

Laboratoriya mashg'uloti

Mavzu: Kimyoviy reaksiyalarinig issiqlik effektini aniqlash.

Mavzuning maqsadi:

1. Neytrallalanish reaksiyasi issiqlik effektini termodinamika qonunlari asosida aniqlashni o'rganish.
2. Gess qonuni va bu qonundan kelib chiqadigan xulosalar.
3. Termodinamika qonunlarining tibbiyotdagi ahamiyatini o'rganish.
4. Kalorimetrda neytrallanish issiqlik effektini aniqlashni o'rganish.

Mashq'lotning asosiy masalalari

1. Termodinamik sistemalar va termodinamik parametr to'g'risidagi tushunchalarni talabalarga etkazish.
2. Kimyoviy reaksiyalarinig issiqlik effekt iva uni aniqlash.
3. Gess qonunidan kelib chiqadigan xulosalarni muhokama qilish.
4. Moddalarni yonish issiqligi va hosil bo'lish issiqliklari asosida hisoblashni o'rganish.
5. Kuchli kislota bilan kuchli asosni neytrallash reaksiyasi issiqlik effektini aniqlash.

Mashg'ulot uslubi

1. Uyga berilgan topshiriqlarni bajarilganligi, hamda boshlang'ich bilim darajasini tekshirish.
2. Kimyoviy reaksiyalarinig issiqlik effektini miqdoriy hisoblash bo'yicha masalalar echish.
3. Kimyoviy reaksiyalarinig issiqlik effektini tajribada aniqlash.
4. Talabalarinig o'zlashtirish malakasini va bilimlarini tekshirish. Kelgusi Mashg'ulot topshiriqlarini berish.

Foydalanilgan ko'rgazmali qurollar va jihozlar

1. Kimyoviy reaksiyalarinig issiqlik effekti keltirilgan jadvallar.
2. Kalometr.
3. 1 M HCl va 1 M NaOH eritmaları
Mavzuga oid savollar
1. Termodinamik sistemalar to'g'risida ma'lumot bering.
2. Termodinamik parametrlarga ta'rif bering.
3. Ichki energiya, entalpiya, entropiyaga ta'rif bering.
4. Izobar potentsial to'g'risida ma'lumot bering.
5. Gess qonunini tushintirib bering.
6. Gess qonunidan kelib chiqadigan xulosalar.

7. Murakkab moddani hosil bo'lish issiqligi nima ?
8. Moddaning yonish issiqligi nima?
9. Termodinamikaning tibbiy biologik ahamiyatini tushintirib bering?

Foydalanilgan adabiyotlar

1. A.SH. Hamroev va boshqalar "Bioanorganik kimyodan amaliy Mashg'ulotlar to'plami" Toshkent-2002
2. A.SH. Hamroev, S.I.Ibotov "Kimyoviy termodinamika va bioenergetikaning ilmiy asoslari "(ma'ruza matni) Toshkent-1993
3. A.B.Akbarov "Bioanorganik va biofizik kimyo asoslari" Toshkent I.Sino nomidagi tibbiyot nashriyoti 1998 yil.
4. I.I.Nazarov,S.I.Nazarov "Bioanorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar to'plami"
5. S.Qosimova,Masharipov "Umumiy va bioorganic kimyodan amaliy mashg'ulotlar"
6. Nazira Olimxo'jayeva "Bioanorganik va fizkoloid kimyo"

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektini aniqlash

Mavzuning tibbiy-biologik ahamiyati

Odam organizmi, boshqa tirik organizmlarga o'xshash ochiq termodinamik sistema bo'lib, u tashqi muhit bilan to'xtovsiz modda va energiya almashinuvida bo'ladi. Tirk organizm o'zining hayotiy faoliyati uchun zarur bo'lgan energiya bilan oziq-ovqat mahsulotlarini turli biokimyoviy reaksiyalarga uchratish tufayli ta'minlaydi. Odam organizmida modda va energiya almashinuvining buzilishi natijasida kelib chiqadigan kasalliklarni davolashda davolovchi shifokor kasalga qanday oziq-ovqat mahsulotlari tavsiya etishni bilish kerak. Buning uchun oziq-ovqat mahsulotlarining qaysi xili organizmda qancha energiya ajralishini hisobga olib, ma'lum ratsion tuzilishi kerak. Buning uchun shifokor kimyoviy termodinamika asoslaridan, Gess qonunidan xabardor bo'lishi kerak. Termodinamik ma'lumotlar shifokorga biokimyoviy jarayonlarning kechish xususiyatlarini tushunishga, embriogenez jarayoni, to'qimalarni asliga qaytishida, qarishida va bu jarayonlarni davolashda hamda sanitar-gigenik boshqarish imkoniyatini beradi. Biokimyoviy jarayonlar termodinamikaning umumiy qonunlari asosida, organizmning ayrim sistemalarini faoliyatini o'rganish, hamda uning atrof-muhit bilan o'zaro ta'sirini tushinish mumkin.

Nazariy qism

Harakat materiyaning mavjudlik formasi bo'lib, energiya moddalar harakatining o'lchovidir. Boshqacha qilib aytganda energiya, moddalar harakatining miqdor va sifat jihatdan xarakteriskasidir. Kimyoviy jarayonlarda bir turdagi energiyani boshqa turdagi energiyaga o'tkazish yo'llarini, usulinikimyoviy termodinamika o'rgatadi.

Termodinamikada tashqi muhitdan ajralgan deb faraz qilingan jism yoki jismlar to'plami sistema deb ataladi.

Agar sistemaning xossalari jihatidan o'zaro farqlanadigan tarkib qismlari chegara sirtlar bilan ajralmasa, bunday sistemaga gomogen bir jinsli sistema deb ataladi. Agarda sistemaning tarkib qismlari o'zaro chegara sirtlari bilan ajralsa, bunday sistemalar geterogen sistemalar deb ataladi. Agarda sistemada energiya almashinuvi mumkin bo'lib, modda almashinuvi mumkin bo'lmasa, bunday sistemalar berk sistemalar deb ataladi. Ochiq sistemada energiya ham, modda ham almashina oladi.

Sistemaning xossalarini turli termodinamik parametrlari orqali o'rganiladi. Parametrlar ikkiga bo'linadi:

1. Ekstensiv parametrlar. Bu parametrlar sistemaning katta-kichikligiga va massasiga bog'liqdir. Bunga misol qilib, jismning massasi, hajmi va og'irligini ko'rsatish mumkin.
2. Intensiv parametrlar. Bunga jismning kata-kichikligiga va massasiga bog'liq bo'lmagan parametrlar misol bo'ladi. Intensiv parametrlarga harorat, bosim, massa misol bo'ladi.

Termodinamik sistemalarning xossalari-termodinamik funksiyalar nomli parametrlarni o'zgarishiga bog'liqdir.

Termodinamik funksiyalarga ichki energiya (U), Entalpiya(N), entropiya (S) Gibbs energiyasi yoki izobar- izotermik potentsiallar (G) kiradi.

Ichki energiya

Jismda bo'ladigan barcha energiya zapasi(jismning kinetik va potentsial energiyasidan tashqari) jismning ichki energiyasi deb yuritiladi. Sistemaning ichki energiyasi undagi molekulalarning o'zaro tortilish va itarilish energiyasi, ilgarilanma harakat energiyasi, aylanma harakat energiyasi, molekula ichida atom va atomlar guruhining tebranish energiyasi atom yadrosida bo'lgan energiya va boshqa bizga ma'lum bo'lmagan energiyalar yig'indisiga tengdir. Sistemaning ichki energiyasi (U) moddalarning xiliga, ularning miqdoriga, bosim va haroratga bog'liq bo'lgan kattalikdir. Sistemaning to'liq ichki energiyasini aniqlab bo'lmaydi. Biroq tajriba yo'li bilan ichki energiya bir holatdan ikkinchi holatga o'tishini aniqlash mumkin.

Moddaning dastlabki holatidagi ichki energiya U_1 oxirgi holatdagi ichki energiyasi U_2 bo'lsa, ichki energiya o'zgarishi quyidagicha bo'ladi:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

ichki energiyani o'zgarishi ΔU sistemaning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liq bo'lib sistemaning bir holatdan ikkinchi holatga qay usuld o'tganligiga bog'liq emas.

Entalpiya

Termodinamik sistemaning holatini xarakterlaydigan termodinamik funksiyalardan Yana biri Entalpiyadir.

Sistemaning ichki energiyasi bilan hajmi bosimga ko'paytmasining yig'indisiga Entalpiya deb ataladi.

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

O'rganilayotgan sistemaning Entalpiyasini absolyut qiymatini aniqlab bo'lmaydi. Termodinamik hisoblashlarda sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tganda Entalpiyaning o'zgarishidan ($\Delta H = H_2 - H_1$) foydalaniladi, u holatda yuqoridagi tenglama quyidagi ko'rinishga keladi.

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

Entalpiya N kJ/mol birligida o'lchanadi. Ichki energiyaga o'xshab, Entalpiya ham qanday usul bilan muvozanat hosil bo'lishiga bog'liq emas, balki sistemaning dastlabki va oxirgi holatiga bog'liqdir.

$$\Delta H = H_{\text{oxirgi holat}} - H_{\text{dastlabki holat}}$$

masalan, quyidagi reaksiya uchun ΔH ni aniqlaylik

$$A + B = C + D$$

$$\Delta H = (H_c + H_d) - (H_A + H_B)$$

reaksiya mahsuloti dastlabki mahsulotlar

demak bir moda uchun hosil bo'lish Entalpiyasi ma'lum bo'lsa, kimyoviy reaksiya uchun Entalpiyani hisoblab topish mumkin.

$$\Delta H^0 = \sum_{\text{hosil bo'lishi}} H_{\text{oxirgi mahsulotni}} - \sum_{\text{hosil bo'lishi}} H_{\text{dastlabki mahsulotni}}$$

ΔH^0 – kimyoviy reaksiyada reaksiya mahsulolarini hosil bo'lish entalpiyasi
Bilan reaksiya uchun olingan moddalarning hosil bo'lish Entalpiyasi orasidagi farqdir. N-kimyoviy tenglamadagi stexiometrik koeffitsientdir.

Termodinamikaning birinchi qonuni

Termodinamikaning birinchi qonuni, energiyani saqlanish qonuni bo'lib, alohida olingan sistemadagi energiyaning umumiy miqdorini o'zgarmasligiga asoslangan.

Agarda sistemaga tashqaridan biror miqdordagi issiqlik bilan ta'sir etilsa, bu issiqlik sistemaning ichki energiyasini o'zgarishiga va sistemada tashqi ta'sirga qarshi qandaydir miqdordagi ishni bajarishga sarf bo'ladi.

$$Q = \Delta U + A$$

Demak, sistemaga berilgan issiqlik Q sistemani ichki energiyasini ΔU qadar oshiradi va ma'lum miqdordagi ish A ni bajarishga sarf bo'ladi. Yuqorida berilgan tenglama termodinamikaning birinchi qonunni matematik ifodasidir.

Termodinamikaning birinchi qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

1. Issiqlik sarflanmasdan ish bajarib bo'lmaydi yoki ajratilgan sistemada barcha turlarga energiyalar yig'indisi o'zgarmas qiymatga egadir.
2. Energiya sarflanmasdan abadiy ishlaydigan mashina qurib bo'lmaydi.
3. Energiya yo'qdan bor bo'lmaydi va yo'qolib ketmaydi, faqat ekivalent miqdorda bir turdan ikkinchi turga o'tadi.

Termodinamikaning ikkinchi qonuni. Entropiya.

Termodinamikaning ikkinchi qonuni kimyoviy jarayonlar qanday yo'nalishda va qanday chegaragacha davom etishini aniqlab beradi. Tabiatda uchraydigan hodisalarning hammasi ma'lum yo'nalishda boradi. Bu hodisalarni ikkiga bo'lish mumkin.

Birinchisi tartibga intilish bilan boradigan hodisalar. Masalan, ikkita vodorod atomi o'zaro birikib birta vodorod molekulasini hosil qiladi.

Ikkinchi xil hodisalar tartibsizlikka intilish bilan boradigan hodisalar. Bunga misol qilib suvning bug'lanishini, diffuziya hodisasini, erish hodisasini to'xtatish mumkin. Ko'pchilik hodisalar o'z-o'zidan energiya sarf qilinmasdan ma'lum yo'nalishda sodir bo'ladi. Masalan, suv baland joydan pastga tushadi, elektor yuqori potensialdan pastroq potensialga ko'chadi, issiqlik hamma vaqt issiq jismni sovuqroq jismga ko'chadi. Bu hodisalarning hammasi qaytmas hodisalardir. Chunki hech qachon suv pastdan balandga oqmaydi, issiqlik sovuq jismdan issiq jismga o'tmaydi. Demak o'z-o'zidan boruvchi jarayonlarning o'ziga xos xususiyatlaridan biri ularning qaytmasligidadir. Bundan quyidagicha xulosa chiqarish mumkin.

Yopiq sistemada erkin energiya o'z-o'zicha minimumga intiladi, chunki minimal energiyaga egabo'lgan holat moddaning eng barqaror holatini tashkil etadi.

Kimyoviy jarayonlarning o'z-o'zidan sodir bo'lishi, energiyadan tashqari, sistema holatining termodinamik ehtimoliligiga ham bog'liqdir. SHu sababli termodinamikaning ikkinchi qonuniga G. Lbyuis quyidagicha ta'rif bergan: "O'z holiga tashlab quyilgan har qanday sistema o'z holatini maksimal ehtimollikka ega bo'lgan yo'nalish tomon o'zgartiradi". Sistema eng yuqori ehtimollikka ega bo'lgan holatda eng kam tartibni kasb etadi. Bunday holatda sistema nihoyatda tartibsiz bo'ladi. Sistemaning tartibsizlik darajasini xarakterlovchi xususiyat uning entropiyasi.

Tartibsizlik qancha ko'p bo'lsa, entropiya qiymati shunchalik katta bo'ladi. Har qanday harakat tartibsizlikkni keltirib chiqaradi, ya'ni harakat natijasi entropiya ortadi.

Avstraliyalik fizik L.Boltsman tomonidan entropiya va sistemaning ehtimollik holati o'rtasidagi bog'liqlik quyidagi tenglama orqali tushintiriladi.

$$S = K \cdot \ln W \quad \text{agarda} \quad K = \frac{R}{N_A} \quad \text{bo'lsa, u holda}$$

$$S = \frac{R}{N_A} \cdot \ln W \quad \text{bo'ladi}$$

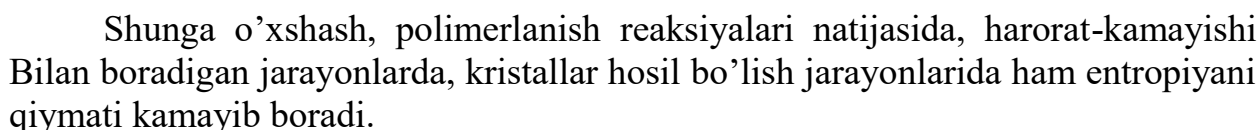
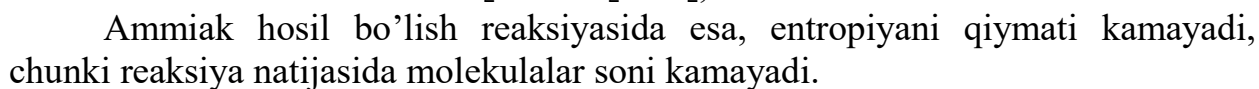
S – entropiya,

W- termodinamik ehtimollik, ya'ni ayni makro holatning amalga oshishini ta'minlovchi imkoniyatlar yoki mikro holatlar soni

R –gazlar doimiyligi

K –Boltsman konstantasi 8,314 J/mol.K

Entropiya $-S$ kJ/mol. K birligida o'lchanib, u moddada qancha foydasiz energiya borligini ko'rsatuvchi kattalik bo'lib, jismning holatiga bog'liq bo'lgan funktsiyadir. Agarda kimyoviy reaksiyalar natijasida molekulalar soni ortsa entropiyaning miqdori ortadi. Masalan, suvning parchalanish reaksiyasida entropiya qiymati ortadi, chunki 2 ta molekuladan 3 ta molekula hosil bo'ladi.



Standart sharoitda, ya'ni ($T=298^0K$) va ($R=101,3 \text{ kPa}$) bo'lgandagi entropiyaning qiymati standart entropiya deb ataladi va (S^0_{298}) bilan belgilanadi.

Ayrim moddalarning standart hosil bo'lish Entalpiyasi, entropiyasi va Gibss energiyasi qiymatlari berilgan.

Kimyoviy reaksiyalarning entropiyalarini hisoblashda oxirgi va dastlabki moddalarning hosil bo'lish entropiyalaridan foydalaniladi.

Masalan grafit va kislorodni o'zaro birikish reaksiyasining entrotsiyasini hisoblaymiz.



Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalar asosan o'zgarmas hajm yoki o'zgarmas bosim ostida boradi. O'zgarmas bosim ostida boradigan jarayonlarni izobar jarayonlar, o'zgarmas hajmda boradigan jarayonlarni izoxor jarayonlar deb ataladi. Kimyoviy reaksiyalarda bajariladigan ish, tashqi bosimga qarshi bajarilgan ishga tengdir.

6

A – bajarilgan ish, R- tashqi bosim , ΔV -hajmni o'zgarishi.

Kimyoviy reaksiyalar vaqtida moddaning kimyoviy tarkibiga o'zgarib qolmay, balki sistemaning ichki energiyasi ham o'zgaradi. Kimyoviy sistemalardagihar qanday energetik o'zgarishlar termodinamikaning birinchi qonuniga muvofiq bo'ladi.

$$Q = \Delta U + A \text{ yoki } Q = \Delta U + P\Delta V \quad \text{bundan}$$

$$\Delta U = Q - A \text{ bo'ladi}$$

Agarda bosim doimiy bo'lsa, $Q_p = \Delta U + P\Delta V$ bo'ladi. Bu tenglamani yana quyidagicha yozish mumkin:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + (PV_2 - PV_1) = (U_2 + U_1) - (U_1 - PV_1)$$

Bizga ma'lumki, $U + PV$ kattalik sistemaning Entalpiyasi (issiqliq saqlami) deyiladi va N bilan belgilanadi. U holda tenglamani quyidagicha yozish mumkin.

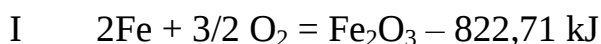
$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Q_p Entalpiya o'zgarishi bilan bosim doimiy bo'lganda sistemaga berilgan yoki ajralib chiqadigan issiqlik miqdorini xarakterlaydigan termodinamik funksiyadir. Bizga ma'lumki, issiqlik ajralishi bilan boradigan jarayonlar ekzotermik jarayonlar bo'lib, unda $Q = -\Delta N$ yoki $\Delta N < 0$ bo'ladi. Issiqlik yutilishi bilan boradigan jarayonlar endotermik jarayonlar bo'lib, unda $\Delta N > 0$ bo'ladi. Izoxor sistemalarda, hajm o'zgarmaganligi sababli bajarilgan ishlarning miqdori nolga teng bo'ladi, ya'ni $A = 0$. Demak, kimyoviy reaksiya doimiy hajmda borsa, unda ajralib chiqadigan yoki reaksiya natijasida yutilgan issiqlik miqdori ichki energiyani o'zgarishiga sarf bo'ladi, ya'ni $Q_v = \Delta U$ bo'ladi.

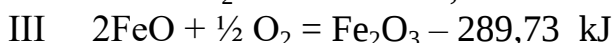
Gess qonuni.

Kimyoviy reaksiyalarni issiqlik effekti, kimyoviy jaryonlarni ng qay usulda olib borilishiga bogliq emasligini, 1836 yilda rus olimi G. I. Gess aniqlagan va qonun ko'rinishida quyidagicha tariflagan:

Reaksiyaning issiqlik effekti jarayonning qanday usulda olib borilishiga bog'liq bo'lmasdan, balki reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning dastlabki va oxirgi xolatlariga bog'liqdir. Misol uchun temir (III) –oksidning hosil bo'lish reaksiyasini ko'ramiz.



Bu reaksiyada ikkita bosqich bo'lishi mumkin.



$$-\Delta H = 822,71 \text{ kJ}$$

11 va 111 tenglamalarni qo'shsak, 1 tenglama hosil bo'ladi. Demak, jarayonning issiqlik effekti, reaksiyaning borish yo'liga bog'liq bo'lmasdan, balki boshlang'ich va oxirgi holatlarga bog'liqdir. Gess qonuni faqat o'zgarmas bosim yoki o'zgarmas hajmdagi o'z kuchini saqlab qoladi.

eritmasidan qo'shiladi va aralashtirgich yordamida yaxshilab aralashtiriladi. Harorat o'zgarmasdan qolgach uni jadvalga kiritiladi. Tajriba 3 marta takrorlanadi va olingan natijalar jadvalga kiritiladi. Reaksiyani issiqlik effektini hisoblashda o'rtacha arifmetik qiymatdan foydalaniladi.

Tajribada ishlatiladigan eritmalarining zichliklari 1 g/sm^3 ga teng deb va ularning issiqlik sig'imi, suvning issiqlik sig'imiga teng qabul qilinib, ajralib chiqan issiqlikning miqdori quyidagi formula bo'yicha hisoblanadi.

$$q = (m_{\text{asos}} + m_{\text{kislota}}) \cdot (t_1 - t_2) \cdot 4,184 \text{ kJ}$$

m_{asos} - asosning massasi

m_{kislota} - kislota massasi

t_1 - boshlang'ich harorat

t_2 - reaksiya oxiridagi harorat

Tajriba №	Harorat, °S		q, kJ	Q kJ/mol
1				
2				
3				
O'rtacha				

Quyidagi formula orqali neytrallanish reaksiyasining issiqlik effektini hisoblab topiladi.

$$Q = \frac{q \cdot m}{1000 \cdot M} \text{ kJ/mol}$$

q- issiqlik miqdori

Q-1 mol kislota 1 mol asosida neytrallash natijasida ajralib chiqqan issiqlik miqdori

m -1 molyarlik 25 ml HCl eritmasidagi kislota massasi

M-HCl ning molyar massasi

Tajriba 2 . Tuzning erish issiqligini aniqlash.

Bu tajriba ham soddalashtirilgan kalorimetrdagi bajariladi. Kalorimetrning ichki stakaniga 50 ml (50 g) suv quyiladi. Aralashtirgich bilan suvning aralashtirib, 5 min keyin suvning harorati o'lchanadi (t_1) va uni yozib olinadi. O'qituvchining ko'rsatmasiga kukun holigacha maydalangan tuzdan 0,04 mol Na_2SO_3 texnik kimyoviy tarozida tortib olinadi va uni kalorimetrni ichki stakanidagi suvga solinadi. Tuz erib ketguncha aralashtirgich bilan aralashtiriladi. Tuz suvda to'liq erigach, eritmaning termometr ko'rsatgan haroratini yozib olinadi va uni (t_2) bilan belgilanadi. Tajriba natijalari yozish va hisoblash.

Kalorimetrdagi suvning massasi $m_{\text{N}_2\text{O}_1}$ g

Eritilgan tuzning massasi m_{tuz1} g

Haroratlar farqi $\Delta t = t_2 - t_1$

Tuzning nisbiy molekulyar massasi $M_{r(\text{tuz})}$

Tuzning erish issiqligini quydagi formula orqali hisoblanadi :

$$Q_3 = \frac{C(m_{\text{my3}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot \Delta t \cdot Mr}{m_{\text{my3}} \cdot 1000}$$

Talabalarni mustaqil ishlari uchun vaziyatli masalalar

1. Agar uglerod (IV) oksid hosil bo'lish issiqligi 393,5 kJ, uglerod (II) oksid yonish issiqligi 284,7 kJ ga tengligi ma'lum bo'lsa uglerod (II) oksid hosil bo'lish issiqligini hisoblang.
2. CaO va CO₂ larning hosil bo'lish issiqliklari tegishlicha 635,1 va 393,5 kJ ga tengligi ma'lum bo'lsa oddiy moddalardan kalsiy karbonat hosil bo'lish issiqligini hisoblang. Kalsiy karbonat parchalanish reaksiya tenglamasi: CaCO₃ = CaO + 15,3 kJ
3. 3,27g rux yondirilganda 173,9 kJ issiqlik ajralib chiqdi. Rux orsidining hosil bo'lishi issiqligini aniqlang.
4. Fazaviy o'tishda ichki energiyaning o'zgarishini hisoblash/ 250 g suvni 20°C da bug'lanishida ichki energiya o'zgarishini aniqlang. Bunda suv bug'i ideal gaz qonunlariga amak qiladi/.Suyuqlik hajmini bug' hajmiga nisbatan hisobga olinmaskigi mumkin. Suv bug'I hosil bo'lish nisbiy issiqligi 2451 J/g
5. 16g CaC₂ suvda eritilganda 31,3 kJ issiqlik ajraladi,.Ca(OH)₂ ning standart hosil bo'lishi issiqligini aniqlang.
6. Quyidagi reaksiya uchun issiqlik effekti -234,5 kJ ga teng : SO₂(g) + 2H₂S(g) = 3S (romb) + 2H₂O (s). H₂S ning standart hosil bo'lish issiqligini aniqlang.
7. Kimyoviy reaksiyada ichki energiya o'zgarishini hisoblash. Quyidagi sistema uchun ΔH_{298}^0 va ΔU larni aniqlang: 2Cl₂ + 2H₂O(g) = 4HCl (g) + O₂. ΔH_{298}^0 (H₂O) = -241,84 kJ/mol, ΔH_{298}^0 (HCl) = 92,3 kJ/mol