PROGRAMA

UNIDAD 1.
1.1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA
1.2. ENLACE QUÍMICO

UNIDAD 2.
3.1. CONCEPTOS BÁSICOS
3.2. MEZCLAS Y DISOLUCIONES
3.3. REACCIONES QUÍMICAS

UNIDAD 3.
4.1. TERMOQUÍMICA
4.2. EQUILIBRIO QUÍMICO

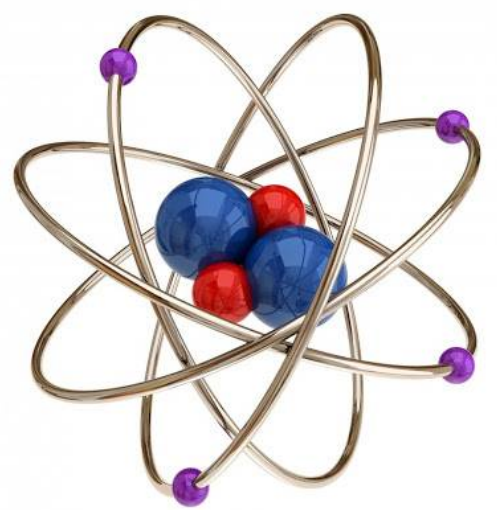
UNIDAD 4.
4.1. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE. Transferencia de Protones.

UNIDAD 5.
5.1. ELECTROQUÍMICA. Transferencia de Electrones.

Unidad 1

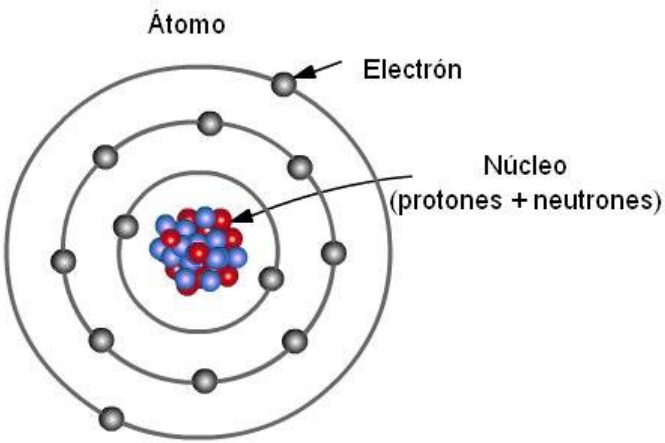
1.1. Estructura de la materia

1.2. Enlace químico



EL ÁTOMO

$^{A}_{Z}Símbolo$



Número atómico (Z)

$$Z = p^{+}$$

$$Z = p^{+} = e^{-} \ (neutro)$$

$$Z = p^{+} \neq e^{-} \ (ión)$$

Número másico (A)

$$A = p^{+} + n$$

Isótopos

$^{A1}_{Z}Isótopo1$

$^{A2}_{Z}Isótopo2$

Mismo número atómico y distinto número másico: mismo número de protones y diferente número de neutrones

NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal (*n*)	n = 1, 2, 3, ...	Indica tamaño y energía del orbital. Está relacionado con la distancia promedio entre el núcleo y el electrón. Capa.
Número cuántico del momento angular (*l*)	l = 0, 1, 2, ..., n - 1	Indica la forma de los orbitales. Subcapa.
Número cuántico magnético (m_l)	m_l =-l,-(l-1),⋯,0,⋯,(l-1),l	Describe la orientación del orbital en el espacio.
Número cuántico de espín electrónico (m_s)	m_s= +1/2, -1/2	Describe el campo magnético que genera un electrón cuando rota sobre sí mismo.

Nombre de los orbitales

l	0	1	2	3	4	5
Orbital	s	p	d	f	g	h

Nomenclatura

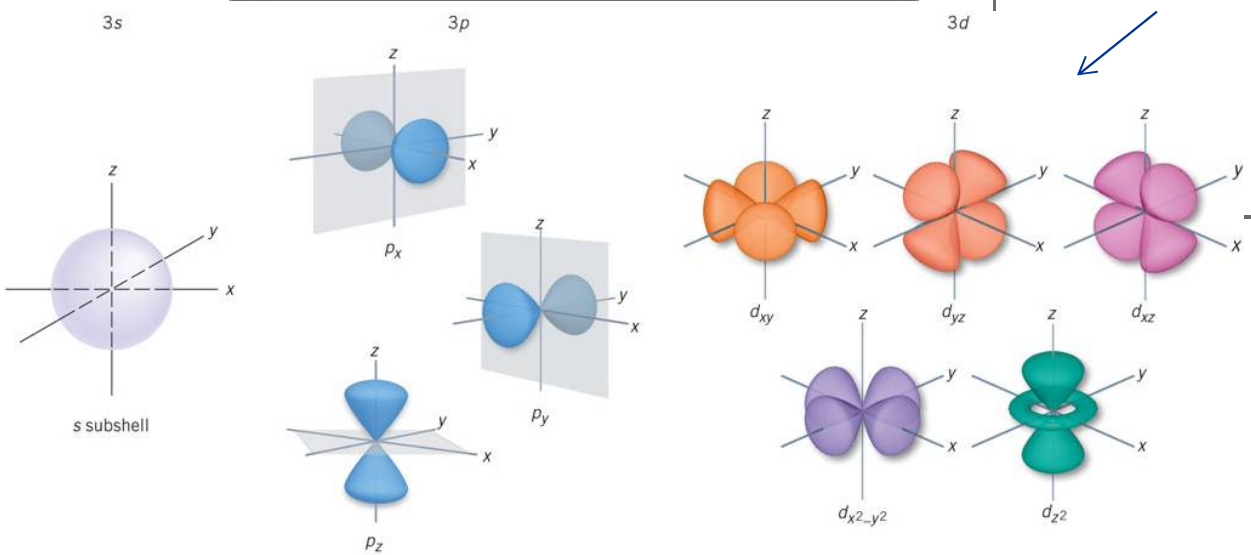
n **Orbital** **nº e**

Números cuánticos y orbitales

n=1	l=0	m_l=0	Orbital 1s

n=2	l=0	m_l=0	Orbital 2s
	l=1	m_l=-1	Orbital $2p_x$
		m_l=0	Orbital $2p_y$
		m_l=1	Orbital $2p_z$

n=3	l=0	m_l=0	Orbital 3s
	l=1	m_l=-1	Orbital $3p_x$
		m_l=0	Orbital $3p_y$
		m_l=1	Orbital $3p_z$
	l=2	m_l=-2	Orbital $3d_{xy}$
		m_l=-1	Orbital $3d_{xz}$
		m_l=0	Orbital $3d_{yz}$
		m_l=1	Orbital $3d_{x^2-y^2}$
		m_l=2	Orbital $3d_{z^2}$



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Distribución de los electrones en los orbitales atómicos:

1. El orden de llenado de los orbitales se hace **en orden creciente de energía**.

1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s<4f<5d<6p<7s<5f<6d<7p

2. Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales: **Principio de exclusión de Pauli**

n: define un nivel energético y en cada nivel caben $\mathbf{2n^2}$ electrones.

n y **l**: definen el tipo de orbital y en cada orbital caben **2(2l+1)** electrones.

n, l y **m**: define la orientación del orbital en el espacio y en cada orientación caben **2** electrones.

n, l, m y **s**: se define un electrón porque sólo hay **un electrón** con esos cuatro números cuánticos.

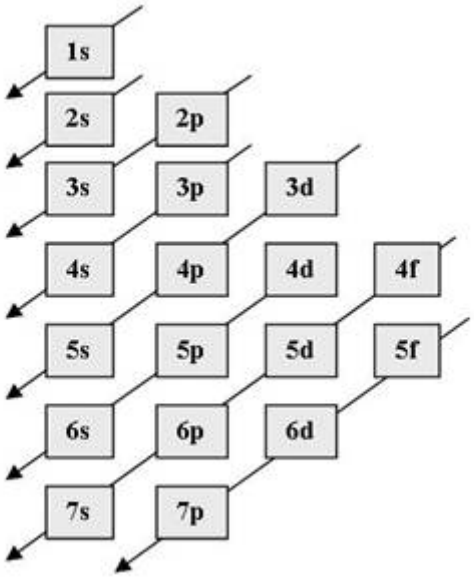
3. Proceso **Aufbau**: orden de llenado de los orbitales atómicos. Los electrones entran en los niveles más bajos de energía.

4. Regla de **Hund**: en los orbitales degenerados se alcanza el estado de menor energía cuando el número de electrones con el mismo spin es el máximo posible. Regla de máxima multiplicidad.

Multiplicidad:

$$P = 2S+1 \qquad S = \text{sumatorio } m_s$$

5. Regla de **Madelung**: cuando dos orbitales tienen el mismo valor para n + l, es más estable el de menor valor de n.



Orden de llenado de los orbitales

Distribución en la tabla periódica

grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
n	s^1																	p^6
1	1 H	s^2											p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sa	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Período

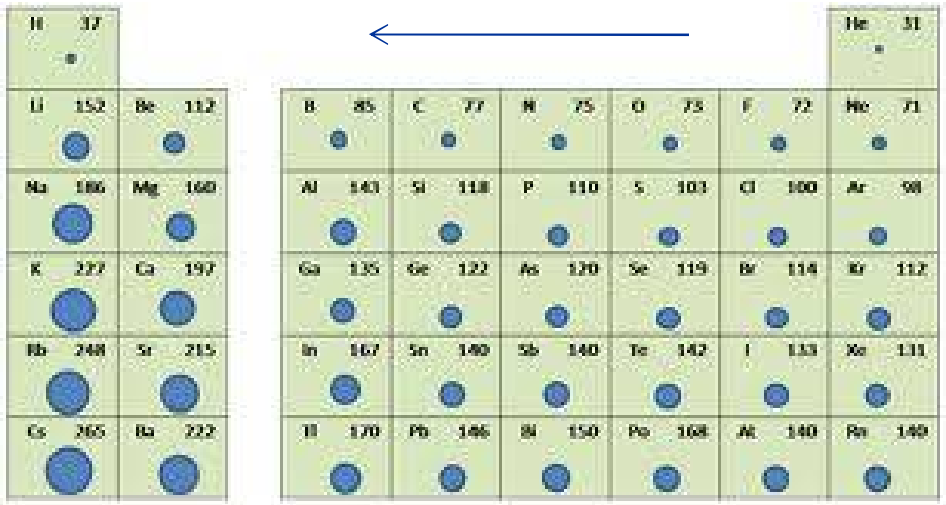
$(n - 1)\ d^x$: d^1 d^2 d^3 d^4 d^5 d^6 d^7 d^8 d^9 d^{10}

$(n - 2)\ f^y$: f^1 f^2 f^3 f^4 f^5 f^6 f^7 f^8 f^9 f^{10} f^{11} f^{12} f^{13} f^{14}

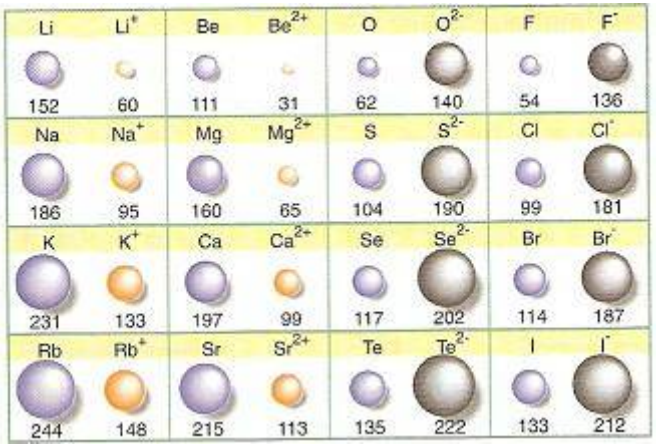
* Lantánidos	6	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** Actinidos	7	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico



Radio iónico



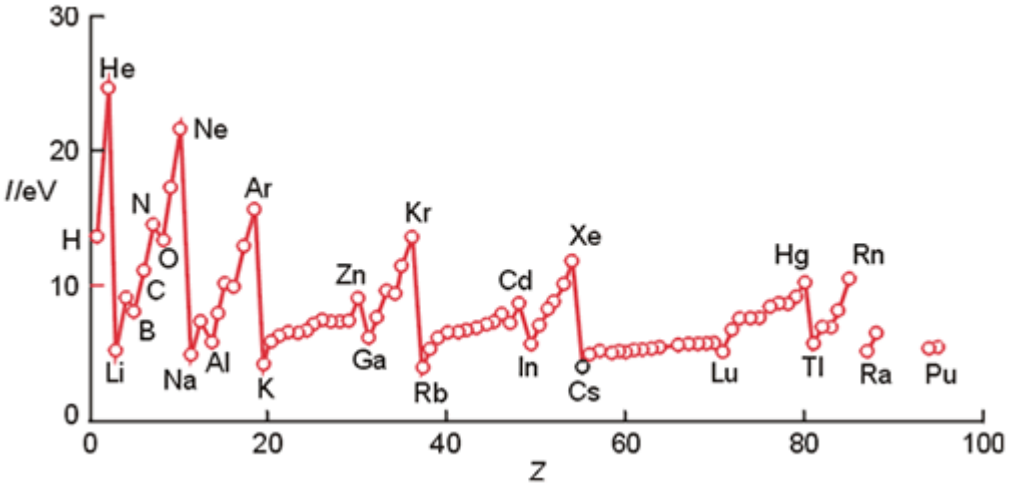
Anión: aumenta
Catión: disminuye

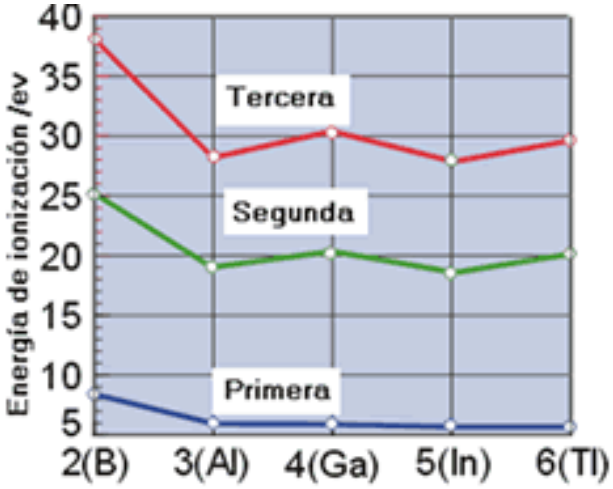
Energía de Ionización

Sistema periódico

Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso:

$$X\ (g) \rightarrow X^{+}\ (g) + e^{-}$$





$I_1 < I_2 < I_3 < \ldots$

Afinidad electrónica

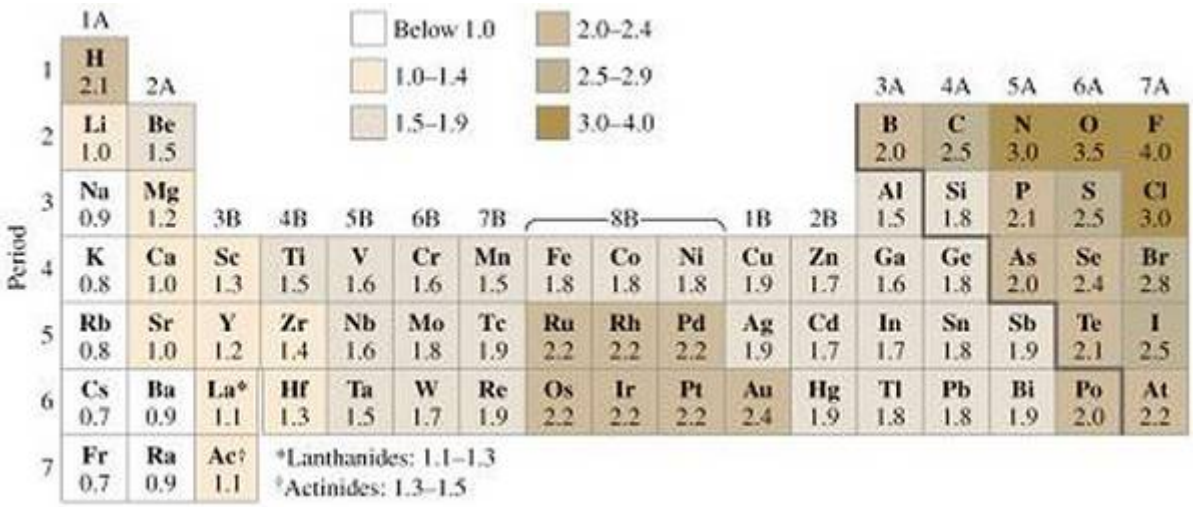
Sistema periódico

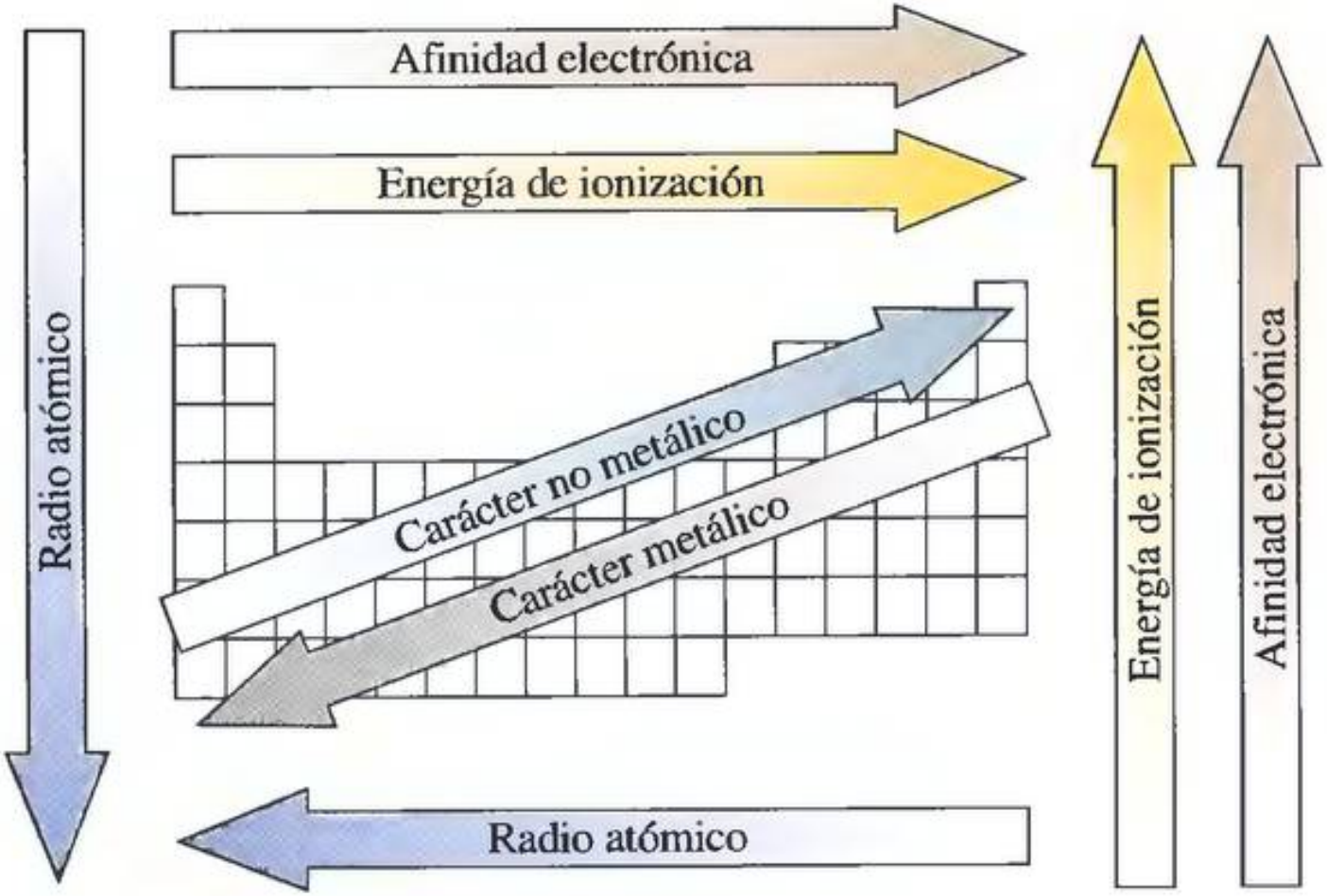
Energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón:

$$X\ (g) + e^- \rightarrow X^-\ (g)$$

Electronegatividad

Capacidad de un átomo para atraer los electrones compartidos en un enlace químico. Cuanto mayor es su valor mayor es su capacidad para atraer electrones hacia sí.




Afinidad electrónica
Energía de ionización
Radio atómico
Carácter no metálico
Carácter metálico
Radio atómico
Energía de ionización
Afinidad electrónica

Enlace iónico, covalente y metálico

Enlace	Naturaleza	Estructura	Propiedades
Iónico	Transferencia de e^-. Átomos de diferente electronegatividad. NaCl, K_2O	Red de iones Cristales iónicos en estado sólido	P.F. y P.E. elevados Solubles en agua Duros pero frágiles Sólo conducen la corriente eléctrica fundidos o disueltos
Covalente	Compartición de e^-. Átomos de electronegatividad similar.	Moléculas O_2, H_2O	P.F. y P.E. bajos Gases o sólidos y líquidos muy volátiles No conducen la corriente eléctrica
		Red de átomos Cristales covalentes C (diamante y grafito)	P.F. y P.E. bajos Sólidos muy duros No conducen la corriente eléctrica
Metálico	Los e^- de valencia se mueven entre la red de cationes. Ag, Fe	Red de cationes	Sólidos Dureza variable Dúctiles y maleables Buenos conductores del calor y la corriente

ESTRUCTURAS DE LEWIS

1. Colocar en posición adyacente los símbolos de los átomos de la molécula.
2. Contar el número total de **electrones de valencia** que tienen que aparecer en la molécula. Hay que considerar los iones.
3. Representar cada enlace covalente formado por dos electrones con una **línea.**
4. Distribuir los electrones de valencia restantes alrededor de cada átomo como pares libres de tal forma que cada átomo cumpla de regla del octeto.

H O H

↓

Nº de e^- de valencia:
(1 x 2) + (6 x 1) = 8 e^-
H O

↓

H—O—H

↓

H—$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}$—H

Regla del octeto

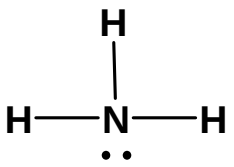
El número de electrones alrededor de cada átomo enlazado mediante enlace covalente debe ser ocho.

*Configuración de **gas noble***

GEOMETRÍA MOLECULAR

Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia

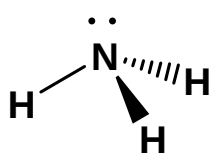
La geometría de una molécula adopta la forma que minimiza la repulsión electrostática entre los pares de electrones de la capa de valencia: **los pares de electrones lo más alejados posible.**



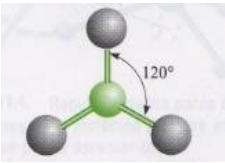
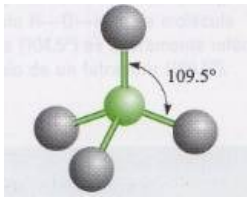
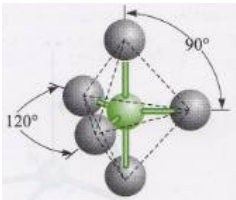
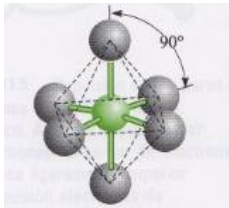
1. Se dibuja la estructura de Lewis: átomo central
2. Contar el número de pares de electrones alrededor del átomo central (pares enlazantes y solitarios)
3. Disponer la molécula de forma que los pares solitarios estén lo más alejados posible entre ellos y de los pares enlazantes (Tabla).

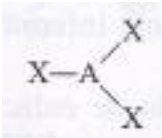
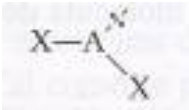
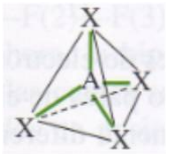
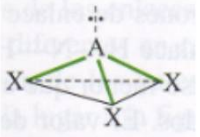
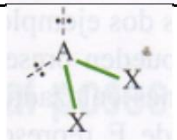
3 pares enlazantes
1 par solitario

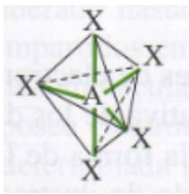
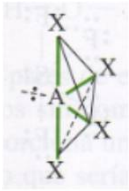
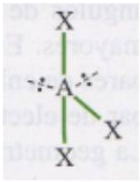
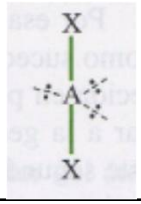
Los enlaces múltiples se tratan como enlaces sencillos.
Varios átomos centrales: cada átomo de forma independiente.

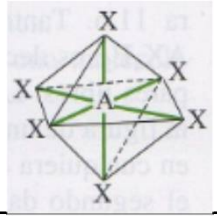
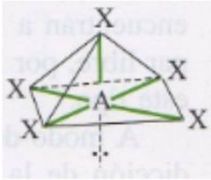
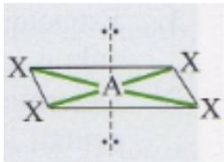


Piramidal triangular

Tipo de especie	Orientación de los pares de e^-	Ángulos de enlace	Ejemplo	Modelo
AX_2	Lineal	180º	BeF_2	
AX_3	Trigonal plana	120º	BF_3	
AX_4	Tetraédrica	109,5º	CH_4	
AX_5	Bipiramidal trigonal	90º 120º 180º	PF_5	
AX_6	Octaédrica	90º 180º	SF_6	

Pares de e^-	Distribución	Pares de e^- libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
2	Lineal	0	AX_2	Lineal	180º	BeF_2
3	Trigonal plana	0	AX_3	Trigonal plana 	120º	BF_3
3	Trigonal plana	1	AX_2E	Angular 	120º	SO_2
4	Tetraédrica	0	AX_4	Tetraédrica 	109,5º	CH_4
4	Tetraédrica	1	AX_3E	Piramidal trigonal 	109,5º	NH_3
4	Tetraédrica	2	AX_2E_2	Angular 	109,5º	H_2O

Pares de e^-	Distribución	Pares de e^- libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
5	Bipiramidal trigonal	0	AX_5	Bipiramidal trigonal 	90º 120º	PF_5
5	Bipiramidal trigonal	1	AX_4E	Tetraédrica irregular (balancín) 	90º 120º	SF_4
5	Bipiramidal trigonal	2	AX_3E_2	Forma de T 	90º	ClF_3
5	Bipiramidal trigonal	3	AX_2E_3	Lineal 	180º	XeF_2

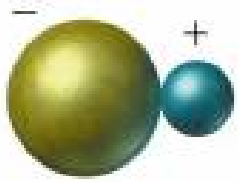
Pares de e^-	Distribución	Pares de e^- libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
6	Octaédrica	0	AX_6	Octaédrica 	90º	SF_6
6	Octaédrica	1	AX_5E	Piramidal Cua-drangular 	90º	ClF_5
6	Octaédrica	2	AX_4E_2	Plana cuadrada 	90º	XeF_4

POLARIDAD

De enlace

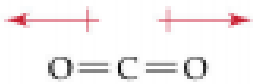
Covalente **apolar**
Los e⁻ compartidos por igual

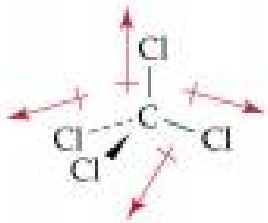
Covalente **polar**
Los e⁻ compartidos desigualmente



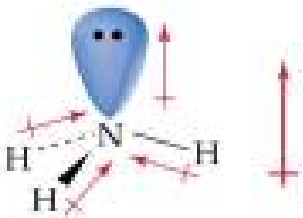
Iónico
Transferencia de e⁻

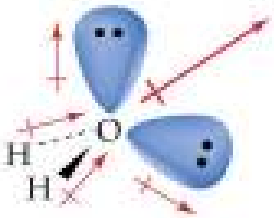
De la molécula





Moléculas apolares





Moléculas polares