

## TEMA N° 6

# Estudio del Enlace Químico

### Contenido Temático

- 1.- El Enlace Químico
- 2.- Tipos de Enlaces Químicos
  - 2.1.- Enlace Iónico
    - 2.1.1.- Propiedades de los compuestos Iónicos
  - 2.2.- Enlace Covalente
    - 2.2.1.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo
    - 2.2.2.- Propiedades de los compuestos Covalentes
    - 2.2.3.- Enlace Covalente Polar
      - 2.2.2.1.- Propiedades de los Compuesto Covalentes Polares
  - 2.3.- Enlace Metálico
  - 2.4.- Enlace Intermolecular
    - 2.4.1.- Enlace Puente de Hidrógeno
    - 2.4.2.- Fuerzas de Van der Waals

### 1.- El Enlace Químico

Los átomos de los elementos químicos no se encuentran **LIBRES** en la naturaleza. No se encuentran libres porque no han conseguido su **ESTABILIDAD**.

La **Tabla Periódica** de los **Elementos Químicos** al esquematizarla en **Grupos A** y **B**, nos encontramos con **OCHO grupos A** y **OCHO grupos B**. Se dijo en el tema anterior que el **número de electrones** existentes en la **capa más externa**

de la **Corteza Electrónica** (capa de valencia) coincide con el número de **Grupo** al cual pertenece el elemento químico. El **Grupo VIII - B** es un compendio de **tres subgrupos** que son el **VIII - B**; **IX - B** y **X - B**. Lo importante es que son **OCHO** grupos **A** y **OCHO** grupos **B** lo que nos indica que el **máximo número de electrones que pueden tener los átomos en la capa más externa de la Corteza Electrónica es de OCHO**.

Existe el grupo **VIII - A** (Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) que sus átomos tienen **8 electrones** en la capa más externa, excepto el Helio que tiene **DOS**. A los elementos integrantes de este grupo se les conoce **GASES NOBLES** o **Gases Tontos** como yo les llamo. Estos elementos se caracterizan por su, prácticamente, **NULA** actividad química, no necesitan unirse dos átomos del mismo elemento para constituirse en gases estables. Son los únicos **gases monoatómicos**. El gas **Neón** tiene de fórmula **Ne**, el gas **Radón** Rn. En el caso del **Helio** también sería **He**. En comparación con estos gases nos encontramos con el importante **gas Oxígeno** cuya molécula se constituye por la unión de **dos átomos de Oxígeno**, de fórmula **O<sub>2</sub>**.

La **estabilidad** de los gases Nobles llevó a pensar, a los intelectos del momento, que los átomos conseguirán su **estabilidad** con **8 electrones** en la capa más externa de la **Corteza Electrónica** o bien **2 electrones** por la existencia del gas **Helio**. Regla del "**Octeto**".

Existen mecanismos por los cuales los átomos consiguen sus **8 electrones** y por tanto su **estabilidad**. Estos mecanismos implican un cambio en los átomos y un **coste energético** constituyéndose nuevas **especies químicas** que tienen la facultad de poder **unirse entre ellas** obteniéndose la **unidad**

**más simple** de la **materia** por encima del nivel atómico y que es constituye la **Molécula**.

Los **diferentes mecanismos** de obtención de los 8 electrones dan lugar a los **diferentes tipos de Enlaces Químicos**.

**Video: Tipos de enlaces Químicos**

<http://www.youtube.com/watch?v=g9O4R67Bahk>

**Video: Tipos de enlaces Químicos**

<http://www.youtube.com/watch?v=wDnTVxN4vy0&feature=related>

## 2.- Tipos de Enlaces Químicos

El **Enlace Químico** lo podemos clasificar:

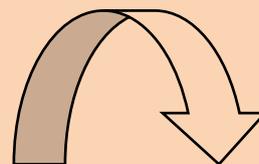
- a) **Enlace entre átomos**
- b) **Enlaces entre moléculas (Enlace Intermolecular)**

El **Enlace entre átomos** se clasifica a su vez en:

- a) **Enlace Iónico**
- b) **Enlace Covalente**
- c) **Enlace Metálico**

El **Enlace Intermolecular**

- a) **Enlace Puente de Hidrógeno**



## 2.1.- Enlace Iónico

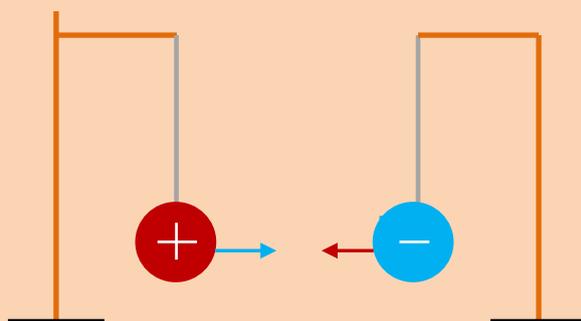
¿Qué ocurre entre cargas eléctricas de distinto signo?

Video: Fuerzas Electroestáticas

[http://www.youtube.com/watch?v=\\_9uajkA\\_CYc](http://www.youtube.com/watch?v=_9uajkA_CYc)

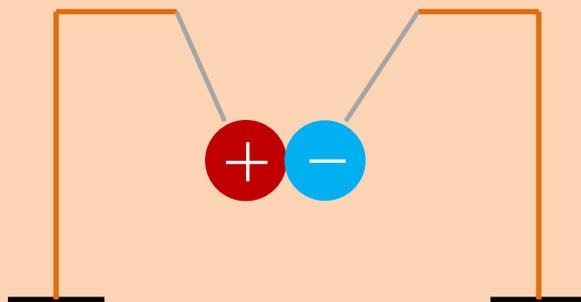
La **electricidad** puede ser **Positiva (+)** (exceso de protones en el átomo) y **negativa (-)** (exceso de electrones en el átomo). Supongamos la siguiente experiencia:

Dos péndulos de los cuales cuelgan esferas cargadas eléctricamente.



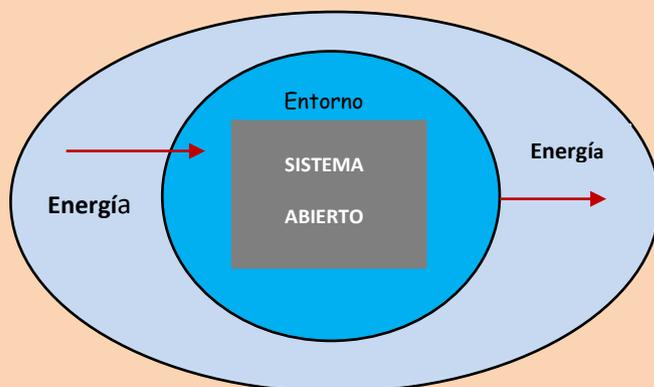
Una vez los cuerpos cargados queden en libertad se **atraerán** entre ellos. Nos lo dice la **Ley de Coulomb**:

"Dos cuerpos cargados eléctricamente, con **cargas de distinto signo**, se atraen con una **fuerza** que es **directamente proporcional al producto de las cargas** e **inversamente proporcional a la distancia que las separa**"



Partiendo de esta premisa podemos seguir con el Enlace Iónico.

Lo primero que haremos es establecer un **Sistema tridimensional** dentro del Universo. En este **sistema** podremos visualizar qué es lo que ocurre a nivel microscópico entre átomos que se van a unir. En esta unión el **Sistema** podrá intercambiar con sus alrededores la cantidad de energía necesaria para que se realice la transformación requerida:

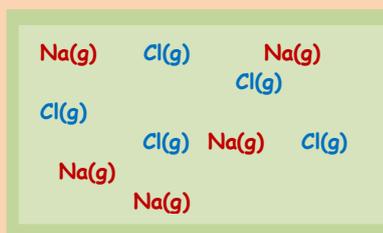


El **Sistema** contiene cantidad de átomos de **Cloro en estado gas**. Los átomos de **Sodio** se encuentran en el **Sistema** en gran cantidad pero en **estado sólido**, Na(s). Los átomos de Sodio deberán pasar a **estado gas** para entrar en el juego del enlace entre átomos. Para ello se debe realizar la reacción:



La energía es aportada por el **entorno** del **Sistema** y se llama **Energía de Sublimación**.

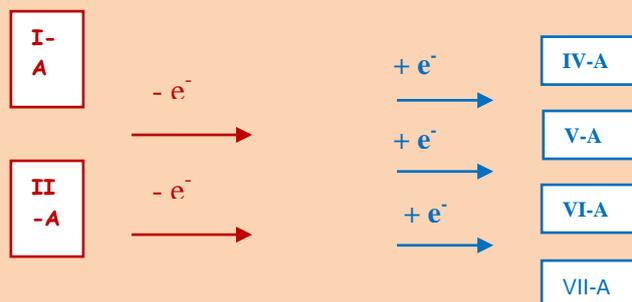
Ya tenemos un **Sistema** con montones de átomos en estado gas:



Estos átomos están en el **Sistema** pero no son **ESTABLES**. Recordemos que la estabilidad se consigue teniendo **8 electrones** en la **capa más externa** (capa de valencia) de la **Corteza Electrónica**. La estabilidad se puede conseguir **cediendo los electrones** de la **capa de valencia** y quedarse con **8 electrones** de la **PENÚLTIMA** capa, este es el caso de los elementos pertenecientes a los grupos **I - A** o 1 y **II - A** o 2. También se consigue la estabilidad **tomando electrones** en la **capa de valencia** hasta completar los **8 electrones** exigidos.

Concretaremos:

- 1.- Los átomos de los elementos químicos pertenecientes a los grupos **I - A** (1) y **II - A** (2) **CEDEN** sus electrones de la capa de valencia. Propiedad característica de los **elementos metálicos**.
- 2.- Los elementos de los grupos: **V - A** (15), **VI - A** (16) y **VII - A** (17) **CAPTAN** electrones. Propiedad característica de los elementos **no metálicos**.



Dentro del Sistema:

**Na:** Grupo **I - A**  $\rightarrow$  **1 e-** en la capa de valencia

Para estabilizarse cederá **el electrón** mediante la reacción de Ionización:

**Na - 1 e-  $\rightarrow$  Na<sup>+</sup>** (Cación)

En la reacción de ionización obtenemos una especie química totalmente distinta de la especie de partida. Hemos obtenido un **Ion** que por tener **exceso de carga positiva** recibe el nombre de **Cación**. La carga eléctrica positiva del catión obtenido es igual al número de **electrones cedidos**.

Para arrancar el electrón del átomo de sodio debemos proporcionar una cantidad de energía procedente del **entorno** del **Sistema**. A esta energía proporcionada se le conoce con el nombre de **Potencial de Ionización**.

**Cl:** **VII - A**  $\rightarrow$  **7 e-** en la capa de valencia

Para que el átomo de Cloro se estabilice debe captar un número de **electrones** para que sumados con los que tiene tengamos un total de **8 electrones**. En el caso del átomo de Cloro, captará un electrón, siendo la reacción de ionización:



Cuando el átomo de Cloro capta un electrón se convierte en una especie química totalmente diferente a la especie inicial. Obtenemos un **Ion** que en este caso por tener un **exceso de carga negativa** se llama **Anión**. El anión tendrá **tantas cargas negativas** como **electrones capte**.

En esta reacción se **libera una cantidad** de energía que recibe el nombre de **Afinidad Electrónica**, que pasa al entorno del Sistema.

Una vez creados los iones de **carga eléctrica** distinta se producirá entre ellos la **atracción electrostática** y quedarán unidos.



Veamos el proceso en todo su conjunto para un átomo de Sodio y otro de Cloro:



Se debe cumplir: El número de electrones **CEDIDOS** debe ser igual al número de electrones **GANADOS**.

Condición que se cumple para la atracción entre el catión  $\text{Na}^+$  y el anión  $\text{Cl}^-$ .

**Veamos el proceso total:**



El miembro de la izquierda de la reacción ( $\text{Na} + \text{Cl}$ ) nos indica que en este tipo de unión **1 átomo de Na se une con 1 átomo de Cloro.**

**1 átomo Na / 1 átomo Cl**

El miembro de la izquierda ( $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ) nos dice que existen cargas eléctricas en la unión **pero el conjunto es ELECTRICAMENTE NEUTRO.**

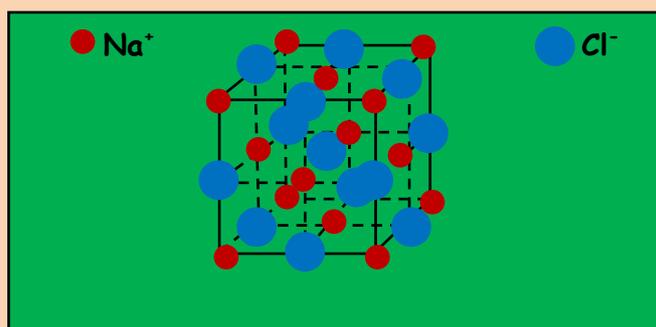


Cuando dos átomos se unen mediante **fuerzas electrostáticas** constituyen el llamado **ENLACE IÓNICO** también llamado **Enlace Polar** (por tener cargas eléctricas) o **enlace Heteropolar** (por ser las cargas eléctricas de distinto signo).

Imaginemos que queremos, con unas pinzas, coger los dos iones que han constituido el enlace, es decir, queremos coger la especie química:



**Es imposible.** La razón se encuentra en el hecho de que en el **Sistema** hay muchas átomo Na(g) y muchos Cl(g), a todos ellos les **ocurre lo anteriormente desarrollado** en la constitución del enlace **IÓNICO** entre 1 átomo de Sodio y 1 átomo de Cloro. Todas las atracciones electrostáticas llevan consigo la obtención de **una red cristalina en estado sólido:**



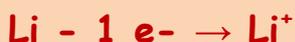
En la estructura cristalina anterior **cada ion Na<sup>+</sup>** se encuentra rodeado de **6 Cl<sup>-</sup>** y cada ion **Cl<sup>-</sup>** se encuentra rodeado de **6 Na<sup>+</sup>**.

Supongamos que tenemos, dentro del **Sistema**, átomos **Li(g)** y átomos de **S(g)**:

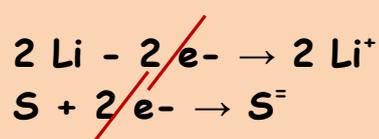
**Li:** Grupo **I - A** → **1 electrón** en la capa de valencia

**S:** Grupo **VI - A** → **6 electrones** en la capa de valencia

Buscarían su estabilidad mediante las reacciones de ionización:



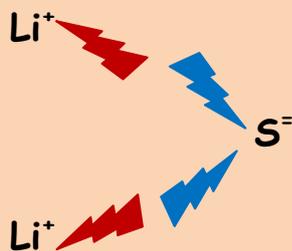
Se debe cumplir la igualdad entre los electrones cedidos y los ganados para establecer la neutralidad eléctrica. Para ello **multiplicaremos la primera reacción de ionización por 2:**



Al multiplicar por 2 la reacción de ionización hemos puesto en juego **2 átomos de Li**, como se pone de manifiesto en la reacción Global. El anión  $\text{S}^{2-}$  atraerá a **DOS** cationes  $\text{Li}^+$  para que el conjunto quede **eléctricamente neutra**. En este enlace iónico la proporción de átomos es la siguiente:

**"Dos átomos de Litio se unen con un átomo de Azufre"**

**2 átomo Litio / 1 átomo Azufre**





La atracción se producirá en la totalidad de cationes  $\text{Li}^+$  y los aniones  $\text{S}^{2-}$ , liberándose una energía que pasará al entorno, y se obtendrá una **red cristalina en estado sólido**.

Podemos afirmar, como conclusión importante, que en el **Enlace Iónico** existe una **transferencia de electrones** entre átomos.

La **transferencia electrónica** implica que unos átomos **cedan electrones**. Ceder electrones es una característica propia de los **metales** (izquierda de la Tabla Periódica). Captar electrones es una **propiedad característica** de los elementos **no metálicos** (derecha en la Tabla Periódica). Cuando se unan átomos de elementos químicos **muy separados** en la Tabla Periódica el enlace que se constituye es el **Enlace Iónico**.

No podemos justificar la existencia del **enlace iónico** mediante el hecho de que un elemento se encuentre en la **izquierda** de la Tabla Periódica y el otro a la **derecha** de la Tabla Periódica. No existe base química para la explicación del enlace iónico. Si podemos decir: cuando un elemento químico se encuentra en la **izquierda de la Tabla Periódica** tiene carácter metálico y **cede electrones** a otro elemento químico que se encuentra en la derecha de la Tabla Periódica, que presenta carácter no metálico y puede **aceptar electrones**. En estas circunstancias se produce la **transferencia de**

**electrones** y por lo tanto la formación de un **Enlace Iónico** entre los átomos de esos dos elementos.

Con estos dos ejemplos de **Enlace Iónico** hemos obtenido dos compuestos iónicos, **NaCl** y **Li<sub>2</sub>S**.

### Cuestión Resuelta1

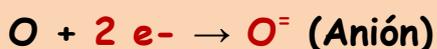
Determinar el tipo de enlace y fórmula del compuesto nacido de la unión de átomos de Aluminio con átomos de Oxígeno.

### Resolución

**Átomo de Al:** Grupo **III - A** → **3 e<sup>-</sup>** en su capa de valencia. Se trata de un elemento metálico y **cederá** fácilmente los **tres electrones** para conseguir su "**octete**" y por tanto su **estabilidad**. Su reacción de ionización:



**Átomo de O:** Grupo **VI - A** → **6 e<sup>-</sup>** en su capa de valencia. Se trata de un elemento No metálico y tenderá a tomar **2 e<sup>-</sup>** para conseguir su octete y su estabilidad mediante el anión correspondiente. Reacción de ionización:



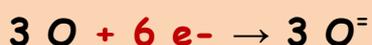
Los electrones que **capta** el átomo de Oxígeno los proporciona el **átomo** de Aluminio.

Nos encontramos en un mismo medio cationes **Al<sup>+3</sup>** y aniones **O<sup>-</sup>**. Cargas eléctricas de **distinto signo se atraen** mediante fuerzas electrostáticas produciéndose un **Enlace Iónico**.

El compuesto químico que vamos a obtener lo podemos conocer mediante las reacciones iónicas y la Reacción Global del proceso. Procedemos a ello:



Se debe cumplir: N° electrones cedidos = N° electrones ganados. Para que se cumpla esta condición multiplicaremos la 1ª reacción de ionización por 2 y la 2ª por 3:



Según reacción Global: **2 átomos de Aluminio** se unen con **3 átomos de oxígeno** → Fórmula → **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

### 2.1.1.- Propiedades de los compuestos iónicos

- a) No forman **auténticas moléculas**, forman **cristales moleculares**
- b) En **condiciones ambientales** se encuentran en **estado sólido**
- c) Presentan **elevados puntos de fusión y ebullición** debido a la fortaleza de la **atracción electrostática**
- d) Conducen la **corriente eléctrica** tanto **fundidos** como **disueltos en agua**
- e) Son **polares**, lo que nos indica que se podrán disolver en **disolventes polares**, por ejemplo el agua
- f) **Muy solubles en agua**

Video: Enlace iónico

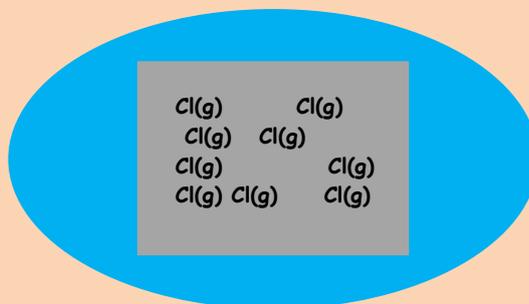
<http://www.youtube.com/watch?v=HtEkPLn89pc>

Animaciones aclaratorias sobre la formación del Enlace Iónico

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

## 2.2.- Enlace Covalente

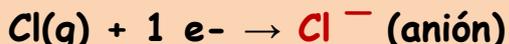
Nos encontramos en nuestro sistema donde existen gran cantidad de átomos de **Cloro** en estado gas, **Cl(g)**:



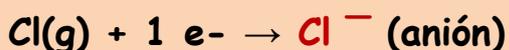
Estudiamos el átomo de Cloro:

Cl: Grupo **VII - A** → **7** electrones en la capa de valencia

El átomo de Cloro se estabilizaría tomando un solo electrón:



El electrón se lo tendrá que ceder otros átomos que tenga a su alrededor. Los átomos que acompañan al nuestro también son átomos de Cloro y por lo tanto se estabilizarán de la misma forma, es decir:



En nuestro Sistema no existe la posibilidad de una **transferencia electrónica** que produzca iones de carga eléctrica opuestas. No existe la atracción electrostática que posibilite de la unión entre dos átomos de Cloro mediante **Enlace Iónico**.

Sabemos que existe el **gas Cloro, Cl<sub>2</sub>**, constituido por la unión de dos átomos de Cloro y totalmente estable.

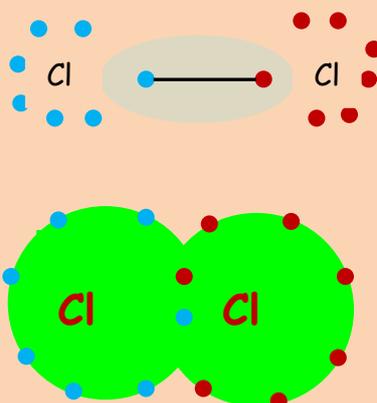
### ¿Cómo se pueden unir dos átomos de cloro?

**Gilbert N. Lewis** lanza su teoría sobre el **Enlace Covalente** como la consecuencia de la unión de átomos mediante la **Compartición de Electrones**. Parece una **salida infantil** para demostrar una unión de átomos. Podríamos establecer un símil para la formación de la molécula de **gas Cloro, Cl<sub>2</sub>**. Dos amigos (átomos de Cloro) quieren ir al cine, la entrada vale **8 euros** y cada uno de ellos solo tiene **7**. Uno de ellos le dice al otro, **yo comparto contigo un euro** por lo que tendrías **8** y **tu compartes conmigo otro euro**, así yo también tendría los **8** euros. Supongamos que la vendedora de las entradas accediera a esta forma "**rara**" de conseguir los **8 euros**. Ven la película y salen los **dos siendo más amigos** que a la entrada puesto que se producido un **aumento de la amistad** entre ambos. Los átomos de **Cloro** salen de ver la película unidos, más estables y formando la molécula **Cl<sub>2</sub>**.

A pesar de la ingenuidad del modelo, cuando el estudio de la **Corteza Electrónica** fue completado por los modelos de Sommerfeld y Zeeman, la idea de la **COMPARTICIÓN ELECTRÓNICA** fue aceptada con **ciertas condiciones** que en nuestro nivel **NO A LUGAR**. Pero **SÍ**, aceptamos la teoría de Lewis.

**Veamos como los dos átomos de Cloro pueden compartir electrones:**

Ya hemos visto que el átomo de Cloro tiene 7 electrones en la capa de valencia.



El átomo de Cloro de la **izquierda** compartiría un electrón ● con el átomo de la **derecha**. El de la **derecha** agradecería compartiría un electrón ● con el de la **izquierda**. De esta forma los dos electrones compartidos pertenecerían tanto al de la izquierda como al de la derecha. Sumarían en total 8 electrones en cada uno de los átomos. Esta compartición también podemos representar mediante los **diagramas o estructuras de Lewis**:



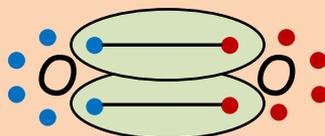
En donde:

- Par de electrones **NO ENLAZANTES**
- Par de electrones **NO ENLAZANTES**
- Par de electrones **ENLAZANTES**

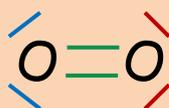
Mediante la **compartición de un par de electrones** hemos conseguido obtener la **molécula** de gas Cloro de fórmula  $\text{Cl}_2$  en donde cada átomo de Cloro tiene **8 electrones** en su **capa de valencia**.

También es posible la compartición de **DOS** pares de electrones. Es el caso de la molécula de gas Oxígeno,  $\text{O}_2$ . Lo vemos:

O: Grupo **VI - A** o 16  $\rightarrow$  **6** electrones en la capa de valencia.

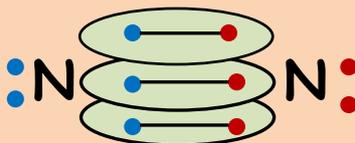


En estructura de Lewis:



La compartición de **dos pares de electrones** lleva consigo la formación de la **molécula** de gas Oxígeno de fórmula  $\text{O}_2$ .

Podemos seguir el mismo camino para la molécula del gas Nitrógeno,  $\text{N}_2$ :



Podemos incluso demostrar la existencia de los enlaces por compartición electrónica de la molécula de **Dióxido de Carbono**,  $CO_2$ , totalmente estable. Dispondremos el átomo de Carbono, C, en el centro de los dos átomos de Oxígeno:

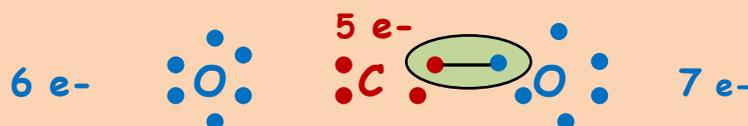
O  $\rightarrow$  VI - A  $\rightarrow$  6 electrones

C  $\rightarrow$  IV - A  $\rightarrow$  4 electrones

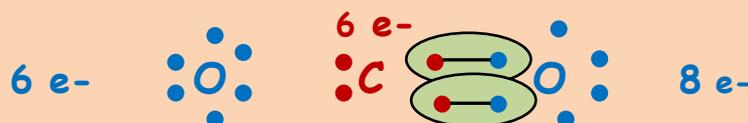


Empezaremos las comparticiones por la derecha:

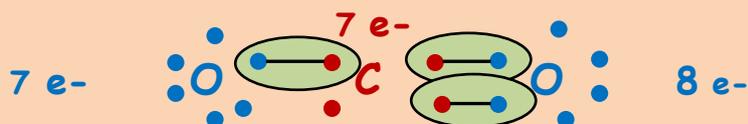
1ª Compartición:



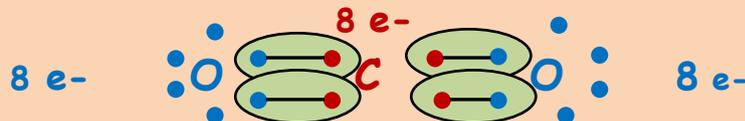
2ª Compartición



3ª Compartición:

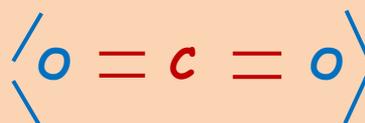


#### 4ª Compartición:



Todos los átomos han conseguido su "octeto".

Utilizando la Estructura de Lewis la molécula de  $\text{CO}_2$  quedaría:



Cuando se unen átomos de elementos **JUNTOS** y a la **DERECHA** de la Tabla Periódica el enlace que se constituye es **Enlace Covalente**. Los dos elementos actúan como **NO metales**, captan electrones y por lo tanto la única forma de unirse los átomos es mediante **Enlace Covalente**.

#### Ejercicio resuelto2

Determinar el compuesto formado cuando se combinan átomos de Nitrógeno con átomos de Cloro.

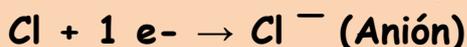
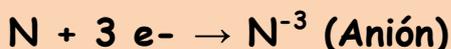
#### Resolución

Determinaremos en primer lugar los electrones de valencia de los átomos de los elementos citados:

**N:** Grupo V - A  $\rightarrow$  5 e- de valencia

**Cl:** Grupo VII - A  $\rightarrow$  7 e- de valencia

Se trata de dos elementos químicos de carácter No metálico que para obtener su "octeto" **captarán electrones**. Reacciones de ionización:

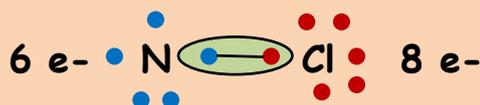


Los electrones captados serán proporcionados por un tercer átomo que no existe y de existir obtendríamos dos iones de igual carga eléctrica y que por lo tanto se repelerían. No existe una transferencia de electrones por lo que la unión nunca será posible mediante enlace Iónico. Para la unión de los átomos tenemos que recurrir a la compartición de electrones y por tanto al Enlace Covalente:

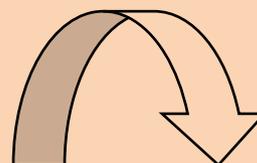
Partimos de un átomo de Nitrógeno y otro de Cloro:



Primera compartición:

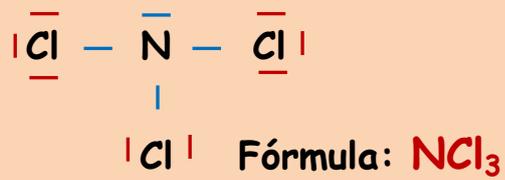


El átomo de Cloro ya tiene sus 8 e- pero el átomo de Nitrógeno solo tiene 6 e-. Una segunda compartición no se puede producir entre los mismos átomos puesto que a pesar de que el Nitrógeno conseguiría 7 e- el átomo de Cloro tendría 9 e-, nos pasamos del "octeto" para el Cloro. La única forma posible para que el Nitrógeno consiga más electrones es poner en juego un nuevo átomo de Cloro:





Todos los átomos tienen su "octeto" completo. En estructura de Lewis:

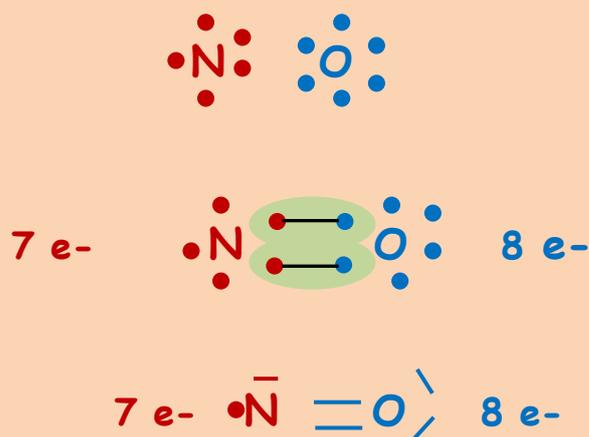


Es importante aclarar que la teoría del "octeto" mediante compartición de electrones **no es capaz de justificar la estabilidad de todas las moléculas**. En las comparticiones podemos quedarnos **cortos** en cuanto al "octeto" y en otras nos pasamos de **8 electrones** compartidos y son moléculas totalmente estables. Este es el caso de las moléculas de Monóxido de Nitrógeno, **NO** y Pentacloruro de Nitrógeno, **Cl<sub>5</sub>N**.

Molécula de NO:

N → **V - A** → **5** electrones de valencia

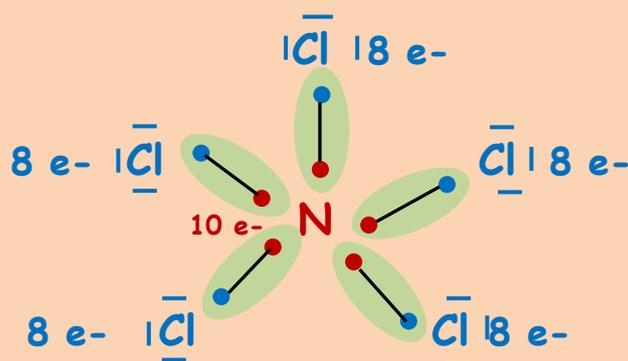
O → **VI - A** → **6** electrones de valencia



Molécula de Cl<sub>5</sub>N:

Cl → **VII - A** → **7** electrones de valencia

N → **V - A** → **5** electrones de valencia



**10 e-** para el átomo de **Nitrógeno**

**Video: Enlace Covalente**

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

### **Ejercicio resuelto3**

Determinar el tipo de enlace y fórmula del compuesto que se forma en la unión de átomos de Fósforo y átomos de Cloro

#### **Resolución**

**Localización de los elementos químicos en la Tabla Periódica:**

**P → Grupo V-A → 5 electrones de valencia**

**Cl → Grupo VII-A → 7 electrones de valencia**

El Fósforo tenderá a tomar 3 e- para completar su "octeto" y el átomo de Cloro tomando 1 e- habrá conseguido su "octeto".

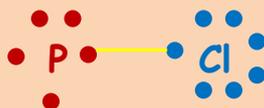
**Reacciones de ionización:**



Obtenemos dos iones de la misma carga eléctrica, **SE REPELEN**, y no formarían enlace.

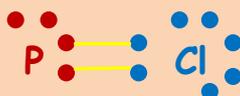
La única forma de unión existente entre el átomo de Fósforo y de Cloro es mediante la **Compartición Electrónica**, es decir, mediante **Enlace Covalente**.

Dispongamos un átomo de Fósforo y otro de Cloro con sus electrones de valencia:



— Par de electrones compartidos

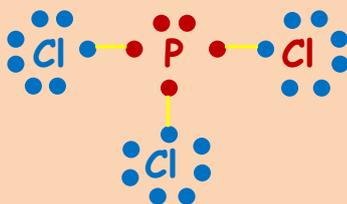
Con una compartición el átomo de Cloro consigue sus **8 e-** y el átomo de Fósforo **6 e-**, le faltan dos para conseguir su "octeto). Una compartición del tipo:



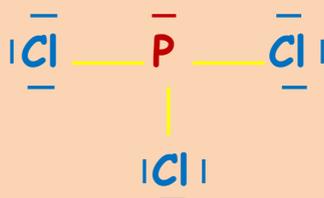
Sería buena para el Fósforo puesto que conseguiría **7 e-** pero el Cloro tendría **9 e-**, nos pasamos de **8 e-** lo cual es imposible. Para que el Fósforo valla completando su "octeto" no tenemos más camino que añadir al sistema otro átomo de Cloro:



El átomo de Fósforo tiene, después de la segunda compartición,  $7 e^-$ . Si introducimos un nuevo átomo de cloro:



Con la tercera compartición el átomo de Fósforo consigue su "octeto" así como cada uno de los átomos de Cloro. La molécula en estructura de Lewis quedaría de la forma:

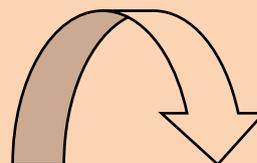


— Pares de electrones No compartidos

Fórmula:  $\text{PCl}_3$

### 2.2.1.- Enlace Covalente Coordinado o Dativo

Al enlace Covalente le llamo "Enlace de la Amistad". Ante la imposibilidad de una **transferencia electrónica** entre átomos la única forma de **unión** es mediante la **compartición de pares de electrones**. Los dos electrones compartidos proceden cada uno de ellos de dos átomos, dicho de otra forma, un átomo comparte **un electrón** y el otro átomo proporciona el **segundo electrón**. Hasta aquí todo normal.



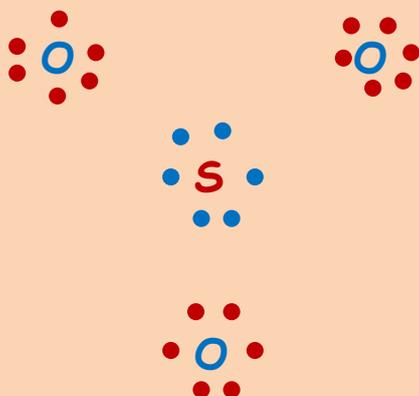
Vamos a estudiar la molécula del Trióxido de azufre,  $SO_3$ :

S → Grupo VI-A, Periodo  $n = 3 \rightarrow 6 e^-$  de valencia

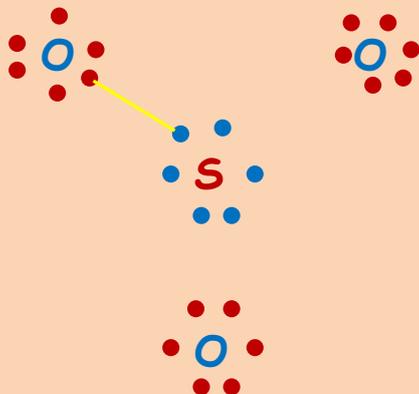
O → Grupo VI-A, Periodo  $n = 2 \rightarrow 6 e^-$  de valencia

A cada uno de estos átomos les faltan 2  $e^-$  para completar su "octeto". No ceden ni captan electrones tenemos que recurrir a la compartición electrónica.

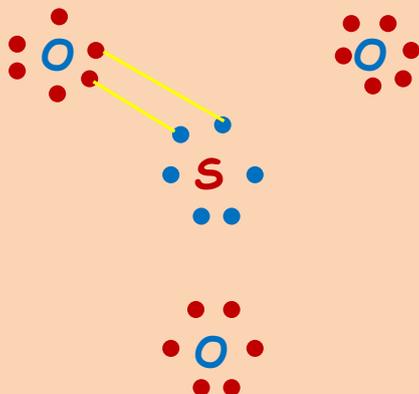
Estructura del  $SO_3$ , el átomo menos numeroso en el centro:



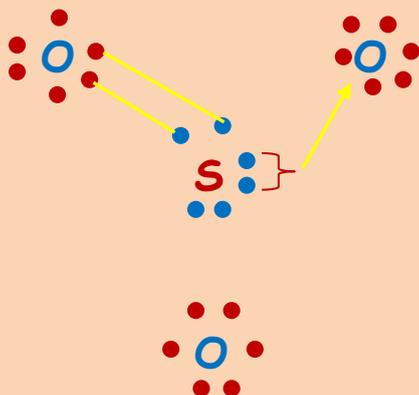
Las comparticiones se realizarán mediante los átomos de Oxígeno y el átomo central de Azufre. Los átomos de Oxígeno no se pueden unir entre ellos. Empezamos a buscar "octetos" con el átomo superior izquierda de Oxígeno:



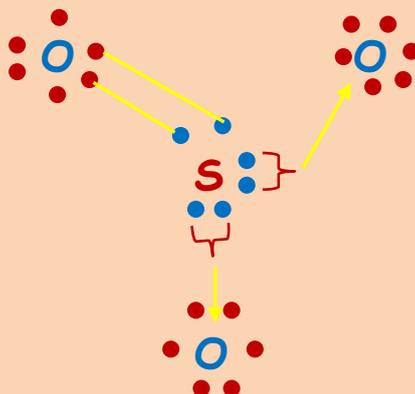
Con esta primera compartición el átomo de Oxígeno consigue 7 e<sup>-</sup> y el átomo central de Azufre también consigue 7 e<sup>-</sup>:



Con esta segunda compartición el átomo de Oxígeno consigue sus 8 e<sup>-</sup> y el átomo de Azufre sus 8 e<sup>-</sup>. Estos dos átomos ya están arreglados pero ¿qué ocurre con los dos átomos de Oxígeno que quedan libres?. El átomo central de Azufre decide compartir dos de sus 8 e<sup>-</sup> con un átomo de Oxígeno libre:

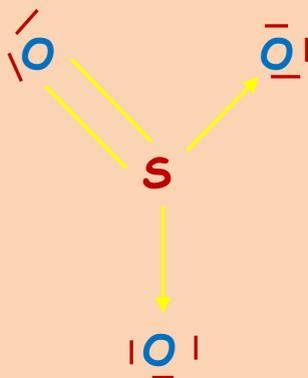


El átomo de Azufre No ha aumentado su número de electrones y ha arreglado a un átomo de Oxígeno libre. Como le ha salido bien hará lo mismo con el átomo de Oxígeno que nos queda:

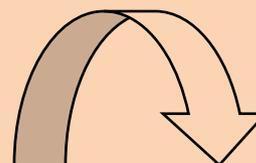


Ya tenemos la molécula establecida. La diferencia con respecto al enlace Covalente consiste en que en esta **compartición los dos electrones compartidos provienen de un mismo átomo**. Ha nacido un nuevo **enlace Covalente**, el **Enlace Coordinado o Dativo**.

En estructura de Lewis:



- Pares de electrones **NO COMPARTIDOS**
- Enlace **COVALENTE**
- > Enlace **COVALENTE COORDINADO**



Estudiamos la molécula del Dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ :

Colocaremos el átomo menos numeroso de la molécula en el centro.

$\text{S}$  → Grupo VI-A, Periodo  $n = 3$  → 6  $e^-$  de valencia

$\text{O}$  → Grupo VI-A, Periodo  $n = 2$  → 6  $e^-$  de valencia

Dos átomos muy electronegativos y tenderán a captar 2  $e^-$  para completar su "octeto" pero el átomo de  $\text{S}$  y el átomo de  $\text{O}$  no van a ceder electrones. La única forma de unión es mediante **compartición electrónica**.



El átomo de Oxígeno de la derecha realizará dos comparticiones con el átomo central de Azufre:



El átomo de Oxígeno de la derecha y el átomo central de Azufre ya tienen su "octeto". Pero nos queda un átomo de Oxígeno (izquierda) que está libre y no puede ser. Si el átomo de Azufre hiciera una compartición normal con el átomo de Oxígeno de la izquierda:



El átomo de Oxígeno tendría 7  $e^-$  y el átomo de Azufre tendría 9  $e^-$ . Esta circunstancia tampoco se puede dar, el Azufre debe mantener sus 8  $e^-$ . La única posibilidad de unión

sería un enlace **Covalente Coordinado** ente el átomo de Azufre y el átomo de Oxígeno (izquierda):



Conseguimos que los tres átomos tengan su "octeto".

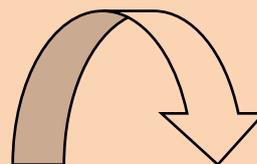
En estructura de Lewis quedaría:



← Enlace **Covalente Coordinado**. Punta de flecha átomo "aceptor", origen flecha amarilla átomo "dador"

### 2.2.2.- Propiedades de los Compuestos Covalentes

- a) Forman **auténticas moléculas**
- b) **No conducen la corriente eléctrica** en ningún estado de agregación
- c) Tienen **puntos de fusión y ebullición** inferiores a los presentados por los compuesto iónicos. El **enlace Covalente es más débil** que el **Iónico**
- d) Son solubles en **disolventes covalentes** (Tetracloruro de carbono,  $CCl_4$ )

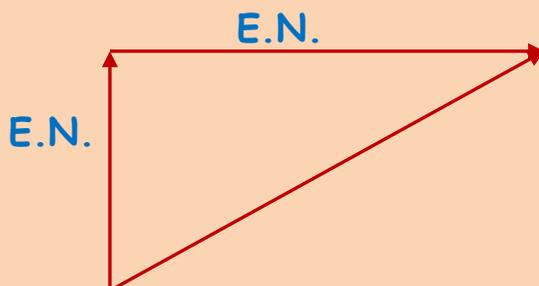


### 2.2.3.- Enlace Covalente Polar

Para poder establecer el **Enlace Covalente Polar** necesitamos recordar una propiedad Periódica, la **Electronegatividad (E.N.)**.

Esta magnitud nos determina la **capacidad de aceptar electrones** para conseguir su "octeto" mediante **compartición electrónica** (E. Covalente). A **mayor Electronegatividad Mayor capacidad para captar electrones**.

La variación de esta propiedad queda reflejada en el diagrama de flechas adjunto:



Dicho todo lo anterior vamos a estudiar la molécula del agua, **H<sub>2</sub>O**:

**H** → Grupo I-A, Periodo  $n = 1$  → **1 e- de valencia**

Se estabiliza con 2 e- y en el caso que se combine con un elemento **No metálico** como el **Oxígeno** conseguirá los dos electrones mediante **compartición electrónica**, es decir, mediante **Enlace Covalente**.

**O** → Grupo VI-A, Periodo  $n = 2$  → **6 electrones de valencia**

La unión entre átomos de Oxígeno y de Hidrógeno tendrá lugar, y lo remarco, mediante Compartición Electrónica.

El primer paso será establecer los átomos en el plano, recordar: **el menos numeroso en el centro:**



Se produce la compartición:



El Oxígeno ha conseguido sus 8 e- y los hidrógenos sus 2 e-.

La estructura anterior también la podemos representar de la forma:

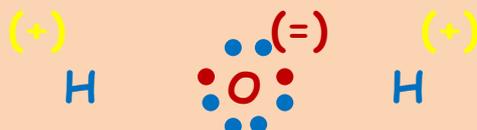


Los dos pares de electrones compartidos a igual distancia del átomo de Hidrógeno y de Oxígeno. Pero si analizamos las electronegatividades del Oxígeno y del Hidrógeno, el Oxígeno es mucho más electronegativo que el hidrógeno por lo que el par de electrones compartidos se desplazan hacia el átomo de Oxígeno:

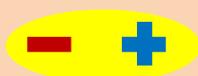


Con este desplazamiento el oxígeno que tenía 6 e- ahora pasa a tener 8 e- por lo que consigue dos cargas negativas. El Hidrógeno tenía un solo electrón y se lo han quitado por lo

que se adquieren carga positiva. Nos queda una estructura de la forma:



Obtenemos una estructura que procediendo de un **Enlace Covalente** tiene **carácter polar**. A esta estructura se le conoce como **"Dipolo"**.

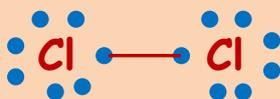


Estudiamos la molécula del gas Cloro,  $\text{Cl}_2$ :

$\text{Cl}$  → Grupo VII-A, Periodo  $n = 3$  → **7 e- de valencia**

$\text{Cl}$  → Grupo VII-A, Periodo  $n = 3$  → **7 e- de valencia**

Los dos átomos pertenecen al mismo elemento químico, **Cloro**. A cada uno de ellos le falta 1 e- para obtener su **"octeto"**. No van a ceder ni captar electrones, la única forma de conseguir sus 8 e- es mediante **compartición electrónica**:

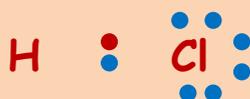


El par de electrones compartidos a la misma distancia de los dos átomos de Cloro:



Los átomos de **Cloro** tienen la **misma electronegatividad**, **NO** se producirá un **desplazamiento del par de electrones compartidos** y por lo tanto la **imposibilidad** de formación de una **estructura dipolar**.

Si en la molécula  $\text{Cl}_2$  eliminamos un átomo de Cloro y añadimos un átomo de hidrógeno nos encontramos con la situación  $\text{HCl}$ , molécula del ácido clorhídrico:



El Cloro es mucho más electronegativo que el Hidrógeno. El átomo de Cloro atraerá el par de electrones compartido y tenemos la nueva situación:



El átomo de Cloro **gana un electrón** y se **carga negativamente** y el átomo de Hidrógeno **pierde un electrón** y se **carga positivamente**:



Volvemos a obtener una **estructura Dipolar**:



Nos aparecen moléculas que por haberse constituido mediante un enlace Covalente **no deberían tener carga eléctrica** pero que debido a una **diferencia de electronegatividad** entre los átomos que comparten electrones aparece la **Molécula Dipolar**.

### 2.2.2.1.- Propiedades de los compuestos Covalentes Polares

Las propiedades de estos compuestos polares están más cerca de las propiedades de los compuestos Iónicos que de los compuestos Covalentes:

- a) Son **solubles en disolventes polares** (agua)
- b) Presentan **puntos de fusión y ebullición** a medio camino entre los iónicos y los covalentes. Tienen puntos de **fusión y ebullición inferiores** a los de los compuestos iónico y **mayores que los de los compuestos covalentes**
- c) En estado **fundido o disuelto son conductores de la electricidad**

### 2.3.- Enlace Metálico

Todos los modelos teóricos establecidos sobre el **Enlace Metálico** tratan de explicar su característica más importante **CONducir la corriente eléctrica [1]** ( electrones en movimientos).

[1] Lo que conocemos como corriente eléctrica no es otra cosa que la circulación de electrones a través de un conductor metálico.

#### Corriente Eléctrica

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

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

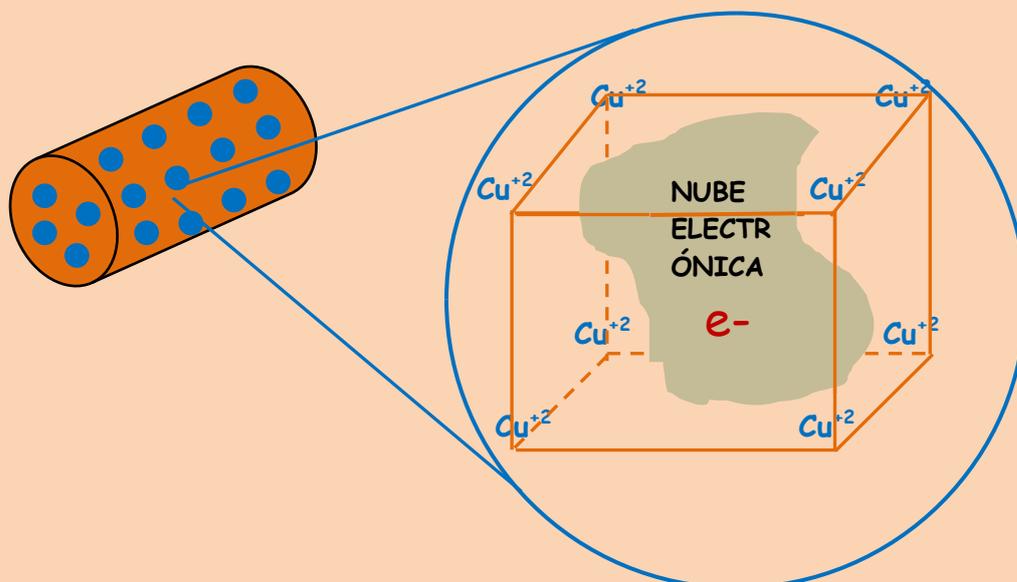
Este modelo teórico establece que la estructura metálica, **enlace Metálico**, consiste en un conjunto de **iones positivos (Restos Positivos)** colocados en los **vértices de la red cristalina**, entre los que pueden moverse libremente los electrones.

Consideremos el **Cobre** como elemento **Metálico**. Para que los átomos de Cobre se transformen en cationes **Cu<sup>+2</sup>** deben realizar la reacción de ionización siguiente:



Esta reacción de ionización la realizan todos los átomos de Cobre de la red cristalina.

Los electrones perdidos por cada uno de los átomos de Cobre forman lo que se llama la **Nube Electrónica**.



La Nube Electrónica **goza de total libertad de movimiento**. La Nube electrónica **no se fragmenta**, no pertenece a un grupo determinado de restos positivos, **pertenece al conjunto de todos los restos positivos**. Las **fuerzas atractivas** creadas entre la **Nube Electrónica** y los **Restos Positivos** son las que permiten el establecimiento de la **estructura metálica**.

La **libertad** que tienen los **electrones** de la **Nube Electrónica** explicaría la característica principal de los metales, **su gran poder de conducción de la corriente eléctrica**.

**Conclusión:** Cuando se unen átomos metálicos (Me) obtenemos una estructura cristalina de fórmula  $Me_n$  ( $n$  = millones de átomos metálicos unidos mediante Enlace Metálico).

**Metálico Video: Enlace**

<http://www.youtube.com/watch?v=agagcEg549Y>

**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)

## **2.4.- Enlace Intermolecular**

Como dice su propio nombre es el **enlace** que se produce **entre moléculas**.

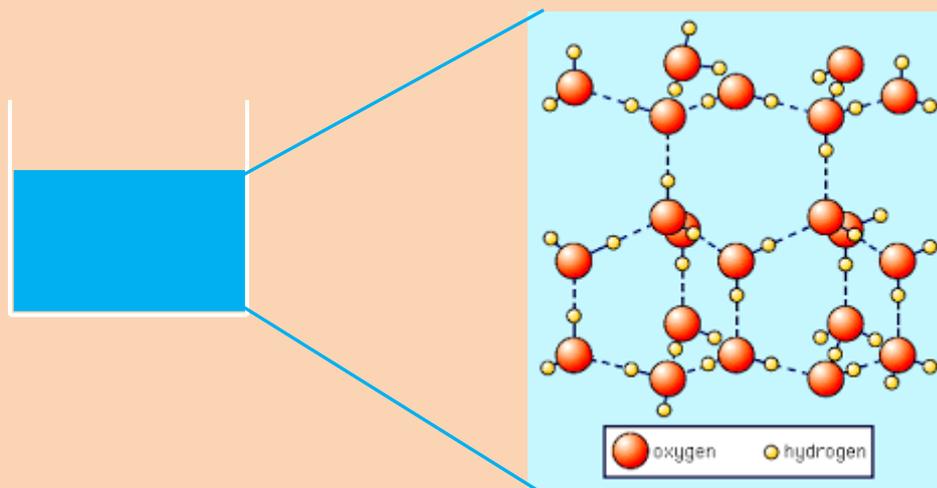
Supongamos el compuesto químico **Agua**. Se presenta en estado **sólido**, **líquido** y **gas**. La fórmula de la molécula de agua es  $H_2O$ , esta entidad química solo se encuentra como tal en estado gas, vapor de agua. En el vapor de agua nos encontramos con millones de moléculas de  $H_2O$  con gran movilidad lo que implica la no existencia de unión entre dichas

moléculas. En estado sólido y líquido no nos encontramos con moléculas  $H_2O$  aisladas.

Existe una cuestión muy famosa. El profesor nos presenta un vaso de precipitados con agua en su interior, se dirige a sus alumnos y les pregunta ¿Cuál es la fórmula del agua? La respuesta es contundente y generalizada,  $H_2O$ . El profesor afirma que tal respuesta es falsa en base a que  $H_2O$  es la fórmula de UNA molécula de agua. La fórmula del agua contenida en el vaso es  $(H_2O)_n$ , es decir, millones de moléculas unidas unas con otras constituyendo el estado líquido del agua. La **unión entre las moléculas del agua** es lo que se conoce como **Enlace Intermolecular**.

### 2.4.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

Es el que se constituye entre **moléculas** siendo el átomo de **Hidrógeno** el que actúa como **punto de unión** entre las moléculas individuales. En el caso del agua el enlace Puente de Hidrógeno queda representado de la forma:



El enlace **Puente de Hidrógeno** es **muy débil** en comparación con los enlaces interatómicos (Iónico, Covalente y Metálico).

**Enlace Puente de Hidrógeno**

<https://www.youtube.com/watch?v=0A0X5JnOCv4>

**Enlace Puente de Hidrógeno**

[https://www.youtube.com/watch?v=Be\\_BAfFrn5g](https://www.youtube.com/watch?v=Be_BAfFrn5g)

**Enlace Puente de Hidrógeno**

<https://www.youtube.com/watch?v=kN5yi2whNBE>

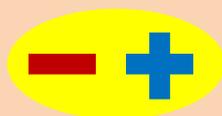
**Enlace Puente de Hidrógeno**

<https://www.youtube.com/watch?v=kN5yi2whNBE>

## 2.4.2.- Fuerzas Van der Waals

(Atracción Dipolo Instantáneo - Dipolo Inducido)

Cuando estudiamos el **Enlace Covalente Polar** se estableció la existencia de **moléculas covalentes**, que en principio no tenían **carga eléctrica**, y que por efecto de una **diferencia de electronegatividad** entre los átomos que se unían provocaba la **polaridad** de dichas moléculas. En el caso del agua se podía manifestar esta polaridad mediante el "**dipolo**" de la forma:



La unión de muchos de estos **dipolos** nos permitía tener el agua en **estado líquido** (Enlace Puente de Hidrógeno). A este tipo de dipolos se les conoce como "**dipolos permanentes**".

El **Nitrógeno gas**,  $N_2$ , es una molécula nacida de la unión de dos átomos de Nitrógeno mediante una compartición triple de pares de electrones. Según Lewis:



Los átomos de Nitrógeno tienen la misma **electronegatividad** por lo que no existe el **desplazamiento de pares de electrones compartidos** y por lo tanto **no es posible la existencia**, en esta molécula, de **dipolos permanentes**. Sin embargo el **Nitrógeno gas** se puede **licuar** lo que nos lleva a la posible **existencia** de algún tipo de **fuerza** que mantenga las moléculas de  $N_2$  unidas.

En estado gas las moléculas de  $N_2$  **se mueven a gran velocidad** y están **muy distantes entre** ellas. Para obtener Nitrógeno líquido tendremos que **quitarle energía** a sus moléculas y hacer posible que se **acerquen una a otras**. Para ello **aumentaremos la presión para acercarlas** y **enfriaremos a muy baja temperatura** para que las moléculas pierdan velocidad.

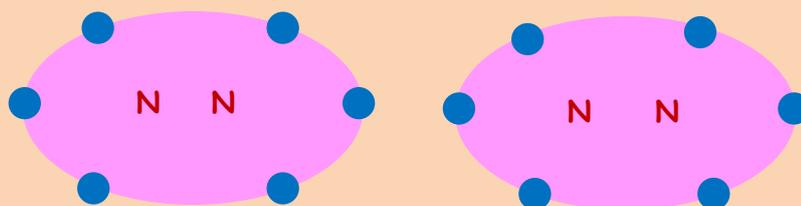
### Nitrógeno Líquido

<https://www.youtube.com/watch?v=ePrLuH2X1wQ>

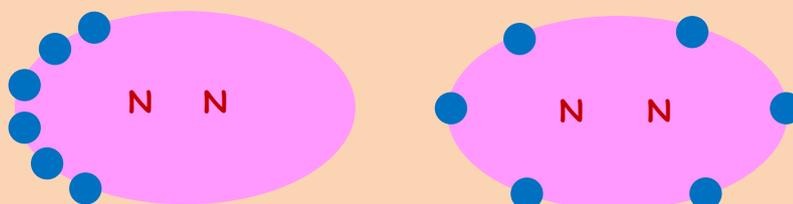
La molécula de  $N_2$ , según Lewis implica **tres comparticiones** de electrones entre átomos de Nitrógeno:



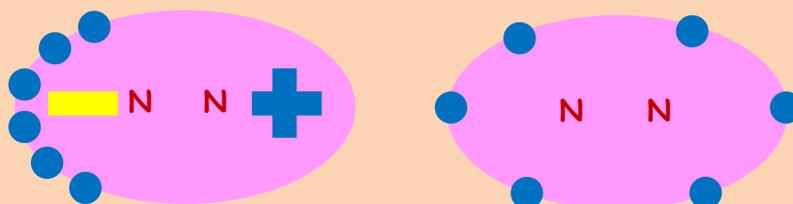
Los tres pares de electrones compartidos implican **6 e-** de **enlace** que se distribuirán en sus **orbitales de enlace** pero que nosotros representaremos la molécula de  $N_2$  de la forma, dos de ellas:



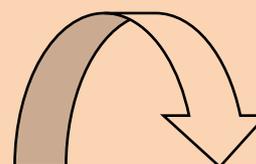
En la molécula de la izquierda, por ejemplo, y por un momento determinado, los 6 e- de enlace se encuentren localizados en la izquierda de la molécula:

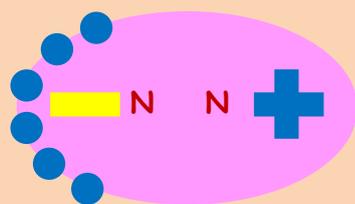


Esta nueva localización de los electrones de enlace haría posible que la molécula se polarice, quedando la parte izquierda cargada negativamente y la derecha con carga positiva:

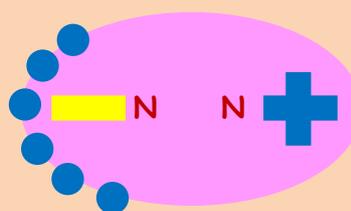


Obtenemos lo que se llama un "dipolo instantáneo" cuya existencia está muy limitada en el tiempo pero el suficiente para crear un "dipolo inducido".



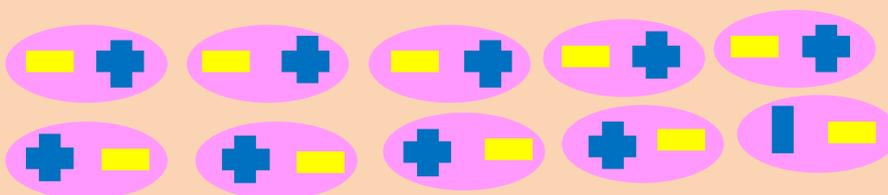


Dipolo Instantáneo



Dipolo Inducido

El **dipolo instantáneo** habrá desaparecido pero el **dipolo inducido** se encarga de producir más **dipolos inducidos** que se unirán mediante una **fuerza electrostática**:



De esta forma podemos obtener el **Nitrógeno líquido**. La **fuerza de unión**, a pesar de ser de **tipo electrostático**, es **muy débil**. El simple hecho de abrir la tapadera del recipiente se **elimina la fuerza electrostática** y el **Nitrógeno** vuelve de nuevo a su estado gas.

### 3.- Cuestiones teóricas

#### Ejercicio resuelto4

Dados los elementos químicos: Na, K, Li, Br, S, determinar tipo de enlace y fórmula en las uniones:

Na - Br

K - S

Li - Na

Br - Br

## Resolución

Localización de los elementos químicos en el S.P.:

**Na** → Grupo I-A, Periodo n = 3 → 1 e- de valencia

**K** → Grupo I-A, Periodo n = 4 → 1 e- de valencia

**Li** → Grupo I-A, Periodo n = 2 → 1 e- de valencia

**Br** → Grupo VII-A, Periodo n = 4 → 7 e- de valencia

**S** → Grupo VI-A, Periodo n = 3 → 6 e- de valencia

## Na - Br

**Na** → Muy electropositivo (Carácter metálico → cede e-)

**Br** → Muy electronegativo (Carácter No metálico → capta e-)

(Extrema izquierda con extrema derecha en el S.P)

## Enlace iónico

Reacciones ionización:



## Electrones ajustados



Proporción estequiométrica:

1 átomo Na / 1 átomo Br

Fórmula: **NaBr**

K - S

**K** → Muy Electropositivo (Metal → cede e-)

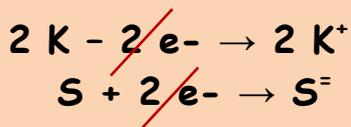
**S** → Muy Electronegativo (No metal → capta e-)

**Enlace Iónico**

Reacciones de Ionización:



Para ajustar los electrones multiplicaremos la 1ª por 2:



Proporción estequiométrica:

**2 átomos K / 1 átomo S**

Fórmula: **K<sub>2</sub>S**

Li - Na

**Li** → Metal → Cede e-

**Na** → Metal → Cede e-

No existe transferencia electrónica y siendo dos metales el enlace debe ser **Metálico**.

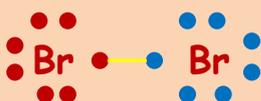
Formula: No podemos determinar la proporción estequiométrica →  $\text{Li}_x\text{Na}_y$

Br - Br

Br → Muy Electronegativo (No metal → capta e-)

Br → Muy Electronegativo (No metal → capta e-)

No hay transferencia electrónica. Dos elementos No metálicos → **Enlace Covalente**



Se produce una compartición de electrones.

Estructura de Lewis:



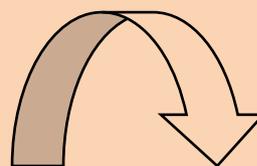
Fórmula:  $\text{Br}_2$

### Ejercicio resuelto5

Determinar el tipo de enlace químico cuando se unen:

- a) Flúor + Magnesio
- b) Ca + Se

### Resolución



### Localización de los elementos químicos en el S.P.:

**F** → Grupo VII-A → 7 e- de valencia

**Mg** → Grupo II-A → 2 e- de valencia

### F + Mg

**F** → No metal → Capta 1 e-

**Mg** → Metal → cede 2 e-

### Reacciones de ionización:

**F + 1 e- → F<sup>-</sup>**

**Mg - 2 e- → Mg<sup>+2</sup>**

Multiplicaremos por 2 la 1ª para ajustar electrones:

~~2 F + 2 e- → 2 F<sup>-</sup>~~

~~Mg - 2 e- → Mg<sup>+2</sup>~~

-----  
R. Global: **2 F + Mg → 2 F<sup>-</sup> + Mg<sup>+2</sup>**

### Proporción estequiométrica:

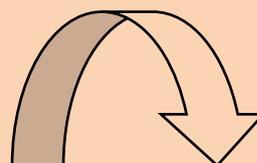
**2 átomos F / 1 átomo Mg**

Fórmula: **MgF<sub>2</sub>**

### b) Ca + Se

**Ca** → Grupo II-A → 2 e- de valencia

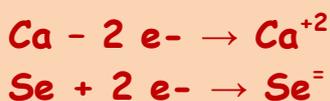
**Se** → Grupo VI-A → 6 e- de valencia



### Reacciones de Ionización:



Los electrones están ajustados y podemos proceder a obtener la reacción Global:



Proporción estequiométrica:

1 átomo Ca / 1 átomo Se

Fórmula: **CaSe**

### Ejercicio resuelto 6

El enlace Iónico entre átomos se establece cuando:

- a) Existe diferencia de electrones de valencia
- b) Diferencias de masas atómicas
- c) Diferencia de electronegatividades
- d) Diferencia en la distribución de electrones

Resolución

c) Verdadera

### Ejercicio resuelto7

De las siguientes afirmaciones, señala cuáles son verdaderas y cuáles son falsas: a) Los elementos que pueden formar enlaces covalentes se presentan en forma de átomos aislados b) En el enlace iónico, los iones comparten electrones c) Los átomos pueden compartir más de un par de electrones d) Si un compuesto es gaseoso a temperatura ambiente, seguro que es covalente molecular e) La sustancias iónicas conducen siempre la electricidad.

### Resolución

a) **Falso**

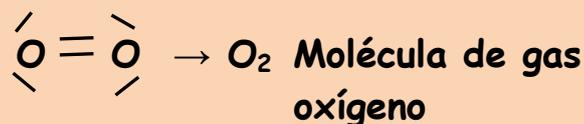
Los átomos de los elementos químicos, **excepto** los de los **Gases Nobles**, nunca se encuentran aislados independientemente de que formen enlaces Covalentes o Iónico.

b) **Falso**

Hay una **transferencia de electrones** entre átomos.

c) **Verdadero**

Ejemplo:



Molécula de gas nitrógeno:  $\text{N} \equiv \text{N} \text{ |} \rightarrow \text{N}_2$

d) **Verdadero**

Los compuestos gaseosos se constituyen mediante la unión de átomos **NO METÁLICOS** mediante **ENLACE COVALENTE**.

### e) Falso

Solamente en estado fundido o disuelto.

### Ejercicio resuelto8

¿Cuáles de los siguientes elementos: carbono, magnesio, litio, azufre, estroncio y boro, tienen propiedades químicas parecidas al calcio?.

### Resolución

Sabemos que todos aquellos que pertenezcan al mismo grupo en el Sistema Periódico tienen propiedades químicas semejantes. El Calcio pertenece al grupo II - A o Grupo 2. De los elementos químicos dados tendrán propiedades parecidas a las del Calcio: Magnesio y Estroncio

### Ejercicio resuelto9

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

### Resolución

Be (Metal)  $\rightarrow$  Grupo II - A  $\rightarrow$  2 e- de valencia

Cl (No metal)  $\rightarrow$  VII - A  $\rightarrow$  7 e- de valencia

El Berilio como metal cederá sus electrones de valencia.  
Reacción de ionización:

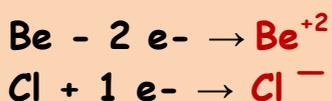


El Cloro como no metal aceptará 1 e- de valencia para completar su "octeto". Reacción de ionización:

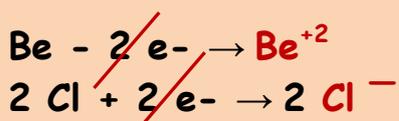


Los electrones que capta el Cloro proceden de los átomos de Berilio. Los cationes  $\text{Be}^{+2}$  y aniones  $\text{Cl}^-$  se atraen electrostáticamente formando entre ellos un enlace Iónico.

El establecimiento de la reacción Global nos proporcionará la fórmula del compuesto. Para ello sumaremos lass dos reacciones de ionización:



Para ajustar el balance electrónico multiplicaremos por 2 la 2ª reacción:



Proporción estequiométrica:

1 átomo Be / e átomos Cl

Fórmula:  $\text{BeCl}_2$

### Ejercicio resuelto10

El nitrógeno existe en la naturaleza en forma molecular ( $\text{N}_2$ ) ¿Qué clase de enlace presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

### Solución

N (No metal): Grupo V - A  $\rightarrow$  5 electrones de valencia

N (No metal): Grupo V - A  $\rightarrow$  5 electrones de valencia

Al tratarse de dos átomos de elementos químicos No metálicos, en este caso del mismo elemento, la unión solo se puede realizar mediante la Compartición Electrónica y por lo tanto mediante enlace Covalente.

Compartición Electrónica:



En estructura de Lewis:



### Ejercicio resuelto p11

Dispones de los elementos Li; Mg ; Ar. a) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos? b) ¿Cómo pueden adquirir una configuración de gas noble los dos primeros?

### Solución

a)

Li (Metal): Grupo I - A  $\rightarrow$  1 electrón de valencia

Mg (Metal): Grupo II - A  $\rightarrow$  2 electrones de valencia

Ar (No metal): VIII - A  $\rightarrow$  8 electrones de valencia

b)

El Litio como metal puede establecer la configuración de gas noble cediendo el electrón de valencia que tiene. Reacción de ionización:



El Magnesio la conseguirá cediendo los dos electrones de valencia. Reacci3n de ionizaci3n:



El Arg3n es un gas noble y tiene su "octeto" completado.

### Ejercicio resuelto12

Un elemento qu3mico, A, tiene de n3mero at3mico  $Z = 12$  y otro de n3mero at3mico, B,  $Z = 12$  ¿Cu3l es la f3rmula del compuesto de formar3n? ¿Qu3 tipo de enlace se formar3 entre ambos?

### Resoluci3n

Localizaci3n de A y B:

Al tener el mismo n3mero at3mico se trata del mismo elemento qu3mico.

**A = B = Mg: Grupo II - A  $\rightarrow$  2 electrones de valencia**

Cuando se unen elementos met3licos su uni3n se establece mediante **Enlace met3lico**. Danto una estructura cristalina en estado s3lido en donde no podemos establecer el n3mero de3tomos que se unir3n. la Formula la podemos establecer como **Mg<sub>x</sub>** (x = millones y millones de3tomos de Magnesio).

### Ejercicio resuelto13

El di3xido de carbono, CO<sub>2</sub> es un gas que se forma en la combusti3n y la respiraci3n de los seres vivos. En su mol3cula el3tomo de carbono es el3tomo central, encontr3ndose unido

a dos átomos de oxígeno, ¿cuántos pares de electrones son compartidos en este enlace?

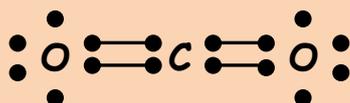
### Resolución

C (No metal): Grupo IV - A  $\rightarrow$  4 electrones de valencia

O (No metal): VI - A  $\rightarrow$  6 electrones de valencia

Al ser los dos átomos de elementos No metálicos la molécula de  $CO_2$  se constituye mediante Compartición de electrones lo que implica un enlace Covalente.

Compartición electrónica:



Como podemos ver en el esquema anterior **cada enlace** entre un átomo de Carbono y un átomo de Oxígeno implica **dos pares de electrones compartidos**. En la molécula existirán en total **4 pares de electrones compartidos**.

### Ejercicio resuelto14

¿Cuál es la principal característica de los gases nobles desde el punto de vista químico? ¿Sabrías explicar a qué es debida?

### Solución

Los **gases nobles** se caracterizan por su **prácticamente nula reactividad química**. No forman **enlace** con ningún otro elemento químico e incluso entre átomos del mismo gas noble. Sus moléculas son "**monoatómicas**" (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn). Son los **únicos elementos químicos aislados** que existen.

Su **no reactividad química** reside en el hecho de tener **8 electrones de valencia**, tienen su "**octeto**" lo que les garantiza su **estabilidad**. El gas **Helio** solo tiene **2 electrones de valencia** (duplete) que también proporciona **estabilidad**.

### Cuestión Resuelta

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

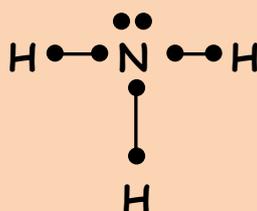
### Resolución

N (No metal): Grupo V - A  $\rightarrow$  5 electrones de valencia

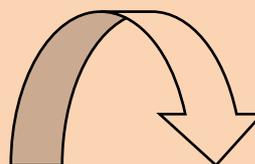
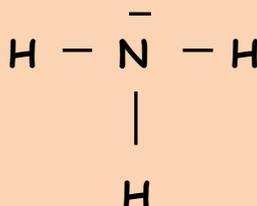
H (No metal): Grupo I - A  $\rightarrow$  1 electrón de valencia

Entre dos elementos químicos **No metálicos** solo es posible la **COMPARTICIÓN ELECTRÓNICA** y por lo tanto el **enlace Covalente**.

Compartición Electrónica:



En notación de Lewis:



### Ejercicio resuelto15

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

#### Resolución

##### a) Hidrógeno + Oxígeno

H (No metal):  $\rightarrow$  I - A  $\rightarrow$  1 e- de valencia

O (No metal):  $\rightarrow$  VI - A  $\rightarrow$  6 e- de valencia

Los átomo de dos elementos **NO METÁLICOS** no pueden formar enlace **Iónico**. Entre ellos habría una **compartición electrónica** y por lo tanto un enlace Covalente.

##### b) Aluminio + Oxígeno

Al (Metal): Grupo III - A  $\rightarrow$  3 e- de valencia

O (No metal):  $\rightarrow$  VI - A  $\rightarrow$  6 e- de valencia

El Aluminio al ser elemento **Metálico** **cede fácilmente electrones** y el Oxígeno como **No Metal** **captará electrones**. Existe una **transferencia electrónica** entre ambos átomos y por lo tanto la formación de un **enlace Iónico**.

##### c) Potasio + Azufre

K (Metal): Grupo: I - A  $\rightarrow$  1 e- de valencia

S (No metal): Grupo VI - A  $\rightarrow$  6 e- de valencia

El Potasio como elemento metálico **cede electrones** y el Azufre como No metálico **capta electrones**. Se establece una

**transferencia electrónica** entre ambos átomos y por lo tanto la formación de un **enlace Iónico**.

d) **Azufre + Cloro**

S (No metal): Grupo VI - A  $\rightarrow$  6 e<sup>-</sup> de valencia

Cl (No metal): Grupo VII - A  $\rightarrow$  7 e<sup>-</sup> de valencia

Entre dos elementos **No metálicos** nunca existe una **transferencia de electrones** y por lo tanto la imposibilidad de formar **enlace Iónico**.

### **Ejercicio resuelto16**

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa. Justifique todas sus respuestas:

- a) Un enlace Covalente Polar se da entre elementos con una gran diferencia de electronegatividad.
- b) En un enlace Iónico ocurre una transferencia de electrones de un elemento a otro
- c) Para que un enlace Covalente Dativo se produzca, es necesario la presencia de dos iones de distinto signo.

### **Resolución**

a) **Falso**

Dos elementos con una gran diferencia de electronegatividad se enlazan mediante enlace Iónico

b) **Cierto**

La transferencia electrónica entre átomos produce iones de carga eléctrica distinta que posteriormente se unen

mediante fuerzas electrostáticas, es decir, Enlace Iónico.

c) **Falso**

Dos iones con carga eléctrica de distinto signo nos lleva a un enlace Iónico

### Ejercicio resuelto17

Si un elemento del grupo I-A se une con un elemento del grupo VI-A, ¿qué tipo de enlace se forma? ¿Por qué?

### Resolución

**A → I-A → 1 e- de valencia** (Atiene carácter metálico y tiende a ceder electrones)

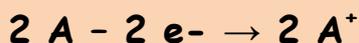
**B → VI-A → 6 e- de valencia** (B tiene carácter No metálico y tiende a ganar e-)

Reacciones de Ionización:



Se obtienen cargas eléctricas opuestas lo que lleva consigo la atracción electrostática y la formación de un enlace Iónico.

Si queremos obtener la fórmula del compuesto formado deberemos hacer posible que el nº de electrones cedidos sea igual al nº de electrones ganados. Para ello multiplicaremos por 2 la primera reacción de ionización:



-----



Proporción estequiométrica:

2 átomos A / 1 átomo B

Fórmula:  $A_2B$

### Ejercicio resuelto18

Indique las características que deben poseer dos átomos para formar un enlace Covalente Apolar.

### Resolución

Tras la compartición electrónica inicial, una diferencia de electronegatividad entre los dos átomos que se unen mediante enlace Covalente, lleva consigo un desplazamiento del par de electrones compartidos hacia el átomo más electronegativo el cual se cargará con carga eléctrica negativa y el otro átomo tras perder el electrón por el desplazamiento adquirirá carga eléctrica positiva.

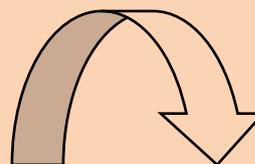
### Ejercicio resuelto19

Indique el tipo de enlace formado en las siguientes compuestos químicos:

KBr y  $O_2$

### Resolución

KBr y  $O_2$



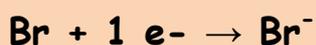
### Localización de los elementos químicos en la Tabla Periódica:

**K** → Grupo I-A → 1 e- de valencia (elemento de alto carácter metálico. Tenderá a ceder su e-)

**Br** → Grupo VII-A → 7 e- de valencia (elevado carácter No metálico tenderá a captar 1 e-)

Se produce una transferencia electrónica siendo la unión entre ambos elementos un enlace Iónico.

### Reacciones de ionización:



Los electrones están equilibrados por lo que para obtener la fórmula recurriremos a conocer la reacción Iónica Global:



Proporción estequiométrica:

1 átomo K / 1 átomo Br

Fórmula: **KBr**

**O<sub>2</sub>**

**O** → Grupo VI-A → 6 e- de valencia (carácter No metálico → tiende a tomar electrones)

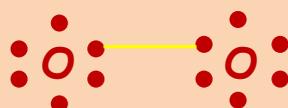
O → Grupo VI-A → 6 e<sup>-</sup> de valencia (carácter No metálico → tiende a tomar electrones)

Reacciones de ionización:

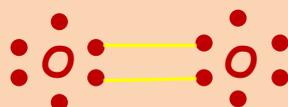


No hay transferencia de electrones. Obtenemos dos iones con carga negativa que se repelen y no pueden formar enlace Iónico. Siendo dos átomos del mismo elemento NO metálico se unirán mediante compartición electrónica, es decir, mediante **enlace Covalente**.

Para encontrar la fórmula tenemos que realizar las comparticiones de electrones:



Con esta primera compartición los átomos de Oxígeno consiguen 7 e<sup>-</sup> cada uno. Se requiere una segunda compartición para conseguir el "octeto":



Con la 2ª compartición cada átomo de Oxígeno consigue sus 8 e<sup>-</sup>. En estructura de Lewis:



Fórmula: O<sub>2</sub>

### Ejercicio resuelto20

Indique dos características de las moléculas que presenten enlaces Covalente Polares.

### Resolución

- Los átomos unidos mediante enlace Covalente no pueden ser del mismo elemento químico
- Los átomos deben tener diferentes valores de Electronegatividad. El de mayor Electronegatividad atraerá los electrones compartidos cargándose con densidad de carga eléctrica negativa

### Ejercicio resuelto21

Dibuje la Estructura de Lewis del óxido de dicloro. (Cl<sub>2</sub>O).

### Resolución

Distribuiremos los átomos de tal forma que el menos numeroso quede en el centro:

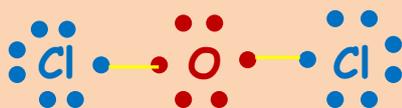


Localización de los elementos químicos en la Tabla Periódica:

Cl → Grupo VII-A → 7 e- de valencia

O → Grupo VI-A → 6 e- de valencia

Por ser el Cloro y el Oxígeno elementos **NO METÁLICOS** compartirán electrones y se unirán mediante enlace Covalente:



Mediante las dos comparticiones todos los átomos puestos en juego consiguen su "octeto".

La molécula en estructura de Lewis queda de la forma



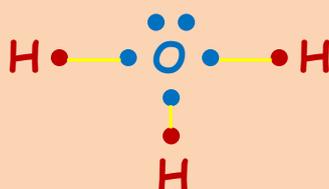
### Ejercicio resuelto22

Dibuje la Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$

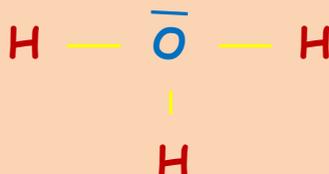
### Resolución

H  $\rightarrow$  Grupo I-A  $\rightarrow$  1 e- de valencia (a pesar de estar en el grupo I-A actúa como si estuviera en el VII-A y por lo tanto compartirá electrones con el átomo de Nitrógeno).

N  $\rightarrow$  Grupo V-A  $\rightarrow$  5 e- de valencia



Estructura de Lewis:



### Ejercicio resuelto23

Considere los elementos Na, P, S, Cl, y explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La unión Na+P es Covalente
- b) Na+S es Iónica
- c) Na+Cl es Iónica
- d) P+Cl es Covalente
- e) S+Cl es Iónica

### Resolución

a) **Na + P**

**Falso**

El Sodio es elemento Metálico y el Fósforo NO Metálico lo que implica una transferencia de electrones y posibilidad de enlace Iónico

b) **Na + S**

**Cierto**

El Sodio Metal → cede electrones

El Fósforo → No metal → Capta electrones

Posibilidad de transferencia electrónica y por tanto enlace Iónico

c) **Na + Cl**

**Cierto**

Na → Metal → Cede electrones

Cl → No Metal → Capta electrones

Posibilidad de transferencia electrónica y por tanto enlace Iónico

d)  $P + Cl$

Cierto

$P \rightarrow$  No Metal  $\rightarrow$  Capta electrones

$Cl \rightarrow$  No Metal  $\rightarrow$  capta electrones

No existiría transferencia electrónica y la unión se realizaría por enlace Covalente

e)  $S + Cl$

Falso

Se trata de dos elementos NO METÁLICOS y la unión solo se puede establecer mediante enlace Covalente

### Ejercicio resuelto24

Considera los elementos de números atómicos 9 y 11.  
Determinar el tipo de enlace que permitirá su unión.

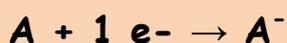
### Resolución

$ZA = 9 \rightarrow$  Grupo VII-A  $\rightarrow$  7 e- de valencia (Elemento de marcado carácter NO metálico  $\rightarrow$  Tiende a captar electrones)

$ZB = 11 \rightarrow$  Grupo I-A  $\rightarrow$  1 e- de valencia (Elemento de marcado carácter Metálico  $\rightarrow$  Tiende a ceder electrones)

Se produce una transferencia electrónica entre los átomos de A y de B constituyéndose un **enlace Iónico**.

### Reacciones de Ionización:



Balance electrónico ajustado, podemos obtener la Reacción Iónica Global para determinar de la fórmula del compuesto formado:



-----



Proporción estequiométrica:

**1 átomo A / 1 átomo B**

Fórmula: **BA**

### Ejercicio resuelto25

Determinar tipo de enlace entre las siguientes parejas:

- Calcio y Cloro.
- Sodio y Bromo.
- Aluminio y Azufre.
- Hidrógeno y Yodo.
- Oxígeno y Oxígeno.
- Oxígeno y Flúor.

### Resolución

**a) Ca + Cl**

**Ca** → Elemento con carácter Metálico muy marcado →  
→ Cede fácilmente electrones

**Cl** → Elemento con marcado Carácter NO metálico →  
→ Capta electrones sin dificultad

Existe una transferencia electrónica → **Enlace Iónico**

**b) Al + S**

Al → Elemento Metálico → Cede fácilmente electrones

S → Elemento NO metálico → Capta electrones

Existe una transferencia electrónica → **Enlace Iónico**

**c) H + I**

H → Elemento NO Metálico → Cede electrones

I → Elemento No Metálico → Cede Electrones

Al no existir transferencia electrónica y tratándose de dos elementos No METÁLICOS se establece un **Enlace Covalente**

**d) O + O**

Dos elementos NO METÁLICOS → Tienden a ceder electrones → NO existe transferencia electrónica →  
→ Se constituye un **Enlace Covalente**

**e) O + F**

O → Elemento NO Metálico → Cede Electrones

F → Elemento NO Metálico → Cede Electrones

No existe transferencia electrónica → Se constituye un Enlace Covalente → Al ser el F más electronegativo que el O se produce un desplazamiento del par de electrones compartidos hacia el átomo de F → Se trata de un **Enlace Covalente Polar**

### Ejercicio resuelto26

Indicar el tipo de uniones formadas:

- Si se une el calcio al oxígeno
- Si el sodio se combina con el bromo.
- Si el carbono se une al oxígeno.
- Si dos átomos de oxígeno se unen para formar una molécula.

### Resolución

#### a) Ca + O

Ca → Elemento Metálico → <>Cede Electrones

O → Elemento NO Metálico → Capta electrones

Existe transferencia electrónica → **Enlace Iónico**

#### b) Na + Br

Na → Elemento Metálico → Cede Electrones

Br → Elemento NO Metálico → Capta electrones

Existe transferencia electrónica → **Enlace Iónico**

#### c) C + O

C → Elemento No Metálico → NO CAPTA ELECTRONES

→ Siempre comparte electrones

O → Elemento No Metálico → Comparte electrones

**Se constituye Enlace Covalente**

d)  $O + O$

Dos átomos del mismo elemento NO METÁLICO → **Enlace Covalente**

### Ejercicio resuelto27

En un enlace covalente entre dos átomos distintos, la mayor tendencia de uno u otro a atraer el par electrónico compartido en la unión hacia su núcleo está definida por:

- a) La afinidad electrónica.
- b) El potencial de ionización.
- c) La electronegatividad.
- d) El radio atómico.

### Resolución

**c) Electronegatividad**

### Ejercicio resuelto28

El carbono y el oxígeno se mantienen unidos para formar dióxido de carbono mediante el enlace del tipo:

- a) Covalente simple
- b) Covalente doble
- c) Covalente triple
- d) Iónico

### Resolución

Si el compuesto formado es el Monóxido de Carbono,  $CO$  →

→ **Enlace Covalente Doble**

Si el compuesto formado es el Dióxido de Carbono,  $CO_2$  →

→ **DOS Enlaces Covalentes Dobles**

### Ejercicio resuelto29

¿Cuántos electrones se comparten entre dos átomos? en:

- a) Un enlace covalente simple
- b) Un enlace covalente doble
- c) Un enlace covalente triple

### Resolución

- a) UN par de electrones
- b) Dos pares de electrones
- c) Tres pares de electrones

### Ejercicio resuelto30

Responde:

- a) ¿Qué se entiende por enlace químico?
- b) Establezco diferencias entre enlaces: iónicos y covalentes.

### Resolución

- a) **Enlace Químico.**- Cualquier tipo de Fuerza capaz de mantener dos átomos unidos
- b) En el Enlace Iónico existe una transferencia de electrones con la formación de iones de distinta carga eléctrica y posterior atracción de dichos iones

**Enlace Covalente.**- Se establece mediante la compartición de pares de electrones

### Ejercicio resuelto31

El oxígeno no puede formar enlace iónico con el azufre, pero sí con el potasio. ¿Por qué?

### Resolución

a) O + S

O → Elemento NO Metálico → Capta electrones

S → Elemento NO Metálico → Capta electrones

No se produce transferencia electrónica por lo que no existe **Enlace Iónico**

b) O + K

O → Elemento NO Metálico → Capta electrones

K → Elemento Metálico → Cede electrones

Existe transferencia electrónica → **Enlace Iónico**

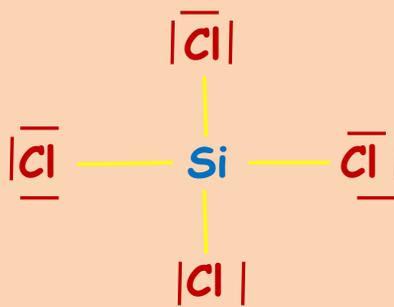
**Ejercicio resuelto32**

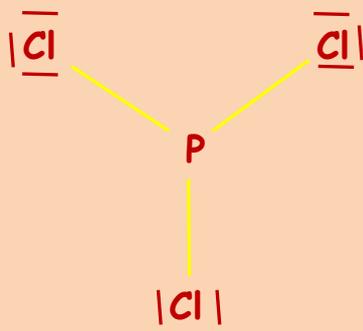
Escribe la estructura de Lewis para las moléculas SiCl<sub>4</sub> y PCl<sub>3</sub>.

**Resolución**

Para establecer los enlaces covalentes disponemos el átomo menos numeroso en el centro de la Molécula.

**SiCl<sub>4</sub>**





### Ejercicio resuelto33

Considerando las sustancias Br<sub>2</sub>, Fe, HF y NaBr, justifique en función de sus enlaces: a) Si son o no solubles en agua. b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

### Resolución

#### Características de compuestos y elementos químicos:

Br<sub>2</sub> → Molécula Covalente

Fe → Elemento metálico

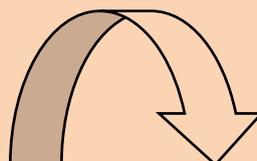
HF → Molécula Covalente Polar

NaBr → Compuesto Iónico

a) Solubles en agua: **HF** y **NaBr**

b) A temperatura ambiente sólido: **Fe**

c) A temperatura ambiente y en estado disuelto o fundido:  
**HF** y **NaBr**



### Ejercicio resuelto34

Un átomo de un elemento A tiene 11 electrones, 11 protones y 12 neutrones, mientras que otro átomo de un elemento B tiene 17 electrones, 17 protones y 18 neutrones. ¿Pueden formar enlace entre ellos? En caso afirmativo, indique de qué tipo y escriba la notación de Lewis de la especie química formada.

### Resolución

$ZA = 11 \rightarrow$  Grupo I-A  $\rightarrow$  1 e- de valencia (carácter metálico tiende a ceder electrones)

$ZB = 17 \rightarrow$  Grupo VII-A  $\rightarrow$  7 e- de valencia (No Metal tiende a captar electrones)

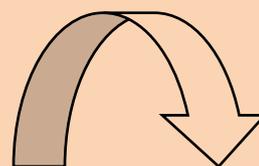
Al existir transferencia electrónica se formará un **Enlace Iónico**.

La Notación o Estructura de Lewis la podremos conocer sabiendo el compuesto químico que se forma:

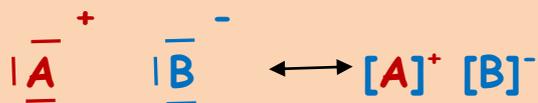


A pierde un electrón y se queda con los 8 e- de la penúltima capa. Además adquiere un exceso de una carga positiva.

B gana 1 e- que sumado a los 7 e- que ya tenía completa su "octeto" y se carga con un exceso de una carga negativa.



La notación de Lewis sería de la Forma:



### Ejercicio Resuelto35

Dados los elementos químicos A, B, C, D, E y F de números atómicos: 11, 8, 16, 9, 37 y 12 respectivamente, determinar la autenticidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Cuando unimos átomos de B con átomos de B obtenemos una molécula de fórmula B<sub>2</sub>
- La unión de átomos de B con átomos de F se realiza mediante Enlace Iónico obteniendo el compuesto de fórmula FB
- La unión de átomos de C con átomos de D nos lleva al compuesto SD<sub>2</sub>
- La unión de átomos de F con átomos de F se realiza mediante Enlace metálico
- La unión de átomos de A con átomos de D se produce el compuesto químico AF mediante Enlace Iónico

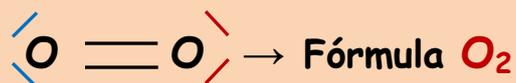
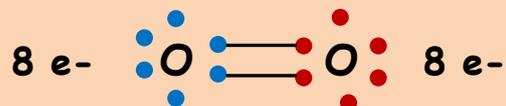
### Resolución

Lo primero que haremos será identificar y localizar en la Tabla Periódica los elementos químicos y establecer los electrones de valencia:

- Z<sub>A</sub> = 11 → Sodio, Na → I - A (Metal) → 1 e- de valencia  
Z<sub>B</sub> = 8 → Oxígeno, O → VI - A (No metal) → 6 e- valenc.  
Z<sub>C</sub> = 16 → Azufre, S → VI - A (No metal) → 6 e- valenc.  
Z<sub>D</sub> = 9 → Flúor, F → VII - A (No metal) → 7 e- valencia  
Z<sub>E</sub> = 37 → Rubidio, Rb → I - A (Metal) → 1 e- valencia  
Z<sub>F</sub> = 12 → Magnesio, Mg → II - A (Metal) → 2 e- valencia

a) **CIERTO**

$O + O \rightarrow$  Elementos No metálicos  $\rightarrow$  Enlace covalente



b) **CIERTO**

$B + F \rightarrow O + Mg \rightarrow$  No metal + Metal  $\rightarrow$  Enlace iónico

Reacciones de ionización:



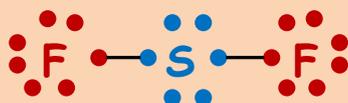
Proporción estequiométrica:

1 átomo Mg / 1 átomo de Oxígeno

Fórmula:  $MgO$

d) **CIERTA**

$C + D \rightarrow S + F \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  Enlace covalente



Fórmula: **SF<sub>2</sub>**

d) **CIERTO**

F + F → Mg + Mg → Metal + Metal → Enlace Metálico

e) **FALSO**

A + F → Metal + Metal → Enlace Metálico

### Ejercicio resuelto36

Dados los compuestos químicos: CaF<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NaBr y PCl<sub>5</sub>  
determinar:

- Los conductores de la corriente eléctrica en estado fundido
- Los que forman auténticas moléculas
- Los gases a temperaturas ambientales
- Los solubles en disolventes polares
- Los solubles en disolventes no polares

### Resolución

Identificación de los compuestos propuestos:

**CaF<sub>2</sub>** → Metal + No metal → **Compuesto Iónico**

**CO<sub>2</sub>** → No metal + No metal → **Compuesto Covalente**

**NaBr** → Metal + No metal → **Compuesto Iónico**

**PCl<sub>5</sub>** → No metal + No metal → **Compuesto covalente**

- Los compuestos iónicos: CaF<sub>2</sub> y NaBr
- Los compuestos covalentes: CO<sub>2</sub> y PCl<sub>5</sub>
- Los compuestos covalentes: CO<sub>2</sub> y PCl<sub>5</sub>
- Los compuestos iónicos: CaF<sub>2</sub> y NaBr

e) Los compuestos covalentes:  $\text{CO}_2$  y  $\text{PCl}_5$

### Ejercicio resuelto37

Dados los elementos químicos A, B, C, D, E, F, G, H y I, e 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.- Átomos de A con átomos de H
- 2.- Átomos de G con átomos de H
- 3.- Átomos de E con átomos de I
- 4.- Átomos de B con átomos de G
- 5.- Átomos de D con átomos de H
- 6.- Átomos de E con átomos de G
- 7.- Átomos de F con átomos de G

### Resolución

Localización y electrones de valencia de los elementos en la Tabla Periódica:

$Z_A = 11 \rightarrow \text{I} - \text{A (Metal)} \rightarrow 1 \text{ e- de valencia}$

$Z_B = 37 \rightarrow \text{I} - \text{A (Metal)} \rightarrow 1 \text{ e- de valencia}$

$Z_C = 12 \rightarrow \text{II} - \text{A (Metal)} \rightarrow 2 \text{ e- de valencia}$

$Z_D = 38 \rightarrow \text{II} - \text{A (Metal)} \rightarrow 2 \text{ e- de valencia}$

$Z_E = 15 \rightarrow \text{V} - \text{A (No metal)} \rightarrow 5 \text{ e- de valencia}$

$Z_F = 34 \rightarrow \text{VI} - \text{A (No metal)} \rightarrow 6 \text{ e- de valencia}$

$Z_G = 35 \rightarrow \text{VII} - \text{A (No metal)} \rightarrow 7 \text{ e- de valencia}$

$Z_H = 16 \rightarrow \text{VI} - \text{A (No metal)} \rightarrow 6 \text{ e- de valencia}$

$Z_I = 17 \rightarrow \text{VII} - \text{A (No metal)} \rightarrow 7 \text{ e- de valencia}$

1.- Átomos de A con átomos de H

$\text{A} + \text{H} \rightarrow \text{Metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{Enlace Iónico}$

Reacciones de ionización:



Multiplicamos la 1ª por 2 para establecer la igualdad de electrones:

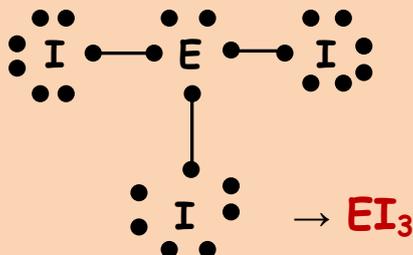


Fórmula:  $A_2H$

2.- Átomos de G con átomos de H



3.- Átomos de E con átomos de I



#### 4.- Átomos de B con átomos de G



Reacciones de ionización:



Fórmula: **BG**

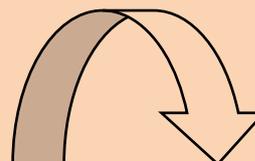
#### 5.- Átomos de D con átomos de H



Reacciones de ionización:

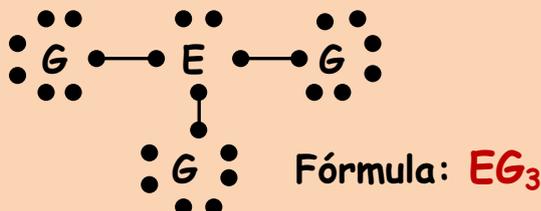


Fórmula: **DH**



## 6.- Átomos de E con átomos de G

$E + G \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  Enlace Covalente



## 7.- Átomos de F con átomos de G

$F + G \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  Enlace covalente

**Ejercicio resuelto38**

Dados los compuestos químicos:  $Na_2S$ ,  $SBr_2$ ,  $PCl_3$ ,  $RbBr$ ,  $SrS$ ,  $PBr_3$  y  $SeBr_2$ , determinar:

- Los compuestos iónicos
- Los compuestos covalentes
- Los solubles en agua
- Los conductores de la electricidad en estado disuelto
- Los solubles en disolventes covalentes
- Los NO conductores de la electricidad

**Resolución**

- $Na_2S \rightarrow$  Metal + No metal  $\rightarrow$  E. Iónico  $\rightarrow$  Comp. Iónico

$RbBr \rightarrow$  Metal + No metal  $\rightarrow$  E. Iónico  $\rightarrow$  Comp. Iónico

$SrS \rightarrow$  Metal + No metal  $\rightarrow$  E. Iónico  $\rightarrow$  Comp. Iónico

- $SBr_2 \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  E. Covalente  $\rightarrow$  Compues. Covalente

$\text{PCl}_3 \rightarrow \text{No metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{E. Covalente} \rightarrow \text{Compuesto Covalente}$

$\text{PBr}_3 \rightarrow \text{No metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{E. Covalente} \rightarrow \text{Compuesto Covalente}$

$\text{SeBr}_2 \rightarrow \text{No metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{E. Covalente} \rightarrow \text{Comp. Compuesto}$

- c) Los iónicos
- d) Los iónicos
- e) Los covalentes
- f) Los covalentes

### Ejercicio resuelto39

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

### Resolución

Aluminio  $\rightarrow$  Metal  $\rightarrow$  Grupo III - A  $\rightarrow$  3 e- de valencia  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  Serán cedidos

Oxígeno  $\rightarrow$  No metal  $\rightarrow$  Grupo VI - A  $\rightarrow$  6 e- de valencia  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  Tomará dos electrones

### Reacciones de Ionización:



Para ajustar el número de electrones multiplicaremos la 1ª por 2 y la 2ª POR 3:



Proporción estequiométrica:

**2 átomos de Al / 3 átomos de Oxígeno**

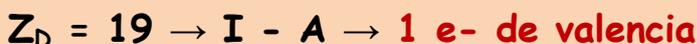
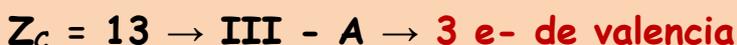
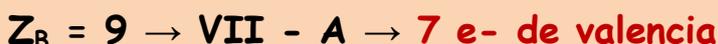
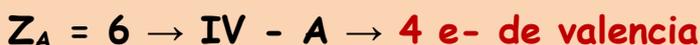
Fórmula:  **$\text{Al}_2\text{O}_3$**  → Trióxido de dialuminio/  
/Óxido de Aluminio (III)

### Ejercicio resuelto40

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

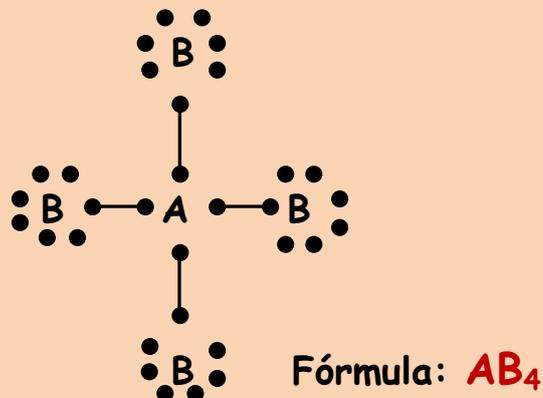
### Resolución

Localización de los elementos químicos propuestos en la Tabla Periódica:



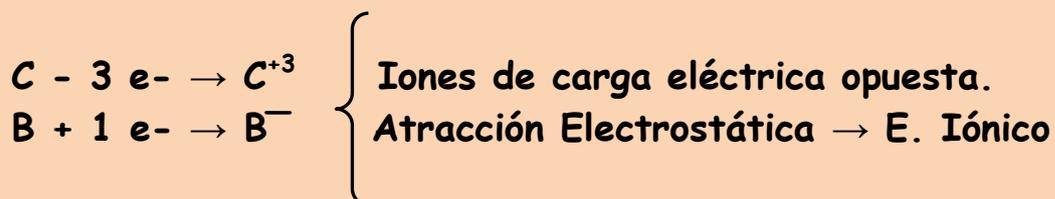
a) Contestada anteriormente

b1)  $B + A \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  E. Covalente



b2)  $B + C \rightarrow$  No metal + Metal  $\rightarrow$  E. Iónico

Reacciones de ionización:



Ajuste electrones: Multiplicamos por 3 la 2ª reacción de ionización:



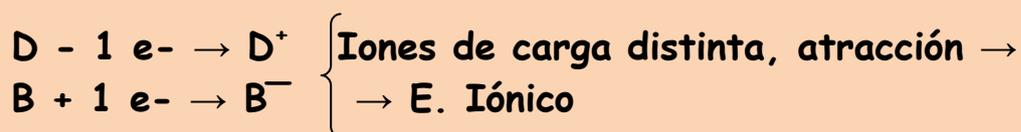
Proporción estequiométrica:

**1 átomo de C / 3 átomos de B**

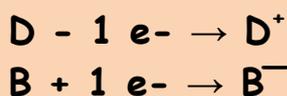
Fórmula: **CB<sub>3</sub>**

b3) B + D → No metal + Metal → E. Iónico

Reacciones de ionización:



El balance electrónico viene ajustado.



Proporción estequiométrica:

**1 átomo de D / 1 átomo de B**

Fórmula: **DB**

### Ejercicio resuelto41

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:

- Átomos de A con átomos de E
- Átomos de A con átomos de D
- Átomos de B con átomos de F
- Átomos de C con átomos de F
- Átomos de C con átomos de D

## Solución

Localización de los elementos químicos en la Tabla Periódica:

$Z_A = 11 \rightarrow$  Grupo I - A (Metal)  $\rightarrow$  1 e- de valencia

$Z_B = 8 \rightarrow$  VI - A (No metal)  $\rightarrow$  6 e- de valencia

$Z_C = 16 \rightarrow$  VI - A (No metal)  $\rightarrow$  6 e- de valencia

$Z_D = 9 \rightarrow$  VII - A (No metal)  $\rightarrow$  7 e- de valencia

$Z_E = 37 \rightarrow$  I - A (Metal)  $\rightarrow$  1 e- de valencia

$Z_F = 12 \rightarrow$  II - A (Metal)  $\rightarrow$  2 e- de valencia

a) Átomos de A con átomos de E

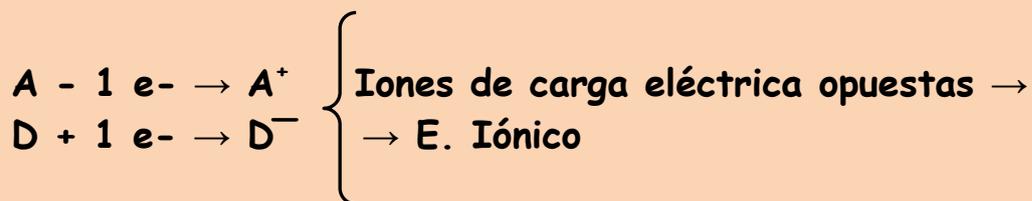


Millones de átomos de A y de E. No podemos establecer la unidad básica de la que nace la estructura metálica.

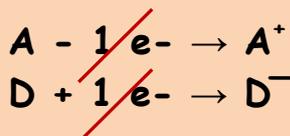
b) Átomos de A con átomos de D



Reacciones de ionización:



Establecido el balance electrónico:



Proporción estequiométrica:

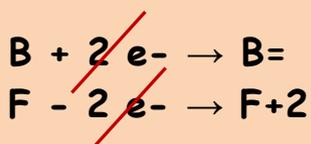
1 átomo A / 1 átomo D

Fórmula: **AD**

c) Átomos de B con átomos de F

$B + F \rightarrow$  No metal + Metal  $\rightarrow$  E. Iónico

Reacciones de ionización:



-----  
Reacción Global:  $B + F \rightarrow B^- + F^{+2}$

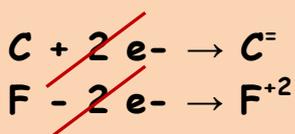
1 átomo de B / 1 átomo de F

Fórmula: **FB**

d) Átomos de C con átomos de F

$C + F \rightarrow$  No metal + Metal  $\rightarrow$  E. Iónico

Reacciones de ionización:



-----  
Reacción Global:  $C + F \rightarrow C^- + F^{+2}$

## 1 átomo de C / 1 átomo de F

Fórmula: **FC**

e) Átomos de C con átomos de D

$C + D \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  E. Covalente



Fórmula: **CD<sub>2</sub>**

### Ejercicio resuelto42

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

### Resolución

a) **Li con F**

Li (Metal): Grupo I - A  $\rightarrow$  1 e- de valencia  $\rightarrow$  Cede el electrón

F (No metal) : Grupo VII - A  $\rightarrow$  7 e- de valencia  $\rightarrow$  Capta 1 e- para conseguir su "octeto"

Reacciones de ionización:



El balance electrónico está establecido.



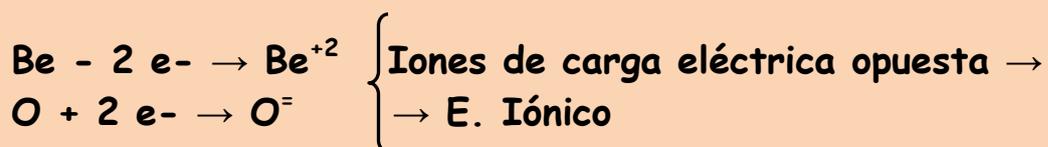
Fórmula: **LiF**

b) **Be con O**

Be (Metal): Grupo II - A o 2  $\rightarrow$  2 e<sup>-</sup> de valencia

O (No metal): Grupo VI - A o 16  $\rightarrow$  6 e<sup>-</sup> de valencia

El Berilio como metal cederá los dos electrones de la capa de valencia. El Oxígeno captará 2 e<sup>-</sup> para obtener su octeto:



Electrones ajustados. Sumamos las dos reacciones de ionización:



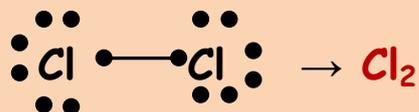
Fórmula: **BeO**

c) **Cl con Cl**

Cl (No metal)  $\rightarrow$  Grupo VII - A o 17  $\rightarrow$  7 e<sup>-</sup> de valencia

Cl (No metal)  $\rightarrow$  Grupo VII - A o 17  $\rightarrow$  7 e<sup>-</sup> de valencia

Dos átomos del mismo elemento químico, Cloro. Por ser No metal no ceden electrones por lo que existirá una **COMPARTICIÓN** electrónica:

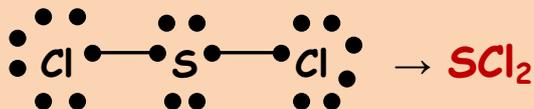


d) **Cl + S**

Cl (No metal): Grupo VII - A  $\rightarrow$  7 e- de valencia

S (No metal): Grupo VI - A  $\rightarrow$  6 e- de valencia

Al ser dos elementos No metálicos existirá entre ellos un enlace Covalente:



----- O -----