

ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se da entre **elementos metálicos (electropositivos)** y **elementos no metálicos (electronegativos)**. Por ejemplo, las combinaciones de metales alcalinos y alcalinotérreos y los halógenos (F, Cl, Br...) forman compuestos iónicos. Un **compuesto iónico** presenta un enlace que se da por **atracción electrostática** entre iones: entre **cationes** procedentes del metal, de carga positiva, y **aniones** procedentes del no metal, de carga negativa.

¿Cómo es posible que estos compuestos formen iones? Bueno, podríamos decir de forma genérica que los metales tienen cierta tendencia a ceder electrones y los no metales tienen cierta tendencia a captarlos. Aunque, como explicaremos en el vídeo el proceso es endotérmico (hay que aportar energía para formar los iones), éste aumento energético se verá compensado por la posterior formación de una red cristalina.

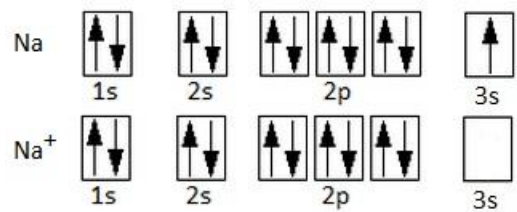
Consideremos el cloruro sódico, NaCl, la sal común (sal de cocina). El sodio es un metal alcalino que tiene, por tanto, un electrón en la capa de valencia. El cloro es un halógeno que tiene 7 electrones en la capa de valencia. Así, sus respectivas configuraciones electrónicas son:

Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

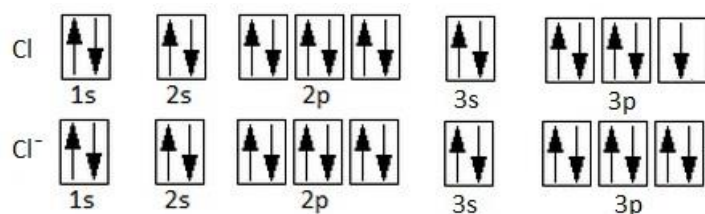
Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Como vemos, si el sodio pierde un electrón, quedará como catión sodio, Na^+ , y adquirirá la configuración electrónica del gas noble anterior, el neón. Por su parte, el cloro, muy electronegativo, tiene 7 electrones en la última capa. No tiene sentido pensar que pierda 7 electrones, sino que capta uno (el electrón que cede el sodio) para dar el anión cloruro y quedar, también, con una configuración electrónica de gas noble, en este caso la del argón. Recordemos que la configuración electrónica de un gas noble, con 8 electrones en la última capa, es muy estable, por lo que el Na^+ y el Cl^- también son muy estables.

Tendremos, por tanto:



Configuración electrónica del sodio y del catión sodio (ha perdido el electrón 3s).

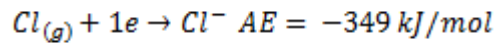
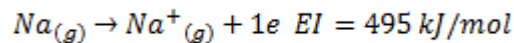


Configuración electrónica del cloro y del anión cloruro (ha ganado un electrón en un orbital 3p).

Al número de electrones que un metal cede o un no metal capta en la formación de un **compuesto iónico** se le llama valencia iónica o electrovalencia.

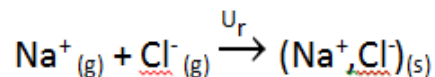
Por tanto, en la formación de un compuesto iónico el metal cede electrones, quedando como un catión, y el no metal capta electrones, quedando como un anión. Los cationes y aniones formados se mantienen después unidos entre sí por atracción electrostática, formando una **red cristalina** altamente ordenada.

En realidad, el paso de Na a Na⁺ y de Cl a Cl⁻ es un proceso globalmente desfavorable (endotérmico) según vemos en los siguientes valores de energía:



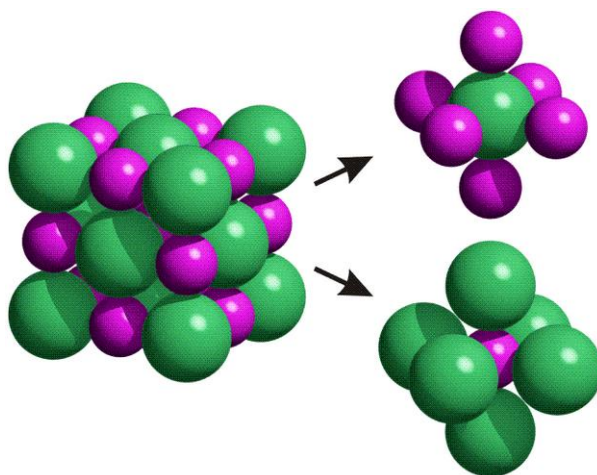
A pesar de que hemos dicho que los metales tienen tendencia a ceder electrones y los no metales a captarlos, se puede observar en los datos previos que para obtener un mol de Na⁺ y un mol de Cl⁻ hay que aportar una energía global de 146 kJ/mol (495 – 349). Este aporte energético inicial se ve compensado por la posterior formación de un compuesto en forma de red, que constituye el **compuesto iónico**. En la formación del **compuesto iónico** se desprende una cantidad muy grande de energía, que recibe el nombre de **energía reticular**.

Así, la **energía reticular**, representada como U_r, se define como la energía desprendida cuando se forma un mol de compuesto iónico a partir de los iones en estado gaseoso:



¿Qué significa que sea una red cristalina? Significa que es una estructura sólida altamente ordenada, formada por cationes y aniones siempre en la misma proporción (la proporción estequiométrica para mantener la neutralidad eléctrica) y en las mismas posiciones fijas. Las posiciones fijas establecidas para los cationes y los aniones dependen del tipo de **red iónica** que tengamos. No todas las redes iónicas son iguales, tenemos distintos tipos de estructuras.

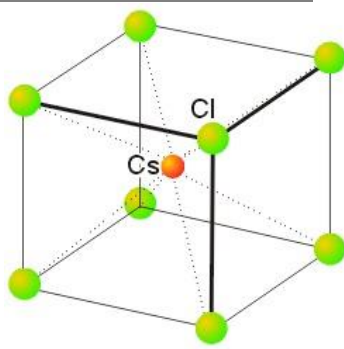
Como cada ión genera a su alrededor un campo eléctrico que es igual en las tres direcciones del espacio, cada uno de ellos tiende a rodearse de un número fijo de iones de signo contrario. Este número recibe el nombre de **índice de coordinación** o **número de coordinación**. El **índice de coordinación** varía según el tipo de red. Por ejemplo, en el caso del NaCl, cada sodio se rodea de 6 cloruros y cada cloruro se rodea de 6 sodios. El número de coordinación para ambos iones es 6, es una estructura (6,6), que recibe el nombre de estructura cúbica centrada en las caras:



Estructura cristalina del cloruro sódico, NaCl. Los cloruros aparecen en verde y los sodios en morado. Se puede observar que cada sodio se rodea de 6 cloruros (índice de coordinación) porque no hay espacio para más.

El **índice de coordinación** del catión y del anión en una red cristalina depende, esencialmente, de dos factores:

- **Tamaño de los iones.** El valor del radio de los iones marcará la distancia a la que se pueden situar por una simple cuestión de espacio. Por ejemplo, el sodio catiónico, Na^+ , tiene un radio de $0,95\text{Å}$, y el cloruro de $1,81\text{Å}$. Esta diferencia de tamaños hace que cada sodio sólo se pueda rodear de 6 cloruros. En el caso de redes cuyos tamaños iónicos son más semejantes, como por ejemplo el cloruro de cesio, CsCl (Cs^+ $1,70\text{Å}$ y Cl^- $1,81\text{Å}$), los iones se pueden rodear de un mayor número de iones de carga opuesta, y esta red iónica presenta coordinación (8,8), que es la llamada cúbica centrada en el cuerpo. Cada ión cesio se rodea de 8 cloruros, y cada cloruro de 8 cesios.



- **Carga de los iones.** Como el cristal es eléctricamente neutro, si los iones tienen carga distinta esto condicionará la estequiometría y, por tanto, la estructura y el índice de coordinación. Por ejemplo, en el caso de la fluorita, que es el fluoruro de calcio, CaF_2 , vemos que como la valencia iónica del calcio es $+2$, porque es un metal alcalinotérreo que puede perder dos electrones de la última capa, y el F tiene una valencia iónica de -1 , habrá 2 aniones F^- por cada catión Ca^{2+} . Esto hace que, en este compuesto, el calcio se rodee de 8 fluoruros y el fluoruro de 4 calcio, presentando una coordinación (8,4). A este tipo de estructura, por analogía con la fluorita, se la denomina estructura tipo fluorita.

A continuación hallamos una tabla con algunos tipos de estructuras cristalinas iónicas, con sus correspondientes números de coordinación y algunos compuestos representativos.

Tipo de red cristalina	Coordinación (catión, anión)	Compuestos iónicos representativos
Cúbica centrada en las caras	(6,6)	NaCl, LiCl
Cúbica centrada en el cuerpo	(8,8)	CsCl, CsBr
Tetraédrica	(4,4)	ZnS, BeO
Tipo fluorita (CaF ₂)	(8,4)	CaF ₂ , BaCl ₂
Tipo rutilo (TiO ₂)	(6,3)	TiO ₂ , SrO ₂