

Г. П. Хомченко,
И. Г. Хомченко

КИМЁ

ОЛИЙ ЎҚУВ ЮРТЛАРИГА
КИРУВЧИЛАР УЧУН

- Назарий асослар
- Мисол ва масалалар
- Тестлар

"O'QITUVCHI"

ISBN 978-9943-02-017-7



ЯНГИ НАШР

KIMYO

G. P. Xomchenko,
I. G. Xomchenko

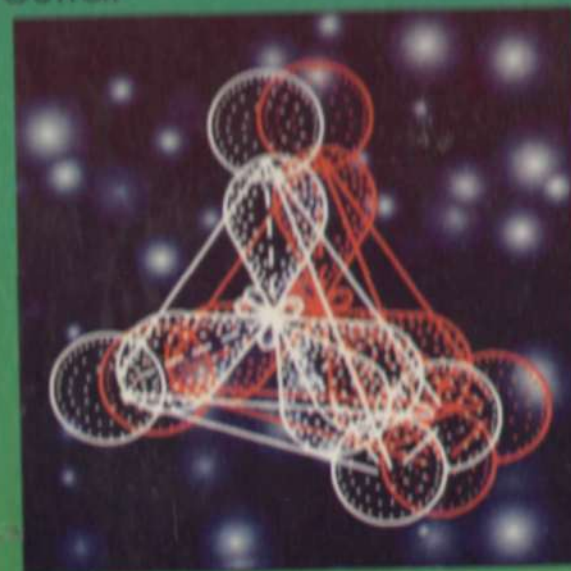
YANGI NASHR

G. P. Xomchenko,
I. G. Xomchenko

KIMYO

OLIV O'QUV YURTLARIGA
KIRUVCHILAR UCHUN

- Nazariy asoslar
- Misol va masalalar
- Testlar

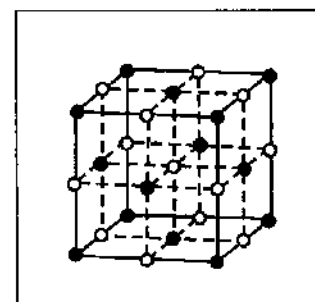


G. P. XOMCHENKO, I. G. XOMCHENKO

KIMYO

OLIY O'QUV YURTLARIGA KIRUVCHILAR
UCHUN

- Nazariy asoslar
- Masalalar
- Testlar



B 11242.
O'z M U
Ilmiy kutubxonasi

Ushbu kitob "GRAND-XIM-YU"
ma'suliyati cheklangan jamiyat
buyurtmasi asosida nashr etilgan.

Xarid qilish uchun

Tel: 58-71-00, 109-49-91



GRAND XIM-YU
MA'VUNIYAT CHEKLANGAN
JAMIYATI
2007-Y. 1-son
TOSHKENT

„O'QITUVCHI“ NASHRIYOT-MATBAA IJODIY UYI
TOSHKENT — 2007

Ushbu kitobda kirish imtihonlarida abituriyentlarga beriladigan kimyoning barcha turdagi nazariy asoslari, masalalar ishlash usullari hamda o'quvchilar bilimini baholashga yordam beradigan testlar yoritilgan.

Kitob oliy o'quv yurtlariga kiruvchilar uchun mo'ljallangan bo'lib, undan umumiy o'rta ta'lim maktablarida kimyo kursini yakuniy takrorlash va bitirish imtihonlariga tayyorlanayotgan o'quvchilar, shuningdek, akademik litsey va kasb-hunar kollejlari o'qituvchilari hamda talabalari ham foydalanishlari mumkin.

Taqrizchilar: k. f. n., dotsent Asqar Muftaxov, Abdurahim Jalilov

Tarjimonlar: Abduvohid Rahimov, Orasta Kamolova

SO'ZBOSHI

Ushbu kitobda oliy o'quv yurtlariga kiruvchilar uchun kimyodan kirish imtihonlaridagi barcha turdagi masalalar yoritilgan. Kitobda dastlab kimyoning umumiy nazariy asoslari (I qism), anorganik kimyo (II qism) va organik kimyoga oid (III qism) mavzular hamda masalalar yechish usullari ko'rib chiqiladi.

Kitobning bunday tuzilishi ancha ko'p uchraydigan kamchilikni — o'quvchilar bilimidagi yuzakilikni, ya'ni mavzuni chuqur nazariy asosda bayon qila bilmaslik nuqsonini yo'qotishga imkon beradi.

Mavzular bo'yicha berilgan masalalarni muhokama qilib yechishga katta e'tibor berilgan, chunki mavzuni o'zlashtirganlik sifati o'quvchining masalalar yecha olishi bilan belgilanadi. Kitobning uchala qismida shuningdek, oxirida namunaviy masalalar yechimlari bilan berilgan.

Qo'llanma keng kitobxonlar ommasiga mo'ljallangan. Undan abituriyentlar shuningdek, o'rta maktab o'quvchilari maktabni bitirish imtihonlariga tayyorlanishda foydalanishlari mumkin. Kitob o'rta maktablar, akademik litsey va kasb-hunar kollejlari o'qituvchilari hamda talabalarga kimyoni mukammal bilishlarida, masala hamda mashqlarni yecha olishga o'rganishlarida yaqin ko'makchi bo'ladi, deb o'ylaymiz.

Kitobxonlarning fikrlarini hisobga olib, har bir bob oxirida imkoniyat darajasida bobga doir testlar hamda ularning yechilish usullari nashriyot tomonidan kiritildi. Testlarni tuzishda bergan yordami uchun k. f. n., dotsent *Asqar Muftaxovga* minnatdorchilik bildiramiz.

KIRISH

1- §. Kimyo fani va uning vazifalari

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

Kimyoga fan sifatida birinchi marta M. V. Lomonosov ta'rif berdi: „Kimyo fani jismlarning xossalari va o'zgarishlarini... jismlarning tarkibini o'rganadi... kimyoviy o'zgarishlarda moddalarda sodir bo'ladigan hodisalarning sababini tushuntirib beradi“. Ko'rinib turibdiki, Lomonosovning kimyoning vazifalarini tushinishi hozirgi tushunchaga yaqin keladi.

D. I. Mendeleyev 1871-yilda „kimyo fanini o'rganishni boshlovchilar uchun“ mo'ljallangan o'zining mashhur „Kimyo asoslari“ kitobida kimyoga o'ziga xos va eng aniq ta'rif berdi. Mendeleyev ta'rifiga ko'ra, *kimyo — bu elementlar va ularning birikmalari haqidagi ta'limotdir*.

Kimyo fizika bilan uzviy bog'langan. „Bu ikkala fan, — deb yozgan edi Lomonosov, — bir-biri bilan shunday bog'langanki, ular bir-birisiz mukammal bo'la olmaydi“. Kimyo boshqa tabiiy fanlar va, ayniqsa, geologiya hamda biologiya bilan ham tutashib ketadi. Kimyo bilan geologiya o'rtasida geokimyo fani vujudga keldi, u Yerning turli sistemalarida kimyoviy elementlarning tarqalishini va ko'chib yurishini o'rganadi. Kimyo bilan biologiya orasida tirik organizmlarda sodir bo'ladigan kimyoviy jarayonlarni o'rganadigan biokimyo, bioanorganik va bioorganik kimyo fanlari tarkib topdi. Kosmokimyo koinot jismlarining tarkibini va elementlarning koinotda ko'chib yurishini o'rganadi.

Moddalar juda ko'p. Ularni o'rganishni osonlashtirish uchun bu moddalar turli belgilariga ko'ra sinflarga bo'linadi. Masalan, ma'lum bo'lgan barcha moddalarni uchta yirik guruhga ajratish mumkin: *oddiy moddalar, murakkab moddalar va aralashmalar*. Moddalarni sinflarga bo'lishning juda ko'p boshqa usullari ham bor.

Kimyoning eng muhim vazifasi — oldindan belgilangan xossali moddalarni olish va sanoat ishlab chiqarishini jadallashtirishdan, cheksiz texnologiya yaratishdan iborat. Uning yana bir muhim vazifasi — kimyoviy o'zgarishlar energiyasidan foydalanishdir.

O'rta umumiy ta'lim maktablarida va boshqa o'quv yurtlarida o'rganiladigan kimyoni uchta katta qismga: umumiy, anorganik va organik kimyoga ajratish mumkin. *Umumiy kimyo*da barcha kimyoviy o'zgarishlarga taalluqli asosiy qonuniyatlar ko'rib chiqiladi. *Anorganik kimyo* anorganik (mineral) moddalarning xossalari va o'zgarishlarini o'rganadi. *Organik kimyo* organik moddalarning xossalari va o'zgarishlarini o'rganadi.

2- §. Kimyoning ahamiyati

Kimyoni ajoyib o'zgarishlar industriyasi deyish mumkin. U tabiatda bo'lmaydigan materiallarni sintez qilishga, ulardan turli-tuman mashina va asboblarni yaratish uchun, turar joy binolari qurish va xalq iste'mol mollari ishlab chiqarish uchun foydalanishga imkon beradi.

Kimyo sanoati sintetik kauchuk, plastik massalar, sun'iy tola, sun'iy yoqilg'i, bo'yoqlar, dori-darmonlar va boshqa juda ko'p moddalar ishlab chiqaradi.

Kimyo sanoatining asosiy mahsulotlari — kislotalar, ishqorlar, tuzlar ko'plab miqdorlarda ishlab chiqariladi.

Qishloq xo'jaligida mineral o'g'itlar, o'simliklarni himoya qilishning kimyoviy vositalari, ularning o'sishini tartibga soluvchi moddalar, hayvonlar ozig'iga qo'shiladigan kimyoviy moddalar va oziq konservantlari, ko'pchilik polimer materiallar keng ko'lamda ishlatiladi. Metallarni kimyoviy usullardan foydalanib olinadi, shuningdek, korroziyalanishdan muhofaza qilinadi.

Kimyoning ilmiy-texnika taraqqiyotining rivojlanishidagi ahamiyatini jahonning birinchi fazogiri Y. A. Gagarin juda aniq ta'kidlab o'tgan edi: „Biz, fazogirlar kasbimiz xususiyatiga ko'ra kimyoning mo'jizakor ishlarini boshqalardan ko'ra ilgariroq bilib olamiz. Masalan, raketalarimizni harakatga keltiradigan yoqilg'ini, raketalar yasalgan qotishma va metallarni, skafandrlarni, insonning koinotga safarida unga hamroh bo'ladigan minglab katta va kichik narsalarni olib ko'ring. Hamma yerda siz kimyoga duch kelasaniz... Kosmik fazoni o'zlashtirish yo'lida biz hozirga qadar bajargan vazifalardan ko'ra ancha ulkan vazifalar turibdi. Navbatda Oyga,

Quyosh sistemasining boshqa sayyoralariga uchish, Quyosh sistemasining doirasidan chiqish, boshqa dunyo bilan aloqa bog'lash masalalari kun tartibiga qo'yilmoqda. Lekin buning uchun yanada yuqori tezlik, yangi kosmik kemalar, yangi asbob-uskunalar, yoqilg'i zarur; bularning hammasini yaratish uchun yana kimyo kerak va sifati jihatidan hozirgilardan ancha ustun bo'lgan yangi materiallar zarur bo'ladi. Kimyo oldiga ana shunday vazifalar qo'yilmoqda va u bizni barcha zarur narsalar bilan ta'minlashiga ishonamiz..."

Keyingi vaqtlarda *atrof-muhitni muhofaza qilish* insoniyat oldida turgan eng muhim masalalardan biri bo'lib qoldi. Oqova suvlarni tozalash, suv va havoning tozaligini nazorat qilib turish, chiqindisiz texnologiya yaratish va hokazo masalalarni hal qilishda kimyo fani va sanoatining ahamiyati katta.

Dunyoning qiyofasini ilmiy tushunishda ham kimyoning nihoyatda katta ahamiyati bor. Kimyo tabiat, jamiyatning rivojlanishidagi va ularni bilishdagi umumiy qonuniyatlarni tasdiqladi (2.11-§ ga q.).

Kimyoni chuqur bilish xalq xo'jaligining barcha sohalaridagi mutaxassislar uchun zarurdir. Kimyo fizika va matematika bilan bir qatorda, yuqori malakali mutaxassislar tayyorlashning asosini tashkil etadi.

I QISM. | UMUMIY KIMYO

1-BOB. KIMYONING ASOSIY TUSHUNCHA VA QONUNLARI

1.1-§. Kimyoda atom-molekular ta'limot

Atom-molekular ta'limotni kimyoga birinchi bo'lib rus olimi M. V. Lomonosov tatbiq etdi va uni rivojlantirdi. Bu ta'limotning asosiy qoidalari „Matematik kimyo elementlari“ (1741) nomli va boshqa ko'pgina asarlarida bayon qilingan. Lomonosov ta'limotining mohiyatini quyidagi qoidalar bilan bayon qilish mumkin:

1. Barcha moddalar „korpuskulalardan“ (Lomonosov molekulalarni shunday atagan edi) tarkib topgan.

2. Molekulalar „elementlardan“ (Lomonosov atomlarni shunday atagan edi) tarkib topgan.

3. Zarrachalar — molekula va atomlar to'xtovsiz harakatda bo'ladi. Jismlarning issiqlik miqdori ular zarrachalarining harakatlanish tezligi ortishiga bog'liqdir.

4. Oddiy moddalarning molekulalari bir xil atomlardan, murakkab moddalarning molekulalari — turli xil atomlardan tuzilgan.

Lomonosovdan 67 yil keyin kimyoga atomistik ta'limotni ingliz olimi Jon Dalton tatbiq etdi. U atomistikaning asosiy qoidalarini „Kimyoviy falsafaning yangi sistemasi“ (1808) kitobida bayon qilib berdi. Dalton ta'limotining mag'zi Lomonosov ta'limotini takrorlaydi. Shu bilan birga, u bu ta'limotni yanada rivojlantiradi, chunki Dalton birinchi bo'lib o'sha vaqtda ma'lum bo'lgan elementlarning atom massalarini aniqlashga harakat qildi. Lekin Dalton oddiy moddalarning molekulalari mavjudligini inkor etdi, bu esa Lomonosov ta'limotiga nisbatan bir qadam orqaga qaytish edi. Dalton fikricha, oddiy moddalar faqat atomlardan, murakkab moddalar esa „murakkab atomlardan“ (hozirgi tushunchada — molekulalardan) tarkib topadi. Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, Daltonning oddiy moddalarda molekulalar bo'lishini inkor etishi kimyoning keyingi rivojlanishiga xalal berdi.

Kimyoda atom-molekular ta'limot faqat XIX asrning o'rtalaridagina uzil-kesil qaror topdi. Kimyogarlarning 1860-yilda Karlsrue shahrida bo'lib o'tgan Xalqaro syezdida molekula va atom tushunchalarining ta'rifi qabul qilindi.

Molekula — bu berilgan moddaning kimyoviy xossalariga ega bo'lgan eng kichik zarrachasidir. Molekulaning kimyoviy xossalari uning tarkibi va kimyoviy tuzilishi bilan aniqlanadi.

Atom — bu kimyoviy elementning oddiy va murakkab moddalar tarkibiga kiradigan eng kichik zarrachasidir. Elementning kimyoviy xossalari uning atomining tuzilishi bilan aniqlanadi. Bundan atomning hozirgi tasavvurlarga to'g'ri keladigan ta'rifi kelib chiqadi:

atom — bu musbat zaryadlangan atom yadrosi bilan manfiy zaryadlangan elektronlardan tarkib topgan elektroneytral zarrachadir.

Hozirgi tasavvurlarga ko'ra, molekularlar gaz va bug' holatida ham molekularlardan tarkib topgan bo'ladi. Kristall panjarasi *molekular tuzilishga* ega bo'lgan moddalargina qattiq holatda molekularlardan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, organik moddalar, metallmaslar (ba'zi istisnolardan tashqari), uglerod (IV) oksid, suv. Qattiq anorganik moddalarning ko'pchiligi esa molekular tuzilishga ega emas: ularning panjarasi molekularlardan emas, balki boshqa zarrachalardan (ionlardan, atomlardan) tuzilgan; ular makrojismlar holida mavjud bo'ladi (natriy xlorid kristallari, kvarts kristallari, mis bo'laklari va b.). Tuzlar, metallarning oksidlari, olmos, kremniy va metallar ham molekular tuzilishga ega emas.

Molekular tuzilishli moddalarda molekular orasidagi kimyoviy bog'lanish atomlar orasidagi bog'lanishdan bo'shroq bo'ladi, shu sababli ularning suyuqlanish va qaynash temperaturalari nisbatan past bo'ladi. Nomolekular tuzilgan moddalarda zarrachalar orasidagi kimyoviy bog'lanish ancha puxta, shu sababli ularning suyuqlanish va qaynash temperaturalari yuqori bo'ladi. Hozirgi kimyo mikrozzarrachalar (atomlar, molekularlar, ionlar va b.) hamda makrojismlarning xossalarini o'rganadi.

1. 2- §. Kimyoviy elementlar

Atom-molekular ta'limot kimyoning asosiy tushuncha va qonunlarini tushuntirishga imkon berdi.

Atom-molekular ta'limot nuqtayi nazaridan atomlarning har qaysi alohida turi kimyoviy element deyiladi. Atomning eng muhim xarakteristikasi uning yadrosining musbat zaryadi bo'lib, u son jihatdan elementning tartib raqamiga teng (2.4-§ ga q.). Yadro

zaryadining qiymati atomlarning har xil turlari uchun bir-biridan farq qiluvchi belgisi hisoblanadi, bu esa „element“ tushunchasiga ancha to'liq ta'rif berishga imkon beradi.

Kimyoviy element — bu yadrosining musbat zaryadi bir xil bo'lgan atomlarning muayyan turidir.

109 ta element ma'lum. Davriy qonunning muallifi D. I. Mendeleev sharafiga 101-kimyoviy element Mendeleeviy Md deb atalgan. Hozirgi vaqtda tartib raqami yanada katta bo'lgan kimyoviy elementlarni sun'iy ravishda olishga doir ishlar davom ettirilmoqda.

Barcha elementlar odatda *metallar bilan metallmaslarga* bo'linadi. Lekin bunday bo'linish shartlidir. Metallmaslar bilan metallarning xossalari 8.1 va 12.1 — 12.3-§ larda ancha batafsil ko'rib chiqiladi.

Elementlarning muhim ta'rifi ularning Yer po'stlog'ida, ya'ni Yerning yuqori qattiq qobig'ida tarqalganligidir, bu qobiqning qalinligi shartli ravishda 16 km ga teng deb qabul qilingan. Elementlarning Yer po'stlog'ida tarqalganligini geokimyo — Yer haqidagi fan o'rganadi.

Rus geokimyogari A. P. Vinogradov Yer po'stlog'ining o'rtacha kimyoviy tarkibi jadvalini tuzdi*. Ana shu ma'lumotlarga ko'ra eng ko'p tarqalgan element — kislorod Yer po'stlog'i massasining 47,2% ni tashkil etadi, so'ngra kremniy — 27,6, aluminiiy — 8,80, temir — 5,10, kalsiy — 3,6, natriy — 2,64, kaliy — 2,6, magniiy — 2, 10, vodorod — 0,15% turadi.

Keltirilgan raqamlardan ko'rinib turibdiki, elementlar Yer po'stlog'ida juda notekis tarqalgan. Aytib o'tilgan 9 element Yer po'stlog'i massasining 99,79% ni, qolgan barcha elementlar — faqat 0,21% ni tashkil etadi. D. I. Mendeleev birinchi bo'lib aniqlaganidek, tabiatda „atom og'irligi (atom massasi) kichik elementlar eng ko'p tarqalgan, organizmlarda esa juda yengil elementlar (H, C, N, O) ko'p bo'ladi“. Koinotda ham eng yengil elementlar — vodorod bilan geliy juda ko'p tarqalgan.

* Bundan buyon kimyoviy elementlarning Yer po'stlog'ida (litosferada, okean bilan atmosferani hisobga olmay) tarqalganligi A. P. Vinogradov ma'lumoti asosida beriladi.

1.3- §. Oddiy va murakkab moddalar. Allotropiya

Kimyoviy elementlarning atomlari juda yuqori temperaturada erkin holda mavjud bo'la oladi — bular yakka atomlar haqida yoki oddiy murakkab moddalar tarkibida bo'lishi mumkin.

Oddiy moddalar — bular bitta elementning atomlaridan hosil bo'lgan moddalardir.

Masalan, oddiy modda ko'mir — uglerod elementining atomlaridan, oddiy modda temir — temir elementining atomlaridan, oddiy modda azot — azot elementining atomlaridan hosil bo'lgan.

Murakkab moddalar, boshqacha aytganda, kimyoviy birikmalar — bular turli xil elementlarning atomlaridan hosil bo'lgan moddalardir.

Masalan, mis (II) oksid mis elementi bilan kislorod elementining atomlaridan, suv vodorod bilan kislorod elementlarining atomlaridan hosil bo'lgan.

„Oddiy modda“ tushunchasini „kimyoviy element“ tushunchasi bilan bir xil deb bo'lmaydi. Oddiy moddaning muayyan zichligi, eruvchanligi, suyuqlanish hamda qaynash temperaturalari va boshqa xossalari bo'ladi. Bu xossalari atomlar to'plamiga taalluqlidir va ular har xil oddiy moddalar uchun turlicha bo'ladi. Kimyoviy element atom yadrosining muayyan musbat zaryadi (tartib raqami), oksidlanish darajasi, izotop tarkibi va boshqa xossalari bilan ajralib turadi. Elementlarning xossalari uning alohida atomlariga taalluqlidir. Murakkab moddalar oddiy moddalardan emas, balki elementlardan tarkib topgan. Masalan, suv oddiy moddalar bo'lgan vodorod bilan kisloroddan emas, balki vodorod bilan kislorod elementlaridan tarkib topgan. Elementlarning nomi, odatda, ularga tegishli oddiy moddalarning nomiga mos keladi (bundan mustasnolari: uglerod va kislorodning oddiy moddalaridan biri — ozon, uglerod uchun olmos, grafit va b.).

Ko'pchilik kimyoviy elementlar tuzilishi va xossalari turlicha bo'lgan bir necha oddiy moddalar hosil qiladi. Bu hodisa allotropiya, hosil bo'ladigan moddalar esa *allotropik shakl ko'rinishlar* deyiladi. Masalan, kislorod elementi ikkita allotropik ko'rinish — kislorod bilan ozonni, uglerod elementi uchta — olmos, grafit va karbinni; fosfor elementi bir necha ko'rinishlarni hosil qiladi.

Allotropiya hodisasining ikkita sababi bor: 1) molekuladagi atomlar sonining turlichaligi (masalan, kislorod O_2 va ozon O_3); 2) turli xil kristall shakllarning hosil bo'lishi (masalan, olmos, grafit va karbin, 11.2-§. ga q.).

1.4- §. Nisbiy atom massa

Hozirgi tekshirish usullari atomlarning nihoyatda kichik massasini katta aniqlik bilan topishga imkon beradi. Masalan, vodorod atomining massasi $1,674 \cdot 10^{-27}$ kg, kislorodniki — $2,667 \cdot 10^{-27}$ kg, uglerodniki — $1,993 \cdot 10^{-27}$ kg.

Kimyoda odatga ko'ra atom massalarining absolut emas, balki nisbiy qiymatlaridan foydalaniladi. 1961- yilda atom massasining birligi qilib uglerod izotopi ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismiga teng bo'lgan *massaning atom birligi* (qisqartirilgani m.a.b.) qabul qilingan.

Ko'pchilik kimyoviy elementlarda massasi turlicha bo'lgan atomlar bo'ladi (izotoplar 2.4-§ ga q.). Shu sababli:

elementning tabiiy izotoplar tarkibidagi atomi o'rtacha massasining uglerod ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismiga nisbatiga teng kattalik kimyoviy elementning nisbiy atom massasi A_r deyiladi.

Elementlarning nisbiy atom massalari* A_r bilan belgilanadi, bunda indeks r — inglizcha *relative* „nisbiy“ so'zining bosh harfidir. A_r (H), A_r (O), A_r (C) yozuvlar vodorodning nisbiy atom massasi, kislorodning nisbiy atom massasi va uglerodning nisbiy atom massasini bildiradi.

Masalan,

$$A_r(H) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 1,0079$$

$$A_r(O) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 15,9994$$

Nisbiy atom massa — kimyoviy elementning asosiy xarakteristikalaridan biridir. Atom massalarning hozirgi qiymatlari D. I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasida berilgan.

* „Nisbiy atom massa“ atamasi o'rninga tarixan tarkib topgan „atom massa“ dan foydalanish mumkin.

1.5- §. Nisbiy molekular massa

Moddaning tabiiy izotoplar tarkibidagi molekulasini o'rtacha massasining uglerod atomi ^{12}C massasining $1/12$ qismiga nisbatiga teng qiymat moddaning *nisbiy molekular massasi* M_r deyiladi.

Nisbiy molekular massa son jihatdan modda molekulasini tarkibiga kiradigan barcha atomlar nisbiy atom massalarining yig'indisiga teng. Uni moddalarning formulasidan oson hisoblab topish mumkin*. Masalan, $M_r(\text{H}_2\text{O})$ quyidagicha topiladi:

$$2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$$

$$\frac{A_r(\text{O}) = 15,9994}{M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,01534}$$

Demak, suvning molekular massasi 18,01534 ga yoki yaxlitlanganda 18 ga teng.

Nisbiy molekular massa berilgan modda molekulasining massasi ^{12}C atomi massasining $1/12$ qismidan necha marta katta ekanligini ko'rsatadi. Masalan, suvning molekular massasi 18 ga teng. Bu degan so'z, suv molekulasining massasi ^{12}C atom massasining $1/12$ qismidan 18 marta katta demakdir. Nisbiy molekular massa — moddalarning asosiy xarakteristikalaridan biridir.

1.6- §. Mol. Molyar massa

Xalqaro birliklar sistemasi (SI) da modda miqdorining birligi sifatida mol qabul qilingan.

Mol — bu moddalarning 0,012 kg uglerod izotopi ^{12}C da nechta atom bo'lsa, tarkibida shuncha struktura birliklar (molekula, atom, ion, elektron va boshqalar) bo'ladigan miqdoridir.

Bitta uglerod atomining massasini ($1,993 \cdot 10^{-26}$ kg) bilgan holda 0,012 kg ugleroddagi atomlar soni N_A ni hisoblab topish mumkin:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ kg/mol}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol.}$$

* Agar molekula tarkibiga ma'lum izotop atomlar kiradigan bo'lsa, u doim ko'rsatiladi (masalan, H^{37}Cl) va nisbiy molekular massani hisoblashda shu izotopning massasidan foydalaniladi. Agar faqat kimyoviy elementlarning simvollarini ko'rsatiladigan bo'lsa, u holda moddaning molekular massasini hisoblashda A_r ning qiymatidan foydalaniladi.

Bu son Avogadro doimiysi deyiladi (belgisi N_A , o'lchovi g/mol) va berilgan moddaning bir molidagi struktura birliklari sonini ko'rsatadi.

Molyar massa — modda massasining moddaning miqdoriga nisbatiga teng kattalik.

Uning o'lchovi kg/mol yoki g/mol; odatda u M harfi bilan belgilanadi.

Molekulaning massasini bilgan holda moddaning molyar massasini oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar suv molekulasining massasi $2,99 \cdot 10^{-26}$ kg ga teng bo'lsa, u holda molyar massasi $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ g/mol} = 0,018 \text{ kg/mol}$, ya'ni 18 g/mol. Umumiy holda moddaning g/mol da ifodalangan molyar massasi shu moddaning nisbiy atom yoki nisbiy molekular massasiga son jihatdan teng bo'ladi. Masalan, C, Fe, O_2 , H_2O larning nisbiy atom va molekular massalari tegishli 12, 56, 32, 18 ga teng, ularning molyar massalari esa tegishli 12 g/mol, 56 g/mol, 32 g/mol, 18 g/mol bo'ladi.

Molekular massani molekular holatdagi moddalar uchun ham, atomar holatdagi moddalar uchun ham hisoblab topish mumkin. Masalan, vodorodning nisbiy molekular massasi $M_r(\text{H}_2) = 2$, vodorodning nisbiy atom massasi $A_r(\text{H}) = 1$. Ikkala holda ham moddaning struktura birliklari soni (N_A) bilan aniqlangan miqdori bir xil — 1 mol. Lekin molekular vodorodning molyar massasi 2 g/mol, atomar vodorodning molyar massasi esa 1 g/mol. Bir mol atom, molekula yoki ionlardagi zarrachalar soni Avogadro doimiysiga teng bo'ladi, masalan:

$$1 \text{ mol } ^{12}\text{C} \text{ atomlari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atom } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ molekullari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molekula } \text{H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol } \text{SO}_4 \text{ ionlari} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ SO}_4 \text{ ionlari}$$

Massa bilan modda miqdori — har xil tushunchalardir. Massa kilogrammlarda (grammlarda), modda miqdori esa mollarida ifodalanadi. Moddaning massasi (m , g), moddaning miqdori (n , mol) va molyar massa (M , g/mol) orasida oddiy nisbatlar bor:

$$m = nM \quad (1.1)$$

$$n = \frac{m}{M} \quad (1.2)$$

$$M = \frac{m}{n} \quad (1.3)$$

Shu formulalardan modda muayyan miqdorining massasini hisoblab topish yoki moddaning ma'lum massasidagi molyar sonini aniqlash, yoxud moddaning molyar massasini oson topish mumkin (1.12-§ ga — namunaviy masalalar yechishga q.).

1.7- §. Kimyoviy belgilar, formula va tenglamalar

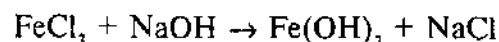
Elementlarni *kimyoviy belgilar* (simvollar) bilan ifodalash qabul qilingan. Elementlarning simvoli element lotincha nomining bosh harfidan yoki bosh harfi bilan ikkinchi harfidan iborat bo'ladi: birinchi harf doimo bosh harf, ikkinchisi kichik harf bo'ladi. Masalan, vodorodning lotincha nomi Hydrogenium, belgisi H, kislorodniki — Oxygenium — O, alumiyniki — Aluminium — Al, temirniki — Ferrum — Fe, ruxniki — Zincum — Zn va h.k.

Murakkab moddalarning tarkibi *kimyoviy formulalar* yordamida ifodalanadi. Masalan, H_2SO_4 formula bu sulfat kislota ekanligini bildiradi; uning 1 moli 2 mol vodorod atomlari, 1 mol oltingugurt atomlari va 4 mol kislorod atomlaridan hosil bo'lgan.

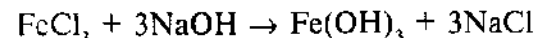
Oddiy moddalarning molekulari ham, agar molekula nechta atomdan tarkib topganligi ma'lum bo'lsa, formulalar bilan belgilanadi. Masalan, H_2 , O_2 , F_2 . Lekin, agar oddiy modda atomli yoki metall strukturaga ega bo'lsa yoki molekulaning atom tarkibi noma'lum bo'lsa, u holda elementning kimyoviy belgisi bilan tasvirlanadi. Masalan, He, Al, C. Moddaning tarkibini analiz qilish natijalariga qarab ham uning kimyoviy formulasini aniqlash mumkin (1.12-§ ga q.).

Kimyoviy tenglamalar kimyoviy formulalar va belgilar yordamida yoziladi. Ular kimyoviy reaksiyalarni tasvirlash uchun xizmat qiladi va moddalar massasining saqlanish qonunini aks ettiradi. Har qaysi tenglamaning ikki qismi bo'lib, ular orasiga tenglik alomati qo'yiladi. Tenglamaning chap qismiga reaksiyaga kirishadigan moddalarning formulalari, o'ng qismiga reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning formulalari yoziladi. Har qaysi element atomlarining soni tenglamaning chap va o'ng qismlarida bir xil bo'lishi kerak.

Masalan, temir (III) xlorid bilan natriy gidroksidning o'zaro ta'sirlashish tenglamasini tuzamiz. Dastlab, shu reaksiyaning sxemasini, ya'ni reaksiyaning boshlang'ich va oxirgi moddalarning formulalarini yozib, strelka bilan reaksiyaning yo'nalishini ko'rsatamiz:



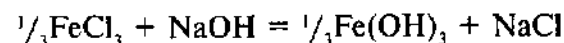
Tenglamaning chap va o'ng qismlaridagi temir, natriy, xlor, kislorod hamda vodorod atomlarining sonini tenglashtirish uchun NaCl bilan NaOH formulalar oldiga 3 koeffitsiyentni qo'yish lozim:



Olingan tenglamada har qaysi element atomlarining chap qismidagi soni shu atomlarning o'ng qismidagi soniga teng. Bu denglik so'z, shu tenglama moddalar massasining saqlanish qonunini (1.9-§ ga q.) qanoatlantiradi va to'g'ri yozilgan, demakdir*. Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarida moddalarning formulalari oldiga qo'yilgan koeffitsiyentlar *stexiometrik koeffitsiyentlar* deyiladi.

Stexiometriya — kimyoning bo'limi bo'lib, unda reaksiyaga kirishayotgan moddalar orasidagi massa va hajmiy nisbatlar ko'rib chiqiladi. *Stexiometrik miqdor* — bu moddalarning reaksiya tenglamasiga yoki formulaga muvofiq keladigan miqdoridir. *Stexiometrik hisoblashlar* — bular kimyoviy formula va tenglamalar bo'yicha hisoblashlar, shuningdek, moddalarning formulalarini va reaksiyalarning tenglamalarini keltirib chiqarishdir.

Kimyoviy tenglamaning ikkala qismidagi koeffitsiyentlarni bir xil ko'paytirish yoki kamaytirish mumkin. Masalan, agar koeffitsiyentlarni bir mol natriy gidroksidga asoslanib tenglashtiradigan bo'lsak, u holda tenglama quyidagi ko'rinishda bo'ladi:



Bu holda ham tenglama to'g'ri bo'ladi, chunki moddalar massasining saqlanish qonuniga rioya qilingan bo'ladi. Koeffitsiyent 1 odatda tushirib qoldiriladi, ya'ni yozilmaydi.

Shunday qilib, kimyoviy tenglamada koeffitsiyentlar oddiy mulohazalar asosida tanlanadi, bunda oldin reaksiya sxemasi yozib qo'yiladi. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalari uchun koeffitsiyentlar tanlashda boshqa usullardan (7.3-§ ga q.) foydalanish qulay.

Sanoatda va qishloq xo'jaligida, shuningdek, laboratoriya amaliyotida kimyoviy formula va tenglamalar asosida turli xil miqdoriy hisoblashlar bajariladi.

* Kimyoga (ayniqsa, organik kimyoga) doir ba'zi o'quv qo'llanmalarda reaksiyalarning tenglamalarida tenglik ishorasi o'rniga strelkadan foydalaniladi.

1.8- §. Kimyoviy reaksiyalar. Reaksiyalarni klassifikatsiyalash

Moddalar bir-biri bilan o'zaro ta'sirlashib, turli xil o'zgarishlarga uchraydi. Masalan, berilliy 500 °C dan yuqori temperaturada havo kislorodi bilan o'zaro ta'sirlashib, berilliy oksidga aylanadi; ko'mir yonib, karbonat angidrid hosil bo'ladi va sh. o'.

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

Havoda oksidlanish, yonish, rudalardan metallarning olinishi, temirning zanglashi — bularning hammasi kimyoviy hodisalar. 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 molekulalarining 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 emas, balki fizik hodisadir, chunki moddaning 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 (2.3-§ ga q.) fizik hodisalar. Bunday hodisalarni *yadro fizikasi* o'rganadi.

Kimyoviy reaksiyalar kabi fizik hodisalar ham keng tarqalgan: metall o'tkazgichdan (simdan) elektr tokining o'tishi, metallarni bolg'alash va suyuqlantirish, issiqlik chiqishi, suvning muzga yoki bug'ga aylanishi va h.k.

Kimyoviy hodisalar vaqtida hamma vaqt fizik hodisa ham sodir bo'ladi. Masalan, magniy yonganda issiqlik va yorug'lik chiqadi, galvanik elementda kimyoviy reaksiyalar natijasida elektr toki vujudga keladi.

Atom-molekular ta'limot va massaning saqlanish qonuniga (1.9-§ ga q.) muvofiq kimyoviy reaksiyalarda qatnashgan moddalarning atomlaridan yangi moddalar (oddiy moddalar ham, murakkab moddalar ham) hosil bo'ladi, bunda har qaysi element atomlarining umumiy soni doimo o'zgarmasdan qoladi.

Kimyoviy reaksiyalar turli alomatlariga ko'ra klassifikatsiyalanadi.

1. Issiqlik chiqishi yoki yutilishi alomatiga ko'ra.

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'lishi reaksiyasi, u yuqori temperaturada sodir bo'ladi:



Reaksiya natijasida chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdori *jarayonning issiqlik effekti* deyiladi.

Kimyoning turli jarayonlardagi issiqlik effektlarini o'rganadigan bo'limi termokimyo deyiladi.

Reaksiyaning 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.

Reaksiyaning issiqlik effekti temperatura bilan bosimga bog'liq bo'lganligi sababli, uni standart sharoit uchun keltirishga shartlashib olingan: temperatura 25 °C (298 yoki aniqrog'i 298,15 K) va bosim $p = 101\,325 \text{ Pa} \approx 101,3 \text{ kPa}$. 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, $\Delta H > 0$) issiqlik effektlarining ishorasi musbat va ekzotermik jarayonlarda (issiqlik chiqadi, $\Delta H < 0$) manfiy hisoblanadi.

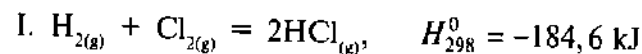
Reaksiya issiqlik effekti ΔH ning ma'nosini tushunib olamiz. Har qanday moddaning ma'lum entalpiyasi (issiqlik saqlami) bo'ladi. Entalpiya (lotincha *H* harfi bilan belgilanadi) modda hosil bo'lishida to'planadigan energiya o'lchovidir. Reaksiyaning o'zgarmas bosimdagi issiqlik effekti ΔH reaksiyaning oxirgi mahsulotlari entalpiyasi (H_{ox}) bilan reaksiyaga kirishayotgan boshlang'ich moddalar entalpiyasining (H_{bosh}) ayirmasidan iborat, ya'ni

$$\Delta H = H_{\text{ox}} - H_{\text{bosh}}$$

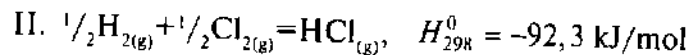
ΔH kattalikning (bu yerda grek harfi Δ — delta — ayirmani bildiradi) fizik ma'nosi ana shundadir. Izobar reaksiyalar uchun ko'pincha „issiqlik effekti“ termini o'rniga „jarayonning entalpiyasi“ degan termindan foydalaniladi.

Agar reaksiya oxirgi mahsulotlarining hammasi va boshlang'ich moddalar *standart holatlarda* ($T = 298 \text{ K}$, $p = 101,3 \text{ kPa}$) bo'lsa, u holda ΔH jarayonning *standart entalpiyasi* deyiladi va ΔH_{298}^0 yoki faqat yuqorigi indeks bilan ΔH^0 kabi belgilanadi.

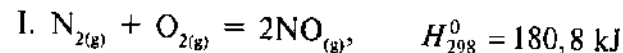
Yuqorida aytilganlarga muvofiq, standart sharoitda tegishli oddiy moddalardan vodorod xlorid hosil bo'lish ekzotermik reaksiyasining va azot (II) oksid hosil bo'lish endotermik reaksiyasining termokimyoviy tenglamalari quyidagicha yoziladi:



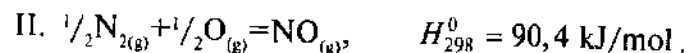
yoki



va



yoki



(II) tenglama standart sharoitda 0,5 mol gazsimon vodorod bilan 0,5 mol gazsimon xloridan 1 mol gazsimon vodorod xlorid hosil bo'lishida 92,3 kJ issiqlik chiqishini, standart sharoitda 0,5 mol gazsimon azot bilan 0,5 mol gazsimon kisloroddan 1 mol gazsimon azot (II) oksid hosil bo'lishida esa 90,4 kJ issiqlik yutilishini bildiradi. (I) tenglamalarda „mol“ so'zi tushirib qoldirilgan, chunki ΔH bir molga emas, balki ikki molga tegishlidir. 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.

Ravshanki, agar birikish reaksiyasida issiqlik chiqsa, unga teskari reaksiya — ajralish reaksiyasida issiqlik yutiladi. Agar birikish reaksiyasi issiqlik yutilishi bilan borsa, u holda unga teskari — ajralish reaksiyasi issiqlik chiqishi bilan boradi. Masalan, birinchi misolda 1 mol vodorod xloridning hosil bo'lish issiqligi

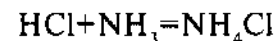
$\Delta H_{298}^0 = 92,3 \text{ kJ}$ ga, vodorod xloridning ajralish issiqligi ΔH_{298}^0 esa $-92,3 \text{ kJ}$ ga teng; ikkinchi misolda 1 mol azot (II) oksidning hosil bo'lish issiqligi $\Delta H_{298}^0 = 90,4 \text{ kJ}$ ga, 1 mol shu azot (II) oksidning ajralish issiqligi ΔH_{298}^0 esa $-90,4 \text{ kJ}$ ga teng.

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 effektlarining biz keltirgan belgilanishiga rioya qilish lozim, chunki u termodinamika bilan bir xilda bo'lishi uchun shunday belgilangan.

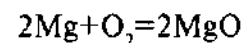
Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti maxsus asboblari — *kolorimetrlar* yordamida o'lchanadi. Ularning tuzilishi fizika va fizikaviy kimyo kurslarida bayon qilinadi:

2. *Boshlang'ich va oxirgi moddalar sonining o'zgarishiga qarab reaksiyalar quyidagi turlarga bo'linadi: birikish, ajralish, o'rin olish va almashinish reaksiyalari*

Reaksiya natijasida ikkita yoki bir nechta moddalardan bitta yangi modda hosil bo'ladigan reaksiyalar *birikish reaksiyalari* deyiladi. Masalan, vodorod xloridning ammiak bilan o'zaro ta'siri:



yoki oddiy moddalardan magniy oksidning hosil bo'lishi:



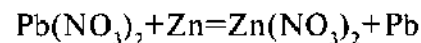
Reaksiya natijasida bitta moddadan bir necha yangi moddalar hosil bo'lsa, bunday reaksiyalar *ajralish reaksiyalari* deyiladi.

Masalan, vodorod yodidning ajralishi: $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ yoki kaliy permanganatning ajralishi:

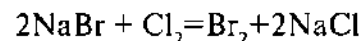


Oddiy va murakkab moddalar o'zaro ta'sirlashib, natijada oddiy modda atomlari murakkab modda elementlaridan birining o'rnini olsa, bunday reaksiyalar *o'rin olish reaksiyalari* deyiladi.

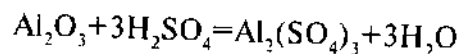
Masalan, qo'rg'oshin (II) nitratda qo'rg'oshinning o'rnini o'x olishi:



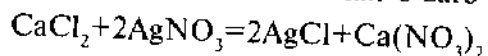
yoki xlorning bromni siqib chiqarishi:



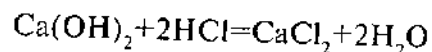
Ikki modda o'zining tarkibiy qismlari bilan almashinib, ikkita yangi modda hosil qiladigan reaksiyalar *almashinish reaksiyalari* deyiladi. Masalan, aluminiy oksidning sulfat kislota bilan o'zaro ta'siri:



yoki kalsiy xloridning kumush nitrat bilan o'zaro ta'siri:



yoki asosning kislota bilan o'zaro ta'siri:



3. *Qaytarlik alomatiga ko'ra reaksiyalar qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'linadi* (4.5-§ ga q.).

4. *Reaksiyaga kirishayotgan moddalar tarkibiga kiruvchi atomlarning oksidlanish darajasining o'zgarishiga qarab, atomlarning oksidlanish darajasi o'zgarmaydigan reaksiyalar va oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari (atomlarning oksidlanish darajasi o'zgaradigan) bo'ladi.* Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari haqida 7.1-§ ga q.

1.9- §. Moddalar massasining saqlanish qonuni

Atom-molekular ta'limot asosida kimyoning asosiy qonunlarini: moddalar massasining saqlanish qonuni, tarkibning doimiylik qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni va Avogadro qonunini ko'rib chiqamiz. Bu qonunlar atom-molekular ta'limotni — yangi kimyoning asosini* tasdiqlaydi. Atom-molekular ta'limot, o'z navbatida, kimyoning asosiy qonunlarini tushuntirib berdi.

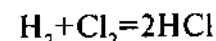
Moddalar massasining saqlanish qonunini dastlab 1748-yilda M.V.Lomonosov ta'riflab bergan. Keyinchalik (1756-yilda) u bu qonunni tajribada asoslab berdi. Qonunning hozirgi ta'rifi quyidagicha:

kimyoviy reaksiyaga kirishadigan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarning massasiga teng.

* Yangi kimyo M.V. Lomonosov ishlaridan — moddalar massasining saqlanish qonunining kashf etilishi, rivojlantirilishi va kimyoda atom-molekular ta'limotning tatbiq etilishidan boshlangan, hozirgi kimyo esa Davriy qonun va D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasining kashf etilishidan boshlangan.

Lomonosovdan keyin mustaqil ravishda bu qonunni 1789-yilda fransuz kimyogari Lavuazye ham ta'riflab berdi. U ham metallarning oksidlanishiga doir ko'p reaksiyalarni o'rganib, qonunni tqrubada isbotladi.

Moddalar massasining saqlanish qonunini atom-molekular ta'limot nuqtayi nazaridan shunday izohlash mumkin: kimyoviy reaksiyalarda atomlar yo'qolmaydi va yo'qdan vujudga kelishi mumkin emas; reaksiyagacha va reaksiyadan keyin atomlarning umumiy soni o'zgarmasligicha qoladi. Masalan, vodorod bilan xlorning ikki atomli molekullari o'zaro ta'sir ettirilganda shuncha HCl molekulasi hosil bo'lishi kerakki, vodorod bilan xlor atomlarining soni ikkiga teng bo'lsin, ya'ni ikki molekula HCl hosil bo'lishi kerak:



Atomlarning massasi o'zgarmaganligi sababli moddalarning reaksiyagacha va reaksiyadan keyingi massalari ham o'zgarmaydi.

Moddalar massasining saqlanish qonunini M.V.Lomonosov energiya (harakat miqdorining) saqlanish qonuni bilan bog'ladi. U bu qonunlarni birgalikda, tabiatning umumiy qonuni sifatida qaradi va 1784-yilda quyidagicha ta'rifladi: „Tabiatdagi barcha o'zgarishlarning mohiyati shundan iboratki, bir yildan qancha olinsa, boshqasiga shuncha qo'shiladi. Masalan, agar qayerdadir materiya biroz kamaysa, boshqa joyda ko'payadi. Bu umumiy tabiiy qonun harakat qoidalariga ham taalluqlidir: o'z kuchi bilan boshqa jismni harakatlantirayotgan jism harakat olavotgan jismga qancha kuch bersa, o'zidan shuncha kuch yo'qotadi“.

Shunday qilib, moddalar massasining saqlanish va energiya saqlanish qonunlari — bular tabiatning yagona qonunining — materiya va uning harakatining abadiylik qonunining ikki tomonidir.

Lomonosovning fikrlarini hozirgi fan tasdiqladi. Massa bilan energiya orasidagi o'zaro bog'liqlik (u fizika kursida ko'rib chiqiladi) Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E=mc^2$$

bunda: E — energiya, m — massa, c — yorug'likning vakuumdagi tezligi.

Moddalar massasining saqlanish qonuni kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarini tuzish uchun moddiy asos beradi. Unga asoslanib, kimyoviy tenglamalar bo'yicha hisoblashlar o'tkazish mumkin (1.12-§ ga q.).

1.10- §. 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 27,27%, kislorodniki — 72,73% (miqdoriy tarkibi). Karbonat anhidridni ko'p usullar: uglerod bilan kisloroddan; uglerod (II) oksid bilan kisloroddan sintez qilish, karbonatlarga kislotalar ta'sir ettirish va boshqa usullar bilan olish mumkin. Barcha hollarda toza uglerod (IV) oksid, olinish usulidan qat'i nazar, yuqorida keltirilgan tarkibga ega bo'ladi.

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

Tarkibning doimiylik qonunini dastlab fransuz kimyogar olimi J.Prust 1808-yilda ta'riflab berdi. U „Yerning bir qutbidan boshqa qutbigacha bo'lgan joydagi birikmalarning tarkibi bir xil va xossalari ham bir xil bo'ladi. Janubiy yarimshardagi temir oksid bilan Shimoliy yarimshardagi temir oksid orasida hech qanday farq yo'q. Sibirdagi malaxitning tarkibi Ispaniyadagi malaxitning tarkibi bilan bir xil. Butun dunyoda faqat bir xil kinovar bor“, deb yozgan edi.

Qonunning bu ta'rifida yuqorida keltirilgan ta'rifidagi kabi olinish usulidan va qayerda bo'lishidan qat'i nazar, birikmaning tarkibi o'zgarmas bo'lishi ta'kidlanadi.

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 tarkibilari — *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 , HCl , 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 $\text{UO}_{2,5}$ dan UO_3 gacha bo'ladi. Olinish sharoitiga

qarab, vanadiy (II) oksidning tarkibi $\text{VO}_{0,9}$ dan $\text{VO}_{1,3}$ gacha bo'lishi mumkin. Sirkoniy azot bilan o'zaro ta'sir ettirilganda sirkoniy nitrit hosil bo'ladi. ZrN tarkibli birikmadan tashqari $\text{ZrN}_{0,59}$, $\text{ZrN}_{0,69}$, $\text{ZrN}_{0,74}$ va $\text{ZrN}_{0,89}$ nitridlar ham bo'ladi. Bertollidlar oksidlar, gidridlar, sulfidlar, nitridlar, karbidlar (uglerodli birikmalar), silitsidlar (kremniyli birikmalar) va kristall strukturaga ega bo'lgan boshqa anorganik birikmalar orasida uchraydi.

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

Molekular strukturali, ya'ni molekulalardan tuzilgan birikmalarining tarkibi, olinish usulidan qat'i nazar o'zgarmas bo'ladi, nomolekular strukturali (atomli, ionli va metall panjarali) birikmalarining tarkibi esa o'zgaruvchandir 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 (8.4-§ ga q.).

1.11- §. Gaz qonunlari. Avogadro qonuni. Gazning molyar hajmi

Gazlar tekshirish uchun eng oddiy obyekt bo'lganligi sababli, ularning xossalari va gazsimon moddalar orasidagi reaksiyalar eng to'liq o'rganilgan.

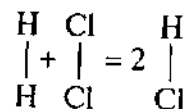
Fransuz olimi J.L.Gey-Lyussak hajmiy nisbatlar qonunini aniqladi:

reaksiyaga kirishayotgan gazlarning hajmlari bir xil sharoitda (temperatura va bosimda) bir-biriga oddiy butun sonlar nisbatida bo'ladi.

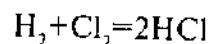
Masalan, 1 l xlor 1 l vodorod bilan birikib, 2 l vodorod xlorid hosil qiladi; 2 l oltingugurt (IV) oksid 1 l kislorod bilan birikib, 2 l oltingugurt (VI) oksid hosil qiladi.

Bu qonun Italiya olimi A.Avogadroga oddiy gazlarning (vodorod, kislorod, azot, xlor va boshqalar) molekulalari ikkita bir xil atomlardan tarkib topgan, deb taxmin qilishga imkon berdi. Vodorod bilan xlorning birikishida ularning molekulalari atomlarga ajraladi va bu atomlar vodorod xlorid molekulalarini hosil qiladi.

Lekin vodorodning bitta molekulasini bilan xlorning bitta molekulasidan ikki molekula vodorod xlorid hosil bo'lgani uchun uning hajmi boshlang'ich gazlar hajmlarining yig'indisiga teng bo'lishi kerak, ya'ni



yoki



Shunday qilib, agar oddiy gazlarning molekullari ikki atomli bo'ladi (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 va boshqalar), degan tasavvurga asoslansak, hajmiy nisbatlarni oson tushuntirish mumkin. Bu esa, o'z navbatida, shu moddalar molekullarining ikki atomli ekanligining isboti bo'ladi.

Gazlarning xossalari o'rganish A. Avogadroga gipoteza aytishga imkon berdi, keyinchalik bu gipoteza tajriba ma'lumotlari bilan tasdiqlandi va shu sababli *Avogadro qonuni* deb atala boshlandi:

bir xil sharoitda (temperatura va bosimda) turli gazlarning teng hajmlarida molekullar soni bir xil bo'ladi.

Avogadro qonunidan muhim xulosa kelib chiqadi: bir xil sharoitda istalgan gazning 1 moli bir xil hajmni egallaydi. Agar 1 l gazning massasi ma'lum bo'lsa, bu hajmni hisoblab topish mumkin. Normal sharoitda, ya'ni 273 K (0°C) temperatura va 101 325 Pa bosimda 1 l vodorodning massasi 0,09 g ga, uning molyar massasi $1,008 \cdot 2 = 2,016$ g/mol ga teng. U holda 1 mol vodorod egallagan hajm quyidagiga teng bo'ladi:

$$\frac{2,016 \text{ g/mol}}{0,09 \text{ g/mol}} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Xuddi o'sha sharoitda 1 l kislorodning massasi 1,429 g; molyar massasi 32 g/mol. U holda hajmi quyidagiga teng:

$$\frac{32 \text{ g/mol}}{1,429 \text{ g/l}} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Demak,

normal sharoitda turli gazlarning 1 moli 22,4 l ga teng hajmni egallaydi. Bu hajm gazning molyar hajmi* deyiladi.

* Aniq qiymati $22,4135 \pm 0,0006$ l/mol.

Gazning molyar hajmi — bu modda hajmining shu moddaning miqdoriga nisbatidir:

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

bunda V_m — gazning molyar hajmi (o'lcham birligi m^3/mol yoki l/mol); V — sistemadagi moddaning hajmi; n — sistemadagi moddaning miqdori. Yozuvga misol: gazning $V_m(\text{n.sh.}) = 22,4$ l/mol.

1860-yilda kimyogarlarning Karlsrudedagi Xalqaro syezdidagi Avogadro ta'limoti umum tomonidan e'tirof etildi. Syezd atom-molekular ta'limotining rivojlanishiga kuchli turtki bo'ldi. Lekin bu ta'limot D.I. Mendeleyev kimyoviy elementlarning davriy qonunini kashf etgandan keyin, ayniqsa tez rivojlandi.

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

$$m_1 : m_2 = M_1 : M_2 \quad (1.6)$$

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

$$\frac{M_1}{M_2} = D, \text{ bundan } M_1 = M_2 D \quad (1.7)$$

Odatda, gazning zichligi eng yengil gaz — vodorodga nisbatan aniqlanadi (D_{H_2} bilan belgilanadi). Vodorodning molyar massasi 2,016 g/molga yoki taqriban 2 g/molga teng. Shu sababli quyidagini olamiz:

$$M = 2 D_{\text{H}_2} \quad (1.8)$$

Moddaning gaz holatidagi molyar massasi uning vodorod bo'yicha zichligining ikkiga ko'paytirilganiga teng.

Ko'pincha, gazning zichligi havoga nisbatan aniqlanadi. Havo gazlar aralashmasi bo'lsa ham har holda uning o'rtacha molekular massasi bor, deyiladi. Bu massa 29 g/molga teng*. Bu holda molyar massa ushbu ifodadan aniqlanadi:

$$M = 2D_h \quad (1.9)$$

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

Avogadro qonuni asosida turli hisoblashlar o'tkaziladi – gazlarning normal sharoitdagi hajmi, massasi, zichligi, gazsimon moddalarning molyar massasi, shuningdek, gazlarning nisbiy zichligi hisoblab topiladi (1.12-§ ga q.).

Gazsimon moddalar bilan bog'liq hisoblashlarga doir kimyoviy masalalarni yechish uchun ko'pincha maktab fizika kursida o'rganiladigan gaz qonunlaridan foydalanishga to'g'ri keladi. Ularni bu yerda batafsil ko'rib o'tirmay, ta'riflarini va hisoblashlar uchun zaruriy formulalarni keltirish bilan kifoyalanamiz.

Boyl-Mariott qonuni: berilgan miqdordagi gazning o'zgarmas temperaturadagi hajmi shu gazning bosimiga teskari proporsionaldir.

Bundan

$$pV = \text{const}, \quad (1.10)$$

bu yerda p – bosim, V – gazning hajmi.

Gey-Lyussak qonuni: o'zgarmas bosimda gaz hajmining o'zgarishi temperaturaga to'g'ri proporsional, ya'ni

$$VT = \text{const}, \quad (1.11)$$

bu yerda T – temperatura, K (Kelvin) hisobida.

* Agar havoning taxminan 4 hajm azot (molyar massasi 28 g/mol) va 1 hajm kisloroddan (molyar massasi 32 g/mol), ya'ni $4N_2 + O_2$ dan tarkib topganligi hisobga olinsa, uning o'rtacha molyar massasini hisoblab topish mumkin. Bunda quyidagicha ish yuritiladi: $M_r = \frac{4 \cdot 28 + 1 \cdot 32}{4 + 1} = 28,8 \text{ g/mol}$ (yaxlitlangani 29 g/mol).

Boyl-Mariott bilan Gey-Lyussakning birlashgan gaz qonuni:

$$pV/T = \text{const}. \quad (1.12)$$

Bu formula odatda gazning biror boshqa sharoitdagi hajmi ma'lum bo'lganda uning berilgan sharoitdagi hajmini hisoblab topish uchun ishlatiladi. Agar normal sharoitdan boshqa sharoitga (yoki normal sharoitga) o'tiladigan bo'lsa, u holda bu formula quyidagicha yoziladi:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0}, \quad (1.13)$$

bu yerda: p_0 , V_0 , T_0 – gazning bosimi, hajmi va normal sharoitdagi ($p_0 = 101\,325 \text{ Pa}$, $T_0 = 273 \text{ K}$) temperaturasi.

Agar gazning massasi yoki miqdori ma'lum bo'lib, uning hajmini hisoblab topish zarur bo'lsa, u holda *Mendeleyev-Klapeyron tenglamasi*dan foydalaniladi:

$$pV = nRT, \quad (1.14)$$

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad (1.15)$$

bu yerda: n – gazning mollar soni, m – massasi (r), M – gazning molyar massasi (g/mol), R – universal gaz doimiysi. $R = 8,31 \text{ J (mol K)}^{-1}$.

Kimyodan hisoblashga doir masalalarni yechish uchun gaz qonunlaridan foydalanish 1.12-§ da ko'rib chiqilgan.

1.12- §. Namunaviy masalalar yechish. Mol. Molyar massa

1-masala. 176 g massali oltingugurtda atom holidagi oltingugurt moddasidan qancha miqdorda borligini aniqlang.

Yechish. Oltingugurtning nisbiy atom massasi, $A_r(S) = 32^2$. Atomar oltingugurtning molyar massasi 32 g/molga teng. Demak, 176 g da quyidagi miqdorda atomar oltingugurt bo'ladi.

$$\frac{176}{32} \text{ mol} = 5,5 \text{ mol}.$$

2-masala. 40 g $CaCO_3$ da necha mol kalsiy karbonat borligini hisoblab toping.

¹ Bu qiymatdan agar bosim Pa da, hajm esa m^3 da yoki tegishli kPa va l da o'Ichangan bo'lsagina foydalaniladi.

² Bu yerda va bundan keyin masalalar yechishda maxsus aytib o'tilmagan bo'lsa, nisbiy atom massalarning yaxlitlangan qiymatlaridan foydalaniladi.

Yechish. CaCO_3 ning nisbiy molekular massasi $M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$, ya'ni kalsiy karbonatning molyar massasi 100 g/molni tashkil etadi. Demak, 40 g da quyidagi miqdorda CaCO_3 bo'ladi:

$$\frac{40}{100} \text{ mol} = 0,4 \text{ mol}.$$

3-masala. 15 mol kaliy nitratning massasini aniqlang.

Yechish. Kaliy nitratning molyar massasi 101 g/molga teng. (1.1) formulaga muvofiq 15 mol KNO_3 ning massasi $15 \cdot 101 \text{ g} = 1515 \text{ g}$ bo'ladi.

4-masala. Kumushning nisbiy atom massasi 108 ga teng. Bir atom kumushning grammlar hisobidagi massasini aniqlang.

Yechish. Kumush atomlarining molyar massasi son jihatdan nisbiy atom massasiga teng bo'lganligi sababli u 108 g/molga teng. 1 mol kumushda $6,02 \cdot 10^{23}$ atom borligini bilgan holda bir atomning massasini topamiz:

$$\frac{108}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,79 \cdot 10^{-24} \text{ g}.$$

5-masala. 6,8 g vodorod sulfidida nechta molekula bor? Bitta H_2S molekulasining massasini hisoblab toping.

Yechish. H_2S ning molyar massasi 34 g/molga teng. 6,8 g dagi vodorod sulfidning mollar sonini aniqlaymiz:

$$\frac{6,8}{34} \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$$

Istalgan moddaning 1 molida $6,02 \cdot 10^{23}$ struktura birliklar bo'lishini bilgan holda 0,2 mol vodorod sulfidagi molekular sonini topamiz:

$$0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{23} \text{ molekula}$$

Vodorod sulfid bitta molekulasining massasini aniqlaymiz:

$$\frac{34}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 5,65 \cdot 10^{-23} \text{ g}.$$

Kimyoviy formulalar va ular asosidagi hisoblashlar

1-masala. D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasining III davr I–V gruppada elementlarining selen bilan hosil qilgan birikmalarining formulalarini yozing. Selen birikmalarda ikki valentli bo'ladi.

Yechish. III davr I–V gruppalaridagi elementlarning simvollari ni yozib, ular uchun eng xos bo'lgan valentliklarni qavs ichida ko'rsatamiz: Na (I), Mg (II), Al (III), Si (IV), P(V). Elementlarning bu valentliklarini hisobga olib, selenidlarning formulalarini yozamiz: Na_2Se , MgSe , Al_2Se_3 , SiSe_2 , P_2Se_5 .

2-masala. Marganes (IV) va marganes (VII) oksidlardagi marganesning massa ulushini aniqlang.

Yechish. Masala shartida keltirilgan marganes va uning birikmalari molyar massalarini quyida keltiramiz:

$$M(\text{Mn}) = 55 \text{ g/atom}$$

$$M(\text{MnO}_2) = 55 + 32 = 87 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 2 \cdot 55 + 7 \cdot 16 = 222 \text{ g/mol}$$

1. Miqdori 1 mol bo'lgan MnO_2 da:

87 g/mol MnO_2 ni 100% deb, uning tarkibidagi Mn ning massasini x % deb qabul qilamiz va quyidagi proporsiyani tuzamiz:

$$87 \text{ g MnO}_2 - 100 \%$$

$$55 \text{ g Mn} - x \% \text{ bo'lsa,}$$

undan $x = \frac{55 \cdot 100\%}{87} = 63,2\% \text{ Mn bo'ladi, ya'ni marganes (IV) oksid tarkibidagi Mn ning massa ulushi } \omega(\text{Mn}) = 63,2\% \text{ bo'ladi.}$

2. Xuddi shu yo'lda Mn_2O_7 dagi Mn ning massa ulushi uchun proporsiyani tuzamiz:

$$222 - 100\%$$

$$2 \cdot 55 - \omega(\text{Mn}) \text{ bo'lsa, undan}$$

$$\omega(\text{Mn}) = \frac{2 \cdot 55 \cdot 100\%}{222} = 49,5\% \text{ bo'ladi.}$$

3-masala. Tarkibida 40% mishyak (III) oksid va 60% mishyak (V) oksid bo'lgan 200 g aralashmadan necha gramm mishyak olish mumkin?

Yechish. Masala shartida berilgan moddalarning massalarini topish uchun proporsiyalar tuzamiz:

1. 200 g aralashma 100%

m g As_2O_3 40% bo'lsa, undan

$$m(\text{As}_2\text{O}_3) = \frac{200 \cdot 40\%}{100\%} = 80 \text{ g As}_2\text{O}_3 \text{ va shunday proporsiya asosida}$$

$$m(\text{As}_2\text{O}_5) = \frac{200 \cdot 60\%}{100\%} = 120 \text{ g As}_2\text{O}_5 \text{ ni olamiz.}$$

2. Topilgan massadagi moddalar tarkibidagi mishyak massalarini topish uchun $M(\text{As})=75 \text{ g/mol}$, $M(\text{As}_2\text{O}_3)=198 \text{ g/mol}$, $M(\text{As}_2\text{O}_5)=230 \text{ g/mol}$ qiymatlardan quyidagi proporsiyalardan mishyak massalarini hisoblaymiz:

a) $198 \text{ g As}_2\text{O}_3$ da $2 \cdot 75 \text{ g As}$ bo'lsa,
 $80 \text{ g As}_2\text{O}_3$ da $x \text{ g As}$ bo'ladi, ya'ni

$$x = \frac{80 \cdot 2 \cdot 75}{198} = 60,6 \text{ g As ni topamiz;}$$

b) $230 \text{ g As}_2\text{O}_5$ da $2 \cdot 75 \text{ g mishyak}$ bo'lsa,
 $120 \text{ g As}_2\text{O}_5$ da $y \text{ g mishyak}$ bo'ladi, undan

$$y = \frac{120 \cdot 2 \cdot 75}{230} = 78,3 \text{ g mishyak bo'ladi.}$$

Javob: $200 \text{ g aralashmadan } 60,6 + 78,3 = 138,9 \text{ g As olish}$ mumkin ekan.

Analiz natijalaridan moddaning formulasini topish

1-masala. Tarkibida 40% kalsiy, 12% uglerod va 48% kislorod bor moddaning formulasini aniqlang.

Yechish. 1 mol moddada atomlar kalsiyning mollar sonini x orqali, uglerodniki y orqali, kislorodniki z orqali belgilaymiz. Moddaning formulasini $\text{Ca}_x\text{C}_y\text{O}_z$ bo'ladi. Shu moddaning 100 grammida 40 g Ca , 12 g C va 48 g O bo'ladi. Atomlarning molyar massasi quyidagiga teng: kalsiyniki 40 g/mol , uglerodniki 12 g/mol , kislorodniki 16 g/mol . Agar hamma elementlarning massalarini ular atomlarning molyar massalariga bo'lsak, u holda birikmadagi atomlar mollar sonining nisbatini olamiz:

$$x : y : z = \frac{40}{40} : \frac{12}{12} : \frac{48}{16} = 1 : 1 : 3$$

Birikmaning formulasini CaCO_3 .

2-masala. Modda tarkibida 20% vodorod va 80% uglerod bor. Agar uning molyar massasi 30 g/mol ga teng bo'lsa, shu moddaning formulasini aniqlang.

Yechish. Moddaning formulasini C_xH_y tarzida tasavvur qilamiz, bunda x va y — 1 mol moddada atomlar C va H larning mollar soni. Molyar massalar quyidagiga teng: uglerodniki 12 g/mol , vodorodniki 1 g/mol . 100 g C_x da H_y , 80 g C va 20 g H bo'ladi, x bilan y ning nisbatini topamiz:

$$x : y = \frac{80}{12} : \frac{20}{1} = \frac{20}{3} : 20$$

$10/1$ ni 1 deb qabul qilsak, $x : y = 1 : 3$ bo'ladi, bundan

$$y = 3x \quad (a)$$

Birikmaning molyar massasi 30 g/mol ga tengligini bilgan holda quyidagicha yozish mumkin:

$$12x + y = 30 \quad (b)$$

(a) va (b) tenglamalar sistemasidan $x = 2$, $y = 6$ ekanligini topamiz.

Demak, birikmaning formulasini C_2H_6 .

3-masala. Oltingugurtning vodorod bilan birikmasi to'liq yondirilganda $3,6 \text{ g suv}$ va $12,8 \text{ g oltingugurt (IV) oksid}$ olindi. Dastlabki birikmaning formulasini aniqlang.

Yechish. Birikmaning formulasini H_xS_y tarzida tasavvur qilamiz, bunda x — 1 mol moddada H atomlarining mollar soni, y oltingugurt atomlarining mollar soni. Masalani yechish uchun molyar massalarni aniqlaymiz: suvniki 18 g/mol , oltingugurt (IV) oksidniki 64 g/mol , H atomlariniki 1 g/mol , oltingugurt atomlariniki 32 g/mol . Yonish mahsulotlarining formulalari va molyar massalar asosida $2 \cdot 1 \text{ g} = 2 \text{ g H}$ dan $1 \cdot 18 \text{ g} = 18 \text{ g H}_2\text{O}$ olinishi mumkinligini topamiz:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} - 2 \text{ g H}$$

$$3,6 \text{ g H}_2\text{O} - x \text{ g H}$$

Proporsiya tuzamiz: $18 : 2 = 3,6 : x$, bundan

$$x = \frac{3,6 \cdot 2}{18} \text{ g} = 0,4 \text{ g.}$$

Xuddi shunga o'xshash, $1 \cdot 32 \text{ g} = 32 \text{ g S}$ dan $1 \cdot 64 \text{ g} = 64 \text{ g SO}_2$ olish mumkin:

$$64 \text{ g SO}_2 - 32 \text{ g S}$$

$$12,8 \text{ g SO}_2 - y \text{ g S}$$

Proporsiya tuzamiz: $64 : 32 = 12,8 : y$, bundan

$$y = \frac{12,8 \cdot 32}{64} \text{ g} = 6,4 \text{ g.}$$

Shunday qilib, boshlang'ich birikma tarkibida $0,4 \text{ g vodorod}$ bilan $6,4 \text{ g oltingugurt}$ bo'lgan. Vodorod bilan oltingugurtning massalarini ular atomlarning molyar massalariga bo'lib, H va S atomlari mollar sonining nisbatini olamiz:

$$x : y = \frac{0,4}{1} : \frac{6,4}{32} = 0,4 : 0,2 = 2 : 1$$

Boshlang'ich birikmaning formulasi H_2S .

Gaz qonunlari. Gazning molyar hajmi

1-masala. 5 l ammiakning normal sharoitdagi massasini aniqlang. Shu hajmda necha mol gaz bor?

Yechish. Ammiakning molyar massasi 17 g/mol ga teng. 1 mol $17 \text{ g/mol} = 17 \text{ g NH}_3$ normal sharoitda 1 mol $\cdot 22,4 \text{ l/mol} = 22,4 \text{ l}$ hajmini egallaydi:

$$\begin{aligned} 17 \text{ g NH}_3 &- 22,4 \text{ l} \\ x \text{ g NH}_3 &- 5 \text{ l} \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: $17 : 22,4 = x : 5$, bundan

$$x = \frac{17 \cdot 5}{22,4} \text{ g} = 3,8 \text{ g}.$$

Ammiak moddasining miqdorini topish uchun uning massasini molyar massaga bo'lish kerak [(1.2) formulaga qarang].

$$\frac{3,8}{17} \text{ mol} = 0,22 \text{ mol}$$

yoki hajmini molyar hajmiga bo'lish lozim:

$$\frac{5}{22,4} \text{ mol} = 0,22 \text{ mol}.$$

2-masala. 20 g ammiak bor. Gazning normal sharoitdagi hajmini aniqlang.

Yechish. Ammiakning molyar massasi 17 g/mol ga teng. 20 g da $\frac{20}{17} \text{ mol} = 1,18 \text{ mol}$ bor. 1 mol gaz normal sharoitda $1 \cdot 22,4 \text{ l} = 22,4 \text{ l}$ hajmini egallaydi:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &- 22,4 \text{ l} \\ 1,18 \text{ mol} &- x \text{ l} \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: $1 : 22,4 = 1,18 : x$, bundan

$$x = 1,18 \cdot 22,4 \text{ l} = 26,4 \text{ l}$$

3-masala. Sig'imi 50 l bo'lgan ballonga uglerod (IV) oksid to'ldirilgan. Ballondagi gazning bosimi $1,27 \cdot 10^7 \text{ Pa}$, temperaturasi 22°C . Gazning massasini va mollar sonini aniqlang.

1 yechim. Masalani Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidan (1.14) formulaga qarang] foydalanib yechish mumkin. $R=8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ qiymatdan foydalanilganda bosim paskallarda (Pa), hajm esa m^3 da (yoki tegishli kPa va l da) ifodalanishi kerak. Bizning misolimizda $T=(273+22) \text{ K}=295 \text{ K}$, $V=0,05 \text{ m}^3$. Buni e'tiborga olib, gazning mollar sonini topamiz:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1,27 \cdot 10^7 \cdot 0,05}{8,31 \cdot 295} = 259,0 \text{ mol}$$

Uglerod (IV) oksid CO_2 ning molyar massasi 44 g/mol ga teng, bundan gazning massasi $259 \cdot 44 \text{ g} = 11396 \text{ g} \approx 11,4 \text{ kg}$ bo'ladi.

2-yechim. Gazning massasi bilan mollar sonini (1.13) tenglama yordamida topish mumkin. Dastlab uglerod (IV) oksid normal sharoitda egallashi mumkin bo'lgan hajmini aniqlaymiz:

$$V_0 = \frac{T_0 p V}{T p_0} = \frac{273 \cdot 1,27 \cdot 10^7 \cdot 50}{295 \cdot 1,013 \cdot 10^5} \text{ l} = 5801 \text{ l}$$

So'ngra gazning mollar sonini topamiz, 1 mol gaz normal sharoitda $1 \cdot 22,4 \text{ l} = 22,4 \text{ l}$ hajmini egallaydi:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &- 22,4 \text{ l} \\ x \text{ mol} &- 5801 \text{ l} \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: $1 : 22,4 = x : 5801$, bundan

$$x = \frac{5801}{22,4} \text{ mol} = 259 \text{ mol}$$

CO_2 ning molyar massasi 44 g/mol ga tengligini hisobga olib, gazning massasini topamiz: $259 \cdot 44 \text{ g} = 11396 \text{ g} \approx 11,4 \text{ kg}$.

4-masala. Agar normal sharoitda 9,51 g gaz 3,0 l hajmini egallasa, shu gazning molekular massasini aniqlang.

Yechish. 22,4 l gazning normal sharoitdagi massasini aniqlab, gazning molyar massasini topamiz. 3,0 l gazning massasi 9,51 g, u holda

$$\begin{aligned} 3,0 \text{ l gaz} &- 9,51 \text{ g} \\ 22,4 \text{ l gaz} &- x \text{ g} \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: $3 : 9,51 = 22,4 : x$, bundan

$$x = \frac{22,4 \cdot 9,51}{3,0} = 71,0 \text{ g bo'ladi}.$$

Demak, gazning molyar massasi 71,0 g/molga, molekular massasi 71,0 ga teng.

5-masala. Gaz 4 l sig'imli idishda 420 kPa bosimda turgan edi. Shu gaz o'sha temperaturada 12 l sig'imli idishga joylashtirildi. Gazning keyingi idishdagi bosimini aniqlang.

Yechish. O'zgarmas temperaturada $pV = \text{const}$ (Boyl-Mariott qonuni). Gazning hajmi $12/4 = 3$ marta ko'paydi, demak, bosim 3 marta kamayadi va quyidagicha bo'ladi:

$$\frac{420}{3} \text{ kPa} = 140 \text{ kPa}$$

6-masala. Gazning vodorod bo'yicha zichligi 14 ga teng. Shu gazning havo bo'yicha zichligini aniqlang.

Yechish. Vodorod bo'yicha zichligini bilgan holda, (1.8) tenglamaga muvofiq gazning molyar massasini topamiz:

$$M = 2 \cdot 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}.$$

Havoning molyar massasi yaxlitlanganda 29 g/mol ga tengligi sababli gazning havo bo'yicha zichligi quyidagicha bo'ladi:

$$D_x = \frac{28}{29} = 0,966.$$

7-masala. Suv bug'ining 25°C dagi bosimi 3173 Pa ga teng. Suv bug'ining 1 millilitrida nechta molekula bo'ladi?

Yechish. Bug' — gaz holatidagi suv bo'lganligi uchun unga gaz qonunlarini tatbiq etish mumkin. Mendeleyev-Klapeyron tenglamasidan (1.14) gazning mollar sonini topamiz. ($T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$, $V = 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$ ekanligini e'tiborga olamiz):

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{3173 \cdot 10^{-6}}{8,31 \cdot 298} \text{ mol} = 1,28 \cdot 10^{-6} \text{ mol}.$$

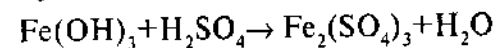
Istalgan moddaning 1 molidagi molekular sonini (Avogadro doimiysini) bilgan holda 1 ml bug'dagi molekular sonini topamiz:

$$1,28 \cdot 10^{-6} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 7,71 \cdot 10^{17} \text{ molekula}.$$

Kimyoviy tenglamalar va ular asosidagi stexiometrik hisoblashlar

1-masala. Temir (III) gidroksid sulfat kislota bilan o'zaro ta'sir ettirilganda temir (III) sulfat bilan suv hosil bo'ladi. Shu reaksiyaning tenglamasini yozing.

Yechish. Boshlang'ich moddalarning formulalari — $\text{Fe}(\text{OH})_3$ va H_2SO_4 , reaksiya mahsulotlariniki — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ va H_2O . Reaksiyaning sxemasini yozamiz:



Va koeffitsiyentlarni tanlaymiz. Ko'rinib turibdiki, tenglamaning o'ng qismida 1 mol temir (III) sulfatda 2 mol temir bor. Chap qismida ham shuncha bo'lishi kerak, shu sababli $\text{Fe}(\text{OH})_3$ oldiga 2 koeffitsiyentni qo'yamiz. O'ng qismida $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ da 3 ta SO_4 grupp bor, shu sababli tenglamaning chap qismidagi sulfat kislota formulasi oldiga 3 koeffitsiyentni qo'yamiz. $2\text{Fe}(\text{OH})_3$ da 6 mol kislorod atomlari va 6 mol vodorod atomlari bor. Yana $3\text{H}_2\text{SO}_4$ da 6 mol vodorod atomlari bor, ya'ni hammasi bo'lib tenglamaning chap qismida 12 H va 6 O bor. Batamom tenglashtirish uchun tenglamaning o'ng qismidagi suvning formulasi oldiga 6 koeffitsiyentni qo'yamiz. Tenglamaning oxirgi ko'rinishi: $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

2-masala. 40 g kaliy permanganat qizdirilganda nechta mol va nechta gramm kislorod olish mumkin?

Yechish. Reaksiya tenglamasini tuzamiz:



Molyar massalar quyidagiga teng: kaliy permanganatniki 158 g/mol, kislorodniki 32 g/mol. 40 g KMnO_4 da quyidagicha modda miqdori bor:

$$\frac{40}{158} \text{ mol} = 0,253 \text{ mol}$$

Reaksiya tenglamasiga ko'ra 2 mol KMnO_4 dan 1 mol O_2 olish mumkin:

$$\begin{aligned} 2 \text{ mol } \text{KMnO}_4 &- 1 \text{ mol } \text{O}_2 \\ 0,253 \text{ mol} &- x \text{ mol } \text{O}_2 \end{aligned}$$

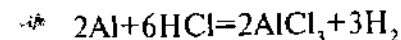
Proporsiya tuzamiz: $2:1 = 0,253 : x$ va uni yechib, quyidagini olamiz:

$$x = \frac{0,253}{2} \text{ mol} = 0,127 \text{ mol}.$$

Olingan kislorodning massasi $0,127 \cdot 32 \text{ g} = 4,06 \text{ g}$ bo'ladi.

3-masala. Normal sharoitda 10 g aluminiy xlorid kislota da eritilganda ajralib chiqadigan vodorodning hajmini aniqlang.

Yechish. Reaksiyaning tenglamasini tuzamiz:



Aluminiyning molyar massasi 27 g/mol ga teng. Reaksiya natijasida ajralib chiqadigan yoki reaksiyaga kirishadigan gazning hajmini aniqlash zarur bo'lganda molyar massadan emas, balki normal sharoitdagi molyar hajm qiymatidan foydalaniladi.

Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 2 mol Al dan 3 mol H₂ olinadi. 2 mol · 27 g/mol = 54 g Al eriganida 3 mol · 22,4 l/mol = 67,2 l vodorod ajralib chiqadi:

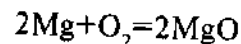
$$\begin{aligned} 54 \text{ g Al} &= 67,2 \text{ l} \\ 10 \text{ g Al} &= x \text{ l} \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: 54 : 67,2 = 10 : x, bundan

$$x = \frac{10 \cdot 67,2}{54} \text{ l} = 12,4 \text{ l}$$

4-masala. Normal sharoitda 4,5 g magniyni yondirish uchun 1,5 l kislorod yetadimi?

Yechish. Reaksiya tenglamasini yozamiz:



Magniyning molyar massasi 24 g/mol ga, gazning molyar hajmi 22,4 l/mol ga teng. Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 2 mol Mg ni yondirish uchun 1 mol O₂ kerak. 2 · 24 = 48 g Mg ni yondirish uchun 1 · 22,4 = 22,4 O₂ kerak, u holda

$$\begin{aligned} 48 \text{ g Mg} &= 22,4 \text{ l O}_2 \\ 4,5 \text{ g Mg} &= x \text{ l O}_2 \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: 48 : 22,4 = 4,5 : x va quyidagini topamiz:

$$x = \frac{4,5 \cdot 22,4}{48} \text{ l} = 2,1 \text{ l}$$

Demak, 1,5 l O₂ 4,5 g magniyni yondirish uchun yetmaydi, ya'ni kislorod kam olingan.

5-masala. Tarkibida 70% oltingugurt, 20% selen va 10% tellur bo'lgan 40 g aralashmani normal sharoitda yondirish uchun qancha hajm va qancha miqdorda kislorod kerak? Aytilgan barcha oddiy moddalar yonib, IV valentli oksidlar hosil qiladi.

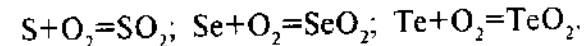
Yechish. Aralashmadagi barcha oddiy moddalarning massasini aniqlaymiz:

$$\begin{aligned} \text{oltingugurtniki } \frac{40 \cdot 70}{100} \text{ g} &= 28 \text{ g, selenniki } \frac{40 \cdot 20}{100} \text{ g} = 8 \text{ g, tellurniki } \\ \frac{40 \cdot 10}{100} \text{ g} &= 4 \text{ g.} \end{aligned}$$

Atomlarning molyar massalari quyidagiga teng: oltingugurtniki 32 g/mol, selenniki 79 g/mol, tellurniki 128 g/mol. Aralashmadagi qaysi moddaning mollar sonini aniqlaymiz:

$$\begin{aligned} \frac{28}{32} \text{ mol} &= 0,875 \text{ mol oltingugurt, } \frac{8}{79} \text{ mol} = 0,101 \text{ mol selen va} \\ \frac{4}{128} \text{ mol} &= 0,031 \text{ mol tellur.} \end{aligned}$$

Reaksiyalarning tenglamalarini yozamiz:



Tenglamalardan ko'rinib turibdiki, har qaysi moddaning 1 molini oksidlash uchun 1 mol kislorod kerak bo'ladi, demak, 0,875 mol oltingugurtni yondirish uchun 0,875 mol kislorod; 0,101 mol selenga — 0,101 mol kislorod; 0,031 mol tellurga — 0,031 mol kislorod zarur. Jami quyidagi miqdorda kislorod kerak:

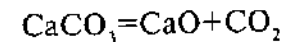
$$(0,875 + 0,101 + 0,031) \text{ mol} = 1,007 \text{ mol}$$

1 mol kislorod normal sharoitda 22,4 l hajmni egallashini bilgan holda aralashmani yondirish uchun zaruriy kislorod hajmini topamiz:

$$22,4 \cdot 1,007 \text{ l} = 22,56 \text{ l}$$

6-masala. 30 g ohaktosh qizdirilganda 16 g kalsiy oksid olindi. Ohaktoshdagi kalsiy karbonatning foiz hisobidagi massa ulushini aniqlang.

Yechish. Kalsiy karbonatning parchalanish reaksiyasi tenglamasini tuzamiz:



Moddalarning molyar massalari quyidagiga teng: kalsiy karbonatniki 100 g/mol, kalsiy oksidniki 56 g/mol. Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 1 mol CaCO₃ dan 1 mol CaO olinadi. Shunday yozamiz:

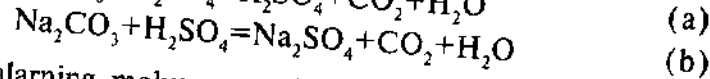
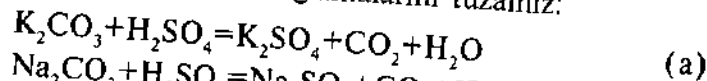
$$\begin{aligned} 56 \text{ g CaO olish uchun } 100 \text{ g CaCO}_3 \text{ kerak bo'lsa,} \\ 16 \text{ g CaO olish uchun } x \text{ g CaCO}_3 \text{ kerak bo'ladi,} \end{aligned}$$

bundan $x = \frac{16 \cdot 100}{56} = 28,6 \text{ g}$. Bu massa berilgan ohaktoshning quyidagi massa ulushini tashkil etadi:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{28,6 \cdot 100\%}{30} = 95,3\%.$$

7-masala. Natriy va kaliy karbonatlarning 7,4 g aralashmasiga sulfat kislotasi bilan ishlov berildi. Bunda metallar sulfatlarining 5,12 g aralashmasi olindi. Boshlang'ich aralashmadagi moddalarning massa ulushini aniqlang.

Yechish. Reaksiyalarning tenglamalarini tuzamiz:



Moddalarning molyar massalari quyidagiga teng: kaliy karbonatniki 138 g/mol, kaliy sulfatniki 174 g/mol, natriy karbonatniki 106 g/mol, natriy sulfatniki 142 g/mol. Boshlang'ich aralashmadagi K_2CO_3 ning massasini x orqali belgilaymiz, u holda $(4 - x)$ g — Na_2CO_3 ning massasi; y — olingan K_2SO_4 ning massasi, $(5,12 - y)$ g — Na_2SO_4 ning massasi.

(a) tenglama asosida quyidagicha yozamiz:

138 g K_2CO_3 dan 174 g K_2SO_4 olinadi,
 x g K_2CO_3 dan y g K_2SO_4 olinadi.

Proporsiya tuzamiz: $138 : 174 = x : y$, bundan

$$y = 1,26 x \quad (d)$$

(b) tenglama asosida quyidagini yozamiz:

$1 \cdot 106$ g = 106 g Na_2CO_3 dan $1 \cdot 142$ g = 142 g Na_2SO_4 olinadi,
 $(4 - x)$ g Na_2CO_3 dan $(5,12 - y)$ g Na_2SO_4 olinadi.

Proporsiya tuzamiz: $106 : 142 = (4 - x) : (5,12 - y)$, bundan

$$5,12 - y = (4 - x)1,34$$

yoki

$$y = 1,34x + 0,24 = 0$$

ikki noma'lumli ikkita (d) va (e) tenglamalar sistemasini yechib, $x = 3$ g, $y = (4 - 3) \cdot 1,34 = 0,34$ g ni olamiz. Shunday qilib, boshlang'ich aralashmada 3 g K_2CO_3 ning massa ulushi

$$\frac{3 \cdot 100}{4} = 75\% \text{ bo'ladi.}$$

Tegishli Na_2CO_3 ning massasi 1 g ga teng, bu

$$\frac{1 \cdot 100}{4} = 25\% \text{ ni tashkil etadi.}$$

I BOGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

1.1. Hajmi 8 l bo'lgan uglerod (IV) oksidda nechta atom bor?

- A) $2,15 \cdot 10^{23}$; B) $6,45 \cdot 10^{23}$; C) $3,23 \cdot 10^{23}$;
 D) $5,38 \cdot 10^{23}$; E) $8,62 \cdot 10^{23}$.

Yechish. Avogadro qonunidan kelib chiqadigan oqibatlarining birligina binoan 1 mol gaz tarkibidagi molekular soni $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng. Testda berilgan CO_2 hajmi necha molni tashkil etishini hisoblaymiz:

$$n(CO_2) = V(CO_2) : V_M = 8 \text{ l} : 22,4 \text{ l/mol} = 0,357 \text{ mol.}$$

Gaz molekularining soni esa $N_{CO_2} = n(CO_2) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,15 \cdot 10^{23}$ ni bo'ladi. CO_2 molekulasida 3 ta atom bo'lgani sababli $N_{atom} = 3 \cdot 2,15 \cdot 10^{23} = 6,45 \cdot 10^{23}$ ga teng bo'ladi.

Javob: B bo'ladi (1.6-§ ga qarang).

1.2. Bir xil sharoitda (bosim va temperatura bir xil) teng hajmdagi kislorod va uglerod (II) oksid berilgan. Ularning massasi (m_1 va m_2), ulardagi modda miqdori (n_1 va n_2) hamda molekular soni (N_1 va N_2) o'zaro qanday nisbatda bo'ladi?

- A) $m_1 < m_2$, $n_1 = n_2$, $N_1 = N_2$
 B) $m_1 > m_2$, $n_1 > n_2$, $N_1 > N_2$
 C) $m_1 < m_2$, $n_1 < n_2$, $N_1 < N_2$
 D) $m_1 > m_2$, $n_1 = n_2$, $N_1 = N_2$
 E) $m_1 = m_2$, $n_1 = n_2$, $N_1 = N_2$

Yechish. Berilgan gaz moddalarning hajmlari teng bo'lishi sababli Avogadro qonuniga binoan ularning har biridagi molekular soni ham o'zaro teng, ya'ni $N(O_2) = N(CO)$ bo'ladi (1.11-§ ga qarang). Teng hajmdagi molekularning massasi ularning nisbiy molekular massalariga proporsional bo'ladi, ya'ni $m(O_2) : m(CO) = M(O_2) : M(CO) = 32 : 28$ yoki boshqacha aytganda, $m(O_2) > m(CO)$ kelib chiqadi.

Gaz molekularining mol soni ularning hajmlariga proporsional bo'ladi:

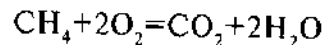
$$n(O_2) : n(CO) = \frac{V(O_2) \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} : \frac{V(CO)}{22,4} = n(O_2) = n(CO)$$

Javob: $m_1 = m_2$, $n_1 = n_2$, $N_1 = N_2$, ya'ni D bo'ladi.

1.3. Normal sharoitda 3 l metanni to'la yondirish uchun sarf bo'ladigan havo hajmi qanday bo'ladi? Hosil bo'lgan uglerod (IV) oksid hajmining reaksiyada sarf bo'lgan havo hajmiga (I) nisbati qanday bo'ladi? [$\xi(\text{O}_2)=0,2$].

- A) $V(\text{CO}_2)=3$, $V(\text{havo})=12$,
 $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=1 : 1$
 B) $V(\text{CO}_2)=3$, $V(\text{havo})=10$,
 $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=3 : 10 = 1 : 3,3$
 C) $V(\text{CO}_2)=3$, $V(\text{havo})=12$,
 $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=3 : 12 = 1 : 4$
 D) $V(\text{CO}_2)=4$, $V(\text{havo})=12$,
 $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=4 : 12 = 1 : 3$
 E) $V(\text{CO}_2)=5$, $V(\text{havo})=5$,
 $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=5 : 5 = 1 : 1$

Yechish. Reaksiya tenglamasini tuzamiz:



Tenglamaga binoan, 1 mol hajmdagi gazning to'liq yonishi uchun 2 mol kislorod talab etiladi. Reaksiya natijasida esa 1 mol CO_2 hosil bo'lar ekan. Havo tarkibidagi kislorodning miqdori 0,2 hajm ulushni tashkil etsa, havoning miqdori $n = \frac{2 \text{ mol}}{0,2} = 10$ mol talab qilinadi ekan. Natijada hosil bo'lgan CO_2 ning mol miqdori yongan metanning miqdoriga teng bo'lishi reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdi (1.7-§ ga qarang).

Gey-Lyussakning hajmiy nisbatlar qonuniga binoan hajmi 3 l bo'lgan metanni yondirish uchun 10 l havo talab etiladi, hosil bo'lgan CO_2 hajmi esa 3 l bo'ladi, ya'ni $V(\text{havo})=10$ l, $V(\text{CO}_2)=3$ l, ularning nisbatlari $V(\text{CO}_2) : V(\text{havo})=3:10=1:3,3$ bo'ladi.

Javob: B bo'ladi.

1.4. Massasi 0,8 g bo'lgan kislorod 25 °C da va 150 kPa bosim ostida qanday hajmni egallaydi? Shu gazning modda miqdorini hisoblang.

- A) 0,38; 0,02; B) 0,40; 0,03; C) 0,41; 0,025;
 D) 0,44; 0,03; E) 0,45; 0,025.

Yechish. Bu vazifani bajarish uchun Mendeleyev-Klapeyron formulasi $PV=nRT$ dan foydalanamiz (1.11-§ ga qarang):

$$PV = \frac{m}{M} RT \text{ dan}$$

$$V = \frac{mRT}{PM} = \frac{0,8 \cdot 8,31 \cdot (273+25)}{150 \cdot 32} = 0,41 \text{ l}$$

Gazning mol miqdori esa

$$n = \frac{RV}{RT} = \frac{150 \cdot 0,41}{8,31 \cdot 298} = 0,025 \text{ mol}$$

Javob: C bo'ladi.

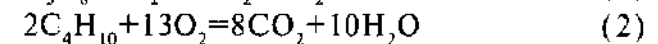
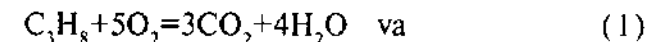
1.5. Tarkibida hajm jihatidan 40% propan va 60% butan bo'lgan gazlar aralashmasidan 5 litrini to'la yondirish uchun sarf bo'ladigan havoning hajmini hisoblang, [$\xi(\text{O}_2)=0,2$].

- A) 147,5; B) 163,6; C) 124,5; D) 112; E) 120.

Yechish. Berilgan aralashmadagi gazlarning hajmlarini topamiz (1.11-§ ga qarang):

$$V(\text{C}_3\text{H}_8)=5 \cdot 0,4=2 \text{ l}, \quad V(\text{C}_4\text{H}_{10})=5 \cdot 0,6=3 \text{ l}.$$

Ularining kislorodda yonish tenglamalari



Tenglama (1) bo'yicha bir mol C_3H_8 ni yondirish uchun 5 mol kislorod kerak ekan. 2 l gazni yondirish uchun esa 10 l kislorod yoki shu miqdordagi kislorod 5 marta ko'p bo'lgan havo hajmida bo'ladi, ya'ni 50 l havo sarf bo'ladi.

Tenglama (2) bo'yicha 2 l butanning yonishi uchun 13 l kislorod yoki 13:0,2=65 l havo talab etiladi. Natijada 3 l butanni yondirish uchun esa (3:2)·65=97,5 l havo kerak ekan.

Javob: 50+97,5=147,5 l (A) bo'ladi.

2-BOB. D.I.MENDELEYEVNING DAVRIY QONUNI VA ATOMLARNING TUZILISHI

2.1- §. D.I.Mendeleyevning davriy qonunni kashf etishi

D.I. Mendeleyevning davriy qonunni kashf etishi va elementlar davriy sistemasini tuzishi uning uzoq va sarmashaqqat ilmiy ishlarining natijasi edi. Davriy qonun va elementlar davriy sistemasi kimyo fanining juda katta yutug'i, hozirgi kimyoning asosidir.

Davriy sistemani tuzishda atomning asosiy xarakteristikasi sifatida uning atom massasi qabul qilindi. D.I.Mendeleyev o'zining „Kimyoning asoslari“ degan kitobida shunday deb yozgan edi: „Moddaning massasi uning shunday xossasidirki, qolgan barcha xossalari ana shunga bog'liq bo'lishi kerak... Shu sababli bir tomondan, elementlarning xossalari bilan o'xshashliklari orasidagi, ikkinchi tomondan, ularning atom og'irliklari (massalari) orasidagi bog'liqlikni izlash haqiqatga yaqin va tabiiy bo'ladi“.

D.I.Mendeleyevdan ilgari o'tgan olim (Dobereyn, Nyulends, Lotar Mayer va b.) faqat o'xshash elementlarni taqqoslagan edilar va shu sababli davriy qonunni kashf eta olmadilar. Ulardan farqli o'laroq, D.I.Mendeleyev elementlarning bir-biriga o'xshamaydigan tabiiy gruppalarini o'zaro taqqoslab, elementlarning atom massalarining qiymatlari o'zgarishi bilan ularning xossalari davriy ravishda o'zgarishini aniqladi. O'sha vaqtda elementlarning, masalan, galogenlar, ishqoriy metallar va ishqoriy-yer metallar kabi gruppalari ma'lum edi. Mendeleyev bu gruppalarning elementlarini quyidagicha yozib oldi va taqqosladi, bunda ularni atom massalarining qiymatlari ortib borishi tartibida joylashtirdi:

F=19	Cl=35,5	Br=80	J=127
Na=23	K=39	Rb=85	Cs=133
Mg=24	Ca=40	Sr=87	Ba=137

„Bu uchta gruppada ishning mohiyati ko'rinib turibdi, — deb yozgan edi D.I.Mendeleyev, — galogenlarning atom og'irligi (massasi) ishqoriy metallarnikidan, bularniki esa ishqoriy-yer metallarnikidan kam“. Demak, elementlarning atom massalarining ortib borishi tartibida joylashtirilgan uzluksiz qatorida ftordan keyin natriy va magniy, xlordan keyin — kaliy va kalsiy, bromdan keyin — rubidiy va stronsiy, yoddan keyin — seziy va bariy turishi kerak. Elementlarning uzluksiz qatorini shunday tasvirlash mumkin.

...F, Na, Mg... Cl, K, Ca..., Br, Rb, Sr... J, Cs, Ba...
19 23 24 35,5 39 40 80 85 87 127 133 137

Bundan ko'rinib turibdiki, galogendan ishqoriy metallga o'tilganda xossalarning keskin o'zgarishi va ishqoriy metallardan ishqoriy-yer metallga o'tilganda asos xossalarining kamayishi, „agar bu elementlar atom og'irliklarining ortib borishi tartibida joylashtirilsa“, davriy ravishda takrorlanadi. Qatorda magniy bilan xlor, kalsiy bilan brom, stronsiy bilan yod orasida nechta element yo'qligidan qat'i nazar, elementlar xossalarining bunday davriy o'zgarishi ko'rinaveradi.

Ma'lum bo'lishicha, elementlar birikmalarining shakli ham davriy takrorlanar ekan. Masalan, litiy oksid Li_2O shaklida bo'ladi. Litiyning xossalarini takrorlovchi elementlarning: natriy, kaliy, rubidiy, seziy oksidlarining shakli ham xuddi shunday — Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O . Bularning hammasi D.I.Mendeleyevga o'zi kashf etgan qonunni „Davriylik qonuni“ deb atashga va quyidagicha ta'riflashga imkon berdi: „Oddiy jismlarning xossalari, shuningdek, elementlar birikmalarining shakli va xossalari elementlar atom og'irliklarining qiymatiga davriy bog'liqdir (yoki algebraik ifodalansa, davriy funksiya hosil qiladi). 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.Mendeleyev davrlarga bo'ldi. Har qaysi davrning ichida elementlarning xossalari qonuniyat bilan o'zgaradi (masalan, ishqoriy metallardan galogenga qadar). Davrlarni o'xshash elementlar ajralib turadigan qilib joylashtirib, D.I.Mendeleyev kimyoviy elementlarning davriy sistemasini yaratdi. Bunda qator elementlarning atom massalari tuzatildi, hali kashf etilmagan 29 element uchun bo'sh katakchalar qoldirdi.

Elementlarning davriy sistemasi davriy qonunning grafik (jadval tarzidagi) tasviridir.

Qonunning kashf etilishi va davriy sistema birinchi variantining yaratilish vaqti — 1-mart 1869-yil. D.I.Mendeleyev hayotining oxiriga qadar elementlar davriy sistemasini takomillashtirish ustida ishladi.

Davriy qonun va davriy sistema asosida D.I.Mendeleyev o'sha vaqtda hali kashf etilmagan yangi elementlar bor, degan xulosaga keldi; ulardan uchtasining xossalarini batafsil bayon qildi va ularga shartli nomlar berdi — ekabor, ekaaluminiiy va ekasilitsiy*. D.I.Mendeleyev har qaysi elementning xossasini atom analoglarining xossalariga asosanib aniqladi. Berilgan elementni davriy sistemada o'rab turgan elementlarni u atomanaloglar deb atadi. Masalan, magniy elementining atom massasi atomanaloglarining atom massalarining o'rtacha arifmetik qiymati sifatida hisoblab topildi, ya'ni:

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

* Bo'g'in „eka“ — „bitta“ degan ma'noni bildiradi, bu yerda „birinchi analog“ degan ma'noda kelgan.

Oldindan aytilgan elementlarning qator fizik xossalarini aniqlash uchun ham D.I.Mendeleyev ana shunday oddiy usullardan foydalandi.

D.I.Mendeleyevning bashoratlari ajoyib ravishda tasdiqlandi. Uchala element D.I.Mendeleyev hayotlik vaqtidayoq kashf etildi, ularning oldindan aytilgan xossalari tajribada aniqlangan xossalariga aniq mos keldi. Bu hol davriy qonunning umum tomonidan e'tirof etilishiga olib keldi.

„Men uchta elementni ta'riflab bergan edim, — deb yozgan edi D.I.Mendeleyev „Основы химии — Kimyo asoslari“ kitobida, — eka-bor, ekaaluminium va ekasilitsiy; shundan 20 yil o'tmay turib ularning uchalasining kashf etilganligini ko'rishdek katta quvonch menga nasib etdi. Bu elementlar tarkibida shular bor nodir minerallar topilgan va bu elementlar kashf etilgan uchta mamlakatning nomi bilan galliy, skandiy va germaniy deb ataldi“.

Galliyni 1875-yilda Lekok de Buabodran, skandiyni — 1879-yilda Nilson va germaniyni — 1886-yilda Vinkler kashf etdi. 1883-yilda chex olimi Brauner Te ning atom massasi 128 emas, balki davriy qonunga muvofiq keladigan 125 ekanligini isbotladi. D.I.Mendeleyev bu olimlarni „davriy qonunni haqiqiy puxtalovchilar“ deb atadi.

2.2- §. D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasi

Hozirgi vaqtda davriy sistemani tasvirlashning 500 dan ortiq variantlari bor: bular davriy qonunning turli shakldagi ifodasidir.

D.I.Mendeleyev 1-mart 1869-yilda taklif etgan elementlar sistemasining birinchi varianti *uzun shakldagi variant* deyilar edi. Bu variantda davrlar bitta qatorga joylashtirilgan edi. 1870-yil dekabrda u davriy sistemaning ikkinchi — *qisqa shakldagi variantini* bosib chiqardi. Bu variantda davrlar qatorlarga, gruppalar esa gruppachalarga (bosh va yonaki) 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 xossalarining bir-biridan katta farq qilishidir. Bu elementlar xossalarining davriyligini ma'lum darajada „xiralashtiradi“ va sistemadan foydalanishni qiyinlashtiradi. Shu sababli keyingi vaqtlarda, ayniqsa, o'quv maqsadlarida D.I.Mendeleyev davriy sistemasining uzun shakli-

dagi variantidan ko'proq foydalanilmoqda. Bu variantning asosiy kamchiligi — cho'ziqligi, ixcham emasligi (sistemaning ayrim katalklari to'lmagan). Bu variantni ancha ixchamlashtirish uchun ko'pincha oltinchi davrdagi lantanoidlar va yettinchi davrdagi aktinoidlar sistema ostiga alohida joylashtiriladi. Bu variant ba'zan *yarim uzun variant* deyiladi.

Davriy sistemada gorizontalar bo'yicha 7 davr bor (arab raqamlari bilan belgilangan), ulardan 1, 2 va 3-davrlar kichik, 4, 5 va 6-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, yettinchi (tugallanmagan) davrda 21 element joylashgan. Birinchidan boshqa barcha davrlar ishqoriy metall bilan boshlanadi va nodir gaz bilan tugaydi (7-davr — tugallanmagan).

Davriy sistemadagi barcha elementlar bir-biridan keyin kelishi tartibida raqamlangan. Bu kattaliklar elementlarning tartib yoki atom raqamlari deyiladi.

2- va 3-davr elementlarini Mendeleyev 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.Mendeleyev juda katta ahamiyat bergan edi.

Sistemada 10 qator bor (arab raqamlari bilan belgilangan)*. Har qaysi kichik davr bitta qatordan, har qaysi katta davr — ikkita: juft (yuqori) 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 tomon 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 (Mendeleyev davrida valentlik deyilar edi). Ularning qiymatlari davrda elementlarning atom massalari ortishi bilan ikki marta takrorlanadi. Masalan, 4-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) keladi, shundan keyin Cu dan

* Qatorlar haqida 2.9-§ ga ham q.

Br ga qadar bo'lgan elementlarda (bular toq qator elementlari) oksidlanish darajasi xuddi shunday ortib borishi kuzatiladi. Xuddi shu holni biz qolgan katta davrlarda ham ko'ramiz, 7-davr bundan mustasno, bu davr bitta (juft) qatordan iborat. Katta davrlarda elementlar birikmalarining shakli ham ikki marta takrorlanadi.

6-davrda lantandan keyin tartib raqamlari 58—71 bo'lgan 14 element joylashadi, ular lantanoidlar deyiladi*.

Lantanoidlar jadvalning pastki qismiga alohida 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 gorizontal o'xshashlik kuchli ifodalangan, degan xulosa kelib chiqadi.

7-davrda tartib raqamlari 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: Ac — Lr. Lekin lantanoidlardan farq qilib, aktinoidlarda gorizontal analogiya bo'sh ifodalangan. Ular birikmalarida ko'pincha turli xil oksidlanish darajalarini namoyon qiladi. Masalan, aktiniyning oksidlanish darajasi +3, uranniki +3, +4, +5 va +6. Aktinoidlarning yadrolari beqaror bo'lganligi sababli ularning kimyoviy xossalari o'rganish juda murakkab ishdir.

Davriy sistemada vertikal bo'yicha sakkizta grupp joylashgan (rim raqamlari bilan belgilangan). Gruppaning tartib 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

* „Lantanoidlar“ so'zi „lantanga o'xshash“, „aktinoidlar“ esa „aktiniyga o'xshash“ degan ma'noni bildiradi. Ular ba'zan lantanidlar va aktinidlar ham deyiladi, bu lantandan keyin keladigan, aktiniydan keyin keladigan degan ma'noni bildiradi.

ishlatilmadi. 1962-yilda nodir gazning birinchi kimyoviy birikmasi ksenon tetraftorid XeF_4 olindi. Hozirgi paytda nodir elementlar kimyosi jadal rivojlanmoqda (8.1-§ ga q.).

Ular qaysi grupp ikkita — bosh (A) va yonaki (B) gruppachaga bo'lingan, bu davriy sistemada birinchisini o'ngga, boshqasini esa chapga siljitib yozish bilan ko'rsatilgan. Bosh gruppachani tipik elementlar 2- va 3-davrlarning elementlari hamda kimyoviy xossalari jihatidan ularga o'xshash bo'lgan katta davrlarning elementlari tashkil etadi. Yonaki gruppachani faqat metallar katta davrlarning elementlari hosil qiladi. VIII grupp boshqalaridan farq qiladi. Unda geliyning bosh gruppachasidan tashqari uchta yonaki gruppacha bor: temir gruppachasi, kobalt gruppachasi va nikel gruppachasi (14.5-§ ga ham q.).

Bosh va yonaki gruppachalardagi elementlarning kimyoviy xossalari bir-biridan ancha farq qiladi. Masalan, VII gruppada bosh gruppachani metallmaslar F, Cl, Br, I, At; yonaki gruppachani metallar Mn, Tc, Re tashkil qiladi. Shunday qilib, bir-biriga juda o'xshash elementlar gruppachalarni hosil qiladi.

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

IV gruppadan boshlab, bosh gruppachalarning elementlari gazsimon vodorodli birikmalar hosil qiladi. Bunday birikmalarning 4 xil shakli bor. Ular ham umumiy formulalar bilan RH_4 , RH_3 , RH_2 , RH ketma-ketlikda tasvirlanadi. Vodorodli birikmalarning formulalari bosh gruppachalarning elementlari tagiga joylashtiriladi va faqat ularga taalluqli bo'ladi.

Gruppalarda elementlarning xossalari qonuniyat bilan o'zgaradi: yuqoridan pastga tomon metall xossalari kuchayadi va metallmaslik xossalari susayadi. Ravshanki, metallik xossalari fransiyda, so'ngra sezilyda eng kuchli ifodalangan; metallmaslik xossalari — flordada, so'ngra kislorodda kuchli ifodalangan.

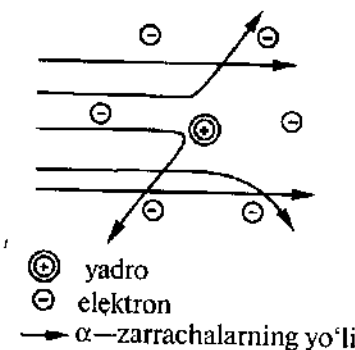
D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasining uzun shaklida ham 7 davr va 18 grupp bor. Gruppalar A yoki B harfli rim raqamlari bilan raqamlanadi. Lantanoidlar ham, aktinoidlar ham oilalar deyiladi va hech qaysi gruppaga kiritilmaydi.

2.3- §. Atomlar tuzilishining yadro modeli

XIX asrning oxiriga qadar atomlar bo'linmas deb hisoblanar edi. So'ngra tajriba ma'lumotlari to'plana borgan sari bunday fikrdan voz kechishga va atomlar murakkab tuzilganligini tan olishga to'g'ri keldi. Yangicha nazarni D.I.Mendeleyevning davriy qonuni tasdiqlar edi. 1871-yildayoq D.I.Mendeleyev shunday deb yozgan edi: „Hozir oddiy jismlarning atomlari aslida yana kichikroq zarrachalarning qo'shilishidan hosil bo'lgan murakkab moddalar ekanligini isbotlashga imkoniyat yo'qligini taxmin qilish mumkin... Men tuzgan davriy bog'liqlik bunday taxminni tasdiqlasa kerak“.

D.I.Mendeleyevning davriy qonuni, tajriba tadqiqotlari va, ayniqsa, radioaktivlik hodisalari asosida atom va molekullarning tuzilishi haqidagi ta'limot tez rivojlandi.

Atomlarning tuzilishini o'rganish uchun ingliz olimi E.Rezerford α -zarrachalarning kuchli singuvchanlik xususiyatidan foydalandi. U qalinligi taxminan 10 000 atom 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 sochilishi deb ataladi (2.1-rasm).



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

Rezerford 1911-yilda atom tuzilishining yadro modelini taklif qilib, α -zarrachalarning sochilishini tushuntirib berdi. Bu modelga muvofiq atom musbat zaryadlangan, o'lchamlari juda kichik og'ir yadrodan iborat. Yadroda atomning deyarli barcha massasi to'plangan. Yadro atrofida undan anchagina masofada elektronlar aylanib, atomning elektron qobig'ini hosil qiladi.

Butun atomning o'lchami 10^{-8} sm atrofida, yadroniki — 10^{-14} sm ga yaqin, ya'ni o'lchami jihatdan yadro atomdan taxminan 100 000 marta kichik. Shuning uchun α -zarrachalarning ko'pchiligi metall plastinkaning atomlari orqali ularning yadrolaridan ancha uzoq masofadan o'tib ketadi va o'z yo'lidan og'maydi. Lekin α -zarrachalarning bir qismi yadroning yaqinidan o'tadi, natijada kulon itarilish kuchlari vujudga keladi va zarrachalar og'adi. Yadroga juda yaqin joydan o'tgan zarrachalar o'sha kuchlar ta'sirida yanada kuchliroq og'adi (2.1-rasmga q.).

Atomning yadro modeli hozirgi tasavvurlarda ham saqlanib qolgan.

Atom umuman elektrneytral bo'lganligi sababli elektronlarning umumiy zaryadi yadro zaryadiga teng bo'lishi kerak. Keyingi tekshirishlar shuni ko'rsatdiki, atom yadrosining musbat zaryadi elementning D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasidagi tartib nomeriga son jihatdan teng bo'lar ekan.

Shunday qilib, har qaysi atom yadrosining musbat zaryadlari soni, shuningdek, yadro maydonida aylanadigan elektronlar soni elementning tartib raqamiga teng.

Eng oddiy vodorod (tartib raqami 1 ga teng) atomining tuzilish sxemasidir. Uning yadrosining bitta elementar musbat zaryadi bor va yadro maydonida bitta elektron aylanadi.

Vodorod atomining yadrosi elementar zarracha bo'lib, *proton* deyiladi.

Titan atomining tartib raqami 22 ga teng. Demak, uning musbat zaryadi 22 ga teng va yadro maydonida 22 ta elektron aylanadi. Yadrosining musbat zaryadi 107 ga teng bo'lgan 107-element yadrosining maydonida 107 ta elektron aylanadi. Boshqa elementlar atomlarining tuzilishini ham xuddi shunday tasavvur qilish mumkin.

2.4- §. Atom yadrolarining tarkibi. Yadro reaksiyalari

Hozirgi vaqtda atom yadrosida ko'p sonli elementar zarrachalar kashf qilingan. Ulardan eng muhimlari protonlar (simvoli p) bilan neytronlardir (simvoli n). Bu ikkala zarracha nuklon deyiladigan yadro zarrachasining ikki turli xil holati sifatida qaraladi. Elementar zarrachalarning muayyan massasi va zaryadi bo'ladi. Protonning massasi 1,0073 m. a. b. ga va zaryadi +1 ga teng. Neytronning massasi 1,0087 m. a. b. ga, zaryadi esa nolga teng (zarracha elektr neytraldir). Proton bilan neytronning massasini deyarli bir xil deyish mumkin.

Neytron kashf etilgandan keyin tez orada rus olimlari D.D.Ivanenko bilan Y.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 tarkib 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

$$A=Z+N \quad (2.1)$$

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

Yadroda 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, bu qisqacha shunday yoziladi: ($8p, 8n$); dubniy atomining yadrosi $^{260}_{104}\text{Du}$ da 104 proton va $260-104=156$ neytron bo'ladi, yadro tarkibining qisqacha yozuvi: ($104p, 156n$) va h.k.

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

Elementning yadro zaryadlari bir xil, lekin massa sonlari turlicha bo'lgan atom 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, uglerodning massa soni 12 bo'lgan izotopi shunday yoziladi: $^{12}_6\text{C}$ yoki ^{12}C , so'z bilan yozganda „uglerod-12“ bo'ladi. Yozuvning bunday shakli elementar zarrachalarga ham tatbiq etiladi; elektron 0_1e , neytron 1_0n , proton 1_1p yoki ^1_1H , neytrino $^0_0\nu$.

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 izotoplarining tarqalganlik darajasi e'tiborga olingan o'rtacha qiymatiga teng.

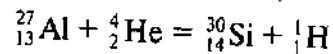
Masalan, tabiiy xlorning 75,4 foiz massa soni 35 bo'lgan izotopdan va 24,6 foiz massa soni 37 bo'lgan izotopdan iborat: xlorning o'rtacha atom massasi 35,453. Tarkibida 92,7% ^7_3Li va 7,3% ^6_3Li bo'lgan tabiiy litiyning o'rtacha atom massasi 6,94 ga teng va h.k. Elementlarning D.I.Mendeleyev davriy sistemasida keltirilgan atom massalari tabiiy izotoplari aralashmasining o'rtacha massa sonidir. Ana shuning uchun ham ular butun son qiymatlaridan farq qiladi.

Shunday qilib, turli xil kimyoviy elementlar atomlari yadrolarining tarkibi bir xil emas, shu sababli elementlar atom massalari

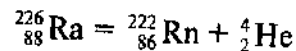
* „Izotop“ termini bilan bir qatorda „nuklid“ terminidan ham foydalaniladi. Nuklid — massa sonining qiymati qat'iy muayyan bo'lgan, ya'ni yadrodagi proton va neytronlarning soni o'zgarmas bo'lgan atomdir. Radioaktiv nuklid qisqacha radionuklid deyiladi. Masalan, nuklid ^{16}O , radionuklid ^{14}O , radionuklid ^{131}I va h.k. „Izotoplar“ terminini bitta elementning barqaror va radioaktiv nuklidlarini ko'rsatish uchunгина ishlatish lozim (yuqorida berilgan ta'rifga q.).

jihatidan bir-biridan farq qiladi. Yadro tarkibiga protonlar kirgan ligi uchun yadro musbat zaryadlangan. Yadroning zaryadi so; jihatdan elementning tartib raqamiga tengligi sababli u atomnin elektron qobig'idagi elektronlar sonini belgilaydi va bu bilan kimyoviy elementlarning xossalari ham belgilab beradi. Shu sababl *atom massasi emas, balki yadroning musbat zaryadi atomning, va demak, elementning asosiy tavsifi hisoblanadi.* Ana shu asosda kimyoviy elementga yanada aniq ta'rif berilgan, kimyoviy element haqidag tushuncha esa kimyoda asosiy tushuncha hisoblanadi (1.2-§ ga q.).

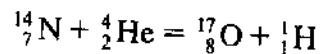
Yadro reaksiyalari — bu atom yadrolarining elementar zarrachalar bilan va bir-biri bilan o'zaro ta'sirlashishi natijasida o'zgarishidir. Bunday reaksiyalarning tenglamalarini yozish massa va zaryadning saqlanish qonunlariga asoslangan. Bu degan so'z, tenglamaning chap qismida massalar yig'indisi bilan zaryadlar yig'indisi tenglamaning o'ng qismidagi massalar yig'indisi bilan zaryadlar yig'indisiga teng bo'lishi kerak, demakdir. Masalan:



Bu tenglama aluminiiy 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:



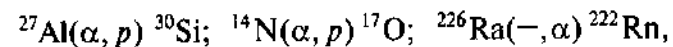
1919-yilda Rezerford azot atomlarining yadrolarini α -zarrachalar bilan bombardimon qilib, birinchi marta sun'iy ravishda yadro reaksiyasini amalga oshirdi:



Yadro reaksiyasi natijasida azot kislorodga aylanib, proton ajralib chiqdi.

Siklotron qurilmasi yaratilgandan (1930) keyin juda ko'p turli-tuman yadro reaksiyalari kashf qilindi va tekshirildi.

Yadro reaksiyalarining tenglamalarini qisqacha yozish ko'p qo'llaniladi. Dastlab boshlang'ich yadroning kimyoviy belgisi yoziladi, so'ngra (qavs ichida) reaksiyani vujudga keltirgan zarracha va reaksiya natijasida hosil bo'lgan zarracha qisqacha belgilanadi, shundan keyin hosil bo'lgan yadroning kimyoviy belgisi qo'yiladi. Bunda boshlang'ich va hosil bo'lgan yadrolarning simvollarida faqat massa sonlari qo'yiladi, chunki yadrolarning zaryadlarini D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasidan oson aniqlash mumkin. Ilgari ko'rib chiqilgan yadro reaksiyalarining qisqacha yozuvi quyidagicha bo'ladi:



bunda: α —zarrachaning (${}^3_2\text{He}$) belgisi; p — proton (${}^1_1\text{H}$); chiziqlar radioaktiv parchalanish bo'lganda ta'sir etuvchi zarracha bo'lmashligini bildiradi.

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

Barcha kimyoviy elementlarning radioaktiv izotoplari olinagan. Ularning taxminan 1500 turi ma'lum. *Faqat radioaktiv izotoplardan tarkib topgan elementlar radioaktiv elementlar deyiladi.* Bular Z 43, 61 va 84 — 107-elementlardir.

Barqaror (radioaktiv emas) izotoplardan 300 ga yaqini ma'lum. D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasidagi ko'pchilik kimyoviy elementlar ana shunday izotoplardan tarkib topgan. Ba'zi elementlarda barqaror izotoplar bilan birga uzoq vaqt yashaydigan radioaktiv izotoplar ham bo'ladi. Bular ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{37}^{87}\text{Rb}$, ${}_{49}^{115}\text{In}$.

Kimyoviy xossalari jihatdan 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.

Yadro reaksiyalarining muhim xususiyati hosil bo'ladigan zarrachalarning kinetik energiyasi yoki nurlanish energiyasi holda ko'p miqdorda energiya chiqishidir. Kimyoviy reaksiyalarda energiya, asosan, issiqlik holda ajralib chiqadi. Yadro reaksiyalarining energiyasi kimyoviy reaksiyalarning energiyasidan millionlab marta ko'p bo'ladi. Kimyoviy reaksiyalar sodir bo'lishida atomlar yadrolarining parchalanmasligi ana shu bilan tushuntiriladi.

Yadro reaksiyalaridan transuran elementlar* sintez qilish uchun keng ko'lamda foydalaniladi.

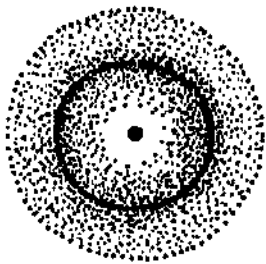
* Transuran elementlar — davriy sistemada urandan keyin joylashgan kimyoviy elementlar (atom raqamlari $Z \geq 93$). Hozirgi vaqtda 14 ta transuran element ma'lum.

2.5-§. Atomdagi elektron holatining hozirgi zamon modeli

Kimyoviy reaksiyalarda atom yadrosi o'zgarishga uchramaydi. Bunda atomlarning elektron qobiqlari o'zgaradi, kimyoviy elementlarning ko'pchilik xossalari shu elektron qobiqlarning tuzilishi bilan tushuntiriladi. Shuning uchun kimyoni o'rganishda atomdagi elektronlarning holatiga va elektron qobiqlarning tuzilishiga doimo katta e'tibor beriladi.

Atomdagi elektronning holatini kvant mexanikasi bayon qilib beradi, bu fan mikrozarrachalarning, ya'ni elementar zarrachalar, atomlar, molekulalar va atom yadrolarining harakatlanishi va o'zaro ta'sirini o'rganadi. Kvant mexanikasidagi tasavvurlarga ko'ra *mikrozarrachalar to'liq tabiatiga, to'liqlar esa zarrachalar xossalari ega bo'ladi*. Bu gap elektronga tatbiq etilganda u zarracha sifatida ham, to'liq sifatida ham bo'ladi, ya'ni boshqa mikrozarrachalar kabi korpuskular-to'liq dualizmiga (ikki xillikka) ega, deyish mumkin. Bir tomondan, elektronlar zarrachalar sifatida bosim beradi, ikkinchi tomondan, harakatlanayotgan elektronlar oqimi to'liq hodisalari, ya'ni elektronlar difraksiyasini keltirib chiqaradi.

Elektronning atomda harakatlanish trayektoriyasi bo'lmaydi. Kvant mexanikasi elektronning yadro atrofidagi fazoda bo'lish ehtimolligini ko'rib chiqadi. Tez harakatlanayotgan elektron yadroni qurshab olgan fazoning istalgan qismida bo'lishi mumkin va uning turli holatlari muayyan zichlikdagi manfiy zaryadli *elektron buluti* sifatida qaraladi. Buni quyidagicha ancha yaqqol tasavvur qilish mumkin. Agar vaqtning juda kichik oraliqlarida elektronning atomdagi holatini suratga olishga muvaffaq bo'linsa (u suratda nuqta ko'rinishida aks etadi), bunday suratlarining ko'pchiligi ustma-ust qo'yilganda elektron bulut manzarasi hosil bo'lur edi. Nuqtalar eng ko'p bo'lgan joyda bulut eng zich bo'ladi. Maksimal zichlik atom bo'shlig'ining ana shu qismida elektronning eng ko'p bo'lish ehtimolligiga to'g'ri keladi. 2.2-rasmda vodorod atomi ko'ndalang kesimining kvant mexanikasi nuqtayi nazaridan modeli tasvirlangan. Yadroga yaqin joyda elektron zichlik deyarli nolga teng, ya'ni bu yerda elektron deyarli bo'lmaydi. Yadrodan uzoqlashgan sari elektron zichlik ortib boradi va 0,053 nm masofada maksimal



2.2-rasm. Vodorodning zichligi notekis bo'lgan elektron buluti.

qiyomatiga yetadi, so'ngra asta-sekin kamayadi. Demak, harakatdagi elektronning bo'lish ehtimolligi yadrodan 0,053 nm masofada eng ko'p bo'ladi (rasmdagi qoraroq joylar). Elektron yadro bilan qancha yaqin bog'langan bo'lsa, elektron bulut zaryadning taqsimlanishi jihatidan shuncha zich va o'lchamlari shuncha kichik bo'lishi kerak.

Yadro atrofida elektronning bo'lishi ehtimolligi eng ko'p bo'lgan fazo orbital* deyiladi.

Orbitalda elektron bulutning ~90% i bo'ladi. Bu degan so'z elektron 90% ga yaqin vaqtda fazoning ana shu qismida bo'ladi, demakdir. Atom orbitallarining o'lchamlari turlicha bo'ladi. Ravshanlik, kichik o'lchamli orbitallarda harakatlanadigan elektronlar katta o'lchamli orbitallarda harakatlanadigan elektronlarga qaraganda yadroga kuchliroq tortiladi. O'lchamlari bir-biriga yaqin orbitallarda harakatlanadigan elektronlar qavatlarini hosil qiladi. Elektron qavatlar *energetik pog'onalar* ham deyiladi. Energetik pog'onalar yadrodan boshlab raqamlanadi: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Ba'zan ular *K, L, M, N, O, P, Q* harflar bilan ham belgilanadi.

Pog'onaning tartib raqamini ko'rsatuvchi butun son n bosh kvant soni deyiladi. U ana shu energetik pog'onani egallaydigan elektronlarning energiyasini xarakterlaydi. Birinchi yadroga eng yaqin energetik pog'onadagi elektronlarning energiyasi eng kam bo'ladi. Birinchi pog'onadagi elektronlarga nisbatan keyingi pog'onalardagi elektronlarning energiya zaxirasi ko'p bo'ladi. Ravshanlik, tashqi pog'onadagi elektronlar yadro bilan bo'shroq bog'langan bo'ladi.

Atomda elektronlar bilan to'ladigan energetik pog'onalar soni element turgan davrning raqamiga teng: 1-davr elementlarining atomlarida — bitta energetik pog'ona, 2-davrdagilarda — ikkita, 3-davrdagilarda — uchta energetik pog'ona bo'ladi va h.k. Energetik pog'onadagi elektronlarning maksimal soni pog'ona raqami kvadratining ikkiga ko'paytirilganiga teng, ya'ni

$$N=2n^2 \quad (2.2)$$

bunda: *N* — elektronlar soni; *n* — pog'ona raqami (yadrodan hisoblanganda) yoki bosh kvant soni.

(2.2) tenglamaga muvofiq, yadroga eng yaqin birinchi energetik pog'onada ko'pi bilan ikkita elektron, 2-pog'onada — ko'pi bilan 8 ta, 3-pog'onada — ko'pi bilan 18 ta, 4-pog'onada ko'pi bilan 32 ta elektron bo'lishi mumkin.

* Bu termin 1962-yilda „orbita“ termini o'rniga qabul qilingan.

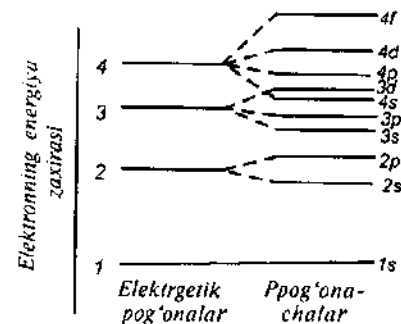
2.6-§. Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi

Endi alohida olingan elektron pog'onaning (qavatning) tuzilishini ko'rib chiqamiz. Bosh kvant sonining $n=2$ qiymatidan boshlab energetik pog'onalar (qavatlar) yadro bilan bog'lanish energiyasi jihatidan bir-biridan farq qiladigan pog'onachalarga (qavatchalarga) bo'linadi. Pog'onachalar soni bosh kvant sonining qiymatiga teng, lekin to'rttadan oshmaydi: 1-pog'onada bitta pog'onacha, 2-pog'onada — ikkita, 3-pog'onada — uchta, 4-pog'onada — to'rtta pog'onacha bo'ladi. Pog'onachalar, o'z navbatida, orbitallardan tarkib topadi. Pog'onachalarni lotin harflari bilan belgilash qabul qilingan:

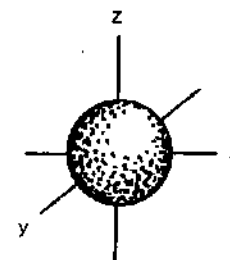
s— har qaysi energetik pog'onaning yadroga eng yaqin birinchi pog'onachasi; *u* bitta *s*-orbitaldan tarkib topgan, *p*- ikkinchi pog'onacha, uchta *p*-orbitaldan tarkib topgan; *d*- uchinchi pog'onacha, *u* beshta *d*-orbitaldan tarkib topadi; *f*— to'rtinchi pog'onacha bo'lib, unda yettita *f*-orbital bo'ladi. Shunday qilib, n ning har qaysi qiymati uchun n^2 orbitallar bo'ladi (2.1-jadval).

2.1-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'onada n^2 ga teng	pog'onachada	pog'onada
$K (n=1)$	1	1 <i>s</i>	1	1	2	2
$L (n=2)$	2	2 <i>s</i> 2 <i>p</i>	1 3	4	2 6	8
$M (n=3)$	3	3 <i>s</i> 3 <i>p</i> 3 <i>d</i>	1 3 5	9	2 6 10	18
$N (n=4)$	4	4 <i>s</i> 4 <i>p</i> 4 <i>d</i> 4 <i>f</i>	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32



2.3- rasm. Energetik pog'onalar-ning pog'onachalarga bo'linish sxemasi.



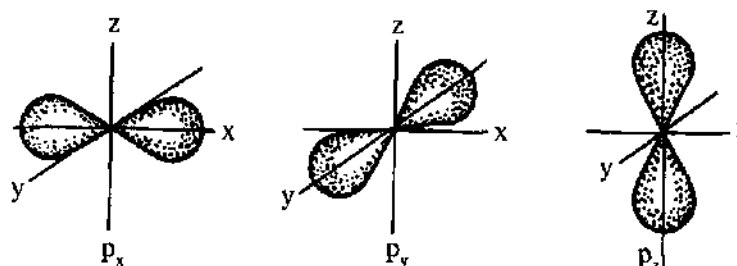
2.4- rasm. *s*- elektron orbitalning shakli.

Har qaysi orbitalda ko'pi bilan ikkita elektron bo'lishi mumkin (*Pauli prinsipi*). Agar orbitalda bitta elektron bo'lsa, *u juftlashmagan elektron*, agar ikkita bo'lsa — *juftlashgan elektron* deyiladi. Pauli prinsipi $N=2n^2$ formulani tushuntirib beradi. Haqiqatan ham, agar masalan, uchinchi pog'onada ($n=3$) $3^2=9$ orbital, har qaysi orbitalda esa 2 tadan elektron bo'lsa, *u holda elektronlarning maksimal soni* $2 \cdot 3^2=18$ bo'ladi.

2.1- jadval dastlabki to'rtta pog'ona uchun bosh kvant soni n ning pog'onachalar soni, orbitallarning turi va soni hamda pog'onacha va pog'onadagi elektronlarning maksimal soni bilan bog'liqligi ko'rsatilgan; 2.3-rasmda energetik pog'onalarining pog'onachalarga bo'linish sxemasi berilgan. Jadvaldan ko'rinib turibdiki, atomdagi elektronlarni tavsiflash uchun elektron pog'onaning nomerini va orbitallarning turlarini bilish lozim. Turli xil orbitallarning (bulutlarning) shaklini bilish muhim. Bu molekullarning strukturasi o'rganishda kerak bo'ladi.

Nazariy ma'lumotlarga muvofiq *s*-orbital sferik simmetriyali, ya'ni shar shaklida bo'ladi. Bunga vodorod atomining orbitali, $n=1$ misol bo'la oladi (2.4-rasm). Bunday orbital *s*-orbital deyiladi. *s*-orbitaldagi elektron *s*-elektron deyiladi.

2-energetik pog'onada ($N=2$) to'rtta orbital bo'ladi, ulardan bittasi sferik simmetriyaga ega. U *2s*- orbital deyiladi. Ravshanki, *2s* elektronning energiyasi ancha ko'p, shu sababli yadrodan *1s*-elektronga qaraganda uzoqroq masofada bo'ladi. Umuman, n ning har qaysi qiymati uchun bitta sferik simmetrik orbital bo'ladi.



2.5- rasm. p - elektron orbitallarning shakli va joylashishi.

p -orbital gantel yoki hajmiy sakkizlik shaklida bo'ladi (2.5-rasm). Atomda uchala p - orbitallar o'zaro perpendikular joylashgan. Ular fazoviy koordinatalarning o'qlari bo'ylab yo'nalgan, shu sababli ularni ko'pincha p_x , p_y va p_z -orbitallar deb belgilanadi. Bunday belgilash p - orbitallarning fazoda qanday yo'nalganligini ko'rsatadi. Agar p_x - orbital x o'qi yo'nalishida joylashgan bo'lsa, u holda p_x - elektronlarning x o'qi yaqinida joylashish ehtimolligi eng ko'p bo'ladi. p_y va orbitallar haqida ham shu gaplarni aytish mumkin.

Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, $n=2$ dan boshlab har qaysi energetik pog'onada uchta p - orbital bo'ladi. n qiymati kattalashishi bilan elektronlar yadrodan uzoqroqda joylashgan p - orbitallarni egallaydi, lekin x , y , z o'qlari bo'ylab yo'nalish doimo saqlanib qoladi.

d - orbital (beshta) va f - orbitallarning (ular yettita) shakli p - orbitallarnikiga qaraganda ham murakkabroq bo'ladi. Bu yerda ular ko'rib chiqilmaydi.

2.7-§. Elektron formulalar

Atomda elektronlarning energetik pog'ona va pog'onachalar bo'yicha taqsimlanishi *elektron formulalar* (konfiguratsiyalar) ko'rinishida tasvirlanadi. Ular qanday tuzilishini ko'rsatib o'tamiz.

Atomdagi har qaysi elektron eng kam energiyali, uning yadro bilan puxta bog'lanishiga muvofiq keladigan erkin orbitalni egallaydi (*eng kam energiya prinsipi*). Elementning tartib raqami ortishi bilan elektronlar orbital va pog'onalarni ularning energiyasi ortishi tartibida to'ldiradi: pog'onalar birinchidan yettinchiga tomon, pog'onachalar esa $s - p - d - f$ tartibida to'lib boradi. Energiyaning ortib borish tartibi tajriba yo'li bilan aniqlangan. U *energiya shkalasi* deyiladi. Bu shkalaga muvofiq davriy sistema elementlarining atomlarida orbitallarning elektronlar bilan ketma-ket to'lish qatori tuziladi. Bu qatorda davrlar vertikal chiziqlar bilan ajratilgan va tepasida rim raqamlari bilan belgilab qo'yilgan:

1	2	3	4	5	6	7
1s	2s, 2p	3s, 3p	4s, 3d 4p	5s, 4d, 5p	6s, 4f, 5d, 6p	7s, 5f, 6d, 7p

Eng kam energiyali orbital — bu $1s$ -orbitaldir. Vodorod atomida bu orbitalni uning yagona elektroni egallagan. Shu sababli vodorod atomining elektron formulasi (yoki elektron konfiguratsiyasi) $1s^1$ ko'rinishida bo'ladi*.

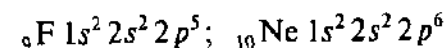
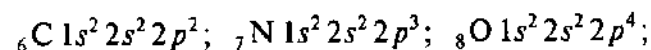
Bitta orbitalda ikkita elektron bo'lishi mumkinligi sababli geliy atomining ikkala elektroni $1s$ -orbitalda joylashadi. Binobarin, geliyning elektron formulasi $1s^2$. He ning elektron qobig'i tugallangan va juda barqaror, bu nodir gaz.

2-davr elementlarida L -pog'ona ($n=2$) to'lib boradi, bunda dastlab s - pog'onachaning orbitali, so'ngra p - pog'onachaning uchta orbitali to'ldi. Li atomidagi uchinchi elektron $2s$ - orbitalda joylashadi. Li ning elektron formulasi $1s^2 2s^1$ bo'ladi. $2s^1$ elektron $1s$ elektronlarga qaraganda atom yadrosi bilan ancha bo'sh bog'langan, shu sababli litiy atomi bu elektronini oson yo'qotib, Li^+ ionini hosil qilishi mumkin.

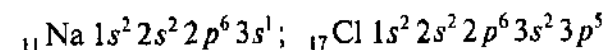
Be atomida ham to'rtinchi elektron $2s$ - orbitalda joylashadi: $1s^2 2s^2$. Be da ikkita $2s$ - elektron boshqa elektronlariga qaraganda oson ajralib, Be^{2+} ionini hosil qiladi.

$2s$ - orbital to'lganligi sababli bor B atomida beshinchi elektron $2p$ orbitalni egallaydi. Bor atomining elektron formulasi: $1s^2 2s^2 p^1$.

Shundan keyin C, N, O, F atomlarida $2p$ - orbitallar to'lib boradi, Ne atomida ular batamom to'ldi. Shu elementlar atomlarining elektron formulalarini yozamiz:



3- davr elementlaridan boshlab atomlarda uchinchi M -pog'onaning to'lishi boshlanadi, bu pog'ona $3s$ -, $3p$ - va $3d$ -pog'onachalardan tarkib topgan. Masalan,



Atomlarda elektronlarning taqsimlanishi tasvirlanadigan formulalarda ba'zan faqat har qaysi energetik pog'onadagi elektronlar sonigina ko'rsatiladi. Bu holda ular shunday yoziladi:

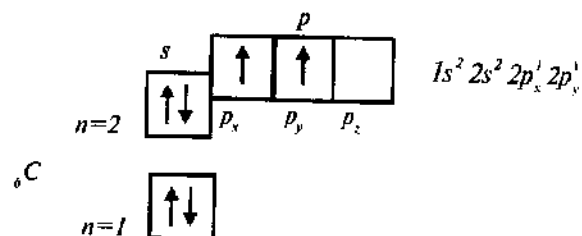
* Bu yozuvda oldingi son — pog'ona nomeri, harf bilan pog'onacha (orbital turi) belgilanadi, o'ng tomonda yuqoridagi indeks — pog'onachadagi elektronlar soni ekanligini eslatib o'tamiz.

$_{11}\text{Na} - 2.8.1$; $_{17}\text{Cl} - 2.8.7$; $_{26}\text{Fe} - 2.8.14.2$

Elektron formulalarni yozishda elektronning „sakrashini“ eʼtiborg olish kerak. Masalan, xromning elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ boʻlishi kerak. Lekin xrom atomining tashqi pogʻonasida ikkita emas, balki bitta elektron bor — ikkinchi elektron tashqaridan uchinchi pogʻonaning d - pogʻonachasiga „sakrab tushgan“. Bu holda xrom atomida elektronlarning joylashuvi shunday boʻladi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. Nb, Mo va boshq. elementlarda ham xuddi shunga oʻxshash ahvol kuzatiladi. Pd da elektronlar pogʻonalar boʻyicha shunday taqsimlanadi; 2.8.18.18.0 (bu yerda beshinchi energetik pogʻona umuman boʻlmaydi — ikkala elektron qoʻshni pogʻonaga „sakrab tushgan“ yoki „koʻchib oʻtgan“ boʻladi).

Elektron qobiqlarning tuzilishi, koʻpincha, energetik, boshqacha aytganda kvant yacheykalar yordamida tasvirlanadi — bular *grafik elektron formulalar* deyiladi. Har bir shunday yacheyka katakcha bilan belgilanadi: katakcha — orbital, strelka — elektron. Strelkaning yoʻnalishi — spinning* yoʻnalishi, boʻsh katakcha — boʻsh orbital, bu boʻsh joyni qoʻzgʻatilgan elektron egallashi mumkin. Pauli prinsipiga koʻra katakchada bitta yoki ikkita elektron boʻlishi mumkin (agar ikkita elektron boʻlsa, ular juftlashgan boʻladi).

Misol tariqasida uglerod atomida elektronlarning kvant yacheykalar boʻyicha taqsimlanish sxemasini keltiramiz:

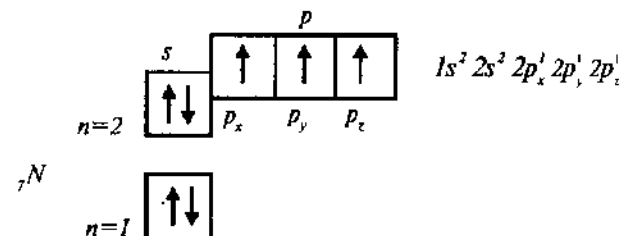


Pogʻonachadagi orbitallar quyidagicha toʻlib boradi: dastlab bir xil spinli bittadan elektron, soʻngra qarama-qarshi spinli ikkinchi elektron joylashadi. $2p$ - pogʻonachada bir xil energiyali uchta orbital borligi sababli, ikkita $2p$ - elektrondan har biri bittadan orbitalni egallaydi (masalan, p_x va p_y). Bitta orbital (p_z) boʻsh qoladi. Uglerod atomida ikkita juftlashmagan elektron bor. Sxemaning

*Spin (inglizchadan tarjima qilinganda „urchuq“ degan maʼnoni bildiradi)ni soddalashtirilgan holda elektronning oʻz oʻqi atrofida soat mili boʻylab va unga teskari yoʻnalishda aylanishi sifatida tasavvur qilish mumkin. Qarama-qarshi spinli $\uparrow\downarrow$ elektronlar juftlashgan elektronlar deyiladi.

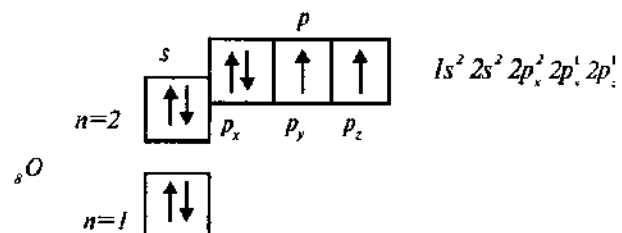
oʻng tomonida elektron formulada elektronlarning p_x va p_y - orbitallarda joylashuvi batafsil yozib koʻrsatilgan. Bunday yozuv ham koʻp qoʻllaniladi.

Azot atomida $2p$ - orbitallarning uchallasini (p_x , p_y , p_z) yakka elektronlar egallagan:

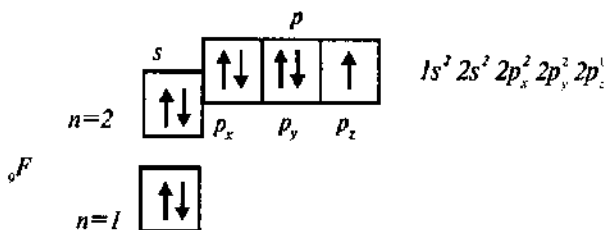


Demak, azot atomida uchta juftlashmagan elektron bor. Bu mukammal yozilgan elektron formulada ham (sxemaning oʻng tomonida) aks ettirilgan.

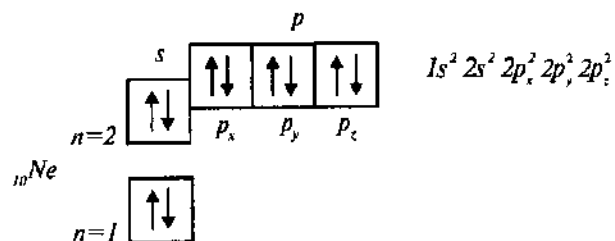
Kislorod atomidan boshlab $2p$ - orbitallar qarama-qarshi spinli ikkinchi elektron bilan toʻlib boradi:



Kislorod atomida ikkita juftlashmagan elektron bor. Ftor atomida bitta juftlashmagan elektron bor:



Shunday qilib, elektronlarni kvant yacheykalarga joylashtirib, atomidagi juftlashmagan elektronlar sonini aniqlash mumkin. Ne atomida ikkinchi pogʻonaning toʻlishi tugallanadi:



Sakkizta tashqi elektron ($s^2 p^6$) to'rtta ikki elektron bulutli juda barqaror strukturani hosil qiladi. Neon atomida barcha elektronlar juftlashgan. Neon — nodir gaz.

2.8- §. D.I.Mendeleyev elementlar davriy sistemasini nazariy asoslash

Energetik pog'onalar (elektron qavatlar) va pog'onachalarning (qavatchalarning) elektronlar bilan to'lish tartibi D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasini nazariy jihatdan asoslab beradi. 1- va 2- davrlardagi elementlarning elektron formulalarini (2.7-§) ko'zdan kechirib, shunday xulosaga kelish mumkin: davr atomining tashqi pog'onasida bitta s- elektron bo'ladigan element bilan boshlanadi: 1- davrda bu vodorod, qolgan davrlarda — ishqoriy metallar. Davr nodir gaz bilan tugallanadi: birinchisi — geliy bilan ($1s^2$), qolgan davrlar — atomlarining tashqi pog'onasining elektron konfiguratsiyasi bo'lgan elementlar bilan tugallanadi.

Shunday qilib, 1- davrda ikkita element bor: vodorod ($Z=1$) bilan geliy ($Z=2$). 2- davr litiy ($Z=3$) elementi bilan boshlanadi va neon ($Z=10$) bilan tugaydi. Ikkinchi davrda sakkizta element bor. 3- davr natriy ($Z=11$) bilan boshlanadi, uning elektron konfiguratsiyasi $1s^2 2s^2, 2p^6 3s^1$. Uchinchi energetik pog'onaning to'lishi natriyda boshlangan. Bu jarayon inert gaz — argonda ($Z=18$) tugallanadi, uning 3s- va 3p- pog'onachalari batamom to'lgan. Argonning elektron formulasi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Natriy — litiyning, argon — neonning analogi. 2- davrdagi kabi 3- davrda ham sakkizta element bor.

4- davr kaliy ($Z=19$) bilan boshlanadi, uning elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ formula bilan ifodalanadi. Kaliyning 19- elektroni 4s- pog'onachani egallagan, uning energiyasi 3d- pog'onachaning energiyasidan kam bo'ladi (2.3- rasmga q.). Tashqi 4s- elektron elementga natriyning xossalarga o'xshash xossalar baxsh etadi.

Kaliviyda ($Z=20$) 4s- pog'onacha ikkita elektron bilan to'lgan: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Skandiy ($Z=21$) elementidan boshlab 3d- pog'onachaning to'lishi boshlanadi, chunki u 4p- pog'onachaga nisbatan energiya jihatidan afzalroqdir (2.3-rasmga q.). 3d- pog'onachaning beshta orbitalini o'nta elektron egallashi mumkin, skandiydan ruxgacha ($Z=30$) bo'lgan elementlarning atomlarida ana shunday bo'ladi. Shu sababli Sc ning elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ formulaga, ruxniki* — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ formulaga muvofiq keladi. Inert gaz kriptongacha ($Z=36$) bo'lgan keyingi elementlarning atomlarida 4p- pog'onacha to'lib boradi. 4- davrda 18 ta element bor.

5- davrda rubidiydan ($Z=37$) inert gaz ksenongacha ($Z=54$) bo'lgan elementlar joylashgan. Ularning energetik pog'onalarining to'lishi ham 4- davr elementlaridagi kabi bo'ladi: Rb va Sr dan keyin ittriidan ($Z=39$) kadmigacha ($Z=48$) bo'lgan o'nta elementda 4d- pog'onacha to'radi, shundan keyin elektronlar 5p- pog'onachani egallaydi. 4- davrdagi kabi 5- davrda ham 18 ta element bor.

6- davrdagi seziiy ($Z=55$) va bariy ($Z=56$) elementlarining atomlarida 6s- pog'onacha to'radi. Lantanda ($Z=57$) bitta elektron 5d- pog'onachaga o'tadi, shundan keyin bu pog'onachaning to'lishi to'xtaydi va 4f- pog'onacha to'la boshlaydi, uning yettita orbitalini 14 elektron egallashi mumkin. Bu hol $Z=58$ — 71 bo'lgan lantanoid elementlar atomlarida sodir bo'ladi. Bu elementlarda tashqaridan uchinchi pog'onaning ichki 4f- pog'onacha to'lganligi sababli ularning kimyoviy xossalari bir-biriga ancha yaqin bo'ladi. Gafniydan ($Z=72$) boshlab d- pog'onachaning to'lishi yana boshlanadi va simobda ($Z=80$) tugallanadi, shundan keyin elektronlar 6p- pog'onachani to'ldira boshlaydi. Pog'onaning to'lish jarayoni inert gaz tadonda ($Z=86$) tugallanadi. 6- davrda 32 ta element bor.

7- davrda — tugallanmagan davr elektron pog'onalarining elektronlar bilan to'lishi 6- davrdagiga o'xshash. Fransiy ($Z=87$) bilan radiyda ($Z=88$) 7s- pog'onacha to'lgandan keyin aktiniyda elektron 6d- pog'onachaga o'tadi, shundan keyin 5f- pog'onacha 14 ta elektron bilan to'la boshlaydi. Bu hol $Z=90$ — 103 bo'lgan aktinoid elementlarning atomlarida sodir bo'ladi. 103 elementdan keyin kurchatoviy ($Z=104$), nilsboriy ($Z=105$), $Z=106$ va $Z=107$ elementlarda 6d- pog'onacha to'lib boradi. Lantanoidlar kabi aktinoidlarning ham ko'pchilik kimyoviy xossalari bir-biriga o'xshashdir.

Oxirida qaysi pog'onacha elektronlar bilan to'lishiga qarab barcha elementlar to'rt tipga (oilaga) bo'linadi*:

* 3d- pog'onacha 4s- pog'onachadan keyin to'lsa ham formulada undan oldin qo'yiladi, chunki shu pog'onadagi barcha pog'onachalar ketma-ket yoziladi.

1. *s*-elementlar; tashqi pog'onaning *s*-pog'onachasi elektronlar bilan to'ladir. Bular har qaysi davrning dastlabki ikki elementi kiradi.

2. *p*-elementlar; tashqi pog'onaning *p*-pog'onachasi elektronlar bilan to'ladir. Bular har qaysi davrdagi (1 va 7-davrdan tashqari) oxirgi 6 elementdir.

3. *d*-elementlar; tashqaridan ikkinchi pog'onaning *d*-pog'onachasi elektronlar bilan to'ladir, tashqi pog'onada esa bitta yoki ikkita elektron qoladi (Pd da — nol). Ularga katta davrlarning *s*- va *p*-elementlari orasida joylashgan dekadalaridagi elementlar kiradi (ular oraliq elementlar ham deyiladi).

4. *f*-elementlar; tashqaridan uchinchi pog'onaning *f*-pog'onachasi elektronlar bilan to'ladir, tashqi pog'onada esa ikkita elektron qoladi. Bular lantanoidlar va aktinoidlardir.

Davriy sistemada *s*-elementlar soni 14 ta, *p*-elementlar 30 ta, *d*-elementlar 35 ta, *f*-elementlar 28 ta. Bir turdagi elementlarning ko'pgina umumiy kimyoviy xossalari bo'ladi.

Shunday qilib, D.I.Mendeleyevning davriy sistemasi kimyoviy elementlar atomlarining elektron strukturasi asoslangan tabiiy klassifikatsiyasidir. Element davriy sistemaning tegishli davrida va gruppachasida joylashganligiga qarab atomning elektron strukturasi, demak, elementning xossalari haqida fikr yuritiladi. Davrlarda elementlar sonining turlichaligi elektron pog'onalarining to'lib borish qonuniyati bilan tushuntiriladi.

2.9-§. Atomlarning tuzilishi haqidagi ta'limot asosida davriy qonun va davriy sistema

Atomlarning tuzilishi haqidagi ta'limot davriy qonunning chuqur fizik ma'nosini ochib berdi.

2.4-§ da qayd etilganidek, atomning asosiy xarakteristikasi uning yadrosining musbat zaryadidir. Bu atomning va, demak, elementning ancha umumiy va aniq xarakteristikasi hisoblanadi. Yadroning zaryadi atomning elektron qobig'idagi elektronlar sonini, atomning tuzilishini va shu bilan elementning barcha xossalari hamda uning davriy sistemada joylashgan o'rnini aniqlab beradi. Shu munosabat bilan qonunning ta'rif ham qisman o'zgardi.

D.I.Mendeleyev davriy qonunining hozirgi zamon ta'rif quyidagicha:

kimyoviy elementlarning xossalari, shuningdek, elementlar atomlarining shakli va xossalari ular atomlari yadrosining zaryadiga davriy ravishda bog'liqdir.

Qonunning bunday ta'rif D.I.Mendeleyev bergan ta'rifga hech qanday ziddiyat keltirmaydi, u faqat yangi ma'lumotlarga asoslanadi, bu ma'lumotlar qonun va sistemani ilmiy jihatdan asoslaydi va ularning o'zgarishini tasdiqlaydi. D.I.Mendeleyevning elementlar davriy sistemasi davriy qonunni va shu bilan elementlar atomlarining tuzilishini ham aks ettiradi.

Atomlarning tuzilish nazariyasi elementlar xossalarining davriy o'zgarishini tushuntirib beradi. Atom yadrolari musbat zaryadining 1 dan 107 gacha ortib borishi tashqi energetik pog'onaning tuzilishining takrorlanishiga sabab bo'ladi. Elementlarning xossalari tashqi pog'onadagi elektronlar soniga bog'liq bo'lganligi uchun ular ko'rsatkich ham davriy ravishda takrorlanadi. Davriy qonunning fizik ma'nosi ana shundan iboratdir.

Kichik davrlarda atomlar yadrolarining musbat zaryadi ortib borishi bilan tashqi pog'onadagi elektronlar soni ham ortib boradi (1-davrda 1 dan 2 gacha, 2- va 3-davrlarda 1 dan 8 ga qadar), shu sababli elementlarning xossalari o'zgaradi: davrning boshida (1-davrdan tashqari) ishqoriy metall turadi, so'ngra metall xossalar asta-sekin susayadi va metallmaslik xossalar kuchayib boradi.

Katta davrlarda yadrolarning zaryadi ortishi bilan pog'onalariga elektronlar to'lishi murakkabroq kechadi (2.8-§ ga q.), shu sababli elementlarning xossalaridagi o'zgarish ham kichik davrlarning elementlaridagiga qaraganda murakkabroq bo'ladi. Ma'nolan, katta davrlarning juft qatorlarida zaryad kattalashishi bilan tashqi pog'onadagi elektronlar soni o'zgarmaydi va 2 yoki 1 ga teng bo'ladi. Shu sababli tashqaridan oldingi pog'ona elektronlar bilan to'layotganda bu qatorlarda elementlarning xossalari juda sekin o'zgaradi. Toq qatorlarda yadro zaryadi ortishi bilan tashqi pog'onadagi elektronlar soni ko'payganida (1 dan 8 gacha) elementlarning xossalari tipik elementlardagi kabi o'zgara boshlaydi.

Davriy sistemaning qisqa shakldagi variantida odatda qatorlar ajratib ko'rsatiladi. Lekin hozirgi vaqtda bu tushuncha fizikaviy ma'nosi yo'qligi sababli kam qo'llaniladi.

Atomlarning tuzilishi haqidagi ta'limot asosida qaralganda D.I.Mendeleyevning barcha elementlarni yettita davrga bo'lganligi asosli ekanligi ko'rinadi. Davrning raqami atomlarning elektronlar bilan to'ladigan energetik pog'onalar soniga mos keladi. Shu sababli

Ma'lumki, elementning atom massasi izotoplari massa sonlarining o'rtacha qiymati sifatida olinadi. Argonning atom massasi asosar massa soni katta bo'lgan izotopi bilan (u tabiatda ko'p miqdorda uchraydi) aniqlansa kerak, kaliyda esa massa soni kichik bo'lgan izotopi ko'p bo'ladi (2.4-§ ga q.). Shunday qilib, davriy sistema-ning nuqsoni yo'q va atom yadrolari zaryadlarining qiymati jihatidan elementlar to'g'ri joylashtirilgan.

Elementlar yadrolarining zaryadini tajribada aniqlash vodorod bilan uran orasidagi elementlarning sonini, shuningdek, lantanoidlarning sonini aniqlashga imkon berdi. Hozirgi vaqtda davriy sistemadagi joylarning hammasi to'lgan va $Z=1$ bilan $Z=109$ oralig'ida yangi elementlar Yerdagi ham, koinotda ham kashf etilishi mumkin emas.

Haqiqatan ham, Yerga olib tushilgan Oy tuprog'i kimyoviy analiz qilinganda faqat davriy sistemada bor elementlarga topildi. Lekin davriy sistema tugallangan emas. Yangi transuran elementlar kashf etilishi mumkin.

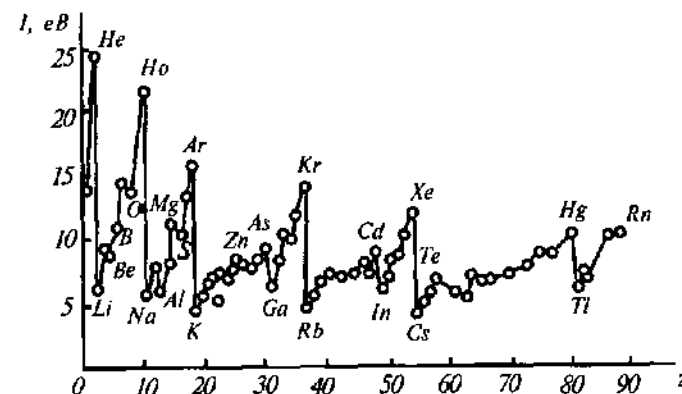
2.10- §. Atomlarning davriy xossalari

Atomlarning o'lchami, ionlanish energiyasi, elektronga moyilligi, elektrmanfiyligi, oksidlanish darajasi kabi xossalari atomning elektron konfiguratsiyasi bilan bog'liq. Elementning tartib raqami ortishi bilan bu xossalarning o'zgarishida davriylik kuzatiladi.

Atomlarning qat'iy muayyan chegarasi bo'lmaydi, bunga sabab elektronlarning to'liq tabiatli ekanligidir. Hisoblashlarda *effektiv* yoki *shartli radiuslar* degan tushunchalardan, ya'ni kristall hosil bo'lishida bir-biriga yaqinlashgan sharsimon atomlarning radiuslaridan foydalaniladi. Odatda ular rentgenometrik ma'lumotlardan hisoblab topiladi.

Atomning radiusi — uning muhim xarakteristikasidir. Atom radiusi qancha katta bo'lsa, tashqi elektronlar atomda shuncha zaif tortib turiladi. Aksincha, atom radiusi kichrayishi bilan elektronlar yadroga kuchliroq tortiladi.

Davrda atom radiusi chapdan o'ngga tomon kichrayib boradi. Bunga sabab yadroning zaryadi ortishi bilan elektronlarning tortilish kuchi ortishidir. Gruppachalarda yuqoridan pastga atom radiusi kattalashib boradi, chunki qo'shimcha elektron qavat qo'shilishi natijasida atomning hajmi va demak, uning radiusi kattalashadi.



2.6-rasm. Atom ionlanish energiyasining elementning tartib raqamiga bog'liq holda o'zgarishi.

Ionlanish energiyasi — elektronni atomdan uzish uchun talab etiladigan energiyadir. U odatda elektronvoltlarda ifodalanadi. Elektron atomdan uzilib chiqqanda tegishli kation hosil bo'ladi.

Bitta davrdagi elementlar uchun ionlanish energiyasi yadro zaryadi ortishi bilan chapdan o'ngga tomon ko'payib boradi. Gruppachada bu energiya elektron yadrodan uzoqlashishi tufayli yuqoridan pastga tomon kamayib boradi. Yadro zaryadi ortishi bilan atomlar ionlanish energiyasining o'zgarishi grafik tarzda 2.6-rasmida ko'rsatilgan.

Ionlanish energiyasi elementlarning kimyoviy xossalari bilan bog'langan. Masalan, ionlanish energiyasi kichikroq bo'lgan ishqoriy metallar yaqqol ifodalangan metallik xossalarga ega bo'ladi. Nodir gazlarning kimyoviy inertligi ularning ionlanish energiyasining qiymati nihoyatda katta bo'lishi bilan bog'liq.

Atomlar faqat elektron beribgina qolmay, balki biriktirib olishi ham mumkin. Bunda tegishli anion hosil bo'ladi. Atomga bitta elektron biriktirib olinganida ajralib chiqadigan energiya elektronga moyillik deyiladi. Ionlanish energiyasi kabi elektronga moyillik ham odatda elektron-voltlarda ifodalanadi. Elektronga moyillikning qiymati ko'pchilik elementlar uchun noma'lum; uni o'lchash ancha qiyin ish. Tashqi pog'onasida 7 tadan elektron bo'ladigan galogenlarda elektronga moyillikning qiymati eng katta bo'ladi. Bu hol davr oxiriga yaqinlashgan sari elementlarning metallaslik xossalari kuchayishini ko'rsatadi.

Elektrmanfiylikka 1932-yilda amerika olimi L. Poling ta'rif berdi. U elektrmanfiylikning birinchi shkalasini taklif etdi. Polingning

ta'rifiga ko'ra, *elektrmanfiylik* atomning birikmada o'ziga elektronlarni tortish xususiyatidir.

Bunda valent elektronlar, ya'ni kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etadigan elektronlar nazarda tutiladi. Ravshanki, nodir gazlarda elektrmanfiylik bo'lmaydi, chunki ular atomlarining tashqi pog'onasi tugallangan va barqarordir.

Miqdoriy xarakteristika berish uchun elektrmanfiylikning o'lchami sifatida atomning ionlanish energiyasi (I) bilan elektronga moyilligining (E) arifmetik yig'indisiga teng energiyani hisoblash taklif etilgan, ya'ni

$$X = I + E,$$

bunda X — atomning, va demak, elementning elektrmanfiyligi.

Misol tariqasida fluor va litiy uchun X ni aniqlaymiz. Ma'lumotnoma jadvallaridan $I_F = 17,42$ eV, $E_F = 3,62$ eV, $I_{Li} = 5,39$ eV, $E_{Li} = 0,22$ eV ekanligini topamiz (bilvosita yo'l bilan hisoblab topilgan). U holda $X_F = 17,42 + 3,62 = 21,04$ eV, $X_{Li} = 5,39 + 0,22 = 5,61$ eV.

Fluor uchun $I + E$ qiymat eng katta bo'ladi, shu sababli u eng elektrmanfiy element hisoblanadi. Ishqoriy metallarning atomlari uchun elektrmanfiylik qiymatlari eng kichik bo'ladi.

Odatda, litiyning elektrmanfiyligi bir deb qabul qilinadi va boshqa elementlarning elektrmanfiyligi unga taqqoslanadi. Shunda elementlar *nisbiy elektrmanfiyligining* (uni x orqali belgilaymiz) oddiy va taqqoslash uchun qulay qiymatlari olinadi:

$$X_{Li} = 1; X_F = \frac{21,04}{5,61} \approx 4$$

Hozirgi vaqtda nisbiy elektrmanfiyliklar jadvali keng tarqalgan, uni tuzishda atomlarning elektron tuzilishi va ularning radiuslari haqidagi eng yangi ma'lumotlardan foydalanilgan (2.2-jadval).

Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, kimyoga doir turli kitoblarda keltirilgan nisbiy elektrmanfiylik qiymatlari bir-biridan qisman farq qiladi. Bunga sabab ularning muayyan farazlar va taxminlar asosida turli usullar bilan hisoblab topilganligidir.

Elementlarning elektrmanfiylik qiymatlarini fransiydan (0,86) ftorga (4,10) qadar taqqoslab (2.2-jadval), nisbiy elektrmanfiylik davriy qonunga bo'ysunishini oson payqash mumkin: davrda u elementning raqami kattalashishi bilan ortadi, guruhda — kamayadi. Uning qiymati elementlarning metallmaslik o'lchovi bo'lib xizmat qiladi. Ravshanki, nisbiy elektrmanfiylik qancha katta bo'lsa, element metallmaslik xossalari shuncha kuchli namoyon qiladi.

2.2-jadval. Elementlarning nisbiy elektrmanfiylik qiymatlari

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	(H) 2,1						H 2,1			He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,1			Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0			Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			Kr —
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5			Xe —
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La* 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
	Au 2,1	Hg 1,9	Tl 1,6	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2			Rn —
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1	Ku —	(Ns) —	*Lantanoidlar 1,00 — 1,10 **Aktinoidlar 1,11 — 1,2				

2.2-jadvaldan yana shu narsa ko'rinib turibdiki, metallmaslar nisbiy elektrmanfiyligining kattaligi, metallar esa kichikligi bilan xarakterlanadi. Elementlar kimyoviy o'zaro ta'sirlashganda elektronlar nisbiy elektrmanfiyligi kichik atomdan nisbiy elektrmanfiyligi katta atomga tomon siljiydi.

Oksidlanish darajasi haqida 3.9-§ ga q.

2.11-§. Davriy qonunning va atomlar tuzilish nazariyasining ahamiyati

D. I. Mendeleevning davriy qonuni nihoyatda katta ahamiyatga ega. U hozirgi kimyoga asos soldi, uni bir butun fanga aylantirdi. Elementlar bir-biri bilan o'zaro bog'liqlikda ularning davriy

sistemadagi o'rniga qarab ko'rib chiqiladigan bo'ldi. N. D. Zelinskiy aytib o'tganidek, davriy qonun «dunyodagi barcha atomlarning o'zaro bog'liqligining kashf etilishi» bo'ldi.

Kimyo tavsif bilan cheklangan fandan haqiqiy fanga aylandi. Davriy qonun kashf etilishi bilan kimyoda ilmiy bashorat qilish mumkin bo'lib qoldi. Yangi elementlarni va ularning birikmalarini oldindan aytish va tavsiflash imkoniyati yaratildi. Bunga ajoyib misol — D. I. Mendeleyevning o'sha vaqtda hali kashf etilmagan elementlar mavjudligini oldindan aytganligidir, ulardan uchta-sining — Ga, Sc va Ge ning xossalarini Mendeleyev aniq bayon qilib berdi.

D. I. Mendeleyev qonuni asosida sistemaning $Z=1$ elementdan $Z=92$ elementgacha bo'lgan barcha bo'sh kataklari to'ldirildi, shuningdek, transuran elementlar kashf etildi. Bugungi kunda ham bu qonun yangi kimyoviy elementlarni kashf etish yoki sun'iy yo'l bilan olish uchun yo'l ko'rsatkich bo'lib xizmat qilmoqda. Masalan, davriy qonunga asoslanib, agar $Z=114$ element sintez qilinsa, u qo'rg'oshinning analogi (ekaqo'rg'oshin), agar $Z=118$ element sintez qilinsa, u nodir gaz (ekaradon) bo'ladi, deyish mumkin.

Gazlar davriy sistemada davrlarni tugallaydi va VIII gruppaning bosh gruppachasini tashkil etadi. «Davriy qonun kashf etilgunga qadar, — deb yozgan edi D. I. Mendeleyev, — elementlar tabiatning bir-biriga bog'lanmagan tasodifiy hodisalari edi; biror yangi element kashf etilishini kutish uchun asos yo'q, yangi topilganlari esa batamom kutilmagan yangilik hisoblanardi. Davriy qonuniyat hali kashf etilmagan elementlarni birinchi bo'lib uzoqdan ko'rishga imkon berdi. Davriy qonuniyat durbinini taqmagani kishi ularni ko'ra olmas edi»*.

Davriy qonun elementlarning atom massalarini to'g'rilashda asos bo'lib xizmat qildi. D. I. Mendeleyev 20 ta elementning atom massasini tuzatdi, shundan keyin bu elementlar davriy sistemada o'z o'rnini egalladi.

Davriy qonunning katta umumilmiy va falsafiy ahamiyati shundan iboratki, u tabiat rivojlanishining eng umumiy qonunlarini (qarama-qarshiliklarning birligi va ularning kurashi, miqdor o'zgarishlarning sifat o'zgarishlariga o'tishi, inkorni inkor qonuni) tasdiqlab berdi.

*D. I. Mendeleyev. Периодический закон химических элементов. М. Л., Госхимтехиздат, 1934, 79- bet.

Davriy qonun va davriy sistema tabiiyot fanining rivojlanishida juda katta rol o'ynadi va hozir ham ahamiyati katta.

D. I. Mendeleyevning davriy qonuni va davriy sistemasi asosida atom tuzilishi haqidagi ta'limot tez rivojlandi. U davriy qonunning fizik ma'nosini ochib berdi va elementlarning davriy sistemada joylashgan o'rnini tushuntirib berdi. Atom tuzilishi haqidagi ta'limotning to'g'riligi doimo davriy qonun bilan tekshirib kelindi. Mana yana bir misol. 1921- yilda N. Bor D. I. Mendeleyev 1870- yilda mavjudligini oldindan aytgan $Z=72$ element atomining tuzilishi sirkoniy atomining tuzilishiga o'xshash bo'lishini (Zr — 2.8.18.10.2, Hf — 2.8.18. 32.10.2), shu sababli uni sirkoniy metallari orasidan izlash lozimligini ko'rsatib berdi. Ana shu maslahatga asoslanib, 1922- yilda vengr kimyogari D. Xeveshi bilan golland fizigi D. Koster Norvegiyada topilgan sirkoniy rudasida $Z=72$ elementni kashf etdilar va uni gafniy deb atadilar (Kopengagen shahrining — element kashf etilgan joyning lotincha nomidan olingan). Bu atom tuzilishi nazariyasining katta tantanasi edi: atom tuzilishi asosida elementning tabiatda joylashgan o'rnini aytib berildi.

Atom tuzilishi haqidagi ta'limot atom energiyasining kashf etilishiga va undan odam ehtiyojlari uchun foydalanilishiga olib keldi. Davriy qonun XX asrda kimyo va fizikadagi barcha kashfiyotlarning asosiy manbayi bo'ldi, desak mubolag'a bo'lmaydi. U boshqa kimyoga yaqin fanlarning rivojlanishida ham juda katta rol o'ynadi.

Davriy qonun va sistema hozirgi kimyo fani va sanoatining masalalarini hal qilishda asos bo'ladi. D. I. Mendeleyevning kimyoviy elementlar davriy sistemasini e'tiborga olgan holda yangi polimer va yarimo'tkazgich materiallar, issiqbardosh qotishmalar, oldindan belgilangan xossalari materiallar olishga, yadro energiyasidan foydalanishga doir ishlar olib borilmoqda, Yer bag'ri, Koinot tekshirilmoqda.

Davriy sistemaning pedagogik ahamiyati ham ulkandir — u o'rta va oliy maktabda kimyo o'qishning ilmiy asosi bo'lib xizmat qiladi.

2.12-§. Namunaviy masalalar yechish

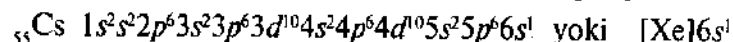
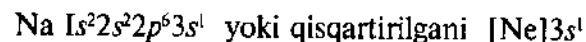
1-masala. Tartib raqami 42 bo'lgan element D. I. Mendeleyev elementlar davriy sistemasining qaysi gruppasida va qaysi davrda joylashgan?

Yechish. Davriy sistemada elementlar atomlarining tuzilishiga muvofiq quyidagicha joylashgan: birinchi davrda 2 ta, ikkinchida

8 ta, uchinchi 8 ta. Uchinchi davr tartib raqami 18 ($2-8-8=18$) bo'lgan element bilan tugaydi. To'rtinchi davrda 18 element bor, ya'ni u tartib raqami 36 bo'lgan element bilan tugaydi. Beshinchi davrda ham 18 element bor, shu sababli tartib raqami 42 bo'lgan element beshinchi davrga o'tadi. U oltinchi o'rinni egallaydi, demak oltinchi gruppada bo'ladi. Bu element — molibden (Mo).

2-masala. Natriy va seziy elementlaridan qaysi birida metallik xossalar yaqqolroq ifodalangan?

Yechish. Natriy bilan seziy atomlari elektron qobiqlarining tuzilishini quyidagicha tasavvur etish mumkin:



Ko'rinib turibdiki, atomlarning tashqi energetik pog'onasida bittadan elektron bor. Lekin seziy atomida tashqi elektron yadrodan uzoqroq joylashgan (oltinchi energetik pog'onada, natriyniki — uchinchi pog'onada), binobarin u atomdan oson uziladi. Metallik xossalar elektronlar berish xususiyati bilan belgilangani uchun ular seziynikidan kuchliroq ifodalangan.

3-masala. VI grupp bosh gruppachasining elementlari vodorod bilan qanday birikmalar hosil qiladi? Ulardan eng barqaror va eng beqaror birikmalarining nomini ayting.

Yechish. VI gruppning bosh gruppachasidagi elementlar — *r*-elementlar. Ularning tashqi elektron pog'onasida 6 tadan elektron bo'ladi: $ns^2 np^2$. Demak, ular vodorod bilan hosil qilgan birikmalarida — 2 oksidlanish darajasini namoyon qiladi. Birikmalarining formulalari: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2Po .

Elementning tartib raqami ortishi bilan (kisloroddan poloniya tomon) atomning radiusi kattalashadi, bu esa vodorod bilan hosil qilgan birikmasi (H_2O dan H_2Po ga tomon) barqarorligining kamayishiga sabab bo'ladi. Shunday qilib, yuqorida aytilgan birikmalardan eng puxtasi (barqarori) suv H_2O , eng beqarori — H_2Po .

4-masala. Davriy sistemada joylashgan o'rniga qarab, tartib raqami 23 bo'lgan elementning kimyoviy xossalarini aytib bering.

Yechish. Davriy sistemaga qarab, tartib raqami 23 bo'lgan element 4-davrda V gruppning yonaki gruppachasida ekanini aniqlaymiz. Bu element — vanadiy V. Vanadiyning elektron formulasi



Elektron formulasiga ko'ra vanadiy — *d*-element, degan xulosa chiqaramiz. Element 4*s*-pog'onachasidan 2 elektronini oson berib,

o'z oksidlanish darajasini namoyon qilishi mumkin. Bunda u oksid VO va gidroksid $\text{V}(\text{OH})_2$ hosil qiladi, ular asos xossaga ega. Vanadiy vodorodli gazsimon birikmalar hosil qilmaydi, chunki yonaki gruppachada joylashgan.

Vanadiy atomi tashqaridan oldingi *d*-pog'onachasidan ham elektronlar berishi (3 elektron) mumkin, bunda u yuqori oksidlanish darajasi +5 ni namoyon qiladi (son jihatdan element joylashgan grupp raqamiga teng). Yuqori oksidlanish darajasida mos keladigan oksidi V_2O_5 . Bu oksid kislotaga xossalariga ega. Unga gidroksid sifatida beqaror metavanadat kislotaga HVO_3 muvofiq keladi (uning tuzlari — vanadatlar — barqaror birikmalar).

Izotoplar. Yadro reaksiyalari

1-masala. Tabiiy xlor tarkibida ikkita izotop: ${}^{35}\text{Cl}$ va ${}^{37}\text{Cl}$ bo'ladi. Xlorning o'rtacha nisbiy atom massasi 35,45 ga teng. Xlorning har qaysi izotopining molyar ulushini aniqlang.

Yechish. Xlorning har 100 atomidagi ${}^{35}\text{Cl}$ atomlarining soni *x* bo'lsin, u holda ${}^{37}\text{Cl}$ atomlarining soni $(100-x)$ bo'ladi. ${}^{35}\text{Cl}$ atomlarining massasi $35x$ ga, ${}^{37}\text{Cl}$ atomlarining massasi $37(100-x)$ ga teng.

Xlorning o'rtacha nisbiy atom massasini bilgan holda quyidagi tenglamani tuzish mumkin:

$$\frac{35x + 37(100-x)}{100} = 35,45$$

Bu tenglamani yechsak, $x=77,5$ va $100-x=22,5$ olinadi. Demak, tabiiy xlor tarkibida 77,5% ${}^{35}\text{Cl}$ atomlari va 22,5% ${}^{37}\text{Cl}$ atomlari bo'ladi.

2-masala. Bor 19,6% ${}^{10}\text{B}$ izotop bilan 80,4% ${}^{11}\text{B}$ izotopdan tarkib topganligi ma'lum bo'lsa, borning nisbiy atom massasini aniqlang.

Yechish. Borning har 100 atomiga 19,6 atom ${}^{10}\text{B}$ va 80,4 atom ${}^{11}\text{B}$ to'g'ri keladi. Bu atomlarning massalari tegishlicha $19,6 \cdot 10({}^{10}\text{B})$ va $80,4 \cdot 11({}^{11}\text{B})$ ga, 100 atomning massasi esa $19,6 \cdot 10 + 80,4 \cdot 11$ ga teng.

Tabiiy borning nisbiy atom massasi

$$\frac{19,6 \cdot 10 + 80,4 \cdot 11}{100} = 10,8$$

3-masala. Tabiiy brom tarkibida ikkita tabiiy izotop bor. Ulardan ${}^{79}\text{Br}$ izotopning molyar ulushi 50,5% ga teng. Elementning o'rtacha

nisbiy massasi 79,9 ga teng bo'lsa, brom tarkibiga yana qanday izotop kiradi?

Yechish. Bromning har 1000 atomiga 505 atom ^{79}Br va 495 atom boshqa izotop to'g'ri keladi, noma'lum izotopning massasi x orqali belgilaymiz. Bu atomlarning massasi $505 \cdot 79$ (^{79}Br) va $495 \cdot x$ (boshqa izotop) ga teng. Shunday qilib, 1000 atomning massasi quyidagiga teng:

$$505 \cdot 79 + 495x$$

bitta atomning massasi esa

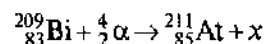
$$\frac{205 \cdot 79 + 495x}{1000} = 79,9,$$

bundan $x=81$, ya'ni ikkinchi izotop — ^{81}Br .

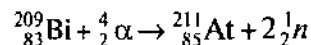
4-masala. Astat elementi (izotop $^{211}_{85}\text{At}$) vismutning $^{209}_{83}\text{Bi}$ izotopini α -zarrachalar (geliy atomining yadrolari) bilan nurlantirish orqali olingan. Yadro reaksiyasining tenglamasini to'liq va qisqartirilgan shakllarda yozing.

Yechish. Yadro reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda moddalar massasining saqlanish qonunini e'tiborga olish zarur (bunda elektronlarning massasi hisobga olinmaydi). Bundan tashqari tenglamaning chap va o'ng qismlarida barcha zarrachalarning zaryadlari o'zaro teng bo'lishi kerak.

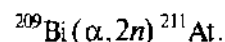
Tenglamaning chap qismiga o'zaro ta'sirlashayotgar yadrolarni, o'ng qismga — reaksiya mahsulotlarini yozamiz. Atomlarning tartib raqamini va nisbiy massalarini e'tiborga olib, reaksiya sxemasini yozamiz:



Ravshanki, x zarrachaning zaryadi 0 (chunki $83+2=85$) va atom massasi $209+4-211=2$ bo'lishi kerak. Zaryadi 0 bo'lgan zarracha — bu neytron 1_0n , demak, 2 ta neytron hosil bo'lishi kerak. Tenglamaning oxirgi ko'rinishi quyidagicha bo'ladi:



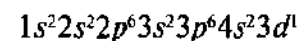
yoki qisqartirilgan shaklda



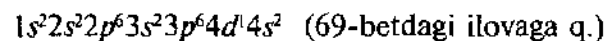
Atomlar elektron qobiqlarining tuzilishi

1-masala. Atomining $3d$ - pog'onachasida bitta elektron bo'ladi-gan elementning elektron formulasini yozing. U qaysi davr, grupp va gruppachada joylashgan hamda bu elementning nomi nima?

Yechish. Energiya shkalasiga (2,7-§ va 2.3-rasmga q.) muvofiq, 1/1 pog'onacha $4s^2$ -pog'onacha to'lganidan keyin to'la boshlaydi:



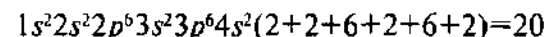
yoki



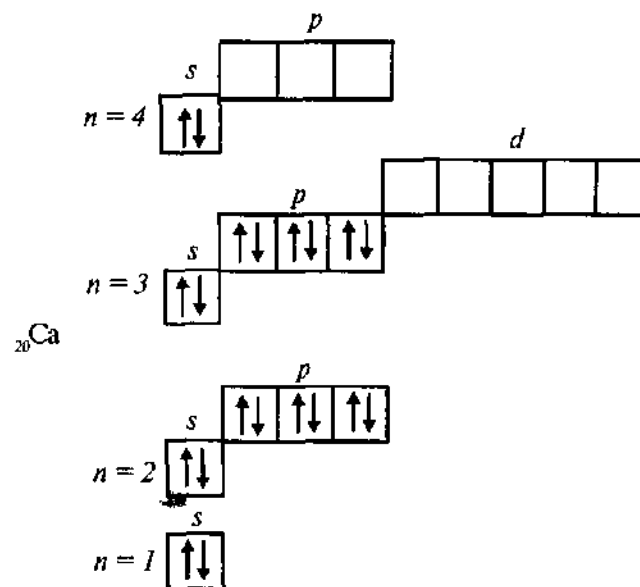
Elementning davriy sistemadagi tartib raqamini belgilaydigan atomdagi elektronlarning umumiy soni — 21. Bu element — skandiy. Elektron formulasidan ko'rinib turibdiki, bu element 4-davrda, uchinchi gruppada (uchta valent elektroni bor $3d^1 4s^2$), yonaki gruppachada joylashgan d -oila elementi).

2-masala. Tartib raqami 20 bo'lgan elementning elektron formulasini va qisqartirilgan elektron formulasini tuzing. Elektronlarning kvant katakchalar (orbitallar) bo'yicha taqsimlanishini ko'rsating.

Yechish. Tartib raqamiga qarab, atomda 20 elektron bor, degan xulosa chiqaramiz. Bu element — kalsiy. Eng kam energiya prinsipi ga muvofiq (2.7-§ ga q.) uning elektron formulasi quyidagicha bo'ladi:



Elektron formulaning yanada ixcham yozilishi qisqartirilgan elektron formula deyiladi va u quyidagicha bo'ladi:

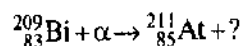


Unda nodir gazning to'lgan elektron pog'onalariga muvofiq keladigan qismi elementning o'rta qavs ichiga olingan simvoli bilan belgilandi va yoniga qolgan elektronlar yoziladi.

Kalsiy atomining elektron formulasiga elektronlarning orbitalar bo'yicha quyidagicha taqsimlanishi muvofiq keladi:

2-BOBGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

2.1. Quyidagi yadro reaksiyasi tenglamasini tugating. Reaksiya natijasida qanday zarrachalar hosil bo'ladi?



- A) 2 ta neytron; B) 2 ta proton; C) proton va neytron;
D) deyteriy yadrosi; E) elektron va neytron.

Yechish: Tenglamaning chap tomonidagi zarrachalarning massa yig'indisi $209+4=213$ ga teng, undan tenglamaning o'ng tomonida hosil bo'lgan izlanayotgan zarracha massasi $213-211=2$ bo'lishi kerak (2.4-§ ga qarang). Bunday massaga deyteriy (D javob), 2 ta neytron (A), 2 ta proton (B) yoki proton va neytron (D) mos keladi. Hosil bo'ladigan zarrachalarning yadro zaryadlarining qiymati $82+2-85=0$ ga teng bo'lishi kerak, ya'ni bu zarrachalar 2 ta neytron bo'lishi kerak.

Javob: A bo'ladi.

2.2. Yadrosidagi protonlar soni 22 ta bo'lgan elementning asosiy holatida nechta toq va juft elektronlari bo'ladi?

- 1) 11 ta juft; 2) 10 ta juft; 3) 12 ta juft;
4) 1 ta toq; 5) 2 ta toq; 6) 4 ta toq; 7) toq elektronlari yo'q.

- A) 4, 3 B) 5, 2 C) 6, 1 D) 7, 1 E) 5, 3

Yechish. Elementlarning yadro zaryadi (yoki protonlar soni) ulardagi elektronlar soniga teng. 22 ta elektron tutgan atom (titan elementi) uchun elektron konfiguratsiya quyidagicha bo'ladi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^2$ (2.7-§ ga qarang). Bu elektronlarning 20 tasi 6 ta to'lgan pog'onachalarda joylashib 10 ta elektron juftini, qolgan 2 ta elektron toq holda $3d$ -pog'onachaning ikkita katakchasida joylashgan bo'ladi. Yuqorida keltirilgan imkoniyatlarning faqat 5 va 2 laridagi elektronlar soni test savolini qanoatlantiradi.

Javob: B bo'ladi.

2.3. D. I. Mendeleyev davriy sistemasidagi asosiy gruppacha elementlarining quyida aytib o'tilgan xossalari elementlarning jadvalda yuqoridan pastga tushish tartibida qanday o'zgaradi?

- 1) valent elektronlar soni; 2) atom radiuslari; 3) ionlanish potentsiali; 4) elektronga moyillik energiyasi; 5) elektrmanfiylik;
b) elektron pog'onalar soni.

- A) o'zgaradi, kamayadi, kamayadi, ortadi, o'zgarmaydi, ortadi;
B) o'zgarmaydi, kamayadi, ortadi, kamayadi, kamayadi, o'zgarmaydi;

- C) o'zgarmaydi, ortadi, kamayadi, kamayadi, kamayadi, ortadi;
D) o'zgarmaydi, ortadi, ortadi, kamayadi, kamayadi, kamayadi;
E) o'zgarmaydi, ortadi, ortadi, kamayadi, ortadi, ortadi.

Yechish. Davriy sistemaning asosiy gruppachasida s -va p elementlar joylashgan. Har bir gruppachada yuqoridan pastga tushish tartibida element atomlarida quyidagi o'zgarishlar kuzatiladi:

- davr tartib raqami ortib borishi bilan elementlar atomlarining radiusi ham ortib boradi (2.10-§ ga qarang), chunki yadro atrofidagi elektron qobiqlar (pog'onalar) soni ham ortib boradi;
- shu sababli, davr tartib raqami ortib borishi tufayli valent pog'ona elektronlarining yadroga tortilish energiyasi kamayadi, ya'ni atomlarning ionlanish energiyasi kichiklashib boradi;
- valent pog'onasidagi elektronlar soni ortib borishi tufayli elementlarning elektron qobiqlaridan elektron chiqib ketishi osonlashadi, bunda ma'lum darajada elektronga moyillik energiyasi ham kamayadi. Bu energiyaning qiymati yuqoridan pastga tushish yo'nalishida kamayib boradi, shu tartibda elementlarning metallmaslik xususiyati kamayadi; shu tartibda atomlarning elektrmanfiylik qiymati ham kamayadi (2.2- jadvalga qarang), bu xususiyat elementlarning metallmaslik xossasining nisbiy o'lchami bo'lib xizmat qiladi.

Javob: C to'g'ri bo'ladi.

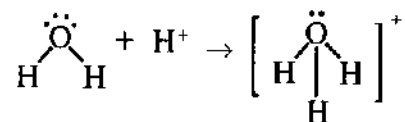
2.4. Quyidagi moddalarning qaysilari suvda eritilganda donor-akseptor bog'lanish yuz beradi?

- 1) uglerod (IV) oksid; 2) vodorod bromid; 3) metil xlorid;
4) chumoli kislota; 5) sirka kislota; 6) metilamin; 7) glitserin;
8) so'ndirilgan ohak; 9) sulfat kislota; 10) kaliy gidroksid.
A) 1, 2, 3, 5, 6 B) 1, 3, 4, 6, 7, C) 2, 4, 6, 7, 8
D) 3, 4, 6, 9, 10 E) 2, 4, 5, 6, 9.

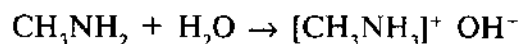
Yechish. Suv molekulasidagi kislorod atomining taqsimlanmagan ikkita elektron jufti elektron donorlik vazifasini bajarishi mumkin. Akseptorlik vazifasini bajarishi mumkin bo'lishi ikki xil vaziyatda yuz berishi kuzatiladi: a) suvda eritilgan moddalar orasida

valent qobig'ida elektronlar bilan ishg'ol etilmagan bo'sh orbital bo'lishi; b) molekulada elektrmanfiyligi kuchli bo'lgan element bilan bog'langan atomning bog'lovchi elektron jufti birinchi atomga siljiganda (qutbli kovalent bog' amalga oshgan holat) ikkinchi atomning elektron orbitali akseptorlik xususiyatga ega bo'ladi (3.1-§ ga qarang).

Masalan, testdagi vodorod bromid va sulfat kislotalar protoni akseptor, erituvchi — suvning kislorod atomi



donorlik xususiyati borligi natijasida gidroksoniy kationida yangi bog' hosil bo'ladi. Chumoli va sirka kislotalari protoni ham shunday bog' hosil qiladi. Shunday vaziyat metilaminning azot atomidagi taqsimlanmagan elektron jufti bilan suvning vodorod atomi hisobiga ham donor-akseptor bog'lanish paydo bo'ladi:



Javob: E bo'ladi.

2.5. Quyidagi moddalar qaysilarining molekulasida *sp*-gibrid orbitali atomlar mavjud?

1) etilen; 2) etin; 3) toluol; 4) azot; 5) vinil asetilen; 6) kumol; 7) kumush asetilenid; 8) propin.

A) 1, 3, 5, 6, 7; B) 2, 4, 5, 7, 8; C) 2, 3, 4, 7, 8;

D) 1, 4, 5, 7, 8.

Yechish. Atomlar orasida kimyoviy bog' hosil qilishda toq yoki taqsimlangan elektron juftlarga ega bo'lgan ikki yoki uch xil orbital kvant songa ($l = 0, 1, 2$ yoki 3 bo'lgan *s*-, *p*-, *d*- va *f*- pog'onachalar) ega bo'lgan atom orbitallar gibridlanishi shu sistemadagi orbitallarni energetik jihatdan turg'un holatlarga o'tkazadi. Bunday aralash orbitallar *sp*-, *sp*²- va *sp*³- bo'lgan holatlar anorganik va organik sistemalarda uchraydi (3.2-§ ga qarang).

Testda keltirilgan molekulalardagi atomlarda faqat *sp*-gibrid orbitallarga ega bo'lgan molekulalar 2, 4, 5, 7 va 8 raqamli moddalarga taalluqli. Qolgan molekulalarda *sp*³-gibrid orbitallar esa 3 va 6-moddalarda mavjud.

Javob: B bo'ladi.

3 - B O B. KIMYOVIY BOG'LANISH

3. 1 . Kovalent bog'lanish

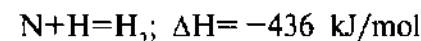
Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot — hozirgi kimyoning asosiy masalasidir. Bu ta'limotning turli-tumanlilik sabablarini, ularning hosil bo'lish mexanizmini, tuzilishini va reaksiyaga kirisha olish xususiyatlarini tushunib bo'lmaydi.

Atomlardan molekular hosil bo'lishi sistemaning energiya yutishiga olib keladi, chunki odatdagi sharoitda molekular holat atom holatidan barqarorroqdir. Atomlarning tuzilishi haqidagi ta'limot molekulalarning hosil bo'lish mexanizmini, shuningdek, kimyoviy bog'lanish tabiatini tushuntirib beradi.

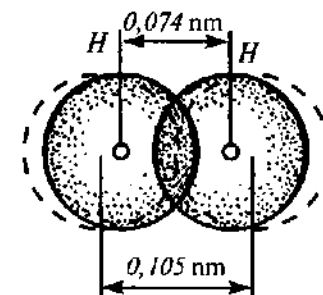
Atomning tashqi energetik pog'onasida elektronlar soni shu pog'ona sig'dira oladigan eng ko'p elektronlar soniga teng bo'lsa, bunday pog'ona *tugallangan* pog'ona deyiladi. Tugallangan pog'onalar juda mustahkamligi bilan farq qiladi. Nodir gazlar atomlarining tashqi pog'onalari ana shunday pog'onalaridir: geliyning tashqi pog'onasida ikkita elektron (*s*²), qolgan gazlarnikida — sakkiztadan elektron (*ns*²*np*⁶) bo'ladi. Boshqa elementlar atomlarining tashqi pog'onalari *tugallanmagan* bo'lib, kimyoviy jarayonda ular tugallanadi (to'ladi).

Kimyoviy bog'lanish valent elektronlar hisobiga vujudga keladi, lekin turli usullarda amalga oshadi. Kimyoviy bog'lanishning uchta asosiy turi bor: *kovalent*, *ionli* va *metall* bog'lanish.

Kovalent bog'lanishning vujudga kelish mexanizmini vodorod molekulasining hosil bo'lishi misolida ko'rib chiqamiz:



Erkin vodorod atomining yadrosi 1s-elektron hosil qilgan sferik simmetrik elektron bulut bilan o'ralgan bo'ladi (2.2- rasmga q.). Atomlar o'zaro muayyan masofaga qadar yaqinlashganida ularning elektron bulutlari (orbitallari) bir-birini qisqartiradi (3.1-rasm). Natijada ikkala yadroning markazlari orasida (yadrolar orasidagi fazoda) maksimal elektron zichlikka ega bo'lgan ikki elektronli molekular bulut vujudga keladi; manfiy zaryad zichligining ko'payishi esa yadrolar bilan molekular bulut orasidagi tortishish kuchlarining keskin ortishiga imkon beradi.

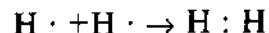


3.1- rasm. Vodorod molekulasida hosil bo'lishida elektron orbitallarning bir-biri qoplash sxemasi.

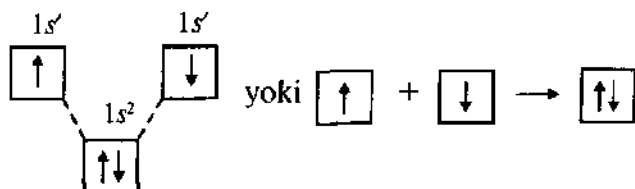
Shunday qilib, kovalent bog'lanish atomlar elektron bulutlarining bir-birini qoplashi natijasida hosil bo'ladi, bunda energiya ajralib chiqadi. Agar bir-biriga juda yaqinlashgan vodorod atomlarining yadrolari orasidagi masofa 0,106 nm bo'lsa, elektron bulutlar bir-birini qoplaganidan (H_2 molekulasida hosil bo'lganidan) keyin bu masofa 0,074 nm ga teng bo'lib qoladi (3.1-rasm). Elektron bulutlar bir-birini, odatda, ikkala atom yadrosini birlashtiruvchi to'g'ri chiziq bo'yicha eng ko'p qoplaydi. Elektron orbitallar bir-birini qancha ko'p qoplasa, kimyoviy bog'lanish shuncha puxta bo'ladi. Ikkita vodorod atomi orasida kimyoviy bog'lanish vujudga kelishi natijasida bu atomlarning har biri nodir gaz — geliy atomining elektron konfiguratsiyasiga erishadi.

Kimyoviy bog'lanishlarni turlicha tasvirlash qabul qilingan:

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



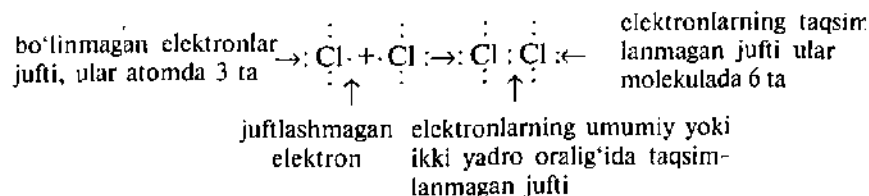
2) kvant katakchalar (orbitallar) yordamida, bunda qarama-qarshi spinli ikkita elektronning bitta molekular kvant katakchada joylashuvi sifatida ko'rsatiladi:



Chap tomonda joylashgan sxemada molekular energetik pog'ona boshlang'ich atom pog'onalariga qaraganda pastroqda joylashtirilgan, ya'ni moddaning molekular holati atom holatiga nisbatan barqaror ekanligini ko'rsatadi;

3) ko'pincha, ayniqsa organik kimyoda, kovalent bog'lanish elektronlar juftini bildiradigan chiziqcha (shtrix) bilan tasvirlanadi (masalan, $H - H$).

Xlor molekulasida ham kimyoviy bog'lanish ikkita umumiy elektron, ya'ni elektronlar jufti yordamida vujudga keladi:



Ko'rinib turibdiki, xlorning har bir atomida uchta bo'linmagan jufti va bitta juftlashmagan elektron bor. Kimyoviy bog'lanish har qaysi atomning juftlashmagan elektronlari hisobiga hosil bo'ladi. Juftlashmagan elektronlar bog'lanib, umumiy elektronlar juftini hosil qiladi, u taqsimlangan juft ham deyiladi.

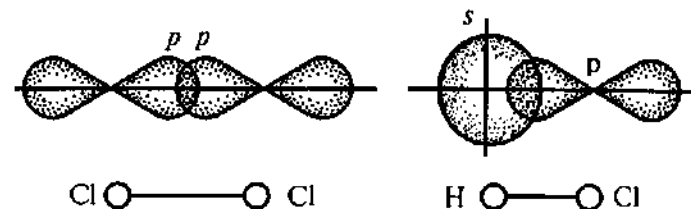
Agar atomlar orasida bitta kovalent bog'lanish (bitta umumiy elektronlar jufti) vujudga kelsa, u yakka bog'lanish deyiladi, agar bittadan ko'p bo'lsa, karrali bog'lanish deyiladi: masalan, qo'shbog' (ikkita umumiy elektronlar jufti), uchlamchi bog'lanish (uchta elektronlar jufti).

Yakka bog'lanish bitta chiziqcha, qo'shbog' — ikkita, uchlamchi bog'lanish — uchta chiziqcha bilan tasvirlanadi. Ikki atom orasidagi chiziqcha ularda elektronlar jufti umumlashganligini, buning natijasida kimyoviy bog'lanish hosil bo'lganligini anglatadi.

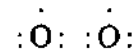
Molekulalarning struktura formulalari ana shunday chiziqchalar yordamida tasvirlanadi (3.8-§ ga q.).

Shunday qilib, xlor molekulasida uning har qaysi atomi sakkiz elektrondan (s^2p^6) iborat tugallangan tashqi pog'onaga ega bo'ladi, bu elektronning ikkitasi (elektronlar jufti) ikkala atomga bir xil darajada taalluqli bo'ladi. Molekula hosil bo'lishida elektron orbitallarining bir-birini qoplashi 3.2-rasmida ko'rsatilgan.

Kislorod molekulasida O_2 dagi bog'lanish qisman boshqacha tasvirlanadi. Kislorod paramagnit modda ekanligi (magnit maydoniga tortiladi) tajribada aniqlangan. Uning molekulasida ikkita juftlashmagan elektron bor. Bu molekulaning tuzilishini shunday tasvirlash mumkin:

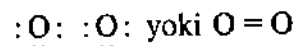


3.2-rasm. Xlor Cl_2 va vodorod xlorid HCl molekulalarida kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lish sxemasi.

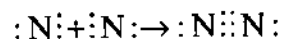


Kislorod molekulasining elektron tuzilishini tasvirlashga yagona usul hali topilgan emas.* Lekin uni quyidagicha tasvirlash yaramaydi:

* O_2 molekulasining tuzilishini molekular orbitallar usuli bilan bayon qilgan yaxshi, bu usul maktablarda o'rganilmaydi



Azot molekulasida N_2 da atomlarning uchta umumiy elektronlar jufti bor:



Ravshanki, azot molekulasida kislorod yoki xlor molekulariga qaraganda ancha mustahkam, shu sababli azot kimyoviy reaksiyalarda anchagina inert bo'ladi.

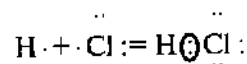
Elektron juftlar tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog'lanish kovalent bog'lanish* deyiladi. Bu ikki elektronli va ikki markazli (ikkita yadroni tutib turadi) bog'lanishdir. Kovalent bog'lanishli birikmalar gomeopolyar yoki atom birikmalar deyiladi.

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

Qutbsiz kovalent bog'lanishda umumiy elektronlar jufti hosil qilgan elektron buluti, boshqacha aytganda bog'lanishning elektron buluti fazoda ikkala atomning yadrolariga nisbatan simmetrik taqsimlanadi. Bunga bitta element atomlaridan tarkib topgan ikki atomli molekularlar: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 va b. misol bo'la oladi, ularda elektronlar jufti ikkala atomga bir xil darajada taalluqli bo'ladi.

Qutbli kovalent bog'lanishda elektron buluti nisbiy elektrmanfiyligi katta atomga tomon siljigan bo'ladi. Bunga uchuvchan anorganik birikmalar: HCl , H_2O , H_2S , NH_3 va b. molekularlari misol bo'la oladi.

HCl molekulasining hosil bo'lishini ushbu sxema bilan ko'rsatish mumkin:



Elektronlar jufti xlor atomiga tomon siljigan, chunki xlor atomining nisbiy elektrmanfiyligi (3,0) vodorod atominikiga (2,1) qaraganda kattadir.

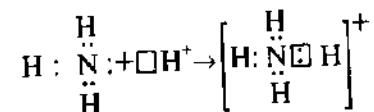
Kovalent bog'lanish bir elektronli bulutlarning bir-birini qoplash hisobiga hosil bo'lsa — bu kovalent bog'lanish hosil bo'lishining *almashinish* mexanizmi deyiladi.

* «Kovalent» so'zi «birlashgan» degan ma'noni bildiradi. Bu so'zda ko— old qo'shimcha «birgalikda ishtirok etish» degan ma'noni beradi.

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: $\text{H}:\ddot{\text{N}}:$ Vodorod ionida *1s*-orbital

bo'sh (to'lmagan); uni shunday belgilash mumkin: $\square$ 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 delokallashtirilgan, ya'ni barcha atomlar orasida tarqalgan), azotga tegishli ikki elektronli bulut (bo'linmagan elektronlar jufti) esa vodorod bilan umumiy bo'lib qoladi. Sxemalarda katakchani tasviri $\square$ ko'pincha tushirib qoldiriladi.

Bo'linmagan elektronlar juftini beradigan atom *donor*, uni birlashtirib oladigan (ya'ni bo'sh orbital beradigan) atom *akseptor* deyiladi.

Bir atomning (donorning) ikki elektronli buluti va boshqa atomning (akseptorning) bo'sh orbitali hisobiga kovalent bog'lanish hosil bo'lish mexanizmi *donor-akseptorli mexanizm* deyiladi. Shu yo'l bilan hosil bo'lgan kovalent bog'lanish *donor-akseptorli yoki koordinatsion bog'lanish* deyiladi.

Lekin bu bog'lanishning alohida turi emas, balki kovalent bog'lanish hosil bo'lishining boshqacha mexanizmi (usuli)dir, xolos. Ammoniy ionidagi to'rtinchi $\text{N}-\text{H}$ bog'lanish xossalari qat'idan qolgan uchta bog'lanishdan hech farq qilmaydi.

3.2- §. Kovalent bog'lanishning xossalari

Kovalent bog'lanishning o'ziga xos xususiyatlari — uning uzunligi, energiyasi, to'yinuvchanligi va yo'nalganligidir.

Bog'lanishning uzunligi — bu yadrolararo masofa. Bu masofaning uzunligi qancha kam bo'lsa, kimyoviy bog'lanish shuncha puxta bo'ladi. Lekin bog'lanishning puxtalik o'lchov bog'lanish energiyasi hisoblanadi.

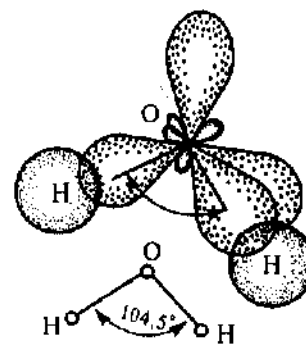
Bog'lanish energiyasi bog'lanishni uzish uchun zarur bo'lgan energiya miqdori bilan aniqlanadi. Odatda, u bir mol moddaga to'g'ri keladigan kilojoullar bilan o'lchanadi. Masalan, tajriba ma'lumotlariga ko'ra H_2 , Cl_2 va N_2 molekularidagi bog'lanish uzunligi tegishli 0,074, 0,198 va 0,109 nm (nanometr)ga, bog'lanish energiyasi esa tegishli 436, 242 va 946 kJ/mol ga teng. Bog'lanish karraliligi ortishi bilan bog'lanish energiyasi ko'payadi, uzunligi esa kichrayadi.

To'yinuvchanlik deganda atomlarning cheklangan sondagi kovalent bog'lanish hosil qilish xususiyati tushuniladi. Masalan, vodorod atomi (bitta juftlashmagan elektron) bitta bog'lanish, uglerod atomi (qo'zg'algan holatdagi to'rtta juftlashmagan elektron) — ko'pi bilan to'rtta bog'lanish hosil qiladi. Bog'lanishlarning to'yinuvchanligi tufayli molekular muayyan tarkibli bo'ladi: H_2 , CH_4 , HCl va h. Lekin to'yingan kovalent bog'lanishlarda ham donor-akseptorli mexanizm bo'yicha ancha murakkab molekular hosil bo'lishi mumkin.

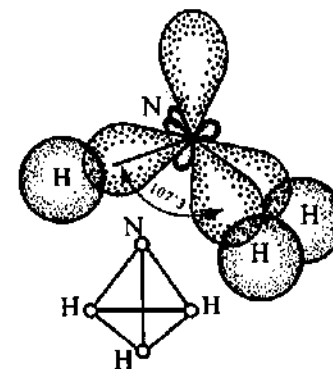
Kovalent bog'lanishning yo'nalganligi molekularning fazoviy tuzilishiga, ya'ni ularning geometriyasiga (shakliga) bog'liq bo'ladi. Buni HCl , H_2O va NH_3 molekulari hosil bo'lishi misolida ko'rit chiqamiz.

Ma'lumki, kovalent bog'lanish o'zaro ta'sir etuvchi atomlar elektron orbitalarining bir-birini maksimal qoplashi yo'nalishida vujudga keladi. HCl molekulasida hosil bo'lishida vodorod atomining s -orbitali bilan xlor atomining p -orbitali bir-birini qoplaydi. Bunday turdagi molekular gantelsimon shaklda bo'ladi (3.2- rasm, b).

Kislorod atomining tashqi pog'onasida juftlashmagan ikkita elektron bo'ladi. Ularning orbitallari bir-biriga perpendikular, ya'ni bir-biriga nisbatan 90° li burchak ostida joylashadi. Suv molekulasida hosil bo'lishiga kislorodning har bir p -orbital elektronining orbitalini vodorod atomining $1s$ -elektroni orbitali koordinata o'qlari chizig'i bo'ylab quyuk nuqtalar bilan belgilangan joyda qoplaydi



3.3-rasm. H_2O molekulasida kimyoviy bog'lanishlarning hosil bo'lish sxemasi.



3.4-rasm. NH_3 molekulasida kimyoviy bog'lanishlarning hosil bo'lish sxemasi.

(3.3 rasm). Bu holda kimyoviy bog'lanishlar 90° li burchak ostida yo'nalgan bo'lishi kerak. Suv molekulasida bog'lanishlar orasidagi burchak $H-O-H=104,5^\circ$ ekanligi tajribada topilgan (bu chetga chiqishning sabablari quyiroqda, shu paragraf oxirida tushuntirib beriladi).

Shunday qilib, ikkita juftlashmagan (valent) r -elektronlari har kislorod atomi vodorod bilan suv molekulasini hosil qiladi, u *burchak shaklida* bo'ladi. Ravshanki, kislorodning analoglari — oltingugurt, selen va tellur vodorod bilan xuddi shunday shakldagi molekular hosil qiladi.

NH_3 molekulasida hosil bo'lishida azot atomining uchta juftlashmagan r -elektroni (ularning elektron orbitalari ham bir-biriga perpendikular) va uchta vodorod atomining $1s$ -elektronlari itirok etadi. Bog'lanishlar p -orbitallarning uchta o'qi bo'ylab yotlashadi (3.4-rasm). Molekula to'g'ri piramida shaklida bo'ladi: chiburchakning burchaklarida vodorod atomlari, piramidaning chida esa — azot atomi turadi. Bog'lanishlar orasidagi burchak $H-N-H=107,3^\circ$. Azotning analoglari — fosfor, mishyak, surma ham vodorod bilan xuddi shunday shakldagi (lekin burchagining yarmati boshqacha) molekular hosil qiladi.

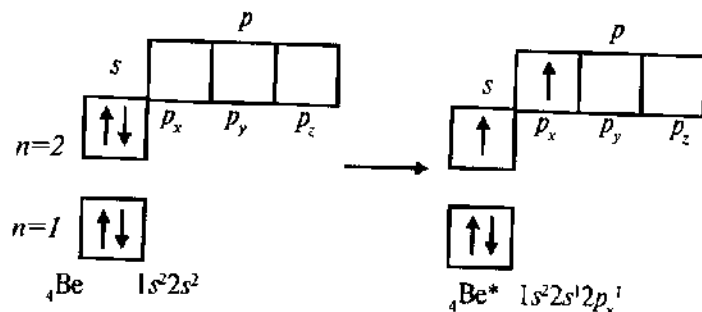
Ko'p valentli atomlardan hosil bo'lgan kovalent bog'lanishlar odatda fazoviy yo'nalgan bo'ladi. Bog'lanishlar orasidagi burchaklar *valent burchaklar* deyiladi.

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

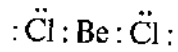
puxtaligi ham turlicha bo'lishi kerak edi. Lekin tajriba ular ten qimmatli ekanligini ko'rsatadi. Bu hodisa L. Poling tomonida kiritilgan, atom orbitallarining *gibridlanishi* haqidagi qoida bila tushuntiriladi.

Valent orbitallarning gibridlanishini berilliy xlorid BeCl_2 , bor xlori BCl_3 va metan CN_4 molekulari hosil bo'lishi misolida ko'rib chiqamiz.

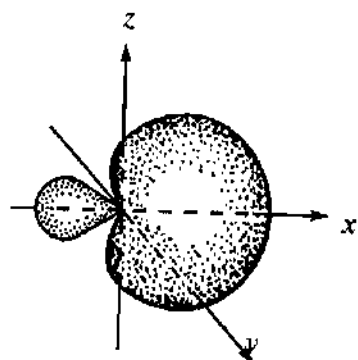
Berilliy atomi qo'zg'algan holatga o'tishida juftlashgan elektronlar bir biridan ajraladi, ya'ni ikki elektronli bulut ($2s^2$) bir elektronliga ajraladi Buni sxema tarzida shunday tasvirlash mumkin:



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

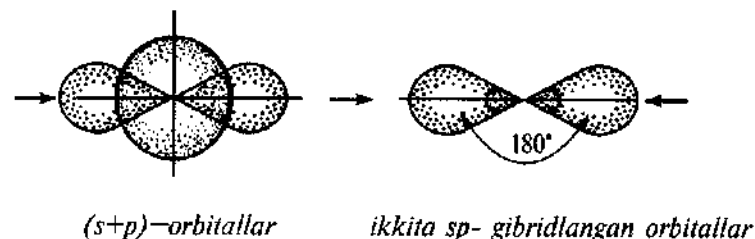


Ikkala $\text{Be} - \text{Cl}$ bog'lanish bir xilda puxta va 180° li burchak ostida joylashgan.

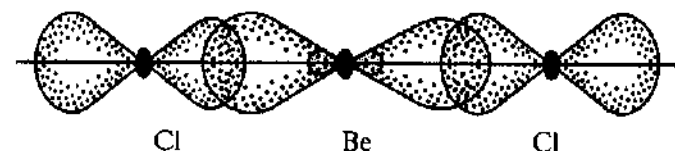


3.5-rasm. sp -gibrid orbitalning shakli.

Bog'lanishlar puxtaligining bir xilligi *valent (tashqi) orbitalarning gibridlanishi*, 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. Gibrid orbital asimmetrik va yadrodan bir tomonga qattiq cho'zilgan bo'ladi (3.5-rasm).



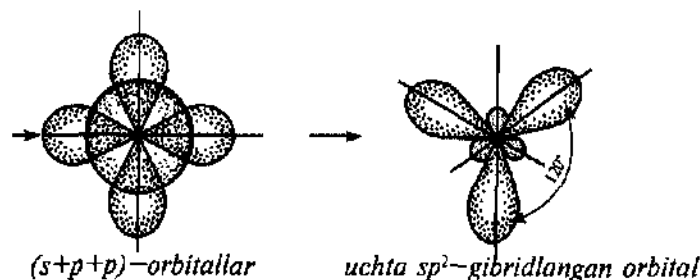
3.6-rasm. Valent orbitallarning sp -gibridlanishi.



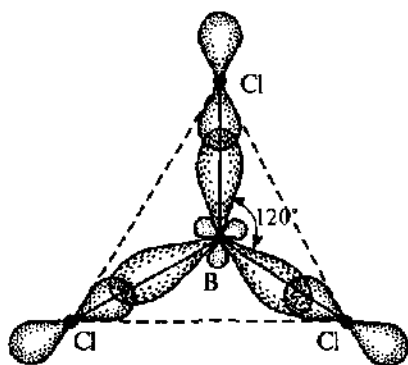
3.7-rasm. BeCl_2 ning chiziqsimon molekulas.

Gibrid orbitallarning elektronlari ishtirokida hosil bo'ladigan kimyoviy bog'lanish gibridmas (sof) s - va p -orbitallarning elektronlari ishtirokida hosil bo'lgan bog'lanishdan puxtarok bo'ladi, chunki gibridlanishda orbitallar bir-birini ko'proq qoplaydi. Muayyan atomning bog'lanishlari hosil bo'lishida turli tipdagi elektronlar (bizning misolimizda s - va p -elektronlar) ishtirok etganda gibridlanish amalga oshadi. Bunda gibrid orbitallar) ishtirok etganda gibridlanish amalga oshadi. Bunda gibrid orbitallar soni dastlabki orbitallar soniga teng bo'ladi. Shunday qilib, BeCl_2 molekulasida kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida markaziy atomning, ya'ni berilliyning bitta s - va bitta p -elektroni ishtirok etadi. Bu holda orbitallarning sp -gibridlanishi (es-pe-gibridlanish deb o'qiladi) sodir bo'ladi (3.6-rasm). Ikkita gibrid orbital bir-biriga nisbatan 180° li burchak ostida joylashadi, ya'ni BeCl_2 molekulasida *chiziqsimon shaklda* — uchala atomning hammasi bir chiziqda joylashgan (3.7-rasm).

Bor xlorid BCl_3 molekulasida markaziy atom orbitallarining sp^2 -gibridlanish (es-pe-ikki-gibridlanish deb o'qiladi) amalga oshadi. Bor atomida (elektron tuzilishi $1s^2 2s^2 2p^1$, qo'zg'algan holatida $1s^2 s^1 2s^2$) gibridlanishda bitta s - va ikkita p -elektronlarning orbitallari ishtirok etadi; buning natijasida bir-biriga nisbatan 120° li burchak ostida joylashgan uchta gibrid orbitallar hosil bo'ladi



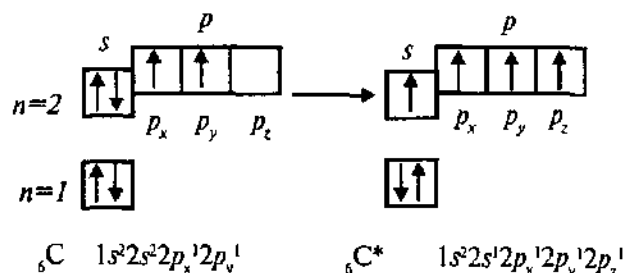
3.8- rasm. Valent orbitallarning sp^2 -gibridlanishi.



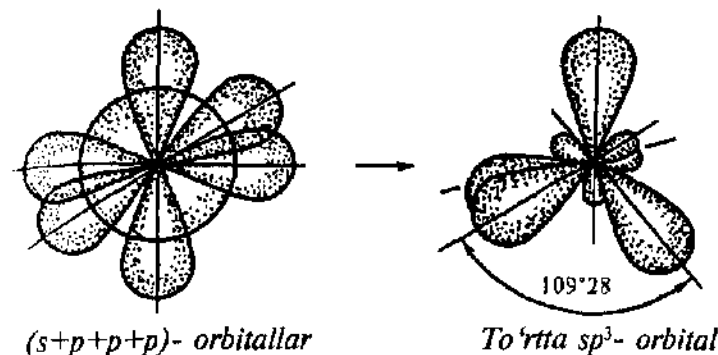
3.9- rasm. BCl_3 ning yassi uchburchaksimon molekulası.

(3.8-rasm). BCl_3 molekulası markazida B atomi joylashgan yassi teng tomonli uchburchak shaklida bo'ladi. Gibrid orbitallarning o'qlari orasidagi burchak 120° ni tashkil etadi, to'rtta atomining hammasi bitta tekislikda yotadi (3.9-rasm).

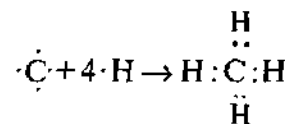
Metan molekulası hosil bo'lishida uglerod atomi qo'zg'algan holatga o'tadi, bunda juftlashgan $2s^2$ - elektronlar bir-biridan ajraladi, ya'ni ikki elektronli bulut bir elektronli bulutlarga aylanadi:



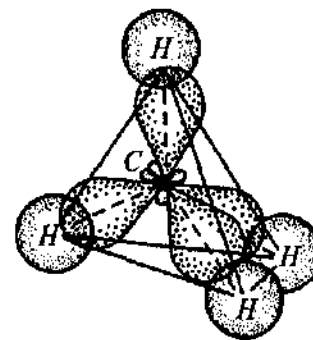
Sxemadan ko'rinib turibdiki, uglerod atomining asosiy holatida juftlashmagan ikkita elektroni bo'ladi (ikki valentli), qo'zg'algan holatida esa (yulduzcha bilan belgilangan) — to'rtta elektroni bo'ladi (to'rt valentli) va vodorodning to'rtta atomini birlashtirib olishi mumkin:



3.10- rasm. Valent orbitallarning sp - gibridlanishi.



Metan molekulası hosil bo'lishida uglerod atomida bitta s- va uchta p- elektronlarning orbitallari gibridlandi hamda to'rtta bir xil gibrid orbitallar hosil bo'ldi (3.10-rasm). Bunday gibridlanish sp^3 -gibridlanish deyiladi (es-pe-uch-gibridlanish deb o'qiladi). Gibrid orbitallarning o'qlari orasidagi valent burchak $109^\circ 28'$ ga teng. Uglerod atomining to'rtta gibrid sp^3 -orbitallari bilan to'rtta vodorod atomi s-orbitallarining bir-birini qoplashi natijasida to'rtta bir xil bog'lanishli mustahkam metan molekulası hosil bo'ladi (3.11-rasm). Suv va ammiak molekulasidagi bog'lanishlarning valent burchaklari tetraedrik molekulasidagidan kichikligi ham orbitallarning gibridlanishi bilan tushuntiriladi (3.3 va 3.4-rasmlarga q.). Metanning hosil bo'lishidagi kabi suv va ammiak molekulasining hosil bo'lishida ham kislorod va azot atomlari atom orbitallarining sp^3 -gibridlanishi sodir bo'ladi. Lekin uglerod atomida to'rtta sp^3 -orbitalning hammasi bog'lovchi elektron juftlar bilan band (3.11-rasmga q.), azot atomida esa to'rttadan bitta sp^3 -orbitalni bog'lovchi bo'lmagan (taqsimlanmagan) elektron juft egal-



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

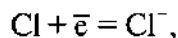
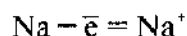
lagan (3.4-rasmga q.), kislorod atomida ikkita sp^3 -orbitalni an shunday elektronlar egallagan (3.3-rasmga q.).

Shunday qilib, burchakning tetraedrikidan ($109^\circ 28'$) farq qilishida sp^3 -gibrid orbitallarni egallagan bo'linmagan (bog'lovchi bo'lmagan) elektron juftlarning itaruvchi ta'siri ko'rinadi: azo atomida esa ikkita (burchak $104,5^\circ$).

Valent orbitallarning gibridlanishi haqidagi tasavvurdan organik kimyoda keng ko'lamda foydalaniladi (III qismga q.).

3.3-§. Ionli bog'lanish

Ionli bog'lanish vujudga kelishini natriy xlorid NaCl hosi bo'lishi misolida ko'rib chiqamiz. Shu birikmani hosil qilgan natriy va xlor atomlari elektrmanfiyligi jihatidan bir-biridan keskin farq qiladi: natriy atomi uchun bu qiymat 0,9 ga, xlor atomi uchun 3,0 ga teng. Elektron formulalar $Na\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ va $Cl\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ dar ko'rinib turibdiki, bu atomlarning tashqi elektron pog'onalar tugallanmagan. Tashqi pog'onasini tugallash uchun natriy atom 7 elektron biriktirib olishidan ko'ra 1 elektron berishi oson, xlor atomi esa 7 elektron berishidan ko'ra 1 elektron biriktirib olish oson. Tajriba shuni ko'rsatadiki, kimyoviy reaksiyalarda natriy atom 1 elektron beradi, xlor atomi esa uni biriktirib oladi. Buni sxema tarzida quyidagicha yozish mumkin:



ya'ni, Na atomining elektron qobig'i nodir gaz Ne ning barqaro elektron qobig'iga aylandi — $1s^2 2s^2 2p^6$ (bu natriy -ion Na^+), Cl atomining qobig'i esa nodir gaz Ar atomining qobig'iga aylandi — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (bu xlorid — ion Cl^-). Na^+ va Cl^- ionlari orasida elektrostatik tortishish kuchlari vujudga keladi, natijada NaCl birikma hosil bo'ladi.

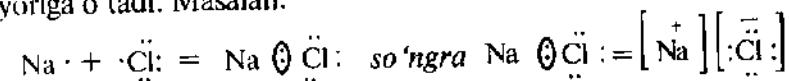
Ionlar orasida elektrostatik tortishuv tufayli vujudga keladigan kimyoviy bog'lanish elektrovalent yoki ionli bog'lanish deyiladi. Ionlarning bir-biriga tortilish yo'li bilan hosil bo'lgan birikmalar geteropolyar yoki ionli birikmalar deyiladi.

Ionli birikmalarni elektrmanfiyligi jihatidan bir-biridan keskin farq qiladigan atomlar, masalan, I va II gruppalar bosh gruppachalaridagi elementlarning atomlari bilan VI va VII

gruppalarining bosh gruppachalaridagi elementlarning atomlari hosil qiladi. Ionli birikmalar nisbatan ko'p emas.

Natriy xlorid NaCl molekulari faqat bog' holatdagina mavjud bo'ladi. Ionli birikmalar qattiq (kristall) holatda ma'lum qonuniyat bilan joylashgan musbat va manfiy ionlardan tarkib topadi. Bu holda molekular bo'lmaydi. (3.7-§ ga q.).

Kovalent bog'lanish kimyoviy bog'lanishning ancha umumiy turidir. Bog'lanish nazariyasi ionli bog'lanishning kovalent bog'lanishdan vujudga kelishini umumiy elektron juftning haddan tashqari bir tomonlama qutblanishi (siljishi) bilan tushuntiradi, bunda umumiy elektronlar jufti birikayotgan atomlardan bittasining ixtiyoriga o'tadi. Masalan:



Keltirilgan misolda metallmaslik xossalarini namoyon qiladigan (elektrmanfiyligi $x_{Cl}=3,0$) xlor atomi haddan tashqari bir tomonlama qutblanadi. Molekular elektron bulut (elektronlar jufti) batamom xlor atomiga siljigan bo'ladi. Bu hol elektronning natriy atomidan xlor atomiga o'tganligi bilan barobardir.

Ravshanki, qutbli kovalent bog'lanishni kovalent bog'lanishning qisman bir tomonlama qutblangan turi (bog'lovchi elektron bulut nisbiy elektrmanfiyligi katta bo'lgan atom tomonga siljigan) sifatida qarash mumkin. U ionli va qutbsiz kovalent bog'lanishlar o'rtasida oraliq holatni egallaydi.

Shunday qilib, qutbsiz kovalent, qutbli kovalent va ionli bog'lanishlarning vujudga kelish mexanizmidan muhim farq yo'q. Ular bir-biridan umumiy elektron juftlarning qutblanganlik darajasi (siljiganligi) bilangina farq qildi. Kimyoviy bog'lanish tabiati yagonadir.

Elementlar atomlarining nisbiy elektrmanfiyligi qiymatlari asosida (2.2-jadval) bog'lanishning qutbliligini oldindan aytish mumkin. Bog'langan atomlarning nisbiy elektrmanfiyliklari orasidagi farq (uni Δx orqali belgilaymiz) qancha katta bo'lsa, qutblilik shuncha kuchli ifodalangan bo'ladi. CsF birikmada Δx eng katta qiymatga egadir ($4,1 - 0,7 = 3,4$).

Shunday qilib, atomlar orasidagi kimyoviy bog'lanish $\Delta x \approx 2$ ga qadar ionli bo'ladi: $\Delta x=0$ bo'lsa — bu qutbsiz kovalent bog'lanish; oraliq holatlarda — qutbli kovalent.

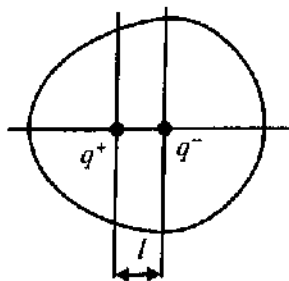
Haqiqatda bog'lanishlar 100% ionli bo'lmaydi. Shu sababli bog'lanishning ionlilik darajasi yoki hissasi haqida so'z yuritiladi.

U tajriba yo'li bilan aniqlanadi. Ma'lum bo'lishicha, hatto CsF birikmada ham ionli bog'lanish 89% ifodalangan ekan, xolos.

Kovalent bog'lanishdan farq qilib, ionli bog'lanish fazoda yo'nalmaganligi va to'yinmasligi bilan tavsiflanadi. Bog'lanishning yo'nalmaganligi shu bilan aniqlanadiki, har qaysi ion go'yo zaryadlangan shar bo'lib, teskari ishorali ionni istalgan yo'nalishda o'ziga tortishi mumkin. Teskari ishorali ionlarning o'zaro ta'siri kuch maydonlarini kompensatsiyalashga olib kelmaydi: ularda o'ziga teskari ishorali ionlarni tortish xususiyati boshqa yo'nalishlarda saqlanib qoladi (to'yinmaganlik). Masalan, NaCl kristalida ha qaysi Na^+ ion oltita Cl^- ion bilan o'zaro ta'sirlashadi (3.16-rasm q.). Shunday qilib, ionli bog'lanish to'yinmaganligi va yo'nalmaganligi tufayli, ionlardan tarkib topgan birikmalar ionli kristal panjarali qattiq moddalar bo'ladi.

3.4-§. Qutbli va qutbsiz molekularlar

Bir tomonlama qutblanish molekulada elektron zichlikning notekis taqsimlanishiga olib keladi. Masalan, HCl molekulasida elektron zichlik vodorod yadrosi atrofida qat'iy qaranganda xlor yadrosi atrofida katta bo'ladi. Molekulada musbat va manfiy zaryadlarning elektr markazlari bir nuqtada ustma-ust tushmaydi, balki bir-biridan ma'lum l masofada bo'ladi (3.12-rasm). Molekula umumiy neytral bo'lgani bilan xlor atomida — q zaryad va vodorod atomida $+q$ zaryadli elektr dipoldan iborat. Bunday bog'lanish valemolekulalar qutbli deyiladi. Molekuladagi atomlarning zaryadi q , effektiv zaryadlar deyiladi (HCl molekulasida $q_{\text{Cl}} = -18\%$, $q_{\text{H}} = +18\%$ elektronning absolut zaryadiga teng, bog'lanishning ionlilik darajasi 18%).



3.12-rasm. Dipol elektr momenti o'zgarmas bo'lgan qutbli molekula.

Bog'lanish va molekulaning qutblilik o'lchovi — dipolning elektr momenti μ («myu») quyidagi ko'paytmadan aniqlanadi:

$$\mu = ql,$$

bunda q — effektiv zaryad; l — dipolning uzunligi.

Cl sistemasida dipolning elektr momenti birligi $3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Kl} \cdot \text{m}$ (kulon · metr) qiymat bilan ifodalanadi.

Dipolning elektr momenti — vektor kattalik. Uning yo'nalishi shartli ravishda musbat zaryaddan manfiy zaryadga tomon — bog'lovchi elektron bulutning siljish tomoniga yo'nalgan, deb qabul qilinadi.

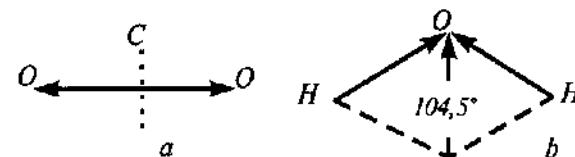
Dipollarning elektr momentlari turli bog'lanishlar va ko'pgina moddalar uchun tajribada aniqlangan (ularning qiymatlari 0 dan $30,6 \cdot 10^{-30} \text{ Kl} \cdot \text{m}$ gacha bo'ladi).

Molekulaning qutbliligi bog'lanishning qutbliligidan farq qilish kerak. AB tipidagi ikki atomli molekularlar uchun bu tushunchalarning ma'nosi bir xil keladi, bu HCl molekulasida misolida ko'rsatib o'tilgan edi. Bunday molekularlarda elementlarning elektrmanfiyliklari bir-biridan qancha ko'p farq qilsa, dipolning elektr momenti shuncha katta bo'ladi.

Ko'p atomli molekularlarda atomlar orasidagi bog'lanish qutbli bo'lishi mumkin. Molekulalarning o'zi esa fazoviy tuzilishiga qarab qutbli ham, qutbsiz ham bo'lishi mumkin. Bunday molekularlarda dipolning elektr momenti qutbli bog'lanishlar soni va ularning yo'nalganligi bilan aniqlanadi. Dipolning elektr momenti alohida bog'lanishlar dipol momentlarining vektor yig'indisiga teng. Masalan, $\text{C}=\text{O}$ bog'lanish dipolning elektr momenti $9 \cdot 10^{-30} \text{ Kl} \cdot \text{m}$ ga, CO_2 molekulasiniki esa nolga teng. Bunga sabab shuki, CO_2 ning chiziqsimon molekulasida bog'lanishlar vektorlari markazdan radial yo'nalgan, shu sababli natijalovchi moment μ nolga teng (3.13-rasm, a.). N_2O ning burchaksimon molekulasida bog'lanishlar $104,5^\circ$ burchak ostida joylashgan va ikkita bog'lanishning vektor yig'indisi μ parallelogramning diagonali bilan ifodalanadi (vektorlar kuchlar parallelogrami qoidasiga muvofiq qo'shiladi, 3.13-rasm, b). Suv uchun $\mu = 6,1 \cdot 10^{-30} \text{ Kl} \cdot \text{m}$. Agar dipollar turli xil elektr momentlari vektorlarning geometrik yig'indisi nolga teng bo'lmasa, u holda molekula qutblangan bo'ladi.

O'z navbatida, μ ning qiymati va yo'nalishiga qarab molekulaning geometrik tuzilishi haqida ma'lum darajada fikr yuritish mumkin. Masalan, CO_2 molekulasida uchun $\mu = 5,4 \cdot 10^{-30} \text{ Kl} \cdot \text{m}$. Ravshanki, u suv molekulasida kabi burchaksimon tuzilgan bo'lishi kerak.

Qutbsiz kovalent bog'lanishli molekularlar qutbsiz yoki gomeopolymolekular deyiladi. Bunday molekularlarda bog'lovchi



3.13-rasm. CO_2 (a) va suv (b) molekularida bog'lanishlar dipol elektr momentlarini geometrik qo'shish.

elektron bulut ikkala atom yadrolari orasida simmetrik taqsimlanadi va yadrolar unga bir xil darajada ta'sir etadi. Bunga bitta elementning atomlaridan tarkib topgan H_2 , F_2 , Cl_2 , O_2 va b. oddiy moddalarning molekulalari misol bo'la oladi. Bunday molekulalar dipolning elektr momenti nolga teng. Yuqorida ta'kidlab o'tilganidek, ko'pchilik murakkab moddalarning simmetrik tuzilgan molekulalarida atomlar orasidagi molekulalar qutbli bo'lsa ham, molekulalarning o'z qutbsiz bo'ladi. Qutbsiz kovalent bog'lanishli moddalar ko'p emas.

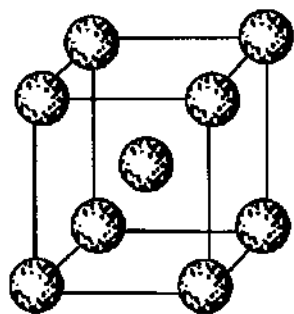
Molekulalarning (va alohida bog'lanishlarning) tashqi elektr maydon ta'sirida qutblanish xususiyati *qutblanuvchanlik* deyiladi. Bu hodisa yaqinlashib kelgan qutbli molekula hosil qilgan maydon ta'sirida ham sodir bo'lishi mumkin. Shu sababli qutblanuvchanlik kimyoviy reaksiyalarda katta ahamiyatga ega.

Molekulaning qutbliligini va uning dipolning elektr momentini e'tiborga olish doimo muhimdir. Moddalarning reaksiyaga kirishish xususiyati dipolning elektr momentiga bog'liq. Odatda molekula dipolning elektr momenti qancha katta bo'lsa, moddaning reaksiyaga kirishish xususiyati shuncha yuqori bo'ladi. Moddalarning eruvchanligi ham dipolning elektr momentiga bog'liq.

Suyuqliklarning qutbli molekulalari ularda erigan elektrolitlarning elektrolitik dissotsilanishiga yordam beradi.

3.5-§. Metall bog'lanish

Ko'pchilik metallar atomlarining tashqi energetik pog'onasida elektronlar soni ko'p bo'lmaydi. Masalan, tashqi pog'onada bittadan elektron 16 elementda, ikkitadan — 58 tadan, uchtdan — 4 elementda bor va faqat Pd ning tashqi pog'onasida bitta har



3.14-rasm. Natriy kristall panjarasining tuzilishi.

elektron yo'q. Ge, Sn, va Pb elementlari atomlarining tashqi pog'onasida 4 tadan elektron, Sb bilan Bi da — 5 tadan va Po da — 6 ta elektron bo'ladi lekin bu elementlarni haqiqiy metallar deb bo'lmaydi.

Metall elementlar oddiy moddalar — metallarni hosil qiladi. Odatdag sharoitda bular kristall moddalardir (simobdan tashqari), 3.14-rasmda natriy kristall panjarasining sxemasi ko'rsatilgan. Ko'rinib turibdiki, natriyning har qaysi atomi sakkizta qo'shni

atom bilan qurshab olingan. Natriy misolida metallardagi kimyoviy bog'lanish tabiatini ko'rib chiqamiz.

Boshqa metallarda bo'lgani kabi natriy atomlarida ham valent orbitalar ortiqcha va elektronlar yetishmaydigan bo'ladi. Masalan, valent elektron ($3s^1$) to'qqizta bo'sh orbitaldan — $3s$ (bitta), $3p$ (uchta) va $3d$ (beshta)dan bittasini egallashi mumkin. Atomlar bir-biriga yaqinlashganida kristall panjara hosil bo'lishi natijasida qo'shni atomlarning valent orbitalari bir-birini qoplaydi, shu tufayli elektronlar bir orbitaldan boshqasiga bema'lol o'tib, metall kristalidagi barcha atomlar orasida bog'lanish hosil qiladi. Kimyoviy bog'lanishning bunday turi *metall bog'lanish* deyiladi.

Atomlarning tashqi pog'onasida valent elektronlar soni bir-biriga yaqin tashqi energetik orbitalarning umumiy soniga nisbatan kam, valent elektronlari esa ionlanish energiyasi kichik bo'lganligi sababli atomda bo'sh tutilib turadigan elementlar metall bog'lanish hosil qiladi. Metall kristallarda kimyoviy bog'lanish juda delokal-lashgan, ya'ni bog'lanishni amalga oshiradigan elektronlar umumlashgan («elektron gaz») va umuman, elektroneytral bo'lgan butun metall parchasi bo'ylab ko'chib yuradigan bo'ladi.

Metall bog'lanish qattiq va suyuq holdagi metallar uchun xosdir. Bu bir-biriga bevosita yaqin joylashgan atomlar agregat-larining xossalariidir. Lekin barcha moddalarning atomlari kabi metallarning atomlari ham bug' holatida bir-biri bilan kovalent bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi. Metallarning bug'lari alohida molekulalardan (bir atomli va ikki atomli) tarkib topgan bo'ladi. Kristalda bog'lanish puxtaligi metall molekulasidagidan kuchli, shu sababli metall kristali hosil bo'lish jarayoni energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

Metall bog'lanish kovalent bog'lanishga ma'lum darajada o'xshaydi, chunki u ham valent elektronlarning umumlashishiga asoslangan. Lekin kovalent bog'lanishni vujudga keltiradigan elektronlar birikkan atomlarga yaqin va ular bilan puxta bog'langan bo'ladi. Metall bog'lanishni hosil qiladigan elektronlar esa barcha kristall bo'ylab erkin harakatlanadi va uning barcha atomlariga tegishli bo'ladi. Xuddi shuning uchun ham kovalent bog'lanishli kristallar mo'rt, metall bog'lanishli lari — plastik, ya'ni ular zarba ta'sirida o'z shaklini o'zgartiradi, yupqa listlar bo'lib yoyiladi va sim bo'lib cho'ziladi.*

Metallarning fizik xossalari metall bog'lanish bilan tushuntiriladi (12.2-§ ga q.).

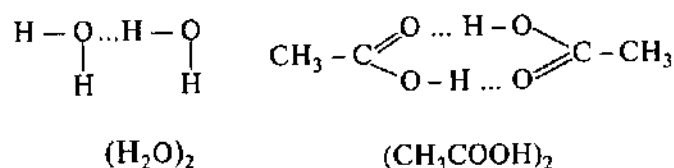
3.6- §. Vodorod bog'lanish

Vodorod bog'lanish — bu kimyoviy bog'lanishning o'ziga xos turidir. U molekulararo va ichki molekular bo'lishi mumkin.

Molekulararo vodorod bog'lanish tarkibiga vodorod hamda juda elektrmanfiy element — fluor, kislorod, azot, ba'zan xlor oltingugurt tutadigan molekular orasida vujudga keladi. Bunda molekulada umumiy elektron jufti vodoroddan elektrmanfiy element tomonga ko'proq siljigan, vodorodning musbat zaryadi esa kichik hajmda to'plangan ekanligi sababli proton boshqa atom yoki ionning bo'linmagan elektron jufti bilan o'zaro ta'sirlashib, bu juftni umumlashtirib oladi. Natijada ikkinchi ancha kuchli bog'lanish vujudga keladi, u *vodorod bog'lanish* deyiladi.

Ilgari vodorod bog'lanish proton bilan boshqa qutbli guruh orasidagi elektrostatik tortishishdan iborat, deb tasavvur qilina edi. Lekin bunday bog'lanish vujudga kelishidan donor akseptor o'zaro ta'sirining ham hissasi bor, deyish to'g'riroq bo'ladi. Fazod yo'nalganlik va to'yinuvchanlik bu bog'lanish uchun xos xususiyatdir.

Odatda vodorod bog'lanish nuqtalar bilan belgilanadi va buning kovalent bog'lanishdan ancha kuchsizroqligi (taxminan 15-20 marta) ko'rsatiladi. Shunga qaramay molekulararni assotsilanishi ana shu bog'lanish tufayli bo'ladi. Masalan, suv hamda sirka kislota dimerlarining (ular suyuq holatda eng barqaror bo'ladi) hosil bo'lishini ushbu sxemalar bilan ko'rsatish mumkin



Bu misollardan ko'rinib turibdiki, vodorod bog'lanish vositasida ikki molekula suv birlashgan, sirka kislota esa ikki molekulada kislota birlashib, siklik struktura hosil qilgan. Vodorod bog'lanish ko'pchilik moddalarning xossalriga ta'sir etadi. Masalan, vodorod fluorid odatdagi sharoitda vodorod bog'lanish tufayli suyuq holatda (19,5° dan pastda) mavjud bo'ladi va tarkibida H_2F dan H_6F_6 gacha tarkibli molekular bo'ladi. Vodorod bog'lanish tufayli gidroflorid — ion HF_2^- hosil bo'ladi:



bu ion tuzlar — gidrofloridlar tarkibiga kiradi (KHF_2 — kaliy gidroflorid, NH_4HF_4 — ammoniy gidroflorid).

Kislorod gruppachasidagi elementlarning vodorodli birikmalariga (H_2S , H_2Se , H_2Te) qaraganda suvning qaynash temperaturasi ancha yuqoriligi (100°C) suv molekulari orasida vodorod bog'lanish borligi bilan tushuntiriladi. Suvning qaynashi uchun vodorod bog'lanishlarni uzishga qo'shimcha energiya sarflash lozim bo'ladi.

Vodorod bog'lanishlar oqsillar, nuklein kislotalar va boshqa biologik muhim birikmalar molekularida ayniqsa ko'p tarqalgan, shu sababli bu bog'lanishlar hayot faoliyati jarayonlarining kimyosida muhim rol o'ynadi.

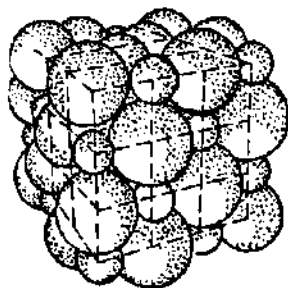
3.7- §. Kristall panjaralarning turlari

Qattiq moddalar, odatda, kristall tuzilishli bo'ladi. Ular zarrachalarning fazoda qat'iy muayyan nuqtalarda to'g'ri joylashuvi bilan tavsiflanadi. Bu nuqtalar bir-birini kesib o'tuvchi to'g'ri chiziqlar bilan fikran birlashtirilsa, *kristall panjara* deyiladigan fazoviy karkas hosil bo'ladi. Zarrachalar joylashgan nuqtalar *kristall panjaraning tugunlari* deyiladi. Faraz qilingan panjaraning tugunlarida ionlar, atomlar yoki molekular bo'lishi mumkin. Ular tebranma harakatda bo'ladi. Harorat ko'tarilishi bilan tebranishlar amplitudasi ortadi, bu jismlarning issiqlikdan kengayishida namoyon bo'ladi.

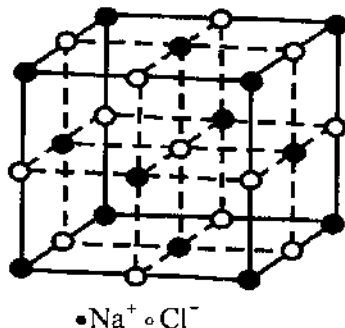
Zarrachalarning turiga va ular orasidagi bog'lanish xarakteriga qarab, kristall panjaraning to'rtta turi bo'ladi: ionli, atomli, molekular va metall panjaralar.

Ionlardan tuzilgan kristall panjaralar ionli panjara deyiladi. Ularni ionli bog'lanishli moddalar hosil qiladi. Bunga natriy xlorid kristali misol bo'lishi mumkin; ilgari aytib o'tilganidek, natriy xlorid kristalida har qaysi natriy ioni oltita xlorid-ion bilan, har qaysi xlorid-ion esa oltita natriy ionlari bilan qurshab olingan. Agar ionlar kristalda joylashgan sharlar sifatida tasavvur qilinsa, yuqoridagi kabi joylashish eng zich joylashishga muvofiq keladi (3.15- rasm). Ko'pincha kristall panjaralar 3.16- rasmda ko'rsatilganidek tasvirlanadi, unda zarrachalarning o'lchamlari emas, balki faqat o'zaro joylashuvi ko'rsatiladi.

Kristalda yoki alohida molekulada ayni zarrachaga zich yaqinlashib kelgan qo'shni zarrachalar soni *koordinatsion son* deyiladi.



3.15-rasm. NaCl ning ionli panjarasida ionlarning fazoviy joylashuvi (mayda sharlar — natriy ionlari).

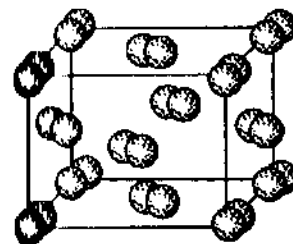


3.16-rasm. NaCl ning kristall panjarasi.

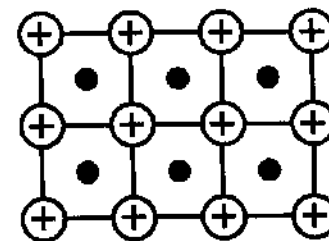
Natriy xloridning panjarasida ikkala ionlarning koordinatsion soni 6 ga teng. Shunday qilib, natriy xlorid kristalida tuzning alohida molekulalarini ajratib olib bo'lmaydi. Ular yo'q. Kristallning hammasini bir xil sondagi Na^+ va Cl^- ionlaridan tarkib topgan ulkan makromolekula sifatida qarash kerak, Na_nCl_n , bundan n — katta son (3.15- rasmga q.) Bunday kristallda ionlar orasidagi bog'lanish juda puxta bo'ladi. Shu sababli ionli panjarali moddalar nisbatan juda qattiq bo'ladi. Ular qiyin suyuqlanadigan kam uchuvchidir.

Ionli kristallarning suyuqlanishi ionlarning bir-biriga nisbatan geometrik to'g'ri joylashuvining buzilishiga va ular orasidagi bog'lanish puxtaligining kamayishiga olib keladi. Shuning uchun ularning suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadi. Ionli birikmalar, odatda, qutbli molekulalardan tarkib topgan suyuqliklarda, masalan, suvda oson eriydi.

Tugunlarida alohida atomlar bo'ladigan kristall panjaralar **atomli panjaralar** deyiladi. Bunday panjaralardan atomlar o'zaro puxta kovalent bog'lanishlar bilan birikkan bo'ladi. Bunga olmos — uglerodning modifikatsiyalaridan biri misol bo'la oladi. Olmos uglerod atomlaridan tarkib topgan bo'lib, ularning har biri qo'shni to'rtta atom bilan bog'langan. Olmosda uglerodning koordinatsion soni 4. Olmosning strukturasi 11.1- rasmga ko'rsatilgan. Natriy xloridning panjarasidagi kabi olmosning panjarasida ham molekulalar bo'lmaydi. Kristallning hammasini yirik molekula sifatida qarash kerak. Anorganik kimyoda atomli kristall panjarali ko'p moddalar ma'lum. Ularning suyuqlanish temperaturallari yuqori (olmosniki 350°C dan yuqori), mustahkam, qattiq, suyuqliklarda amalda erimaydi. Atomli kristall panjara qattiq bor,



3.17-rasm. Yodning kristall panjarasi.



3.18-rasm. Metall panjarani sxema tarzida tasvirlash.

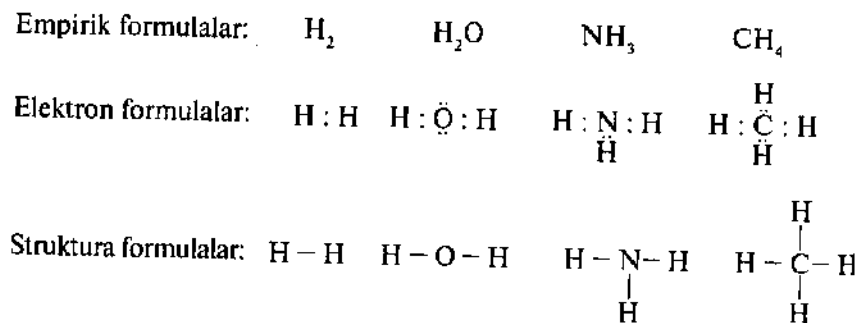
kremniy, germaniy va ba'zi elementlarning uglerod va kremniy bilan hosil qilgan birikmalari uchun xosdir.

Molekulalardan (qutbli va qutbsiz) tarkib topgan kristall panjaralar **molekular panjaralar** deyiladi. Bunday panjaralarda molekulalar bir-biri bilan nisbatan bo'sh molekulalararo kuchlar vositasida birikkan bo'ladi. Shuning uchun molekular panjarali moddalarning qattiqligi kam va suyuqlanish temperaturallari past bo'ladi, suvda erimaydi yoki kam eriydi, ularning eritmalari elektr tokini deyarli o'tkazmaydi. Molekular panjarali anorganik moddalarning soni ko'p emas. Ularga muz, qattiq uglerod (IV) oksid („quruq muz“), qattiq vodorod galogenidlari, bir atomli (modir gazlar), ikki (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , H_2 , O_2 , N_2), uch (O_3), to'rt (P_4) va sakkiz (S_8) atomli molekulalardan hosil bo'lgan qattiq oddiy moddalar misol bo'ladi. Yodning molekular kristall panjarasi 3.17- rasmga ko'rsatilgan. Kristall organik birikmalarning ko'pchiligi molekular panjarali bo'ladi.

Qattiq holatda metallar **metall** kristall panjaralar hosil qiladi. Ular, odatda, valent elektronlar, ya'ni manfiy zaryadlangan „elektron gaz“ bilan yagona bo'lib bog'langan metall kationlarning birikmasi sifatida tasavvur qilinadi. Elektronlar kationlarni elektrostatik tortib, panjaraning barqarorligini ta'minlaydi. 3.18- rasmga metall panjaraning sxematik tasviri ko'rsatilgan (erkin elektronlar nuqtalar bilan ko'rsatilgan). Uni kristall panjaralarning boshqa turlari bilan taqqoslang.

3.8- §. Struktura formulalar

Birikmalarning tarkibi kimyoviy formulalar: empirik, elektron va struktura formulalar ko'rinishida tasvirlanadi. Misol tariqasida vodorod, suv, ammiak va metan molekulalarining tegishli formulalarini yozamiz:

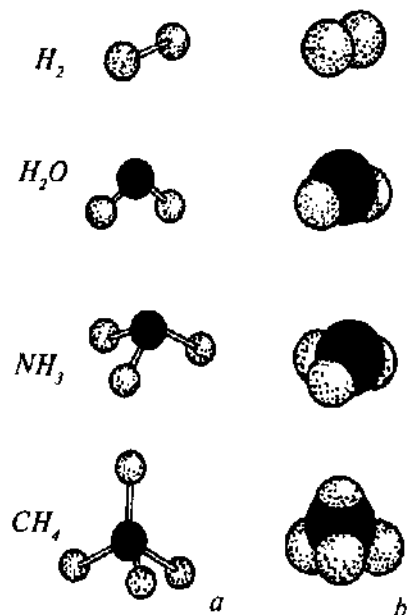


Empirik yoki molekular formulalar molekularning faqat miqdoriy va sifat tarkibini, ya'ni birikmalardagi atomlarning turi va sonini ko'rsatadi.

Elektron formulalar elementlarning simvollaridan tarkib topgan bo'lib, ularning atrofida tashqi pog'onadagi elektronlar, atomlar orasiga esa — bog'lovchi elektron juftlar nuqtalar sifatida qo'yiladi. Bu formulalar molekulada atomlarning birikish tartibini, shuningdek, kimyoviy bog'lanish tabiatini va molekularning atomlardan hosil bo'lish mexanizmini ko'rsatadi, shu sababli

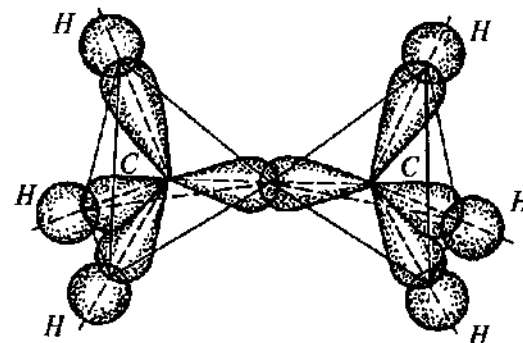
birikmalarning turli reaksiyalardagi o'zgarishlarini tushuntirish uchun ko'p qo'llaniladi. Elektron formulalarda atomlar orasidagi ikki nuqta elektron bulutlarning bir-birini qoplash joyini, demak, bog'lovchi elektron bulutning eng zich joyini ham ko'rsatadi.

Strukturaviy elektron formulalar, boshqacha aytganda, tuzilish formulalari — bular har qaysi bog'lovchi elektronlar jufti chiziqli (shtrix) bilan tasvirlangan formulalardir. Ular ham elektron formulalar kabi molekulada atomlarning birikish tartibini, ularning bir-biri bilan o'zaro bog'liqligini ko'rsatadi. Soddalashtirish maqsadida struktura formulalarni qisqartirilgan, faqat zanjirni hosil



3.19-rasm. Molekularning modellari:

a—shar-sterjenli; b— masshtabli.



3.20-rasm. Etan molekulasini.

qiluvchi atomlar orasidagi bog'lanish ko'rsatilgan holda tasvirlash qabul qilingan. Masalan, etan CH_3-CH_3 , etilen $CH_2=CH_2$, asetilen $CH\equiv CH$, butan $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$. Struktura formulasi molekularlardagi atomlarning fazoviy joylashuvini aks ettirmaydi, bu joylashuv, odatda, ancha murakkab bo'ladi. Uni shar-sterjenli va masshtabli modellari (3.19-rasm) yordamida ko'rsatish mumkin. Shar-sterjenli modellarda atomlar bir-biri bilan valent bog'lanishlarni ko'rsatuvchi sterjenlar yordamida biriktiriladi, masshtabli modellarda plastilin sharchalar bir-biriga bosib joylashtiriladi, bu bilan molekula bo'shlig'ining to'lganligi ko'rsatiladi. Ikkala model ham molekularning shaklini yaqqol ko'rsatadi. Uglerod to'rtga bir xil vodorod atomlari bilan birikkan metan molekulasining modelini tetraedr (to'g'ri to'rtyoqlik) ko'rinishida tasavvur etish mumkin: uning markazida uglerod atomi, uchlarida esa vodorod atomlari turadi (3.11-rasm). Shunday qilib, uglerodning to'rtta valentligi fazoda tetraedring to'rtta uchiga qarab yo'nalgan. Bu yo'nalishlar uglerod zanjirlari hosil bo'lishida ham saqlanib qoladi. Etanning molekulasini uchlari bilan birikkan ikkita tetraedrdan iborat shakl sifatida tasavvur etish mumkin (3.20-rasm) va h.k.

Kimyoda, odatda atomlar fazoviy joylashganligini eslatilgani holda struktura formulalardan foydalaniladi. Bu formulalar faqat kovalent bog'lanishli, molekular kristall panjarali birikmalar uchunгина qo'llaniladi. Organik birikmalarning juda ko'pchiligi, ko'pgina kislota va ba'zi metallmaslarning oksidlari molekular kristall panjarali bo'ladi.

3.9- §. Oksidlanish darajasi

Oksidlanish darajasi kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U atomning birikmadagi holatini tavsiflash uchun kiritilgan.

Bu tushunchani ta'riflashda birikmada bog'lovchi (valent) elektronlar elektrmanfiyroq atomlarga o'tadi, shu sababli birikma faqat musbat va manfiy zaryadlangan ionlardan tarkib topadi, deb shartli ravishda taxmin qilingan. Haqiqatda esa ko'pchilik hollarda elektronlar batamom berilmaydi, balki elektronlar jufti yoki aniqrog'i, bog'lovchi elektron bulut bir atomdan ikkinchi atomga tomon siljiydi, xolos.

Oksidlanish darajasi — bu birikmadagi atomning birikma faqat ionlardan tarkib topgan, degan taxmin asosida hisoblab topilgan shartli zaryadidir.

Bu tushunchani boshqacha ta'riflash ham mumkin: *oksidlanish darajasi* — bu atomning birikmadagi boshqa atomlar bilan bog'lanishida ishtirok etgan elektronlar jufti elektrmanfiyroq atomlarga o'tgandagi, bu xil atomlarga tegishli elektron juftlar esa ular orasida bo'linganda atomda paydo bo'ladigan elektr zaryadidir.

Keltirilgan ta'riflardan oksidlanish darajasi elektr zaryadining qiymatini (elektron zaryadi birliklarida) ifodalaydi va molekula yoki iondagi har qaysi bog'lanish elektronlarining elektrmanfiyroq atomlarga taalluqli ekanligi haqidagi taxminga asoslanadi, degan xulosa kelib chiqadi.

Oksidlanish darajasi manfiy, musbat va nol qiymatga ega bo'lishi mumkin, u odatda + yoki - ishorali arab raqamlari bilan ifodalanadi va element simvolining tepasiga qo'yiladi. Masalan,



Boshqa atomlardan elektronlar olgan, ya'ni bog'lovchi elektron bulut o'zi tomonga siljigan atomlar oksidlanish darajasining qiymati manfiy bo'ladi. Ftor atomi barcha birikmalarida manfiy oksidlanish darajasiga (-1) ega bo'ladi. O'zining elektronlarini boshqa atomlarga beradigan, ya'ni bog'lovchi elektron bulut o'zidan nariga siljigan atomlar oksidlanish darajasining qiymati musbat bo'ladi. Bundaylarga birikmalardagi metallar kiradi. Ishqoriy metallarning oksidlanish darajasi +1, ishqoriy-yer metallarniki +2.

Oddiy moddalarning, masalan, vodorod, xlor, azotning molekularidagi atomlarning oksidlanish darajasi nol qiymatga ega bo'ladi, chunki bunda elektron bulut ikkala atomga bir xil darajada taalluqli bo'ladi. Agar modda atom holatida bo'lsa, uning atomlarining oksidlanish darajasi ham nolga teng.

Oksidlanish darajasi kasr son bo'lishi ham mumkin. Masalan, magnitli temirtosh Fe_3O_4 dagi temirning oksidlanish darajasi $8/3$ ga teng.*

Bir atomli ionlarda oksidlanish darajasi ionning zaryadiga teng: K^+ ioni uchun +1, Ba^{2+} ioni uchun +2, S^{2-} ioni uchun -2 va h.k.

Birikmalarning ko'pchiligida vodorod atomlarining oksidlanish darajasi +1 bo'ladi, faqat metallarning gidridlarida, masalan, NaH , CaH_2 da u -1 ga teng. Kislorodning oksidlanish darajasi ko'pchilik birikmalarda -2 bo'ladi, lekin masalan, fluor bilan birikmasi F_2O da +2, peroksidlarda esa -1.

Bu ma'lumotlardan foydalanib, murakkab birikmalardagi atomlarning oksidlanish darajasini hisoblab topish mumkin; bunda birikmadagi atomlar oksidlanish darajalarining algebraik yig'indisi doimo nolga, murakkab ionda esa ionning zaryadiga tengligini e'tiborga olish lozim.

Misol sifatida fosfat kislota H_3PO_4 dagi fosforning oksidlanish darajasini hisoblab topishni ko'rib chiqamiz. Birikmalardagi barcha atomlar oksidlanish darajalarining yig'indisi nolga teng bo'lishi kerak. Shu sababli fosforning oksidlanish darajasi x orqali belgilab hamda bizga ma'lum bo'lgan vodorodning oksidlanish darajasi (+1) bilan kislorodning oksidlanish darajasi (-2) ni ularning birikmadagi atomlari soniga ko'paytirib, tenglama tuzamiz:

$$(+1) \cdot 3 + x + (-2) \cdot 4 = 0, \quad \text{bunda } x = +5$$

Xromning $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ iondagi oksidlanish darajasini topish talab qilinadi, deb faraz qilaylik. Iondagi barcha atomlar oksidlanish darajalarining yig'indisi ionning zaryadiga teng bo'lishi kerak. U holda $2x + (-2) \cdot 7 = -2$, bundan $2x = +12$, $x = +6$.

Ko'pchilik atomlarning (va demak, elementlarning ham) oksidlanish darajalarining qiymati bir necha bo'ladi. Misol tariqasida davriy sistemaning VII gruppasidagi elementlarni — xlor bilan manganesni keltirish mumkin. Xlorid kislotalarda xlorning oksidlanish darajasi -1 ga teng, erkin holda Cl_2 molekulasida nolga teng; gipoxlorit HClO , xlorit HClO_2 , xlorat HClO_3 , perxlorat HClO_4 kislotalarda tegishli +1, +3, +5 va +7 ga teng. MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_3O_4 , K_2MnO_4 , KMnO_4 birikmalarda manganesning

* Fe_3O_4 qo'shaloq oksid ekanligi tufayli $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ larda temir birida +2, ikkinchisida +3 ekanligi to'g'riroq.

oksidlanish darajasi tegishli +2, +3, +4, +8/3, +6 va +7 ga teng. VII gruppada elementlarining atomlarida eng yuqori musbat oksidlanish darajasi +7 ga teng.

VI gruppada elementlari, masalan, oltingugurt atomlarining birikmalaridagi o'ziga xos bo'lgan oksidlanish darajalari -2, +4 +6. Bu elementning eng yuqori oksidlanish darajasi +6 ga teng.

V gruppada azot HNO_3 , NO_2 , HNO_2 , NO , N_2O , NH_3 birikmalarda tegishli +5, +4, +3, +2, +1, -3 ga teng oksidlanish darajalarini namoyon qiladi. Uning yuqori oksidlanish darajasi +5 ga teng.

IV gruppada elementlarning birikmalarida eng yuqori oksidlanish darajasi +4 ga teng. III gruppada elementlarida +3, I gruppada elementlarida +2, ishqoriy metallarda esa +1 ga teng.

Oksidlanish darajasini bilgan holda binar birikmalarining formulalari tuziladi. Masalan, kremniy nitridning formulasini yozish uchun azotning nisbiy elektrmanfiyligi kremniynikidagikatta ekanligini 2.2-jadvaldan aniqlaymiz. Azotga tomon siljiydigan elektronlar soni 4 ga teng va kremniyning oksidlanish darajasi +4. Azot atomiga tomon 3 elektron siljishi mumkin (uning *p*-orbitallarida 3 ta juftlashmagan elektronlar bor). Bunda azotning oksidlanish darajasi -3 ga teng, Si^{+4} va N^{-3} birikmasining formulasi Si_3N_4 bo'ladi.

Bog'lanish hosil qilishda atomning barcha valent elektronlari ishtirok etganida atom *yuqori musbat oksidlanish darajasini* namoyon qiladi. Son jihatdan u davriy sistema gruppasining tartib raqamiga teng va elementning birikmalaridagi muhim miqdoriy xarakteristikasi hisoblanadi. Elementning birikmalarida uchraydigan eng kichik oksidlanish daraja qiymati *quyi oksidlanish darajasi* deyiladi. Elementning qolgan barcha oksidlanish darajalari *o'rtacha* yoki *oraliq* oksidlanish darajalari deyiladi. Masalan, oltingugurt atomida (elementida) eng yuqori oksidlanish darajasi +6 ga teng, quyisi -2, oraliq oksidlanish darajasi +4.

Elementlar oksidlanish darajalarining davriy sistemaning gruppalari bo'yicha o'zgarishi tartib raqami ortishi bilan elementlar kimyoviy xossalari davriy o'zgarishini aks ettiradi.

Shu o'rinda 1-4 davr elementlari birikmalarida kuzatiladigan oksidlanish darajalarining barcha qiymatlarini aks ettiradigan rasmni keltirish lozim.

Oksidlanish darajasini turli moddalarni klassifikatsiyalashda, ularning xossalari bayon qilishda va oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini ko'rib

chiqishda tatbiq etish, ayniqsa qulaydir. Buni bir necha misollarda ko'rsatib o'tamiz, $\text{HPO}_3(+5)$, $\text{H}_3\text{PO}_4(+5)$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7(+5)$, $\text{H}_3\text{PO}_3(+3)$ kislotalarda fosforning oksidlanish darajasini aniqlab, dastlabki uchta kislota bir-biriga o'xshash birikmalar, degan xulosaga kelish mumkin, chunki ular fosforning oksidlanish darajasi bir xil va +5 ga teng hamda xossalari jihatdan fosfit kislota H_3PO_3 dan farq qiladi, bu kislota fosforning oksidlanish darajasi +3 ga teng.

Ikkinchi misol — SO_2 ning SO_3 ga va HSO_3^- ning HSO_4^- ga qadar oksidlanishi. Ikkala holda ham oltingugurtning oksidlanish darajasi +4 dan +6 ga qadar o'zgaradi, ya'ni o'sha oksidlanish jarayonining o'zi sodir bo'ladi.

Elementning birikmadagi oksidlanish darajasini bilgan holda bu birikma oksidlanish yoki qaytarilish xossalari namoyon qilishini oldindan aytish mumkin. Masalan, sulfat kislota H_2SO_4 da oltingugurt eng yuqori oksidlanish darajasida (+6) bo'ladi va demak, boshqa elektronlar bera olmaydi, shu sababli sulfat kislota faqat oksidlovchi bo'lishi mumkin. Vodorod sulfid H_2S da oltingugurt, aksincha, quyi oksidlanish darajasiga (-2) ega va boshqa elektronlar qabul qila (oktet hosil qila) olmaydi, shu sababli vodorod sulfid faqat qaytaruvchi bo'lishi mumkin. Lekin sulfat kislota H_2SO_3 (unda oltingugurt oraliq oksidlanish darajasi +4 ga ega va elektronlar berishi ham, biriktirib olishi ham mumkin) sharoitga qarab oksidlash xossalari ham, qaytarish xossalari ham namoyon qilishi mumkin. Oltingugurtning analoglari — selen va tellurning bir tipdagi birikmalari haqida ham shunday xulosa chiqarish mumkin. Selen va tellur atomlari yuqori oksidlanish darajalarida oksidlanish darajasi +4 va ayniqsa -2 bo'lgan atomlardan keskin farqlanadi. Bu gap davriy sistemaning boshqa gruppachalaridan elementlarga ham taalluqlidir.

Oksidlanish darajasi tushunchasi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini o'rganishda (7-bobga q.) ayniqsa keng qo'llaniladi.

3.10- §. Kimyoviy bog'lanish hamda valentlik

Atomning (elementning) *valentligi* ham kimyoning asosiy tushunchalari qatoriga kiradi. U elementlar atomlarining kimyoviy bog'lanishlar hosil qilish xususiyatlarini aks ettiradi. Ilgari bu kattalik ayni elementning bitta atomi birikadigan bir valentli elementning atomlar soni sifatida aniqlanar edi. Masalan, xlorid kislota HCl da xlor bir valentli, suv H_2O da kislorod ikki valentli, ammiak NH_3 da azot uch valentli, metan CH_4 da uglerod to'rt valentli, PCl_5 da fosfor besh valentli, SF_6 da oltingugurt olti valentli, ReF_7 da reniy yetti valentli, XeO_4 da ksenon sakkiz valentli.

Valentlik va struktura formulalarining fizik ma'nosini tushunishga atomlarning tuzilishi va kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot

yordam berdi. Elementlarning atomlari elektronlar berish, biriktirib olish yoki umumiy elektron juftlar hosil qilish xususiyatiga ega. Atomlar orasida kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etadigan elektronlar *valent* elektronlar deyiladi. Bular eng bo'sh bog'langan elektronlardir.

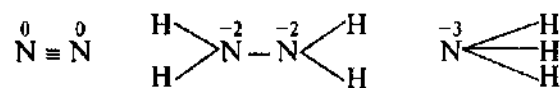
Kimyoviy elementlarda atomdagi valent elektronlarning umumiy soni, odatda, D.I. Mendeleyev elementlar davriy sistemasining gruppasi nomeriga teng bo'ladi. Masalan, oltingugurt atomida (VI gruppasi elementi) hammasi bo'lib 16 elektron bor, ulardan 6 tasigina valent elektronlardir.

Valent elektronlarga, avvalo tashqi tugallanmagan pog'onalaridagi elektronlar kiradi. Lekin tashqaridagi ikkinchi pog'onaning (masalan, *d*-elementlar elektronlari), shuningdek, tashqaridan uchinchi pog'onaning (masalan, *f*-elementlarida) elementlari ham valent elektronlar bo'lishi mumkin.

Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot rivojlanishi bilan valentlik haqidagi tushunchalarning o'zi ham o'zgaradi. Hozirgi vaqtda **valentlik berilgan atom boshqa atomlar bilan birikkan kimyoviy bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadi.**

Atom hosil qila oladigan bog'lanishlar soni uning juftlashmagan elektronlari soniga teng. Eng oddiy hollarda element atomining valentligi ham unda umumiy elektronlar jufti hosil qilishga ketadigan juftlashmagan elektronlar soni bilan aniqlanadi. Bunda hosil bo'lgan bog'lanishlarning qutbliligi e'tiborga olinmaydi, shu sababli valentlikning ishorasi bo'lmaydi. Shuni ta'kidlab o'tish kerakki, bog'lanishlar soni sifatida aniqlanadigan valentlik, manfiy bo'lishi ham, nolga teng bo'lishi ham mumkin emas.

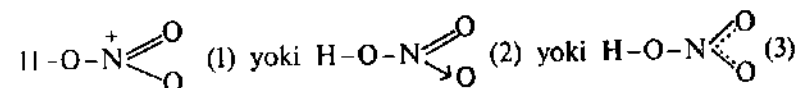
Bu holatni azot N_2 , gidrazin N_2H_4 , ammiak NH_3 , ammoniy ioni NH_4^+ va nitrat kislota HNO_3 misollarida ko'rib chiqamiz. Azot atomida elektronlarning kvant katakchalar bo'yicha taqsimlash sxemasi 2.7- § da berilgan. Undan osongina shunday xulosa chiqarish mumkinki, azotning uchta juftlashmagan elektroni bo'lgani sababli u uchta kimyoviy bog'lanish hosil qilishi mumkin va uning valentligi uchga teng. Kovalent bog'lanishning har qaysi elektron juftini chiziqcha bilan belgilab, struktura formulalarini olamiz:



Bu birikmalarning hammasida azot uch valentli. Lekin azotning oksidlanish darajasi turlicha va mos ravishda 0, -2, -3 ga teng

(amvollar ustidagi raqamlar). Ammoniy ioni NH_4^+ da azot to'rt valentli (to'rtta bog'lanishi bor, 3.1- § ga q.), lekin oksidlanish darajasi -3 ga teng. NH_3 molekulasiga proton biriktirib olinganda azotning valentligi 3 dan 4 ga qadar ortadi, lekin oksidlanish darajasi o'zgarmay qoladi.

Nitrat kislota molekulasida ham azotning valentligi to'rtga teng. Hozirgi vaqtda nitrat kislotaning struktura formulasi quyidagicha tasvirlanadi:



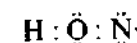
Bunda kislorodning faqat azot bilan bog'langan ikkala atomi teng qimmatli ekanligi nazarda tutiladi; ular azot atomidan bir xil masofada turadi va har qaysisining zaryadi elektronning yarimta zaryadiga teng, ya'ni azotning to'rtinchi bog'lanishi kislorodning ikkita atomi orasida teng taqsimlangan. Bunda molekuladagi atomlar tashqi pog'onalarining elektron konfiguratsiyasi barqaror bo'ladi: kislorod bilan azotda sakkiz elektronli, vodorodda esa ikki elektronli pog'onaga aylanadi.

Nitrat kislotaning elektron strukturasi birin-ketin shunday keltirib chiqarish mumkin.

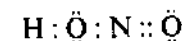
1. Vodorod atomi kislorod atomi bilan kovalent bog'lanish orqali bog'lanadi:



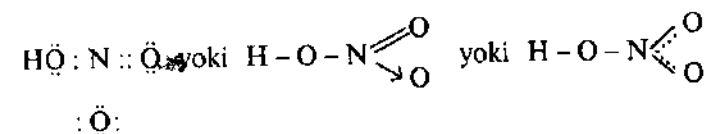
2. Kislorod atomi juftlashmagan elektroni hisobiga azot atomi bilan kovalent bog'lanish hosil qiladi:



3. Azot atomining ikkita juftlashmagan elektroni kislorodning ikkinchi atomi bilan kovalent bog'lanish hosil qiladi:



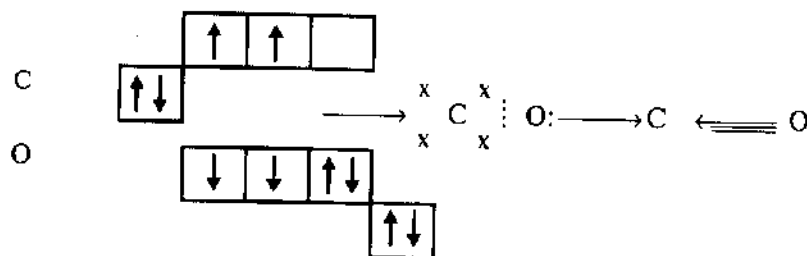
4. Kislorodning uchinchi atomi qo'zg'algan holatga kelib, juftlashmagan elektronlarining juftlashishi yo'li bilan (qo'zg'algan holatda shunday juftlashuv bo'lishi mumkin) erkin *2p*-orbital hosil qiladi. Azotning bo'linmagan jufti uchinchi kislorod atomining erkin orbitali bilan o'zaro ta'sirlashib, nitrat kislota molekulasini hosil qiladi:



Nitrat kislotada azot atomi 2-*s* pog'onachadan bitta elektronini kisloro atomlaridan biriga berishi mumkin va bunda uning to'rtta juftlashmaga elektroni bo'ladi, ya'ni N^+ holida (birinchi formula) to'rt valentli bo'li qoladi.

Azot besh valentli bo'la olmaydi. Valentlikning atomning tashqi pog'onasida mumkin bo'lgan orbitallari (kvant katakchalari) soniga teng qiymati uning eng yuqori chegarasi hisoblanadi. Azot joylashgan 2-dav elementlari atomlarining tashqi pog'onasida to'rtta orbital bor: bitta *s*- va uchta *p*- orbital. Demak, kovalent bog'lanishlarning (shu jumladan, donor-akseptorli mexanizm bo'yicha hosil bo'lganlarining ham) maksimumi 4. Davr tartib raqami ortishi bilan hosil qilinadigan bog'lanishlari soni ko'payadi, ya'ni elementlarning valentligi kattalashadi. Lekin azotning nitrat kislotadagi oksidlanish darajasi +5 ga teng.

Atomlarning valentligini aniqlashga yana bitta misol ko'rib chiqamiz. CO molekulasida kimyoviy bog'lanish juda puxta (1071 kJ/mol), uglerod (II) oksidning fizik xossalari esa azotning xossalariга yaqin. Bu hol CO molekulasida uchlamchi bog'lanish hosil bo'lishi bilan tushuntiriladi:



Bu sxemadan ko'rinib turibdiki, uglerod va kislorod atomlarining ikkita juftlashmagan elektronlari hisoblangan ikkita kovalent bog'lanish vujudga keladi. Uchinchi bog'lanish kislorod atomining (donorning) bo'linmagan elektron jufti bilan uglerod atomining (akseptorning) erkin orbitali (sxemada uglerodning elektronlari krestchalar bilan tasvirlangan) hisobiga donor-akseptorli mexanizm bo'yicha paydo bo'ladi. Shunday qilib, uglerod (II) oksidida uglerod bilan kislorodning valentligi 3 ga teng, oksidlanish darajalari esa uglerodniki +2, kislorodniki -2.

Bu ikkala tushunchani o'zaro taqqoslab ko'ramiz. Oksidlanish darajasi — shartli, rasmiy tushuncha. Masalan, vodorod xloridida xlorning effektiv zaryadi -0,18 ga, natriy xloridida esa -0,87 ga teng, lekin xlorning oksidlanish darajasi -1 ga teng (faqat biriktirib olingan va berilgan elektronlar soni e'tiborga olinadi).

Bundan tashqari, moddalarning ko'pchiligi ionlardan tarkib topmagan (oksidlanish darajasining ta'rifiga q.).

Ko'pchilik hollarda element atomining oksidlanish darajasi u hosil qiladigan bog'lanishlar soniga mos kelmaydi, ya'ni shu elementning valentligiga teng emas. Bu, ayniqsa, organik birikmalarda uglerodning valentligi 4 ga teng (to'rtta bog'lanish hosil qiladi), lekin uglerodning oksidlanish darajasi metan CH_4 da -4, metanol CH_3OH da -2, formaldegid CH_2O da -0, chumoli kislotasi $HCOOH$ da +2, CO_2 da +4. Buni oson hisoblab topish mumkin.

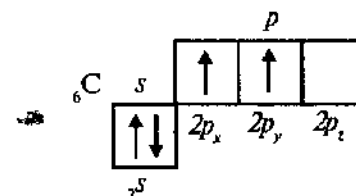
Valentlik kovalent kimyoviy bog'lanishlar, shu jumladan donor-akseptorli mexanizm bo'yicha vujudga kelgan bog'lanishlar soni bilan o'lchanadi. Kovalent bog'lanish bo'lmaydigan birikmalarda atomlarning valentligi haqida gap yuritib bo'lmaydi, bunda oksidlanish darajasi haqida gapirish kerak. Anorganik kimyoda ko'pchilik hollarda atomning valentligi muayyanligini yo'qotadi: uning son qiymati birikmaning kimyoviy tuzilishini bilishga bog'liq bo'ladi.

Ko'pchilik anorganik birikmalarning formulalariga qarab elementlarning valentligi haqida emas, balki ularning oksidlanish darajasi haqidagina fikr yuritish mumkin. Shu sababli anorganik kimyoda oksidlanish darajasi tushunchasini, organik kimyoda esa — valentlik tushunchasini qo'llagan ma'qul (valentlik — A.M. Butlerovning organik birikmalar tuzilish nazariyasining asosiy tushunchasidir). Bunga sabab shuki, ko'pchilik anorganik birikmalar nomolekular tuzilgan, organik birikmalarning ko'pchiligi esa molekular tuzilgan. Bu ikki tushunchani hatto ular son jihatdan bir-biriga mos kelganda ham aynan bir tushuncha deb bo'lmaydi.

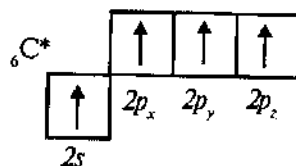
3.11- §. Namunaviy masalalar yechish. Valentlik va oksidlanish darajasi

1- masala. Nima uchun uglerod ko'pchilik birikmalarida to'rt valentli bo'ladi?

Yechish. Uglerodning qo'zg'alman atomida tashqi pog'onasidagi elektronlar orbitallari bo'yicha quyidagicha taqsimlanadi:



Bu sxemaga ko'ra uglerod 2 valentli, chunki eng oddiy hok valentlik juftlashmagan elektronlar soni bilan aniqlanadi. Lekin uglerod atomida bitta bo'sh $2p$ -orbital bor va nisbatan oz energiya sarflanganda bitta $2s$ -elektron $2p$ -holatiga o'tadi, natijada juftlashmagan elektronlarning umumiy soni to'rtga yetadi:



Elektronning $2s$ - dan $2p$ - ga o'tishi uchun sarflangan energiyani ikkita qo'shimcha bog'lanish vujudga kelishida chiqadigan energiya ortig'i bilan qoplaydi.

2- masala. Quyidagi molekular va iondagi azotning oksidlanish darajasini aniqlang: a) N_2O_4 , b) $(NH_4)_2CO_3$, d) NO_2^- .

Yechish. a) Azotning oksidlanish darajasi x , kislorodniki -2 . Molekulaning neytralligiga asosan tenglama tuzamiz:

$$2x + 4(-2) = 0,$$

bundan $x = +4$, ya'ni N_2O_4 da azotning oksidlanish darajasi $+4$ ga teng.

b) Karbonatlarda (karbonat kislota H_2CO_3 ning tuzlarida) vodorodning oksidlanish darajasi $+1$, kislorodniki -2 , uglerodniki $+4$, azotniki x ga teng. Tenglama tuzamiz:

$$2x + 2(+1) + (+4) + 3(-2) = 0,$$

bundan $x = -3$, ya'ni $(NH_4)_2CO_3$ da azotning oksidlanish darajasi -3 ga teng.

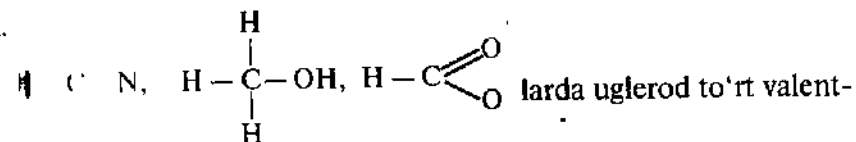
d) Kislorod bilan azotning oksidlanish darajalari tegishli -2 va x ga teng. NO_2 ionning zaryadi -1 ga tengligini e'tiborga olib, tenglama tuzamiz:

$$x + 2(-2) = -1.$$

Bundan $x = +3$, ya'ni NO_2 ionda azotning oksidlanish darajasi $+3$ ga teng.

3- masala. HCN , CH_3OH , $HCOH$ birikmalarda uglerodning valentligini va oksidlanish darajasini aniqlang.

Yechish. Bu birikmalarning struktura formulalaridan



larga uglerod to'rt valentli, degan xulosaga kelamiz, uning oksidlanish darajasi esa quyidagiga teng bo'ladi:

$$\begin{array}{ll} HCN \text{ da} & : \quad 1 + x + (-3) = 0, \quad x = +2; \\ CH_3OH \text{ da} & : \quad x + 3(+1) + (-2) + 1 = 0, \quad x = -2; \\ HCOH \text{ da} & : \quad 1 + x + (-2) + 1 = 0, \quad x = 0 \end{array}$$

Kimyoviy bog'lanish

1-masala. Quyidagi birikmalar qatorida birikmalarning barqarorligi qanday o'zgarishini aniqlang: HF , HCl , HBr , HJ .

Yechish. Bu ikki atomli molekullarda bog'lanish puxtaligi bog'lanishning uzunligiga bog'liq. Ftordan yodga o'tilganda atom radiusi kattalashganligi sababli bu yo'nalishda H -galogen bog'lanish uzunligi ham ortadi, ya'ni birikmalarning barqarorligi ftordan yodga o'tganda kamayadi.

2- masala. Oltingugurt kaliy, vodorod, brom va uglerod bilan kimyoviy bog'lanish hosil qiladi. Bu bog'lanishlardan qaysi birining qutbliligi eng ko'p va qaysi biriniki eng kam? Bog'lanishning elektron buluti qaysi atom tomonga siljishini ko'rsating.

Yechish. Atomlarning nisbiy elektrmanfiyliklari qiymatidan (2.2- jadvalga q.) foydalanib, oltingugurtning nisbiy elektrmanfiyligi u bilan kimyoviy bog'lanish hosil qiladigan atomlarning nisbiy elektrmanfiyliklaridan qancha farq qilishini (Δx qiymatini) topamiz:

$$\Delta x_{S-K} = 2,5 - 0,8 = 1,7 \text{ oltingugurt atomidan S tomoniga siljiydi;}$$

$$\Delta x_{S-H} = 2,5 - 2,1 = 0,4 \text{ vodorod atomidan S tomoniga siljiydi;}$$

$$\Delta x_{S-Br} = 2,8 - 2,5 = 0,3 \text{ oltingugurt atomidan Br tomoniga siljiydi;}$$

$$\Delta x_{S-C} = 2,5 - 2,5 = 0 \text{ ikkala elementning nisbiy elektrmanfiyligi bir xil, siljish kuzatilmaydi.}$$

Δx ning absolut qiymati qancha katta bo'lsa, bog'lanish shuncha qutbli bo'ladi.

3-BOBGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

3.1. Molekulada qaysi turdagi kimyoviy bog'lanish bo'lgan moddalarning suyuqlanish temperaturasi nisbatan past bo'lib, ular elektr tokini o'tkazmaydi va suvda yomon erish xususiyatiga ega bo'ladi?

A) ionli B) kovalent C) qutbli kovalent D) donor-akseptor E) metallik

Yechish. Test shartida sanab o'tilgan xususiyatga ega bo'lgan moddalar tarkibidagi molekulalar qutbsiz, ulardagi molekulalararo ta'sirlashuv juda zaif, ion holiga o'tmaydigan molekulalardan tashkil topgan bo'lishi kerak. Bunday moddalardan tashkil topgan kristall panjaralar tugunlarida molekulalar joylashgan bo'ladi (3.7-§ ga qarang).

Javob: B bo'ladi.

3.2. Quyida keltirilgan molekulalarning qaysi birida kimyoviy bog'ning puxtaligi kattaroq bo'ladi?

A) fluor B) vodorod C) kislorod D) azot E) yod.

Yechish. Molekulalarni hosil qilish natijasida atomlar orasidagi bog'ning energiyasi (bog'ning puxtaligi) atomlar oralig'idagi masofaga teskari proporsional, bog'lar (σ - va π - turdagi) soniga esa to'g'ri proporsional bo'ladi (3.2- § ga qarang). A, B va E javoblardagi molekulalarni hosil qilishda yakka bog' qatnashadi. Ularning puxtaligi H_2F_2 va J_2 qatorida kamaya boradi (ulardagi atomlar radiusi ortib boradi, ya'ni atomlar orasidagi masofa ham shu tartibda ortadi). Testning C va D javoblaridagi kislorod molekulasida qo'shbog', azot molekulasida esa uchbog' mavjud. Shu ketma-ketlikda bog' puxtaligi ortib boradi. Xulosa qilib aytganda, keltirilgan ikki atomli molekulalar orasida azot molekulasi eng puxta bog'ga ega bo'ladi.

Javob: D bo'ladi.

3.3. Quyidagi keltirilgan molekulalar orasidan qutbli xossaga ega bo'lganlarini tanlang.

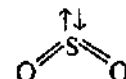
1) ammiak; 2) uglerod (IV) oksid; 3) suv; 4) uglerod (IV) sulfid; 5) fosfin; 6) oltingugurt (VI) oksid; 7) oltingugurt (IV) oksid; 8) kremniy (IV) oksid.

A) 1, 3, 5, 7 B) 1, 2, 3, 4 C) 2, 3, 4, 6 D) 1, 4, 5, 8 E) 2, 4, 5, 7

Yechish. Kimyoviy bog'larning qutbli bo'lishi uchun eng muhim shart — bog'lovchi atomlarning nisbiy elektrmanfiyliklari farq qilishi kerak. Ikkinchi shart — elektrmanfiyligi kichik bo'lgan atomdan shu xususiyati katta bo'lgan atomga yo'nalgan dipol moment vektori (3.4- § ga qarang) shu molekuladagi qo'shni bog'lar vektori bilan qo'shilishi natijasida olingan natija katta bo'lishi kerak.

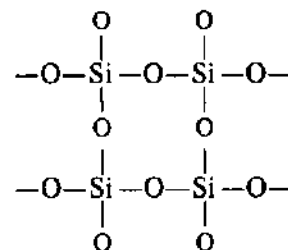
Masalan, CO_2 molekulasida (uning fazoviy tuzilishi $O=C=O$ bo'lib) ayrim bog'lar vektorlari uzunligi bir xil bo'lgani va ularning

yo'nalishi qarama-qarshi tomon bo'lishi tufayli ikkala tomonga yo'nalish vektorining yig'indisi nolga teng bo'ladi, ya'ni har bir bog' qutbli bo'lganiga qaramasdan dipol moment vektorlari bir-birini so'ndiradi. Atomlari soni CO_2 nikiga bir xil bo'lgan SO_2 molekulasida ham vektorlar uzunligi bir xil, lekin ularning yo'nalishi orasidagi burchak 180° emas, uning qiymati 120° ga teng bo'ladi, vektorlar yig'indisi noldan katta. Molekuladagi bog'lar orasidagi burchak hosil bo'lishi oltingugurt atomidagi taqsimlanmagan elektron jufti ta'sirida yuzaga kelib chiqadi:



Shunday bog'larning soni ortib borganda simmetriya yuqorilashishi natijasida dipol moment vektorlari uzunligi bir xil bo'lganda tetraedr tuzilishi sistemaning vektorlar yig'indisi nolga teng bo'lib qoladi.

SiO_2 molekulasida kislorod atomlari qo'shni Si atomlarini bog'lashda qatnashadi:



Bu chizmada kremniy tetraedr markazida, kislorod atomlari esa tetraedr cho'qqilarida joylashgan.

Testda keltirilgan molekulalardan qutbli bo'lganlari quyidagilardir (shartdagi tartib raqam saqlangan holda):

1) ammiak (uch burchakli piramidal tuzilishiga ega);
3) suv (burchakli molekula, ikki bog' orasidagi burchak $104,5^\circ$ ga teng);

5) fosfin (ammiak tuzilishiga o'xshash);
7) oltingugurt (IV) oksid yuqorida tahlil etildi.

Javob: A bo'ladi.

3.4. Formulalari keltirilgan moddalar atomlari orasida ham kovalent, ham ionli bog' mavjud bo'lganlarini tanlang.

1) $CH_3CH_2CH_2OH$; 2) $NaOCl$; 3) FeS_2 ;
4) $HCOONa$; 5) $HOOC-CH_2-CH_2-COOH$; 6) CH_3Cl .

A) 1, 2, 3. B) 2, 3 C) 3, 4 D) 2, 4 E) 1, 5, 6.

Yechish. Kovalent bog' hosil qiladigan ikkita elementning nisbiy elektrmanfiyliklari orasidagi farq 0,5 birlikdan kichik bo'lgan hollarda amalga oshadi. Ionli bog'ning hosil bo'lishi uchun bunday farq ko'pincha 1,7 dan katta bo'lganda kuzatiladi. Bir molekulada ham ionli, ham kovalent bog' hosil qiladigan moddalarda kislota tuzi va qolgan qismida metallmaslar o'zaro bog'langan bo'lishi mumkin. Testda so'ralgan moddalar faqat ikkita — gipoxlorid kislotaning natriyli tuzi (2- modda) va chumoli kislotaning natriyli tuzi (4- modda) shu xususiyatga ega bo'ladi.

Javob: D bo'ladi.

3.5. Quyidagi molekullarning grafik formulasida bog'lar soni 15 dan ortiq bo'lganlarini tanlang.

1) natriy sulfat; 2) magniy asetat; 3) ammoniy bixromat; 4) kaliy ortofosfat; 5) temir (III) sulfat; 6) kalsiy fosfat; 7) toluol; 8) izobutan; 9) izopren; 10) geksaxloran.

A) 1, 3, 5, 7, 9 B) 2, 3, 4, 5, 10 C) 2, 4, 5, 7, 9 D) 1, 4, 5, 6, 8 E) 2, 3, 5, 7, 10.

Yechish. Bu testni yechish uchun har bir molekulaning struktura formulalarini tuzib, ulardagi atomlarni birlashtiruvchi bog'lar — chiziqlar sonini sanab chiqish kerak. Grafik formulalarda ionli tabiatga ega bo'lgan bog'larni chizish qabul qilinmagan, lekin ulardagi bog' tabiati emas, bog'lovchi vosita elektrostatik tabiatga ega bo'lsa ham uni inobatga olish o'rinli bo'ladi.

1) bog'lar soni 8 ta; 2) 16 ta; 3) 22 ta; 4) 8 ta; 5) 24 ta; 6) 8 ta; 7) 18 ta; 8) 13 ta; 9) 14 ta; 10) 18 ta.

Javob: E bo'ladi.

4- BOB. KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI. KIMYOVIY MUVOZANAT

4.1- §. Kimyoviy reaksiyalarning tezligi

Kimyoviy reaksiyalarning mohiyati boshlang'ich moddalardagi bog'lanishlarning uzilishi va reaksiya mahsulotlarida yangi bog'lanishlarning paydo bo'lishidan iborat. Bunda har qaysi element atomlarining reaksiyadan oldingi va reaksiyadan keyingi umumiy soni o'zgarmasdan qoladi. Bog'lanishlar hosil bo'lishida energiya chiqishi bog'lanishlar uzilganda esa — yutilishi sababli kimyoviy reaksiyalarda energetik effekt bo'ladi. Ravshanki, agar boshlang'ich moddalardagi uziladigan bog'lanishlar puxtaligi

reaksiya mahsulotlaridagi bog'lanishlar puxtaligidan kam bo'lsa energiya chiqadi, aks holda esa energiya yutiladi. Odatda energiya baxollik ko'rinishida chiqadi va yutiladi.

Moddalarning o'zgarishlari haqidagi tasavvurlar, shuningdek, ularni sanoat miqyosida olishning iqtisodiy samaradorligi kimyoviy reaksiyalarning tezligi bilan bog'liq. Kimyoviy reaksiyalarning tezliklari va mexanizmlari haqidagi ta'limot *kimyoviy kinetika* deyiladi.

Kimyoviy reaksiyaning tezligi deganda sistemaning hajmi o'zgarmaganda reaksiyaga kirishayotgan moddalardan birining konsentratsiyasining vaqt birligi ichida o'zgarishi tushuniladi.

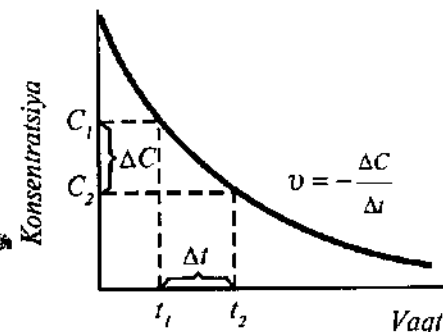
Bunda reaksiyada ishtirok etayotgan moddalardan qaysi biri haqida gap borayotganligining ahamiyati yo'q: ularning hammasi bir-biri bilan reaksiya tenglamasi orqali bog'langan va moddalardan birining konsentratsiyasining o'zgarishiga qarab qolgan barcha moddalar konsentratsiyalarining tegishli o'zgarishi haqida fikr yuritish mumkin. Odatda konsentratsiya mol/l da, vaqt esa — sekund yoki minutlarda ifodalanadi. Agar masalan, reaksiyaga kirishayotgan moddalardan birining boshlang'ich konsentratsiyasi 1 mol/l bo'lib, reaksiya boshlangandan 4 sekund o'tgandan keyin u 0,6 mol/l bo'lib qolsa, reaksiyaning o'rtacha tezligi $(1-0,6)/4 = 0,1 \text{ mol/(l} \cdot \text{s)}$ bo'ladi.

Umumiy holda quyidagi tenglama bo'yicha boradigan reaksiyaning tezligini ko'rib chiqamiz:



A modda sarflangan sari reaksiyaning tezligi kamayadi (bu 4.1- rasmda ko'rsatilgan). Bundan reaksiyaning tezligi faqat muayyan vaqt oralig'i uchun aniqlanishi mumkin, degan xulosa kelib chiqadi. A moddaning konsentratsiyasi t_1 vaqtda C_1 kattalik, t_2

4.1.-rasm. Reaksiyaga kirishayotgan modda konsentratsiyasining vaqt o'tishi bilan o'zgarishi.



vaqtda esa C_2 kattalik bilan o'lchangani sababli, $\Delta t = t_2 - t_1$ va oraliq'ida modda konsentratsiyasining o'zgarishi $\Delta C = C_2 - C_1$ bo'lad bundan reaksiyaning o'rtacha tezligi (v) aniqlanadi:

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (4.1)$$

Bu yerda A moddaning konsentratsiyasi kamayishiga va binobarin, $C_2 - C_1$ ayirmaning qiymati manfiy bo'lishiga qaramay reaksiyaning tezligi faqat musbat kattalik bo'lishi mumkin; shu sababli minus ishora qo'yiladi. Reaksiya mahsulotlaridan birining — C yoki D modda konsentratsiyasining o'zgarishini ham kuzatish mumkin; bu modda konsentratsiyasi reaksiya davomida ortib boradi shu sababli tenglamaning o'ng qismiga plus ishora qo'yish lozim.

Reaksiyaning tezligi doimo o'zgarib turganligi sababli kimyoviy kinetikada faqat reaksiyaning haqiqiy tezligi v , ya'ni vaqtning shu momentidagi tezligi ko'rib chiqiladi.

4.2- §. Reaksiyaning tezligiga ta'sir etuvchi omillar

Kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga, reaksiyaning borish shart-sharoitlariga: konsentratsiya c temperatura t katalizatorlarning ishtirok etish-etmasligiga shuningdek, ba'zi omillarga (masalan, gazlarda bo'ladigan reaksiyalarda — bosimga, qattiq moddalarning reaksiyalarida — maydalanganligiga, radioaktiv nurlantirishga) bog'liq.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalarining ta'siri. A va B moddalar o'zaro kimyoviy reaksiyaga kirishishi uchun ularning molekullari (zarrachalari) bir-biri bilan to'qnashish 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. Shu mulohazalar va ko'p tajribalar ma'lumotlari asosida kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni ta'riflangan; bu qonun reaksiya tezligining reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyasiga bog'liqligini belgilab beradi:

kimyoviy reaksiyaning tezligi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga proporsionaldir.

(1) reaksiya uchun bu qonun ushbu tenglama bilan ifodalanadi:

$$v = k C_A C_B \quad (4.2)$$

bunda C_A va C_B — A va B moddalarning konsentratsiyalari, mol/l; k — proporsionallik koeffitsiyenti, u *reaksiyaning tezlik konstantasi* deyiladi. Kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni ko'pincha *ta'sir etuvchi massalar qonuni* ham deyiladi.

(4.2) tenglamadan tezlik konstantasi k ning fizik ma'nosini aniqlash mumkin: u son jihatdan reaksiyaga kirishayotgan moddalardan har birining konsentratsiyasi 1 mol/l yoki ularning ko'paytmasi birga teng bo'lgandagi reaksiya tezligiga teng.

Reaksiyaning tezlik konstantasi k reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga va temperaturaga bog'liq, lekin moddalarning konsentratsiyasiga bog'liq emas.

Reaksiya tezligini reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi bilan bog'laydigan (4.2) tenglama *reaksiyaning kinetik tenglamasi* deyiladi. Agar reaksiyaning kinetik tenglamasi tajriba yo'li bilan aniqlangan bo'lsa, u holda reaksiyaga kirishayotgan o'sha moddalarning boshqa konsentratsiyalardagi reaksiya tezligini shu tenglama yordamida hisoblab topish mumkin.

Kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni reaksiyaga kirishayotgan qattiq holdagi moddalarni hisobga olmaydi, chunki ularning konsentratsiyalari o'zgarmas bo'ladi va ular faqat sirtidagi reaksiyaga kirishadi. Masalan, ko'mirning yonish reaksiyasi $C + O_2 = CO_2$ uchun reaksiyaning kinetik tenglamasi ushbu ko'rinishda bo'ladi: $v = k C_c S C_{O_2}$, bunda k — tezlik konstantasi, C_c — qattiq moddaning konsentratsiyasi; S — sirt yuzasi. Bular o'zgarmas kattaliklardir. O'zgarmas kattaliklarning ko'paytmasini k_1 orqali belgilab, $v = k_1 C_{O_2}$ ni olamiz, ya'ni reaksiyaning tezligi faqat kislorodning konsentratsiyasiga proporsionaldir.

Temperaturaning ta'siri. Reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligi Vant-Goff qoidasi bilan aniqlanadi:

temperatura har 10° ga ko'tarilganda ko'pchilik reaksiyalarining tezligi 2—4 marta ortadi.

Bu bog'liqlik matematik usulda ushbu nisbat bilan ifodalanadi:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (4.3)$$

bunda v_{t_1} , v_{t_2} — tegishli boshlang'ich (t_1) va oxirgi (t_2) temperaturadagi reaksiya tezligi, γ — reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti, u reaksiyaga kirishuvchi moddalarning temperaturasi 10° ga ko'tarilganda reaksiyaning tezligi necha marta ortishini ko'rsatadi.

Vant-Goff qoidasi taqribiy bo'lib, uni reaksiyaning tezligi, temperaturaning ta'sirini taxminiy baholash zarur bo'lgandagina qo'llash mumkin. Temperatura kimyoviy reaksiyaning tezligiga ta'sir etib, tezlik konstantasini oshiradi.

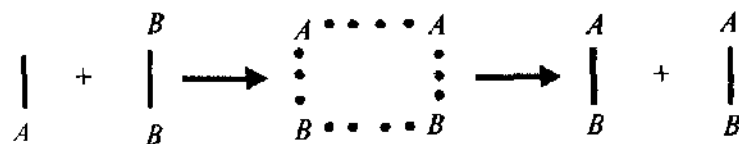
4.3- §. Aktivlanish energiyasi

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

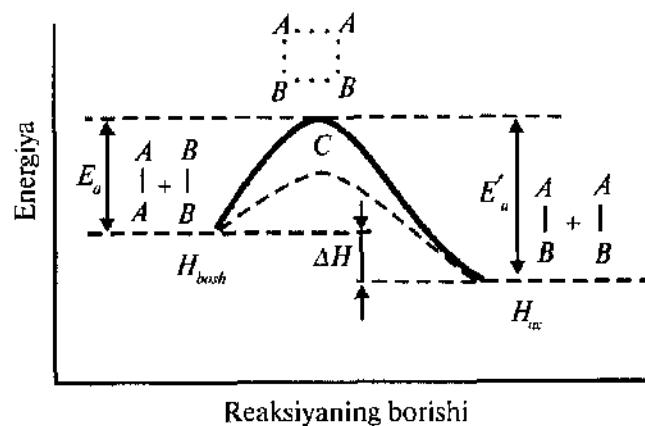
Reaksiyaga kirishadigan moddalar molekulalarini (zarrachalarini) aktiv zarrachalarga aylantirish uchun ularga berilishi lozim bo'lgan energiya *aktivlanish energiyasi* deyiladi.

Bu energiya tajriba yo'li bilan aniqlanadi, u E_a harfi bilan belgilanadi va odatda kJ/mol da ifodalanadi. Masalan, vodorod bilan yodning birikishi uchun ($H_2 + J_2 = 2HJ$) $E_a = 167,4$ kJ/mol, vodorod yodidining parchalanishi uchun ($2HJ = H_2 + J_2$) $E_a = 186,2$ kJ/mol.

Aktivlanish energiyasi E_a reaksiyaga kirishayotgan moddalarning tabiatiga bog'liq va har bir reaksiyaning xarakteristikasi hisoblanadi. Bu tasavvurlar umumiy holda $A_2 + B_2 = 2AB$ reaksiya misolida tushuntirib berilgan. Ordintalar o'qi sistemaning potensial energiyasi, abssissalar o'qi — reaksiyaning borishini ko'rsatadi: boshlang'ich holat — o'tish holati — oxirgi holati. Reaksiyaga kirishayotgan A_2 va B_2 moddalar reaksiya mahsuloti AB ni hosil qilishi uchun ular energetik to'siq C ni yengib o'tishi kerak (4.2-rasm). Bunga aktivlanish energiyasi E_a sarflanadi va sistemaning energiyasi sarflangan energiya miqdori qadar ortadi. Bunda reaksiya jarayonida reaksiyaga kirishadigan moddalar zarrachalaridan *o'tish holati* yoki *aktivlangan kompleks* deyiladigan beqaror oraliq birikma (C nuqtada) hosil bo'ladi, keyin uning parchalanishi oxirgi mahsulot AB ning hosil bo'lishiga olib keladi. Reaksiya mexanizmini ushbu sxema bilan tasvirlash mumkin:



boshlang'ich moddalar (sistemaning boshlang'ich holati) aktivlangan kompleks (o'tish holati) reaksiya mahsullari (sistemaning oxirgi holati)



4.2-rasm. Reaksiyaga kirishayotgan sistema energiyasining o'zgarishi:

H_{bosh} — boshlang'ich holat energiyasi (boshlang'ich moddalar); H_{ox} — oxirgi holat reaksiya mahsulotlari; E_a — to'g'ri reaksiyaning aktivlanish energiyasi:

E'_a — teskari reaksiyaning aktivlanish energiyasi; $\begin{array}{c} A \cdots A \\ \vdots \quad \vdots \\ B \cdots B \end{array}$ — aktivlangan kompleks; ΔH — reaksiyaning issiqlik effekti (entalpiyasi)

Agar aktivlangan kompleks parchalanganida zarrachalarni aktivlashtirish uchun zaruridan ko'proq energiya chiqsa, reaksiya ekzotermik bo'ladi. Endotermik reaksiyaga teskari jarayon — AB noddadan A_2 va B_2 moddalarning hosil bo'lishi $2AB = A_2 + B_2$ misol bo'la oladi. Bu holda ham aktivlangan kompleks A_2B_2 hosil bo'ladi, ekin aktivlashtirish energiyasi to'g'ri jarayonnikidan ko'p bo'ladi: $E'_a = E_a + \Delta H$ (ΔH — reaksiyaning issiqlik effekti). Endotermik reaksiyalarning borishi uchun tashqaridan energiya berish talab qilinadi.

4.2- rasmdan ko'rinib turibdiki, sistema oxirgi holatining energiyasi bilan (H_{ox}) boshlang'ich holatining energiyasi H_{bo} orasidagi ayirma reaksiyaning issiqlik effektiga teng (1.8- § ga q.).

$$\Delta H = H_{ox} - H_{bosh}$$

Reaksiyaning tezligi aktivlanish energiyasining qiymatig bevosita bog'liq: agar u kichik bo'lsa, u holda ma'lum vaqt ichida reaksiyada ko'p sondagi zarrachalar energetik to'siqni yengib o'ta va reaksiyaning tezligi yuqori bo'ladi, lekin agar aktivlanish energiyasi katta bo'lsa, u holda reaksiya sekin boradi.

Ionlar o'zaro ta'sirlashganda aktivlanish energiyasi juda kichik bo'ladi va ionli reaksiyalar juda katta tezlik bilan (amalda bir onda boradi).

4.4- §. Kataliz va katalizatorlar haqida tushuncha

Reaksiya tezligini katalizatorlar yordamida oshirish mumkin. Temperaturani oshirgandan ko'ra katalizator ishlatgan afzalroq bundan tashqari temperaturani hamma vaqt ham oshirish imkor bo'lavermaydi.

Kimyoviy reaksiyalarning tezligini o'zgartiradigan moddalar katalizatorlar deyiladi.

Ba'zi katalizatorlar reaksiyani juda tezlashtirib yuboradi — musbat kataliz yoki to'g'ridan-to'g'ri kataliz, boshqalar sekinlashtiradi — manfiy katalizlar deyiladi. Musbat katalizga sulfat kislotaning oksidlanib nitrat kislotaga aylanishi va t misol bo'la oladi. Manfiy katalizga natriy sulfat eritmasi bilan hav kislorodining o'zaro ta'sirlanish reaksiyasining etil spirt ishtirokid sekinlashishi yoki vodorod peroksid parchalanish tezligining o miqdordagi sulfat kislota (0,0001 massa qism) ishtirokida kamayish va boshqalar misol bo'ladi. Manfiy kataliz ko'pincha *ingibitorlar* reaksiya tezligini kamaytiruvchi manfiy katalizatorlar esa *-ingibitorlar* deyiladi (ularning ta'sir etish mexanizmi katalizatorlarning ta'siridan farq qiladi).

Katalizatorlar ishtirokida sodir bo'ladigan kimyoviy reaksiyalar katalitik reaksiyalar deyiladi.

Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarga katalitik ta'sir ko'rsatish mumkin. Katalizatorlarning soni juda ko'p, ularning katalitik aktivligi esa turli-tumandir. Bu aktivlik reaksiya tezligining katalizator tufayli o'zgarishi bilan aniqlanadi.

Katalizatorning o'zi reaksiyalarda sarflanmaydi va oxirgi mahsulotlar tarkibiga kirmaydi.

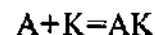
Katalizning ikki turi — *gomogen* (bir jinsli) va *geterogen* (bir jinsli emas) kataliz bor.

Gomogen katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator bir fazali sistemadan — gaz yoki suyuq sistemani hosil qiladi, katalizator bilan reaksiyaga kirishuvchi moddalar orasida chegara sirti bo'lmaydi. Masalan, vodorod peroksidning tuzlar eritmaları ishtirokida (suyuq faza) katalitik parchalanishi. Gomogen katalizda kimyoviy reaksiyaning tezligi katalizatorning konsentratsiyasiga proporsional bo'lishi aniqlangan.

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. Misol tariqasida ammiakning (gazsimon faza) platina ishtirokida (qattiq faza) oksidlanishini yoki vodorod peroksidning (suyuq faza) ko'mir yoki marganes (IV) oksid (qattiq faza) ishtirokida parchalanishini keltirish mumkin. Geterogen katalizda barcha reaksiyalar katalizator sirtida sodir bo'ladi. Shu sababli qattiq katalizatorning aktivligi uning sirtining xossalriga (o'lchamlari, kimyoviy tarkibi, tuzilishi va holatiga) ham bog'liq bo'ladi.

Musbat katalizatorlarning ta'siri reaksiyaning aktivlanish energiyasini kamaytirishdan, boshqacha aytganda — energetik to'siqning balandligini pasaytirishdan iborat (4.2-rasmdagi punktir egri chiziqqa q.). bunda energiyasining darajasi pastroq bo'lgan, aktivlangan kompleks hosil bo'ladi va reaksiyaning tezligi juda ortib ketadi.

Katalizatorlar ta'sirining mexanizmi odatda reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birining oraliq birikmalar hosil qilishi bilan tushuntiriladi. Masalan, agar sekin boradigan reaksiya $A+B=AB$ katalizator K ishtirokida olib borilsa, u holda katalizator boshlang'ich moddalarning biri bilan reaksiyaga kirishadi va beqaror oraliq birikma hosil qiladi:

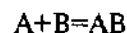


Reaksiya tez ketadi, chunki bu jarayonning aktivlanish energiyasi kam. So'ngra oraliq birikma AK boshlang'ich moddaning ikkinchisi bilan o'zaro ta'sirlashadi, bunda katalizator ajralib chiqadi:

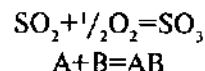


Bu jarayonning aktivlanish energiyasi ham kichik, shu sababli reaksiya ancha tez boradi. Agar endi bir vaqtda sodir bo'ladigan

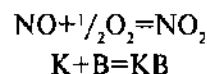
ikkala jarayonni qo'shsak, tez boradigan reaksiyaning yakuniy tenglamasini olamiz:



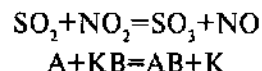
Aniq misol keltiramiz — katalizator NO ishtrokida SO₂ ning oksidlanib, SO₃ ga aylanishi:



Bu reaksiya sekin boradi. Lekin katalizator qo'shilganida oraliq birikma hosil bo'ladi:



va so'ngra

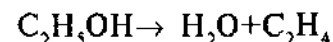


Katalizatorning sirti bir jinsli emas. Unda *aktiv markazlar* bor bo'lib, katalitik reaksiyalar asosan ana shu markazlarda sodir bo'ladi. Reaksiyaga kirishadigan moddalar markazlarda sodir bo'ladi. Reaksiyaga kirishadigan moddalar shu markazlarga adsorбилanadi, natijada ularning katalizator sirtidagi konsentratsiyasi ko'payadi. Bu hol ko'pincha reaksiyaning tezlashuviga olib keladi. Lekin reaksiya tezligi ortishining asosiy sababi adsorбилangan molekular kimyoviy aktivligining keskin kuchayishidir. Katalizator ta'sirida adsorбилangan molekularlarda atomlar orasidagi bog'lanishlar susayadi va ular reaksiyaga kirishuvchi bo'lib qoladi. Bu holda ham reaksiya aktivlantirish energiyasining kamayishi (shu jumladan katalizator sirtida oraliq birikmalar hosil bo'lishi hisobiga) tufayli tezlashadi.

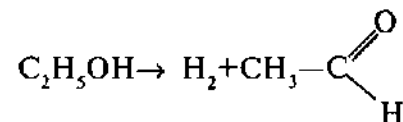
Ba'zi moddalar qattiq katalizatorning aktivligini kamaytiradi yoki butunlay yo'qotadi. Bunday moddalar *katalitik zaharlar* deyiladi. Misol tariqasida mishyak, simob, qo'rg'oshin birikmalarini, sianli birikmalarni keltirish mumkin, ular, ayniqsa, platina katalizatorlarga tez ta'sir etadi. Ishlab chiqarish sharoitida reaksiyaga kirishadigan moddalar katalitik zaharlardan tozalanadi, zaharlangan katalizator esa regeneratsiya qilinadi (zahardan ajratiladi).

Lekin, o'zi katalizator bo'lmay turib, shu reaksiya katalizatorlarining ta'sirini kuchaytiradigan moddalar ham bor. Bu moddalar promotorlar deyiladi (platina katalizatorlar temir, aluminiy va b. qo'shib promotorlanadi).

Shuni alohida ta'kidlab o'tish kerakki, katalizator tanlab ta'sir etadi, shu sababli turli katalizatorlarni ishlatib, bitta moddaning o'zidan turli xil mahsulotlar olish mumkin. Masalan, katalizator — aluminiy oksid Al₂O₃ ishtirokida 300°C da etil spirtidan suv bilan etilen olinadi:



Xuddi shu temperaturaning o'zida, lekin mayda tuyilgan mis ishtirokida etil spirtidan vodorod bilan sirka aldegid hosil bo'ladi:



Tajriba har qaysi reaksiyaning eng qulay katalizatori borligini ko'rsatadi.

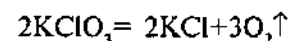
Kimyoviy ishlab chiqarishlarda katalizatorlarning roli benihoya katta. Sulfat kislotaning olinishi, ammiak sintez qilish, qattiq ko'mirdan suyuq yoqilg'i olish, neft va tabiiy gazni qayta ishlash, sintetik kauchuk, plastmassalar olish, yog'larni gidrogenlash — bular katalizatorlar ishlatiladigan eng muhim ishlab chiqarishlarga misoldir, xolos. Ravshanki, yangi, yanada mukammal katalizatorlar topish mehnat unumdorligining ortishiga va mahsulot tannarxining kamayishiga imkon beradi.

Biologik katalizatorlar — *fermentlar* alohida ahamiyatga ega. O'simlik va hayvon organizmlaridagi murakkab kimyoviy jarayonlar ana shu katalizatorlar ishtirokida sodir bo'ladi.

4.5- §. Qaytmas va qaytar reaksiyalar

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

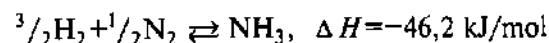
Bunday reaksiyaga kaliy xloratning (bertole tuzining) qizdirilganda parchalanishi misol bo'la oladi:



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 teskari ikki yo'nalishda boradigan reaksiyalar *qaytar reaksiyalar* deyiladi.

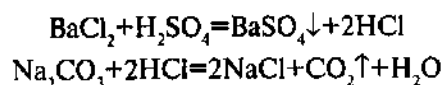
Qaytar reaksiyalarning tenglamalarida chap va o'ng qismlari orasida qarama-qarshi tomonlarga yo'nalgan ikkita strelka qo'yiladi. Bunday reaksiyalarga vodorod bilan azotdan ammiak sintezi misol bo'la oladi:



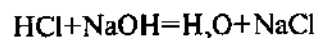
Texnikada qaytar reaksiyalar, odatda, afzal bo'lmaydi. Shu sababli ular turli usullar (temperatura, bosimni o'zgartirish va b.) bilan amalda qaytmas qilinadi.

Quyidagi hollarda reaksiyalar qaytmas bo'ladi:

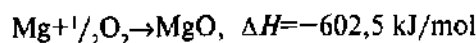
1) hosil bo'ladigan mahsulotlar reaksiya doirasidan chiqib ketadi — cho'kma holida tushadi, gaz holida chiqadi, masalan,



2) kam dissotsilanadigan birikma (5.10- § ga q.), masalan suv hosil bo'ladi:



3) reaksiyada ko'p energiya chiqadi, masalan magniyning yonishi:



Qaytmas reaksiyalarning tenglamalarida chap va o'ng qismlari orasiga tenglik ishorasi yoki strelka qo'yiladi.

4.6- §. Kimyoviy muvozanat

Qaytar reaksiyalar oxirigacha bormaydi va kimyoviy muvozanat qaror topishi bilan tugallanadi. Masalan, ammiak sintezi reaksiyasida (10.4- §) vaqt birligi ichida qancha molekula ammiak hosil bo'lsa, shuncha ammiak azot bilan vodorodga ajraladigan holatda muvozanat qaror topadi. Demak,

reaksiyaga kirishayotgan moddalar sistemasining to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezligi o'zaro teng bo'lgan holati *kimyoviy muvozanat* deb ataladi.

Muvozanat holatida to'g'ri reaksiya ham, teskari reaksiya ham to'xtamaydi. Shu sababli bunday muvozanat *harakatdagi yoki dinamik* muvozanat deyiladi. Ikkala reaksiyaning ta'siri bir-birini yo'qotgani sababli reaksiya aralashmada sezilarli o'zgarishlar sodir bo'lmaydi: reaksiyaga kirishayotgan moddalarning — boshlang'ich moddalarning ham hosil bo'ladigan moddalarning ham konsen-

tratsiyalari o'zgarmasligicha qoladi. Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning kimyoviy muvozanat qaror topgandagi konsentratsiyasi *muvozanat konsentratsiyasi* deyiladi. Ular odatda reaksiyaga kirishayotgan moddalarning o'rta qavsga olingan formulalari bilan belgilanadi, masalan, $[\text{H}_2]$, $[\text{N}_2]$, $[\text{NH}_3]$, muvozanatmas konsentratsiyalar esa C_{H_2} , C_{N_2} , C_{NH_3} kabi belgilanadi.

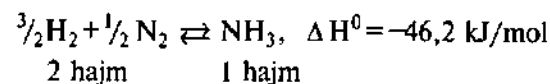
Kimyoviy muvozanat holatiga reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi, temperatura, gazsimon moddalar uchun esa bosim ham ta'sir etadi. Bu parametrlardan bittasi o'zgarganida muvozanat buziladi va reaksiyaga kirishayotgan barcha moddalarning konsentratsiyasi yangi muvozanat qaror topgunga qadar o'zgaraveradi, bu muvozanat konsentratsiyalarning boshqa qiymatlarida qaror topadi. Reaksiya sistemasining bir muvozanat holatidan boshqasiga bunday o'tishi kimyoviy muvozanatning siljishi (yoki surilishi) deyiladi. Agar sharoit o'zgarganida oxirgi moddalarning konsentratsiyasi ko'paysa, muvozanat reaksiya mahsulotlari tomoniga siljigan bo'ladi. Agar boshlang'ich moddalarning konsentratsiyasi ko'paysa, u holda muvozanat boshlang'ich moddalar tomoniga siljigan bo'ladi.

4.7- §. Le Shatlye prinsipi

Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning konsentratsiyasi, temperatura va bosim (gazlardagi reaksiyalarda) o'zgarganda kimyoviy muvozanatning siljish yo'nalishi umumiy qoida bilan aniqlanadi, bu qoida siljuvchan *muvozanat prinsipi* yoki *Le Shatlye prinsipi* deyiladi:

agar muvozanatdagi sistema biror tashqi ta'sir o'tkazilsa (konsentratsiya, temperatura, bosim o'zgartirilsa) u ikki qarama-qarshi reaksiyadan shu ta'sirni kamaytiradigan reaksiyaning borishiga yordam beradi.

Buni ammiak sintez qilish reaksiyasi misolida tushuntiramiz:



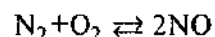
Agar tashqi ta'sir azot yoki vodorod konsentratsiyasini ortitishdan iborat bo'lsa, u holda bu ta'sir shu moddalarning konsentratsiyasini kamaytiradigan reaksiyaga yordam beradi va, binobarin, muvozanat ammiak hosil bo'lish tomoniga siljiydi. Ammiak konsentratsiyasining ko'payishi muvozanatni boshlang'ich moddalar tomoniga siljitadi.

Tenglamadan ko'rinib turganidek, to'g'ri reaksiya issiqlik chiqishi bilan borgan uchun temperaturaning ko'tarilishi issiqlik yutiladigan reaksiyaning borishiga yordam beradi va muvozanat boshlang'ich moddalar tomoniga siljiydi; temperaturaning pasayishi muvozanatni reaksiya mahsulotlari tomoniga siljitadi.

Tenglamadan ko'rinib turganidek, to'g'ri reaksiya issiqlik chiqishi bilan borgan uchun temperaturaning ko'tarilishi issiqlik yutiladigan reaksiyaning borishiga yordam beradi va muvozanat boshlang'ich moddalar tomoniga siljiydi; temperaturaning pasayishi muvozanatni reaksiya mahsulotlari tomoniga siljitadi.

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

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



u holda bosimning o'zgarishi kimyoviy muvozanatni siljitmaydi.

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

Muvozanatni istalgan yo'nalishda siljitish Le Shatlye 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 tomoniga siljitish uchun hosil bo'ladigan moddalar reaksiya doirasidan chiqarib yuboriladi. Masalan, eterifikatsiyalar reaksiyasida



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

Elektrolitik dissotsilanishda dissotsilanmagan molekular bilan ionlar orasidagi muvozanatni siljitishni 5.9- § dan q.

4.8- §. Namunaviy masalalar yechish

1- masala. 50 °C temperaturada reaksiya 3 min 20 s davom etadi. Reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti 3 ga teng. Bu reaksiya 30 ° va 100 °C da qancha vaqtda tugaydi?

Yechish. Temperatura 50 ° dan 100 °C gacha oshirilganda Vant-Goff qoidasiga ko'ra reaksiyaning tezligi quyidagicha ortadi:

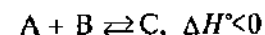
$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \nu^{\frac{t_2-t_1}{10}}, \text{ ya'ni } 3^{\frac{100-50}{10}} = 3^5 = 243 \text{ marta}$$

Agar 50 °C da reaksiya 200 s da (3 min 20 s) tugaydigan bo'lsa, 100 °C da $200/243=0,82$ s tugaydi. 30 °C da reaksiyaning tezligi

$$3^{\frac{50-30}{10}} = 3^2 = 9 \text{ marta}$$

kamayadi va reaksiya $200 \cdot 9 = 1800$ s, ya'ni 30 minutdan keyin tugaydi.

2- masala. Quyidagi sistemada muvozanat qaror topgan:



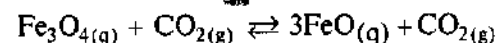
hunda, A, B va C — gazlar. C moddaning muvozanat konsentratsiyasiga: a) bosimning oshirilishi; b) A modda konsentratsiyasining oshirilishi; d) temperaturaning oshirilishi qanday ta'sir etadi?

Yechish: a) Reaksiya sodir bo'lganida gazsimon moddalar mollarining umumiy soni 2 dan 1 ga qadar kamayadi. Le Shatlye prinsipiga muvofiq bosimning oshirilishi muvozanatning gazsimon moddalarning mollar soni kam bo'ladigan tomonga (ya'ni C modda hosil bo'lish tomoniga) siljishiga olib keladi, demak, [C] ko'payadi.

b) A modda konsentratsiyasining ko'payishi muvozanatning mahsulot C hosil bo'lish tomoniga siljishiga olib keladi, ya'ni [C] ko'payadi.

d) $\Delta H^\circ < 0$ bo'lgani sababli issiqlik ajralib chiqadi, reaksiya — ekzotermik. Teskari reaksiya albatta endotermik bo'ladi. Temperaturaning oshirilishi doimo issiqlik yutiladigan reaksiyaning sodir bo'lishiga yordam beradi, ya'ni muvozanat A va B moddalar tomoniga siljiydi va [C] kamayadi.

3- masala. Quyidagi qaytar sistemada



bosimning oshirilishi kimyoviy muvozanatga qanday ta'sir etadi?

Yechish. To'g'ri ($v_{\text{to'g'}}$) va teskari (v_{tes}) reaksiyalar uchun tezlik ifodalarini yozamiz.

$$v_{\text{to'g'}} = k_{\text{to'g'}} [\text{CO}]; \quad v_{\text{tes}} = k_{\text{tes}} [\text{CO}_2]$$

To'g'ri va teskari tezliklari qattiq moddalar konsentratsiyalariga bog'liq emas. Bosim 2 marta oshirilganda CO va CO₂ konsentratsiyalari ham ikki marta ortadi. Demak, to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari bir xil ortadi va sistemada muvozanat siljmaydi.

4- BOBGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

4.1. Tenglamasi $3\text{A} + 2\text{B} = \text{A}_3\text{B}_2$ bo'lgan reaksiya boshlanishidan qisqa vaqt o'tgandan keyin moddalar konsentratsiyalari (mol/l) quyidagicha bo'lgan:

$$C_A = 0,03, \quad C_B = 0,01 \quad \text{va} \quad C_C = 0,02.$$

A va B moddalarning boshlang'ich konsentratsiyalarini (mol/l) hisoblang.

- A) 0,08 va 0,07; B) 0,08 va 0,08; C) 0,09 va 0,05;
D) 0,10 va 0,11; E) 0,11 va 0,12.

Yechish. Tenglamaga binoan 1 mol A₃B₂ hosil bo'lishi uchun 3 mol A va 2 mol B ishtirok etishi lozim. 0,02 mol A₃B₂ ni hosil qilishda 3 baravar ko'p (0,02·3=0,06 mol) miqdorda A va 2 baravar ko'p B (0,02·2=0,04 mol) sarf bo'lgan. Demak, A moddaning boshlang'ich konsentratsiyasi 0,06+0,03=0,09 mol B moddaniki esa 0,04+0,01=0,05 mol bo'lgan.

Javob: C bo'ladi.

4.2. Tenglamasi $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}$ bo'lgan reaksiyada C_A miqdorini 2 marta oshirilganda reaksiya tezligi necha marta o'zgaradi?

Yechish. Reaksiyaning tezlik ifodasi $V = k[\text{A}]^2[\text{B}]$ bo'lib, C_A o'zgarishidan oldin moddalar miqdori 1 moldan olingan bo'lsa, uning tezligi $V_1 = k \cdot 1^2 \cdot 1 = k$ bo'ladi. A modda konsentratsiyasini 2 marta oshirilganda $V_2 = k \cdot [2]^2 \cdot [1] = 4k$ bo'ladi. Unda ular nisbati $V_1: V_2 = k/4k$ 4 marta ortgan bo'ladi.

Javob: E bo'ladi.

4.3. Reaksiya tezligining temperatura koeffitsiyenti 2 ga teng bo'lganda reaksiya tezligini 128 marta oshirish uchun temperaturani necha gradusga ko'tarish talab etiladi?

- A) 40; B) 50; C) 60; D) 70; E) 80.

Yechish. Vant-Goff tenglamasi $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10^\circ}}$ dan (4.2- § ga

qarang) $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 128$, $\gamma = 2$ ekanligi ma'lum ekan, unda $128 = 2^{\frac{t_2 - t_1}{10^\circ}} = 2^x$ deb qabul qilsak yoki $2^x = 128$ bo'lsa, undan 2 ni 2 ga ketma-ket ko'paytirib borganda $2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 = 128$ bo'ladi. Unda $x = \frac{t_2 - t_1}{10^\circ}$ dan $t_1 = 0^\circ\text{C}$ bo'lganda $t_2 = 70^\circ\text{C}$ bo'ladi.

Javobi: D bo'ladi.

4.4. Tenglamasi $\text{FeO}_{(q)} + \text{CO}_{(r)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$ bo'lgan sistemasining 1000°C dagi muvozanat konstantasi 0,5 ga teng. Agar uglerod (II) oksidning boshlang'ich konsentratsiyasi 0,05 mol/l bo'lsa, reaksiyada qatnashuvchi moddalar konsentratsiyalarini hisoblang.

- A) 0,04 va 0,02; B) 0,06 va 0,03; C) 0,05 va 0,025;
D) 0,07 va 0,035; E) 0,03 va 0,01.

Yechish. Kimyoviy reaksiyaning muvozanat konstantasi (K_M) to'g'ri va teskari tomonga boradigan reaksiyalar tezliklari konstantalarining nisbatiga teng bo'ladi.

$$V_{\text{to'g'ri}} = k_{\text{to'g'}} [\text{CO}] \quad \text{va} \quad V_{\text{tesk}} = k_{\text{tesk}} [\text{CO}_2]$$

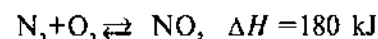
(reaksiyaning tezlik ifodasida qattiq moddalar konsentratsiyalari 1 ga teng deb qabul qilinadi). Qaytar reaksiyalarda muvozanat qaror topganda $V_{\text{to'g'ri}} = V_{\text{tesk}}$ bo'lib, yuqoridagi tezliklar ifodalarini

$$k_{\text{to'g'}} [\text{CO}] = k_{\text{tesk}} [\text{CO}_2] \text{ yozib, undan } K_M = \frac{k_{\text{to'g'}}}{k_{\text{tesk}}} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]} \text{ ga ega}$$

bo'lamiz. K_M o'rniga 0,5 ni, $[\text{CO}_2]$ o'rniga x ni, $[\text{CO}]$ o'rniga $(0,05 - x)$ ni qo'yamiz: $0,5 = \frac{x}{0,05 - x}$. Bu tenglikdan $x = 0,05$ ni olamiz. Undan $[\text{CO}]$ ning muvozanat konstantasi 0,025 bo'ladi.

Javob: C bo'ladi.

4.5. Quyidagi qaytar reaksiya



mahsulot unumini oshirish maqsadida quyidagi omillarning qaysilaridan foydalanish mumkin:

- 1) bosimni oshirish; 2) bosimni kamaytirish; 3) temperaturani orttirish; 4) azotning konsentratsiyasini

kamaytirish; 5) temperaturani pasaytirish; 6) kislorod konsentratsiyasini oshirish; 7) azot (II) oksid miqdori reaksiya sohasidan chetga chiqarib turish.

A) 3,4,6; B) 1,3,4; C) 3,6,7; D) 2,3,4; E) 4,5,6

Yechish. Tenglamasi keltirilgan jarayonda boshlang'ich moddalar bilan mahsulotning mol miqdorlari bir xil (NO oldigi 2 koeffitsiyentni qo'yish kerak) bo'lgani sababli bosim o'zgarish muvozanat holatni o'zgartira olmaydi. Jarayon endotermik xususiyatga ega (endotermik sistemalarda ΔH ning qiymati musbat bo'ladi). Shu sababli Le Shatlye prinsipiga binoan (4.7- § ga qarang) muvozanatni o'ng tomonga siljitish maqsadida sistemani temperaturasini ko'tarish yaxshi natija beradi. Muvozanat holatidagi sistemada boshlang'ich moddalarning birini yoki ikkalasini konsentratsiyasini oshirish to'g'ri tomon boradigan reaksiya tezligini oshiradi (*ta'sir etuvchi massalar qonuni*, 4.2- § ga qarang). Mahsulot unumini oshirish uchun reaksiya mahsulotlarini sistemadan chiqarib turish ham Le Shatlye prinsipi asosida mahsulot unumini oshiruvchi omil bo'ladi. Bu holat ta'sir etuvchi massa qonuni asosida oson tushuntiriladi.

Javob: C bo'ladi.

5- BOB. ERITMALARNING ELEKTROLITIK DISSOLVATLANISH NAZARIYASI

5.1- §. Eritmalar tarkibining son ifodasi

Tabiatda va texnikada eritmalar katta ahamiyatga ega. O'simliklarda moddalarni eritmalar holida o'zlashtiradi. Ovqatning hazm bo'lish oziq moddalarning eritmaga o'tishi bilan bog'liq. Tabiatdagi barcha suvlar eritmalar hisoblanadi. Muhim fiziologik suyuqliklar — qon, limfa va boshqalar eritmalaridir. Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarda eritmalar boradi.

Eritmalar ikki yoki undan ko'p komponentlar (tarkibiy qismlar) va ularning o'zaro ta'sir mahsulotlaridan tarkib topgan bir jinsli (gomogen) sistemalaridir.

Masalan, sulfat kislotaning eritmasi erituvchidan — suvdan (birinchi komponent), erigan moddadan — kislotadan (ikkinchi komponent) va ularning o'zaro ta'sir mahsulotlaridan — gidratlangan ionlardan: H^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} ; kaliy gidroksid eritmasi — suvdan, kaliy gidroksiddan va gidratlangan K^+ hamda OH^- ionlardan tarkib topgan (5.7- § ga q.).

Agregat holatiga ko'ra, eritmalar suyuq, qattiq va gazsimon bo'ladi. Suyuq eritmalariga misol tariqasida tuzlarning suvdagi eritmalarini ko'rsatish mumkin; qattiq eritmalariga nikel bilan misning qotishmasi (shulardan chaqa-tanga yasaladi) yoki oltin bilan kumushning qotishmasi misol bo'la oladi; gazsimon eritmalar gazlarning aralashmalari, havo. Bular orasida eng katta ahamiyatga ega bo'lgan suyuq (suvdagi) eritmalaridir.

Har qanday eritmaning muhim xarakteristikasi uning tarkibidir.

Eritmalar tarkibini son bilan ifodalashning har xil usullari bor: erigan moddaning massa ulushi, molyar konsentratsiya va boshqalar.

Erigan moddaning massa ulushi — bu o'lchamsiz fizik kattalik bo'lib, erigan modda massasining eritmaning umumiy massasiga nisbatiga teng, ya'ni

$$\omega_m = \frac{m_m}{m} \quad (5.1)$$

hunda: ω_m — erigan moddaning massa ulushi; m_m — erigan moddaning massasi va m — eritmaning umumiy massasi.

Erigan moddaning massa ulushi ω_m odatda birining ulushlarida yoki protsentlarda ifodalanadi. Masalan, erigan moddaning suvdagi sulfat kislotaning massa ulushi 0,05 ga yoki 5% ga teng. Bu degan so'z, sulfat kislotaning 100 g massali eritmasida massasi 5 g sulfat kislota va massasi 95 g suv bor, demakdir.

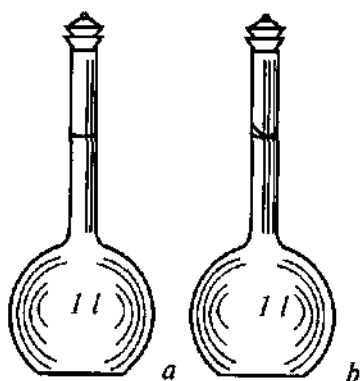
Molyar konsentratsiya yoki molyarlik — bu erigan modda miqdorining eritmaning hajmiga nisbatiga teng kattalik, ya'ni

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \quad (5.2)$$

hunda $C(X)$ — X zarrachalarning molyar konsentratsiyasi, $n(X)$ — X modda zarrachalarning eritmada miqdori, V — eritmaning hajmi. Molyar konsentratsiyani yozishga misollar: $C(HCl) = 0,1 \text{ mol/l}$, $C(H_3PO_4) = 0,5 \text{ mol/l}$, $C(NH_4^+) = 10 \text{ mol/l}$, $C(H^+) = 1,10^{-5} \text{ mol/l}$.

1 litrida 1 mol erigan modda bor eritma molyar eritma deyiladi.

Agar 1 l eritmada 0,1 mol modda bo'lsa, bu eritma detsimolyar, 0,01 mol bo'lsa, santimolyar, 0,001 mol bo'lsa, millimolyar eritma deyiladi. Eritmaning molyarligi odatda M harfi bilan belgilanadi. Masalan, 1M NaOH — natriy gidroksidning molyar eritmasi, bunday eritmaning 1 litrida 1 mol modda yoki 1 mol 40 g/mol



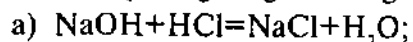
5.1-rasm. 1 M eritma

tayyorlash:

a—o'lchov kolbasi; b—eritma.

=40 gNaOH bo'ladi; 001 M NaOH — santimolyar eritma, uning 1 litrida 0,01 mol, ya'ni 0,01·40 g=0,4 g NaOH bo'ladi va h.k. Masalan, natriy gidroksidning detsimolyar eritmasini tayyorlash uchun undan tarozida 4 g tortib olish, 1 litrga teng aniq hajmi belgilab qo'yilgan litrli o'lchov kolbasiga solish (5.1- rasm, a), modda bata-mom eriguncha distillangan suv quyish va so'ngra eritma hajmini belgigacha yetkazish lozim (meniskning pastki qismi belgiga tegib turishi kerak, 5.1 -rasm, b).

Molyar konsentratsiyadan foydalanish qulay, chunki eritmaning muayyan hajmdagi mollar soni (moddaning miqdori) ma'lum bo'ladi. Masalan, 1 litr 1 M NaOH eritmasini neytrallashtirish uchun reaksiyaning tenglamalariga muvofiq:



kislotalar eritmalaridan quyidagi hajmda olish zarur; 1 litr 1M HCl yoki 0,5 litr 1 M H_2SO_4 . Ravshanki, 0,5 litr 2M NaOH eritmasini neytrallashtirish uchun 0,5 litr 2M HCl yoki 0,5 l litr 1M H_2SO_4 yoki bo'l-masa 0,25 litr 2M H_2SO_4 kerak va hokazo.

5.2- §. Moddalarning suvda eruvchanligi

Eruvchanlik — bu moddaning suvda yoki boshqa erituvchida erish xossasidir. Suvda qattiq, suyuq va gazsimon moddalar erish mumkin.

Suvda eruvchanligiga ko'ra barcha moddalar uchta guruhga bo'linadi: 1) yaxshi eriydigan, 2) kam eriydigan va 3) amalda erimaydigan moddalar. Amalda erimaydigan moddalar to'g'ridan-to'g'ri erimaydigan moddalar ham deyiladi. Lekin mutlaq erimaydigan moddalar yo'qligini ta'kidlab o'tish lozim. Agar suvga shisha tayoqcha yoki oltin, yoki kumush bo'lagi botirilsa, ular suvda nihoyatda oz miqdorda bo'lsa ham, har holda eriydi. Ma'lumki kumush yoki oltinning suvdagi eritmaları mikroblarni o'ldiradi.

Shisha, kumush, oltin — bular suvda amalda erimaydigan moddalarga (qattiq moddalar) misollardir. Shunday moddalar qatoriga kerosin, o'simlik moyi (suyuq moddalar), nodir gazlarni (gazsimon moddalar) ham kiritish mumkin. Suvda kam eriydigan moddalarga gips, qo'rg'oshin sulfat (qattiq moddalar), dietil etir, benzol (suyuq moddalar), metan, azot, kislorod (gazsimon moddalar) misol bo'la oladi. Ko'pchilik moddalar suvda ancha yaxshi eriydi. Bunday moddalarga shakar, mis kuporosi, natriy gidroksid (qattiq moddalar), spirt, aseton (suyuq moddalar), vodorod xlorid, ammiakni (gazsimon moddalar) misol qilib ko'rsatish mumkin.

Yuqorida keltirilgan misollardan eruvchanlik avvalo moddalarning tabiatiga bog'liq, degan xulosa kelib chiqadi. Bundan tashqari, u temperatura va bosimga ham bog'liq. Erish jarayonining o'zi erigan modda zarrachalari bilan erituvchining o'zaro ta'sirlashuvidan iborat; bu o'z-o'zidan sodir bo'ladigan jarayon.

Qattiq moddalarning suyuqliklarda erish jarayonini shunday tasavvur qilish mumkin: erituvchi ta'sirida qattiq modda sirtlaridan alohida ion yoki molekulalar asta-sekin ajrala boshlaydi va erituvchining barcha hajmi bo'yicha bir me'yorda taqsimlanadi. Agar erituvchi moddaning ko'p miqdori bilan ta'sirlashsa, u holda ma'lum vaqt o'tgandan keyin eritma to'yingan bo'lib qoladi.

Erigan moddaning ortiqchasi bilan dinamik muvozanatda turgan eritma to'yingan eritma deyiladi.

To'yingan eritma tayyorlash uchun suvga berilgan temperaturada moddani aralashtirib turgan holda cho'kma hosil bo'lguncha, ya'ni moddaning ortiqchasi erimay qolguncha qo'shib borish kerak. Bu holda eritma bilan erigan moddaning ortiqchasi orasida dinamik muvozanat qaror topadi: moddaning nechta zarrachasi eritmaga o'tsa, ularning shunchasi eritmada ajralib chiqadi (kristallanadi). To'yingan eritmada berilgan temperaturada erigan moddaning mumkin bo'lgan eng ko'p miqdori bo'ladi.

To'yinmagan eritmada to'yingan eritmada qaranganda kamroq, o'ta to'yingan eritmada esa ko'proq modda bo'ladi. O'ta to'yingan eritmalar ancha beqarordir. Idishni salgina chayqatish yoki eritmaga tuz kristalidan qo'shish ortiqcha erigan moddaning cho'kmaga tushishiga sabab bo'ladi. Saxaroza, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, CH_3COONa , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ va boshqalar o'ta to'yingan eritmalar hosil qiladi.

Ko'pincha kam eriydigan va amalda erimaydigan moddalar umumiy bitta nom bilan kam eriydigan moddalar deb ataladi. Bu

holda faqat eriydigan va kam eriydigan moddalar haqida so'z yuritiladi.

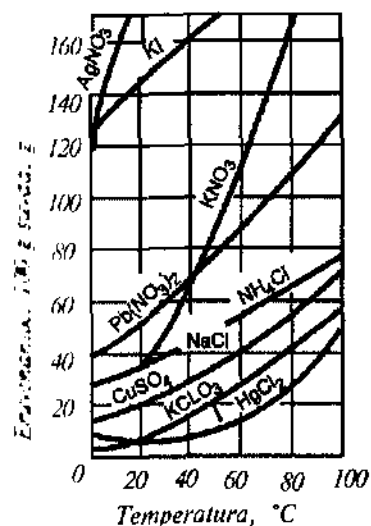
Eruvchanlik miqdoriy jihatdan to'yingan eritmaning konsentratsiyasi bilan ifodalanadi. Ko'pincha u berilgan temperaturada 100 g erituvchida eritish mumkin bo'lgan moddaning eng ko'p grammlar soni bilan ifodalanadi. Bu miqdor ba'zan *eruvchanlik koeffitsiyenti* yoki oddiygina qilib moddaning *eruvchanligi* deb ataladi. Masalan, 18°C da 100 g suvda 51 g qo'rg'oshin (II) nitrat $Pb(NO_3)_2$ tuzi eriydi (ya'ni bu tuzning 18°C dagi eruvchanligi 51,7 ga teng). Agar o'sha temperaturada shu miqdordan ortiqcha yana qo'rg'oshin (II) nitrat tuzidan qo'shilsa, u erimaydi, balki cho'kma holida qoladi.

Moddaning eruvchanligi haqida gapirilganda erishdagi temperaturani ko'rsatish kerak. Ko'pincha qattiq moddalarning eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan ortadi. Bu eruvchanlik egri chiziqlari (5.2- rasm) yordamida yaqqol tasvirlanadi. Absissalar o'qiga temperatura, ordinatarlar o'qiga — eruvchanlik koeffitsiyenti qo'yiladi. Lekin ba'zi moddalarning eruvchanligi temperatura ko'tarilganda juda kam ortadi (masalan, NaCl, $AlCl_3$) va hatto kamayadi (masalan, $Ca(OH)_2$, Li_2SO_4 , $Ca(CH_3COO)_2$). Qattiq moddaning suvda eruvchanlik koeffitsiyentiga bosim juda oz ta'sir qiladi, chunki erishda sistemaning hajmi sezilarli darajada o'zgarmaydi.

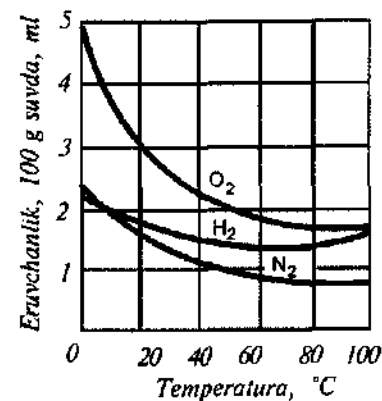
Eritma sovitilganda undan qancha tuz cho'kmaga tushishini eruvchanlik egri chiziqlari yordamida oson hisoblab topish mumkin. Masalan, agar 100 g suv olib, kaliy nitratning 45 °C da to'yingan eritmasi tayyorlansa, so'ngra u 0 ° ga qadar sovitilsa, eruvchanlik egri chizig'iga (5.2- rasm) ko'ra bunda 60 g tuz kristallari cho'kmaga tushishi kerak. Eruvchanlik egri chiziqlari yordamida moddalarning turli temperaturadagi eruvchanlik koeffitsiyenti oson aniqlanadi.

Temperatura pasayganida eritmadan moddaning ajralib chiqishi *kristallanish* deyiladi. Agar eritmada aralashmalar bor bo'lsa, kristallanishda doimo toza modda olinadi, chunki eritma hatto temperatura pasayganida ham aralashmalarga nisbatan to'yinmagan bo'ladi va ular cho'kmaga tushmaydi. Moddalarni tozalashning *qayta kristallga tushirish* deyiladigan usuli ana shunga asoslangan.

Gazlar suvda eriganda issiqlik ajralib chiqadi. Shu sababli Le Shatlye prinsipiga muvofiq temperatura ko'tarilganda gazlarning eruvchanligi kamayadi, temperatura pasayganda esa ortadi (5.3- rasm). Bosim oshganida gazlarning eruvchanligi ko'payadi. Suvning berilgan hajmida erigan gazning hajmi bosimga bog'liq bo'lmaganligi sababli gazning eruvchanligi odatda 100 g erituvchida eriydigan millilitrlar soni bilan ifodalanadi (5.3- rasm).



5.2- rasm. Qattiq moddalarning eruvchanlik egri chiziqlari.



5.3- rasm. Gazlarning eruvchanlik egri chiziqlari.

5.3-§. Erishda bo'ladigan issiqlik hodisalari

Moddalarning erishida issiqlik effekti sodir bo'ladi: moddaning tabiatiga qarab issiqlik chiqadi yoki yutiladi. Suvda masalan, kaliy gidroksid, sulfat kislota eriganida eritma qattiq qizib ketadi, ya'ni issiqlik chiqadi, ammoniy nitrat eritilganda esa eritma qattiq soviydi, ya'ni issiqlik yutiladi. Birinchi holda *ekzotermik jarayon* ($\Delta H < 0$), ikkinchi holda esa *endotermik* ($\Delta H > 0$) jarayon amalga oshadi. Erish issiqligi ΔH = bu 1 mol modda eriganda ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdoridir. Masalan, kaliy gidroksid uchun $\Delta H = -55,65$ kJ/mol, ammoniy nitrat uchun esa $\Delta H = +26,48$ kJ/mol.

Erigan moddaning erituvchi bilan kimyoviy o'zaro ta'siri natijasida *solvatlar* deyiladigan (erituvchi suv bo'lganida *gidratlar* deyiladi) birikmalar hosil bo'ladi. Bunday birikmalarning hosil bo'lishi jihatdan eritmalar kimyoviy birikmalarga o'xshaydi.

Rus kimyogari D. I. Mendeleyev eritmalarining kimyoviy nazariyasini yaratdi va uni juda ko'p tajriba ma'lumotlari bilan asoslab berdi; bu ma'lumotlar uning 1887-yilda rus tilida bosilib chiqqan «Suvdagi eritmalarini solishtirma qurilishiga ko'ra tekshirish» nomli kitobida bayon qilingan. Mendeleyev bu kitobida «Eritmalar kimyoviy birikmalar bo'lib, erituvchi va modda orasida ta'sir etadigan kuchlar bilan aniqlanadi», deb yozgan edi. Endilikda bu kuchlarning tabiatini biz bilamiz. Solvatlar

(gidratlar) donor-akseptorli, ion dipoli o'zaro ta'sir hisobiga vodorod bog'lanishlar hisobiga, shuningdek, dispersion o'zaro ta'sir hisobiga (xossalari bir-biriga yaqin moddalarning, masalan, benzo bilan toluolning eritmaları bo'lganda) hosil bo'ladi.

Gidratlanishga (suv bilan birikishga) ayniqsa ionlar ko'proq moyil bo'ladi. Ionlar suvning qutbli molekularini biriktirib oladi natijada gidratlangan ionlar hosil bo'ladi. (5.4- § ga q.) Shu sababli masalan, eritmada mis (II) ioni havorang, suvsiz mis sulfatda rangsiz bo'ladi. Bunday birikmalarning ko'pchiligi beqaror bo'lib ularni erkin holda ajratib olish vaqtida oson parchalanib ketadi lekin ko'pchilik hollarda puxta birikmalar hosil bo'ladi; ular eritmadan kristallga tushirish yo'li bilan oson ajratib olish mumkin. Bunda tarkibida suv molekulari bor kristallar cho'kmaga tushadi.

Tarkibida suv molekulari bor kristall moddalar *kristall gidratlar*, ularning tarkibiga kiradigan suv esa *kristallanish suvi* deb ataldi. Ko'pchilik tabiiy minerallar kristallgidratlar hisoblanadi. Qator moddalar (shu jumladan, organik moddalar ham) suv holda faqat kristallgidratlar shaklida olinadi. D. I. Mendeleyev sulfat kislotasi gidratlarining, shuningdek, boshqa moddalar gidratlarini mavjudligini isbotladi*.

Shunday qilib, erish — faqat fizikaviy emas, balki kimyoviy jarayon hamdir. Eritmalar erigan modda zarrachalarining eritmaga zarrachalari bilan o'zaro ta'sirlashuvidan hosil bo'ladi. D. I. Mendeleyevning shogirdi D. P. Kononov kimyoviy birikmalar bilan eritmalar orasida chegara yo'q, deb doimo ta'kidlar edi.

Suyuq eritmalar o'zgarimas tarkibli kimyoviy birikmalar bilan mexanik aralashmalar orasidagi holatni egallaydi. Ular kimyoviy birikmalar kabi bir jinsli bo'lib, issiqlik hodisalari bilan xarakatlanadi, shuningdek, ular ko'pincha kontraksiya ham kuzatiladi — suyuqliklar aralashirilganda hajmi qisqaradi. Ikkinchi tomondan eritmalar kimyoviy birikmalardan farq qilib, tarkibning doimiylik qonuniga bo'ysunmaydi. Ularni aralashmalar kabi tarkibiy qismlarga oson ajratish mumkin. Erish jarayoni fizik-kimyoviy jarayon eritmalar esa fizik-kimyoviy sistemalardir.

Eritmalarni o'rganishga M. V. Lomonosov ko'p e'tibor berdi. U moddalar eruvchanligining temperaturaga bog'liqligini aniqlashga doim tadqiqotlar o'tkazdi, erishda issiqlik chiqishi va yutilishini o'rganadi.

* Gidratlar bilan kristallgidratlarning kimyoviy formulalarida suvning formulasi alohida (nuqta bilan ajratib) yoziladi, masalan, $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$, $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ va hokazo.

sovituvchi aralashmalarni kashf etdi. M. V. Lomonosov eritmalar erituvchiga qaraganda ancha past temperaturada qotishini (kristallanishini) birinchi bo'lib aniqladi. U erishga molekular-kinetik izoh berdi, bu izoh hozirgiga yaqin bo'lib, bunda M. V. Lomonosov erigan moddaning zarrachalari erituvchining zarrachalari orasida bir me'yorda taqsimlanadi, deb faraz qildi.

D. I. Mendeleyev 40 yilga yaqin ilmiy ishini eritmalarini o'rganishga bag'ishladi. U yaratgan eritmalarining kimyoviy nazariyasi nihoyatda unumli bo'ldi. Shu nazariya asosida yangi ilmiy fanlar — fizik-kimyoviy analiz, kompleks birikmalar kimyosi, suvsiz eritmalar elektrokimyosi kabi fanlar vujudga keldi. Hozirgi vaqtda bu nazariya umum tomonidan e'tirof etilgan.

Taniqli rus olimlari D. P. Kononov, I. A. Kablukov, N. S. Kurnakov eritmalar kimyoviy nazariyasining rivojlanishiga katta hissa qo'shdilar.

5.4- §. Elektrolitlar va noelektrolitlar

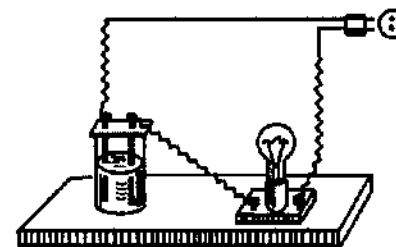
Ba'zi moddalar erigan yoki suyuqlangan holatda elektr tokini o'tkazmasligi yaxshi ma'lum. Buni oddiy asbob (5.4- rasm) yordamida kuzatish mumkin. Bu asbob simlar vositasida elektr tarmoqqa ulangan ko'mir sterjenlardan (elektrodlardan) tarkib topgan. Zanjirga elektr lampochka ulangan, u zanjirda tok bor yoki yo'qligini ko'rsatadi. Agar elektrodlar shakar eritmasiga botirilsa, lampochka yonmaydi. Lekin elektrodlar natriy xlorid eritmasiga botirilganda lampochka ravshan yonadi.

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 kovalent qutbsiz 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'tadi. Ravshanki, eritmada ionlar qancha ko'p bo'lsa, u elektr tokini shuncha yaxshi o'tkazadi. Toza suv elektr tokini juda kam o'tkazadi.



5.4-rasm. Eritmalarining elektr o'tkazuvchanligini aniqlash asbobi.

Elektrolitlarning suvda eriganda ionlarga ajralishi *elektrolitlil dissotsilanish* deyiladi.

Masalan, natriy xlorid NaCl suvda eriganida batamom natriy ionlari Na^+ bilan xlorid ionlar Cl^- ga ajraladi. Suv vodorod ionlar H^+ bilan gidroksid ionlar OH^- ni juda oz miqdordagagina hosil qiladi.

5.5- §. Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi

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

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

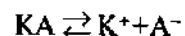
Ionlarning elektron holati atomlarnikiga qaraganda ancha barqaror bo'ladi. Ionlar bitta atomdan tarkib topgan bo'lish mumkin — bular oddiy ionlar (Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} va h.k.) yoki bi necha atomdan tarkib topgan bo'lishi mumkin — bular murakkat ionlar (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} va h.k.). Ko'pchilik ionlar rangli bo'ladi. Masalan, MnO_4^- ion pushti rangli, CrO_4^{2-} ion — 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.

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 elektrodlar tomonidan tortilishidir.

3. Dissotsilanish — qaytar jarayon: molekulalarning ionlarga ajralishi (*dissotsilanishi*) bilan bir vaqtda ionlarning birikish jarayon (*assotsilanish*) ham sodir bo'ladi.

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



Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi anorganik kimyodagi asosiy nazariyalardan biri bo'lib, atom-molekular ta'limot hamda atomning tuzilishi nazariyasiga to'la muvofiq keladi.

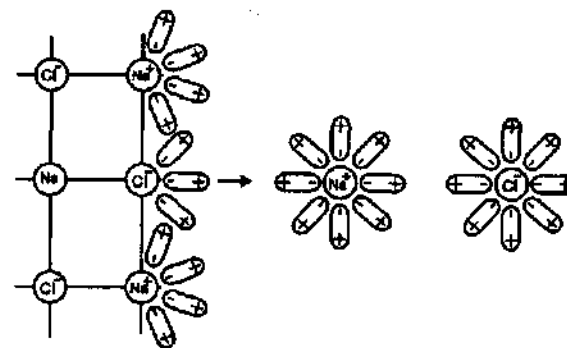
5.6- §. Dissotsilanish mexanizmi

Elektrolitik dissotsilanish mexanizmi haqidagi masala juda muhimdir. Haqiqatan ham, elektrolitlar nima uchun ionlarga dissotsilanadi? Atomlarning kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot bu savolga javob berishga yordam beradi.

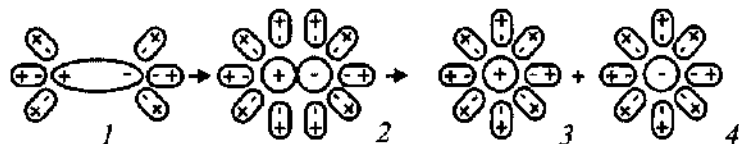
Ionli bog'lanishli moddalar eng oson dissotsilanadi.

Ma'lumki, bunday moddalar ionlardan tarkib topgan bo'ladi (3.3- § ga q.). Ular eriganida suvning dipollari musbat va manfiy ionlar atrofida to'planadi. Ionlar bilan suvning dipollari orasida o'zaro tortishuv kuchlari vujudga keladi. Natijada ionlar orasidagi bog'lanish susayadi, ionlar kristalldan eritmaga o'ta boshlaydi. Bunda 5.5- rasmda ko'rsatilganidek, *gidratlangan ionlar*, ya'ni suv molekulalari bilan kimyoviy bog'langan ionlar hosil bo'ladi.

Molekulalari qutbli kovalent bog'lanishdan hosil bo'lgan (qutbli molekulalar) elektrolitlar ham shunga o'xshash dissotsilanadi. Moddaning har qaysi qutbli molekulasida atrofida ham suv dipollari to'planadi, bunda ular o'zining manfiy qutbi bilan molekulaning musbat qutbiga, musbat qutbi bilan esa molekulaning manfiy qutbiga tortiladi. Bunday o'zaro ta'sir natijasida bog'lovchi elektron bulut (elektronlar jufti) elektrmanfiyligi katta bo'lgan atomga tomon to'liq siljiydi, qutbli molekula ionli molekulaga aylanadi va so'ngra



5.5- rasm. Natriy xloridning suvdagi eritmada elektrolitik dissotsilanish sxemasi.



5.6- rasm. Qutbli molekulaning suvdagi eritmada elektrolitik dissotsilanish sxemasi:

1 — gidratlanish boshlanishida qutbli molekula; 2 — suv dipollari ta'sirida qutbli tuzilishning ionli tuzilishga o'tishi; 3 — gidratlangan kation; 4 — gidratlangan anion.

gidratlangan ionlar oson hosil bo'ladi (5.6- rasm). Qutbli molekulalar to'liq yoki qisman dissotsilanishi mumkin. Shunday qilib, ionli yoki qutbli bog'lanishli birikmalar — tuzlar, kislotalar va asoslar elektrolitlar hisoblanadi. Ular qutbli erituvchilarda ionlarga dissotsilanishi mumkin.

5.7- §. Ionlarning gidratlanishi

Taniqli rus kimyogari A. Kablukov elektrolitik dissotsilanishni D. I. Mendeleyevning eritmalarining kimyoviy nazariyasi yordamida tushuntirib bo'lmagligini ko'rsatdi. Ma'lumki, D. I. Mendeleyev eriga modda erituvchi bilan o'zaro ta'sirlashganida kimyoviy birikmalar hosil bo'lishini tajriba yo'li bilan asoslab bergan edi. Haqiqatan ham erish jarayonida erigan moddaning suv bilan kimyoviy o'zaro ta'sir sodir bo'ladi, buning natijasida gidratlar hosil bo'lib, so'ngra ular ionlarga dissotsilanadi (5.6- rasimga q.). Bu ionlar suv molekulalar bilan bog'langan, ya'ni gidratlangan bo'ladi. I. A. Kablukov suvdagi eritmada faqat gidratlangan ionlar bo'ladi, deb taxmin qilgan edi. Hozirgi vaqtda bu tasavvur umum tomonidan e'tirof etilgan.

Shunday qilib, ionlarning gidratlanishi («umumiy holda solvatlanish»)* — dissotsilanishning asosiy sababidir. Gidratlanish ionlarning qayta birikishini (assotsilanishini) ham qisman qiyinlashtiradi.

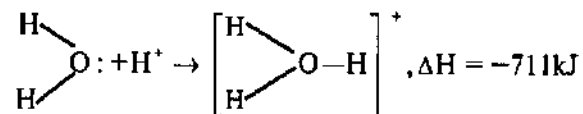
Gidratlangan ionlar tarkibidagi suv molekulalarining son o'zgarmas va o'zgaruvchan bo'lishi mumkin. Bir molekula suvni tutib turadigan vodorod H^+ o'zgarmas tarkibli gidrat hosil qiladi — bu gidratlangan proton $H^+(H_2O)$. Ilmiy adabiyotda u H_3O^+ (yoki OH_3^+) formula bilan tasvirlanadi va *gidroksoniy ion*i deyiladi.

* Solvatlanish — ionlarning suvdan boshqa erituvchi molekulalar bilan kimyoviy bog'lanishi.

Shuni yodda tutish kerakki, eritmalarda H^+ ion bo'lmaydi, balki H_3O^+ ion bo'ladi, uni ba'zan soddalashtirib, shartli ravishda H^+ simvoli bilan belgilanadi.

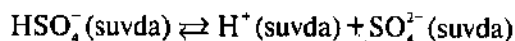
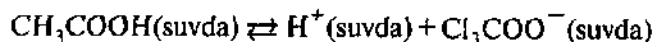
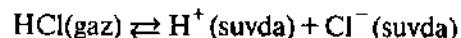
Eritmalardagi vodorod ionlari haqida gapirganda doimo gidroksoniy ionlari nazarda tutiladi.

H_3O^+ ionida kovalent bog'lanishning vujudga kelish mexanizmi donor-akseptorli mexanizmdir:



Suv molekulasini — donor, proton — akseptor.

Lekin kimyogarlarning fikri turlicha bo'lib chiqdi. Ba'zilar eritmada faqat gidroksoniy ionlari H_3O^+ bo'ladi, deb faraz qilsa, boshqalar H_3O^+ ionlari bilan birgalikda $H_5O_4^+$ ionlari (bu ionni $H^+ \cdot 4H_2O$ yoki $H_3O^+ \cdot 3H_2O$ holida tasavvur qilish mumkin) va $H_7O_3^+$ ($H^+ \cdot 3H_2O$ yoki $H_3O^+ \cdot 2H_2O$) ham bo'ladi, deb hisoblaydilar. Ikkala taxmin ham tajriba yo'li bilan tasdiqlanmagan. Ko'pchilik boshqa ionlar ham o'zgaruvchi tarkibli gidratlar hosil qiladi. Shu sababli vodorod ionini H^+ (suvli) holida tasvirlagan ma'qul, bu vodorodning gidratlangan ionini bildiradi. Boshqa gidratlangan ionlarni yozishda ham shunga o'xshash yo'l tutish kerak. Masalan:



Lekin, odatda, soddalashtirish uchun qavs ichidagi so'zlar tushirib qoldiriladi.

5.8- §. Kislota, asos va tuzlarning suvdagi eritmalarida dissotsilanishi

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

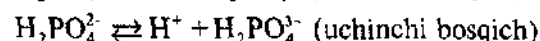
Dissotsilanganda kationlar sifatida faqat vodorod kationlari hosil bo'ladigan elektrolitlar *kislotalar* deyiladi.



Kislotalarning 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 , H_2SO_4 — ikki asosli, H_3PO_4 , H_3AsO_4 — uch asosli kislotalar chunki dissotsilanganda tegishli ikkita va uchta vodorod kation hosil bo'ladi. Sirka kislota CH_3COOH molekulasidagi to'rtta vodorod atomidan faqat bittasi, karboksil gruppasi — $COOH$ tarkibiga kiradiganigina kation H^+ holida ajraladi — sirka kislota bir asosli.

Ikki va ko'p asosli kislotalar bosqich bilan (asta-sekin) 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, masalan fosfat kislotani suvdagi eritmasida H_3PO_4 molekullari bilan birga (asta-sekin kamayib boradigan miqdorlarda) $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} va PO_4^{3-} ionlari ham bo'ladi.

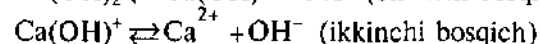
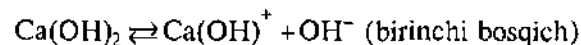
Dissotsilanganda anionlar sifatida faqat gidroksid-ionlar hosil bo'ladigan elektronlar asoslar deyiladi.

Masalan:



Suvda eriydigan asoslar ishqorlar deyiladi. Ular ko'p emas. Bular ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning asoslaridir: $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $FrOH$ va $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$, shuningdek NH_4OH . Asoslarning ko'pchiligi suvda kam eriydi.

Asoslarning kislotaliigi ularning gidroksil gruppallari (gidroksil gruppallari) soni bilan aniqlanadi. Masalan, NH_4OH — bir asosli kislotali asos, $Ca(OH)_2$ — ikki kislotali, $Fe(OH)_3$ — uch kislotali va h. k. Ikki va ko'p kislotali asoslar bosqich bilan dissotsilanadi:



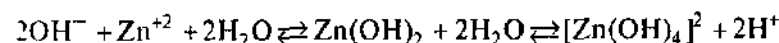
Lekin dissotsilanganda bir vaqtning o'zida vodorod kationlari va gidroksid-ionlarni hosil qiladigan elektrolitlar ham bor. Bunda elektrolitlar *amfoter elektrolit* yoki qisqacha *amfolitlar* deyiladi.

Ularga suv, rux, aluminiy, xrom gidroksidlari va ko'pgina boshqa moddalar kiradi. Masalan, suv H^+ va OH^- ionlarga dissotsilanadi (oz miqdorda):



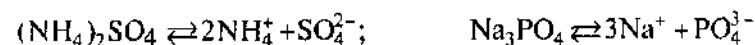
Demak, suvda vodorod kationlari H^+ borligi tufayli kislota xossalari va OH^- ionlari borligi tufayli asos xossalari bir xil darajada ifodalangan.

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

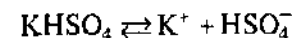


Dissotsilanganda metallarning kationlari (shuningdek, ammoniy kation NH_4^+) va kislota qoldiqlarining anionlari hosil bo'ladigan elektrolitlar tuzlar deyiladi.

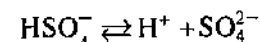
Masalan:



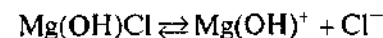
Ushbu tuzlar ana shunday dissotsilanadi. Nordon va asosli tuzlar bosqich bilan dissotsilanadi. Nordon tuzlarda dastlab metallarning ionlari, so'ngra esa vodorod kationlari ajraladi. Masalan:



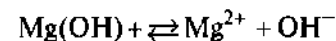
va so'ngra



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



va so'ngra



5.9- §. Dissotsilanish darajasi

Elektrolitik dissotsilanish qaytar jarayon bo'lgani sababli elektrolitlarning eritmalarida ionlar bilan birga molekullar ham bo'ladi. Shu sababli elektrolitlarning eritmalarini *dissotsilanish darajasi* (yoki alfa α harfi bilan belgilanadi) bilan tavsiflanadi.

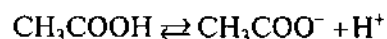
Dissotsilanish darajasi — bu ionlarga ajralgan molekullar sonining umumiy erigan molekullar soni N ga nisbatidir:

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad (5.3)$$

Elektrolitning dissotsilanish darajasi tajriba yo'li bilan aniqlana va birning ulushlarida yoki protsentlarda ifodalanadi. Agar $\alpha = 1$ bo'lsa, u holda dissotsilanish sodir bo'lmagan, agar $\alpha = 100\%$ bo'lsa, u holda elektrolit ionlarga to'liq ajralgan bo'ladi. Agar $\alpha = 20\%$ bo'lsa, bu berilgan elektrolitning 100 molekulasidan 20 tasi ionlarga ajralganligini ko'rsatadi.

Turli xil elektrolitlarning dissotsilanish darajasi turlicha bo'ladi. Tajriba dissotsilanish darajasi elektrolitning konsentratsiyasiga va temperaturaga bog'liqligini ko'rsatadi. Elektrolitning konsentratsiya kamayganida, ya'ni u suv bilan suyultirilganida dissotsilanish darajasi doimo ko'payadi. Odatda temperaturaning ko'tarilishi ham dissotsilanish darajasini oshiradi. Elektrolitlar dissotsilanish darajasini qarab kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi (quyiroqqa q.).

Kuchsiz elektrolit — sirka kislota elektrolitik dissotsilangan dissotsilanmagan molekular bilan ionlar orasida qaror topadigan muvozanatning siljishini ko'rib chiqamiz:



Sirka kislota eritmasi suv qo'shib suyultirilganda muvozanat ionlar hosil bo'lish tomoniga siljiydi — kislota ning dissotsilanish darajasi ortadi. Aksincha, eritma bug'latilganda muvozanat kislota molekulari hosil bo'lish tomoniga siljiydi — dissotsilanish darajasi kamayadi.

5.10- §. Kuchli va kuchsiz elektrolitlar

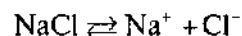
Kuchli va kuchsiz elektrolitlar bo'ladi.

Kuchli elektrolitlar suvda eriganda ionlarga to'liq dissotsilanadi

Ularga quyidagilar kiradi:

- 1) deyarli barcha tuzlar;
- 2) ko'pchilik mineral kislotalar, masalan, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HMnO_4 , HClO_4 , HClO_3 ;
- 3) ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning asoslari.

Kuchli elektrolitning, masalan, NaCl ning dissotsilanish odatda ushbu tenglama bilan ifodalanadi:

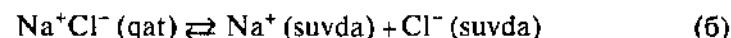


Yuqorida ta'kidlab o'tilganidek, natriy xlorid kristalida Na^+ molekulari bo'lmaydi. Eritilganda kristall struktura buziladi, gidratlangan

* Kuchli elektrolitlar ana shunday dissotsilanadi (5.10- § ga q.).

ionlar eritmaga o'tadi. Eritmada molekularlar ham bo'lmaydi. Shu sababli kuchli elektrolitlar eritmalarida dissotsilanmagan molekularlar haqida faqat deyarli ravishda so'z yuritish mumkin. Ularni ion juftlari (Na^+Cl^-), ya'ni bir-biriga yaqin turgan qarama-qarshi zaryadlangan (ionlarning radiuslari yig'indisiga teng masofaga qadar yaqinlashgan) ionlar sifatida tasavvur qilish to'g'riroq bo'ladi. Bular go'yo dissotsilanmagan molekularlar yoki tashqacha aytganda kvazimolekulalardir.

Bu holda (a) reaksiyaning tenglamasini quyidagicha yozish kerak:



Lekin uni sodda qilib (a) tenglama ko'rinishida yoziladi, bunda simbolida ionlar jufti (kvazimolekula) tushuniladi. Eritmada kvazimolekulalarning konsentratsiyasi doimo juda kam, ionlarning konsentratsiyasi esa katta bo'ladi.

Kuchsiz elektrolitlar suvda eriganida ionlarga qisman dissotsilanadi.

Ularga quyidagilar kiradi:

- 1) deyarli barcha organik kislotalar;
- 2) ba'zi mineral kislotalar, masalan, H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HClO , H_2SiO_3 ;
- 3) ko'pchilik metallarning asoslari (ishqoriy va ishqoriy-yer metallarning asoslaridan tashqari), shuningdek, NH_4OH , uni ammiakning gidrati sifatida tasvirlash mumkin $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (10.3 - § ga q.).

Suv kuchsiz elektrolitlarga kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar eritmada ionlarning katta konsentratsiyasini hosil qila olmaydi.

5.11- §. Ion almashinish reaksiyalari

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 xarakterga ega bo'ladi.

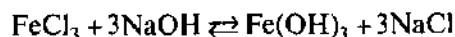
Reaksiyalarning ionli tenglamalarini tuzishda shunga amal qilish kerakki, kam dissotsilanadigan, kam eriydigan (cho'kmaga aylashadigan) va gazsimon moddalar molekular shaklda yoziladi. Moddaning formulasi yonida qo'yiladigan ↓ ishora shu modda reaksiya doirasidan cho'kma holida chiqib ketishini, ↑ ishora esa modda reaksiya doirasidan gaz holida chiqib ketishini bildiradi. To'liq dissotsilanadigan kuchli elektrolitlar ion holida yoziladi. Tenglamaning chap qismidagi elektr zaryadlar yig'indisi uning o'ng qismidagi elektr zaryadlar yig'indisiga teng bo'lishi kerak.

Bu qoidalarini puxta o'zlashtirib olish uchun ikkita misol ko'rib chiqamiz.

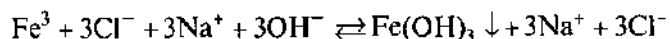
1-misol. Temir (III) xlorid bilan natriy gidroksid eritmaları orasida reaksiya tenglamasini molekular va ionli shaklda yozing.

Masalaning yechimini to'rt bosqichga bo'lamiz.

1. Reaksiyaning tenglamasini molekular shaklda yozamiz:

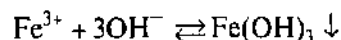


2. Yaxshi dissotsilanadigan moddalarni ionlar holida, reaksiya doirasidan chiqib ketadiganlarini — molekular holida tasvirlab, tenglamani qaytadan yozamiz:



Bu reaksiyaning to'la ionli tenglamasidir.

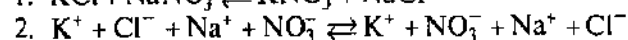
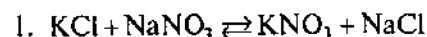
3. To'la ionli tenglamaning ikkala qismidan bir xil ionlarni ya'ni reaksiyada ishtirok etmaydigan ionlarni (ularning tagi chizilgan) chiqarib tashlaymiz va reaksiyaning tenglamasini yakun ko'rinishda yozamiz:



Bu reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasidir. Bu tenglamada ko'rinib turibdiki, reaksiyaning mohiyati Fe^{3+} va OH^- ionlarni o'zaro ta'siridan iborat, buning natijasida $\text{Fe}(\text{OH})_3$ cho'kmasi hosil bo'ladi. Bunda shu ionlar o'zaro ta'sirlashgunga qadar bu ionlar qaysi elektrolitlarning tarkibiga kirganligining umuman ahamiyati yo'q.

2-misol. Kaliy xlorid bilan natriy nitrat eritmaları orasida reaksiyalarning tenglamalarini yozing. O'zaro ta'sir mahsulotlari suvda yaxshi eriganligi hamda reaksiya doirasidan chiqib ketganligi uchun bu reaksiya qaytardir.

Reaksiyalarni 1-misoldagi kabi bosqichlar bilan yozamiz:

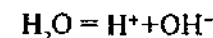


Keyingi bosqichlar uchun tenglama yozib bo'lmaydi, chunki elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga ko'ra reaksiya sodir bo'lmaydi. Lekin agar bu eritma bug'latilsa, u holda ionlar orasida yan bog'lanishlar vujudga keladi va to'rtta tuzning: KCl , NaNO_3 , NaCl va KNO_3 aralashmasi hosil bo'ladi.

Eritmalarda elektrolitlar orasida sodir bo'ladigan istalgan reaksiya ionli tenglamalar bilan tasvirlash mumkin. Bunday reaksiyalarning zaryadlari o'zgarmasa (oksidlanish darajasi o'zgarmasa) u holda bu reaksiyalar *ion almashinish* reaksiyalari deyiladi.

5.12-§. Suvning dissotsilanishi. pH

Kuchsiz elektrolit bo'lgan suv oz darajada H^+ va OH^- ionlariga dissotsilanadi, bu ionlar dissotsilanmagan molekular bilan muvozanatda bo'ladi:



Ionlarning konsentratsiyasi odatda 1 litrdagi ionlarning mollari bilan ifodalanadi. Suvning dissotsilanish tenglamasidan ko'rinib turibdiki, unda $[\text{H}^+]$ va $[\text{OH}^-]$ bir xil. Bir litr suvda xona temperaturasida (22 °C) faqat 10^{-7} mol suv dissotsilanishi va bunda 10^{-7} mol/l H^+ ionlari va 10^{-7} mol/l OH^- ionlari hosil bo'lishi tajribada aniqlangan.

Suvdagi vodorod ionlari bilan gidroksid ionlari konsentratsiyalarining ko'paytmasi *suvning ion ko'paytmasi* deyiladi (K_c bilan belgilanadi). Muayyan temperatura K_c — o'zgarmas kattalik bo'lib, 22 °C da son jihatidan 10^{-14} teng:

$$K_c = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad (5.4)$$

$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ ko'paytmaning o'zgarmasligi har qanday suv eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi ham, gidroksid ionlarining konsentratsiyasi ham nolgacha teng bo'lishi mumkin emasligini ko'rsatadi. Boshqacha aytganda, kislota, asos yoki tuzning suvdagi har qanday eritmasi tarkibida H^+ ionlar ham, OH^- ionlar ham bo'ladi, toza suv uchun $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/l. Agar unga kislota qo'shilsa, u holda $[\text{H}^+]10^{-7}$ mol/l dan katta, $[\text{OH}^-]$ esa 10^{-7} mol/l dan kichik bo'ladi va aksincha, agar suvga ishqor qo'shilsa, u holda $[\text{H}^+]10^{-7}$ dan kichik, $[\text{OH}^-]$ esa 10^{-7} mol/l dan katta bo'ladi.

$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ ko'paytmaning o'zgarmasligidan suv ionlaridan buning konsentratsiyasi ortganida boshqa ionning konsentratsiyasi tepishlacha kamayadi, degan xulosa kelib chiqadi. Bu hol agar OH^- ionlarning konsentratsiyasi ma'lum bo'lsa, H^+ ionlarning konsentratsiyasini hisoblab topishga va aksincha, H^+ — ionning konsentratsiyasi ma'lum bo'lganda OH^- ionlarning konsentratsiyasini hisoblab topishga imkon beradi. Masalan, agar suvdagi eritmada $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ mol/l bo'lsa, u holda $[\text{OH}^-]$ quyidagicha aniqlanadi:

$$[\text{OH}^-] = K_c / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ mol/l.}$$

Shunday qilib, eritmaning kislotaliligi va ishqoriyligini yoki H^+ ionlarning, yoki OH^- ionlarining konsentratsiyasi orqali ifoda-

lash mumkin. Amalda birinchi usuldan foydalaniladi. U holda neytr eritma uchun $[H^+] = 10^{-7}$, kislotali eritma uchun $[H^+] > 10^{-7}$ va ishqoriy eritma uchun $[H^+] < 10^{-7}$.

Manfiy daraja ko'rsatkichli sonlarni ishlatish bilan bog'liq noqulayliklarni yo'qotish uchun vodorod ionlari konsentratsiyasini vodorod ko'rsatkich orqali ifodalab, pH simvoli («pe-ash» de o'qiladi) bilan belgilash qabul qilingan.

Vodorod ionlari konsentratsiyasining teskari ishora bilan olingan o'qli logarifmi vodorod ko'rsatkich pH deyiladi:

$$pH = -\lg[H^+] \quad (5.5)$$

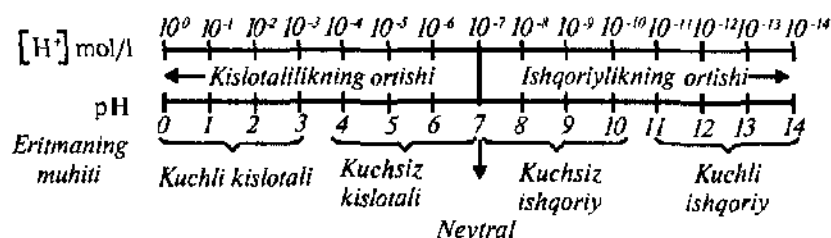
yoki

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad (5.6)$$

bunda $[H^+]$ — vodorod ionlarning konsentratsiyasi, mol/l.

«Vodorod ko'rsatkich» tushunchasini 1909- yilda daniyalik kimyogar Syorensen kiritgan edi: *p* harfi — daniyacha matematik daraja — potens so'zining bosh harfi, *H* harfi — vodorodning simvoli.

Eritmalarning muhiti pH yordamida quyidagicha belgilanadi: neytral — $pH=7$, kislotali — $pH<7$, ishqoriy — $pH>7$. Vodorod ionlarining konsentratsiyasi, pH qiymati va eritmaning muhiti orasidagi bog'liqlikni ushbu sxema yordamida yaqqol ifodalash mumkin:



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

Eng ko'p ma'lum bo'lgan ba'zi eritmalarining pH qiymatini keltiramiz va ularga muvofiq keladigan muhit reaksiyasini ko'rsatamiz: oshqozon shirasi — $pH=1,7$ (kuchli kislotali muhit), torfli suv — $pH=4$ (kuchsiz kislotali), yomg'ir suvi — $pH=5,5$ (juda kuchsiz kislotali), vodoprovod 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).

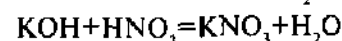
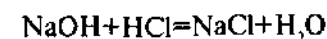
Tabiatdagi va texnikadagi turli-tuman jarayonlarda pH ning ahamiyati nihoyatda kattadir. Kimyo, oziq-ovqat va to'qimachilik sanoatlarida hamda sanoatning boshqa tarmoqlaridagi ko'pchilik ishlab chiqarish jarayonlari muhitning muayyan reaksiyasida, ya'ni ma'lum muhitdagina sodir bo'ladi. Qishloq xo'jaligi ekinlarining yaxshi rivojlanishi va yuqori hosil olish uchun ham tuproq eritmasi muayyan bo'lishi zarur. Tuproq eritmasining 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 tuproqlar ohaklanadi — ularga ohaktoshlar kalsiy yoki magniy karbonatlar solinadi. Agar tuproqlar kuchli ishqoriy (sho'rxok va sho'rtob tuproqlar) bo'lsa, u holda ishqoriylilikni kamaytirish uchun tuproq gipslanadi — unga maydalangan gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ qo'shiladi.

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

5.13- §. Kislota va asoslarning protolitik nazariyasi

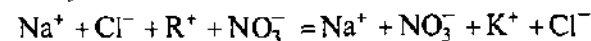
Elektrolitik dissotsilanish nazariyasi elektrolitlarning suvdagi eritmalarida boradigan juda ko'p hodisa va jarayonlarni tushuntirib beradi. Masalan, turli xil neytrallanish reaksiyalarida



Isiqlik effekti qiymatining bir xil bo'lishi ($57,3 \text{ kJ/mol}$) H^+ va OH^- ionlardan kam dissotsilanadigan suv molekulalarining hosil bo'lishi bilan izohlanadi:



$NaCl$ va KNO_3 eritmaları aralashtirilganda



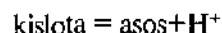
Isiqlik effekti kuzatilmaydi. Bunga sabab shuki, Na^+ , Cl^- , K^+ , NO_3^- ionlar orasida kimyoviy reaksiya sodir bo'lmaydi, bu hol tuzli tenglamadan ham ko'rinib turibdi.

Elektrolitik dissotsilanish eritmalar nazariyasining yanada rivojlanishiga va eritmalar sodir bo'ladigan jarayonlarni o'rganishga asos bo'ldi. Uning kimyodagi katta ahamiyati ana shundadir. Lekin bu nazariya suvsiz eritmalar boradigan jarayonlarni tushuntirib bera olmaydi. Masalan, agar ammoniy xlorid suvdagi eritmada tuz kabi bo'lsa (NH_4^+ va Cl^- ionlariga dissotsilanadi), u suyuqlantirilgan ammiakda kislota xossalarini namoyon qiladi — metallarni eritib, vodorod ajratib chiqaradi. Suyuq vodorod ftoridida yoki suvsiz sulfat kislota eritilgan nitrat kislota asos sifatida ta'sir etadi. Bu dalillar elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga mos kelmaydi. Ularni kislota va asoslarning protolitik nazariyasi tushuntirib beradi, bu nazariyani 1923- yilda bir-biridan bexabar holda daniyalik olim Brensted bilan ingliz olimi Louri taklif etganlar.

Bu nazariyaga muvofiq,

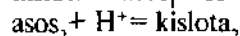
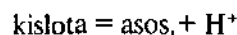
Berilgan reaksiyada molekula yoki ionlari protonlar ajratib chiqaradigan moddalar *kislotalar* deyiladi. Molekula yoki ionlar protonlarni biriktirib oladigan moddalar *asoslar* deyiladi. Bunday moddalarning ikkalasi ham umumiy nom bilan *protolitlar* deyiladi.

Proton ajralib chiqish reaksiyasi ushbu tenglama bilan ifodalanadi:

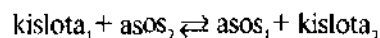


Bunday jarayonda kislota bilan asos *bir-biriga bog'liq* deyiladi. Bu kislota — asos juftidir. Masalan, H_3O^+ ion — kislota, asos H_2O ga bog'liq, xlorid — ion Cl^- esa — asos bo'lib, kislota HCl ga bog'liq.

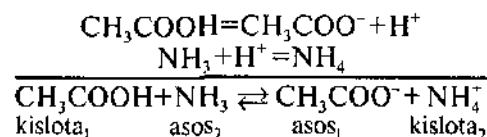
Eritmalarda erkin protonlar mustaqil ravishda mavjud bo'lmaydi. Ular kislotalardan biror asosga o'tadi. Shu sababli eritmada doimo ikkita jarayon sodir bo'ladi:



va ular orasidagi muvozanat ushbu tenglama bilan ifodalanadi:



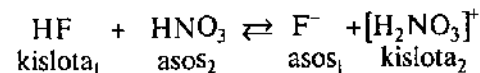
Masalan, sirka kislotalarining ammiak ta'sirida neytrallanish reaksiyasini quyidagicha tasvirlash mumkin:



Bu yerda sirka kislota — (H^+ protonlarini beradi), ammiak asos bo'ladi (protonlarni biriktirib oladi), CH_3COO^- ionlar asos sifatida bo'ladi (bu

qaytar jarayonda ular protonlarni biriktirib olishi va yana sirka kislotalarga aylanishi mumkin), ammoniy ionlari NH_4^+ esa kislota vazifasini bajaradi (protonlar berishi mumkin).

Suyuq vodorod ftoridida eritilgan nitrat kislotalarining asos xossalarini namoyon qilishini ham xuddi shunga o'xshash tasvirlash mumkin:



Shunday qilib, kislota va asosdan doimo bir-biriga bog'langan yangi kislota va asos olinadi. Protolitik nazariya neytrallanish reaksiyasini protonning kislotalardan asosga o'tishi sifatida qaraydi.

Ko'rinib turibdiki, protolitik nazariya elektrolitik dissotsilanish nazariyasidagiga nisbatan kislota va asoslar doirasini kengaytirdi: ionlar ham kislota va asos bo'lishi mumkin. Bitta moddaning o'zi nima bilan reaksiyaga kirishayotganiga qarab kislota yoki asos bo'la oladi. Bu nazariya kislota va asoslar haqidagi tushuncha nisbiy ekanligini ko'rsatib berdi va ularning o'zaro ta'sir mahsulotlarini yangi kislota va asoslar sifatida qarash lozimligini ko'rsatdi. Protolitik nazariya kislota va asoslarning zamonaviy va ancha umumiy nazariyasidir.

5.14- §. Namunaviy masalalar yechish. Moddalarning suvda eruvchanligi

1- masala. Tuzning eruvchanlik koeffitsiyenti 17 ga teng. 220 g to'yingan eritmada shu tuzdan necha gramm bo'ladi?

Yechish. 100 g suvda 17 g tuz bor. Tarkibida 17 g tuz bor eritmaning massasi $(100+17)$ g = 117 g bo'ladi:

117 g da — 17 g tuz bor

220 g da — x g tuz bor

Proporsiya tuzamiz: $117:17=220:x$ va quyidagini topamiz:

$$x = \frac{220 \cdot 17}{117} \text{ g} = 31,97 \text{ g}$$

2- masala. 25 °C da to'yingan 160 g eritmada 21 g tuz bor. Shu tuzning eruvchanlik koeffitsiyentini aniqlang.

Yechish. 160 g eritma tarkibidagi suvning massasi $(160 - 21)$ g = 139 g bo'ladi:

139 g suvga — 21 g tuz to'g'ri keladi.

100 g suvga — x g tuz to'g'ri keladi.

Proporsiya tuzamiz: $139 : 21 = 100 : x$, bundan

$$x = \frac{100 \cdot 21}{139} \text{ g} = 15,1 \text{ g}$$

3 - masala. Ammoniy xloridning 50°C dagi eruvchanlik koef. fitsiyenti 50 g ga, 15°C da esa — 35 g ga teng. 50°C da to'yintirilgan NH_4Cl ning 330 g eritmasi 15°C ga qadar sovitilsa, necha gramr tuz cho'kmaga tushadi?

Yechish. Tarkibida 50 g NH_4Cl bor, 50°C da to'yintirilgan eritmaning massasini aniqlaymiz: $100 + 50 = 150 \text{ g}$. Tarkibida 15°C da 35 g NH_4Cl bo'ladigan eritmaning massasi $100 + 35 = 135 \text{ g}$ ga teng.

Demak, 50°C to'yintirilgan 150 g eritma sovitilganda $150 - 135 = 15 \text{ g}$ cho'kma tushadi:

150 g dan — 15 g cho'kma

330 g dan — $x \text{ g}$ cho'kma

Proporsiya tuzamiz: $150 : 15 = 330 : x$ va quyidagini topamiz:

$$x = \frac{330 \cdot 15}{150} \text{ g} = 33 \text{ g}$$

Erigan moddanning massa ulushi

1- masala. 30 g kaliy xlorid 400 g suvda eritildi. Eritmadagi KCl ning massa ulushini aniqlang.

Yechish. Kaliy xlorid eritmasining umumiy massasini hisoblat topamiz:

$$m = (400 + 30) \text{ g} = 430 \text{ g}$$

Erigan moddanning massasi $m_m = 30 \text{ g}$. Bunda (5.1) tenglamaga muvofiq quyidagini olamiz: $\omega_m = 30/430 = 0,070$ yoki 7% . Shunday qilib, 100 g eritmada 7 g KCl bo'ladi, ya'ni KCl ning massa ulushi $0,070$ ga, ya'ni 7% ga teng.

2- masala. Zichligi $1,1 \text{ g/ml}$ bo'lgan 200 ml 16% li eritma tayyorlash uchun qancha kaliy xlorid olish kerak?

Yechish. Tayyorlanishi lozim bo'lgan eritmaning massasini aniqlaymiz: $200 \cdot 1,1 = 220 \text{ g}$. Erigan moddanning massa ulushi $\omega_m = 0,16 (16\%)$. Bu ma'lumotlarni (5.1) tenglamaga qo'ysak, quyidagini olamiz:

$$0,16 = \frac{m_m}{220}, \text{ bunda } m_m = 0,16 \cdot 220 \text{ g} = 35,2 \text{ g } \text{KCl}$$

3- masala. Mis (II) sulfatning 300 g 10% li eritmasini tayyorlash uchun qancha mis kuporosi $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ va suv olish kerak?

Yechish. 300 g 100% li eritma tayyorlash uchun qancha CuSO_4 kerak bo'lishini aniqlaymiz:

$100 \text{ g} — 10 \text{ g}$

$300 \text{ g} — x \text{ g}$

Proporsiya tuzamiz: $100:10=300:x$, bundan

$$x = \frac{300 \cdot 10}{100} \text{ g} = 30 \text{ g}$$

Mis kuporosining molyar massasi (yaxlitlangani 250 g/mol) bilan mis (II) sulfatning molyar massasini (160 g/mol) bilgan holda $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ning qancha massasida 300 g CuSO_4 bo'lishini aniqlaymiz:

$160 \text{ g } \text{CuSO}_4 — 250 \text{ g } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$30 \text{ g } \text{CuSO}_4 — y \text{ g } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Proporsiya tuzamiz: $160:250 = 30:y$ va quyidagini topamiz:

$$y = \frac{30 \cdot 250}{160} = 46,9 \text{ g.}$$

Shunday qilib, eritma tayyorlash uchun $46,9 \text{ g}$ mis kuporosi ($300 - 46,9 = 253,1$ suv kerak bo'lar ekan.

4- masala. NaOH ning 20 ml 40% li eritmasiga (zichlik $1,44 \text{ g/ml}$) 150 ml suv qo'shildi. Olingan eritmada NaOH ning massa ulushini aniqlang. Suvning zichligini 1 g/ml deb qabul qiling.

Yechish. 200 ml boshlang'ich eritmaning massasini aniqlaymiz:

$$200 \cdot 1,44 = 288 \text{ g}$$

288 g 40% li eritma tarkibidagi NaOH ning massasini topamiz:

100 g da — 40 g NaOH bor

288 g da — $x \text{ g}$ NaOH bor

Proporsiya tuzamiz: $100:40=288:x$, bundan

$$x = \frac{288 \cdot 40}{100} \text{ g} = 115,2 \text{ g.}$$

Suvning zichligi 1 g/ml ga teng bo'lganligi uchun qo'shilgan suvning massasi 150 g ga, eritmaning suv qo'shilgandan keyingi massasi $288 + 150 \text{ g} = 438 \text{ g}$ ga teng. Hosil bo'lgan eritmada NaOH ning massa ulushini aniqlaymiz:

438 g da — $115,2 \text{ g}$ NaOH bor

100 g da — $y \text{ g}$ NaOH bor

Proporsiya tuzamiz: $438:115,2=100:y$, bundan

$$y = \frac{100 \cdot 115,2}{328} \text{ g} = 26,3 \text{ g}$$

Demak, hosil bo'lgan eritmada NaOH ning massa ulushi 26,3% ga teng.

Molyar konsentratsiya

1- masala. 200 ml 0,3 M eritma tayyorlash uchun necha gramm kaliy karbonat kerak bo'ladi?

Yechish. Masala shartida $(K_2CO_3) = 0,3 \text{ mol/l}$, $V = 0,2 \text{ l}$. Bu qiymatlarni (5.2) tenglamaga qo'ysak, $0,3 = n(K_2CO_3)/0,2$ ni olamiz, bundan $n(K_2CO_3) = 0,3 \cdot 0,2 \text{ mol} = 0,06 \text{ mol}$.

Kaliy karbonatning molyar massasi 138 g/molga teng, shu sababli uning 0,06 moli $0,06 \cdot 138 \text{ g} = 8,28 \text{ g}$ ga teng, ya'ni eritma tayyorlash uchun 8,28 g kaliy karbonat kerak bo'ladi.

2- masala. 300 ml eritmada 40 g natriy sulfat bor. Eritmaning molyar konsentratsiyasini aniqlang.

Yechish. Natriy sulfatning molyar massasi 142 g/molga teng 40 g natriy sulfat moddasining miqdori quyidagicha bo'ladi:

$$\frac{40}{142} \text{ mol} = 0,28 \text{ mol}$$

300 ml da — 0,28 mol Na_2SO_4 bor

1000 ml da — x Na_2SO_4 bo'ladi

Proporsiya tuzamiz: $300 : 0,28 = 1000 : x$, bundan;

$$x = \frac{1000 \cdot 0,28}{300} = \text{mol} = 0,93 \text{ mol}$$

ya'ni eritmaning konsentratsiyasi 0,93 M.

3- masala. $KMnO_4$ ning 120 ml 0,02 M eritmasini tayyorlash uchun uning 0,1 M eritmasidan necha ml olish kerak? Bunda boshlang'ich eritmani necha marta suyultirish lozim?

Yechish. $KMnO_4$ ning 120 ml 0,02 M eritmasini tayyorlash uchun

$$\frac{120 \cdot 0,02}{1000} \text{ mol} = 0,0024 \text{ mol } KMnO_4$$

olish kerak. Tarkibida shuncha miqdorda kaliy permanganat bo'lgan 0,1 M eritmaning hajmini aniqlaymiz:

1000 ml da — 0,1 mol $KMnO_4$

x ml da — 0,0024 mol $KMnO_4$

Proporsiya tuzamiz: $1000:0,1=x:0,0024$, bundan:

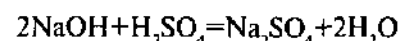
$$x = \frac{0,0024 \cdot 1000}{0,1} \text{ ml} = 24 \text{ ml } 0,1 \text{ M } KMnO_4.$$

Boshlang'ich eritma $120/24 = 5$ marta suyultiriladi.

Eritmalarda boradigan reaksiyalarning tenglamalari bo'yicha hisoblashlar

1- masala. 4 g natriy gidroksidni neytrallash uchun sulfat kislotaning 0,1 M eritmasidan necha ml kerak bo'ladi?

Yechish. Reaksiya tenglamasini tuzamiz:



Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning molyar massalari: natriy gidroksidniki — 40 g/mol, sulfat kislotaniki — 98 g/mol. Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 2 mol NaOH 1 mol H_2SO_4 bilan o'zaro ta'sirlashadi, ya'ni $2 \cdot 40 \text{ g} = 80 \text{ g}$ NaOH bilan reaksiyaga kirishish uchun $1 \cdot 98 \text{ g } H_2SO_4$ kerak bo'ladi. Shunga asosan quyidagicha yozamiz:

80 g NaOH uchun — 98 g H_2SO_4

4 g NaOH uchun — x g H_2SO_4

Proporsiya tuzamiz: $80 : 98 = 4 : x$, bundan:

$$x = \frac{4 \cdot 98}{80} = 4,9 \text{ g } 100\% \text{ li } H_2SO_4$$

4,9 g H_2SO_4 $4,9/98 = 0,05$ molni tashkil etadi.

0,1 M eritmaning kerakli hajmini aniqlaymiz:

0,1 mol H_2SO_4 — 1000 ml da

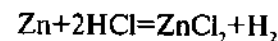
0,05 mol H_2SO_4 — y ml da

Proporsiya tuzamiz: $0,1:1000 = 0,05:y$, bundan

$$y = \frac{0,05 \cdot 1000}{0,1} = 500 \text{ ml}$$

2- masala. Mo'l miqdor ruxga xlorid kislotaning 30 ml 20% li eritmasi (eritmaning zichligi 1,1 g/ml) ta'sir ettirilganda normal sharoitda necha litr vodorod ajralib chiqadi?

Yechish. Reaksiyaning tenglamasini yozamiz:



30 ml 20% li HCl ning massasi $30 \cdot 1,1 = 33$ g bo'ladi. 33 g 20% eritmada $33 \cdot 20 / 100 = 6,6$ g HCl (100% li) bo'ladi.

HCl ning molyar massasi 36,5 g/molga teng, vodorodning normal sharoitdagi molyar hajmi 22,4 l/mol. Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 2 mol HCl rux bilan o'zaro ta'sir ettirilganda 1 mol H_2 ajralib chiqadi. Shunday qilib $2 \cdot 36,5 = 73$ g. HCl rux bilan o'zaro ta'sir ettirilganda 1·22,4 l H_2 ajralib chiqadi.

$$\begin{aligned} 73 \text{ g HCl} & \rightarrow 22,4 \text{ litr } H_2 \\ 6,6 \text{ g HCl} & \rightarrow x \text{ litr } H_2 \end{aligned}$$

Proporsiya tuzamiz: $73:22,4 = 6,6 : x$, bundan

$$x = \frac{6,6 \cdot 22,4}{73} = 2,03 \text{ litr } H_2$$

3- masala. NaOH ning zichligi 1,27 g/ml bo'lgan 40 ml 25% eritmasi bilan $FeCl_3$ ning 60 ml 0,5 M eritmasi aralashtirilgand tushadigan cho'kmaning massasi qancha bo'ladi?

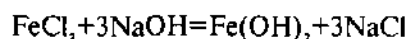
Yechish. 40 ml 25% li NaOH eritmasining massasi $1,27 \cdot 40 = 50,8$ g bo'ladi. 50,8 g 25% li eritmada quyidagi miqdord

$$\frac{50,8 \cdot 25}{100} = 12,7 \text{ g NaOH}$$

bo'ladi. NaOH ning molyar massasi 40 g/molga tengligi sababli 12,7 g miqdori $12,7 / 40 \text{ mol} = 0,32 \text{ mol NaOH}$ bo'ladi.

60 ml 0,5 M $FeCl_3$ eritmasida $60 \cdot 0,5 / 1000 \text{ mol} = 0,3 \text{ mol } FeCl_3$ bor.

Reaksiya tenglamasini yozamiz:

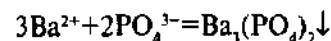


tenglamadan ko'rinib turibdiki, 1 mol $FeCl_3$ 3 mol NaOH bilan reaksiyaga kirishadi, binobarin, 0,03 mol $FeCl_3$ bilan 0,09 mol NaOH reaksiyaga kirishadi. Demak, natriy gidroksid ortiqcha miqdorda olingan va cho'kmaning massasini temir (III) xlorid moddasining miqdoriga qarab hisoblash kerak.

1 mol $FeCl_3$ dan 1 mol $Fe(OH)_3$, 0,03 mol $FeCl_3$ dan esa 0,03 mol $Fe(OH)_3$ olinishi mumkin. Temir (III) gidroksidning molyar massasi 107 g/molni tashkil etadi. Demak, reaksiya natijasida $0,03 \cdot 107 \text{ g} = 3,21 \text{ g } Fe(OH)_3$ cho'kmasi hosil bo'ladi.

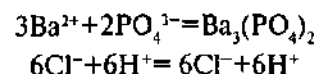
Elektrolitlar eritmalaridagi almashinish reaksiyalari

1- masala. Reaksiya ushbu tenglamaga muvofiq boradi:

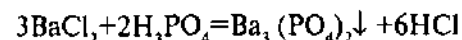


Shu reaksiyaga muvofiq keladigan ikkita tenglamani molekular shaklda yozing.

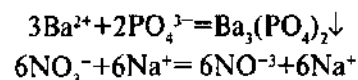
Yechish. Boshlang'ich tenglamaning chap qismidagi ionlarga qo'shimcha ravishda zaryadining qiymati bir-biriga qarama-qarshi va koeffitsiyentlari moddalarning formulasini tuzishga imkon beradigan ionlarni yozamiz. Bunda boshlang'ich moddalar suvda yaxshi erishini e'tiborga olamiz. So'ngra qo'shimcha yozilgan ionlarni o'sha koeffitsiyentlari bilan tenglamaning o'ng qismiga ham yozamiz:



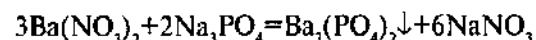
Ikkala tenglikdagi ionlarni molekula holida birlashtirib, reaksiyaning molekular shakldagi tenglamasini hosil qilamiz:



Xuddi shu yo'l bilan boshqa mos ionlarni ham tanlaymiz:

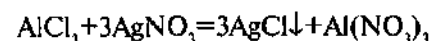


Molekular shakldagi ikkinchi tenglamani hosil qilamiz:

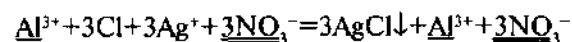


2- masala. Aluminiy xlorid bilan kumush nitrat orasidagi reaksiyalarning tenglamalarini molekular va ionli shaklda yozing. Mohiyati ana shu birinchi ionli tenglama bilan ifodalanadigan boshqa reaksiyaga misol keltiring.

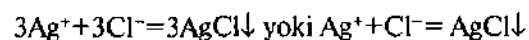
Yechish. Reaksiyaning molekular shakldagi tenglamasini tuzamiz:



Yaxshi dissotsilanadigan moddalarni ion holida tasvirlab, reaksiyaning ionli tenglamasini hosil qilamiz:

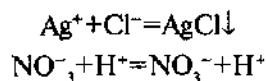


Tenglikning ikkala qismidan bir xil ionlarni, ya'ni reaksiyada ishtirok etmaydigan ionlarni (ularning tagiga chizilgan) chiqarib tashlaymiz. Reaksiyaning qisqartirilgan ionli tenglamasini yozamiz:

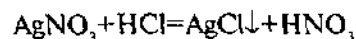


Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga muvofiq qisqartirilgan ionli tenglama bilan tasvirlanadigan reaksiyaning mohiyati kumust ionlarining xlorid-ionlar bilan o'zaro ta'siridan iborat. Boshqa ionlar reaksiyada ishtirok etmaydi.

Xuddi o'sha qisqartirilgan ionli shakldagi tenglama bilan ifodalanadigan boshqa reaksiyaga misol:



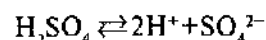
Tenglamaning molekular shakli:



Vodorod ko'rsatkich

1- masala. Sulfat kislota to'liq dissotsilanadi, deb hisoblab, uning 0,012 M eritmasining pH ini aniqlang.

Yechish. Sulfat kislota ionlarga to'liq dissotsilanish tenglamasini yozamiz:

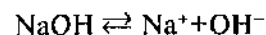


Ko'rinib turibdiki, 1 mol kislota dan 2 mol H^+ hosil bo'ladi. Shuning uchun mos ravishda 0,012 mol kislota dan 0,024 mol H^+ hosil bo'ladi. Eritmadagi vodorod ionlarining konsentratsiyasi 0,024 mol/l ga teng bo'ladi. Bundan

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,024 = 1,62$$

2- masala. Natriy gidroksid 0,005 M eritmasining pH ini aniqlang.

Yechish. Eritmada kuchli elektrolit — natriy gidroksid ionlariga to'liq dissotsilanadi:



1 mol NaOH dan 1 mol OH^- , 0,005 mol NaOH dan esa 0,005 mol OH^- hosil bo'ladi. Demak, OH^- ionlarning konsentratsiyasi 0,005 mol/l ga teng.

Suvning ion ko'paytmasi qiymatini $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ bilgan holda vodorod ionlarining konsentratsiyasini topamiz:

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,005} \text{ mol/l} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$$

Bundan

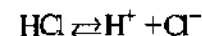
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2 \cdot 10^{-12}) = 11,7.$$

3- masala. Xlorid kislota eritmasining vodorod ko'rsatkichi 2,1 ga teng. Eritmadagi xlorid kislota ning konsentratsiyasini aniqlang.

Yechish. Eritmadagi vodorod ionlarining konsentratsiyasini x bilan belgilaymiz. U holda $-\lg x = 2,1$ yoki $\lg x = -2,1$. Logarifmni uning

xarakteristikasi manfiy, mantissasi esa — musbat bo'ladigan qilib o'zgartiramiz. (1 ni olamiz va 1 qo'shamiz): $\text{pH} = -2,1 = (-2-1) + (-0,1+1) = -3+0,9$; $-3 = \lg 10^{-3}$; $0,9 = \lg 8$. Bundan $\lg x = \lg 8 + \lg 10^{-3} = \lg(8 \cdot 10^{-3})$ va $x = 8 \cdot 10^{-3}$, ya'ni $[\text{H}^+] = 8 \cdot 10^{-3} = 0,008 \text{ mol/l}$.

Eritmada kuchli xlorid kislota ionlarga to'liq dissotsilanadi:



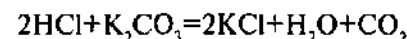
1 mol HCl dan 1 mol H^+ ionlar, 0,008 mol HCl dan esa 0,008 mol H^+ ionlar hosil bo'ladi. Demak, eritmadagi xlorid kislota ning konsentratsiyasi 0,008 mol/l ga teng.

5- BOBGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

5.1. Hajmi 750 ml bo'lgan xlorid kislota eritmasi mo'l miqdorda olingan potash bilan reaksiyasi natijasida 2,8 l (n.sh.) gaz modda hosil bo'lsa, xlorid kislota eritmasining molyar konsentratsiyasini hisoblang.

A) 0,33 B) 0,48 C) 0,68 D) 0,26 E) 0,16

Yechish. Sodir bo'ladigan kimyoviy jarayon tenglamasiga



havoan kislota ning mo'l miqdori hosil bo'lgan karbonat angidrid miqdoridan ikki marta katta bo'ladi. 2,8 litr gazning modda miqdori 0,125 mol ($2,8 \text{ l} : 22,4 \text{ l/mol} = 0,125 \text{ mol}$) bo'lgan: unda reaksiyada qatnashgan kislota miqdori 0,25 mol bo'ladi.

Uning molyar konsentratsiyasi

$$C_M(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}), \text{mol}}{V(\text{eritma}), \text{l}} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,75 \text{ l}} = 0,33 \text{ mol/l}$$

Javob: A bo'ladi.

5.2. Tarkibida 21 g kaliy gidroksid tutgan 300 ml ($\rho = 1,01 \text{ g/ml}$) eritmaning molyar konsentratsiyasini va ishqorning massa ulushini (%) hisoblang.

A) 0,6 B) 0,9 C) 1,1 D) 1,35 E) 1,25; 6,9

Yechish. Eritmadagi ishqorning massa ulushini topish uchun ishqor massasini eritma massasiga bo'lish kerak:

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH}), \text{g}}{m(\text{eritma}), \text{g}} = \frac{21}{300 \cdot 1,01} = 0,069 \xrightarrow{\times 100\%} 6,9\%$$

Eritmaning molyar konsentratsiyasini

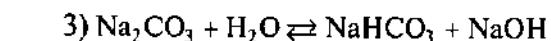
$$C_M(\text{KOH}) = \frac{n(\text{KOH}), \text{mol}}{V(\text{eritma}), \text{l}} = \frac{21 : 56}{0,300} = 1,25 \text{ mol/l}$$

Javob: E bo'ladi.

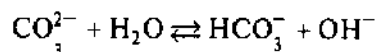
5.3. Bir eritmaning o'zida qaysi moddalarning suvli eritmasidagi HO^- va HCO_3^- anionlari bo'ladi?

- 1) kalsiy gidrokarbonat; 2) kalsiy karbonat;
3) natriy karbonat; 4) malaxit; 5) potash; 6) dolomit.
A) 1,2,3 B) 2,3,5 C) 4,6 D) 3,5 E) 1,5,6.

Yechish. Bir eritmada ikkita anion bo'lishi uchun kuchli ishqorning karbonati (natriy va kaliy karbonatlari) gidroli reaksiyasida qatnashgandagina bo'lishi mumkin:



qisqartirilgan ion tenglamasi:



5) K_2CO_3 gidrolizda ham xuddi shunday imkoniyat bor.

Javob: D bo'ladi.

5.4. Temperatura 50°C bo'lganda 400 g suv 2 mol kaliy sulfat eriydi. Shu temperaturadagi tuzning eruvchanlik koeffitsiyentini hisoblang.

- A) 84 B) 87 C) 89 D) 72 E) 75

Yechish. Eruvchanlik koeffitsiyenti 100 g suvda berilgan temperaturada to'yingan eritma hosil qilish uchun sarf bo'lgan tuzning massasiga (g) teng.

Agar 400 g suvda 2 mol K_2SO_4 ($M_r=174$) erisa, uning massasi 348 g bo'ladi. Eruvchanlik koeffitsiyenti esa $348:4=87\text{g}$ bo'ladi. U quyidagicha ifodalanadi: $S_{50^\circ\text{C}}(\text{K}_2\text{SO}_4)=87/100\text{g}$.

Javob: B bo'ladi.

5.5. Konsentratsiyasi 2 mol/l bo'lgan fluorid kislotaning 1 l miqdorida eritmadagi elektrolit molekullaridan $1,2 \cdot 10^{23}$ tas ionlarga dissotsilangan bo'lsa, kislotaning dissotsilanish darajasini hisoblang.

- A) 0,066 B) 0,099 C) 0,08 D) 0,075 E) 0,07.

Yechish. Elektrolitlarning dissotsilanish darajasi (5.9-§ ga qarang)

$$\alpha = \frac{\text{dissotsilangan molekullar}}{\text{eritilgan molekullar soni}} = \frac{1,2 \cdot 10^{23}}{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}} = 0,099 \text{ ga teng bo'ladi.}$$

Javob: B bo'ladi.

6 - B O B. ANORGANIK BIRIKMALARNING ENG MUHIM SINFLARI

6.1-§. Oksidlar

Moddalarni klassifikatsiyalash ularni o'rganishni osonlashtiradi. Birikmalar sinflarining o'ziga xos xususiyatlarini bilgan holda ular alohida vakillarining xossalari ta'riflab berish mumkin. Anorganik birikmalarning eng muhim sinflari oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlardir.

Biri kislorod bo'lgan ikki elementdan tarkib topgan moddalar oksidlar deyiladi.

Deyarli barcha kimyoviy elementlar oksidlar hosil qiladi. Hozirgi vaqtga qadar uchta elementning — nodir gazlardan neon, geliy va argonning oksidlari hali olinmagan.

Oksidlarning nomlanishi. Xalqaro nomenklaturaga muvofiq oksidlarning nomi nisbiy elektromanfiyligi kamroq element nomi bilan nisbiy elektromanfiyligi katta element lotincha nomining o'zagiga id qo'shimchasini qo'shib hosil qilinadi (2.2-jadvalga q.). 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 — vodorod oksidi (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 geksaoxid, P_4O_{10} — tetrafosfor deksaoxid, Cu_2O — mis(I) oksid.

Elementlar kislorodli birikmalarining alohida gruppasini peroksidlar tashkil etadi. Ular odatda kuchsiz kislota xossalari namoyon qiladigan vodorod peroksid H_2O_2 ning tuzlari sifatida qaraladi. Peroksidlarda vodorod atomlari faqat boshqa elementlar atomlari bilangina emas, balki o'zaro kimyoviy bog'lanish orqali bog'langan bo'ladi (*peroksid gruppasi* — $\text{O} - \text{O}$ ni hosil qiladi). Masalan, natriy peroksid (perokso — $\text{O} - \text{O}$ — gruppaning nomi). Peroksidlarda elementlarning oksidlanish darajasini to'g'ri aniqlay bilish lozim. Masalan, bariy peroksid BaO_2 da bariyning oksidlanish darajasi +2 ga, kislorodniki — 1 ga teng.

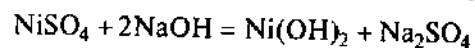
Kimyoviy xossalari ko'ra oksidlar uchta guruhga: asosli, kislotali va amfoter oksidlarga bo'linadi.

Asosli oksidlar. Agar oksidlarga asoslar muvofiq kelsa, bunday oksidlar asosli oksidlar deyiladi. Masalan, Na_2O , CaO , FeO , NiO asosli oksidlar hisoblanadi, chunki ularga asoslar NaOH , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Ni(OH)_2 muvofiq keladi. Ba'zi asosli oksidlar

suv bilan o'zaro ta'sir ettirilganda asoslar hosil bo'ladi. Masalan



Boshqa asosli oksidlar suv bilan bevosita o'zaro ta'sirlashmaydi, ularga to'g'ri keladigan asoslar esa tuzlardan olinadi. Masalan

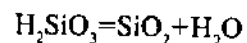


Asosli oksidlarni faqat metallar hosil qiladi.

Kislotali oksidlar. Agar oksidlarga kislotalar muvofiq kelsa bunday oksidlar kislotali deyiladi. Masalan, CO_2 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 — kislotali oksidlar, chunki ularga kislotalar — H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 muvofiq keldi. Kislotali oksidlarning ko'pchiligi suv bilan o'zaro ta'sir ettirilganda kislotalar hosil qiladi masalan:



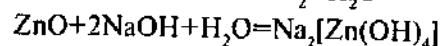
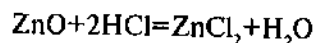
Ba'zi kislotali oksidlar suv bilan o'zaro ta'sirlashmaydi. Lekin ularning o'zi tegishli kislotalardan olinishi mumkin. Masalan:



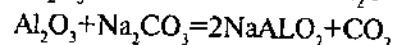
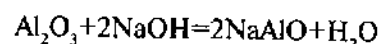
Kislotali oksidlarni metallmaslar va yuqori oksidlanish darajasini namoyon qiladigan metallar hosil qiladi. (masalan Mn_2O_7 oksidga permanganat kislota HMnO_4 muvofiq keladi).

Amfoter oksidlar. Sharoitga qarab asos yoki kislota xossalarini namoyon qiladigan, ya'ni ikki xil xossalarga ega bo'lgan oksidlar amfoter oksidlar deyiladi. Ularga ba'zi metallarning oksidlari: ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 va b. kiradi.

Amfoter oksidlar suv bilan bevosita birikmaydi, lekin ular kislotalar bilan ham, asoslar bilan ham reaksiyaga kirishadi. Masalan:



Al_2O_3 ishqorlar yoki ishqoriy metallarning karbonatlari bilan birga suyuqlantirilgan metaaluminatlar (suvsiz aluminatlar) hosil bo'ladi:



Oksidlarning xossalarini D.I. Mendeleyevning elementlar davriy sistemasidan foydalanib ko'rib chiqish qulay. Masalan, III davr elementlari oksidlarning Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 ,

SO_2 , Cl_2O_7 xossalari ular atomlarining tuzilishiga (2.6-§) muvofiq ravishda asoslardan (Na_2O , MgO) amfoter oksidlar (Al_2O_3) orqali kislotali oksidlarga (SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7) qadar qonuniyat bilan o'zgaradi. Bunday o'zgarish 1 va 7 davrdan boshqa barcha davrlarning elementlari uchun to'g'ri keladi.

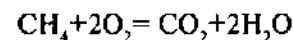
Asosli, kislotali va amfoter oksidlar *tuz hosil qiluvchi* oksidlar hisoblanadi, ya'ni kislota yoki asoslar bilan o'zaro ta'sir ettirilganda tuzlar hosil qiladi. Oksidlarning asos xossalarini ham, kislota xossalarini ham namoyon qilmaydigan va tuz hosil qilmaydigan kichikroq guruhi bor. Bunday oksidlar *befarq* yoki *indifferent* oksidlar deyiladi. Ularga masalan, uglerod (II) oksid CO , azot (I) oksid N_2O , azot (II) oksid NO va kremniy (II) oksid SiO kiradi.

Oksidlarning olinishi. Oksidlar turli xil usullar bilan olinadi. Ulardan uch xil usul asosiy hisoblanadi.

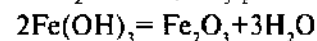
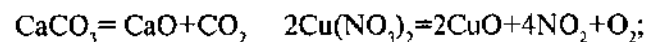
1. Oddiy moddaning kislorod bilan (turli xil sharoitda) bevosita birikishi. Masalan:



2. Murakkab moddalarni yondirish. Masalan:



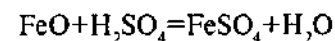
3. Kislorodli birikmalarning: karbonatlar, nitratlar, gidroksidlarni qizdirilganda parchalanishi. Masalan:



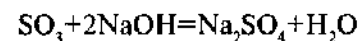
Oksidlarning fizik xossalari turli-tumandir. Ulardan ba'zilari gazsimon moddalar (CO_2 , SO_2 , NO va b.), boshqalari — suyuqliklar (N_2O_3 , N_2O_4 , Cl_2O_7 va b.), ayrimlari — qattiq moddalardir (barcha asosli va amfoter oksidlar, ba'zi kislotali oksidlar — P_2O_5 , SiO_2 va b.).

Kimyoviy xossalari. Oksidlarning eng muhim kimyoviy xossalari ularning kislota va asoslarga munosabati bilan bog'liq.

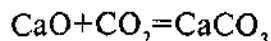
1. Asosli oksidlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuz va suv hosil qiladi. Masalan:



2. Kislotali oksidlar asoslar bilan o'zaro ta'sirlashib, tuz va suv hosil qiladi. Masalan:

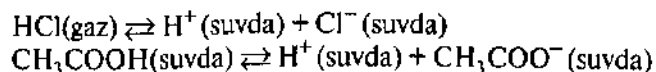


3. Asosli va kislotali oksidlarning o'zaro ta'siri natijasida tuzlar hosil bo'ladi. Masalan:



6.2- §. Kislotalar

Kislotalar sinfining elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga ko'ra ta'rifini 5.8- § dan q. Kislotalarning dissotsilanish tenglamalariga doir o'sha o'rinda keltirilgan misollarni ionlarning gidratlanishini hisobga olgan holda ancha aniq yozish mumkin:

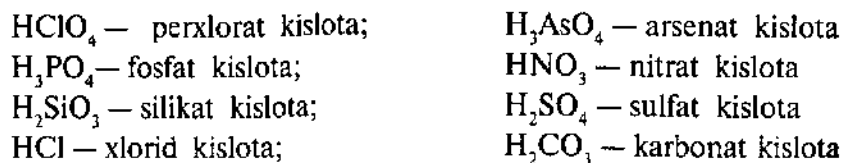


Ko'rinib turibdiki, kislotalar suvda vodorod ionlari bilan kislota qoldig'i ionlariga — anionlarga dissotsilanadi. Kislotalar vodorod ionlaridan boshqa hech qanday kationlar hosil qilmaydi. Kislotalarning dissotsilanish mexanizmi 5.6- rasmda keltirilgan edi: qutbli molekulalar atrofida qutbli molekulalar ionli molekulalar, ionli molekulalar esa gidratlangan ionlarga aylanadi.

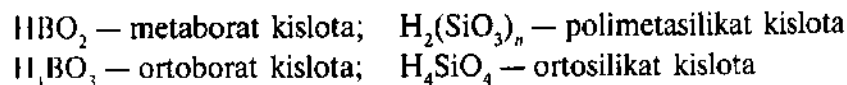
Kislota qoldig'ining (anionning) zaryadi kislotalarning har bir molekulasida dissotsilanganda hosil qiladigan vodorod ionlarining soni bilan aniqlanadi. Xlorid va nitrat kislotalar faqat bir zaryadli kislota qoldiqlari hosil qiladi (Cl^- , NO_3^-); sulfat kislotalar (H_2SO_4) molekulasida ikki xil kislota qoldig'i: bir zaryadli (HSO_4^-) va ikki zaryadli qoldiq (SO_4^{2-}) hosil qilishi mumkin; fosfat kislotalar (H_3PO_4) molekulasida uchta kislota qoldig'i: bir zaryadli, ikki zaryadli va uch zaryadli qoldiqlar (H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} va PO_4^{3-}) hosil qilish mumkin.

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

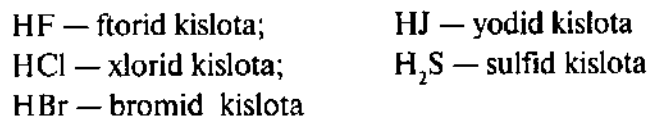
Kislotalarning nomlanishi. Kislotalarning nomi ular hosil qiladigan tuzlarning nomidan olinadi, masalan:



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:



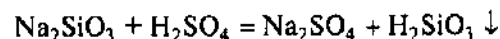
Kislorodsiz kislotalarning nomi metallmas nomiga „id“ qo'shimcha qo'shish yo'li bilan hosil qilinadi:



Olinishi. Kislorodli kislotalarning ko'pchiligi metallmaslar (yuqori oksidlanish darajasidagi) oksidlarini suv bilan o'zaro ta'sir ettirib olinadi. Masalan:



Agar bunday oksidlar suvda erimaydigan bo'lsa, u holda ularga muvofiq keladigan kislotalar bilvosita yo'l bilan, chunonchi, tegishli tuzga boshqa kislota (ko'pincha sulfat kislota) ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi. Masalan:



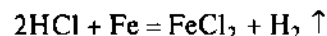
Kislorodsiz kislotalar vodorodni metallmas bilan biriktirish va so'ngra vodorodli birikmani suvda eritish yo'li bilan olinadi. Bunday kislotalarga HF , HCl , HBr , HJ , H_2S kiradi.

Texnikada va xalq xo'jaligida eng katta ahamiyatga ega bo'lgan kislotalarning olinish usullari II qismda ko'rib chiqiladi.

Xossalari. Kislotalar suyuqliklar (H_2SO_4 , HNO_3 va b.) yoki qattiq moddalar (H_3PO_4 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.

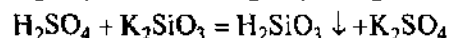
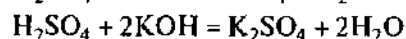
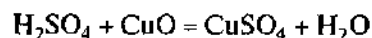
Quyida kislotalarning eng muhim kimyoviy xossalari birma-bir aytib o'tilgan:

1. Metallar bilan o'zaro ta'siri (tuz hosil bo'ladi hamda vodorod ajralib chiqadi). Masalan:



Bunda metallarning atomlari oksidlanadi, vodorod ionlari esa qaytariladi. Standart elektrod potentsiallar qatorida vodoroddan o'ngda turgan metallar uni kislotalardan siqib chiqara olmaydi. Metallar konsentrlangan nitrat va sulfat kislotalar bilan o'zaro ta'sir ettirilganda ham vodorod ajralib chiqmaydi. Bu holda N^{+5} va oltinugurt S^{+6} holatidan qaytariladi (oksidlanish darajasi pasayadi).

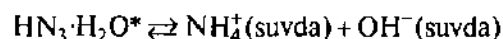
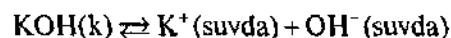
2. Asosli oksidlar, asoslar va tuzlar bilan o'zaro ta'siri:



Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga ko'ra, kislotalarning barcha umumiy xossalari (nordon ta'mi, indikator rangini o'zgartirishi, asoslar, oksidlar, tuzlar bilan o'zaro ta'siri) vodorod ionlari H^+ , aniqrog'i gidroksoniy ionlari H_3O^+ borligi tufaylidir.

6.3- §. Asoslar

Asoslar sinfining ta'rifini 5.8- § dan q. O'sha yerda keltirilgan asoslarning dissotsilanishiga misollarni ionlarning gidratlanishini hisobga olgan holda quyidagicha aniqroq yozish kerak:



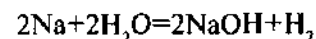
Asoslar suvda metall ionlari (ammiak gidrati bo'lganda ammoniy ionlari) bilan gidroksid-ionlarga dissotsilanadi. Asoslar gidroksid-ionlardan boshqacha hech qanday anion hosil qilmaydi.

Asoslarning 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 elementlari bilan ko'rsatiladi. $Fe(OH)_2$ — temir (II) gidroksid, $Fe(OH)_3$ — temir (III) gidroksid.

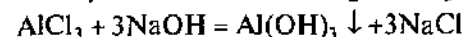
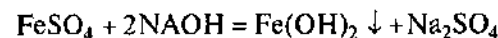
Bu nomlardan tashqari, ba'zi eng muhim asoslar uchun odat bo'lib qolgan nomlar ham ishlatiladi. Masalan, natriy gidroksid NaOH o'yuvchi natriy deyiladi; kaliy gidroksid KOH — o'yuvchi kaliy; kalsiy gidroksid $Ca(OH)_2$ — so'ndirilgan ohak; bariy gidroksid $Ba(OH)_2$ o'yuvchi bariy.

*Bu birikma ko'pincha NH_4OH holida yoziladi va ammoniy gidroksid deb ataladi.

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

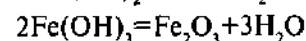
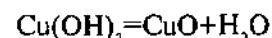


NaOH va KOH ning sanoatda olinish usulini 13.3- § dan qarang. Suvda kam eriydigan asoslar bilvosita yo'l bilan, chunonchi: tegishli tuzlarning suvdagi eritmalariga ishqorlar ta'sir ettirish yo'li bilan olinadi:



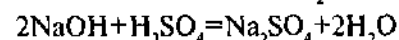
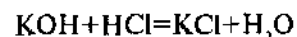
Xossalari. Ishqorlarning eritmaları qo'lga surilganda sovunga o'xshab tuyuladi. Indikatorlarning rangini o'zgartiradi: qizil lakmusni ko'k tusga, rangsiz fenolftaleinni — pushti rangga kiritadi.

NaOH, KOH va boshqa suvda eriydigan *ishqorlar* qizdirishga juda chidamlidir. Masalan, NaOH $1400^\circ C$ da parchalanmasdan qaynaydi. Lekin *asoslarning ko'pchiligi qizdirilganda parchalanadi*. Masalan:



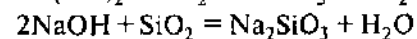
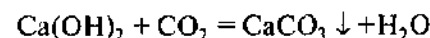
Asoslarning eng muhim kimyoviy xossalari ularning kislotalar, kislotali oksidlar va tuzlarga munosabati bilan belgilanadi.

1. Asoslar kislotalar bilan ekvivalent miqdorlarda o'zaro ta'sir ettirilganda tuz va suv hosil bo'ladi:



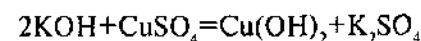
Asoslarning kislotalar bilan o'zaro ta'siri *neytrallanish reaksiyasi* deyiladi. Har qanday neytrallanish reaksiyasi OH^- va H^+ ionlarning o'zaro ta'sirlashib, kam dissotsilanadigan elektrolit — suv hosil qilishidan iborat.

2. Ishqorlar kislotali oksidlar bilan reaksiyaga kirishadi:



Keyingi reaksiya faqat qizdirilganda sodir bo'ladi.

Ishqorlar turli xil tuzlarni eritmaları bilan o'zaro ta'sirlashadi. Masalan:

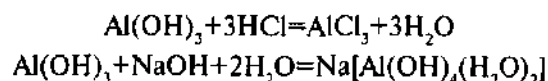


Elektrolitik dissotsilanish nazariyasiga ko'ra asoslarning barcha umumiy xossalari (qo'lga surilganda sovunga o'xshab tuyulish indikatorlarning rangini o'zgartirishi, kislotalar, kislotali oksidlar va tuzlar bilan o'zaro ta'sirlashuvi) gidroksid-ionlar OH^- tufaylidi.

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

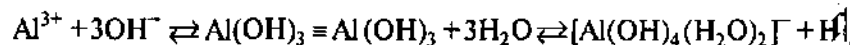
Bularga $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ va boshqalar misol bo'la oladi.

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



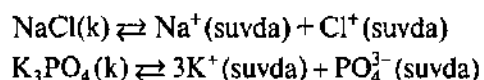
Hozirgi vaqtda amfoter gidroksidlarning ishqoriy eritmalarida erishi odatda gidroksotuzlar (gidroksokomplekslar) hosil bo'lish jarayoni sifatida qaraladi. Ko'pchilik metallarning gidroksokomplekslar mavjudligi tajribada tasdiqlangan: $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$,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

Bunday nuqtayi nazar yuqorida qilingan xulosalarni o'zgartirmaydi; amfoter gidroksidda, masalan, $\text{Al}(\text{OH})_3$ va shunga o'xshashlarda kislotali muhitda muvozanat alumiiniy tuzlari hosil bo'lish tomoniga, ishqoriy muhitda — muvozanat alumiiniy tuzlar 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:



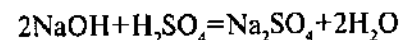
6.4- §. Tuzlar

Tuzlar sinfining ta'rifini 5.8- § dan q. Ularning dissotsilanish tenglamasini ionlarning gidratlanishini hisobga olgan holda quyidagicha yozish kerak:

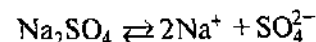


Tarkibiga qarab tuzlarning quyidagicha turlari bo'ladi: o'rta tuzlar, nordon tuzlar, asosli tuzlar (gidroksituzlar); qo'shtuzlar

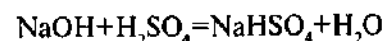
va kompleks tuzlar. Har qanday tuzni kislota bilan asosning o'zaro ta'sirlashish, ya'ni neytrallanish reaksiyasi mahsuloti sifatida tasavvur qilish mumkin. Masalan:



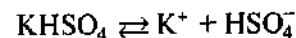
O'rta tuz Na_2SO_4 ning dissotsilanish tenglamasini quyidagicha yozish mumkin:



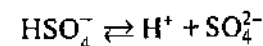
Agar sulfat kislotani to'liq neytrallash uchun talab qilingandan kam asos olinsa, u holda eritma bug'latilganda nordon tuz kristallari cho'kmaga tushadi:



Nordon tuzning dissotsilanishini ushbu tenglama bilan ifodalasa bo'ladi:

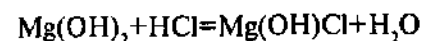


Nordon tuzning anioni kuchsiz elektrolit sifatida yana dissotsilanadi:

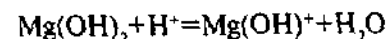


Nordon tuzlar ko'p asosli kislotalardan hosil bo'ladi. Bir asosli kislotalar nordon tuzlar hosil qilmaydi.

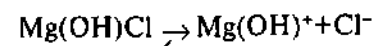
Asosli tuzlar (gidroksituzlar)ni asosdagi gidroksogruppalarning o'rnini kislota qoldiqlari to'liq olmasligidan hosil bo'lgan mahsulot sifatida tasavvur qilish mumkin. Masalan:



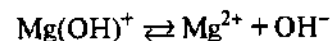
yoki ionli shaklda:



Asosli tuzning dissotsilanishini ushbu tenglama bilan ifodalash mumkin:

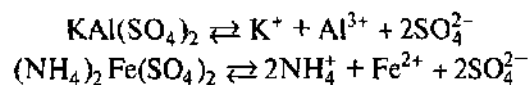


Asosli tuzning kationi oz darajada yana dissotsilanadi:



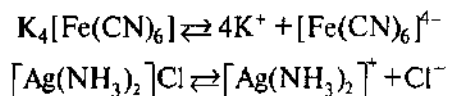
Shunday qilib, asosli tuzlar ko'p (ikki va undan ko'p) kislotali asoslardan hosil bo'ladi. Bir kislotali asoslar asosli tuzlar hosil qilmaydi.

Qo'sh tuzlar ikkita turli xil metall ionlari bilan kislota qoldig'i ionlaridan tarkib topgan bo'ladi. Masalan, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Bunday tuzlarning dissotsilanishini ushbu tenglamalar bilan ifodalash mumkin:

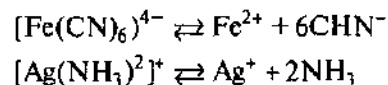


Qo'shtuzlar metallarning ionlari bilan kislota qoldig'i ionlari dissotsilanadi.

Kompleks tuzlar tarkibiga murakkab (kompleks) ion kiradi (formulalarda ular o'rta qavs ichiga olib yoziladi); tuz dissotsilanganda kompleks ion shundayligicha ajraladi. Masalan:



O'z navbatida murakkab (kompleks) ionlar juda oz darajaga yana dissotsilanadi:



Shunday qilib, kompleks tuzlar dissotsilanganda dastlab kompleks ionlar ajraladi, so'ngra shu ionlarning o'zi kuchli elektrolit sifatida ikkinchi marta dissotsilanadi.

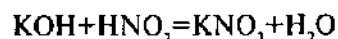
Tuzlarning nomlanishi. Tuzlarning xalqaro nomlanishi eng ko'tarqalgan. Bunda tuzning nomi kationning nomi bilan anionni nomidan hosil qilinadi. Odatda anion va kationlarning so'z ko'rsatilmaydi. Agar bitta metallning o'zi turli xil oksidlanish darajalarini namoyon qiladigan bo'lsa, uning oksidlanish darajasi metall nomidan keyin qavs ichida rim raqami bilan ko'rsatiladi. Masalan, KNO_3 — kaliy nitrat, FeSO_4 — temir (II) sulfat, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — temir (III) sulfat, NaCl — natriy xlorid.

Nordon tuzlarning nomi anion nomiga *gidro* — oid qo'shimchi qo'shish yo'li bilan hosil qilinadi: NaHSO_4 — natriy gidrosulfat, KH_2PO_4 — kaliy digidrofosfat.

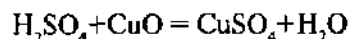
Asos tuzlarning nomi tegishli o'rta tuz anionining nomiga „gidrokso“ old qo'shimchani qo'shib hosil qilinadi: Al(OH)SO_4 — aluminiiy gidrokso-sulfat, $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ — aluminiiy digidrokso-xlorid.

Olinishi. Tuzlar turli sinf birikmalari bilan oddiy moddalarning kimyoviy o'zaro ta'siridan olinadi. Tuzlarni olishning eng muhim usullarini qayd qilib o'tamiz.

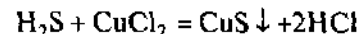
1. Neytrallanish reaksiyasi:



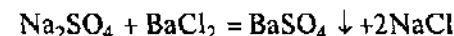
2. Kislotalarning asosli oksidlar bilan o'zaro ta'siri:



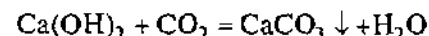
3. Kislotalarning tuzlar bilan o'zaro ta'siri:



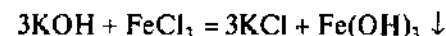
4. Ikki turli xil tuzning o'zaro ta'siri:



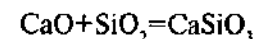
5. Asoslarning kislotali oksidlar bilan o'zaro ta'siri:



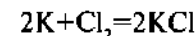
6. Ishqorlarning tuzlar bilan o'zaro ta'siri:



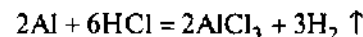
7. Asosli oksidlarning kislotali oksidlar bilan o'zaro ta'siri:



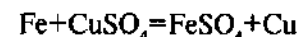
8. Metallarning metallmaslar bilan o'zaro ta'siri:



9. Metallarning kislotalar bilan o'zaro ta'siri:



10. Metallarning tuzlar bilan o'zaro ta'siri:



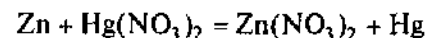
Tuzlar olishning boshqa usullari ham bor.

Xossalari. Tuzlar ba'zilaridan mustasno qattiq kristall moddadir. Suvda eruvchanligiga qaraib ularni eriydigan, kam eriydigan va amalda erimaydigan tuzlarga bo'lish mumkin.

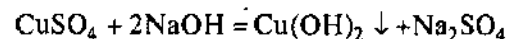
Nitrat va sirka kislotalarning barcha tuzlari suvda eriydi. Xlorid kislotalarining AgCl , Hg_2Cl_2 va PbCl_2 dan boshqa tuzlari suvda eriydi.

Tuzlarning kimyoviy xossalari ularning metallarga, kislota va tuzlarga munosabati bilan belgilanadi.

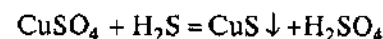
1. Standart elektrod potentsiallar qatorida har qaysi metall o'zidan keyingi metallni tuzlarining eritmalaridan siqib chiqaradi. Masalan:



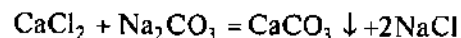
2. Tuzlar ishqorlar bilan o'zaro ta'sirlashadi:



3. Tuzlar kislotalar bilan o'zaro ta'sirlashadi:



4. Ko'pchilik tuzlar bir-biri bilan reaksiyaga kirishadi:

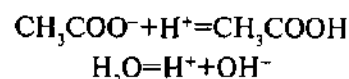


1—4- reaksiyalarni o'tkazishda odatda tuzlarning eritmalar olinadi. Hosil bo'ladigan mahsulotlardan biri reaksiya doirasida chiqib ketadigan, ya'ni cho'kma holida tushadigan, gaz holida chiqib ketadigan yoki kam dissotsilanadigan birikma bo'lgandagini reaksiyalar oxiriga qadar boradi.

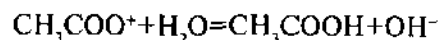
6.5- §. Tuzlarning gidrolizlanishi

Tajriba shuni ko'rsatadiki, o'rta tuzlar tarkibida vodorod ionlar ham, gidroksid ionlari ham yo'qligiga qaramay, ularning eritmalar ishqoriy, kislotali yoki neytral muhitli bo'ladi. Bu hodisaning tuzlarning suv bilan o'zaro ta'siri orqali tushuntirish mumkin.

Ishqoriy reaksiya beradigan natriy asetat CH_3COONa eritmasini ko'rib chiqamiz. Natriy asetat suvda eritilganda kuchli elektrolit sifatida Na^+ va CH_3COO^- ionlarga to'liq dissotsilanadi. Bu ionlar suvning H^+ va OH^- ionlari bilan o'zaro ta'sirlashadi. Bunda Na^+ ionlari OH^- ionlarini bog'lab molekula hosil qila olmaydi, chunki NaOH kuchli elektrolit bo'lib, eritmada faqat ionlar holida bo'ladi. Shu bilan bir vaqtda asetat-ionlar H^+ ionlarni bog'lab, kuchsiz elektrolit — sirka kislota molekularini hosil qiladi. Natijada H_2O ning yangi molekulari H^+ va OH^- ionlarga dissotsilanadi. Bu jarayonlar quyidagicha muvozanat qaror topguncha qadar davom etadi:



Bir vaqtda sodir bo'ladigan jarayonlarning umumiy tenglamasi quyidagicha bo'ladi:



Bu tenglama kuchsiz elektrolit (sirka kislota) hosil bo'lish natijasida suvning dissotsilanishining ionli muvozanati siljishini va ortiqcha OH^- ionlar paydo bo'lishini, shu sababli eritma ishqoriy reaksiya berishini ko'rsatadi.

Tuz ionlarining suv bilan o'zaro ta'sirlashib, kuchsiz elektrolit hosil qilishi tuzning gidrolizlanishi deyiladi.

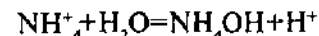
Misolda ko'rsatilganidek, eritma CH_3COONa tuzning gidrolizlanishi natijasida ishqoriy bo'lib qoladi.

Tuzlarning gidrolizlanish hollari.

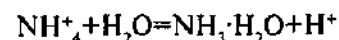
Har qanday tuzni kislota bilan asosning o'zaro ta'sir mahsuloti sifatida qarash mumkin. Masalan, natriy asetat CH_3COONa kuchsiz kislota CH_3COOH bilan kuchli asos NaOH dan ammoniy xlorid NH_4Cl — kuchsiz asos NH_4OH bilan kuchli kislota HCl dan, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ — kuchsiz kislota CH_3COOH bilan kuchsiz asos NH_4OH dan, NaCl esa — kuchli asos NaOH bilan kuchli kislota HCl dan hosil bo'lgan.

Kuchsiz kislota bilan kuchli asosdan hosil bo'lgan barcha tuzlar gidrolizga uchraydi. Ular eritmada *ishqoriy muhit* hosil qiladi ($\text{pH} > 7$).

Ammoniy xlorid NH_4Cl eritmasida teskari holat yuz beradi. Bu holda kuchsiz elektrolit NH_4OH hosil bo'ladi. Natijada OH^- ionlarning bir qismi NH_4^+ ionlari bilan bog'lanadi. H^+ ionlari esa ortiqcha bo'lib qoladi. Demak, NH_4Cl ning gidrolizlanishi natijasida shu tuzning eritmasi kislotali reaksiyaga ($\text{pH} < 7$) ega bo'ladi. Uning gidrolizlanish tenglamasini* shunday yozish mumkin:

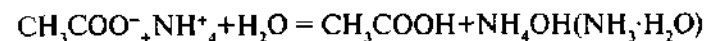


yoki aniqrog'i:



Kuchli kislota bilan kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar ham gidrolizlanadi. Ular eritmada *kislotali muhit* ($\text{pH} < 7$) hosil qiladi.

Kuchsiz kislota kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar yanada osonroq gidrolizlanadi, masalan $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Bu tuzning ionlari bir vaqtning o'zida H^+ va OH^- ionlarni bog'lab, suvning dissotsilanish muvozanatini siljitadi:

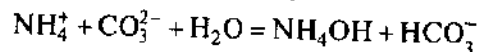


Bu holda eritmaning muhiti gidrolizlanish mahsulotlarining — kislota bilan asosning dissotsilanish darajasiga bog'liq bo'ladi; agar OH^- ionlar ko'p bo'lsa eritma ishqoriy, agar H^+ ionlar ko'p bo'lsa — kislotali, agar ularning soni bir xil bo'lsa — neytral bo'ladi.

* Gidrolizlanish tenglamasini qisqartirilgan ionli shaklda yozgan yaxshi. Ammoniy gidroksid NH_4OH ning formulasi o'rniga ammiak mahsulotining formulasini $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ yozish mumkin (10.3-§ ga q.).

Gidrolizlanish natijasida hosil bo'ladigan CH_3COOH va NH_4OH ning dissotsilanish darajalari taxminan bir xil, shuning uchun eritma neytral bo'ladi.

Lekin ammoniy karbonat ham kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuz ekanligiga qaramay, uning suvdagi eritmasining muhiti kuchsiz ishqoriy bo'ladi:

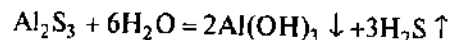


chunki NH_4OH ning dissotsilanish darajasi HCO_3^- ionning dissotsilanish darajasidan kattadir.

Kuchli asos bilan kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanmaydi. Bunday tuzlarning ionlari suv bilan kuchsiz elektrolitlar hosil qila olmaydi. Bu holda tuz ionlari amalda reaksiyada ishtirok etmaydi va suvning dissotsilanish muvozanati buzilmaydi; H^+ va OH^- ionlarning konsentratsiyasi toza suvdagidek qoladi, demak, eritmaning muhiti neytral ($\text{pH}=7$)* bo'ladi.

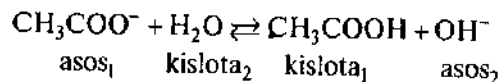
Tuzning elektrolitik dissotsilanish natijasida hosil bo'ladigan ionlari suv bilan kuchsiz (kam dissotsilanadigan) elektrolitlar hosil qila oladigan barcha hollarda tuzlar gidrolizlanadi.

Ko'pchilik tuzlar uchun dissotsilanish — qaytar jarayon. Gidroliz mahsulotlari chiqib ketadigan taqdirda gidroliz qaytmas bo'ladi, masalan:



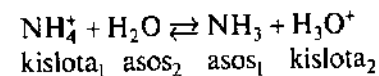
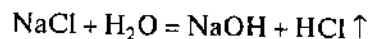
(qaytmas gidroliz tenglamalarida tenglik ishorasi qo'yiladi).

Protolitik nazariya gidrolizni proton kislotalardan asosga o'tadigan reaksiya sifatida qaraydi, chunki suv kislota rolini ham, asos rolini ham o'ynashi mumkin. Masalan, protonning akseptori hisoblanadigan asetat-ion suv bilan kislota ta'sir ettirilgandagi kabi reaksiyaga kirishadi:



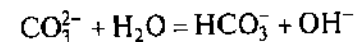
Protonning donori hisoblanadigan ammoniy kationi NH_4^+ esa suv bilan asos ta'sir ettirilgandagi kabi reaksiyaga kirishadi:

* Yuqori haroratda shu turdagi tuzlar ham gidrolizga uchrashi mumkin: misolda vodorod xlorid uchib chiqib ketadi va eritmaning pH i kattalashadi.

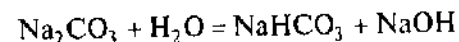


Tuzlarning gidrolizlanish tenglamalarini tuzish. Kuchsiz ko'p asosli kislotalar bilan kuchli asoslardan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizlanishi bosqich bilan boradi (teskari jarayonga — bosqichli dissotsilanishga muvofiq), bunda nordon tuzlar (aniqrog'i, nordon tuzlarning anionlari) hosil bo'ladi. Masalan, natriy karbonat Na_2CO_3 ning gidrolizlanishini quyidagi tenglamalar bilan ifodalash mumkin:

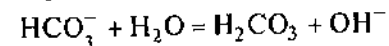
1) birinchi bosqich



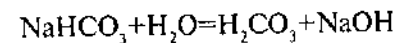
yoki



2) ikkinchi bosqich



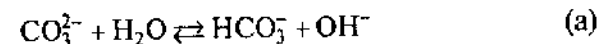
yoki



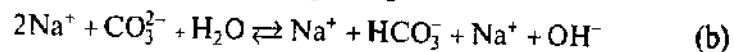
Lekin odatdagi sharoitda gidroliz amalda birinchi bosqich bilan cheklanadi: CO_3^{2-} ionlar suvning H^+ ionlarini bog'lab, dastlab H_2CO_3 molekularini emas, balki HCO_3^- ionlarini hosil qiladi. Bunga sabab shuki, HCO_3^- ionlar H_2CO_3 molekulariga qaraganda ancha qiyin dissotsilanadi. Faqat ko'p suyultirilganda va qizdirilgandagina hosil bo'lgan nordon tuzning gidrolizlanishini e'tiborga olish mumkin.

Na_2CO_3 ning gidrolizlanish tenglamasini tuzish uchun quyidagi qoidaga asoslanamiz. Tuz kuchli asos bilan kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan, shu sababli CO_3^{2-} ion (kuchsiz kislota anioni) suvning vodorod ionlarini bog'laydi. CO_3^{2-} ionda ikkita zaryad bo'lganligi sababli gidrolizning ikkita bosqichini ko'rib chiqish va har qaysi bosqich uchun uchtdan tenglama: a) qisqartirilgan ionli shaklda, b) ionli shaklda va v) molekular shaklda yozish kerak. Bunda almashinish reaksiyalarining ionli tenglamalarini yozish qoidalarini (49-§) e'tiborga olish lozim.

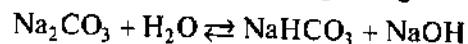
Birinchi bosqich: a) gidrolizning qisqartirilgan ionli shakldagi tenglamasi:



b) gidrolizning ionli shakldagi tenglamasi:

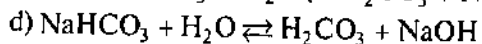
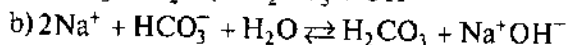
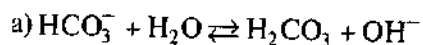


d) gidrolizning molekular shakldagi tenglamasi:



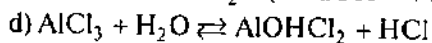
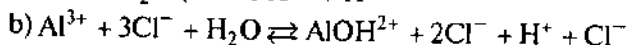
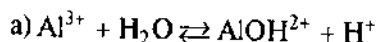
Shunday qilib, qisqartirilgan ionli shakldagi tenglamadan ionli shakldagi tenglamaga o'tish uchun birinchi tenglamaning (a) ionlariga teskari ishorali ionlarni qo'shib yozish kerak (b). Tenglama (b) dagi ionlarni molekula holida birlashtirib, gidrolizning molekular shakldagi tenglamasini (d) olamiz.

Ikkinchi bosqich:

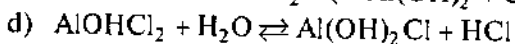
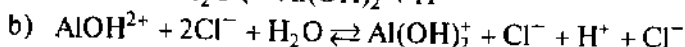
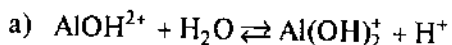


Xuddi shunga o'xshash ko'p kislotali kuchsiz asoslar bilan kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizlanganda asosli tuzlar (aniqrog'i, asosli tuzlarning kationlari) hosil bo'ladi. Gidroliz asosan birinchi bosqich bo'yicha boradi. Misol tariqasida AlCl_3 tuzining gidrolizlanishini ko'rib chiqamiz. Uning gidrolizlanish tenglamasini tuzishda bu tuz kuchsiz asos bilan kuchli kislotalardan hosil bo'lganligiga asoslanamiz. Al^{3+} ion (kuchsiz asos kationi) suvning gidroksid-ionlarini bog'laydi. Lekin Al^{3+} uch zaryadli bo'lgani uchun gidroliz uchta bosqich bilan boradi. Tenglamalarni oldingi misoldagi kabi tuzib chiqamiz.

Birinchi bosqich:



Ikkinchi bosqich:

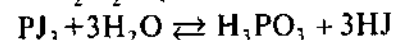
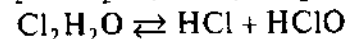
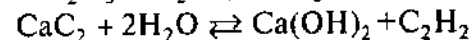
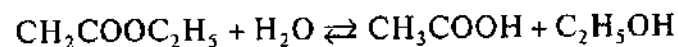


Uchinchi bosqich — reaksiya amalda sodir bo'lmaydi, vodorod ionlari to'planganligi sababli jarayon boshlang'ich moddalar tomoniga siljiydi. Lekin eritmani suyultirish va temperaturani oshirish gidrolizni kuchaytiradi. Bu holda gidrolizlanish tenglamasini uchinchi bosqich uchun ham yozish mumkin.

Umuman gidroliz haqida. Tuzlarning gidrolizi — moddalarning yaxshi o'rganilgan gidroliziga eng muhim misollardan biridir.

Umuman gidroliz keng ma'noda — bu turli xil moddalar bilan suv orasida sodir bo'ladigan almashinib parchalanish reaksiyasidir.

Bunday ta'rif organik birikmalarning — murakkab efirlar, yog'lar, uglevodlar, oqsillarning gidrolizini ham, anorganik moddalarning — tuzlar, galogenlar, galogenidlar, metallmaslar va h. ham gidrolizini o'z ichiga oladi. Masalan:



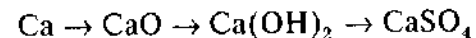
Minerallarning — aluminosilikatlarning gidrolizlanishi natijasida tog' jinslari yemiriladi. Tuzlarning (masalan, Na_2CO_3 , Na_3PO_4) gidrolizidan suvni tozalash va uning qattiqligini kamaytirish uchun foydalaniladi.

Yog'ochning gidrolizi keng ko'lamda amalga oshiriladi. Jadal rivojlanayotgan gidroliz sanoati ovqat bo'lmaydigan xom ashyodan (yog'och, paxta shulxasi, kungaboqar po'chog'i, poxol, makkajo'xori o'zagi) qator qimmatli mahsulotlar: etil spirt, xamirturush, glukoza, qattiq uglerod (IV) oksid, furfurool, metil spirt, lignin va b. ko'pgina moddalar ishlab chiqarmoqda.

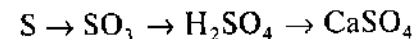
Tirik organizmlarda polisaxaridlar, oqsillar va boshqa organik birikmalarning gidrolizi sodir bo'ladi.

6.6- §. Anorganik birikmalarning sinflari orasidagi bog'lanish

Oddiy moddalar, oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlar orasida genetik bog'lanish bor, chunki ular bir-biriga aylanishi mumkin. Masalan, oddiy modda bo'lgan kalsiy metali kislorod bilan birikishi natijasida kalsiy oksidga aylanadi. Kalsiy oksid suv bilan o'zaro ta'sir ettirilganda kalsiy gidroksidni hosil qiladi, bu moddaga kislota ta'sir ettirilganda tuzga aylanadi. Bu o'zgarishlarni ushbu sxema bilan tasvirlash mumkin:



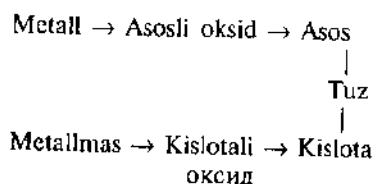
Ishni metallmasdan, masalan oltingugurtdan boshlab ham pirovard oqibatda xuddi shu mahsulotni olish mumkin:



Teskari yoʻnalish — tuzdan anorganik birikmalarning boshqa

$$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$$

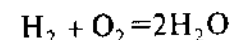
Anorganik birikmalarning sinflari orasidagi genetik bog'lanish ushbu sxema bilan ifodalash mumkin:



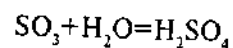
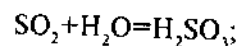
Oksidlar, kislotalar, asoslar, tuzlar

$$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 - \text{Cu(OH)NO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$$
$$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$$
$$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$$
$$\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$$
$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$$

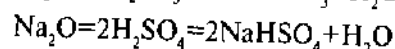
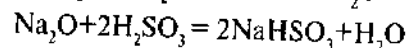
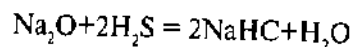
Yechish. Kislorod bilan vodoroddan suv olish mumkin:


$$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2; \quad 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$$
$$4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$$
$$\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3; \quad \text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$$
$$2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$$
$$\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$$

bu moddaning suvdagi eritmasi — sulfid kislota. Oltingugurt (IV) oksid va oltingugurt (VI) oksid suv bilan o'zaro ta'sirlashib, sulfit va sulfat kislotalarni hosil qiladi:

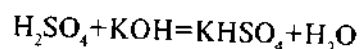


Nihoyat, natriy oksidga olingan uchta kislotadan mo'l miqdorda ta'sir ettirilsa uchta nordon tuz olinadi:



3-masala. 16 kg 20% li sulfat kislotadan nordon tuz olish uchun necha kilogramm kaliy gidroksid kerak bo'ladi?

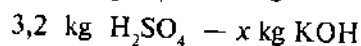
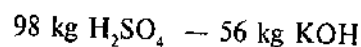
Yechish. Nordon tuz — kaliy gidrosulfat olish reaksiyasining tenglamasini tuzamiz:



Culfat kislotaning 10% li massasi quyidagicha bo'ladi:

$$\frac{16 \cdot 20}{100} \text{ kg} = 3,2 \text{ kg}$$

Moddalarning molyar massalari: sulfat kislotaniki — 98 g/mol = 98 kg/k mol, KOH — 56 kg/mol. Reaksiya tenglamasidan ko'rinib turibdiki, 1 kmol H_2SO_4 ga 1 kmol KOH talab qilinadi. $1 \cdot 98 \text{ kg} = 98 \text{ kg}$ H_2SO_4 bilan reaksiyaga kiritish uchun $1 \cdot 56 = 56 \text{ kg}$ KOH kerak bo'ladi:



Proporsiya tuzamiz: $98:56=3,2:x$, bundan

$$x = \frac{3,2 \cdot 56}{98} \text{ kg} = 1,83 \text{ kg}$$

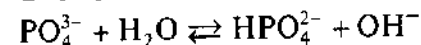
Tuzlarning gidrolizlanishi

1- masala. Na_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCl tuzlarning gidrolizlanish reaksiyalari tenglamalarini tuzing. Bu tuzlar suvda eriganida vodorod ko'rsatkich qanday o'zgaradi?

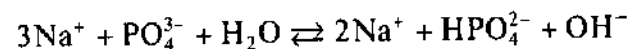
Yechish. 1) Na_3PO_4 ning gidrolizi bosqich bilan (uch bosqichda) va asosan birinchi bosqich bilan boradi. Birinchi va ikkinchi bosqich bo'yicha reaksiyalar natijasida nordon tuzlar hosil bo'ladi.

Birinchi bosqich:

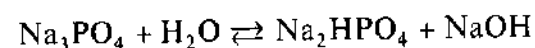
a) gidrolizning qisqartirilgan ionli shakldagi tenglamasi:



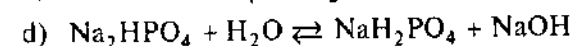
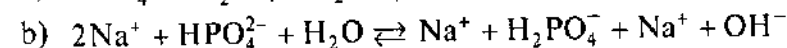
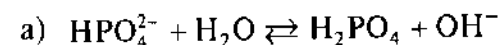
b) gidrolizning ionli shakldagi tenglamasi:



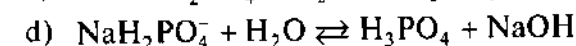
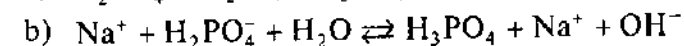
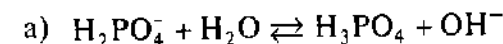
d) gidrolizning molekular shakldagi tenglamasi:



Ikkinchi bosqich:



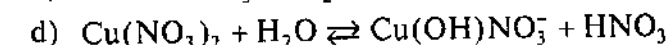
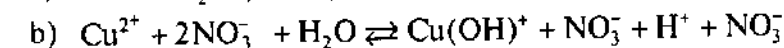
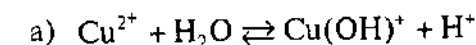
Uchinchi bosqich:



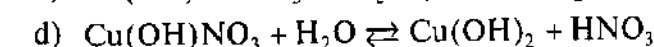
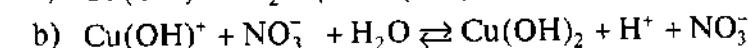
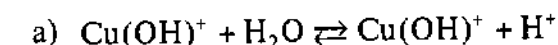
Gidroliz reaksiyasi natijasida eritmadagi gidroksidionlar konsentratsiyasi vodorod ionlari konsentratsiyasidan ortib ketadi, demak $\text{pH} > 7$.

2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ning gidrolizlanishi bosqich bilan va asosan birinchi bosqich bilan boradi, bunda asosli tuz hosil bo'ladi.

Birinchi bosqich:



Ikkinchi bosqich:

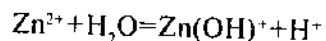
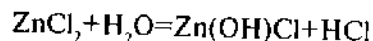


Gidroliz natijasida eritmada vodorod ionlarining konsentratsiyasi gidroksid-ionlar konsentratsiyasidan ortib ketadi, demak, $\text{pH} < 7$.

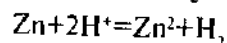
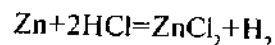
3) Kuchli asos bilan kuchli kislotadan hosil bo'lgan tuz gidrolizlanmaydi, pH=7.

2- masala. Rux xlorid eritmasi bor probirka qizdirildi va unga oldindan tozalangan rux bo'lagi tashlandi. Bunda qanday gaz ajralib chiqadi? Reaksiyalarning tenglamalarini yozing.

Yechish. Qizdirish eritmadagi muvozanatni gidroliz mahsulotlari hosil bo'lish tomoniga siljitadi:



Hosil bo'ladigan vodorod ionlari rux metalli bilan reaksiyaga kirishadi:



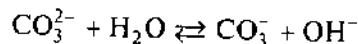
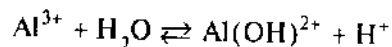
Rux ionlari konsentratsiyasining ortishi gidroliz reaksiyasidagi muvozanatni boshlang'ich tuz tomoniga siljitadi.

6- BOBGA DOIR TESTLAR VA ULARNING YECHIMLARI

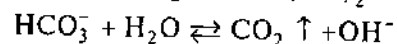
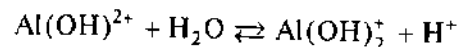
6.1. Aluminiiy sulfat eritmasi bilan potash eritmasini aralash-tirilganda sodir bo'ladigan reaksiya tenglamasini tuzing. Hosil bo'lgan moddalarni aniqlang.

- A) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ va K_2SO_4 B) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$ va K_2SO_4
C) $\text{Al}(\text{OH})_2(\text{HCO}_3)$ va K_2SO_4 D) $\text{Al}(\text{OH})_3$, K_2SO_4 va CO_2
E) $\text{Al}(\text{OH})\text{CO}_3$ va K_2SO_4

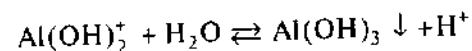
Yechish. Aluminiiy tuzlari va K_2CO_3 suvli eritmada gidroliz jarayonida qatnashadi. Bu tuzlar gidrolizining birinchi bosqichining qisqartirilgan ionli tenglamalari quyidagi ko'rinishga ega:



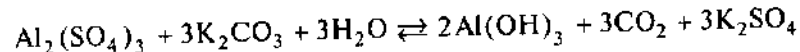
ikkala tenglamadagi gidroliz natijasida qarama-qarshi xususiyatli — kislotali va ishqoriy muhit yuzaga keladi. Bu moddalar gidrolizi yagona reaksiya sohada amalga oshishi tufayli ikkala ionlar dissotsilanishi qiyin bo'lgan suv molekullari hosil bo'ladi. Bu hodisa boshlang'ich tuzlar gidrolizining ikkinchi bosqichida ham yuz beradi:



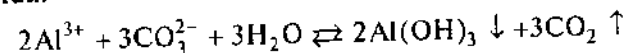
Digidroksoaluminiiy ionining oxirgi bosqich gidrolizi ham to'la amalga oshadi:



Bu reaksiyalarni to'la molekular va qisqartirilgan ionli tenglamalari quyidagicha bo'ladi:



Ionli holda:



Javob: D bo'ladi.

6.2. Quyidagi moddalar orasidan kationi bo'yicha gidrolizda qatnashadigan tuzlarni tanlang. 1) potash; 2) ammoniiy nitrat; 3) mis (II) sulfat; 4) kumush nitrat; 5) rux xlorid; 6) magniiy xlorid; 7) berilliiy nitrat.

- A) 2, 3, 5, 6, 7 B) 1, 2, 4, 6, 7 C) 1, 3, 4, 5, 7
D) 3, 4, 5, 6 E) 4, 6, 7

Yechish. Keltirilgan moddalar 2, 3, 5, 6 va 7 raqamli moddalarning kationlari kuchsiz asosga tegishli bo'ladi. Ularning anionlari esa kuchli kislotalar qoldig'i bo'ladi.

Javob: A bo'ladi.

6.3. Quyidagi tuzlardan faqat anioni bo'yicha gidrolizda qatnashadiganlarini tanlang.

- 1) aluminiiy xlorid; 2) kaliy fosfat; 3) litiy nitrat; 4) kumush florid; 5) natriy florid; 6) seziy nitrit.

- A) 1, 2, 4, 5 B) 2, 3, 5, 6 C) 2, 4, 5, 6
D) 1, 3, 5, 6 E) 3, 4, 5, 6

Yechish. C javobda keltirilgan tuzlarni hosil qilgan kislota qoldiqlari kuchsiz kislota qatoriga kiradi, ularning kationlari kuchli asoslar qatoriga kiradi.

Javob: C bo'ladi.

6.4. Ham kationi, hamda anioni bo'yicha gidrolizda (qaytmas gidroliz) qatnashadigan tuzlarni tanlang.

- 1) ammoniiy asetat; 2) ammoniiy nitrat; 3) qalay florid; 4) ammoniiy gipoxlorit; 5) temir (III) asetat.

- A) 1, 3, 4, 5 B) 1, 2, 3, 5 C) 1, 2, 4, 5
D) 2, 3, 4, 5 E) 2, 3, 5

Yechish. Keltirilgan tuzlar orasida faqat ammoniy nitrat kationi bo'yicha gidrolizlanadi, qolgan barcha tuzlar testning to'g'ri javobiga mos keladi.

Javob: A bo'ladi.

6.5. Quyida keltirilgan tuzlarning qaysi biri gidroliz reaksiyasida qatnashmaydi?

- 1) rux perxlorat; 2) kumush nitrat; 3) litiy perxlorat;
4) bariy nitrat; 5) kaliy xromat; 6) kaliy permanganat;
7) natriy fosfat.

- A) 1, 2, 4, 6 B) 2, 3, 4 C) 4, 5, 6 D) 2, 3, 4, 5, 6
E) 1, 2, 5, 6

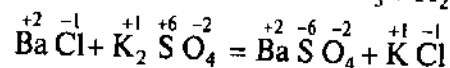
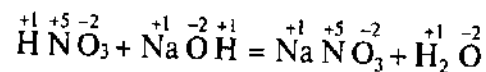
Yechish. Testda keltirilgan rux perxlorat va natriy fosfat gidroliz reaksiyasida qatnashadi, qolgan tuzlarning barchasi kuchli kislota va kuchli asoslardan hosil bo'lgan.

Javob: D bo'ladi.

7 - B O B. OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARI. ELEKTROLIZ

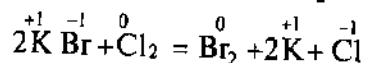
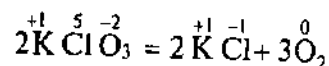
7.1 - §. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari nazariyasi

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



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

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



Bu yerda birinchi reaksiyada xlor va kislorod atomlarining, ikkinchi reaksiyada esa — brom va xlor atomlarining oksidlanish darajalari o'zgaradi.

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

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

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari — eng ko'p tarqalgan reaksiyalar bo'lib, tabiatda va texnikada katta ahamiyatga ega. Ular hayot faoliyatining asosi hisoblanadi. Tirik organizmlardagi nafas olish va moddalar almashinuvi, chirish va bijg'ish, o'simliklarning yashil qismlaridagi fotosintez ana shu reaksiyalar bilan bog'liq. Bu reaksiyalarni yoqilg'i yonganida, metallarning korroziyalanish jarayonlarida va elektrolizda kuzatish mumkin. Ular metallurgiya jarayonlarining va elementlarning tabiatda aylanishining asosini tashkil etadi. Shunday reaksiyalar yordamida ammiak, ishqorlar, nitrat, xlorid va sulfat kislotalar hamda boshqa ko'pgina qimmatli mahsulotlar olinadi. Galvanik elementlar va akkummulyatorlarda oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari tufayli kimyoviy energiya elektr energiyasiga aylanadi. Ular tabiatni muhofaza qilishga doir chora-tadbirlarning asosini tashkil etadi. Shu sababli bu reaksiyalar maktab anorganik kimyo kursida ham boshqa reaksiyalarga qaraganda ko'proq o'rganiladi.

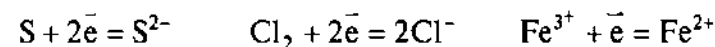
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari nazariyasining asosiy qoidalarini ko'rib chiqamiz.

1. Atom, molekula yoki ionning elektron berish jarayoni oksidlanish deyiladi. Masalan:



Oksidlanishda oksidlanish darajasi ortadi.

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

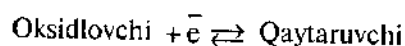
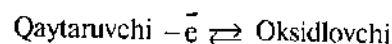


Qaytarilishda oksidlanish darajasi kamayadi.

3. Elektronlarini beradigan atom, molekula yoki ionlar qaytaruvchilar deyiladi. Reaksiya vaqtida ular oksidlanadi. Elek-

tronlarni biriktirib oladigan atom, molekula yoki ionlar oksidlanuvchilar deyiladi. Reaksiya vaqtida ular qaytariladi. Atom, molekula yoki ionlar muayyan moddalar tarkibiga kirganligi sababli bu moddalar ham tegishli qaytaruvchilar yoki oksidlovchilar deyiladi.

4. Oksidlanish hamma vaqt qaytarilishi bilan birga sodir bo'ladi, va aksincha, qaytarilish doimo oksidlanish bilan bog'liq, buni quyidagicha tenglamalar bilan ifodalash mumkin:

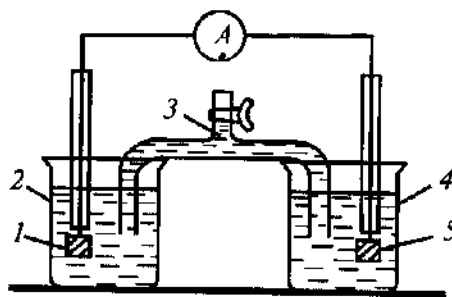


Shu sababli oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari ikkita bir-biriga qarama-qarshi jarayonning — oksidlanish bilan qaytarilishning birligidan iboratdir.

Qaytaruvchi bergan elektronlar soni oksidlovchi biriktirib olgan elektronlar soniga teng.

Bunda elektronlar bir atomdan boshqa atomga butunlay o'tishidan yoki atomlarning biriga tomon qisman siljishidan qat'i nazar, shartli ravishda faqat elektronlar berish va biriktirib olish haqida so'z yuritiladi.

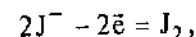
Oksidlanish va qaytarilish jarayonlarini fizik jihatdan bir-biridan ajratish va elektronlarni tashqi elektr zanjir orqali uzatish mumkin. Stakan 2 ga kaliy yodid KJ eritmasi (7.1-rasm), stakan 4 ga esa — temir (III) xlorid FeCl_3 eritmasi qo'yilgan bo'lsin. Eritmalar bir-biri bilan «elektrolitik kalit» deyiladigan U simon nay bilan tutashtirilgan; nayga ionli o'tkazuvchanlikni ta'minlaydigan kaliy xlorid KCl eritmasi to'ldirilgan. Stakanlardagi eritmalarga platina elektrodlar 1 va 5 botirilgan. Agar zanjirga sezgir ampermetr ulab,



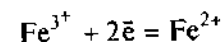
7.1-rasm. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga asoslanib tuzilgan galvanik elementning sxemasi.

zanjir tutashtirilsa, u holda strelkaning og'ishiga qarab elektr tokining o'tishini va uning yo'nalishini kuzatish mumkin bo'ladi. Elektronlar kaliy yodid eritmasidagi elektrodan temir (III) xlorid eritmasidagi elektrodga, ya'ni qaytaruvchidan — J^- ionlaridan oksidlovchiga — Fe^{3+} ionlariga o'tadi. Bunda J^- ionlari J_2 molekulariga qadar oksidlanadi, Fe ionlari esa temir (II) ionlariga Fe^{2+} qadar qaytariladi. Ma'lum vaqt o'tgandan keyin reaksiya mahsulotlarini o'ziga xos reaksiyalar: yodni — kraxmal eritmasi bilan, Fe^{2+} ionlarini — kaliy geksasiano- (II) ferrat (qizil qon tuzi) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ eritmasi bilan aniqlash mumkin.

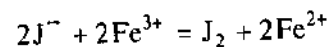
7.1-rasmda keltirilgan sxema oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi asosida tuzilgan *galvanik element*dir. U ikkita yarim elementdan tarkib topgan: birinchisida qaytaruvchining oksidlanish jarayoni sodir bo'ladi:



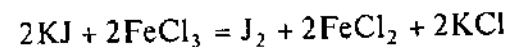
ikkinchisida esa — oksidlovchining qaytarilish jarayoni boradi:



Bu jarayonlar bir vaqtning o'zida sodir bo'lganligi sababli keyingi tenglamani koeffitsiyent 2 ga ko'paytirib (berilgan va biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirish uchun) va keltirilgan tenglamalarni hadma-had qo'shib reaksiyaning tenglamasini olamiz:



yoki



Har qanday oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi, agar u galvanik elementda sodir bo'lsa, elektr tokining manbayi bo'la oladi.

7.2- §. Eng muhim qaytaruvchi va oksidlovchilar

Qaytaruvchi va oksidlovchilar oddiy moddalar, ya'ni bitta elementdan tarkib topgan bo'lishi ham, murakkab moddalar bo'lishi ham mumkin.

Elementlar davriy sistemasida joylashgan o'rniga muvofiq ko'pchilik metallarning tashqi energetik pog'onasida 1—2 ta elektron bo'ladi. Shu sababli ular kimyoviy reaksiyalarda valent elektronlarini beradi, ya'ni oksidlanadi. Metallarda qaytaruvchanlik xossalari bor.

Davrlarda elementning tartib raqami ortishi bilan oddiy moddalarning qaytaruvchanlik xossalari susayadi, oksidlovchi xossalari esa kuchayadi va galogenlarda maksimal darajaga yetadi. Masalan, III davrda natriy — davrdagi eng aktiv qaytaruvchi, xlor esa eng aktiv oksidlovchidir.

Bosh gruppachalarning elementlarida tartib raqami ortishi bilan qaytaruvchilik xossalari kuchayadi va oksidlovchilik xossalari susayadi. Eng yaxshi qaytaruvchilar — ishqoriy metallar, ulardan eng aktivlari Fr bilan Cs. Eng yaxshi oksidlovchilar — galogenlar. IV—VII gruppachalarning bosh gruppachalaridagi elementlar (metallar) elektronlar berishi ham, biriktirib olishi ham mumkin va qaytaruvchilik xossalarini ham, oksidlovchilik xossalarini ham namoyon qila oladi. Ftor bundan mustasno. U faqat oksidlovchilik xossalarini namoyon qiladi, chunki nisbiy elektromanfiyligi eng kattadir (2.2-jadvalga q.).

Yonaki gruppachalardagi elementlar (katta davrlarning juft qatorlaridagi) metall xossalariga ega bo'ladi, chunki ular atomlarining tashqi pog'onasida 1—2 ta elektron bor. Shu sababli ularning oddiy moddalari qaytaruvchilardir. Shunday qilib, qaytaruvchilar sifatida ta'sir etadigan oddiy moddalardan — metallardan farq qilib, oddiy moddalar — metallmaslar oksidlovchilar sifatida ham, qaytaruvchilar sifatida ham namoyon bo'lishi mumkin.

Murakkab moddalarning oksidlovchilik yoki qaytaruvchilik xossalari shu element atomining oksidlanish darajasiga bog'liq.

Masalan, KMnO_4 , MnO_2 , MnSO_4 . Birinchi birikmada marganes maksimal oksidlanish darajasiga ega va u ko'payishi mumkin emas. U faqat elektronlar biriktirib olishi mumkin, demak, KMnO_4 faqat oksidlovchi bo'la oladi. Uchinchi birikmada marganesning oksidlanish darajasi eng past — u faqat qaytaruvchi bo'lishi mumkin. Ikkinchi birikmada marganes oraliq oksidlanish darajasi (+4) ga ega, shuning uchun u qaytaruvchi ham, oksidlovchi ham bo'la oladi; bu reaksiyaning borish shart-sharoitlariga va MnO_2 qaysi moddalar bilan reaksiyaga kirishayotganligiga bog'liq.

Tarkibida yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar bor murakkab anionlar ham oksidlovchilar hisoblanadi. Masalan,

NO_3^- , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, ClO_3^- , ClO_4^- va b. Oksidlovchilik xossalari yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atom tufayli emas, balki

butun anion tufaylidir, masalan, Mn^{+7} ionlari emas, balki butun anion MnO_4^- tufaylidir. Elementar anionlar faqat qaytaruvchilik xossalarini namoyon qiladi. Masalan, F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} va boshqalar.

Eng muhim qaytaruvchi va oksidlovchilar 7.1-jadvalda keltirilgan.

7.1.- jadval. Eng muhim qaytaruvchi va oksidlovchilar

Qaytaruvchilar	Oksidlovchilar
Metallar, vodorod, ko'mir. Uglerod (II) oksid CO	Galogenlar... Kaliy permanganat KMnO_4 , kaliy manganat K_2MnO_4 , marganes (IV) oksid MnO_2 . Kaliy dixromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, kaliy xromat K_2CrO_4 .
Vodorod sulfid H_2S , oltingugurt (IV) oksid SO_2 , sulfit kislota H_2SO_3 va uning tuzlari. Yodid kislota HJ , bromid kislota HBr , xlorid kislota HCl .	Nitrat kislota HNO_3 . Kislrorod O_3 , ozon O_3 , vodorod peroksid H_2O_2 . Sulfat kislota H_2SO_4 (kons.), selenat kislota H_2SeO_4 .
Qalay (II) xlorid SnCl_2 , temir (II) sulfat FeSO_4 , marganes (II) sulfat MnSO_4 , xrom (III) sulfat $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.	Mis (II) oksid CuO , kumush (I) oksid Ag_2O , qo'rg'oshin (IV) oksid PbO_2 .
Nitrat kislota HNO_3 , ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4 , azot (II) oksid NO.	Nodir metallarning ionlari (Ag^+ , Au^{3+} va boshqalar). Temir (III) xlorid FeCl_3 .
Fosfit kislota H_3PO_3 . Aldegidlar, spirtlar, chumoli va oksalat kislotalar, glukoza.	Gipoxloritlar, xloratlar va perxloratlar.
Elektroliz jarayonida katod.	Zar suvi, konsentrlangan nitrat va aforid kislotalarning aralashmasi. Elektroliz jarayonida anod.

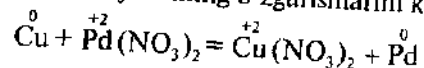
7.3- §. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishning ikki xil usuli — elektronlar balansi usuli bilan yarim reaksiyalar usuli qo'llaniladi.

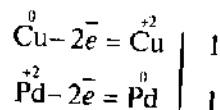
Elektronlar balansi usuli. Bu usulda boshlang'ich va oxirgi moddalardagi atomlarning oksidlanish darajalari taqqoslanadi, bunda qaytaruvchi bergan elektronlar soni oksidlovchi biriktirib

olgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak, degan qoidaga asoslanadi. Tenglama tuzish uchun reaksiyaga kirishayotgan moddalarning va reaksiya mahsulotlarining formulalarini bilish kerak. Reaksiya mahsulotlari tajriba yo'li bilan yoki elementlarning ma'lum xossalari asosida aniqlanadi. Shu usulning tatbiqini misollarda ko'rib chiqamiz.

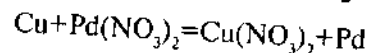
1- misol. Misning palladiy (II) nitrat bilan reaksiyasining tenglamasini tuzish. Reaksiyaning boshlang'ich va oxirgi mahsulotlarining formulalarini yozamiz va oksidlanish darajalarining o'zgarishlarini ko'rsatamiz:



Mis ionini hosil qilishda mis ikkita elektronini beradi, uning oksidlanish darajasi 0 dan +2 ga qadar ortadi. Mis — qaytaruvchi. Palladiy ionni ikkita elektronni biriktirib olib, oksidlanish darajasini +2 dan 0 ga qadar o'zgartiradi. Palladiy (II) nitrat — oksidlovchi. Bu o'zgarishlarni elektron tenglamalar bilan ifodalash mumkin:



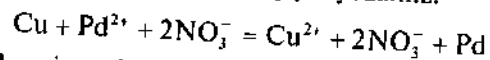
Bu tenglamalardan ko'rinib turibdiki, qaytaruvchi bilan oksidlovchida ko'effitsiyentlar 1 ga teng. Reaksiyaning oxirgi tenglamasi:



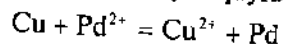
Reaksiyaning umumiy tenglamasida elektronlar ko'rsatilmaydi.

Tuzilgan tenglamaning to'g'riligini tekshirib ko'rish uchun uning o'ng va chap qismlarida har qaysi element atomlarining sonini hisoblab chiqamiz. Masalan, o'ng qismida 6 ta kislorod atomi, chap qismida ham 6 ta kislorod atomi bor; palladiy atomlari 1 va 1; misniki ham 1 va 1. Demak, tenglama to'g'ri tuzilgan.

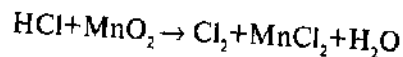
Shu tenglamani ionli ko'rinishda qayta yozamiz:



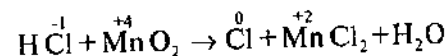
Bir xil ionlar qisqartirilgandan keyin quyidagicha bo'ladi:



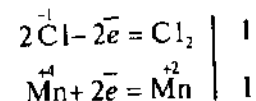
2- misol. Marganes (IV) oksidning konsentrlangan xlorid kislota bilan o'zaro ta'sirlashish reaksiyasining tenglamasini tuzish (laboratoriyada shu reaksiya yordamida xlor olinadi). Reaksiyaning boshlang'ich va oxirgi moddalarning formulalarini yozamiz:



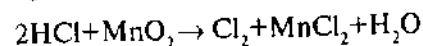
Atomlar oksidlanish darajalarining reaksiyagacha va undan keyin o'zgarishini ko'rsatamiz:



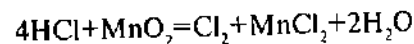
Bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi, chunki xlor va marganes atomlarining oksidlanish darajalari o'zgaradi. HCl — qaytaruvchi, MnO₂ — oksidlovchi. Elektronli tenglamalarni tuzamiz:



hamda qaytaruvchi va oksidlovchi oldidagi ko'effitsiyentlarni topamiz. Ular tegishli 2 va 1 ga teng. Ko'effitsiyent 2 (1 emas) shuning uchun qo'yiladi, oksidlanish darajasi — 1 va 2 ta xlor atomi 2 ta elektron beradi. Bu ko'effitsiyent elektron tenglamada qo'yilgan.

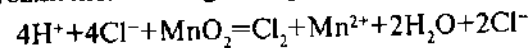


Reaksiyaga kirishayotgan boshqa moddalar uchun ko'effitsiyentlar topamiz. Elektron tenglamalardan ko'rinib turibdiki, 2 mol HCl ga 1 mol MnO₂ to'g'ri keladi. Lekin hosil bo'ladigan ikki zaryadli marganes ionini bog'lash uchun yana 2 mol xlorid kislota zarurligini e'tiborga olib qaytaruvchi oldiga ko'effitsiyent 4 ni qo'yish kerak. Bunda 2 mol suv olinadi. Reaksiyaning oxirgi ko'rinishi quyidagicha bo'ladi:

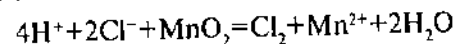


Tenglamaning to'g'ri yozilganligini tekshirishda biror element, masalan, xlor atomlarining sonini sanash bilan kifoyalanish mumkin: chap tomonda 4 ta va o'ng tomonda 2+2=4 ta.

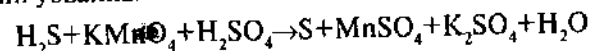
Elektronlar balansi usulida reaksiyalarning tenglamalari molekular shaklda ifodalangani uchun ularni tuzib va tekshirib ko'rgandan keyin ionli shaklda yozish kerak. Tuzilgan tenglamani ionli shaklda qayta yozamiz:



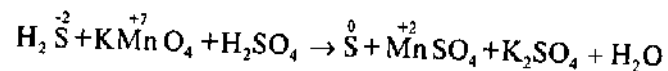
va ikkala qismdagi bir xil ionlar (ularning tagiga chizilgan) qisqartirilgandan keyin quyidagini olamiz:



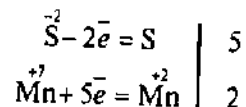
3- misol. Vodorod sulfidning ozgina kislota qo'shilgan kaliy permanganat eritmasi bilan o'zaro ta'sir reaksiyasining tenglamasini tuzish. Reaksiyaning sxemasini — boshlang'ich moddalar bilan hosil bo'ladigan moddalarning formulalarini yozamiz:



So'ngra atomlar oksidlanish darajalarining reaksiyadan oldin va keyin o'zgarishini ko'rsatamiz:

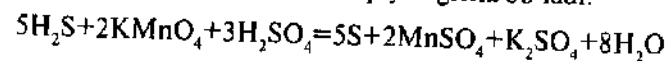


Oltinugurt bilan marganes atomlarining oksidlanish darajalari o'zgaradi (H_2S — qaytaruvchi, KMnO_4 — oksidlovchi). Elektronli tenglama tuzamiz, ya'ni elektronlar berish va biriktirib olish jarayonlarini tasvirlaymiz:



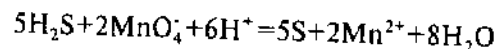
Va nihoyat, oksidlovchi hamda qaytaruvchi oldidagi koeffitsiyentlarni topamiz, so'ngra reaksiyaga kirishayotgan boshqa moddalarga koeffitsiyentlar topamiz. Elektronli tenglamalardan ko'rinib turibdiki, 5 mol H_2S va 2 mol KMnO_4 olish kerak, bu holda 5 mol S atomlari va 2 mol KMnO_4 olinadi. Bundan tashqari, tenglamaning chap va o'ng qismlaridagi atomlarni taqqoslab, 1 mol K_2SO_4 bilan 8 mol suv ham hosil bo'lishini aniqlaymiz.

Reaksiyaning yakuniy tenglamasi quyidagicha bo'ladi:



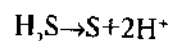
Tenglama to'g'ri yozilganligi biror element, masalan, kislorod atomlarining sonini hisoblash orqali tasdiqlanadi: chap qismida $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$ ta va o'ng qismida $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$ ta.

Tenglamani jonli ko'rinishda qayta yozamiz:

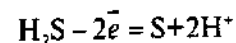


Ma'lumki, reaksiyaning to'g'ri yozilgan tenglamasi moddalar massasining saqlanish qonunining ifodasi hisoblanadi. Shuning uchun bir xil atomlarning boshlang'ich moddalardagi va reaksiya mahsulotlaridagi soni bir xil bo'lishi kerak. Zaryadlar ham saqlanib qolishi lozim. Boshlang'ich moddalardagi zaryadlar yig'indisi reaksiya mahsulotlaridagi zaryadlar yig'indisiga doimo teng bo'lishi kerak.

Yarim reaksiyalar usuli, ya'ni ion-elektronli usul. Nomidan ko'rinib turibdiki, bu usul oksidlanish jarayoni va qaytarilish jarayoni uchun ionli tenglamalarni tuzish va keyin ularni umumiy tenglama tarzida birlashtirishga asoslangan. Misol tariqasida elektron balans usulini tushuntirishda foydalanilgan reaksiyaning tenglamasini tuzamiz (3- misolga q.). Ozroq kislota qo'shilgan kaliy permanganat KMnO_4 eritmasi orqali vodorod sulfid H_2S o'tkazilganda pushtirang yo'qoladi va eritma loyqalanadi. Tajriba shuni ko'rsatadiki, eritma elementar oltinugurt hosil bo'lishi, ya'ni quyidagi jarayon sodir bo'lishi natijasida loyqalanadi:

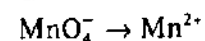


Bu sxema atomlar soni jihatdan tenglashtirilgan. Zaryadlar soni jihatdan tenglashtirish uchun sxemaning chap qismidan ikkita elektronni olish kerak, shundan keyingina strelkani tenglik atomi bilan almashtirish mumkin:

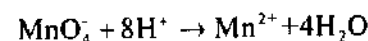


Bu birinchi yarim reaksiya — qaytaruvchi H_2S ning oksidlanish jarayoni.

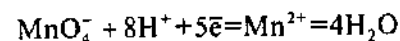
Eritmaning rangsizlanishi MnO_4^- ionning (u pushtirangli) Mn^{2+} ioniga (deyarli rangsiz va konsentratsiyasi katta bo'lgandagina och pushtirangli bo'ladi) aylanishi bilan bog'liq, buni ushbu sxema bilan ifodalash mumkin:



Kislotali eritmada MnO_4^- ionlari tarkibiga kiradigan kislorod vodorod ionlari bilan birgalikda pirovard oqibatda suv hosil qiladi. Shu sababli yuqoridagi jarayonni shunday yozamiz:

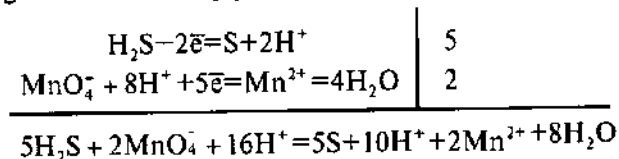


Strelkani tenglik ishorasiga almashtirish uchun zaryadlarni ham tenglashtirish kerak. Boshlang'ich moddalarda yettita musbat zaryad (+7), oxirgi mahsulotlarda esa ikkita musbat zaryad (+2) bo'lganligi sababli zaryadlarning saqlanish shartini bajarish uchun sxemaning chap qismiga beshta elektron qo'shish lozim:

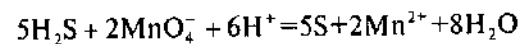


Bu ikkinchi yarim reaksiya — oksidlovchining, ya'ni permanganat-ionning MnO_4^- qaytarilish jarayonidir.

Reaksiyaning umumiy tenglamasini tuzish uchun oldin berilgan va biriktirib olingan elektronlar sonini tenglashtirib, so'ngra yarim reaksiyalarning tenglamalarini hadma-had qo'shish kerak. Bunda eng kichik ko'paytuvchini topish qoidalari asosida tegishli ko'paytuvchilar aniqlanadi, so'ngra yarim reaksiyalarning tenglamalari shularga ko'paytiriladi. Bularni qisqartirilgan holda shunday yozish mumkin:

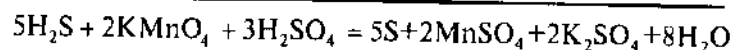
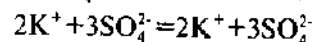
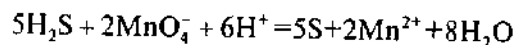


Tenglamaning ikkala qismini 10H^+ ga qisqartirsak, yakuniy tenglama olinadi:



Ionli ko'rinishda tuzilgan tenglamaning to'g'riligini tekshirib ko'ramiz: chap qismida kislorod atomlarining soni 8; zaryadlar soni chap qismida $(2-) + (6+) = 4+$, o'ng qismida $2(2+) = 4+$. Tenglama to'g'ri tuzilgan, chunki atom va zaryadlar soni ikkala tomonida ham bir xil.

Yarim reaksiyalar usuli bilan reaksiyaning ionli shakldagi tenglamasi tuziladi. Undan molekular shakldagi tenglamaga o'tish uchun quyidagicha ish yuritiladi: ionli tenglamaning chap qismidagi har qaysi anioniga tegishli kation, har qaysi kationga — anion tanlanadi. So'ngra xuddi shuncha sondagi ionlarni tenglamaning o'ng qismiga yozamiz, shundan keyin ionlarni molekula holida birlashtiramiz:



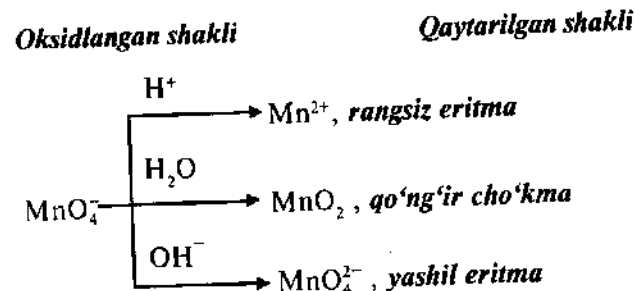
Shunday qilib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini yarim reaksiyalar usuli yordamida tuzish elektronlar balansi usulidagi kabi natijaga olib keladi.

Ikkala usulni taqqoslab ko'ramiz. Elektronlar balansi usuliga qaraganda yarim reaksiyalar usulining afzalligi shundaki, bu usulda gipotetik ionlar emas, balki haqiqiy mavjud ionlar qo'llaniladi.

Haqiqatan ham, eritmada Mn^{+7} , Cr^{+6} , S^{+6} , S^{+4} ionlar yo'q, balki MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} , SO_4^{2-} ionlar bor. Yarim reaksiyalar usulida atomlarning oksidlanish darajalarini bilish shart emas. Yarim reaksiyalarning alohida ionli tenglamalarini yozish galvanik elementdagi va elektroliz paytida kimyoviy jarayonlarni tushunib olish uchun zarurdir. Bu usulda barcha jarayonning faol ishtirokchisi bo'lgan muhitning roli yaqqol ko'rinadi (7.4- § ga q.). Nihoyat, yarim reaksiyalar usulidan foydalanilganda olinadigan barcha moddalarni bilish shart emas, ular tenglamani keltirib chiqarish vaqtida paydo bo'ladi. Shuning uchun yarim reaksiyalar usulini afzalroq bilib, suvdagi eritmalarida boradigan barcha oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda ana shu usulni tatbiq etish kerak.

7.4- §. Reaksiyalarning borishiga muhitning ta'siri

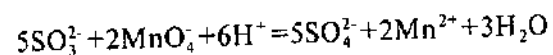
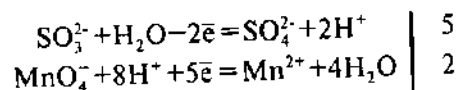
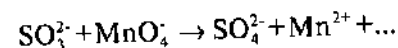
Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari turli muhitda: kislotali (ortiqcha H^+ ionlar), neytral (H_2O) va ishqoriy (ortiqcha OH^- ionlar) muhitlarda borishi mumkin. Muhit qandayligiga qarab bir xil moddalar orasidagi reaksiyalarning borish xususiyati o'zgarishi mumkin. Muhit atomlar oksidlanish darajalarining o'zgarishiga ta'sir etadi. Masalan, MnO_4^- ioni kislotali muhitda Mn^{2+} ga, neytral muhitda MnO_2 ga, ishqoriy muhitda — MnO_4^{2-} ga qadar qaytariladi. Bu o'zgarishlarni sxema tarzida shunday ko'rsatish mumkin:



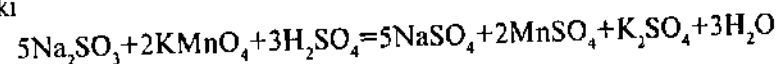
Odatda eritmada kislotali muhit hosil qilish uchun sulfat kislotadan foydalaniladi. Nitrat va xlorid kislotalar kamdan-kam hollarda ishlatiladi: bularning birinchisi oksidlovchi hisoblanadi, ikkinchisi oksidlanishi mumkin. Ishqoriy muhit hosil qilish uchun kaliy yoki natriy gidroksidlarning eritmaları ishlatiladi.

Yuqorida keltirilgan sxemaga asoslanib, yarim reaksiyalar usuli bilan natriy sulfit Na_2SO_3 ning (qaytaruvchi) kaliy permanganat KMnO_4 bilan (oksidlovchi) turli muhitlarda o'zaro ta'sir etish reaksiyalarining tenglamalarini tuzamiz (1—3- misollar).

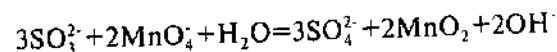
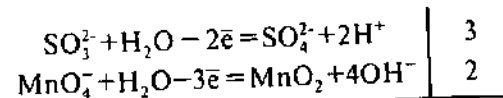
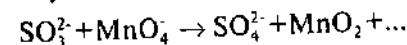
1- misol. Kislotali muhitda:



yoki

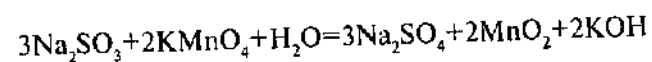


2- misol. Neytral yoki kuchsiz ishqoriy muhitda:

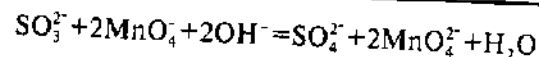
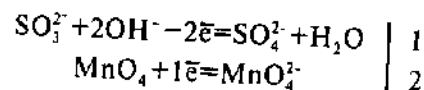
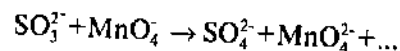


—

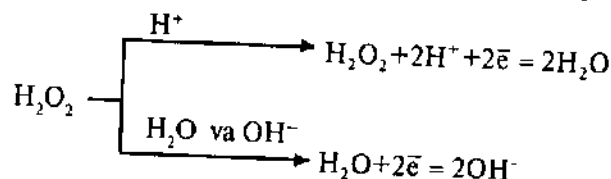
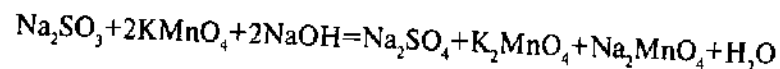
yoki



3- misol. Kuchli ishqoriy muhitda:

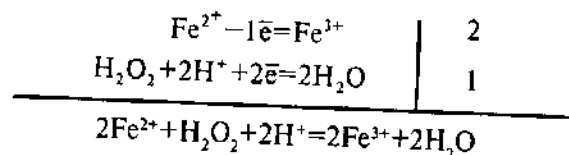
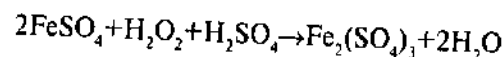


yoki

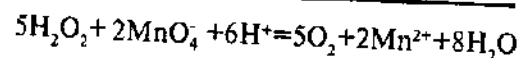
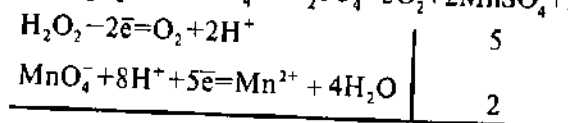
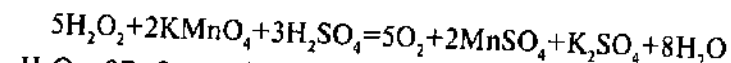


Vodorod peroksid muhitga bog'liq holda ushbu sxemaga muvofiq qaytariladi:

Bu yerda H_2O_2 oksidlovchi sifatida bo'ladi. Masalan:



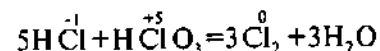
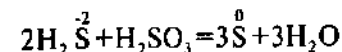
Lekin vodorod peroksid KMnO_4 kabi juda kuchli oksidlovchi bilan to'qnashganda qaytaruvchi sifatida bo'ladi. Masalan:



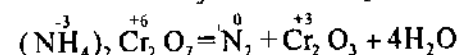
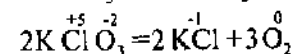
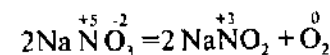
7.5- §. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari

Odatda oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining uch turi: molekulararo, ichki molekular va disproporsiyalanish reaksiyalari bo'ladi.

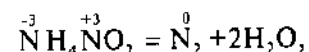
Molekulalararo reaksiyalarga oksidlovchi bilan qaytaruvchi turli moddalarda bo'ladigan reaksiyalar kiradi. 7.3- § va 7.4- § larda ko'rib chiqilgan reaksiyalar ana shu turga kiradi. Bitta elementning atomlari turli xil oksidlanish darajalarida bo'ladigan har xil moddalar orasidagi reaksiyalarni ham ana shu turga kiritish kerak:



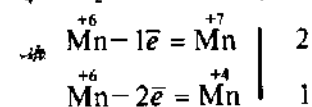
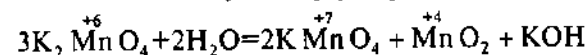
Ichki molekular reaksiyalarga oksidlovchi bilan qaytaruvchi bitta moddaning o'zida bo'ladigan reaksiyalar kiradi. Bu holda oksidlanish darajasi musbatroq bo'lgan atom oksidlanish darajasi kichikroq bo'lgan atomni oksidlaydi. Termik parchalanish reaksiyalari ana shunday reaksiyalarga kiradi. Masalan:



Tarkibidagi bitta elementning atomlari turli xil oksidlanish darajalariga ega bo'ladigan moddalarning parchalanishini ham ana shunday reaksiyalar qatoriga kiritish kerak:

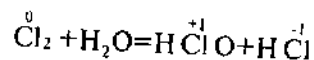
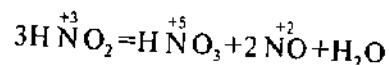


Disproporsiyalanish* reaksiyasining borishida bitta element atomlarining oksidlanish darajalari bir vaqtning o'zida ortadi ham kamayadi. Bunda boshlang'ich modda hosil qilgan birikmalarning birida atomlarning oksidlanish darajalari yuqori, ikkinchisida esa pastroq bo'ladi. Ravshanki, bunday reaksiyalar molekulasida oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan atomlar bor moddalardagina kuzatiladi. Misol tariqasida molekulasidagi marganes oraliq oksidlanish darajasi +6 ga ega bo'lgan (+7 bilan +4 orasida) kaliy manganat K_2MnO_4 ning o'zgarishini ko'rsatish mumkin. Bu tuzning eritmasi chiroyli to'q yashil tusli (MnO_4 ionning rangi) bo'ladi, lekin eritmaning rangi qo'ng'irga o'zgaradi. Bu MnO_2 cho'kmasi tushishi va MnO_4^- ioni hosil bo'lishi tufaylidir. Quyidagicha reaksiya sodir bo'ladi:



* Disproporsiya — mutanosiblikning yo'qligi, nomutanosib.

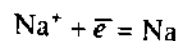
Quyidagi ko'p uchraydigan reaksiyalar ham disproporsiyalanish reaksiyalari qatoriga kiradi:



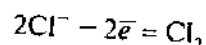
Ilgari disproporsiyalanish reaksiyalari o'z-o'zidan oksidlanish — o'z-o'zidan qaytarilish reaksiyalari deyilar edi, hozir bunday atash deyarli qo'llanilmaydi.

7.6- §. Elektrolizning mohiyati

Elektrolitlarning eritmaları va suyuqlanmalarida har xil ishorali ionlar (kationlar va anionlar) bo'ladi, ular suyuqlikning barcha zarrachalari kabi tartibsiz harakatda bo'ladi. Agar elektrolitning shunday eritmasi yoki suyuqlanmasiga, masalan, natriy xloridning suyuqlanmasiga (NaCl 801 °C da suyuqlanadi) inert (ko'mir) elektrodlar botirilsa va o'zgarmas elektr toki o'tkazilsa, u holda ionlar elektrodلarga: Na^+ kationlari — katodga, Cl^- anionlari — anodga tomon harakatlanadi (7.2- rasm). Na^+ ionlari katodga yetgandan keyin undan elektronlar oladi va qaytariladi:

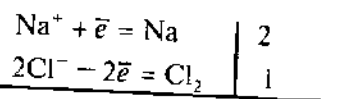


xlorid-ionlar Cl^- esa elektronlarni anodga berib oksidlanadi:

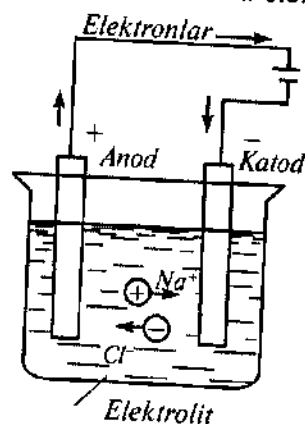


Natijada katodda natriy metalli, anodda esa xlor ajralib chiqadi.

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



yoki



7.2- rasm. NaCl suyuqlanmasini elektroliz qilish sxemasi.

* Strelka tepasidagi „elektroliz“ so'zi bu jarayon elektr toki o'tkazilgandagina sodir bo'lishini ko'rsatadi.

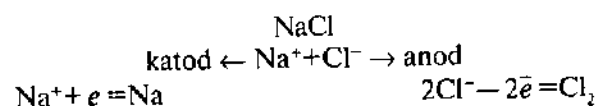
Bu reaksiya oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi hisoblanadi: anodda oksidlanish jarayoni, katodda qaytarilish jarayoni sodir bo'ladi.

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

Elektrolizning mohiyati elektr energiyasi hisobiga kimyoviy reaksiyalarning — katodda qaytarilish va anodda oksidlanish reaksiyalarining amalga oshishidan iborat. Bunda katod kationlarga elektronlar beradi, anod esa anionlardan elektronlar biriktirib oladi.

Elektr tokining qaytaruvchilik va oksidlovchilik ta'siri kimyoviy qaytaruvchi va oksidlovchilarning ta'siridan ko'p marta kuchliroqdir. Masalan, hech qanday kimyoviy oksidlovchi fluorid-ion F^- dan elektronini tortib ololmaydi. Shu sababli fluorning birikmalari tabiatda keng tarqalganligiga qaramay, fluorini erkin holda olishning iloji bo'lmaydi. Kaliy fluoridning fluorid kislotadagi eritmasi elektroliz qilingandagina fluorid-iondan elektronini tortib olishga muvaffaq bo'linadi. Bunda anodda fluor $2\text{F}^- - 2e^- = \text{F}_2$, katodda esa vodorod ($2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$) ajralib chiqadi.

Elektrolizning mohiyatini sxema yordamida tasvirlash qulay, bu sxema elektrolitning dissotsilanishini, ionlarning harakatlanish yo'nalishini, elektrodلardagi jarayonlari va ajralib chiqadigan moddalarni ko'rsatadi. Natriy xlorid suyuqlanmasi elektrolizining sxemasi quyidagicha bo'ladi:

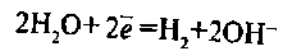


Elektrolizni o'tkazish uchun elektrodلar elektrolitning suyuqlanmasi yoki eritmasiga botiriladi va ular doimiy tok manbayiga ulanadi. Elektroliz o'tkaziladigan asbob *elektrolizor* yoki elektrolitik vanna deyiladi (7.2 - rasm).

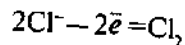
7.7 - §. Elektrolitlar suvdagi eritmalarining elektrolizi

Suyuqlantirilgan elektrolitlarning elektrolizi bilan elektrolitlar eritmalarining elektrolizini bir-biridan farqlash lozim. Elektrolitlar eritmalarining elektrolizi jarayonlarida suv molekullari ham ishtirok etishi mumkin.

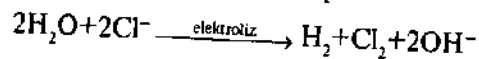
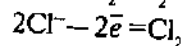
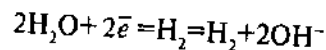
Misol tariqasida natriy xloridning suvdagi konsentrlangan eritmasining elektrolizini (ko'mir elektrodalarda) ko'rib chiqamiz. Bu holda eritmada gidratlangan Na^+ va Cl^- ionlari, shuningdek, suv molekulalari bo'ladi. Eritma orqali elektr toki o'tganida Na^+ kationlari katodga, xlorid-ionlari anodga tomon harakatlanadi. Lekin elektrodalarda sodir bo'ladigan reaksiyalar tuz suyuqlanmasida boradigan reaksiyalardan katta farq qiladi. Masalan, katodda natriy ionlarining o'rniga suv molekulalari qaytariladi:



anodda esa xlorid-ionlar oksidlanadi:



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



yoki molekular ko'rinishda:



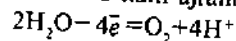
Katod va anodda boradigan jarayonlar. Suvdagi eritmalarida katodda qaytarilish jarayoni qanday sodir bo'ladi?

Bu savolga *standart elektrod potentsiallar qatori* (12.1- jadvalga q.) yordamida javob topish mumkin. Bu yerda uch xil hol bo'lishi mumkin:

1) standart elektrod potentsiali vodorodnikidan katta bo'lgan metallarning (Cu^{2+} dan Au^{3+} gacha) kationlari elektrolizda katodda deyarli to'liq qaytariladi;

2) standart elektrod potentsiali kichik bo'lgan metallarning (Li^+ dan Al^{3+} gacha) kationlari katodda qaytarilmaydi, ularning o'rniga suv molekulalari qaytariladi;

* Juda suyultirilgan eritmalarida anodda xlor bilan birgalikda suv molekulalarining oksidlanishi hisobiga kislorod ham ajralib chiqishi mumkin:



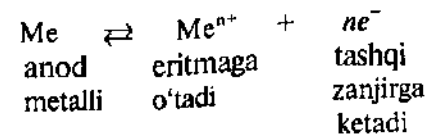
3) standart elektrod potentsiali vodorodnikidan kichik, lekin alumininikidan katta bo'lgan metallarning (Al^{3+} da H^+ gacha) kationlari elektroliz vaqtida katodda suv molekulalari bilan birga qaytariladi.

Agar suvdagi eritma tarkibida turli xil metallarning kationlari bo'lsa, u holda elektroliz vaqtida katodda ular metall standart elektrod potentsialining algebraik qiymati kamayib borish tartibida ajralib chiqadi. Masalan, Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} kationlar aralashmasidan dastlab kumush kationlari ($E^0 = \pm 0,80 \text{ B}$), so'ngra mis kationlari ($E^0 = \pm 0,34 \text{ B}$) va oxirida temir kationlari ($E^0 = -0,44 \text{ B}$) qaytariladi.

Anodda sodir bo'ladigan reaksiyalarning xususiyati suv molekulalarining bor-yo'qligiga va anod qanday modddan yasalganligiga bog'liq. Odatda anodlar erimaydigan ko'mir, grafit, platina va iridiydan yasaladi; eriydiganlari — mis, kumush, rux, kadmiy, nikel va boshqa metallardan yasaladi.

Erimaydigan anodda elektroliz jarayonida anionlar yoki suv molekulalari oksidlanadi. Bunda kislorodsiz kislotalarning anionlari (masalan, S^{2-} , J^- , Br^- , Cl^-) konsentratsiyasi yetarli miqdorda bo'lganda oson oksidlanadi. Agar eritma tarkibida kislorodli kislotalarning anionlari (masalan, SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) bor bo'lsa, u holda anodda bu ionlar emas, balki suv molekulalari oksidlanib, kislorod ajralib chiqadi.

Eriydigan anod elektrolizda oksidlanishga uchraydi, ya'ni tashqi zanjirga elektronlar beradi. Elektronlar berilganda elektrod bilan eritma orasidagi muvozanat siljiydi:



va anod eriydi.

Elektrolitlar suvdagi eritmalarining elektroliziga doir misollar 7.9-§ da keltirilgan.

7.8 -§. Elektrolizning qo'llanilishi

Elektroliz ancha keng ko'lamda qo'llaniladi. Metall buyumlarni korroziyalashdan muhofaza qilish uchun ularning sirtiga boshqa metallning — xrom, kumush, oltin, mis, nikel va h.k. juda yupqa qatlami qoplanadi. Ba'zan ko'p qatlamli qoplama ham qilinadi. Masalan, avtomobillarning tashqi detallariga dastlab yupqa mis

qatlami, misning ustidan yupqa nikel qatlami, nikel ustidan esa xrom qatlami qoplanadi.

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

Elektrokimyoning mohiyati jihatidan galvanostegiyaga yaqin yana bir tarmog'i *galvanoplastika* deyiladi. Bu turli xil buyumlardan aniq metall nusxalar olishdir. Nusxasini tayyorlash talab etilayotgan buyum mum bilan qoplanadi, mum qotiriladi va mumli matritsa olinadi; unda nusxa olinayotgan buyumning barcha chuqur joylari qavariq bo'lib chiqadi. Matritsaning ichki yuzasi elektr tokini o'tkazadigan grafitning yupqa qatlami bilan qoplanadi. Bu grafitli katod mis sulfat eritmasi solingan vannaga botiriladi; anod sifatida mis xizmat qiladi. Elektroliz vaqtida mis anod eriydi, katodga esa mis o'tiradi. Shunday qilib, buyumning aniq yupqa mis nusxasi olinadi. Galvanoplastika yordamida bosmaxona klishe'lari, grammplastinkalar tayyorlanadi, turli xil buyumlar metallashtiriladi. Galvanoplastikani rus olimi B.S.Yakobi kashf etgan (1838).

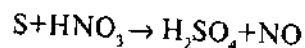
Elektrolizdan ko'pchilik metallarni — ishqoriy metallar, ishqoriy-yer metallari, aluminiy, lantanoidlar va b. olish uchun, shuningdek, ba'zi metallarni aralashmalardan tozalash uchun foydalaniladi.

Keyinchalik kimyoni o'rganish davomida siz elektrolizdan texnikada, sanoat va turmushda foydalaniladigan boshqa muhim sohalarini ham uchratasiz.

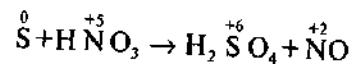
7.9- §. Namunaviy masalalar yechish

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari

1- masala. Ushbu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga ko'effitsiyentlar tanlang:

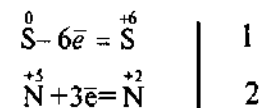


Yechish. Ko'effitsiyentlarni elektronlar balansi usuli bilan topamiz. Elementlarning oksidlanish darajasi o'zgarishini ko'rsatamiz:

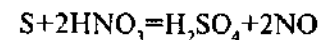


S — qaytaruvchi, HNO_3 — oksidlovchi.

Elektronli tenglamalar tuzamiz va oksidlovchi, qaytaruvchi hamda ularning qaytarilish va oksidlanish mahsulotlari oldiga qo'yiladigan ko'effitsiyentlarni topamiz:



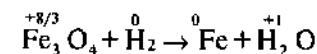
Olingan ko'effitsiyentlarni reaksiyaning sxemasiga qo'yamiz:



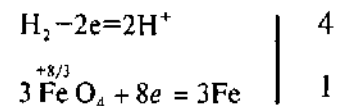
Reaksiya tenglamasi to'g'ri yozilganligini tekshirib ko'ramiz. Tenglamaning chap qismidagi har qaysi element atomlarining soni shu atomlarning tenglamaning o'ng qismidagi soniga teng. Demak, tenglama to'g'ri tuzilgan.

2- masala. Fe_3O_4 ning vodorod bilan qaytarilish reaksiyasining tenglamasini tuzing.

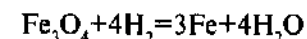
Yechish. Jarayonning sxemasini yozib, elementlarning oksidlanish darajalarining o'zgarishini ko'rsatamiz:



Elektronli tenglamalar tuzamiz:



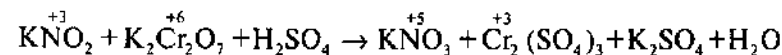
Topilgan ko'effitsiyentlarni jarayonning sxemasiga qo'yib, strekani tenglik alomatiga almashtiramiz:



3- masala. Ushbu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining sxemasiga ko'effitsiyentlar tanlang:

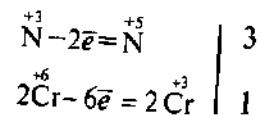


1- yechim. Ko'effitsiyentlarni elektronlar balansi usuli bilan topamiz. Reaksiyaning sxemasini yozib, elementlar oksidlanish darajalarining o'zgarishlarini ko'rsatamiz:

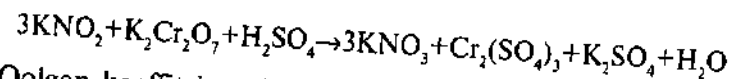


Bu yerda KNO_3 qaytaruvchi, kaliy dixromat esa oksidlovchi bo'ladi. 1 mol $K_2Cr_2O_7$ bilan 1 mol $Cr_2(SO_4)_3$ tarkibida 2 moldan atomar

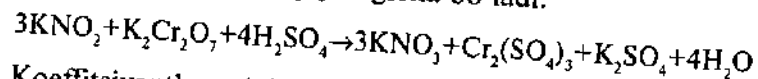
xrom borligini nazarda tutib, elektron tenglamalar tuzamiz:



Qaytaruvchi KNO_2 va uning oksidlanish mahsuloti KNO_3 hamda oksidlovchi $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ va uning qaytarilish mahsuloti $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ uchun topilgan koeffitsiyentlarni reaksiya sxemasiga qo'yamiz:



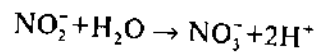
Qolgan koeffitsiyentlarni quyidagicha ketma-ketlikda tanlash yo'li bilan topamiz: tuz (K_2SO_4) kislotasi (H_2SO_4), suv. Reaksiya-ning yakuniy tenglamasi quyidagicha bo'ladi:



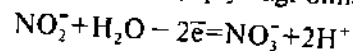
Koeffitsiyentlar to'g'ri tanlanganligini tekshirib ko'rish uchun tenglamaning chap va o'ng qismlaridagi kislorod atomlarining sonini hisoblab chiqamiz. Chap qismida: $3 \cdot 2 + 7 + 4 \cdot 4 = 29$. O'ng qismida: $3 \cdot 3 + 3 \cdot 4 + 4 + 4 = 29$.

2-yechim. Koeffitsiyentlarni yarim reaksiyalar usuli bilan topamiz (fakultativ).

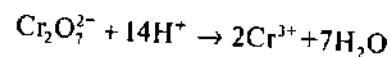
Birinchi yarim reaksiyalarda qaytaruvchi — nitrit-ion NO_2^- — nitrat ion NO_3^- ga aylanadi, bunda u suv molekulasidan kislorodni bitta atomini tortib oladi:



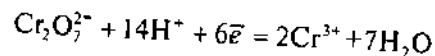
Zaryadlar sonini tenglashtirsak, quyidagi olinadi:



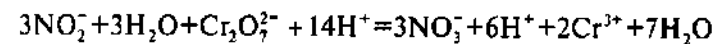
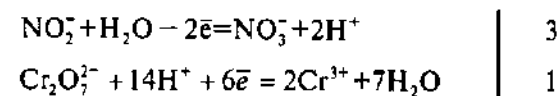
Ikkinchi yarim reaksiyada oksidlovchi — $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ionini Cr^{3+} ionga aylanadi, ya'ni kislotali muhitda kislorodning 7 atomi 14 ta vodorod ionini bilan bog'lanadi va suv hosil qiladi:



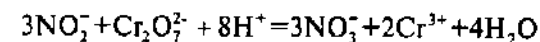
Zaryadlarni tenglashtirgach, quyidagini olamiz:



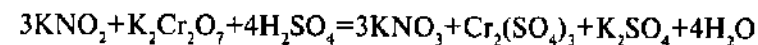
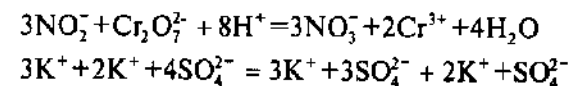
Reaksiyaning yig'indi ionli tenglamasini tuzamiz:



Tenglamaning chap va o'ng qismlaridan bir xil sondagi vodorod ionlari hamda suv molekulalarini qisqartirib, quyidagini olamiz:



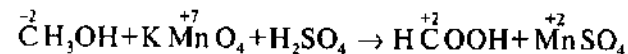
Tenglamaning chap va o'ng qismlariga bir xil sondagi ionlarni qo'shsak, reaksiyaning molekular ko'rinishdagi tenglamasini olamiz:



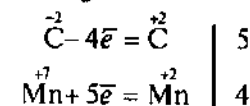
4-masala. Organik birikmalar ishtirok etadigan ushbu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasiga koeffitsiyentlar tanlang:



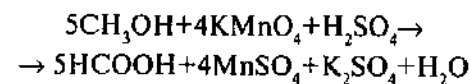
Yechish. Reaksiya sxemasini tuzamiz va qaytaruvchining, oksidlovchining hamda ularning oksidlanish va qaytarilish mahsulotlarining molekulalaridagi atomlarning oksidlanish darajalarini ko'rsatamiz:



Bundan ko'rinib turibdiki, CH_3OH — qaytaruvchi, KMnO_4 — oksidlovchi. Elektron tenglamalar tuzamiz:



va reaksiya sxemasiga koeffitsiyentlar qo'yamiz:



Qolgan koeffitsiyentlarni odatdagi ketma-ketlikda tanlash yo'li bilan topamiz: K_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2O . Reaksiyaning oxirgi tenglamasi quyidagicha bo'ladi: