

## 6-MA'RUZA. Termokimyoviy reaksiyalar va jarayonlar. Gess qonunining qo'llanishi

Reja:

1. Termokimyo
2. Entalpiya
3. Gess qonuni
4. Krixgoff qonunlari.

Termodinamika birinchi qonunining kimyoviy reaksiyalarga tatbiqi. Termokimyo. Gess qonuni

Termokimyoda qo'llaniladigan eng asosiy tushuncha – reaksiyaning issiqlik effekti.

Reaksiyaning issiqlik effekti deb – reaksiya natijasida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdoriga aytiladi.

Termokimyo bajarilishi uchun quyidagi shartlar bajarilishi kerak:

- 1) bosim yoki - hajm o'zgarmas bo'lsa;
- 2) Faqat kengayish ishi bajarilsa, ;
- 3) . Sistemaning dastlabki va oxirgi holatlarida temperatura bir xil bo'lsa.

Termokimyoda ikki turli issiqlik effekti qabul qilingan. va o'zgarmas hajm va o'zgarmas bosimdagi issiqlik.

O'zgarmas hajmdagi issiqlik effekti jarayon davomida ichki energiyaning o'zgarishiga teng.

Bu erda  $N$  entalpiya deyiladi va sistema funksiyasi hisoblanadi. Jarayonning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti entalpiya o'zgarishiga bog'liq.

Xulosa: Reaksiyaning issiqlik effekti sistema biror xossasining o'zgarishiga teng.

Gess qonuni

Agar sistema bosimi yoki hajm o'zgarmas bo'lsa, reaksiyaning issiqlik effekti o'zgarmas bo'lib, sistema yo'liga bog'liq bo'lmasdan faqat dastlabki va oxirgi moddalar tabiatiga va holatiga bog'liq. Bu qonun Gess qonuni deyiladi. Masalan: ning suvli eritmasini hosil qilish.

Har ikkala holatda reaksiyaning issiqlik effekti bir xil qiymatga ega. Gess qonunini quyidagi sxema orqali ifodalash mumkin.

Umuman olganda, reaksiyaning issiqlik effekti va ko'rinishiga ega.

Reaksiyaning issiqlik effektlarini va juda oz miqdorda bosimga bog'liq boshqa termodinamik funksiyalarini taqqoslash uchun moddalarning standart holatlari degan tushuncha kiritiladi.

Qattiq va suyuq moddalar uchun standart holat deb bir atmosfera bosimidagi ularning barqaror holatlari qabul qilingan.

Misol. , gazlar uchun esa bir atmosfera bosimidagi ideal gaz holati qabul qilingan. Standart holatlar har qanday temperaturada qabul qilinishi mumkin. Spravochniklarda ko'pincha yoki temperaturadagi qiymatlar ko'rsatiladi.

Misol. Suvning hosil bo'lishi.

Qiymatlar orasidagi farq fazoviy o'tish bilan tushuntiriladi.

Bu termokimyoviy reaksiyalarda barcha moddalar va standart holatda ekanligini bildiradi.

Gess qonunining amaliy jihati shundan iboratki, uning yordamida kimyoviy reaksiyaning issiqlik effektini boshqa reaksiyalarning issiqlik effektlari orqali hisoblash mumkin.

Gess qonunidan ikkita xulosa kelib chiqadi:

- 1) moddaning hosil bo'lish issiqligi.

Quyidagi reaksiya ko'rib chiqiladi.

Bu erda va - lar stexiometrik koeffitsientlar.

- dastlabki moddalarning molyar ichki energiyalari.

- oxirgi moddalarning molyar ichki energiyalari.

O'zgarmas hajmda reaksiyaning issiqlik effekti

Xuddi shunday o'zgarmas bosimda

Oddiy moddalar uchun bo'ladi.

Ta'rif. Bir mol murakkab moddaning oddiy moddalardan hosil bo'lishida ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori hosil bo'lish issiqligi deyiladi.

Yonish issiqligi. Bir mol modda yonganda ajralib chiqadigan issiqlik miqdori yonish issiqligi deyiladi.

Dastlabki moddalar yonish issiqliklari yig'indisidan mahsulotlar yonish issiqliklari yig'indisini ayirmasi reaksiyaning issiqlik effektiga teng. Mahsulotlar hosil bo'lishi issiqliklari yig'indisidan dastlabki moddalar hosil bo'lishi issiqliklari yig'indilari reaksiyaning issiqlik effektiga teng.

SHuni qayd qilish kerakki, ko'pchilik hollarda reaksiyaning issiqlik effektini tajriba orqali aniqlash mumkin emas, bunday hollarda boshqa reaksiyalar orqali ifodalash mumkin.

Misol. Glyukozaning hosil bo'lish issiqligini hisoblang  $C_6H_{12}O_6 + 6H_2(g) + 3O_2(g) = C_6H_{12}O_6(\text{qattiq})$  ?

Bu reaksiyaning issiqlik effektini to'g'ridan-to'g'ri hisoblash mumkin emas, shuning uchun Gess qonuni asosida hisoblab topiladi.

Bu misolda moddaning hosil bo'lishi issiqligi yonish issiqligi orqali hisoblandi.

Kimyoviy reaksiyalar issiqlik effektining temperaturaga bog'liqligi. Kirxgoff qonuni

Kirxgoff qonuni kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektining temperaturaga bog'liqligini izohlaydi. Reaksiya

- turli moddalar molyar entalpiyasi. bo'yicha differensiallanadi.

lekin ga teng, demak, tenglama o'ng tomoni issiqlik sig'imga ayirmasiga teng.

Kimyoviy termodinamika ayni moddalar bir - birlari bilan ta'sirlanishi yoki ta'sir etmasligi to'g'risida bashorat qilish imkonini beradi, ammo bu moddalar qanday tezlikda ta'sirlanishi to'g'risida hech narsa demaydi. Ammo kimyoviy reaksiyalar har xil tezliklarda o'tishi mumkin. Ayrim reaksiyalar tez boradi, masalan, yonish, neytrallanish reaksiyalari. Boshqa kimyoviy reaksiyalar yillar da yoki yuz yillarda boradi, ayrim kimyoviy reaksiyalar juda qisqa vaqtda o'tadi, yoki boshqa ayrimlari avval juda sekin, keyin esa tez boradi va h.k.

Kimyoviy reaksiyalarning tezligi va ularning mexanizmi to'g'risidagi fan - kimyoviy kinetikadir.

Vaqt ichida kimyoviy reaksiyalarning borish qonuniyatlari - kimyoviy reaksiyalarning kinetik tekshirish predmetidir.

Kinetikaning termodinamikadan farqi - kimyoviy reaksiyalarni vaqt orasida borishini - ya'ni tezligini o'rganishdir. Tajriba natijalari ya'ni reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiati, konsentratsiya, temperatura, bosim, katalizatorlar va boshqa omillar ta'siri asosida kimyoviy reaksiyalar mexanizmi tuziladi, dastlabki moddalarni reaksiya mahsulotlariga aylanish tezligi o'rganiladi. Kimyoviy reaksiyalarning to'liq borishi va maksimal amalga oshirish imkoniyatlari o'rganiladi.

Kimyoviy aylanish jarayoniga kirishayotgan moddalarga dastlabki moddalar, yoki reagentlar deyiladi. Kimyoviy aylanish jarayoni natijasida hosil bo'lgan va boshqa kimyoviy o'zgarishlarga uchramaydigan moddalarga reaksiya mahsulotlari deyiladi.

Kimyoviy jarayonning birinchi bosqichida bo'lib, jarayonning boshqa bosqichlarida sarflanadigan moddalar oraliq moddalar deyiladi. Oraliq moddalar ishtirokida boradigan reaksiyalarga oraliq reaksiyalar deyiladi.

Kinetikada reaksiyalar gomogen (bir jinsli) va geterogen (ko'p jinsli) reaksiyalarga bo'linadi. Agar reaksiyalar bir xil fazalarda gaz yoki eritmalarda bolsa bunday reaksiyalarga gomogen reaksiyalar deyiladi. Agar kimyoviy reaksiyalar qattiq moddalar orasida yoki qattiq moddalar suyuqliklar yoki gazlar orasida bolsa bunday reaksiyalarga geterogen reaksiyalar deyiladi. Gomogen reaksiyalar butun hajmda bir tekisda, geterogen reaksiyalarga esa faqat fazalar bilan chegaralangan yuza sirtlarda sodir bo'ladi. Gomogen va geterogen reaksiyalarning tezliklari har xildagi omillarga turlicha bog'liq bo'ladi.

Fizikaviy yoki kimyoviy xossalari jihatidan o'zaro farq qiladigan va bir - biridan chegara sirtlar bilan ajralgan ikki yoki bir necha qismlardan (komponentlardan) iborat sistema geterogen sistema deyiladi. Masalan, suv bilan muz, simob bilan suv. Geterogen sistemaning boshqa qismlaridan chegara sirtlar bilan ajralgan gomogen qismi faza deyiladi. Demak, gomogen sistema bir fazadan, geterogen sistema esa bir necha fazadan iborat bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyalar tezligi va uni o'lchash.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi reaksiyaning tezligi deyiladi.  $V = \text{mol/sm}^3 \cdot \text{vaqt}$  (vaqt-sek, min, soat, sutka, oy va yillarda ifodalanadi).

Gomogen reaksiyalarning tezligi hajm birligidagi vaqt birligida reaksiyaga kirishayotgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan modda miqdori bilan aniqlanadi:

Demak, gomogen kimyoviy reaksiyalarning tezligini vaqt birligida dastlabki moddalar yoki reaksiya mahsulotlarining molyar konsentratsiyalarini o'zgarishi asosida aniqlanadi.

$$V_{\text{gomogen}} = \frac{1}{n} \frac{dC}{dt} \quad (2)$$

2-chi tenglama har qanday gomogen reaksiya uchun umumiydir. Reaksiya tezligi hamma vaqt  $V > 0$  bo'ladi.

Molyar konsentratsiya mol/litrda, vaqt sekundda ifodalangani uchun gomogen kimyoviy reaksiya tezligi mol/l.s yoki mol/m<sup>3</sup>.s larda o'lchanadi. Reaksiya tezligini dastlabki moddalar konsentratsiyalarini kamayishiga qarab yoki reaksiya maxsulotlarining ko'payishiga qarab topish mumkin.

Vaqt o'tishi bilan dastlabki moddalar konsentratsiyalarining o'zgarishini konsentratsiya - vaqt koordinatasida grafik ravishda quyidagicha ifodalanadi

Reaksiya vaqtida modda miqdorini o'zgarishini (ularning konsentratsiyalarini) xarakterlovchi egri chiziqlarga kinetik egri chiziqlar deyiladi.

Geterogen reaksiya tezligi - fazalar chegara sirti birligida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar miqdori bilan aniqlanadi.

Geterogen kimyoviy reaksiyalar tezligi mol/m<sup>2</sup>.s da o'lchanadi. Kimyoviy reaksiyalarning qiymatlari o'zgarish kattalik emas: vaqt o'tishi bilan vaqtning boshlangich momentidagi maksimal qiymatidan nolgacha kamayib boradi, agar reaksiya qaytmay bo'lsa, yoki ma'lum bir qiymatgacha kamayadi, agar reaksiya qaytar bo'lsa. Shuning uchun 1 - 3 formuladagi  $\frac{1}{n}$  qiymati  $\frac{1}{n}$  oralig'idagi o'rtacha qiymatdir.

Kimyoviy reaksiyalarning tezliklari qanday o'lchanadi? Kimyoviy reaksiya - bu alohida olingan molekulalarning birikishidir. Alohida olingan molekulalarning birikishini o'lchay olamizmi - yo'q. Kimyoviy reaksiyalarni tezligini o'lchashni bilvosita va bevosita usullari ma'lum.

I. Bilvosita usullar - mohiyati sistemaning konsentratsiya bilan bog'liq bo'lgan qandaydir fizikaviy xossalarni o'rganishga asoslangan:

$$V = x \cdot S \quad (4) \quad x - \text{fizikaviy xossa}$$

Bu xossalari:

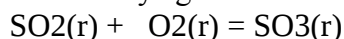
1. Optik xossa;
2. Elektrik xossa (elektr o'zgaruvchanlik);
3. Vaqt oralig'ida reaksiya issiqligini o'zgarishini;
4. Muzlash temperaturasi pasayishi;
5. Magnit xossa va boshqalar.

Bunday usullarning afzalligi shundaki, ular o'rganilayotgan sistemaga ta'sir etmaydi va o'lchash tez boradi.

Kamchiligi - albatta o'lchov asboblari kalibrovka qilinishi kerak va bog'liqlik koeffitsient aniqlanishi zarur.

II. Bevosita usullar - bilan reaksiya tezligini aniqlash - 2 xil usulda bo'ladi.

1. Reaksiya gazlar ishtirokida bo'lsa, manometr yordamida bosim o'zgarishiga qarab:



2. Kimyoviy analiz usullari bilan: bu usullarning mohiyati ma'lum miqdorda namuna olishga asoslangan va kimyoviy usullar bilan konsentratsiya o'lchanadi. Kamchiligi- namuna olish sistema holatini buzadi.

Reaksiya tezligini ifodalovchi kinetik egri chiziqlari yordamida ham reaksiya tezligini aniqlash mumkin:

Bu erda: L-kompleks hosil bo'lish nuqtasi, M-dastlabki moddalar energiyasi, D-reaksiya hosil bo'lgandan keyingi energiya, Ea-aktivlanish uchun ketgan energiya, Ev-reaksiya hosil bo'lishida ajralgan energiya,  $\Delta N$  - kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti.

Kimyoviy reaksiyalarning tezligi turli omillarga bog'liq bo'ladi.

Kimyoviy reaksiya tezligi quyidagi omillarga bog'liq:

- reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyasiga;
- temperaturaga;
- reaksiyaga kirishayotgan moddalar tabiatiga (aktivlanish energiyasi);
- moddalarning maydalanish darajasiga (geterogen reaksiyalarda);
- har xil turdagi nurlanishlarga (quyosh nuri, ultrabinafsha va infraqizil nurlanishlar, rentgen nurlari);
- katalizatorlarning ishtirokiga;
- gaz bo'lsa bosimga.

Demak, kimyoviy reaktsiya tezligi shunchalik katta bo'ladi: agar aktivlanish energiyasi qancha kichik bo'lsa, konstantasiya, bosim, temperatura qancha katta bo'lsa, hamda moddalar qanchalik ko'p maydalangan bo'lsa yoki katalizator biron-bir nurlanish ta'sir ettirilsa kimyoviy reaktsiya tezligi shunchalik katta bo'ladi.

Kimyoviy kinetikaning asosiy postulati, massalar ta'siri qonuni

Reaktsiya tezligining konstantasiyaga bog'liqligi massalar ta'siri qonuni bilan ifodalanadi:

“O'zgarish temperaturada kimyoviy reaksiyalarning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konstantasiylarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir”

Masalan:  $A + V = S$  yoki  $aA + vV = sS + dD$  bu reaksiyalar uchun massalar ta'siri qonuni ifodasi tegishli:

$v = kCA \cdot CB$  (5) va  $v = kC \cdot C$  (6) bo'ladi.

Kimyoviy kinetikaning asosiy pastuloti ehtimollar nazariyasidan kelib chiqadi: reaksiyaga kirishuvchi moddalar o'zaro ta'sir etishlari uchun birinchi shart, ularning molekulari (zarrachalari) bir-birlari bilan to'qnashishi kerak. Ammo haqiqatda molekula yoki atomlar (umuman zarrachalar) bir-birlari bilan to'qnashmaydi, balki ma'lum masofagacha o'zaro yaqinlashadilar. Bunday paytda bir atomning elektronlari boshqa bir atomning elektr maydoni ta'siri doirasida bo'ladi.

Shu vaqtdagina elektronlarning bir moddadan 2-chi moddaga o'tishi (elektron bulutning siljishi) yoki gruppalanishi va natijada yangi moddalar bo'lishi kuzatiladi. Lekin to'qnashishlarning hammasi ham kimyoviy reaksiyalarga olib kelavermaydi. Vaqt birligi ichida zarrachalarning to'qnashish ehtimolligi soni to'qnashuvchi zarrachalarning konstantasiyasiga proporsionaldir. Real kimyoviy reaktsiya murakkab mexanizmga ega. Odatda u bir qancha ketma-ket yoki parallel boskichlar orqali o'tadi, ularda oraliq zarrachalar (molekular, atomlar, ionlar, radikallar) ishtirok etadi. Har bir boskich kimyoviy reaksiyaning deyiladi. Reaktsiya tezligini konstantasiya bilan bog'laydigan elementar bosqichi tenglamaga tezlik tenglamasi yoki kinetik tenglamasi deyiladi. Har qanday kimyoviy reaksiyaning kinetik tenglamasi tajribada aniqlanadi, uni kimyoviy reaktsiya tenglamasini ko'rinishiga qarab bashorat qilib bo'lmaydi. 5, 6 tenglamalardagi k-proporsionallik koeffitsienti, ayni reaktsiya tezlik konstantasi. SA va SV-reaktsiyaga kirishayotgan A va V moddalarning molyar konstantasiylari.

k-ning fizik ma'nosi. Agar dastlabki moddalar konstantasiylari bir - biriga teng bo'lsa:  $SA = SV = 1$ ;  $V = k$  bo'ladi.

Demak, tezlik konstantasi k- dastlabki moddalar konstantasiylari birga teng bo'lgandagi reaktsiya tezligidir. Shuning uchun k - solishtirma tezlik deb ham ataladi. Kimyoviy reaktsiya tezlik konstantasi (k) - reaksiyaga kirishayotgan moddalar konstantasiylariga bog'liq emas, aksincha reaksiyaga kirishayotgan moddalar tabiatiga va reaksiyaning borish sharoiti (t, P, kat) bilan aniqlanadi. Berilgan sharoitda borayotgan aniq reaktsiya uchun tezlik konstantasi - doimiy kattalikdir.

Agar reaksiyaga kirishuvchi moddalar gazlar bo'lsa, massalar ta'siri qonunini gazlarning parstial bosimlari orqali ham ifodalash mumkin:

$$V = k P \cdot P \quad (7)$$

5, 6, 7 tenglamalar gomogen (bir jinsli) reaksiyalar uchun qo'llaniladi.

Geterogen reaksiyalarda tezlik ta'sir etuvchi moddalar yuza sirlarning tegib turish kattaligiga proporsional bo'lganligi uchun, geterogen reaksiyalarning kinetik tenglamasi, faqat gomogen faza konstantasiyasi bilan ifodalanadi:

Masalan:  $S(k) + O_2(gaz) = SO_2(gaz)$   $V = k CO_2$  yoki

$4Fe(k) + 3O_2(gaz) = 2Fe_2O_3(k)$   $V = kC^2$

Reaktsiya tezligining temperaturaga bog'liqligi

Uncha yuqori bo'lmagan temperaturada (100oC va kamroq) boradigan reaksiyalar uchun tajribada quyidagi qoida topilgan. Ko'pchilik hollarda temperatura har 10oC ga oshganda kimyoviy reaktsiya tezligi 2 - 4 marta ortadi. Bu qoidaga Vant - Goff qoidasi deyiladi. Uning matematik ifodasi quyidagicha yoziladi:

$$V_{t2} = V_{t1} \cdot \square^{t_2 - t_1/10}$$

$V_{t1}$ ,  $V_{t2}$  va  $t_1$ ,  $t_2$  lar temperaturaga muvofiq tezliklar.

$\square = 2 - 4$  kimyoviy reaktsiya tezligining temperatura koeffitsienti. Reaksiyaning borish vaqti tezlikka teskari proporsional bo'lgani uchun Vant - Goff qoidasini yozish mumkin:

$$V_{t2}/V_{t1} = \square^{1/\square_2} = \square^{t_2 - t_1/10}$$

bu erda  $\square_1$  va  $\square_2$  -  $t_2$  va  $t_1$  - temperaturaga muvofiq reaksiyaning borish vaqti.

Temperatura koeffitsienti  $\square$  - juda keng temperatura intervalida doimiy bo'lmaydi. Ko'pchilik reaksiyalar uchun yuqori temperaturada (100oS dan katta) u kamayadi.

Shunday reaksiyalar borki, ularning tezliklari temperaturaga bog'liq emas, xuddi shunday temperatura koeffitsientlari juda yuqori bo'lgan reaksiyalar ham bor. Shuning uchun Vant - Goff qoidasi absolyut emas. Ammo ma'lum temperatura intervallarida ko'pchilik reaksiyalar ushbu qoidaga bo'ysunadilar. Temperaturaning ortishi bilan kimyoviy reaksiyalar tezligining keskin ortishini aktivlanish nazariyasi tushuntiradi, bunga muvafiq kimyoviy reaksiyani ortiqcha energiyaga ega bo'lgan aktiv molekullar vujudga keltiradi.

Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun zarrachalar orasidagi masofa elektron bulutlarni qoplaydigan darajada kichik bo'lishi kerak. Lekin zarrachalarning bunday yaqin masofaga kelishi uchun elektron qavatlarining itarish (qarshilik) kuchlari (energetik g'ov) halaqit beradi. Bu qarshilik kuchni (energetik g'ovni) katta energiyaga ega bo'lgan aktiv molekullargina engi oladi.  $A_2 + V_2 = 2AV$  reaksiyaning energetik yo'li 2- rasmda keltirilgan. O'tish holati energiyasi hamma vaqt dastlabki va oxirgi holatlar energiyalaridan yuqori. Dastlabki holatdan (I) oxirgi holatga (II) o'tish uchun sistema energetik g'ov  $E_a$  ni engib o'tishi lozim. Unga aktivlanish energiyasi deyiladi. Shuning uchun hamma molekullar to'qnashganda, hamma to'qnashishlarda ham reaksiya sodir bo'lavermaydi. Energetik g'ovni engib o'tgan molekullargina kimyoviy reaksiyani vujudga keltiradi. Bunday molekullarga aktiv molekullar deyiladi.

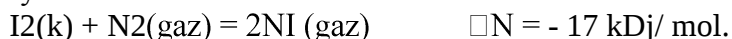
Shunday qilib, reaksiya tezligi sistemadagi aktiv zarrachalar soniga bog'liq bo'ladi. Aktiv zarrachalar qanchalik ko'p bo'lsa, reaksiya tezligi shunchalik katta bo'ladi. Aktiv zarrachalar sonini oshirishning usullaridan biri aktivmas zarrachalarni aktiv holatga o'tkazish uchun sistemaga berilishi zarur bo'lgan qo'shimcha energiya - ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deyiladi (  $E_{akt}$ ). Aktivlanish energiyasi birligi - kkal/ mol, kDj/ mol.

Aktivlanish energiyasi qanchalik katta bo'lsa, reaksiya shunchalik sekin boradi.

O'zaro ta'sir etayotgan zarrachalarning bog'larining qayta guruppalanishi aktiv kompleks deyiladi. Demak, kimyoviy reaksiya paytida sistemaning  $\square$  Nd.m. holatidan  $\square$  Nr.m. holatiga o'tishi energetik gov  $E_{akt}$  orqali amalga oshadi.

Sistemaning dastlabki va oxirgi holatlaridagi energiya qiymatlari orasidagi ayirma reaksiyaning issiqlik effekti  $\square N$  ni bildiradi.

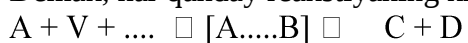
Kimyoviy reaksiyani oraliq holat yoki aktiv kompleks orqali sodir bo'lishini quyidagi misolda ko'raylik:



Bu reaksiya quyidagicha sodir bo'ladi:  $N_2$  va  $I_2$  aktiv molekullari to'qnashganda oraliq modda aktiv kompleks  $N_2 \dots I_2$  hosil qiladi. Bu kompleksdagi N - N va I - I bog'larning uzilishi bilan bir vaqtda bo'ladi

#### Aktiv kompleks

Demak, har qanday reaksiyaning kinetik sxemasi oraliq holat orqali quyidagicha yoziladi:



d.m                      aktiv komp                      r.m.

Kimyoviy reaksiyaning sodir bo'lishi uchun aktivlanish energiyasidan tashqari, molekullarning to'qnashish paytidagi orientastiyasi (joylashish holati) ham muhim ahamiyat kasb etadi. Bunga molekullarning aktivlanish entropiyasi deyiladi. Misolimizdagi  $N_2 \dots I_2$  aktiv kompleksi hosil bo'lishi uchun  $N_2$  va  $I_2$  molekullari joylashishi quyidagicha bo'ladi:  $N_2 \text{ OO } I_2$  boshqa hech qanday holatda aktiv kompleks bo'lmaydi.

Demak, reaksiya tezligini aniqlash uchun, aktiv kompleks konstantastiyasi va uning parchalanishi tezlik konstantasini aniqlash kifoya. Kinetikaning umumiy prinstiplariga asoslanib uni quyidagicha yozish mumkin:

$$V = k_1[\text{akt kompleks}] \quad (10)$$

[akt kompleks] aktiv kompleks konstantastiyasi.  $k_1$ - aktiv kompleksning parchalanish tezlik konstantasi.

Kataliz

Kimyoda kimyoviy reaksiyalarni tezlashtirishning keng tarkalgan usullaridan biri katalizdir.

Reaksiya tezligini katalizatorlar selektiv ta'siridan o'zgarishiga kataliz deyiladi.

Kimyoviy reaksiya tezligini o'zgartiradigan, lekin o'zi kimyoviy reaksiya natijasida ham sifat, ham miqdoriy jihatdan o'zgarmaydigan moddalarga katalizatorlar deyiladi. Katalizatorlar reaksiyaga

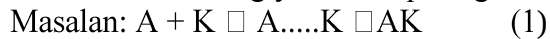
kirishuvchi moddalardan birortasi bilan kimyoviy reakstiyaga kirishib oraliq moddalar hosil qiladi va reakstiya oxirida o'zi qaytariladi.

Katalizatorlarning reakstiya tezligini o'zgartirishiga sabab, reakstiyaning aktivlanish energiyasini kamaytiradi.



Aktiv kompleks

Aktivlanish energiyasi katta bo'lgani uchun bu reakstiya tezligi juda sekin yoki amalda nolga teng bo'lsin. Boshqa uchinchi modda K topilsinki, u reakstiya uchun olingan moddalardan birortasi bilan birikib aktivlanish energiyasi kichik bo'lgan oraliq modda hosil qilsin.



AK + V modda bilan ham oson birika olsin:



aktiv kompleks

1 chi va 2 chi tenglamani kushib:

$A + V = AV$  ni olamiz, ya'ni reakstiya natijasida K katalizator o'zgarishsiz qoladi. Ko'rinib turibdiki, katalizator kimyoviy jarayonda ishtirok etadi, ya'ni reakstiyaning oraliq bosqichlarida ishtirok etadi. Katalitik jarayonni energetik nuqtai-nazaridan qaralganda shuni ko'rsatish mumkinki, katalizator reakstiyaning katalizatorsiz reakstiyaga nisbatan boshqa yo'ldan olib boradi. Katalitik reakstiyaning energetik diagramma grafigida -rasmda keltirilgan.

Katalizatorsiz reakstiyaning energetik g'ovi (1) va katalizator ishtirokida (2) egri chiziqlar orqali ifodalanadi. Bu erda E - katalizatorsiz aktivlanish energiyasi E1 va E2 - oraliq birikma bo'lish va uning parchalanish aktivlanish energiyalari. Rasmda ko'rinib turibdiki  $E1 + E2 < E$ , demak 1chi va 2 chi oraliq reakstiyalar, dastlabki moddalarning to'g'ridan to'g'ri birikishlariga nisbatan tez boradi. Hamma katalizatorlar uchun umumiy bo'lgan narsa, ular hamma vaqt aktivlanish energiyasini o'zgartiradi. Fazoviy belgilarga qarab kataliz gomogen va geterogen katalizga bo'linadi.

Gomogen katalizda reakstiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator bir xil agregat holatda bo'ladi, ular orasida yuza sirt chegaralari bo'lmaydi. Ko'rinib turibdiki gomogen katalizda katalizator va reakstiyaga kirishayotgan moddalar bir xil gaz yoki suyuq fazani tashkil qiladi.

Bu holda katalizator va ta'sir etuvchi moddalar orasida yuza sirt bo'linish bo'lmaydi.