

EJERCICIOS DEL ENLACE (PRUEBAS LOGSE)

1 EXAMEN JUNIO 2010 FASE ESPECÍFICA, OPCIÓN B – CUESTIÓN 1

Considerando las moléculas H_2CO (metanal) y Br_2O (óxido de dibromo):

- Represente su estructura de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Datos: Números atómicos: C ($Z = 6$), O ($Z = 8$), H ($Z = 1$), Br ($Z = 35$)

2 MODELO 2010 OPCIÓN A, CUESTIÓN 2

Dadas las siguientes sustancias CO_2 , CF_4 , H_2CO y HF:

- Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas.
- Explique sus geometrías por la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación.
- Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero.
- Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno.

Datos: Números atómicos (Z): H = 1; C = 6; O = 8; F = 9

3 EXAMEN SEPTIEMBRE 2008, CUESTIÓN 2

Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3 .

- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
- ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
- Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

4 MODELO 2008, CUESTIÓN 2

Dados los siguientes compuestos: H_2S , BCl_3 y N_2

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

5 EXAMEN SEPTIEMBRE 2007, CUESTIÓN 1

Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH y BeI_2

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de la hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

6 MODELO 2007, CUESTIÓN 2

Dados los siguientes compuestos: NaH , CH_4 , H_2O , CaH_2 y HF. Contesta razonadamente:

- ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?
- ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?
- ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?
- Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?

7 EXAMEN SEPTIEMBRE 2006, CUESTIÓN 2

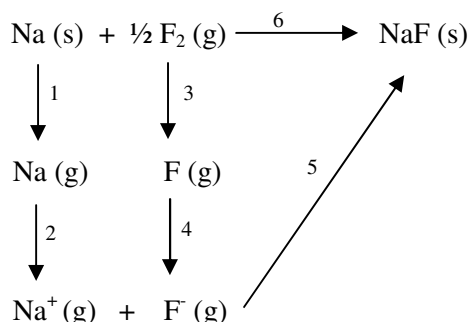
Para las siguientes especies: Br_2 , NaCl , H_2O y Fe

- Razone el tipo de enlace presente en cada caso.
- Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
- ¿Cuál tendrá un menor punto de fusión?

- d) Razone qué compuesto/s conducirá/n la corriente en estado sólido, cuál/es lo hará/n en estado fundido y cuál/es no conducirán la corriente eléctrica en ningún caso.

8 EXAMEN SEPTIEMBRE 2005, CUESTIÓN 5

A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:



- Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
- Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
- Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
- En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro sódico será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta.

9 EXAMEN SEPTIEMBRE 2005, CUESTIÓN 1

Considere los compuestos BaO; HBr, MgF₂ y CCl₄

- Indique su nombre.
- Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
- Explique la geometría de la molécula CCl₄.
- Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.

10 EXAMEN JUNIO 2005, CUESTIÓN 1

Dadas las siguientes moléculas: BeCl₂, Cl₂CO, NH₃ y CH₄.

- Escriba las estructuras de Lewis
- Determine sus geometrías (puede emplear la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos o de Hibridación).
- Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
- Justifique si las moléculas BeCl₂ y NH₃ son polares o no polares.

Datos: Números atómicos (Z): Be = 4, Cl = 17, C = 6, O = 8, N = 7, H = 1

11 EXAMEN SEPTIEMBRE 2004, CUESTIÓN 2

Considere las siguientes moléculas: H₂O, HF, H₂, CH₄ y NH₃

Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?
- ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

12 EXAMEN JUNIO 2004, CUESTIÓN 2

Dadas las "moléculas" HCl, KF y CH₂Cl₂:

- Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
- Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.

Datos: valores de electronegatividad: K = 0,8; H = 2,1; C = 2,5; Cl = 3,0; F = 4,0

13 MODELO 2004, CUESTIÓN 1

Considere las moléculas: OF_2 , BI_3 , CCl_4 , C_2H_2

- Escriba sus representaciones de Lewis.
- Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos.
- Justifique cuáles son moléculas polares.
- ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples?

14 EXAMEN SEPTIEMBRE 2003, CUESTIÓN 1

Sabiendo que las temperaturas de 3550, 650, -107 y -196°C corresponden a las temperaturas de fusión de las sustancias nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro:

- Asigne a cada sustancia el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación.
- Justifique los tipos de enlaces y/o fuerzas intermoleculares que están presentes en cada una de las sustancias cuando se encuentran en estado sólido.

15 MODELO 2003, CUESTIÓN 1

Dadas las moléculas H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl .

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Indique razonadamente cuales presentan enlaces de hidrógeno.
- Justifique cuáles son moléculas polares.
- Justifique cuál de las moléculas H_2O , CH_4 y HCl presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.

Datos: Electronegatividades de Pauling: $\text{O}=3,5$; $\text{H}=2,1$; $\text{C}=2,5$; $\text{Cl}=3,0$.

16 EXAMEN SEPTIEMBRE 2002, CUESTIÓN 3

Responda a las siguientes cuestiones referidas al CCl_4 , razonando las respuestas:

- Escriba su estructura de Lewis.
- ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?
- ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces C-Cl son polares?
- ¿Por qué, a temperatura ordinaria el CCl_4 es líquido y, en cambio, el Cl_4 es sólido?

17 MODELO 2002, CUESTIÓN 1

Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique que:

- El cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio.
- El carbono (diamante) es un sólido muy duro.
- El nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química.
- El amoníaco es una sustancia polar.

18 MODELO 2001, CUESTIÓN 2

Sabiendo que NaCl , NaBr y NaI adoptan en estado sólido la estructura tipo NaCl , explique razonadamente:

- Si la constante de Madelung influye en que los valores de energía reticular, de estos tres compuestos, sean diferentes.
- Si la variación de la energía reticular depende de la distancia de equilibrio entre los iones en la red cristalina.
- ¿La energía reticular del MgCl_2 sería mayor, menor o igual que la del NaCl ?

Datos: Energía reticulares: $\text{NaCl} = 769 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{NaBr} = 736 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\text{NaI} = 688 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

19 EXAMEN JUNIO 2000, CUESTIÓN 2

Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular):

- Escriba sus estructuras de Lewis.

b) Justifique su polaridad.

20 EXAMEN SEPTIEMBRE 1999, CUESTIÓN 1

Dados los siguientes elementos: flúor, helio, sodio, calcio y oxígeno.

- Justifique en función de los posibles enlaces entre átomos; cuáles forman moléculas homonucleares y cuáles no, así como su estado de agregación en condiciones normales de presión y temperatura.
- Formule cuatro de los compuestos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado.

21 EXAMEN JUNIO 1999, CUESTIÓN 1

Considerando las sustancias Br_2 , SiO_2 , Fe, HF y NaBr, justifique en función de sus enlaces:

- Si son o no solubles en agua.
- Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

22 EXAMEN JUNIO 1998, CUESTIÓN 1

- Ordene según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes:

H-F, H-O, H-N, H-C, C-O y C-Cl.

Elemento	F	O	Cl	N	C	S	H
Electronegatividad	4,0	3,5	3,0	3,0	2,5	2,5	2,1

- La polaridad de la molécula de CH_4 , ¿será igual o distinta que la del CCl_4 ? Justifique las respuestas

23 EXAMEN JUNIO 1997, CUESTION 2

Explique:

- Si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si ésta se debe determinar experimentalmente para poder proponer la representación correcta.
- Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural.
- Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H_2O y NO_3^- .
- ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas?.

24 MODELO 1997, CUESTIÓN 2

Rellenar el siguiente cuadro poniendo en cada casilla la fórmula del elemento o de un compuesto que formen entre ellos, el tipo de enlace (**C = covalente**, **I = iónico**, **M = metálico**) y el estado de agregación (**S = sólido**, **L = líquido**, **G = gas**), tal como aparece en el ejemplo.

	Cl			H			O			Ca		
Cl												
H										CaH ₂	I	S
O												
Ca												

25 EXAMEN SEPTIEMBRE 1996, CUESTION 1

- Diseñe un ciclo de Born-Haber para el MgCl_2 .
- Defina al menos cuatro de los siguientes conceptos: energía de ionización, energía de disociación, afinidad electrónica, energía reticular, calor de formación y calor de sublimación.

EJERCICIOS DEL ENLACE QUÍMICO (SELECTIVIDAD)

1 **MODELO 2001 OPCIÓN B, PREGUNTA 4**

Justifica la naturaleza de las fuerzas que se establecen por enlace de hidrógeno y enlace de Van der Waals. Aplica dichos conceptos a las siguientes moléculas: agua, sulfuro de hidrógeno, yodo, azufre y yoduro de hidrógeno.

2 **JUN/OBL 2001, OPCIÓN B, PREGUNTA 4**

Explica, para las moléculas de agua y sulfuro de hidrógeno:

- La estructura molecular.
- La diferencia en las temperaturas de ebullición.

3 **JUN/OBL 2000 OPCIÓN B, PREGUNTA 3**

Basándote en la teoría de hibridación de orbitales, explica la geometría, el carácter ácido-base de Lewis y la polaridad de las siguientes moléculas:

- Bromuro de berilio.
- Bromuro de fósforo (III).

4 **JUN/OBL 2000 OPCIÓN A, PREGUNTA 5**

Explica:

- Hidruros iónicos: elementos que los forman, estado de oxidación del hidrógeno, reacciones con el agua y carácter redox.
- Hidruros covalentes: elementos que los forman, estado de oxidación del hidrógeno, estabilidad y estado físico en el que se presentan.

5 **JUN/OPT 2000 OPCIÓN B, PREGUNTA 4**

Se sabe que los puntos de ebullición normales del HF y HBr son, respectivamente, 19,5°C y -67°C. Explica por qué siendo la masa molecular del HBr mayor que la del HF, su temperatura de ebullición normal es menor.

6 **SEP/OPT 2000 OPCIÓN B, PREGUNTA 3**

- Define energía reticular de un compuesto iónico y explica de qué factores depende.
- En base al concepto anterior, comenta a qué se debe la variación observada en los valores de dicha energía para los haluros de sodio, NaF ($U_r = -908$ kJ/mol), NaCl ($U_r = -774$ kJ/mol) y NaBr ($U_r = -736$ kJ/mol) y relaciona dicha variación con los respectivos puntos de fusión de 988, 800 y 740°C.

7 **SEP/OBL 2000 OPCIÓN A, PREGUNTA 5**

Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor, determina:

- El tipo de moléculas que forman en estado elemental y la covalencia que tiene cada una de ellos.
- La estequiometría y la geometría de sus compuestos hidrogenados.
- ¿Cuál de dichas combinaciones es soluble en agua?. En el caso o casos afirmativos, ¿qué pH tendría la disolución resultante?
- ¿Cuál sería la polaridad de los enlaces E-H, siendo E=C, N, O, F en las citadas combinaciones?

8 **SEP/OPT 2000 OPCIÓN B, PREGUNTA 5**

Representa las moléculas de propano, propeno y propino y justifica la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de la cadena, indicando los valores teóricos de todos los ángulos de enlace.

9 **SEP/OPT 2000 OPCIÓN A, PREGUNTA 5**

Los compuestos amoníaco, agua y fluoruro de hidrógeno presentan puntos de ebullición elevados

($-33,4^{\circ}\text{C}$, $+100^{\circ}\text{C}$ y $+19,5^{\circ}\text{C}$, respectivamente) en relación con los correspondientes al resto de los hidruros formados por los elementos de los grupos 15, 16 y 17. Justifica los valores dados para el punto de ebullición, estableciendo la naturaleza de las fuerzas intermoleculares en dichos compuestos.

10 SEP/OBL 2000 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Dadas las sustancias siguientes: Cl_2 , Na, CsBr y diamante, explica razonadamente:

- El estado físico en el que se presenta cada sustancia a 25°C y 1 atm de presión.
- El tipo de enlace que presentan.
- Su conductividad eléctrica.
- Su solubilidad en agua.

11 JUN/OBL 1999 OPCIÓN A, PREGUNTA 5

Determina para los aniones nitrito y nitrato:

- Las posibles estructuras de Lewis.
- El tipo de hibridación que presenta el átomo central, y la geometría de la molécula-ion.
- El estado de oxidación del átomo central.
- La fórmula y el nombre de los ácidos de procedencia. Justifica cualitativamente la fuerza ácida de la disolución acuosa de cada una de estas sustancias.

12 JUN/OBL 1999 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

El compuesto AX_3 no tiene momento dipolar, mientras que el EX_3 sí lo tiene, siendo en ambos casos X un halógeno. A partir de estos datos, razona si son correctas las siguientes proposiciones:

- El compuesto AX_3 debe tener un doble enlace.
- La molécula AX_3 debe tener forma plana con ángulos interatómicos de 120° .
- El átomo central del compuesto EX_3 tiene electrones de valencia sin compartir.
- El átomo E es más electronegativo que el átomo A.

13 JUN/OPT 1999 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explica los siguientes conceptos o características relacionados con el enlace covalente:

- Definición de electronegatividad y variación de ésta en el Sistema Periódico.
- Momento dipolar de enlace.
- Momento dipolar de moléculas en función de su geometría.
- En relación con lo anterior, por qué la molécula de monóxido de carbono es polar mientras que la de dióxido de carbono es apolar.

14 SEP/OBL 1999 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

- Clasifica según el tipo de enlace las sustancias: fluoruro sódico, flúor y fluoruro de hidrógeno.
- Explica la variación de puntos de fusión que es de prever en ellas y el estado de oxidación del flúor en cada una.

15 SEP/OPT 1999 OPCIÓN A, PREGUNTA 5

Representa mediante el diagrama de solapamiento de orbitales la estructura del ácido acético (etanoico), sabiendo que los ángulos de enlace en torno al carbono C(1) son de 120° y los del carbono C(2) son de 109° , aproximadamente. Justifica cuál será el centro de ataque preferido por un reactivo electrófilo y cuál por un nucleófilo.

16 SEP/OPT 1999 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explica por qué el bromo funde a $-7,2^{\circ}\text{C}$ mientras que el monocloruro de yodo lo hace a $27,2^{\circ}\text{C}$, teniendo en cuenta que las dos sustancias tienen masas moleculares similares. Discute brevemente los conceptos aplicados.

17 SEP/OPT 1999 OPCIÓN B, PREGUNTA 5

Razona brevemente las siguientes cuestiones referidas a la molécula de agua:

- Hibridación del átomo central y geometría de la molécula.
- Efecto de los enlaces de hidrógeno en la estructura del hielo.
- Comportamiento como base de Lewis.
- Momento dipolar molecular y constante dieléctrica.

18 JUN/OBL 1998 OPCIÓN A, PREGUNTA 3

Explica los siguientes conceptos:

- Enlaces de hidrógeno y su influencia sobre las propiedades físicas.
- A qué se atribuye la diferente solubilidad en agua de los alcoholes y las cetonas.

19 JUN/OPT 1998 OPCIÓN A - PREGUNTA 5

Indica la estructura electrónica tipo Lewis y el estado de oxidación del nitrógeno en las siguientes especies: amoníaco, dinitrógeno, monóxido de carbono y dióxido de nitrógeno

20 JUN/OPT 1998 OPCIÓN A, PREGUNTA 3

Define el concepto de electronegatividad y explica su relación con:

- La polaridad del enlace y el momento dipolar en las moléculas.
- La variación de los puntos de fusión de los haluros de hidrógeno.

DATOS: Momentos dipolares (Debyes):

HF(1,82 D); HCl(1,07 D); HBr(0,79 D); HI(0,38 D).

21 SEP/OBL 1998 OPCION A, PREGUNTA 5

Determina para las siguientes especies: dinitrógeno, amoníaco e ion nitrato

- Sus estructuras de Lewis.
- El tipo de hibridación de su átomo central.
- Su geometría molecular.
- Si alguna de ellas presenta resonancia.

22 SEP/OBL 1998 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Con relación al enlace de hidrógeno, comenta:

- Características de los elementos que intervienen y naturaleza del enlace.
- Su influencia sobre las propiedades de los compuestos en los que se presenta (orgánicos o inorgánicos).

23 SEP/OPT 1998 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explica, mediante ejemplos apropiados, la influencia de los enlaces de hidrógeno y de las fuerzas de Van der Waals sobre la solubilidad en agua y en tetracloruro de carbono.

24 JUN/OBL 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Las moléculas de nitrógeno y etino (o acetileno) son isoelectrónicas. Revise la estructura electrónica del nitrógeno y pronostique la geometría del acetileno, discutiendo su estructura en términos de la hibridación del átomo de carbono.

25 JUN/OPT 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 5

Indique las razones que justifican la estabilidad del enlace covalente A-H (A=elemento de un grupo principal) en una molécula AH_n y la formación de enlaces múltiples en moléculas A₂.

26 JUN/OPT 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Defina brevemente, escribiendo las reacciones correspondientes:

- Primer y segundo potenciales de ionización (I₁, I₂) del calcio.
- Afinidad electrónica (A) del cloro.

- c) Calor de sublimación (ΔH_s) del calcio sólido.
- d) Energía de disociación (D_0) del cloro.

27 SEP/OBL 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Enumera cuatro elementos de los grupos principales cuya molécula más estable a temperatura ambiente sea diatómica. Explica el enlace en dichas moléculas y comenta la variación de sus energías de enlace.

28 SEP/OPT 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explica, basándote en el concepto de energía reticular, la variación observada en los puntos de fusión de los siguientes compuestos iónicos: fluoruro sódico (992°C); cloruro sódico (800°C); bromuro sódico (755°C) y yoduro sódico (651°C).

29 SEP/OPT 1997 OPCIÓN B, PREGUNTA 5

Los hidrocarburos y los alcoholes tienen diferentes propiedades. Indica:

- a) ¿Cuáles (hidrocarburos o alcoholes) son más solubles en agua?
- b) ¿Cuáles son más volátiles?
- c) ¿Cuáles son más activos químicamente?

Justifica tus respuestas.

30 SEP/OPT 1997 OPCION A, PREGUNTA 5

Justifica cómo varía el punto de ebullición de los hidruros de los elementos del grupo 16 (anfígenos).

31 JUN/OBL 1996 OPCIÓN A, PREGUNTA 5

A partir de las configuraciones electrónicas de los elementos nitrógeno, oxígeno y flúor, razone las estructuras moleculares de dichos elementos y las estequiometrías de sus compuestos hidrogenados.

32 JUN/OBL 1996 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Con respecto a las fuerzas intermoleculares:

- a) Defina las diferentes clases de fuerzas intermoleculares.
- b) Escriba los posibles isómeros de un compuesto de fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, e indique para cada uno de ellos qué tipo de fuerzas intermoleculares actuará predominantemente.

33 JUN/OPT 1996 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explique el aumento de los puntos de fusión del cloro, bromo y yodo moleculares (desde -101°C del cloro hasta 113°C del yodo). Justifique el hecho de que el fluoruro de hidrógeno tenga un punto de fusión mayor que el flúor molecular.

34 SEP/OBL 1996 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Defina el concepto de energía reticular y explique cómo varía esta magnitud en función de la distancia interiónica y de la carga de los iones que forman el compuesto, mediante ejemplos apropiados.

35 SEP/OPT 1996 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

(Sólo el apartado a))

Defina el concepto de polaridad de un enlace covalente y analice la influencia de la geometría molecular en el momento dipolar molecular, usando como ejemplos 1,1,2,2-tetracloroetano y cloroformo(triclorometano).

36 SEP/OPT 1996 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

(Sólo apartado b))

¿Cómo variarán los puntos de ebullición de los derivados clorados del metano (desde el

clorometano hasta el tetracloruro de carbono)?

Otros ejercicios del enlace:

37 SEP/OPT 1991 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Expresé el concepto de energía reticular y ordene los compuestos iónicos que se indican según los siguientes criterios:

a) Energía reticular creciente

b) Punto de fusión creciente

Compuestos: NaF, KBr, BeO

38 JUL/OPT 1989 OPCIÓN A, PREGUNTA 3

Tomando como referencia la expresión de la energía reticular, justificar los valores de los puntos de fusión de CaO (2570°C) y de KF (858°C), así como la variación que tendrán otras propiedades relacionadas con el tipo de enlace (solubilidad, dureza, etc).

39 SEP/OBL 1995 OPCIÓN A, PREGUNTA 5

Represente mediante un diagrama de solapamiento de orbitales la estructura del etanal, sabiendo que los ángulos de enlace en torno al carbono C(1), son de 120° y los de C(2) son de 109°, aproximadamente. Justifique cuál será el centro de ataque preferido por un reactivo electrófilo y cuál por un nucleófilo.

40 SEP/OBL 1995 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Expresé la naturaleza del enlace en las moléculas de cloro, cloruro de hidrógeno y metano, indicando en cada caso si el enlace está polarizado y si la molécula presenta momento dipolar permanente. Defina brevemente los conceptos aplicados.

41 JUN/OPT 1994 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Describa la geometría de la molécula $\text{HC}\equiv\text{C-BH-CH}_3$, indicando el tipo de hibridación de los distintos átomos implicados.

42 SEP/OPT 1993 OPCIÓN B, PREGUNTA 3

Explique la naturaleza de las fuerzas de cohesión o los enlaces intermoleculares que influyen en las siguientes especies químicas y comente los valores dados de sus puntos de fusión (en °C): metano (-182), tetracloruro de carbono (-23), agua (0), cloruro de hidrógeno (-114).

43 JUL/OBL 1992 OPCIÓN B, PREGUNTA 5

La propanona (punto de ebullición = 56°C), etanol (punto de ebullición = 78°C) y el butano (punto de ebullición = 0°C) son compuestos con masas moleculares similares, pero de puntos de ebullición diferentes. Justifique esta diferencia en función de la estructura de los tres compuestos implicados. ¿Es previsible que alguno de estos compuestos reaccione con nucleófilos? Razone la respuesta.