

TERMOQUÍMICA

◇ PROBLEMAS

● TERMOQUÍMICA

1. 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 $CO_2(g)$ e $H_2O(l)$ a $25\text{ }^\circ C$ e 1 atm (101,3 kPa) desprende $5154\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - a) Escribe as reaccións de formación do naftaleno e a reacción de combustión.
 - b) Calcula a entalpía estándar de formación do naftaleno e interprete o seu signo.
 Datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Xuño 14)
Rta.: b) $\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8) = 75,8\text{ kJ/mol } C_{10}H_8$

2. A entalpía de formación do tolueno gas (C_7H_8) é de $49,95\text{ kJ/mol}$ e as entalpías de formación do $CO_2(g)$ e do $H_2O(l)$ 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) $Q = -985\text{ kJ}$

3. Para o proceso $Fe_2O_3(s) + 2\text{ Al}(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2\text{ Fe}(s)$, calcula:
 - a) A entalpía da reacción en condicións estándar e a calor desprendida ao reaccionar 16,0 g de Fe_2O_3 coa cantidade suficiente de Al.
 - b) A masa de óxido de aluminio que se obtén no apartado anterior.
 Datos: $\Delta H_f^\circ(Al_2O_3) = -1\,662\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(Fe_2O_3) = -836\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Set. 12)
Rta.: a) $\Delta H^\circ = -826\text{ kJ}$; $Q = 82,8\text{ kJ}$; b) $m = 10,2\text{ g } Al_2O_3$

4. A combustión do acetileno [$C_2H_2(g)$] 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: $\Delta H_f^\circ(C_2H_2(g)) = 223,75\text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -241,8\text{ kJ/mol}$ (P.A.U. Xuño 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 dos datos das entalpías de formación calcula a entalpía estándar de combustión do metano.
 - b) Sabendo que a combustión de 1,0 g de TNT libera 4 600 kJ calcula o volume de metano, medido a $25\text{ }^\circ C$ e 1 atm (101,3 kPa) de presión, que é necesario queimar para producir a mesma enerxía que 1,0 g de TNT.
 Datos: $\Delta H_f^\circ(CH_4(g)) = -75\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -394\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(g)) = -242\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Xuño 12)
Rta.: a) $\Delta H_c^\circ(CH_4) = -803\text{ kJ/mol } CH_4$; b) $V = 140\text{ dm}^3\text{ } CH_4$

6. As entalpías estándar de combustión do $C(s)$ e $C_6H_6(l)$ son $-393,5\text{ kJ/mol}$ e $-3\,301\text{ kJ/mol}$, respectivamente; e o de formación do $H_2O(l)$ vale $-285,5\text{ kJ/mol}$. Calcula:
 - a) A entalpía estándar de formación do benceno(l)
 - b) A calor, expresada en kJ, necesaria para a obtención de 1,0 kg de benceno(l).(P.A.U. Xuño 09)
Rta.: a) $\Delta H_f^\circ = 83,5\text{ kJ/mol}$ b) $Q = 1,07\cdot 10^3\text{ kJ}$

7.
 - 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: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$
 - 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.

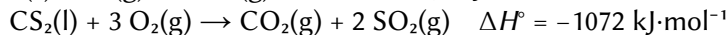
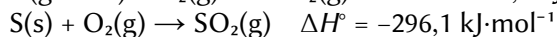
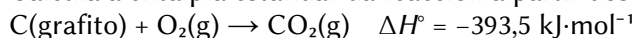
Datos: $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Xuño 16)

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

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

a) Calcula a entalpía estándar da reacción a partir dos seguintes datos:



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

(P.A.U. Set. 11)

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

9. Na fermentación alcohólica da glicosa obtense etanol e dióxido de carbono. A ecuación química correspondente é: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$

a) Calcula a ΔH° desta reacción.

b) Cantos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a 25 °C e 0,98 atm, poderíanse obter na fermentación de 1 kg de glicosa?

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

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

(P.A.U. Set. 09)

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

10. 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) 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 $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) O volume de etino, medido a 25 °C e 15 atm (1519,5 kPa), necesario para obter 0,25 dm³ de benceno.

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

(P.A.U. Xuño 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 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) $V = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$

12. 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: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ e do octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.

a) Escribe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25 °C.

b) Cantos litros de bioetanol necesítanse para producir a mesma enerxía 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 das entalpías de combustión e aplicando a Lei de Hess, calcula :

a) A entalpía da seguinte reacción: $3 \text{C}(\text{grafito})(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$.

b) A enerxía liberada cando se queima 1 dm³ de propano medido en condicións normais.

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

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

(P.A.U. Set. 16)

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

14. A entalpía de combustión do propano(gas) é $-526,3$ kcal. As ΔH_f de formación do dióxido de carbono(gas) e da auga(líquida) son respectivamente $-94,03$ e $-68,30$ kcal/mol. Calcula:
- A entalpía de formación do propano.
 - 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) $\Delta H_f(C_3H_8) = -29,0$ kcal/mol C_3H_8 ; b) 3 kg carbón
15. 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 kJ/mol.
- Escribe adecuadamente as ecuacións químicas dos distintos procesos de combustión e a correspondente á formación do ácido etanoico.
 - Calcula a calor de formación, a presión constante, de devandito ácido etanoico.
 - Cantas kilocalorías despréndense na formación de 1 kg de ácido etanoico?
- Dato: 1 J = 0,24 cal (P.A.U. Set. 04)
- Rta.:** b) $\Delta H_f = -487,1$ kJ/mol; b) $Q = 1,94 \cdot 10^3$ kcal.
16. As entalpías de formación do butano(g), dióxido de carbono(g) e auga(l) a 1 atm (101,3 kPa) e 25°C son $-125,35$ kJ·mol⁻¹, $-393,51$ kJ·mol⁻¹ e $-285,83$ kJ·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: $R = 0,082$ atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ (P.A.U. Set. 13)
- Rta.:** a) $Q = 2,9707 \cdot 10^8$ J; b) $V = 15$ m³ O₂
17. Se supoñemos que a gasolina é unha mestura de octanos de fórmula xeral C₈H₁₈:
- Calcula o volume de aire medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) que se necesita para queimar 100 dm³ de gasolina.
 - Calcula a calor desprendida cando se queiman 100 dm³ de gasolina.
- Datos: $R = 0,082$ atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹
- $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5$ kJ·mol⁻¹; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8$ kJ·mol⁻¹; $\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}(l)) = 249,8$ kJ·mol⁻¹;
- osíxeno no aire = 21 % en volume; densidade do octano = 800 g·dm⁻³ (P.A.U. Xuño 10)
- Rta.:** a) $V = 1,02 \cdot 10^3$ m³ aire b) $Q = 4,18 \cdot 10^9$ J
18. 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 kPa) que se xerará na combustión completa de 100 g de metano.
- Dato: $R = 0,082$ atm·L·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ (P.A.U. Set. 15)
- Rta.:** a) $\Delta H_c(CH_4) = -710$ kJ/mol; b) $V = 153$ dm³

● CUESTIÓNS

● ESPONTANEIDADE

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

(P.A.U. Xuño 07)

♦ LABORATORIO

1. 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) \approx Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga = 1 g·cm⁻³ (P.A.U. Xuño 13)
Rta.: a) $\Delta H_d^\circ = -44$ kJ / mol NaOH
2. 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) \approx Calor específica(disolución) = 4,18 J/g·°C e densidade(auga) = 1 g/mL (P.A.U. Set. 15)
3. 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 cm³ 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 J/(g·°C) e densidade da auga: 1 g/cm³. (P.A.U. Set. 05)
Rta.: $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61$ kJ/mol.
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) \approx Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidade(auga) = 1 g/cm³ (P.A.U. Xuño 11)
Rta.: b) $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$ J/mol
5. 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 prodúcese un incremento de temperatura de 2 °C. Cal será o valor de ΔH , en J/mol, para devandito proceso de disolución?
Datos: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{auga}) = 4,18$ J/(g·°C) densidade da auga = 1 g/cm³ e masa de disolución = masa da auga. (P.A.U. Set. 07)
Rta.: $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4$ J/mol
6. 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)
7. 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.: $\Delta H_n^\circ = -50$ kJ/mol
8. 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.: $\Delta H_n^\circ = -55 \text{ kJ/mol}$

Cuestións e problemas das [Probas 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: 20/02/24