

FACULTAD DE QUÍMICA Y DE FARMACIA
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE

Fuerzas Intermoleculares

Primer semestre 2024

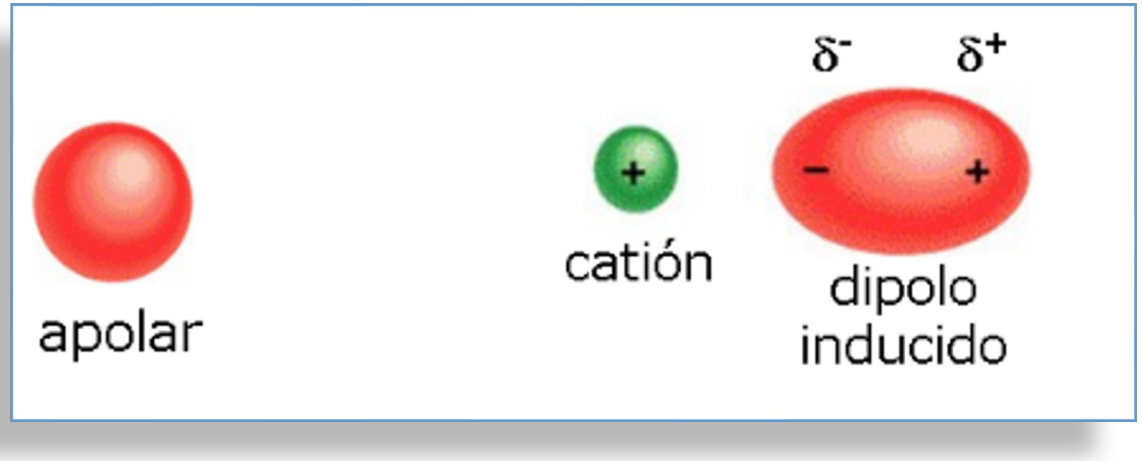
Objetivos

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

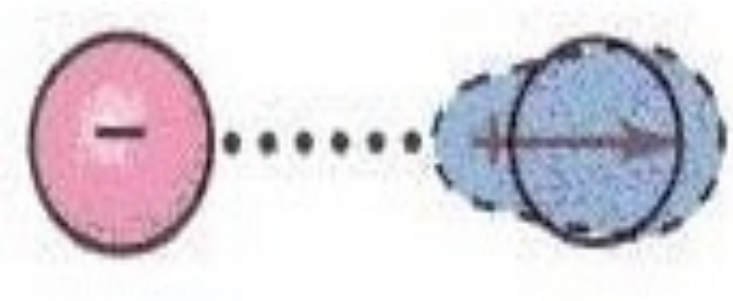


El campo **induce una distorsión** en la nube de electrones y esta distorsión puede producir:

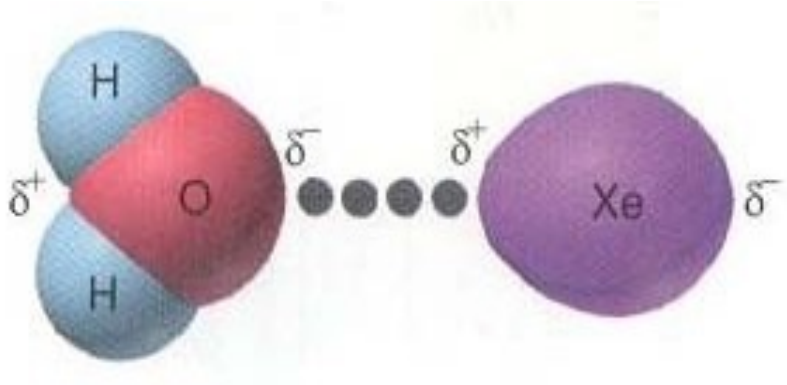
- momento dipolar inducido temporal en una molécula apolar
- aumento del momento dipolar ya presente en una molécula polar

Ejemplos de Fuerzas Carga – Dipolo Inducido

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



Ion-dipolo inducido



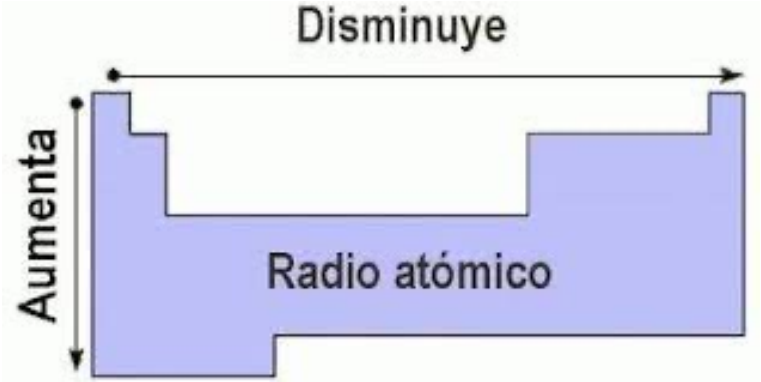
Dipolo-dipolo inducido

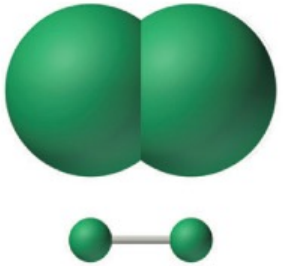
- La atracción intermolecular resultante ayuda a disolver gases nobles y otras sustancias no polares

Polarizabilidad

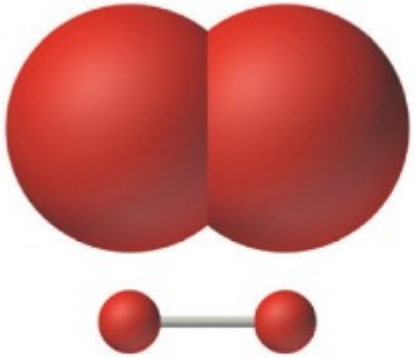
La facilidad con que la “nube electrónica” puede distorsionarse se denomina **“polarizabilidad”**

- 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 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

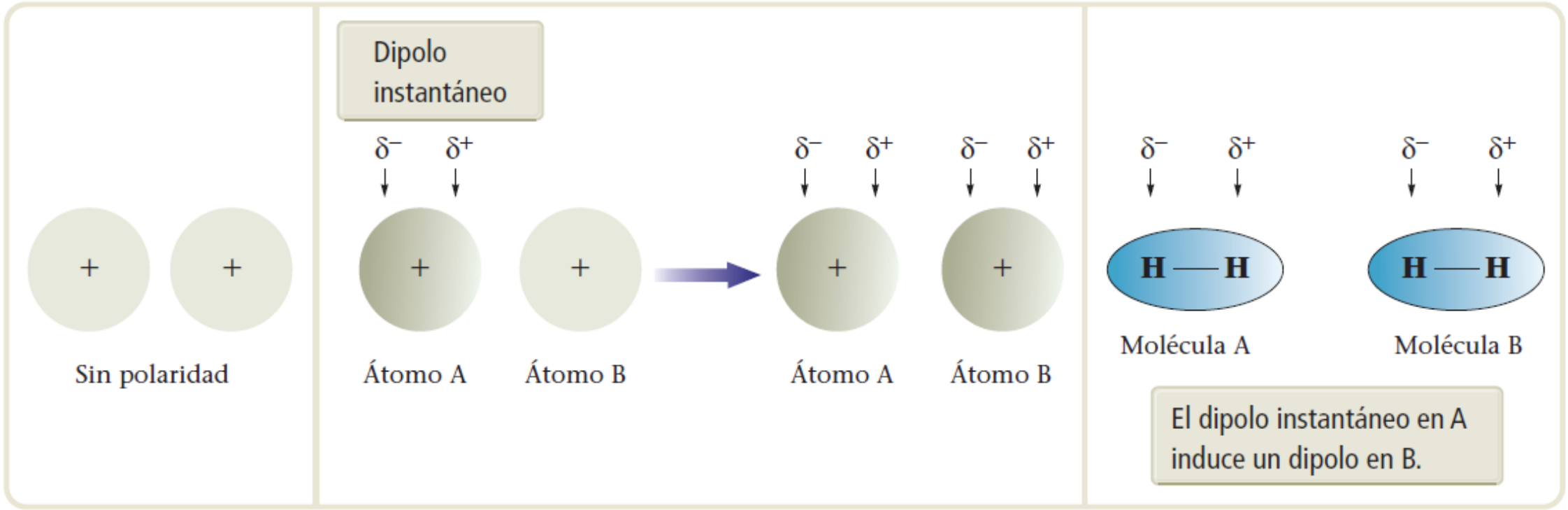
- Las fuerzas de dispersión de London son las responsables que sustancias no polares condensen a líquidos y que puedan congelarse a sólidos cuando la temperatura baja lo suficiente

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.

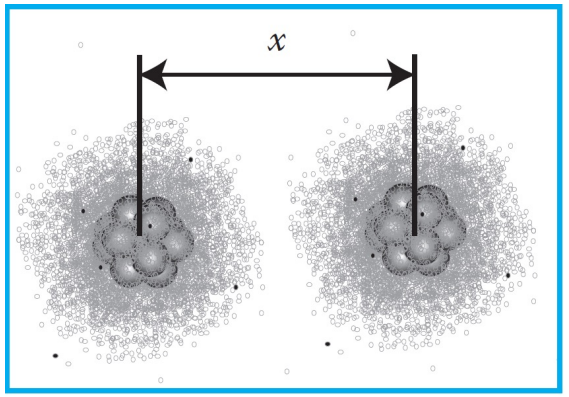
Enlace, Fuerzas de van der Waals y el Potencial de Lennard-Jones

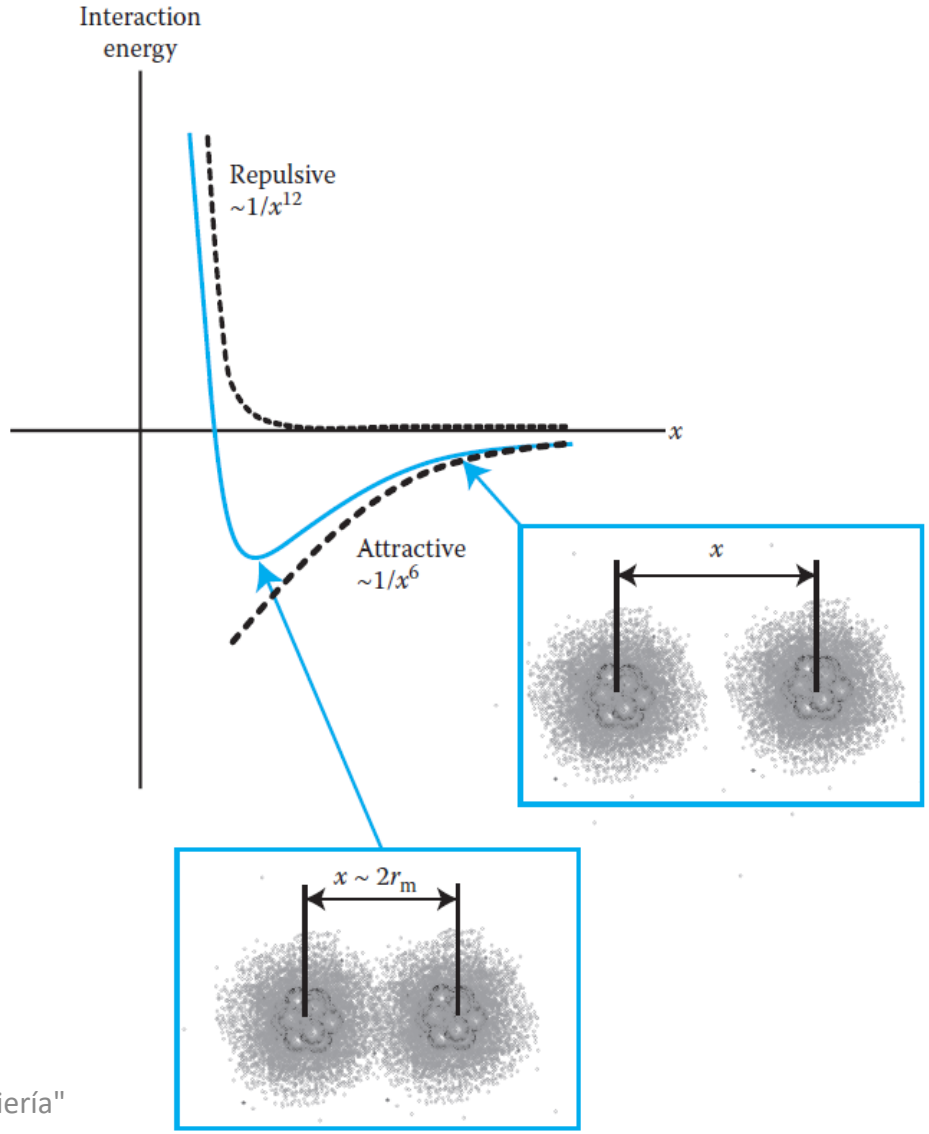
Fuerzas repulsivas

$$V_{LJ} = 4 \cdot \varepsilon \cdot \left[\left(\frac{\sigma}{r}\right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{r}\right)^{6} \right]$$

Fuerzas atractivas

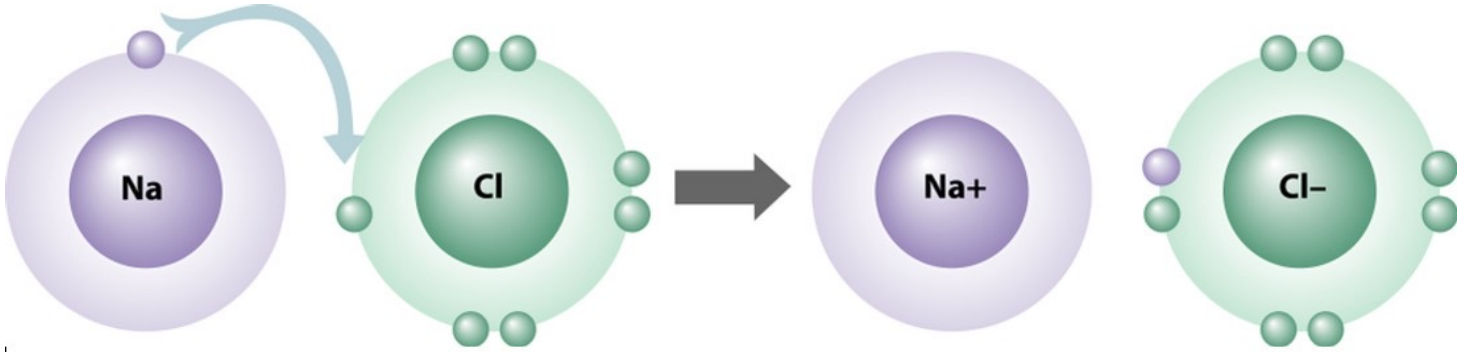
Profundidad del pozo de potencial

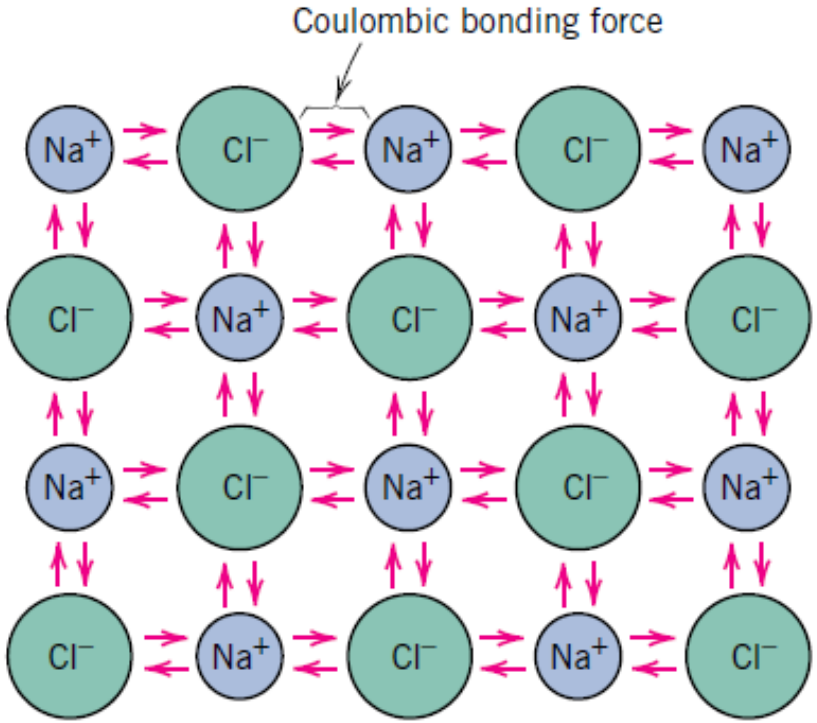




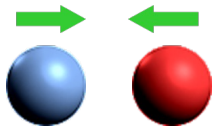
Enlaces en solidos: Enlace Iónico

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:

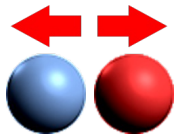




Fuerza de atracción



Fuerza de repulsión



Enlaces en solidos: Enlace Covalente

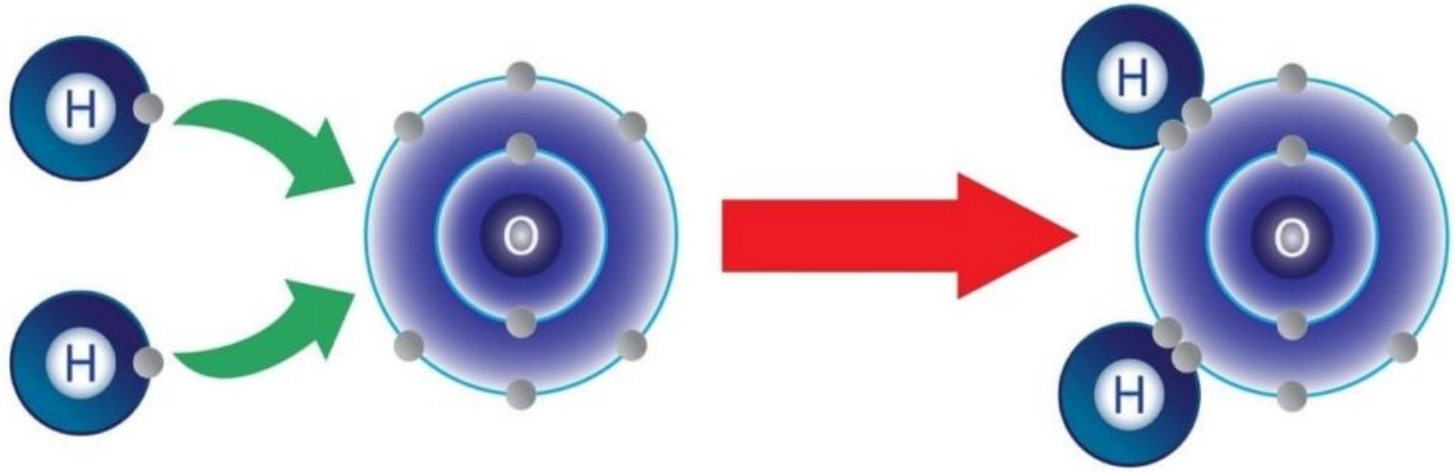
- Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados.

- 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"**.

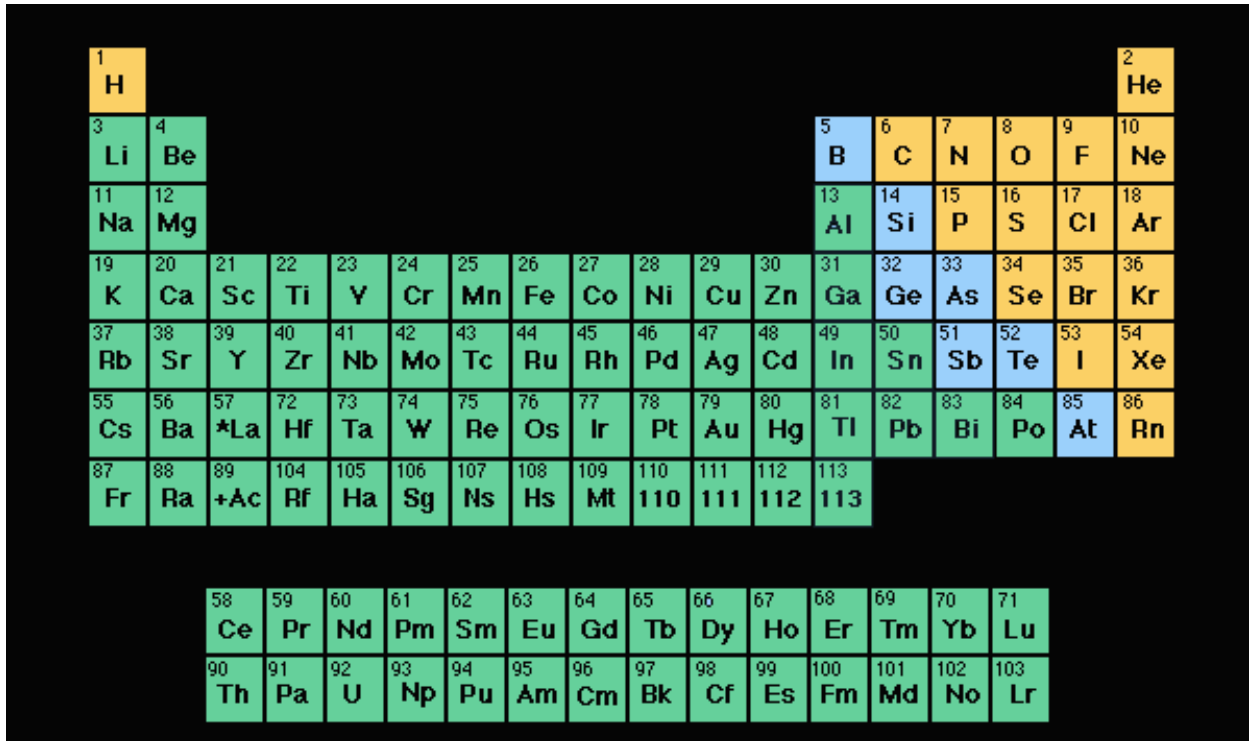


Enlaces en solidos: Enlace Metálico

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.



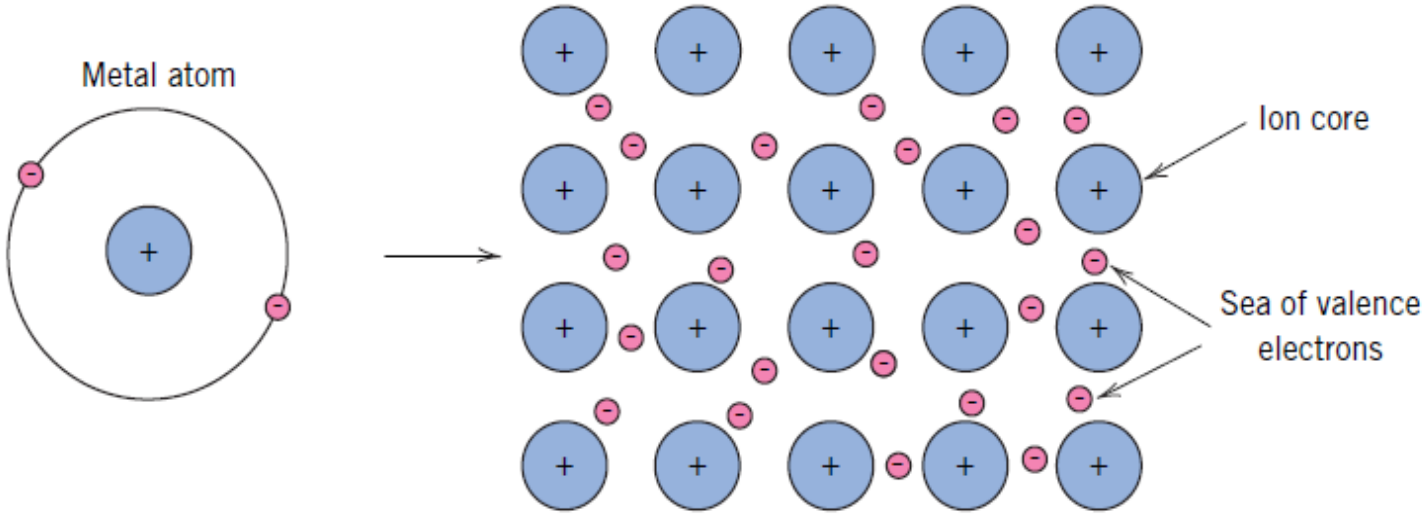
- Esto indica que es difícil separar los átomos metálicos pero es relativamente sencillo deslizarlos entre sí. En otras palabras, el enlazamiento en los metales es ***fuerte*** pero ***no direccional***.

Enlaces en solidos: Enlace Metálico

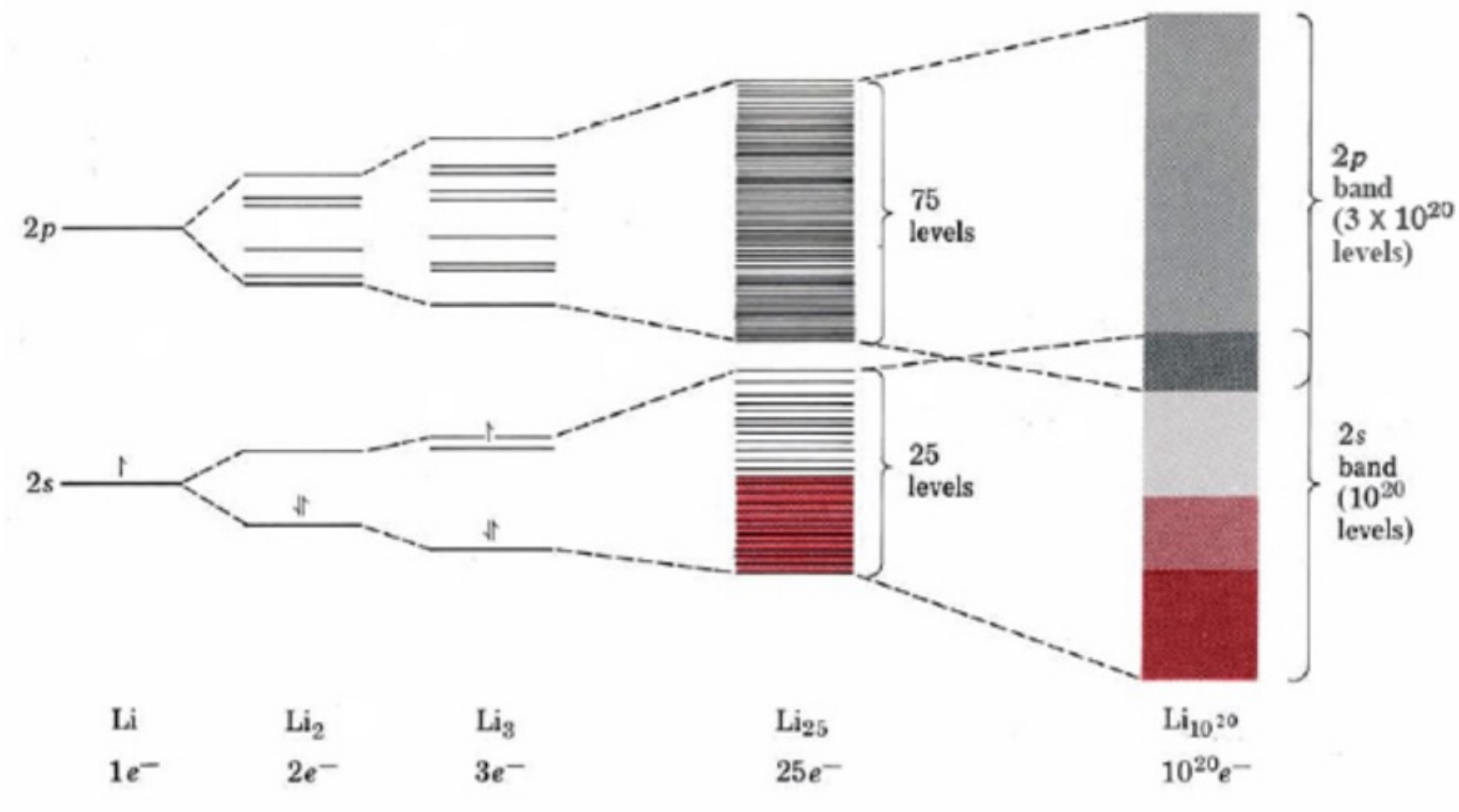
- En los metales se comparten los e^- de valencia colectivamente

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

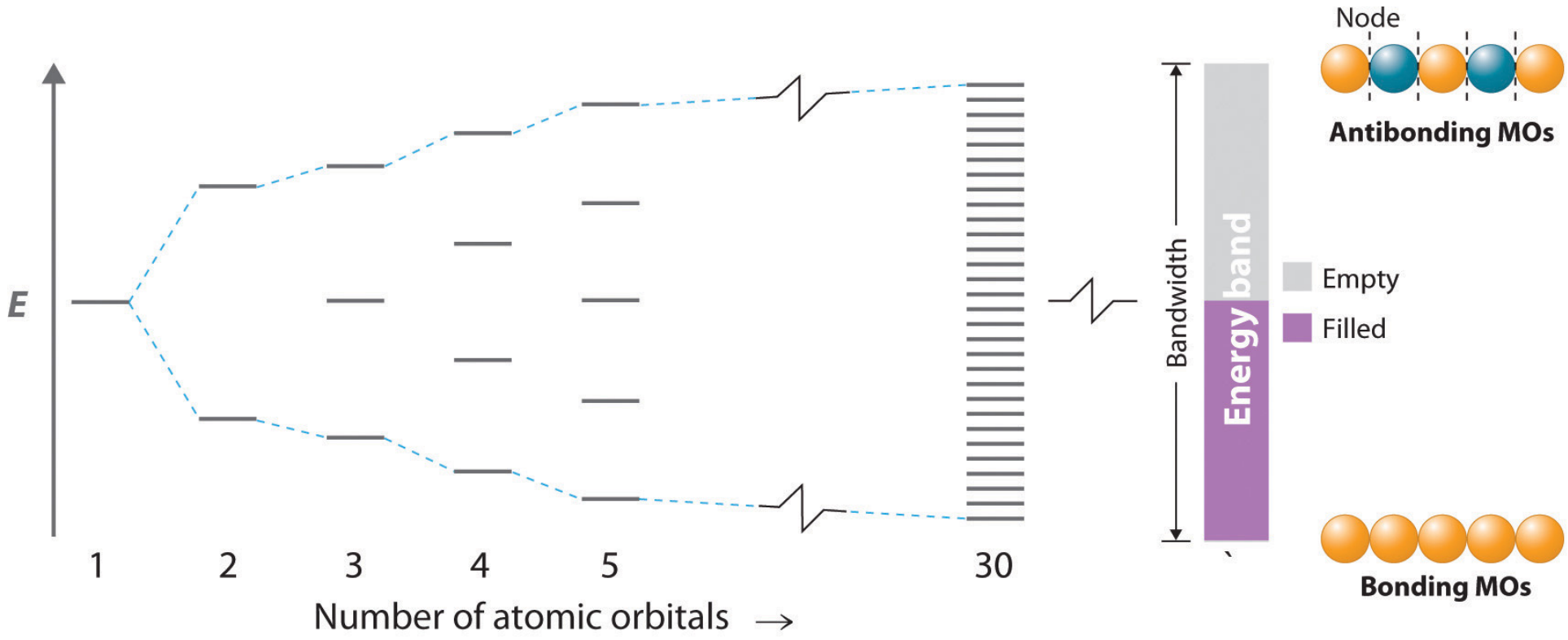
Modelo del mar de electrones



Modelo de Bandas en el Enlace Metálico



Modelo de Bandas en el Enlace Metálico



Modelo de Bandas en Sólidos Extendidos

