

GUÍA 1, MÓDULO QUÍMICA
PREPARACION PSU 4 AÑO ELECTIVO QUIMICA
"TABLA PERIÓDICA Y ENLACE QUÍMICO"

La tabla periódica de los elementos fue propuesta, en 1869, por Dimitri Mendeléiev, quien se basó en estudios sobre la variación de las propiedades químicas y físicas que presentaban los 64 elementos conocidos en esa época, con respecto a la variación experimentada por sus masas atómicas. Más adelante se incluyeron en la tabla los gases nobles, las tierras raras y los elementos radiactivos.

Actualmente, los elementos del sistema periódico están ubicados en orden creciente con respecto a su número atómico (Z número de protones*). La tabla periódica se organiza en grupos y períodos. Los grupos son las 18 columnas verticales y los períodos corresponden a las 7 filas horizontales que se observan en la siguiente imagen.

Clasificación de los elementos en la Tabla Periódica

Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																														
	I A	II A											III A	IV A	V A	VIA	VII A	0																														
1	H	He																																														
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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
7	Fr	Ra	Lr																																													
			<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>6</td> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td> </tr> <tr> <td>7</td> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td> </tr> </table>																6	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	7	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
6	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb																																		
7	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No																																		

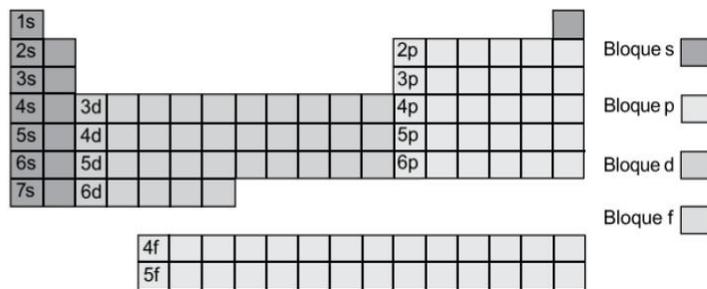
Períodos (filas horizontales) → Formados por un conjunto de elementos que comparten sus electrones externos en el mismo nivel de Energía.

Grupos (columnas verticales) → Conjunto de átomos que poseen propiedades físicas y químicas similares, los elementos de un mismo grupo comparten el mismo número de electrones en el último nivel de Energía.

Elementos Representativos: Corresponden a los elementos que presentan en su último nivel de energía, orbitales tipo "s" y "p", y se representan con un número romano y con una letra A al final (Como muestra la imagen)

Metales de Transición: Corresponden a los elementos que presentan en su último nivel de energía, orbitales tipo "d", y se representan con números romanos y con una letra B al final.

Grupos	Nombres	Configuración electrónica
IA	Alcalinos	ns^1
IIA	Alcalinotérreos	ns^2
IIIA	Térreos	ns^2np^1
IVA	Carbonados	ns^2np^2
VA	Nitrogenados	ns^2np^3
VIA	Calcógenos o anfígenos	ns^2np^4
VIIA	Halógenos	ns^2np^5
VIIIA	Gases nobles	ns^2np^6



Elementos Metálicos: El carácter metálico en la Tabla periódica, aumenta de derecha a izquierda en un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo.

Elementos No Metálicos: El carácter No Metálico en la Tabla Periódica, aumenta de izquierda a derecha en un periodo y de abajo hacia arriba en un grupo.

PROPIEDADES PERIÓDICAS: son propiedades que presentan los elementos químicos y que varían gradualmente en la tabla periódica. Por la ubicación de un elemento en esta tabla, es posible deducir qué valores presentan dichas propiedades, así como su comportamiento químico.

Tamaño atómico (radio y volumen atómico): se define a partir de las distancias que separan a los núcleos de los átomos cuando están químicamente unidos. El tamaño atómico aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un período.

Radio iónico: también dependen del número atómico o de la carga nuclear, así como de los electrones que posee el átomo y su ubicación en los orbitales de la capa más externa.

Cationes: los cationes desocupan los orbitales más externos y extendidos del espacio, reduciendo repulsiones electrón-electrón. Son más pequeños que los átomos de origen. Se originan al perder o ceder electrones.

Aniones: al agregar un electrón en la capa más externa, aumentan las repulsiones electrón-electrón. Son más grandes que los átomos de origen. Se originan al ganar o captar electrones.

1 H 0,037	2	13	14	15	16	17
Li 0,152	Be	B 0,098	C 0,091	N 0,092	O 0,073	F 0,072
Na 0,186	Mg 0,160	Al 0,143	Si 0,132	P 0,128	S 0,127	Cl 0,099
K 0,227	Ca 0,197	Ga 0,141	Ge 0,137	As 0,139	Se 0,140	Br 0,114
Rb 0,248	Sr 0,215	In 0,166	Sn 0,162	Sb 0,159	Te 0,142	I 0,132
Cs 0,265	Ba 0,222	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,170		

Li 123	Li ⁺ 60	Be 90	Be ²⁺ 31	O 70	O ²⁻ 140	F 68	F ⁻ 136
Na 154	Na ⁺ 95	Mg 136	Mg ²⁺ 65	S 102	S ²⁻ 190	Cl 99	Cl ⁻ 181
K 203	K ⁺ 133	Ca 174	Ca ²⁺ 99	Se 116	Se ²⁻ 202	Br 114	Br ⁻ 187
Rb 216	Rb ⁺ 148	Sr 191	Sr ²⁺ 113	Te 136	Te ²⁻ 222	I 133	I ⁻ 212

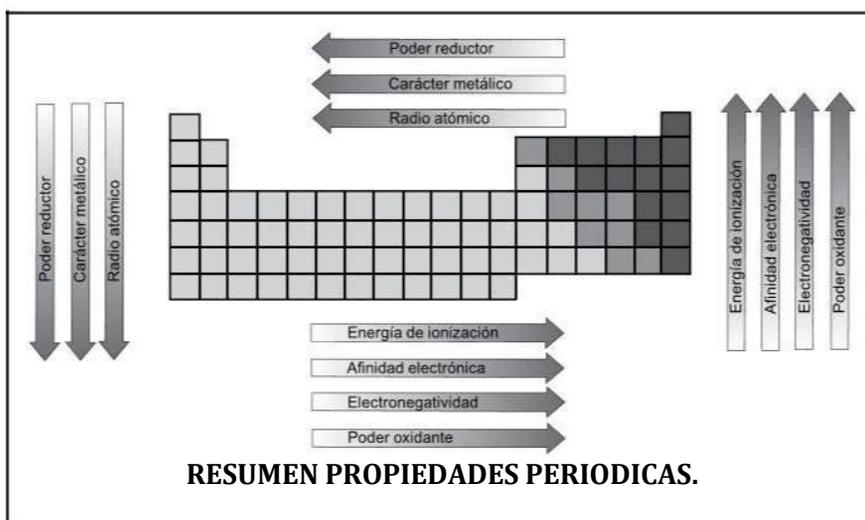
El radio atómico disminuye al avanzar en un periodo debido a la atracción electrón-núcleo, y aumenta al avanzar en un grupo debido a que aumenta su masa atómica.

El radio atómico varía cuando el átomo acepta o pierde electrones. En la imagen se muestran algunos átomos con sus iones respectivos.

Energía de ionización (EI): la primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. La energía de ionización disminuye al descender en un grupo, ya que la carga nuclear aumenta y también se incrementa el número de capas electrónicas, por lo que el electrón a separar, que está en el nivel energético más externo, sufre menos la atracción de la carga nuclear (por estar más apantallado) y necesita menos energía para ser separado del átomo.

Afinidad electrónica (AE): es la energía puesta en juego que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso. Se forma un ion negativo y la afinidad electrónica puede ser endotérmica o exotérmica. La mayoría de los átomos neutros, al adicionar un electrón, desprenden energía, siendo los halógenos los que más liberan y los alcalinotérreos los que absorben más.

Electronegatividad: es la tendencia que tienen los átomos de un elemento de atraer hacia sí los electrones cuando se combinan con átomos de otro elemento. Por tanto, es una propiedad de los átomos enlazados. La electronegatividad aumenta con el número atómico en un período y disminuye en un grupo.



ENLACE QUÍMICO: Se establece un enlace químico entre dos átomos o grupos de átomos cuando las fuerzas que actúan entre ellos conducen a la formación de un agregado (molécula o ion) con suficiente estabilidad.

La formación de cualquier tipo de enlace supone que el sistema resultante debe tener menos energía que el que constituían las partículas aisladas. Cuanto mayor sea la disminución de energía, mayor será la estabilidad del enlace y del sistema formado.

ESTRUCTURA DE LEWIS. REGLA DEL OCTETO

Esta regla postula que “cuando se forma un enlace químico los átomos reciben, ceden o comparten electrones, de tal forma que la capa más externa de cada átomo contiene ocho electrones y así adquiere la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico”.

La estructura de Lewis permite ilustrar de manera muy sencilla los enlaces químicos, puesto que el símbolo del elemento está rodeado por puntos o pequeñas cruces que corresponden al número de electrones presentes en la capa de valencia.

IA								VIIIA
1							2	
H·							He:	
Hidrógeno							Helio	
3	4	5	6	7	8	9	10	
Li·	Be:	·B:	·C:	·N·	·O·	·F·	·Ne:	
Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón	
11	12	13	14	15	16	17	18	
Na·	Mg:	·Al:	·Si:	·P·	·S·	·Cl:	·Ar:	
Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón	

Símbolos de Lewis para algunos elementos

Ejemplos de moléculas que cumplen la regla del octeto para su átomo central

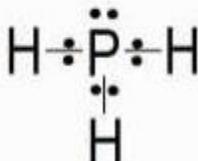
CHCl₃ (Cloroformo)
C₂H₂ (Acetileno)

CS₂ (Disulfuro de Carbono)
HCl (cloruro de Hidrógeno)

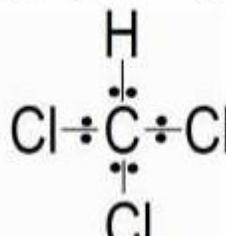
PH₃ (Fosfina)
O₂ (Oxígeno)



Gas Oxígeno



Fosfina

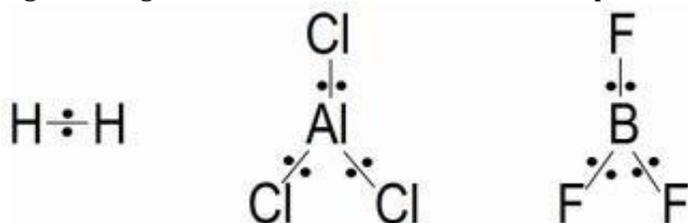


Cloroformo

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO:

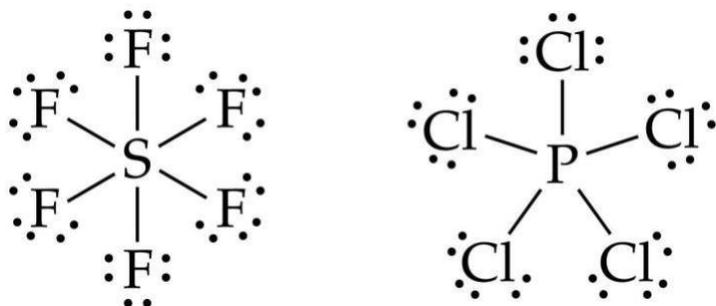
1) Átomos que no alcanzan el octeto

En ellos el número de electrones alrededor de su capa de valencia es inferior a 8. Un ejemplo son los átomos de elementos con Z cercanos a 2 que en las moléculas se estabilizan como duetos (por ejemplo, el hidrógeno). La siguiente figura muestra la estructura de Lewis para las moléculas de H₂, BF₃ y AlCl₃:



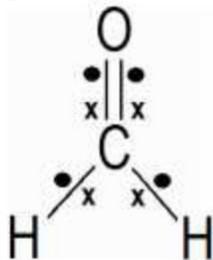
2) Átomos que expanden su octeto

Algunas moléculas poliatómicas presentan un átomo central que pertenece al periodo 3 o superior y que es capaz de albergar más de 8 electrones en su entorno. Ejemplo de esto es el pentacloruro de fósforo PCl₅ y el hexafluoruro de azufre SF₆.



VALENCIA

De acuerdo con la definición de Lewis, la capacidad de combinación de un átomo, esto es, la cantidad de electrones que un átomo aporta cuando enlaza (independiente del tipo de enlace y su energía) corresponde a su valencia. Para determinar este parámetro, debe dibujarse correctamente la estructura de Lewis para una molécula y calcular el número de electrones que el elemento requiere para completar un octeto (o dueto). El número de electrones que aporte al enlace será la valencia y muchas veces coincidirá con el número de electrones de valencia del propio átomo.



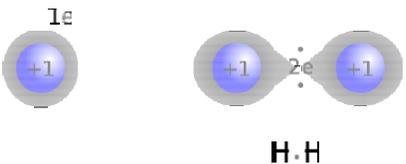
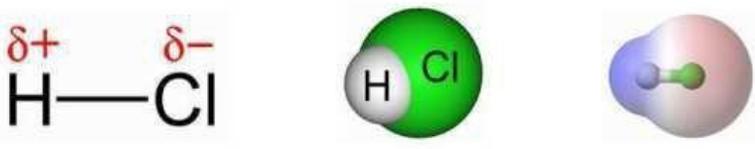
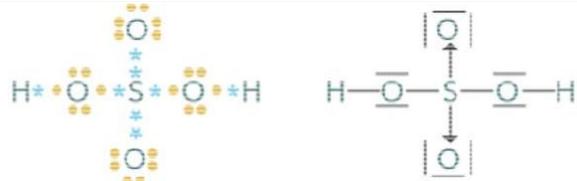
Ejemplo: CH₂O (Formaldehído)

El átomo de Carbono (Central) tiene valencia 4, cada átomo de hidrógeno valencia 1 y el átomo de Oxígeno valencia 2.

TIPOS DE ENLACE

IÓNICO: En este tipo de enlace la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos da lugar a la formación de un compuesto constituido por una red cristalina. Su principal característica es la transferencia de electrones desde un átomo a otro como consecuencia de la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos. En este tipo de enlace se combinan átomos metálicos con no metálicos.

COVALENTE: Fuerza que mantiene unidos a átomos no metales entre sí. Este enlace se forma al compartirse un par de electrones entre los átomos. El enlace covalente puede clasificarse según el tipo de átomos que lo forman:

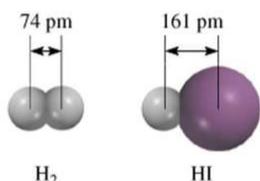
<ul style="list-style-type: none"> Apolar: enlace formado por dos átomos iguales, por lo tanto la tendencia a llevarse los electrones sobre sí es igual, por lo tanto no presentan diferencia de electronegatividad. 	
<ul style="list-style-type: none"> Polar: enlace formado por dos átomos diferentes, por lo tanto su diferencia de electronegatividad debe ser distinta de cero, y la molécula posee un polo positivo (átomo con Menor electronegatividad) y un polo negativo (átomo con mayor electronegatividad). 	
<ul style="list-style-type: none"> Dativo: corresponde al tipo de enlace en el que cada par de electrones compartido por dos átomos es aportado por uno de ellos. 	

METÁLICO: Enlace fuerte, formado entre elementos de la misma especie, es decir, METALES, posee electronegatividades bajas.

Energías de Enlace / Longitud v/s Tipo de Enlace

Tipo Enlace	Energía media de enlace (KJ/mol)	Longitud media (pm)
IÓNICO	800	200
COVALENTE	500	200
METÁLICO	400	300
PUENTE DE HIDRÓGENO	30	300
VAN DER WAALS	15	400

Longitud de enlace covalente	
Tipo de enlace	Longitud de enlace (pm)
C-C	154
C=C	133
C≡C	120
C-N	143
C=N	138
C≡N	116

(1)  (2)

Longitudes de enlace
Triple enlace < Doble enlace < Enlace sencillo

(1): Energía de enlace y longitud.
(2): Longitud de enlaces simples, dobles y triples.

*pm: unidad de medida llamada picómetro.

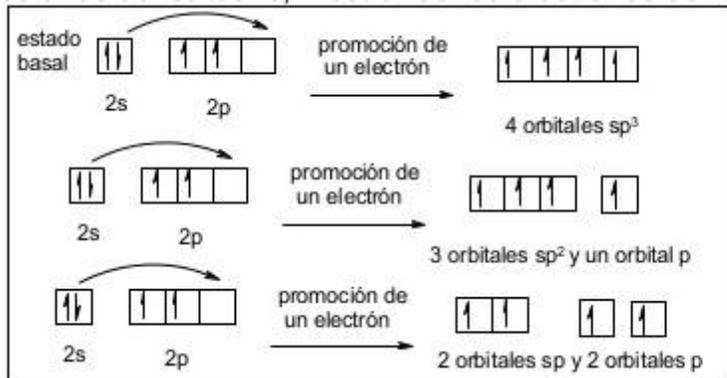
Propiedades de los compuestos		
Iónicos	Covalentes	Metálicos
<ul style="list-style-type: none"> Son sólidos a 25°C con puntos de fusión y ebullición altos. Duros y quebradizos. Solubles en disolventes polares, como el agua. Conducen la electricidad en disoluciones acuosas. 	<ul style="list-style-type: none"> Son gases líquidos o sólidos a 25°C con punto de fusión bajos. Solubles en disolventes no polares, como el hexano, benceno, tetracloruro de carbono, etc. Los compuestos líquidos o fundidos no conducen la electricidad. 	<ul style="list-style-type: none"> A 25°C en general son sólidos (excepto el Mercurio que es líquido). Son dúctiles y maleables. Buenos conductores de la electricidad. Conducen el calor y tienen puntos de fusión y ebullición variables. Presentan brillo. En general, insolubles en cualquier tipo de disolvente.

TEORÍA DE HIBRIDACIÓN DE ORBITALES

Esta teoría explica la formación de nuevos orbitales a partir de los orbitales atómicos originales.

Según ésta, los orbitales atómicos (s, p, d, f) se combinan, generando un conjunto de orbitales atómicos híbridos.

Tomando como ejemplo al átomo de Carbono, en su nivel de valencia un electrón es promovido desde el orbital 2s al orbital 2p_z, lo que requiere que el electrón absorba energía. Al momento que el electrón es promovido, los orbitales que contienen a los electrones de valencia se superponen unos con otros, generando así una nueva clase de orbitales que ya no son orbitales "s" y tampoco "p", sino que la combinación de ellos (sp₃).



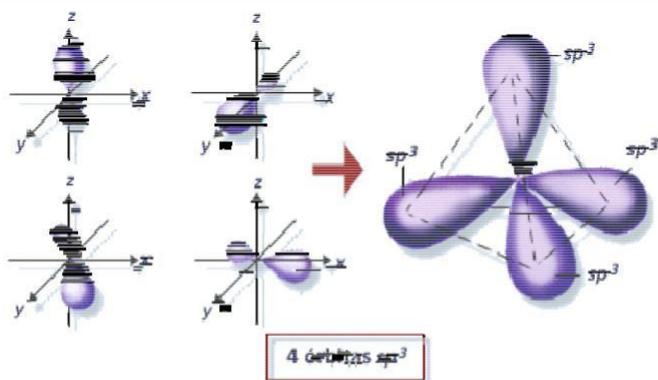
De acuerdo con esto, el átomo de Carbono tiene la posibilidad de generar 3 tipos de hibridaciones diferentes: sp, sp₂ y sp₃.

Con los orbitales atómicos híbridos se pueden generar los enlaces químicos conocidos como sigma σ (enlaces simples), mientras que con los orbitales atómicos "normales" se generan los enlaces pi π (enlaces dobles o triples).

HIBRIDACIÓN Y GEOMETRÍA MOLECULAR

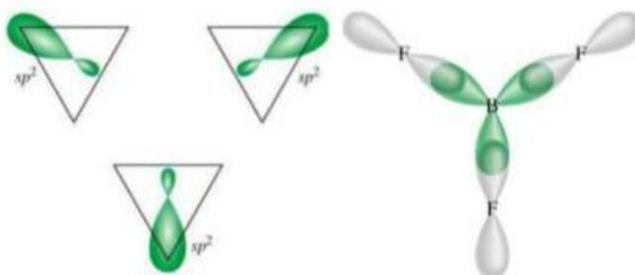
1. Hibridación sp₃

Los orbitales híbridos sp₃ se forman por combinación de un orbital s y tres orbitales p, generando 4 orbitales híbridos. Cada uno de ellos puede contener un máximo de dos electrones, por lo que existe repulsión entre éstos. Como consecuencia de lo anterior los orbitales se distribuyen adoptando la geometría de un tetraedro regular (mínima repulsión). El átomo con hibridación sp₃ genera 4 enlaces σ y los ángulos de enlace en estas moléculas son de 109,5°.



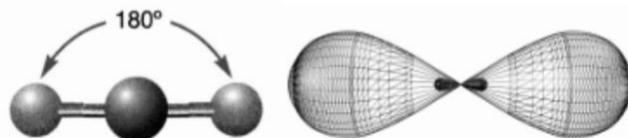
2. Hibridación sp₂

Los orbitales híbridos sp₂ se forman por combinación de un orbital s y dos orbitales p, generando 3 orbitales híbridos. Para minimizar sus repulsiones, estos orbitales se disponen generando una molécula con geometría trigonal plana. El átomo con hibridación sp₂ forma 3 enlaces σ y 1 enlace π. Los ángulos de enlace son de 120°.



3. Hibridación sp.

Los orbitales híbridos sp se forman por combinación de un orbital s y un orbital p, generando 2 orbitales híbridos. Para minimizar sus repulsiones, estos orbitales se disponen generando una molécula con geometría lineal. El ángulo de enlace es de 180°.



TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE VALENCIA (TRPEV) - GEOMETRÍA MOLECULAR

Para entender mejor la relación que existe entre las distintas hibridaciones y la geometría molecular se usan modelos en donde se muestran trazos con un par de puntos cada uno, que representan los orbitales con sus pares de electrones.

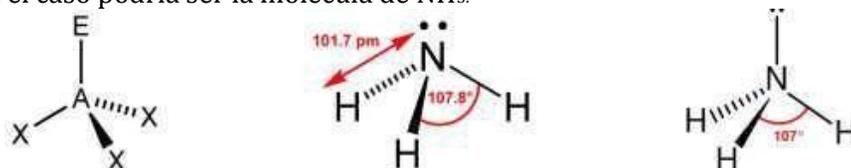
También es común el uso de una notación sencilla para describir la geometría molecular:

A: átomo central.

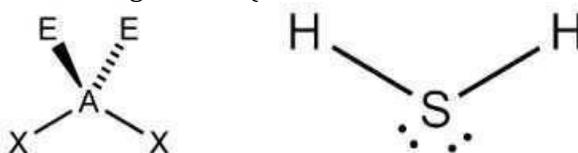
X: átomo unido al átomo central.

E: pares de electrones libres del átomo central.

Así, una molécula con la forma AX_3E_1 , presenta: Un átomo central (A), 3 átomos ligados (X) y 1 par de electrones no enlazados (E). Para el caso podría ser la molécula de NH_3 .



Del mismo modo, una molécula con simbología AX_2E_2 (como el H_2S , sulfuro de hidrógeno) será:



Átomos unidos	Pares libres	Nº coordinación/hibridación	Geometría	Ejemplo	ESTRUCTURA	Ángulo de Enlace
2	0	2 sp	Lineal	$O=C=O$	AX_2	180°
3	0	3 sp ²	Triangular	$H-C=O$	AX_3	120°
			Angular	$O=S$	AX_2E_1	$<120^\circ$
4	0	4 sp ³	Tetraédrica	$H-C-H$	AX_4	$109,5^\circ$
			Pirámide trigonal	$H-N-H$	AX_3E_1	$<109,5^\circ$
			Angular	$H-O-H$	AX_2E_2	$<109,5^\circ$

Pasos para determina la Geometría Molecular:

1. Determinar los electrones de valencia de los átomos participantes.
2. Sumar los electrones de valencia los átomos participantes.
3. Representar los símbolos de Lewis de los átomos.
4. Representar como átomo central al átomo más electronegativo.
5. Representar la estructura de Lewis de la molécula.
6. Comparar la Estructura de Lewis con la estructura de Geometría Molecular respectiva.

Ejercicio resuelto: Representar la geometría molecular de la molécula de Agua: **H₂O**

1. H: 1s¹ (1 electrón de valencia presente en el último nivel de energía)

O: 1s²2s²2p⁴ (6 electrones de valencia presentes en el último nivel de energía)

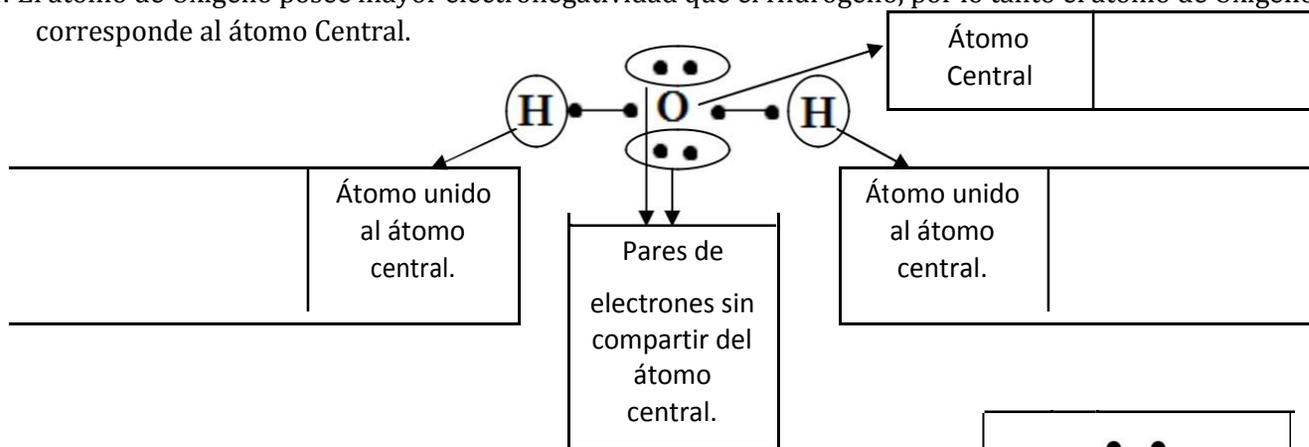
2. H: 1 electrón x 2 (en la molécula existen dos átomos de Hidrógeno)

+ O: 6 electrones

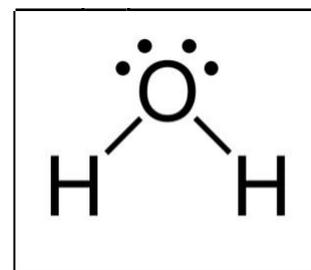
8 electrones totales

3. $\text{H} \cdot$; $\cdot \ddot{\text{O}} \cdot$

4. El átomo de Oxígeno posee mayor electronegatividad que el Hidrógeno, por lo tanto el átomo de Oxígeno corresponde al átomo Central.



De acuerdo a esta estructura se tiene: **AX₂E₂ Geometría Angular**

**POLARIDAD DE MOLÉCULAS (MOMENTO DIPOLAR)**

Los ejemplos anteriormente analizados explican la arquitectura de ciertas moléculas. Podemos comprobar la hibridación de un sistema molecular entendiendo la superposición de los orbitales atómicos y junto con esto, averiguar el ángulo de enlace, sin embargo, poco se sabe del comportamiento químico de las moléculas. Pues bien, la geometría y los tipos de enlace entregan información valiosa sobre la reactividad y algunos parámetros físicos relevantes, como el momento dipolar y la polaridad de las sustancias.

Cuando 2 o más átomos con diferente electronegatividad se enlazan se produce un desplazamiento de la nube electrónica hacia el átomo más electronegativo, la magnitud vectorial de esta fuerza atractiva se conoce como

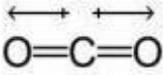
momento dipolar ($\vec{\mu}$) (recuerde que un vector posee magnitud y dirección), de modo que este vector apunta hacia el átomo más electronegativo.

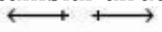
La suma vectorial de los momentos dipolares de todos los enlaces químicos de una molécula se llama momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_r$).

Si la molécula presenta momento dipolar resultante significa que existen cargas parciales sobre ésta, generando un dipolo que se indica con la letra delta ($\delta+$ indica carga parcial positiva y $\delta-$ indica carga parcial negativa).

En las moléculas la existencia de momento dipolar resultante es importante pues les modifica propiedades tales como el punto de fusión, ebullición y otras propiedades físicas más.

Ejemplos:

Analizaremos la molécula de CO_2 y la de COS . La estructura de Lewis para el CO_2 es la siguiente:  Como puede verse en el dibujo, la molécula de CO_2 es lineal por tanto cumple con la simetría geométrica y además los átomos unidos al átomo central son iguales, por lo que cumple con la simetría electrónica. Es fácil ver que al sumar cada uno de los momentos de enlace, el momento dipolar resultante es cero ($\mu = 0$) y la molécula se clasifica como **apolar**. En el caso de cambiar un átomo de Oxígeno por uno de Azufre para generar la molécula de COS como se

muestra en el dibujo:  Se mantiene la simetría geométrica (lineal) pero los átomos unidos al átomo central son distintos, así que la molécula NO cumple con la simetría electrónica. Se puede observar que los momentos dipolares de los enlaces tienen magnitudes distintas entre sí, por lo que al sumarlos el momento dipolar resultante será distinto de cero ($\mu \neq 0$). Por lo tanto, se dice que la molécula es **polar**.

El agua, por ejemplo, es una molécula polar, esto implica que geométricamente tiene estructura asimétrica. Esto puede parecer contradictorio, ya que el átomo central (Oxígeno) se encuentra enlazado a dos átomos idénticos. La razón se explica en que los momentos dipolares, originados por la diferencia en las electronegatividades de los átomos que componen el enlace, no se anulan, por el contrario, la molécula de agua tiene una geometría angular, razón por la cual, el momento dipolar es distinto de cero.

Lo interesante es que a consecuencia de esta polaridad, el agua como solvente sólo será capaz de disolver a aquellas sustancias similares a ella. Es decir, sólo disolverá sustancias POLARES.

Para moléculas más complejas se puede determinar su polaridad basándonos en los elementos de simetría que presenten. Así, una molécula será apolar siempre que cumpla con 2 características:

TODAS LAS MOLÉCULAS POLARES SON HIDROFÍLICAS, YA QUE TIENEN AFINIDAD CON EL AGUA.

Para moléculas más complejas se puede determinar su polaridad basándonos en los elementos de simetría que presenten. Así, una molécula será apolar siempre que cumpla con 2 características:

- Que sea totalmente simétrica (moléculas lineales, tetraédrica, o trigonales)
- Que posea simetría electrónica (átomos unidos al átomo central sean iguales entre sí).

De lo anterior concluimos que el Metano (CH_4), es una molécula simétrica, apolar e hidrofóbica, insoluble en agua, más aún, TODAS aquellas sustancias APOLARES son HIDROFÓBICAS.

Ahora bien, supongamos que intercambiamos en el Metano uno de los átomos de Hidrógeno por uno de Cloro o Flúor. Podemos decir con propiedad que la molécula cambió su polaridad. Si bien sigue presentando geometría tetraédrica (distorsionada) ahora posee un elemento distinto a hidrógeno alrededor del átomo central, lo que rompe la simetría electrónica y por lo tanto, es ahora una molécula ASIMÉTRICA, POLAR; y por ende es HIDROFÍLICA.

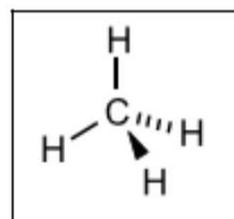
Finalmente, podemos decir, que si una molécula presenta al menos un enlace iónico, aun cuando todos los demás sean covalentes, siempre será soluble en agua, incluso si a simple vista parezca simétrica.

Ejercicios; Para la resolución de ejercicios se adjunta parte de la tabla periódica.

1 H 1,0	Número atómico →						2 He 4,0
Masa atómica →							
3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,0						

1. La siguiente figura muestra la estructura del gas metano.
Al respecto, ¿Qué valor adopta el ángulo de enlace en este compuesto?

- a) 90°
- b) 104°
- c) 109,5°
- d) 120°
- e) 180°



2. La molécula diatómica del Nitrógeno (N₂), presenta: a) 1 par de electrones enlazantes y 3 pares no enlazantes b) 1 par de electrones enlazantes y 2 pares no enlazantes c) 2 pares de electrones enlazantes y 1 par no enlazante d) 3 pares de electrones enlazantes y 2 pares no enlazantes e) 4 pares de electrones enlazantes.

3. Respecto a la ubicación de cada elemento en la tabla periódica, ¿en cuál de las siguientes especies puede existir una unión covalente apolar?

- a) H₂
- b) MgF
- c) H₂O
- d) NH₂
- e) NaCl

4. Respecto a los siguientes compuestos:

- I. HCl
- II. KF
- III. CCl₄

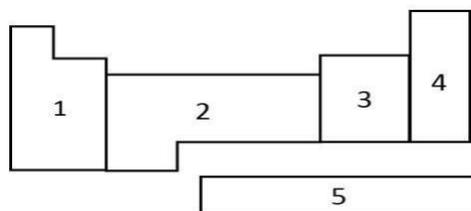
¿Cuál(es) de ellos presenta(n) enlace tipo iónico?

- a) Sólo I
- b) Sólo II
- c) Sólo III
- d) Sólo I y II
- e) Sólo II y III

5. La definición “es la capacidad para atraer un par de electrones de enlace” corresponde a la propiedad periódica:
- Radio atómico.
 - Electroafinidad.
 - Electronegatividad.
 - Volumen atómico.
 - Potencial de ionización.
6. Las especies F^- , Ne y Na^+ son isoelectrónicas. Si estas especies disponen en orden decreciente de su tamaño ¿cuál de las siguientes ordenaciones representa mejor esa tendencia?
- $F^- > Ne > Na^+$
 - $Ne > Na^+ > F^-$
 - $Na^+ > F^- > Ne$
 - $F^- > Na^+ > Ne$
 - $Ne > F^- > Na^+$
7. El átomo del primer elemento del grupo III A de la tabla periódica tiene 5 electrones. El átomo del siguiente elemento de ese grupo debe tener un número de electrones igual a
- 6
 - 9
 - 13
 - 17
 - 20
8. Es (son) no metal (es):
- Yodo ($I, Z=53$) del grupo VIIA
 - Oxígeno ($O, Z=8$) del grupo VIA
 - Galio ($Ga, Z=31$) del grupo IIIA
- Solo I
 - Solo II
 - I y II
 - II y III
 - I, II y III
9. La siguiente figura muestra un sistema periódico muy simplificado.

Los elementos denominados “de transición” se sitúan en la zona señalada con el número:

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5



10. ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos químicos presenta(n) enlace covalente en su estructura?

- I) HCl
 - II) H₂O
 - III) Na₂O₂
- a) Solo I.
 - b) Solo II.
 - c) Solo III.
 - d) Solo II y III.
 - e) I, II y III.

11. ¿Qué combinación de átomos (cuyo Z se indica), debe presentar enlace iónico?



- a) X - R
- b) X - W
- c) X - Y
- d) Y - W
- e) Y - R

12. Un compuesto químico presenta las siguientes características

- Tiene momento dipolar
- Presenta geometría piramidal
- Sus enlaces son covalentes

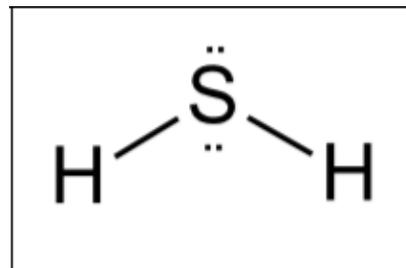
Considerando lo anterior, ¿cuál de las siguientes moléculas cumple las condiciones?

- a) H₂O
- b) PCl₃
- c) BF₃
- d) CH₄
- e) NaOH

13. El sulfuro de hidrógeno es un gas a temperatura ambiente y presenta la siguiente estructura molecular:
Al respecto, se puede afirmar correctamente que

Al respecto, se puede afirmar correctamente que

- a) la valencia del azufre en la molécula es 2.
- b) la molécula presenta trigonal plana
- c) hay solo 1 par de electrones enlazado.
- d) H₂S es una molécula que no presenta momento dipolar.
- e) los átomos de hidrógeno cumplen con la regla del octeto.



14. ¿En cuál de las siguientes geometrías moleculares, el átomo central necesariamente posee electrones de valencia sin enlazar?

- a) Angular
- b) Lineal
- c) Octaédrica
- d) Tetraédrica
- e) Trigonal plana

15. Respecto de un compuesto se conoce lo siguiente:

- Tiene geometría tetraédrica
- Presenta enlaces de tipo covalente.
- La valencia del átomo central es 4

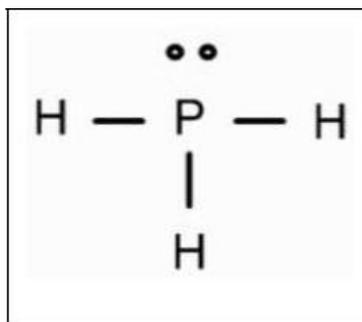
Con esta información, el compuesto podría ser

- a) NaOH
- b) C₂H₄
- c) BF₃
- d) H₂SO₄
- e) SiH₄

16. Del análisis de la siguiente molécula se puede afirmar correctamente que la (el)

- I) geometría es piramidal
- II) enlace P – H es de tipo covalente.
- III) valencia del fósforo en la molécula es 5.

- a) Solo I.
- b) Solo II.
- c) Solo III.
- d) Solo I y II.
- e) I, II y III.



17. El borano BH₃, es una molécula

- I) triatómica.
- II) con hibridación sp₂ para el boro.
- III) que presenta geometría trigonal plana.

De las anteriores es (son) correcta(s)

- a) solo III.
- b) solo I y III.
- c) solo I.
- d) solo I y II.
- e) solo II y III.

18. En las siguientes alternativas, ¿qué compuesto es hidrofóbico?

- a) CCl₄
- b) HCl
- c) NH₃
- d) KOH
- e) H₂S

19. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor valor para el ángulo de enlace?

- a) H₂O
- b) CO₂
- c) SO₂
- d) AlCl₃
- e) CH₄

20. ¿Cuántos pares enlazantes presenta la molécula de amoníaco (NH_3)?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

21. La molécula de ácido fluorhídrico (HF)

- a) es iónica.
- b) es covalente polar.
- c) es covalente dativa.
- d) es covalente apolar.
- e) forma redes cristalinas.

22. Referente a las electronegatividades,

IA

H 2,1	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,1	O 3,5	F 4,0
Na 1,0	Mg 1,3	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,4	Cl 2,9
K 0,9	Ca 1,1	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,0	I 2,2
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 1,5	Pb 1,6	Bi 1,7	Po 1,8	At 2,0
Fr 0,8	Ra 0,9					

La molécula que presentará en su estructura enlaces de tipo covalente polar y dativo es

- a) BF_3
- b) CO_2
- c) NaBr
- d) NH_3
- e) HNO_3

23. Si un átomo se ubica en el período 3, entonces es correcto afirmar que

- a) contiene 3 niveles de energía con electrones.
- b) presenta 3 electrones de valencia.
- c) contiene más de 20 electrones.
- d) es un elemento de transición.
- e) posee orbitales d con electrones.

24. Un elemento ubicado en el grupo V-A presenta I. número atómico igual a 5.

- II. 3 electrones desapareados.
- III. configuración electrónica externa $ns^2 p^3$

De las anteriores es (son) correcta(s)

- a) solo I.
- b) solo III.
- c) solo I y II.
- d) solo I y III.
- e) solo II y III.

25. Los elementos halógenos se caracterizan por tener I. comportamiento metálico.

II. configuración electrónica externa del tipo $ns^2 p^4$

III. 7 electrones en el nivel de valencia.

- a) solo I.
- b) solo II.
- c) solo III.
- d) solo I y II.
- e) I, II y III.

26. En la siguiente lista de especies químicas, ¿cuál presenta mayor tamaño?

- a) ${}_{10}X^0$
- b) ${}_{7}X^{-3}$
- c) ${}_{13}Z^{+3}$
- d) ${}_{11}W^{+1}$
- e) ${}_{9}R^{-1}$

27. Respecto del Helio (He) se afirma lo siguiente

I. presenta un altísimo valor para el potencial de ionización.

II. se le considera un gas con configuración electrónica $1s^2$.

III. es el átomo con menor tamaño en el sistema periódico. De las anteriores es (son) correcta(s)

- a) solo I.
- b) solo III.
- c) solo I y II.
- d) solo II y III.
- e) I, II y III.

28. La propiedad periódica que se ilustra en la siguiente reacción se denomina: $X_{(g)} + 1e \longrightarrow X_{(g)}^{-1} + E^{\circ}$

- a) potencial de ionización.
- b) afinidad electrónica.
- c) volumen atómico.
- d) radio atómico.
- e) electronegatividad.

29. En una molécula, el átomo central cumple con lo siguiente:

1. Tiene hibridación sp^3 .

2. No presenta pares de electrones sin enlazar.

- a) angular.
- b) trigonal.
- c) tetraédrica.
- d) piramidal.
- e) octaédrica.

30. El radio atómico de los elementos N, B y O aumenta en el orden

- a) O, B y N
- b) O, N y B
- c) B, N y O
- d) B, O y N
- e) N, O y B

