



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.

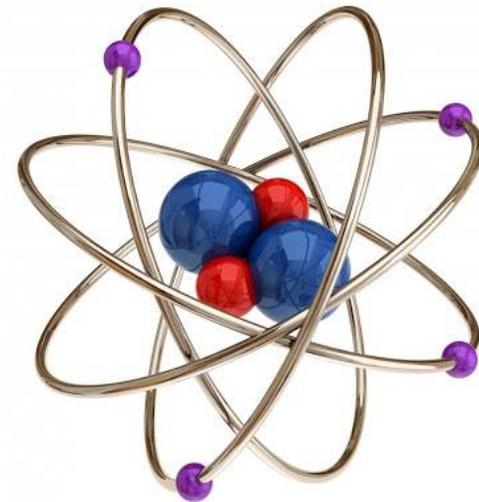
- 5.1. ELECTROQUÍMICA. Transferencia de Electrones.



Unidad 1

1.1. Estructura de la materia

1.2. Enlace químico





EL ÁTOMO

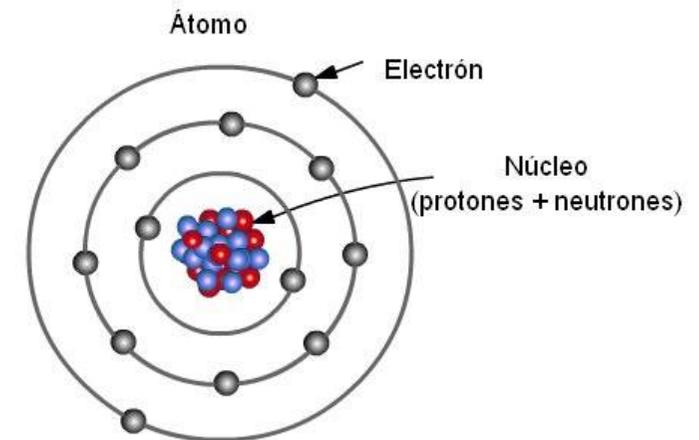
$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix}$ *Símbolo*

Número atómico (Z)

$$Z = p^+ \left\{ \begin{array}{l} Z = p^+ = e^- \text{ (neutro)} \\ Z = p^+ \neq e^- \text{ (ión)} \end{array} \right.$$

Número másico (A)

$$A = p^+ + n$$



Isótopos

$\begin{matrix} A1 \\ Z \end{matrix}$ *Isótopo1*

$\begin{matrix} A2 \\ Z \end{matrix}$ *Isótopo2*

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



NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal (n)	$n = 1, 2, 3, \dots$	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)	$l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$	Indica la forma de los orbitales. Subcapa.
Número cuántico magnético (m_l)	$m_l = -l, -(l-1), \dots, 0, \dots, (l-1), l$	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	$n^\circ e$
-----	----------------	-------------

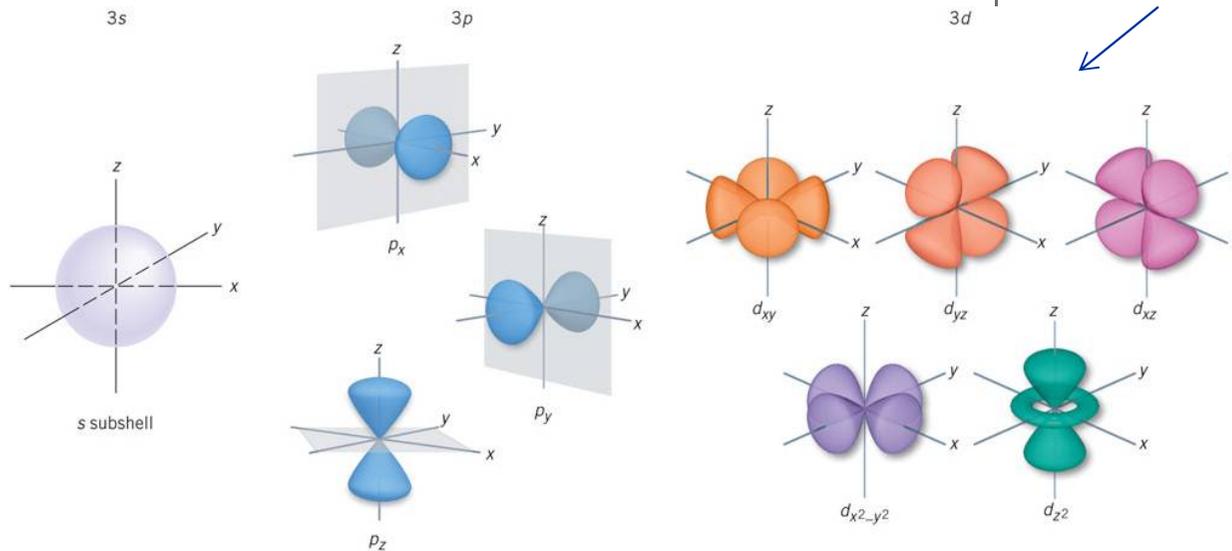


Números cuánticos y orbitales

$n=1$	$l=0$	$m_l=0$	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 **$2n^2$** 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.



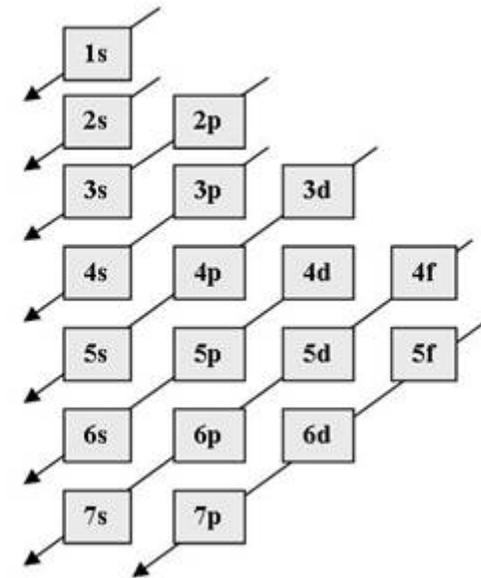
3. Proceso **Aufbau**: orden de llenado de los orbitales atómicos. Los electrones entran en los niveles más bajos de energía.

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:

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

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	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA

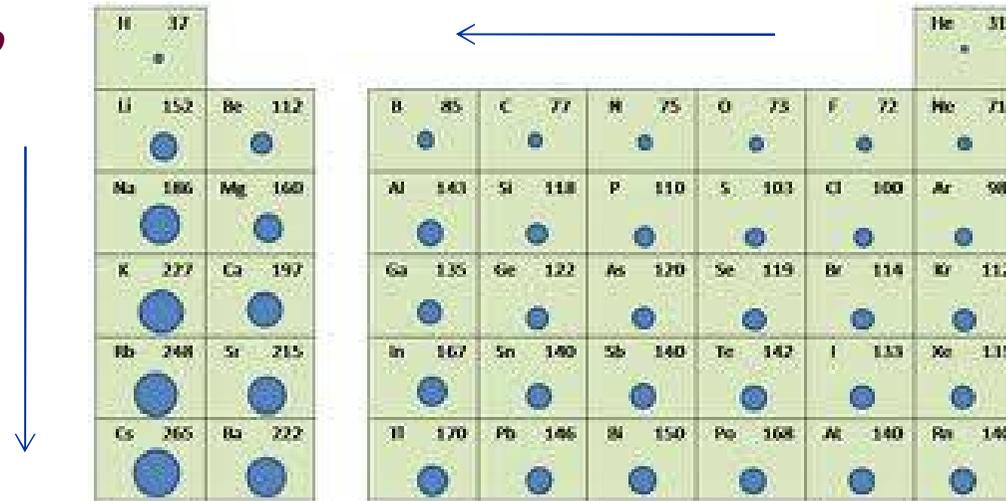
Período	n	s ¹	(n - 1) d ^x										p ¹ p ² p ³ p ⁴ p ⁵					2	
			s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰						
1	1	H																	He
2	3	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	11	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	37	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	55	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	87	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sa	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

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



PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico



Radio iónico

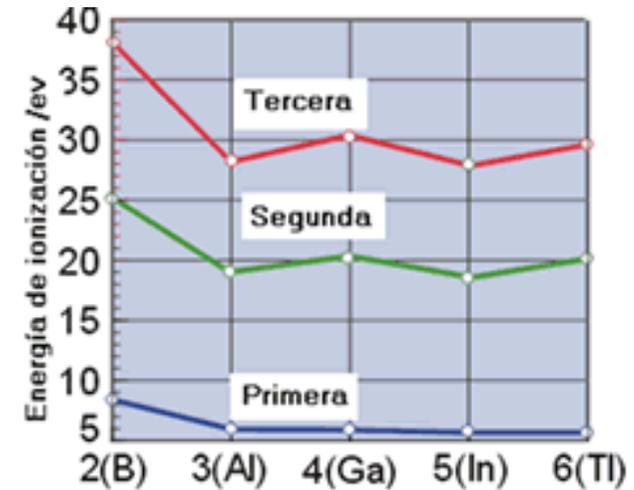
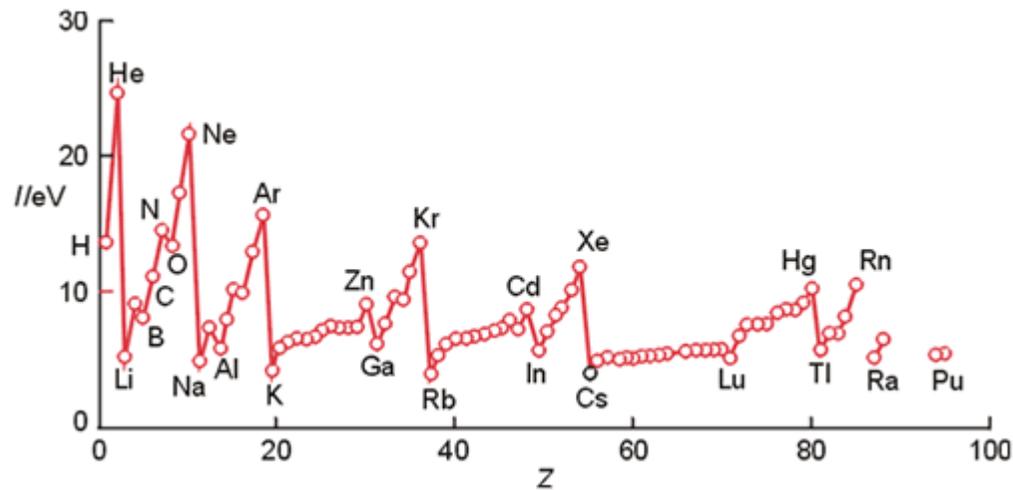
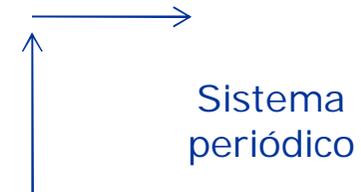
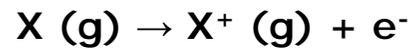
Li	Li ⁺	Be	Be ²⁺	O	O ²⁻	F	F ⁻
152	60	111	31	62	140	54	136
Na	Na ⁺	Mg	Mg ²⁺	S	S ²⁻	Cl	Cl ⁻
186	95	160	65	104	190	99	181
K	K ⁺	Ca	Ca ²⁺	Se	Se ²⁻	Br	Br ⁻
231	133	197	99	117	202	114	187
Rb	Rb ⁺	Sr	Sr ²⁺	Te	Te ²⁻	I	I ⁻
244	148	215	113	135	222	133	212

Anión: aumenta
Cation: disminuye



Energía de Ionización

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



$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$



Afinidad electrónica

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



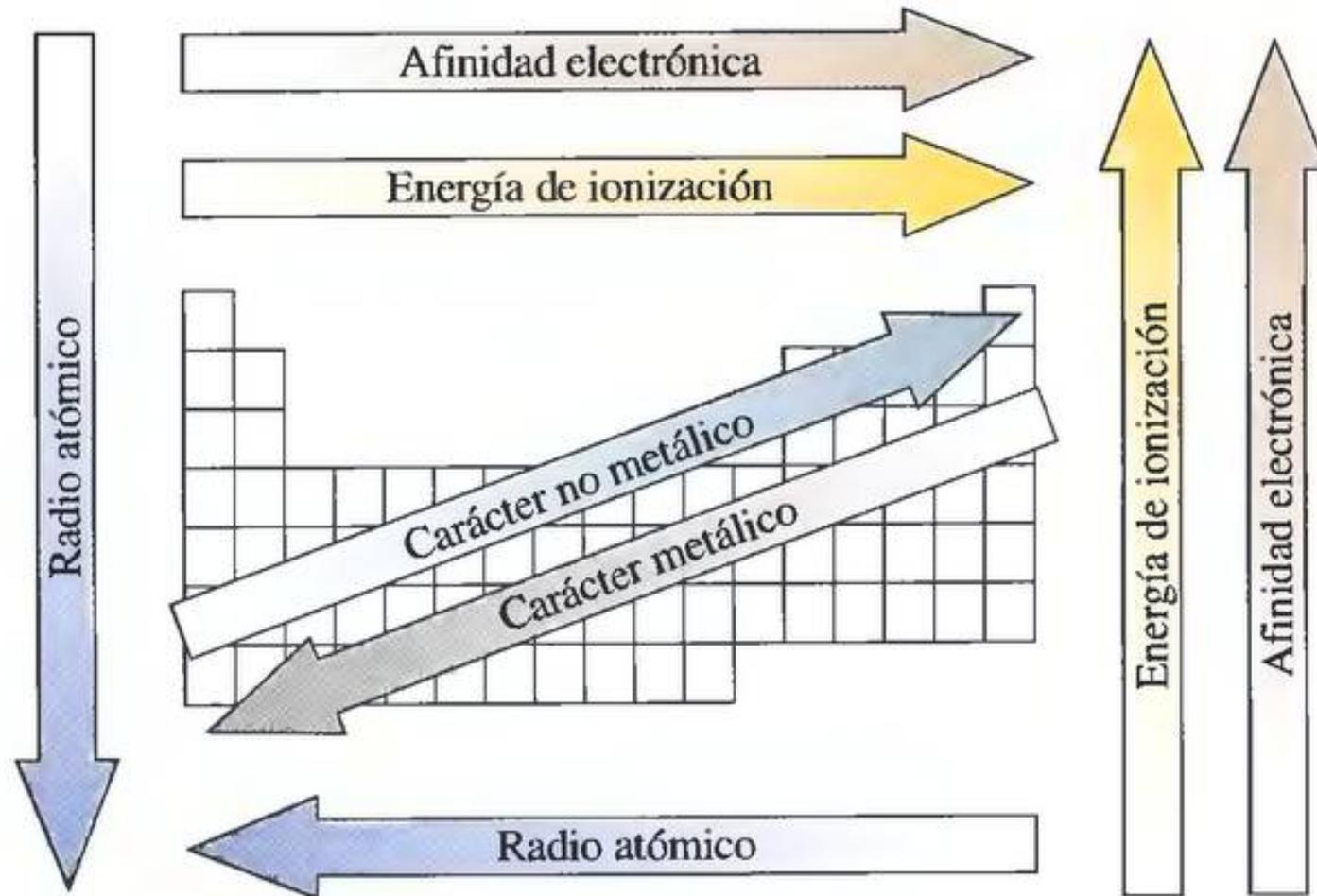
Electronegatividad

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.

Period	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A										
1	H 2.1																
2	Li 1.0	Be 1.5															
3	Na 0.9	Mg 1.2															
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1														

*Lanthanides: 1.1–1.3
†Actinides: 1.3–1.5

Legend:
Below 1.0 (lightest) | 1.0–1.4 (light) | 1.5–1.9 (medium) | 2.0–2.4 (dark) | 2.5–2.9 (very dark) | 3.0–4.0 (darkest)





Enlace iónico, covalente y metálico

Enlace	Naturaleza	Estructura	Propiedades
Iónico	Transferencia de e ⁻ . Átomos de diferente electronegatividad. NaCl, K ₂ O	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 ₂ O	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

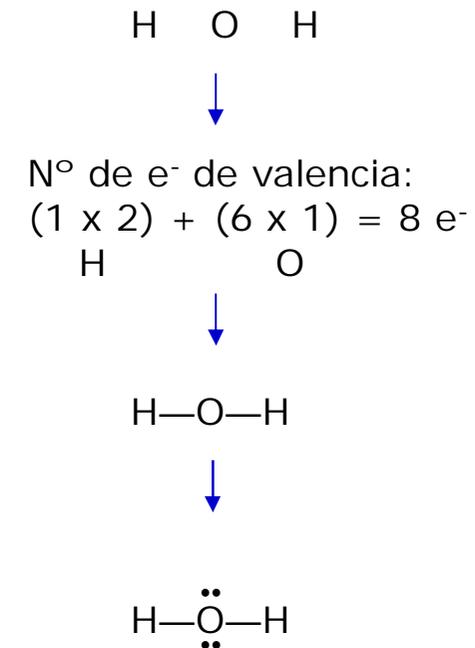


ESTRUCTURAS DE LEWIS

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 .

Regla del octeto

El número de electrones alrededor de cada átomo enlazado mediante enlace covalente debe ser ocho.
Configuración de **gas noble**





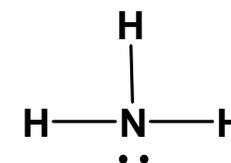
GEOMETRÍA MOLECULAR

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

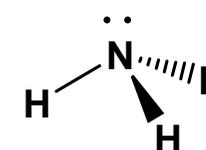
La geometría de una molécula adopta la forma que minimiza la repulsión electrostática entre los pares de electrones de la capa de valencia: **los pares de electrones lo más alejados posible.**

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).

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

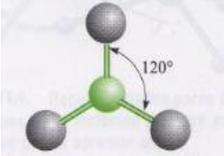
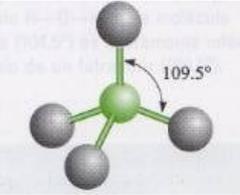
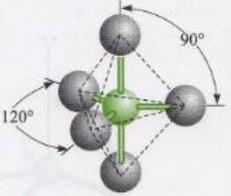
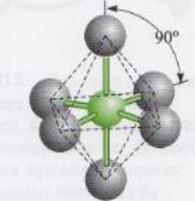


3 pares enlazantes
1 par solitario



Piramidal triangular

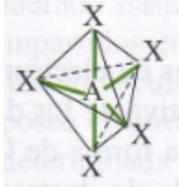
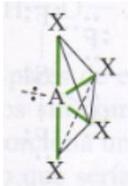
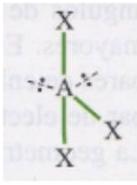
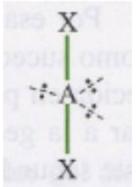


Tipo de especie	Orientación de los pares de e ⁻	Ángulos de enlace	Ejemplo	Modelo
AX ₂	Lineal	180°	BeF ₂	
AX ₃	Trigonal plana	120°	BF ₃	
AX ₄	Tetraédrica	109,5°	CH ₄	
AX ₅	Bipiramidal trigonal	90° 120° 180°	PF ₅	
AX ₆	Octaédrica	90° 180°	SF ₆	

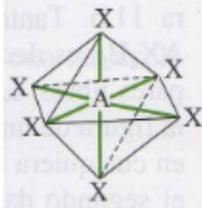
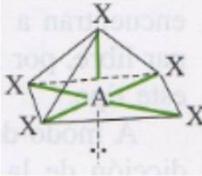
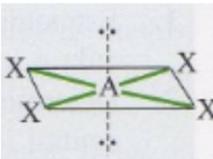


Pares de e ⁻	Distribución	Pares de e ⁻ libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
2	Lineal	0	AX ₂	Lineal	180°	BeF ₂
3	Trigonal plana	0	AX ₃	Trigonal plana	120°	BF ₃
3	Trigonal plana	1	AX ₂ E	Angular	120°	SO ₂
4	Tetraédrica	0	AX ₄	Tetraédrica	109,5°	CH ₄
4	Tetraédrica	1	AX ₃ E	Piramidal trigonal	109,5°	NH ₃
4	Tetraédrica	2	AX ₂ E ₂	Angular	109,5°	H ₂ O



Pares de e ⁻	Distribución	Pares de e ⁻ libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
5	Bipiramidal trigonal	0	AX ₅	Bipiramidal trigonal 	90° 120°	PF ₅
5	Bipiramidal trigonal	1	AX ₄ E	Tetraédrica irregular (balancín) 	90° 120°	SF ₄
5	Bipiramidal trigonal	2	AX ₃ E ₂	Forma de T 	90°	ClF ₃
5	Bipiramidal trigonal	3	AX ₂ E ₃	Lineal 	180°	XeF ₂



Pares de e ⁻	Distribución	Pares de e ⁻ libres	Notación RPECV	Geometría molecular	Ángulos de enlace	Ejemplo
6	Octaédrica	0	AX ₆	Octaédrica 	90°	SF ₆
6	Octaédrica	1	AX ₅ E	Piramidal Cua- drangular 	90°	ClF ₅
6	Octaédrica	2	AX ₄ E ₂	Plana cuadrada 	90°	XeF ₄



POLARIDAD

De enlace



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

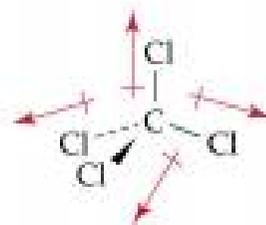
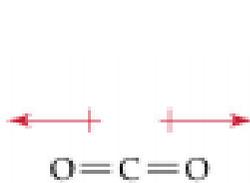


Covalente **polar**
Los e⁻ compartidos
desigualmente

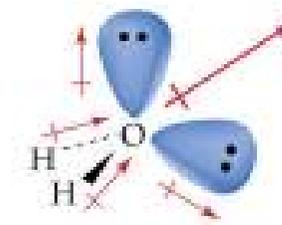
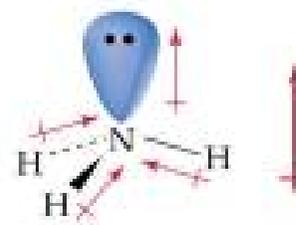


Iónico
Transferencia de e⁻

De la molécula



Moléculas apolares



Moléculas polares