

KIMYOVIY REAKSIYALAR, ULARNING TEZLIGI VA KIMYOVIY MUVOZANAT

O.U.Nurova

Buxoro davlat universiteti, dotsenti, t.f.n.

Annotatsiya. Maqolada kimyoviy reaksiyalar, ularning bir turdagi kimyoviy moddalarning tarkibi va xossalari jihatidan farq qiladigan ikkinchi turdagi moddalarga aylanishi, ularni kimyoviy tenglama bilan ifodalash, gomogen reaksiyalarning tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddaning hajm biriligidagi miqdorining o'lchanishi va mavzuni yoritishga oid ma'lumotlar berilgan.

Kalit so'zlar: kimyoviy реакция, химёвий мувозанат, gomogen, kimyoviy modda, kimyoviy o'zgarish, energiyadan foydalanish, atom, ion radiuslari, ionlanish energiyasi, qonuniyat, formula

Аннотация. В статье приводятся сведения о химических реакциях, их превращении в вещества второго типа, отличающиеся составом и свойствами одного вида химикатов, их представлении химическим уравнением, измерении скорости гомогенных реакций в единицу времени или количества вещества, образующегося в результате реакции, в единицу объема и освещении темы.

Ключевые слова: химическая реакция, химическое равновесие, однородность, химическое вещество, химическое изменение, использование энергии, атом, ионные радиусы, энергия ионизации, закон, формула

Annotation. The article provides data on chemical reactions, their transformation into a second type of substance that differs in composition and properties of one type of chemical, their representation by a chemical equation, the measurement of the amount of a substance that reacts within a unit of time or is formed by a reaction, and the illumination of the subject.

Keywords: chemical reaction, chemical equilibrium, homogeneity, chemical substance, chemical change, energy use, atom, ion radii, ionization energy, law, formula.

Kimyoviy reaksiyalar - bir turdagi kimyoviy moddalarning tarkibi va xossalari jihatidan farq qiladigan ikkinchi turdagi moddalarga aylanish jarayoni bo'lib, ularni kimyoviy tenglama bilan ifodalash mumkin.

Masalan, sulfat kislotaga ruh ta'sir ettirilganda ruh sulfat va vodorod gazi hosil bo'ladi: $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2T$. K. r. da atomlar o'zgarmaydi, bir birikmadan

ikkinchisiga o'tadi, xolos. Kimyoviy jarayonlarda to'g'ri (qaytmas) reaksiya (mas, vodorod yodidning vodorod va yoddan hosil bo'lishi: $N_2 + 12 \rightarrow 2N_1$) bilan bir qatorda, qaytar reaksiya (mas, vodorod yodidning parchalanishi: $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$) ham sodir bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyalarda ishtirok etadigan elementlarning oksidlanish darajadari (valentliklari) o'zgarsa, bunday reaksiyalar oksidlanish-kaytarilish reaksiyalari deyiladi. Kimyoviy reaksiyalarda molekular, atomlar va ionlar ishtirok etishi mumkin. Shunga ko'ra, reaksiyalar uchga bo'linadi: oddiy, ionli va radikal reaksiyalar.

Kimyoviy reaksiyalar har-xil tezliklarda boradi. Ulardan ba'zilar sekundning bir necha ulushlari ichida batamom tugaydi, boshqalari minutlar, soatlar, kunlar davomida amalga oshadi; shunday reaksiyalar ham ma'lumki, ularning borishi uchun bir necha yil va o'n yillar kerak bo'ladi. Bitta reaksiyaning o'zi bir sharoitda, masalan, yuqori haroratda tez, boshqa sharoitda masalan, sovuqda sekin borishi mumkin. Bunda bir xil reaksiyaning tezligi orasidagi farq juda katta bo'lishi mumkin.

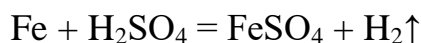
Gomogen sistemada boradigan (gomogen reaksiyalar) va geterogen sistemada boradigan (geterogen reaksiyalar) reaksiyalar bir-birlaridan farq qiladi. Modda yoki moddalar yig'indisiga kimyoda sistema deyiladi. Sistemalar gomogen va geterogen sistemalarga bo'linadi.

Bir xil fazadan tashkil topgan sistema gomogen, har-xil sistemalardan tashkil topgan sistemaga geterogen sistema deb ataladi. Sistemaning boshqa qismlardan chegara sirtlari bilan ajralib turuvchi qismiga faza deb ataladi. Gomogen sistemaga misol qilib hohlagan gazlar aralashmasini, masalan, azot bilan kislorod aralashmasini, bir necha moddalarning bitta erituvchidagi eritmasini, masalan, natriy xlorid, magniy sulfat, azot va kislorodning suvdagi eritmasini olish mumkin. Ikkala holda ham sistema bir xil fazalardan tashkil topgan. Geterogen sistemaga quyidagilarni misol qilib olish mumkin: muzli suv, cho'kmasi bo'lgan to'yingan eritma va hokazo.

Gomogen sistemada reaksiya sistemaning butun hajmi bo'yicha ketadi. Masalan, sulfat kislotaga natriy tiosulfat eritmasi aralashtirilsa, butun hajmi bo'yicha oltingugurt hosil bo'lib, eritmaning loyqalanishi kuzatiladi:



Agar reaksiya geterogen sistemada borsa, sistemani tashkil etuvchi fazalari sirtidagina reaksiya amalga oshadi. Masalan, metallning kislotada erishi:



Bu reaksiya faqat metall sirtida boradi, chunki reaksiyaga kirishuvchi ikkala

modda shu sirtga bir-biri bilan to'qnashadi. Gomogen reaksiya tezligi geterogen reaksiya tezligidan farq qiladi va ular har xil aniqlanadi.

Gomogen reaksiyalarning tezligi vaqt birligi ichida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddaning hajm biriligidagi miqdori bilan o'lchanadi. Geterogen reaksiyaning tezligi esa vaqt birligi ichida faza sirtining yuza birligida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiyada hosil bo'lgan moddaning miqdori bilan o'lchanadi. Gomogen reaksiyaning tezligi matematik shaklda quyidagicha ifodalanadi:

$$v_{gomog} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

Geterogen reaksiyaning tezligi

$$v_{geterog} = \frac{\Delta n}{S\Delta t}$$

shaklda ifodalanadi.

v_{gomog} – gomogen reaksiyaning tezligi; $v_{geterog}$ – geterogen reaksiyaning tezligi; n – reaksiyada hosil bo'luvchi moddaning mol soni; V – sistemaning hajmi; t – vaqt; S – reaksiya boradigan yuza, Δ – ortish belgisi ($\Delta n = n_2 - n_1$, $\Delta t = t_2 - t_1$).

Gomogen reaksiya tezligi ifodasini soddalashtirish mumkin. Modda miqdori (n) ning hajmi (V) ga nisbati ayni moddaning molyar konsentratsiyasi (C) ga teng bo'ladi:

$$\frac{n}{V} = C \quad \text{bundan} \quad \frac{\Delta n}{V} = \Delta C$$

demak

$$v_{gomog} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Gomogen sistemadagi reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi yoki reaksiya natijasida hosil bo'luvchi moddalar konsentratsiyalarining vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan o'lchanadi.

Kimyo sanoatida moddalarni ishlab chiqarish apparatlarining o'lchami va unumdorligi, hosil qilinadigan mahsulot miqdori reaksiyaning tezligiga bog'liq. Kimyoviy reaksiyalardan amalda foydalanilganda reaksiyalarning turli sharoitlarda qanday tezlikda borishi, reaksiyaning istalgan tezligiga erishish uchun sharoitni qanday o'zgartirish kerakligini bilish muhimdir. Kimyoning reaksiyalar tezligini o'rganuvchi bo'limi kimyoviy kinetika deb ataladi. Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyalariga, haroratga, katalizator va boshqa faktorlarga bog'liq.

Reaksiya tezligiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari

katta ta'sir ko'rsatadi. Dastlabki moddalarning zarrachalari (molekulalari, ionlari) kimyoviy o'zaro ta'sirlashishi uchun ularning bir-birlari bilan to'qnashishlari zarur; zarrachalar bir-biriga shunchalik yaqinlashishi kerakki, atomlarning biri ikkinchi atomning elektr maydoni ta'sirida bo'lishi kerak. Shundagina elektronlarning o'tishi va atomlarning qayta guruhlanishi yuz beradi va natijada yangi moddalarning molekulalari, ya'ni reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladi. Bunda reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulalarining to'qnashishi soniga proporsionaldir. To'qnashishlar soni dastlabki moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq. Demak, konsentratsiya qanchalik katta bo'lsa, to'qnashishlar soni shunchalik ko'p bo'ladi, kimyoviy reaksiya ham shunchalik tez boradi. Dastlabki moddalar konsentratsiyalarining kimyoviy reaksiya tezligiga ta'sirini ifodalovchi qonun 1867 yilda norvegiyalik ikki olim K.Guldberg va P.Vaage tomonidan taklif etilgan bo'lib, massalar ta'siri qonuni deb ataladi.

Doimiy haroratda kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir.



reaksiyaning tezligi bu qonunga muvofiq quyidagicha ifodalanadi:

$$v = K[A] \cdot [B]$$

v – reaksiyaning tezligi; $[A], [B]$ – reaksiyaga kirishayotgan moddaning mol/l bilan ifodalangan konsentratsiyasi; K – tezlik konstantasi.

Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyalari birga teng bo'lgandagi tezlik ya'ni solishtirma tezlikdir. K ning qiymati reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, haroratga va katalizatorlarga bog'liq bo'lib, reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

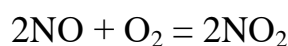
Agar reaksiyaga kirishayotgan moddalarning stexiometrik koeffitsiyentlari birdan yuqori songa teng bo'lsa, bu sonlar reaksiya tezligining matematik ifodasidagi konsentratsiyalar darajasiga qo'yiladi, masalan



reaksiya uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha ifodalanadi:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$

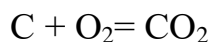
Massalar ta'siri qonunini azot (II)-oksidning oksidlanish reaksiyasi uchun qo'llab ko'raylik:



shu reaksiya tezligining matematik ifodasi:

$$v = k[NO]^2 \cdot [O_2]$$

Geterogen reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni tenglamasiga faqat gaz yoki suyuq fazalarda bo'lgan moddalarning konsentratsiyalari kiritiladi. Qattiq fazadagi moddalarning konsentratsiyalari doimiy qiymatga ega bo'ladi va shuning uchun tezlik konstantasiga kiradi. Ko'mirning yonish reaksiyasi:



uchun massalar ta'siri qonuni quyidagicha yoziladi:

$$v = k' \cdot \text{const}[O_2] = k \cdot [O_2]$$

bundan

$$k = k' \cdot \text{const}$$

Kimyoviy reaksiyaning borishi uchun zarrachalar o'zaro to'qnashishi kerak. Lekin har qaysi to'qnashish natijasida reaksiya boravermaydi. Reaksiyaning borishi, ya'ni yangi molekullarning hosil bo'lishi uchun avval dastlabki modda molekullari atomlari orasidagi bog'larni uzish yoki susaytirish kerak. Bunga ma'lum miqdorda energiya sarf etiladi. Agar to'qnashuvchi molekullar bunday energiyaga ega bo'lmasa, to'qnashish effektiv bo'lmaydi yangi molekula hosil bo'lmaydi. Agar to'qnashuv energiyasi bog'lanishlarni bo'shashtirish yoki uzishga yetarli bo'lsa, atomlar qayta guruhlanishi va yangi modda molekullari hosil bo'lishi mumkin. Molekullarning to'qnashishi natijasida yangi modda hosil bo'lishi uchun zarur bo'lgan qo'shimcha energiya ayni reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ataladi. Aktivlanish energiyasi kJ/mol bilan ifodalanadi. Aktivlanish energiyasiga ega bo'lgan molekullar aktiv molekullar deb yuritiladi.

Harorat ko'tarilishi bilan aktiv molekullar soni ortadi va reaksiya tezligi ortadi. Bu ortish reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti bilan xarakterlanadi. Harorat har 10 °C ga o'zgarganda reaksiya tezligining necha marta o'zgarishini ko'rsatuvchi son reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti deb ataladi. Harorat o'zgarishi bilan reaksiyaning tezligi quyidagicha o'zgaradi.

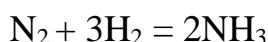
$$v_t = \gamma \frac{t_2^0 - t_1^0}{10}$$

v_2 – reaksiyaning t_2^0 – dagi tezligi; γ – reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti; t_1^0 – dastlabki harorat; t_2^0 – oxirgi harorat.

Reaksiyaning harorat koeffitsiyenti har xil reaksiyalar uchun turlichadir. Uning qiymati ko'pchilik reaksiyalar uchun 2 va 4 oraliq'ida bo'ladi. Harorat koeffitsiyenti 2,9 ga teng bo'lsa, haroratni 100 °C ga ko'tarilishi natijasida reaksiya tezligi $2,9^{10}$ marta, ya'ni 50000 marta ortadi. Har xil reaksiyalarning aktivlik energiyasi turlichadir. Ba'zi reaksiyalarning aktivlik energiyasi kam ba'zilarniki esa

yuqoridir. Agar aktivlik energiyasi juda kam (40 kJ/mol dan kam) bo'lsa, reaksiyaga kirishuvchi moddalar zarralari o'rtasidagi to'qnashuvlar natijasida kimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Bunday reaksiyalarning tezligi yuqori bo'ladi. Misol sifatida eritmadagi ionlar o'rtasidagi reaksiyalarni olish mumkin. Tajribaning ko'rsatishicha bunday reaksiyalar bir daqiqada boradi, ya'ni tezlik bir daqiqaga teng.

Agar aktivlik energiyasi juda yuqori (120 kJ/mol dan yuqori) bo'lsa, to'qnashuvlarning juda kam qismida reaksiya sodir bo'ladi. Demak, bunday reaksiyalarning tezligi juda kichikdir. Yuqori aktivlik energiyasiga ega bo'lgan reaksiyalarga misol qilib ammiak sintezi reaksiyasini olish mumkin:



Bu reaksiya oddiy haroratda shunchalik sekin boradiki, uni amalda payqash qiyin. Reaksiyaning aktivlik energiyasi juda kam va juda yuqori bo'lmasa (40-120 kJ/mol), bunday reaksiya o'rtacha tezlikda boradi. Bunday reaksiyalarning tezligini o'lchash mumkin va ularga misol qilib natriy tiosulfat bilan sulfat kislotasi eritmalari orasidagi reaksiyani olish mumkin.

Foydalanilgan adabiyotlar:

1. Parpiyev N.A., Reshetnikova R.V., Xodjayev O.F., Hamidov H.A., Qodirova Sh.A. Noorganik kimyodan laboratoriya mashg'ulotlari.-Toshkent: "O'zMU", 2005.-194 bet.
2. Ugay. Y. A. Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik. M: Visshaya shkola. 1989.462 s
3. O.S.Zaytsev. "Obshaya ximiya" Sostayaniye veshestv i ximicheskiye reakcii. Ximiya.1990.352 s.
4. Axmetov N.S. "Obshaya i neorganicheskaya ximiya" Uchebnik. 2-izd.. pererab i dop. M: Visshaya shkola 1988. 639 s.
5. Axmetov N.S. Obshaya i neorganicheskaya ximiya.- M oskva: " Visshaya shkola " , 2005.-743 bet.