

## TEMA N° 9. TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

He sido durante treinta y siete años profesor de **Química y Física**. Hoy en día sigo trabajando con estas dos Ciencias y cada día que pasa más me enamoro de ellas. La **Química** estudia la **MATERIA** y las transformaciones de la **Materia**. La **Física** estudia las **Transformaciones físicas de la Materia**. Si tenemos presente que todo lo que nos rodea es **Materia** llego a la conclusión de la **Química** y la **Física** son las dos ramas de la **Ciencia** más **IMPORTANTES** que existen. Incluso la **Química** es la causa de nuestros sentimientos. Existen unas sustancias químicas llamadas **HORMONAS** que regulan nuestras sensaciones, por ejemplo: Las **Endorfinas**, la hormona del bienestar ( es nuestra droga endógena), la **Dopamina**, la hormona del amor, la **Serotonina**, la hormona de la tranquilidad interna, la **Adrenalina**, la hormona de la emoción y otras hormonas como las que dan el carácter de ser madre y comportarnos como tales. **TODO LO DOMINA LA QUÍMICA**. Sin embargo, y, ya se ha puesto de manifiesto que para que se pueda constituir la **MATERIA** dependemos de **TRES** dígitos, en este orden: **8**, **2** y **18** que son el número de electrones con los cuales los átomos se estabilizan para formar las **Moléculas**, estas los **Compuestos Químicos** y estos la **MATERIA**. No lo puedo negar, las **Matemáticas** también tienen su función en este Mundo. En fin, **COMPARTAMOS** todos los científicos lo poco que conocemos de todo aquello que nos rodea.

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>

Intentaré explicaros el **TEMA** con los contenidos:

- 1.- *Fuerzas Electroestáticas. Enlace Iónico (pág. N° 1)*
- 2.- *Propiedades de los compuestos Iónicos (pág. N° 8)*
- 3.- *Enlace covalente (pág. N° 9)*
- 4.- *Propiedades de los compuestos Covalentes (pág. N° 21)*
- 5.- *Ejercicios Resueltos (pág. N° 22)*
- 6.- *Experiencia de laboratorio (pág. N° 58)*

## ENLACES QUÍMICOS

### 1.- *Fuerzas Electrostáticas. Enlace Iónico*

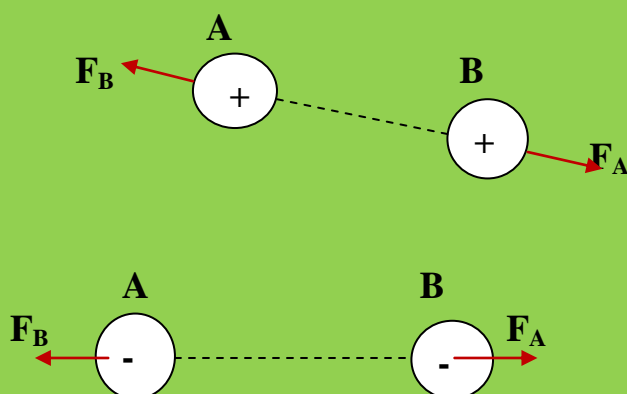
Para empezar el tema de Enlaces es bueno recordar las llamadas **FUERZAS ELECTROSTÁTICAS**.

Video: Fuerzas Electrostáticas

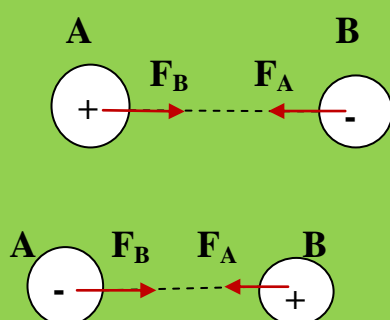
[http://www.youtube.com/watch?v=9uajkA\\_CYc](http://www.youtube.com/watch?v=9uajkA_CYc)

Cuando tenemos dos cuerpos separados entre sí una distancia determinada, según sea su carga eléctrica, se producirá una fuerza **ATRÁCTICA** o **REPULSIVA**.

Si las cargas son del **mismo signo**, los cuerpos **SE REPELEN**:



Si las cargas son de **DISTINTO** signo los cuerpos **SE ATRAEN**:



**Conclusión:** Dos cuerpos con cargas eléctricas de **signo contrario SE ATRAEN** y con cargas eléctricas del **mismo signo SE REPELEN**.



## ENLACES QUÍMICOS

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

Video: Enlace iónico

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

Enlace Iónico

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

Enlace Iónico

[http://dieumsnh.qfb.umich.mx/fisquimica/enlace\\_ionico.htm](http://dieumsnh.qfb.umich.mx/fisquimica/enlace_ionico.htm)

Enlace Iónico

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

Animaciones aclaratorias sobre la formación del Enlace Iónico

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

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

a)

**Formación del cloruro sódico, NaCl:**

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

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

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

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

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

## ENLACES QUÍMICOS

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

Energéticamente es más factible la primera posibilidad. El sodio perderá su electrón y se convertirá en un Catión:



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

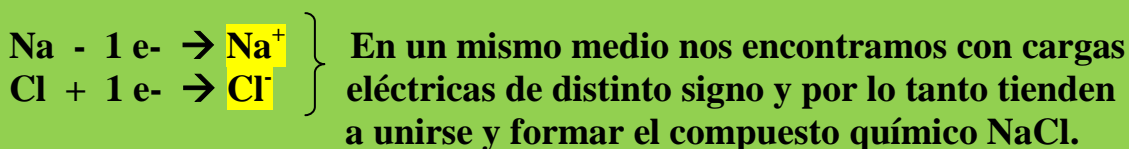
El átomo de cloro, al igual que el del sodio, tiene dos caminos para conseguir los 8 e-:

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

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



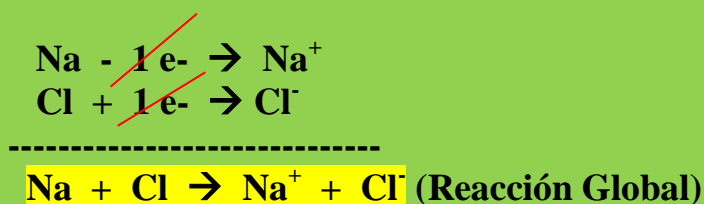
Si unimos las dos reacciones de ionización:



Explicamos las dos reacciones de ionización anteriores:

El átomo de Na cede 1 e- que es precisamente el que gana el átomo de Cl. El número de electrones GANADOS ES IGUAL AL NÚMERO DE ELECTRONES CEDIDOS (balance electrónico).

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



## ENLACES QUÍMICOS

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

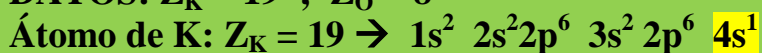


El miembro de la derecha nos indica que el **sistema (compuesto químico) se encuentra neutralizado** (no hay exceso de cargas eléctricas), el compuesto químico, en conjunto, **es eléctricamente neutro**.

### Ejemplo de Enlace Iónico:

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

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



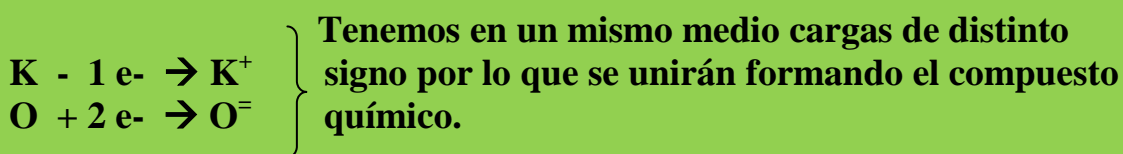
El átomo de Potasio busca el OCTETE, para ello cederá el electrón de la última capa y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:



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



Unimos las dos reacciones de ionización:



Recordar el balance electrónico ( n° electrones cedidos = n° electrones ganados). Para conseguir la neutralidad multiplicaremos la primera reacción por 2:



## ENLACES QUÍMICOS

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

**2 átomos de K / 1 átomo de O**

Fórmula: **K<sub>2</sub>O**

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

### Ejemplo de Enlace Iónico:

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

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

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

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

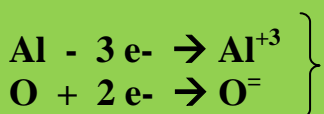
**Al - 3 e-  $\rightarrow$  Al<sup>+3</sup>** (Cación) (1)

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

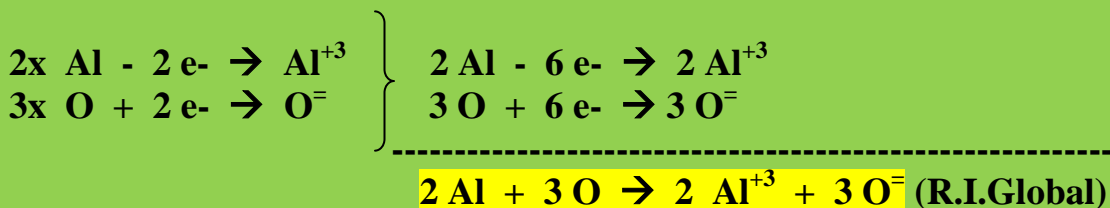
Seis e- en la última capa. Tomará dos e- y conseguirá los 8 e- que busca:

**O + 2 e-  $\rightarrow$  O<sup>=</sup>** (Anión) (2)

Unimos las dos reacciones de ionización:



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



## ENLACES QUÍMICOS

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

**2 átomos Al / 3 átomos O** → Fórmula: **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

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

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

- Se produce por una **TRANSFERENCIA** de electrones entre átomos que **CEDEN** fácilmente electrones (izquierda del S.P) con átomos que **CAPTAN** fácilmente electrones (derecha del S.P).
- La Transferencia electrónica produce **IONES** de **CARGA ELECTRICA DE SIGNO CONTRARIO** ( aniones y cationes).
- La **FUERZA ELECTROSTÁTICA** (muy fuerte) une los iones y se forma el compuesto iónico.

### Problema propuesto:

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

- A con E
- A con D
- B con F
- C con F
- C con D

### Soluciones:

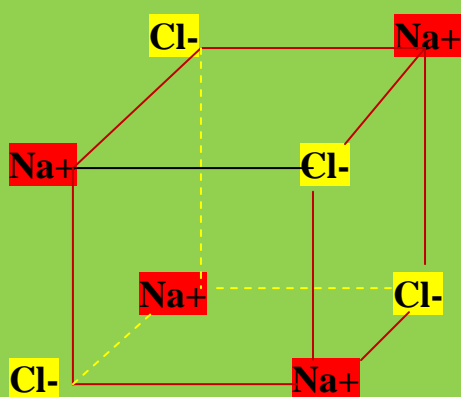
- Iónico, A<sub>2</sub>E
- Iónico, AF
- Iónico, BF
- Iónico, CF
- Iónico, CD<sub>2</sub>



### 2.- Propiedades de los Compuestos iónicos.

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

- a) No forman auténticas **MOLECULAS**, forman **CRISTALES MOLECULARES**. Me explicaré. Si vamos a las salinas de Torre Vieja y cogemos un cristal de SAL ( NaCl ), en dicho cristal no existe un átomo de sodio y otro de cloro, existen millones y millones de cationes sodio,  $\text{Na}^+$ , y el mismo número de aniones cloruro,  $\text{Cl}^-$ . Forman un entramado cristalino, **SISTEMA DE CRISTALIZACIÓN**, que viene determinado por el llamado **ÍNDICE DE COORDINACIÓN** ( número de iones que rodean a otro de carga eléctrica distinta). En el caso del cloruro sódico, NaCl, el Índice de Coordinación es de 6, es decir, 6 cationes sodio,  $\text{Na}^+$ , rodean a 6 aniones cloruro,  $\text{Cl}^-$  y cada anión cloruro rodea a 6 cationes sodio. El Sistema de Cristalización en el cloruro sódico es el **CÚBICO**. Esto quiere decir que la **MALLA UNIDAD** es un cubo en cuyos vértices se colocan los iones enfrentándose siempre los de carga eléctrica distinta.



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

- b) *Son sólidos a temperatura ambiente*. Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.



## ENLACES QUÍMICOS

- c) En estado *sólido no conducen la corriente eléctrica*, pero sí lo hacen cuando se hallan *disueltos o fundidos*.
- d) Tienen *altos puntos de fusión y de ebullición* debido a la fuerte atracción entre los iones. Por ello pueden usarse como material refractario
- e) *Son duros y quebradizos*. La dureza, entendida como oposición a ser rayado, es considerable en los compuestos iónicos; al suponer el rayado la ruptura de enlaces por un procedimiento mecánico, este resulta difícil debido a la estabilidad de la estructura cristalina.
- f) *Son muy solubles en agua*. Estas disoluciones son buenas conductoras de la electricidad (se denominan electrolitos).

### 3.- Enlace Covalente

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

DATO:  $Z_{Cl} = 17$

Procederemos de la misma forma que en el caso del Enlace Iónico.  
*La molécula de gas cloro está constituida por dos átomos de cloro:*

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

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

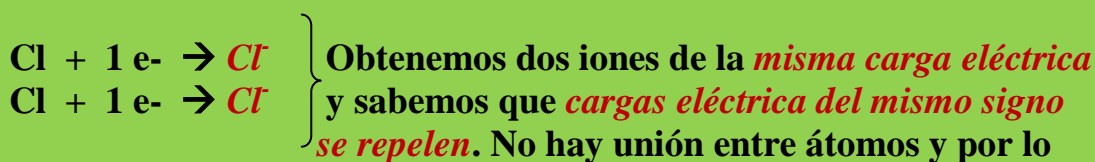


*2º Átomo de Cl:*  $Z_{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Hará exactamente lo mismo que el primer átomo de cloro:



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



## ENLACES QUÍMICOS

tanto no existirá **ENLACE IÓNICO**.

De alguna forma se tienen que unir los dos átomos de cloro puesto que el *gas cloro ( $Cl_2$ ) existe y es estable*. Nos adentramos en otro tipo de enlace químico llamado **ENLACE COVALENTE**.

Video: Enlace Covalente

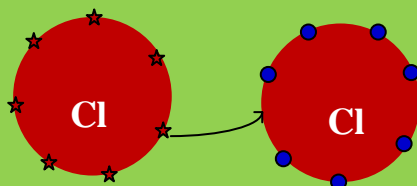
<http://www.youtube.com/watch?v=aJH93Ee0-pI>

**Lewis** pensó que si los átomos no se podían unir por *Enlace Iónico* puesto que *no se producía una transferencia de electrones*, podía existir una **COMPARTICIÓN DE ELECTRONES**. Constituye la teoría del **OCTETO DE LEWIS**. Veamos como ejemplo la unión entre átomos existente en la molécula del gas cloro,  $Cl_2$ :

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

★ = Electrón

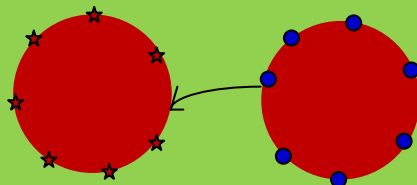
● = Electrón



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

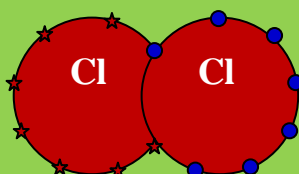
★ = Electrón

● = Electrón



★ = Electrón

● = Electrón

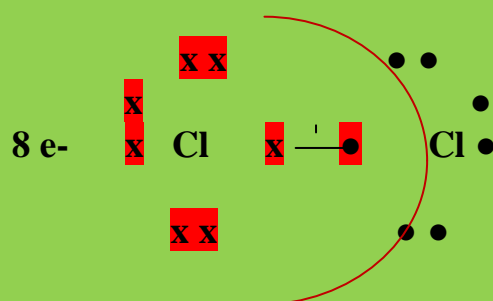


## ENLACES QUÍMICOS

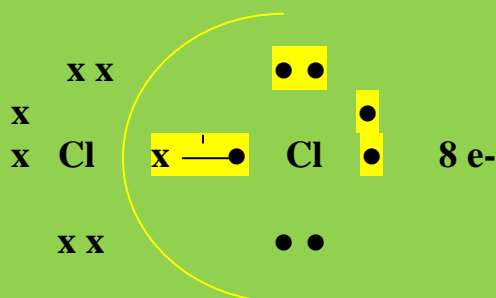
De esta forma el átomo de la derecha ya tiene sus 8 e-. A continuación el átomo de la derecha, *agradecido*, introduce en la última capa del átomo de la izquierda un electrón para compartir con él:

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

Esta compartición también se puede representar de la forma:



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



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

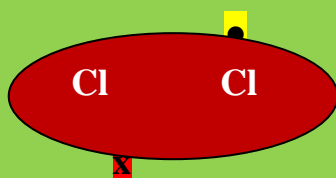
Podemos esquematizar más la compartición electrónica:



## ENLACES QUÍMICOS

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

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



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

Encontramos moléculas en donde se produce la compartición de **DOS PARES DE ELECTRONES**. Este es el caso de la molécula del **gas oxígeno, O<sub>2</sub>**. Veamos cómo se producen:

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

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

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

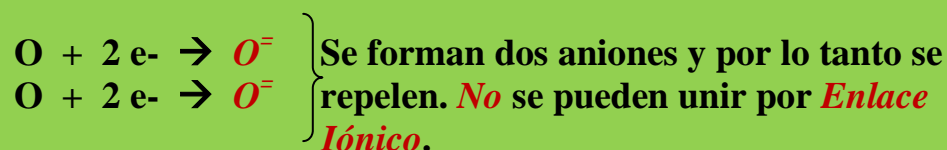


**2º Átomo de Oxígeno:** Z<sub>O</sub> = 8 → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>

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

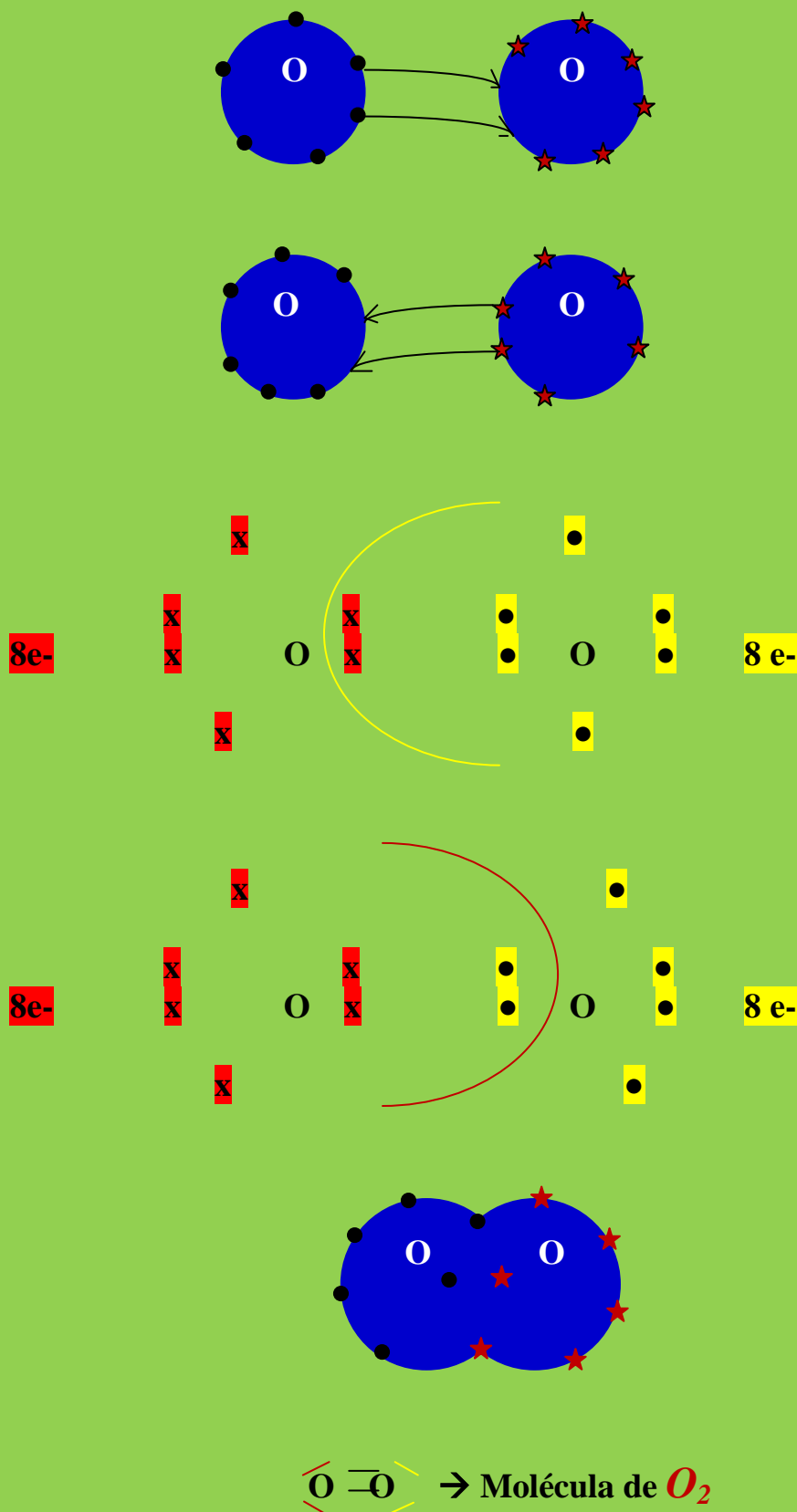


Si unimos las dos reacciones de ionización:



## ENLACES QUÍMICOS

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



## ENLACES QUÍMICOS

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

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

Como en el caso del Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, el *Nitrógeno* no se puede unir a otro átomo de *Nitrógeno* mediante **Enlace Iónico**. Existe por tanto una **compartición de electrones**:

Molécula de N<sub>2</sub>.

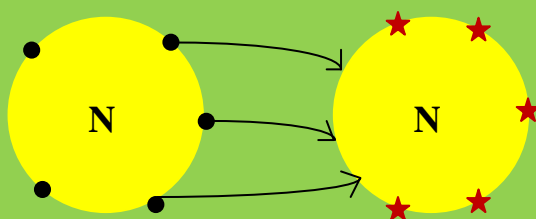
Constituida por dos átomos de Nitrógeno.

**1º Átomo de nitrógeno:** Z<sub>N</sub> = 7 → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup> Capa de **VALENCIA**.

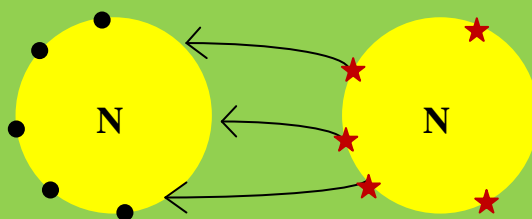
En dicha capa de VALENCIA hay 5 e-, *el átomo de nitrógeno tomará 3 e-* y completar su **OCTETO**.



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

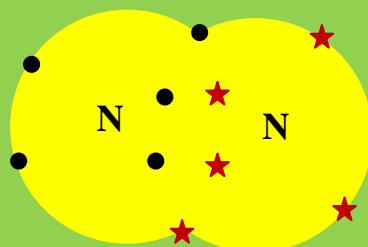


El átomo de la derecha ya tiene sus 8 e-. Será ahora el átomo de la derecha quien compartirá tres electrones con el de la izquierda.



## ENLACES QUÍMICOS

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



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



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

Vamos a complicar un poco el *enlace Covalente* con el estudio de la molécula del Tricloruro de fósforo, *PCl<sub>3</sub>*.

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

*Átomo de Fósforo*:  $Z_{\text{P}} = 15 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  **5 e-** en capa de VALENCIA

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

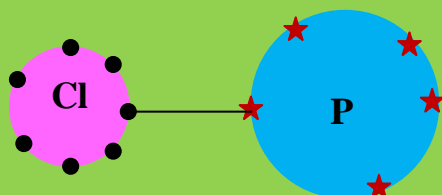
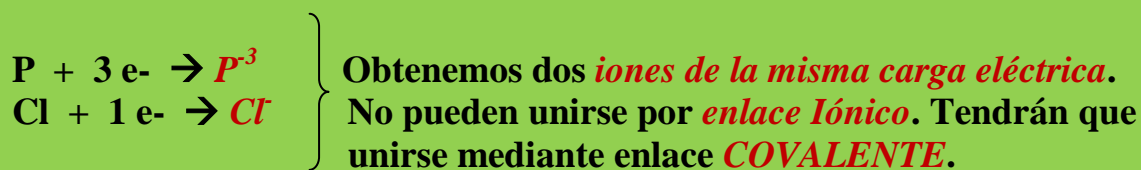


El átomo de Cloro tiene 7 e- en su última capa y *tenderá a tomar 1 e-* *para conseguir su OCTETE*. La reacción de ionización es:

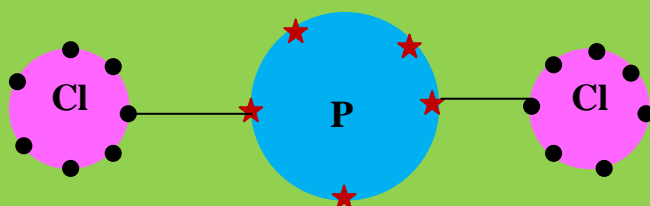


## ENLACES QUÍMICOS

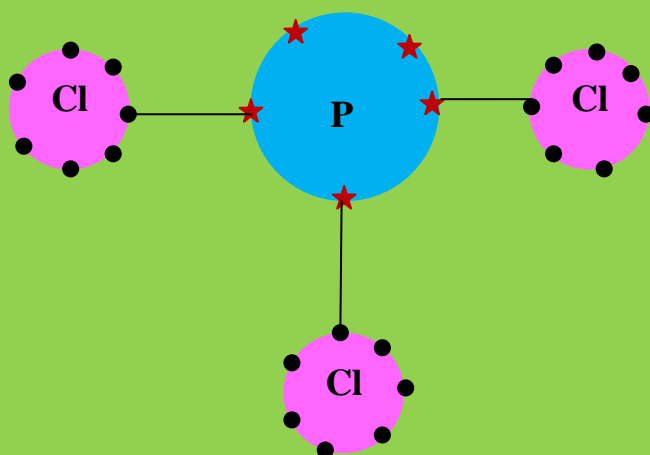
Si unimos las dos reacciones de ionización:



Con esta compartición el *átomo de Cloro tiene sus 8 e-* pero el átomo de *fósforo sólo tiene 6 e-* . *No podemos realizar otra compartición* entre estos dos átomos puesto que el *Fósforo tendría 7 e-* (para el fósforo es bueno) pero el *Cloro tendría 9 e-*, que **NO PUEDE SER PORQUE NOS PASAMOS DE 8 e-**. Lo que haremos es introducir en la estructura un *átomo de Cloro más*:



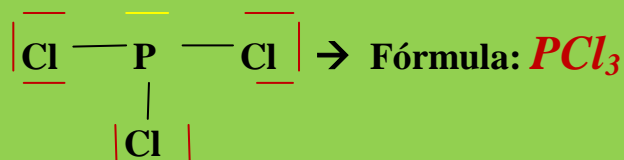
El nuevo átomo de *Cloro tiene sus 8 e-*, pero el átomo de *Fósforo tiene 7 e-*, le falta *uno* para completar su OCTETE. No se puede hacer una doble compartición porque el *Cloro pasaría a tener 9 e-* que sabéis que **NO PUEDE SER**. La solución está en *añadir un nuevo átomo de Cloro*, quedando la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





## ENLACES QUÍMICOS

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



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

### Ejercicio resuelto

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

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

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

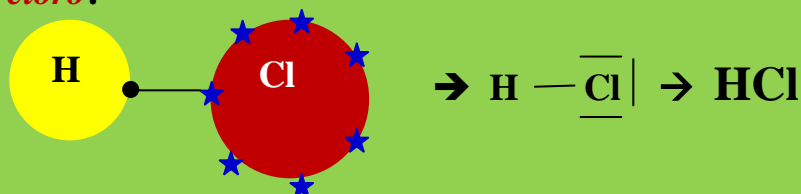
Siete electrones en la última capa, tenderá a captar uno y completar sus 8 e-:



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

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

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



## ENLACES QUÍMICOS

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

### Ejemplo resuelto

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

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

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

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



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

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



Unimos las dos reacciones de ionización:



Fórmula: *NaH*

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

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

## ENLACES QUÍMICOS

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

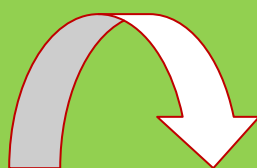
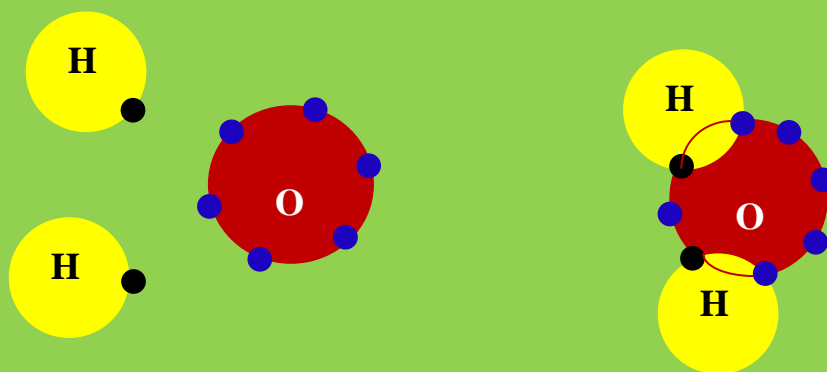
**En conclusión:** Si los átomos que se unen son **METAL + NO METAL** (Elemento de la izquierda del S.P (cede fácilmente electrones) + Elemento de la derecha del S.P (capta fácilmente electrones)] se formará un enlace **IÓNICO**. Se podría poner un ejemplo aclaratorio: Elemento extrema izquierda S.P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

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

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

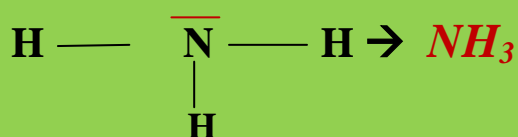
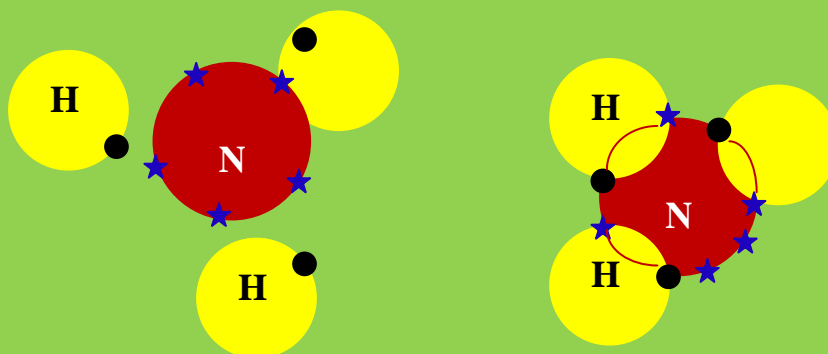
Veamos la formación de la **molécula de agua, H<sub>2</sub>O**:

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



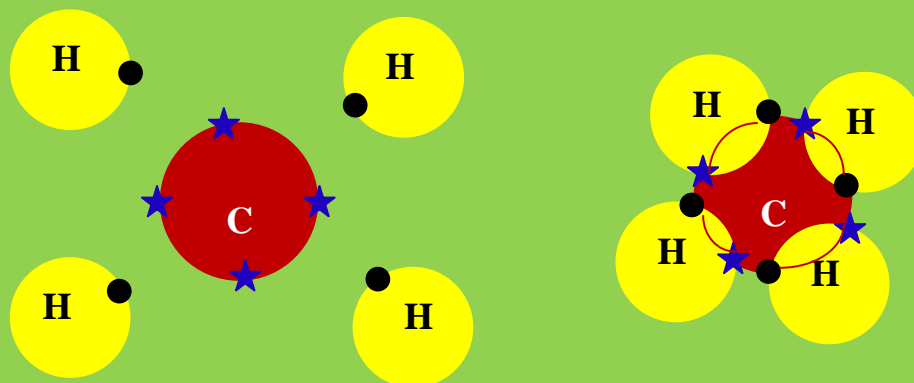
## Molécula de Amoníaco, $NH_3$ .

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

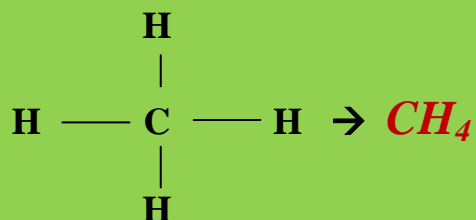


## Molécula de Metano, $CH_4$ .

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



## ENLACES QUÍMICOS



### 4.- Propiedades de los Compuestos Covalentes.

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

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

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

Propiedades de los compuestos covalentes. Animación  
<http://sites.google.com/site/279enlaces/enlaces-covalentes/4-3-cuadro-enlaces>

Propiedades de los compuestos covalentes  
[http://perso.wanadoo.es/oyederra/romero\\_quintanilla/Elementos\\_compuestos/compcovalentes.htm](http://perso.wanadoo.es/oyederra/romero_quintanilla/Elementos_compuestos/compcovalentes.htm)

- Forman auténticas **MOLÉCULAS**. Esto quiere decir que nos encontramos con entidades químicas como el **CO<sub>2</sub>** que están constituidas por **1 átomo de CARBONO** y **dos átomos de OXÍGENO**.
- Sus puntos de **fusión** y de **ebullición** son **INFERIORES** a los puntos de fusión y ebullición de los compuestos iónicos.
- Son **SOLUBLES** sólo en disolventes **COVALENTES** (Tetracloruro de carbono, Tolueno....etc).
- No **CONDUCCEN LA ELECTRICIDAD** en ningún estado de agregación de la **MATERIA** (Sólido, líquido y gas).

## 5.- Ejercicios resueltos

Cuando estéis en la Universidad *cursando estudios superiores* no vais a contar con los *profesores de apoyo* que os ponían vuestros padres en *E.S.O.* y *Bachillerato*. Esta situación, hoy día **NO ES UN PROBLEMA**, gracias a Internet podemos encontrar *magníficas colecciones de ejercicios resueltos de cualquier tema*. Estas colecciones las podemos dividir en dos grupos:

- a) *Ejercicios resueltos numéricos.*
- b) *Ejercicios resueltos de cuestiones teóricas.*

En el Tema que estamos trabajando debemos utilizar el *segundo grupo*.

Cuando el alumno se encuentra ante una colección de *ejercicios basados en cuestiones teóricas* y que están *resueltas* podéis abordar el trabajo de dos formas diferentes.

- a) Método que considero más *importante* y *completo*. Cuando hago referencia a los *alumnos* me estoy refiriendo a los que deben *trabajar mucho* para poder sacar adelante sus estudios. Los alumnos **GENIOS** no necesitan de estas cosas superfluas para obtener el *Título* y además con notas magníficas. No todos nacemos con las *mismas capacidades*. Para mí en concreto, el alumno que es un genio *no tiene valor alguno* puesto que todo lo puede comprender y no necesita mucho trabajo. Si es cierto que algunos de estos alumnos son los que llevan el mundo de la investigación con gran éxito. No quitemos valor al *que lo tiene*. El alumno **GENIO** pero vago tendrá *numerosos problemas*. Los alumnos medianos, *entre los cuales siempre me he considerado*, tenemos una baza muy buena, **LAS GANAS DE TRABAJAR Y APROBAR** la Asignatura.

A lo que vamos, *estudiaremos el Tema correspondiente* intentando eliminar todas las dudas que se nos puedan presentar. Cuando hemos realizado esta primera fase nos iremos a la colección de ejercicios, *leeremos el primero de ellos, lo volveré a leer* para poder introducirme, virtualmente, en el *mundo de la cuestión*. **IMPORTANTE**, no mirar el *desarrollo del mismo por el profesor*. Con lo estudiado intentar dar una respuesta a la cuestión y es entonces cuando comparo mi solución con la del profesor. Puede ocurrir que coincidamos, **FABULOSO**, o puede que se me haya escapado algún matiz de la cuestión. *Matiz que podéis añadir a*

## ENLACES QUÍMICOS

*vuestra solución*. Os aseguro con un **99,99%** que cuestiones como la resuelta nunca se os **OLVIDARÁ**, porque habéis trabajado el Tema. Puede ocurrir que *no razonéis como el profesor*, esta situación nos os debe preocupar puesto que como *alumnos responsables que sois*, en la siguiente clase de la asignatura *preguntaréis al profesor* y seguro que os aclara vuestras dudas.

Lógicamente si *no se ha estudiado el Tema* nunca podremos resolver las cuestiones.

- b) El segundo procedimiento es *perfecto* para aquellos alumnos que estudian el *día antes del examen*. Leen los ejercicios y estudian como los resuelve el profesor, *aprenden de memoria la cuestión*. No es mala idea pero de esta forma pronto se olvidarán los conocimientos adquiridos. **NO ME GUSTA EL MÉTODO**, mejor dicho, **NO ESTOY DE ACUERDO CON EL ALUMNO QUE TRABAJA DE ESTA FORMA**. El estudio es un *trabajado continuado día a día* y todo lo que no sea **ASÍ** nos llevará al **FRACASO**.

### Problema propuesto:

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

### Soluciones:

- 1.- A<sub>2</sub>H
- 2.- G<sub>2</sub>H
- 3.- I<sub>3</sub>E
- 4.- BG
- 5.- DH
- 6.- D<sub>2</sub>H
- 7.- EG<sub>3</sub>

## ENLACES QUÍMICOS

### Ejercicio propuesto:

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

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

### Ejercicio propuesto:

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

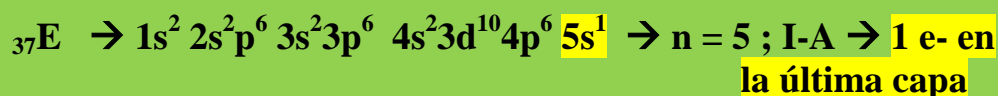
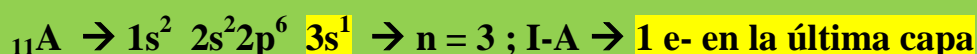
### Ejercicio resuelto

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:

- f) A con E
- g) A con D
- h) B con F
- i) C con F
- j) C con D

### Soluciones:

- a) **A con E**. Lo primero que haremos es obtener la estructura electrónica de los átomos que intervienen en la unión:



Con el fin de que tanto A como E consigan su “*octeto*” completo se producirán las reacciones de Ionización:



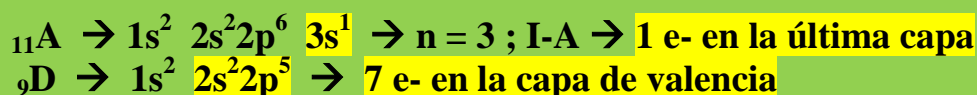
Como los dos elementos pertenecen al grupo I-A, son elementos de marcado carácter metálico y por tanto formarán un **ENLACE METÁLICO**. En lo referente a la fórmula:  **$AxEy$**



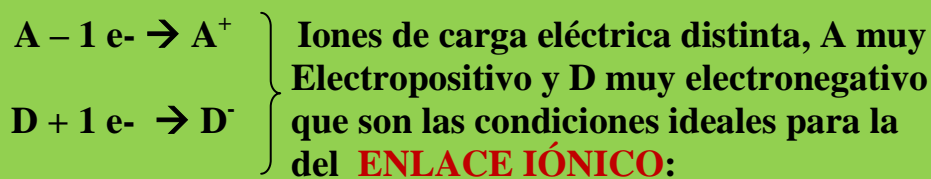
## ENLACES QUÍMICOS

En donde los valores "x" e "y" serían indeterminados puesto que formarían una aleación.

### b) A con D

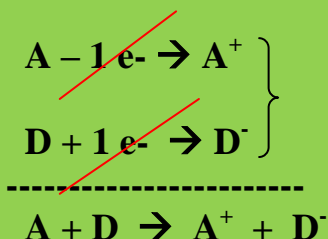


Reacciones de ionización:



Balance electrónico: En nº de *e- ganados* debe ser igual al Nº *de e- perdidos*. En este caso se establece esta condición.

Sumamos las dos reacciones de Ionización:



El miembro de la derecha nos establece la **NEUTRALIDAD DEL COMPUESTO** y el de la izquierda la proporción en la que **SE UNEN LOS ÁTOMOS**:

*1 átomo de A con 1 átomo de D*

*1 átomo de A / 1 átomo de D*

Fórmula: **AD**

### c) B con F.

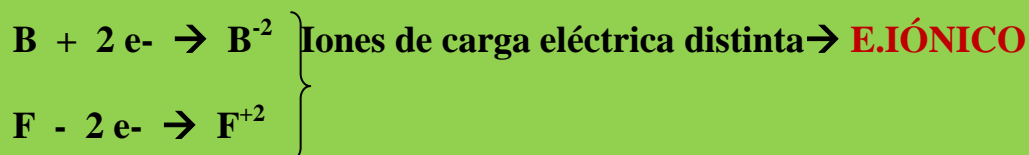
Configuraciones electrónicas:



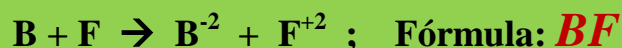
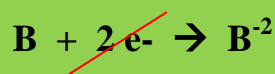
## ENLACES QUÍMICOS



Reacciones de Ionización:



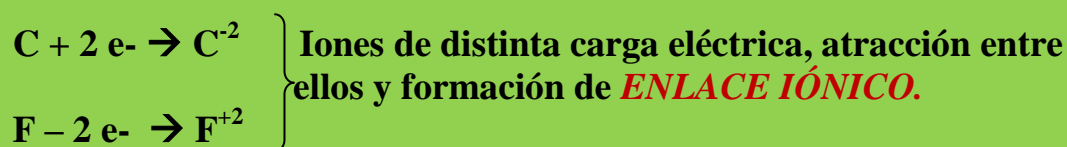
Balance electrónico:



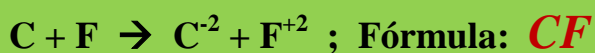
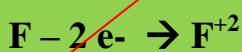
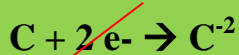
### d) C con F



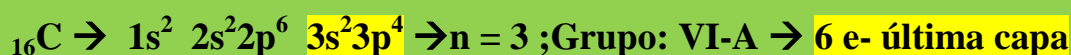
Reacciones de IONIZACIÓN:



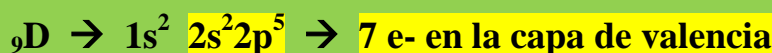
Balance electrónico:



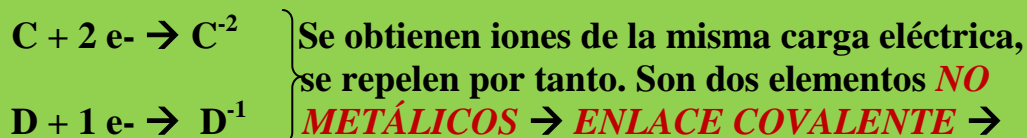
### e) C con D



## ENLACES QUÍMICOS

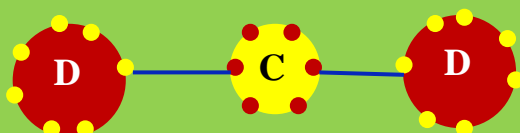


Reacciones de ionización:



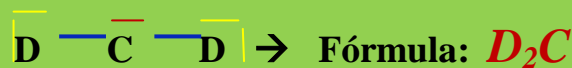
**→ COMPARTICIÓN DE ELECTRONES**

El átomo C necesita **DOS ELECTRONES** para tener su "octeto" completo y se lo proporcionará un átomo de D:



El segundo electrón se lo proporciona otro **átomo de D**. De esta forma los tres átomos conseguirían su "octeto".

En estructura de Lewis la molécula quedará de la forma:



### Ejercicio resuelto

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:

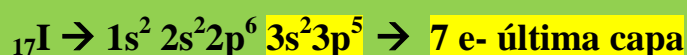
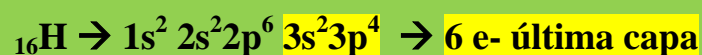
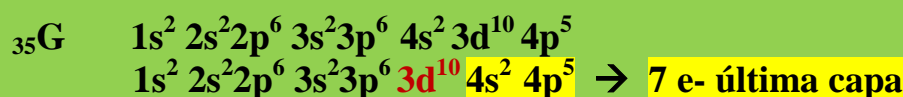
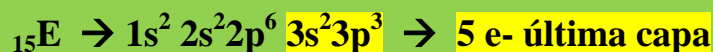
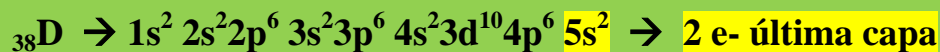
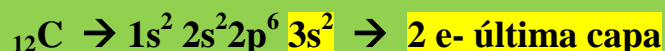
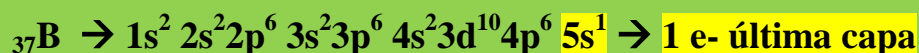
El tipo de enlace y fórmula en la unión de átomos de los elementos:

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

### Resolución

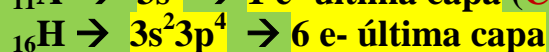


## ENLACES QUÍMICOS



### 1.- A con H

Capa de Valencia:

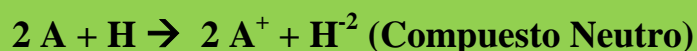
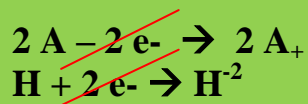


Busqueda del octeto. Reacciones de Ionización:



Balance electrónico:

Multiplicamos la primera reacción por 2:



## ENLACES QUÍMICOS

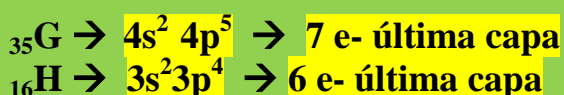
Proporción atómica:

*2 átomos de A / 1 átomo H*

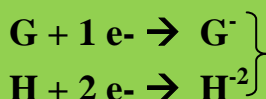
Fórmula:  $A_2H$

### 2.- G con H

Configuraciones electrónicas:

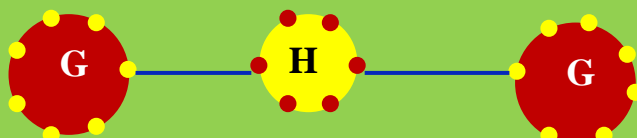


En busca del “*Octeto*”:



Dos aniones obtenidos de elementos *NO METÁLICOS*  $\rightarrow$  *ENLACE COVALENTE* (Compartición de electrones).

Para obtener la fórmula pondremos como átomo central aquel que tenga menor número de electrones:



Los tres átomos han conseguido su “*octeto*”.

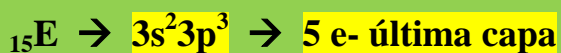
Estructura de Lewis:



Fórmula:  $G_2H$

### 3.- E con I

Configuraciones electrónicas:

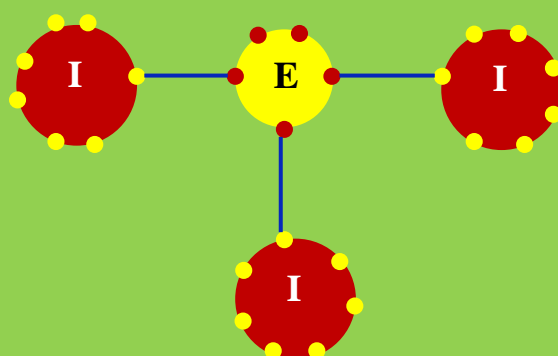


## ENLACES QUÍMICOS

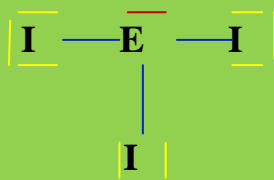
En busca del “*octeto*”. Reacciones de Ionización:



Siempre el átomo de menor número de electrones en el centro de la estructura:



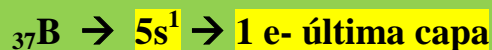
Estructura de Lewis:



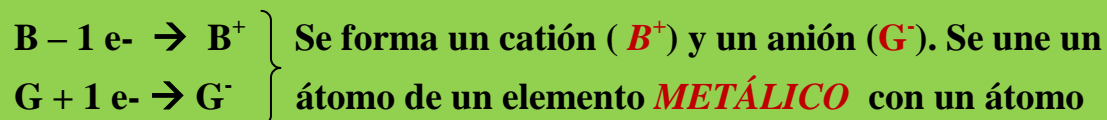
Fórmula:  **$I_3E$**

4.- **B con G**

Configuraciones electrónicas:



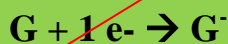
Busquemos el “*octeto*”:



## ENLACES QUÍMICOS

de un elemento **NO METÁLICO**. Se produce la atracción electrostática entre los iones y mediante **ENLACE IÓNICO** se forma la molécula del compuesto.

El balance electrónico ya está ajustado y podemos pasar a obtener la fórmula del compuesto:



-----



Proporción de átomos: 1 átomo de B / 1 átomo de G

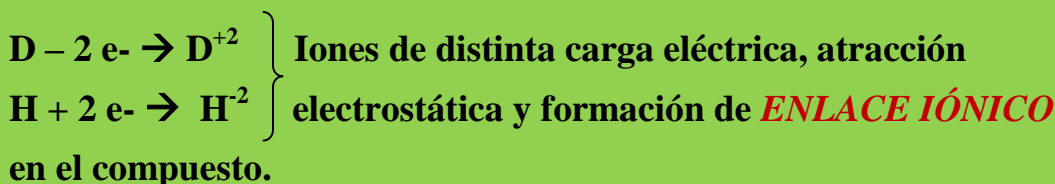
Fórmula  $\rightarrow$  **BG**

### 5.- D con H

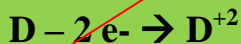
Configuraciones electrónicas:



Reacciones de Ionización:



El balance electrónico ya está ajustado



-----



### 6.- E con G

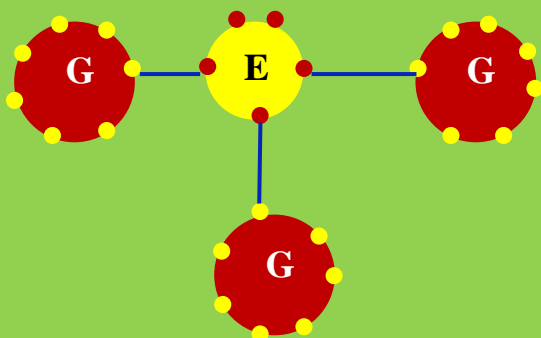
Configuraciones electrónicas:



## ENLACES QUÍMICOS

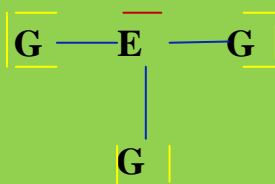
### Reacciones de Ionización:

$E + 3 e^- \rightarrow E^{-3}$   
 $G + 1 e^- \rightarrow G^-$  } Se obtienen dos aniones procedentes de elementos **NO METÁLICOS**, existe repulsión electrostática y el compuesto se formará mediante **ENLACE COVALENTE**:



Los cuatro átomos consiguen su “*octeto*”.

Estructura de Lewis:



Fórmula:  **$G_3E$**

### 7.- F con G

Configuraciones electrónicas:

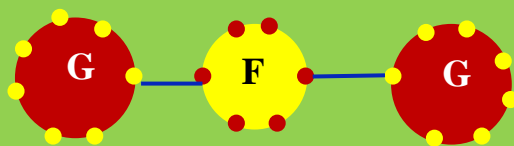


### Reacciones de Ionización:

$F + 2 e^- \rightarrow F^{-2}$   
 $G + 1 e^- \rightarrow G^-$  } Se obtienen dos aniones de elementos **NO METÁLICOS**, la unión entre los átomos se realizará mediante **ENLACE COVALENTE**:



## ENLACES QUÍMICOS



Los tres átomos consiguen su “*octeto*”.

Estructura de Lewis:



Fórmula :  $G_2F$

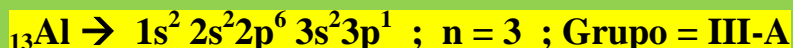
### Ejercicio resuelto

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

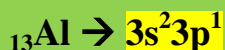
DATOS:  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Al}} = 13$

### Resolución

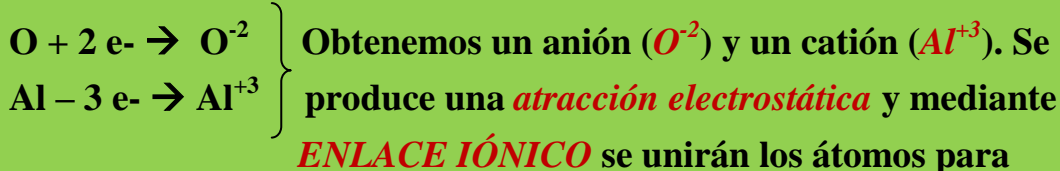
Configuraciones electrónicas:



Capa de valencia:



Reacciones de Ionización:

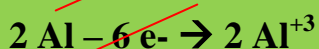


formar el compuesto.

Como el balance electrónico no está ajustado procederemos al ajuste multiplicando la primera reacción por **x3** y la segunda por **x2**:



## ENLACES QUÍMICOS



Proporción de unión entre átomos:

*3 átomos de O / 2 átomos de Al*

Fórmula:  $\text{Al}_2\text{O}_3$

### Ejercicio resuelto

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

### Resolución:

a)

Configuraciones electrónicas:



b)

Posibles combinaciones:

A con B

B con B

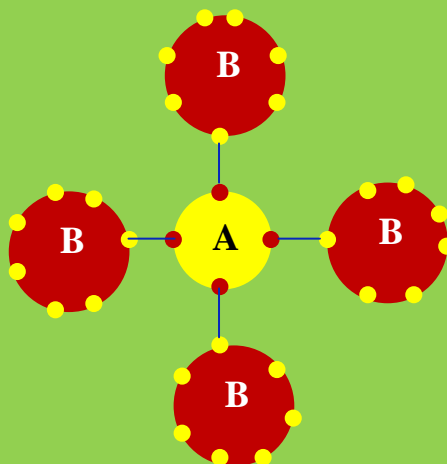
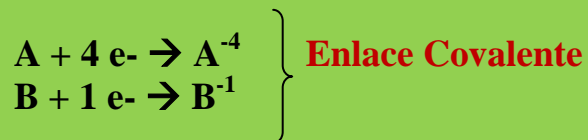
B con C

B con D

## ENLACES QUÍMICOS

### A con B

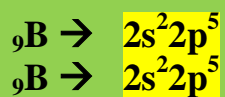
Reacciones de ionización:



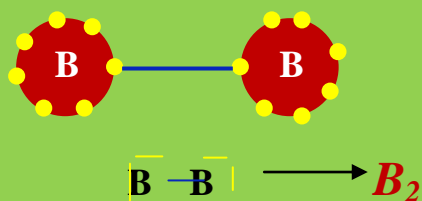
Fórmula:  $AB_4$

### B con B

Capa de valencia:



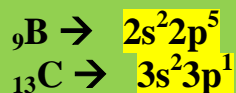
Reacciones de Ionización:



## ENLACES QUÍMICOS

### B con C

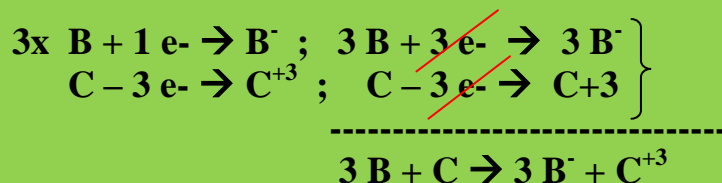
Capa de valencia:



Reacciones de ionización:



Balance electrónico:



Fórmula: ***CB<sub>3</sub>***

### B con D

Capa de valencia:



Reacciones iónicas:



Todos los **ENUNCIADOS** de los ejercicios que a continuación se plantean **PERTENECEN** a **FisicaFacil.com**. **La solución la realiza el autor de este trabajo.**

### Ejercicio resuelto

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

### Resolución

Químicamente son *prácticamente inertes*. No se combinan con otros elementos químicos y la razón estriba en el hecho de que todos ellos tienen *8 e- en su última capa*, excepto el *Helio que tiene 2 e-* pero que estos *dos electrones* le proporcionan la misma estabilidad que los 8 e- del resto de los Gases nobles.

### Ejercicio resuelto

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

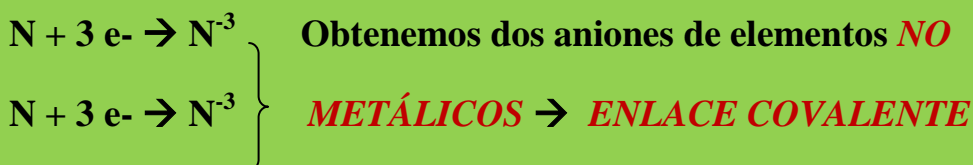
### Solución

En base al número atómico del Nitrógeno, su configuración electrónica es:



Como la molécula del gas Nitrógeno es  $N_2$ , veamos cómo se puede constituir:

Reacciones de ionización:



## ENLACES QUÍMICOS

Con esta compartición, cada átomo de nitrógeno tiene en su última capa 6 e-.

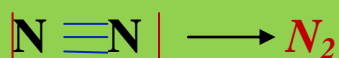


Con esta segunda compartición los átomos de nitrógeno consiguen 7 e- en su última capa.



Con esta tercera compartición los dos átomos de nitrógeno consiguen su "*octeto*". Se ha producido una triple compartición de electrones.

La estructura de Lewis de la molécula de gas nitrógeno será:



### Ejercicio resuelto

Dispones de los elementos  ${}_3\text{Li}$  ;  ${}_{12}\text{Mg}$  ;  ${}_{18}\text{Ar}$ . a) Cómo se distribuyen los electrones en su corteza? b) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos? c) ¿Cómo pueden adquirir una configuración de gas noble los dos primeros?

### Solución:

- a)  $1s^2 2s^1$  Capa de valencia  $\rightarrow$  1 e- de valencia  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  Capa de valencia  $\rightarrow$  2 e- de valencia  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  capa de valencia  $\rightarrow$  8 e- **PERO NO DE VALENCIA**

- b) Se ha descrito en el apartado anterior: *Li* - 1 electrón ; *Mg* - 2 electrones ; *Ar* - 8  $\rightarrow$  0 electrones de valencia. El Ar no reacciona químicamente.

- c) El litio perdiendo el único electrón de su capa de valencia quedándose con 2 e- de la primera capa que también proporciona estabilidad al átomo. El magnesio sus dos electrones de la capa de valencia quedándose con los 8- de la capa anterior:

## ENLACES QUÍMICOS

### Reacciones de ionización:

Li - 1 e<sup>-</sup> → Li<sup>+</sup> (Cación con estructura de gas noble)

Mg - 2 e<sup>-</sup> → Mg<sup>+2</sup> (Cación con estructura de gas noble)

Ar → **NI CEDE NI CAPTA ELECTRONES. YA TIENE 8 e<sup>-</sup>.**

### Problema resuelto

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

### Resolución

#### Configuraciones electrónicas:

A → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> Capa de valencia → 2 e<sup>-</sup> de valencia

B → 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>2p<sup>5</sup> Capa de valencia → 7 e<sup>-</sup> de valencia

#### Reacciones de ionización para conseguir el “octeto”:

$$\left. \begin{array}{l} A - 2 e^- \rightarrow A^{+2} \\ B + 1 e^- \rightarrow B^- \end{array} \right\} \text{Obtenemos dos iones de carga eléctrica distinta. Se produce una atracción electrostática y mediante } \mathbf{ENLACE IÓNICO} \text{ se forma el compuesto.}$$

El balance electrónico lo conseguiremos multiplicando la 2<sup>a</sup> reacción x 2:

~~A - 2 e<sup>-</sup> → A<sup>+2</sup>~~

~~2 B + 2 e<sup>-</sup> → 2 B<sup>-</sup>~~

-----  
A + 2 B → A<sup>+2</sup> + 2 B<sup>-</sup> (Compuesto Neutro)

#### Proporción estequiométrica:

**1 átomo de A / 2 átomos de B**

Fórmula: **AB<sub>2</sub>**

### Ejercicio resuelto

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

## ENLACES QUÍMICOS

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*. En la Naturaleza se encuentran unidos, mediante **ENLACE COVALENTE o ENLACE IÓNICO**, con átomos iguales o diferentes para formar las moléculas y compuestos químicos que constituyen la MATERIA. Respecto a los Gases Nobles, la respuesta la tenéis en cuestiones anteriores.
- b) **Falso**. Hay una transferencia de electrones entre átomos.
- c) **Verdadero**. Ejemplo:  
Molécula de gas oxígeno:  $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$   
Molécula de gas nitrógeno:  $|\text{N} \equiv \text{N}|$
- d) **Verdadero**. Los compuestos gaseosos se constituyen mediante la unión de átomos NO METÁLICOS. Los átomos no metálicos entre ellos se unen mediante ENLACE COVALENTE.
- e) **Falso**. Solamente en estado fundido o disuelto.

### Ejercicio resuelto

Indica el número de electrones que tienen en la primera, segunda y tercera capas los siguientes elementos: hidrógeno, boro, carbono, flúor, sodio, fósforo y argón.

DATOS:  $Z_{\text{H}} = 1$  ;  $Z_{\text{B}} = 5$  ;  $Z_{\text{C}} = 6$  ;  $Z_{\text{F}} = 9$  ;  $Z_{\text{Na}} = 11$  ;  $Z_{\text{P}} = 15$   
 $Z_{\text{Ar}} = 18$

### Resolución

Podemos utilizar dos métodos para obtener lo que nos pide el ejercicio:

- a) Utilizar la ecuación:

$$N^{\circ} \text{ de electrones máximo por capa} = 2 n^2 \quad (1)$$

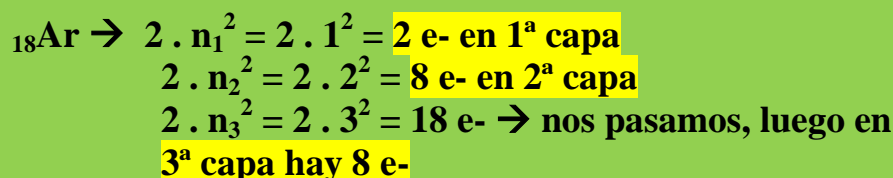
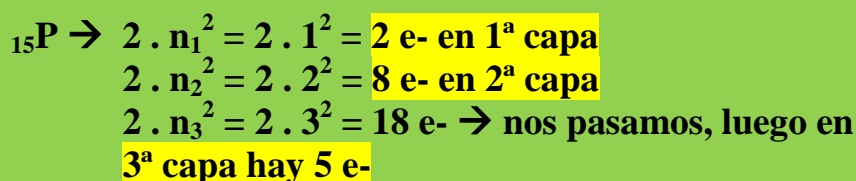
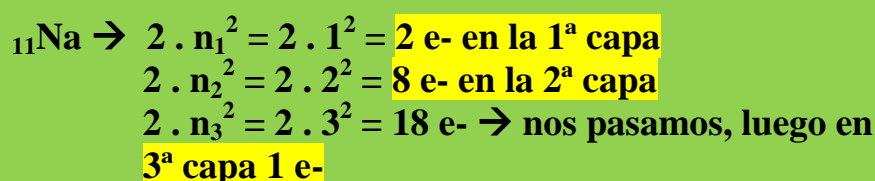
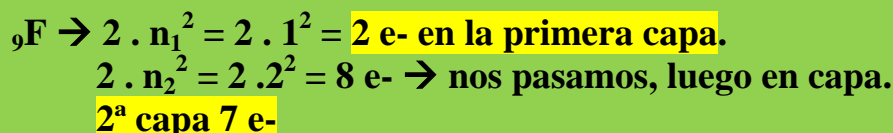
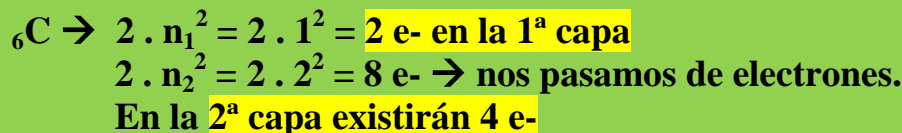
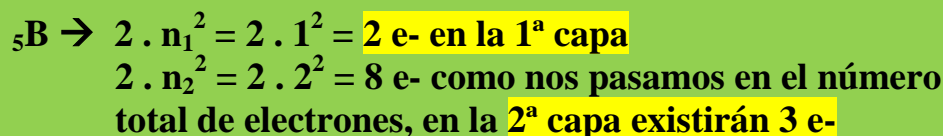
Siendo “*n*” el número de capa.

Al utilizar este método, *nunca nos podremos pasar del  $n^{\circ}$  de electrones determinados por la ecuación (1)*:

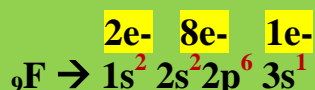
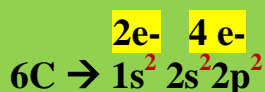
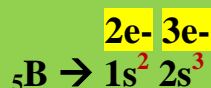
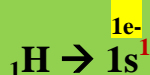
$${}_1\text{H} \rightarrow 2 \cdot n_1^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 \text{ e- como máximo. Pero el H solo posee 1 e-, luego en la } 1^{\text{a}} \text{ capa existirá 1 e-}.$$



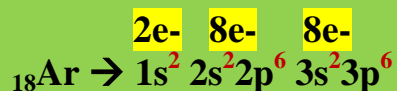
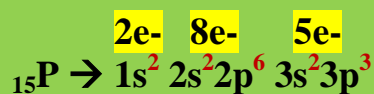
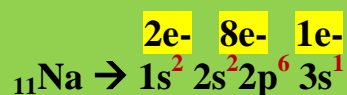
## ENLACES QUÍMICOS



- b) El segundo método consiste en utilizar la configuración electrónica del átomo. El coeficiente numérico nos determina el n<sup>o</sup> de capa y la suma de los exponentes de los orbitales atómicos, el n<sup>o</sup> de electrones existentes en esa capa:



## ENLACES QUÍMICOS



### Ejercicio resuelto

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

### Resolución

Todos aquellos que pertenezcan al mismo grupo en el Sistema Periódico tienen propiedades químicas semejantes:

I-A(1)   II-A(2)   III-A(13)   IV-A(14)   VI-A(16)

Li      Mg      B      C      S  
         Sr

Químicamente serán parecidos al Calcio los del grupo **II-A(2)**, es decir, **Mg** y **Sr**.

### Ejercicio resuelto

Dibuja la forma en que se distribuyen los electrones en la corteza de los átomos de cada uno de los elementos que se indican: a) helio b) berilio c) carbono d) oxígeno e) neón f) calcio ¿Qué iones formarán espontáneamente estos elementos químicos?

DATOS:  $Z_{\text{He}} = 2$  ;  $Z_{\text{Be}} = 4$  ;  $Z_{\text{C}} = 6$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Ne}} = 10$  ,  $Z_{\text{Ca}} = 20$

### Resolución

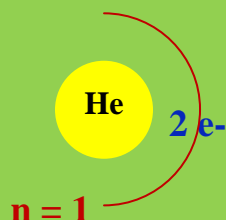


## ENLACES QUÍMICOS

### HELIO ( Z = 2 )

1ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$

*Según Rutherford:*



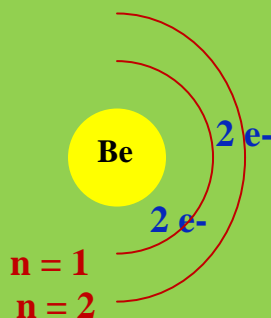
Configuración Electrónica  $\rightarrow 1s^2$

### BERILIO ( Z = 4 )

1ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$

2ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8 e^- \rightarrow$  Solo podemos colocar 2 e-, es decir, los que restan para completar el número atómico del Berilio.

${}_4\text{Be} \rightarrow$  Según su configuración electrónica  $\rightarrow 1s^2 2s^2$



### CARBONO ( Z = 6 )

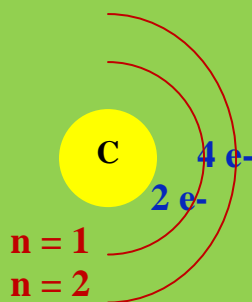
1ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot 1^2 = 2 e^-$

2ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot 2^2 = 8 e^- \rightarrow$  Solo podemos colocar 4 e-



## ENLACES QUÍMICOS

Su configuración electrónica  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$

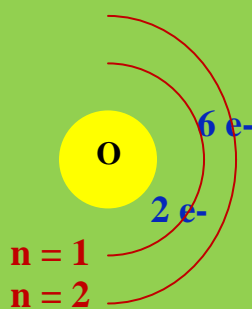


### OXÍGENO ( Z = 8 )

1ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot 1^2 = 2 e^-$

2ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot 2^2 = 8 e^-$   $\rightarrow$  Solo podemos poner **6 e-**

Configuración electrónica  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

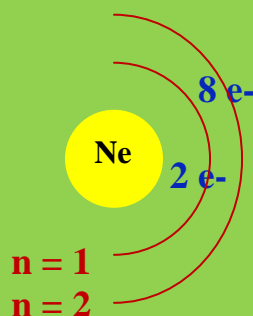


### NEÓN ( Z = 10 )

1ª Capa Corteza Electrónica =  $2 \cdot 1^2 = 2 e^-$

2ª Capa Corteza electrónica =  $2 \cdot 2^2 = 8 e^-$

Configuración Electrónica  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$



## ENLACES QUÍMICOS

### CALCIO ( Z = 20 )

$$1^{\text{a}} \text{ Capa Corteza Electrónica} = 2 \cdot 1^2 = 2 e^-$$

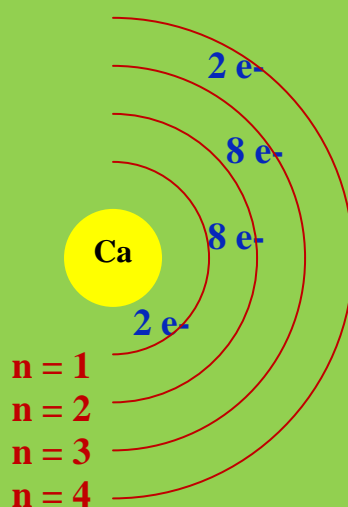
$$2^{\text{a}} \text{ Capa Corteza Electrónica} = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$$

$$3^{\text{a}} \text{ Capa Corteza Electrónica} = 2 \cdot 3^2 = 18 e^- \rightarrow \text{ Pondremos } 8 e^- *$$

$$4^{\text{a}} \text{ Capa Corteza electrónica} = 2 \cdot 4^2 = 32 e^- \rightarrow \text{ Solo podemos poner } 2 e^-$$

\*En la última capa nunca pueden existir más de 8 e-, por ello ponemos en la 3ª capa 8 e- y creamos la 4ª capa donde entran los dos restantes.

Configuración Electrónica  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



Los átomos aislados *son muy inestables químicamente* y para conseguir estabilidad intentan tener en la *última capa de la corteza electrónica 8 e-*. ¿Por qué 8 e-?. En el grupo **VIII-A** o grupo **18** del Sistema Periódico nos encontramos con unos átomos de elementos químicos llamados **GASES NOBLES**. Estos gases nobles se caracterizan por su gran *estabilidad química* y resulta de que en su última capa de la corteza electrónica *tienen 8e-*. Todos menos el primero de ellos llamado **Helio** que tiene *2 e-*, estos dos e- le proporcionan al Helio la misma *estabilidad* que el resto de sus compañeros de grupo.

Los átomos tenderán a tener *8 e-*, unas veces lo lograrán *cediendo electrones* y otras *captando electrones*. De esta forma se constituyen unas especies químicas llamadas **IONES**, que pueden ser **Cationes** si hay *exceso de cargas eléctricas positivas* o **Aniones** si hay *exceso de cargas eléctricas negativas*. Según la configuración electrónica de los elementos anteriormente vistos, los iones que formarán son:

## ENLACES QUÍMICOS

${}_2\text{He} \rightarrow 1s^2 \rightarrow$  Este elemento químico es un gas noble y ni capta ni cede electrones., es decir, **NO FORMA IONES**.



Reacción de Ionización:  $\text{Be} - 2 e^- \rightarrow \text{Be}^{+2}$  (Cación)

El Be pierde 2 e- de la última capa y se queda con 2e- que proporciona estructura de gas noble



El Carbono es un *caso especial* pues más que formar iones, *cediendo* o *captando* electrones, tiende a *compartir los electrones*. Estamos en un nivel superior de química para que entendáis el caso particular del carbono.



El Oxígeno en su última capa posee 6 e-, tomando *dos* electrones conseguiría sus 8 e-.

Reacción de Ionización:  $\text{O} - 2 e^- \rightarrow \text{O}^{-2}$  (Anión)



Observar como el Neón tiene en su última capa 8 e- (Suma de los exponentes), luego *ni capta ni cede electrones*, es decir, **NO FORMA IONES**.



Observar que el Calcio tiene en su última capa 2 e- y en la penúltima 8 e-, le interesa perder los dos electrones de la última capa, la cual desaparece, y quedarse con los 8 e- de la penúltima capa.

Reacción de Ionización:  $\text{Ca} - 2 e^- \rightarrow \text{Ca}^{+2}$  (Cación)

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

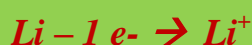
DATOS:  $Z_{\text{Li}} = 3$  ;  $Z_{\text{F}} = 9$  ;  $Z_{\text{Be}} = 4$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Cl}} = 17$  ;  $Z_{\text{S}} = 16$

**Resolución****a) Li con F**

Estudiamos en primer lugar las configuraciones electrónicas:



**El Li posee un solo electrón en su capa de valencia, le interesa cederlo y quedarse con los 2 e- de la primera capa que le proporciona estabilidad. Reacción de Ionización:**

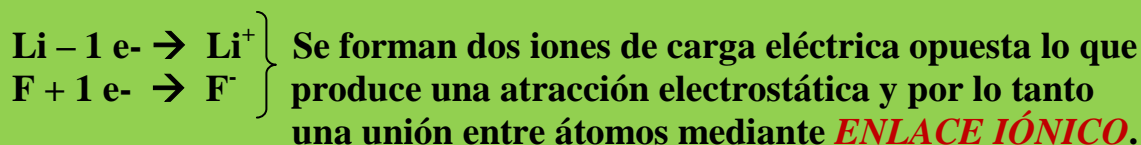


El Fluor presenta 7 e- en la capa de valencia, le interesa captar uno y obtendrá su “octeto”. La reacción de ionización es:

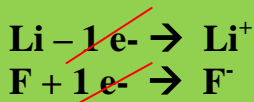


El electrón que capta el F se lo cede el Li.

Juntemos las dos reacciones de Ionización:



El balance *electrónico está ajustado* y por lo tanto podemos sumar directamente las dos reacciones de ionización:



Proporción estequiométrica:



Fórmula: ***LiF***

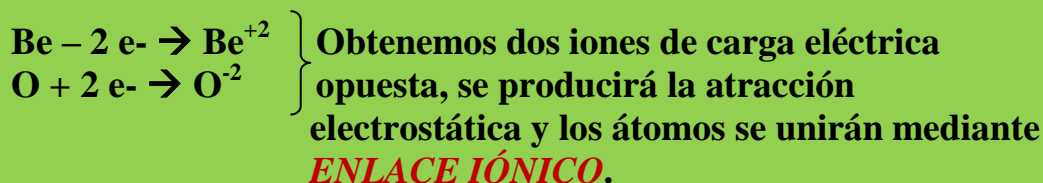
## ENLACES QUÍMICOS

### b) Be con O

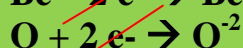
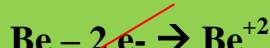
Configuraciones electrónicas:



Para conseguir la estabilidad el Berilio cederá  $2 e^-$  al O y éste conseguirá su “*octeto*”. Reacciones de Ionización:



El balance electrónico está ajustado y podemos unir las dos reacciones de ionización y sumarlas:



Proporción estequiométrica:



Fórmula: ***BeO***

### c) Cl con Cl

Configuraciones electrónicas:



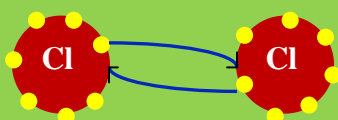
Los dos átomos de cloro necesitan un solo electrón para conseguir su “*octeto*”. El cloro es un elemento químico muy electronegativo, lo que nos quiere decir que **NO** se van a ceder electrones entre ellos. El problema de la unión entre los dos átomos de cloro lo resuelve Lewis mediante la *compartición de electrones*, es decir, mediante el **ENLACE COVALENTE**.



## ENLACES QUÍMICOS



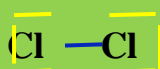
El átomo de *cloro de la izquierda comparte* con el *átomo de la derecha un e-* y el de la *derecha, agradecido, comparte otro electrón* con el átomo de la *izquierda*:



Mediante esta compartición de electrones los dos átomos consiguen sus “*octetes*” correspondientes:



Estructura de Lewis:

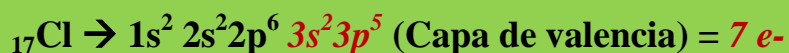


El segmento azul representa el *par de electrones compartidos* y los *amarillos pares de electrones NO ENLAZANTES* de los átomos de cloro.

Fórmula:  $Cl_2$

### d) Cl con S

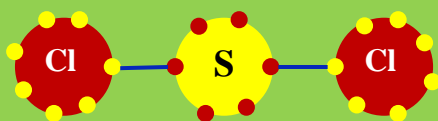
Veamos sus configuraciones electrónicas:



El átomo de cloro necesita 1 e- y el de S 2 e- para conseguir sus “*octetos*”. El *cloro* y el *azufre* son dos elementos químicos muy *electronegativos* y *NO* se van a ceder electrones entre ellos. El arreglo del problema lo establece, como en el caso anterior, el amigo Lewis mediante la *compartición de electrones*, es decir,

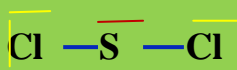
## ENLACES QUÍMICOS

mediante **ENLACE COVALENTE**:



Mediante esta doble compartición los tres átomos consiguen sus “**octetos**”.

Diagrama de Lewis:



Fórmula: **SCl<sub>2</sub>**

### Ejercicio resuelto

Explica cómo se forma el BeCl<sub>2</sub> e indica qué iones lo componen.

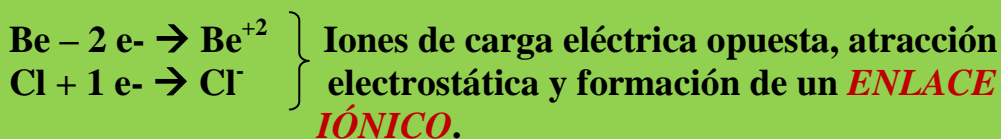
DATOS:  $Z_{\text{Be}} = 4$  ;  $Z_{\text{Cl}} = 17$

### Resolución

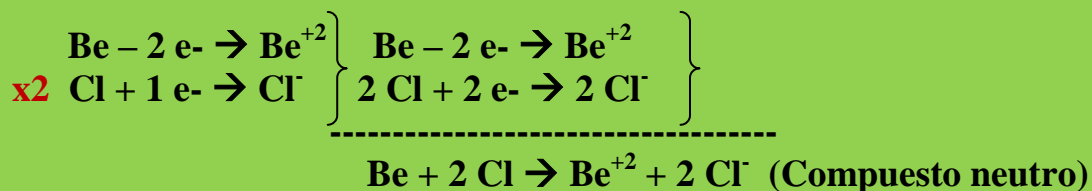
Configuraciones electrónicas:



Reacciones de Ionización:



Balance electrónico:



## ENLACES QUÍMICOS

Proporción estequiométrica:

*1 átomo Be / 2 átomos Cl*

Fórmula: *BeCl<sub>2</sub>*

### Ejercicio resuelto

El dióxido de carbono, CO<sub>2</sub> es un gas que se forma en la combustión y la respiración de los seres vivos. En su molécula el átomo de carbono es el átomo central, encontrándose unido a dos átomos de oxígeno, ¿cuántos pares de electrones son compartidos en este enlace?

DATOS: Z<sub>C</sub> = 6 ; Z<sub>O</sub> = 8

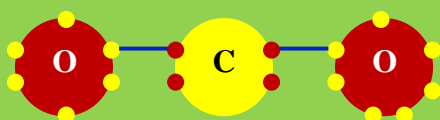
### Resolución

Configuraciones electrónicas:

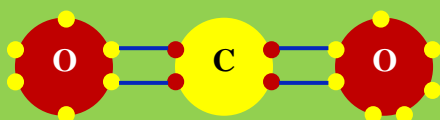
${}_6\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$  (Capa de valencia) = 4 e-

${}_8\text{O} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  (Capa de electrones) = 6 e-

El carbono necesita 4 e- y el O 2 e-. Los conseguirán mediante compartición de electrones, es decir, mediante **ENLACE COVALENTE**.

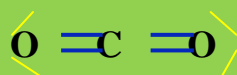


Mediante estas dos comparticiones, el C consigue 6 e- y el O 7 e-. Se debe producir otra compartición para obtener los “**octetes**” completos:



Los tres átomos han conseguido su “octeto”.

Estructura de Lewis:



## ENLACES QUÍMICOS

Fórmula:  $CO_2$

### Ejercicio resuelto

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

DATOS:  $Z_H = 1$  ;  $Z_O = 8$  ;  $Z_{Al} = 13$  ;  $Z_K = 19$  ;  $Z_S = 16$  ;  $Z_{Cl} = 17$

### Resolución

#### a) H con O

El comportamiento del Hidrógeno en lo referente a enlaces químicos, tiene una **ACTUACIÓN DOBLE**:

1.- Si se une con átomos de elementos **NO METÁLICOS**, elementos de la derecha del Sistema Periódico, formará **ENLACE COVALENTE**.

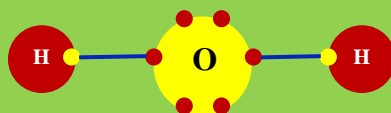
2.- Si se une con **ELEMENTOS METÁLICOS**, izquierda del Sistema Periódico, formará **ENLACE IÓNICO**.

En nuestro caso se produce una compartición de electrones, es decir, **ENLACE COVALENTE**.

Configuraciones Electrónicas:

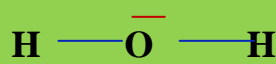
${}_1H \rightarrow 1s^1$  (Capa de valencia) =  $1 e^-$

${}_8O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  (Capa de valencia) =  $6 e^-$



Mediante esta doble compartición de electrones los átomos de Hidrógeno consiguen su **DUPLETE** que también proporciona estabilidad a dichos átomos. El átomo de oxígeno consigue su **"octeto"**.

Estructura de Lewis:

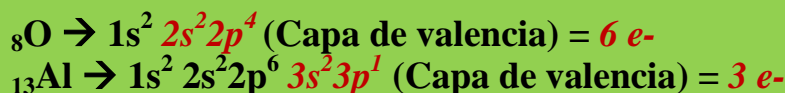


## ENLACES QUÍMICOS

Fórmula:  $H_2O$

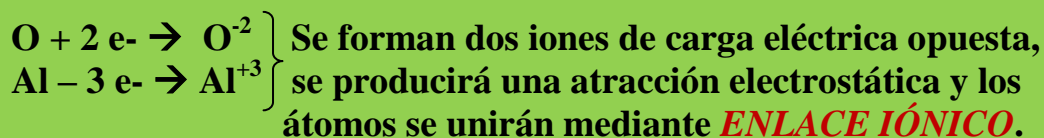
### b) Al con O

Configuraciones electrónicas:

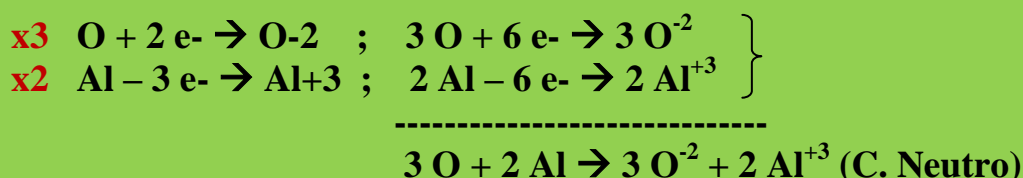


El Oxígeno tenderá a *tomar 2 e-* para completar los 8 e- del “*octeto*” y el Aluminio *cederá los tres e-* de la última capa y se quedará con los *8 e- de la penúltima capa*.

Reacciones de ionización:



El balance electrónico no está ajustado. Para ello multiplicaremos La primera reacción **x3** y la segunda **x2**:



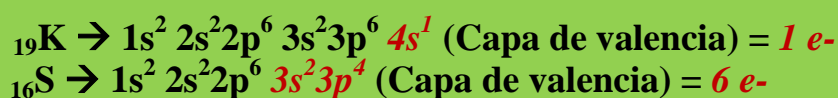
Proporción estequiométrica:

**3 átomos de O / 2 átomos de Al**

Fórmula =  $Al_2O_3$

### c) K con S

Configuraciones electrónicas:

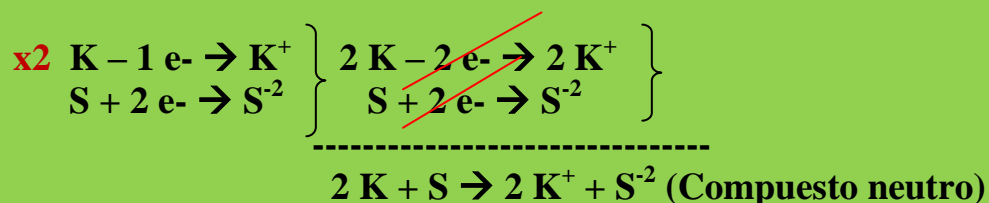


## ENLACES QUÍMICOS

Reacciones de ionización:



Para ajustar el balance electrónico multiplicaremos la 1ª reacción por 2:



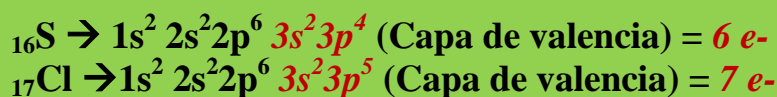
Proporción estequiométrica:

*2 átomos de K / 1 átomo de S*

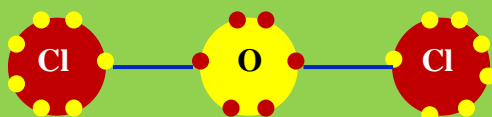
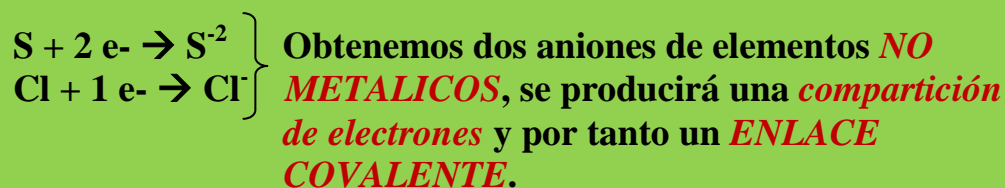
Fórmula:  $\text{K}_2\text{S}$

### d) S con Cl

Configuraciones electrónicas:



Reacciones de Ionización:



Los tres átomos tienen su “*octeto*” completo.

## ENLACES QUÍMICOS

Estructura de Lewis:



Fórmula:  $\text{SCl}_2$

### Ejercicio resuelto

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

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

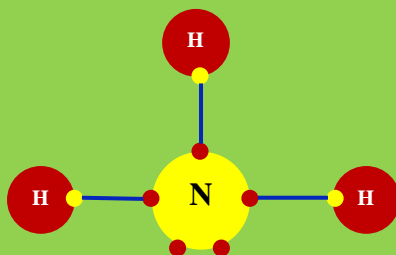
### Resolución

El Hidrógeno en la molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se une a un elemento **NO METÁLICO**, el Nitrógeno, lo que implica un **ENLACE COVALENTE**. El Hidrógeno mediante una compartición de electrones buscará su **DUPLETE** y el Nitrógeno, también por compartición de electrones, su **“octeto”**.

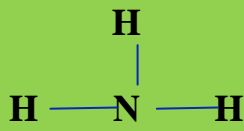
Configuraciones Electrónicas:

${}_1\text{H} \rightarrow 1s^1$  (Capa de valencia) =  $1 e^-$

${}_7\text{N} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$  (Capa de valencia) =  $5 e^-$



Estructura de Lewis:



## ENLACES QUÍMICOS

Los Hidrógenos han conseguido su **DUPLETE** y el Nitrógeno su “**octeto**”.

### Ejercicio resuelto:

¿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 químicamente por su nula reactividad, es decir, *no se combinan* con otros elementos. Se debe a que estos elementos tienen *completa su capa de valencia*.

### Ejercicio resuelto:

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

### Solución:

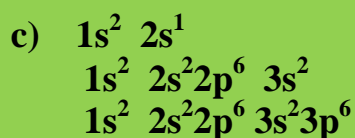


El nitrógeno es un elemento no metálico, por lo que el enlace entre átomos de este elemento para formar la molécula debe ser *covalente*. Si observas la distribución electrónica de su capa de valencia verás que tiene *cinco electrones* y dado que al formar enlace con otro átomo de nitrógeno debe verificar la regla del octeto, deben compartir tres pares de electrones (cada uno aporta tres electrones). De esta forma cada átomo de nitrógeno queda con su capa más externa con OCHO electrones.

### Ejercicio resuelto:

Dispones de los elementos  ${}_3\text{Li}$  ;  ${}_{12}\text{Mg}$  ;  ${}_{18}\text{Ar}$ . a) Cómo se distribuyen los electrones en su corteza? b) ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno de ellos? c) ¿Cómo pueden adquirir una configuración de gas noble los dos primeros?

### Solución:

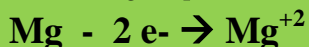
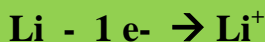


b) Se ha descrito en el apartado anterior: *Li* - 1 electrón ; *Mg* - 2 electrones ; *Ar* - 0 electrones.



## ENLACES QUÍMICOS

c) El litio perdiendo el único electrón de su capa de valencia y el magnesio sus dos electrones de la capa de valencia:



Ar  $\rightarrow$  NI CEDE NI CAPTA ELECTRONES. YA TIENE 8 e-.

### Problema propuesto

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

### Ejercicio propuesto

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.

### Ejercicio propuesto:

Indica el número de electrones que tienen en la primera, segunda y tercera capas los siguientes elementos: hidrógeno, boro, carbono, flúor, sodio, fósforo y argón.

DATOS:  $Z_{\text{H}} = 1$  ;  $Z_{\text{B}} = 5$  ;  $Z_{\text{C}} = 6$  ;  $Z_{\text{F}} = 9$  ;  $Z_{\text{Na}} = 11$  ;  $Z_{\text{P}} = 15$

$Z_{\text{Ar}} = 18$

### Ejercicio propuesto:

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

### Ejercicio propuesto:

Dibuja la forma en que se distribuyen los electrones en la corteza de los átomos de cada uno de los elementos que se indican: a) helio b) berilio c) carbono d) oxígeno e) neón f) calcio ¿Qué iones formarán espontáneamente estos elementos químicos?

DATOS:  $Z_{\text{He}} = 2$  ;  $Z_{\text{Be}} = 4$  ;  $Z_{\text{C}} = 6$  ;  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Ne}} = 10$  ,  $Z_{\text{Ca}} = 20$



## ENLACES QUÍMICOS

### Ejercicio propuesto:

Dibuja la forma en que se distribuyen los electrones en la corteza de los átomos de cada uno de los iones que se indican: a)  ${}_1\text{H}^-$  b)  ${}_4\text{Be}^{2+}$  c)  ${}_8\text{O}^{2-}$  d)  ${}_{15}\text{P}^{3+}$  e)  ${}_{15}\text{P}^{5+}$  f)  ${}_{16}\text{S}^{2-}$

### Ejercicio propuesto:

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

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

### Ejercicio propuesto:

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

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

### Ejercicio propuesto:

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

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

### Ejercicio propuesto

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

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

### Ejercicio propuesto:

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

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

## 6.- Experiencia de laboratorio

### Objetivo

Diferenciación experimental de sustancias iónicas y covalentes.

### Material

## ENLACES QUÍMICOS

- 1.- Bombilla de 3,5 V.
- 2.- Cables de conexión.
- 3.- Electrodo.
- 4.- Espátula.
- 5.- Fuente de corriente eléctrica continua de 4,5 V.
- 6.- Gradilla con 6 tubos de ensayo.
- 7.- Mechero de gas.
- 8.- Pinzas de madera.
- 9.- Portalámparas.
- 10.- Vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>.

### *Productos químicos necesarios:*

- 1.- Agua destilada.
- 2.- Nitrato de potasio, KNO<sub>3</sub>, sólido.
- 3.- Yoduro de potasio, KI, sólido.
- 4.- Cloruro de sodio, NaCl, sólido.
- 5.- Yodo.
- 6.- Benceno.
- 7.- Naftaleno.
- 8.- Tetracloruro de carbono, CCl<sub>4</sub>.
- 9.- Tolueno.

### *Procedimiento:*

Vamos a comprobar diferentes de los compuestos de que disponemos.

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

Se toman seis tubos de ensayo numerados y se pone en el tubo n° 1: 1 cm<sup>3</sup> de tetracloruro de carbono, en el tubo n° 2: 1 gramo de Naftaleno, en el tubo n° 3: 1 gramo de Yodo, en el tubo n° 4: 1 gramo de nitrato de potasio, en el tubo n° 5: 1 gramo de KI y en el tubo n° 6: 1 gramo de cloruro de sodio.

Se añaden a cada tubo 3 cm<sup>3</sup> de agua destilada, se agitan y se observa si se han disuelto.



## *2.- Solubilidad en disolventes orgánicos*

Se toman otros 6 tubos de ensayo con las mismas cantidades que en el caso anterior y se le añaden los 3 cm<sup>3</sup> de disolvente orgánico (benceno o tolueno), se agitan y se observa si se han disuelto o no.

## *3.- Conductividad eléctrica en disolución*

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

### *Cuestiones*

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

----- O -----  
**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**