

# UNIDAD III

## ENLACE QUÍMICO

- 3.1 Tipos de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico.
- 3.2 Propiedades de compuestos iónicos y covalentes. Electronegatividad.
- 3.3 Enlace iónico. Número de oxidación.
- 3.4 Enlaces covalentes polares y no polares.
- 3.5 Fórmulas de puntos de Lewis de iones poliatómicos y moléculas.
- 3.6 La regla del octeto y sus excepciones.
- 3.7 Concepto de resonancia.
- 3.8 Geometría molecular y momento dipolar.
- 3.9 Fuerzas intermoleculares.
- 3.10 Nomenclatura de compuestos inorgánicos: IUPAC y STOCK.

**El concepto de ENLACE QUÍMICO surgió al mismo tiempo que la noción de átomo.**

Desde el momento en que se admitió la existencia de partículas elementales, fue necesario pensar en una fuerza capaz de unir las para explicar la cohesión de la materia.

La mayoría de los átomos se combinan ó  
enlazan. ¿PORQUÉ?

Los átomos tienden a combinarse para buscar  
una mayor estabilidad energética



**ENLACE QUÍMICO**

La energía necesaria para romper un enlace químico  
se denomina energía de enlace.

# Introducción

- Los átomos son las partículas básicas que constituyen la materia.
- Sin embargo, la materia no se presenta en forma de átomos aislados (excepto los **gases nobles**).

## Elementos

- formados por combinación de átomos de la misma especie

Moléculas:  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $O_3$ ,  $S_8$

Cristales: níquel, grafito

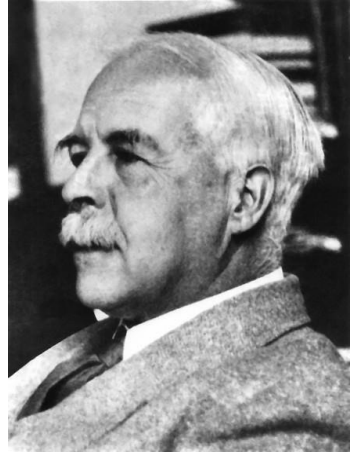
## Compuestos

- formados por combinación de átomos de dos o más especies distintas

Moléculas:  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $SO_3$

Cristales: KCl, NaCl

- El desarrollo de la **Tabla Periódica** y el concepto de **configuración electrónica** dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos.
- La explicación propuesta por **Gilbert Lewis** es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable.
- La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble.



Gilbert Newton Lewis  
(1875-1946).

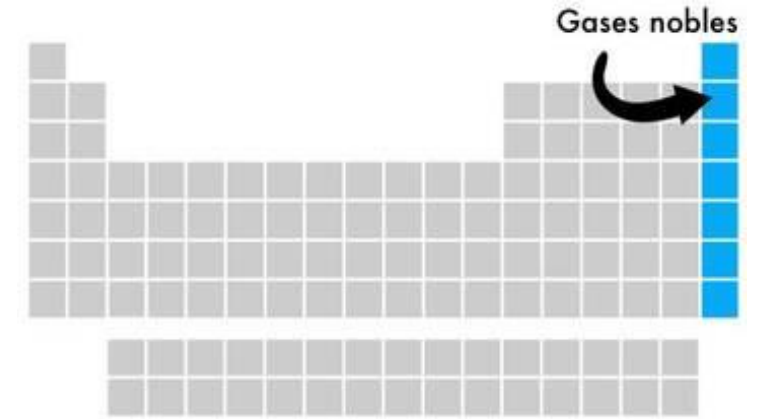
# Estabilidad de los gases nobles

- Los gases nobles presentan gran estabilidad química (inercia química), y existen como moléculas monoatómicas. Su configuración electrónica es muy estable y contiene 8 e<sup>-</sup> en la capa de valencia (excepto el He).

- Configuraciones electrónicas de los gases nobles

- Muy estables

|    |                                         |
|----|-----------------------------------------|
| He | $1s^2$                                  |
| Ne | $[\text{He}] 2s^2 2p^6$                 |
| Ar | $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$                 |
| Kr | $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$         |
| Xe | $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$         |
| Rn | $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ |



- Los átomos tienden a alcanzar el mismo número de electrones en la capa de valencia que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica.

# Representaciones de Lewis y electrones de valencia

- Los símbolos de Lewis son una forma útil de mostrar los e- de valencia

| IA  |      |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  | VIIIA |
|-----|------|------|------|-----|-----|------|--|--|--|--|--|-------|
| H•  |      |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  | •He•  |
| IIA |      |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  |       |
| Li• | •Be• |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  | •Ne•  |
| Na• | •Mg• |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  | •Ar•  |
| K•  | •Ca• |      |      |     |     |      |  |  |  |  |  |       |
|     |      | IIIA | IVA  | VA  | VIA | VIIA |  |  |  |  |  |       |
|     |      | •B•  | •C•  | •N• | •O• | •F•  |  |  |  |  |  |       |
|     |      | •Al• | •Si• | •P• | •S• | •Cl• |  |  |  |  |  |       |

Representative elements

Noble gases

Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

# ¿Cómo hacen los átomos para alcanzar su configuración electrónica estable?

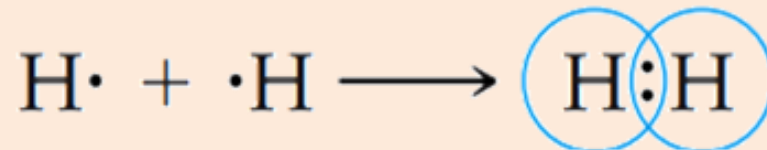
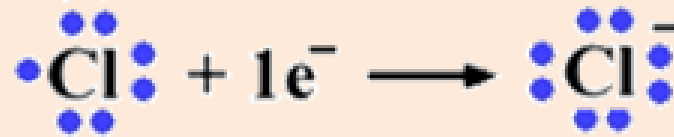
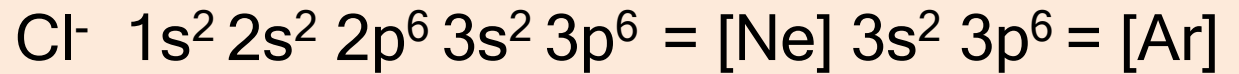
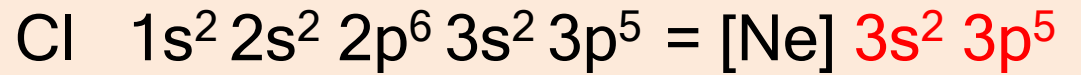
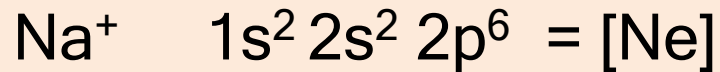
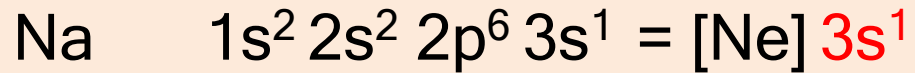
## TEORÍA DE LEWIS

- Los electrones de valencia juegan un papel fundamental en el enlace químico.
- La transferencia de *electrones* conduce a los *enlaces iónicos*.
- Cuando se comparten uno o más pares de electrones se forma un *enlace covalente*.
- Los *electrones* se transfieren o se comparten de manera que los átomos adquieren una configuración de gas noble:

**Regla del OCTETO**

## ¿Cómo hacen los átomos para alcanzar su configuración electrónica estable?

- Los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica.



# Tipos de enlaces

## Enlace iónico

Transferencia de electrones entre un elemento electronegativo y otro electropositivo

Sólidos iónicos



## Enlace covalente

Compartición de electrones entre elementos electronegativos (no metálicos)

Moléculas

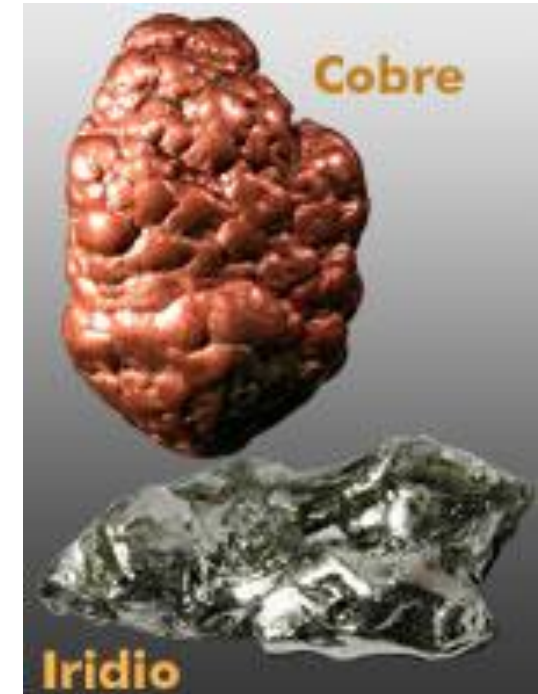
Sólidos covalentes



## Enlace metálico

Compartición de electrones entre elementos electropositivos

Metales



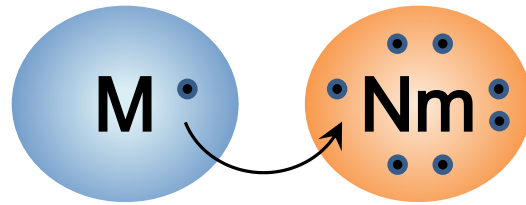
Se denomina **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos cuando forman moléculas o cristales, así como las fuerzas que mantienen unidas las moléculas cuando se presentan en estado sólido o líquido

- Enlaces interatómicos
- Enlaces intermoleculares

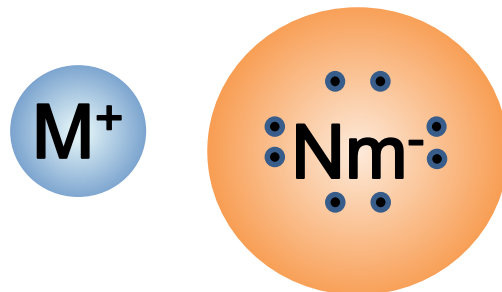
Existen cuatro teorías que tratan sobre el enlace químico:

- 1. Teoría del Octeto de Lewis.**
- 2. Teoría de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).**
- 3. Teoría del enlace de valencia – valencia dirigida (TEV-VD).**
- 4. Teoría de orbitales moleculares (TOM).**

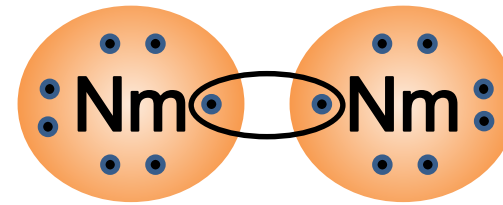
## Enlace Iónico



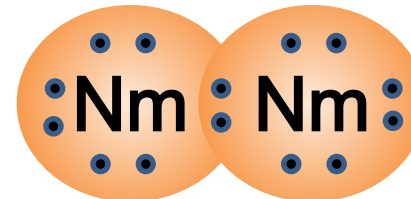
Pérdida y ganancia de  
electrones



## Enlace Covalente



Compartición  
de electrones



M es un metal

Nm es un no metal

| Group  | 1        | 2        | 3        | 4         | 5         | 6         | 7         | 8         | 9         | 10        | 11        | 12         | 13         | 14        | 15         | 16        | 17         | 18         |
|--------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|-----------|------------|-----------|------------|------------|
| Period | 1        | 2        | 3        | 4         | 5         | 6         | 7         | 8         | 9         | 10        | 11        | 12         | 13         | 14        | 15         | 16        | 17         | 18         |
| 1      | 1<br>H   |          |          |           |           |           |           |           |           |           |           |            |            |           |            |           |            | 2<br>He    |
| 2      | 3<br>Li  | 4<br>Be  |          |           |           |           |           |           |           |           |           |            | 5<br>B     | 6<br>C    | 7<br>N     | 8<br>O    | 9<br>F     | 10<br>Ne   |
| 3      | 11<br>Na | 12<br>Mg |          |           |           |           |           |           |           |           |           |            | 13<br>Al   | 14<br>Si  | 15<br>P    | 16<br>S   | 17<br>Cl   | 18<br>Ar   |
| 4      | 19<br>K  | 20<br>Ca | 21<br>Sc | 22<br>Ti  | 23<br>V   | 24<br>Cr  | 25<br>Mn  | 26<br>Fe  | 27<br>Co  | 28<br>Ni  | 29<br>Cu  | 30<br>Zn   | 31<br>Ga   | 32<br>Ge  | 33<br>As   | 34<br>Se  | 35<br>Br   | 36<br>Kr   |
| 5      | 37<br>Rb | 38<br>Sr | 39<br>Y  | 40<br>Zr  | 41<br>Nb  | 42<br>Mo  | 43<br>Tc  | 44<br>Ru  | 45<br>Rh  | 46<br>Pd  | 47<br>Ag  | 48<br>Cd   | 49<br>In   | 50<br>Sn  | 51<br>Sb   | 52<br>Te  | 53<br>I    | 54<br>Xe   |
| 6      | 55<br>Cs | 56<br>Ba |          | 72<br>Hf  | 73<br>Ta  | 74<br>W   | 75<br>Re  | 76<br>Os  | 77<br>Ir  | 78<br>Pt  | 79<br>Au  | 80<br>Hg   | 81<br>Tl   | 82<br>Pb  | 83<br>Bi   | 84<br>Po  | 85<br>At   | 86<br>Rn   |
| 7      | 87<br>Fr | 88<br>Ra |          | 104<br>Rf | 105<br>Db | 106<br>Sg | 107<br>Bh | 108<br>Hs | 109<br>Mt | 110<br>Ds | 111<br>Rg | 112<br>Uub | 113<br>Uut | 114<br>Fl | 115<br>Uup | 116<br>Lv | 117<br>Uus | 118<br>Uuo |

**Metals**

**Nonmetals**

Lanthanides

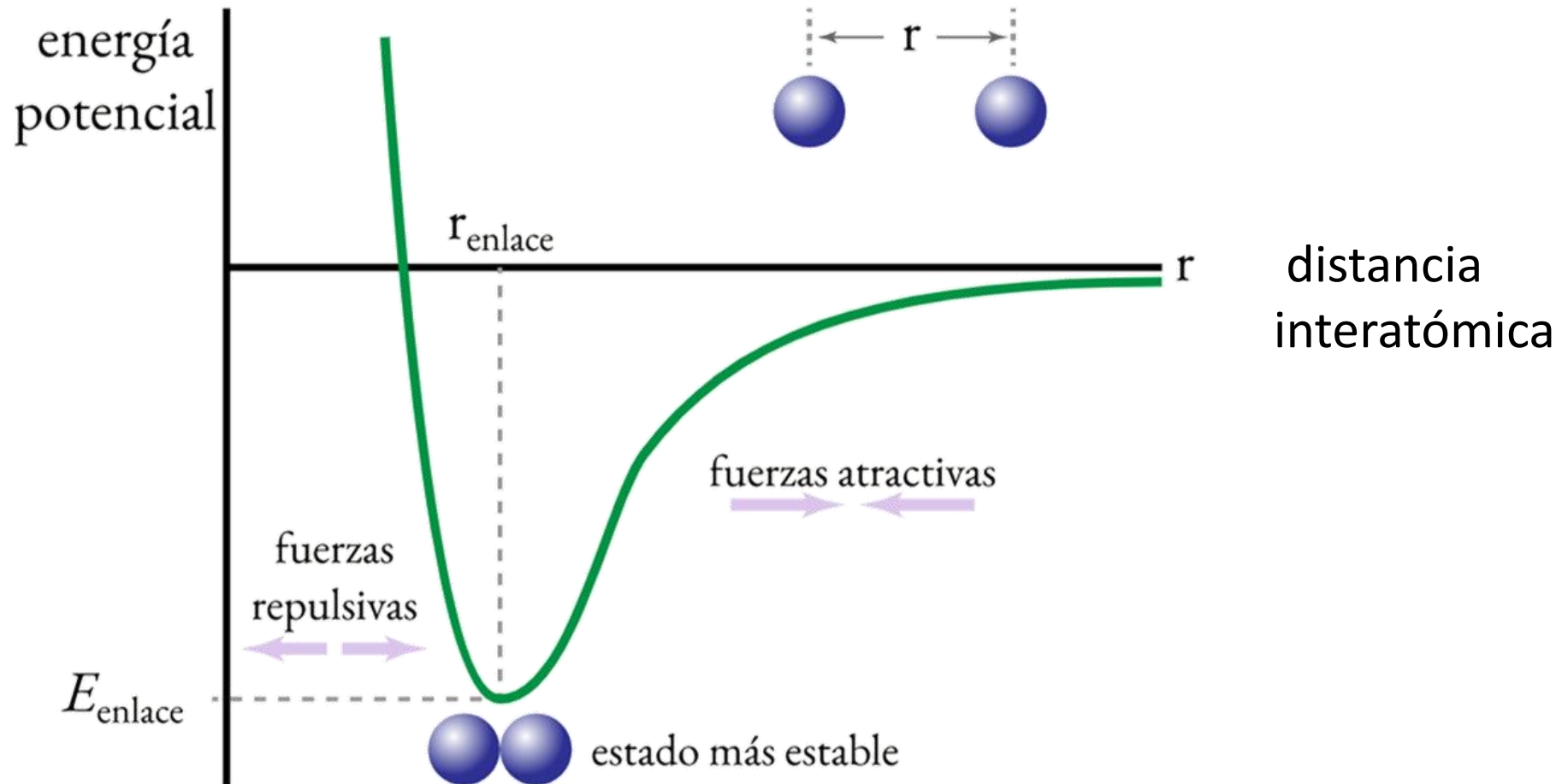
|          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 57<br>La | 58<br>Ce | 59<br>Pr | 60<br>Nd | 61<br>Pm | 62<br>Sm | 63<br>Eu | 64<br>Gd | 65<br>Tb | 66<br>Dy | 67<br>Ho | 68<br>Er | 69<br>Tm | 70<br>Yb | 71<br>Lu |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|

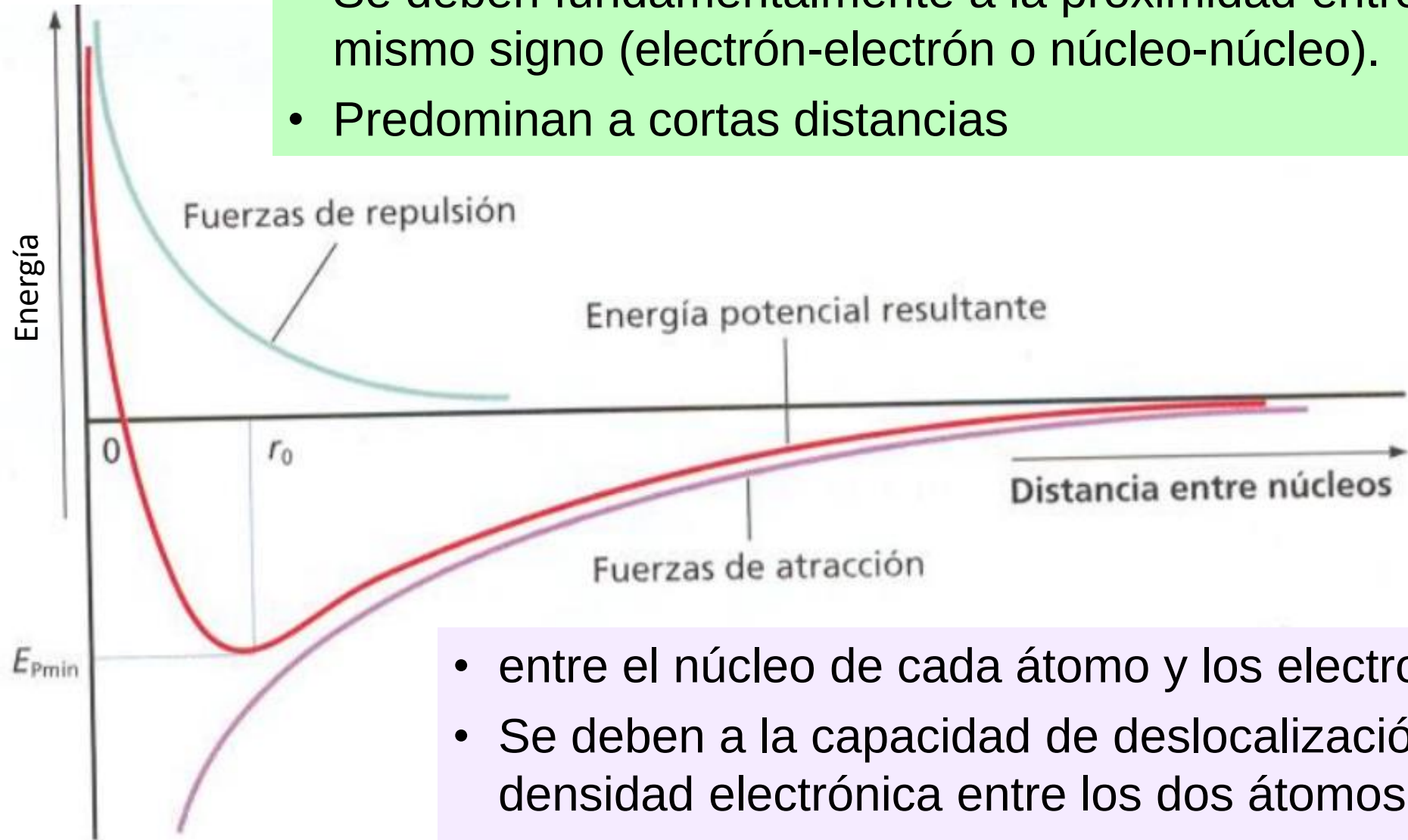
Actinides

|          |          |          |         |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |
|----------|----------|----------|---------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 89<br>Ac | 90<br>Th | 91<br>Pa | 92<br>U | 93<br>Np | 94<br>Pu | 95<br>Am | 96<br>Cm | 97<br>Bk | 98<br>Cf | 99<br>Es | 100<br>Fm | 101<br>Md | 102<br>No | 103<br>Lr |
|----------|----------|----------|---------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|

# Energía de enlace

- Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos son fundamentalmente de naturaleza **electrostática**



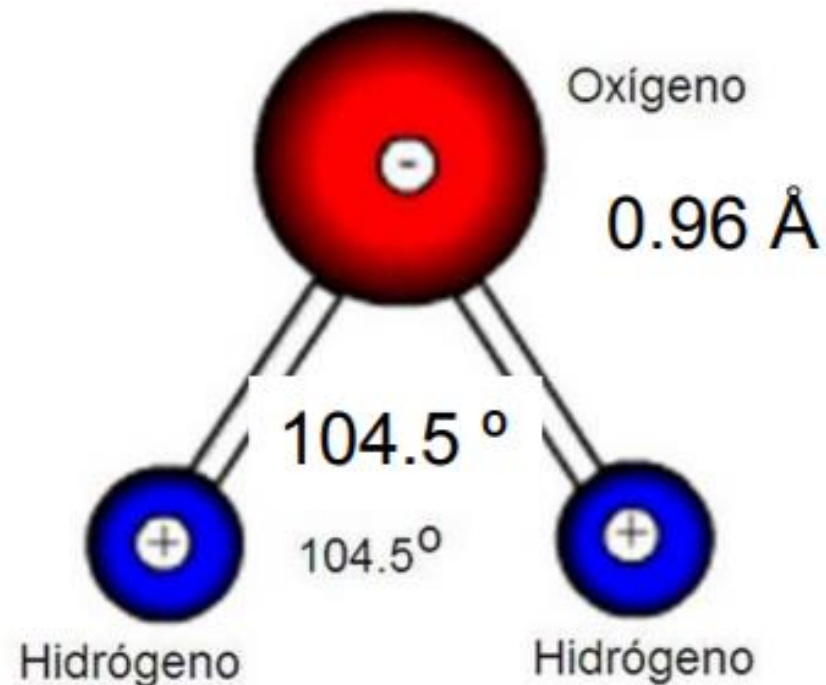


- Se deben fundamentalmente a la proximidad entre cargas del mismo signo (electrón-electrón o núcleo-núcleo).
- Predominan a cortas distancias

- entre el núcleo de cada átomo y los electrones del otro.
- Se deben a la capacidad de deslocalización de la densidad electrónica entre los dos átomos.
- Predominan a largas distancias

## Longitud y ángulo de enlace

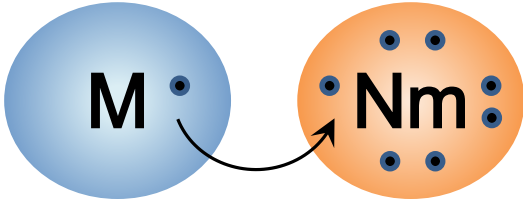
- Longitud de enlace: Valor promedio de la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace
- Ángulo de enlace: Valor promedio del ángulo definido por tres núcleos de átomos unidos consecutivamente



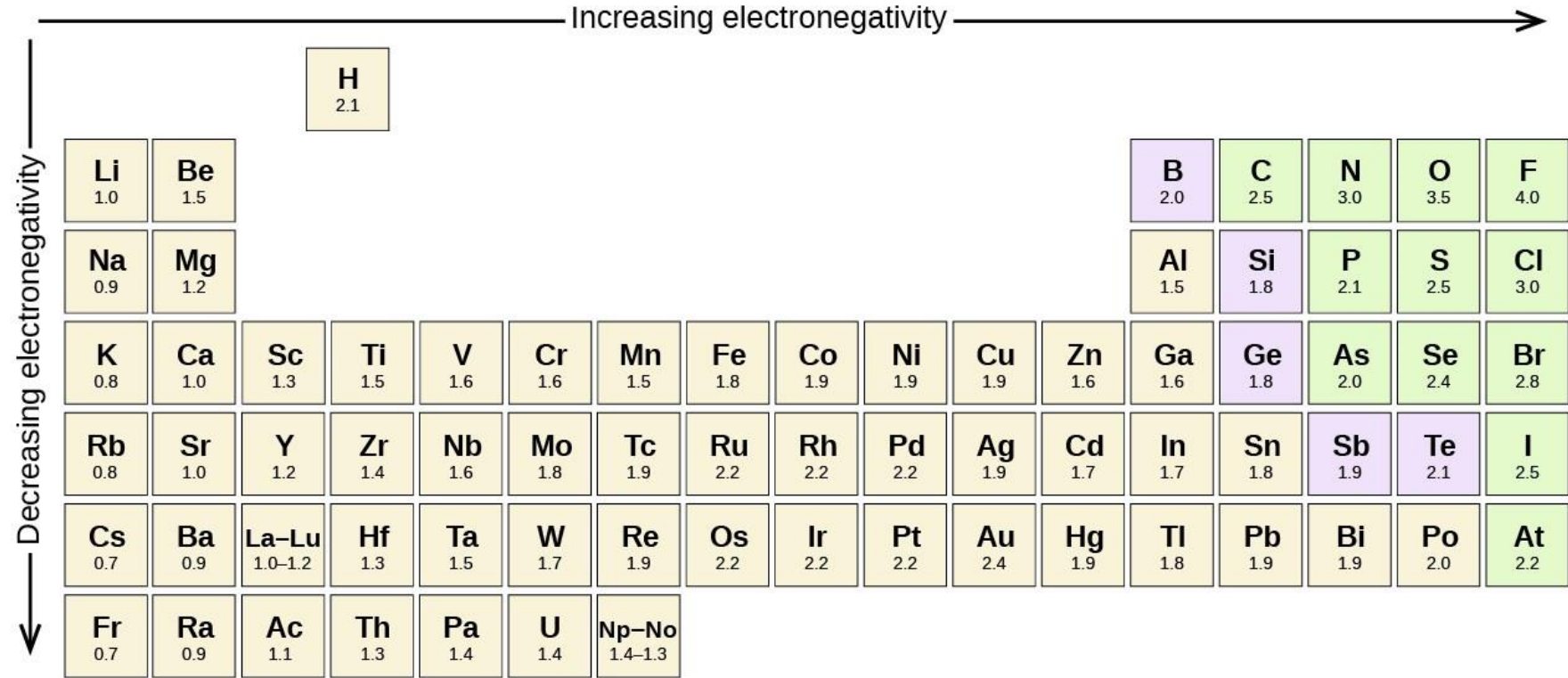
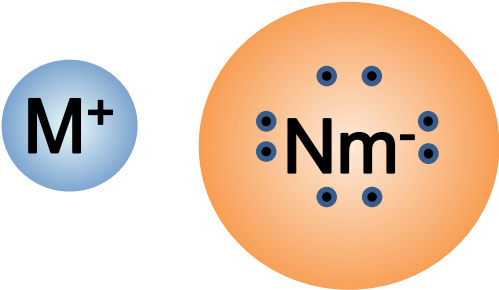
# ENLACE IÓNICO

## ENLACE IÓNICO

- **El enlace iónico se forma entre metales y no metales**



## Pérdida y ganancia de electrones



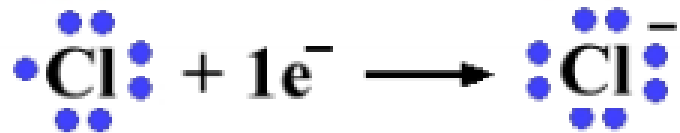
|           |           |                  |           |           |           |                  |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
|-----------|-----------|------------------|-----------|-----------|-----------|------------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|-----------|----------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
|           |           |                  |           |           |           |                  |           |           |           |           |           |           |           |           |           | H<br>2.1  |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Li<br>1.0 |           | Be<br>1.5        |           |           |           |                  |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2.0  | C<br>2.5 | N<br>3.0 | O<br>3.5  | F<br>4.0 |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Na<br>0.9 |           | Mg<br>1.2        |           |           |           |                  |           |           |           |           |           |           |           |           |           | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1 | S<br>2.5 | Cl<br>3.0 |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| K<br>0.8  | Ca<br>1.0 | Sc<br>1.3        | Ti<br>1.5 | V<br>1.6  | Cr<br>1.6 | Mn<br>1.5        | Fe<br>1.8 | Co<br>1.9 | Ni<br>1.9 | Cu<br>1.9 | Zn<br>1.6 | Ga<br>1.6 | Ge<br>1.8 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Rb<br>0.8 | Sr<br>1.0 | Y<br>1.2         | Zr<br>1.4 | Nb<br>1.6 | Mo<br>1.8 | Tc<br>1.9        | Ru<br>2.2 | Rh<br>2.2 | Pd<br>2.2 | Ag<br>1.9 | Cd<br>1.7 | In<br>1.7 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.5  |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Cs<br>0.7 | Ba<br>0.9 | La–Lu<br>1.0–1.2 | Hf<br>1.3 | Ta<br>1.5 | W<br>1.7  | Re<br>1.9        | Os<br>2.2 | Ir<br>2.2 | Pt<br>2.2 | Au<br>2.4 | Hg<br>1.9 | Tl<br>1.8 | Pb<br>1.9 | Bi<br>1.9 | Po<br>2.0 | At<br>2.2 |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Fr<br>0.7 | Ra<br>0.9 | Ac<br>1.1        | Th<br>1.3 | Pa<br>1.4 | U<br>1.4  | Np–No<br>1.4–1.3 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |          |          |           |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

# ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se produce por la atracción electrostática entre un CATIÓN y un ANIÓN.

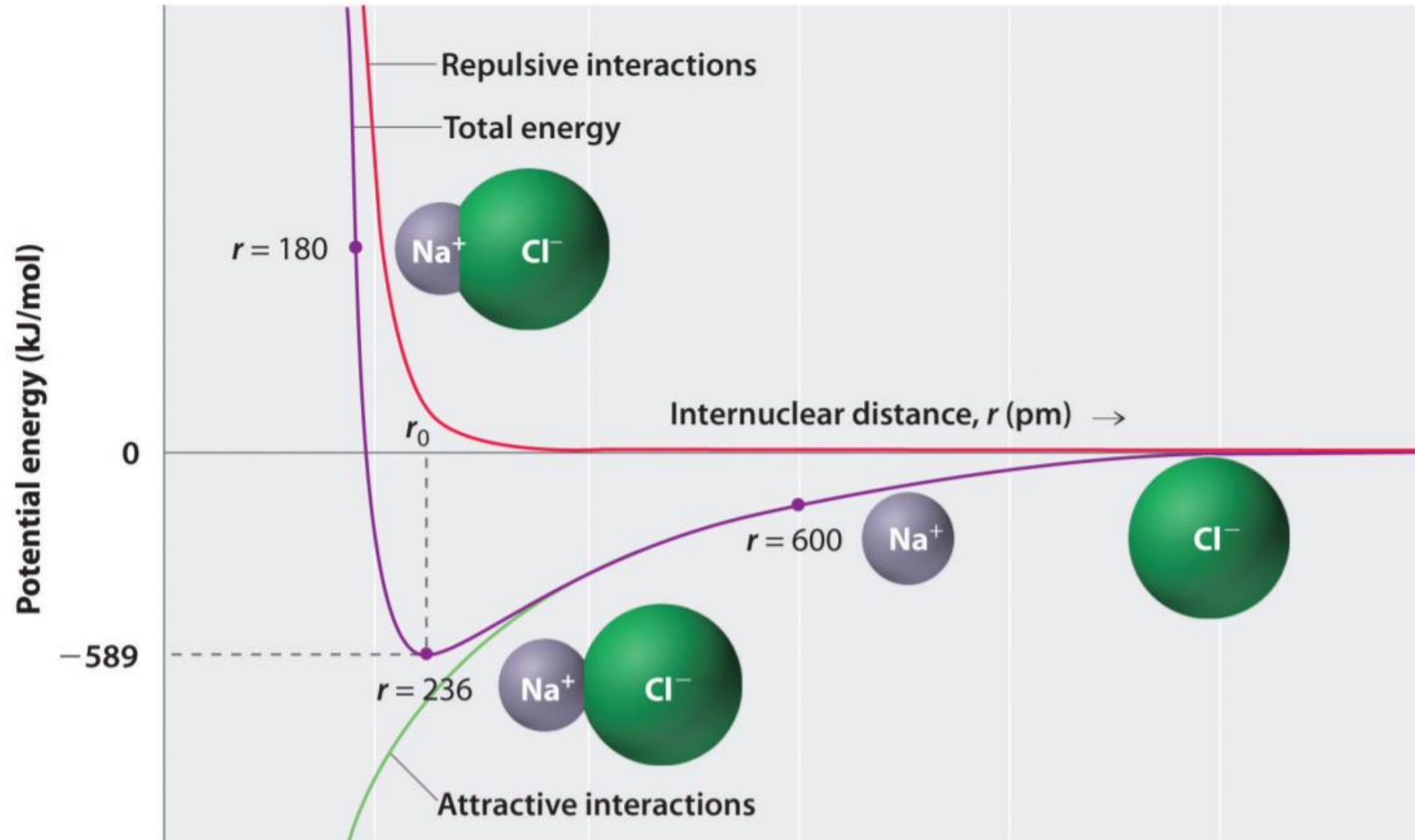
La tendencia a adquirir la configuración de capa de valencia del gas noble más cercano se satisface de forma diferente dependiendo del tipo de elemento:

- **Pérdida de electrones:** elementos con carácter metálico y baja energía de ionización. Tienden a formar cationes.
- **Ganancia de electrones:** elementos con carácter no metálico y alta afinidad electrónica. Tienden a formar aniones.

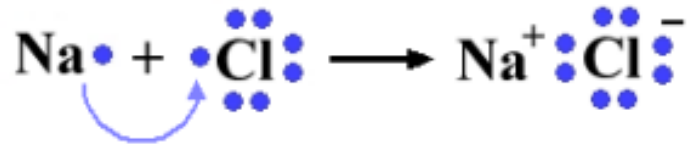
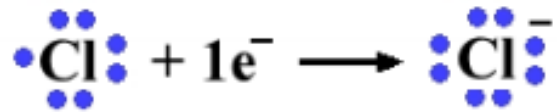
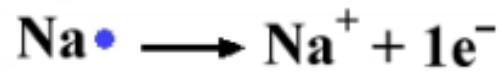


# ENLACE IÓNICO

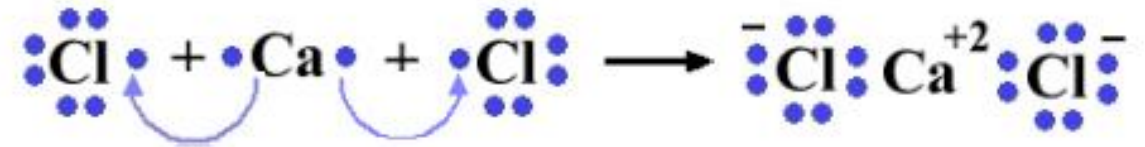
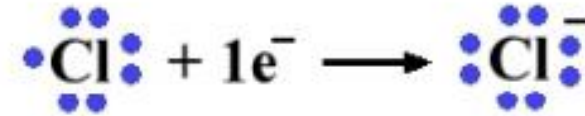
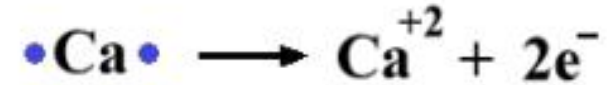
$$F \propto \frac{q_1 q_2}{r^2}$$



# ENLACE IÓNICO



NaCl

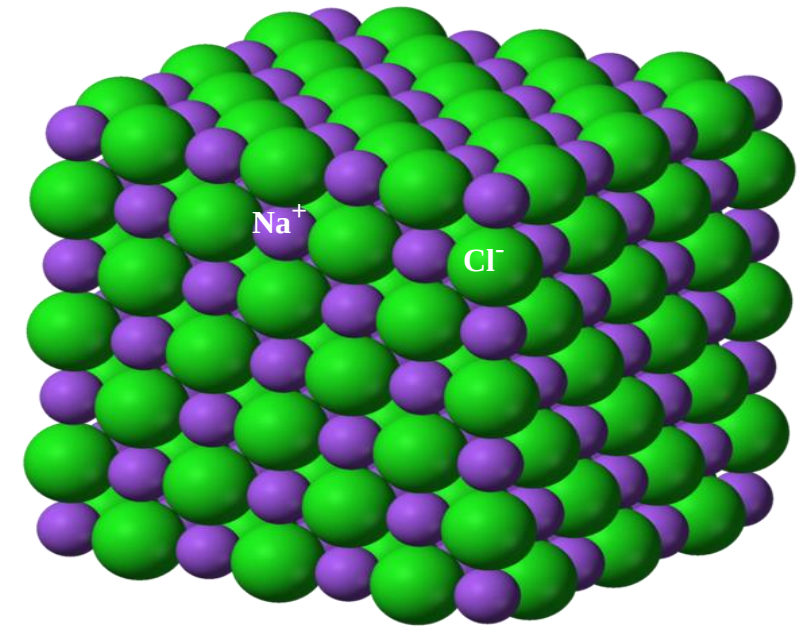


CaCl<sub>2</sub>

Se completa la capa de valencia (últimos niveles de energía), adquiriendo una configuración electrónica muy estable (semejante a la del gas noble más cercano).

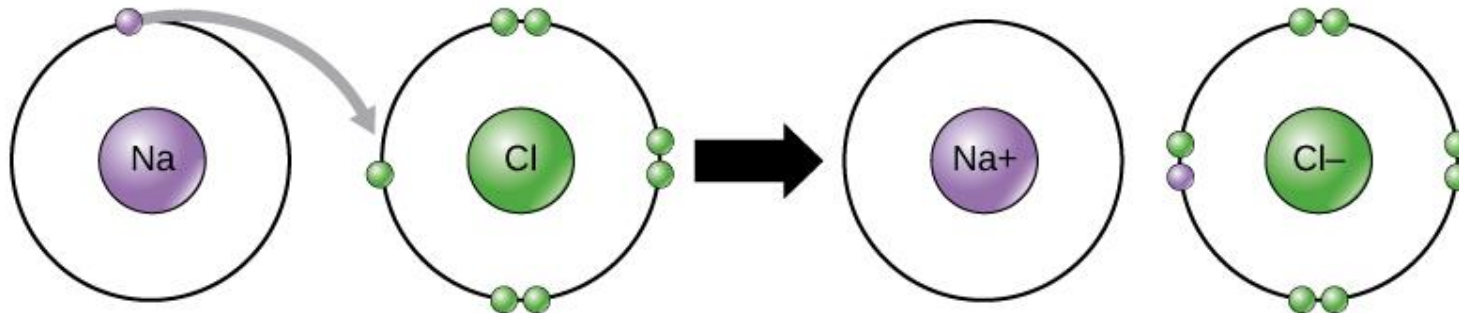
# ENLACE IÓNICO

- Los iones en los compuestos iónicos se ordenan regularmente en el espacio de la manera más compacta posible formando **redes cristalinas**.
- Cada ión se rodea de iones de signo contrario dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.

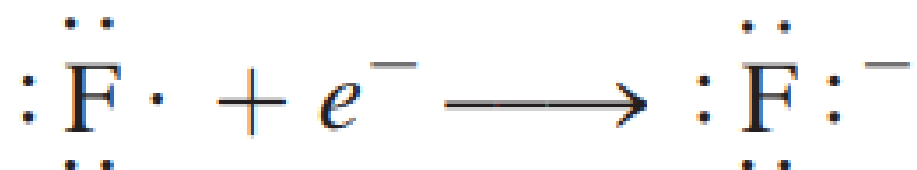
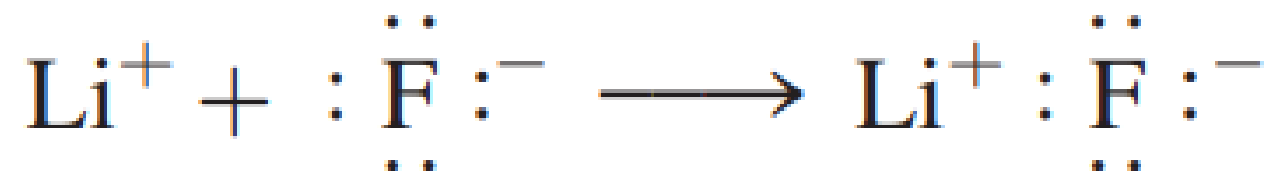
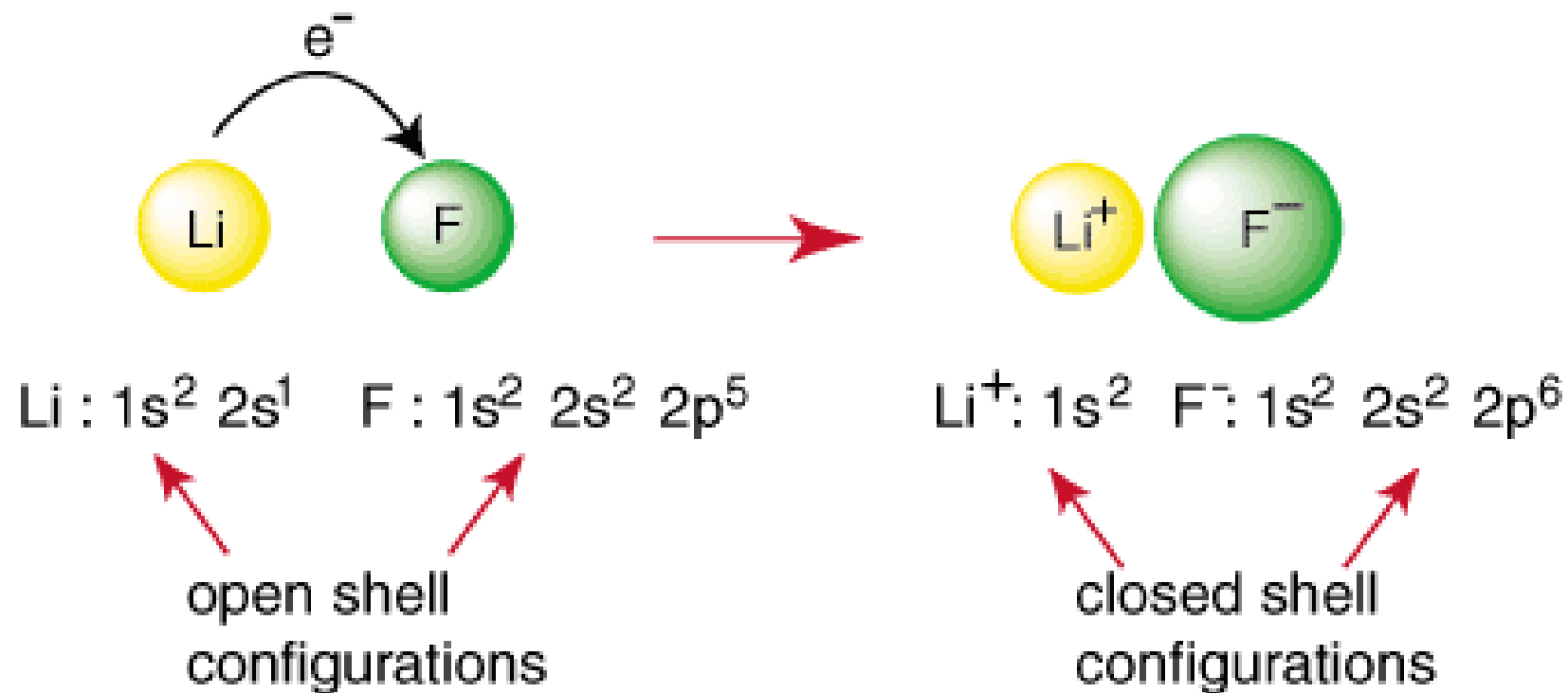


Cl<sup>-</sup>

Na<sup>+</sup>



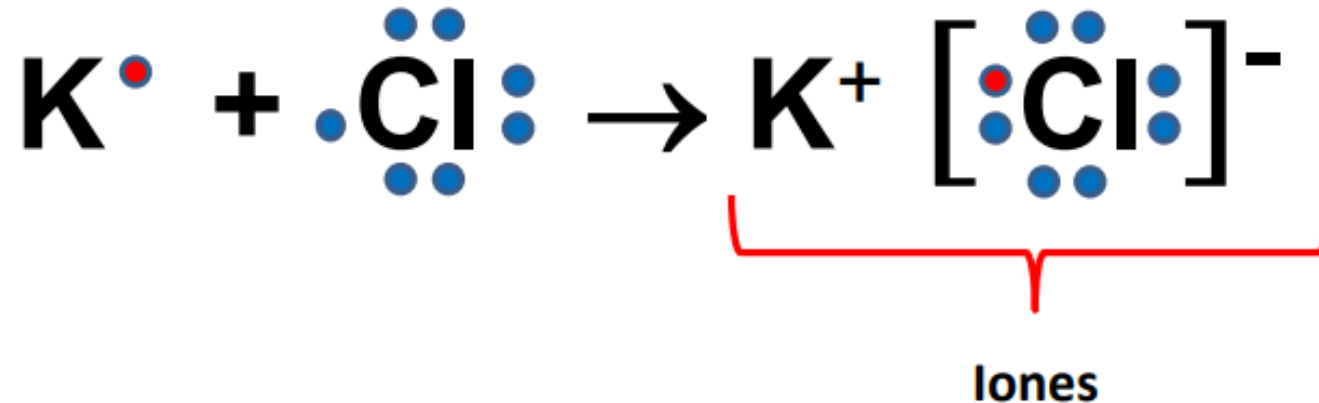
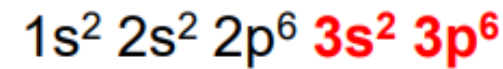
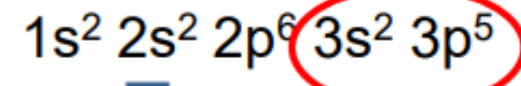
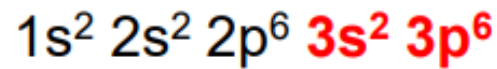
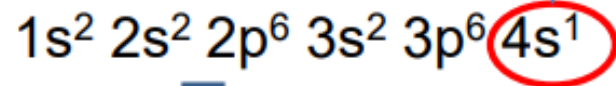
# ENLACE IÓNICO



# ENLACE IÓNICO

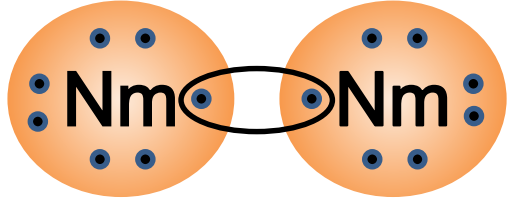
Ejemplo: formación de cloruro de potasio  
POTASIO (K), Z = 19 (metal)

COLORO (Cl), Z=17 (no metal)

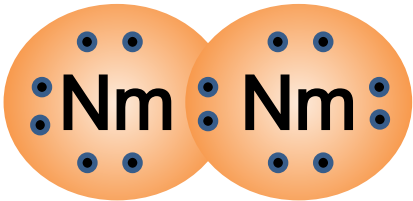


# ENLACE COVALENTE

# ENLACE COVALENTE



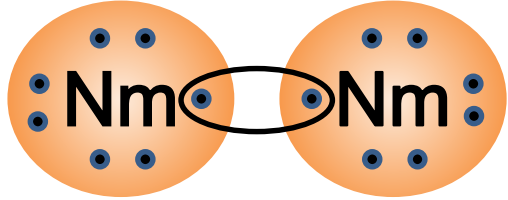
Compartición  
de electrones



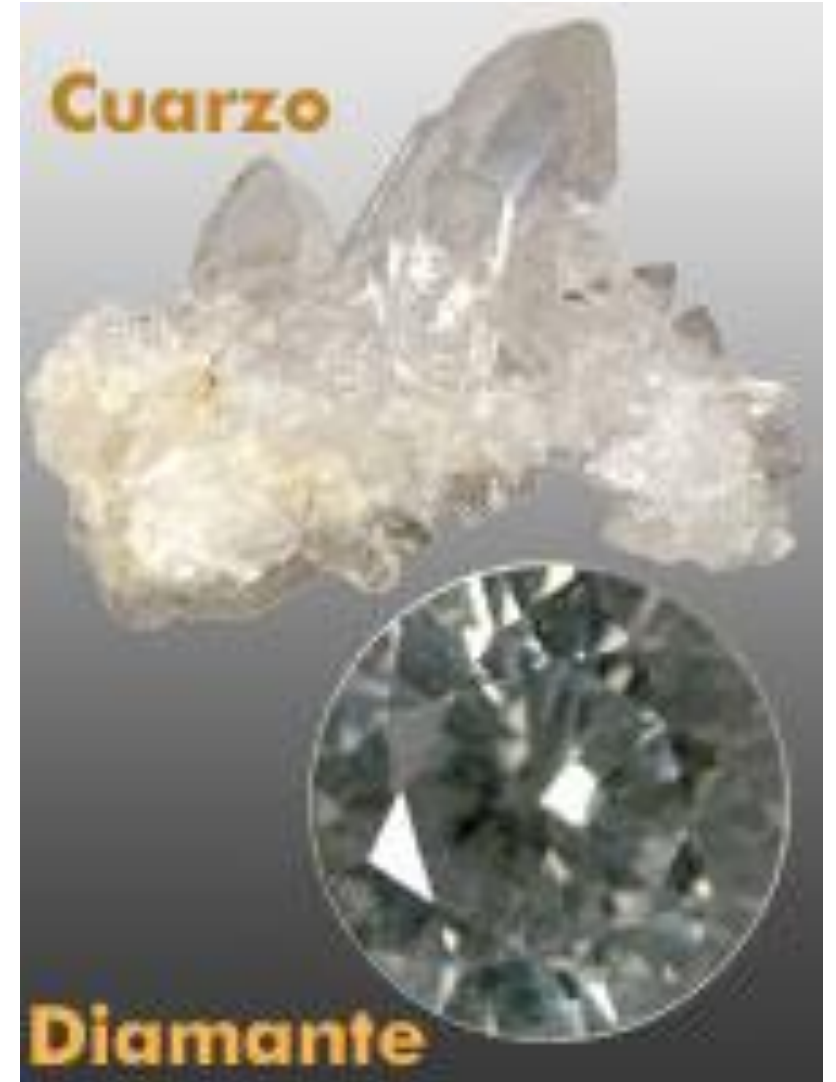
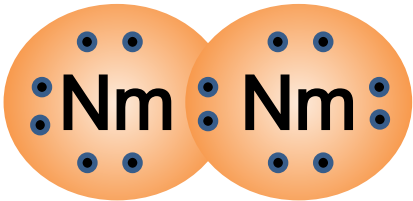
- Se da entre elementos de electronegatividades similares (no metales)
- Se cumple la regla del octeto compartiendo electrones.
- Los electrones compartidos son comunes a los átomos, y los mantienen unidos de manera que todos ellos adquieren una estructura electrónica estable de gas noble.

# ENLACE COVALENTE

- Se forman moléculas o cristales covalentes.



Compartición  
de electrones



## ENLACE COVALENTE

- Moléculas diatómicas y poliatómicas de elementos:



Hydrogen  
(H<sub>2</sub>)



Nitrogen  
(N<sub>2</sub>)



Oxygen  
(O<sub>2</sub>)



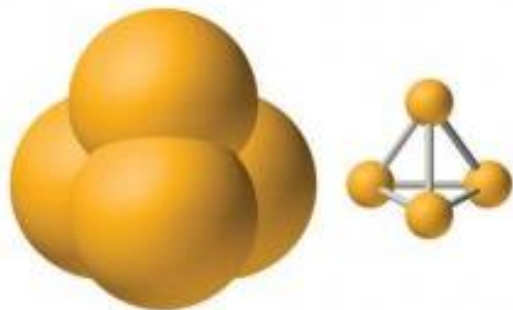
Fluorine  
(F<sub>2</sub>)

Chlorine  
(Cl<sub>2</sub>)

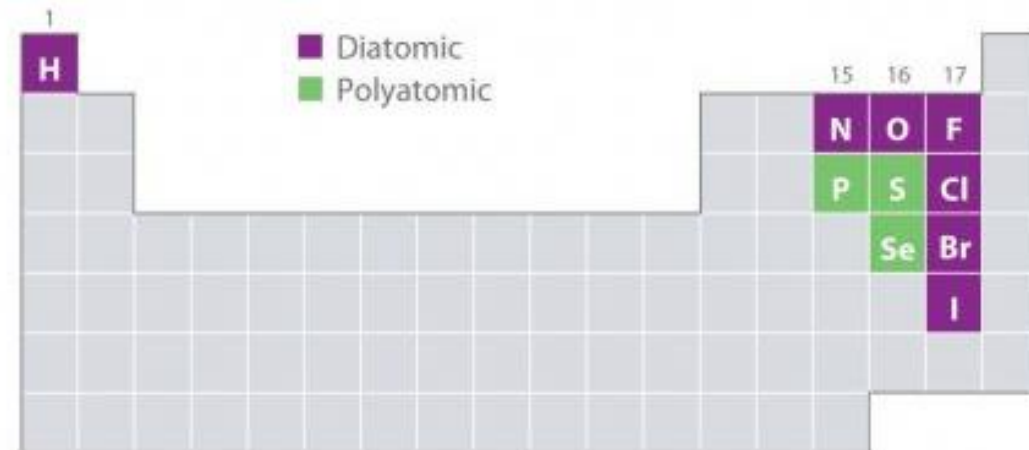
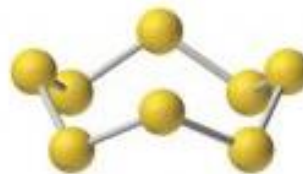
Bromine  
(Br<sub>2</sub>)



Iodine  
(I<sub>2</sub>)

Phosphorus  
(P<sub>4</sub>)

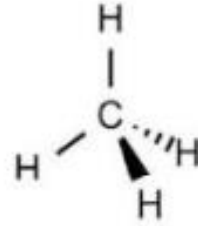
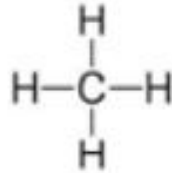
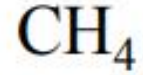
Sulfur  
(S<sub>8</sub>)



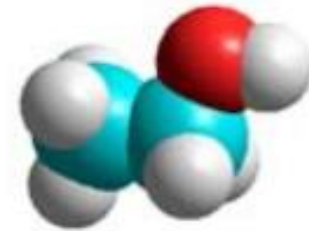
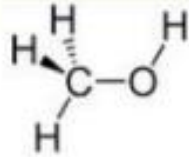
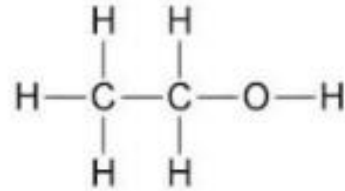
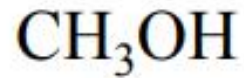
# ENLACE COVALENTE

- Moléculas poliatómicas de compuestos:

Metano

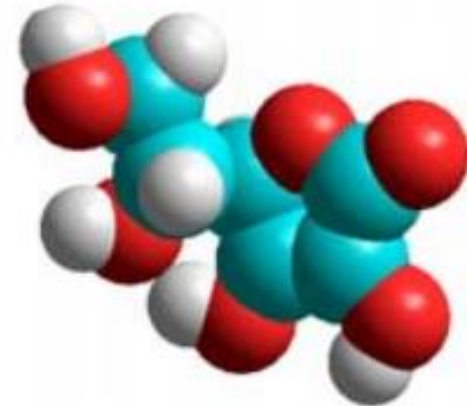
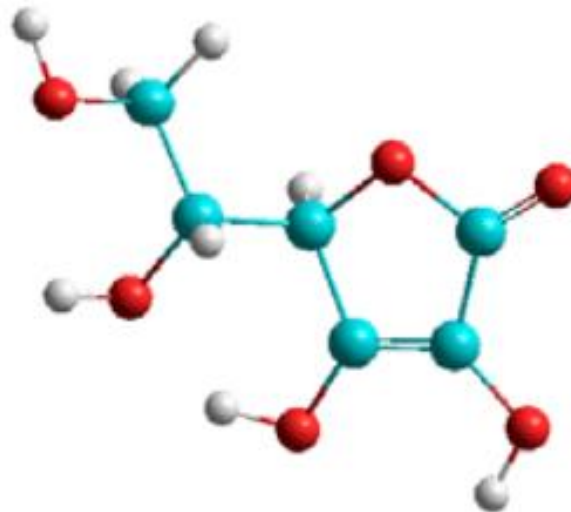
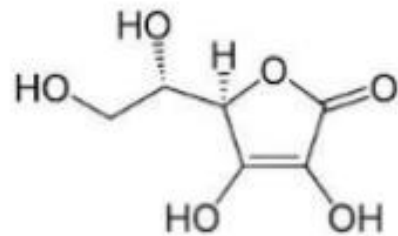
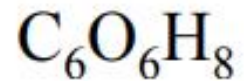


Etanol



Ácido ascórbico

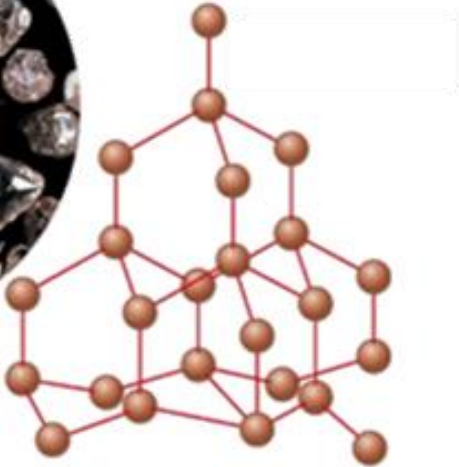
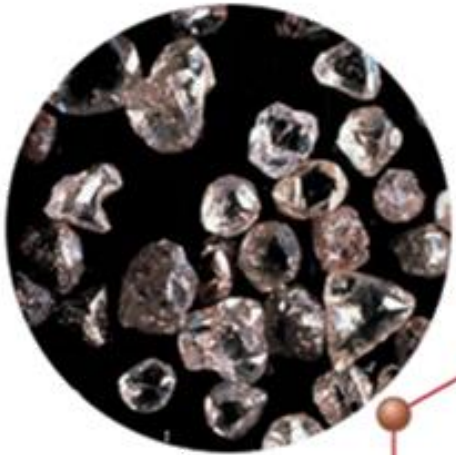
(Vitamina C)



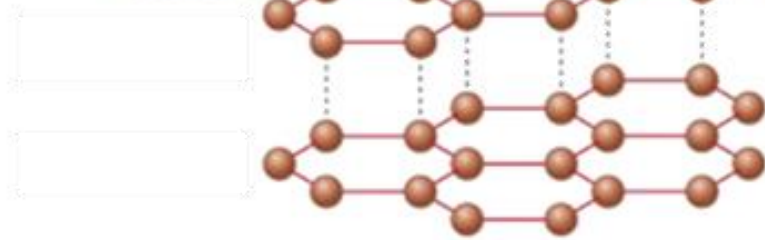
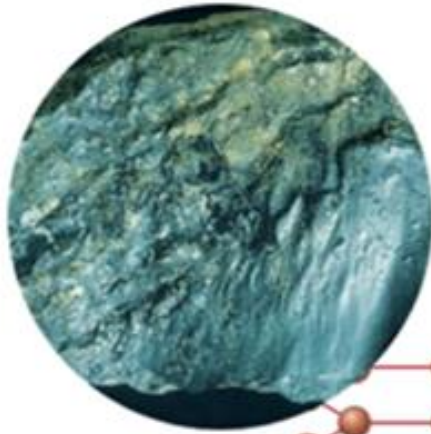
# ENLACE COVALENTE

- Sólidos covalentes

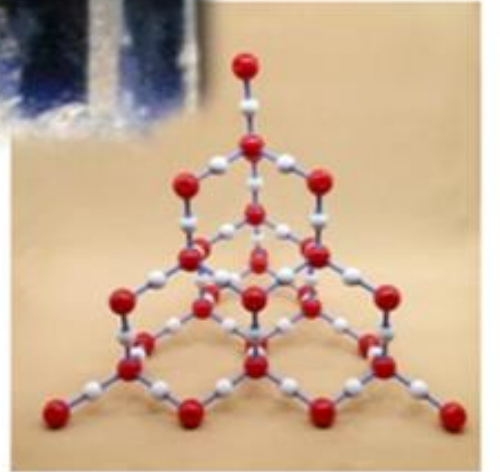
✓ Algunas sustancias covalentes forman **cristales** (diamante, grafito, sílice).



*diamante*

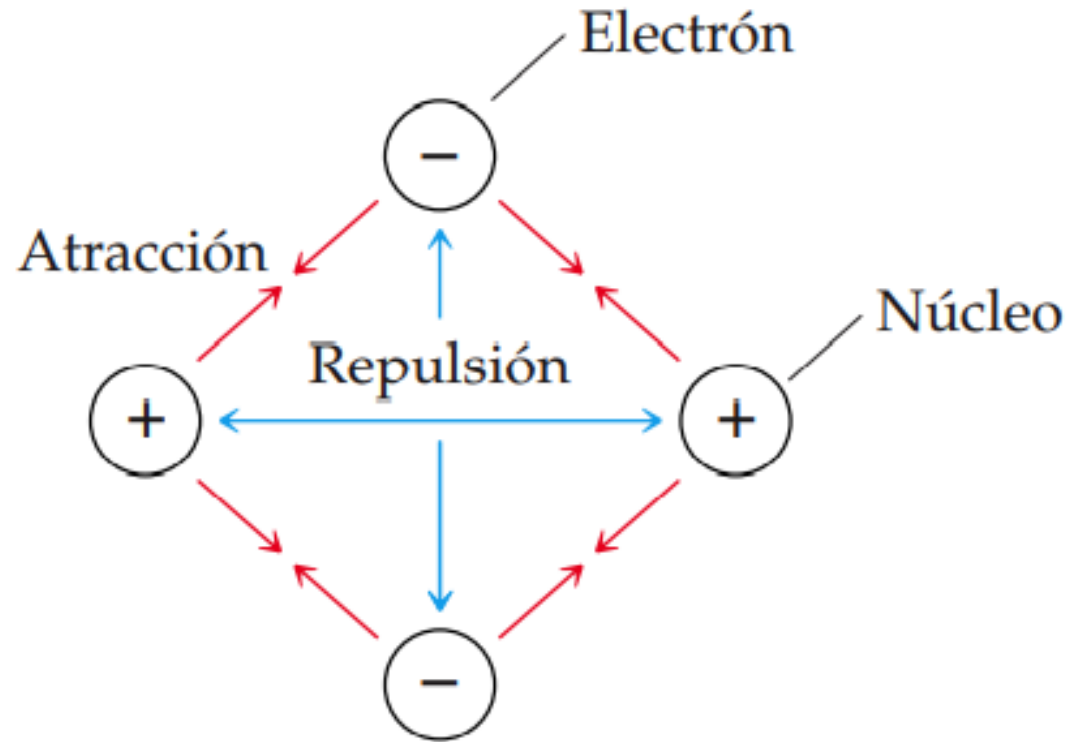


*grafito*



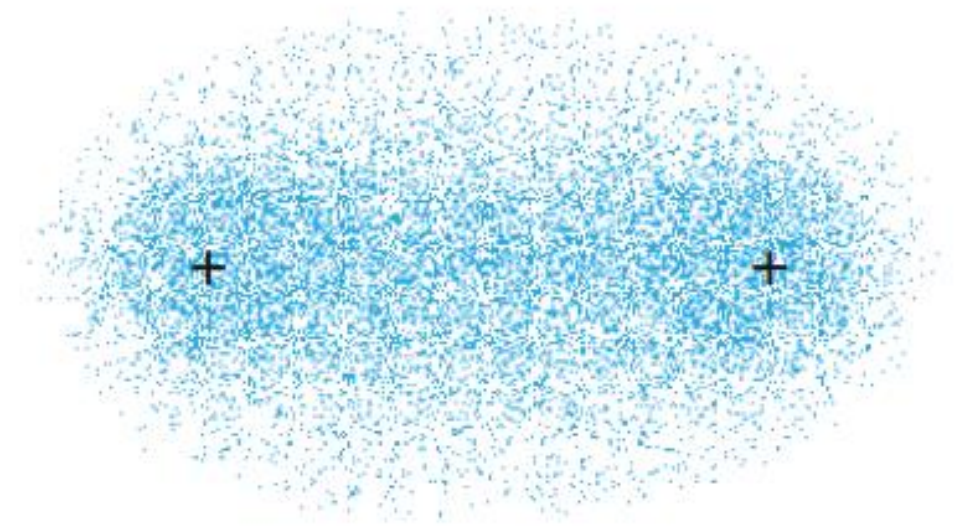
*sílice*

# ENLACE COVALENTE



Atracciones y repulsiones entre los electrones y los núcleos en la molécula de hidrógeno.

molécula de  $H_2$



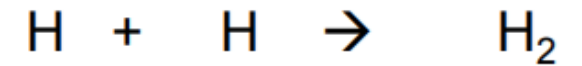
Distribución electrónica en la molécula de  $H_2$ .

La concentración de densidad de electrones entre los núcleos da pie a una fuerza neta de atracción que constituye el enlace covalente que mantiene unida a la molécula.

# ENLACE COVALENTE

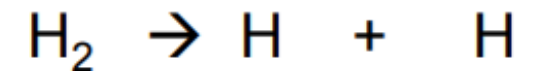
- Formación del enlace covalente en la molécula de  $H_2$

$$E_{\text{enlace}} = 435 \text{ kJ/mol}$$



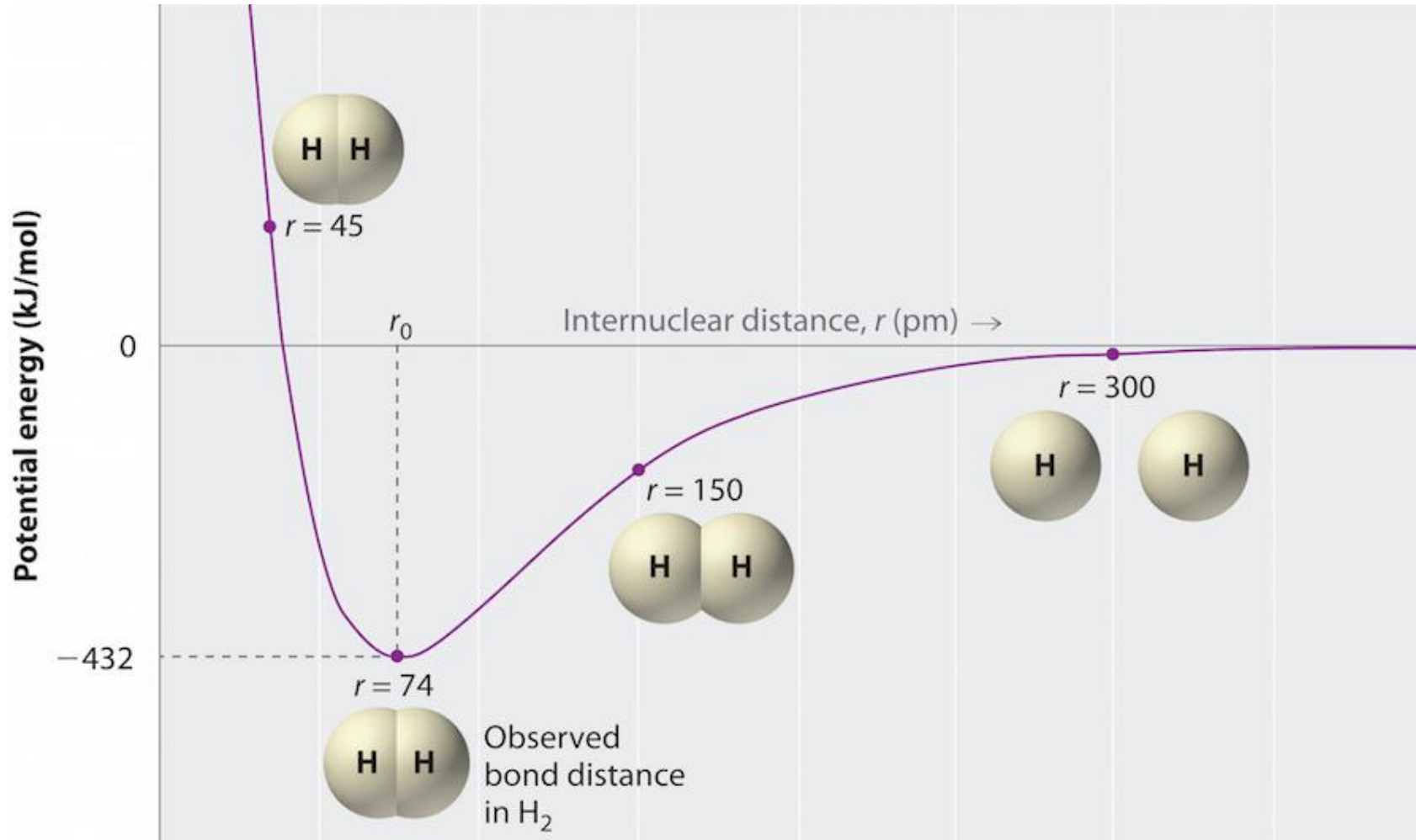
$$\Delta E = -435 \text{ KJ/mol}$$

Energía que se desprende cuando se forma un enlace



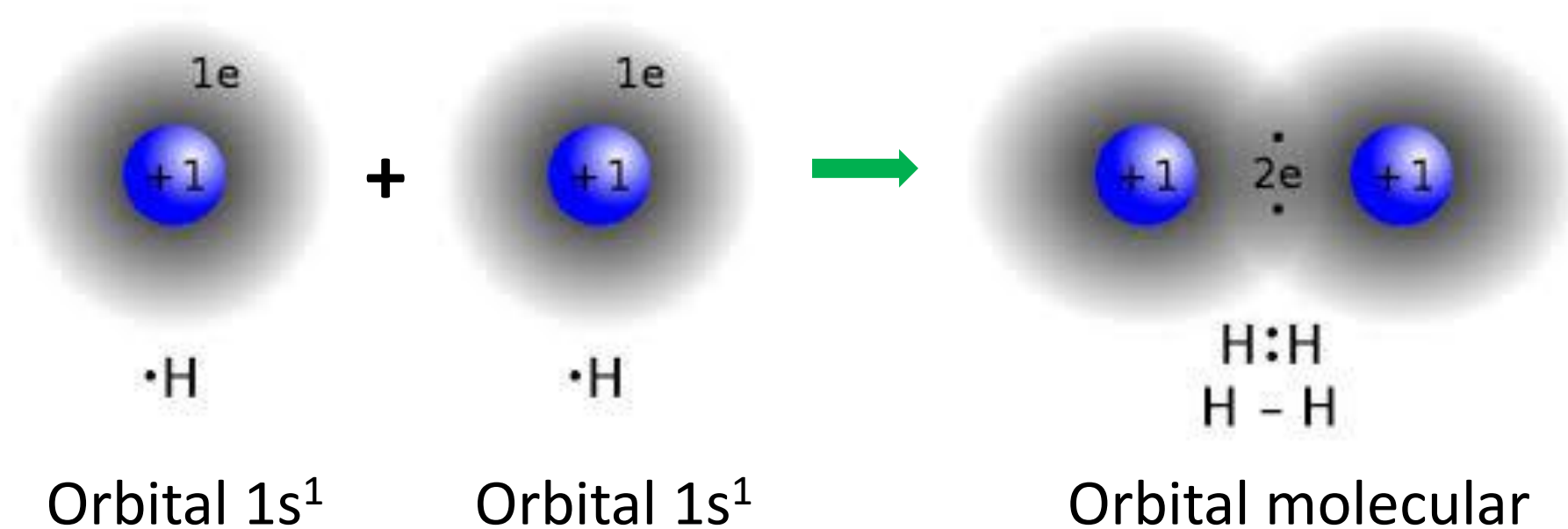
$$\Delta E = 435 \text{ KJ/mol}$$

Energía necesaria para romper un enlace



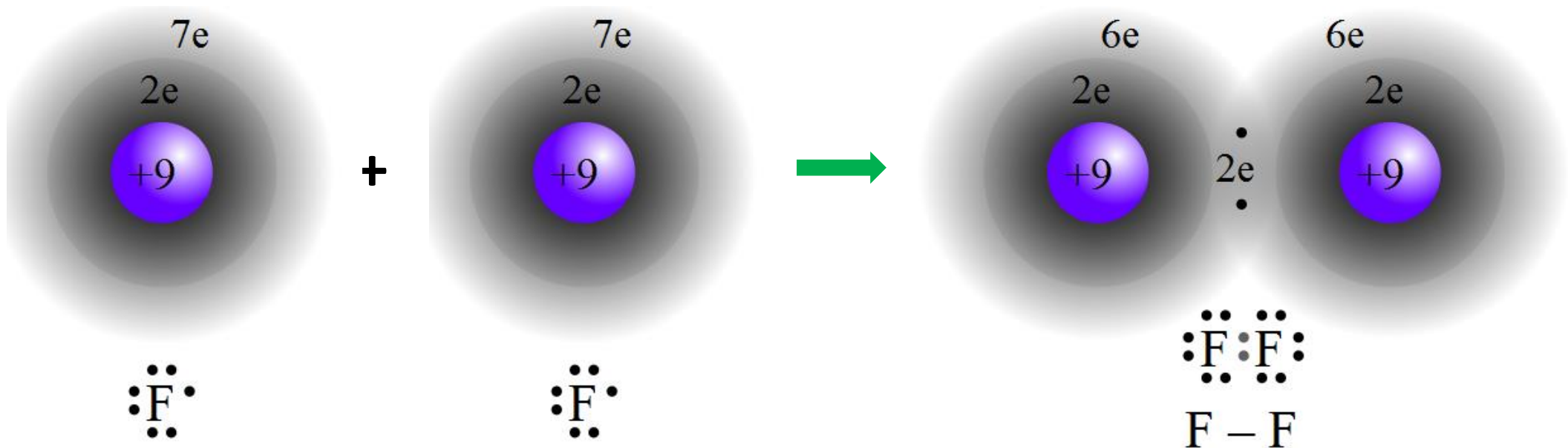
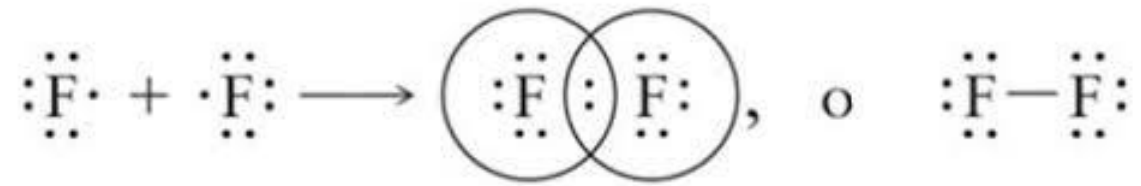
# ENLACE COVALENTE

- Podemos representar la formación de enlaces covalentes utilizando símbolos de Lewis para mostrar los átomos constituyentes.
- Se comparten pares de electrones entre los átomos enlazados.

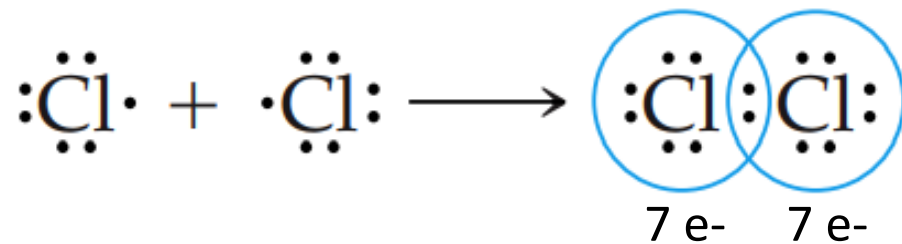


# ENLACE COVALENTE

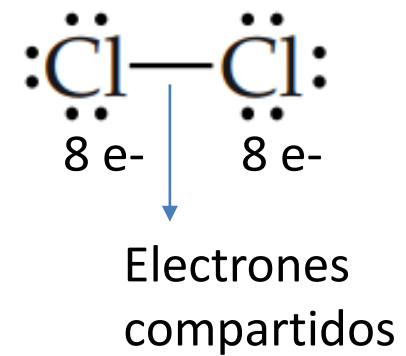
- Podemos representar la formación de enlaces covalentes utilizando símbolos de Lewis para mostrar los átomos constituyentes.
- Se comparten pares de electrones entre los átomos enlazados.



# ENLACE COVALENTE



Estructuras de Lewis



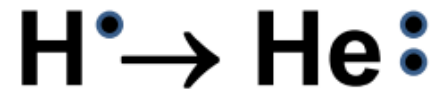
# ENLACE COVALENTE

**Ejemplo:** formación de Sulfuro de Hidrógeno  $\text{H}_2\text{S}$

H ( $Z = 1$ )  $1s^1$

tiende a la estructura

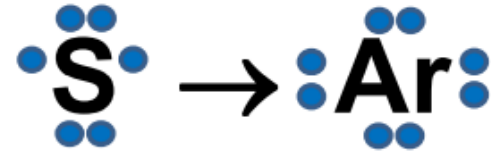
electrónica del He ( $Z = 2$ )



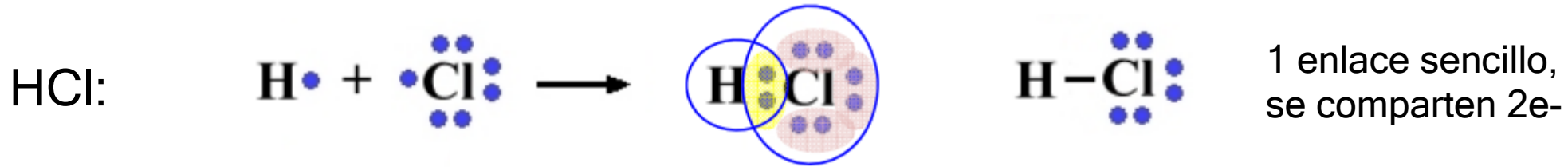
S ( $Z = 16$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

tiende a la estructura

electrónica del Ar ( $Z = 18$ )

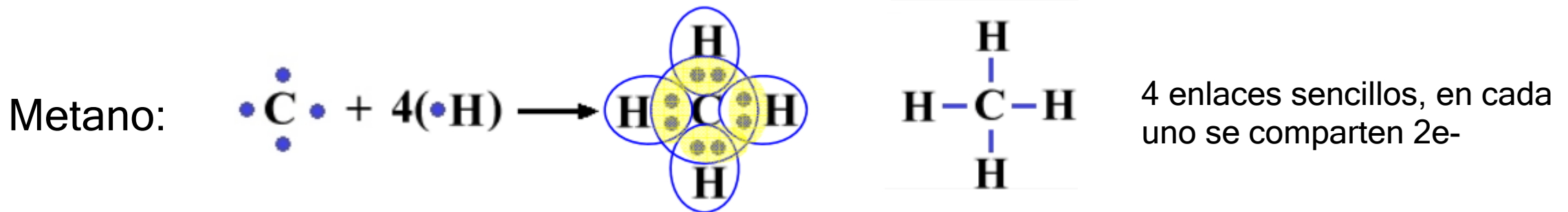
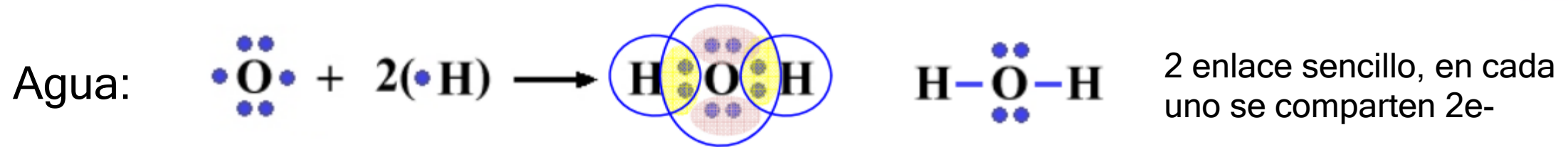


## ENLACE COVALENTE



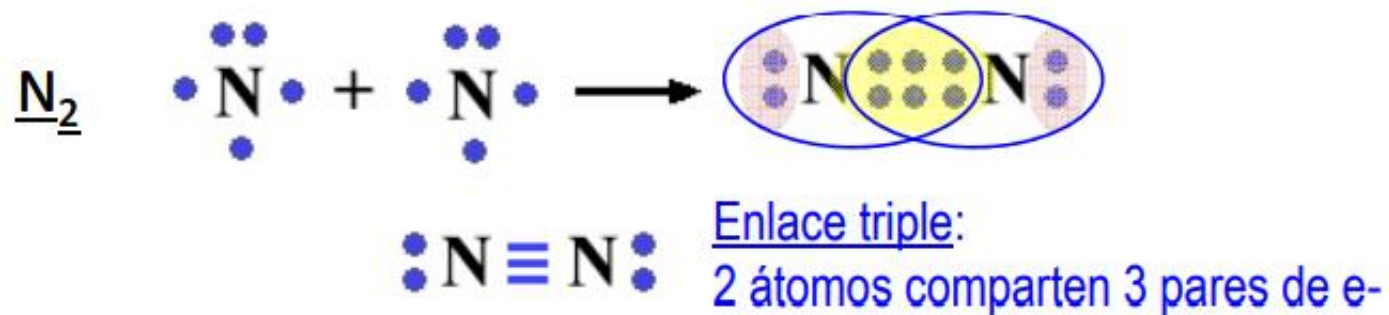
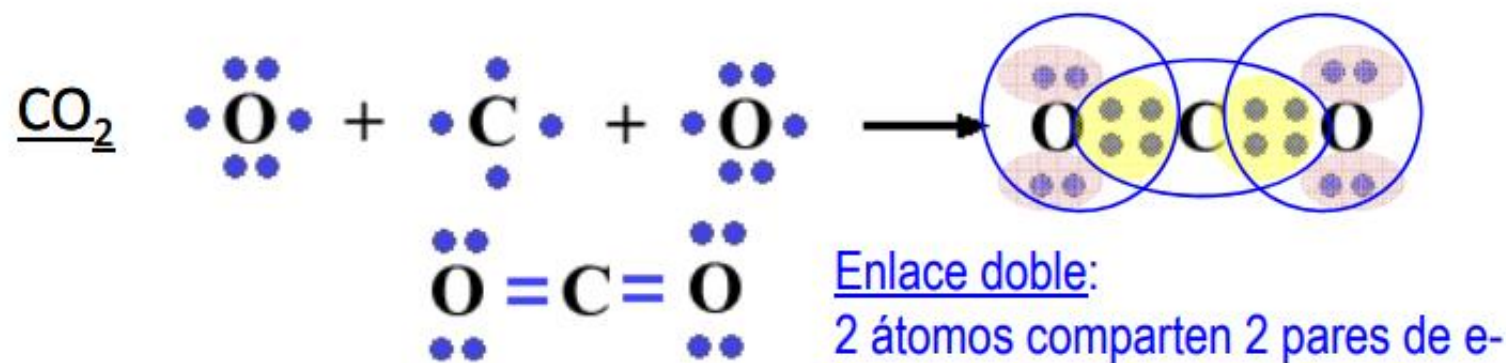
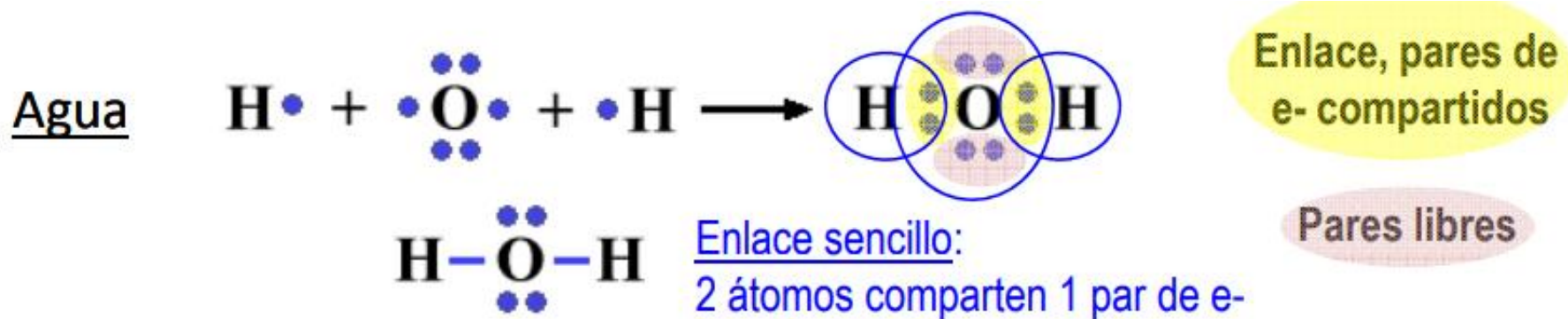
Enlace, pares de e- compartidos

## Pares libres



# ENLACE COVALENTE

## Enlaces covalentes dobles y triples



# ENLACE METÁLICO

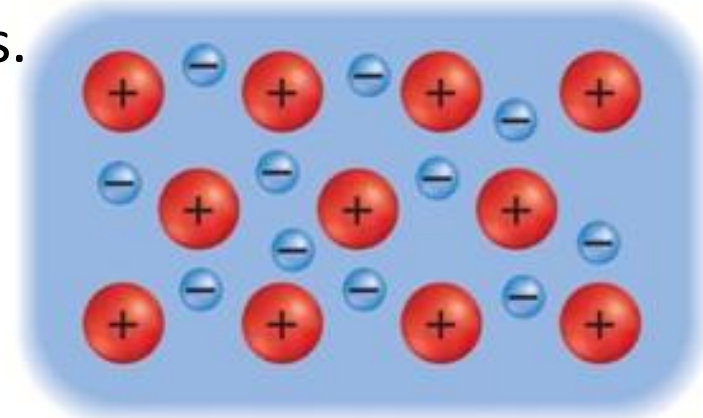
# ENLACE METÁLICO

El enlace metálico se produce entre átomos de elementos metálicos.

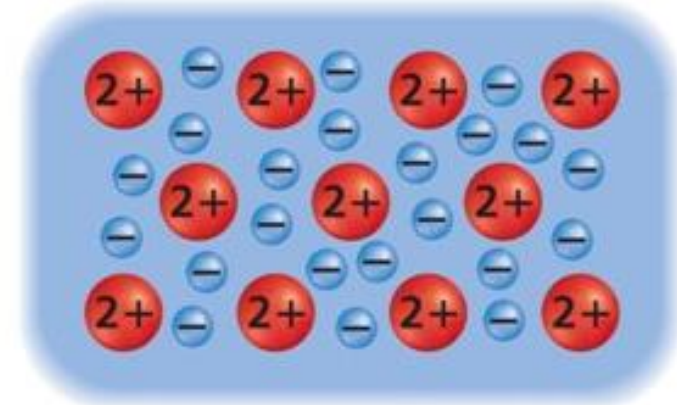
Modelo de la **“nube de electrones”**

- Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa (1, 2 ó 3). Estos átomos pierden fácilmente esos electrones de valencia y se convierten en iones positivos ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ) tratando de alcanzar la estructura estable del gas noble más próximo.
- Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red de iones.
- De este modo, todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.

Group 1A Metal Atoms



Group 2A Metal Atoms



RED DE CATIONES que  
comparte una NUBE DE  
ELECTRONES

Todo proceso natural tiende a conseguir un estado de **mínima energía**

