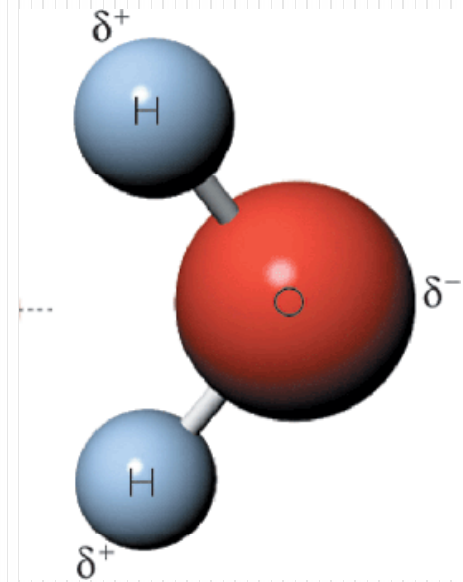


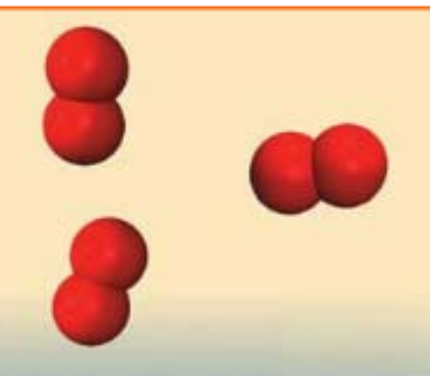
# Enlace químico



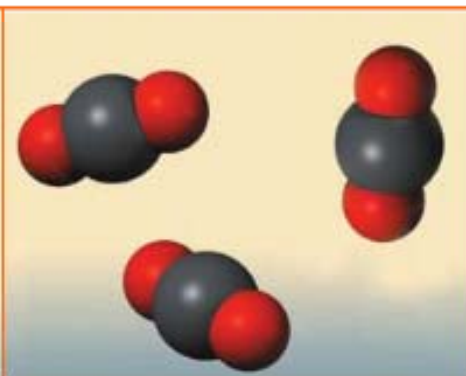
# Agrupaciones de átomos

Los átomos se presentan, generalmente, agrupados. Entre los pocos casos en que los átomos se encuentran aislados se encuentran los gases nobles.

- Cuando se unen átomos del mismo número atómico se forman los **elementos**.
- Cuando se unen átomos de distinto número atómico se obtienen los **compuestos**.



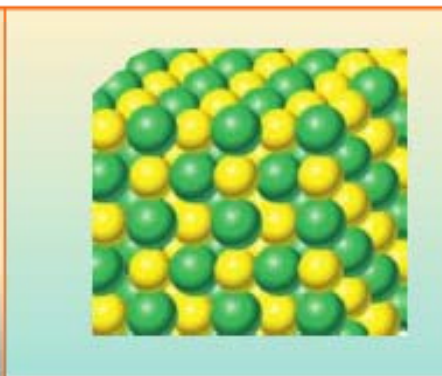
El *oxígeno* forma **moléculas diatómicas**, es decir, constituidas por dos átomos.



El *dióxido de carbono* forma **moléculas** en las que hay *un átomo de carbono y dos de oxígeno*.



El *hierro* forma una tupida **red cristalina** de átomos.



El *cloruro de potasio* forma una **red cristalina** en la que hay *un átomo de cloro por cada átomo de potasio*.

# Enlaces químicos

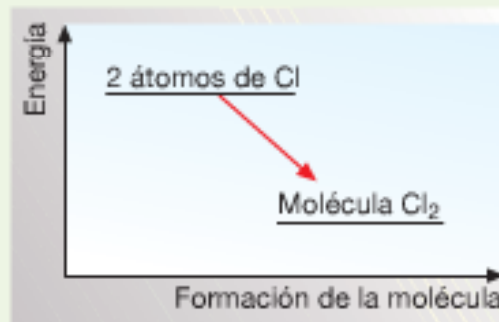
Los átomos de los elementos no suelen aparecer aislados en la naturaleza sino que normalmente se unen formando *agrupaciones estables* que dan origen a las innumerables sustancias que conocemos.

Estas agrupaciones pueden ser *redes cristalinas*, ya sean de átomos o de iones, y *moléculas*.



Los **enlaces químicos** son las distintas clases de fuerzas que mantienen establemente unidos los átomos en las sustancias.

Al enlazarse los átomos del cloro para formar la molécula de  $\text{Cl}_2$ , adquieren un estado de menor energía, lo que significa una mayor estabilidad.



La energía desprendida en este proceso es la misma que se necesita para romper el enlace formado y separar los dos átomos de cloro.

# Tipos de enlace

## Iónico

### Sólidos iónicos



## Covalente

### Sustancias moleculares

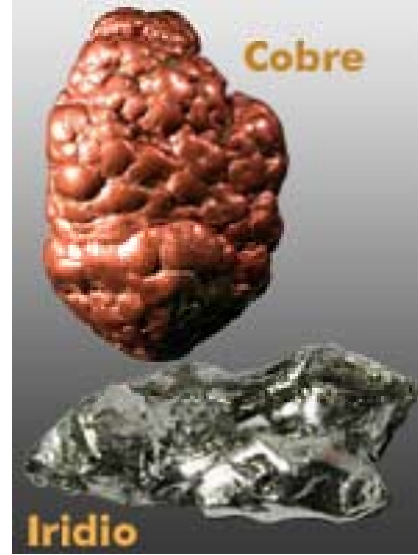


### Sólidos de red covalente



## Metálico

### Sólidos metálicos



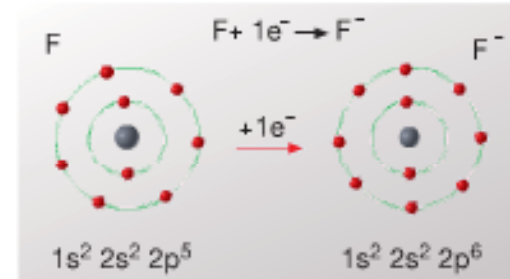
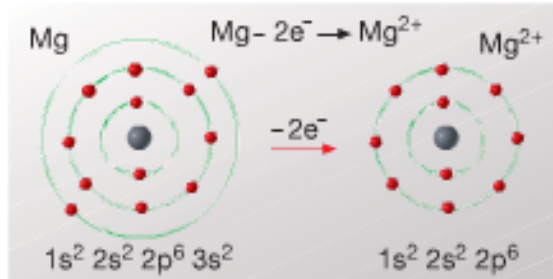
# El enlace iónico

Este tipo de enlace se produce cuando se combinan los elementos metálicos, situados a la izquierda y en el centro de la Tabla Periódica, con los elementos no metálicos, situados a la derecha de la Tabla.

Observa cómo se produce la formación del fluoruro de magnesio,  $\text{MgF}_2$ .

## Formación de los iones

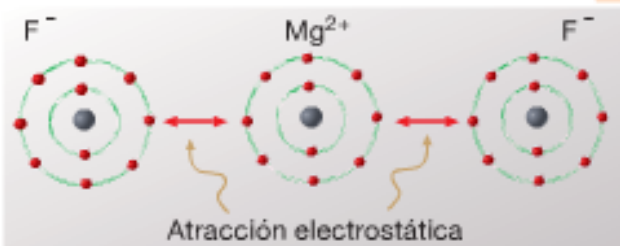
El elemento metálico, el magnesio, cede sus dos electrones del nivel más externo, convirtiéndose en el **ion positivo**  $\text{Mg}^{2+}$ .



El elemento no metálico, el flúor, recibe en su nivel externo un electrón, formando el **ion negativo** fluoruro,  $\text{F}^-$ .

Al convertirse en ion, cada uno de los elementos adquiere 8 electrones en su nivel externo, cumpliéndose la regla del octeto.

## Formación del enlace iónico



El enlace se produce como consecuencia de la cesión de los dos electrones del Mg al F. Como el magnesio cede dos electrones y el flúor sólo admite uno, serán necesarios dos iones  $\text{F}^-$  por cada ion  $\text{Mg}^{2+}$ . Los iones positivos y negativos quedan unidos debido a las **fuerzas atractivas electrostáticas** que aparecen entre ellos.

## Formación del cristal iónico

Una vez formados los iones positivos y negativos, éstos se ordenan geoméricamente en el espacio constituyendo una **red cristalina**. Por tanto, en los compuestos iónicos no hay moléculas aisladas.

Para que las fuerzas atractivas sean lo más intensas posible es necesario que cada ion se rodee de cierto número de iones de signo contrario, tan próximos como sea posible. Este número se denomina **índice de coordinación**.

Dado que por cada ion  $Mg^{2+}$  en el cristal iónico hay dos iones  $F^{-}$ , el número total de cargas positivas es el mismo que de cargas negativas. Así, la fórmula empírica del compuesto es  $MgF_2$ .

La formación del cristal iónico desprende energía. Cuanto mayor sea ésta, más estable es el compuesto.



**El enlace iónico** consiste en la atracción electrostática que aparece entre los iones positivos y negativos que constituyen el compuesto iónico.

Existen numerosos compuestos iónicos, entre los que se encuentran:

- Sales binarias, como  $NaCl$ ,  $MgF_2$ ,  $KCl$ ,  $CaBr_2$ , ...
- Sales ternarias, como  $KClO_3$ ,  $CaCO_3$ ,  $NaNO_3$ ,  $Na_2SO_4$ , ...
- Ciertos óxidos e hidróxidos, como  $CaO$ ,  $MgO$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ , ...

## Valencia iónica

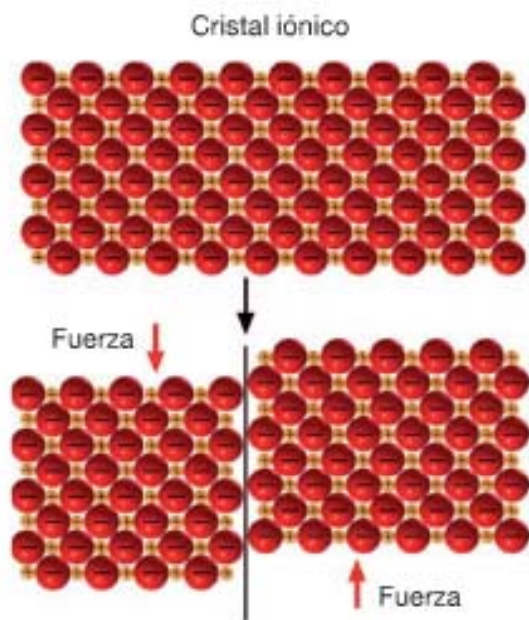
Es la carga eléctrica, positiva o negativa, que adquieren los átomos cuando se convierten en iones por haber cedido o adquirido electrones, respectivamente.

Observa estos ejemplos.

Elemento	Ionización	Valencia iónica
Na	$\text{Na} - 1 e^- \rightarrow \text{Na}^+$	1+
Mg	$\text{Mg} - 2 e^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$	2+
Al	$\text{Al} - 3 e^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$	3+
F	$\text{F} + 1 e^- \rightarrow \text{F}^-$	1-
O	$\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$	2-
N	$\text{N} + 3 e^- \rightarrow \text{N}^{3-}$	3-

# Propiedades características de los compuestos iónicos

Propiedad	Justificación
A temperatura ambiente son sólidos de elevado punto de fusión.	Existen fuerzas intensas entre los iones. Se precisa mucha energía para romper los enlaces.
Son frágiles. Al golpearlos, se rompen en cristales de menor tamaño.	Al golpear el cristal, los iones se desplazan, rompiéndose los enlaces. El desplazamiento ocasiona que iones del mismo signo se acerquen y aparezcan fuerzas repulsivas donde antes sólo había fuerzas atractivas; en consecuencia, el cristal se rompe.



■ Al aplicar una fuerza suficiente a un cristal iónico, las fuerzas de repulsión entre los iones de igual carga provocan la ruptura del cristal.



Son solubles en agua.

Las moléculas de  $H_2O$  interactúan con los iones separándolos de la red iónica.

---

No conducen la electricidad en estado sólido.

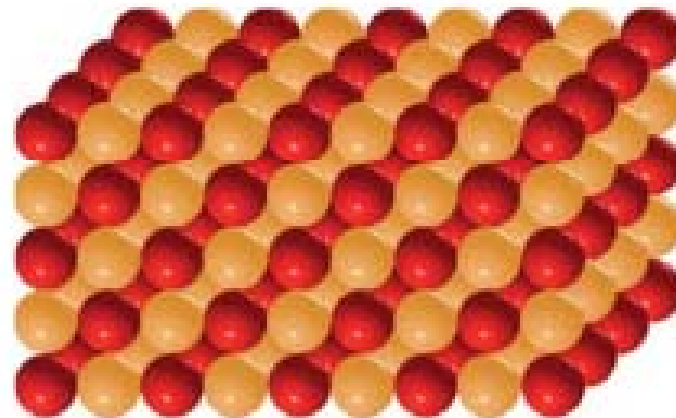
Los iones no pueden desplazarse, ya que ocupan posiciones fijas en la red.

---

Son conductores en disolución o fundidos.

Los iones pueden desplazarse libremente en la disolución o en el compuesto fundido.

---



■ Una red cristalina iónica está formada por un número muy elevado de iones de uno y otro signo.

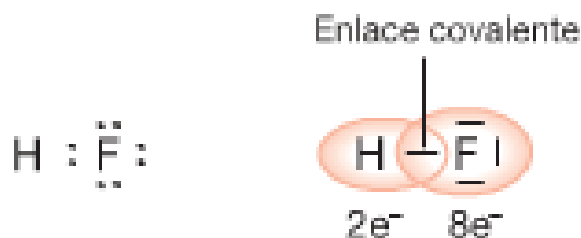
# El enlace covalente

La combinación de dos átomos pertenecientes a elementos no metálicos, los situados a la derecha de la Tabla Periódica, no se produce mediante transferencia de electrones de uno a otro átomo, como sucede en el enlace iónico, sino mediante otra forma de unión denominada *enlace covalente*.

Un ejemplo de este tipo de enlace lo proporciona la combinación de hidrógeno y flúor, que da lugar a la molécula HF, el fluoruro de hidrógeno.

En la formación del enlace covalente en el HF cada átomo comparte con el otro un electrón de valencia. Es como si cada uno de ellos ganara un electrón y así adquiere la configuración de gas noble.

De este modo, los dos cumplen la regla del octeto: el flúor completa su nivel más externo con 8 electrones y el hidrógeno con 2.



El par de electrones compartido es atraído por los dos núcleos, y los átomos quedan fuertemente enlazados, alcanzando un estado de menor energía y mayor estabilidad que cuando estaban aislados.



El **enlace covalente** es la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones.

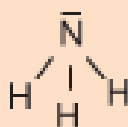
## Estructuras de Lewis

Se denominan así en honor del químico norteamericano G. N. **Lewis** (1875-1946) que en 1916 propuso su teoría del enlace covalente.

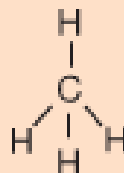
Las estructuras de Lewis contienen:

- Los símbolos de los elementos enlazados por enlaces covalentes.
- Los pares de electrones que se comparten. Pueden representarse mediante pares de puntos o mediante guiones.
- Los electrones de valencia no enlazantes.

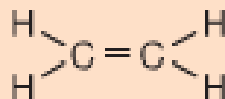
Así, por ejemplo, tenemos:



$\text{NH}_3$  Amoniaco



$\text{CH}_4$  Metano



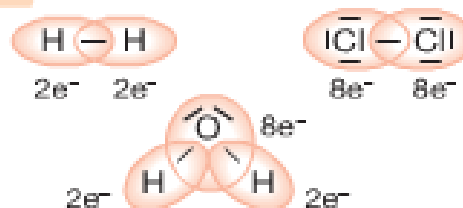
$\text{C}_2\text{H}_4$  Eteno

Según el número de pares de electrones compartidos, el enlace será *simple*, *doble* o *triple*.

### Enlace simple

Los dos átomos comparten un par de electrones.

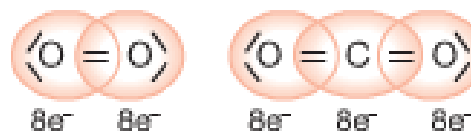
Por ejemplo, las moléculas de  $H_2$ ,  $Cl_2$  y  $H_2O$ .



### Enlace doble

Los átomos enlazados comparten dos pares de electrones.

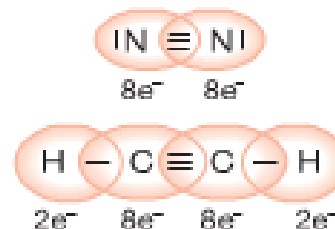
Por ejemplo, las moléculas de  $O_2$  y  $CO_2$ .



### Enlace triple

Los átomos enlazados comparten tres pares de electrones.

Por ejemplo, las moléculas de  $N_2$  y  $C_2H_2$  (etino).



## Valencia covalente

Es el número de electrones que un átomo aporta para compartir con otro átomo.

De acuerdo con los ejemplos propuestos, se deducen estas valencias covalentes:

Hidrógeno: 1

Carbono: 4

Flúor: 1

Nitrógeno: 3

Oxígeno: 2

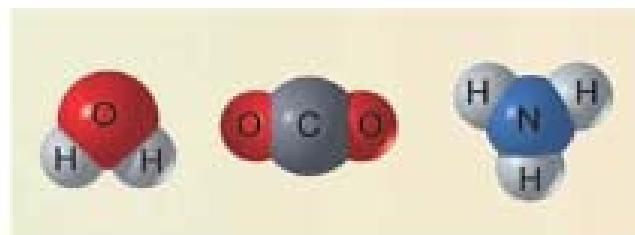
Azufre: 4

Las sustancias que poseen enlaces covalentes son muy numerosas y pueden ser de dos clases: *covalentes moleculares* o *covalentes atómicas*.

# Sustancias covalentes moleculares

Sus átomos se agrupan formando **moléculas**. En estado líquido o sólido, las moléculas se unen a su vez mediante débiles *fuerzas intermoleculares*.

A este tipo pertenece la mayoría de las sustancias conocidas. Entre ellas se encuentran, por ejemplo: oxígeno,  $O_2$ ; nitrógeno,  $N_2$ ; agua,  $H_2O$ ; dióxido de carbono,  $CO_2$ ; butano,  $C_4H_{10}$ ; ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ ...



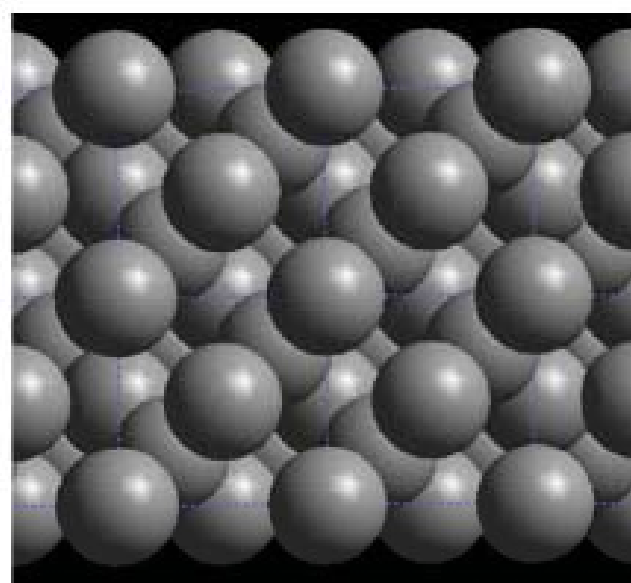
■ Modelos moleculares del agua,  $H_2O$ , el dióxido de carbono,  $CO_2$ , y el amoníaco,  $NH_3$ . Cada una de las moléculas está formada por un número pequeño de átomos.

Propiedad	Justificación
En condiciones ordinarias son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión y de ebullición.	Dentro de la molécula, los enlaces covalentes son fuertes, pero entre molécula y molécula son débiles.
La mayoría son insolubles en agua y más solubles en disolventes orgánicos.	No poseen iones positivos y negativos que interaccionen con el agua.
No conducen la electricidad ni en estado puro ni en disolución.	Carecen de electrones o iones libres que puedan desplazarse.

# Sustancias covalentes atómicas

Están constituidas por átomos que no forman moléculas sino **estructuras tridimensionales**.

Ejemplos: carbono en sus variedades diamante y grafito, dióxido de silicio,  $\text{SiO}_2$ , carburo de silicio,  $\text{SiC}$ .

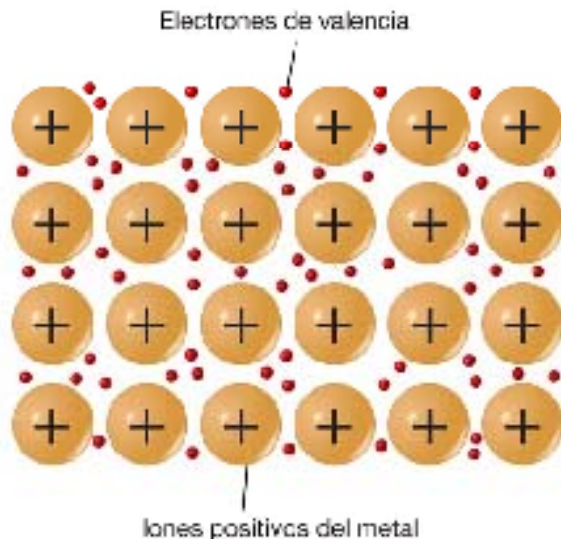


■ *Estructura del diamante. Se trata de una red cristalina atómica en la que cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos mediante enlaces covalentes. La red cristalina está formada por un número muy elevado de átomos.*

Propiedad	Justificación
Son sólidos de alto punto de fusión y muy duros.	Todos los enlaces presentes son covalentes, muy fuertes.
Son insolubles en agua y en casi todos los disolventes.	Carecen de iones positivos y negativos que faciliten la solubilidad en el agua.
No conducen la corriente eléctrica.	Carecen de electrones o iones libres.

# El enlace metálico

- Los átomos de los metales no forman moléculas sino que se colocan ordenadamente constituyendo una **estructura cristalina** lo más compacta posible.
- Cada átomo se desprende de sus electrones de valencia convirtiéndose en un **ion positivo**.
- Los electrones de valencia de todos los átomos forman una **nube electrónica** capaz de desplazarse entre los huecos de la estructura.



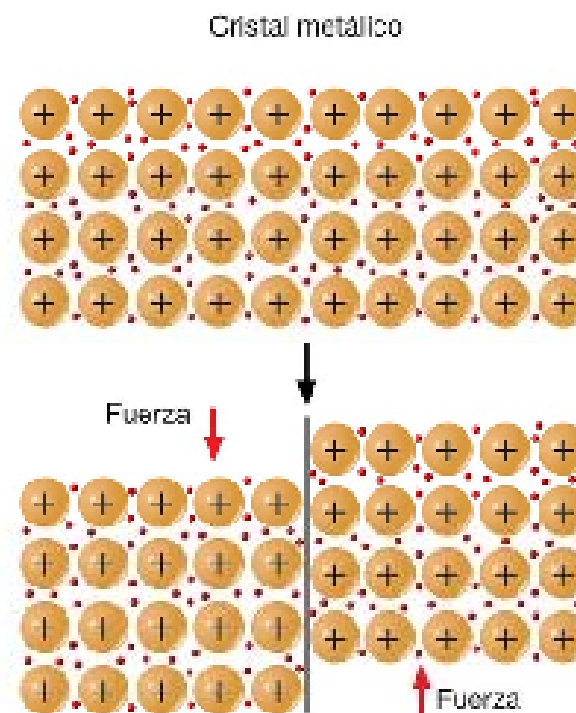
El **enlace metálico** es la fuerza atractiva existente en los metales entre los iones positivos y los electrones móviles de valencia que los rodean.

■ Las sustancias con enlace metálico forman redes que constan de numerosos cationes envueltos en una nube electrónica.

La interacción entre la nube de electrones y los iones positivos asegura la estabilidad del metal. Esta unión constituye el *enlace metálico*.



Propiedad	Justificación
En general, tienen alto punto de fusión.	La gran estabilidad de la estructura metálica.
Tienen densidad elevada.	La estructura es muy compacta.
Son solubles entre sí en estado fundido formando aleaciones.	Los átomos se acomodan fácilmente formando una nueva red cristalina.
Son buenos conductores del calor.	Los átomos, muy próximos, transmiten las vibraciones térmicas.
Son buenos conductores de la electricidad.	La libertad de desplazamiento de los electrones móviles.
Al aplicarles una tensión mecánica, se deforman, sin ruptura del metal.	Las capas de átomos se deslizan unas sobre otras sin modificar la estructura del metal.



■ Al deformar el metal por aplicación de una fuerza suficiente, no se produce ruptura del cristal, ya que no aparecen nuevas repulsiones entre los iones positivos.