

# TERMOQUÍMICA

## ◇ PROBLEMAS

- A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcula:
  - La entalpía de la siguiente reacción:  $3 \text{C}(\text{grafito})(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ .
  - La energía liberada cuando se quema 1 dm<sup>3</sup> de propano medido en condiciones normales. Calores de combustión:  $\Delta H_c^\circ(\text{C}(\text{grafito})(\text{s})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -2219,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. sep. 16)

**Rta.:** a)  $\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$ ;  $Q = -99,1 \text{ kJ}$ .
- 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:  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
  - 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)  $Q = 1,05\cdot 10^3 \text{ kJ}$ .
- 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

  - Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la combustión completa de 100 g de metano. Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. sep. 15)

**Rta.:** a)  $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 153 \text{ dm}^3$ .
- Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ). Con los siguientes datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$ ; densidad a 298 K del etanol  $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$  y del octano  $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$ .

  - Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25 °C.
  - ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 dm<sup>3</sup> de gasolina?

(P.A.U. sep. 14)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -275,4 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .
- El naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) es un compuesto aromático sólido que se vende para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) desprende  $5154 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

  - Escribe las reacciones de formación del naftaleno y la reacción de combustión.
  - Calcula la entalpía estándar de formación del naftaleno e interpreta su signo. Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. jun. 14)

**Rta.:** b)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 75,8 \text{ kJ/mol}$   $\text{C}_{10}\text{H}_8$ .
- Las entalpías de formación del butano(g), dióxido de carbono(g) y agua(l) a 1 atm (101,3 kPa) y 25°C son  $-125,35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $-393,51 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $-285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , 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:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. sep. 13)

**Rta.:** a)  $Q = 2,9707\cdot 10^8 \text{ J}$ ; b)  $V = 15 \text{ m}^3 \text{ O}_2$ .

7. El calor que se desprende en el proceso de obtención de un mol de benceno líquido a partir de etino gas mediante la reacción:  $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$  es de  $-631 \text{ kJ}$ . Calcula:
- 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  $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - El volumen de etino, medido a  $25^\circ\text{C}$  y  $15 \text{ atm}$  ( $1519,5 \text{ kPa}$ ), necesario para obtener  $0,25 \text{ dm}^3$  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  $950 \text{ g/dm}^3$
- (P.A.U. jun. 13)
- Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ = -3 275 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 14,88 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$ .
8. Para el proceso  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s})$ , calcula:
- La entalpía de la reacción en condiciones estándar y el calor desprendido al reaccionar  $16,0 \text{ g}$  de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  con la cantidad suficiente de  $\text{Al}$ .
  - La masa de óxido de aluminio que se obtiene en el apartado anterior.
- Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1 662 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -836 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (P.A.U. sep. 12)
- Rta.:** a)  $\Delta H^\circ = -826 \text{ kJ}$ ;  $Q = 82,8 \text{ kJ}$ ; b)  $m = 10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$ .
9. 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  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$  ( $101,3 \text{ kPa}$ ) de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que  $1,0 \text{ g}$  de TNT.
- Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (P.A.U. jun. 12)
- Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = -803 \text{ kJ/mol CH}_4$ ; b)  $V = 140 \text{ dm}^3 \text{ CH}_4$ .
10. Dada la siguiente reacción:  $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$
- Calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos:  
 $\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -296,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -1072 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  - Calcula la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de  $5 \text{ g}$  de  $\text{C}(\text{grafito})$  en  $\text{CS}_2(\text{l})$ , en condiciones estándar.
- (P.A.U. sep. 11)
- Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ/mol CS}_2$ ; b)  $Q = 36 \text{ kJ}$ .
11. Si suponemos que la gasolina es una mezcla de octanos de fórmula general  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ :
- Calcula el volumen de aire medido a  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$  ( $101,3 \text{ kPa}$ ) que se necesita para quemar  $100 \text{ dm}^3$  de gasolina.
  - Calcula el calor desprendido cuando se queman  $100 \text{ dm}^3$  de gasolina.
- Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 249,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;
- oxígeno en el aire =  $21 \%$  en volumen; densidad del octano =  $800 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$
- (P.A.U. jun. 10)
- Rta.:** a)  $V = 1,02\cdot 10^3 \text{ m}^3 \text{ aire}$  b)  $Q = 4,18\cdot 10^9 \text{ J}$ .
12. En la fermentación alcohólica de la glucosa se obtiene etanol y dióxido de carbono. La ecuación química correspondiente es:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$
- Calcula la  $\Delta H^\circ$  de esta reacción.
  - ¿Cuántos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y  $0,98 \text{ atm}$ , se podrían obtener en la fermentación de  $1 \text{ kg}$  de glucosa?
- Datos: Entalpías estándar de combustión:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2 813 \text{ kJ/mol}$ ;
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -1 371 \text{ kJ/mol}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- (P.A.U. sep. 09)
- Rta.:** a)  $\Delta H = -71 \text{ kJ/mol}$  b)  $V = 277 \text{ dm}^3$ .
13. Las entalpías estándar de combustión del  $\text{C}(\text{s})$  y  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$  son  $-393,5 \text{ kJ/mol}$  y  $-3 301 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente; y el de formación del  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  vale  $-285,5 \text{ kJ/mol}$ . Calcula:
- La entalpía estándar de formación del benceno(l)
  - El calor, expresado en  $\text{kJ}$ , 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)  $Q = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ .

14. La entalpía de formación del tolueno gas ( $\text{C}_7\text{H}_8$ ) es de  $49,95 \text{ kJ/mol}$  y las entalpías de formación del  $\text{CO}_2(\text{g})$  y del  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  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  $23 \text{ g}$  de tolueno?

(P.A.U. sep. 07)

**Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ = -3944,17 \text{ kJ/mol}$  b)  $Q = -985 \text{ kJ}$ .

15. 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  $30^\circ\text{C}$  y presión atmosférica ( $1 \text{ atm}$ ) se generará en la combustión de  $200 \text{ g}$  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)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol}$   $\text{C}_2\text{H}_2$ ; b)  $V = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$ .

16. La combustión del acetileno [ $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ ] 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:  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = 223,75 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ/mol}$ 

(P.A.U. jun. 06)

**Rta.:** b)  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1253 \text{ kJ/mol}$   $\text{C}_2\text{H}_2$ ;  $Q = 4,8 \cdot 10^7 \text{ J/kg}$   $\text{C}_2\text{H}_2$ .

17. 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  $393,13 \text{ kJ/mol}$ .

a) Escribe adecuadamente las ecuaciones químicas de los distintos procesos de combustión y la correspondiente a la formación del ácido etanoico.

b) Calcula el calor de formación, a presión constante, de dicho ácido etanoico.

c) ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la formación de  $1 \text{ kg}$  de ácido etanoico?Dato:  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ 

(P.A.U. sep. 04)

**Rta.:** b)  $\Delta H_f^\circ = -487,1 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $Q = 1,94 \cdot 10^3 \text{ kcal}$ .

18. La entalpía de combustión del propano(gas) es  $-526,3 \text{ kcal}$ . Las  $\Delta H^\circ$  de formación del dióxido de carbono(gas) y del agua(líquida) son respectivamente  $-94,03$  y  $-68,30 \text{ kcal/mol}$ . Calcula:

a) La entalpía de formación del propano.

b) Los kilogramos de carbón que habría que quemar (con un rendimiento del  $80 \%$ ), para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de  $1 \text{ kg}$  de propano.Dato: La entalpía de combustión del carbón es de  $5 \text{ kcal/g}$ 

(P.A.U. jun. 04)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -29,0 \text{ kcal/mol}$   $\text{C}_3\text{H}_8$ ; b)  $3 \text{ kg}$  carbón.

## ◇ CUESTIONES

### ● Espontaneidad

1. Explica brevemente por qué muchas reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas.

(P.A.U. jun. 07)

## ◇ LABORATORIO

1. 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 cm<sup>3</sup> de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de 2,0 °C.  
a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.  
b) ¿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. sep. 15)
2. a) Indica el material a utilizar y el procedimiento a seguir para determinar la entalpía de neutralización de 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup> con 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup>.  
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/cm<sup>3</sup>. Considera despreciable la capacidad calorífica del calorímetro.  
(P.A.U. jun. 15)
- Rta.:**  $\Delta H_n^\circ = -50$  kJ/mol
3. Para calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) se disuelven 2,0 g de NaOH en 500 cm<sup>3</sup> de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de temperatura de 1,0 °C.  
a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.  
b) ¿Cuál es la entalpía de disolución del NaOH?  
Datos: Calor específico del agua  $\approx$  Calor específico de la disolución = 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua = 1 g/cm<sup>3</sup>.  
(P.A.U. jun. 13)
- Rta.:** a)  $\Delta H_d^\circ = -44$  kJ / mol NaOH
4. 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 sustancia en 500 cm<sup>3</sup> 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/cm<sup>3</sup>  
(P.A.U. jun. 11)
- Rta.:** b)  $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$  J/mol
5. Se dispone en el laboratorio de las siguientes disoluciones acuosas: 100 cm<sup>3</sup>, de HCl de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> y 100 cm<sup>3</sup> de NaOH de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>.  
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.:**  $\Delta H_n^\circ = -55$  kJ/mol
6. Se quiere determinar la  $\Delta H$  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 cm<sup>3</sup> de agua se produce un incremento de temperatura de 2 °C. ¿Cuál será el valor de  $\Delta H$ , en J/mol, para dicho proceso de disolución?  
Datos:  $c_e$ (disolución) =  $c_e$ (agua) = 4,18 J/(g·°C) densidad del agua = 1 g/cm<sup>3</sup> y masa de disolución = masa del agua.  
(P.A.U. sep. 07)
- Rta.:**  $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$  J/mol.
7. 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 cm<sup>3</sup> 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/cm<sup>3</sup>.  
(P.A.U. sep. 05)
- Rta.:**  $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61$  kJ/mol.

8. 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)

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Actualizado: 16/03/24