

Guía de Trabajo 4to Diferenciado Coef. 1

Nombre: PAUTA Curso: 4° NOTA:
Ptje Ideal: 21pts. Ptje. Fecha Entrega máxima: jueves 30 de abril de 2020 a las 22h.

APRENDIZAJES ESPERADOS:

- Reconocen el primer principio de la termodinámica como un caso particular del principio de conservación de la energía.
- Calculan cambios de entalpías de reacciones y los relacionan con las energías de enlace y entalpías de formación.
- Aplican Ley de Hess, en el cálculo de entalpías de reacción.

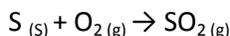
INSTRUCCIONES GENERALES:

- Esta guía debe realizarse de forma individual o en parejas.
- La guía consta de 21 puntos y tendrá una exigencia del 60%. Cada pregunta tiene 3 puntos los cuales se distribuyen de la siguiente forma: 1 punto por planteamiento del problema, 1 punto por el desarrollo del problema y 1 punto por el resultado correcto.
- Para validar sus respuestas, debe presentarlas y desarrollarlas en su cuaderno o en hojas tamaño carta.
- Dispone hasta las 22 horas del 30 de abril para desarrollar y enviar su trabajo a través de la plataforma L1 virtual.
- Emplee lápiz pasta negro o azul, sin enmiendas, de lo contrario no se aceptarán reclamos posteriores.
- Si no entrega el trabajo dentro del plazo estipulado o lo envía posterior a la fecha y hora indicada se aplicará reglamento de evaluación.

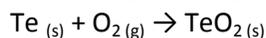
1. Calcular ΔH a 25°C para la siguiente reacción:



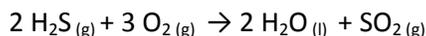
a partir de las siguientes reacciones, recuerda que debes ordenarlas para llegar a la reacción solicitada:



$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -70,96 \text{ kcal}$$



$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -77,69 \text{ kcal}$$



$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -268,92 \text{ kcal}$$



$$\Delta H_{r(x)} = ?$$



$$\Delta H_1 = -70,96 \text{ kcal}$$



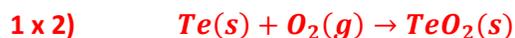
$$\Delta H_2 = -77,69 \text{ kcal}$$



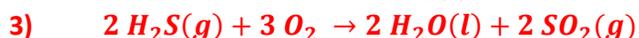
$$\Delta H_3 = -268,92 \text{ kcal}$$



$$-2 \cdot \Delta H_1$$



$$-1 \cdot \Delta H_2$$



$$\Delta H_3$$



$$\Delta H_{r(x)} = ?$$

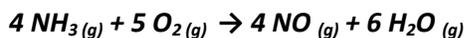
$$\Delta H_{r(x)} = (-2 \cdot \Delta H_1) + (-1 \cdot \Delta H_2) + \Delta H_3$$

$$\Delta H_{r(x)} = [(-2 \cdot -70,96) + (77,69) + (-268,92)] \text{ kcal}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [141,92 + 77,69 - 268,92] \text{ kcal}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -49,31 \text{ kcal}$$

2. Determina la entalpía estándar (ΔH) para la siguiente reacción a 25°C:

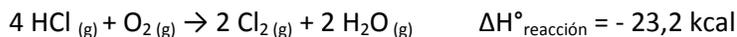
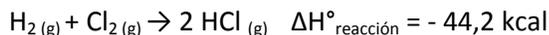


Recuerda que debes ordenar las ecuaciones para obtener la reacción planteada.

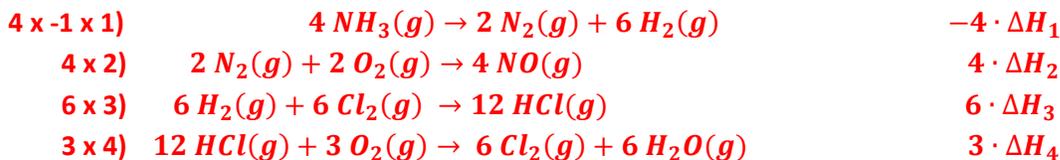
Datos:

$$\Delta H^\circ_{f, \text{NH}_3} = -11,04 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{f, \text{NO}} = -21,60 \text{ kcal/mol}$$



- | | | |
|----|--|------------------------------------|
| 1) | $\frac{1}{2} \text{N}_2(g) + \frac{3}{2} \text{H}_2(g) \rightarrow \text{NH}_3(g)$ | $\Delta H_1 = -11,04 \text{ kcal}$ |
| 2) | $\frac{1}{2} \text{N}_2(g) + \frac{1}{2} \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}$ | $\Delta H_2 = -21,60 \text{ kcal}$ |
| 3) | $\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2 \text{HCl}(g)$ | $\Delta H_3 = -44,2 \text{ kcal}$ |
| 4) | $4 \text{HCl}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{Cl}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$ | $\Delta H_4 = -23,2 \text{ kcal}$ |
-



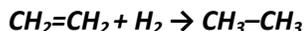
$$\Delta H_{r(x)} = (-4 \cdot \Delta H_1) + (4 \cdot \Delta H_2) + (6 \cdot \Delta H_3) + (3 \cdot \Delta H_4)$$

$$\Delta H_{r(x)} = [(-4 \cdot -11,04) + (4 \cdot -21,60) + (6 \cdot -44,2) + (3 \cdot -23,2)] \text{ kcal}$$

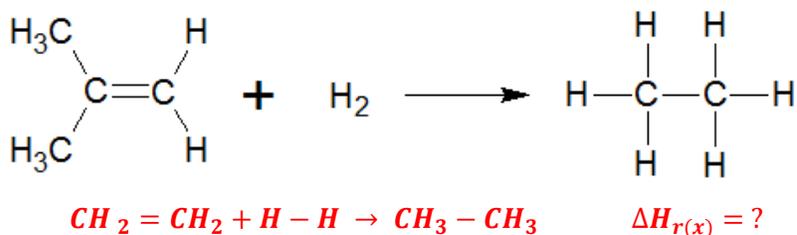
$$\Delta H_{r(x)} = [(44,16) + (-86,4) + (-265,2) + (-69,6)] \text{ kcal}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -377,04 \text{ kcal}$$

3. Calcule la entalpía de hidrogenación del etileno para formar etano, según la reacción:



a partir de los datos de energías de enlace adjunta al final de la guía.



$$\Delta H_{r(x)} = \sum \Delta H^\circ \text{enlaces rotos} - \sum \Delta H^\circ \text{enlaces formados}$$

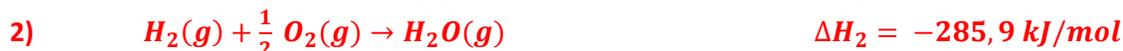
$$\Delta H_{r(x)} = [4 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-H}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C=C}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{H-H}})] - [6 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-H}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-C}})]$$

$$\Delta H_{r(x)} = [4 \cdot (415) + 1 \cdot (610) + 1 \cdot (436)] \text{kJ/mol} - [6 \cdot (415) + 1 \cdot (347)] \text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [2706] \text{kJ/mol} - [2837] \text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -131 \text{kJ/mol}$$

4. Calcule el calor de formación a presión constante (ΔH) del ácido acético líquido si sabe que los calores de combustión de C (s), H_2 (g) y CH_3COOH (l) son respectivamente -393,13; -285,9 y -870,7 kJ/mol. (3 puntos)



$$\Delta H_{r(x)} = (2 \cdot \Delta H_1) + (2 \cdot \Delta H_2) + (-1 \cdot \Delta H_3)$$

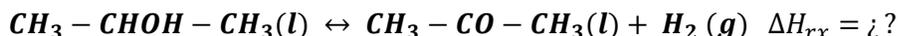
$$\Delta H_{r(x)} = [(2 \cdot -393,13) + (2 \cdot -285,9) + (-1 \cdot -870,7)] \text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [(-786,26) + (-571,8) + (870,7)] \text{kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -487,36 \text{kJ/mol}$$

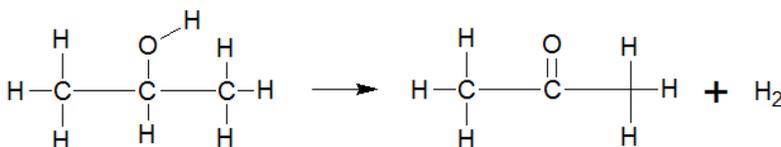
5. La acetona o propanona es un compuesto químico de fórmula $\text{CH}_3(\text{CO})\text{CH}_3$ del grupo de las cetonas que se encuentra naturalmente en el medio ambiente. A temperatura ambiente se presenta como un líquido incoloro de olor característico. Se evapora fácilmente, es inflamable y es soluble en agua. La acetona sintetizada se usa en la fabricación de plásticos, fibras, medicamentos y otros productos químicos, así como disolventes de otras sustancias químicas.

Uno de los métodos de obtención a nivel industrial de la acetona es a través de la deshidrogenación catalítica del alcohol isopropílico, de acuerdo a la siguiente ecuación:



- Calcula la entalpía de formación para la formación de 1 mol de acetona. (3 puntos)
- Determine la entalpía de reacción a partir de las entalpías o energías de enlace. (3 puntos)
- Determine la entalpía de combustión de la acetona a partir de las entalpías de formación obteniéndose como producto dióxido de carbono (g) y agua líquida. (3 puntos)

b)



$$\Delta H_{r(x)} = \sum \Delta H^\circ \text{enlaces rotos} - \sum \Delta H^\circ \text{enlaces formados}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [7 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-H}}) + 2 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-C}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-O}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{O-H}})]$$

$$- [6 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-H}}) + 2 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C-C}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{H-H}}) + 1 \cdot (\Delta H^\circ_{\text{C=O}})]$$

$$\Delta H_{r(x)} = [7 \cdot 415 + 2 \cdot 347 + 1 \cdot 352 + 1 \cdot 460] \text{ kJ/mol}$$

$$- [6 \cdot 415 + 2 \cdot 347 + 1 \cdot 436 + 1 \cdot 760] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [4411] \text{ kJ/mol} - [4380] \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_{r(x)} = 31 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{r(x)} = \sum \Delta H^\circ \text{productos} - \sum \Delta H^\circ \text{reactantes}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [\Delta H_{f,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} + \Delta H_{\text{H}_2}] - \Delta H_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}}$$

$$31 \text{ kJ/mol} = [\Delta H_{f,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} + \Delta H_{\text{H}_2}] - (-318,2 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H_{f,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = 31 \text{ kJ/mol} - 318,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{f,\text{C}_3\text{H}_6\text{O}} = -287,2 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{r(x)} = \sum \Delta H^\circ \text{productos} - \sum \Delta H^\circ \text{reactantes}$$

$$\Delta H_{r(x)} = [3 \cdot (\Delta H_{\text{CO}_2}) + 3 \cdot (\Delta H_{\text{H}_2\text{O}})] - [1 \cdot (\Delta H_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}}) + 4 \cdot (\Delta H_{\text{O}_2})]$$

$$\Delta H_{r(x)} = [3 \cdot (-393,13) + 3 \cdot (-285,9)] \text{ kJ/mol} - [1 \cdot (-287,2) + 4 \cdot (0)] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -2037,09 \text{ kJ/mol} + 287,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{r(x)} = -1749,89 \text{ kJ/mol}$$