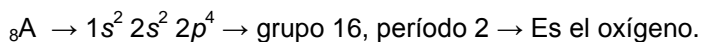


CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES	ACTIVIDADES							
		1	2	3	4	5	6	7	8
1. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas, y deducir sus propiedades.	1.1. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.	√	√						
2. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.	2.1. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.			√	√		√		
	2.2. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.			√	√	√	√		
3. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.	3.1. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.				√	√			
4. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.	4.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.						√	√	√
Puntuación		1	1	1,5	1,5	1	1,5	1,5	1

1. a) Escribimos sus configuraciones electrónicas:



b) A y B. Dado que son dos no metales, se unirán mediante enlaces covalentes (el C es un metal y formaría enlaces iónicos con ellos).

c) El oxígeno (O) tiene covalencia 2. El cloro (Cl) puede desaparecer electrones al promocionarlos hacia orbitales 3d vacíos; además, puede presentar covalencias 1, 3, 5 y 7 con el O. Posibles compuestos: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 y Cl_2O_7 .

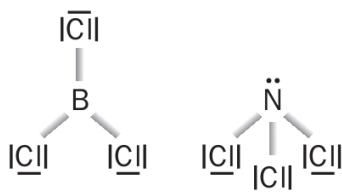
d) Compuestos covalentes moleculares: gases (o líquidos) a temperatura ambiente por sus bajos puntos de fusión y ebullición; en función de su polaridad, serán solubles en disolventes polares (moléculas polares) o apolares (moléculas apolares), y no conducen la electricidad.

2. El enlace C-C simple es un enlace σ , formado por solapamiento frontal de los orbitales (muy eficaz, enlace fuerte). El enlace doble C=C consiste en un enlace σ y otro π .

El enlace π es mucho más débil que el σ , pues se trata de un solapamiento lateral mucho menos eficaz que el frontal. Puesto que el enlace π es más fácil de romper que el σ , será menos energético. La energía de disociación C=C será menor de 696 kJ mol^{-1} .

3. Moléculas: tricloruro de boro y tricloruro de nitrógeno.

a)

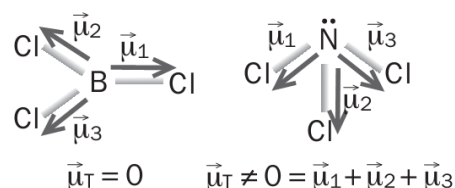


b) y c) Según la teoría de repulsión de los electrones de capa de valencia TRPECV, los pares de electrones enlazantes y los no enlazantes se distribuyen alrededor del átomo central (el boro en el primer caso y el nitrógeno en el segundo), en disposiciones más estables de energía que suponen el máximo alejamiento entre ellos.

En el caso del tricloruro de boro (BCl_3) tenemos tres pares de electrones a su alrededor. La disposición más estable se consigue distribuyéndolos hacia los vértices de un triángulo equilátero; los ángulos serán de 120° .

En el caso del tricloruro de nitrógeno (NCl_3), el N tiene a su alrededor cuatro pares de electrones (uno no enlazante y tres enlazantes). La disposición más estable es distribuirlos hacia los vértices de un tetraedro; uno de los vértices es ocupado por el par no enlazante, por lo que la geometría es una pirámide triangular. Los ángulos tetraédricos teóricos serían de $109,5^\circ$, pero en este caso serán algo menores de este valor debido a la repulsión que ejerce el par de electrones no enlazantes sobre los enlazantes, lo que provoca un ligero cierre en el ángulo de enlace.

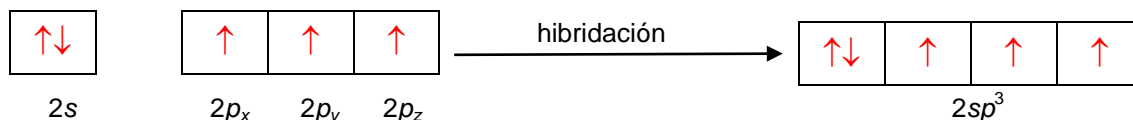
d) Por simetría, los momentos dipolares de los enlaces de la molécula de BCl_3 se anulan ($\mu = 0$). La molécula es apolar. Sin embargo, en la de NCl_3 no se compensan ($\mu \neq 0$). La molécula es polar.



4. En relación a la molécula de amoniaco:

a) En estado fundamental, el nitrógeno presenta sus tres electrones desapareados en orbitales p . La unión formada por solapamiento de estos orbitales llevaría a ángulos de enlace de 90° , lo cual no sucede.

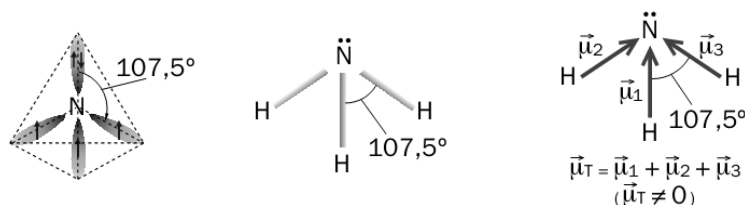
Un átomo de nitrógeno combina un orbital atómico s y tres orbitales atómicos de tipo p para obtener cuatro orbitales híbridos sp^3 equivalentes en forma y energía, y dirigidos hacia los vértices de un tetraedro (ángulos de enlace de $109,5^\circ$).



b) En cada uno de los orbitales híbridos se aloja un electrón, excepto en uno, en que lo hacen dos (par de electrones no enlazantes).

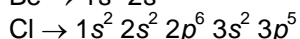
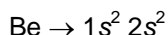
c) Los tres orbitales con un electrón desapareado se solapan frontalmente con un orbital $1s$ de cada átomo de hidrógeno que posee otro electrón, formando así un enlace σ . La molécula tendrá forma de pirámide trigonal, con ángulos de enlace algo menores de $109,5^\circ$, pues el par de electrones no enlazantes del nitrógeno ejerce repulsiones sobre el resto y el ángulo se cierra algo.

d) Los enlaces N-H son polares y, debido a la geometría de la molécula, no se anulan. La molécula es polar.

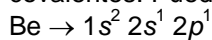


5. Mediante la teoría de la hibridación:

a) Los átomos del cloruro de berilio (BeCl_2) presentan las siguientes configuraciones electrónicas:



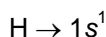
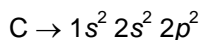
Según la teoría del enlace de valencia (TEV), el berilio debe desaparecer electrones para formar enlaces covalentes. Puede adoptar la configuración:



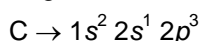
Suponiendo una hibridación sp , los enlaces se formarán entre los orbitales p del Cl y los dos híbridos sp del Be, que forman 180° entre sí. La geometría de la molécula será lineal.

Hibridación sp	Orbitales atómicos 1 OA s + 1 OA p 	Orbitales híbridos 2 sp 	Geometría lineal	$\text{Cl} = \text{Be} = \text{Cl}$
---------------------	---	----------------------------------	---------------------	-------------------------------------

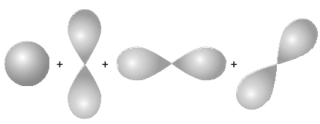
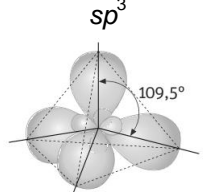
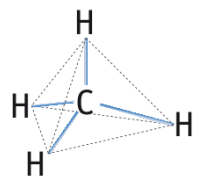
b) Los átomos del metano (CH_4) presentan las siguientes configuraciones electrónicas:



Según la teoría del enlace de valencia (TEV), el carbono puede adoptar la siguiente configuración:



Suponiendo una hibridación sp^3 , la combinación lineal de los orbitales presentará una geometría tetraédrica y la covalencia del átomo central es 4.

<p>Hibridación sp^3</p>	<p>Orbitales atómicos 1 OA s + 3 OA p</p> 	<p>Orbitales híbridos sp^3</p> 	<p>Geometría tetraédrica</p>	
--------------------------------------	---	--	------------------------------	---

6. En relación a las dos moléculas CO_2 y SO_2 :

a) Molécula CO_2 :

C: $1s^2 2s^2 2p^2$. La covalencia del C es 4.

O: $1s^2 2s^2 2p^4$. La covalencia del O es 2.



En total hay cuatro pares de electrones enlazantes y cuatro pares solitarios.

Molécula SO_2 :

S: $[Ne] 3s^2 3p^4$. Presenta covalencia 2, pero como el azufre posee orbitales 3d próximos en energía, uno de los orbitales del 3p pasa al 3d, existiendo ahora cuatro electrones desapareados. La covalencia del S es 4.

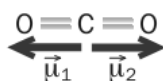
O: $1s^2 2s^2 2p^4$. La covalencia del O es 2.



b) Para el CO_2 , la geometría de la molécula es lineal, por lo que el ángulo es de 180° . En el SO_2 existen dos electrones libres, presentando una geometría angular. Al no ser las tres nubes electrónicas idénticas, los ángulos son aproximadamente de 120° . El ángulo del enlace se cierra ligeramente.

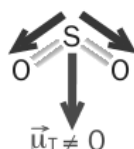
c) El tipo de fuerza depende de la polaridad de la molécula.

En el CO_2 , molécula apolar, predominan las fuerzas de Van der Waals.



$$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = 0$$

En el SO_2 , molécula polar, predominan las fuerzas dipolo-dipolo.



7. a) Fundir cloruro de litio. Enlace iónico. b) Tallar un diamante. Enlace covalente. c) Fundir hierro. Enlace metálico. d) Vaporizar agua. Enlace de hidrógeno (intermolecular). e) Disolver oxígeno molecular en agua. Fuerzas intermoleculares muy débiles del tipo London (dispersión). f) Disolver cloruro de sodio en agua. Enlace iónico. g) Sublimar yodo. Fuerzas intermoleculares muy débiles del tipo London (dispersión). h) Evaporarse acetona. Fuerzas intermoleculares débiles del tipo dipolo-dipolo (la molécula de acetona es polar).

8. Los mayores puntos de ebullición corresponderán a los compuestos que tengan mayores fuerzas de cohesión uniendo sus partículas. Así:

SiO_2 (sólido covalente reticular) > Fe (metálico)* > NaCl (iónico) > NH_3 (moléculas unidas por fuerzas intermoleculares tipo enlace de hidrógeno) > CO (moléculas polares, unidas por fuerzas intermoleculares del tipo Van der Waals dipolo-dipolo) > CBr_4 (moléculas apolares, unidas por fuerzas intermoleculares del tipo Van der Waals de dispersión) > CCl_4 (moléculas apolares, unidas por fuerzas intermoleculares del tipo Van der Waals de dispersión)**.

* Los compuestos metálicos poseen un amplio rango de puntos de fusión y de ebullición (desde el mercurio, que es líquido a temperatura ambiente, hasta metales con puntos de fusión de miles de grados), pero en este caso el hierro supera los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos.

** Los dos últimos compuestos se encuentran unidos por el mismo tipo de uniones, por fuerzas intermoleculares muy débiles del tipo Van der Waals de dispersión, ya que ambas son moléculas apolares: la fortaleza de estas interacciones aumenta al hacerlo la masa molecular, y el CBr_4 pesa más.