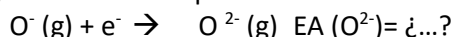


1. La metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , es el primer término de la serie de las aminas primarias.
  - a. Representar esta molécula mediante un diagrama de puntos (Lewis).
  - b. Indicar el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes.
2. Indicar la geometría de los siguientes iones y moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares de los electrones de valencia:  $\text{BH}_3$ ,  $\text{BeI}_2$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{NO}^-$ . ¿Alguna de las moléculas es polar? Justificar la respuesta. *Solución:  $\text{NO}^-$  es polar, el resto apolar.*
3. Deducir la electrovalencia y la covalencia del fósforo, P ( $Z = 15$ ), a partir de su configuración electrónica. *Solución: electrovalencia: -3; covalencia: 3*
4. El momento dipolar de la molécula de  $\text{CO}_2$  es cero. ¿Cuál será su geometría?. *Solución: lineal*
5. Ordenar los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes:  $\text{NaCl}$ ; He;  $\text{Br}_2$ ; Na. *Solución:  $\text{Na} > \text{NaCl} > \text{Br}_2 > \text{He}$*
6. Indicar qué tipo de sustancia (molecular, etc) es cada una de las siguientes:
  - a. Sulfuro de hidrógeno
  - b. Germanio
  - c. Aluminio
  - d. Nitrato potásico.
7. Consultando la tabla de electronegatividades, ordenar los siguientes enlaces según su polaridad creciente, e indicar si alguno de ellos es iónico:
  - a. Be-Cl
  - b. C-I
  - c. Ba-F
  - d. Al-Br
  - e. S-O
  - f. P-Cl
  - g. C-O*Solución: Orden:  $\text{Cl} < \text{P-Cl} < \text{SO} = \text{CO} < \text{Al-Br} < \text{Be-Cl} < \text{Ba-F}$*
8. Indicar qué tipo de fuerzas de atracción, o de enlace químico, han de romperse para:
  - a. Fundir cloruro sódico.
  - b. Fundir óxido cálcico.
  - c. Disolver bromo en agua.
  - d. Disolver bromo en tetracloruro de carbono.
9. Entre las siguientes sustancias: 1) Sodio; 2) Silicio; 3) Metano; 4) Cloruro potásico; 5) Agua. Escoger las más representativas de:
  - a. Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals que funde muy por debajo de la temperatura ambiente.
  - b. Una sustancia de alta conductividad eléctrica que funde alrededor de los  $100^\circ\text{C}$ .
  - c. Una sustancia covalente de muy alto punto de fusión.
  - d. Una sustancia no conductora de la electricidad que se transforma en conductora al fundir.
  - e. Una sustancia con enlaces de hidrógeno.
10. Dados los elementos A, B, C y D, de números atómicos 9, 11, 17 y 20, respectivamente:
  - a. Escribir su configuración electrónica.
  - b. Razonar el tipo de enlace que se dará en A-A, C-D.
  - c. ¿Qué estequiometría presentarán los dos compuestos anteriores?Razonar las respuestas.

11. Teniendo en cuenta la energía de red de los compuestos iónicos, contestar, razonadamente, a las siguientes cuestiones:
- ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor punto de fusión: NaF o KBr?
  - ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS?
- Solución: a) mayor PF: NaF b) más soluble en agua CaS*
12. Dibujar las estructuras de Lewis de las especies químicas siguientes: Hidruro de berilio, tricloruro de boro, etileno, amoníaco e hidruro de azufre. Justificar la geometría de estas sustancias e indicar si hay alguna que sea polar.
13. Explica que tipo de enlace debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:
- Fundir cloruro de sodio.
  - Hervir agua.
  - Fundir hierro.
  - Evaporar nitrógeno líquido.
14. Para las moléculas de amoníaco y metano a) Indicar razonadamente la geometría que presentan. b) Justificar la polaridad de cada una de ellas.
15. A partir de los datos que se dan a continuación, calcular la afinidad electrónica del I (g) mediante el ciclo de Born-Haber.
- Datos: Calor estándar de formación del KI(s) = - 327 kJ·mol<sup>-1</sup>  
Calor de sublimación del K (s) = 90 kJ·mol<sup>-1</sup> . Calor de sublimación del I<sub>2</sub> (s) = 62 kJ·mol<sup>-1</sup> . Energía de disociación del I<sub>2</sub> (g) = 149 kJ·mol<sup>-1</sup> . Energía de ionización del K (g) = 418 kJ·mol<sup>-1</sup> . Energía reticular del KI (s) = - 633 kJ·mol<sup>-1</sup>.
- Solución: . AE = -276,5 KJ/mol*
16. Concepto de orden de enlace. Aplícalo a las moléculas de nitrógeno, oxígeno y flúor y comenta su relación con las energías de enlace respectivas.
17. Responde breve y razonadamente a las siguientes cuestiones:
- ¿En qué se basa la teoría de la repulsión de pares de electrones para dilucidar la forma de las moléculas?
  - ¿Puede una molécula ser apolar a pesar de tener enlaces polares? ¿Por qué? Pon ejemplos.
  - ¿Cuáles son las principales propiedades de los compuestos iónicos?
  - ¿Qué es enlace químico? ¿Qué tipos de enlaces conoces? ¿Entre qué elementos de la tabla periódica se produce cada uno de estos enlaces? Cita tres sustancias con cada uno de los tres tipos de enlace que conoces.
  - ¿Qué es un enlace polar? ¿Y un enlace covalente dativo? ¿Puede un enlace ser polar y dativo a la vez?
18. La energía de ionización del xenón es 279,88 Kcal/mol. La energía de disociación y la afinidad electrónica del flúor son 36,72 y -83,76 Kcal/mol, respectivamente. La energía reticular del compuesto hipotético XeF (s) puede considerarse igual a la del fluoruro de cesio (CsF) que es -8,56 Kcal/mol. Calcular la entalpía o calor de formación del XeF (s) a partir del Xe y F<sub>2</sub> en fase gaseosa. *Solución: 205,9 kJ/mol*
19. Escribe las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas: a) CF<sub>4</sub>; b) PCl<sub>5</sub>; c) BF<sub>3</sub> ¿Qué geometría asignarías a dichas moléculas? ¿Tendrían momento dipolar las moléculas?
20. Para llevar a cabo algunos de los siguientes procesos es necesario romper enlaces covalentes, mientras que en otros es preciso vencer fuerzas intermoleculares. Indica el tipo de fuerzas que hay que superar en cada caso:
- Hervir agua
  - Disolver I<sub>2</sub> en etanol
  - Descomponer N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> en NO<sub>2</sub>
  - Fundir sílice, SiO<sub>2</sub>
  - Quemar metano, CH<sub>4</sub>
21. Clasifica las siguientes sustancias (a 25°C y 1 atm) en iónicas, covalentes moleculares, covalentes atómicas o metálicas; Oro; Diamante; Sal común; agua.

22. Explica el aumento de los puntos de fusión del  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  moleculares sabiendo que sus valores oscilan desde  $-101^\circ\text{C}$  del  $\text{Cl}_2$  hasta  $113^\circ\text{C}$  del  $\text{I}_2$ . Justifica el hecho de que el HF tenga un punto de fusión mayor que el flúor molecular.
23. Dadas las siguientes sustancias:  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{Fe}$ : a) Clasifícalas por el tipo de sólido que forman; b) ¿Cuáles de las sustancias del apartado anterior conducirán la corriente eléctrica y en qué condiciones? c) ¿Cuáles serán solubles en agua? d) ¿Cuáles serán solubles en un disolvente no polar? e) ¿Cuáles cabe esperar que tengan un punto de fusión más bajo?

24. La segunda electroafinidad del oxígeno atómico no puede ser medida directamente en fase gaseosa:



Utiliza el ciclo de Born-Haber para determinar esta energía, con la ayuda de los siguientes datos:

	$\Delta H/\text{KJmol}^{-1}$
$\text{K}_{(\text{s})} \rightarrow \text{K}$	+90
$\text{K}_{(\text{g})} \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$	+418
$\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{O}_{(\text{g})}$	+498
$2\text{O}_{(\text{g})} + \text{e}^- \rightarrow \text{O}^-(\text{g})$	-141
$2\text{K}_{(\text{s})} + 1/2\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{(\text{s})}$	-361
$2\text{K}^+_{(\text{g})} + \text{O}^{2-}_{(\text{g})} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_{(\text{s})}$	-2238

*Solución: 2ª AE : 753 kJ/mol*

25. Justifica si las siguientes moléculas son polares ó no polares: yodo, cloruro de hidrógeno y dicloro metano ( $\text{Cl}_2\text{CH}_2$ ). Comenta la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes en cada caso.
26. Señala los enlaces que deben romperse para producir los siguientes procesos:
- Disolver cloruro de calcio en agua
  - Vaporizar agua
  - Sublimar yodo
  - Fundir magnesio
  - Vaporizar nitrógeno líquido
  - Fundir bromuro de sodio
  - Vaporizar bromuro de hidrógeno
  - Vaporizar  $\text{SiO}_2$
27. Dibuja la estructura de Lewis, indicando la geometría y la polaridad de las siguientes moléculas:  $\text{SiBr}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PCl}_3$  y  $\text{CO}_2$ .
28. Representa el ciclo de Born-Haber y describe cada una de las etapas que incluye la formación del bromuro de calcio. Calcula la energía reticular del bromuro de calcio, a partir de los datos siguientes: Entalpía de formación del  $\text{CaBr}_2 = -675 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calor de sublimación del  $\text{Ca}(\text{s}) = 121 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calor de vaporización del  $\text{Br}_2(\text{l}) = 315 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 1ª energía de ionización del  $\text{Ca}(\text{g}) = 589,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 2ª energía de ionización del  $\text{Ca}(\text{g}) = 1145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Energía de disociación del  $\text{Br}_2(\text{g}) = 193 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Afinidad electrónica del  $\text{Br}(\text{g}) = -324 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

*Solución: -2390,5 kJ/mol*