



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

“INTRODUCCIÓN AL ENLACE IÓNICO”

AUTORIA SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
TEMÁTICA FÍSICA Y QUÍMICA
ETAPA BACHILLERATO

Resumen

A continuación voy a pasar a describir como se lleva a cabo el estudio del enlace químico, desde una perspectiva de segundo de bachillerato.

Palabras clave

Fuerza intramoleculares, enlace químico: iónico, covalente y metálico.

Fuerzas intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.

1. INTRODUCCIÓN

El conocimiento del enlace químico es fruto de la confluencia de dos líneas de investigación:

- El estudio de las propiedades características de las sustancias.
- El desarrollo teórico basado en la estructura atómica y molecular de las sustancias.

De acuerdo con ello comenzaremos el tema intentando clasificar la enorme variedad de sustancias existentes atendiendo a criterios que proporcionen alguna información sobre las características de los enlaces y, a continuación intentaremos dar cuenta de dichas características a partir de los conocimientos alcanzados sobre la estructura de los átomos.

2. DESARROLLO TEÓRICO

1. Enlace químico

Enlace químico es todo sistema que produzca la unión entre átomos, moléculas o iones. Normalmente, los átomos se unen entre sí para formar **moléculas** o **crisales**; aunque en ocasiones se encuentran aislados (*gases nobles o vapores de metales*).

La primera teoría propuesta para explicar los enlaces fue la de **Lewis** según el cual los átomos pierden o comparten electrones hasta adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano a ellos en la tabla periódica: 8 electrones en la última capa (capa de valencia) en la mayoría y 2 electrones en el H, He, Li y Be. Debido a la insuficiencia de esta teoría para explicar el enlace, aparecen 2 teorías más: la del **enlace de valencia** y la de los **orbitales moleculares**.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

Fuerzas que intervienen en la formación de un enlace.

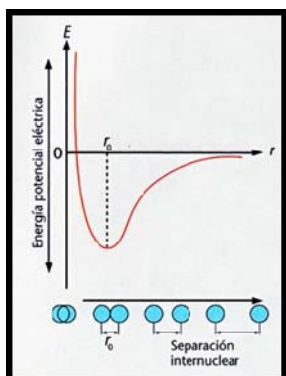
Debido a la existencia de carga positiva (núcleo) y carga negativa (corteza) en el átomo, cuando éstos se acercan para formar un enlace aparecen **fuerzas atractivas y repulsivas**:

- Las fuerzas atractivas se producen entre el núcleo (+) de cada átomo y la corteza (-) del otro.
- Las fuerzas de repulsión aparecen, por la repulsión entre los núcleos (+) y entre las cortezas electrónicas (-).

Al formarse una molécula, en un principio las **fuerzas atractivas** entre los núcleos de los átomos aumentan, de manera que la energía potencial del sistema disminuye; pero llega un momento en el que también empiezan a cobrar importancia las **fuerzas de repulsión**. Cuando se equilibran las fuerzas de repulsión y las fuerzas atractivas, se producirá un **mínimo en la energía potencial del sistema** y se formará el enlace. En este momento los átomos se encuentran a una distancia denominada **distancia de enlace**. Si aumentamos esta distancia de enlace habrá fuerzas de atracción entre los núcleos de los átomos y si se reduce fuerzas de repulsión.

Por tanto, un enlace se puede describir en función de los cambios de energía cuando dos átomos se aproximan. Se formará un enlace si, a determinada distancia interatómica (distancia de enlace), existe un mínimo de energía potencial del sistema de los dos átomos. La formación de un enlace se puede representar con la **curva de Morse**:

Donde **E** es la energía potencial del sistema y **r** la distancia entre los átomos.



Estos mismos enlaces son los que se rompen y forman durante las reacciones químicas, desprendiendo (reacciones exotérmicas) o absorbiendo (reacciones endotérmicas) calor y permitiendo la reorganización de los átomos y produciendo nuevas sustancias.

Estructuras que originan los enlaces.

Los enlaces originan dos tipos de estructuras:



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

- **Moléculas:** son agrupaciones de átomos de composición invariable formadas por un número invariable de átomos con unas posiciones concretas pero no ordenadas. Por ejemplo una molécula de agua va a tener siempre 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- **Cristales:** Son agrupaciones de átomos formadas por un número indeterminado de partículas las cuales se encuentran ordenadas. Por ejemplo en un cristal de cobre puede haber trillones de átomos de cobre.

Regla del octeto:

Los enlaces químicos se explican, en parte, apoyándose en esta regla. La regla del octeto o regla de Lewis, se enuncia así:

Los átomos tienen la tendencia a rodearse en su última capa (**capa de valencia**) de ocho electrones, adquiriendo así la estructura electrónica del **gas noble** más próximo a ellos en la tabla periódica. Ejemplo: El cloro ($Z=17$) tiende a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano al mismo: el Argón ($Z=18$) ganando un electrón.

Esta norma tiene numerosas desviaciones:

- a) Los cuatro primeros elementos tienden a adquirir la estructura del Helio, con sólo dos electrones (ya que en la 1ª capa sólo caben 2 electrones). Ej.: H_2
- b) Octetos incompletos, como el boro y el aluminio, que forman compuestos quedando en su capa de valencia con sólo seis electrones. Ej.: BF_3
- c) Octetos ampliados, que pueden tener 10, 12 o más electrones, debido a que a partir del tercer nivel, los elementos disponen de orbitales "d" vacíos. Ej.: H_2SO_4
- d) Moléculas con número impar de electrones de valencia, en las que alguno de los átomos no conseguirá completar el octeto. Ej.: NO

ENLACES INTERATÓMICOS.

2. Enlace iónico.

2.1 Fundamento:

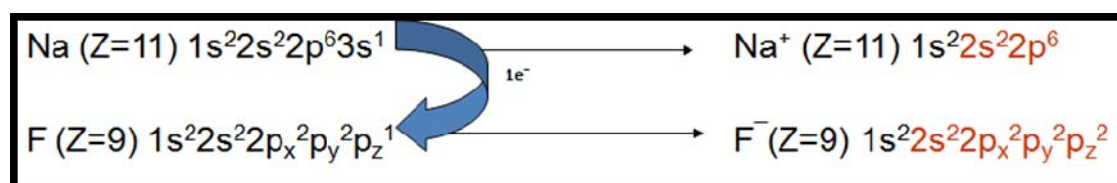
En un enlace iónico se unen un metal y un no metal; entre los cuales hay gran diferencia de electronegatividad. En un enlace iónico, basándose en la **regla del octeto** hay una **transferencia de electrones** y posteriormente una **atracción electrostática**.

Los **metales** tienden a perder electrones (puesto que son **electropositivos**) y los **no metales** tienden a ganarlos (ya que son **electronegativos**). De manera que cuando un metal se encuentra con un no



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 26 – MES DE ENERO 2010

metal se producirá una **transferencia de electrones** (el metal cede electrones al no metal, o lo que es lo mismo el elemento más electropositivo cede electrones al más electronegativo), con la consiguiente formación de **iones positivos (cationes)** y **negativos (aniones)**. Debido al signo contrario de estos iones se producirá una **atracción electrostática** entre ambos regida por la **ley de Coulomb** la cual los mantendrá unidos.



Transferencia de electrones.

Por tanto podemos definir el enlace iónico como la unión de

iones de signo eléctrico contrario mediante fuerzas electrostáticas.

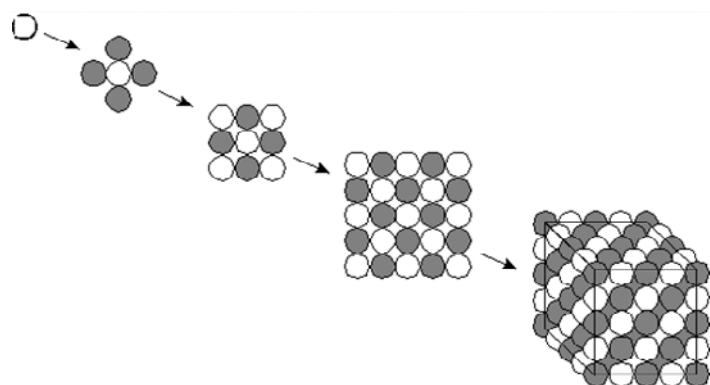
2.2 Aspectos geométricos.

Todos los **compuestos iónicos** son, en condiciones ambiente, **sólidos cristalinos**; los compuestos iónicos forman **redes cristalinas**, en las cuales los cationes y aniones no forman parejas, sino que cada ión de un signo está rodeado por iones del signo contrario. *Cada cristal iónico se forma por la sucesiva agregación de iones.*

Formación de un cristal.

Para la descripción geométrica de las redes cristalinas que forman estos compuestos tenemos los siguientes conceptos:

- **Celda unidad:** es la parte más simple de una estructura cristalina que al repetirse mediante traslación reproduce todo el cristal.
- **Índice de coordinación:** es el número de iones de un signo que rodean a un ión de signo contrario. Existen por lo tanto dos números de coordinación: el del catión y el del anión. La forma de indicarlos es: **índice del catión : índice del anión**. Ejemplo: en la fluorita (CaF_2) 8:4 indica que 8 iones fluoruro (F^- que es el anión) rodean al catión calcio (Ca^{2+} , índice de coordinación del catión), y que 4 iones calcio rodean al anión fluoruro (índice de coordinación del anión).



Hay dos tipos de redes cristalinas iónicas: Tipo AB y tipo AB_2 :



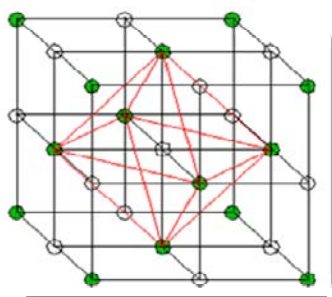
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

- **Redes cristalinas tipo AB:** Son aquellas redes cristalinas en las que por cada ión positivo hay uno negativo; la proporción de cationes y aniones es de 1:1. Ejemplos: cloruro de sodio (NaCl), cloruro de cesio (CsCl) y blenda de cinc (ZnS).
- **Redes cristalinas tipo AB₂:** Son aquellas redes cristalinas en las que por cada ión positivo hay 2 iones negativos; o lo que es lo mismo, la proporción de iones es de 1:2. Ejemplos: fluorita (CaF₂) y rutilo (TiO₂).

Estructuras cristalinas más importantes:

Tipo AB:

- **NaCl (cloruro de sodio):** La red cristalina del cloruro de sodio alterna un ión positivo con uno negativo en las 3 direcciones de los ejes ("y", "x" y "z"). Aunque su apariencia externa suele ser cúbica, es una red de celdilla elemental octaédrica y de índices de coordinación 6:6. Es más importante que las demás.



Cloruro de sodio.

- Cloruro de cesio (CsCl): Es una red de celdilla elemental cúbica y de índices de coordinación 8:8.
- Blenda de cinc (ZnS): Es una red de celdilla elemental tetraédrica y de índices de coordinación 4:4.

Tipo AB₂:

- Fluorita (CaF₂): con índices de coordinación 8:4.
- Rutilo (TiO₂): con índices de coordinación 6:3.

NOTA: ver figuras de todas las redes cristalinas.

Factores que determinan el tipo de red cristalina.

El tipo de malla o red cristalina y el índice de coordinación siguen principios bastante simples:



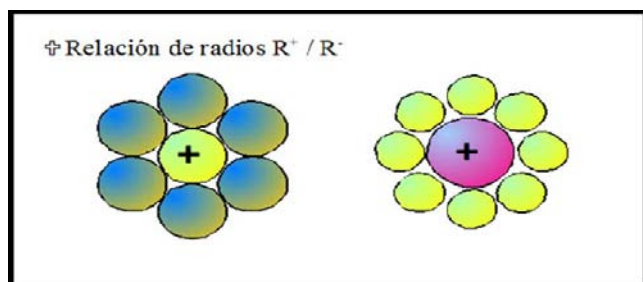
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

1) Factores eléctricos:

- El número de cargas positivas tiene que ser igual al número de cargas negativas para que el **crystal sea eléctricamente neutro**. Por ejemplo en el NaCl el Na⁺ que lo forma es de carga +1 mientras que el Cl⁻ es de carga -1 (+1-1=0); $\text{CaF}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow +2 * 2(-1) = 0$
- Los iones de un signo que rodean a un ión del otro signo se disponen **simétricamente** para que la **repulsión** entre ellos sea la **mínima**; por lo que con índice de coordinación 4 habrá disposición tetraédrica, con 6 octaédrica, con 8 cúbica...

2) Factores geométricos:

- Los iones **se distribuyen de la forma más compacta posible**; cada ión se rodea del máximo número de iones de signo contrario posibles. Por tanto, el número de coordinación tiende a ser el **mayor posible**.
- El **tamaño** (la relación de radios de los iones) también es un factor importante, ya que el tamaño de los cationes y de los aniones determina que se adopta una u otra ordenación. Esto se debe a que si el tamaño de un catión es grande, va a poder ser rodeado por más aniones que si es de menor tamaño (ver figura):



2.3 Aspectos energéticos. Ciclo de Born - Haber

El ciclo de Born – Haber es un planteamiento teórico que muestra todas las energías implicadas en la formación de un cristal iónico. Como es una aplicación de la ley de Hess hay que recordar los siguientes términos:

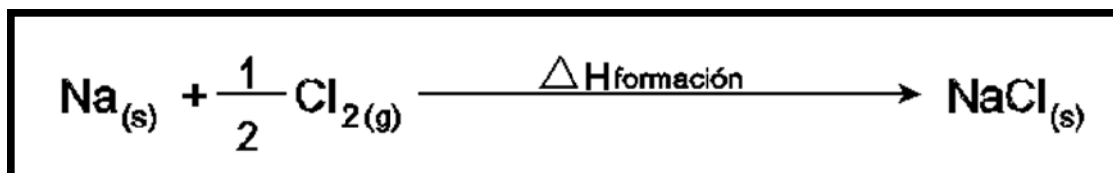
- **Energía de formación:** es la energía absorbida o desprendida en una reacción en la que se forma un solo mol de un solo producto, a partir de sus elementos en la forma más estable de su estado natural. Esto implica conocer el estado de agregación de los elementos y si son ó no diatómicos.
- **Energía de cambio de estado:** es la energía absorbida o desprendida cuando 1 mol de sustancia cambia de estado de agregación. De este tipo son las energías de sublimación, fusión, vaporización, etc.
- **Energía de disociación:** es la energía necesaria para disociar 1 mol de sustancia en sus átomos constituyentes.
- **Energía de red o energía reticular:** es la energía absorbida o desprendida cuando el número adecuado de cationes y de aniones se acercan desde distancia infinita hasta sus posiciones de equilibrio en el cristal, para formar 1 mol de compuesto iónico.



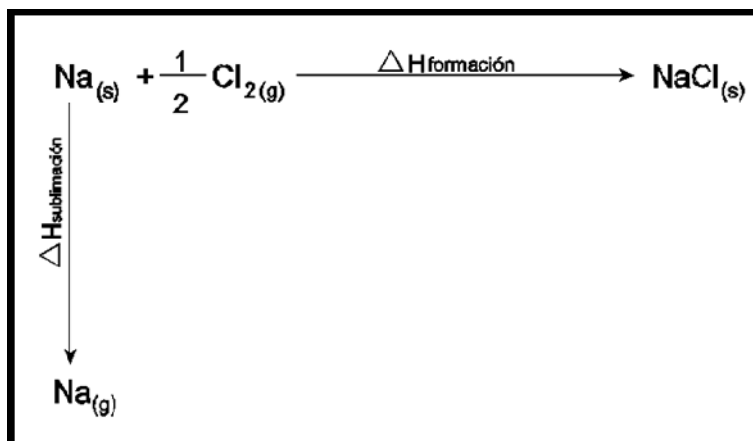
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

El ciclo de Born-Haber puede ser distinto para los diferentes compuestos iónicos; pero en todos los casos, para construir uno de estos ciclos, se deben seguir los siguientes pasos, adaptándolos en cada situación:

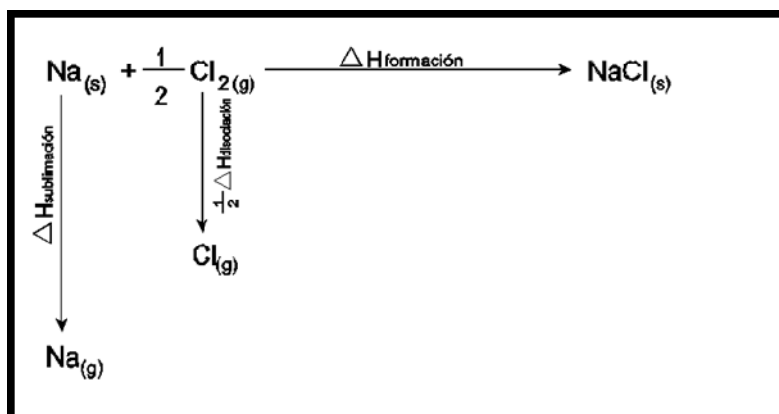
1º) Escribir **la reacción de formación** (reacción en la que se forma un solo mol de un solo producto, a partir de sus elementos en la forma más estable de su estado natural). Por ejemplo en el caso del NaCl habría que poner lo siguiente:



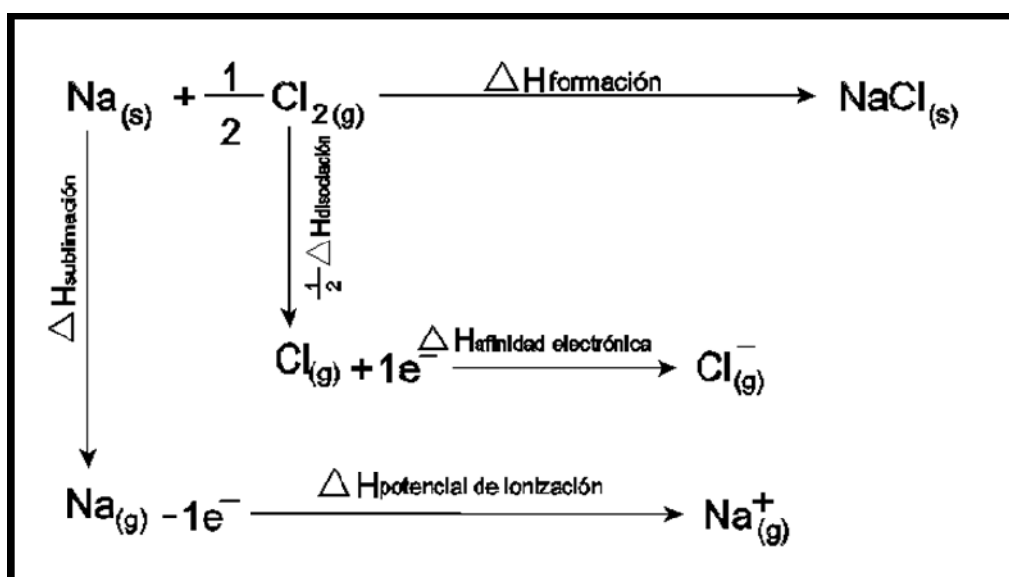
2º) Pasar los **reactivos a estado gaseoso**, en nuestro caso tendríamos que pasar el sodio sólido a sodio gaseoso a través de la reacción de sublimación (en la que se pone en juego la energía de sublimación). Si nos dieran un reactivo líquido lo pasaríamos a gas a través de la reacción de vaporización (donde se pone en juego la entalpía de vaporización).



3º) Pasar los **reactivos gaseosos moleculares (diatómicos) a átomos**, para ello se disocian las moléculas diatómicas. En este paso se pone en juego la **entalpía de disociación**. Aquí la entalpía de disociación lleva coeficiente $\frac{1}{2}$ porque también lo lleva el reactivo que se va a disociar (el cloro)



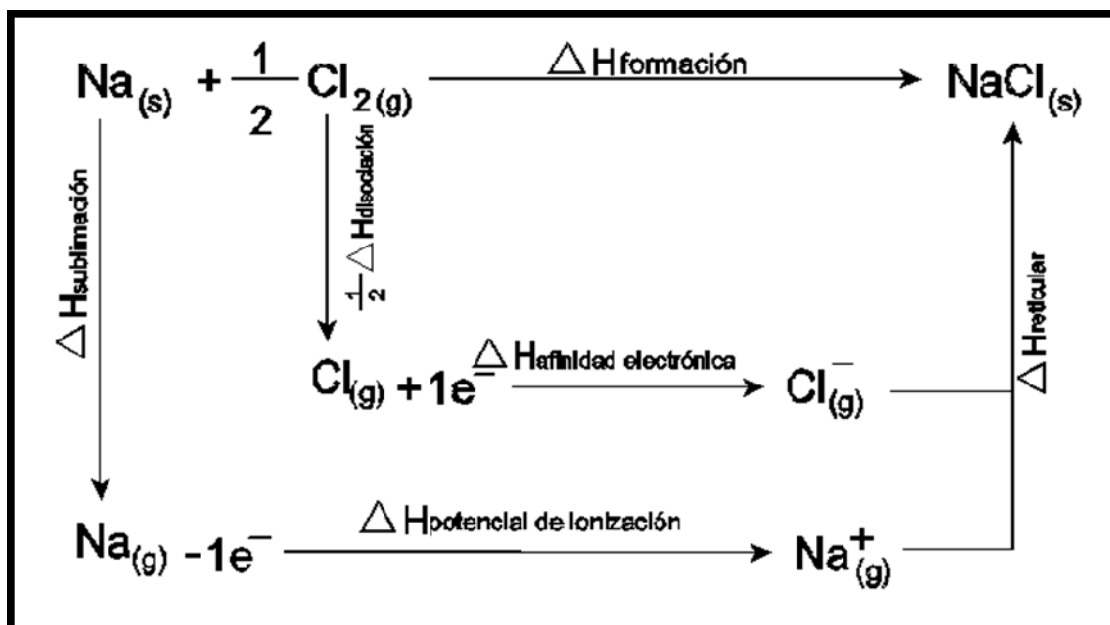
4º) Una vez que ya tenemos los reactivos gaseosos y monoatómicos, se forman los **iones**. Para ello sumamos o restamos electrones (sumamos electrones al reactivo más electronegativo y al otro se los restamos). En estas reacciones de pérdida de electrones se ponen en juego dos energías: la entalpía de afinidad electrónica (para la ganancia de electrones) y la entalpía de potencial de ionización (para la pérdida de electrones). En nuestro caso como se van a formar los iones Na^+ y Cl^- solo se va a perder y a ganar un electrón por cada ión (en total solo se perderá un electrón y se ganará otro ya que solo tenemos un átomo de cada reactivo). Pero si queremos formar un ión de carga +2, -3, -2... habrá que utilizar la 2ª y 3ª afinidad electrónica y el 2º y 3º potencial de ionización. Otra excepción es cuando en vez de tener un átomo de reactivo gaseoso monoatómico, tenemos más. En ese caso habrá que sumar o restar tantos electrones como átomos haya por cada afinidad electrónica o potencial de ionización.



5º) Se unen los iones y se forma el cristal. Para ello se desprende la energía reticular.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010



Como el ciclo de Born-Haber era una aplicación de la ley de Hess, y como todas las reacciones se pueden considerar reacciones parciales de la formación del cloruro de sodio, la entalpía de formación será igual a la suma de las entalpías de las reacciones parciales multiplicadas por sus correspondientes coeficientes; por lo que en nuestro caso nos quedaría que:

$$\Delta H_F = \Delta H_S + \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{AE} + \Delta H_{PI} + \Delta H_U$$

2.4 Propiedades del enlace iónico.

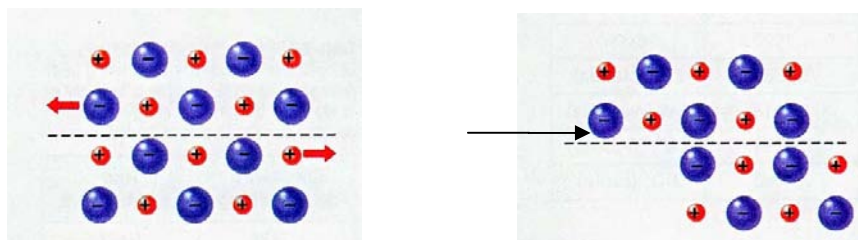
Las propiedades de los compuestos iónicos se deben a la **naturaleza electrostática** del enlace entre los iones y a su **estructura geométrica**. Las propiedades más importantes del enlace iónico son:

1. Todos los compuestos iónicos son **sólidos cristalinos** a temperatura ambiente y, debido a su elevada energía reticular, tienen **puntos de fusión altos**. Sus **puntos de ebullición son elevados**.
2. En estado **sólido no son conductores de la corriente eléctrica** ya que los iones mantienen fijas sus posiciones en el cristal. Pero en estado líquido (**disueltos o fundidos**) **son buenos conductores eléctricos** ya que los iones se pueden mover libremente.
3. Son **duros (resistentes a ser rayados)** debido a la gran fuerza de atracción entre los iones. Pero **rígidos y frágiles**, porque un pequeño desplazamiento de la estructura de la red cristalina es suficiente para situar unos iones en frente de otros del mismo signo, que se repelerán provocando la fractura del cristal. (ver figuras).



ISSN 1988-6047

DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010



4. Son **solubles en disolventes polares** (*ver enlace covalente polar*) como el agua. Las moléculas de disolvente se colocan alrededor de los iones atraídos por sus cargas eléctricas opuestas, suministrando la energía necesaria para romper la red iónica; este proceso se conoce como **solvatación** (**hidratación** en el caso del agua) y la energía asociada es la energía de solvatación (o hidratación). Por lo tanto podemos definir solvatación como el proceso a través del cual las moléculas de disolvente se colocan alrededor de los iones atraídas por sus cargas eléctricas opuestas y proporcionando la energía necesaria para romper la red iónica. La alta solubilidad de muchos compuestos iónicos en el agua también se debe a que las **fuerzas de atracción entre iones disminuyen** mucho ya que como se dice en el fundamento del enlace iónico, la **constante dieléctrica** del agua es mucho mayor que la del aire (unas 80 veces mayor) con lo que K (de la ley de Coulomb) se reduce y por tanto las fuerzas de atracción entre los iones son menores.

3. DESARROLLO DE LAS ACTIVIDADES

3.1.-Actividades de conocimientos previos:

- Consistirá en preguntar en clase a los alumnos el nombre de todos los elementos de la tabla periódica que conozcan, y clasificarlos en metales y no metales a partir de la tabla periódica expuesta en la pizarra.

3.2.-Actividades de desarrollo de contenidos:

Ejemplos realizados

- 1.- Escribe la estructura electrónica de los siguientes elementos: calcio $Z=20$, azufre $Z=16$, bario $Z=56$, cobre $Z=29$ y aluminio $Z=13$.
- 2.- Utiliza el modelo de enlace iónico para predecir las fórmulas de los compuestos formados por los siguientes pares de elementos:
 - a) flúor y sodio
 - b) calcio y oxígeno
 - c) calcio y cloro
- 3.- Razone si el átomo de azufre **S** ($Z=16$) perderá o ganará electrones para alcanzar la configuración de gas noble.
- 4.- ¿Qué clase de enlace químico existe en cada una de estas sustancias; SiO_2 , Cu, KCl?
- 5.- ¿Por qué razón un compuesto iónico en estado sólido no conduce la corriente eléctrica y si lo hace cuando está fundido o disuelto en agua?
- 6.- Tanto el gas noble criptón (Kr) como el bromuro de hidrógeno son dos sustancias que en condiciones ordinarias se encuentran en estado gaseoso. Ambos gases están formados por moléculas con el mismo número de electrones y que son, aproximadamente, de la misma masa. Sin embargo, el bromuro de



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 26 – MES DE ENERO 2010

hidrógeno en estado líquido hierve a una temperatura 85°C más alta que el criptón. ¿A qué puede deberse este hecho?

3.3.-Actividad de síntesis-resumen

1. Presenta un cuadro comparativo con el resultado de la investigación de las propiedades características que tienen algunos compuestos según el enlace iónico que presentan en su estructuración.
2. Elabora un mapa de conceptos que muestre con claridad las relaciones existentes entre el concepto, tipos, características y aplicaciones del enlace iónico.

4.-BIBLIOGRAFÍA

Allier,R.; Castillo, A. ; Fuse, L. y Moreno, E. (1994). *La magia de la física y de la química*. México, D. F: Ediciones Pedagógicas, S. A.

Benedito, J. y Otros. (1987). *Iniciación a la Química Descriptiva Inorgánica* (Generalidad Valenciana: Valencia).

Bolaños, C. (1997) *Ciencias 8, Hacia el siglo XXI*. Editorial: Universidad de Costa Rica.

Caballer, M.; Furió, C.; Gómez, M.; Jiménez, M; Jorba, J.; Oñorbe, A.; Pedrinaci, E.; Pozo, J.; San Marti, N.; Vilches, A. (1997) *La enseñanza de las ciencias de la naturaleza en la educación secundaria*. Barcelona: Editorial: Horsori.

Autoría

-
- Nombre y Apellidos SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
 - Centro, localidad, provincia CÓRDOBA
 - E-MAIL: silgarsep@hotmail.com