



# ENLACE QUÍMICO

Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa

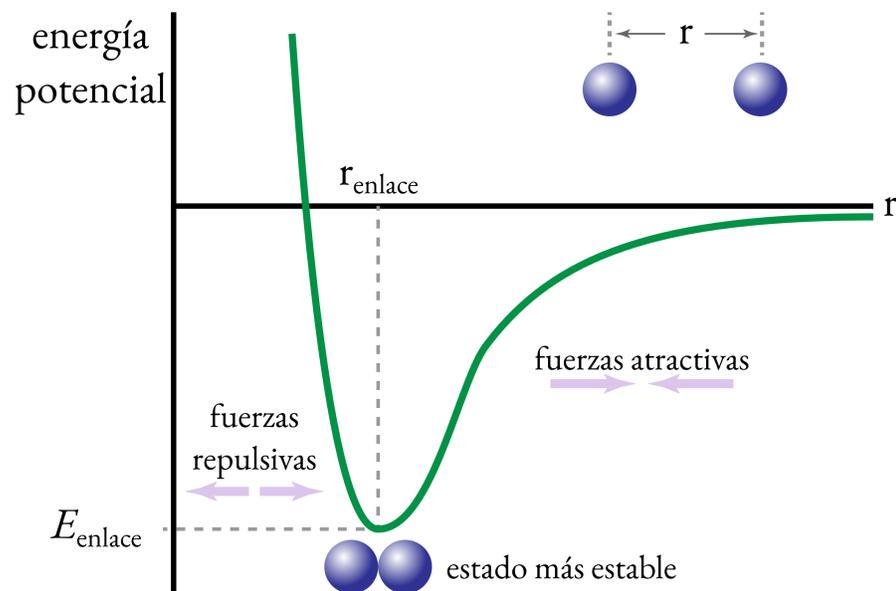


## Regla del octeto

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



Traducida y adaptada de

<https://ch301.cm.utexas.edu/section2.php?target=atomic/bonding/covalent-bonding.html>

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

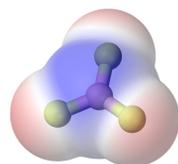
**Longitud de enlace** Distancia media entre los núcleos de dos átomos enlazados.

**Ángulo de enlace** Ángulo formado por tres átomos enlazados consecutivamente.

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

$\Delta\chi \leq 0.5$	$0.5 \leq \Delta\chi \leq 2$	$\Delta\chi \geq 2$
APOLAR	POLAR	IÓNICO

Una molécula será polar si el momento dipolar total (suma vectorial) es distinto de cero.



La molécula de  $\text{BF}_3$  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).

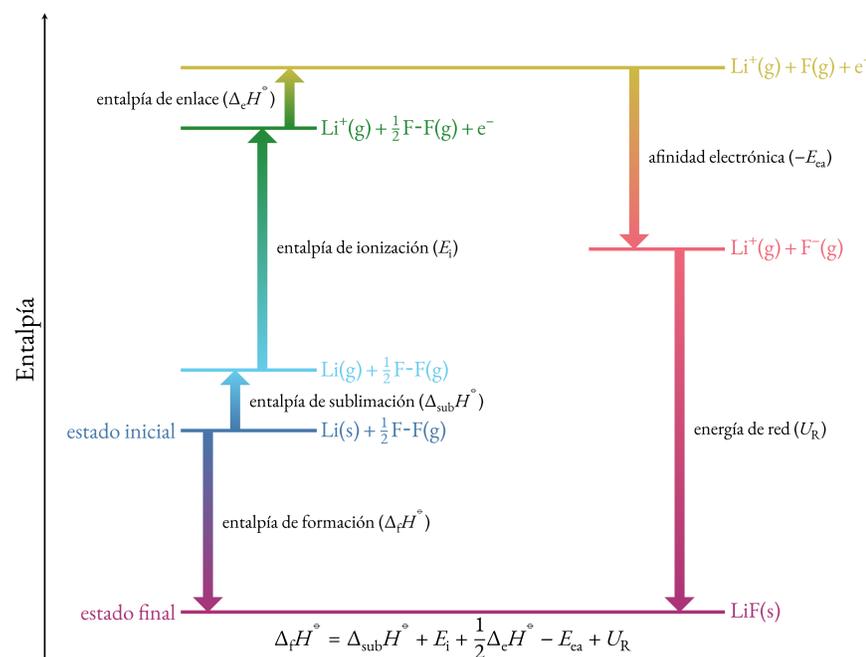
Los compuestos iónicos forman **redes cristalinas** compactas y **neutras** con diferentes geometrías según el tipo de iones que las forman.



**Energía de red**  $U_R$

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](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Born-haber_cycle_LiF.svg).

**Ecuación de Born-Landé** Permite calcular la ENERGÍA DE RED  $U_R$ :

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

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).

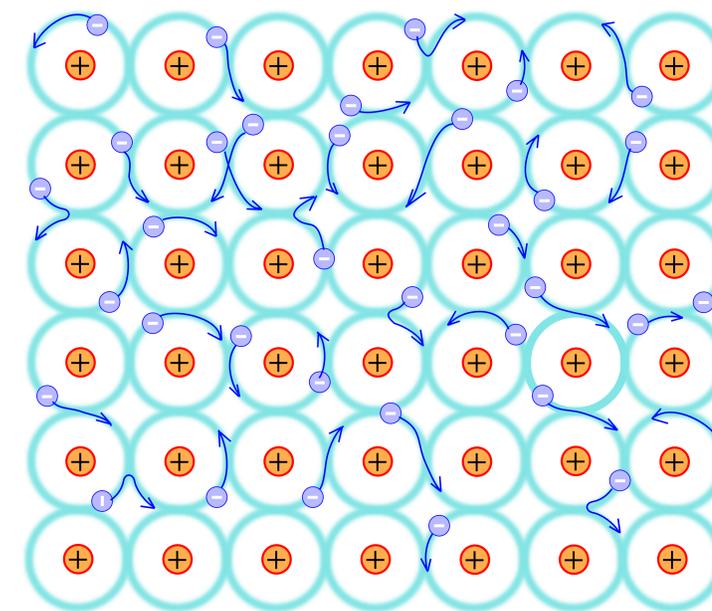
## Propiedades de las sustancias iónicas

- 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 metálico

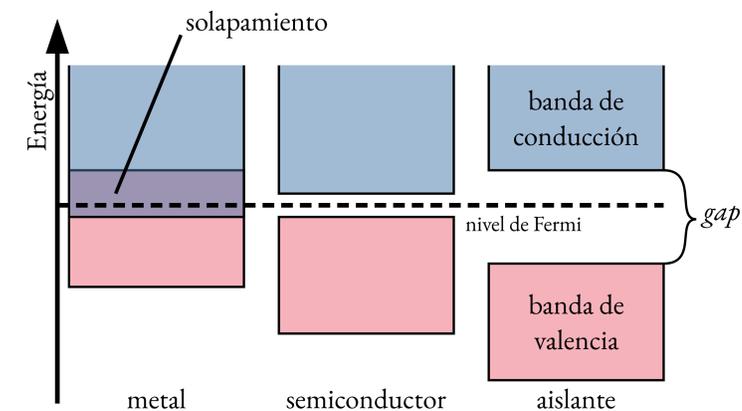
El **enlace metálico** es el enlace químico que **mantiene unidos** a los **átomos** de un **metal** entre sí. Surge de la **atracción electrostática** entre los **electrones** de conducción y los **cationes** metálicos.

**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](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 ).



# ENLACE QUÍMICO

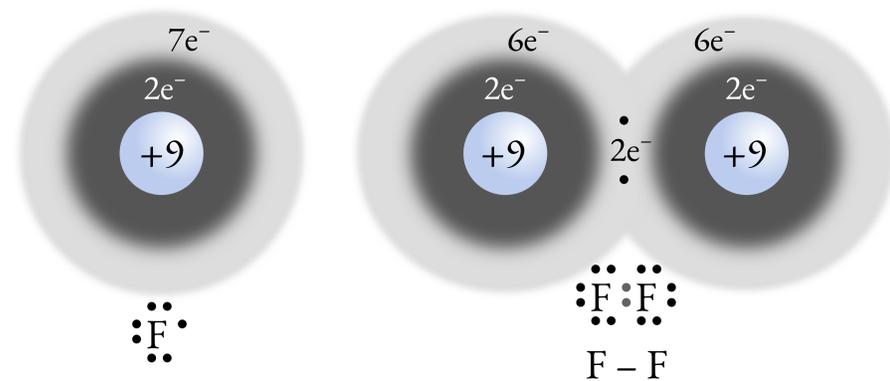
Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa



## 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).

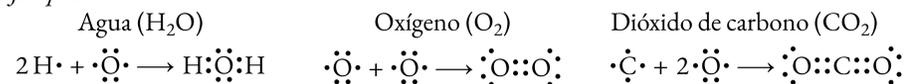


Representación de la **unión covalente** entre dos átomos de **flúor** (F) para formar F<sub>2</sub>, con un par de electrones compartidos. Adaptada de [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Covalent\\_bond\\_fluorine.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Covalent_bond_fluorine.svg).

## 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



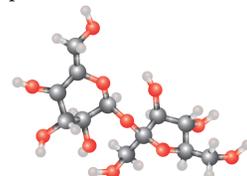
## Resonancia

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.



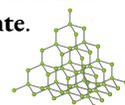
## Propiedades de las sustancias covalentes moleculares

- 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).



## 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 <sup>-</sup>	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<sup>-</sup> 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	

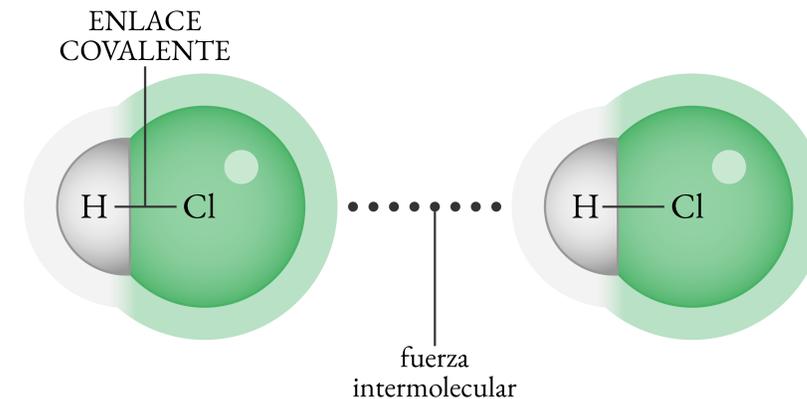
La **HIBRIDACIÓN** consiste en combinar orbitales atómicos del átomo central para formar **ORBITALES HÍBRIDOS** energéticamente iguales y orientados en la dirección del enlace.

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

## 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/>.

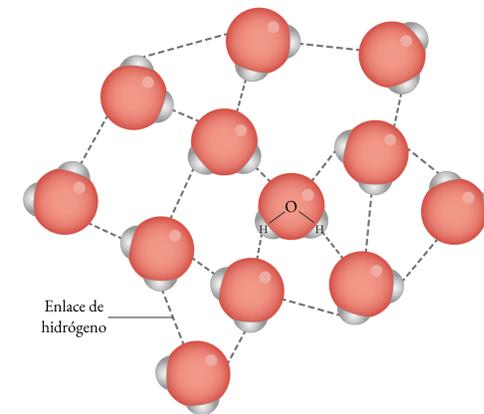
Se pueden dar entre **moléculas polares** (dipolo-dipolo, más fuertes cuanto mayor sea la polaridad de la molécula), y **apolares** (llamadas **fuerzas de dispersión de London**, más fuertes cuanto más grandes y masivas son las moléculas involucradas).

### Enlaces 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 **enlaces de hidrógeno** son **responsables** de:

- Que el **agua** (H<sub>2</sub>O) 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**.



**Enlaces de hidrógeno** entre átomos de H y O en moléculas de **agua** (H<sub>2</sub>O). Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/organic-chemistry/intermolecular-forces/>.

crystal covalente (grafito)	>	sólido metálico (Ti)	>	crystal iónico (NaCl)	>	enlaces de H (H <sub>2</sub> O)	>	dipolo-dipolo (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