EJERCICIOS RESUELTOS DE ENLACE QUÍMICO

Ejercicios de estructuras de Lewis se encuentran en otro apartado separado.

1) A) Ordena de mayor a menor temperatura de fusión: a) RbI b) KF c) KCl d) CsI e) KI

2) 2) A) Para los siguientes compuestos: a) NH_3 b) CF_4 y c) $CHCl_3$ Determina sus geometrías, justificando la respuesta y Justifica si las moléculas serán polares o no (razona las respuestas).

Datos: Números atómicos: N=7 ; H=1 ; C=6 ; F=9.

B) Define energía reticular e indica tres propiedades en las que influye la energía reticular.

3) Explique razonadamente:

(a) ¿Por qué el KCl tiene la temperatura de fusión mayor que el ICl?
(b) ¿Por qué el grafito siendo covalente es conductor de la corriente?
(c) La molécula del CO_2 es apolar pero la del SO_2 es polar, ¿por qué?
(d) ¿Qué quiere decir que una molécula es resonante?

4) Según las siguientes propiedades indicar si son sustancias covalentes reticulares (CR), covalentes moleculares (CM), iónicas (I) o metálicas (M) (nota: en ningún caso es el grafito)

a) En estado sólido conduce la corriente eléctrica.
b) Es un gas a temperatura ambiente.
c) No es soluble en agua pero sí en CCl_4
d) En estado sólido tiene un punto de fusión bajo y no conduce la corriente eléctrica.
e) A temperatura ambiente es un sólido grisáceo y con brillo.
f) Se unen por fuerzas de Van der Waals
g) La diferencia de electronegatividad es superior a 2.
h) No son solubles en disolventes polares ni apolares y no son conductores de corriente eléctrica.

5) Señale a qué tipo de enlace pertenece (iónico I, covalente C, covalente reticular CR metálico M)
a) presentan amplio rango de puntos de fusión, desde temperatura ambiente a miles de grados
b) blandos no conductores de la corriente
c) en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero si disueltos
d) son solubles en solventes no polares
e) son maleables y dúctiles
f) son conductores eléctricos tanto al estado sólido como fundidos
g) presentan altísimas temperaturas de fusión y son muy duros
h) en estado sólido tiene un punto de fusión bajo y no conduce la corriente eléctrica.

6) Por localización en la tabla periódica, o usando una tabla de electronegatividades, indica cuáles de los siguientes enlaces se consideran iónicos y cuáles covalentes: Li-Cl; C-N; Ba-F; Al-P; S-O; K-Cl; C-H.

7) Explique escueta pero razonadamente:
a) ¿Por qué el SiO_2 es más duro que el KCl
b) ¿Por qué el I_2 tiene mayor temperatura de fusión que el Br_2?
c) c) La molécula de BF_3 es apolar y la de BF_2Cl es polar. ¿Por qué?
d) ¿Qué es un enlace covalente dativo o coordinado?

8) Dadas las siguientes especies: NH_3, Br_2, CH_4, I_2, HCl, $FeCl_3$, Na, CO_2 indica cuál de ellas representa mejor a:
a) molécula tetraédrica. b) sustancia con enlaces de hidrógeno. c) sólido soluble en agua que, fundido, conduce la corriente eléctrica. d) Tiene la temperatura de ebullición más baja e) sólido blando y de baja temperatura de fusión no conductor de la corriente. f) sólido conductor g) Forma dipolos instantáneos (e

inducidos) h) A temperatura ambiente es un sólido grisáceo y con brillo. i) Forma moléculas lineales apolares. j) Molécula polar.

9) Sean los elementos X, Y y Z de un mismo periodo, y que tienen respectivamente 1, 5 y 7 electrones de valencia. Indica el tipo de enlace que formarían y sus fórmulas cuando se combinan las siguientes parejas: a) X con Z b) Y con Z c) Z con Z

10) Indica qué tipo de fuerzas intermoleculares hay que vencer para conseguir: a) vaporizar agua; b) vaporizar yodo c) vaporizar bromo d) licuar azufre e) vaporizar HCl

11) Los puntos de ebullición del etano (CH_3CH_3), dimetil éter (CH_3-O-CH_3), y del etanol (CH_3 CH_2OH) son -88 °C, -25 °C y 78 °C, respectivamente. Explica estas diferencias razonadamente.

12) Las siguientes parejas de moléculas tienen igual número de átomos, algunas de ellas son polares y otras no. Explica razonadamente su geometría y la naturaleza de su polaridad o no:
a) HCl, Cl_2 b) NH_3, PCl_3 c) H_2O, CO_2

SOLUCIONES

(con su enunciado)

En la siguiente hoja.

1) A) Ordena de mayor a menor temperatura de fusión: a) RbI b) KF c) KCl d) CsI e) KI

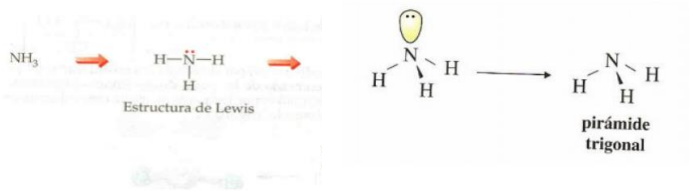
Aplicando que la fuerza de atracción es $F=K(q\cdot q')/d^2$. Y como todos son de carga 1+ 1- solo va a influir la distancia entre iones y esta depende de los radios iónicos, cuanto menor es el radio mayor será la atracción y mayor la energía necesaria para separarlos, por tanto, atendiendo a los radios según su posición en la tabla periódica tenemos que de mayor T de fusión a menor será: **(mayor) KF, KCl, KI, RBI, CsI (menor)**

2) A) Para los siguientes compuestos: a) NH_3 b) CF_4 y c) $CHCl_3$ Determina sus geometrías, justificando la respuesta y Justifica si los enlaces y las moléculas serán polares o no (razona las respuestas).

Datos: Números atómicos: N=7 ; H=1 ; C=6 ; F=9.

B) Define energía reticular e indica tres propiedades en las que influye la energía reticular.

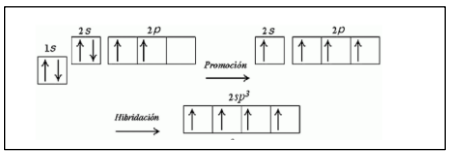
A) a) N → $1s^2 2s^2 2p^3$ H → $1s^1$ El N tiene un par de electrones no enlazante, por tanto dará lugar a estructura piramidal trigonal.



Los enlaces N-H son polares debido a la diferente electronegatividad.

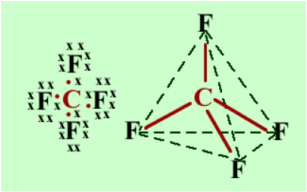
los tres momentos dipolares de enlace son iguales, pero al ser la molécula piramidal, no se anulan entre sí (los tres tiene mismo sentido), dando lugar a una **molécula polar**

b) C → $1s^2 2s^2 2p^2$



Estructura tetraédrica

F → $1s^2 2s^2 2p^5$ Cada uno de los 4 flúor se unirá a un orbital híbrido sp^3 dando lugar a:



Los enlaces F-C son polares. Pero los cuatro momentos dipolares de los enlaces F-C son iguales, y la simetría de los mismos en la molécula hacen que se anulen, dando lugar a una **molécula apolar.**

c)

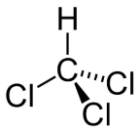
C: $1s^2\ 2s^2 2p^2$ (estado fundamental sin hibridación)

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2s^2 2p^5$ H: $1s^1$

El carbono sufre hibridación sp^3: C hibridado $1s^2\ 2\ (sp^3)^1\ (sp^3)^1\ (sp^3)^1\ (sp^3)^1$

Uno de los orbitales híbridos forma enlace con el hidrógeno
Los tres cloros enlazan con los otros tres híbridos restantes

H Cl Cl Cl



La molécula es polar ya que la suma de los tres momentos dipolares de los enlaces C-Cl no es igual al del C-H

B) Se define como la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido a sus iones en estado gaseoso. Igualmente se puede definir como la energía desprendida al formarse un mol de un compuesto iónico sólido a partir de sus iones en estado gaseoso
Influye en temperatura de fusión, la solubilidad o la dureza.

3) Explique razonadamente:

(a) ¿Por qué el KCl tiene la temperatura de fusión mayor que el ICl?

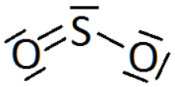
(b) ¿Por qué el grafito siendo covalente es conductor de la corriente?

(c) La molécula del CO_2 es apolar pero la del SO_2 es polar, ¿por qué?

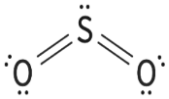
(d) ¿Qué quiere decir que una molécula es resonante? Pon un ejemplo.

a) Porque el KCL es iónico y el ICL es covalente molecular.
b) Por tener electrones π deslocalizados.
c) La molécula de CO_2 es lineal, mientras que la del SO_2 es angular por tener el S un par de electrones no enlazantes, lo que hace que se forme una estructura angular:

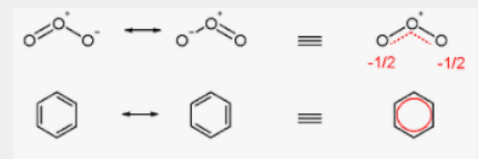
Estructura de Lewis



Estructura de Lewis aplicando carga formal



d) Una molécula resonante es aquella que puede ser representada de distintas formas (siendo la molécula real una combinación de ellas) Como ejemplos:



4) Según las siguientes propiedades indicar si son sustancias covalentes reticulares (CR), covalentes moleculares (CM), iónicas (I) o metálicas (M) (nota: en ningún caso es el grafito)

a) En estado sólido conduce la corriente eléctrica.
b) Es un gas a temperatura ambiente.
c) No es soluble en agua pero sí en CCl_4
d) En estado sólido tiene un punto de fusión bajo y no conduce la corriente eléctrica.
e) A temperatura ambiente es un sólido grisáceo y con brillo.
f) Se unen por fuerzas de Van der Waals
g) La diferencia de electronegatividad es superior a 2.
h) No son solubles en disolventes polares ni apolares y no son conductores de corriente eléctrica.

a) M b) CM c) CM d) CM e) M f) CM g) I h) CR (no es grafito)

5) Señale a qué tipo de enlace pertenece (iónico I, covalente C, covalente reticular CR metálico M)
a) presentan amplio rango de puntos de fusión, desde temperatura ambiente a miles de grados
b) blandos no conductores de la corriente
c) en estado sólido no conducen la corriente eléctrica pero si disueltos
d) son solubles en solventes no polares
e) son maleables y dúctiles
f) son conductores eléctricos tanto al estado sólido como fundidos
g) presentan altísimas temperaturas de fusión y son muy duros
h) en estado sólido tiene un punto de fusión bajo y no conduce la corriente eléctrica.

a) M b) C c) I d) C e) M f) M g) CR h) C

6) Por localización en la tabla periódica, o usando la tabla de electronegatividades, indica cuáles de los siguientes enlaces se consideran iónicos y cuáles covalentes: Li-Cl; C-N; Ba-F; Al-P; S-O; K-Cl; C-H.

Por localización en la tabla periódica
Li-Cl iónico; C-N covalente; Ba-F iónico ; Al-P covalente; S-O covalente; K-Cl iónico; C-H covalente.
Usando una tabla de electronegatividades, si la diferencia es 2 o mayor será iónico, en caso contrario será covalente. Los resultados coinciden con la respuesta anterior.

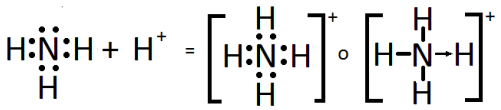
6) Explique escueta pero razonadamente:
a) ¿Por qué el SiO_2 es más duro que el KCl
b) ¿Por qué el I_2 tiene mayor temperatura de fusión que el Br_2?
c) La molécula de BF_3 es apolar y la de BF_2Cl es polar. ¿Por qué?
d) ¿Qué es un enlace covalente dativo o coordinado? Pon un ejemplo

a) El SiO_2 tiene una estructura covalente reticular fuertemente unida, mientras que el KCl es iónico, también duro pero no igualable a los covalente reticular (o cristal covalente).

b) Ambas son covalente apolares, pero el I_2 tiene muchos más electrones que el Br_2 por lo que la probabilidad de formar dipolos instantáneos (e inducidos) es mayor en el I_2 y por tanto las moléculas de I_2 se unen por fuerzas de Van der Waals más que las de Br_2.

c) La molécula de BF_3 es trigonal plana, y sus tres momentos dipolares (los de los enlace B-F) se anulan, pero no así en el BF_2Cl que también es trigonal plana pero un enlace es distinto (B-Cl) a los otros dos (B-F) y ya no se anulan los momentos dipolares.

d) Es un enlace covalente en el cual, en lugar de aportar un electrón cada átomo del enlace, los dos electrones son aportados por el mismo átomo.
Ejemplo, el ion amonio, NH_4^+, resulta de la adición de un H^+ a una molécula de amoníaco, NH_3. Aplicando estructuras de Lewis tenemos:



7) Con las siguientes especies: NH_3, Br_2, CH_4, I_2, HCl, $FeCl_3$, Na, CO_2 indica cuál de ellas representa mejor a: a) molécula tetraédrica. b) sustancia con enlaces de hidrógeno. c) sólido soluble en agua que, fundido, conduce la corriente eléctrica. d) Tiene la temperatura de ebullición más baja e) sólido blando y de baja temperatura de fusión no conductor de la corriente. f) sólido conductor g) Forma dipolos instantáneos (e inducidos) h) A temperatura ambiente es un sólido grisáceo y con brillo. i) Forma moléculas lineales apolares. j) Molécula polar.

a) CH_4 b) NH_3 c) $FeCl_3$ d) CH_4 e) I_2 f) Na g) I_2 h) Na i) CO_2 j) Se puede optar por NH_3 o HCl

9) Sean los elementos X, Y y Z de un mismo periodo, y que tienen respectivamente 1, 5 y 7 electrones de valencia. Indica el tipo de enlace que formarían y sus fórmulas cuando se combinan las siguientes parejas: a) X con Z b) Y con Z c) Z con Z

X con Z: 1 y 7 electrones, respectivamente. Enlace iónico. XZ.
Y con Z: 5 y 7 electrones, respectivamente. Enlace covalente. YZ_5.
Z con Z: 7 y 7 electrones, respectivamente. Enlace covalente. Z_2.

10) Indica qué tipo de fuerzas intermoleculares hay que vencer para conseguir: a) vaporizar agua; b) vaporizar yodo c) vaporizar bromo d) licuar azufre e) vaporizar HCl

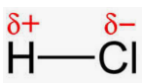
a) Vaporizar agua: hay que romper puentes de hidrógeno.
b) Vaporizar yodo: hay que romper fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo instantáneo - dipolo inducido (London).
c) Vaporizar bromo: hay que romper fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo instantáneo - dipolo inducido (London).
d) Licuar azufre: hay que romper fuerzas de Van der Waals de tipo dipolo instantáneo - dipolo inducido (London).
e) Vaporizar HCl: hay que romper fuerzas de Van der Waals, en este caso de tipo dipolo - dipolo que no llegan a ser puentes de H.

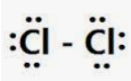
11) Los puntos de ebullición del etano (CH_3CH_3), dimetil éter (CH_3-O-CH_3), y del etanol (CH_3 CH_2OH) son -88 °C, -25 °C y 78 °C, respectivamente. Explica estas diferencias razonadamente.

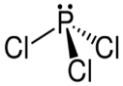
Hay un salto muy importante en el etanol (CH_3 CH_2OH) debido a que presenta **puentes de hidrógeno**.
Las moléculas de etano (CH_3CH_3) y dimetil éter (CH_3-O-CH_3) son apolares (aunque el enlace C-O es polar se anulan ambos C-O-C), por lo tanto **solo pueden existir fuerzas intermoleculares de London.** Las masas moleculares del etano (30 u) y dimetil éter (46 u) por lo que la molécula de dimetíl éter presentará mayor fuerza de London, de ahí que necesite una temperatura mayor para la ebullición.

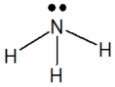
12) Las siguientes parejas de moléculas tienen igual número de átomos, algunas de ellas son polares y otras no. Explica razonadamente su geometría y la naturaleza de su polaridad o no:
a) HCl, Cl_2 b) NH_3, PCl_3 c) H_2O, CO_2

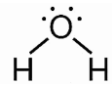
Para determinar las estructuras de Lewis ver los ejercicios resueltos el apartado ***"ejercicios resueltos de estructuras de Lewis y carga formal"***
Las estructuras aplicando Lewis (los nº de e^- de valencia se deducen de su posición en la T.P.) y el método de repulsión del par de electrones de la capa de valencia (RPECV) son las que figuran a continuación:

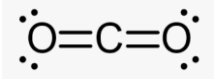












a) HCl, Cl_2. Ambas son moléculas lineales (un enlace entre dos átomos siempre será lineal, pero HCl es polar por estar formada por dos átomos de distinta electronegatividad. Mientras que Cl_2 será apolar por tener igual electronegatividad.

b) PCl_3, NH_3,. En ambos casos la estructura es piramidal porque tanto el P como el N tienen un par de electrones no enlazantes que desvías los enlaces P-H o N-H para formar una estructura piramidal en lugar de la estructura trigonal plana, y los momentos dipolares no se anulan.

c) H_2O, CO_2 . La primera es angular, mientras que la segunda es lineal debido en primera la existencia de dos pares electrónicos sobre el oxígeno del agua, La primera es polar, porque las polaridades de los enlaces O-H no se anulan dada su geometría, mientras que en el segundo caso la molécula es lineal O=C=O (no hay pares de electrones libres en el átomo central C) y los momentos dipolares de los enlaces C=O se anulan..