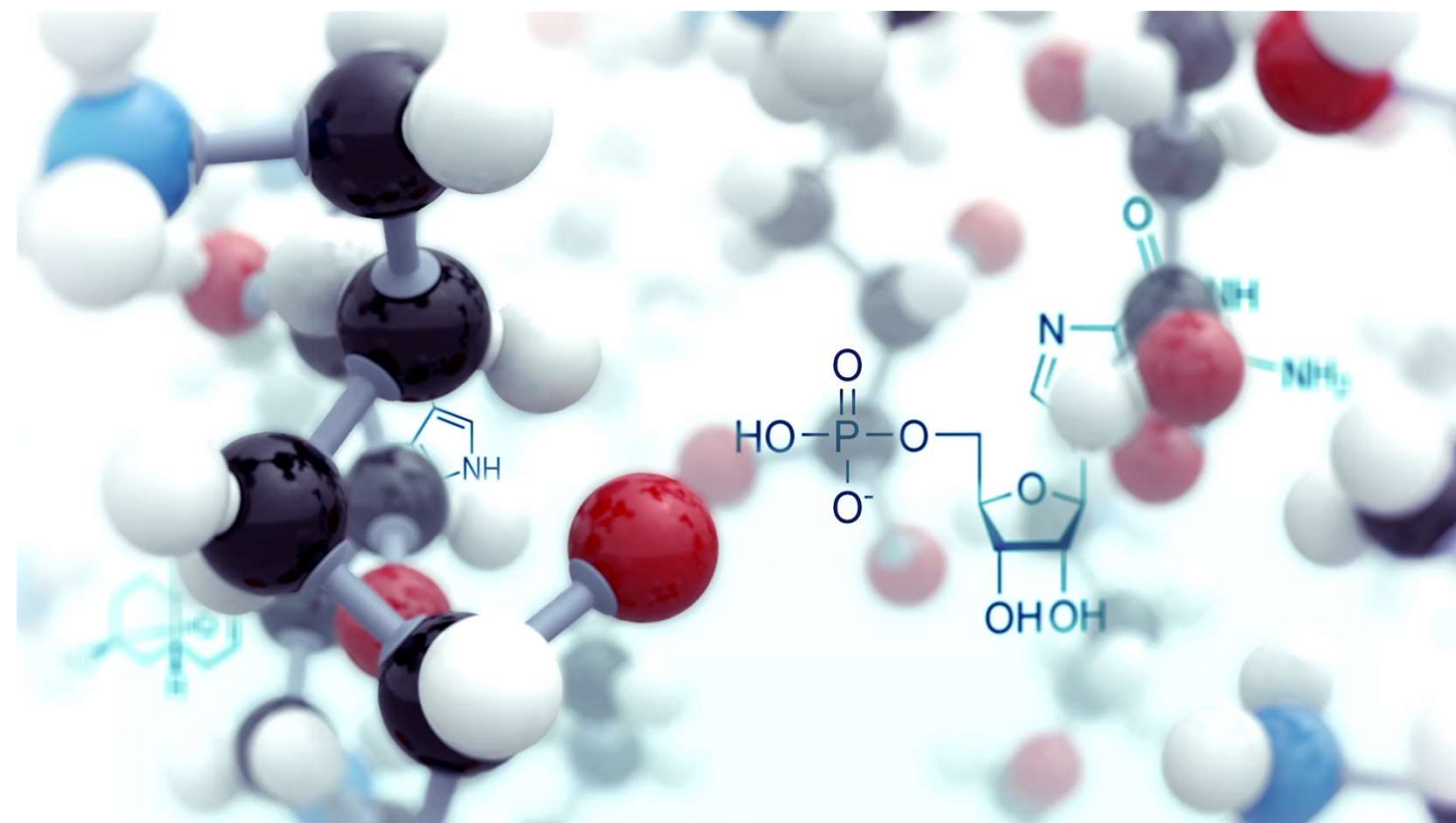


ENLACES QUÍMICOS

Ing. Yanina Fernández



Introducción

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**.



Combinación entre átomos o grupo de átomos



Configuración más estable

Las combinaciones son llamadas
ENLACES QUÍMICOS



Fuerzas que mantienen
unidos a los átomos o grupos
de átomos

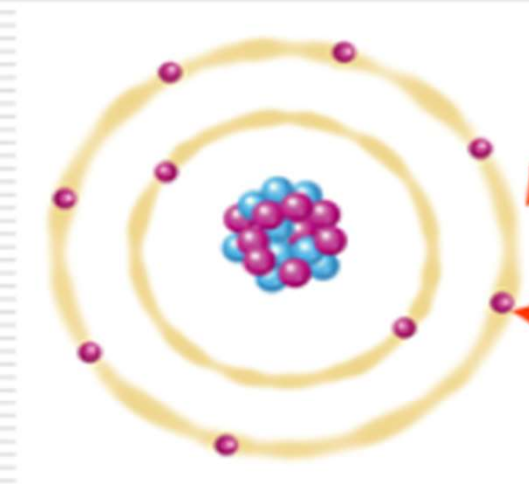
Cuando los átomos interactúan formando enlaces químicos
SÓLO ENTRAN EN CONTACTO
LAS **REGIONES MÁS EXTERNAS**

Electrones de valencia: se encuentran en la capa de mayor nivel de energía del átomo, siendo estos los responsables de la interacción entre átomos de distintas especies o entre los átomos de una misma.

Esta combinación implica la redistribución de electrones EXTERNOS para alcanzar la CONFIGURACIÓN ESTABLE

8
ELECTRONES

Capa de valencia y electrones de valencia



CAPA DE VALENCIA: Corresponde al último nivel, en este caso nivel 2, que contiene 7 electrones

ELECTRONES DE VALENCIA: Son los electrones de la capa de valencia en este caso 7

Los electrones de valencia son los únicos electrones involucrados en los enlace químicos

Símbolo de puntos de Lewis

Un símbolo de puntos de Lewis consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia de un átomo del elemento.

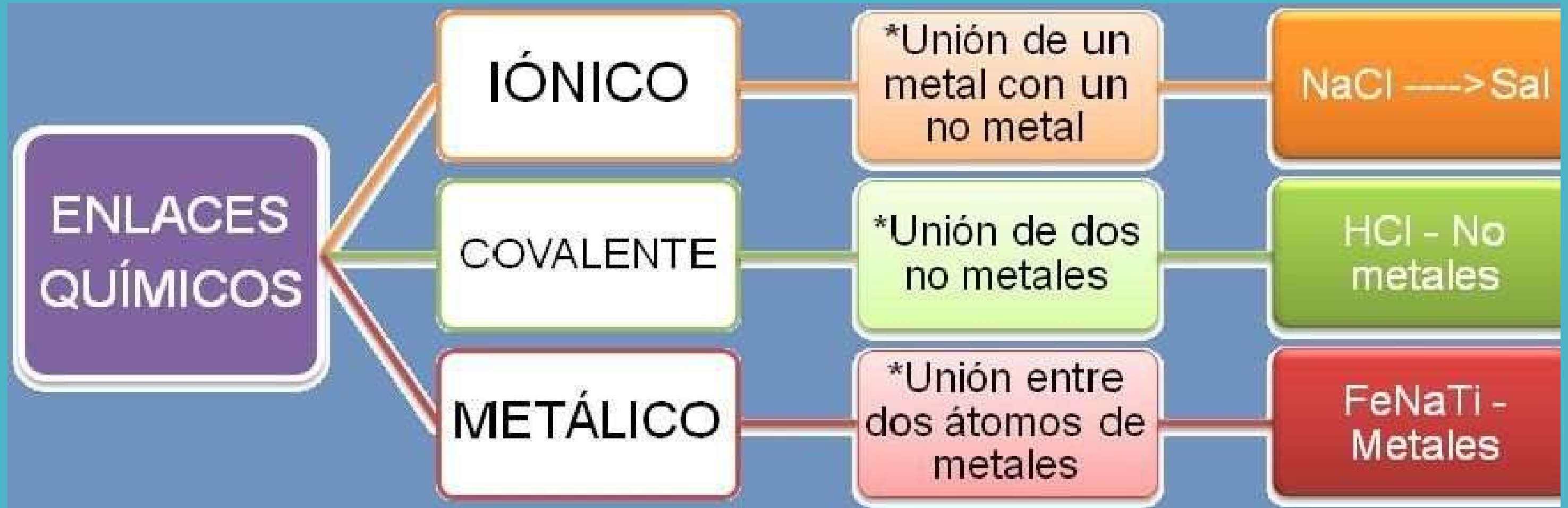
1 1A																	18 8A	
•H	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	He:
•Li	•Be•												•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•	
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•	
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•	
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•	
•Fr	•Ra•																	

A excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento. Por ejemplo, el Li es un elemento del grupo **1A** y tiene un punto para un electrón de valencia; el Be es un elemento del grupo **2A** y tiene dos electrones de valencia (dos puntos), y así sucesivamente.

Los elementos de un mismo grupo poseen configuraciones electrónicas externas similares y, en consecuencia, también se asemejan los símbolos de puntos de Lewis.

Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

Figura 9.1 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.



Tipos de enlaces químicos

DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD	ENLACE
ALTA	DIFERENTES	IÓNICO
BAJA	BAJOS	METÁLICO
BAJA	ALTOS	COVALENTE

Una propiedad de gran valor para caracterizar un enlace es la **ELECTRONEGATIVIDAD**, más apropiadamente, la **DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD ENTRE ÁTOMOS** que forman un enlace.

H																	He			
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt												

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

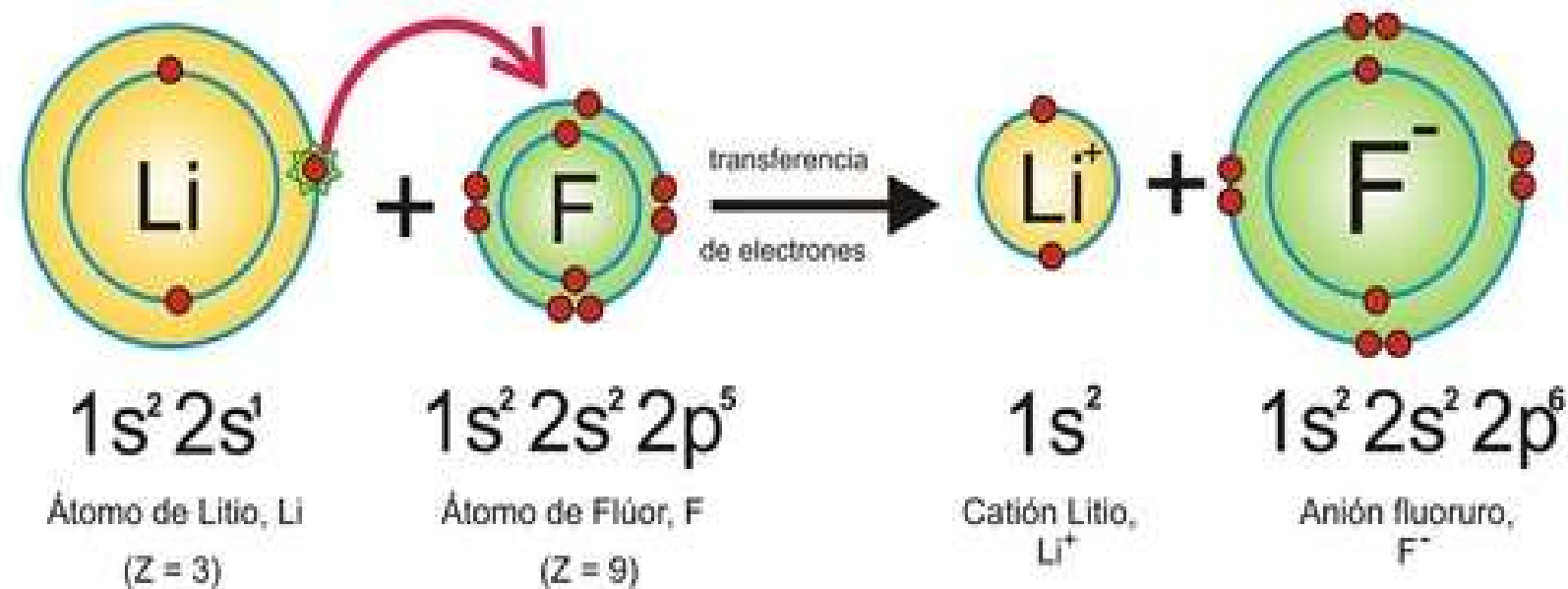
Metales

No metales

Enlace iónico

ENLACE IÓNICO: Fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico

Metal + No metal



H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar	
K	Ca	Sc	Tu	V	Ce	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt											

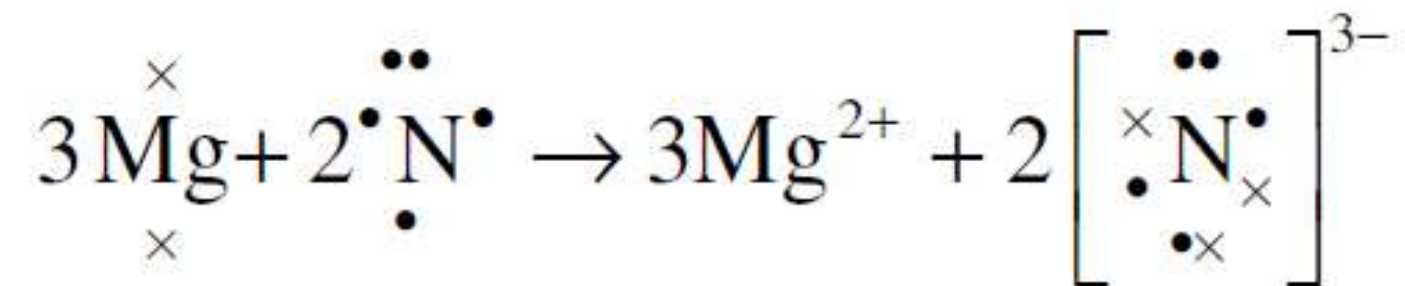
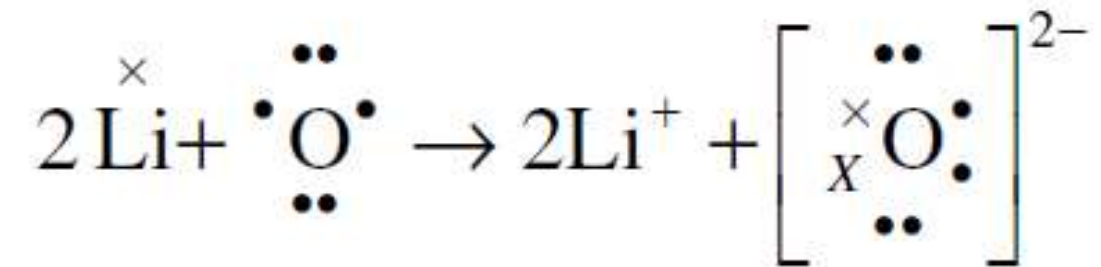
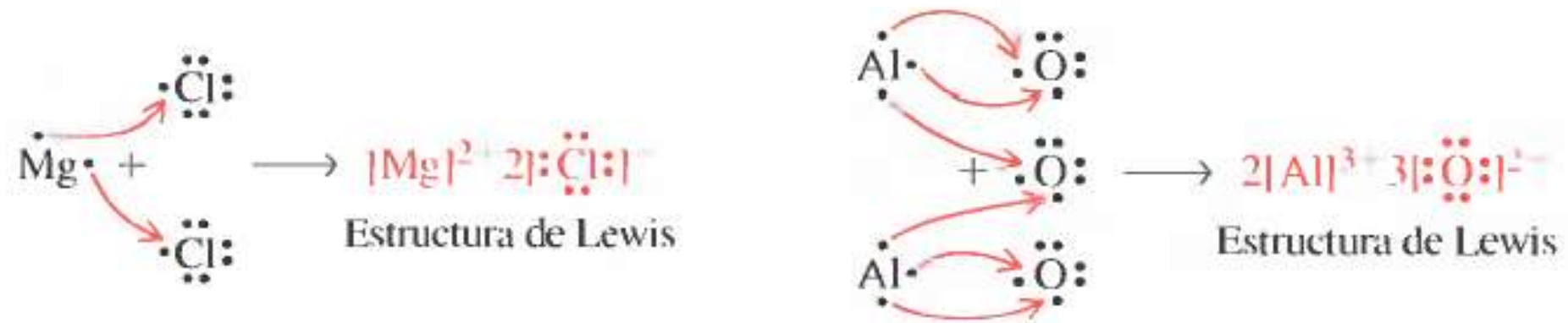
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Metales

No metales

Transferencia completa de electrones
Formación de IONES – Cationes (+) y Aniones (-)

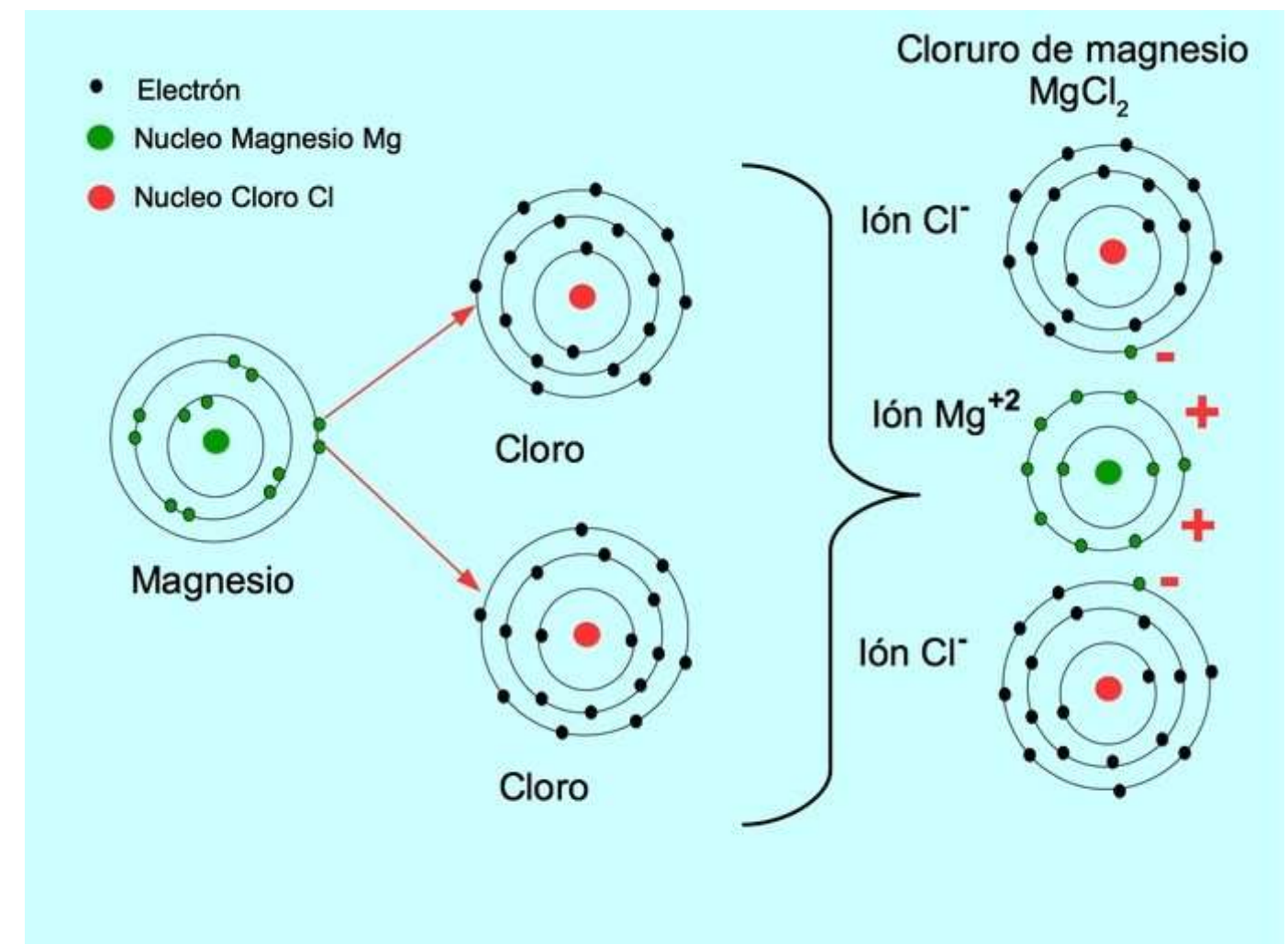
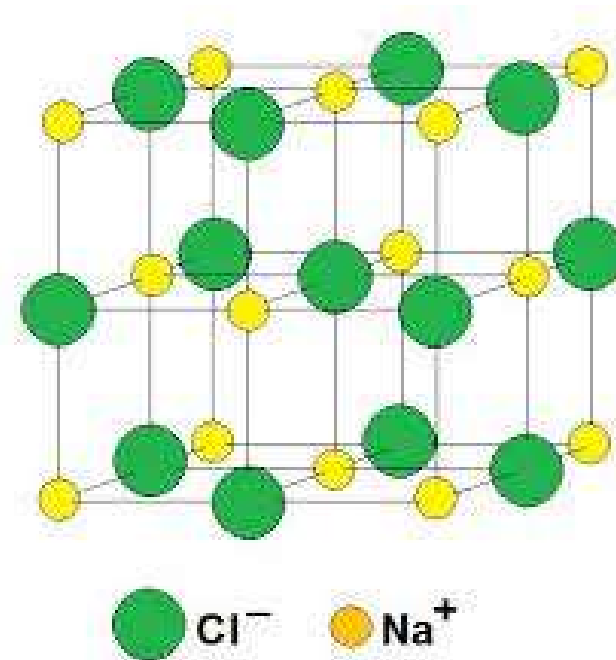
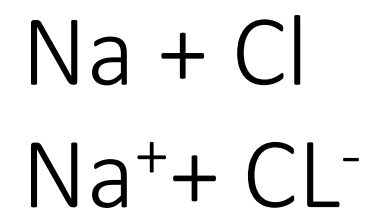
Si el catión y el anión no tienen la misma carga, las cargas se balancean para que el compuesto sea eléctricamente neutro.

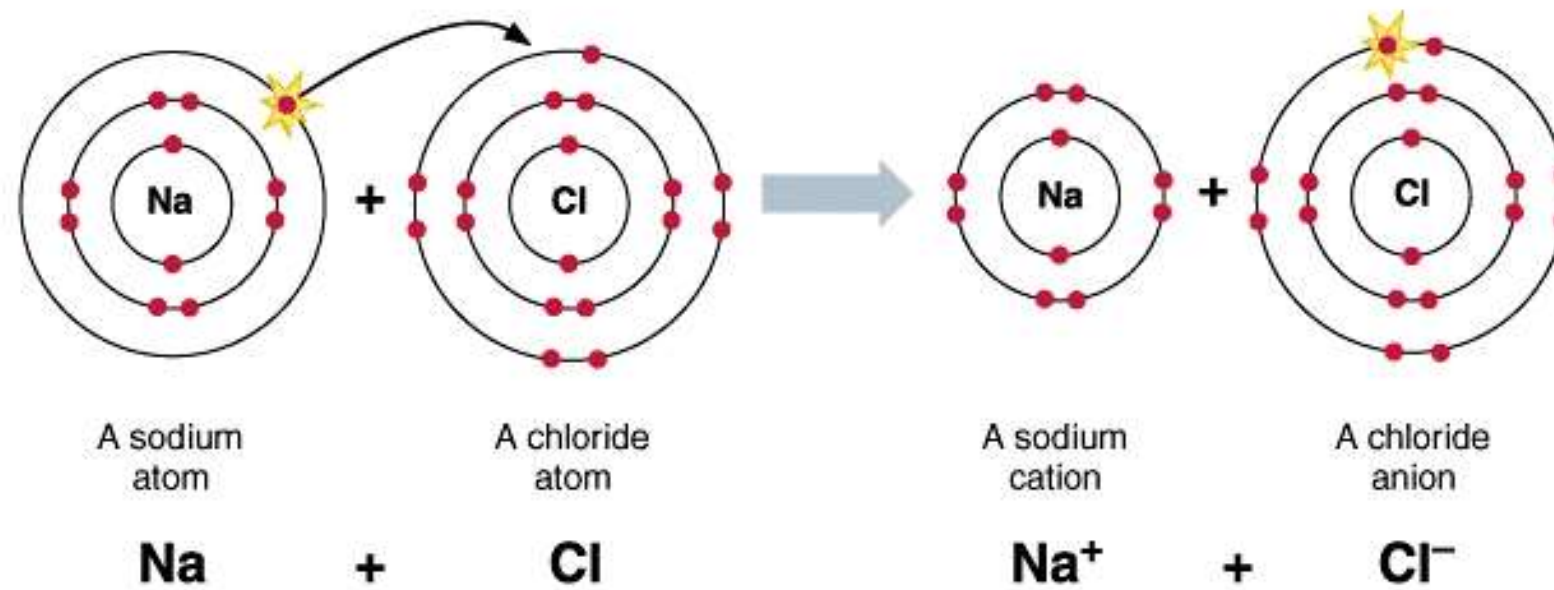


Las sustancias conformadas por enlaces iónicos NO forman moléculas. Sino que su unión es producto de la atracción electrostática.

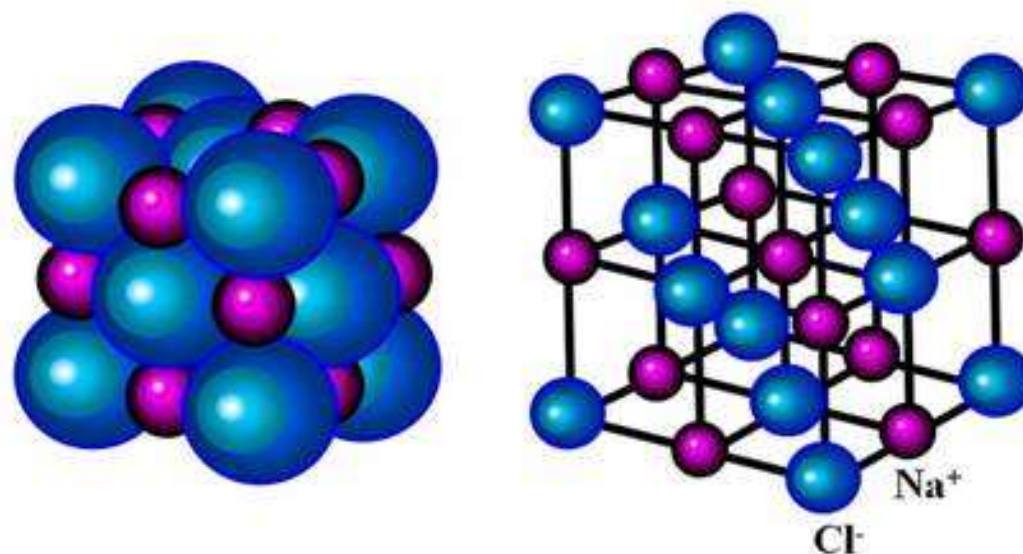
TIENEN GRAN FUERZA DE ENLACE

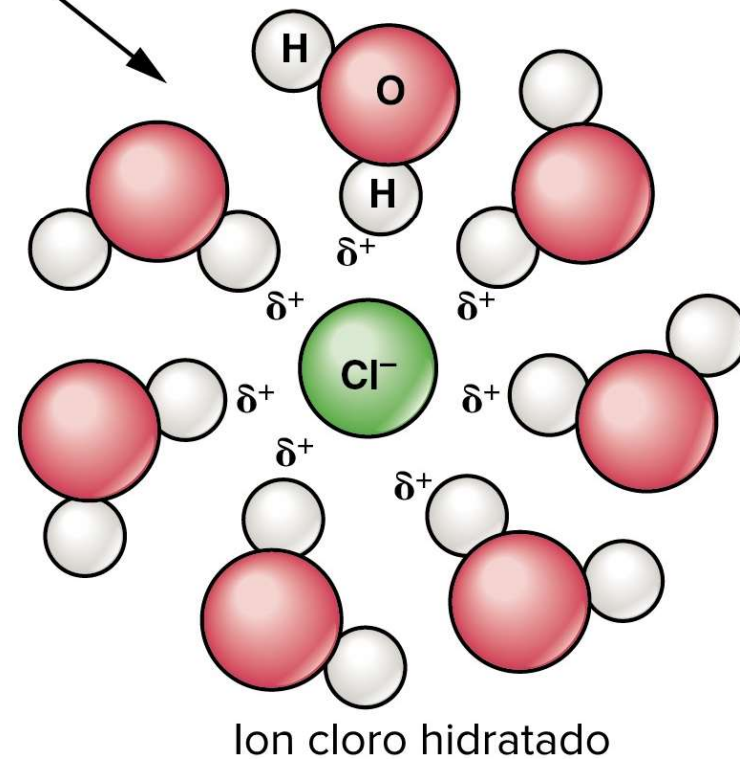
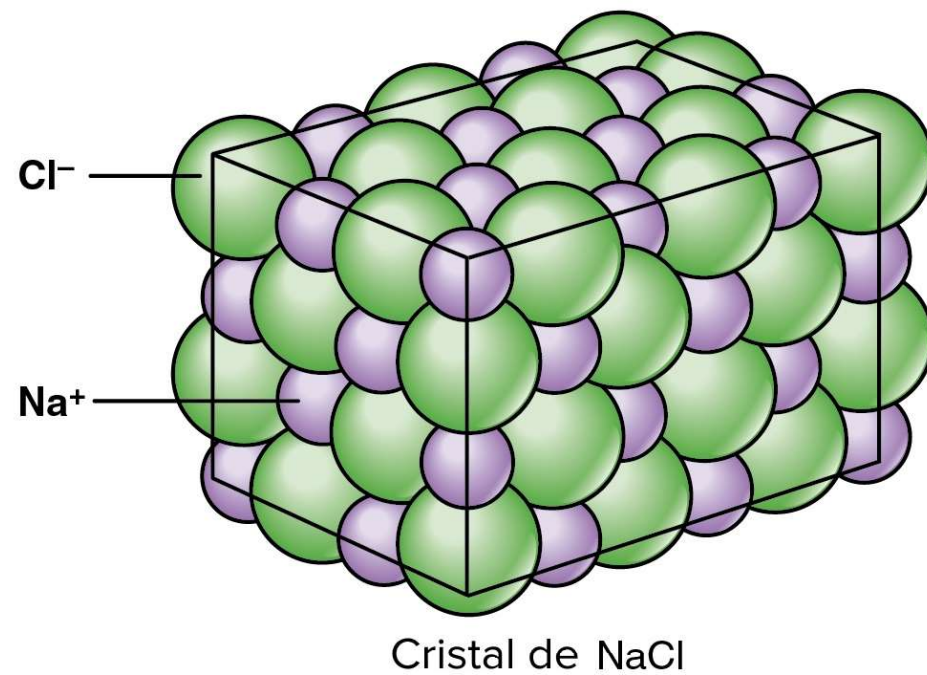
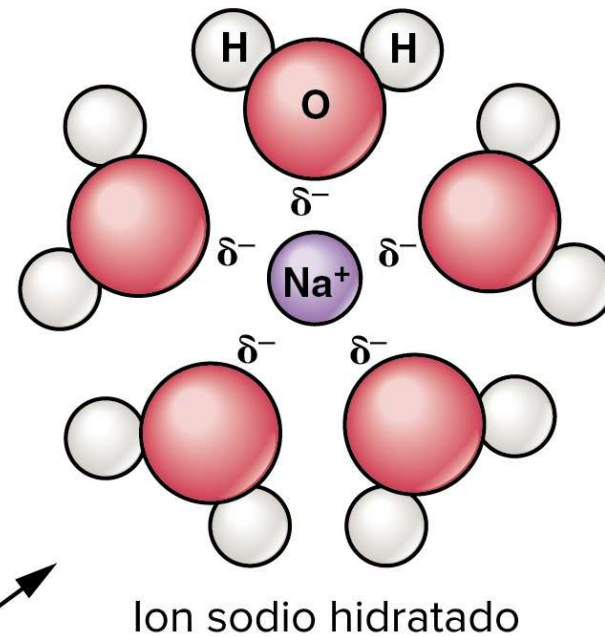
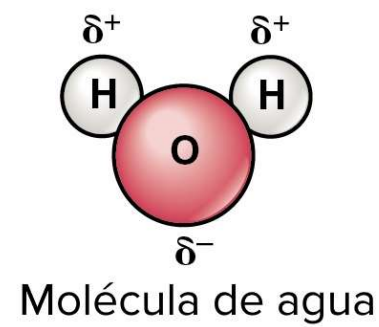
Redes iónicas





© 2017 Pearson Education, Inc. or its affiliate(s). All rights reserved.





Las uniones iónicas dan compuestos en estado sólido

Si las combinamos en un medio polar, o parcialmente polar, como el agua, las redes pueden desarmarse

DISOLUCIÓN = DISOCIACIÓN DE IONES

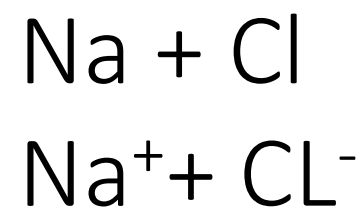
En estado sólido no pueden conducir electricidad pues sus electrones no tienen mucha movilidad

En SOLUCIÓN, los electrones tienen mayor movilidad, por lo tanto, conducen la electricidad

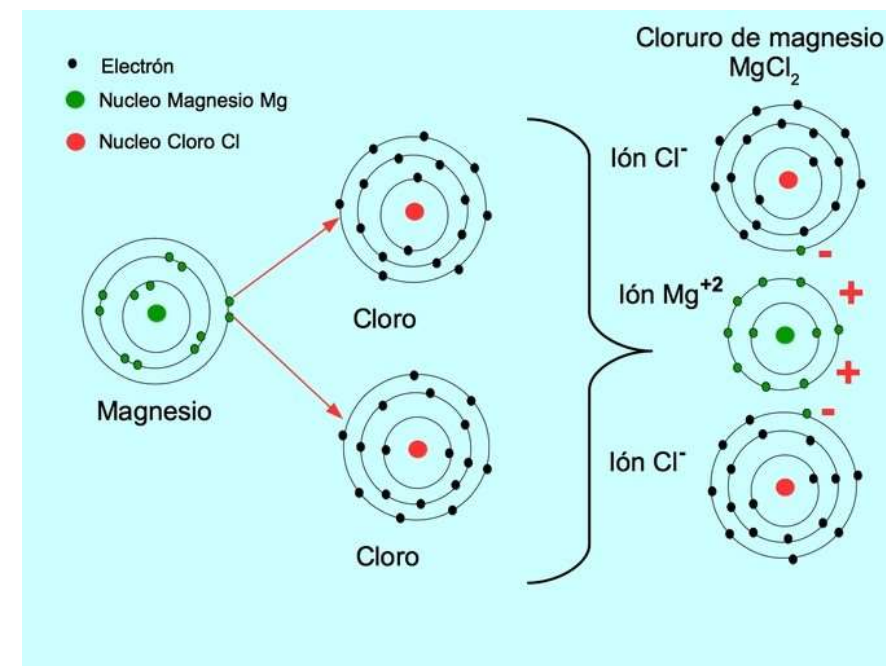
LA ELECTRICIDAD SON ELECTRONES EN MOVIMIENTO

Estabilidad de los iones

CUANTA MAYOR CARGA TENGA EL COMPUESTO IÓNICO, MAYOR ESTABILIDAD



El sodio tiene una carga positiva y el cloro, una negativa



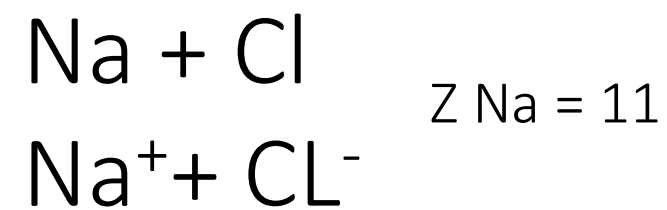
El magnesio tiene DOS cargas positivas y el cloro, una negativa

El cloruro de magnesio tiene más estabilidad, porque dos cargas atraen más que una.

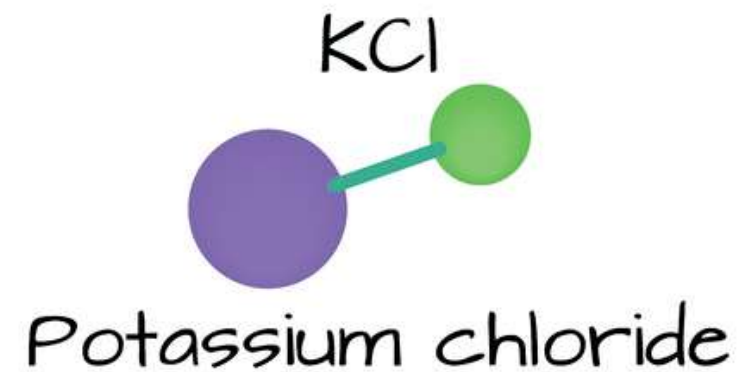
Si la carga es mayor, la atracción es mayor

Estabilidad de los iones

EN DOS COMPUESTOS IÓNICOS CUYAS CARGAS SON IGUALES, EL COMPUESTO MÁS ESTABLE ES EL DEL IÓN MÁS PEQUEÑO



$Z_{\text{Na}} = 11$



$Z_{\text{K}} = 19$

El cloruro de sodio tiene más estabilidad, porque posee menor radio atómico que el cloruro de potasio, y eso aumenta la atracción y por lo tanto la estabilidad

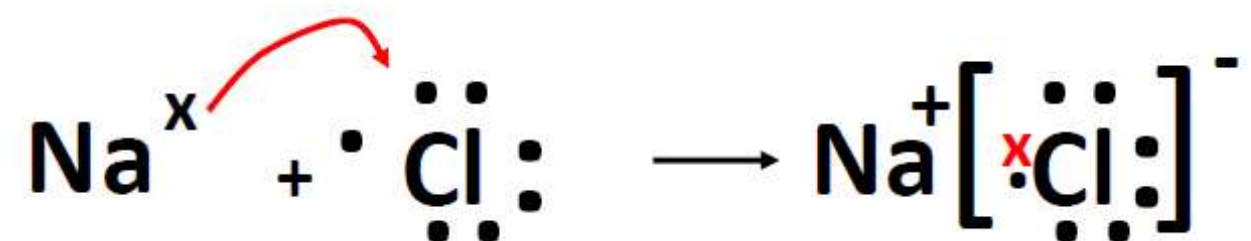
Un enlace iónico es la fuerza de atracción electrostática que mantiene unidos a los iones en un compuesto iónico.



Están formados por un metal del grupo **IA o IIA** y un **halógeno u oxígeno**.

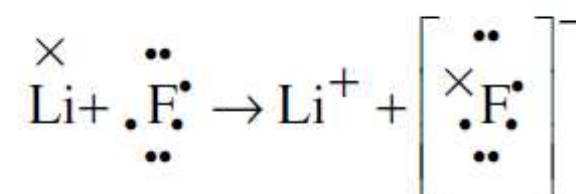
Los metales **alcalinos y alcalinotérreos** (baja energía de ionización) son los elementos con más posibilidad de formar **cationes** y los **halógenos y el oxígeno** (electroafinidad alta), los más adecuados para formar **aniones**.

Mediante el empleo de símbolos de Lewis puedo escribir la fórmula de un compuesto, por ej NaCl

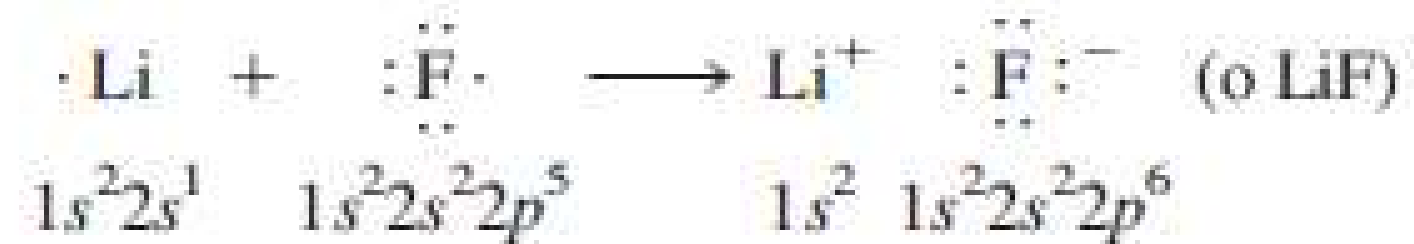


Compuesto iónico

Represente la reacción entre un átomo de litio y un átomo de flúor para formar LiF



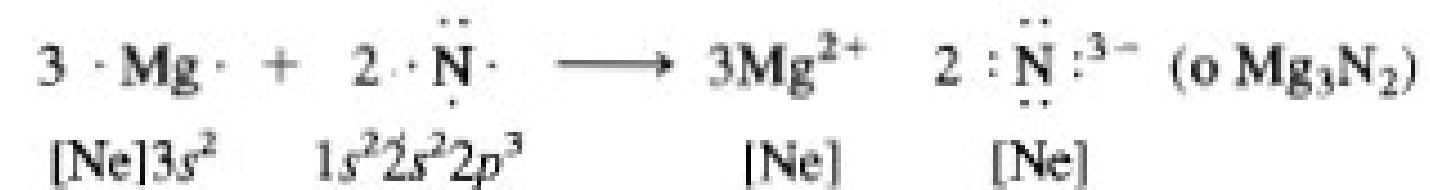
Fórmula empírica: **LiF**



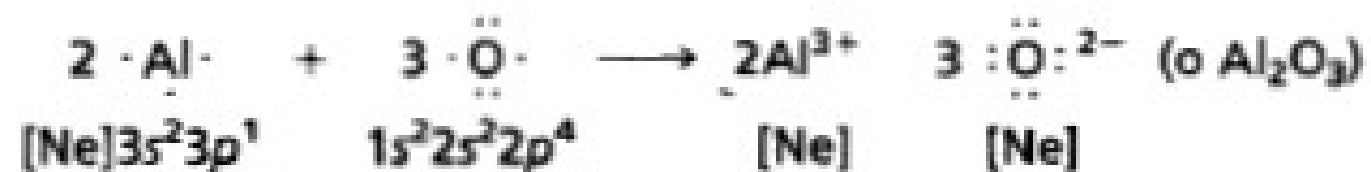
Fluoruro de Litio



Óxido de calcio



Nitruro de magnesio



Óxido de aluminio

Energía reticular

¿Cómo se evalúa la estabilidad de un compuesto iónico?

Energía reticular

Es la energía necesaria para separar completamente UN MOL de un compuesto iónico en estado SÓLIDO en sus iones en estado GASEOSO

No se mide directamente, sino que se calcula a través de la LEY DE COULOMB

Ley de Coulomb

La energía potencial (E) entre dos iones es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente proporcional a la distancia que los separa.

Q_{Li^+} es la carga del Litio y es positiva
 Q_{F^-} es la carga del flúor y es negativa

$$E \propto \frac{Q_{Li^+} Q_{F^-}}{r}$$

$$= k \frac{Q_{Li^+} Q_{F^-}}{r}$$

La formación del proceso del LIF es entonces EXOTÉRMICO (-)
 Libera energía.

Por lo tanto, para la inversión del proceso se REQUIERE ENERGÍA.

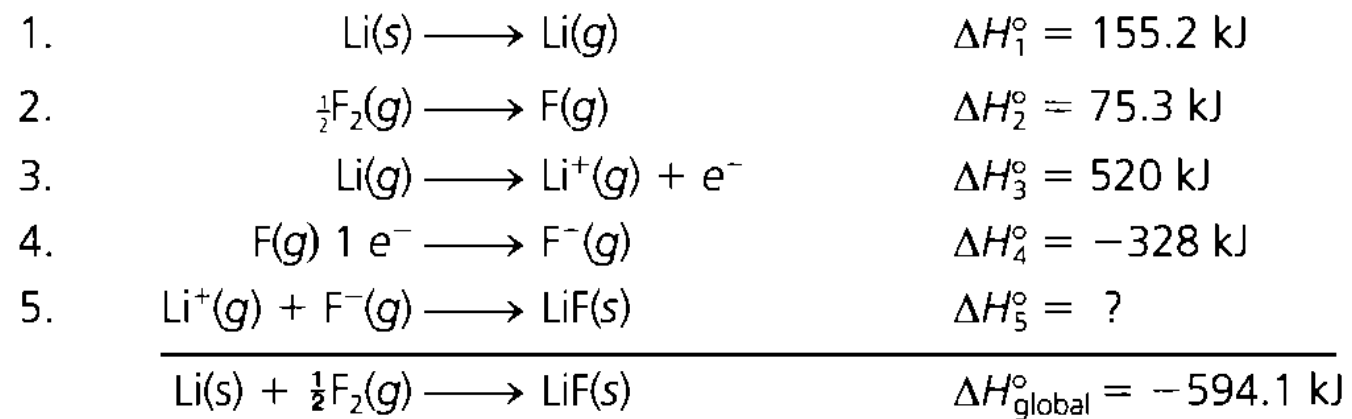
Entonces el par de iones Li^+ y F^- enlazados es más estable que los iones separados



También es posible determinar la ENERGÍA RETICULAR si se supone que un compuesto iónico se forma en varias etapas

Ciclo de Born-Haber

Relaciona las energías reticulares de los compuestos iónicos con las energías de ionización, afinidad electrónica y otras propiedades atómicas y moleculares.
Define las distintas etapas que preceden a la formación de un sólido iónico.



$$\Delta H_5^\circ = -1017 \text{ kJ/mol}$$

La reacción inversa (formación de LiF) es 1017 (+)kJ/mol.

La energía reticular LiF es positiva y por ende un sólido MUY ESTABLE.

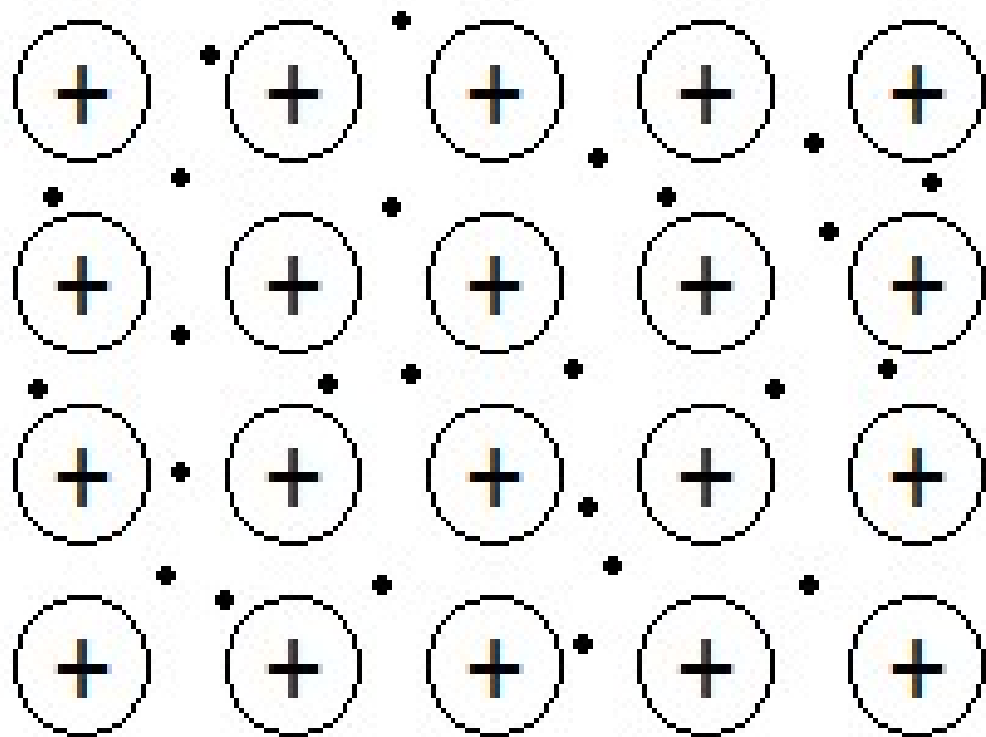
De acuerdo con la ley de Hess, se escribe

$$\Delta H_{\text{global}}^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ + \Delta H_4^\circ + \Delta H_5^\circ$$

Tabla 9.1 Energías reticulares y puntos de fusión de algunos halogenuros y óxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos

Compuesto	Energía reticular (kJ/mol)	Punto de fusión (°C)
LiF	1 017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2 527	714
Na ₂ O	2 570	Sub*
MgO	3 890	2 800

* El Na₂O sublima a 1 275°C.



Enlace metálico

Característico de los átomos que tienen pocos electrones en su capa de valencia

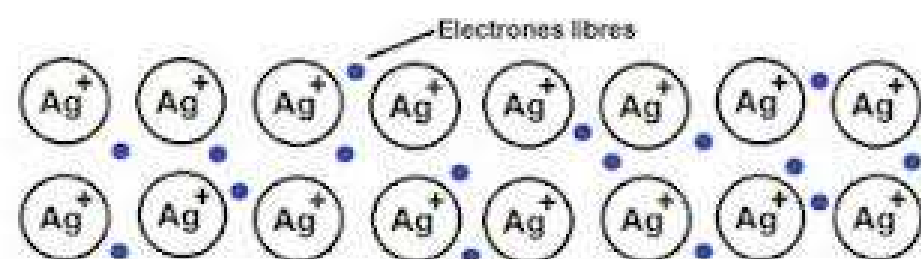
Ceden esos electrones, se quedan como cationes y los electrones se quedan como una nube de electrones

Si los átomos que forman el enlace poseen electronegatividad baja y de valores cercanos, ninguno de ellos ejerce fuerza de atracción importante sobre los electrones externos.

En consecuencia, estos se encuentran en un estado relativamente libre, quedando una red bastante estable en los núcleos con sus electrones internos. Dentro de esta configuración, los electrones externos no pertenecen a ningún átomo en particular sino al conjunto.

Cargas negativas en movimiento.

MUY BUENOS CONDUCTORES DE LA ELECTRICIDAD



Cationes de plata rodeados por nube de electrones libres

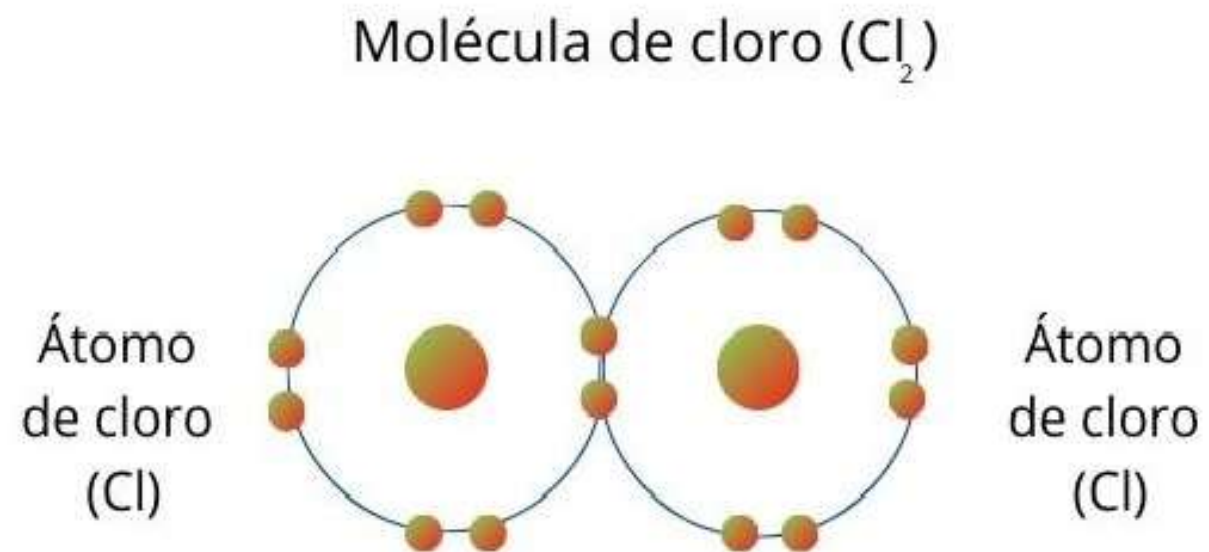
Enlace covalente

ENLACE COVALENTE: Enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos

No Metal + No metal

Niveles

1	1s ²			
2	2s ²	2p ⁶		
3	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	
4	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴
5	5s ²	5p ⁶	5d ¹⁰	5f ¹⁴
6	6s ²	6p ⁶	6d ¹⁰	6f ¹⁴
7	7s ²	7p ⁶	7d ¹⁰	7f ¹⁴



C.E. Cloro: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

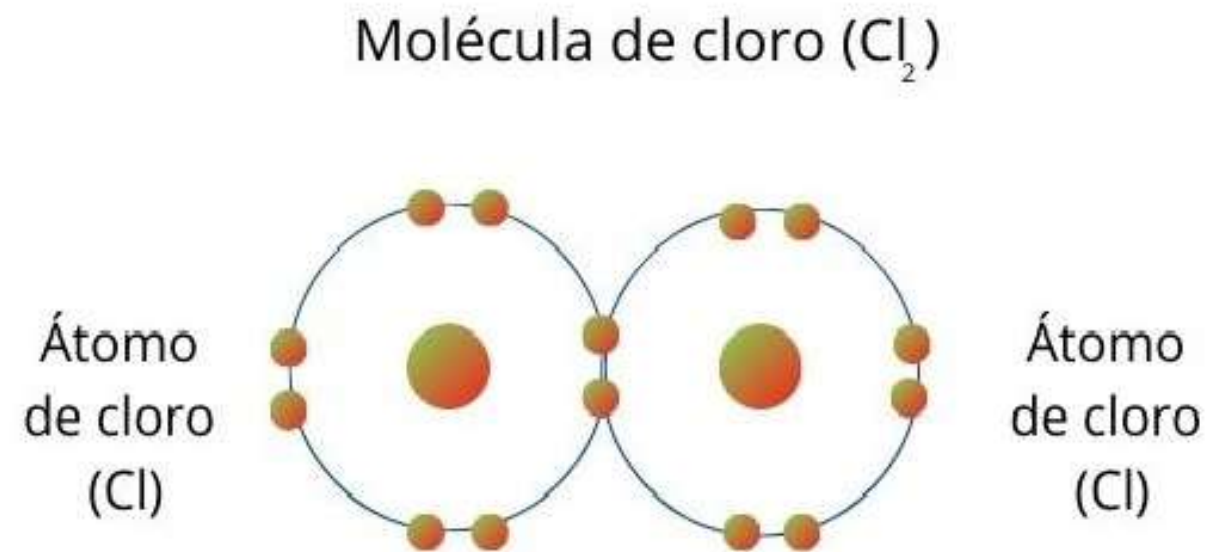
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Tu	V	Ce	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Metales

No metales

7 ELECTRONES EN SU CAPA DE VALENCIA



7 ELECTRONES EN SU CAPA DE VALENCIA

C.E. Cloro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

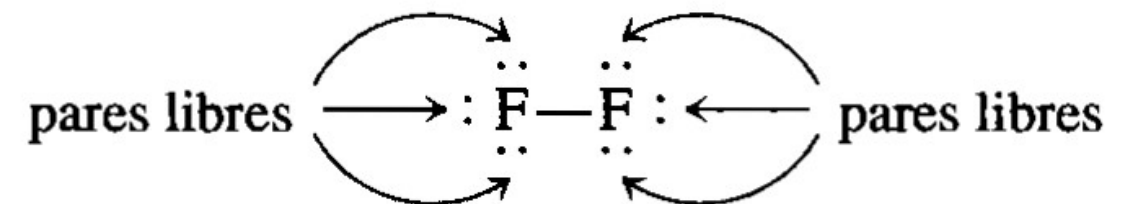
Para ser más estables, los átomos tienden a llenar los 8 electrones de su capa de valencia

COMPARTEN LOS ELECTRONES NECESARIOS
PARA COMPLETAR 8 ELECTRONES

Los compuestos formados son compuestos covalentes, constituyendo verdaderas moléculas discretas.

Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes.

En el enlace covalente cada electrón del par compartido es atraído por el núcleo de ambos átomos.



Los pares libres son de electrones NO ENLAZANTES, electrones de valencia que no intervienen en la formación del enlace covalente

Estructuras de Lewis.

Las estructuras con las que se representan los compuestos covalentes se conocen como estructuras de Lewis. Es la representación de un enlace covalente donde un par de electrones compartidos se indica con líneas o con pares de puntos entre dos átomos y los pares libres no compartidos se indican como pares de puntos en los átomos individuales. Sólo se muestran los electrones de valencia

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

PARA REPRESENTAR A LOS ENLACES COVALENTES ENTRE ÁTOMOS EN LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS HAY QUE TENER MUY EN CLARO EL NÚMERO DE ELECTRONES DE VALENCIA DE CADA ÁTOMO

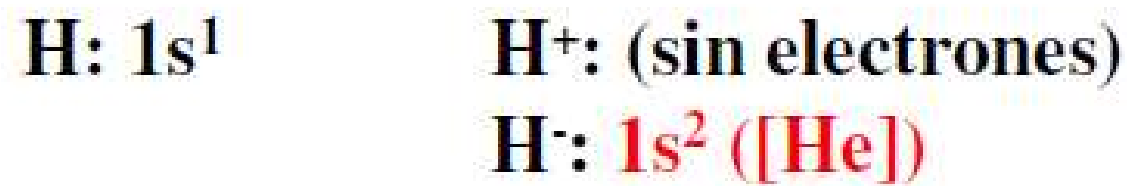
Regla del octeto

”Un átomo diferente del hidrogeno tiende a formar enlaces, **ganando, perdiendo o compartiendo** electrones, hasta quedar rodeado por **ocho** electrones de valencia”.

Un **octeto** significa tener 4 pares de electrones de valencia dispuestos alrededor del átomo. La regla del octeto funciona principalmente para los elementos del *segundo periodo* de la tabla periódica (2s y 2p que pueden contener un total de 8 e-).

Que pasa con el hidrogeno? El Litio y el Berilio?

Pierden sus electrones transformando sus C.E. en la del **He**:
Doblete



Los metales del **Grupos 13 y 14** tienen electrones s y p, pueden perder solo los “p” o ambos (s y p). Si pierden ambos se quedan con la C.E. que tiene el orbital “d” completo.

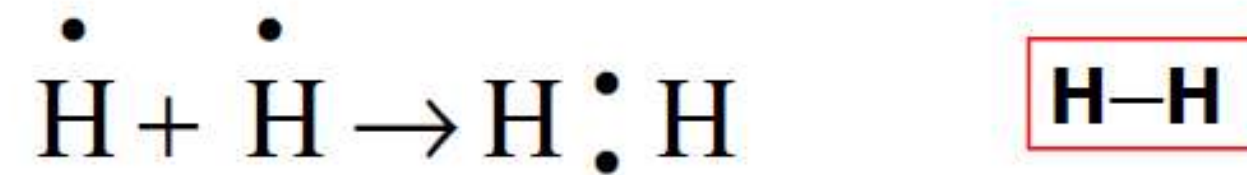


Para la formación de aniones también se adquiere la C.E. del gas noble inmediato formando el **Octeto**



Los elementos de transición (metales del bloque d) pueden perder un numero variable de electrones “d”, obteniéndose en cada caso compuestos diferentes. **Valencia variable.**

Estructuras de Lewis: Ej molécula de H₂

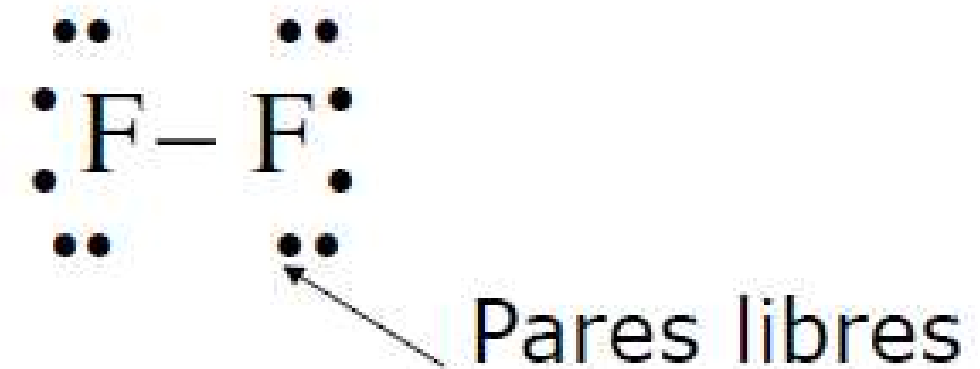


El par de electrones compartidos proporciona a cada átomo de H **2electrones** adquiriendo la C.E.E del **He**.

Este tipo de apareamiento de electrones es un ejemplo de **enlace covalente**, *un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos.*

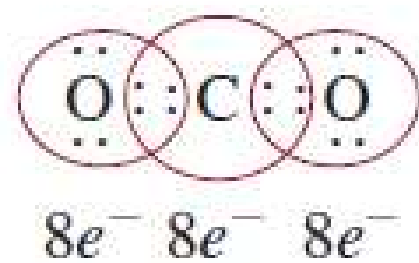
En átomos polielectrónicos, **solo participan los electrones de valencia en la formación de enlaces covalentes.**

Los pares de electrones de valencia que no participan del enlace, o electrones no compartidos (o no enlazantes), se denominan **pares libres o pares solitarios.**

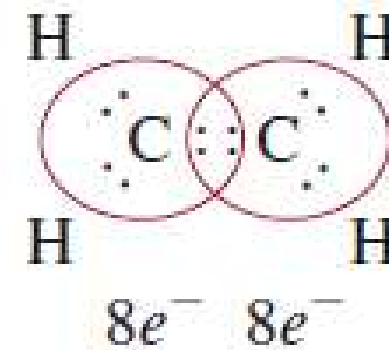
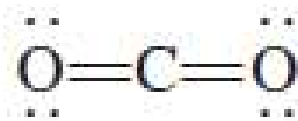


• **Enlace sencillo:** dos átomos se unen por medio de *un par de e-*

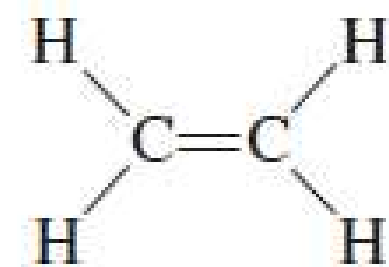
• **Enlaces múltiples:** dos átomos comparten **dos o más pares de e-**



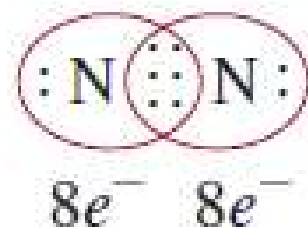
o



o



Los enlaces múltiples son más cortos y más estables que los enlaces sencillos



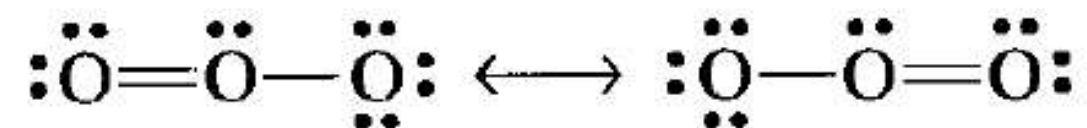
o



En ciertas estructuras de Lewis los enlaces múltiples pueden ubicarse en diferentes lugares. Por ej el ozono (O_3).



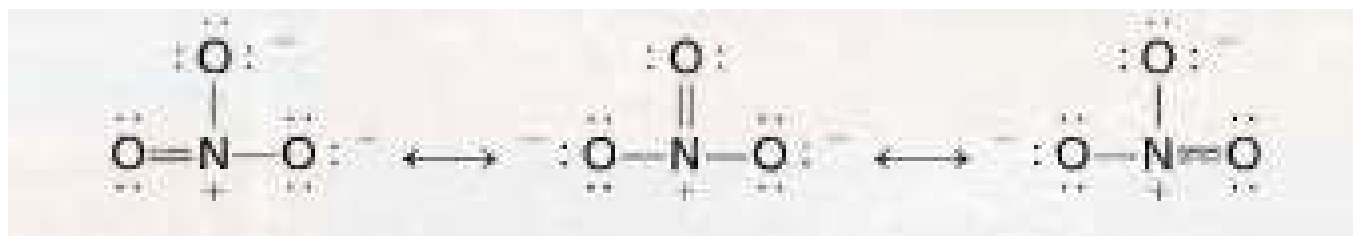
Todas son validas y tienen la misma energía, pero ninguna es del todo correcta. La estructura real es un **hibrido de resonancia**:



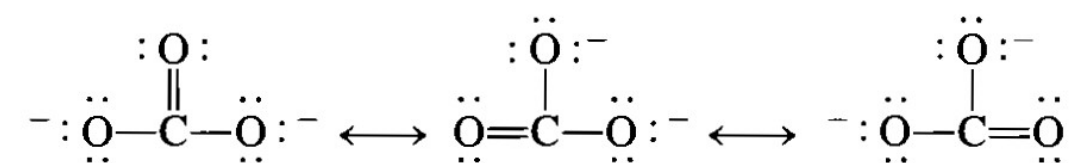
Los e- implicados se los llama **deslocalizados**, ya que se reparten entre los átomos que forman el enlace múltiple.

Si cada una de estas estructuras de Lewis representaran por sí solas a un ozono, no se explicaría por qué los dos enlaces tienen la misma longitud, siendo que se conoce que el enlace simple es más largo que el doble. Para resolver esta discrepancia se escriben ambas estructuras de Lewis para representar la molécula del ozono, pero ninguna representa por sí sola a la sustancia.

Ión nitrito

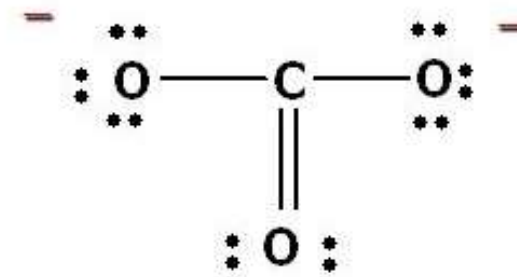
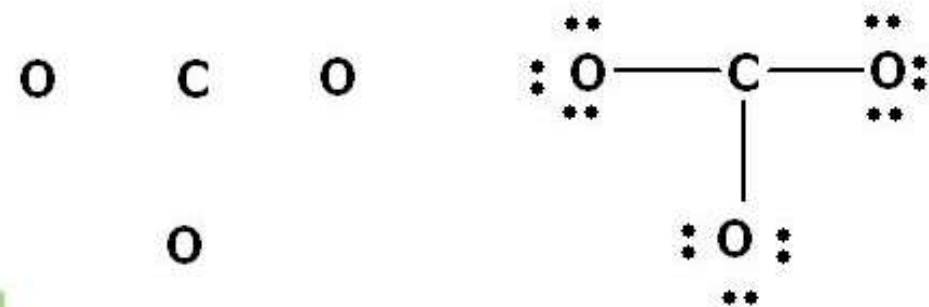


Ión carbonato

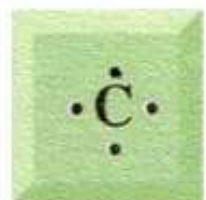


Estructura de Lewis y Carga Formal

Ejemplo: CO_3^{2-}



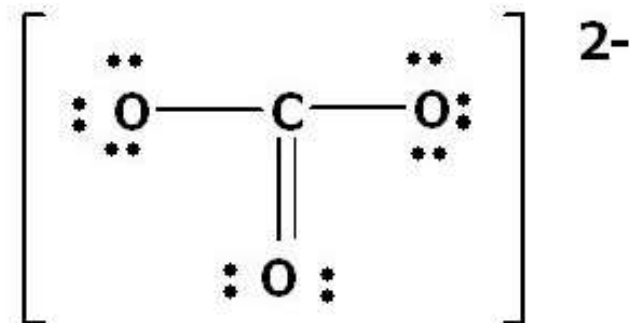
6 e que trae
6 pares libres
1 e formando enlace con C
 $6 - 6 - 1 = -1$



C: $2s^2 2p^2 \Rightarrow 4e_v$

O: $2s^2 2p^4 \Rightarrow 6e_v$

$e_{v \text{ Totales}} = 4 + (3 \times 6) + 2 = 24 e_v$



PARA SABER DONDE VAN LAS CARGAS NEGATIVAS, SE CALCULA LA CARGA QUE TRAIA CADA ELECTRÓN Y SE LE RESTAN LOS PARES DE ELECTRONES QUE TENGA LIBRES Y UN ELECTRÓN POR CADA ENLACE QUE FORME. POR ESO LAS CARGAS VAN EN LOS OXÍGENOS QUE NO FORMAN DOBLE ENLACE. EN EL CASO DEL OXÍGENO QUE FORMA DOBLE ENLACE, LA CARGA FORMAL ES CERO.

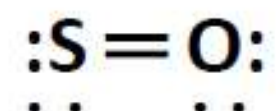
Enlace covalente dativo o coordinado

Cuando el par de electrones compartidos pertenece sólo a **uno** de los átomos se presenta un enlace covalente coordinado o dativo.

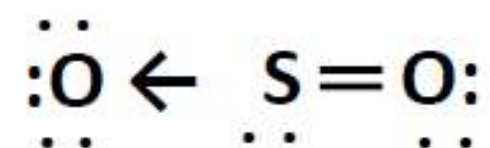
El átomo que aporta el par de electrones se llama **donador** (siempre el menos electronegativo) y el que los recibe **receptor o aceptor** (siempre el más electronegativo)

Enlace de átomos de azufre (S) y oxígeno (O)

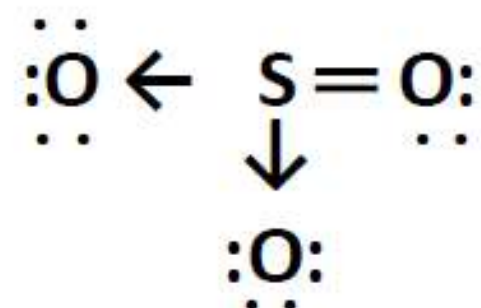
Molécula de **SO**: enlace covalente doble



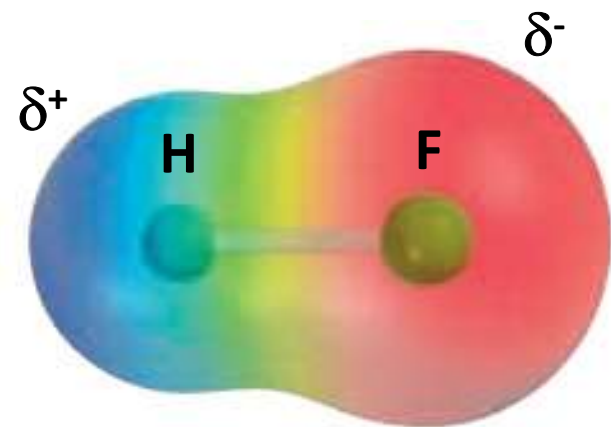
Molécula de **SO₂**: enlace covalente doble y un enlace covalente coordinado o dativo



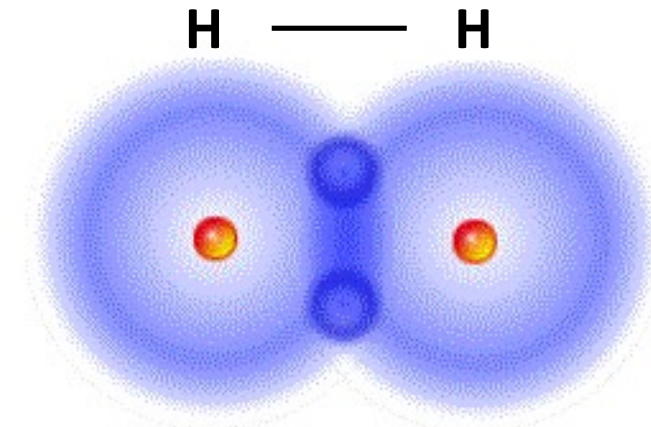
Molécula de **SO₃**: enlace covalente doble y dos enlaces covalentes coordinado o dativo



La polaridad del enlace covalente



Enlace Covalente Polar



Enlace Covalente No Polar

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es...

pasan más tiempo en la vecindad un átomo que del otro por diferencia de electronegatividad de los dos átomos que

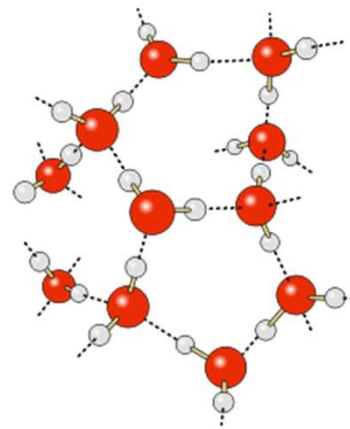
LA ELECTRONEGATIVIDAD

la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

- $\Delta E < 0,4$ —————> Enlace Covalente No Polar
- $0,4 < \Delta E < 2$ —————> Enlace Covalente Polar
- $\Delta E > 2$ —————> Enlace Iónico

Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes e iónicos

Los compuestos iónicos y covalentes exhiben marcadas **diferencias** en sus **propiedades** físicas generales debido a que **sus enlaces son de distinta naturaleza**.



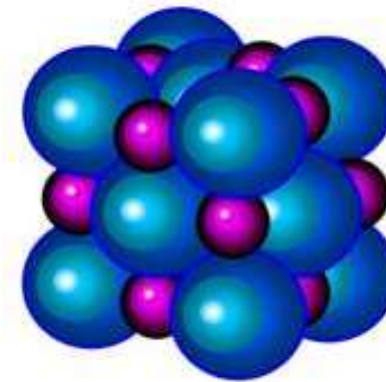
Covalente



2 tipos de fuerzas de atracción (débiles)



Los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.



Iónico



Fuerzas electrostáticas muy fuertes



Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados.

TABLA 9.3 Comparación de algunas propiedades generales entre un compuesto iónico y uno covalente

Propiedad	NaCl	CCl ₄
Apariencia	Sólido blanco	Líquido incoloro
Punto de fusión (°C)	801	-23
Calor molar de fusión* (kJ/mol)	30.2	2.5
Punto de ebullición (°C)	1 413	76.5
Calor molar de vaporización* (kJ/mol)	600	30
Densidad (g/cm ³)	2.17	1.59
Solubilidad en agua	Alta	Muy baja
Conductividad eléctrica		
Sólido	Escasa	Escasa
Líquido	Buena	Escasa

* El calor molar de fusión y el calor molar de vaporización son las cantidades de calor necesarias para fundir 1 mol de sólido y para vaporizar 1 mol de líquido, respectivamente.

Excepciones a la regla del octeto

1) Número impar de electrones

Las especies con número impar de electrones se llaman radicales y son altamente reactivas reaccionando con otros radicales para formar enlaces covalentes.

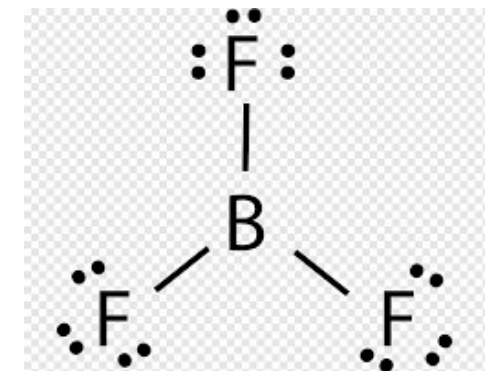
Queda un electrón desapareado que no se estabiliza en la estructura molecular en la que está.



2) Octeto incompleto

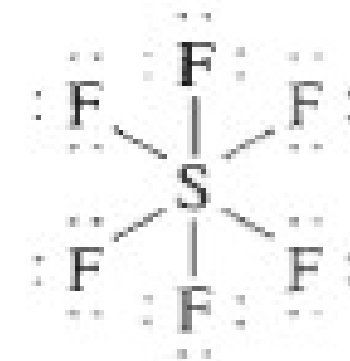
El número de electrones que rodea al átomo central de una molécula estable es inferior a 8.

Se da principalmente en algunos compuestos del Be, B y Al



3) Octeto expandido

Los elementos del tercer período en adelante forman algunos compuestos en los que hay más de 8 electrones alrededor del átomo central. Además de los electrones 3s y 3p, tienen 3d que pueden formar enlaces



A modo de resumen...

- Los átomos se unen para conseguir una estructura lo más **estable** posible.
- Los átomos más estables son los **gases nobles**.
- Lo que intenta cada elemento es conseguir la estructura electrónica del gas noble más cercano.
- Como los gases nobles tienen **8 electrones en la última capa**, todos los átomos van a intentar conseguir 8 electrones.
- La excepción es el **hidrógeno**, pues su gas noble más cercano es el Helio, y este solamente tiene **2 electrones** en la última capa.
- Por lo tanto, el hidrógeno intentará conseguir 2 electrones.

Cuando un átomo logra conseguir 8 electrones se dice que cumple la regla del octeto.

Ejemplo: HCl

- 1) El H tiene 1 electrón en su última capa. Quiere llegar a 2. Por lo tanto, le falta 1 para completar.
- 2) Compartirá los que le faltan para llegar a la configuración de gas noble.
- 3) El Cl tiene 7 electrones en su última capa. Quiere llegar a 8. Por lo tanto, le falta 1 para completar
- 4) Compartirá los que le faltan para llegar a la configuración de gas noble.

Escribir estructuras de Lewis

1) Escribir un “**esqueleto simétrico**” para la molécula o ión poliatómico.

- Generalmente, se elige como **átomo central**, el átomo con menor energía de ionización (I) o **menor electronegatividad**. El hidrógeno y el flúor por lo general ocupan posiciones terminales.
- Distribuir simétricamente los átomos alrededor del átomo central.
- Si en un compuesto hay O y H, generalmente forman la estructura de OH

2) Determinar **el número total de e- de valencia** (última capa) de la estructura. **Sumo los e- de valencia de todos los átomos.**

- En los **aniones**, **sumar** un e- al total por cada carga negativa. (PO_4^{3-})
- En los **cationes**, **restar** un e- por cada carga positiva. (NH_4^+)

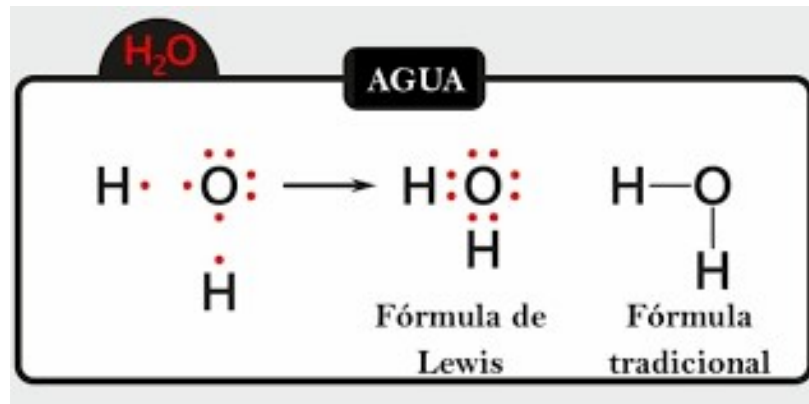
3) Se calcula el número de electrones para que todos los átomos completen el octeto electrónico

4) Se calcula el número de electrones que formarán enlace (diferencia entre punto 2 y 3) y el número de electrones que no formarán enlace diferencia entre punto 2 y 4)

5) Una los átomos del esqueleto con enlaces covalentes simples (un trazo)

6) Con los electrones de valencia adicionales completar primero el octeto de los elementos terminales, y después en la medida de lo posible los octetos de los átomos centrales.

7) Usar enlaces dobles o triples solo cuando sea necesario.

$$\text{:}\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:}$$

$$\cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{N}(\text{X})_3 \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$$


Entalpía de enlace

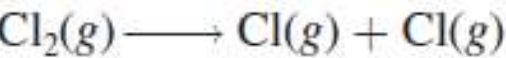
Una medida de la estabilidad de una molécula es su **entalpía de enlace**, que es el *cambio de entalpía necesario para **romper** un enlace específico de un mol de moléculas gaseosas.*

TABLA 11.3 Energías de enlace medias^a

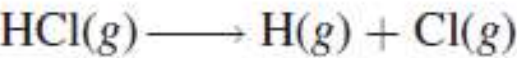
Enlace	Energía de enlace, kJ/mol	Enlace	Energía de enlace, kJ/mol	Enlace	Energía de enlace, kJ/mol
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736 ^b	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151



$$\Delta H^\circ = 436.4 \text{ kJ/mol}$$

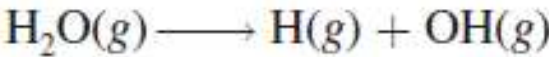


$$\Delta H^\circ = 242.7 \text{ kJ/mol}$$

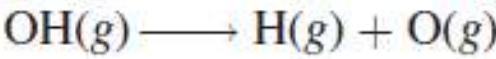


$$\Delta H^\circ = 431.9 \text{ kJ/mol}$$

**Moléculas
Diatómicas**

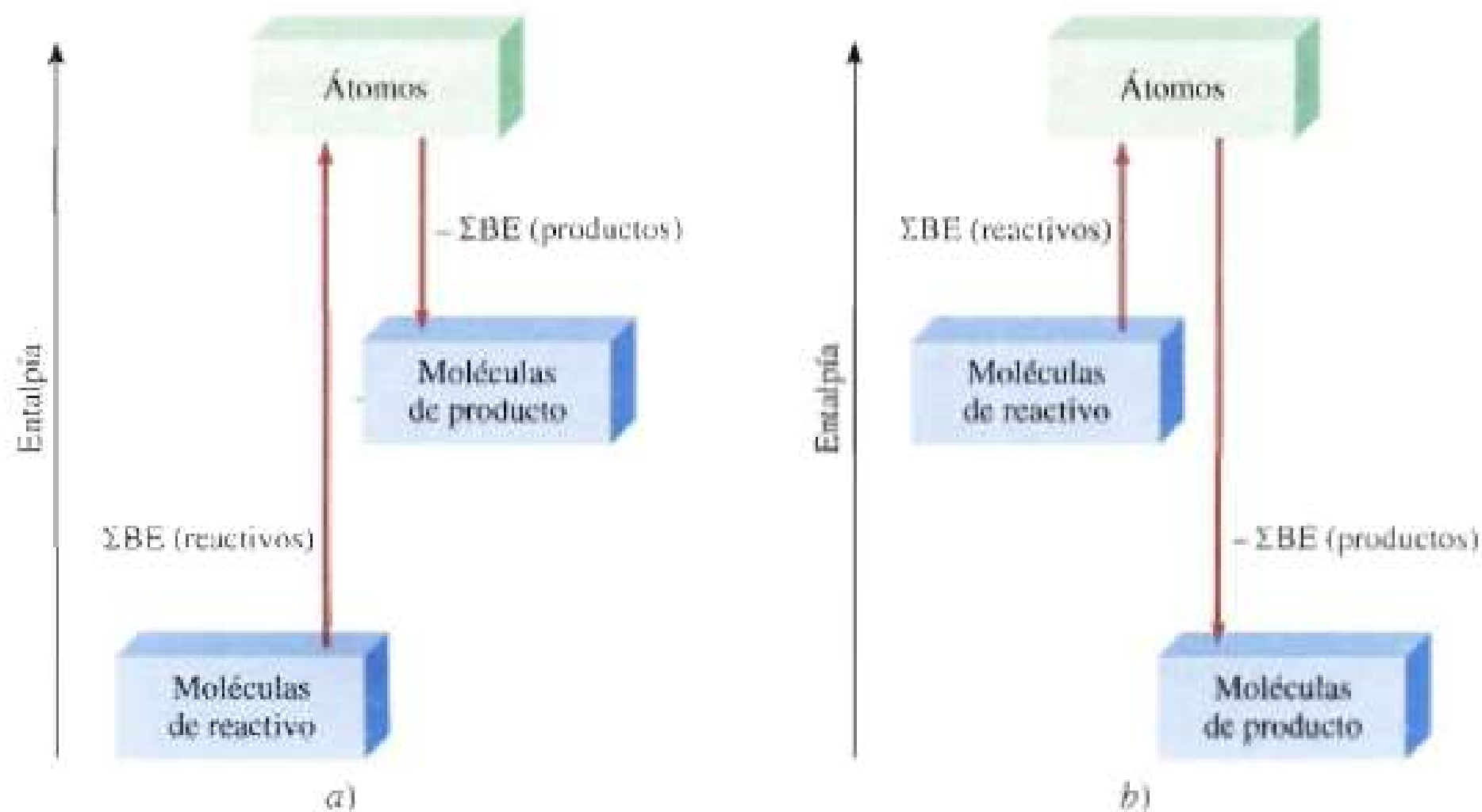


$$\Delta H^\circ = 502 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ = 427 \text{ kJ/mol}$$

**Moléculas
Poliatómicas**



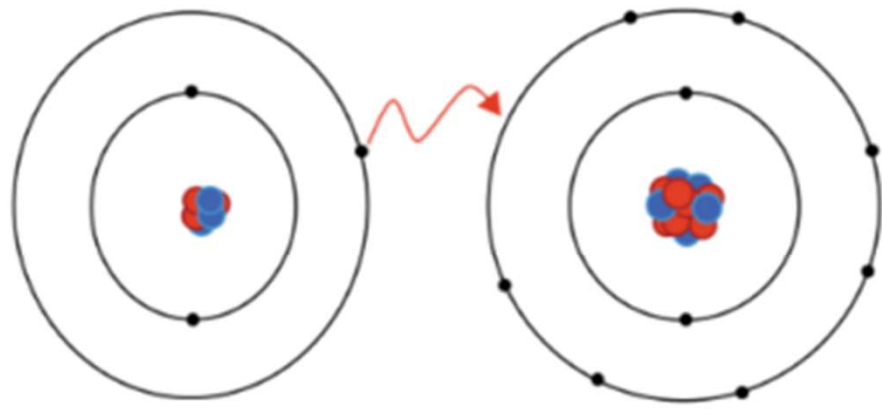
- a) Cambios de energía en Reacción ENDOTÉRMICA. Requiere energía.
 b) Cambios de energía en Reacción EXOTÉRMICA. Libera energía.

Ejemplos

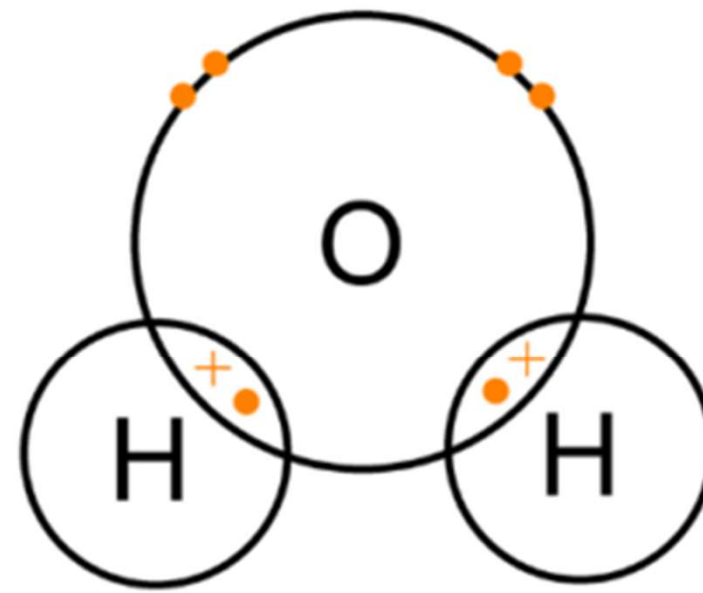
$$\Delta H^\circ = \Sigma BE(\text{reactivos}) - \Sigma BE(\text{productos})$$

$$= \text{energía total proporcionada} - \text{energía total liberada} \quad (9.4)$$

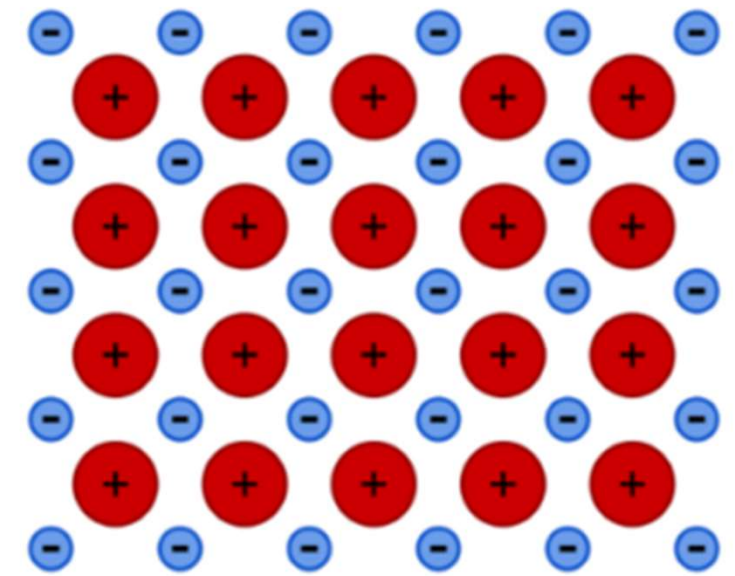
Tipos de enlace químico



Enlace
iónico



Enlace
covalente



Enlace
metálico