HCl .

Problema propuesto

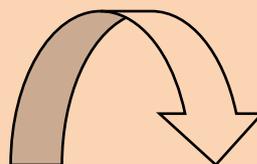
Ordena las siguientes moléculas en orden creciente de momento dipolar. Justifica tu respuesta: NH_3 , AsH_3 , PH_3 .

Problema propuesto

- a) El átomo de azufre es el átomo central en cada una de las sustancias siguientes. ¿En cuál tiene un par aislado (no compartido) de electrones?: SO_3 , SO_4^{-2} , SO_2 , H_2S , SCl_2 .
- b) Predice la geometría de las especies del ítem (a) en base a TREPEV.

Problema propuesto

- a) ¿Qué molécula tiene enlaces no polares?: CO_2 , CO , H_2O , HF , ninguna de las anteriores.
- b) ¿En cuál de los compuestos siguientes el enlace es iónico?: HCl , CH_4 , H_2O , H_2O_2 , NaH .



Problema propuesto

¿En cuáles de las especies siguientes es necesario expandir el octeto sobre el átomo central para representar la estructura de Lewis?:

PO_4^{-3} , PI_3 , ICl_3 , OSCl_2 , SF_4 , ClO_4^- . Justifica tu elección.

Problema propuesto

Proponer estructuras de Lewis y predecir la geometría molecular según el método TREPEV para las siguientes especies: BeCl_2 , BF_3 , OF_2 , PH_3 , NO_2 , CH_2ClF .

