

Q2B-PAU-Preparación-Resumen y ejercicios**PARA ENTENDER Y APLICAR****T1. EL ENLACE Y LAS MOLÉCULAS****Índice**

Conceptos de teoría

Páginas 1 a 18

Cuestiones resueltas

Páginas 19 a 26

PAU-Conceptos clave y pautas**Páginas 27 a 31 (A modo de resumen muy simple)**

PAU-Valencia-Enunciados

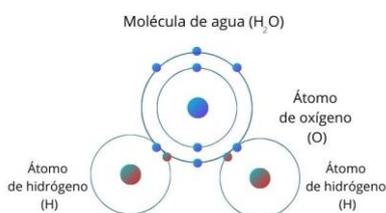
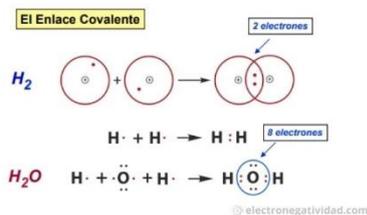
Páginas 32 a 35

T2: EL ENLACE Y LAS MOLÉCULAS**Lo que se suele preguntar****Estructuras de Lewis****Formas geométricas de las moléculas****Polaridad de las moléculas**

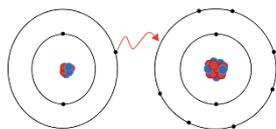
Enlace: Unión de átomos para formar moléculas y alcanzar mayor estabilidad. En este proceso los átomos ceden o comparten electrones de la capa de valencia.

Tipos de enlace químico**Enlace covalente**

Ocurre entre átomos no metálicos que se unen y comparten algunos pares de electrones de su capa de valencia.



Ejemplos:

 Cl_2 Agua H_2O Amoníaco NH_3 Metano CH_4 **Enlace iónico**

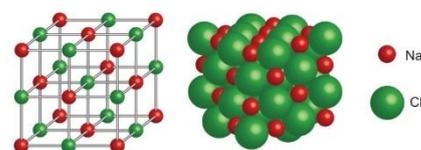
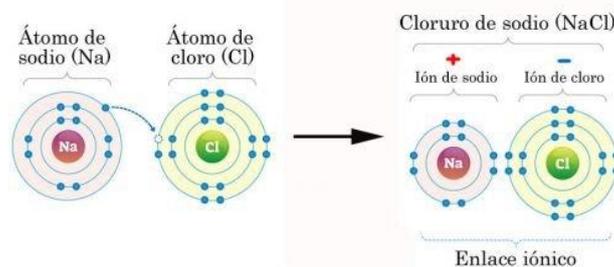
Los enlaces iónicos ocurren cuando los átomos ganan o pierden electrones. Un átomo pierde electrones de su capa de valencia y se forma un ion positivo (catión) y otro átomo gana ese electrón y se convierte en un ion negativo (anión), Y el catión y el anión se atraen formando un enlace iónico. Se trata de una transferencia de

electrones, no de una compartición. Se produce entre un metal y un no metal.

Ejemplos:

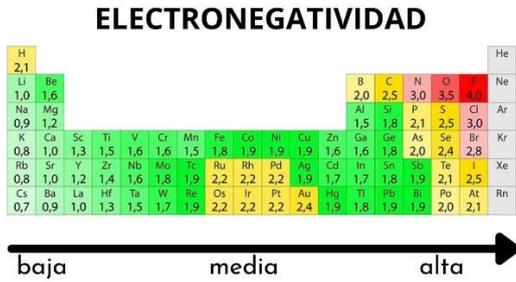
Óxido de magnesio (MgO)Sulfato de cobre ($CuSO_4$)Ioduro de potasio (KI)Cloruro de manganeso ($MnCl_2$)Carbonato de calcio ($CaCO_3$)

Los enlaces iónicos no forman verdaderas moléculas, sino cristales con todos los iones ordenados en una forma geométrica:

**¿Cómo saber si dos elementos forman un enlace covalente o iónico?**

Cuanto más diferencia de electronegatividad (EN) haya entre los dos átomos que se unen, más fácil es la transferencia de electrones de uno a otro, formándose enlaces iónicos; por eso el enlace iónico lo forman los metales con los no metales.

Si los dos átomos son de parecida EN no hay transferencia de electrones y los comparten, formándose un enlace covalente; por eso se da entre no metales.



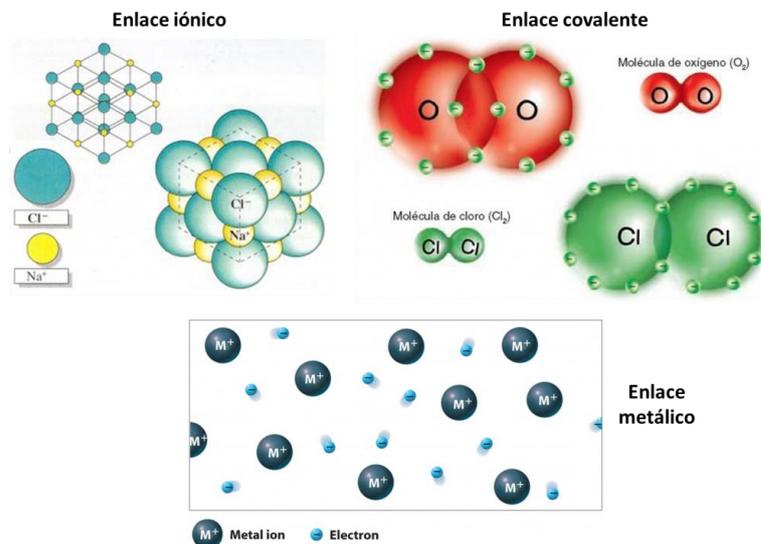
Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 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		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		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuq	117 Uuq	118 Uuo
Lanthanides		57 La	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		
Actinides		89 Ac	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		

En la práctica siempre que se unen elementos de los grupos 1 y 2 (los de menor EN) con elementos de los grupos 16 y 17 (los de mayor EN) el enlace es iónico; en el resto de los casos es covalente.

Enlace metálico

Se da únicamente entre átomos metálicos de un mismo elemento, que por lo general constituyen estructuras sólidas, sumamente compactas. Es un enlace fuerte, que une los núcleos atómicos entre sí, rodeados de sus electrones como en una nube.

- Barras de hierro (Fe)
- Barras de oro puro (Au)
- Barras de plata pura (Ag)



Enlace covalente coordinado (o dativo).

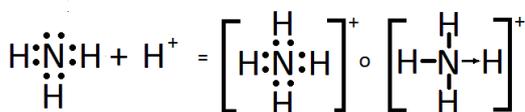
En el enlace covalente, lo normal es que cada átomo aporte electrones desapareados, llegando incluso a pasar a un estado excitado para poder desaparearlos, por ejemplo en el C (Z=6). Pero en algunos casos, es posible que un átomo aporte al enlace un par completo de electrones apareados. En este caso, el otro átomo no aporta ningún electrón, sino un orbital vacío. Al final, seguiremos teniendo un par de electrones que constituyan un orbital común a los dos átomos, como ocurre en el enlace covalente común. Es decir es el enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones, pero este par procede sólo de uno de los átomos.

A este tipo de enlace se le denomina enlace covalente coordinado (o dativo), y se representa por una flecha, que va desde el átomo que aporta el par de e⁻, hasta el átomo que aporta el orbital vacío.

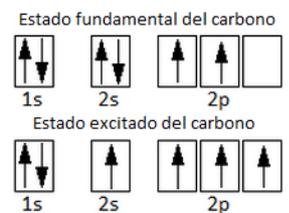
Ejemplo:

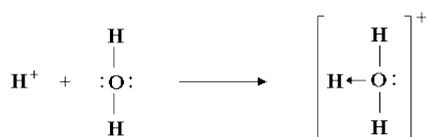
Formación del catión amonio (NH₄⁺)

El catión amonio (NH₄⁺) se forma así: NH₃ + H⁺, pero resulta que el ion H⁺ (Hidrógeno que ha perdido su electrón, posee el orbital 1s vacío). no tiene ningún electrón para enlazarse. Pero, el N tiene un par solitario apareado, entonces es "como si el N le prestara un e⁻ al H⁺"; el H como tiene un orbital 1s vacío, puede aceptar este e⁻ del N. Luego se forma un enlace llamado coordinado o dativo del N con un ion H⁺, formándose un orbital común, con las mismas características que los otros 3 enlaces covalentes que ya posee la molécula.



Otro ejemplo es el catión hidronio H₃O⁺ : H₂O + H⁺





Enlace covalente puro y enlace covalente polar o parcialmente iónico

En el enlace covalente no se forman iones, las moléculas son neutras. Sin embargo puede darse el caso de que la carga no esté repartida por igual en toda la molécula.

H₂ (molécula con átomos del mismo elemento): Comparten un par de electrones. Al ser iguales los núcleos, ambos atraen por igual al par de electrones de enlace, con lo que la carga eléctrica estará repartida por igual entre los dos átomos (la molécula es simétrica). Una sustancia constituida por moléculas de este tipo se dice que es apolar.

H Cl (molécula con átomos de distinto elemento): También comparten un par de electrones, pero, a diferencia del ejemplo anterior, el Cl es más electronegativo (3,0) que el hidrógeno (2,1), por lo que atrae más al par de electrones de enlace. Como consecuencia, habrá una mayor concentración de electrones alrededor del núcleo de Cl. En esa zona de la molécula existirá más carga negativa que positiva. Se habla de que existe una *carga parcial negativa*, (δ^-), que es siempre menor que la carga de un electrón. En la otra zona, en los alrededores del núcleo de H, existe más carga positiva que negativa (*carga parcial positiva*, δ^+). Ambas cargas parciales son iguales en valor absoluto (la molécula es neutra). El enlace es covalente polar o parcialmente iónico.

Una molécula que presenta esa separación de cargas se denomina dipolo que produce un momento dipolar (μ), que es un vector que va desde la carga positiva a la negativa.

Moléculas covalentes: ESTRUCTURAS DE LEWIS



Estructuras de Lewis con la regla del octeto

Los símbolos de Lewis son una representación de los átomos de acuerdo con la teoría de Lewis.

Consisten en símbolos químicos junto con puntos (o guiones que sustituyen a una pareja de puntos) alrededor del símbolo que representan los electrones de valencia.

Colocamos puntos en los lados del símbolo hasta un máximo de 4 y después emparejamos puntos hasta alcanzar un octeto.

En moléculas e iones moleculares muy simples, podemos escribir las estructuras de Lewis simplemente emparejando los electrones desapareados de los átomos que las componen.

■ Ejemplos:



Regla del octeto: en la estructura de Lewis cada átomo está rodeado de 8 electrones. Excepción: el átomo de H solo puede tener 2 electrones en la capa de valencia.

La compartición de un par de electrones da lugar a un *enlace covalente simple*.

Los pares de electrones que forman parte de un enlace se denominan *pares enlazantes*. Los pares de electrones que no intervienen en el enlace se llaman *pares solitarios*.

Es habitual reemplazar los pares de electrones por guiones.



En moléculas e iones moleculares más complicados, es útil seguir el siguiente procedimiento:

Pasos para escribir estructuras de Lewis:

Debemos tener presente que generalmente los átomos que pueden formar enlaces triples son aquellos como C, N, P, que tienen tres electrones desapareados, mientras que para formar enlaces dobles, los átomos deben tener por lo menos dos de ellos.

EJEMPLO

1. Determinar la estructura de Lewis del cianuro de hidrógeno, HCN.

Nuevamente, antes de empezar, verificamos que existen sólo enlaces covalentes en dicha molécula, dado que los tres átomos que la conforman son no metales.

1. El átomo central es el carbono, ya que es menos electronegativo que el nitrógeno (recordar que el hidrógeno nunca es átomo central).

2. Electrones de valencia:

H (grupo 1): $1 e^-$

C (grupo 4): $4 e^-$

N (grupo 5): $5 e^-$

Total de electrones de valencia: $1 + 4 + 5 = 10 e^-$

3. Si los elementos tuviesen su octeto, tendríamos:

H: $2 e^-$ (recordar que el octeto del hidrógeno es de sólo dos electrones)

C: $8 e^-$

N: $8 e^-$

Total de electrones: $2 + 8 + 8 = 18 e^-$

4. Restamos (3) – (2): $18 - 10 = 8 e^- = 4$ enlaces.

5. Sabemos que el hidrógeno sólo puede formar un único enlace simple (ya que sólo puede rodearse de dos electrones). Por tanto, el nitrógeno debe unirse al carbono mediante un enlace triple. Representamos la estructura:



Nos queda completar el octeto a cada átomo. Vemos que el hidrógeno ya tiene su “octeto” completo, pues él sólo puede tener alrededor dos electrones. Asimismo, el carbono tiene alrededor ocho electrones (está formando cuatro enlaces covalentes). Sólo falta completar el octeto al átomo de nitrógeno:



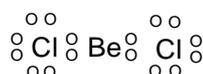
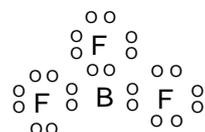
Verificamos el número de electrones representados en la estructura: hemos dibujado 4 enlaces (8 electrones) y un par libre (2 electrones), o sea, 10 electrones en total, resultado que coincide con el valor estimado en el punto (2).

Algunas moléculas no completan el octeto. Ejemplo BF_3

Otras lo amplían, cuando el átomo central es de $n > 2$. SF_4 , PF_5 , SO_4^{2-} .

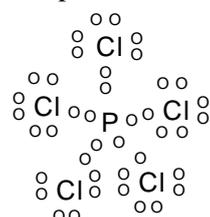
Moléculas Deficientes u octetos “virtuales”:

En estas el átomo central queda con menos de 8 electrones. Por ejemplo en el BF_3 . Cada F completa el octeto al formarse un enlace simple y el B queda con 6 electrones.



Moléculas con octetos expandidos:

Los átomos que no pertenecen al 2º periodo pueden ampliar su octeto por promoción de electrones a subniveles d y formar compuestos como ClF_3 , XeF_4 , PCl_5 , SF_6 , IF_7 donde el átomo central puede quedar con más de 8 electrones en su capa de valencia.



Iones poliatómicos

Existen especies iónicas conformadas por dos o más átomos no metálicos, unidos mediante enlaces covalentes. La especie global lleva una carga, ya sea positiva (catión) o negativa (anión). A estas especies se les llama **iones poliatómicos**. Iones de este tipo son, por ejemplo, amonio NH_4^+ y el ión carbonato CO_3^{2-} , presente en el agua carbonatada. Para ellos también es posible representar su estructura de Lewis. El cuidado que hay que tener es considerar la carga del ión al momento de contar los electrones de valencia: un catión implica la **pérdida de un electrón** por cada carga positiva, mientras que en el caso de un anión tendremos que **aumentar un electrón por cada carga negativa**.

EJEMPLO

2. Determinar la estructura de Lewis del ión amonio NH_4^+ .

Este ion presenta enlaces covalentes, ya que está formado por no metales.

1. El átomo central será necesariamente el nitrógeno. Hay, por tanto, que ubicar cuatro átomos de hidrógeno alrededor de él.

2. Contamos electrones de valencia:

N (grupo 5): $5 e^-$

H(grupo 1): $1 e^-$

En total, 9 electrones. PERO, hay que considerar la carga (+1), que implica la pérdida de un electrón. Entonces:

Electrones de valencia: $9 - 1 = 8 e^-$

3. Contamos los electrones que habrían con el octeto completo:

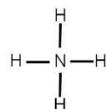
N: $8 e^-$

H: $2 e^- \times 4 = 8 e^-$

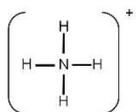
Total: $16 e^-$

4. Restamos (3) – (2) y obtenemos 8 electrones, lo cual corresponde a cuatro enlaces.

5. Como hay que unir cuatro átomos de hidrógeno usando cuatro enlaces, la estructura que obtenemos será:



Nota que en la estructura, todos los átomos tienen su octeto completo. Falta únicamente indicar la carga total de dicha especie. Para ello, se encierra a la especie entre corchetes y se coloca la carga afuera, como superíndice:



Esta es la estructura de Lewis correcta del ión amonio.

Los iones poliatómicos presentan enlaces covalentes para unir a los átomos que lo conforman. Sin embargo, ellos pueden estar formando enlaces iónicos. Un ejemplo es el carbonato de calcio CaCO_3 : este **compuesto iónico**, ingrediente de las gaseosas, presenta el catión calcio (Ca^{2+}) y el anión carbonato (CO_3^{2-}), los cuales se atraen entre sí por atracción electrostática (enlace iónico). Sin embargo, el anión carbonato puede presentar enlaces covalentes, ya que es un ión poliatómico.

Parámetros del enlace covalente

En el estudio de una molécula cobran especial importancia dos magnitudes:

- **Distancia de enlace** (o longitud de enlace): Distancia entre los núcleos de los átomos que enlazan. Esta distancia depende de los elementos que se unan, y de si el enlace es simple, doble o triple (la distancia en un enlace triple es menor que en uno doble, y esta es menor que en uno simple)

- **Ángulo de enlace**: Ángulo que forman las líneas que unen el átomo central con el resto de los átomos. Los estudiaremos más adelante.

También es importante la energía de enlace.

A medida que aumenta el orden de enlace, la longitud de enlace disminuye y las energías de enlace aumentan.

Imagínate que tenemos un palito delgado que mide L

Ahora lo cortamos por la mitad y juntamos las dos mitades

Ahora cortamos el palito L en tres trozos y los juntamos

Vemos claramente que el caso de los tres trozos es más corto que el de dos, y éste más corto que el de uno. Luego a mayor orden de enlace, menor longitud de enlace.

Imagínate que ahora queremos cortar con una herramienta los trozos juntos de cada caso. Es evidente que será más fácil cortar cuando hay sólo un palito que cuando hay dos juntos y nos costará mucho más cortar los tres juntos. Debemos hacer más esfuerzo en el caso de los tres trozos. Luego a mayor orden de enlace (menor longitud de enlace), mayor energía de enlace.

Compuesto	Orden de Enlace	Longitud de Enlace (pm)	BDE (kJ/mol)
H ₃ C-CH ₃	1	153.5	376
H ₂ C=CH ₂	2	133.9	728
HC≡CH	3	120.3	965

Geometría de las moléculas

La geometría de las moléculas puede justificarse mediante el modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV). Según este modelo, los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central (tanto pares de enlace como pares solitarios) tenderán a estar lo más alejados posible entre sí.

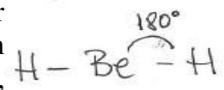
Método para hallar la geometría de una molécula:

Se parte siempre de la estructura de Lewis. **La forma de la molécula depende del átomo central.** Teniendo en cuenta todos los pares de enlace y pares no enlazantes (pares solitarios), se busca la figura geométrica más simétrica, de forma que todos los pares estén lo más alejados entre sí, para que las repulsiones sean mínimas.

Ejemplos básicos:

BeCl₂

Estructura de Lewis:

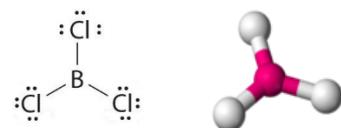
$|\overline{\text{Cl}}-\text{Be}-\overline{\text{Cl}}|$ Be (Z=4): última capa 2s², como debe formar dos enlaces con los dos cloros, debemos excitar un electrón al orbital p y quedaría así: 2s¹ 2p¹, tiene dos electrones desapareados y ningún par solitario, o sea * Be *, donde se unen los dos cloros, para que las repulsiones sean mínimas, los cloros deben alejarse lo más posible, resultando una molécula Cl-Be-Cl, lineal. 

CO₂

C (Z=6): 2s² 2p², se excitan: 2s¹ 2p³, 4 electrones desapareados O (Z=8): 2s² 2p⁴, 2 electrones desapareados y 2 pares solitarios $\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$

Los dobles o triples enlaces, al ser paralelos, cuentan como una sola “cosa”, es decir el C está rodeado de dos “cosas”, luego será lineal.

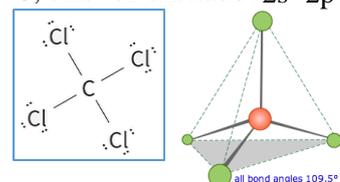
BCl₃, al átomo central lo rodean tres enlaces, tres pares de enlace y ningún par solitario ¿Cómo distribuiríamos 3 “cosas” para que estén lo más lejos posible, unas de otras? Evidentemente, en forma de triángulo. Luego su geometría es triangular plana.



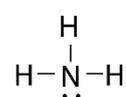
CCl₄

C, una vez excitado: 2s¹ 2p³, 4 electrones desapareados que se unen así:

Al C lo rodean 4 “cosas”, la geometría es tetraédrica

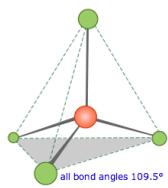


NH₃



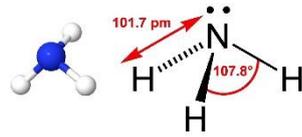
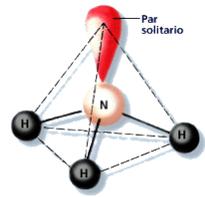
Cuando hay pares no enlazantes (o solitarios) hay que distinguir entre disposición electrónica inicial y su geometría final o real.

Disposición electrónica inicial:



Al N le rodean cuatro “cosas” (3 pares enlazantes y 1 par solitario), luego la disposición electrónica inicial de 4 “cosas” es tetraédrica (y no triangular)

En el tetraedro inicial colocamos los 4 pares de e-, da igual en qué posiciones porque es totalmente regular. En tres vértices habrá 3 pares de enlace (los tres H) y en el otro habrá 1 par solitario. Pero el par solitario es del N y está sobre él, sin que haya línea de enlace, es decir no hay átomo con el que enlazarse. Así, si mentalmente olvidamos esa línea del par solitario, podemos deducir su geometría real

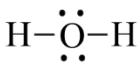


Entonces, el N que inicialmente estaba en el centro del tetraedro, ahora queda en el vértice superior de una pirámide trigonal (pirámide base triangular), luego tiene una **geometría de pirámide trigonal**.

Si hubiese sido un tetraedro, el ángulo H-N-H sería de 109,5°. El par solitario del vértice superior (pegado al N) ejerce una repulsión sobre los pares de enlace cerrándolo un poco, es de 107,8°.

H₂O

Estructura de Lewis H₂O Agua

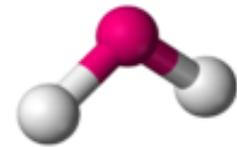
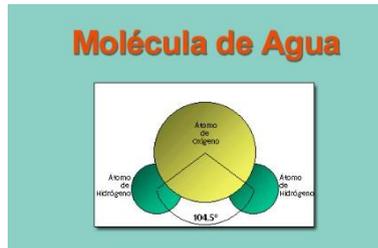
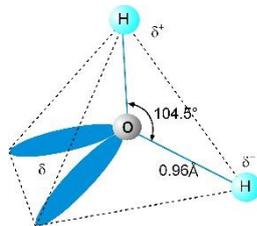
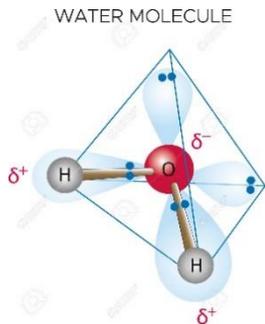
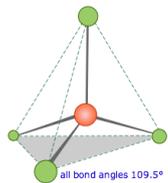


Disposición electrónica:

Al O le rodean cuatro “cosas” (2 pares enlazantes y 2 pares solitarios), luego la disposición electrónica inicial es tetraédrica (y no lineal)

En el tetraedro inicial colocamos los 4 pares de e-, da igual en qué posiciones porque es totalmente regular. En dos vértices habrá 2 pares de enlace y en otros dos habrá 2 pares solitarios. Pero los pares solitarios son del O y están sobre él, sin que haya línea de enlace, es decir no hay átomos con los que enlazarse. Así, si mentalmente olvidamos estas líneas de los pares solitarios, podemos deducir su geometría real

Vemos que forma un ángulo. **Geometría angular**

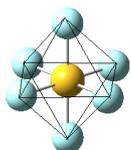


Como la disposición “inicial” es tetraédrica, podríamos pensar que el ángulo es el del tetraedro (109,5°), pero los pares de electrones solitarios se repelen entre sí y a su vez ejercen una repulsión electrostática sobre los electrones de los enlaces O-H, haciendo que el ángulo se haga un poco más agudo; exactamente **104,5°**.

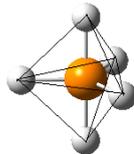
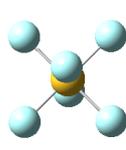
Trascendencia de la geometría del agua

El hecho de que la molécula de agua sea angular y no lineal tiene una trascendencia vital para nuestro mundo, como veremos en las fuerzas intermoleculares.

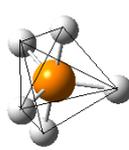
Otros casos:



SF₆ GEOMETRÍA OCTAÉDRICA
6 PARES ELECTRÓNICOS DE VALENCIA



PCl₅ GEOMETRÍA BIPIRÁMIDE TRIGONAL
5 PARES ELECTRÓNICOS DE VALENCIA



Los casos posibles son (luego veremos los que se suelen preguntar que no son todos éstos):

<i>Tipo de molécula</i>	<i>Forma</i>	<i>Disposición electrónica[†]</i>	<i>Geometría[‡]</i>	<i>Ejemplos</i>
AB1En	Molécula diatómica			HF, O ₂
AB2E0	Lineal			BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂
AB2E1	Angular			NO ₂ ⁻ , SO ₂ , O ₃
AB2E2	Angular			H ₂ O, OF ₂
AB2E3	Lineal			XeF ₂ , I ₃ ⁻
AB3E0	Triangular plana			B Cl ₃ , BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃
AB3E1	Pirámide trigonal			NH ₃ , PCl ₃
AB4E0	Tetraédrica			CH ₄ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻ , CHCl ₃
AB4E2	Cuadrada plana			XeF ₄
AB5E0	Bipirámide trigonal			PCl ₅
AB5E1	Pirámide cuadrada			ClF ₅ , BrF ₅
AB6E0	Octaédrica			SF ₆

Polaridad de las moléculas

No hay que confundir un enlace polar con una molécula polar.

Un enlace entre dos átomos puede ser polar o apolar. Se debe a la diferencia de EN

Enlace apolar

Cuando los dos átomos del enlace son iguales $\Delta(\text{EN}) = 0$:



Se dice que el momento dipolar $\mu = 0$

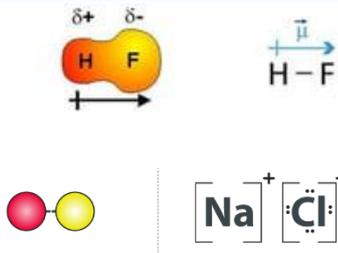
Enlace polar

Cuando hay una ΔEN , el átomo más electronegativo atrae hacia sí los electrones del enlace, quedando cargado con una carga infinitesimal negativa ($-\delta$) y el otro átomo con una carga infinitesimal positiva ($+\delta$). Como en H-F: Se dice que hay un momento dipolar distinto de 0. Se forma un dipolo.

Momento dipolar.

La polaridad de un enlace se representa mediante un vector llamado **momento dipolar** " μ "

- Depende la diferencia de electronegatividad, χ , entre los átomos
- Su dirección es la línea que une ambos átomos y cuyo sentido hacia el más electronegativo
- En los enlaces homooatómicos (H-H), Cl-Cl... es nulo



Para las moléculas

Puede haber moléculas polares con enlaces polares o moléculas apolares con enlaces polares.

En el caso de una molécula, la polaridad viene dada por la resultante de todos los momentos dipolares de la molécula (de todos los enlaces). Puede haber moléculas polares con enlaces polares, pero también moléculas apolares con enlaces polares.

Una advertencia: Los compuestos iónicos son totalmente polares, tienen cargas + y -, no pequeñas "carguitas" como en los enlaces covalentes. Y por supuesto todos los iones son "ultrapolares".

PASOS PARA DEDUCIR LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

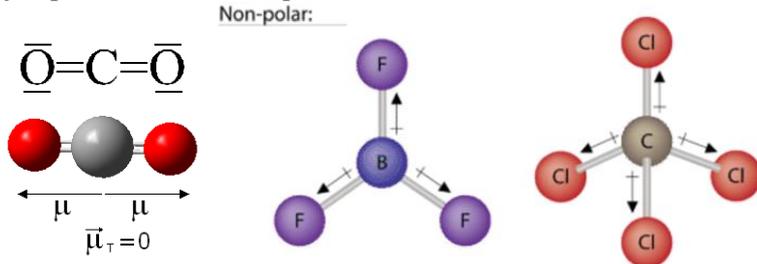
Estructura de Lewis

Geometría

Si tienen o no enlaces polares.

Mirar si hay un momento dipolar resultante $\Sigma\mu$ o es 0.

Ejemplos de moléculas apolares



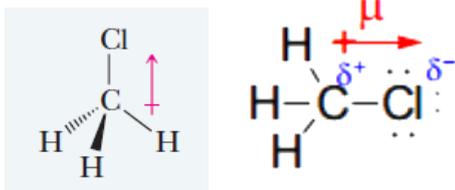
Como vemos, los momentos dipolares se anulan entre sí. Se ve claramente porque todos los átomos que rodean al central son iguales y están en figuras simétricas.

Ejemplos de moléculas polares

En el CH4 o CCl4, que son apolares, si cambiamos uno de los átomos por otro, por ejemplo CH3Cl (clorometano), ya no es simétrica y será polar.

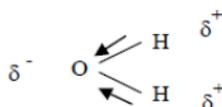
Recuerda que el vector va hacia el átomo más EN. Es útil saberse la EN de algunos elementos:

H	C	N	O	F
2,1	2,5	3	3,5	4

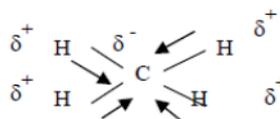


Hay 3 vectores iguales dirigidos del H al C, y hay uno diferente dirigido del C al Cl, que no se compensa con ningún otro.

Molécula polar H2O



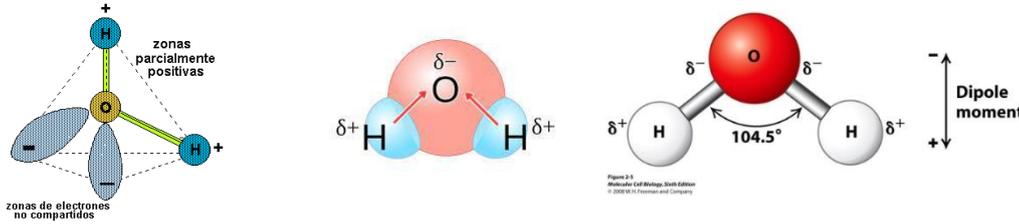
Molécula apolar CH4



Si la molécula tiene pares solitarios como el H₂O y el NH₃, el momento dipolar va desde el átomo central hacia el par solitario (No hay nada más negativo que los propios electrones):

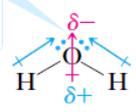
H₂O

Se pueden hacer los momentos dipolares desde el tetraedro inicial o desde la forma angular final.



En el tetraedro las 4 posiciones no son iguales, no se anulan los 4 vectores del momento dipolar entre sí, hay 2 vectores que van de los H al O y otros 2 vectores que van del O a los e solitarios.

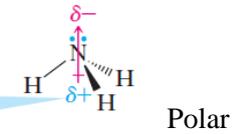
La suma vectorial (en rojo) de los dipolos de enlace (azul) sitúa el centro de la carga parcial positiva entre los dos hidrógenos.



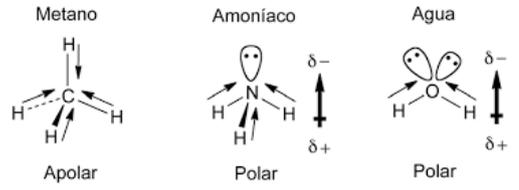
En el ángulo, la parte del O es negativa y la parte de los H es positiva, un dipolo perfecto:

NH₃

El centro de la carga parcial positiva se localiza entre los tres átomos de hidrógeno.



Resumen:



SÍNTESIS: ESTRUCTURAS DE LEWIS, FORMA GEOMÉTRICA Y POLARIDAD

Yo no las hago con el recuento de pares de electrones, sino por una lógica más fácil, representando en un diagrama de casillas la última capa del átomo central, excitando los electrones si fuera necesario.

Tipo Cl₂, O₂, HF, CO, etc.

Son todas moléculas lineales (no merecen la pena)

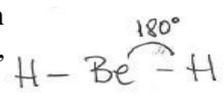


Pueden ser polares o apolares

Tipo BeH₂ y similares: BeCl₂, BeBr₂, etc.

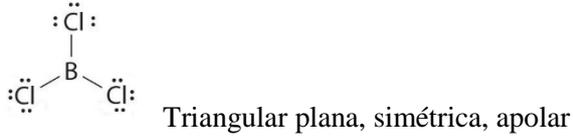
BeCl₂

Be (Z=4): última capa 2s², como debe formar dos enlaces con los dos cloros, debemos excitar un electrón al orbital p y quedaría así: 2s¹ 2p¹, tiene dos electrones desapareados y ningún par solitario, o sea * Be *, donde se unen los dos cloros, resultando Cl-Be-Cl, lineal, apolar

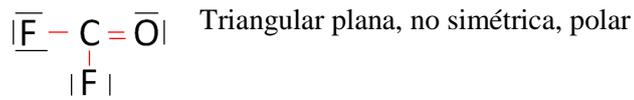
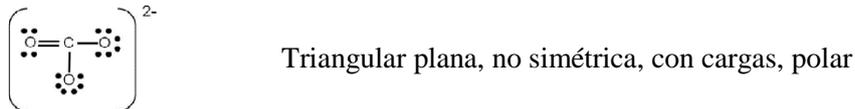


CO₂

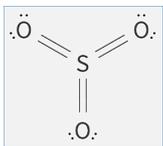
Tipo BH₃ y similares: BCl₃, BF₃, F₂CO, SO₃, etc.

BCl₃**F₂CO**

Átomo central C, una vez excitado: 2s¹ 2p³, 4 electrones desapareados (el O tiene 2 electrones desapareados), que se unen así:

Casos del CO₃²⁻, NO₃⁻, SO₃

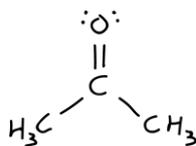
Triangular plana, no simétrica, con cargas, polar



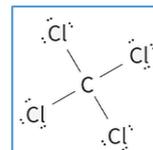
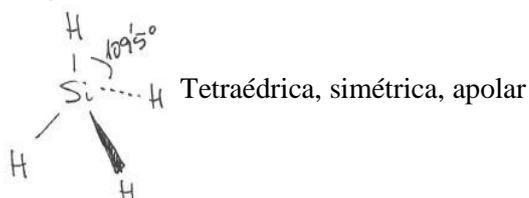
Triangular plana, simétrica, apolar

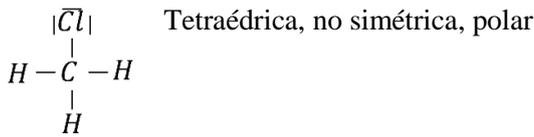
Caso de la propanona (acetona) CH₃CHO

Triangular plana, no simétrica, polar

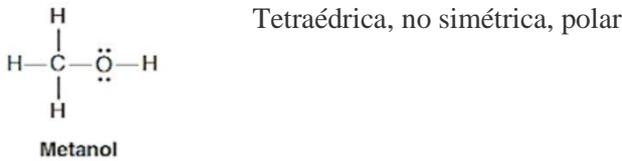
**Tipo CH₄** y similares: CCl₄, SiH₄, CHCl₃, CH₂Cl₂, etc.**CCl₄**

C, una vez excitado: 2s¹ 2p³, 4 electrones desapareados que se unen así:
Tetraédrica, simétrica, apolar

**SiH₄****CH₃Cl**

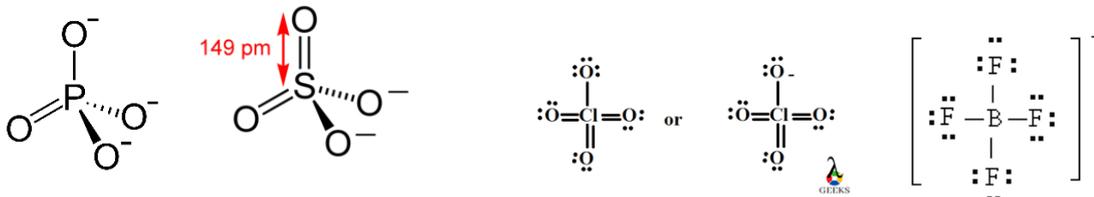


Caso del metanol HCH₂OH



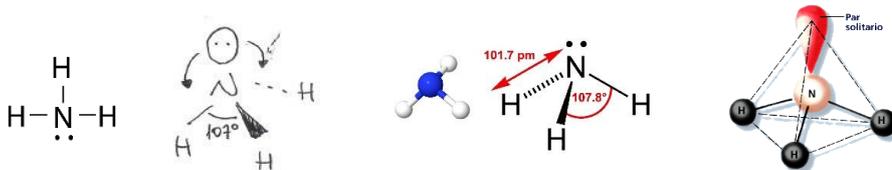
Casos del PO₄³⁻, SO₄²⁻, ClO₄⁻, BF₄⁻

$\left[\begin{array}{c} \text{:O:} \\ || \\ \text{:}\ddot{\text{O}} - \text{P} - \ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{3-}$ 3- Los dobles enlaces, al ser paralelos, se cuentan como una única “cosa” que rodea al átomo central (lo mismo con los triples enlaces)
Luego al P lo rodean 4 “cosas”, la forma en que se distribuirían para que estuvieran lo más alejadas entre sí, no es un cuadrado, sino un tetraedro, cuyos ángulos son de 109,5°



Tetraédricas, no simétricas, polares

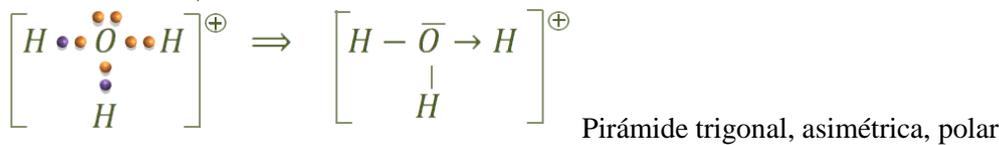
Tipo del NH₃ y similares: NCl₃, NF₃, PCl₃, etc.



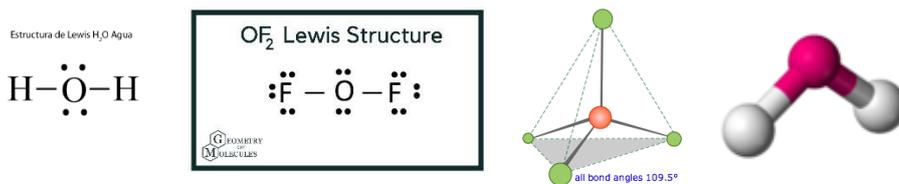
Pirámide trigonal, asimétricas, polares

Caso del H₃O⁺

Tiene un enlace covalente dativo (el enlace indicado con una flecha), porque todos los enlaces están formados por un electrón de cada uno de los átomos, pero ese está formado con dos electrones que pertenecen al oxígeno (es un préstamo de 1 e- del O al H):

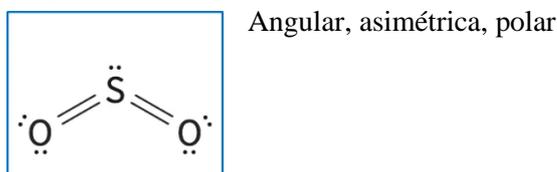


Tipo del H₂O y similares: OF₂ (F₂O), OCl₂ (Cl₂O), SO₂, O₃, etc.



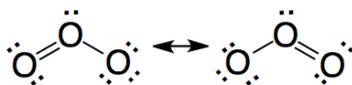
Angulares, asimétricas, polares

SO₂



Caso del O₃

Angular, polar

**Moléculas que han salido en las PAU Valencia**

Molécula	Nº de veces	Forma	Polaridad
CO ₂	1	Lineal	Apolar
BeH ₂	1	Lineal	Apolar
BF ₃	1	Triangular plana	Apolar
BCl ₃	1	Triangular plana	Apolar
BI ₃	1	Triangular plana	Apolar
CCl ₄	3	Tetraédrica	Apolar
NH ₄ ⁺	1	Tetraédrica	Polar
NH ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
NF ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
NCl ₃	4	Pirámide trigonal	Polar
PCl ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
PI ₃	1	Pirámide trigonal	Polar
H ₂ O	1	Angular	Polar
F ₂ O	1	Angular	Polar
Cl ₂ O	4	Angular	Polar
BF ₄	1	Tetraédrica	Polar
F ₂ CO	1	Triangular plana	Polar

Consecuencias prácticas de la polaridad de las moléculas

La polaridad afecta, por ejemplo, la solubilidad, las fuerzas intermoleculares, entre otras. La polaridad de las moléculas es una propiedad de alta importancia pues define el comportamiento de estas relacionado con otras propiedades.

En la solubilidad, el carácter polar o apolar de la sustancia influye mucho, ya que, debido a este carácter, la sustancia será más o menos soluble en un disolvente concreto.

Hay una regla general lo semejante disuelve a lo semejante. Así, las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las sustancias apolares se disuelven en disolventes apolares.

Por ejemplo, sabemos que el agua es una sustancia polar y que en la química orgánica hay muchos disolventes apolares, como la gasolina. Imagínate que te manchas los pies de barro en un caso, y en otro caso, en la playa, te los manchas de alquitrán.

El barro, la tierra húmeda, tiene agua y muchos iones, es una sustancia polar. Por el contrario, aunque no lo sepas, el alquitrán, sustancia densa y pegajosa, de color oscuro y olor fuerte, se obtiene por destilación del petróleo o del carbón vegetal o de otra materia orgánica, es fundamentalmente apolar.

Por eso el barro de los pies (polar) se puede limpiar con agua (polar) y el alquitrán (apolar) se puede limpiar con gasolina o petróleo (apolares). Al contrario no se limpian.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Son fuerzas que actúan entre moléculas o entre iones y moléculas. Estas fuerzas son generalmente más débiles que las fuerzas intramoleculares (los enlaces internos de una molécula).

“intra”: dentro de la molécula

“inter”: entre moléculas

En una molécula el enlace covalente entre dos átomos es el más intenso que se conoce. Esto hace que sea necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Pero unas moléculas se pueden unir con otras por fuerzas muy débiles, pero que tienen una importancia trascendental en sus propiedades.

La más importante es:

Fuerzas de puente de hidrógeno o también llamados enlaces de puente de hidrógeno

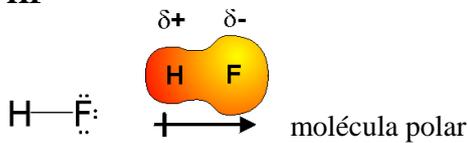
El puente de hidrógeno es un tipo especial de atracción intermolecular que existe entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar (sobre todo un H-F, H-O, o H-N) y un par de electrones no compartido en un átomo muy electronegativo (F, O, N) de una molécula vecina

Condiciones para que se produzcan:

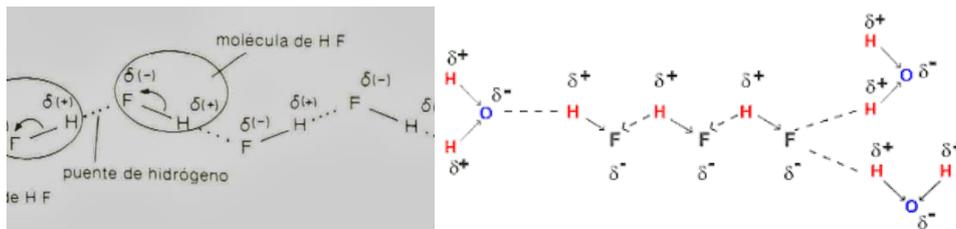
- **Que la molécula tenga H**
- **Y que ese H esté unido directamente con alguno de los tres átomos más electronegativos (F, O, N)**

Ejemplos: HF, H₂O, NH₃, ADN, CH₃OH, ...

HF



Cuando hay muchas moléculas de HF, los H(δ+) atraen a los F(δ-) de la molécula de al lado, haciendo el H de puente entre dos átomos de F



Así, el fluoruro de hidrógeno está formado por cadenas de átomos de flúor unidos por puentes de hidrógeno. Estas cadenas no son lineales, sino que forman ángulos medios de 135°.

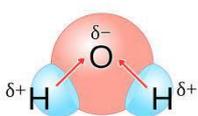
MUY IMPORTANTE

Las sustancias como el HF, H₂O, NH₃, etc., en las que existen enlaces de hidrógeno, **presentan puntos de fusión, puntos de ebullición y calores de vaporización anormalmente altos**, comparados con compuestos hidrogenados de sus respectivos elementos homólogos, y ello se debe a que en dichos procesos es preciso aportar una energía extra necesaria para romper los puentes de hidrógeno existentes entre las moléculas próximas.

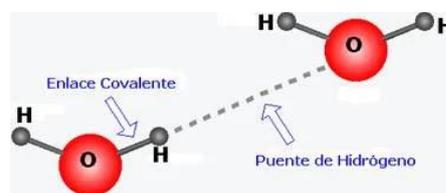
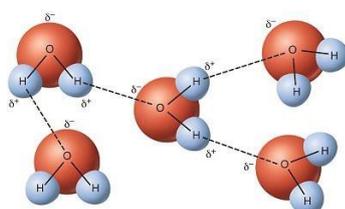
	HF	HCl	HBr	HI
Teb (°C)	19,5	-115	-67	-35

Como podemos observar, el HF tiene una temperatura de ebullición anormalmente alta respecto a los compuestos similares, lo que se debe a los puentes de H del HF que los demás no tienen. Ello se debe a que para llevarlo a ebullición debemos proporcionarle una energía extra para romper los puentes de H.

H₂O



El agua tiene propiedades únicas debidas a la polaridad de sus moléculas y, específicamente, a su habilidad para formar puentes o enlaces de hidrógeno entre ellas y con otras moléculas.

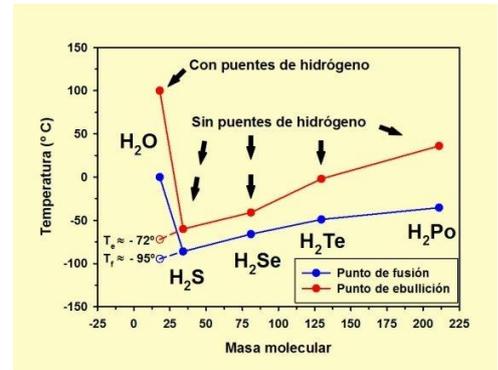


Si vemos las gráficas, vemos que también el H₂O tiene temperaturas de fusión y ebullición anormalmente altas respecto a las de sus homólogos.

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Teb (°C)	100	-60	-41	-1

Los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua tienen especial importancia para la vida en nuestro planeta. Sin puentes de hidrógeno, el agua se fundiría a unos -100° C y haría ebullición a cerca de -90° C. Los puentes dan pie a otra propiedad muy poco común del agua: la fase líquida es más densa que la fase sólida. Las moléculas de la mayor parte de las sustancias están «apretadas» en la fase sólida que en la líquida, por lo que el sólido es más denso que el líquido.

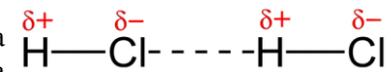
Dadas estas temperaturas el agua es un líquido a temperatura ambiente, mientras que los demás son gases.



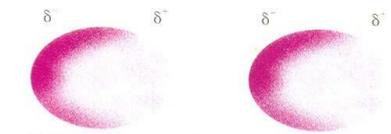
Fuerzas de Van der Waals o debidas a dipolos

Son fuerzas más débiles que los puentes de H

Interacciones dipolo-dipolo: Se dan entre las moléculas de las sustancias polares. La separación de cargas hace que el polo positivo de una molécula y el negativo de otra puedan atraerse. Esto hace que las temperaturas de fusión y de ebullición de estas sustancias sea algo más elevadas que el de las sustancias apolares. Son mayores cuanto mayores sean los momentos dipolares.



Fuerzas de dispersión de London: Se dan entre moléculas apolares, que no tienen separación de cargas. Durante un instante muy pequeño, el electrón se encontrará en un extremo, quedando esa zona momentáneamente con carga parcial negativa δ^- , y la zona opuesta con carga parcial positiva δ^+ . Se forma de este modo un dipolo instantáneo, no permanente, pero suficiente para que pueda atraer a otras moléculas. La fuerza de esta interacción es muy débil, pero hace que a muy bajas temperaturas puedan condensarse gases como N₂, O₂, H₂, He ...



molécula apolar que, en un cierto instante, presenta una distribución asimétrica de carga e induce un dipolo en la molécula vecina

Las Fuerzas de Van der Waals

En compuestos covalentes, aumentan con la Mr

En compuestos orgánicos homólogos, aumentan con la longitud de la cadena, o sea el número de átomos de C, y a igualdad de números de C, con la superficie de acoplamiento, dado que las moléculas lineales pueden empaquetarse más estrechamente que las ramificadas

A mayores F de Van der Waals, mayores temperaturas de ebullición.

Por ejemplo

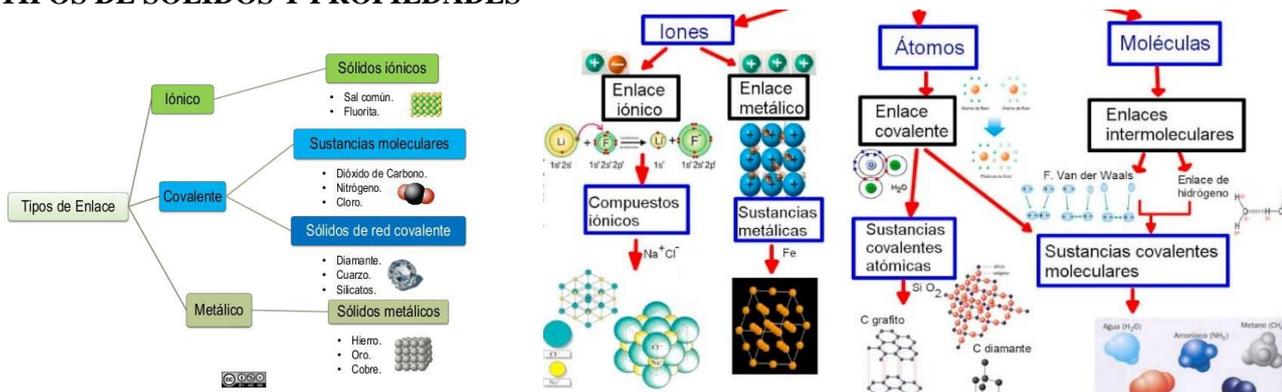
F de Van der Waals:	I ₂	>	Br ₂	>	Cl ₂ (debido a la Mr)
Mr	254		159,8		71
Teb (°C)	184		59		-34
Estado	Sólido		Líquido		Gas (también debido a las F de Van der Waals)

Temperaturas de ebullición en °C de hidrocarburos lineales

Metano	Etano	Propano	Butano	Pentano	Hexano	Decano
-164	-88,6	-42,1	-0,5	36,1	68,7	164

Al aumentar la longitud de la cadena, aumentan las F de Van der Waals y por tanto su Teb

TIPOS DE SÓLIDOS Y PROPIEDADES



Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

Sólidos metálicos

- Cristal o red 3D formada por Iones positivos y electrones deslocalizados (Modelo del “mar de electrones”)
- Altas temperaturas de fusión y ebullición (excepciones: Hg, Ga) (-39 a 3400 °C)
- Muy buenos conductores de la electricidad
- Insolubles en disolventes ordinarios.
- Sólidos brillantes, resistentes, dúctiles y maleables.
- Ej: Na, Fe, Ag, Al, Cu... latón, aleaciones metálicas (CuZn),... (la mayoría de los elementos del S.P. son metales).

Sólidos iónicos

- Cristales o red 3D de cationes y aniones unidos por fuertes atracciones electrostáticas.
- Altas T_f y T_e (600 a 3000 °C)
- No conductores de la electricidad en estado sólido.
- Pero sí conducen en estado fundido o en disolución acuosa.
- Solubles en disolventes polares.
- Sólidos duros y frágiles.
- Ej: NaCl, CaI_2 , MgO, CaO, CaF_2 , K_2O , BaS, ZnO, ZnS, sales, etc

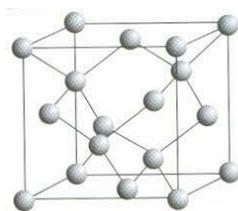
Sólidos covalentes

Pueden ser de dos tipos:

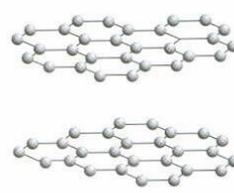
- Los llamados simplemente sólidos covalentes, pero mejor sólidos covalentes atómicos
- Los sólidos covalentes moleculares

Sólidos covalentes atómicos

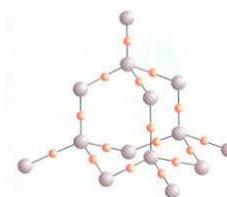
- No están formados por moléculas, sino por átomos.
- Gran red 3D de átomos unidos por fuertes enlaces covalentes.
- Muy altas T_f y T_e (1200 a 4000 °C)
- No conductores (aislantes) (del calor y la electricidad), pues sus electrones están localizados en los enlaces covalentes, (con la excepción del grafito)
- Insolubles en cualquier disolvente
- Muy duros (pero frágiles).
- Ej: C (diamante), Si, B, SiO_2 (cuarzo), SiC (carburo de Si), BN (nitruro de B).



Diamante



grafito



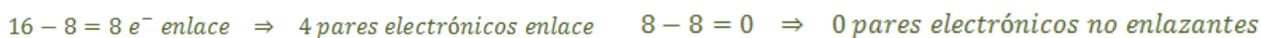
SiO_2

La gran intensidad del enlace covalente que une a los átomos de la red hace que sean sustancias duras, y de elevados puntos de fusión y ebullición. Además, los electrones de enlace no tienen libertad de movimiento, siempre permanecen alrededor de los átomos que los han compartido. Esto hace que sean malos conductores del calor y la corriente eléctrica. El grafito es una excepción. Su estructura resonante hace que cada átomo tenga un electrón deslocalizado en la red, lo que le permite ser conductor.

Sólidos covalentes moleculares

- Son moléculas covalentes unidas entre sí por débiles fuerzas intermoleculares, tipo Van der Waals, que son mucho más débiles que las uniones covalentes entre los átomos de un sólido covalente atómico.
- Bajas T_f y T_e (-272 a 400 °C)
- Sólidos blandos.
- Malos conductores del calor y la corriente eléctrica, prácticamente aislantes, (no conducen la electricidad, pues sus electrones están localizados en los enlaces covalentes).
- La solubilidad depende de su polaridad. Recuerda que las sustancias polares (agua, etanol) son solubles en disolventes polares y las apolares en disolventes apolares (aceites, hidrocarburos)
- Las sustancias apolares son normalmente gases a temperatura ambiente. Si la molécula es suficientemente grande, como los hidrocarburos de cadena larga (aceites, gasolinas) pueden ser líquidos.
- Las sustancias polares, debido a las interacciones dipolo-dipolo, tienen mayor fuerza de cohesión entre sus moléculas, por lo que tienen T_f y T_e mayores que las sustancias apolares. Algunas, como el agua, son líquidas a temperatura ambiente. Otras pueden ser incluso sólidas, pero con puntos de fusión bajos.

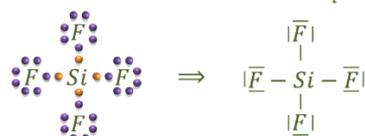
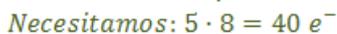
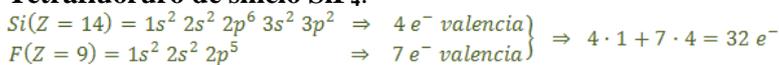
- Ej: S_8 (azufre), P_4 (fósforo blanco), hielo (H_2O sólida), el azufre (moléculas de S_8), el yodo (moléculas de I_2), el fósforo blanco (moléculas de P_4), y la inmensa mayoría de los compuestos orgánicos, como la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$, azúcar de mesa).



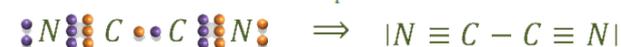
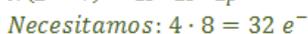
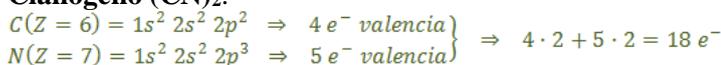
En este caso sucede lo mismo que con el ion hidronio, tenemos un enlace covalente dativo, ya que el par de electrones de ese enlace los pone el fósforo:



Tetrafluoruro de silicio SiF₄:

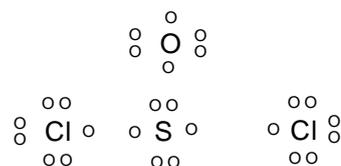


Cianógeno (CN)₂:

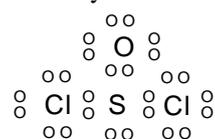


2. Estructuras de Lewis de SOCl₂, NO₃⁻, N₂O₄, C₂Cl₂, HClO₃

SOCl₂: El número de electrones de valencia es 6 + 6 + 14 = 26. La estructura básica indica que el átomo central es el S y que los átomos restantes deben distribuirse de la siguiente manera:

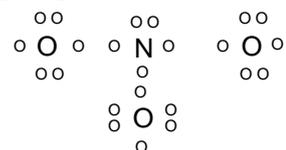


De acuerdo con este esqueleto debe restarse a cada unión un par de electrones por lo que el S queda con tres electrones restantes, el oxígeno con cinco y cada cloro con 6. Al descontar 6 e- alrededor del átomo central enlazados, deben quedar 26 - 6 = 20, para distribuir entre los átomos restantes. Cada Cl queda con 6 electrones a su alrededor con lo que cumple la regla del octeto. Al O le restan 5 y al S 3. Por lo tanto, podemos distribuir esos 8 electrones de manera que sólo queden enlaces simples



De los 3 enlaces que forma el S uno debe ser coordinado (el S - O), ya que el S sólo forma dos enlaces simples por compartimiento de electrones con átomos de Cl.

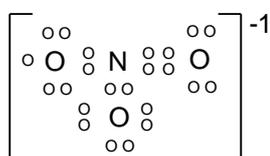
[NO₃] El número de electrones es 5 + 18 + 1 = 24 y la estructura básica debe ser:



Si descontamos 6 electrones enlazados alrededor del átomo central (N) nos quedan 18 para distribuir.

Como cada O tiene 5 e-, y el átomo del N le sobran 2 electrones sin enlazar, para poder completar el octeto es necesario optar por un doble enlace con uno de los O, quedando uno de ellos con un electrón sin enlazar.

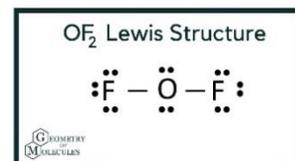
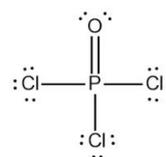
De esta manera se puede repartir los 16 electrones restantes para completar los octetos y la estructura sería:



tiene uno. Esto todavía no produce un octeto, así que otro par debe ser movido para formar un enlace triple.

OF₂, nada cambia debido a que cada átomo ya tiene un octeto.

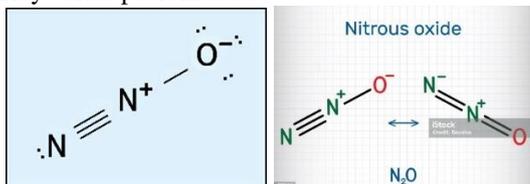
POCl₃



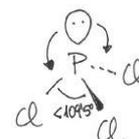
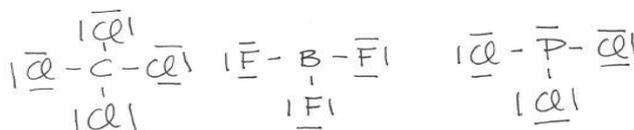
Un caso particular N₂O (Óxido nitroso, el gas de la risa)

En general, los elementos menos electronegativos tienen más probabilidades de ser átomos centrales. Luego no es el O, sino el N:N-N-O

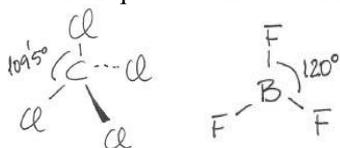
Hay varias posibilidades



4. Dadas las siguientes moléculas: CCl₄, BF₃ y PCl₃. a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la polaridad de cada una de las moléculas. (Busca los Z)

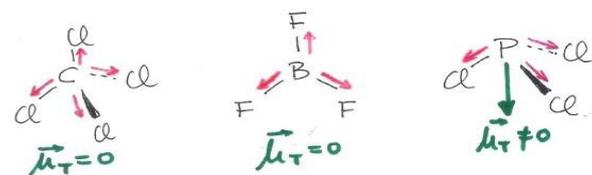


Observar que el átomo de boro alcanza estabilidad rodeándose de 6 electrones en su último nivel de energía (octeto incompleto).



Para saber si cada molécula es polar o apolar, debemos fijarnos en primer lugar en los momentos dipolares de cada enlace, representados en rojo en la figura inferior. Cuando el momento dipolar resultante de todos ellos sea nulo (en color verde), entonces la molécula será apolar:

Observar que el tetracloruro de carbono y el trifluoruro de boro son apolares, mientras que el tricloruro de fósforo sí se trata de



una molécula polar al tener un momento dipolar total o resultante distinto de cero.

5. A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, 1s² 2s² 2p² y 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵:

- a) Explique la posible existencia de las moléculas: AB, B₂ y AB₄.
- b) Justifique la geometría de la molécula AB₄.

A: 4 electrones de valencia

B: 7

Por tanto, ambos tienen tendencia a ganar electrones para completar su último nivel de energía, aumentar su estabilidad y poder formar enlace. Se trata, por tanto, de átomos no metálicos que se unen, dando lugar a moléculas covalentes, compartiendo sus electrones de valencia.

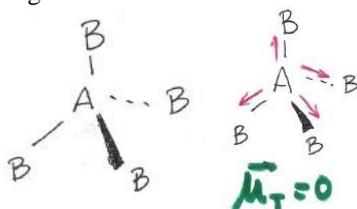
Veamos cada posibilidad de acuerdo con lo que acabamos de decir:

La molécula AB no puede existir, pues un átomo del elemento A necesita 4 electrones, mientras que uno del elemento B necesita solamente 1. Por tanto, la estequiometría de la molécula no permite la transferencia electrónica entre ambos.

La molécula B₂ sí puede existir, pues cada átomo del elemento B necesita un electrón para completarse su último nivel de energía. Así, dos átomos del elemento B compartirán una pareja de electrones dando lugar a la molécula B₂.

La molécula AB₄ sí puede existir, pues cada átomo del elemento B comparte un electrón con el átomo del elemento A; todos completan su último nivel de energía, aumentando su estabilidad, disminuyendo su energía y formando, pues, enlace químico.

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia explica la geometría de las moléculas (covalentes) considerando que los pares electrónicos (enlazantes o solitarios) que rodean al átomo central de la molécula se sitúan en el espacio lo más separadamente posible para minimizar la repulsión eléctrica existente entre ellos. El átomo central (A) está rodeado de 4 pares de electrones, todos enlazantes, los cuales se situarán en el espacio orientados hacia los vértices de un tetraedro, siendo de $109'5^\circ$ el ángulo de enlace.



El momento dipolar total o resultante es nulo, por lo que la molécula AB_4 será apolar.

6.

CUESTIÓN 1.- a) Escribe las estructuras de Lewis para el BF_3 , NF_3 y F_2CO .

b) ¿Cuál será la geometría de estas moléculas?

c) ¿Qué enlaces de los que forma el flúor en las moléculas anteriores es más polar?

d) ¿Cuál o cuáles de estas moléculas son polares?

DATOS: $Z(B) = 5$; $Z(C) = 6$; $Z(N) = 7$; $Z(O) = 8$; $Z(F) = 9$.

Solución:

a) El enlace covalente entre dos átomos exige la compartición de uno o más pares de electrones desapareados, consiguiendo ambos átomos estructura de gas noble.

El nitrógeno tiene en su último nivel la estructura electrónica $2s^2 2p^3$ y el flúor $2s^2 2p^5$. Para escribir la estructura de Lewis del NF_3 se siguen los siguientes pasos:

1. Determinar los electrones de valencia de los cuatro átomos suponiéndoles estructura electrónica de gas noble; $n = 8(N) + 3 \cdot 8(F) = 32$ electrones:
2. Calcular los electrones de valencia de los cuatro átomos; $v = 5(N) + 3 \cdot 7(F) = 5 + 21 = 26 e^-$:
3. Hallar los electrones de enlace; $c = n - v = 32 - 26 = 6$ electrones:
4. Calcular los electrones solitarios: $s = v - c = 26 - 6 = 20$ electrones.

La estructura de Lewis es:



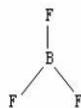
En la molécula BF_3 , la configuración electrónica de la capa de valencia del boro, átomo central, es $2s^2 2p^1$, promocionando un electrón desde el orbital $2s$ al $2p$ para adquirir covalencia 3 (3 electrones desapareados $2s^1 2p^2$); mientras que el flúor, con configuración electrónica en su última capa de valencia $2s^2 2p^5$ presenta covalencia 1 (1 electrón desapareado). La estructura de Lewis para la molécula, teniendo presente que en la molécula de BF_3 el átomo de B posee un octeto electrónico incompleto, 3 pares de electrones en vez de 4, es:



En la molécula F_2CO , el carbono se une por enlace covalente simple a los dos átomos de cloro, y por enlace covalente doble al oxígeno. Su estructura de Lewis es:



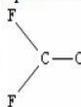
b) Según la teoría de orbitales híbridos, el átomo de boro en la molécula, BF_3 , emplea 3 orbitales híbridos sp^2 para unirse a los 3 átomos de flúor, y como esta hibridación dirige los orbitales híbridos hacia los vértices de un triángulo equilátero, donde se sitúan los pares de electrones compartidos, la geometría de la molécula es plana triangular con el átomo de B en el centro del triángulo.



Para la molécula NF_3 , en la que el átomo de nitrógeno emplea 4 orbitales híbridos sp^3 , dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular, la existencia de un par de electrones no compartidos sobre el N, distorsiona la estructura tetraédrica y la molécula adopta una geometría piramidal trigonal.



En la molécula F_2CO , el átomo de carbono utiliza 3 orbitales híbridos sp^2 para unirse mediante 3 enlaces covalentes tipo σ a los dos átomos de flúor y al oxígeno, y el electrón libre que aún le queda en un orbital atómico $2p$, lo utiliza en formar un enlace covalente, tipo π , al solapar, lateralmente, con un orbital atómico $2p$ del oxígeno, al que queda un electrón desapareado. Al igual que la molécula de BF_3 , con la misma hibridación, la geometría de esta molécula es plana triangular con el átomo de C en el centro del triángulo.



c) El más polar de los enlaces que forma el flúor es el de la molécula BF_3 , pues la diferencia de electronegatividad entre el flúor y el boro es la mayor.

d) La polaridad de una molécula viene dada por el valor, distinto de cero, del momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces. Esto depende de la geometría de la molécula, y por ello, la molécula BF_3 con estructura geométrica simétrica, es apolar por ser cero la suma de los momentos dipolares de sus enlaces.

Por el contrario, las moléculas NF_3 y F_2CO , con geometrías piramidal con un par de electrones no compartidos sobre el átomo de nitrógeno, y plana triangular, presentan un momento dipolar resultante distinto de cero, siendo por ello moléculas polares. (En la molécula F_2CO , la polaridad del enlace $F-C$ es, debido a la mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos $F-C$ que $O-C$, más intensa y, por ello, a pesar de ser la molécula plana triangular, el momento dipolar resultante es distinto de cero y la molécula es polar).

7.

CUESTIÓN 2.- Considera las siguientes moléculas CCl_4 , F_2O y NCl_3 . Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Dibuja su estructura de Lewis.
- Describe su forma geométrica.
- Clasifica las moléculas anteriores como polares o apolares.

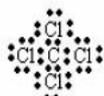
Solución:

a) El átomo de C con 4 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica $2s^2 2p^2$, después de promocionar uno de los electrones 2s al orbital vacío 2p, adquiere la configuración electrónica en su capa de valencia $2s^1 2p^3$, pudiendo formar cuatro enlaces covalentes, es decir, obtiene covalencia 4.

El átomo de O con 6 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica $2s^2 2p^4$, forma dos enlaces covalentes y queda con dos pares de electrones libres, es decir, presenta covalencia 2.

El átomo de N con 5 electrones en su capa de valencia posee covalencia 3, lo que indica que puede formar 3 enlaces covalente y queda con un par de electrones libres.

De lo expuesto se deduce que la estructura de Lewis de cada una de las moléculas es:



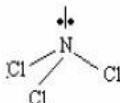
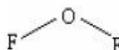
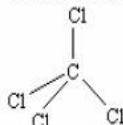
b) Los tres átomos centrales de las moléculas C, O y N por combinación lineal de los orbitales atómicos 2s y 2p, forman cuatro orbitales híbridos sp^3 , equivalentes energéticamente y dirigidos, desde el átomo central hacia los vértices de un tetraedro. Dependiendo de la existencia o no de pares de electrones libres en el átomo central si la geometría de la molécula es tetraédrica o derivada de ella.

En la molécula CCl_4 , los cuatro orbitales híbridos se ocupan por pares de electrones compartidos, cuatro enlaces covalentes, siendo la geometría de la molécula tetraédrica.

En la molécula OF_2 , dos de los orbitales híbridos lo ocupan pares de electrones libres y otros dos por pares de electrones de enlace, siendo la molécula, debido a la repulsión entre los pares de electrones libres y de enlace, angular, con un ángulo de enlace de unos 107° .

La molécula NCl_3 tiene tres orbitales híbridos ocupados por pares de electrones de enlace y uno por un par de electrones libres, siendo la geometría de la molécula, por las repulsiones entre los pares de electrones libres y compartidos, piramidal trigonal.

Estas son las geometrías de las moléculas:



c) La molécula CCl_4 , debido a su geometría regular, presenta un momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlace igual a cero, por lo que es apolar.

En las otras dos moléculas, su geometría y existencia de pares de electrones libres, hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces sea distinto de cero, lo que indica que las moléculas son polares.

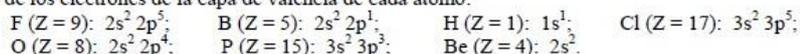
8.

CUESTIÓN 3.- Dadas las especies químicas: OCl_2 , BeH_2 , BF_4^- y PCl_3 , responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Representa su estructura de Lewis.
- Predice su geometría molecular.
- Explica si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Solución:

a) Para poder representar las estructuras de Lewis de moléculas complejas, hay que determinar, además de los electrones de la capa de valencia de cada átomo:



los siguientes números:

1º.- Número total de electrones de valencia, n , considerando cada átomo con estructura de gas noble.

2º.- Número total de electrones de valencia, v , de cada átomo.

3º.- Número de electrones compartidos, c , restando v de n : $c = n - v$.

4º.- Número de electrones libres o no compartidos, s , restando c a v : $s = v - c$.

Colocando los pares de electrones compartidos y libres sobre el átomo central y los periféricos, se obtiene la estructura de Lewis.

Para la molécula BF_4^- los números n, v, c y s son:

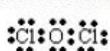
$$\begin{aligned} n &= 8 e^- (1 \text{ B}) + 4 \cdot 8 e^- (4 \text{ F}) + 2 e^- = 42 e^-; & v &= 3 e^- (1 \text{ B}) + 4 \cdot 7 e^- (4 \text{ F}) + 1 e^- = 32 e^-; \\ c &= n - v = 42 e^- - 32 e^- = 10 e^- = 5 \text{ pares } e^-; & s &= v - c = 32 e^- - 10 e^- = 22 e^- = 11 \text{ pares } e^- \end{aligned}$$

Para la molécula PCl_3 los números n, v, c y s son:

$$\begin{aligned} n &= 8 e^- (1 \text{ P}) + 3 \cdot 8 e^- (3 \text{ Cl}) = 32 \text{ electrones}; & v &= 5 e^- (1 \text{ P}) + 3 \cdot 7 e^- (3 \text{ Cl}) = 26 \text{ electrones}; \\ c &= n - v = 32 e^- - 26 e^- = 6 e^- = 3 \text{ pares de } e^-; & s &= v - c = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- = 10 \text{ pares } e^- \end{aligned}$$

La estructura de Lewis para estas moléculas se determinan colocando alrededor de los átomos,

los pares de electrones compartidos y libres:



b) Según la teoría R. P. E. C. V., los pares de electrones compartidos y libres, para conseguir la menor repulsión entre ellos, se orientan alejándose lo más posible entre ellos, dependiendo de dicha orientación la geometría de la molécula.

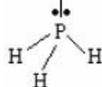
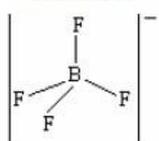
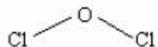
La geometría de estas moléculas son:

Angular

Lineal

Tetraédrica

Piramidal trigonal



c) La molécula BeH_2 es apolar por ser nula la resultante de los momentos dipolares de enlace. A ello contribuye, además de la electronegatividad de los elementos que se enlazan, la geometría molecular.

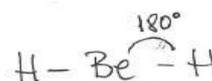
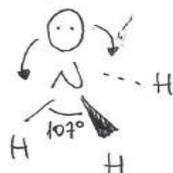
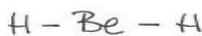
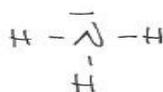
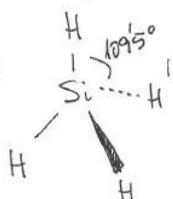
Las otras moléculas OCl_2 , BF_4^- y PCl_3 , son polares debido, fundamentalmente a la geometría molecular, que hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlaces sea mayor de cero.

Para la molécula OCl_2 los números n, v, c y s son:

$$\begin{aligned} n &= 8 e^- (1 \text{ O}) + 2 \cdot 8 e^- (2 \text{ Cl}) = 24 \text{ electrones}; & v &= 6 e^- (1 \text{ O}) + 2 \cdot 7 e^- (2 \text{ Cl}) = 20 \text{ electrones}; \\ c &= n - v = 24 e^- - 20 e^- = 4 e^- = 2 \text{ pares de } e^-; & s &= v - c = 20 e^- - 4 e^- = 16 e^- = 8 \text{ pares} \end{aligned}$$

Para la molécula BeH_2 en la que el Be con sólo 2 electrones y los H un electrón cada uno en su capa de valencia, se observa con claridad que el Be utiliza uno de sus 2 electrones en unirse mediante un enlace covalente a cada uno de los H.

9. Dadas las siguientes moléculas: SiH_4 , NH_3 y BeH_2 . a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la hibridación del átomo central.



c) Para averiguar la hibridación de los átomos centrales se puede hacer, como en la teoría, partiendo de la configuración del átomo central o partiendo de la geometría de cada molécula:

- El SiH_4 tiene geometría tetraédrica, lo cual significa que el átomo central presentara una hibridación sp^3 . En efecto, la configuración electrónica externa del Si es $3s^2 3p^2$; antes de unirse al H, promociona 1 e- del s al p, teniendo $3s^1 3p^3$, se hibridan el orbital 3s con los 3 orbitales 3p, obteniéndose 4 orbitales híbridos sp^3 (semillenos), los cuales se disponen en el espacio formando un tetraedro.

- El NH_3 también tiene, en principio, disposición tetraédrica, aunque su disposición es en realidad la de una pirámide trigonal al existir un par electrónico no enlazante. Por tanto, el N presentara hibridación sp^3 . En efecto, la configuración electrónica externa del N es $2s^2 2p^3$; antes de unirse al H, se hibridan el orbital 2s con los 3 orbitales 2p, obteniéndose 4 orbitales híbridos sp^3 (3 semillenos y uno lleno), los cuales se disponen en el espacio formando un tetraedro.

- El BeH_2 tiene geometría lineal, por lo que el átomo de Be presentara hibridación sp. En efecto, la configuración electrónica externa del Be es $2s^2$; que promociona a $2s^1 2p^1$, antes de unirse al H, se hibridan el orbital 2s con unorbital 2p, obteniéndose 2 orbitales híbridos sp (ambos semillenos), los cuales se disponen linealmente en el espacio.

10. ¿Qué tipos de enlace o fuerzas de atracción deben ser rotos para producir cada uno de los siguientes procesos?:

- hervir agua(l) $\text{H}_2\text{O}(l)$
- fundir aluminio $\text{Al}(s)$
- fundir óxido de calcio $\text{CaO}(s)$
- fundir cuarzo $\text{SiO}_2(s)$
- disolver $\text{KCl}(s)$ en agua
- Intermoleculares: Van der Waals y de hidrógeno

- b) Metálico
- c) Iónico
- d) Enlaces covalentes
- e) Iónico

11. Señala los enlaces que deben romperse para producir los siguientes procesos:

- a) **disolver cloruro de calcio en agua**
 - b) **vaporizar agua**
 - c) **sublimar yodo**
 - d) **fundir magnesio**
 - e) **vaporizar nitrógeno líquido**
 - f) **fundir bromuro de sodio**
 - g) **vaporizar bromuro de hidrógeno**
 - h) **vaporizar cuarzo SiO₂**
- a) Iónico
 - b) Intermoleculares (Van der Waals e Hidrógeno)
 - c) Fuerzas de Van der Waals
 - d) Metálico
 - e) Fuerzas de Van der Waals
 - f) Iónico
 - g) Fuerzas de Van der Waals
 - h) Enlaces covalentes Si-O

12.

CUESTIÓN 5.- Explica que tipo de enlace (o fuerza atractiva) se rompe en cada uno de los siguientes procesos:

- a) **Disolver cloruro de sodio en agua.**
- b) **Sublimar CO₂ (s) a CO₂ (g).**
- c) **Fusión del hielo.**
- d) **Fusión del diamante.**

Solución:

a) El cloruro de sodio, NaCl, es una sal iónica, por lo que para disolver dicha sal hay que romper el enlace iónico, que es la fuerza atractiva que aparece cuando se aproximan los iones gaseosos Na⁺ y Cl⁻.

b) El CO₂ es una molécula covalente en la que sus átomos se unen por medio de enlaces covalentes. Cuando esta sustancia solidifica las moléculas se unen entre sí por fuerzas atractivas de Van der Waals, que son las que hay que vencer cuando el CO₂ sólido sublima, es decir, se pasa a gas

c) El hielo es agua solidificada con las moléculas unidas entre sí por enlaces de hidrógeno, que es el enlace que hay que romper para licuar el agua.

d) En el diamante los átomos de carbono se unen tetraédricamente por enlaces covalentes. Dado que el único enlace que aparece en su red cristalina es el covalente, éste es el enlace que hay que romper para fundirlo.

PAU-CONCEPTOS CLAVE Y PAUTAS

Enlace covalente:

Unión entre átomos no metálicos o con electronegatividades similares que se da por compartición de electrones. Algunos ejemplos de compuestos formados por enlace covalente son: H_2O , CCl_4 , SO_2 ...

Enlace iónico:

Unión entre un metal y un no metal (átomos con electronegatividades muy diferentes). El átomo metálico tiene baja electronegatividad, por lo que tiene tendencia a perder electrones formando un catión. El átomo no metálico tiene alta electronegatividad, por lo que capta los electrones perdidos por el metal para formar un anión.

Algunos ejemplos de compuestos formados por enlace iónico son: NaCl , MgF_2 , Li_2S ...

Enlace metálico:

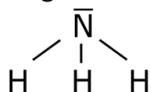
Enlace formado entre átomos metálicos que comparten sus electrones de forma colectiva (modelo del mar de electrones, gas de electrones o de la nube de electrones).

Algunos ejemplos de compuestos formados por enlace metálico son: Na , Fe , Zn , Co ...

Diagramas de Lewis:

El diagrama de Lewis es una representación de una molécula (enlace covalente) que muestra cómo se distribuyen los electrones alrededor de los átomos. Los pares de electrones enlazantes o compartidos, se dibujan como líneas entre los átomos, mientras que los pares de electrones solitarios o electrones antienlazantes se dibujan como líneas pertenecientes a uno de los átomos de la molécula.

El siguiente esquema representa el diagrama de Lewis del amoníaco:



Regla del octeto:

La regla del octeto de Lewis afirma que en la capa de valencia de un átomo en una molécula siempre hay ocho electrones (configuración electrónica del gas noble) lo que supone la máxima estabilidad del átomo.

Hay excepciones importantes a esta regla:

1) Hipovalencia: átomos que completan su octeto y adquieren su mayor estabilidad con menos de 8 electrones (por ejemplo el H, que completa el octeto con 2 electrones, el Be que lo completa con 4 electrones o el B y el Al que lo completan con 6 electrones).

2) Hipervalencia: átomos que en ocasiones pueden rodearse de más de 8 electrones (por ejemplo el P, que puede rodearse de 10 electrones en moléculas como el PCl_5 o el S, que puede rodearse de 12 electrones en moléculas como el SF_6).

Geometría molecular (según la TRPECV):

La geometría de una molécula es el resultado de la distribución tridimensional de sus átomos. La TRPECV (Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia) nos permite predecir la geometría de una molécula en base a las nubes electrónicas que tiene cada átomo. Esta teoría establece que:

“Los pares de electrones de las capas de valencia de los átomos de la molécula se repelen entre sí, por lo que la molécula adopta en el espacio la orientación que minimice estas repulsiones entre electrones, para aumentar su estabilidad”.

Las geometrías moleculares más importantes son:

* **Geometría lineal:** en moléculas con un átomo central unido a dos sustituyentes, y sin pares de electrones solitarios en el átomo central.

* **Geometría triangular plana o trigonal:** en moléculas con un átomo central unido a tres sustituyentes, y sin pares de electrones solitarios en el átomo central.

* **Geometría angular:** en moléculas con un átomo central unido a dos sustituyentes, y con uno o dos pares de electrones solitarios en el átomo central.

* **Geometría tetraédrica:** en moléculas con un átomo central unido a cuatro sustituyentes, y sin pares de electrones solitarios en el átomo central.

* **Geometría pirámide trigonal:** en moléculas con un átomo central unido a tres sustituyentes, y con un par de electrones solitarios en el átomo central.

Si quieres aprender más sobre la geometría molecular y cómo asignarla en las moléculas más importantes en selectividad, pincha en el siguiente vídeo

<https://youtu.be/nVfa86ppMN0>

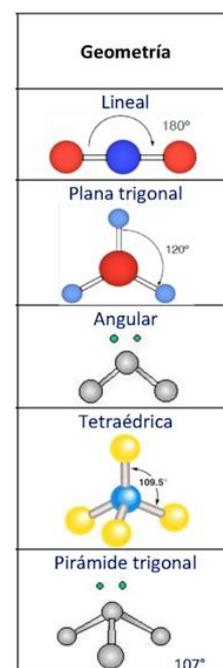
Polaridad de enlace:

La polaridad de un enlace viene determinada por la diferencia de electronegatividad entre sus átomos, y se mide por medio de una magnitud física llamada momento dipolar (μ).

Si los átomos unidos por el enlace tienen electronegatividades muy similares, el enlace es apolar (esto pasa en enlaces formados entre dos átomos iguales), mientras que si hay distinta electronegatividad entre ellos (cuando los átomos unidos son distintos) el enlace será polar:



El vector momento dipolar se representa con una flecha apuntando hacia el átomo más electronegativo (zona con densidad electrónica alta).



Polaridad de una molécula:

Para las moléculas diatómicas, la polaridad del enlace coincide con la polaridad de la molécula (debido a que solo hay un vector momento dipolar).

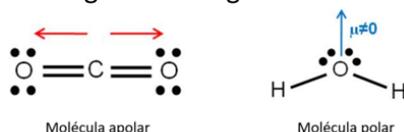
En el caso de moléculas con más de dos átomos, la suma total de los momentos dipolares de los enlaces determina si la molécula es polar o no.

* Si la suma total de los momentos dipolares de los enlaces es cero, la molécula será apolar ($\mu = 0$).

* Si la suma total de los momentos dipolares de los enlaces es distinta de cero, la molécula será polar ($\mu \neq 0$).

Para determinar la polaridad de una molécula, lo más sencillo es dibujarla primero con su geometría correspondiente y dibujar los momentos dipolares individuales de los enlaces (flechas que van desde el elemento menos electronegativo hacia el más electronegativo).

En la siguiente imagen se muestran dos ejemplos:



En la molécula de CO_2 se anula la suma de los momentos dipolares de los enlaces debido a la geometría lineal de la molécula. Por lo tanto ($\mu = 0$) y se trata de una molécula apolar.

En la molécula de H_2O no se anula la suma de los momentos dipolares de los enlaces porque ambos van dirigidos hacia el átomo de oxígeno, y debido a la geometría angular de la molécula ($\mu \neq 0$) tratándose el agua de una molécula polar.

Si quieres aprender más sobre la polaridad y cómo asignarla en las moléculas más importantes en selectividad, pincha en el siguiente vídeo

<https://youtu.be/nVfa86ppMN0>

Indicar Hibridación del átomo central

En función de las nubes electrónicas podemos deducir la hibridación sp (2 nubes), sp^2 (3 nubes) o sp^3 (4 nubes) correspondiente al átomo central. Podremos justificarlo en función de su configuración electrónica o de la forma de los orbitales.

La hibridación es el proceso mediante el cual los orbitales atómicos puros se combinan entre sí para transformarse en otros orbitales diferentes llamados orbitales híbridos, con el fin de formar orbitales iguales en características, longitud y energía, y así poder explicar la realidad de algunas moléculas.

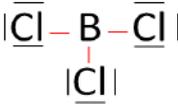
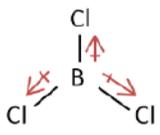
Se forman tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos puros se combinen. Para indicar la hibridación de un átomo, simplemente basta con contar las nubes electrónicas que tiene dicho átomo alrededor:

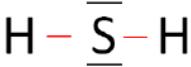
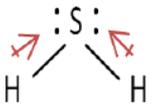
* 2 nubes electrónicas = 2 orbitales híbridos = hibridación del átomo central: sp

* 3 nubes electrónicas = 3 orbitales híbridos = hibridación del átomo central: sp^2

* 4 nubes electrónicas = 4 orbitales híbridos = hibridación del átomo central: sp^3

Veamos un par de ejemplos de todos estos puntos con las siguientes moléculas: BCl_3 y H_2S

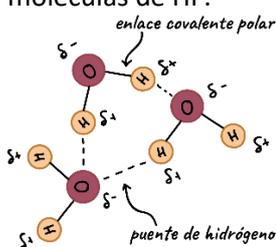
ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB_3 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha=120^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
 <p>Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)</p>	Se forman 3 orbitales híbridos tipo sp^2 , para solapar con cada uno de los átomos de Cl. Enlaces tipo sigma.

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB_2E_2 : 2 nubes electrónicas enlazantes 2 nubes electrónicas no enlazantes Geometría angular $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
 <p>Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia el S. Los pares de electrones solitarios del azufre en el mismo sentido que el vector resultante aumentan el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3 , dos de los cuales solapan con cada uno de los átomos de H y los otros dos albergan los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.

Fuerzas intermoleculares:

Interacciones débiles que forman las moléculas entre sí y que pueden ser de distintos tipos:

1) Puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno: Son las fuerzas intermoleculares de mayor fortaleza. Los pueden formar las moléculas que contengan enlaces directos entre el hidrógeno y uno de los tres átomos más electronegativos de la tabla periódica (F, O, N). Por ejemplo, pueden formar puentes de hidrógeno entre sí las moléculas de H_2O o las moléculas de HF.



Fuerzas de Van der Waals: Son fuerzas intermoleculares más débiles que los puentes de hidrógeno. La fortaleza de las fuerzas de Van der Waals aumenta al aumentar el tamaño de la molécula. Hay dos tipos de Fuerzas de Van der Waals:

- **Dipolo-dipolo:** se establecen entre moléculas polares (dipolos permanentes) cuando la zona con densidad de carga negativa de una molécula interacciona con la zona con densidad de carga positiva de otra. La fortaleza de esta fuerza aumenta a medida que aumenta la polaridad de las moléculas.
- **De dispersión o de London:** Se encuentran presentes en todas las moléculas y son las únicas que pueden existir en las moléculas apolares. Se establecen por la formación de dipolos instantáneos en moléculas apolares (se producen fluctuaciones muy rápidas y cambios de distribución en los electrones de las moléculas apolares que hacen que puedan formar dipolos instantáneos). Estos dipolos instantáneos generan dipolos en las moléculas cercanas (dipolos inducidos) por lo que interaccionan entre sí.

En función del tipo de enlace que posea, identificar las fuerzas que unen la estructura y determinar sus propiedades más relevantes.

Debemos identificar el **tipo de compuesto según su enlace** y las **fuerzas que unen dicha estructura** ya que en función de ella, podremos determinar sus principales propiedades:

Puntos de fusión/ebullición, solubilidad, conductividad eléctrica y térmica, otras...

Punto de fusión:

El punto de fusión de una sustancia es la temperatura a la que se produce el cambio de estado sólido a estado líquido.

Los puntos de fusión de los compuestos metálicos y de los compuestos iónicos (redes cristalinas) son muy altos debido a que cambiar de estado dichas sustancias supone romper los enlaces entre átomos que mantienen unido el compuesto.

En cambio, los puntos de fusión de las moléculas (compuestos de enlace covalente) son relativamente bajos, porque para cambiar de estado la sustancia no se rompen los enlaces entre átomos, sino las fuerzas intermoleculares existentes entre las moléculas que son muy débiles en comparación con los enlaces químicos.

Punto de ebullición:

El punto de ebullición de una sustancia es la temperatura a la que se produce el cambio de estado líquido a estado gaseoso.

Los puntos de ebullición de los compuestos metálicos y de los compuestos iónicos (redes cristalinas) son muy altos debido a que cambiar de estado dichas sustancias supone romper los enlaces entre átomos que mantienen unido el compuesto.

En cambio, los puntos de ebullición de las moléculas (compuestos de enlace covalente) son relativamente bajos, porque para cambiar de estado la sustancia no se rompen los enlaces entre átomos, sino las fuerzas intermoleculares existentes entre las moléculas que son muy débiles en comparación con los enlaces químicos.

Conductividad eléctrica:

Capacidad de un material o de una sustancia para dejar pasar la corriente eléctrica a través de él. Para que una sustancia sea un buen conductor eléctrico debe permitir el libre movimiento de electrones por su estructura.

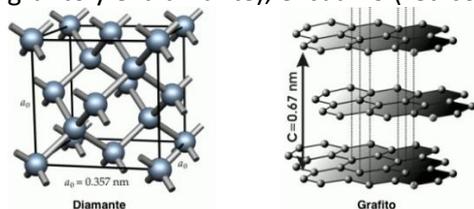
Los compuestos metálicos son generalmente buenos conductores gracias a que los electrones se mueven libremente por toda la red metálica según el modelo de la nube de electrones que explica el enlace metálico.

Los compuestos iónicos son buenos conductores únicamente en estado fundido o cuando se encuentran disueltos, ya que en estos casos se encuentran disociados en sus iones, lo que permite la libre circulación de cargas.

En el caso de los compuestos covalentes, son generalmente malos conductores de la electricidad debido a que los electrones se encuentran en posiciones localizadas (en los orbitales) sin libre movimiento.

Compuestos covalentes atómicos:

Los compuestos covalentes atómicos o cristales covalentes son compuestos formados por multitud de átomos unidos mediante enlaces covalentes. Pertenecen a este tipo de compuestos las dos formas cristalinas del carbono puro (el grafito y el diamante), el cuarzo (red covalente de SiO_2) y el corindón (red covalente de Al_2O_3).



Vamos a hacer un pequeño repaso de ello poniendo algún ejemplo de propiedad característica de cada grupo.

Covalentes moleculares

Las moléculas de la estructura están unidas por **fuerzas intermoleculares** que pueden ser de diferentes tipos:

- Fuerzas de Van der Waals (Dispersión, dipolo-dipolo...)
- Enlaces de Hidrógeno (Si cumple con los requisitos para ello).

Ejemplo de propiedad: Bajos puntos de fusión y ebullición debidos a que, por lo general, las fuerzas intermoleculares son débiles. Solubilidad entre compuestos polar-polar y entre compuestos apolar-apolar...

Covalentes atómicos

Los átomos de la estructura están unidos por **enlaces covalentes**.

Ejemplo de propiedad: Los puntos de fusión más altos debido a que se requiere mucha energía para romper los fuertes enlaces covalentes. No solubles en ningún tipo de disolvente...

Iónicos

La **energía reticular** es la magnitud que determina la fortaleza del cristal iónico. Importante saber comparar valores de varios compuestos iónicos en base a la carga y radio de los iones que forman un cristal iónico.

Ejemplo de propiedad: Conductividad eléctrica y térmica cuando están fundidos o en disolución debido a que hay libertad de movimiento entre las cargas. Mientras que en estado sólido no son conductores debido a que las cargas se encuentran fijas en la estructura iónica.

Metálicos

Los átomos del metal están unidos compartiendo electrones de forma colectiva tal y como justifica el **modelo gas de electrones**.

Ejemplo de propiedad: El modelo de gas de electrones justifica su gran conductividad eléctrica y térmica en cualquier estado.

PAU Valencia-PARA RESOLVER-T2-ENLACE Y MOLÉCULAS**1. 2023 Julio Cuestión 2. Estructura molecular. Estructuras electrónicas de Lewis.**

- a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de las siguientes especies químicas: disulfuro de carbono CS_2 , dióxido de azufre SO_2 , sulfuro de hidrógeno H_2S y formaldehído H_2CO . (0,8 puntos)
- b) Indique la hibridación de los átomos de C de las moléculas CS_2 y H_2CO . (0,4 puntos)
- c) Deduzca la geometría molecular de CS_2 y H_2CO . (0,4 puntos)
- d) Deduzca cuál de los dos ángulos es mayor: O-S-O o H-S-H en las moléculas de SO_2 y H_2S , respectivamente. (0,4 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; O = 8; S = 16.

2. 2023 Junio Cuestión 1. Estructura atómica y molecular. Propiedades periódicas.

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 12, 15, 17 y 19, respectivamente. Responda a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos e indique en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentra cada uno.
- b) Ordene justificadamente los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- c) Elija dos elementos entre los cuales se formaría un compuesto iónico y obtenga su fórmula molecular. Justifique la respuesta.
- d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos B y C aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que se establece entre dichos átomos.

3. 2023 Junio Cuestión 2. Estructura molecular. Estructuras electrónicas de Lewis.

Considere las especies químicas F_2CO , HCN y NBr_3 . Responda a las siguientes cuestiones:

- a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las moléculas. (0,6 puntos)
- b) Deduzca la disposición geométrica de los pares electrónicos que rodean al átomo central de cada molécula e indique el tipo de hibridación de los orbitales de dicho átomo. (0,6 puntos)
- c) Indique la geometría de las moléculas HCN y NBr_3 . (0,4 puntos)
- d) Discuta si las moléculas de HCN y NBr_3 son polares o apolares. (0,4 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9; Br = 35.

Electronegatividad: H = 2,1; C = 2,5; N = 3,0; Br = 2,8.

4. 2022 Julio Cuestión 2. Estructura molecular. Estructuras electrónicas de Lewis.

- a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de la molécula de diclorodifluorometano o freón-12 (CCl_2F_2) y del metanal o formaldehído (H_2CO). (0,6 puntos)
- b) Indique la hibridación del átomo de C en cada una de estas especies químicas. (0,4 puntos)
- c) Deduzca la geometría de ambas moléculas. (0,6 puntos)
- d) Discuta la polaridad de cada una de las moléculas. (0,4 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; O = 8; F = 9; Cl = 17.

Electronegatividades (Pauling): H = 2,20; C = 2,55; O = 3,44; F = 3,98. Cl = 3,16.

5. 2022 Junio Cuestión 1. Configuración electrónica. Propiedades atómicas y periódicas.

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- a) Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de cada uno de los elementos propuestos, e indique a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece cada uno.
- b) Ordene los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- c) Indique el ion más estable que podría formarse a partir de cada uno de los cuatro elementos propuestos y escriba su configuración electrónica.
- d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos A y B aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que les une.

6. 2022 Junio Cuestión 2. Estructura molecular. Estructuras electrónicas de Lewis.

- a) Dibuje las estructuras electrónicas de Lewis para las moléculas CF_4 , F_2CO y CO_2 . (0,6 puntos)
- b) Indique razonadamente la geometría de las tres moléculas del apartado anterior y ordene de menor a mayor los ángulos de las moléculas (F-C-F del CF_4 , F-C-F del F_2CO y O-C-O del CO_2). (0,8 puntos)
- c) Razone qué molécula/s del apartado (a) es/son polares. (0,6 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: C = 6; O = 8; F = 9. Electronegatividades (Pauling): C = 2,55; O = 3,44; F = 3,98.

7. 2021 Julio Cuestión 2. Estructura molecular.

El metanol, CH₃OH, es una sustancia de elevada toxicidad para los humanos. Conteste a las siguientes preguntas: (0,5 puntos cada apartado)

- Indique razonadamente la hibridación que presenta el átomo de carbono.
- Describa razonadamente la geometría que adopta la molécula.
- Razone si la molécula es o no polar.
- En fase líquida, ¿pueden las moléculas de metanol formar enlaces de hidrógeno? Razone la respuesta.

Datos: Valores de electronegatividad de Pauling: H = 2,20; C = 2,55; O = 3,44.

8. 2021 Junio Cuestión 2. Estructura molecular. Estructuras de Lewis.

Considere las moléculas de amoníaco, NH₃, metano, CH₄, y metanal, H₂CO.

- Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las tres moléculas. (0,6 puntos)
- Discuta razonadamente la geometría molecular de las tres especies. (0,6 puntos)
- Indique razonadamente la hibridación de los átomos de C. (0,2 puntos)
- Justifique si las moléculas son polares o apolares. (0,6 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; N = 7. Electronegatividad de Pauling: H = 2,20; C = 2,55; N = 3,44.

9. 2020 Septiembre Cuestión 2.- Estructura molecular.

Considere las especies químicas: NCl₃, NH₄⁺, CS₂, SCl₂ y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas. (0,8 puntos)
- Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas. (0,8 puntos)
- Discuta, justificadamente, la polaridad de las dos moléculas CS₂ y SCl₂. (0,4 puntos)

Datos: Números atómicos: H (1); C (6); N (7); S (16); Cl (17).

10. 2020 Junio Cuestión 1.- Estructura atómica. Propiedades periódicas.

Considere los elementos con número atómico A = 9, B = 11, C = 15 y D = 17. Responda las siguientes cuestiones:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos en su estado fundamental e indique el ion más estable que formará cada uno de ellos. (0,8 puntos)
- Defina energía de ionización y ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización. (0,8 puntos)
- Proponga un compuesto iónico y otro molecular formado por el elemento A combinado con cualquier otro de los propuestos. (0,4 puntos)

11. 2020 Junio Cuestión 2.- Estructura molecular. Enlace químico. Fuerzas intermoleculares.

El diclorometano, CH₂Cl₂, es un líquido volátil que, a pesar de su toxicidad, se sigue utilizando en la industria como disolvente. Conteste, razonadamente, a las siguientes preguntas: (0,5 puntos cada apartado)

- Indique la hibridación que presenta el átomo de carbono central.
- Describa la geometría que adopta la molécula.
- Discuta la polaridad de la molécula.
- En fase líquida, ¿pueden las moléculas de diclorometano formar enlaces de hidrógeno?

12. 2019 Julio Opción A CUESTIÓN 1

Considere las especies químicas: H₂CO, CN₂²⁻, H₂S, PCl₃ y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. (0,8 puntos)
- Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas. (0,8 puntos)
- Explique, justificadamente, si las moléculas H₂CO y PCl₃ son polares o apolares. (0,4 puntos)

Datos.- Números atómicos: H (1); C (6); N (7); O (8); P (15); S (16); Cl (17).

13. 2018 Julio Opción B CUESTIÓN 1

Considere las especies químicas H₂S, MgCl₂, C₂H₂ y CCl₄. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Discuta el tipo de enlace que se presenta en cada una de las cuatro especies químicas. (0,5 puntos)
- Deduzca la estructura de Lewis de las moléculas cuyos átomos están unidos mediante enlace covalente. (0,5 puntos)
- Justifique la geometría de las moléculas del apartado b). (0,5 puntos)
- Explique cuál de los compuestos, MgCl₂ o CCl₄, será más soluble en agua. (0,5 puntos)

Datos.- Números atómicos: H = 1; C = 6; Mg = 12; S = 16; Cl = 17.

14. 2018 Junio Opción A CUESTIÓN 1

Considere las especies químicas: Br_2CO , HSiCl_3 , CO_2 , NO^{2-} y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. (0,8 puntos)
 - Explique, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas. (0,8 puntos)
 - Discuta, razonadamente, si las moléculas Br_2CO , HSiCl_3 y CO_2 son polares o apolares. (0,4 puntos)
- Datos.- Números atómicos: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; Si = 14; Cl = 17; Br = 35.

15. 2017 Julio Opción B CUESTIÓN 1

Considere las especies químicas CS_2 , SiCl_4 , ICl_2^+ y NF_3 . Responda razonadamente:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas. (0,8 puntos)
- Deduzca la geometría de cada una de las cuatro especies químicas propuestas. (0,6 puntos)
- Discuta la polaridad de cada una de las moléculas CS_2 , SiCl_4 , y NF_3 . (0,6 puntos)

16. 2017 Junio Opción A CUESTIÓN 1

Considere las especies químicas: BF_3 , BF_4^- , F_2O y F_2CO y responda a las cuestiones siguientes: (0.5 puntos cada apartado)

- Represente las estructuras de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
- Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Considerando las moléculas BF_3 y F_2O , explique en qué caso el enlace del flúor con el átomo central es más polar.
- Explique razonadamente la polaridad de las moléculas BF_3 , F_2O y F_2CO .

Datos.- Números atómicos: B = 5; C = 6; O = 8; F = 9.

17. 2016 Julio Opción A CUESTION 1

Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 7, 8 y 17, respectivamente, y responda las cuestiones:

- Aplicando la regla del octeto deduzca razonadamente la fórmula molecular del compuesto formado por:
 - A y C
 - B y C (1 punto)
- A partir de las estructuras de Lewis de los dos compuestos deducidos en el apartado a), explique la geometría de cada una de las dos moléculas y justifique si son polares o apolares. (1 punto)

18. 2015 Julio Opción B CUESTION 1

Considere las siguientes moléculas: BF_3 , CF_4 , NF_3 y OF_2 . Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Dibuje la estructura de Lewis de cada una de las moléculas propuestas y deduzca su geometría. (0,8 puntos)
- Indique si cada una de las moléculas propuestas tiene o no momento dipolar. (0,8 puntos)
- Ordene las moléculas BF_3 , CF_4 , NF_3 por orden creciente de su ángulo de enlace. (0,4 puntos)

Datos.- Números atómicos: B (5); C (6); N (7); O (8); F (9).

19. 2015 Junio Opción A CUESTION 1

Considere las moléculas: BBr_3 , H_2S , HCN y CBr_4 , y responda a las siguientes cuestiones:

- Represente la estructura electrónica de Lewis de cada molécula. (0,8 puntos)
- Indique, razonadamente, la geometría de cada una de las especies. (0,8 puntos)
- Explique, en cada caso, si la molécula tendrá momento dipolar o no. (0,4 puntos)

Datos.- Número atómico, Z: H (1); B (5); C (6); N (7); S (16); Br (35).

20. 2014 Julio Opción A CUESTION 1

Considere las especies químicas CO_2 , CO_3^{2-} , H_2Se , y responda a las siguientes cuestiones:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores. (0,6 puntos)
- Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas. (0,9 puntos)
- Explique, justificando la respuesta, si las moléculas CO_2 y H_2Se son polares o apolares. (0,5 puntos)

DATOS.- Números atómicos: H = 1 ; C = 6 ; O = 8 ; Se = 34.

21. 2014 Junio Opción B CUESTION 1

a) Escriba la estructura de Lewis de cada una de las siguientes moléculas y prediga, justificando la respuesta, su geometría molecular: PCl_3 , OF_2 , H_2CO , CH_3Cl . (1,2 puntos)

b) Explique razonadamente si las moléculas PCl_3 , OF_2 , H_2CO , CH_3Cl son polares o apolares. (0,8 puntos)

DATOS.- Números atómicos: H = 1 ; C = 6 ; O = 8 ; F = 9 ; P = 15 ; Cl = 17 .

22. 2013 Julio Opción B CUESTION 1

Considere las especies químicas CO_3^{2-} , CS_2 , SiCl_4 , NCl_3 , y responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas. (0,8 puntos)
- Prediga la geometría molecular de cada una de las especies químicas. (0,8 puntos)
- Explique si las moléculas CS_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar. (0,4 puntos)

DATOS.- Números atómicos: C = 6; N = 7; O = 8; Si = 14; S = 16; Cl = 17

23. 2013 Junio Opción A CUESTION 1

Considere los elementos X e Y cuyos números atómicos son 8 y 17, respectivamente, y responda razonadamente a las cuestiones siguientes: (0,5 puntos cada apartado)

- Escriba las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos X e Y.
- Deduzca la fórmula molecular más probable del compuesto formado por X e Y.
- A partir de la estructura de Lewis del compuesto formado por X e Y, prediga su geometría molecular.
- Explique si la molécula formada por X e Y es polar o apolar.

24. 2013 Junio Opción B CUESTION 1

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las siguientes especies químicas y prediga su geometría molecular: NCl_3 , BeH_2 , NH_4^+ . (0,9 puntos)
- Explique si las moléculas BeH_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar. (0,3 puntos)

DATOS.- Números atómicos: H = 1; Be = 4; C = 6; N = 7; O = 8; Cl = 17