

## TEMA N° 6

# Estudio del Enlace Químico

### Contenido Temático

- 1.- La Necesidad del 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.- Propiedades de los compuestos Covalentes
  - 2.3.- Enlace Metálico
  - 2.4.- Enlace Intermolecular
    - 2.4.1.- Enlace Puente de Hidrógeno

### 1.- La Necesidad del 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**. Relata 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

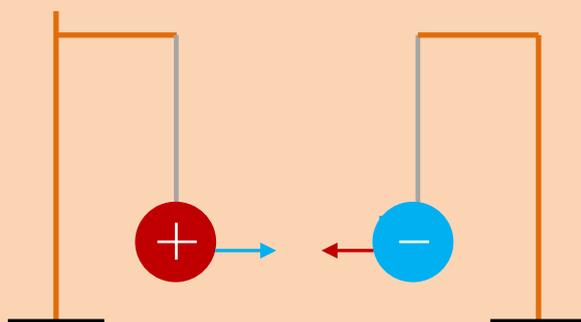
¿Qué ocurre entre cargas eléctricas de distinto signo?

**Video: Fuerzas Electroestáticas**

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

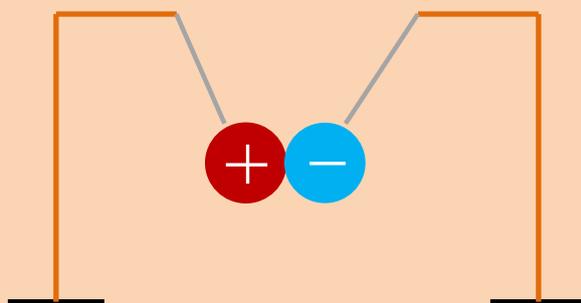
La **electricidad** puede ser **Positiva (+)** (exceso de protones en el átomo) y **negativa (-)** (exceso de electrones en el átomo).  
Supongamos la siguiente experiencia:

Dos péndulos de los cuales cuelgan esferas cargadas eléctricamente.



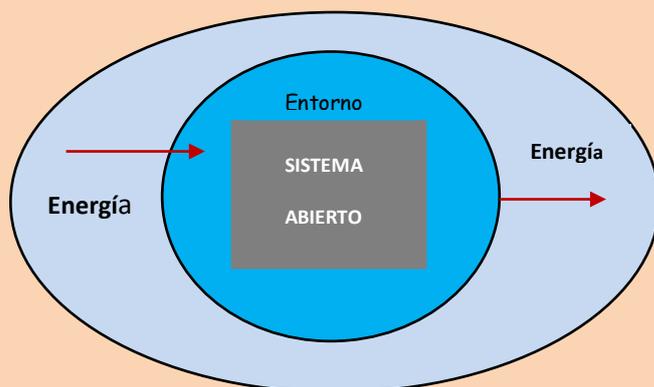
Una vez los cuerpos cargados queden en libertad se **atraerán** entre ellos. Nos lo dice la **Ley de Coulomb**:

"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:

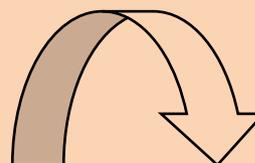


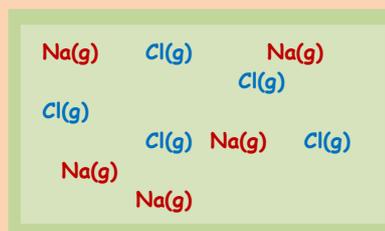
El **Sistema** contiene cantidad de átomos de **Cloro en estado gas**. Los átomos de **Sodio** se encuentran en el **Sistema** en gran cantidad pero en **estado sólido**, Na(s). Los átomos de Sodio deberán pasar a **estado gas** para entrar en el juego del enlace entre átomos. Para ello se debe realizar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



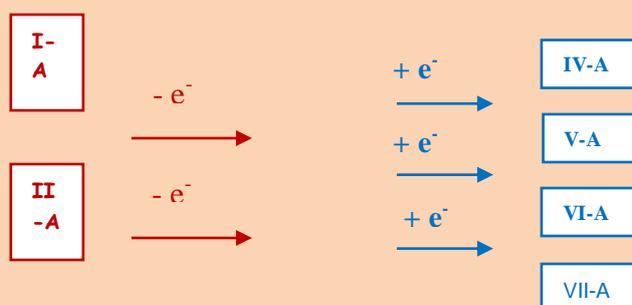


Estos átomos están en el **Sistema** pero no son **ESTABLES**. Recordemos que la estabilidad se consigue teniendo **8 electrones** en la **capa más externa** (capa de valencia) de la **Corteza Electrónica**. La estabilidad se puede conseguir **cediendo los electrones** de la **capa de valencia** y quedarse 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** → **1 e-** en la capa de valencia

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

**Na - 1 e- → 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** → **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:

**Cl + 1 e- → Cl<sup>-</sup>** (anión)

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 ente 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.**



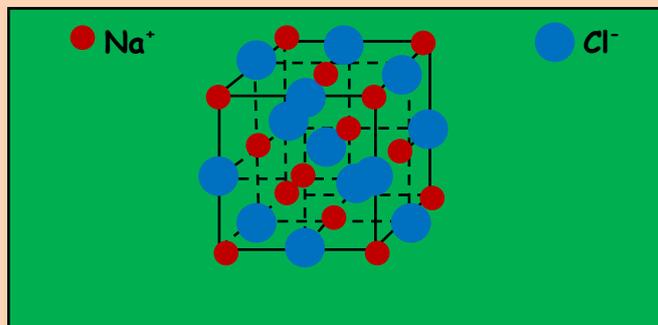
Cuando dos átomos se unen mediante **fuerzas electrostáticas** constituyen el llamado **ENLACE IÓNICO** también llamado **Enlace Polar** (por tener cargas eléctricas) o **enlace Heteropolar** (por ser las cargas eléctricas de distinto signo).

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  $\text{Na}(\text{g})$  y muchos  $\text{Cl}(\text{g})$ , 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)**:

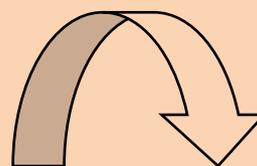
**Li**: Grupo **I - A** → **1 electrón** en la capa de valencia

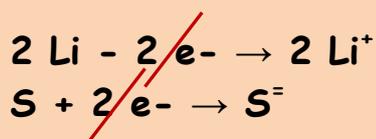
**S**: Grupo **VI - A** → **6 electrones** en la capa de valencia

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**:

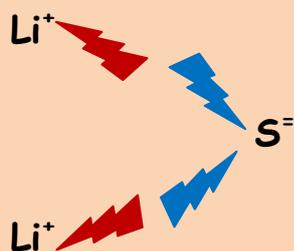




Al multiplicar por 2 la reacción de ionización hemos puesto en juego **2 átomos de Li**, como se pone de manifiesto en la reacción Global. El anión **S<sup>-</sup>** atraerá a **DOS** cationes **Li<sup>+</sup>** para que el conjunto quede **eléctricamente neutra**. En este enlace iónico la proporción 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 **Li<sup>+</sup>** y los aniones **S<sup>-</sup>**, 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 Resuelta**

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  $\rightarrow$  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:



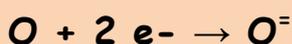
**Átomo de O:** Grupo VI - A  $\rightarrow$  6 e<sup>-</sup> en su capa de valencia. Se trata de un elemento No metálico y tenderá a tomar 2 e<sup>-</sup> para conseguir su octete y su estabilidad mediante el anión correspondiente. Reacción de ionización:



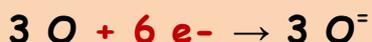
Los electrones que **capta** el átomo de Oxígeno los proporciona el **átomo** de Aluminio.

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 →  **$\text{Al}_2\text{O}_3$**

### 2.1.1.- Propiedades de los compuestos iónicos

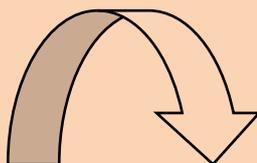
- a) No forman **auténticas moléculas**, forman **cristales moleculares**
- b) En **condiciones ambientales** se encuentran en **estado sólido**
- c) Presentan **elevados puntos de fusión y ebullición** debido a la fortaleza de la **atracción electrostática**
- d) Conducen la **corriente eléctrica** 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>

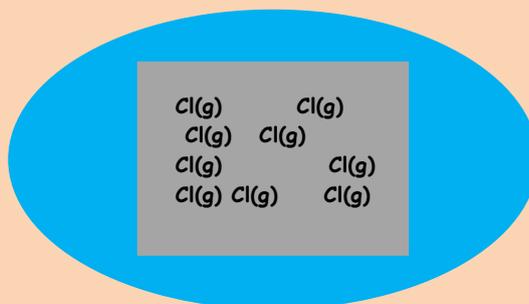
Animaciones aclaratorias sobre la formación del Enlace Iónico

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



## 2.2.- Enlace Covalente

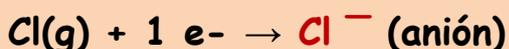
Nos encontramos en nuestro sistema donde existen gran cantidad de átomos de **Cloro** en estado gas, **Cl(g)**:



Estudiemos 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**,  $\text{Cl}_2$ , constituido por la unión de dos átomos de Cloro y totalmente estable.

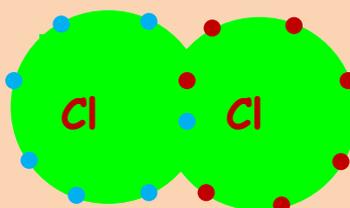
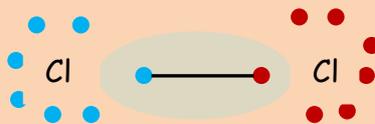
**¿Cómo se pueden unir dos átomos de cloro?**

**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**,  $\text{Cl}_2$ . 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  $\text{Cl}_2$ .

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:

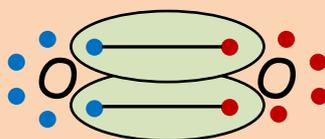
- Par de electrones **NO ENLAZANTES**
- Par de electrones **NO ENLAZANTES**
- Par de electrones **ENLAZANTES**

Mediante la **compartición de un par de electrones** hemos conseguido obtener la **molécula** de gas Cloro de fórmula **Cl<sub>2</sub>** en

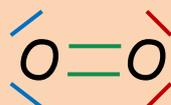
donde cada átomo de Cloro tiene **8 electrones** en su **capa de valencia**.

También es posible la compartición de **DOS** pares de electrones. Es el caso de la molécula de gas Oxígeno, **O<sub>2</sub>**. Lo vemos:

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

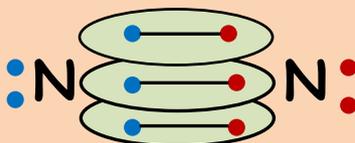


En estructura de Lewis:



La compartición de **dos pares de electrones** lleva consigo la formación de la **molécula** de gas Oxígeno de fórmula **O<sub>2</sub>**.

Podemos seguir el mismo camino para la molécula del gas Nitrógeno, **N<sub>2</sub>**:



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:

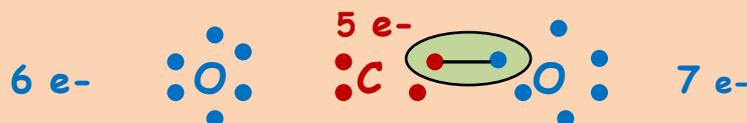
O  $\rightarrow$  VI - A  $\rightarrow$  6 electrones

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

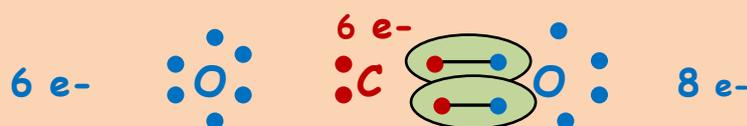


Empezaremos las comparticiones por la derecha:

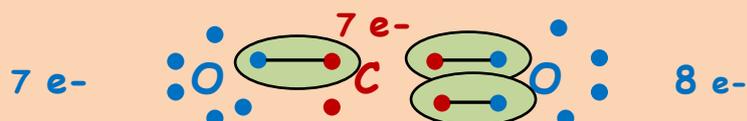
1ª Compartición:



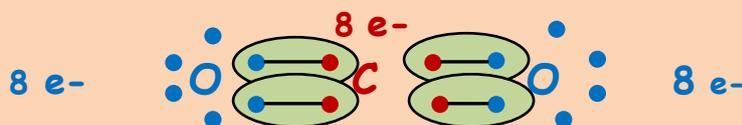
2ª Compartición



3ª Compartición:

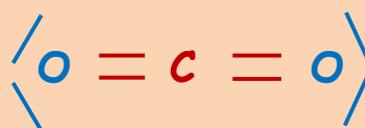


#### 4ª Compartición:



Todos los átomos han conseguido su "octeto".

Utilizando la Estructura de Lewis la molécula de CO<sub>2</sub> 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**.

#### Cuestión Resuelta

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

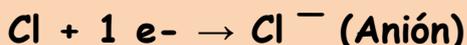
#### Resolución

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

**N:** Grupo V - A → 5 e- de valencia

**Cl:** Grupo VII - A → 7 e- de valencia

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

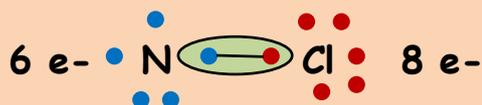


Los electrones captados serán proporcionados por un tercer átomo que no existe y de existir obtendríamos dos iones de igual carga eléctrica y que por lo tanto se repelerían. No existe una transferencia de electrones por lo que la unión nunca será posible mediante enlace Iónico. Para la unión de los átomos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

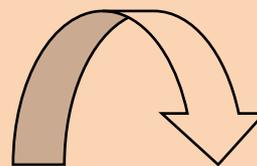
Partimos de un átomo de Nitrógeno y otro de Cloro:

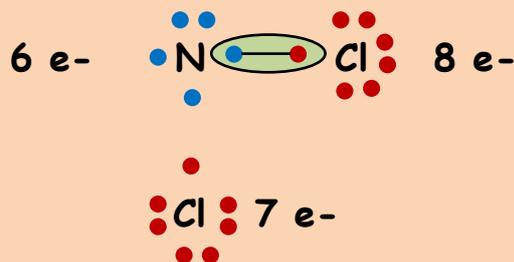


Primera compartición:

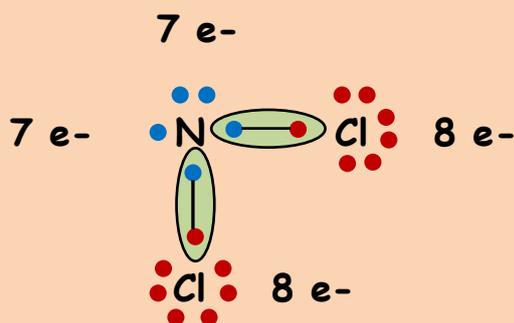


El átomo de Cloro ya tiene sus 8 e- pero el átomo de Nitrógeno solo tiene 6 e-. Una segunda compartición no se puede producir entre los mismos átomos puesto que a pesar de que el Nitrógeno conseguiría 7 e- el átomo de Cloro tendría 9 e-, nos pasamos del "octeto" para el Cloro. La única forma posible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

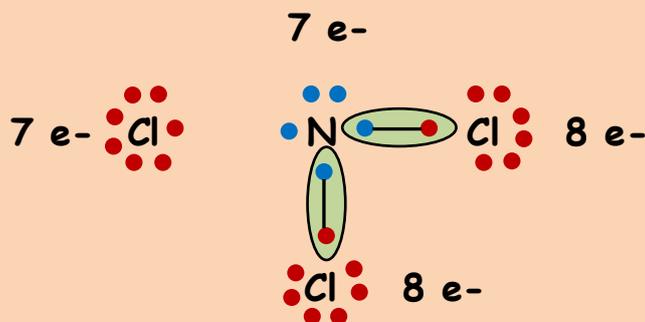




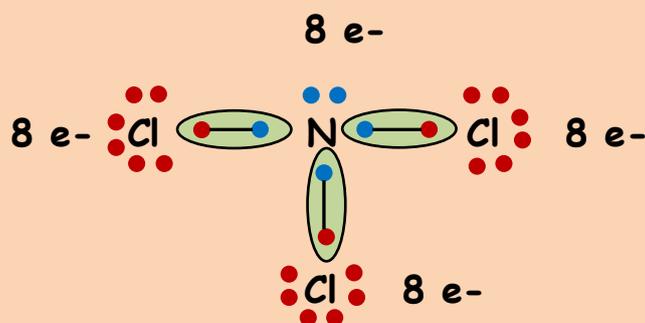
Segunda compartición:



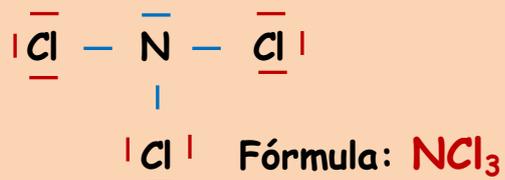
El octavo electrón del átomo de nitrógeno lo conseguiremos incorporando al conjunto un nuevo átomo de Cloro:



Tercera compartición:



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

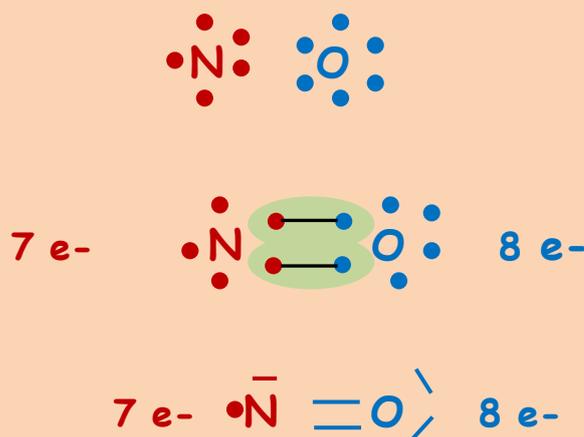


Es importante aclarar que la teoría del "octeto" mediante compartición de electrones **no es capaz de justificar la estabilidad de todas las moléculas**. En las comparticiones podemos quedarnos **cortos** en cuanto al "octeto" y en otras nos pasamos de **8 electrones** compartidos y son moléculas totalmente 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

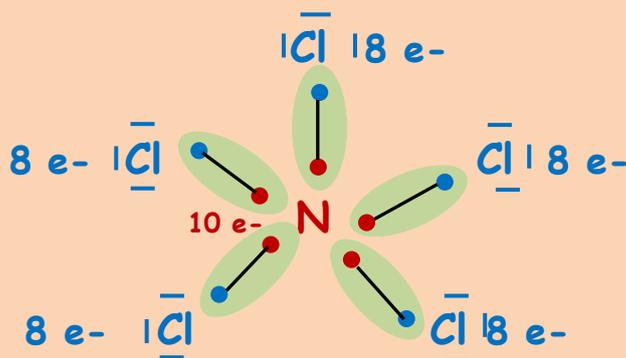
O → VI - A → 6 electrones de valencia



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>

### 2.2.1.- Propiedades de los Compuestos Covalentes

- Forman auténticas moléculas
- No conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación
- Tienen puntos de fusión y ebullición inferiores a los presentados por los compuesto iónicos. El enlace Covalente es más débil que el Iónico
- Son solubles en disolventes covalentes (Tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$ )

### 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**.

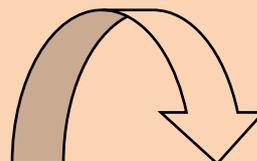
Este modelo teórico establece que la estructura metálica, **enlace Metálico**, consiste en un conjunto de **iones positivos (Restos Positivos)** colocados en los **vértices de la red cristalina**, entre los que pueden moverse libremente los electrones.

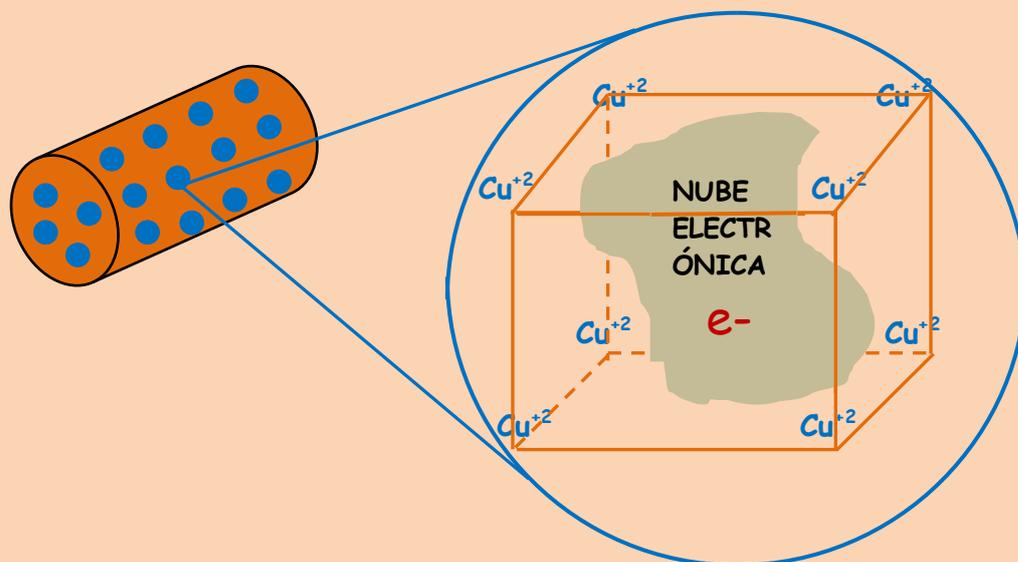
Consideremos el **Cobre** como elemento **Metálico**. Para que los átomos de Cobre se transformen en cationes **Cu<sup>+2</sup>** deben realizar la reacción de ionización siguiente:



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=agaqcEg549Y>

## Enlace Metálico

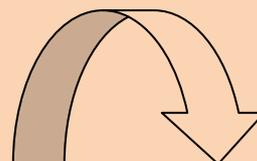
[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/metlico.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/metlico.htm)

## 2.4.- Enlace Intermolecular

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

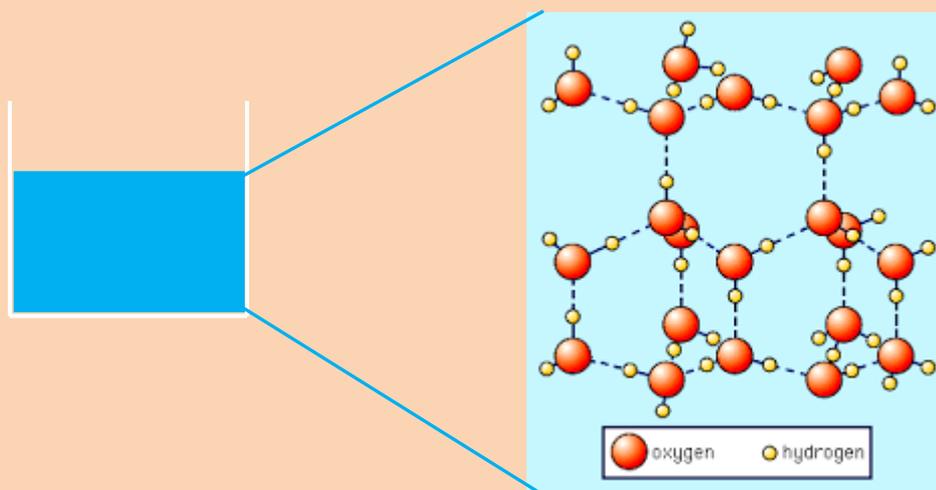
Supongamos el compuesto químico **Agua**. Se presenta en estado **sólido**, **líquido** y **gas**. La fórmula de la molécula de agua es  $H_2O$ , esta entidad química solo se encuentra como tal en estado gas, vapor de agua. En el vapor de agua nos encontramos con millones de moléculas de  $H_2O$  con 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>

### 3.- Cuestiones teóricas

#### Cuestión Resuelta

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**

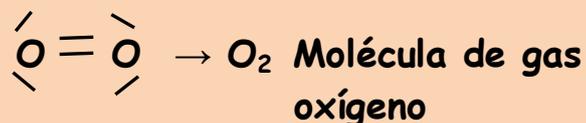
Los átomos de los elementos químicos, **excepto** los de los **Gases Nobles**, nunca se encuentran aislados independientemente de que formen enlaces Covalentes o Iónico.

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.

### **Cuestión Resuelta**

¿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

### **Cuestión Resuelta**

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:

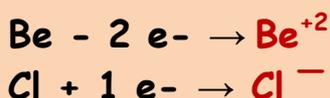


El Cloro como no metal aceptará 1 e<sup>-</sup> de valencia para completar su "octeto". Reacción de ionización:

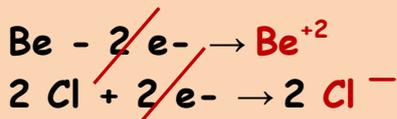


Los electrones que capta el Cloro proceden de los átomos de Berilio. Los cationes Be<sup>+2</sup> y aniones Cl<sup>-</sup> se atraen electrostáticamente formando entre ellos un enlace Iónico.

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



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



Proporción estequiométrica:

1 átomo Be / 2 átomos Cl

Fórmula: **BeCl<sub>2</sub>**

### Cuestión Resuelta

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

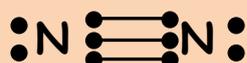
## Solución

N (No metal): Grupo V - A → 5 electrones de valencia

N (No metal): Grupo V - A → 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:



## Cuestión Resuelta

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 → 1 electrón de valencia

Mg (Metal): Grupo II - A → 2 electrones de valencia

Ar (No metal): VIII - A → 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. Reacción de ionización:



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

### Cuestión Resuelta

Un elemento químico, A, tiene de número atómico  $Z = 12$  y otro de número atómico, B,  $Z = 12$  ¿Cuál es la fórmula del compuesto de formarán? ¿Qué tipo de enlace se formará entre ambos?

### Resolución

Localización de A y B:

Al tener el mismo número atómico se trata del mismo elemento químico.

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

Cuando se unen elementos metálicos su unión se establece mediante **Enlace metálico**. Dando una estructura cristalina en estado sólido en donde no podemos establecer el número de átomos que se unirán. la Fórmula la podemos establecer como **Mg<sub>x</sub>** (x = millones y millones de átomos de Magnesio).

### Cuestión Resuelta

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

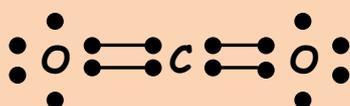
### Resolución

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  $\text{CO}_2$  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**.

### Cuestión Resuelta

¿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 (NH<sub>3</sub>) ¿Qué clase de enlaces presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

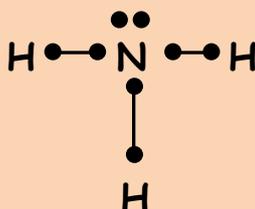
### Resolución

N (No metal): Grupo V - A → 5 electrones de valencia

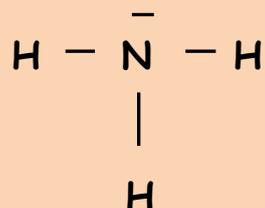
H (No metal): Grupo I - A → 1 electrón de valencia

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:



### Cuestión Resuelta

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):  $\rightarrow \text{I} - \text{A} \rightarrow 1 \text{ e}^-$  de valencia

O (No metal):  $\rightarrow \text{VI} - \text{A} \rightarrow 6 \text{ e}^-$  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  $\rightarrow 3 \text{ e}^-$  de valencia

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

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

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

**Cuestión Resuelta**

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:

a) Cuando unimos átomos de B con átomos de B obtenemos una molécula de fórmula B<sub>2</sub>

b) La unión de átomos de B con átomos de F se realiza mediante Enlace Iónico obteniendo el compuesto de fórmula FB

c) La unión de átomos de C con átomos de D nos lleva al compuesto SD<sub>2</sub>

d) La unión de átomos de F con átomos de F se realiza mediante Enlace metálico

e) La unión de átomos de A con átomos de D se produce el compuesto químico AF mediante Enlace Iónico

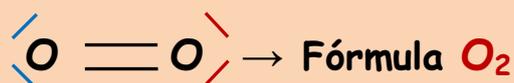
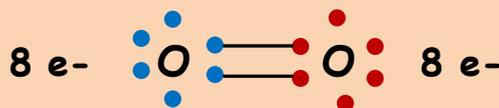
## Solución

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

- $Z_A = 11 \rightarrow$  Sodio, Na  $\rightarrow$  I - A (Metal)  $\rightarrow$  1 e- de valencia  
 $Z_B = 8 \rightarrow$  Oxígeno, O  $\rightarrow$  VI - A (No metal)  $\rightarrow$  6 e- valenc.  
 $Z_C = 16 \rightarrow$  Azufre, S  $\rightarrow$  VI - A (No metal)  $\rightarrow$  6 e- valenc.  
 $Z_D = 9 \rightarrow$  Flúor, F  $\rightarrow$  VII - A (No metal)  $\rightarrow$  7 e- valencia  
 $Z_E = 37 \rightarrow$  Rubidio, Rb  $\rightarrow$  I - A (Metal)  $\rightarrow$  1 e- valencia  
 $Z_F = 12 \rightarrow$  Magnesio, Mg  $\rightarrow$  II - A (Metal)  $\rightarrow$  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:



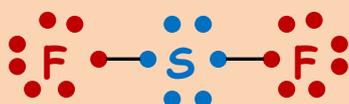
Proporción estequiométrica:

1 átomo Mg / 1 átomo de Oxígeno

Fórmula: **MgO**

c) **CIERTA**

C + D → S + F → No metal + No metal → 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

### Cuestión Resuelta

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:

$\text{CaF}_2 \rightarrow$  Metal + No metal  $\rightarrow$  **Compuesto Iónico**

$\text{CO}_2 \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  **Compuesto Covalente**

$\text{NaBr} \rightarrow$  Metal + No metal  $\rightarrow$  **Compuesto Iónico**

$\text{PCl}_5 \rightarrow$  No metal + No metal  $\rightarrow$  **Compuesto covalente**

- a) Los compuestos iónicos:  $\text{CaF}_2$  y  $\text{NaBr}$
- b) Los compuestos covalentes:  $\text{CO}_2$  y  $\text{PCl}_5$
- c) Los compuestos covalentes:  $\text{CO}_2$  y  $\text{PCl}_5$
- d) Los compuestos iónicos:  $\text{CaF}_2$  y  $\text{NaBr}$
- e) Los compuestos covalentes:  $\text{CO}_2$  y  $\text{PCl}_5$

## Cuestión Resuelta

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:

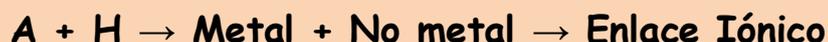
- 1.- Átomos de A con átomos de H
- 2.- Átomos de G con átomos de H
- 3.- Átomos de E con átomos de I
- 4.- Átomos de B con átomos de G
- 5.- Átomos de D con átomos de H
- 6.- Átomos de E con átomos de G
- 7.- Átomos de F con átomos de G

## Resolución

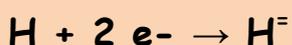
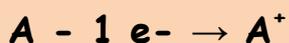
Localización y electrones de valencia de los elementos en la Tabla Periódica:



### 1.- Átomos de A con átomos de H



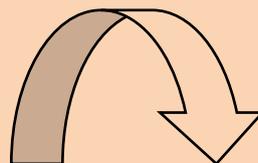
Reacciones de ionización:



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



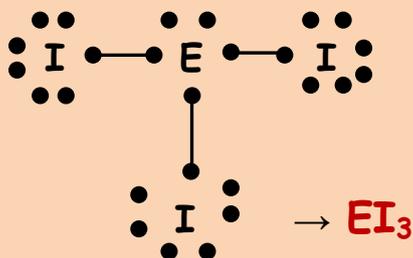
Fórmula: **A<sub>2</sub>H**



2.- Átomos de G con átomos de H



3.- Átomos de E con átomos de I



4.- Átomos de B con átomos de G

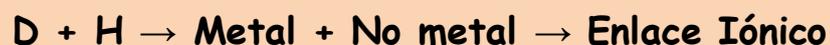


Reacciones de ionización:



Fórmula: **BG**

5.- Átomos de D con átomos de H

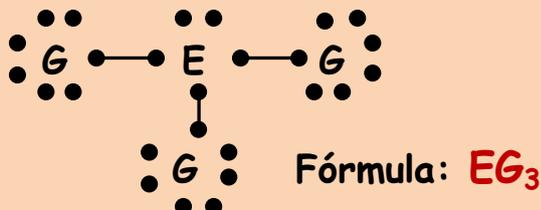


Reacciones de ionización:



Fórmula: **DH**

6.- Átomos de E con átomos de G



7.- Átomos de F con átomos de G



### Cuestión Resuelta

Dados los compuestos químicos: Na<sub>2</sub>S, SBr<sub>2</sub>, PCl<sub>3</sub>, RbBr, SrS, PBr<sub>3</sub> y SeBr<sub>2</sub>, determinar:

- Los compuestos iónicos
- Los compuestos covalentes
- Los solubles en agua
- Los conductores de la electricidad en estado disuelto
- Los solubles en disolventes covalentes

f) Los NO conductores de la electricidad

### Resolución

a)  $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{E. Iónico} \rightarrow \text{Comp. Iónico}$

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

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

b)  $\text{SBr}_2 \rightarrow \text{No metal} + \text{No metal} \rightarrow \text{E. Covalente} \rightarrow \text{Compues. Covalente}$

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

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

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

c) Los iónicos

d) Los iónicos

e) Los covalentes

f) Los covalentes

### Cuestión Resuelta

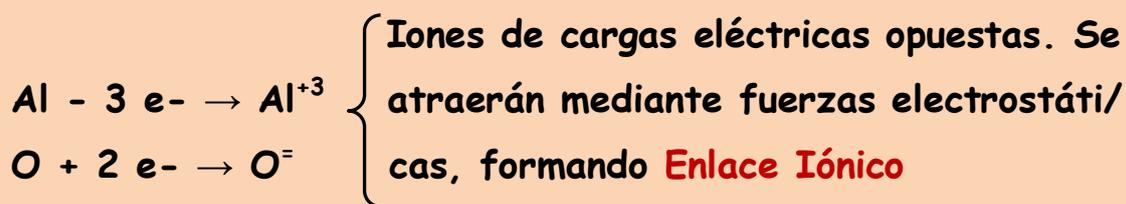
Escribir las reacciones de ionización y deducir la fórmula del compuesto iónico formado por oxígeno y aluminio.

### Resolución

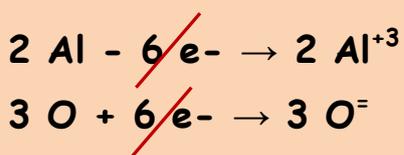
Aluminio → Metal → Grupo III - A → 3 e- de valencia →  
→ Serán cedidos

Oxígeno → No metal → Grupo VI - A → 6 e- de valencia →  
→ 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)

### Cuestión Resuelta

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:

$$Z_A = 6 \rightarrow \text{IV} - A \rightarrow 4 e^- \text{ de valencia}$$

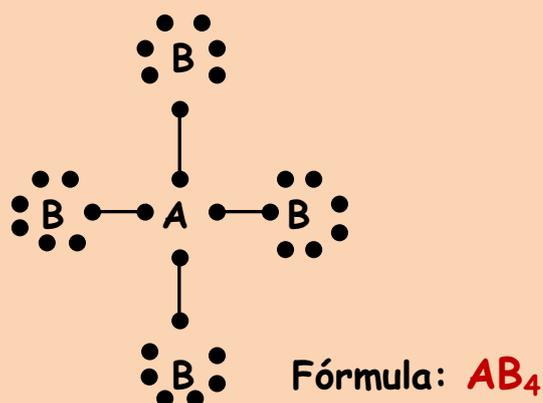
$$Z_B = 9 \rightarrow \text{VII} - A \rightarrow 7 e^- \text{ de valencia}$$

$$Z_C = 13 \rightarrow \text{III} - A \rightarrow 3 e^- \text{ de valencia}$$

$$Z_D = 19 \rightarrow \text{I} - A \rightarrow 1 e^- \text{ de valencia}$$

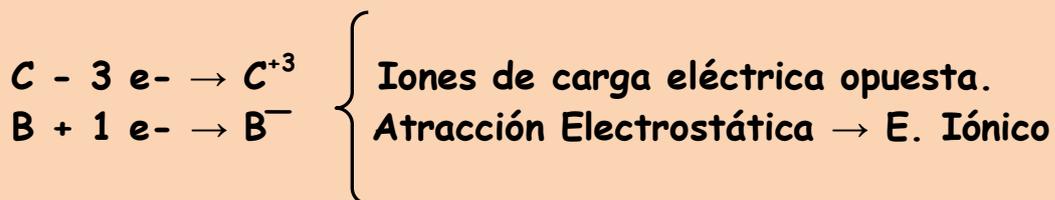
a) Contestada anteriormente

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

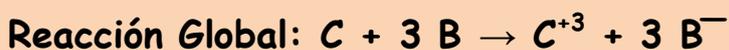
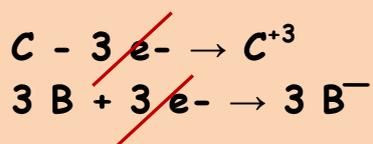


b2)  $B + C \rightarrow$  No metal + Metal  $\rightarrow$  E. Iónico

Reacciones de ionización:



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



Proporción estequiométrica:

**1 átomo de C / 3 átomos de B**

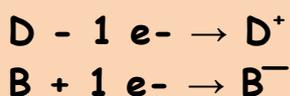
Fórmula: **CB<sub>3</sub>**

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**

### Cuestión Resuelta

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

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

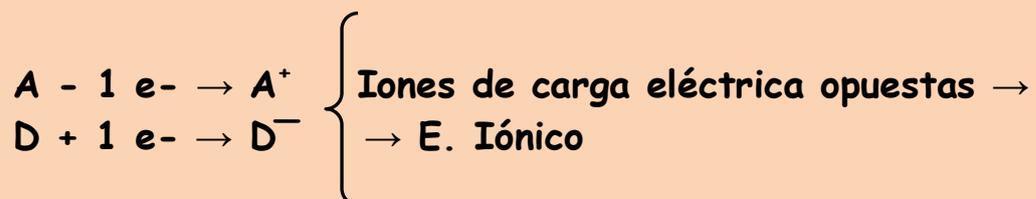
$A + E \rightarrow$  Metal + Metal  $\rightarrow$  Enlace Metálico  $\rightarrow A_xE_y$

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

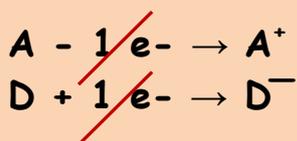
b) Átomos de A con átomos de D



Reacciones de ionización:



Establecido el balance electrónico:

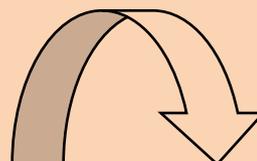


Proporción estequiométrica:

**1 átomo A / 1 átomo D**

Fórmula: **AD**

c) Átomos de B con átomos de F



Reacciones de ionización:



1 átomo de B / 1 átomo de F

Fórmula: **FB**

d) Átomos de C con átomos de F



Reacciones de ionización:



1 átomo de C / 1 átomo de F

Fórmula: **FC**

e) Átomos de C con átomos de D



Fórmula:  $\text{CD}_2$

### Cuestión Resuelta

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**

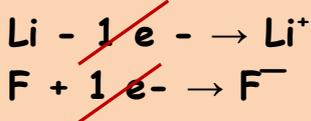
Li (Metal): Grupo I - A  $\rightarrow$  1 e- de valencia  $\rightarrow$  Cede el electrón

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.



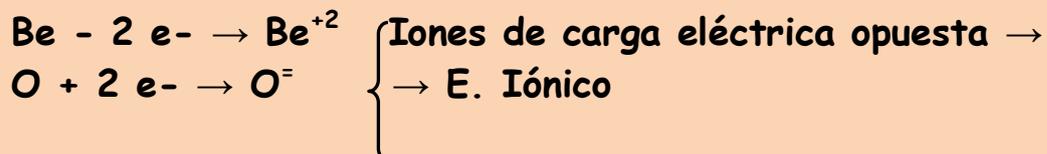
Fórmula: **LiF**

b) **Be con O**

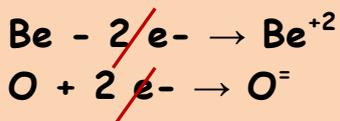
Be (Metal): Grupo II - A o 2  $\rightarrow$  2 e- de valencia

O (No metal): Grupo VI - A o 16  $\rightarrow$  6 e- 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:



Balance electrónico ajustado. Sumamos las dos reacciones de ionización:



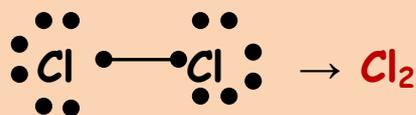
Fórmula: **BeO**

c) **Cl con Cl**

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

Cl (No metal) → Grupo VII - A o 17 → 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:

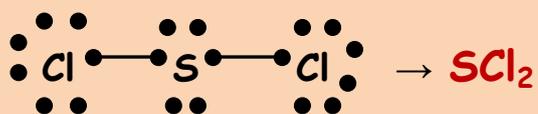


d) **Cl + S**

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

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

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



----- O -----