

## Unitat 2. Termodinàmica química

## Qüestions inicials

- *Per què no es pot mesurar l'energia interna d'un sistema i, en canvi, sí que se'n pot mesurar la variació?*  
L'energia interna d'un sistema depèn de massa factors que som incapaços de conèixer; en canvi, la variació d'energia es pot mesurar.
- *Hi ha algun cas en el qual la variació d'energia interna sigui igual a la variació d'entalpia?*  
Sí, quan no hi ha variació de mols en passar de reactius a productes.
- *La variació entàlpica d'una reacció es pot calcular a partir de les entalpies de formació i de la Llei de Hess. Sabries dir alguna altra manera de calcular-la?*  
Sí, a partir de les energies d'enllaç.
- *Per què un gas comprimit tendeix a descomprimir-se espontàniament?*  
Un gas quan està comprimit té una entropia menor i major energia. Totes les coses de l'Univers tendeixen espontàniament cap a una major entropia i una menor energia.
- *Per què el sucre es dissol espontàniament en l'aigua? En canvi, per què en l'aigua ensucrada, el sucre i l'aigua no se separen espontàniament?*  
El sucre es dissol en aigua perquè l'energia és menor en dissolució. Les molècules d'aigua atrauen fortament les molècules de sucre dels cristalls i les solvaten. En dissolució, el sucre també està més desordenat i té una major entropia. Quan es compleixen aquests dos requisits el procés és espontani. El procés invers no és espontani perquè no es compleixen els dos requeriments explicats anteriorment.
- *Si aboquem aigua al vi, encara que no agitem la mescla, l'aigua s'hi difon lentament. Però si ja tenim el vi aigualit, mai no se separen els components espontàniament. Com és que tots els processos de la natura s'esdevenen espontàniament sempre en un sentit i no pas en el contrari?*  
Les molècules de vi, que tenen un ordre relatiu, es desordenen en combinar-les en aigua i l'estat entròpic esdevé major. El mateix succeeix amb el cafè i la llet.

## Qüestions i problemes

1. La massa d'aigua d'una piscina de dimensions  $20 \times 10 \times 1,5$  m s'escalfa durant un dia d'estiu des de  $20^\circ\text{C}$  fins a  $28^\circ\text{C}$ . Si la calor específica de l'aigua és  $4,186 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ , quina quantitat de calor subministra el Sol a aquesta massa d'aigua? (Suposem que la piscina està totalment plena).

R:  $1,00464 \cdot 10^7$  kJ.

Aigua:  $20 \text{ m} \cdot 10 \text{ m} \cdot 1,5 \text{ m} = 300 \text{ m}^3 = 3 \cdot 10^5 \text{ dm}^3 = 3 \cdot 10^5 \text{ kg}$  aigua

Calor:  $Q = m c \Delta T = 3 \cdot 10^5 \text{ kg} \cdot 4,186 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (28 - 20) ^\circ\text{C} = 1,00464 \cdot 10^7 \text{ kJ}$

2. El reciclatge del vidre va ser el primer a introduir-se en l'esquema de la recollida selectiva. La raó és força evident: la transformació en vidre nou és relativament senzilla; només cal netejar-lo, fondre'l i tornar-lo a utilitzar.

Si tenim una tona de vidre a una temperatura de  $18^\circ\text{C}$  i l'hem d'escalfar per fondre'l fins a  $800^\circ\text{C}$ , quina calor cal subministrar en aquest procés, només per escalfar el vidre?

La calor específica del vidre és  $0,84 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ .

R:  $656880$  kJ.

Calor:  $Q = m c \Delta T = 1000 \text{ kg} \cdot 0,84 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (800 - 18) ^\circ\text{C} = 656880 \text{ kJ}$

3. Els cotxes de 4 cilindres són els més habituals. Considerem que en un model hipotètic cada cilindre té un radi de 4 cm, l'èmbol fa un recorregut de 9,95 cm i sobre els 4 cilindres s'efectua una pressió exterior de  $2,5 \cdot 10^5$  Pa.

a) Quin és el cubicatge del vehicle?

b) Quin és el treball realitzat en un moviment de l'èmbol de cada cilindre?

R: a) 2000 cm<sup>3</sup>, b) 125 J.

a) Cubicatge:

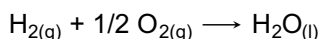
$$\text{Volum un cilindre} \cdot \text{Ne cilindres} = (\pi \cdot 4^2 \cdot 9,95) \text{ cm}^3 \cdot 4 \text{ cilindres} = 2000 \text{ cm}^3$$

b) Volum d'1 cilindre = 500 cm<sup>3</sup> = 500 · 10<sup>-6</sup> m<sup>3</sup> = 5 · 10<sup>-4</sup> m<sup>3</sup>

$$W = F \cdot \Delta x = p \cdot \text{volum escombrat} = 2,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 125 \text{ J}$$

4. La calor de formació de l'aigua líquida a pressió constant i en condicions estàndard és - 285,8 kJ/mol. Quina és la calor de formació a volum constant?

R: - 282,08 kJ/mol.

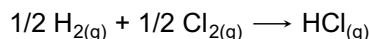


$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T = - 285,8 \cdot 10^3 \text{ J} - (- 1,5) \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Delta U = - 282,08 \text{ kJ/mol}$$

5. L'entalpia de formació de l'HCl en condicions estàndard és 92,21 kJ/mol. Quin és el valor de l'energia interna?



$$\Delta H_f = \Delta H_{f(\text{productes})} - \Delta H_{f(\text{reactius})} = 92,21 \text{ kJ/mol} - 0 - 0 = 92,21 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{reacció}} = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T = \Delta U + (0 \cdot 8,314 \cdot 298)$$

$$\Delta U = 92,21 \text{ kJ/mol}$$

6. El monòxid de carboni és un gas tòxic que per reacció amb l'oxigen es pot transformar, en determinades condicions, en diòxid de carboni. Sabem que les entalpies de formació del CO i del CO<sub>2</sub> són, respectivament, - 110,5 i - 393,5 kJ/mol.

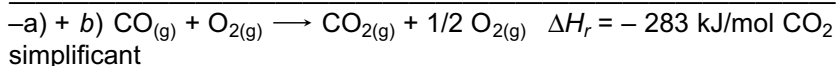
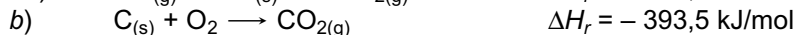
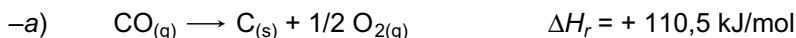
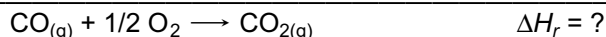
a) Escriviu l'equació corresponent.

b) Calculeu la calor a pressió i a volum constants en condicions estàndard.

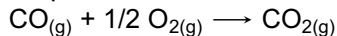
c) Indiqueu si la reacció és endotèrmica o exotèrmica i per què.

R: b) Q<sub>v</sub> = - 281,76 kJ/mol; Q<sub>p</sub> = - 283 kJ/mol

Les  $\Delta H_f$  són calors considerades a pressió constant:



simplificant



$$Q_p = \Delta H_r = - 283 \text{ kJ/mol CO}_2$$

La calor a volum constant es dedueix de:

$$Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$

sabem que en condicions estàndard T val 298 K i que la variació de mols gasosos és - 0,5:

$$Q_v = Q_p - \Delta n \cdot R \cdot T = - 283 \text{ kJ/mol} - (- 0,5) \cdot 8,314 \cdot 298 = - 281,76 \text{ kJ/mol}$$

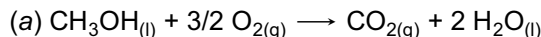
$$Q_v = - 281,76 \text{ kJ/mol}$$

**7. El metanol s'anomena col·loquialment *alcohol de cremar*. Si per encendre una foguera de Sant Joan prenem un recipient que en conté 900 g, quanta energia desprèn el metanol?**

**R: 20397,3 kJ/mol.**

$$MM(\text{CH}_3\text{OH}) = 12,01 + (4 \cdot 1,01) + 16 = 32,05 \text{ g/mol}$$

La reacció de combustió és:



Considerem que l'aigua es condensa i allibera la calor de condensació.

A les taules trobem que les calors de formació d'aquests compostos són:

$$\Delta H_f(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}) = -238,7 \text{ kJ/mol}$$

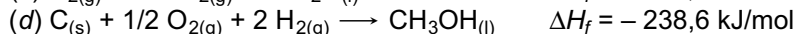
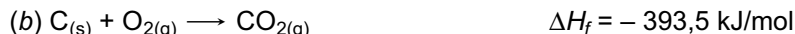
$$\Delta H_f(\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(\text{O}_{2(g)}) = 0$$

En l'estat molecular, la calor de formació de l'oxigen val zero.

Escrivim les reaccions de formació:



i la combinació d'aquestes reaccions per obtenir la reacció (a) és:

$$(-d) + (b) + 2(c) = +238,7 - 393,5 - (2 \cdot 285,8) = -726,4 \text{ kJ/mol metanol}$$

$$900 \text{ g} / (32,05 \text{ g/mol}) = 28,08 \text{ mol metanol}$$

Calor de combustió:

$$28,08 \text{ g metanol} \cdot (-726,4 \text{ kJ/mol}) = -20397,3 \text{ kJ/mol alliberats}$$

**8. La reacció d'obtenció de l'etilè a partir de l'età es produeix segons l'equació següent:**



L'etilè és un gas molt utilitzat industrialment en plàstics, productes intermedis per a farmàcia, perfumeria, etc. Si sabem que les entalpies de formació de l'età i l'età són respectivament  $-84,7$  i  $52,3$  kJ/mol en condicions estàndard:

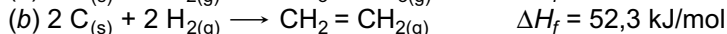
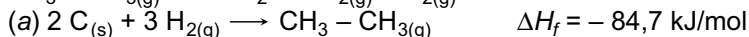
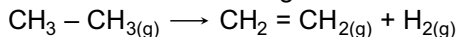
**a) Es tracta d'una reacció exotèrmica o endotèrmica?**

**b) Quina és la calor a volum constant?**

**c) Si disposem de 105 kJ, nets de pèrdues d'energia, quants quilograms d'etilè podem preparar?**

**R: b) 134,52 kJ/mol; c) 21,90 kg d'etilè.**

a) La reacció de deshidrogenació és:



La combinació que cal fer és:

$$\Delta H_r = (-a) + (b) = +84,7 + 52,3 = +137 \text{ kJ/mol; reacció endotèrmica}$$

b) La calor a volum constant és la variació d'energia interna, que es pot calcular a partir de:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta U = +137000 \text{ J/mol} - 1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298 \text{ K} = +134,52 \text{ kJ/mol}$$

c) Si disposem de 105 kJ nets d'energia podem fabricar:

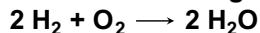
$$105 \text{ kJ} \cdot (1 \text{ mol etilè}/134,52 \text{ kJ}) = 0,78 \text{ mol etilè}$$

$$0,78 \text{ mol etilè} \cdot (28,06 \text{ g etilè}/1 \text{ mol etilè}) = 21,90 \text{ g etilè}$$

**9. Els cotxes vells tenen els pistons balders, ja que no ajusten bé amb les parets del cilindre. Això provoca una combustió imperfecta del combustible. En la combustió es crema, a més de benzina o gasoil, oli de motor. Quins tipus de contaminació creieu que provoquen aquests automòbils?**

Es produeix excessiu CO, gas força més contaminant que el CO<sub>2</sub>. També es llença oli lubricant mal cremat i es malmet combustible en haver-se'n de combustionar més per fer la mateixa feina. També es produeixen una mica de gasos nitrosos.

10. Quan es forma aigua segons la reacció



s'obté molta calor. Creieu que es tracta de la combustió de l'hidrogen? Raoneu-ho.

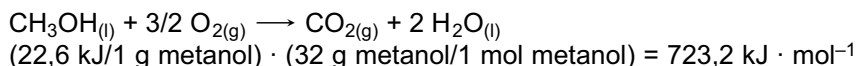
Sí, és una reacció fortament exotèrmica:  $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$

11. En la combustió d'1 g de metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ , a 298 K i a volum constant, s'alliberen 22,6 kJ d'energia en forma de calor. Calculeu en kJ/mol les entalpies estàndard de combustió i de formació del metanol líquid.

Dades:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$

R:  $\Delta H_r^\circ = -724,4 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}) = -240,1 \text{ kJ/mol}$ .



$$\Delta U = -723,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = -723,2 + (1 - 1,5) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298$$

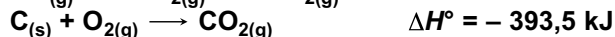
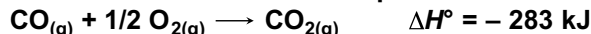
$$\Delta H_r^\circ = -724,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)})] - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)})$$

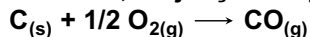
$$-724,4 = [-393,5 - 2 \cdot 285,5] - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)})$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}) = -240,1 \text{ kJ/mol}$$

12. Sabem les variacions d'entalpia de les reaccions següents:

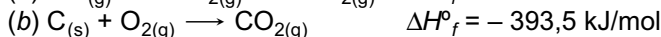
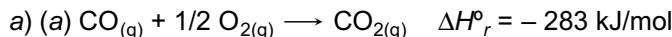


a) Calculeu, mitjançant l'aplicació de la llei de Hess, l'entalpia de la reacció:

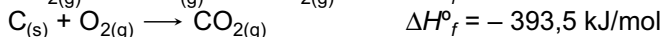
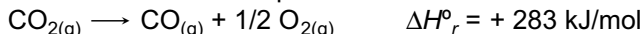


b) Calculeu el volum d'oxigen, en condicions normals, que ha de reaccionar amb un excés de carboni sòlid perquè s'alliberin 451 kJ en la formació de monòxid de carboni segons la reacció de l'apartat a).

R: a)  $\Delta H = -110,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $V = 45,71 \text{ L O}_2$ .



Combinant les dues equacions anteriors obtenim:

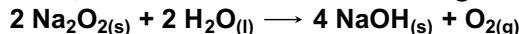


i sumant aquestes dues darreres:



b)  $451 \text{ kJ} \cdot (0,5 \text{ mol O}_2/110,5 \text{ kJ}) \cdot (22,4 \text{ L O}_2/1 \text{ mol O}_2) = 45,71 \text{ L O}_2 \text{ (CN)}$

13. El peròxid de sodi,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , s'utilitza com a blanquejant en la indústria de la cel·lulosa i de la fusta, i també com un oxidant enèrgic. La reacció que es produeix és:



Les entalpies estàndard de formació  $\Delta H_f^\circ$  dels següents productes són:

$\text{NaOH}_{(s)}$ :  $-426,7 \text{ kJ/mol}$

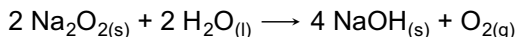
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ :  $-285,8 \text{ kJ/mol}$

$\text{Na}_2\text{O}_{2(s)}$ :  $-511,7 \text{ kJ/mol}$

Si tenim 10,0 g de  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , digueu quina quantitat de calor s'allibera:

a) 7,17 kJ      b) 13,78 kJ      c) 23,84 kJ

d) 47,68 kJ      e) 537 kJ      f) 688 kJ



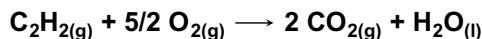
$$\Delta H_r^\circ = [4(-426,7)] - [2(-285,8) + 2(-511,7)] = -111,8 \text{ kJ/2 mol Na}_2\text{O}_{2(s)}$$

$$(-111,8/2 \text{ mol Na}_2\text{O}_{2(s)}) \cdot (1 \text{ mol}/78 \text{ g Na}_2\text{O}_{2(s)}) \cdot 10 \text{ g Na}_2\text{O}_{2(s)} = 7,17 \text{ kJ}$$

La resposta correcta és la a).

14. Calculeu l'energia calorífica que s'allibera en la combustió de 50 dm<sup>3</sup> d'acetilè, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, mesurats a 25°C i 101,3 kPa.

La reacció de combustió és:



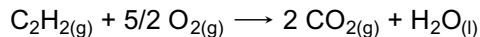
Dades:

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(\text{g})}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}) = 226,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{R: } -2651,2 \text{ kJ.}$$



$$\Delta H_r^\circ = [2(-393,5) + (-285,8)] - [226,8] = -1299,6 \text{ kJ/mol etí}$$

$$101,3 \text{ kPa} = 1 \text{ atm}$$

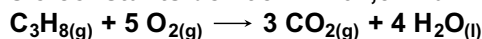
$$pV = nRT$$

$$1 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298 \text{ K}$$

$$n = 2,04 \text{ mol etí}$$

$$(-1299,6 \text{ kJ/mol etí}) \cdot 2,04 \text{ mol etí} = -2651,2 \text{ kJ}$$

15. Calculeu l'energia obtinguda en la combustió d'1 m<sup>3</sup> de propà, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, a la temperatura i pressió constants de 298 K i 101,3 kPa. La reacció és:



Les entalpies estàndard de formació són:

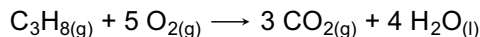
$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})}) = -103,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(\text{g})}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

Calculeu també el volum d'aire necessari en la combustió d'1 m<sup>3</sup> de propà, si sabem que tots els gasos es mesuren en les mateixes condicions de pressió i temperatura, i que l'aire conté un 20% en volum d'oxigen.

$$\text{R: } \Delta H_r^\circ = -2219,9 \text{ kJ/mol; } V_{\text{aire}} = 25 \text{ m}^3.$$



$$\Delta H_r^\circ = [3(-393,5) + 4(-285,8)] - (-103,8) = -1180,5 - 1143,2 + 103,8$$

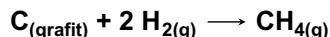
$$\Delta H_r^\circ = -2219,9 \text{ kJ/mol}$$

Consum d'aire:

$$1 \text{ m}^3 \text{ propà} \longrightarrow 5 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \cdot (100 \text{ m}^3 \text{ aire}/20 \text{ m}^3 \text{ O}_2) = 25 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

$$V_{\text{aire}} = 25 \text{ m}^3$$

16. Calculeu la variació d'energia interna i la variació d'entalpia, a 298 K, del procés:



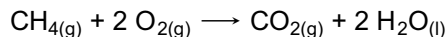
Les variacions d'entalpia estàndard de combustió són:

$$\Delta H_r^\circ (\text{CH}_{4(\text{g})}) = -890,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ (\text{C}_{(\text{grafit})}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ (\text{H}_{2(\text{g})}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{R: } \Delta U = -72,2 \text{ kJ; } \Delta H^\circ = -74,7 \text{ kJ/mol.}$$



$$-890,4 = [(-393,5) + 2(-285,8)] - \Delta H_f^\circ (\text{CH}_4)$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4) = -74,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = 1 - 2 = -1 \text{ mol}$$

$$\Delta U^\circ = -74,7 - [(-1) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 298] = -74,7 + 2,47 = -72,2 \text{ kJ/mol}$$

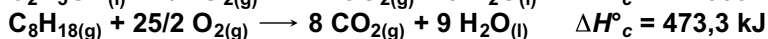
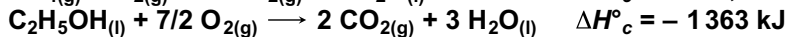
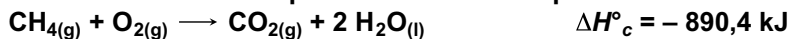
$$\Delta U^\circ = -72,2 \text{ kJ/mol}$$

17. Per obtenir energia, disposem de diversos materials combustibles: metà, CH<sub>4</sub>, etanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, i octà, C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>. Si tenim en compte la rendibilitat energètica del procés de combustió i suposem un cost idèntic per unitat de massa per a cada substància, indiqueu quina proposició és correcta.

- El metà és més car que l'etanol.
- El metà és més car que l'octà.
- L'octà és més car que l'etanol.
- L'octà és més barat que l'etanol i més car que el metà.
- L'octà és més car que l'etanol i que el metà.

Dades:

Les variacions d'entalpia estàndard corresponents a les reaccions de combustió són:



metà:

$$(- 890,4 \text{ kJ/mol}) \cdot (1 \text{ mol}/16 \text{ g metà}) = - 55,65 \text{ kJ/g metà}$$

metanol:

$$(- 1363 \text{ kJ/mol}) \cdot (1 \text{ mol etanol}/46 \text{ g etanol}) = - 29,63 \text{ kJ/g etanol}$$

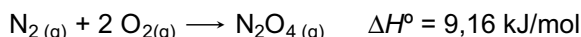
benzina (octà):

$$(- 5473,3 \text{ kJ/mol}) \cdot (1 \text{ mol octà}/114 \text{ g octà}) = - 48,01 \text{ kJ/g octà}$$

La resposta correcta és la d). L'octà és més barat que l'etanol i més car que el metà.

18. La variació d'entalpia estàndard de formació del tetraòxid de dinitrogen gas, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, val  $\Delta H^\circ_f = 9,16 \text{ kJ/mol}$ . Calculeu la variació d'energia interna  $\Delta U$  corresponent.

R:  $\Delta U = 14,11 \text{ kJ/mol}$ .

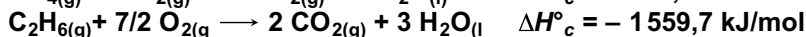
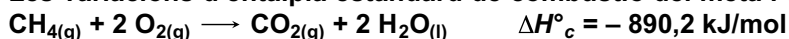


$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n R T = 9,16 - [(- 2) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 298] = 9,16 + 4,95 = 14,11 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta U^\circ = + 14,11 \text{ kJ/mol}$$

19. Un gas natural té la composició següent: 76% de metà (CH<sub>4</sub>), 23% d'età (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) i 1% de N<sub>2</sub>. Si suposem que en la combustió es forma només CO<sub>2</sub> gas i H<sub>2</sub>O líquida, i que el nitrogen roman intacte, calculeu l'energia que es desprèn en la combustió d'un metre cúbic de gas natural en condicions estàndard.

Les variacions d'entalpia estàndard de combustió del metà i de l'età són, respectivament:



R:  $- 46260,5 \text{ kJ/mol}$ .

La composició del gas natural és 76% de CH<sub>4</sub>, 23% de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> i 1% de N<sub>2</sub>. Els percentatges es mantenen encara que variï la T. Recordeu que en CN estan a 0°C i que les entalpies de combustió normals es donen a 25°C. Recordeu que 1 mol de qualsevol gas en CN ocupa un volum de 22,4 L.

1 m<sup>3</sup> gas conté:

$$760 \text{ L metà} \cdot (1 \text{ mol}/22,4 \text{ L}) = 33,92 \text{ mol metà}$$

$$230 \text{ L età} \cdot (1 \text{ mol}/22,4 \text{ L}) = 10,27 \text{ mol età}$$

Els mols de N<sub>2</sub> no interessin perquè no reaccionen.

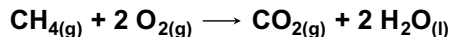
$$33,92 \text{ mol metà} \cdot (- 890,2 \text{ kJ}/1 \text{ mol metà}) = - 30195,6 \text{ kJ}$$

$$10,3 \text{ mol età} \cdot (- 1559,7 \text{ kJ}/1 \text{ mol età}) = - 16064,9 \text{ kJ}$$

La calor total després es calcula:

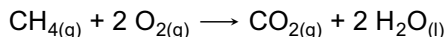
$$- 30195,6 \text{ kJ} + (- 16064,9 \text{ kJ}) = - 46260,5 \text{ kJ}$$

**20. La calor de combustió del metà a volum constant segons la reacció**



és  $-885,25 \text{ kJ/mol}$ . Si la combustió es produeix a pressió constant en una bomba calorimètrica, quina és la calor de reacció? I quina la variació d'entalpia?

R:  $Q_p = 890,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H = 890,2 \text{ kJ/mol}$ .



A volum constant, la calor despresada és la variació d'energia interna  $\Delta U$ :

$$Q_v = \Delta U^\circ = -885,25 \text{ kJ/mol}$$

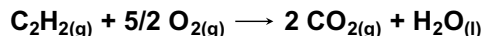
$$\Delta n = \text{mol gasosos finals} - \text{mol gasosos inicials} = 1 - 3 = -2 \text{ mol}$$

$$Q_p = \Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q_p = -885,25 \text{ kJ/mol} + (-2 \text{ mol}) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298 \text{ K} = -890,8 \text{ kJ/mol}$$

**21. Calculeu la calor despresada en la combustió de 100 g d'acetilè,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , a volum constant i 298 K.**

La reacció és:



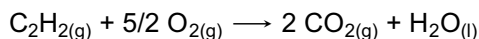
Les variacions d'entalpies estàndard de formació són:

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = 226,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

R:  $\Delta U = -49,85 \text{ kJ/mol}$ .



$$\Delta H_r^\circ = [2 \cdot (-393,5) + (-285,8)] - 226,8 = -1299,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n \cdot R \cdot T = -1299,6 - (-1,5) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -1295,9 \text{ kJ/mol}$$

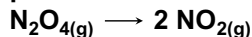
ja que:

$$\Delta n = 2 - 1 - 5/2 = -1,5 \text{ mol}$$

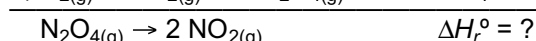
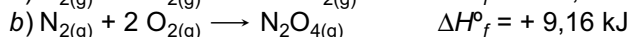
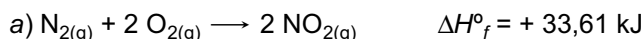
La calor despresada en la combustió de 100 g d'acetilè es calcula:

$$-1295,9 \text{ kJ/mol etí} \cdot (1 \text{ mol etí}/26 \text{ g etí}) \cdot 100 \text{ g etí} = -4984,23 \text{ kJ etí}$$

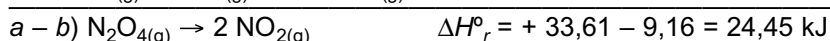
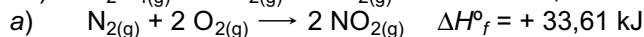
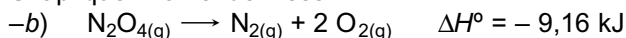
**22. L'entalpia de formació  $\Delta H_f^\circ$  del diòxid de nitrogen gasós val  $\Delta H_f^\circ = 33,61 \text{ kJ/mol}$ . L'entalpia de formació del tetraòxid de dinitrogen gasós val  $\Delta H_f^\circ = 9,16 \text{ kJ/mol}$ . Calculeu la variació d'entalpia de la reacció de dissociació del tetraòxid en el diòxid segons la reacció:**



R:  $\Delta H_r^\circ = 24,02 \text{ kJ}$ .

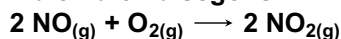


Si apliquem la llei de Hess:

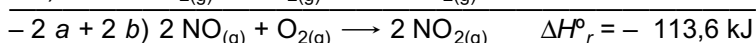
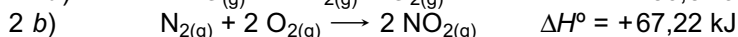
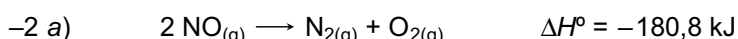
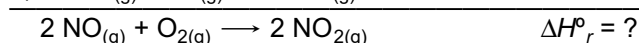
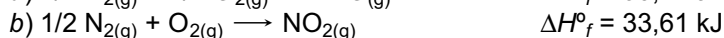
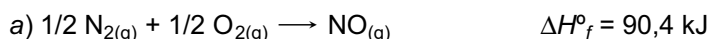


**23. A les taules trobem que l'entalpia de formació del monòxid de nitrogen, NO, val  $\Delta H_f^\circ = 90,4 \text{ kJ/mol}$  i que l'entalpia de formació del diòxid de nitrogen,  $\text{NO}_2$ , val  $\Delta H_f^\circ = 33,61 \text{ kJ/mol}$ .**

Aplicant la llei de Hess, calculeu la variació d'entalpia de la reacció que transforma el monòxid en diòxid segons:



R:  $\Delta H_r^\circ = -113,61 \text{ kJ}$ .



**24. La variació d'entalpia estàndard de la descomposició del carbonat de calci segons la reacció:**



és 177,6 kJ/mol.

Calculeu l'entalpia estàndard de formació del  $\text{CaCO}_{3(s)}$ .

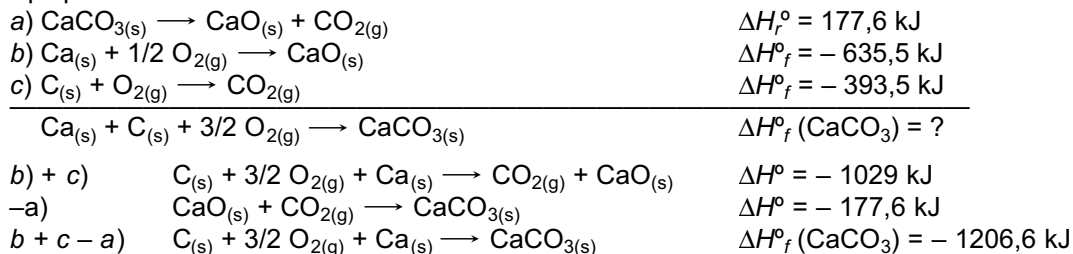
Les entalpies estàndard de formació són:

$$\Delta H_f^\circ (\text{CaO}_{(s)}) = -635,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{R: } \Delta H_r^\circ = -1206,6 \text{ kJ/mol.}$$

Apliquem la llei de Hess:

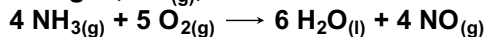


El problema es pot resoldre directament amb les  $\Delta H_f^\circ$ :

$$\Delta H_r^\circ = +177,6 \text{ kJ/mol} = [(-393,5) + (-635,5)] - \Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3)$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3) = -1206,6 \text{ kJ}$$

**25. A partir de l'energia estàndard de formació de l'amoníac,  $\text{NH}_{3(g)}$ , de l'aigua,  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ , i de l'òxid de nitrogen,  $\text{NO}_{(g)}$ , calculeu la variació d'entalpia estàndard de la reacció:**



La reacció es produeix a 298 K i 101,3 kPa. Indiqueu si és endotèrmica o exotèrmica.

Dades:

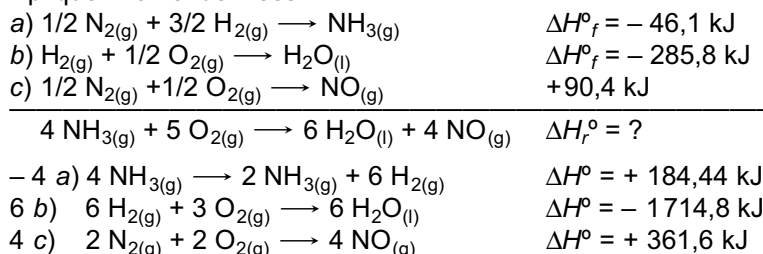
$$\Delta H_f^\circ (\text{NH}_{3(g)}) = -46,11 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

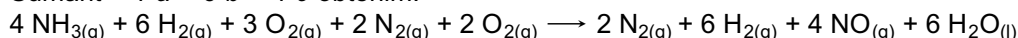
$$\Delta H_f^\circ (\text{NO}_{(g)}) = 90,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{R: } \Delta H_r^\circ = -292,0 \text{ kJ/mol NH}_3.$$

Apliquem la llei de Hess:

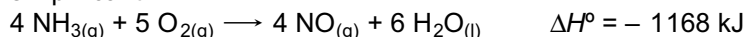


Sumant -4 a + 6 b + 4 c obtenim:



$$\Delta H^\circ = -1714,8 \text{ kJ} + 361,6 \text{ kJ} + 184,44 \text{ kJ} = -1168,76 \text{ kJ}$$

simplificant:



Per 1 mol de  $\text{NH}_3$  que reacciona:

$$-1168,76 \text{ kJ}/4 \text{ mol} = -292,19 \text{ kJ}$$

Per tant,

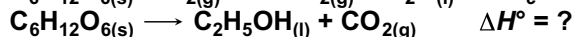
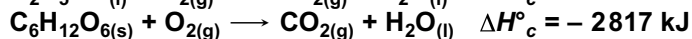
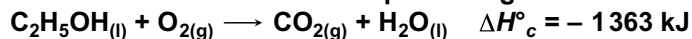
$$\Delta H_r^\circ = -292,0 \text{ kJ}$$

El problema també es pot resoldre directament a partir de les  $\Delta H_f^\circ$ :

$$\Delta H_r^\circ = [6(-285,8) + 4(90,4)] - [4(-46,11) + 5 \cdot 0] = -1168,0 \text{ kJ per a 4 mol NH}_3$$

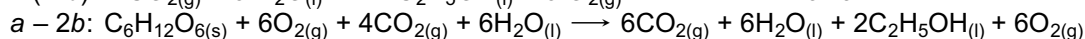
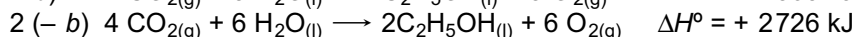
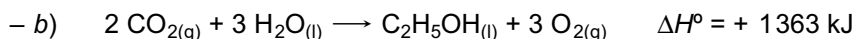
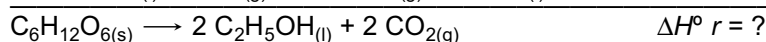
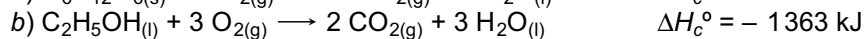
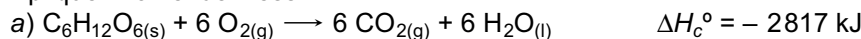


26. La variació d'entalpia de la combustió de l'etanol és  $\Delta H_c^\circ = -1363 \text{ kJ/mol}$  i la corresponent a la glucosa és  $\Delta H_c^\circ = -2817 \text{ kJ/mol}$ . En la fermentació del vi o de la cervesa, la glucosa del most o del malt es transforma en etanol. Calculeu la variació d'entalpia que es desprèn en la formació d'un mol d'etanol a partir de glucosa. Les equacions corresponents són:



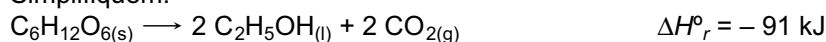
R:  $\Delta H_r^\circ = -45,5 \text{ kJ/mol}$ .

Apliquem la llei de Hess:



$$\Delta H_r^\circ = -2817 + 2726 = -91 \text{ kJ}$$

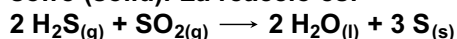
Simplifiquem:



La variació d'entalpia que es desprèn en la formació d'un mol d'etanol és:

$$(-91 \text{ kJ/mol glucosa}) \cdot (1 \text{ mol glucosa} / 2 \text{ mol etanol}) = -45,5 \text{ kJ/mol etanol}$$

27. El sulfur d'hidrogen (gas) reacciona amb el diòxid de sofre (gas) per formar aigua (líquida) i sofre (sòlid). La reacció és:

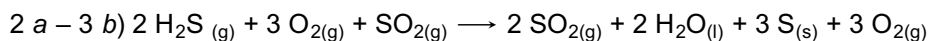
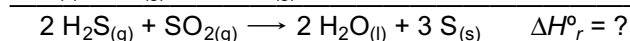
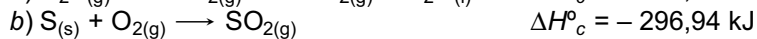
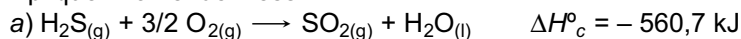


La variació d'entalpia de combustió del  $\text{H}_2\text{S}$  val  $-560,7 \text{ kJ/mol}$  i se n'obté aigua en estat líquid.

La variació d'entalpia de combustió del  $\text{S}_{(s)}$  val  $-296,94 \text{ kJ/mol}$  i se n'obté  $\text{SO}_2$ . Calculeu la variació d'entalpia de la reacció del  $\text{H}_2\text{S}$  amb el  $\text{SO}_2$ .

R:  $\Delta H_r^\circ = -230,7 \text{ kJ}$ .

Apliquem la llei de Hess:



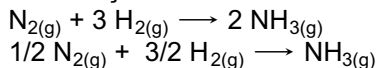
$$\Delta H_r^\circ = -1121,4 + 890,8 = -230,6 \text{ kJ}$$

28. Calculeu l'entalpia de formació aproximada de l'amoníac gas a partir de les dades següents:

<i>Enllaç</i>	<i>Energies d'enllaç (kJ · mol<sup>-1</sup>)</i>
<b>N – N</b>	<b>945</b>
<b>H – H</b>	<b>436</b>
<b>N – H</b>	<b>388</b>

R: – 37,5 kJ · mol<sup>-1</sup>.

El bescanvi net de calor per formar 1 mol de NH<sub>3</sub> és la suma algebraica de calors per trencar els enllaços de reactius i formar els enllaços dels productes.



Per trencar els reactius cal desfer els enllaços corresponents a les molècules diatòmiques de nitrogen i hidrogen:

$$1/2 \cdot 945 + 3/2 \cdot 436 = 472,5 + 654 = 1126,5 \text{ kJ}$$

Aquesta calor li donem al sistema per trencar els enllaços; per tant, té valor positiu.

En formar-se l'amoníac es formen 3 enllaços N – H, l'entalpia de formació dels quals val aproximadament 388 kJ. Per tant,

$$3 \cdot 388 = 1164 \text{ kJ}$$

En formar-se els productes, el sistema desprèn energia i; per tant, té valor negatiu – 1164 kJ.

El balanç global d'energia per formar l'amoníac és la suma algebraica de les dues calors anteriors:

$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_{\text{enllaços productes}} + \sum \Delta H_{\text{enllaços reactius}} = 1126,5 \text{ kJ} - 1164 \text{ kJ} = -37,5 \text{ kJ/mol}$$

Aquest valor no coincideix exactament amb el valor experimental (– 46,11 kJ), però és del mateix ordre.

29. Calculeu l'entalpia de formació aproximada de l'àcid clorhídric gasós a partir de les dades següents:

<i>Enllaç</i>	<i>Energies d'enllaç (kJ · mol<sup>-1</sup>)</i>
<b>H – H</b>	<b>436</b>
<b>Cl – Cl</b>	<b>242</b>
<b>H – Cl</b>	<b>431</b>

R: – 92 kJ · mol<sup>-1</sup>.

Per formar 2 mols de HCl<sub>(g)</sub> cal trencar 1 enllaç H – H i 1 enllaç Cl – Cl i es formen dos enllaços H – Cl. El còmput global d'energies és la suma algebraica de totes les que es bescanvien en la reacció:

Energia que cal aportar al sistema per trencar els enllaços:

$$436 + 242 = 678 \text{ kJ}$$

Energia que el sistema desprèn en formar-se dos enllaços H – Cl:

$$2 \cdot 431 = -862 \text{ kJ}$$

La suma algebraica val:

$$\Delta H_f = \sum \Delta H_{\text{enllaços productes}} + \sum \Delta H_{\text{enllaços reactius}} = -862 \text{ kJ} + 678 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f = -184 \text{ kJ/2 mol HCl}$$

$$\Delta H_f^\circ = -92,0 \text{ kJ/mol}$$

30. Si sabem que l'entalpia de formació de l'aigua gas és  $-241,8 \text{ kJ/mol}$  i les energies d'enllaç següents:

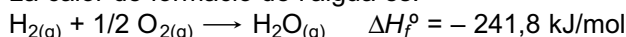
Enllaç	Energies d'enllaç ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
O = O	498
H – H	436

Quina és l'energia de l'enllaç H – O?

R:  $463,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Per formar-se 1 mol d'aigua cal trencar 1 mol d'enllaços H – H i 0,5 mol d'enllaços O – O, que és calor que cal aportar al sistema i per tant, són positives. Alhora, es formen dos enllaços O – H, calor que desprèn el sistema i, per tant seran negatives.

La calor de formació de l'aigua és:



La suma algebraica de les entalpies que es bescanvien en la reacció és:

$436 + 1/2 \cdot 498 = 685 \text{ kJ}$  aportats per trencar els enllaços H – H i O – O.

L'energia que surt del sistema és:

$2 \cdot$  Energia d'enllaç O – H i té valor negatiu

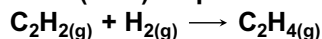
El còmput global és:

$-241,8 \text{ kJ} = -[2 \cdot \text{Energia enllaç O – H}] + 685 \text{ kJ}$

$[2 \cdot \text{Energia enllaç O – H}] = -926,8 \text{ kJ}$

Energia enllaç O – H =  $463,4 \text{ kJ/mol}$

31. L'etè (etilè) es pot obtenir a partir de la hidrogenació de l'etí segons la reacció

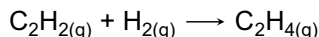


Calculeu l'increment d'entalpia estàndard a partir de les dades següents:

$\Delta H_f^\circ$  (etí) =  $+226,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ$  (etè) =  $+52,3 \text{ kJ/mol}$

R:  $\Delta H_r^\circ = -174,5 \text{ kJ/mol}$ .

Per calcular l'increment d'entalpia estàndard de l'età a partir de l'acetilè fem:



$\Delta H_f^\circ$  (etí) =  $+226,8 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ$  (etè) =  $+52,3 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_r^\circ = [+52,3] - [+226,8] = -174,5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_r^\circ = -174,5 \text{ kJ/mol}$

32. Indiqueu quins dels processos següents impliquen un augment d'entropia del sistema:

1. Dissolució del NaCl en aigua.
2. Congelació de l'aigua.
3. Evaporació de l'etanol.
4. Dissolució del nitrogen en aigua.
5. Sublimació del iode.

a) 1,2,3 b) 1,3,4 c) 1,3,5 d) 3,4,5 e) 2,3,4

a) La dissolució de NaCl en aigua implica un augment de desordre del sistema, que deixa de ser cristal·lí. Els ions  $\text{Cl}^-$  i  $\text{Na}^+$  es mouen anàrquicament en la dissolució aquosa. Per tant, la dissolució implica un augment d'entropia del sistema.

b) En la congelació de l'aigua, les molècules s'ordenen formant un cristall. Es produeix un augment d'ordre i, per tant, hi ha una disminució d'entropia.

c) En l'evaporació de l'etanol, les molècules del líquid augmenten de mobilitat i anarquia en passar a gas. Per tant, hi ha un augment d'entropia.

d) En dissoldre's el nitrogen en l'aigua, les molècules de nitrogen no es mouen tant. Per tant, el sistema disminueix d'entropia.

e) En sublimar el iode, passa de sòlid a gas, les molècules augmenten en mobilitat enormement. El iode augmenta molt d'entropia en aquest procés.

Per tant, la resposta correcta és la c) 1,3,5.

- 33. D'acord amb l'equació  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  i el criteri d'espontaneïtat, justifiqueu si es pot produir espontàniament una reacció endotèrmica i que alhora s'hi produeixi una disminució del desordre.**

D'acord amb l'equació  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

L'espontaneïtat implica  $\Delta G < 0$ , el procés endotèrmic implica  $\Delta H > 0$  i l'augment d'ordre implica  $\Delta S < 0$ .

Perquè  $\Delta G < 0$ , la temperatura ha de ser alta. Si el producte  $T \Delta S$  és prou gran en valor absolut, pot esdevenir que  $\Delta H - T \Delta S$  pugui arribar a ser negatiu, i per tant,  $\Delta G < 0$ . A temperatures suficientment altes, el procés pot ser espontani.

- 34. Raoneu si una reacció amb augment del desordre que és alhora exotèrmica és espontània.**

Les condicions que ha de complir aquesta reacció són: augment del desordre  $\Delta S > 0$ , reacció exotèrmica  $\Delta H < 0$  i espontaneïtat  $\Delta G < 0$ .

D'acord amb l'equació  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ , com que  $\Delta H < 0$  i  $\Delta S > 0$ , s'observa que sempre es complirà que  $\Delta G < 0$  i, per tant, la reacció sempre serà espontània.

- 35. La termodinàmica ens descriu la possibilitat que es produxi un determinat procés segons el signe de  $\Delta H$  i de  $\Delta S$ . Després d'estudiar els processos que s'indiquen a la taula, digueu: Quins d'aquests processos són sempre espontanis i quins tenen la possibilitat de ser-ho?**

Procés	$\Delta H$	$\Delta S$
I	<0	>0
II	>0	<0
III	<0	>0
IV	>0	<0

**Procés I:** sempre es compleix que  $\Delta G < 0$ , reacció sempre espontània.

**Procés II:** sempre es compleix que  $\Delta G > 0$ , la reacció no pot ser mai espontània.

**Procés III:** A  $T$  baixes,  $\Delta G < 0$  i el procés és espontani.

A  $T$  altes,  $\Delta G > 0$  i el procés no és espontani.

**Procés IV:** A  $T$  altes, quan  $T \Delta S > \Delta H$ , el procés serà espontani.

- 36. La cristallització per evaporació de la sal a les salines és un fenomen de reordenació dels àtoms de clor i de sodi en forma de ions. És un fenomen espontani a temperatura ambient. Com es pot comprendre aquesta aparent contradicció entre una reordenació cristal·lina i l'espontaneïtat? Feu-ne un raonament a base d'entropies i de l'energia lliure de Gibbs.**

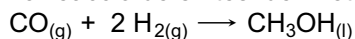
El clorur de sodi disminueix d'entropia en la mateixa mesura que augmenta d'entropia l'aigua i l'entorn, pels quals  $\Delta S > 0$ . No és un sistema tancat. Com que en aquest procés  $\Delta H$  i  $T$  gairebé no varien, es produeix que  $\Delta G < 0$  i el procés és espontani.

37. a) Calculeu els valors de la variació estàndard d'entalpia i d'entropia  $\Delta H^\circ$  i  $\Delta S^\circ$  per a la reacció de síntesi del metanol a partir del  $\text{CO}_{(g)}$  i  $\text{H}_{2(g)}$ .  
 b) Calculeu també el valor de la variació de l'energia lliure de Gibbs  $\Delta G^\circ$  de la reacció de síntesi.  
 c) En aquestes condicions estàndard, la reacció és espontània o no? Per què?  
 Les dades termodinàmiques a 298 K són:

Substància	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
$\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol)	- 110,5	—	- 238,6
$S^\circ$ (J/K · mol)	197,5	130,5	126,8

R:  $\Delta H^\circ_r = - 128,1$  kJ/mol;  $\Delta S^\circ_r = - 331,7$  J/(K · mol);  $\Delta G^\circ_r = - 29,2$  kJ/mol.

La reacció de síntesi del metanol és:



$$\Delta H^\circ_r = [- 238,6] - [- 110,5] = - 128,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ_r = 126,8 - [(197,5) + 2(130,5)] = - 331,7 \text{ J/(mol · K)}$$

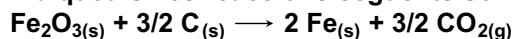
$$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T \Delta S^\circ_r = (- 128,1 \cdot 1000) - (298 \cdot 331,7) = - 29253,4 \text{ J/mol} = - 29,2 \text{ kJ/mol}$$

38. La variació d'entropia d'una reacció espontània, pot ser negativa? Raoneu-ho.

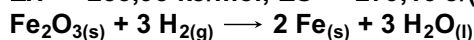
$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad \Delta G < 0 \text{ indica espontaneïtat}$$

En el nostre cas  $\Delta S < 0$ , la reacció serà espontània sempre que  $T$  sigui baixa, ja que llavors  $T \Delta S$  serà petit i com que en aquest cas  $\Delta H < 0$ , la suma algebraica  $\Delta H - T \Delta S$  donarà un valor negatiu i, per tant, hi haurà espontaneïtat.

39. Indiqueu si les reaccions següents són espontànies en condicions estàndard:



$$\Delta H^\circ = 233,95 \text{ kJ/mol}; \Delta S^\circ = 279,16 \text{ J/(K · mol)}$$



$$\Delta H^\circ = - 33,2 \text{ kJ/mol}; \Delta S^\circ = - 215,15 \text{ J/(K · mol)}$$

- a) Si no són espontànies, calculeu a quina temperatura ho seran si suposem que  $\Delta H^\circ$  i  $\Delta S^\circ$  són independents de la temperatura.

- b) Per què la segona reacció té una variació d'entropia negativa?

R: a) A partir de 837,9 K; b)  $T < 154$  K.

$$a) \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ_r = 233,95 - 298 \cdot 0,2792 = + 150,7 \text{ kJ, com que } \Delta G^\circ_r > 0, \text{ la reacció no és espontània}$$

Perquè el procés comenci a ser espontani  $\Delta G^\circ_r < 0$ :

$$0 = 233,95 - T \cdot 0,2792$$

El procés esdevindrà espontani a partir de  $T > 837,9$  K.

$$\Delta G^\circ_r = - 33,2 + 298 \cdot 0,2151 = + 30,9 \text{ kJ, com que } \Delta G^\circ_r > 0, \text{ la reacció no és espontània}$$

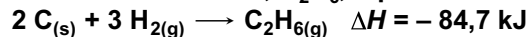
Perquè el procés comenci a ser espontani  $\Delta G^\circ_r < 0$ :

$$0 = - 33,2 + T \cdot 0,2151$$

El procés esdevindrà espontani per sota de  $T < 154$  K.

- b) Fixeu-vos que l'última reacció té una variació d'entropia negativa, ja que els reactius sòlid i gas passen a productes sòlid i líquid; hi ha més ordre en els productes.

**40. La formació de l'età, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, a partir del carboni i de l'hidrogen correspon a la reacció:**



**A temperatura ambient, l'entropia del carboni sòlid és petita perquè és cristall grafit, 5,68 J/(mol · K), la de l'hidrogen gasós és de 130,70 J/(mol · K), i la de l'età gasós val 229,5 J/(mol · K).**

**Serà espontània la reacció en aquestes condicions? Per què?**

Sabem que:

$$\Delta H_r^\circ = -84,7 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ (\text{C}_{\text{grafit}}) = 5,68 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$S^\circ (\text{H}_2) = 130,7 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

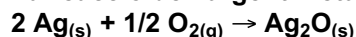
$$S^\circ (\text{età}) = 229,5 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\Delta S_r^\circ = 229,5 - (5,68 + 3 \cdot 130,70) = 93,12 \text{ J/mol} \cdot \text{K} = 0,09312 \text{ kJ/mol} \cdot \text{K}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ = 84,7 - 298 \cdot 0,0931 = -112,45 \text{ kJ}$$

Com que  $\Delta G_r^\circ = -112,45 \text{ kJ}$ , la reacció és espontània

**41. La reacció de l'argent metàl·lic amb l'oxigen per obtenir òxid d'argent segons l'equació:**



**a 1 atm i 298 K té uns valors de  $\Delta G_r^\circ = -12,66 \text{ kJ}$ ,  $\Delta H_r^\circ = -29,7 \text{ kJ}$  i  $\Delta S_r^\circ = -60,2 \text{ J/K}$ .**

**A quina temperatura es descompon l'òxid d'argent en plata metàl·lica i oxigen gas?**

**R:  $T > 493,5 \text{ K}$ .**

Sabem que:

$$\Delta S_r^\circ = -60,2 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\Delta H_r^\circ = -29,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_r^\circ = -12,66 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G_r^\circ$  ha de ser nul o negatiu, perquè es comenci a invertir l'espontaneïtat de la reacció:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$0 < -29,7 - T \cdot 0,0602$$

$$T > 493,5 \text{ K}$$