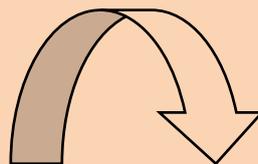


Tema N° 9

Estudio de los Enlaces Químicos

Contenido Temático:

- 1.- Introducción
- 2.- Enlace Iónico
 - 2.1.- Propiedades del Enlace Iónico
 - 2.2.- Propiedades de los Compuestos Iónicos
- 3.- Enlace Covalente
 - 3.1.- Propiedades del Enlace Covalente
 - 3.2.- Propiedades de los Compuestos Covalentes
- 4.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo
- 5.- Enlace Covalente Polar
 - 5.1.- Propiedades de los Compuestos Covalentes Polares
- 6.- Enlace Metálico
 - 6.1.- Propiedades de los compuestos Metálicos
- 7.- Fuerzas Intermoleculares
 - 7.1.- Enlace Puente de Hidrógeno
 - 7.2.- Fuerzas de Van der Waals
- 8.- Enlace Covalente y la Mecánica Cuántica
 - 8.1.- Método de Enlace Valencia



1.- Introducción

Enlaces Químicos

<https://www.zschimmer-schwarz.es/como-se-forma-la-materia-tipos-de-enlaces-quimicos-ejemplos-y-caracteristicas/>

Enlaces Químicos

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

Enlaces Químicos

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

Tipos de enlaces químicos

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s

Tipos de Enlaces Químicos

<https://psicologiaymente.com/miscelanea/tipos-enlaces-quimicos>

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

¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos se **unen** y mediante esta unión se forman **compuestos químicos** en los cuales los átomos adquieren una **estabilidad mayor**.

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**.

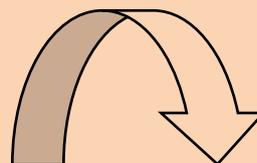
Los **gases nobles** tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como **átomos aislados**. Sus átomos, **a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel energético**. Esta configuración electrónica es extremadamente **estable** y a ella deben su poca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

Podemos explicar **la unión de los átomos para formar enlaces** porque con ella consiguen que su último **nivel energético tenga 8 electrones**, la misma configuración electrónica que los átomos de los **gases nobles**. Este principio recibe el nombre de **Regla del Octeto** y aunque no es **La panacea** del enlace químico, es útil en muchos casos.

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 **entre átomos**:

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



ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es

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

- a) **Iónicos.**
- b) **Covalentes.**
- c) **Metálicos o metales.**

También existen **enlaces intermoleculares** que como dice el nombre son aquellos que se producen **entre moléculas**, tales como:

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

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://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>

Con todo lo visto y oído nos encontramos en condiciones de introducirnos en el **Enlace Iónico**.

Veamos algunos ejemplos de Enlace Iónico:

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. Partimos 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)

El Na tiene **1 e-** en su **capa de valencia** y quiere **8e-**. Tiene dos caminos para conseguir los 8 e-:

- Ceder 1 e-** y quedarse con los **8 e-** de penúltima capa.
- Tomar 7 e-** y completar los **8 e-**

Energéticamente es más factible la primera posibilidad. El sodio **perderá su electrón** y se convertirá en una especie química totalmente diferente al átomo de Na y que recibe el nombre de **Ion** y dentro de estos **Catión**:

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

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

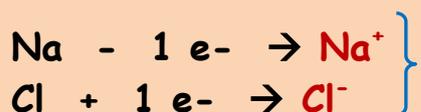
El átomo de cloro, al igual que el del sodio, tiene dos caminos para conseguir los 8 e⁻:

- a) Tiene 7 e⁻, tomando 1 e⁻ completaría sus 8 e⁻
- b) 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**:



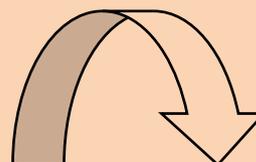
Si unimos las dos reacciones de ionización:



En un mismo medio nos encontramos con cargas eléctricas de distinto signo y por lo tanto tienden a **unirse mediante fuerzas electrostáticas** (fuerzas entre cargas eléctricas de distinto signo) 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):

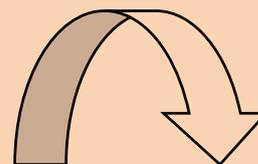


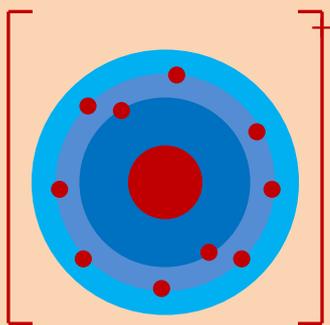
El miembro de la izquierda nos determina la **PROPORCIÓN** en la que se unen los átomos de sodio y cloro:



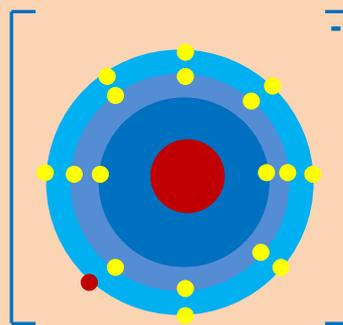
El miembro de la derecha nos indica que el **sistema (compuesto químico) se encuentra neutralizado** (no hay exceso de cargas eléctricas), el compuesto químico, en conjunto, **es eléctricamente neutro**.

Hagamos un dibujo de lo establecido anteriormente:





Catión Sodio



Anión Cloruro

El catión y el anión se atraen por fuerzas electrostáticas y forman el **Enlace Iónico**:



Ejemplo de Enlace Iónico:

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

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

Átomo de K: $Z_K = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 4s^1$

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:

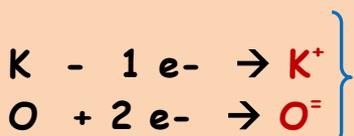
$K - 1 e^- \rightarrow K^+$ (catión) (1)

El átomo de O = $Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

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

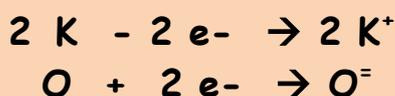


Unimos las dos reacciones de ionización:



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

Recordar el balance electrónico (n^o electrones cedidos = n^o electrones ganados). Para conseguir la neutralidad multiplicaremos la primera 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).

Ejercicio resuelto

Determinar el tipo de enlace y fórmula del compuesto nacido de la unión de átomos de Aluminio con átomos de Oxígeno.

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

Resolución

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:

$Al - 3 e^- \rightarrow Al^{+3}$ (Cación) (1)

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

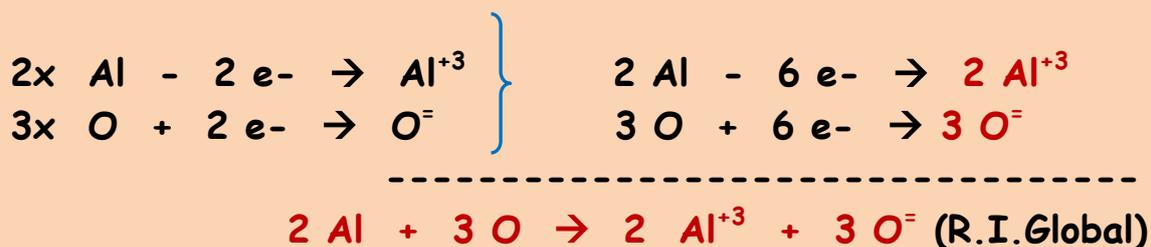
Seis e- en la última capa. Tomará dos e- y conseguirá los 8 e- que busca:

$O + 2 e^- \rightarrow O^-$ (Anión) (2)

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**:

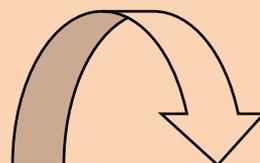
2 átomos Al / 3 átomos O → Fórmula: **Al₂O₃**

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

2.1.- Propiedades del Enlace Iónico

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

- a) Se produce por una **TRANSFERENCIA** de electrones entre átomos que **CEDEN** fácilmente electrones (**izquierda del S.P, muy electropositivos, Metales**) con átomos que **CAPTAN** fácilmente electrones (**derecha del S.P, muy electronegativos, No Metales**).
- b) La Transferencia electrónica produce iones de **CARGA ELECTRICA DE SIGNO CONTRARIO** (aniones y cationes).
- c) La **FUERZA ELECTROSTÁTICA** (muy fuerte) une los iones y se forma el compuesto iónico.



Problema propuesto

Dados los elementos químicos A, B, C, D, E y F de números atómicos: 11, 8, 16, 9, 37 y 12 respectivamente, determinar el tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de:

- a) A con E
- b) A con D
- c) B con F
- d) C con F
- e) C con D

Soluciones:

- a) Iónico, A_2E
- b) Iónico, AF
- c) Iónico, BF
- d) Iónico, CF
- e) Iónico, CD_2

2.2.- Propiedades de los Compuestos Iónicos

Los compuestos químicos formados por **Enlace Iónico** se llaman **Compuestos Iónicos**, **Compuestos Polares** o **Compuestos Heteropolares**.

Propiedades de los Compuestos Iónicos

<https://sites.google.com/site/279enlaces/enlaces-ionicos/enlaces>

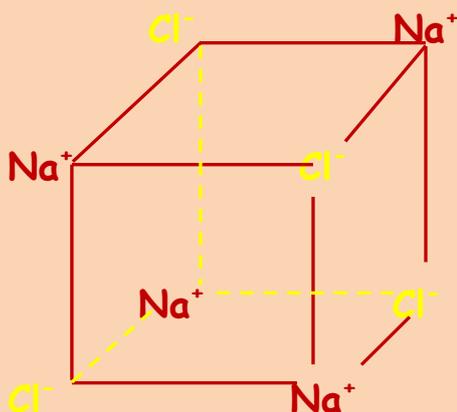
Propiedades de los Compuestos Iónicos

https://www.colegiodiocesano.net/actividades_verano/2014-2015/pdf/1bcn/fisica-y-quimica/propiedades-de-los-compuestos.pdf

Propiedades de los Compuestos Iónicos

https://escholarium.educarex.es/useruploads/r/c/9866/scorm_imported/54154381111843489361/page_19.htm

- a) No forman auténticas **Moléculas**, forman **Cristales Moleculares**. Me explicaré. Si vamos a las salinas de Torrevieja 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, 1 **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**, es 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 dimensiones 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 **electrostática** entre los iones. Por ello pueden usarse como material refractario.

Los puntos de fusión, ebullición dependen 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**.

- 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).

Problema resuelto (Autor: D. Manuel Díaz Escalera)

Indica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los compuestos iónicos en estado sólido conducen la electricidad.
- b) La dureza de los siguientes compuestos es: $\text{BeO} < \text{MgO} < \text{CaO}$
- c) 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 existe** movimiento de electrones.
- 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:
 $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$

Afirmación Verdadera

Ejercicio 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, .

- ¿Cuál es el compuesto de menor energía reticular en cada grupo?
- ¿Cuál es el compuesto de menor punto de fusión en cada grupo?
- ¿Cuál es el compuesto de mayor dureza de cada grupo?
- ¿Cuál es el compuesto de mayor punto de ebullición de cada grupo?

Resolución:

En la cuestión nos preguntan sobre cuatros magnitudes:

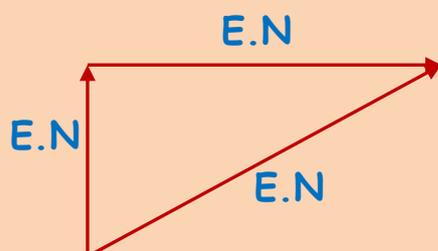
- Energía Reticular.
- Punto de fusión.
- Dureza.
- Punto de ebullición.

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

- A mayor carácter iónico mayor Energía reticular se desprende en la formación de dicho compuesto iónico.
- A mayor carácter iónico mayor punto de fusión.
- A mayor carácter iónico mayor dureza.
- 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 podremos contestar a las cuestiones planteadas:

a)

1. A **mayor carácter iónico mayor E.R.**(Energía Reticular) 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 del apartado anterior

b) Puntos de fusión:

- 1.- **El LiBr**
- 2.- **El CaI₂**
- 3.- **El BeS**

c)

Dureza:

- 1.- El CsBr_2
- 2.- El CaCl_2
- 3.- El CaS

d)

Punto de ebullición:

- 1.- El CsBr_2
- 2.- El CaCl_2
- 3.- El CaS

3.- Enlace Covalente

Supongamos que queremos determinar el tipo de enlace y fórmula en la molécula de 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 y es estable:

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

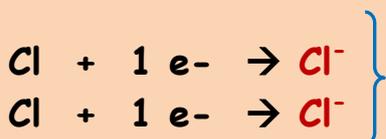
En su capa de Valencia posee 7 e⁻. Le será más fácil, energéticamente, tomar un electrón para tener 8 e⁻ que no ceder los 7 e⁻ de la última capa y quedarse con los 8 e⁻ de la penúltima capa:



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**.

Enlace Covalente

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

Enlace Covalente

<https://www.significados.com/enlace-covalente/>

Enlace Covalente

<https://www.todamateria.com/enlace-covalente/>

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es

Teoría del enlace covalente.

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

Video: Enlace Covalente

<https://www.youtube.com/watch?v=ign6-bbOqF4>

Video: Enlace Covalente

<https://www.youtube.com/watch?v=jiy8I28KIY8>

Video: Enlace Covalente

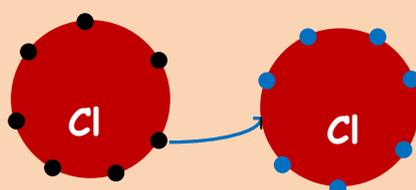
<http://www.youtube.com/watch?v=aJH93Ee0-pI>

Video: Enlace covalente

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

Lewis pensó que si los átomos no se podían unir por **Enlace Iónico** puesto que **no se producía una transferencia de electrones**, podría existir un nuevo tipo de enlace químico basado en la **Compartición de electrones** entre átomos. Este modelo de Lewis constituye la **teoría del Octeto de Lewis**. Veamos como ejemplo la unión entre átomos existente en la molécula del gas cloro, **Cl₂**:

- = Electrón
- = Electrón



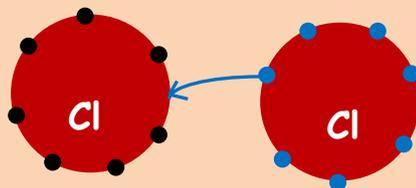
En el dibujo anterior el átomo de cloro la izquierda introduce en la última capa del átomo de la derecha un electrón para compartir con él. A continuación el átomo de cloro de la

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

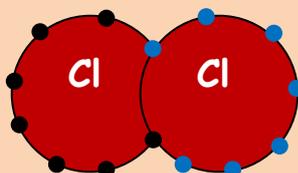
www.quimiziencia.es

derecha introduce en la capa de valencia del átomo de la izquierda un electrón para su compartición.

- = Electrón
- = Electrón



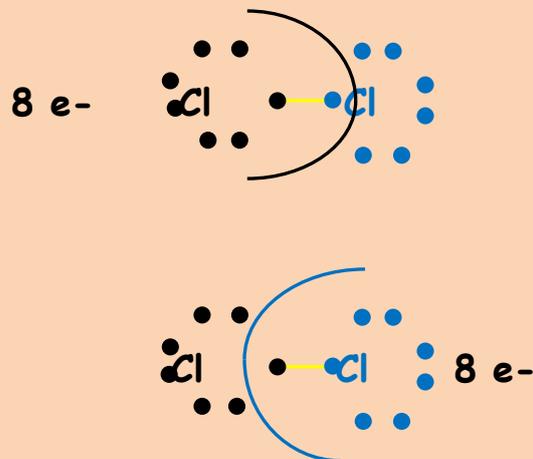
- = Electrón
- = Electrón



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 de electrones**, los átomos de cloro tienen **sus 8 e⁻ cada uno de ellos**. Los dos electrones compartidos pertenecerán, **UNIDOS**, a las dos **últimas capas** y de esta forma se podrán unir los **átomos de cloro**.

Esta compartición también se puede representar mediante el Diagrama de Lewis. En dicho diagrama los electrones se agrupan por pares y rodearán a los átomos de los elementos constituyendo **Pares de Electrones Enlazante** (Constituyen la compartición electrónica y por tanto el enlace covalente) y **Pares de Electrones No Enlazantes** (no contribuyen en la formación del enlace covalente):



O bien:



El átomo de Cloro de la izquierda presenta tres pares de electrones **NO ENLAZANTES** (—). Lo mismo le ocurre al átomo de Cloro de la derecha (—). Entre los **dos átomos de cloro** existe un par de electrones **enlazantes** (—).

En los dos tipos de representación del enlace covalente, si contáis el número de electrones de cada uno de los átomos de Cloro, es de 8 e-.

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



Observamos que en la **elipse**, que sería el **ORBITAL DE ENLACE**, 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.

$$Z_{\text{O}} = 8$$

1° Átomo de Oxígeno: $Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

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

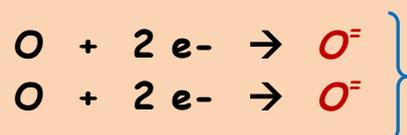


2° Átomo de Oxígeno: $Z_{\text{O}} = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

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

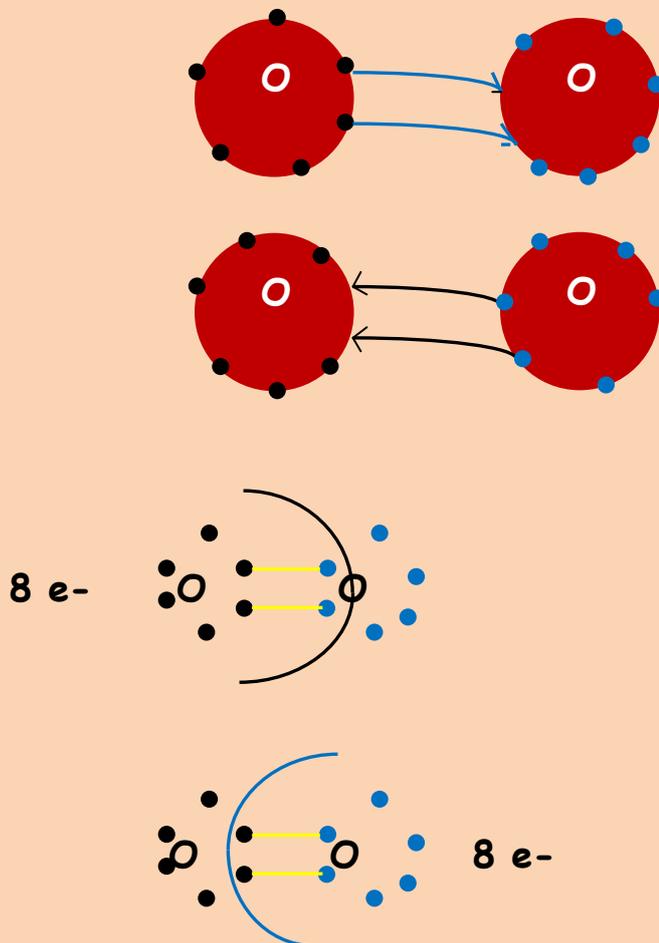


Si unimos las dos reacciones de ionización:



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**.



O bien:



Cada segmento representa un **par de electrones**. Los de color **amarillo** son los **PARES ENLAZANTES** correspondientes a la doble compartición y mantienen **unidos los dos átomos de Oxígeno**. Los **azules** y **rojos** son los pares de electrones **NO ENLAZANTES**.

Demostrar mediante el Enlace Covalente la molécula del gas Nitrógeno de fórmula N_2 . $Z_N = 7$

Resultado:



Estudiamos al tipo de enlace en la molécula del agua, H_2O :

$$Z_H = 1$$

$$Z_O = 8$$

Configuración electrónica del átomo de Hidrógeno:

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

El Hidrógeno se puede comportar como un NO METAL (Pertenece al grupo VII - A o como metal perteneciente al grupo I - A. En la molécula del agua el Hidrógeno actúa como No Metal y tenderá a tomar un electrón para conseguir la configuración del gas noble Helio que le proporciona estabilidad. Reacción de Ionización del átomo de Hidrógeno:



Reacción de Ionización del átomo de Oxígeno:

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

El átomo de Oxígeno tenderá a tomar 2 e^- para conseguir su Octeto. Reacción de Ionización del Oxígeno:



ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es

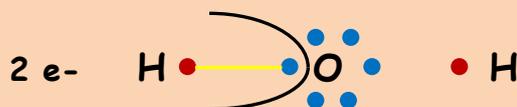
Si unimos las reacciones (1) y (2):



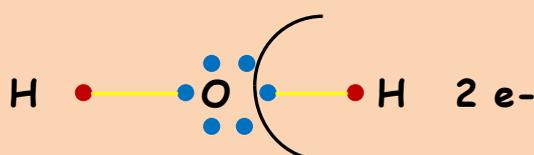
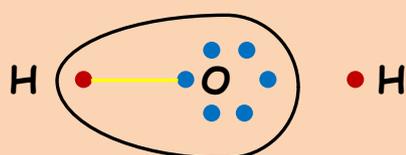
Observamos que se forman dos iones con la misma carga eléctrica y tienden a separarse por lo que en la unión de ambos átomos no se producirá un Enlace Iónico.

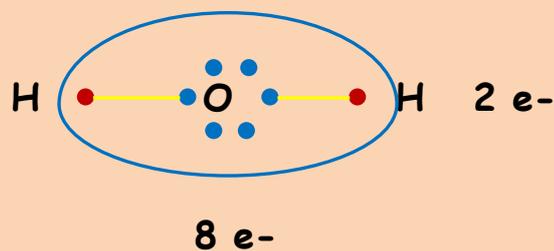
Se produce un enlace Covalente en donde tomaremos como regla, que no siempre se cumple, el elemento menos abundante (2 átomos de Hidrógeno y uno de Oxígeno) lo rodearemos del más abundante:

Utilizamos los electrones de la capa de valencia:

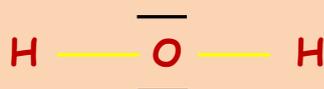


Mediante esta primera compartición el átomo de Hidrógeno de la izquierda tiene sus DOS electrones y el átomo de Oxígeno 7 e^- . SE debe producir una segunda compartición entre el átomo de Oxígeno y el átomo de Hidrógeno de la derecha:





En diagrama de Lewis:



Molécula del Dióxido de Carbono o Dióxido de monocarbono, CO_2 :

$$Z_C = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$$

Ionización del átmo de Carbono:



Reacción de Ionización del átomo de Oxígeno:

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

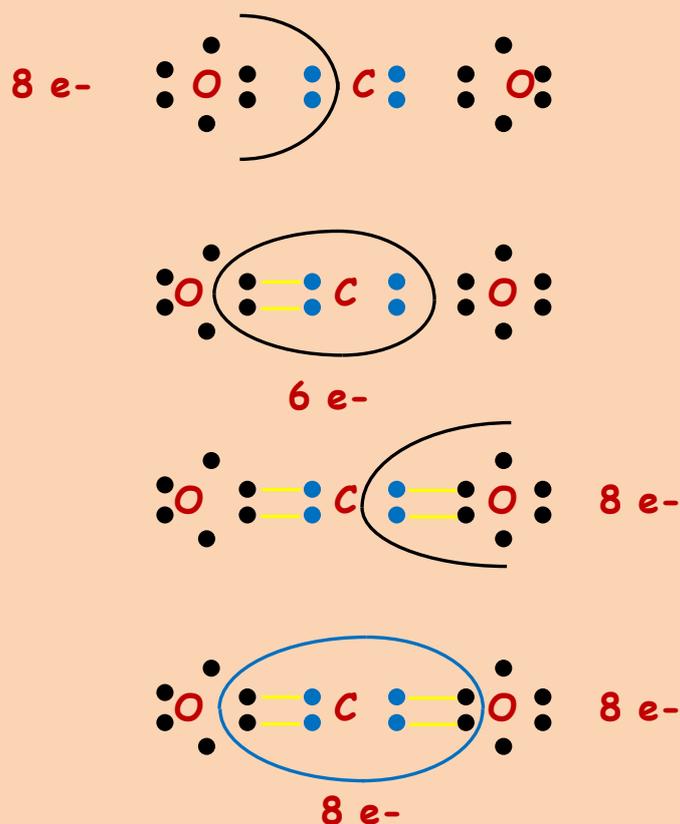
El átomo de Oxígeno tenderá a tomar 2 e^- para conseguir su Octeto. Reacción de Ionización del Oxígeno:



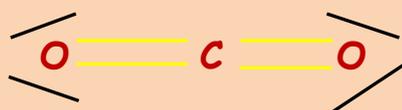
Se forman dos aniones que no se unen mediante Enlace Iónico. El Enlace será tipo Covalente:

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiciencia.es



En diagrama de Lewis:



Molécula del Tricloruro de Fósforo, PCl_3 :

DATOS: $Z_{\text{P}} = 15$; $Z_{\text{Cl}} = 17$

$Z_{\text{P}} = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 5 e- en capa de Valencia

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



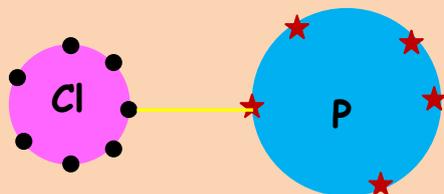
El átomo de Cloro tiene 7 e⁻ en su última capa y **tenderá a tomar 1 e⁻ para conseguir su OCTETE**. La reacción de ionización es:



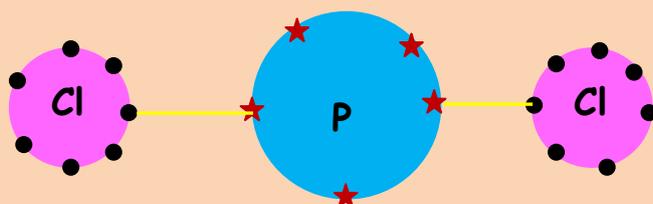
Si unimos las dos reacciones de ionización:



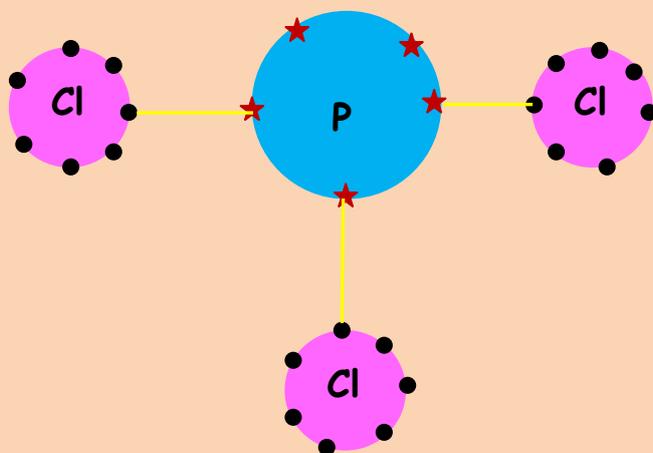
Obtenemos dos **iones de la misma carga eléctrica**. No pueden unirse por **enlace Iónico**. Tendrán que unirse mediante enlace **COVALENTE**.



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**:

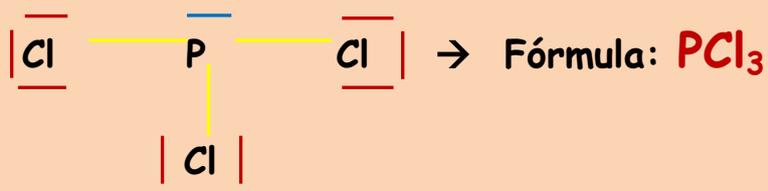


El nuevo átomo de **Cloro** tiene sus 8 e⁻, pero el átomo de **Fósforo** tiene 7 e⁻, le falta uno para completar su OCTETE. No se puede hacer una doble compartición porque el **Cloro** pasaría a tener 9 e⁻ que sabéis que **NO PUEDE SER**. La solución está en **añadir un nuevo átomo de Cloro**, quedando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

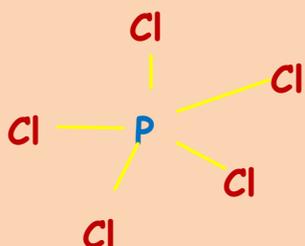


El Nuevo átomo de **Cloro** tiene 8 e⁻ y con esta tercera compartición, el átomo de **Fósforo** consigue sus 8 e⁻. Podemos hacer un esquema de la molécula donde se determinen los enlaces covalentes y los OCTETOS de los cuatro átomos (tres de Cloro y uno de Fósforo):

En diagrama de Lewis:

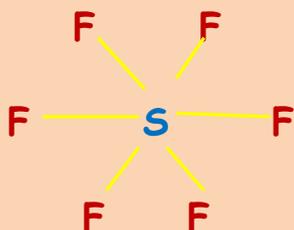


El **Octeto de Lewis** no es la panacea en el tema de enlaces químicos. Se trata de una idea intuitiva que nos permite establecer enlaces que hacen que un compuesto se estable. También es cierto que la regla del Octeto no se cumple siempre, unas veces no llegamos a los 8 e- y en otros casos nos pasamos de los 8 e-. Podemos citar como ejemplos de una expansión de la regla del Octeto el pentacloruro de Fósforo y el hexafluoruro de Azufre. El tricloruro de Boro sería un ejemplo de quedarnos cortos (no llegamos a los 8 e-). En el caso del **PCl₅**:



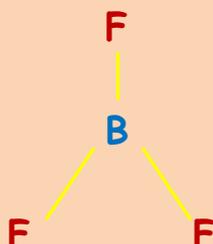
Los átomos de **Cloro** tienen **sus 8 e-** pero el Fósforo se encuentra **rodeado de 5 pares de electrones enlazantes** lo que implica **10 e-**.

Para el Hexafluoruro de Azufre:



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.

En el caso del **Trifluoruro de Boro**:



Los tres átomos de Flúor están arreglados mientras que el átomo de Boro se encuentra rodeado de **tres pares de electrones enlazantes** que implican un total de **6 e⁻**.

3.1.- Propiedades del Enlace Covalente

a) El **enlace covalente** se constituye mediante la compartición de pares de electrones entre átomos que se encuentran juntos y a la **derecha del S.P.** (átomos de elementos No Metálicos) lo que implica que los átomos implicados tengan:

- 1.- Elevada Energía de Ionización
- 2.- Elevada Afinidad Electrónica
- 3.- Elevada Electronegatividad

Por todo lo dicho el **Enlace Covalente** se produce entre átomos de elementos **NO METÁLICOS**.

b) Se pueden producir **entre una y tres comparticiones de electrones (Enlaces Simples, Dobles y Triples)**.

c) Constituyen auténticas **MOLÉCULAS**

- d) Las moléculas de los compuestos covalentes se pueden romper con mayor facilidad que la de los compuestos iónicos lo que nos indica que la **fortaleza del Enlace Covalente es inferior a la del Enlace Iónico**.
- e) El enlace covalente es **más fuerte** entre dos átomos con **igual electronegatividad** (Cl_2 , N_2 , O_2 , Br_2).

3.2.- Propiedades de los compuestos Covalentes

- a) Son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión y ebullición debido a **debilidad del Enlace Covalente**
- b) La mayoría son insolubles en **disolventes polares** (Agua)
- c) La mayoría **son solubles en disolventes apolares** (Tetracloruro de carbono).
- d) Los **líquidos y sólidos fundidos no conducen la electricidad**.
- e) Las **disoluciones acuosas son malas conductoras de la electricidad** porque **no contienen partículas cargadas electricamente**

Ejercicio resuelto

Determinar la fórmula del Cloruro de Hidrógeno.

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

Resolución

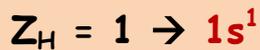
$$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \text{ (7 e- en la última capa)}$$

El átomo de Cloro tenderá a captar un electrón y completar sus 8 e- en la capa de Valencia:



ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es

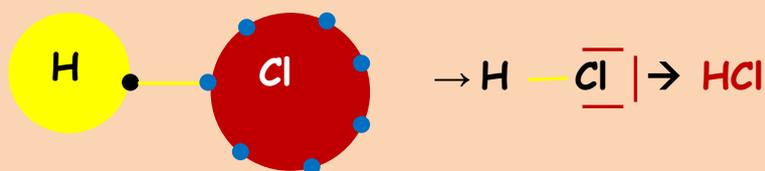


El Hidrógeno es especial. Nos han dicho que se puede colocar en el grupo **I - A (1)** y en el grupo **VII - A (17)**. Si se va a unir con un elemento de la izquierda del S.P, lo hará mediante **ENLACE IÓNICO**. Si se une a un átomo de la derecha del S.P lo hará mediante un **enlace COVALENTE**.

El hidrógeno **buscará dos electrones** (estructura de gas noble He), **que le dan estabilidad**:



Las reacciones de ionización del átomo de Cloro y del Hidrógenos nos proporcionan dos aniones (exceso de carga negativa). Las cargas eléctricas del mismo signo se repelen entre ellas y la única posibilidad de unión es mediante Enlace Covalente:



Ejercicio resuelto

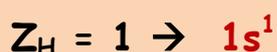
Explicar tipo de enlace y fórmula del hidruro de sodio.

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

Resolución



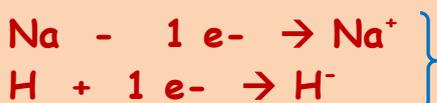
Un electrón en la última capa, lo cederá y se quedará con los 8 e⁻ de la penúltima capa:



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

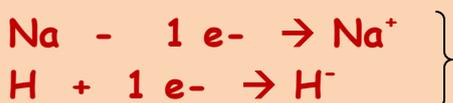


Unimos las dos reacciones de ionización:



Iones de carga eléctrica de signo opuesto. Se produce la unión electrostática y por lo tanto un Enlace Iónico:

En las reacciones de ionización el **número de electrones ganados es igual al número de electrones cedidos**. Podemos sumar las dos reacciones de ionización para obtener la reacción iónica global:



Fórmula: **NaH**

Ejercicio resuelto

Determinar el tipo de enlace y fórmula en el compuesto

Amoniaco

$$Z_N = 5; Z_H = 1$$

Resolución

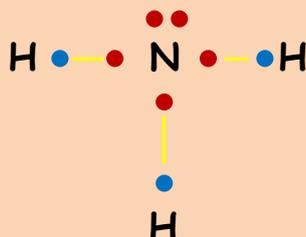
$$Z_N = 5 \rightarrow 1s^2 2s^2 p^3$$

$$N + 3 e^- \rightarrow N^{-3}$$

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

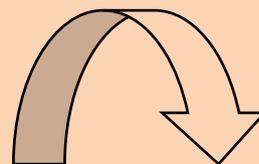
$$H + 1 e^- \rightarrow H^-$$

Las reacciones de Ionización nos dicen que no existe unión mediante **Enlace Iónico**. Formarán Enlace Covalente que nos llevará a la fórmula del Amoniaco:



Con las tres comparticiones el átomo de Nitrógeno consigue sus 8 e- y cada uno de los átomos del Hidrógeno consigue 2 e-.

Fórmula: **NH₃**



Ejercicio resuelto

Establecer tipo de enlace y fórmula en el caso del Metano.

$$Z_C = 6; Z_H = 1$$

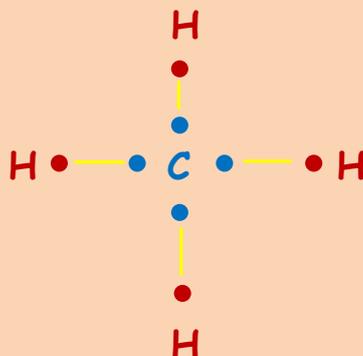
Resolución

Si hay algo que caracteriza al átomo de **Carbono** es el hecho que **siempre forma enlaces Covalentes** con otros átomos de **Carbono** y con otros átomos de elementos **NO METÁLICOS** entre los cuales tenemos el **Hidrógeno** formando los compuestos químicos llamados **Hidrocarburos**.

$$Z_C = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \text{ (4 e- en capa de Valencia, quiere 8 e-)}$$

$$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \text{ (1 e- capa de Valencia y quiere 2 e-)}$$

Para conseguir los electrones necesarios se producirán **compaticiones de electrones (Enlace Covalente)**.



Dos electrones para cada átomo de Hidrógeno y 8 e- para el átomo de Carbono (4 pares de electrones compartidos)

Fórmula: **CH₄**

4.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo

Enlace Coordinado o Dativo

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

Enlace Coordinado o Dativo

<https://sites.google.com/site/enlacesquimicos230212/orientaciones-didacticas>

Enlace Coordinado o Dativo

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

Video: Enlace Coordinado o Dativo

<https://www.youtube.com/watch?v=i2s8P8nejGo>

Video: Enlace Coordinado o Dativo

<https://www.youtube.com/watch?v=zNeAGDNhioU>

Video: Enlace Coordinado o Dativo

<https://www.youtube.com/watch?v=qma-VJdaRg8>

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 **PROCEDEN DE UN MISMO ÁTOMO**.

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

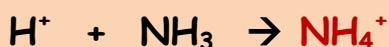
Catión Amonio, NH_4^+ :

Este catión procede de la reacción:

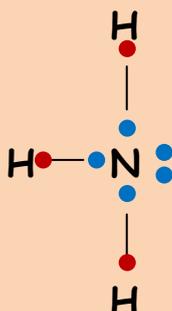


Ac. Clorhídrico + Amoníaco \rightarrow Anión Cloruro + Cation Amonio

Reacción que 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 del átomo de hidrógeno que **ha perdido un electrón**, es decir, se ha ionizado y se ha convertido en un catión:



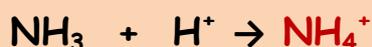
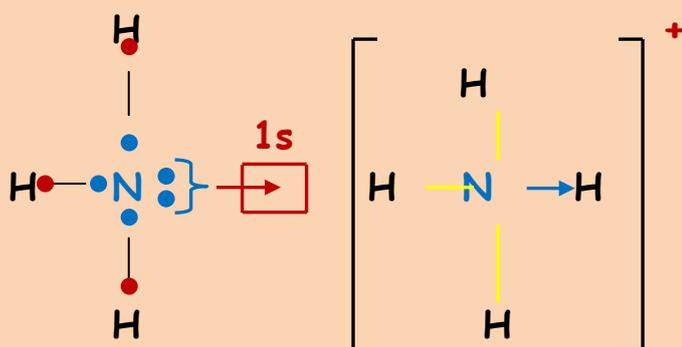
Si tenemos presente que el **número atómico del hidrógeno es 1** ($Z = 1$), cuando ceda ese electrón ($1s^1$) quedará un orbital atómico "**s**" completamente vacío:

1s



En estas condiciones el protón H^+ puede **aceptar el par de electrones del nitrógeno**.

Si unimos el amoníaco con el protón:



El orbital atómico **1s** del átomo de Hidrógeno al **estar vacío** puede **aceptar un par de electrones**.

La **flecha azul** es un segmento orientado 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^+ :

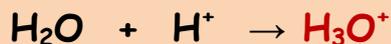
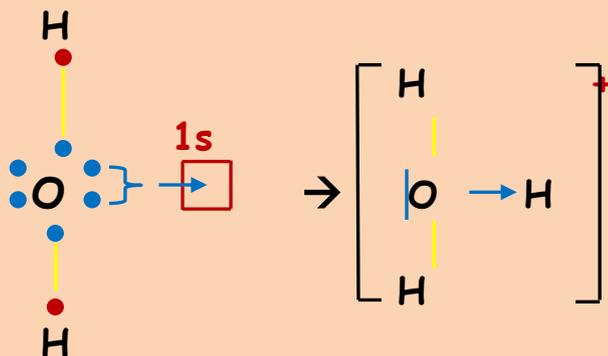
Nace de la reacción entre el ácido clorhídrico, **HCl**, y el agua, **H_2O** :



Más que de una reacción química se trata de una **disociación del ácido clorhídrico** (Ácidos - Bases).

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

Estructura de la molécula de agua según Lewis:



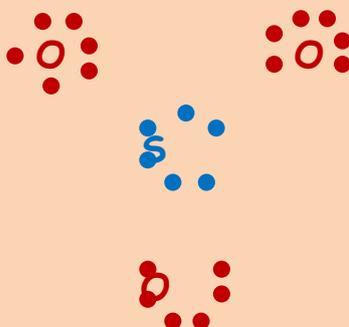
Al átomo de Hidrógeno le ocurre lo mismo que en el catión Amonio.

La molécula del **Trióxido de azufre** también podemos estudiarla mediante enlace **Covalente Coordinado**, SO_3 :

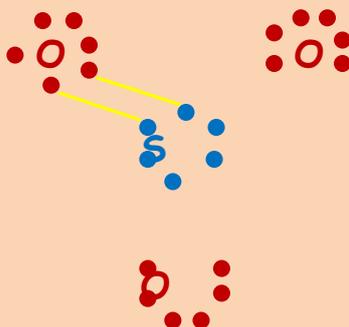
Tenemos que seguir unas pequeñas reglas que existen moléculas en las cuales no se pueden aplicar. Estas reglas son:

- El átomo menos numeroso se rodea de los más numerosos
- Los átomos más numerosos deben estar obligatoriamente unidos al átomo central (menos numeroso)
- Entre los átomos que rodean al átomo central no se comparten electrones

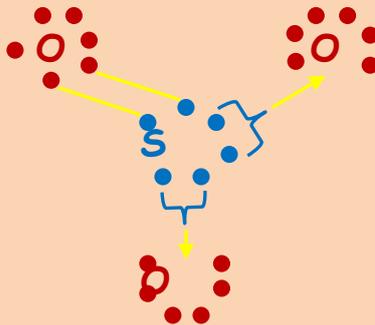
Tanto el átomo de Azufre como el átomo de Oxígeno presentan en la capa de valencia 6 e⁻ (pertenecen al grupo VI - A):



El átomo de Oxígeno superior izquierda formara dos comparticiones con el átomo de Azufre:



De esta forma el Oxígeno y el Azufre consiguen sus 8 e⁻. El resto de átomos de Oxígeno y Azufre no pueden realizar comparticiones normales puesto que ello implicaría que el número de electrones del Azufre sería superior a 8 e⁻, cosa que no queremos. Si se puede establecer comparticiones de electrones mediante enlace Covalente Coordinado como queda reflejado en el esquema siguiente:



Mediante dos comparticiones normales y dos comparticiones Covalentes Coordinados todos los átomos consiguen sus 8 e-. Problema arreglado.

Las propiedades de los compuestos con enlace Covalente Coordinado son las mismas que la de los compuestos Covalentes normales.

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

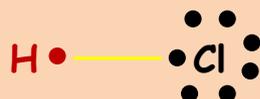
<http://www.uhu.es/quimiorg/covalente4.html>

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

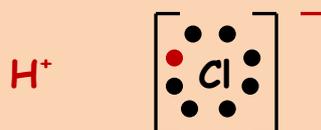
Se trata de la unión de dos átomos de elemento químicos **No Metálicos** por lo que la unión tendrá lugar mediante **Enlace Covalente**.



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, **adquiere propiedades de los compuestos polares**. Estas moléculas reciben el nombre de **DIPOLO** o **MOLECULA POLAR**.

Estudiar la polaridad de la molécula de Agua, **H₂O**

La molécula de H₂O según Diagrama de Lewis tiene la siguiente configuración:

Oxígeno → Grupo VI - A → **6 e- en Capa de Valencia**

Hidrógeno → Grupo I - A → **1 e- en Capa de Valencia**

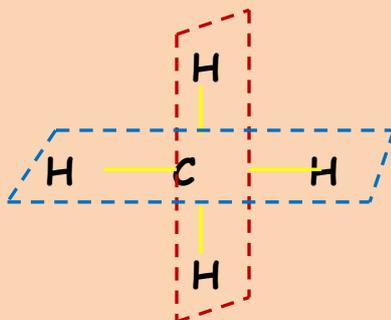


En un principio los pares de electrones compartidos se encuentran a igual distancia del átomo de Hidrógeno y del Oxígeno:



El Oxígeno es mucho más electronegativo que el Hidrógeno por lo que los pares de electrones compartidos son atraídos hacia el átomo de Oxígeno. El Oxígeno es neutro en una compartición normal pero al atraer hacia él los pares compartidos va a tomar un **exceso de dos cargas negativas** mientras que los átomos de Hidrógeno pierden el único

Las moléculas que adquieren carácter polar por diferencia de electronegatividad pierden la citada polaridad por simetría de la molécula. Supongamos la molécula del Metano, CH_4 :



5.1.- Propiedades de los compuestos covalentes polares

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 polares.

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

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

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

6.- Enlace Metálico

Video: Enlace Metálico

<http://www.youtube.com/watch?v=agaqcEg549Y>

Enlace Metálico

http://iesdolmendesoto.org/zonatic/el_enlace_quimico/enlace/enlace_metalico.html

Enlace Metálico

http://www.ecured.cu/index.php/Enlace_met%C3%A1lico

6.1.-Propiedades de los Compuestos Metálicos

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 o electropositivo**.
- 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**.

Las propiedades de los compuestos Metálicos, sobre todo el poder transmitir la corriente eléctrica, han servido como base para establecer las teorías para establecer sobre el Enlace Metálico:

- a) En el **Enlace Metálico**, a diferencia del Covalente, 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**.
- b) Este tipo de enlace se establece en los **Elementos Metálicos** y sus **Aleaciones**. Para ello, estos elementos deben cumplir dos condiciones:
 - 1.- Tener **baja Energía de Ionización** lo que permite la formación de iones positivos puesto que ceden fácilmente sus electrones.
 - 2.- Tener **orbitales de Valencia** vacíos que permitan la movilidad de los electrones.

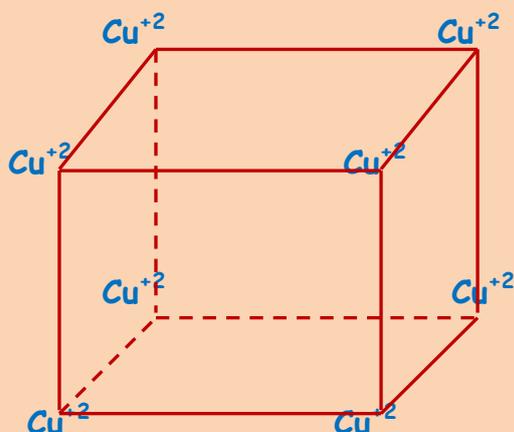
- c) Todos los modelos teóricos establecidos sobre el **Enlace Metálico** tratan de explicar su característica más importante **CONDUCIR LA CORRIENTE ELÉCTRICA** (electrones en movimientos).

La **movilidad de los electrones**, no solo nos permite establecer la conducción de la **corriente eléctrica**, nos permite explicarnos muchas de las características de los metales. 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.

Modelo de la Nube Electrónica

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:

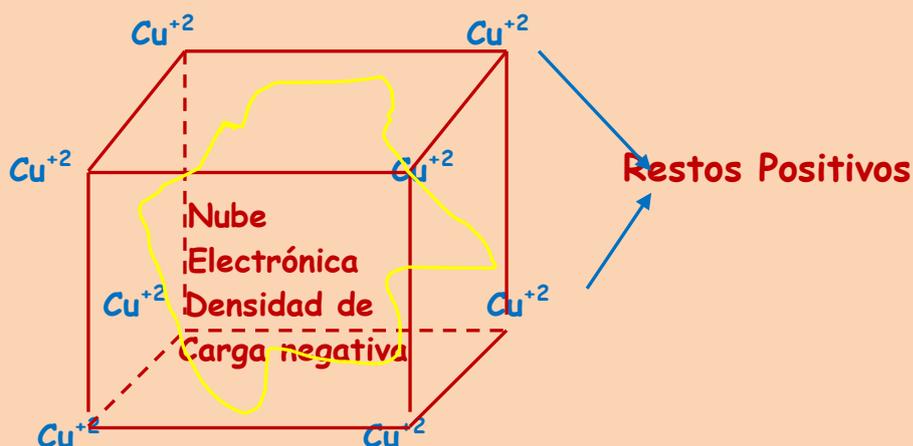


Los átomos de cobre, para convertirse en cationes Cu^{+2} , han tenido que sufrir la reacción de ionización:



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.

Ejercicio resuelto

Escribir las reacciones de ionización y deducir la fórmula del compuesto formado por oxígeno y aluminio.

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

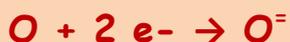
Resolución

$Z_8 = 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Grupo VI - A \rightarrow No Metal

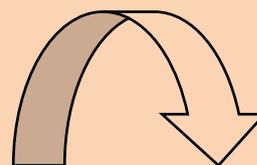
$Z_{Al} = 13 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ Grupo III - A \rightarrow Metal

No Metal + Metal \rightarrow Enlace Iónico

Reacciones de Ionización:



Para obtener el balance electrónico ajustado multiplicamos la primera por 3 y la segunda por 2:



Ejercicio resuelto

Cuatro elementos diferentes A, B, C y D de números atómicos: 6, 9, 13 y 19 respectivamente. Se desea saber:
 a) Electrones de valencia de cada uno de ellos. b) Tipo de enlace y fórmula que el elemento B puede formar con el resto de elementos

Resolución

$Z_A = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$ Grupo IV - A \rightarrow No Metal \rightarrow 4 e- de Valencia

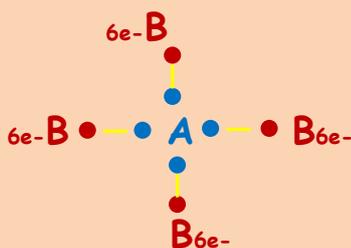
$Z_B = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Grupo VII - A \rightarrow No Metal \rightarrow 7 e- de Valencia

$Z_C = 13 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ Grupo III - A \rightarrow Metal \rightarrow 3 e- de Valencia

$Z_D = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ Grupo I - A \rightarrow Metal \rightarrow 1 e- de Valencia

Unión entre átomos:

A + B \rightarrow No Metal + No Metal \rightarrow Enlace covalente



B + C \rightarrow No Metal + Metal \rightarrow Enlace Iónico

Reacciones de Ionización:



Para el ajuste electrónico multiplicaremos la 1ª por 3:





B + D → No Metal + Metal → Enlace Iónico

Reacciones de Ionización:





Ejercicio resuelto

El nitrógeno existe en la naturaleza en forma molecular (N₂)
¿Qué clase de enlace presenta?. Haz un modelo de dicho
enlace mediante la notación de Lewis.

Resolución

$$Z_{\text{N}} = 7$$

1º Átomo de N → 1s² 2s²2p³ → Grupo V - A → 5 e⁻ de
Valencia → No Metal

2º Átomo de N → 1s² 2s²2p³ → Grupo V - A → 5 e⁻ de
Valencia → No Metal

No Metal + No Metal → Enlace Covalente

Diagrama de Lewis:



Ejercicio resuelto

Un elemento químico tiene como estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$ y otro elemento $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ¿Cuál es la fórmula del compuesto de formarán? ¿Qué tipo de enlace se formará entre ambos?

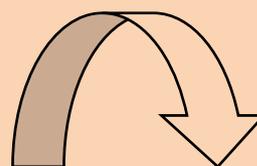
Resolución

A $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ Grupo VII - A $\rightarrow 7 e^-$ de Valencia \rightarrow No Metal

B $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Grupo II - A $\rightarrow 2 e^-$ de Valencia \rightarrow Metal

No Metal + Metal \rightarrow Enlace Iónico

Reacciones de Ionización:



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) Cierto
- b) Falso
- c) Cierto
- d) Falso

Ejercicio resuelto

Indica qué tipo de enlace se establecerá entre los siguientes elementos: a) litio y flúor b) berilio y oxígeno c) cloro y cloro d) cloro y azufre.

Resolución

Litio + Flúor → Metal + No Metal → Enlace Iónico

Berilio + Oxígeno → Metal + No Metal → Enlace Iónico

Cloro + Cloro → No Metal + No Metal → Enlace Covalente

Cloro + Azufre → No Metal + No Metal → Enlace Covalente

Ejercicio resuelto

Explica cómo se forma el BeCl_2 e indica qué iones lo componen.

DATOS: $Z_{\text{Be}} = 4$; $Z_{\text{Cl}} = 17$

Resolución

$Z_{\text{Be}} = 4 \rightarrow 1s^2 2s^2 \rightarrow \text{Grupo II - A} \rightarrow 2 e^- \text{ de valencia} \rightarrow \text{Metal}$

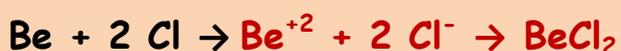
$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow \text{Grupo VII - A} \rightarrow 7 e^- \text{ de Valencia} \rightarrow \text{No Metal}$

Metal + No Metal \rightarrow Enlace Iónico

Reacciones de Ionización:



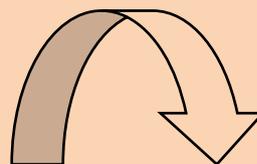
Para el ajuste electrónico multiplicaremos la 2ª por 2:



Ejercicio resuelto

Indica cuáles de los siguiente pares de elementos pueden formar compuestos iónicos: a) Hidrógeno y oxígeno b) Aluminio y oxígeno c) Potasio y azufre d) Azufre y cloro.

Resolución



Problema resuelto

Escriba la estructura de Lewis más probable para cada una de las siguientes moléculas:



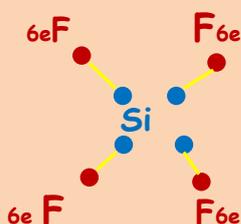
Resolucion

SiF_4 :

F → Grupo VII - A → 7 electrones en la capa de Valencia → No metal

Si → Grupo IV - A → 4 electrones en su capa de valencia → No Metal

Enlace Covalente



SeCl_2 :

Se → Grupo VI - A → 6 electrones de Valencia → No Metal

Cl → Grupo VII - A → 7 electrones de Valencia → No metal

Enlace Covalente

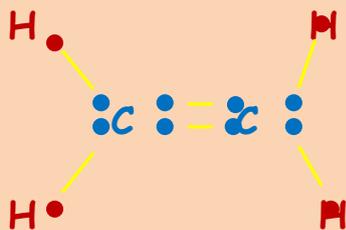


C_2H_4 :

C → Grupo IV - A → 4 electrones de Valencia → No metal

H → Grupo I - A → 1 electrón de Valencia → No Metal

Enlace Covalente



Para **compuestos ternarios** (tres elementos químicos distintos): H_2SO_4 , HNO_3 y H_3PO_4 seguiremos los siguientes pasos:

- De momento nos olvidamos de los átomos de Hidrógeno
- El átomo menos numeroso se rodea de los más numerosos
- Los átomos más numerosos solo pueden compartir electrones con el átomo central
- Los átomos de Hidrógeno los iremos uniendo, Uno a Uno, con los átomos más numerosos
- Comenzaremos a compartir electrones entre los átomos del Hidrógeno, uno a uno, con los átomos de Oxígeno

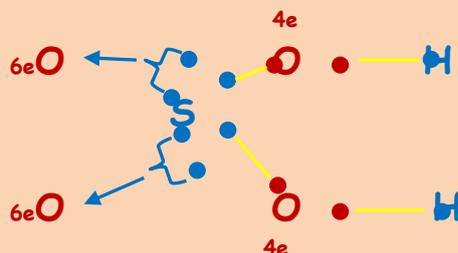
H_2SO_4 :

H → Grupo I - A → 1 electrón de Valencia → No Metal

S → Grupo VI - A → 6 electrones de Valencia → No Metal

O → Grupo VI - A → 6 electrones de valencia → No metal

Enlace Covalente



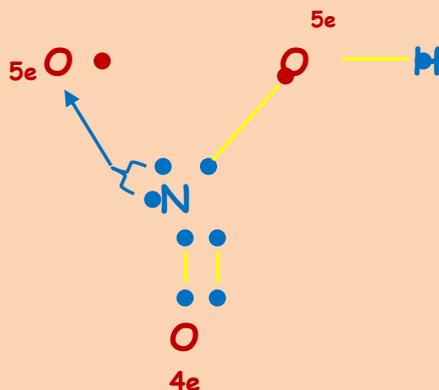
HNO_3 :

H \rightarrow Grupo I - A \rightarrow 1 electrón de Valencia \rightarrow No Metal

N \rightarrow Grupo V - A \rightarrow 5 electrones de Valencia \rightarrow No metal

O \rightarrow Grupo VI - A \rightarrow 6 electrones de Valencia \rightarrow No metal

Enlaces covalentes



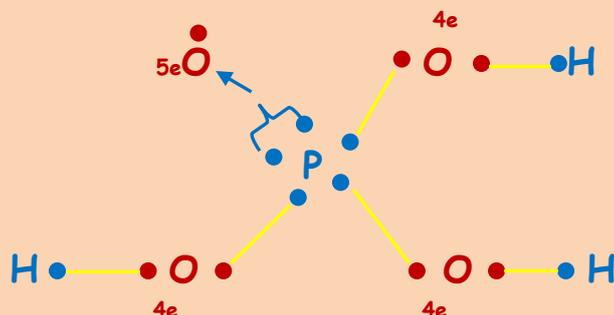
H_3PO_4 :

H \rightarrow 1 electrón de Valencia \rightarrow No Metal

P \rightarrow Grupo V - A \rightarrow 5 electrones de Valencia \rightarrow No Metal

O \rightarrow Grupo VI - A \rightarrow 6 electrones de Valencia \rightarrow No Metal

Enlaces Covalentes



Ejercicio resuelto

El fosgeno (COCl_2) es un gas incoloro altamente tóxico empleado contra las tropas en la Primera Guerra Mundial y usado hoy como un reactivo clave en las síntesis orgánicas. Plantear las estructuras de Lewis más probable.

Resolución

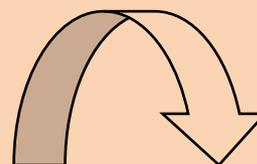
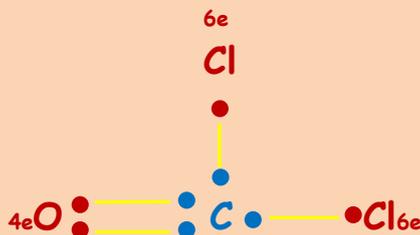
$\text{C} \rightarrow$ Grupo IV - A \rightarrow 4 electrones de Valencia \rightarrow No metal

$\text{O} \rightarrow$ Grupo VI - A \rightarrow 6 electrones de Valencia \rightarrow No Metal

$\text{Cl} \rightarrow$ Grupo VII - A \rightarrow 7 electrones de Valencia \rightarrow No Metal

Enlaces Covalentes

Regla a seguir: Utilizar el ingenio y conseguir que cada átomo consiga su Octeto



7.- 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>

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**. Esto no es cierto, **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** que al unirse entre ellas **no lo hacen mediante Enlace Covalente**.

Podemos afirmar que las **Fuerzas intermoleculares** son de naturaleza **POLAR**.

Hagamos un breve repaso al **Enlace Covalente Polar**.

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

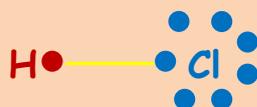
www.quimiciencia.es

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

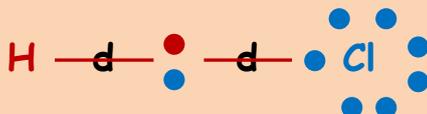
$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7 e^-$ en su **Capa de Valencia**

$Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1 e^-$ en su **Capa de Valencia**

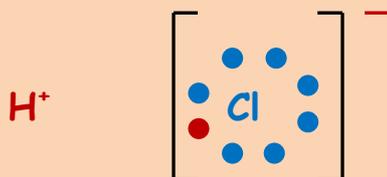
Se trata de dos elementos químicos **No Metálicos** y por tanto la unión entre ellos es mediante **Enlace Covalente**.



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.

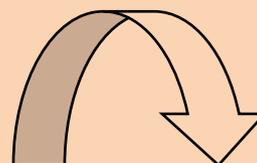
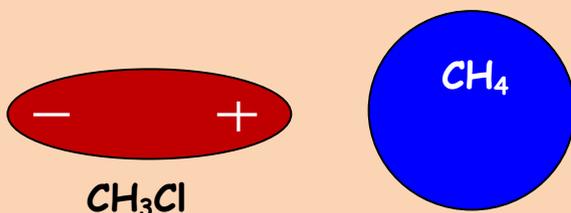
Como resultado del desplazamiento electrónico, una molécula, que en principio no tendría que cargas eléctricas puesto que la unión se ha producido mediante Enlace Covalente, **adquiera propiedades de los compuestos polares**. Estas moléculas reciben el nombre de **Dipolo** o **Molécula Polar**.

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 presenta 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 **Metano**, CH_4 , que es **Apolar** le acercamos una molécula **Polar** como el clorometano, CH_3Cl , esta induciría al CH_4 a convertirse en un **dipolo**:



La parte positiva de la molécula polar (CH_3Cl) atraería los electrones de la molécula neutra (CH_4) hacia la izquierda de la misma quedando esta parte de la molécula cargada negativamente y la parte de la derecha, cargada positivamente, por lo que la molécula del CH_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**. Se constituyen de esta forma las **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.

Estudiaremos, a nuestro nivel, dos tipos de **Fuerzas Intermoleculares**:

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

Estas **Fuerzas intermoleculares** tienen las siguientes propiedades:

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

7.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

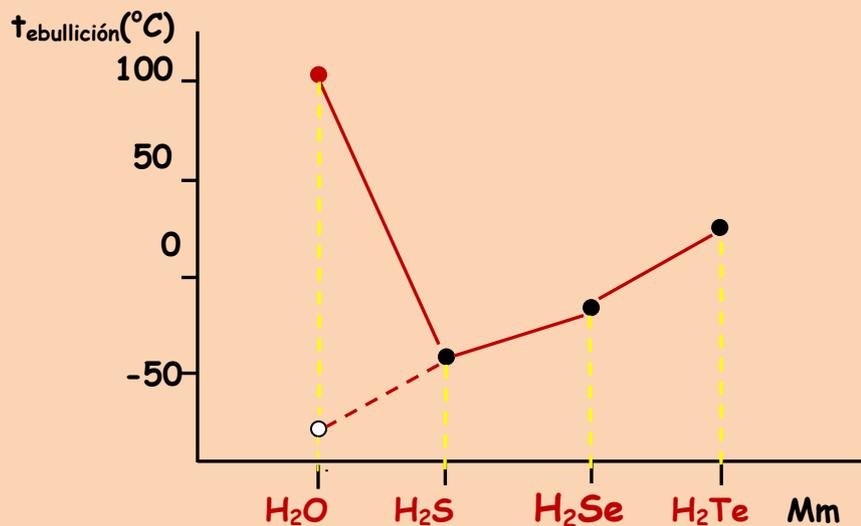
Enlace puente e Hidrógeno

<http://www.maph49.galeon.com/biomol1/hbonds.html>

Enlace Puente de Hidrógeno

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

Estudiemos la gráfica adjunta:



El Agua, por su Mm, debería presentar la t^a de ebullición más pequeño del grupo y sin embargo presenta la mayor temperatura de Ebullición **¿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:

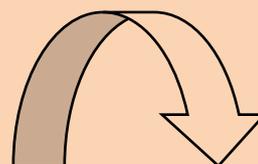


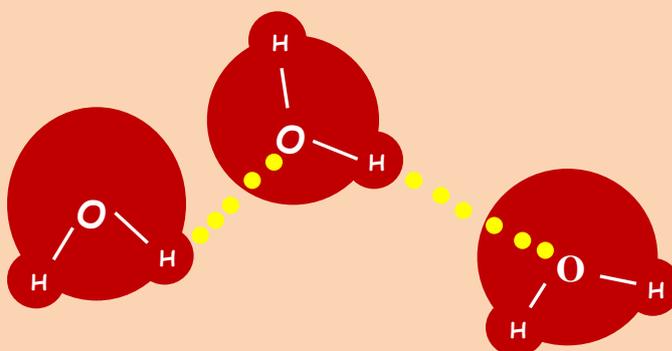
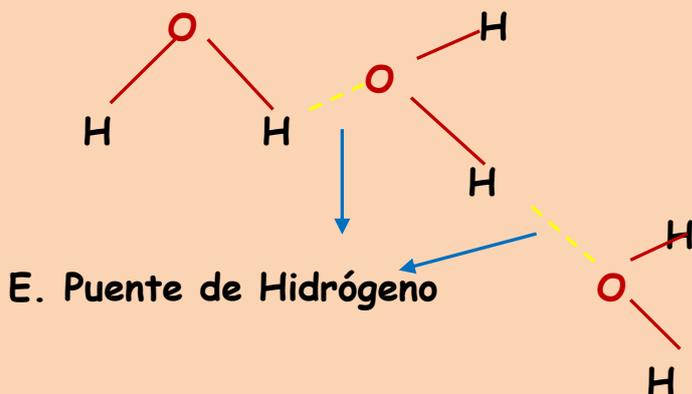
En todas las moléculas existe un elemento común, el **hidrógeno**, la **diferencia de electronegatividad** en la molécula del haluro, entre el elemento y el Hidrógeno ($X_A - X_H$) se deberá exclusivamente a la electronegatividad del elemento (O, S, Se, Te). Esta diferencia de electronegatividad es la que proporciona la **Polaridad** a la molécula. Sabemos que la electronegatividad en un grupo del S.P **augmenta 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).

Las **moléculas de agua** se unen entre ellas por la atracción entre **dipolos permanente**.

La fórmula del agua no es H_2O , esta es la fórmula de la **molécula del agua**. El agua tiene como fórmula $(\text{H}_2\text{O})_n$ (Asociación molecular por Puente de Hidrógeno).





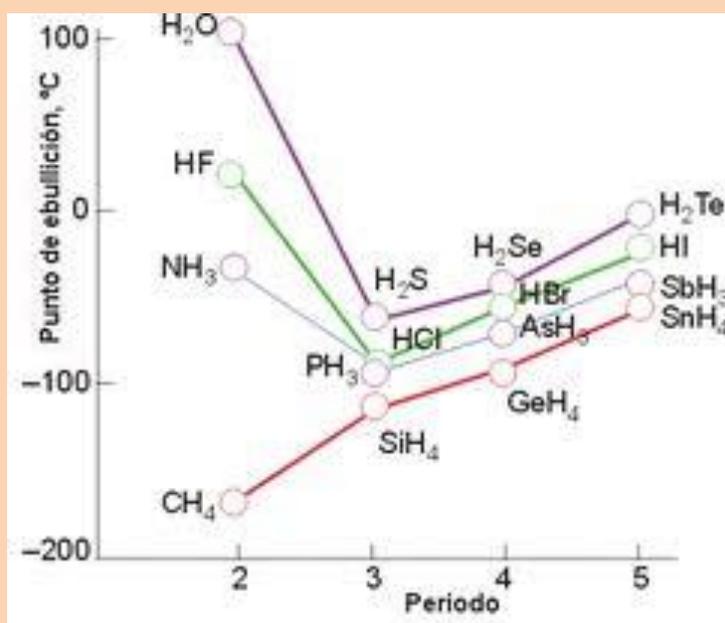
Dadas las familias:

HF NH₃
HCl PH₃
HBr SbH₃
HI

En las moléculas de HF y NH₃, se cumplen las condiciones para la formación del **Enlace Puente de Hidrógeno**.

(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.

7.2.- Fuerzas de Van Der Waals

Fuerzas de Van Der Waals

<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/fuerzas-de-van-der-waals>

Fuerzas de Van der Waals

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

Fuerzas de Van der Waals

https://www.ecured.cu/Fuerzas_de_Van_der_Waals

Video: Fuerzas de Van der Waals

<https://www.youtube.com/watch?v=KJVh-5pF7MY>

Video: Fuerzas Intermoleculares (E.P de Hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals

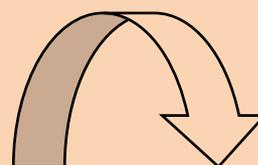
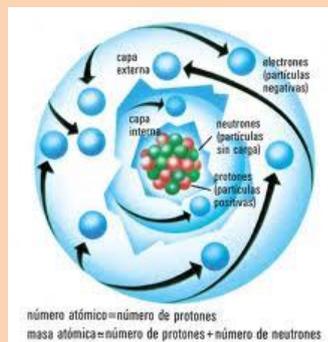
<https://www.youtube.com/watch?v=1gLFMhNha-E>

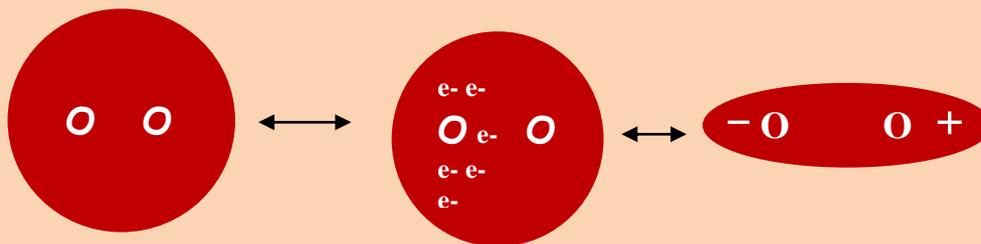
En formación del Enlace Puente de Hidrógeno entre las moléculas de H_2O , HF y NH_3 se daban por unas circunstancias especiales. Existían **dipolos permanentes**, es decir, las propias moléculas ya eran **Dipolos** y se establecían las fuerzas electrostáticas ente ellos.

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

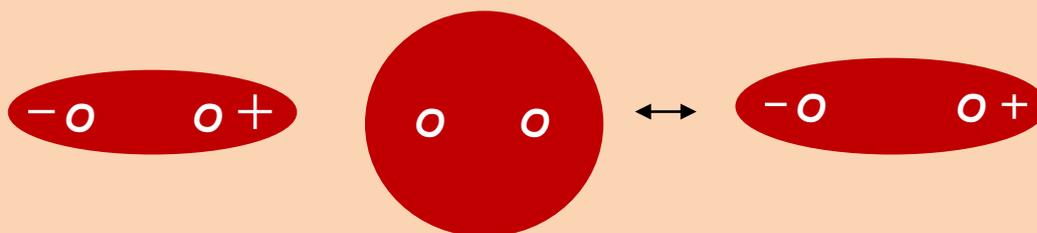
La explicación para que se produzca esta unión la encontramos en las llamadas **Fuerzas de Van der Waals**:

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:





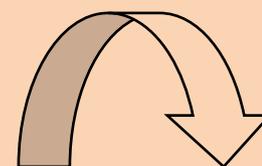
La molécula **se cargará eléctricamente de forma negativa** y la **zona opuesta** con carga **positiva**. Por esta circunstancia la molécula del O_2 , apolar, pasa a ser polar y constituye un **Dipolo Instantáneo**. Instantáneo porque su periodo de vida es muy pequeño pero los suficiente para inducir a otra molécula de O_2 a su **polarización**.



La atracción **dipolo instantáneo - dipolo inducido** permiten la unión de moléculas, en principio **APOLARES**. La fuerza atractiva se conoce como **Fuerzas de London**.

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

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:



Ejercicio resuelto

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

- a) Cloruro de sodio
- b) Dióxido de carbono
- c) Agua
- d) Aluminio

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 y apolar por simetría de la molécula**. Si las moléculas de **CO₂** se encuentran unidas mediante la **atracción dipolo inducido dipolo inducido**. Deberemos romper esta fuerza intermolecular de **Van der Waals**, que es **muy débil**.

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**.

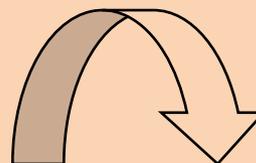
Ejercicio resuelto

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** (**Cl₂**) es una sustancia molecular, en principio Apolar. Una molécula de **Cl₂** puede formar un **dipolo instantáneo** que **polarizará a otra molécula de Cloro** y se constituye otro **dipolo instantáneo**. Los **dipolos instantáneos** se unen entre ellos mediante fuerzas de **Van der Waals**, muy débiles, por lo que el Cloro es **gas a temperatura ambiente**.

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) H₂O; 2) H₂S 3) H₂Se; 4) H₂Te; 5) H₂

Resolución

El agua presenta las mayores **fuerzas intermoleculares de atracción** pues sus moléculas tienen una **elevada diferencia de electronegatividad**. Por otra parte el Oxígeno se une con el Hidrógeno que presenta un **volumen muy pequeño** características fundamentales para formar **Enlace Intermolecular por Puente de Hidrógeno**.

Ejercicio resuelto

Considera los átomos A (Z = 9) y B (Z = 19).

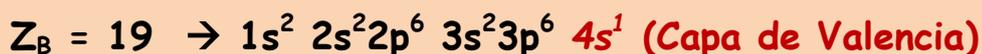
- a) Configuración electrónica
- b) Localiza en el S.P a cada uno de los elementos químicos e identifícalos
- c) Distribuye los electrones de valencia en sus orbitales atómicos correspondientes
- d) Determina tipo de enlace y fórmula en la unión de:
 - 1.- A con A
 - 2.- B con B
 - 3.- A con B
- e) De los compuestos nacidos en el apartado c), determina:
 - 1.- Los conductores de la corriente eléctrica en estado sólido
 - 2.- Los solubles en agua
 - 3.- Los no conductores de la corriente eléctrica en cualquier estado de agregación
 - 4.- Los conductores de la corriente eléctrica en estado fundido o disuelto

5.- Los solubles en disolventes apolares.

Resolución

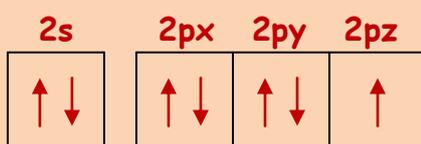


Periodo $n = 2$; grupo 17 (VII - A) \rightarrow Elemento Flúor (F)

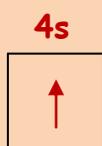


\rightarrow Periodo $n = 4 \rightarrow$ Grupo 1 (I-A) \rightarrow Elemento Potasio (K)

c) A:

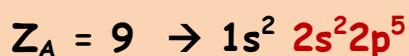
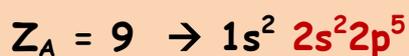


B:



d)

1. A con A:



Los dos átomos se quieren estabilizar tomando en su última capa la configuración de gas noble (8 e-). Para ello el primer átomo de A realizará la siguiente reacción de ionización:



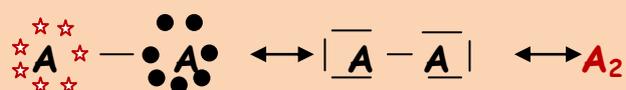
El segundo átomo de A realizará la misma reacción de ionización:



Obtenemos dos aniones por lo que la atracción electrostática no es posible, es decir, no se producirá un **Enlace Iónico**.

Se trata de un elemento muy electronegativo y cuando se unen lo hacen mediante una compartición de electrones, es decir, mediante **Enlace Covalente**.

En lo referente a la fórmula:



2.- B con B

$$Z_B = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

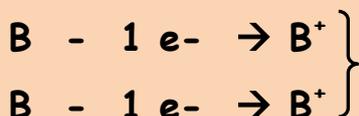
El átomo del elemento B cederá un electrón y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa consiguiendo así la configuración de gas noble:



El segundo átomo de B hará exactamente lo mismo que el primero:



Si unimos las dos reacciones de ionización:



Observamos que obtenemos dos cationes y por lo tanto no existirá una atracción electrostática, **NO HAY ENLACE IÓNICO**.

El elemento B es un elemento de Potencial de Ionización muy bajo, característica de los elementos **METÁLICOS**. La unión

entre átomos de B se produce mediante un **ENLACE METÁLICO**.

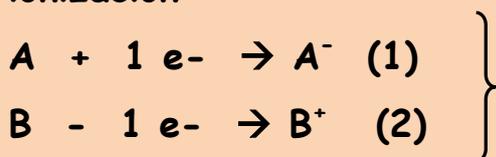
Los metales forman redes cristalinas con millones de átomos luego con respecto a la fórmula podemos decir que es de la forma:



Donde "x" representa millones de átomos de B.

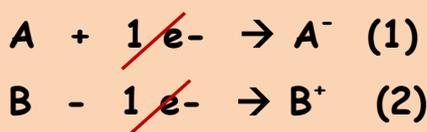
3.- **B con A**: Estudiaremos el tipo de enlace para obtener la fórmula:

Todos los átomos, para estabilizarse, quieren tener en su última capa 8 e⁻. Para ello se producen reacciones de ionización:



Se producen iones de signo contrario y por lo tanto se establecerá entre ellos una atracción electrostática y se unirán mediante **ENLACE IÓNICO**.

Para determinar la fórmula del compuesto uniremos las dos reacciones de ionización y estableceremos el balance electrónico (el número de electrones cedidos debe ser igual al número de electrones ganados) Como el balance electrónico está establecido podemos sumar (1) y (2):



El miembro de la izquierda de la reacción (1) nos determina la relación estequiométrica entre los átomos que se unen:

1 átomo de A / 1 átomo de B

La fórmula será por tanto: **AB**

El miembro de la derecha de la reacción (1) nos dice que el compuesto iónico obtenido, a pesar de tener cargas eléctricas positivas y negativas el **conjunto es nulo**, es decir, **el compuesto iónico es eléctricamente NEUTRO**.

e)

1.- Los conductores de la corriente eléctrica en estado sólido es una característica de los **metales**. Luego será el compuesto **Bx**.

2.- **La solubilidad en agua es propia de los compuestos iónicos y covalentes polares**. Como covalentes polares no existen será el compuesto **BA** el que cumpla esta condición.

3.- Los **no conductores**, en cualquier estado de agregación, es característica de los compuestos **covalentes apolares**. La respuesta será **A₂**.

4.- **Característica de los compuestos iónicos: BA**

5.- Los covalentes puros. **A₂**.

Ejercicio resuelto

Indica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- a) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂.
- b) El NH₃ tiene un punto de ebullición más bajo que el CH₄.
- 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

$\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{LÍQUIDO}$

Ejercicio resuelto

De las siguientes moléculas: F_2 , CS_2 , C_2H_4 (etileno), H_2O , C_6H_6 (benceno), NH_3 .

- ¿Cuáles tienen todos los enlaces sencillos o simples?
- ¿Dónde existe algún doble enlace?
- ¿Dónde existe algún triple enlace?

Resolución

- F_2 , H_2O y NH_3
- CS_2 , C_2H_4 y C_6H_6
- No existen

Ejercicio resuelto

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

Resolución

La solución está en determinar **quién es el de mayor carácter iónico**, que tendrá más dureza y tendrá mayor temperatura de fusión

KBr

NaBr .

Los dos compuestos presentan un átomo común (Br), cómo el Potasio está por debajo del Sodio en el S.P. tendrá una

electronegatividad menor y por lo tanto la mayor diferencia de electronegativa se establece en el KBr 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 (Elementos No Metálicos).

KBr → **Enlace Iónico**. Unión entre un átomo electropositivo, K y otro electronegativo, Br.

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

NH₃ → **Enlace Covalente**. El H (no metal) al unirse con el Nitrógeno (No metal) se forman enlaces covalentes.

Ejercicio resuelto

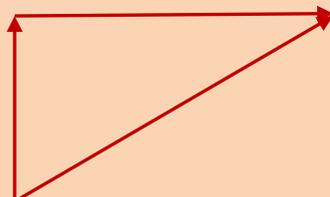
Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: KF, RbI, BrF y CaF₂.

Resolución

A Mayor Carácter Iónico Mayor P. de Fusión.

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:



Orden decreciente de electronegatividad: Rb < K < Ca

Orden creciente de electronegatividad: F > I

El orden pedido es:



Problema resuelto

¿Cuál de los siguientes compuestos no puede existir? ¿Por qué?: NCl_5 , PCl_3 y PCl_5 .

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).

$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ Periodo $n = 3$; Grupo 17 (VII - A) $\rightarrow 7 e^-$ de Valencia

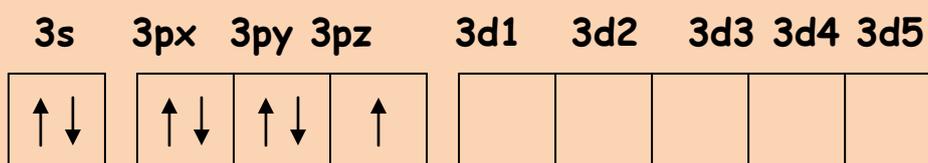
Al pertenecer la capa de valencia del cloro a $n = 3$ puede albergar en la misma:

$$n^\circ e^- \text{ máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$$

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es

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 o
(V - A) $\rightarrow 5 e^-$ de valencia

Al pertenecer la capa de valencia del cloro a $n = 3$ puede albergar en la misma:

$n^\circ e^-$ máximo por capa = $2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$

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

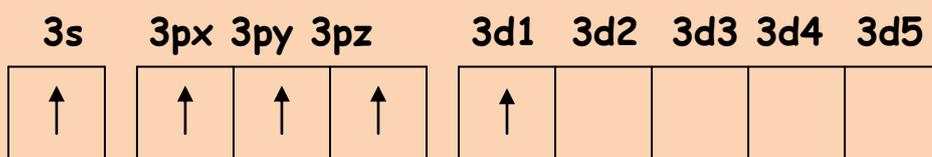


Con estos tres electrones desapareados el Fósforo puede producir **tres enlaces covalentes** y formar la molécula **PCl₃**.

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

ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiciencia.es

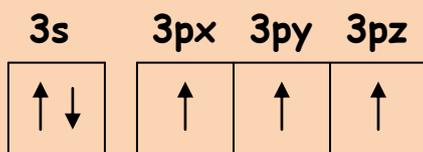


Ahora el Fósforo tiene **cinco electrones desapareados** y puede formar **cinco enlaces covalentes** y formar la molécula **PCl₅**.

$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$; Periodo $n = 3$; Grupo 15 (V - A) \rightarrow
 $\rightarrow 5 e^-$ de Valencia

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

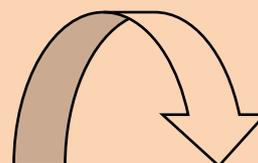
Estos 8 electrones se repartirán: **2 para "s" y 6 para "p"**.
Capa de valencia quedaría de la forma:



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:

NCl₅



Ejercicio 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**.

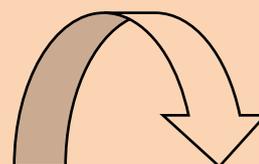
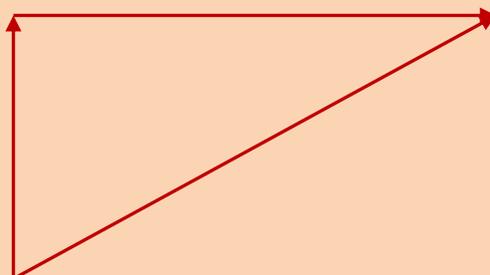
H₂O → **Enlaces Puente de Hidrógeno**.

Ejercicio resuelto

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

Resolución

El carácter Iónico de un compuesto está determinado en base a la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el compuesto. Según dicha diferencia de electronegatividad recordando que la electronegatividad en el S.P. viene dada por el diagrama:



Orden pedido:



Problema resuelto

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.

Resolución

a)



Ca: Grupo II - A → Metal

Mg: Grupo II - A → Metal

Enlace Metálico → Fórmula: Ca_xMg_y

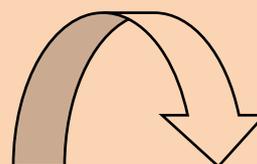
b)



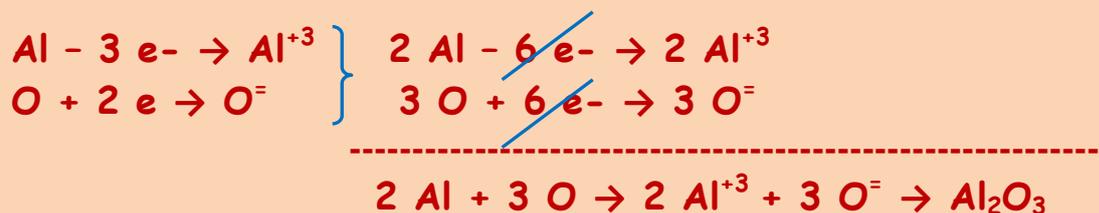
Al: Grupo III - A → Metal

O: Grupo VI - A → No Metal

Enlace Iónico



Fórmula:



c)

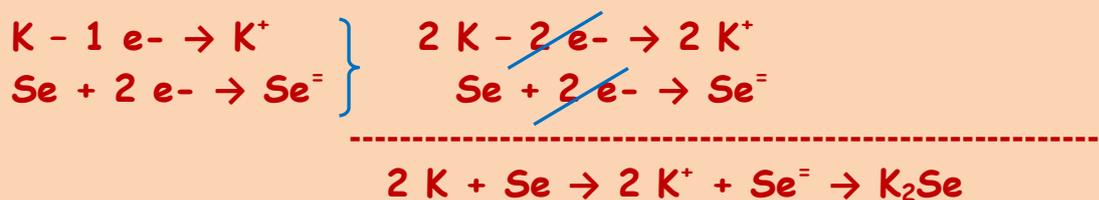
K + Se

K: Grupo I - A → Metal

Se: Grupo VI - A → No Metal

Enlace Iónico

Fórmula:



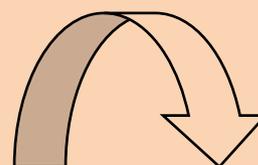
d)

Sr + Cl

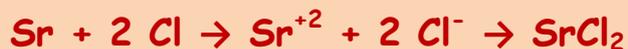
Sr: Grupo II - A → Metal

Cl: Grupo VII - A → No Metal

Enlace Iónico



Fórmula:



Problema propuesto

¿Cuál de las siguientes moléculas no cumple la teoría del Octeto?

Resolución

La molécula de **NO**:



8.- El Enlace Covalente y la Mecánica Cuántica

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.

La **Mecánica Ondulatoria** o **Mecánica Cuántica** (alto nivel) trata el **Enlace Covalente** mediante dos métodos:

- 1.- **Enlace Valencia**
- 2.- **Orbital Molecular**

Estudiaremos en este nivel el primero de los métodos.

8.1.- Método de Enlace Valencia

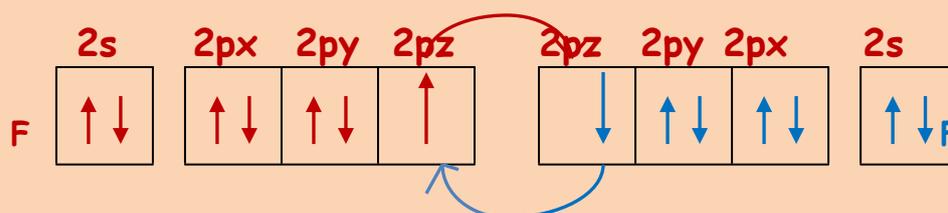
Para que exista una **compartición electrónica** entre dos átomos es totalmente necesario que los citados átomos contengan en su capa de valencia **orbitales atómicos semicupados** (electrones desapareados) o **totalmente desocupados** (para enlace Covalente Coordinado).

Estudiaremos algunos ejemplos de moléculas en donde se aplicará el **Método Enlace Valencia**.

La molécula de **Flúor**:

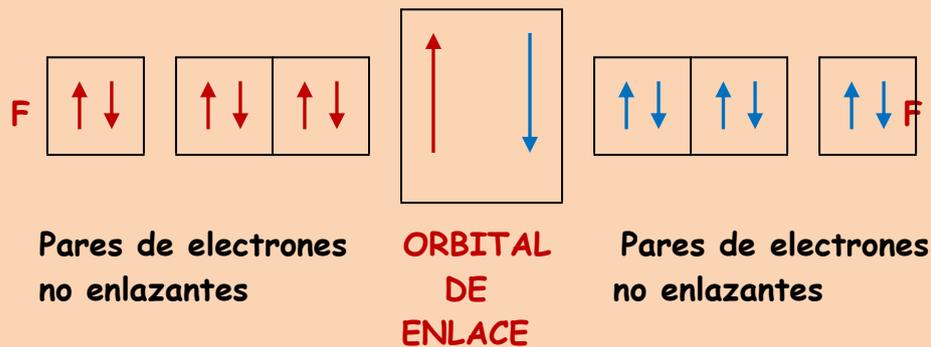
Está compuesta por **dos átomos** de Flúor, **F₂**.

$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$ **Capa de Valencia**



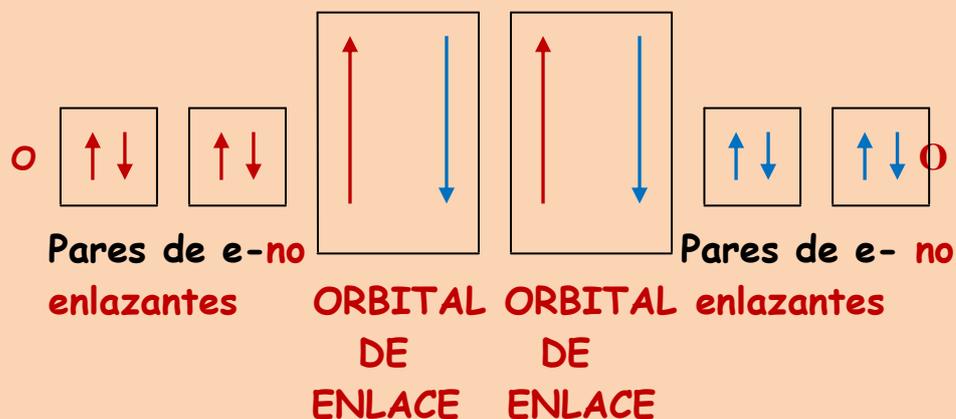
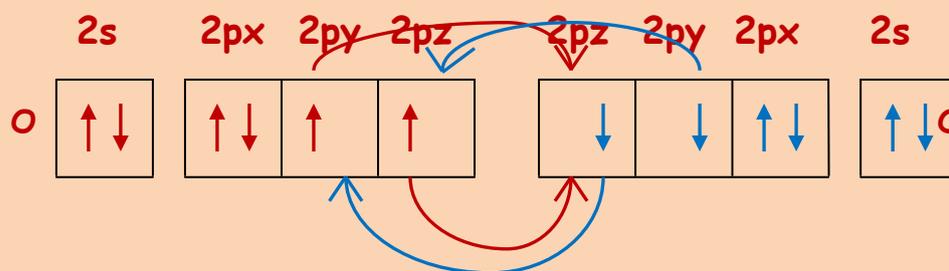
ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

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



ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

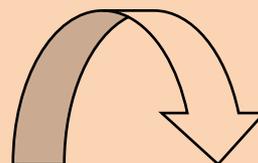
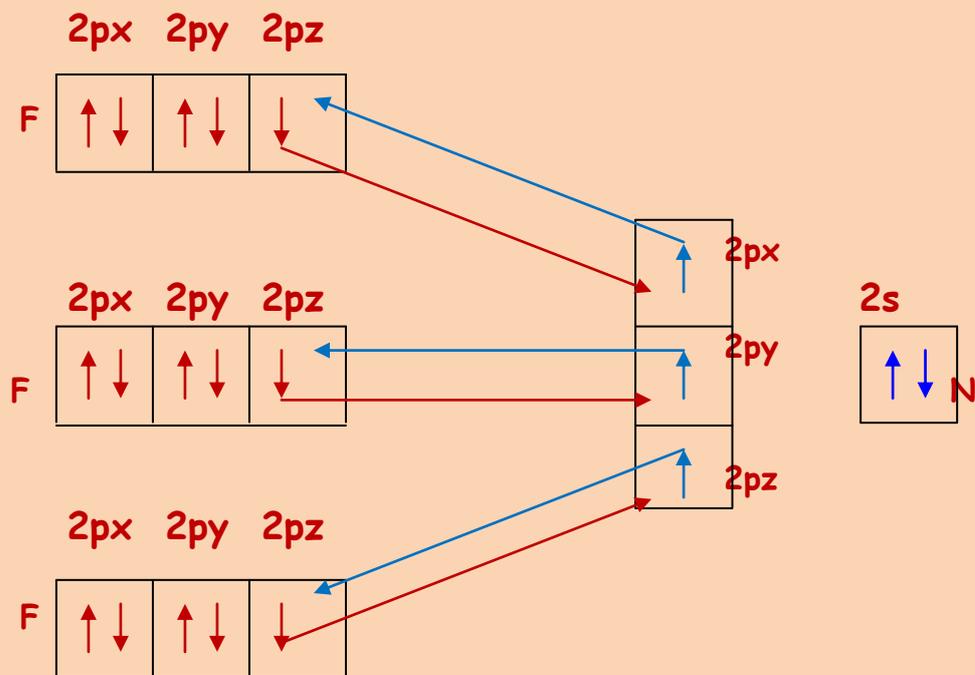
www.quimiziencia.es



Molécula de F_3N :

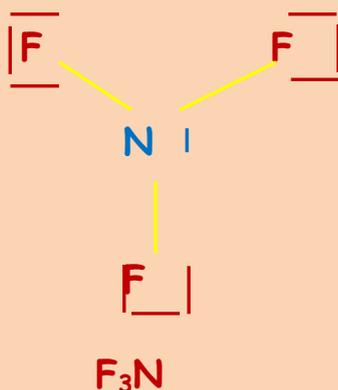
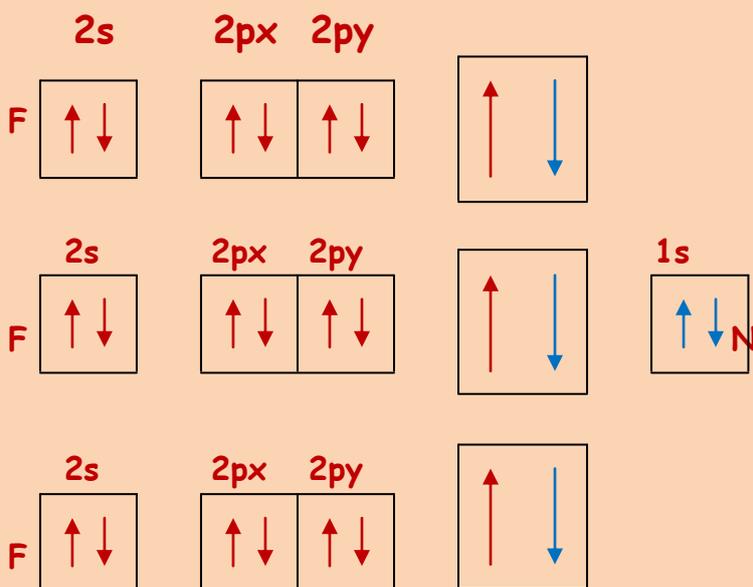
$$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$$

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



ESTUDIO DE LOS ENLACES QUÍMICOS

www.quimiziencia.es



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 atómicos** 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** con la base de la **Compartición Electrónica** y la **Regla del Octeto**.

----- O -----