Fuerzas Intermoleculares

Segundo semestre
2020

Objetivos

Fuerzas intermoleculares

- Comprender los diferentes tipos de **fuerzas intermoleculares**
- Interacción entre átomos y el potencial de Lennard-Jones
- Naturaleza del enlace en sólidos extendidos

Fuerzas Carga – Dipolo Inducido

- Los e^- en los enlaces están en constante movimiento (nubes de carga negativa)

- Un campo eléctrico cercano a una especie puede distorsionar esta nube, atrayendo densidad electrónica hacia una carga positiva o alejándola de una carga negativa



El campo induce una distorsión en la nube de electrones y esta distorsión puede producir:

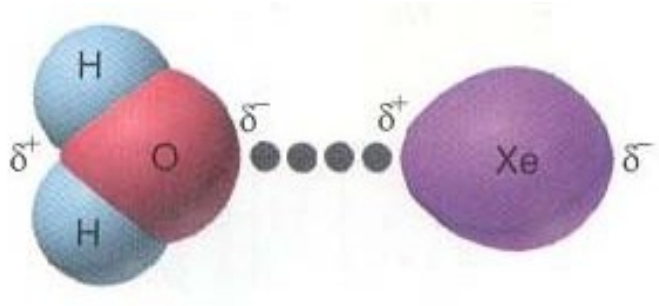
- momento dipolar inducido temporal en una molécula apolar
- aumento del momento dipolar ya presente en una molécula polar

Ejemplos de Fuerzas Carga – Dipolo Inducido

- El campo eléctrico puede ser generado por la carga de un ion o por las cargas parciales cercanas de una molécula polar



Ion-dipolo inducido



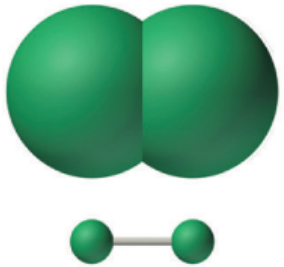
Dipolo-dipolo inducido

- La atracción intermolecular resultante ayuda a disolver gases nobles y otras sustancias no polares

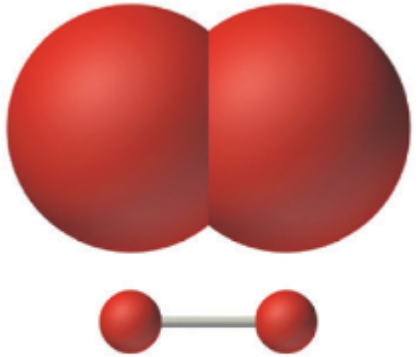
Polarizabilidad

La facilidad con que la “nube electrónica” puede distorsionarse se denomina “polarizabilidad”

- Aumenta con al aumento de Z en un grupo
- Disminuye con el aumento de Z en un período
- De cationes es menor que la del átomo original
- De aniones es mayor que la del átomo original



Cloro
(Cl_2)



Bromo
(Br_2)

Fuerzas de Dispersión de London

- Las fuerzas intermoleculares anteriormente analizadas se deben a la presencia de la carga de un ión o a la existencia de especies polares

- Pero….¿qué fuerzas hacen que sustancias no polares como el octano, cloro, gases nobles y otros se condensen y solidifiquen?

- La fuerza intermolecular responsable de los estados condensados de sustancias no polares son las fuerzas de dispersión o fuerzas de London

- Las fuerzas de dispersión de London son las responsables que sustancias no polares condensen a líquidos y que puedan congelarse a sólidos cuando la temperatura baja lo suficiente

- Estas son fuerzas atractivas temporales, causadas por oscilaciones momentáneas de la densidad electrónica de una especie

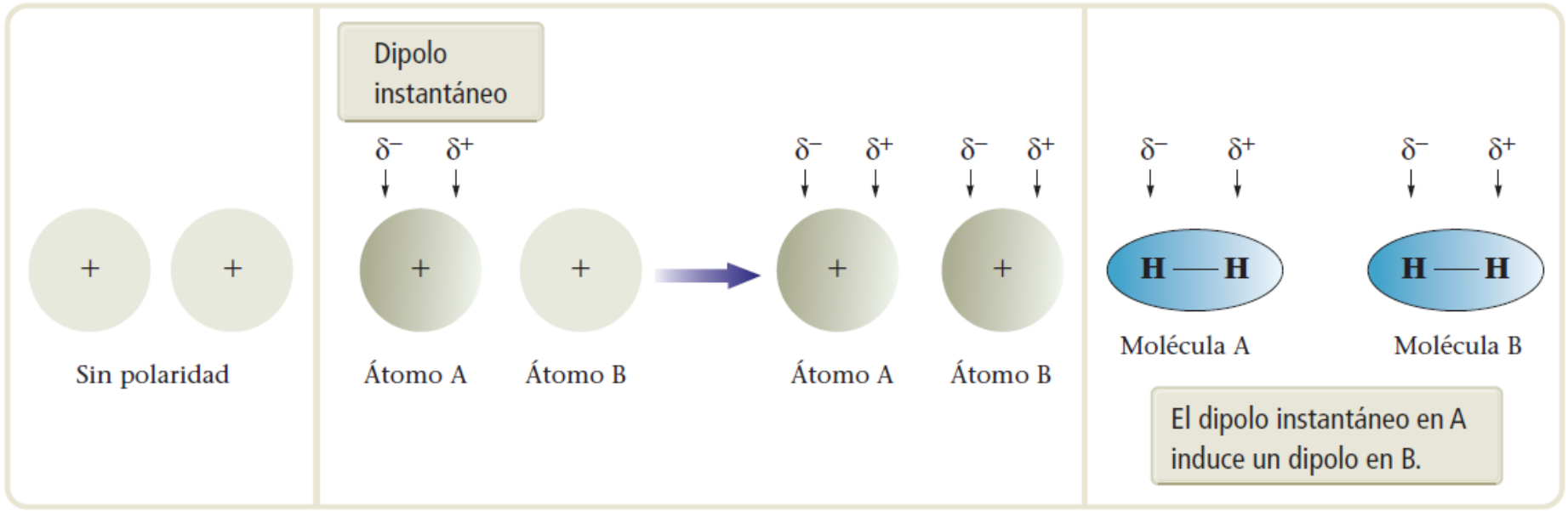
- Debido al movimiento constante de los electrones, un átomo o molécula puede desarrollar un dipolo temporal (instantáneo), cuando sus electrones se distribuyen de manera asimétrica alrededor del núcleo

Tabla 14.2 Puntos de congelación de los elementos del grupo 8

Elemento	Punto de congelación (°C)
helio*	–272.0 (25 atm)
neón	–248.6
argón	–189.4
kriptón	–157.3
xenón	–111.9

* El helio no se congelará a menos que se incremente la presión por encima de 1 atm.

- De lo anterior se deduce que las fuerzas de dispersión son fuerzas: dipolo instantáneo-dipolo inducido, como se ilustra en la figura que sigue:



a

Dos átomos con probabilidad electrónica esférica. Estos átomos no tienen polaridad.

b

El átomo a la izquierda desarrolla un dipolo instantáneo cuando sucede que más electrones se congregan en el izquierdo que en el derecho.

c

Las moléculas no polares también interaccionan desarrollando dipolos instantáneos.

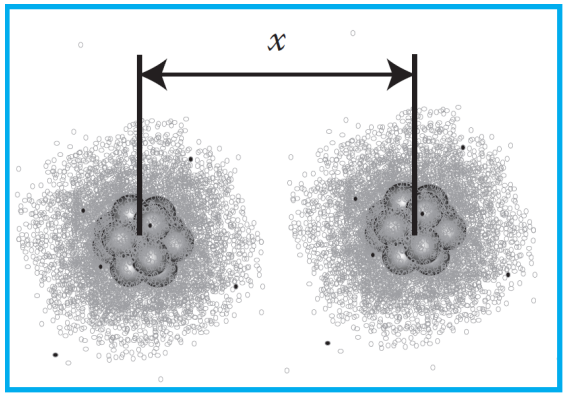
Enlace, Fuerzas de van der Waals y el Potencial de Lennard-Jones

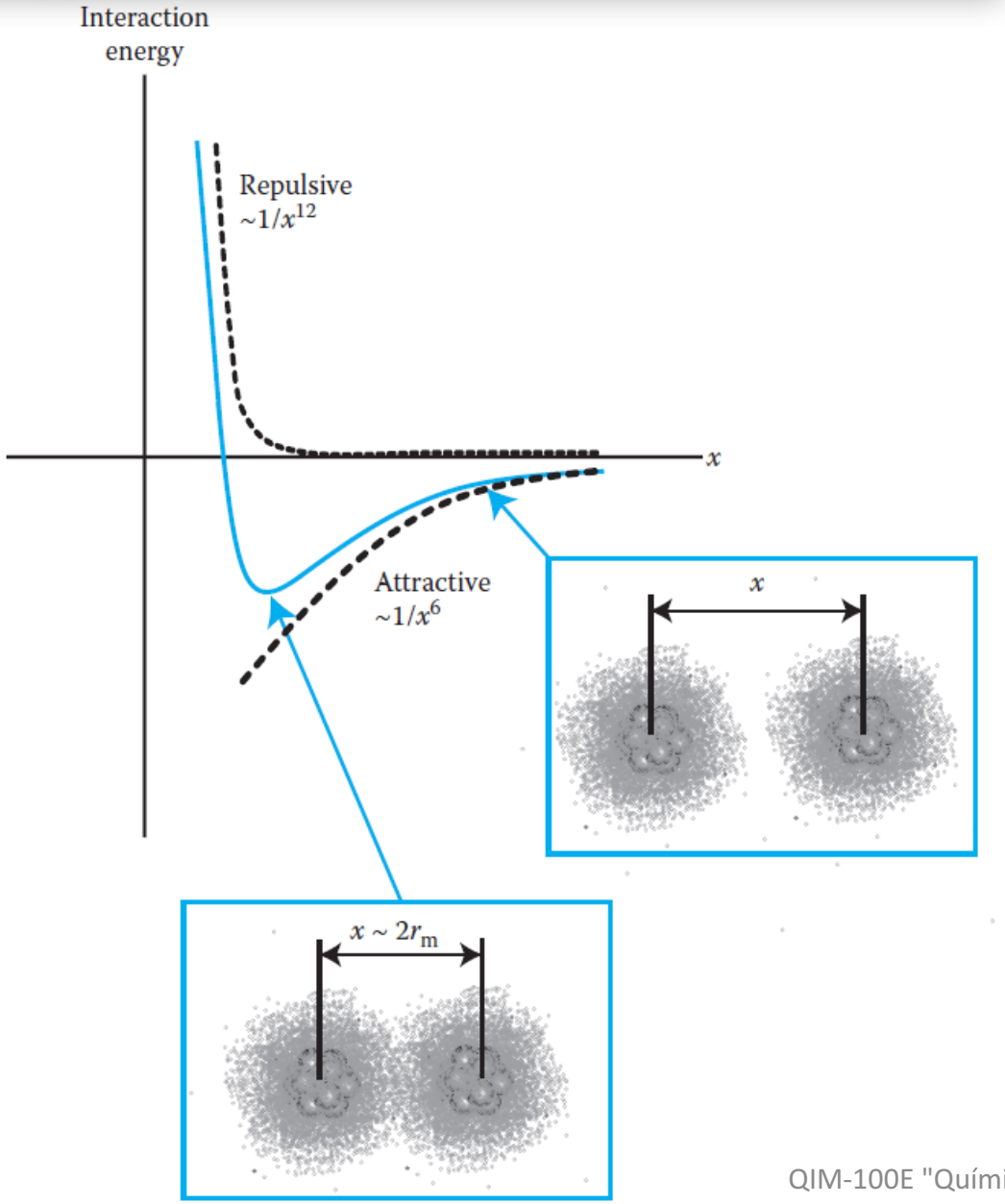
Fuerzas repulsivas

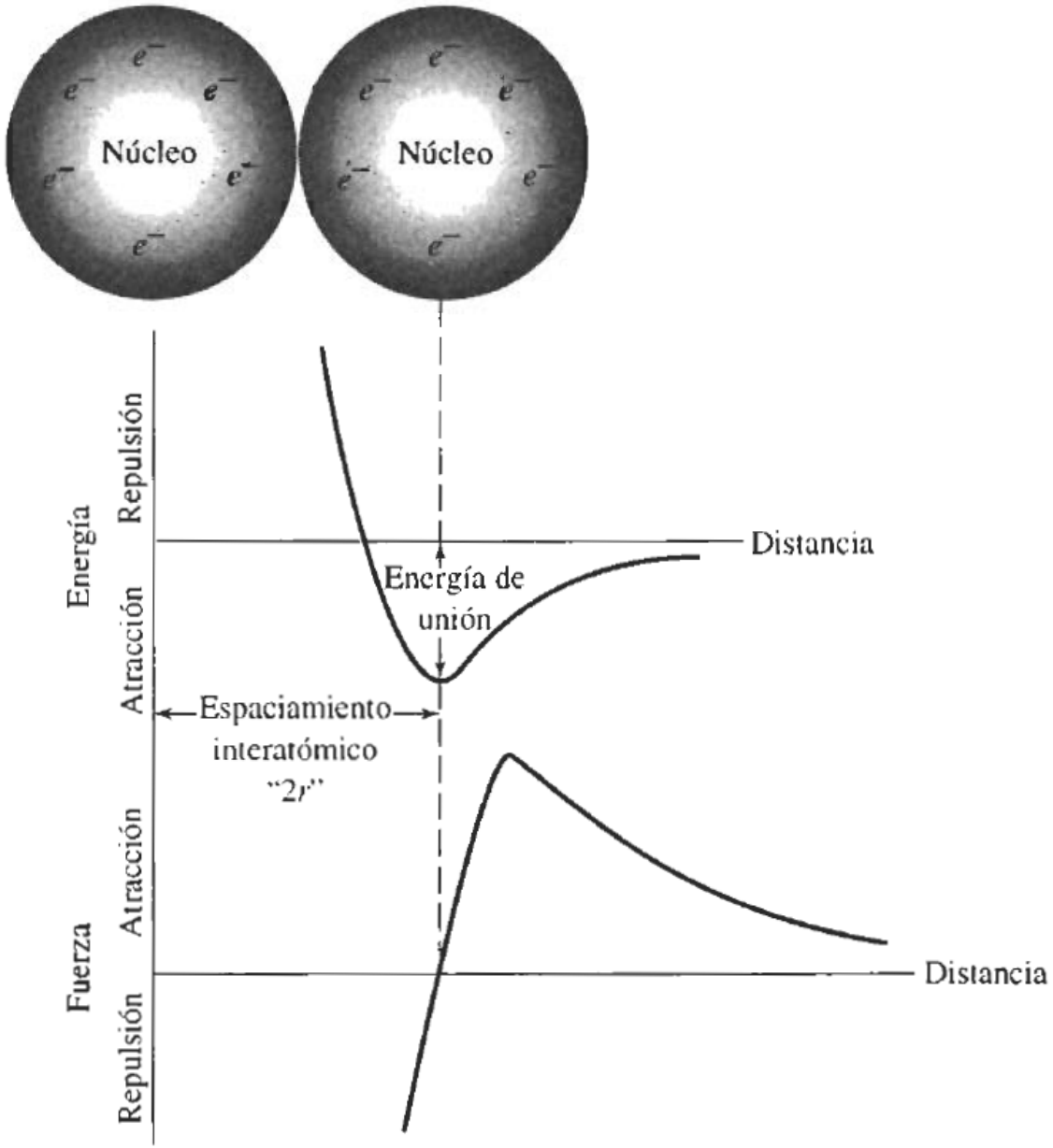
$$E(x) = \varepsilon\left[\left(\frac{2r_{vdw}}{x}\right)^{12} - 2\left(\frac{2r_{vdw}}{x}\right)^{6}\right]$$

Fuerzas atractivas

Profundidad del pozo de potencial



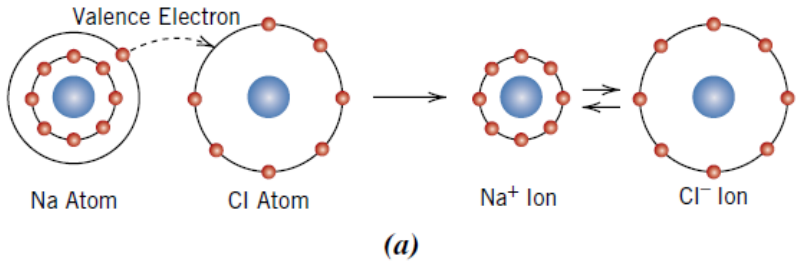


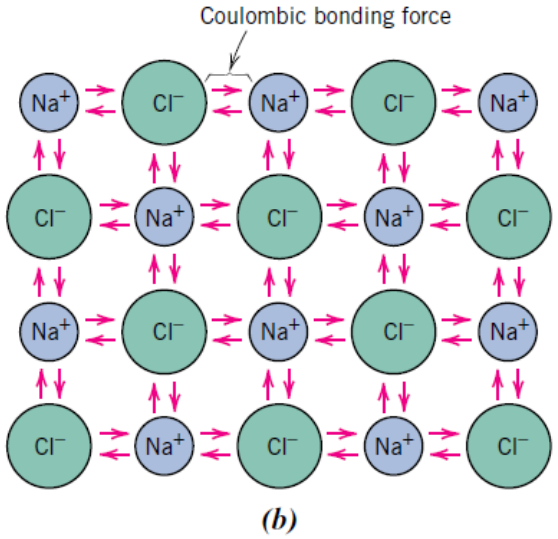

Núcleo
Núcleo
Energía
Repulsión
Atracción
Distancia
Energía de unión
Espaciamiento interatómico "2r"
Fuerza
Atracción
Repulsión
Distancia

Enlaces en solidos: Enlace Iónico

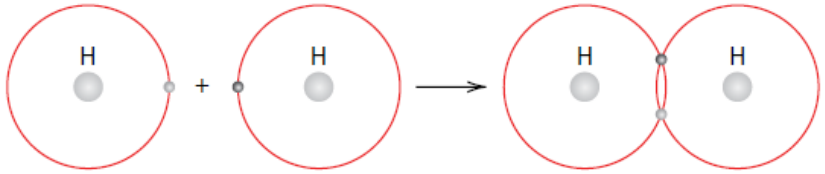
Se da entre un metal que pierde uno o varios electrones y un no metal que los captura. Resultan iones positivos y negativos que se mantienen unidos por atracciones electrostáticas, formando redes cristalinas. Las reacciones de pérdida o ganancia de e^- se llaman reacciones de ionización:

$$|F_{Q\text{-}q}| = \frac{|Q \cdot q|}{4\pi\,\varepsilon_0\, r^2}$$





Enlace Covalente



Esquema representativo del enlace covalente en la molécula de hidrogeno

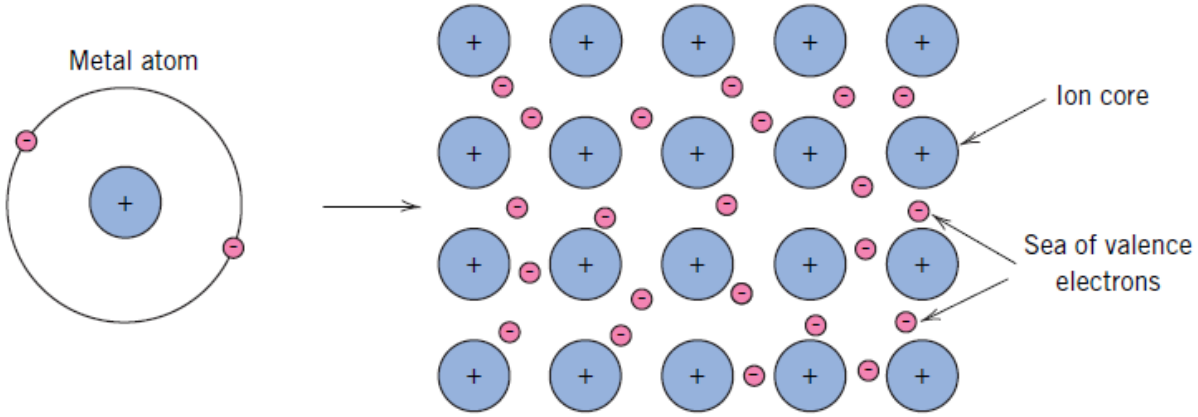
- Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados.
- Al igual que en el enlace iónico la formación de un enlace covalente va acompañada de un desprendimiento de energía.
- Se llama **energía de enlace** a la energía necesaria para romper 1 mol de un determinado tipo de enlace. Es siempre endotérmica (positiva).
- Ejemplo: para romper 1 mol de H_2 *(g)* en 2 moles de H *(g)* se precisan 436 *kJ*, $\Rightarrow E_{enlace}$(H–H) = + 436 *kJ*
- La distancia a la que se consigue mayor estabilidad se llama “**distancia de enlace**”.

Enlaces en solidos: Enlace Metálico

- En los metales se comparten los e^- de valencia colectivamente

- Existen dos modelos que lo explican: Modelo del mar de electrones y el Modelo de bandas

Modelo del mar de electrones



Enlaces en Sólidos: Enlace Metálico

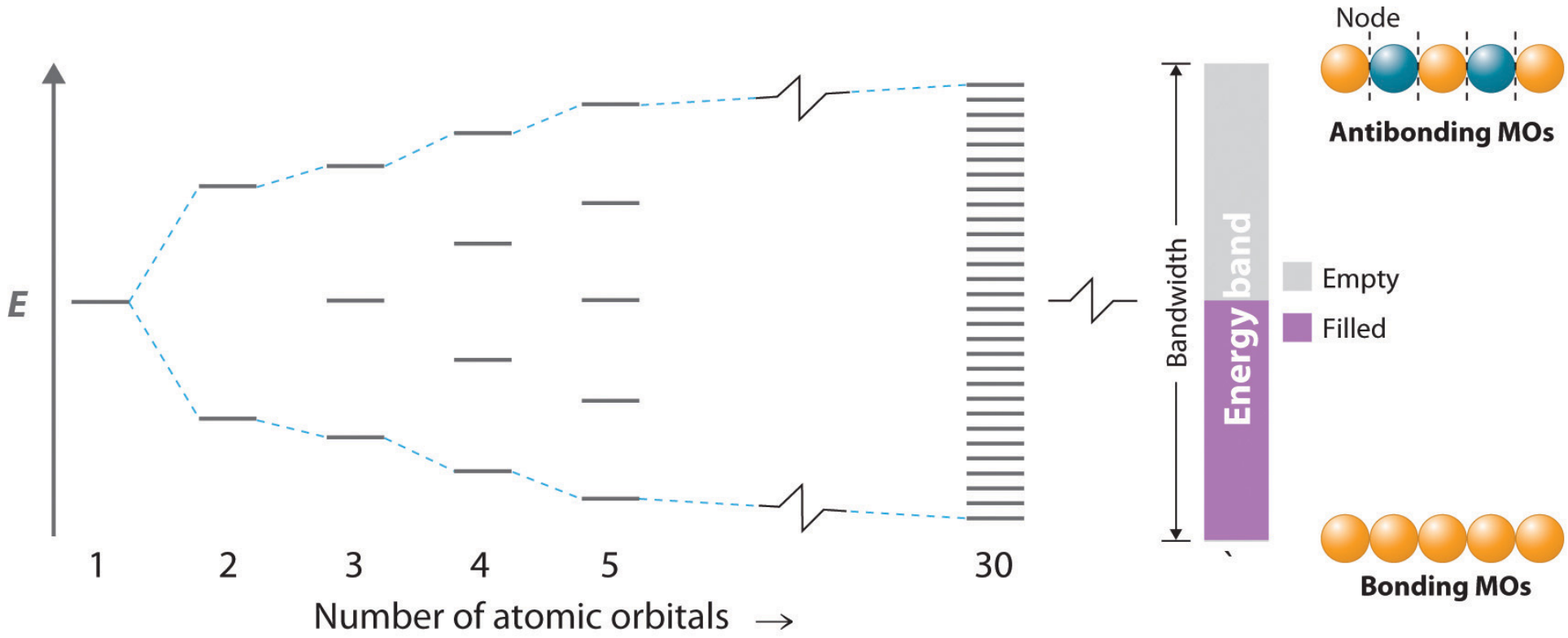
Los metales (sólido atómico) tienen propiedades físicas familiares:

- Pueden estirarse en alambres y martillarse en láminas, y son conductores eficientes del calor y la electricidad.

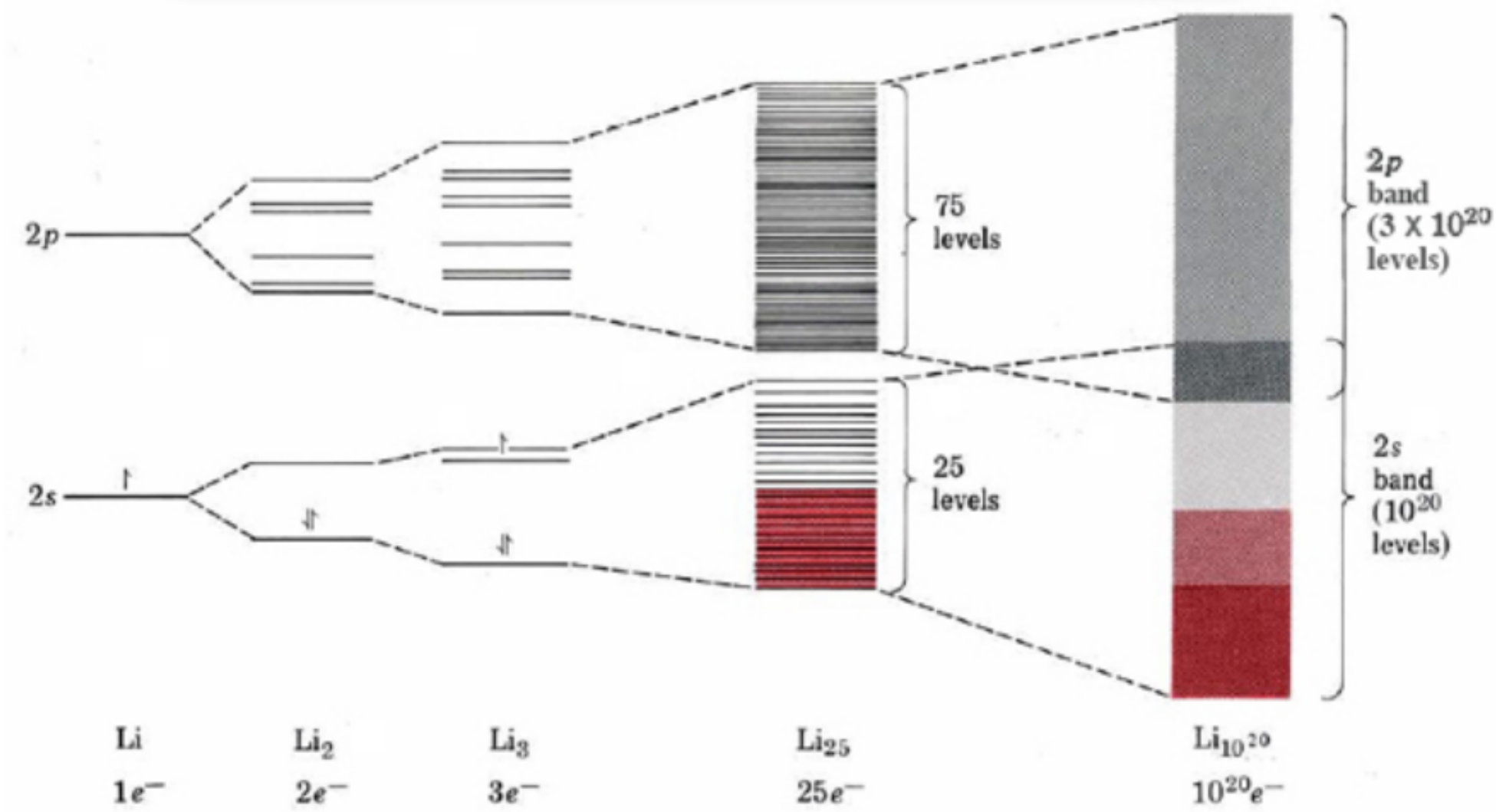
- Sin embargo, aunque las formas de la mayoría de los metales puros pueden cambiarse con relativa facilidad, los metales también son durables y tienen puntos de fusión altos.

- Esto indica que es difícil separar los átomos metálicos pero es relativamente sencillo deslizarlos entre sí. En otras palabras, el enlazamiento en los metales es ***fuerte*** pero ***no direccional***.

Modelo de Bandas en el Enlace Metálico



Modelo de Bandas en el Enlace Metálico



Modelo de Bandas en Sólidos Extendidos

