

TERMOQUÍMICA

◇ PROBLEMAS

1. A partir das entalpías de combustión e aplicando a Lei de Hess, calcula :
- A entalpía da seguinte reacción: $3 \text{C}(\text{grafito})(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$.
 - A enerxía liberada cando se queima 1 dm^3 de propano medido en condicións normais. 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. set. 16)
- Rta.:** a) $\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$; $Q = -99,1 \text{ kJ}$.

2. a) Tendo en conta a lei de Hess, calcula a entalpía en condicións estándar da seguinte reacción, indicando se a reacción é exotérmica ou 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 a cantidade de enerxía, en forma de calor, que é absorbida ou cedida na obtención de 75 g de etanol segundo a reacción anterior, a partir das cantidades adecuadas de eteno e auga. 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. xuño 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 dos datos da táboa, calcula a entalpía estándar de combustión do metano.

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

b) Calcula o volume de dióxido de carbono medido a 25°C e 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) que se xerará na 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. set. 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 a gasolina está composta principalmente por octano (C_8H_{18}) e que no bioetanol o composto principal é o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Cos seguintes datos: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ e do octano $\rho_o = 0,70 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
- Escrebe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25°C .
 - Cantos litros de bioetanol necesitanse para producir a mesma enerxía que produce 1 dm^3 de gasolina?

(P.A.U. set. 14)

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

5. O naftaleno (C_{10}H_8) é un composto aromático sólido que se vende para combater a traza. A combustión completa deste composto para producir $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a 25°C e 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) desprende $5154 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Escrebe as reaccións de formación do naftaleno e a reacción de combustión.
- Calcula a entalpía estándar de formación do naftaleno e interpreta o seu 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. xuño 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. As entalpías de formación do butano(g), dióxido de carbono(g) e auga(l) a 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) e 25°C son $-125,35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $-393,51 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ e $-285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. Formula a reacción de combustión do butano e calcula:

- A calor que pode subministrar unha bombona que contén 6 kg de butano.
- O volume de osíxeno, medido en condicións normais, que se consumirá na combustión do butano contido na 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. set. 13)

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

7. A calor que se desprende no proceso de obtención dun mol de benceno líquido a partir de etino gas mediante a reacción: $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ é de -631 kJ . Calcula:
- A entalpía estándar de combustión do $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabendo que a entalpía estándar de combustión do $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ é $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - O volume de etino, medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e 15 atm ($1519,5 \text{ kPa}$), necesario para obter $0,25 \text{ dm}^3$ de benceno.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; densidade benceno $950 \text{ g}/\text{dm}^3$
- (P.A.U. xuño 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 o 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:
- A entalpía da reacción en condicións estándar e a calor desprendida ao reaccionar $16,0 \text{ g}$ de Fe_2O_3 coa cantidade suficiente de Al .
 - A masa de óxido de aluminio que se obtén no 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. set. 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 dos datos das entalpías de formación calcula a entalpía estándar de combustión do metano.
- b) Sabendo que a combustión de $1,0 \text{ g}$ de TNT libera $4 600 \text{ kJ}$ calcula o volume de metano, medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) de presión, que é necesario queimar para producir a mesma enerxía 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. xuño 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 a seguinte reacción: $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$
- Calcula a entalpía estándar da reacción a partir dos seguintes 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 a enerxía necesaria, en forma de calor, para a transformación de 5 g de $\text{C}(\text{grafito})$ en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condicións estándar.
- (P.A.U. set. 11)*
- Rta.:** a) $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ}/\text{mol CS}_2$; b) $Q = 36 \text{ kJ}$.
11. Se supoñemos que a gasolina é unha mestura de octanos de fórmula xeral C_8H_{18} :
- Calcula o volume de aire medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm ($101,3 \text{ kPa}$) que se necesita para queimar 100 dm^3 de gasolina.
 - Calcula a calor desprendida cando se queiman 100 dm^3 de gasolina.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 249,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
osíxeno no aire = 21% en volume; densidade do octano = $800 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$
- (P.A.U. xuño 10)*
- Rta.:** a) $V = 1,02\cdot 10^3 \text{ m}^3$ aire b) $Q = 4,18\cdot 10^9 \text{ J}$.
12. Na fermentación alcohólica da glicosa obtense etanol e dióxido de carbono. A ecuación química correspondente é: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$
- Calcula a ΔH° desta reacción.
 - Cantos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e $0,98 \text{ atm}$, poderíanse obter na fermentación de 1 kg de glicosa?
- 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. set. 09)*
- Rta.:** a) $\Delta H = -71 \text{ kJ}/\text{mol}$ b) $V = 277 \text{ dm}^3$.
13. As entalpías estándar de combustión do $\text{C}(\text{s})$ e $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ son $-393,5 \text{ kJ}/\text{mol}$ e $-3 301 \text{ kJ}/\text{mol}$, respectivamente; e o de formación do $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ vale $-285,5 \text{ kJ}/\text{mol}$. Calcula:
- A entalpía estándar de formación do benceno(l)
 - A calor, expresada en kJ, necesaria para a obtención de $1,0 \text{ kg}$ de benceno(l).

(P.A.U. xuño 09)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ = 83,5 \text{ kJ/mol}$ b) $Q = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.

14. A entalpía de formación do tolueno gas (C_7H_8) é de $49,95 \text{ kJ/mol}$ e as entalpías de formación do $\text{CO}_2(\text{g})$ e do $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, $-393,14$ e $-285,56 \text{ kJ/mol}$.

- a) Calcula a entalpía de combustión do tolueno, gas.
b) Cantos kJ despréndense na combustión completa de 23 g de tolueno?

(P.A.U. set. 07)

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

15. a) Calcula a calor de formación do acetileno ($\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$) a partir das calores de formación do $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e do $\text{CO}_2(\text{g})$ e da calor de combustión do $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.
b) Que volume de dióxido de carbono medido a 30°C e presión atmosférica (1 atm) xerárase na 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. xuño 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. A combustión do acetileno [$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$] produce dióxido de carbono e auga.

- a) Escribe a ecuación química correspondente ao proceso.
b) Calcula a calor molar de combustión do acetileno e a calor producida ao queimar 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. xuño 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. O ácido etanoico(líquido) [ácido acético] fórmase ao reaccionar carbono(sólido), hidróxeno molecular(gas) e osíxeno molecular(gas). As calores de combustión do ácido etanoico(l); hidróxeno(g) e carbono(s) son respectivamente $870,7$; $285,8$ e $393,13 \text{ kJ/mol}$.

- a) Escribe adecuadamente as ecuacións químicas dos distintos procesos de combustión e a correspondente á formación do ácido etanoico.
b) Calcula a calor de formación, a presión constante, de devandito ácido etanoico.
c) Cantas quilocalorías despréndense na formación de 1 kg de ácido etanoico?

Dato: $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$

(P.A.U. set. 04)

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

18. A entalpía de combustión do propano(gas) é $-526,3 \text{ kcal}$. As ΔH° de formación do dióxido de carbono(gas) e da auga(líquida) son respectivamente $-94,03$ e $-68,30 \text{ kcal/mol}$. Calcula:

- a) A entalpía de formación do propano.
b) Os quilogramos de carbón que habería que queimar (cun rendemento do 80 %), para producir a mesma cantidade de enerxía que a obtida na combustión de 1 kg de propano.

Dato: A entalpía de combustión do carbón é de 5 kcal/g

(P.A.U. xuño 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.

● CUESTIÓNS

● Espontaneidade

1. Explica brevemente por que moitas reaccións endotérmicas transcorren espontaneamente a altas temperaturas.

(P.A.U. xuño 07)

◇ LABORATORIO

1. Deséxase calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) e para iso disólvense 4,0 g de NaOH en 500 cm³ de auga nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g, producíndose un aumento da temperatura de 2,0 °C.

- a) Explica detalladamente o material e procedemento empregados.
b) Cal é a entalpía molar de disolución do NaOH?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/g·°C e densidade(auga) = 1 g/mL
(P.A.U. set. 15)

2. a) Indica o material a utilizar e o procedemento a seguir para determinar a entalpía de neutralización de 100 cm³ dunha disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ con 100 cm³ dunha disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³.

- b) Calcula o valor da entalpía de neutralización expresado en kJ/mol se o incremento de temperatura que se produce é de 12 °C.

Datos: Calor específica(mestura) = Calor específica(auga) = 4,18 J/(g·°C); densidades das disolucións do ácido e da base = 1,0 g/cm³. Considera desprezable a capacidade calorífica do calorímetro.

(P.A.U. xuño 15)

Rta.: $\Delta H_n^\circ = -50 \text{ kJ/mol}$

3. Para calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) disólvense 2,0 g de NaOH en 500 cm³ de auga nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g, producíndose un aumento de temperatura de 1,0 °C.

- a) Explica detalladamente o material e procedemento empregados.
b) Cal é a entalpía de disolución do NaOH?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga = 1 g·cm⁻³

(P.A.U. xuño 13)

Rta.: a) $\Delta H_d^\circ = -44 \text{ kJ/mol NaOH}$

4. a) Indica o procedemento que se debe seguir e o material utilizado para determinar a entalpía de disolución do NaCl, se ao disolver 0,2 moles de dita substancia en 500 cm³ de auga prodúcese un incremento de temperatura de 2 °C.

- b) Cal será o valor da entalpía de disolución do composto expresado en J/mol?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidade(auga) = 1 g/cm³

(P.A.U. xuño 11)

Rta.: b) $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$

5. Dispónse no laboratorio das seguintes disolucións acuosas: 100 cm³, de HCl de concentración 0,10 mol/dm³ e 100 cm³ de NaOH de concentración 0,10 mol/dm³.

- a) Describe o procedemento e material que empregaría para medir a calor de neutralización ao mesturar as dúas disolucións.

- b) Calcula a calor molar de neutralización se na reacción libéranse 550 J.

(P.A.U. xuño 10, xuño 09)

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

6. Quérese determinar a ΔH do proceso de disolución dun composto iónico AB. Indica o procedemento a seguir e o material a utilizar. Se ao disolver 0,2 moles de devandita substancia en 500 cm³ de auga pro-

dúcese un incremento de temperatura de 2 °C. Cal será o valor de ΔH , en J/mol, para devandito proceso de disolución?

Datos: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{auga}) = 4,18 \text{ J}/(\text{g}\cdot^\circ\text{C})$ densidade da auga = $1 \text{ g}/\text{cm}^3$ e masa de disolución = masa da auga. (P.A.U. set. 07)

Rta.: $\Delta H_d^\circ = -2\cdot 10^4 \text{ J/mol}$.

7. Explica detalladamente como se pode determinar no laboratorio a calor de disolución de KOH(s) en auga. Efectúa o cálculo (á presión e temperatura de laboratorio) supoñendo unha masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disolven en 450 cm^3 nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g. O incremento da temperatura é de 2,5 °C.

Datos: Calor específica da auga: $4,18 \text{ J}/(\text{g}\cdot^\circ\text{C})$ e densidade da auga: $1 \text{ g}/\text{cm}^3$. (P.A.U. set. 05)

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

8. Indica cun exemplo como determinarías no laboratorio a calor de neutralización dun ácido forte cunha base forte, facendo referencia ao principio, material, procedemento e cálculos.

(P.A.U. xuño 05)

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Actualizado: 17/07/24