

14 El enlace químico

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 14.1 Diferencia los cuatro tipos de estructuras sólidas: multimolecular, gigante covalente, gigante metálica y gigante iónica.

Especifica cuáles de ellas pueden ser únicamente sustancias simples, cuáles únicamente compuestos y cuáles ambos.

Los sólidos moleculares están formados por moléculas unidas por fuerzas intermoleculares débiles. Esto da lugar a que sean sólidos de baja temperatura de fusión. Pueden ser sustancias simples o compuestos.

Los sólidos con estructura gigante covalente están formados por una estructura ininterrumpida de átomos unidos por enlaces covalentes. Pueden ser sustancias simples o compuestos.

Los sólidos con estructura gigante metálica están formados por una estructura de iones positivos alrededor de la cual se mueven los electrones de valencia. Solo la forman los elementos metálicos.

Los sólidos con estructura gigante iónica están formados por una red de iones positivos y negativos, que se atraen mediante fuerzas electrostáticas. Son compuestos iónicos.

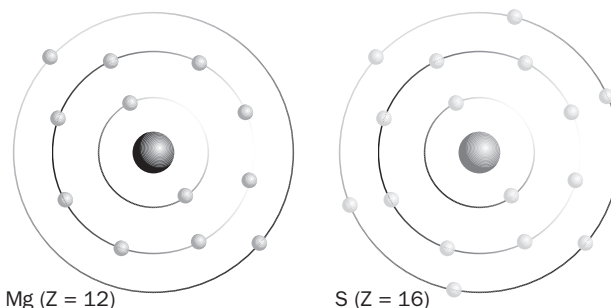
- 14.2 Indica el tipo de especies químicas que intervienen en los enlaces covalente, iónico y metálico.

¿Por qué se citan las expresiones “enlace covalente” y “enlaces covalentes” (en plural), y en cambio solo se habla de enlace iónico o enlace metálico (en singular)?

El enlace covalente tiene lugar entre átomos, el enlace iónico entre iones de diferente carga, y el enlace metálico entre iones positivos y electrones de valencia. Los enlaces covalentes se pueden particularizar entre dos átomos; por el contrario, tanto el enlace iónico como el enlace metálico tienen lugar entre el conjunto de iones, en el caso de los sólidos iónicos, o entre el conjunto de iones positivos y electrones, en el caso de los sólidos metálicos.

- 14.3 Dibuja los modelos de capas de los átomos del magnesio ($Z = 12$) y el azufre ($Z = 16$), e indica su valencia iónica justificando la respuesta.

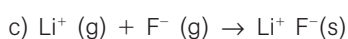
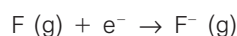
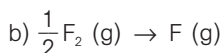
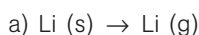
Predice qué tipo de compuesto formará el magnesio cuando reaccione con el azufre y cuál será su fórmula.



La valencia iónica del magnesio es $+2$, porque puede perder los 2 electrones de su última capa y formar el ion Mg^{2+} . La valencia iónica del azufre es -2 , porque puede aceptar 2 electrones y completar así su última capa, formando el ion S^{2-} . Cuando el magnesio reacciona con el azufre puede formar un compuesto iónico, el sulfuro de magnesio, de fórmula $Mg^{2+} S^{2-}$ (MgS).

- 14.4 Representa las etapas de formación del fluoruro de litio a partir de átomos de Li ($Z = 3$) y de F ($Z = 9$).

- Formación de iones Li^+ .
- Formación de iones F^- .
- Formación del cristal iónico $Li^+ F^-$ (s).

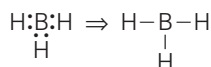


14.5 Representa los diagramas de Lewis de las moléculas siguientes: BH₃, CH₄, PH₃, y H₂S.

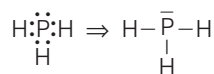
Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman estas moléculas son:

H (Z = 1) 1s ¹	tiene 1 e ⁻ en la capa de valencia
B (Z = 5) 1s ² 2s ² 2p ¹	tiene 3 e ⁻ en la capa de valencia
C (Z = 6) 1s ² 2s ² 2p ²	tiene 4 e ⁻ en la capa de valencia
P (Z = 15) 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³	tiene 5 e ⁻ en la capa de valencia
S (Z = 16) 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	tiene 6 e ⁻ en la capa de valencia

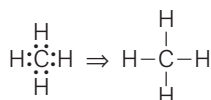
BH₃



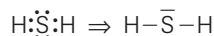
PH₃



CH₄



H₂S



14.6 Indica los pares de electrones enlazantes y los pares de electrones solitarios de cada molécula del ejercicio anterior.

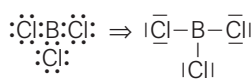
Los pares enlazantes son todos aquellos que forman los enlaces entre los átomos. El átomo de B no tiene ningún par solitario, tampoco el C; el P presenta un par de electrones solitarios y el S dos pares.

14.7 Dibuja los diagramas de Lewis de las siguientes moléculas: BCl₃, CH₄, CO₂, NH₂NH₂, HCN, HClO, HClO₂, PCl₅ y SF₆. ¿Cuáles cumplen la regla del octeto? ¿Cuáles presentan enlace doble?

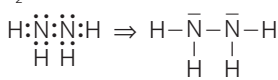
Las configuraciones electrónicas de los elementos que forman estas moléculas son:

H (Z = 1) 1s ¹ (1 e ⁻ de valencia)	F (Z = 9) 1s ² 2s ² 2p ⁵ (7 e ⁻ de valencia)
B (Z = 5) 1s ² 2s ² 2p ¹ (3 e ⁻ de valencia)	P (Z = 15) 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³ (5 e ⁻ de valencia)
C (Z = 6) 1s ² 2s ² 2p ² (4 e ⁻ de valencia)	S (Z = 16) 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴ (6 e ⁻ de valencia)
N (Z = 7) 1s ² 2s ² 2p ³ (5 e ⁻ de valencia)	Cl (Z = 17) 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵ (7 e ⁻ de valencia)
O (Z = 8) 1s ² 2s ² 2p ⁴ (6 e ⁻ de valencia)	

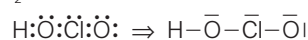
BCl₃



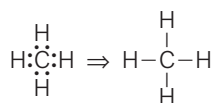
NH₂NH₂



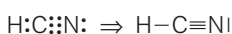
HClO₂



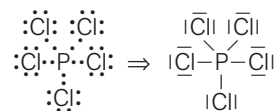
CH₄



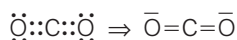
HCN



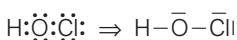
PCl₅



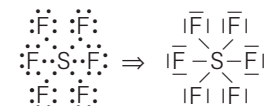
CO₂



HClO



SF₆



Cumplen la regla del octeto CH₄, CO₂, NH₂NH₂, HCN, HClO, HClO₂. No la cumplen ni el BCl₃ (alrededor del B solo hay 6 electrones), ni el PCl₅ (alrededor del P hay 10 electrones), ni el SF₆ (alrededor del S hay 12 electrones). El CO₂ presenta dos enlaces dobles, y el HCN, un enlace triple.

14.8 En la gráfica que representa la energía potencial eléctrica de dos átomos de hidrógeno en función de la distancia entre sus núcleos:

- ¿Qué valor se ha atribuido a la energía potencial de los átomos en el infinito?
- ¿Por qué disminuye la energía potencial a medida que se acercan los átomos?
- ¿Cuál es la longitud del enlace?

- La energía potencial atribuida a los átomos en el infinito es cero.
- Porque a esa distancia la fuerza neta entre los átomos es atractiva y, en consecuencia, la energía potencial disminuye a medida que los átomos se acercan. Sin embargo, a la distancia de equilibrio la fuerza repulsiva entre los electrones y los núcleos se hace igual a la fuerza atractiva entre los electrones y los núcleos.
- La distancia a la cual la energía potencial es mínima, es decir, donde las fuerzas de atracción y de repulsión son iguales.

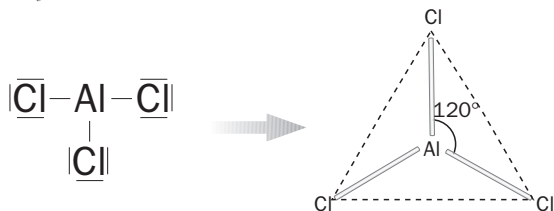
14.9 En la misma gráfica, responde:

- ¿Por qué aumenta la energía potencial a distancias inferiores a la del enlace?
 - ¿Qué energía se desprende cuando los átomos se aproximan desde infinito hasta la distancia del enlace?
 - ¿Qué energía sería necesario aportar para separar totalmente los átomos enlazados?
- Si los núcleos de los átomos se acercan más, la fuerza neta es repulsiva y, en consecuencia, la energía potencial comienza a aumentar.
 - Una energía igual al valor de la energía potencial de los átomos enlazados.
 - Exactamente la misma energía que se ha desprendido en su formación. Esta energía se denomina energía de enlace.

14.10 Predice la geometría de las moléculas siguientes:

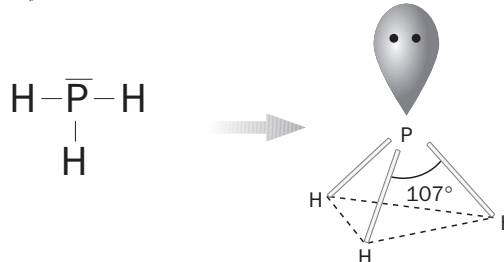


AlCl_3



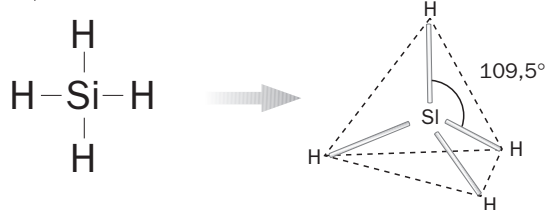
Triangular plana

PH_3



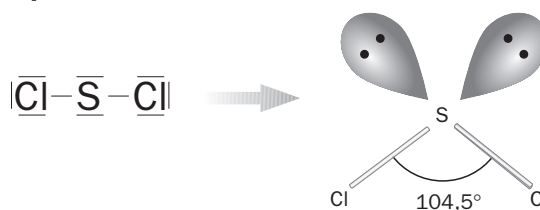
Piramidal triangular

SiH_4



Tetraédrica

SCl_2



Angular

HF



Lineal

14.11 Explica por qué el ángulo de enlace H-N-H en la molécula de amoníaco ($107,3^\circ$) es menor de $109,5^\circ$. (Ten en cuenta el mayor volumen del par de electrones solitario del nitrógeno.)

El ángulo que forman los enlaces de una estructura tetraédrica es de $109,5^\circ$. La razón de que el ángulo del enlace H-N-H sea menor es que el orbital del par solitario es algo más voluminoso (pues se encuentran más deslocalizados) que los orbitales de los pares enlazantes, lo cual provoca una mayor repulsión entre ellos, y provoca que los pares enlazantes se encuentren más separados del par solitario y, por tanto, más próximos entre ellos.

14.12 Predice la geometría de las moléculas siguientes.



(Ten en cuenta que los orbitales de los enlaces dobles y triples se pueden considerar como si fueran enlaces simples.)

MOLÉCULA	ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
CO ₂	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	Lineal (180°)
H ₂ CO ₃	$\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$	Triangular plana, el grupo CO ₃ ; (los enlaces O-H son angulares)
O ₃	$\text{O}=\text{O}-\text{O} \leftrightarrow \text{O}=\text{O}-\text{O}$	Angular (120°)
CS ₂	$\text{S}=\text{C}=\text{S}$	Lineal (180°)
HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	Lineal (180°)

14.13 Indica qué tipo de fuerza intermolecular o enlace entre moléculas está presente en las siguientes sustancias: H₂, HBr, NH₃.

En el H₂ existen fuerzas intermoleculares de dispersión dipolo-dipolo instantáneo (London). Es una molécula apolar en la que dichos dipolos son provocados por la fluctuación de los electrones.

En el HBr la diferencia de electronegatividad entre los átomos genera un desplazamiento de los electrones hacia el Br, creando un dipolo permanente de forma que cada molécula es atraída por las vecinas mediante fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo.

En el NH₃, los átomos de H están unidos al N que, por su pequeño tamaño y alta electronegatividad (y debido a la geometría piramidal triangular de la molécula), forman moléculas muy polares. Esto da lugar a un enlace de hidrógeno entre este átomo de una molécula y un átomo de nitrógeno de otra.

14.14 Predice qué sustancia tendrá la temperatura de ebullición más alta, el Kr (Z = 36) o el HBr (molécula con 36 electrones). Justifica la respuesta.

Las fuerzas intermoleculares de dispersión dependen del número de electrones del átomo o de la molécula. Puesto que este número es el mismo en el caso de Kr que del HBr, se puede suponer que este tipo de fuerza será de la misma intensidad en ambas especies. Por contra, el átomo de Kr no presenta polaridad permanente, mientras que la molécula de HBr es polar, por lo que en el caso del HBr existirán además fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo entre sus moléculas; en consecuencia, es de esperar que la temperatura de ebullición del HBr (l) sea más alta que la del Kr (l).

14.15 ¿Por qué la temperatura de ebullición del oxígeno líquido (-183°C) es más alta que la del nitrógeno líquido (-196°C)?

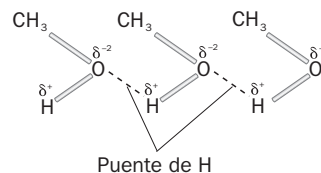
En ambos gases únicamente existen fuerzas intermoleculares de dispersión. El número de electrones de la molécula de O₂ es 16, mientras que el número de electrones de la molécula de N₂ es 14, lo que explica que la temperatura de ebullición del oxígeno líquido sea más alta que la del nitrógeno líquido.

14.16 ¿Por qué la temperatura de fusión del naftaleno, C₁₀H₈ (80,3°C), es superior a la del agua (0°C)?

La molécula de naftaleno es mucho mayor que la de agua. El número de electrones en la molécula de naftaleno es 68, mientras que la molécula de agua tiene nada más que 10 electrones. A pesar de que la molécula de agua es polar y la de naftaleno, no, y de que entre las moléculas de agua se establecen enlaces de hidrógeno, es más importante la mayor intensidad de las fuerzas de dispersión, debido a la gran diferencia entre el número de electrones, lo que explica que la temperatura de fusión del naftaleno sea superior a la del agua.

14.17 El metanol, CH₃OH, se utiliza como alcohol de quemar, y el etano, CH₃CH₃, se emplea como combustible. Explica por qué, teniendo los dos 18 electrones, a temperatura ambiente, el metanol es un líquido que hierve a 78,3°C y el etano es un gas que lo hace a -88,6°C.

La razón está en que las moléculas de metanol son polares y, además, entre el hidrógeno de una molécula y el oxígeno de la otra se establecen enlaces de hidrógeno.



14.18 ¿Qué conductividad eléctrica cabe esperar para el cuarzo? ¿Y qué temperatura de fusión?

Cabe esperar que el cuarzo sea aislante, es decir, que tenga una conductividad eléctrica prácticamente nula. Por contra, cabe esperar que su temperatura de fusión sea muy alta.

14.19 ¿Cómo explicas la conductividad eléctrica del grafito?

La conductividad eléctrica del grafito es debida a la movilidad del cuarto electrón de valencia de los átomos de carbono, que no participa en los enlaces que mantienen unidos a los átomos de carbono en las estructuras bidimensionales gigantes (capas de átomos de carbono).

14.20 ¿En qué consiste la hidratación de los iones que tiene lugar cuando un sólido iónico se disuelve en agua? ¿Qué factores favorecen su solubilidad?

La hidratación de los iones es el proceso por el cual las moléculas polares del agua rodean y son atraídas por los iones, que se han separado de la estructura de un sólido iónico. Una mayor densidad de carga (relación carga/volumen) de los iones, implica una mayor fuerza de atracción entre los iones y las moléculas de agua (fuerzas ion-dipolo), lo que supone una mayor energía de hidratación (negativa, porque es energía que se desprende), lo cual favorece la solubilidad de la sal. Sin embargo, si el ion es muy pequeño puede hacer disminuir el número de capas de moléculas de agua que se pueden situar a su alrededor, lo que implicaría que la energía de hidratación no fuera tan grande. Por otro lado, hay que tener en cuenta que cuanto mayor es la carga de los iones y menor es su tamaño, también es mayor la fuerza con que se atraen en el cristal y, en consecuencia, mayor es la energía reticular, es decir, la energía necesaria para separar los iones de la estructura cristalina, lo que va en contra de su solubilidad. En este razonamiento estamos suponiendo que un compuesto iónico será más soluble cuanto más negativa sea su energía de disolución, la cual es igual a la diferencia entre la energía reticular (positiva) y la energía de hidratación de los iones (negativa).

14.21 Indica cuál de las siguientes sustancias iónicas es previsible que tenga una temperatura de fusión mayor: CaO y K₂O. Justifica la respuesta.

El CaO (s) es previsible que tenga una temperatura de fusión mayor que el K₂O (s), porque la carga del ion Ca²⁺ es doble que la del ion K⁺, siendo su tamaño muy similar. Como consecuencia, la fuerza electrostática de atracción entre los iones de carga opuesta será mayor en el CaO (s) que en el K₂O (s), y su energía y temperatura de fusión también serán mayores.

14.22 Da una explicación de la insolubilidad de los metales en agua en función del modelo, del enlace metálico y la estructura de las redes metálicas.

La gran intensidad del enlace metálico impide la separación de los átomos de la estructura metálica. Por otro lado, estos átomos, al no ser polares, no pueden interactuar con las moléculas de agua del mismo modo que lo harían los iones de un sólido iónico. Dicho de otro modo, no existe una energía de hidratación que pudiera compensar la energía necesaria para separar los átomos de la estructura cristalina metálica.

14.23 Busca en internet (www.e-sm.net/fq1bach05) la temperatura de fusión del sodio y la del magnesio. Razona por qué existe esa diferencia.

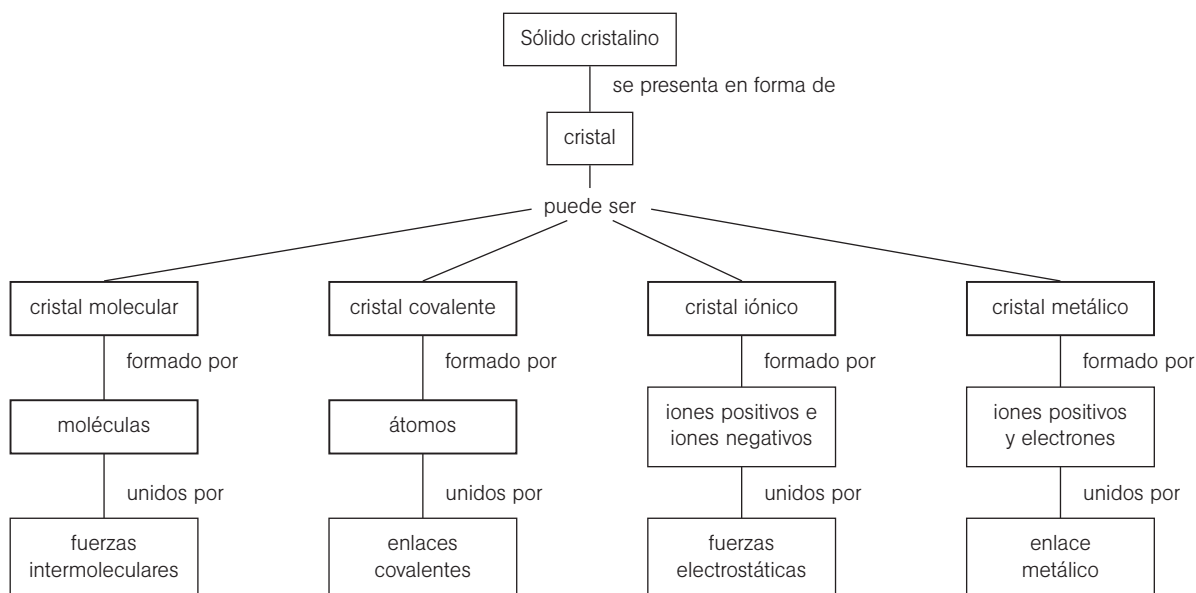
La temperatura de fusión del Na es 98°C y la temperatura de fusión del Mg es 650°C. El tamaño de los iones Na⁺ y Mg²⁺ es similar; sin embargo, la carga positiva del núcleo del Mg (Z = 12) es superior a la del Na (Z = 11), lo que implica que la fuerza de atracción entre la carga positiva del núcleo y los electrones de valencia es superior en el Mg que en el Na. También puede razonarse calculando la carga neta del corazón de los átomos de Na y Mg (se entiende por corazón de un átomo el núcleo y todos los electrones excepto los de valencia). La carga neta del corazón de un átomo es la suma de las cargas positivas del núcleo y de las cargas negativas de sus electrones. La carga neta del corazón del átomo de Na es +11 - 10 = +1, mientras que la del corazón del átomo de Mg es +12 - 10 = +2.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA

14.24 Dibuja un mapa conceptual que contenga los siguientes términos.

“Sólido cristalino, cristal, estructura molecular, estructura gigante, cristal molecular, cristal iónico, cristal covalente, cristal metálico, moléculas, iones positivos, iones negativos, átomos, electrones, fuerzas electrostáticas, fuerzas intermoleculares, enlace covalente y enlace metálico.”



14.25 a) ¿Qué tipo de sólidos forman los elementos no metálicos cuando forman sustancias simples?
 b) ¿Qué tipo de sólidos forman los elementos no metálicos cuando forman compuestos?
 c) ¿Qué tipo de sólidos forman los elementos metálicos?
 d) ¿Qué tipo de sólidos forma la unión de elementos metálicos de los grupos 1 y 2 con elementos no metálicos de los grupos 16 y 17?

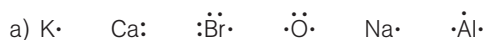
- a) Sólidos moleculares y en algunos casos (los elementos del grupo 14) sólidos covalentes (como el diamante) o covalentes-metálicos (como el grafito).
 b) Sólidos moleculares y en algunos casos (los elementos del grupo 14) sólidos covalentes (como el SiO_2).
 c) Sólidos metálicos.
 d) Sólidos iónicos.

ENLACE IÓNICO

14.26 a) Según la posición de los elementos en la tabla periódica, dibuja el diagrama de Lewis de cada uno de los siguientes átomos.

K Ca Br O Na Al

- b) Basándote en la regla del octeto, predice la carga más probable del ion de cada elemento.
 c) Escribe la fórmula de cada ion y nómbralo.
 d) Representa el diagrama de Lewis de cada uno de los iones anteriores.

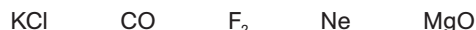


- b) K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ valencia 1+
 Ca (Z = 20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ valencia 2+
 Br (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ valencia 1-
 O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$ valencia 2-
 Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ valencia 3+

c) K^+ (catión potasio); Ca^{2+} (catión calcio); Br^- (anión bromuro); O^{2-} (anión óxido); Na^+ (catión sodio); Al^{3+} (catión aluminio).



14.27 ¿En cuáles de las siguientes especies químicas los elementos se encuentran en forma de iones? Justifica tu respuesta.



En el KCl y en el MgO, porque son combinaciones de un metal con un no metal, más concretamente de un elemento del grupo 1 (K) con uno del grupo 17 (Cl), y de un elemento del grupo 2 (Mg) con otro del grupo 16 (O); es decir, se combinan átomos con 1 ó 2 electrones en su última capa y átomos a los que les faltan 1 ó 2 electrones para tener la capa completa. Estos átomos, al reaccionar, unos (K y Ca) pierden los electrones de su última capa y otros (Cl y O) ganan electrones hasta tener la capa completa, formándose iones positivos y negativos que se aproximan hasta formar una estructura gigante iónica, KCl (s) y MgO (s).

14.28 Los diagramas de Lewis de cuatro átomos A, B, C y D son los siguientes.



- Indica a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno de los elementos.
- ¿Cuáles de ellos cabe esperar que formen iones? En estos casos, ¿cuál será la carga del ion?
- ¿Qué tipo de compuesto cabe esperar que formen los elementos A y C?
- ¿Cuál sería la fórmula de ese compuesto?

- A: grupo 2 B: grupo 1 C: grupo 17 D: grupo 14
- Es de esperar que formen iones A, B y C. Las cargas esperables son A²⁺, B⁺ y C⁻.
- Un compuesto iónico.
- AC₂.

14.29 Predice razonadamente la fórmula del compuesto iónico que forma cada uno de los pares de elementos siguientes.

- | | |
|--|--|
| <ol style="list-style-type: none"> Na y F Ba y O Ca y I | <ol style="list-style-type: none"> Al y O Na y S K y Cl |
|--|--|
-
- | | |
|---|---|
| <ol style="list-style-type: none"> Na (Z = 11): [Ne] 3s¹ ⇒ Na → Na⁺ + e⁻
F (Z = 9): [He] 2s² 2p⁵ ⇒ F + e⁻ → F⁻
Na⁺ + F⁻ → NaF Ba (Z = 56): [Xe] 6s² ⇒ Ba → Ba²⁺ + 2e⁻
O (Z = 8): [He] 2s² 2p⁴ ⇒ O + 2e⁻ → O²⁻
Ba²⁺ + O²⁻ → BaO Ca (Z = 20): [Ar] 4s² ⇒ Ca → Ca²⁺ + 2e⁻
I (Z = 53): [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁵ ⇒ (I + e⁻ → I⁻) · 2
Ca²⁺ + 2 I⁻ → CaI₂ | <ol style="list-style-type: none"> Al (Z = 13): [Ne] 3s² 3p¹ ⇒ (Al → Al³⁺ + 3e⁻) · 2
O (Z = 8): [He] 2s² 2p⁴ ⇒ (O + 2e⁻ → O²⁻) · 3
2 Al³⁺ + 3 O²⁻ → Al₂O₃ Na (Z = 11): [Ne] 3s¹ ⇒ (Na → Na⁺ + e⁻) · 2
S (Z = 16): [Ne] 3s² 3p⁴ ⇒ S + 2e⁻ → S²⁻
2 Na⁺ + S²⁻ → Na₂S K (Z = 19): [Ar] 4s¹ ⇒ K → K⁺ + e⁻
Cl (Z = 17): [Ne] 3s² 3p⁵ ⇒ Cl + e⁻ → Cl⁻
K⁺ + Cl⁻ → KCl |
|---|---|

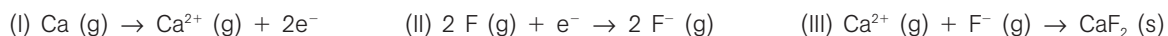
14.30 ¿Cuáles de las siguientes especies químicas no están presentes en un cristal de CaCl₂? Explica por qué.

- | | |
|---|--|
| <ol style="list-style-type: none"> Iones Ca⁺ Moléculas CaCl₂ Iones Ca²⁺ | <ol style="list-style-type: none"> Iones Cl₂⁻ Iones Cl⁻ |
|---|--|

El cristal de CaCl₂ es un cristal iónico formado por iones Ca²⁺ e iones Cl⁻ en la proporción 1: 2. Por tanto, no existen ni moléculas CaCl₂ ni tampoco iones Ca⁺, porque son más estables los iones Ca²⁺. Tampoco hay iones Cl₂⁻, ya que el subíndice 2 indica que hay 2 iones Cl⁻ por cada ion Ca²⁺, no que exista el ion Cl₂⁻ en el cristal (en cuyo caso no se compensarían las cargas, ya que Ca²⁺ tiene dos cargas positivas y Cl₂⁻ solo una negativa).

14.31 Describe mediante ecuaciones químicas la formación del fluoruro de calcio, CaF₂ (s), a partir de átomos de calcio y de flúor, a través de las siguientes etapas.

- Formación de iones calcio, Ca²⁺
- Formación de iones fluoruro, F⁻
- Formación del cristal iónico de fluoruro de calcio, CaF₂ (s)



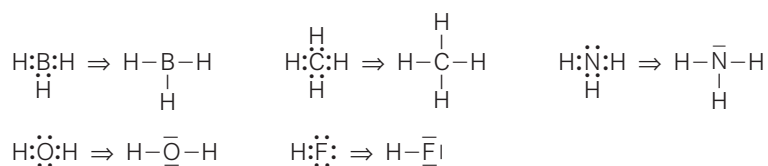
ENLACE COVALENTE. DIAGRAMAS DE LEWIS Y GEOMETRÍA DE MOLÉCULAS

- 14.32 a) Dibuja los diagramas de Lewis de los átomos de B, C, N, O y F, y predice las valencias covalentes más probables de cada átomo. Justifica tu respuesta.
 b) Escribe los diagramas de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las moléculas que forman estos elementos con el hidrógeno.

a)

ELEMENTO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	VALENCIA MÁS PROBABLE	ESTRUCTURA DE LEWIS
B	B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$	3	$\cdot\dot{\text{B}}\cdot$
C	C (Z = 6): $1s^2 2s^2 2p^2$	4	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$
N	N (Z = 7): $1s^2 2s^2 2p^3$	3	$:\dot{\text{N}}\cdot$
O	O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$	2	$\cdot\dot{\text{O}}\cdot$
F	F (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$	1	$:\dot{\text{F}}\cdot$

b)



- 14.33 Indica los pares de electrones compartidos y los pares de electrones solitarios de cada una de las moléculas del ejercicio anterior. Nómbralas.

Los pares de electrones compartidos son todos aquellos que representan la unión entre átomos. Los pares solitarios son aquellos que no representan la unión entre átomos. Las moléculas son:

BH_3 : Borano o trihidruro de boro

CH_4 : Metano o tetrahidruro de carbono

NH_3 : Amoníaco o trihidruro de nitrógeno

H_2O : Agua

HF : Fluoruro de hidrógeno

- 14.34 Los elementos A y B están en el mismo período corto de la tabla periódica, y tienen 6 y 7 electrones en la capa de valencia, respectivamente. ¿Cuál es la fórmula del compuesto más probable que formarán? Justifica la respuesta.

La fórmula más probable es AB_2 ($\text{B}-\text{A}-\text{B}$), porque A tiene valencia covalente 2 (le faltan 2 electrones para tener la capa completa, $8 - 6 = 2$) y B tiene valencia 1 (le falta 1 electrón para tener la capa completa, $8 - 7 = 1$).

- 14.35 Representa los diagramas de Lewis de las siguientes moléculas.

a) Br_2

d) CH_3CH_3

g) C_2H_4

b) BF_3

e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

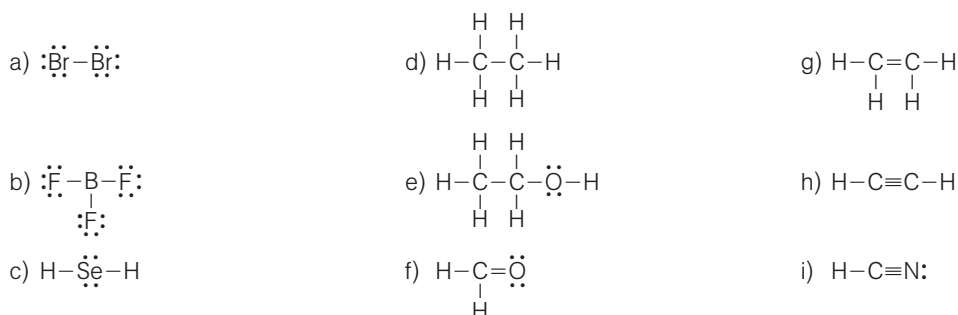
h) C_2H_2

c) H_2Se

f) HCHO

i) HCN

Indica qué enlaces covalentes son dativos y cuáles son dobles o triples enlaces.

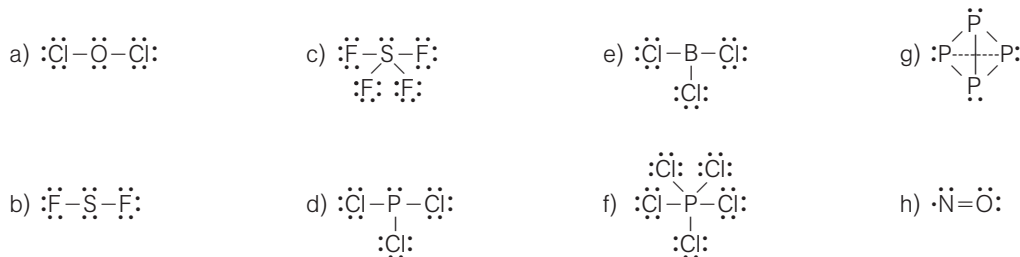


Las moléculas HCHO y C_2H_4 presentan enlaces dobles ($\text{C}=\text{O}$, $\text{C}=\text{C}$). Las moléculas C_2H_2 y HCN presentan enlaces triples ($\text{C}\equiv\text{C}$ y $\text{C}\equiv\text{N}$). No hay enlaces covalentes dativos.

14.36 ¿En cuáles de las moléculas siguientes no se cumple la regla del octeto?

- | | | | |
|----------------------|---------------------|---------------------|-------------------|
| a) Cl ₂ O | c) SF ₄ | e) BCl ₃ | g) P ₄ |
| b) SF ₂ | d) PCl ₅ | f) PCl ₅ | h) NO |

De acuerdo con los diagramas de Lewis de las moléculas:

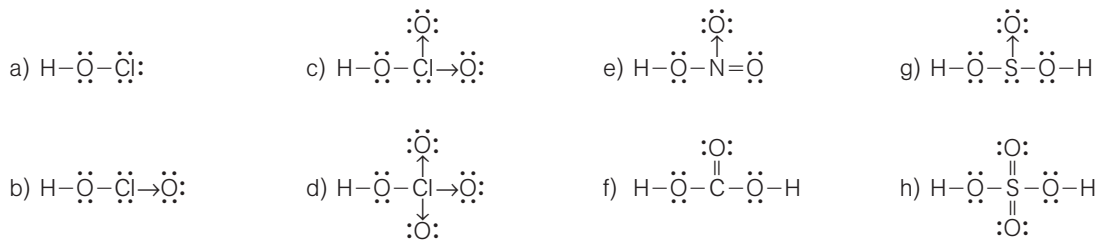


No cumplen la regla del octeto: c), e), f) y h).

14.37 Representa los diagramas de Lewis de las siguientes moléculas.

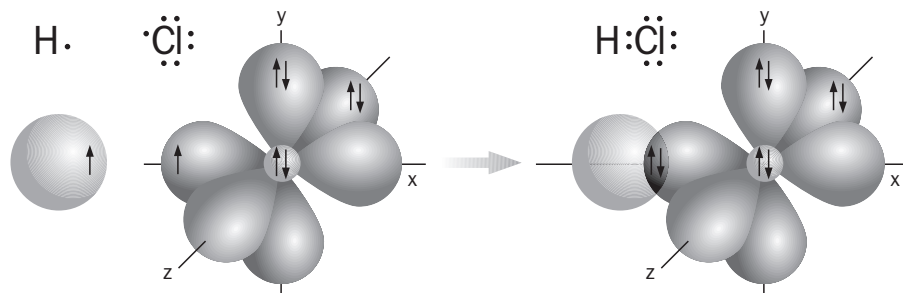
- | | | | |
|----------------------|----------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) HClO | c) HClO ₃ | e) HNO ₃ | g) H ₂ SO ₃ |
| b) HClO ₂ | d) HClO ₄ | f) H ₂ CO ₃ | h) H ₂ SO ₄ |

(Los átomos de hidrógeno se encuentran enlazados a los átomos de oxígeno, y el Cl y el S pertenecen al tercer período y, por tanto, pueden rodearse de más de 8 electrones.)



14.38 Explica la formación del enlace en la molécula HCl mediante el modelo de Lewis y mediante el modelo de nube electrónica. Ayúdate de diagramas y dibujos.

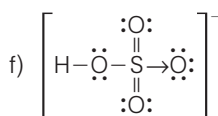
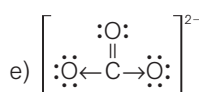
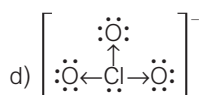
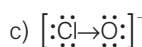
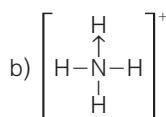
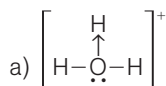
Puedes suponer que el orbital atómico del electrón del hidrógeno es esférico y que el del electrón del cloro que participa en el enlace tiene la forma de un globo alargado.



(El dibujo es orientativo. Sin duda, el tamaño del orbital 1s del H es muy inferior al tamaño de los orbitales 3s y 3p del Cl)

14.39 Representa los diagramas de Lewis de los siguientes iones poliatómicos.

- a) H_3O^+
- b) NH_4^+
- c) ClO^-
- d) ClO_3^-
- e) CO_3^{2-}
- f) HSO_4^-

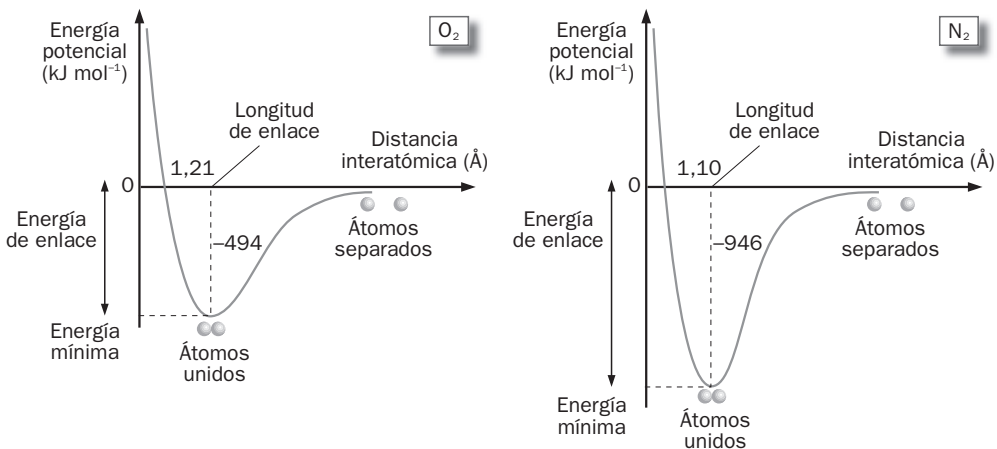


14.40. Explica por qué es necesaria mucha más energía para separar los átomos de la molécula de nitrógeno que los de la de oxígeno.

Dibuja de forma aproximada los diagramas energía potencial-distancia para cada una de las moléculas e indica en cada diagrama la energía de enlace.

En la molécula de nitrógeno, los átomos están unidos por un enlace triple, mientras que en la molécula de oxígeno están unidos por un enlace doble, menos fuerte. Los valores aproximados de longitudes y energías de enlace para ambas moléculas son:

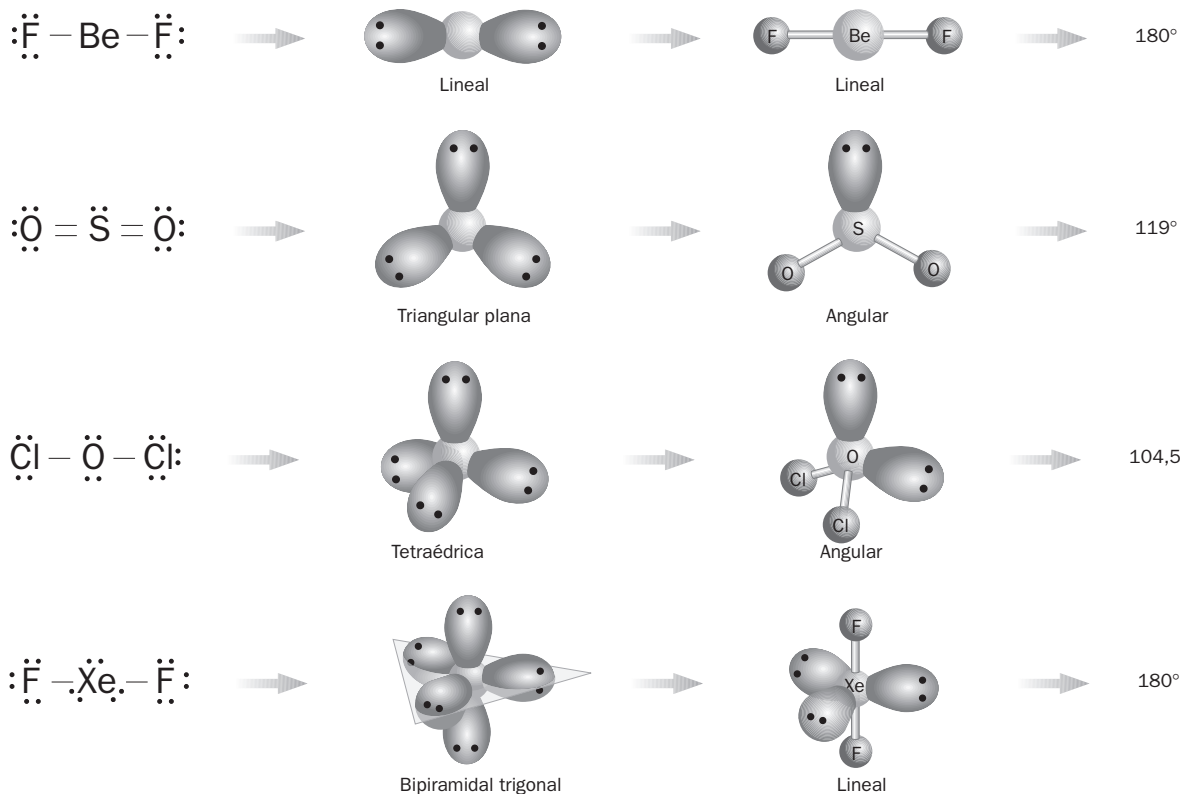
	O_2	N_2
LONGITUD DE ENLACE (Å)	1,21	1,10
ENERGÍA DE ENLACE (kJ mol^{-1})	-494	-946



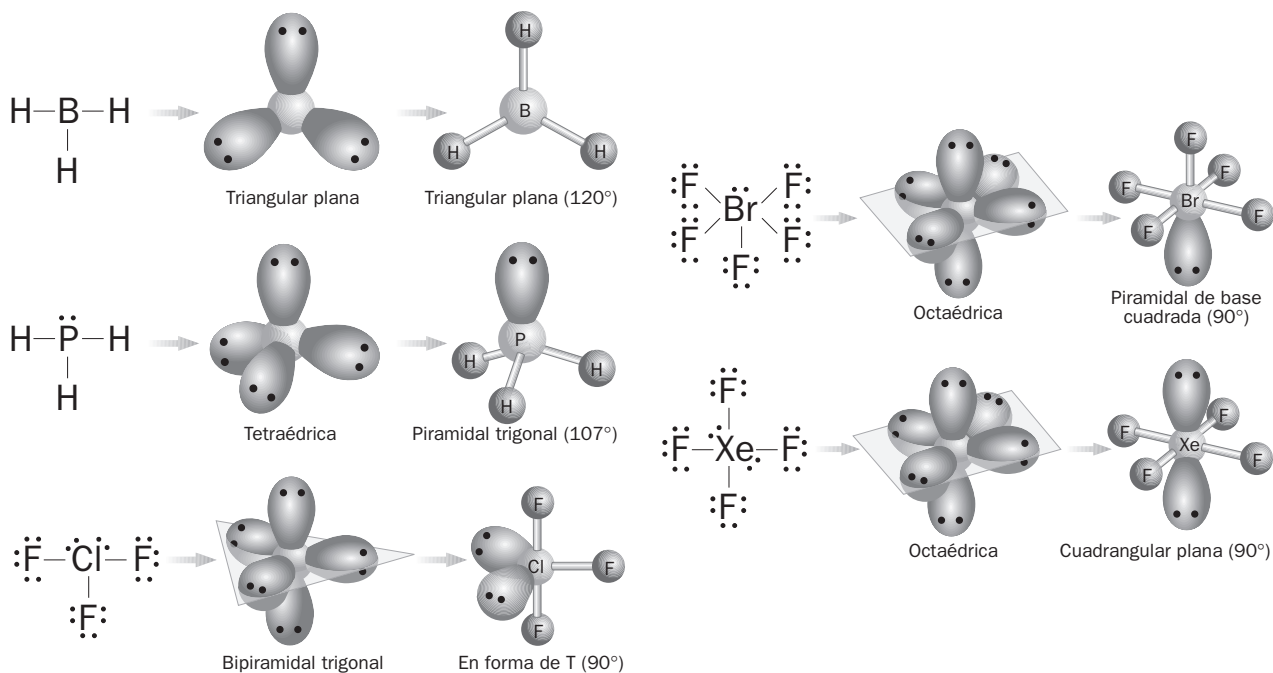
14.41 Predice la geometría de las moléculas



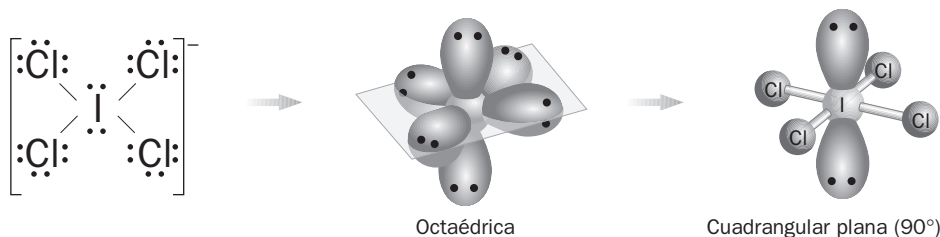
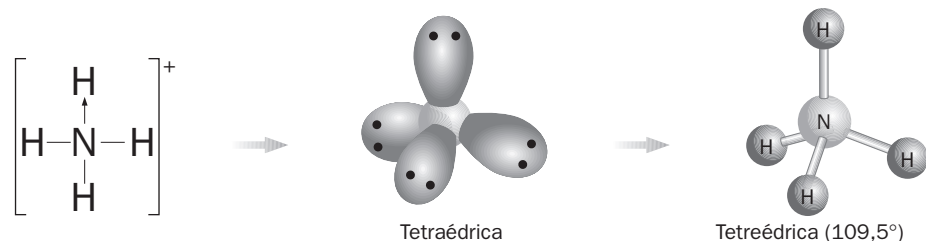
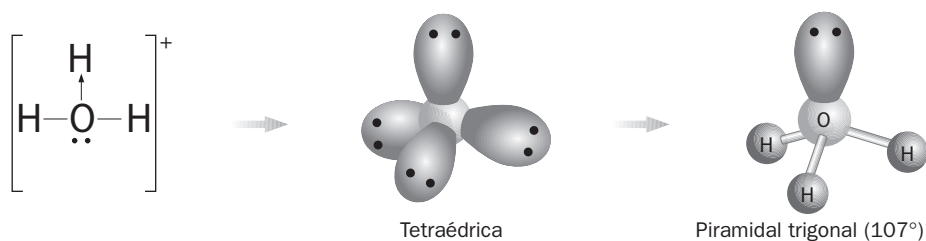
- Dibuja el diagrama de Lewis de la molécula.
- Dibuja y nombra la geometría de los orbitales.
- Dibuja y nombra la geometría de la molécula.
- Indica el ángulo ideal que forman los enlaces.



14.42 A través de las mismas etapas, predice la geometría de las moléculas siguientes.



14.43 Siguiendo las mismas etapas, predice la geometría de los iones siguientes.



FUERZAS INTERMOLECULARES DIPOLO-DIPOLO Y DE DISPERSIÓN. ENLACE DE HIDRÓGENO

14.44 Atendiendo a la posición de los átomos en la tabla periódica, clasifica los siguientes enlaces en orden creciente de polaridad.

En el caso de los enlaces polares, indica el signo de la carga parcial de los átomos.

a) H–F, H–C, H–H, H–N, H–O, H–I

b) C–H, C–S, C–Br, Si–Br, Si–H, S–H

Cuanto más similares sean las electronegatividades, menor será la diferencia de electronegatividad entre los átomos, y menos polar será el enlace.

a) Polaridad creciente: $\text{H}-\text{H} < \text{H}^{\delta+}-\text{C}^{\delta-} < \text{H}^{\delta+}-\text{I}^{\delta-} < \text{H}^{\delta+}-\text{N}^{\delta-} < \text{H}^{\delta+}-\text{O}^{\delta-} < \text{H}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-}$

b) Polaridad creciente: $\text{C}-\text{S} < \text{Si}^{\delta+}-\text{H}^{\delta-} = \text{C}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-} < \text{C}^{\delta-}-\text{H}^{\delta+} = \text{S}^{\delta-}-\text{H}^{\delta+} < \text{Si}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-}$

14.45 En los pares de moléculas siguientes, una molécula es polar y la otra es apolar. Indica en cada caso cuál es cuál y explica por qué.

a) HI y I_2

c) CH_4 y CH_2Cl_2

e) CF_4 y CH_3F

b) PF_3 y BF_3

d) SnCl_2 y BeCl_2

a) I_2 es una molécula apolar, puesto que los dos átomos son iguales y tienen la misma electronegatividad. HI es una molécula polar porque hay diferencia de electronegatividad entre el H y el I.

b) PF_3 es polar porque sus enlaces son polares y, dada la geometría de la molécula (piramidal triangular), la molécula también es polar. En cambio, BF_3 es una molécula apolar, porque a pesar de que sus enlaces son polares, la molécula en su conjunto es apolar, dada su geometría (triangular plana), que da lugar a un momento dipolar nulo.

c) CH_4 es una molécula apolar porque, a pesar de que sus enlaces son ligeramente polares, la molécula en conjunto es apolar (su geometría tetraédrica conduce a un momento dipolar nulo). Por contra, CH_2Cl_2 es una molécula con dos enlaces C–Cl más fuertemente polares y sin simetría, por lo que su momento dipolar no es nulo.

d) BeCl_2 no es una molécula polar, porque tiene una geometría lineal que hace que su momento dipolar sea cero. Por contra, SnCl_2 tiene una estructura angular que hace que su momento dipolar sea diferente de cero.

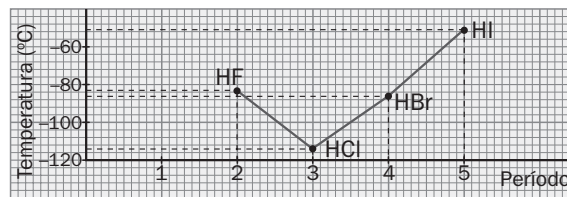
e) CF_4 no es polar porque tiene una geometría tetraédrica simétrica que hace que su momento dipolar sea cero. CH_3F también tiene geometría tetraédrica, pero el momento dipolar de uno de sus enlaces (C–F) no es igual al de los otros enlaces (C–H), por lo que el momento dipolar total de la molécula no es cero.

14.49 Predice el tipo de fuerzas intermoleculares o de enlace molecular presente en cada una de las sustancias siguientes.

- a) CH₄ d) PCl₃ f) NH₂OH
 b) CH₃OH e) CCl₄ g) HF
 c) CH₃OCH₃

- a) Fuerzas de dispersión.
 b) Fuerzas de dispersión, dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno.
 c) Fuerzas de dispersión y fuerzas dipolo-dipolo.
 d) Fuerzas de dispersión y fuerzas dipolo-dipolo.
 e) Fuerzas de dispersión.
 f) Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno.
 g) Fuerzas de dispersión, fuerzas dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno.

14.50 La gráfica siguiente representa los puntos de fusión de los haluros de hidrógeno (HF, HCl, HBr, HI) en función del período de cada halógeno.



- a) Explica el aumento de temperatura de fusión que se observa del HCl al HI.
 b) Explica el comportamiento anómalo del HF que tiene una temperatura de fusión más alta de la que le correspondería por su posición.
- a) La temperatura de fusión aumenta porque aumenta la intensidad de las fuerzas intermoleculares de dispersión, debido a que aumenta el número de electrones de la molécula.
 b) El HF presenta una temperatura de fusión mayor de la esperada por la correlación anterior, debido al hecho de formarse enlaces de hidrógeno entre las moléculas de HF.

SUSTANCIAS MOLECULARES. SÓLIDOS COVALENTES, IÓNICOS Y METÁLICOS

14.51 ¿Qué tipo de sólido es el S₈ (s)? Explica por qué el S₈ (s) tiene una temperatura de fusión baja, es frágil, es insoluble en agua y no conduce la corriente.

El S₈ (s) es un sólido molecular. Las fuerzas intermoleculares son débiles; en consecuencia, el S₈ (s) tiene una temperatura de fusión baja y es frágil. Es insoluble en agua porque las moléculas S₈ no son polares como las del agua, y no conduce la corriente eléctrica porque las moléculas son neutras y, por tanto, no pueden transportar carga eléctrica neta.

14.52 La tabla siguiente muestra las temperaturas de ebullición de una serie de hidrocarburos. Explica por qué la temperatura de ebullición aumenta con el tamaño de la molécula.

HIDROCARBURO	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂
T _{ebullición} (°C)	-161,5	-88,6	-42,1	-0,5	36,1

La temperatura de ebullición aumenta con el tamaño de la molécula, porque aumenta el número de electrones y, en consecuencia, aumenta el momento dipolar de los dipolos instantáneos y, por tanto, la intensidad de las fuerzas de dispersión.

14.53 Compara la solubilidad en agua de las sustancias moleculares siguientes. Justifica la respuesta.

- a) CH₃(CH₂)₆COOH o CH₃COOH b) CH₃Cl o CH₃OH c) CH₃OCH₃ o CH₃CH₂OH
- a) CH₃COOH es más soluble en agua que CH₃(CH₂)₆COOH porque ambas moléculas presentan el mismo grupo polar (el grupo carboxílico, un grupo hidrófilo), pero la cadena hidrocarbonada hidrófoba de CH₃(CH₂)₆COOH es mayor.
 b) CH₃OH es más soluble que CH₃Cl, porque aunque ambas moléculas son polares, la primera puede formar enlaces de hidrógeno con las moléculas del agua, mientras que el CH₃Cl no.
 c) CH₃CH₂OH es más soluble que CH₃OCH₃. Son dos moléculas isómeras y ambas son polares, pero solo CH₃CH₂OH puede formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

14.54 Compara la solubilidad en heptano de las sustancias moleculares siguientes. Justifica la respuesta.

- a) CH_3CH_3 o CH_3OCH_3 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ o CH_3OH c) C_8H_{18} o $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- a) CH_3CH_3 será más soluble en heptano, porque es apolar como las moléculas de heptano, mientras que CH_3OCH_3 es polar.
 b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ será más soluble en heptano porque su estructura es más similar a la de las moléculas de heptano; por tanto, las fuerzas intermoleculares entre ambos serán más intensas que entre las moléculas de CH_3OH y las de heptano.
 c) C_8H_{18} será más soluble en heptano porque su estructura es más similar a la de las moléculas de heptano. Ambas son apolares, mientras que las moléculas $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ tenderán a estar unidas entre sí y a no mezclarse con las de heptano.

14.55 ¿Qué estructura cabe esperar que tenga el silicio de acuerdo con su posición en la tabla periódica? Explica por qué el silicio tiene una alta temperatura de fusión, es duro, frágil e insoluble en agua y en otros disolventes.

De acuerdo con su posición en la tabla periódica cabe esperar que el silicio tenga una estructura gigante covalente. El silicio tiene una alta temperatura de fusión y es duro por la gran cantidad de enlaces covalentes existentes entre los átomos de silicio que forman su estructura. Estos enlaces son direccionales, lo que explica su fragilidad. Es insoluble en agua porque los átomos de silicio están fuertemente unidos entre sí y no tienen polaridad, lo que hace que no se dispersen entre las moléculas de agua.

14.56 Los elementos carbono y silicio forman óxidos de fórmulas similares: CO_2 y SiO_2 . El CO_2 (s) sublima a -78°C , y el SiO_2 (s) funde aproximadamente a 1610°C y hierve a 2230°C . ¿Cómo explicamos la gran diferencia entre sus propiedades?

Los compuestos moleculares pueden presentarse en forma molecular, cuando se unen pocos átomos entre sí (como el caso del CO_2) y como redes cristalinas, cuando se unen entre sí cantidades enormes de átomos (como es el caso del SiO_2).

En el primer caso, las fuerzas intermoleculares son débiles, debido a que se trata de moléculas apolares, por lo que sus puntos de fusión y ebullición son muy bajos.

Sin embargo, el SiO_2 forma minerales como cuarzo, ópalo o la arena de las playas, con una estructura tetraédrica con el silicio como átomo central. Debido a la rigidez de las redes, estos compuestos tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores e insolubles. Cuanto más simétrica sea la estructura (más compacta), mayores serán la dureza y los puntos de fusión y ebullición.

14.57 El cloruro de potasio funde a 770°C , hierve a 1437°C , es duro pero frágil, es soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica en estado sólido pero sí en estado líquido. ¿Qué tipo de sólido es? Justifica sus propiedades en función del modelo.

Es un sólido iónico. Está formado por una estructura gigante iónica formada por iones Cl^- e iones K^+ . La gran intensidad de las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos los iones explica su alto punto de fusión y su dureza. Es frágil porque el desplazamiento de una capa de iones puede enfrentar iones del mismo signo y, por tanto, originar una fuerte repulsión. No conduce en estado sólido porque la gran atracción entre los iones impide que puedan desplazarse bajo la acción de un campo eléctrico. Por contra, conduce en estado líquido porque en ese estado los iones tienen movilidad para desplazarse.

14.58 a) Explica el proceso de disolución del cloruro de sodio (NaCl) en agua.

b) ¿De qué depende que un sólido iónico sea más o menos soluble en agua?

c) ¿Cómo se puede explicar que el NaI sea más soluble en agua (84 g/100 g) que el NaCl (36 g/100 g) a 25°C ?

a) Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, los iones Na^+ y Cl^- se separan de la estructura cristalina gracias a la atracción de las moléculas polares de agua, las cuales rodean a los iones (solvatación), que pasan a estar en disolución. Las moléculas polares de agua entre los iones disminuyen la fuerza de atracción entre estos en la disolución.

b) Depende de la carga y del tamaño de los iones. Cuanto mayor es la carga de los iones, mayor es la energía reticular pero también la energía de solvatación. Cuanto menor es el tamaño, mayor es la energía reticular pero también es mayor la energía de solvatación, porque es mayor la densidad de carga del ion y, por tanto, el poder de atracción sobre las moléculas de agua.

c) La energía reticular del yoduro de sodio es menor que la del cloruro de sodio porque el ion I^- es mayor que el ion Cl^- y, por tanto, la distancia entre los iones I^- y Na^+ es mayor que entre los iones Cl^- y Na^+ ; en consecuencia, la fuerza de atracción entre los iones es menos fuerte, lo que facilita su disolución. La energía de solvatación del ion I^- es menor que la del ion Cl^- , pero esa diferencia no compensa la diferencia en las energías reticulares de ambos compuestos.

14.59 Un sólido funde a 98°C , es blando, deformable y conduce la corriente eléctrica. ¿Qué tipo de sólido será? Justifica tu respuesta.

Es un sólido metálico del grupo 1 de la TP. Las propiedades descritas corresponden a metales del grupo 1 de la tabla periódica.

14.60 Clasifica como sólido molecular, covalente, iónico o metálico cada una de las siguientes sustancias.

- a) Sólido A: funde a temperatura muy alta, es insoluble en agua y no conduce la electricidad.
- b) Sólido B: funde por encima de 800°C , se disuelve en agua, y conduce la electricidad fundido y en disolución acuosa.
- c) Sólido C: funde por debajo de los 200°C , se disuelve en agua, y no conduce la electricidad ni sólido ni líquido ni disuelto en agua.
- d) Sólido D: funde por debajo de los 200°C , se disuelve en agua, y no conduce la electricidad ni sólido ni fundido, pero sí en disolución acuosa.
- e) Sólido E: bajo punto de fusión, insoluble en agua, y no conduce la electricidad en estado sólido ni en estado líquido.
- f) Sólido F: funde a 600°C y conduce la electricidad en los estados sólido y líquido.

- a) Sólido covalente.
- b) Sólido iónico.
- c) Sólido molecular polar, lo que explicaría su solubilidad en agua.
- d) Sólido molecular, que es un electrolito, es decir, que se ioniza al disolverse en agua.
- e) Sólido molecular apolar.
- f) Sólido metálico.