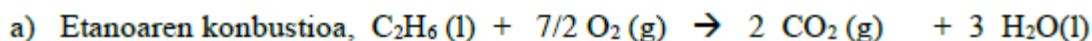


UNIBERTSITATERA SARTZEKO HAUTAPROBAK

TERMOKIMIKA

1. **(98 Ekaina)** Etanoaren eta etenoaren konbustio-entalpiak, hurrenez hurren, -1.540 kJ/mol eta -1.386 kJ/mol dira. Karbono dioxidoaren eta uraren formazio-entalpiak, hurrenez hurren, -394 kJ/mol eta -286 kJ/mol dira.
- a) Etanoaren eta etenoaren formazio-entalpiak determinatu.
 - b) Azal ezazu ea etenoaren hidrogenazio-prozesua, $C_2H_4(g) + H_2 \rightleftharpoons C_2H_6(g)$, exotermikoa ala endotermikoa den.



$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H_f^\circ CO_2 + 3 \Delta H_f^\circ H_2O - \Delta H_f^\circ C_2H_6 \quad (*O_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkatzuz,

$$-1540 \text{ kJ/mol} = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - \Delta H_f^\circ C_2H_6$$

eta hemendik, $\Delta H_f^\circ C_2H_6 = -106 \text{ kJ/mol}$



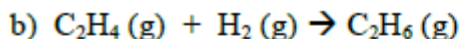
$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H_f^\circ CO_2 + 2 \Delta H_f^\circ H_2O - \Delta H_f^\circ C_2H_4 \quad (*O_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkatzuz,

$$-1386 \text{ kJ/mol} = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 2 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - \Delta H_f^\circ C_2H_4$$

eta hemendik, $\Delta H_f^\circ C_2H_4 = 26 \text{ kJ/mol}$



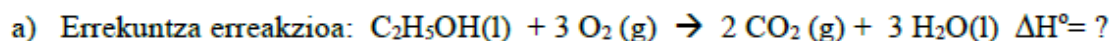
$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ C_2H_6 - \Delta H_f^\circ C_2H_4 = -106 \text{ kJ/mol} - 26 \text{ kJ/mol} = -132 \text{ kJ/mol}$$

exotermikoa da.

2. **(98 Uztaila)** Etanolaren, karbono dioxidoaren eta uraren formazio-entalpiak, hurrenez hurren, -287 kJ/mol, -394 kJ/mol eta -286 kJ/mol dira.
- Etanolaren konbustio-entalpia kalkulatu.
 - Edari baten gradu alkoholikoa zera da, edari horrek duen etanolaren bolumen-potzentaia. Horrela, 5°-ko garagardo batek, %5eko etanol-bolumena du. 12°-ko Errioxako ardoa duen 750 ml-ko botila batean dagoen etanol guztia erretzerakoan askatzen duen energia kalkulatu.

Datuak: Etanolaren dentsitatea=0,8 g/ml. Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16



Doiketa begi bistan egin dut

b) $\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ erreaktiboak}$

$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H^\circ_f CO_2 + 3 \Delta H^\circ_f H_2O - \Delta H^\circ_f C_2H_5OH \quad (*O_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkatzuz,

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - (-278 \text{ kJ/mol}) = -1.368 \text{ kJ/mol}$$

b) Botilan dagoen alkoholaren molak

$$750 \text{ mL ardoa} \cdot (12 \text{ mL alkohol} / 100 \text{ mL ardoa}) \cdot (0,8 \text{ g alkohol} / 1 \text{ mL alkohol}) \cdot (1 \text{ mol alkohol} / 46 \text{ g alkohol}) = 1,565 \text{ mol alkohol}$$

$$\text{Askatutako energia, } 1,565 \text{ mol alkohol} \cdot (-1.368 \text{ kJ/mol}) = -2.141,22 \text{ kJ}$$

3. **(99 Ekaina)** 1 gramo etanol eta 1 gramo azido azetiko erretzerakoan, 29,7 kJ eta 14,5 kJ askatzen dira, hurrenez hurren. Determinatu:
- Bi substantzietatik zeinek duen erreketa-entalpia handiena.
 - Bi substantzietatik zeinek duen formazio-entalpia handiena.

Datuak: Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16

$$\Delta H^\circ_f(CO_2) = -394 \text{ kJ/mol} ; \Delta H^\circ_f(H_2O) = -259 \text{ kJ/mol}$$

ERREKETA-ENTALPIA

Erreketa-entalpiak mol bakoitzeko ematen direnez, eta gure datuak gramoko daudenez, masa molarrak kalkulatu eta unitate-aldaketak egin beharko dira.

$$Mm(\text{etanol, CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2 \cdot 12 + 1 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 46 \text{ g/mol}$$

$$Mm(\text{azido azetiko, CH}_3\text{COOH}) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 4 \cdot 1 = 60 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_{\text{errek}}(\text{etanol}) = -29,7 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot \frac{46 \text{ g}}{\text{mol}} = -1366,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

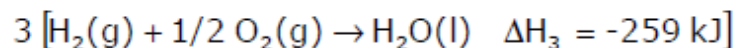
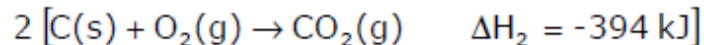
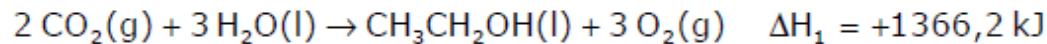
$$\Delta H_{\text{errek}}(\text{az. azetiko}) = -14,7 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot \frac{60 \text{ g}}{\text{mol}} = -882 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

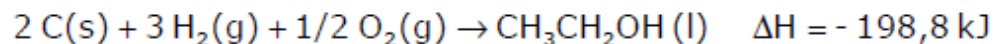
Erreketa-entalpia handiena (hobeto esanda negatiboena, exotermikoena) etanolarena da.

FORMAZIO-ENTALPIAK

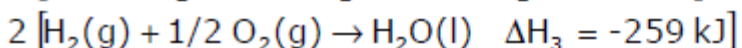
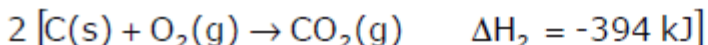
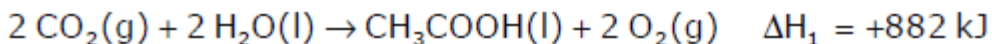
Hess-en legea aplikatuko dugu kalkulu bakoitzean: ekuazio kimikoak konbinatuz kalkulatu dugu gure erreakzioen entalpiak.

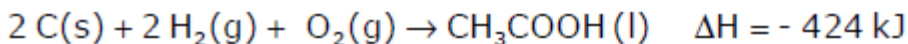
Etanolaren formazio-entalpia:





Azido azetikoaren formazio-entalpia:





Formazio-entalpia handiena (exotermikoena, negatiboena) azido azetikoarena da.

4. **(99 Uztaila)** 0,1 mol metanol erretzen direnean 2,26 kJ askatzen dira. Kalkulatu:
- Metanolaren konbustio entalpia
 - Metanolaren formazio entalpia.

Datuak: Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16
 $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -259 \text{ kJ/mol}$

METANOLAREN ERREKETA-ENTALPIA

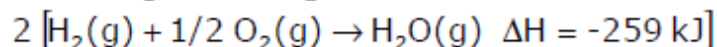
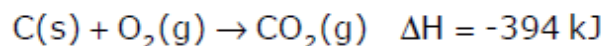
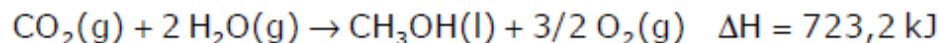
Erreketa entalpia kalkulatzeko, gramotan daukagun datua molekotara pasako dugu, horretarako masa molarra kalkulatu.

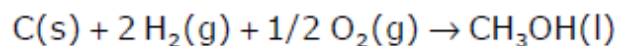
$$M_m(\text{CH}_3\text{OH}) = 12 + 16 + 4 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_{\text{konbus}} = -2,26 \frac{\text{kJ}}{0,1 \text{ g}} \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = -723,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

METANOLAREN FORMAIZIO-ENTALPIA

Enuntziatu eta datuen erreakzioak erabiliz eta Hess-en legea aplikatuz konbustioaren entalpia kalkulatu dugu:





$$\Delta H_f = 723,2 \text{ kJ} - 394 \text{ kJ} - 518 \text{ kJ} = -188,18 \text{ kJ/mol}$$

5. **(00 Ekaina)** Ondoko fotosintesi-erreakzioaren bidez, landare berdeek glukosa eratzen dute, eta aldi berean oxigenoa sortzen dute: $6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$
 $\Delta H^\circ = 2813 \text{ kJ/mol}$
- kalkulatu sortzen den oxigeno-bolumena, baldintza normaletan neurtua, eratzen den glukosa-gramo bakoitzeko.
 - kalkulatu glukosaren formazio-entalpia.

Datua: Karbono dioxido gaseosoaren eta ur likidoaren formazio-entalpia estandarrek, hurrenez hurren, $-393,5 \text{ kJ/mol}$ eta $-285,5 \text{ kJ/mol}$ dira.

Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16

OXIGENOAREN BOLUMENAREN KALKULUA (BALDINTZA NORMALETAN)

6 mol oxigeno askatzen dira sortzen den glukosa mol bakoitzagatik.

Glukosaren masa molarra = $6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$.

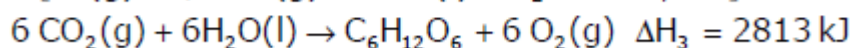
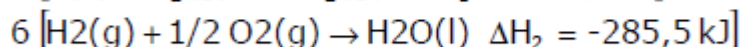
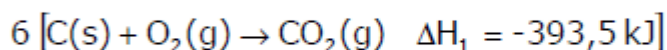
Edozein gasaren mol batek 22,4 L okupatzen ditu baldintza normaletan.

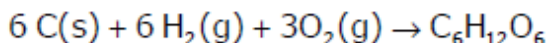
Beraz:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ g glukosa} \cdot \frac{1 \text{ mol glukosa}}{180 \text{ g glukosa}} \cdot \frac{6 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol glukosa}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = 0,75 \text{ L O}_2$$

GLUKOSAREN FORMAIZIO-ENTALPIA

Hona hemen datuak eta eskatzen diguten ekuazio kimikoak:





$$\Delta H = 6 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 6 \cdot (-285,5 \text{ kJ}) + 2813 \text{ kJ} = -2361 \text{ kJ} - 1713 \text{ kJ} + 2813 \text{ kJ} =$$

$$= -1261 \text{ kJ/mol glukosa}$$

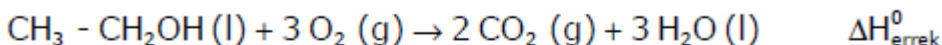
6. **(00 Uztaila) a)** Etanolaren erreketa-erreakzioa idatzi, eta dagokion entalpia, baldintza estandarretan, kalkulatu. Etanolaren, karbono dioxidoaren eta uraren formazio-entalpia estandarrek (ΔH_f°), hurrenez hurren, -278, -394 eta -286 kJ/mol dira.

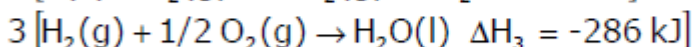
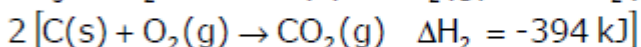
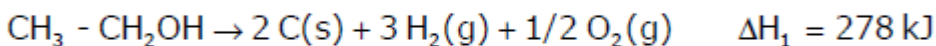
b) kalkulatu zein den erre beharko den etanol-kantitatea, 200 g ur 8°C-tik 98°C-raino berotzeko, suposatuz sortutako beroaren %50a baino ez dela aprobetxatzen.

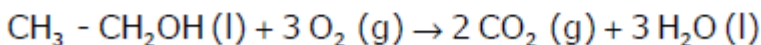
Uraren bero espezifikoa: 1 cal/g.°C edo 4180 J/kg.K.

Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16

ETANOLAREN ERREKETA-ENTALPIA







$$\Delta H_{\text{errek}}^\circ = +278 \text{ kJ} - 788 \text{ kJ} - 858 \text{ kJ} = -1368 \text{ kJ/mol etanol}$$

ERRE BEHAR DEN KANTITATEA

Ura berotzeko behar den masa:

$$Q_{\text{ura}} = m \cdot c \cdot \Delta T = 0,2 \text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (98^\circ - 8^\circ) = 75240 \text{ kJ}$$

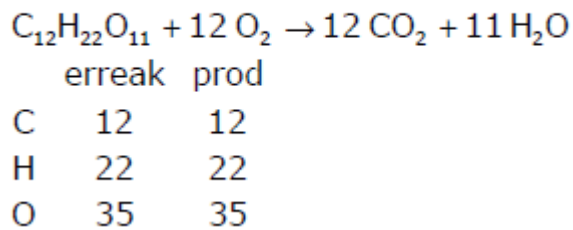
$$Q_{\text{etanol}} = -75240 \text{ kJ erabilgarriak} \cdot \frac{100 \text{ kJ ekoiztuak}}{50 \text{ kJ erabilgarriak}} = -150480 \text{ kJ}$$

$$m_{\text{etanol}} = -150480 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol etanol}}{-1368 \text{ kJ}} \cdot \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5060 \text{ g etanol}$$

7. **(01 Ekaina)** Erlojupeko lasterketa batean, txirrindulari batek bere ohiko premien gainera, segundo bakoitzean, 0,8 kJ energia gastatzen ditu. Etekin hori lortzeko, azukrea (sakarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) kontsumitzen du.
- Sakarosaren errekontz erreakzioa, doitu, idatz ezazu
 - azukre horren errekontz entalpia kalkula ezazu.
 - baldin lasterketa burutzen ordu bat behar badu, kontsumitu beharko duen sakarosa-masa kalkula ezazu
 - Sakarosa erretzeko behar den oxigeno-bolumena, baldintza normaletan, kalkula ezazu.

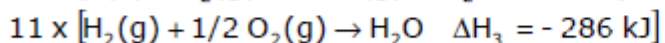
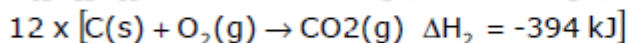
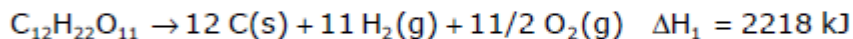
Datuak: Formazio-entalpia estandarrek (ΔH_f°) kJ/mol-etan: $\text{CO}_2 = -394$; $\text{H}_2\text{O} = -286$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = -2.218$; **Masa atomikoak:** H=1 ; C=12 ; O=16

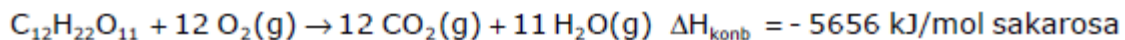
a) sakarosaren errekontz-erreakzioa:



b) Azufre horren errekontz-entalpia kalkula ezazu:

Errekontz-entalpiak kalkulatzeko, formazio-entalpiak hartuko ditugu kontutan eta Hess-en legea aplikatuko dugu:





- c) baldin lasterketa burutzen ordu bat behar badu, kontsumitu beharko duen sakarosa-masa kalkula ezazu

Kontsumitu behar duen energia eta, beraz, erreakzioak askatu behar duen entalpia - aldaketa :

$$Q = 0,8 \frac{\text{kJ}}{\text{s}} \cdot 3600 \text{ s} = - 2880 \text{ kJ}$$

Behar den sakarosa - masa :

$$Mm(\text{sakarosa}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 144 + 22 + 176 = 342 \text{ g/mol}$$

$$m = - 2880 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{- 5656 \text{ kJ}} \cdot \frac{342 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 174,14 \text{ g sakarosa}$$

- d) sakarosa erretzeko behar den oxigeno-bolumena, baldintza normaletan, kalkulatu ezazu

Kalkulatutako sakarosa horrekin batera kontsumituko den oxigeno bolumena (baldintza normaletan):

$$V_{\text{O}_2} = 174,14 \text{ g sakarosa} \cdot \frac{1 \text{ mol sakarosa}}{342 \text{ g sakarosa}} \cdot \frac{12 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol sak}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 136,87 \text{ L O}_2$$

8. **(01 Uztaila)** Auto bat daukagu, zazpi litro gasolina (C_8H_{18}) 100 km-ko gastatzen dituen.

a) Gasolinaren errekuntz erreakzioa, doituta, idatz ezazu

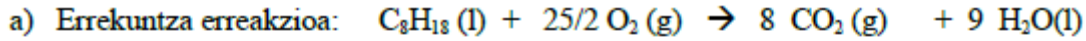
b) Gasolinaren errekuntz entalpiaren balioa determina ezazu.

c) Auto horrek 100 km ibiltzerakoan kontsumitu duen energia kalkula ezazu.

d) Zazpi litro gasolina horien errekuntza osoa gertatzeko behar den oxigeno-bolumena, baldintza normaletan neurtua, kalkula ezazu.

Datuak: Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16 Gasolinaren dentsitatea= 0,7 g/cm³

Formazio-entalpiak (ΔH_f°) kJ/mol-etan: C_8H_{18} = 270 ; CO_2 = -394 ; H_2O = -286



Doiketa begi bistan egin dut

b) $\Delta H^\circ = \Sigma \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \Sigma \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$

$$\Delta H^\circ = 8 \Delta H_f^\circ CO_2 + 9 \Delta H_f^\circ H_2O - \Delta H_f^\circ C_8H_{18} \quad (*O_2 \text{ -rena mulua da})$$

Datuak ordezkatzuz,

$$\Delta H^\circ = 8 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 9 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - (-270 \text{ kJ/mol}) = -5.456 \text{ kJ/mol}$$

c) Badakigu 7 litro gastatzen dituela 100 km-tan; beraz,

$$7 \text{ litro} \cdot (1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ litro}) \cdot (0,7 \text{ g} / 1 \text{ cm}^3) \cdot (1 \text{ mol } C_8H_{18} / 114 \text{ g}) \cdot (-5.456 \text{ kJ/mol}) = -234.512,28 \text{ kJ}$$

Zeinu negatiboak adierazten du gasolinaren errekuntzak askatu duela energia. Horixe da kotxeak kontsumiu duena.

d) gasolinaren mol kopurua:

$$7 \text{ litro} \cdot (1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ litro}) \cdot (0,7 \text{ g} / 1 \text{ cm}^3) \cdot (1 \text{ mol} / 114 \text{ g}) = 42,98 \text{ mol } C_8H_{18}$$

Behar den oxigeno mol kopurua:

$$42,98 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot (12,5 \text{ mol } O_2 / 1 \text{ mol } C_8H_{18}) = 537,28 \text{ mol } O_2$$

Oxigenoaren bolumena kalkulatzeko gas idealen ekazio orokorra erabiliko dut:

$PV = nRT$ eta datuak ordezkatzuz,

$$1 \text{ atm} \cdot V = 537,28 \text{ mol } O_2 \cdot 0,082 \text{ (atm.L/mol.K)} \cdot 273 \text{ K}$$

eta bolumena askatzuz, $V = 12.027,57 \text{ L } O_2$

9. (02 Ekaina) Ondoko erreakzio hau emanda: $2 H_2O_2 (l) \rightleftharpoons 2 H_2O (l) + O_2 (g)$

a) Ur oxigenatuaren deskonposizioa prozesu endotermikoa ala exotermikoa den azaldu.

b) Prozesua, baldintza estandarretan, espontaneo den ala ez determinatu. Espontaneo izango da edozein tenperaturatan?

Datuak:

	(ΔH_f°) kJ/mol	S° J/mol.K
$H_2O_2 (l)$	-187,8	109,6
$H_2O (l)$	-285,8	70
$O_2 (g)$	0	205

Jakiteko endotermikoa edo exotermikoa den kalkulatu dugu erreakzioaren entalpia aldakuntza,

$$a) \Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}_2 \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkaturaz,

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) - 2 \cdot (-187,8 \text{ kJ/mol}) = -196 \text{ kJ/mol}$$

energia askatzen da; beraz, exotermikoa.

- b) Espontaneoa den ala ez jakiteko energia askearen aldakuntza aztertuko dugu. Negatiboa bada espontaneoa da.

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

$$\text{Beste aldetik, } \Delta S^\circ = \sum S^\circ \text{ produktuak} - \sum S^\circ \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta S^\circ = 2 \cdot S^\circ \text{ H}_2\text{O} + S^\circ \text{ O}_2 - 2 \cdot S^\circ \text{ H}_2\text{O}_2$$

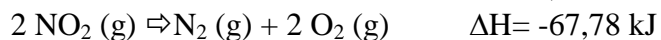
$$\Delta S^\circ = 2 \cdot 70 \text{ J/mol.K} + 205 \text{ J/mol.K} - 2 \cdot 109,6 \text{ J/mol.K} = 125,8 \text{ J/mol.K} = 0,1258 \text{ kJ/mol.K}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = -196 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 125,8 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol.K} = -233,5 \text{ kJ/mol}$$

Espontaneoa da $\Delta G < 0$ delako.

Hala eta guztiz, $\Delta H < 0$ eta $\Delta S > 0$ dira; T absolutua beti positiboa da eta edozein kasutan ΔG beti izango da negatiboa erreakzio horretarako eta espontaneoa edozein temperaturatan.

10. (02 Uztaila) Ondoko ekuazio termokimikoak emanda (25°C-tan eta 1 atm-tan):



Determinatu ondoko hauen formazio-entalpia estandarra (ΔH_f°):

- a) Nitrogeno dioxidoa
- b) Nitrogeno monoxidoa

a) Lehenengo erreazioari aplikatuko diogu ondokoa:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ errektiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ O}_2 + \Delta H_f^\circ \text{ N}_2 - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ NO}_2 \quad (*\text{O}_2 \text{ eta N}_2 \text{-renak nuluak dira)}$$

Datuak ordezkatzuz,

$$-67,78 \text{ kJ} = 2 \cdot 0 + 0 - 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ NO}_2$$

eta hemendik, $\Delta H_f^\circ \text{ NO}_2 = 33,89 \text{ kJ/mol}$

b) Bigarren erreazioan goiko espresioa aplikatuz,

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ errektiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ NO}_2 - (2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ NO} + \Delta H_f^\circ \text{ O}_2) \quad (*\text{O}_2 \text{-rena nulua da)}$$

Datuak ordezkatzuz,

$$-112,92 \text{ kJ} = 2 \cdot (33,89 \text{ kJ/mol}) - (2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{ NO} + 0)$$

ezezaguna askatuz, $\Delta H_f^\circ \text{ NO} = 90,35 \text{ kJ/mol}$

11. (03 Ekaina) Herri batzuetan autoen motoretan gasolinaren ordezeko moduan etanola erabiltzen da. Gasolina oktano purua dela suposatuz:

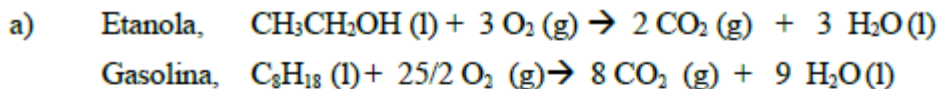
a) Bi substantzian errekuntza-ekuazioak idatzi, doitu.

b) Determinatu zein erregaik duen bero-ahalmen handiena (sorturiko beroa, erre den kilogramo bakoitzeko)

Datuak: Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16

Formazio-entalpiak

	Etanola	Oktanoa	Karbono dioxidoa	Ura
(ΔH_f°) (kJ/mol)	-278	-270	-394	-286



b) Goiko bi erreakzioren entalpia aldakuntzak lortu behar ditugu. Horretarako ondoko espresioa aplikatuko dugu:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$$

Etanola, $\Delta H^\circ = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ (*O₂ -rena nulua da)

Datuak ordezkatur,

$$\Delta H^\circ = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - (-278 \text{ kJ/mol}) = -1.368 \text{ kJ/mol}$$

Gasolina, $\Delta H^\circ = 8 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 9 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}_8\text{H}_{18}$ (*O₂ -rena nulua da)

Datuak ordezkatur,

$$\Delta H^\circ = 8 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 9 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - (-270 \text{ kJ/mol}) = -5.456 \text{ kJ/mol}$$

Kilogramoko bihurtuz,

Etanola, $(-1.368 \text{ kJ/mol etanol}) \cdot (1 \text{ mol etanol} / 46 \text{ g etanol}) \cdot (10^3 \text{ g} / 1 \text{ kg}) = -29.739 \text{ kJ/kg}$

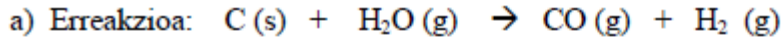
Gasolina, $(-5.456 \text{ kJ/mol gasolina}) \cdot (1 \text{ mol gasolina} / 114 \text{ g gasolina}) \cdot (10^3 \text{ g} / 1 \text{ kg}) = -47.859,65 \text{ kJ/kg}$

Onena gasolina da; bero-ahalmenik handiena duelako kilogramoko.

12. (03 Uztaila) Ikitzak ur-lurrunarekin erreakzionatzen du, karbono monoxidoa eta hidrogenoa, biak gaseosoak, ekoizteko. Karbono monoxido gaseosoaren eta ur-lurrunaren formazio-entalpia normalak hauek dira, hurrenez hurren: -110,52 kJ/mol eta -241,82 kJ/mol. Hidrogeno gaseosoaren, karbono monoxido gaseosoaren, karbono solidoaren eta ur lurrunaren entropia normalak hauek dira, hurrenez, hurren: 130,68 ; 197,67 ; 5,74 eta 188,82 J/mol.K. Datu horiekin:

a) Kalkulatu aipatu den erreakzioaren ΔH° eta ΔS°

b) 25°C-tan kalkulatuz ΔG° eta adierazi erreakzioa espontaneo izango den ala ez aipatu den baldintzetan.



$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ CO + \Delta H_f^\circ H_2 - (\Delta H_f^\circ C + \Delta H_f^\circ H_2O) \quad (*C \text{ eta } H_2 \text{ -rena nuluak dira)}$$

Datuak ordezkaturaz,

$$\Delta H^\circ = (-110,52 \text{ kJ/mol} + 0) - (0 + (-241,82 \text{ kJ/mol})) = 131,3 \text{ kJ/mol}$$

energia zurgatzen da; beraz, endotermikoa.

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ \text{ produktuak} - \sum S^\circ \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ CO + S^\circ H_2 - (S^\circ C + S^\circ H_2O)$$

$$\text{eta datuak ordezkaturaz, } \Delta S^\circ = 197,67 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 130,68 \text{ J/mol}\cdot\text{K} - (5,74 + 188,82) \text{ J/mol}\cdot\text{K} = 133,79 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

- b) Espontaneo den ala ez jakiteko energia askearen aldakuntza aztertuko dugu.
Negatiboa bada espontaneo da.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 131,3 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot (133,79 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) \cdot 10^{-3} \text{ kJ/J} = 91,43 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G > 0$ enez erreakzioa ez da espontaneo izango.

13. (04 Ekaina) Demagun igerileku bateko ura berotu nahi dela, horretarako butano-gasaren galdara bat erabiliz.

a) Idatzi butanoaren errekuntza-erreakzioa.

b) Kalkulatu erreakzio horri dagokion entalpia-aldaketa.

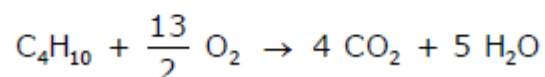
c) Kalkulatu ura 14°C -tik 27°C -raino berotzeko behar den energia, baldin igerilekuak 100 m^3 ur baditu.

d) kalkulatu erabili behar den butano-bonbonen kopurua, bonbona bakoitza $12,5 \text{ kg}$ -koa bada.

Datuak: Uraren bero espezifikoa, $c_e = 4,18 \text{ kJ/K}\cdot\text{kg}$; uraren dentsitatea = 1000 kg/m^3
Formazio-entalpia estandarrek, ΔH_f° , kJ/mol: $\text{CO}_2 = -394$; $\text{H}_2\text{O} = -286$; Butano = $-124,7$
Masa atomikoak: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$

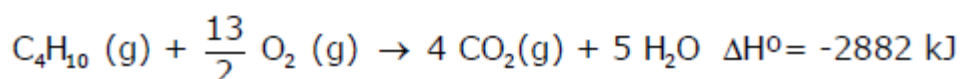
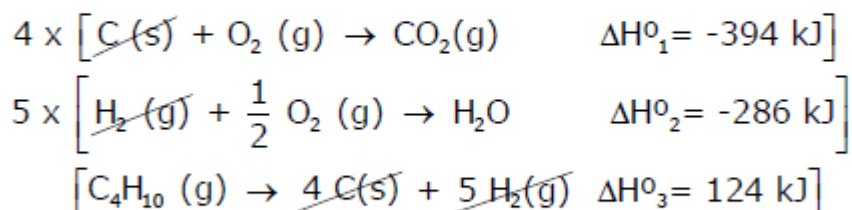
Idatzi butanoaren errekuntza-ekuazioa

Errekuntzak oxigenoarekin egiten diren konbinazioak dira, CO_2 eta H_2O emateko, hidrokarburoen kasuan. Gure kasuan, butanoa $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (edo C_4H_{10}) denez:



Kalkulatu erreazio horri dagokion entalpia-aldaketa

Entalpia-aldaketa kalkulatzeko bide bat baino gehiago dago; hemen Hess-en legearen aplikazio gisa planteatuko da. Hona hemen datuak (substantzien formazio-entalpiak) eta konbinatuz lortutako konbustioaren ekuazio kimikoa.



Lehenengo ekuazioa 4 aldiz biderkatuta dago, konbustioaren ekuazio kimikoan 4 mol CO_2 behar direlako; bigarren ekuazioa 5 aldiz biderkatuta 5 mol H_2O behar direlako eta hirugarren ekuazioaren zentzua aldatuta (eta honekin batera entalpiaren balioa ere zainuz aldatuta) butanoa errektibo gisa behar delako.

Ondorioz, mol bat butano erretzean, 2882 kJ askatzen dira; butanoaren konbustio-entalpia -2882 kJ/mol dela esan daiteke.

Kalkulatu ura 14 °C-tik 27°C-raino berotzeko beharko den energia, baldin igerilekuak 100 m³ ur baditu.

Uraren tenperatura aldatzeko behar den energia, uraren bero espezifiko, uraren masa eta izandako tenperaturaren aldaketaren funtzioa da:

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T = m \cdot c_e \cdot (T_{buk} - T_{has})$$

non Q energia da eta J edo kJ-etan sartuko da, "m" masa eta kilogramotan doa, bero espezifikoa urarentzat 4,18 kJ/K.kg-koa da (eta 4,18 kJ/°C.kg baita, zeren 1K aldatzen denean tenperatura, 1°C aldatzen da baita). Gure kasuan behar den energia:

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T = m \cdot c_e \cdot (T_{buk} - T_{has})$$

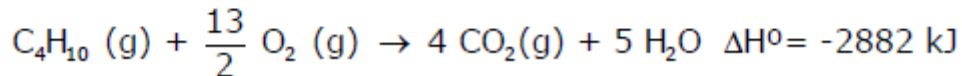
$$m_{ura} = 100 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} = 100.000 \text{ kg}$$

$$T_{buk} - T_{has} = (27+273) \text{ K} - (14+273) \text{ K} = 13 \text{ K}$$

$$Q = 100.000 \text{ kg} \cdot 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{K.kg}} \cdot 13 \text{ K} = 5,434 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

Kalkulatu erabili behar den butano-bonbonen kopurua, bonbona bakoitza 12,5 kg-koa bada.

Ekuazio kimikoa eta bonbonaren masaren datuekin, bonbona batek zenbat energia eman dezakeen, azkenik bonbona-kopurua kalkulatzeko.



$$Mm(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \frac{\text{g butano}}{\text{mol butano}}$$

$$Q_{\text{bonbona}} = 12,5 \frac{\text{kg}}{\text{bonbona}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{2882 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}} =$$

$$= 6,211 \cdot 10^5 \frac{\text{kJ}}{\text{bonbona}}$$

$$x = \frac{5,434 \cdot 10^6 \text{ kJ}}{6,211 \cdot 10^5 \frac{\text{kJ}}{\text{bonbona}}} = 8,75 \text{ bonbona behar dira}$$

OHARRA: Kalkuluan -2882 kantitatearen ordean 2882 erabili da, zeren "-" ikurraren esanahi bakarra erreazio exotermikoa dela da eta kalkuluak egiteko balio positiboa erabil daiteke.

14. (04 Uztaila) 1,0 gramo etanol erretzen direnean, bero-moduan, 29,7 kJ-eko energia askatzen da. kalkulatu:

a) Etanolaren errektuntzaren entalpia, kJ/mol-etan.

b) Etanolaren formazio-entalpia.

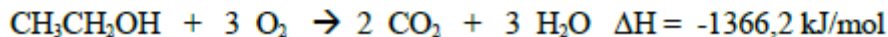
Datuak: Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; O=16

$\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = -259 \text{ kJ/mol}$

a) Negatiboa da energia askatzen delako,

$$\Delta H = (-29,7 \text{ kJ} / 1 \text{ g etanol}) \cdot (46 \text{ g etanol} / 1 \text{ mol etanol}) = -1366,2 \text{ kJ/mol}$$

b) Etanolaren errektuntzako erreazioa,



$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$$

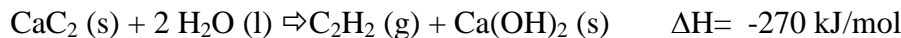
$$\Delta H^\circ = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{ etanola} \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkaturaz,

$$-1366,2 \text{ kJ/mol} = 2 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-259 \text{ kJ/mol}) - (\Delta H_f^\circ \text{ etanola})$$

eta ezezaguna askaturaz, $\Delta H_f^\circ \text{ etanola} = -198,8 \text{ kJ/mol}$

15. (05 Ekaina) Pasatu den mendean, meatzariak eta espeleologoak “karburo lanpara” izenekoak erabiltzen zituzten. Beraietan azetilenoa lortzen zen, kaltzio karburoaren eta uraren arteko erreakzioaren bidez:



eta ondoren azetilenoa erre egiten zen, ematen duen garra oso argitsua izanik. kalkulatu ondoko baliok:

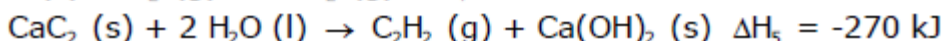
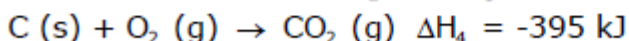
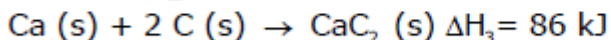
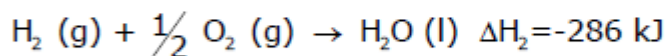
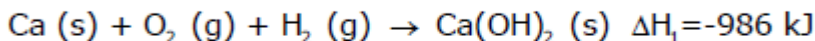
- a) Azetilenoren formazio-entalpia b) Azetilenoren konbustio-entalpia

Datuak:

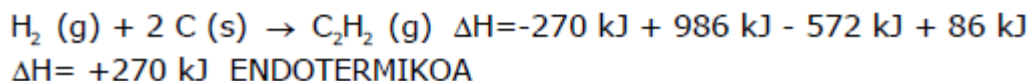
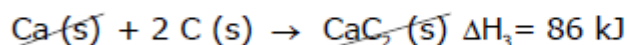
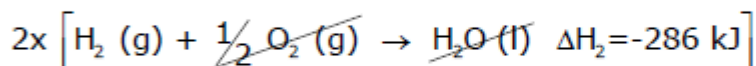
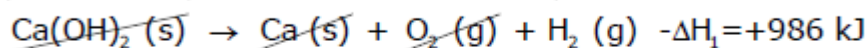
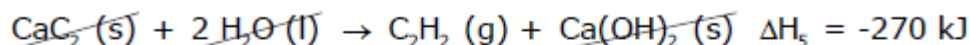
	Ca(OH) ₂	H ₂ O	CaC ₂	CO ₂
ΔH _f ^o (kJ/mol)	-986	-286	83	-395

1. Datuen ekuazio kimikoak

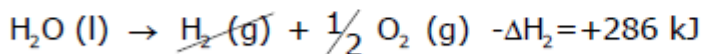
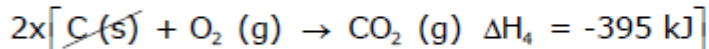
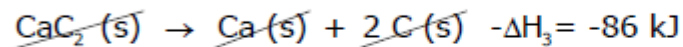
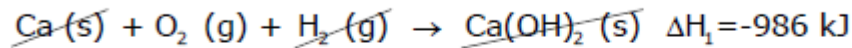
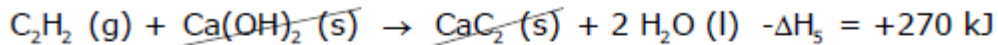
Hona hemen datuak eta beraien ekuazio kimikoak:

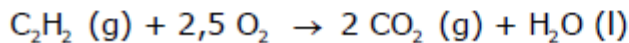


2. Ekuazioen konbinaketa, azetilenoren formazio-entalpia lortu arte



3. Ekuazioen konbinaketa, azetilenaren konbustio-entalpia lortu arte





$$\Delta H = +270 \text{ kJ} - 986 \text{ kJ} - 86 \text{ kJ} - 790 \text{ kJ} + 286 \text{ kJ} = -1306 \text{ kJ} \quad \text{EXOTERMIKOA}$$

16. **(05 Uztaila)** 2005eko apirilaren 1etik aurrera, 12,5 kg.ko butano-bonbonaren prezioa 9,28 €-koa da.

a) Zein da 1 mol butanoaren prezioa?

b) Idatzi butanoaren errektioa-erreakzioa.

c) Determinatu errektioa-erreakzioaren entalpia estandararen aldakuntza.

d) Demagun soilik 1€ duzula, zenbat litro ur berotu ahal izango dituzu, 20°C-tik 80°-raino, baldin %80ko etekina duen butano-berogailu bat erabiltzen baduzu.

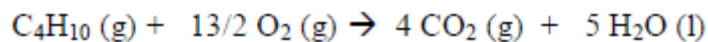
Datuak: Uraren bero espezifikoak, $c_e = 4,18 \text{ kJ/K.kg}$; $d_{\text{ura}} = 1000 \text{ kg/m}^3$

Masa atomikoak: H=1 ; C=12

Formazio-entalpia estandarrek (ΔH_f°) kJ/mol-etan: $\text{CO}_2 = -394$; $\text{H}_2\text{O} = -286$;

Butano = -124,7

$$\frac{9,28 \text{ euro} \cdot 1 \text{ kg}}{12,5 \text{ kg}} \cdot \frac{58 \text{ g}}{10^3 \text{ g}} = 0,043 \text{ euro}$$



Erreakzioaren entalpiaren aldakuntza, $\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{erreaktiboak}$

$$\Delta H^\circ = 4 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

$$\Delta H^\circ = 4 \cdot (-394) + 5 \cdot (-286) - (-124,7) = -2881,3 \text{ kJ}$$

Lehenengoz kalkulatu dugu zenbat butano erosi dezakegun euro batekin eta zenbat energia lortu daitekeen,

$$1 \text{ euro} \frac{12,5 \text{ kg}}{9,28 \text{ euro}} \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} \frac{(-2881,3 \text{ kJ})}{1 \text{ mol}} = -66.914,85 \text{ kJ}$$

Energia horrekin zenbat ur berotu dezakegun kalkulatu dugu.

$$\text{Aldatutako beroa } Q = m \cdot c \cdot \Delta t = m \cdot c \cdot (t - t_0)$$

$$66.914,85 \text{ kJ} = m (\text{ura}) \cdot 4,18 \text{ kJ/K} \cdot \text{kg} \cdot (80-20) \text{ K} \rightarrow m = 266,81 \text{ kg ur}$$

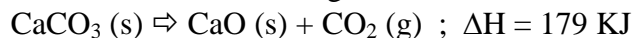
Kontuan hartuta uraren dentsitatea, uraren bolumena 266,81 L da, eta etekina aplikatuz,

$$266,81 \text{ L teorikoak} \cdot (80 \text{ L errealak} / 100 \text{ L teorikoak}) = 213,45 \text{ L ur}$$

17. (06 Ekaina) Karea (CaO-a) lortzeko labean propanoa erabiltzen dute erregai modua.

a) Propanoaren errekuntza erreakzioa idatz ezazu eta errekuntza beroa kalkula ezazu

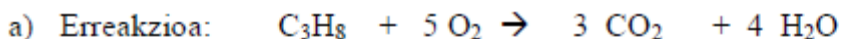
b) labean honako erreakzio hau gertatzen da:



Prozesuaren etekina %40koa bada, 100 kg kaltzio karbonato deskonposatzeko erre behar izango den propano kantitatea kalkula ezazu

Datuak: masa atomikoak: H=1 ; C=12 ; Ca=40

Formazio entalpiak ΔH_f° (KJ/mol): $\text{CO}_2 = -393,8$; $\text{H}_2\text{O} = -285,8$; propanoa = $-103,6$



entalpia aldakuntza lortzeko ondoko espresioa aplikatuko dugu:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = 3 \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 + 4 \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} - (\Delta H_f^\circ \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \Delta H_f^\circ \text{ O}_2)$$

* Oxigenorena nulua da. Datuak ordezkatzuz,

$$\Delta H^\circ = 3 \cdot (-393,8 \text{ kJ/mol}) + 4 \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) - (-103,6 \text{ kJ/mol}) = -2.221 \text{ kJ/mol}$$

b) Behar den energia 100 kg $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ deskonposatzeko,

$$10^5 \text{ g CaCO}_3 \cdot (1 \text{ mol CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3) \cdot (179 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CaCO}_3) = 1,79 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

Energia hau teorikoa da baina etekina kontuan hartuta gehiago behar izango dugu

$$1,79 \cdot 10^5 \text{ kJ} \cdot (100/40) = 4,475 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

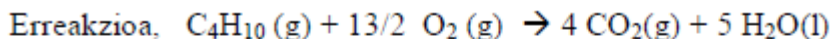
Eta beharko den propanoaren kantitatea,

$$4,475 \cdot 10^5 \text{ kJ} \cdot (1 \text{ mol propano} / 2.221 \text{ kJ}) \cdot (44 \text{ g propano} / 1 \text{ mol propano}) = 8865,4 \text{ g propano} = 8,865 \text{ kg propano}$$

18. (06 Uztaila) Butanoaren gramo bat erretzen denean 49,6 kJ askazen dira
 a) Errekuntza erreakzioa idatz ezazu eta butanoaren errekkuntza beroa kalkula ezazu
 b) Butanoaren formazio-entalpia estandarra kalkula ezazu.

Masa atomikoak: H=1 ; C=12 ;

Formazio entalpiak ΔH_f° : $\text{CO}_2 = -393,8 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = -285 \text{ kJ/mol}$



$$\Delta H = (-49,6 \text{ kJ} / 1 \text{ g butano}) \cdot (58 \text{ g} / 1 \text{ mol}) = -2876,8 \text{ kJ/mol}$$

Negatiboa ipini dugu energia askatzen delako, erreakzioa exotermikoa da.

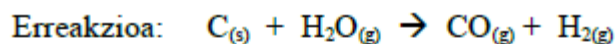
Erreakzioaren entalpiaren aldakuntza, $\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \Delta H_f^\circ \text{ errektiboak}$

$$\Delta H^\circ = 4 \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2(\text{g}) + 5 \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

$$-2876,8 \text{ kJ/mol} = 4 \cdot (-393,8) + 5 \cdot (-285,8) - \Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) \rightarrow$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) = -126,2 \text{ kJ/mol}$$

19. (07 Ekaina) Karbonoak ur-lurrunarekin erreakzionatzen du, eta karbono monoxidoa eta hidrogenoa, biak gasak, sortzen dira. karbono monoxido gaseoso eta ur-lurruna osatzeko entalpia normalak hauek dira: $-110,52 \text{ kJ/mol}$ eta $-241,82 \text{ kJ/mol}$; hidrogeno gasaren, karbono monoxido gasaren, karbono solidoaren eta ur-lurrunaren entropia normalak hauek dira: $1130,68$; $1197,67$; $5,74$ eta $188,82 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$. Erreakzio honetarako ΔG° 25°C an kalkulatu eta erreakzioa baldintza honetan bat-batekoa izango den ala ez arazoitu.



Erreakzioaren entalpia kalkulatu dugu hurrengo ekuazioaren arabera:

$$\Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ \text{ produktuak} - \sum m \cdot \Delta H_f^\circ \text{ errektiboak}$$

$$\Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = (\Delta H_f^\circ \text{ CO} + \Delta H_f^\circ \text{ H}_2) - (\Delta H_f^\circ \text{ C} + \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O})$$

Kontuan hartuta elementu libreentzako entalpiak nulua direla:

$$\Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = -110,52 \text{ kJ/mol} - (-241,82 \text{ kJ/mol}) = 130,68 \text{ kJ/mol}$$

Erreakzioaren entropia:

$$\Delta S^\circ \text{ erreakzioa} = \sum n \cdot S^\circ \text{ produktuak} - \sum m \cdot S^\circ \text{ errektiboak}$$

$$\Delta S^\circ \text{ erreakzioa} = (S^\circ \text{ CO} + S^\circ \text{ H}_2) - (S^\circ \text{ C} + S^\circ \text{ H}_2\text{O})$$

$$\Delta S^\circ \text{ erreakzioa} = (197,67 + 130,68) - (5,74 + 188,82) = 133,79 \text{ J/mol}\cdot\text{K} =$$

$$0,13379 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K} \text{ (unitateak homegenoeak izateko)}$$

Erreakzioaren $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

$$\Delta G = 130,68 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 0,13379 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K} = 90,81 \text{ kJ/mol}$$

Eta erreakzioa ez da bat-batekoa izango $\Delta G > 0$ delako.

20. (07 Uztaila) $2 \text{ CH}_3\text{OH (l)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (l)}$; $\Delta H^\circ = -1552,8 \text{ kJ}$
erreakzioa ikusita, prozesua bat-batekoa den arrazoitu ezazu, baldintza estandarretan.

b) Sistema orekan egonez gero, presioa eta temperatura areagotzeak nola eragingo liokeen orekari arrazoitu ezazu.

Datuak: Entropia estandarrek 298Ktan (J/K.mol): $S^\circ (\text{CH}_3\text{OH (l)}) = 126,8$; $S^\circ (\text{CO}_2 \text{ (g)}) = 213,7$; $S^\circ (\text{O}_2 \text{ (g)}) = 205,0$; $S^\circ (\text{H}_2\text{O (l)}) = 70,0$

a) Aztertu behar dugu energia askearen aldakuntza $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

$\Delta S^\circ = \sum S^\circ \text{ produktuak} - \sum S^\circ \text{ erreaktiboak}$

$$\Delta S^\circ = 2 \cdot S^\circ \text{CO}_2 + 4 \cdot S^\circ \text{H}_2\text{O} - (2 \cdot S^\circ \text{CH}_3\text{OH (l)} + 3 \cdot S^\circ \text{O}_2)$$

$$\Delta S^\circ = 2 \cdot 213,7 + 4 \cdot 70,0 - (2 \cdot 126,8 + 3 \cdot 205,0) = -161,2 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -1552,8 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-161,2 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/K}\cdot\text{mol}) = -1504,76 \text{ kJ}$$

$\Delta G^\circ < 0$ enez prozesua bat-batekoa da

b) Presioaren eragina gasetan igertzen da. P handituz gero bolumena txikituko da eta sistemak joko du gas mol gutxien dagoen alderantz, eskuineko aldera, hain zuzen ere. Eskuineko aldean 2 mol gas dago eta ezkerrean 3.

Erreakzio zuzena exotermikoa da. Temperatura handitzen bada endotermikoaren alde desplazatuko da oreka, eskerreko alderantz, hain zuzen.

21. (08 Ekaina) Formazio-entalpia estandar hauek emanda (kJ/mol-etan):

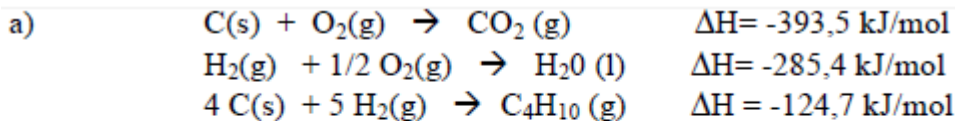
$\text{CO}_2 \text{ (g)} = -393,5$; $\text{H}_2\text{O(l)} = -285,4$; $\text{C}_4\text{H}_{10} \text{ (g)} = -124,7$

a) Datu hauek aipaten dituzten erreakzioak idatzi eta azaldu

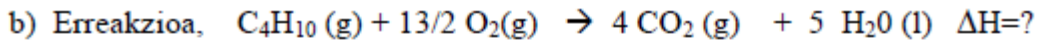
b) Kalkulatu butanoaren errektantza-beroa.

c) Zehaztu ezazu 50 litro ur 4°C -tik 50°C -ra berotzeko zer butano-mas behar den, etekina %70ekoa dela pentsatuta.

Datuak: masa atomikoak: C=12 ; H=1 ; O=16



Formazio-entalpiak, substantzia mol baten eraketan aldatutako entalpia egoera estandarrean egonik, elementu osagaietatik abiatuta eta hauei entalpia zero esleituz.



Erreakzioaren entalpia kalkulatu dugu hurrengo ekuazioaren arabera:

$$\Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = \sum n \cdot \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \sum m \cdot \Delta H^\circ_f \text{ erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = (4 \cdot \Delta H^\circ_f CO_2 + 5 \Delta H^\circ_f H_2O) - (\Delta H^\circ_f C_4H_{10})$$

Kontuan hartuta elementu libreentzako entalpiak nulua dira:

$$\text{Datuak ordezkatuz, } \Delta H^\circ \text{ erreakzioa} = (4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,4)) - (-124,7) = -2876,3 \text{ kJ/mol}$$

c) Ura berotzeko behar den energia, $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$

$$m = \text{masa} = 50 \text{ L} = 50 \text{ kg}$$

$$c = \text{uraren bero espezifikoa} = 4.180 \text{ J/kg} \cdot \text{K} \quad \text{**Datu hau falta zen}$$

$$\Delta t = 50 - 4 = 46 \text{ }^\circ\text{C edo K}$$

$$\text{Datuak ordezkatuz, } Q = 50 \text{ kg} \cdot 4180 \text{ J/kg} \cdot \text{K} \cdot 46 \text{ K} = 9.614.000 \text{ J} = 9.614 \text{ kJ}$$

$$\text{Behar den butano masa, } 9.614 \text{ kJ} \cdot (1 \text{ mol butano} / 2876,3 \text{ kJ}) \cdot (58 \text{ g butano} / 1 \text{ mol butano}) = 193,86 \text{ g butano}$$

Etekin kontuan hartuta, butano gehiago behar da zerbait galtzen baita,

$$193,86 \text{ g butano teorikoa} \cdot (100 \text{ g errealak} / 70 \text{ g teorikoak}) = 276,95 \text{ g butano}$$

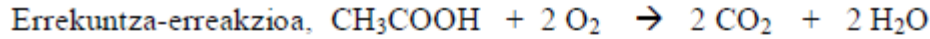
22. (08 Uztaila) Baldintza estandarretan 1,0 g azido etanoiko erretzen denean, 14,5 J-ko energia askatzen da. Kalkulatu eta prozedura azaldu:

a) Errekuntza-entalpiaren balioa

b) Sortze edo formazio-entalpiaren balioa.

Datuak: $\Delta H^\circ_f (CO_2) = -394 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f (H_2O) = -259 \text{ kJ/mol}$

Masa atomikoak: C=12 ; H=1 ; O=16



$$\Delta H = (-14,5 \text{ kJ} / 1 \text{ g azido}) \cdot (60 \text{ g} / 1 \text{ mol azido}) = -870 \text{ kJ/mol}$$

Negatiboa ipini dugu energia askatzen delako, erreakzioa exotermikoa da.

Erreakzioaren entalpiaren aldakuntza, $\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \Delta H^\circ_f \text{ erreaktiboak}$
 $\Delta H^\circ = 2 \Delta H^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l})$ (*O₂ -rena nulua da)
 $-870 = 2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-259) - \Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l}) = -435 \text{ kJ/mol}$

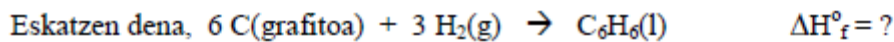
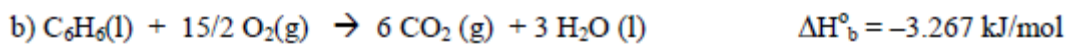
23. **(09 Ekaina)** Karbonoaren (s) eta bentzenoaren (l) erreakuntza-entalpia estandarrak $-393,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ eta $-3267 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ dira, hurrenez hurren, eta uraren (l) eratze-entalpia $-285,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Kalkulatu:

a) Bentzenoaren (l) eraketaren entalpia.

b) 2 Kg bentzeno (l) lortzeko, zenbat kaloria beharko dugun

Datuak: Masa atomikoak: C=12 ; H=1

Datuen erreakzioak,



Hess-en legea aplikatuz goiko erreakzioa lortzeko, $6 \cdot (\text{a}) - (\text{b}) + 3 \cdot (\text{c})$

Eta entalpia, $\Delta H_f = 6 \cdot \Delta H_a - \Delta H_b + 3 \cdot \Delta H_c = 6 \cdot (-393,7 \text{ kJ/mol}) - (-3.267 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-285,7 \text{ kJ/mol}) = 47,7 \text{ kJ/mol}$

Bentzenoa lortzeko beharreko energia

$$2 \text{ kg } \text{C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} \cdot \frac{47,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 1.223,1 \text{ kJ}$$

$$1.223,1 \text{ kJ} \cdot \frac{0,24 \text{ kcal}}{1 \text{ kJ}} = 293,54 \text{ kcal} = 293.540 \text{ cal}$$

24. **(09 Uztaila)** Demagun badugula 100 km egiteko 7 l gasolina (C_8H_{18}) kontsumitzen duen kotxe bat. Arrazoitu erantzunak:

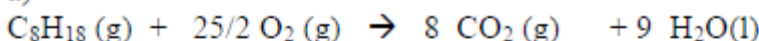
a) 7 L gasolina erretzen duenengan, zenbat energia kontsumitzen du?

b) 7 L gasolina horiek erabat erretzeko zer oxigeno-bolumen beharko da, baldintza normaletan, eta zenbat litro karbono dioxido botako da atmosferara 765 mm Hg-an eta 25°C-an?

c) Zenbat ur berotu daiteke 20°C-tik 60°C-ra, kotxe horrek 100 km-an kontsumitzen duen energiarekin?

Datuak: Datuak: Masa atomikoak: C=12 ; H=1 ; gasolinaren dentsitatea= 0,70 g.cm⁻³ ; uraren bero-ahalmen espezifikoa= 4,18 kJ.kg⁻¹.K⁻¹
Eratzte-entalpia. ΔH^o_f (kJ.mol⁻¹): C₈H₁₈= -270 ; CO₂= -394 ; H₂O = -286

a)



Erreakzioaren entalpiaren aldakuntza,

$$\Delta H^o = \sum \Delta H^o_f \text{ produktuak} - \sum \Delta H^o_f \text{ errektiboak}$$

$$\Delta H^o = 8 \Delta H^o_f CO_2 + 9 \Delta H^o_f H_2O - \Delta H^o_f C_8H_{18} \text{ (*} O_2 \text{ -rena nulua da)}$$

Datuak ordezkaturaz,

$$\Delta H^o = 8 \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 9 \cdot (-286 \text{ kJ/mol}) - (-270 \text{ kJ/mol}) = -5456 \text{ kJ/mol}$$

$$7 \text{ L gasolina} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{0,7 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{114 \text{ g}} \cdot \frac{-5456 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -234.512,28 \text{ kJ}$$

Energia negatiboa da askatzen delako, erreakzio exotermikoa.

b)

$$7 \text{ L gasolina} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{0,7 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol gasolina}}{114 \text{ g}} \cdot \frac{12,5 \text{ mol oxigeno}}{1 \text{ mol gasolina}} = 537,28 \text{ mol } O_2$$

Gas idealen ekuazioa erabiliz oxigenoaren bolumena lortuko dugu. PV = nRT →

$$1 \text{ atm} \cdot V = 537,28 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot 273 \text{ K} \rightarrow V = 12.027,6 \text{ L } O_2$$

$$7 \text{ L gasolina} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{0,7 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol gasolina}}{114 \text{ g}} \cdot \frac{8 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol gasolina}} = 343,86 \text{ mol } CO_2$$

Gas idealen ekuazioa erabiliz karbono dioxidoaren bolumena lortuko dugu. PV = nRT

$$\rightarrow (765/760) \text{ atm} \cdot V = 343,86 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot 298 \text{ K} \rightarrow V = 8.347,64 \text{ L } CO_2$$

c) Aldatutako beroa $Q = m \cdot c \cdot \Delta t = m \cdot c \cdot (t - t_0)$

$$\text{Askatutako energia, } 234.512,28 \text{ kJ} = m \cdot 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (60-20) \text{ K} \rightarrow$$

$$m = 1.402,6 \text{ kg ur berotu daitezke}$$

25. (10 Ekaina) Azaldu eta defini ezazu entropia kontzeptua

a) Zer eragin du erreakzio kimikoaren espontaneotasunean?

b) Determina ezazu ea erreakzio bat 0°C-an espontaneo izango den ala ez, haren entalpia aldaketa -23 kJ/mol bada eta entropiarena -100 J/mol

c) Azaldu ezazu zer temperatura-tartean izango den espontaneoaren erreakzio hori

- a) Entropia sistema baten desorden molekularren maila neurtzen duen magnitudea. Espontaneitatea aztertzeko entalpiaren aldakuntza ere kontuan hartu behar dugu. Beheko ekuazioan dago erlazioa,

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

Erreakzioa espontaneo izateko energia askearen aldakuntzak negatiboa izan behar du.

Beheko taulan aztertzen dira kasu guztiak.

ΔH	ΔS	T	ΔG	
+	+	Baxua	+	Ez-espontaneo
		Altua	-	Espontaneo
+	-	Edozein	+	Ez-espontaneo
		Edozein	-	Espontaneo
-	-	Baxua	-	Espontaneo
		Altua	+	Ez-espontaneo

- b) Goiko ekuazioa erabiliz, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow$

$$\Delta G = -23 \text{ kJ/mol} - 273 \text{ K} \cdot (-0,1 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}) = 4,3 \text{ kJ/mol}$$

Positiboa denez ez da espontaneo izango.

- c) Muga dago $\Delta G = 0$ denean. Beraz, $0 = -23 \text{ kJ/mol} - T \cdot (-0,1 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K})$

Eta T askatuz, $T = 230 \text{ K}$.

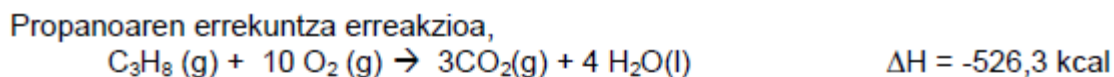
Espontaneo izango da $T < 230 \text{ K}$ denean.

26. (10 Uztaila) CO_2 -aren eta H_2O -aren eraketa-entalpia estandarrak -94 kcal/mol eta $-68,3 \text{ kcal/mol}$ dira, hurrenez hurren. Propano gasaren errekuntza-entalpia $-526,3 \text{ kcal/mol}$ da. Kalkula ezazu, arrazoituz:

a) Propanoaren eraketa-entalpia

b) Zenbat kilogramo ikatz erre beharko litzatekeen 1 kg propano erretzean askatzen den energia bera sortzeko, baldin eta ikatzaren errekuntza-beroa %59,8 etekinarekin aprobetxatzen bada.

Datuak: Ikatzen errekuntza-entalpia = -5000 cal/g ; 1 joule = 0,24; Masa atomikoak: C=12; O=16; H=1



Erreakzio baten entalpiaren aldakuntza, eraketa-entalpien funtzioan,

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \Delta H^\circ_f \text{ errektiboak} = \\ &= 3 \Delta H^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H^\circ_f \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da}) \end{aligned}$$

Eta datuak ordezkatzuz,

$$-526,3 \text{ kcal} = 3 \text{ mol} \cdot (-94,0 \text{ kcal/mol}) + 4 \text{ mol} \cdot (-68,3 \text{ kcal/mol}) - \Delta H^\circ_f \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$$

Eta ezezaguna askatuz, $\Delta H^\circ_f \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -28,9 \text{ kcal/mol}$

Kilojouletan,
$$-28,9 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{kJ}}{0,24 \text{kcal}} = -120,42 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b) propanoa erretzean askatutako energia,

$$1.000 \text{g propano} \frac{1 \text{mol propano}}{44 \text{g propano}} \cdot \frac{-526,93 \text{kcal}}{1 \text{mol propano}} = -11.961,4 \text{kcal}$$

Beharreko ikatzaren masa teorikoa,

$$-11.961,4 \text{kcal} \frac{1 \text{g ikatza}}{-5 \text{kcal}} \cdot \frac{1 \text{kg ikatza}}{10^3 \text{g ikatza}} = 2,39 \text{kg ikatza}$$

Kontuan hartuta etekina,
$$2,39 \text{kg teorikoak} \frac{100 \text{kg errealak}}{59,8 \text{kg teorikoak}} = 4,00 \text{kg ikatza}$$

27. (10 Uztaila) Erreakzio jakin batean ΔH° -aren balioa 10,5 kJ/mol da eta ΔS° -arena 30,04 J/mol. Azaldu 25°C-ean baieztapen hauek zuzenak diren ala ez:

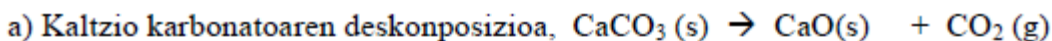
- Erreakzioa exotermikoa da
- Desordena gutxitzen den erreakzioa da.
- Energia librearen aldaketa negatiboa da.
- Erreakzioa espontaneo da.

- Gezurra. Endotermikoa da entalpiaren aldakuntza positiboa delako.
- Egia. Entropia handitzen delako.
- Kalkulatuko dugu, $\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 10,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} (30,04 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}) = 1,55 \text{ kJ}$. Gezurra, positiboa da.
- Okerra. Ez da espontaneoa izango, energia librearen aldaketa positiboa dela eta.

28. (11 Ekaina) Hauek dira, hurrenez hurren, kaltzio karbonatoaren, kaltzio oxidoaren eta karbono dioxidoaren formazio-beroa: -289 ; -152 eta $-94 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$. Arrazoitzu, erantzun iezaiezu galdera hauei:

- Zer bero kantitate beharko da tona bat kareharri (pisutan, kaltzio karbonatoaren %80 dauka) deskonposatzeko (kaltzio oxidoa eta karbono dioxidoa lortzen dira), baldin eta prozesuaren errendimendua %65 bada?
- Aurreko bero kantitatea butanoaren errektuntzan lortzen bada (butanoaren errektuntza-beroa = $-686 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$), zenbat gramo butano (erre) beharko dira?
- Egin ezazu energia-diagrama (energia vs errektzioaren garapena) errektzio endotermiko baten kasurako.

Datuak: Masa atomikoak: C=12; O=16 ; Ca=40



Kalkulatuko dugu goiko errektzioari dagokion entalpiaren aldakuntza,

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{produktuak} - \sum \Delta H_f^\circ \text{erreaktiboak}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ \text{CaO}(\text{s}) + \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{CaCO}_3 (\text{s})$$

$$\text{Datuak ordezkaturaz, } \Delta H^\circ = -152 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1} - 94 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1} - (-289 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}) = 43 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$10^6 \text{ g kareharri} \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g kareharri}} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \frac{43 \text{ kcal}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 3,44 \cdot 10^5 \text{ kcal teoriko}$$

Etekinak kontuan hartuta, goian lortutakoa baino gehiago beharko da; beraz,

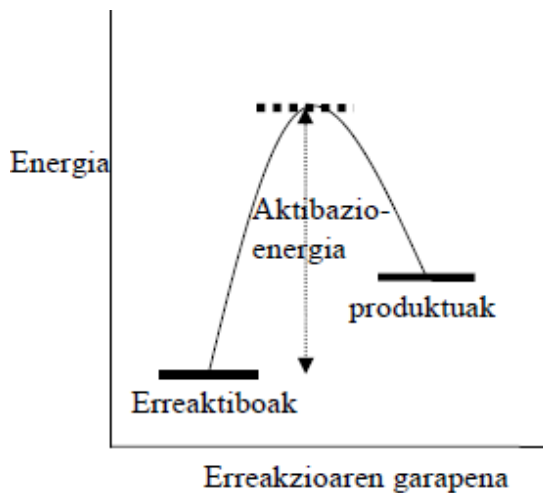
$$3,44 \cdot 10^5 \text{ kcal} \cdot (100/65) = 5,3 \cdot 10^5 \text{ kcal}$$

b) Butanoa, C_4H_{10} , masa molarra 58

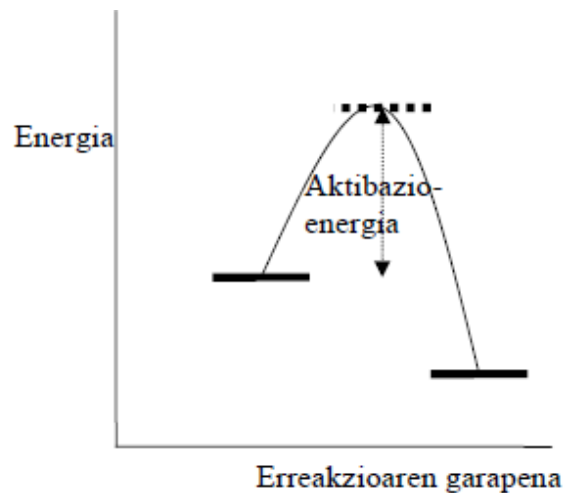
$$5,3 \cdot 10^5 \text{ kcal} \frac{1 \text{ mol bu tan o}}{686 \text{ kcal}} \frac{58 \text{ g bu tan o}}{1 \text{ mol bu tan o}} = 4,5 \cdot 10^4 \text{ g bu tan o}$$

c) Beheko grafikoetan dago azalduta.

Aktibazio-energia errektiboen eta konplexu aktibatuaren, bitartekoa, arteko energiaren aldakuntza da. Ez da berdina zuzeneko eta alderantzizko prozesuetan. Handiagoa da zuzenekoan, noranzko horretan endotermikoa delako



Erreakzio endotermikoa eta zuzena

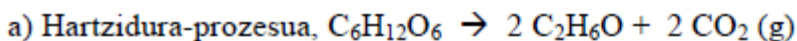


Alderantzizko erreakzioa, exotermikoa

29. (11 Ekaina) Hauek dira, hurrenez hurren, H_2 , C, etanol (C_2H_6O) eta glukosaren ($C_6H_{12}O_6$) errektuntza-beroak: -68; -94; -327; eta $673 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$. Arrazoituz, egin itzazu kalkulu hauek:

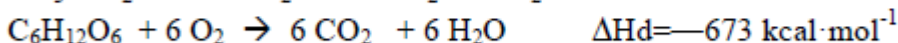
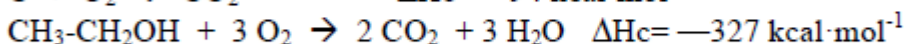
- Zer bero kantitate askatuko den mahatsaren glukosaren hartidura-prozesuan (etanola eta karbono dioxidoa lortzen dira produktu gisa)
- Karbono dioxidoaren zer bolumen (1 atm eta 20°C -an neurtuta) askatuko den 1.000 kg mahatsaren hartiduran, mahatsaren pisuaren %15 glukosa dela jakinik.
- Azaldu itzazu garbi entropia eta entalpia kontzeptuak, eta adieraz ezazu laburki zer erlazio dagoen haien artean

Datuak: $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masa atomikoak: C=12; O=16 ; H=1



Kalkulatuko dugu goiko erreakzioari dagokion entalpiaren aldakuntza,

Konposatuen errekuntza-erreakzioak,



Hartzidura-erreakzioa lortzeko Hess-en legea aplikatuz, d) - 2 c) eta entalpia,

$$\Delta H = \Delta H_d - 2 \cdot \Delta H_c = -673 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \cdot (-327 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}) = -19 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$b) 10^6 \text{ g mahats} \frac{15 \text{ g glukosa}}{100 \text{ g mahats}} \frac{1 \text{ mol glukosa}}{180 \text{ g glukosa}} \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol glukosa}} = 1.666,67 \text{ mol } CO_2$$

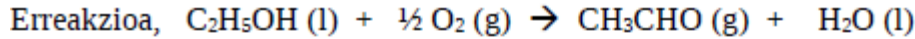
Bolumena kalkulatzeko gas idealen ekuazioan, $PV = nRT \rightarrow$

$$1 \text{ atm} \cdot V = 1.666,67 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot (273+20) \text{ K} \rightarrow V = 40.043,33 \text{ L } CO_2$$

- c) Entropia, S, sistema baten desorden molekularra neurtzen duen egoera-funtzio bat.
 Entalpia, Qp edo ΔH , prozesu batean trukaturako beroa, prozesua presio konstantean bururatuz gero.
 Beraien arteko erlazioa entalpia edo energia askean, G,
 $G = H - T S$, non T tenperatura absolutuan den.

30. (11 Uztaila) Etanol likidoaren oxidazioan, gas egoeran dagoen oxigeno soberakinarekin, etanal gaseosoa eta ur likidoa (25°C-an) lortzen dira. Aurki ezazu prozesuaren ΔH° eta kalkula ezazu zer energia kantitate zurgatuko edo askatuko den 23,5 g etanol likido oxidatzen direnean.

Datuak: Formazio-entalpia estandarrak: etanola (-278 kJ.mol⁻¹); etanala (-194 kJ.mol⁻¹); ura (-286 kJ.mol⁻¹); Masa atomikoak: C=12; O=16 ; H=1



$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ errektiboak}$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f \text{CH}_3\text{CHO} (\text{g}) + \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O} - \Delta H^\circ_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

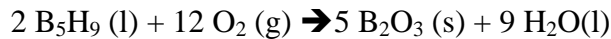
Datuak ordezkatzuz,

$$\Delta H^\circ = -194 - 286 - (-278) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -202 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$23,5 \text{ g e tan ol} \frac{1 \text{ mol e tan ol}}{46 \text{ g e tan ol}} \frac{(-202 \text{ kJ})}{1 \text{ mol e tan ol}} = -103,2 \text{ kJ}$$

Askatu egiten da energia

31. (11 Uztaila) Pentaboranoa, B_5H_9 , ondoko erreakzioaren arabera erretzen da:



Kalkulatu:

a) Erreakzioaren entalpia estandarra.

b) Pentaborano gramo baten errektuntzak askatzen duen beroa

Datuak. Formazio-entalpiak: $\Delta H^\circ_f \text{B}_5\text{H}_9 = 73,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f \text{B}_2\text{O}_3 = -1263,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O} = -286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masa atomikoak: B=10,8; O=16; H=1

Erreakzioaren entalpiaren aldakuntza, $\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f \text{ produktuak} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ errektiboak}$

$$\Delta H^\circ = 5 \Delta H^\circ_f \text{B}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 9 \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O} (\text{l}) - 2 \Delta H^\circ_f \text{B}_5\text{H}_9 (\text{l}) \quad (*\text{O}_2 \text{ -rena nulua da})$$

Datuak ordezkatzuz,

$$\Delta H^\circ = 5 \cdot (-1263,6) + 9 \cdot (-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) - 2 \cdot (73,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -9.038,4 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g pentaborano} \frac{1 \text{ mol pentaborano}}{63 \text{ g pentaborano}} \frac{-9.038,4 \text{ kJ}}{2 \text{ mol pentaborano}} = -71,73 \text{ kJ}$$

32. (12 Ekaina) Oktano likidoaren (C_8H_{18}) formazio-entalpia $-252 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ da.

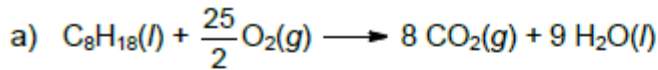
Karbonoaren eta hidrogenoaren errektuntza-entalpiak -393 eta $-285 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ dira, hurrenez hurren. Datu horiek baldintza normaletan neurtuak direla kontutan izanik, hau eskatzen da:

a) Oktano likidoaren errektuntza-entalpia.

b) Marraztu eta azaldu erreakzioaren entalpia-diagrama.

c) 100 g karbono erretzean lortutako energia, baldin eta prozesuaren etekina % 40 bada.

d) Energia horrekin 100 L ur likido berotuz gero, zenbat gradu igoko da tenperatura? Uraren bero espezifikoa = $4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ eta uraren dentsitatea = $1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$



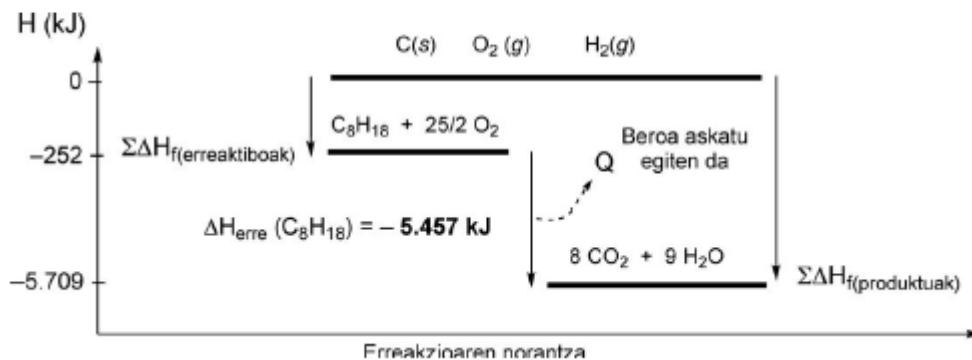
Hess-en legea aplikatuz $\Delta H_{erre} = \sum \Delta H_f(\text{produktuak}) - \sum \Delta H_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H_{erre} = 8 \Delta H_f(CO_2) + 9 \Delta H_f(H_2O) - [\Delta H_f(C_8H_{18}) + \frac{25}{2} \Delta H_f(O_2)]$$

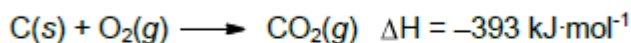
$$\Delta H_{erre} = 8(-393) + 9(-285) - [(-252) + \frac{25}{2}(0)] = -5.457 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Hortaz, erreakzioa exotermikoa da: $\Delta H_{erre}(C_8H_{18}) = -5.457 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- b) Erreakzioaren norantzan entalpia aldaketa negatiboa da ($\Delta H < 0$); hau da, beroa sistematik ingurunera igarotzen da. Ondorioz, erreakzioa exotermikoa da.



c) $100\text{gC} \times \frac{1\text{molC}}{12\text{gC}} \times \frac{393\text{kJ}}{1\text{molC}} \times \frac{40}{100} = 1.310\text{kJ}$ lortzen dira



- d) 100 L ur = 100 Kg ur direnez, bero espezifikoa kontutan izanik,

$$Q = m \times C_e \times \Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m \times C_e} = \frac{1.310\text{kJ}}{100\text{kg} \times 4,18\text{kJ/kg}\cdot\text{K}} = 3,1\text{K}$$

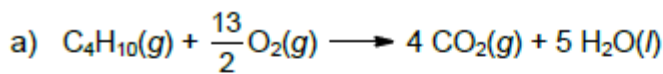
Hortaz, temperatura 3,1 °C igoko da.

33. (12 Ekaina) Formazio-entalpia hauek egoera estandarrean emanda daude:

$$CO_2(g) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}, \quad H_2O(l) = -285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \quad \text{eta} \quad C_4H_{10}(g) = -124,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

- a) Kalkulatu butano gasaren errektuntza-beroa.

- b) Zenbat litro butano gas (baldintza normaletan) erre behar da 20 litro ur 15 °C-tik 35 °C-ra berotzeko? Uraren bero espezifikoa = 4,18 kJ·kg⁻¹·K⁻¹; uraren dentsitatea = 1 kg·L⁻¹



Hess-en legea aplikatuz $\Delta H_{\text{erre}} = \sum \Delta H_f(\text{produktuak}) - \sum \Delta H_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H_{\text{erre}} = 4 \Delta H_f(CO_2) + 5 \Delta H_f(H_2O) - [\Delta H_f(C_4H_{10}) + \frac{13}{2} \Delta H_f(O_2)]$$

$$\Delta H_{\text{erre}} = 4(-393,5) + 5(-285,5) - [(-124,7) + \frac{13}{2}(0)] = -2.876,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Hortaz, erreakzioa exotermikoa da: $\Delta H_{\text{erre}}(C_4H_{10}) = -2.876,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

b) Behar den beroa: $Q = m \times C_e \times \Delta T = 20\text{kg} \times 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}} \times (35-15)\text{K} = 1.672\text{kJ}$

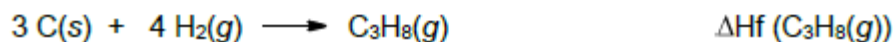
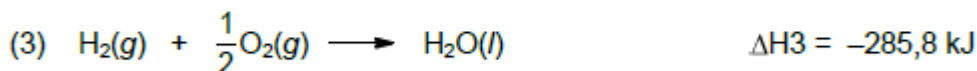
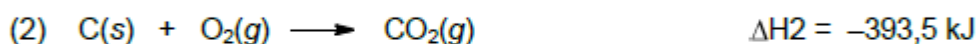
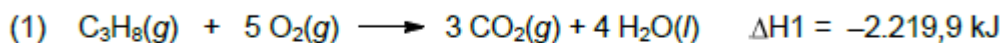
Energia hori lortzeko erre behar diren butano litroak:

$$V = 1.672\text{kJ} \times \frac{1\text{mol}(C_4H_{10})}{2.876,8\text{kJ}} \times \frac{22,4\text{L}(C_4H_{10})}{1\text{mol}(C_4H_{10})} = 13\text{L}(C_4H_{10})$$

34. (12 Uztaila) Propanoaren (gasa), karbonoaren (solidoa) eta hidrogenoaren (gasa) errekuntza-entalpia molar estandarrek, hurrenez hurren, hauek dira: -2.219,9 -393,5 eta -285,8 kJ. Kalkulatu:

- Erreakzio honen ΔH° estandarra: $3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow \text{Propanoa}(g)$
- Aurreko erreakzioa exotermikoa ala endotermikoa izango da baldintza estandarretan? Zergatik?.
- Erregai bakoitzetik (propanoa, karbonoa, hidrogenoa) 1 g erretzen bada, zeinek du bero-ahalmenik handiena? Arrazoitu.

a) Propanoaren sorrera erreakzioa beste hiru errekuntza erreakzio hauek konbinatuz lor daiteke. Konkretuki, -(1) + 3(2) + 4(3) eginez:

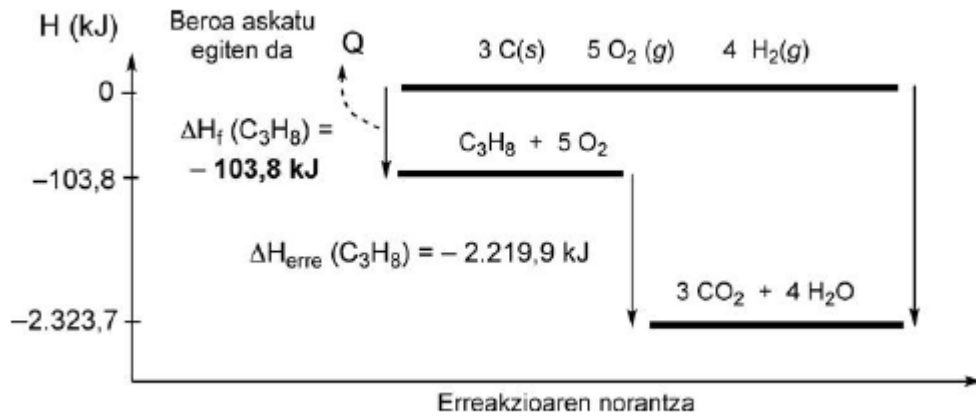


Hess-en legea aplikatuz, propanoaren sorrera entalpia (1), (2) eta (3) erreakzioen entalpien funtzioa izango da:

$$\Delta H_f(C_3H_8) = 3 \Delta H2 + 4 \Delta H3 - \Delta H1$$

$$\Delta H_f(C_3H_8) = 3(-393,5) + 4(-285,8) - (-2.219,9) = -103,8\text{kJ}$$

b) Erreakzio hauen baldintza estandarreko entalpiak diagrama honek biltzen ditu:



Ikustenenez, $\Delta H_f(\text{C}_3\text{H}_8) < 0$ da; hots, erreakzioa exotermikoa da.

c) Hiru erreagaien masa molekularrak hauek direla kontutan hartuz:

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(\text{H}_2) = 2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}; \quad M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Bakoitzeko 1g erretzean askatutako beroak hauek dira, banan-bana:

$$Q(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{2.219,9\text{kJ}}{1\text{mol}(\text{C}_3\text{H}_8)} \times \frac{1\text{g}(\text{C}_3\text{H}_8)}{44\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 50,45\text{kJ}$$

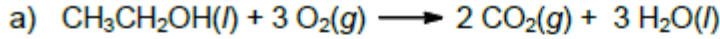
$$Q(\text{C}) = \frac{393,5\text{kJ}}{1\text{mol}(\text{C})} \times \frac{1\text{g}(\text{C})}{12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 32,79\text{kJ}$$

$$Q(\text{H}_2) = \frac{285,5\text{kJ}}{1\text{mol}(\text{H}_2)} \times \frac{1\text{g}(\text{H}_2)}{2\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 142,9\text{kJ}$$

Beraz, hidrogenoak du bero-ahalmen handiena masa unitateko.

35. (13 Uztaila) Etanolaren ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) (*l*), karbono dioxidoaren (*g*) eta ur likidoaren formazio-entalpia estandarrak (ΔH_f°), hurrenez hurren, hauek dira: -278 , -394 eta $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Idatzi etanol likidoaren errekuntza-erreakzio doitua, eta kalkulatu haren entalpia 25°C -an.
- Irudikatu eta azaldu erreakzioari dagokion entalpia-diagrama.
- Idatzi karbonoaren errekuntza-ekuazioa, eta kalkulatu zenbat gramo karbono erre beharko diren, 20 L ur 8°C -tik 98°C -raino berotzeko, baldin eta sortutako beroaren % 50 baino ez bada aprobetxatzen. Uraren bero espezifikoa = $4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ eta uraren dentsitatea = $1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$



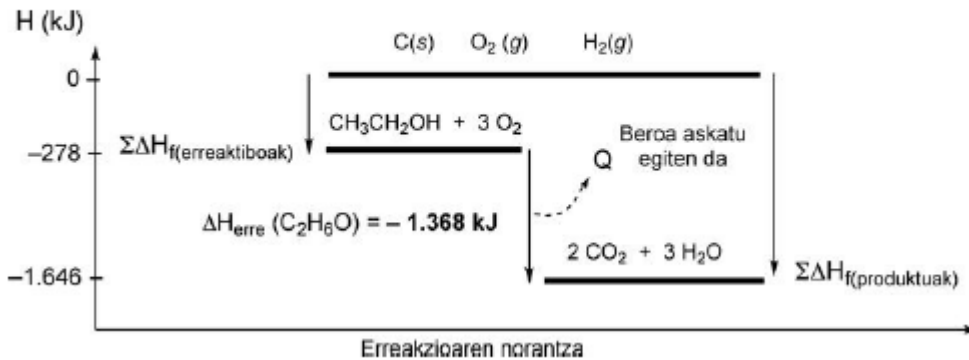
Hess-en legea aplikatuz $\Delta H_{\text{erre}} = \sum \Delta H_f(\text{produktuak}) - \sum \Delta H_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H_{\text{erre}} = 2 \Delta H_f(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - [\Delta H_f(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) + 3 \Delta H_f(\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_{\text{erre}} = 2(-394) + 3(-286) - [-278 + 3(0)] = -1.368 \text{ kJ}$$

Errekuntza erreakzioaren entalpia: $\Delta H_{\text{erre}}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -1.368 \text{ kJ}$

- b) Erreakzioaren norantzan entalpia aldaketa negatiboa da ($\Delta H < 0$); hau da, beroa sistematik ingurunera igarotzen da. Ondorioz, erreakzioa exotermikoa da.



20 L (edo 20 kg) ur berotzeko behar den energia hau izango da:

$$Q = m \times C_e \times \Delta T = 20 \text{ kg} \times 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times (98 - 8) \text{ K} = 7.524 \text{ kJ}$$

Etekin %50koa denez, $Q = 7.524 \text{ kJ} \times 2 = 15.048 \text{ kJ}$

Bero hori lortzeko erre behar diren karbono gramoak hauek dira:

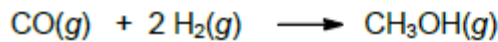
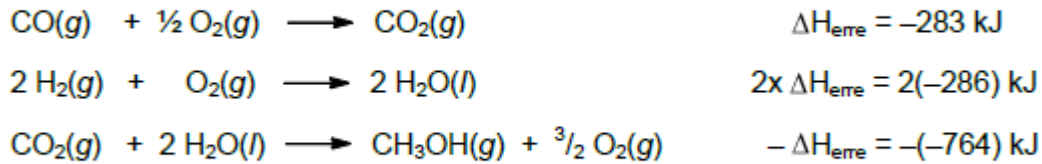
$$15.048 \text{ kJ} \times \frac{1 \text{ mol}(C)}{394 \text{ kJ}} \times \frac{12 \text{ g}(C)}{1 \text{ mol}(C)} = 458 \text{ g}(C)$$

36. (13 Uztaila) Metanolaren sintesi-erreakzioa $\text{CO}(g) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(g)$ aztertzeko, haren osagai guztien errekuntza-entalpia estandarrak $\Delta H^\circ_{\text{erre}}$ neurtzen dira:

$$\text{CO}: -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \text{H}_2: -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ eta } \text{CH}_3\text{OH}: -764 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Kalkulatu metanolaren sintesi-erreakzioaren entalpia estandarra, eta esan metanolaren sorrera exotermikoa ala endotermikoa den.
- Kalkulatu erreakzioaren entropia estandarra, eta esan ea sistema ordenatzen edo desordenatzen den.
- Erreakzioa 1 atm-n egiten bada, esan ea metanola berez sortuko den 100 °C-an eta 150 °C-an. Erreakzio-entalpiak eta -entropiak tenperaturarekiko aldagaiztat hartuko dira.

- a) Metanolaren sintesi-erreakzioa beste 3 errekuntza erreakzio hauen konbinazioz lor daiteke:



Hess-en legea aplikatuz $\Delta H_{\text{erre}} = \sum \Delta H_f(\text{produktuak}) - \sum \Delta H_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_{\text{erre}}(\text{CO}) + 2 \Delta H_{\text{erre}}(\text{H}_2) - [\Delta H_{\text{erre}}(\text{CH}_3\text{OH})]$$

$$\Delta H_r^\circ = -283 + 2(-286) - [-764] = -91 \text{ kJ}$$

- b) Erreakzioaren entropia $\Delta S_r^\circ = \sum \Delta S_f^\circ(\text{produktuak}) - \sum \Delta S_f^\circ(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta S_r^\circ = \Delta S_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) - [2\Delta S_f^\circ(\text{CO}) - \Delta S_f^\circ(\text{H}_2)]$$

$$\Delta S_r^\circ = 240 - [198 + 2(131)] = -220 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

Sistema ordenatzen da $\Delta S_r^\circ < 0$ delako.

- c) Erreakzioa espontaneo den ala ez jakiteko, ΔG_r° kalkulatu behar da tenperatura bakoitzean.

$$\Delta G_{100^\circ\text{C}} = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ = -91.000 - [373 \cdot (-220)] = -8.940 \text{ J} = -8,94 \text{ kJ}$$

$$\Delta G_{150^\circ\text{C}} = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ = -91.000 - [423 \cdot (-220)] = +2.060 \text{ J} = +2,06 \text{ kJ}$$

Prozesua 100°C-tan espontaneo izango da, $\Delta G_{100^\circ\text{C}} < 0$ delako.

Prozesua 150°C-tan ezinezkoa izango da, $\Delta G_{150^\circ\text{C}} > 0$ delako.

37. (14 Ekaina) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ formulako konposatu likido baten errekuntza-entalpia $-1788,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ da:

- Idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa, eta kalkula ezazu zenbat litro $\text{CO}_2(g)$, BNetan neurtuta, lortuko diren 200 kJ trukatzeko direnean. Adieraz ezazu energia askatzen ala xurgatzen den.
- Konposatu horren zenbat gramo erre behar dira 20 L ur 15°C-tik 40 °C-ra berotzeko?.
- Karbono dioxidoaren eta uraren formazio-entalpiak erabiliz, kalkula ezazu konposatuaren formazio-entalpia. Eta idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa.

Datuak: $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{CO}_2(g) = -393,2$; $\text{H}_2\text{O}(l) = -285,2$

Ur likidoaren bero espezifikoa: $C_e = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$

a) Ekuazio termokimikoa: $C_3H_6O(l) + 4 O_2(g) \longrightarrow 3 CO_2(g) + 3 H_2O(l) + 1788,4 \text{ kJ}$

$$V_{(CO_2)} = 200 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ mol}(CO_2)}{1788,4 \text{ kJ}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}(CO_2)}{1 \text{ mol}(CO_2)} = 7,51 \text{ L}$$

Beraz, 7,51 litro CO_2 askatzen dira. Prozesua exotermikoa da ($\Delta H < 0$).

b) Energiaren kontserbazio printzipioa aplikatuz:

Q (konposatuaren errektuzan askatu) = Q (uraren beroketan xurgatu)

Q (ura berotzeko) = $m \cdot C_e \cdot \Delta T = 20 \text{ kg} \cdot 4,18 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (40 - 15)^\circ\text{C} = 2090 \text{ kJ}$

$$m_{(C_3H_6O)} = 2090 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}(C_3H_6O)}{1788,4 \text{ kJ}} \cdot \frac{58 \text{ g}(C_3H_6O)}{1 \text{ mol}(C_3H_6O)} = 67,78 \text{ g}$$

c) Erreakzio entalpia: $\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{produktuak}) - \sum n \Delta H_f^\circ (\text{erreaktiboak})$

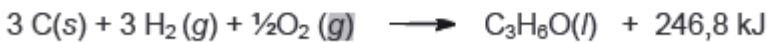
$$\Delta H_r^\circ = [3 \cdot \Delta H_f^\circ (CO_2) + 3 \cdot \Delta H_f^\circ (H_2O)] - 1 \cdot \Delta H_f^\circ (C_3H_6O)$$

Gogoan izan oxigenoaren formazio-entalpia zero dela.

$$-1788,4 = [3 \cdot (-393,2) + 3 \cdot (-285,2)] - 1 \cdot \Delta H_f^\circ (C_3H_6O)$$

$$\Delta H_f^\circ (C_3H_6O) = -246,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Formazio-ekuazio termokimikoa:



edo:



38. (14 Ekaina) Ekuazio hau emanik: $2 H_2O_2(l) \rightarrow 2 H_2O(l) + O_2(g)$:

- Kalkula ezazu prozesuaren entalpia-aldaketa, eta idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa.
- Zer energia kantitate trukutzen da 200 g ur oxigenatu deskonposatzen badira?. Adieraz ezazu energia askatzen ala xurgatzen den.
- Zehaztu ezazu prozesuaren entropia-aldaketa. Berezkoa al da baldintza estandarretan?.
- Nolakoa izango da prozesua (berezkoa/behartuta) beste edozein tenperaturatan?.

Datuak: $\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: $H_2O_2(l) = -187,8$; $H_2O(l) = -285,8$; $O_2(g) = 0$

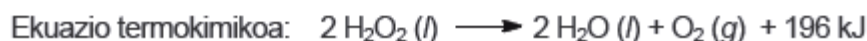
$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$: $H_2O_2(l) = 109,6$; $H_2O(l) = 70$; $O_2(g) = 205$



Erreakzio entalpia: $\Delta H^{\circ}_r = \sum n\Delta H^{\circ}_f(\text{produktuak}) - \sum n\Delta H^{\circ}_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H^{\circ}_r = [2 \cdot \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}) + 1 \cdot \Delta H^{\circ}_f(\text{O}_2)] - 2 \cdot \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}_2)$$

$$\Delta H^{\circ}_r = [2 \cdot (-285,8) + 1 \cdot 0] - [2 \cdot (-187,8)] = -196 \text{ kJ}$$



b) 200g ur oxigenatu deskonposatzerakoan askatutako energia:

$$\Delta H = 200\text{g}(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \frac{1\text{mol}(\text{H}_2\text{O}_2)}{34\text{g}(\text{H}_2\text{O}_2)} \cdot \frac{196\text{kJ}}{2\text{mol}(\text{H}_2\text{O}_2)} = 576,5\text{kJ}$$

c) Erreakzio entropia: $\Delta S^{\circ}_r = \sum nS^{\circ}_f(\text{produktuak}) - \sum nS^{\circ}_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta S^{\circ}_r = [2 \cdot S^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}) + 1 \cdot S^{\circ}_f(\text{O}_2)] - 2 \cdot S^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}_2)$$

$$\Delta S^{\circ}_r = (2 \cdot 70 + 1 \cdot 205) - (2 \cdot 109,6) = +125,8 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ}_r = \Delta H^{\circ}_r - T \cdot \Delta S^{\circ}_r \Rightarrow \Delta G^{\circ}_r = -196 \text{ kJ} - [(298 \text{ K}) \cdot (125,8 / 1000 \text{ kJ/K})]$$

$$\Delta G^{\circ}_r = -233,49 \text{ kJ} \quad \Delta G^{\circ}_r < 0 \text{ (prozesua berezkoa da)}$$

Erreakzioan entropia handitzen da. Sistema desordenatu egiten da.

d) $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

Edozein T hartuta: $\Delta G = -196 - T \cdot 0,1258$

T beti positiboa denez, ΔG beti izango da negatiboa (< 0). Beraz, erreakzioa beti berezkoa izango da.

39. (14 Uztaila) Erreakzio kimiko hau emanda: $\text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}(g)$

a) Zer energia kantitate trukutzen da (adieraz ezazu ea askatzen edo xurgatzen den) 50 L $\text{NO}(g)$, BNetan, lortzen direnean?

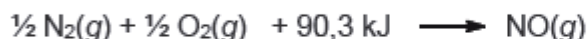
b) Kalkula ezazu prozesuaren entropia-aldaketa eta azter ezazu ea prozesua berezkoa den $25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ -an.

c) Erreakzioaren entalpia eta entropia tenperaturarekin aldatzen ez direla emanaz gero, zer tenperatura beharko da, gutxienez, prozesua berezkoa izan dadin?

Datuak: $\Delta H^{\circ}_f(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: $\text{NO}(g) = +90,3$

$S^{\circ}(\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$: $\text{N}_2(g) = +191,5$; $\text{O}_2(g) = +205$; $\text{NO}(g) = +210,6$

a) Formazio-entalpiaren datua ikusita, ekuazio termokimiko hau dagokio NO-ren formazio-prozesuari:



$$\Delta H = 50\text{L}(\text{NO}) \cdot \frac{1\text{mol}(\text{NO})}{22,4\text{L}(\text{NO})} \cdot \frac{90,3\text{kJ}}{1\text{mol}(\text{NO})} = 201,56\text{kJ}$$

b) Erreakzio entropia: $\Delta S^{\circ}_r = \sum nS^{\circ}_f(\text{produktuak}) - \sum nS^{\circ}_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta S^{\circ}_r = 2 \cdot S^{\circ}_f(\text{NO}) - [1 \cdot S^{\circ}_f(\text{N}_2) + 1 \cdot S^{\circ}_f(\text{O}_2)]$$

$$\Delta S^{\circ}_r = 2 \cdot 210,6 - (191,5 + 205) = +24,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ}_r = \Delta H^{\circ}_r - T \cdot \Delta S^{\circ}_r \Rightarrow \Delta G^{\circ}_r = 2 \cdot 90,3 \text{ kJ} - T \cdot (24,7/1000 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1})$$

T = 298K denean, $\Delta G^{\circ}_r = +173,24 \text{ kJ}$; beraz, $\Delta G^{\circ}_r > 0$ (prozesua ez da berezkoa)

c) Oreka egoeran:

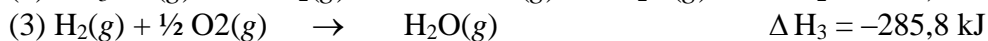
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad \text{eta} \quad \Delta G = 0$$

$$\text{Edozein T hartuta: } \Delta G = 0 = 180,6 - T \cdot 0,0247 \Rightarrow T = 7311,74 \text{ K}$$

$$T > 7311,74 \text{ K} \Rightarrow \Delta G < 0 \quad (\text{prozesua berezkoa da})$$

$$T < 7311,74 \text{ K} \Rightarrow \Delta G > 0 \quad (\text{prozesua behartua da})$$

40. (14 Uztaila) Ekuazio hauek emanik:



a) Kalkula ezazu prozesu honen entalpia-aldaketa:

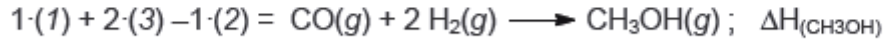
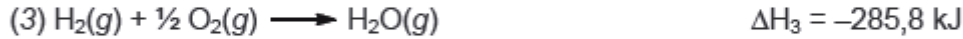
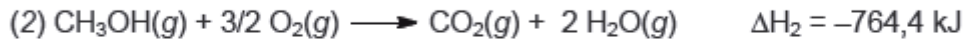


b) Idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa, eta kalkula ezazu zer energia kantitate trukatu den (adieraz ezazu ea askatzen edo xurgatzen den) 1 kg metanol sortzeko.

c) Zehaztu ezazu a) ataleko prozesuaren entropia-aldaketa. Berezkoa al da baldintza estandarretan?

Datuak: $S^{\circ} (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$: $\text{CO}(g) = 197,7$; $\text{H}_2(g) = 130,7$; $\text{CH}_3\text{OH}(g) = 239,8$

- a) (1)-(3) Errekuntza-erreakzioak elkarrekin konbinatu daitezke metanolaren formazio-erreakzioa emateko:



$$\text{Hessen legea aplikatuz: } \Delta H_{(\text{CH}_3\text{OH})} = 1 \cdot \Delta H_1 + 2 \cdot \Delta H_3 - 1 \cdot \Delta H_2$$

$$\text{Datuak ordezkatzuz: } \Delta H_{(\text{CH}_3\text{OH})} = 1 \cdot (-283,0) + 2 \cdot (-285,8) - 1 \cdot (-764,4) = -90,2 \text{ kJ}$$

- b) Ekuazio termokimikoa: $\text{CO}(g) + 2 \text{H}_2(g) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(g) + 90,2 \text{ kJ}$

Metanola sortzeko energia askatu egiten da, erreakzioa exotermikoa delako ($\Delta H < 0$). 1kg metanol sortzeko askatutako energia:

$$\Delta H_{(\text{CH}_3\text{OH})} = 1000g(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot \frac{1 \text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})}{32g} \cdot \frac{90,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}(\text{CH}_3\text{OH})} = 2018,75 \text{ kJ}$$

- c) Erreakzio entropia: $\Delta S_r = \sum n S_f^{\circ}(\text{produktuak}) - \sum n S_f^{\circ}(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta S_r^{\circ} = 1 \cdot S_f^{\circ}(\text{CH}_3\text{OH}) - [1 \cdot S_f^{\circ}(\text{CO}) - 2 \cdot S_f^{\circ}(\text{H}_2)]$$

$$\Delta S_r^{\circ} = 1 \cdot 239,8 - [1 \cdot 197,7 - 2 \cdot 130,7] = -219,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

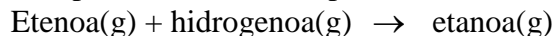
$$\Delta G_r^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T \cdot \Delta S_r^{\circ} \Rightarrow \Delta G_r^{\circ} = -90,2 \text{ kJ} - 298 \cdot (-219,3/1000 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}) = -155,55 \text{ kJ}$$

Beraz, baldintza standarretan: $\Delta G_r^{\circ} < 0$ (prozesua berezkoa da).

41. (15 Ekaina) Etanoaren (CH_3CH_3) eta etenoaren ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) errekuntza-entalpiak $-1560 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ eta $-1410 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ dira, hurrenez hurren.

a) Kalkulatu substantzai bakoitzaren formazio-entalpia estandarra.

b) Kalkulatu prozesu honen entalpia-aldaketa:



c) Zer bero kantitate askatuko da hidrocarburo bakoitzeko 50 g erretzen badira?

Datuak: ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CO}_2(g) = -393,8$; $\text{H}_2\text{O}(l) = -285,8$

- a) Etanoaren errekuntza: $\text{C}_2\text{H}_6 + 7/2 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}; \Delta H = -1560 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_r^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{produktuak}) - \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{erreaktiboak})$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [2 \cdot \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) + 3 \cdot \Delta H_f^{\circ}(\text{H}_2\text{O})] - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6)$$

Gogoan izan oxigenoaren formazio-entalpia zero dela.

$$-1560 = [2 \cdot (-393,8) + 3 \cdot (-285,8)] - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6)$$

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6) = -85,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Etenoaren errektuntza: $C_2H_4 + 3 O_2 \longrightarrow 2 CO_2 + 2 H_2O$; $\Delta H = - 1410 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{produktuak}) - \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{erreaktiboak})$$

$$\Delta H^{\circ}_r = [2 \cdot \Delta H^{\circ}_f (CO_2) + 2 \cdot \Delta H^{\circ}_f (H_2O)] - \Delta H^{\circ}_f (C_2H_4)$$

Gogoan izan oxigenoaren formazio-entalpia zero dela.

$$-1410 = [2 \cdot (-393,8) + 2 \cdot (-285,8)] - \Delta H^{\circ}_f (C_2H_4)$$

$$\Delta H^{\circ}_f (C_2H_4) = 50,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b) $C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6$

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{produktuak}) - \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{erreaktiboak})$$

$$\Delta H^{\circ}_r = \Delta H^{\circ}_f (C_2H_6) - [\Delta H^{\circ}_f (C_2H_4) + \Delta H^{\circ}_f (H_2)]$$

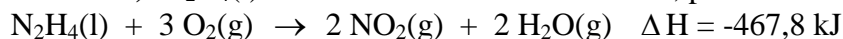
Gogoan izan hidrogenoaren formazio-entalpia zero dela.

$$\Delta H^{\circ}_r = -85,0 - 50,8 = -135,8 \text{ kJ}$$

$$\text{c) } 50g_{C_2H_6} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{C_2H_6}}{30g_{C_2H_6}} \cdot \frac{1560 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{C_2H_6}} = 2600 \text{ kJ}$$

$$50g_{C_2H_4} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{C_2H_4}}{28g_{C_2H_4}} \cdot \frac{1410 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{C_2H_4}} = 2517,8 \text{ kJ}$$

42. (15 Ekaina) $N_2H_4(l)$ hidrazina likidoaren oxidazioan, prozesu hau gertatzen da:

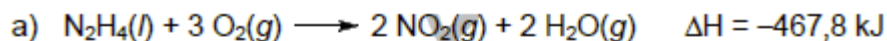


- Kalkulatu hidrazina likidoaren formazio-entalpia estandarra.
- 1 L hidrazinaren oxidazioan askatzen den bero-energiarekin 25 °C-an dauden 100 L ur berotzen badira, zer temperatura hartuko du urak?
- Zer zeinu izango du entropia-aldaketak hidrazinaren oxidazioan?. Prozesua espontaneo izango al da?.

Datuak: ΔH°_f (kJ·mol⁻¹) $NO_2(g) = 33,2$; $H_2O(g) = -241,8$

Dentsitateak (g·mL⁻¹): $H_2O(l) = 1,00$; $N_2H_4(l) = 1,02$

Bero espezifikoa (J·g⁻¹·°C⁻¹): $H_2O(l) = 4,18$



$$\Delta H^\circ_r = \sum \Delta H^\circ_f (\text{produktuak}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{erreaktiboak})$$

$$\Delta H^\circ_r = [2 \cdot \Delta H^\circ_f (\text{NO}_2) + 2 \cdot \Delta H^\circ_f (\text{H}_2\text{O})] - \Delta H^\circ_f (\text{N}_2\text{H}_4)$$

Gogoan izan oxigenoaren formazio-entalpia zero dela.

$$-467,8 = [(2 \cdot 33,2 + 2 \cdot (-241,8))] - \Delta H^\circ_f (\text{N}_2\text{H}_4)$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{N}_2\text{H}_4) = 50,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Energiaren kontserbazio-printzipioa aplikatuz:

Q (hidrazinaren oxidazioan askatu) = Q (ura berotzeko xurgatu)

$$1000 \text{ mL}_{\text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1,02 \text{ g}_{\text{N}_2\text{H}_4}}{1 \text{ mL}_{\text{N}_2\text{H}_4}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{N}_2\text{H}_4}}{32 \text{ g}_{\text{N}_2\text{H}_4}} \cdot \frac{467,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{\text{N}_2\text{H}_4}} =$$

$$100 \text{ L}_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ Kg}_{\text{H}_2\text{O}}}{1 \text{ L}_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 4,18 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (T - 25)^\circ\text{C}$$

$$T = 60,67 \text{ }^\circ\text{C}$$

c) Prozesuaren entropia-aldaketa balioesteko, erreakzioan izandako mol kopuruen eta egoera fisikoen aldaketak aztertuko ditugu.

Mol kopurua berdina da $\Delta n = 0$

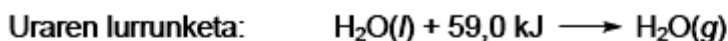
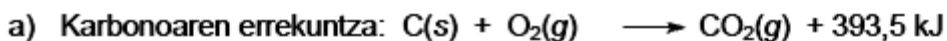
Egoera fisikoak: $l, g \rightarrow g$

Entropia handitzen dela esan dezakegu, hau da, $\Delta S > 0$

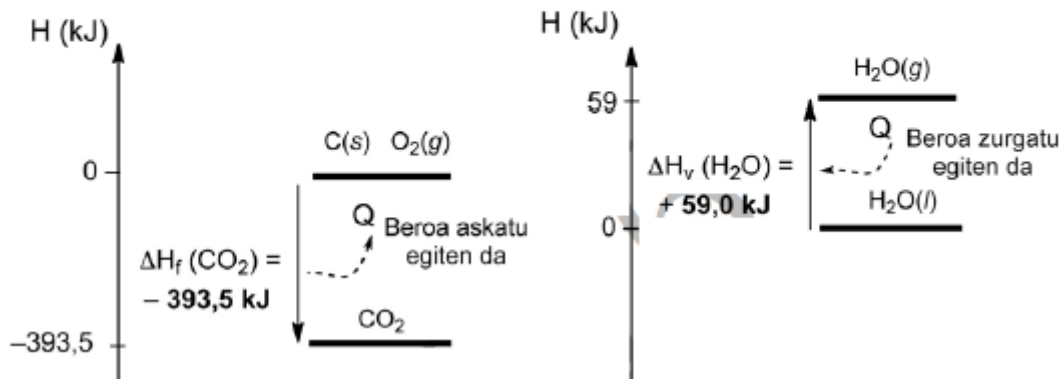
Prozesua espontaneo izango da edozein temperaturatan, $\Delta H < 0$ ($\Delta H = -467,8 \text{ kJ}$) eta $\Delta S > 0$ betetzen baita.

43. (16 Ekaina) Karbono solidoaren errektantza-beroa $-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ da, eta uraren lurruntze-beroa $+59 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ da.

- Idatzi bi prozesuen ekuazio termokimikoak, eta egin dagozkion energia-diagramak.
- Espontaneo izango al da karbono solidoaren errektantza $25 \text{ }^\circ\text{C}$ -an?
- Zenbat gramo $\text{C}(s)$ erre beharko dira $100 \text{ }^\circ\text{C}$ -an dauden 5 kg ur lurruntzeko?



Energia diagramak:



b) Erreakzioaren energia libre (ΔG) kalkulatu behar da 25 °C-an

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta S = \sum n \cdot S^\circ (\text{produktuak}) - \sum n \cdot S^\circ (\text{erreaktiboak})$$

$$\Delta S^\circ = 1 \cdot S^\circ_{CO_2(g)} - [1 \cdot S^\circ_{C(s)} + 1 \cdot S^\circ_{O_2(g)}]$$

$$\Delta S^\circ = 1 \cdot 213,6 - (1 \cdot 5,69 + 1 \cdot 205) = 2,91 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

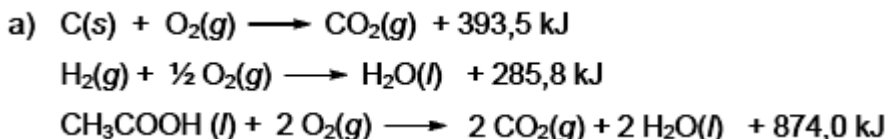
Hortaz,

$$\Delta G = -393,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (2,91/1000) \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = -394,4 \text{ kJ} \text{ (Espontanea)}$$

$$c) \text{ masa}_C = 5000g_{H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{H_2O}}{18g_{H_2O}} \cdot \frac{59 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{H_2O}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_C}{393,5 \text{ kJ}} \cdot \frac{12g_C}{1 \text{ mol}_C} = 499,8g_C$$

44. (16 Ekaina) $CO_2(g)$ -aren eta $H_2O(l)$ -aren formazio-entalpia estandarrak $-393,5$ eta $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ dira, hurrenez hurren, eta azido azetiko (etanoiko) likidoaren errektuntza-beroa, 25 °C-an, $-874,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ da.

- Idatz itzazu emandako datuei dagozkien ekuazio termokimikoak.
- Kalkula ezazu azido azetikoaren formazio-entalpia estandarra.
- Zer bero kantitate trukatu da (askatzen edo xurgatzen den adierazi behar duzu), 25 L $CO_2(g)$, 1 atm eta 25 °C-an neurtuta, lortzen direnean azido azetiko (etanoiko) likidoaren errektuntzan?



b) $\Delta H_r^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ (\text{produktuak}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ (\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H_r^\circ = [2 \cdot \Delta H_f^\circ CO_2(g) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ H_2O(l)] - [1 \cdot \Delta H_f^\circ CH_3COOH(l)]$$

$$-874 = [2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,8)] - [1 \cdot \Delta H_f^\circ CH_3COOH(l)]$$

Hemendik azido azetikoaren formazio-entalpia atera daiteke:

$$\Delta H_f^\circ CH_3COOH(l) = -484,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) 1 mol CO_2 -ren bolumena emandako baldintzetan:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 298 \Rightarrow V = 24,44 \text{ L}$$

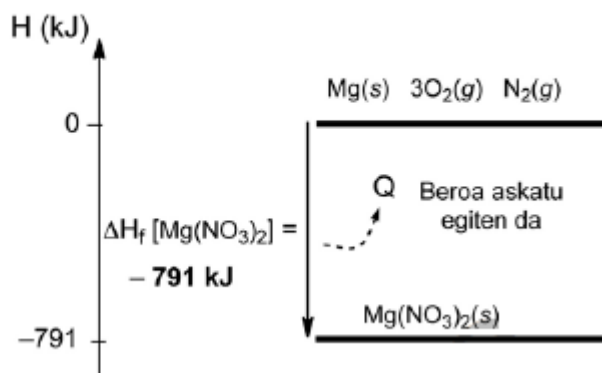
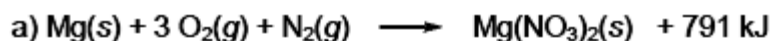
Hortaz, 25 L CO_2 sortuta askatzen den beroa:

$$25 L_{CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{CO_2}}{24,44 L_{CO_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{CH_3COOH}}{2 \text{ mol}_{CO_2}} \cdot \frac{874 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{CH_3COOH}} = 447,01 \text{ kJ}$$

45. (16 Uztaila) Taulako datuen laguntzaz, egin itzazu azpian adierazitako ariketak.

Substantzia	$Mg(NO_3)_2(s)$	$MgO(s)$	$NO_2(g)$
Formazio-entalpia ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	-791	-602	-33

- Idatz ezazu magnesio nitratoaren formazio-ekuazio termokimikoa, eta egin ezazu dagokion energia-diagrama.
- Magnesio nitratoa berotzean, deskonposatu egiten da, eta magnesio oxidoa, nitrogeno dioxidoa eta oxigenoa eraten dira. Kalkula ezazu prozesu horren entalpia-aldaketa, eta idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa.
- Aurreko prozesuan 25 L nitrogeno dioxido (g), BNetan neurtuta, sortzen direnean, zer bero kantitate trukatu da? (askatzen ala xurgatzen den adierazi behar duzu)



$$\Delta H^\circ_r = \sum n \cdot \Delta H^\circ_f (\text{produktuak}) - \sum n \cdot \Delta H^\circ_f (\text{erreaktiboak})$$

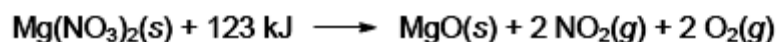
$$\Delta H^\circ_r = [1 \cdot \Delta H^\circ_f \text{MgO(s)} + 2 \cdot \Delta H^\circ_f \text{NO}_2(\text{g})] - [1 \cdot \Delta H^\circ_f \text{Mg(NO}_3)_2(\text{s})]$$

Gogoan izan oxigenoaren formazio-entalpiak zero dela (elementua da).

$$\Delta H^\circ_r = [1 \cdot (-602) + 2 \cdot (-33)] - [1 \cdot (-791)] = +123 \text{ kJ}$$

Prozesua endotermikoa da ($\Delta H > 0$), hau da, beroa xurgatu egiten da.

Ekuazio termokimikoa:



c) 25L $\text{NO}_2(\text{g})$ sortzean askatutako beroa:

$$\Delta H = 25 \text{L}_{\text{NO}_2} \cdot \frac{1 \text{mol}_{\text{NO}_2}}{22,4 \text{L}_{\text{NO}_2}} \cdot \frac{1 \text{mol}_{\text{Mg(NO}_3)_2}}{2 \text{mol}_{\text{NO}_2}} \cdot \frac{123 \text{kJ}}{1 \text{mol}_{\text{Mg(NO}_3)_2}} = 68,64 \text{kJ}$$

GALDERAK

46. **(95 Uztaila)** a) Azaldu ea posible den erreakzio endotermiko bat espontaneo izatea.
b) Azaldu ea posible den, prozesuaren batean, erreakzio-beroa bolumen konstantez eta erreakzio-beroa presio konstantez berdinak izatea.

47. **(95 Iraila)** Entropiaren kontzeptua. Azaldu, arrazonatuz, entropia nola aldatzen den ondoko prozesu hauetan:

- a) Uraren baporizazioan b) Sodio kloruroaren disoluzioa uretan.
c) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ d) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

48. **(96 Iraila)** a) Azaldu nola arituko zinatekeen laborategian erreakzio baten entalpia-aldaketa determinatzeko. Zure aukerako adibide batez balia zaitezke. Egin behar diren neurriak deskribatu, eta erabilitako aparatu eta instrumentoak halaber.

- b) Definitu edo azaldu zer den “Formazio-entalpia standarda”

49. **(99 Uztaila)** a) Azaldu, labur, gasolinak eta gainontzeko erregaiek negutegi efektuarekin duten erlazioa.

- b) Auto ihes-hodian daramaten katalisatzailean gertatzen den ondoko erreakzioarekin lortzen diren abantailak eta/edo desabantailak azaldu, ingurumenaren ikuspuntu batetik: $2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{g})$

a) Erregaiek karbono dioxido emititzen dute eta gas hauek erradiazioa zurgatzen dute, unibertsora kanporatu beharrean. Hori dela eta, berotze globala efektua ematen da. Negutegi efektu naturala ere badago (atmosfera-eraginez) eta horri esker mantentzen da egokia Lurraren tenperatura.

b) Prozesu hori berezkoa da baina giro tenperaturan oso motel ematen da (bere zinetika motela da). Katalizatzailearen bitartez, prozesua azkartzea lortzen da eta nahiz eta lortutako karbono dioxidoa kaltegarria izan azkoz kaltegarriagoa da karbono monoxidoa.

50. **(00 Uztaila)** a) Entropiaren kontzeptua. Beronen eragina erreakzio kimikoen espontaneitatearen gainean

- b) Zein tenperaturatan izango da espontaneo erreakzio bat, baldin entalpia-aldaketa -43 kJ/mol bada, eta entropia-aldaketa, -100 J/mol.K , suposatuz balio hauek tenperaturarekin ez direla aldatzen.

a) Partikulen ikuspuntutik, entropia molekulen desordenarekin zerikusi zuzena du; zenbat eta desorden molekular handiago izan sistema batek entropia handiagoa du. Entropia, entalpiarekin batera erreakzio kimikoen espontaneitatea erabakitzen dute. Bi faktoreak espontaneitatearen alde izateko erreakzio kimikoa exotermikoa eta entropia-aldaketa positiboa (sistema ordenatuagotik desordenatuagora) izan behar dute.

b) ESPONTANEITATEAREN KALKULUA

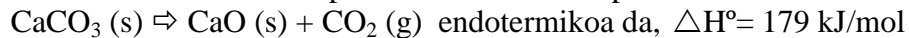
Aldaketa kimiko bat espontaneo izateko Gibbs-en energia askearen balioa negatiboa izan behar du.

Kalkula dezagun, beraz, noiz den negatiboa:

$$G = H - TS = -43 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + T \frac{0,1 \text{kJ}}{\text{mol K}} < 0 \rightarrow T < \frac{43 \text{kJ/mol}}{0,1 \text{kJ/mol K}} \rightarrow T < 430 \text{ K}$$

51. (01 Ekaina) a) Entropiaren kontzeptua. Entropiaren aldaketa.

b) kaltzio karbonatoaren deskonposaketa termikoaren prozesua:



Prozesu berean, entropiaren aldaketa, ΔS° , 0,161 kJ/mol.K da. Azaldu zein tenperaturetan gertatuko den espontaneoki CaCO_3 -aren deskonposaketa termikoa.

a) Entropia kontzeptua. Entropiaren aldaketa

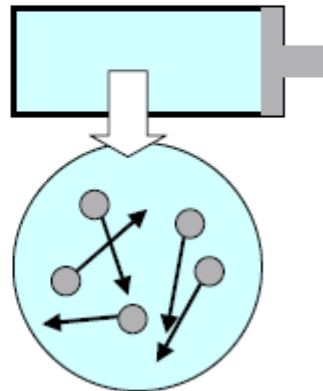
Entropia, molekulen desordena neurtzen duen aldagai termodinamikoa da. Hona hemen nola aldatzen den.

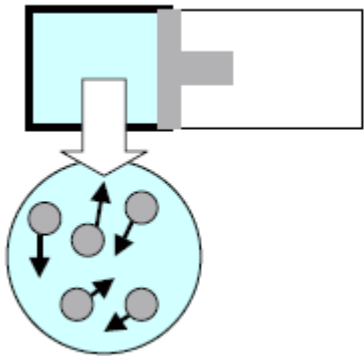
Substantzia batetik energia kenduz (sistemak beroa kanporatzen duelako) sistemaren desordena gutxitu egiten da (ordena gehitu egiten da).

Desordena eta tenperaturaren arteko erlazioa ikusteko, har dezagun 1 mol argon gas noblea, 1 atm eta 300 K-tan. Baldintza horietan, gasak 24,4 L-ko bolumena okupatzen du.

Baldintza hauetan sistema (argon gasa) neurri batetan desordenatuta dago, zeren atomoak etengabe mugitzen ari dira ontzi osoan.

Eman dezagun gas horren tenperatura 90 K-etara jeisten dugula. Tenperatura gutxitu denez, sistemak inguruneari energia eman dio (bero gisa kanporatuz) eta sistema ordenatuagoa bilakatzen da.





90 K-eko temperatura honetan, gasaren bolumena orain 7,3 L-koa da. Bolumena gutxitzean, desordena eta entropia gutxitu egiten da.

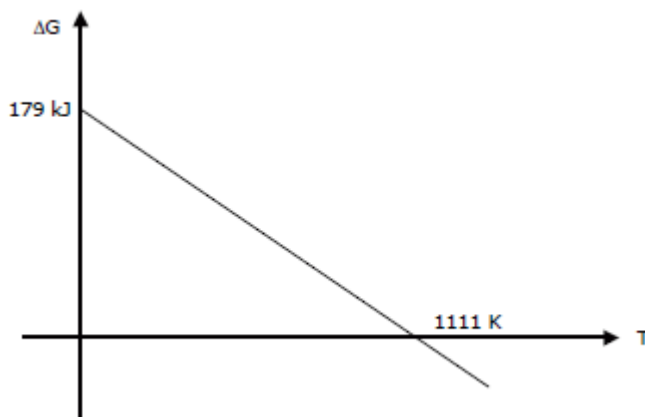
Temperatura 87,3 K-etara jeistean argon gasa kondentsatu egiten da, likidoa bihurtuz. Likidoa bihurtzean, bolumen gutxiago okupatzen du eta sistema (argon likidoa) berriro ordenatu egiten da.

Entropia gutxitze hori eta sistemaren ordenatze hori jarraitu daiteke, tenperatura gutxitzen jarraitzen badugu.

b) Prozesua espontaneo izateko, energia askearen aldaketa negatiboa izan behar du. Kalkula dezagun zein tenperaturan egiten den energia askearen aldaketa nulua:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 179 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - T \cdot 0,161 \frac{\text{kJ}}{\text{mol K}} = 0 \rightarrow T = \frac{179}{0,161} \text{ K} = 1111 \text{ K}$$

Temperatura hortik aurrera, energia askearen aldaketa negatiboa da eta prozesua espontaneoa

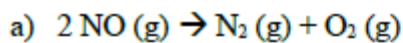


52. **(01 Uztaila)** Azaldu laburkiro, ingurugiroan karbono dioxidoaren atmosferarako emisio masiboak eragindako ondorioak.

Liburuan (139) a)negutegi efektua eta b)auri azidoa

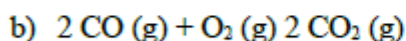
53. **(02 Uztaila)** Negutegi-efektuaren jatorria eta ondorioak azal itzazu

54. **(03 Ekaina)** Autoek ihes-hodian daramaten errektore katalitikoan gertatzen den ondoko erreazioarekin lortzen diren abantailak eta/edo desabantailak azaldu, ingurumenaren ikuspuntu batetik: $2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$



Erreakzio horretan NO desagertu egiten da. NO substantzia kutsatzailea da. Euri azidoaren eragilea da.

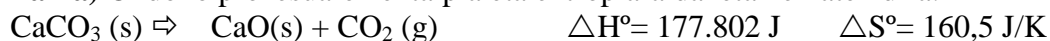
Beste aldetik, N_2 eta O_2 gasen kontzentrazioak handituko dira. Azkenengo bi hauek airearen osagai nagusiak dira eta ez dute eraginik sortuko ingurugiroan oreka normala apurtzeko, beraien kantitateak handiegiak ez baldin badira.



Oraingoan CO_2 sortzen da eta karbono dioxidoa negutegi-efektuaren sortzailea da.

Beste aldetik CO desagertzen da, gas toxikoa, eta horixe da abantailarik nagusiena.

55. (04 Ekaina) Ondoko prozesuaren entalpia eta entropia-aldaketak ematen dira:



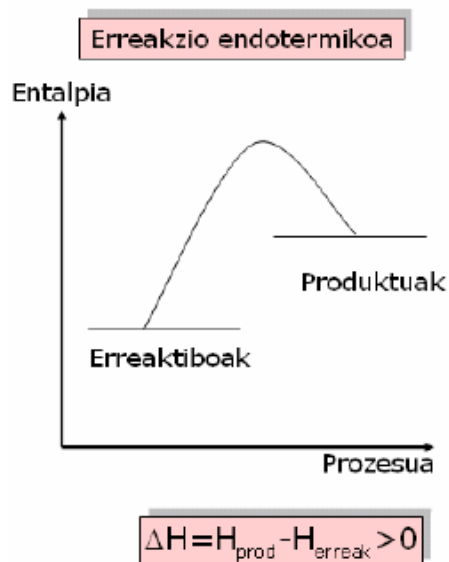
a) Prozesua exotermikoa al da?

b) Zergatik entropia gehitu egiten da?

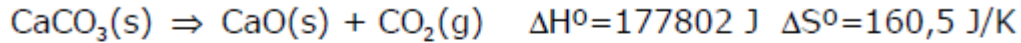
c) Espontaneo izango da 100K-eko tenperaturan? d) Eta 1000°C-koan?

Prozesua exotermikoa al da?

Ez. Entalpia-aldaketa positiboa denean, prozesua endotermikoa izaten da. Exotermikoa izateko, entalpia-aldaketa negatiboa beharko litzateke.



Zergatik entropia gehitu egiten da?



Koalitatiboki, ebaluatzeko entropia-aldaketa positiboa ala negatiboa den, substantzien egoera fisikoak hartzen dira kontuan. Orokorrean, entropiak honelako balioak izaten dituzte:

$$S_{\text{solido}} < S_{\text{likido}} < S_{\text{gas}}$$

Kasu honetan, $\Delta S^0 = S_{\text{prod}}^0 - S_{\text{erreak}}^0 > 0$ entropia-aldaketa positiboa izango da produktu bat gasa delako, hau da, entropia handiko substantzia. Gogoratu behar da substantzia baten entropia desorden molekularrekin duela zerikusi zuzena.

Espontaneo izango da 1000 K-eko tenperaturan?

Prozesu baten espontaneitatea, Gibbs-en funtzioarekin neurtzen da, irizpideak hauek izanik:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta G < 0$... espontaneoa

$\Delta G > 0$... ez-espontaneoa

$\Delta G = 0$... oreka

1000 K-eko tenperaturan:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = 177802 \text{ J} - 1000 \text{ K} \cdot 160,5 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 17302 \text{ J} > 0$$

Ez-espontaneoa

Eta 1000 °C-koan?

Temperatura honetan:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = 177802 \text{ J} - (1000 + 273) \text{ K} \cdot 160,5 \frac{\text{J}}{\text{K}} = -26.514,5 \text{ J} < 0$$

Espontaneo

56. (04 Ekaina) Azaldu, labur, ikatzaren eta hidrokarburoen errektuntzak sorturiko kutsadura edo ingurumenaren gaineko eragina baldin ez-purutasunik ez badauzkate.

baldin ez-purutasunik ez badauzkate

Konbustioan, CO₂ sortuko da eta honek duen eragin nagusia berotze globala da.

baldin ez-purutasun gisan sufrea badaukate

Berotze globala sortzeaz gain (CO₂ ematen delako) sufreak oxidoak ematen dira, eta oxido hauek euri azidoaren (azido sulfurikoa emanez) iturriak dira.

Bi kasuetan ere eman daitezke nitrogenoaren oxidoak eta euri azidoa (azido nitrikoa) sortu.

57. (04 Uztaila) a) Entropiaren kontzeptua.

b) Entropiaren eragina erreakzio kimikoen espontaneitatearen gainean.

c) Determinatu ea erreakzio bat espontaneo izango den 0°C-tan, baldin entalpia-aldaketa -23 kJ/mol bada eta entropia-aldaketa -100 J/mol.K bada.

d) Azaldu zein-tenperatura-tartean izango den espontaneo aipatutako erreakzio hori.

a) Entropia S egoera-funtzio bat da, sistemaren desorden molekular maila neurtzen duena.

b) Espontaneitatea aztertzeko ΔG edo energia askearen aldakuntza ikasi behar da. $\Delta G < 0$ bada erreakzioa espontaneo izango da.

Bere ekuazioan, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ikusiko dugu entropiaren eragina.

Desordena handituz, ΔS , bigarren aldean $T\Delta S$ handiagoa baina negatiboa da eta ΔG txikituko da espontaneitateari lagunduz. Ostera, ordena handitzen denean ΔS txikituko da eta ΔG handitu, espontaneitatearen aurka.

c) Energia askearen ekuazioan datuak ordezkatzeko ditugu,

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -23 \text{ kJ/mol} - 273 \text{ K} \cdot (-100 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) \cdot 10^{-3} \text{ kJ/J} = 4,3 \text{ kJ/mol}$$

ΔG positiboa da eta ez da espontaneo izango tenperatura horretan.

d) Kalkulatuko dugu zein tenperaturatan hasiko den espontaneo izaten eta hori gertatuko da $\Delta G = 0$ denean.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow 0 = -23 \text{ kJ/mol} - T \cdot (-100 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) \cdot 10^{-3} \text{ kJ/J}$$

T askatu ondoren, $T = 230 \text{ K}$

230 K baino gorago prozesua ez da espontaneo

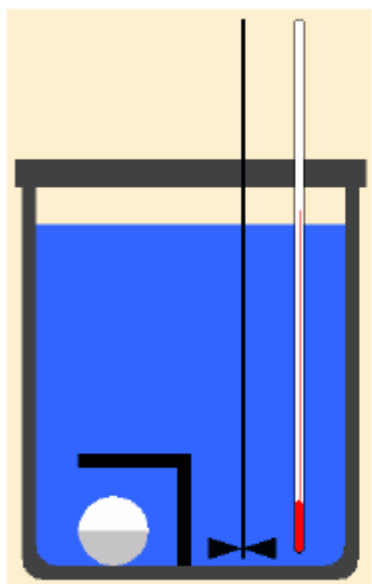
230 K baino beheago prozesua espontaneo izango da

58. (05 Ekaina) Azido-base neutralizazioaren entalpia determinatu nahi da laborategian.

- a) Adierazi zein den jarraibidea eta deskribatu erabili behar den materiala.
 b) baldin 50 ml HCl 1M nahasten badira 50 ml NaOH 1M-rekin, temperatura 21°C-tik 27,5°C-raino igotzen da. Zein da askatu den bero-kantitatea.
 c) kalkulatu, kJ/mol-etan, neutralizazio-entalpiaren balioa.
 d) Demagun praktika honetan lortzen diren emaitzak balio teorikoetatik oso desberdinak direla, zergatik gertatzen da hori, zure ustez? Nola hobetu daitezke?

Datuak: Suposatu erabiltzen diren disoluzioek uraren dentsitatea eta bero ezpezifikoa dutela: $d = 1000 \text{ kg/m}^3$; $c_e = 4,18 \text{ kJ/kg.K} = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}$ (2005.eko Ekaina)

a)



Entalpia neurtzeko, kalorimetroa behar da (irabiagailu eta termometroarekin).

Horretaz gain, erreaktiboa eta erreaktiboa edukitzeko eta bolumena neurtzeko tresnak: azidoa, hidroxidoa, pipeta / bureta.

Lehenengoz erreaktiboa sartu kalorimetroan eta bere temperatura neurtu. Neurtu behar da beste erreaktiboen temperatura baita.

Pixkanaka beste erreaktiboa gehitu kalorimetroara eta aztertu temperatura igoera nolakoa den.

b)

Askatutako beroa, ekuazio honen bitartez kalkulatu da:

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta t$$

Gure kasuan,

$$Q = 0,1 \text{ kg} \cdot 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.K}} \cdot 6,5 \text{ K} = 2,72 \text{ kJ}$$

c)

Kontuan hartuz zenbat mol azido eta zenbat mol base gehitu diren, moleko (base eta azido mol bakoitzeko) beroa hau da:

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$Q = \frac{2,72 \text{ kJ}}{0,05 \text{ mol}} = 54,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

d)

Balio teorikotik oso urrun geratzen bada, bi arrazoi nagusienak hauek dira:

- kalorimetroak jasotako beroa; hori kontuan izateko, kalorimetroaren ur-baliokidetasuna hartu behar da kontuan
- kanporatzen den beroa

59. (05 Uztaila) Uraren formazio-entalpiaren eta entropiaren ondoko balio estandarrek jakinda:

	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/mol.K)
H ₂ O (l)	-286	70
H ₂ O (g)	-242	188

a) Azaldu ea H₂O (l) \Rightarrow H₂O (g) prozesua exotermikoa izango den ala ez, eta 25°Ctan espontanea izango den ala ez.

b) Determinatu zein tenperaturatan egongo diren orekan fase likidoa eta fase gaseosoa.

Aztertu behar dugu energia askearen aldakuntza $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ$ produktuak - ΔH_f° erreaktiboak = ΔH_f° H₂O(g) - ΔH_f° H₂O(l) =
= -242 kJ/mol - (-286) = 44 kJ/mol endotermikoa da, positiboa delako.

$\Delta S^\circ = \Sigma S^\circ$ produktuak - ΣS° erreaktiboak = S° H₂O(g) - S° H₂O(l) =
= 188 J/mol·K - 70 J/mol·K = 118 J/mol·K

$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 44 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 118 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol}\cdot\text{K} = 8,84 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta G^\circ > 0$ enez, prozesua ez da espontanea izango.

Faseak orekan egoteko energia askearen aldakuntza nulua izango da.

$\Delta G^\circ = 0 = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 44 \text{ kJ/mol} - T \cdot 118 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$

Eta T askatuz, $T = 372,88 \text{ K} = 100^\circ\text{C}$ eta horixe da uraren irakite-tenperatura.

60. (06 Ekaina) Ekuazio termokimiko hauek har ditzagun:

$2 \text{ H}_2\text{O}_2 (\text{l}) \Rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$, $\Delta H = -196 \text{ KJ}$

$\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2 (\text{g}) \Rightarrow 2 \text{ NH}_3 (\text{g})$; $\Delta H = -92,4 \text{ kJ}$

a) Entropiaren kontzeptua defini ezazu eta aurreko erreakzio bakoitzean ΔS entropiaren aldaketak izango duen zeinua azal ezazu

b) Azal ezazu adierazitako prozesuak edozein tenperaturatan berezkoak izango dire, edo tenperatura altuetan baino ez, edo tenperatura baxuetan baino ez, edo inoiz ez diren berezkoak izango

a) Entropia, S, egoera-funtzio bat da, sistemaren desordena molekularren maila neurtzen duena.

$2 \text{H}_2\text{O}_2 (l) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (l) + \text{O}_2 (g)$ Erreakzio honetan entropia handitu egiten da, hasieran 2 mol likido dago eta gero 2 mol likido eta gas mol bat dago; beraz, desorden molekular gehiago dago azken egoera horretan. $\Delta S > 0$

$\text{N}_2 (g) + 3 \text{H}_2 (g) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (g)$ Kasu honetan entropia txikitu egiten da; hasieran 4 mol gas eta gero 3 mol gas, orden molekular handiagoa. $\Delta S < 0$

b) Berezkoa izateko energia askearen aldakuntzak negatiboa izan behar du, $\Delta G < 0$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

- $\Delta G = -196 \text{ kJ} - T \cdot \Delta S$ $\Delta S > 0$ denez, edozein temperaturatan $\Delta G < 0$. Erreakzio hau beti espontaneo izango da.
- $\Delta G = -92,4 \text{ kJ} - T \cdot \Delta S$ $\Delta S < 0$ da kasu honetan. $\Delta G = -92,4 \text{ kJ} + T \cdot |\Delta S|$ Temperatura baxuetan prozesua espontaneo da. Temperatura altuetan, aldiz ez da espontaneo izango.

61. (09 Ekaina) a) Erreakzio endotermiko asko temperatura altuetan modu espontaneoan sortzen dira. Zergatik gertatzen da hori? Arrazoitu.

b) Azal ezazu argi eta labur zer-nolako lotura mota dagoen hidrogeno ioduro eta hidrogeno kloruro molekuletan. Konpara itzazu bien polaritateak, eta azal ezazu bietatik zein izango den azidorik sendoena.

DATUAK: Z(Cl)=17; Z(I)53; Z(H)=1.

a) Erreakzio bat espontaneo izateko energia askearen aldakuntzak negatiboa izan behar du. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

Erreakzioa endotermikoa bada, $\Delta H^\circ > 0$ da. ΔG° negatiboa izateko bigarrean batugaia $T \Delta S^\circ$ entalpia baino handiagoa izan behar da eta hori gertatzeko T altuetan gertatuko da.

b) HI eta HCl molekuletan atomoak lotura kobalente batez daude lotuta. Bi molekulak polarrak dira H-aren eta halogenoen elektronegatibitateak desberdinak direlako. Kloroa iodoa baino elektronegatiboagoa da, balentzia-maila nukleotik gertuago dagoelako eta errazago erakarriko ditu loturazko elektroiak.

Azidorik sendoena HI izango da. H^+ askatzeko joera handiago du. Iodoa kloroa baino handiago da eta nukleoen arteko distantzia handiagoa. Atomoak lotuago daude HCl-n eta energia gehiago beharho da molekula disoziatzeko eta protoiak askatzeko

62. (09 Ekaina) Erreakzio endotermiko asko temperatura altuetan modu espontaneoan sortzen dira. Zergatik gertatzen da hori?

a) Erreakzio bat espontaneo izateko energia askearen aldakuntzak negatiboa izan behar du. $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$

Erreakzioa endotermikoa bada, $\Delta H^\circ > 0$ da. ΔG° negatiboa izateko bigarrean batugaia $T \Delta S^\circ$ entalpia baino handiagoa izan behar da eta hori gertatzeko T altuetan gertatuko da.

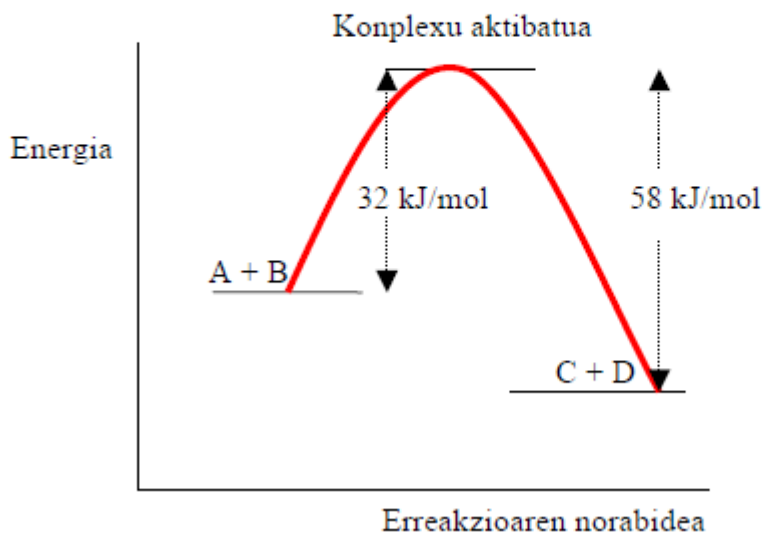
63. (09 Uztaila) a) Adierazi, argi eta labur, ea eroaleak diren ala ez: aluminiozko hari bat; aluminio (III) klorurozko kristal bat, eta aluminio (III) klorurozko ur-disoluzio bat.
b) $A+B \rightarrow C+D$ erreakzio batean, baldintza zehatzetan, aktibazio-energia $32 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ -ekoa da. Alderantziko erreakzioari dagokion aktibazio-energia $58 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ -ekoa da. Marraztu erreakzioaren aurrerapen-prozesuaren diagrama energetikoa, *eta/edo* arrazoitu ezazu emandako erreakzioa exotermikoa ala endotermikoa den.

a) Aluminio substantzia metalikoa da. Eroale ona da elektroi askeak dituelako.

Aluminio (III) klorurozko kristala solido ionikoa da eta ioiak finkatuta daude beraien posizioetan. Ez da eroale.

Aluminio (III) kloruroa disolbatuta badago sare ioinikoa apurtu egin da eta ioiak libre daude korrante elektrikoa eroateko; eroale ona da.

b) $A+B$ tik konplexu-aktibatua $32 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ da aktibazio-energia. Aldiz, $C+D$ tik konplexu-aktibatua $58 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ da. Erreakzio zuzena, $A+B \rightarrow C+D$, exotermikoa da eta entalpiaren aldakuntza -26 kJ



64. (10 Ekaina) Erreakzio jakin batean DHo-aren balioa 10,5 kJ da eta DSo-arena 30,04 J/mol.K. Azaldu 25°C-ean baieztapen hauek zuzenak diren ala ez:

- Erreakzioa exotermikoa da
- Desordena gutxitzen den erreakzioa da
- Energia librearen aldaketa negatiboa da
- Erreakzioa espontaneo da

a. Gezurra. Endotermikoa da entalpiaren aldakuntza positiboa delako.

b. Egia. Entropia handitzen delako.

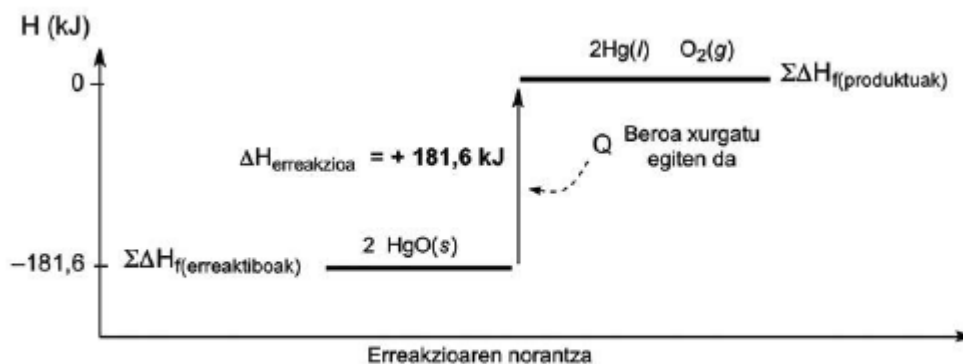
c. Kalkulatuko dugu, $\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 10,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} (30,04 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}) = 1,55 \text{ kJ}$. Gezurra, positiboa da.

d. Okerra. Ez da espontaneo izango, energia librearen aldaketa positiboa dela eta.

65. (13 Ekaina) 25 °C-an eta 1 atm-ko presioan $2 \text{ HgO} (s) \rightarrow 2 \text{ Hg} (l) + \text{O}_2 (g)$ erreakzioaren entalpia $\Delta H = +181,6 \text{ kJ}$ dela jakinik:

- Marratzu ezazu, eskematikoki, erreakzioaren entalpia-diagrama, eta esan exotermikoa ala endotermikoa den. Zergatik?
- Zenbat energia trukutzen da 100 g merkurio oxido deskonposatzean?
- Zenbat litro oxigeno lortzen dira, 46 °C-an eta 1,5 atm-ko presioan neurtuak, 100 g HgO deskonposatzean?

a) Hau da merkurio(II) oxidoaren deskonposaketari dagokion entalpia diagrama.



Deskonposaketa gerta dadin sistemak beroa xurgatu egin behar duenez, erreakzioa endotermikoa da ($\Delta H > 0$).

b) 100g HgO deskonposatzeko behar den energia (beroa):

$$\text{Energia} = 100 \text{ g}(\text{HgO}) \times \frac{1 \text{ mol}(\text{HgO})}{216,6 \text{ g}(\text{HgO})} \times \frac{181,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol HgO}} = 41,9 \text{ kJ} \quad \text{non,}$$

$$\text{HgO-aren masa molekularra: } M(\text{HgO}) = 200,6 + 16 = 216,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- c) 100g HgO deskonposatutakoak lortutako oxigeno bolumena kalkulatzeko, lehenik sortutako oxigeno molak kalkulatuko ditugu:

$$100g(\text{HgO}) \times \frac{1\text{mol}(\text{HgO})}{216,6g(\text{HgO})} \times \frac{1\text{mol}(\text{O}_2)}{2\text{mol}(\text{HgO})} = 0,2308\text{mol}(\text{O}_2)$$

ondoren, gas horrek baldintza normaletan betetako bolumena kalkulatu:

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} = \frac{0,23\text{mol}(\text{O}_2) \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 319\text{K}}{1,5\text{atm}} = 4,01\text{L}(\text{O}_2)$$

66. (13 Ekaina) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ disoziazio-erreakzioan, kalkula itzazu hauek:

- Entalpia-aldaketa. Esan ea endotermikoa ala exotermikoa den.
- Entropia-aldaketa. Esan ea sistema ordenatzen den ala ez.
- ΔG° bi temperaturatan, 25 °C-an eta 100 °C-an. Esan ea erreakzioa berezkoa den ala ez tenperatura bakoitzean.

- a) Erreakzio entalpia: $\Delta H^\circ_r = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produktuak}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta H^\circ_r = 2 \Delta H^\circ_f(\text{NO}_2) - \Delta H^\circ_f(\text{N}_2\text{O}_4)$$

$$\Delta H^\circ_r = 2(33,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 9,16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = +57,24 \text{ kJ}$$

Disoziazio erreakzioa endotermikoa da. Sistemak beroa xurgatzen du.

- b) Erreakzio entropia: $\Delta S^\circ_r = \sum S^\circ_f(\text{produktuak}) - \sum S^\circ_f(\text{erreaktiboak})$

$$\Delta S^\circ_r = 2 S^\circ_f(\text{NO}_2) - S^\circ_f(\text{N}_2\text{O}_4)$$

$$\Delta S^\circ_r = 2(240 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) - 304 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = +176 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Disoziazio erreakzioan entropia handitzen da. Sistema desordenatu egiten da.

- c) Erreakzio energia librea: $\Delta G_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$

$$\Delta G_{r(25^\circ\text{C})} = 57.240 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} - 298\text{K} \times 176 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = + 4,79 \text{ kJ}$$

Disoziazioa ez da berezkoa.

$$\Delta G_{r(100^\circ\text{C})} = 57.240 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} - 373\text{K} \times 176 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = - 8,41 \text{ kJ}$$

Disoziazioa berezkoa da.

Tenperatura jakin batean erreakzioa berezkoa izateko, sisteman energia librea askatu egin behar da. ($\Delta G_r < 0$)