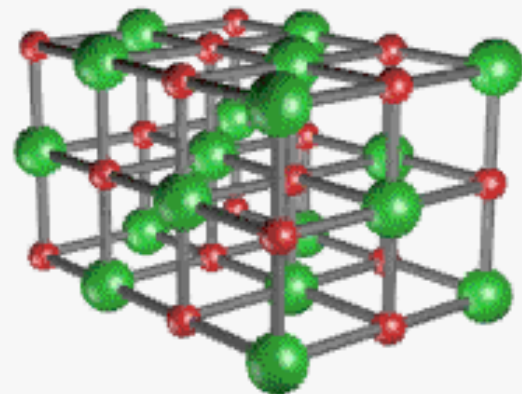
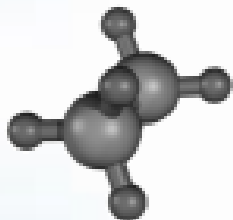


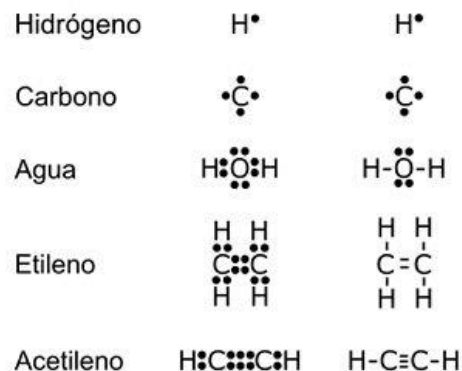
GEOMETRIA MOLECULAR



ESTRUCTURAS LEWIS

Las estructuras de Lewis son representaciones sencillas de iones y compuestos, que facilitan el recuento exacto de electrones y constituyen una base importante para predecir estabildades relativas.

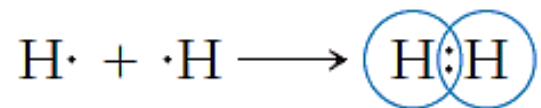
Se utilizan con frecuencia al estudiar las propiedades de las moléculas.



ESTRUCTURAS LEWIS

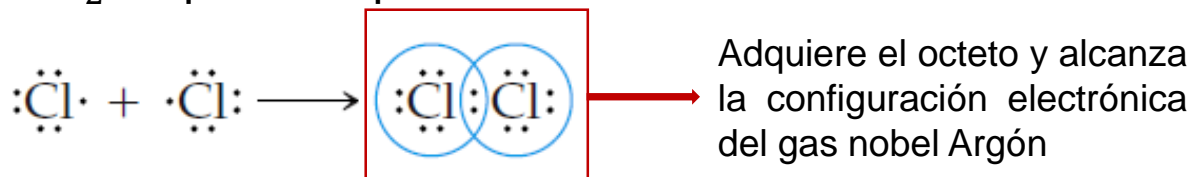
Podemos representar la **formación de enlaces** utilizando símbolos de Lewis para mostrar los átomos constituyentes.

La formación de la molécula de H_2 a partir de dos átomos de H se puede representar así:



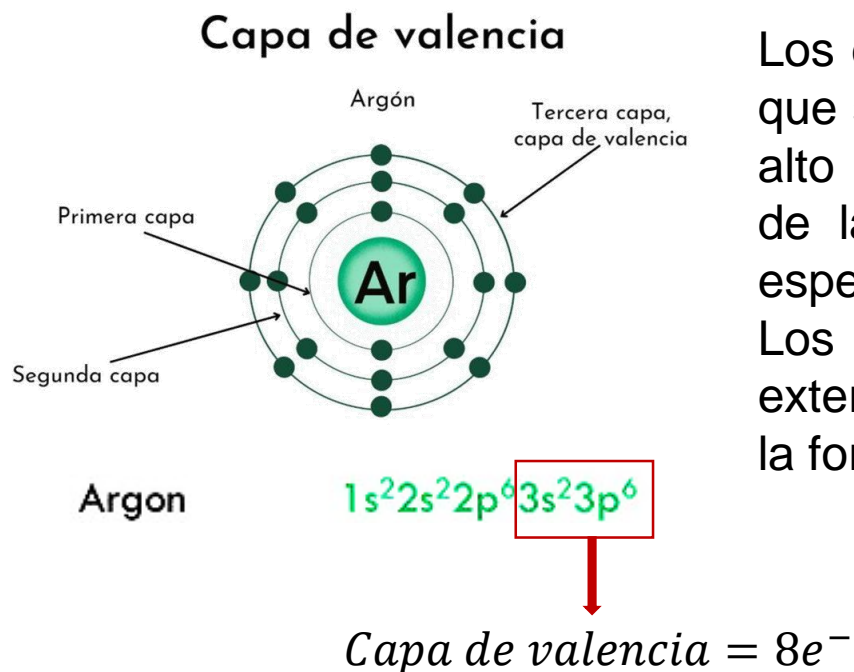
Así, cada átomo de hidrógeno adquiere un segundo electrón y alcanza la configuración electrónica estable, con dos electrones del gas noble helio.

La formación de un enlace entre dos átomos de cloro para dar una molécula de Cl_2 se puede representar de forma similar:



ESTRUCTURAS LEWIS

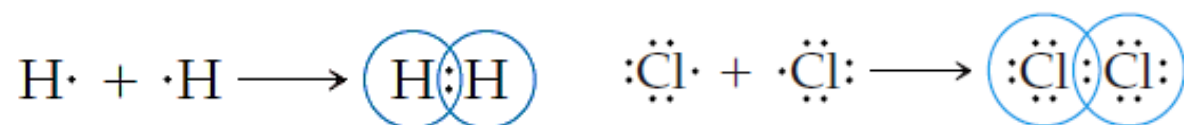
¿Que son esos puntos que se ponen a cada elemento?



Los electrones de valencia son los electrones que se encuentran en el nivel de energía más alto del átomo, estos son los responsables de la interacción entre átomos de distintas especies o entre los átomos de una misma. Los electrones en los niveles de energía externos son aquellos que serán utilizados en la formación de compuestos.

ESTRUCTURAS LEWIS

Al escribir estructuras de Lewis, normalmente indicamos con una línea cada par de electrones compartido entre dos átomos, y los pares de electrones no compartidos se dibujan como puntos.



Siguiendo esta convención, las estructuras de Lewis para H_2 y Cl_2 se dibujan así:



ESTRUCTURAS LEWIS

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
ELEMENTOS	H [•]	Be ^{••}	B ^{•••}	C ^{••••}	N ^{•••••}	O ^{••••••}	F ^{•••••••}	Ne ^{••••••••}
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{•••}	Si ^{••••}	P ^{•••••}	S ^{••••••}	Cl ^{•••••••}	Ar ^{••••••••}
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{•••}	Ge ^{••••}	As ^{•••••}	Se ^{••••••}	Br ^{•••••••}	Kr ^{••••••••}
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{•••}	Sn ^{••••}	Sb ^{•••••}	Te ^{••••••}	I ^{•••••••}	Xe ^{••••~••••}
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{•••}	Pb ^{••••}	Bi ^{••~••••}	Po ^{••~•••••}	At ^{••~••••••}	Rn ^{••~•••••••}

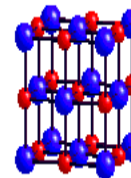
Regla del octeto

Formulada por Lewis, nos dice que 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 cuatro pares de electrones de valencia dispuestos alrededor del átomo.

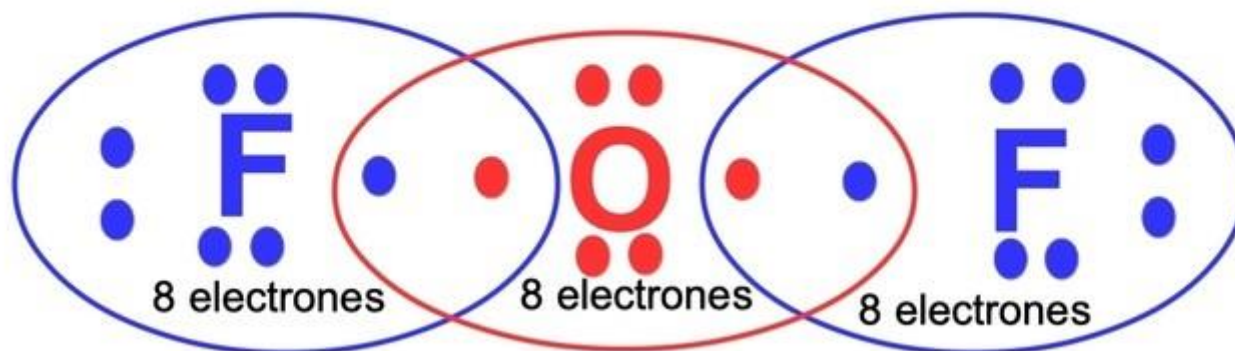
La regla del octeto funciona principalmente para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica. Estos elementos tienen subniveles 2s y 2p que pueden contener un total de ocho electrones.

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	VIIIB	IX	X	XIA	XII	XIIIA	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	He
1	H																			
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		
			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				

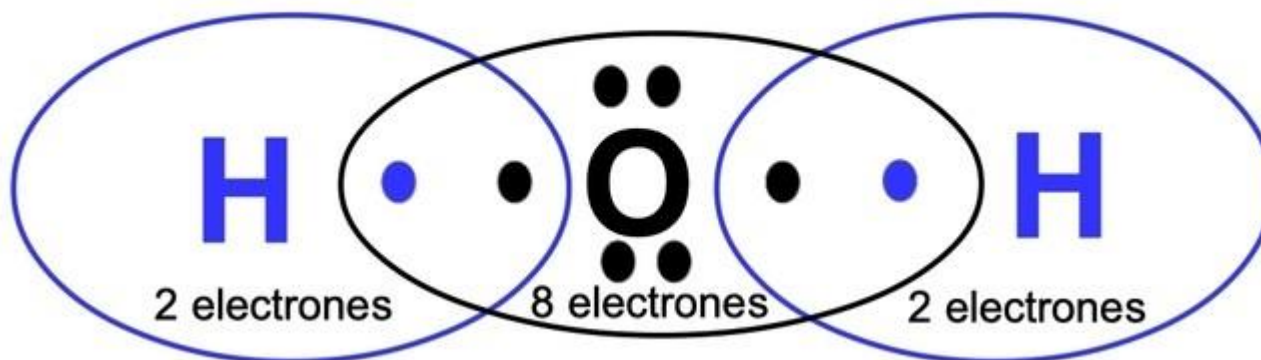


Regla del octeto

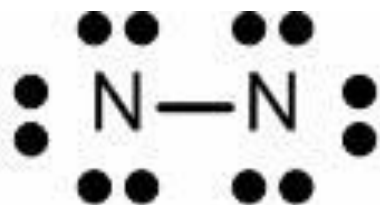
Difluoruro de oxígeno



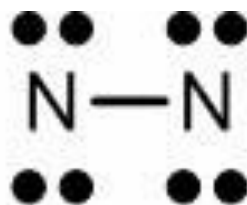
Agua



Enlaces múltiples.



Wrong, this has too many electrons!



Wrong, no octet



Correct. Triple bond obeys the octet rule.



1.47 Å



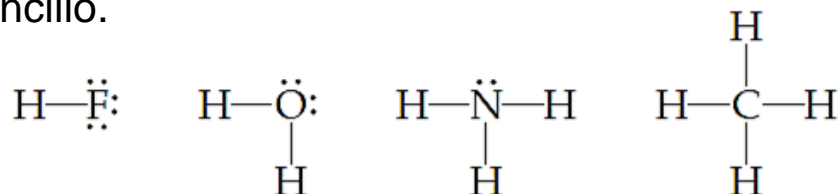
1.24 Å



1.10 Å

Enlaces múltiples.

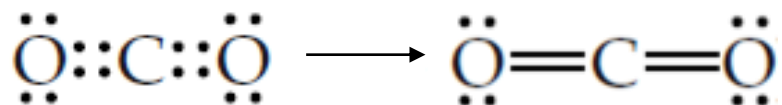
Al compartirse un par de electrones, se forma un solo enlace, al que generalmente llamamos enlace sencillo.



En muchas moléculas, los átomos completan un octeto compartiendo más de un par de electrones entre ellos.

Cuando se comparten dos pares de electrones, dibujamos dos líneas, que representan un doble enlace.

En el dióxido de carbono, por ejemplo, se forman enlaces entre carbono, que tiene cuatro electrones de capa de valencia, y oxígeno, que tiene seis:



¿Como dibujar estructuras de Lewis?

1

- Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. 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.

2

- Escriba los símbolos de los átomos para indicar cuáles átomos están unidos entre sí, conéctelos con un enlace sencillo (un guion, que representa dos electrones). Las fórmulas químicas suelen escribirse en el orden en que los átomos se conectan en la molécula o ion, como en el HCN. El átomo central es por lo general el átomo menos electronegativo que los que lo rodean.

3

- Complete los octetos de los átomos unidos al átomo central. Recuerde que el hidrógeno sólo puede tener dos electrones.

4

- Coloque los electrones que sobren en el átomo central, incluso si ello da lugar a más de un octeto.

5

- Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto, pruebe con enlaces múltiples. Utilice uno o más de los pares de electrones no compartidos de los átomos unidos al átomo central para formar dobles o triples enlaces.

Para NF_3

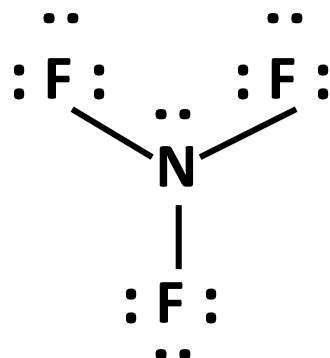
Formula

Organizar los
átomos

Sumar e^-
Valencia

acomodar e^-

Estructura
de Lewis



N $5e^-$

F $7e^- \times 3 = 21e^-$

Total $26e^-$

Escriba la estructura de Lewis para el (CO_3^{2-}).

Paso 1 – Contar los e- de Valencia: C \rightarrow 4 ($2s^2 2p^2$) y O \rightarrow 6 ($2s^2 2p^4$)
temenos un anion con carga -2, se deben sumar en el total de e-

$$4 + (3 \times 6) + 2 = 24 \text{ electrones de valencia}$$

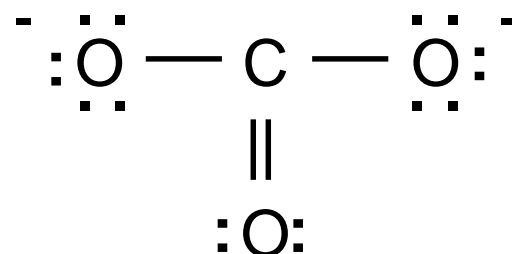
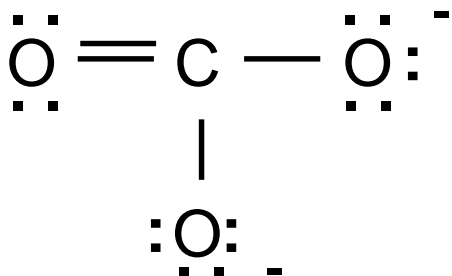
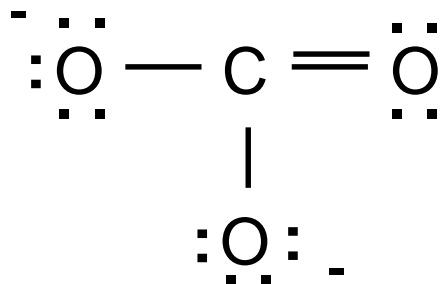
Paso 2 -Determinar el número de electrones necesarios para formar los octetos.

$$(\text{C}) \ 8 \text{ electrones} + (\text{O}) \ 3 \times 8 \text{ electrones} = 32$$

Paso 3 -Determinar el número de enlaces

$$32 - 24 = 8 \text{ electrones compartidos} \quad 8/2 = 4 \text{ enlaces}$$

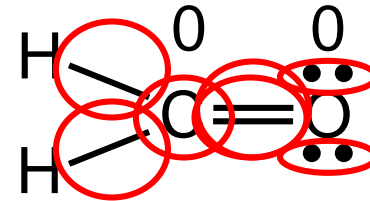
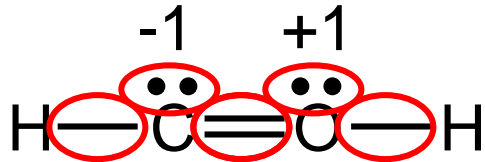
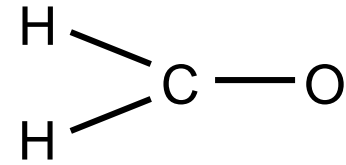
Paso 4 – Dibujar la molécula. El C es menos electronegativo, pongámoslo al centro.



Paso 5 -Completar octetos

Paso 6 -Agregar cargas formales

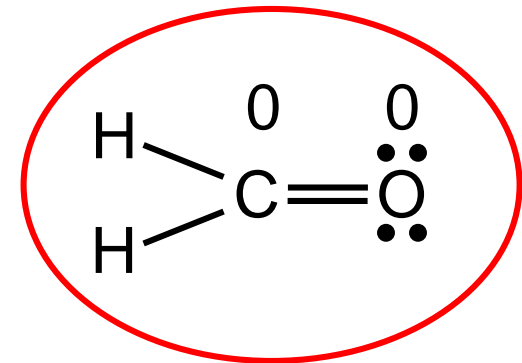
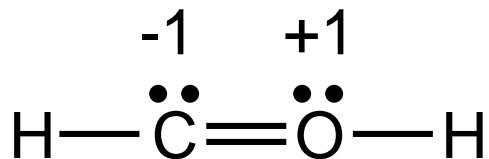
Posibles estructuras para el (CH₂O)



Las estructuras de Lewis con elementos cuya carga es elevada, son menos comunes que aquellas con una carga pequeña.

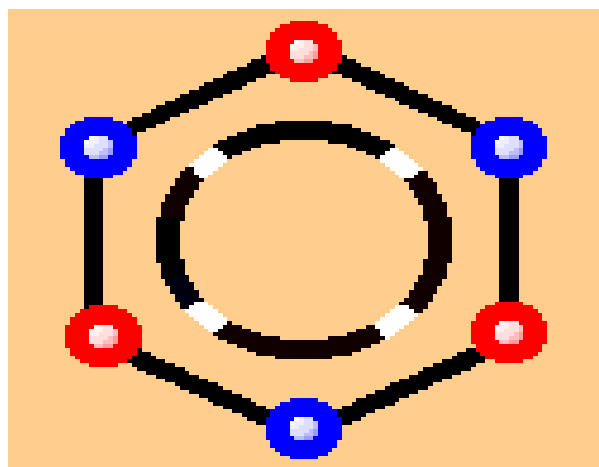
En la estructura de Lewis, los átomos cuya carga es negativa, por lo general se colocan con los elementos más electronegativos.

¿Cuál es la estructura correcta para el CH₂O?



Resonancia.

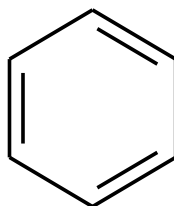
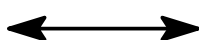
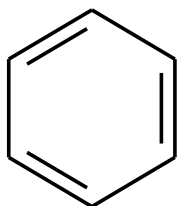
- No siempre existe una única estructura de Lewis que pueda explicar las propiedades de una molécula o ion.
- Existen moléculas que pueden tener varias estructuras equivalentes *sin que se pueda dar preferencia a una sobre las demás*



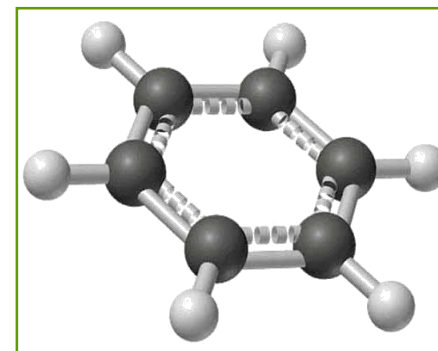
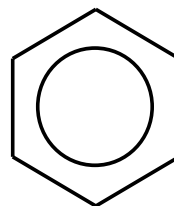
Resonancia.

- No son diferentes tipos de moléculas, solo hay un tipo.
- Las estructuras son equivalentes.
- Sólo difieren en la distribución de los electrones, no de los átomos.

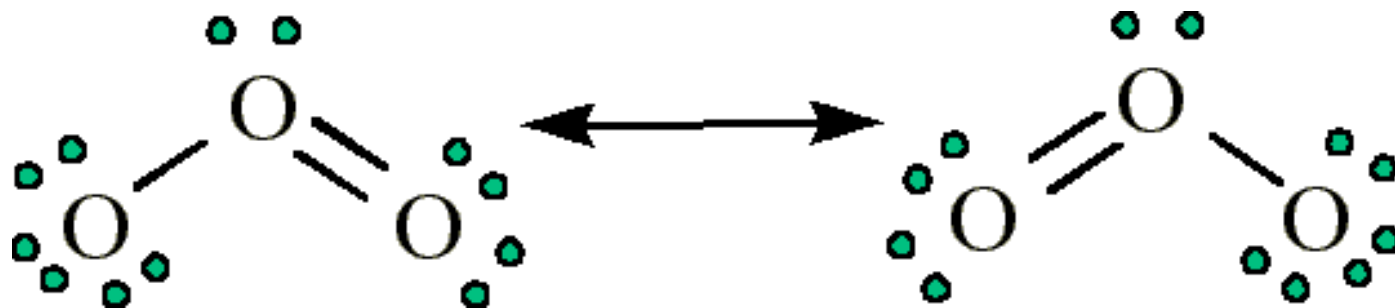
Ejemplos comunes: O_3 , NO_3^- , SO_4^{2-} , NO_2 , y benceno.



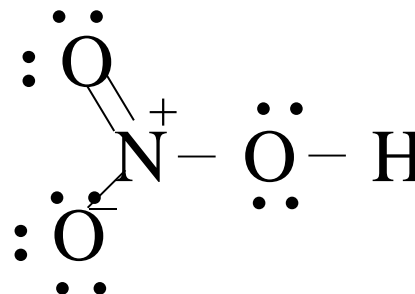
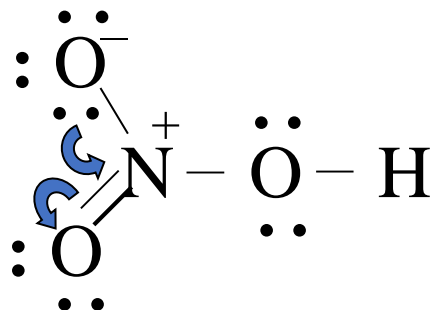
or



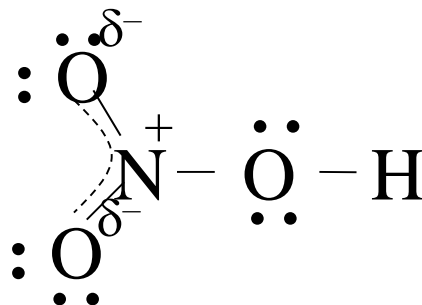
Resonancia.



Escribir las distintas formas resonantes del ácido nítrico HNO_3

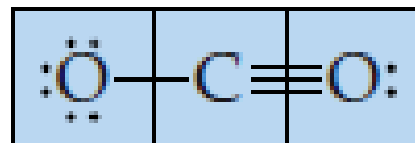
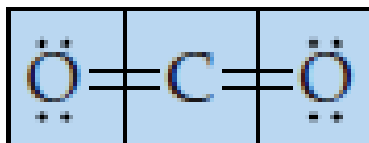


O también



Carga formal.

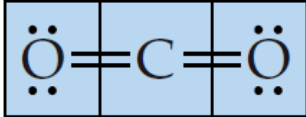
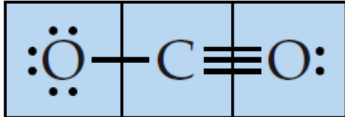
Cuando dibujamos una estructura de Lewis, estamos describiendo la forma en que los electrones se distribuyen en una molécula (o ion). En algunos casos, es posible dibujar varias estructuras de Lewis distintas que obedezcan la regla del octeto. ¿Cómo decidimos cuál es la más razonable?



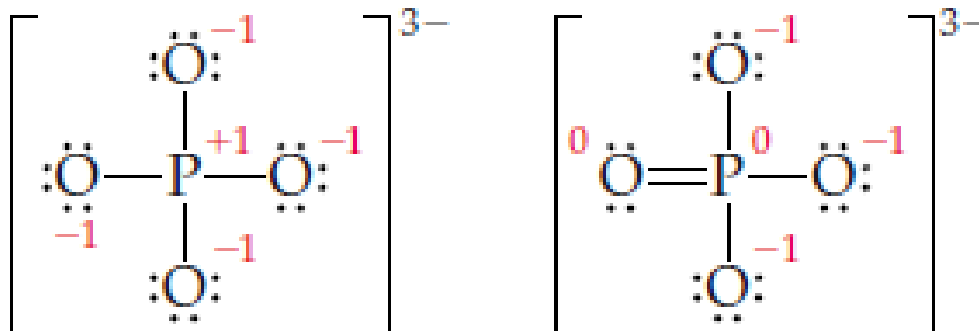
Carga formal.

Para calcular la carga formal de cualquier átomo en una estructura de Lewis, asignamos los electrones al átomo como sigue:

1. *Todos* los electrones no compartidos (no enlazantes) se asignan al átomo en el que se encuentran.
2. Se asigna *la mitad* de los electrones enlazantes a cada átomo del enlace.

						
e ⁻ valencia:	6	4	6	6	4	6
-(e ⁻ asignados al átomo):	6	4	6	7	4	5
carga formal:	0	0	0	-1	0	+1

¿Cual es la estructura de Lewis correcta para PO_4^{3-} ?



Las cargas formales de los átomos se muestran en rojo. A la izquierda, el átomo de P tiene un octeto; a la derecha, el átomo de P tiene un **octeto expandido** de cinco pares de electrones.

Se utiliza comúnmente la estructura de la derecha para el ion fosfato porque tiene cargas formales más pequeñas en los átomos.

Excepciones al octeto.

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

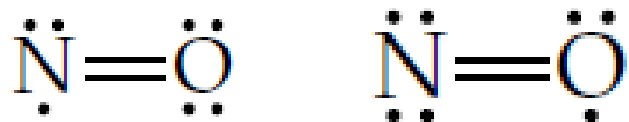
Excepciones al octeto.

1. Moléculas con número impar de electrones

En casi todas las moléculas el número de electrones es par, y hay un apareamiento completo de los electrones. No obstante, 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.

El NO contiene $5e^- + 6e^- = 11$ electrones de valencia. Las dos estructuras de Lewis más importantes para esta molécula son:



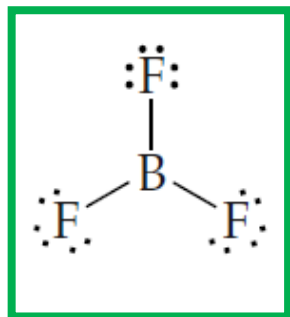
Excepciones al octeto.

2. Moléculas en las que un átomo tiene menos de un octeto

Un segundo tipo de excepción se da cuando hay menos de ocho electrones alrededor de un átomo en una molécula o ion poliatómico.

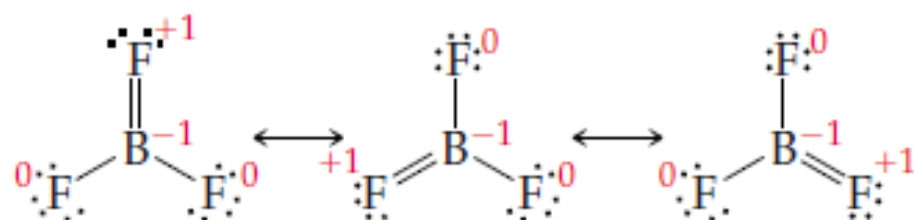
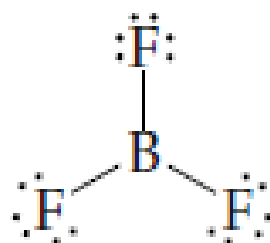
Ésta también es una situación relativamente rara y suele encontrarse en compuestos de boro y berilio.

Por ejemplo, consideremos el trifluoruro de boro, BF_3 . Si seguimos los primeros cuatro pasos del procedimiento para dibujar estructuras de Lewis, llegaremos a la siguiente estructura:



Sólo hay seis electrones alrededor del átomo de boro. En esta estructura de Lewis, las cargas formales de los átomos de B y F son cero.





Más importante

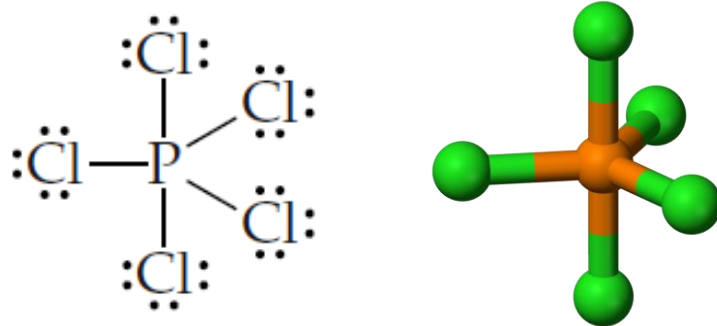
Menos importantes

Excepciones al octeto.

3. Moléculas en las que un átomo tiene más de un octeto

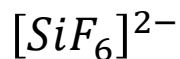
La tercera clase de excepciones, y la más grande, consiste en moléculas o iones en los que hay más de ocho electrones en la capa de valencia de un átomo.

Si dibujamos la estructura de Lewis para el PCl_5 , por ejemplo, nos vemos obligados a “expandir” la capa de valencia y colocar 10 electrones alrededor del átomo de fósforo central:



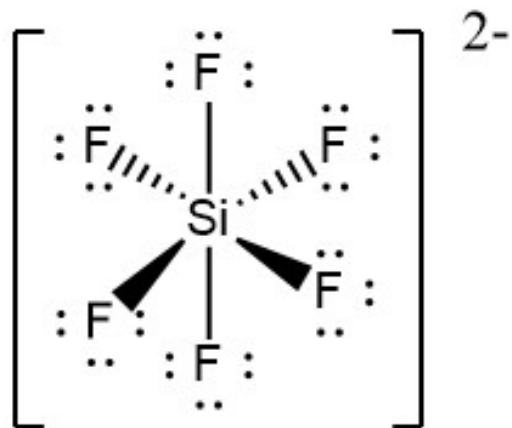
Sólo se observan capas de valencia expandidas en elementos a partir del periodo 3 de la tabla periódica

Ejemplos de octetos expandidos.



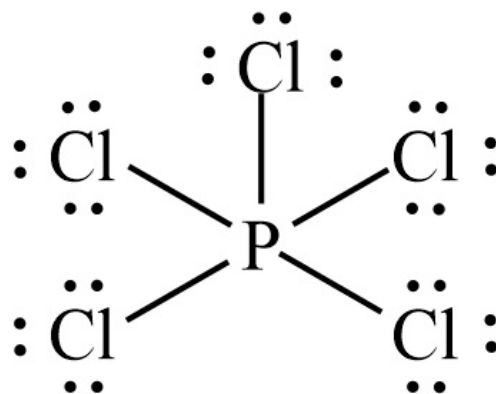
$Si \rightarrow e^-$ de valencia = 4

$F \rightarrow e^-$ de valencia = 7



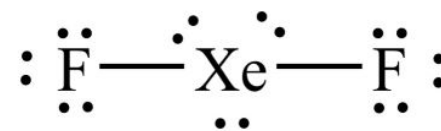
$P \rightarrow e^-$ de valencia = 5

$Cl \rightarrow e^-$ de valencia = 7



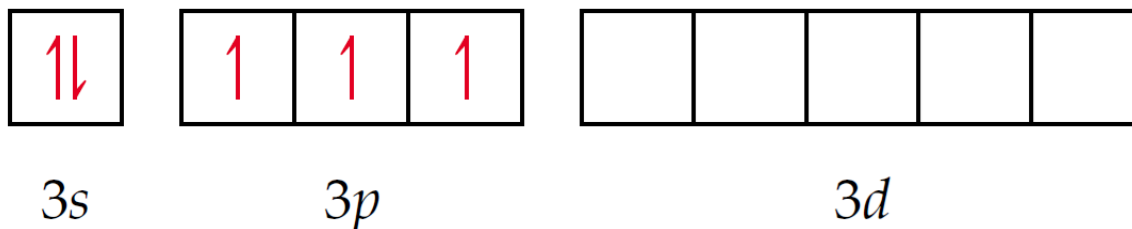
$Xe \rightarrow e^-$ de valencia = 8

$F \rightarrow e^-$ de valencia = 7



¿Porque se expande el octeto?

- Los elementos del tercer periodo en adelante tienen orbitales s , p y d sin llenar.



Orbitales para la capa de valencia de un átomo de fósforo

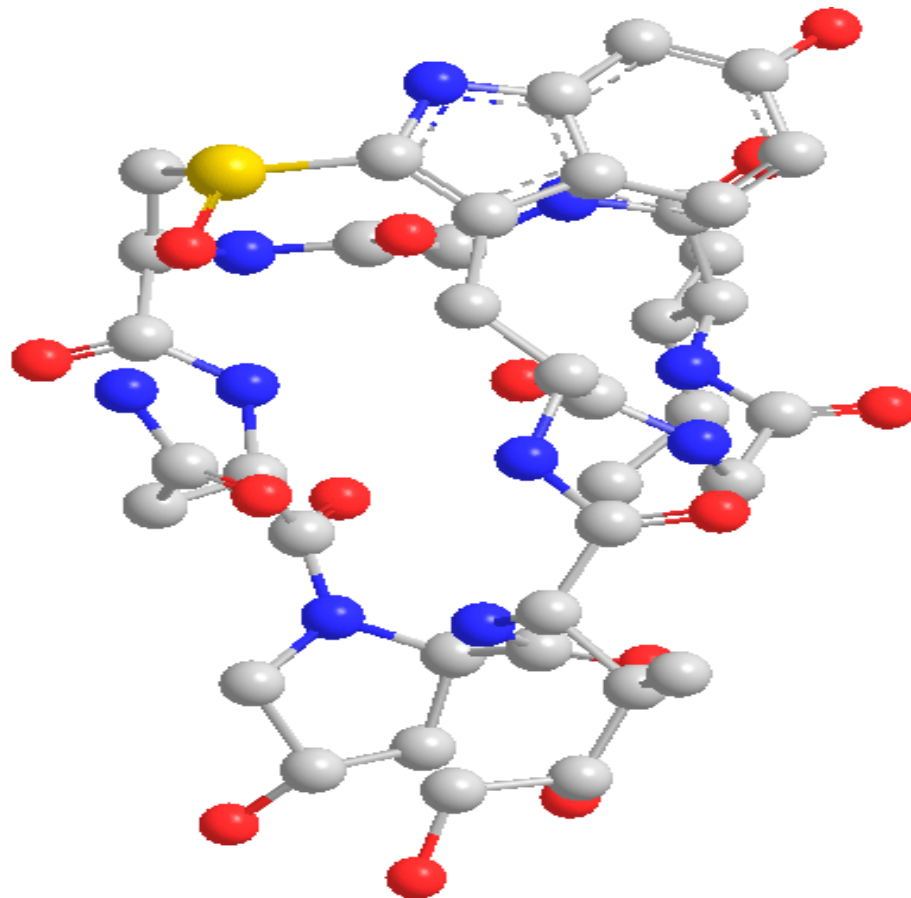
- Cuanto más grande sea el átomo central, más electrones podrán rodearlo. Por tanto, **los casos de capas de valencia expandidas aumentan al incrementarse el tamaño del átomo central.**
- El tamaño de los átomos circundantes también es importante. Las capas de valencia expandidas se presentan con mayor frecuencia cuando el **átomo central está unido a los átomos más pequeños y más electronegativos, como F, Cl y O.**

Ejercicios.

1. NH_3
2. CH_4
3. BH_3
4. HCN
5. BeF_2

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
E L E M E N T O S	H [•]	Be ^{••}	B ^{••} •	C ^{••} ••	N ^{••} ••	O ^{••} ••	F ^{••} ••	Ne ^{••} ••
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{••} •	Si ^{••} ••	P ^{••} ••	S ^{••} ••	Cl ^{••} ••	Ar ^{••} ••
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{••} •	Ge ^{••} ••	As ^{••} ••	Se ^{••} ••	Br ^{••} ••	Kr ^{••} ••
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{••} •	Sn ^{••} ••	Sb ^{••} ••	Te ^{••} ••	I ^{••} ••	Xe ^{••} ••
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{••} •	Pb ^{••} ••	Bi ^{••} ••	Po ^{••} ••	At ^{••} ••	Rn ^{••} ••

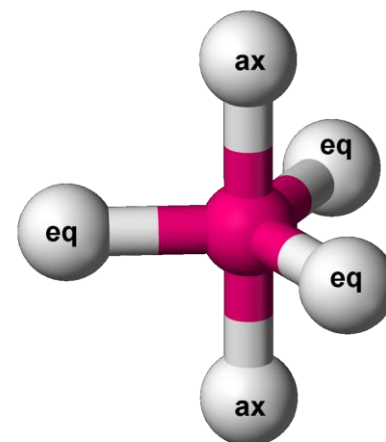
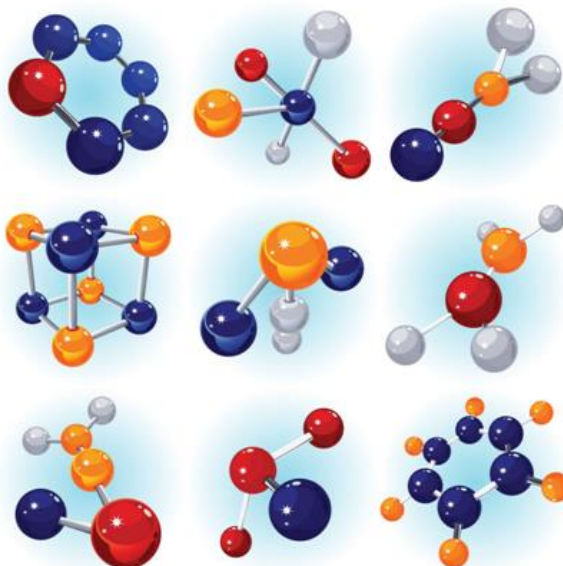
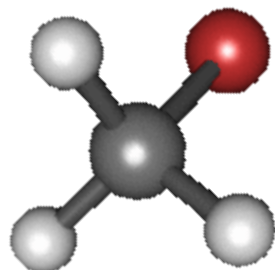
Geometría molecular.



¿Qué es la geometría molecular?

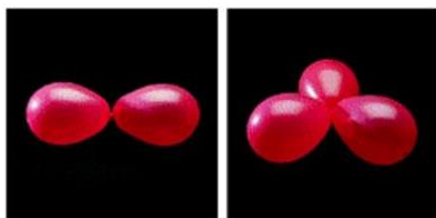
La geometría de una molécula nos dice como están distribuidos sus átomos en el espacio, los ángulos y las distancias de enlace.

Esta geometría nos ayuda a predecir propiedades como reactividad, polaridad, magnetismo, actividad biológica, etc.



Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV)

Es un modelo que tiene como objetivo determinar la geometría de una molécula. Ya que los pares de electrones alrededor de un átomo central (pares de electrones libres y/o pares de electrones enlazados) están cargados negativamente, entonces éstos **tienden a alejarse para minimizar la repulsión** electrostática entre ellos.



Dos

Tres



Cuatro

Cinco

Seis

Los pares de electrones se repelen entre sí, tanto si están en enlaces químicos (pares enlazantes) como si no están compartidos (pares solitarios). Los pares de electrones se disponen alrededor de un átomo con orientaciones que minimicen las

TABLA 9.1 Geometrías de dominios electrónicos en función del número de dominios de electrones

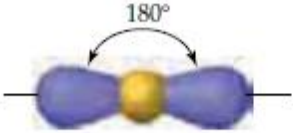
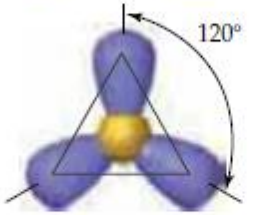
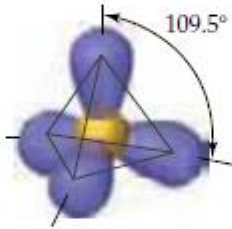
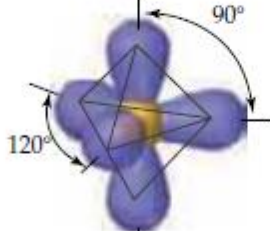
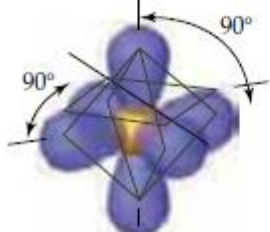
Número de dominios electrónicos	Acomodo de dominios electrónicos	Geometría de dominios electrónicos	Ángulos de enlace predichos
2		Lineal	180°
3		Trigonal plana	120°
4		Tetraédrica	109,5°
5		Bipirámide trigonal	120° 90°
6		Octaédrica	90°

TABLA 9.2 Geometrías de dominios de electrones y formas moleculares para moléculas con dos, tres y cuatro dominios de electrones alrededor del átomo central




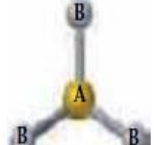
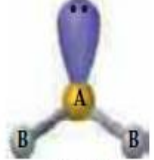

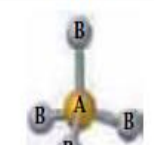
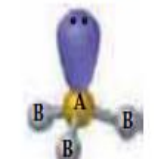
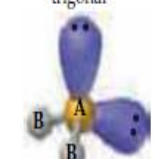


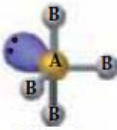
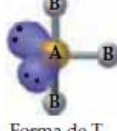
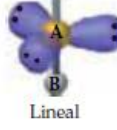


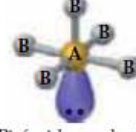
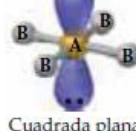
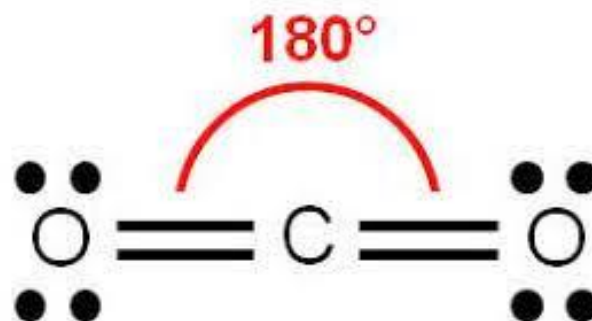
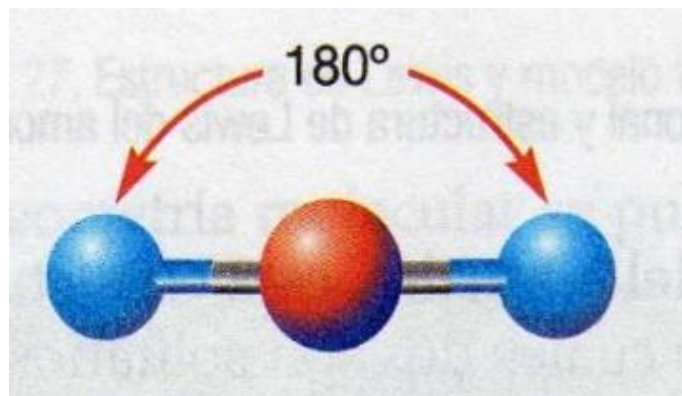
Total de dominios de electrones	Geometría de dominios de electrones	Dominios enlazantes	Dominios no enlazantes	Geometría molecular	Ejemplo
2	 Lineal	2	0	 Lineal	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
3	 Trigonal plana	3	0	 Trigonal plana	BF_3
		2	1	 Angular	$[\text{NO}_2]^-$
4	 Tetraédrica	4	0	 Tetraédrica	CH_4
		3	1	 Pirámide trigonal	NH_3
		2	2	 Angular	H_2O

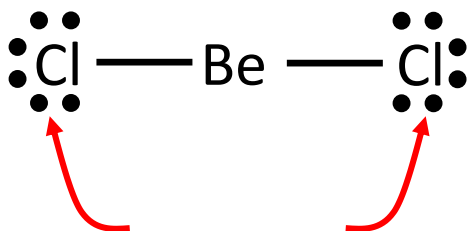
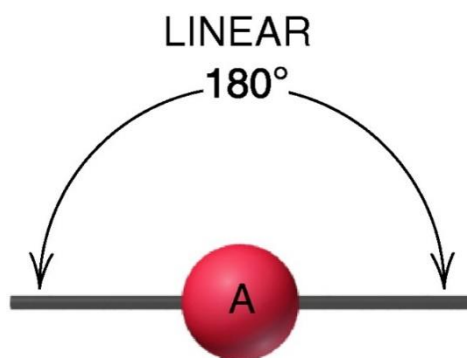
TABLA 9.3 Geometrías de dominios de electrones y formas moleculares para moléculas con cinco y seis dominios de electrones alrededor del átomo central

Total de dominios de electrones	Geometría de dominios de electrones	Dominios enlazantes	Dominios no enlazantes	Geometría molecular	Ejemplo
5	 Bipirámide trigonal	5	0	 Bipirámide trigonal	PCl_5
		4	1	 Balancín	SF_4
		3	2	 Forma de T	ClF_3
		2	3	 Lineal	XeF_2
6	 Octaédrica	6	0	 Octaédrica	SF_6
		5	1	 Pirámide cuadrada	BrF_5
		4	2	 Cuadrada plana	XeF_4

Lineal.



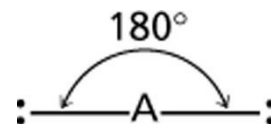
Clase	# de átomos unidos al átomo central	# de pares libres en el átomo central
AX_2	2	0



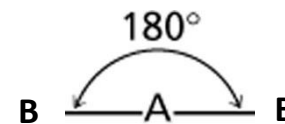
2 átomos enlazados al átomo central

Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
---------------------------------------	------------------------

lineal

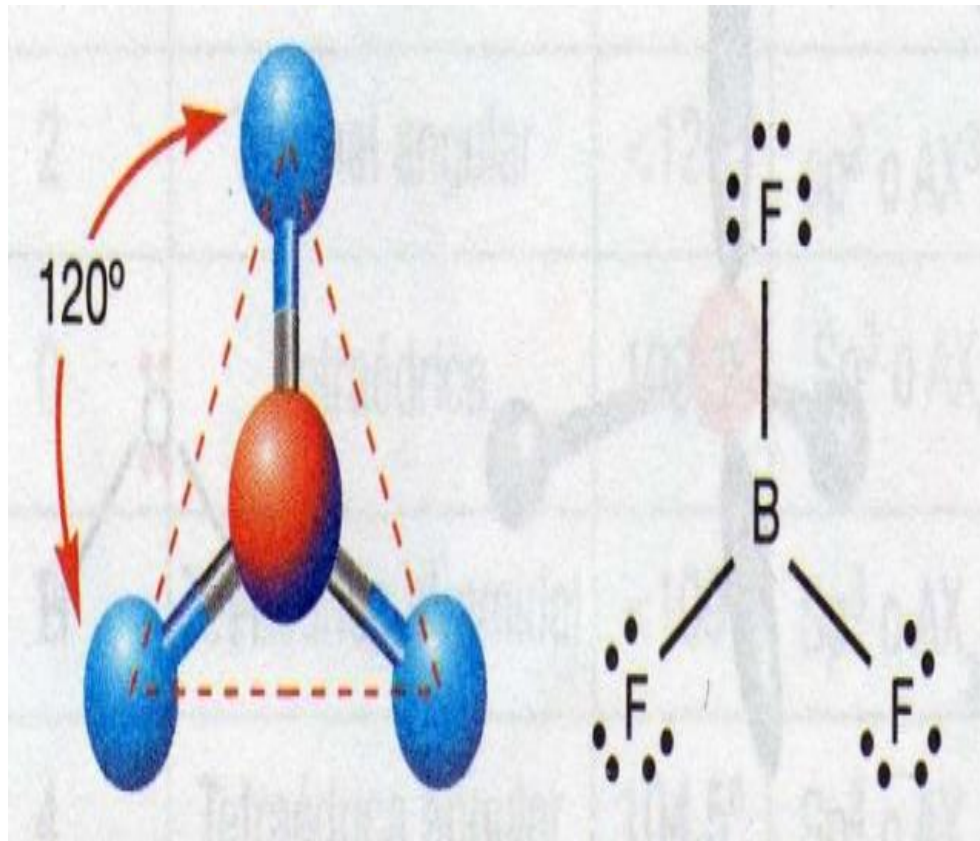


lineal

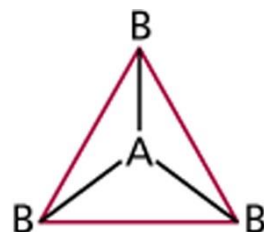
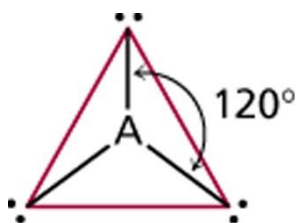


Ejemplos: CS_2 , HCN, BeX_2 donde X puede ser F, Cl, Br, o I

Trigonal planar.



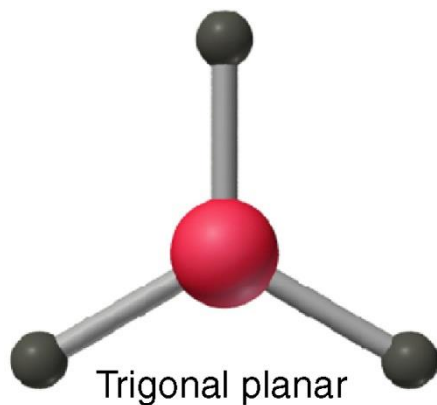
Clase	# de átomos unidos al átomo central	# de pares electrones libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_3	3	0	triangular plana	triangular plana
AX_2E	2	1	triangular plana	Forma doblada



AX_3

Ejemplos:

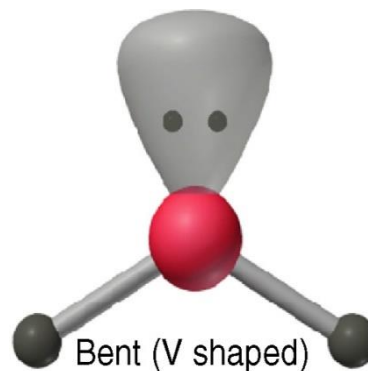
SO_3 , BX_3 ,
($X=F, Cl, Br, I$)
 NO_3^- , CO_3^{2-}



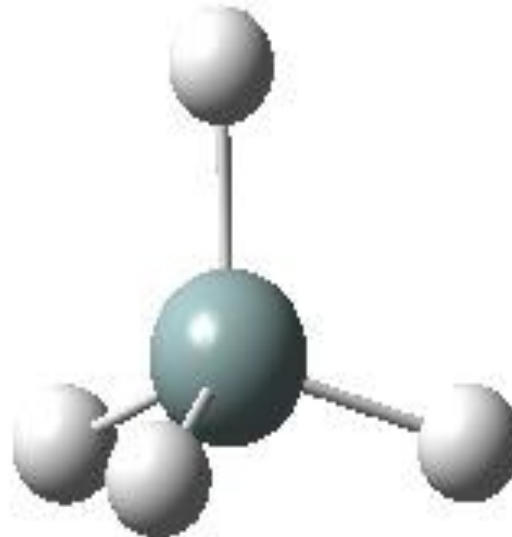
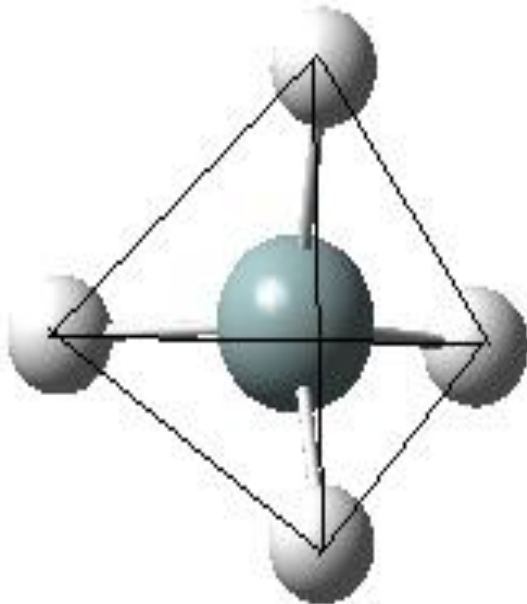
AX_2E

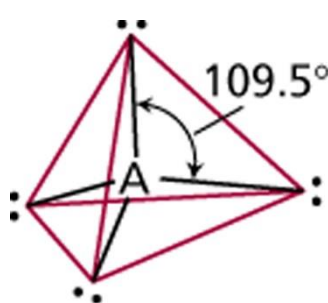
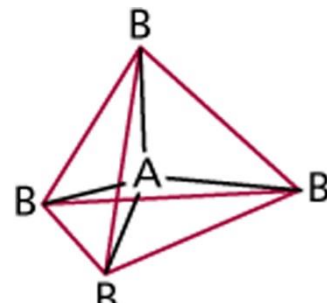
Ejemplos:

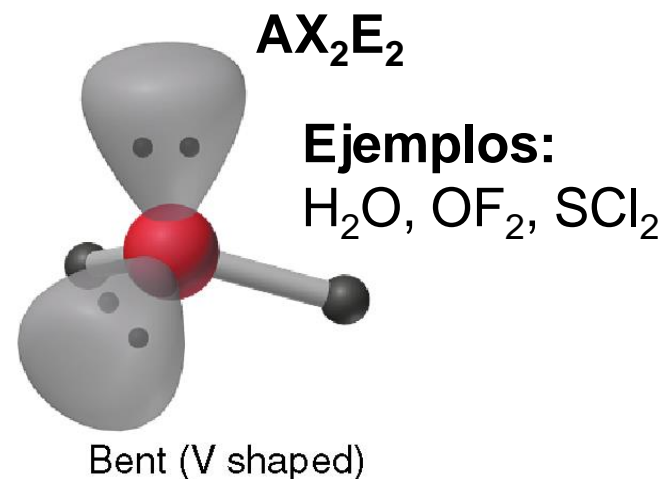
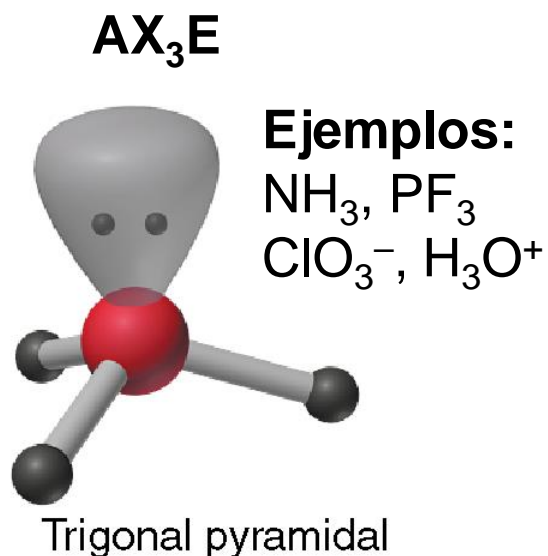
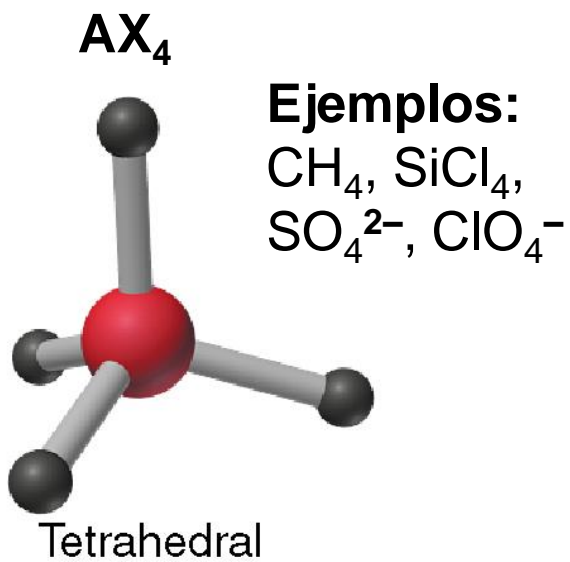
SO_2 , O_3 , $PbCl_2$,
 $SnBr_2$



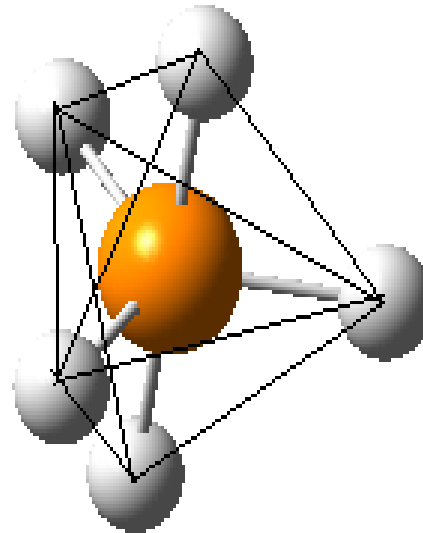
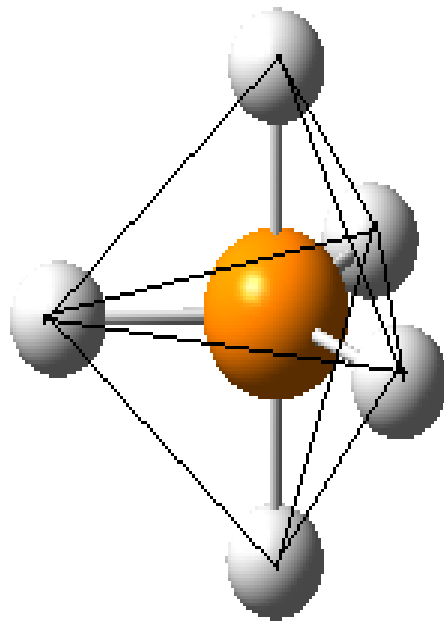
Tetraédrica.



Clase	# de átomos unidos al átomo central	# de pares de electrones libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_4	4	0	tetrahédrica	tetrahédrica
AX_3E	3	1		
AX_2E_2	2	2		



Bipiramidal trigonal.

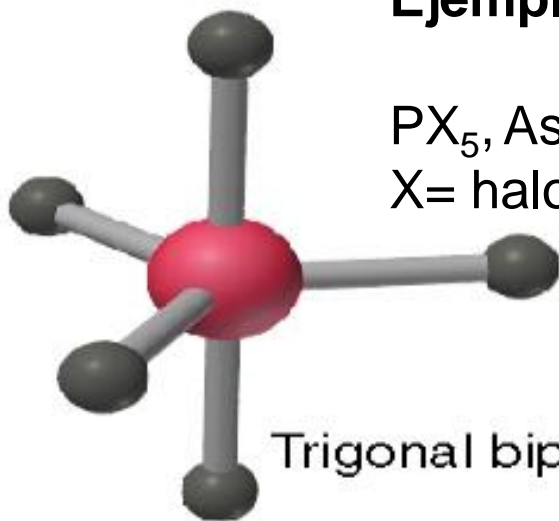


Clase	# de átomos unidos al átomo central	# de electrones libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_5	5	0	triangular bipiramidal	triangular bipiramidal

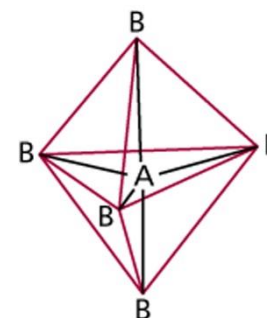
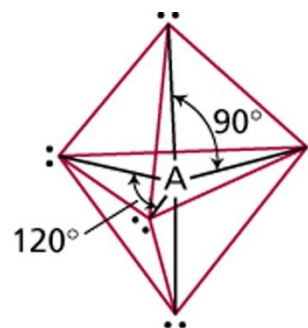
AX_5

Ejemplos:

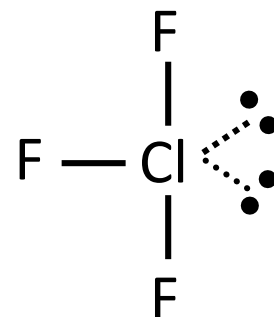
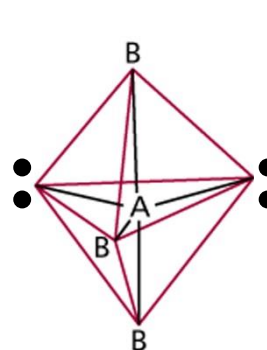
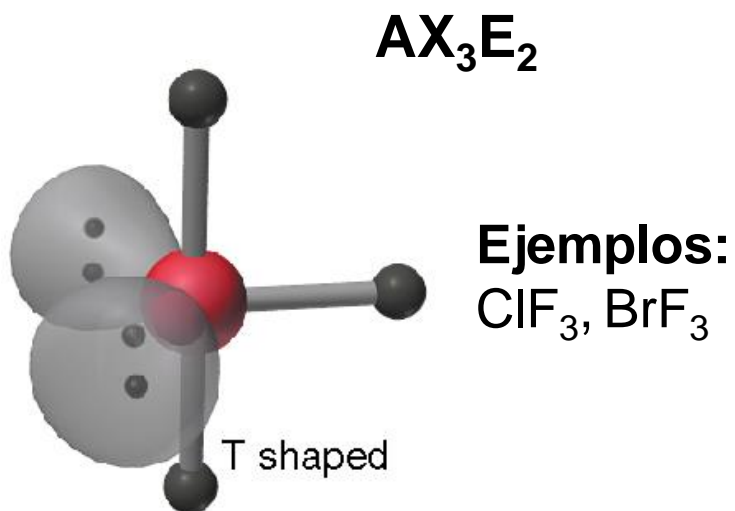
PX_5 , AsX_5 , donde
X= halogeno, SOF_4



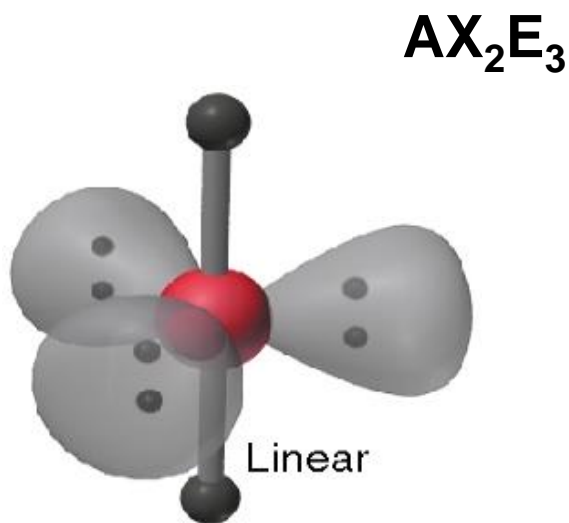
Trigonal bipyramidal



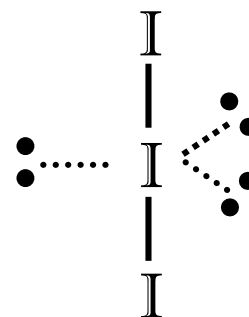
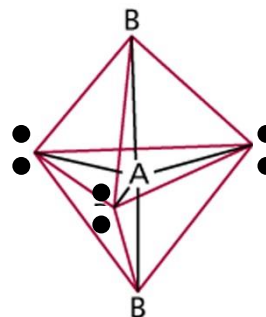
Clase	# de átomos pegados al átomo central	# de pares libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_5	5	0	triangular bipiramidal	triangular bipiramidal
AX_3E_2	3	2	triangular bipiramidal	Forma de T



Clase	# de átomos pegados al átomo central	# de pares libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_5	5	0	triangular bipiramidal	triangular bipiramidal
AX_2E_3	2	3	triangular bipiramidal	lineal

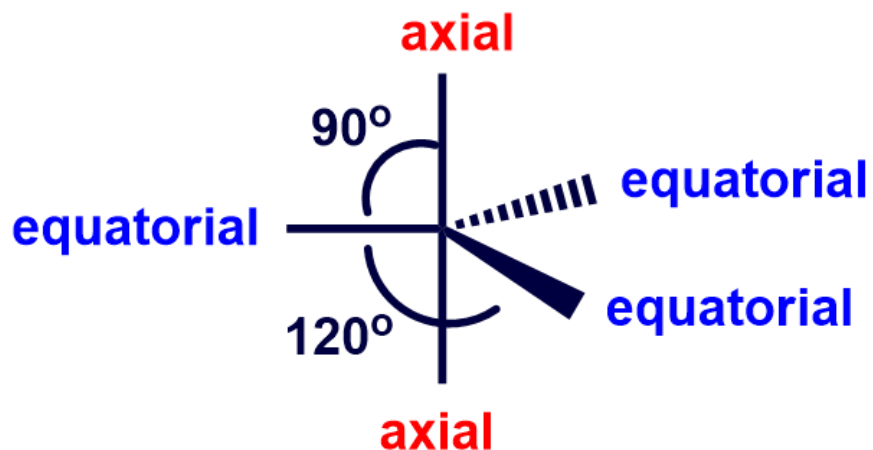


Ejemplos:
 XeF_2 , I_3^- , IF_2^-



Posiciones Axial y ecuatorial: a partir de sistemas de 5 átomos enlazados al átomo central, se encuentran dos diferentes posiciones para los enlaces, y dos ángulos de enlace (90° y 120°).

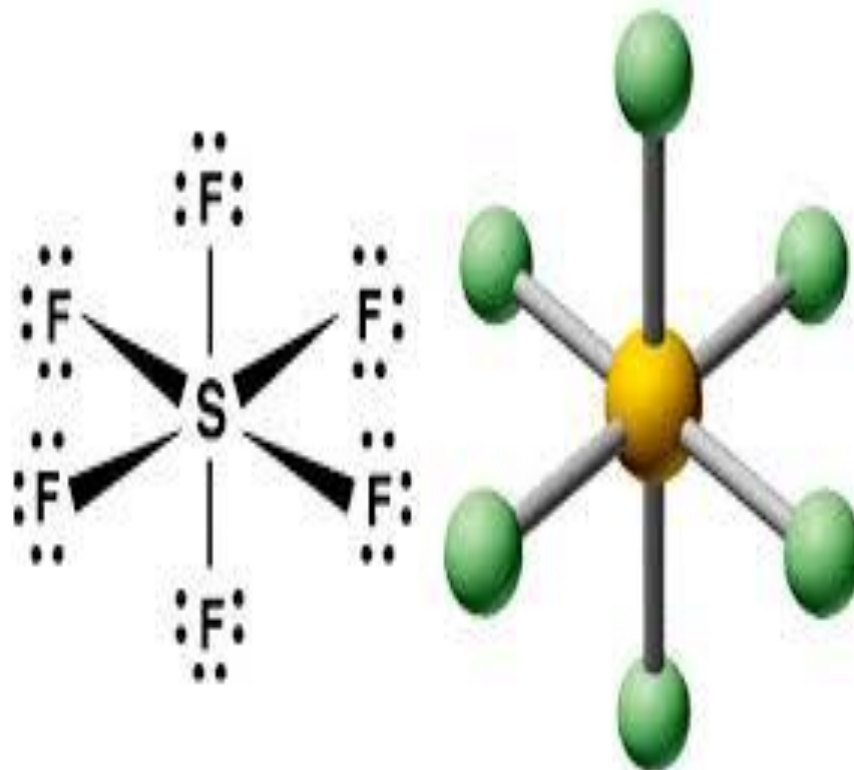
Axial (vertical) y Ecuatorial (horizontal)



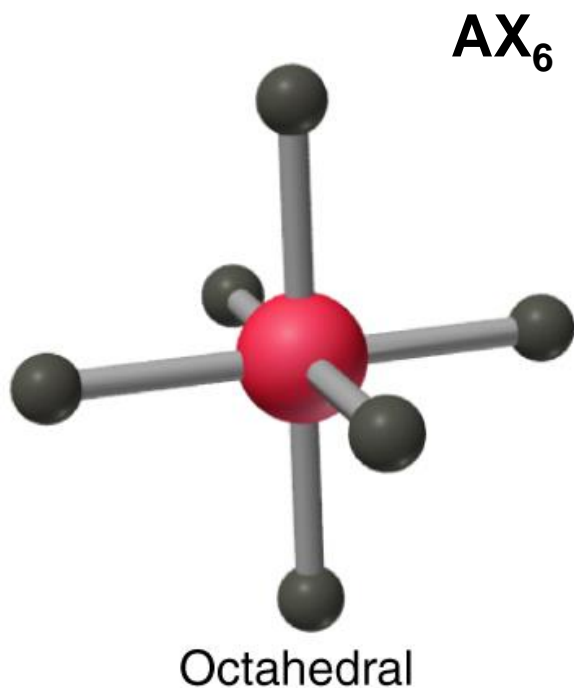
Las repulsiones equatorial-equatorial son más débiles que las repulsiones axial-equatorial, mientras que las axial-axial son Fuertes.

Cuando le sea posible, ubique los pares solitarios en estos sistemas de 5 átomos enlazados al átomo central, en posiciones **ecuatoriales**

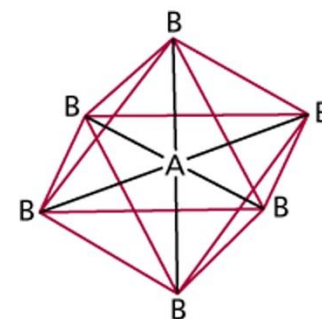
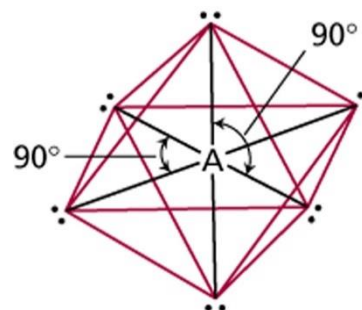
Octaédrica.



<u>Clase</u>	<u># de átomos pegados al átomo central</u>	<u># de pares libres en el átomo central</u>	<u>Arreglo de los pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AX_6	6	0	octahédrico	octahédrico

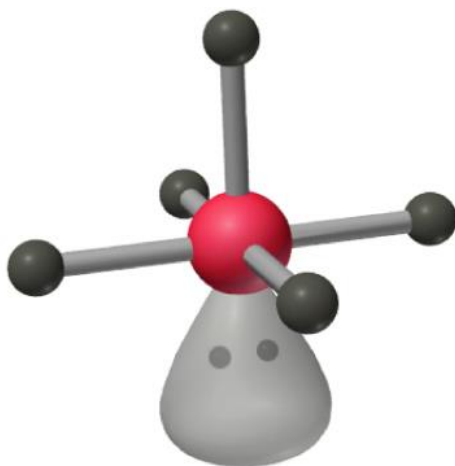


Ejemplos:
 SF_6 , IOF_5



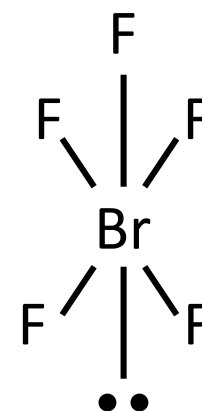
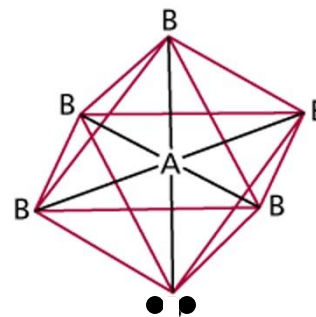
Clase	# de átomos pegados al átomo central	# de pares libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_6	6	0	octahédrico	octahédrico
AX_5E	5	1	octahédrico	piramidal cuadrada

AX_5E

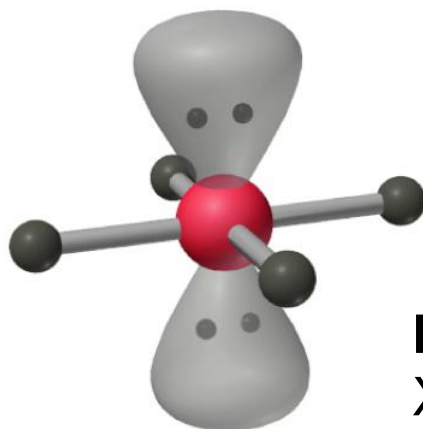


Square pyramidal

Ejemplos:
 BrF_5 , TeF_5^- ,
 $XeOF_4$

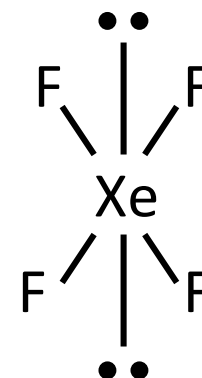
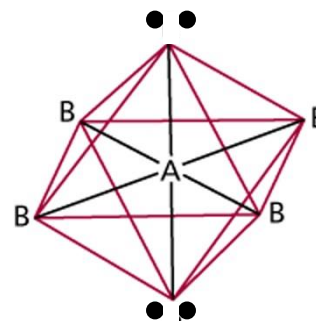


Clase	# de átomos pegados al átomo central	# de pares libres en el átomo central	Arreglo de los pares de electrones	Geometría molecular
AX_6	6	0	octahédrico	octahédrico
AX_4E_2	4	2	octahédrico	cuadrada plana

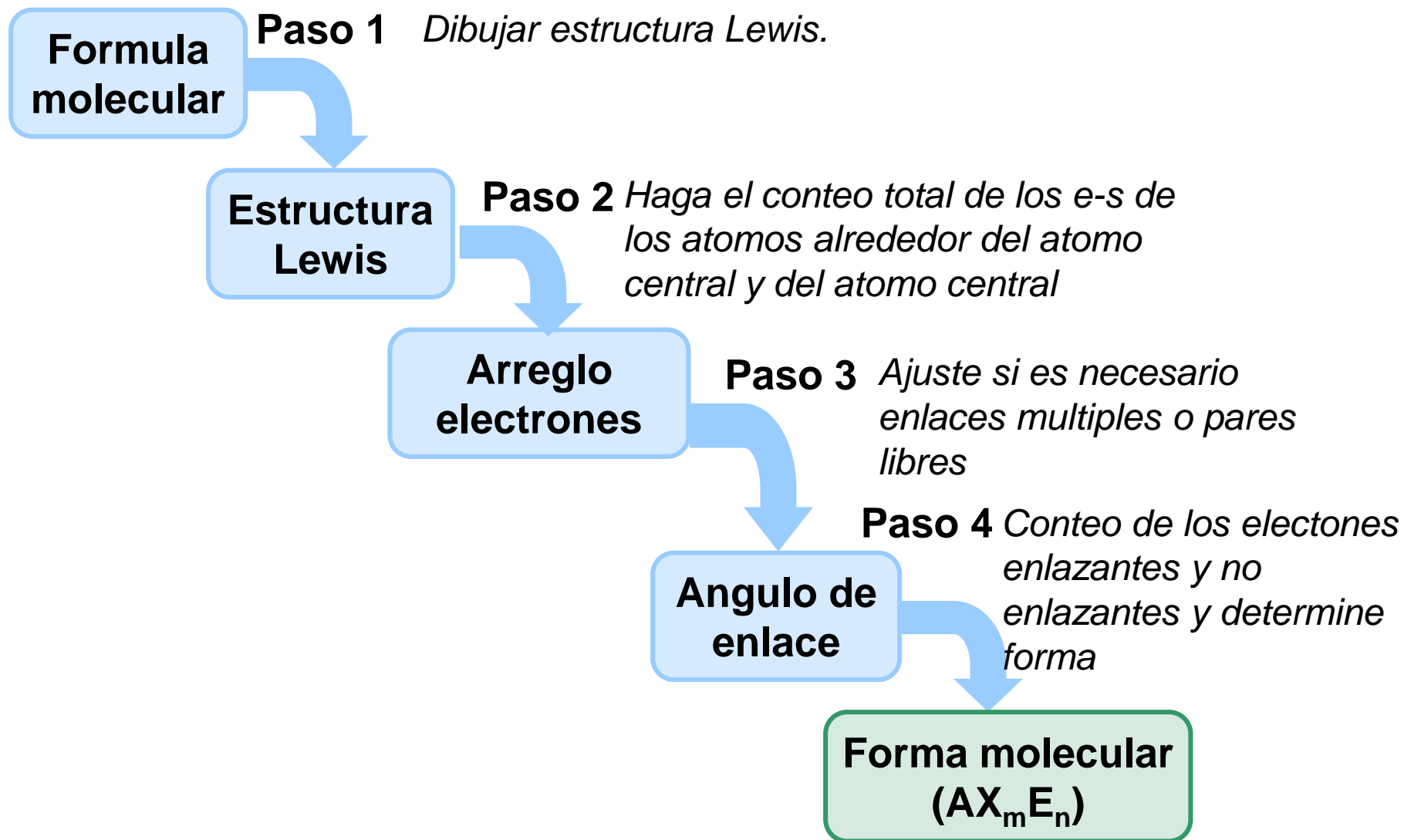


Square planar

Ejemplos:
 XeF_4 , ICl_4^-

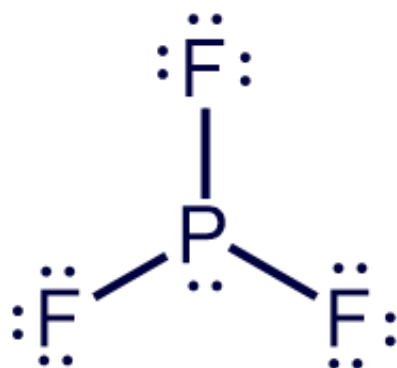


Resumen: Pasos para dibujar una molécula y definir su forma



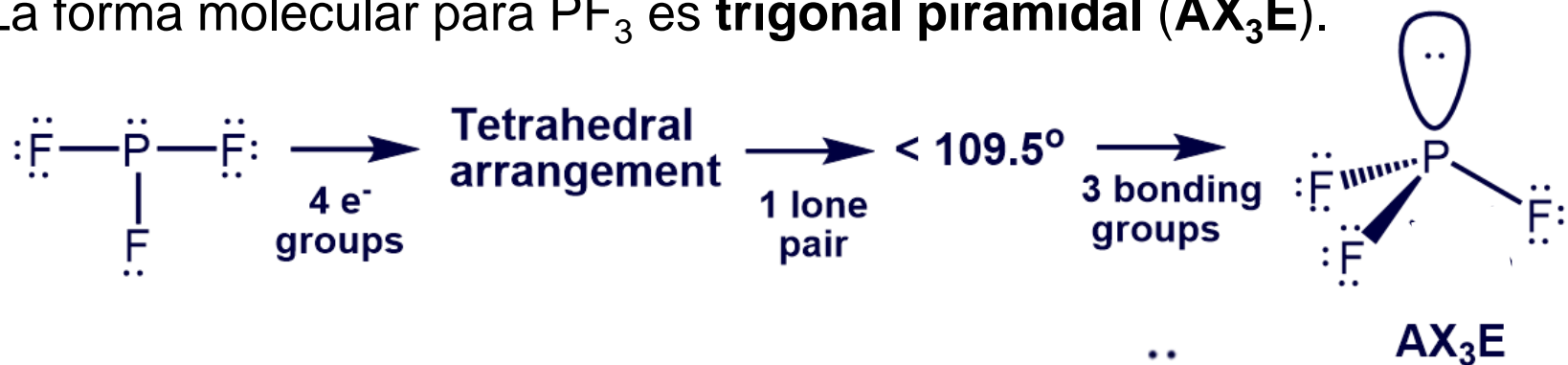
PROBLEMA: Dibuje la forma de la molecula y prediga los angulos de enlace de **(a)** PF_3 y **(b)** COCl_2 .

SOLUCION: **(a)** Para PF_3 hay 26 electrones de Valencia (5 del P + 7 x 3 del F), su estructura Lewis es esta:



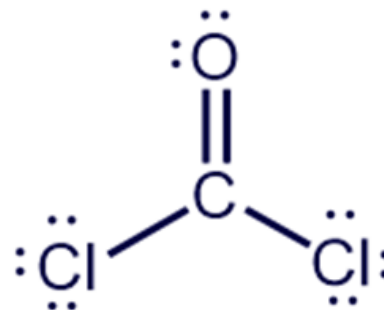
Al organizar mediante enlaces simples los átomos de F, el P quedará con un par libre, por tanto su forma sería tetraédrica, con un ángulo de enlace ideal de **109.5°**, **pero al existir el par libre, el ángulo será inferior a 109.5, por las repulsiones que crea el par libre del fosforo.**

La forma molecular para PF_3 es **trigonal piramidal** (AX_3E).

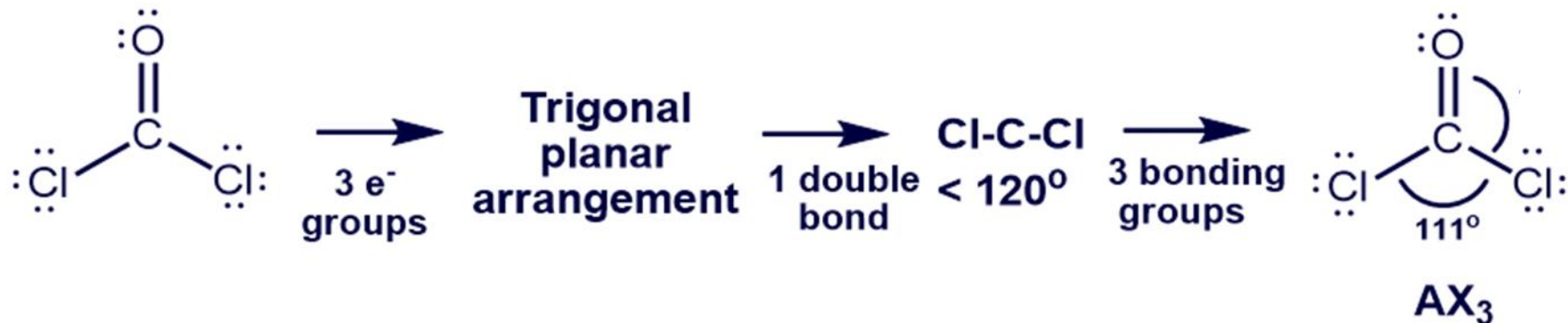


(b) En COCl_2 hay 24 electrones de Valencia (4 del C + 6 O + 7 x 2 Cl) e^- .

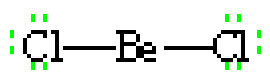
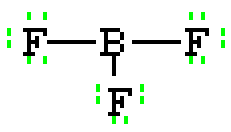
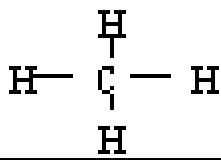
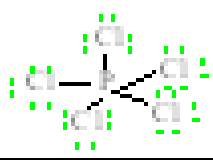
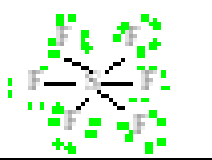
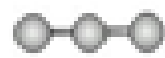
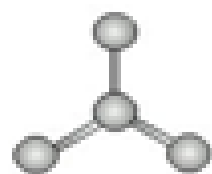
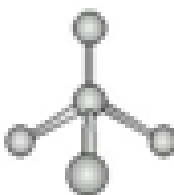
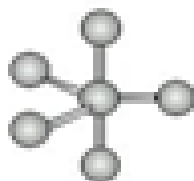
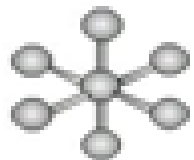
Su estructura de Lewis es:



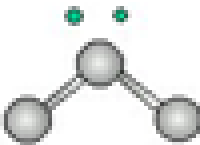
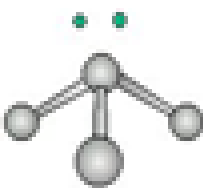

Hay 3 átomos enlazándose al átomo central de C, siendo un **Sistema trigonal planar**, con un ángulo ideal de 120° , pero al haber un doble enlace y pares libres, el ángulo entre Cl-C-Cl será inferior y/o superior a **120°**



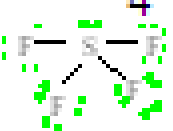
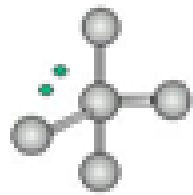
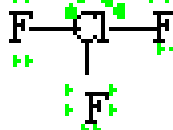
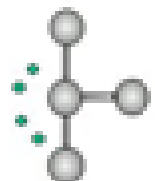
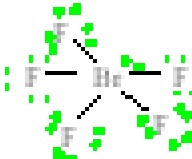
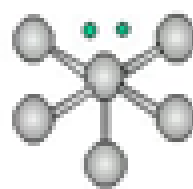
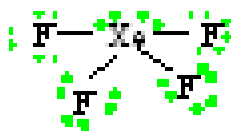
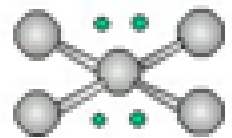
Moléculas sin pares de electrones libres (PRIMARIAS)

AB_2	AB_3	AB_4	AB_5	AB_6
$BeCl_2$	BF_3	CH_4	PCl_5	SF_6
				
2 pares de e- de enlace	3 pares de e- de enlace	4 pares de e- de enlace	5 pares de e- de enlace	6 pares de e- de enlace
180°	120°	109.5°	90° y 120°	90°
				
Lineal	Triangular plana	Tetraédrica	Bipirámide trigonal	Octaédrica

Moléculas con pares de electrones libres (PL) y pares de electrones de enlace (PE). (DERIVADAS)

AB_2E	$SnCl_2$ $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ :\ddot{Cl}-\ddot{Sn}-\ddot{Cl}: \\ \cdot\cdot \end{array}$	$PE=2$ $PL=1$		Angular ángulo menor 120°
AB_3E	NH_3 $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ H-\ddot{N}-H \\ \\ H \end{array}$	$PE=3$ $PL=1$		Pirámide trigonal 107°
AB_2E_2	H_2O $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ H-\ddot{O}-H \\ \cdot\cdot \end{array}$	$PE=2$ $PL=2$		Angular 105°

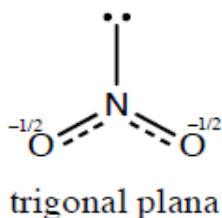
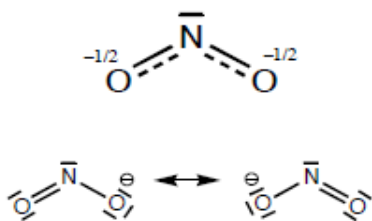
Moléculas con pares de electrones libres (PL) y pares de electrones de enlace (PE).(continuación)

AB_4E	SF_4 	$PE=4$ $PL=1$		Balancín
AB_3E_2	ClF_3 	$PE=3$ $PL=2$		Forma de T
AB_5E	BrF_5 	$PE=5$ $PL=1$		Pirámide cuadrada
AB_4E_2	XeF_4 	$PE=4$ $PL=2$		Plano cuadrada

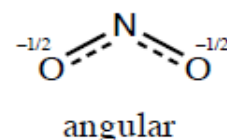
ESPECIE (n° de e ⁻)	LEWIS (estructura electrónica)	TRPECV Geometría elect. ideal / Distorsiones angulares		GEOMETRÍA REAL
CO ₂ (16)			no existen OCO = 180°	
SiH ₄ (8)			no existen HSiH = 109.5°	
H ₂ O (8)			HOH < 109.5° debido a las mayores repulsiones de los pares libres	
I ₃ ⁻ (22)				
NO ₃ ⁻ (24)			no hay	

ESPECIE (nº de e ⁻)	LEWIS (estructura electrónica)	TRPECV Geometría elect. ideal / Distorsiones angulares	GEOMETRÍA REAL	
[AlCl ₂ F ₂] ⁻ (32)		 tetraédrica	$\text{ClAlCl} > 109.5^\circ$ $\text{FAlF} < 109.5^\circ$ debido a las menores repulsiones de los pares de enlace Al-F	 tetraédrica distorsionada
SiBrClFI (32)		 tetraédrica	$\text{FSiCl} < \text{ClSiBr}$ $\text{ClSiBr} < \text{BrSiI}$ debido a las mayores repulsiones ejercidas por los pares más voluminosos	 tetraédrica distorsionada

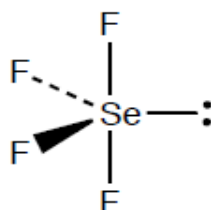
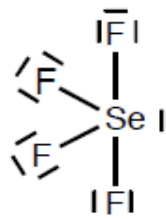
NO₂⁻
(18)



ONO < 120°
debido a las mayores
repulsiones del par libre

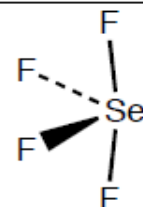


SeF₄
(34)



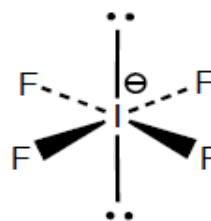
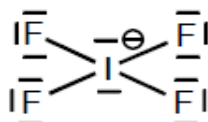
bipirámide trigonal

F_{ax}SeF_{ax} < 180°
F_{ec}SeF_{ec} < 120°
debido a las mayores
repulsiones del par libre



silla de montar
distorsionada

IF₄⁻
(36)



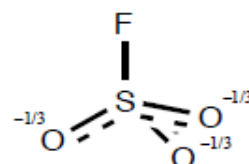
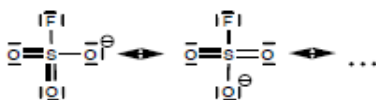
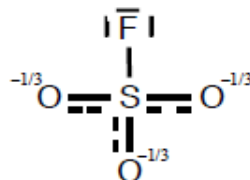
octaédrica

no hay;
las repulsiones de los
pares libres se
compensan



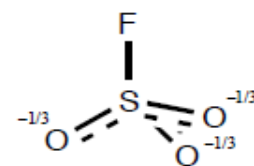
planocuadrada

SO₃F⁻
(32)

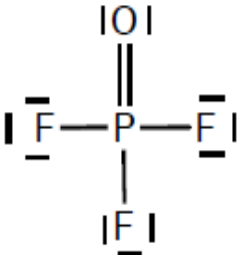
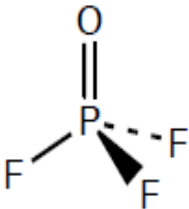
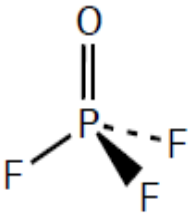
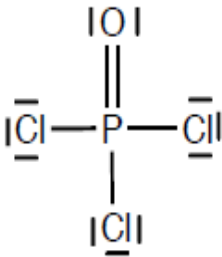
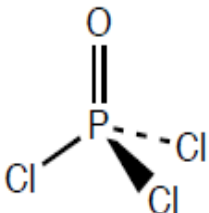
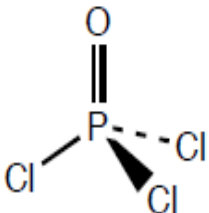
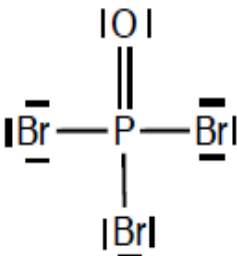
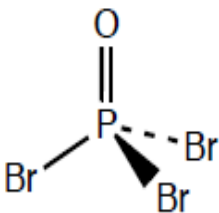
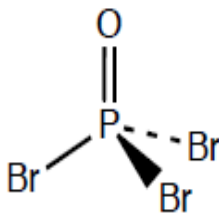


tetraédrica

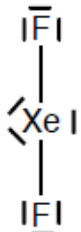
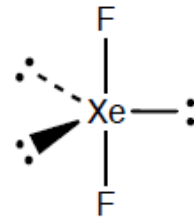
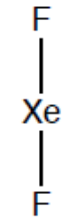
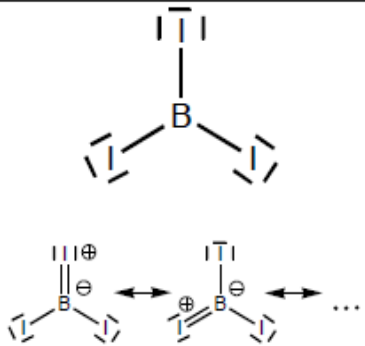
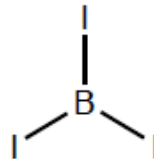
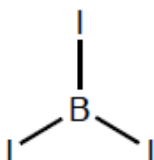
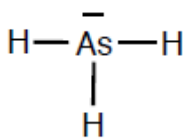
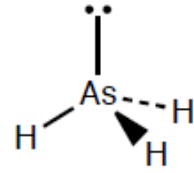
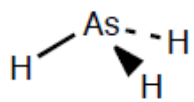
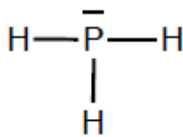
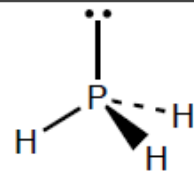
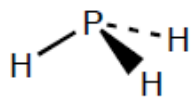
FSO < 109.5°
OSO > 109.5°
debido a las mayores
repulsiones ejercidas
por los enlaces S=O

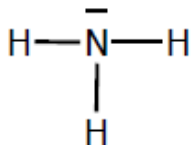
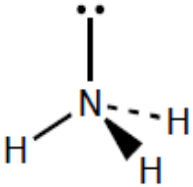
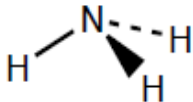
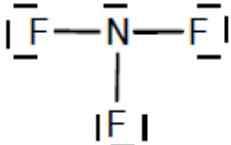
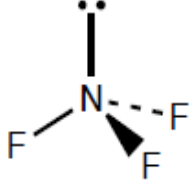
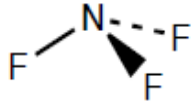
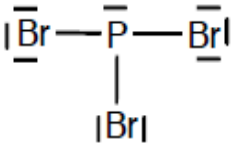
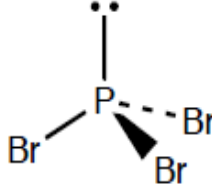
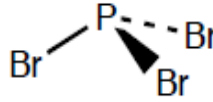
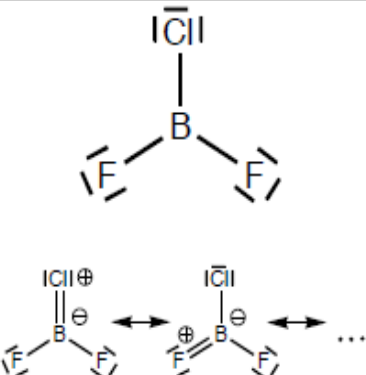
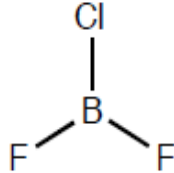
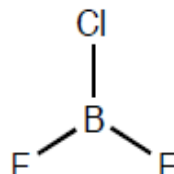


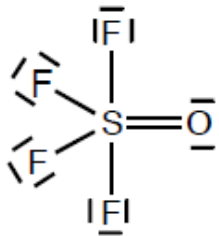
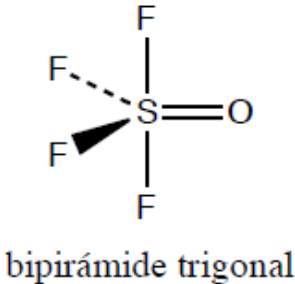
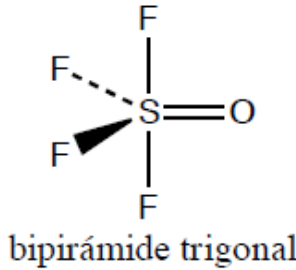
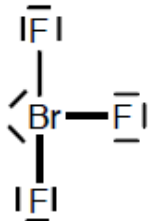
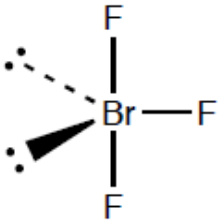
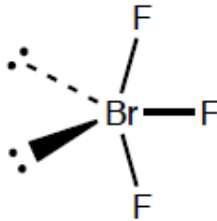
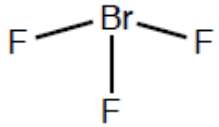
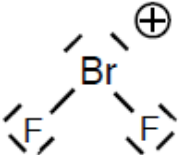
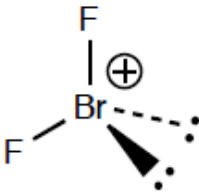
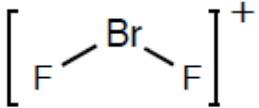
tetraédrica distorsionada

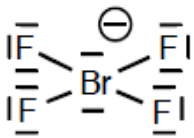
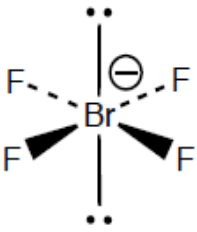
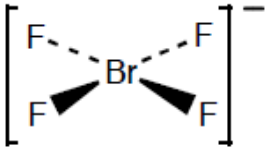
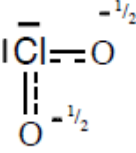
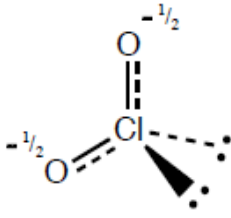
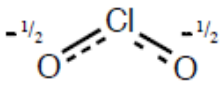
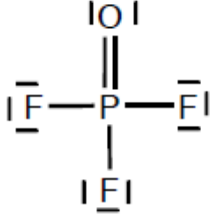
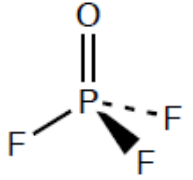
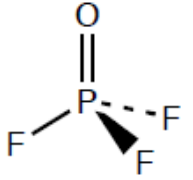
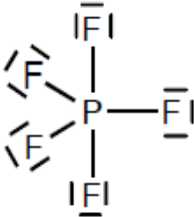
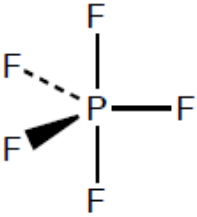
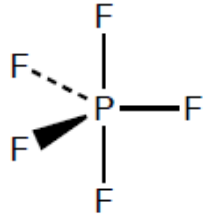
PF_3O (32)		 tetraédrica	$\text{FPF} < 109.5^\circ$ $\text{OPF} > 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble (FPF 102.5°)	 tetraédrica distorsionada
PCl_3O (32)		 tetraédrica	$\text{ClPCl} < 109.5^\circ$ $\text{OPCl} > 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble (ClPCl 103.3°)	 tetraédrica distorsionada
PBr_3O (32)		 tetraédrica	$\text{BrPBr} < 109.5^\circ$ $\text{OPBr} > 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble (BrPBr 106°)	 tetraédrica distorsionada

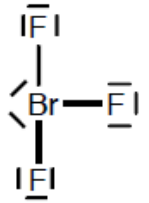
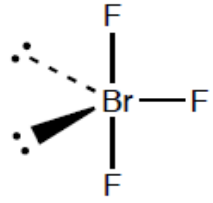
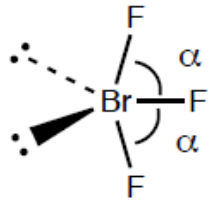
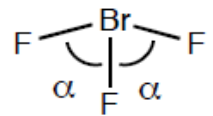
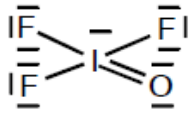
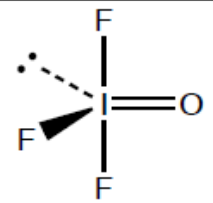
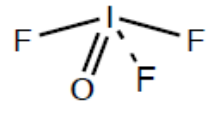
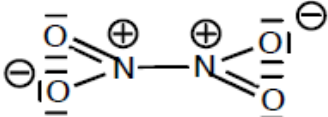
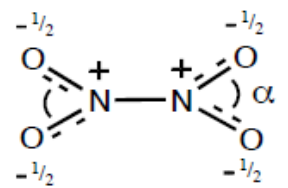
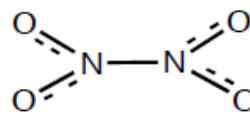
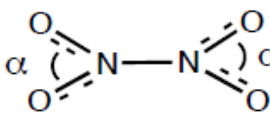
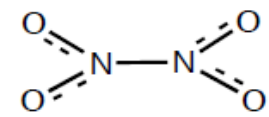
$[\text{BBr}_2\text{I}_2]^-$ (32)		<p>tetraédrica</p>	$\text{IBI} > 109.5^\circ$ $\text{BrBBr} < 109.5^\circ$ debido a las menores repulsiones de los pares de enlace B–Br	<p>tetraédrica distorsionada</p>
$\text{SBr}_2\text{F}_2\text{O}$ (40)		<p>bipirámide trigonal con los F en posición axial</p>	$\text{BrSBr} < 120^\circ$ $\text{OSF} > 90^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble	<p>bipirámide trigonal distorsionada</p>
AsCl_3O (32)		<p>tetraédrica</p>	$\text{ClAsCl} < 109.5^\circ$ $\text{OAsCl} > 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble	<p>tetraédrica distorsionada</p>
IBr_2^+ (20)		<p>tetraédrica</p>	$\text{BrIBr} < 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones de los pares libres	<p>angular</p>

XeF_2 (22)		 bipirámide trigonal	no hay distorsiones angulares  lineal
BI_3 (24)		 trigonal plana	no hay  trigonal plana
AsH_3 (8)		 tetraédrica	$\text{HAsH} < 109.5^\circ$ (91.0°, debido a las mayores repulsiones del par libre)  pirámide trigonal
PH_3 (8)		 tetraédrica	$\text{HPH} < 109.5^\circ$ (93.8°, debido a las mayores repulsiones del par libre)  pirámide trigonal

NH_3 (8)		 tetraédrica	$\text{HNH} < 109.5^\circ$ (107.3°, debido a las mayores repulsiones del par libre)	 pirámide trigonal
NF_3 (26)		 tetraédrica	$\text{FNF} < 109.5^\circ$ (102.1°, debido a las mayores repulsiones del par libre)	 pirámide trigonal
PBr_3 (26)		 tetraédrica	$\text{BrPBr} < 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del par libre	 pirámide trigonal
BClF_2 (24)		 trigonal plana	$\text{FBF} < 120^\circ$ $\text{ClBF} > 120^\circ$ debido a las menores repulsiones de los pares de enlace B-F	 trigonal plana

SF_4O (40)		 <p>bipirámide trigonal</p>	$\text{FaxSFax} < 180^\circ$ $\text{FecSFec} < 120^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble	 <p>bipirámide trigonal</p>
HCN (10)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$ lineal	no hay	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$ lineal
BrF_3 (28)		 <p>bipirámide trigonal Hay otros isómeros menos estables</p>	 <p>$\text{FaxBrFax} < 180^\circ$ debido a las repulsiones de los pares libres</p>	 <p>forma de T distorsionada</p>
BrF_2^+ (20)		 <p>tetraédrica</p>	$\text{FBrF} < 109.5^\circ$ debido a las repulsiones de los pares libres	 <p>angular C_{2v}</p>

BrF_4^- (36)		 octaédrica	<p>no hay; las repulsiones de los pares libres se compensan</p>	 planocuadrada
ClO_2^- (20)		 tetraédrica	<p>$\text{OClO} < 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones de los :</p>	 angular C_{2v}
PF_3O (32)		 tetraédrica	<p>$\text{FPF} < 109.5^\circ$ $\text{OPF} > 109.5^\circ$ debido a las mayores repulsiones del enlace doble</p>	 tetraédrica distorsionada
PF_5 (40)		 bipirámide trigonal	<p>no hay</p>	 bipirámide trigonal

BrF_3 (28)		  <p>bipirámide trigonal Hay otros isómeros menos estables</p> <p>$\alpha < 90^\circ$ debido a las repulsiones de los :</p>	 <p>forma de T distorsionada</p>
IF_3O (34)		 <p>bipirámide trigonal Hay otros isómeros menos estables</p> <p>$F_{ax}IF_{ax} < 180^\circ$ $F_{ec}IO < 120^\circ$ debido a las repulsiones del : y de =</p>	 <p>silla de montar distorsionada</p>
N_2O_4 (34)	 <p>(forma resonante)</p>  <p>(híbrido de resonancia)</p>	 <p>entorno trigonalplano para cada N La molécula puede ser plana o con los fragmentos NO_2 situados en planos perpendiculares</p>  <p>$\alpha > 120^\circ$ debido a las mayores repulsiones entre los enlaces π</p>	 <p>La molécula puede ser plana o con los fragmentos NO_2 situados en planos perpendiculares</p>