

## ***ENLACES QUÍMICOS***

NOTA: Para ***acceder*** a las páginas Webs o videos ***PISAR CONTROL*** y ***PINCHAR*** en la página Web o video seleccionado

Mediante el siguiente contenido intentaremos explicar el Tema considerado como uno de los más importantes en el mundo de la Química:

- 1.- Introducción (pág. N° 1)***
- 2.- Enlace Iónico (pág. N° 3)***
  - 2.1.- Propiedades de los compuestos Iónicos (pág. N° 8)***
- 3.- Enlace Covalente (pág. N° 12)***
  - 3.1.- El Enlace Covalente en la Mecánica Cuántica (pág. N° 26)***
  - 3.2.- Método de Enlace Valencia para explicar el Enlace Covalente (pág. N° 27)***
  - 3.3.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo (pág. N° 30)***
  - 3.4.- Propiedades de los Compuestos Covalentes (pág. N° 35)***
  - 3.5.- Enlace Covalente Polar (pág. N° 44)***
  - 3.6.- Propiedades de los Compuestos Covalentes Polares (pág. N° 46)***
- 4.- Enlace Metálico y propiedades de los metales (pág. N° 47)***
  - 4.1.- Propiedades de los metales (pág. N° 47)***
- 5.- Fuerzas Intermoleculares (pág. N° 50)***
  - 5.1.- Enlace Puente de Hidrógeno (pág. N° 53)***
  - 5.2.- Fuerzas de Van Der Waals (pág. N° 56)***
- 6.- Ejercicios resueltos sobre el tema (pág. N° 58)***
- 7.- Experiencia de Laboratorio (pág. N° 80)***

### ***1.- Introducción***

**Video: Tipos de Enlaces químicos**

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

**Video: Enlaces químicos**

**<http://www.youtube.com/watch?v=BsIF3FVYEK&feature=rellist&playlist=PL7D7E5CDAD361D0B5>**

**Enlaces Químicos**

**[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm)**

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

Enlaces químicos. Pinchar en applet.

<http://www.colegioheidelberg.com/deps/fisicaquimica/index.htm>

Tipos de enlaces químicos

<http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm>

Tipos de enlaces químicos

[http://www.visionlearning.com/library/module\\_viewer.php?mid=55&l=s](http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s)

Formación de enlaces químicos tomando como base el Sistema Periódico.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/f lashfiles/reaction/bonding1.html>

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 la formación de compuestos químicos adquieren una *estabilidad mayor* que si estuvieran aislados.

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 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.*

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

- a) *Iónicas.*
- b) *Covalentes.*
- c) *Metálicas 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://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/ionico.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/ionico.htm)

Enlace Iónico

[http://platea.pntic.mec.es/~jrodri5/web\\_enlaces\\_quimicos/enlace\\_ionico.htm](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>

Applet: Enlace iónico en el NaCl.

<http://www.hschockor.de/abioch/12nacl.html>

Nos encontramos en condiciones de introducirnos en el primer tipo de enlace: **ENLACE IÓNICO**.

Vamos a explicar **EL ENLACE IÓNICO** con algunos ejemplos aclaratorios, como:

**Formación del cloruro sódico, NaCl:**

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

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

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

Todos los átomos tienden a tener en su capa de **VALENCIA 8 e-**. El Na tiene **1 e-**. Tiene dos caminos para conseguir los 8 e-:

- 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**:

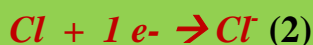


**Átomo de cloro:**  $\text{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  (capa de VALENCIA)

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

- Tiene 7 e-, tomando 1 e- completaría su OCTETE ( 8 ELECTRONES).**
- Perder los 7 e- y quedarse con los 8 e- de la penúltima capa.**

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



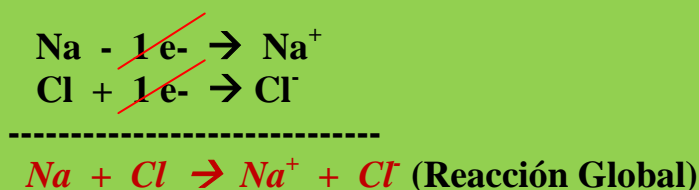
Si unimos las dos reacciones de ionización:

$\left. \begin{array}{l} \text{Na} - 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^+ \\ \text{Cl} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- \end{array} \right\}$  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**.

**Ejemplo de Enlace Iónico:**

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

DATOS:  $Z_{\text{K}} = 19$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$

Átomo de K:  $Z_{\text{K}} = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

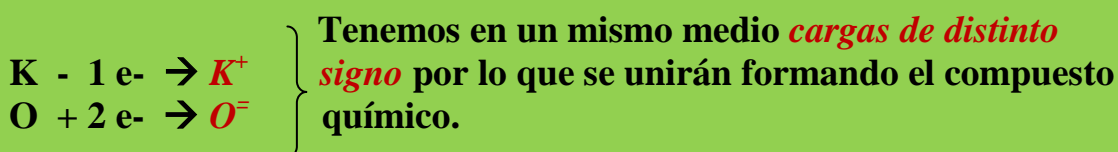


El átomo de O =  $Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

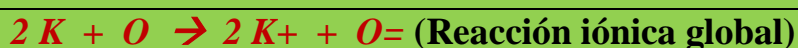
El átomo de Oxígeno buscará sus 8 e- tomando dos:



Unimos las dos reacciones de ionización:



Recordar el balance electrónico ( n° electrones cedidos = n° 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:  **$K_2O$**

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



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

Tres e<sup>-</sup> en la última capa. Para conseguir el OCTETO cederá los tres electrones y se quedará con los 8 e<sup>-</sup> de la segunda capa:

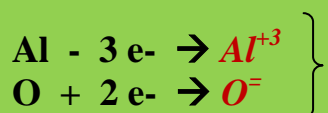


**Átomo de Oxígeno:**  $Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

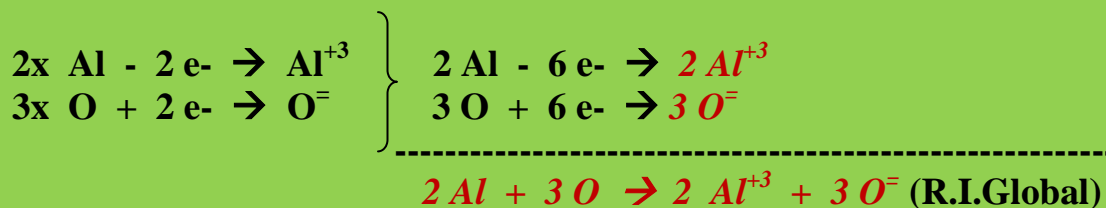
Seis e<sup>-</sup> en la última capa. Tomará dos e<sup>-</sup> y conseguirá los 8 e<sup>-</sup> que busca:



Unimos las dos reacciones de ionización:



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



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



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

Con los ejemplos vistos podemos establecer las **CARACTERÍSTICAS del ENLACE IÓNICO**:

- Se produce por una **TRANSFERENCIA** de electrones entre átomos que **CEDEN** fácilmente electrones (*izquierda del S.P, muy electropositivos*) con átomos que **CAPTAN** fácilmente electrones (*derecha del S.P, muy electronegativos*).
- La Transferencia electrónica **produce iones** de **CARGA 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<sub>2</sub>E
- b) Iónico, AF
- c) Iónico, BF
- d) Iónico, CF
- e) Iónico, CD<sub>2</sub>

***Volvemos al tema***

Los compuestos químicos formados por **Enlace Iónico** se llaman **COMPUESTOS IÓNICOS**, **COMPUESTOS POLARES** ( tienen carga eléctrica) o **COMPUESTOS HETEROPOLARES** ( carga eléctrica de signo contrario).

***2.1.- Propiedades de los compuestos iónicos***

Propiedades de los compuestos iónicos

<http://www.mitecnologico.com/mecatronica/Main/PropiedadesDeLosCompuestosIonicos>

Propiedades de los compuestos iónicos

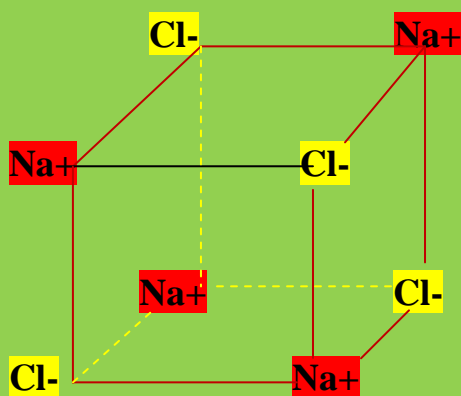
<http://www.slideshare.net/pacheco/compuestos-ionicos>

Propiedades de los compuestos iónicos

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



- a) No forman auténticas **MOLÉCULAS**, forman **CRISTALES MOLECULARES**. Me explicaré. Si vamos a las salinas de Torre Vieja y cogemos un cristal de **SAL** ( $\text{NaCl}$ ), en dicho cristal no existe un átomo de sodio y otro de cloro, existen millones y millones de **cationes sodio**,  $\text{Na}^+$ , y el mismo número de **aniones cloruro**,  $\text{Cl}^-$ . 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,  $\text{NaCl}$ , el Índice de Coordinación es de **6**, es decir, **6 cationes sodio**,  $\text{Na}^+$ , rodean a **6 aniones cloruro**,  $\text{Cl}^-$  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 existen.
- b) A mayor carácter iónico mayor dureza. De los tres compuestos el  $\text{CaO}$  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  $\text{CaO}$ . Luego **AFIRMACIÓN VERDADERA**.
- c) A mayor diferencia de electronegatividad mayor carácter iónico y por lo tanto mayor temperatura de fusión. El orden de mayor a menor punto de fusión es:



Luego **AFIRMACIÓN VERDADERA**.

**Problema resuelto** ( Autor: D. Manuel Díaz Escalera)

Supongamos que los sólidos cristalinos de cada uno de los grupos siguientes cristalizan en la misma red: 1) KBr, CsBr, LiBr ; 2) CaCl<sub>2</sub>, CaBr<sub>2</sub>, CaI<sub>2</sub> , 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:**

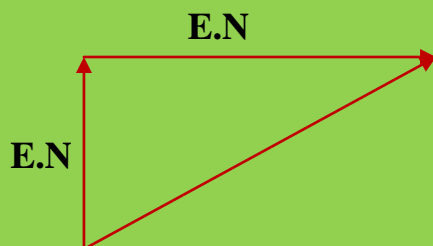
En la cuestión nos preguntan sobre cuatros magnitudes:

- 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 entenderéis las contestaciones a la cuestión planteada.

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  $\text{CaI}_2$ . Por las mismas razones del apartado anterior.
- 3.- El BeS. “ “ “ “ “

b) Puntos de fusión:

- 1.- El LiBr.
- 2.- El  $\text{CaI}_2$ .
- 3.- El BeS.

c) Dureza:

- 1.- El  $\text{CsBr}_2$ .
- 2.- El  $\text{CaCl}_2$ .
- 3.- El CaS

d) Punto de ebullición:

- 1.- El  $\text{CsBr}_2$ .
- 2.- El  $\text{CaCl}_2$ .
- 3.- El CaS.

### 3.- Enlace Covalente

Supongamos que queremos determinar *el tipo de enlace y fórmula* de la molécula del gas cloro,  $\text{Cl}_2$ .

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

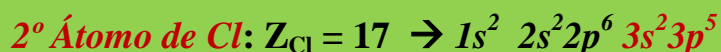
Procederemos de la misma forma que en el caso del Enlace Iónico.

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

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

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

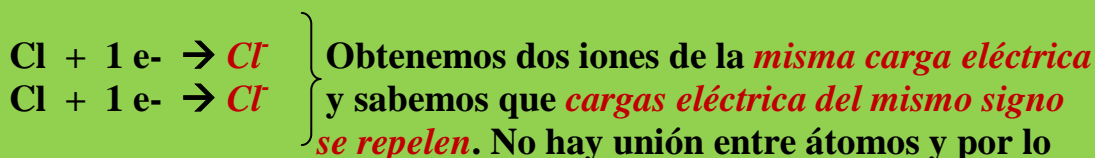
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



Hará exactamente lo mismo que el primer átomo de cloro:



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



tanto no existirá **ENLACE IÓNICO**.

De alguna forma se tienen que unir los dos átomos de cloro puesto que el *gas cloro (Cl<sub>2</sub>) existe y es estable*. Nos adentramos en otro tipo de enlace químico llamado **ENLACE COVALENTE**.

Video: Enlace Covalente

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

Video: Enlace covalente

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

Teoría del enlace covalente.

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

Enlace covalente

<http://www.santamariadelpilar.es/departamentos/quimica/enlacecovalente.htm>

Enlace Covalente

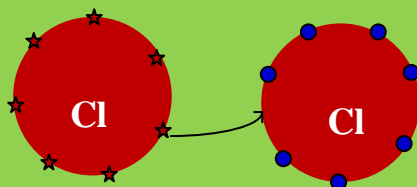
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/covalente.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/covalente.htm)

**Lewis** pensó que si los átomos no se podían unir por **Enlace Iónico** puesto que *no se producía una transferencia de electrones*, podía existir una **COMPARTICIÓN DE ELECTRONES**. Constituye la teoría del

**OCTETO DE LEWIS.** Veamos como ejemplo la unión entre átomos existente en la molécula del gas cloro,  $Cl_2$ :

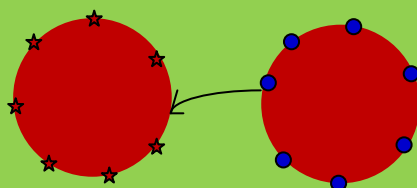
Aplicaremos la teoría de la **COMPARTICIÓN** de electrones de Lewis. En los siguientes esquemas representamos la última capa de cada átomo de Cloro y desarrollamos el modelo de Lewis.

- ★ = Electrón
- = Electrón

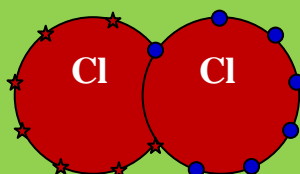


En el dibujo anterior el átomo de cloro la izquierda introduce en la última capa del átomo de la derecha un electrón para compartir con él. A continuación el átomo de cloro de la derecha introduce en la capa de valencia del átomo de la izquierda un electrón para su compartición.

- ★ = Electrón
- = Electrón



- ★ = Electrón
- = Electrón

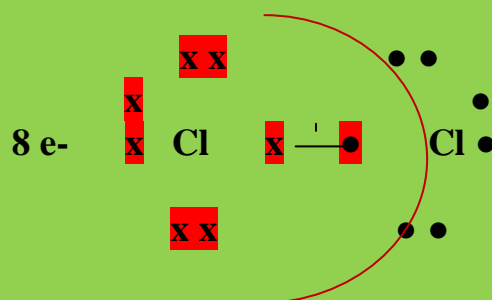


De esta forma el átomo de la derecha ya tiene sus 8 e-. A continuación el átomo de la derecha, *agradecido*, introduce en la última capa del átomo de la izquierda un electrón para compartir con él:

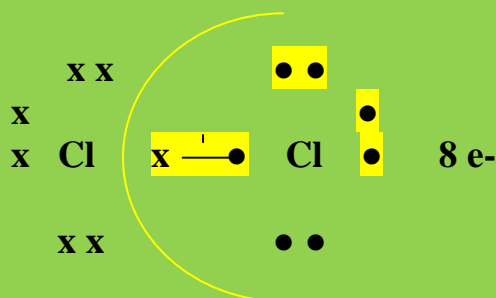
De esta forma y *mediante compartición*, los átomos de cloro tienen *sus 8 e-*. Los dos electrones compartidos pertenecerán, **UNIDOS**, a las dos *últimas capas* y de esta forma se podrán unir los *átomos de cloro*.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

Esta compartición también se puede representar de la forma:



Si contáis el número de electrones de la última capa del átomo de la izquierda observaréis que 8 e-.



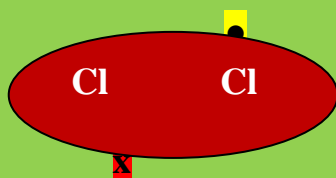
Si contamos los electrones del átomo de la derecha, veremos que tiene en su última capa 8 e-.

Podemos esquematizar más la compartición electrónica:



Cada segmento representa **UN PAR DE ELECTRONES**. El segmento **negro**, que une los **dos átomos de cloro** se llama **PAR DE ELECTRONES ENLAZANTE**. Los segmentos **rojos** y **amarillos** son **PARES DE ELECTRONES NO ENLAZANTE**, es decir, **NO INTERVIENEN EN LA UNIÓN DE LOS DOS ÁTOMOS DE CLORO**.

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



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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, O<sub>2</sub>*. Veamos cómo se producen:

La molécula, O<sub>2</sub>, como podemos ver, consta de dos átomos de Oxígeno.  
Z<sub>O</sub> = 8

*1º Átomo de Oxígeno: Z<sub>O</sub> = 8 → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>*

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

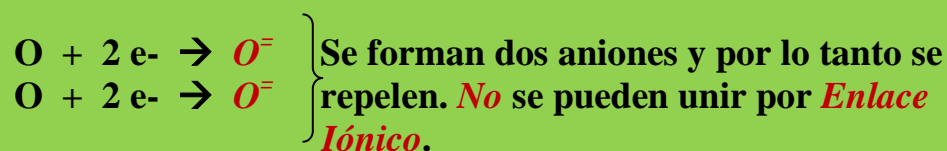


*2º Átomo de Oxígeno: Z<sub>O</sub> = 8 → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>*

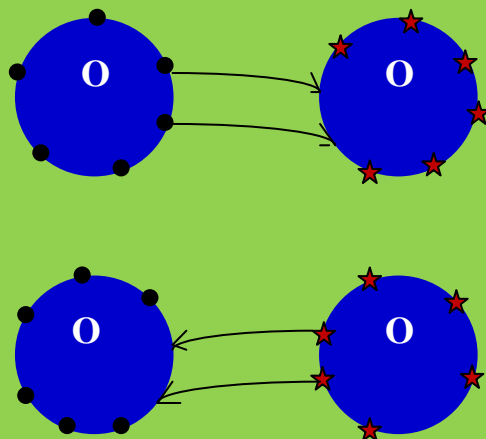
Estamos en las mismas condiciones que el 1º átomo de Oxígeno y hará exactamente lo mismo:



Si unimos las dos reacciones de ionización:

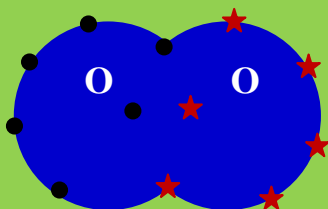
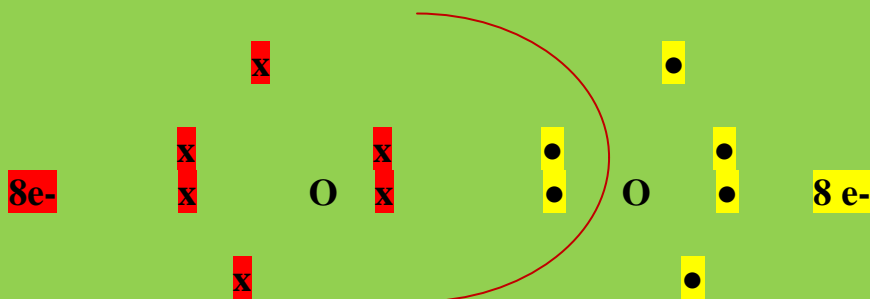
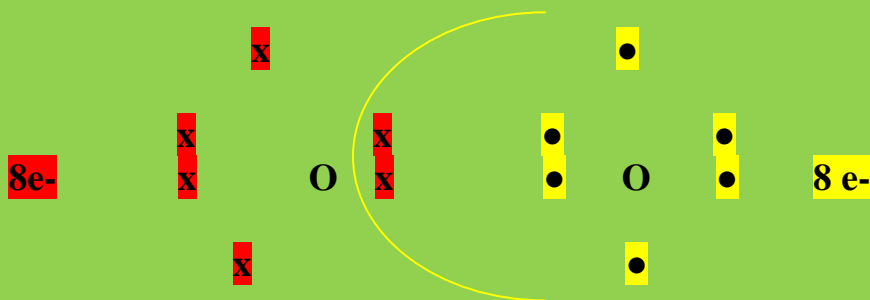


Se producirá **ENLACE COVALENTE**, mediante la compartición de *dos pares de electrones*.





## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



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

Podemos encontrarnos con una **TRIPLE COMPARTICIÓN**, es el caso de la molécula del *gas Nitrógeno, N<sub>2</sub>*.

Como en el caso del  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ , el **Nitrógeno** no se puede unir a otro átomo de **Nitrógeno** mediante **Enlace Iónico**. Existe por tanto una **compartición de electrones**:

Molécula de  $\text{N}_2$ .

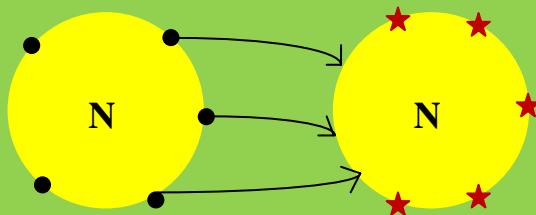
Constituida por dos átomos de Nitrógeno.

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

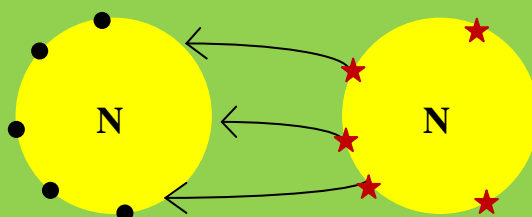
En dicha capa de VALENCIA hay 5 e-, **el átomo de nitrógeno tomará 3 e-** y completar su **OCTETO**.



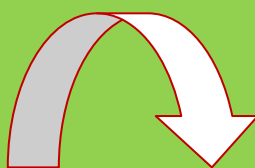
El **2º átomo de Nitrógeno hará lo mismo que el primero**, se constituirán dos aniones  $\text{N}^{3-}$  que **se repelen** y por lo tanto el enlace que une los dos átomos **no puede ser Iónico**. Se trata de un enlace **COVALENTE** (compartición de electrones).

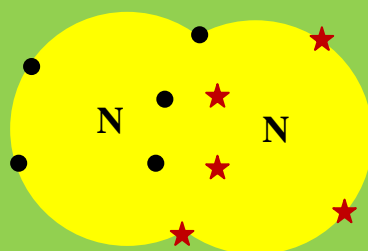


El átomo de la derecha ya tiene sus 8 e-. Será ahora el átomo de la derecha quien compartirá tres electrones con el de la izquierda.



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





Si contáis los electrones existentes en cada capa (diferente color), aparecen 8 e- para cada átomo. El diagrama anterior es equivalente al siguiente:



Los *segmentos negros* representan las tres comparticiones, es decir, **SON LOS PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES** y los segmentos *rojo y amarillo* **LOS PARES DE ELECTRONES NO ENLAZANTES**.

Vamos a complicar un poco el *enlace Covalente* con el estudio de la molécula del Tricloruro de fósforo, **PCl3**.

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

**Átomo de Fósforo:**  $Z_P = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  **5 e-** en capa de VALENCIA

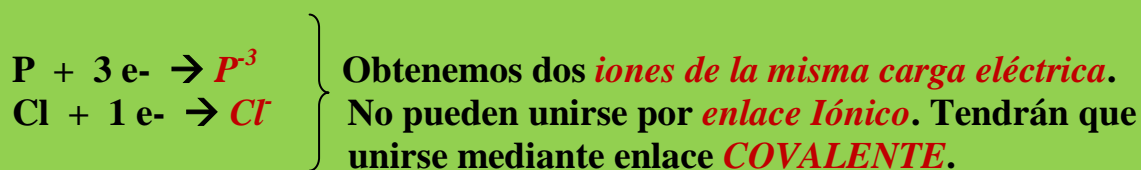
El átomo de fósforo tomará **tres electrones** para conseguir su OCTETE. La reacción de ionización es:



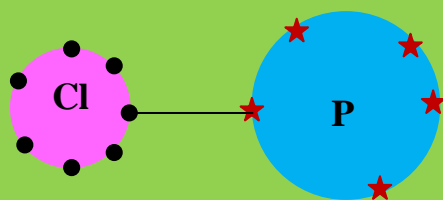
El átomo de Cloro tiene 7 e- en su última capa y **tenderá a tomar 1 e-** para conseguir su OCTETE. La reacción de ionización es:



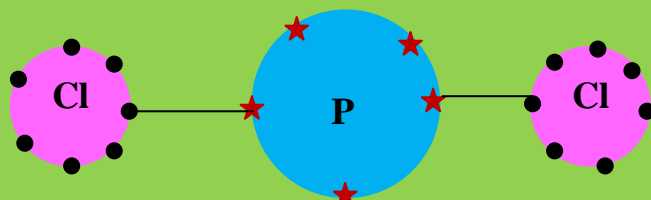
Si unimos las dos reacciones de ionización:



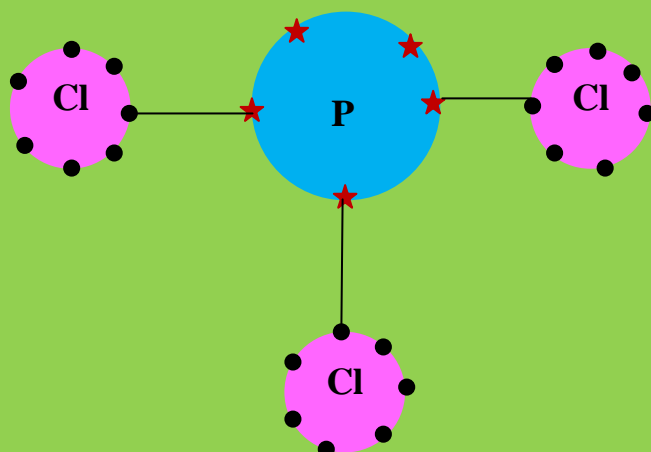
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



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*:



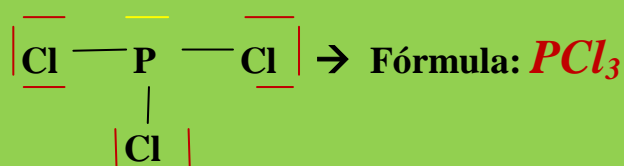
El nuevo átomo de *Cloro tiene sus 8 e-*, pero el átomo de *Fósforo tiene 7 e-*, le falta *uno* para completar su OCTETE. No se puede hacer una doble compartición porque el *Cloro pasaría a tener 9 e-* que sabéis que **NO PUEDE SER**. La solución está en *añadir un nuevo átomo de Cloro*, quedando la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

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

molécula donde se determinen los enlaces covalentes y los OCTETOS de los cuatro átomos ( tres de Cloro y uno de Fósforo):



Los segmentos *negros* representan los pares de electrones compartidos, es decir, **LOS PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES**. Los segmentos *rojos* corresponden a los **PARES DE ELECTRONES NO ENLAZANTES** del átomo de Cloro y el segmento *amarillo* el **PAR NO ENLAZANTE** ( par SOLITARIO) del átomo de Fósforo.

### Ejercicio resuelto

Molécula del cloruro de hidrógeno, **HCl**.

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

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

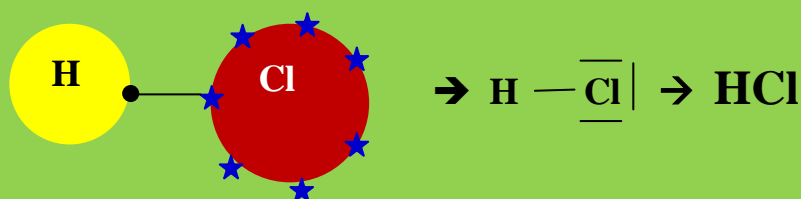
Siete electrones en la última capa, tenderá a captar uno y completar sus 8 e-:



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

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

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



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

### Ejemplo resuelto

Explicar tipo de enlace y fórmula del hidruro de sodio, *NaH*.

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

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

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



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

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:



Fórmula: *NaH*

*¿ Cómo sabemos cuando un átomo cede o capta electrones para determinar el tipo de enlace?*

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

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

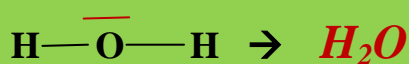
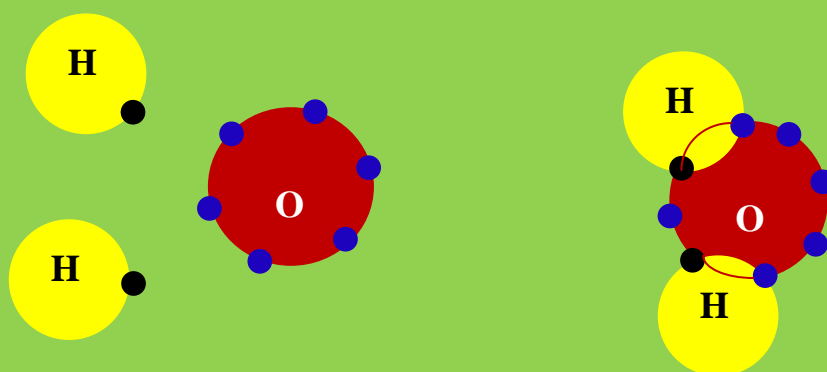
**En conclusión:** Si los átomos que se unen son **METAL + NO METAL** (Elemento de la izquierda del S.P (cede fácilmente electrones) + Elemento de la derecha del S.P (capta fácilmente electrones)] se formará un enlace **IÓNICO**. Se podría poner un ejemplo aclaratorio: Elemento extrema izquierda S.P + Elemento extremo derecha del S.P se obtendría un enlace **Iónico**.

Cuando los elementos que se unen pertenecen a la derecha del S.P (captan electrones) se formaría un enlace **Covalente**.

Si los elementos que se unen están juntos, en la izquierda del S.P, se formará un enlace **Metálico**.

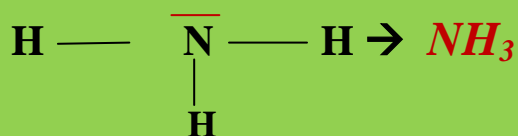
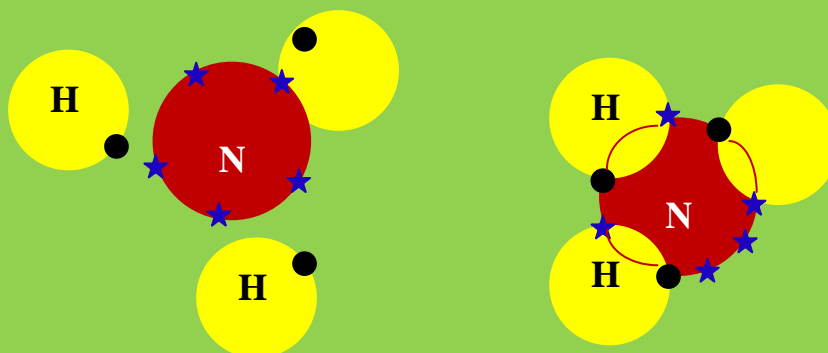
Veamos la formación de la **molécula de agua, H<sub>2</sub>O**:

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



## Molécula de Amoníaco, $NH_3$ .

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



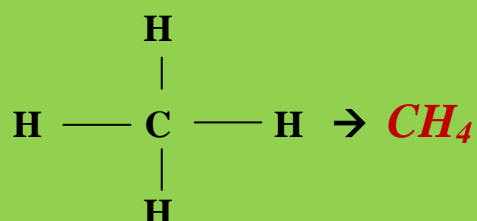
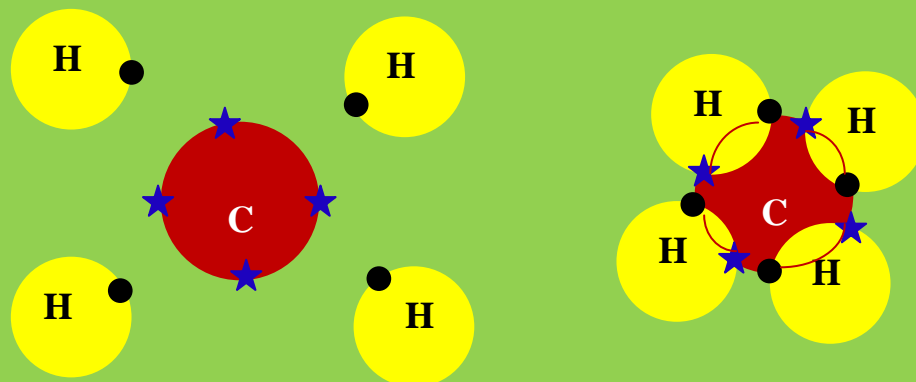
## Molécula de Metano, $CH_4$ .

El carbono tiene cuatro electrones en su última capa, por lo que para llegar a completar esta capa con ocho electrones necesita otros cuatro. Por tanto, formará cuatro enlaces covalentes con otros tantos hidrógenos, cada uno de los cuales aporta su único electrón. Por tanto,

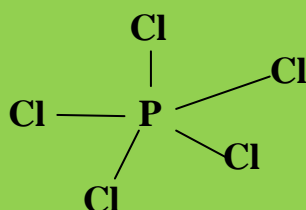


## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

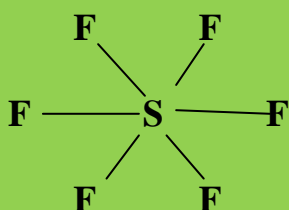
en la molécula de metano hay cuatro enlaces covalentes carbono-hidrógeno. Su fórmula es  $\text{CH}_4$ .



El *Octeto de Lewis* no explica la formación de todas las moléculas covalentes. Hay caso en donde *nos pasamos de 8 e-* y otro donde *no llegamos y las moléculas son perfectamente estables*, este es el caso de:  $\text{PCl}_5$  y  $\text{SF}_6$  hay una **AMPLIACIÓN** del Octeto de Lewis:



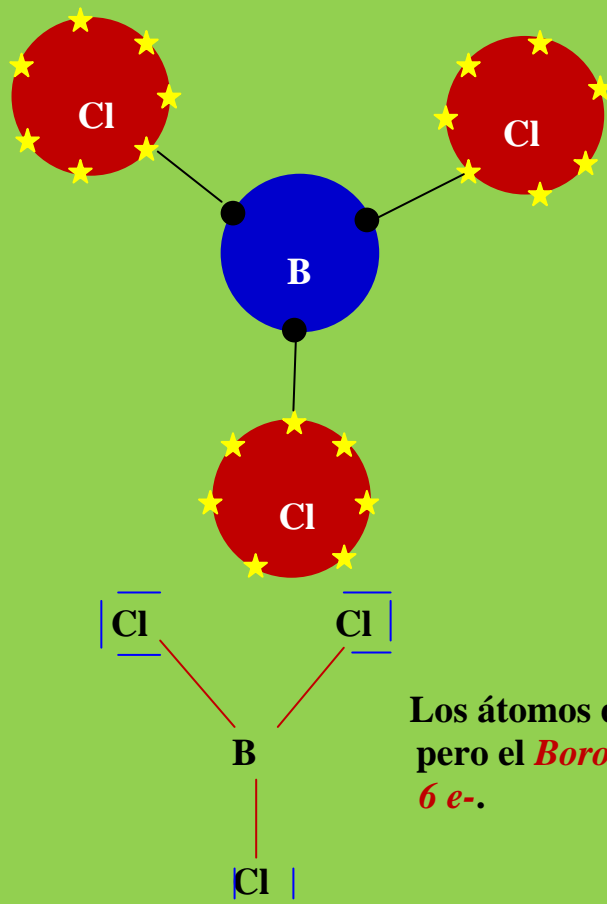
Los átomos de *Cloro* tienen *sus 8 e-* pero el Fosforo se encuentra *rodeado de 5 pares de electrones enlazantes* lo que implica *10 e-*.



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



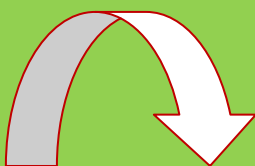
Hay otros casos como la molécula de  $Cl_3B$  en donde el átomo de Boro no llega a los 8 e- de la Regla del Octeto:



### 3.1.- 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:

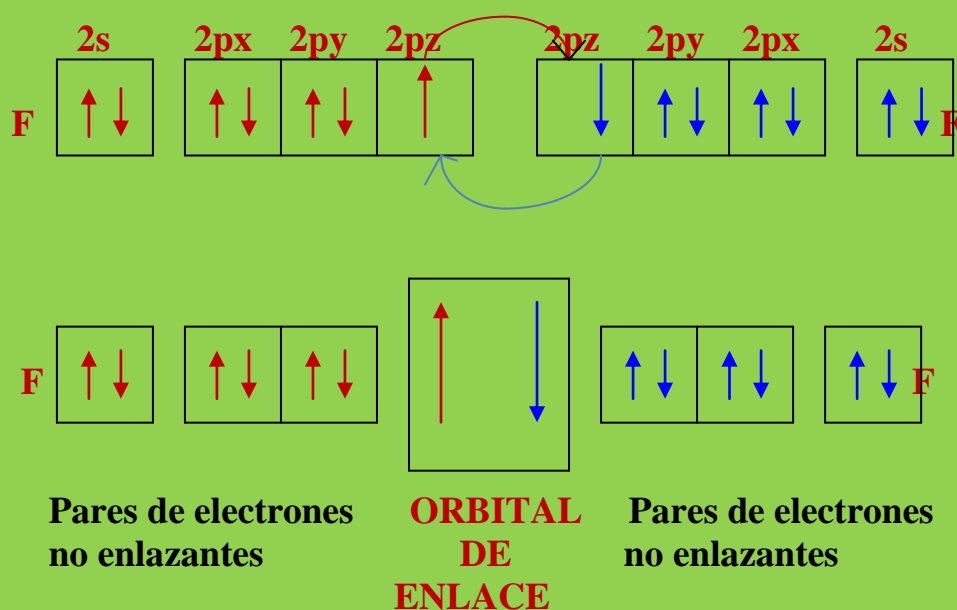
- 1.- El de **ENLACE VALENCIA**.
- 2.- El de **ORBITAL MOLECULAR**.

### 3.2.- Método de Enlace Valencia para explicar el Enlace Covalente

Veamos la formación de la molécula de Flúor mediante el método **ENLACE VALENCIA**:

La molécula de Flúor está compuesta por dos átomos de Flúor, **F<sub>2</sub>**.

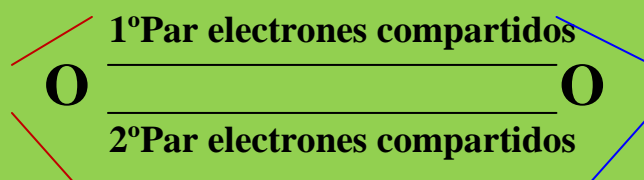
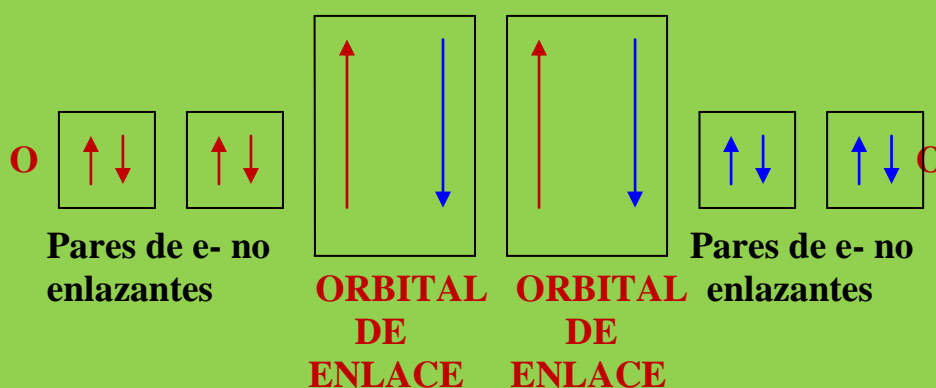
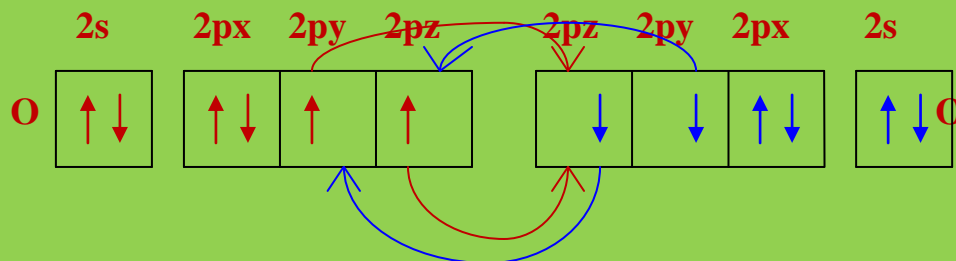
$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$  Capa de Valencia



# ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

En el caso de la molécula del Oxígeno,  $O_2$ :

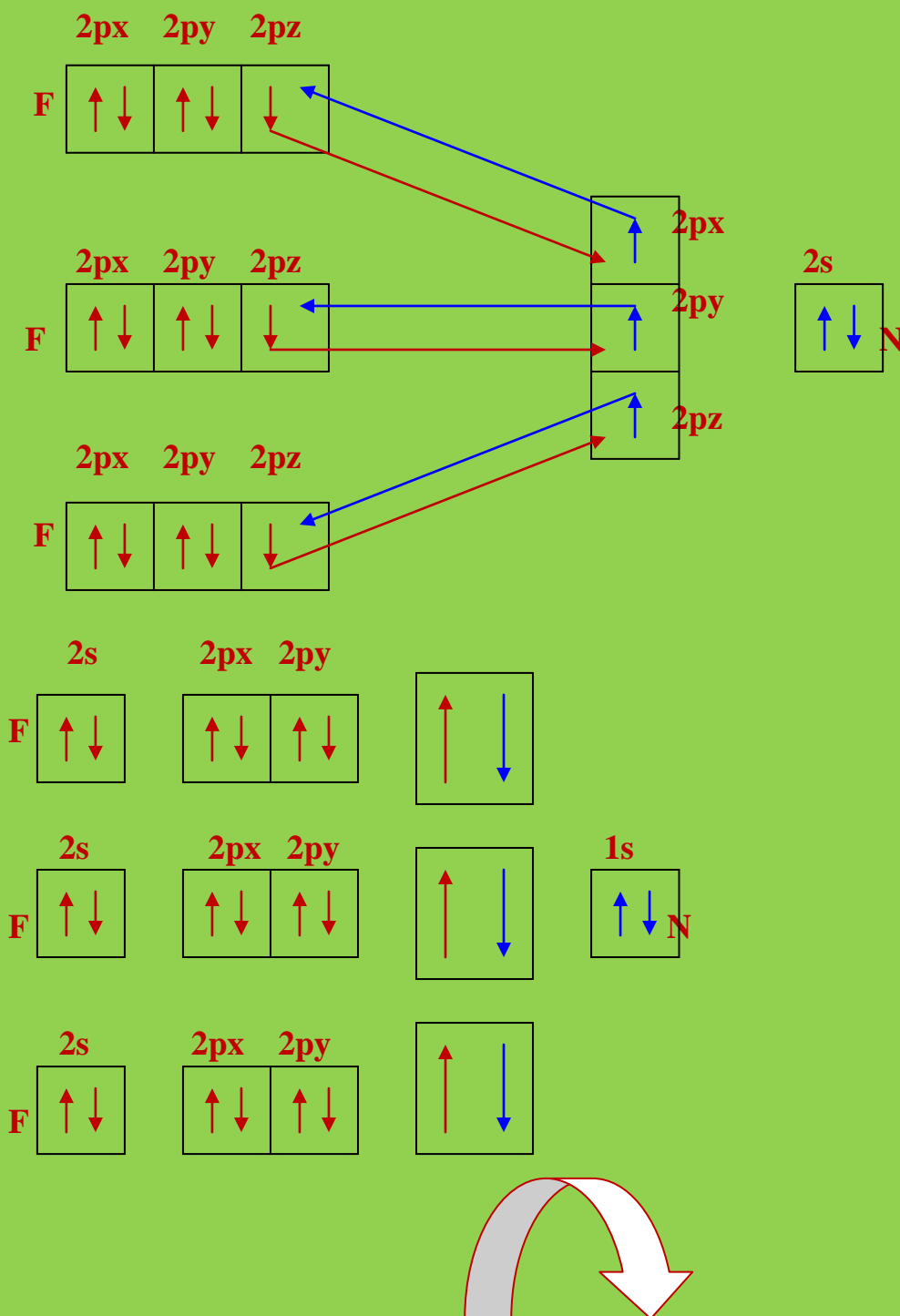
$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  Capa de Valencia

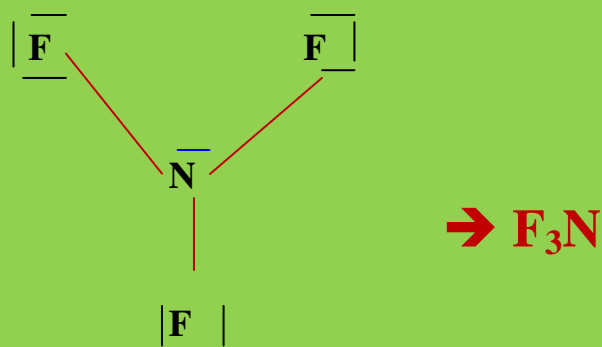


Molécula de  $F_3N$ :

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

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





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 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**.

### **3.3.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo**

**Enlace Covalente Coordinado o Dativo**

[http://www.kalipedia.com/ecologia/tema/enlace-covalente-coordinado-dativo.html?x=20070924klpcnafyq\\_79.Kes&ap=3](http://www.kalipedia.com/ecologia/tema/enlace-covalente-coordinado-dativo.html?x=20070924klpcnafyq_79.Kes&ap=3)

**Enlace Covalente Coordinado**

<http://www.acienciasgalilei.com/public/forobb/viewtopic.php?t=1401>

**Enlace Covalente Coordinado**

[http://www.ecured.cu/index.php/Tipos\\_de\\_enlace\\_covalente](http://www.ecured.cu/index.php/Tipos_de_enlace_covalente)

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<sub>4</sub><sup>+</sup>*:

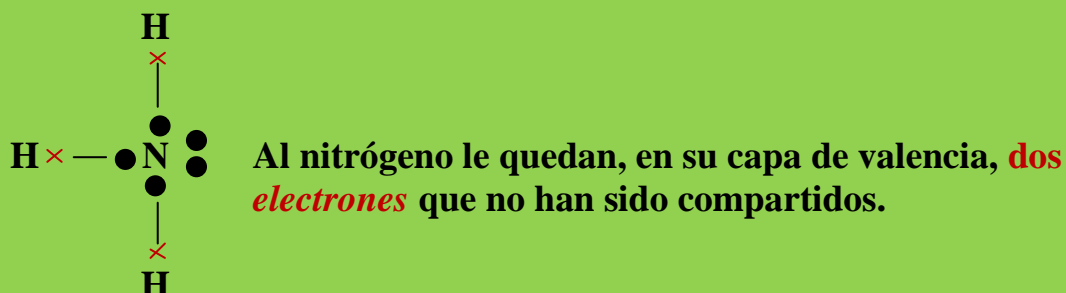
Este catión procede de la reacción:



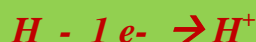
Esta reacción se basa en la *transferencia del protón, H<sup>+</sup>*, por parte del ácido clorhídrico, *HCl* al amoniaco, *NH<sub>3</sub>*:



Veamos la molécula del amoniaco según Lewis:



El *protón H<sup>+</sup>* procede del átomo de hidrógeno que *ha perdido un electrón*, es decir, se ha ionizado y se ha convertido en un catión:



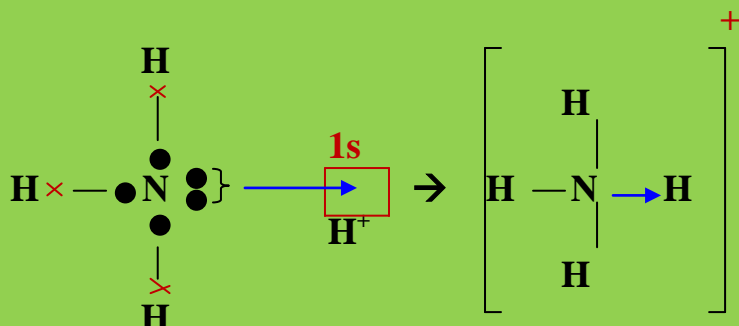
Si tenemos en cuenta que el *número atómico del hidrógeno es 1* (Z = 1), cuando ceda ese electrón (*1s<sup>1</sup>*) quedará un orbital atómico "s" completamente vacío:



que puede *aceptar el par de electrones del nitrógeno*.



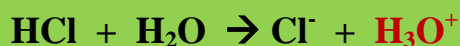
Si unimos el amoníaco con el protón:



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

**Estructura del catión Hidrónico,  $H_3O^+$ :**

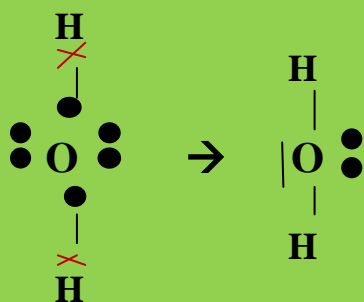
Nace de la reacción entre el ácido clorhídrico,  **$HCl$** , y el agua,  **$H_2O$** :



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:



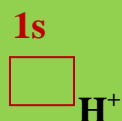
El **protón  $H^+$**  procede del átomo de hidrógeno que **ha perdido un electrón**, es decir, se ha ionizado y se ha convertido en un catión:





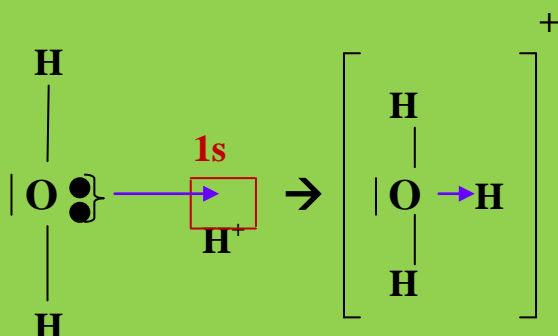
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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



que puede *aceptar el par de electrones del nitrógeno*.

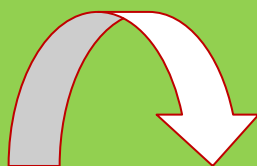
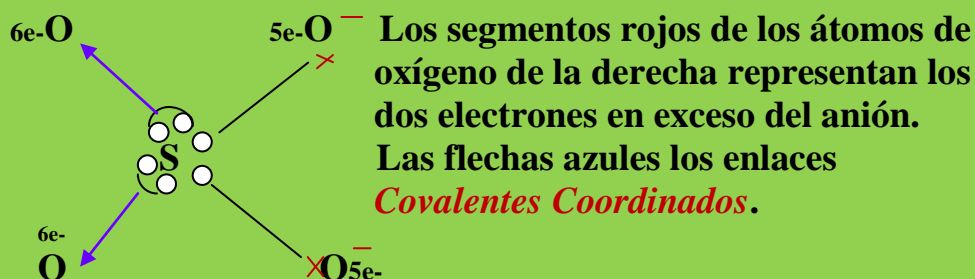
Si unimos la molécula de agua con el protón:



La *flecha azul* nos representa el enlace *Covalente Coordinado*.

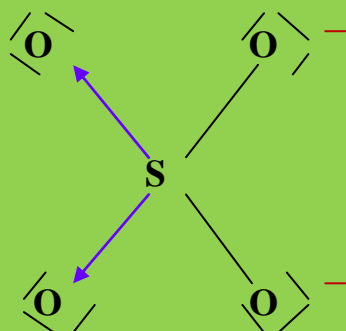
En los *aniones* también es frecuente este tipo de enlace covalente. Este es el caso del anión sulfato (Tetraoxosulfato(VI)),  $(\text{SO}_4)^{2-}$ :

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

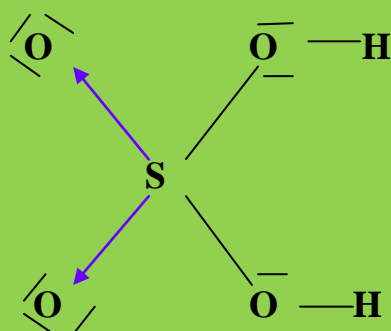
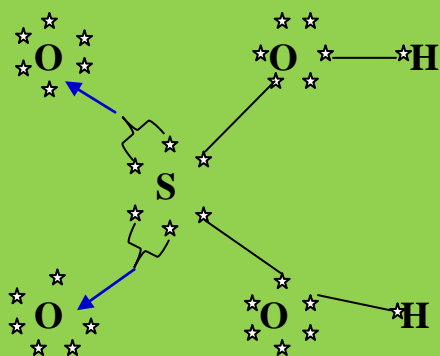


## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

El anión sulfato también tendría su representación de la forma:



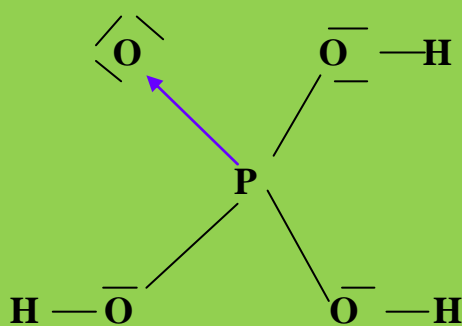
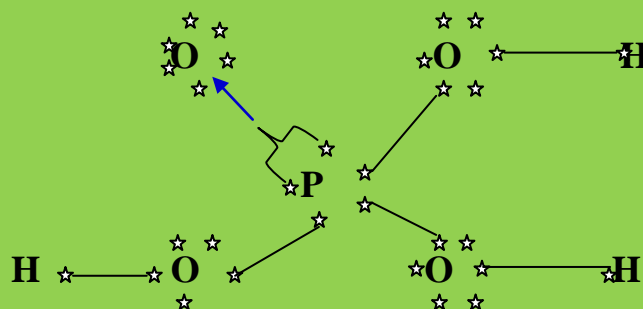
En una molécula como la del ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , la Estructura de Lewis sería:



Como posible regla para la *confección de las Estructuras de Lewis* podemos establecer:

- 1.- Los átomos de oxígeno **NUNCA** se unen entre ellos. Se unen **SIEMPRE** al átomo central (elemento no metálico de la molécula).
- 2.- Los hidrógenos, **uno a uno**, se unen a los átomos de **oxígeno**.

Molécula del *ácido fosfórico* (Ortofosfórico/ Ác. Tetraoxofosfórico (V)]  
 $H_3PO_4$ :



### 3.4.- Propiedades de los Compuestos Covalentes

Propiedades de los compuestos covalentes

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

Propiedades de los compuestos covalentes

[http://www.kalipedia.com/ecologia/tema/propiedades-sustancias-covalentes.html?x=20070924klpcnafyq\\_79.Kes&ap=4](http://www.kalipedia.com/ecologia/tema/propiedades-sustancias-covalentes.html?x=20070924klpcnafyq_79.Kes&ap=4)

Propiedades de los compuestos covalentes

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

Los compuestos químicos que en su estructura poseen **ENLACE COVALENTE**, *se caracterizan por*:

- Forman auténticas **MOLÉCULAS**. Esto quiere decir que nos encontramos con entidades químicas como el **CO<sub>2</sub>** que están

- constituidas por **1 átomo de CARBONO** y **dos átomos de OXÍGENO**.
- b) Sus puntos de **fusión** y de **ebullición** son **INFERIORES** a los puntos de fusión y ebullición de los compuestos iónicos.
  - c) Son **SOLUBLES** sólo en disolventes **COVALENTES** (Tetracloruro de carbono, Tolueno....etc).
  - d) No **CONDUCEN LA ELECTRICIDAD** en ningún estado de agregación de la **MATERIA** (Sólido, líquido y gas).
  - e) Cristales covalentes

Los átomos de los **cristales covalentes** se mantienen unidos en una red **tridimensional únicamente por enlaces covalentes**. El grafito y el diamante, alótropos (variedades) del carbono, son buenos ejemplos. Debido a sus **enlaces covalentes fuertes en tres dimensiones**, el diamante presenta una dureza particular y un elevado punto de fusión. El cuarzo ( $\text{SiO}_2$ ) es otro ejemplo de **cristal covalente**. La distribución de los átomos de silicio en el cuarzo es semejante a la del carbono en el diamante, pero en el cuarzo hay un átomo de oxígeno entre cada par de átomos de Si.

### **Cristales moleculares (Para moléculas covalentes)**

En un cristal molecular, los puntos reticulares están ocupados por moléculas que se mantienen unidas por **fuerzas de van der Waals** y/o de **enlaces puente de hidrógeno**. El dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) sólido es un ejemplo de un cristal molecular al igual que los cristales de  $\text{I}_2$ ,  $\text{P}_4$  y  $\text{S}_8$ . Con excepción del hielo, los cristales moleculares suelen empaquetarse tan juntos como su forma y tamaño lo permitan. Debido a que las fuerzas de van der Waals y los enlaces puente de hidrógeno son más débiles que los enlaces iónicos o covalentes, los cristales moleculares suelen ser quebradizos y la mayoría funden a temperaturas menores de  $100^\circ\text{C}$ .

### **Problema propuesto**

Dados los elementos químicos A, B, C, D, E, F, G, H y I, de números atómicos: 11, 37, 12, 38, 15, 34, 35, 16 y 17 respectivamente, determinar:

El tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de los elementos:

- 1.- A con H
- 2.- G con H
- 3.- E con I
- 4.- B con G
- 5.- D con H

6.- E con G

7.- F con G

**Soluciones:**

1.- A<sub>2</sub>H

2.- G<sub>2</sub>H

3.- I<sub>3</sub>E

4.- BG

5.- DH

6.- D<sub>2</sub>H

7.- EG<sub>3</sub>

**Ejercicio propuesto**

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

DATOS:  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Al}} = 13$

**Ejercicio propuesto**

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

**Ejercicio resuelto** ( Fuente Enunciado: FisicaFacil.com. Resolución: A. Zaragoza)

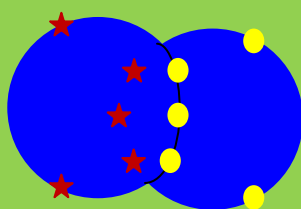
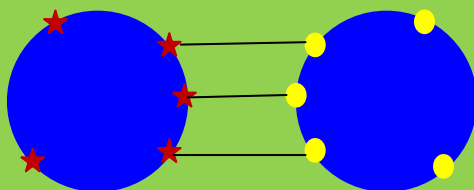
El nitrógeno existe en la naturaleza en forma molecular (N<sub>2</sub>) ¿Qué clase de enlace presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

**Solución:**



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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



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

**Ejercicio propuesto** ( Fuente: FisicaFacil.com. Resolución)

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?

**Ejercicio propuesto** ( Fuente: FisicaFacil.com)

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.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

### Ejercicio propuesto ( Fuente: FisicaFacil.com)

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.

DATOS:  $Z_{\text{Li}} = 3$  ;  $Z_{\text{F}} = 9$  ;  $Z_{\text{Be}} = 4$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Cl}} = 17$  ;  $Z_{\text{S}} = 16$

### Ejercicio propuesto ( Fuente: FisicaFacil.com)

Explica cómo se forma el  $\text{BeCl}_2$  e indica qué iones lo componen.

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

### Ejercicio propuesto ( Fuente: FisicaFacil.com)

El dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$  es un gas que se forma en la combustión y la respiración de los seres vivos. En su molécula el átomo de carbono es el átomo central, encontrándose unido a dos átomos de oxígeno, ¿cuántos pares de electrones son compartidos en este enlace?

DATOS:  $Z_{\text{C}} = 6$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$

### Ejercicio propuesto ( Fuente: FisicaFacil.com)

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.

DATOS:  $Z_{\text{H}} = 1$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Al}} = 13$  ;  $Z_{\text{K}} = 19$  ;  $Z_{\text{S}} = 16$  ;  $Z_{\text{Cl}} = 17$

### Ejercicio propuesto ( Fuente: FisicaFacil.com)

El amoníaco tiene por fórmula ( $\text{NH}_3$ ) ¿Qué clase de enlaces presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

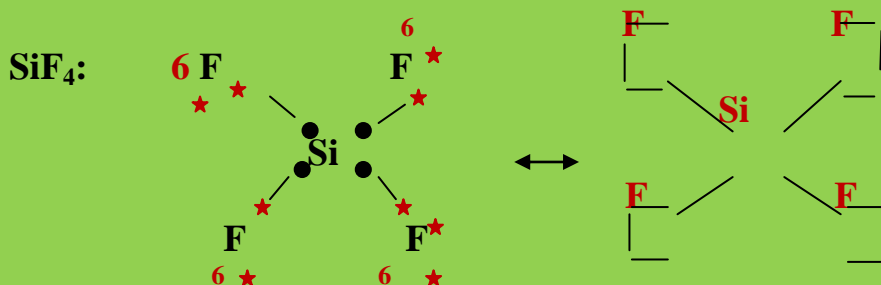
DATOS:  $Z_{\text{N}} = 7$  ;  $Z_{\text{H}} = 1$

### Problema resuelto

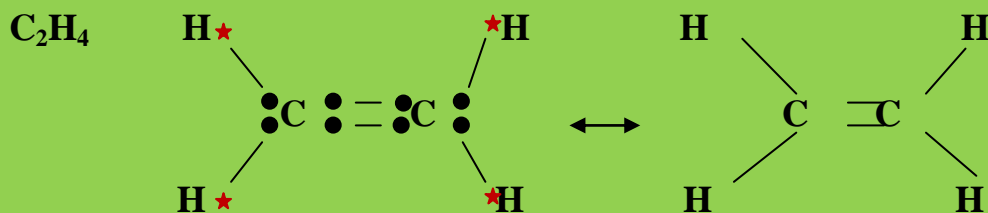
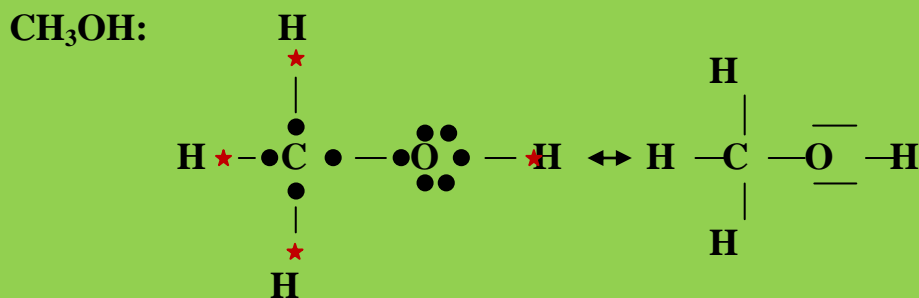
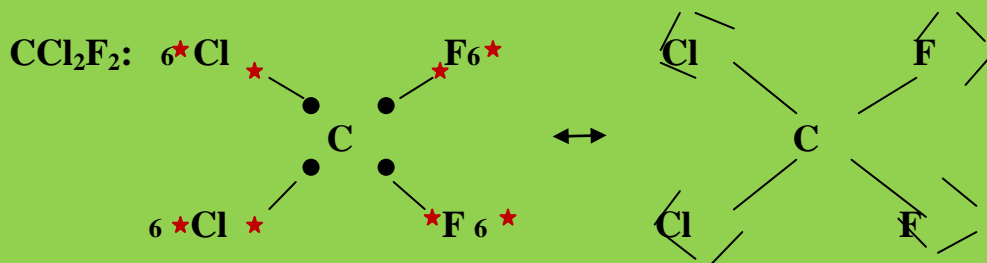
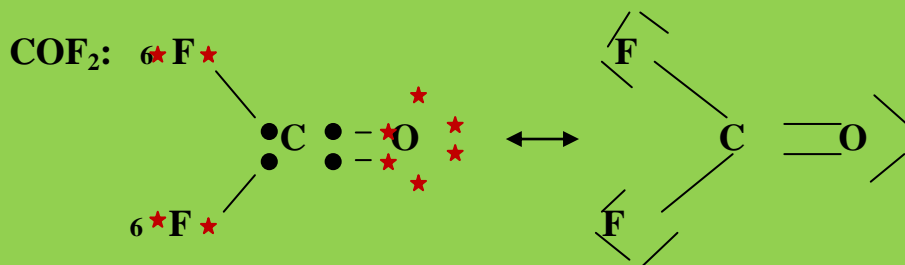
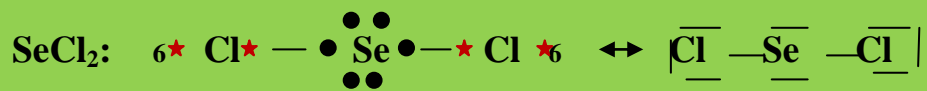
Escriba la estructura de Lewis más probable para cada una de las siguientes moléculas:

$\text{SiF}_4$ ,  $\text{SeCl}_2$ ,  $\text{COF}_2$ ,  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{N}_2$ , los ácidos:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$ .

### Resolucion:



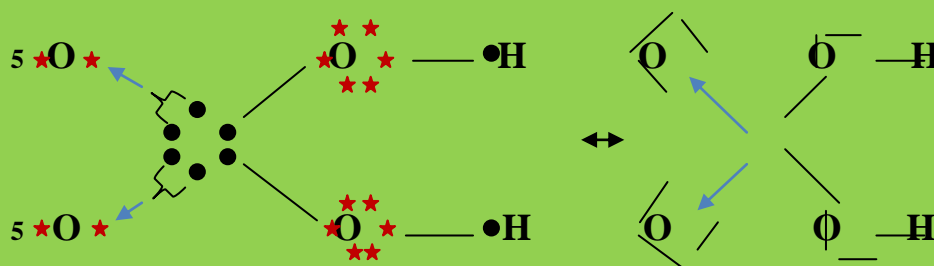
ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS





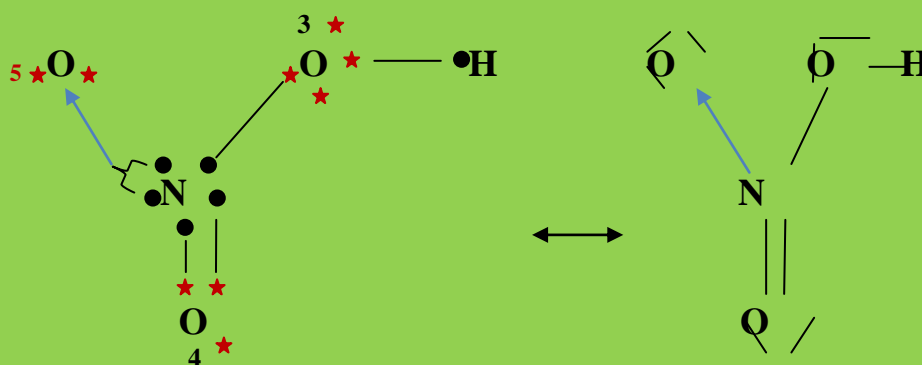
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

$\text{H}_2\text{SO}_4$ :

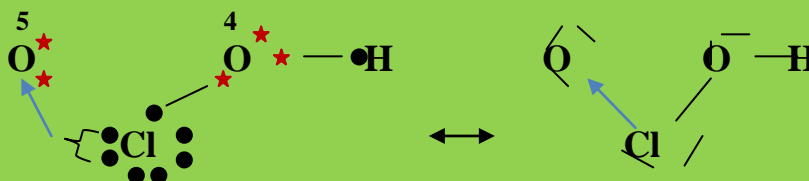


**NOTA:** La flecha **AZUL** representa un **ENLACE COVALENTE COORDINADO**.

$\text{HNO}_3$ :



$\text{HClO}_2$ :



### Problema resuelto

Dibuja las estructuras de Lewis de los siguientes iones:  $\text{O}_2^{-2}$ ,  $\text{C}_2^{-2}$ ,  $\text{NO}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

**Resolución:**

$\text{O}_2^{-2}$ :

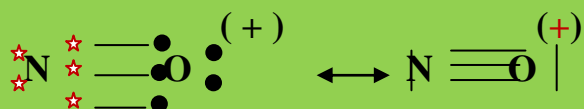


## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

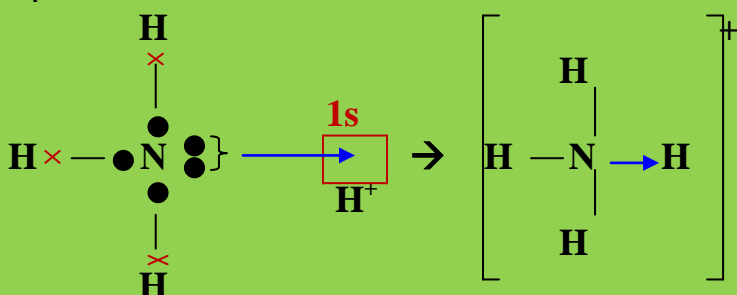
$C_2^{-2}$ :



$NO^+$ :



$NH_4^+$ :

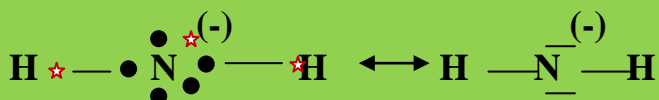


### Problema resuelto

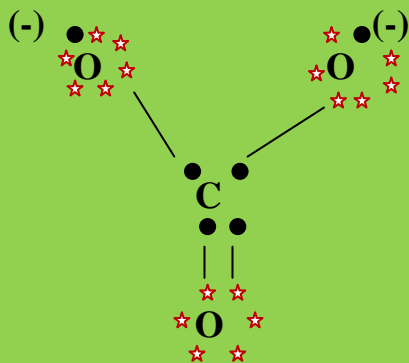
Determinar la estructura de Lewis de los siguientes iones:  $NH_2^-$ ,  $CO_3^{-2}$ ,  $ClO^-$ ,  $AlH_4^-$ ,  $PO_4^{-3}$ .

### Resolución:

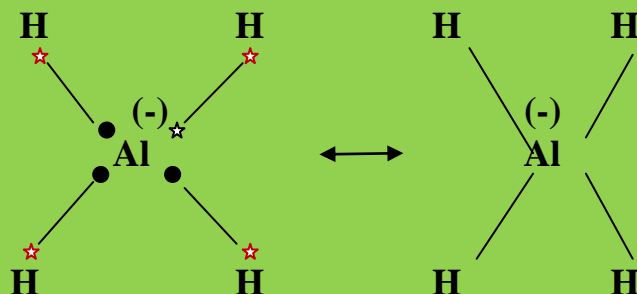
$NH_2^-$ :



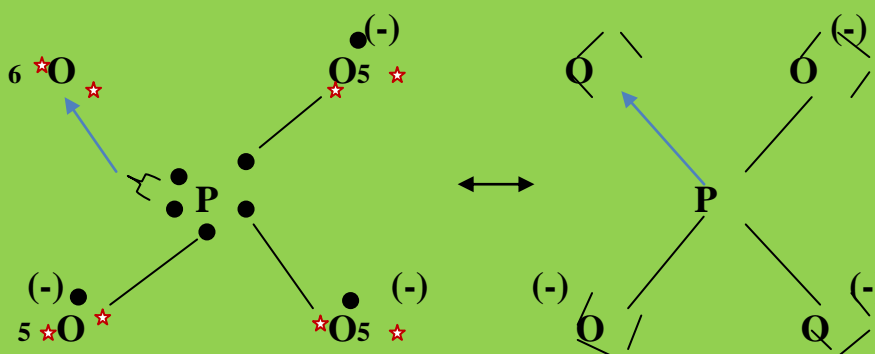
$CO_3^{-2}$ :



$\text{AlH}_4^-$ :



$\text{PO}_4^{3-}$ :



### Problema propuesto

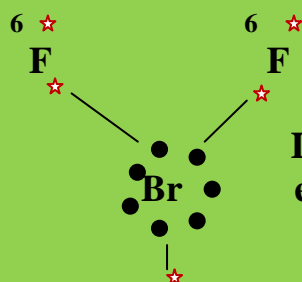
El fosgeno ( $\text{COCl}_2$ ) es un gas incoloro altamente tóxico empleado contra las tropas en la Primera Guerra Mundial y usado hoy como un reactivo clave en las síntesis orgánicas. Plantear las estructuras de Lewis más probable.

### Problema resuelto

Las siguientes especies no obedecen la regla del octeto. Dibujar las estructuras de Lewis para cada una e indicar el tipo de excepción. a)  $\text{BrF}_3$ , b)  $\text{ICl}_2^-$ , c)  $\text{BeF}_2$ .

### Resolución:

$\text{BrF}_3$ :

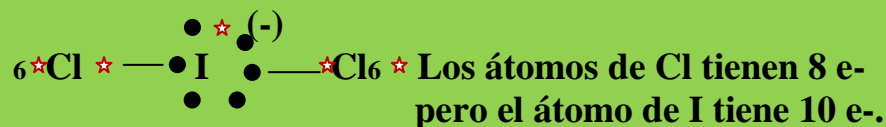


Los átomos de Cl tendrán 8 e- pero el átomo de Br tiene 10 e-.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



$\text{ICl}_2^-$ :



$\text{BeF}_2$ :



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

### 3.5.- Enlace Covalente Polar

Enlace covalente Polar

[http://medicina.usac.edu.gt/quimica/enlace/Enlace\\_Covalente\\_Polar.htm](http://medicina.usac.edu.gt/quimica/enlace/Enlace_Covalente_Polar.htm)

Enlace covalente Polar

<http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm>

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*:

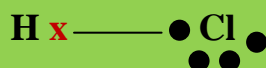
$Z_{\text{Cl}} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7 \text{ e-}$  en su Capa de Valencia

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

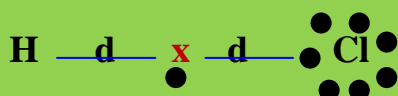
Cuando el *hidrógeno* se une a un elemento de la *derecha del S.P* lo hace mediante *Enlace Covalente*.



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



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



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



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

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

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

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

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

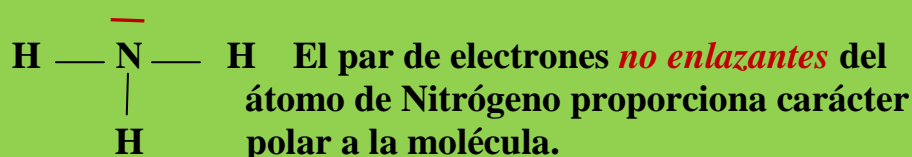
$$X_A - X_B = 2,6 \rightarrow 75 \% \text{ de carácter iónico}$$

Cuando el par de electrones compartidos se encuentra a *igual distancia de los átomos que forman el enlace covalente no existe polaridad en la*

**molécula.** El enlace Covalente se llama **Enlace Covalente Apolar**. En este tipo de moléculas las distribuciones de carga eléctrica, las positivas y negativas, son **SIMÉTRICAS**, resultando **moléculas apolares**. Este es el caso de moléculas como H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> ....., es decir, moléculas diatómicas pero del mismo elemento químico.

En aquellas moléculas covalentes donde el **átomo central tenga pares de electrones no enlazantes**, estos electrones, **dan POLARIDAD A LA MOLÉCULA**. Como ejemplos tenemos H<sub>2</sub>O y NH<sub>3</sub>: En esos dos casos la **simetría de la molécula no interviene**.

En el caso de NH<sub>3</sub>:



### 3.6.-Propiedades de los compuestos covalentes polares

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

Propiedades de los compuestos covalentes polares

<http://www.wikiteka.com/apuntes/enlace-covalente-y-propiedades/>

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

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

3.- Son más solubles en **disolventes polares**.

4.- Pueden conducir la **corriente eléctrica** en estado disuelto.

5.- La *dureza* que presentan es mayor que en los *apolares* pero menor que en los *iónicos*.

De la teoría de **ORBITAL MOLECULAR** para explicar el **Enlace Covalente** solamente diremos que en ella *intervienen todos los electrones del átomo*. En la teoría **Enlace Valencia** solo intervenían los electrones de la Capa de Valencia. La teoría de Orbital Molecular está fuera de nuestro nivel en la asignatura.

#### **4.-Enlace Metálico**

Video: Enlace Metálico

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

Enlace metálico. Propiedades de los metales

[http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/Enlace\\_Metalico.htm](http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/Enlace_Metalico.htm)

Enlace Metálico

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/metamico.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/metamico.htm)

Enlace Metálico

[http://iesdolmendesoto.org/zonatic/el\\_enlace\\_quimico/enlace/enlace\\_metamico.html](http://iesdolmendesoto.org/zonatic/el_enlace_quimico/enlace/enlace_metamico.html)

Enlace Metálico

[http://www.ecured.cu/index.php/Enlace\\_met%C3%A1lico](http://www.ecured.cu/index.php/Enlace_met%C3%A1lico)

En este tipo de enlace voy a cambiar el orden establecido en los enlaces vistos anteriormente. Veremos primero las *propiedades de los metales*.

##### **4.1.-Propiedades de los Metales**

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

- a) *Son excelentes conductores del calor y de la electricidad* en estado sólido, a diferencia de las sustancias iónicas y covalentes.
- b) Suelen presentarse en forma de *estructuras cristalinas*.
- c) Tienen un brillo característico, llamado *brillo metálico*.
- d) Poseen una elevada *densidad*.

- e) Se presentan como *sólidos de dureza variable, con variadas temperaturas de fusión y ebullición*, normalmente *muy altas en los metales más característicos como el oro, el cobre, el hierro o el níquel*.
- f) Son *fácilmente deformables*. La *ductilidad* y la *maleabilidad* son propiedades típicas en los metales.
- g) Tienen tendencia a *perder electrones* y *originar cationes*, lo que constituye el *denominado carácter metálico*.
- h) Existen numerosas *aleaciones de metales*, que suelen utilizarse con frecuencia porque normalmente mejoran las propiedades útiles de los mismos.

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

En el *Enlace Metálico*, 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*.

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

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

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

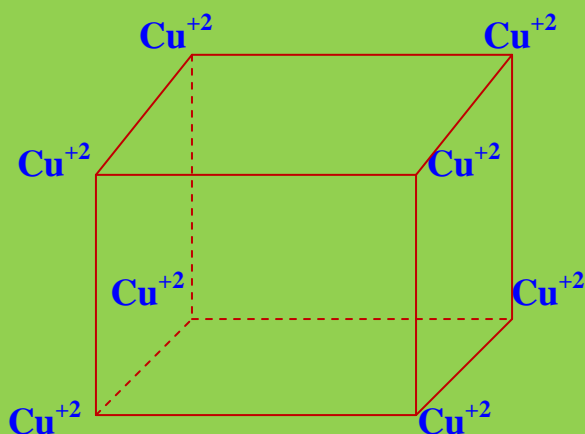
La movilidad de los electrones nos permite explicarnos muchas de las características de los metales, aparte de la mencionada. La *conductividad térmica* es debida a las colisiones entre electrones que son transmitidas a lo largo de toda la estructura metálica. El *brillo metálico* se explica por el hecho de que los electrones en libertad pueden absorber y emitir luz de todas las frecuencias. Su alto *número de coordinación* posibilita las *elevadas densidades* que presentan.

Para poder demostrar el movimiento de los electrones (esencia del enlace metálico) podemos utilizar el 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*.

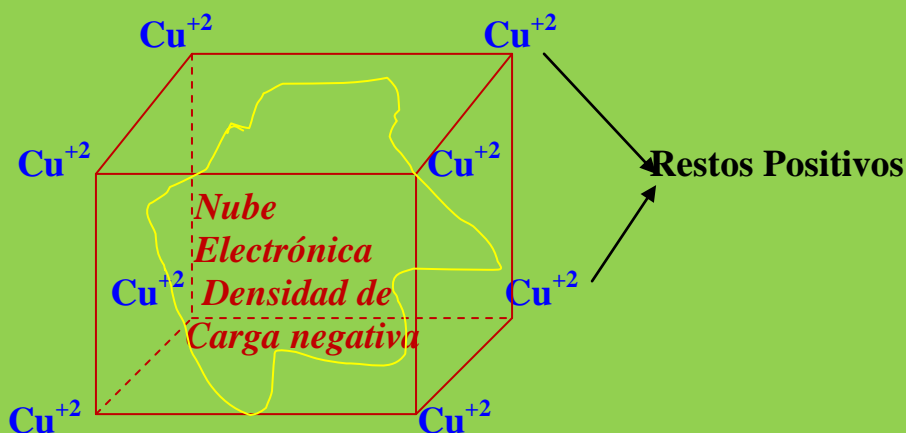
Supongamos el metal Cobre y que su malla unidad es cúbica:



Los átomos de cobre, para convertirse en cationes  $\text{Cu}^{+2}$ , 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.

## 5.- Fuerzas Intermoleculares

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

**PODEMOS AFIRMAR QUE LAS FUERZAS intermoleculares son de naturaleza DIPOLAR.**

Para entender la anterior afirmación no tenemos más remedio que hacer **un repaso del ENLACE COVALENTE POLAR**:

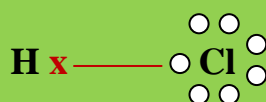
Estudiamos la molécula del **cloruro de hidrógeno, HCl**:

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

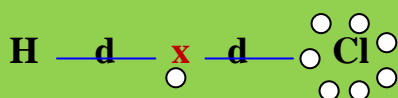
$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1 \text{ e- en su Capa de Valencia.}$

Cuando el hidrógeno se une a un elemento de la derecha del S.P lo hace mediante Enlace Covalente.

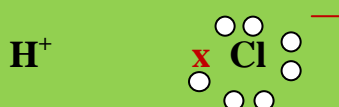
## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



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



Pero 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.

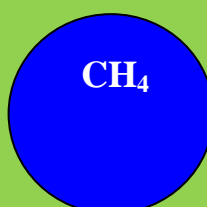
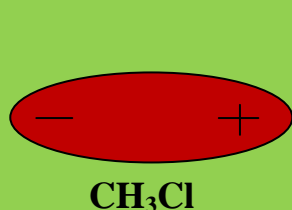
Como resultado del desplazamiento electrónico una molécula, que en principio no tendría que cargas eléctricas puesto que la unión se ha producido mediante Enlace Covalente, *adquiera propiedades de los compuestos polares*. Estas moléculas reciben el nombre de **DIPOLO** o **MOLECULA POLAR**.

La molécula de HCl la podríamos representar de la forma:



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

También existen los llamados **DIPOLOS INDUCIDOS**. Se trata de moléculas inicialmente neutras pero que la existencia de un dipolo cerca de ella la **INDUCE** a convertirse en un **DIPOLO**. Si disponemos de una molécula de tetracloruro de carbono, **CCl<sub>4</sub>**, ésta es **APOLAR** pero si le acercamos una molécula **POLAR** como el clorometano, **CH<sub>3</sub>Cl**, esta induciría al CCl<sub>4</sub> a convertirse en un dipolo:



La parte positiva de la molécula polar (**CH<sub>3</sub>Cl**) atraería los electrones de la molécula neutra (**CH<sub>4</sub>**) 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<sub>4</sub>** terminaría siendo **POLAR** y por tanto un **DIPOLO INDUCIDO**.



La unión entre dipolos, **PERMANENTES** o **INDUCIDOS** daría lugar a estructuras moleculares mediante la atracción electrostática de los dipolos. Mediante **FUERZAS INTERMOLECULARES**.

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

Estudiaremos dos tipos de Fuerzas Intermoleculares:

- Enlace Puente de Hidrógeno.**
- Fuerzas de Van der Waals.**

Podemos hacer una pequeña introducción a este tipo de fuerzas:

- Todas ellas son **DÉBILES** comparándolas con las fuerzas de los enlaces **iónicos** y **covalentes**.
- Siempre son **ATRACTIVAS**.



### 5.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

Video: Fuerzas Intermoleculares

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

Video: Fuerzas Intermoleculares

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

Fuerzas intermoleculares (muy bueno)

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

Enlace puente e Hidrógeno

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

Enlace Puente de Hidrógeno

[http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/Puente\\_de\\_hidrogeno.htm](http://payala.mayo.uson.mx/QOnline/Puente_de_hidrogeno.htm)

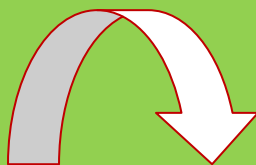
Enlace Puente de Hidrógeno

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

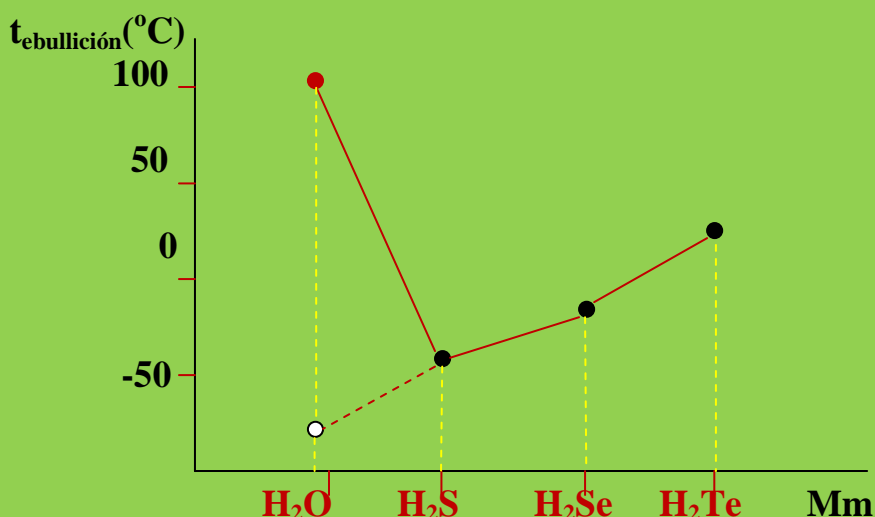
Estudiemos la tabla adjunta:

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

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



Según la gráfica:



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

En toda la familia de los haluros del grupo del Oxígeno, **16** (VI – A), las moléculas son **polares** y por lo tanto existirá una **fuerza Intermolecular**, pero ocurre algo especial, me explicaré:

H<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>S  
H<sub>2</sub>Se  
H<sub>2</sub>Te

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 **aumenta al subir en el grupo**, luego en el caso de la molécula de agua la **diferencia de electronegatividad** es mucho mayor que en el resto de las moléculas.

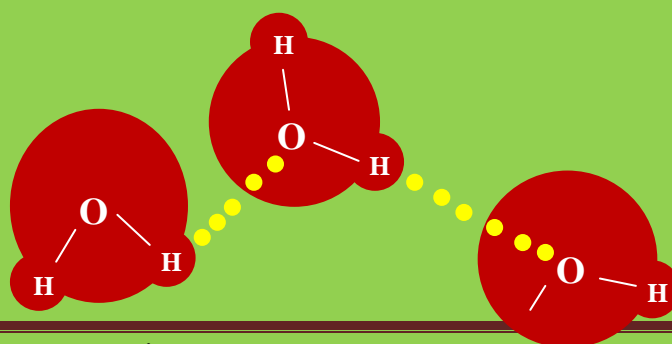
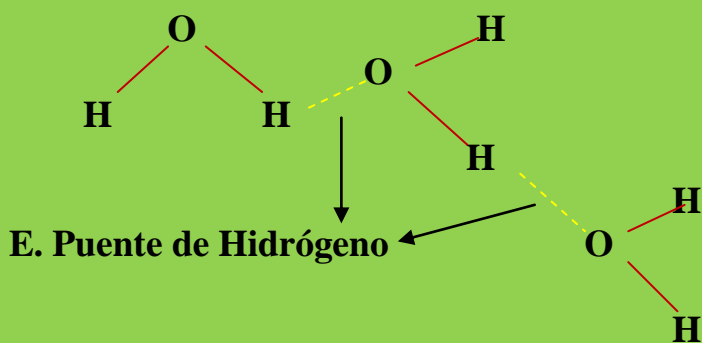
Por otra parte sabemos que el *tamaño del átomo disminuye a medida que subimos en el grupo*. La molécula de agua es la que presenta un *volumen más pequeño* y por lo tanto reduce los *efectos de pantalla* (dificultan la unión entre moléculas) entre moléculas.

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

- Una *elevada diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman la molécula*, el H y el O, lo que hace que la *polaridad en la molécula del agua* sea mucho mayor que en el resto de la familia.
- El volumen inferior del átomo de H y del átomo de O con respecto al volumen del resto de los átomos de la familia hace que el *efecto pantalla sea muy pequeño* y por lo tanto la unión **INTERMOLECULAR** entre los dipolos del agua es mucho más intensa.

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

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

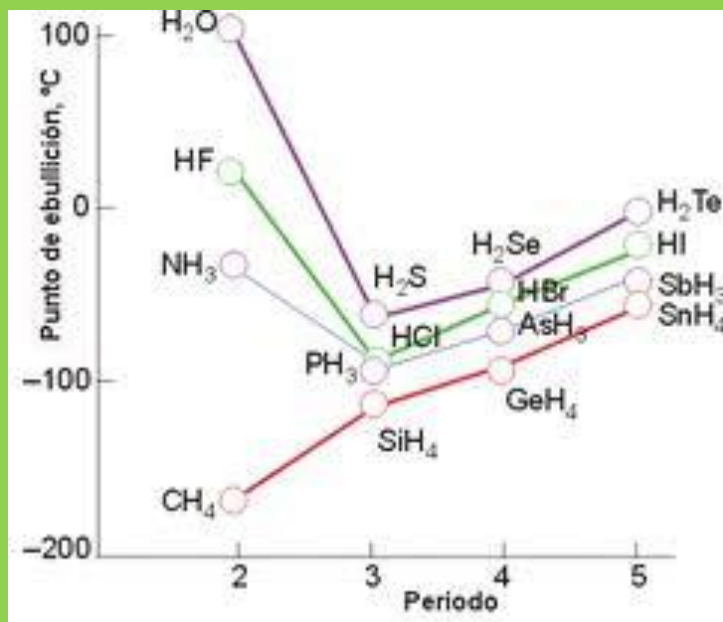


En las familias:

**HF**    **NH<sub>3</sub>**    Ocurre lo mismo que en el caso de la molécula de agua  
**HCl**    **PH<sub>3</sub>**    Además de la atracción *dipolo-dipolo*, en las moléculas  
**HBr**    **SbH<sub>3</sub>**    cabeza de grupo, **HF** y **NH<sub>3</sub>**, se cumplen las condiciones  
**HI**                    para la formación del *Enlace Puente de Hidrógeno*.

El fluoruro de hidrógeno, **HF** y el amoníaco, **NH<sub>3</sub>**, cumplen las condiciones para constituir *asociación molecular* por *Puente de Hidrógeno* y sus fórmulas pasan a ser: **(HF)<sub>n</sub>** y **(NH<sub>3</sub>)<sub>n</sub>**.

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.



## 5.2.- Fuerzas de Van Der Waals

Fuerzas de Van Der Waals

<http://www.mitecnologico.com/Main/TipoFuerzasVanderWaals>

Fuerzas de Van Der Waals

[http://es.wikipedia.org/wiki/Fuerzas\\_de\\_Van\\_der\\_Waals](http://es.wikipedia.org/wiki/Fuerzas_de_Van_der_Waals)

Fuerzas de Van Der Waals

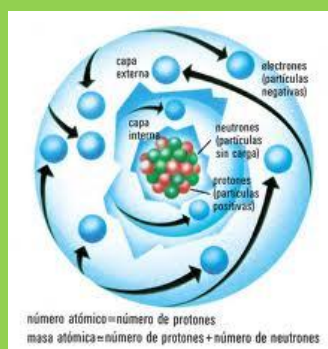
<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/fuerzas-de-van-der-waals>

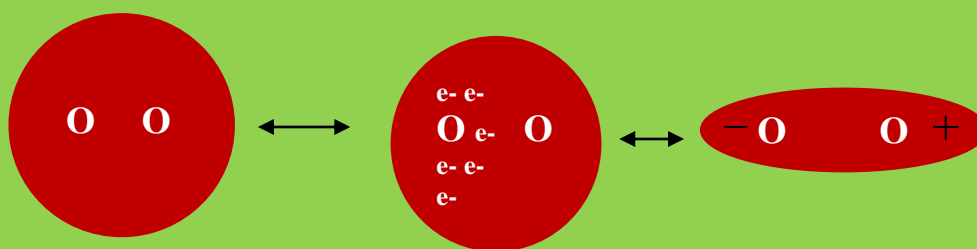
La formación del Enlace Puente de Hidrógeno entre las moléculas de  $H_2O$ ,  $HF$  y  $NH_3$  se daban por unas circunstancias especiales, existían dipolos permanentes, es decir, las propias moléculas ya eran **DIPOLOS** y se establecían las fuerzas electrostáticas.

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

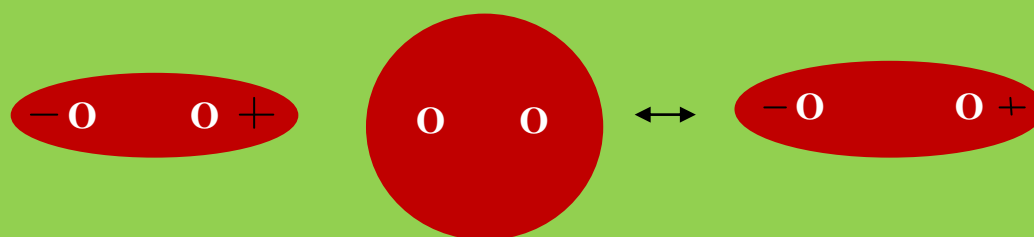
La explicación para que se produzca esta unión la encontramos en las llamadas **FUERZAS DE VAN DER WAALS**:

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





la cual 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 LO SUFICIENTE PARA INDUCIR A OTRA MOLÉCULA DE  $O_2$  A SU POLARIZACIÓN**:



La atracción **dipolo instantáneo – dipolo instantáneo** permiten la unión de moléculas, en principio **APOLARES**.

De todo lo dicho podemos llegar a las siguientes conclusiones:

- Son **FUERZAS MUY DÉBILES**.
- Estas fuerzas **umentan con el volumen molecular**, ya que en tales condiciones **se deforman más fácilmente las capas electrónicas externas de las moléculas**.

## 6.- Ejercicios resueltos sobre el Tema

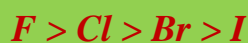
### Problema Resuelto

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:



### Problema resuelto

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

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

### Resolución:

- Esta sustancia presenta *enlace iónico, debido a la elevada diferencia de electronegatividad que existe entre sus átomos*. Tendremos que romper un *enlace iónico*.
- El enlace entre los átomos de *C y O es covalente*, sin embargo las fuerzas intermoleculares de *Van der Waals* ( inermolecular), tipo dipolo inducido- dipolo inducido, ya que la molécula es de geometría lineal, *son las que unen a las moléculas por ser éstas apolares*. Deberemos romper esta fuerza intermolecular, que es *muy débil*.
- 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).
- El *enlace en el aluminio es metálico*. Romperemos enlaces metálicos.

### Problema resuelto

Explique las razones que permiten comprender la siguiente frase: "A temperatura ambiente el cloro es un gas mientras que el cloruro de potasio es un sólido cristalino".

### **Resolución:**

El cloro es una sustancia molecular, cuyas moléculas están unidas por débiles fuerzas de *Van der Waals* y presenta por tanto puntos de fusión y ebullición *bajos*, por eso en condiciones normales es *un gas*.

El cloruro de potasio sin embargo es un *compuesto iónico*, y a temperatura ambiente es sólido, en consecuencia tiene puntos de fusión y ebullición altos.

### **Problema resuelto**

¿Cuál de las sustancias siguientes tiene las mayores fuerzas intermoleculares de atracción? ¿Por qué? 1)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$  3)  $\text{H}_2\text{Se}$ ; 4)  $\text{H}_2\text{Te}$ ; 5)  $\text{H}_2$

### **Resolución:**

El agua presenta las mayores fuerzas intermoleculares de atracción pues sus moléculas están unidas por *puentes de hidrógeno*, al ser el oxígeno un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño.

### **Ejercicio resuelto**

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

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

disuelto.

5.- Los solubles en disolventes apolares.

**Solución:**

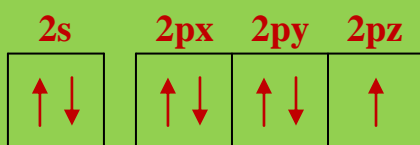
a) b)  $Z_A = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$  (Capa de Valencia)  $\rightarrow$  Periodo  $n = 2$

grupo 17 (VII - A)  $\rightarrow$  Elemento **Flúor (F)**

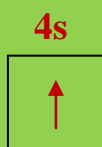
$Z_B = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  (Capa de Valencia)  $\rightarrow$  Periodo

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

c)A:



B:



d)

1. **A con A:**

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

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

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

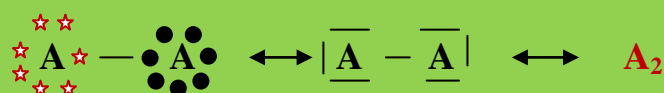
No es posible, es decir, no se producirá un **Enlace Iónico**.

Se trata de un elemento muy electronegativo y cuando se une

Mediante una compartición de electrones, es decir, mediante

**Enlace Covalente**.

En lo referente a la fórmula:



## 2.- B con B



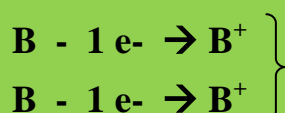
El átomo del elemento B cederá un electrón y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa consiguiendo así la configuración de gas noble:



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**.

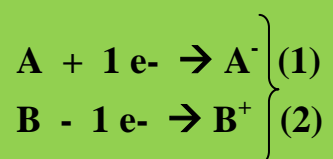
Los metales forman redes cristalinas con millones de átomos luego con respecto a la fórmula podemos decir que es de la forma:



Donde "x" representa multitud de átomos de B.

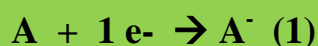
## 3.- B con A: Estudiaremos el tipo de enlace para obtener la fórmula:

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) Cómo 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 *A<sub>2</sub>*.

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

5.- Los covalentes puros. *A<sub>2</sub>*.



**Ejercicio resuelto**

Dados los elementos químicos A( $Z_A = 38$ ); B( $Z_B = 51$ ); C( $Z_C = 16$ ); D( $Z_D = 35$ ) y E( $Z_E = 36$ ).

- 1.- Tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de A con átomos de D.
- 2.- Tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de B con átomos de D.
- 3.- Idem: B con E.
- 4.- Idem: C con D.
- 5.- Idem: B con B.
- 6.- Idem: A con B.
- 7.- De los compuestos nacidos en todos los apartados anteriores (1 → 6) indica, mediante sus fórmulas, los compuestos iónicos.
- 8.- De los apartados (1 → 6) establece, mediante sus fórmulas los compuestos covalentes.
- 9.- De los apartados (1 → 6) indica si existe algún caso en donde no se ha podido producir enlace.
- 10.- De los apartados (1 → 6) indica, mediante sus fórmulas, los conductores de la corriente eléctrica en estado disuelto.
- 11.- De los apartados (1 → 6) indica, mediante sus fórmulas, los compuestos solubles en agua.
- 12.- De los apartados (1 → 6) indica, mediante sus fórmulas, los compuestos que forman auténticas moléculas.

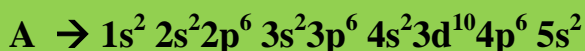
**Resolución:**

1.- A + D

$$Z_A = 38$$

$$Z_D = 35$$

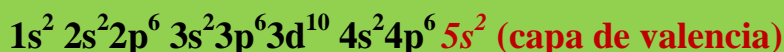
Para determinar tipo de enlace y fórmula debemos partir de la configuración electrónica de los átomos:



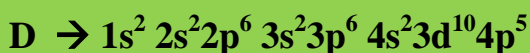
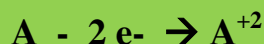


## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

Si la ordenamos por niveles:



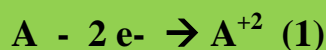
El átomo A conseguir sus 8 e- cederá los 2 e- de la capa de valencia:



El átomo D tomará un e-:

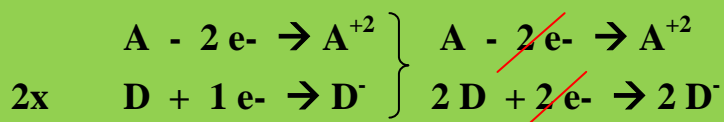


Unimos las dos reacciones de ionización:



Podemos observar que obtenemos iones de carga eléctrica distinta, se produce la atracción electrostática, los iones se unen mediante **ENLACE IÓNICO**.

Para obtener la fórmula estableceremos el balance electrónico. Para ello multiplicamos la (2) por 2:



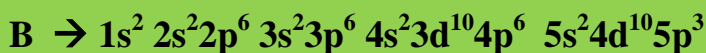
**1 átomo A / 2 átomos D**

**AD<sub>2</sub> (Iónico)**

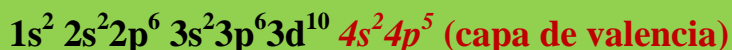
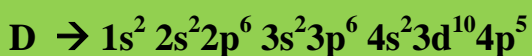
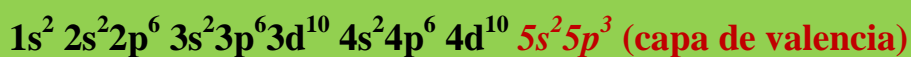
2.- B + D

$$Z_B = 51$$

$$Z_D = 35$$



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



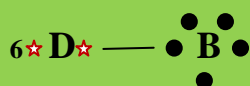
Si unimos las dos reacciones de ionización:



Obtenemos iones de la misma carga eléctrica y por lo tanto es imposible que se establezca la atracción electrostática  $\rightarrow$  **NO HAY ENLACE IÓNICO.**

Tanto B como D son átomos con carácter electronegativo, característica de los elementos **NO METÁLICOS**. Se producirá entre ellos una compartición electrónica y por lo tanto se unirán por **ENLACE COVALENTE.**

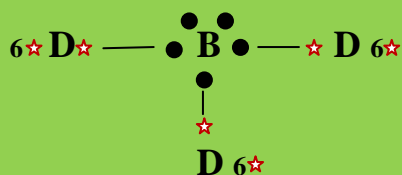
Veamos la compartición de electrones: Estructura de Lewis



Con esta compartición el átomo de **D tiene sus 8 e-**. El átomo **B solo tiene 6 e-**. No podemos compartir otro electrón **de B con otro de D** puesto que esto implicaría que **D tuviera 9 e-**. El problema lo arreglaremos añadiendo otro átomo de D:

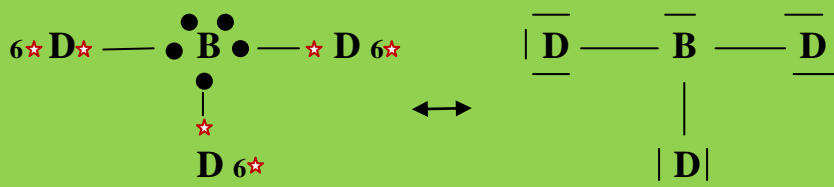


El nuevo átomo de **D tiene sus 8 e-** con la compartición con B. El átomo **B tiene 7 e-**. Añadiremos otro átomo de D:



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

Los átomos de *D* y *B* han conseguido sus 8 e<sup>-</sup>. La estructura anterior recibe el nombre de **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LEWIS** de la cual podemos pasar a obtener la fórmula del compuesto:



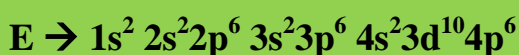
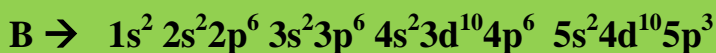
El átomo B presenta un par de electrones **NO ENLAZANTES** (que dan carácter polar a la molécula), es decir, no han sido utilizados en la 3 compartición de electrones.

Fórmula: **BD<sub>3</sub>** (Compuesto covalente POLAR)

3.- B + E

$$Z_B = 51$$

$$Z_E = 36$$

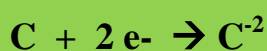


El átomo E tiene sus 8 e<sup>-</sup> y no querrá aceptar o ceder electrones por lo que **NO ES POSIBLE LA UNIÓN** entre B y E.

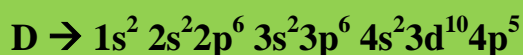
4.- C + D

$$Z_C = 16$$

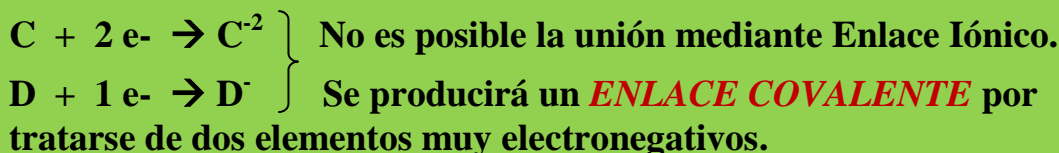
$$Z_D = 35$$



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS



Uniendo las dos reacciones de ionización:



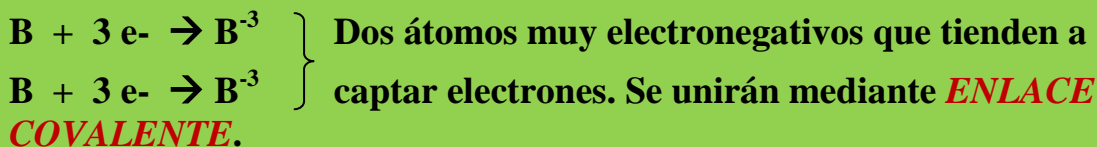
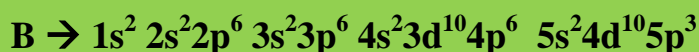
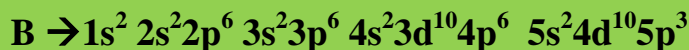
La compartición electrónica es: Estructura de Lewis



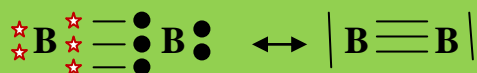
Los pares de electrones **NO ENLAZANTES DEL ÁTOMO CENTRAL** dan carácter POLAR a la molécula.

Fórmula: **CD<sub>2</sub> (Compuesto Covalente POLAR)**

5.- B + B



La compartición: Estructura de Lewis

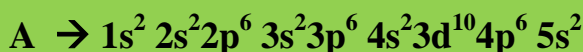


Fórmula: **B<sub>2</sub>** (*Compuesto covalente APOLAR*)

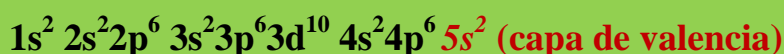
6.- A + B

$$Z_A = 38$$

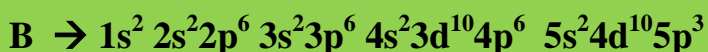
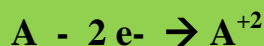
$$Z_B = 51$$



Si la ordenamos por niveles:



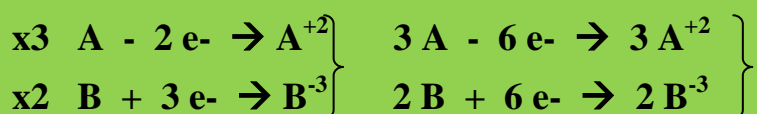
El átomo A conseguir sus 8 e- cederá los 2 e- de la capa de valencia:



Uniendo las dos reacciones de ionización:

$A - 2 e^- \rightarrow A^{+2}$  } Obtenemos dos iones de *carga eléctrica distinta*. Se  
 $B + 3 e^- \rightarrow B^{-3}$  } establecerá la *atracción electrostática* y los iones se  
 unirán mediante **ENLACE IÓNICO**.

Para obtener el balance electrónico multiplicaremos la primera x3 y la segunda x2:



**3 átomos A / 2 átomos B**

Fórmula: **A<sub>3</sub>B<sub>2</sub>** (*Compuesto iónico*)

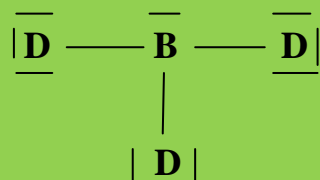
7.- Compuestos iónicos: **AD<sub>2</sub>** y **A<sub>3</sub>B<sub>2</sub>**

8.- Compuestos covalentes: **BD<sub>3</sub>** (polar), **CD<sub>2</sub>** (polar) y **B<sub>2</sub>**(apolar).

9.- La unión entre átomos de B y átomos de E no ha sido posible debido a que E es un *gas NOBLE*.

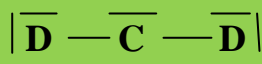
10.- Los iónicos y covalentes polares:  $AD_2$ ,  $A_3B_2$ ,  $BD_3$  y  $CD_2$ .

11.-  $BD_3$ :



La estructura de Lewis nos determina *4 pares de electrones* para el átomo central  $\rightarrow$  Hibridación  $sp^3$ . Uno de los pares es *NO ENLAZANTE* para el átomo central  $\rightarrow$  *Pirámide trigonal*

$CD_2$ :



La estructura e Lewis establece *cuatro pares de electrones para el átomo central*  $\rightarrow$  Hibridación  $sp^3$ .

*Dos* de los cuatro pares de electrones son *NO ENLAZANTES*  $\rightarrow$  *GEOMETRÍA ANGULAR* (En forma de V).

12.- Los iónicos y covalentes polares:  $AD_2$ ,  $A_3B_2$ ,  $BD_3$  y  $CD_2$ .

13.- Los covalentes apolares:  $B_2$

**Ejercicio resuelto** ( Autor Enunciado: D. Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

Explique razonadamente los siguientes hechos:

- El cloruro de sodio tiene un punto de fusión de  $801^\circ\text{C}$ , mientras que el cloro molecular es un gas a temperatura ambiente.
- El etano tiene un punto de ebullición más alto que el metano.

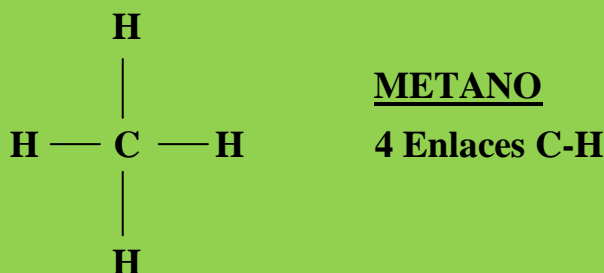
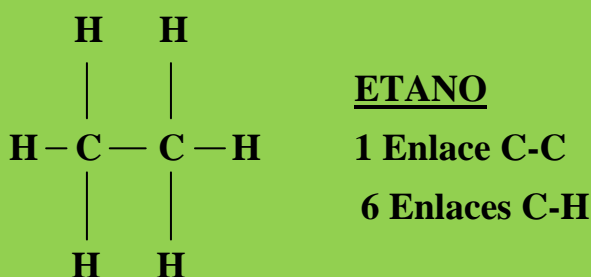
*Resolución:*

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

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

- b) Si estudiamos la estructura de estos dos compuestos:



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

**Ejercicio Propuesto** ( Autor Enunciado: D. Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza )

Indica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

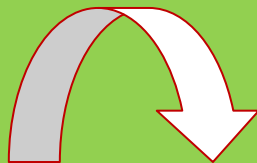
- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el  $Cl_2$ .
- El  $NH_3$  tiene un punto de ebullición más bajo que el  $CH_4$ .
- El KCl es soluble en agua y en benceno.

**Resolución:**

- CIERTO.
- FALSO.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

c) FALSO.



**Ejercicio resuelto** ( Autor Enunciado: D. Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

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

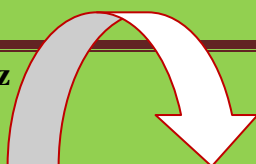
**Ejercicio resuelto** ( Autor Enunciado: D. Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

Dadas las siguientes especies químicas: HCl, Mg, KI, F<sub>2</sub> y CH<sub>3</sub>OH.

- 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 CH<sub>3</sub>OH
- c) HCl → LÍQUIDO
- d) Mg → SÓLIDO
- KI → SÓLIDO
- F<sub>2</sub> → GAS
- CH<sub>3</sub>OH → LÍQUIDO





**Ejercicio resuelto**

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

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

**Resolución:**

- a)  $F_2$ ,  $H_2O$  y  $NH_3$
- b)  $CS_2$ ,  $C_2H_4$  y  $C_6H_6$
- c) No existen

**Problema 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

$KBr$  } Los dos compuestos presentan un átomo común, Br.  
 $NaBr$  } Cómo el Potasio está por debajo del Sodio tendrá una electronegatividad menor y por lo tanto la mayor diferencia de electronegatividad se establece en el  $KBr$  que tiene mayor carácter **IÓNICO**.

**Problema resuelto**

Indica qué tipo de enlace predominará en los siguientes compuestos:  $Cl_2$ ,  $KBr$ ,  $Na$ ,  $NH_3$ .

**Resolución:**

$Cl_2 \rightarrow$  Enlace Covalente. Se produce entre dos átomos muy electronegativos.

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

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

NH<sub>3</sub> → Enlace Covalente. El H al unirse con elementos de la derecha del S.P forma enlaces covalentes.

### Problema resuelto

¿Qué clases de enlace hay en el cloruro amónico, NH<sub>4</sub>Cl?

### Resolución:

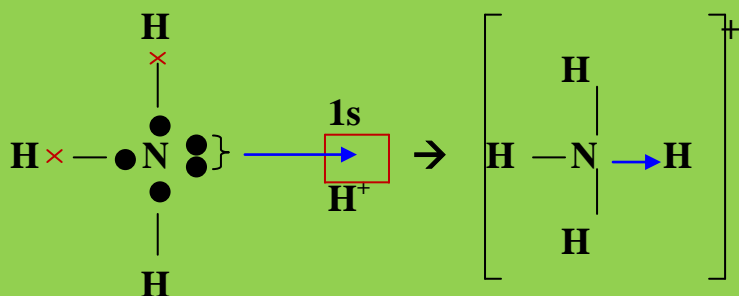
El cloruro amónico es una sal y está constituida por **un catión (+)** y un **anión (-)**. Su fórmula  $NH_4Cl \longleftrightarrow (NH_4)^+ Cl^-$

El primer enlace que aparece es el **ENLACE IÓNICO** entre los dos iones.

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



y en él podemos encontrar **ENLACES COVALENTES** y **COVALENTE COORDINADO** como dice el diagrama siguiente:



### Problema resuelto

Explica los siguientes hechos:

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

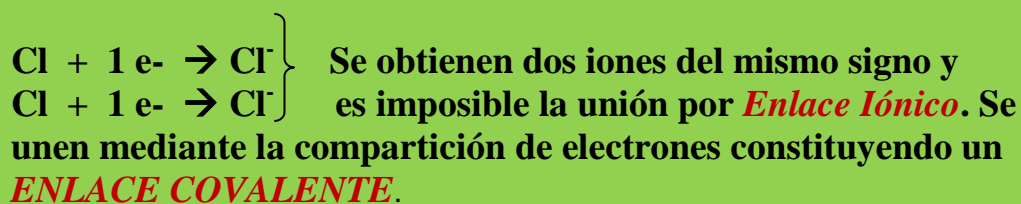
**Resolución:**

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

El **cloro molecular**, **Cl<sub>2</sub>**, es un compuesto covalente y la entidad **Cl<sub>2</sub>** existe como tal. A 25°C entre estas entidades **no existen fuerzas atractivas**, gozan de gran energía, de mucha movilidad y por lo tanto es una **molécula gaseosa**.

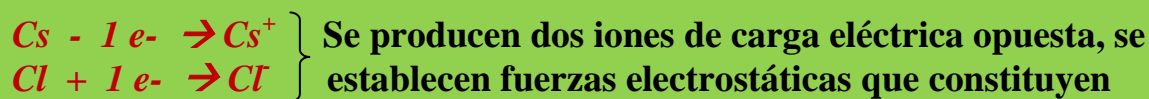
- b) El diamante es una **estructura cristalina** formada por átomos de **Carbono** unidos por **ENLACE COVALENTE**, no existe la posibilidad de **electrones en movimiento** y por lo tanto **NO CONDUCE LA CORRIENTE ELÉCTRICA**. El hierro forma también un entramado cristalino en donde los electrones se encuentran en libertad (Enlace Metálico) y como la **CORRIENTE ELÉCTRICA** es movimiento de electrones, el metal Hierro puede conducir la **corriente eléctrica**.

- c) La molécula de cloro, **Cl<sub>2</sub>**, presenta un enlace covalente. La capa de valencia del átomo de cloro es **ns<sup>2</sup>np<sup>5</sup>** lo que nos dice que pertenece al grupo **17** (VII – A ). El segundo átomo de cloro es exactamente igual al primero, y los dos, buscando 8 e- en la capa de valencia realizan las reacciones de ionización:



El CsCl es un compuesto iónico por la siguiente razón:

Capa de valencia del Cs **ns<sup>1</sup>** y tenderá a ceder el electrón más externo y quedarse con los 8 e- de la penúltima capa. La capa de valencia del cloro **ns<sup>2</sup>np<sup>5</sup>** y tiende a tomar 1 e- para obtener sus 8 e-. Las reacciones de ionización son:



**El ENLACE IÓNICO** que existe en el cloruro de cesio.

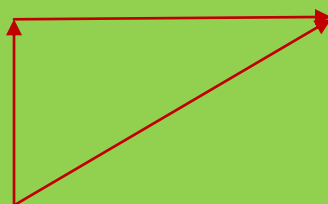
**Problema resuelto**

Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: KF, RbI, BrF y CaF<sub>2</sub>.

**Resolución:**

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

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



Elemento de menor electronegatividad: Rb < K < Ca

Elemento de mayor electronegatividad: F > I

El orden pedido es:



**NOTA:** No he utilizado una tabla de electronegatividades para establecer este orden creciente. He utilizado el estudio de la variación de las Propiedades Periódicas.

**Problema resuelto**

¿Cuál de los siguientes compuestos no puede existir? ¿Por qué?: NCl<sub>5</sub>, PCl<sub>3</sub> y PCl<sub>5</sub>.

**Resolución:**

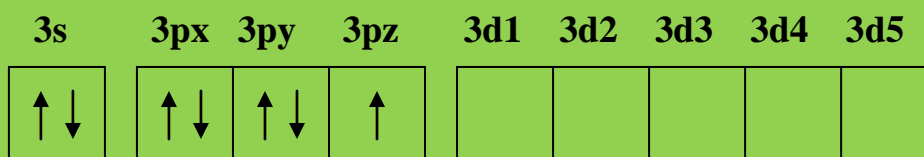
Nos basaremos en las configuraciones electrónicas de los átomos que intervienen en los compuestos químicos (recuerdo que es totalmente necesario conocer el S.P. por si debemos determinar el número atómico y el enunciado no los proporciona).

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

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

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

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

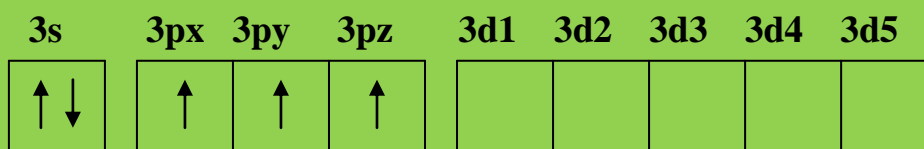


El **Cloro** tiene en su capa de valencia orbitales atómicos “d” totalmente vacíos a los que puede promocionar electrones de los orbitales “p” e incluso “s” aumentando así la posibilidad de formar mayor número de enlaces covalentes.

$Z_{\text{P}} = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  ; Periodo  $n = 3$ ; Grupo 15 (V – A )

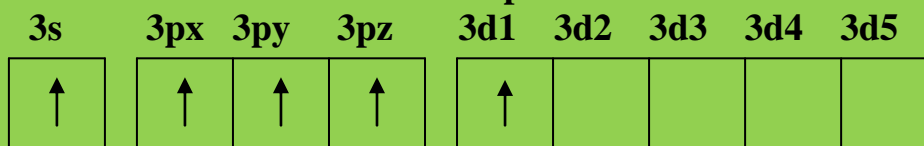
Al pertenecer la capa de valencia del cloro a  $n = 3$  puede albergar en la misma:  **$n^\circ \text{ e- máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18$**

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



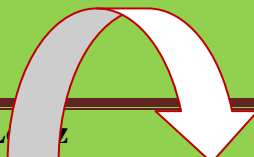
Con estos tres electrones desapareados el Fósforo puede producir **tres enlaces covalentes** y formar la molécula  **$\text{PCl}_3$** .

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

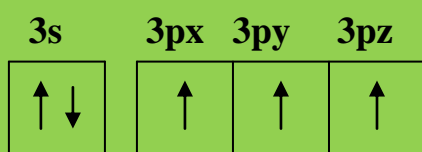


Ahora el Fósforo tiene **cinco electrones desapareados** y puede formar **cinco enlaces covalentes** y formar la molécula  **$\text{PCl}_5$** .

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



Al pertenecer la capa de valencia del Nitrógeno a  $n = 2$  puede albergar en la misma:  **$n^\circ \text{ e- máximo por capa} = 2 n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$**   
 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 ***NCl<sub>3</sub>***.

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

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



### Problema propuesto

¿Qué tipos de enlace posee el ácido sulfúrico?

### Problema resuelto

Estudia qué fuerzas deben romperse para fundir el NaCl y el Fe, y para vaporizar el H<sub>2</sub>O.

### Resolución:

NaCl → Fuerzas electrostáticas (Enlace Iónico)

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

H<sub>2</sub>O → Enlaces Puente de Hidrógeno.

### Problema propuesto

## ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

¿Cuáles de los siguientes compuestos esperarías que fueran iónicos y cuáles no? Escribe sus estructuras de Lewis: KBr, H<sub>2</sub>S, NF<sub>3</sub>, CHCl<sub>3</sub>, CaSO<sub>4</sub>, PH<sub>3</sub>.

### Problema propuesto

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

### Problema propuesto

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

### Problema propuesto

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

### Problema propuesto

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

### Problema propuesto

El átomo central en el ion clorito (ClO<sub>2</sub>)<sup>-</sup> está rodeado por:

- 1.- Dos pares de electrones de enlace y dos pares no compartidos.
- 2.- Tres pares de electrones de enlace y uno no compartido.
- 3.- Un par de electrones de enlace y tres no compartidos.
- 4.- Dos enlaces dobles y ningún par de electrones no compartidos.
- 5.- Cuatro pares de electrones de enlace y cuatro pares aislados.

### Problema propuesto

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

- 1.- Muestra sólo enlaces iónicos.
- 2.- Muestra sólo enlaces covalentes.
- 3.- Muestra enlaces tanto iónicos como covalentes.
- 4.- Tiene la fórmula NH<sub>3</sub>NO<sub>3</sub>.
- 5.- Tiene la fórmula NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>.

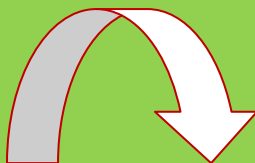
### Ejercicio propuesto

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

- 1.- S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, SnCl<sub>2</sub>, ZnCl<sub>2</sub>, CsBr, ScCl<sub>3</sub>.

### Ejercicio propuesto

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



### Problema propuesto

¿Cuál de las siguientes moléculas mostrarán un octeto incompleto en su estructura de Lewis?:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{ICl}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{SO}_2$ .

¿En la estructura de Lewis de cuál de las siguientes moléculas no puede seguirse cabalmente la “regla del octeto”? :  $\text{NF}_3$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{HCl}$ .

### Problema propuesto

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

$\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{PI}_3$ ,  $\text{ICl}_3$ ,  $\text{OSCl}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{ClO}_4^-$ . Justifica tu elección.

## 7.- Experiencia de laboratorio

### Objetivo

Diferenciación experimental de sustancias iónicas y covalentes.

### Material

- 1.- Bombilla de 3,5 V.
- 2.- Cables de conexión.
- 3.- Electrodo.
- 4.- Espátula.
- 5.- Fuente de corriente eléctrica continua de 4,5 V.
- 6.- Gradilla con 6 tubos de ensayo.
- 7.- Mechero de gas.
- 8.- Pinzas de madera.
- 9.- Portalámparas.
- 10.- Vasos de precipitados de 100  $\text{cm}^3$ .

### Productos químicos necesarios:

- 1.- Agua destilada.



- 2.- Nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , sólido.
- 3.- Yoduro de potasio,  $\text{KI}$ , sólido.
- 4.- Cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , sólido.
- 5.- Yodo.
- 6.- Benceno.
- 7.- Naftaleno.
- 8.- Tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$ .
- 9.- Tolueno.

### *Procedimiento:*

Vamos a comprobar diferentes de los compuestos de que disponemos.

#### *1.- Solubilidad en agua*

Se toman seis tubos de ensayo numerados y se pone en el tubo n° 1: 1  $\text{cm}^3$  de tetracloruro de carbono, en el tubo n° 2: 1 gramo de Naftaleno, en el tubo n° 3: 1 gramo de Yodo, en el tubo n° 4: 1 gramo de nitrato de potasio, en el tubo n° 5: 1 gramo de  $\text{KI}$  y en el tubo n° 6: 1 gramo de cloruro de sodio.

Se añaden a cada tubo 3  $\text{cm}^3$  de agua destilada, se agitan y se observa si se han disuelto.

#### *2.- Solubilidad en disolventes orgánicos*

Se toman otros 6 tubos de ensayo con las mismas cantidades que en el caso anterior y se le añaden los 3  $\text{cm}^3$  de disolvente orgánico (benceno o tolueno), se agitan y se observa si se han disuelto o no.

#### *3.- Conductividad eléctrica en disolución*

Se monta un circuito de conductividad con una bombilla que nos indicará el paso de la corriente eléctrica y una pila de 4,5 voltios o bien una fuente de corriente continua, junto con los electrodos de grafito. Se introducen sucesivamente los electrodos en un vaso de precipitados con tetracloruro de carbono, disolución de yodo en benceno o tolueno, disolución de naftaleno en el mismo disolvente, disolución de nitrato de potasio en agua, disolución de yoduro de potasio en agua y disolución de cloruro de sodio en agua. ¿En qué casos de los probados se enciende la bombilla?.

## *Cuestiones*

- 1.- Clasifica las sustancias ensayadas en iónicas y covalentes.
- 2.- ¿A qué se debe el burbujeo que aparece en uno de los electrodos al introducir éstos en la disolución de cloruro de sodio?.

----- O -----

**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**