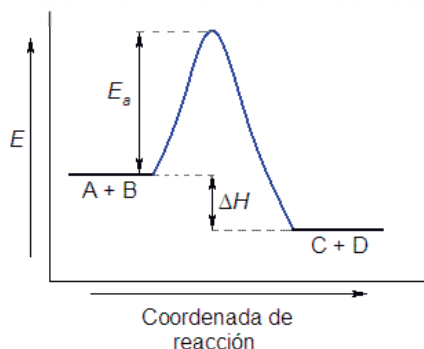


Tema 04

Energía de las reacciones químicas



IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

1. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas.
- En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
- La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

a) Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por ΔG , ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$).

Si $\Delta H < 0$ (reacción exotérmica) y $\Delta S > 0$, la reacción será siempre espontánea.

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

b) Verdadero. La relación entre ambas magnitudes es: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + \Delta n.R.T$.

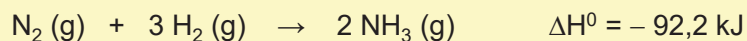
Si la reacción ocurre entre sólidos y/o líquidos donde la variación de volumen se puede considerar despreciable o si transcurriendo entre gases, no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas $\Delta H = \Delta U$.

c) Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por ΔG , ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$).

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

2. Sabiendo que la variación de entalpía de la reacción:



razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Al formarse 17 g de $\text{NH}_3(\text{g})$ en esas condiciones se desprenden 92,2 kJ.
 - b) La formación del NH_3 es un proceso espontáneo.
 - c) Para el proceso anterior, el calor desprendido a volumen constante es mayor que el calor desprendido a presión constante.
- Masas atómicas: N = 14; H = 1.

a) Falso. Como se forman 2 moles de NH_3 , al formarse 17 g del mismo (1 mol) se desprenden $92,2/2 = 46,1$ kJ

b) Falso. Que ΔH sea negativo, indica que la reacción es exotérmica. La espontaneidad de un proceso nos la proporciona ΔG que debe ser negativo.

c) Falso. $Q_p = Q_v + \Delta nRT$.

Como en este caso $\Delta n = 2 - 4 = -2$

$$Q_v = Q_p - \Delta nRT = Q_p - (-2)RT = Q_p + 2RT \Rightarrow Q_v < Q_p$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

3. Justifique la validez o no de las siguientes afirmaciones:

- a) Para la reacción: $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + 7,5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H < 0$, el calor de reacción a volumen constante es menor que el calor de reacción a presión constante.
- b) La entropía de la reacción anterior aumenta.
- c) La reacción anterior es espontánea a cualquier temperatura.

a) Verdadero. $Q_p = Q_v + \Delta nRT$.

Como en este caso $\Delta n = 6 - 7,5 = -1,5$

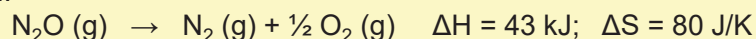
$$Q_p = Q_v - 1,5RT, \text{ en valor absoluto: } Q_p > Q_v.$$

b) Falso. Ya que pasamos de 7,5 moles de sustancias gaseosas en los reactivos a 6 moles en los productos, por lo que aumenta el orden y, por tanto, disminuye la entropía.

c) Falso. La espontaneidad de una reacción viene dada por ΔG , ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$). Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

4. Dada la reacción:



- Justifique el signo positivo de la variación de entropía.
- Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura, ¿será espontánea la reacción a 27° C?

a) Como en la reacción se pasa de 1 mol de sustancias gaseosas en los reactivos a 1,5 moles de sustancias gaseosas en los productos, habrá un aumento del desorden y, en consecuencia, de la entropía.

b) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 43000 - 300 \cdot 80 > 0$ luego la reacción no será espontánea a la citada temperatura.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

5. Indique, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- La energía libre depende de la temperatura.
- No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea.
- En una reacción química la variación de entropía es siempre positiva.

a) Verdadero. Ya que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

b) Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por ΔG , ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$).

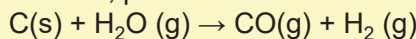
Si $\Delta H < 0$ (reacción exotérmica) y $\Delta S > 0$, la reacción será siempre espontánea.

Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

c) Falso. Puede ser positiva o negativa dependiendo de que aumente o disminuya el grado de desorden de la misma.

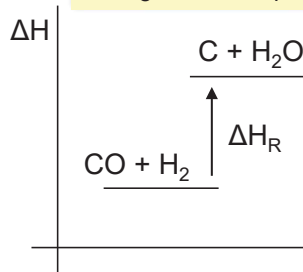
04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

6. Sabiendo que las entalpías de formación del H₂O (g) y del CO (g) son respectivamente – 241,6 kJ/mol y – 110,5 kJ/mol, respectivamente, para la reacción:



- Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.
- Razone si dicha reacción es exotérmica o endotérmica.
- Si las entropías de C (s), H₂O (g), CO (g) y H₂ (g) son, respectivamente, 43,5; 188,7; 197,5 y 130,6 razone si la reacción anterior será espontánea a 25° C.

a) Diagrama entálpico



b)

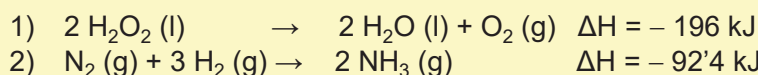
$$\begin{aligned}\Delta H_R &= \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}} = \\ &= 1.(-110,5) - 1.(-241,6) = 131,1 \text{ kJ} > 0 \text{ Endotérmica}\end{aligned}$$

$$\text{c) } \Delta S_R = \sum n_{\text{prod}} S_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} S_{f \text{ reac}} = (197,5 + 130,6) - (43,5 + 188,7) = 95,9 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \text{K}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 131,1 - 558.95,9.10^{-3} = 77,6 \text{ kJ} > 0 \rightarrow \text{Reacción no espontánea}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

7. Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Justifique:

- El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.
- El proceso que será siempre espontáneo.
- El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

a) En la ecuación 1) $\Delta S > 0$ ya que aumenta el desorden al aumentar el número de moles de sustancias gaseosas al pasar de reactivos a productos.

En la reacción 2) $\Delta S < 0$ al disminuir el número de moles de sustancias gaseosas al pasar de reactivos a productos.

b) Será espontáneo el proceso 1) ya que la espontaneidad de una reacción viene dada por ΔG , ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$). Si $\Delta H < 0$ (reacción exotérmica) y $\Delta S > 0$, la reacción será siempre espontánea.

c) El 2) ya que como $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$ $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

8. En un calorímetro adecuado a 25° C y 1 atm de presión, se queman completamente 5 cm³ de alcohol (C₂H₅OH) produciéndose CO₂ (g) y H₂O (l). El calor desprendido a presión constante, es 117,04 kJ. Calcule:

a) La variación de entalpía de combustión del etanol.

b) La variación de energía interna a la temperatura de 25° C.

Datos: Densidad etanol: 0,79 g/cm³; R = 8,31 J. mol⁻¹ K⁻¹. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.



a) Entalpía:

$$5 \text{ cm}^3 \cdot \frac{0,79 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 0,086 \text{ mol} \Rightarrow \frac{-117,04 \text{ kJ}}{0,086 \text{ mol}} = -1361 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = Q_p = \Delta H$$

b) Energía interna:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -1361 - (-1) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -1358,5,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

9. La combustión de 10 g de butano, en condiciones estándar, desprenden 492 kJ. Calcule:

a) El calor de combustión del butano a volumen constante.

b) El calor de formación del butano a presión constante.

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 \text{(g)}] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O (l)}] = -286 \text{ kJ/mol}$; R = 8,31 J/K·mol.



$$\text{a) } 10 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} = 0,17 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \Rightarrow \frac{-492 \text{ kJ}}{0,17 \text{ mol}} = -2853,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = Q_p = \Delta H$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -2853,6 - \left[4 - \left(1 + \frac{13}{2} \right) \right] \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -2845 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\text{b) } \Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}}$$

$$-2856,6 = 4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-286) - H_f^0 \Rightarrow H_f^0 = -150,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

10. Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

a) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de CaCO_3 ;

b) ¿Qué cantidad de CaCO_3 se deberá utilizar para producir 7 kg de CaO si el rendimiento es del 90%?

Datos: Entalpías de formación (en kJ/mol):

(CaCO_3) = - 1209,6; (CO_2) = - 393,3; (CaO) = - 635,1.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40



a)

$$\Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{react}} H_{f \text{ react}} = 1.(-635,1) - 1.(-393,3) - 1.(-1209,6) = 181,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$3000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g}} \cdot 181,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 5436 \text{ kJ}$$

$$\text{b) } 7000 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 12500 \text{ g CaCO}_3$$

- Como el rendimiento es del 90%, la cantidad que necesitaremos será:

$$12500 \text{ g} \cdot \frac{100}{90} = 13899 \text{ g} = 13,9 \text{ kg}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

11. En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre para formar óxido de cobre (II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a 298 K y 760 mm Hg. Calcule:

a) La entalpía de formación del óxido de cobre (II).

b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27°C.

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masa atómica Cu = 63,5.



a)

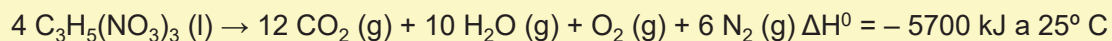
$$\frac{-2,30 \text{ kJ}}{1 \text{ g Cu}} \cdot \frac{63,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = -146,05 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,5 \cdot 100}{0,082 \cdot 300} = 6,1 \text{ mol O}_2 \rightarrow 6,1 \text{ mol} \cdot \frac{-146,05 \text{ kJ}}{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2} = -1781,1 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

12. La nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, se descompone según la reacción:



a) Calcule la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina y la variación de energía interna de la reacción de descomposición de la nitroglicerina; b) ¿Qué energía se desprende cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina? $H = 1$; $O = 16$; $N = 14$. $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Datos: $\Delta H_f^0[CO_2 (g)] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[H_2O (g)] = -241,8 \text{ kJ/mol}$ Masas atómicas: $C = 12$;



$$a) \quad \Delta H_R = \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react}$$

$$-5700 = [12 \cdot (-393,5) + 10 \cdot (-241,8)] - [4 \cdot H_f]$$

$$H_f = -360 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

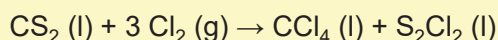
$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -5700 - 29 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -5773 \text{ kJ/mol}$$

$$b) \quad 100 \text{ g nitroglicerina} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{227 \text{ g}} \cdot \frac{-5700 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = -627,7 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

13. Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es $1,4 \text{ g/mL}$?

Datos: $\Delta H_f^0[CS_2 (l)] = 89,70 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[CCl_4 (l)] = -135,4 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[S_2Cl_2 (l)] = -59,8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: $C = 12$; $Cl = 35,5$.



a)

$$\Delta H_R = \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react} =$$

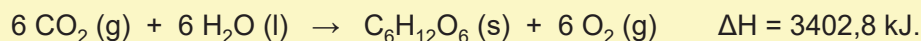
$$(-135,4) + (-59,8) - (89,70) = -284,9 \text{ kJ}$$

b)

$$1000 \text{ mL} \cdot \frac{1,4 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{154 \text{ g}} = 9,1 \text{ mol} \rightarrow 9,1 \text{ mol} \cdot \frac{-284,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -2590 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

14. El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa.

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa:

$$\Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}} = 3402,8 \text{ kJ}$$

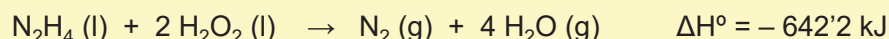
$$3402,8 \text{ kJ} = [1 \cdot H_{f \text{ Glucosa}}] - [6 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285,8)] \Rightarrow H_{f \text{ Glucosa}} = -673 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis:

$$500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} \cdot \frac{3402,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 9452,2 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

15. La reacción de la hidracina, N_2H_4 , con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:



a) Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.

b) Calcula el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H= 1; N=14; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_2 (\text{l})] = -187,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$. R= 0,082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

a)

$$\Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}}$$

$$-642,2 = 4 \cdot (-241,8) - [1 \cdot H_{f \text{ N}_2\text{H}_4} + 2 \cdot (-187,8)] \Rightarrow H_{f \text{ N}_2\text{H}_4} = 50,6 \text{ kJ/mol}$$

c) Volumen de gases: $320 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot \frac{5 \text{ mol gases}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 50 \text{ mol gases}$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{50 \cdot 0,082 \cdot 873}{\frac{650}{760}} = 4186 \text{ L gases}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

16. Las entalpías normales de combustión del carbono, hidrógeno y propanona, son respectivamente: $-393,5$; $-285,8$ y $-1787,2$ expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcule:

a) La entalpía de formación de la propanona (CH_3COCH_3)

b) La energía desprendida cuando se hayan recogido $13,45$ L de CO_2 medido a 1 atm y 25°C por la combustión de la propanona.



a)
$$\Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}}$$

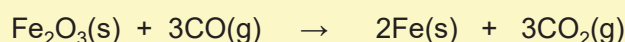
$$-1787,2 = 3.(-393,5) + 3.(-285,5) - H_{f \text{ CH}_3\text{COCH}_3} \Rightarrow H_{f \text{ CH}_3\text{COCH}_3} = -249,8 \text{ kJ / mol}$$

b) Energía desprendida:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.13,45}{0,082.298} = 0,55 \text{ mol CO}_2 \Rightarrow 0,55 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-1787,2 \text{ kJ}}{3 \text{ mol}\cdot\text{CO}_2} = 327,9 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

17. El hierro se obtiene en los altos hornos mediante la reacción:



Sabiendo que las entalpías de formación, en kJ/mol , valen $\text{CO}(\text{g})$ ($-110,5$); $\text{CO}_2(\text{g})$ ($-393,5$); $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ ($-822,5$). Calcule:

a) La entalpía de la reacción.

b) Qué cantidad de calor, a presión constante, será necesaria para obtener 168 g de hierro.

Dato: Masa atómica: $\text{Fe} = 56$

a)
$$\Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}} =$$

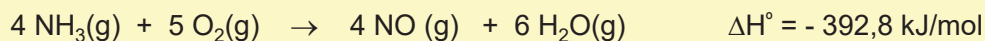
$$= 3.(-393,5) - [(-822,5) + 3.(-110,5)] = -26,5 \text{ kJ}$$

b) Energía que se necesita:

$$168 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} \cdot \frac{-26,5 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Fe}} = 79,5 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

18. Dada la reacción:



Calcule:

- La entalpía de formación del amoníaco.
- Los kJ que se desprenden cuando se consumen 100 litros de amoníaco a 25 °C y 1 atm de presión.

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = 92,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

$$\text{a) } \Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}}$$

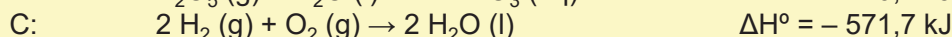
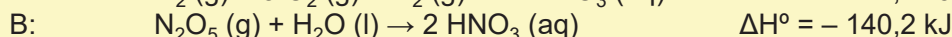
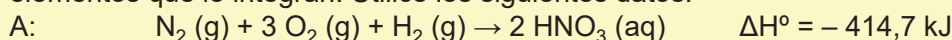
$$-392,8 = 4 \cdot 92,2 + 6 \cdot (-241,8) - 4 \cdot H_{f \text{ NH}_3} \Rightarrow H_{f \text{ NH}_3} = -172,3 \text{ kJ/mol}$$

b) Energía que se desprende:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.100}{0,082 \cdot 298} = 4,1 \text{ mol NH}_3 \Rightarrow 4,1 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{-392,8 \text{ kJ}}{4 \text{ mol} \cdot \text{NH}_3} = -402,6 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

19. a) Determine la entalpía del proceso en el cual se forma 1 mol de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:

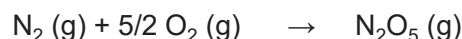
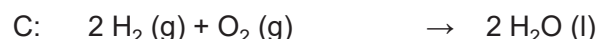
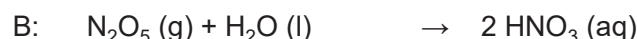
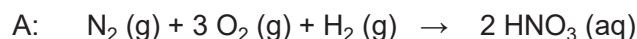


b) La energía necesaria para la formación de 100 L de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a 50° C y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran.

Datos: $R = 0,082 \text{ at} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$



- De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera: **A - B - 1/2 C**



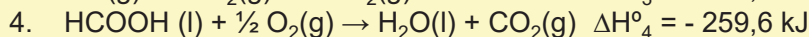
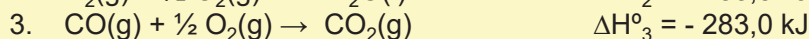
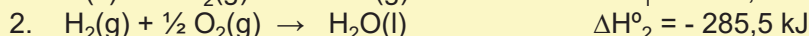
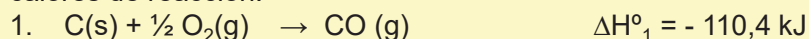
$$\Delta H_f^\circ = -414,7 - (-140,2) - \frac{1}{2}(-571,7) = 11,35 \text{ kJ/mol}$$

b) Energía que se necesita:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_5} = \frac{PV}{RT} = \frac{1.100}{0,082 \cdot 303} = 4 \text{ mol N}_2\text{O}_5 \Rightarrow 4 \text{ mol} \cdot \frac{11,35 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 45,4 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

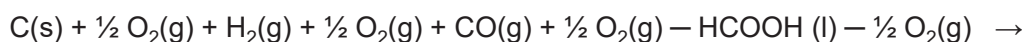
20. a) Calcula el calor de formación del ácido metanoico (HCOOH) a partir de los siguientes calores de reacción:



b) ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en la formación de 100 g de ácido metanoico?



- De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera: **1 + 2 + 3 - 4**



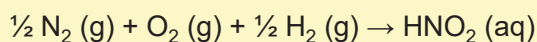
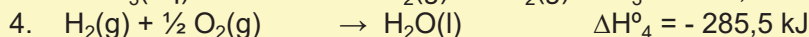
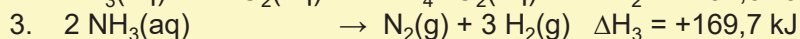
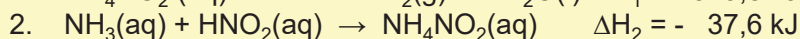
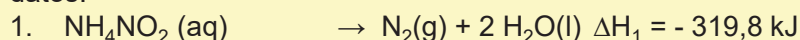
b) Cantidad de calor:

$$\Delta H_f^0 = (-110,4) + (-285,5) + (-283,0) - (-259,6) = -419,3 \text{ kJ/mol}$$

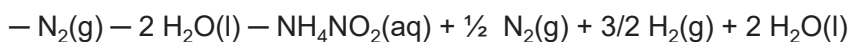
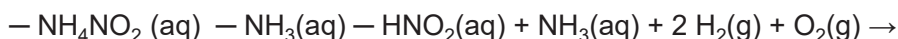
$$100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} \cdot \frac{-419,3}{1 \text{ mol}} = -911,5 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

21. Determine la entalpía molar de formación del ácido nitroso disuelto a partir de los siguientes datos:



- De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera: **-1 - 2 + 1/2 · 3 + 2 · 4**



$$\Delta H_f^0 = -(-319,8) - (-37,6) + \frac{1}{2}(169,7) + 2 \cdot (-285,5) = -128,75 \text{ kJ/mol}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

22. a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace: $E(H-H) = 436 \text{ kJ/mol}$; $E(N-H) = 389 \text{ kJ/mol}$; $E(N-N) = 945 \text{ kJ/mol}$.
b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25°C .
Dato: $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.



a)

$$\begin{aligned}\Delta H_r &= \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} = \\ &= [1.(N \equiv N) + 3.(H-H)] - [2.3(N-H)] = \\ &= 1.945 + 3.436 - 6.389 = -81 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta H_f = \frac{-81}{2} = -41,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\end{aligned}$$

b) $\Delta H = \Delta U + \Delta n RT \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n RT = -81 - (-2) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -76 \text{ kJ}$

$$\Delta H_f = -\frac{76 \text{ kJ}}{2} = -38 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

23. a) Hallar la entalpía de combustión del eteno si las energías medias de enlace son (kJ/mol): $(C=C) = 606,1$; $(C-H) = 409,6$; $(O=O) = 489,1$; $(C=O) = 723,1$; $(O-H) = 455,6$.
b) Calcular la cantidad de calor que acompaña a la reacción de combustión cuando se consumen 113 L de aire en c.n. suponiendo que el aire contiene un 21% de oxígeno en volumen.



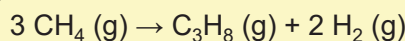
$$\begin{aligned}\Delta H_f &= \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} = \\ &= [4.(C-H) + 1.(C=C) + 3.(O=O)] - [2.2(C=O) + 2.2(O-H)] = \\ &= 4.409,6 + 1.606,1 + 3.489,1 - 4.723,1 - 4.455,6 = -1003 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

b) Energía cuando se consumen 113 L de aire:

$$103 \text{ L aire} \cdot \frac{21 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L (c.n.)}} \cdot \frac{-1003 \text{ kJ}}{3 \text{ mol}} = -354,2 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

24. Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H; C-C; y H-H, son 413,8; 347; y 437,4 kJ/mol, Calcule, para la reacción:



- a) El calor de reacción a presión constante.
b) El calor de reacción a volumen constante.



a)

$$\Delta H_f = \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} =$$
$$3 \cdot 4(13,8) - [2(347) + 8(413,8) + 2(437,4)] =$$
$$12 \cdot 413,8 - (2 \cdot 347 + 8 \cdot 413,8 + 2 \cdot 437,4) = 86,4 \text{ kJ}$$

b)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT \Rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n RT = 86,4 - (0) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = 86,4 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

25. Conocidas las energías medias de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (C-C) = 347; (O-H) = 464; (C-O) = 360, (O=O) = 498 y (C=O) = 799. Calcule:

- a) La entalpía de la reacción: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-O-CH}_3$, en condiciones estándar.
b) La entalpía de combustión del etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$) con formación de agua líquida y dióxido de carbono. (Recuerda ajustar previamente la reacción).



$$\Delta H_f = \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} =$$
$$1(\text{C-C}) + 5(\text{C-H}) + 1(\text{C-O}) + 1(\text{O-H}) - [6(\text{C-H}) + 2(\text{C-O})] =$$
$$347 + 5 \cdot 414 + 360 + 464 - (6 \cdot 414 + 2 \cdot 360) = 37 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_f = \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} =$$
$$1(\text{C-C}) + 5(\text{C-H}) + 1(\text{C-O}) + 1(\text{O-H}) + 3(\text{O-O}) - [2 \cdot 2(\text{C=O}) + 3 \cdot 2(\text{O-H})] =$$
$$= 347 + 5 \cdot 414 + 360 + 464 + 3 \cdot 498 - [4 \cdot 799 + 6 \cdot 464] = -1245 \text{ kJ}$$

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

26. La descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Ajuste la reacción correspondiente y a partir de los siguientes valores:

Compuesto	ΔH_f^0 (kJ·mol ⁻¹)	S^0 (J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹)
NaHCO ₃ (s)	- 947,7	102
Na ₂ CO ₃ (s)	- 1132,0	136
CO ₂ (g)	-393,5	214
H ₂ O (g)	- 241,8	189

- a) Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica y si se produce un aumento o una disminución de entropía.
 b) Calcule el valor de ΔG^0 a 298 K y justifique si la reacción es espontánea. Razone si puede influir la temperatura y cómo en la espontaneidad.



$$a) \Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}} = [(-1132) + (-393,5) + (-241,8)] - [2 \cdot (-947,7)] = 128,1 \text{ kJ}$$

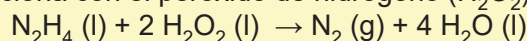
$$\Delta S_R = \sum n_{\text{prod}} S_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} S_{f \text{ reac}} = [136 + 214 + 189 - 2 \cdot 102] = 335 \text{ J}$$

$$b) \Delta G = \Delta H - T\Delta S = 128,1 - 298 \cdot 335 \cdot 10^{-3} = 28,27 \text{ kJ} > 0 \rightarrow \text{Reacción no espontánea}$$

- Para que la reacción sea espontánea $\Delta G < 0$, por lo que la reacción será espontánea siempre que $|\Delta H| < |T\Delta S|$.
- Para ello: $0 = 128,1 - 335 \cdot 10^{-3} \cdot T \rightarrow T = 128,1 / 335 \cdot 10^{-3} = 382,4 \text{ K}$.
- Por tanto a temperaturas superiores a 382,4 K el proceso será espontáneo.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

27. La hidracina (N₂H₄) reacciona con el peróxido de hidrógeno (H₂O₂) según la ecuación:



- a) Calcule, a partir de los datos de la tabla, la variación de entalpía estándar y la variación de entropía estándar de esta reacción.
 b) Justifique si la reacción será espontánea a 25° C en condiciones estándar.
 c) Calcule la cantidad de energía producida a partir de 1 kg de hidracina.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

	N ₂ H ₄ (l)	H ₂ O ₂ (l)	N ₂ (g)	H ₂ O (l)
ΔH_f^0 (kJ/mol)	50,63	187,78	0	-285,8
S^0 (J/K.mol)	121,21	109,6	191,61	69,91

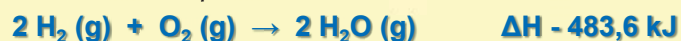
$$a) \Delta H_R = \sum n_{\text{prod}} H_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} H_{f \text{ reac}} = 4(-285,8) - [50,63 + 2(-187,8)] = -817,03 \text{ kJ}$$

$$\Delta S_R = \sum n_{\text{prod}} S_{f \text{ prod}} - \sum n_{\text{reac}} S_{f \text{ reac}} = 191,61 + 4 \cdot 69,91 - (121,21 + 2 \cdot 109,6) = 130,84 \text{ J}$$

$$b) \Delta G = \Delta H - T\Delta S = -817,03 - 298 \cdot 130,84 \cdot 10^{-3} = -856 \text{ kJ} < 0 \text{ R.Espontánea}$$

$$c) \text{Energía: } 1000 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot \frac{-817,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 25532,2 \text{ kJ}$$

28. Dada la siguiente ecuación termoquímica:



justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas:

- Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.
- Dado que $\Delta H < 0$, la formación del agua es un proceso espontáneo.
- La reacción de formación del agua será muy rápida.

Masas atómicas: H = 1; O = 16

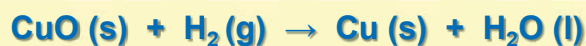
a) Falso. Se desprenden $483,6/2 = 241,8$ kJ.

b) Falso. El valor negativo de la variación de entalpía sólo indica que la reacción es exotérmica. Puede ser verdadero ya que $\Delta S < 0$, por lo que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$, a bajas temperaturas.

c) Falso. Con los datos disponibles no se puede determinar la velocidad de reacción. La termodinámica no proporciona información suficiente para conocer la cinética.

04.- Energía de las reacciones químicas. Actividades

29. a) La reacción



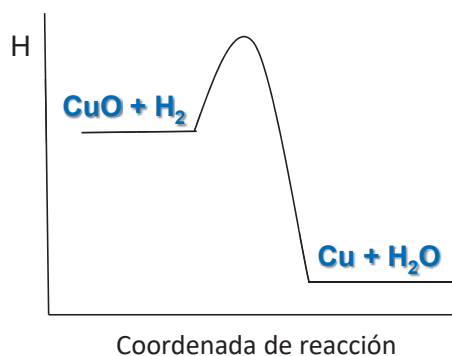
¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

- Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.
- Razone cuál será el signo de ΔS para dicha reacción.

Datos: $\Delta H_f^\circ (\text{CuO} (\text{s})) = -161,1$ kJ/mol y $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = -285,8$ kJ/mol.

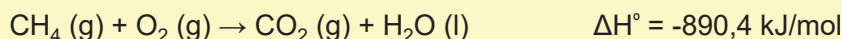
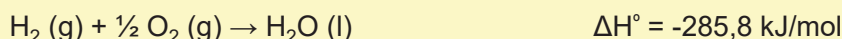
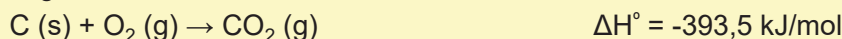
a)
$$\Delta H_r^\circ = \sum H_{f,prod}^\circ - \sum H_{f,react}^\circ = -285,8 - 161,1 = -124,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \rightarrow \text{Exotérmica}$$

b)



c) Como se pasa de un estado más desordenado a otro más ordenado la entropía disminuye por lo que $\Delta S < 0$.

30. a) Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar a 25° C, a partir de los siguientes datos:



b) Calcular el calor producido cuando se queman 10 m³ de metano medido a 1 atm de presión y a 25° C.

Dato: R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹



$$\Delta H_{\text{reac}}^0 = \sum n_{\text{pr}} \cdot \Delta H_{f,\text{pr}}^0 - \sum n_{\text{reac}} \cdot \Delta H_{f,\text{reac}}^0$$

$$-890,4 = [(-393,5) + 2 \cdot (-285,8) - \Delta H_{f,\text{CH}_4}^0] \rightarrow \Delta H_{f,\text{CH}_4}^0 = -74,7 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10^4}{0,082 \cdot 298} = 409,2 \text{ mol CH}_4 \rightarrow 409,2 \text{ mol} \cdot \frac{-890,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -3,64 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

31. Para la reacción de obtención de aluminio a partir de la bauxita a 25 °C:



se sabe que $\Delta H^\circ = 1675,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ a 25° C.

a) Calcule la cantidad de energía calorífica necesaria para obtener el aluminio preciso para obtener seis latas de aluminio para refresco de 13,5 g de masa cada una.

b) Sabiendo que para la reacción del enunciado la $\Delta S^\circ = 313,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, determine a partir de qué temperatura la reacción es espontánea, suponiendo que los valores de las magnitudes termodinámicas no varíen con la temperatura.

Dato: Masa atómica Al = 27

a)

$$6 \text{ latas} \cdot 13,5 \frac{\text{g}}{\text{lata}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} \cdot \frac{1675,7 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Al}} = 2513,55 \text{ kJ}$$

b)

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow 0 = 1675,7 - T \cdot 0,3134 \rightarrow T = \frac{1675,7}{0,3134} = 5347 \text{ K}$$

- A temperaturas superiores a 5347 K será espontánea.

32. a) En la reacción de combustión de un mol propano (C_3H_8) a $127^\circ C$ y presión constante se desprenden 2200 kJ. Calcule el calor de reacción a volumen constante a la misma temperatura considerando que todas las especies están en estado gaseoso.

b) Calcule la entalpía estándar de combustión del propano, sabiendo que las energías medias de los enlaces C-C, C-H, O=O, C=O y O-H son, respectivamente, 347; 414; 498,7; 745 y 460 $kJ \cdot mol^{-1}$.
Dato: $R = 8,31 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$



$$Q_V = Q_P - \Delta nRT = -2200 - (7 - 6) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 400 = -2203,3 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\begin{aligned} \Delta H_c &= \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} \\ &= [2(C-C) + 8(C-H) + 5(O=O)] - [6(C=O) + 8(O-H)] \\ &= [2 \cdot 347 + 8 \cdot 414 + 5 \cdot 498,7] - [6 \cdot 745 + 8 \cdot 460] = -1650,5 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

33. Para la reacción $2 H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 2 H_2O(l) + 3 S(s)$ a $25^\circ C$

Determine:

- a) Los valores de ΔH° y ΔS°
b) Prediga si es espontánea o no a esa temperatura.

Datos a $25^\circ C$

	$H_2S(g)$	$H_2O(l)$	$SO_2(g)$	$S(s)$
$\Delta H_f^\circ (kJ/mol)$	-20,6	-285,8	-296,8	0
$S^\circ (J/K \cdot mol)$	205,8	69,9	248,2	31,8

a)

$$\Delta H_r^\circ = 2 \cdot (-285,8) - [2 \cdot (-20,6) + (-296,8)] = -233,6 \frac{kJ}{mol}$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 \cdot 69,9 + 3 \cdot 31,8 - (2 \cdot 205,8 + 248,2) = -424,6 \frac{J}{mol \cdot K}$$

b) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -233,6 - 298 \cdot -424,6 \cdot 10^{-3} = -107 \text{ kJ} < 0$: Espontánea

•34. **34. a)** Determinar el calor de formación del C_4H_{10} (g) utilizando los valores de las entalpías que se dan más adelante.

•**b)** Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan $1,98 \cdot 10^5$ kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir el sodio?

•Datos: $\Delta H_f^\circ H_2O(l) = -285,8$ kJ/mol, $\Delta H_f^\circ CO_2(g) = -393,5$ kJ/mol, $\Delta H_{\text{combustión}}^\circ C_4H_{10}(g) = -2878,6$ kJ·mol⁻¹. Masas atómicas: H = 1; C = 12



$$\Delta H_r^\circ = \sum H_{f,prod}^\circ - \sum H_{f,react}^\circ \rightarrow -2878,6 = [4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,8)] - \Delta H_f^\circ \rightarrow$$

$$\Delta H_f^\circ = 2878,6 + [4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,8)] = -124,4 \frac{kJ}{mol}$$

b)

$$\frac{1,98 \cdot 10^5 kJ}{2878,6 \frac{kJ}{mol}} = 68,78 \text{ mol } C_4H_{10} \rightarrow 68,78 \text{ mol} \cdot \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3990 \text{ g} = 3,99 \text{ kg } C_4H_{10}$$