

# TEORÍA VSEPR - Moléculas tipo AX<sub>n</sub>

según ella, las moléculas adoptan la estructura geométrica idónea para que los pares de electrones de valencia estén lo más separados posible. Así:

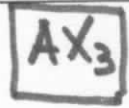
2



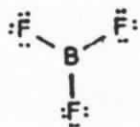
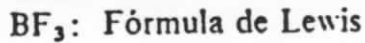
a) Las moléculas con dos pares de electrones de valencia en su átomo central tienen estructura lineal.



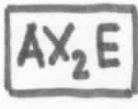
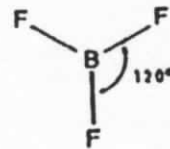
3



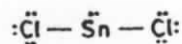
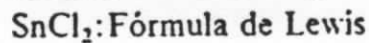
b) Las moléculas con tres pares de electrones de valencia tienen estructura triangular plana.



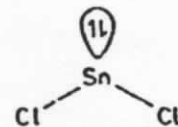
Geometría



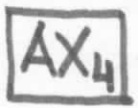
Si alguno de los pares de electrones no es de enlace, la molécula adopta forma de V. (ANGULAR)



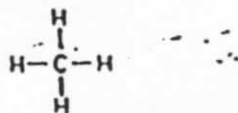
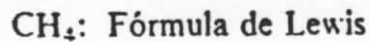
Geometría



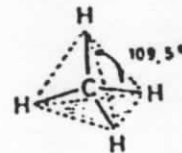
4



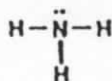
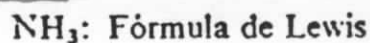
c) Las moléculas con cuatro pares de electrones, adoptan estructura tetraédrica.



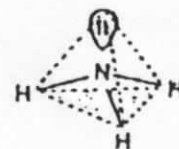
Geometría



Si uno de los cuatro pares es solitario, su molécula adopta forma piramidal trigonal:



Geometría

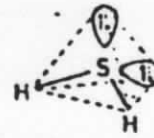
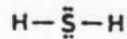


ENLACE QUÍMICO

**AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>** - Si dos de los cuatro pares son solitarios, la molécula tiene forma de V. (**ANGULAR**)

H<sub>2</sub>S: Fórmula de Lewis

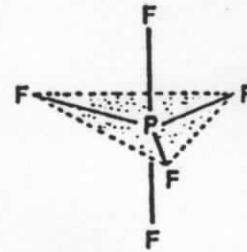
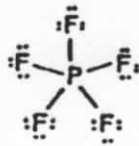
Geometría



**AX<sub>5</sub>** - d) Las moléculas con cinco pares de electrones, presentan estructura de bipirámide trigonal.

PF<sub>5</sub>: Fórmula de Lewis

Geometría

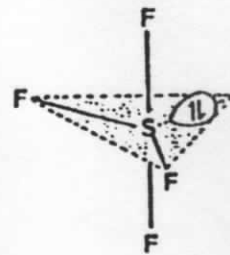
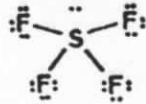


5

**AX<sub>4</sub>E** - Si de los cinco pares de electrones sólo cuatro son de enlace, la molécula adopta la forma de tetraedro irregular.

SF<sub>4</sub>: Fórmula de Lewis

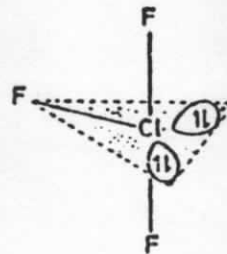
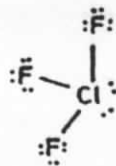
Geometría



**AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub>** - Si de los cinco pares totales dos son solitarios, la geometría de la molécula es en forma de T.

ClF<sub>3</sub>: Fórmula de Lewis

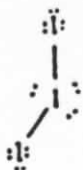
Geometría



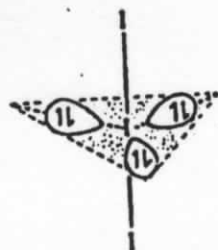
$AX_2E_3$

Si tres pares son solitarios y dos son de enlace, la molécula es lineal.

$I_3^-$ : Fórmula de Lewis



Geometría



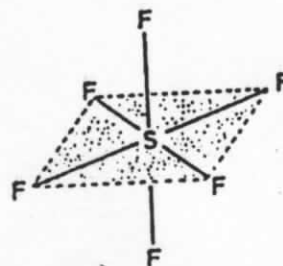
$AX_6$

e) Para moléculas con seis pares de electrones, la estructura es octaédrica.

$SF_6$ : Fórmula de Lewis



Geometría

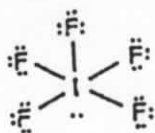


6

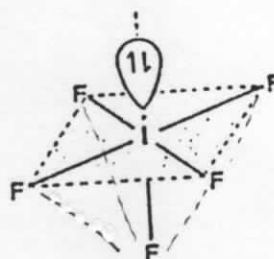
$AX_5E$

Si existe un par solitario de los seis totales, la molécula es piramidal cuadrada.

$IF_5$ : Fórmula de Lewis



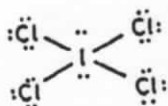
Geometría



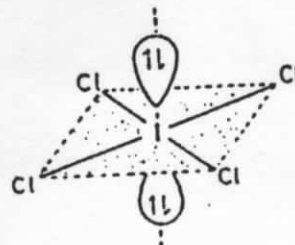
$AX_4E_2$

Si son dos solitarios y cuatro de enlace, la geometría es plano cuadrada.

$ICl_4^-$ : Fórmula de Lewis

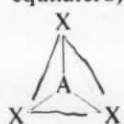

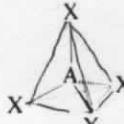

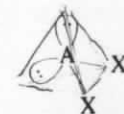




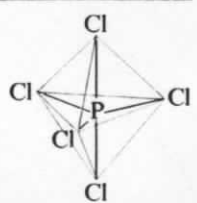

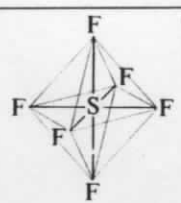
Geometría



# TEORÍA VSEPR - Moléculas tipo AX<sub>n</sub>

**Tabla** Disposiciones de pares de electrones y formas de las moléculas

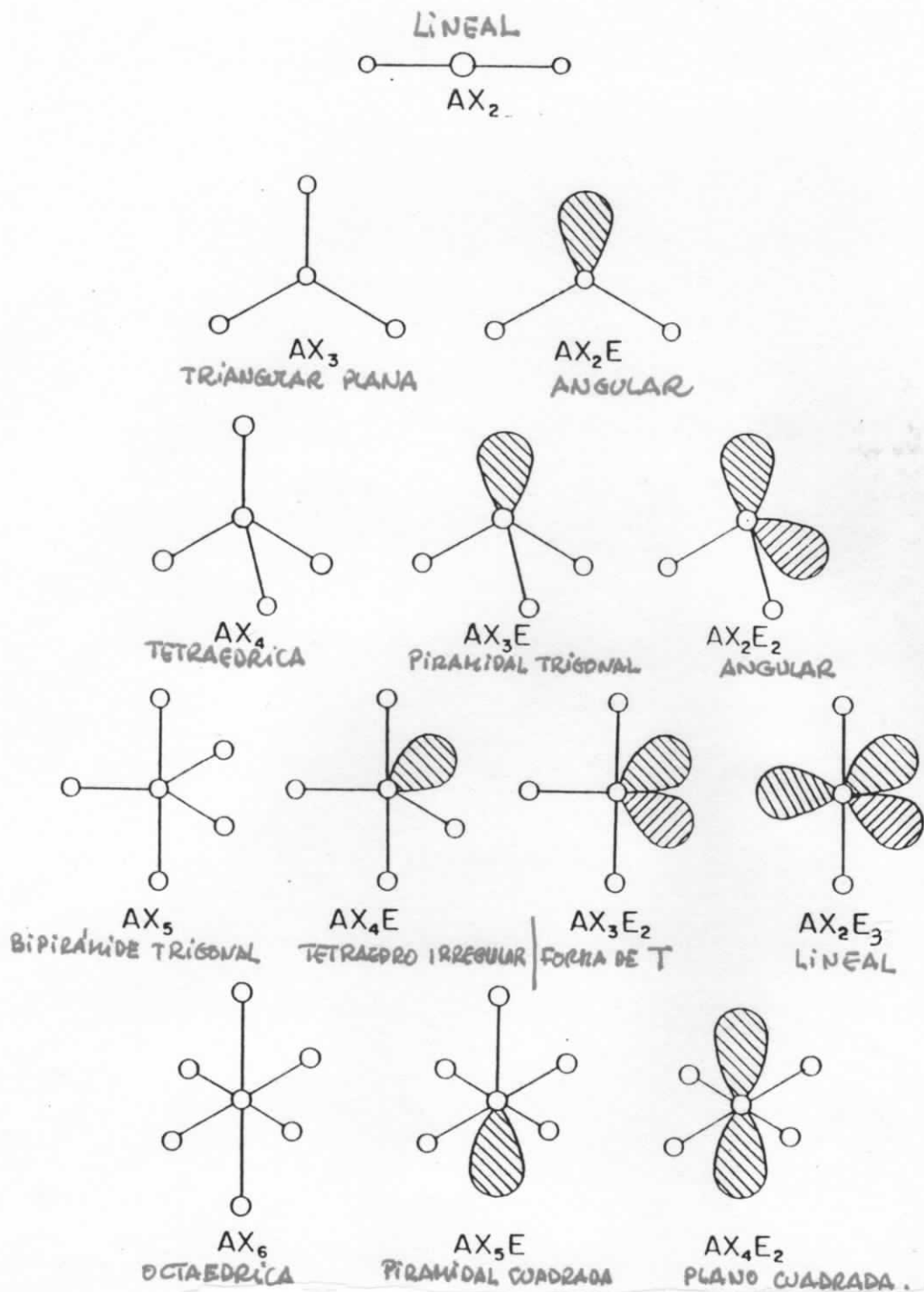
NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES	DISPOSICIÓN DE LOS PARES DE ELECTRONES	NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES NO ENLAZANTES	TIPO DE MOLÉCULA	DISPOSICIÓN DE LOS ENLACES O FORMA DE LA MOLÉCULA	EJEMPLOS	ÁNGULO DE ENLACE PREDICHO
2	Lineal	0	AX <sub>2</sub>	Lineal X—A—X	BeH <sub>2</sub> , BeCl <sub>2</sub>	180°
3	Trigonal	0	AX <sub>3</sub>	Trigonal (triángulo equilátero) 	BF <sub>3</sub> , B(OH) <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub>	120°
		1	AX <sub>2</sub> E	Angular 	SnCl <sub>2</sub>	120°
4	Tetraédrica	0	AX <sub>4</sub>	Tetraédrica 	CH <sub>4</sub> , CCl <sub>4</sub> , SiH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	109.5°
		1	AX <sub>3</sub> E	Piramidal trigonal 	NH <sub>3</sub> , NF <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	109.5°
		2	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Angular 	H <sub>2</sub> O, F <sub>2</sub> O, SCl <sub>2</sub>	109.5°
		3	AXE <sub>3</sub>	Lineal 	HF, HCl	—

NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES	DISPOSICIÓN	EJEMPLO
5	Bipiramidal trigonal 	
6	Octaédrica 	

# TEORÍA V.S.E.P.R.


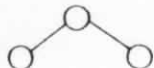
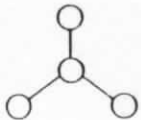
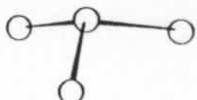
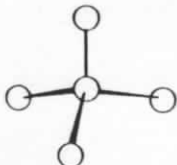
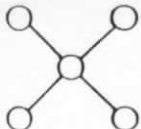
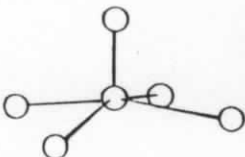
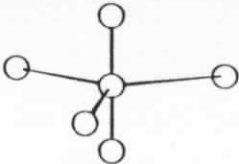
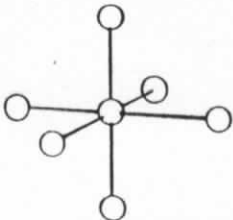
VSEPR

## GEOMETRÍA DE ESPECIES DISCRETAS A PARTIR DEL NÚMERO DE PARES DE ELECTRONES



**EJEMPLOS DE GEOMETRÍA DE ESPECIES DISCRETAS**

**Table 2.2.** The description of molecular shapes

Description of shape	Shape	Examples
Linear		HCN, CO <sub>2</sub>
Angular		H <sub>2</sub> O, O <sub>3</sub> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Trigonal planar		BF <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Trigonal pyramidal		NH <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Tetrahedral		CH <sub>4</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , NSF <sub>3</sub>
Square planar		XeF <sub>4</sub>
Square pyramidal		Sb(Ph) <sub>5</sub>
Trigonal bipyramidal		PCl <sub>5</sub> (g), SOF <sub>4</sub>
Octahedral		SF <sub>6</sub> , PCI <sub>6</sub> <sup>-</sup> , IO(OH) <sub>5</sub>