

# ***ENLACE QUÍMICO***

## ***Parte 4***

***ATENCIÓN!!!!!!!!!!!!!!!!!!!!***

***RECUERDA***


***La teoría del enlace valencia justifica la formación de los enlaces covalentes por medio del solapamiento de dos orbitales atómicos que contienen electrones desapareados.***

***En numerosos casos la utilización de estos orbitales atómicos no justifica la realidad de la molécula.***

***Para justificar esto, esta teoría utiliza el concepto de orbital atómico híbrido.***

**MUY IMPORTANTE!!!!!!!!!!!!**

***LA HIBRIDACIÓN ES EL PROCESO MEDIANTE EL CUAL LOS ORBITALES ATÓMICOS PUROS SE COMBINAN ENTRE SI, TRANSFORMÁNDOSE EN ORBITALES ATÓMICOS HÍBRIDOS***



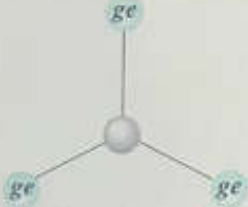



- 
- ✓ Se forman tantos orbitales atómicos híbridos como orbitales atómicos se combinen
  - ✓ Todos los orbitales atómicos híbridos son idénticos en forma y energía
  - ✓ Los orbitales atómicos híbridos son direccionales



## RESUMEN DE LAS GEOMETRÍAS ELECTRÓNICAS Y MOLECULAR

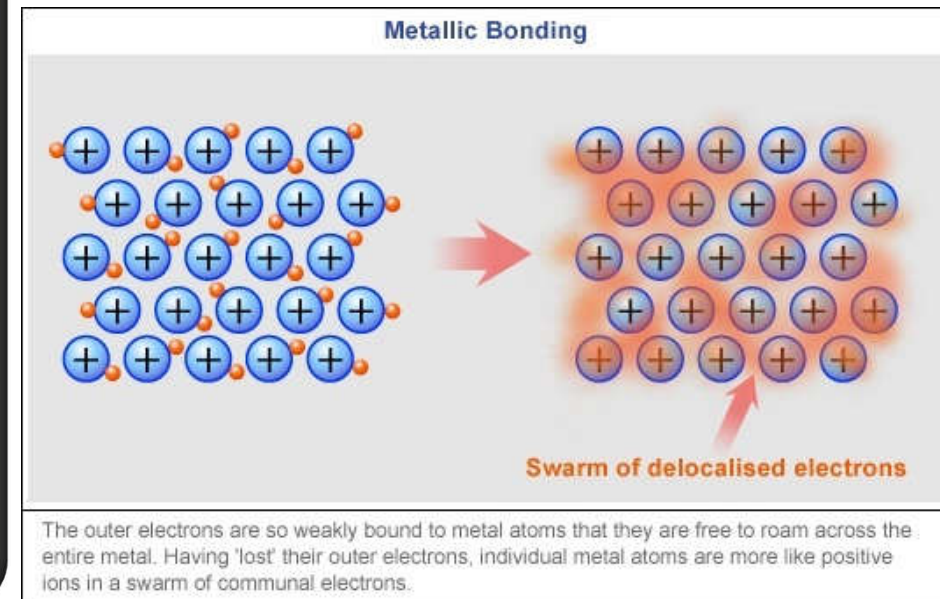
1. Las moléculas y los iones poliatómicos tienen forma definida.
2. Las propiedades de las moléculas y de los iones poliatómicos dependen, en gran medida, de su forma. Son muy importantes las capas de electrones incompletas y pares electrónicos no compartidos sobre el átomo central.
3. Sólo existen 5 geometrías electrónicas (nosotros trabajaremos con 3) y todas las geometrías moleculares son simplemente casos especiales de estas cinco geometrías básicas.

**TABLA 8.4**
**Resumen de las geometrías electrónica y molecular de moléculas y iones poliatómicos**

Grupos electrónicos <sup>a</sup>	Geometría electrónica	Hibridación del átomo central (ángulos)	Orientación del orbital híbrido	Ejemplos	Geometría molecular
2	 lineal	$sp$ (180°)		BeCl <sub>2</sub> HgBr <sub>2</sub> CdI <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>b</sup> C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> <sup>c</sup>	lineal lineal lineal lineal lineal
3	 plana trigonal	$sp^2$ (120°)		BF <sub>3</sub> BCl <sub>3</sub> NO <sub>3</sub> <sup>-e</sup> SO <sub>2</sub> <sup>d,e</sup> NO <sub>2</sub> <sup>-d,e</sup> C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> <sup>f</sup>	plana trigonal plana trigonal plana trigonal angular (AB <sub>2</sub> U) angular (AB <sub>2</sub> U) plana (plana trigonal en cada C)
4	 tetraédrica	$sp^3$ (109,5°)		CH <sub>4</sub> CCl <sub>4</sub> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> CHCl <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> <sup>d</sup> SO <sub>3</sub> <sup>2--d</sup> H <sub>3</sub> O <sup>+d</sup> H <sub>2</sub> O <sup>d</sup>	tetraédrica tetraédrica tetraédrica tetraédrica distorsionada tet. piramidal (AB <sub>3</sub> U) piramidal (AB <sub>3</sub> U) piramidal (AB <sub>3</sub> U) angular (AB <sub>2</sub> U <sub>2</sub> )

## ENLACE METÁLICO

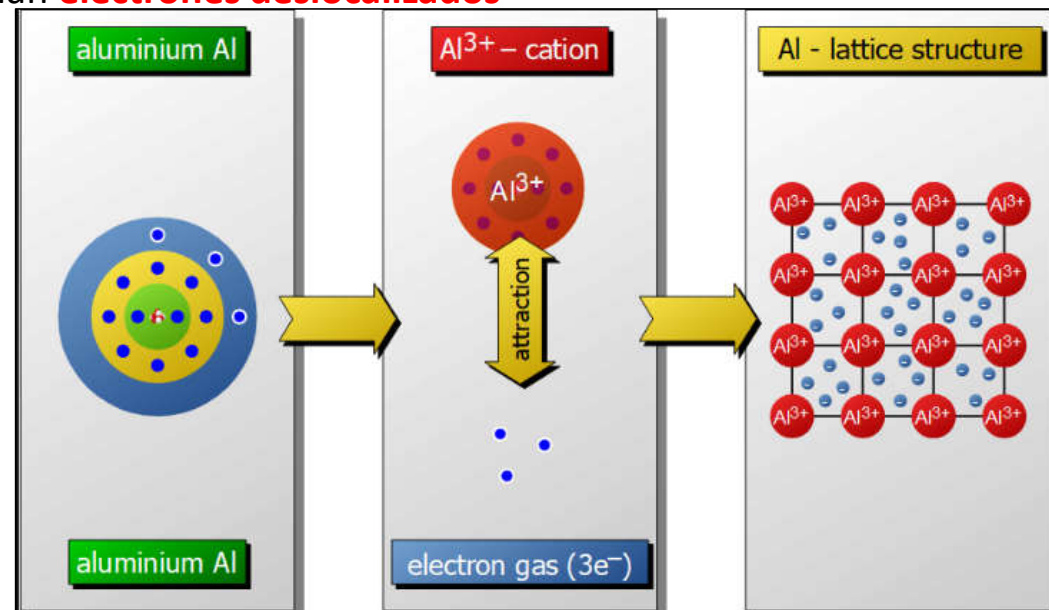
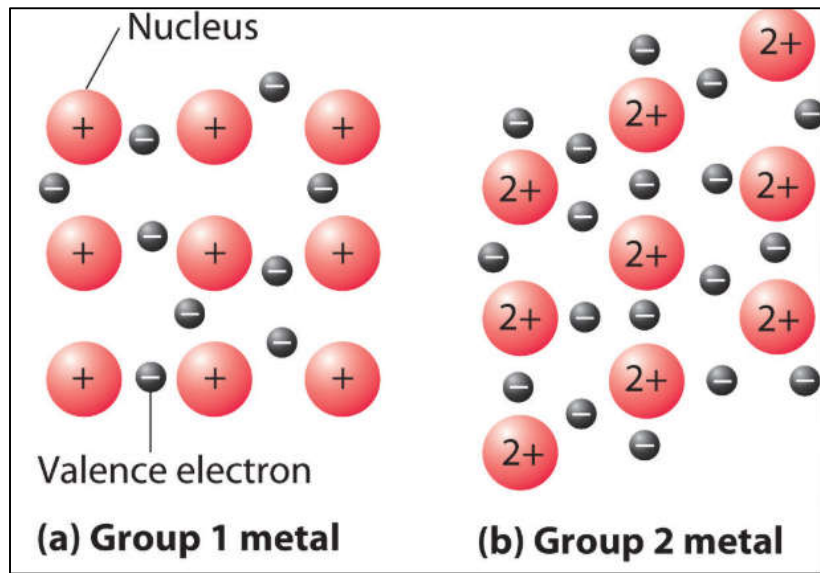
- ✓ Se da entre átomos metálicos.
- ✓ Todos tienden a ceder  $e^-$ .
- ✓ Los cationes forman una estructura cristalina, y los  $e^-$  ocupan los intersticios que quedan libres en ella sin estar fijados a ningún catión concreto (mar de  $e^-$ ).
- ✓ Los  $e^-$  están, pues bastante libres, pero estabilizan la estructura al tener carga contraria a los cationes.



**El Modelo del Mar de Electrones** propone que todos los átomos metálicos en un sólido metálico comparten sus electrones de valencia para formar un “**mar**” de electrones. Este mar de electrones rodea a los cationes metálicos en la red metálica.

Los electrones presentes en los niveles de energía externos de los átomos metálicos **no son atraídos** por un solo núcleo, están bajo la influencia de varios núcleos atómicos y por ello se **mueven con mucha facilidad**.

Puesto que los electrones se mueven libremente, se los llaman **electrones deslocalizados**



## DUREZA Y RESISTENCIA

So notice this as we go from sodium to magnesium to aluminium **the charge** on the metal ion **increases** from +1 to +3 that also means that the number of **delocalised** electrons per atom **increases** and that has the effect of **increasing the strength** of the metallic bonds.

Aumento de número  
de electrones  
deslocalizados

Dureza y  
fuerza

Enlaces metálicos  
más fuertes

Cuando aumenta el número de electrones deslocalizados, aumentan la dureza y la resistencia de los metales. Los enlaces metálicos **más fuertes** se encuentran entre los **metales de transición**, como el cromo, hierro y níquel.

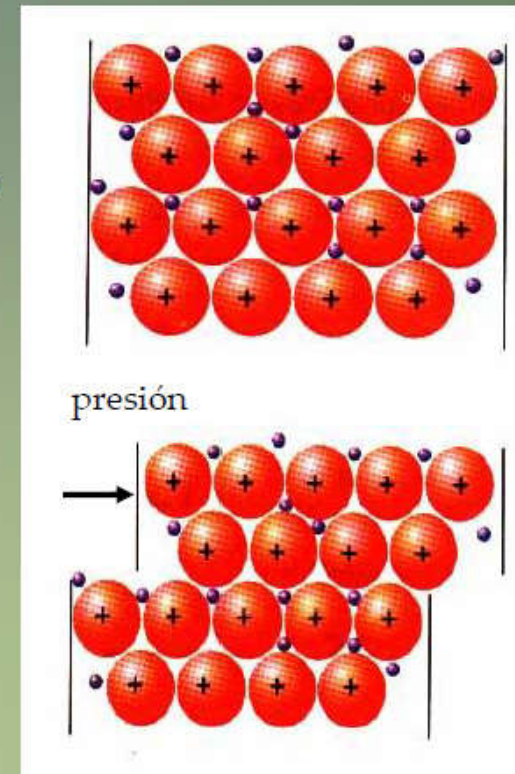
Los metales alcalinos (grupo 1 de la tabla) se consideran “suaves”, en realidad, son blandos porque sólo tienen un par de electrones deslocalizados.

**Mira con atención!!!!** A medida que se pasa del sodio al magnesio al aluminio, **la carga** del ión metálico **aumenta** de +1 a +3; esto significa también que el número de electrones **deslocalizados** por átomo **aumenta** y eso tiene el efecto de **incrementar la fuerza del enlace metálico**



## PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS METÁLICOS.

- ✓ Punto de fusión y ebullición muy variado (aunque suelen ser más bien alto)
- ✓ Son muy solubles en estado fundido en otros metales formando aleaciones.
- ✓ Muy buenos conductores en estado sólido.
- ✓ Son dúctiles y maleables (no frágiles).



## EMPAQUETAMIENTO DE CATIONES METÁLICOS.

