

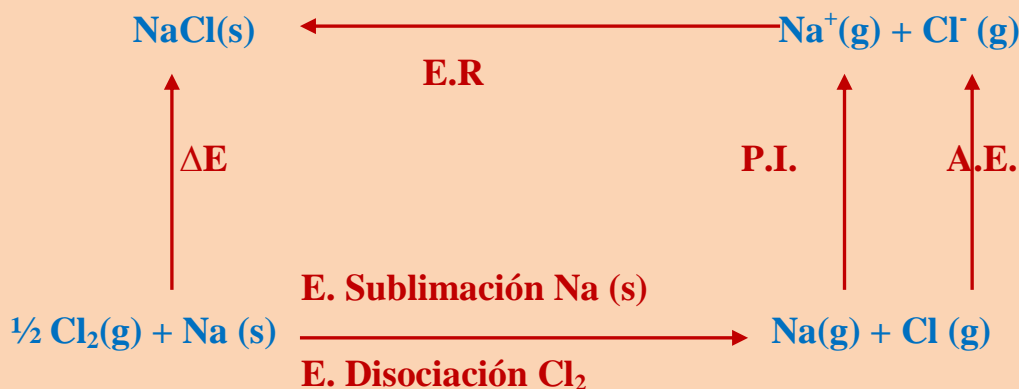
## TEMA Nº 18. CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACES QUÍMICOS

**1.-** Establece el Ciclo de Born – Haber para la formación del Cloruro sódico y determina la ecuación que nos determine el balance energético de la formación de Cloruro sódico:

**Resolución:**

El *Ciclo de Born – Haber* nos permite conocer la *energía asociada en la formación de un compuesto químico, mediante enlace iónico*, en base a las diferentes etapas y energías asociadas a cada una de estas etapas y obteniendo el balance total asociado en la formación del compuesto iónico.

En la formación del Cloruro sódico nuestro punto de partida es el átomo de sodio neutro y la molécula de cloro gas:



En donde:

**Energía de Sublimación.-** Energía asociada al cambio de sodio metálico a sodio gas. Como se trata de una energía que debemos suministrar se considera como energía **POSITIVA**.

**Energía de Disociación del gas  $Cl_2$ .**- Energía asociada a la disociación del  $Cl_2$  molecular a Cl atómico. Como se debe suministrar se considera como energía **POSITIVA**.

**P.I.- Potencial de Ionización o Energía de ionización.**- Energía asociada a la ionización del Na atómico a catión  $Na^+$ . **POSITIVA** porque también debe ser *suministrada al sistema*.

**A.E.- Afinidad Electrónica.**- Energía asociada a la ionización del Cl(g). Es energía que se libera por lo que se considera **NEGATIVA**.

**E.R.- Energía reticular.**- Energía asociada a la atracción del catión  $Na^+$  y del anión  $Cl^-$  para pasar a NaCl sólido. Es energía que se libera por lo tanto se considera como **NEGATIVA**

El balance energético viene dado por:

$$\Delta E = \frac{1}{2} E. \text{ Disociación} + \text{Energía Ionización} + \text{Potencial de ionización} - \text{Afinidad electrónica} - \text{Energía Reticular}$$

**2.-** Dados los datos:

E. Disociación de  $\frac{1}{2} Cl_2 (g) = 28,8 \text{ Kcal}$  (nos proporcionan directamente el valor de  $\frac{1}{2} Cl_2 \rightarrow Cl$ ). En la ecuación anterior no multiplicaremos por  $\frac{1}{2}$ .

E. Sublimación del Na(s) = 26 Kcal

Energía de Ionización Na = 118,1 Kcal

Afinidad Electrónica Cl = 87,2 Kcal

E. Reticular = 184 Kcal

Correspondientes al ejercicio anterior, determinar el **balance energético asociado en la formación del NaCl (s)**:

En función del criterio de signos:

Energía aportada  $\rightarrow$  **POSITIVA**

Energía desprendida  $\rightarrow$  **NEGATIVA**

$$\Delta E = 28,8 \text{ Kcal} + 26 \text{ Kcal} + 118,1 \text{ Kcal} - 87,2 \text{ Kcal} - 184 \text{ Kcal} =$$

$$= -98,3 \text{ Kcal}$$

Se trata de un *proceso exotérmico* [el signo negativo del resultado nos indica *liberación de energía* asociada a la formación del NaCl (s)]

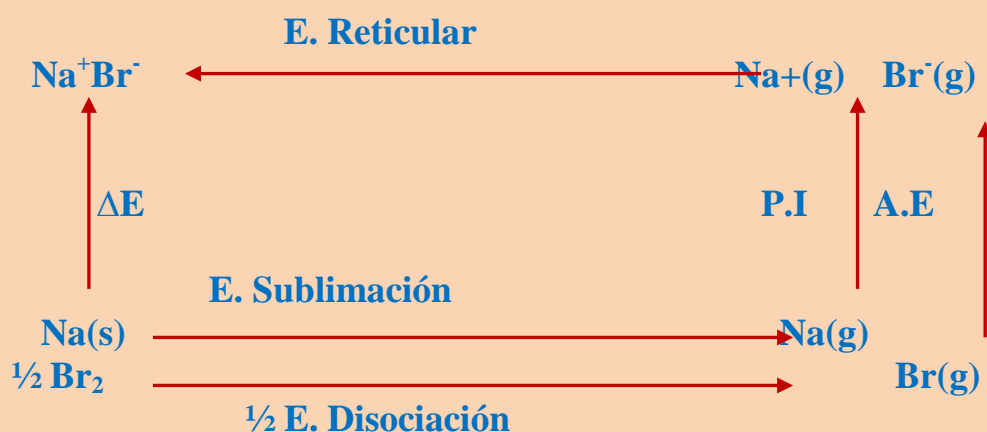
La formación de *sólidos iónicos siempre es exotérmica* excepto en el caso del Fluoruro de Cesio (CsF).

**3.-** La Energía de Ionización y el calor de sublimación del sodio son +496,0 Kj/mol y +108,8 Kj/mol, respectivamente. La Energía de disociación y afinidad electrónica del bromo valen +193,0 Kj/mol y -345,3 Kj/mol. El valor de la Energía Reticular del bromuro de sodio (NaBr) es -718,7 Kj/mol, determinar la energía asociada a la formación del NaBr (s). Establecer un esquema del ciclo de *Ciclo de Born – Haber*.

El criterio de signo utilizado:

Energía proporcionada al proceso → +

Energía liberada en el proceso → -



$$\Delta E = \frac{1}{2} 193,0 \text{ Kj/mol} + 496,0 \text{ Kj/mol} + 108,8 \text{ Kj/mol} + (-345,3 \text{ Kj/mol})$$

$$+ (-718,7 \text{ Kj/mol}) = -362,7 \text{ Kj/mol}$$

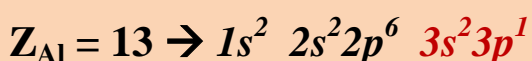
**(Proceso Exotérmico)**

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

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

**Resolución:**

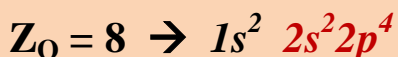
Estableceremos en primer lugar las configuraciones electrónicas de ambos elementos químicos:



Tres e- en la última capa. Para conseguir el **OCTETO** puede seguir dos caminos:

- a) Captar 5 e-
- b) Ceder los tres electrones de la 3ª capa y quedar la capa nº 2 como capa de valencia que tiene los 8 e- que estamos buscando.

Energéticamente es más factible la segunda posibilidad:

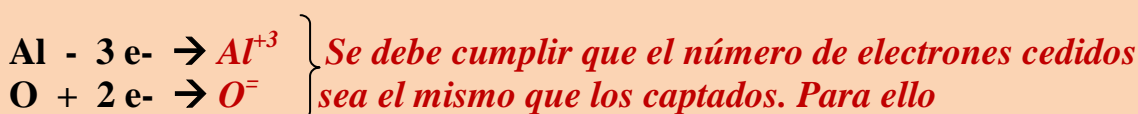


**Seis e- en la última capa.** Tiene las dos mismas posibilidades que el átomo de aluminio, pero en este caso el camino más fácil es captar 2 e- con lo que completa su octeto:



Nos encontramos con dos iones de carga eléctrica distinta y se producirá una **atracción electrostática, constituyente del Enlace Iónico**, que formara el Óxido de aluminio. Veamos el proceso a seguir para obtener la fórmula del compuesto:

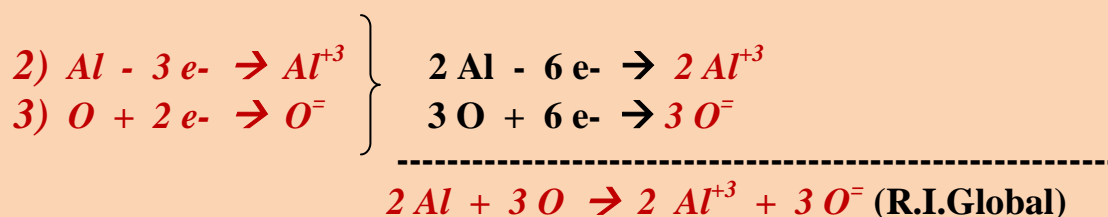
Unimos las dos reacciones de ionización:



## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

*multiplicaremos la primera por 2 y la segunda por 3*



Obtenemos un compuesto iónico, *totalmente neutro* y en donde la *proporción de unión entre los dos átomos es:*

*2 átomos Al / 3 átomos O*

Lo que nos determina la fórmula del compuesto  $\rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

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

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

**Resolución:**

Lo primero que estableceremos son las configuraciones electrónicas de los elementos químicos para conocer:

- a) Los electrones de valencia (coinciden con el número de electrones de la capa de valencia de la corteza electrónica) de cada uno de ellos
- b) Las reacciones de ionización con el fin de conseguir su octete

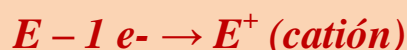
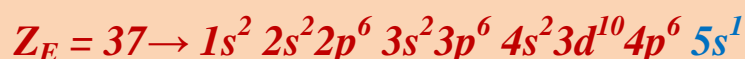
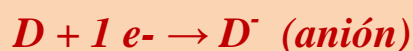
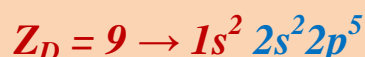
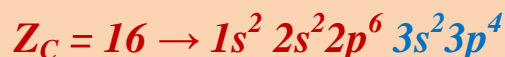
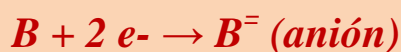
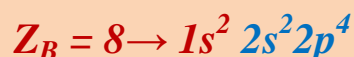


El sodio cederá el electrón de valencia de la capa n° 3 y se quedará con los 8 e- de la 2ª capa



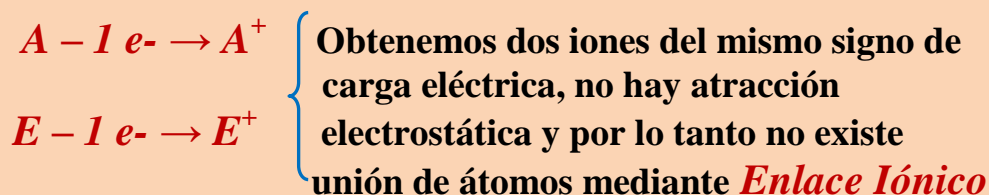
## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)



### a) Unión de A con E:

Unimos las reacciones de ionización correspondientes a los dos átomos:

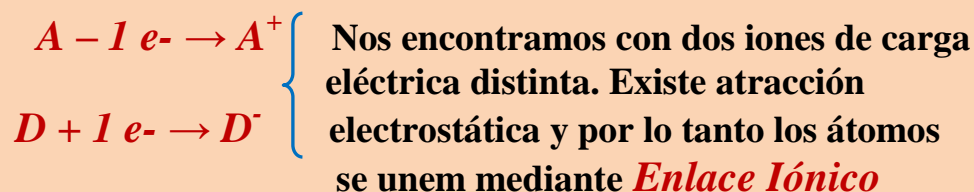


Tanto A como E pertenecen al grupo 1 (I – A), átomos con marcado carácter metálico. La unión entre A y E se produce mediante un Enlace Metálico. La fórmula no la podemos conocer. Obedece a la estructura:

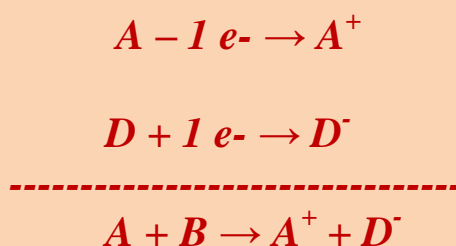


Donde x e y son desconocidos

*b) Unión de A con D*



El número de electrones es el mismo por lo que podemos proceder a sumar miembro a miembro las dos reacciones de ionización:



El miembro de la derecha *establece la neutralidad del compuesto* y el miembro de la izquierda la *proporción en la cuál se unen los átomos* de A y de D:

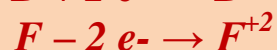
*1 Átomo A / 1 Átomo D*

Fórmula  $\rightarrow AD$

*c) Unión de B con F*



El número de electrones es el mismo y podemos proceder a sumar miembro a miembro las dos reacciones de ionización:

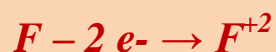


Proporción estequiométrica:

*1 Átomo de B / 1 Átomo F*

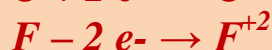
Fórmula  $\rightarrow$  ***FB***

*d) Átomo C con F*



**Iones con cargas eléctricas opuestas.  
Atracción electrostática.  
*Enlace Iónico***

Balance electrónico ajustado. Podemos sumar:

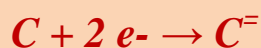


Proporción estequiométrica:

*1 Átomo de C / 1 Átomo de F*

Fórmula: ***FC*** (siempre el ión positivo a la izquierda)

*e) Átomo C con D*



**Iones con el mismo signo de carga.  
*Imposibilidad de Enlace Iónico***

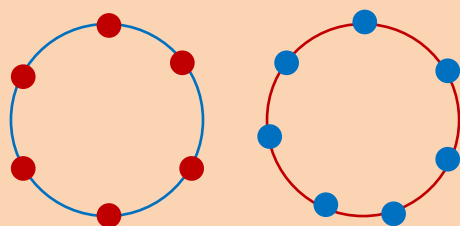


## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

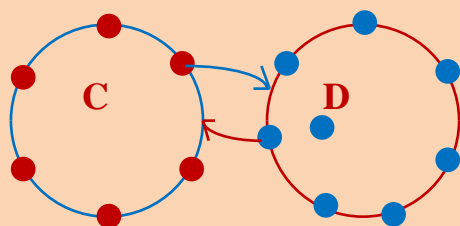
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

Como **C** pertenece al grupo **16 (VI – A)** y **D** al grupo **17 (VII – A)**, se trata de dos elementos *muy electronegativos* y los dos quieren *completar su octeto con captación de electrones*. No existe una *transferencia electrónica* entre ellos. La unión se producirá mediante **Enlace Covalente (compartición de electrones)**:

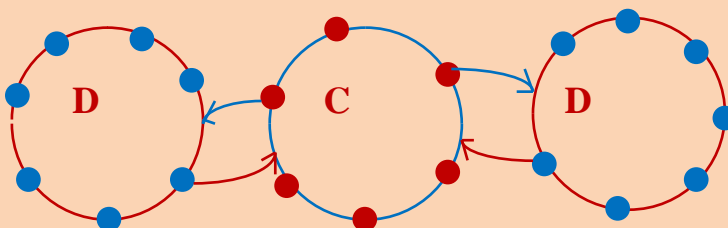
“C” tiene 6 e- en su capa de valencia y “D” 7 e- de valencia:



**D** compartirá un electrón con **C** y **C** compartirá un electrón con **D**:

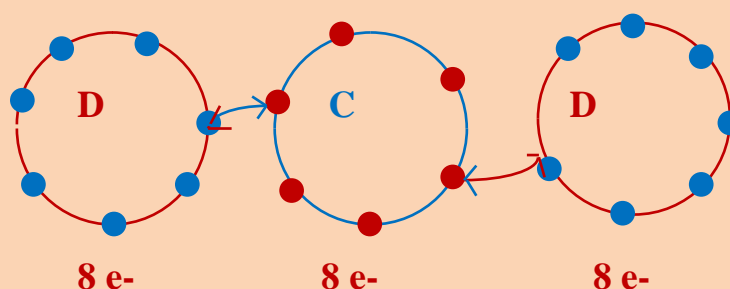


Con esta compartición **D** tiene sus **8 e-** y **C** **7 e-**. A **C** le hace falta *un electrón más*. Se producirá una nueva compartición *pero no* entre **C** y **D** porque esto implicaría que **C** tuviera sus **8 e-** pero **D** tendría **9**, lo cual no puede ser. Como máximo **8 e-**. *Necesitamos un segundo átomo de D*:



El nuevo **D** tendrá sus **8 e-** y **C** también consigue sus **8 e-**.

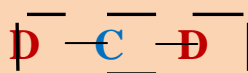
Podemos realizar otra estructura de la compartición:



De este esquema podemos pasar al diagrama de Lewis:



O bien:



Fórmula:  $CD_2$

6.- Dados los elementos químicos Ca, Se, F, Na y P. Establecer los iones más estables de cada uno de ellos.

DATOS:  $Z_{Ca} = 20$ ;  $Z_{Se} = 34$ ;  $Z_F = 9$ ;  $Z_{Na} = 11$ ;  $Z_P = 15$

**Resolución:**

Todos los átomos, para *conseguir su estabilidad*, quieren conseguir 8 electrones en la capa de valencia de la corteza electrónica. Para ello los átomos de los elementos químicos *cederán o captarán electrones* con el fin de conseguir sus 8 electrones. Para que se realice la captación o cesión de electrones los átomos se tienen que ionizar, es decir convertirse en iones (aniones o cationes) mediante las reacciones de ionización. Esta captación o cesión de electrones siempre se realizará en función del gasto energético. Tenderán a un mínimo energético.

Para llegar a establecer las reacciones de ionización primero debemos conocer la Configuración Electrónica del elemento químico:

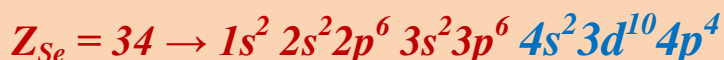
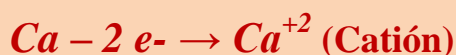


El Calcio puede conseguir sus 8 e- de dos formas:

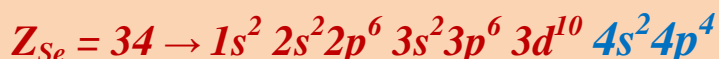
- Captando 6 e-
- Cediendo los 2 e- de la capa de valencia quedándose con la capa tercera en donde hay 8 e-

Energéticamente es factible el segundo procedimiento.

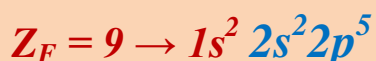
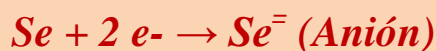
Reacción de ionización:



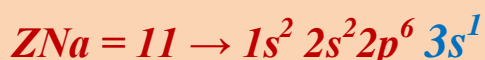
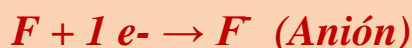
Cuando en la capa de valencia tenemos orbitales que no pertenecen a dicha capa, están completos y se están completando los orbitales “p” de la capa de valencia debemos llevarlos a su capa correspondiente:



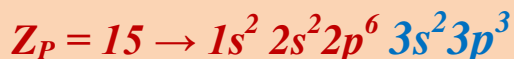
El Selenio tiene 6 e- en su última capa, le es más barato captar 2 e- que ceder 6 e-. La reacción de ionización:



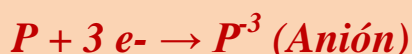
El Flúor captará 1 e- :



El Sodio perderá el electrón de la capa de valencia y se quedará con los 8 e- de la 2ª capa. Reacción de ionización:



Cinco electrones en la última capa, tomará 3 e- para tener los 8 e-. Reacción de ionización:



7.- Define electrovalencia. Determina la electrovalencia o valencia iónica de los átomos del ejercicio anterior.

**Contestación:**

**Electrovalencia** viene determinada por el *número de electrones* que un átomo *capta o cede* al *unirse a otro átomo*, siempre tratando de *conseguir 8 e-* (máxima estabilidad del átomo).

**Electrovalencia** es sinónimo de **Valencia Iónica** que viene determinada por el *número de electrones ganados o perdidos* en sus *reacciones de ionización*. Pueden ser *positivas* o *negativas*.

Valencia Iónica del Ca:  $Ca^{+2}$  (+2)

Valencia Iónica del del Selenio:  $Se^{-}$  (-2)

Valencia Iónica del Flúor:  $F^{-}$  (-1)

Valencia Iónica del Sodio:  $Na^{+}$  (+1)

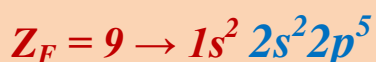
Valencia Iónica del Fósforo:  $P^{-3}$  (-3)

8.- Determinar las valencias covalentes (covalencia) de los elementos químicos: F (Z=9), Cl (Z=17), N (Z=7) y explique, razonadamente, qué covalencias deben presentar.

**Resolución:**

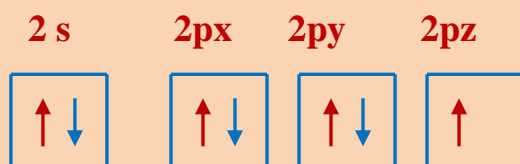
*La Covalencia o Valencia Covalente viene determinada por el número de electrones desapareados existentes en la capa de valencia de la Configuración Electrónica.*

Para determinar las valencias covalentes debemos conocer en primer lugar la *Configuración electrónica* de cada uno de los elementos químicos:



El Flúor pertenece a  $n = 2 \rightarrow n^\circ \text{ electrones} = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8 e^-$

En la capa de valencia solo pueden existir 8 e- repartidos entre los orbitales "s" y los "p":



El Flúor tiene un hueco ( $2p_z$ ) para poder *aceptar un electrón* lo que le proporciona una *Valencia Iónica* de **-1**.

Tiene un electrón desapareado en  $2p_z$  que le proporciona la *Valencia Covalente* de **1**



El Cloro pertenece al periodo  $n = 3 \rightarrow n^\circ e^- \text{ máximo} = 2 \cdot n^2 =$

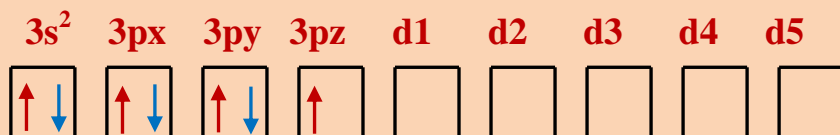
$$= 2 \cdot 3^2 = 18 e^-$$

## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

Estos 18 e- implican que en el periodo  $n = 3$  pueden existir orbitales “s”, “p” y “d”:

La configuración de la capa de valencia en su estado fundamental (menor contenido energético) es:



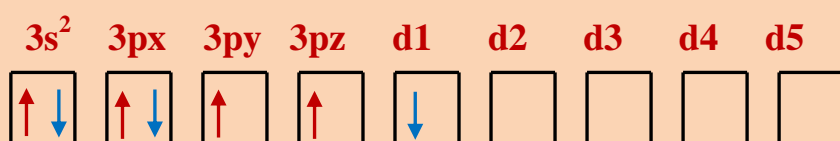
El Cloro tiene un hueco en  $3p_z$  para poder aceptar  $1e^- \rightarrow$

$$V. \text{ Iónica} = -1$$

Presenta un electrón desapareado en  $3p_z \rightarrow V. \text{ Covalente} = 1$

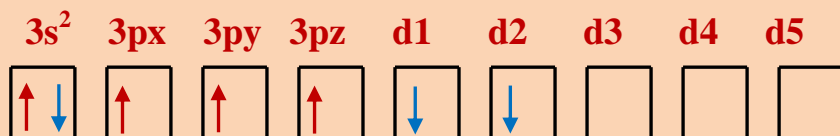
En la capa de valencia también existen orbitales atómicos “d”. Energéticamente *podemos promocionar electrones de los orbitales “p” a los orbitales “d”*. Siguiendo la regla de *Hund*, es decir introduciendo electrones en los orbitales “d” de *uno en uno* y siempre en orbitales “d” distintos.

**Primera promoción:**



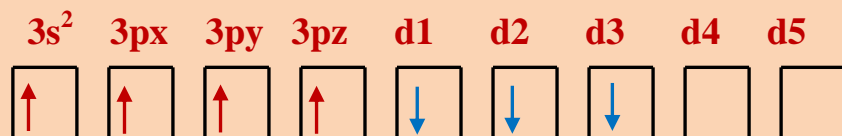
Tres electrones desapareados  $\rightarrow V. \text{ Covalente} 3$

**Segunda promoción:**



Cinco electrones desapareados  $\rightarrow V. \text{ Covalente} 5$

**Tercera promoción:**

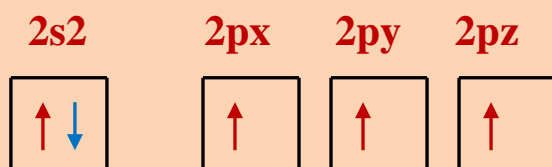


Siete electrones desapareados → **V. Covalente 7**

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

Estamos en  $n = 2 \rightarrow n^\circ e^- = 2 \cdot n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$  *electrones* (cabén en la capa de valencia) → solo existirán orbitales “s” y “p”. Los orbitales tipo “p” se llenarán según la regla de Hund (*de uno en uno y en diferentes orientaciones*)

**Capa de valencia:**



Tres huecos libres lo que implica que el Nitrógeno puede captar tres electrones → **V. Iónica -3**

Tres electrones desapareados → **V. Covalente 3**

**9.-** Indica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

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

**Resolución:**

- a) **FALSO**. La corriente eléctrica implica electrones en movimiento y en un cristal (sólido) no existen.

b) A **mayor carácter iónico mayor dureza**. De los tres compuestos el **CaO** es el de mayor carácter iónico puesto que el Ca está más abajo en el grupo del S.P y la diferencia de electronegatividad (proporciona carácter iónico es mayor en el CaO). Luego **AFIRMACIÓN VERDADERA**.

c) A **mayor diferencia de electronegatividad mayor carácter iónico** y por lo tanto **mayor temperatura de fusión**. El orden de mayor a menor punto de fusión es:



Luego **AFIRMACIÓN VERDADERA**.

**10.-** ¿Puede formarse un enlace iónico entre átomos de un mismo elemento químico? ¿Por qué?

**Resolución:**

**No.** El **Enlace Iónico** implica una **transferencia de electrones** entre los átomos que se van a unir. En dos átomos de un mismo elemento químico no puede haber una **transferencia de electrones** puesto que el valor de la **electronegatividad** es la misma para los dos átomos.

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

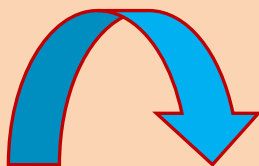
DATOS:  $Z_{\text{Na}} = 11$  ;  $Z_{\text{H}} = 1$

**Resolución:**

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:

Reacción de ionización:  $\text{Na} - 1 e^- \rightarrow \text{Na}^+$  (1)





Con el átomo de hidrógeno tenemos que recordar que dicho elemento cumple las propiedades del grupo 1 (I – A) y del grupo 17 (VII – A). En base a esta propiedad puede formar enlaces iónicos y enlaces covalentes:

- Cuando el *H* se valla a unir con un elemento colocado en la *izquierda del S.P.* actuará como si estuviera en el grupo *17 (VII – A)*. Esta separación en el sistema periódico haría que existiera una transferencia de electrones y por lo tanto un enlace Iónico.
- Cuando se una con un elemento de la *derecha del S.P.* (por tener elevadas y parecidas electronegatividades) se producirá una *compartición de electrones*, es decir, un *Enlace Covalente*.

Volvemos al ejercicio:

Sobre el sodio ya se ha dicho lo que hace:

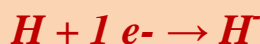


El Hidrógeno consigue su estabilidad alcanzando la estructura del gas noble He que tiene 2 e-. El H no busca el octete, busca su duplete y para ello debe tomar un electrón.

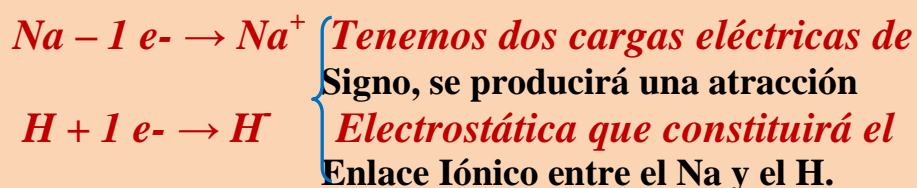


Ya tiene sus dos electrones pero ha perdido la entidad del hidrógeno. Se ha convertido en un anión.

Podemos unir las dos reacciones de ionización:



El electrón que cede el Sodio lo capta el Hidrógeno.



Proporción estequiométrica:



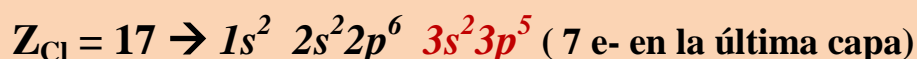
Fórmula  $\rightarrow$   $\text{NaH}$

**12.-** Explica la formación de la molécula del cloruro de hidrógeno, HCl.

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

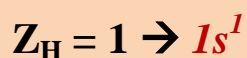
**Resolución:**

Configuraciones electrónicas:



Mediante la captación de un electrón conseguirá la estructura de gas noble (8 e- en la capa de valencia).

Reacción de Ionización:

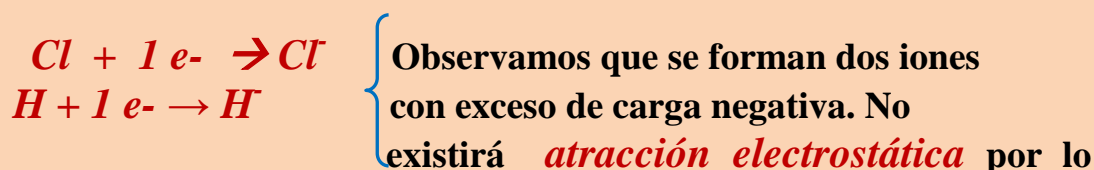


El Hidrógeno cuando se une a un átomo situado a la derecha del S.P. (elevada electronegatividad), tenderá a tener dos electrones en su capa de valencia con lo que conseguirá su “*duplete*” y por lo tanto la configuración del gas noble He.

Reacción de ionización:

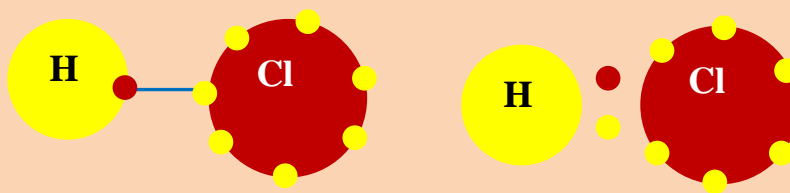


Si unimos las dos reacciones de ionización:

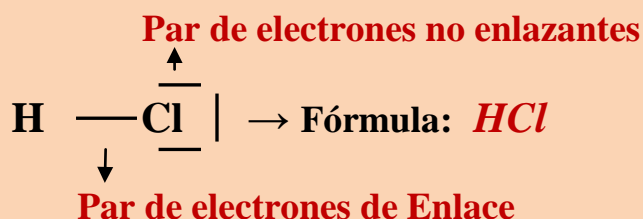


que el *Enlace Iónico* queda *descartados*. Por la propiedad que tiene el hidrógeno de poder pertenecer al grupo 17 (VII – A), se comportará como los elementos pertenecientes a este grupo y el Cloro y el Hidrógeno se unirán mediante la *compartición de electrones* que lleva consigo el *Enlace Covalente*:

El Cloro compartirá un electrón con el Hidrógeno y este compartirá un electrón con el Cloro. De esta forma los dos átomos consiguen su estabilidad:



Se obtendría una estructura de Lewis del tipo:

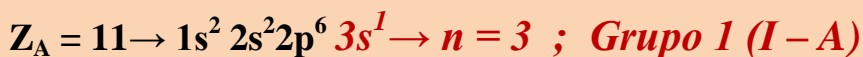


**13.-** Dados los elementos químicos A, B, C, D, E, F, G, H y I, de números atómicos: 11, 37, 12, 38, 15, 34, 35, 16 y 17 respectivamente, determinar:

- a) El tipo de enlace
- b) 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

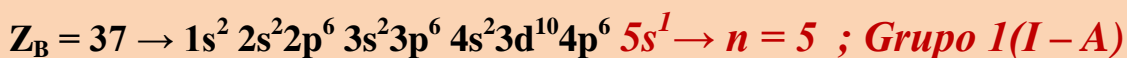
**Resolución:**

Podemos responder a las dos cuestiones simultáneamente. Para ello lo primero que tenemos que establecer son las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos químicos:

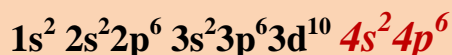


A conseguirá sus 8 e- perdiendo el que tiene en la capa de valencia y quedándose con los 8 e- de la capa n° 2.

Reacción de ionización:



B perderá su electrón de valencia y se quedará con los 8 e- de capa n° 4:

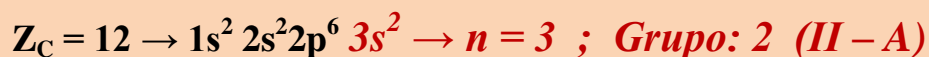


Reacción de ionización:



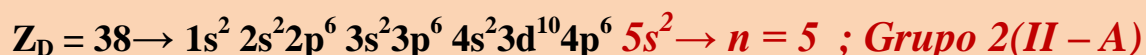
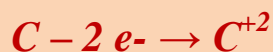
## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

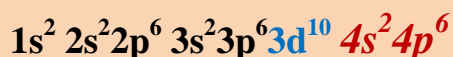


C perderá los 2 e- de valencia y se quedará con los 8 e- de capa nº 2.

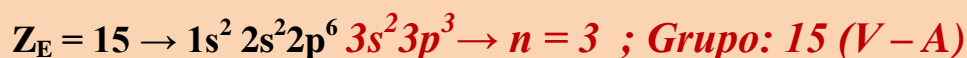
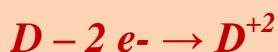
Reacción de ionización:



D perderá los 2 e- de valencia y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:

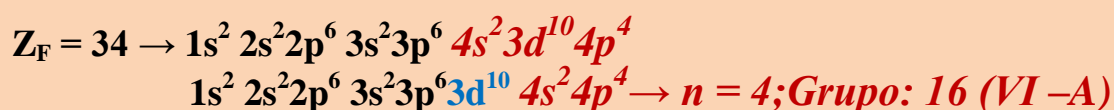


Reacción de ionización:



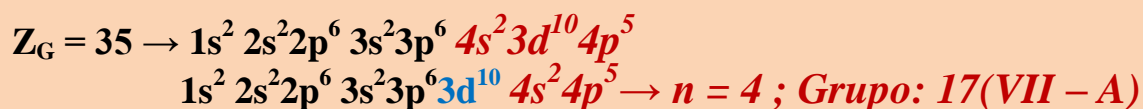
E tiene 5 e- en la última capa y aceptará 3 e- para llegar a los 8 e-.

Reacción de ionización:



F tomará 2 e- para conseguir los 8 e-.

Reacción de ionización:

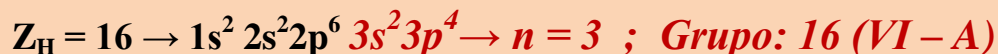


## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

G necesita 1 e- para tomar la estructura de gas noble.

Reacción de ionización:



H necesita 2 e-.

Reacción de ionización:



I necesita 1 e-.

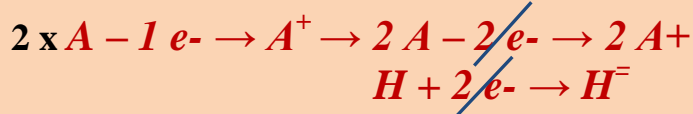
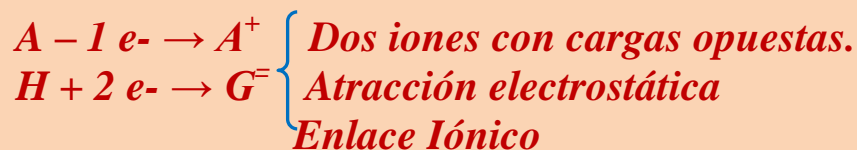
Reacción de ionización:



Nos vamos a las uniones:

### A con H

Unimos las reacciones de ionización:



Proporción estequiométrica:

*2 átomos A / 1 átomo H*

Fórmula:  $A_2H$

G con H

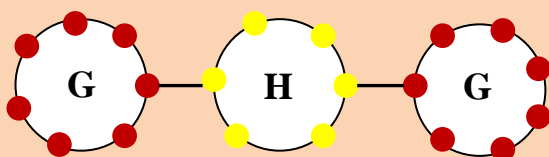
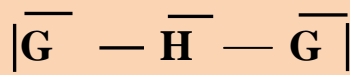


Diagrama de Lewis:



Fórmula  $\rightarrow HG_2$

E con I

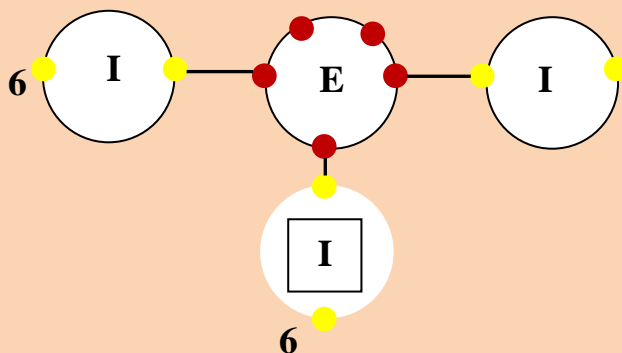
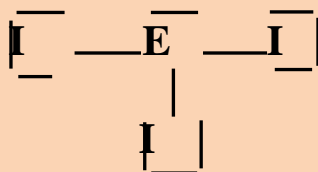
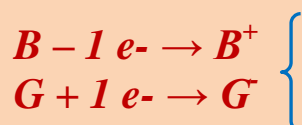


Diagrama de Lewis:

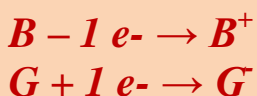


Fórmula:  $I_3E$

B con G



Nos encontramos con *dos iones de carga eléctrica de distinto signo*. Existirá una *atracción electrostática* y los átomos se unirán mediante *Enlace Iónico*. Observamos además que el balance electrónico ya está ajustado por lo que podemos proceder a la suma de las dos reacciones de ionización:



-----

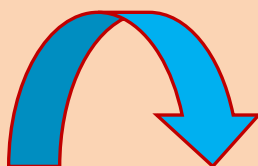
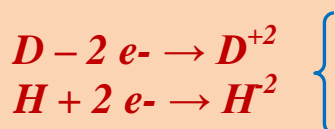


Proporción estequiométrica:

*1 átomo de B / 1 átomo de G*

Fórmula:  $BG$

D con H

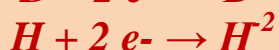
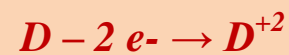




## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

Nos encontramos con dos *iones de carga eléctrica de distinto signo*. Se produce una *atracción electrostática* y los átomos se unen mediante *Enlace Iónico*. Por otra parte el balance electrónico está ajustado y podemos proceder a la suma de las dos reacciones de Ionización.

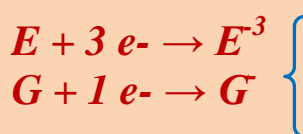


Proporción estequiométrica:

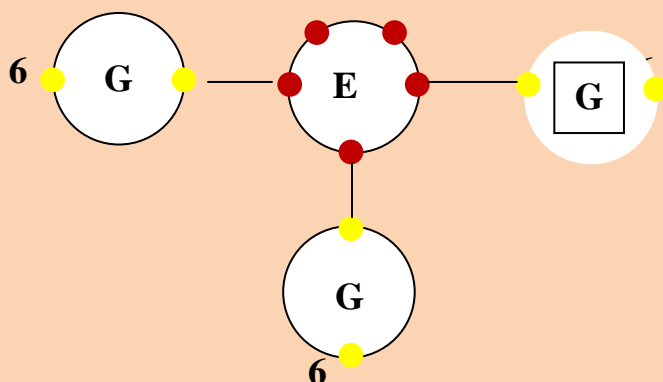
*1 átomo de D / 1 átomo de H*

Fórmula: *DH*

E con G



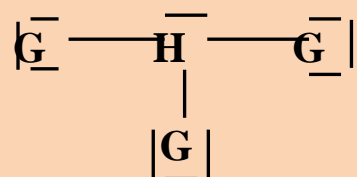
Dos iones con *carga eléctrica del mismo signo*. Se produce *repulsión electrostática* y los átomos se unen mediante *Enlace Covalente*:



## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

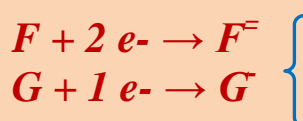
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

Diagrama de Lewis:



Fórmula:  $HG_3$

F con G



Iones del *mismo signo de carga eléctrica*. Existe *repulsión electrostática* y los átomos se unen mediante *Enlace Covalente*:

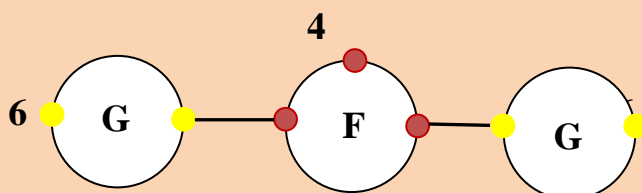
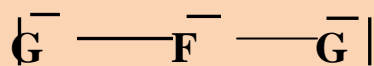


Diagrama de Lewis:



Fórmula:  $FG_2$

**14.-** Establece si son falsas o verdaderas las siguientes afirmaciones:

- El enlace iónico origina cristales
- Un sólido iónico se disuelve en agua
- Los cristales iónicos son blandos

**Contestación:**

- Verdadera.-** Cristalizan en sistemas determinados de cristalización

- b) **Verdadera**.- El carácter polar de la molécula del agua es capaz de destruir las fuerza de unión entre los iones
- c) **Falsa**.- Presentan una elevada dureza debido a la gran diferencia de electronegatividad existente entre los iones que forman el enlace

**15.-** Indica en cuáles de los siguientes compuestos se encuentran moléculas individuales y en cuáles no: a) CO b) KCl c) MgO d) CsCl e) NO.

**Resolución:**

Las *moléculas individuales* se constituyen mediante *Enlace Covalente*. El *Enlace Covalente* se presenta entre *átomos con muy poca diferencia de electronegatividad*, están *juntos en la derecha del S.P.*. Los compuestos iónicos *nunca forman moléculas individuales*, *forman cristales moleculares* con un entrado cristalino constituido inoes de cargas eléctricas de distinto signo.

Podemos diferenciar entre los compuestos covalente y los iónicos basándonos en la *diferencia de electronegatividad*. Cuanto *más separados se encuentren en el S.P. los átomos que constituyen el compuesto mayor es la diferencia de electronegatividad* y *mayor carácter iónico*. *Poco separados* y en la *derecha del S.P.* constituyen *compuestos covalentes*, la *diferencia de electronegatividad es pequeña*. En base a lo dicho podemos concluir:

CO → Compuesto Covalente → *Presenta moléculas individuales*

KCl → Elevada diferencia de electronegatividad → *No presenta moléculas individuales*

MgO → Elevada diferencia de electronegatividad → *No presenta moléculas individuales*

CsCl → Elevada diferencia de electronegatividad → *No presenta moléculas individuales*

NO → Pequeña diferencia de Electronegatividad → *Presenta moléculas individuales*

**16.-** Supongamos que los sólidos cristalinos de cada uno de los grupos siguientes cristalizan en la misma red: 1) KBr, CsBr, LiBr ; 2) CaCl<sub>2</sub>, CaBr<sub>2</sub>, CaI<sub>2</sub> , 3) CaS, BeS,.

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

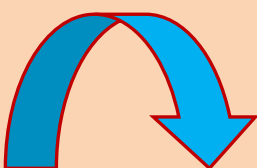
***Resolución:***

En la cuestión nos preguntan sobre cuatros magnitudes:

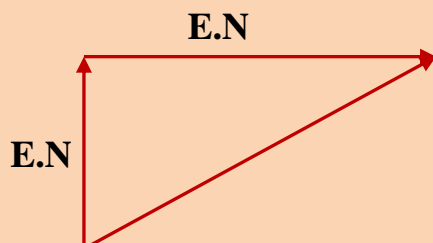
- Energía Reticular.
- Punto de fusión.
- Dureza.
- Punto de ebullición.

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

- A *mayor carácter iónico mayor Energía reticular se desprende* en la formación de dicho compuesto iónico.
- A *mayor carácter iónico mayor punto de fusión.*
- A *mayor carácter iónico mayor dureza.*
- A *mayor carácter iónico mayor punto de ebullición.*



El carácter iónico viene determinado por la *diferencia de electronegatividades* entre los átomos que forman el compuesto. Si recordamos que la *electronegatividad* venía determinada por el diagrama:



Con este recordatorio entenderéis las contestaciones a la cuestión planteada.

a)

1. A *mayor carácter iónico mayor E.R.* El compuesto de menor E.R es el *LiBr* puesto que en él la *diferencia de electronegatividad es menor*
2. El *CaI<sub>2</sub>*. Por las mismas razones del apartado anterior.
- 3.- El *BeS*. “ “ “ “ “

b) Puntos de fusión:

- 1.- El *LiBr (menor carácter iónico)*.
- 2.- El *CaI<sub>2</sub>*. “ “
- 3.- El *BeS*. “ “

c) Dureza:

- 1.- El *CsBr<sub>2</sub> (mayor carácter iónico)*
- 2.- El *CaCl<sub>2</sub>* “ “
- 3.- El *CaS* “ “

d) Punto de ebullición:

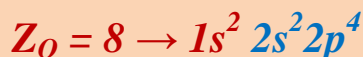
- 1.- El *CsBr<sub>2</sub> (mayor carácter iónico)*
- 2.- El *CaCl<sub>2</sub>* “ “
- 3.- El *CaS* “ “

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

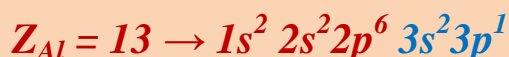
DATOS:  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Al}} = 13$

**Resolución:**

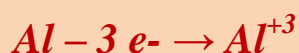
Configuraciones electrónicas y reacciones de ionización:



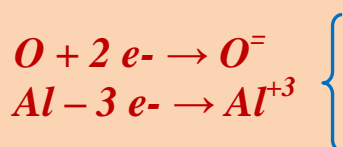
El Oxígeno necesita captar dos electrones para alcanzar la estructura de gas noble:



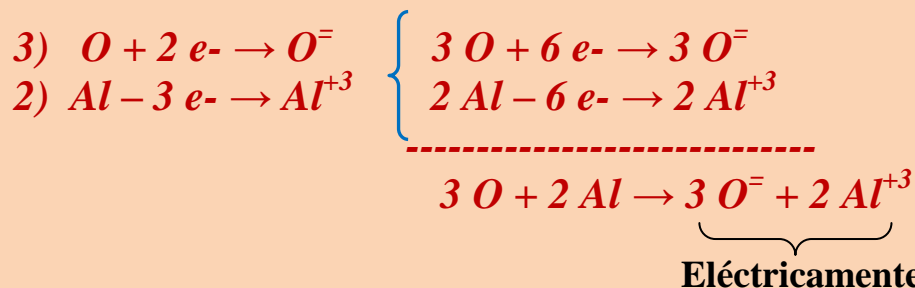
El Al perderá los tres electrones de la capa de valencia y se quedará con la capa nº 2 que tiene 8 e-:



Unimos las reacciones de ionización:



Nos encontramos con dos iones de carga eléctrica de distinto signo. Se producirá una atracción electrostática con el consiguiente Enlace iónico. Se debe cumplir que los electrones cedidos deben ser iguales a los electrones ganados. Para ello multiplicaremos por 3 la primera reacción de ionización y por 2 la segunda reacción de ionización:



Proporción estequiométrica:

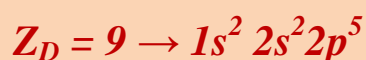
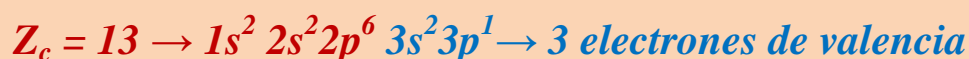
*3 átomos de O / 2 átomos de Al*

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

**18.-** 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) **Electrones de valencia.**- Vienen determinados por el número de electrones de la capa de valencia (última de la corteza electrónica)



- b) **Tipo de enlace y fórmula:**

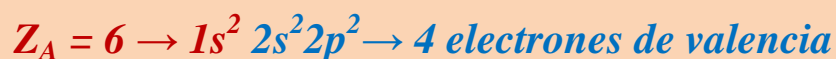
**B con A**

Reacciones de ionización.- Los átomos buscan 8 e<sup>-</sup> y para ello pueden ceder o captar electrones:

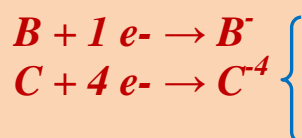


## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)



Unimos las reacciones de ionización:



Nos encontramos con *dos iones del mismo signo de carga eléctrica*. Se produciría una **repulsión electrostática** por lo que la unión de los dos átomos tendrá lugar mediante una *compartición de electrones*, es decir, *Enlace Covalente*.

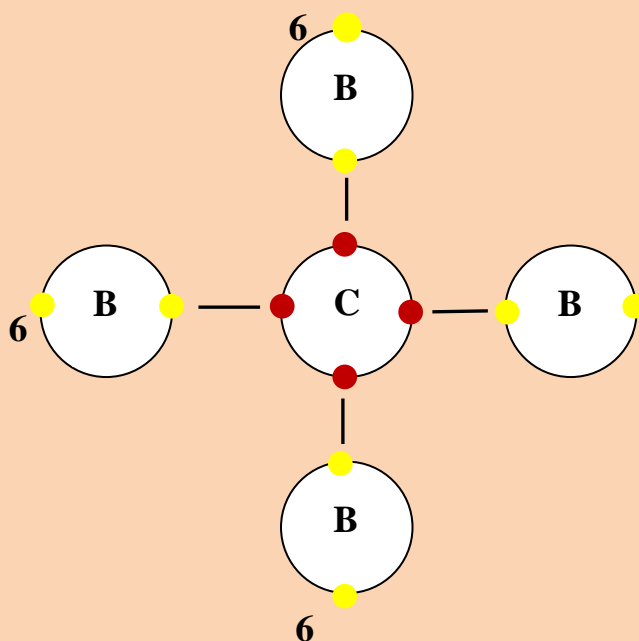
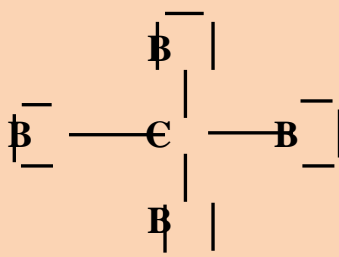


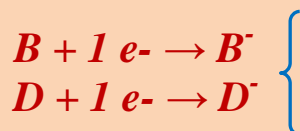
Diagrama de Lewis:





Fórmula:  $CB_4$

B con D



Dos iones con el mismo signo de carga eléctrica lo que implica una compartición de electrones, es decir, *Enlace Covalente*:

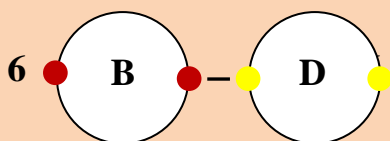


Diagrama de Lewis:



Fórmula:  $BD$

**19.-** Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica
- Los compuestos iónicos conducen la electricidad en estado fundido
- Los sólidos iónicos tienen puntos de fusión muy altos

**Contestación:**

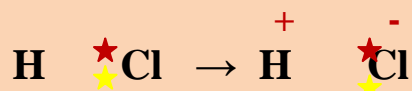
- Verdadera.** La rigidez de la estructura cristalina del compuesto iónico no permite la movilidad de sus iones
- Verdadera.** En estado fundido los iones ya tienen una cierta movilidad y pueden entonces conducir la corriente eléctrica
- Verdadera.** Debido a la fortaleza de la atracción electrostática en el enlace iónico hace posible que los cristales iónicos funden a altas temperaturas

**20.-** ¿Cuándo se dice que un enlace covalente es polar?

**Contestación:**

Cuando uno de los átomos que comparten electrones tiene más electronegatividad que el otro. El más electronegativo atrae al par de electrones compartidos. Queda la estructura del enlace polarizada.

**Ejemplo:**



**21.-** Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Las fuerzas intramoleculares, en el enlace covalente, son muy débiles
- Las fuerzas intermoleculares, entre moléculas covalentes, son muy fuertes
- Las moléculas covalentes se constituyen por átomos de electronegatividades muy diferentes

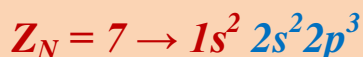
**Respuesta:**

- Falsa.** Las fuerzas que constituyen la molécula covalente es fuerte
- Falsa.** Las fuerzas entre moléculas covalentes son débiles en comparación con las fuerzas intramoleculares
- Falsa.** El enlace covalente se produce entre átomos cuyas electronegatividades no tengan valores muy diferentes.

**22.-** 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.

**Resolución:**

El Nitrógeno tiene por número atómico el valor de 7. Su configuración electrónica es:



El Nitrógeno tiene en su capa de valencia 5 electrones. Para conseguir sus 8 electrones y por tanto su estabilidad tenderá a captar 3 electrones. Estos tres electrones los puede recibir de otro átomo de Nitrógeno pero no con transferencia electrónica. Se produce una compartición electrónica, es decir, los dos átomos se unen mediante enlace Covalente:

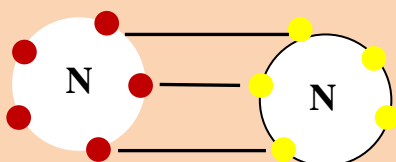


Diagrama de Lewis:



Fórmula:  $N_2$

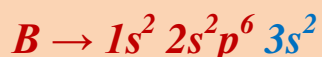
**23.-** Un elemento químico tiene como estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5$  y otro elemento  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  ¿Cuál es la fórmula del compuesto de formarán? ¿Qué tipo de enlace se formará entre ambos?

**Resolución:**



Tiene 7 electrones en la capa de valencia y tenderá a captar un electrón para conseguir sus 8 electrones. La reacción de ionización es:

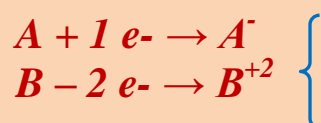




Tiene dos electrones en su capa de valencia. Para conseguir sus 8 electrones cederá los dos electrones de la capa de valencia y se quedará con los 8 e- de la segunda capa. Su reacción de ionización es:

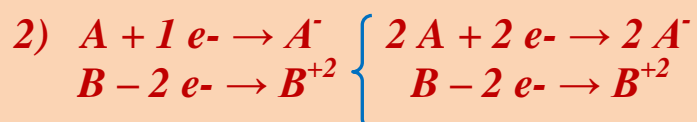


Si unimos las dos reacciones de ionización:

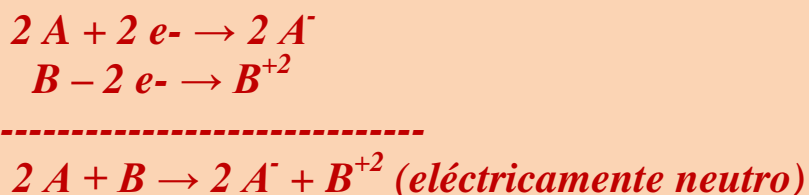


Nos encontramos con *dos iones de carga eléctrica de distinto signo*, se producirá una *atracción electrostática* constituyéndose un *enlace Iónico*.

*Debemos hacer posible que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados*, para ello multiplicaremos la primera reacción de ionización por 2:



Ahora podemos sumar las dos reacciones de ionización:



Proporción estequiométrica:

*2 átomos de A / 1 átomo de B*

Fórmula:  **$BA_2$**

**24.-** De las siguientes afirmaciones, señala cuáles son verdaderas y cuáles son falsas: a) En el enlace iónico, los iones comparten electrones b) Los átomos pueden compartir más de un par de electrones c) Si un compuesto es gaseoso a temperatura ambiente, seguro que es covalente molecular d) La sustancias iónicas conducen siempre la electricidad.

**Resolución:**

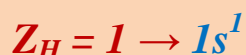
- a) **Falso.**- En el Enlace Iónico existe una transferencia de electrones
- b) **Verdadero.**- Pueden llegar a compartir tres electrones
- c) **Verdadero.**- Los gases, a temperatura ambiente, están constituidos por moléculas covalentes
- d) **Falso.**- Solo en estado fundido o formando disoluciones

**25.-** Representa mediante diagramas de Lewis la estructura de las moléculas de las siguientes sustancias: a) Hidrógeno b) Metano c) Amoníaco d) Cloruro de hidrógeno.

Datos: números atómicos: H: 1; C: 6; N: 7

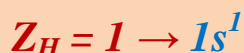
**Resolución:**

**a) Molécula de Hidrógeno, H<sub>2</sub>**



El átomo de hidrógeno tiene **un** solo electrón de valencia. Buscando la estructura del **gas noble He** tenderá a captar un electrón.

Al otro átomo de Hidrógeno que forma la molécula le ocurre exactamente lo mismo:



También intentará conseguir el electrón que le falta para adquirir su estabilidad.

## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

Ninguno de los *dos átomos* va a ceder su electrón. La solución se encuentra en la *compartición de electrones*, es decir, formar un *Enlace Covalente*:

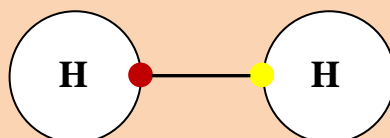
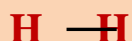


Diagrama de Lewis:



*b) Molécula de Metano, CH<sub>4</sub>*

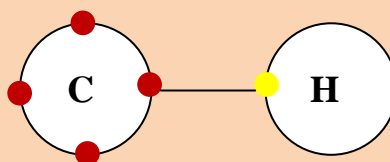
$$Z_{\text{C}} = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$$

El Carbono necesita 4 electrones para conseguir su estabilidad. Intentará captar estos cuatro electrones.

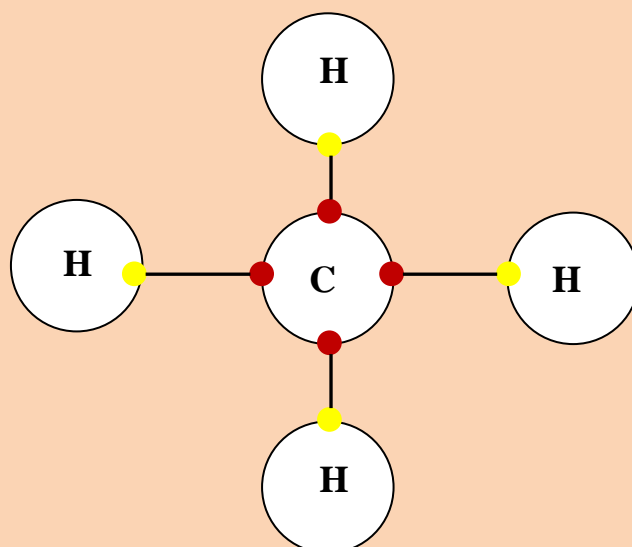
El Hidrógeno que lo acompaña en su composición:

$$Z_{\text{H}} = 1 \rightarrow 1s^1$$

Necesita un electrón para alcanzar su “duplete”. No cederá su electrón al átomo de Carbono. Se producirá la compartición electrónica:

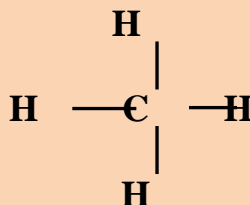


Con esta compartición el átomo de Hidrógeno ya tiene su “duplete” pero el Carbono solo tiene 5 electrones. Se deben producir tres comparticiones más entre el carbono y nuevos átomos de Hidrógeno:



Con estas tres nuevas comparticiones los átomos de Hidrógeno que se han incorporado a la molécula han conseguido su estabilidad. El átomo de Carbono con estas cuatro comparticiones tiene su estabilidad conseguida:

El diagrama de Lewis para esta molécula es del tipo:



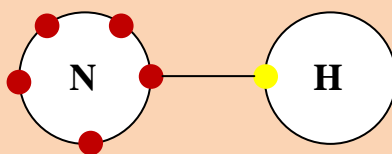
*c) Molécula de Amoniaco, NH<sub>3</sub>*

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

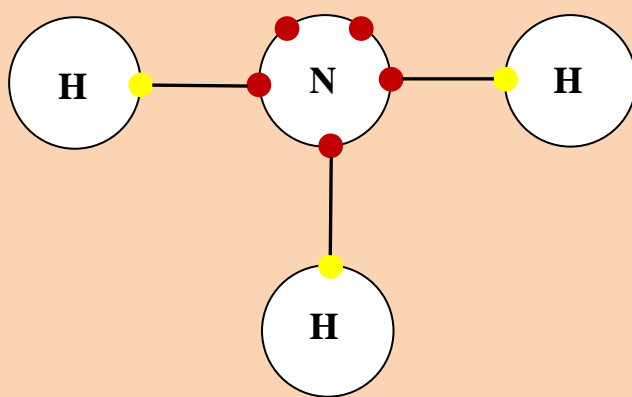
El Nitrógeno presenta **5 electrones de valencia**, le **faltan 3** para tener completo su “octete”. Como el otro átomo que acompaña al Nitrógeno en la molécula es el Hidrógeno, ya hemos visto que este no va a ceder electrones al Nitrógeno. Se producirán las comparticiones necesarias para que todos los átomos que constituyen la molécula sean estables.

## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

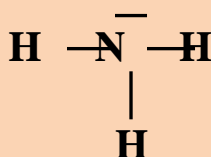
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)



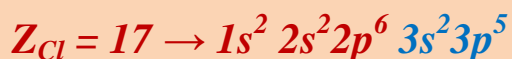
Con esta compartición el átomo de Hidrógeno consigue sus 2 electrones pero el Nitrógeno, de momento tiene 6 electrones. *Harán faltas dos nuevas comparticiones*, con nuevos átomos de Hidrógeno, para que el Nitrógeno consiga su estabilidad:



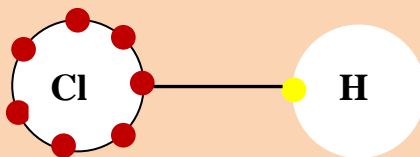
El diagrama de Lewis quedará:



### *d) Molécula de Cloruro de Hidrógeno, HCl*



Siete electrones, le falta uno que lo conseguirá mediante un enlace Covalente con el átomo de Hidrógeno:

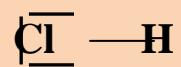




## CUESTIONES Y EJERCICIOS SOBRE ENLACE QUÍMICO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.profesorparticulardefisicayquimica.es](http://www.profesorparticulardefisicayquimica.es)

El diagrama de Lewis quedará:



----- O -----