



ENLACE QUÍMICO

Química 2º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa

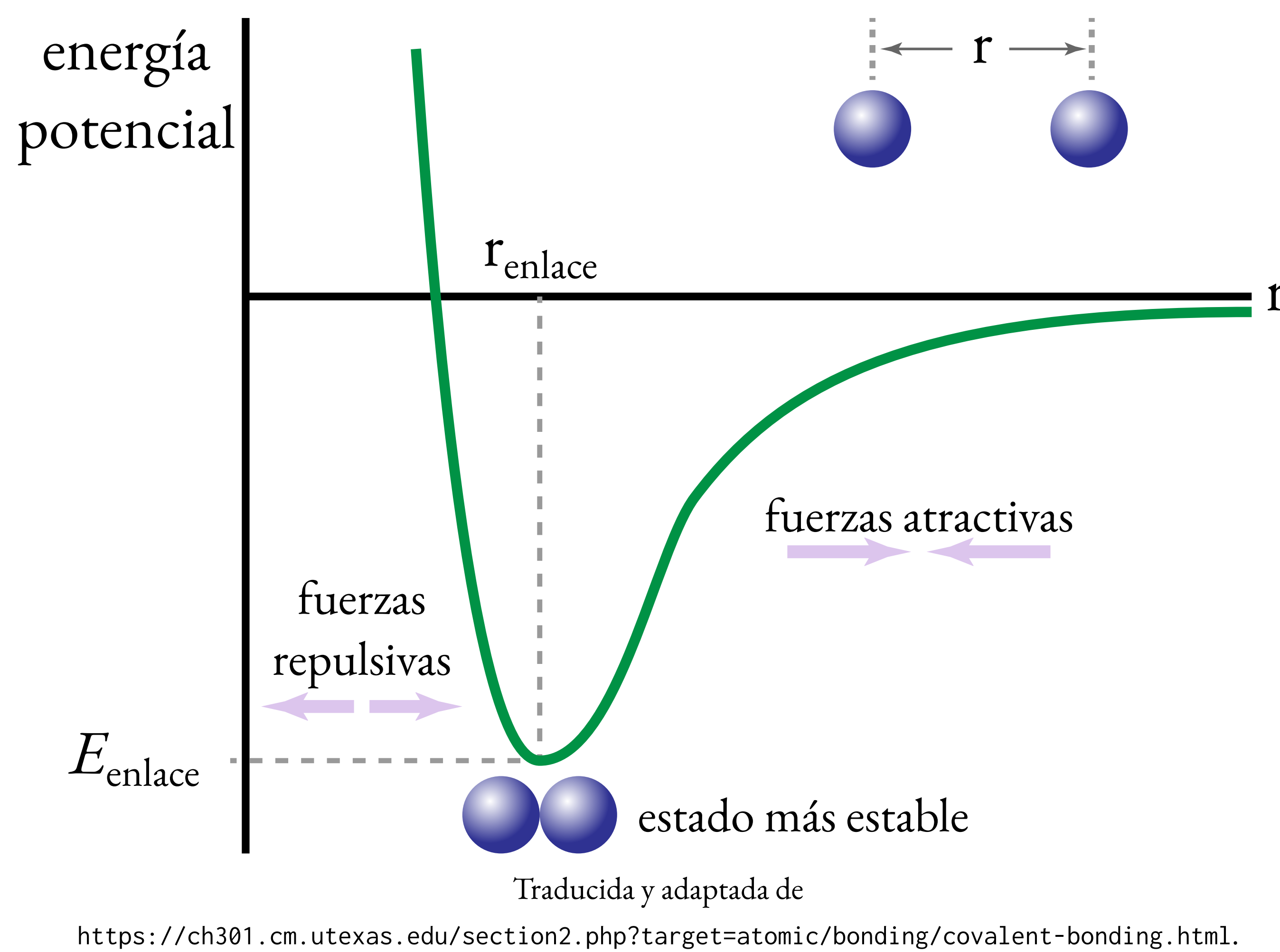


Regla del octeto

La **configuración más estable** para cualquier átomo es contar con **ocho electrones** en la **capa exterior**.

Los elementos tenderán a **unirse** para completar su capa exterior, **intercambiando** (cediendo/captando → enlace **iónico**) o **compartiendo electrones** (enlace **covalente**), y así **ganar estabilidad**.

Parámetros moleculares



Energía de enlace Es una medida de la FORTALEZA de un ENLACE QUÍMICO.

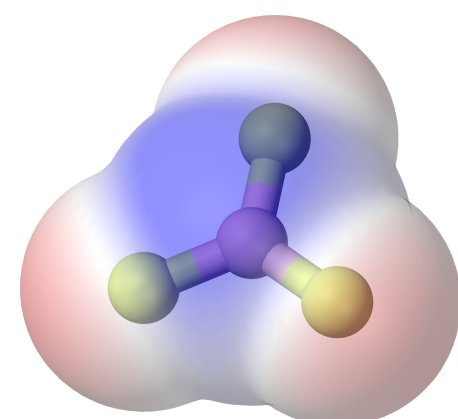
Longitud de enlace Distancia media entre los núcleos de dos átomos enlazados.

Ángulo de enlace Ángulo formado por tres átomos enlazados consecutivamente.

Polaridad de enlace Es la separación de cargas eléctricas en una molécula, dando lugar a un MOMENTO DIPOLAR ELÉCTRICO. La diferencia de electronegatividad, $\Delta\chi$, entre los átomos de un enlace determina su polaridad:

	$\Delta\chi \lesssim 0.5$	$0.5 \lesssim \chi \lesssim 2$	$\Delta\chi \gtrsim 2$
	APOLAR	POLAR	IÓNICO
ENLACE			

Una molécula será polar si, además de contener al menos un enlace polar, tiene una geometría asimétrica en al menos una dirección, para que los momentos dipolares no se cancelen.



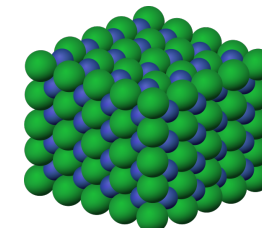
La molécula de BF_3 tiene tres enlaces polares pero debido a su geometría trigonal plana el momento dipolar resultante es nulo. Fuente: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Boron-trifluoride-elpot-3D-vdW.png>.

Enlace iónico

Es un enlace que involucra la **atracción electrostática** entre **iones** de **signo opuesto**.

El **enlace iónico** suele darse **entre metales** (tienden a ceder electrones, convirtiéndose en cationes) **y no metales** (tienden a captar electrones, convirtiéndose en aniones).

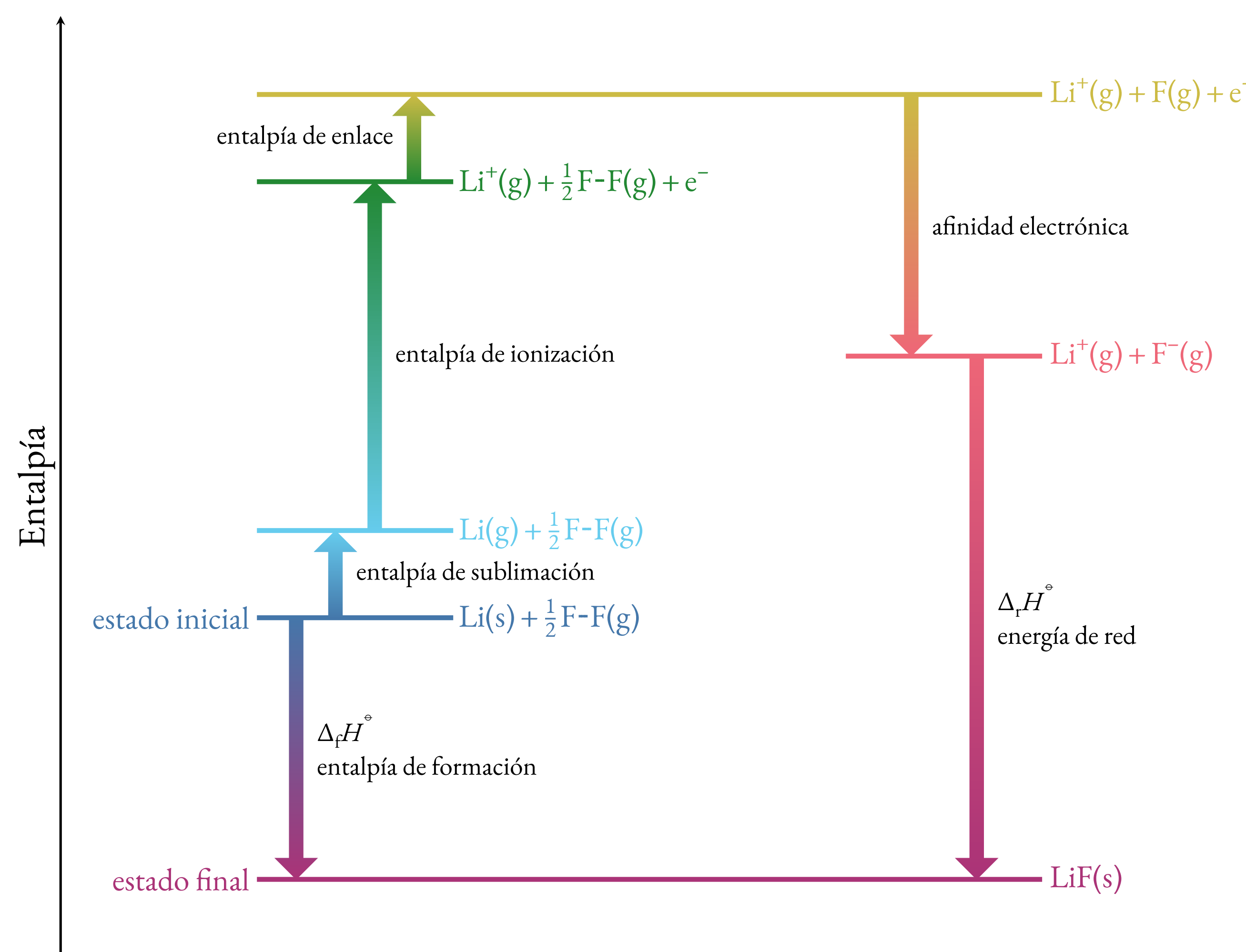
Los compuestos iónicos forman **redes cristalinas** compactas y **neutras** con diferentes geometrías según el tipo de iones que las forman.



Energía de red $\Delta_r H^\circ$

Es la energía **liberada** al **formar** la **red** a partir de sus iones en estado gaseoso.

Ciclo de Born-Haber Formación de un compuesto iónico a partir de sus elementos.



Ciclo de Born-Haber para la formación del fluoruro de litio (LiF). Basada en https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Born-haber_cycle_LiF.svg.

Ecuación de Born-Landé Permite calcular la ENERGÍA DE RED $\Delta_r H^\circ$:

$$\Delta_r H^\circ = -\frac{N_A M z^+ z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right),$$

donde $N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ es la constante de Avogadro; M es la constante de Madelung, relacionada con la geometría del cristal; z^+ y z^- son los números de carga del catión y del anión, respectivamente; $e = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ es la carga elemental, $\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2}$ es la permitividad eléctrica del vacío; r_0 es la distancia al ion más cercano; y $5 < n < 12$ es el exponente de Born (experimental).

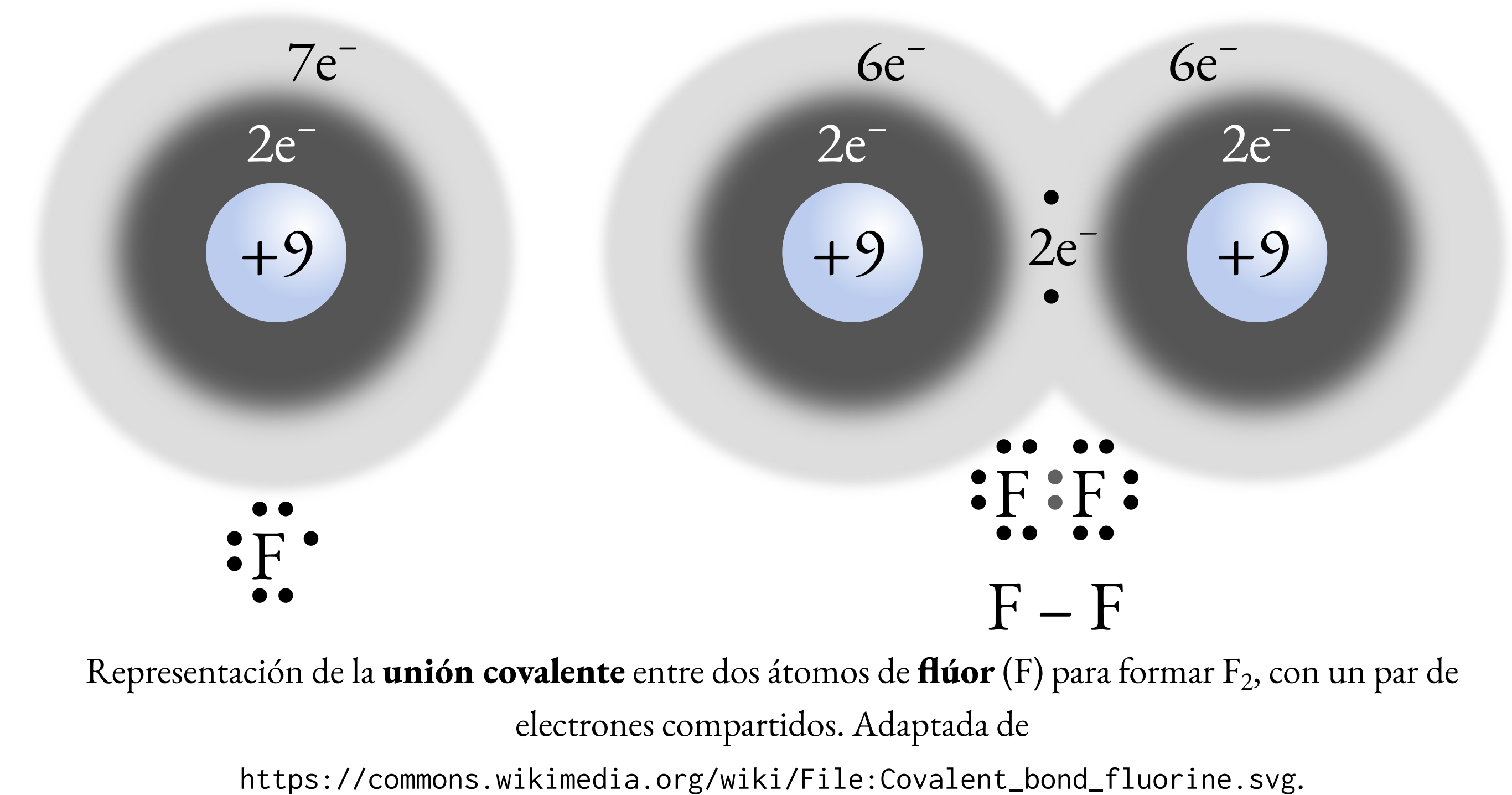
Propiedades de las sustancias iónicas

- Debido a las **intensas fuerzas electrostáticas** entre los iones, suelen tener **temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas**, por lo que la mayoría son **sólidos cristalinos a temperatura ambiente**.
- Ante **golpes**, el **alineamiento** de los **iones** positivos y negativos **puede perderse**, por lo que son muy **frágiles**, aunque también muy **duros**.
- Fundidos** o en **disolución**, **conducen** la **corriente eléctrica**.

Enlace covalente

Es un enlace químico que implica la **compartición** de **pares** de **electrones** entre átomos.

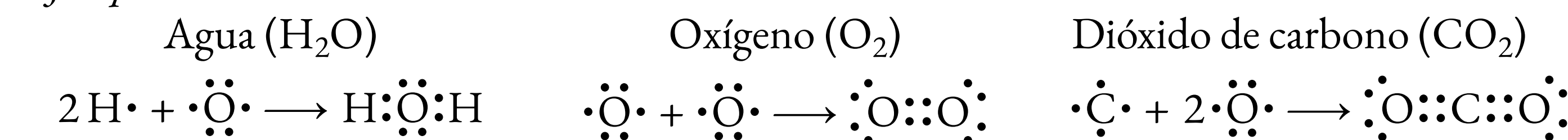
El **enlace covalente** suele darse **entre no metales** (tendencia a captar electrones).



Estructuras de Lewis

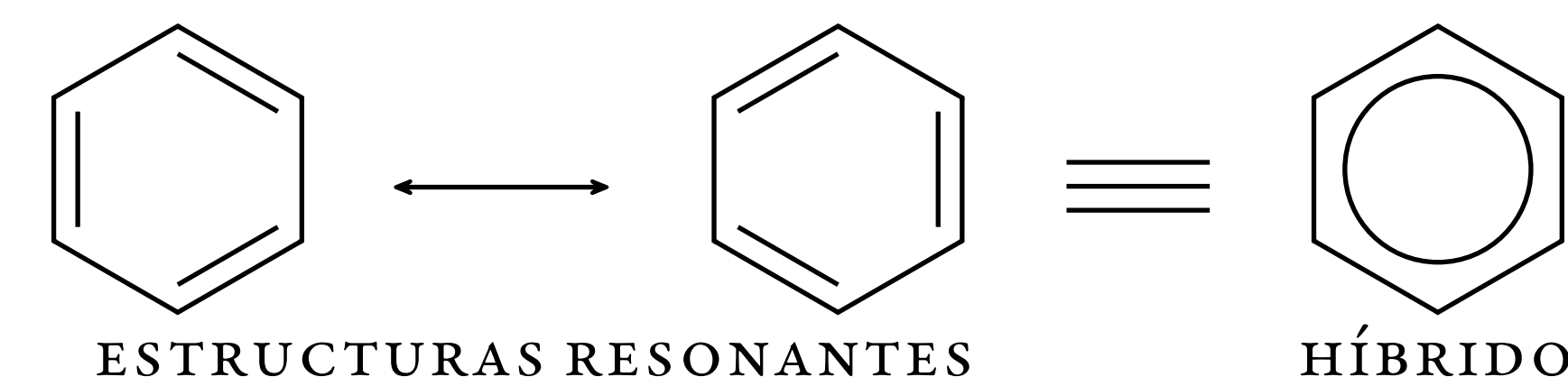
Se trata de **diagramas** que **muestran** la **unión** entre los **átomos** de una **molécula** y los **pares solitarios** de **electrones** que pueden existir en la molécula.

Ejemplos



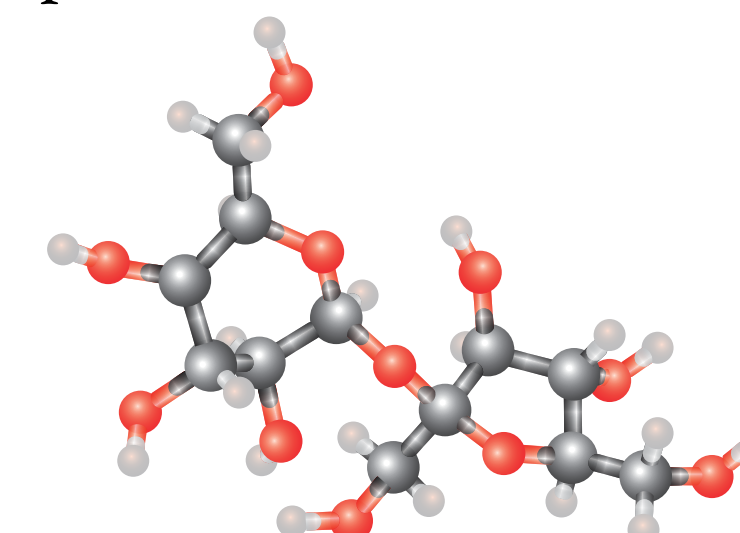
Resonancia

La **RESONANCIA** es una forma de describir el enlace en ciertas moléculas mediante la combinación de varias ESTRUCTURAS RESONANTES cuyo conjunto se conoce como un HÍBRIDO de RESONANCIA. Es especialmente útil para describir los ELECTRONES DESLOCALIZADOS (enlaces = en distintas posiciones) en ciertas moléculas o iones poliatómicos.



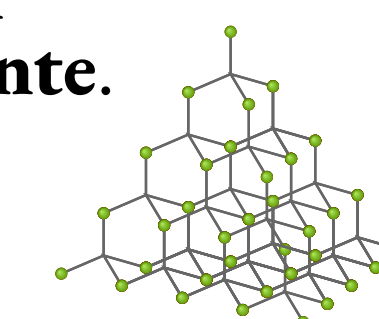
Propiedades de las sustancias covalentes moleculares

- Debido a las **débiles interacciones entre moléculas** covalentes, suelen tener **temperaturas de fusión y ebullición bajas** (muchos compuestos covalentes son **líquidos** o **gases a temperatura ambiente**).
- En estado sólido son compuestos **blandos** y **frágiles**.
- Son **malos conductores** del **calor** y de la **electricidad**.



Propiedades de las sustancias covalentes cristalinas

- Debido a los **fuertes enlaces covalentes** entre los átomos, suelen tener **temperaturas de fusión y ebullición altas**, por lo que son **sólidos a temperatura ambiente**.
- Son sustancias muy **duras** aunque **frágiles**.
- Suelen ser **malos conductores** (no así el grafito o el grafeno).





ENLACE QUÍMICO

Química 2º Bach

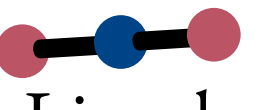
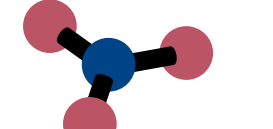










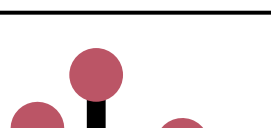

Rodrigo Alcaraz de la Osa



Geometría molecular

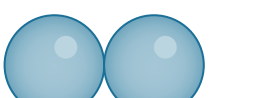


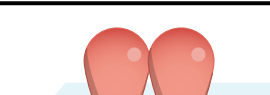
TRPECV

La TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV) se basa en que, como los electrones de valencia se repelen unos a otros, éstos tienden a adoptar una disposición espacial que minimiza dicha repulsión.

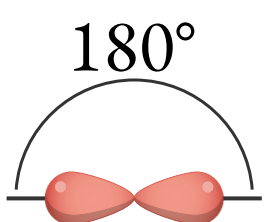
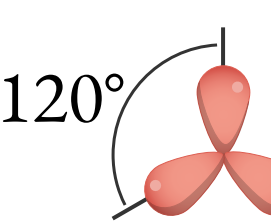
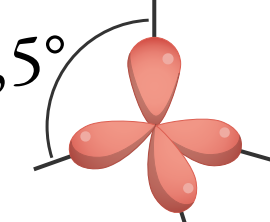
PARES e ⁻	NÚMERO DE PARES SOLITARIOS (EN AMARILLO)			
	0	1	2	3
2	 Lineal			
3	 Trigonal plana	 Angular		
4	 Tetraédrica	 Piramidal trigonal	 Angular	 Lineal
5	 Bipiramidal trigonal	 Balancín	 Forma de T	 Lineal
6	 Octaédrica	 Piramidal cuadrada	 Cuadrada plana	

TEV/Hibridación

La TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (TEV) se basa en que los e⁻ compartidos se encuentran en una zona de SOLAPAMIENTO ORBITAL:

SOLAPAMIENTO	ENLACE	ORBITALES		
Frontal (orbitales enfrentados)	σ (sencillo)	 s + s	 s + p	 p + p
Lateral (orbitales paralelos)	π (múltiple)		 p + p	

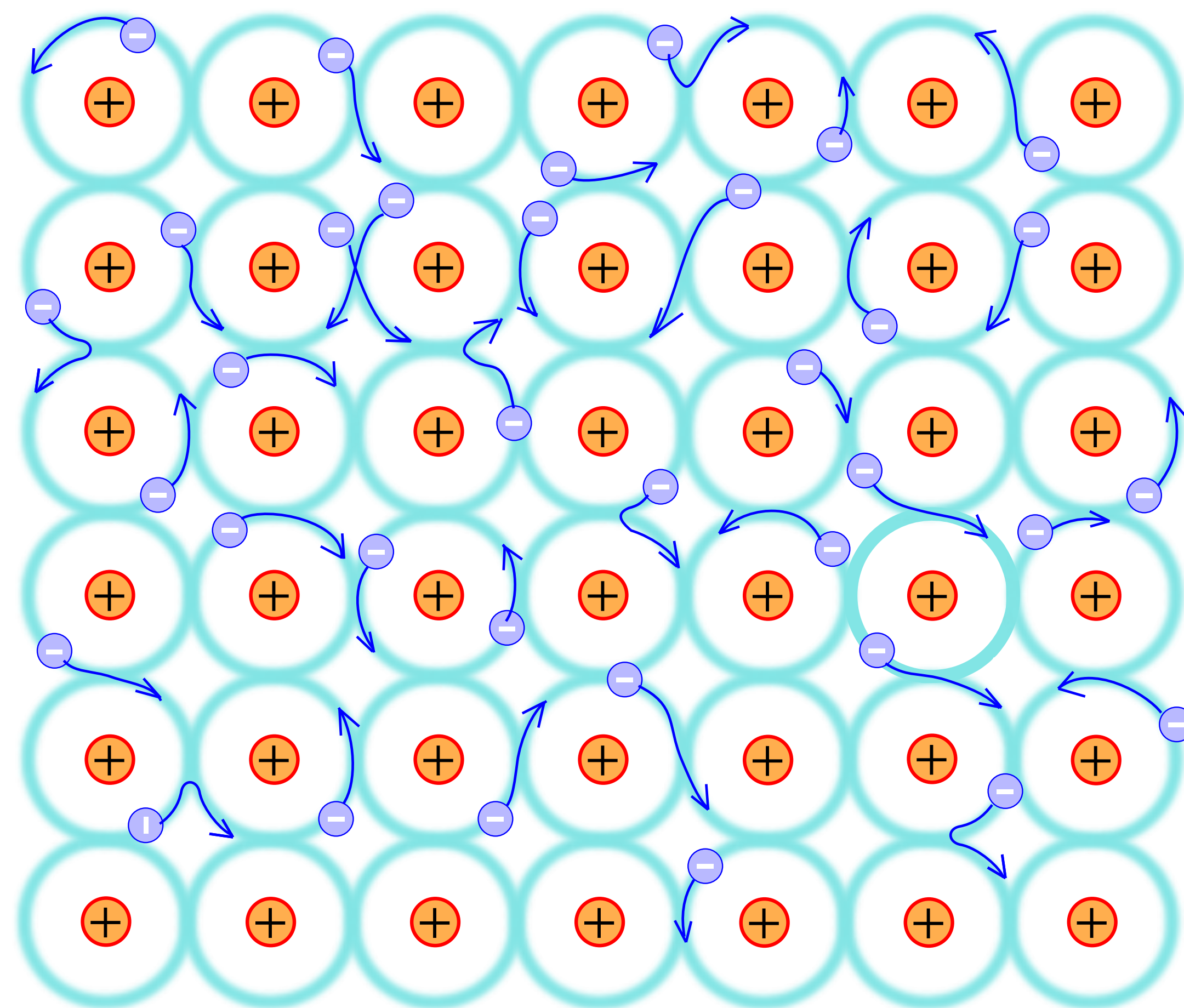
La HIBRIDACIÓN consiste en combinar orbitales atómicos del átomo central para formar ORBITALES HÍBRIDOS energéticamente iguales y orientados en la dirección del enlace.

	HIBRIDACIÓN sp	HIBRIDACIÓN sp ²	HIBRIDACIÓN sp ³
ORBITALES ATÓMICOS	s + p (2)	s + p + p (3)	s + p + p + p (4)
ORBITALES HÍBRIDOS	180° 	120° 	109,5° 
GEOMETRÍA (EJEMPLO)	Lineal (BeCl ₂)	Trigonal plana (BF ₃)	Tetraédrica (CH ₄)

Enlace metálico

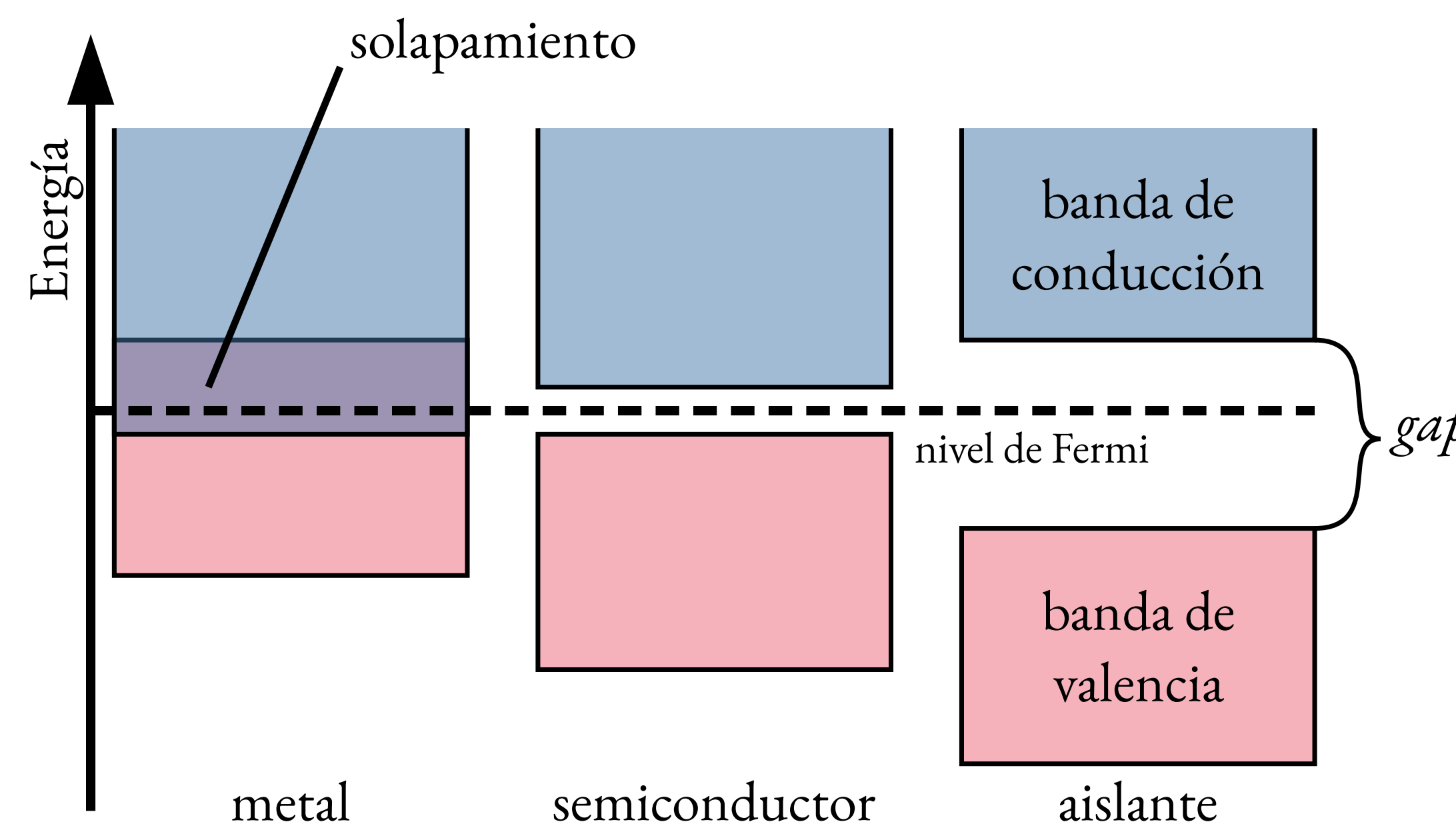
El **enlace metálico** es el enlace químico que **mantiene unidos** a los **átomos** de un **metal** entre sí. Surge de la **atracción electrostática** entre los **electrones** de conducción y los **cationes** metálicos.

Modelo del gas electrónico



Modelo del **gas electrónico**, con los **cationes** en **posiciones fijas** y los **electrones moviéndose libremente** en una **nube**. Fuente: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Metallic_bond_model.svg.


Teoría de bandas



Comparación de la **estructura** de **bandas** electrónicas de un **metal**, un **semiconductor** y un **aislante**.

Traducida y adaptada de <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Isolator-metal.svg>.

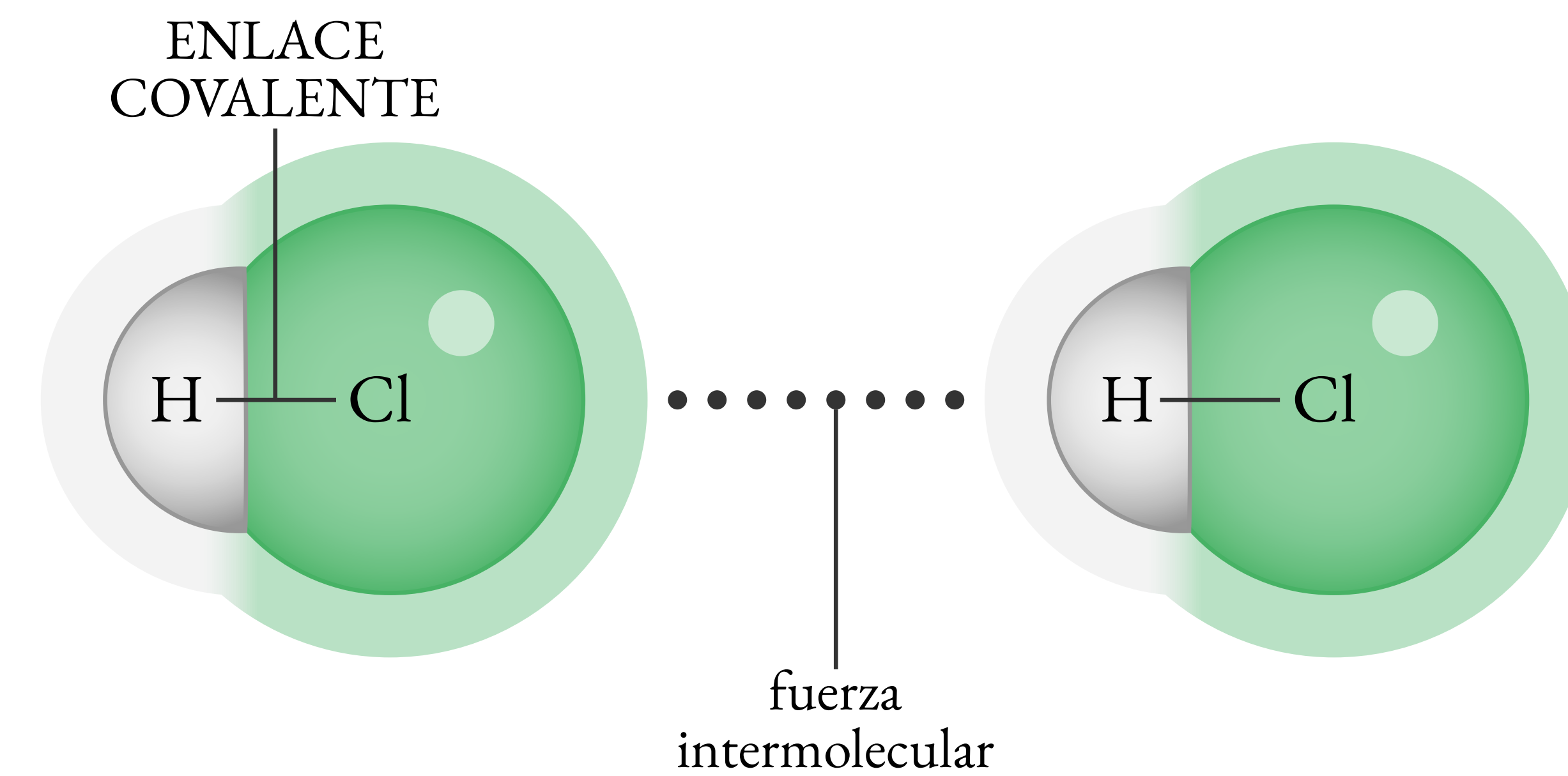
Propiedades de las sustancias metálicas

- **Apariencia brillante**.
- Son **buenos conductores** del **calor** y de la **electricidad**.
- Forman **aleaciones** con otros metales.
- **Tienden a ceder** (perder) **electrones** al reaccionar con otras sustancias.
- La mayoría son **sólidos** a temperatura ambiente (**Hg** es ).

Fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son las **fuerzas** que existen **entre** las **moléculas**, incluyendo las fuerzas de atracción o repulsión que actúan entre las moléculas y otros tipos de partículas vecinas, por ejemplo, átomos o iones. Las fuerzas intermoleculares son **débiles en relación con** las **fuerzas intramoleculares** (las que mantienen unida una molécula).

Fuerzas de van der Waals




Atracción intermolecular entre moléculas de **cloruro de hidrógeno**, HCl. Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/organic-chemistry/intermolecular-forces/>.

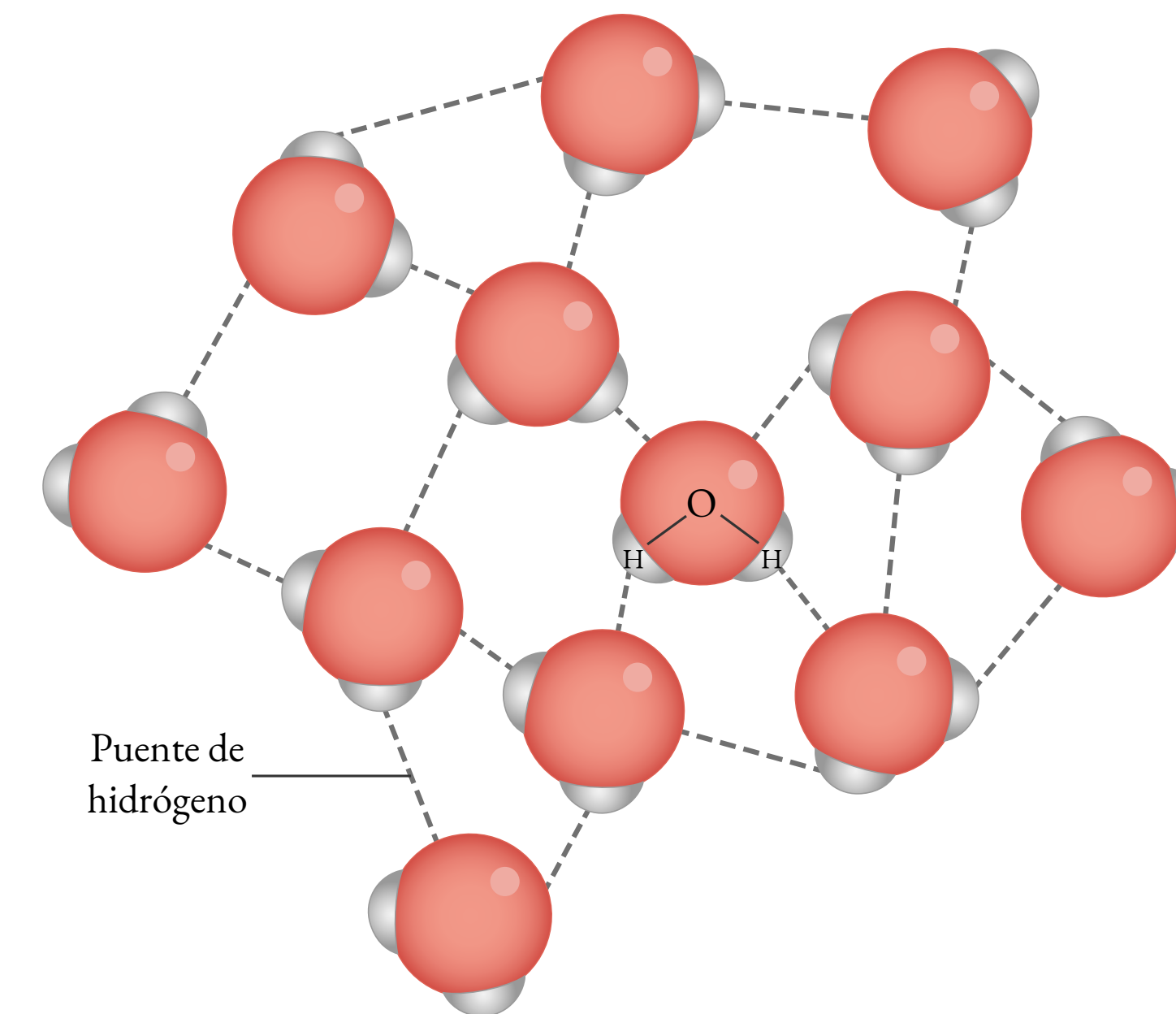
Se pueden dar entre **moléculas polares** (más fuertes cuanto mayor sea la polaridad de la molécula), y **apolares** (llamadas fuerzas de dispersión de London, más fuertes cuanto más grandes son las moléculas involucradas).

Puentes de hidrógeno

Son las **fuerzas** intermoleculares más **intensas**. Se dan entre moléculas que contienen átomos de **hidrógeno** unidos a átomos de **nitrógeno** (N), **oxígeno** (O) o **flúor** (F).

Los **puentes de hidrógeno** son **responsables** de:

- Que el **agua** (H₂O) tenga una **temperatura de ebullición anormalmente alta** (100 °C a presión atmosférica).
- La **estructura** de **proteínas** y **ácidos nucleicos**, como la **doble hélice** del **ADN** .
- La **estructura** de **polímeros**.



Puentes de hidrógeno entre átomos de H y O en moléculas de **agua** (H₂O). Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/organic-chemistry/intermolecular-forces/>.

cristal covalente (grafito)	>	sólido metálico (Ti)	>	cristal iónico (NaCl)	>	puentes de H (H ₂ O)	>	van der Waals (CO)	>	London (Ne)
> 3600 °C		1668 °C		801 °C		0 °C		-205 °C		-248.4 °C
← Mayor fortaleza, temperaturas de fusión y ebullición más elevadas										