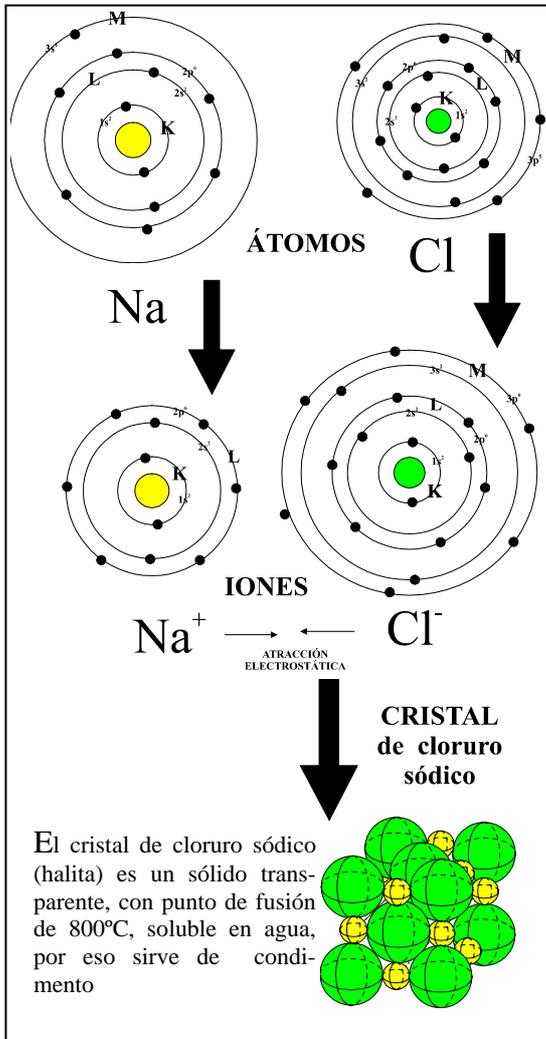


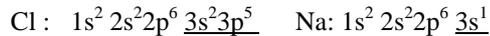
### 1. Uniones entre átomos

Se ha dicho que estos elementos tienen en su nivel externo, 2 (capa K, en el caso del helio) u 8 electrones ( $s^2p^6$ ). Esta tendencia a estabilizarse es la que hace que un átomo gane electrones, los pierda o los comparta. De este hecho surgirán todos los tipos de uniones. La propiedad periódica que gobernará este hecho es la **electronegatividad**. Si entre dos átomos existe una gran diferencia de electronegatividades, el más electronegativo tomará los electrones que necesite del otro, dando lugar a la formación de iones y surgiendo el **enlace iónico**. Si la diferencia de electronegatividades es pequeña, tendrán que compartir sus electrones apareciendo el **enlace covalente**.



### 1. Uniones iónicas. Formación de cristales

Supongamos dos átomos, Cl (Z=17) y Na(11). Determinaremos su estructura electrónica:

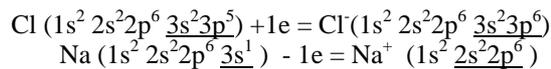


Los situamos en el sistema periódico

El Cl es un halógeno (grupo 17) y está situado a la derecha, mientras que el Na es un alcalino (grupo 1) y está a la izquierda, por lo que tal como varía la electronegatividad, su diferencia será grande.

Al Cl le falta un electrón para tener la estructura de gas noble:  $\underline{3s^2 3p^6}$ , mientras que el Na, si pierde un electrón (el  $\underline{3s^1}$ ), quedará con la capa anterior (L) completa:  $2s^2 2p^6$

Se dan las condiciones para la formación de iones:



Los iones se atraen eléctricamente (cargas de signo opuesto se atraen), y se juntan hasta una distancia de equilibrio. Pero como hay muchos átomos y por lo tanto se forman muchos iones se agrupan formando un conjunto de iones que es lo que se denomina cristal iónico.

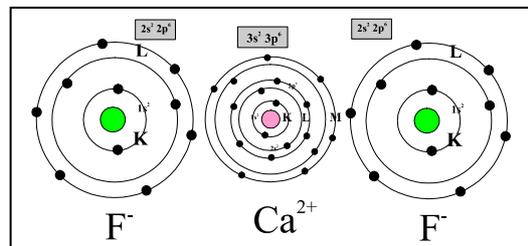
La fórmula de un compuesto iónico, lo único que indica es la relación de iones para que sea eléctricamente neutra.

Por ejemplo el óxido de potasio  $\text{K}_2\text{O}$ , es un compuesto iónico, porque el O ( $s^2p^4$ ) es un anfígeno y el K ( $s^1$ ) es un alcalino. El O necesita de 2 e, para formar  $\text{O}^{2-}$  (con la capa M completa; mientras que el K sólo puede perder 1e para formar el ion  $\text{K}^+$ ). Lo que hace que un ion  $\text{O}^{2-}$  se junte a  $2\text{K}^+$ . Eso es lo que indica la fórmula del compuesto iónico.

#### EJEMPLO

Justifica el enlace iónico en el fluoruro de magnesio, haciendo un esquema de su formación. F(Z=9), Ca(Z=20).

1. Estructura electrónica: F:  $1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$  Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2$
2. Están muy separados en el SP, por lo que la diferencia de electronegatividades es grande, pudiendo robar o perder electrones
3. F ( $1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$ ) gana un electrón formando  $\text{F}^- (1s^2 \underline{2s^2 2p^6})$  con estructura de Ne  
 $\text{Ca} (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2) - 2e = \text{Ca}^{2+} (1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6})$  con estructura de Ar
4. 2  $\text{F}^-$  neutralizan a un  $\text{Ca}^{2+}$



### ACTIVIDADES 1

Empleando el sistema periódico en blanco adjunto para situar a los elementos que forman los compuestos

1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
8																		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

Responde razonadamente:

1. De los compuestos dados cuales son iónicos: óxido de cloro (I), óxido de litio, óxido de aluminio, dióxido de azufre.

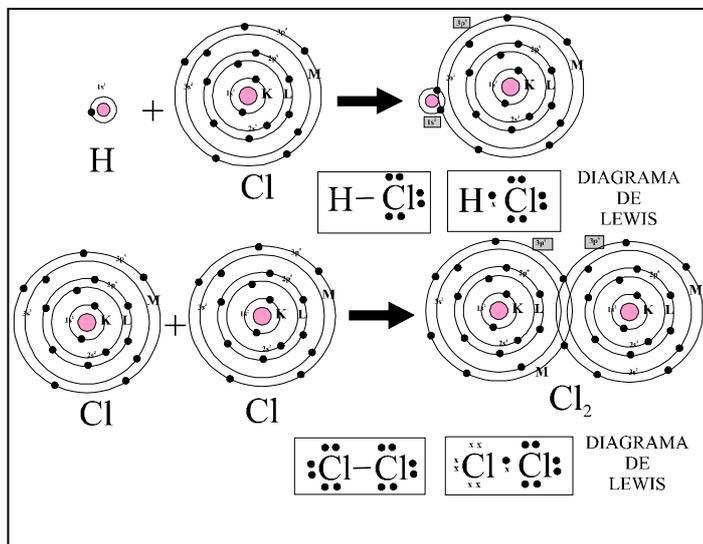
2. Justifica el enlace iónico en el óxido de sodio, haciendo un esquema de su formación. O, Z=8; Na, Z=11

3. Justifica el enlace iónico en el cloruro potásico, haciendo un esquema de su formación. Cl (Z=17), K (Z=19)

4. Justifica el enlace iónico en el fluoruro de magnesio, haciendo un esquema de su formación. F (Z=9), Mg (Z=12).

## 2. La unión covalente: Formación de moléculas

El objetivo de la compartición de electrones es que ambos átomos completen sus capas, o alcancen una estructura de gas noble con  $s^2p^6$  en el último nivel, o sea tengan 8 electrones. La unión de átomos compartiendo electrones forma las llamadas moléculas que son la mínima representación de un compuesto que posee la mayoría de sus propiedades.



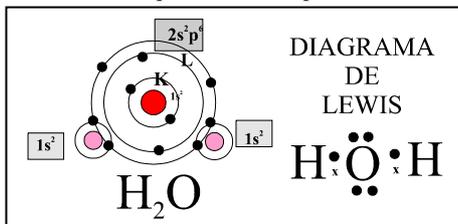
Así si tenemos el Cl(Z=17) y el H(Z=1). Al primero le falta un electrón para los 8, y el H dispone de uno. Pero como la electronegatividad del Cl es insuficiente para robárselo, sólo le queda la posibilidad de compartirlo. Debemos recordar que la electronegatividad del H es anómala, situándose a la altura del C( $s^2p^4$ ), por lo cual está muy cerca del Cl.

De esta forma el Cl completa la capa M con 8 electrones. También ocurriría lo mismo cuando el Cl se une a otro Cl

Lewis, en 1916 consideró unos diagramas de puntos y cruces representando los electrones de la capa exterior, e incluyendo con el símbolo del elemento los electrones de las capas inferiores

Así nacieron los diagramas de Lewis para representar la teoría del octeto electrónico. En el dibujo se aprecia el enlace covalente

1.  $H_2O$
2. O:  $1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$   
H:  $1s^1$   
H:  $1s^1$
3. El O necesita de 2 electrones para  $\underline{2s^2 2p^4}$  que se los suministran los 2 H, con los que deberá compartir



Ejemplo:

Representar la molécula de agua, a partir de la unión de sus átomos.

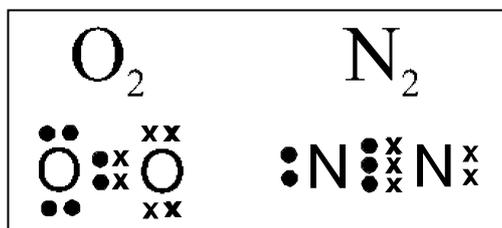
Pasos a seguir:

- 1º. Fórmula del compuesto ( fórmula molecular)
- 2º. Representación de los electrones del último nivel
- 3º. Análisis de los electrones a compartir si la diferencia de electronegatividades es pequeña
- 4º. Diagrama de capas y/o diagrama de Lewis, siguiendo la teoría del octeto.

Los átomos pueden compartir más de un electrón en la búsqueda del octeto, así en la molécula de  $O_2$ , cada O comparte 4 electrones formando un doble enlace, y en la de  $N_2$ , 6 formando un triple enlace (N,  $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$ ).

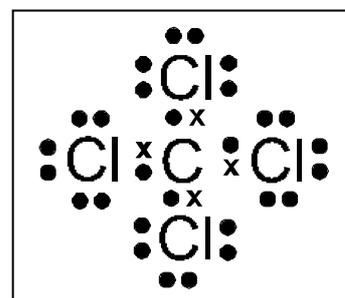
El número de electrones a compartir entre dos átomos se puede saber:

- 1º. Se multiplica por 2, el nº de electrones del octeto ideal:  $2(8)=16$
  - 2º. Se suman los electrones de la última capa de los dos átomos que se unen (P.Ejem. en el N:  $2(5)=10$ )
  - 3º. Se restan  $16-10=6$  electrones, o sea 3 pares compartidos.
- De la misma forma se haría con la molécula de oxígeno  $O_2$ .



Representar mediante un diagrama de Lewis la molécula de tetracloruro de carbono

1. Fórmula:  $CCl_4$
2. Estructura electrónica C:  $1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$   
Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$
3. El carbono necesita 4e, mientras que el Cl sólo 1, por eso el C se une a 4Cl. Debido a su pequeña diferencia de electronegatividades se verán obligados a compartir esos electrones.
4. Diagrama de Lewis ( se adjunta)



EJEMPLOS

Dados dos elementos M y N de números atómicos respectivos 20 y 17. Situarlos en un sistema periódico en blanco. ¿A qué familias pertenecen?

Comparar sus propiedades periódicas y formular su combinación binaria, indicando el tipo de enlace entre ellos, y enumerando sus propiedades más importantes

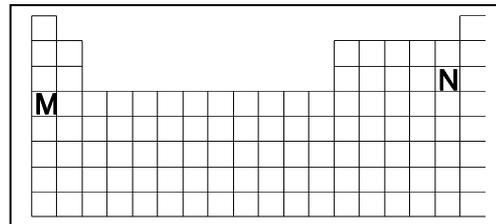
M (20):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Metal: Alcalinotérreo

N (17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

No metal: Halógeno

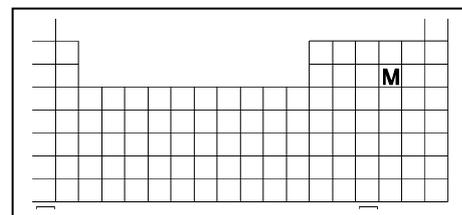
Por la posición que ocupan en el SP, y en función de los valores finales de n, el volumen y radio atómico de N serán menores que los de M, mientras que su energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad serán mayores pues se trata de un elemento situado en la parte superior derecha del SP (no metal, halógeno), con tendencia a ganar un electrón, mientras que el M, la tiene a perder dos electrones ( $4s^2$ ), para tener completo el nivel 3. La combinación propuesta será por lo tanto  $MN_2$ .



Dado un elemento M de número atómico  $Z=16$ , situarlo en un sistema periódico en blanco, indicando la familia a la que pertenece, así como las características periódicas que se le suponen y valencia iónica. Qué tipo de enlace efectuaría con el elemento N, de  $Z=8$ . Formula su combinación y haz un diagrama de Lewis

Para  $Z=16 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , su situación en el SP, es la indicada, al tener 4 electrones en el 3p. Para  $Z=6; 1s^2 2s^2 2p^2$ , o sea estaría encima del anterior, dos lugares antes

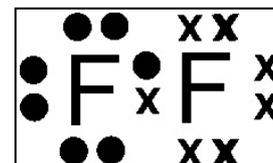
El M, corresponde a la familia de los anfígenos o calcógenos, faltándole 2 electrones para alcanzar su estructura de gas noble. Por lo que su valencia iónica será  $-2$ . Su radio y volumen atómico serán pequeños. Energía de ionización y electroafinidad, grandes. Electronegatividad intermedia. La combinación de ambos será covalente. Será un gas, y el diagrama de Lewis



**ACTIVIDADES 2**

1. Estudia la molécula de fluor, mediante un diagrama de Lewis

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$ . En el último nivel tiene 7e, necesitando 1 para ser gas noble por lo tanto compartirá 1 electrón con otro fluor



2. Justifica la formación de enlaces covalentes en la molécula de  $Cl_2O$ . Haz un diagrama de Lewis

3. Justifica la formación de enlaces covalentes en la molécula de metano. Haz un diagrama de Lewis

4. Justifica la formación de enlaces covalentes en la molécula de amoníaco. Haz un diagrama de Lewis

**FICHA n°**      **MATERIA: ENLACE I**    **FECHA:**  
**CURSO: 3° ESO**      **ALUMNO/A:**

**NOTA:**