

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI SOG'LIQNI SAQLASH
VAZIRLIGI

TOSHKENT FARMATSEVTIKA INSTITUTI

Anorganik, analitik va fizik va kolloid kimyo kafedrası

REFERAT

**Mavzu: KIMYOVIY REAKSIYALARNING
TEZLIGI VA MEXANIZMI**

Bajardi: Mavlonova F.(S.F. 1/1)

Tekshirdi: Raxmatullayeva M.

TOSHKENT-2015

KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI VA MEXANIZMI

Kimyoviy reaksiyalar tezligi xakidagi va bu tezlikka turli faktorlarning ta'sirini tekshiradigan ta'limotga kimyoviy kinetika deyiladi. Kimyoviy kinetikaning asosiy maksadi, kimyoviy jarayonda yukori reaksiya tezligini va maksimal mikdorda kerakli maxsulotni olishni boshkarishdan iboratdir.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar (yoki ulardan biri) konsentrasiyalarining vakt birligi ichida uzgarishi bilan ulchanadi. Masalan, $\Delta\tau=\tau_2-\tau_1$ vakt birligida reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan bittasining konsentrasiyasi $\Delta C=C_2-C_1$ kamaysa, u xolda kimyoviy reaksiyaning urtacha tezligi quyidagicha ifodalanadi:

$$V = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Konsentrasiya deganda biz xajm birligida bulgan modda mikdorini tushunmogimiz kerak. Masalan, 100 l biror gazga 2 g molekula CO_2 aralashgan bulsa, bu xolda CO_2 ning konsentrasiyasi 0.002 mol/l buladi. Shunday kilib, kimyoviy reaksiya tezligini ulchashda moddalar konsentrasiyasini molG'l xisobida, vakt birligi esa sekund, minut, soat, sutkalar xisobida olinadi. Reaksiya tezligini topishda reaksiyaga kirishayotgan moddalarning yoki reaksiya maxsulotlarining konsentrasiyalari uzgarishini bilishning farki yuk. Kaysi moddani mikdorini ulchash kulay bulsa, reaksiya tezligi usha modda konsentrasiyasi uzgarishi bilan ulchanadi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari reaksiya davom etgan sari kamayadi; maxsulotlarniki, aksincha ortib boradi. Kupincha, dastlabki moddalar konsentrasiyalari kamayishidan foydalaniladi. Masalan; agar reaksiyaning tezligi minutiga 0.3 mol/l bulsa, 1 l dagi dastlabki moddaning konsentrasiyasi xar minutiga 0.3 mol kamayadi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddaning tabiatiga, dastlabki moddalarning konsentrasiyalariga, temperaturasiga, bosimiga, katalizatorning ishtirok etish va etmasligiga, moddalar sirtining katta-kichikligiga, erituvchi tabiatiga, yoruglik ta'siriga va boshka faktorlarga boglik.

Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari katta ta'sir kursatadi. Gomogen (bir jinsli) sistemalar katoriga masalan, gazlar aralashmasi, tuz yoki kand eritmasi (umuman eritmalar) kiradi. Fizikaviy yoki kimyoviy xossalari jixatidan uzaro fark kiladigan va bir-biridan chegara sirtlar bilan ajralgan ikki yoki bir necha kislmlardan tuzilgan sistema geterogen (kup jinsli) sistema deb ataladi. Masalan, suv bilan muz uzaro aralashib ketmaydigan ikki suyuqlik (bir idishdagi simob va suv) va kattik jismlarning aralashmalari geterogen sistemalaridir. Getegeron sistemalarning boshka kislmlaridan chegara sirtlar bilan ajralgan gomogen kismi faza deb ataladi. Demak, gomogen sistema bir fazadan, geterogen sistema esa bir necha fazadan iborat ekan. Reaksiya tezligiga konsentrasiya ta'sir etishining sababi shundaki, moddalar orasida uzaro ta'sir bulishi uchun reaksiyaga kirushuvchi moddalarning zarrachalari bir-biri bilan tuknashadi.

Lekin tuknashishlarning xammasi xam kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi. Barcha tuknashishlarning oz kismigina reaksiyaga olib keladi. Vakt birligi ichida yuz beradigan tuknashishlarning soni uzaro tuknashayotgan zarachalarning konsentrasiyalariga proporsional buladi. Bu son kanchalik katta bulsa, moddalar orasidagi uzaro ta'sir shunchalik kuchli buladi. Ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari kupaytmasiga tugri proporsionaldir. Kimyo uchun nixoyatda muxim bulgan bu koida 1867 yilda Norvegiyalik ikkita olim Guldberg xam Vaage tomonidan taklif etilgan bulib, massalar ta'siri konuni deyiladi. Bu konunga muvofik $A+B = C$ reaksiyasi uchun $V=K.[A][B]$ buladi. Bu yerda V- reaksiyaning tezligi (kuzatilgan tezlik), [A] va [B] reaksiyaga kirishayotgan A va B moddalarning mol/l bilan ifodalangan konsentrasiyasi, K tezlik konstantasi. Agar $A=V=1$ bulsa, $V=K$ buladi. Demak, K- reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentrasiyalari birga teng bulgandagi tezlik, ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning kiymati reagentlarning, ya'ni reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, temperaturaga va katalizatorga boglik bulib, konsentrasiyaga boglik emas. Reaksiyaning tezliklari K ning kiymati bilan takkoslanadi. Agar reagentlarning stexiometrik koeffisiyentlari birdan boshka bulsa, masalan:

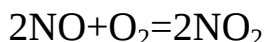


uchun massalar ta'siri konunining matematik ifodasi kuyidagicha buladi:

$$V=K[A]^a.[B]^b$$

Massalar ta'siri konunidan foydalanib, konsentrasiyaning uzgarishi bilan tezlikni uzgarishini xisoblab topish mumkin.

Misol:



Reaksiyada aralashmaning xajmi ikki marta kamaytirildi; tezlik kanday uzgaradi?

Yechish: xajmning uzgarishidan oldin, NO va O_2 ning konsentrasiyalari a va v ga teng bulsin. Bu xolda: $V=K[NO]^2[O_2]$ yoki $V=Ka^2b$ buladi. Xajmning ikki marta kamayishi natijasida konsentrasiya ikki marta oshadi; endi [NO] urniga 2[NO] va $[O_2]$ urniga 2 $[O_2]$ olish kerak;

$$V=K(2a)^2(2b)=8Ka^2b$$

demak, tezlik 8 marta oshadi.

Kimyoviy jarayonlarni tekshirish reaksiyalarning nixoyatda xilma-xil tezlik bilan borishi mumkinligini kirsatadi. Ba'zan reaksiya shunday tez boradiki, amalda uni bir onda biladi deb xisoblash mumkin. Masalan, tuzlar orasida, kislotalar va asoslar orasida ularning suvli eritmalarida boradigan kipgina reaksiyalar yoki biz portlash deb ataydigan reaksiyalar ana shunday reaksiyalardir. Ba'zi xollarda reaksiyalarning tezligi, aksincha shunchalik sekin biladiki, reaksiya natijasida hosil biladigan maxsulot uchun yillar va xatto asrlar talab qilinadi. Reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentrasiyalarining vaqt birligi ichida izgarishi bilan o'lchanadi. Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga ta'sir etuvchi omillarga

bog'liq. Omillar bir nechta bilib, ulardan asosiysi konsentrasiya, bosim, hajm, temperatura va katalizatorlardir.

Temperatura. Reaksiya tezligining tempraturaga bog'liqligi Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi. Vant-Goff qonuni: Tempratura xar har 10oS ga kitarilganda kipchilik reaksiyalarning tezligi 2-4 marta ortadi.

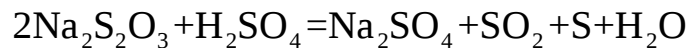
$$V_{t2} = V_{t1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Bunda: $V_{t2} \cdot V_{t1}$ (1) boshlang'ich (2) oxirgi xarakatlardagi reaksiya tezligining xarorat koeffisienti u reaksiyaga kirishuvchi moddalarning xarorati 10o ga kitarilganda reaksiyaning tezligini necha marta oshishini kirsatadi.



Kimyoviy reaksiya tezligiga oid tajribalar

2-TAJRIBA. Kimyoviy reaksiya tezligiga konsentrasiyaning ta'siri. a) toza probirkaga 1N 1ml natriy tiosulfat eritmasidan oltingugurt hosil bo'ladi:



Bu reaksiya boshlanishidan to eritmaning sezilarli darajada loyiqalanishigacha bo'lgan vaqt reaksiyaning nimasiga bog'liqligini tushuntirib bering.

b) uchta toza probirka olib, birinchi probirkaga 4 ml natriy tiosulfat eritmasidan ikkinchi probirkaga 2 ml natriy tiosulfat va 2 ml suv, uchinchi probirkaga 1 ml natriy tiosulfat va 3 ml suv quying. So'ngra boshqa toza uchta probirkaning har biriga 2 ml sulfat kislota eritmasidan quying. So'ngra sekundometrni oldingizga qo'yib birinchi probirkaga (4 ml eritmasi bor probirkaga) sulfat kislota eritmasidan 2 ml solib, loyqalanish vaqti qayd etiladi. So'ngra ikkinchi probirkaga (2 ml va 2 ml eritmasi bor probirkaga) 2 ml sulfat kislota quyamiz va uchinchi probirkaga (1 ml va 3 ml bor probirkaga) 2 ml sulfat kislota eritmasi quyib, loyqalanish vaqti (t) ni belgilab yozamiz. Tajriba natijalarini quyidagicha yozish mumkin.

Probirka nomeri	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ning miqdori,	Suvning miqdori	H_2SO_4 ning miqdori,	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ning nisbat	Loyqala nish, t	Reaksiy a tezligi
--------------------	---	--------------------	---	---	--------------------	----------------------

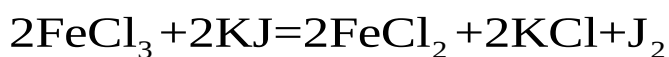
	ml		ml	kons	sek	$C = 1/T$
1	4	0	2	1		
2	2	2	2	0.5		
3	1	3	2	0.25		

Tajriba tugagach, natijasini grafik holda ifodalang. Buning uchun koordinata sistemasining o`qiga reaksiyaning tezligi qo`yiladi va grafik asosida reaksiyaning konsentrasiyasiga bog`liqligini tushuntirib bering.



3-TAJRIBA. Temir (III) xloridning kaliy yodid bilan reaksiyasi.

a) Toza probirkaga temir (III) - xloridning 0,5 n eritmasidan 2 ml quyding va unga shuncha miqdorda kaliy yodid eritmasidan qo`shing, reaksiya natijasida yod ajralib chiqadi.



Ajralib chiqqan yodni bilish uchun uning yangi tayyorlangan kraxmal eritmasidan 2 ml quyding, natijada yod kraxmal ta'sirida ko`karadi. Bu esa reaksiyani kuzatishga yordam beradi .

b) Uchta toza probirka olib, biriga 4 ml KJ eritmasidan, ikkinchisiga 2 ml KJ va 2 ml suv, uchinchisiga esa 1 ml KJ va 3 ml suv quyding. Uchchala probirkaning har biriga 2 ml dan yangi tayyorlangan kraxmal eritmasidan quyib, yaxshilab aralashtiring.

Shundan so`ng sekundometrni yurgizib birinchi probirkaga (1-probirkada 4 ml KJ va 2 ml kraxmal bor) 2 ml temir (III) xlorid eritmasidan quyib, ko`k rang kirish vaqtini belgilab qo`ying. Ikkinchi probirkaga (2 probkada 2 ml KJ, 2 ml suv, 2 ml kraxmal eritmasi bor) temir (III) xlorid eritmasidan 2 ml quyding va ko`k rang kirish vaqtini belgilab yozing va uchinchi probirkaga (3-probirkada 1 ml KJ 3 ml suv, 2 ml kraxmal eritmasi bor) temir (III) xlorid eritmasidan 2 ml quyding va rang kirish vaqtini belgilab yozing. Uchinchi probirkaga (3 probirkada 1 ml KJ, 3 ml kraxmal

eritmasi bor) temir xloridning 2 ml eritmasidan quyib, ko'k rangga kirish vaqtini yozing. Tajriba natijalarini quyidagicha yozish mumkin.

Probirka ka nomeri	KI miqdori ml	Suvning miqdori? ml	Karxmal, ml	FeCl ₃ ml	KI ning nisbiy kons	Ko'karish vaqti t- sek.	Reaksiya tezligi
1	4	0	2	2	1		
2	1	2	2	2	0.5		
3	1	3	2	2	0.25		

Tajriba nihoyasiga yetgach, koordinat sistemasining absissa o'qiga KI ning nisbiy konsentratsiyasi, ordinata o'qiga reaksiya tezligini qo'yib, konsentratsiya reaksiya tezligiga qanday ta'sir qilishi haqida xulosa chiqaring.



4-TAJRIBA. Kimyoviy reaksiya tezligiga temperaturaning ta'siri.

3 ta toza probirka olib, biriga 2 ml natriy tiosulfat eritmasidan quyding. Ikkala probirkani suvli kimyoviy stakanga tushirib, termometr bilan suvning tajriba vaqtidagi temperaturasi o'lchang. Masalan, agar kimyoviy stakandagi suvning temperaturasi 180 da bulganda probirkalarni bir biriga quyib necha sekundda loyqalanish xosil bulish vaqtini belgilab qo'ying. So'ngra toza probirkalarni biriga 2 ml natriy tiosulfat, ikkinchisiga 2 ml sulfat kislota eritmasidan quyib, suvli stakanga tushiriladi va spirt lampa bilan 280 S gacha qizdiriladi. 280 da ikkala probirkani bir - biriga quyib loyqalanish vaqti (t) belgiladi. Uchinchi probirkada ham bir xil miqdor birga 2 ml tiosulfat, ikkinchisiga 2 ml quyib 380 S da bir - biriga quyib loyqalanish vaqti (t) qayd etiladi. Tajriba natijasi quyidagicha yoziladi:

Probirka nomeri	Na ₂ S ₂ O ₃ miqdori, ml	H ₂ SO ₄ miqdori ml	Turli temperaturalarda loyqalanish vaqri	Reaksiya tezligi $V = 1/T$
1	2	2		

2	2	2		
3	2	2		

Tajriba tamom bo'lgandan so'ng, koordinata sistemasini absissa o'qiga tajriba vaqtidagi (180, 280, 380) temperaturani, ordinata o'qiga esa reaksiya tezligini qo'yib, kimyoviy reaksiya tezligiga temperaturaning ta'sirini izohlang.



5-TAJRIBA. Kimyoviy reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasining katta kichikligiga bog'liqligi.

Geterogen sistemalarda moddalar ikki faza orasida reaksiyaga kirishadi. Modda qancha mayda bo'lsa, kimyoviy reaksiya shuncha tez ketadi. Buni tajribadan ko'rish uchun yupqa alyuminiy bo'lakchasidan temir qisqich yordamida olib, spirt lampa alangasida tutilganda alyuminiyning kislorodda yonishi sezilmaydi. Lekin alyuminiy kukunidan shpatel uchida ozroq olib, alangaga tutilsa alanganing rangi o'zgaradi.

Tajriba nihoyasiga yetgach, sodir bo'lgan reaksiya tenglamasini yozib reaksiya tezligi haqida xulosa chiqaring.



6-TAJRIBA. Kukun holidagi marmar CaSO_3 ning kislota bilan reaksiyasi.

Ikkita toza probirkaga olib, biriga texnik kimyoviy tarozida tortilgan 0,2 g marmar bo'lakchasini soling, ikkinchi probirkaga esa shuncha miqdorda marmar kukunidan soling. Sekundometrni yurgizib ikkala probirkaga ham xlorid kislotaning 2 n eritmasidan 3 ml dan quyib qaysi probirkada reaksiya tez borishini kuzating va reaksiya tenglamasini yozing hamda reaksiya natijalari haqida xulosa chiqaring.



7-TAJRIBA. Reaksiya tezligiga katalizatorlarning ta'siri.

a) suvning katalizatorlik roli (tajriba, albatta mo`rili shkafda o`tkaziladi).

Texnik - kimyoviy torozida 1,5 g alyuminiy kukuni va 0,1 g yod kristalidan tortib olib, asbet to`r ustida shpatel bilan aralashtiriladi (mo`rili shkaf ichida). Kimyoviy reaksiya bormaydi. Shundan so`ng uning ustiga 1,2 tomchi suv quying. qanday hodisa kuzatiladi? Reaksiyada suv qanday rol o`ynaydi? Reaksiya tenglamasini yozing.

b) Vodorod peroksid () ning katalizatorlar ta'sirida parchalanishi. Toza probirka olib, unga 2-3 ml vodorod peroksidining 10 prosentli eritmasidan quying. Oddiy sharoitda vodorod peroksidining parchalanishi kuzatilmaydi. Lekin uning ustiga ozroq MnO_2 qo`shilganda reaksiyaning borishi darhol o`zgaradi va gaz ajralib chiqadi. Ajralib chiqayotgan gazga yallig`lanib turgan cho`p tutilganda kuyib ketadi. Bu qanday gaz? Sodir bo`lgan reaksiya tenglamasini yozing.



8-TAJRIBA. Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentrasiyasining kimyoviy muvozanatga ta'siri.

Toza probirka olib, unga temir(III)xlorid eritmasidan 3 ml va kaliy rodanit eritmasidan 3 ml quying. Bunda quyidagicha reaksiya sodir biladi



Bu reaksiya qaytar reaksiyasiga tipik misol bo`ladi. Reaksiya natijasida qizil rangli temir(III)rodanid eritmasi hosil bo`ladi. Kimyoviy muvozanatning siljishini eritmaning rangi o`zgarishidan bilish mumkin.

Buning uchun to`rtta toza probirka olib, yuqorida tayyorlangan eritmani teng xajmda shu probirkalarga bo`lib, soling. Shundan so`ng birinchi probirkaga bir necha tomchi temir(III) xloridning to`yingan eritmasidan quying, ikkinchi probirkaga kaliy rodanitning to`yingan eritmasidan bir necha tomchi va uchinchi probirkaga kaliy xlorid kristallaridan bir ikki dona soling. To`rtinchi probirkani esa solishtirish uchun qoldiring. Le-Shatele prinsipi asosida kimyoviy muvozanatning

konsentrasiya ta'sirida (eritmalarining rangi 4 probirka bilan taqqoslang) qaysi tomonga siljishi haqida xulosa chiqaring.

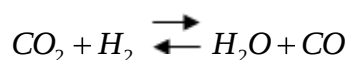
Barcha reaksiyalar ikki sinfga *gomogen va geterogen reaksiyalarga* bo'linadi. *Agar reaksiya birgina fazada (gaz muhitda yoki eritmada) sodir bo'lsa uni gomogen reaksiya deyiladi.*

Agar reaksiya bir necha fazada borsa (masalan, gazlar bilan qattiq jismlar yoki suyuqliklar reaksiyaga kirishsa) bunga geterogen reaksiya deyiladi.

Shuningdek reaksiyalar ikki gruppaga bo'linadi: qaytmas reaksiyalar-oxirigacha boruvchi reaksiyalar.

Qaytar reaksiyalar – oxirigacha bormaydigan ma'lum ximiyaviy muvozanat holatiga qadar boradigan reaksiyalar.

Qaytmas reaksiyalarning asosiy belgisi, reaksiya vaqtida ishtirok etadigan mahsulotlar teng miqdorda olingan bo'lsa, bu moddalar reaksiya mahsulotiga to'la aylanadi. Bir xil nisbatda olinmaganda, reagentlarning bittasi tamomila sarf bo'lib ketadi. Masalan, $KClO_3$ ning parchalanishi qaytmas reaksiya uchun misol bo'ladi. Qaytar reaksiyalar ma'lum holatga qadar davom etadi, reaksiya borayotgan idishga bir vaqtning o'zida reaksiya mahsulotlari va reagentlar aralashgan holda bo'ladi: 1 mol CO_2 bilan 1 mol H_2 ni aralashtirilganda 0,6 mol CO va 0,6 mol H_2O hosil bo'lgandan keyin reaksiya ximiyaviy muvozanat holatga keladi:



Ximiyaviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi.

Reaksiya tezligini topishda reaksiyaga kirishayotgan moddalarni yoki reaksiya mahsulotlarini olishining ahamiyati yo'q. Bunday vaqtda qaysi moddaning miqdorini o'lchash qulay bo'lsa, reaksiya tezligi shu modda konsentratsiyasining o'zgarishi bilan o'lchanadi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalaraning

konsentratsiyalari vaqt o'tishi bilan kamayadi, mahsulotlarniki esa, aksincha ortib boradi.

Reaksiya tezligini o'lchash uchun odatda dinamik va statik usullardan foydalaniladi. Dinamik usulda dastlabki moddalardan tayyorlangan aralashma reaksiya sodir bo'lishi uchun yetarli temperaturaga ega bo'lgan zonaga kiritiladi. Moddalar shu sharoitda o'zaro reaksiyaga kirishadi. Bunda aralashmaning reaksion zonadan mumkin qadar tez chiqib ketishi va reaksiya to'xtab qoldaigan sovuq zonaga o'tishi zarur. Reaksion zonaga kirishidang avval va zonadan chiqqandan keyin aralashma analiz qilinib, reaksiya tezligi hisoblanadi.

Statik usulda reaksiya sodir bo'layotgan idishdan vaqti-vaqti bilan namuna olib turiladi va dastlabki moddalar miqdori yoki mahsulotlar miqdori aniqlanadi. Buning uchun analitik ximiya usullaridan masalan titrlash usulidan foydalanadi. Bunda moddalarning fizik xossalarini o'zgarishi reaksiya mahsulotlarining rangini o'zgarishidan foydalaniladi.

Ximiyaviy reaksiyaning tezligi bilan reaksiyaga kirishayotgan moddalarni konsentratsiyalari orasidagi bog'lanish masalar ta'siri qonuni bilan ifodalanadi.

1865 yilda N.N.Beketov o'z asarlarida 1867 yil Guldberg hamda Vaage efirlarning gidrolizi haqida Bertlo tomonidan olingan natijalardan foydalanib massalar ta'siri qonunini ta'rifladilar. Bu qonunga muvofiq *ximiyaviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyalari ko'paytmasiga propotsionaldir.*

Ximiyaviy reaksiyani kinetika jihatdandan bir qancha gruppalariga bo'lishi mumkin. Moddalarni reaksiyaga kirishish qobiliyatlari orasidagi umumiylik, o'xshashlik ma'lum reaksiyalar orasida umumiylik borligini ko'rsatadi.

Reaksiyani gruppalariga ajratish reaksiyaga kirishuvchi moddalarning xossalaridagi umumiy qonuniyatlarni ochishga, o'rganishga yordam beradi.

Ximiyaviy reaksiyalarni kinetik jihatdan klassifikatsiya qilishni dastlab **Vant-Goff** taklif qildi. Uning klassifikatsiyasida reaksiyaning normal borishiga halal beruvchi va uni murakkablashtiruvchi ta'sirlar reaksiya vaqtida ajratiladigan issiqlik avtokataliz, idish devorlarining ta'siri kabilar hisobga olinmagan.

Vant-Goff klassifikatsiyasiga ko'ra ximiyaviy reaksiyalar ikki xil alomatiga ko'ra: *molekulyarligi* va *tartibiga* ko'ra klassifikatsiyalanadi.

Reaksiyaning molekulyarligi bir vaqtda to'qnashib, ximiyaviy reaksiyaga kirishgan molekulalar turini soni bilan belgilanadi.

Reaksiyalar reaksiyaga kirishgan molekular turini soniga ko'ra: *bir molekulyar (bimolekulyar) uch molekulyar kabi sinflarga bo'linadi.*

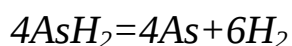
Odatda 3 molekulyardan yuqori molekulyar reaksiyalar uchramaydi. Uchdan ortiq molekulaning bir vaqtda to'qnashuvi ehtimoldan juda uzoq. Uch molekulyar reaksiyalar ham juda kam uchraydi.

Ko'pchilik reaksiyalar biomolekulyar bo'ladi. Reaksiya tenglamasi be reaksiyada bir qancha molekula ishtirok etishini ko'rsatadi. Reaksiya tenglamasiga ko'ra reaksiya ko'p molekulyar bo'lishi kerak edi, lekin tenglamada ko'rsatilgan molekulalarning hammasi bir vaqtda to'qnashib reaksiyaga kirishmaydi. Reaksiya birin-ketin yoki parallel boradigan bir qancha oddiy reaksiyalarning majmuidan iborat bo'ladi. Reaksiyaning bunday murakkab yo'llar bilan borishi reaksiyani birdaniga borgandagiga harakatlanganda ortiq bo'ladi.

1.Monomolekulyar reaksiyalar-

Quyidagi sxema bilan ifodalanishi mumkin $A \rightarrow B + C + \dots$

Bunday reaksiyalarga – ba'zi ajralish reaksiyalari, molekulalar ichida atomlarning qayta gruppalanishi, izomerlanish reaksiyalari radioaktiv parchalanishlar misol bo'ladi.

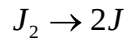


Monomolekulyar reaksiyalarning tezligi:

$$v = kc$$

C-modda konsentratsiyasi gazlarda parsial bosim olinadi.

Gaz muhitida boradigan reaksiya:



monomolekulyar reaksiyaga misol bo‘ladi. Bunda, dastlabki modda konsentratsiyasi C bo‘lsa, monomolekulyar reaksiyaning tezligi massalar ta‘siri qonuniga ko‘ra:

$$v = -\frac{dc}{dt} = kc \quad \text{bo‘ladi.}$$

k- reaksiyaning tezlik konstantasi bo‘lib, vaqtning teskari o‘lchami bilan ifodalanadi. (sek-1 yoki minut-1)

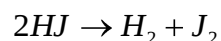
2. Biomolekulyar reaksiyalar-

Bir tur moddaning bir molekulasini bir vaqtning o‘zida ikkinchi tur moddaning bir molekulasini bilan to‘qnashuvi yoki bir tur moddaning ikki molekulasini o‘zaro to‘qnashishi natijasida sodir bo‘ladigan reaksiyalarga aytiladi.

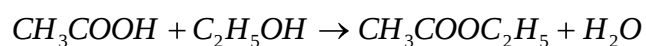
Biomolekulyar reaksiya sxemasi:



Misol uchun, vodorod yodidning ajratilishi:



yoki eterifikatsiya reaksiyasi:



Misol bo‘ladi.

Agar dastlabki moddalarning konsentratsiyalarini C_1 va C_2 bilan belgilasak, biomolekulyar reaksiya tezligi:

$$-\frac{dc}{dt} = kC_1 \cdot C_2 \quad \text{bo'ladi.}$$

Agar $C_1 = C_2$ bo'lsa $V = kC^2$ bo'ladi. Bimolekulyar reaksiyalarda k ning o'lchami $l^3 m^{-1} t^{-1}$ bo'lib, $\frac{l}{mol \cdot sek}$ bilan ifodalanadi.

l -uzunlik o'lchami, t -vaqt o'lchami, m -modda miqdori o'lchami

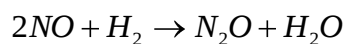
3. Uch molekulyar reaksiyalar-

Bir vaqt bir moddaning uch molekulasini to'qnashishi natijasida sodir bo'ladi. Bu reaksiyalarning sxemasi: $A + B + C \rightarrow D + E + F \dots$ yoki $3A \rightarrow B + C + D + \dots$ shaklida yoziladi. Oddiy trimolekulyar reaksiyaning tezlik ifodasi:

$$-\frac{dc}{dt} = kC_1 C_2 C_3 \quad \text{bunda}$$

$C_1 C_2 C_3$ dastlabki moddalarning konsentratsiyalari. Tezlik konstantasi k ning o'lchami $l^6 m^{-2} t^{-1}$ bo'lib, $\frac{l^2}{mol \cdot sek}$ bilan ifodalanadi.

Azot (II) oksidning H_2 bilan qaytarilishi:

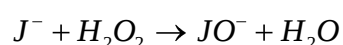


3 molekulyar reaksiyaga misol bo'ladi.

Faqat reaksiya tenglamasiga qarab, reaksiyaning qaysi sinfga kirishi haqida xulosa chiqarib bo'lmaydi. Masalan:

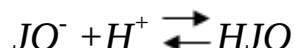


Reaksiyaning yig'indisi tenglamaga qarab, besh molekulyar reaksiya deb o'ylash mumkin. Lekin, tajribada bu reaksiyaning oraliq bosqichlaridan birida:

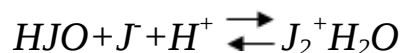


Tenglamaga muvofiq gipoyodit kislotani anioni JO^- hosil bo‘ladi.

Hosil bo‘lgan JO^- ionlari H^+ ionlari bilan birikadi:



HJO kuchli oksidlovchi bo‘lganligi sababli J ionini oksidlaydi:



Ko‘rinib turibdiki, shunga o‘xshash murakkab reaksiyaning tezligi uning eng sust boradigan oraliq bosqichidagi tezligiga bog‘liqdir.

3-Ma‘ruza

REAKSIYALARNING TARTIBI VA MOLEKULYARLIGI BO‘YICHA TABAQALANISHI

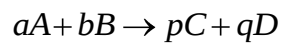
Reja:

1. Reaksiyalarning tartibi
2. Birinchi tartibli reaksiyalar
3. Ikkinchi tartibli reaksiyalar
4. Oddiy va murakkab reaksiyalar

1. Reaksiya tezligining konsentratsiya bilan qanday bog‘langanligiga qarab, biz barcha reaksiyalarni ma‘lum tartibdagi reaksiyalar deb bir necha sinfga ajratamiz.

Reaksiya tezligi konsentratsiyaning qanday darajaga chiqarilganligiga bog'liq bo'lsa, reaksiya tartibi o'sha darajani ko'rsatgan songa teng bo'ladi.

Reaksiya tartibi empirik ravishda topiladi.



Reaksiyaning kinetik tenglamasi $v = k [A]^a \cdot [B]^b$ bo'lganligi uchun bu reaksiyaning tartibi konsentratsiyalarning darajasi ko'rsatkichlari yig'indisi $a+b=n$ dir.

Agar reagentlar stexiometrik nisbatda olingan bo'lsa, reaksiya orasidagi munosabat umumiy tarzda:

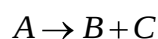
$$v = -\frac{dc}{dt} = kC^n \quad \text{ko'rinishda bo'ladi.}$$

n – reaksiyaning tartibi,

k - reaksiyaning tezlik konstantasi,

C -reaksiya uchun olingan moddalarning konsentratsiyasi. Agar $n=1$ bo'lsa, reaksiya birinchi tartibli, $n=2$ bo'lganida esa ikkinchi tartibli bo'ladi va hokazo.

Faqat birgina moddaning parchalanish protsessidan iborat bo'lgan reaksiyalar birinchi tartibli reaksiyalardir. Bunday reaksiyani umumiy tarzda:



Shaklda yozish mumkin. Reaksiyaning tezligi A modda konsentratsiyasining birinchi darajaga ko'tarilganligiga bog'liq bo'ladi, vaqt o'tishi bilan A moddaning konsentratsiyasi kamayadi, demak, reaksiya tezligi ham kamayadi, chunki reaksiya tezligi A moddaning ayni vaqt ichidagi konsentratsiyasiga bog'liqdir. Birinchi tartibdagi reaksiyaning tezlik ifodasi quyidagicha yoziladi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_1C$$

Ikkinchi tartibli reaksiyaning tezlik ifodasi ikki moddaning konsentratsiyalar ko'paytmasi yoki bir modda konsentratsiyasi kvadratiga proporsional bo'ladi:

$$\nu = -\frac{dc}{dt} = k_2 C_1 C_2 \quad \text{yoki} \quad \nu = -\frac{dc}{dt} = k_2 C^2$$

2-tartibli reaksiya sxemasi



3-tartibli reaksiyaning tezlik ifodasida uchala modda konsentratsiyalarining ko'paytmasi yoki bir modda konsentratsiyasining uchunchi darajasi bo'ladi:

$$\nu = -\frac{dc}{dt} = k_3 C_1 C_2 C_3 \quad \text{yoki} \quad \nu = -\frac{dc}{dt} = k C^3$$

3-tartibli reaksiyaning sxemasi

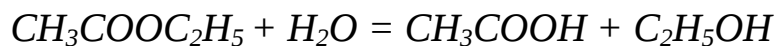


Yuqorida aytilganlardan monomolekulyar birinchi tartibli reaksiyalar, biomolekulyar reaksiyalar esa 2chi tartibli reaksiyalar qatoriga kiradi.

Lekin, faqat ayrim hollardagina reaksiyaning tartibli uning molekulyarligi mos keladi. Ko'pchilik hollarda esa bu ikki tushuncha bir-biridan farq qiladi. Reaksiya tartibi va uning molekulyarligi degan tushunchalar quyidagi ikki holda boshqa-boshqa ma'noni beradi.

1. Bu holda reaksiya bosqichlar bilan boradi. Bir necha bosqichda boradigan reaksiya tezligi eng sust boradigan bosqich tezligiga bog'liq bo'ladi, chunki boshqa bosqichlar tez borsa ham, sust boruvchi bosqich, butun protsessni kechiktirib turadi. Agar ana shunday sust boruvchi bosqich, masalan, bimolekulyar reaksiya bo'lsa, u holda barcha protsessning tezligi ikkinchi tartibli reaksiya qonuniga itoat etadi. Bunday hollarda eng sust boruvchi bosqichning molekulyarligi umumiy protsessning qaysi tartibli reaksiya ekanligini aniqlab beradi.

2. Bu holda reaksiyada ishtirok qiladigan moddalarning konsentratsiyalari orasida katta farq bo‘ladi. Masalan, etilatsetatning suyultirilgan eritmada gidrolizga uchrashi tufayli sovunlanish reaksiyasi:



Bimolekulyar reaksiyadir. Lekin, bu reaksiyada suv ko‘p bo‘lganligidan uning konsentratsiyasi nihoyatda oz o‘zgaradi, reaksiya tezligi efir konsentratsiyasining o‘zgarishigagina bog‘liq. Shuning uchun bu reaksiyaning borishi monomolekulyar reaksiyaning kinetik tenglamasiga bo‘ysinadi, binobarin, bu reaksiya birinchi tartibli reaksiyadir.

Reaksiyaning molekulyarligi nazariy tushuncha bo‘lib, ayni reaksiyani yuzaga chiqarishga haqiqatan necha zarracha o‘zaro to‘qnashganini ko‘rsatadi.

Birinchi tartibli reaksiyalar 1 chi tartibli reaksiyaning tezligi, reaksiya uchun olingan modda konsentratsiyasining birinchi darajasiga to‘g‘ri proporsional bo‘ladi. Masalan: reaksiya boshlanishida v hajmda a mol modda bor edi; t – o‘tgandan keyin uning x moli reaksiyaga ortib qoldi. Reaksiya uchun olingan moddaning konsentratsiyasi dastlab $c_0 = \frac{a}{v}$ edi, t sekunddan $c = \frac{a-x}{v}$ bo‘ldi. Reaksiya tezligi konsentratsiyaning vaqt birligi ichida o‘zgarishi bilan o‘lchanligi uchun:

$$\frac{dc}{dt} = kc$$

k-tezlik konstantasi, ya‘ni reaksiya $c=1$ bo‘lgandagi tezligi.

Birinchi tartibli reaksiyaning tezlik konstantasini hisoblash uchun tajribada a va $a-x$ ni ma‘lum vaqt oralig‘ida o‘lchab boriladi. Agar reaksiyaning tezlik konstantasi ma‘lum bo‘lsa, massalar ta‘siri qonuni asosida berilgan konsentratsiyalar uchun reaksiya tezligini hisoblab topiladi.

Ximiyaviy kinetika hamma vaqt reaksiyaning tezlik konstantasi aniqlanadi. Oddiy efirlarni yuqori harorat taʼsirida parchalanishi, radioaktiv moddalarning yemirilishi birinchi tartibli reaksiyalarga kiradi.



Radioaktivlik, birinchi tartibli reaksiyalar jumlasiga kiradi, shu sababli ularga yarim yemirilish davri xosdir.

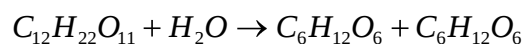
Olingan moddaning yarim yemirilishi uchun ketgan vaqt yarim yemirilishi davri deyiladi va T bilan belgilanadi.

Yarim yemirilish davri bilan tezlik konstantasi k oʻrtasidagi bogʻlanish quyidagicha:

$$T = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}$$

Birinchi tartibli reaksiyalarda va radioaktiv yemirilish hodisalarida yarim yemirilishi davri reaksiya uchun olingan moddaning qancha ekanligiga emas, balki, faqat reaksiyaning tezlik konstantasiga bogʻliq boʻladi.

Masalan, shakarni glyukoza va fruktoza hosil boʻladigan inversiya reaksiyasi birinchi tartibli reaksiyalar jumlasiga kiradi:



shakar

glyukoza fruktoza

Bu reaksiya tezligi faqat shakar konsentratsiyasiga emas, birinchi tartibli reaksiya qonuniga boʻysinadi. Chunki reaksiya suv koʻp boʻlgan muhitda, yaʼni eritmada boradi. Reaksiyaga kirishgan suvning miqdori eritmadagi suvning miqdoriga nisbatan juda kichik shu sababli suvning konsentratsiyasi oʻzgarmay qoladi.

3. Ikkinchi tartibli reaksiyalar-

Ikkinchi tartibli reaksiyalar tezligi hajmga teskari proportsionaldir. Reaksiya vaqtida hajm o'zgarmaydi. Ikkinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilishi davri uchun quyidagi formula mavjud:

$$T = \frac{1}{k \cdot a}$$

bu yerda T –yarim yemirilish davri.

$\frac{1}{a}$ -forma asosida hisoblab topilgan konstanta qiymati.

k-tezlik konstantasi.

Ikkinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilish davri dastlabki konsentratsiyaga teskari proportsional.

Ikki tartibli reaksiya tezligi

$$-\frac{dc}{dt} = k_2 C_1 \cdot C_2$$

C_1 -reaktsion idishga moddaning konsentratsiyasi

C_2 -reagentni konsentratsiyasi

k_2 - reaksiyaning tezlik konstantasi

Uchinchi tartibli reaksiyaning tezligi:

$$v = -\frac{dc}{dt} = k_3 \cdot C_1 \cdot C_2 \cdot C_3 \quad \text{yoki} \quad \frac{dx}{dt} = k_3(a-x) \cdot (c-x)$$

Bu reaksiyaning yarim yemirilish davri:

$$T = \frac{3}{2k_3 a^2}$$

Uchinchi tartibli reaksiyalarning yarim yemirilish davri dastlabki konsentratsiyaning kvadratiga teskari proportsional

$$a - x = ae^{-R_1 t} \quad \text{va} \quad \frac{1}{a-x} - \frac{1}{a} = k_2 t$$

hamda
$$\frac{1}{(a-x)^2} - \frac{1}{a^2} = 2$$

Bu uchala holdan ko‘rinib turibdiki, reaksiyaning tezligi vaqt o‘tgan sari kamayib boradi, chunki bunda dastlabki moddalarning konsentratsiyasi kamayib boradi. Reaksiya tezligi reaksiya tartibi ortishi bilan kamayib boradi.

Reaksiya tartibini aniqlashning bir necha usullari mavjud.

Masalan, modda konsentratsiyasining reaksiya davomida o‘zgarishini ko‘rsatadigan tajriba natijalarining uch-to‘rttasi birin-ketin monomolekulyar, bimolekulyar va trimolekulyar reaksiyalarning tezlik konstantasi tenglamalariga qo‘yilib, har qaysi vaqt uchun tezlik konstantasi hisoblab chiqiladi. Tenglamaga ko‘ra, k ning qiymatiga ko‘ra, reaksiya o‘sha tartibga ega bo‘ladi.

Reaksiyaning tartibini aniqlashda “yarim yemirilish davri” qiymatidan ham foydalanishi mumkin.

Yuqoridagi birinchi tartibli reaksiyaning yarim yemirilish davri

$$T = \frac{\ln 2}{k_1}$$

bimolekulyar reaksiyaniki $T = \frac{1}{k_2 a}$ va trimolekulyar reaksiyaniki $T = \frac{3}{2k_3 a^2}$

bo‘ladi.

Bu tenglamalarda a -moddaning eng dastlabki konsentratsiyasi. Olingan natijalar yuqoridagi tenglamalarning qaysi birini qanoatlantirsa, reaksiya o‘sha tartibga ega bo‘ladi.

4. Oddiy va murakkab reaksiyalar.

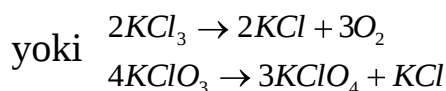
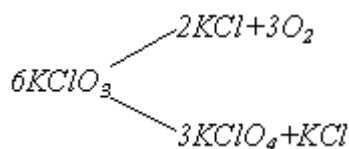
Agar reaksiya o‘zining stexiometrik tenglamasiga muvofiq birgina bosqichda borsa, bunday reaksiya oddiy reaksiya deb ataladi. Oddiy reaksiyaning kinetik

tenglamasi faqat bitta tezlik konstantasi bilan ifodalanadi. Ximiyaviy reaksiyalarning ko'pchiligi ancha murakkab tarzda boradi, chunki bir vaqtning o'zida bir necha xil oddiy reaksiyalar yonma-yon, ketma-ket, tutash va qaytar tarzda boradi.

Murakkab reaksiyalarning kinetik ta'limoti esa murakkab reaksiyani tashkil qilgan har qaysi oddiy reaksiya bir vaqtning o'zida mustaqil boradi degan farazga asoslanadi. Ularning har qaysisi massalar ta'siri qonuniga asoslanadi.

Parallel reaksiyalar- bunda dastlabki moddalar ikki yoki bir necha yo'nalishda o'zaro ta'sir etib, ayni vaqtda  sxemaga muvofiq, bir nechta mahsulot hosil bo'ladi.

Kaliy xloratning qizdirilganda parchalanishi parallel reaksiyalarga misol bo'ladi:



Ayrim radioaktiv elementlar parchalanishi parallel ravishda boradi.

Organik ximiyada ularni parchalanishi parallel boradi.

Murakkab reaksiyalardagi oddiy reaksiyalar parallel borayotgan bo'lsa, bu murakkab reaksiyaning umumiy tezligi oddiy reaksiyalar tezliklarining algebraik yig'indisiga teng bo'ladi.

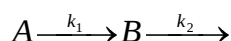
Ayni bir sharoitda reaksiya ikki yoki uch yo'nalishda borishi uchun termodinamik jihatdan imkoniyat bo'lsa, bu jarayonning qaysi biri tezligi ortiq bo'lsa, o'sha jarayon avzal turadi va shu jarayon mahsulotining nisbiy miqdori ortiq bo'ladi.

Parallel borayotgan reaksiyalarning tezligi katta bo'lsa, u reaksiya asosiy reaksiya deb, qolganlari yonaki reaksiyalar deb ataladi. Odatda, reaksiya tezligidan qat'iy nazar, bizga kerakli mahsulot hosil qiladigan reaksiya asosiy reaksiya hisoblanadi.

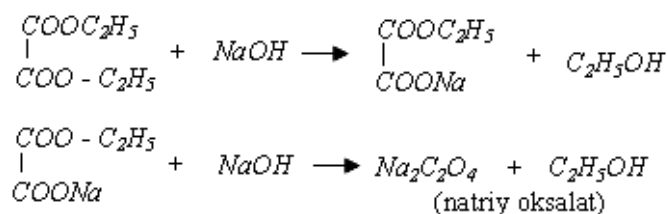
Parallel reaksiyalar sharoitini (temperatura, erituvchi va katalizatorlarni) o'zgartirish yo'li bilan jarayonni kerakli yo'nalishga burish mumkin.

Ketma-ket boradigan (konsekutiv) reaksiyalar bir necha ketma-ket bosqichda boradigan reaksiyalardir. Bu reaksiyalarda oraliq moda hosil bo'ladi.

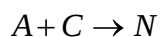
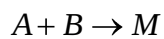
Protsess bosqichlarini A , B , S bilan A bosqichini B bosqichiga o'tishidagi tezlik konstantasini R_1 bilan B bosqichning C bosqichiga o'tishidagi tezlik konstantasini k_2 bilan ishoralasak, ketma-ket reaksiyalarning sxemasi:



Ketma-ket reaksiyalarda umumiy protsessning tezligi bilan eng sekin boruvchi bosqich tezligi bilan o'lchanadi. (Dietiloksalatning ishqorlar bilan sovunlanish reaksiyasi ketma-ket reaksiya) R -a ikki bosqichda boradi:



Tutash reaksiyalar deb bir muhitda boradigan va bir-biriga ta'sir ko'rsatadigan ikki reaksiyaga aytiladi. Bularning biri faqat ikkinchisi bilan birga bora oladi. Masalan: vodorod peroksid temir (II) sulfatni oksidlay oladi, lekin, yolg'iz vodorod yodidni oksidlamaydi, ammo FeSO_4 oksidlanayotgan idishda HJ ham oksidlanadi. O_2 - Na_2SO_3 ni oksidlaydi, lekin Na_2HAsO_3 ni oksidlamaydi, ammo NaSO_4 va NaHAsO_3 aralashmasi kislorod ta'siridan tez oksidlanadi. Tutash reaksiyalarni umumiy tarzda quyidagi sxema bilan ko'rsatamiz:



Qaytar reaksiyalar ikki qarama-qarshi yoʻnalishda borayotgan reaksiyalardir. Qaytar reaksiyalarning tezligi toʻgʻri va teskari yoʻnalishda borayotgan reaksiyalarning tezliklari orasidagi tarzda boradigan:



Qaytar reaksiyada vaqt oʻtishi bilan A va B ham sarflana boradi. C va D yigʻila boshlaydi. Massalar taʼsiri qonuniga muvofiq, toʻgʻri reaksiyaning tezligi kamayib, teskari reaksiyaning tezligi ortib boradi. Bu ikkala tezlik baravarlashganida muvozanat qaror topadi. U vaqtda

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^n [D]^p$$