Resol els exercicis autoavaluables del tema i respon la consulta a moodle especificant quants d'ells has fet bé i quants malament. Respondre aquesta consulta és obligatori per poder accedir a propers lliuraments dins l'assignatura.

Les respostes als exercicis es poden trobar al final del document i també compilades a https://biocomputing-teaching.github.io/WebQuimicaAutomocio/pdf/Exercise.pdf

Exercici Autoavaluable I. Combustió del benzè
Si 8,20 g de C_6H_6 (benzè) es combinen amb oxigen en una reacció de combustió, quants grams d'H_2O es produiran?

Exercici Autoavaluable II. Fòrmula empírica d'un compost petroquímic
Després de la combustió en excés d'oxigen, $12{,}501\,\mathrm{g}$ d'un compost petroquímic van produir 38,196 g de diòxid de carboni i $18{,}752\,\mathrm{g}$ d'aigua. Una anàlisi prèvia va determinar que el compost no conté oxigen. Estableix la seva fórmula empírica.

Exercici Autoavaluable III. Formula empírica d'un compost CxHyNz
Durant l'anàlisi per combustió d'un compost desconegut que conté només carboni, hidrogen i nitrogen, es van mesurar 12,923 g de diòxid de carboni (CO_2) i 6,608 g d'aigua (H_2O). El tractament del nitrogen amb gas H_2 va donar com a resultat 2,501 g d'amoníac (NH_3). La combustió completa de 11,014 g del compost va necessitar 10,573 g d'oxigen (O_2). Quina és la fórmula empírica del compost?

Exercici Autoavaluable IV. Fonent gel
Calcula l'increment d'energia i d'entalpia en fondre 1 mol de gel. Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament. La calor de fusió de l'aigua és $\Delta H_f = 6.01$ kJ/mol.

Exercici Autoavaluable V. Energia interna de la combustió del grafit
Càlcul de ΔU per a la combustió del grafit a CO (gas) en condicions estàndard (298 K i $1\,\mathrm{atm}$), si l'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH): $-110{,}5\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}$. El grafit té un volum molar de $0{,}005\,3\,\mathrm{L\,mol^{-1}}$.

Exercici Autoavaluable VI. Energia interna de la combustió del propà
Determinar la variació d'energia interna per al procés de combustió d'$1\,\mathrm{mol}$ de propà a $25\,^\circ\mathrm{C}$ i $1\,\mathrm{atm}$, si la variació d'entalpia, en aquestes condicions, val $-2\,219{,}8\,\mathrm{kJ}$.

Exercici Autoavaluable VII. Calor normal de reacció
Calcula la calor normal de la reacció $Fe_2O_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \longleftrightarrow 2\,Fe_{(s)} + 3\,H_2O_{(aq)}$

Exercici Autoavaluable VIII. Entalpia de vaporització de l'aigua
Determineu l'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard a partir de les següents reaccions:

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(g) \quad \Delta H^\circ = -241{,}8\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}$$

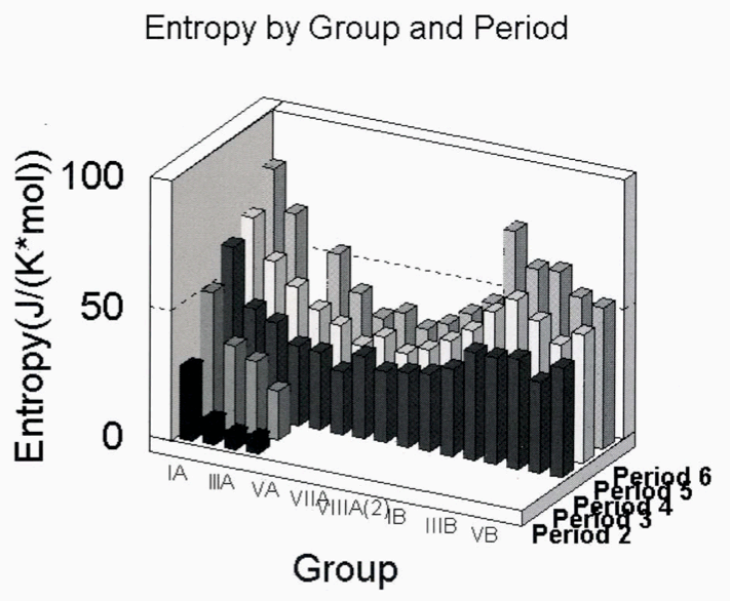
$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -285{,}8\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}$$

Exercici Autoavaluable IX. Entalpia de reacció
Dades d'energia d'enllaç: Taula 2.1. Estima la calor alliberada a pressió constant en la reacció:

$$H_2\,(g) + Cl_2\,(g) + C(\text{grafit}) \longrightarrow CH_3Cl\,(g)$$

si la calor de vaporització del grafit a àtoms de carboni és de 170.9 kcal $\mathrm{mol^{-1}}$.

Exercici Autoavaluable X. Entropia i taula periòdica



La figura mostra l'entropia normal S°_{298} per a elements de la taula periòdica, exclosos els elements poliatòmics i els que no formen sòlids.[2] Pots explicar:

1. per què l'entropia augmenta en augmentar el període (n més gran);
2. per què l'entropia decreix al centre de cada període;
3. quin és l'efecte d'un augment de l'empaquetament o del grau de coordinació dels elements en l'entropia?

Solucions

Exercici Autoavaluable I. Combustió del benzè
Si 8,20 g de C_6H_6 (benzè) es combinen amb oxigen en una reacció de combustió, quants grams d'H_2O es produiran?

Resposta
Equació química equilibrada:

$$2\,C_6H_6 + 15\,O_2 \longrightarrow 12\,CO_2 + 6\,H_2O$$

$$\text{Massa molar de } C_6H_6 = 6(12,01) + 6(1,008) = 78,11\,\text{g/mol}$$
$$\text{Massa molar d'}H_2O = 2(1,008) + 16,00 = 18,016\,\text{g/mol}$$

$$8,20\,\cancel{\text{g } C_6H_6} \times \frac{1\,\cancel{\text{mol } C_6H_6}}{78,11\,\cancel{\text{g } C_6H_6}} \times \frac{6\,\cancel{\text{mols } H_2O}}{2\,\cancel{\text{mols } C_6H_6}} \times \frac{18,016\text{ g } H_2O}{1\,\cancel{\text{mol } H_2O}} = 5,68\text{ g } H_2O$$

Exercici Autoavaluable II. Fòrmula empírica d'un compost petroquímic
Després de la combustió en excés d'oxigen, 12,501 g d'un compost petroquímic van produir 38,196 g de diòxid de carboni i 18,752 g d'aigua. Una anàlisi prèvia va determinar que el compost no conté oxigen. Estableix la seva fórmula empírica.

Resposta
Sabem que el compost només conté carboni i hidrogen. L'objectiu és determinar les masses d'aquests elements i trobar la seva relació molar.

Cada mol de CO_2 conté 1 mol de carboni, per tant, utilitzem un factor de conversió:

$$\text{Massa molar de } CO_2 = 12,01 + 2(16,00) = 44,01\,\text{g/mol}$$

$$38,196\,\cancel{\text{g } CO_2} \times \frac{1\,\cancel{\text{mol } CO_2}}{44,01\,\cancel{\text{g } CO_2}} \times \frac{1\,\cancel{\text{mol } C}}{1\,\cancel{\text{mol } CO_2}} \times \frac{12,01\text{ g } C}{1\,\cancel{\text{mol } C}} = 10,426\text{ g de } C$$

Cada mol de H_2O conté 2 mols d'hidrogen:

$$\text{Massa molar de } H_2O = 2(1,008) + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$18,752 \cancel{\text{ g } H_2O} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol } H_2O}}{18,016 \cancel{\text{ g } H_2O}} \times \frac{2 \cancel{\text{ mols } H}}{1 \cancel{\text{ mol } H_2O}} \times \frac{1,008 \text{ g } H}{1 \cancel{\text{ mol } H}} = 2,100 \text{ g de } H$$

$$\text{Massa total calculada} = 10,426 \text{ g C} + 2,100 \text{ g H} = 12,526 \text{ g}$$

Podem comprovar que el pes de C i H en els productes iguala el pes dels mateixos elements en els reactius. Com que el valor inicial és de 12,501 g, la diferència es deu a errors d'arrodoniment.

Ara ens interessa veure en quina proporció estan els mols de C i H en el compost inicial:

$$\frac{10,426 \text{ g C}}{12,01 \text{ g/mol}} = 0,868 \text{ mols C}$$

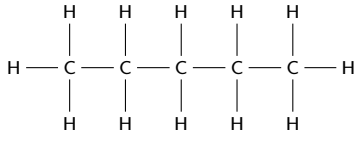
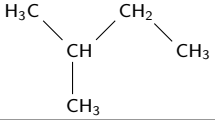
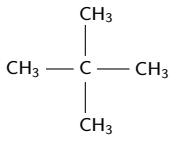
$$\frac{2,100 \text{ g H}}{1,008 \text{ g/mol}} = 2,083 \text{ mols H}$$

a partir d'aquests valors podem calcular la fórmula empírica, dividint per qualsevol dels dos i aleshores fent que els valors obtinguts siguin nombres enters:

$$\frac{0,868}{0,868} = 1$$

$$\frac{2,083}{0,868} = 2,4$$

Per obtenir nombres enters, multipliquem per 5, i obtenim la fórmula empírica del compost: C_5H_{12} (pentà). No sabem en quina forma es presentarà, però, el pentà de totes les mostrades a la taula:

n-pentà	iso-pentà	neo-pentà
		

Exercici Autoavaluable III. Formula empírica d'un compost CxHyNz
Durant l'anàlisi per combustió d'un compost desconegut que conté només carboni, hidrogen i nitrogen, es van mesurar 12,923 g de diòxid de carboni (CO_2) i 6,608 g d'aigua (H_2O). El tractament del nitrogen amb gas H_2 va donar com a resultat 2,501 g d'amoníac (NH_3). La combustió completa de 11,014 g del compost va necessitar 10,573 g d'oxigen (O_2). Quina és la fórmula empírica del compost?

Resposta
Escrivim primer les equacions químiques:

$$\mathrm{CxHyNz} + \left(\frac{2x+y/2}{2}\right)\mathrm{O_2} \longrightarrow x\,\mathrm{CO_2} + \frac{y}{2}\,\mathrm{H_2O} + \frac{z}{2}\,\mathrm{N_2}$$

$$\mathrm{N_2} + 3\,\mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{NH_3}$$

L'important és veure que tot el carboni (en forma de CO_2) que apareix a la primera equació prové del contingut al compost problema, com també passa amb tot l'hidrogen (en forma de H_2O) i tot el nitrogen en forma de NH_3. Per tant, només ens cal trobar els mols generats de cadascun dels tres elements i la seva proporció en els productes serà la que existia als reactius.

Càlcul del nombre de mols de carboni

$$12,923\ \mathrm{g\ CO_2} \times \frac{1\ \mathrm{mol\ CO_2}}{44,011\ \mathrm{g\ CO_2}} \times \frac{1\ \mathrm{mol}\ C}{1\ \mathrm{mol\ CO_2}}$$

$$= \frac{12,923}{44,011} = 0,29363\ \text{mols de}\ C$$

Càlcul del nombre de mols d'hidrogen (notar que la segona reacció és a part de la primera; en la segona reacció usem un excés d'hidrogen addicional per transformar el nitrogen en un altre compost: amoníac):

$$6,608\ \mathrm{g\ H_2O} \times \frac{1\ \mathrm{mol\ H_2O}}{18,02\ \mathrm{g\ H_2O}} \times \frac{2\ \text{mols}\ H}{1\ \mathrm{mol\ H_2O}}$$

$$= \frac{6,608 \times 2}{18,02} = 0,7334\ \text{mols de}\ H$$

Càlcul del nombre de mols de nitrogen:

$$2,501 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17,04 \text{ g } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } N}{1 \text{ mol } NH_3}$$

$$= \frac{2,501}{17,04} = 0,1468 \text{ mols de } N$$

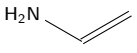
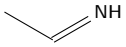
Dividim tots els valors entre el menor nombre de mols (0,1468):

$$\frac{0,29363}{0,1468} = 2 \quad \text{(mol C)}$$

$$\frac{0,7334}{0,1468} = 5 \quad \text{(mol H)}$$

$$\frac{0,1468}{0,1468} = 1 \quad \text{(mol N)}$$

La fórmula empírica del compost és C_2H_5N, que pot correspondre a diversos isòmers:

aziridina	vinilamina	etanimina
		

Exercici Autoavaluable IV. Fonent gel
Calcula l'increment d'energia i d'entalpia en fondre 1 mol de gel. Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament. La calor de fusió de l'aigua és $\Delta H_f = 6.01$ kJ/mol.

Resposta
L'increment d'entalpia (ΔH) en fondre 1 mol de gel és simplement la calor de fusió:

$$\Delta H = \Delta H_f = 6.01 \text{ kJ/mol}$$

Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament.

L'increment d'energia interna (ΔU) es pot calcular utilitzant la relació entre entalpia i energia interna:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

On P és la pressió i ΔV és el canvi de volum. El canvi de volum ΔV es pot calcular com:

$$\Delta V = V_{\text{líquid}} - V_{\text{sòlid}} = 0.0180 \text{ L/mol} - 0.0196 \text{ L/mol} = -0.0016 \text{ L/mol}$$

Convertint el canvi de volum a metres cúbics:

$$\Delta V = -0.0016 \text{ L/mol} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = -1.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}$$

Assumint que la pressió és 1 atm (101.3 kPa):

$$P\Delta V = 101.3 \text{ kPa} \times (-1.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}) = -0.000162 \text{ kJ/mol}$$

Així doncs, l'increment d'energia interna és:

$$\Delta U = \Delta H - P\Delta V = 6.01 \text{ kJ/mol} - (-0.000162 \text{ kJ/mol}) = 6.010162 \text{ kJ/mol}$$

Per tant, l'increment d'energia interna en fondre 1 mol de gel és aproximadament 6.01 kJ/mol, no significativament diferent de l'increment d'entalpia.

Exercici Autoavaluable V. Energia interna de la combustió del grafit
Càlcul de ΔU per a la combustió del grafit a CO (gas) en condicions estàndard (298 K i 1 atm), si l'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH): $-110{,}5\,\text{kJ mol}^{-1}$. El grafit té un volum molar de $0{,}005\,3\,\text{L mol}^{-1}$.

Resposta
La reacció de combustió del grafit a CO (gas) es pot escriure com:

$$\text{C(grafit)} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO(gas)}$$

Per calcular el canvi d'energia interna (ΔU) per a aquesta reacció, utilitzarem la relació entre ΔU i ΔH (entalpia de reacció):

$$\Delta U = \Delta H - \Delta(PV) = \Delta H - \Delta n_g \text{R}T$$

on:

- ΔH és l'entalpia de combustió del grafit a CO.
- Δn_g és el canvi en el nombre de mols de gasos.
- R és la constant dels gasos ideals ($8{,}314\,\mathrm{J\,mol^{-1}\,K^{-1}}$).
- T és la temperatura en Kelvin.

Per a la reacció de combustió del grafit a CO:

$$\Delta n_g = n_{\text{productes}} - n_{\text{reactius}} = 1 - \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$

Un mol de gas a condicions estàndard ocupa un volum de $22{,}4\,\mathrm{L}$. Per tant, el canvi de 11.2 litres de gas a $298\,\mathrm{K}$ fa que la desaparicció del grafit ($0{,}005\,3\,\mathrm{L\,mol^{-1}}$) sigui menyspreable.

Així doncs, ΔU es calcula com:

$$\Delta U = \Delta H - \frac{1}{2}\mathrm{R}T$$

L'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH) és aproximadament $-110{,}5\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}$. Agafant la temperatura de $298\,\mathrm{K}$:

$$\begin{aligned}\Delta U &= -110{,}5\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}} - \frac{1}{2}\cdot 8{,}314\,\mathrm{J\,mol^{-1}\,K^{-1}}\cdot 298\,\mathrm{K}\times 10^{-3}\,\mathrm{kJ\,J^{-1}}\\ &= -110{,}5\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}} - 1{,}239\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}\\ &= -111{,}739\,\mathrm{kJ\,mol^{-1}}\end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable VI. Energia interna de la combustió del propà
Determinar la variació d'energia interna per al procés de combustió d'$1\,\mathrm{mol}$ de propà a $25\,^\circ\mathrm{C}$ i $1\,\mathrm{atm}$, si la variació d'entalpia, en aquestes condicions, val $-2\,219{,}8\,\mathrm{kJ}$.

Resposta
Escrivim primer la reacció igualada

$$\mathrm{C_3H_8(g)} + 5\,\mathrm{O_2(g)} \longrightarrow 3\,\mathrm{CO_2(g)} + 4\,\mathrm{H_2O(l)}, \quad \Delta H = -2\,219{,}8\,\mathrm{kJ}$$

Increment de mols de gasos:

$$n_{\text{reactius}} = 1 + 5 = 6; \quad n_{\text{productes}} = 3 \quad \Rightarrow \Delta n = -3$$

$$\begin{aligned} \Delta U &= \Delta H - \Delta n\, R\, T \\ &= -2\,219{,}8\,\text{kJ} + 3\,\text{mol} \times 8{,}314\,5 \cdot 10^{-3}\,\text{kJ mol}^{-1}\,\text{K}^{-1} \times 298\,\text{K} = -2\,212\,\text{kJ} \end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable VII. Calor normal de reacció
Calcula la calor normal de la reacció $Fe_2O_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \longleftrightarrow 2\,Fe_{(s)} + 3\,H_2O_{(aq)}$

Resposta
La reacció donada és:

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \longleftrightarrow 2\,Fe_{(s)} + 3\,H_2O_{(aq)}$$

Per calcular la calor normal de reacció, fem servir les entalpies de formació estàndard ΔH_f° de les substàncies implicades. Els valors típics són:

Compost	ΔH_f° (kJ mol^{-1})
$Fe_2O_{3(s)}$	$-824{,}2\,\text{kJ mol}^{-1}$
$H_{2(g)}$	$0\,\text{kJ mol}^{-1}$
$Fe_{(s)}$	$0\,\text{kJ mol}^{-1}$
$H_2O_{(aq)}$	$-285{,}8\,\text{kJ mol}^{-1}$

L'entalpia de reacció es calcula com:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \Delta H_f^\circ(\text{productes}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactius}) \\ &= [2 \times 0 + 3 \times (-285.8)] - [-824.2 + 3 \times 0] \\ &= [-857.4] - [-824.2] \\ &= -33{,}2\,\text{kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Per tant, la calor normal de la reacció és $-33{,}2\,\text{kJ mol}^{-1}$.

Exercici Autoavaluable VIII. Entalpia de vaporització de l'aigua
Determineu l'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard a partir de les següents reaccions:

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(g) \quad \Delta H^\circ = -241{,}8\,\text{kJ mol}^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^\circ = -285{,}8\,\text{kJ mol}^{-1}$$

Resposta
L'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard es defineix com:

$$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g)$$

i es pot obtenir restant les dues equacions:

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} = \Delta H^\circ(H_2O(g)) - \Delta H^\circ(H_2O(l))$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} = -241{,}8\,\text{kJ mol}^{-1} - (-285{,}8\,\text{kJ mol}^{-1}) = \Delta H^\circ_{\text{vap}} = 44{,}0\,\text{kJ mol}^{-1}$$

Exercici Autoavaluable IX. Entalpia de reacció
Dades d'energia d'enllaç: Taula 2.1. Estima la calor alliberada a pressió constant en la reacció:

$$H_2(g) + Cl_2(g) + C(\text{grafit}) \longrightarrow CH_3Cl(g)$$

si la calor de vaporització del grafit a àtoms de carboni és de 170.9 kcal mol^{-1}.

Resposta
La reacció donada és:

$$H_2(g) + Cl_2(g) + C(\text{grafit}) \longrightarrow CH_3Cl(g)$$

Trencament d'enllaços (requereix energia):

- H−H: $104{,}2\,\text{kcal mol}^{-1}$
- Cl−Cl: $57{,}8\,\text{kcal mol}^{-1}$
- C(grafit $\longrightarrow$ àtoms): $170{,}9\,\text{kcal mol}^{-1}$

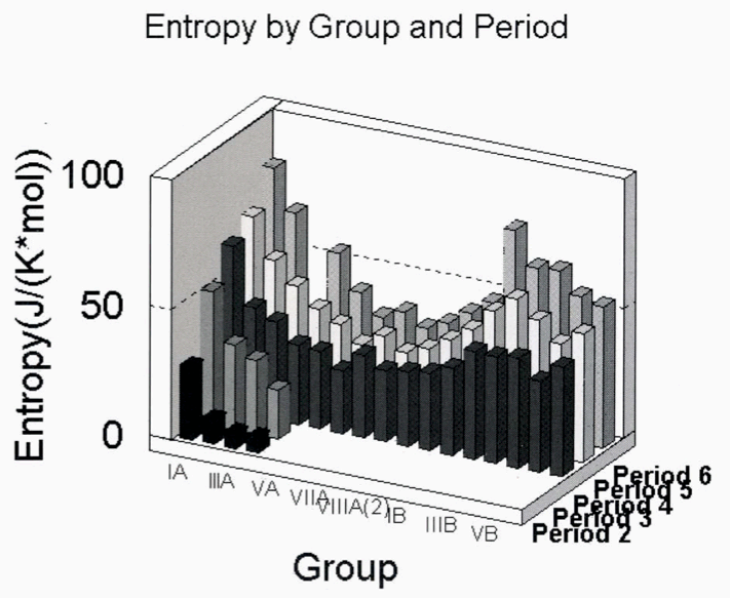
Formació d'enllaços (allibera energia):

- 3 enllaços C−H: $3 \times 98{,}7\,\text{kcal mol}^{-1} = 296{,}1\,\text{kcal mol}^{-1}$
- 1 enllaç C−Cl: $80\,\text{kcal mol}^{-1}$

El càlcul de l'entalpia de reacció és:

$$\begin{aligned}\Delta H &= \text{energia trencament} - \text{energia formació}\\ &= (104{,}2\,\text{kcal mol}^{-1} + 57{,}8\,\text{kcal mol}^{-1} + 170{,}9\,\text{kcal mol}^{-1})\\ &\quad - (296{,}1\,\text{kcal mol}^{-1} + 80\,\text{kcal mol}^{-1})\\ &= 332{,}9\,\text{kcal mol}^{-1} - 376{,}1\,\text{kcal mol}^{-1}\\ &= -43{,}2\,\text{kcal mol}^{-1}\end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable X. Entropia i taula periòdica



La figura mostra l'entropia normal S°_{298} per a elements de la taula periòdica, exclosos els elements poliatòmics i els que no formen sòlids.[2] Pots explicar:

1. per què l'entropia augmenta en augmentar el període (n més gran);
2. per què l'entropia decreix al centre de cada període;
3. quin és l'efecte d'un augment de l'empaquetament o del grau de coordinació dels elements en l'entropia?

Resposta
S°_{298} mesura el nombre de microestats accessibles a 298 K.

1. En augmentar el període (n més gran), els àtoms acostumen a ser més massius i, en general, això incrementa l'entropia translacional. Es pot justificar per a un gas ideal monoatòmic a partir de la funció de partició translacional[1]:

$$q_{\text{tr}} = \frac{V}{\lambda^3}, \qquad \lambda = \frac{\text{h}}{\sqrt{2\pi m \text{k} T}}$$

Per N partícules indistinguibles:

$$Q = \frac{q_{\text{tr}}^N}{N!} = \frac{1}{N!}\left[V\left(\frac{2\pi m \text{k} T}{\text{h}^2}\right)^{3/2}\right]^N$$

Amb $F = -\text{k}T \ln Q$, i usant l'aproximació de Stirling[1] $\ln N! \approx N \ln N - N$:

$$\ln Q \approx N \ln\left[\frac{V}{N}\left(\frac{2\pi m \text{k} T}{\text{h}^2}\right)^{3/2}\right] + N$$

$$S = -\left(\frac{\partial F}{\partial T}\right)_{V,N} = \text{k}\left(\ln Q + T\frac{\partial \ln Q}{\partial T}\right)$$

$$S = N\text{k}\left[\ln\left(\frac{V}{N}\left(\frac{2\pi m \text{k} T}{\text{h}^2}\right)^{3/2}\right) + \frac{5}{2}\right]$$

Per mol:

$$S_m = \text{R}\left[\ln\left(\frac{V_m}{N_\text{A}}\left(\frac{2\pi m \text{k} T}{\text{h}^2}\right)^{3/2}\right) + \frac{5}{2}\right]$$

A T i volum comparables, en augmentar m, augmenta S. Això és coherent amb la tendència empírica dels gasos nobles: He $\approx$126 J mol^{-1} K^{-1}, Ne $\approx$146 J mol^{-1} K^{-1}, Ar $\approx$155 J mol^{-1} K^{-1}, Kr $\approx$164 J mol^{-1} K^{-1}, Xe $\approx$170 J mol^{-1} K^{-1}.[2]

2. Al centre de cada període (sobretot metalls de transició), el sòlid sol ser més cohesionat i més compacte. Aquesta cohesió redueix la llibertat vibracional i, per tant, el nombre de microestats accessibles; per això S° tendeix a disminuir en aquesta zona.

3. Un augment de l'empaquetament o del grau de coordinació fa l'estructura més rígida i restringeix el moviment atòmic. En conseqüència, disminueix el nombre de microestats accessibles i baixa S°. Estructures menys compactes o menys coordinades tendeixen a presentar S° més alt.

[1] Per a una introducció accessible a la funció de partició, vegeu LibreTexts: LibreTexts.

Bibliografia

[1] Ken A. Dill i Sarina Bromberg. Molecular driving forces: statistical thermodynamics in biology, chemistry, physics, and nanoscience. eng. 2nd ed. Boca Raton, Florida: CRC press, Taylor & Francis group, 2011. ISBN: 978-0-8153-4430-8.

[2] Travis Thoms. "Periodic Trends for the Entropy of Elements". A: J. Chem. Educ. 72.1 (gen. de 1995). Publisher: American Chemical Society, pàg. 16. ISSN: 0021-9584. 10.1021/ed072p16.