

# Enlace metálico

Los metales constituyen una extensa clase de sustancias que abarca cerca del ochenta por ciento de todos los elementos químicos conocidos. Tienen unas propiedades comunes que los caracterizan y que se derivan, en gran parte, del tipo peculiar de enlace que mantiene unidos a sus átomos.

El enlace metálico se forma si los elementos que se unen tienen:

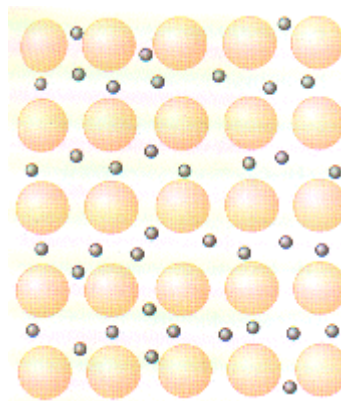
Orbitales desocupados  
Baja energía de ionización

Los metales disponen, en general, de pocos electrones en su capa de valencia. A pesar de ello, en estado sólido se presentan en redes de átomos con un empaquetamiento muy compacto en las que cada átomo está rodeado de otros ocho átomos o más.

Las diversas teorías que intentan explicar este tipo de enlace deben justificar, además, las propiedades típicas como la elevada conductividad térmica y eléctrica.

## 1. Teoría de los electrones libres

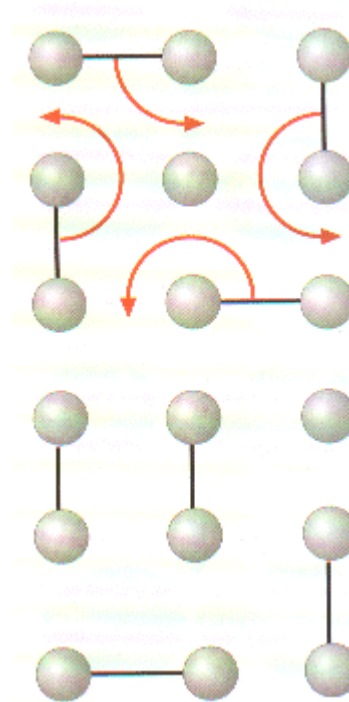
Esta teoría supone que todos los átomos de metal están ionizados por la pérdida de sus electrones de valencia. La fuerza neta de todos los núcleos sobre estos electrones de valencia es cero y, por tanto, pueden moverse libremente de una región a otra del cristal. Esta teoría explica muy fácilmente la conductividad eléctrica y el efecto fotoeléctrico. Estos electrones desligados de átomos concretos se conocen, por analogía, como *nube electrónica* o *gas de electrones*.



## 2. Teoría del enlace de valencia o teoría de deslocalización

Los metales no pueden formar enlaces covalentes localizados por falta de electrones. Por tanto, los enlaces tienen que estar deslocalizados, de manera parecida a lo que pasa en los compuestos con dobles enlaces alternados como el benceno y otras moléculas orgánicas. Por ejemplo, los átomos de sodio, al igual que todos los metales alcalinos, sólo disponen de un electrón en su último nivel: Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Esto representa un problema para unirse a ocho átomos vecinos de la red cristalina.

Al disponer de un solo electrón de valencia, ningún átomo podrá formar simultáneamente más de un enlace. La teoría de la deslocalización propone que un átomo se enlace ahora con uno, ahora con el otro, variando muy rápidamente la situación de los electrones que forman el enlace. También son posibles situaciones en las que algunos átomos quedan en situación iónica.

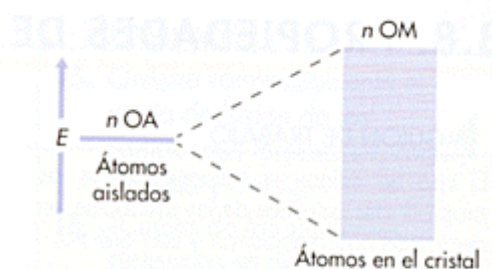


De este modo, los electrones de valencia no están sujetos a un par concreto de átomos de la red, sino que se pueden mover libremente por el cristal, sirviendo de unión a unos y otros átomos. Los electrones de valencia resultan, en realidad, pertenecer a todos los átomos de la red, en una especie de régimen de propiedad comunitaria.

### 3. Teoría de los orbitales moleculares o teoría de las bandas de energía

Según esta teoría, los electrones de los enlaces están situados en los orbitales que se forman a partir de los orbitales atómicos. A partir de los dos orbitales  $1s$  de dos átomos de hidrógeno se forman dos orbitales moleculares, el  $\sigma_{1s}$  y el  $\sigma_{1s}^*$ . Uno de ellos tiene una energía menor que los orbitales atómicos de partida y el otro tiene una energía mayor.

Los enlaces habituales involucran sólo a dos átomos, pero si se tuviera que formar un enlace entre tres átomos al mismo tiempo, a partir de tres orbitales atómicos, se formarían tres orbitales moleculares, uno de menor, uno de igual y otro de mayor energía que los orbitales atómicos de partida. Si fuesen 10 los átomos que tuvieran que unirse a partir de sus orbitales atómicos, se formarían 10 orbitales moleculares, cinco de los cuales serían de menor energía que los orbitales atómicos, y cinco de mayor energía que éstos.



**Fig. 15.** Formación de una banda de energía compuesta por un gran número de OM cuyas energías están muy próximas. Sería un caso extremo de OM deslocalizado o multicentro.

Cada nuevo átomo produce la adición de un orbital molecular más, a la vez que se altera ligeramente la energía de los preexistentes y la diferencia de energías entre estos orbitales moleculares se hace cada vez menor. En el caso no de dos, ni de tres, ni de 10, sino de muchos átomos, prácticamente un número infinito, se formará también un número muy grande de orbitales, que se pueden denominar «moleculares», la mitad de los cuales serán de menor energía y la otra mitad de mayor energía que los orbitales atómicos. Además, la diferencia de energías entre ellos llegará a ser muy pequeña, indistinguible experimentalmente. Estos orbitales no se tratan individualmente, sino que se consideran todos juntos bajo la denominación de **banda de energía**.

Se produce una banda a partir de cada conjunto de orbitales atómicos. Por ejemplo, en el caso del litio, se producirá una banda debida a la combinación de los orbitales atómicos 1s, otra debida a los 2s y una tercera que corresponde a los 2p. Mientras la primera estará totalmente llena, la segunda lo estará a la mitad y la tercera estará totalmente vacía. Las bandas representan (de la misma manera que pasa con los orbitales atómicos) las energías posibles de los electrones. La zona energética entre bandas es una **zona prohibida**.

### *Conductividad eléctrica según la teoría de las bandas*

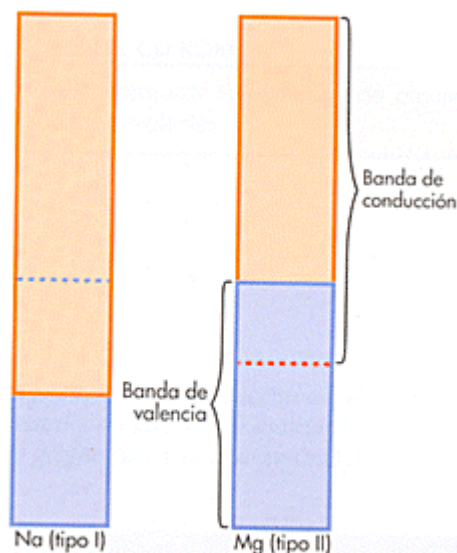
Según los orbitales atómicos a partir de los que se forman, se distinguen:

**Bandas ocupadas.** Son bandas que se forman a partir de orbitales atómicos llenos de electrones, por lo que ellas también están llenas de electrones que no se pueden mover precisamente porque los niveles energéticos de la banda están todos ocupados y no tienen dónde ir.

**Bandas de valencia.** Se forman a partir de orbitales atómicos parcialmente llenos, por lo que también ellas están parcialmente llenas. Los electrones de estas bandas pueden moverse cuando se aplica un campo eléctrico porque hay posibilidades energéticas libres. Su nombre lo deben a que contienen los electrones de valencia.

**Bandas de conducción.** Se forman a partir de orbitales atómicos vacíos. Se llaman así porque facilitan la conducción eléctrica, ya que los electrones de valencia pueden saltar a ellas y moverse libremente por ellas a través de todo el cristal metálico.

En los metales, las bandas de valencia superponen a las de conducción y los electrones de las primeras pueden pasar a las segundas y moverse libremente. Por eso conducen la electricidad tanto los metales, que tienen las bandas de valencia parcialmente llenas (por ejemplo, el sodio), como aquellos que las tienen llenas del todo (por ejemplo, el magnesio).

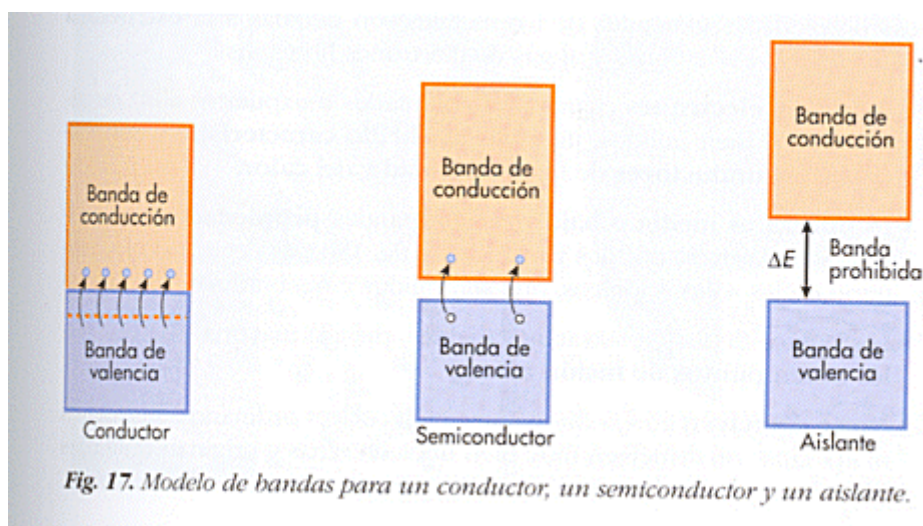


**Fig. 16.** Conducción eléctrica de los metales según el modelo de bandas.

En cambio, en sólidos no metálicos, como el diamante, la banda de valencia totalmente llena no se superpone con la de conducción, y los electrones ni pueden moverse por la primera ni pueden pasar a la segunda. Son *no conductores*.

En el caso de los *semiconductores* las bandas tampoco se superponen, pero la diferencia de energías entre una y otra es escasa, de manera que un pequeño aumento de la temperatura es suficiente para promocionar los electrones hacia la banda de conducción. Además, si los semiconductores se contaminan ligeramente con átomos que tengan un electrón más o un electrón menos que el metal mayoritario, se produce una conductividad aumentada. Estos semiconductores dopados son llamados *semiconductores tipo n* y *semiconductores tipo p*. y han llegado a ser unos materiales fundamentales para el desarrollo de la tecnología electrónica.

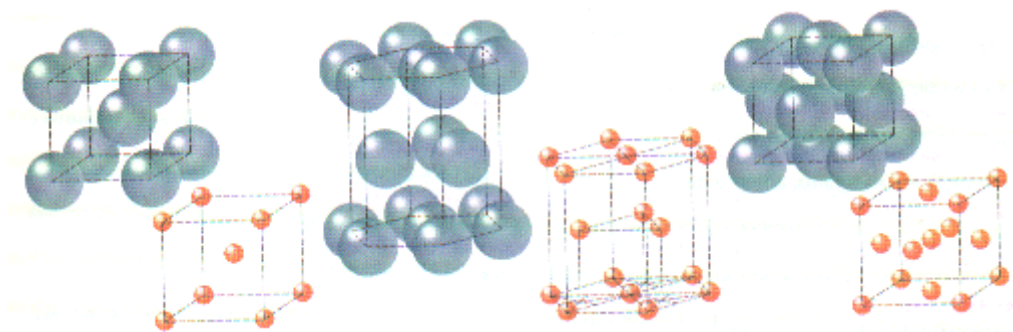
Los *superconductores* conducen la electricidad sin resistencia. Los primeros que se descubrieron eran metales y compuestos que necesitaban temperaturas cercanas al cero absoluto, pero se han descubierto otros que son superconductores a temperaturas suficientemente altas (unos  $-170^{\circ}\text{C}$ ) como para permitir su aprovechamiento práctico.



## Redes metálicas

Los estudios de difracción de rayos X han mostrado que los átomos de los metales adoptan disposiciones ordenadas en estado sólido. Estos cristales metálicos son casi exclusivamente de tres tipos:

- Estructura cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación (número de átomos vecinos) es 8. Los átomos dejan un 32 % de espacio libre. Cristalizan así los metales alcalinos y el Ba.
- Estructura hexagonal compacta. Al igual que en el anterior, el número de coordinación es 12 y el espacio vacío de un 26 %. Como ejemplos se encuentran: Be, Mg, Zn y Cd.
- Estructura cúbica centrada en la cara. El número de coordinación es de 12 y el espacio libre un 26 %. Son ejemplos de cristalización en esta estructura: Cu, Ag, Au, Ca y Sr.



## Propiedades de los metales

Las propiedades de los metales son consecuencia de su electronegatividad, de su estructura y del tipo de enlace que poseen. Presentan sólo números de oxidación positivos y destacan por su fácil oxidabilidad.

Entre sus propiedades destacan las siguientes:

*Conductividad eléctrica.* Son muy buenos conductores por la movilidad de sus electrones de valencia, tal como explica la teoría de bandas de energía. La conductividad de los metales disminuye al aumentar la temperatura. La causa es un aumento del movimiento de oscilación de los núcleos que dificulta el desplazamiento libre de los electrones.

*Conductividad térmica.* El calor produce un aumento de la energía cinética de los electrones que, gracias a su movilidad, se transmite a todo el metal.

*Brillo.* Debido a la capacidad de absorber y después reemitir prácticamente todas las longitudes de onda de la luz visible. El cobre y el oro no reemiten una parte de la radiación azul que reciben y por eso tienen un aspecto amarillento dorado.

*Densidad elevada.* Porque sus cristales tienen un índice de coordinación elevado.

*Gran deformabilidad.* Cualquier plano de átomos de la estructura cristalina puede desplazarse respecto de los otros sin que se alteren las fuerzas que mantienen unidos los átomos. Por eso, los metales pueden ser laminados (maleabilidad) y estirados en forma de hilos (ductilidad). Su deformabilidad y resistencia a romperse les han convertido en unos materiales imprescindibles en el desarrollo tecnológico de la humanidad.

*Formación de aleaciones.* Son combinaciones de metales entre sí (por ejemplo, el bronce) o con algunos elementos no metálicos (por ejemplo, el acero). Las propiedades de las aleaciones pueden ser muy diferentes de las de los elementos integrantes y permiten mejorar las características de los metales puros, especialmente en lo que se refiere a dureza, oxidabilidad, magnetismo, etcétera.