

УДК: 372.854(075)

КБК 24.1я721

M34

Taqrizchilar:

Toshkent Tibbiyot akademiyasi dotsenti **X.S. Tojiyeva;**

Toshkent Tibbiyot akademiyasi Urganch filiali katta o'qituvchisi
N.N. Qurbonova

Buxoro Davlat Universiteti „Umumiy kimyo“ kafedrasi dotsenti
G.A. Xudoynazarova

Masharipov, S.

24.1 Kimyo: akademik litsey va kasb-hunar kollejlari uchun
M34 darslik / S. Masharipov, I. Tirkashev; O'zbekiston
Respublikasi Oliy va o'rta-maxsus ta'lim vazirligi, O'rta
maxsus, kasb-hunar ta'limi markazi. — To'ldirilgan va qayta
ishlangan 10-nashri. — T.: „O'qituvchi“ NMIU, 2012.
320 b.

I. Tirkashev, I

ISBN 978-9943-02-527-1

Ushbu darslikda yoritilgan mavzular O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi tomonidan akademik litsey va kasb-hunar kollejlari uchun tasdiqlangan yangi o'quv dasturi asosida yozilgan. Darslik ikki qismdan iborat bo'lib, anorganik va organik kimyoning eng muhim mavzularini o'z ichiga oladi. Unda har bir mavzuning mazmuni va maqsadi to'liq ochib berilgan.

Darslikdan akademik litsey va maktab o'quvchilari, o'qituvchilar hamda shu fanga qiziquvchilar ham foydalanishlari mumkin.

УДК: 372.854(075)

КБК 24.1я721

333404

ISBN 978-9943-02-527-1

© „O'qituvchi“ nashriyoti, 2002

© „O'qituvchi“ NMIU, 2012

SO'ZBOSHI

Kimyo tabiiy fanlar qatoriga kiradi. U moddalarning tarkibi, tuzilishi, xossalari va o'zgarishlarini, shuningdek, bu o'zgarishlarda sodir bo'ladigan hodisalarni o'rganadi.

Kimyoning vazifalaridan biri — moddalarni, ularning xossalari o'rganish va moddalardan xalq xo'jaligida qanday maqsadda foydalanish mumkinligini oldindan aytib berishdir. Masalan, aluminiy moddasini shunday ta'riflash mumkin. Aluminiy — kumushsimon oq rangli metall. U 660°C da suyuqlanadi, juda plastik, elektr o'tkazuvchanligi jihatdan oltin, kumush va misdan keyin turadi.

Kimyoning ikkinchi vazifasi — xalq xo'jaligida zarur bo'ladigan turli xil moddalar olish, masalan, turli xil plastmassalar, mineral o'g'itlar (superfosfat, ammiakli selitra va boshqalar), dori-darmonlar (aspirin, streptotsid va boshqalar) va hokazo. Bu moddalar turli xil kimyoviy o'zgarishlar yo'li bilan olinadi.

Demak, kimyo — moddalar, ularning xossalari, moddalarning o'zgarishlari va bu o'zgarishlarda bo'ladigan hodisalar haqidagi fandir.

Ilmiy-texnika taraqqiyotida kimyoning ahamiyati katta. Bundan tashqari, kimyo xalq xo'jaligining hamma sohalariga kirib bormoqda, foydali qazilmalar qazib olish, metallar va xalq xo'jaligida zarur bo'lgan metallarning qotishmalarini yaratishda kimyo yutuqlaridan keng foydalanilmoqda. Qishloq xo'jaligining mahsuldorligi ham ko'p jihatdan kimyo sanoatiga bog'liq. Mineral o'g'itlar, o'simliklarni zararkunandalardan himoya qilish vositalari kimyo sanoatining mahsulotlaridir. Qurilish materiallari, sintetik gazlamalar, plastmassalar, bo'yoqlar, yuvish vositalari, dori-darmonlar ishlab chiqarishda ham kimyoning muhim roli bor.

Kimyo fizika, geologiya va biologiya kabi tabiiy fanlar bilan uzviy bog'langan. Kimyo bilan geologiya o'rtasida geokimyo fani vujudga keldi. Kimyo bilan biologiya orasida tirik organlarda

sodir bo'ladigan kimyoviy jarayonlarni o'rganadigan bioanorganik, bioorganik va biologik kimyo fanlari tarkib topdi.

Darslik O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi tomonidan tasdiqlangan dastur asosida yozildi.

Mualliflar darslikning yaratilishida o'zlarining qimmatli maslahatlari bilan yaqindan yordam bergan kimyo fanlari doktori, professor, akademik *M. A. Asqarov* va texnika fanlari doktori, professor *S. S. Qosimovalarga* chuqur minnatdorchilik bildiradilar.



1.1. Kimyoning asosiy tushuncha va qonunlari

Atom va molekular. Qadimgi grek faylasufi Demokrit bundan 2500 yil muqaddam barcha jismlar juda mayda, ko'zga ko'rinmaydigan, bo'linmaydigan, doimo harakatdagi zarrachalardan — atomlardan tarkib topgan, degan fikrni aytgan edi. „Atom“ so'zi tarjima qilinganda „bo'linmas“ degan ma'noni bildiradi.

Molekula va atomlar haqidagi ta'limot XVII asming o'rtalarida rus olimi M.V.Lomonosov tomonidan takomillashtirildi. U tabiatdagi jismlar korpuskulalar (molekular)dan tarkib topgan, korpuskulalar tarkibiga element (atom)lar kiradi, degan fikrni aytdi. Olim moddalarning turli-tumanligini molekularlarda turli atomlarning birikishi va ularda atomlar turlicha joylashganligi bilan tushuntirdi.

Molekula va atomlar haqidagi ta'limot faqat 1860- yilda kimyogarlarning Karlsruedagi butunjahon syezdida uzil-kesil e'tirof etildi.

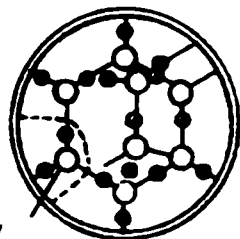
Molekula — bu moddaning kimyoviy xossalarini o'zida saqlab qolgan eng kichik zarrachasidir.

Molekular kimyoviy reaksiyalarda parchalanadi. Ular atomlardan iborat.

Atomlar — moddaning kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan eng mayda zarrachalaridir.

Bu ta'rifdagi „kimyoviy jihatdan bo'linmaydigan“ degan iborani alohida ta'kidlash lozim, chunki atomlar parchalanadigan va atom energiyasi ajralib chiqadigan hodisalar ham ma'lum. Bunday hodisalarda atomlar bir-biriga aylanadi.

Qattiq va gaz holatida molekularlardan tarkib topgan moddalar



suv
molekulasi

1.1- rasm. Muz kristali:
suvning kristall tuzilishi.

molekular tuzilishga ega bo'ladi. Bunday moddalarning tipik vakili suvdur. Suv kristallarining tuzilishi sxema tarzida 1.1-rasmda ko'rsatilgan.

Moddaning alohida zarrachalari (molekulalar, atomlar) qattiq (kristall) holatida muayyan izchillikda joylashib, panjarani eslatadigan struktura hosil qiladi. Shu sababli „moddaning kristall panjarasi“ degan tushunchadan foydalaniladi. 1.1-rasmda ko'rsatilganidek, suv qattiq holatda kristall tuzilishga ega bo'ladi. Suvning kristall panjarasining tugunlarida suv molekulari bo'ladi. Demak, suv molekular-kristall tuzilishga ega.

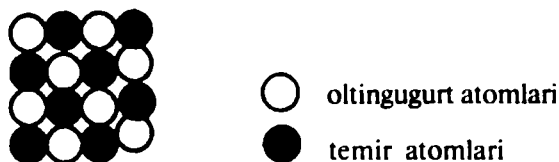
Kristall panjarasining tugunlarida molekular emas, balki atomlar turadigan moddalar ham ma'lum (masalan, temir sulfid), bu holda panjara tugunlarida temir va oltingugurt atomlari bo'ladi (1.1-rasm, a).

Kristall moddani suyuqlantirish uchun uning kristall panjarasini yemirish lozim. Kristall panjarada molekular orasidagi bog'lanish atomlar orasidagi bog'lanishga qaraganda ancha bo'sh bo'ladi. Shu sababli, odatda, molekular tuzilishli moddalarning suyuqlanish harorati past, nomolekular tuzilishli moddalarniki esa yuqori bo'ladi.

Berilgan moddaning molekular yoki nomolekular tuzilganligini uning fizik xossalriga qarab oldindan aytib berish mumkin. Molekular tuzilishli moddalar odatdagi sharoitda — gazlar (kislorod, vodorod, azot va boshqalar), suyuqliklar (suv, spirt, efir va boshqalar) yoki oson suyuqlanadigan qattiq moddalardir (oltingugurt—suyuqlanish harorati 113°C , fosfor—suyuqlanish harorati 44°C va boshqalar).

Kimyoviy elementlar. „Element“ so'zi tarkibiy qism degan ma'noni bildiradi.

Kimyoviy element — bu atomlarning muayyan turidir. Kislorod atomlari atomlarning bitta turini, bitta kimyoviy



1.1-rasm, a .

element — kislorod elementini, simob atomlari—atomlarning boshqa turini, kimyoviy element simobni tashkil etadi va hokazo. Hozir bizga atomlarning 118 turi— 118 ta kimyoviy element ma'lum. Butun koinot ana shu kimyoviy elementlardan tarkib topgan.

„**Kimyoviy element**“ va „**oddiy modda**“ degan tushunchalarni bir-biridan farq qila bilish lozim. Qandni qizdirganimizda reaksiyadan keyin qolgan qattiq qoldiq modda— ko'mir. Bundan qand tarkibiga uglerod atomlari kiradi, degan xulosaga kelamiz. Ammo qandda (suvda eriydigan rangsiz moddada) ko'mir (suvda erimaydigan qora modda) bor deyish noto'g'ri bo'lar edi. Uglerod atomlari ko'mirga aylanishi uchun boshqa elementlarning atomlari bilan hosil qilgan bog'lardan uzilishi va bir-biri bilan bog'lanishi kerak. Qandni qizdirish yo'li bilan parchalashda ana shunday hodisa sodir bo'ladi. Olovga qo'yib, so'ng unutilgan idishdagi ovqatda ham ana shunday hol ro'y beradi.

Ko'mir bilan uglerod — bitta narsa emas. Uglerod muayyan atomlar turi, ya'ni kimyoviy elementdir. U birikmalar tarkibiga kirishi ham, erkin holda ajralib chiqishi ham mumkin. Bir-biri bilan bog'langan uglerod atomlari biz ko'mir deb ataydigan oddiy moddaning o'zidir.

Biz ko'rib o'tgan misolda kimyoviy element (uglerod) va unga to'g'ri keladigan oddiy modda (ko'mir) turlicha ataladi. Qolgan elementlar esa ularga to'g'ri keladigan oddiy moddalar bilan bir xil nomlanadi. Shuning uchun „kislorod“, „temir“ so'zlari kimyoviy elementni ham, shu nomdagi oddiy moddani ham bildirishi mumkin, shu sababli har qaysi holda ularni farq qila bilishga o'rganish lozim. „Kislorod bilan nafas olamiz“, „kislorod — gaz“ deyilsa, gap oddiy modda holdagi kislorod haqida (boshqacha aytganda, kislorod molekullari haqida) boradi. „Simob (II) oksidda kislorod bor“ deyilganda esa kimyoviy element sifatidagi kislorod haqida (boshqacha aytganda, kislorod atomlari haqida) gap boradi. „Temir magnitga tortiladi“, „temirdan mix yasaladi“ deyilganda modda sifatidagi temir nazarda tutiladi, „temir zang tarkibiga kiradi“ degan iborada esa „temir“ so'zi kimyoviy elementning nomidir.

Kimyoviy elementlarning belgilari. Kimyoda moddalarning tarkibini va ular orasidagi kimyoviy reaksiyalarni bayon qi-

lishni osonlashtiradigan til — *kimyo tili* bor. Endi shu tilning „alifbosi“ — elementlarning kimyoviy belgilari bilan tanishib chiqamiz.

Har bir kimyoviy element o'zining maxsus belgisi bilan ifodalanadi. Kimyoviy belgi, element lotincha nomining bosh harfi yoki bosh harfi bilan keyingi harflaridan biri orqali ifodalanadi.

Masalan, lotincha Hidrogenium (gidrogenium) deyiladigan vodorod — H harfi bilan, simob Hidrargirum — (gidrargirum) Hg harfi bilan, kislorod — Oxigenium (oksigenium) O harfi bilan belgilanadi va hokazo.

Bunda H belgisi vodorod elementini ham, vodorodning bitta atomini ham bildiradi. O harfi kislorod elementini ham, kislorodning bitta atomini ham bildiradi va hokazo.

Kimyoviy formulalar. *Moddaning tarkibini kimyoviy belgilar bilan ifodalash moddaning kimyoviy formulasi deyiladi.* Oddiy moddaning kimyoviy formulasini yozish uchun avval elementning kimyoviy belgisi yoziladi va uning o'ng tomonining pastiga moddalar molekulasidagi atomlar sonini ko'rsatuvchi indeks deb ataladigan raqam yozib qo'yiladi. Masalan, kislorod va vodorod molekulari ikki atomdan iborat, shu sababli ularning tarkibi O_2 , H_2 formulalar bilan ifodalanadi (o-ikki, ash-ikki deb o'qiladi).

Murakkab moddaning formulasini yozish uchun modda qanday kimyoviy elementlardan tuzilganligini va uning molekulasida har qaysi elementning nechtdan atomi borligini bilish lozim. Avval kimyoviy elementlarning belgilari, so'ngra belgining o'ng tomoni pastiga indekslar yoziladi. Masalan, ikki atom vodorod va bir atom kisloroddan iborat suv molekulasida H_2O formula bilan ifodalanadi va ash-ikki o deb o'qiladi.

Molekula ayni moddaning eng kichik zarrachasi sifatida qaralgani sababli molekula tuzilishiga ega bo'lmagan qattiq moddalarda atomlarning son nisbatlari kristalldagi, masalan, FeS dagi kabi bo'lgan eng oddiy majmuyi molekula deb qabul qilinadi.

Moddaning kimyoviy formulasiga qarab ayni modda oddiy yoki murakkab modda ekanligini, u qanday elementlardan hosil bo'lganligini, uning molekulasida tarkibiga har qaysi elementning nechtdan atomi kirganligini ayta olamiz.

Elementning nisbiy atom massasi. Atomlarning o'lchamlari qanchalik kichik bo'lishidan qat'i nazar, ularning massasi

aniqlangan. Agar atomlarning massalarini massaning odatda foydalaniladigan birliklarida (kilogramm, gramm) ifodalasak, atomlar massalarining qiymatlari juda kichik sonlar bo'ladi. Masalan, uglerod atomining massasi quyidagiga teng:

$$m_a(\text{C})=0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 02\ \text{g}=2,0 \cdot 10^{-23} = 2,0 \cdot 10^{-26}\text{kg, kislorod atomining massasi esa quyidagiga teng:}$$

$$m_a(\text{O})=2,66 \cdot 10^{-23}\text{g}=2,66 \cdot 10^{-26}\text{kg}$$

Atomlar massalarining bunday son qiymatlaridan foydalanish, ularni eslab qolish va ular bilan arifmetik amallarni bajarish qiyin. Shu sababli atomlarning massalarini ifodalash uchun maxsus massa atom birligi (m.a.b.) kiritilgan. 1 m.a.b. uglerod atomi massasi-ning 1/12 qismiga, ya'ni $1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$ ga teng. Elementlar atomlari-ning massasini 1 m.a.b. bilan taqqoslab, butun sonlar topiladi, ular **nisbiy atom massalar** deyiladi. Masalan, kislorod uchun:

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,656 \cdot 10^{-23}\ \text{g}}{0,16 \cdot 10^{-23}\ \text{g}} = 16$$

Shu usulda barcha kimyoviy elementlar uchun nisbiy atom massalarini topish mumkin.

Element atom massasini uglerod atom massasining 1/12 qismiga nisbati elementning nisbiy atom massasi deyiladi. Elementning nisbiy atom massasi A_r bilan belgilanadi, bunda r — „relative“ so'zining boshlang'ich harfi, u „nisbiy“ degan ma'noni bildiradi. Bu o'lchamsiz kattalikdir. Nisbiy atom massasining o'lchamsiz kattaligini atomlarning massa atom birliklarida (m.a.b.) ifodalangan massasidan farq qila bilish kerak.

Atomlarning massalari element nisbiy atom massasining 1 atom birligiga ko'paytmasi sifatida topiladi. Masalan,

$$m_a(\text{O})=16:1\ \text{m.a.b.}=16\ \text{m.a.b.}$$

Quyidagilarni o'zaro taqqoslang:

$$m_a(\text{C})=12\ \text{m.a.b.} \quad A_r(\text{C})=12$$

$$m_a(\text{S})=32\ \text{m.a.b.} \quad A_r(\text{S})=32$$

$$m_a(\text{H})=1\ \text{m.a.b.} \quad A_r(\text{H})=1$$

$$m_a(\text{Fe})=56\ \text{m.a.b.} \quad A_r(\text{Fe})=56$$

Moddaning nisbiy molekular massasi. Moddaning kimyo-

viy formulasidan uning nisbiy molekular massasi (M_r) hisoblab topiladi.

Ayni modda massasini uglerod atomi massasining 1/12 qismiga nisbati shu moddani nisbiy molekular massasi deb ataladi.

Moddaning nisbiy molekular massasini hisoblab topish uchun har qaysi elementning atomlari sonini hisobga olgan holda nisbiy atom massalarini qo'shib chiqish kerak, masalan:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 1 : 2 + 16 = 18$$

Shunga mos holda molekulaning massasi ham (m.a.b. da) topiladi:

$$m_m = (\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ m. a. b.} + 16 \text{ m.a.b.} = 18 \text{ m. a. b.}$$

Agar modda nomolekular tuzilgan bo'lsa, uning nisbiy molekular massasi modda formulasidagi atomlar sonini hisobga olgan holda elementlar nisbiy atom massalarining yig'indisi sifatida topiladi. Bu holda formula modda shartli molekulasining tarkibini ifodalaydi.

Agar biror kimyoviy reaksiyalar zarrachalar (atomlar, molekulalar va b.) soni jihatidan ko'rib chiqilayotgan bo'lsa, u holda „**modda miqdori**“ degan fizik kattalik qo'llaniladi. Modda miqdorining birligi mol hisoblanadi.

Mol — bu 0,012 kg (12 g) uglerodda nechta uglerod atomi bo'lsa, tarkibida shuncha zarrachalar (atom, molekula va boshqalar) bo'lgan modda miqdoridir.

Mol—tarkibida $6,02 \cdot 10^{23}$ molekula, atom yoki boshqa zarrachalar bo'lgan modda miqdoridir.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ son Avogadro doimiysi deb atalgan:

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Moddaning molyar massasi M modda massasi m ning moddaga tegishli miqdori n ga nisbatiga teng: $M = \frac{m}{n}$

Masalan,

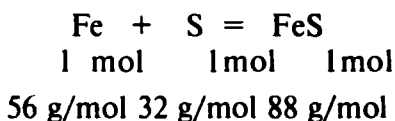
$$M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36\text{g}}{2 \text{ mol}} = \frac{18\text{g}}{1 \text{ mol}} = \frac{9\text{g}}{0,5 \text{ mol}} = \frac{1,8\text{g}}{0,1 \text{ mol}} = 18\text{g/mol}$$

Ko'rinib turibdiki, moddaning molyar massasi son jihatdan 1 molning massasiga, ya'ni berilgan modda $6,02 \cdot 10^{23}$ zarrachalarining massasiga teng.

Moddaning molyar massasi — uning bir molining massasidir.

Molyar massa, odatda, bir molga to'g'ri keladigan gramm-lar (g/mol) bilan ifodalanadi. Masalan, $M(H_2)=2$ g/mol; $M(FeS)=88$ g/mol; $M(Fe)=56$ g/mol; $M(S)=32$ g/mol.

Molyar massa atom va molekularlarning massalari (m.a.b.da) hamda nisbiy atom va molekular massalar bilan son jihatdan mos keladi. Masalan, temir bilan oltingugurtning reaksiya tenglamasidan quyidagi ma'lumotlarni olamiz:



Moddaning massasi va miqdori orasidagi nisbatdan foydalanib, amalda muhim bo'lgan masalalarni yechish mumkin.

Moddaning ma'lum miqdoriga ko'ra massasini hisoblab topish. Oltingugurt bilan reaksiyada 0,5 mol temir ishtirok etadi. Reaksiya uchun olinishi lozim bo'lgan temirning massasini aniqlang. Quyidagi formuladan foydalanamiz:

Yechish.

$$M = \frac{m}{n}; \quad m = M \cdot n$$

$$m = 56 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ mol} = 28 \text{ g}$$

Javobi: 28 g temir.

Moddaning ma'lum massasiga ko'ra miqdorini hisoblab topish. Masala: Reaksiya natijasida 22 g temir (II) sulfid olindi. Bu massaga temir (II) sulfidning qancha miqdori to'g'ri keladi?

Yechish. $M(FeS)=88$ g/mol.

Quyidagicha mulohaza yuritiladi:

88 g FeS 1 molga to'g'ri keladi.

22 g FeS n molga to'g'ri keladi.

88 g : 22 g = 1 mol : x mol.

$$x = 0,25 \text{ mol FeS}$$

Moddaning kimyoviy formulasi asosida elementlarning massa ulushlarini ham hisoblab topish mumkin. Elementning massa ulushi deganda, element atomlari massasining molekula massasiga nisbati tushuniladi va, odatda, birlikning ulushlarida yoki foizlarda ifodalanadi.

Agar suv molekulasining massasi 18 m.a.b. va uning tarkibidagi vodorodning massasi esa 2 m.a.b., kislorodniki — 16 m.a.b. bo'lsa, suvdagi vodorod va kislorodning massa ulushi:

$$\frac{2\text{m.a.b.}}{18\text{m.a.b.}} = 0,11 \text{ yoki } 11\%$$

$$\frac{16\text{m.a.b.}}{18\text{m.a.b.}} = 0,89 \text{ yoki } 89\%$$

Har qanday miqdor suvning tarkibi 89% kislorod bilan 11% vodoroddan iborat. Shunday qilib, **kimyoviy formula:**

— moddaning sifat tarkibini — u qanday kimyoviy elementlardan tarkib topganligini;

— modda molekulasining atom tarkibini, ya'ni modda molekulasini tashkil etgan har qaysi element atomlarining sonini ko'rsatadi.

Kimyoviy formula asosida:

— moddaning nisbiy molekular massasini va molekulasining m.a.b. dagi massasini;

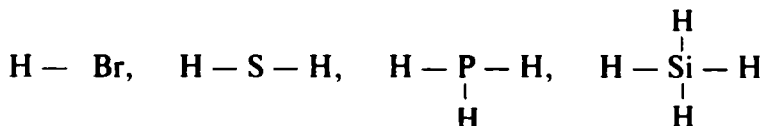
— moddadagi elementlarning massa ulushlarini (foiz hisobida) hisoblab topish mumkin.

Element atomining valentligi. *Element atomlarining boshqa elementlarning muayyan sonidagi atomlarini biriktirib olish xususiyati shu elementning valentligi deyiladi.* Valentlikning o'lchov birligi qilib vodorod atomining valentligi qabul qilingan. Vodorod atomi boshqa elementlarning bittadan ortiq atomini biriktira olmaydi, shu sababli vodorodning valentligi birga teng deb qabul qilingan. Boshqa elementlarning valentligini esa shu elementning atomi o'ziga nechta vodorod atomini biriktira olishini ko'rsatuvchi son bilan ifodalanadi.

Ba'zi elementlarning vodorod bilan hosil qilgan birikmalarining kimyoviy formulalarini ko'rib chiqamiz.



Bu formulalarni quyidagicha yozish mumkin:



Bu yerda chiziqchalar atomlar orasidagi bog'lanishlarni ifodalaydi.

Molekularning tuzilishi bunday ifodalanganda qanday atomlar bir-biri bilan bog'langan, qaysilari esa bog'lanmaganligini aks ettiradi. Masalan, suvning formulasidan uning molekulasida vodorodning ikkala atomi kislorod atomi bilan bog'langan. Yuqoridagi formulalardan ko'rinib turibdiki, bir xil elementlarning (xlor, brom) atomlari vodorodning faqat bittadan atomini biriktirib oladi (bu elementlar bir valentlidir); boshqa elementlarning (kislorod, oltingugurt) atomlari esa vodorodning ikkitadan atomini biriktirib oladi (bu elementlar ikki valentlidir) va hokazo.

Shunday qilib, elementning vodorodli birikmalaridagi valentligi shu elementning atomi biriktirib olgan vodorod atomlarining soni bilan aniqlanadi.

Ikki elementdan iborat moddada bir elementning valentligi ma'lum bo'lsa, shu moddaning formulasiga qarab ikkinchi elementning valentligini aniqlash mumkin.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Har qanday reaksiya mahsulotlari boshlang'ich moddalar qanday atomlardan tuzilgan bo'lsa, shunday atomlardan tarkib topgan bo'ladi. Atomlar kimyoviy reaksiyalar vaqtida saqlanib qoladi, demak, ulardan har birining va, binobarin, jami atomlarning massasi ham saqlanib qolishi kerak. Bu holda har qanday reaksiya mahsulotlarining massasi boshlang'ich moddalarning massasiga teng bo'lishi lozim.

Atom-molekular ta'limot nuqtayi nazaridan massaning saqlanish qonuni shunday tushuntiriladi: *kimyoviy reaksiya natijasida atomlar yo'qolmaydi va yo'qdan paydo ham bo'lmaydi, balki ular qayta gruppalanadi. Atomlar soni*

reaksiyadan oldin ham, keyin ham o'zgarmaganligi sababli ularning umumiy massasi ham o'zgar olmaydi.

Massaning saqlanish qonunini dastlab M.V.Lomonosov shunday ta'riflagan edi: „Tabiatda sodir bo'ladigan har qanday o'zgarishning mohiyati shundaki, biror jismdan qancha miqdor kamaysa, ikkinchi jismga shuncha miqdor qo'shiladi. Demak, materiya biror joyda kamaysa, ikkinchi o'rinda ko'payadi“.

Massaning saqlanish qonunidan moddalar yo'qdan bor bo'lmaydi va mutlaqo yo'qolib ham ketmaydi, degan xulosa kelib chiqadi. Shu sababli agar kimyoviy reaksiya vaqtida modda yo'q narsadan paydo bo'layotganga yoki mutlaqo izsiz yo'qolib ketayotganga o'xshasa, biz reaksiyada qatnashayotgan va reaksiya natijasida hosil bo'layotgan moddalarni to'liq hisobga olmagan bo'lamiz.

Modda tarkibining doimiylik qonuni. Tarkibning doimiylik qonuni kimyoning asosiy qonunlari qatoriga kiradi: *har qanday toza modda olinish usulidan qat'i nazar, o'zgarmas sifat va miqdoriy tarkibga ega bo'ladi.*

Masalan, uglerod (IV) oksid (karbonat anhidrid) CO_2 ning tarkibini ko'rib chiqamiz. U uglerod bilan kisloroddan tarkib topgan (sifat tarkibi). CO_2 da uglerodning miqdori 22,27 %, kislorodniki — 72,73 % (miqdoriy tarkibi).

Atom-molekular ta'limot tarkibning doimiylik qonunini tushuntirishga imkon beradi. Atomlarning massasi o'zgarmas bo'lganligi sababli moddaning massa tarkibi ham umuman o'zgarmas bo'ladi.

Kimyoning rivojlanishi shuni ko'rsatadiki, *o'zgarmas tarkibli birikmalar* bilan bir qatorda, *o'zgaruvchan tarkibli birikmalar* ham bo'lar ekan. N.S.Kurnakovning taklifiga ko'ra, o'zgarmas tarkibli birikmalar *daltonidlar* (ingliz kimyogari va fizigi Daltonning xotirasiga), o'zgaruvchan tarkiblilari—*bertollidlar* (shunday birikmalar borligini oldindan aytgan fransuz kimyogari Bertolle xotirasiga) deb ataladi. Daltonidlarning tarkibi butun sonli stexiometrik indeklari bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan, H_2O , HI , CCl_4 , CO_2 . Bertollidlarning tarkibi o'zgarib turadi va stexiometrik nisbatlarga muvofiq kelmaydi. Masalan, uran (VI)

oksidning tarkibi, odatda, UO_3 formula bilan ifodalanadi. Haqiqatda esa uning tarkibi $UO_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi. Olinish sharoitiga qarab, vanadiy (II) oksidning tarkibi $VO_{0,9}$ dan $VO_{1,3}$ gacha bo'lishi mumkin.

O'zgaruvchan tarkibli birikmalar borligi munosabati bilan tarkibning doimiylik qonunining hozirgi ta'rifiga aniqlik kiritish kerak bo'ladi.

Molekular strukturali, ya'ni molekullardan tuzilgan birikmalarning tarkibi, olinish usulidan qat'i nazar, o'zgar-mas bo'ladi. Nomolekular strukturali (atomli, ionli va metall panjarali) birikmalarning tarkibi esa o'zgar-mas bo'lmaydi va olinish sharoitlariga bog'liq bo'ladi.

Masalan, vanadiy (II) oksidning tarkibi temperaturaga va sintezda ishlatiladigan kislorodning bosimiga bog'liq bo'ladi. Elementlarning izotop tarkibini ham hisobga olish kerak: masalan, odatdagi suvda 11,19%, og'ir suvda esa 20% vodorod bo'ladi.

Avogadro qonuni. Italyan olimi A.Avogadro barcha gazlar bir xilda siqilishiga (Boyl-Mariott qonuni), termik kengayish koeffitsiyenti bir xilligiga (Gey-Lyussak qonuni) va ba'zi umumiy xossalari borligiga e'tibor bergani holda kuzatishlari asosida 1811- yilda quyidagi qonunni yaratdi: bir xil sharoitda turli gazlarning teng hajmlarida molekullar soni bir xil bo'ladi.

Bir xil sharoitda barcha gazlarda alohida molekullar orasidagi masofa taxminan bir xil bo'ladi. Molekullarning hajmi molekullar o'rtasidagi masofaga nisbatan nihoyatda kichik bo'ladi. Bundan turli gazlarning teng hajmlarida (bir xil sharoitda) molekullar soni bir xil bo'lishi kerak, degan xulosa kelib chiqadi. Demak, agar bir xil sharoitda gazlarning teng hajmlarida molekullar soni bir xil bo'lsa, u holda bir xil sondagi molekullari bo'lgan turli gazlarning massalari ham bir xil hajmni egallashi kerak.

Bizga ma'lumki, molyar massalar va ularga proporsional bo'lgan gazlarning massalari ana shunday massalardir. Masalan, 2 g vodorod bilan 32 g kislorodda molekullar soni bir xil, ya'ni $6,02 \cdot 10^{23}$ ta bo'ladi (Avogadro doimiysi). 2 g vodorod bilan 32 g kislorod (normal sharoitda) bir xil — 22,4 l hajmni egallashi tajribada isbotlangan. Demak:

normal sharoitda 1 mol gazning hajmi 22,4 l bo'ladi. Bu hajm gazning molyar hajmi deyiladi.

Gazning molyar hajmi gaz hajmining (n.sh. dagi) moddaning tegishli miqdori n ga nisbatidan topiladi:

$$V_m = \frac{V}{n},$$

bunda V — hajm (l hisobida), n — moddaning miqdori (mol hisobida).

Avogadro qonuni asosida gazsimon moddalarning molyar massalari aniqlanadi. Gaz molekularining massasi qancha katta bo'lsa, bir xil hajmdagi gazning massasi shuncha katta bo'ladi. Gazlarning teng hajmlarida bir xil sharoitda molekular soni, binobarin, gazlarning mollar soni ham bir xil bo'ladi. Gazlarning teng hajmlari massalarining nisbati ularning molyar massalarining nisbatiga teng:

$$m_1 : m_2 = M_1 : M_2,$$

bunda m_1 — birinchi gaz muayyan hajmining massasi, m_2 — ikkinchi gaz xuddi shunday hajmining massasi, M_1 va M_2 — birinchi va ikkinchi gazning molyar massalari.

Bir gaz muayyan hajmi massasining xuddi shunday hajmdagi ikkinchi gaz (o'sha sharoitlarda olingan) massasiga nisbati birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligi deyiladi (D harfi bilan belgilanadi):

$$\frac{M_1}{M_2} = D, \text{ bundan } M_1 = M_2 D_{M_2}$$

Odatda, gazning zichligi eng yengil gaz — vodorodga nisbatan aniqlanadi (D_{H_2} bilan belgilanadi). Vodorodning molyar massasi 2, kislorodniki 32 g/molga teng. Shu sababli quyidagini olamiz:

$$M = 2 D_{H_2}$$

Gaz holatidagi moddaning molekular massasi uning vodorod bo'yicha zichligining 2 ga ko'paytirilganiga teng.

Ko'pincha, gazning zichligi havoga nisbatan aniqlanadi. Havo gazlar aralashmasi bo'lsa ham uning o'rtacha molekular massasini hisoblash mumkin. Ya'ni agar havoning taxminan 4 hajm azot (molyar massasi 28 g/mol) va 1 hajm kisloroddan (molyar massasi 32 g/mol), ya'ni $4 N_2 + O_2$

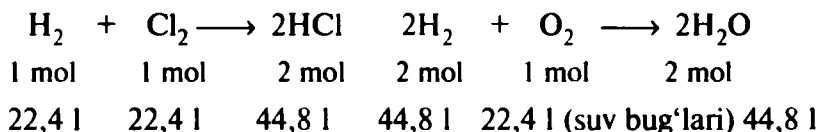
dan tarkib topganligi hisobga olinsa, uning o'rtacha molyar massasini hisoblab topish mumkin. Bundan quyidagicha ish yuritiladi:

$$M_r = \frac{4 \cdot 28 + 1 \cdot 32}{4 + 1} = 28,8 \text{ g/mol (yaxlitlangani } 29 \text{ g/mol)}$$

Bu holda molyar massa ushbu ifodadan aniqlanadi:
 $M = 29 \cdot D_x$.

Molekular massalarni aniqlash shuni ko'rsatadiki, oddiy gazlarning molekulari 2 atomdan (H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2), nodir gazlarning molekulari esa 1 atomdan tarkib topgan (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn). Nodir gazlar uchun „molekula“ va „atom“ tushunchalari teng qimmatlidir. Lekin ayrim boshqa oddiy moddalarning molekulari 3 va undan ko'p atomlardan tarkib topgan, masalan, ozon O_3 , tetrafosfor P_4 molekulari, o'rtacha temperaturada oltingugurt bug'lari S_8 .

Bizga ma'lumki, kimyoviy belgilar va formulalar oldidagi koeffitsiyentlar atom va molekula soninigina emas, balki reaksiyada ishtirok etadigan mollar sonini ham ko'rsatadi. Shu sababli gazlar orasidagi reaksiyalarning tenglamalarini quyidagicha yozish ham mumkin.



Agar reaksiyaga kirishayotgan va hosil bo'layotgan gazlar hajmlarining ko'rsatilgan son qiymatlari 22,4 soniga qisqartirilsa, u holda gazlarning hajmiy nisbatlarini ko'rsatadigan oddiy butun sonlar olinadi: birinchi reaksiyada — 1:1:2, ikkinchi reaksiyada esa 2:1:2. Demak, gazzimon moddalar orasidagi reaksiyalar muayyan qonuniyatlarga bo'ysunadi: ***o'zgarmas bosimda reaksiyaga kirishayotgan va hosil bo'layotgan gazlarning hajmlari o'zaro kichik butun sonlar nisbatida bo'ladi.***

Reaksiyalarning tenglamalaridagi koeffitsiyentlar reaksiyaga kirishayotgan va hosil bo'layotgan gazzimon moddalar hajmlarining sonini ko'rsatadi.



1.2. Atom yadrosining tuzilishi va tarkibi

Atomlarning tuzilishini o'rganish uchun ingliz olimi E. Rezerford α -zarrachalarning kuchli sinuvchanlik xususiyatidan foydalandi. U metall plastinkadan α -zarrachalarning (geliy yadrolarining) o'tishini kuzatdi. Rux sulfid ZnS qatlami bilan qoplangan ekranga α -zarrachalar urilganda chaqnash sodir bo'ladi, bu esa zarrachalar sonini sanashga imkon beradi. Ma'lum bo'lishicha, α -zarrachalarning kamroq qismi metall plastinkadan o'tganida o'z yo'lidan turli burchakka og'adi, ayrim zarrachalar esa uchish yo'nalishini keskin o'zgartiradi. Bu hodisa α -zarrachalarning tarqalishi deb ataladi (1.2- rasm).

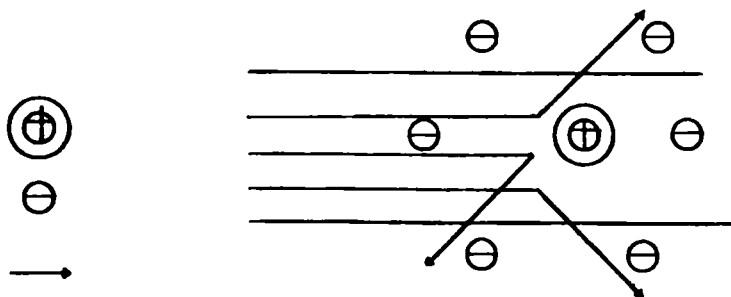
Rezerford 1911- yilda atom tuzilishining yadro modelini taklif qilib, α -zarrachalarning tarqalishini tushuntirib berdi:

1. Atomning markazida musbat zaryadli yadro joylashgan bo'lib, u atomdagi fazoning juda kichik qismini egallaydi.

2. Musbat zaryadlarning barchasi va atom massasining deyarli hammasi yadroda g'uj joylashadi.

3. Yadro atrofida elektronlar berk orbitallar bo'ylab (xuddi quyosh atrofida sayyoralar aylangani kabi) aylanib turadi.

Butun atomning o'lchami 10^{-8} sm atrofida, yadroniki 10^{-18} sm ga yaqin, ya'ni yadro o'lchami jihatdan atomdan taxminan 100000 marta kichik. Shuning uchun α -zarrachalarning ko'pchiligi metall plastinkaning atomlari orqali ularning yadrolaridan ancha uzoq masofadan o'tib ketadi va o'z yo'lidan og'maydi. Lekin α -zarrachalarning bir qismi



1.2- rasm. Atom yadrosiga yaqinlashayotgan α - zarrachalarning tarqalishi.

yadroning yaqinidan o'tadi, natijada kulon itarilish kuchlari vujudga keladi va zarrachalar to'g'ri yo'ldan og'adi. Yadroga juda yaqin joydan o'tgan zarrachalar o'sha kuchlar ta'sirida yanada kuchliroq og'adi.

Atom elektroneytral zarracha bo'lib, har qaysi atom yadrosining musbat zaryadlari soni, shuningdek, yadro maydonida aylanadigan elektronlar soni elementning tartib raqamiga teng.

Eng oddiy vodorod (tartib raqami 1 ga teng) atomi yadrosida bitta musbat zaryad bor va yadro maydonida bitta elektron aylanadi. Vodorod atomining yadrosi elementar zarracha bo'lib, proton deb ataladi.

Titan atomining tartib raqami 22 ga teng. Demak, uning musbat zaryadi 22 ga teng va yadro maydonida 22 ta elektron aylanadi. Yadrosining musbat zaryadi 105 ga teng bo'lgan 105-element yadrosining maydonida 105 ta elektron aylanadi. Boshqa elementlar atomlarining tuzilishini ham xuddi shunday tasavvur qilish mumkin.

Zamonaviy tasavvurlarga ko'ra, barcha elementlar atomlarining yadrolari **proton** va **neytronlar** (umumiy nomi **nuklonlar**) dan iborat. Protonning massasi 1,0073 m.a.b. ga va zaryadi + 1 ga teng. Neytronning massasi 1,0087 m.a.b. ga, zaryadi esa 0 ga teng (zarracha elektroneytraldir). Proton bilan neytronning massasini deyarli bir xil deyish mumkin.

Neytron kashf etilgandan keyin tez orada rus olimlari D.D. Ivanenko bilan E.N. Gapon yadro tuzilishining proton-neutron nazariyasini yaratdilar (1932). Bu nazariyaga muvofiq: vodorod atomining yadrosidan boshqa barcha atomlarning yadrolari Z protonlar bilan $(A - Z)$ neytronlardan tashkil topgan, bunda Z — elementning tartib raqami, A — massa soni.

Massa soni A atom yadrosidagi protonlar Z bilan neytronlarning N umumiy sonini ko'rsatadi, ya'ni

$$A = Z + N$$

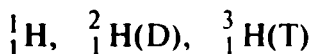
Proton bilan neytronlarni yadroda tutib turuvchi kuchlar **yadro kuchlari** deyiladi. Bular juda qisqa masofalarda (10^{-15} m atrofida) ta'sir etuvchi nihoyatda katta kuchlar bo'lib, itarilish kuchlaridan katta bo'ladi.

Yadroda atomning deyarli barcha massasi to'plangan. Masalan, xlor atomida elektronlar hissasiga $1/1837 \times 17 = 0,009$ qismi (xlor atomi massasining 0,03% i) to'g'ri keladi. Yadroning massasiga nisbatan elektronlarning massasini hisobga olmaslik mumkin.

Yadroning xossalari, asosan, proton va neytronlar soni, ya'ni yadroning tarkibi bilan aniqlanadi. Masalan, kislorod atomining yadrosi ${}^8_{16}\text{O}$ da 8 proton va $16 - 8 = 8$ neytron bo'ladi.

Tekshirishlar shuni ko'rsatadiki, tabiatda bitta elementning massasi turlicha bo'lgan atomlari mavjud bo'lishi mumkin. Masalan, xlorning massasi 35 va 37 bo'lgan atomlar uchraydi. Bu atomlarning yadrolarida protonlar soni bir xil, lekin neytronlarning soni turlicha bo'ladi.

Bitta elementning yadro zaryadlari bir xil, lekin massa sonlari turlicha bo'lgan atomlar turlari izotoplar deyiladi. Har qaysi izotop ikkita kattalik: massa soni (tegishli kimyoviy element belgisining chap tomoni yuqorisiga yoziladi) va tartib raqami (kimyoviy element belgisining chap tomoni pastiga yoziladi) bilan xarakterlanadi. Masalan, vodorodning protiy, deyteriy va tritiy nomli izotoplari quyidagicha yoziladi:



Barcha kimyoviy elementlarning izotoplari borligi ma'lum. Masalan, kislorodning massa sonlari: 16, 17, 18 bo'lgan izotoplari bor: ${}^8_{16}\text{O}$, ${}^8_{17}\text{O}$, ${}^8_{18}\text{O}$. Argonning izotoplari: ${}^{18}_{36}\text{Ar}$,

${}^{18}_{38}\text{Ar}$, ${}^{18}_{40}\text{Ar}$. Kaliyning izotoplari: ${}^{19}_{39}\text{K}$, ${}^{19}_{40}\text{K}$, ${}^{19}_{41}\text{K}$. Shunday atomlar turi mavjudki, ular turli elementlarga tegishli bo'lsa-da, atom og'irligi bir xil bo'ladi. ***Yadro zaryadi turlicha bo'lib, atom og'irliklari bir xil bo'lgan elementlar atomlari izobaralar deyiladi.*** Masalan: ${}^{40}\text{K}$, ${}^{40}\text{Ca}$ atomlari o'zaro izobarlardir.

Elementning atom massasi uning barcha tabiiy izotoplari massalarining shu izotoplarning tarqalganlik darajasi e'tiborga olingan o'rtacha qiymatiga teng.

Masalan, tabiiy xlorning 75,4% massa soni 35 bo'lgan izotopdan va 24% massa soni 37 bo'lgan izotopdan iborat; xlorning o'rtacha atom massasi 35,453.

Shunday qilib, turli xil kimyoviy elementlar atomlari yadrolarining tarkibi bir xil emas, shu sababli elementlar atom massalari jihatidan bir-biridan farq qiladi. Yadro tarkibida protonlar mavjudligi tufayli yadro musbat zaryadlangan. Yadroning zaryadi son jihatdan elementning tartib raqamiga tengligi sababli u atomning elektron qobig'idagi elektronlar sonini belgilaydi va bu bilan kimyoviy elementning xossalari ham belgilab beradi.

Yuqorida keltirilgan mulohazalar asosida kimyoviy elementga quyidagicha ta'rif berish mumkin:

Kimyoviy element — yadro zaryadlari bir xil bo'lgan atomlar yig'indisidan iborat.

Elementlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining xossa va shakllari ularning yadro zaryadiga davriy ravishda bog'liqdir.



1.3. D.I. Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy qonuni va davriy sistemasi

Ko'pgina kimyogarlar: nemis olimlari I. Debereyner (1780—1849) va L. Meyer (1830—1895), ingliz J. Nyulends (1838—1898), fransuz A. Shankurtua (1819—1886) va boshqalar kimyoviy elementlar klassifikatsiyalarining turli variantlarini taklif etdilar. Lekin ular o'sha vaqtda ma'lum bo'lgan barcha kimyoviy elementlarni sistemaga solishga muvaffaq bo'lmadilar. Faqat rus olimi D. I. Mendeleyevning tabiatning asosiy qonunlaridan birini — kimyoviy elementlarning qonunini kashf etishigina kimyoviy elementlarning yagona sistemasini yaratishga imkon berdi.

Davriy qonun kashf etilishi paytida faqat 63 ta kimyoviy element ma'lum edi. Bundan tashqari, ko'p kimyoviy elementlar uchun nisbiy atom massalarining qiymatlari noto'g'ri aniqlangan edi. Bu hol kimyoviy elementlarni sistemaga solishni qiyinlashtirardi, chunki D.I. Mendeleyev sistemalashda nisbiy atom massalarining qiymatlarini asos qilib olgandi. Masalan, berilliyning nisbiy atom massasi 9 o'rniga 13,5, deb aniqlangan. Bu berilliyi to'rtinchi o'ringa emas, balki oltinchi o'ringa joylashtirish kerak, degan so'z edi. D.I. Mendeleyev berilliyning nisbiy atom massasi noto'g'ri aniqlanganligini ko'rsatib berdi va shu sababli uni xossalari-

ning majmuasiga qarab to'rtinchi o'ringa joylashtirdi. Ba'zi boshqa elementlarni joylashtirishda ham xuddi shunga o'xshash qiyinchiliklar tug'ildi.

D.I. Mendeleev kashf etgan qonunning mohiyatini tushunib olish uchun nisbiy atom massalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan kimyoviy elementlar xossalarining o'zgarib borishini ko'zdan kechirib chiqamiz. Ana shu ketma-ketlikda har bir elementga qo'yiladigan raqam tartib raqami deyiladi. 1.1- jadvaldan foydalanib, quyidagilarni aniqlash mumkin:

1. *Qatorda litiy Li dan ftor F ga tomon nisbiy atom massalari ortishi bilan metallik xossalarining asta-sekin susayishi va metallmaslik xossalarining kuchayishi kuzatiladi.* Litiy **Li** — metallik xossalari yaqqol ifodalangan ishqoriy metall. Berilliy **Be** da metallik xossalari juda susaygan, uning birikmalari amfoter xususiyatga ega. Bor **B** elementida metallmaslik xossalari kuchliroq, bu xossalalar keyingi elementlarda asta-sekin kuchayib boradi va ftor **F** da eng yuqori darajaga yetadi. Ftordan keyin inert element neon **Ne** keladi.

1. 1- jadval

Kimyoviy elementlarning tartib raqami va nisbiy atom massasi

Kimyoviy elementlarning					
belgisi	tartib raqami	yaqitlangan nisbiy atom massasi	belgisi	tartib raqami	yaqitlangan nisbiy atom massasi
H	1	1	K	19	39
He	2	4	Ca	20	40
Li	3	7	Sc	21	45
Be	4	9	Ti	22	48
B	5	11	V	23	51
C	6	12	Cr	24	52
N	7	14	Mn	25	55
O	8	16	Fe	26	56
F	9	19	Co	27	58,9
Ne	10	20	Ni	28	58,7
Na	11	23	Cu	29	64
Mg	12	24	Zn	30	65
Al	13	27	Ga	31	70
Si	14	28	Ge	32	73
P	15	31	As	33	75
S	16	32	Se	34	79
Cl	17	35,5	Br	35	80
Ar	18	40	Kr	36	84

2. Litiy **Li** dan uglerod **C** ga tomon borganda nisbiy atom massalarining qiymati ortishi bilan elementlarning kislorodli birikmalaridagi valentligi 1 dan 4 ga qadar ortib boradi. Bu qatordagi elementlar uglerod **C** dan boshlab vodorod bilan uchuvchan birikmalar hosil qiladi. Vodorodli birikmalardagi valentligi uglerod **C** da 4 dan fluor **F** da 1 ga qadar kamayadi.

3. Natriy **Na** elementidan (tartib raqami 11) boshlab oldingi qator elementlar xossalariining takrorlanishi kuzatiladi. Natriy **Na** (litiy **Li** ga o'xshab) — metallik xossalari kuchli ifodalangan element, magniy **Mg** da (berilliy **Be** kabi) metallik xossalari kuchsizroq ifodalangan. Aluminiy **Al** (berilliy **Be** ga o'xshash) amfoter xossali birikmalar hosil qiladi. Kremniy **Si** (uglerod **C** kabi) — metallmas. Keyingi elementlarda — fosfor **P** bilan oltingugurt **S** da metallmaslik xossalari yanada kuchayadi. Bu qatorda oxirigidan oldingi element xlor (fluor **F** kabi) eng kuchli ifodalangan metallmaslik xossalarini namoyon qiladi. Oldingi qator kabi bu qator ham inert element argon bilan tugaydi. Oldingi qatordagiga o'xshash, kislorodli birikmalardagi valentligi natriy elementida 1 dan xlor **Cl** elementida 7 gacha ortib boradi. Vodorodli birikmalardagi valentligi kremniy **Si** da 4 dan xlor **Cl** da 1 gacha kamayadi.

4. Kaliydan (tartib raqami 19) boshlab, tipik ishqoriy metallardan tipik metallmas galogenga qadar xossalariining asta-sekin o'zgarishi kuzatiladi. Ma'lum bo'lishicha, elementlar birikmalarining shakli ham davriy takrorlanar ekan. Masalan, litiyning oksidi Li_2O shaklida bo'ladi. Litiyning xossalarini takrorlovchi elementlarning: natriy, kaliy, rubidiy, seziiy oksidlarining shakli ham xuddi shunday — Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O . Bularning hammasi D.I. Mendeleyevga o'zi kashf etgan qonunni „davriylik qonuni“ deb atashga va uni quyidagicha ta'riflashga imkon berdi: „Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlar atom og'irliklarining qiymatiga davriy bog'liqdir“. Elementlarning davriy sistemasi ana shu qonunga muvofiq tuzilgan va u davriy qonunni obyektiv aks ettiradi. Atom massalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan elementlarning barcha qatorini D.I. Mendeleyev davrlarga bo'ldi. Har qaysi davr chegarasida elementlarning xossalari qonuniyat bilan o'zgaradi (masalan, ishqoriy metallardan

galogenga qadar). Davrlarni o'xshash elementlar ajratib turadigan qilib joylashtirib, D.I. Mendeleev kimyoviy elementlarning davriy sistemasini yaratdi. Bunda ba'zi elementlarning atom massalari tuzatildi, hali kashf etilmagan 29 element uchun bo'sh katakchalar qoldirildi.

Davriy qonun va davriy sistema asosida D.I. Mendeleev o'sha vaqtda hali kashf etilmagan yangi elementlar bor, degan xulosaga keldi. Ulardan 3 tasining xossalari batafsil bayon qildi va ularga shartli nomlar berdi — ekabor, ekaaluminium va ekasilitsiy. D.I. Mendeleev har qaysi elementning xossasini **atom analoglarining** xossalariга asoslanib aniqladi. Berilgan elementni davriy sistemada o'rab turgan elementlarni u *atom analoglar* deb atadi. Masalan, magniy elementining atom massasi atom analoglarining, atom massalarining o'rtacha arifmetik qiymati sifatida hisoblab topildi, ya'ni:

$$A_r(\text{Mg}) = \frac{9,01(\text{Be}) + 40,08(\text{Ca}) + 22,99(\text{Na}) + 26,98(\text{Al})}{4} = 24,76$$

D.I. Mendeleevning bashoratlari keyinroq tasdiqlandi. Uchala element D.I. Mendeleev hayotligi vaqtidayoq kashf etildi, ularning oldindan aytilgan xossalari tajribada aniqlangan xossalariга mos keldi.

Galliy — 1875-yilda Lekok de Buabodran, skandiyni — 1879-yilda Nilson va germaniyni — 1886-yilda Vinkler kashf etdi.

D.I. Mendeleevning elementlar davriy sistemasi. Hozirgi vaqtda davriy sistemani tasvirlashning 500 dan ortiq variantlari bor: bular davriy qonunning turli shakldagi ifodasidir.

D.I. Mendeleev 1869-yil 1-martda taklif etgan elementlar davriy sistemasining birinchi varianti uzun shakldagi varianti deyiladi. Bu variantda har bir davr bitta qatorda joylashtirilgan edi. 1870-yil, dekabr oyida u davriy sistemaning ikkinchi variantini — qisqa shakli deb atalgan variantini bosib chiqardi. Bu variantda davrlar qatorlarga, gruppalar esa (bosh va yonaki) gruppachalarga bo'lingan edi.

Davriy sistemaning ixcham bo'lgan qisqa shakldagi varianti eng ko'p tarqalgan. Lekin uning muhim kamchiligi — o'xshash bo'lmagan elementlarning bitta gruppaga birlashtirilganligi, ya'ni bosh va yonaki gruppachalardagi elementlar xossalariining bir-biridan katta farq qilishidir. Bu elementlar

xossalarning davriyligini ma'lum darajada „xiralashtiradi“ va sistemadan foydalanishni qiyinlashtiradi. Shu sababli keyingi vaqtlarda, ayniqsa, o'quv maqsadlarida D.I. Mendeleev davriy sistemasining uzun shaklidagi variantidan ko'proq foydalanilmoqda. Bu variantning asosiy kamchiligi — cho'ziqligi, ixcham emasligi (sistemaning ayrim kataklari to'lmagan). Bu variantni ancha ixchamlashtirish uchun, ko'pincha, oltinchi davrdagi lantanoidlar va yettinchi davrdagi aktinoidlar sistema ostida alohida joylashtiriladi. Bu variant ba'zan **yarimuzun variant** deyiladi.

Davriy sistemada gorizontaal bo'yicha 7 ta davr bor (rim raqamlari bilan belgilangan), ulardan I, II va III davrlar *kichik*, IV, V, VI va VII davrlar esa *katta* davrlar deyiladi. Birinchi davrda — 2 element, ikkinchi va uchinchi davrlarda — 8 tadan, to'rtinchi va beshinchi davrlarda — 18 tadan, oltinchi davrda — 32 ta, yettinchi (tugallanmagan) davrda 19 ta element joylashgan. Birinchidan boshqa barcha davrlar ishqoriy metall bilan boshlanadi va nodir gaz bilan tugaydi.

Davriy sistemadagi barcha elementlar bir-biridan keyin ketma-ket kelishi tartibida raqamlangan. Elementlarning raqamlari tartib yoki atom raqamlari deyiladi.

II va III davr elementlarini D.I. Mendeleev tipik elementlar deb atadi. Ularning xossalari **tipik metallardan** nodir gazga tomon qonuniyat bilan o'zgaradi. Davrlarda elementlar birikmalarining shakli ham qonuniyat bilan o'zgaradi. Birikmalar shaklining davriyligiga D.I. Mendeleev juda katta ahamiyat bergan edi.

Sistemada 10 ta qator bo'lib, ular arab raqamlari bilan belgilangan. Har qaysi kichik davr bitta qatordan, har qaysi katta davr — ikkita: juft (yuqorigi) va toq (pastki) qatorlardan tarkib topgan. Katta davrlarning juft qatorlarida (to'rtinchi, oltinchi, sakkizinchi va o'ninchi) faqat metallar joylashgan va elementlarning xossalari qatorda chapdan o'ngga o'tib borishda kam o'zgaradi. Katta davrlarning toq qatorlarida (beshinchi, yettinchi va to'qqizinchi) elementlarning xossalari qatorda chapdan o'ngga tomon tipik elementlardagi kabi o'zgarib boradi.

Katta davrlarning elementlarini ikki qatorga ajratishga asos bo'lgan muhim xususiyat — ularning oksidlanish darajasidir (Mendeleev davrida valentlik deyilar edi). Ularning qiymatlari

davrda elementlarning atom massalari ortishi bilan ikki marta takrorlanadi. Masalan, IV davrda elementlarning oksidlanish darajasi **K** dan **Mn** ga qadar +1 dan +7 gacha o'zgaradi, so'ngra triada **Fe**, **Co**, **Ni** (bular juft qator elementlari) joylashgan, shundan keyin **Cu** dan **Be** ga qadar bo'lgan elementlarda (ular toq qator elementlari) oksidlanish darajasi xuddi shunday ortib borishi kuzatiladi. Xuddi shu holni biz qolgan davrlarda ham kuzatamiz, VII davr bundan mustasno, bu davr bitta (juft) qatordan iborat. Katta davrlarda elementlar birikmalarining shakli ham ikki marta takrorlanadi.

VI davrda lantandan keyin tartib raqamlari 58—71 bo'lgan 14 element joylashadi, ular **lantanoidlar** deb ataladi. Lantanoidlar jadvalning pastki qismiga alohida qatorda joylashtirilgan, ularning sistemada joylashish ketma-ketligi katakchada yulduzcha bilan ko'rsatilgan: **La*** — **Lu**. Lantanoidlarning kimyoviy xossalari bir-biriga juda o'xshaydi. Masalan, ularning hammasi reaksiyaga kirishuvchan metallar hisoblanadi, suv bilan reaksiyaga kirishib, gidroksid hamda vodorod hosil qiladi. Bundan lantanoidlarda gorizont o'xshashlik yaxshi ifodalangan, degan xulosa kelib chiqadi. VII davrda tartib raqami 90—103 bo'lgan 14 element **aktinoidlar** oilasini hosil qiladi. Ular ham alohida — lantanoidlar tagiga joylashtirilgan, tegishli katakchada esa ularning sistemada joylashish ketma-ketligi ikkita yulduzcha bilan ko'rsatilgan:

A*c* — **Lr**. Lekin lantanoidlardan farq qilib, aktinoidlarda gorizont analogiya zaif ifodalangan. Ular birikmalarida turli xil oksidlanish darajalarini namoyon qiladi. Masalan, aktiniyning oksidlanish darajasi +3, uranniki +3, +4, +5 va +6. Aktinoidlarning yadrolari beqaror bo'lganligi sababli ularning kimyoviy xossalari o'rganish juda murakkab ishdir.

Davriy sistemada vertikal bo'yicha sakkizta grupp joylashgan (rim raqamlari bilan belgilangan). Gruppning raqami elementlarning birikmalarida namoyon qiladigan oksidlanish darajalari bilan bog'liq. Odatda, eng yuqori musbat oksidlanish darajasi grupp raqamiga teng. Ftor bundan mustasno — uning oksidlanish darajasi — 1 ga teng; mis, kumush, oltin +1, +2 va +3 oksidlanish darajalarini namoyon qiladi; VIII grupp elementlaridan faqat osmiy, ruteniy va ksenon + 8 oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

VIII gruppada nodir gazlar joylashgan. Ilgari ular kim-

yoviy birikmalar hosil qila olmaydi, deb hisoblanar edi. Lekin bu hol tasdiqlanmadi. 1962-yilda nodir gazning birinchi kimyoviy birikmasi — ksenon tetraftorid XeF_4 olindi. Hozirgi paytda nodir elementlar kimyosi jadal rivojlanmoqda.

Har qaysi grupp ikkita — bosh va yonaki gruppachaga bo'lingan, bu davriy sistemada birinchini o'ngga, boshqasini esa chapga siljitib yozish bilan ko'rsatilgan. Bosh gruppachani tipik elementlar (II va III davrlarda joylashgan elementlar) hamda kimyoviy xossalari jihatidan ularga o'xshash bo'lgan katta davrlarning elementlari tashkil etadi. Yonaki gruppachani faqat metallar — katta davrlarning elementlari hosil qiladi. Unda geliyning bosh gruppachasidan tashqari uchta: yonaki temir, kobalt va nikel gruppachasi bor.

Bosh va yonaki gruppachalardagi elementlarning kimyoviy xossalari bir-biridan ancha farq qiladi. Masalan, VII gruppada bosh gruppachani metallmaslar **F**, **Cl**, **Br**, **I** va **At**, yonaki gruppachani metallar **Mn**, **Tc** va **Re** tashkil qiladi.

Geliy, neon va argondan boshqa barcha elementlar kislorodli birikmalar hosil qiladi; kislorodli birikmalarning 8 xil shakli bor. Ular davriy sistemada, ko'pincha, umumiy formulalar bilan ifodalanib, har qaysi grupp tagida elementlar oksidlanish darajalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 , RO_4 , bunda **R** — shu gruppning elementi. Yuqori oksidlarining formulalari gruppning barcha (bosh va yonaki gruppalar) elementlariga taalluqlidir, elementlar grupp raqamiga teng oksidlanish darajasini namoyon qilmaydigan hollar bundan mustasnodir.

IV gruppadan boshlab, bosh gruppachalarning elementlari gazsimon vodorodli birikmalar hosil qiladi. Bunday birikmalarning 4 xil shakli bor. Ular ham umumiy formulalar bilan RH_4 , RH_3 , RH_2 , RH ketma-ketlikda tasvirlanadi. Vodorodli birikmalarning formulalari bosh gruppachalarning elementlari tagiga joylashtiriladi va faqat ularga taalluqli bo'ladi. Gruppachalarda elementlarning xossalari qonuniyat bilan o'zgaradi: yuqoridan pastga tomon metallik xossalari kuchayadi va metallmaslik xossalari susayadi. Ravshanki, metallik xossalar fransiyda, so'ngra seziyda eng kuchli ifodalangan; metallmaslik xossalar — florda, so'ngra kislorodda kuchli ifodalangan.



1.4. Atomda elektronlarning pog'onalar bo'ylab joylashishi. Kvant sonlar

Atomdagi elektron qobiqlarni o'rganish — kimyoning muhim vazifalaridan birini tashkil qiladi. E. Rezerford tomonidan taklif qilingan atom tuzilishi modelida elektronlarni yadro atrofida tekislik bo'ylab harakat qilayotgan zarracha deb qaraladi. Keyinchalik bunday farazning haqiqatga muvofiq kelmasligi isbot qilindi. Elektronlar harakatining eng asosiy xususiyati shundaki, ular atom ichida ikkilanish xususiyatini namoyon qiladi: ular bir vaqtning o'zida ham **zarracha**, ham **to'liqin** xossalariga ega bo'ladi. Masalan, elektronlar oqimi difraksiya xususiyatiga ega. Elektron odatdagi moddalardan farqli o'laroq, bir vaqtning o'zida, uning atomda turgan joyini va harakatlanish tezligini katta aniqlikda bilib bo'lmaydi (Geyzenbergning noaniqlik prinsipi, 1925-yil). Elektron atomning yadro yaqinidagi fazoning har qanday joyida bo'lishi mumkin; lekin elektronning bu fazoning turli qismlarida bo'lib turish ehtimolligi turlichadir.

Elektronning yadro atrofida bo'lib turish ehtimolligi yetarli darajada katta bo'lgan fazo — orbital deb ataladi.

Barcha sistemalardagi kabi, atomlar ham o'z energiyasini minimumga yetkazishga intiladi. Elektronlar ma'lum holatlarda bo'lgandagina atomning energiyasi minimumga erisha oladi. Bu holatlarning o'zi diskretlik xususiyatiga ega, ya'ni elektronlarning energiyasi bir holatdan ikkinchi holatga o'tganida uzluksiz o'zgarmasdan, sakrash bilan o'zgaradi.

Atomning hozirgi zamon modellariga ko'ra, atomda elektronning holati kvant sonlar, deb atalgan to'rtta kattalik bilan aniqlanadi.

Bosh kvant son n — elektronning energiyasini, uning yadrodan uzoqlik darajasini, ya'ni elektron harakat qilib turgan qavatni xarakterlaydi. Bosh kvant son birdan boshlab barcha butun sonlarga ($n = 1, 2, 3 \dots$) ega bo'lishi mumkin (1.2-jadval).

Yonaki (orbital) kvant son l — atom orbitalining shaklini ko'rsatadi. U 0 dan to ($n - 1$) ga qadar bo'lgan barcha butun sonlar [$l = 0, 1, 2 \dots (n - 1)$] ga ega bo'la oladi. $l = 0$ bo'lsa, atom orbital shar shakliga ega bo'ladi (s-orbital); agar $l = 1$ bo'lsa, atom orbital gantel shaklini oladi (p-orbital).

l ning qiymati yuqoriroq (2, 3 va 4) bo'lsa, ancha murakkab orbitallarga ega bo'lamiz (ularni d, f, g — orbitallar, deb yuritiladi).

Magnit kvant son m — atom orbitalining tashqi magnit yoki elektr maydonlarga nisbatan holatini belgilaydi. Magnit kvant son orbital kvant songa bog'liq holda o'zgaradi; uning qiymatlari $+l$ dan $-l$ gacha bo'lib, 0 ga ham teng bo'ladi.

Binobarin, l ning har bir qiymatiga $(2l + 1)$ magnit kvant son to'g'ri keladi.

Spin kvant son s faqat $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$ ga teng ikkita qiymatni qabul qila oladi. Bu qiymatlar elektronning shaxsiy magnit momentining bir-biriga qarama-qarshi ikki yo'nalishiga muvofiq keladi.

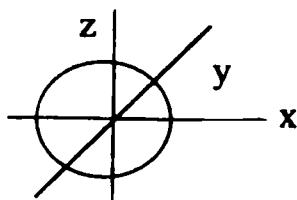
s — har qaysi energetik pog'onaning yadroga eng yaqin birinchi pog'onachasi; u bitta s -orbitaldan tarkib topgan, p — ikkinchi pog'onachada paydo bo'lib, u uchta p -orbitaldan tarkib topgan, d — uchinchi pog'onachada paydo bo'ladi va u beshta d — orbitaldan tarkib topadi; f — to'rtinchi pog'onacha tarkibida paydo bo'lib u yettita f — orbitaldan iborat bo'ladi. Shunday qilib, n ning har qaysi qiymati uchun n^2 miqdorda orbitallar bo'ladi (1.2- jadval).

1.2- jadval

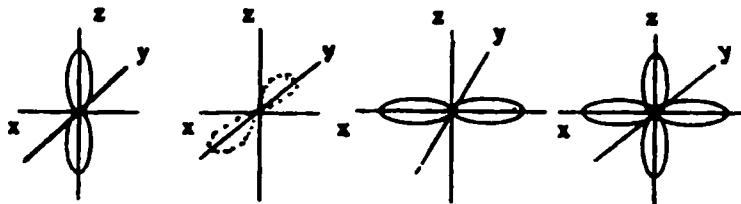
Bosh kvant soni, orbitallarning turi va soni hamda pog'onacha va pog'onalardagi elektronlarning maksimal soni

Energetik pog'ona, n	Pog'o-nachalar soni (n ga teng)	Orbitallar	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			pog'o-nachada	pog'o-nada n^2 ga teng	pog'o-nachada	pog'o-nada $2n^2$
K ($n=1$)	1	1s	1	1	2	2
L ($n=2$)	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
M ($n=3$)	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
N ($n=4$)	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

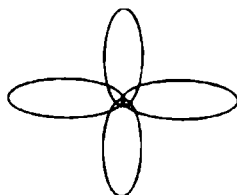
s -, p -, d - elektron orbitalar shaklini quyidagicha tasavvur qilish mumkin:



s - elektron orbitalining shakli.



p - elektron orbitalining shakllari va fazoda mumkin bo'lgan yo'nalishlari.



d - elektron orbitalining shakli.

Atomda elektronlar holatini belgilovchi eng muhim qoida Pauli prinsipidan iborat.

Atomda to'rtala kvant sonlari bir xil qiymatga ega bo'lgan elektronlar mavjud bo'la olmaydi.

Bu prinsip bosh kvant son n ning turli qiymatlariga muvofiq keladigan energetik pog'onalaridagi elektronlarning maksimal soni N ni hisoblashga yordam beradi:

$$N = 2 n^2.$$

n juda ko'p butun son qiymatlarini qabul qila olishi sababli, n ning son qiymatlari cheksiz katta bo'lishi mumkin. Lekin bu holatlar o'zaro teng qiymatli emas; ular energiyaning minimumiga intilish prinsipiga rioya qilgan holda elektronlar bilan to'lib boradi.

Klechkovskiy qoidasiga muvofiq, *atomda energetik holatlarning elektronlar bilan to'lib borish tartibi atomning bosh va yonaki kvant sonlari yig'indisining minimal qiymatli bo'lishi uchun intilishiga bog'liq; boshqacha aytganda, ikki holatning qaysi biri uchun $(n + l)$ yig'indisi kichik bo'lsa, o'sha holat, birinchi navbatda, elektronlar bilan to'la boshlaydi; agar ikkala holat uchun $(n + l)$ qiymati bir-biriga teng bo'lsa, birinchi navbatda, bosh kvant soni n kichik bo'lgan holat elektronlar bilan to'lib boradi.*

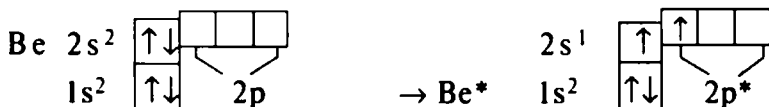
$(n + l)$ yig'indisining minimal qiymati birga teng bo'lganligi uchun vodorod atomining yagona elektroni shunday holatda bo'ladiki, unda $n = 1$, $l = 0$ va $m = 0$ dir. Vodorod atomining turg'un holati $1s^1$ simvoli bilan belgilanadi, bu simvolda birinchi o'rinda turgan arab raqami „1“ bosh kvant son qiymatini ko'rsatadi, s harfi orbital kvant soni va orbitalning shaklini xarakterlaydi, s harfining tepasidagi daraja esa elektronlar sonini ko'rsatadi. Ba'zan elektronlar holatini ifodalash uchun quyidagi uslubdan foydalaniladi. Orbitalni katak (kvant yacheyka) shaklida, elektronni strelka bilan belgilanadi (strelkaning yo'nalishi elektron spinning oriyentatsiyasini ko'rsatadi). Bu usulda vodorod atomidagi elektron holat $1s \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$ shakl bilan ifodalanadi, $n + l = 1$ bo'lganligi sababli, geliy atomi uchun bu holatda ikkita elektron bo'lishi mumkin ($N = 2n^2 = 2$); geliy atomining ikkala elektroni uchun m va l ning qiymatlari bir-biriga teng. Bu elektronlar faqat spinlarning yo'nalishi bilan farq qiladi. Bunday holatni kvant yacheyka usulida $\begin{array}{|c|} \hline \downarrow \uparrow \\ \hline \end{array}$ shaklda yoki $1s^2$ ko'rinishidagi elektron formula bilan ifodalanadi.

Litiydan ikkinchi davr boshlanadi; litiy atomida $n = 2$ bo'lgan elektron orbitallar elektronlar bilan to'la boshlaydi, $n = 2$ uchun orbital kvant son ikki qiymat ($l = 0$ va $l = 1$) ga ega bo'lishi mumkin; birinchi navbatda, $l = 0$ ga teng imkoniyat amalga oshadi, chunki $l = 0$ bo'lganda $n + l$ yig'indisi minimal qiymatga ega bo'ladi. Litiyning turg'un holati $1s^2 2s^1$ formula yoki

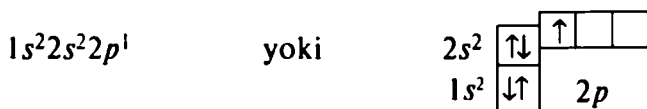
$1s^2 2s^1$
 kvant yacheyka bilan ifodalanadi.

Litiy atomida bitta juftlashgan elektron mavjud; shu sababli litiy atomi bitta kovalent bog'lanish hosil qila oladi.

Berilliyda ($z=4$) $2s$ -orbitalning elektronlar bilan to'lishi nihoyasiga yetadi. Berilliy atomi juftlashmagan elektronlarga ega emas. Lekin uning atomi energiya qabul qilganida osongina qo'zg'algan holatga o'tadi; bu vaqtda uning bir elektroni katta energiyaga muvofiq keladigan yuqori holatga ko'chadi:



Bor elementida ($z=5$) $n+l=3$ bo'lgan holatlar ($n=2$; $l=1$) elektronlar bilan to'lib boradi. Shu sababdan borning elektron konfiguratsiyasini quyidagicha ifodalash mumkin:

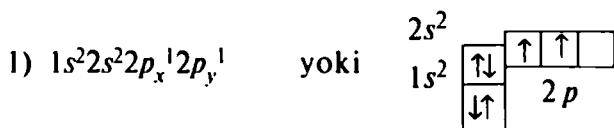


Turg'un holatdagi bor atomi bitta juftlashmagan elektroniga ega.

Uglerod va undan keyin keladigan elementlar atomlarida elektronlarning holatlarini aniqlash uchun **Xund qoidasi** nomli qonuniyatni nazarda tutish kerak.

Energiyalari bir xil bo'lgan orbitallarda elektronlar shunday tartibda joylashadiki, natijada spinlar yig'indisi maksimal qiymatga ega bo'ladi. Buning sababi shundaki, manfiy zaryadli elektronlar bir-biridan qochadi, imkoni bo'lsa, turli yacheykalarni band qilishga intiladi.

Xund qoidasi nazarga olinganida uglerod (1), azot (2), kislorod (3) atomlarining elektron konfiguratsiyalari quyidagicha tasvirlanadi:

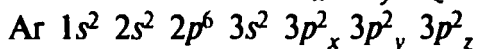
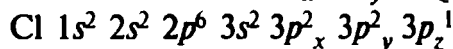
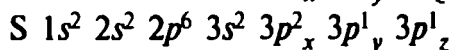
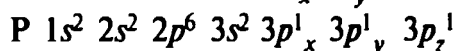
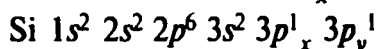
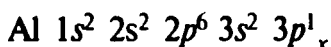
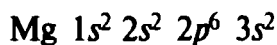
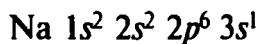


$2p_x, 2p_y, 2p_z$ simvollarini bilan $2p$ - orbitalning fazoda x, y, z o'qlaridagi yo'nalishi ko'rsatilgan.

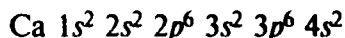
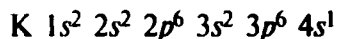
Neonda ($z = 10$) $n = 2$ ga muvofiq keladigan barcha energetik qavatlar elektronlar bilan batamom to'radi ($N = 2n^2 = 8$).

Neonning bu xususiyati davriy sistemada o'z aksini topadi: neon bilan II davr tugaydi. Neon atomida toq elektronlarning yo'qligi va asosiy elektronlar konfiguratsiyasining to'liq to'lganligi juda yuqori darajada turg'un bo'lishi neonning juda inertligiga sabab bo'ladi (neonning boshqa elementlar bilan bironta ham birikmasi olingan emas).

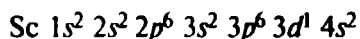
Uchinchi davr elementlarida energetik holatlarning elektronlar bilan to'lib borishi xuddi ikkinchi davr elementlaridagi kabi amalga oshadi:



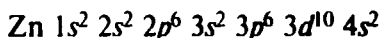
Uchinchi davrning eng oxirgi elementi argon ($z = 18$) da $n = 3$ va $l = 1$ bo'lganligi uchun $n + l = 4$ holatlarning elektronlar bilan to'lib borishi nihoyasiga yetadi; shu bilan birga, $n + l = 4$ ga muvofiq keladigan $n = 4$ ($l = 0$) holatlar bo'shligicha qoladi. Ularning soni ikkiga teng. Ular keyin keladigan elementlarda to'radi. Shuning uchun kaliy ($z = 19$) va kalsiy ($z = 20$) quyida keltirilgan konfiguratsiyaga ega bo'ladi:



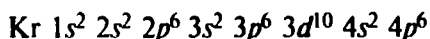
Bundan keyingi element skandiy ($z = 21$) dan $n + l = 5$ ga muvofiq keladigan energetik holatlar elektronlar bilan to'lib boradi. Bu yig'indi chegarasida n ning minimal qiymatiga ega bo'lishi ko'proq manfaat yaratadi. Bu holda n ning eng minimal qiymati 3 ga teng: $n = 3$ ($l = 2$) dir. Shunga ko'ra, skandiy atomida $3d$ - orbitallar elektronlar bilan to'lib boradi:



Skandiydan keyingi elementlar atomlarida $3d$ - orbitallarining elektronlar bilan to'lib borishi davom etadi. Bunday orbitallarning umumiy soni 5 ga teng bo'lganligi uchun skandiyda ($z = 21$) to'la boshlagan $3d$ -orbitallar rux ($z = 30$) elementiga kelganda batamom to'liq bo'ladi. Skandiydan ruxgacha bo'lgan $3d$ - orbitallarini elektronlar bilan to'latadigan 10 ta element $3d$ - elementlar deb ataladi. Davriy jadvalda bu elementlar qo'shimcha gruppachalar tarkibiga kiradi. Shunday qilib, rux atomida $3d$ - orbitallar ($n = 3$; $l = 2$) elektronlar bilan batamom to'latadi:



Lekin $n + l = 5$ ga teng yig'indi chegarasida $n = 4$ ($l = 1$) va $n = 5$ ($l = 0$) larga muvofiq keladigan holatlar bo'shligicha qoladi. Bu ikki holatdan birinchisi ko'proq manfaat yarata olishi sababli, 4- davrning ruxdan keyingi elementlarida $4p$ - orbitallar elektronlar bilan to'lib boradi. Bunday holatlarning umumiy soni 6 ga teng bo'lganligi uchun kriptonga kelib $4p$ - orbital elektronlarga batamom to'latadi va 4- davr kripton bilan tugaydi:



Bundan keyin keladigan og'ir elementlarda ham xuddi oldingi elementlardagiga o'xshash energetik holatlar mavjud; ularning elektronlar bilan to'lib borishi ham oldingi elementlardagi kabi (Pauli prinsipi, Xund va Klechkovskiy qoidalariga muvofiq) amalga oshadi.

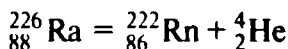


1.5. Tabiiy va sun'iy yadro reaksiyalari

Tabiiy va sun'iy yadro reaksiyalari — bu atom yadrolarining elementar zarrachalar bilan va bir-biri bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasidagi o'zgarishidir.

Yadro reaksiyalari yordamida radioaktiv xususiyati bor izotoplar (radioaktiv izotoplar) olinadi. Ularning hammasi beqaror va radioaktiv parchalanish natijasida boshqa elementlarning izotoplariga aylanadi.

Tabiiy radiaktiv elementlarning boshqa elementlarga aylanishi turli tezlikda sodir bo'lib, bu elementlarning fizik va kimyoviy holatiga bog'liq emas. Vaqt birligi ichida parchalangan (yemirilgan) atomlar soni ayni radioaktiv element atomlari soniga to'g'ri proporsional ekanligi tajriba yo'li bilan aniqlangan. Radioaktiv element atomlarining dastlabki miqdori ikki marta kamayishi uchun ketgan vaqt *yarimyemirilish davri* deyiladi. Radioaktiv yemirilish vaqtida elementlarning atom yadrolari α - va β - zarrachalar chiqaradi, natijada boshqa kimyoviy elementlarning atom yadrolari hosil bo'ladi. Radiyning radioaktiv parchalanib, radon bilan geliy hosil qilishini quyidagicha yozish mumkin:

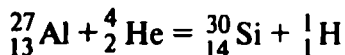


Elementlarning radioaktiv yemirilishi natijasida o'zgarishi ***siljish qonuniga*** bo'ysunadi: *atom yadrosidan α -zarrachalarining uchib chiqishi natijasida yadro zaryadi 2 birlikka kamayadi, natijada hosil bo'lgan element davriy sistemada oldingi elementdan 2 qator chapga siljiydi; β - zarrachaning chiqishi natijasida atom yadrosining zaryadi bir birlikka ortadi va hosil bo'lgan element davriy sistemada dastlabki elementdan bir nomer o'ngda joylashadi.*

Barcha kimyoviy elementlarning radioaktiv izotoplari olingan. Ularning taxminan 1500 turi ma'lum. ***Faqat radioaktiv izotoplardan tarkib topgan elementlar radioaktiv elementlar deyiladi.*** Bular $Z=43, 61$ va $84-109$ elementlardir.

Bunday reaksiyalarning tenglamalarini yozish massa va zaryadning saqlanish qonunlariga asoslangan. Bu degan so'z, tenglamaning chap qismida massalar yig'indisi bilan zaryadlar

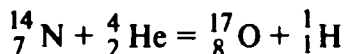
yig'indisi tenglamaning o'ng qismidagi massalar yig'indisi bilan zaryadlar yig'indisiga teng bo'lishi kerak, demakdir. Masalan:



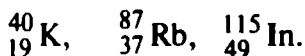
Bu tenglama aluminiy atomi α -zarracha bilan o'zaro ta'sirlashganda kremniy atomi bilan proton hosil bo'lishini ko'rsatadi.

Sun'iy yo'l bilan olingan atom yadrolarining radioaktiv o'zgarish (boshqa atom yadrosiga aylanish) hodisasi sun'iy radioaktivlik deyiladi.

1919- yilda Rezerford azot atomlarining yadrolarini α -zarrachalar bilan bombardimon qilib, birinchi marta sun'iy ravishda yadro reaksiyasini amalga oshirdi:



Barqaror (radioaktiv emas) izotoplardan 300 ga yaqini ma'lum. D.I. Mendeleev elementlar davriy sistemasidagi ko'pgina kimyoviy elementlar ana shunday izotoplardan tarkib topgan. Ba'zi elementlarda barqaror izotoplar bilan birga uzoq vaqt yashaydigan radioaktiv izotoplari ham bo'ladi. Bular



Kimyoviy xossalari jihatidan radioaktiv izotoplar barqaror izotoplardan deyarli farq qilmaydi. Shuning uchun ular „**nishonlangan atomlar**“ sifatida ishlatiladi, bunday atomlar radioaktivligining o'zgarishiga qarab berilgan element barcha atomlarining xususiyatini va ularning siljishini kuzatishga imkon beradi. Radioaktiv izotoplar ilmiy-tekshirish ishlarida, sanoatda, qishloq xo'jaligida, tibbiyotda, biologiya va kimyoda keng ko'lamda ishlatiladi.



2.1. Kimyoviy bog'lanish turlari

Kimyoviy elementlar orasidagi bog'lanishni bilish kimyoni o'rganuvchilarning asosiy vazifalaridan biri hisoblanadi. Ana shundagina kimyoviy birikmalarning turli-tumanlik sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatlarini tushunib olish mumkin bo'ladi.

Kimyoviy elementlar atomlarini o'rganish asosida atomning tashqi energetik pog'onasida bittadan sakkiztagacha elektron bo'lishi mumkinligi aniqlandi. Agar atomning tashqi pog'onasidagi elektronlar soni shu pog'ona sig'dira oladigan eng ko'p elektronlar soniga teng bo'lsa, u holda bunday pog'ona tugallangan pog'ona deyiladi. Tugallangan pog'onalar juda mustahkamligi bilan tugallanmagan pog'onadan farq qiladi. Nodir gazlar atomlarining tashqi pog'onalari ana shunday tugallangan pog'onalardan iboratdir.

Kimyoviy elementlar o'zaro bog'lanish tabiatiga qarab *kovalent, ionli, metall va vodorod bog'lanishlarga* bo'linadi.

Kimyoviy bog'lanish xususiyati atomlarning tabiatiga, ya'ni ularning tuzilishi va xossalriga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishning xususiyatlari ko'p jihatdan elektrmanfiylik deb ataluvchi atomlarning xossalriga bog'liq bo'ladi.

Kimyoviy element atomi o'zining sirtqi qavatini tugallash uchun boshqa atomlardan elektronlar tortib olish xossasi *elektrmanfiylik* deb ataladi.

Elementlar elektrmanfiyligi ularning davriy jadvaldagi o'rinlariga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy elementning atomi sirtqi elektronlarini qancha puxta ushlab tursa va boshqa atomlardan elektronni qanchalik kuchli tortsa, bu element shuncha ko'proq elektrmanfiy bo'ladi. Ammo bizga ma'lumki, davrlarda element tartib raqamining ortib borishi asosiy gruppachalarda element tartib raqamining kamayishi bilan atomlardan elektronlar tortib olish tobora qiyinlashadi, qo'shimcha elektronlar biriktirib olish esa tobora osonlashadi. Demak,

davrlarda elementlarning elektrmanfiyligi chapdan o'ngga tomon, bosh gruppalarda esa pastdan yuqoriga tomon ortib boradi. Shu sababli kimyoviy elementlar ichida eng elektrmanfiysi fluordir. Fluor davriy jadvalning (inert gazlar hisobga olinmaganda) yuqorigi o'ng burchagini ishg'ol etadi, binobarin, u har qanday boshqa elementga qaraganda yo yuqorida o'ngda, yoki ham yuqorida, ham o'ngda joylashgan. Shuning uchun fluorning barcha boshqa elementlar bilan (tartib raqamlari katta inert gazlar bilan ham) birikishida fluor atomlari shu elementlarning atomlaridan elektronlarni o'ziga tortadi.

Flordan chaproqda kislorod joylashgan. Kislorod ham o'zining fluor bilan hosil qilgan birikmalaridan tashqari boshqa barcha birikmalarida faqat manfiy oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

Flordan boshqa metallmaslarning atomlari qaysi element bilan birikishiga qarab, musbat oksidlanish darajasini ham, manfiy oksidlanish darajasini ham namoyon qila oladi.

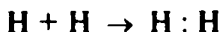
Kimyoviy elementlar elektrmanfiyligining ortib borishi tartibida quyidagicha qatorga terilishi mumkin:



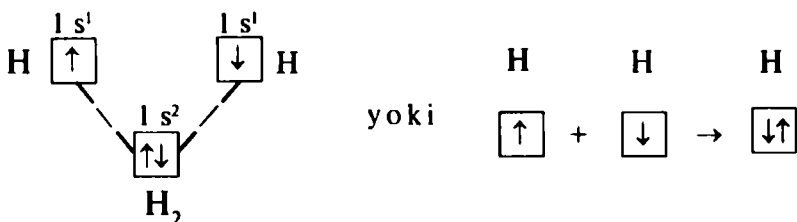
Kimyoviy elementlar bir-biri bilan birikishida elektronlar shu qatorda chaproqda turgan element atomidan o'ngroqda turgan element atomiga tomon siljiydi.

Kimyoviy bog'lanishlarni turlicha ifodalash qabul qilingan:

1) elementning kimyoviy belgisiga qo'yilgan nuqtalar ko'rinishidagi elektronlar yordamida. Bunda vodorod molekulasining hosil bo'lishini quyidagi sxema bilan ifodalash mumkin:



2) kvant katakchalar (orbitallar) yordamida, bunda qarama-qarshi spinli ikkita elektronning bitta molekular kvant katakchada joylashuvi sifatida ko'rsatiladi:



Chap tomonda joylashgan molekular-energetik pog'ona boshlang'ich atom pog'onalariga qaraganda past va, binobarin, moddaning molekular holati atom holatiga nisbatan barqaror ekanligini ko'rsatadi;

3) ko'pincha, ayniqsa, organik kimyoda kovalent bog'lanishning elektronlar jufti chiziqcha (shtrix) bilan tasvirlanadi (masalan, H—H).

Kimyoviy bog'lanish har qaysi atomning juftlashmagan elektroni hisobiga hosil bo'ladi. Juftlashmagan elektronlar bog'lanib, umumiy elektronlar juftini hosil qiladi, u taqsimlangan juft ham deyiladi.



2.2. Kovalent bog'lanish

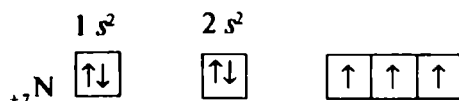
Elektron juftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog'lanish *kovalent bog'lanish* deyiladi. Bu ikki elektronli va ikki markazli (ikkita yadroni tutib turadi) bog'lanishdir. Kovalent bog'lanishli birikmalar **gomeopolar** yoki **atom birikmalari** deyiladi.

Kovalent bog'lanishning ikki turi: *qutbsiz* va *qutbli* bog'lanish bor.

Qutbsiz kovalent bog'lanish. Elektrmanfiyliklari bir xil bo'lgan atomlar o'zaro ta'sirlashganida kovalent qutbsiz bog'lanishli molekularlar hosil bo'ladi. Bunday bog'lanish H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 kabi oddiy moddalarning molekularlarida bo'ladi. Bu gazlarda kimyoviy bog'lanishlar umumiy elektron juftlar vositasida, ya'ni muvofiq elektron bulutlarning o'zaro qoplanishi tufayli hosil bo'ladi; bu jarayon atomlar bir-biriga yaqinlashganida yadro bilan elektron orasidagi tortishuv natijasida amalga oshadi.

Qutbsiz kovalent bog'li moddalarning elektron formulalarini qanday tartibda tuzish kerakligini (azot molekulasida N_2 misolida) qarab chiqamiz:

1. Elektronlarning azot atomidagi energetik pog'ona va pog'onachalarga joylashish sxemasini yozamiz:



2. Azot atomida uchta toq elektron borligini aniqlab olamiz: shunga ko'ra, N_2 molekulasida ikkita azot atomi orasida uchta bog'lovchi elektron juft hosil bo'lishi kerak:

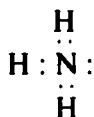


3. Har qaysi azot atomining tashqi elektron pog'onasida qoladigan ajralmas bir juft elektronni alohida tarzda quyidagicha belgilaymiz:

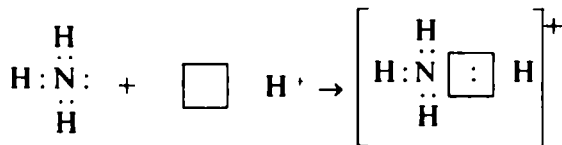


Qutbli kovalent bog'lanish. Elektrmanfiyliklari jihatidan bir-biridan u qadar keskin farq qilmaydigan elementlarning atomlari o'zaro ta'sirlashganida umumiy elektron juft elektrmanfiyligi kattaroq bo'lgan atom tomon siljiydi. Buning natijasida kovalent qutbli bog'lanish hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishning bu ko'rinishi anorganik va organik birikmalarda eng ko'p uchraydi.

Kovalent bog'lanish hosil bo'lishining boshqacha — *donor-akseptorli mexanizmi* ham bo'lishi mumkin. Bu holda kimyoviy bog'lanish bitta atomning ikki elektronli buluti bilan boshqa atomning erkin orbitali hisobiga vujudga keladi. Misol tariqasida ammoniy ioni NH_4^+ ning hosil bo'lish mexanizmini ko'rib chiqamiz. Ammiak molekulasida azot atomining bo'linmagan elektronlar jufti (ikki elektronli buluti) bo'ladi:



Vodorod ionida $1s$ -orbital bo'sh (to'lmagan); uni shunday belgilash mumkin: H^+ . Ammoniy ioni hosil bo'lishida azotning ikki elektronli buluti azot bilan vodorod atomlari uchun umumiy bo'lib qoladi, ya'ni u molekular-elektron bulutga aylanadi. Demak, to'rtinchi kovalent bog'lanish vujudga keladi. Ammoniy ioni hosil bo'lish jarayonini ushbu sxema bilan ko'rsatish mumkin:



Vodorod ionining zaryadi umumiy bo'lib qoladi (u delokallashgan, ya'ni barcha atomlar orasida tarqalgan), azotga tegishli ikki elektronli bulut (taqsimlanmagan elektronlar jufti) esa vodorod bilan umumiy bo'lib qoladi. Sxemalarda katakchanning tasviri \square ko'pincha tushirib qoldiriladi.



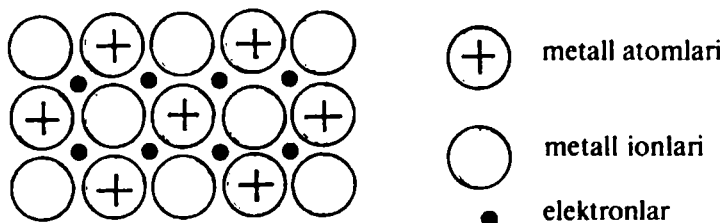
2.3. Metall, vodorod hamda ionli bog'lanish

Nisbatan erkin elektronlarning metall ionlari bilan o'zaro ta'sirlashuvi natijasida hosil bo'ladigan bog'lanish metall bog'lanish deyiladi (2.1- rasm). Bog'lanishning ana shunday turi metallarda uchraydi.

Metall bog'lanishning hosil bo'lish mohiyati quyidagilardan iborat: metall atomlari o'zlarining valent elektronlaridan osongina ajralib, musbat zaryadli ionlarga aylanadi. Atomlardan ajralib chiqqan, nisbatan erkin elektronlar musbat zaryadli metall ionlar orasiga tarqaladi. Ionlar bilan elektronlar orasida metall bog'lanish yuzaga keladi.

Vodorod bog'lanish. Biror molekulaning vodorod atomi bilan boshqa molekulaning kuchli elektrmanfiy element (O, F, N) atomi orasida yuzaga chiqadigan bog'lanish **vodorod bog'lanish** deb ataladi.

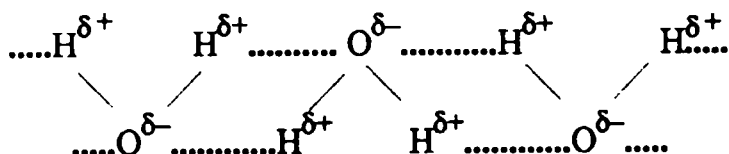
Nima sababdan faqat vodorod atomi ana shunday alohida kimyoviy bog'lanish hosil qiladi, degan savol tug'ilishi mumkin.



2.1- rasm. Metall panjarasidagi metall bog'lanish.

Buning sababi, vodorod atomining radiusi nihoyatda kichik ekanligida, deb javob bersa bo'ladi. Undan tashqari, vodorod atomi o'ziga elektronni siljitsa yoki batamom yo'qotsa, u nisbatan yuqori musbat zaryadga ega bo'ladi; biror molekulaning vodorod atomi ana shu musbat zaryad hisobiga, qisman manfiy zaryadga ega bo'lgan va boshqa molekula (HF, H₂O, NH₃)lar tarkibiga kirgan elektrmanfiy element atomi bilan o'zaro ta'sirlashadi.

Ba'zi bir misollarni ko'zdan kechiramiz. Biz, odatda, suv tarkibini kimyoviy formula H₂O bilan tasvirlaymiz. Lekin bunday ifodalashimiz u qadar to'liq emas. Suvning tarkibini (H₂O)_n formula bilan ko'rsatsak, to'g'ri ish qilgan bo'lar edik (bu yerda, n = 2,3,4 va hokazo). Buning to'g'ri ekanligining sababi shundaki, suvda ayrim molekular bir-biri bilan vodorod bog'lanishlar orqali birikkan bo'ladi. Buni sxematik ravishda quyidagicha tasvirlash mumkin:



Vodorod bog'lanishni nuqtalar shaklida tasvirlash qabul qilingan. Bu bog'lanish ion va kovalent bog'lanishlarga qaraganda anchagina bo'sh, lekin oddiy molekulararo o'zaro ta'sirga qaraganda ancha mustahkam bog'lanish hisoblanadi.

Temperatura pasayganda suv hajmining kattalashishi vodorod bog'lanish mavjudligi bilan tushuntiriladi. Buning sababi shundaki, temperatura pasayganda suv molekulari assotsilanadi. Natijada molekular „uyumlar“ ning zichligi kamayadi.

Ion bog'lanish. Elektrmanfiyliklari jihatidan bir-biridan keskin farq qiluvchi atomlar o'zaro ta'sirlashganidan ion bog'lanish kelib chiqadi. Masalan, tipik metallar litiy Li, natriy Na, kaliy K, kalsiy Ca, stronsiy Sr, bariy Ba lar tipik metallmaslar, asosan, galogenlar bilan ion bog'lanish hosil qiladi. Lekin shuni ham nazarda tutish kerakki, ishqoriy metallar hatto kislorod va oltingugurt kabi elektrmanfiy elementlar bilan o'zaro ta'sirlashganida ham to'la ion bog'lanish hosil bo'lmaydi.

Ion bog'lanish ishqoriy metallarning galogenidlaridan tashqari ishqor va tuzlar kabi birikmalarda ham mavjud bo'la oladi. Masalan, natriy gidroksid NaOH va natriy sulfat Na_2SO_4 da ion bog'lanishlar faqat natriy va kislorod atomlari orasidagina mavjud (boshqa bog'lanishlarning hammasi kovalent qutbli bog'lanishlardan iborat) bo'ladi.

Shuning uchun ham ishqor va tuzlar suvdagi eritmalarda quyidagicha dissotsilanadi:



Kimyoviy bog'lanish turlari orasiga keskin chegara qo'yish qiyin. Ko'pgina birikmalarda kimyoviy bog'lanish oraliq vaziyatni egallaydi; masalan, kuchli qutbli kimyoviy bog'lanish ion bog'lanishga yaqin bo'ladi. Ayni kimyoviy bog'lanish o'z xususiyati bilan ion bog'lanishga yaqinroq bo'lsa, uni *ion bog'lanish* deb, kovalent bog'lanishga yaqinroq bo'lsa, *kovalent bog'lanish* deb qaraladi.



2.4. Kovalent bog'lanish xossalari

Kovalent kimyoviy bog'lanishning mustahkamligi, yadrolararo elektron bulutning zichligiga bog'liq bo'ladi. Yadrolararo elektron bulut qancha katta zichlikka ega bo'lsa, bog'lanish shuncha mustahkam bo'ladi.

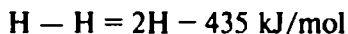
Binobarin, kimyoviy bog'lanishning mustahkamligi asosan:

1. Elektron bulutlarning qoplanishidan qanday (δ -bog', π) bog'lanish hosil bo'lishiga.
2. Elektron bulutlar kovalentligining to'liq-to'liqmasligiga.
3. Qanday ko'rinishdagi qutbsiz yoki qutbli bog'lanish hosil bo'lishiga bog'liq.

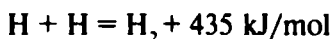
Kimyoviy bog'lanishning eng muhim xususiyati uning mustahkamligini aniqlovchi bog'lanish energiyasidir. Ayni bog'lanishni uzib yuborish, ya'ni molekulanani atomlarga qadar ajratish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori ayni bog'lanish pishiqligining o'lchovi hisoblanadi.

Kovalent bog'lanishning asosiy o'ziga xos xossalari — bog'lanish energiyasi, pishiqligi, to'yinuvchanligi va yo'naluvchanligidir.

Ayni bog'lanishni uzib tashlash uchun zarur bo'lgan energiya miqdori *bog'lanish energiyasi* deb ataladi. Bog'lanish energiyasini 1 mol moddaga to'g'ri keladigan kilojoullar hisobida ifodalanadi. Masalan, 1 mol vodorodning bog'lanish energiyasi 435 kJ/mol ga teng. Bog'lanishning ajralish jayronini termokimyoviy tenglama shaklida quyidagicha yozish mumkin:



Albatta, alohida-alohida vodorod atomlaridan 1 mol vodorod hosil bo'lganida xuddi shuncha miqdor energiya ajralib chiqadi:



Yana shuni e'tiborga olishimiz kerakki, reaksiyalarning termokimyoviy tenglamalarida keltirilgan energiyalarning son qiymatlari bitta molekulaga emas, balki 1 mol modda, ya'ni $6,02 \cdot 10^{23}$ ta molekulaga oiddir. Bitta molekulaga oid alohida bog'lanish energiyasini hisoblab chiqarish uchun 1 mol ga oid kilojoullar bilan ifodalangan bog'lanish energiyasini Avogadro doimiyiligiga bo'lish kerak. Binobarin, bir molekuladagi H — H bog'lanish energiyasini topish uchun 435 kJ/molni $6,02 \cdot 10^{23}$ ga bo'lish kerak. Bundan ko'ramizki, ayrim molekullarga oid bog'lanish energiyalari juda kichik bog' qiymatlari bilan xarakterlanadi, shu sababli amalda bog'lanish energiyasi bir molekula uchun emas, bir mol modda uchun ko'rsatiladi.

Kislorod atomida ikkita toq *p*-elektron borligi sababli ikkita vodorod atomi bilan ikkita kovalent bog'lanish hosil qiladi.

p-elektron bulutlar gantelsimon shaklga ega bo'lib, fazoda o'zaro perpendikular tarzda joylashishini esimizga tushiramiz. Shu sababli kislorod atomining *p*-elektron bulutlari vodorod atomlarining *s*-elektron bulutlari bilan qoplanganida tajriba ko'rsatishiga qaraganda, suv molekulasida bog'lanishlararo burchak 90° ga teng emas, balki $104,5^\circ$ dir. Bundan, suv molekulasida chiziqli molekula bo'lmay, burchakli tuzilishga ega ekanligini aniq bilib olamiz.

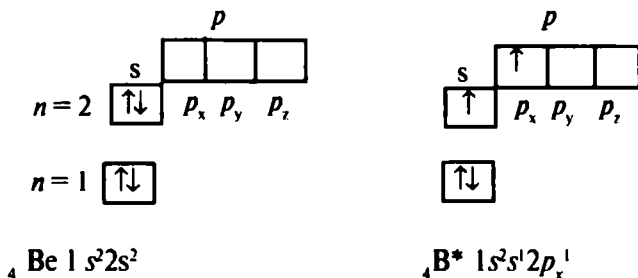
Shunday qilib, kimyoviy bog'lanishlarning yo'naluvchanligi elektron bulutlarning fazoda joylanishiga bog'liq ekanligini ko'ramiz.

Ko'p valentli atomlardan hosil bo'lgan kovalent bog'lanishlar doimo fazoviy yo'nalgan bo'ladi. Bog'lanishlar orasidagi burchaklar *valent* burchaklar deyiladi.

Ko'pincha kovalent bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etadigan elektronlar turli holatlarda, masalan, biri — *s*-, boshqasi *p*- orbitallarda bo'ladi. Bunda molekuladagi bog'lanishlarning puxtaligi ham turlicha bo'lishi kerak edi. Lekin tajriba ular teng qimmatli ekanligini ko'rsatadi. Bu hodisa L. Polingning atom orbitalarining *gibridlanishi* haqidagi qoidasi bilan tushuntiriladi.

Valent orbitalarining gibridlanishini berilliy xlorid BeCl_2 , bor xlorid BCl_3 va metan CH_4 molekulari hosil bo'lishi misolida ko'rib chiqamiz.

Berilliy atomi qo'zg'algan holatga o'tishida juftlashgan elektronlar bir-biridan ajraladi, ya'ni ikki elektronli bulut ($2s^2$) bir elektronliga ajraladi. Buni sxema tarzida shunday tasvirlash mumkin:

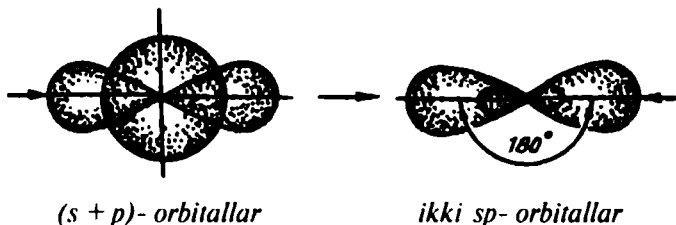


$2s$ -elektronni $2p$ -orbitalga o'tkazish, ya'ni atomning qo'zg'algan holatga o'tishi energiya sarflashni talab etadi, bu energiya reaksiyada ikkita bog'lanish hosil bo'lishi hisobiga ortiqchasi bilan qoplanadi. Qo'zg'algan holatda berilliy xlorning ikkita atomini biriktirib oladi:



Ikkala $\text{Be} - \text{Cl}$ bog'lanish bir xilda puxta va 180° li burchak ostida joylashgan.

Bog'lanishlar puxtaligining bir xilligi valent orbitalarning gibridlanishi, ya'ni ularning siljishi va shakli hamda energiyasining tenglashishi bilan tushuntiriladi. Bu holda atom elektron orbitalarining dastlabki shakli hamda energiyasi



2.2- rasm. Valent orbitallarning sp - gibrizlanishi.

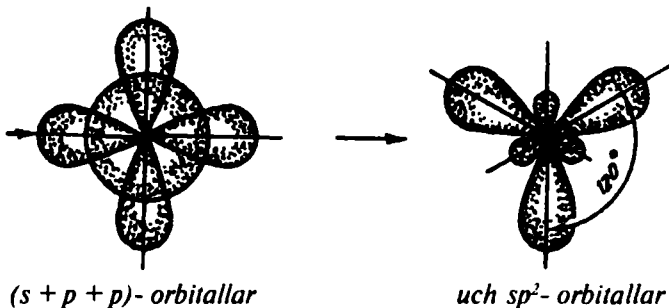
o'zaro o'zgaradi va bir xil shakl hamda energiyaga ega bo'lgan elektron orbitallar hosil bo'ladi. Gibriz orbital asimmetrik va yadrodan bir tomonga qattiq cho'zilgan bo'ladi.

Gibriz orbitallar elektronlarining ishtirokida hosil bo'ladigan kimyoviy bog'lanish gibrizmas sof s - va p - orbitallarining elektronlari ishtirokida hosil bo'lgan bog'lanishdan puxtaroq bo'ladi, chunki gibrizlanishda orbitallar bir-birini ko'proq qoplaydi. Muayyan atomning bog'lanishlari hosil bo'lishida turli tipdagi elektronlar (bizning misolimizda s - va p - elektronlar) ishtirok etganda gibrizlanish amalga oshadi. Bunda gibriz orbitallar soni dastlabki orbitallar soniga teng bo'ladi. Shunday qilib, BeCl_2 molekulasida kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida markaziy atomning, ya'ni berilliyning bitta s - va bitta p - elektroni ishtirok etadi. Bu holda orbitallarining sp -gibrizlanishi (*es-pe-gibrizlanish* deb o'qiladi) sodir bo'ladi (2.2- rasm). Ikkita gibriz orbital bir-biriga nisbatan 180° li burchak ostida joylashadi, ya'ni BeCl_2 molekulasida chiziqsimon shaklda — uchala atomning hammasi bir chiziqda joylashgan (2.3- rasm).

Bor xlorid BCl_3 molekulasida markaziy atom orbitallari sp^2 -gibrizlanadi (*es-pe — ikki gibrizlanish* deb o'qiladi). Bor atomida (elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^1$, qo'zg'algan holatida $1s^2 2s^1 2p^2$) gibrizlanishda bitta va ikkita p - elektronlar orbitallari ishtirok etadi; buning natijasida bir-biriga nisbatan 120° li burchak ostida joylashgan uchta gibriz orbitalar hosil



2.3- rasm. BeCl_2 ning chiziqsimon molekulasida.

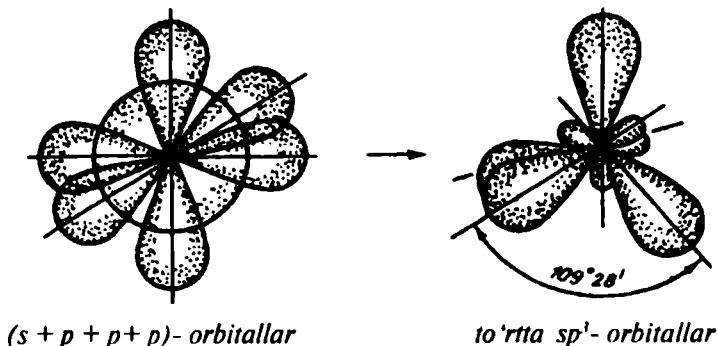


2.4- rasm. Valent orbitallarining sp^2 - gibrizlanishi.

bo'ladi (2.4- rasm). BCl_3 molekulasida B atomi joylashgan yassi teng tomonli uchburchak shaklida bo'ladi. Gibriz orbitallarining o'qlari orasidagi burchak 120° ni tashkil etadi, to'rtta atomning hammasi bitta tekislikda yotadi.

Metan molekulasida hosil bo'lishida uglerod atomida bitta s - va uchta p - elektronlarning orbitallari gibrizlanadi hamda to'rtta bir xil gibriz orbitallar hosil bo'ladi. Bunday gibrizlanish sp^3 - gibrizlanish deyiladi (*es - pe — uch gibrizlanish*, deb o'qiladi) (2.5- rasm). Gibriz orbitallarining o'qlari orasidagi valent burchak $109^\circ 28'$ (minut) ga teng. Uglerod atomining to'rtta gibriz sp^3 - orbitallari bilan to'rtta vodorod atomi s - orbitallarini bir-birini qoplashi natijasida to'rtta bir xil bog'lanishli mustahkam metan molekulasida hosil bo'ladi.

Moddalarda kristall va amorf holat. Ma'lumki, moddalar uch xil: gaz, suyuq va qattiq agregat holatda bo'lishi mumkin. Moddaning gaz va suyuq holatida zarrachalar tartibsiz



2.5- rasm. Valent orbitallarining sp^3 - gibrizlanishi.

joylashgan bo'ladi, bu zarrachalar orasidagi o'zaro tortishish kuchi zarrachalarni bir joyda tutib turish uchun yetarli emas, shuning uchun bunday agregat holatdagi moddalarning muayyan shakli bo'lmaydi. Qattiq jismlar, suyuq hamda gazsimon jismlarning aksicha, ma'lum mustaqil shaklga ega bo'lib, bu shaklni qanday vaziyatda turishidan qat'i nazar saqlab qoladi.

Qattiq moddalar ichki tuzilishiga, ya'ni zarrachalarining bir-biriga nisbatan qanday tartibda joylashganligiga qarab **kristall** va **amorf** moddalarga bo'linadi. Bir moddaning o'zi ham kristall, ham amorf holatda bo'lishi mumkin (masalan, kristall holdagi kvarts amorf holdagi qumtuproq), lekin kristall holat doimo amorf holatga qaraganda barqaror bo'ladi.

Tabiatda amorf holatdagi moddalar kristall moddalarga qaraganda kamroq uchraydi. Tabiiy va sun'iy smolalar doimo amorf holatda bo'ladi. Amorf jismlarning eng tipik vakili odatdagi silikat shishadir, shu sababli amorf holatni **shisha-simon holat** ham deb yuritiladi.

Amorf moddalar tuzilishi jihatidan suyuqliklarga o'xshaydi va ulardan zarrachalarining harakatchanligi juda kamligi bilan farq qiladi. Shu sababli amorf moddalar o'ta sovitilgan suyuqliklarga o'xshatiladi.

Kristall holatning asosiy tashqi belgilari — moddaning aniq muayyan temperaturada suyuq holatga o'tishi va tashqi muayyan geometrik shaklga ega bo'lishidir.

Kristall moddalarda zarrachalar ma'lum tartib bilan joylashgan bo'ladi va fazoviy kristall panjarani hosil qiladi. Fazoviy kristall panjaraning ko'p marta takrorlanib, jismning butun hajmini hosil qiladigan qismi **elementar yacheyka** deyiladi.

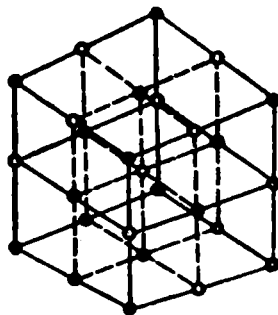
Kristall panjaralar zarrachalarining fazoda joylashishi va zarrachalar orasidagi o'zaro ta'sir turiga qarab *molekular*, *atomli*, *ionli* va *metall* panjaralarga bo'linadi.

Bu panjaralarning har biriga kristall holatdagi qattiq jismlarning ma'lum xili mos keladi.

Molekular kristall panjarali moddalarda kristall panjara tugunlarida neytral molekular bo'ladi. Shu sababli molekular panjara ancha bo'sh va unda molekular o'z xossalari saqlab qolgan bo'ladi. Azot, vodorod, kislorod kabi gazlar past temperaturadan qattiq holatga o'tganida mole-

kular kristall panjara hosil qiladi. Oson suyuqlanadigan ko'p xil organik moddalar kristallari ham molekular panjarali bo'ladi.

Kristall panjaraning ikkinchi xili ionli kristall panjaradir. **Ionli kristall panjara tugunchalarida ionlar joylashgan bo'ladi.** Masalan, natriy xlorid (osh tuzi) kristall panjarasini olib ko'raylik. Unda har qaysi natriy ioni oltita xlor ioni bilan, har bir xlor ioni esa oltita natriy ioni bilan



2.6- rasm. NaCl ning kristall panjarasi.

qurshab olingan (2.6- rasm). Natriy ioni musbat, xlor ioni esa manfiy zaryadli bo'lgani uchun bu zaryadlangan zarrachalar o'zaro elektrostatik kuchlar bilan tortishib turadi, demak, bunday moddalar molekularida ionli bog'lanish mavjud bo'ladi. Ion panjarali moddalarning suyuqlanish temperaturasi yuqori bo'ladi. Deyarli barcha tuzlar, ba'zi oksidlar va asoslarning kristall panjaralari ionli bo'ladi.

Atom kristall panjara hosil qilgan moddalarda panjara o'zaro puxta kovalent bog'lanish bilan bog'langan elektroneytral atomlardan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, olmosning kristall panjarasi atom panjaradir. Unda har qaysi uglerod atomi boshqa to'rtta uglerod atomi bilan bog'langan. Kovalent bog'lanish ancha puxta bo'lganligi sababli, bunday kristallar juda qattiq, suyuqlanish temperaturasi yuqori bo'ladi.

Metall kristall panjarada musbat ionlar tebranma harakat holatida turadi: musbat ionlar orasida erkin elektronlar barcha yo'nalishlarda tartibsiz harakatda bo'ladi. Bu elektronlar panjara ichida bir ion ikkinchisi tomon bema'lol siljib yurganligi sababli erkin elektronlar deyiladi. Metallarning elektr, issiqlik o'tkazuvchanligi, magnit xossalari va metallar uchun xos boshqa xususiyatlar ana shu erkin elektronlar tufaylidir.

Kristall panjaraning puxtaligi va barqarorligi uni hosil qiluvchi ionlar, atomlar yoki molekularlar orasidagi o'zaro ta'sir kuchlari muayyan miqdor energiya bilan ta'minlanadi, bu energiya **kristall panjaraning energiyasi** deyiladi. Panjara energiyasi qancha katta bo'lsa, kristall panjara shuncha puxta bo'ladi.



3.1. Dispers sistemalar va kolloid eritmalar

Erish jarayoni fizik-kimyoviy jarayon, eritmalar esa fizik-kimyoviy sistemalaridir.

Dispers sistemalar. „Dispers“ soʻzi lotincha boʻlib, tarqalmoq maʼnosini bildiradi. Bir modda zarrachalarining ikkinchi modda zarrachalari orasida bir tekis tarqalishi *dispers sistema* deyiladi.

Dispers sistema eritma kabi ikki qismdan iborat. Eritmada koʻp qismi erituvchi va kam qismi eruvchi, dispers sistemalarda esa koʻp qismi **dispers muhit**, kam tarqalgan qismi **dispers faza** deb yuritiladi. (Masalan, tuproq zarrachalarining suvda tarqalib, loyqa suv hosil qilishi. Bunda suv — dispers muhit, tuproq zarrachalari — dispers faza hisoblanadi.)

Dispers faza zarrachalarining katta-kichikligiga qarab, dispers sistemalar uch xil boʻladi.

1. Chin dispers sistema — bunda faza zarrachalarining kattaligi 1 nanometrdan kichik boʻladi ($1 \text{ nm} = 10^{-7} \text{ sm} = 10^{-9} \text{ mm}$). Chin dispers sistema dispers fazani tashkil qiluvchi moddalarning xususiyatiga qarab ikkiga boʻlinadi:

Agar faza elektrolitmas moddalar (mochevina, qand, glukoz, spirt va boshqalar) dan iborat boʻlsa, molekular-dispers sistema deyiladi.

Agar faza elektrolit moddalar (tuzlar, asoslar, kislotalar va boshqalar) dan iborat boʻlsa, ionli-dispers sistema deb ataladi.

Chin dispers sistema tiniq, filtrlanadigan, pergament qogʻozdan oʻtadigan, gomogen, optik jihatdan boʻsh, barqaror va eskirmaydigan xossalarga ega.

2. Kolloid dispers sistemada dispers faza zarrachalarining oʻlchami 1 nm dan 100 nm gacha boʻladi (masalan, gummiarabik, jelatina, oltin, kumush va boshqa moddalar eritmaları).

Kolloid dispers sistemalar — tiniq (tovlanadigan), filtr qogʻozdan oʻtadigan, oʻsimlik va hayvon membranalaridan va

pergament qog'ozdan o'tmaydigan, geterogen, yorug'lik o'tganda Tindal konusini hosil qiladigan, nisbatan barqaror va vaqt o'tishi bilan o'zgaradi.

3. Dag'al dispers sistema — bunda dispers faza zarrachalarining o'lchami 100 nm dan katta bo'ladi. Dag'al dispers sistemalarga emulsiya, ko'pik, suspenziya, kukun va aerazol-lar kiradi. Bu sistema tiniqmas, filtrlanganda qog'oz filtrdan va pergamentdan o'tmaydigan, beqaror, geterogen, yorug'-likni qaytarish va sindirish hamda o'zgartirish xususiyatlariga ega.

Emulsiya. Bir-birida erimaydigan suyuqliklar *emulsiya* hosil qiladi. Ko'pincha emulsiyalar „suv“ va „moy“ deb nomlanadigan suyuqlikdan iborat. Moy molekulari suv molekulariga qaraganda kam qutblanadi. Emulsiyalarning ikki tipi bo'lishi mumkin: suvdagi moy (s/m) va moydagi suv (m/s).

Suv va moydan iborat aralashma yaxshilab chayqatilsa, miqdori kam bo'lgan komponent mayda-mayda tomchilarga parchalanib, butun hajm bo'ylab tarqaladi. Bunda emulsiya hosil bo'ladi. Odatda, sof suyuqliklar emulsiyalaridagi dispers fazaning konsentratsiyasi (stabilizatorlarsiz) 2% dan oshmaydi. Bunday emulsiyalar uncha turg'un emas. Dispers faza tomchilarining o'z-o'zicha qo'shilishi (koalessensiya hodisasi) va keyinchalik suyuqliklarning ajralib chiqishi yuz beradi. Tomchilar qancha kichik bo'lsa, emulsiyalar shuncha barqaror bo'ladi.

Emulsiyalarning biologik ahamiyati. Biologiyada emulsiyaning misoli sutdir. Sut uzoq turishi bilan konsentrlangan emulsiya qavati (qaymoq) hosil bo'ladi. Qaymoq pishirilganda oqsil parda yemirilib, sariyog' holda yig'iladi. Sariyog' ham emulsiya. Lekin endi u boshqa tipdagi emulsiyadir. Margarin (gidrogenizatsiyalangan o'simlik moyidan tayyorlangan emulsiya), mayonezlar, muzqaymoq va boshqalar ham shu tipga o'xshash emulsiyalardir. Emulsiyalar ko'pincha odam organizmida ham uchraydi. Ion va limfadagi yog'lar emulsiya holatida uchraydi (emulgator — ion oqsillari). Ovqat hazm qilishda ichakda ham yog'li emulsiya hosil bo'ladi, lekin bu yerda stabilizator sifatida o't va alifatik kislotalarning tuzlari ishtirok etadi.

Ko'piklar. Ko'pik tuzilishi jihatidan emulsiyalarga yaqinlashadi. Suyuqlikdagi alohida gaz pufakchalari odatdagi emulsiyadan iborat. Lekin ko'pik yaxlit katakli tuzilishi va gazli dispers faza bo'lishi bilan xarakterlanadi. Turg'un ko'piklar sath faol moddalar (sovun, oqsillar va hokazo) ishtirokida hosil bo'ladi. Ko'pik hosil bo'lishidan amalda foydalanishga misol qilib o't o'chirgichlarni ko'rsatish mumkin.

Sistemalardan eng ahamiyatlisi kolloid dispers sistemadir. Bu sistema **kolloid eritmalar** yoki **zollar** deb ham ataladi.

O'simliklarning turli a'zolaridagi to'qima suyuqliklari kolloid dispers sistemadan iborat. Ular o'simlikda suv almashinish va oziqlanish jarayonlarida ishtirok etadi.

Agar kolloid eritmalarining dispersion muhiti suv bo'lsa — gidrozol, benzol bo'lsa — benzozol, spirt bo'lsa — alkollor va hokazolar deb yuritiladi. Ayrim sharoitlarda kolloid dispers sistemalar suyuq holatdan qattiq holatga o'tib, **gellar** hosil qiladi. Bu holatda zol o'rniga ularni *gel* deb ataladi. Masalan, gidrogel, benzogel, alkogellar va hokazo.

Shu bilan birga, kolloid dispers sistemada faza zarrachalari bilan muhit molekulari orasida ma'lum bog'lanish va ta'sir kuchi bo'ladi. Agar faza zarrachalari atrofida muhit molekulari kam miqdorda bog'langan bo'lsa, bunday sistemalar **liofob kolloidlar** deb ataladi. **Lio** — so'zi grekcha bo'lib, eritma ma'nosini bildiradi. Misol qilib, oltin, kumush xlorid, temir va boshqa metall zollarining suvdagi kolloid eritmalarini keltirish mumkin.

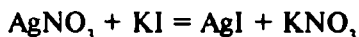
Faza zarrachalari atrofida muhit molekulari ko'p to'plansa, bunday sistema **liofil sistema** deb ataladi. **Fil** — grekcha *philia* so'zidan olingan bo'lib, yaxshi ko'rish ma'nosini bildiradi. Masalan, kraxmal, oqsil, o'rik yelimi va boshqalarning suvdagi eritmaları.

Kolloid eritmalar (zollar) zarracha o'lchamlari bo'yicha dag'al dispers va molekular sistemalar oralig'ida joylashganligi sababli ularni ikki xil usul bilan, ya'ni **dispergirlash** va **kondensatsiya** usullari bilan olish mumkin.

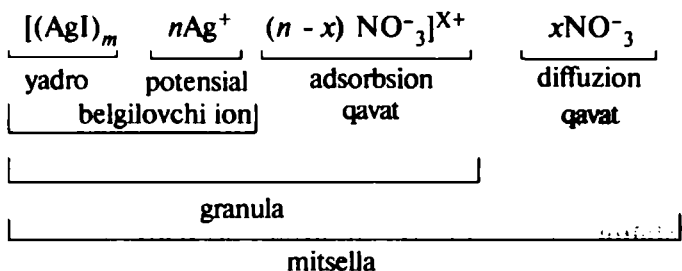
1. **Dispergirlash usuli.** Bu usul yuqori o'lchamli zarrachalarni kolloid sistema fazalari o'lchamlari darajasigacha maydallashtirish (dispergirlash) ga asoslangan.

2. Kondensatsiya usuli. Bu usul yordamida kolloid eritmalar molekular yoki ion tabiatli zarrachalarni yiriklashtirish (agregatsiyalashtirish) orqali olinadi. Bu usul oksidlanish-qaytarilish, gidroliz jarayonlari va erituvchi tabiatini o'zgartirish hamda bug'simon moddalarni kondensatsiya qilish orqali amalga oshirilishi mumkin.

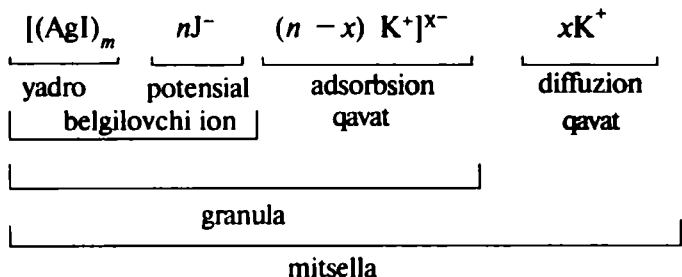
Kolloid zarrachalarning tuzilishi reaksiyada ortiqcha olingan moddaning, ya'ni stabilizatorning tuzilishiga ko'ra har xil bo'lishi mumkin. Masalan, kumush yodid mitsellasini yozish lozim bo'lsin. Buning uchun oldin AgI ning olinish reaksiyasini yozish kerak:



Faraz qilaylik, AgNO₃ ortiqcha olingan, unda mitsellaning tuzilishi quyidagicha bo'ladi.



Agar KI ortiqcha bo'lsa, mitsella quyidagicha tuzilishga ega bo'ladi.



Suspenziya. Dispers muhiti suyuqlik, dispers fazasi esa qattiq modda bo'lgan dag'al sistemalar *suspenziyalar* deb ataladi. Mineral zarrachalarning suvdagi suspenziyasi, suvdagi qurum va boshqalar suspenziyaga misol bo'la oladi.

Aerozollar. Dispers muhiti gazdan iborat bo'lgan dag'al dispers sistema *aerozollar* deyiladi.

Aerozollarda disperslangan modda qattiq modda zarrachalari (tutun va boshqalar), shuningdek, suyuqlik tomchilari (tuman va boshqalar) bo'lishi mumkin. Aerozollar turg'unligining boisi shundaki, ikkala fazaning sath chegarasida elektr zaryadi paydo bo'ladi, bundan tashqari, qattiq yoki suyuq moddaning har bir zarrachasi o'z sathida gazni yutishi, natijada hosil bo'ladigan parda ularning birlashishiga va demak, tez cho'kishiga to'sqinlik qiladi.

Aerozollar harbiy sohada (tutunli devor va boshqalar hosil qilishda), qishloq xo'jaligida va xalq xo'jaligining boshqa sohalarida keng qo'llaniladi.



3.2. Eritmalar konsentratsiyasini ifodalash usullari

O'zgaruvchan tarkibli, bir jinsli sistemalar *eritmalar* deb ataladi. Bir eritma hajmining barcha qismidagi kimyoviy tarkibi va fizik xossalari bir xil bo'ladi. Eritmalar **qattiq, suyuq va gazzimon** (bug'simon) holatda bo'lishi mumkin. Qattiq eritmalariga metallarning ba'zi qotishmalari, masalan, oltin bilan mis qotishmasi, gazzimon holatdagiga esa havo misol bo'la oladi.

Eritmaning konsentratsiyasi deb, eritmaning aniq massa miqdorida yoki aniq hajmida erigan moddaning massa miqdoriga aytiladi. Kimyoda ko'proq quyidagi eritma konsentratsiyalari ishlatiladi: massa ulushi, hajm ulushi, massa konsentratsiyasi, molyar konsentratsiya (molyarlik), molyal konsentratsiya (molyallik), molyar ekvivalent konsentratsiya va boshqalar.

Massa ulushi — bu erigan modda massasining eritmaning umumiy massasiga bo'lgan nisbatidir. Eritmaning massasi, o'z navbatida, erigan modda va erituvchi massalarining yig'indisiga teng. Massa ulushi o'lchamsiz kattalik bo'lib, ulush yoki foizlarda ifodalanadi. Ilgari bu konsentratsiya foiz konsentratsiyasi deb yuritilar edi:

$$\omega = \frac{m_{\text{erigan modda}}}{m_{\text{eritma}}}$$

Hajm ulushi — bu erigan modda hajmini eritmaning umumiy hajmiga bo'lgan nisbatidir. Eritmaning yoki aralashmaning umumiy hajmi erigan modda va erituvchilar hajmining yig'indisiga teng bo'ladi. Hajm ulushi o'lchamsiz kattalik bo'lib, ulush yoki foizlarda ifodalanadi:

$$\varphi = \frac{V_{\text{erigan modda}}}{V_{\text{eritma}}} \quad \text{yoki} \quad \varphi = \frac{V_{\text{erigan modda}}}{V_{\text{eritma}}} \cdot 100\%$$

Molyar ulush. Erigan modda mollar miqdorining eritma mollar miqdoriga nisbati bilan o'lchanadigan kattalik eritmaning molyar ulushi deb atiladi.

$$\mu = \frac{n_{\text{erigan modda}}}{n_{\text{eritma}}}$$

Mol — bu 0,012 kg (12 g) uglerod izotopi ^{12}C tarkibidagi atomlar soniga teng bo'lgan tarkibidagi zarrachalarni (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) tutuvchi moddaning miqdori bo'lib, u modda massasining shu moddaning molyar, ya'ni molekular massasiga bo'lgan nisbatidan aniqlanadi:

$$n_{\text{erigan modda}} = \frac{m_{\text{erigan modda}}}{M_{\text{erigan modda}}}$$

Molyar konsentratsiya. Bir litr eritmadagi erigan moddaning mollar soni bilan o'lchanadigan qiymati molyar konsentratsiya deb atiladi, u C_m harfi bilan belgilanadi:

$$C_m = \frac{n_{\text{erigan modda}}}{V_{\text{eritma}}}, \text{ mol / kl}$$

Molyal konsentratsiya (B) — bu erigan modda mollar sonining erituvchi massasiga bo'lgan nisbatidir:

$$B = \frac{n_{\text{erigan modda}}}{m_{\text{eritma}}}, \text{ mol / kg}$$

Eritmalarni titrlab miqdoriy tarkibini aniqlaganda eritmada erigan modda miqdorining massa konsentratsiyasi T va molyar ekvivalent konsentratsiyasi (normallik) N bilan belgilanadi.

Massa konsentratsiyasi — bu eritmada erigan moddaning og'irligini eritmaning hajmiga bo'lgan nisbatidir.

$$T = \frac{m_{\text{erigan modda}}}{V_{\text{eritma}}}, \text{ g/ml}$$

Molyar ekvivalent konsentratsiya — bu erigan modda ekvivalent miqdorining eritma umumiy hajmiga (litrdagi) nisbatidir:

$$C_N = \frac{n_{\text{ekv}}}{V_{\text{eritma}}}, \text{ mol/l}$$

Moddaning ekvivalent miqdori modda massasining shu moddaning ekvivalent massasiga bo'linganiga tengdir.



IV bob

ELEKTROLITIK DISSOTSILANISH. ION ALMASHINISH REAKSIYALARI



4.1. Elektrolitik dissotsilanish

Ba'zi moddalar erigan va suyuqlangan holatda elektr tokini o'tkazishi, boshqalari esa o'sha sharoitda tok o'tkazmasligi yaxshi ma'lum.

Eritmalar yoki suyuqlanmalarda ionlarga ajraladigan va shu sababli elektr tokini o'tkazadigan moddalar *elektrolitlar* deyiladi.

Eritmalar yoki suyuqlanmalarda ionlarga ajralmaydigan va elektr tokini o'tkazmaydigan moddalar noelektrolitlar deyiladi.

Elektrolitlarga kislotalar, asoslar va deyarli barcha tuzlar, noelektrolitlarga — organik birikmalarning ko'pchiligi, shuningdek, molekularida faqat qutbsiz kovalent, kovalent va qutbsiz bog'lanishga ega bo'lgan moddalar kiradi.

Elektrolitlar ikkinchi tur o'tkazgichlardir. Ular eritmada yoki suyuqlanmada ionlarga ajraladi, shu tufayli ham tok o'tkazadi. Eritmada ionlar qancha ko'p bo'lsa, u elektr tokini shuncha yaxshi o'tkazadi.

Elektrolitlar suvdagi eritmalarining o'ziga xos xususiyatlarini tushuntirish uchun shved olimi S. Arrenius 1887-yilda elektrolitik dissotsilanish nazariyasini taklif etdi. Keyinchalik bu nazariyani atomlarning tuzilishi va kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot asosida ko'pgina olimlar rivojlantirdilar. Bu nazariyaning hozirgi mazmunini quyidagi uchta qoidadan iborat deyish mumkin:

1. *Elektrolitlar suvda eriganda musbat va manfiy ionlarga ajraladi (dissotsilanadi).*

Ionlarning elektron qobig'ining barqarorligi atomlarnikiga qaraganda ancha yuqori bo'ladi. Ionlar bitta atomdan (bular oddiy ionlar: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} va h.k.) yoki bir necha atomdan tarkib topgan bo'lishi mumkin (bular murakkab ionlar NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} va h.k.). Ko'pchilik ionlar rangli bo'ladi. Masalan, MnO_4^- ioni—pushti rangli, CrO_4^{2-} ioni—

sariq, Na^+ va Cl^- ionlari—rangsiz bo'ladi. „Ion“ so'zining o'zi grekchadan tarjima qilinganda, „kezib yuradigan“ degan ma'noni bildiradi.

Eritmada ionlar turli yo'nalishlarda tartibsiz harakat qiladi.

Elektrolitlarning suvda eriganda ionlarga ajralishi elektrolitik dissotsilanish deyiladi.

Masalan, natriy xlorid NaCl suvda eriganda natriy ionlari Na^+ bilan xlorid ionlari Cl^- ga to'liq ajraladi. Suv vodorod ionlari H^+ bilan gidroksid ionlari OH^- ni juda oz miqdordagina hosil qiladi.

2. Elektr toki ta'sirida ionlar bir yo'nalishda harakatlanadi: musbat zaryadlangan ionlar katodga, manfiy zaryadlanganlari — anodga tomon harakatlanadi. Shu sababli musbat zaryadlangan ionlar kationlar, manfiy zaryadlanganlari — anionlar deyiladi.

Ionlarning bir yo'nalishda harakat qilishiga sabab, ularning qarama-qarshi zaryadli elektrodlar tomonidan tortilishidir.

3. Dissotsilanish — qaytar jarayon: molekularning ionlarga ajralishi (dissotsilanishi) bilan bir vaqtda ionlarning birkish jarayoni (assotsilanish) ham sodir bo'ladi.

Shu sababli elektrolitik dissotsilanish tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga qaytarlik ishorasi qo'yiladi. Masalan, KA elektrolitik molekulaning kation K^+ bilan anion A^- ga dissotsilanish tenglamasi umumiy holda quyidagicha yoziladi:



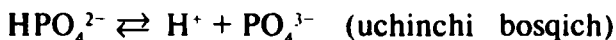
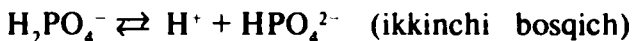
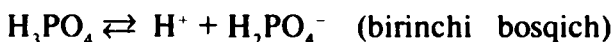
Kislota, asos va tuzlarning suvdagi eritmalarida dissotsilanishi. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi yordamida kislota, asos va tuzlarga ta'rif beriladi hamda xossalari bayon qilinadi.

Dissotsilanganda kationlar sifatida faqat vodorod kationlarini hosil qiladigan elektrolitlar **kislotalar** deyiladi:



Kislotaning asosiligi dissotsilanganda hosil bo'ladigan vodorod kationlarining soni bilan aniqlanadi. Masalan, HCl , HNO_3 — bir asosli kislotalar — bitta vodorod kationi hosil bo'ladi; H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_4 — ikki asosli, H_3PO_4 , H_3AsO_4 — uch asosli kislotalar, chunki dissotsilanganda tegishlicha ikkita va uchta vodorod kationi hosil bo'ladi.

Ikki va undan ko'p asosli *kislotalar* bosqich bilan dissi-
tsilanadi. Masalan:



Ko'p asosli kislota, asosan, birinchi bosqich bo'yicha, kamroq ikkinchi bosqich bo'yicha va juda oz darajada uchinchi bosqich bo'yicha dissiotsilanadi. Shuning uchun, masala fosfat kislotaning suvdagi eritmasida H_3PO_4 molekulari bilan birga (asta-sekin kamayib boradigan miqdorlarda) H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} va PO_4^{3-} ionlari ham bo'ladi.

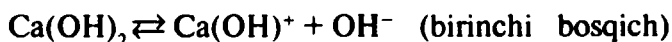
Dissotsilanganida anionlar sifatida faqat gidroksid-ionlar hosil bo'ladigan elektrolitlar asoslar deyiladi.

Masalan:

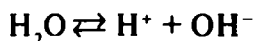


Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Bular ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning asoslaridir: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$, shuningdek, NH_4OH . Asoslarning ko'pchiligi suvda kam eriydi.

Asoslarning kislotaliligi ularning gidroksil gruppalari (gidroksogruppalari) soni bilan aniqlanadi. Masalan, NH_4OH — bir kislotali asos, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — ikki kislotali, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — uch kislotali va hokazo. Ikki va undan ko'p kislotali asoslar bosqich bilan dissiotsilanadi:

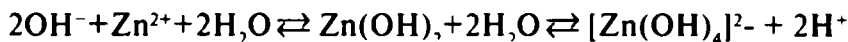


Lekin dissiotsilanganda bir vaqtning o'zida vodorod kationlari va gidroksid-ionlarni hosil qiladigan elektrolitlar ham bor. Bunday elektrolitlar *amfoter elektrolit* yoki qisqacha *amfolitlar* deyiladi. Ularga suv, rux, aluminiy, xrom gidroksidlari va ko'pgina boshqa moddalar kiradi. Masalan, suv H^+ va OH^- ionlarga dissiotsilanadi (oz miqdorda):

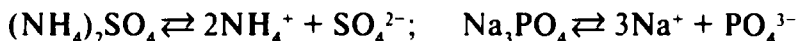


Demak, suvda vodorod kationlari H^+ borligi tufayli kislota xossalari va OH^- ionlari borligi tufayli asos xossalari bir xil darajada ifodalangan.

Amfoter rux gidroksid $Zn(OH)_2$ ning dissotsilanishini ushbu tenglama bilan ifodalash mumkin:



Dissotsilanganida metallarning kationlari (shuningdek, ammoniy kationi NH_4^+) va kislota qoldiqlarining anionlari hosil bo'ladigan elektrolitlar tuzlar deyiladi. Masalan:



O'rta tuzlar ana shunday bosqichsiz dissotsilanadi. Nordon va asosli tuzlar bosqich bilan dissotsilanadi. Nordon tuzlarda dastlab metallarning ionlari, so'ngra esa vodorod kationlari ajraladi. Masalan:



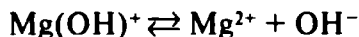
va so'ngra



Asosli tuzlarda dastlab kislota qoldiqlari, so'ngra esa gidroksid ionlar ajraladi. Masalan:

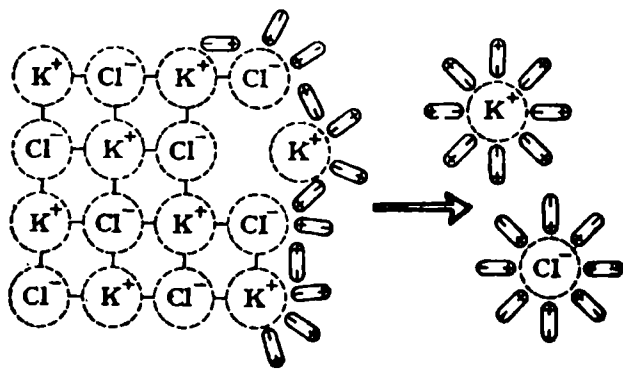


va so'ngra



4.2. Elektrolitik dissotsilanish mexanizmi. Dissotsilanish darajasi va doimiysi

Elektrolitlar nima uchun ionlarga dissotsilanadi-yu, noelektrolitlar dissotsilanmaydi, degan savolga quyidagicha javob bersa bo'ladi. Suv molekulari qutbli bo'ladi, ya'ni ular dipollardir. Biror tuzning, masalan, kaliy xloridning kristali suvga tushganda uning sirtidagi ionlar suvning qutbli molekularini o'ziga tortadi (4.1-rasm). Kaliy ionlariga suv molekulari o'zining manfiy qutbi bilan, xlor ionlariga esa musbat qutbi bilan tortiladi.



4.1- rasm. Kaliy xloridning suvdagi eritmasida elektrolitik dissotsilanish sxemasi.

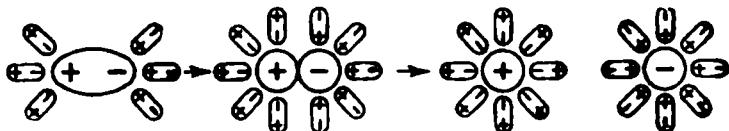
Agar ionlar suv molekularini o'ziga tortadigan bo'lsa, suv molekulari ham shunday kuch bilan ionlarni o'ziga tortadi.

Ayni vaqtda suvning tortilib turgan molekularini harakatda bo'lgan boshqa molekular tortib turadi. Ionlarning kristaldan ajralishi va eritmaga o'tishi uchun bu turtkilar kifoya qiladi. Ionlarning birinchi qavatidan keyin ikkinchi qavati eritmaga o'tadi va shu tariqa kristall asta-sekin erib boradi.

Eritmaga o'tgan ionlar suv molekulari bilan bog'lanib qolishi mumkin, u vaqtda bular *ionlarning gidratlarini* hosil qiladi. Ana shunday gidratlangan ionlarning borligi ko'pgina hollarda aniq isbot etilgan. Masalan, vodorod ionlari eritmada hamisha suvning bir molekulasini bilan bog'lanib, gidroksoniy ionini H_3O^+ ni hosil qiladi. Ko'pgina metall ionlari ham xuddi shunday gidratlangan holda bo'ladi.

Shunday qilib, dissotsilanish natijasida asl ionlar emas, balki ionlarning erituvchi molekulari bilan bog'langan birikmalari — gidratlangan ionlari hosil bo'ladi. Biroq, dissotsilanish tenglamasini yozishda, uni soddalashtirish uchun, ion gidratlari (yoki solvatlari) formulasi yozilmay, ko'pincha ion formulalarining o'ziga yoziladi, buning ustiga ionlarning gidratlanish darajasi, ya'ni ionlar bilan bog'langan suv molekularining soni ba'zan noma'lum bo'ladi va eritmaning konsentratsiyasiga hamda boshqa sharoitlarga qarab o'zgaradi.

Ionlar yoki ularning gidratlari eritmada tartibsiz ravishda to'xtovsiz harakat qilib turadi. Ular bir-biri bilan to'qnashib,

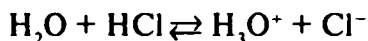


4.2- rasm. Eritmada qutbli molekullarning dissotsilanishi.

birikishi va molekullar hosil qilishi mumkin. Bu molekullar ham qaytadan ionlarga parchalana oladi. Eritma konsentratsiyasi qancha ko'p bo'lsa, ionlar ham shuncha tez-tez to'qnashib turadi.

Kristall panjarasi ionlardan hosil bo'lgan moddalargina emas, balki qutbli molekullardan tuzilgan ko'pgina moddalar ham suvdagi eritmalarda ionlarga parchalanadi.

Qutbli molekullarning dissotsilanish sxemasi 4.2- rasmda ko'rsatilgan. Qutbli molekula bilan bog'langan suv molekullari qutbli molekullarni go'yo cho'zib, uning qutblarini bir-biridan qochiradi, buning natijasida molekula ayrim ionlarga parchalanadi. Ayni vaqtda musbat ion proton (ya'ni vodorod yadrosi) bo'lsa, u gidroksoniy ioni (H_3O^+) tarzida suv molekulasini bilan mahkam bog'lanadi. Masalan, vodorod xlorid suvda eriganda quyidagi kimyoviy reaksiya boradi:



Bu reaksiyada vodorod bilan xlor atomlari o'rtasidagi qutbli kovalent bog' uziladi, bunda elektronlar jufti xlor Cl^- ionlarida qoladi, proton esa suv molekulasidagi kislorod atomi bilan bog'lanib, gidroksoniy ioni H_3O^+ ni hosil qiladi.

Dissotsilanish darajasi. Erigan moddaning eritmadagi holatini xarakterlash uchun dissotsilanish darajasi degan tushuncha kiritilgan.

Elektrolitik dissotsilanish darajasi α eritmadagi molekullarning qancha qism ion holida ekanligini ko'rsatuvchi kattalikdir.

Bu ta'rifga muvofiq:

$$\alpha = \frac{\text{dissotsilangan molekullar soni}}{\text{eritilgan molekullarning umumiy soni}}$$

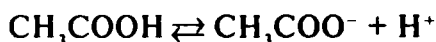
O'z-o'zidan ko'rinib turibdiki, ionlarga sira parchalanmaydigan noelektrolitlarning eritmalarida $\alpha = 0$ ga teng; lekin

erigan moddaning hammasi ion shaklida mavjud bo'lgan (to'liq dissotsilangan) kuchli elektrolitlar eritmasida $\alpha = 1$ dir.

Dissotsilanish darajasi erigan modda va erituvchi tabiatiga, eritmaning konsentratsiya va temperaturasiga bog'liq bo'ladi. Dissotsilanish darajasini aniqlash uchun turli usullardan foydalanish mumkin.

Barcha elektrolitlar shartli ravishda uch gruppaga bo'linadi. Amalda to'liq ($\alpha > 30\%$) ionlarga dissotsilanadigan elektrolitlar **kuchli elektrolitlar** jumlasiga kiradi; masalan, HCl, HNO₃, H₃SO₄, HClO₄, HI, KOH, NaOH va deyarli barcha tuzlar — kuchli elektrolitlardir; **kuchsiz elektrolitlar** jumlasiga deyarli kam darajada ($\alpha < 3\%$) dissotsilanadigan moddalar: H₃BO₃, CH₃COOH, HCN, H₂S, NH₄OH va boshqa ba'zi moddalar kiradi. Kuchsiz elektrolitlarning ko'pchilik qismi molekular holatida bo'ladi. $3 < \alpha < 30$ bo'lgan oraliqni **o'rtacha kuchdagi elektrolitlar** tashkil etadi.

Eritmada erigan moddaning turli ko'rinishlari (ionlari hamda dissotsilanmagan molekulari) bir-biri bilan muvozanat holatida bo'ladi; molekularning ionlarga ajralish tezligi ionlardan molekularlar hosil bo'lish tezligiga teng. Buni biz sirka kislotaning suvdagi eritmasi misolida ko'rib chiqamiz. Dissotsilanish va unga qarama-qarshi ionlarning o'zaro assotsilanish jarayonlarini quyidagi tenglama bilan ifodalaymiz:



Ana shu muvozanat jarayoniga massalar ta'siri qonunini qo'llasak:

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ifoda kelib chiqadi. Bu formuladagi K_d — muvozanat doimiysi bo'lib, ayni holda *dissotsilanish doimiysi* deb ataladi. Moddaning dissotsilanish doimiysi qancha katta bo'lsa, uning dissotsilanish xususiyati shuncha yuqori bo'ladi.

Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga muvofiq, elektrolitlarning eritmalarida sodir bo'ladigan barcha reaksiyalar ionlar orasidagi reaksiyalar hisoblanadi. Ular **ionli reaksiyalar**, bu reaksiyalarning tenglamalari esa **ionli tenglamalar** deyiladi. Ular reaksiyalarning molekular shaklda yozilgan tenglama-

lariga qaraganda sodda va ancha umumiy xususiyatga ega bo'ladi.

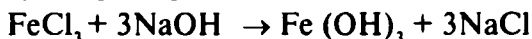
Reaksiyalarining ionli tenglamalarini tuzishda kam dissotsilanadigan, kam eriydigan (cho'kmaga tushadigan) va gazsimon moddalarning molekular shaklda yozilishiga amal qilish kerak. Moddaning formulasi yoniga qo'yiladigan \downarrow ishora shu modda reaksiya doirasidan cho'kma holida chiqib ketishini, \uparrow ishora esa modda reaksiya doirasidan gaz holida chiqib ketishini bildiradi. To'liq dissotsilanadigan kuchli elektrolitlar ion holida yoziladi. Tenglamaning chap qismidagi ionlarning elektr zaryadlar yig'indisi o'ng qismidagi zaryadlar yig'indisiga teng bo'lishi kerak.

Bu qoidalarni puxta o'zlashtirib olish uchun quyidagi misolni ko'rib chiqamiz. Masalan:

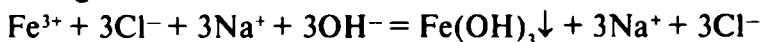
FeCl_3 bilan NaOH eritmalarini orasidagi reaksiya tenglamasini molekular va ionli shaklda yozing.

Masalaning yechimini uchta bosqichga bo'lamiz.

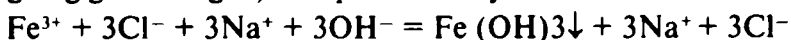
1. Reaksiyaning tenglamasini molekular shaklda yozamiz:



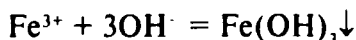
2. Yaxshi dissotsilanadigan moddalarni ionlar holida, reaksiya doirasidan chiqib ketadiganlarini — molekular holda tasvirlab, bu tenglamani qaytadan yozamiz va bu reaksiyaning to'la ionli tenglamasidir.



3. Bunday ionli tenglamaning ikkala qismidan bir xil ionlarni, ya'ni reaksiyada ishtirok etmaydigan ionlarni (ularning tagiga chizilgan) chiqarib tashlaymiz.



4. Reaksiyaning tenglamasini yakuniy ko'rinishda yozamiz:



Bu reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasidir. Bu tenglamadan ko'rinib turibdiki, reaksiyaning mohiyati Fe^{3+} va OH^- ionlarining o'zaro ta'sirlashuvidan iborat, buning natijasida $\text{Fe}(\text{OH})_3$ cho'kmasi hosil bo'ladi.

Elektrolit eritmalarida sodir bo'ladigan juda ko'p ion almashinish reaksiyalari deyarli qaytmas tarzda reaksiya mahsulotlari hosil bo'lish tomoniga qarab boradi va ularni uch gruppaga bo'lish mumkin.

1. Cho'kmalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalar.

Masalan:

- a) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
- b) $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- d) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$

2. Kam eriydigan gazsimon moddalar hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalar. Masalan:

- a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- b) $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

3. Kam dissotsilanadigan moddalar (kuchsiz elektrolitlar) hosil bo'lishi bilan boradigan reaksiyalar. Masalan:

- a) $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- = \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

Shunday qilib, elektrolitlar eritmalarida almashinish reaksiyalari deyarli qaytmas tarzda cho'kmalar (kam eriydigan moddalar), gazlar (oson uchuvchan moddalar) va kuchsiz elektrolitlar (kam dissotsilanadigan birikmalar) hosil bo'lish tomoniga boradi.



4.3. Vodorod ko'rsatkich. Indikatorlar

Kimyoviy va biokimyoviy jarayonlar kechishida muhitning kislotali, ishqoriy yoki neytral bo'lishi katta ahamiyatga ega. Eritma muhiti vodorod ko'rsatkichi (pH) qiymati bilan baholanadi. pH tushunchasini kiritish uchun suvning ionlanishini ko'rib chiqish kerak. Suv juda kuchsiz elektrolit bo'lib, juda oz miqdorda vodorod va gidroksid ionlariga ajraladi. Suvning ionlanish tenglamasini quyidagicha yozamiz:



Suvning ionlanish doimiysi juda kichik va 298 K da:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad \text{ga teng bo'ladi.}$$

Shuning uchun suvning muvozanat konsentratsiyasini uning boshlang'ich molyar konsentratsiyasiga deyarli teng deb hisoblasa bo'ladi.

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ mol/l}$$

Ushbu formuladagi suvning muvozanat konsentratsiyasi $[\text{H}_2\text{O}]$ o'rniga topilgan qiymatini qo'yib, noma'lumlarni tenglikning bir tomoniga o'tkazsak, quyidagi ifoda hosil bo'ladi:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}; \quad [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol/l}$$

Har qanday suvli eritmada, 298 K temperaturada vodorod ionlari bilan gidroksid ionlarining ko'paytmasi o'zgarmas kattalik bo'lib, *suvning ionli ko'paytmasi* deyiladi. $K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ qiymatining doimiyligidan quyidagi tenglama kelib chiqadi:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{OH}^-]} \quad \text{va} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}^+]}$$

Ulardan foydalanib, turli modda eritmalaridagi vodorod va gidroksid ionlarining konsentratsiyalarini hisoblab chiqarish mumkin.

Toza suvda $[\text{H}^+]$ va $[\text{OH}^-]$ ionlarining konsentratsiyasi o'zaro teng. 298° K da ular quyidagi qiymatga ega bo'ladi:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Bu sharoitda muhit neytral bo'ladi. Kislotali muhitda $[\text{H}^+]$ ionlarining konsentratsiyasi $[\text{OH}^-]$ ionlarining konsentratsiyasidan ko'p bo'ladi.

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]; \quad [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Ishqoriy muhitda $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ bo'lib, $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ bo'ladi.

Muhitni vodorod ko'rsatkichi (pH) qiymati bilan ifodalash ancha qulay.

Suvning ionli ko'paytmasi tenglamasi ($[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$) ni logarifmlasak, u quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = -14 \quad \text{yoki} \quad (-\lg[\text{H}^+]) + (-\lg[\text{OH}^-]) = 14$$

$-\lg[\text{H}^+]$ ni pH deb, $-\lg[\text{OH}^-]$ ni pOH deb belgilaymiz.

$$\text{Unda } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

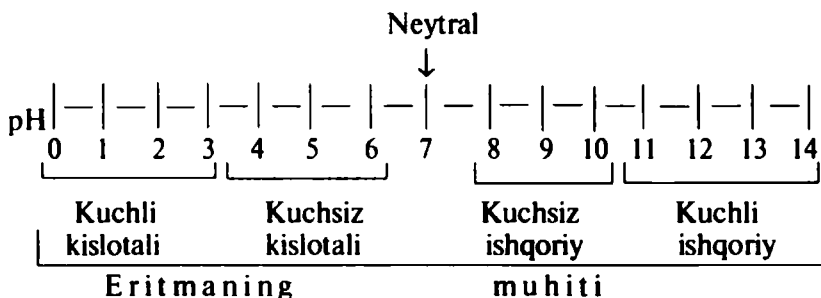
Vodorod ko'rsatkichi deb, eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyasining manfiy ishora bilan olingan o'nlik logarifmiga teng qiymatiga aytiladi:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Gidroksid ko'rsatkichi (pOH) deb, eritmadagi gidroksid ionlari konsentratsiyasining manfiy ishora bilan olingan o'nlik logarifmiga aytiladi:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

Vodorod ionlarining konsentratsiyasi, pH qiymati va eritmaning muhiti orasidagi bog'liqlikni ushbu sxema yordamida ifodalash mumkin:



Sxemadan ko'rinib turibdiki, pH qancha kichik bo'lsa, H⁺ ionlarining konsentratsiyasi shuncha katta, ya'ni muhitning kislotaliligi yuqori bo'ladi, aksincha, pH qancha katta bo'lsa, H⁺ ionlarining konsentratsiyasi shuncha kichik, ya'ni muhitning ishqoriyligi yuqori bo'ladi.

Eng ko'p ma'lum bo'lgan ba'zi eritmalarining pH qiymatini keltiramiz va ularga muvofiq keladigan muhit reaksiyasini ko'rsatamiz: oshqozon shirasi — pH = 1,7 (kuchli kislotali muhit), torfli suv — pH = 4 (kuchsiz kislotali), yomg'ir suvi — pH = 7,5 (kuchsiz ishqoriy), qon — pH = 7,4 (kuchsiz ishqoriy), so'lak — pH = 6,9 (kuchsiz kislotali), ko'z yoshlari — pH = 7 (neytral).

Tabiat va texnikadagi turli-tuman jarayonlarda pH ning ahamiyati nihoyatda kattadir. Kimyoviy oziq-ovqat va to'qimachilik sanoatlarida hamda sanoatning boshqa tarmoqlaridagi ko'pchilik ishlab chiqarish jarayonlari muhitning muayyan qiymatida, ya'ni ma'lum muhitdagina sodir bo'ladi.

Qishloq xo'jaligi ekinlarining yaxshi rivojlanishi va ulardan yuqori hosil olish uchun ham tuproq eritmasi muayyan mu-

hitli bo'lishi zarur. Tuproq so'rimining pH qiymatiga qarab, tuproqlar kuchli kislotali ($\text{pH} = 3 - 4$), kislotali ($\text{pH} = 4 - 5$), kuchsiz kislotali ($\text{pH} = 5$), ishqoriy ($\text{pH} = 8 - 9$) va nihoyat, kuchli ishqoriy ($\text{pH} = 9 - 11$) tuproqlarga bo'linadi.

Ko'pincha o'simliklar kuchli kislotalilikdan zararlanadi, uni kamaytirish uchun tuproq ohaklanadi, ularga ohaktoshlar — kalsiy yoki magniy karbonatlar solinadi. Agar tuproq kuchli ishqoriy (sho'rxok va sho'rtob tuproq) bo'lsa, u holda ishqoriylikni kamaytirish uchun tuproq gipslanadi — unga maydalangan gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ qo'shiladi.

Tuproqni ohaklash yoki gipslash zarurligi eritmaning (tuzli so'rimning) vodorod ko'rsatkichini hisobga olib aniqlanadi, pH ning qiymatiga qarab jadvallar bo'yicha solinadigan moddalarning miqdori aniqlanadi.

Turli kimyoviy jarayonlardan, jumladan, tabobat va xastalikning oldini olish amaliyotida ichimlik suvi, sanoat chiqindi suvlari, tuproq, oziq-ovqat mahsulotlari va boshqalarning tarkibini miqdoriy aniqlashda turli hajmiy tahlil usullari keng qo'llaniladi. Hajmiy tahlil usulida modda miqdorini aniqlash titrlash jarayoniga asoslangan.

Titrlash. Tekshirilayotgan eritma tarkibidagi moddaning to'liq reaksiyaga kirishishi uchun zarur bo'lgan konsentratsiyasi aniq eritmadan qancha hajm sarflanishini aniqlashga asoslangan. Konsentratsiyasi aniq bo'lgan eritmalar *titrlangan* yoki *ishchi eritmalar* deyiladi. Titrlash ekvivalent nuqtagacha davom ettiriladi.

Ekvivalent nuqta shunday holatki, bunda titrlash vaqtida reaksiyada ishtirok etayotgan moddalarning molyar (ekvivalent) miqdorlari o'zaro teng bo'ladi. Shuning uchun reaksiya oxirini bilish yoki ekvivalent nuqtani aniq topish katta ahamiyatga ega. Ekvivalent nuqtani aniqlash uchun indikatorlardan foydalaniladi. **Indikatorlar** shunday moddalarki, ular reaksiya vaqtida ishtirok etib, ekvivalent nuqtaga yetganda ko'z bilan seza oladigan (rangning o'zgarishi, cho'kma hosil bo'lishi va h.k.) biror o'zgarish hosil qilish xususiyatiga ega. Ba'zan indikatorlar vazifasini reaksiyaga kirishayotgan moddalardan biri bajarishi mumkin.

Suvdagi eritmalarda indikator kuchsiz kislota yoki kuchsiz


asos xossalarini namoyon qilib, ularning dissotsilanmagan molekulari bir xil rangda, dissotsilanganda hosil bo'ladigan ionlar boshqa rangda bo'lish xususiyatiga ega. Masalan, fenolftalein, metiloranj va lakmus kuchsiz kislotalar deb qaralsa, ularning dissotsilanishini umumiy holda quyidagicha yozsa bo'ladi:



Bu yerda HJnd, Jnd^- — dissotsilanmagan va dissotsilangan indikator formalari bo'lib, ularning rangi turlicha (Jnd^- — indikatorning murakkab anioni) bo'ladi.

Masalan, fenolftalein kislotali muhitda dissotsilanmaydi va HJnd formadagi rangni ko'rsatadi. Bu forma rangsiz. Shu indikatorning o'zi ishqoriy muhitda yaxshi dissotsilanadi va eritma Jnd^- — indikator anionining rangini ko'rsatadi, ya'ni bu muhitda eritma pushti-qizil rangga kiradi.

Indikatorlarning eritmalarda biror rangga kirish xossasi ular tarkibida **xromofor** deb ataluvchi qo'shbog'ga ega bo'lgan gruppalarining mavjudligidandir: $-N=O$; $-N=N-$; $C=O$ va h.k.

Ayniqsa, xinoid gruppasi =  = bo'lgan tutash

qo'sh bog'li indikatorlar kuchli xromofor xossaga ega. Xromofor gruppalar soni ortishi bilan indikator rangining o'zgarishi kuchayadi. Indikator rangining o'zgarishini ko'z bilan kuzatish mumkin bo'lgan pH oralig'i *indikator rangining o'zgarish intervali* deyiladi. Bu interval fenolftaleinda pH 8,0—9,8, lakmusda pH 5—8, metiloranjda pH 3,1—4,4 ga to'g'ri keladi.



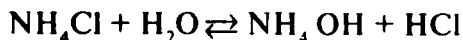
4.4 Hidroliz jarayoni

Tuzlarning gidrolizlanishi. Ergan tuz ionlarining suvning H^+ va OH^- ionlari bilan kimyoviy o'zaro ta'sirlashib, muhitning pH ini o'zgartirishi *tuzlarning gidrolizlanishi* deyiladi.

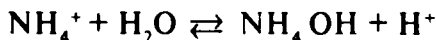
Tuzlar gidrolizlanganda suvning dissotsilanishidagi ion muvozanati siljiydi. Natijada ko'pchilik tuzlarning eritmaları kislotali yoki ishqoriy muhitga ega bo'lib qoladi.

Tuzlarning gidrolizlanishining tipik hollarini ko'rib chiqamiz.

1. **Kuchsiz asos bilan kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz.** Bunga ammoniy xlorid misol bo'la oladi, u suvda NH_4^+ va Cl^- ionlariga dissotsilanadi. Bu tuzning gidrolizlanishini quyidagi tenglama bilan ifodalash mumkin:



yoki ionli ko'rinishda



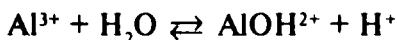
NH_4^+ ionlari suvning OH^- ionlari bilan birikib, kam ionlanuvchi ammoniy gidroksid hosil qiladi. Cl^- ionlari suvning H^+ ionlari bilan birikmaydi, chunki xlorid kislota kuchli elektrolitdir. Natijada eritmadagi H^+ ionlarining konsentratsiyasi OH^- ionlarining konsentratsiyasidan ortib ketadi. Bunday eritma kislota xossalariga ega bo'ladi; uning pHi 7 dan kichik. Masalan, NH_4Cl 0,1 M eritmasining pHi 5,3 ga teng.

Kuchsiz asos hamda kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning eritmalari kislotali muhitga ega bo'ladi.

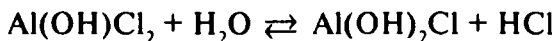
Kuchli kislota va kuchsiz ikki yoki ko'p atomli asosdan hosil bo'lgan tuz bosqich bilan gidrolizlanadi. Masalan, aluminij xlorid suvda eritilganda, tuz birinchi bosqichda quyidagicha gidrolizlanadi:



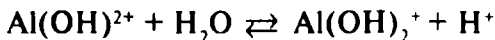
yoki ionli ko'rinishda



Eritma juda suyultirilganda, gidroliz qisman ikkinchi bosqichda borib, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ hosil qiladi:

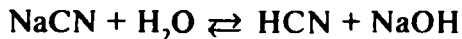


yoki ionli shaklda

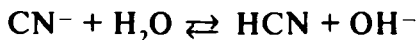


Uchinchi bosqichda eritmada protsessning chapdan o'ngga borishi uchun yordam beradigan vodorod ionlari miqdori ko'payib ketganligi uchun tuz bu bosqichda gidrolizlanmaydi va aluminij gidroksid hosil qilmaydi.

2. **Kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuz.** Misol sifatida natriy sianidning gidrolizlanishini ko'rib chiqamiz:

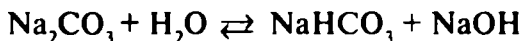


yoki ionli shaklda

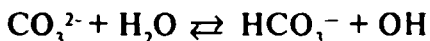


Gidroliz natijasida eritmada kam dissotsilanuvchi kislota HCN hosil bo'ladi va OH^- ionlari to'planadi. Demak, kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizlanishi natijasida eritmada OH^- ionlarining konsentratsiyasi ortadi. Bunday tuzning eritmasi ishqor xossasiga ega bo'ladi: $\text{pH} > 7$. Masalan, KCN 0,1M eritmasining pH 11,1 ga teng.

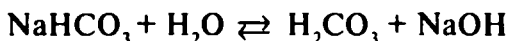
Kuchli asos hamda ikki yoki ko'p negizli kislotadan hosil bo'lgan tuz ham bosqich bilan gidrolizlanadi, masalan, Na_2CO_3 odatdagi konsentratsiyali eritmalarda amalda faqat birinchi bosqich bilan gidrolizlanib, nordon tuz hosil qiladi:



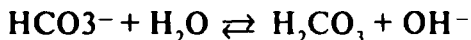
yoki ionli shaklda



Na_2CO_3 juda suyultirilgan eritmalarda qisman ikkinchi bosqich bilan gidrolizlanib, karbonat kislota hosil qiladi.



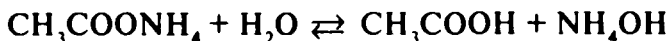
yoki ionli shaklda



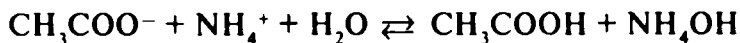
Bunda ham xuddi NaCN ning gidrolizlanishi kabi gidroksil ionlarining konsentratsiyasi ortadi va eritma ishqoriy xossaga ega bo'ladi.

3. Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz.

Kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzga ammoniy asetat $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ni misol qilib keltirish mumkin. U CH_3COO^- va NH_4^+ ionlariga dissotsilanadi. Bunda ikkita kuchsiz elektrolit: sirka kislota va ammoniy gidroksid hosil bo'ladi:



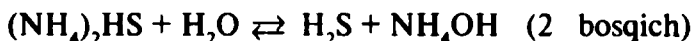
yoki ionli shaklda:



Hosil bo'lgan kislota bilan asosning dissotsilanish konstantalari ayni holda bir-biriga juda yaqin $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ bo'lgani uchun suvning ionlari CH_3COO^-

anionlar hamda NH_4^+ kationlar bilan o'zaro deyarli bir xil ta'sirlashadi. Natijada eritmadagi erkin H^+ va OH^- ionlar konsentratsiyasi deyarli o'zgarmaydi. Shuning uchun $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ eritmasi amalda neytral bo'lib qoladi. Biroq ammoniy asetat yuqorida ko'rib o'tilgan hollardagidan ko'ra ko'proq gidrolizlanadi, chunki $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ning gidrolizlanish reaksiyasida hosil bo'lgan ikkala mahsulot — kislota ham, asos ham kuchsiz elektrolitlardir.

Juda kuchsiz kislota va juda kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz deyarli to'liq gidrolizlanadi. Masalan, ammoniy sulfid $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ suyultirilgan eritmada 99,9% gidrolizlanadi. Reaksiya quyidagi tenglamalar bilan ifodalanadi:



Aluminiy sulfid Al_2S_3 yoki xrom sulfid Cr_2S_3 kabi tuzlar to'liq gidrolizlanadi, chunki ularning gidrolizlanishi natijasida qiyin eriydigan asos va kam dissotsilanadigan kislota hosil bo'ladi. Al_2S_3 ning suv bilan o'zaro ta'siri quyidagi tenglama bilan ifodalanadi:



Agar kuchli asos hamda kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz, masalan, KCl suvda eritilsa, K^+ hamda Cl^- ionlari suvning H^+ va OH^- ionlari bilan kuchsiz dissotsilanuvchi birikma hosil qilmaydi. Bunda dissotsilanmagan molekular bilan suv ionlari orasidagi muvozanat buzilmaydi. Bunday tuzlarning eritmaları neytralligicha qoladi. Demak, kuchli asos bilan kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanmaydi.

Gidroliz ko'pchilik tuzlar uchun qaytar protsessdir. Tuzning gidrolizini miqdor jihatidan gidrolizlanish darajasi bilan ifodalash mumkin.

Tuzning gidrolizlangan mollari sonini eritmadagi tuzning umumiy mollari soniga bo'lgan nisbati shu tuzning *gidrolizlanish darajasi* deyiladi.

Gidrolizlanish darajasini K harfi bilan belgilash qabul qilingan:

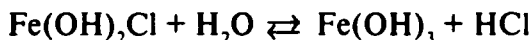
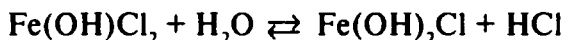
$$K = \frac{\text{tuzning gidrolizlangan mollari soni}}{\text{tuzning erigan mollarning umumiy soni}} \cdot 100\%$$

Demak, gidroliz darajasi erigan tuzning qanday qismi gidrolizlanganligini ko'rsatadi. Masalan, suvda eritilgan tuzning har ikki molidan 0,05 moli gidrolizlangan bo'lsa, gidroliz darajasi 0,025 yoki 2,5% ga teng bo'ladi.

Eritma temperaturasi ko'tarilishi natijasida tuzning gidrolizlanish darajasi ortadi. Buni quyidagicha izohlash mumkin. Temperatura ko'tarilishi bilan suvning dissotsilanishi ortadi, H^+ va OH^- ionlarining konsentratsiyasi ko'payadi, natijada tuz ionlarining suv ionlari bilan o'zaro ta'siri kuchayadi. Masalan, ammoniy asetat CH_3COONH_4 eritmasi 25° dan $100^\circ C$ gacha qizdirilsa, tuzning gidrolizlanishi 0,4 dan 9% gacha ortadi, ya'ni taxminan 22 marta ko'payadi. Odatdagi temperaturada $FeCl_3$ birinchi bosqichda gidrolizlanadi:



Eritma qizdirilsa, gidroliz tezlashib, $Fe(OH)_2Cl$ va hatto $Fe(OH)_3$ hosil bo'lguncha reaksiya boradi:



Eritmani suyultirish ham tuzning gidrolizlanish darajasini orttiradi. Masalan, KSN ning konsentratsiyasi kamaytirilsa, uning gidrolizlanishi quyidagicha ortib boradi:

C_{KCN} mol/l	0,1	0,02	0,01	0,001	10^{-5}
Tuzning gidrolizi, % hisobida	1,3	2,9	4,2	12,0	71,0

Yuqorida qayd etilgan fikrlardan shunday xulosa chiqarsa bo'ladi: tuzning gidroliz muvozanatini boshqa qaytar protsesslardagi kabi siljitish mumkin.

Tuz eritmasining temperaturasi ko'tarib yoki uning konsentratsiyasini kamaytirib, ya'ni eritmani suyultirib, tuzning gidrolizlanishini birmuncha tezlatish va muvozanatni o'ngga siljitish mumkin. Muvozanatni chapga siljitish, ya'ni gidrolizni susaytirish uchun temperaturani pasaytirish hamda eritmaning konsentratsiyasini oshirish lozim.

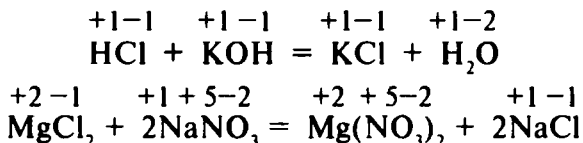


V bob
**OKSIDLANISH-QAYTARILISH
REAKSIYALARI**



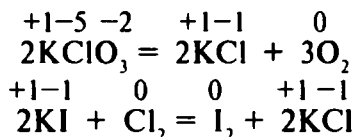
5.1. Oksidlanish darajasi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari va ularning tenglamalarini tuzish

Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikki turga bo'lish mumkin. Ularning birinchisiga reaksiyaga kirishayotgan moddalar tarkibidagi atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydigan reaksiyalar kiradi. Masalan:



Ko'rinib turibdiki, atomlardan har birining oksidlanish darajasi reaksiyadan oldin ham, keyin ham o'zgarmasdan qolgan.

Ikkinchi turga reaksiyaga kirishayotgan moddalar atomlarining oksidlanish darajasi o'zgaradigan reaksiyalar kiradi. Masalan:



Bu holda birinchi reaksiyada xlor va kislorod atomlarining, ikkinchi reaksiyada esa yod va xlor atomlarining oksidlanish darajalari o'zgaradi.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalar tarkibidagi atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari deyiladi.

Oksidlanish darajasining o'zgarishi elektronlarning biror atomga tomon tortilishi yoki bir atomdan boshqa atomga o'tishi bilan bog'liq.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari eng ko'p tarqalgan reaksiyalar bo'lib, tabiatda va texnikada katta ahamiyatga ega. Ular Yer yuzasidagi hayot faoliyatining asosi hisoblanadi. Tirik a'zoldagi nafas olish va moddalar almashinuvi, chirish va

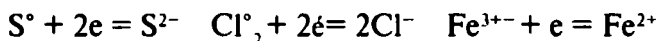
bijg'ish, o'simliklarning yashil qismlaridagi fotosintez ana shu reaksiyalar bilan bog'liq. Bu reaksiyalarni yoqilg'i yonganida, metallarning korroziyalanish jarayonlarida va elektrolizda kuza-tish mumkin. Ular metallurgiya jarayonlarining va elementlar-niing tabiatda aylanishining asosini tashkil etadi. Shunday reaksiyalar yordamida ammiak, ishqorlar, nitrat, xlorid va sulfat kislotalar hamda boshqa ko'pgina qimmatli mahsulotlar olinadi. Galvanik elementlar va akkumulatorlarda oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tufayli kimyoviy energiya elektr ener-giyaga aylanadi. Ular tabiatni muhofaza qilishga doir chora-tadbirlarning asosini tashkil etadi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida — *atom, molekula yoki ionning elektron berish jarayoni oksidlanish deyiladi*. Masalan:



Bunday jarayonda atom yoki ionning oksidlanish darajasi ortadi.

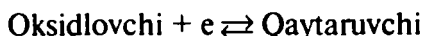
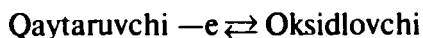
Atom, molekula yoki ionning elektronlar biriktirib olish jarayoni qaytarilish deyiladi. Masalan:



Qaytarilishda zarrachaning oksidlanish darajasi kamayadi.

Elektronlarini beradigan atom, molekula yoki ionlar qaytaruvchilar deyiladi. Reaksiya davomida ular oksidlanadi. *Elektronlarni biriktirib oladigan atom, molekula yoki ionlar oksidlovchilar deyiladi*. Reaksiya vaqtida ular qaytariladi. Atom, molekula yoki ionlar muayyan moddalar tarkibiga kirganligi sababli, bu moddalar ham tegishlicha qaytaruvchilar yoki oksidlovchilar deyiladi.

Oksidlanish hamma vaqt qaytarilish jarayoni bilan birga so-dir bo'ladi va, aksincha, qaytarilish doimo oksidlanish jarayoni bilan bog'liq. Buni quyidagi tenglamalar bilan ifodalash mumkin:



Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari ikkita bir-biriga qa-rama-qarshi jarayonning — oksidlanish bilan qaytarilishning birligidan iborat.

Qaytaruvchi bergan elektronlar soni oksidlovchi biriktirib olgan elektronlar soniga teng. Bunda elektronlar bir atomdan boshqa atomga butunlay o'tishidan yoki atomlarning biri tomon qisman siljishidan qat'i nazar, shartli ravishda, faqat elektronlar berish va biriktirib olish haqida so'z yuritiladi.

Oksidlanish darajasi. Ayni birikma to'liq ionli tuzilishga ega deb faraz qilinganda, uning tarkibidagi biror elementning shartli zaryadi o'sha elementning oksidlanish darajasi deyiladi. Elementlarning oksidlanish darajasini aniqlashda quyidagilarga rioya qilinadi:

1. Erkin holda elementlarning oksidlanish darajasi 0 ga teng deb qabul qilingan.

2. Vodородning oksidlanish darajasi metall bilan hosil qilgan gidridlaridan boshqa hamma birikmalarida +1 ga teng: $H_2^{+1}O$, $H_2^{+1}SO_4$, $H^{+1}Cl$, $H_2^{+1}S$.

Gidridlarda bo'lsa, uning oksidlanish darajasi -1. Masalan, NaH.

3. Peroksid va fluor bilan hosil qilgan birikmalardan boshqa hamma holatlarda kislorodning oksidlanish darajasi -2 ga tengdir. Masalan, H_2O^{-2} , HNO_3^{-2} , SO_3^{-2} . Peroksidlarda kislorodning oksidlanish darajasi -1 ga teng. Masalan, $H_2O_2^{-1}$, $H-O^{-1}-O^{-1}-H$, Na_2O_2 , $Na-O^{-1}-O^{-1}-Na$. Fluor bilan hosil qilgan birikmalarda kislorodning oksidlanish darajasi

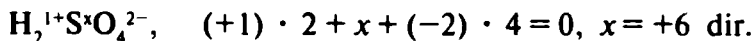
+1 ($O_2^{+1} F_2^{-1}$) va +2 ($O^{+2} F_2^{-1}$) ga teng.

4. Metallarning oksidlanish darajasi birikmalarda doimo + qiymatli bo'ladi va u, asosan, metall joylashgan gruppning raqamiga teng bo'ladi. Masalan, natriyning oksidlanish darajasi +1, kalsiyning oksidlanish darajasi +2, aluminining oksidlanish darajasi +3.

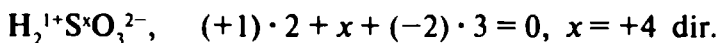
Murakkab modda tarkibidagi barcha elementlarning oksidlanish darajalari yig'indisi nolga tengligini nazarda tutish kerak. Masalan, $KMnO_4$ tarkibidagi marganes atomining oksidlanish darajasini aniqlash zarur. Buning uchun kaliyning oksidlanish darajasini +1 va kislorodnikini -2 deb olib, marganesning oksidlanish darajasi x quyidagi tenglama asosida topiladi:

$$+1 + x + (-2) \cdot 4 = 0, \text{ bunda } x = +7$$

Sulfat kislotadagi oltingugurtning oksidlanish darajasi:



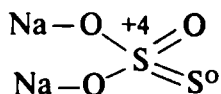
Sulfit kislotadagi oltingugurtning oksidlanish darajasi:



Ayrim hollarda bunday yo'l bilan topilgan oksidlanish darajasi unchalik to'g'ri bo'lmasligi mumkin. Masalan, $\text{Na}_2^{1+}\text{S}^x_2\text{O}_3^{2-}$

$$(+1) \cdot 2 + 2x + (-2) \cdot 3 = 0, \quad x = +2$$

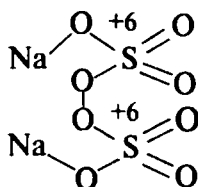
Bunday holda birikmaning struktura formulasini tuzish talab etiladi:



Bu yerda oltingugurtning bittasi +4, ikkinchisi 0 oksidlanish darajasiga egadir. Yoki natriy persulfatni olib ($\text{Na}_2^{1+}\text{S}_2^x\text{O}_8^{2-}$) ko'radigan bo'lsak,

$$(+1) \cdot 2 + 2x + (-2) \cdot 8 = 0, \quad x = +7$$

Oltingugurtning oksidlanish darajasi +7 ga o'xshaydi, bunday bo'lishi mumkin emas, ya'ni oltingugurtning yuqori oksidlanish darajasi +6 dir. Agar struktura formulasini yozadigan bo'lsak:



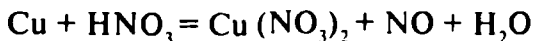
oltingugurtning oksidlanish darajasi +6, kislorodniki -1 va -2 dir.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tenglamalarini tuzish. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalari, asosan, ikki usulda tuziladi:

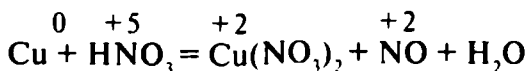
1. Elektron balans usuli. 2. Yarimreaksiya usuli.

Elektron balans usuli qaytaruvchi yo'qotgan umumiy elektronlar sonini oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soni bilan baravarlashga asoslangandir. Bunda quyidagilarga amal qilish kerak:

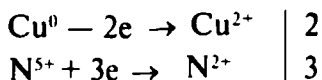
1. Eng avval reaksiya sxemasi, ya'ni reaksiya uchun olingan va reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalarning formulalari yoziladi. Masalan:



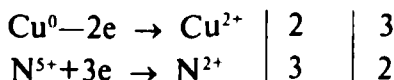
2. Reaksiyadan oldin va reaksiyadan keyin oksidlanish darajasi o'zgargan elementlarning oksidlanish darajalari hisoblab topiladi va ular har qaysi elementning belgisi tepasiga yozib qo'yiladi:



3. Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini ikki qatorga yozib, oksidlovchining olgan va qaytaruvchining bergan elektronlari soni ularning yoniga yoziladi:



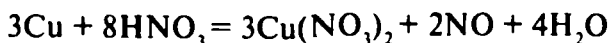
4. Misning bergan va azotning olgan elektronlarini balans qilish uchun sxema quyidagicha ko'chirib yoziladi:



5. Bu topilgan koeffitsiyentlar o'zaro qisqarsa, qisqartiriladi va oksidlovchi hamda qaytaruvchining oldiga, ya'ni oksidlovchining olgan elektronlari soni qaytaruvchiga koeffitsiyent sifatida, qaytaruvchining bergan elektronlari bo'lsa oksidlovchiga koeffitsiyent sifatida qo'yiladi:



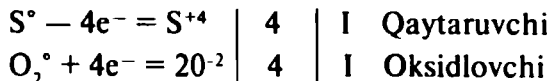
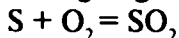
6. Reaksiyada ishtirok etayotgan boshqa birikmalarning koeffitsiyentlarini topishda tenglamaning o'ng va chap tomonlari bir-biri bilan taqqoslab chiqiladi:



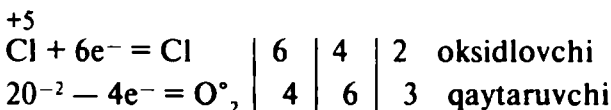
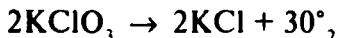
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi xillari. Reaksiyada ishtirok qilayotgan moddalar tabiatiga qarab oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari uch guruhga bo'linadi:

1. Atomlararo va molekulararo.
2. Ichki molekular.
3. O'zi oksidlanish va o'zi qaytarilish, ya'ni disproporsiya.

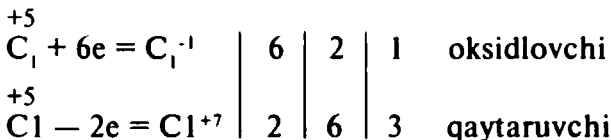
1. Atomlarning va molekullarning oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi va qaytaruvchi har xil atom yoki molekullarga ega bo'ladi:



2. Ichki-molekular oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi va qaytaruvchi vazifasini bitta molekula ichiga kiruvchi har xil elementlar o'ynaydi. Masalan:



3. O'zi oksidlanuvchi va o'zi qaytariluvchi reaksiyalarda oksidlovchi va qaytaruvchi vazifasini bitta element atomlari bajaradi:



Eng muhim oksidlovchi va qaytaruvchilar.

1) *Kuchli oksidlovchilar.* F_2 , O_2 , O_3 , Cl_2 , $HClO$, $HClO_3$, H_2SO_4 (faqat konsentrlangani), HNO_3 , shox arag'i ($HNO_3 + 3HCl$), NO_2 , $KMnO_4$ (kislotali eritmada), MnO_2 , $K_2Cr_2O_7$, CrO_3 , PbO_2 va boshqalar. *Kuchsiz oksidlovchilar.* I_2 , bromli suv ($Br_2 + H_2O$), SO_2 , HNO_2 , Fe^{3+} va boshqalar.

2) *Kuchli qaytaruvchilar.* ishqoriy va ishqoriy-yer metallari, Mg , Al , H_2 (ajralayotganda), HI va yodidlar, HBr va bromidlar, H_2S va sulfidlar, NH_3 , PH_3 , H_3PO_3 , C , CO , Fe^{2+} , Cr_2^{+} va boshqalar.

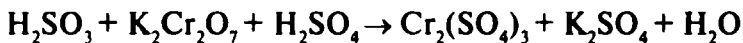
Kuchsiz qaytaruvchilar. aktivmas metallar (Pb , Cu , Ag , Hg), NaI va xloridlar, SO_2 , HNO_2 va boshqalar.

3) *Faqat oksidlovchilar.* H_2SO_4 , HNO_3 , $KMnO_4$, $KClO_4$, CrO_3 , PbO_2 , H_2SeO_4 , $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4 , Mn_2O_7 , F_2 .

Faqat qaytaruvchilar. H_2S , NH_3 , PH_3 , HI , HBr , barcha metallar.

Agar oksidlanish darajasi elementda eng kichik bo'lsa, faqat qaytaruvchi, eng yuqori bo'lsa, faqat oksidlovchi, oraliq holatda bo'lsa ham oksidlovchi ham qaytaruvchi bo'ladi.

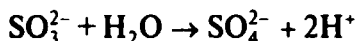
Ion-elektron usuli. Bu usuldan foydalanish uchun eng avval reaksiya tenglamasini ionli shaklda yozib olish kerak. Bunda yomon dissotsilanadigan va cho'kmaga tushgan moddalar ion holda yozilmaydi. Misol tariqasida sulfit kislotaning kislotali muhitda kaliy bixromat ($K_2Cr_2O_7$) bilan oksidlanish reaksiyasini ko'rib chiqamiz. Reaksiya sxemasini quyidagicha yozish mumkin:



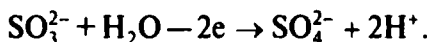
Bu tenglamaning ionli shaklida yozilishi:



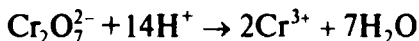
Bu reaksiyada SO_3^{2-} qaytaruvchi bo'lib, SO_4^{2-} ga aylanadi, ya'ni oksidlanadi. O'zi uchun kerakli kislorod atomini suv molekulasidan oladi:



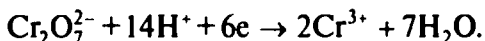
Zaryadlar soni tenglashtiriladi: _____



Bu reaksiyadagi $Cr_2O_7^{2-}$ ioni oksidlovchidir; u eritmadagi H^+ ionlari bilan reaksiyaga kirishib, suvga va Cr^{3+} ioniga aylanadi, ya'ni qaytariladi. Bixromat ioni tarkibidagi 7 ta kislorod atomi 14 ta H^+ ioni bilan birikib, 7 molekula suv hosil qiladi:

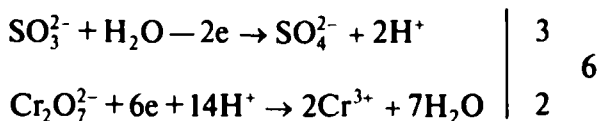


Zaryadlar soni tenglashtiriladi:

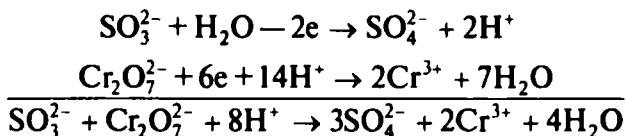


Tenglamaning chap qismidagi musbat zaryadlarning yig'indisi o'ng tomondagi musbat zaryadlarning yig'indisiga teng bo'lib, +6 ni tashkil etadi (chap tomonida: $-2-6+14 = +6$; o'ng tomonida: $+3 \cdot 2 = +6$). Shunday qilib, ayrim-ayrim

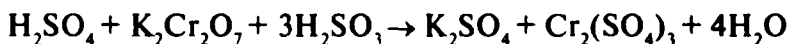
reaksiyalar yozilgandan keyin ulardan birining ostiga ikkinchisini yozib, balans qilinadi:



Bu tenglamalar topilgan koeffitsiyentlarga ko'paytiriladi va bir-biriga qo'shiladi:



Topilgan oksidlanish-qaytarilish reaksiya tenglamasining ionli shaklidan molekular shakliga o'tish qiyin emas:

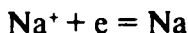


Bu usul „yarimreaksiyalar usuli“ deb ham yuritiladi.

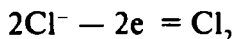


5.2. Elektroliz. Elektrolizdan foydalanish

Elektrolitlarning eritmaları va suyuqlanmalarida har xil ishoralı ionlar (kationlar va anionlar) bo'ladi, ular suyuqlikning barcha zarrachalari kabi tartibsiz harakatda bo'ladi. Agar elektrolitning shunday eritmasi yoki suyuqlanmasiga, masalan, **natriy xloridning suyuqlanmasiga** (NaCl 801°C da suyuqlanadi) inert (ko'mir) elektrodlar botirilsa va o'zgarmas elektr toki o'tkazilsa, u holda ionlar elektrodلarga: Na^+ kationlari — katodga, Cl^- anionlari — anodga tomon harakatlanadi. Na^+ ionlari katodga yetgandan keyin undan elektronlar oladi va qaytariladi:



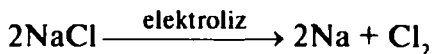
xlorid ionlari Cl^- esa elektronlarni anodga berib oksidlanadi:



Natijada katodda natriy metali, anodda esa xlor ajralib chiqadi.

Agar endi bu ikki elektrod reaksiyalarini hadlab qo'shsak (oldindan birinchisini 2 ga ko'paytirib), u holda natriy xlorid elektrolizining umumiy tenglamasini olamiz:

yoki



Bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi hisoblanadi: anodda oksidlanish jarayoni, katodda qaytarilish jarayoni sodir bo'ladi.

Elektrolitning suyuqlanmasi yoki eritmasi orqali elektr toki o'tganida elektrodalarda sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish jarayoni elektroliz deyiladi.

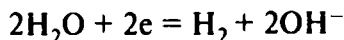
Elektrolizda katod kationlarga elektronlar beradi, anod esa anionlardan elektronlar biriktirib oladi.

Elektrolizni o'tkazish uchun elektrodlar elektrolitning suyuqlanmasi yoki eritmasiga botiriladi va ular o'zgarimas tok manbayiga ulanadi. Elektroliz o'tkaziladigan asbob **elektrolizor** yoki **elektrolitik vanna** deyiladi.

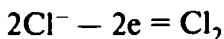
Elektrolitlar suyuqlanmalari bilan suvli eritmalarini elektrolizini bir-biridan farqlash lozim.

Suvli eritmalar elektrolizi. Suvli eritmalar elektrolizida elektrolitning ionlaridan tashqari reaksiyalarda vodorod ionlari yoki gidroksidionlar ham ishtirok etishi mumkin. Bu ionlar suvning dissotsilanishi natijasida hosil bo'ladi. Hosil bo'layotgan ionlar tegishli elektrodga tomon harakatlanadi. Katodga elektrolitning kationlari bilan vodorod H^+ , anodga elektrolitning anionlari bilan gidroksid ionlari OH^- tortilaveradi.

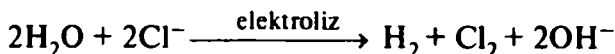
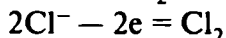
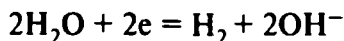
Misol tariqasida natriy xloridning suvdagi konsentrlangan eritmasining elektrolizini (ko'mir elektrodlar) ko'rib chiqamiz. Bu holda eritmada gidratlangan Na^+ va Cl^- ionlari mavjud. Lekin elektrodalarda sodir bo'ladigan reaksiyalar tuz suyuqlanmasida boradigan reaksiyalardan katta farq qiladi. Masalan, katodda natriy ionlarining o'rniga suv molekullari qaytariladi:



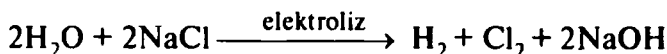
anodda esa xlorid-ionlar oksidlanadi:



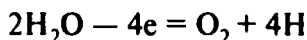
Natijada katodda vodorod, anodda xlor ajralib chiqadi, eritmada esa (katod yaqinida) NaOH to'planadi (OH^- ionlarining manfiy zaryadini Na^+ ionlarining musbat zaryadi qoplaydi). NaCl suvdagi eritmasi elektrolizning umumiy tenglamasi ionli ko'rinishda quyidagicha bo'ladi:



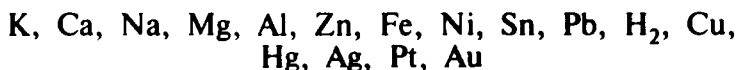
yoki molekular ko'rinishda:



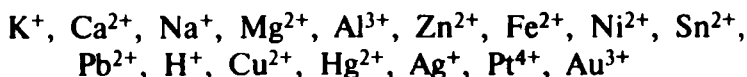
Juda suyultirilgan eritmalarda anodda xlor bilan birgalikda suv molekularining oksidlanishi hisobiga kislorod ham ajralib chiqishi mumkin:



Katodda qanday ionlar qaytariladi-yu, anodda qanday ionlar oksidlanadi? Bu savolga javob berish uchun kimyoviy reaksiyalar tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning tabiatiga va konsentratsiyasiga bog'liqligini esga olaylik. Binobarin, shu elektrolitning kationlari yoki H^+ ionlari, elektrolitning anionlari yoki gidroksid-ionlaridan qaysi biri nisbatan aktiv ekanligini bilish zarur. Kationlarning aktivligini rus olimi N.N. Beketov taklif etgan metallarning bir-birini siqib chiqarish qatoriga, asosan, muvofiq keladigan elektrokimyoviy kuchlanish qatoriga qarab aniqlash mumkin. Bu qatorni ko'zdan kechirar ekanmiz, ionlarning kimyoviy aktivligi tegishli metallarning aktivligi o'zgarishi yo'nalishiga qarama-qarshi tomonga o'zgarishi lozim, degan xulosaga kelamiz. Chunonchi, bu qatorda kaliy atomlari eng aktiv bo'lsa, aksincha, uning ionlari eng noaktivdir:



kimyoviy aktivligi kamayadi



kimyoviy aktivligi ortadi

Bu qator shuni ko'rsatadiki, sharoit bir xil bo'lganda suvli eritmalarda katodda Cu^{2+} dan Au^{3+} gacha bo'lgan kationlar qoladi. Tarkibida K^+ dan Pb^{2+} gacha kationlar bo'lgan tuzlar elektroliz qilinganda, sharoit bir xil bo'lganda, H^+ ionlari qaytariladi. Modomiki, kimyoviy reaksiyalar tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyalariga ham bog'liq ekan, vodorod ionlari kam bo'lganda (neytral muhitda) katodda elektrokimyoviy kuchlanishlar qatorida vodoroddan oldin joylashgan ba'zi metallar ham qaytarilishi mumkin.

Amaliy masalalarni yechishda ba'zan elektrolizni aniq holida qanday mahsulotlar hosil bo'lishini oldindan tez aytib berish talab etiladi. Bunday maqsadda 5.1-jadvaldan foydalanish mumkin.

5.1-jadval

**Elektrolitlarning suvli eritmalari.
Elektroliz mahsulotlari**

Elektrolitlar	Elektroliz mahsulotlari
Ishqorlar, kislorodli kislotalar, kislorodli kislotalar bilan aktiv metallar (K, Na, Ca) ning tuzlari	H_2 va O_2 , chunki faqat suv parchalanadi
Kislorodsiz kislotalar va kislorodsiz kislotalar bilan aktiv metallar (K, Na, Ca) ning tuzlari	H_2 , galogenlar va boshqalar
Kislorodsiz kislotalar bilan passiv metallar (Cu, Hg, Ag, Pt, Au) ning, shuningdek, o'rtacha aktiv metallar (Co, Ni, Cr, Sn) ning tuzlari	Metallar va galogenlar, H^+ ionlar konsentratsiyasi katta bo'lganda esa H_2 ham ajraladi
Kislorodli kislotalar bilan passiv metallar (Cu, Hg, Ag, Pt, Au) ning, shuningdek, o'rtacha aktiv metallar (Co, Ni, Cr, Sn) ning tuzlari	Metallar va kislorod, H^+ ionlar konsentratsiyasi katta bo'lganda esa H_2 ham ajraladi

Elektroliz eng aktiv metallar (K, Na, Ca, Mg, Al), ba'zi aktiv metallmaslar (Cl_2 , F_2), shuningdek, murakkab moddalar (NaOH , KOH , KClO_3) olishda keng qo'llaniladi. Metall buyumlarning sirtini nikel, xrom, qalay, rux, oltin va shu kabilar bilan qoplashda elektrolizdan foydalaniladi.

Metallar sirtiga elektroliz yo'li bilan hosil qilingan qoplamalar qalinligi bir xil, puxta bo'lib, uzoq vaqt xizmat qiladi; bundan tashqari, bu usul bilan istalgan shakldagi buyumni qoplash mumkin. Amaliy elektrokimyoning bu tarmog'i **galvanostegiya** deyiladi. Galvanik qoplamalar korroziyalanishdan saqlashdan tashqari ba'zan buyumlarga chiroyli tashqi ko'rinish baxsh etadi.

Elektrokimyoning mohiyati jihatidan galvanostegiyaga yaqin yana bir tarmog'i **galvanoplastika** deyiladi. Bu turli xil buyumlardan aniq metall nusxalar olishdir. Galvanoplastika yordamida bosmaxona klishelari, grammplastinkalar tayyorlanadi, turli xil buyumlar metallashtiriladi. Elektrolizdan ko'pchilik metallarni — ishqoriy metallar, ishqoriy-yer metallari, aluminiy, lantanoidlar va boshqalarni olish uchun, shuningdek, ba'zi metallarni aralashmalardan tozalash uchun foydalaniladi.



VI bob

KIMYOViy REAKSIYALARNING KINETIKASI



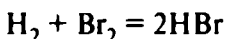
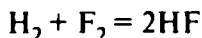
6.1. Reaksiyaning tezligiga ta'sir etuvchi omillar

Kimyoviy reaksiyaning tezligi, asosan, quyidagilarga bog'liq bo'ladi:

- reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga;
- reaksiyada ishtirok etuvchi moddalarning konsentratsiyalariga;
- temperaturaga;
- katalizatorlarning ishtirok etishiga;
- gazlarda bo'ladigan reaksiyalarda — bosimga;
- qattiq moddalarning reaksiyalarida — maydalanganlik darajasiga;
- radioaktiv nur ta'siriga.

Reaksiya tezligining kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga bog'liqligi. Ta'sirlashayotgan moddalar qancha bir-biriga moyil bo'lsa va yangi kimyoviy moddalar hosil bo'lishi bilan tugaydigan to'qnashishlar foizi qancha ko'p bo'lsa, reaksiya tezligi shuncha katta bo'ladi.

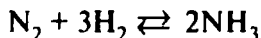
Masalan:



Birinchi reaksiya 200 °C da ham portlash bilan borsa, ikkinchisi esa qizdirilganda ham sekin boradi. Bunga sabab vodorodning ftorga nisbatan kimyoviy moyilligi bromga qaraganda kattaligida (ftorning elektrmanfiyligi bromnikiga nisbatan yuqori).

Reaksiya tezligining konsentratsiyaga bog'liqligi. A va B moddalar o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirishishi uchun ularning molekulari bir-biri bilan to'qnashishi kerak. To'qnashuvlar qancha ko'p bo'lsa, reaksiya shuncha tez ketadi. Reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyasi qancha yuqori bo'lsa, to'qnashuvlar soni shuncha ko'p bo'ladi.

Yuqoridagilardan kelib chiqib va ko'p sonli tajribalarga asoslangan holda 1867-yili norvegiyalik olimlar: K.M. Guldberg va P. Vaagelar tomonidan kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni **massalar ta'siri qonuni** kashf etildi. Bu qonunga ko'ra: *kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga proporsional va reaksiya tenglamasidagi modda formulasi oldidagi koeffitsiyent konsentratsiya darajasiga qo'yiladi*. Masalan, ammiak hosil bo'lish reaksiyasi uchun to'g'ri va teskari reaksiya tezliklari quyidagicha ifodalanadi:



$$V_1 = k [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3; \quad V_2 = k_2 [\text{NH}_3]^2$$

bu formulalarda: $[\text{N}_2]$, $[\text{H}_2]$ va $[\text{NH}_3]$ lar tegishlicha N_2 va NH_3 larning molyar konsentratsiyalari; k_1 va k_2 lar proporsionallik koeffitsiyentlari bo'lib, *reaksiyaning tezlik doimiysi* deb ataladi. Har bir reaksiya uchun ma'lum haroratda k ning qiymati doimiydir. Tezlik doimiysini fizik ma'nosini aniqlash qiyin emas: yuqoridagi misolda $[\text{N}_2]$ va $[\text{H}_2]$ larni 1 mol/l ga teng deb olsak, $V_1 = k_1$ ifoda kelib chiqadi. Demak, tezlik doimiysi (K_1) reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalari 1 mol/l bo'lgandagi tezlikni ifoda etar ekan. Tezlik doimiysi reaksiyada qatnashuvchi moddalar tabiatiga, temperaturaga, katalizatorlarning bor-yo'qligiga bog'liq, lekin konsentratsiyaga bog'liq bo'lmaydi.

Geterogen reaksiyalarning tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalarning bir-biriga tegib turadigan sirtqi kattaligiga proporsionaldir.

Haroratning ta'siri. Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi. Bu qoidaga muvofiq harorat har 10° ga ko'tarilganda ko'pchilik reaksiyalarning tezligi 2—4 marotaba ortadi. Bu bog'liqlikni matematik usulda ushbu nisbat bilan ifodalash mumkin:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{t_2 - t_1}$$

bunda v_{t_1} , v_{t_2} — tegishlicha boshlang'ich (t_1) va oxirgi (t_2) haroratlarda reaksiya tezligi, γ — reaksiya tezligining harorat

ko'effitsiyenti, γ reaksiyaga kirishuvchi moddalarning harorati 10°C ko'tarilganda reaksiyaning tezligi necha marta ortishini ko'rsatadi.

Juda katta molekularlar, masalan, oqsil molekulari qatnashadigan biokimyoviy reaksiyalarda harorat ko'effitsiyenti juda katta bo'ladi. Masalan, tuxum albuminining denaturatsiyasida (tuxum pishirish paytida kehadigan jarayon) haroratni har 10°C ga oshirganda reaksiya tezligi 50 marta ortadi. A'zolda haroratning ozgina o'zgarishi biokimyoviy jarayonlarni keskin o'zgartirib yuboradi.

Aktivlanish energiyasi. Harorat o'zgarganida reaksiya tezligining tez o'zgarishini aktivlanish nazariyasi tushuntirib beradi. Bu nazariyaga muvofiq, ushbu reaksiyani amalga oshirishga yetarli energiyasi bor aktiv molekularlar (zarrachalar)gina kimyoviy reaksiyaga kirishadi. Aktivmas zarrachalarga zaruriy qo'shimcha energiya berish yo'li bilan ularni aktiv zarrachalarga aylantirish mumkin — bu jarayon **aktivlanish** deyiladi. Aktivlanishning usullaridan biri haroratni oshirish, harorat ko'tarilganda aktiv zarrachalar soni ko'payadi, shu tufayli reaksiya tezligi ham keskin ortadi.

Reaksiyaga kirishadigan moddalar molekularini (zarrachalarini) aktiv zarrachalarga aylantirish uchun ularga berishi lozim bo'lgan energiya *aktivlanish energiyasi* deyiladi.

Aktivlanish energiyasi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga bog'liq va har bir reaksiyaning xarakteristikasi hisoblanadi. Uning qiymati qanchalik kichik bo'lsa, reaksiyaning tezligi shuncha katta bo'ladi va, aksincha. Bu energiya tajriba yo'li bilan aniqlanadi va E_a harfi bilan belgilanadi va odatda, kJ/mol da ifodalanadi. Masalan, vodorod bilan yodning birikishi uchun ($\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$) $E_a = 167,4$ kJ/mol energiya kerak.



6.2. Kataliz va katalizatorlar

Biror kimyoviy reaksiyada ishtirok etib, uning tezligini o'zgartiruvchi, o'zi esa reaksiya oxirida kimyoviy jihatdan o'zgarmay qoladigan moddalar *katalizatorlar* deb ataladi. Katalizator ishlatish yo'li bilan tezligini o'zgartirish mumkin bo'lgan reaksiyalar *katalitik reaksiyalar* deyiladi.

Kataliz — kimyoviy reaksiya tezligining katalizator ishtirokida o'zgarishidir.

Ba'zi katalizatorlar reaksiyani juda tezlashtirib yuboradi. Ular **musbat kataliz** yoki to'g'ridan to'g'ri kataliz deb ataladi. Ayrim katalizatorlar reaksiyani sekinlashtiradi, ular **manfiy kataliz** deyiladi. Musbat katalizga sulfat kislotaning olinishi, ammiakning platina katalizator ishtirokida oksidlanib, azot (II) oksidga aylanishi va boshqalar misol bo'la oladi. Manfiy katalizga natriy sulfid eritmasi bilan havo kislorodining o'zaro ta'sir reaksiyasining etil spirt ishtirokida sekinlashishi yoki vodorod peroksid parchalanish tezligining oziq miqdordagi sulfat kislota (0,0001 mas.q.) ishtirokida kamayishi va boshqalar misol bo'ladi. Manfiy kataliz ko'pincha *ingibitorlash*, reaksiya tezligini kamaytiruvchi manfiy katalizatorlar esa *ingibitorlar* deyiladi (ularning ta'sir etish mexanizmi katalizatorlarning ta'siridan farq qiladi).

Kataliz ikki turga bo'linadi, ya'ni gomogen va geterogen kataliz.

Gomogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizatorlar bir fazali sistemani hosil qiladi, katalizator bilan reaksiyaga kirishuvchi moddalar orasida chegara sirti bo'lmaydi.

Geterogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator turli fazalardan iborat sistemani hosil qiladi. Bunda reaksiyaga kirishuvchi moddalar bilan katalizator orasida chegara sirti bo'ladi. Odatda, katalizator — qattiq modda, reaksiyaga kirishuvchi moddalar — gazlar yoki suyuqliklar bo'ladi.

Biologik katalizatorlar — *fermentlar* alohida ahamiyatga ega. O'simlik va hayvon a'zolaridagi murakkab kimyoviy jarayonlar me'da-ichak sistemasida, qonda va hujayralarda kechadigan ko'pgina kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalardir. Bu jarayonlar maxsus moddalar — fermentlar ta'siri ostida boradi. Fermentlar (enzimlar) — bu biologik sistemalardagi kimyoviy reaksiyalarning tezligini o'zgartiruvchi oqsil tabiatiga ega bo'lgan moddalar. Ularsiz biokimyoviy reaksiyalarning ayrimlari juda sekin kechib, tirik a'zoning normal faoliyatiga to'sqinlik qilari edi.

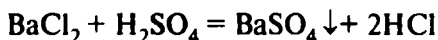


6.3. Qaytar va qaytmas jarayonlar. Kimyoviy muvozanat. Le Shatelye prinsipi

Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning to'liq reaksiya mahsulotlariga aylanishi yoki aylanmasligiga ko'ra reaksiyalar qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'linadi.

Faqat bir yo'nalishda boradigan va reaksiyaga kirishayotgan boshlang'ich moddalar oxirgi mahsulotlarga to'liq aylanadigan reaksiyalar *qaytmas reaksiyalar* deyiladi.

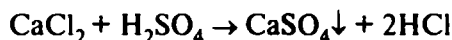
Bunday reaksiyaga bariy xloridga sulfat kislota ta'sirini misol qilib keltirsa bo'ladi:



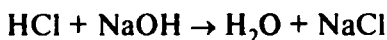
Qaytmas reaksiyalar tenglamalarining chap va o'ng qismlari orasiga tenglik ishorasi yoki strelka qo'yiladi. Ba'zi reaksiyalar qaytar bo'ladi.

Quyidagi hollarda kimyoviy reaksiyalar qaytmas bo'ladi:

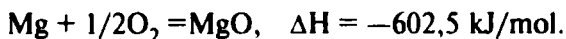
1. Reaksiya mahsulotlari reaksiya doirasidan cho'kma yoki gaz holda chiqib ketsa, masalan,



2. Kam ionlanadigan birikma, masalan, suv hosil bo'lsa,

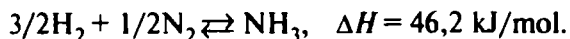


3. Reaksiya davomida katta miqdorda energiya ajralsa, masalan, magniyning yonishi:



Bir vaqtning o'zida bir-biriga teskari ikki yo'nalishda boradigan reaksiyalar *qaytar reaksiyalar* deyiladi.

Qaytar reaksiyalarning tenglamalarida chap va o'ng qismlari orasida qarama-qarshi tomonlarga yo'nalgan ikkita strelka qo'yiladi. Bunday reaksiyaga vodorod bilan azotdan ammiak sintezi misol bo'la oladi:



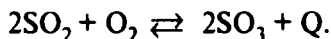
Amaliyotda qaytar reaksiyalar, turli usullar (temperatura, bosimni o'zgartirish va boshqalar) bilan qaytmas holatga keltiriladi.

Kimyoviy muvozanat holatiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi, temperatura, gazsimon moddalar uchun esa bosim ham ta'sir etadi. Bu parametrlardan bittasi o'zgarganda muvozanat buziladi va reaksiyaga kirishayotgan barcha moddalarning konsentratsiyasi yangi muvozanat qaror topguniga qadar o'zgaraveradi, bu muvozanat konsentratsiyalarning boshqa qiymatlarida qaror topadi. Reaksiya sistemasining bir muvozanat holatidan boshqasiga o'tishi *kimyoviy muvozanatning siljishi* (yoki surilishi) deyiladi.

Ko'p sonli tadqiqotlar kimyoviy muvozanatning siljishi *Le Shatelye prinsipi* deb ataladigan quyidagi qoidaga muvofiq ro'y berishini tasdiqlagan.

Kimyoviy muvozanat holatida turgan sistemada tashqi sharoitlardan biri (temperatura, bosim yoki konsentratsiya) o'zgartirilsa, muvozanat tashqi ta'sirni kamaytiruvchi reaksiya tomoniga siljiydi.

Masalan, sulfat kislota ishlab chiqarishda oltingugurt (IV) oksidni oksidlab, oltingugurt (VI) oksid olish talab etiladi. Bu reaksiya ekzotermik va qaytar reaksiyadir:



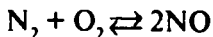
Temperatura oshirilganda muvozanat endotermik reaksiya tomoniga siljiydi:



Shuning uchun oltingugurt (VI) oksidning gazlar aralashmasidagi massasi kamayadi.

Muvozanatning siljishiga bosimning ta'sirini aniqlash uchun tenglamaning chap va o'ng qismlaridagi molekular sonini hisoblab chiqish kerak. Keltirilgan misolda tenglamaning chap qismida uchta, o'ng qismida esa ikkita molekula bor. Bosimning oshirilishi molekular soni kamayadigan jarayonga yordam berganligi uchun ushbu holda muvozanat reaksiya mahsuloti hosil bo'lishi tomoniga siljiydi. Ravshanki, bosimning kamayishi muvozanatni boshlang'ich moddalar tomoniga siljitadi.

Agar qaytar reaksiya tenglamasida chap qismdagi molekular soni o'ng qismdagi molekular soniga teng bo'lsa, masalan:

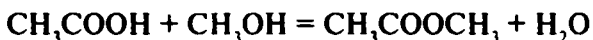


u holda bosimning o'zgarishi kimyoviy muvozanatni siljitmaydi.

Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, barcha katalizatorlar to'g'ri reaksiyaning ham, teskari reaksiyaning ham tezligini bir xilda oshiradi va shu sababli muvozanatning siljishiga ta'sir etmaydi, muvozanatning tezroq qaror topishiga yordam beradi, xolos.

Muvozanatni istalgan yo'nalishda siljitish Le Shatelye prinsipiga asoslangan bo'lib, kimyoda katta rol o'ynaydi. Ammiak sintez qilish va sanoatdagi boshqa ko'pgina jarayonlar muvozanatni olinadigan mahsulot unumdorligi katta bo'ladigan tomonga siljitish usullarini tatbiq etish tufayli amalga oshirilgan.

Ko'p jarayonlarda kimyoviy muvozanatni reaksiya mahsulotlari hosil bo'lish tomoniga siljitish uchun hosii bo'ladigan moddalar reaksiya doirasidan chiqarib yuboriladi. Masalan, eterifikatsiya reaksiyasi



da muvozanatni metilatsetat hosil bo'lish tomoniga siljitish uchun sistemaga suvni yutadigan sulfat kislota kiritiladi.



VII bob

ORGANIK KIMYONING ASOSIY TUSHUNCHA VA QONUNLARI



7.1. Organik kimyoning tarixi. A.M. Butlerovning kimyoviy tuzilish nazariyasi. Izomeriya

Molekulasi tarkibida uglerod atomi bo'ladigan birikmalarga *organik birikmalar* deyiladi. Organik birikmalar tarkibida ugleroddan tashqari ko'pincha vodorod, kislorod, azot, ba'zan oltingugurt, fosfor, galogenlar va ayrim metallar (alohida-alohida yoki turli xil kombinatsiyalarda) bo'ladi.

Organik kimyo — kimyoning katta va mustaqil bo'limi bo'lib, uning mavzu bahsi uglerod birikmalarining kimyosidir: bu fan uglevodorodlarning tuzilishi, xossalari, olinish usullari, amalda foydalanish imkoniyatlarini o'rganadi. Anorganik va organik kimyo orasiga amalda keskin chegara qo'yib bo'lmaydi.

Organik kimyo taraqqiyotining asosiy bosqichlarini to'rtta davrga ajratish mumkin:

1. **Empirik davr** — insonning organik moddalar bilan ilk bor tanishuvi, ularni ajratib olish va qayta ishlash usullari o'rganilgan vaqtdan to organik kimyo fan sifatida shakllanganicha (XVIII asrning oxiri) o'tgan davr.

2. **Analitik davr** — XVIII asr oxiridan XIX asrning 60-yillarigacha. Bu bosqichda dastlabki nazariyalar yaratilib, organik kimyo fan sifatida shakllana boshlagan.

3. **Tuzilish nazariyasi davri** — XIX asrning 60- yillaridan to XX asr boshlarini o'z ichiga oladi.

4. **Organik kimyo rivojlanishining** hozirgi zamon *molekular atomistik yoki ilmiy takomillashuv* davri.

Insonning organik moddalar bilan tanishligi va ulardan o'zining amaliy ehtiyojlari maqsadida foydalangani juda qadimdan ma'lum. Kishilarga dastavval ma'lum bo'lgan birikma sirka kislota bo'lgan. Uni ishqorga ta'sir ettirib, tuz hosil qilingan. Qadimgi xalqlar uzum shirasining bijg'ishini bilishardi. Galliya va Germaniyada sovun pishirishni, pivo

tayyorlashni, slavyan xalqlari asalni bijg'itib, ichimlik tayyorlashni, Hindiston, Gretsiya va Misrda organik moddalardan foydalanib, matolarni bo'yashni bilishgan. Qadimgi olimlar moddalarni tashqi ko'rinishiga qarab gruppalarga ajratishgan. Masalan, suvda eriydigan moddalar tuzlar deb hisoblangan. Hatto, kahrabo, oksalat va vino kislotalar ham tuzlar sinfiga kiritilgani ma'lum. Quyuq suyuqliklarning barchasi moylar deb hisoblangan. Shunga ko'ra bu gramma haqiqiy moylardan tashqari, havoda nam tortib suyuqlanadigan — o'yuvchi kaliy, kuporos moyi (konsentrlangan sulfat kislotasi) ni ham o'z ichiga olgan. Barcha uchuvchan moddalar spirtlar deb qabul qilingan. Xlorid va nitrat kislotalar, qalay xlorid va ammiak uchuvchan bo'lganligidan ular ham vino spirti qatori spirtlar deb hisoblangan. Ammiakning suvdagi eritmasi hozir ham „novshadil spirt“ deb atalishi ana shundan.

Organik kimyo odam hayotida va amaliy faoliyatida katta rol o'ynaydi. Shu yerda organik moddalar ishlab chiqaradigan yoki organik xomashyoni qayta ishlaydigan sanoatning eng muhim tarmoqlarini ta'kidlab o'tamiz: kauchuk, smolalar, rezina, plastmassalar, tolalar ishlab chiqarish, neft-kimyo sanoati, oziq-ovqat, farmatsevtika, lok-bo'yoq sanoatlari va b. Sintetik yuqori molekular moddalar — polimerlar ishlab chiqarish bizning asrimizda nihoyatda katta ahamiyat kasb etdi.

A.M. Butlerovning kimyoviy tuzilish nazariyasi. XIX asrning o'rtalariga kelib, amaliy kimyoning rivojlanishi natijasida ko'p tajriba ma'lumotlari to'planib qoldi. Binobarin, ularni birlashtiradigan, umumlashtiradigan va kimyoning kelajak rivojlanishiga yo'l ochib beradigan nazariya kerak edi. Bu nazariyani rus olimi A.M. Butlerov yaratib, birinchi marta 1861- yili tabiatshunoslarning Germaniyada bo'lib o'tgan syezdida e'lon qildi.

Mazkur nazariya atom va molekular moddalarning haqiqiy mavjud bo'lgan qismidir, atomlar molekulada o'zaro ma'lum tartibda birikkan va ularni birikish tartibini kimyoviy usullar yordamida isbotlash mumkin, degan xulosalarga asoslanadi.

Butlerovning organik birikmalarning kimyoviy tuzilish nazariyasi quyidagicha ta'riflanadi: „*Murakkab zarrachaning kimyoviy tabiati uning tarkibini tashkil etuvchi moddiy zarrachalarning tabiatiga, ularning miqdori va kimyoviy*

tuzilishi bilan belgilanadi“. Ushbu nazariyadan kelib chiqadigan xulosalar quyidagilardan iborat:

1. Organik moddalar molekulasidagi hamma atomlar bir-biri bilan ma'lum izchillikda bog'langan, bunda ularning bir-biri bilan birikishi uchun kimyoviy moyillikning muayyan qismi sarflanadi.

Molekulada atomlarning birikish tartibini va ular bog'larining tabiatini A.M. Butlerov *kimyoviy tuzilish* deb atadi.

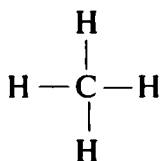
2. Moddalarning kimyoviy xossalari ular molekulasining tarkibiga va kimyoviy tuzilishiga bog'liq. Kimyoviy tuzilishning bu qoidasi izomeriya hodisasini tushuntirib beradi.

3. Reaksiyalarda molekulaning hamma qismi emas, balki ma'lum qismi o'zgarganligi tufayli, moddaning kimyoviy o'zgarishini o'rganish yo'li bilan uning kimyoviy tuzilishini aniqlash mumkin.

4. Mazkur moddaning xossasini o'rganib, molekulasining tuzilishini aniqlash, uning tuzilishini va xossasini ham aks ettiradigan ma'lum bir formula bilan ifodalash mumkin.

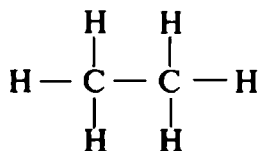
5. Molekula tarkibiga kirgan funksional gruppning xossasi o'zgarmas bo'lmasdan, balki shu grupp birikkan atom yoki atomlar gruppasining ta'sirida o'zgaradi.

Bizga ma'lum bo'lgan uglevodorodlar misolida birinchi qoidani ko'rib chiqaylik. Eng oddiy uglevodorod — metan molekulasida atomlar metandagi har bir vodorod atomlari uglerod atomi bilan birikkan. Elementlarning valentliklarini shartli ravishda chiziqchalar bilan belgilagan holda, metan molekulasidagi atomlarning birikish tartibini shunday ifodalashimiz mumkin:

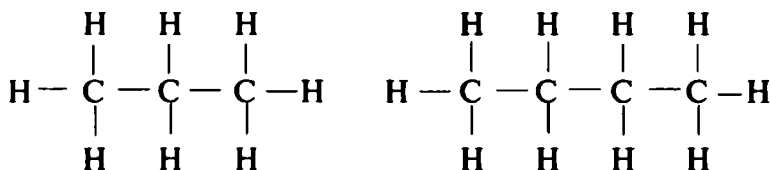


Etan C_2H_6 molekulasida hamma uglerod va vodorod atomlari bitta zarracha bo'lib birikishi uchun uglerod atomlari o'zaro bog'langan bo'lishi kerak. Uglerod atomlari o'zaro birikishga bittadan valentliklarini sarflagach, yana uchtadan bo'sh valentlik birliklari qoladi va ular ana shu

bo'sh valentliklari hisobiga 6 ta vodorod atomini ushlab turadi:

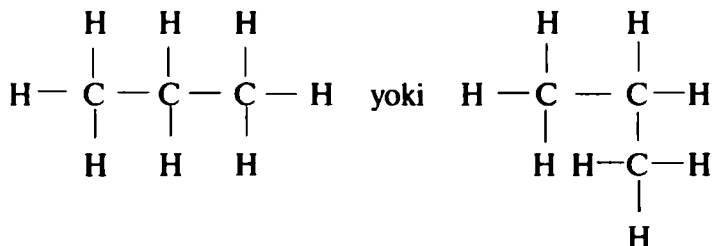


Propan C_3H_8 va butan C_4H_{10} molekularida atomlar quyidagi tartibda birikkan:



Uglerod birikmalarining turli-tumanligiga sabab uglerod atomlarining bir-biri bilan birikib, zanjir hosil qila olish xususiyatiga egaligidir. Ko'rib o'tilgan birikmalarda elementlarning valentligi o'zgarmagan. Uglerod bu birikmalarning hammasida to'rt valentlilikiga qolgan. *Molekulardagi atomlarning birikish tartibi ifodalangan kimyoviy formulalar struktura formulalari, boshqacha aytganda, tuzilish formulalari deyiladi.*

Shuni nazarda tutish kerakki, tuzilish formulalari atomlarning birikish tartibinigina aks ettiradi, lekin ularning fazoda qanday joylashganligini ko'rsatmaydi. Shuning uchun propanni qanday formula bilan ifodalasak ham ular bir modda molekulasini bildiradi, chunki ularda atomlarning birikish tartibi o'zgarmaydi:



Moddalarning tuzilish formulalari, ko'pincha qisqartirilgan holda ifodalanadi, masalan, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. Bunday soddalashtirilgan formulalarda chiziqchalar uglerod va vodorod atomlari orasidagi bog'lanishni emas, balki uglerod atomlarining o'zaro bog'lanishini ko'rsatadi.

Hozirgi nuqtayi nazardan tuzilish nazariyasining asosiy qoidalariga qisman tuzatish kiritish — fazoviy va elektron tuzilish haqidagi fikrlarni qo'shish kerak. U holda tuzilish nazariyasining asosiy qoidalarining 2- punktida *organik birikmalarning xossalari ular molekularining tarkibi, shuningdek, ularning kimyoviy, fazoviy va elektron tuzilishi bilan aniqlanadi*, deb ta'kidlash lozim. Shunga ko'ra, A. M. Butlerovning kimyoviy tuzilish nazariyasining hozirgi zamon ta'rifini ifodalash mumkin: „Murakkab zarrachaning kimyoviy tabiati uning tarkibiga, kimyoviy, elektron va fazoviy tuzilishiga bog'liq“.

A. M. Butlerovning kimyoviy tuzilish nazariyasi organik kimyo nazariyasi asosining eng muhim qismi hisoblanadi. Ahamiyat jihatdan uni D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasi bilan bir qatorga qo'yish mumkin. Davriy sistema singari bu nazariya ham juda ko'p amaliy materialni tartibga solishga, yangi moddalar mavjudligini oldindan aytishga, shuningdek, ularning olinish yo'llarini ko'rsatishga imkon berdi. Bu esa organik sintezning misli ko'rilmagan darajada muvaffaqiyatini ta'minladi. Hozirgi vaqtda ham kimyoviy tuzilish nazariyasi organik kimyoga doir barcha tadqiqotlarda yo'l ko'rsatuvchi asos bo'lib xizmat qilmoqda.

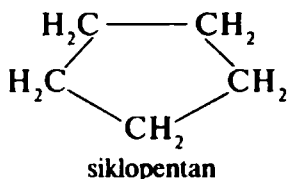
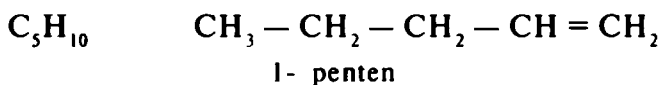
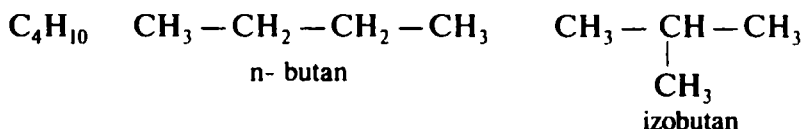
Izomeriya. Organik moddalarning xossalari faqat ularning tarkibigagina emas, balki molekulada atomlarning o'zaro birikish tartibiga ham bog'liq. Masalan, etil spirt (vino spirti) bilan dimetil efirning tarkibi bitta empirik formula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ bilan ifodalanadi, lekin ularning xossalari turlicha: etil spirtning qaynash temperaturasi $78,3^\circ\text{C}$ bo'lgan suyuqlik, dimetil efir esa $23,6^\circ\text{C}$ da suyuqlikka aylanadigan gaz.

Tarkibi va molekular massasi bir xil, lekin molekularining tuzilishi har xil, shu sababli xossalari ham turlicha bo'lgan moddalar izomerlar deyiladi.

Organik kimyoning rivojlanish jarayonida izomeriya tushunchasi chuqurlashib, fazoviy kimyo tasavvurlari hisobiga

yangi mazmun bilan boyidi. Hozirgi vaqtda izomerlar deb, tarkibi bir xil, ammo ularning fazoda joylashishi bilan farqlanadigan birikmalarga aytiladi. Shu ta'rifga ko'ra izomerlar ikkita asosiy gruppaga bo'linadi: **tuzilish izomerlari va fazoviy izomerlar**.

Tuzilish izomerlari kimyoviy tuzilishi bilan o'zaro farqlanadi, shuning uchun ular tuzilish izomerlari deb ataladi. Butan va izobutan, 1-pentan va siklopentan tuzilish izomerlariga misol bo'ladi:



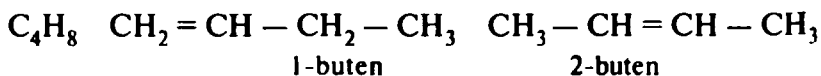
n- butan va izobutan bir xil molekular formula C_4H_{10} ga ega, ulardagi kimyoviy bog'ning tabiati (σ - bog'lar) ham bir, biroq atomlar orasidagi bog'larning ketma-ketligi bilan farqlanadi. 1- pentan va siklopentanlarning tarkibi bir xil C_5H_{10} , ammo ular ham atomlararo bog'larning ketma-ketligi, ham bog'larning tabiati bilan farqlanadi.

Tuzilish izomerlari, o'z navbatida, qator gruppalariga bo'linadi:

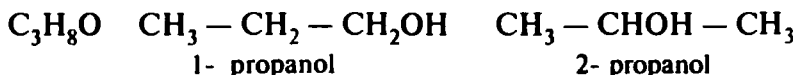
1. **Zanjir izomerlari** (yuqorida ko'rib o'tilgan butan va izobutan).

2. **Holat izomerlari:**

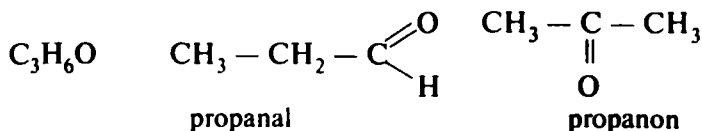
a) **karrali bog'larning holatiga ko'ra**



b) **funksional gruppalarining holatiga ko'ra**



3. Funktsional gruppalar izomeriyasi

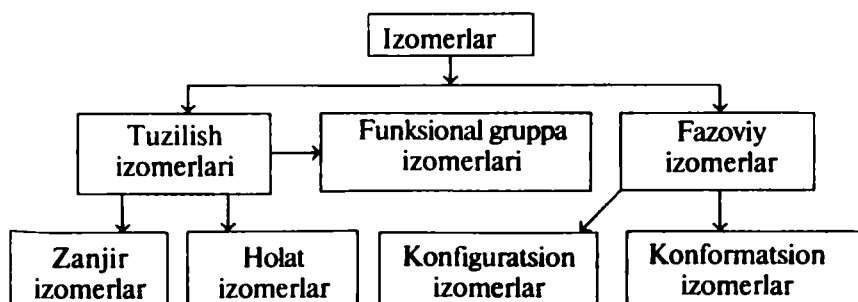


Tuzilish izomerlari organik birikmalarning ko'p sonliligining sabablaridan biridir. Masalan, $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ tarkibli to'yingan uglevodorodga 802 ta, $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ tarkibligiga esa 366319 ta izomer to'g'ri keladi.

Organik birikmalarning fazoviy tuzilishini fazoviy kimyo o'rganadi. Fazoviy kimyoni uch o'lchovli fazodagi birikmalarning kimyosi deb atash mumkin. Birikmalarning fazoviy tuzilishi faqatgina moddalarning fizik va kimyoviy xossalari bilan bog'liq bo'lmay, balki ularning biologik aktivligi bilan ham o'zaro bog'liqdir. Fazoviy kimyoda fazoviy tafovutlarni tasvirlash uchun ikkita eng muhim tushunchalar — konfiguratsiya va konformatsiyalardan foydalaniladi. Atomlarning molekula ichida fazoda bir yoki bir necha s-bog'lar atrofida aylanishidan hosil bo'ladigan molekularning turli holatlariga konformatsiya deb ataladi. Binobarin, konformatsion izomerlar (konformerlar) — bu fazoviy izomerlar bo'lib, ular orasidagi farq molekulaning ayrim qismlarini oddiy bog' atrofida aylanishi natijasida kelib chiqadi.

Konfiguratsiya — fazoda molekuladagi atomlarning ma'lum tartibda joylashishidir. Bir xil tarkibga va bir xil kimyoviy tuzilishga ega bo'lgan organik birikmalar konfiguratsiyasi bilan farqlanishi mumkin. Bunday birikmalar **konfiguratsion izomerlar** deb ataladi.

Shunday qilib, izomerlarning tasnifini umumiy tarzda quyidagicha tasavvur qilish mumkin:

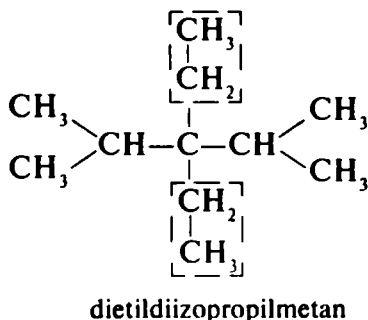
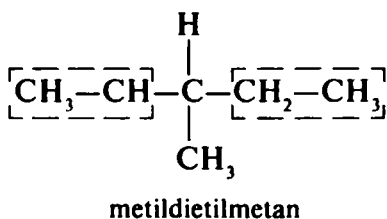
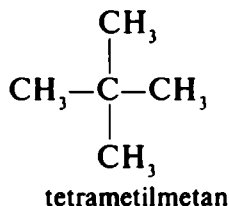
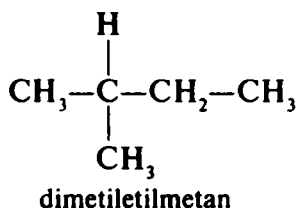




7.2. Organik birikmalarning nomlanishi va klassifikatsiyasi

Organik moddalarning nomlanishi. Tarixiy (empirik yoki trivial) nomenklatura turli organik birikmalarning tabiatda nimadan olinishini, ularning xossalarini, rangini yoki tashqi ko'rinishini tasvirlovchi tasodifan nomlanish tarixiy **nomenklatura** bo'lib qolgan. Masalan, malvindan olingan organik modda — malvin deb ataladi; metan, etan, propan va butan ham tarixiy nom bilan yuritiladi va hokazo.

Ratsional nomenklatura („Ratsional“ so'zi lotincha bo'lib, „ratio“ — idrok demakdir). Bu nomenklaturaga asosan, hamma to'yingan uglevodorodlar metanning hosilasi deb qaraladi. Uglevodorodlarni ratsional nomenklatura bilan atash uchun avvalo eng ko'p uglerod atomlari bilan bog'langan uglerod atomi aniqlanadi va unga birikkan radikallarning nomiga metan so'zi qo'shib aytiladi. Masalan:



Ratsional nomenklaturada organik birikmaning necha xil radikallardan tuzilganligi aniqlanadi. Ammo gomologik qatorda uglerod atomlari soni ortishi bilan izomerlar sonining ortishi ularni ratsional nomenklatura bilan atashni murakkablashtirdi. Ba'zida bir xil modda turlicha nomga ega bo'lib qoladi. Shuning uchun hamma organik birikmalarni bir xil sistemada atash

uchun nomenklatura talab qilindi. Bu talabni qondiruvchi nomenklatura jeneva nomenklaturasidir.

Jeneva (sistematik) nomenklaturasi. Bu nomenklatura kimyogarlarning 1892-yilda Shveysariyaning Jeneva shahrida bo'lib o'tgan xalqaro kengashida qabul qilingan. Shuning uchun ham Jeneva (sistematik) nomenklaturasi yoki xalqaro nomenklatura deb nom olgan. 1957-yilda Parij shahrida kimyogarlarning syezdida bu nomenklatura qayta ishlab chiqilgan va o'zgarishlar kiritilgan.

Uglevodorodlarning nomini Jeneva nomenklaturasi yordamida atash uchun ularni tashkil qiluvchi zanjirning tarmoqlangan yoki tarmoqlanmaganligini bilish zarur. Uglevodorod tarmoqlanmagan zanjirdan iborat bo'lsa, ya'ni molekulani tashkil qiluvchi har bir uglerod shu molekuladagi boshqa uglerod atomlari (ikki uglerod atomidan ko'p bo'lmasligi shart) bilan birlamchi bog' vositasida ulangan bo'lsa, u holda uglevodorod molekulasini tashkil qiluvchi uglerodning soni grek yoki lotin so'zi bilan ifodalanadi va unga *an* qo'shimchasi qo'shiladi.

Uglevodorod tarmoqlangan zanjirdan iborat bo'lsa, ya'ni molekuladagi uglerod atomlari o'zaro birlamchi bog' vositasida bog'langan bo'lsa, u holda uglevodorodlar jeneva nomenklaturasiga ko'ra quyidagicha nomlanadi. Uglevodorodlarni atashda nomenklaturaning asosi qilib zanjirning eng uzun qismi olinadi va uning uglerodlari raqamlanadi. Uglerodni raqamlash zanjirning tarmoqlangan qismi qaysi uchiga yaqinroq bo'lsa, shu uchidagi ugleroddan boshlanadi. So'ngra uglevodorodning qaysi raqamli uglerodiga radikal (o'rinbosar) birikkan bo'lsa (o'rinbosarlar zanjirda bir nechta bo'lsa, avvalo ularning oddiysidan boshlanadi), avvalo shu raqam, keyin unga birikkan radikal va so'ngra eng uzun zanjirning nomi aytiladi. Agar uglevodorod molekulasining zanjirida bir xil radikallarning soni ko'p bo'lsa, u holda radikalning nomini atashdan ilgari ularning soni yoziladi, o'rinbosarlarning raqamlari orqali vergul ajratiladi. Quyida uglevodorodlarni jeneva nomenklaturasi yordamida atashga misol keltiramiz:

