



Problemas y cuestiones de "TERMOQUÍMICA"
2º de bachillerato. Química



1. Teniendo en cuenta que en la reacción: $Pb_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow PbO_{(s)}$, ΔH° vale -52,5 kcal. ¿Cuánto calor se desprende al oxidarse 15 gramos de plomo?

Sol: 3,8 kcal

2. La entalpía estándar de combustión del butano es -2878,6 kJ/mol. Escribe la reacción y calcula la energía total que puede obtenerse de una bombona de butano que contiene 4 kg de gas, al quemarlo en condiciones estándar.

Sol: $1,985 \cdot 10^5$ kJ.

3. La entalpía estándar de combustión del butano gaseoso, para dar dióxido de carbono y agua líquida, es -2878,6 kJ/mol. Las entalpías de formación de estas dos últimas sustancias son, respectivamente: -393,5 y -285,8 kJ/mol. Calcula para el butano:

- Su calor de formación a presión constante.
- Su calor de formación a volumen constante.

Sol: $q_p = -124,4$ kJ/mol; $q_v = -115,7$ kJ/mol.

4. En la combustión, a volumen constante y a 25 °C, de 1 gramo de ácido tartárico sólido (HOOC-CHOH-CHOH-COOH) se desprenden 1840 calorías. Las entalpías de formación del CO_2 (g) y del H_2O (l) son, respectivamente: -393,5 y -285,8 kJ/mol. Calcula la entalpía de formación del ácido tartárico.

Sol: -1285,1 kJ/mol.

5. Sabiendo que la combustión de 1 kg de TNT libera 4600 kJ y teniendo en cuenta los datos que se adjuntan, calcule:

- La entalpía estándar de combustión del metano.
- El volumen de metano medido a 25 °C y 1 atm de presión que es necesario para producir la misma energía que 1kg de TNT.

Datos: $\Delta H_f^\circ(CH_4(g)) = -75$ kJ/mol. $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -394$ kJ/mol. $\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -242$ kJ/mol.

Sol: -803 kJ/mol; 139,3 l

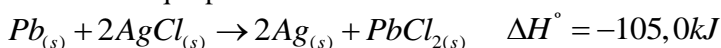
6. La entalpía de formación del tricloruro de fósforo a 298 K es -287 kJ/mol. Se sabe que para la reacción:



Escribe la reacción de formación del tricloruro de fósforo y calcula la entalpía de formación estándar del pentacloruro de fósforo.

Sol: -382 kJ/mol.

7. Sabiendo que para la reacción:



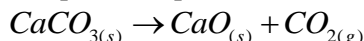
y que la entalpía estándar de formación del $AgCl_{(s)}$ es -127,2 kJ/mol, halla la entalpía estándar de formación del $PbCl_{2(s)}$.

Sol: -359,4 kJ/mol.

8. La urea, $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2$, es una sustancia soluble en agua, que sintetizan multitud de organismos vivos, incluidos los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno.

- Ajusta la reacción de formación de la urea, $\text{H}_2\text{N}-(\text{CO})-\text{NH}_2(\text{s})$ a partir de amoníaco $\text{NH}_3(\text{g})$, y dióxido de carbono $\text{CO}_2(\text{g})$, sabiendo que en la misma también se produce $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. ¿Cuáles la entalpía de formación de la urea?
- Calcula la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua.
 Datos: Entalpías de formación estándar (kJ/mol): $\text{NH}_3(\text{g}) = -46,11$, $\text{H}_2\text{N}-(\text{CO})-\text{NH}_2(\text{s}) = -333,19$; $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2(\text{aq}) = -319,2$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,51$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,83$
 Sol: $-133,29$ kJ/mol; $13,99$ kJ/mol

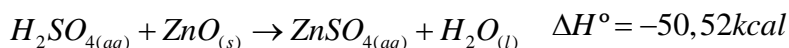
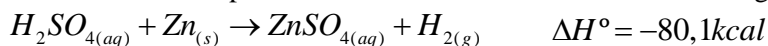
9. Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación que aparecen en la tabla, halla la variación de entalpía correspondiente a la reacción:



¿Qué cantidad de calor se necesita para descomponer 6 toneladas de piedra caliza del 85% de riqueza?

Sol: $178,3$ kJ; $9,09 \cdot 10^6$ kJ

10. Calcula la entalpía de formación del óxido de zinc con los siguientes datos:



Sol: $-97,9$ kcal/mol

11. A partir de los valores de las entalpías estándar de formación que aparecen en la tabla:

- Determina el calor de combustión del benceno, suponiendo que el agua formada se encuentre en estado líquido.
- Halla la cantidad de calor que se desprende al formarse 72 gramos de agua.
 Sol: $-3267,4$ kJ/mol; 4357 kJ

12. La entalpía de combustión del butano es de $\Delta H_c^\circ = -2642$ kJ/mol. Si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa.

- Calcula la energía media del enlace O-H. (Tomar datos de energías de enlaces)
- Determina el número de bombonas de butano (6 kg butano/bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m^3 de 14°C a 27°C .
 Sol: 513 kJ/mol; 10 bombonas

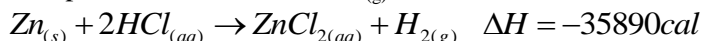
13. Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) es $-1787,2$ kJ/mol, halla la entalpía de formación de la misma. (suponer que el agua obtenido se encuentra en estado líquido).

Sol: $-250,7$ kJ/mol Tomar datos de entalpías estándar de formación

14. Calcula la variación de entalpía correspondiente al proceso: $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq})$, a partir de los datos siguientes:

Entalpía de formación del $\text{HCl}(\text{g}) = -22060$ cal/mol

Entalpía de disolución del $\text{HCl}(\text{g}) = -17630$ cal/mol



Sol: $-115,3$ kcal

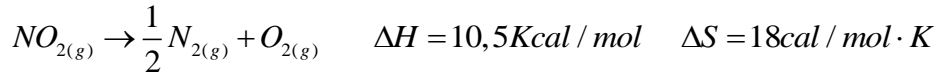
15. A partir de las energías medias de enlace que aparecen en la tabla halla el valor aproximado de la entalpía estándar de hidrogenación del acetileno a etano.

Sol: -305 kJ

16. Considere la reacción química siguiente: $2Cl_{(g)} \rightarrow Cl_{2(g)}$ y conteste de forma razonada:

- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?
- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
- ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?
- ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía de enlace Cl-Cl es $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

17. Sabiendo que para la reacción:



- ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?
- Calcula la variación de energía libre de Gibbs y la tendencia al cambio espontáneo a 27°C .
Sol: La reacción es endotérmica; $\Delta G = 5,1 \text{ kcal/mol}$, no será espontánea.

18. Para la reacción de hidrogenación del eteno, determine:

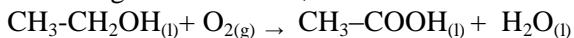
- La entalpía de reacción a 298K.
- El cambio de energía de Gibbs de reacción a 298K.
- El cambio de entropía de reacción a 298K.

El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea.

Datos a 298K	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^0 \text{ KJ/mol}$	52,3	-84,7
$\Delta G_f^0 \text{ KJ/mol}$	68,1	-32,9

Sol: -137 KJ/mol; -101 KJ/mol; -120,8 J/K; $T > 1134\text{K}$.

19. Para la siguiente reacción, calcule:



- La variación de la entalpía de la reacción en c.s.
- La variación de la entropía en c.s.
- La variación de energía de Gibbs en c.s.
- La temperatura teórica para que la energía de Gibbs sea igual a cero.

Datos: T (25°C)	$\Delta H_f^0 (\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$S^0 (\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1})$
Etanol _(l)	-227,6	160,7
Ácido etanoico _(l)	-487,0	159,9
$\text{O}_{2(g)}$	0	205,0
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285,8	70,0

Sol.: -545,2KJ; $-135,8\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$; 504,7KJ; 4014,8K.

- 1.- Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas, son de $-4192,0$, $-393,1$ y $-285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ respectivamente. Calcula:
- la entalpía de formación del hexano líquido a 25°C .
 - el número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ .

a) $\Delta H^\circ = -167,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ b) 1,25 moles ;

- 2.- Utilizando los datos que precises de la tabla adjunta, calcula:

Sustancia	$\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})$	$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
$\Delta H^\circ_f (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	28,4	-124,7	-110,5	-393,5	-241,8

- la cantidad de calor desprendido en la combustión de $14,5 \text{ kg}$ de n-butano.
- la variación de la energía interna del sistema, considerando 25°C de temperatura.

Datos: $R = 8,30 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ $H = 1,0$ masas atómicas: $\text{C} = 12$; ;

- 3.- Teniendo en cuenta la gráfica adjunta, que representa los valores de ΔH y $T\cdot\Delta S$ A para la reacción $\text{A} \rightarrow \text{B}$, razona si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas.

- A 500 K la reacción es espontánea.
- El compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K .
- A 400 K el sistema se encuentra en equilibrio.
- La reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K .

- 4.- Calcula para la formación del etanol:

- la energía libre estándar.
- la entropía estándar.

Datos: en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 25°C : $\Delta G^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) = -394,0$; $\Delta G^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -236,9$; $\Delta G^\circ_f \text{O}_2(\text{g}) = 0$; $\Delta H^\circ_f \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -277,3$; $\Delta G^\circ_{\text{combustión}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -1282,5$

- 5.- La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm para el agua en estado líquido y gaseoso.

- Calcula ΔH° , ΔS° y ΔG° para el proceso de vaporización del agua.
- Determina la temperatura a la que las fases líquida y gaseosa se encuentran en estado de equilibrio

Datos: Considera que ΔH° y ΔS° no cambian con la temperatura

Compuesto	$\Delta H^\circ_f (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-286	70
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-242	188

- 6.- El benceno (C_6H_6) se puede obtener a partir del acetileno (C_2H_2) según la reacción siguiente:
- $$3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l}).$$
- Las entalpías de combustión, a 25°C y 1 atm , para el acetileno y el benceno son, respectivamente, $-1300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-3267 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Calcula ΔH° de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deduce si es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determina la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

Datos: Masas $\text{H} = 1,0$ $\text{C} = 12,0$; atómicas:

7.- Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25 °C, y considerando la reacción $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$

- calcula ΔS^0 de la reacción.
- calcula ΔH^0 de la reacción.
- calcula ΔG^0 de la reacción.
- razona si la reacción es o no espontánea.

Compuesto	$S^0(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	$\Delta H^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
$\text{CO}_{(\text{g})}$	197,7	-110,4
$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	222,8	0,0
$\text{COCl}_{2(\text{g})}$	288,8	-222,8

8.- Razona si son correctas o incorrectas las siguientes afirmaciones:

- En una reacción química no puede ser nunca $\Delta G = 0$.
- ΔG es independiente de la temperatura.
- La reacción no es espontánea si $\Delta G > 0$.
- La reacción es muy rápida si $\Delta G < 0$.

9.- Para la reacción de combustión del etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, que es un líquido a 25 °C, contesta a las siguientes preguntas con ayuda de los datos de la tabla que se adjunta:

- Escribe la reacción y calcula su ΔG a 25 °C.
- Calcula la variación de la energía interna a 25 °C.
- Explica si la reacción sería o no espontánea a 727 °C (supón que ΔH_f^0 y S^0 son independientes de la temperatura).

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
$\Delta H_f^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-277,3	0,0	-393,5	-285,8
$S^0(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	160,5	205,0	213,6	69,9

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

10.- Si se dispone de naftaleno (C_{10}H_8) como combustible,

- calcula su entalpía molar estándar de combustión.
- calcula la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
- calcula el volumen que ocupará el CO_2 desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno si se recoge a temperatura de 25 °C y presión 1,20 atm.

Datos: $\Delta H_f^0(\text{C}_{10}\text{H}_8) = -58,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = -284,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ O = 16 C = 12 ; H = 1 ; Masas atómicas: ;