

TERMOQUÍMICA

◊ PROBLEMAS

● TERMOQUÍMICA

1. El naftaleno ($C_{10}H_8$) es un compuesto aromático sólido que se vende para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ a $25^\circ C$ y 1 atm ($101,3\text{ kPa}$) desprende $5154\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$.
 - a) Escribe las reacciones de formación del naftaleno y la reacción de combustión.
 - b) Calcula la entalpía estándar de formación del naftaleno e interpreta su signo.

Datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$ *(P.A.U. Jun. 14)*

Rta.: b) $\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8) = 75,8\text{ kJ/mol } C_{10}H_8$
2. La entalpía de formación del tolueno gas (C_7H_8) es de $49,95\text{ kJ/mol}$ y las entalpías de formación del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, $-393,14$ y $-285,56\text{ kJ/mol}$.
 - a) Calcula la entalpía de combustión del tolueno, gas.
 - b) ¿Cuántos kJ se desprenden en la combustión completa de 23 g de tolueno? *(P.A.U. Set. 07)*

Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3944,17\text{ kJ/mol}$ b) $Q = -985\text{ kJ}$
3. Para el proceso $Fe_2O_3(s) + 2 Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2 Fe(s)$, calcula:
 - a) La entalpía de la reacción en condiciones estándar y el calor desprendido al reaccionar $16,0\text{ g}$ de Fe_2O_3 con la cantidad suficiente de Al .
 - b) La masa de óxido de aluminio que se obtiene en el apartado anterior.

Datos: $\Delta H_f^\circ(Al_2O_3) = -1\,662\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(Fe_2O_3) = -836\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$ *(P.A.U. Set. 12)*

Rta.: a) $\Delta H^\circ = -826\text{ kJ}$; $Q = 82,8\text{ kJ}$; b) $m = 10,2\text{ g } Al_2O_3$
4. La combustión del acetileno [$C_2H_2(g)$] produce dióxido de carbono y agua.
 - a) Escribe la ecuación química correspondiente al proceso.
 - b) Calcula el calor molar de combustión del acetileno y el calor producido al quemar $1,00\text{ kg}$ de acetileno.

Datos: $\Delta H_f^\circ(C_2H_2(g)) = 223,75\text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -241,8\text{ kJ/mol}$ *(P.A.U. Jun. 06)*

Rta.: b) $\Delta H_c^\circ(C_2H_2) = -1253\text{ kJ/mol } C_2H_2$; $Q = 4,8 \cdot 10^7\text{ J/kg } C_2H_2$
5. a) A partir de los datos de las entalpías de formación calcula la entalpía estándar de combustión del metano.
 - b) Sabiendo que la combustión de $1,0\text{ g}$ de TNT libera $4\,600\text{ kJ}$ calcula el volumen de metano, medido a $25^\circ C$ y 1 atm ($101,3\text{ kPa}$) de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que $1,0\text{ g}$ de TNT.

Datos: $\Delta H_f^\circ(CH_4(g)) = -75\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -394\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -242\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$
 $R = 0,082\text{ atm}\cdot dm^3\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1} = 8,31\text{ J}\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$ *(P.A.U. Jun. 12)*

Rta.: a) $\Delta H_c^\circ(CH_4) = -803\text{ kJ/mol } CH_4$; b) $V = 140\text{ dm}^3 CH_4$
6. Las entalpías estándar de combustión del $C(s)$ y $C_6H_6(l)$ son $-393,5\text{ kJ/mol}$ y $-3\,301\text{ kJ/mol}$, respectivamente; y el de formación del $H_2O(l)$ vale $-285,5\text{ kJ/mol}$. Calcula:
 - a) La entalpía estándar de formación del benceno(l)
 - b) El calor, expresado en kJ , necesario para la obtención de $1,0\text{ kg}$ de benceno(l). *(P.A.U. Jun. 09)*

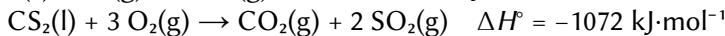
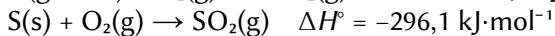
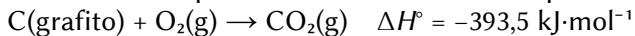
Rta.: a) $\Delta H_f^\circ = 83,5\text{ kJ/mol}$ b) $Q = 1,07 \cdot 10^3\text{ kJ}$
7. a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcula la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$
 - b) Calcula la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

Datos: $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 (P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) $\Delta H = -647 \text{ kJ/mol}$; b) $Q = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

8. Dada la siguiente reacción: $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$

a) Calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos:



b) Calcula la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de 5 g de $\text{C}(\text{grafito})$ en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condiciones estándar.

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ/mol}$ CS_2 ; b) $Q = 36 \text{ kJ}$

9. En la fermentación alcohólica de la glucosa se obtiene etanol y dióxido de carbono. La ecuación química correspondiente es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$

a) Calcula la ΔH° de esta reacción.

b) ¿Cuántos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 0,98 atm, se podrían obtener en la fermentación de 1 kg de glucosa?

Datos: Entalpías estándar de combustión: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2813 \text{ kJ/mol}$;

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -1371 \text{ kJ/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 09)

Rta.: a) $\Delta H = -71 \text{ kJ/mol}$ b) $V = 277 \text{ dm}^3$

10. El calor que se desprende en el proceso de obtención de un mol de benceno líquido a partir de etino gaseoso mediante la reacción: $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ es de -631 kJ. Calcula:

a) La entalpía estándar de combustión del $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabiendo que la entalpía estándar de combustión del $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ es -1302 kJ·mol⁻¹.

b) El volumen de etino, medido a 25 °C y 15 atm (1519,5 kPa), necesario para obtener 0,25 dm³ de benceno.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; densidad benceno 950 g/dm³

(P.A.U. Jun. 13)

Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3275 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 14,88 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$

11. a) Calcula el calor de formación del acetileno ($\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$) a partir de los calores de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del calor de combustión del $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.

b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 30 °C y presión atmosférica (1 atm) se generará en la combustión de 200 g de acetileno?

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ/mol}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$

(P.A.U. Jun. 07)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol}$ C_2H_2 ; b) $V = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$

12. Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Con los siguientes datos: $\Delta H_c^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.

a) Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25 °C.

b) ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 dm³ de gasolina?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

13. A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcula:

a) La entalpía de la siguiente reacción: $3 \text{C}(\text{grafito})(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$.

b) La energía liberada cuando se quema 1 dm³ de propano medido en condiciones normales.

Calores de combustión: $\Delta H_c^\circ(\text{C}(\text{grafito})(\text{s})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -2219,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 16)

Rta.: a) $\Delta H = 104 \text{ kJ}$; $Q = -99,1 \text{ kJ}$

14. La entalpía de combustión del propano(gas) es $-526,3$ kcal. Las ΔH° de formación del dióxido de carbono(gas) y del agua(líquida) son respectivamente $-94,03$ y $-68,30$ kcal/mol. Calcula:
- La entalpía de formación del propano.
 - Los kilogramos de carbono que habría que quemar (con un rendimiento del 80 %), para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 1 kg de propano.
- Dato: La entalpía de combustión del carbón es de 5 kcal/g (P.A.U. Jun. 04)
- Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(C_3H_8) = -29,0$ kcal/mol C_3H_8 ; b) 3 kg carbón

15. El ácido etanoico(líquido) [ácido acético] se forma al reaccionar carbono(sólido), hidrógeno molecular(gas) y oxígeno molecular(gas). Los calores de combustión del ácido etanoico(l); hidrógeno(g) y carbono(s) son respectivamente $870,7$; $285,8$ y $393,13$ kJ/mol.
- Escribe adecuadamente las ecuaciones químicas de los distintos procesos de combustión y la correspondiente a la formación del ácido etanoico.
 - Calcula el calor de formación, a presión constante, de dicho ácido etanoico.
 - ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la formación de 1 kg de ácido etanoico?
- Dato: $1 J = 0,24$ cal (P.A.U. Set. 04)
- Rta.: b) $\Delta H_f^\circ = -487,1$ kJ/mol; b) $Q = 1,94 \cdot 10^3$ kcal.

16. Las entalpías de formación del butano(g), dióxido de carbono(g) y agua(l) a 1 atm (101,3 kPa) y $25^\circ C$ son $-125,35$ $kJ \cdot mol^{-1}$, $-393,51$ $kJ \cdot mol^{-1}$ y $-285,83$ $kJ \cdot mol^{-1}$, respectivamente. Formula la reacción de combustión del butano y calcula:
- El calor que puede suministrar una bombona que contiene 6 kg de butano.
 - El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se consumirá en la combustión del butano contenido en la bombona.
- Dato: $R = 0,082$ $atm \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} = 8,31 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ (P.A.U. Set. 13)
- Rta.: a) $Q = 2,9707 \cdot 10^8$ J; b) $V = 15$ m^3 O_2

17. Si suponemos que la gasolina es una mezcla de octanos de fórmula general C_8H_{18} :
- Calcula el volumen de aire medido a $25^\circ C$ y 1 atm (101,3 kPa) que se necesita para quemar 100 dm^3 de gasolina.
 - Calcula el calor desprendido cuando se queman 100 dm^3 de gasolina.
- Datos: $R = 0,082$ $atm \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} = 8,31 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$
 $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5$ $kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8$ $kJ \cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}(l)) = 249,8$ $kJ \cdot mol^{-1}$; oxígeno en el aire = 21 % en volumen; densidad del octano = 800 $g \cdot dm^{-3}$ (P.A.U. Jun. 10)
- Rta.: a) $V = 1,02 \cdot 10^3$ m^3 aire b) $Q = 4,18 \cdot 10^9$ J

18. a) A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.

Enlace	C – H	O – H	O = O	C = O
Entalpía de enlace en condiciones estándar (kJ/mol)	413	482	498	715

- b) Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a $25^\circ C$ y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la combustión completa de 100 g de metano.
- Dato: $R = 0,082$ $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} = 8,31 J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ (P.A.U. Set. 15)
- Rta.: a) $\Delta H_c(CH_4) = -710$ kJ/mol; b) $V = 153$ dm^3

◊ CUESTIONES

● ESPONTANEIDAD.

1. Explica brevemente por qué muchas reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas. (P.A.U. Jun. 07)

◊ LABORATORIO

- Para calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) se disuelven 2,0 g de NaOH en 500 cm³ de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de temperatura de 1,0 °C.
 - Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
 - ¿Cuál es la entalpía de disolución del NaOH?

Datos: Calor específico(agua) \approx Calor específico(disolución) = 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua = 1 g·cm⁻³

Rta.: a) $\Delta H_d^\circ = -44$ kJ / mol NaOH
- Se desea calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) y para eso se disuelven 4,0 g de NaOH en 500 cm³ de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de 2,0 °C.
 - Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
 - ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del NaOH?

Datos: Calor específico(agua) \approx Calor específico(disolución) = 4,18 J/g·°C y densidad(agua) = 1 g/mL

(P.A.U. Set. 15)
- Explica detalladamente como se puede determinar en el laboratorio el calor de disolución de KOH(s) en agua. Efectúa el cálculo (a la presión y temperatura de laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disuelven en 450 cm³ en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g. El incremento de la temperatura es de 2,5 °C.
- Datos: Calor específico del agua: 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua: 1 g/cm³.
- Rta.: $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61$ kJ/mol.
- a) Indica el procedimiento que se debe seguir y el material utilizado para determinar la entalpía de disolución del NaCl, si al disolver 0,2 moles de dicha substancia en 500 cm³ de agua se produce un incremento de temperatura de 2 °C.
- b) ¿Cuál será el valor de la entalpía de disolución del compuesto expresado en J/mol?
- Datos: Calor específico(agua) \approx Calor específico(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidad(agua) = 1 g/cm³
- Rta.: b) $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$ J/mol
- Se quiere determinar la ΔH del proceso de disolución de un compuesto iónico AB. Indica el procedimiento a seguir y el material a utilizar. Si al disolver 0,2 moles de dicha sustancia en 500 cm³ de agua se produce un incremento de temperatura de 2 °C. ¿Cuál será el valor de ΔH , en J/mol, para dicho proceso de disolución?
- Datos: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{agua}) = 4,18$ J/(g·°C) densidad del agua = 1 g/cm³ y masa de disolución = masa del agua.
- Rta.: $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$ J/mol
- Indica con un ejemplo cómo determinarías en el laboratorio el calor de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte, haciendo referencia al principio, material, procedimiento y cálculos.
- (P.A.U. Jun. 05)
- a) Indica el material a utilizar y el procedimiento a seguir para determinar la entalpía de neutralización de 100 cm³ de una disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ con 100 cm³ de una disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³.
- b) Calcula el valor de la entalpía de neutralización expresado en kJ/mol si el incremento de temperatura que se produce es de 12 °C.
- Datos: Calor específico(mezcla) = Calor específico(agua) = 4,18 J/(g·°C); densidades de las disoluciones del ácido y de la base = 1,0 g/cm³. Considera despreciable la capacidad calorífica del calorímetro.
- Rta.: $\Delta H_n^\circ = -50$ kJ/mol
- Se dispone en el laboratorio de las siguientes disoluciones acuosas: 100 cm³, de HCl de concentración 0,10 mol/dm³ y 100 cm³ de NaOH de concentración 0,10 mol/dm³.

- a) Describe el procedimiento y material que emplearía para medir el calor de neutralización al mezclar las dos disoluciones.
- b) Calcula el calor molar de neutralización si en la reacción se liberan 550 J.

(P.A.U. Jun. 10, Jun. 09)

Rta.: $\Delta H_n^\circ = -55 \text{ kJ/mol}$

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de Acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.
[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).