

## EL ENLACE QUÍMICO

### Cuestiones

1. La configuración electrónica de un elemento: a)¿Permite conocer cuál es su situación en el Sistema Periódico? b)¿Indica qué clase de enlaces puede formar con otros elementos? c)¿Es suficiente información para saber si el elemento es sólido, líquido o gas? d)¿Sirve para conocer si el elemento es o no molecular? Justifique las respuestas. *Septiembre 1998*
2. Considere los elementos: A ( $Z = 12$ ) y B ( $Z = 17$ ). Conteste razonadamente: a)¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B? b)¿Cuál es el grupo, el período, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos? c)¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización? d)¿Qué tipo de enlace se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante? ¿Será soluble en agua? *Septiembre 2009*
3. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos: a)Escriba sus configuraciones electrónicas. b)Escriba los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento. c)¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razone su respuesta. d)Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que forman. *Septiembre 2010 (Fase General)*
4. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique: a)La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental. b)El grupo y período al que pertenece cada uno. c)El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar. d)El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado. *Junio 2010 (Fase General)*
5. Dados los elementos A, B y C, de números atómicos: 6, 11 y 17, respectivamente, indique: a)La configuración electrónica de cada uno de ellos. b)Su situación en la Tabla Periódica (grupo y período). c)El orden decreciente de electronegatividad. d)Las fórmulas de los compuestos formados por C con cada uno de los otros dos: A y B, y el tipo de enlace que presentan al unirse. *Modelo 2005*
6. Cuatro elementos diferentes: A, B, C y D tienen número atómico: 6, 9, 13 y 19, respectivamente. Se desea saber: a)El número de electrones de valencia de cada uno de ellos. b)Su clasificación en metales y no metales. c)La fórmula de los compuestos que B puede formar con los demás, ordenándolos del más iónico al más covalente. *Septiembre 1997*
7. Sabiendo que las temperaturas: 3.550 °C, 650 °C, -107 °C y -196 °C corresponden a las temperaturas de fusión de las sustancias: nitrógeno, aluminio, diamante y tricloruro de boro: a)Asigne a cada sustancia el valor que le corresponde a su temperatura de fusión y justifique esta asignación. b)Justifique los tipos de enlace y/o fuerzas intermoleculares que están presentes en cada una de las sustancias cuando se encuentran en estado sólido. *Septiembre 2003*
8. Dados los siguientes elementos: flúor, helio, sodio, calcio y oxígeno: a)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. b)Formule cuatro de los compuestos diatómicos que puedan formar entre sí, indicando la naturaleza del enlace formado. *Septiembre 1999*

9. Explique: a) 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. b) Si cada molécula se representa en todos los casos por una única fórmula estructural. c) Representar las estructuras de Lewis de las siguientes especies:  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NO}^{3-}$ . d) ¿Justifican las representaciones de las moléculas anteriores la estabilidad de las mismas? *Junio 1997*

10. Dadas las moléculas:  $\text{HCl}$ ,  $\text{KF}$  y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ : a) Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad. b) Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes. Datos: Valores de electronegatividad:  $\text{K} = 0,8$ ,  $\text{H} = 2,1$ ,  $\text{C} = 2,5$ ,  $\text{Cl} = 3,0$ ,  $\text{F} = 4,0$ . *Junio 2004*

11. a) Ordene según polaridad creciente, basándose en los valores de las electronegatividades de la tabla adjunta, los enlaces siguientes:  $\text{H-F}$ ,  $\text{H-O}$ ,  $\text{H-N}$ ,  $\text{H-C}$ ,  $\text{C-O}$  y  $\text{C-Cl}$ .

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

b) La polaridad de la molécula de  $\text{CH}_4$ , ¿será igual o distinta que la del  $\text{CCl}_4$ ? *Junio 1998*

12. Considere los compuestos:  $\text{BaO}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{MgF}_2$  y  $\text{CCl}_4$ . a) Indique su nombre. b) Razone el tipo de enlace que posee cada uno. c) Explique la geometría de la molécula  $\text{CCl}_4$ . d) Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente. *Septiembre 2005*

13. Considere las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio. a) Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas. b) Escriba las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes. c) Justifique la polaridad del enlace en las moléculas covalentes. d) Justifique la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua. *Septiembre 2010 (Fase Específica)*

14. Considerando las sustancias:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HF}$  y  $\text{NaBr}$ , justifique en función de sus enlaces: a) si son o no solubles en agua; b) si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente. *Junio 1999*

15. Para las siguientes especies:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{Fe}$ : a) Razone el tipo de enlace presente en cada caso. b) Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto. c) ¿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 conducirá(n) la corriente eléctrica en ningún caso. *Septiembre 2006*

16. Dados los siguientes compuestos:  $\text{NaH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaH}_2$  y  $\text{HF}$ , conteste razonadamente: a) ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente? b) ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares? c) ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno? d) Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez? *Modelo 2007*

17. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique: a) El cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio. b) El carbono (diamante) es un sólido muy duro. c) El nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química. d) El amoníaco es una sustancia polar. *Modelo 2002*

18. A las siguientes especies:  $\text{X}^-$ ,  $\text{Y}$  y  $\text{Z}^+$ , les corresponden los números atómicos: 17, 18 y 19, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.

b) Ordene, razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización. c) ¿Qué especies son  $X^-$  e  $Y$ ? d) ¿Qué tipo de enlace presenta  $ZX$ ? Describa brevemente las características de este enlace. *Septiembre 2008*

19. a) Diseñe un ciclo de Born-Haber para el  $MgCl_2$ . b) Defina el menos cuatro de los siguientes conceptos: - Energía de ionización. - Energía de disociación. - Afinidad electrónica. - Energía reticular. - Calor de formación. - Calor de sublimación. *Septiembre 1996*

20. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio: a) Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3. b) Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6. c) Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5. d) En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio. Justifique la respuesta. *Septiembre 2005*

$Na(s) \rightarrow Na(g)$  1;  $\frac{1}{2} F_2(g) \rightarrow F(g)$  2;  $Na(g) \rightarrow Na^+(g)$  3;  $F(g) \rightarrow F^-(g)$  4;  
 $Na^+(g) + F^-(g) \rightarrow NaF(s)$  5;  $Na(s) + \frac{1}{2} F_2(g) \rightarrow NaF(s)$  6.

21. Sabiendo que:  $NaCl$ ,  $NaBr$  y  $NaI$  adoptan en estado sólido la estructura tipo  $NaCl$ , explique razonadamente: a) Si la constante de Madelung influye en que los valores de energía reticular de estos tres compuestos sean diferentes. b) Si la variación de la energía reticular depende de la distancia de equilibrio entre los iones en la red cristalina. c) ¿La energía reticular del  $MgCl_2$  será mayor, menor o igual que la del  $NaCl$ ? Datos: Energías reticulares:  $NaCl = 769 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $NaBr = 736 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $NaI = 688 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . *Modelo 2001*

22. Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo 13 del Sistema Periódico, conteste razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en un ión positivo. b) La energía de ionización del boro es superior a la del litio ( $Z = 3$ ). c) La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes. d) El átomo de boro en el  $BH_3$  tiene un par de electrones de valencia. *Junio 2006*

23. Dadas las siguientes sustancias:  $CS_2$  (lineal),  $HCN$  (lineal),  $NH_3$  (piramidal) y  $H_2O$  (angular): a) Escriba sus estructuras de Lewis. b) Justifique su polaridad. *Junio 2000*

24. Considere las siguientes moléculas:  $H_2O$ ,  $HF$ ,  $H_2$ ,  $CH_4$  y  $NH_3$ . Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones: a) ¿Cuál o cuáles son polares? b) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica? c) ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente? d) ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno? *Septiembre 2004*

25. Dadas las moléculas:  $H_2O$ ,  $CH_4$ ,  $BF_3$  y  $HCl$ : a) Escriba sus estructuras de Lewis. b) Indique razonadamente cuáles presentan enlaces de hidrógeno. c) Justifique cuáles son moléculas polares. d) 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:  $O = 3,5$ ,  $H = 2,1$ ,  $C = 2,5$ ,  $Cl = 3,0$ . *Modelo 2003*

26. Dadas las siguientes moléculas:  $PH_3$ ,  $H_2S$ ,  $CH_3OH$  y  $BeI_2$ : a) Escriba sus estructuras de Lewis. b) Razone si forman o no enlaces de hidrógeno. c) Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación. d) Explique si estas moléculas son polares o apolares. *Septiembre 2007*

**27.** Responda a las siguientes cuestiones referidas al  $\text{CCl}_4$ , razonando las respuestas: a)Escriba su estructura de Lewis. b)¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas? c)¿Por qué la molécula es apolar, a pesar de que los enlaces C–Cl son polares? d)¿Por qué, a temperatura ordinaria, el  $\text{CCl}_4$  es líquido y, en cambio, el  $\text{Cl}_4$  es sólido? *Septiembre 2002*

**28.** Considere las moléculas:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{BI}_3$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$ . a)Escriba sus representaciones de Lewis. b)Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos. c)Justifique cuáles son moléculas polares. d)¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples? *Modelo 2004*

**29.** Considere las moléculas de amoníaco y sulfuro de hidrógeno. a)Escriba sus estructuras de Lewis. b)Justifique por qué el ángulo HNH es mayor que el ángulo HSH. c)Justifique cuál o cuáles son polares. d)Justifique cuál de las dos moléculas puede formar enlaces de hidrógeno. *Junio 2010 (Materias coincidentes)*

**30.** Dadas las siguientes moléculas:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{BH}_3$ : a)Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central. b)Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares. c)¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el  $\text{CH}_4$ ? d)Indique, razonadamente, por qué el  $\text{NH}_3$  es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición. *Septiembre 2008*

**31.** Dadas las siguientes moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_4$ : a)Escriba sus estructuras de Lewis. b)Determine sus geometrías (puede emplear la teoría de repulsión de pares electrónicos o la de hibridación). c)Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno. d)Justifique si las moléculas  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{NH}_3$  son polares o no polares. Datos: Números atómicos (Z): H=1, Be=4, C=6, N=7, O=8, Cl=17. *Junio 2005*

**32.** Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}$  y  $\text{HF}$ : a)Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas. b)Explique sus geometrías por la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación. c)Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero. d)Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno. *Modelo 2010*

**33.** Considerando las moléculas:  $\text{H}_2\text{CO}$  (metanal) y  $\text{Br}_2\text{O}$  (monóxido de dibromo): a)Represente sus estructuras de Lewis. b)Justifique su geometría molecular. c)Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar. Datos: Números atómicos: H (Z = 1), C (Z = 6), O (Z = 8), Br (Z = 35). *Junio 2010 (Fase Específica)*

**34.** Dados los siguientes compuestos:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{BCl}_3$  y  $\text{N}_2$ : a)Escriba sus estructuras de Lewis. b)Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación. c)Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares. d)Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión. *Modelo 2008*

### **Preguntas**

**35.** Considere los elementos de números atómicos: 9 y 11. a)Identifíquelos con nombre y símbolo y escriba sus configuraciones electrónicas. b)Justifique cuál tiene mayor el segundo potencial de ionización. c)Justifique cuál es el más electronegativo. d)Justifique qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por estos dos elementos. *Junio 2013*

**36.** Considere los elementos de números atómicos: 3 y 18. a)Escriba sus configuraciones electrónicas e identifíquelos con su nombre y símbolo. b)Justifique cuál tiene el primer potencial de ionización mayor. c)Justifique qué tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos dos elementos. d)Justifique qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por los elementos con  $Z = 3$  y  $Z = 17$ .  
*Junio 2014*

**37.** Considere los elementos de números atómicos:  $Z = 7, 9, 11$  y  $16$ . a)Escriba sus configuraciones electrónicas, el símbolo y el grupo del Sistema Periódico al que pertenecen. b)Justifique cuál tendrá mayor y cuál tendrá menor primer potencial de ionización. c)Indique el compuesto formado entre los elementos de  $Z = 9$  y  $Z = 11$ . Justifique el tipo de enlace. d)Escriba la configuración electrónica del anión más estable del elemento de  $Z = 16$ , e indique el nombre y el símbolo del átomo isoelectrónico. *Junio 2012*

**38.** Considere los átomos  $X$  e  $Y$ , cuyas configuraciones electrónicas fundamentales terminan en  $3s^1$  y  $4p^4$ , respectivamente. a)Escriba sus configuraciones electrónicas y razone cuáles son sus iones más estables. b)Si estos dos elementos se combinaran entre sí, determine la fórmula del compuesto formado y justifique el tipo de enlace que presentaría. c)Determine la longitud de onda máxima (en nm) de la radiación necesaria para ionizar un átomo del elemento  $X$ , sabiendo que su primer potencial de ionización es  $419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Datos:  $h = 6,626\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 3\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ;  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ;  $N_A = 6,022\cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . *Junio 2015 (Materias coincidentes)*

**39.** Considere los elementos:  $A$  ( $Z = 11$ ),  $B$  ( $Z = 17$ ),  $C$  ( $Z = 12$ ) y  $D$  ( $Z = 10$ ). a)Escriba sus configuraciones electrónicas e identifique los cuatro elementos. b)¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible:  $B_2$ ;  $A$ ;  $D_2$ ;  $AB$ ;  $AC$ ;  $AD$ ;  $BC$ ;  $BD$ ? Nómbralos. c)Explique el tipo de enlace en los compuestos posibles. d)De los compuestos imposibles del apartado b), ¿qué modificaría para hacerlos posibles?  
*Septiembre 2012*

**40.** Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a)Una molécula que contenga enlaces polares necesariamente es polar. b)Un orbital híbrido  $s^2p^2$  se obtiene por combinación de dos orbitales  $s$  y dos orbitales  $p$ . c)Los compuestos iónicos en disolución acuosa son conductores de la electricidad. d)La temperatura de ebullición del  $\text{HCl}$  es superior a la del  $\text{HF}$ . *Septiembre 2013*

**41.** Considere los elementos:  $\text{H}$ ,  $\text{O}$  y  $\text{F}$ . a)Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y período de cada uno de ellos. b)Explique mediante la Teoría de Hibridación la geometría de las moléculas.  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OF}_2$ . c)Justifique que la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  es más polar que la molécula de  $\text{OF}_2$ . d)¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del  $\text{H}_2\text{O}$  sea mucho mayor que la del  $\text{OF}_2$ ? *Modelo 2012*

**42.** Considere los compuestos: óxido de estroncio, bromuro de hidrógeno, tetracloruro de carbono y yoduro de magnesio. a)Formúlelos. b)Razone el tipo de enlace que posee cada uno. c)Explique la geometría de la molécula de tetracloruro de carbono. d)Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente. *Junio 2013 (Materias coincidentes)*

**43.** Considere las sustancias:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{Al}$  y  $\text{KI}$ . a)Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas. b)Justifique si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente. c)Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes. d)Justifique si  $\text{HF}$  puede formar enlace de hidrógeno. *Junio 2012*

44. Para las sustancias: HF, Fe, KF y BF<sub>3</sub>, justifique: a)El tipo de enlace presente en caa una de ellas. b)Qué sustancia tendrá menor punto de fusión. c)Cuál o cuáles conducen la electricidad en estado sólido, cuál o cuáles la conducen en estado fundido y cuál o cuáles no la conducen en ningún caso. d)La geometría de la molécula BF<sub>3</sub> , a partir de la hibridación del átomo central. *Modelo 2015*

45. Dadas las moléculas: HCl, KF, CF<sub>4</sub> y CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>: a)Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas. b)Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes. c)Justifique cuáles de ellas son solubles en agua. *Junio 2013*

46. Considere las moléculas de HCN, CHCl<sub>3</sub> y Cl<sub>2</sub>O. a)Escriba sus estructuras de Lewis. b)Justifique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados. c)Justifique cuál o cuáles son polares. d)Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno. *Junio 2011*

47. Considere las moléculas: OF<sub>2</sub> , monóxido de carbono y metanol. a)Escriba sus estructuras de Lewis. b)Justifique su geometría. c)Razone si son o no polares. d)Indique razonadamente para cuál de ellas se espera mayor punto de ebullición. *Junio 2014 (Materias coincidentes)*

48. Con los datos recogidos en la tabla adjunta, conteste razonadamente a las siguientes preguntas: a)¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HF es mayor que la del HCl? b)¿Por qué la temperatura de ebullición normal del H<sub>2</sub>O es mayor que la del Cl<sub>2</sub>? c)¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HCl es menor que la del Cl<sub>2</sub>? d)¿Cuál de las sustancias de la tabla presentará mayor punto de fusión? *Junio 2014*

Sustancia	H <sub>2</sub> O	HF	HCl	Cl <sub>2</sub>
T ebulli. (°C)	100	20	-85	-3