

**O‘ZBEKISTON RESPUBLIKASI OLIY VA O‘RTA MAXSUS
TA‘LIM VAZIRLIGI**

O‘RTA MAXSUS, KASB-HUNAR TA‘LIMI MARKAZI

S. Masharipov, I. Tirkashev

KIMYO

Akademik litsey va kasb-hunar kollejlari uchun darslik

6- nashri

„O‘QITUVCHI“ NASHRIYOT-MATBAA IJODIY UYI
TOSHKENT — 2008

ББК 24. Ія 722

Тақризчилар:

Urganch davlat universiteti «Umumiy kimyo» kafedrasi mudiri, dotsent

Q. Sobirov;

Jizzax politexnika instituti qoshidagi akademik litsey o'qituvchisi, kimyo fanlari nomzodi, dotsent **E. Qarshiyev;**

Urganch Sanoat kolleji direktori o'rinbosari, oliy toifali kimyo o'qituvchisi **Sh. S. Ro'zimetova.**

Ushbu darslikda yoritilgan mavzular O'zbekiston Respublikasi Oliy va o'rta maxsus ta'lim vazirligi tomonidan akademik litsey va kasb-hunar kollejlari uchun tasdiqlangan o'quv dasturi asosida yozilgan. Darslik ikki qismdan iborat bo'lib, anorganik va organik kimyoni 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.

M $\frac{4306021500-64}{353(04)-2008}$ Qat'iy buyurtma —2008

ISBN 978-9943-02-083-2

© „O'qituvchi“ NMIU, 2007

© „O'qituvchi“ NMIU, 2008

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 xossalarini 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.

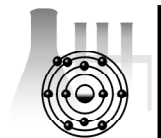
Demak, kimyo — moddalar, ularning xossalari, moddalarning o‘zgarishlari va bu o‘zgarishlarda bo‘ladigan hodisalar haqidagi fandir.

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 kimyo va biokimyoviy fanlar 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.



I bob

KIMYONING ASOSIY TUSHUNCHA VA QONUNLARI



1.1. Kimyoda atom-molekular ta'limot. Gaz qonunlari

Atom-molekular ta'limotning asosiy qoidalari XVII asrning o'rtalariga kelib M.V.Lomonosov tomonidan ishlab chiqildi va ingliz kimyogari J.Daltonning XIX asrning o'rtalarida fanga elementlarning atom massalari haqidagi tushunchani kiritganidan keyingina umum tomonidan e'tirof etildi.

Moddalar bilan bo'ladigan fizik hodisalarni molekular nazariya tushuntirib beradi. Kimyoviy hodisalarni tushuntirishda molekular nazariyaga atomlar haqidagi ta'limot yordam beradi. Bu nazariyalarning ikkalasi — molekular nazariya bilan atomlar haqidagi nazariya birlashib, atom-molekular ta'limotni hosil qiladi. Bu ta'limotning mohiyatini quyidagi bir necha qoidalar tarzida ta'riflash mumkin:

1. Molekulalar to'xtovsiz harakatda bo'ladi. Molekulalarning harakatlanish tezligi temperaturaga bog'liq. Temperatura ko'tarilishi bilan molekulalarning harakatlanish tezligi ortadi.

2. Molekulalar atomlardan tarkib topadi, atomlar ham molekulalar kabi to'xtovsiz harakatda bo'ladi.

3. Bir turdagi atomlar boshqa turdagi atomlardan massasi va xossalari bilan farq qiladi.

4. Molekulalar orasida o'zaro tortilish va itarilish kuchlari ta'sir etadi. Bu kuchlar qattiq moddalarda eng ko'p, gazlarda esa kam namoyon bo'ladi.

5. Molekulalar orasida oraliq masofa bo'lib, uning o'lchamlari moddaning agregat holatiga va temperaturaga bog'liq. Gazlarning molekulalari orasidagi masofa eng katta bo'ladi. Ularning oson siqiluvchanligiga sabab ana shudir. Suyuqliklarni siqish qiyin, chunki ularning molekulalari o'rtasidagi oraliq ancha kichik bo'ladi. Qattiq moddalarda molekulalar o'rtasidagi oraliq yanada kichik, shu sababli ular deyarli siqilmaydi.

6. Molekular va nomolekular tuzilishli moddalar bor.

7. Molekular tuzilishli moddalarda qattiq holatda kristall panjaraning tugunlarida molekulalar bo'ladi. Kristall panjaraning tugunlarida joylashgan molekulalar orasidagi bog'lanish zaif bo'ladi va qizdirilganda uziladi. Shu sababli molekular tuzilishli moddalarning suyuqlanish temperaturalari odatda, ancha past bo'ladi.

8. Fizik hodisalarda molekulalar saqlanib qoladi, kimyoviy hodisalarda esa parchalanadi.

Bir xil moddalar tarkibi va xossalari jihatidan farq qiladigan boshqa moddalarga aylanadigan va bunda atomlar yadrolarining tarkibi o'zgaradigan hodisalar kimyoviy hodisalar deyiladi.

Havoda oksidlanish, yonish, rudalardan metallarning olinishi, temirning zanglashi — bularning hammasi kimyoviy hodisalardir. Bu hodisalarni boshqacha qilib aytganda, kimyoviy o'zgarishlar, kimyoviy reaksiyalar yoki kimyoviy o'zaro ta'sirlar deyiladi.

Kimyoviy hodisalar bilan fizik hodisalarni bir-biridan farq qilish lozim.

Fizik hodisalarda moddalarning shakli yoki fizik holati o'zgaradi yoki atom yadrolarining tarkibi o'zgarishi hisobiga yangi moddalar hosil bo'ladi.

Masalan, gazsimon ammiak suyuq azot bilan o'zaro ta'sir ettirilganda ammiak dastlab suyuq, so'ngra esa qattiq holatga o'tadi. Bu kimyoviy hodisa emas, balki fizik hodisadir, chunki moddaning (azotning ham, ammiakning ham) tarkibi o'zgarmaydi. Yangi moddalar hosil bo'lishiga olib keladigan ba'zi hodisalar fizik hodisalar qatoriga kiradi. Masalan, bir xil elementlarning atomlaridan boshqa xil elementlarning atomlari hosil bo'ladigan yadro reaksiyalari fizik hodisalardir.

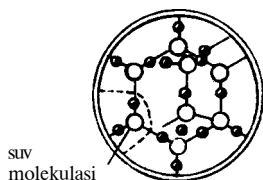
9. Nomolekular tuzilishli moddalarda kristall panjaralarning tugunlarida atomlar va boshqa zarrachalar bo'ladi. Ana shu zarrachalar orasida kuchli kimyoviy bog'lanish bo'lib, uni uzish uchun ko'p energiya talab qilinadi. Shu sababli nomolekular tuzilishli moddalarning suyuqlanish haroratlari ancha yuqori bo'ladi.

Fizik va kimyoviy hodisalar atom-molekular ta'limot asosida tushuntiriladi. Masalan, fizika kursidan ma'lum bo'lgan diffuziya hodisasi bir modda molekulalarining (atomlari, zarrachalarining) boshqa moddaning molekulalari (atomlari, zarrachalari) orasiga kirib bora olishi bilan tushuntiriladi. Bunga sabab shuki, molekulalar (atomlar, zarrachalar) doimo harakatda va ular o'rtasida oraliqlar bo'ladi.

Kimyoviy reaksiyalarning mohiyati bir moddaning atomlari orasidagi kimyoviy bog'lanishning uzilishidan va atomlarning qayta gruppalanib boshqa moddalar hosil qilishidan iborat.

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

Molekula va atomlar haqidagi ta'limotni, asosan, XVII asrning o'rtalarida rus olimi M.V.Lomonosov ishlab chiqqan. U tabiatdagi jismlar korpuskulalardan (molekulalardan) tarkib topgan, korpuskulalar tarkibiga elementlar (atomlar) kiradi, degan fikrni aytdi. Olim moddalarning turli-tumanligini molekulalarda turli atomlarning birikishi va ularda atomlar turlicha joylashganligi bilan tushuntirdi.



1.1- rasm. Muz kristali: suvning kristall tuzilishi.

Molekula va atomlar haqidagi ta'limot faqat 1860- yilda kimyogarlarning Karlsruedagi butun jahon syezdida uzil-kesil e'tirof etildi. Atomlar haqiqatan ham mavjudligini ko'pgina kimyoviy reaksiyalar tasdiqlaydi.

Molekulalar — ko'pchilik moddalarning eng mayda zarrachalari bo'lib, ularning tarkibi va kimyoviy xossalari berilgan moddaniki kabi bo'ladi.

Molekulalar kimyoviy reaksiyalarda parchalanadi, ya'ni ular kimyoviy jihatdan bo'linadigan zarrachalardir.

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.

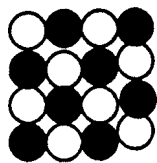
Qattiq va gaz holatida molekulalardan tarkib topgan moddalar *molekular tuzilgan* moddalarga kiradi. Bunday moddalarning tipik vakili suvdur. Suv kristallarining tuzilishi sxema tarzida 1.1-rasmda ko'rsatilgan.

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 molekulalar emas, balki atomlar turadigan ko'pgina moddalar ma'lum (masalan, temir sulfid), bu holda panjara tugunlarida temir va oltingugurt atomlari bo'ladi (1.2-rasm). Demak, temir sulfid nomolekular tuzilgan moddalar qatoriga kiradi.

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

Berilgan moddaning molekular yoki nomolekular tuzilganligini uning fizik xossalari qarang oldindan aytib berish mumkin. Molekular tuzilishli moddalar odatdagi sharoitda — gazlar (kislorod, vodorod, azot va boshqalar), suyuqliklar (suv, spirt, efir va



○ oltingugurt atomlari

● temir atomlari

1.2-rasm. Temir sulfid kristalining bir qatlami.

boshqalar) yoki oson suyuqlanadigan qattiq moddalardir (oltin-gugurt—suyuqlanish harorati 113°C , fosfor—suyuqlanish harorati 44°C va boshqalar).

Kimyoviy elementlar. Qadimgi mutafakkirlardan kimyoga „atom“ so‘zidan tashqari „element“ so‘zi ham kirib qoldi, bu tarkibiy qism degan ma’noni bildiradi.

Kimyoviy element — bu atomlarning muayyan turidir. Kislorod atomlari atomlarning bitta turini, bitta kimyoviy element—kislorod elementini, simob atomlari—atomlarning boshqa turini, kimyoviy element simobni tashkil etadi va hokazo. Hozir bizga atomlarning 109 turi — 109 ta kimyoviy element ma’lum. Butun koinot eng uzoq yulduzlar va tumanlargacha 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 „kislrorod“, „temir“ soʻzlari kimyoviy elementni ham, shu nomdagi oddiy moddani ham bildirishi mumkin, shu sababli har qaysi holda ularni farq qila bilishga oʻrganish lozim. „Kislrorod bilan nafas olamiz“, „kislrorod — gaz“ deyilsa, gap oddiy modda holdidagi kislrorod haqida (boshqacha aytganda, kislrorod molekulari haqida) boradi. „Simob (II) oksidda kislrorod bor“ deyilganda esa kimyoviy element sifatidagi kislrorod haqida (boshqacha aytganda, kislrorod atomlari haqida) gap boradi. „Temir magnitga tortiladi“, „temirdan mix yasaladi“ deyilganda modda sifatidagi temir nazarda tutiladi, „temir zang tarkibiga kiradi“ degan iborada esa „temir“ soʻzi kimyoviy elementning nomidir.

Kimyoviy elementlarning belgilari. Kimyoda moddalarning tarkibini va ular orasidagi kimyoviy reaksiyalarni bayon qilishni osonlashtiradigan til — *kimyo tili* bor. Endi shu tilning „alifbosi“ — elementlarning kimyoviy belgilari bilan tanishib chiqamiz.

Har bir kimyoviy element oʻzining 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, kislrorod — Oxigenium (oksigenium) — O harfi bilan belgilanadi va hokazo.

Bunda H belgi vodorod elementini ham, vodorodning bitta atomini ham bildiradi. O harfi kislrorod elementini ham, kislrorodning bitta atomini ham, C belgi uglerod elementini ham, uglerodning 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 oʻng tomonini pastiga moddalar molekulasidagi atomlar sonini koʻrsatuvchi indeks deb ataladigan raqam yozib qoʻyiladi. Masalan, kislrorod va vodorod molekulari ikki atomdan iborat, shu sababli ularning tarkibi O_2 , H_2 formulalar bilan ifodalanadi (o-ikki, ash-ikki deb oʻqiladi).

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, soʻngra belgining oʻng tomoni pastiga indekslar yoziladi. Masalan, ikki atom vodorod va bir atom kislroroddan iborat suv molekulasida H_2O formula bilan ifodalanadi va ash-ikki o deb oʻqiladi.

Molekula ayni moddaning eng kichik zarrachasi sifatida qaralgani sababli molekula tuzilishiga ega boʻlmagan qattiq moddalarda atomlarning son nisbatlari kristalldagi, masalan, FeS dagi kabi boʻlgan 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:

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

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

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 massasining 1/12 qismiga, ya'ni $1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$ ga teng. Elementlar atomlarining massasini 1 m.a.b. bilan taqqoslab, butun sonlar topiladi, ular **nisbiy atom massalar** deyiladi. Masalan, kislород uchun:

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,66 \cdot 10^{-23}\ \text{g}}{0,161 \cdot 10^{-23}\ \text{g}} = 16$$

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:

$m_a(\text{C}) = 12\ \text{m.a.b.}$	$A_r(\text{C}) = 12$
$m_a(\text{S}) = 32\ \text{m.a.b.}$	$A_r(\text{S}) = 32$
$m_a(\text{H}) = 1\ \text{m.a.b.}$	$A_r(\text{H}) = 1$
$m_a(\text{Fe}) = 56\ \text{m.a.b.}$	$A_r(\text{Fe}) = 56$

Moddaning nisbiy molekular massasi. Moddaning kimyoviy 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, molekular 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 (A.Avogadro sharafiga) 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 moddaning tegishli miqdori n ga nisbatiga teng: $M = \frac{m}{n}$

Masalan,

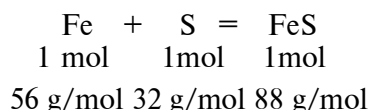
$$M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{9 \text{ g}}{0,5 \text{ mol}} = \frac{1,8 \text{ g}}{0,1 \text{ mol}} = 18 \text{ g/mol}$$

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 grammlar (g/mol) bilan ifodalanadi. Masalan, $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$; $M(\text{FeS}) = 88 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$.

Molyar massa atom va molekularning 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. Masalan: 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. Masalan: 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.

$$x = \frac{22 \cdot 1}{88} = 0,25$$

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

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:

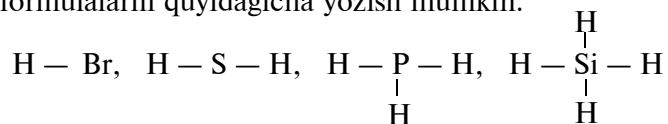
— moddaning nisbiy molekular massasini va molekulasining m.a.b. dagi massasini;

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

Element atomining valentligi. Element atomlarining boshqa elementlarning muayyan sondagi 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.

Molekulalarning 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'zgarmaydi.***

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 jisimga 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 indeksleri bor oddiy formulalar bilan ifodalanadi, masalan, H_2O , H_2 , 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 doimiylig qonunining hozirgi ta'rifiga aniqlik kiritish kerak bo'ladi.

Molekular strukturali, ya'ni molekulalardan tuzilgan birikmalarning tarkibi, olinish usulidan qat'i nazar, o'zgarmas bo'ladi. Nomolekular strukturali (atomli, ionli va metall panjarali) birikmalarning tarkibi esa o'zgarmas 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. Gazlarning molyar hajmi

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

1860- yilda kimyogarlarning Karlsruedagi xalqaro syezdida Avogadro ta'limoti umum tomonidan e'tirof etildi. Syezd atom-molekular ta'limotning rivojlanishiga kuchli turtki bo'ldi.

Bir xil sharoitda barcha gazlarda alohida molekulalar orasidagi masofa taxminan bir xil bo'ladi. Molekulalarning hajmi molekulalar o'rtasidagi masofaga nisbatan nihoyatda kichik bo'ladi, bundan turli gazlarning teng hajmlarida (bir xil sharoitda) molekulalar soni bir xil bo'lishi kerak, degan xulosa kelib chiqadi. Demak, agar bir xil sharoitda gazlarning teng hajmlarida molekulalar soni bir xil bo'lsa, u holda bir xil sondagi molekulalari 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 molekulalar 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 16 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. Havо 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:

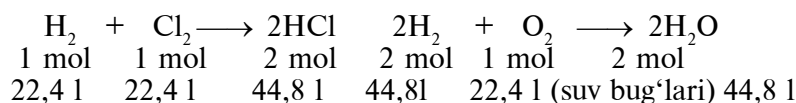
$$M_r = \frac{4 \cdot 28 + 1 \cdot 32}{4 + 1} = 28,8 \text{ g/mol (yaxlitlangani } 29 \text{ g/mol)}$$

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

Molekular massalarni aniqlash shuni ko'rsatadiki, oddiy **gazlarning molekularlari 2 atomdan (H_2, F_2, Cl_2, O_2, N_2), nodir gazlarning molekularlari 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 O₃, tetrafosfor P₄ molekulari, o'rtacha temperaturada oltingugurt bug'leri S₈.

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, gazsimon 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 gazsimon moddalar hajmlarining sonini ko'rsatadi.



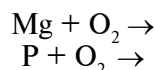
1.2. Kimyoviy reaksiyalar va tenglamalar.

Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari

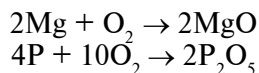
Kimyoviy reaksiyaning kimyoviy belgi va formulalar vositasida shartli ravishda yozilishi kimyoviy tenglama deyiladi.

Reaksiyaning kimyoviy tenglamasiga qarab, qanday moddalar reaksiyaga kirishishi va qandaylari hosil bo'lishi haqida fikr yuritish mumkin. Reaksiyalarning tenglamalarini tuzishda quyidagicha ish yuritiladi:

1. Tenglamaning chap qismida reaksiyaga kirishadigan moddalarning formulalari yoziladi, so'ngra strelka qo'yiladi. Bunda oddiy gazsimon moddalarning molekulari deyarli doimo ikki atomdan tarkib topishini (O₂, H₂, Cl₂ va h.k.) yodda tutish lozim:

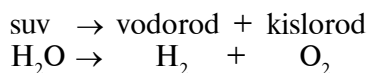


2. O'ng qismiga (strelkadan keyin) reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning formulalari yoziladi:

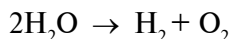


3. Reaksiyaning tenglamasi moddalar massasining saqlanish qonuni asosida tuziladi, ya'ni o'ng va chap qismlardagi atomlar soni bir xil bo'lishi kerak. Bunga erishish uchun moddalarning formulalari oldiga koeffitsiyentlar qo'yiladi.

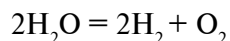
Reaksiya tenglamasini, masalan, suvning parchalanish reaksiyasi tenglamasini tuzish uchun chap tomonga reaksiya uchun olingan moddaning (agar ular bir nechta bo'lsa, olingan barcha moddalarning), o'ng tomonga esa reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalarning formulalarini yozamiz. Boshlang'ich moddalarning formulalarini ham, hosil bo'lgan moddalarning formulalarini ham „+“ ishora bilan o'zaro qo'shib yozamiz:



Formular oldiga koeffitsiyentlar qo'yib, chap va o'ng qismdagi har qaysi element atomlarining sonini tenglashtirish kerak. Shunday fikr yuritamiz. Bitta ikki atomli kislorod molekulasini (O_2) hosil bo'lishi uchun ikki atom kislorod kerak. Buning uchun ikki molekula suv parchalanishi lozim. Demak, H_2O formulasi oldiga 2 koeffitsiyentni qo'yish zarur:



O'ng va chap qismlarda kislorod atomlari soni bir xil — 2 ga teng bo'ldi. Lekin vodorod atomlarining soni tenglashtirilgani yo'q. Ikki molekula suv parchalanganda to'rtta atom vodorod, boshqacha aytganda, vodorodning ikkita ikki atomli molekulasini olinadi. Demak, o'ng tomondagi H_2 formulasining oldiga 2 koeffitsiyentni qo'yish kerak. Endi chap va o'ng qismlardagi vodorod atomlarining soni ham tenglashtirildi va biz ular orasiga tenglik ishorasini qo'yishimiz mumkin:



Tuzilgan tenglama shunday o'qiladi: ikki-ash-ikki-o ikki-ash-ikki plus o ikkiga teng. Bu ayni reaksiyada ikki atom vodorod va bir atom kisloroddan tarkib topgan har ikki suv molekulasidan ikkita ikki atomli vodorod molekulasini va bitta ikki atomli kislorod molekulasini hosil bo'lishini bildiradi.

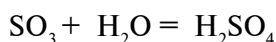
Algebraik tenglamalardan farqli ravishda, kimyoviy tenglamalarda tenglamaning chap va o'ng qismlari almashtirib yozilsa, tenglamaning ma'nosi mutlaqo o'zgarib ketadi. Agar $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ tenglama o'rniga $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ tenglama yozilsa, u boshqa sharoitlarda sodir bo'ladigan mutlaqo boshqa reaksiyani ifodalaydi.

Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarida moddalarning formulalari oldiga qo'yilgan koeffitsiyentlar **stexiometrik koeffitsiyentlar** deyiladi.

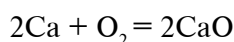
Kimyoviy tenglamaning ikkala qismidagi koeffitsiyentlarni bir xil tarzda ko'paytirish yoki kamaytirish mumkin.

Kimyoviy reaksiyalar turli alomatlarga ko'ra turlanadi. Boshlang'ich va oxirgi moddalar sonining o'zgarishiga qarab, reaksiyalar quyidagi turlarga bo'linadi: **birikish, ajralish, o'rin olish va almashinish reaksiyalari.**

Birikish reaksiyalari. Reaksiya natijasida ikkita yoki bir necha moddalardan bitta yangi modda hosil bo'ladigan reaksiyalar **birikish reaksiyalari** deyiladi. Masalan, sulfat angidridning suv bilan o'zaro ta'siri:



yoki oddiy moddalardan kalsiy oksidining hosil bo'lishi:



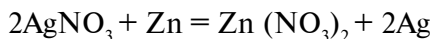
Ajralish reaksiyalari. Reaksiya natijasida bitta moddadan bir necha yangi moddalar hosil bo'lsa, bunday reaksiyalar **ajralish reaksiyalari** deyiladi. Masalan, Bertolle tuzining ajralishi:



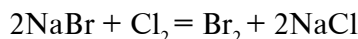
yoki malaxit qizdirilganda uchta yangi modda — mis(II) oksid, suv va karbonat angidrid hosil bo'lishi:



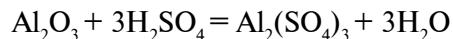
O'rin olish reaksiyalari. Oddiy va murakkab moddalar o'zaro ta'sirlashib, natijada oddiy modda atomlari murakkab modda elementlaridan birining o'rnini olsa, bunday reaksiyalar **o'rin olish reaksiyalari** deyiladi. Masalan, kumush nitratda kumushning o'rnini rux olishi:



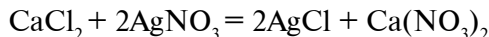
yoki xlorning bromni siqib chiqarishi:



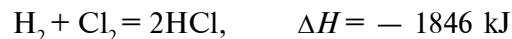
Almashinish reaksiyalari. Ikkita modda o'zining tarkibiy qismlari bilan almashinib, ikkita yangi modda hosil qiladigan reaksiyalar **almashinish reaksiyalari** deyiladi. Masalan, aluminiy oksidning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siri:



yoki kalsiy xloridning kumush nitrat bilan ta'siri:



Issiqlik chiqishi yoki yutilishi alomatiga ko'ra kimyoviy reaksiyalar — ekzotermik va endotermik reaksiyalarga bo'linadi. Issiqlik chiqishi bilan boradigan reaksiyalar **ekzotermik reaksiyalar** deyiladi. Masalan, vodorod bilan xlordan vodorod xlorid hosil bo'lish reaksiyasi:



Atrof-muhitdan issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar *endotermik* reaksiyalar deyiladi. Masalan, azot bilan kisloroddan azot (II) oksid hosil bo'lish reaksiyasi, u yuqori haroratda bo'ladi:



Reaksiya natijasida chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdori *jarayonning issiqlik effekti* deyiladi. Kimyoning turli jarayonlardagi issiqlik effektlarini o'rganadigan bo'limi *termokimyo* deyiladi.

Reaksiyalarning issiqlik effektlari ham yozilgan kimyoviy tenglamalar *termokimyoviy tenglamalar* deyiladi. Bunday tenglamalarda formulalar oldidagi koeffitsiyentlar tegishli moddalarning mollar sonini bildiradi va shu sababli kasr sonlar bo'lishi ham mumkin.

Termokimyoviy tenglamalarda moddalarning holati ham ko'rsatiladi: kristall (k), suyuq (s), gazsimon (g), erigan (e) va b. Issiqlik effektini ΔH (delta ash deb o'qiladi) bilan belgilash, kilojoullarda (kJ) ifodalash va moddaning reaksiya tenglamasida ko'rsatilgan mollar soniga nisbatan olish qabul qilingan. Endotermik jarayonlarda (issiqlik yutiladi, $\Delta H > Q$) issiqlik effektlarining ishorasi musbat va ekzotermik jarayonlarda (issiqlik chiqadi, $\Delta H < Q$) manfiy hisoblanadi.

Ekzotermik reaksiyalar uchun ΔH belgisi oldidagi minus ishora reaksiya mahsulotlarida energiya zaxirasi boshlang'ich moddalardagiga nisbatan kam ekanligini bildiradi. Endotermik reaksiyalar uchun ΔH qiymatlari oldidagi plus ishora reaksiya mahsulotlari tashqi muhitdan issiqlikni yutib, o'z energiyasini boshlang'ich moddalarning energiyasiga nisbatan ko'paytirganligini bildiradi.

Maktab kimyo darsliklarida va ko'pchilik o'quv qo'llanmalarda reaksiyalarning issiqlik effektlari Q orqali belgilanadi va agar issiqlik chiqadigan bo'lsa, musbat, agar issiqlik yutiladigan bo'lsa, manfiy hisoblanadi. Ravshanki $\Delta H = -Q$. Issiqlik effektlarini biz keltirgan belgilanishiga rioya qilish lozim, chunki u termodinamika bilan bir xilda bo'lishi uchun shunday belgilangan.

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 kaliy xloratning (Bertolle tuzining) qizdirilganda parchalanishini misol qilib keltirsa bo'ladi.



Kaliy xloratning hammasi kaliy xlorid bilan kislorodga aylangandan keyingina reaksiya to'xtaydi. Qaytmas reaksiyalar unchalik ko'p emas. Ko'pchilik reaksiyalar qaytar bo'ladi.

Bir vaqtning o'zida bir-biriga qarama-qarshi boradigan reaksiyalar qaytar reaksiyalar deyiladi.

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



Reaksiyaga kirishayotgan moddalar tarkibiga kiruvchi atomlarning oksidlanish darajasining o'zgarishiga qarab atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydigan reaksiyalar va oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari bo'ladi. Atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar ***oksidlanish-qaytarilish*** reaksiyalari deb aytiladi.

Xulosa qilib aytganda, kimyoviy reaksiyalar quyidagilarga, ya'ni:

birikish, ajralish, o'rin olish, almashinish, ekzotermik va endotermik, qaytar va qaytmas, oksidlanish va qaytarilish reaksiyalariga bo'linadi.

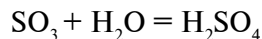
Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari

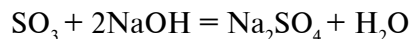
Oksidlar. *Biri kislorod bo'lgan ikki elementdan tarkib topgan moddalar oksidlar deyiladi.* Deyarli barcha kimyoviy elementlar oksidlar hosil qiladi. Hozirgi vaqtga qadar uchta elementning — no-dir gazlardan neon, geliy va argonning oksidlari hali olinmagan.

Xalqaro nomenklaturaga muvofiq oksidlarning nomi nisbiy elektrmanfiyligi kamroq element nomi bilan nisbiy elektrmanfiyligi katta element lotincha nomining o'zagiga *-id* qo'shimchasini qo'shib hosil qilinadi. Agar element bir necha oksid hosil qiladigan bo'lsa, u holda ularning nomida elementning oksidlanish darajasi nomidan keyin qavs ichida rim raqami bilan ko'rsatiladi. Masalan, H_2O — suv, FeO — temir (II) oksid, Fe_2O_3 — temir (III) oksid, P_2O_3 — fosfor (III) oksid, P_2O_5 — fosfor (V) oksid, P_4O_6 — tetrafosfor geksaoksid, P_4O_{10} — tetrafosfor dekaoksid, Cu_2O — mis (I) oksid.

Kimyoviy xossalari ko'ra oksidlar **asosli, kislotali va amfoter** oksidlarga bo'linadi.

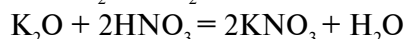
1. Suv ta'siridan kislota, ishqor ta'siridan tuz hosil qiladigan oksidlar kislotali oksidlar deb aytiladi. Bunday oksidlar kislotalar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Masalan, SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , P_2O_5 va h.k.



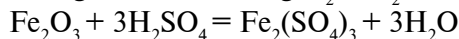
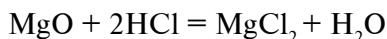


Kislotali oksidlarni metallmaslar va o'zgaruvchi yuqori valentlik namoyon qiluvchi ba'zi metallar hosil qiladi. Masalan, CrO_3 , Mn_2O_7 va hokazo.

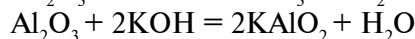
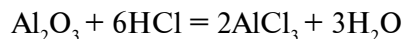
2. Suv ta'siridan tegishli gidroksid, kislota ta'siridan tuz hosil qiluvchi oksidlar asosli oksidlar deb aytiladi. Bunday oksidlar asoslar bilan reaksiyaga kirishmaydi. Masalan, K_2O , MgO , BaO , CaO .



MgO , B_2O_3 , Fe_2O_3 elementlarning oksidlari suvda erimaydi va asos hosil qilish reaksiyalarida qatnashmaydi. Lekin ular kislotalarni neytrallaydi va shuning uchun asosli oksid hisoblanadi.



3. Sharoitga qarab ham kislota, ham asos xossalarini namoyon qiladigan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Amfoter oksidlar suv bilan bevosita birikmaydi, lekin ular ham kislota, ham asoslar bilan reaksiyaga kirishadi. Masalan:



kaliy metaaluminat

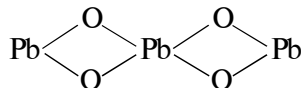
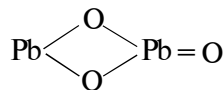
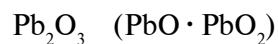
Bulardan tashqari indifferent va aralash oksidlar ham ma'lum.

4. Indifferent (betaraf) oksidlar. Kislotalar va asoslar bilan reaksiyaga kirishmaydigan, tuz hosil qilmaydigan oksidlar indifferent oksidlar deyiladi. Bularga misol qilib, quyidagilarni keltiramiz:

CO — uglerod (II) oksid; NO — azot (II) oksid;

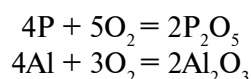
N_2O — azot (I) oksid; SiO — kremniy (II) oksid.

5. Aralash oksidlarga Rb_2O_3 , Pb_3O_4 , Mn_3O_4 , Fe_3O_4 larni misol qilib keltiramiz. Hozirgi kunda ularni tuzsimon oksidlar deyiladi. Tuzsimon oksidlarning tuzilish formulalarini quyidagicha yozish mumkin:

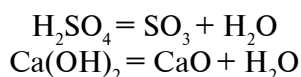


Olish usullari. Oksidlar bir qancha kimyoviy reaksiyalar natijasida hosil bo'ladi:

1. Elementlarning yoki murakkab moddalarning kislorodda to'g'ridan to'g'ri yonganidan:



2. Kislotalarning yoki gidroksidlarning parchalanishidan:

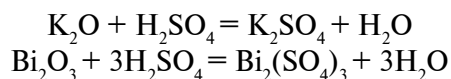


3. Ba'zi tuzlarning qizdirilganda parchalanishidan:

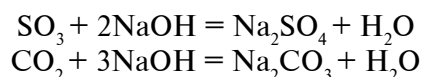


Kimyoviy xossalari. Oksidlarning eng muhim kimyoviy xossalari ularning kislota va asoslar bilan o'zaro reaksiyaga kirishishidan aniqlanadi.

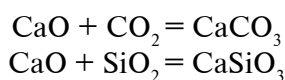
1. Asosli oksidlar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib tuz va suv hosil qiladi. Masalan:



2. Kislotali oksidlar asoslar bilan o'zaro reaksiyaga kirishganda tuz va suv hosil bo'ladi. Masalan:



3. Asosli va kislotali oksidlarning o'zaro ta'siri natijasida tuz hosil bo'ladi. Masalan:



Kislotalar. Tarkibidagi vodorod ionini metall ionlari bilan almashtirib, tuz hosil qiladigan murakkab birikmalar kislotalar deyiladi. Kislotalar eritmalarda ionlarga ajralgan holda bo'ladi. Ular ionlanish jarayonida musbat zaryadli vodorod kationi va manfiy zaryadli kislota qoldig'i anioniga ajraladi.

Kislotalar kislorodli va kislorodsiz kislotalarga bo'linadi. Nomidan ko'rinib turibdiki, kislorodli kislotalar tarkibida kislorod atomi bo'ladi (masalan, H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4), kislorodsiz kislotalarda esa kislorod atomi bo'lmaydi (masalan, HCl , HBr , HJ , H_2S).

Kislotalarning nomlanishi. Kislotalarning nomi ular hosil qiladigan tuzlarning nomidan olinadi, masalan:

HClO ₄ —perxlorat kislota	H ₃ AsO ₄ —arsenat kislota
H ₃ PO ₄ —fosfat kislota	HNO ₃ —nitrat kislota
H ₂ SiO ₃ —silikat kislota	H ₂ SO ₄ —sulfat kislota
HCl—xlorid kislota	H ₂ CO ₃ —karbonat kislota

Agar element bir xil oksidlanish darajasida bir necha xil kislotalar hosil qiladigan bo'lsa, u holda molekulasida kislorod atomlari kam bo'lgan kislota nomiga „*meta*“ old qo'shimcha, kislorod atomlari soni eng ko'p bo'lganda esa „*orto*“ old qo'shimcha qo'shiladi:

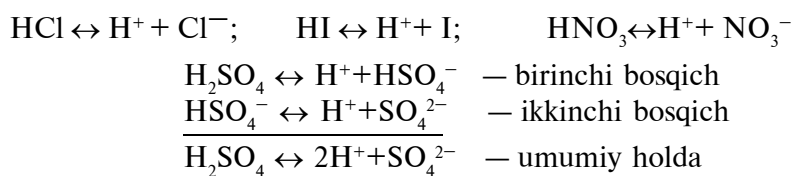
HBO ₂ —metaborat kislota	H ₂ SiO ₃ —polimetasilikat kislota
H ₃ BO ₃ —ortoborat kislota	H ₄ SiO ₄ —ortosilikat kislota

Kislorodsiz kislotalarning nomi metallmas nomiga „*id*“ qo'shimcha qo'shish yo'li bilan hosil qilinadi:

HF—ftorid kislota	HI—yodid kislota
HCl—xlorid kislota	H ₂ S—sulfid kislota

Kislota tarkibidagi ionlarga ajraladigan vodorodlar soni uning negizlilikini bildiradi. Kislotalarning ionlanishi bosqich bilan boradi va ularning soni kislota negizlilikiga teng bo'ladi.

Masalan:

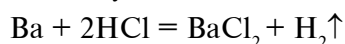
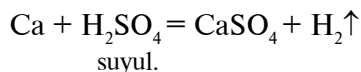


Ikki va undan ko'p negizli kislotalar bosqich bilan dissotsilanganligi uchun nordon tuzlar hosil qiladi. Kislotalarning har qaysi molekulasida dissotsilanganda hosil bo'ladigan vodorod ionlarining soni bilan kislota qoldig'ining valentligi aniqlanadi. Xlorid va nitrat kislotalar faqat bir valentli kislota qoldiqlari (Cl⁻, NO₃⁻) ni, sulfat kislota ikkita bir valentli va ikki valentli kislota qoldig'i (HSO₄⁻, SO₄²⁻)ni hosil qiladi. Fosfat kislota esa uchta (H₂PO₄⁻, HPO₄⁻², PO₄⁻³) kislota qoldig'ini hosil qiladi.

Xossalari. Kislotalar suyuqliklar (H₂SO₄, HNO₃ va b.) yoki qattiq moddalar (H₃PO₄ va b.) bo'ladi. Ko'pchilik kislotalar suvda yaxshi eriydi. Ularning eritmalari nordon ta'mli bo'ladi, o'simlik va hayvon to'qimalarini yemiradi, lakmusning ko'k rangini qizilga o'zgartiradi. Ularning eng muhim kimyoviy xossalari quyidagilar hisoblanadi:

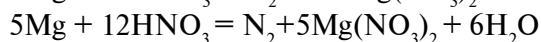
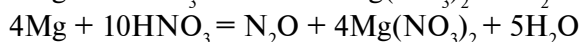
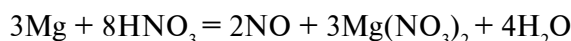
1. Kislotalarning metallarga ta'siri:

a) suyultirilgan H₂SO₄, konsentrlangan va suyultirilgan xlorid kislota aktivlik (Beketov N.) qatorida vodoroddan chapda turgan metallarning ko'pchiligi bilan reaksiyaga kirishib, vodorodni siqib chiqaradi:

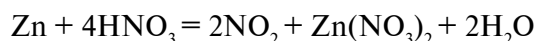


b) aktivlik qatorida vodoroddan o'ngda turgan metallarga suyultirilgan xlorid kislota, sulfat kislota va konsentrlangan xlorid kislota ta'sir qilmaydi;

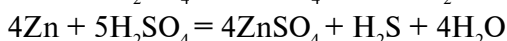
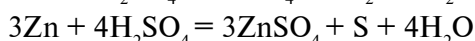
d) suyultirilgan nitrat kislota aktivlik qatorida vodorodgacha va vodoroddan keyin turgan metallardan simobgacha bo'lgani bilan reaksiyaga kirishadi. Bunda metallarning aktivligi temperatura va sharoitga qarab nitrat kislotadagi NO_3^- ionini NO , N_2O , N_2 va NH_3 gacha qaytaradi:



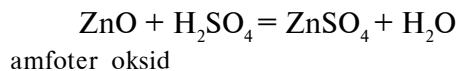
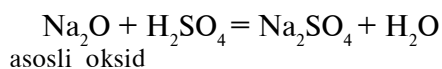
e) konsentrlangan nitrat kislota aktivlik qatorida vodorodgacha va undan keyingi turgan metallarni oksidlaydi (azotning oksidlanish darajasi +4 gacha qaytariladi).



f) konsentrlangan sulfat kislota ham aktivlik qatorida vodorodgacha va undan keyin simobgacha turgan metallarni oksidlaydi. Reaksiya davomida SO_4^{2-} (oksidlanish darajasi +6 bo'lgan oltingugurt) metallning aktivligi va temperatura sharoitiga qarab SO_2 , S va H_2S gacha qaytariladi:



2. Kislotalar asoslar, asosli va amfoter oksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi:



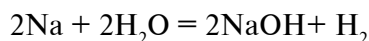
Asoslar. Metall ionlarining gidroksid OH^- gruppasi bilan hosil qilgan murakkab birikmalari asoslar deb ataladi. Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Bularga NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Nomlanishi. Xalqaro nomenklaturaga muvofiq asoslarning nomi metall nomi bilan gidroksid so'zidan hosil qilinadi. Masalan, NaOH

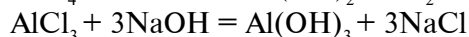
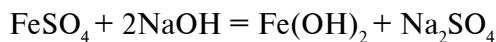
— natriy gidroksid, KOH — kaliy gidroksid, Ca(OH)₂ — kalsiy gidroksid. Agar element bir necha asos hosil qiladigan bo'lsa, u holda asosning nomida gidroksid gruppalarining soni bilan ko'rsatiladi. Fe(OH)₂ — temir (II) gidroksid, Fe(OH)₃ — temir (III) gidroksid.

Bu nomlardan tashqari, ba'zi eng muhim asoslar uchun odat bo'lib qolgan nomlar ham ishlatiladi. Masalan, natriy gidroksid NaOH — **o'yuvchi natriy**, kaliy gidroksid KOH — **o'yuvchi kaliy**, kalsiy gidroksid Ca(OH)₂ — **so'ndirilgan ohak**, bariy gidroksid Ba(OH)₂ — **o'yuvchi bariy** deyiladi.

Olinishi. Suvda eriydigan asoslar, ya'ni ishqorlar metallarni yoki ularning oksidlarini suv bilan o'zaro ta'sir ettirib olinadi:



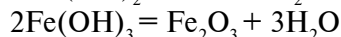
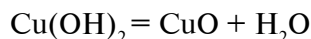
Suvda kam eriydigan asoslar bilvosita yo'l bilan, chunonchi: tegishli tuzlarning suvdagi eritmalariga ishqorlar ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:



Xossalari. Ishqorlarning eritmaları qo'lga surilganda sovunga o'xshab tuyuladi. Indikatorlarning rangini o'zgartiradi: qizil lakmusni ko'k tusga, rangsiz fenolftaleinni — pushti rangga kiritadi.

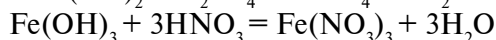
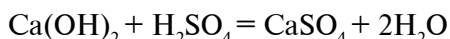
NaOH va KOH ishqorlar qizdirishga juda chidamlidir. Masalan, NaOH 1400°C da parchalanmasdan qaynaydi. Lekin asoslarning ko'pchiligi qizdirilganda parchalanadi.

Masalan:

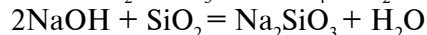
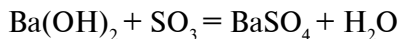


Asoslarning eng muhim kimyoviy xossalari quyidagilarni keltirsa bo'ladi:

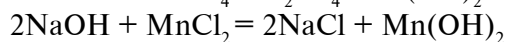
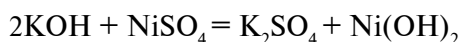
1. Asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi va bu reaksiya *neytrallanish* reaksiyasi deb ataladi.



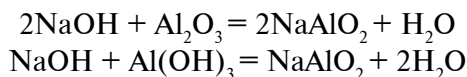
2. Ishqorlar kislota oksidlari bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.



3. Ishqorlar turli tuzlarning eritmaları bilan o'zaro ta'sir etib, yangi tuz va yangi asos hosil qiladi.



4. Ishqorlar amfoter oksid va amfoter gidroksidlar bilan reaksiyaga kirishib, tuz va suv hosil qiladi.

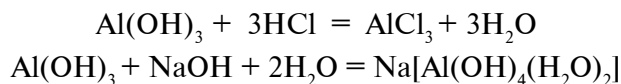


Amfoter gidroksidlar. Dissotsilanganda bir vaqtning o'zida vodorod kationlari N^+ ni ham, gidroksid-ionlar ON^- ni ham hosil qiladigan gidroksidlar amfoter gidroksidlar deyiladi.

Bularga $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$ va boshqalar misol bo'la oladi.

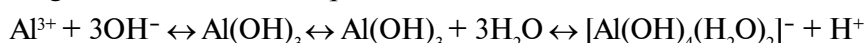
Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga ko'ra, asoslarning barcha umumiy xossalari (qo'lga surilganda sovunga o'xshab tuyulishi, indikatorlarning rangini o'zgartirishi, kislotalar, kislotali oksidlar va tuzlar bilan o'zaro ta'sirlashuvi) gidroksid-ionlar OH^- tufaylidir.

Amfoter gidroksidlar kislotalar eritmalari bilan ham, ishqorlarning eritmalari bilan ham o'zaro ta'sirlashadi. Masalan:



Hozirgi vaqtda amfoter gidroksidlarning ishqoriy eritmalarida erishi odatda gidroksotuzlar (gidroksokomplekslar) hosil bo'lish jarayoni sifatida qaraladi. Ko'pchilik metallarning gidroksokomplekslari mavjudligi tajribada tasdiqlangan: $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ va b. Aluminiyning gidroksokomplekslari eng barqaror hisoblanadi.

Bunday nuqtayi nazar yuqorida qilingan xulosalarni o'zgartirmaydi: amfoter gidroksidda, masalan, $\text{Al}(\text{OH})_3$ va shunga o'xshashlarda kislotali muhitda muvozanat aluminiy tuzlari hosil bo'lish tomoniga, ishqoriy muhitda — gidroksokomplekslar hosil bo'lish tomoniga siljiydi. Ravshanki, suvdagi eritmada muvozanat mavjud bo'ladi, uni ushbu tenglama bilan ancha aniq ifodalash mumkin:

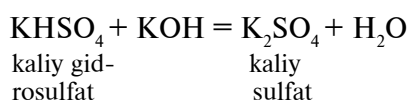


Tuzlar. Tarkibi metall ionlari va kislota qoldiqlaridan iborat bo'lgan murakkab birikmalar tuzlar deyiladi. Tuzlar, tuz hosil qiluvchi metall ioni va kislota qoldig'i xususiyatiga qarab, har xil turga bo'linadi:

— normal (o'rta) tuzlar	KNO_3 , K_2SO_4
— nordon (gidro) tuzlar	KHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$
— asosli (gidroksi) tuzlar	$\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$
— qo'shaloq tuzlar	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$
— kompleks tuzlar	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Normal (oʻrta) tuzlar kislota molekulasida tarkibidagi hamma vodorod ioni metall bilan toʻliq oʻrin almashinishidan yoki asoslar tarkibidagi gidroksil OH^- ioni kislota qoldigʻiga toʻliq almashinishidan hosil boʻlgan mahsulotdir.

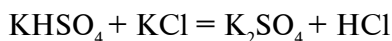
Nordon tuzni normal tuzga aylantirish uchun shu tuzni hosil qiladigan ishqordan moʻlroq qoʻshish kerak.



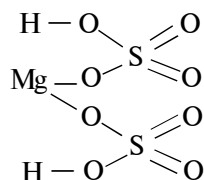
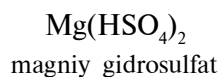
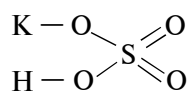
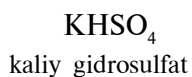
Nordon tuzni temperatura taʼsirida qizdirib, oʻrta tuzga oʻtkazish mumkin:



Baʼzi hollarda nordon tuz shu tuzni hosil qilgan metallning boshqa tuzi taʼsirida normal tuzga aylantiriladi:



Nordon tuzning struktura formulasini yozishda shuni esda tutish zarurki, tuzning tarkibidagi vodorod va metall kislorod orqali markaziy atom bilan bogʻlanadi:



Tuzlarning nomlanishi. Tuzlarning xalqaro nomlanishi eng koʻp tarqalgan. Bunda tuzning nomi kationning nomi bilan anionning nomidan hosil qilinadi. Odatda, anion va kationlarning soni koʻrsatilmaydi. Agar bitta metallning oʻzi turli xil oksidlanish darajalarini namoyon qiladigan boʻlsa, uning oksidlanish darajasi metall nomidan keyin qavs ichida rim raqami bilan koʻrsatiladi. Masalan, KNO_3 — kaliy nitrat, FeSO_4 — temir (II) sulfat, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — temir (III) sulfat, NaCl — natriy xlorid.

II bob



D.I. MENDELEYEVNING KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY QONUNI VA DAVRIY SISTEMASI



2.1. D.I. Mendeleev davriy sistemasining ahamiyati. Davriy qonun. Atom tuzilishining yadro modeli

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. Mendeleevning tabiatning asosiy qonunlaridan birini — kimyoviy elementlarning qonunini kashf etishigina kimyoviy elementlarning yagona sistemasini yaratishga imkon berdi.

Davriy qonun kashf etilishi paytida faqat 63 tagina kimyoviy element ma'lum edi. Bundan tashqari, ko'pchilik kimyoviy elementlar uchun nisbiy atom massalarining qiymatlari noto'g'ri aniqlangan edi. Bu hol kimyoviy elementlarni sistemaga solishni, ayniqsa, qiyinlashtirardi, chunki D.I. Mendeleev sistemalashda nisbiy atom massalarining qiymatlarini asos qilib olgan edi. Masalan, berilliyning nisbiy atom massasi 9 o'rniga 13,5, deb aniqlangan edi, bu berilliy to'rtinchi o'ringa emas, balki oltinchi o'ringa joylashtirish kerak, degan so'z edi. Lekin, D.I. Mendeleev berilliyning nisbiy atom massasi noto'g'ri aniqlanganligiga ishonchi komil edi va shu sababli uni xossalarning 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 xossalaring o'zgarib borishini ko'zdan kechirib chiqamiz. Ana shu ketma-ketlikda har bir elementga qo'yiladigan raqam tartib raqami deyiladi. 2.1- jadvaldan foydalanib, quyidagilarni aniqlash mumkin:

1. Qatorda litiy **Li** dan ftor **F** ga tomon nisbiy atom massalari ortishi bilan metallik xossalaring asta-sekin susayishi va metallmaslik xossalaring 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 xossalari keyingi elementlarda asta-sekin kuchayib boradi va ftor **F** da eng yuqori darajaga yetadi. Ftordan keyin inert element neon **Ne** keladi.

Kimyoviy elementlarning tartib raqami va nisbiy atom massasi

Kimyoviy elementlarning					
belgisi	tartib raqami	yaxlitlangan nisbiy atom massasi	belgisi	tartib raqami	yaxlitlangan 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 ftor **F** da 1 ga qadar kamayadi.

3. Natriy **Na** elementidan (tartib raqami 11) boshlab oldingi qator elementlar xossalari 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 (ftor **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 xossalarning asta-sekin o'zgarishi kuzatiladi.* Ma'lum bo'lishicha, elementlar birikmalarining shakli ham davriy takrorlanar ekan. Masalan, litiyning oksidi **Li₂O** shaklida bo'ladi. Litiyning xossalarini takrorlovchi elementlarning: natriy, kaliy, rubidiy, seziiy oksidlarining shakli ham xuddi shunday — **Na₂O, K₂O, Rb₂O, Cs₂O**. Bularning hammasi D.I. Mendeleevga o'zi kashf etgan qonunni „davriylik qonuni“, deb atashga va quyidagicha ta'riflashga imkon berdi: „**Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakli va xossalari elementlar atom og'irliklarining qiymatiga davriy bog'liqdir**“. Ana shu qonunga muvofiq ravishda, elementlarning davriy sistemasi tuzilgan, u davriy qonunni obyektiv aks ettiradi. Atom massalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan elementlarning barcha qatorini D.I. Mendeleev 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 xossalarini batafsil bayon qildi va ularga shartli nomlar berdi — ekabor, ekaaluminium va ekasilitsiy. D.I. Mendeleev har qaysi elementning xossasini **atom analoglarining** xossalariiga 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 xossalariiga 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 xossalari bir-biridan katta farq qilishidir. Bu elementlar xossalari 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 gorizontal 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 xususiyati 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 gorizontol 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 ostiga joylashtirilgan, tegishli katakchada esa ularning sistemada joylashish ketma-ketligi ikkita yulduzcha bilan ko'rsatilgan:

A*c* — **Lr**. Lekin lantanoidlardan farq qilib, aktinoidlarda gorizontol 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 xossalarini o'rganish juda murakkab ishdir.

Davriy sistemada vertikal bo'yicha sakkizta grupp joylashgan (rim raqamlari bilan belgilangan). Gruppaning 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 kimyoviy birikmalar hosil qila olmaydi, deb hisoblanar edi. Lekin bu hol tasdiqlanmadi. 1962- yilda nodir gazning birinchi kimyoviy birikmasi — ksenon tetraftorid **XeF₄** 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 jiha-

tidan 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.

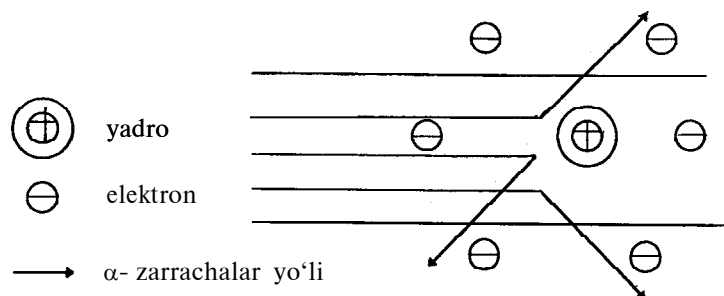
Geliy, neon va argondan boshqa barcha elementlar kislorodli birikmalar hosil qiladi; kislorodli birikmalarning 8 xil shakli bor. Ular davriy sistemada, ko'pincha, umumiy formulalar bilan ifodalaniib, har qaysi gruppada tagida elementlar oksidlanish darajalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan: **R₂O, RO, R₂O₃, RO₂, R₂O₅, RO₃, R₂O₇, RO₄**, bunda **R** —shu gruppaning elementi. Yuqori oksidlarining formulalari gruppaning barcha (bosh va yonaki gruppalar) elementlariga taalluqlidir, elementlar gruppada 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 **RH₄, RH₃, RH₂, 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 sezilyda eng kuchli ifodalangan; metallmaslik xossalar — ftorda, so'ngra kislorodda kuchli ifodalangan.

Atomlar tuzilishining yadro modeli. Atomlarning tuzilishini o'rganish uchun ingliz olimi E. Rezerford α - zarrachalarning kuchli sinuvchanlik xususiyatidan foydalanadi. U qalinligi taxminan 10000 atomga to'g'ri keladigan yupqa 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 (2.1- 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 band etadi.
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.



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

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 plastinaning atomlari orqali ularning yadrolaridan ancha uzoq masofadan o'tib ketadi va o'z yo'lidan og'maydi. Lekin α -zarrachalarning bir qismi 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, umuman, elektroneytral, har qaysi atom yadrosining musbat zaryadlari soni, shuningdek, yadro maydonida aylanadigan elektronlar soni elementning tartib raqamiga teng.

Eng oddiysi vodorod (tartib raqami 1 ga teng) atomining tuzilish sxemasidir. Uning yadrosining bitta musbat zaryadi 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-neytron 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

$$A = Z + N$$

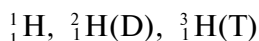
Proton bilan neytronlarni yadroga tutib turuvchi kuchlar **yadro kuchlari** deyiladi. Bular juda qisqa masofalarda (10^{-15} m atrofida) ta'sir etuvchi nihoyatda katta kuchlar bo'lib, itarilish kuchlaridan katta bo'ladi.

Yadroga atomning deyarli barcha massasi to'plangan. Masalan, xlor atomida elektronlar hissasiga $1/1837 \times 17 = 0,009$ qismi (xlor atomi massasining 0,03%) 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 $^{16}_8\text{O}$ 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: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Argonning izotoplari: $^{36}_{18}\text{Ar}$, $^{38}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$. Kaliyning izotoplari: $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$.

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 kimyoviy elementga yangi ta'rif berishga va davriy qonun ta'rifini aniqlashga imkoniyat yaratadi:

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

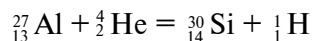
Elementlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining xossa va shakllari ularning yadro zaryadiga davriy ravishda bog'liqdir.

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

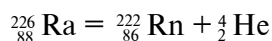
Yadro reaksiyalari yordamida radioaktiv xususiyati bor izotoplar (radioaktiv izotoplar) olinadi. Ularning hammasi beqaror va radioaktiv parchalanish natijasida boshqa elementlarning izotoplariga aylanadi.

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 $84-105$ elementlardir.

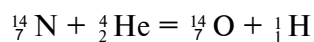
Bunday reaksiyalarning tenglamalarini yozish massa va zaryadning saqlanish qonunlariga asoslangan. Bu degan so'z, tenglamaning chap qismida massalar yig'indisi bilan zaryadlar yig'indisi tenglamaning o'ng qismidagi massalar yig'indisi bilan zaryadlar yig'indisiga teng bo'lishi kerak, demakdir. Masalan:



Bu tenglama aluminij atomi α -zarracha bilan o'zaro ta'sirlashganda kremniy atomi bilan proton hosil bo'lishini ko'rsatadi. Radiyning radioaktiv parchalanib, radon bilan geliy hosil qilishini quyidagicha yozish mumkin:



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'pchilik kimyoviy elementlar ana shunday izotoplardan tarkib topgan. Ba'zi elementlarda barqaror izotoplar bilan birga uzoq vaqt yashaydigan radioaktiv izotoplari ham bo'ladi. Bular ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{37}^{87}\text{Rb}$, ${}_{49}^{115}\text{In}$.

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.



2.2. Elektron qobiqlarning tuzilishi. Radioaktivlik. Yangi elementlar sintezi

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 manzaraning 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‘lqin** xossalari namoyon qiladi, masalan, elektronlar oqimi difraksiya xususiyatiga ega. Elektron odatdagi moddalardan farqli o‘laroq, bir vaqtning o‘zida, uning atomda turgan joyini va 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 energiyalarini 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 parametr 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 (2.2- 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.

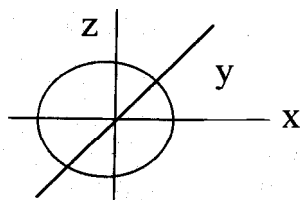
s - har qaysi energetik pog‘onaning yadroga eng yaqin birinchi pog‘onachasi; u bitta s - orbitaldan tarkib topgan, p - ikkinchi pog‘onachada paydo bo‘lib, u uchta p - orbitaldan tarkib topgan, d - uchinchi pog‘onachada paydo bo‘ladi va u beshta d - orbitaldan tarkib topadi; f - to‘rtinchi pog‘onacha 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 (2.2- jadval).

2.2- jadval

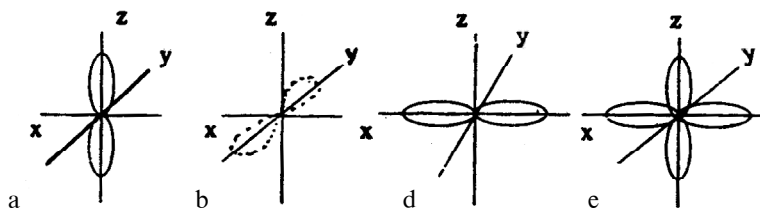
Bosh kvant soni, orbitallarning turi va soni hamda pog‘onacha va pog‘onalardagi elektronlarning maksimal soni

Energetik pog‘ona, n	Pog‘onachalar soni (n ga teng)	Orbitallar	Orbitallar soni		Elektronlarning maksimal soni	
			pog‘onachada	pog‘onachada n^2 ga teng	pog‘onachada	pog‘onachada $2n^2$
K ($n=1$)	1	1s	1	1	2	2
($n=2$)	2	2s 2p	1 3	4	2 6	8 8
M ($n=3$)	3	3s 3p 3d	1 3 5	9	2 6 10	18
N ($n=4$)	4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

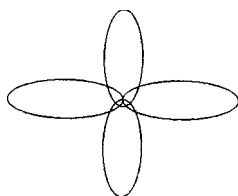
s -, p -, d - elektron orbitallarning shaklini quyidagicha tasavvur qilish mumkin:



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 imkon beradi.

$$N = 2 n^2.$$

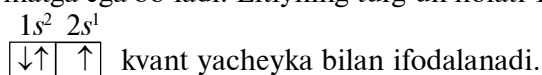
n juda ko'p butun son qiymatlarini qabul qila olishi sababli, n ning son qiymatlari cheksiz katta bo'lishi mumkin. Lekin bu holatlar o'zaro teng qiymatli emas; ular energiyaning minimumiga intilish prinsipiga rioya qilgan holda elektronlar bilan to'lib boradi.

Klechkovski 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.

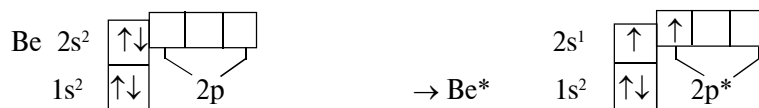
$(n + l)$ yig'indisining minimal qiymati birga teng bo'lganligi uchun vodorod atomining yagona elektroni shunday holatda bo'ladiki, unda $n = 1$, $l = 0$ va $m = 0$ dir. Vodorod atomining turg'un holati $1s^1$ simvoli bilan belgilanadi, bu simvolda birinchi o'rinda turgan arab raqami „1“ bosh kvant son 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 orientatsiyasini ko'rsatadi). Bu usulda vodorod atomidagi elektron holat $1s \uparrow$ 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 $\downarrow\uparrow$ shaklda yoki $1s^2$ ko'rinishidagi elektron formula bilan ifodalanadi.

Keyingi element — ($z = 3$) 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

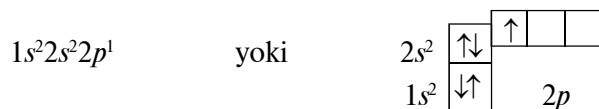


Litiy atomida bitta juftlashgan elektron mavjud; shu sababli litiy atomi bitta kovalent bog'lanish hosil qila oladi.

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:

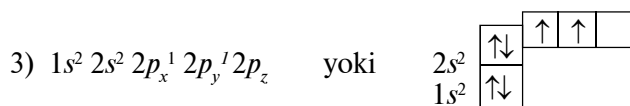
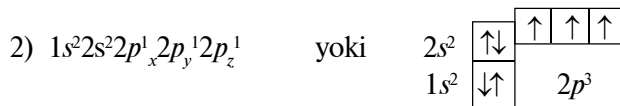
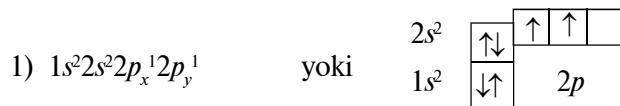


Turg'un holatdagi bor atomi bitta juftlashmagan elektronga ega.

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 tavsiflanadi:

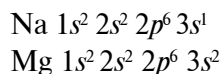


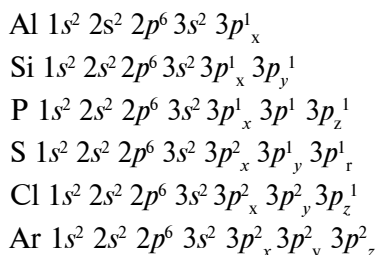
$2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ simvollarini bilan $2p$ - orbitalning fazoda x , y , z o'qlaridagi yo'nalishi ko'rsatilgan.

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

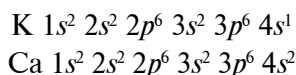
Neonning bu xususiyati davriy sistemada o'z aksini topadi: neon bilan II davr tugaydi. Neon atomida toq elektronlarning yo'qligi va asosiy elektronlar konfiguratsiyasining to'liq to'lganligi juda yuqori darajada turg'un bo'lishi neonning juda inertligiga sabab bo'ladi (neonning boshqa elementlar bilan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

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

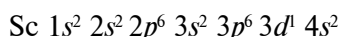




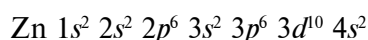
Uchinchi davrning eng oxirgi elementi argon ($z = 18$) da $n = 3$ va $l = 1$ bo'lganligi uchun $n + l = 4$ holatlarning elektronlar bilan to'lib borishi nihoyasiga yetadi; shu bilan birga, $n + l = 4$ ga muvofiq keladigan $n = 4$ ($l = 0$) holatlar bo'shligicha qoladi. Ularning soni ikkiga teng. Ular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



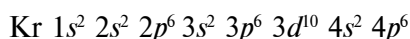
Bundan keyingi element skandiy ($z = 21$) dan $n + l = 5$ ga muvofiq keladigan energetik holatlar elektronlar bilan to'lib boradi. Bu yig'indi chegarasida n ning minimal qiymatiga ega bo'lishi ko'proq manfaat yaratadi. Bu holda n ning eng minimal qiymati 3 ga teng: $n = 3$ ($l = 2$) dir. Shunga ko'ra,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



Skandiydan keyingi elementlar atomlarida $3d$ - orbitallarning 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'ladi:



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 elektronlargabatamom to'ladi 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 Klechkovski qoidalariga muvofiq) amalga oshadi.



III bob

KIMYOVIY BOG'LANISH TURLARI. MODDALAR TUZILISHI



3.1. Kimyoviy bog'lanish turlari. Tuzilish formulalari. Moddalarda kristall va amorf holat

Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot — hozirgi kimyoning asosiy masalasidir. Bu ta'limotni bilmay turib kimyoviy birikmalarning turli-tumanlik sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatlarini tushunib bo'lmaydi.

Atomning tashqi energetik pog'onasida bittadan sakkiztagacha elektron bo'lishi mumkin. **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 farq qiladi. Nodir gazlar atomlarining tashqi pog'onalari ana shunday pog'onalardir.

Geliyning tashqi pog'onasida ikkita elektron (s^2), qolgan gazlarnikida 8 tadan elektron (ns^2np^6) bo'ladi. Boshqa elementlar atomlarining tashqi pog'onalari tugallanmagan va o'zaro kimyoviy ta'sir jarayonida ular tugallangan holatga — turg'un holatga o'tadi.

Kimyoviy bog'lanishlar *kovalent, ionli, metall va vodorod* bog'lanishlarga bo'linadi.

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.

Kimyoviy bog'lanish xarakteri atomlarning tabiatiga, ya'ni ularning tuzilishi va xossalariga bog'liq bo'ladi. Kimyoviy bog'lanishning xususiyatlari ko'p jihatdan elektrmanfiylik deb ataluvchi atomlarning xossalariga 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 bilan, asosiy gruppachalarda esa 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 ftordir. Ftor 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 ftorning barcha boshqa elementlar bilan (tartib raqamlari katta inert gazlar bilan ham) birikishida ftor atomlari shu elementlarning atomlaridan elektronlarni o'ziga tortadi.

Ftor yonida, ammo undan chaproqda kislorod joylashgan. Shu sababli kislorod ham o'zining ftor bilan hosil qilgan birikmalaridan tashqari boshqa barcha birikmalarida faqat manfiy oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

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

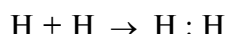
Kimyoviy elementlar elektrmanfiyligining ortib borishi tartibida quyidagicha qatorga terilishi mumkin:



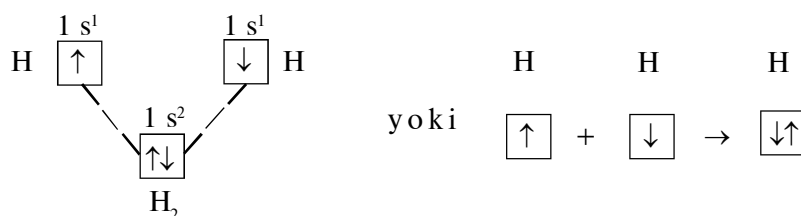
Kimyoviy elementlar bir-biri bilan birikishida elektronlar shu qatorda chaproqda turgan element atomidan o'ngroqda turgan element atomiga tomon siljiydi.

Kimyoviy bog'lanishlarni turlicha tasvirlash 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‘lanish elektronlar juftini chiziqcha (shtrix) bilan tasvirlanadi (masalan, H—H).

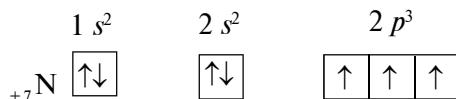
Kimyoviy bog‘lanish har qaysi atomning juftlashmagan elektroni hisobiga hosil bo‘ladi. Juftlashmagan elektronlar bog‘lanib, umumiy elektronlar juftini hosil qiladi, u taqsimlangan juft ham deyiladi.

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‘onalarga 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:

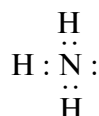


3. Har qaysi azot atomining tashqi elektron pog‘onasida qoladigan ajralmas bir juft elektronni alohida tarzda quyidagicha belgilaymiz:

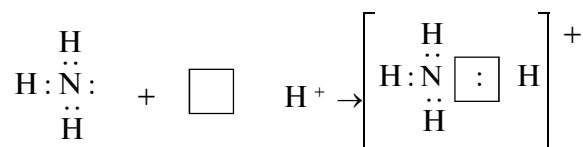


Qutbli kovalent bog‘lanish. Elektrmanfiyliklari jihatidan bir-biridan u qadar keskin farq qilmaydigan elementlarning atomlari o‘zaro ta’sirlashganida umumiy elektron juft elektrmanfiyligi kattaroq bo‘lgan atom tomon siljiydi. Shuning natijasida kovalent qutbli bog‘lanish hosil bo‘ladi. Kimyoviy bog‘lanishning 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:



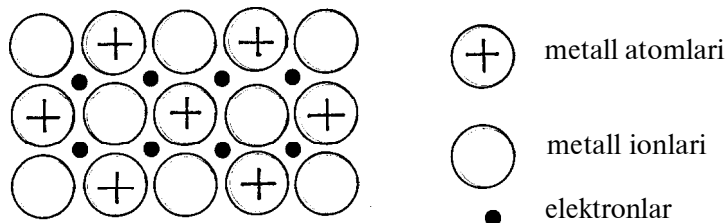
Vodorod ionida $1s$ - orbital bo‘sh (to‘lmagan); uni shunday belgilash mumkin: H^+ . Ammoniy ioni hosil bo‘lishida azotning ikki elektronli buluti azot bilan vodorod atomlari uchun umumiy bo‘lib qoladi, ya‘ni u molekular-elektron bulutga aylanadi. Demak, to‘rtinchi kovalent bog‘lanish vujudga keladi.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



Vodorod ionining zaryadi umumiy bo‘lib qoladi (u delokal-lashgan, 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.

Metall bog‘lanish. Nisbatan erkin elektronlarning metall ionlari bilan o‘zaro ta’sirlashuvi natijasida hosil bo‘ladigan bog‘lanish metall bog‘lanish deyiladi (3.1- rasm). Bog‘lanishning ana shunday turi metallarda uchraydi.

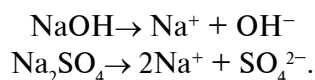
Metall bog‘lanishning hosil bo‘lish mohiyati quyidagilardan iborat: metall atomlari o‘zlarining valent elektronlaridan osongina ajralib, musbat zaryadli ionlarga aylanadi. Atomlardan ajralib chiqqan, nisbatan erkin elektronlar musbat zaryadli metall ionlar orasiga tarqaladi. Ionlar bilan elektronlar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



3.1- rasm. Metall panjarasidagi metall bog‘lanish.

bog‘lanishlarning hammasi kovalent qutbli bog‘lanishlardan iborat) bo‘ladi.

Shuning uchun ham ishqor va tuzlar suvdagi eritmalarda quyidagicha dissotsilanadi:



Kimyoviy bog‘lanish turlari orasida keskin chegara qo‘yish qiyin. Ko‘pchilik 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.

Kovalent bog‘lanishning asosiy xarakterli xossalari — bog‘ning energiyasi, pishiqligi, to‘yinuvchanligi va yo‘naluvchanligidir.

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:

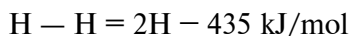
1. Elektron bulutlarning qoplanishidan qanday (δ -bog‘, π) bog‘lanish hosil bo‘lishiga.

2. Elektron bulutlar kovalentligining to‘liq-to‘liqmasligiga.

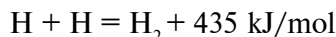
3. Qanday ko‘rinishdagi qutbsiz yoki qutbli bog‘lanish hosil bo‘lishiga bog‘liq.

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

Ayni bog‘lanishni uzib tashlash uchun zarur bo‘lgan energiya miqdorini bog‘lanish energiyasi, deb tushunmoq kerak. 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 jarayonini termokimyoviy tenglama shaklida quyidagicha tasvirlash 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 doimiyligiga 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 molekulalarga 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.

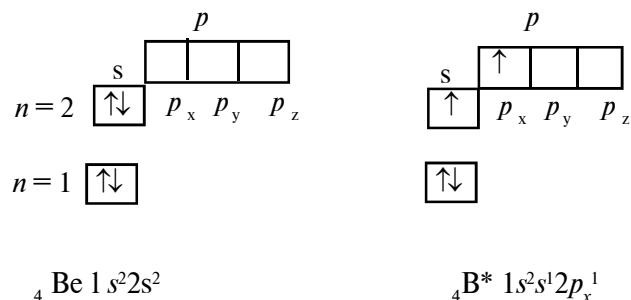
Shunday qilib, kimyoviy bog‘lanishlarning yo‘naluvchanligi elektron bulutlarning fazoda joylanishiga bog‘liq ekanligini ko‘ramiz.

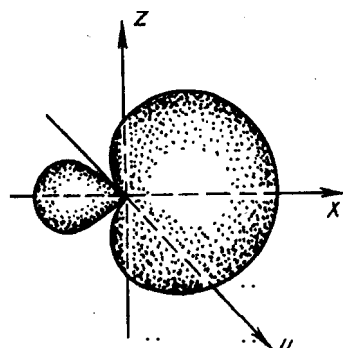
Ko‘p valentli atomlardan hosil bo‘lgan kovalent bog‘lanishlar doimo fazoviy yo‘nalgan bo‘ladi. Bog‘lanishlar orasidagi burchaklar *valent* burchaklar deyiladi.

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. Poling tomonidan kiritilgan, atom orbitallarining *gibridlanishi* haqidagi qoida bilan tushuntiriladi.

Valent orbitallarining gibridlanishini berilliy xlorid BeCl_2 , bor xlorid BCl_3 va metan CH_4 molekulalari 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:





3.2- rasm. *sp*- gibr̄id orbitalining shakli.

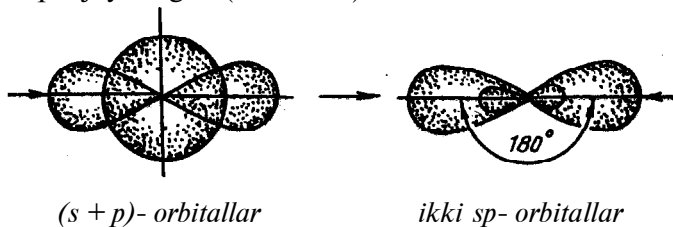
2*s*- elektronni 2*p*- orbitalga o'tkazish, ya'ni atomning qo'zg'algan holatga o'tishi energiya sarflashni talab etadi, bu energiya reaksiyada ikkita bog'lanish hosil bo'lishi hisobiga ortiqchasi bilan qoplanadi. Qo'zg'algan holatda berilliy xlorning ikkita atomini biriktirib oladi:



Ikkala Be — Cl bog'lanish bir xilda puxta va 180° li burchak ostida joylashgan.

Bog'lanishlar puxtaligining bir xilligi valent orbitallarning gibr̄idlanishi, ya'ni ularning siljishi va shakli hamda energiyasining tenglashishi bilan tushuntiriladi. Bu holda atom elektron orbitallarining dastlabki shakli hamda energiyasi o'zaro o'zgaradi va bir xil shakl hamda energiyaga ega bo'lgan elektron orbitallar hosil bo'ladi. Gibr̄id orbital asimmetrik va yadrodan bir tomonga qattiq cho'zilgan bo'ladi (3.2- rasm).

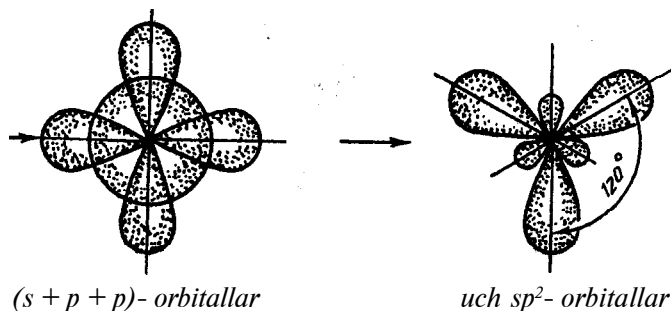
Gibr̄id orbitallar elektronlarining ishtirokida hosil bo'ladigan kimyoviy bog'lanish gibr̄idmas sof *s*- va *p*- orbitallarning elektronlari ishtirokida hosil bo'lgan bog'lanishdan puxtaroq bo'ladi, chunki gibr̄idlanishda orbitallar bir-birini ko'proq qoplaydi. Muayyan atomning bog'lanishlari hosil bo'lishida turli tipdagi elektronlar (bizning misolimizda *s*- va *p*- elektronlar) ishtirok etganda gibr̄idlanish amalga oshadi. Bunda gibr̄id orbitallar soni dastlabki orbitallar soniga teng bo'ladi. Shunday qilib, BeCl₂ molekulasida kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida markaziy atomning, ya'ni berilliyning bitta *s*- va bitta *p*- elektroni ishtirok etadi. Bu holda orbitallarning *sp*-gibr̄idlanishi (*es-pe*- gibr̄idlanish, deb o'qiladi) sodir bo'ladi (3.3- rasm). Ikkita gibr̄id orbital bir-biriga nisbatan 180° li burchak ostida joylashadi, ya'ni BeCl₂ molekulasi chiziqsimon shaklda — uchala atomning hammasi bir chiziqda joylashgan (3.4- rasm).



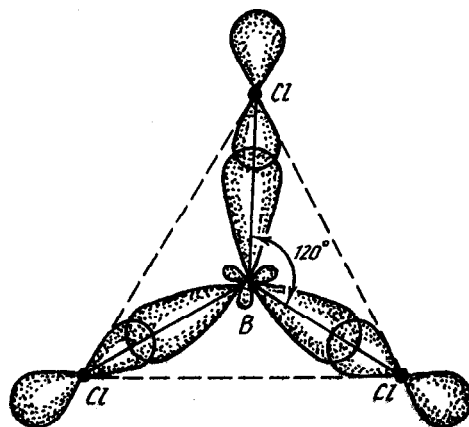
3.3- rasm. Valent orbitallarning *sp*- gibr̄idlanishi.



3.4- rasm. BeCl_2 ning chiziqsimon molekulasini.



3.5- rasm. Valent orbitallarining sp^2 - gibrilanishi.

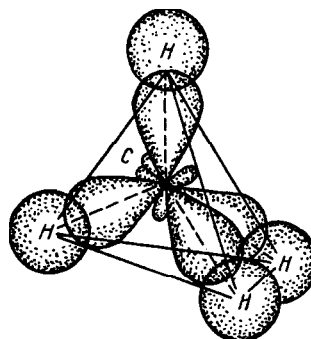


99

3.6- rasm. BCl_3 ning yassi uchburchak molekulasini.

Bor xlorid BCl_3 molekulasida markaziy atom orbitallari sp^2 -gibrilanadi (*es-pe* — *ikki gibrilanish*, deb o'qiladi). Bor atomida (elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^1$, qo'zg'algan holatida $1s^2 2s^1 2p^2$) gibrilanishda bitta va ikkita p - elektronlar orbitallari ishtirok etadi; buning natijasida bir-biriga nisbatan 120° li burchak ostida joylashgan uchta gibril orbitallar hosil bo'ladi (3.5- rasm). BCl_3 molekulasini markazida B atomi joylashgan yassi teng tomonli uchburchak shaklida bo'ladi. Gibril orbitallarining o'qlari orasidagi burchak 120° ni tashkil etadi, to'rtta atomning hammasi bitta tekislikda yotadi (3.6- rasm).

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 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.



3.8- rasm. Metanning tetraedrik molekulasida kimyoviy bog'lanishlarning hosil bo'lish sxemasi.

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 kvars 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 **shishasimon 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.

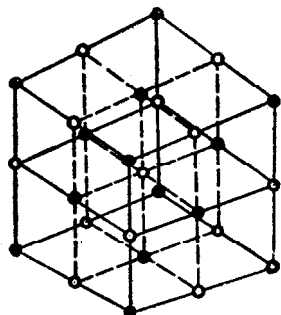
Kristall holatning asosiy tashqi belgilari — moddaning aniq muayyan temperaturada suyuq holatga o'tishi va tashqi muayyan geometrik shaklga ega bo'lishidir.

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 zarrachalarning fazoda joylashish xarakteri 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 tipi muvofiq keladi.

Molekular kristall panjarali moddalarda kristall panjara tugunlarida neytral molekular bo'ladi. Shu sababli molekular panjara ancha bo'sh va unda molekularlar o'z xossalari saqlab qolgan bo'ladi. Azot,



3.9- rasm. NaCl ning kristall panjarasi.

vodorod, kislorod kabi gazlar past temperaturadan qattiq holatga o'tganida molekular kristall panjara hosil qiladi. Oson suyuqlanadigan ko'pchilik organik moddalar kristallari ham molekular panjarali bo'ladi.

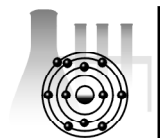
Kristall panjaraning ikkinchi tipi ionli kristall panjaradir. **Ionli kristall panjara tugunchalarida ionlar joylashgan bo'ladi.** Masalan, natriy xlorid (osh tuzi) kristall panjarasini olib ko'raylik. Unda har qaysi natriy ioni oltita xlor ioni bilan, har bir xlor ioni esa oltita natriy ioni bilan qurshab olingan (3.9- 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 bemalol 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 xarakterlanadi, bu energiya **kristall panjaraning energiyasi deyiladi.** Panjara energiyasi qancha katta bo'lsa, kristall panjara shuncha puxta bo'ladi.



IV bob

KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI VA KIMYOVIY MUVOZANAT



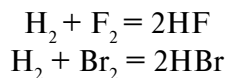
4.1. Reaksiyaning tezligiga ta'sir etuvchi omillar va aktivlanish energiyasi

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, yangi kimyoviy moddalar hosil bo'lishi bilan tugaydigan to'qnashishlar foizi qancha ko'p bo'lsa, reaksiya tezligi shuncha katta bo'ladi.

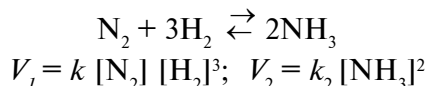
Masalan:



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 molekullari 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:



bu formulalarda: $[\text{N}_2]$ $[\text{H}_2]$ va $[\text{NH}_3]$ lar tegishli 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.

Geterojen 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:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{\frac{t_1 t_2}{10}},$$

bunda V_{t_1}, V_{t_2} — tegishli boshlang'ich (t_1) va oxirgi (t_2) haroratlarda reaksiya tezligi, γ reaksiya tezligining harorat koeffitsiyenti, u 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 koeffitsiyenti juda katta bo'ladi. Masalan, tuxum albuminning denaturatsiyasida (tuxum pishirish paytida kechadigan jarayon) haroratni har 10°C ga oshirganda reaksiya tezligi 50 marta ortadi. A'zolarida haroratning ozgina o'zgarishi biokimyoviy jarayonlarni keskin o'zgartirib yuboradi.

Aktivlanish energiyasi. Harorat o'zgariganida 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 zaruruy 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 berilishi 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 ($H_2 + I_2 = 2HI$) $E_a = 167,4$ k/Jmol energiya kerak.



4.2. Kataliz va katalizatorlar

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

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, boshqalari 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 oz 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 sistemadan — gaz yoki suyuq 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'pchilik 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 ko'pchilik biokimyoviy reaksiyalar juda sekin kechib, tirik a'zoning normal faoliyatiga to'sqinlik qiladi.

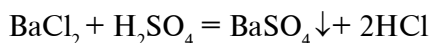


4.3. Qaytar va qaytmas jarayonlar. Kimyoviy muvozanat. Le Shatelye prinsipi

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.

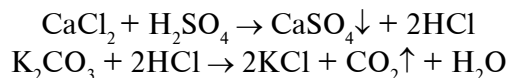
Bunday reaksiyaga bariy xloridga sulfat kislota ta'sirini misol qilib keltirsa bo'ladi:



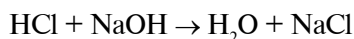
Qaytmas reaksiyalar tenglamalarining chap va o'ng qismlari orasiga tenglik ishorasi yoki strelka qo'yiladi. Ko'pchilik reaksiyalar qaytar bo'ladi.

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.

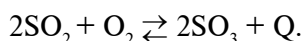
Kimyoviy muvozanat holatiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi, temperatura, gazsimon moddalar uchun esa

bosim ham ta'sir etadi. Bu parametrlardan bittasi o'zgaranda 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:



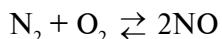
Temperatura oshirilganda muvozanat endotermik reaksiya tomoniga siljiydi:



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

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

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

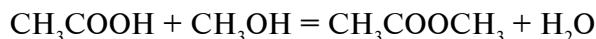


u holda bosimning o'zgarishi kimyoviy muvozanatni siljitmaydi.

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'pchilik jarayonlar muvozanatni olinadigan mahsulot unumdorligi katta bo'ladigan tomonga siljitish usullarini tatbiq etish tufayli amalga oshirilgan.

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



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



V bob

ERITMALAR. DISPERS SISTEMALAR VA CHIN ERITMALAR. KOLLOID ERITMALAR



5.1. Dispers sistemalar va kolloid eritmalar

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

Dispers sistemalar. „Dispers“ so'zi lotincha bo'lib, tarqalmoq ma'nosini bildiradi. Bir modda zarrachalarining ikkinchi modda zarrachalari orasida bir tekis tarqalishiga dispers sistema deyiladi.

Dispers sistema eritmalar kabi ikki qismdan iborat. Eritmalarda ko'p qismi erituvchi va kam qismi eruvchi, dispers sistemalarda esa ko'p 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 bo'ladi.

1. Chin dispers sistema, bunda faza zarrachalarining kattaligi 1 nanometr dan kichik bo'ladi ($1 \text{ nm} = 10^{-7} \text{ sm} = 10^{-9} \text{ mm}$). Chin dispers sistema dispers fazani tashkil qiluvchi moddalarning xususiyatiga qarab ikkiga bo'linadi:

Agar faza elektrolitmas moddalar (mochevina, qand, glukoza, spirt va boshqalar) dan iborat bo'lsa, **molekular-dispers sistema** deyiladi.

Agar faza elektrolit moddalar (tuzlar, asoslar, kislotalar va boshqalar) dan iborat bo'lsa, **ionli-dispers sistema** deyiladi.

Chin dispers sistema tiniq, filtrlanadigan, pergament qog'ozdan o'tadigan, gomogen, optik jihatdan bo'sh, barqaror va eskirmaydigan xossalarga ega.

2. Kolloid dispers sistemada dispers faza zarrachalarining o'lchami 1 nm dan 100 nm gacha bo'lgan (masalan, gummiarabik, jelatina, oltin, kumush va boshqa moddalar eritmaları).

Kolloid dispers sistemalar — tiniq (tovlanadigan), filtr qog'ozdan o'tadigan, o'simlik 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'zgaradigan xususiyatlarga ega.

3. Dag'al dispers sistema — bunda dispers faza zarrachalarining o'lchami 100 nm dan katta bo'ladi. Bu sistema tiniqmas, filtrlanganda qog'oz filtdan va pergamentdan o'tmaydigan, beqaror, geterogen, yorug'likni qaytarish va sindirish hamda o'zgartirish xususiyatlariga ega.

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 — alkozollar 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, alkojellar va hokazo.

Shu bilan birga, kolloid dispers sistemada faza zarrachalari bilan muhit molekullari orasida ma'lum bog'lanish va ta'sir kuchiga ega bo'ladi. Agar faza zarrachalari atrofida muhit molekullari 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 molekullari 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.

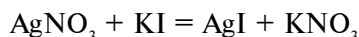
Kolloid eritmalar (zollar) zarracha o'lchamlari bo'yicha dag'al dispers va molekular sistemalar oralig'ida joylashganligi sababli ularni ikki xil usul bilan, ya'ni **dispergirlash** va **kondensatsiya** usullari bilan olish mumkin.

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

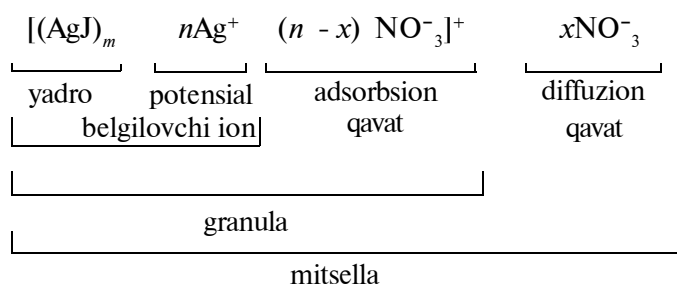
2. Kondensatsiya usuli. Bu usul yordamida kolloid eritmalar molekular yoki ion tabiatli zarrachalarni yiriklashtirish (agregatsiyalashtirish) orqali olinadi. Bu usul oksidlanish-qaytarilish, gidroliz jarayonlari va erituvchi tabiatini o'zgartirish hamda bug'simon moddalarni kondensatsiya qilish orqali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

Kolloid zarrachalarning tuzilishi reaksiyada ortiqcha olingan moddaning, ya'ni stabilizatorning tuzilishiga ko'ra har xil bo'lishi

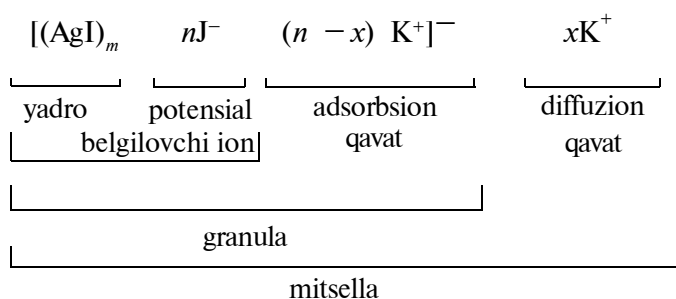
mumkin. Masalan, kumush yodid mitsellasini yozish lozim bo'lsin. Buning uchun oldin AgI ning olinish reaksiyasini yozish kerak:



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



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



5.2. Erish jarayonida osmos hodisasi. Osmotik bosim

Eritmalardagi osmos hodisasi eritma hosil bo'lishida diffuziya natijasida hosil bo'ladi.

Agar biror idish faqat eruvchi molekulalarini o'tkazadigan yarim-o'tkazgich pardadan (membranadan) foydalanilgan holda ikki qismga bo'linsa va uning bir bo'lagiga ma'lum konsentratsiyali eritma (c_1), ikkinchi bo'lagiga esa toza erituvchi yoki konsentratsiyasi, nisbatan kam ($c_1 > c_2$) eritma quyilsa (5.1- rasm), quyidagi hodisalar kuzatiladi.

1. Erituvchi molekulalari membrana orqali ko'p modda saqlangan eritmaga yoki konsentratsiyasi katta bo'lgan eritma tomon o'ta boshlaydi. Erituvchi molekulalarining diffuziya hisobiga yarimo'tkazgich parda orqali konsentratsiyasi kam bo'lgan eritmada (yoki toza erituvchidan) konsentratsiya qiymati yuqori bo'lgan eritma hajmiga o'tishi **osmos hodisasi** deb ataladi.

2. Erituvchi molekullari membranadan ikki yo'nalishda o'tadi. Ammo ularning quyi konsentratsiyali eritmalaridan yuqori konsentratsiyali eritmaga o'tadigan miqdori ko'proq bo'ladi. Bu jarayon ikki eritma orasidagi konsentratsiya farqlari qancha yuqori bo'lsa ($\Delta c = c_1 - c_2$), shuncha kuchli bo'ladi. Buning natijasida konsentratsiyasi yuqori bo'lgan bo'limdagi eritmaning hajmi ko'payadi, bu esa undagi gidrostatik bosim qiymatining ortishiga olib keladi.

Natijada erituvchi molekullarining teskari tomonga qarab o'tishi (c_1 konsentratsiyali eritmada c_2 ga qarab) kuchayadi. Mana shu jarayonlar hisobiga ma'lum vaqt o'tgandan so'ng eritmalarining hajm o'zgarishlari (ularning sathlari orasida masofa qiymatining (h) o'zgarishi) to'xtaydi.

Osmos hodisasini to'xtatish uchun zarur bo'lgan bosim qiymati *osmotik bosim* (π) deb ataladi.

1. O'zgarmas temperaturada osmotik bosim erigan moddaning molyar konsentratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir (Boyl-Mariott qonuni kabi):

$$\pi_1/\pi_2 = c_1/c_2$$

2. O'zgarmas molyar konsentratsiya qiymatlarida osmotik bosim absolut temperaturaga to'g'ri proporsionaldir (Gey-Lyussak qonuni kabi):

$$\pi_1/\pi_2 = T_1/T_2$$

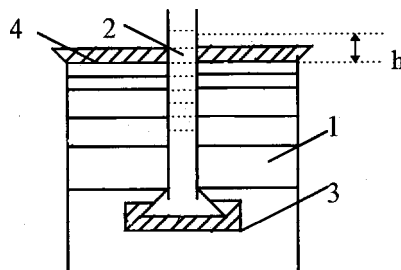
Osmotik bosimning konsentratsiya va temperaturaga bog'liqligini ko'rsatadigan bu ikki qonuniyat asosida quyidagi xulosa kelib chiqadi: **bir xil temperatura va konsentratsiyaga ega bo'lgan turli noelektrolitlarning osmotik bosim qiymatlari o'zaro teng bo'ladi.**

Eritmalarining osmotik bosim qiymatlarining o'zgarishi gaz qonunlariga o'xshashligini hisobga olgan holdi Vant-Goff osmotik bosim uchun quyidagi qonunni taklif etdi: *eritmaning osmotik bosimi unda erigan modda aynan shu temperaturada gaz holatida bo'lib, eritma hajmiga teng hajmni egallaganda ko'rsata oladigan bosim qiymatiga tengdir.*

Bu esa eritmalarining osmotik bosim qiymatini Mendeleyev-Klapeyron tenglamasi ($PV = nRT$) orqali aniqlash mumkinligini ko'rsatadi:

$$nV = nRT,$$

$$n = \frac{n}{V} RT = cRT$$



5.1- rasm. Osmometrning tuzilish sxemasi:

1— tashqi(toza erituvchi saqlanadigan) idish; 2— ichki (eritma saqlanadigan) idish; 3— yarim-o'tkazgich parda (membrana); 4— germetik yopiladigan qopqoq.

bu yerda n — noelektrolitning mol miqdori, V — eritma hajmi, c — eritmaning molyar konsentratsiyasi.

Bir xil konsentratsiyali elektrolitlar eritmalarining osmotik bosimlari noelektrolitlardan farqli ravishda turli qiymatga ega bo'lishi mumkin. Buning asosiy sababi moddalarning eritmalarda ionlarga yoki nisbatan oddiy tuzilishli molekullarga ajralishi yoki, aksincha, o'zaro ta'sirlashib assotsiatlar hosil qilishidir. Moddalarning bunday xossalarini π qiymatiga bo'lgan ta'sirini hisobga olib *Vant-Goff izotonik koeffitsiyenti* (i) deb atalgan tushuncha kiritgan. Odatda, i - qiymati tajriba yo'li bilan aniqlanadi. Masalan, eritmadagi N molekula kuchsiz elektrolit bo'lib, uning n qismi dissotsilangan bo'lsin, shu sababli dissotsilanmagan molekular soni $(N - n)$ ga, hosil bo'lgan ionlar soni esa $m \cdot n$ ga (m — elektrolitning bitta molekulasidan dissotsilangan ionlar soni), eritmadagi umumiy zarrachalar soni (konsentratsiyasi) esa $(N - n) + m \cdot n$ ga yoki $N + n(m - 1)$ ga teng bo'ladi.

O'z navbatida, $i = \frac{c_{el}}{c_{noel}}$ ekanligini hisobga olib, uning qiymatini hisoblash uchun quyidagi tenglamani keltirib chiqarish mumkin:

$$i = \frac{c_{el}}{c_{noel}} = \frac{N + n(m - 1)}{N} = \frac{N}{N} + \frac{n}{N}(m - 1) = 1 + \alpha(m - 1),$$

bu yerda α — elektrolitning dissotsilanish darajasi.

Demak, elektrolitning i - qiymatini hisoblash uchun uning dissotsilanish darajasini va nechta ionga ajralishini bilish kifoya ekan. Masalan, NaCl uchun $i = 1 + \alpha$, CaCl₂ uchun $i = 1 + 2\alpha$ va FeCl₃ uchun $i = 1 + 3\alpha$ ga teng bo'ladi.

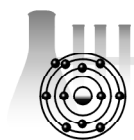
Molyar konsentratsiyaning $c = nN = m / (M \cdot V)$ ekanligini hisobga olib, tenglamani quyidagicha yozish mumkin:

$$\pi = \frac{m}{MV} RT \quad \text{yoki} \quad M = \frac{m}{\pi V} RT.$$

Ushbu tenglama asosida eritmaning hajmi, π - qiymatini va erigan modda massasini bilgan holda noelektrolit tabiatli moddalarning molekular massasini topish mumkin. Masalan, 250 ml eritmada 3,0 g qandaydir uglevod eritilgan va bu eritmaning 12°C osmotik bosimi 83,14 kPa ga teng bo'lsin. Bu uglevodning nisbiy molekular massasini quyidagicha topish mumkin:

$$M(x) = \frac{3,0 \text{ g} \cdot 8,314 \text{ kPa mol. K} \cdot 285 \text{ K}}{83,14 \text{ kPa} \cdot 0,25 \text{ l}} = 342 \text{ g/mol}$$

va u saxarozaga mos keladi.



VI bob

ELEKTROLITIK DISSOTSILANISH NAZARIYASI



6.1. Elektrolitik dissotsilanish. Elektrolitlar va noelektrolitlar

Ba'zi moddalar erigan va suyuqlangan holatda elektr tokini o'tkazishi, boshqalari esa o'sha sharoitlarda 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 kam qutbli bog'lanishlar bo'ladigan moddalar kiradi.

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

Elektrolitlar suvdagi eritmalarning 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 tashkil topgan bo'lishi mumkin — 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^- ionlari — pushti rangli, CrO_4^{2-} ionlari — 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 batamom natriy ionlari Na^+ bilan xlorid ionlari Cl^- ga 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 birikish jarayoni (assotsilanish) ham sodir bo'ladi.

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



Kislota, asos va tuzlarning suvdagi eritmalarida dissotsilanishi.

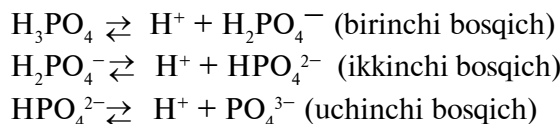
Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi yordamida kislota, asos va tuzlarga ta'rif beriladi hamda xossalari bayon qilinadi.

Dissotsilanganda kationlar sifatida faqat vodorod kationlarini hosil qiladigan elektrolitlar kislotalar deyiladi.



Kislotaning asosligini 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 tegishli ikkita va uchta vodorod kationi hosil bo'ladi.

Ikki va undan ko'p asosli kislotalar bosqich bilan dissotsilanadi. Masalan:



Ko'p asosli kislota, asosan, birinchi bosqich bo'yicha, kamroq ikkinchi bosqich bo'yicha va juda oz darajada uchinchi bosqich bo'yicha dissotsilanadi. 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.

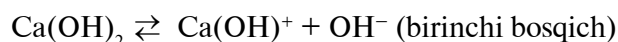
Dissotsilanganda anionlar sifatida faqat gidroksid-ionlar hosil bo'ladigan elektrolitlar asoslar deyiladi.

Masalan:

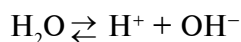


Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Bular ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning asoslaridir: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sn(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂, shuningdek, NH₄OH. Asoslarning ko'pchiligi suvda kam eriydi.

Asoslarning kislotaliligi ularning gidroksil gruppalari (gidrok-sogruppalari) soni bilan aniqlanadi. Masalan, NH₄OH — bir kislotali asos, Ca(OH)₂ — ikki kislotali, Fe(OH)₃ — uch kislotali va hokazo. Ikki va undan ko'p kislotali asoslar bosqich bilan dissotsilanadi.

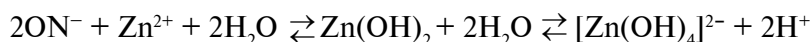


Lekin dissotsilanganda bir vaqtning o'zida vodorod kationlari va gidroksid-ionlarni hosil qiladigan elektrolitlar ham bor. Bunday elektrolitlar *amfoter elektrolit* yoki qisqacha *amfolitlar* deyiladi. Ularga suv, rux, aluminiy, xrom gidroksidlari va ko'pgina boshqa moddalar kiradi. Masalan, suv H⁺ va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



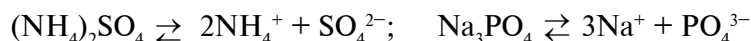
Demak, suvda vodorod kationlari H⁺ borligi tufayli kislota xossalari va OH⁻ ionlari borligi tufayli asos xossalari bir xil darajada ifodalangan.

Amfoter rux gidroksid Zn(OH)₂ ning dissotsilanishini ushbu tenglama bilan ifodalash mumkin:



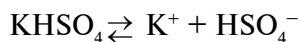
Dissotsilanganida metallarning kationlari (shuningdek, ammoniy kationi NH₄⁺) va kislota qoldiqlarining anionlari hosil bo'ladigan elektrolitlar tuzlar deyiladi.

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:



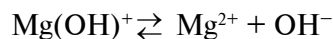
va so'ngra



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



va so'ngra





6.2. Elektrolitik dissotsilanish mexanizmi. Dissotsilanish darajasi va doimiysi

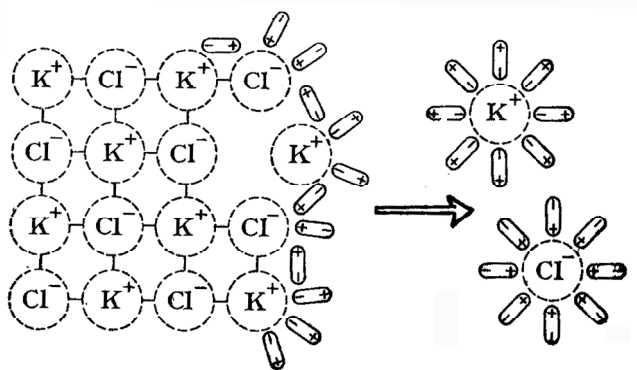
Elektrolitlar nima uchun ionlarga dissotsilanadi-yu, noelektrolitlar dissotsilanmaydi, degan savolga quyidagicha javob bersa bo'ladi. Suv molekulari qutbli bo'ladi, ya'ni ular dipollardir. Biror tuzning, masalan, kaliy xloridning kristali suvga tushganda uning sirtidagi ionlar suvning qutbli molekularini o'ziga tortadi (6.1-rasm). Kaliy ionlariga suv molekulari o'zining manfiy qutbi bilan, xlor ionlariga esa musbat qutbi bilan tortiladi.

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

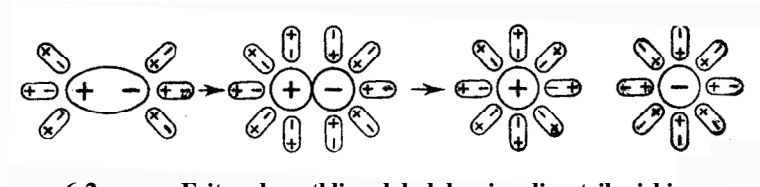
Ayni vaqtda suvning tortilib turgan molekularini harakatda bo'lgan boshqa molekular tortib turadi. Ionlarning kristalldan ajralishi va eritmaga o'tishi uchun bu turtkilar kifoya qiladi. Ionlarning birinchi qavatidan keyin ikkinchi qavati eritmaga o'tadi va shu tariqa kristall asta-sekin erib boradi.

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 ioni eritmada hamisha suvning bir molekulasini bilan bog'lanib, gidroksoniy ioni 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'zigina yoziladi, buning ustiga ionlarning gidratlanish darajasi, ya'ni ionlar bilan



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



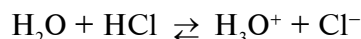
6.2- rasm. Eritmada qutbli molekullarning dissotsilanishi.

bogʻlangan suv molekullarining soni baʼzan nomaʼlum boʻladi va eritmaning konsentratsiyasiga hamda boshqa sharoitlarga qarab oʻzgaradi.

Ionlar yoki ularning gidratlari eritmada tartibsiz ravishda toʻxtovsiz harakat qilib turadi. Ular bir-biri bilan toʻqnashib, birikishi va molekullar hosil qilishi mumkin. Bu molekullar ham qaytadan ionlarga parchalana oladi. Eritma konsentratsiyasi qancha koʻp boʻlsa, ionlar ham shuncha tez-tez toʻqnashib turadi.

Kristall panjarasi ionlardan hosil boʻlgan moddalargina emas, balki qutbli molekullardan tuzilgan koʻpgina moddalar ham suvdagi eritmalarda ionlarga parchalanadi.

Qutbli molekullarning dissotsilanish sxemasi 6.2- rasmda koʻrsatilgan. Qutbli molekula bilan bogʻlangan suv molekullari qutbli molekulaning goʻyo choʻzib, uning qutblarini bir-biridan qochiradi, buning natijasida, molekula ayrim ionlarga parchalanadi. Ayni vaqtda musbat ion proton (yaʼni vodorod yadrosi) boʻlsa, u gidroksoniy ion (H_3O^+) tarzida suv molekulasini bilan mahkam bogʻlanadi. Masalan, vodorod xlorid suvdagi eriganda quyidagi kimyoviy reaksiya boradi:



Bu reaksiyada vodorod bilan xlor atomlari oʻrtasidagi qutbli kovalent bogʻ uziladi, bunda elektronlar jufti xlor Cl^- ionlarida qoladi, proton esa suv molekulasidagi kislorod atomi bilan bogʻlanib, gidroksoniy ion H_3O^+ ni hosil qiladi.

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

Elektrolitik dissotsilanish darajasi α eritmada molekullarning qancha qism ion holida ekanligini koʻrsatuvchi kattalikdir.

Bu taʼrifga muvofiq:

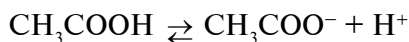
$$\alpha = \frac{\text{dissotsilangan molekullar soni}}{\text{eritilgan molekullarning umumiy soni}}$$

Oʻz-oʻzidan koʻrinib turibdiki, ionlarga sira parchalanmaydigan noelektrolitlarning eritmalarida $\alpha = 0$ ga teng; lekin erigan moddaning hammasi ion shaklida mavjud boʻlgan (toʻliq 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, HJ, 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 molekular hosil bo'lish tezligiga teng. Buni biz sirka kislotaning suvdagi eritmasi misolida ko'rib chiqamiz. Dissotsilanish va unga qarama-qarshi ionlarning o'zaro assotsilanishi jarayonlarini quyidagi tenglama bilan ifodalaymiz:



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

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

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

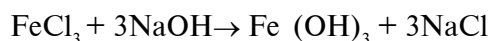
Reaksiyalarning ionli tenglamalarini tuzishda kam dissotsilanadigan, kam eriydigan (cho'kmaga tushadigan) va gazsimon moddalar molekular shaklda yozilishiga amal qilish kerak. Moddaning formulasi yonida qo'yiladigan ↓ ishora shu modda reaksiya doirasidan cho'kma holida chiqib ketishini, ↑ ishora esa 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 eritmalari orasidagi reaksiya tenglamasini molekular va ionli shaklda yozing.

Masalaning yechimini uchta bosqichga bo'lamiz.

1. Reaksiyaning tenglamasini molekular shaklda yozamiz:

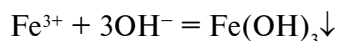


2. Yaxshi dissotsilanadigan moddalarni ionlar holida, reaksiya doirasidan chiqib ketadiganlarini — molekular holda tasvirlab, bu tenglamani qaytadan yozamiz va bu reaksiyaning to'la ionli tenglamasidir.

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.



6.3. 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:

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

Shuning uchun suvning muvozanat konsentratsiyasini uning boshlang'ich molyar konsentratsiyasiga deyarli teng deb hisoblash 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:

$$\begin{aligned} \lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] &= -14 \quad \text{yoki} \quad (-\lg[\text{H}^+]) + (-\lg[\text{OH}^-]) = 14 \\ -\lg[\text{H}^+] &\text{ni pH deb, } -\lg[\text{OH}^-] = \text{pOH deb belgilaymiz. Unda} \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \end{aligned}$$

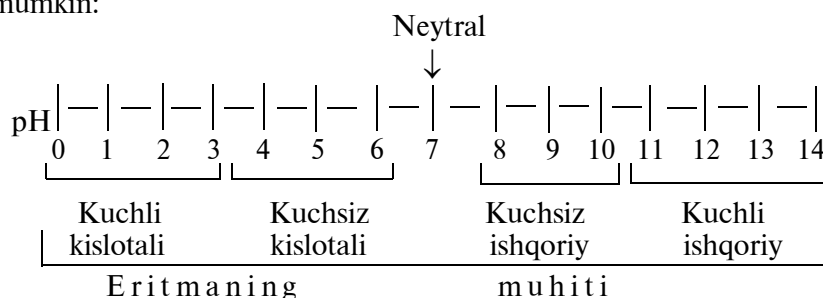
Vodorod ko'rsatkichi deb, eritmadaagi vodorod ionlari konsentratsiyasining manfiy ishora bilan olingan o'nlik logarifmiga teng qiymatiga aytiladi:

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

Gidroksid ko'rsatkichi (pOH) deb, eritmadaagi 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 eritmalarning 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'jalik ekinlarining yaxshi rivojlanishi va ulardan yuqori hosil olish uchun ham tuproq eritmasi muayyan muhitli bo'lishi zarur. Tuproq so'rimining pH qiymatiga qarab, tuproqlar kuchli kislotali (pH = 3 – 4), kislotali (pH = 4 – 5), kuchsiz kislotali (pH = 5), ishqoriy (pH = 8 – 9) va nihoyat, kuchli ishqoriy (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 CaSO₄ · 2H₂O 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.

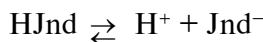
Indikatorlar. Turli kimyoviy jarayonlardan, jumladan, tabobat va xastalikning oldini olish amaliyotida ichimlik suvi, sanoat chiqindi

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.

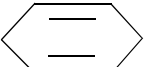
Suvdagi eritmalarda indikator kuchsiz kislota yoki kuchsiz asos xossalarini namoyon qilib, ularning dissotsilanmagan molekulari bir xil rangda, dissotsilanganda hosil bo'ladigan ionlar boshqa rangda bo'lish xususiyatiga ega. Masalan, fenolftalein, metiloranj va lakmus kuchsiz kislotalar deb qaralsa, 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 gruppalarning 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'ini 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.