

TERMOKIMIKA



ENERGIA KIMIKOA: lotura kimikoetan (kobalentea, ionikoa eta metalikoa) eta molekulen arteko indarretan pilatzen den energia da.

Erreakzio kimiko guztietan lotura batzuk apurtzen dira eta berri batzuk sortzen dira. Sortutako eta hautsitako loturen arteko balantze energetikoa ez da nulua.

BEROA: tenperatura desberdina duten bi gorputzen artean transferitzen den energia termikoa da. Beroa beti tenperatura handiena duen gorputzetik gutxiena duen gorputzera igarotzen da. Energia fluxuak oreka termikoa lortu arte irauten du, bi gorputzen tenperaturak berdindu arte.

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T = m \cdot c_e \cdot (T_{\text{oreka}} - T_{\text{hasieran}})$$

m: masa (kg)

ΔT : tenperatura aldaketa

Q : beroa (J)

c_e : bero espezifikoa (kJ/kg·K). Masa unitateak behar duen energia bere tenperatura gradu bat igotzeko. Adibidez uraren $c_e = 4,18 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K} = 1 \text{ kcal/kg} \cdot \text{K}$

$1 \text{ J} = 0.24 \text{ cal}$ edo $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

Bero sorra, L: Beroketa prozesuan egoera fisikoaren aldaketa baldin badago, denbora tarte horretan, tenperatura ez da aldatzen. Beroa kontsumitzen da egoera aldaketa gerta dadin. L_f : fusioaren bero sorra, sustantzia bati solidotik likidora aldatzeko eman behar zaion energiaren kantitatea da. Bere unitatea J/ Kg

$$Q = m \cdot L$$

TERMODINAMIKAREN OINARRIAK

Termodinamikak energia eta haren aldaketak aztertzen dituen fisikako atala da.

Termokimikak erreakzio kimikoetan gertatzen diren bero-aldaketak aztertzen ditu.

Erreakzio kimikoari sistema deritzo, eta sistemaren inguruko espazioari ingurune. Sistema isolatua da ingurunearekin materialik edo energiari trukatzeko ez badu. Itxita esaten zaio energia trukatzeko badu, baina ez materia. Berotu edo hoztu egiten da, adibidez. Eta irekia da biak trukatzeko dituenen. Likido bat lurruna bihurtzen denean, adibidez.

Sistemek propietateak dituzte: kontzentrazioa, bolumena, presioa, tenperatura entalpia (H), entropia (S), beroa(Q) edo Gibbs-en energia askea (G). Egoera-funtzioak deitzen zaie.

Egoera-funtzioek oso propietate garrantzitsuak dute; izan ere, haien balioa sistemaren egoeraren arabera da soilik, eta ez du zerikusirik sistemaren historiarekin, prozesuekin edo egoera horretara iristeko jasan dituen tarteko aldaketak. Beraz, sistema bat aldatzen denean, bolumenak, presioak edo tenperaturak izaten duen aldaketa hasierako eta bukaerako egoeraren arabera baino ez da, baina ez batetik bestera igarotzeko jarraitutako bidearen arabera.

Aurreko guztiak egoera-funtzioak dira, beroa izan ezik.

Sistemaren propietateak erlazionatuta daude, adibidez, gasen legearen bitartez:
 $PV = nRT$. Ikusiko dugu H, S eta G ere ekuazio batean elkartu ditzakegula.

Amaitzeko, termodinamikak oreka-egoerak soilik lantzen ditu, non egoera-funtzioen balioak (P, T, V, S, G, H...) ez diren denborarekin aldatzen.

Termodinamikaren printzipioak

Termodinamikaren lehen printzipioa : BARNE ENERGIA ETA ENTALPIA

“Energia ez da ez sortzen ez suntsitzen, eraldatu baino ez da egiten.”

edo “sistema isolatu baten energia konstantea da”.

Energia bi modutan transferi daiteke sistema batera: beroa trukatzeko edo lan bat eginez. Bere adierazpen matematikoa hau da:

$$\Delta U = Q + W = Q - p \cdot \Delta V$$

ΔU : barne energia. partikula guztien energia zinetikoa (E_c) eta energia potentzialaren (E_p) batura da. Ezin da kalkulatu sistema baten barne energia baina bai bere aldaketa.

Q: beroa

W: lana

Erreakzio kimiko gehienak ontzi irekietan gertatzen dira, **presio konstantean**, hau da, presio atmosferikoan. Kasu honetan, **barne energia, ENTALPIA deitzen da**. H ezin da kalkulatu, soilik bere aldakuntza.

$$H = U + p \cdot V$$

$$\Delta H = \Delta U + V \cdot dp + p \cdot dV = Q_p$$

Presio konstanteko erreakzio kimiko batean, beroa eta entalpiaren aldaketa berdinak dira.

Erreakzio kimiko batean beroa xurgatu edo sor daiteke. Beroa xurgatzen duenean inguruak beroa ematen dio, erreakzioa **endotermikoa** da eta beroa askatzen badu, **exotermikoa** da.

- $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{energia} \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ endotermikoa $\Delta H > 0$
- $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{energia}$. Exotermikoa $\Delta H < 0$

Ekuazio termokimikoak

- $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}); \Delta H_{\text{errek}} = - 890.4 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g}); \Delta H_{\text{lurr}} = + 3.9 \text{ kJ}$
- $\text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}); \Delta H_f = - 393.5 \text{ kJ}$

ENTALPIA ALDAKETAREN KALKULUA: 3 MODU DAUDE

1- Entalpiaren aldakuntza definitzen da produktuen entalpia eta errektiboen entalpiaren arteko kenketa.

$$\Delta H_r^o = \sum n_P \cdot \Delta H_{f,P}^o - \sum n_R \cdot \Delta H_{f,R}^o$$

Baldintza estandarrak (°)

1 bar = 0.987 atm $\approx$ 1 atm, 25°C eta graduaren sinboloarekin adierazten da.

Formazio- entalpiak

Egoera estandarrean, sustantzia baten mol bat osatzeko trukatzeko den entalpia-aldakuntza, ΔH_f^o .

Elementu puruei zero balioa ematen zaie: $\Delta H(O_2) = \Delta H(H_2) = \Delta H(Fe) = \dots = 0$.

Horrela erreakzio entalpiaren balio estandarrak tabulatuta daude.

ADIBIDEA

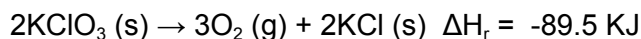
1- Baldintza estandarretan $2 \text{ HgO (g)} \rightarrow 2 \text{ Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ ekuazioaren entalpia aldakuntza 181.6 KJ da. Kalkulatu merkurio oxidoaren deskonposizio entalpia.

$$\Delta H_r = 0 - (2 \cdot -181.6) = 90.8 \text{ kJ}$$

2- Laborategian potasio kloratoa deskonposatzean, oxigenoa eta potasio kloruroa lortzen dira. Erreakzioaren entalpia -89.5 KJ da.

a) Idatzi ekuazio termokimikoa.

b) Baldintza estandarrean 20 L oxigeno lortzeko, zenbat bero-energia askatzen da?



x mol 20 L

Gas idealen legea: $PV = nRT$

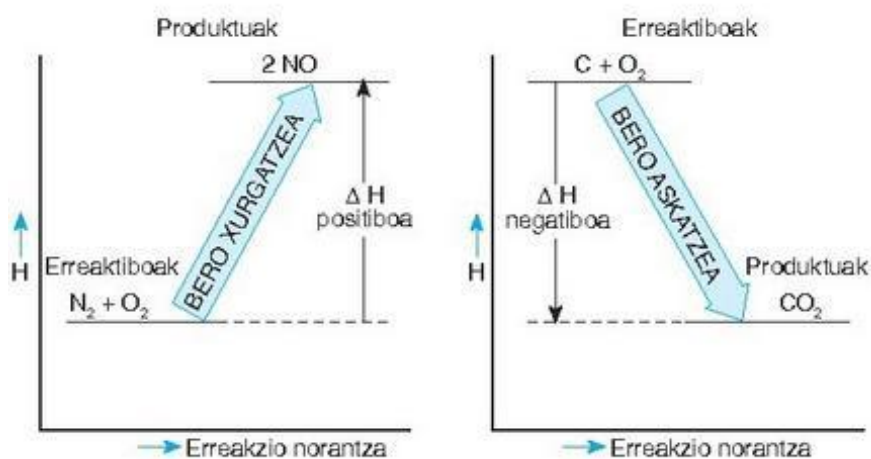
$$1 \cdot 20 = n \cdot 0.082 \cdot 295 \rightarrow n = 0.82 \text{ mol O}_2$$

Bihurketa faktoreen bidez:

$$0.82 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{-89.5 \text{ KJ}}{2 \text{ mol KClO}_3} = 24.4 \text{ KJ askatzen dira.}$$

Entalpia diagrama

Erreakzio kimiko baten entalpia aldaketaren irudi eskematikoa da. Ardatz bertikalean entalpia gorakorra adierazten da eta ardatz horizontalean erreakzioaren bidea.



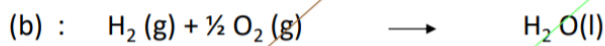
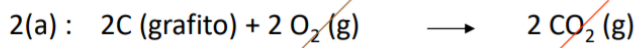
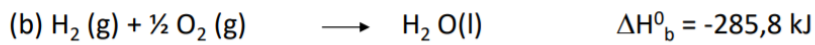
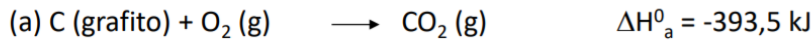
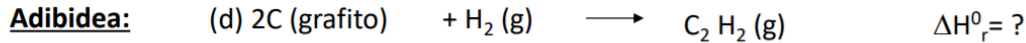
2- Hess- en legea eta bere aplikazioak

Erreakzio baten entalpia-aldakuntza neurtzeko, kalorimetro bat erabil daiteke. Xurgatutako edo askatutako beroa neurtuz. Erreakzio askotarako, hau ezinezkoa da eta zeharkako metodo bat erabiltzen da.

Entalpia egoera-funtzioa denez, hasierako eta amaierako egoeren arabera da. Bere balioa berdina izango da etapa batean edo zenbaitetan gertatzen bada.

HESSEN LEGEA:

“ Erreakzio kimiko bat beste batzuen batura aljebraiko gisa adieraz daitekeenean, bere erreakzio entalpia, erreakzio partzialen entalpien batura aljebraikoen berdina da. ”



$$(d) = 2(a) + (b) - \frac{1}{2}(c)$$

$$\Delta H_r^0 = 2 \Delta H_a^0 + \Delta H_b^0 - \frac{1}{2} \Delta H_c^0$$

3- Lotura energiak

Erreakzio kimikoak loturen apurketan datzate. Erreaktiboen loturak hautsi eta produktuen lotura berrien formazioa. Lotura bakoitzaren energia ezagutzen badugu, balantzearen bitartez, erreakzioaren entalpia kalkula dezakegu.

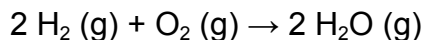
$$\Delta H_r^0 = \sum (\text{Lotura hautsien energia}) - \sum (\text{osatutako loturen energia})$$

Lotura entalpiak beti positiboak dira, prozesuan energia kontsumitzen baita. Lotura energia zenbat eta altuagoa izan, lotura egonkorragoa eta sendoagoa da. Batzuetan lotura energiak zuzenean kalkulatzeko dira, molekulen disoziazioa gertatzen denean:



Adibidez:

Hidrogenoa gaseosoaren errekuntza entalpia estandarra kalkulatu lotura-entalpien datuetatik abiatuta. Datuak: $\Delta H(\text{H-H}) = 436.4 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H(\text{O=O}) = 498.7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H(\text{O-H}) = 460 \text{ kJ/mol}$;



$$\Delta H_r^0 = 2\Delta H(\text{H-H}) + \Delta H(\text{O=O}) - 4 \Delta H(\text{O-H}) = - 468.5 \text{ KJ}$$

Termodinamikaren 2. printzipioa: ENTROPIA

Naturan, berez sortzen diren prozesuak badaude, eta beste batzuk ez. Adibidez, gas bat poto batean itxita dagoenean, potea irekitzean, gasa espazio osoan zabaltzen da. Hala ere, inoiz ez da gertatzen puntu bakar batean kontzentratzea. Beste adibide bat: tenperatura desberdineko 2 solido elkartzen ditugunean, tenperatura altuagoa duenak beroa transferitzen du, eta inoiz ez alderantziz. Errekuntza erreakzioak beti norabide berdinean gertatzen dira eta estandak, inplosiak ez dira gertatzen.

Ikuspuntu mikroskopikotik, ondorio honetara iritsi gara: berezko prozesu batean, sistemaren eta haren inguruaren desorden totala (edo entropia) beti handitzen da.

Sistemaren atomoen eta molekulen desordenarekin lotzen den magnitudeari **entropia** deritzo.

$$\Delta S \geq Q / T \quad (\text{J/K edo cal/K})$$

GALDERAK

$\Delta S < 0$ edo $\Delta S > 0$ ur solidotik ur likidora pasatzean?

$\Delta S < 0$ edo $\Delta S > 0$ sustantzia bat berotzean?

$\Delta S < 0$ edo $\Delta S > 0$ gatza uretan disolbatzean?

Entropic time abestia: <https://youtu.be/i6rVHr6OwjI>

ENTROPIAREN KALKULUA

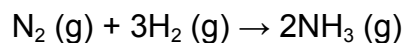
$$\Delta S_r^0 = \sum n \cdot S(\text{produktuak}) - \sum m \cdot S(\text{erreaktiboak})$$

n eta m: mol kopuruak

Entropia molar estandarrak tabulatuta daude, J/mol·K-tan eta denak positiboak dira.

Cu(s) = 33.3; O₂ (g) = 205; H₂O (s) = 43.2; H₂O (l) = 69.9; H₂O (g) = 188.7....

Adibidez: Kalkula ezazu ondoko erreakzioaren entropia-aldakuntza. Datuak:
S⁰(J/Kmol) : N₂:192; H₂:131; NH₃: 193



$$\Delta S_r^0 = \sum n \cdot S(\text{produktuak}) - \sum m \cdot S(\text{erreaktiboak})$$

$\Delta S_r^0 = 2 \cdot 193 - (192 + 3 \cdot 131) = -199 \text{ J/K}$, entropia negatiboak esan nahi du, produktuek orden maila handiagoa dutela, berez 2 mol gaseoso lortzen dira, eta erreaktiboetan 4 mol gaseoso daude, sistemak ordenatze aldera egiten du.

GIBBS-EN ENERGIA ASKEA: ERREAKZIOAREN BERZKOTASUNA

Erreakzioaren berezkotasuna aztertzen duen funtzioa da Gibb-en energia askea. Soilik bere aldakuntza kalkula daiteke, energia unitatea du. Presioa eta temperatura konstantea izanik, prozesua berezkoa izateko $\Delta G < 0$ izan behar da.

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

ΔH	ΔS	ΔG	berezkotasuna
< 0	> 0	< 0	beti berezkoa
< 0	< 0	< 0, T baxuetan	berezkoa, T baxuetan
> 0	< 0	> 0	inoiz ez berezkoa
> 0	> 0	< 0, T altuetan	berezkoa, T altuetan

	$\Delta H < 0$	$\Delta H > 0$
$\Delta S > 0$	BETI BEREZKOA $\Delta G < 0$	T ALTUETAN TΔS handia denean
$\Delta S < 0$	T BAXUETAN TΔS txikia denean	INOIZ EZ DA BEREZKOA $\Delta G > 0$

Oreka temperatura

$$\Delta G = 0 \rightarrow T_{\text{oreka}} = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Orekako tenperatura prozesuaren inbertsioa markatzen du, zein tenperatura tartetan prozesua berezkoa den eta zeinetan ez den berezkoa.

ENERGIA ASKEA ETA BEREZKOTASUNAREN KALKULUA

ΔG balioak sustantzia baten egonkortasunaren adierazlea da. Negatiboa denean, egonkorra da. Zenbat eta positiboagoa izan ΔG , sistema ezegonkorragoa da.

$$\Delta G_r^0 = \sum n \cdot \Delta G_f^0 (\text{prod}) - \sum m \cdot \Delta G_f^0 (\text{erreak})$$

Adibidez:

Kalkulatu ΔG_r^0 , 25 °C-tan, $2 \text{ NO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ NO}_2 \text{ (g)}$. Prozesua espontaneo da ? Inbertsio tenperatura existitzen da?

Datuak: $\Delta H = -114.1 \text{ kJ}$; $\Delta S = -146.4 \text{ J/K}$

Gibbs-en ekuazioan ordezkatzuz:

$$\Delta G_r^0 = \Delta H - T \cdot \Delta S = -70.45 \text{ kJ, berezkoa da.}$$

Orekako tenperatura kalkulatu dugu: $\Delta G_r^0 = 0 \rightarrow T_{\text{oreka}} = 779 \text{ K}$

$T < 779 \text{ K}$ prozesua berezkoa da, gainera izateari uzten dio.

ARIKETAK TERMOKIMIKA

1- Bizkotxo bat, 600 g-koa bera, 180°C-an dagoen labetik atera dugu eta hozten uzten dugu, giro-tenperaturan (20°C). Zenbat bero trukatu du ingurunearekin, bizkotxoaren bero espezifikoa 2,5 kJ/ kg.K? Em = -240 KJ

2.- Etxebizitzaren bateko berogailuak 70°C-raino berotzen du ura. Ura 15 °C-an sartzen bada, zer bero kantitatea kontsumitu beharko da 200 L ur berotzeko?

$$c_{\text{ura}} = 4180 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}. \quad \text{Em: } 4.6 \cdot 10^7 \text{ J}$$

3- Zer bero kantitatea behar da 20 L ur 15 °C-tik 40 °C-ra berotzeko? Em: $2.09 \cdot 10^6 \text{ J}$

4- Zenbat bero eman behar diogu 10 g izotzari – 10 °C-tik, 15°-ra ur bihurtzeko?

Datuak: $C_e(\text{izotza}) = 2089 \text{ J/Kg.K}$; $C_e(\text{ura}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$; $L_{\text{fusioa}}(\text{ura}) = 333000 \text{ J/Kg}$. Em: 4165.9 J

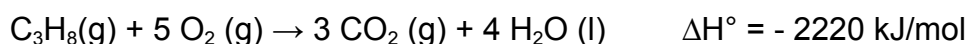
5- 0 °C-an 20 g dituen izotza berotu egiten da 15 g ur bihurtu arte 100°C-tan eta 5 g ur lurruna bihurtu da. Zenbat bero behar da hau lortzeko? Datuak: $C_e(\text{izotza}) = 2089 \text{ J/Kg.K}$; $C_e(\text{ura}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$; $L_{\text{fusioa}}(\text{ura}) = 333000 \text{ J/Kg}$; $L_{\text{lurrunketa}} = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/kg}$
Em: 26320J

6- Kalkulatu zenbat bero ekoiztuko den, baldintza estandarretan, 25 kg CaO-k kare biziaren zeharo erreakzionatzen dutenean: $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca (OH)}_2 \text{ (s)}$.

Datua $\Delta H_r^\circ = -65,21 \text{ kJ/mol}$. Em= $2.91 \cdot 10^4 \text{ KJ}$

7- Kalkulatu 15 °C -etatik 85 °C-tara berotu ahal izango den ur masa, 55 g gas propanoaren errekontza abiatuz. Datuak: ΔH_f° (kJ/mol): $\text{CO}_2 = -393.5$; $\text{H}_2\text{O(l)} = -285.8$; $\text{C}_3\text{H}_8 = -103.8$. Em : 9.45 kg ur.

8- Kalkulatu zenbat gramo propano erre beharko diren 700 kJ ekoizteko: Em: 13.9 g propano.



9- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ (propanona) konposatu likidoaren errekontza-entalpia $-1788,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ da:

a. Idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa, eta kalkula ezazu zenbat litro $\text{CO}_2(\text{g})$, BNetan neurtuta, lortuko diren 200 kJ trukatzeko direnean. Adieraz ezazu energia askatzen ala xurgatzen den.

b. Konposatu horren zenbat gramo erre behar dira 20 L ur 15 °C-tik 40 °C-ra berotzeko?

c. Karbono dioxidoaren eta uraren formazio-entalpiak erabiliz, kalkula ezazu konposatuaren formazio-entalpia, eta idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa.

Datuak: ° kJ·mol⁻¹ : CO₂ (g) = -393,2 ; H₂ O (l) = -285,2 . Ur likidoaren bero espezifikoa: c = 4,18 J·g⁻¹·°C⁻¹

Em: 7.6L; energia askatzen da; 67.8 g C₃H₆O; ΔH_r (C₃H₆O) = -246.8KJ/mol

10- Etanolaren (C₂H₆O) (l), karbono dioxidoaren (g) eta ur likidoaren formazio-entalpia estandarrek (ΔH_f[°]), hurrenez hurren, hauek dira: -278, -394 eta -286 kJ·mol⁻¹.

a) Idatzi etanol likidoaren errekontza-erreakzio doituak, eta kalkulatu haren entalpia 25 °C-an.

b) Irudikatu erreakzioari dagokion entalpia-diagrama.

c) Idatzi karbonoaren errekontza-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 kJ·kg⁻¹·K⁻¹ eta dentsitatea = 1kg·L⁻¹

11- Kalkula ezazu azetilenaren eraketa entalpia estandarra, C₂H₂ (g), jakinda haren mol baten errekontza entalpia 1299.4 kJ direla. Datuak: ΔH_f[°] (kJ/mol): CO₂ = -393.5; H₂O(l) = -285.8;

12- Hurrengo datuak kontuan izanik, karbono dioxidoa, ura likidoa, butanoa gas (C₄H₁₀) formazio entalpia estandarrek: -393.5, -285.8 eta -124.7 kJ/mol, kalkulatu baldintza estandarretan, butanoaren errekontza entalpia. Em: - 2878.3 KJ/mol.

13- Hurrengo datuak kontuan harturik, kalkulatu metanoaren formazio entalpia eta egin entalpia diagrama. Em: -74.8 KJ/mol

- Metano gaseosoaren errekontza entalpia -889.5 KJ/mol
- Karbono dioxidoaren formazio entalpia -393.1 KJ/mol
- Ur likidoaren formazio entalpia -285.6 KJ/mol

14- Nitrogeno monoxidoaren formazio entalpia 90.35 KJ/mol da.

a) Idatzi ekuazio termokimikoa. Erreakzioa endotermikoa ala exotermikoa da?

b) Zenbat energia behar da 10 g nitrogeno monoxidoa lortzeko? Adierazi emaitza kcal-tan Em: 30.12 KJ = 7.2 kcal.

Datua: 1 kcal = 4.18 KJ

15- Baldintza estandarretan 2 HgO (g) → 2 Hg (l) + O₂ (g) ekuazioaren entalpia aldakuntza 181.6 KJ da. Kalkulatu:

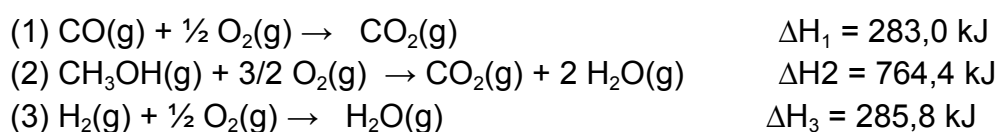
- Kalkulatu merkurio oxidoaren deskonposizio entalpia moleko. Em: 90.8 kJ/mol
- 60.6 g merkurio monoxido deskonposatzeko behar den energia. Em: 25.4 KJ
- Oxido merkurioak 100 kcal xurgatzen dituenean, zenbat oxigeno bolumena lortzen da? Em: 56.2 L
- Erreakzioa endotermikoa ala exotermikoa da?

Datuak: P(Hg) = 200.6; P(O) = 16;

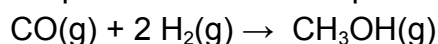
HESS-EN LEGEA

"Erreakzio kimiko baten entalpia-aldaketa (ΔH) berdina izango da erreakzioa pauso batean edo hainbat pausotan gertatzen bada". Edo prosezua fasetan ematen bada, prozezu globalaren entalpia aldaketa, urratsen entalpiaren aldaketen batura da.

16- Ekuazio hauek emanik:



a. Kalkula ezazu prozesu honen entalpia-aldaketa:



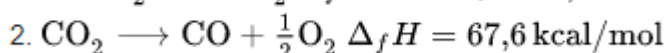
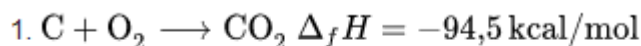
b. Idatz ezazu dagokion ekuazio termokimikoa, eta kalkula ezazu zer energia kantitate trukatu den (adieraz ezazu ea askatzen edo xurgatzen den) 1 kg metanol sortzeko.

17- NaCl-ren formazio-entalpia kalkulatu, 3 erreakzio hauetatik abiatuta. Em 409.3 kJ/mol

- $\text{Na(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NaOH(s)} + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -140,3 \text{ kJ/mol}$
- $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -91,92 \text{ kJ/mol}$
- $\text{HCl(g)} + \text{NaOH(s)} \rightarrow \text{NaCl(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -177,08 \text{ kJ/mol}$

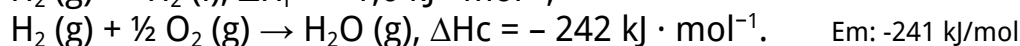
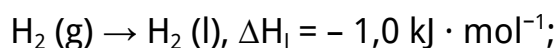
18- Kalkulatu erreakzio honen entalpia: $\text{C (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO (g)}$ Em: -26.9 kcal/mol

Datuak:

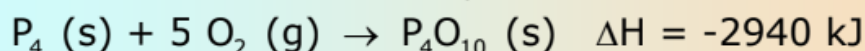


19- Kontuan izanda hidrogenoaren kondentsazioa eta hidrogeno gaseosoaren errekuntza entalpiak, kalkulatutako erreakzio honen entalpia aldaketa: $\text{H}_2 \text{ (l)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$

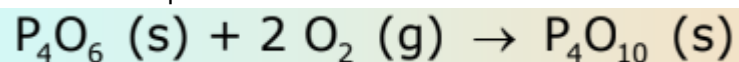
Datuak:



20- Honako entalpia-aldaketa hauek emanik:

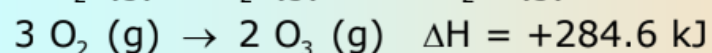
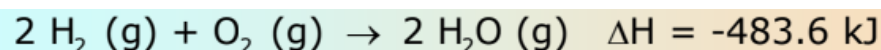


kalkulatutako entalpia-aldaketa erreakzio honentzat

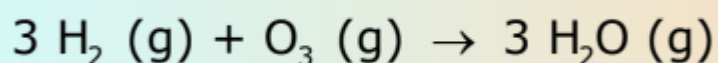


Em: -1300 kJ

21- Honako entalpia-aldaketa hauek emanik:

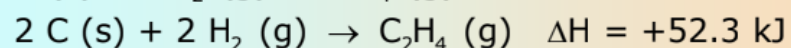
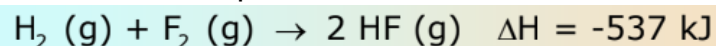


kalkulatutako entalpia-aldaketa erreakzio honentzat

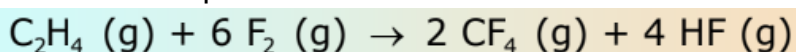


Em: -867.7 kJ

22- Honako entalpia-aldaketa hauek emanik :

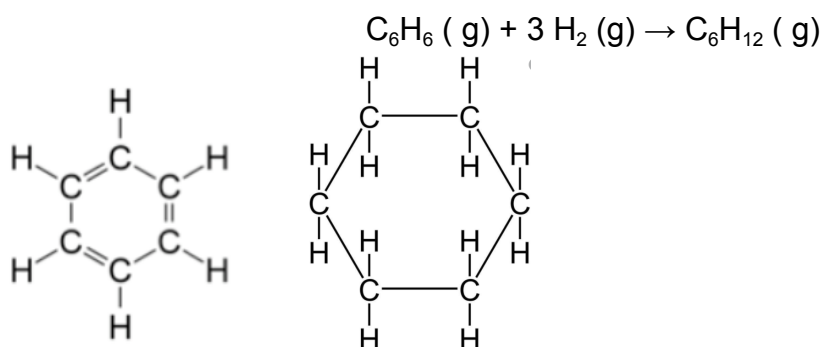


kalkulatutako entalpia-aldaketa erreakzio honentzat



Em: -2486.3 kJ

23- Lotura energiak erabiliz, determinatu bentzenoaren hidrogenazioaren entalpia. Datuak: ΔH^0 kcal/mol (C-H) = 99; (C=C) = 146; (C-C) = 80; (H=H) = 104. Em : -84kcal/mol



TERMOKIMIKA ENTALPIA ALDAKETA 2

1- Nitrogeno monoxidoaren formazio entalpia 90.35 KJ/mol da.

- Idatzi ekuazio termokimikoa. Erreakzioa endotermikoa ala exotermikoa da?
- Zenbat energia behar da 10 g nitrogeno monoxidoa lortzeko? Adierazi emaitza kcal-tan Em: 30.12 KJ = 7.2 kcal.

Datua: 1 kcal = 4.18 KJ

2- Baldintza estandarretan $2 \text{HgO} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Hg} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$ ekuazioaren entalpia aldakuntza 181.6 KJ da. Kalkulatu:

- Kalkulatu merkurio oxidoaren deskonposizio entalpia moleko. Em: 90.8 kJ/mol
- 60.6 g merkurio monoxido deskonposatzeko behar den energia. Em: 25.4 KJ
- Oxido merkurioak 100 kcal xurgatzen dituenean, zenbat oxigeno bolumena lortzen da? Em: 56.2 L
- Erreakzioa endotermikoa ala exotermikoa da?

Datuak: P(Hg) = 200.6; P(O) = 16;

3- Laborategian potasio kloratoa deskonposatzean, oxigenoa eta potasio kloruroa lortzen dira. Erreakzioaren entalpia -89.5 KJ da.

- Idatzi ekuazio termokimikoa.
- Baldintza estandarrean 20 L oxigeno lortzeko, zenbat bero-energia askatzen da? Em: -24.4 KJ.

4- Hurrengo datuak kontuan izanik, karbono dioxidoa, ura likidoa, butanoa gas (C_4H_{10}) formazio entalpia estandarrek: -393.5, -285.8 eta -124.7 kJ/mol, kalkulatu baldintza estandarretan, butanoaren errektuntza entalpia. Em: - 2878.3 KJ/mol.

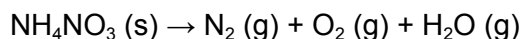
5- Hurrengo datuak kontuan harturik, kalkulatu metanoaren formazio entalpia eta egin entalpia diagrama. Em: -74.8 KJ/mol

- Metano gaseosoaren errektuntza entalpia -889.5 KJ/mol
- Karbono dioxidoaren formazio entalpia -393.1 KJ/mol

- Ur likidoaren formazio entalpia -285.6 KJ/mol

6- Doitu eta kalkulatu hurrengo erreakzioaren entalpia eta egin entalpia diagrama. Em: -118.4 KJ/mol

Datua: ΔH_f (NH₄NO₃) = -365.2 KJ/mol; ΔH_f (H₂O) = -241.8 KJ/mol



7- Hurrengo datuak kontuan hartuta, etanoaren (C₂H₆) formazio entalpia kalkulatu. Em: -20.24 Kcal/mol

- a) Etanoaren errekuntza entalpia -372.82 kcal/mol
- b) Karbonoaren errekuntza entalpia -94.05 kcal/mol
- c) Hidrogenoaren errekuntzaren beroa -68.32 kcal/mol

8- Kalkulatu etanolaren (C₂H₆O) formazio entalpia eta entalpia diagrama marraztu.

Datua: Etanolaren errekuntza entalpia -326.7 kcal/mol; uraren formazio entalpia -68.3 kcal/mol; karbono dioxidoaren formazio entalpia -94 kcal/mol. Em: -66.2 kcal/mol

9- Ondoko erreakzioak emanda:

- a) $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{FeBr}_2 (\text{s}) \quad \Delta H = -249.8 \text{ KJ/mol}$
- b) $\text{FeBr}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{FeBr}_2 (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Br}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = 18.4 \text{ KJ/mol}$

Burdin (III) bromuroaren 5 g -ko formazio entalpia kalkulatu. Em: -4.54 KJ

10- 9.4 g metanol erretzen direnean kalorimetro batean dauden 19 L ur 25 °C etatik 26,8 °C-tara pasatzen dira. Kalkulatu metanolaren konbustioaren bero molarra. Datua: $c_{\text{ura}} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$. Em: -114 kcal/mol

11- Kalorimetro batean 1.44 g naftaleno, C₁₀H₈ erretzen dira, eta bertan dauden 2000 g ur 20.2 °C-tik 25.8 °C-raino berotzen da. kalkulatu naftalenoaren errekuntzaren beroa. Em: $-9.96 \cdot 10^5 \text{ cal}$.

12- a) Idatzi etanolaren erreketa erreakzioa, eta kalkulatu erreakzioaren entalpia baldintza estandarretan. Etanola, karbono dioxidoa eta uraren formazio entalpia estandarrek, -278, -394 eta -286 KJ/mol dira.

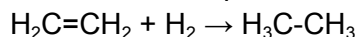
b) kalkulatu zenbat etanolaren gramo erre behar diren 200 g ur 8°C-tik 98 °C-ra arte berotzeko. Suposatu erreakzioaren etekina %50 dela.

- c) Kalkulatu zenbat etanolaren gramo behar diren 0°C-an dauden 200 g izotza likido bihurtzeko.

Datuak: Uraren lurruntze beroa: $L_v = 40.68 \text{ kJ/mol}$; uraren izozte beroa $L_f = 6.012 \text{ KJ/mol}$; 1 kcal = 4.18 kJ

Em: a) -1368 KJ/mol; b) 5.04 g; c) 2.25 g

13- Lotura entalpiaren datuan kontuan harturik , hurrengo erreakzioaren entalpia kalkulatu:



b) Lotura entalpia erabiliz, kalkulatu uraren formazio entalpia.

Datuak: C=C: 615; C-C: 347; C-H : 413; H-H : 436; O=O: 489; H-O: 462 KJ/mol

Em: a) -122 KJ/mol; b) -243.5 KJ/ mol

14- Kalkulatu H-Cl lotura entalpia , jakinda HCl-ren formazio entalpia -22 kcal/ mol direla eta H-H eta Cl-Cl lotura energiak 104 eta 58 kcal / mol direla.

b) Amoniakoaren N-H -ren lotura entalpia kalkulatu jakinda, amoniakoaren formazio entalpia -10 kcal/mol, $\text{N}\equiv\text{N}$ lotura entalpia 226 kcal /mol eta H-H entalpia 104 kcal/mol direla.

Em: a) 103 kcal/mol; b) 93 kcal/mol.

ENTROPIA ETA GIBBS-EN ENERGIA ASKEA - ARIKETAK

1. CO_2 -aren eta H_2O -aren formazioa-entalpia estandarrak $-94,0$ kcal/mol eta $-68,3$ kcal/mol dira, hurrenez hurren. Propano (C_3H_8) gasaren errekuntza-entalpia $-526,3$ kcal/mol da. Kalkula ezazu, arrazoituz:

- A) Propanoaren formazioa-entalpia. Em: -31.9 kcal/mol
- B) Kontuan izanda sustantzia guztiak gaseosoak direla, erreakzioaren entropia handitzen da edo txikitzen da?
- C) Erreakzioa espontaneo da edozein tenperaturatan?
- D) Egin erreakzioaren entalpia diagrama.

2. Mol bat azetilenaren (C_2H_2) errekuntzan 1299.4 KJ askatzen dira, baldintza estandarretan. Kalkula ezazu:

- a) Azetilenaren formazio entalpia estandarra. Em: 225.6 KJ/mol
- b) Erreakzio honetan entropia aldaketa $\Delta S = -216.3$ J/K bada, esan al dezakegu baldintza horietan erreakzioa espontaneo dela? $G = -1234.9$ KJ, bai
- c) Zein tenperatura tartetan erreakzioa da espontaneo? $T < 6005.5$ K
- d) Desorden maila handitu ala txikitu egiten da?
- e) Egin erreakzioaren entalpia diagrama.

DATUAK: $\Delta H^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393.8$ KJ/mol ; $\Delta H^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285.8$ KJ/mol ;

3- Butano (C_4H_{10}) gasaren errektuntzan askatzen den bero kantitatea 2875.8 KJ/mol da. Karbono dioxidoa eta ur likidoaren formazio entalpiak - 393.5 KJ/mol eta - 285.83 KJ/mol dira. Kalkulatu arrazontuz:

- Butanoaren formazio entalpia. Prozesua endotermikoa ala exotermikoa da?
- Butanoaren formazio entalpia prozesu espontaneo ala ez espontaneoa da?
- Adierazi zein tenperaturan prozesua pasatzen da espontaneotik ez espontaneora.

Datuak: $S_c = 5.7$; $S_{H_2} = 130.6$; $S_{C_4H_{10}} = 358.8$ J/K mol

Em: a) -127.39KJ/mol; c) -32.94 KJ/mol; d) 128.86 °C

4- Batzuetan autoen motorretan gasolinaren ordez etanola (C_2H_6O) erabiltzen da. Gasolina oktanoa (C_8H_{18}) purua dela suposatuz:

- Bi sustantzien errektuntza ekuazioak idatzi eta doitu.
- Kalkulatu etanolaren errektuntza berezkoa den edo ez 30°C-tan eta zein tenperaturan pasatzen da berezkoa izatetik ez izatera.

Datuak: formazio entalpia estandarrak (KJ/mol): etanola: -278; oktanoa -270; karbono dioxidoa -394; ura -286; Entropia estandarrak (J/mol K): oxigenoa 205; karbono dioxidoa 197.9; ura 70; etanola 160.7

Em: b) -29700 KJ etanola; -47900 KJ oktanoa c) berezkoa; 7778.8°C

5- Metanoaren errektuntzaren Gibbs-en energia askea kalkulatu .

b) Zenbateko tenperatura errektzioa pasatzen da berezkoetik ez berezkora?

Datuak

	ΔH_f (KJ/mol K)	S (J/K mol)	ΔG (KJ/mol)
CO2	-393.5	213.6	-395
CH4	-74.9	186.2	-50.8
H2O(l)	-285.8	69.9	-237.2
O2	0	205.0	0

Em: -818.6 KJ/mol; 3393.39°C

6- Hurrengo errektzioa kontuan harturik: $Fe(s) + H_2O(g) \rightarrow FeO(s) + H_2(g)$ 25 °C-tan, kalkulatu:

- Errektzioaren entropia aldakuntza.
- Energia askearen aldakuntza. berezkoa da?
- Orekako tenperatura.

Datuak:

	S (J/K mol)	ΔH_f (KJ/mol K)
Fe (s)	27.2	0
H ₂ O (g)	188.7	-241.8
FeO	54	-266.5
H ₂ (g)	130.6	0

Em: a) -31.3 J/K mol; b) -15.36 KJ/mol c) 516 °C

7- (EK 2020) Ur likidua eta gaseosoaren datu termodinamikoak ematen dira, 298 K eta 1 atm neurtuta.

H₂O (l) : $\Delta H_f = -286$ KJ/mol; $\Delta S = 70$ J/K mol

H₂O (g) : $\Delta H_f = -242$ KJ/mol; $\Delta S = 188$ J/K mol

a) Kalkulatu ΔH , ΔS eta ΔG uraren lurruntze prozesurako.

b) Kalkulatu zein tenperaturatan egongo diren orekan ur likidua eta gaseosoa.

Em: 44 KJ/mol; 118 J/Kmol; 8.8 KJ/mol; 372.9 K

8- (Uzt 2020) Datu hauek merkurio likido eta gaseosoari dagozkien balio estandarrak dira. Onartuz gero tenperaturekin ez direla aldatzen, kalkulatu:

Hg(l) : $\Delta H_f = 0$ kJ·mol⁻¹; S = 77,4 J·K⁻¹·mol⁻¹

Hg(g) : $\Delta H_f = 60,78$ kJ·mol⁻¹; S = 174,7 J·K⁻¹·mol⁻¹

a) Zer entalpia-aldaketa gertatzen den 100 g merkurio lurruntzean. Esan (0,75) prozesua exotermikoa ala endotermikoa den.

b) Zer entropia-aldaketa gertatzen den 100 g merkurio lurruntzean. Esan ea (0,75) prozesuan sistema ordenatu ala desordenatu egiten den.

c) Merkurioaren irakite-tenperatura normala °C-tan, kontuan izanik tenperatura (0,50) horretan merkurio likidua eta gasa orekan daudela.

Em: a) 30.4 KJ; b) 48.6 J/K c) 624.6 K

9- (EK 2019) Erreakzio jakin baten $\Delta H = 8,46$ kJ·mol⁻¹ da eta $\Delta S = 21,62$ J·mol⁻¹·K⁻¹ da 25°C-an. Azaldu ea 25 °C-an baieztapen hauek zuzenak ala okerrak diren, eta arraoitu erantzunak.

a) Erreakzioa endotermikoa da.

b) Erreakzioan, gutxitu egiten da desordena.

c) Erreakzioa espontaneo da.

Em: zuzena; okerra; okerra

10- (UZ 2019) Datu hauek emanda: ΔH_f (kJ·mol⁻¹): NH₃ (g) = – 46,2

S (J·mol⁻¹·K⁻¹): N₂ (g) = 191 ; H₂ (g) = 130 ; NH₃ (g) = 192,3

a) Idatz ezazu amoniakoaren formazio-ekuazioa. Zer energia kantitate trukutzen da (askatzen edo xurgatzen den adierazi behar duzu) 20 L NH₃(g), baldintza normaletan neurtuak, lortzen direnean?

b) Kalkula ezazu amoniakoaren formazio-erreakzioaren entropia-aldaketa. Erreakzioaren estekiometriaren arabera, zein espero da izatea prozesu honen entropiaren aldaketaren zeinua?

c) Espontaneo izango al da amoniakoaren formazioa 25 °C-an?

d) Egin entalpia diagrama.

Em: a) 40.7 KJ/mol b) -98.2 J/K c) - 16.94 KJ/mol (espontaneo)

1. PRAKTIKA: KALORIMETRIA. NEUTRALIZAZIO-BEROAREN NEURKETA

IZEN-ABIZENAK:.....

HELBURUA: erreakzio kimiko batean trukutzen den energia, presio konstantean, (edo erreakzioaren entalpiaren aldaketa) kalkulatzeko. Erreakzioan askatzen den energiak disoluzioa berotzen du. Neutralizazio-erreakzioa egingo dugu:



KALKULUAK

1- Kalkulatu HCl-ko zenbateko bolumen ($d = 1.19 \text{ g/cm}^3$ eta aberastasuna %37) neurtu behar duzun, 100 mL-ko HCl-ko disoluzioa 1 M prestatzeko. Em: 8.3mL

2- Kalkulatu zenbat gramo NaOH behar diren 100 mL-ko sodio hidroxidozko 1 M-ko disoluzio bat prestatzeko. Em:4g

LABORATEGIAN

1- Basbes materiala jantzi: eskularruak, betaurrekoa, amantala eta ilea batu luzea baduzu. Azido klorhidrikoa erabiliko duzu eta arriskutsua da.

2- Prestatu 100 mL-ko, 1 M kontzentrazioa duen HCl-ko disoluzio bat matraze aforatuan(edo prezipitatu ontzian).

1. Bota probetara kalkulatu duzun HCl-ko bolumena.
2. Inbuaren laguntzaz, matraze aforatura pasa HCl.
3. Urarekin osatu disoluzioa enrasatu arte, egin astiro ez pasatzeko.
4. Matrazea estali.

3- Prestatu 100 mL-ko, 1 M kontzentrazioa duen NaOH disoluzio bat beste matraze aforatuan(edo prezipitatu ontzian).

1. Balantzan pisatu, prezipitatu ontzi bat erabiliz, kalkulatu duzun NaOHaren kantitatea. Gogoratu tara sakatu, prezipitatu ontziaren masa kentzeko.
2. Ur pixka bat bota NaOH solidoa disolbatzeko. Irabiatu ondo, guztiz disolbatu arte. Kontuz ibili, prozesu hau exotermikoa da, bero asko askatzen da!!!
3. Inbutua erabiliz, bota disoluzioa matraze batera eta urarekin osatu, 100 mL arte, astiro.
4. Hotz bainuan sartu NaOH disoluzioa, giro tenperaturara jaitsi arte. Bi disoluzioak tenperatura antzekoa izan behar dute.

4- 100 mL 1M HCl-ko disoluzioa kalorimetrora isuri. Estali, irabiatu eta tenperatura neurtu, T_{azido} : _____ °C

5- Kalorimetrora isuri hidroxidoaren disoluzioa, estali azkar, irabiatu eta itxaron oreka tenperaturara iritsi arte. Datua apuntatu, T_{oreka} : _____ °C

6- Kalkulatu errakzioaren beroa, ondoko ekuazioaren bidez. Erreakzioaren entalpia KJ/mol-etan eman behar da. Zenbat mol HCl erreakzionatu dira? _____

$$\Delta Q = \Delta H_r = m_{\text{dis}} \cdot c_{\text{dis}} \cdot \Delta T \text{ (KJ)}$$

Hurbilketa hauek egingo ditugu:

$c = c_{\text{ura}} = 4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$. Disoluzioa diluitua denez, ia masa guztia ura da.
 $m_{\text{dis}} = 200 \text{ g}$; arrazoi berdinarengatik, suposatzen dugu disoluzioaren dentsitatea 1 g/cm^3 dela.

$$\Delta H_r = \text{_____ kJ/mol}$$

Balio teorikoa - **57,3 kJ/mol** da . kalkulatu errorea.

$$\% \text{ Errorea} = (\text{balio}_{\text{teorikoa}} - \text{balio}_{\text{praktikoa}}) / \text{balio}_{\text{teorikoa}} \times 100$$

$$\% \text{ Errorea} = \text{_____}$$

7- Erreakzioa endotermiko ala exotermikoa da? Zergatik?

8- Nondik dator egindako errorea? Zer ez dugu kontuan izan ?

9- Kalorimetroan dagoen disoluzioa harraskatik bota daiteke, hau da, kutsagarria da? Zergatik?

Kalorimetroaren kalibrazioa:

Emaitza hobetu daiteke kalorimetroaren baliokidea uretan kontuan izaten, hau da, kalorimetroak xurgatzen duen beroa.

- Bota kalorimetrora 50 mL ur, giro tenperaturaren. $T_1 = \text{_____}^{\circ}\text{C}$
- Berotu 50°C -ra arte 50 mL ur. $T_2 = \text{_____}^{\circ}\text{C}$
- Bota ur beroa kalorimetrora, itxaron tenperatura orekatu arte eta apuntatu.
 $T_{\text{oreka}} = \text{_____}^{\circ}\text{C}$
- Egin kaluluak kalorimetroaren

$$Q_{\text{ur hotza}} + Q_{\text{ur beroa}} + Q_{\text{kalorimetroa}} = 0$$

$$m_1 c_e (T_{\text{oreka}} - T_1) + m_2 c_e (T_{\text{oreka}} - T_2) + K (T_{\text{oreka}} - T_1) = 0$$

$$K =$$

TERMOKIMIKA- AZTERKETA EREDUA

- Idatzi erreakzio kimikoak, sustantzia bakoitzaren egoera fisikoa barne.
- Idatzi formula, eragiketak, emaitza eta unitate egokia (emaitza bakarrik ez dut kontatuko).
- Justifikatu galdera teorikoak: bai, ez, exotermikoa... arrazoitu gabe ez du baliorik.
- Entalpia diagraman ardatzetako informazioa jarri

1- Gramo bat propano (C_3H_8) gasa erretzen denean 50.35 KJ askatzen dira eta ur likidoa sortzen da erreakzio honetan. Kalkulatu:

- a) Propanoaren errektuntzaren ekuazio termokimikoa (0.5p)
- b) Propano gasaren formazio entalpia (1p) Em: -111KJ/mol
- c) Sortuko den karbono dioxidoaren bolumena 720 mmHg eta 27°C-tan, 500KJ askatzen direnean (0.5p) Em: 17.6 L
- d) Erre behar den propanoaren masa 5L ur berotzeko 15°C-tik 55°C-ra prozesuaren errendimendua %85 bada (0.5p) Em: 19.5g

Datuak

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

Formazio entalpia estandarrak (KJ/mol): $H_2O(l)$ = -286; $CO_2(g)$ = -394; c_p = 4.18KJ/kg·K;
1atm=760mmHg

2.- Karbono solidoak ur-lurrunarekin erreakzionatzen du, eta karbono monoxidoa eta hidrogeno (biak gasak) sortzen dira. Karbono monoxido gaseosoa eta ur-lurruna osatzeko entalpia estandarrak hauek dira: - 110,52 KJ/mol eta - 241,82 KJ/mol; hidrogeno gasaren, karbono monoxido gasaren, karbono solidoaren eta ur-lurrunaren entropia estandarrak hauek dira : 130,68; 197,67; 5,74 eta 188,82 J/mol.K.

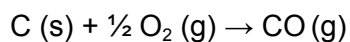
- a) Erreakzio honetarako ΔG° , 25°C-tan kalkulatu eta erreakzioa baldintza honetan espontaneo izango den ala ez arrazoitu. (2p)
- b) Exotermikoa edo endotermikoa da? (0.25p)
- c) Desorden mailak handitu ala txikitu egiten du? (0.25p)
- d) Zein tenperatura tarterako da espontaneo? (0.5p)

3- Ondorengo entalpia aldaketak ezagunak dira: (2p)

lkatzaren errektuntza entalpia: -393.5 KJ/mol

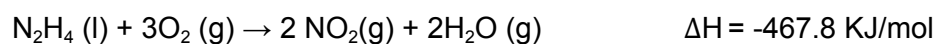
CO-ren errektuntza entalpia: -283 KJ/mol

Kalkulatu hurrengo erreaktzioko entalpia eta enuntziatu aplikatu duzun legea:



Em: -110.5 KJ/mol

4- N_2H_4 (l) hidrazina likidoaren oxidazioan, prozesu hau gertatzen da: (1.5p)



- a) 10 L hidrazina oxidatzean, zein bero kantitate askatzen da? Em: 149100KJ
- b) Erreakzioaren entropia positiboa ala negatiboa da? Zergatik?
- c) Prozesua espontaneo izango da edozein tenperaturatan? Zergatik?

Datua: $d(\text{N}_2\text{H}_4) = 1020 \text{ Kg/m}^3$

Masa atomikoak: N:14; H:1

TERMOKIMIKA BIRPASOA

1. Egia ala gezurra. Arrazoitu erantzunak.

- a) Erreakzio exotermikoa bada, espontaneo da beti.
- b) Elemento sinpleen entalpia zero da.
- c) Entropiaren aldakuntza beti da positiboa, bigarren printzipioaren arabera.
- d) Entalpia negatiboa eta entropia positiboa badira, erreakzioa beti da espontaneo, edozein tenperaturatan.
- e) $\Delta H = \Delta U + P \Delta V$ betetzen da presio konstantea denean.
- f) Entalpia egoera funtzioa da.
- g) Etenoaren (C_2H_4) formazio ekuazioa da: $C_2H_4(g) \rightarrow 2C(s) + 2H_2(g)$
- h) Errekuntza entalpia aldaketa beti da negatiboa.
- i) Hurrengo ekuazioa termokimikoa da: $2H_2O(g) \rightarrow O_2(g) + 2H_2(g)$
- j) Entalpia, prozesu kimiko batean, askatzen edo xurgatzen den beroa da, presio konstantean.

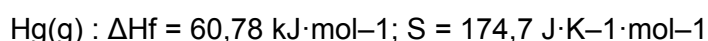
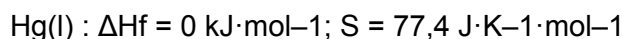
2- (EK 2020) Ur likidoa eta gaseosoaren datu termodinamikoak ematen dira, 298 K eta 1 atm neurtuta.



- a) Kalkulatu ΔH , ΔS eta ΔG uraren lurruntze prozesurako.
- b) Kalkulatu zein tenperaturatan egongo diren orekan ur likidoa eta gaseosoa.

Em: 44 KJ/mol; 118 J/Kmol; 8.8 KJ/mol; 372.9 K

3- (Uzt 2020) Datu hauek merkurio likido eta gaseosoari dagozkien balio estandarrak dira. Onartuz gero tenperaturarekin ez direla aldatzen, kalkulatu:



- a) Zer entalpia-aldaketa gertatzen den 100 g merkurio lurruntzean. Esan (0,75) prozesua exotermikoa ala endotermikoa den.
- b) Zer entropia-aldaketa gertatzen den 100 g merkurio lurruntzean. Esan ea (0,75) prozesuan sistema ordenatu ala desordenatu egiten den.
- c) Merkurioaren irakite-tenperatura normala °C-tan, kontuan izanik tenperatura (0,50) horretan merkurio likidoa eta gasa orekan daudela.

Em: a) 30.4 KJ; b) 48.6 J/K c) 624.6 K

4- (EK 2019) Erreakzio jakin baten $\Delta H = 8,46 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ da eta $\Delta S = 21,62 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ da 25°C-an. Azaldu ea 25 °C-an baieztapen hauek zuzenak ala okerrak diren, eta arrazoitu erantzunak.

- a) Erreakzioa endotermikoa da.
- b) Erreakzioan, gutxitu egiten da desordena.

c) Erreakzioa espontaneo da.

Em: zuzena; okerra; okerra

5- (UZ 2019) Datu hauek emanda: ΔH_f (kJ·mol⁻¹): NH₃ (g) = – 46,2

S (J·mol⁻¹·K⁻¹): N₂ (g) = 191 ; H₂ (g) = 130 ; NH₃ (g) = 192,3

a) Idatz ezazu amoniakoaren formazio-ekuazioa. Zer energia kantitate trukutzen da (askatzen edo xurgatzen den adierazi behar duzu) 20 L NH₃(g), baldintza normaletan neurtuak, lortzen direnean?

b) Kalkula ezazu amoniakoaren formazio-erreakzioaren entropia-aldaketa. Erreakzioaren estekiometriaren arabera, zein espero da izatea prozesu honen entropiaren aldaketaren zeinua?

c) Espontaneo izango al da amoniakoaren formazioa 25 °C-an?

d) Egin entalpia diagrama.

Em: a) 40.7 KJ/mol b) -98.2 J/K c) - 16.94 KJ/mol (espontaneo)