

- Responde a los siguientes apartados:
  - Define energía reticular.
  - Diseña el ciclo de Born-Haber para el óxido de litio y calcula el valor de la afinidad electrónica 2ª del oxígeno, a partir de los siguientes datos:  
 DATOS:  $E_{\text{sub}}(\text{Li}) = 155 \text{ kJ/mol}$  ;  $E_{\text{dis}}(\text{O}=\text{O}) = 494 \text{ kJ/mol}$  ;  $E_{\text{I}_1}(\text{Li}) = 520 \text{ kJ/mol}$  ;  
 $E_{\text{A}_1}(\text{O}) = -149 \text{ kJ/mol}$  ;  $U_{\text{ret}}(\text{Li}_2\text{O}) = -2799 \text{ kJ/mol}$  ;  $\Delta H_{\text{f}}(\text{Li}_2\text{O}) = -596 \text{ kJ/mol}$
- Dadas las especies químicas  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NCl}_3$ .
  - Escribe la estructura de Lewis de cada molécula.
  - Razona la geometría de cada molécula según el método de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, indicando la hibridación del átomo central.
  - Considerando las geometrías moleculares, razona acerca de la polaridad de ambas moléculas.
- Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indica de forma razonada:
  - Las que poseen enlace covalente.
  - De entre las del apartado **a)**, las que son polares, teniendo en cuenta su geometría.
  - La de mayor temperatura de fusión.
- La tabla que sigue corresponde a los puntos de fusión de distintos sólidos iónicos

Compuesto	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Punto de fusión(°C)	980	801	755	651

- Considerando los valores anteriores, indica cómo variará la energía reticular en este grupo de compuestos y razona cuál es la causa de esa variación.
  - Ordénalos de menor a mayor solubilidad en agua.
- Entre las siguientes sustancias: 1) sodio, 2) C (diamante), 3) metano, 4) cloruro de potasio y 5) agua, escoge las más representativas de:
    - Una sustancia ligada por fuerzas de Van der Waals, que funde muy por debajo de la temperatura ambiente.
    - Una sustancia de alta conductividad eléctrica, que funde alrededor de los 100°C.
    - Una sustancia covalente de muy alto punto de fusión.
    - Una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.
    - Una sustancia con enlaces de hidrógeno.
  - ¿ Qué es la resonancia ? Utiliza el ion  $\text{CO}_3^{2-}$  para ejemplificarlo.

**Puntuación:**

Ejercicios	Puntos
1 y 2	2.25
3 y 4	1.5
5 y 6	1.25

- Dadas las siguientes especies químicas:  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{NH}_3$ 
  - Indica el tipo de enlace que existe dentro de cada una.
  - Ordénalas, justificando la respuesta, de menor a mayor punto de fusión.
  - Razona si serán solubles en agua.
- Dadas las especies químicas  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{CCl}_4$ :
  - Indica el tipo de enlace que existirá en cada una.
  - Justifica si los enlaces están polarizados.
  - Razona si dichas moléculas serán polares o apolares.
- Teniendo en cuenta la energía reticular de los compuestos iónicos, contesta razonadamente:
  - ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza:  $\text{LiF}$  o  $\text{KBr}$ ?
  - ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua:  $\text{MgO}$  o  $\text{CaS}$ ?
- Justifica las siguientes afirmaciones:
  - A  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.
  - El etanol es soluble en agua y el etano no lo es.
  - En condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.
- Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ .
  - Escribe la estructura de Lewis de cada molécula.
  - Razona la geometría de cada molécula según el método de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, indicando la hibridación de los átomos centrales.
  - Considerando las geometrías moleculares, razona acerca de la polaridad de ambas moléculas.
- Las fuerzas intermoleculares.

**Puntuación:**

Ejercicios	Puntos
1, 2, 3 y 4	1.5
5 y 6	2