

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

La configuración electrónica de un elemento:

- ¿Permite conocer cuál es su situación en el Sistema Periódico?.
- ¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos?.
- ¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas?.
- ¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular?.

Justifique las respuestas.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1998)

### SOLUCIÓN:-

La configuración electrónica de un elemento sí permite conocer su situación en el Sistema Periódico.

#### RESULTADO

Por ejemplo:

Cuando escribimos que la configuración electrónica del cloro, en su estado fundamental, es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ :

- vemos que su número atómico vale:  $Z = 2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17$ , luego el cloro ocupa la **celda** número 17 del Sistema Periódico;
- al tener siete electrones de valencia en configuración  $ns^2 np^5$  el cloro pertenece al **grupo 17** -halógenos;
- al estar esos electrones de valencia en el nivel 3 el cloro pertenece al **período 3**.

La configuración electrónica informa sobre el/los tipo(s) de enlace en los que participa el elemento.

#### RESULTADO

Algunos ejemplos:

- a) Una configuración electrónica de valencia:  $ns^2np^6$  (gas noble, grupo 18) indica una gran estabilidad, con la consiguiente ausencia de enlaces.
- b) Una configuración electrónica de valencia:  $ns^1$  (metales alcalinos, grupo 1) indica tendencia a ceder ese electrón de valencia, provocando enlaces metálicos consigo mismos (compartiendo la nube de electrones libres) o enlaces iónicos con otros elementos -no metales-.
- c) Una configuración electrónica de valencia:  $ns^2np^5$  (no metales halógenos, grupo 17) indica tendencia a aceptar un electrón, dando lugar a enlaces iónicos -con metales- o covalentes -con no metales e hidrógeno-, según sea grande o pequeña la diferencia de electronegatividad.

La configuración electrónica no es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas en determinadas condiciones de presión y temperatura.

#### RESULTADO

El estado físico de la sustancia se justifica por el tipo de enlace y por la intensidad de las uniones intermoleculares -en sustancias covalentes-.

Un ejemplo típico:

A temperatura ambiente el flúor:  $F_2$  es gaseoso; el cloro:  $Cl_2$  también es gaseoso; el bromo:  $Br_2$  es líquido y el yodo:  $I_2$  es sólido. Los cuatro son halógenos, presentando análoga configuración electrónica de valencia:  $ns^2np^5$ . Al descender en el grupo aumenta el tamaño y masa moleculares, lo que provoca que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals sean cada vez más intensas, justificándose así la variación del estado de agregación antes expuesta.

La configuración electrónica no sirve para conocer si el elemento es o no molecular.

RESULTADO

Un ejemplo:

Nitrógeno, fósforo y arsénico: del grupo 15-nitrogenoides- tienen similar configuración electrónica (de valencia:  $ns^2np^3$ ). Sin embargo, el nitrógeno sí es un elemento formado por moléculas diatómicas:  $N_2$ , mientras que a temperatura ambiente, las formas alotrópicas más estables de los otros dos elementos: fósforo violeta y arsénico gris presentan redes cristalinas covalentes en tres dimensiones (en el  $N_2$  los dos átomos se unen mediante un triple enlace covalente, mientras que en los otros dos casos citados cada átomo se une a otros tres, mediante un enlace covalente sencillo entre cada dos átomos).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Considere los elementos:  $A$  ( $Z = 12$ ) y  $B$  ( $Z = 17$ ).  
Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de  $A$  y de  $B$ ?
- ¿Cuál es el grupo, el período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace se puede formar entre  $A$  y  $B$ ? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2009)

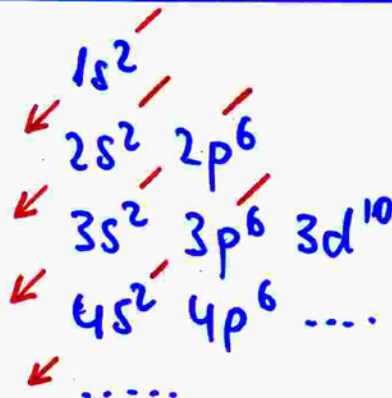
## SOLUCIÓN:

El elemento cuyo número atómico es 12 es el **magnesio**:  $Mg$ . Ocupa la celda número 12 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 2** -alcalinotérreos- y **período 3**.

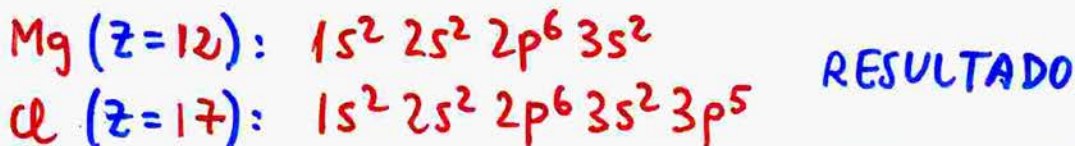
El elemento cuyo número atómico es 17 es el **cloro**:  $Cl$ . Ocupa la celda número 17 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 17** -halógenos- y **período 3**.

### RESULTADO

Con el diagrama de Möller:



obtenemos las respectivas configuraciones electrónicas, en el estado fundamental:



La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar al átomo para arrancarle un -el primero- electrón, encontrándose el elemento en fase gaseosa.

La primera energía de ionización del cloro ( $Z=17$ ) es superior a la del magnesio ( $Z=12$ ) ya que los últimos electrones se hallan en el mismo nivel -3- pero son atraídos más intensamente en el cloro dada su mayor carga nuclear.

RESULTADO

Entre el magnesio -metal, baja electronegatividad (1.2 en la escala de Pauling)- y el cloro -no metal, alta electronegatividad (3.0 en la escala de Pauling)- se da enlace iónico, formándose cloruro de magnesio:  $MgCl_2 - Mg^{2+}(Cl^-)_2$ , cediendo el magnesio dos electrones a sendos átomos de cloro. Debido a su estructura iónica, polar, es soluble en agua -cuya molécula es covalente polar-.

RESULTADO

## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y período al que pertenece cada uno.
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2010 -Fase General-)

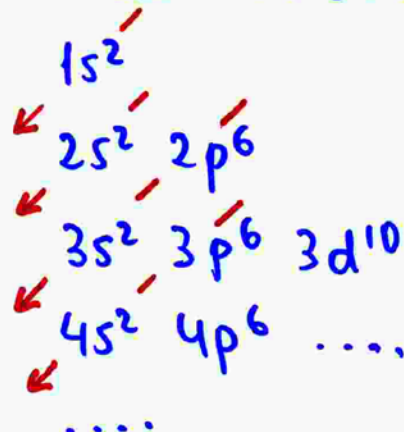
SOLUCIÓN.-

El elemento cuyo número atómico es 12 es el **magnesio: Mg**. Ocupa la celda número 12 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 2 - alcalinotérreos -** y **período 3**.

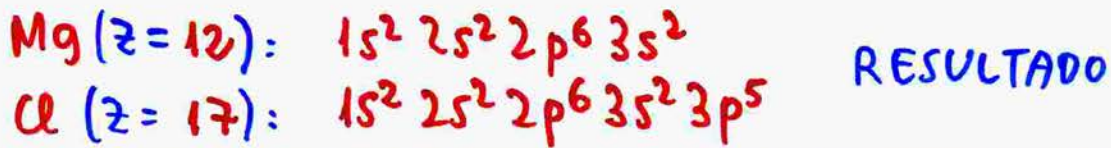
El elemento cuyo número atómico es 17 es el **cloro: Cl**. Ocupa la celda número 17 en el Sistema Periódico, perteneciente al **grupo 17 - halógenos -** y **período 3**.

## RESULTADO

Con el diagrama de Möller:



obtenemos las respectivas **configuraciones electrónicas**, en el estado fundamental:



Entre el **magnesio** -metal, baja electronegatividad (1,2 en la escala de Pauling)- y el **cloro** -no metal, alta electronegatividad (3,0 en la escala de Pauling)- se da **enlace iónico** (aunque la diferencia de electronegatividad está próxima al límite por debajo del cual el enlace es predominantemente covalente), formándose **cloruro de magnesio**:

$MgCl_2 - Mg^{2+}(Cl^-)_2$ , cediendo el magnesio dos electrones a sendos átomos de cloro.

Debido a su estructura iónica este compuesto:

- es sólido a temperatura ambiente;
- en base a su estructura cristalina, es duro pero frágil;
- tiene altas temperaturas de fusión y ebullición;
- es soluble en agua -disolvente polar-, pero insoluble en disolventes apolares;
- no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí cuando está fundido o disuelto.

RESULTADO

## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dados los elementos A, B y C, de números atómicos: 6, 11 y 17, respectivamente, indique:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- Su situación en la Tabla Periódica (grupo y período).
- El orden decreciente de electronegatividad.
- Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos: A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse.

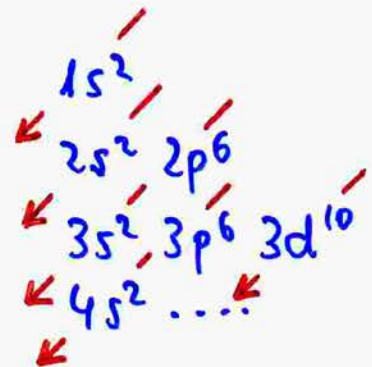
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2005)

SOLUCIÓN.-

- El elemento "A", cuyo número atómico es:  $Z = 6$ , es el **carbono: C**. Se halla en la celda número 6 del Sistema Periódico, en el **grupo 14-carbonoideos-** y **período 2**. Es un no metal.

Según el diagrama de Möller:

su configuración electrónica, en el estado fundamental, es:



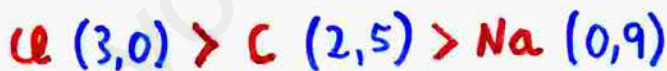
- El elemento "B", cuyo número atómico es:  $Z = 11$ , es el **sodio: Na**. Se halla en la celda número 11 del Sistema Periódico, en el **grupo 1-alcalinos-** y **período 3**. Es un metal, y su configuración electrónica, en el estado fundamental, es:





- El elemento "C", cuyo número atómico es:  $Z = 17$ , es el **cloro: Cl**. Se halla en la celda número 17 del sistema Periódico, en el **grupo 17 - halógenos - y período 3**. Es un no metal cuya configuración electrónica, en el estado fundamental, es:  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

La **electronegatividad** muestra la tendencia del átomo a atraer hacia sí a los electrones del enlace. Al desplazarnos en un período de izquierda a derecha aumenta, al incrementarse la carga nuclear y acercarnos cada vez más al gas noble siguiente. Por contra, al bajar en un grupo de arriba a abajo la electronegatividad disminuye, al aumentar la distancia entre el núcleo y los electrones más externos. Con ello, el orden **decreciente** de electronegatividad será:



(Los números entre paréntesis corresponden a las electronegatividades según la escala de Pauling).

El **Cl** y el **C** forman enlaces **covalentes**, dada su escasa diferencia de electronegatividad. El átomo de carbono forma cuatro enlaces covalentes, al compartir cuatro pares de electrones para alcanzar la estructura de octeto. El átomo de cloro solo forma un enlace covalente, pues así logra dicha estructura

de octeto, especialmente estable, compartiendo un par de electrones. Así, tendremos:

$\text{CCl}_4$  : tetracloruro de carbono ;

$\text{CCl}_3\text{-CCl}_3$  : hexacloroetano ; etc.

Por contra, el **Na** y el **Cl** presentan una gran diferencia de electronegatividad. Se unirán mediante enlace **iónico**, cediendo el sodio un electrón al cloro para, de esta manera, alcanzar los dos la estructura de gas noble. Tenemos entonces:

$\text{NaCl} - \text{Na}^+\text{Cl}^-$  : cloruro de sodio.

Elemento	Z	Símbolo	Grupo	Período	Configuración electrónica - fundamental -
"A"	6	C	14	2	$1s^2 2s^2 2p^2$
"B"	11	Na	1	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
"C"	17	Cl	17	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Electronegatividad : $\text{Cl}(\text{"C"}) > \text{C}(\text{"A"}) > \text{Na}(\text{"B"})$					
Enlace entre "A" y "C" : <b>covalente</b> Moléculas : $\text{CCl}_4, \text{C}_2\text{Cl}_6 \dots$					
Enlace entre "B" y "C" : <b>iónico</b> Fórmula : $\text{NaCl}, \text{Na}^+\text{Cl}^-$					
<b>RESULTADOS</b>					

## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Cuatro elementos diferentes: *A*, *B*, *C* y *D* tienen número atómico: 6, 9, 13 y 19, respectivamente. Se desea saber:

- El número de electrones de valencia de cada uno de ellos.
- Su clasificación en metales y no metales.
- La fórmula de los compuestos que *B* puede formar con los demás, ordenándolos del más iónico al más covalente.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1997)

SOLUCIÓN:-

- El elemento "A", con número atómico:  $Z = 6$ , es el **carbono**: **C**. Se halla en la celda número 6 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 14 -carbonídeos-** y **período 2**. Es un **no metal** con **cuatro electrones de valencia** -configuración electrónica de valencia (en el estado fundamental):  $2s^2 2p^2$  -.
- El elemento "B", con número atómico:  $Z = 9$ , es el **flúor**: **F**. Se halla en la celda número 9 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 17 -halógenos-** y **período 2**. Es el **no metal** más electronegativo, con **siete electrones de valencia** -configuración electrónica de valencia (en el estado fundamental):  $2s^2 2p^5$  -.
- El elemento "C", con número atómico:  $Z = 13$ , es el **aluminio**: **Al**. Se halla en la celda número 13 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 13 -térreos-** y **período 3**. Es un **semimetal** con **tres electrones de valencia** -configuración electrónica de valencia (en el estado fundamental):  $3s^2 3p^1$  -.

- Finalmente, el elemento "D", con número atómico:  $Z=19$ , es el **potasio: K**. Se halla en la celda número 19 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 1 - alcalinos - y período 4**. Es un **metal** con **un electrón de valencia** - configuración electrónica de valencia (estado fundamental) =  $4s^1$  -.

El **flúor** puede unirse al **carbono** mediante enlace **covalente**, al tratarse ambos de no metales. Cada átomo de flúor comparte un par de electrones con el carbono, que se une de este modo a cuatro átomos de flúor; la fórmula del compuesto sería, pues:  **$CF_4$** .

El **flúor** se une al **aluminio** mediante enlace **iónico**, dada la gran diferencia de electronegatividad entre ambos. El aluminio cede sus tres electrones de valencia, siendo aceptado cada uno de ellos por un átomo de flúor. La fórmula del compuesto sería:  **$AlF_3$  :  $Al^{3+}(F^-)_3$** .

Por último, el **flúor** se une al **potasio** mediante un enlace netamente **iónico** - mayor carácter iónico que en el  $AlF_3$ , al incrementarse la diferencia de electronegatividad-. El potasio cede su electrón de valencia al flúor, quedando:  **$KF$   
-  $K^+F^-$  -**.

En definitiva:

Elemento	Electrones de valencia	Carácter	Compuesto con flúor
"A": C	4	no metal	CF <sub>4</sub>
"B": F	7	no metal	F <sub>2</sub> (elemento)
"C": Al	3	semimetal	AlF <sub>3</sub>
"D": K	1	metal	KF

Carácter del enlace: — más covalente —>  
 KF < AlF<sub>3</sub> < CF<sub>4</sub> < F<sub>2</sub>  
 <— más iónico —

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Sabiendo que las temperaturas: 3.550 °C, 650 °C, -107 °C y -196 °C corresponden a las temperaturas de fusión de las sustancias: nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro:

- Asigne a cada sustancia el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación.
- Justifique los tipos de enlace y/o fuerzas intermoleculares que están presentes en cada una de las sustancias cuando se encuentran en estado sólido.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2003)

### SOLUCIÓN:-

- El nitrógeno:  $N_2$  está constituido por moléculas diatómicas covalentes, cuya estructura de Lewis es:



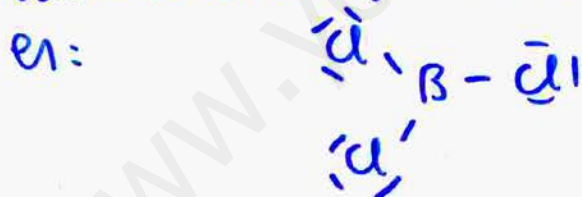
Al tratarse de dos átomos iguales la molécula es apolar. Estas moléculas están ligadas unas a otras por fuerzas de Van der Waals, de tipo dispersivo o de London. Dado que la masa molecular del nitrógeno es muy pequeña estas fuerzas intermoleculares son muy débiles, por lo que el **nitrógeno** es gaseoso a temperatura ambiente y su temperatura de **ebullición** -no de fusión (que es: -209 °C), como erróneamente indica el enunciado- es: **-196 °C**.

- El aluminio: **Al** está integrado por átomos iguales unidos mediante enlace metálico. A temperatura ambiente es sólido, y su punto

de fusión está próximo a  $650^{\circ}\text{C}$ .

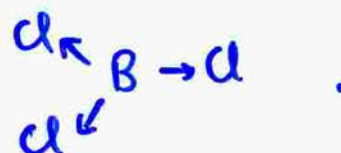
- El diamante está constituido por átomos de carbono: **C** unidos entre sí por enlace covalente. El átomo de carbono presenta hibridación  $sp^3$  y los enlaces dan lugar a tetraedros con los átomos en el centro y los cuatro vértices. Cada átomo se une a otros cuatro, dando lugar a una red cristalina covalente muy tupida y rígida, en las tres direcciones, por lo cual es muy duro y su punto de fusión es  $3.550^{\circ}\text{C}$ , probablemente más elevado que cualquier otro elemento.

- Por último, el tricloruro de Boro:  **$\text{BCl}_3$**  está formado por átomos de boro y cloro unidos mediante enlace covalente, al tratarse de dos elementos cuya diferencia de electronegatividad no es muy alta. La estructura de Lewis es:



El átomo de boro presenta hibridación  $sp^2$  y la molécula es triangular plana.

El cloro es más electronegativo que el boro, y por ello el enlace  $\text{B}-\text{Cl}$  es polar:  $\text{B} \rightarrow \text{Cl}$ , pero dada la simetría de la molécula ésta globalmente es apolar:



Por eso sus moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals, tipo dispersivo -de London-, muy débiles pero no tanto como en el nitrógeno, al ser la molécula  $\text{BCl}_3$  mayor y de mayor masa que la de  $\text{N}_2$ . A temperatura ambiente es gaseoso, y su punto de fusión:  $-107^\circ\text{C}$ .

En definitiva:

Temperatura	Sustancia	Enlace Fuerzas intermoleculares
De fusión: $3550^\circ\text{C}$	<b>Diamante</b>	• Red cristalina atómica covalente
De fusión: $650^\circ\text{C}$	<b>Aluminio</b>	• Enlace metálico
De fusión: $-107^\circ\text{C}$	<b>Tricloruro de boro</b>	• Enlace covalente • Fuerzas de Van der Waals
De ebullición: $-196^\circ\text{C}$	<b>Nitrógeno</b>	
<b>RESULTADOS</b>		



Dados los siguientes elementos: flúor, helio, sodio, calcio y oxígeno:

- Justifique en función de los posibles enlaces entre átomos cuáles forman moléculas homonucleares y cuáles no, así como su estado de agregación en condiciones normales de presión y temperatura.
- Formule cuatro de los compuestos diatómicos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1999)

### SOLUCIÓN:-

- El **flúor**: **F** es un no metal halógeno, con siete electrones de valencia. **Forma moléculas homonucleares** diatómicas: **F<sub>2</sub>**, uniéndose mediante enlace **covalente** dos átomos iguales, que comparten un par de electrones entre sí para alcanzar la estructura electrónica de octete. Es una molécula apolar y muy pequeña, por lo que intervienen fuerzas de Van der Waals intermoleculares -tipo dispersivo- muy débiles, lo que explica que el flúor sea un **gas** en condiciones normales ( $p = 1 \text{ atm}$  y  $T = 0^\circ \text{C} = 273 \text{ K}$ ).
- El **helio**: **He** es un gas noble, con dos electrones. Al tratarse de un gas noble es especialmente estable e inerte, **no formando moléculas** debido a esa gran inercia química. En condiciones normales es **gaseoso**.
- El **sodio** y el **calcio**: **Na**, **Ca** son metales, con uno y dos electrones de valencia, respectivamente. Sus átomos se unen mediante enlace **metálico**, compartiendo entre todos ellos la nube de electrones libres, y **no formando moléculas** sino

redes **sólidas** cristalinas en condiciones normales, dada la fortaleza de ese enlace metálico.

- Finalmente, y de manera análoga al flúor, el **oxígeno**: **O** es un no metal anfígeno, con seis electrones de valencia. **Forma moléculas homonucleares** diatómicas: **O<sub>2</sub>**, uniéndose mediante un doble enlace **covalente** dos átomos iguales, que comparten dos pares de electrones entre sí para alcanzar la estructura electrónica de octete. También es una molécula apolar y muy pequeña, estando ligadas unas con otras mediante fuerzas de Van der Waals -tipo dispersivo- muy débiles. A consecuencia de ello el oxígeno es un **gas** en condiciones normales.

En resumen:

Elemento	Enlace	Molécula homonuclear	Estado (c.n.)
Flúor	Covalente	F <sub>2</sub>	gas
Helio	Ninguno	—	gas
Sodio	Metálico	—	sólido
Calcio	Metálico	—	sólido
Oxígeno	Covalente	O <sub>2</sub>	gas
RESULTADO			

Los posibles **compuestos binarios** entre los elementos propuestos son:

Fórmula	Nombre	Enlace	Estados de oxidación
<b>NaF</b> ( $\text{Na}^+\text{F}^-$ )	Fluoruro de sodio	<b>Iónico</b>	Na: +1; F: -1
<b>CaF<sub>2</sub></b> [ $\text{Ca}^{2+}(\text{F}^-)_2$ ]	Fluoruro de calcio	<b>Iónico</b>	Ca: +2; F: -1
<b>OF<sub>2</sub></b>	Fluoruro de oxígeno	<b>Covalente</b>	O: +2; F: -1
<b>Na<sub>2</sub>O</b> [ $(\text{Na}^+)_2\text{O}^{2-}$ ]	Óxido de sodio	<b>Iónico</b>	Na: +1; O: -2
<b>CaO</b> ( $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ )	Óxido de calcio	<b>Iónico</b>	Ca: +2; O: -2
<b>RESULTADOS</b>			

Recordemos que:

- Entre no metal - metal (gran diferencia de electronegatividad) se da enlace iónico.
- Entre no metal - no metal (diferencia de electronegatividad moderada o nula) se da enlace covalente.
- De ordinario los gases nobles no participan en enlaces.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Explique:

- Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta.
- Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural.
- Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies:  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NO}_3^-$ .
- ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas?

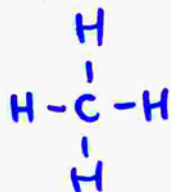
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1997)

SOLUCIÓN:-

Las estructuras de Lewis se limitan a indicar cómo se unen los átomos, compartiendo pares de electrones, pero no justifican la geometría de las moléculas, la cual debe determinarse experimentalmente.

## RESULTADO

Así, por ejemplo, escribimos como estructura de Lewis para el metano:  $\text{CH}_4$ :



Y sabemos que esta molécula no tiene forma de cruz plana, sino que posee simetría tetraédrica, con el carbono en el centro de la pirámide y los hidrógenos en sus vértices.

Esas técnicas experimentales para estudiar la geometría de las moléculas y otros parámetros: longitudes de enlace, ángulos de enlace ... son:

- espectros moleculares, que incluyen los aspectos rotacionales y vibracionales;
- difracción de rayos X por redes cristalinas sólidas;
- difracción de electrones -aprovechando su onda de De Broglie asociada-, tanto por cristales sólidos como por gases.

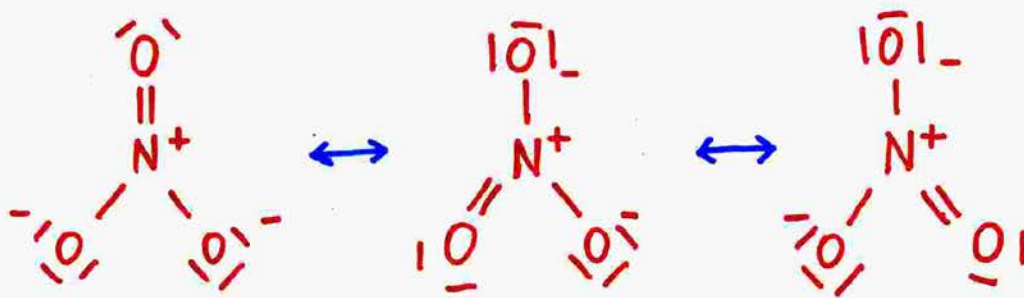
No siempre existe una sola estructura de Lewis para representar las moléculas: en los casos donde se da el fenómeno de resonancia hay varias fórmulas estructurales diferentes y equivalentes -estructuras de resonancia- que, en conjunto, dan cuenta de la geometría y parámetros moleculares. En este caso, la molécula es realmente un híbrido de resonancia entre todas las formas canónicas -resonantes-.

### RESULTADO

Un ejemplo de híbrido de resonancia: el ión nitrato. Para escribir las estructuras de Lewis del ión  $\text{NO}_3^-$  tenemos:

- Electrones de valencia:  $5(\text{N}) + (3 \times 6)(\text{O}) + 1 = 24$
- Capacidad de las capas de valencia:  $4 \times 8 = 32$
- Electrones compartidos:  $32 - 24 = 8$ : cuatro enlaces
- Electrones no compartidos:  $24 - 8 = 16$ : ocho pares.

Estructuras resonantes de Lewis para el  $\text{NO}_3^-$ :



El  $\text{NO}_3^-$  es un híbrido de resonancia entre las tres estructuras anteriores.

RESULTADO

El N lleva una carga + al tener **cuatro** electrones de valencia - uno menos de los cinco que le corresponden. Los dos O unidos al N por enlace sencillo llevan, cada uno, una carga - al tener cada uno **siete** electrones de valencia - uno más de los seis que le corresponden -.

El ión  $\text{NO}_3^-$  es un híbrido de resonancia donde, en realidad, el átomo de nitrógeno, con hibridación  $sp^2$ , se une a los tres oxígenos con enlaces iguales. Los electrones del enlace  $\pi$  - del doble enlace - realmente están deslocalizados, rodeando el orbital molecular  $\pi$  a los cuatro átomos.

La aparición de estructuras resonantes da lugar a una **energía de resonancia**, que, siendo negativa, contribuye a estabilizar la especie. A mayor número de estructuras resonantes equivalentes mayor incremento de la estabilidad.

Para la molécula de **agua** tenemos:

- Electrones de valencia:  $(2 \times 1)(H) + 6(O) = 8$
- Capacidad de las capas de valencia:  $(2 \times 2)(H) + 8(O) = 12$
- Electrones compartidos:  $12 - 8 = 4$ : dos enlaces
- Electrones no compartidos:  $8 - 4 = 4$ : dos pares.



RESULTADO

Evidentemente en el agua no se da el fenómeno de resonancia.

Las estructuras de Lewis no justifican la estabilidad de moléculas e iones; para ello habría que estudiar la **energía de enlace**. Al ser ésta negativa -energía desprendida-, cuanto menor sea (mayor valor absoluto) más estable será el enlace y la especie.

Recordamos, no obstante, que la existencia de **estructuras de resonancia**, como sucede en el  $\text{NO}_3^-$ , incrementa la estabilidad, como se indicó anteriormente.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las moléculas: HCl, KF y CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>:

- a) Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
- b) Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.

Datos: Valores de electronegatividad: K = 0,8 , H = 2,1 , C = 2,5  
Cl = 3,0 , F = 4,0 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2004)

SOLUCIÓN.-

Tanto en el **cloruro de hidrógeno: HCl** como en el **diclorometano: CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>**, las diferencias de electronegatividades entre los dos átomos que se enlazan son pequeñas:

$$\begin{aligned} \text{H, Cl} &: 3,0 - 2,1 = 0,9 \\ \text{H, C} &: 2,5 - 2,1 = 0,4 \\ \text{C, Cl} &: 3,0 - 2,5 = 0,5 \end{aligned}$$

Debido a esto los enlaces H-Cl, H-C y C-Cl son **covalentes**, que dan lugar a las siguientes **estructuras de Lewis**:

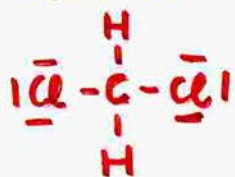
cloruro de hidrógeno: **H-Cl**

(el hidrógeno comparte un par de electrones con el cloro, y éste, además, tiene tres pares de electrones de valencia exclusivos).

Es una molécula diatómica y, por tanto, **lineal**.



En el diclorometano:  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  la estructura de Lewis es:



(cada átomo de cloro comparte un par de electrones con el átomo de carbono y, además, posee tres pares de electrones de valencia exclusivos, y cada átomo de hidrógeno comparte con el de carbono un par de electrones).

La molécula es **tetraédrica**, con el átomo de carbono en el centro de la pirámide. Según la teoría de la hibridación de orbitales atómicos (Pauling) esa geometría tetraédrica se explica al presentar el átomo central: el **carbono** una **hibridación  $sp^3$** . También se puede explicar por la teoría de **repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (Sidgwick y Powell), al situarse lo más lejos posible los cuatro pares de electrones que unen al átomo de carbono con los restantes.

Por contra, la diferencia de electronegatividad entre el **K** y el **F** es muy alta:  $4,0 - 0,8 = 3,2$ , por lo que estos elementos se unen mediante enlace **iónico**, dando lugar al **fluoruro de potasio**:  $\text{KF} : \text{K}^+ \text{F}^-$  (el potasio cede un electrón al flúor, y así los dos alcanzan la estructura de gas noble).

En definitiva:

RESULTADOS			
Fórmula	Enlace	Estructura de Lewis	Geometría
HCl	Covalente	$\text{H}-\underline{\text{Cl}}$	Lineal
KF	Iónico	—	—
$\text{CH}_2\text{Cl}_2$	Covalente	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \underline{\text{Cl}}-\text{C}-\underline{\text{Cl}} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	Tetraédrica

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

- a) Ordene según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes: H-F, H-O, H-N, H-C, C-O y C-Cl.

Elemento	F	O	Cl	N	C	S	H
Electronegatividad	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,1

- b) La polaridad de la molécula de CH<sub>4</sub>, ¿será igual o distinta que la del CCl<sub>4</sub>?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1998)

SOLUCIÓN.-

Todos los enlaces presentados son **covalentes**, al tratarse de la unión entre dos no metales, o entre un no metal e hidrógeno (moderada diferencia de electronegatividad).

Cuanto mayor sea esa diferencia de electronegatividad más polar será el enlace, ya que el par de electrones compartido será más atraído por el elemento más electronegativo, aumentando también el porcentaje de carácter iónico del enlace. El **orden creciente de polaridad** en los enlaces propuestos es:

H-C	<	C-Cl	<	H-N	<	C-O	<	H-O	<	H-F
2,5-2,1		3,0-2,5		3,0-2,1		3,5-2,5		3,5-2,1		4-2,1
0,4		0,5		0,9		1,0		1,4		1,9
H→C		C→Cl		H→N		C→O		H→O		H→F
R E S U L T A D O										

Debido a la mayor diferencia de electronegatividad, es más polar el enlace C-Cl que el enlace H-C. Sin embargo:

Las moléculas  $\text{CH}_4$  -metano- y  $\text{CCl}_4$  -tetracloruro de carbono- presentan la misma polaridad: ambas son apolares: RESULTADO

En efecto, ambas moléculas presentan simetría tetraédrica, con el carbono (con hibridación  $\text{sp}^3$ ) en el centro y los átomos de hidrógeno, o de cloro, en los vértices:



Dicha simetría provoca que el vector momento dipolar resultante sea nulo, tratándose, en consecuencia, de dos moléculas apolares.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Considere los compuestos: BaO , HBr , MgF<sub>2</sub> y CCl<sub>4</sub> .

- Indique su nombre.
- Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
- Explique la geometría de la molécula CCl<sub>4</sub> .
- Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2005)

### SOLUCIÓN:-

La primera sustancia es **óxido de bario: BaO**.

Al ser el bario un metal -poco electronegativo (0,9 en la escala de Pauling)- y el oxígeno un no metal -muy electronegativo (3,5 en la escala de Pauling)- los une un enlace **iónico**, dado que la diferencia de electronegatividad es alta:  $3,5 - 0,9 = 2,6$ . Para conseguir los dos elementos la estructura electrónica de octete el bario cede dos electrones al oxígeno, quedando: **Ba<sup>2+</sup>O<sup>2-</sup>**.

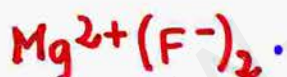
La segunda sustancia es **bromuro de hidrógeno: HBr**. Al tratarse de un no metal e hidrógeno la diferencia de electronegatividad es pequeña: en la escala de Pauling:  $2,8(\text{Br}) - 2,1(\text{H}) = 0,7$ , por lo que el enlace entre ellos es **covalente**. Comparten un par de electrones y, de este modo, los dos elementos consiguen la estructura electrónica del gas noble más próximo a cada uno. Dado que la molécula es diatómica tiene forma lineal, y como el

bromo es más electronegativo que el hidrógeno la molécula es **polar**:  $\text{H} \rightarrow \text{Br}$ . Recordando que "semejante disuelve a semejante", y que, debido a su ángulo de enlace, la molécula de agua:



que el **bromuro de hidrógeno es soluble en agua**.

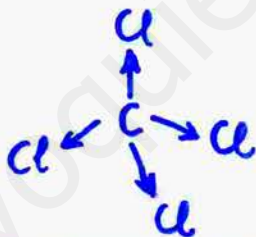
En tercer lugar, el **fluoruro de magnesio**:  $\text{MgF}_2$  resulta de la unión entre un metal -poco electronegativo ( $\text{Mg}$ : 1,2 en la escala de Pauling) - y el elemento -no metal- más electronegativo de todos: el flúor (4,0 en la escala de Pauling). Una diferencia tan grande de electronegatividad:  $4,0 - 1,2 = 2,8$  justifica un enlace **iónico**. Para conseguir los dos elementos la estructura de octete el magnesio cede dos electrones, cada uno de los cuales es aceptado por un átomo de flúor:



Finalmente, el **tetracloruro de carbono**:  $\text{CCl}_4$  es una molécula **covalente** al unirse dos no metales, cuya diferencia de electronegatividad es pequeña: en la escala de Pauling:  $3,0(\text{Cl}) - 2,5(\text{C}) = 0,5$ . Cada átomo de cloro comparte un par de electrones con el carbono, y mantiene para sí otros tres pares de electrones, llegando así a la estructura electrónica de octete.

La molécula de  $\text{CCl}_4$  es **tetraédrica**, con el carbono en el centro de la pirámide y cada cloro en un vértice. Según la teoría de hibridación de orbitales atómicos (Pauling) dicha geometría se explica al presentar el átomo de C -central- una **hibridación  $sp^3$** . También se puede justificar por la teoría de **repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (VSEPR) (Sidgwick y Powell), al situarse lo más lejos posible los cuatro pares de electrones que unen el átomo de carbono con los restantes.

Al ser el cloro más electronegativo que el carbono el enlace C-Cl es polar:  $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ , pero dada la simetría de la molécula ésta es **apolar**, al ser nulo el momento dipolar resultante. Por ello **el tetracloruro de carbono es insoluble en agua**:



RESULTADOS			
Fórmula	Nombre	Enlace	Soluble en agua
$\text{BaO}$	<b>Oxido de bario</b>	<b>Iónico</b>	<b>Sí (iónico)</b>
$\text{HBr}$	<b>Bromuro de hidrógeno</b>	<b>Covalente</b>	<b>Sí (polar)</b>
$\text{MgF}_2$	<b>Fluoruro de magnesio</b>	<b>Iónico</b>	<b>Sí (iónico)</b>
$\text{CCl}_4$	<b>Tetracloruro de carbono</b> <b>Geometría tetraédrica.</b>	<b>Covalente</b>	<b>No (apolar)</b>

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Considerando las sustancias:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{NaBr}$ , justifique en función de sus enlaces:

- si son o no solubles en agua;
- si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1999)

### SOLUCIÓN.-

- **El bromo:**  $\text{Br}_2$  está formado por moléculas diatómicas covalentes apolares, donde un par de electrones es compartido entre los dos átomos de Br. Al ser un enlace entre átomos iguales dicho enlace, y la molécula, son apolares, por lo que **no es soluble en agua**. **Tampoco conduce la corriente eléctrica** a temperatura ambiente, pues carece de cargas eléctricas con libertad de movimiento.

En lo que se refiere a la solubilidad en agua recordemos que ésta es un disolvente polar, dada la forma de su molécula y la polaridad del enlace



- disolverán sustancias que también sean polares.
- **El dióxido de silicio:**  $\text{SiO}_2$  forma macromoléculas con estructura cristalina sólida tipo diamante. El átomo de silicio, que presenta hibridación  $sp^3$ , ocupa el centro de tetraedros, en cuyos vértices están los átomos de oxígeno. Entre un átomo de Si y un átomo de O se comparte un par de electrones



-un **enlace covalente sencillo**-, de modo que aparece una red covalente en la que cada átomo de silicio se une a cuatro átomos de oxígeno, y cada átomo de oxígeno se une a dos átomos de silicio, cada uno de un tetraedro diferente. Al ser una estructura muy difícil de romper el  $\text{SiO}_2$  es **insoluble**. **Tampoco conduce la corriente eléctrica**, al carecer de cargas con libertad de movimiento.

- El **hierro**: **Fe** es un **metal** constituido por sus átomos unidos mediante enlace metálico, compartiendo una nube de **electrones libres**. **No es soluble en agua** y **sí conduce la corriente eléctrica** en estado sólido -a temperatura ambiente-, dada la existencia de esos electrones libres citados anteriormente.
- El **fluoruro de hidrógeno**: **HF** es un compuesto donde el átomo de hidrógeno y el de flúor comparten un par de electrones, uniéndose mediante **enlace covalente polar**:  $\text{H} \rightarrow \text{F}$ , dada la mayor electronegatividad del flúor (en la escala de Pauling:  $4,0 - 2,1 = 1,9$ ). Es, por ello, **soluble en agua** (tales disoluciones constituyen el **ácido fluorhídrico**).

**No conduce la corriente eléctrica** a temperatura ambiente (punto de ebullición:  $19,5^\circ\text{C}$ ), al carecer de cargas eléctricas con libertad de movimiento, aunque sí aparece cierta conductividad al disolverse en agua, debido a los iones presentes.

- Finalmente, el **bromuro de sodio: NaBr** está formado por la unión de un metal (Na) y un no metal (Br) mediante **enlace iónico**. El átomo de sodio cede un electrón al de bromo, quedando:  **$\text{Na}^+ \text{Br}^-$** . Es soluble en **agua**, rodeándose cada ión de moléculas del disolvente y rompiendo, así, la estructura cristalina.

A **temperatura ambiente** es sólido cristalino y **no conduce la corriente eléctrica**, al no disponer las cargas -los iones- de libertad para moverse. **Sí** conduciría la corriente eléctrica en fase líquida -fundido- y también disuelto en agua.

En resumen:

Sustancia	Soluble en agua	Conduce la corriente eléctrica -a temperatura ambiente-
$\text{Br}_2$	No	No
$\text{SiO}_2$	No	No
Fe	No	Sí
HF	Sí	No
NaBr	Sí	No
<b>RESULTADO</b>		

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Para las siguientes especies:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{Fe}$ :

- Razone el tipo de enlace presente en cada caso.
- Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
- ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión?
- Razone qué compuesto(s) conducirá(n) la corriente en estado sólido, cuál(es) lo hará(n) en estado fundido y cuál(es) no conducirá(n) la corriente eléctrica en ningún caso.

*(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2006)*SOLUCIÓN:-

• El **bromo**:  $\text{Br}_2$  es un elemento no metálico. Sus moléculas están formadas por la unión, mediante enlace **covalente**, de dos átomos que, compartiendo un par de electrones, alcanzan la estructura electrónica de gas noble. Su estructura de Lewis es:



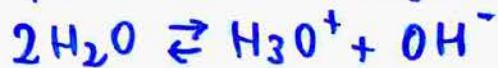
Al tratarse de una molécula lineal formada por átomos iguales dichas moléculas son apolares, y la ligadura entre ellas es mediante **fuerzas de Van der Waals -de dispersión (London)-**, que son las que hay que vencer para fundirlo. Dada su gran debilidad el **bromo** es la sustancia con **menor punto de fusión** ( $-7^\circ\text{C}$ ) de las cuatro propuestas y no conduce la corriente eléctrica al ser apolar, como ya habíamos indicado.

- El **cloruro de sodio**:  $\text{NaCl}$  es el típico ejemplo de compuesto formado entre un metal alcalino: el sodio, que cede un electrón, y el cloro: un halógeno que acepta dicho electrón. Se trata, pues, de un enlace **iónico**, quedando:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ . A temperatura ambiente es sólido, y es dicho enlace iónico el que hay que romper para fundirlo.

No conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero **sí lo hace en fase líquida: fundido o disuelto**, pues ahora los aniones y cationes sí tienen facilidad para moverse, lo que no se daba en fase sólida.

- El **agua**:  $\text{H}_2\text{O}$  tiene sus moléculas formadas por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, cada uno de los cuales comparte un par de electrones con el oxígeno, para alcanzar todas las estructuras electrónicas de gas noble correspondientes. Se trata, pues, de enlaces **covalentes**. Entre moléculas se forman **enlaces de hidrógeno**: al ser el oxígeno un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño aparece una carga residual negativa sobre él, y otra contraria sobre el hidrógeno, actuando este como "puente" entre dos oxígenos, de dos moléculas. El agua y el bromo son líquidos a temperatura ambiente, pero el punto de fusión del agua es superior al del bromo al ser este enlace de hidrógeno más intenso que las fuerzas de dispersión de London.

Consideramos que el agua **no es conductora** de la corriente eléctrica, ya que prácticamente no hay portadores de carga libres. Recordemos que:



A  $25^\circ\text{C}$ :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (muy pequeña)

- Por último, el **hierro: Fe** es, evidentemente, un sólido (a temperatura ambiente) metálico constituido por átomos iguales de Fe unidos por enlace **metálico**: todos los átomos, poco electro-negativos, comparten una nube de electrones libres, gracias a los cuales el hierro **conduce la corriente eléctrica en estado sólido**. Es ese enlace metálico el que hay que romper para fundir el hierro, y ponerlo a estado líquido.

En definitiva:

Sustancia	Enlace	Interacción a superar para fundirlo	Conductor de la corriente eléctrica
$\text{Br}_2$	Covalente	Fuerzas de London	No
<b>Tiene el punto de fusión más bajo</b>			
$\text{NaCl}$	Iónico	Enlace iónico	Fundido o disuelto
$\text{H}_2\text{O}$	Covalente	Enlace de hidrógeno	No
$\text{Fe}$	Metálico	Enlace metálico	Sólido
<b>R E S U L T A D O S</b>			

Dados los siguientes compuestos: NaH , CH<sub>4</sub> , H<sub>2</sub>O , CaH<sub>2</sub> y HF, conteste razonadamente:

- ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?.
- ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?.
- ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?.
- Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?.

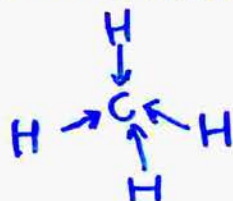
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2007)

### SOLUCIÓN.-

El hidruro de sodio: NaH y el hidruro de calcio: CaH<sub>2</sub> son compuestos iónicos, al tratarse de la unión entre un no metal -poco electronegativo, que cede electrones- y el hidrógeno. Tenemos: Na<sup>+</sup>H<sup>-</sup> y Ca<sup>2+</sup>(H<sup>-</sup>)<sub>2</sub>. El resto de los compuestos son covalentes, al tratarse de la unión, mediante compartición de pares de electrones, entre el H y un átomo de no metal, bastante electronegativo.

### RESULTADO

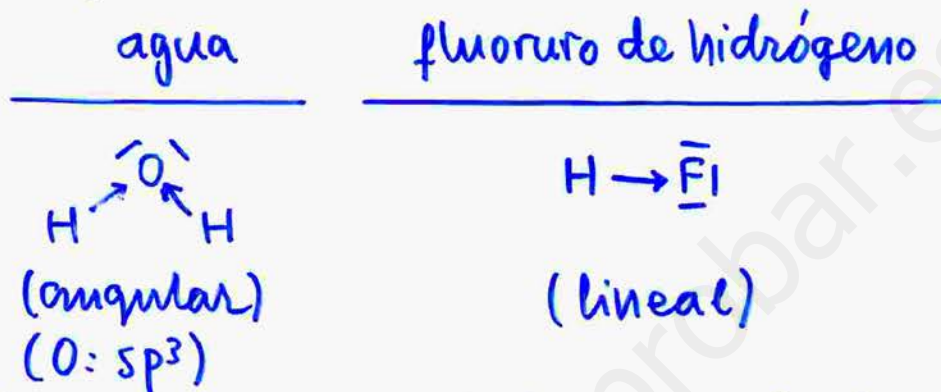
La molécula de metano: CH<sub>4</sub>, cuya geometría es tetraédrica (carbono con hibridación sp<sup>3</sup>) con el carbono en el centro, es apolar ya que, aunque existe cierta polaridad en el enlace H-C, al ser el carbono más electronegativo, al tratarse de una molécula totalmente simétrica:



Su vector momento dipolar total es nulo

El  $\text{CH}_4$  es apolar pero el agua:  $\text{H}_2\text{O}$  y el fluoruro de hidrógeno:  $\text{HF}$  son polares : RESULTADO

En efecto, los enlaces H-O y H-F son polares al ser estos dos no metales muy electronegativos y, además, dada la forma de la molécula:



queda un vector momento dipolar resultante no nulo.

Entre las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{HF}$  se da **enlace de hidrógeno**, al estar unido el H a otro átomo muy electronegativo y pequeño. Sobre el H aparece una cierta carga residual positiva, que hace que este átomo de hidrógeno actúe de "puente" entre dos átomos de no metal, de moléculas distintas.

RESULTADO

La diferencia de electronegatividad ( $4,0 - 2,1 = 1,9$ ) es máxima en el  $\text{HF}$ , por lo que el enlace estará más polarizado, lo que favorece una mayor tendencia a desprender protones:  $\text{H}^+$  y, en consecuencia, el **fluoruro de hidrógeno presenta mayor acidez**.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:

- El cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio.
- El carbono (diamante) es un sólido muy duro.
- El nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química.
- El amoníaco es una sustancia polar.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2002)

### SOLUCIÓN.-

a) El cloruro de sodio:  $\text{NaCl} - \text{Na}^+\text{Cl}^-$  y el bromuro de sodio:  $\text{NaBr} - \text{Na}^+\text{Br}^-$  son ambos compuestos formados por enlace iónico, al tratarse de la unión entre un metal y un no metal, con gran diferencia de electronegatividad.

Al formarse el cristal sólido a partir de los iones en fase gaseosa se desprende la **energía reticular**, que es tanto mayor -en valor absoluto- cuanto más pequeña es la distancia intermolecular y, por tanto, cuanto más pequeños son los iones. Dado que los aniones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Br}^-$  tienen la misma carga, pero que el tamaño del ión  $\text{Br}^-$  es superior al del  $\text{Cl}^-$ , a estar situado aquél más abajo en el grupo de los halógenos,

La energía reticular -en valor absoluto- es mayor en el  $\text{NaCl}$  que en el  $\text{NaBr}$ , por lo que es más difícil romper la estructura cristalina en el  $\text{NaCl}$  y éste tiene un punto de fusión más alto.

RESULTADO



- b) El **diamante** es carbono puro donde cada átomo (con hibridación  $sp^3$ ) se une a otros cuatro mediante enlace **covalente**. A partir de una estructura tetraédrica

se forma una red cristalina covalente extremadamente rígida en las tres dimensiones, y por ello **el diamante es el mineral más duro** -primer lugar, valor 10, en la escala de Mohs-

RESULTADO

- c) El **nitrógeno** es un gas **inerte**, bastante **estable** químicamente, al estar formadas sus moléculas:  $N_2$ , por dos átomos unidos mediante un **triple enlace covalente**, bastante difícil de romper :

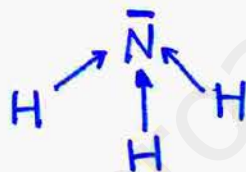


RESULTADO

Los dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones para alcanzar la estructura electrónica de octete. La energía de enlace para el  $N_2$  es muy baja:  $-939,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , lo que supone una gran barrera de potencial que redonda, en definitiva, en una gran dificultad para romper el enlace.

d) El **amoníaco**:  $\text{NH}_3$  tiene sus moléculas integradas por un átomo de nitrógeno (con hibridación  $sp^3$ ) unido a cada átomo de hidrógeno mediante enlace **covalente**, compartiendo un par de electrones. Este enlace es **polar**, dada la mayor electronegatividad del N que del H ( $3,0 - 2,1 = 0,9$  - en la escala de Pauling).

La molécula es piramidal triangular, con el N en el vértice de la pirámide y cada H en los vértices de la base:



Debido a esta simetría piramidal triangular, y al par de electrones del nitrógeno que no es compartido, el vector momento dipolar resultante no es nulo, y el amoníaco es una sustancia polar.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

A las siguientes especies:  $X^-$ ,  $Y$  y  $Z^+$ , les corresponden los números atómicos: 17, 18 y 19, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Ordene, razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.
- ¿Qué especies son  $X^-$  e  $Y$ ?
- ¿Qué tipo de enlace presenta  $ZX$ ? Describa brevemente las características de este enlace.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2008)

### SOLUCIÓN.-

Los elementos que presenta el enunciado son:

- $Z = 17$  ; "X": cloro ; " $X^-$ ": ión cloruro:  $Cl^-$  ;
- $Z = 18$  ; "Y": argón ;

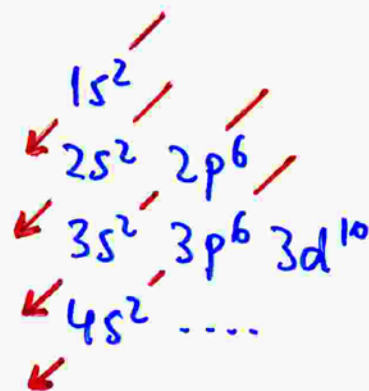
RESULTADO

- $Z = 19$  ; "Z": potasio ; " $Z^+$ ": ión potasio:  $K^+$

Las tres especies son **isoelectrónicas**: poseen 18 electrones (el Ar ya los tenía, el Cl ha ganado un electrón y el K lo ha perdido).

Utilizando el diagrama de Möller:

encontramos la configuración electrónica - en el estado fundamental - :



RESULTADO

Al ser igual la configuración electrónica el tamaño vendrá diferenciado por la mayor o menor carga nuclear, que atrae a los electrones, por lo que el orden **creciente de tamaño** pedido será:



A mayor carga nuclear (mayor número atómico) mayor atracción por los electrones, menor tamaño y mayor energía (primera, primer potencial) de ionización (que es la que hay que comunicarle a la especie para arrancarle un electrón, en fase gaseosa), es decir, el orden **creciente de primera energía de ionización** es:



Entre el  $\text{K}^+$  y el  $\text{Cl}^-$  se da un **enlace iónico**, formándose **cloruro de potasio**:  $\text{K}^+ \text{Cl}^-$ .

**RESULTADO**

El potasio (muy poco electronegativo) cede un electrón al cloro (muy electronegativo). Entre los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{Cl}^-$  actúa una intensa atracción eléctrica, responsable del estado sólido cristalino a temperatura ambiente. Se disuelve bien en agua (disolvente polar). No conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí disuelto o fundido.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

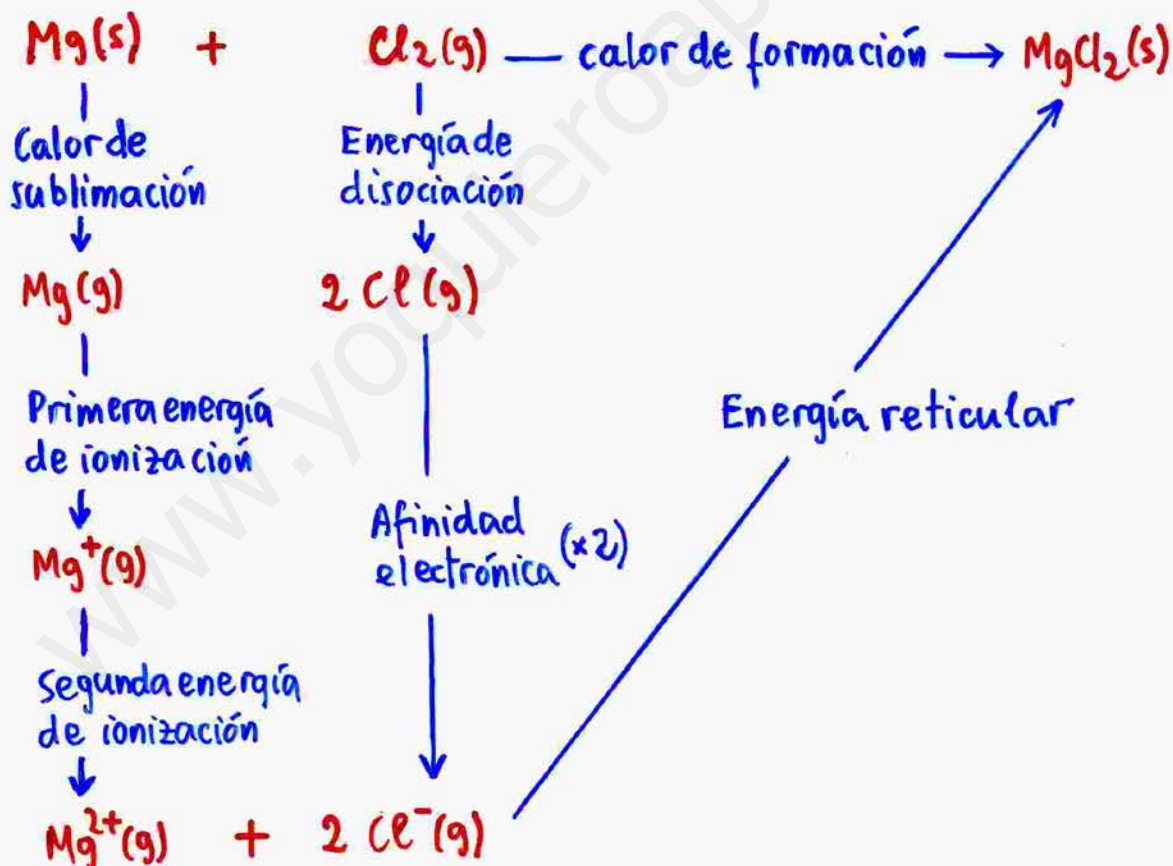
EL ENLACE QUÍMICO

- a) Diseñe un ciclo de Born-Haber para el  $\text{MgCl}_2$ .
- b) Defina el menos cuatro de los siguientes conceptos:
- Energía de ionización.
  - Energía de disociación.
  - Afinidad electrónica.
  - Energía reticular.
  - Calor de formación.
  - Calor de sublimación.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1996)

SOLUCIÓN.-

Ciclo de Born-Haber para la formación de cloruro de magnesio:  $\text{MgCl}_2 - \text{Mg}^{2+}(\text{Cl}^-)_2$  :



Las definiciones de las energías implicadas en este ciclo de Born-Haber son:

- **Energía (primera; primer potencial) de ionización:** es la energía que hay que dar al átomo (de magnesio), en fase gaseosa, para arrancarle el primer electrón y convertirlo en catión con carga  $1+$ . Al tratarse de una energía dada al sistema se considera **positiva**.
- **Segunda energía (segundo potencial) de ionización:** es la energía que hay que dar al ión con carga  $1+$  ( $Mg^+$ ) para arrancarle otro -el segundo- electrón y transformarlo en catión con carga  $2+$  ( $Mg^{2+}$ ), todo ello en fase gaseosa. Es una energía **positiva**.
- **Energía de disociación:** es la energía que hay que dar al gas cloro para romper el enlace covalente  $Cl-Cl$  y separar los átomos. Es una energía **positiva**.
- **Afinidad electrónica:** es la energía implicada en la captación de un electrón por el átomo (de cloro), en fase gaseosa. Al ser el cloro un no metal halógeno, con gran tendencia a captar un electrón, su afinidad electrónica es una energía **desprendida**, por lo que se considera **negativa**.  
Al necesitarse ionizar dos átomos de cloro se considera el **doble** de esta afinidad electrónica.
- **Energía reticular:** es la energía desprendida al formarse el sólido iónico cristalino a partir de los iones en estado gaseoso. Es una energía **negativa**.

- **Calor de formación**: es la energía implicada en la síntesis del compuesto a partir de sus elementos en sus estados de agregación más estables a la temperatura y presión dadas. A presión constante es la **entalpía de formación**.
- **Calor de sublimación**: es la energía que hay que dar al sólido (magnesio) para pasarlo directamente a gas a temperatura constante. A presión constante es la **entalpía de sublimación**. Es positivo.

El balance energético del ciclo de Born-Haber para el cloruro de magnesio es:

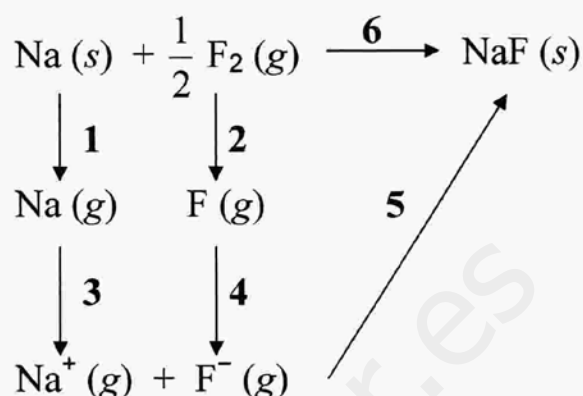
	Calor de sublimación	(Mg)	(+)
+	Energía de disociación	(Cl <sub>2</sub> )	(+)
+	Primera energía de ionización	(Mg)	(+)
+	Segunda energía de ionización	(Mg)	(+)
+	2 Afinidad electrónica	(Cl)	(-)
+	Energía reticular	(MgCl <sub>2</sub> )	(-)
<hr/>			
	<b>Calor de formación</b>	<b>[Mg<sup>2+</sup>(Cl<sup>-</sup>)<sub>2</sub>]</b>	

## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
- Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
- Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
- En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta.



(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2005)

SOLUCIÓN.-

Recordando que las energías se consideran **positivas** si son **absorbidas** por el sistema, y **negativas** si son **cedidas** por éste, tenemos:

Proceso	Energía	Signo
1	Calor-entalpía-desublimación (del sodio)	+
2	Energía de disociación (del flúor)	+
3	Primera energía de ionización (del sodio)	+
4	Afinidad electrónica (del flúor)	-
5	Energía reticular (del fluoruro de sodio)	-
6	Calor-entalpía-de formación (del fluoruro de sodio)	
<b>RESULTADO</b>		



Las definiciones de estas seis energías son:

- 1) **Calor de sublimación**: es la energía que hay que **dar** al sólido (sodio) para pasarlo directamente a gas a temperatura constante. A presión constante es la **entalpía de sublimación**.
- 2) **Energía de disociación**: es la energía que hay que **dar** al gas flúor para romper el enlace covalente F-F y separar los átomos. Se considera tan solo la **mitad** de esta energía de disociación, al necesitarse un átomo de flúor -de los dos que aporta la disociación de la molécula- para formar fluoruro de sodio.
- 3) **Primera energía (primer potencial) de ionización**: es la energía que hay que **dar** para arrancar el primer electrón del átomo (de sodio), en fase gaseosa.
- 4) **Afinidad electrónica**: es la energía implicada en la captación de un electrón por el átomo (de flúor), en fase gaseosa. Al ser el flúor el no metal halógeno con mayor tendencia a captar un electrón su afinidad electrónica es una energía **desprendida**.
- 5) **Energía reticular**: es la energía **desprendida** al formarse el sólido iónico cristalino a partir de los iones en estado gaseoso.
- 6) **Calor de formación**: es la energía implicada en la síntesis del compuesto a partir de sus elementos en sus estados de agregación más estables a la temperatura y presión dadas. A presión constante es la **entalpía de formación**.

De acuerdo al ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio expuesto antes, tenemos:

	Entalpía de sublimación	(Na)	(+)
+	$\frac{1}{2}$ Energía de disociación	(F <sub>2</sub> )	(+)
+	Primera energía de ionización	(Na)	(+)
+	Afinidad electrónica	(F)	(-)
+	Energía reticular	(NaF)	(-)

---

Entalpía de formación (Na<sup>+</sup>F<sup>-</sup>)

La energía reticular, en valor absoluto, es inversamente proporcional a la distancia internuclear, que depende del tamaño de los iones. Dado que el ión F<sup>-</sup> (que tiene sus electrones más externos en el nivel 2) es más pequeño que el ión Cl<sup>-</sup> (que los tiene en el nivel 3):

En valor absoluto, la energía reticular del fluoruro de sodio: NaF es mayor que la del cloruro de sodio: NaCl.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Sabiendo que: NaCl, NaBr y NaI adoptan en estado sólido la estructura tipo NaCl, explique razonadamente:

- Si la constante de Madelung influye en que los valores de energía reticular de estos tres compuestos sean diferentes.
- Si la variación de la energía reticular depende de la distancia de equilibrio entre los iones en la red cristalina.
- ¿La energía reticular del  $\text{MgCl}_2$  será mayor, menor o igual que la del NaCl?

Datos:	Energías reticulares:	NaCl	= 769 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
		NaBr	= 736 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
		NaI	= 688 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2001)

### NOTA.-

La **energía reticular** es la energía desprendida al formarse el sólido cristalino a partir de los iones de sus elementos constituyentes en fase gaseosa.

Al tratarse de una energía **desprendida es negativa**, por lo que los datos aportados en el enunciado se refieren a valores **absolutos** de la energía reticular.

### SOLUCIÓN.-

La energía reticular es directamente proporcional a la carga de los iones, inversamente proporcional a la distancia internuclear - que depende del tamaño de los iones - y también depende de la configuración electrónica de los iones - a través del factor de Born o de compresibilidad - y del tipo de estructura cristalina, a través de la constante de Madelung.

Dado que los tres haluros de sodio: NaCl, NaBr y NaI cristalizan con la misma estructura: cúbica centrada en las caras:

la constante de Madelung tiene el mismo valor (1,7476) en los tres casos, y no contribuye a que las energías reticulares respectivas sean distintas.

RESULTADO

Como se indicó antes,

la energía reticular es inversamente proporcional a la distancia internuclear. Cuanto mayor es el anión:  $I^- > Br^- > Cl^-$  (al descender en el grupo de los halógenos) menor es la energía reticular - en valor absoluto -.

RESULTADO

El ión  $Mg^{2+}$  tiene doble carga eléctrica que el ión  $Na^+$ , lo que supone una mayor energía reticular - en valor absoluto - para el  $MgCl_2$ . Además, el ión  $Mg^{2+}$  es más pequeño que el ión  $Na^+$ , al tener aquél una carga nuclear mayor. En definitiva, esos dos factores contribuyen a que:

$|Energía\ reticular(MgCl_2)| > |Energía\ reticular(NaCl)|$   
 $Energía\ reticular(MgCl_2) < Energía\ reticular(NaCl)$

RESULTADO

A esta variación de la energía reticular contribuye, asimismo, un valor superior de la constante de Madelung para el  $MgCl_2$ .