



Enlaces Químicos

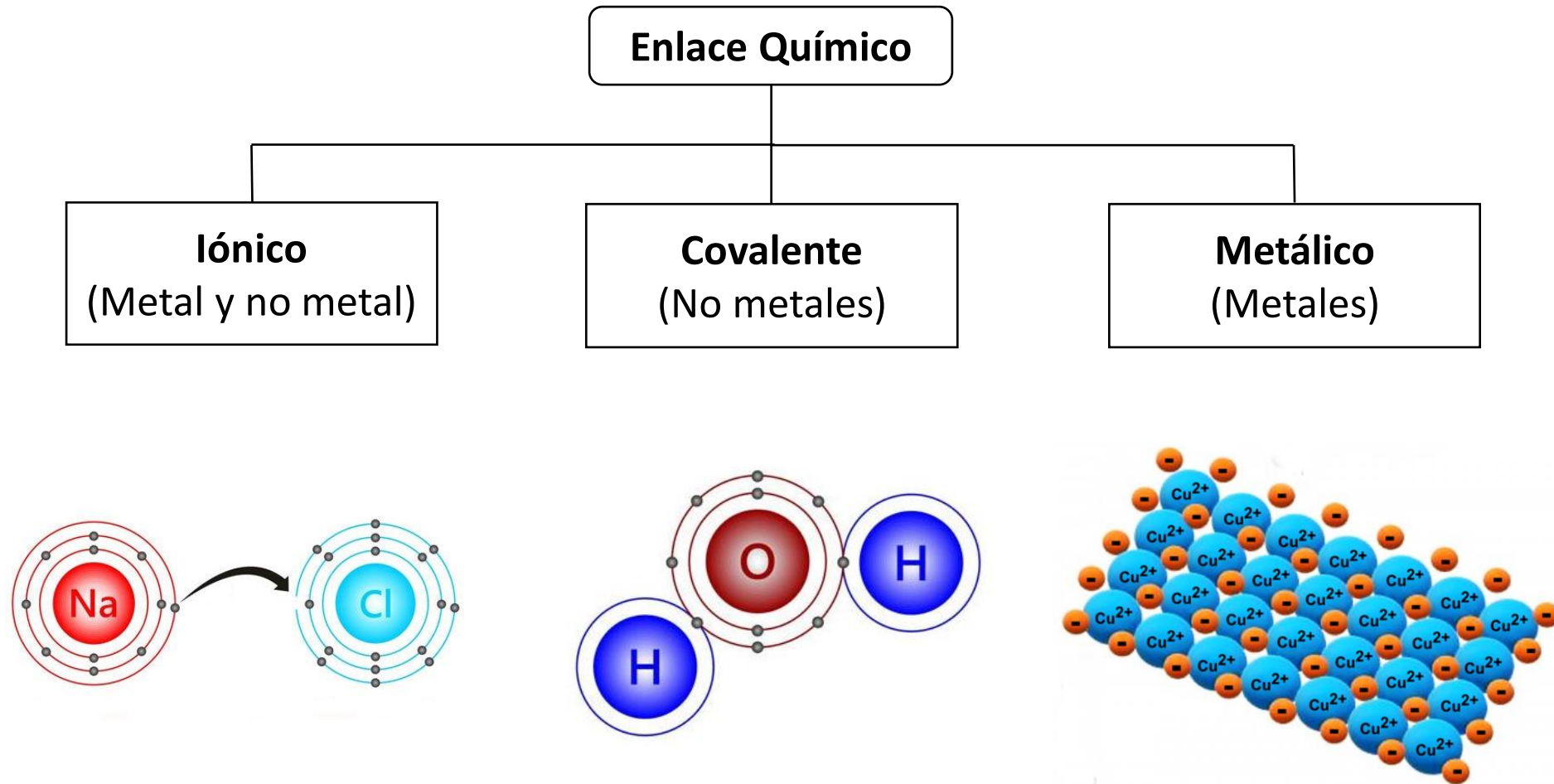
Subtema: Introducción

Concepto de enlace químico

Un **enlace químico** es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos o iones en una molécula o compuesto mediante la transferencia o compartición de electrones.

Durante la formación de enlaces químicos, los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. La máxima estabilidad se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas (electrones de valencia).

Clasificación de los enlaces químicos



Símbolos de puntos de Lewis

Para reconocer los electrones de valencia en química se utiliza el sistema de puntos desarrollado por 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	2 2A		13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H								He:
•Li	•Be•		•B•	•C•	•N•	•O•	:F•	:Ne:
•Na	•Mg•		•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•							

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.

Regla del octeto

Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones tratando de alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica, debido a que los gases nobles tienen acomodos de electrones muy estables. Puesto que todos los gases nobles (con excepción del He) tienen ocho electrones de valencia, muchos átomos que sufren reacciones, también terminan con ocho electrones de valencia. Esta observación ha dado lugar a una pauta conocida como **regla del octeto**: *los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta estar rodeados por ocho electrones de valencia.*



Hay muchas excepciones a la regla del octeto, pero ofrece un marco de referencia útil para introducir muchos conceptos de enlaces importantes.

3

Enlaces Químicos

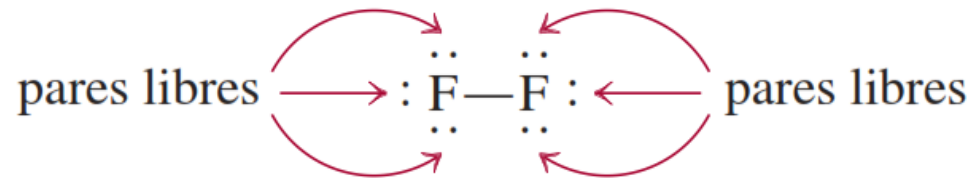
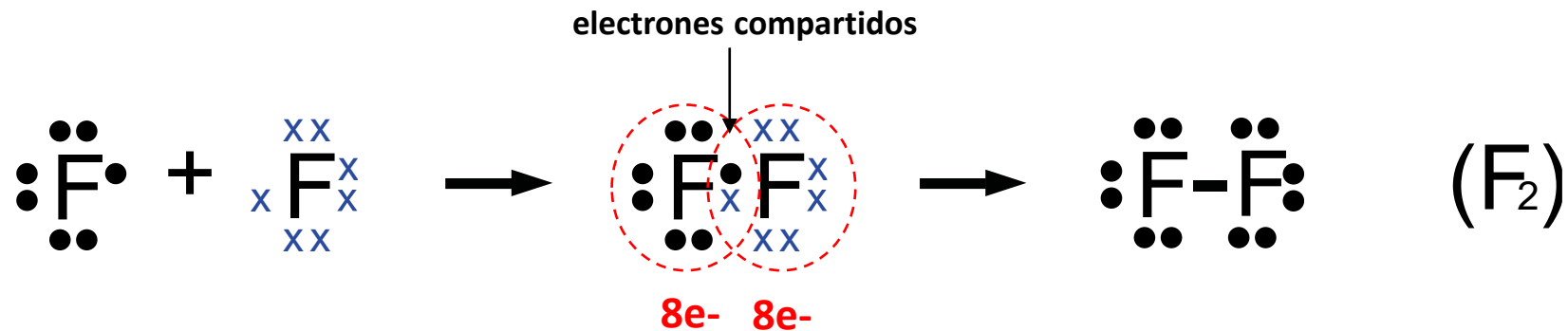
Subtema: Enlace covalente

Enlace covalente

Un **enlace covalente** es un tipo de enlace químico en el que dos átomos comparten uno o más pares de electrones para alcanzar estabilidad. Ocurre principalmente entre no metales y puede ser **simple, doble o triple**, dependiendo del número de pares compartidos.

Formación de compuestos covalentes

Al representar las estructuras de Lewis de enlaces covalentes, se utilizan líneas para indicar los pares de electrones compartidos entre átomos, mientras que los electrones no compartidos se representan como pares de puntos en los átomos individuales.



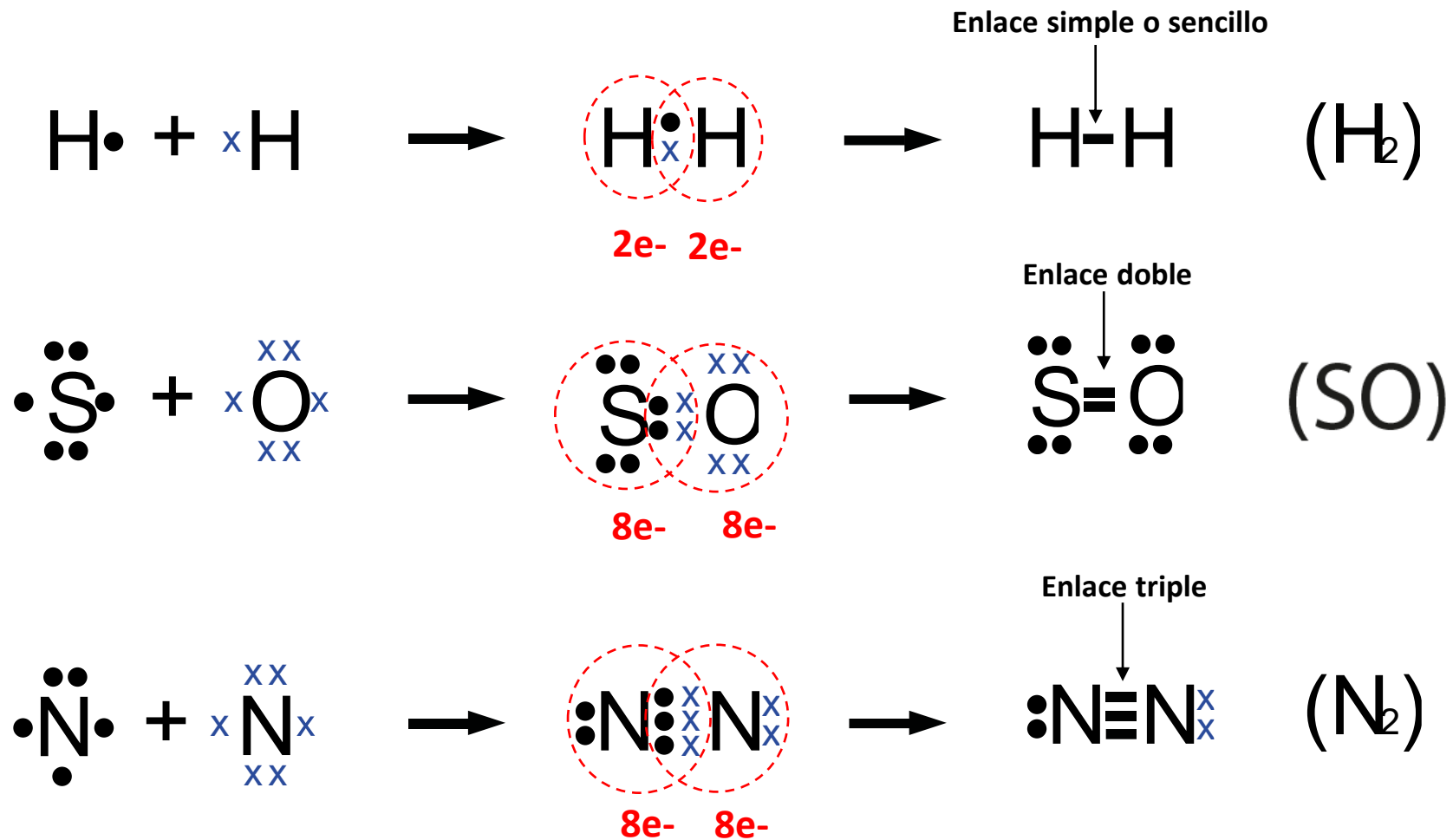
Tipos de enlaces covalentes

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. En un **enlace sencillo**, *dos átomos se unen por medio de un par de electrones*. En muchos compuestos se forman **enlaces múltiples**, **es decir cuando dos átomos comparten dos o mas pares de electrones**. Si *dos átomos comparten dos pares de electrones*, el enlace covalente se denomina **enlace doble**. Un **enlace triple** surge cuando *dos átomos comparten tres pares de electrones*.

Ejemplo 1

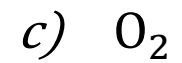
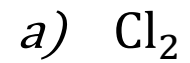
Representar la estructura Lewis de las siguientes sustancias:

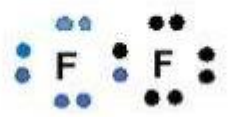
Solución:



Ejercicios

1. Representar la estructura Lewis de las siguientes sustancias:



Estructura	Lewis	Simplificada
F_2		$\text{F}-\text{F}$

Representación de estructuras de Lewis

1. Escriba la estructura del compuesto mediante símbolos químicos para mostrar qué átomos están unidos entre sí. Para compuestos sencillos utilice el método anterior. Para compuestos complejos, el átomo menos electronegativo, en general, ocupa la posición central. El hidrógeno y el flúor suelen ocupar las posiciones terminales en las estructuras de Lewis.
2. Cuente el número total de electrones de valencia presentes. En el caso de un anión, sume un electrón al total por cada carga negativa. En el caso de un catión, reste un electrón por cada carga positiva. No se preocupe por recordar cuáles electrones provienen de cuáles átomos; lo único que importa es el número total.
3. Dibuje un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Complete los octetos de los átomos enlazados al átomo central. Los electrones pertenecientes al átomo central o a los átomos que lo rodean deben quedar representados como pares libres si no participan en el enlace. El número total de electrones empleados es el que se determinó en el paso 2.
4. Después de terminar los pasos 1-3, si el átomo central tiene menos de ocho electrones, trate de formar enlaces dobles o triples entre el átomo central y los átomos que lo rodean, utilizando los pares libres de los átomos circundantes para completar el octeto del átomo central.

Ejemplo 2

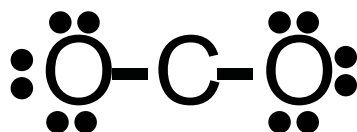
Representar la estructura Lewis del CO₂.

Solución:

Paso 1: El C tiene electronegatividad de 2.5, y el O de 3.5, por lo tanto el C va en el centro.



Paso 3: Dibujar enlaces sencillos.

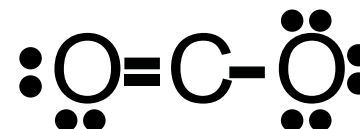


Centro: 4 e-
Total: 16 e-

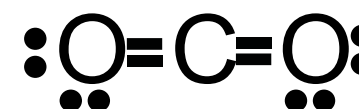
Paso 2: Contar los electrones de valencia.

Elemento	# átomos	# e- de val.	Total e- de val.
C	1	4	4
O	2	6	12
			16

Paso 4: Dibujar enlaces dobles y/o triples.



Centro: 6 e-
Total: 16 e-



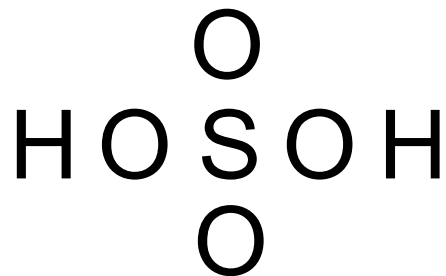
Centro: 8 e-
Total: 16 e-

Ejemplo 3

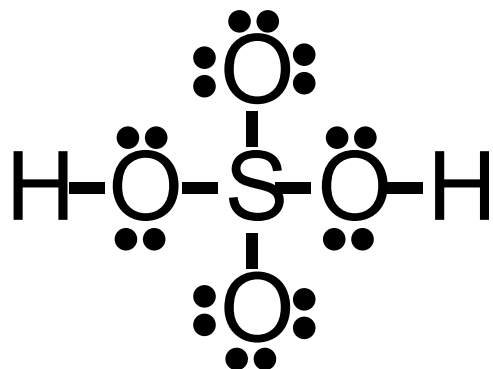
Representar la estructura Lewis del H_2SO_4 .

Solución:

Paso 1: El S tiene electronegatividad de 2.5, y el O de 3.5, por lo tanto el S va en el centro. El H en los extremos.



Paso 3: Dibujar enlaces sencillos.



Centro: 8 e-
Total: 32 e-

Paso 2: Contar los electrones de valencia.

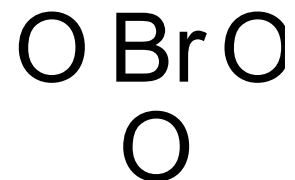
Elemento	# átomos	# e- de val.	Total e- de val.
H	2	1	2
S	1	6	6
O	4	6	24
			32

Ejemplo 4

Representar la estructura Lewis del BrO_3^-

Solución:

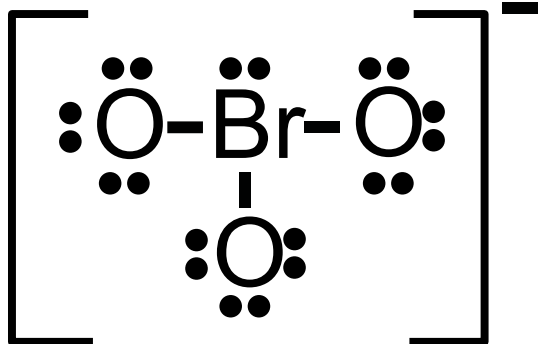
Paso 1: El Br tiene electronegatividad de 2.0, y el O de 3.5, por lo tanto el Br va en el centro.



Paso 2: Contar los electrones de valencia.

Elemento	# átomos	# e- de val.	Total e- de val.
Br	1	7	7
O	3	6	18
ion			+1
			26

Paso 3: Dibujar enlaces sencillos.



Se encierra entre corchetes y se indica la carga del ion.

Centro: 8 e-
Total: 26 e-



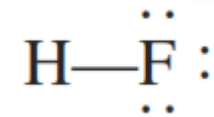
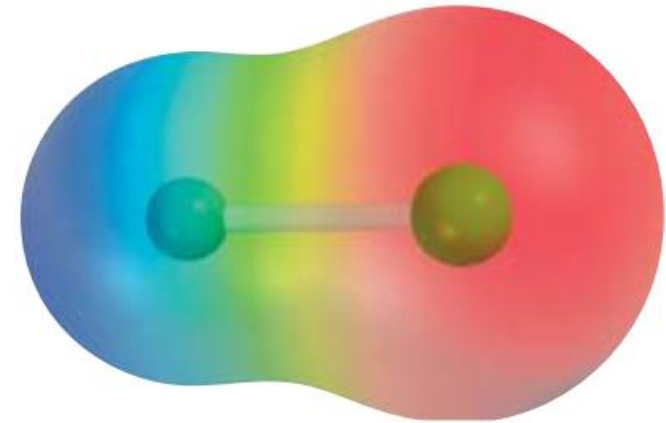
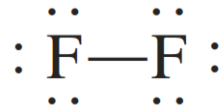
Ejercicios

2. Representar la estructura Lewis de las siguientes sustancias:



Enlace covalente polar, no polar y iónico.

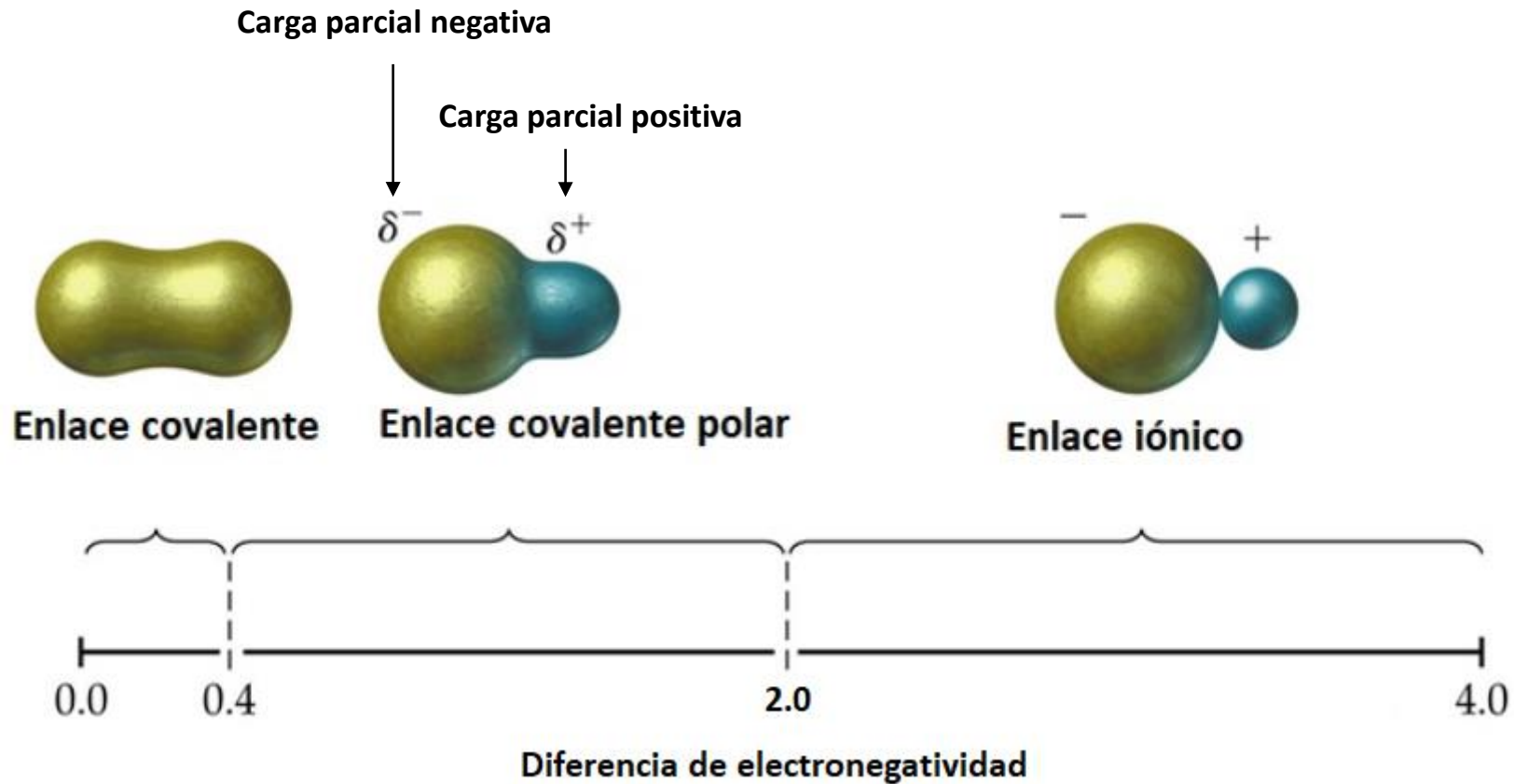
En una molécula como el F_2 , donde los dos átomos son idénticos, los electrones se comparten en forma equitativa, es decir, pasan el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente de la molécula de HF, los átomos de H y F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos:



Este tipo de enlaces se denomina enlace **covalente polar**, o simplemente enlace polar porque *los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro*.

Enlace covalente polar, no polar y iónico

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



Ejercicios

3. Calcular la diferencia de electronegatividad entre cada uno de los siguientes enlaces, e indique si es iónico, covalente polar o covalente no polar.

- a) $\text{H} - \text{H}$
- b) $\text{H} - \text{F}$
- c) $\text{Li} - \text{F}$

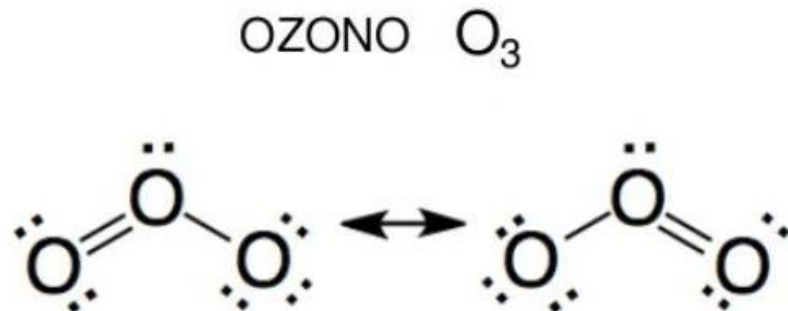
4. ¿Cuál de los enlaces siguientes es el más polar? Indique en cada caso cuál átomo tiene la carga parcial negativa.

- a) $\text{S} - \text{Cl}$
- b) $\text{S} - \text{Br}$
- c) $\text{Se} - \text{Cl}$
- d) $\text{Se} - \text{Br}$

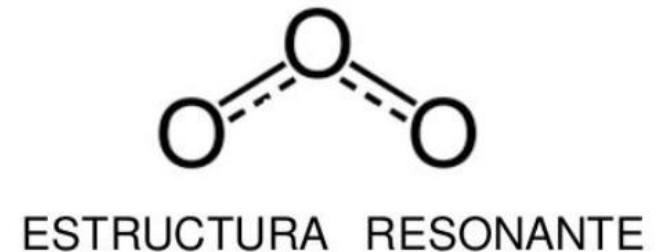
Resonancia

La resonancia en química es un concepto que explica que algunas moléculas no pueden representarse adecuadamente con una sola estructura de Lewis. En lugar de ello, existen varias estructuras equivalentes, llamadas estructuras resonantes, que difieren solo en la posición de los electrones, no de los átomos. La molécula real es un **híbrido de resonancia**, una combinación intermedia entre todas las estructuras posibles, lo que le confiere mayor estabilidad.

Además, estas especies químicas se representan mediante una estructura que tiene enlaces **deslocalizados**, es decir, en ella los electrones del enlace no están asignados a ningún par de átomos en concreto, sino que son compartidos por toda la molécula, lo que se representa con una línea discontinua.



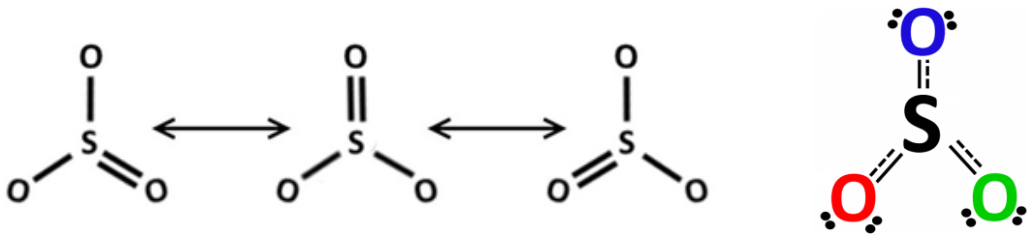
los dos enlaces son iguales.



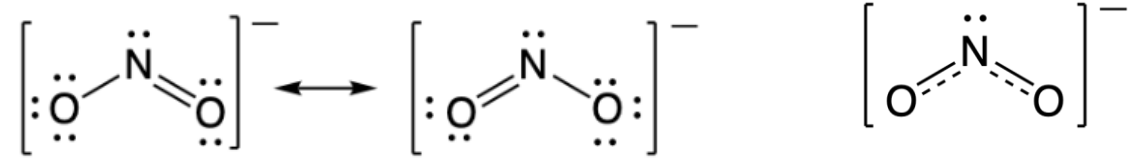
Resonancia

Otros ejemplos son:

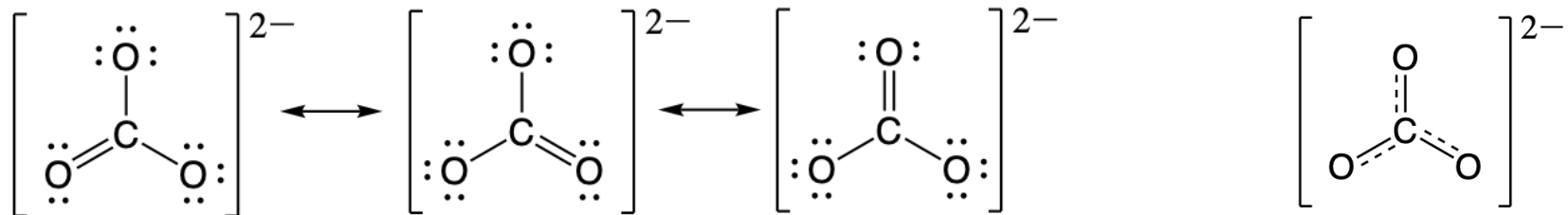
trióxido de azufre, SO_3



cation nitrito, NO_2^+

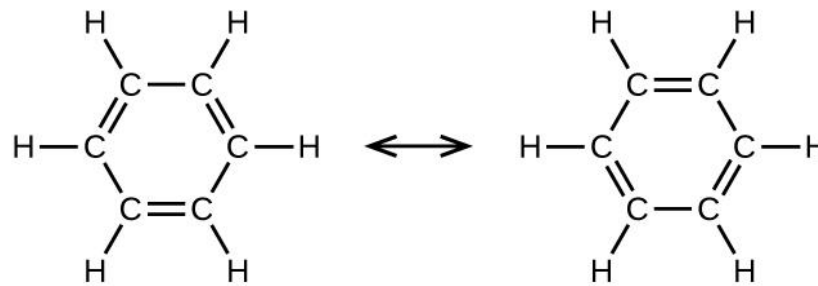


anión carbonato, CO_3^{2-}

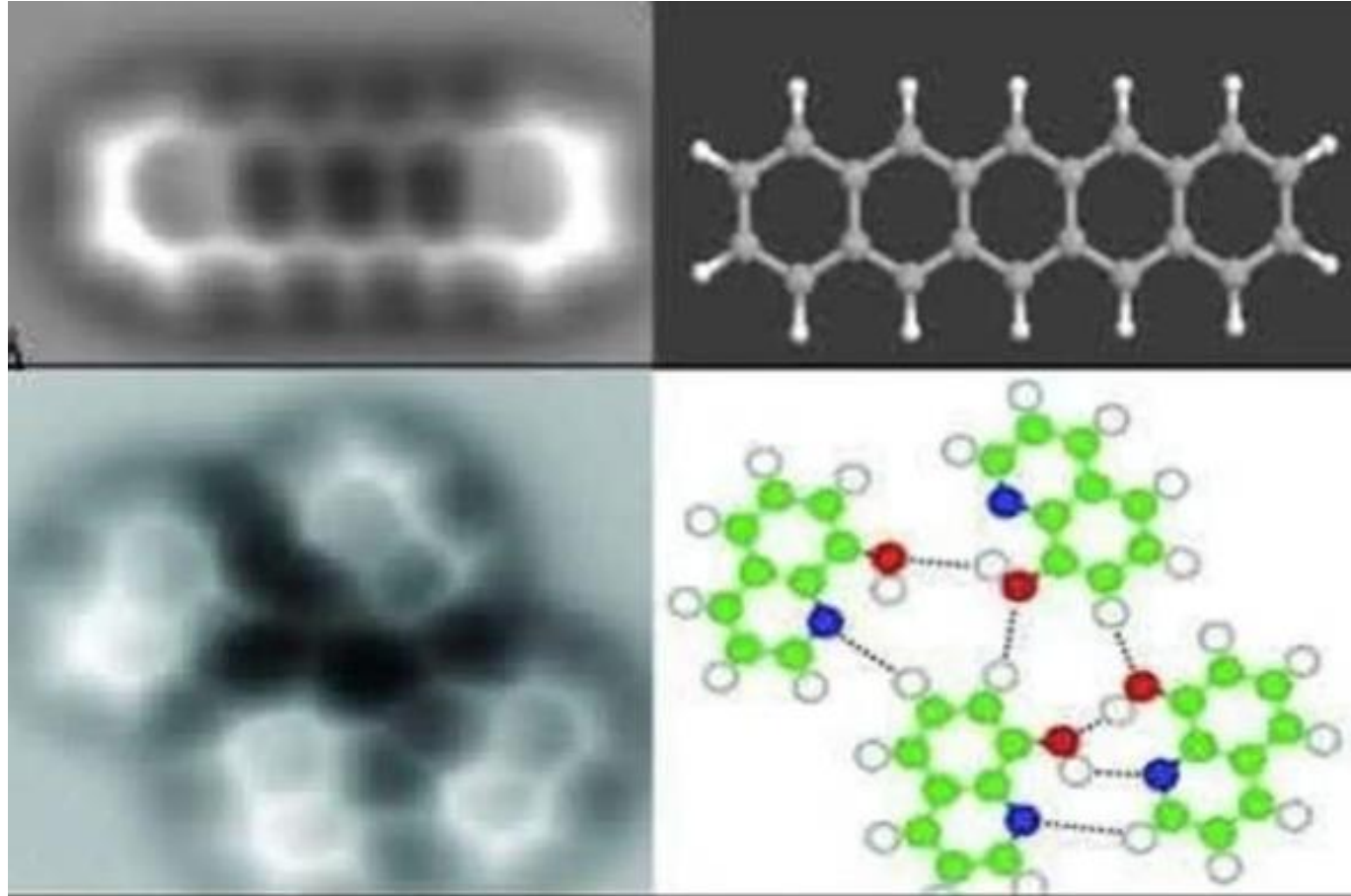


Resonancia

Benceno, C_6H_6 ,

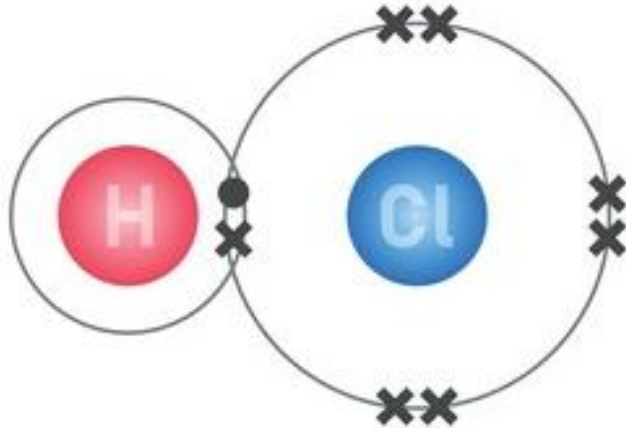


Moléculas observadas



Excepciones a la regla del octeto

La regla del octeto falla en muchas situaciones en las que intervienen enlaces covalentes. El ejemplo más común son las moléculas que tienen átomos de hidrogeno, donde el H, se vuelve estable con solo 2 electrones.



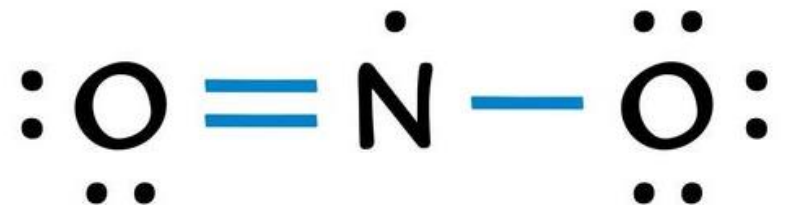
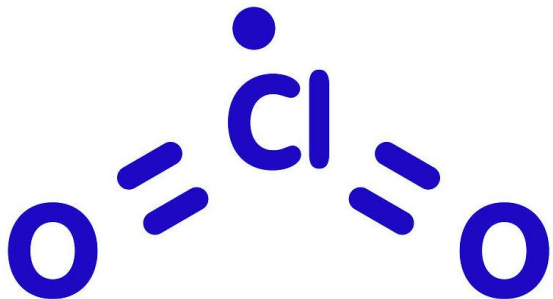
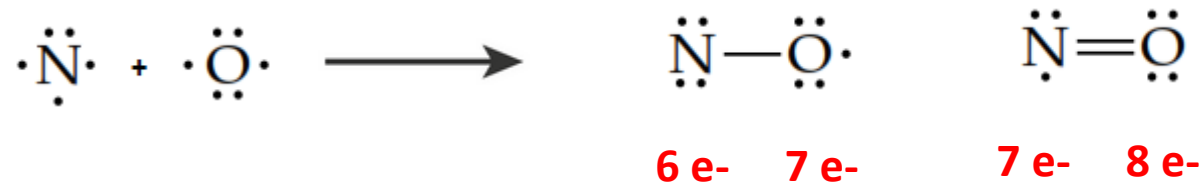
Adicionalmente, hay tres tipos de excepciones a la regla del octeto:

1. Moléculas con número impar de electrones.
2. Moléculas en las que un átomo tiene un octeto incompleto.
3. Moléculas en las que un átomo tiene mas de un octeto.

Excepciones a la regla del octeto

Número impar de electrones

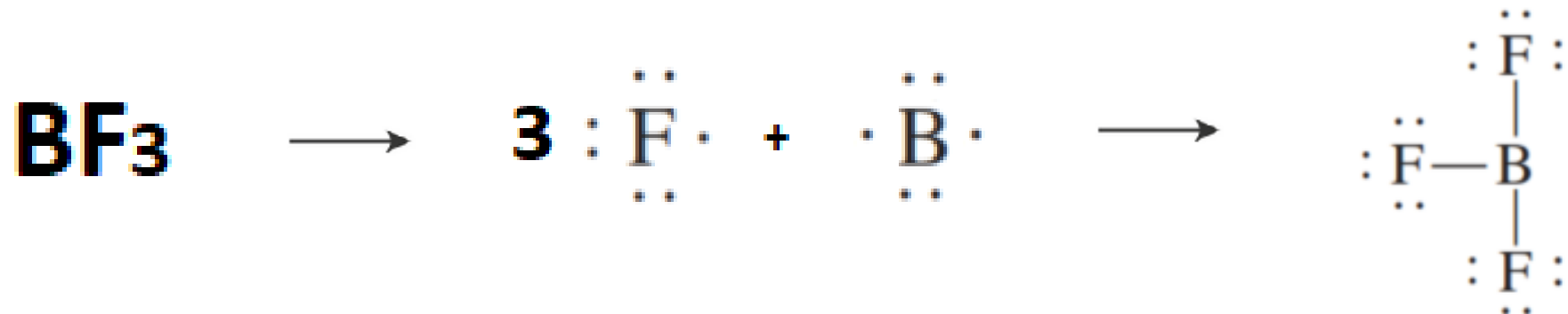
En casi todas las moléculas el número de electrones es par, y hay un apareamiento completo de los electrones. Sin embargo, en unas cuantas moléculas, como ClO_2 , NO y NO_2 , el número de electrones es impar. Es imposible aparear totalmente estos electrones, y tampoco puede lograrse un octeto en torno a todos los átomos.



Excepciones a la regla del octeto

Octeto incompleto

Esta excepción se da cuando hay menos de ocho electrones alrededor de un átomo en una molécula o ion poliatómico. Es una situación relativamente rara y suele encontrarse en compuestos de boro y berilio.

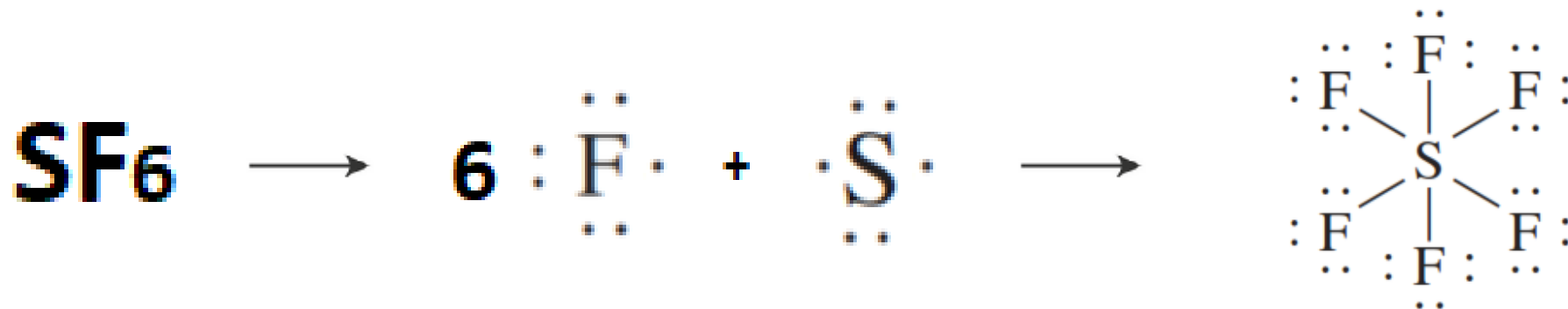


Excepciones a la regla del octeto

Octeto expandido

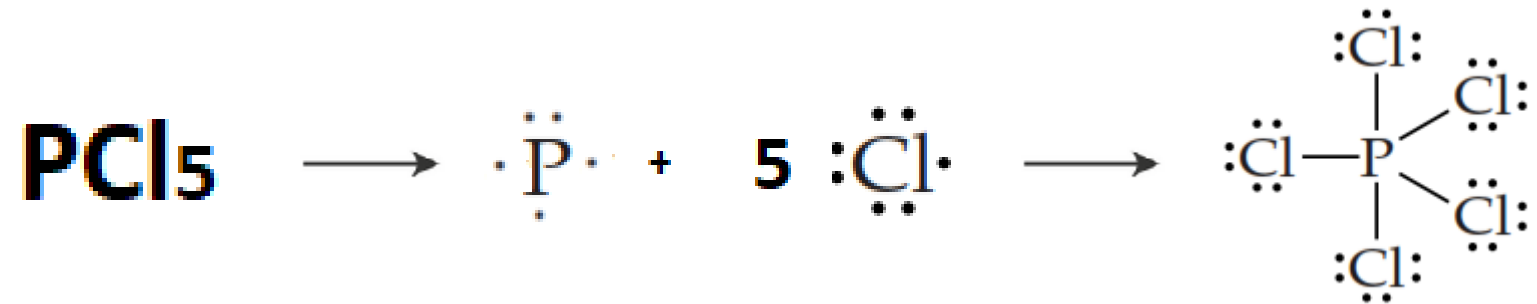
La tercera clase de excepciones, y la más grande, consiste en moléculas o iones en los que hay más de ocho electrones en la capa de valencia de un átomo.

Entre los compuestos que poseen este tipo de octeto se encuentra el hexafluoruro de azufre. En el SF_6 , cada uno de los seis electrones de valencia del azufre forma un enlace covalente con un átomo de flúor, de tal forma que hay doce electrones alrededor del átomo central de azufre.



Excepciones a la regla del octeto

Otro ejemplo es el pentacloruro de fósforo (PCl_5) si dibujamos su estructura de Lewis, nos vemos obligados a “expandir” la capa de valencia y colocar 10 electrones alrededor del átomo de fósforo central.



Excepciones a la regla del octeto

Los octetos expandidos solo se observan en elementos a partir del periodo 3 de la tabla periódica.

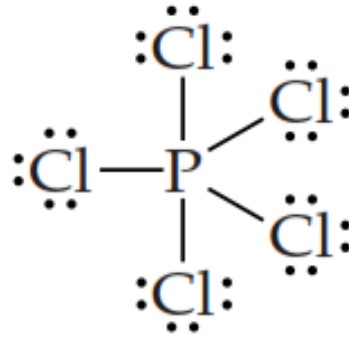
Los elementos del segundo periodo sólo tienen orbitales de valencia $2s$ y $2p$ disponibles para formar enlaces. Puesto que estos orbitales pueden contener un máximo de ocho electrones, nunca encontramos más de un octeto de electrones alrededor de elementos del segundo periodo.

Por otra parte, los elementos del tercer periodo en adelante tienen orbitales ns y np y nd sin llenar, que pueden servir para formar enlaces.

A simplified periodic table grid with columns labeled 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The grid shows the layout of elements, with the d-block (transition metals) represented by a long horizontal row of 10 empty cells between columns 2A and 3A. The p-block elements (columns 3A to 7A) are highlighted in yellow for the first two rows and light blue for the subsequent three rows. The final column (8A) is highlighted in light green for the last two rows.

Amarillo: los elementos del segundo periodo no pueden tener un octeto expandido. Azul: los elementos del tercer periodo y los que les siguen pueden tener un octeto expandido. Verde: los gases nobles por lo general sólo tienen un octeto expandido.

Excepciones a la regla del octeto



$^{15}\text{P} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$



$3s$



$3p$



$3d$

Debido a que la energía del subnivel $3d$ es muy cercana a la energía de los subniveles $3s$ y $3p$, podemos promover electrones de $3s$ y de $3p$ a dos de los orbitales $3d$:



$3s$



$3p$



$3d$

orbitales vacíos $3d$



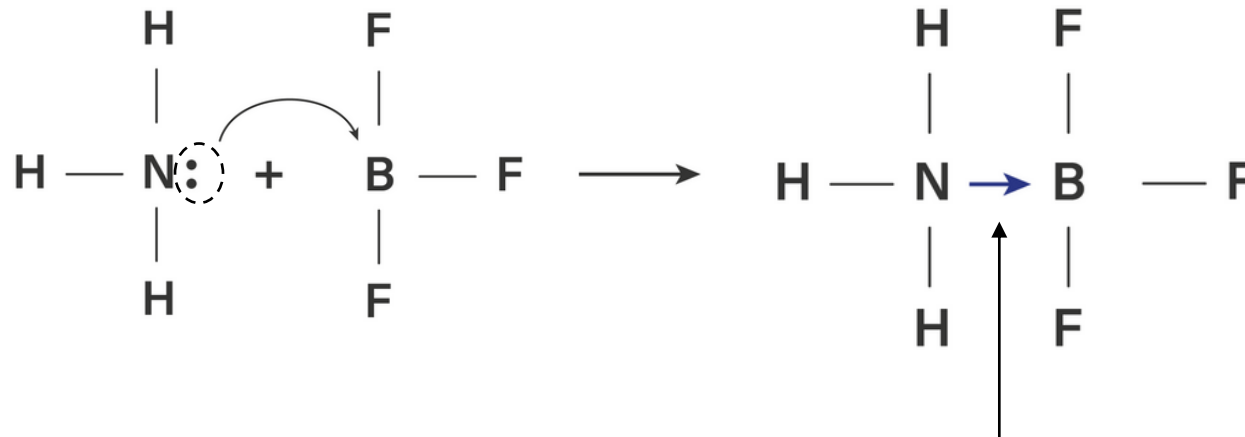
Ejercicios

5. Dibuje la estructura de Lewis de la molécula y determine a qué tipo de excepción a la regla del octeto pertenece.
- a) AlI_3
 - b) PF_5
 - c) ICl_4^-

Enlace covalente coordinado

Es un *enlace covalente en el que uno de los átomos cede los dos electrones*. También se conoce como enlace dativo.

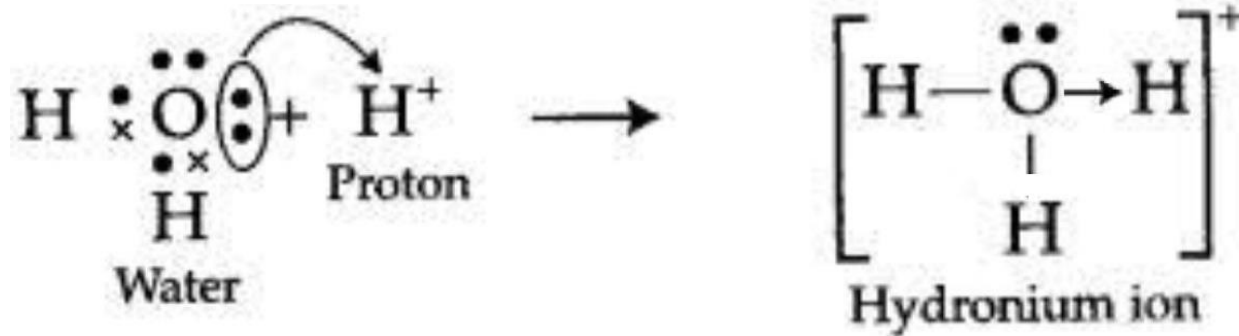
Como ejemplo tenemos el trihidroborato de amonio: $NH_3 + BF_3 \rightarrow NH_3 - BF_3$.



En el enlace dativo, utilizamos una flecha para indicar que átomo cede sus dos electrones.

Enlace covalente coordinado

Otro ejemplo de enlace coordinado es el que se forma en catión hidronio: $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$



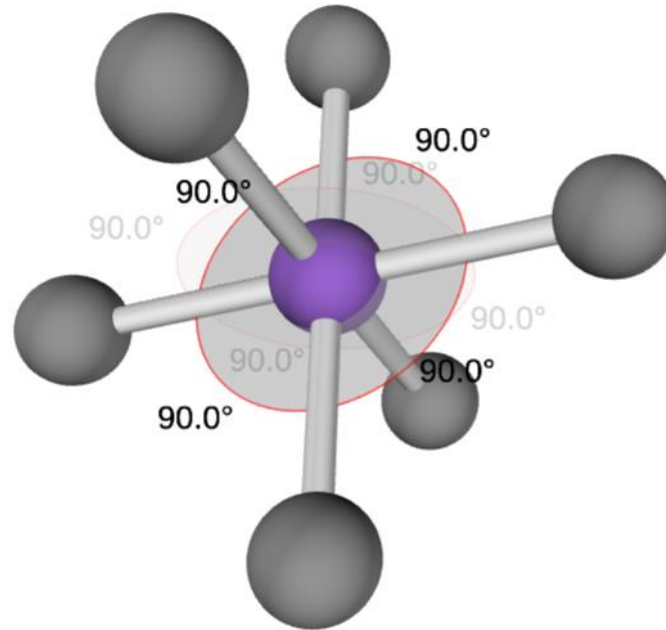


Ejercicios

6. Representar la estructura Lewis del catión amonio: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

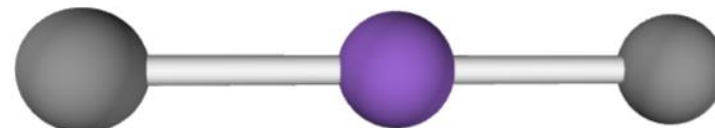
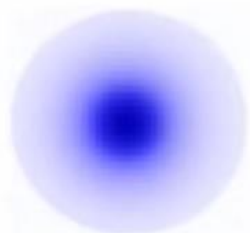
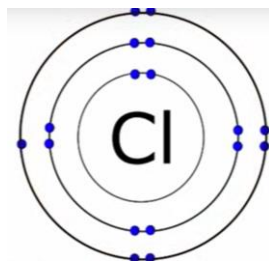
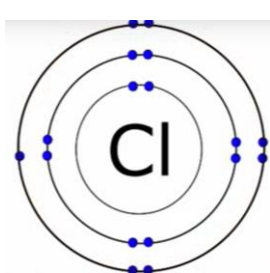
Geometría molecular

La geometría molecular estudia la disposición tridimensional de los átomos en una molécula. Conocer la geometría molecular es clave para entender propiedades como polaridad, reactividad, fuerza intermolecular y el tipo de reacciones en que pueden participar.



Geometría molecular – Modelo RPECV

La geometría de las moléculas se puede predecir según su estructura de Lewis. Este enfoque para estudiar la geometría molecular se llama **modelo de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)**, ya que explica la distribución geométrica de los pares electrónicos que rodean el átomo central en términos de la repulsión electrostática entre dichos pares.



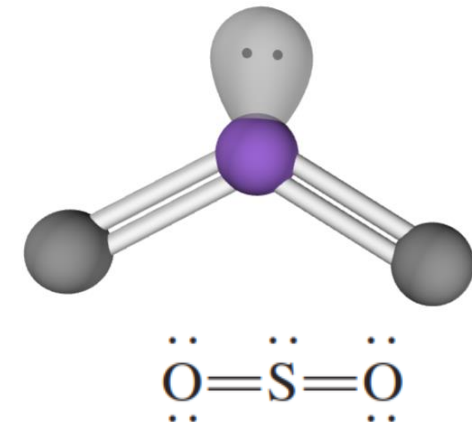
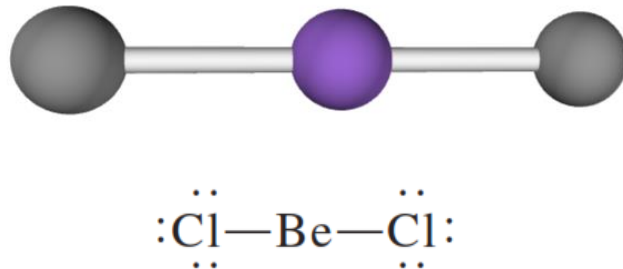
Repulsion

Geometría molecular – Modelo RPECV

Al considerar la repulsión de los pares electrónicos, **los enlaces dobles y triples se pueden tratar como si fueran enlaces sencillos.**

Este modelo se divide en dos categorías dependiendo de la presencia o ausencia de pares electrónicos libres en el átomo central:

- 1) Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.
- 2) Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares de electrones libres.



Geometría molecular – Modelo RPECV

1) Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

AB_x

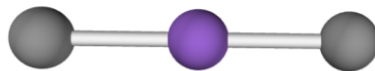
donde: **A** = Átomo central

B = Átomo que rodea a A

x = Número de átomos que rodean a A

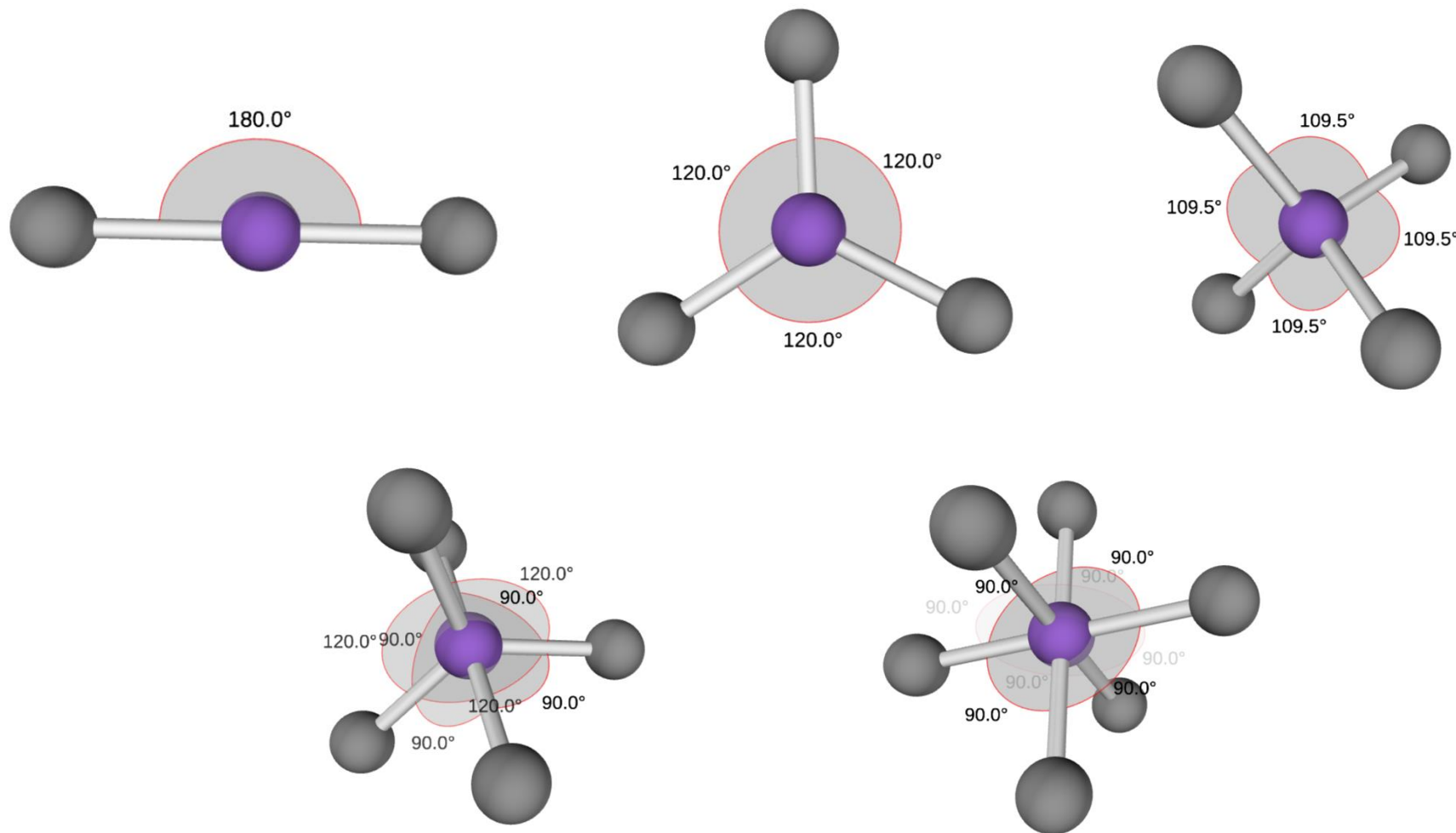
Ejemplo:

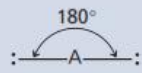
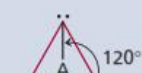
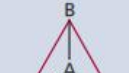




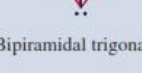
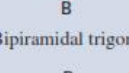
AB₂: cloruro de berilio (BeCl₂) $:\ddot{\text{Cl}}-\text{Be}-\ddot{\text{Cl}}:$



Geometría molecular – Modelo RPECV

1) Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	 Lineal	$B-A-B$ Lineal
3	 Plana trigonal	 Plana trigonal
4	 Tetraédrica	 Tetraédrica
5	 Bipiramidal trigonal	 Bipiramidal trigonal
6	 Octaédrica	 Octaédrica

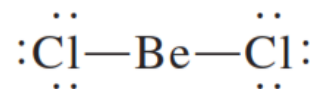
* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

Cloruro de berilio (BeCl_2)

Estructura de Lewis



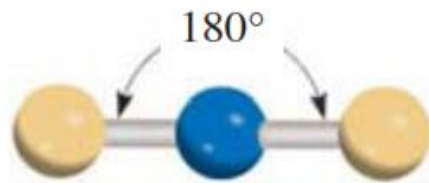
Formula:



Geometría molecular:

Lineal

Representación:



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	<p>Lineal</p>	<p>B—A—B</p> <p>Lineal</p>
3	<p>Plana trigonal</p>	<p>Plana trigonal</p>
4	<p>Tetraédrica</p>	<p>Tetraédrica</p>
5	<p>Bipiramidal trigonal</p>	<p>Bipiramidal trigonal</p>
6	<p>Octaédrica</p>	<p>Octaédrica</p>

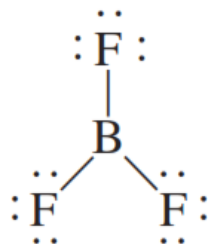
* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

Trifluoruro de boro (BF_3)

Estructura de Lewis



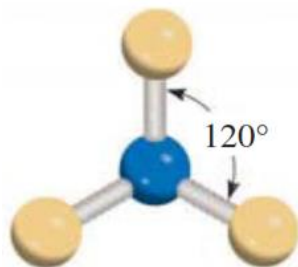
Formula:

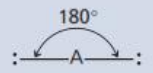
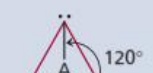
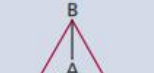





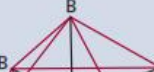


Geometría molecular:

Plana trigonal

Representación:



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	 Lineal	$B-A-B$ Lineal
3	 Plana trigonal	 Plana trigonal
4	 Tetraédrica	 Tetraédrica
5	 Bipiramidal trigonal	 Bipiramidal trigonal
6	 Octaédrica	 Octaédrica

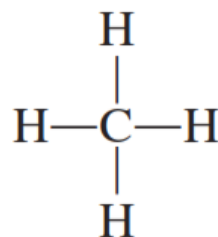
* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

Metano (CH_4)

Estructura de Lewis



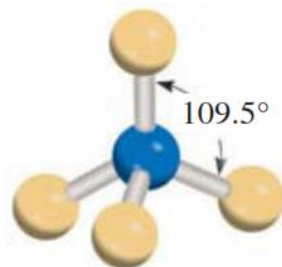
Formula:



Geometría molecular:

Plana Tetraédrica

Representación:



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	<p>Lineal</p>	<p>Lineal</p>
3	<p>Plana trigonal</p>	<p>Plana trigonal</p>
4	<p>Tetraédrica</p>	<p>Tetraédrica</p>
5	<p>Bipiramidal trigonal</p>	<p>Bipiramidal trigonal</p>
6	<p>Octaédrica</p>	<p>Octaédrica</p>

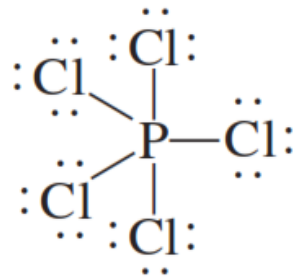
* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

Pentacloruro de fósforo (PCl_5)

Estructura de Lewis



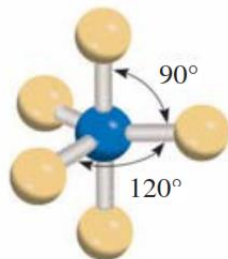
Formula:



Geometría molecular:

Bipiramidal trigonal

Representación:



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	<p>Lineal</p>	<p>B—A—B</p> <p>Lineal</p>
3	<p>Plana trigonal</p>	<p>Plana trigonal</p>
4	<p>Tetraédrica</p>	<p>Tetraédrica</p>
5	<p>Bipiramidal trigonal</p>	<p>Bipiramidal trigonal</p>
6	<p>Octaédrica</p>	<p>Octaédrica</p>

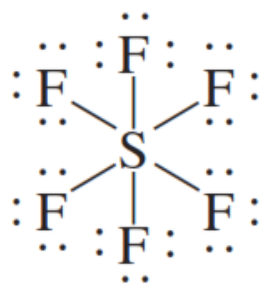
* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

Moléculas en las que el átomo central no tiene pares de electrones libres.

Hexafluoruro de azufre (SF_6)

Estructura de Lewis



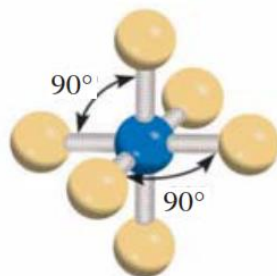
Formula:

AB_6

Geometría molecular:

Octaédrica

Representación:



Número de pares de electrones	Distribución de los pares de electrones*	Geometría molecular*
2	<p>Lineal</p>	<p>B—A—B</p> <p>Lineal</p>
3	<p>Plana trigonal</p>	<p>Plana trigonal</p>
4	<p>Tetraédrica</p>	<p>Tetraédrica</p>
5	<p>Bipiramidal trigonal</p>	<p>Bipiramidal trigonal</p>
6	<p>Octaédrica</p>	<p>Octaédrica</p>

* Las líneas a color se utilizan sólo para mostrar la forma global; no representan enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

2) Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares de electrones libres.

AB_xE_y

donde: **A** = Átomo central

B = Átomo terminal

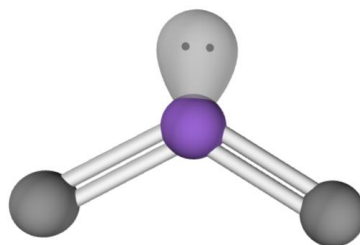
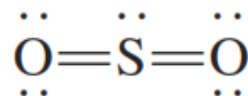
E = Par libre de electrones sobre A

x = Número de átomos que rodean a A

y = Número de pares libres sobre A

Ejemplo:

AB₂E: dióxido de azufre (SO₂)

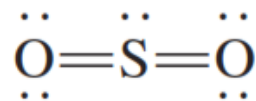


Geometría molecular – Modelo RPECV

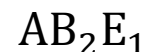
Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares de electrones libres.

Dióxido de azufre (SO_2)

Estructura de Lewis



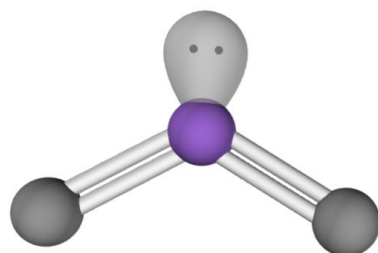
Formula:



Geometría:

Plana trigonal, Angular

Representación:



Tipo de molécula	Número total de pares de electrones	Número de pares enlazantes	Número de pares libres	Distribución de los pares de electrones*	Geometría de la molécula o ion
AB_2E	3	2	1	 Plana trigonal	Angular
AB_3E	4	3	1	 Tetraédrica	Bipiramidal trigonal
AB_2E_2	4	2	2	 Tetraédrica	Angular
AB_4E	5	4	1	 Bipiramidal trigonal	Tetraédrica distorsionada (o de "sube y baja")
AB_3E_2	5	3	2	 Bipiramidal trigonal	Con forma de T
AB_2E_3	5	2	3	 Bipiramidal trigonal	Lineal
AB_5E	6	5	1	 Octaédrica	Piramidal cuadrada
AB_4E_2	6	4	2	 Octaédrica	Plana cuadrada

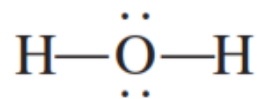
* Las líneas a color se utilizan para mostrar la forma global, no los enlaces.

Geometría molecular – Modelo RPECV

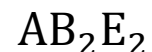
Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares de electrones libres.

Agua (H_2O)

Estructura de Lewis



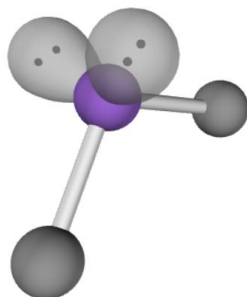
Formula:



Geometría:

Tetraédrica, Angular

Representación:



Tipo de molécula	Número total de pares de electrones	Número de pares enlazantes	Número de pares libres	Distribución de los pares de electrones*	Geometría de la molécula o ion
AB_2E	3	2	1	 Plana trigonal	Angular
AB_3E	4	3	1	 Tetraédrica	Bipiramidal trigonal
AB_2E_2	4	2	2	 Tetraédrica	Angular
AB_4E	5	4	1	 Bipiramidal trigonal	Tetraédrica distorsionada (o de "sube y baja")
AB_3E_2	5	3	2	 Bipiramidal trigonal	Con forma de T
AB_2E_3	5	2	3	 Bipiramidal trigonal	Lineal
AB_5E	6	5	1	 Octaédrica	Piramidal cuadrada
AB_4E_2	6	4	2	 Octaédrica	Plana cuadrada

* Las líneas a color se utilizan para mostrar la forma global, no los enlaces.

Ejercicios

7. Representar la estructura molecular de las siguientes sustancias:



3

Enlaces Químicos

Subtema: Enlace iónico

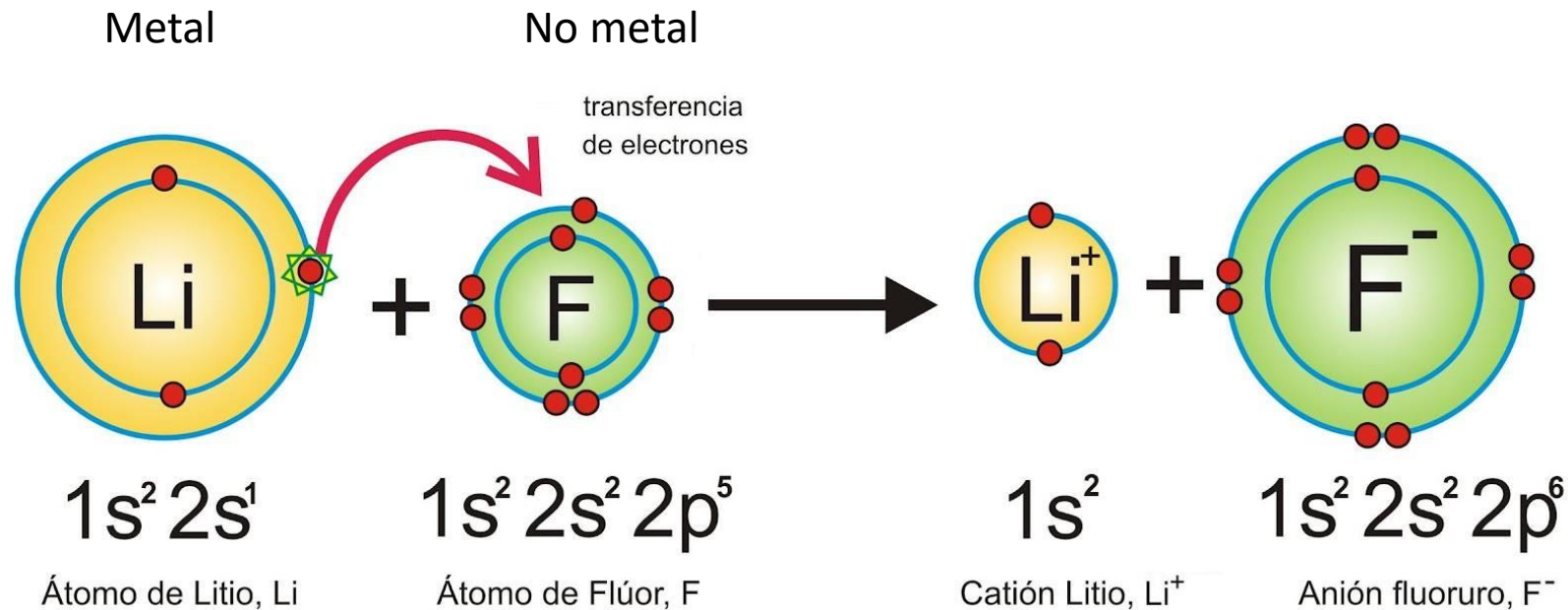
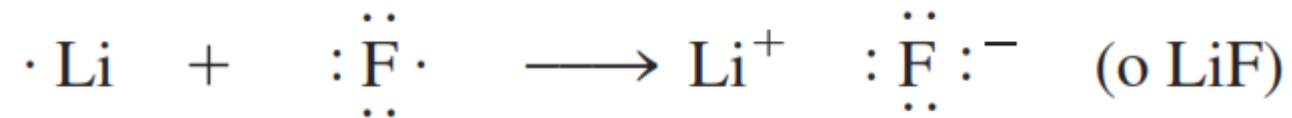
Enlace iónico

La *fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico* se denomina **enlace iónico**.

Los iones se pueden formar a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro (del Metal al No metal). Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre los metales de la extrema izquierda de la tabla periódica y los no metales de la extrema derecha (excluidos los gases nobles).

Formación de compuestos iónicos

Por ejemplo, la reacción entre litio y flúor produce fluoruro de litio, al usar los símbolos de puntos de Lewis, la reacción se representa como:



Li capa llena como gas He
F capa llena como gas de 8

Ejemplo 4

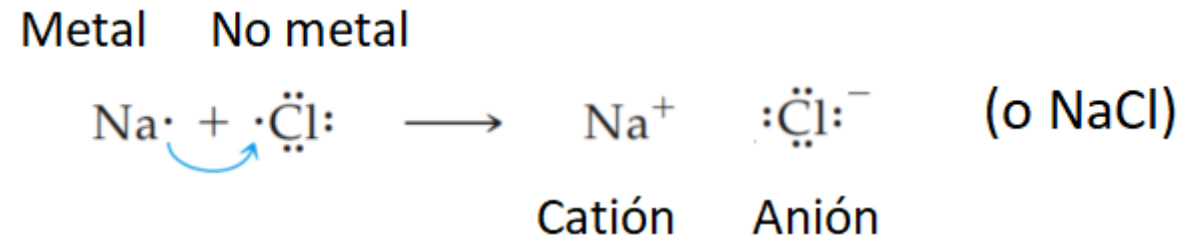
Representar la unión iónica de:

a) Na y Cl

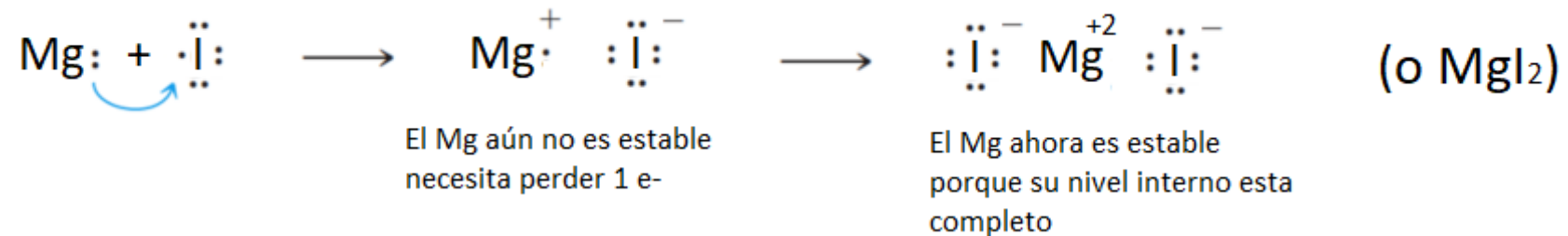
b) Mg y I

Solución:

a) Na y Cl



b) Mg y I





Ejercicios

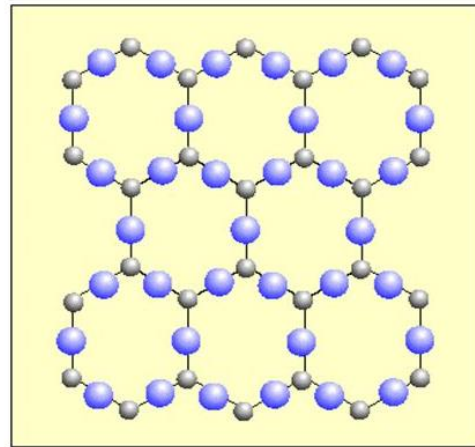
8. Representar la unión iónica entre los siguientes elementos:

- a) Li y Br
- b) Li y F
- c) Ca y O
- d) Ca y F
- e) Li y O
- f) Mg y N
- g) Al y O

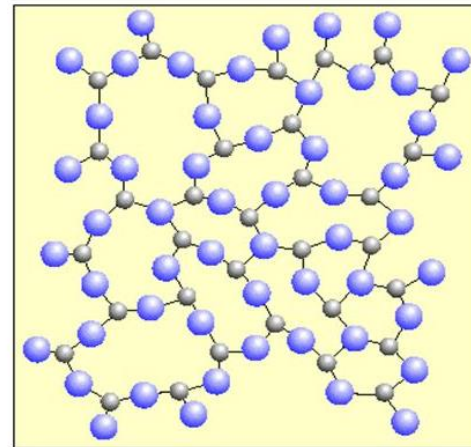
Sólidos amorfos y sólidos cristalinos

El **sólido** es un estado de agregación de la materia, que se caracteriza porque opone resistencia a cambios de forma y de volumen. Los sólidos se clasifican en cristalinos y amorfos.

Un **sólido cristalino** es aquél que tiene una estructura periódica y ordenada, como consecuencia tienen una forma que no cambia, salvo por la acción de fuerzas externas. Por ejemplo: los metales, y el diamante. Por otra parte, un **sólido amorfo** es un sólido en el que sus átomos están desordenados. Por ejemplo: la goma y el vidrio.



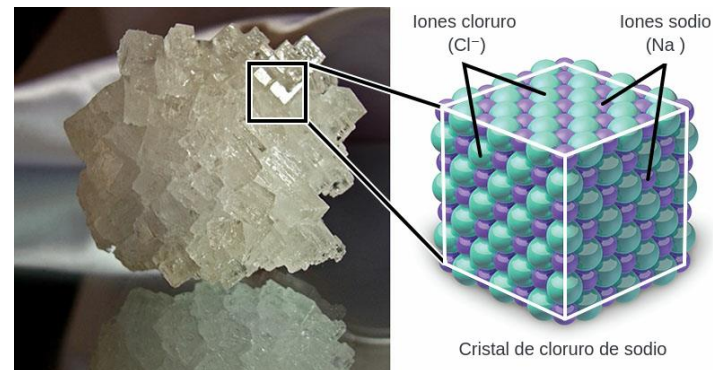
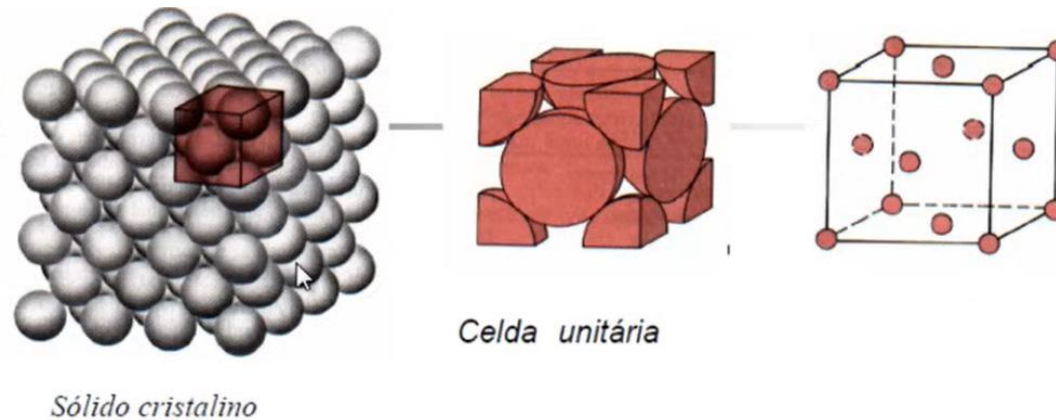
CRISTAL



AMORFO

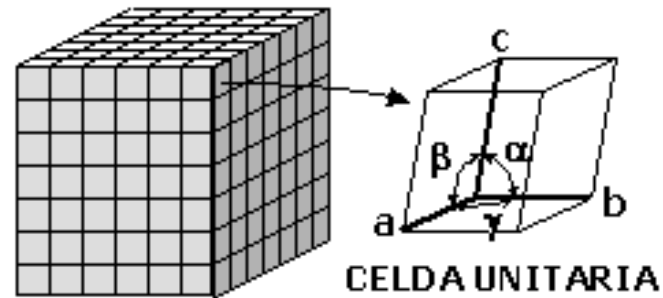
Celda unitaria

Un sólido cristalino se construye a partir de la repetición en el espacio de una estructura elemental paralelepípedica denominada **celda unitaria**. Existen 14 tipos de redes cristalinas agrupadas en siete sistemas cristalinos.



Sistemas cristalinos

En función de los parámetros de red, es decir, de las longitudes de los lados o ejes del paralelepípedo y de los ángulos que forman, se distinguen los siete **sistemas cristalinos**.

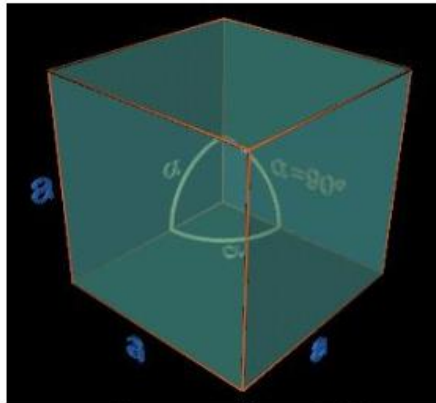


Tipos de sistemas cristalinos

Sistema cristalino	Ejes	Ángulos entre ejes
Cúbico	$a = b = c$	Los tres parámetros unidad son iguales entre ellos, y los tres ángulos axiales son iguales entre ellos e igual a 90° .
Tetragonal	$a = b \neq c$	Los tres parámetros unidad son iguales entre ellos, y los tres ángulos axiales son iguales entre ellos e igual a 90° .
Ortorrómbico (o Rómbico)	$a \neq b \neq c$	Los tres parámetros unidad son distintos entre ellos, y los ángulos axiales son iguales entre ellos e iguales a 90° .
Hexagonal	$a = b \neq c$	Dos parámetros unidad son distintos entre ellos. Dos ángulos axiales son iguales entre ellos e iguales a 90° , el tercer Angulo es igual a 120° .
Trigonal (o Romboédrico)	$a = b = c$	Los tres parámetros unidad son distintos entre ellos, y los ángulos axiales son iguales entre ellos y diferentes a 90° .
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	Los tres parámetros unidad son distintos entre ellos, dos de los ángulos axiales son iguales entre ellos distintos al tercero y mayores de 90° .
Triclínico	$a \neq b \neq c$	Los tres parámetros unidad son distintos entre ellos, así como también lo son los ángulos que forman entre sí los ejes cristalográficos y, a su vez, son distintos de 90° .

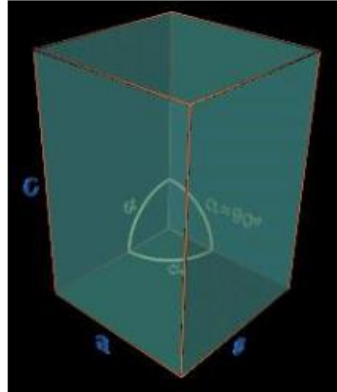
Tipos de sistemas cristalinos

Cúbico



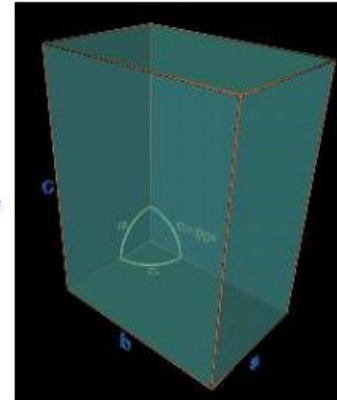
$$a=b=c \quad \alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$

Tetragonal



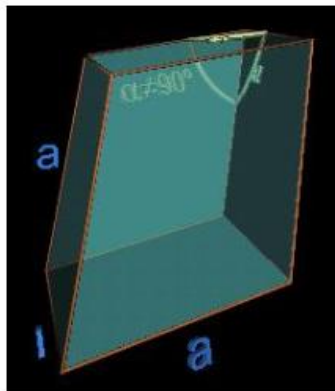
$$a=b \neq c \quad \alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$

Ortorrómbico



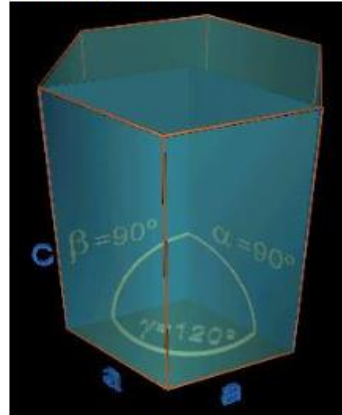
$$a \neq b \neq c \quad \alpha=\beta=\gamma=90^\circ$$

Trigonal



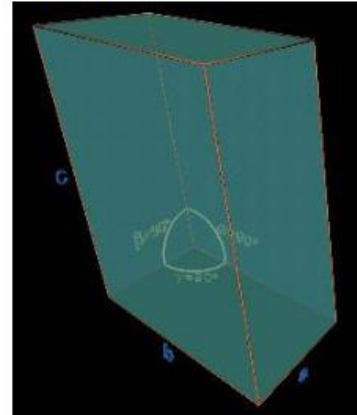
$$a=b=c \quad \alpha=\beta=\gamma \neq 90^\circ$$

Hexagonal



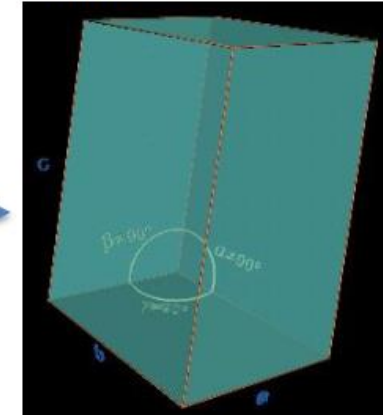
$$a=b \neq c \quad \alpha=\beta=90^\circ \quad \gamma=120^\circ$$

Monoclínico



$$a \neq b \neq c \quad \alpha=\gamma=90^\circ \quad \beta \neq 90^\circ$$

Triclínico

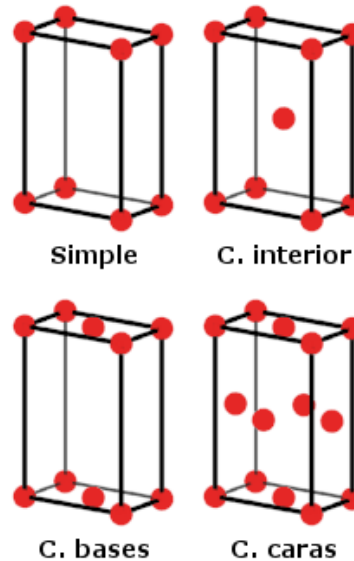


$$a \neq b \neq c \quad \alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$$

Redes cristalinas

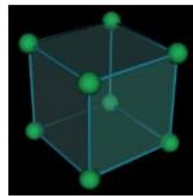
En función de como los átomos se pueden disponer en estas celdas unitarias, tenemos cuatro tipos de celdas:

- Primitiva (P)
- Centrada en el interior (I)
- Centrada en la base (C)
- Centrada en las caras (F)

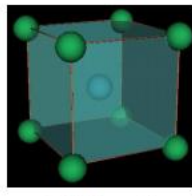


Redes cristalinas

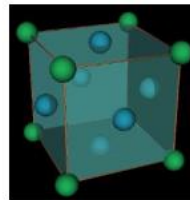
La combinación de los cuatro tipos de celda con los siete sistemas cristalinos originan los 14 tipos de redes cristalinas denominadas **redes de Bravais**.



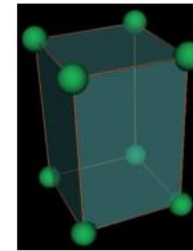
Cúbica P



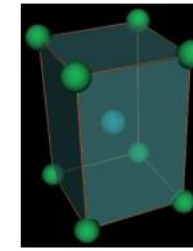
Cúbica I



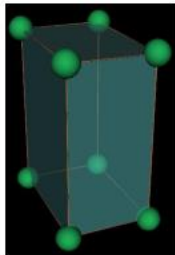
Cúbica F



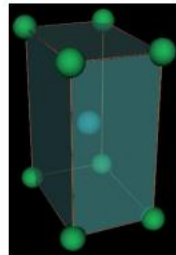
Tetragonal P



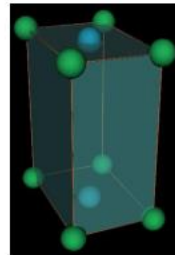
Tetragonal I



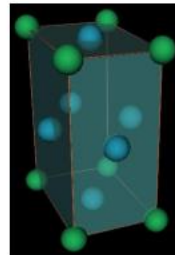
Ortorr. P



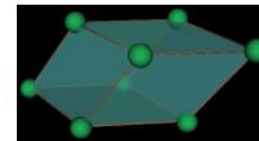
Ortorr. I



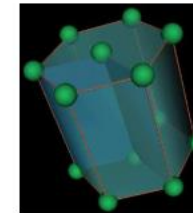
Ortorr. C



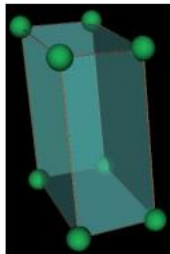
Ortorr. F



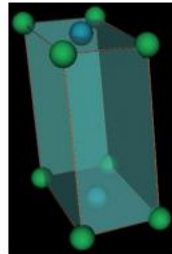
Trigonal P



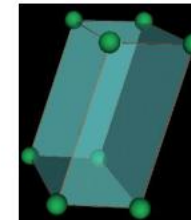
Hexagonal P



Monoclínica P



Monoclínica C



Triclínica P

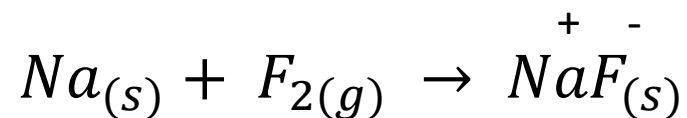
Energía reticular

La **energía reticular** es la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico en estado sólido en sus iones gaseosos individuales. Es una medida de la fuerza de los enlaces iónicos y de la estabilidad del compuesto; cuanto mayor sea la energía reticular, más estable será el sólido porque requiere más energía para romper las uniones entre los iones. También se puede definir como la energía liberada cuando los iones gaseosos se unen para formar el sólido iónico.

No es posible medir experimentalmente las energías reticulares. Se determinan indirectamente mediante un ciclo de Born-Haber (ciclo de reacciones químicas).

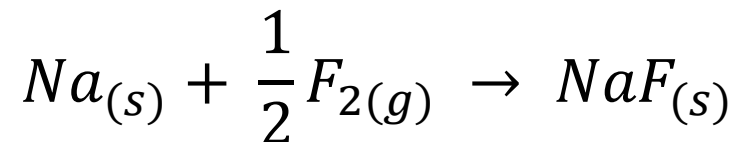
Ejemplo

Dibuja el ciclo de Born-Haber y calcula la energía de red del NaF (s) a partir de los siguientes datos: entalpía estándar de formación del NaF(s) igual a $-573,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación del Na(s) igual a $107,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación de F_2 (g) igual a $159,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; energía de ionización del Na(s) igual a $495,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica del F(g) igual a $-328 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.



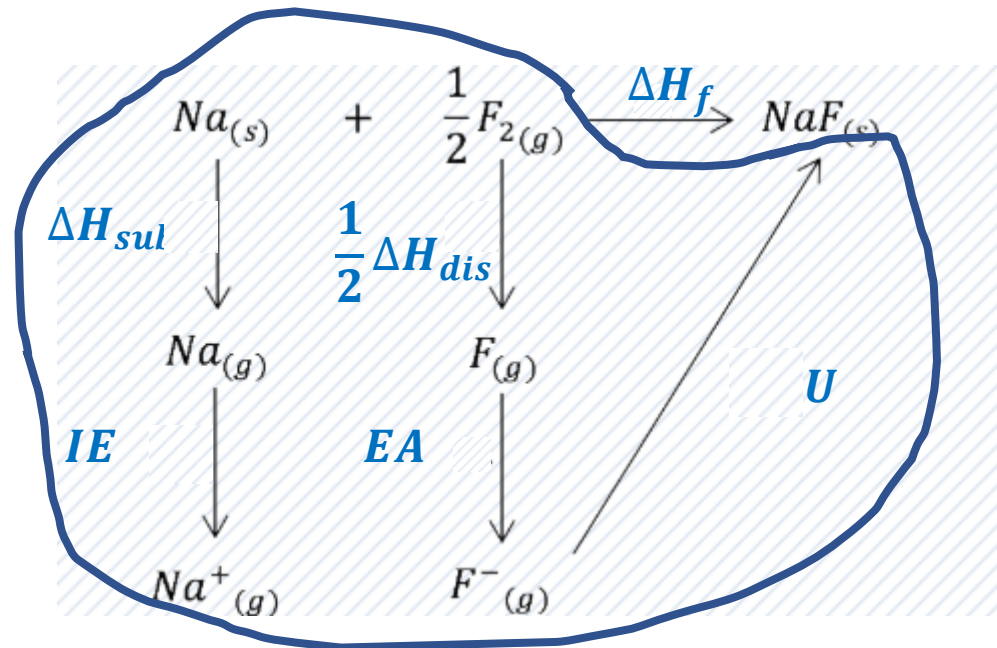
Solución:

Primero ajustamos la reacción para tener 1 mol del producto (NaF) :



Luego, identificamos los procesos intermedio para llegar a las formas gaseosas iónicas

- Energía de sublimación (ΔH_{sub}) → Convierte el metal sólido en gas.
- Energía de disociación ($\frac{1}{2}\Delta H_{diss}$) → Rompe la molécula de gas diatómico.
- Energía de ionización (IE) → Remueve un electrón del metal gaseoso.
- Afinidad electrónica (EA) → Adiciona un electrón al no metal gaseoso.
- Energía de formación (ΔH_f) → Energía asociada a la formación del compuesto iónico desde sus elementos.



Después, aplicamos la ecuación del ciclo de Born-Haber, y despejamos U

$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \frac{1}{2}\Delta H_{diss} + IE + EA + U$$

$$-573,6 = 354,6 + U$$

$$U = -573,6 - 354,6 = -928,2 \text{ kJ/mol}$$

Ejercicio

Calcula la energía de reticular, U , del KCl a partir de los siguientes datos:

entalpía de formación del KCl (s), $\Delta H_f^\circ = -437 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación del K (s), $\Delta H_s^\circ = 89,24 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación del Cl_2 (g), $\Delta H_d^\circ = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de ionización del K (g), $\Delta H_{\text{ionización}}^\circ = 418,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica del Cl_2 (g), $\Delta H_{\text{afinidad}}^\circ = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Ejercicio

Calcula la energía de reticular, U , del CaCl_2 a partir de los siguientes datos:

Entalpía de formación del $\text{CaCl}_2(\text{s})$: $\Delta H^\circ_f = -762.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de sublimación del Ca: $\Delta H_{\text{sub}} = 178.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de disociación del Cl_2 : $\Delta H_{\text{disoc}} = 243.2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Primera energía de ionización del Ca: $\text{EI1} = 590 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Segunda energía de ionización del Ca: $\text{EI2} = 1145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Afinidad electrónica del Cl: $\text{AE1} = -348 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



Ejercicio

Calcula la energía de reticular, U , del MgO a partir de los siguientes datos:

Entalpía de sublimación del Mg: $\Delta H_{\text{sub}} = 148 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de disociación del O_2 : $\Delta H_{\text{disoc}} = 498 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Primera energía de ionización del Mg: $\text{EI1} = 738 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Segunda energía de ionización del Mg: $\text{EI2} = 1451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Primera afinidad electrónica del O: $\text{AE1} = -141 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Segunda afinidad electrónica del O: $\text{AE2} = +798.0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Energía de red del MgO: $\Delta H_{\text{red}} = -3791 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



Enlace metálico

En los enlaces metálicos los electrones de valencia abandonan sus orbitales alrededor del núcleo atómico cuando se juntan con otro y permanecen alrededor de los núcleos formando un “mar de electrones”.

