

TERMOQUÍMICA

◊ PROBLEMAS

1. 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^3 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) $\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$; $Q = -99,1 \text{ kJ}$.

2. 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: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
- 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) $\Delta H = -647 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; b) $Q = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.

3. 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°C y 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) 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) $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; b) $V = 153 \text{ dm}^3$.

4. 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: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
- 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^3 de gasolina?

(P.A.U. sep. 14)

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

5. 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 $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a 25°C y 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) desprende $5154 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

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: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. jun. 14)

Rta.: b) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 75,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ C_{10}H_8 .

6. Las entalpías de formación del butano(g), dióxido de carbono(g) y agua(l) a 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) 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:

a) El calor que puede suministrar una bombona que contiene 6 kg de butano.

b) 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 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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 15 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 $950 \text{ g}/\text{dm}^3$ (P.A.U. jun. 13)
- Rta.:** a) $\Delta H_c^\circ = -3 275 \text{ kJ}/\text{mol}$; 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 Fe_2O_3 con la cantidad suficiente de 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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$ 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: $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. jun. 12)
- Rta.:** a) $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = -803 \text{ kJ}/\text{mol CH}_4$; 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 g de $\text{C}(\text{grafito})$ en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condiciones estándar.
- (P.A.U. sep. 11)
- Rta.:** a) $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ}/\text{mol CS}_2$; b) $Q = 36 \text{ kJ}$.
11. Si suponemos que la gasolina es una mezcla de octanos de fórmula general C_8H_{18} :
- Calcula el volumen de aire medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) que se necesita para quemar 100 dm^3 de gasolina.
 - Calcula el calor desprendido cuando se queman 100 dm^3 de gasolina.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 249,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 oxígeno en el aire = 21% en volumen; densidad del octano = $800 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$ (P.A.U. jun. 10)
- Rta.:** a) $V = 1,02\cdot 10^3 \text{ m}^3$ 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 ΔH° de esta reacción.
 - ¿Cuántos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y $0,98 \text{ atm}$, se podrían obtener en la fermentación de 1 kg de glucosa?
- Datos: Entalpías estándar de combustión: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2 813 \text{ kJ}/\text{mol}$;
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -1 371 \text{ kJ}/\text{mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. sep. 09)
- Rta.:** a) $\Delta H = -71 \text{ kJ}/\text{mol}$ 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 $-393,5 \text{ kJ}/\text{mol}$ y $-3 301 \text{ kJ}/\text{mol}$, respectivamente; y el de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ vale $-285,5 \text{ kJ}/\text{mol}$. Calcula:
- La entalpía estándar de formación del benceno(l)
 - 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) $Q = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.

14. La entalpía de formación del tolueno gas (C_7H_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 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°C y presión atmosférica (1 atm) se generará en la combustión de 200 g de acetileno?

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ/mol}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$

(P.A.U. jun. 07)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$; 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 kg de acetileno.

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = 223,75 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ/mol}$

(P.A.U. jun. 06)

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

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 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 ΔH_f° 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 kg de propano.

Dato: La entalpía de combustión del carbón es de 5 kcal/g

(P.A.U. jun. 04)

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

◇ CUESTIONES

● Esponaneidad

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 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.
- a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
- b) ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del NaOH?
- Datos: Calor específico(agua) ≈ 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 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.
(P.A.U. jun. 15)
- Rta.:** $\Delta H_n^\circ = -50 \text{ kJ/mol}$
3. 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.
- a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
- b) ¿Cuál es la entalpía de disolución del NaOH?
- Datos: Calor específico del agua ≈ Calor específico de la disolución = 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua = 1 g/cm³.
(P.A.U. jun. 13)
- Rta.:** a) $\Delta H_d^\circ = -44 \text{ kJ/mol NaOH}$
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 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) ≈ Calor específico(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidad(agua) = 1 g/cm³
(P.A.U. jun. 11)
- Rta.:** b) $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$
5. 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.:** $\Delta H_n^\circ = -55 \text{ kJ/mol}$
6. 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 (disolución) = c_e (agua) = 4,18 J/(g·°C) densidad del agua = 1 g/cm³ y masa de disolución = masa del agua.
(P.A.U. sep. 07)
- Rta.:** $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$.
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 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.
(P.A.U. sep. 05)

Rta.: $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61 \text{ kJ/mol}$.

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: 17/07/24