

MÖVZU 1.

Giriş. Materiya. Kimya, yaranması, inkişaf tarixi, əsas kimya qanunları.

Plan

1. Materiya. Maddə və sahə haqqında anlayış.
2. Kimya nədir, yaranması və inkişafı.
3. Kimya Azərbaycanda.
4. Kimyanın əsas anlayışları: kimyəvi element, atom, molekul, nisbi atom və molekul kütlələri, mol, molyar kütlə və başqaları.
5. Kimyanın əsas qanunları.
6. Kimyanın əsas qanunları:
 - a) Maddə kütləsinin itməməsi qanunu
 - b) Tərkibin sabitliyi qanunu
 - c) Həndəsi nisbətlər qanunu
 - d) Ekvivalentlər qanunu
 - f) Həcmi nisbətlər qanunu
 - e) Avoqadro qanunu

Bizi əhatə edən maddi aləm materiya adlanır. Materiya, duyğularımız vasitəsilə qavradığımız obyektiv reallıqdır. Materiyanın varlıq forması, maddə və sahədir. Mövcud olan hər bir şey hərəkətdə olan materiyanın müxtəlif formalarıdır, hansı ki, daim hərəkətdə, dəyişilməkdə və inkişafdadır.

Maddə-xüsusi kütləvi olan hissəcik (məs. elementar hissəciklər, atom, molekul, qaz, maye, bərk maddələr və s.), sahə (məs. qravitasiya, elektromaqnit, nüvə daxili qüvvələr və s.) isə kütləsi olsa da əsasən enerji ilə xarakterizə olunan materiyadır.

Maddə materiyanın ayrı-ayrı növü olub, sabit fiziki xassələrə malikdir.

Maddələr təmiz və qarışıq halda olurlar. Təmiz maddə **eynicsinli**, qarışıqlar isə **eyni** və **müxtəlifcinsli** olurlar.

Kimya nədir ?

Kimya öncə təbiətşünaslıq elmlərindən biridir. Kimya maddələrin tərkibini, xassələrini, quruluşunu və çevrilmələrini öyrənir.

Kimyanın yaranması və inkişaf tarixi çox qədim olub, ərəb ölkələri; Misir, Çin, Hindistan, Yunanıstanla bağlıdır.

Kimya sözünün əmələ gəlməsi haqqında müxtəlif fikirlər irəli sürülür. Eramızdan 100 il əvvəl yunan tarixçisi **Plutarxin** fikrincə kimya –n “kemia” sözündən əmələ gəlmişdir, bu da qədim Misirin adıdır. Belə də güman edilir ki, kimya yunanca, tökmə metal mənasını verən “kima” sözündən yaranmışdır.

Ərəblər 641-ci ildə Misiri, 711-ci ildə isə İspaniyanı işğal etdikdən sonra kimya haqqında biliklər Avropaya yayılmağa başladı. VIII-XII əsrlərdən başlayaraq ərəblər kimyanı dirçəltməyə başladı. Ona görə də bu dövr kimyanın dirçəliş dövrü adlandırıldı. Onlar kimya gözüünün qabağına “əl” ön şəkilçi əlavə etməklə kimyanı özlərinə etdilər və əlkimya adlandırdılar.

Azərbaycanda kimyanın inkişaf tarixi qədimdir. Azərbaycanın ilk kimyaçı alimi Almaniyada təhsil almış Mövsümbəy Xanlarov. Ali məktəbdə tədris ilə bağlı alimimiz isə ADU-nin kafedra müdiri, professor Sadıx Hüseynov olmuşdur. O, qeyri-üzvi kimyanın tədrisi ilə əlaqədar bir çox kitabların müəllifi olmuşdur. Bununla əlaqədar kimyanın tədrisi ilə bağlı prof. Məmməd Mövsümzadənin, prof. Həbibulla Şaxtəxtinskiyin adlarını göstərmək olar.

Azərbaycanda kimyanın elmi əsasını qoyanlardan Yusif Məmmədəliyevin, Əli Quliyevin, Ələddin Quliyevin, İbrahim Şıxıyevin, Murtuza Nağıyevin, Toğrul Şaxtəxtinskiyin, Sahib Əliyevin və başqalarının adlarını fəxrlə çəkmək olar.

ATOM— MOLEKUL TƏLİMİ

Atom molekul təlimi müasir təbiətşünaslığın əsasını təşkil edir. Atom haqqında irəli sürülən ilk təsəvvürlərə bizim eramızdan 1000 il əvvəl Misir, Hindistan və başqa şərq filosoflarının fəlsəfi fikirlərində rast gəlinir. Eramızdan əvvəl VI, V əsrlərdə yaşamış yunan filosofları: Levkip, Demokrit və Epikür tərəfindən bu fikirlər qəbul edilmiş və inkişaf etdirilmişdir.

Yunan filosofları ilk dəfə olaraq dünyanın ilahi qüvvə tərəfindən yaradılması ideyasını qəbul etmiş və onun maddi vəhdət təşkil etməsi ideyasını irəli sürmüşlər.

Bunların içərisində Levkip və Demokritin atomistik təlimi xüsusi yer tutur. Təlimə görə materiya gözlə görünməyən və daima hərəkətdə olan kiçik hissəciklərdən — atomlardan təşkil olunmuşdur. (Yunanca “Atmos” bölünməz deməkdir). Atomlar müəyyən nisbətdə birləşərək maddi aləmi əmələ gətirir.

Lakin yunan filosoflarından Platon və xüsusilə Aristotel atomistik təlimi qəbul etmirdilər.

1647-ci ildə fransız filosofu Qassendi yunan filosoflarının atomistik təsəvvürlərini qəbul etmiş və bu təlimi inkişaf etdirərək daha iri hissəciklərin —molekulların varlığı ideyasını irəli sürmüşdür. O, göstərirdi ki, atomlar bir-birilə birləşərək molekulları əmələ gətirir və bütün maddələr belə molekullardan təşkil olunmuşdur.

Atom —molekul təlimini daha da inkişaf etdirən, bu təlimin banisi olan və bu təlimi müntəzəm elmi sistemə salan M. V. Lomonosov olmuşdur.

M. V. Lomonosov 1741-ci ildə yazdığı “Riyazi kimyanın elementləri” əsərində maddələrin quruluşu haqqında korpuskulyar nəzəriyyə irəli sürmüşdür. Lomonosov öz mülahizələrinə əsaslanaraq maddələrin kiçik hissəciklərdən əmələ gəlməsi ideyasını qəbul etmişdir. Lomonosova görə hissəciklər iki növə ayrılır: “korpuskullar” (molekullar) və “elementlər” (atomlar).

Lomonosovun atom —molekul təlimi aşağıdakı müddəalardan ibarətdir:

1) bütün maddələr molekullardan ibarətdir; molekullar daha kiçik hissəciklərdən — atomlardan təşkil olunmuşdur.

2) Atom və molekullar daim hərəkətdədir; onlar müəyyən kütlə və ölçüləri ilə bir-birindən fərqlənirlər.

3) Bəsit maddələrin molekulları eyni, mürəkkəb maddələrin molekulları müxtəlif atomlardan təşkil olunmuşdur.

Atom —molekul haqqındakı təlim, atom və molekul məfhumlarının tərfi 1860-cı ildə Almaniyanın Karl sruye şəhərində kimyaçıların beynəlxalq qultayında qəbul edilmişdir.

Atom haqqında təlimin inkişafında ingilis alimi Con Daltonun xidmətləri olmuşdur. Daltonun xidmətləri aşağıdakılardır:

1) Atom çəkisi (kütləsi) anlayışını kimya elminə ilk dəfə o daxil etmişdir.

2) O vaxt məlum olan elementlərin atom çəkilərini təyin etmişdir.

3) Lomonosovdan 67 il sonra 1808-ci ildə yeni atom molekul təlimini irəli sürmüşdür.

4) Atom haqqında təsəvvürlərə əsaslanaraq həndəsi nisbətlər qanununu kəşf etmişdir.

5) İlk dəfə maddələrin tərkibini kimyəvi formullarla ifadə etməyi təklif etmişdir.

Daltonun ən böyük səhvi isə o idi ki, bəsit maddələrin molekul əmələ gətirməsini qəbul etmirdi.

Atom —maddənin kimyəvi yolla bölünməyən ən kiçik hissəciyi olub, müəyyən kütlə, ölçü və xassələrlə xarakterizə olunur.

Kimyəvi elementin bütün xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəciyinə atom deyilir.

Atomun kimyəvi xassələri onun quruluşu ilə müəyyən edildiyindən atomun müasir tərfi belədir:

Atom müsbət yüklü nüvədən və mənfi yüklü elektronlardan ibarət olan elektroneytral hissəcikdir.

Molekul atomun əksinə olaraq bölünəndir. Maddənin bütün kimyəvi xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəcikdir.

KİMYƏVİ ANLAYIŞLAR VƏ KİMYANIN ƏSAS QANUNLARI

Kimyanın əsas anlayışları aşağıdakılardır:

Kimyəvi element, bəsit və mürəkkəb maddə, allotropiya, atom, molekul, nisbi atom və nisbi molekul kütlələri, mol, molyar kütlə, kimyəvi işarə və formul, kimyəvi tənlik, valentlik, oksidləşmə dərəcəsi, ekvivalent, ekvivalent kütlə.

Kimyəvi element. Nüvəsinin müsbət yükü, eyni olan atom növüdür. Nüvənin yükünün qiyməti elementin dövrü sistemdəki sıra nömrəsinə uyğun gəldiyindən, kimyəvi elementə belə tərif də vermək olar:

Kimyəvi element sıra nömrəsi eyni olan atom növüdür. Məsələn, sıra nömrəsi 11 olan natrium kimyəvi elementi dedikdə, nüvəsində 11 müsbət yük (proton) və nüvə ətrafında 11 elektronu olan atom növü başa düşülür.

Elementlər şərti olaraq **metallara** və **qeyri-metallara** bölünür. Bu bölgünü ilk dəfə İsveç alimi **Bertselius 1814-cü** ildə irəli sürmüşdür. Mühitdən asılı olaraq bəzi elementlər *amfoter* (ikili) xassələr göstərdiyindən onlara **amfoter elementlər** deyilir.

Hələlik bizə məlum olan 108 elementdən 89-a rast gəlir, qalanları süni yolla alınır. Elementlər yer qabığında müxtəlif miqdarla yayılmışlar. Ən geniş yayılmış qeyri-metallar- **oksigen (49,1 %)**, **silisium (27 %)**, metallardan isə **alüminium (7,59 %)** və **dəmir** (4,28 %).

ATOM- MOLEKUL TƏLİMİ

Atom- molekul təlimi müasir təbiətşünaslığın əsasını təşkil edir. Atom haqqında irəli sürülən ilk təsəvvürlər bizim eramızdan 1000 il əvvəl Misir, Hindistan və başqa şərq filosoflarının fəlsəfi fikirlərində rast gəlinir. Eramızdan əvvəl VI, V, IV əsrlərdə yaşamış yunan filosofları Levkipp, Demokrit və Epikür tərəfindən bu fikirlər qəbul edilmiş və inkişaf etdirilmişdir.

Yunan filosofları ilk dəfə olaraq *dünyanın ilahi qüvvə tərəfindən yaradılmasını* qəbul etmiş və onun maddi vəhdət təşkil etməsi ideyasını irəli sürmüşlər.

Bunların içərisində Levkipp və Demokritin *atomistik təlimi* xüsusi yeri tutur. Təlimə görə materiya gözlə görünməyən və daima hərəkətdə olan kiçik hissəciklərdən— atomlardan təşkil olunmuşdur. (Yunanca "atmos" bölünməz deməkdir). Atomlar müəyyən nisbətdə birləşərək maddi aləmi əmələ gətirir.

Lakin yunan filosoflarından Platon və xüsusilə Aristotel atomistik təlimi qəbul etmirdilər.

1647-ci ildə fransız filosofu Qassendi yunan filosoflarının atomistik təsəvvürlərini qəbul etmiş və bu təlimi inkişaf etdirərək daha iri hissəciklərin —molekulların varlığı ideyasını irəli sürmüşdür. O, göstərirdi ki, atomlar bir-birilə birləşərək molekulları əmələ gətirir və bütün maddələr belə molekulardan təşkil olunmuşdur.

Atom —molekul təlimini daha da inkişaf etdirən, bu təlimin banisi olan və onu miintəzəm elmi sistemə salan M. V. Lomonosov olmuşdur.

M. V. Lomonosov 1741-ci ildə yazdığı "Riyazi kimyanın elementləri" əsərində maddələrin quruluşu haqqında korpuskulyar nəzəriyyə irəli sürmüşdür. Lomonosov öz müəhazirələrinə əsaslanaraq maddələrin kiçik hissəciklərdən əmələ gəlməsi ideyasını qəbul etmişdir. Lomonosova görə hissəciklər iki növə ayrılır: "korpuskullar" (molekullar) və "elementlər" (atomlar).

Lomonosovun atom —molekul təlimi aşağıdakı müddəalardan ibarətdir:

1) Bütün maddələr molekulardan ibarətdir; molekullar daha kiçik hissəciklərdən — atomlardan təşkil olunmuşdur.

2) Atom və molekullar daim hərəkətdədir; onlar müəyyən kütlə və ölçüləri ilə bir-birindən fərqlənirlər.

3) Bəsit maddələrin molekulları eyni, mürəkkəb maddələrin molekulları müxtəlif atomlardan təşkil olunmuşdur.

Atom —molekul haqqındakı təlim, atom , molekul və digər məfhumların ətraflı tərifləri 1860-ci ildə Almaniyanın **Karlsruhe** şəhərində keçirilmiş kimyaçıların beynəlxalq qurultayında qəbul edilmişdir.

Canlı orqanizmin əsas tərkibi H, C, N, və O elementlərindən təşkil olunub. Bu elementlər **orqanogen** (orqanizmi təşkil edən) elementlər deyilir. Kosmosda ən çox yayılmış elementlər isə H və He-dir.

Maddələr **bəsit və mürəkkəb** olmaqla iki yerə bölünür. Bəsit maddə molekulları - eyni, mürəkkəb maddə molekulları isə - müxtəlif element atomlarından əmələ gəlir. Mürəkkəb maddələrə həmçinin kimyəvi birləşmələr də deyilir.

Bəsit maddəni kimyəvi element əmələ gətirir. Lakin, buna baxmayaraq bu iki məvhumları qarışdırmaq olmaz. Belə ki, element - atom və molekulu, bəsit maddə isə konkret olaraq maddəni xarakterizə edir. Bəsit maddə elementin təbiətdə sərbəst halda yaşayan formasıdır. **Bəsit maddə** - *sıxlığı, həllolma qabiliyyəti, ərimə və qaynama temperaturları* və s. , **kimyəvi element** isə *nüvəsinin müsbət yüklü, sıra nömrəsi, oksidləşmə dərəcəsi, izotop tərkibi* və s. ilə səciyyələnir.

Eyni bir element bir neçə bəsit maddə əmələ gətirə bilər. Bu hadisə **allotropiya (modifikasiya, səkildəyişmə)**, alınan maddələr isə allotropik səkildəyişmə adlanır. Məs. oksigen və ozon.

Allotropiya 2 səbəbdən baş verə bilər:

1. **Molekulda atomların sayının müxtəlifliyindən** (məs. Cb və O_3)

2. **Maddələrin kristall quruluşunun müxtəlifliyindən** (məs. almaz, qrafit, karbin və polikumulen).

Atomların kütlələri olduqca kiçikdir. Məs. hidrogenin mütləq kütləsi $1,674 \cdot 10^{-27}$ kq-dır. Bu səbəbdən kimyəvi hesablamalarda bunlardan istifadə etmək əlverişli deyil və çox çətinliklər törədir. Buna görə elementin **nisbi atom kütləsi** kəmiyyətindən istifadə edilir. **Nisbi atom kütləsi (A_r) elementin atom kütləsinin ^{12}C izotopunun kütləsinin 1/12 hissəsinə nisbətidir.** ^{12}C izotopunun kütləsinin 1/12 hissəsi atom kütlə vahidi (a.k.v.) adlanır. Nəzərə alsaq ki, ^{12}C izotopunun bir atomunun kütləsi $20 \cdot 10^{-24}$ kq-dır, onda onun 1/12 hissəsinin kütləsi olacaq : $1,66 \cdot 10^{-27}$ kq. Məhz bu miqdar a.k.v. adlanır. Elementin nisbi atom kütləsi dedikdə, onun bir atomunun ^{12}C izotopunun kütləsinin 1/12-dən, yəni $1,66 \cdot 10^{-27}$ kq-dan neçə dəfə ağır olduğunu göstərir. Məs. $A_r (Cu) = 64$ a.k.v.. Bu, o deməkdir ki, misin bir atomunun kütləsi $1,66 \cdot 10^{-27}$ kq-dan 64 dəfə ağırdır.

Molekulun qramlarla ifadə olunan **kütləsi** də çox kiçik kəmiyyətdir. Məs. bir su molekulunun kütləsi $28,348 \cdot 10^{-24}$ kq-dır. Bu səbəbdən hesablamalarda **nisbi molekul kütləsindən** istifadə edilir. **Nisbi molekul kütləsi (M_r) maddənin molekul kütləsinin ^{12}C izotopunun kütləsinin 1/12 hissəsinə nisbətidir.** Maddənin nisbi molekul kütləsi dedikdə, maddənin bir molekulunun kütləsinin ^{12}C izotopunun kütləsinin 1/12-dən ($1,66 \cdot 10^{-27}$) neçə -dəfə ağır olduğunu göstərir. Məs. $M_r (H_2SO_4) = 98$ a.k.v. Bu, o deməkdir ki, sulfat turşusunun bir molekulunun kütləsi $1,66 \cdot 10^{-27}$ kq-dan 98 dəfə ağırdır.

MOL (ν - nü) – maddənin miqdar vahididir. Bu miqdar 0,012 kq ($12q$) ^{12}C izotopundakı atomların sayı qədər hissəcikləri (molekul, atom, ion, elektron və s.) olan maddə miqdarıdır. Məlum olmuşdur ki, bu miqdar $6,02 \cdot 10^{23}$ - dür. Müəyyən edilmişdir ki, bütün maddələrin 1 molunda məhz bu sayda hissəciklər vardır. Bu ədəd **Avoqadro ədədi** adlanır. Deməli, **mol dedikdə, $6,02 \cdot 10^{23}$ sayda hissəcikləri olan maddə miqdarı** nəzərdə tutulmalıdır. Mol bütün hissəciklərə şamil edilir. Məs.

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol H atomu} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ sayda atom} \\ 1 \text{ mol Cl-ionu} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ sayda ion} \\ 1 \text{ mol O}_2 \text{ molekulu} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ sayda molekul} \end{aligned}$$

MOLYAR KÜTLƏ (M). *Maddənin bir molunun kütləsidir.* Qramlarla ifadə edilir. Qiymətcə elementin nisbi atom kütləsinə, yaxud maddənin nisbi molekul kütləsinə bərabərdir. Molyar kütlə ilə maddənin mol miqdarı arasında aşağıdakı asılılıq vardır:

$$M = \frac{m}{\nu}$$

m - maddənin kütləsi, q və ya kq, ν – maddə miqdarı, mol. Deməli, molyar kütlə q/mol, yaxud kq/mol ilə ifadə olunur. _

KİMYƏVİ İŞARƏLƏR. Elementlərin adlarının göstəricisidir. Elementlərin latınca adlarından istifadə edilir ; ilk, yaxud ilk iki hərfdən istifadə edilir.

Kimyəvi işarə göstərir :

1. Elementin adını
2. onun bir atomunu
- 3 nisbi atom kütləsini
4. bir molunu
5. molyar kütləsini

KİMYƏVİ FORMULLAR. Maddələrin tərkibinin göstəricisidir. Maddənin miqdarı və vəsfi tərkibinin kimyəvi işarələrlə göstərilməsidir. Buna **empirik formul** da deyilir. Kimyəvi formul göstərir :

1. Maddənin adını
2. onun bir molekulunu
3. nisbi molekul kütləsini
4. bir molunu
5. molyar kütləsini
6. hansı elementlərdən təşkil olunduğunu
- 7.tərkibində olan element atomlarının sayını

KİMYƏVİ TƏNLİKLƏR. Kimyəvi reaksiyaların kimyəvi işarə və kimyəvi formullarla göstərilməsidir.

KİMYANIN ƏSAS QANUNLARI aşağıdakılardır :

1. Maddə kütləsinin saxlanması qanunu
2. Tərkibin sabitliyi qanunu
3. Həndəsi nisbətlər qanunu
4. Ekvivalentlər qanunu
5. Həcm nisbətlər qanunu
6. Avoqadro qanunu

Bu qanunlar stexiometrik qanunlar adlanır. Stexiometriya - kimyanın bir bölməsi olub, *reaksiyaya daxil olan maddələr arasındakı kütlə və həcm nisbətlərini* öyrənir.

1. MADDƏ KÜTLƏSİNİN SAXLANMASI qanunu 1748-ci ildə M. Lomonosov tərəfindən kəşf edilmişdir. 1756-cı ildən tətbiq edilir. Qanunun tərfi : **Reaksiyaya daxil olan maddələrin kütləsi, reaksiya nəticəsində alınan maddələrin kütləsinə barabərdir.** Bir faktı xatırlatmaq maraqlıdır : Hələ 1673-cü ildə böyük ing. alimi **R.Boyl** belə bir təcrübə aparmışdır. O, müxtəlif metalları **açıq qabda** qızdırarkən müşahidə etmişdir ki, metalın sonrakı kütləsi, qızdırmadan əvvəlki kütləsindən ağır gəlir. Alim havanın rolunu nəzərə almadığından düzgün nəticə çıxarmamışdır. O, hesab edir ki, metalın kütləsinin artmasına səbəb hansısa bir «**od materiyası**»dır ki, qızdırma zamanı metalla birləşərək kütləsini artırır.

Bu hadisədən 75 il sonra həmin təcrübəni Lomonosov Boyldan fərqli olaraq **qapalı qabda** aparır . Qabın ağzını açan zaman alim müşahidə edir ki, hava güclü axınla qabın içərisinə daxil olur. O, bu nəticəyə gəlir ki, metalın kütləsinin artmasına səbəb **havanın müəyyən hissəsinin** metalla birləşməsidir. Bununla maddə kütləsinin saxlanması qanunu kəşf edilir. Bir qədər sonra **Lavuaze** həmin hava hissəsinin məhz **oksigen** olduğunu bəyan edir.

2. TƏRKİBİN SABİTLİYİ QANUNU 1799-1801-ci illərdə fr.alimi **Prust** tərəfindən kəşf edilmişdir : **İstənilən saf maddə alınma üsulundan asılı olmayaraq sabit vəsfi və miqdari tərkibə malikdir.** Məs. su müxtəlif üsullarla alınır :

1. Elementlərdən
2. Turşuların parçalanmasından
3. Əsasların parçalanmasından
4. Neytrallaşma reaksiyalarından
5. Bütün üzvi maddələrin yanmasından və s.

Lakin bütün bunlara baxmayaraq suyun keyfiyyət və kəmiyyət tərkibi sabit olaraq qalır : 2 hissə hidrogen və 1 hissə oksigen.

3. HƏNDƏSİ NİSBƏTLƏR QANUNU 1803-cü ildə ing. alimi **C. Dalton** tərəfindən kəşf edilib : **Əgər iki element bir-birilə bir neçə birləşmə əmələ gətirərsə, elementlərdən birinin eyni kütləsilə birləşmiş digər elementin kütlələri arasındakı nisbət kiçik tam ədədlərin nisbəti, kimidir.**

Məs. azot oksidləri misalında bunu nəzərdən keçirək.

N_2O	2	14	:	16
NO		14	:	16
N_2O_3	2	14	:	16 3
NO_2		14	:	16 2
N_2O_5	2	14	:	16 5

Azotun 14 qramına düşən oksigenin kütlə nisbətləri olacaqdır : 8 : 16 : 24 : 32 : 40.

Hər tərəfi 8-ə bölsək alarıq : 1:2:3:4:5.

4. EKVİVALENTLƏR QANUNU 1803-cü ildə alman alimi **Rixter** tərəfindən kəşf edilmişdir. Alim turşu və əsaslar arasında apardığı çoxsaylı təcrübələr nəticəsində

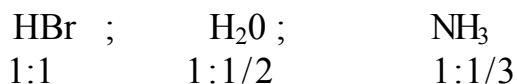
müəyyən etdi ki, kimyəvi proseslərdə maddələrin ancaq **müəyyən kütlə nisbətləri** iştirak edir. Beləliklə ektivalentlər qanunu kəşf edilir: **Maddələr bir-birilə ektivalentlərinə mütənasib kütlə nisbətlərində qarşılıqlı təsirdə olurlar.** Qanunun riyazi ifadəsi belədir :

$$1. \text{ Bərk maddələr üçün: } \frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

$$2. \text{ Qaz maddələr üçün : } \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{E1}}{V_{E2}}$$

$$3. \text{ Bərk və qaz maddələr üçün: } \frac{m}{V} = \frac{E}{V_E}$$

Kimyəvi elementin və ya maddənin ekvivalenti, onun elə miqdara deyilir ki, bu miqdar hidrogenin 1 molu ilə birləşsin, yaxud birləşmələrdə əvəz etsin. Ekvivalent vahidi - mol, ekvivalent kütlə vahidi isə q/mol - dur.



Deməli, bu birləşmələrdə Br, O və N - un ekvivalenti müvafiq olaraq 1, 1/2 və 1/3 - dür.

Ekvivalent kütlə (m_E) elementin bir ekvivalentinin kütləsidir. Onda yazırıq :

$$m_E(\text{Br}) = 1 \cdot 79,9 \text{ q/mol} = 79,9 \text{ q}$$

$$m_E(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 \text{ q/mol} = 8 \text{ q}$$

$$m_E(\text{N}) = 1/3 \cdot 14 \text{ q/mol} = 4,67 \text{ q Ekvivalent}$$

həcm maddənin bir ekvivalentinin həcmidir

$$V_E(\text{H}_2) = 11,2 \text{ l} \quad (\text{hidrogenin ekvivalenti } 1\text{-dir})$$

$$V_E(\text{O}_2) = 5,6 \text{ l} \quad (\text{oksigenin ekvivalenti } 8\text{-dir})$$

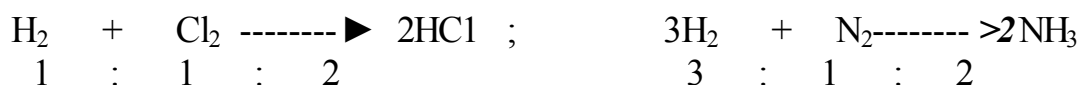
Hər hansı elementin *nəzəri ekvivalenti* **Kekule** düsturu ilə tapılır :

$$E = \frac{A}{\text{Val.}}$$

A - atom kütləsi, Val. - elementin valenti.

$$E(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9 ; \quad E(\text{Mg}) = \frac{24}{2} = 12 \text{ və s.}$$

5. **HƏCM NİSBƏTLƏRİ QANUNU** -1808-ci ildə fr. alimi Gey-Lüssak tərəfindən kəşf edilib : **Sabit temperatur və təzyiqdə reaksiyaya girən qazların və qaz halında alınan maddələrin həcmələrinin bir-birinə nisbəti sadə tam ədədlərin nisbəti kimidir :**



6. **AVOQADRO QANUNU 1811-ci ildə** ital. alimi Avoqadro tərəfindən kəşf edilib : **Eyni şəraitdə müxtəlif qazların bərabər həcmələrində bərabər sayda molekul var.** Qanun 1860-cı ilədək dünya alimləri tərəfindən qəbul olunmamışdır. Buna səbəb məşhur isveç alimi Bertseliusun elektrokimyəvi nəzəriyyəsinin hakim mövqedə olması idi. Avoqadro qanunu bu nəzəriyyəyə zidd çıxırdı. Qanuna ilk tərəfdar çıxan alim 1814-cü ildə **Amper** olmuşdur.

Avoqadro qanunundan 2 nəticə çıxır:

1. **Eyni şəraitdə müxtəlif qazların bərabər sayda molekulaları bərabər həcm tutur**
2. **Normal şəraitdə hər hansı bir qazın 1 molu eyni həcm tutur.**

Müəyyən edilmişdir ki, normal şəraitdə bütün qazların 1 molunun tutduğu həcm eyni olub, **22,4 l-ə** bərabərdir. Bu həcm **qazın molyar həcmi** adlanır. Qanunun riyazi ifadəsi belədir :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

m_1, m_2 - həcmələri eyni olan müxtəlif qazların kütlələri, M_1, M_2 -qazların molyar kütlələri.

$$\frac{m_1}{m_2} = D \text{ (nisbi sıxlıq) isə, onda } D = \frac{M_1}{M_2} \text{ olar. } M_1=M_2 \cdot D$$

Deməli bir qazın digər qaza görə nisbi sıxlığı məlum olarsa, onda həmin qazın molekulyar kütləsini tapmaq olar. Adətən qaz halında olan maddələrin molekulyar kütlələri hidrogenə və ya havaya görə tapılır.

$$M = 2 D_{\text{H}_2} ; \quad M = 29 \cdot D_{\text{hava}}$$

Bu düsturlar Avoqadro qanunun nəticələrinə əsaslanır.

Şərait qeyri-normal olarsa qazın molekulyar kütləsi **Klapeyron-Mendeleyev** tənliyi ilə tapılır :

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

Burada: P-təzyiq, V-həcm, m, M- qazın müvafiq olaraq kütləsi və molyar həcmi, R-universal qaz sabiti (8,31 C/mol), T-mütləq temperatur (273 K)

ƏDƏBİYYAT

1. V. M. Abbasov və başq. «Ümumi kimyanın əsasları» . Bakı, 2000-ci il
2. B. V. Əliyev və başq. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya». Bakı, 1987
3. Z. Ş. Qarayev « Qeyri-üzvi kimya». Bakı, 1983.
4. I. U. Letifov və başq. «Kimya». Bakı, 1993.

MÖVZU 2

ATOMUN QURULUŞU VƏ TƏRKİBİ. ATOM HAQQINDA NƏZƏRİYYƏLƏR. KVANT ƏDƏDLƏRİ. ELEKTRON ORBİTALLARI

PLAN

1. Atom haqqında ilkin təsəvvürlər
2. Atomun mürəkkəbliyini sübut edən faktlar
3. Atom modelləri
4. Atomun planetar modeli. Rezerfordun işləri
5. Atom quruluşunun Bor nəzəriyyəsi
6. Çoxelektronlu atomların quruluş nəzəriyyəsi. Zommerfeldin işləri
7. Dualistik nəzəriyyə. Atomun ikili – korpuskul-dalğa təbiəti. De Broylun işləri
8. Heyzenberqin qeyri-müəyyənlik prinsipi
9. Atomun növləri : izotop, izobar, izoton
10. Nüvə reaksiyaları
11. Kvant ədədləri
12. Pauli və minimum enerji prinsipləri
13. Kleçkovski və Hund qaydaları.

ATOM HAQQINDA İLKİN TƏSƏVVÜRLƏR

Kimya elmi yarandığı gündən 2 mühüm təlimin böyük rolu olmuşdur. Bunlardan biri atom, digəri isə valentlik haqqında təlimdir. Bu təlimlərin inkişafında eramızdan əvvəl yaşamış qədim yunan filosoflarının böyük xidmətləri olmuşdur. İlk dövrlərdə atom dedikdə, maddələrin bölünməyən kiçik

hissəcikləri, element dedikdə isə maddəni əmələ gətirən digər hissəciklər nəzərdə tutulurdu.

Atom haqqında ilk təsəvvürlər hələ bizim eradan əvvəl dünyanın bir çox ölkələrində, o cümlədən Yunanıstanda, Misirdə, Hindistanda və s. yaranmışdır. Bizim eradan əvvəl XII əsrdə yaşamış Mox Sidonskinin və b.e.ə. X əsrdə yaşamış Hindistan filosofu Kanadanın əsərlərində atom haqqında ilk məlumatlar verilir. Bununla yanaşı b.e.ə. XII əsrdə çin əlyazmalarında ilk «beş materiya» haqqında (su, od, ağac, torpaq, qızıl) haqqında müəyyən qeydlər vardır.

Kainatı yaradan ilk materiyalar haqqında qədim yunan filosofları müxtəlif fikirlər irəli sürmüşlər. Məs. Fales - suyu, Anaksimandr – odu, Anaksiman – havanı, Ksenofon isə ilk materiya kimi torpağı hesab edirdi. Hər şeyi daimi hərəkətdə və dəyişmədə görən Heroklit ilk materiyanın od olduğuna inanırdı:

«Dünyanı heç kəs yaratmamışdır. O, qanunauyğun alovlanan və sönən od olmuş, oddur və od olacaqdır».

Filosof Empedokl materiyanın 4 növünü göstərir ; *su, od, hava və torpaq*. Materiyanın bu növləri sonralar «element» adlandırılmışdır.

Filosof Levkipp və tələbəsi Demokrit göstərirdi ki, kainatı təşkil edən materiya *atomlardan və boşluqlardan* ibarətdir. Bu təlimi inkişaf etdirən Epikür göstərir ki, *atomlar öz çəkirlərinə görə bir-birindən fərqlənirlər*.

İdealist filosoflar olan Platon və tələbəsi Aristotel məşhur yunan filosoflarının axırncı nümayəndələri olaraq, ilk dəfə elementlər sistemini yaratmaqla təbiətin başlanğıcının 4 element olduğunu : *sü, od, hava, torpaq* göstərmişlər. Bunların bir-birilə birləşməsindən istilik, quraqlıq, soyuq və rütubət əmələ gəlir.

Azərbaycanın dahi şairi və filosofu Nizami Gəncəvi *suyu* ilk materiyanın başlanğıcı hesab edirdi.

Böyük rus alimi Lomonosovun da elementlər və onların sistemləşdirilməsi haqqında fikirləri olmuşdur. *Lomonosova görə materiya 2 cür hissəciklərdən əmələ gəlmişdir*. Onlardan biri maddənin bütün xassələrini özündə saxlayan «*korpuskullar*», digəri isə «*elementlərdir*». Elementlər iriləşərək korpuskullar əmələ gətirir. Element dedikdə – atom, korpuskul dedikdə isə molekul nəzərdə tutulurdu. Fransız alimi Lavuaze maddənin axırncı bölünmə sərhəddini element adlandırmağı təklif edirdi.

Müasir kimyanın əsasını atom-molekul nəzəriyyəsi təşkil edir. İlk belə bir nəzəriyyəni 1741-ci ildə Lomonosov irəli sürmüşdür.

ATOMUN MÜRƏKKƏBLİYİNİ SÜBUT EDƏN FAKTLAR

XIX əsrin axırlarınadək atom bölünməz hesab edilirdi. Hələ D.Mendeleyev 1871-ci ildə uzaqgörənlikdə demişdir : *« Hələlik atomun mürəkkəb tərkibə malik olması haqqında tərcübi əsas yoxdur. Lakin tərtib etdiyim dövrü asılılıq, çox guman ki, atomun mürəkkəb olması etimalını təsdiq edə bilər».*

Elektronun, elektrolizin, radioaktivli-yin, fotoeffekt, qazların elektrik keçirməsi, termoelektron emissiyası və s. hadisələrin, eləcə də atom

spektrllərinin, rentgen şüasının kəşfi atomun mürəkkəb quruluşa malik olmasını təsdiq etdi.

Bu kəşflərə əsaslanan ing. alimi Stoney 1874-cü ildə nəzəri olaraq bildirdi ki, maddələrin tərkibinə mənfi yüklü elektrikə malik hissəciklər daxildir. Sonralar alim (1891) bu hissəcikləri *elektron* adlandırdı.

Atomun mürəkkəbliyini təsdiq edən ilk təcrübi fakt katod şüalarının kəşfi oldu. Bu şüalar 1879-cu ildə ing. alimi Kruks tərəfindən kəşf edilmişdir. Alim müəyyən etdi ki, katod şüaları mənfi yüklü hissəciklər selindən ibarətdir. Sonrakı tətqiqatlar göstərdi ki, metalları közərtəndə, hətta qələvi metalları işıqlandırdıqda, onlardan elektrik yüklü hissəciklər seli ayrılır.

1897-ci ildə məşhur ing. alimi C.Tomson katod şüaları hissəciklərinin yükünü ($4,8 \cdot 10^{-10}$ elektrostatik yük vahidi) və kütləsini ($9,11 \cdot 10^{-28}$ q, yaxud $1,602 \cdot 10^{-19}$ kl) təyin edərək onu Stoneyin təklifi ilə elektron adlandırdı.

1896-cı ildə fr. alimi A. Bekkerel uran filizi üzərində fosforessensiya hadisəsini öyrənərkən müşahidə etdi ki, filiz qabaqcadan şüalandırılmadığı halda belə özündən şüa buraxır. Bununla Bekkerel atomun mürəkkəbliyini sübut edən yeni bir kəşfə – radioaktivliyin kəşfinə imza atdı. Sonralar bu hadisəni Mariya və Pyer Kürilər daha ətraflı öyrənmişlər. Onlar göstərmişdilər ki, urana yaxın element olan torium da özündən şüa buraxır. Uran filizi üzərində geniş tətqiqatlar aparan alimlər tezliklə daha güclü radioaktivliyə malik 2 yeni element - polonium və radiumu kəşf edirlər.

1920-ci ildə ing. alimi Rezerford müəyyən edir ki, radioaktiv şüalar elektrik və maqnit sahəsində 3 növ şüa ayırır; alfa, beta və qamma şüaları. Bu şüalar təbiət etibarilə bir-birindən kəskin sürətdə fərqlənirlər, belə ki, alfa şüalar müsbət, beta – mənfi, qamma şüalar isə yüksüzdür. Alfa şüaların sürəti saniyədə 20.000 km, beta – 100.000 km, qamma şüalarının isə daha artıqdır. Kiçik dalğa uzunluğuna malik olan qamma şüaları elektromaqnit dalğalarıdır və olduqca yüksək nüfuzetmə qabiliyyətlidir.

Rezerford müəyyən etmişdir ki, radioaktiv şüalanma zamanı bir element digər elementə çevrilir.

İng. alimləri F. Soddi və K. Fayans α - və β - parçalanma sahəsində tətqiqatlar apararkən Yerdəyişmə qanununu kəşf edirlər. Onlar müəyyən etmişlər ki, alfa- parçalanma zamanı əmələ gələn yeni elementin sıra nömrəsi dövrü sistemdə 2 vahid azalır, beta parçalanma zamanı isə – bir vahid artır. Qamma parçalanmada elementlərin yükü və kütləsində heç bir dəyişiklik baş vermir.

1895-ci ildə alman alimi Rentgen tərəfindən yeni x- şüaların (sonralar rentgen şüası adlandırılmışdır) kəşfi atomun mürəkkəb bir sistem olduğunu bir daha sübuta yetirdi. Rentgen katod şüalarının təbiətini öyrənərkən müəyyən etmişdir ki, şüşə borunun katod şüası düşən hissəsi özündən yeni şüa buraxır. Rentgen şüaları, dalğa uzunluğu görünən işıq şüalarının dalğa uzunluğundan kiçik olan elektromaqnit dalğalarıdır. Katod şüalarının müxtəlif maddə molekullarına çırpılmasından əmələ gələn rentgen şüalarının dalğa uzunluğu maddələrin müxtəlifliyindən asılı olaraq fərqli olur. Platin və volframın buraxdığı şüalar daha intensiv olduğundan onlardan rentgen borularında antikatod kimi istifadə edirlər.

Bütün bu faktlar atomun mürəkkəb bir sitem olduğunu sübut etdi.

Elektronun kütləsi ən yüngül element olan hidrogenin kütləsindən 1840 dəfə kiçikdir. Buradan belə bir nəticəyə gəlmək olur ki, atomun kütləsi elektronun kütləsilə müəyyən oluna bilməz. Deməli, atomun daxilində onun kütləsini müəyyən edən digər hissəciklər də olmalıdır. Əlbəttə, bu, alimləri düşündürməyə bilməzdi. Digər tərəfdən atom bütövlüklə elektroneytral olmaqla yükü sıfıra bərabərdir.

Atomun mürəkkəbliyi sübut olunduqdan sonra, dünya alimlərini atomun hansı modelə malik olması fikri düşündürməyə başladı. İlk dəfə belə bir model 1901-ci ildə Perren (Fransa) tərəfindən irəli sürüldü. O, atomu *miniatur planetlər sisteminə bənzədirdi*. Daha sonra Kelvin (1902, İngiltərə), Lenard (1903, alman) və Naqaoka (1904, yapon) öz modellərini irəli sürdülər. Naqaoka atomu *Saturn planetinə bənzədərək göstərirdi ki, atom müsbət yüklü hissəciklərdən ibarət olub, ətrafında elektronlar fırlanır*. Özlüyündə dəyərli modellər olsa da, bu modellərdən heç biri elementin xassələrinin onun atomunun quruluşu ilə əlaqəsini izah edə bilmədi. Bu məsələni 1904-cü ildə ing. alimi C. Tomson həll etdi. O, *elektronun kütləsini və yükünü hesablamağa müvəffəq oldu*.

1911-ci ildə Rezerford təcrübə yolu ilə Tomson modelinin həqiqətə uyğun olduğunu sübut etdi. O, nazik metal lövhələri alfa-hissəciklərlə bombardman edərkən müşahidə etdi ki, hissəciklərin əksəriyyəti öz hərəkət istiqamətini dəyişmədiyi halda, *çox az qismi müəyyən bucaq altında öz hərəkət trayektoriyasını dəyişir*. Buna alfa-hissəciklərin səpələnməsi hadisəsi deyilir. Elektronun kütləsi alfa-hissəciyin kütləsindən 7500 dəfə kiçik olduğundan o. alfa hissəciklərin istiqamətini dəyişə bilməz. Odur ki, alfa hissəciklərin istiqamətini dəyişən hissəcik *çox böyük sıxlığa malik müsbət yüklü hissəcik* olmalıdır. Alim bu hissəciyi nüvə adlandırdı. Bütün bunlar haqqında dərinlən fikirləşən dahi alim atomun planetar modelini irəli sürür. Bu modelə görə atomun mərkəzində müsbət yüklü nüvə yerləşir, onun ətrafında isə elektronlar hərəkət edir.

Müəyyən edilmişdir ki, nüvənin ölçüsü (10^{-13} sm), atomun ölçüsündən (10^{-8} sm) 100.000 dəfə kiçikdir. Lakin buna baxmayaraq atomun kütləsinin 99,97%-i nüvədə toplanmışdır. Müqayisə üçün deyək : atomu diametri 100 m olan bir kürə qədər böyütsək , nüvənin diametri 1mm olar. Nüvə olduqca böyük sıxlığa malikdir. Əgər 1sm^3 nüvəni bir yerə toplamaq mümkün olsaydı onun kütləsi 116 min ton olardı.

1932-ci ildə ing. alimi Çedvik *neytronu* kəşf etdikdən sonra, keçmiş sovet alimləri D.İvanenko, E.Qapon və alman alimi Heyzenberq nüvənin proton və neytronlardan ibarət olduğunu təcrübi faktlarla subuta yetirərək nüvənin proton-neytron nəzəriyyəsini irəli sürürlər. Proton və neytron birlikdə nuklon adlandırılır. Proton müsbət yüklüdür və onun mütləq qiyməti elektronun yükünə bərabərdir. Neytron yüksüz hissəcikdir. Protonla neytronun kütləsi təxminən eyni olub vahidə bərabərdir. Nüvənin yükü protonların sayı ilə, kütləsi isə proton və neytronların ümumi cəmilə müəyyən olunur:

$$A = Z + N$$

Burada A – elementin kütlə ədədi, Z - protonların, N - neytronların sayıdır.

Rezerfordun planetar nəzəriyyəsi atomun quruluşunun öyrənilməsində böyük nailiyyət olsa da, bəzi təcrübi faktları izah edə bilmədi. *Belə ki, klassik elektrodinamikanın qanunlarına görə nüvə ətrafında fırlanan elektron, fasiləsiz olaraq enerji şüalandırmalıdır.* Enerjisi tükənən elektron, nəhayət, nüvə üzərinə düşməli və bununla atom öz mövcudluğunu itirməli idi. Ancan məlumdur ki, bu həditsə baş vermir. Digər tərəfdən planetar model közərdilmiş cisimlərin atom spektrlərinin fasiləli (diskret) xarakter daşmasını da izah edə bilmədi.

XX əsrin əvvəllərində tədqiqatlar göstərdi ki, enerji udulanda, yaxud şüalananda fasiləsiz deyil, diskret şəkildə, müəyyən hissələrlə – kvantlarla udulur, şüalanır və s.

Bu hadisə öz izahını 1913-cü ildə Danimarka alimi N. Borun nəzəriyyəsində tapdı. Bor öz nəzəriyyəsini irəli sürərkən Plankın kvant nəzəriyyəsinə (1900), Rezerfordun planetar modelinə və atom spektrlərinə əsaslanmışdır. Kvant nəzəriyyəsinə görə atom fasiləsiz yox, müəyyən porsiyalarla – kvantlarla enerji şüalandırır.

$$E = h\nu$$

burada, h – Plank sabiti, $6,625 \cdot 10^{-34}$ C/ san, ν - şüalanma tezliyi, E – enerjidir. Şüa enerjisinin kvantları – *fotonlar* adlanır.

Bor nəzəriyyəsinin 3 postulatı var :

I. Elektronlar nüvə ətrafında istənilən yerdə yox, ancaq müəyyən stasionar orbitlər üzrə hərəkət edir. Bu orbitlər kvant orbitləri adlanır. Nə orbitə müəyyən enerji E_1, E_2, E_3 və s. müvafiq gəlir.

I postulatın riyazi ifadəsi belədir:

$$mvr = \frac{h}{2\pi}$$

burada mvr - elektronun hərəkət miqdarı momenti, h - Plank sabiti, 2π - çevrənin uzunluğu, n – baş kvant ədədi. Tənlikdən belə ifadə çıxır : Elektronun çevrə üzrə hərəkət miqdarı momenti fasiləsiz yox, sıçrayışla dəyişir.

II. Elektronlar bu stasionar orbitlərdə hərəkət edərkən, atom enerji şüalandırmır.

III. Atom ancaq o halda enerji şüalandırır , yaxud udur ki, elektron bir orbitdən digər orbitə keçir

$$E = E_2 - E_1$$

Elektron nüvədən nə qədər uzaqda olarsa, atomun enerji ehtiyatı bir o qədər çox olar. Normal halda atom ən az enerjiyə malik olur. Atoma enerji verilərsə, bu halda elektron nüvədən daha uzaq məsafəyə ötürülür və atom həyəcanlanmış vəziyyətə keçir. Verilən enerji çox olarsa, bu halda atom *ionlaşar*.

Həyəcanlanmış halda atom çox yaşaya bilmədiyindən elektron öz əvvəlki vəziyyətinə qayıdır və bu zaman atom özündən enerji şüalandırır.

Bor postulatları eksperimental yolla 1913-cü ildə Frank və Herts tərəfindən təsdiq edildi.

Öz nəzəriyyəsinə əsaslanan Bor, hidrogen atomunun quruluş nəzəriyyəsinə işləyib hazırlamış və elektronun enerjisini hesablamışdır.

Bor nəzəriyyəsi çoxelektoronlu atomların quruluşunu izah edə bilmədi. Bu məsələni alman alimi Zommerfeldin (1916-1925) nəzəriyyəsi həll etdi. Nəzəriyyəyə görə *atomda stasionar orbitlər nəinki – dairəvi, hətta elleptik formada olurlar.* Bununla o, atomda yarım səviyələrin də varlığını, mövcudluğunu irəli sürdü.

Atom quruluşunun müasir nəzəriyyəsi ikili təbiət (dualistik) təsəvvürlərinə, yəni atomun korpuskulyar-dalğa təbiətinə malik olmasına əsaslanır. Hələ ilk dəfə 1905-ci ildə dahi Eynşteyn *ışığın ikili təbiətə* malik olmasını müəyyən etmişdir. Işığın korpuskulyar xassəsi - *fotoeffekt* hadisəsilə, yəni metalların qızdırıldıqda və ya şüalandırıldıqda özlərindən elektron buraxması, dalğa təbiəti isə *interferensiyası və difraksiyası* ilə sübut olunur.

1924-cü ildə de Broyl (Fransa) müəyyən etdi ki, ikili təbiət tək fotonlar üçün yox, *digər maddi hissəciklər üçün də xasdır.* O, Plank və Eynşteyn tənliklərindən istifadə etməklə öz tənliyini yaradır

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{de Broyl tənliyi}$$

burada λ - hissəciyin dalğa uzunluğu (10^{-8} sm), h – Plank sabiti, m – hissəciyin kütləsi, v – hissəciyin sürəti.

Yuxarıdakılara əsaslanan alman alimi Heyzenberq 1925-ci ildə qeyri-müəyyənlik prinsipini irəli sürür. Prinsipdə deyilir : « *Atomda elektronun sürətini və yerini eyni anda müəyyən etmək qeyri-mümkündür*».

$$\Delta X \Delta V = \frac{h}{m}$$

burada X – elektronun vəziyyəti, V – elektronun sürəti, m – elektronun kütləsi.

1925-1926-cı illərdə Şredinger (Avstriya) mikroobyektlərin hərəkətini öyrənən yeni kvant mexanikasını işləyib hazırladı və elektronun dalğavari hərəkətini xarakterizə edən tənlik verdi.

Kvant mexanikasına görə elektron dalğavari olduğundan nüvə ətrafında onu elektron buludu kimi təsəvvür etmək lazımdır.

Elektron nüvə ətrafında hərəkət edərkən 2-qüvvə yaranır :

1. Mərkəzdənqaçma (kulon) qüvvəsi :

$$\frac{mv^2}{r}$$

2. Elektrostatik cazibə qüvvəsi

$$\frac{e^2}{r^2}$$

Bu qüvvələr bir-birinə bərabər olur və nüvə qüvvələri adlanır

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

Atomların bir neçə növü vardır : izotoplar, izobarlar və izotonlar.

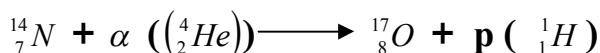
İzotop - eyni elementlərin kütlələri müxtəlif olan atomlar növüdür. Məs. hidrogenin kütlə ədədləri 1, 2, 3 olan izotopları : protium, deyterium və tritium.

Qeyd : Hidrogenin izotoplarını ilk dəfə ing. alimi Soddi kəşf etmişdir. Hazırda 280 – davamlı, 1500 – radioaktiv izotoplar vardır.

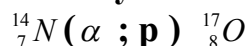
İzobar - müxtəlif elementlərin kütlə ədədləri eyni olan atomlar növüdür . Məs. kütlə ədədləri 40 olan arqon, kalium və kalsium

İzotoplar - müxtəlif elementlərin neytronlarının sayı eyni olan atomlar növüdür. Məs. neytronlarının sayı eyni olan barium və lantan.

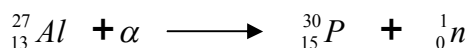
Atom nüvələrinin elementar hissəcik-lərlə (proton, neytron, α - hissəcik və s.), yaxud bir-birilə qarşılıqlı təsiri nəticəsində gedən çevrilmələr nüvə reaksiyaları adlanır. İlk süni nüvə reaksiyasını 1919-cu ildə Rezerford həyata keçirmişdir. O, azot atomunu α - hissəciklərlə şüalandırmaqla oksigenin izotopunu almışdır.



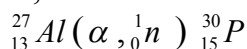
Tənlik qısa şəkildə belə yazılır :



Süni radioaktiv izotopu ilk dəfə İren və Frederix Jolio Küri ailəsi almışdır. Onlar alüminiumu α - hissəciklərlə şüalandırmaqla fosforun kütlə ədədi 30 olan izotopunu almışlar:



Tənlik qısa halda belə yazılır;



Fosforun radioaktiv izotopu yenidən parçalanaraq pozitron (e^+) buraxaraq silisiu-mun davamlı izotopuna çevrilir



Radioaktiv izotoplar tibbdə, biologiya-da, reaksiya mexanizmlərinin öyrənilməsində, metallarda defektlərin aşkar edilməsində, arxeoloji obyektlərin və mineralların yaşının təyin edilməsində və s. istifadə edilir.

Ağır element atomlarının neytronlarla parçalanması atom energetikasının əsasını təşkil edir. 1 kq uran parçalandıqda ayrılan enerji, 2.000.000 kq (2.000ton) daş kömürün yanmasından ayrılan enerjiyə ektivalentdir.

Tənzimlənən nüvə reaksiyaları nüvə reaktorlarında aparılır ki, bundan da atom enerjisi alınmasında istifadə olunur.

KVANT ƏDƏDLƏRİ

Atomda elektronun vəziyyəti və energetik halı 4 - kvant ədədlə xarakterizə olunur

1. Baş kvant ədədi (n)
2. Orbital (azimutal, əlavə) kvant ədədi (l)
3. Maqnit kvant ədədi (m_l)
4. Spin kvan ədədi (m_s)

Elektronlar orbitallarda hərəkət edərkən elektron səviyyəsi (təbəqəsi) , başqa sözlə desək, energetik səviyyələr əmələ gətirir. Bu səviyyələr nüvəyə yaxın tərəfdən rəqəmlərlə (1, 2, 3, ...), yaxud latın hərflərilə (K, L, M, N, O, P, G) göstərilir. Bunlara baş kvant ədədləri deyilir. Baş kvant ədədləri energetik səviyyələrdə elektronun ümumi enejisini xarakterizə edir. I səviyyənin

elektronu - ən az, nüvədən ən uzaq məsafədə olan elektron isə ən çox enerjiyə malik olur.

Energetik səviyyələrin sayı dövrün nömrəsinə uyğun gəlir. Səviyyələrdə olan elektronların maksimum sayı $N = 2n^2$ düsturu ilə tapılır (Pauli). Burada n – dövrün sayıdır

$$\begin{array}{ll} n = 1 \text{ isə,} & N = 2 \\ n = 2 \text{ isə,} & N = 8 \\ n = 3 \text{ isə,} & N = 18 \\ n = 4 \text{ isə,} & N = 32 \text{ və s. olar.} \end{array}$$

Energetik səviyyələr yarımşəviyyələrə bölünür ki, bunlar da latın hərflərilə - s, p, d, f göstərilir.

- I energetik səviyyə 1 yarımşəviyyədən - s
- II energ. səv. 2 y.s. - s və p
- III energ. səv. 3 y. s. - s, p və d

IV energ. səv. 4 y.s. - s, p, d və f

Yarım səviyyələrin sayı $l = n - 1$ düsturu ilə tapılır

$n = 1$ isə, $l = n - 1 = 1 - 1 = 0$ (s)

$n = 2$ isə, $l = 2 - 1 = 1$ (0, 1 və ya s, p)

$n = 3$ isə, $l = 3 - 1 = 2$ (0, 1, 2 və ya s, p, d)

$n = 4$ isə, $l = 4 - 1 = 3$ (0, 1, 2, 3 və ya s, p, d, f)

Yarım səviyyələr də öz növbəsində orbitallara bölünür .

S y.s. - bir s orbitalından

P y.s. - üç p orbitalından : p_x, p_y, p_z

D y.s. - beş d orbitalından

F y.s. - yeddi f orbitalından ibarətdir

Orbital kvant ədədi - *elektronun hərəkət miqdarı momentini və elektron buludunun formaşını* xarakterizə edir. S - orbital - şar, p – orbital - qanteləbənzər, d – orbital - dördlənçəkli çiçəyəbənzər , f- orbital isə daha mürəkkəb formaya malikdir.

Yarım səviyyələrdə elektronların maksimum sayı $N = 2 (2l + 1)$ düsturu ilə tapılır (Pauli).

$l = 0$ isə, $N = 2$, s^2

$l = 1$ isə, $N = 6$ p^6

$l = 2$ isə, $N = 10$ d^{10}

$l = 3$ isə, $N = 14$ f^{14}

Maqnit kvant ədədi - *orbitallaran fəzada istiqamətini* müəyyən edir. Müəyyən edilmişdir ki, maqnit və elektrik sahələrində atomun spektral xəttləri (Ştark və Zeeman effektləri) artır. Bu, elektronun maqnit xassəyə malik olmasını göstərir. Maqnit kvant ədədi $m_l = 2l + 1$ düsturu ilə tapılır

$l = 0$ isə, $m_l = 1$

$l = 1$ isə, $m_l = 3$

$l = 2$ isə, $m_l = 5$

$l = 3$ isə, $m_l = 7$

Bu rəqəmlər yarım səviyyələrdə kvant qəfəslərinin sayını göstərir. Belə isə deyə bilərik :

S y.s. – də 1 ; P y.s. –də - 3 ; D y.s. –də - 5; F y.s. –də isə 7 kvant qəfəsi var.

Elektron atomda nəinki nüvə ətrafında, eləcə də öz oxu ətrafında da saat əqrəbi və onun əksi istiqamətində 180° bucaq altında fırlanır : $m_s = \pm 1/2$

Bu, spin kvant ədədi adlanır. Spin kvant ədədini ing. adımları Ulenbek və Qaudsmiit kəşf etmişlər. Spin kvant ədədləri ox işarələri ilə də göstərilir : $\uparrow\downarrow$

PAULİ VƏ MINIMUM ENERJİ PRİNSİPLƏRİ, KLEÇKOVSKİ VƏ HUND QAYDALARI

Energetik səviyyələrin elektronlarla dolması Pauli, minimum enerji prinsipləri, Kleçkovski və Hund qaydaları əsasında gedir.

1925-ci ildə İsveç alimi Pauli öz prinsipini irəli sürür. Prinsipdə deyilir :

« Atomda elə iki elektron tapmaq olmaz ki, onların 4 kvant ədədlərinin dördü də eyni olsun».

Təbiətdə hər şey dayanıqlı vəziyyətə meyl edir. Bu halda daxili enerji minimum həddə olur.

Kvant səviyyələrin elektronlarla dolması energetik səviyyələrdə 1-... 7, yarım səviyyələrdə isə $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ ardıcılığı ilə gedir. Lakin nüvə yükü +19 olan K-dan başlayaraq bu ardıcılıq pozulur ; belə ki, 3d orbital əvəzinə 4s orbital elektronla dolur.

Bu «uyğunsuzluq» Kleçkovskinin 2 qaydasında öz həllini tapdı.

1. Atomda elektronlarla ilk növbədə $n + 1$ cəmi kiçik olan orbitallar dolur. Məs. 3d və 4s orbitallar üçün yazarıq :

3d orbital üçün : $n + 1 = 3 + 2 = 5$

4s orbital üçün : $n + 1 = 4 + 0 = 4$.

Deməli 4s orbitalında $n + 1$ cəmi daha az (4) olduğundan ilk növbədə bu orbital elektronla dolacaqdır.

II. Əgər $n + 1$ cəmi hər iki orbital üçün eyni olarsa, ilk növbədə baş kvant ədədinin qiyməti az olan orbital elektronla dolacaqdır. Məs. 3d və 4p orbitalları üçün yazarıq :

3d orbital üçün : $n + 1 = 3 + 2 = 5$

4p orbital üçün : $n + 1 = 4 + 1 = 5$

Deməli, 3d orbitalında baş kvant ədədinin qiyməti daha az (3) olduğundan öncə 3d orbitalı elektronla dolacaqdır.

Atom spektrlərinin , xüsusilə də atomun spektral xəttlərinin maqnit və elektrik sahələrində parçalanmasının analizinin nəticələrinə əsaslanaraq alman alimi Hund aşağıdakı qaydanı irəli sürür : *« Eyni spinli elektronlar maksimum sayda kvant qəfəsləri tutmağa çalışır».* Başqa sözlə desək, elektronlar orbitallarda elə yerləşir ki, onların spin kvant ədədlərinin cəmi maksimum olsun. Deməli, elektronlar əvvəlcə orbitalları tək-tək doldurur, sonra isə əks spinli elektronlar orbitallara daxil olur.

ƏDƏBİYYAT

1. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri – üzvi kimya. «Maarif» nəşr., Bakı, 1987
2. Z. Qarayev. Qeyri – üzvi kimya. «Maarif» nəşr., Bakı, 1983
3. Ş. Musayev və başq., Ümumi kimya. I hissə. «Maarif» nəşr. , Bakı, 1989
4. V. Abbasov və başq., Kimya. Bakı, 2005.
5. V. Abbasov və başq., Ümumi kimyanın əsasları. Bakı, 2000.

Mövzu 3

Dövri qanun və dövri sistem

P l a n

1. Mendeleyevə qədərki alimlərin dövri qanun haqqında işləri.
2. Mendeleyev dövri qanunun yaradıcısı kimi
3. Dövri qanunun klassik və müasir tərifləri. Mozlinin işləri.
4. Dövri sistem, onun quruluşu.
5. Elementlərin xassələrinin dövrlər və qruplar üzrə dəyişməsi.
6. Atomların xassələrindəki dövrlilik: atom radiusu, ionlaşma enerjisi, elektron qohumluğu, elektromənfilik, oksidləşmə dərəcəsi
7. Dövri qanunun əhəmiyyəti.

Hələ XII əsrə qədər elmə cəmi 11 element: Au, Ag, Sn, Pb, Cu, Zn, Sb, S, C, Fe məlum idi: XII-XVI əsrlərdə yeni 2 element də əlavə olundu; As və Bi. Artıq 1850-ci ildə elementlərin sayı 58 oldu.

XIX əsrin I yarısından başlayaraq dünya alimləri o dövrdə məlum olan elementlərin fiziki-kimyəvi xassələrini kifayət qədər öyrəndikcə, həmin elementləri sistemləşdirərək təsnif halına salmağa çalışmışlar. Mendeleyevdən əvvəl bir sıra alimlər, o cümlədən **Debereyner, Şankurtua, Lenser, Nyulends, Odling, Lotar-Meyer** elementlər sistemini yaratmaq və onların təsnifatını vermək təşəbbüsündə olmuşlar. İlk dəfə 1814-cü ildə məşhur İsveç alimi **Bertselius** elementləri 2 sinfə bölməyi təklif edir:

1. Metallar.

2. Qeyri-metallar.

Əlbəttə, bu, məlum olan elementlərin ən sadə təsnifatı idi. 1829-cu ildə alman alimi **Debereyner** triadalar sistemini irəli sürür.

1857-ci il Lensen məlum olan 60 elementi 20 triadada yerləşdirərək, onları cədvəl halına salır.

1863-cü ildə fransız alimi Nyulends elementləri ekvivalent çəkirlərinə görə bir sıraya düzəndə hər sırada 7-ci elementdən sonra gələn 8-ci elementin xassələrini 1-ci elementin xassələrinə oxşadığını müşahidə etdi və bu qanunauyğunluğu o, “oktavalər” qanunu adlandırdı.

1864-cü ildə alman alimi Lotar-Meyer atom çəkirləri, valentlikləri və xassələri uyğun gələn 28 elementi 6 sütunda qruplaşdıraraq, özünün yeni sistemini yaratdı və cədvələ dövrlər də əlavə etdi. Onun tərtib etdiyi dövr 2-ci dövrdən başlayırdı. Hidrogen elementindən başlayan dövr göstərməyə cəsarət etmirdi. Digər tərəfdən bir sıra elementləri cədvəlində düzgün yerləşdirməmişdir. Həmçinin Meyer elementlərin xassələrinin onların atom çəkirlərindən asılılığını da deməyə inamsız yanaşırdı. Onun bu sistemində atom çəkirlərinin artması istiqamətində elementlərin xassələri, onun özü də hiss etmədən dövrü olaraq dəyişir. Lakin o, bunu tam mənasında dərk etmirdi, yəni özünə inanmırdı. Odur ki, onun bu sistemi ancaq 1870-ci ildə çap olundu (Mendeleyevdən sonra).

Elementlərin belə bir təbii və elmi sistemini tərtib edən rus alimi D. İ. Mendeleyev olmuşdur. O, bu sahədə 1861—1869-cu illər arasında böyük tədqiqat işləri aparmışdır.

D. İ. Mendeleyev “Kimyanın əsasları” adlı kitabında yazır: “Atom kütləsi elementlərin elə bir xassəsidir ki, bundan onun bütün başqa xassələri də asılıdır”. Buna əsaslanaraq Mendeleyev elementlərin kimyəvi xassələrinin onların atom kütlələri ilə əlaqələndirən qanunu yaratmağı qarşısına əsas məqsəd qoymuşdur. Odur ki, D. İ. Mendeleyev o vaxt məlum olan 63 elementi atom kütlələrinin artması ardıcılığı ilə bir sıraya düzərək müşahidə etmişdir ki, müəyyən intervaldan sonra elementlərin oxşar xassələri dövrü sürətdə təkrar olunur. D. İ. Mendeleyev müşahidə etdiyi bu qanunauyğunluğu aşağıdakı kimi ifadə etmişdir:

“Elementlərin, eləcə də onların əmələ gətirdikləri birləşmələrin forma və xassələri elementlərin atom kütlələrindən dövrü sürətdə asılıdır”. Bu qanunun düzgün tarixi 1 mart 1869-cu ildən hesab olunur.

D. İ. Mendeleyev apardığı tədqiqatın sonrakı mərhələsində oxşar elementləri qruplara ayırmış, bir çox elementlərin atom kütlələrini dəyişmiş, hələ o zaman tapılmamış elementlərə cədvəldə yer vermiş və nəticədə elə bir sistem yaratmışdır ki, bu sistem dövrü qanunu özündə tam əks etdirə bilər.

Buna görə D. İ. Mendeleyev elementləri atom kütlələrinin artmasına əsaslanaraq üfqi xətlər üzrə elə düzdü ki, oxşar elementlər alt-alta düşsün. O, təkrar olunan belə cərgələrə dövrlər adı verdi və beləliklə dövrü sistemi tərtib etdi.

D. İ. Mendeleyev dövrü sistemdən məntiqi nəticə çıxararaq **bəzi elementlərin kəşf ediləcəyini irəlicədən xəbər verdi**. O, elementləri ətraflı izah edərək onları şərti olaraq ekabor (skandium), ekaalüminium (qallium) və ekasilisium (germanium) adlandırdı (“eka” elementin birinci analoqu- oxşarı kimi işlədilir). Mendeleyev bu elementlərin atom kütlələrini və bir sıra fiziki xassələrini 4 qonşu elementin xassələrinə əsasən müəyyənləşdirmişdir. Bu elementlərin hər üçü onun sağlığında kəşf edildi və

sonrakı təcrübi tədqiqatlar nəticəsində müəyyən edildi ki, həmin elementlərin xassələri Mendeleyevin qabaqcadan söylədiyi xassələrlə eynidir.

1875-ci ildə fransa alimi **Lekok de Buabodran** *qalliumu*, 1879-cu ildə İsveç alimi **Nilson** *skandiumu*, 1886-cı ildə alman alimi **K. Vinkler** *germaniumu* kəşf etdi. Mendeleyev bu alimləri dövrü qanunu əsl təsdiq edənlər adlandırmışdır.

Dövrü qanun təbiətin əsas qanunlarından biridir. Öz əhəmiyyətinə görə bu qanunu Nyutonun cazibə qanunu, Darvinin təkamül təlimi və A. Eynşteynin nisbilik prinsipi ilə müqayisə etmək olar.

Böyük təbiətşünas F. Engels Mendeleyevin kəşf etdiyi dövrü qanuna yüksək qiymət vermişdir: Daha doğrusu onun dediyinə görə, Mendeleyev Hegelin kəmiyyətin keyfiyyətə keçməsi qanununu kortəbii olaraq tətbiq edərək, elmdə böyük rəşadət qazanmışdır. O, Mendeleyevin bu kəşfini vaxtilə məlum olmayan neptun planetinin yerini müəyyən etmiş və onun orbitini hesablamış Leveryenin kəşfi ilə bərabər qiymətləndirmiş və onunla yanaşı qoymuşdur. Bu, dövrü qanuna verilmiş böyük qiymət idi.

Mendeleyev öz cədvəlində elementləri **dövrələr, qruplar və sıralar üzrə** yerləşdirmişdir. Dövrü sistemdə 10 üfiqi cərgədən ibarət 7 dövr vardır. Birinci dövrdən başqa qalan dövrlərin hamısı qələvi metalla başlayıb, təsirsiz qazla qurtarır. I, II və III dövrlər kiçik, qalan dövrlər isə böyük dövrlər adlanır. Kiçik dövrlər bir sıradan (cərgədən), böyük dövrlər isə cüt və tək olmaqla iki sıradan (cərgədən) təşkil olunmuşdur. VI və VII dövrlərdə iki əlavə sıra ayıraraq cədvəlin aşağı hissəsində yerləşdirmişdir. Bu sıraların hər birində 14 element vardır və özləri də lantanoidlər (58-71) və aktinoidlər (90-103) adlanırlar.

Sıra nömrəsi tək olan dövrlərdə olan elementlərin sayı $X = \frac{(n+1)^2}{2}$, sıra

nömrəsi cüt dövrlərdə olan elementlərin sayı isə $X = \frac{(n+2)^2}{2}$ düsturları əsasında

hesablanır. Bu düstürdə n -in qiymətini yerinə yazmaqla tapırıq ki, I dövrdə 2, II və III dövrlərdə isə 8, IV və V dövrlərdə 18, VI dövrdə isə 32 element var. Məşhur nüvə tədqiqatçıları **Flerov** (rus) və **Sibork** (ABŞ) elmi yolla əsaslandıraraq VII dövrdə isə 32 elementin olmasını bildirmişlər və VIII dövrün də başlanması ehtimalını bildirmişlər.

Dövrü sistem **8 şaquli qruplardan** təşkil olunmuşdur. Burada hər qrup əsas və əlavə olmaqla yarımqruplara ayrılmışdır. Əsas qruplar A qrupu, əlavə yarımqruplar isə B qrupu adlandırılır. B qrup elementləri metallardan təşkil olunmuşdur.

Təsirsiz qazlar adlandırılan elementlər əvvəllər birləşmələri alınmadığına görə cədvəldə sıfır qrupunda yerləşdirilmişdir. Hazırda bu qazların bəzilərinin birləşmələri alınmış və onlar VIII A qrupuna daxil edilmişdir.

Bir tarixi fakta nəzər salaq. Hələ təsirsiz qazın ilk kəşf olunan nümayəndəsi arqonun kəşfindən 11 il əvvəl, 1883-cü ildə öz inqilabi hərəkətinə görə təcridxanaya salınan rus inqilabçı alim **N. Morozov** təsirsiz qazların mövcud olması barədə

qabaqcadan fikir söyləməklə yanaşı, hətta nəzəri yolla onların atom kütlələrini hesablamış və dövrü sistemdə yerini də göstərmişdir. Ancaq bu barədə mətbuat 1905-ci ildə Morozov azadlığı buraxıldıqdan sonra məlumat almışdır.

Qrupun nömrəsi elementin oksigenə görə baş valentini göstərir. Bəzi elementlər bu cəhətdən müstəsnaqlıq göstərir. Məs, I qrupda yerləşən mis iki, qızıl isə üç valentli birləşmələr əmələ gətirmək qabiliyyətinə malikdir. VII qrupda yerləşməsinə baxmayaraq flüor həmişə birləşmələrdə birvalentli olur. VIII qrup elementlərindən yalnız osmium və rutenium 8 valentli birləşmələr əmələ gətirir

və s. Elementlərin oksigenə görə baş valenti qrupdan qrupa keçdikcə bir vahid artır. IVA, VA, VI A və VII A qrup elementləri hidrogenlə uçucu birləşmələr əmələ gətirmək qabiliyyətinə malikdir. Bu birləşmələrdə elementlərin valentliyi qrupdan qrupa keçdikcə bir vahid azalır. Məs, CH_4 , NH_3 , H_2O , HF və s.-də olduğu kimidir. Elementlərin oksigenə və hidrogenə görə valentliklərinin cəmi 8-ə bərabərdir. Məs, azotun oksigenə görə valenti 5, hidrogenə görə isə 3. A quplarda atom radiusu böyüdükcə elementlərin metallıq xassəsi, soldan sağa getdikcə isə qeyri-metallıq xassəsi artır (güclənir). Elementlərin dövrü sistemdə tutduğu mövqe onların atomlarının quruluşu ilə əlaqədardır. Məs, elementin elektron təbəqələrinin sayı həmin elementin yerləşdiyi dövrün nömrəsinə bərabərdir. Odur ki, 2-ci dövr elementlərində elektronlar iki elektron təbəqəsində (K, L), 3-cü dövr elementlərində elektronlar üç elektron təbəqəsində (K, L, M) paylanmışdır.

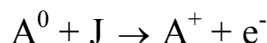
Atomların elektron buludlarının quruluşundan asılı olaraq elementləri 4 “ailəyə” bölmək (ayırmaq) olur: s, p, d və f- elementlərinə. Atomların s orbitalları elektronla tamamlanan elementlərə **s elementlər** deyilir. Atomlarının p orbitalları elektronla tamamlanan elementlərə **p elementləri** deyilir. III A—VIII A qrup elementləri p elementləridir. S və p elementlərində atomların xarici təbəqələri elektronla dolur və həmin təbəqələrdə elektronların maksimum sayı elementin yerləşdiyi qrupun nömrəsinə bərabər olur. Atomlarının d orbitalları elektronla tamamlanan elementlərə **d elementləri** deyilir. Dövrü sistemin bütün B qrupu elementləri d elementləridir. Atomlarının f orbitalları elektronla tamamlanan elementlərə isə **f elementləri** deyilir. Bura lantanoidlər və aktinoidlər daxildir. d Elementlərində elektronlar xaricdən ikinci, f elementlərində isə üçüncü təbəqəyə daxil olur. Məlumdur ki, **elementin sıra nömrəsi atomun bütün xassələrini ifadə edən ən mühüm bir kəmiyyəti- nüvənin yükünü** göstərir. Bu qanunauyğunluq 1912-ci ildə ingilis alimi Mozli tərəfindən təcrübi yolla sübut edilmişdir. **Mozli** göstərmişdir ki, Mendeleyev Ar və K, Te və İ, Co və Ni elementlərinin atom kütlələrinin artması sırası ilə yerləşdirməsi prinsipini pozsa da onların xassələrinin dəyişməsinə nəzərə alaraq yerləşdirilməsində düzgün hərəkət etmişdir. Çünki elementlərin bütün xassələri onun nüvəsinin yükü ilə müəyyən edilir. Buna əsasən dövrü qanunun müasir tərif belədir:

Elementlərin, eləcə də onların birləşmələrinin forma və xassələri nüvənin yükündən dövrü sürətdə asılıdır.

Element atomlarının xassələrindəki dövrülük onların ölçüləri (atom radiusu), ionlaşma enerjisi, elektrona qohumluq, elektromənfilik və oksidləşmə dərəcəsi ilə xarakterizə olunur.

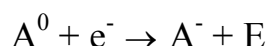
Atomun ölçüsü və atom radiusu – atom nüvəsi ilə valent elektronu arasındakı məsafədir, hansı ki, dövr üzrə soldan sağa azalır, qruplar üzrə isə yuxarıdan aşağı gəldikcə artır.

İonlaşma enerjisi – normal atomdan elektronu qoparmaq üçün sərf olunan enerji olub, Ev/atom və ya kC/mol ilə ifadə olunur.



Çoxelektronlu atomlarda ionlaşma enerjisi $J_1 < J_2 < J_3 \dots$ ardıcılığı ilə artır. Yəni, ilk elektronun ayrılmasına ən az enerji sərf olunduğu halda, növbəti elektronların qoparılması üçün gəldikcə daha artıq enerji sərfi tələb olunur. İonlaşma enerjisi dövrlərdə soldan sağa artır. Qruplarda isə yuxarıdan aşağı azalır. Bu, əlbəttə atom radiusunun dəyişməsilə izah edilə bilər.

Elektrona qohumluq – normal atoma elektron birləşərkən ayrılan enerjinin miqdarı ilə xarakterizə olunur və eV/atom,



Elektrona qohumluq dövrlər üzrə soldan sağa artır, qruplar üzrə yuxarıdan aşağı isə azalır.

Elektromənfilik – atomun özünə elektron birləşdirməsi qabiliyyəti olub, ilk dəfə 1932-ci ildə amerika alimi **Polinq** tərəfindən irəli sürülmüşdür. Elektromənfilik (X) ionlaşma enerjisi (J) ilə elektrona qohumluğun (E) cəmi ilə xarakterizə olunur.

$$X = J + E$$

Elektromənfilik dövrlərdən soldan sağa artır, qruplarda isə yuxarıdan aşağı azalır. Elektromənfilik metallarda 0,7–1,8, qeyri-metallarda 1,8–4,0 intervalında dəyişir. Elektromənfiliyi ən böyük olan element **flüordur**.

Oksidləşmə dərəcəsi – element atomunun şərti yükünü ifadə edir. (Digər bölmələrdə ətraflı danışılır).

ƏDƏBİYYAT

1. Ş. Musayev və başq. Ümumi kimya. I hissə. “Maarif” nəşr, Bakı. 1989.
2. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. “Maarif” nəşr, Bakı. 1987.
3. Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. “Maarif”, nəşr, Bakı. 1983.
4. Kimya vəsaiti. Bakı. 1983.

5. R. Mustafayev, L. Quliyeva. Qeyri-üzvi birləşmələrin kimyəvi xassələri. Bakı. 2005.

Mövzu 4.

Kimyəvi rabitə

P l a n

1. Kimyəvi rabitə haqqında təlim.
2. Kimyəvi rabitənin tipləri: molekul daxili və molekullararası.
3. Molekul daxili kimyəvi rabitənin növləri: ion, kovalent metal rabitəsi.
4. Kovalent rabitənin əmələgəlmə mexanizmi: mübadilə və donör-akseptor mexanizmi.
5. Kovalent rabitənin xarakterik xassələri; rabitənin uzunluğu, rabitənin enerjisi, doymuşluq, rabitənin istiqamətliyi.
6. Hibridləşmə və növləri.
7. Molekullararası kimyəvi rabitə və növləri:
 - a) Elektrostatik qarşılıqlı təsir və tipləri.
 - b) Donör-akseptor qarşılıqlı təsir.
 - c) Hidrogen rabitəsi, tipləri: molekullararası və molekul daxili
8. Kristal qəfəsin tipləri: atom, molekul, ion, metal.
9. Maddənin kristal və amorf halı. Polimorf və izomorf maddələr

Kimyəvi rabitə və tipləri.

Kimyəvi rabitə haqqında təlim müasir kimyanın əsas problemlərindən biridir. Bu təlimi bilmədən

- a) kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsini
- b) birləşmənin fiziki-kimyəvi xassələrini
- c) birləşmənin quruluşunu
- d) reaksiya qabiliyyətini və s.

anlamaq qeyri mümkündür.

Kimyəvi rabitə atomların qarşılıqlı təsiri nəticəsində yaranır. Bu zaman əmələ gələn molekulların təbiəti kimyəvi rabitənin növündən asılı olur. Çünki kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsi sistemdə qarşılıqlı təsirdə olan atomların potensial enerjisinin azalması hesabına başa gəlir.

Kimyəvi rabitə əmələ gələrkən ayrılan enerji əmələgəlmə enerjisi, bu rabitənin qırılmasına tələb olunan enerji isə parçalanma enerjisi adlanır.

Kimyəvi rabitənin 2 əsas tipi var:

1. Molekul daxili kimyəvi rabitə

2. Molekullararası kimyəvi rabitə

Molekul daxili kimyəvi rabitə 3 növə bölünür:

1. İon rabitəsi

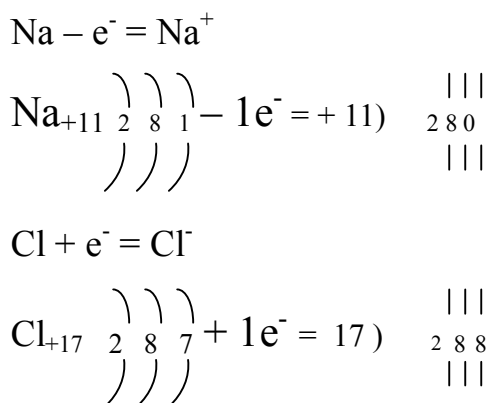
2. Kovalent rabitə

3. Metal rabitəsi

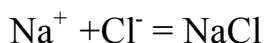
İon rabitəsi . İon rabitəsi elektromənfiliyinə görə bir-birindən kəskin fərqlənən atomlar arasında, yəni aktiv metallarla aktiv qeyri-metallar arasında əmələ gəlir. İon rabitəsinin əmələgəlmə mexanizmi 1916-cı ildə alman alimi V. Kosselin irəli sürdüyü heteropolyar nəzəriyyə əsasında izah olunur. Bu nəzəriyyəyə görə ion rabitəsi elektronun bir atomdan başqa atoma keçdiyi zaman yaranır və nəticədə hər iki atom qonşu təsirsiz qazın davamlı konfigurasiyasını yaradır. Belə ki, xarici elektron təbəqəsi, elektron verən atom üçün özündən əvvəl, elektron qəbul edən atom üçün isə özündən sonra gələn təsirsiz qazın elektron konfigurasiyasına malik olur. Misal olaraq NaCl molekulunun əmələ gəlməsini nəzərdən keçirək: natrium və xlor atomlarının quruluşu aşağıdakı kimidir:



Buradan aydın olur ki, natrium və xlor atomları tamamlanmamış energetik səviyyəyə malikdir. Bunların öz energetik vəziyyətlərini tamamlaması üçün, natriumun 1 elektron verməsi 7 elektron almasından daha asandır. Bununla əlaqədar olaraq, xlor atomunun 1 elektron qəbul etməsi, 7 elektron verməsindən daha asandır. Deyilənləri sxematik olaraq aşağıdakı kimi yazmaq olar:



Nəticədə natrium ionu xlor ionunu cəzb edir və NaCl molekulu əmələ gəlir.



İonların bir-birini cəzb etməsi yolu ilə əmələ gələn birləşmələrə heteropolyar və yaxud ion birləşmələri deyilir.

Elektrostatik cazibəmə ilə əmələ gələn ionlar arasındakı kimyəvi rabitəyə elektrovalent və ya ion rabitəsi deyilir.

İon rabitəli birləşmələr qələvi və qələvi-torpaq metalları ilə halogenlər arasında daha asan əmələ gəlir. Burada da yenə atomlar arasında yaranan rabitə bütünlüklə ion rabitəsi olmur. Məsələn, rentgenoqrafik tədqiqatlara əsasən müəyyən edilmişdir ki, LiF molekulunda elektron buludunun təxminən 0,1 hissəsi ionlararası sərhəddə qalır. Deməli, litiumla flüor arasında yaranan rabitənin 90% -i ion, 10%-i isə kovalent

rabitədən ibarətdir. Odur ki, həmin ionların faktiki yükü +1 və -1 deyil, +0,9 və -0,9-dur. Buna effektiv yük deyilir.

Kimyəvi rabitənin öyrənilməsində Kosselin nəzəriyyəsi böyük rol oynamışdır. Buna baxmayaraq hazırda onun tətbiqi məhduddur. Belə ki, müəyyən edilmişdir ki, kimyəvi rabitənin davamlı olması üçün səkkiz elektronlu konfigurasiya heç də zəruri deyil. Həqiqətən də reaksiya nəticəsində əmələ gələn bir çox yollar məlumdur ki, onların xarici elektron təbəqəsindəki elektronların sayı səkkiz, səkkizdən az, on səkkiz və ya on səkkizdən azdır. Məsələn, ikivalentli manqan və sink ionlarının elektron konfigurasiyası uyğun olaraq belədir: Mn 2) 8) 13), Zn 2) 8) 18). Bu ionlar nəinki birləşmədə, hətta məhlulda belə davamlıdır.

Kovalent rabitə (kovalent-ümumiləşmiş deməkdir). Kovalent rabitə nəzəriyyəsinin də əsasını ion rabitəsində olduğu kimi davamlı 8-elektronlu təbəqənin yaranması təşkil edir. Lakin burada ion rabitəsindən fərqli olaraq davamlı elektron təbəqəsi yaranarkən elektron mübadiləsi baş vermir, hər iki atom üçün eyni olan ümumi ortaqlıq elektron cütü yaranır.

Kovalent rabitə başlıca olaraq qeyri-metal atomları arasında yaranır. Bu atomlar eyni yaxud müxtəlif elementlərə məxsus ola bilər. Buna görə kovalent rabitəni 2 tipə ayırırlar:

1. Qeyri-polyar kovalent rabitə (QPKR)

2. Polyar kovalent rabitə

QPKR-yaranmasında eyni elementin, PKR-nin yaranmasında isə müxtəlif elementlərin atomları iştirak edir. Kosselə görə H_2 , N_2 , Cl_2 , H_2O , CH_4 və s. molekulların əmələ gəlmə mexanizmi izah edilmir. Bu molekulların mövcud olmasını əsaslandırmaq üçün amerika alimi C.Lyuis 1916-ci ildə öz nəzəriyyəsini irəli sürmüşdür. Onun bu nəzəriyyəsində rabitənin əmələ gəlməsinin əsasını təsirsiz qazlarda olduğu kimi 8 elektronlu (okted) təbəqənin yaranması təşkil edir. Lakin Lyuisə görə bu zaman, yəni belə halda rabitə, atomlar arasında əmələ gələn bir və ya bir neçə elektron cütü hesabına yaranır. Daha doğrusu ion rabitəsindən fərqli olaraq davamlı təbəqə yaranarkən elektron mübadiləsi baş vermir, hər iki atom üçün eyni olan ümumi ortaqlıq elektron cütü yaranır və bunun hesabına atomlar rabitə saxlayır. Bunu xlor molekulunun əmələ gəlməsi misalı əsasında izah edək.

Aydın olmaq üçün xlor atomunun xarici elektronlarını nöqtələrlə göstərək ($:\ddot{Cl}\cdot$), xlor atomlarının hər biri bir elektron ortaya qoyur və həmin elektronlar hər iki xlor atomu üçün ortaqlıq elektronlar olur və xlor atomlarının hər iki nüvəsinin ətrafında fırlanır.



İkifat və üçqat rabitəli atomlarda ortaqlıq elektronların sayı 4 və 6 olur.

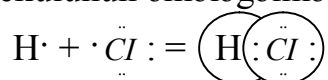




Atomların arasındakı rabitələrin sayı artdıqca molekulun davamlılığı artır. Eyni adlı iki atoma məxsus olan ortaq elektron cütü vasitəsilə əmələ gəlmiş molekulara homopolyar (qeyri-polyar) və ya atom birləşmələri deyilir. Ortaq elektron cütü vasitəsilə əmələ gələn kimyəvi rabitəyə kovalent və ya atom rabitəsi deyilir. Qeyri-polyar rabitələrdə elektron cütü hər iki atoma eyni cür mənsub olur.

Kovalent rabitə möhkəm olur, lakin bu tip birləşmələri qızdırdıqda parçalanır. Kovalent rabitə polyar xarakterdə ola bilər. Bu zaman polyar rabitələrdə elektron cütü birləşməni əmələ gətirən atomlardan birinə daha çox meyl edir. Bu tip birləşmələrə HCl, H₂O, HNO₃ və s. misal göstərmək olar.

HCl molekulunun əmələgəlmə mexanizmini aşağıdakı sxem ilə göstərmək olar:



Göründüyü kimi burada elektron cütü xlor atomuna doğru meyl edir.

Müəyyən şəraitdə polyar rabitələr ion rabitəsinə çevrilə bilər, başqa sözlə, ümumi olan elektron cütü tamamilə atomlardan birinə keçə bilər. Məsələn, hidrogen –xloridin suda həll edilməsində olduğu kimi. Elektron cütünün bir tərəfə doğru meyl göstərməsi, molekulda müsbət və mənfi yüklərin qeyri-simmetrik paylanmasına səbəb olur. Bununla əlaqədar olaraq, molekulun bir qütbündə müsbət, digərində isə mənfi yüklər olur. Belə molekular polyar-dipol (müsbət və mənfi qütblərdən ibarət) adlanır.

Qeyri-polyar molekulda elektrik yükləri simmetrik paylanmış olur. Buraya, yəni belə molekulara H₂, Cl₂, F₂, N₂, O₂, CO₂, CH₄, C₆H₆ və s. aiddir.

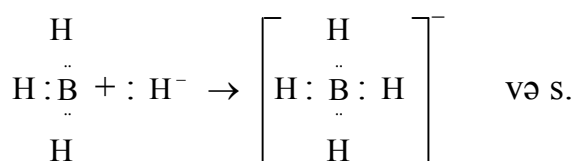
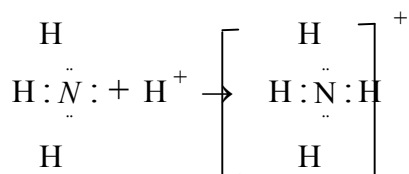
Kovalent rabitə iki mexanizm üzrə əmələ gəlir:

1. Mübadilə mexanizmi

2. Donor-akseptor mexanizmi

Yuxarıda qeyd olunan QPKR və PKR-lər mübadilə mexanizmi üzrə yaranır.

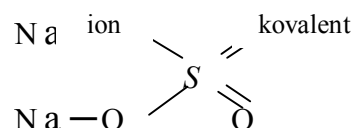
Donor-akseptor mexanizmi ilə əmələ gələn birləşmənin xarakter nümunəsi kimi NH_4^+ , BH_4^- , PH_4^+ ionlarının yaranmasını göstərə bilərik.



Rabitə əmələ gətirərkən öz elektron cütünü verən atom ($N, : \bar{H}$) — **donor**, bu elektron cütünü alan atom (H^+, B) — **akseptor** adlanır. Kovalent rabitənin belə növü donor-akseptor rabitəsi (DAR) adlanır. DAR-nin təbiətini **Verner** (alman, 1893) öyrənmişdir.

Üç və daha çox elementdən ibarət olan birləşmələrdə kimyəvi rabitələr də qarışıq tipli ola bilər. Məsələn, Na_2SO_4 molekulunda natriumla oksigen arasında rabitə ion, oksigen ilə kükürd arasında rabitə isə kovalent rabitədir.

Metal H_2 rabitəsi (polyar rabitə) .



Polyar rabitə və polyar molekul anlayışlarını bir-birindən ayırmaq (fərqləndirmək) lazımdır. İki atomlu molekularda bu anlayışlar uyğun gəlir. Məsələn, HCl molekuluna buna misal ola bilər. Üç atomlu molekularda isə rabitə polyar olduğu halda, molekul qeyri-polyar ola bilər. Məsələn, CO_2 molekulunda rabitə polyar, molekul isə xətti quruluşa malik olduğundan qeyri-polyar olur.



Kovalent rabitənin xarakter xassələri aşağıdakılardır: rabitənin uzunluğu, rabitə enerjisi, doymuşluq, rabitənin istiqamətliliyi.

Rabitənin uzunluğu - atom nüvələri arasındakı məsafədir.

Rabitə enerjisi – rabitəni qırmaq üçün sərf olunan enerji miqdarıdır.

Doymuşluq – atomun müəyyən sayda rabitə əmələ gətirə bilmək qabiliyyətidir. Məs, H-1, C-4 və s. rabitə əmələ gətirir.

Rabitənin istiqamətliliyi – molekulun fəza quruluşunu müəyyən edir.

HCl molekulunun əmələ gəlməsində H-atomunun s, xlor atomunun bir p-orbitalı iştirak edir. Molekul xətti formadadır. Su molekulunu bucaq, NH_3 molekulunu piramida, CH_4 molekulunu tetraedrik formadadır.

Atom orbitallarının örtülməsi, istiqaməti və simmetriyasından asılı olaraq rabitələr σ (siqma), π (pi) və δ (delta) tiplərə bölünür.

σ - **rabitə**-orbitalların düz xətt boyunca atom nüvələrini birləşdirilməsi nəticəsində əmələ gəlir: s-s, s-p, p-p, p-d və s.

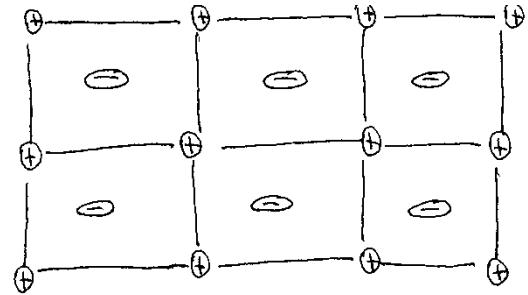
π - **rabitə** orbitalların yandan bir-birini örtməsi nəticəsində əmələ gəlir: p-p, p-d, d-d və s.

δ - **rabitə** d-d orbitalların bir-birini özünə məxsus formada örtməsi sayəsində əmələ gəlir.

3. Metal rabitəsi. Metal rabitəsi metallarda mövcud olan rabitədir. Bu tip rabitə metallar və onların əmələ gətirdikləri xəlitələr (ərintilər) üçün xarakterikdir.

Metal rabitəsinin əmələgəlmə mexanizmi təxminən belədir. Metal atomlarında valent elektronları nüvə tərəfindən zəif cəzb olunduğu üçün, atomlar onları asanlıqla itirərək müsbət yüklü iona çevrilirlər. Atomlardan qopmuş nisbətən sərbəst elektronlar ümumiləşib “elektron qazı” şəklində kristal qəfəsinin müsbət ionları arasında hərəkət edərək onları birgə saxlayır. Metal rabitəsi kovalent rabitəyə oxşayır. Hər iki rabitə valent elektronlarının ümumiləşməsi hesabına əmələ gəlir. Lakin valent elektronları metalda bütün kristal üçün ümumi olduğu halda, kovalent rabitələri birləşmələrdə yalnız rabitə yaradan qonşu atomlar üçün ümumi olur.

Bu səbəbdən metal rabitəsi möhkəmliliyi və istiqamətliliyi ilə kovalent rabitədən fərqlənir. Metalların yüksək elektrik keçiriciliyi, istilik keçirməsi, yüksək ərimə temperaturu, işıqı əks etdirilməsi xassələri metal rabitəsi ilə əlaqəlidir.



Metallın kristal qəfəsi

⊕ – metal ionlar

⊖ – sərbəst elektronlar.

HİBRİDLƏŞMƏ

Kovalent rabitənin əmələ gəlməsində müxtəlif vəziyyətlərdə olan elektronlar məs., s və p də iştirak edir. Belə güman etmək olar ki, bu rabitələr qiymətcə bir-birindən fərqli olar. Lakin təcrübə göstərir ki, onlar eyni qiymətlidir. Bu hadisə hibridləşmə hadisəsi adlanır.

Deməli **hibridləşmə** - müxtəlif orbitallardan eyni enerji və formaya malik orbitalların əmələ gəlməsi prosesidir. Alınan orbitallar **hibrid orbitallar** adlanır.

Valent orbitalların hibridləşməsinin BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 molekullarının əmələ gəlməsi misalında nəzərdən keçirək.

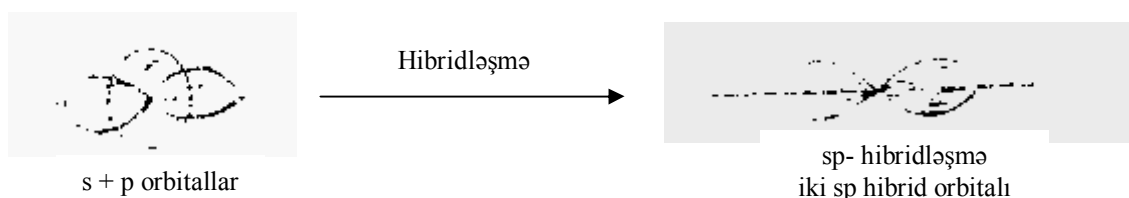
1. BeCl_2 .

${}_4\text{Be}$ -un elektron konfigurasiyası.

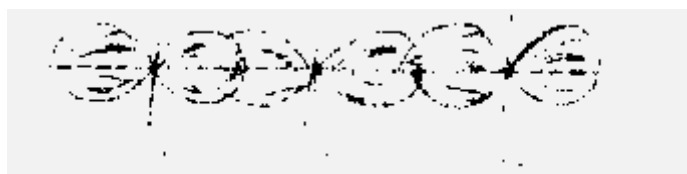
a) Normal hal: $1s^2 2s^2 2p^0$

b) Həyəcanlanmış hal: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$

s və p elektronlar arasında hibridləşmə həyəcanlanmış halda baş verir.



Belə hibrid vəziyyətində Be, iki Cl atomu ilə birləşərək BeCl_2 molekulunu əmələ gətirməlidir.



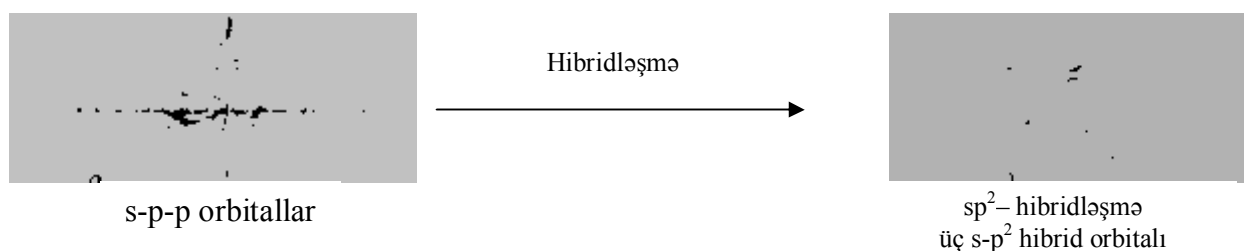
2. BCl_3

${}_5\text{B}$ -un elektron konfigurasiyası

a) Normal hal: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$

b) Həyəcanlanmış hal: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

B atomunun hibridləşməsində bir s və iki p – elektron iştirak edir.



Bu hibrid orbitalları üç Cl atomı ilə BCl₃ molekulunu əmələ gətirir.



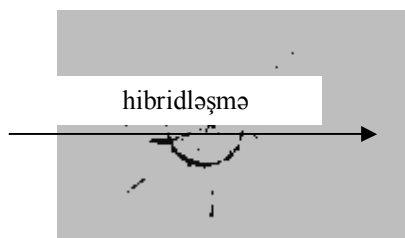
3. CH₄

⁶C -nün elektron konfigurasiyası

a) Normal hal: 1s² 2s² 2p²

b) Həyəcanlanmış hal: 1s² 2s¹ 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹

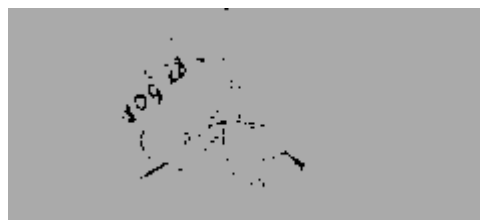
C atomunun hibridləşməsində bir s və üç p – elektronları iştirak edir.



s-p-p-p orbitallar

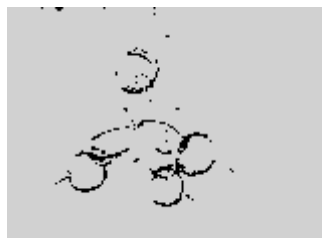
hibrid

sp³ hibridləşmə
dörd sp³ hibrid orbitalları



u ilə birləşərək CH₄ molekulunu

əmələ gətirir.



Molekullararası qarşılıqlı təsir qüvvəsinin (MQTQ) ilk dəfə 1871-ci ildə holland alimi **Van-der Vaals** müşahidə etmişdir.

Bu qüvvələrin 3 tipi var:

- 1) Elektrostatik qarşılıqlı təsir (Van-der Vaals qüvvələri)- EQT
- 2) Dopnor-akseptor qarşılıqlı təsir –DAQT
- 3) Hidrogen rabitəsi –HR

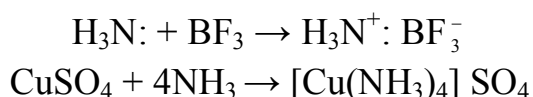
1. EQT-nin 3 növü var:

- a) Oriyentasiya qarşılıqlı təsir-OQT
- b) İnduksiya qarşılıqlı təsir – İQT
- c) Dispers qarşılıqlı təsir – DQT

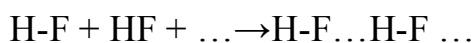
OQT- polyar molekullar arasında (Kis, 1912) , İQT- polyar və qeyri-polyar molekullar (Debay, 1920) , DQT isə qeyri-polyar molekullar (London, 1930) arasında yaranır.

MQTQ hesabına əmələ gələn birləşmələrə: H_2 , N_2 , O_2 , SO_2 , $Hhal_2$, CO_2 , P_4 , S_8 , və sair göstərə bilərik.

2. DAQT- birində istifadə olunmamış elektron cütü , digərində sərbəst orbital olan molekullar arasında baş verir. Məs., $(BeCl_2)_n$, $(BCl_3)_n$, $(AlCl_3)_n$. həmçinin; NH_3 və BF_3 ; NH_3 və HCl ; $CuSO_4$ və NH_3 ; $AlCl_3$ və NH_3 və s.

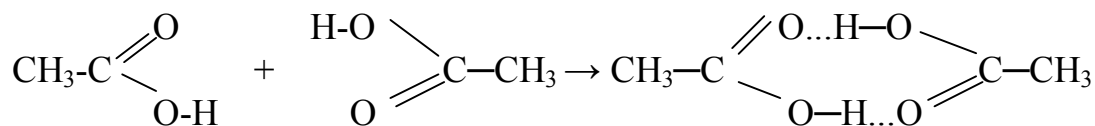
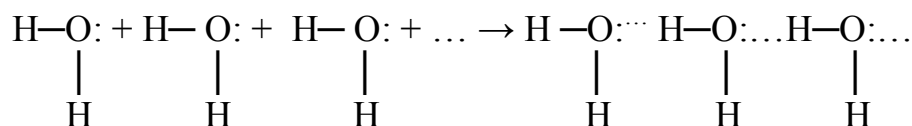


3. Hidrogen rabitəsi – bir birləşmənin H- atomu ilə digər birləşmənin elektronmənfiyyəti böyük olan atomu arasında yaranır. Üç nöqtə ilə göstərilir:

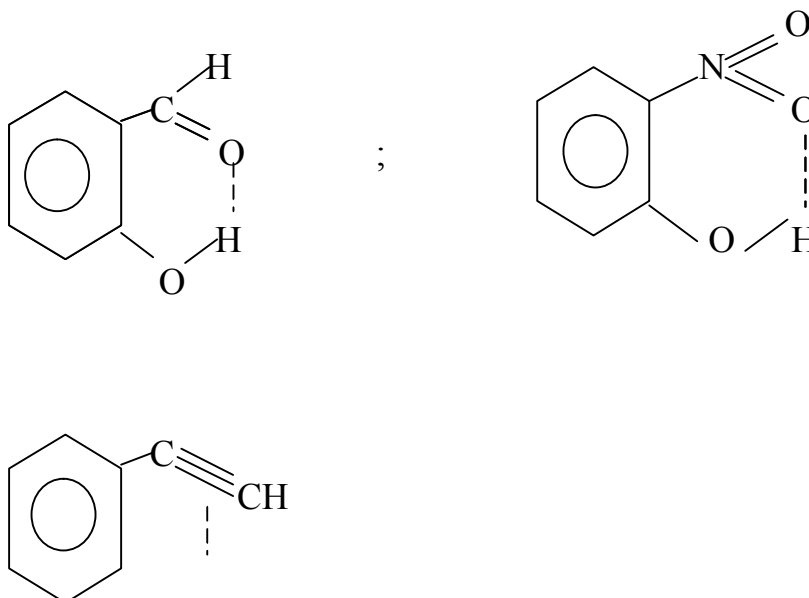


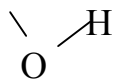
Bu rabitə iki eyni, yaxud müxtəlif molekullar arasında eləcə də bir molekul daxilində baş verə bilər. Bu səbəbdən iki tipə bölünür:

1. Molekullararası HR:



2. Molekuldaxili HR:





Maddələr 4 agregat halda olur: bərk, maye, qaz və plazma. Bərk maddə kristal və amorf olur. Kristal maddələr müəyyən həndəsi formaya və anizotrop xassələrə (mexaniki, elektrik, optiki) və ərimə, qaynama temperaturuna, amorf maddələr isə bu xassələrə malik deyil və xüsusi özlülüyə qadirdirlər. (Məs., şüşə, rezin, yapışqan, kanifol, plastik kütlələr, mum və sair.).

Kristal qəfəsin (KQ) 4 tipi var:

- 1) **İon KQ**
- 2) **Atom KQ**
- 3) **Molekul KQ**
- 4) **Metal KQ**

1. İKQ-in künclərində ionlar olur. Məs., əksər qeyri-üzvi birləşmələr, qələvi, qələvi-torpaq metalların hallogenidləri və s.

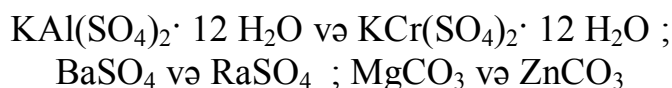
2. AKQ-ın künclərində atomlar olur. Məs., B, almaz, Si, Ge, Sn, Pb, AlN, Zn və s. Atomlar arasında kovalent rabitə mövcuddur.

3. MKQ-in künclərində molekullar olur. Məs., J₂, buz, S₈, P₄, təsisiz qazlar, H₂, N₂, HCl, CO₂, naftalin. Molekullar arasında Van-der- Vaals qüvvələri mövcuddur.

4. MKQ-in künclərində növbə ilə metal atomu və ion olur, aralarında sərbəst elektronlar delokallaşmış rabitə yaradır.

Kristallaşma şəraitindən asılı olaraq eyni maddə quruluş və forması müxtəlif olan kristallar əmələ gətirir. Bu hadisə- **polimorfizm**, maddələr-**polimorf maddələr** adlanır: CaCO₃, SiO₂, Al₂O₃, NH₄NO₃ və s.

Müxtəlif maddənin eyni quruluş və formaya malik kristal əmələ gətirməsi hadisəsi- **izomorfizm**, maddələr- **izomorf maddələr** adlanır:



ƏDƏBİYYAT

1. Ş. Musayev və başq. Ümumi kimya. I hissə. "Maarif" nəşr., Bakı, 1989.
2. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. "Maarif" nəşr., Bakı, 1987.
3. Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. "Maarif" nəşr., Bakı. 1983.
4. Kimya vəsaiti. Bakı. 1983.
5. R. Mustafayev, L. Quliyeva. Qeyri-üzvi birləşmələrin kimyəvi xassələri. Bakı. 2005.

Mövzu 5

Kimyəvi kinetika

PLAN

1. Kimyəvi reaksiyanın sürəti
2. Homogen reaksiyaların sürəti
3. Heterogen reaksiyaların sürəti
4. Kimyəvi reaksiyanın sürətinə təsir edən amillər
5. Qatılığın reaksiya sürətinə təsiri
6. Temperaturun reaksiya sürətinə təsiri
7. Katalizatorun reaksiya sürətinə təsiri
8. Homogen, heterogen kataliz
9. Kimyəvi tarazlıq. Le - Şatelye prinsipi.

Kimyəvi reaksiyaların başa çatması üçün sərf edilən vaxt müxtəlifdir. Məsələn, neytrallaşma və partlayışla gedən reaksiyalar - ani, sink parçasının duru xlorid turşusunda həll olması bir neçə dəqiqə, dəmirin nəm havada paslanması bir neçə gün ərzində başa çatır. Digər tərəfdən kömür, kükürd və ya fosfor havada, yaxud saf oksigendə yandıqda eyni maddələr – oksidlər əmələ gəlir. Lakin, reaksiya oksigen mühitində daha sürətlə gedir. Deməli, kimyəvi reaksiyaların sürəti **şəraitdən** asılı olaraq müxtəlif olur.

Reaksiyaların *sürətindən və mexanizmindən* bəhs edən təlimə **kimyəvi kinetika** deyilir.

Kimyəvi kinetika homogen və heterogen sistemlərdə öyrənilir. Homogen reaksiyaların əsas xüsusiyyəti odur ki, reaksiya **sistemin bütün həcmində** gedir. Misal olaraq qazlar və mayələr arasında gedən reaksiyaları göstərmək olar.

Heterogen reaksiyalar – yəni qarşılıqlı təsirdə olan maddələr müxtəlif aqrekat halında olduqda – görünə bilən **fazalar sərhəddində** gedir. Turşu ilə metal arasında gedən reaksiyalar yalnız səthdə baş verdiyi üçün heterogen prosesə aiddir.

Kimyada məhdud həcmdə götürülmüş maddə və ya maddələr qarışığına *sistem* deyilir. Sistem bircinsli olduqda homogen (eyni fazalı), müxtəlif cinsli olduqda heterogen (müxtəlif fazalı) olur. Heterogen sistemin görünən səthdə bir-birindən ayrılan tərkib hissələrinə **faza** deyilir. Buzun əriməsi prosesində sistem bərk və maye olmaqla iki fazadan ibarətdir:

Homogen reaksiyalar sistemin bütün həcmində, heterogen reaksiyalar isə fazalar sərhəddində getdiyi üçün onların sürətlərinin təyin olunması da müxtəlifdir.

Homogen reaksiyaların sürəti vahid zamanda sistemin vahid həcmində reaksiyaya daxil olan və ya reaksiya zamanı alınan maddənin miqdarı ilə ölçülür.

Heterogen reaksiyanın sürəti isə vahid zamanda sistemin bərk fazasının vahid səthində reaksiyaya daxil olan və ya reaksiyadan alınan maddələrin miqdarı ilə təyin edilir.

Bərk cismin səth sahəsini ölçmək həmişə mümkün olmadığından, bəzən heterogen reaksiyanın sürəti bərk fazanın vahid kütləsinə aid edilir.

Homogen reaksiyanın sürətini: V_{homogen} , **heterogen reaksiyanın sürətini** $V_{\text{heterogen}}$, reaksiya zamanı alınan maddə mollarının sayını n , sistemin həcmi V , zaman t , faza səthinin sahəsi s , dəyişilmə fərqlərini Δ ilə işarə etsək $\Delta n = n_2 - n_1$; $\Delta t = t_2 - t_1$ olduqda hər iki reaksiyanın sürətini riyazi olaraq belə ifadə etmək olar;

$$v_{\text{homogen}} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}; \quad v_{\text{heterogen}} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$$

Maddə molları sayının, sistemin vahid həcminə nisbəti onun molyar qatılığını (C) ifadə etdiyindən:

$$\frac{n}{V} = C; \text{ buradan } \frac{\Delta n}{V} = \Delta C \quad \text{o zaman}$$

$$v_{\text{homogen}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad \text{olar.}$$

Sonuncu tənliyə əsasən reaksiyaların sürətinə aşağıdakı tərif vermək olar:

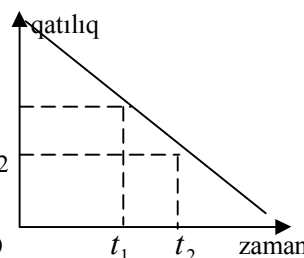
Homogen reaksiyanın sürəti reaksiyaya daxil olan və ya reaksiyadan alınan maddələrdən birinin qatılığının vahid zamanda dəyişilməsi ilə ölçülür.

Adətən kimyəvi kinetikada qatılıq — C məhlulun bir litrində olan molların sayı ilə (mol/l), zaman isə saniyə və ya dəqiqə ilə ölçülür.

Tutaq ki, reaksiyaya daxil olan maddələrini birinin ilk qatılığı 1 mol/l, 4 saniyə keçdikdən sonra isə 0,6 mol/l-dir. Onda reaksiyanın orta sürəti $V = (1 - 0,6) : 4 = 0,1$ mol/l san olar. Reaksiyaların gedişində reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı tədricən azalır, alınan maddələrin qatılığı isə artır. Nəticədə reaksiyanın sürəti azalır (şəkil 1).

Tutaq ki, sabit həcm və sabit temperaturda reaksiyaya daxil olan maddələrdən birinin qatılığı t_1 zamanda C_1 və t_2 zamanda isə C_2 olmuşdur. Onda $\Delta t = t_2 - t_1$ müddəti ərzində qatılığın dəyişməsi $\Delta C = C_2 - C_1$ olar və reaksiyanın orta sürəti belə ifadə olunur:

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



Reaksiyaların sürətini ilkin maddələrin qatılığının azalmasına əsasən hesabladıqda $C_2 < C_1$ olduğundan tənlikdə mənfi işarə, əmələ gələn maddələrin qatılığının artmasına görə hesabladıqda isə $C_2 > C_1$ olduğu üçün tənlikdə müsbət

işarə yazılır. Deyilənlərə əsasən reaksiyanın orta sürəti ümumi şəkildə aşağıdakı tənliklə ifadə olunur:

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Reaksiyanın sürəti arasındakı kəsilmədən dəyişərsə, anı sürəti, yəni həqiqi sürəti bilmək lazımdır.

$C_2 - C_1$ fərqi nə qədər kiçik vaxt ərzində ölçülərsə, yəni t sıfıra yaxınlaşdıqca, ($\Delta t \rightarrow 0$) reaksiyanın orta sürəti də bir o qədər həqiqi sürətə yaxınlaşar:

$$v_{\text{həqiqi}} = \pm \left(\frac{\Delta C}{\Delta t} \right) = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \pm \frac{dC}{dt}$$

Reaksiyanın sürətinə aşağıdakı faktorlar təsir edir.

1. **Reaksiyaya daxil olan maddələrin təbiəti**
2. **Qatılıq**
3. **Temperatur**
4. **Katalizator**
5. **Təzyiq** (maddə qaz halında olarsa)
6. **Xırdalanma dərəcəsi** (maddə bərk haldadırsa)
7. **Mühit** (reaksiya məhlulda gedərsə)
8. **İşığın intensivliyi** (fotokimyəvi reaksiyalarda)
9. **Elektrod potensialı** (elektrokimyəvi reaksiyalarda)
10. **Qarışıqlar və onların qatılığı**

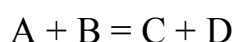
Maddənin təbiəti dedikdə, onların **kimyəvi tərkibi, quruluşu, rabitə növü, reaksiya qabiliyyəti** və s. nəzərdə tutulur.

Qatılığın reaksiya sürətinə təsiri.

Təcrübələr göstərir ki, hər hansı iki maddə qarşılıqlı təsirdə olduqda, reaksiyanın getməsi üçün onların molekulları bir-biri ilə toqquşmalıdır. Toqquşmaların sayı artdıqca reaksiya sürətlənir.

Deməli, qarşılıqlı təsirdə olan maddələrin qatılıqlarının artmasından asılı olaraq effektiv toqquşmaların sayı artır, bu isə reaksiyanın sürətlənməsinə səbəb olur.

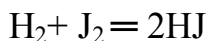
Bu asılılığı ilk dəfə bir-birindən asılı olmayaraq Norveç alimi Quldbərg və Vaage 1867-ci ildə müşahidə etmiş və kimyəvi kinetikanın əsas qanunu olan **kütlələrin təsiri qanununu** kəşf etmişlər: **Kimyəvi reaksiyanın sürəti reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı ilə düz mütənasibdir.**



Qanunu bu tənliyə tətbiq etsək yazırıq:

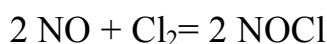
$$v = k [A] [B] \quad \text{və ya} \quad v = k C_A \cdot C_B$$

Burada k-mütənasiblik əmsalı, yaxud **sürət sabitidir**. [A] və [B] isə A və B maddələrinin qatılığıdır. Konkret misallarda yazaq:



$$v = k [H_2] [J_2]; \quad v = k C_{H_2} \cdot C_{J_2}$$

yaxud:



$$v = k [NO]^2 [Cl_2]; \quad v = k C_{NO}^2 \cdot C_{Cl_2}$$

Əgər reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı 1 mol/l olarsa, onda $v = k$ olar, yəni reaksiyanın sürəti sürət sabitinə bərabər olar. Sürət sabiti maddələrin **təbiətindən** və **temperaturdan** asılıdır. Bu qanun qaz fazada və duru məhlullarda gedən reaksiyalar üçün özünü doğruldur.

Əgər maddələrdən biri bərk halda olarsa, (məs. kömürün oksigendə yanması: $C + O_2 = CO_2$) bu zaman reaksiyanın sürəti ancaq oksigenin qatılığından asılı olacaq. Çünki proses *qatılığı sabit olan bərk maddənin səthində* baş verir.

Onda bu proses üçün yazırıq:

$$v = k [O_2]$$

Temperaturun reaksiya sürətinə təsiri.

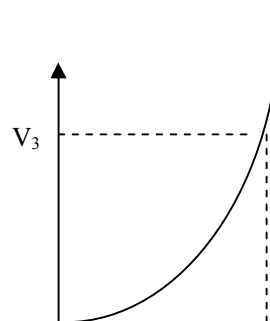
Reaksiya sürətinin temperaturdan asılılığını ilk dəfə Holland alimi **Vant - Hoff 1874-cü ildə** müşahidə etmiş və aşağıdakı qaydanı irəli sürmüşdür: **Temperatur hər 10^0 C artdıqda reaksiyanın sürəti 2-4 dəfə artır**. Qanunun riyazi ifadəsi belədir;

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Burada v_{t_1} və v_{t_2} — reaksiyanın başlanğıc və son temperaturlarına müvafiq sürətləridir. γ — **temperatur əmsalıdır**.

Qanunun qrafiki ifadəsi:

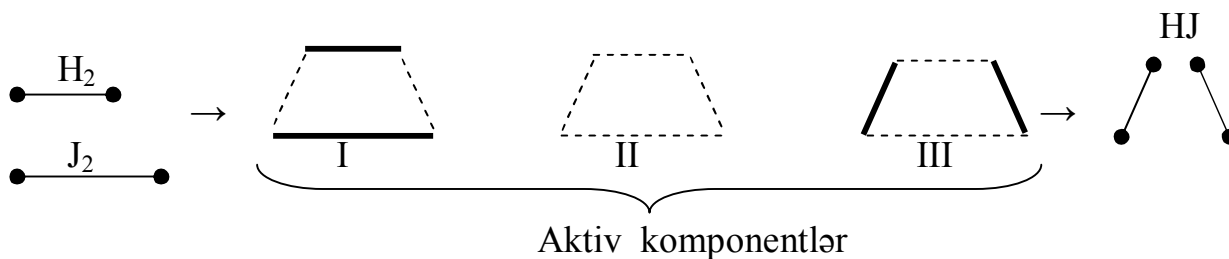
V. Hoff qaydası ancaq endotermik proseslər üçün özünü doğruldur.



Reaksiyanın sürətinin temperaturdan asılılığı S.Arreniusun **aktivləşmə nəzəriyyəsi** ilə izah olunur. Nəzəriyyəyə görə **reaksiyaya ancaq aktiv molekullar daxil olur.**

Qeyri-aktiv molekulları aktivləşdirmək üçün or v_2 v_1 t_1 t_2 t_3 əzji vermək E_a , kC/mol
lazımdır. Bu proses *aktivləşmə*, sərf olunan enerji isə *aktivləşmə* ilə ifadə olunur) adlanır.

HJ molekulunun əmələgəlmə mexanizmini nəzərdən keçirək:



Aktivləşmə enerjisi nə qədər az olarsa, reaksiya bir o qədər sürətli gedər.

Reaksiya sürəti həmçinin molekulların toqquşma ardıcılığından da asılıdır. Toqquşmalar **effektiv və qeyri –effektiv** olur. Ancaq effektiv toqquşmalar reaksiyanın getməsinə səbəb olur. Əgər hər toqquşma effektiv olsaydı, bütün reaksiyalar partlayışla gedərdi.

Katalizatorun reaksiyanın sürətinə təsiri.

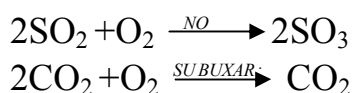
Katalizator reaksiyanın sürətini dəyişən, sonda heç bir kimyəvi dəyişikliyə uğramayan maddələrə deyilir. Katalizatorlar *müsbət və mənfi* tiplərə bölünür. Müsbət katalizator reaksiyanın sürətini artırır, mənfi katalizator isə reaksiyanın sürətini azaldır. Mənfi katalizatorlara həmçinin **ingibitorlar** da deyilir. Katalizatorların iştirakı ilə gedən reaksiyalar **katalitik reaksiyalar**, katalizatorların iştirakı ilə reaksiya sürətinin dəyişməsi prosesi isə kataliz adlanır.

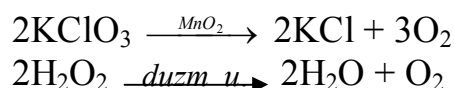
Katalizin 2 növü var:

1. **Homogen kataliz.**
2. **Heterogen kataliz.**

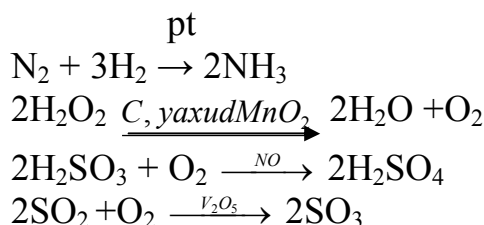
Homogen katalizdə reaksiyaya girən maddələr və katalizator *eyni fazalı sistem* əmələ gətirir, başqa sözlə desək, eyni aqrekat halında olur.

Məs:

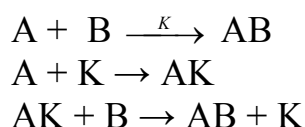




Heterogen katalizdə reaksiyaya girən maddələrlə katalizator *eynifazlı sistem əmələ gətirmir*. Adətən maddələr qaz, yaxud maye halda olarsa, katalizator bərk halda olur.



Katalizatorun təsir mexanizmi belədir.



Bəzi maddələr katalizatorun aktivliyini azaldır. Məs., O₂ və birləşmələri, Hg, As, Pb və s. Bu maddələrə **katalitik zəhər** deyilir. Bəzi maddələr katalizatorun aktivliyini artırır. Məs., SO₃-ün sintezində V₂O₅-ə qatılan Li, Na, K-sulfatlar; NH₃ -ün sintezində Fe-ə əlavə edilən KAlO₂ və s. belə maddələrə aktivatorlar və ya promotorlar deyilir.

Katalizator seçici xarakter daşıyır. Belə ki, müxtəlif katalizatorların iştirakilə eyni maddədən müxtəlif birləşmələr almaq olar. Məs., etil spirtindən C₂H₄ (Al₂O₃), C₄H₉OH (300°, Cu) və s. alınır.

Zəncirvari reaksiyalar

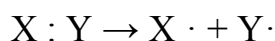
Reaksiyalar 2 mexanizm üzrə gedir:

1. **İon mexanizmi**
2. **Radikal mexanizmi**

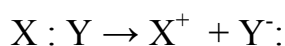
Buna səbəb reaksiyaya daxil olan molekulların parçalanmasının müxtəlifliyidir. Molekulun 2 formada parçalanması məlumdur:

1. Homolitik
2. Heterolitik

Homolitik (bərabər) parçalanmada sərbəst radikallar alınır:



Heterolitik (qeyri-bərabər) parçalanmada isə ionlar əmələ gəlir:



Homolitik parçalanmada reaksiya -- radikal, heterolitik parçalanmada isə ion mexanizmi üzrə gedir. Əksər reaksiyalar radikal mexanizmilə gedir.

Radikallar-tək elektronu olan hissəciklərdir: CH_3 ; Cl ; H ; OH və s. Bu termin elmə fr. alimləri Qyuten de Morvo və Lavuzye tərəfindən daxil edilmişdir.

İlk radikal isə 1900-cu ildə alman alimi Homberq tərəfindən alınmışdır. (Trimetil fenil radikalı.)

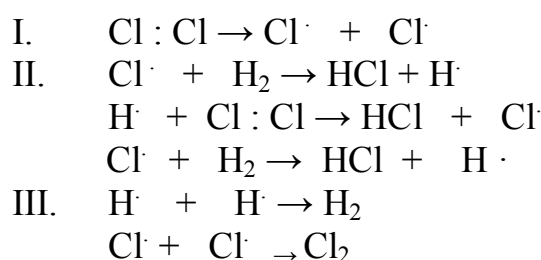
Bütün zəncirvari reaksiyalar radikal mexanizmi üzrə gedir. Proses 3 mərhələdən ibarətdir:

1. **Zəncirin əmələ gəlməsi.**

2. **Zəncirin davam etməsi.**

3. **Zəncirin qırılması.**

HCl molekulunun əmələ gəlməsi misalında yazarıq;



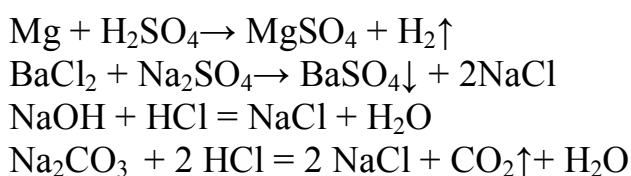
Polimerləşmə, yanma, krekinq və s. zəncirvari reaksiyalardır. Suyun elementlərdən alınması da zəncirvari proses üzrə gedir.

Zəncirvari reaksiya nəzəriyyəsini Nobel mükafatları laureatları N.Semyonov və Z.Xinşelvud (ing.) işləyib hazırlamışdır.

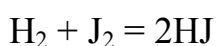
Kimyəvi tarazlıq. Le-Şatelye prinsipi

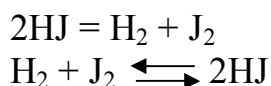
Kimyəvi reaksiyalar **dönən və dönməyən** olmaqla iki qrupa bölünür. Yalnız bir istiqamətdə gedən reaksiyalara dönməyən və ya axıra qədər gedən reaksiyalar deyilir.

Dönməyən reaksiyalar zamanı qaz halında, çöküntü halında və az dissosiasiya edən maddə alınmalıdır.



Kimyəvi reaksiyaların əksəriyyəti dönəndir, bu zaman reaksiyanın son məhsulu parçalanaraq ilkin maddələri əmələ gətirir.





Dönən prosesdə düzünə və tərsinə gedən reaksiyaların sürətlərinin bərabərləşdiyi hala **kimyəvi tarazlıq** deyilir. Kütlələrin təsiri qanununa əsasən hər iki reaksiyanın sürəti belə ifadə olunur.

$$V_1 = K_1 [\text{H}_2] [\text{J}_2] \qquad V_2 = K_2 [\text{HJ}]^2$$

Tarazlıq halında $V_1=V_2$ olduğundan yazıb bilərik:

$$K_1 [\text{H}_2] [\text{J}_2] = K_2 [\text{HJ}]^2$$

$$\frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{J}_2]} = \frac{K_1}{K_2} = K$$

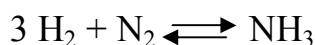
K- müəyyən temperaturda sabit olan iki kəmiyyətin nisbətini əvəz edir və **tarazlıq sabiti** adlanır. Xarici şərait dəyişdikdə sistemin tarazlıq halı pozulur. Xarici şərait dedikdə, temperatur, təzyiq və qatılıq nəzərdə tutulur.

Bunlardan biri dəyişdikdə tarazlıq pozulur və reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılığı yeni tarazlıq halı yaranana qədər dəyişir.

Sistemin bir tarazlıq halından başqasına keçməsinə tarazlıq yerdəyişməsi deyilir.

Tarazlığın xarici şəraitdən asılılığı 1884-cü ildə fransız alimi A.Le-Şatelye tərəfindən müəyyən edilmişdir. Bu asılılıq **Le-Şatelye prinsipi** adlanır və belə ifadə olunur.

Sistem tarazlıqda olduqda, xarici şəraiti müəyyən edən kəmiyyətlərdən birini dəyişdikdə, sistemin tarazlığı həmin şəraitin təsir effektinin azalması istiqamətində öz yerini dəyişir.



N_2 və H_2 qatılığını yaxud təzyiqini artırısaq tarazlıq NH_3 -ün alınması istiqamətinə yönələcəkdir.

Əgər tarazlıq sabiti məhlulda maddənin ionlaşmasını xarakterizə edərsə, bu halda o, **ionlaşma**, yaxud **dissosiasiya sabiti** adlanır.



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

Ə D Ə B İ Y Y A T

1. Ə. Əliyev və başq. "Ümumi və qeyri-üzvi kimya", Bakı-1987.
2. Ş. Musayev və başq. "Ümumi kimya" I h. , Bakı-1989.
3. İ. Lətifov və başq. "Kimya", Bakı-1993.
4. V. Abbasov və başq. "Ümumi kimyanın əsasları", Bakı-2000.

MÖVZU 6

DISPERS SİSTEMLƏR. MƏHLULLAR

PLAN

1. Dispers sistemlər , onların növləri
2. Məhlullar, onların aqreqat halları
3. Maddələrin həllolması , həllolmanın temperaturdan asılılığı
4. Paylanma qanunu
5. Henri qanunu. Parsial təzyiq
6. Məhlullar haqqında nəzəriyyələr
7. Məhlulların qatılığı. Doymuş, doymamış, ifrat doymuş məhlullar
8. Məhlulların qatılığının ifadə üsulları
9. Qeyri-elektrolitlərin duru məhlullarının xassələri
10. Raul və Vant – Hoff qanunları

Bir maddənin kiçik hissəciklər şəklində digər maddə mühitində paylanmasından alınan sistem dispers sistem adlanır. *Paylanan maddə – dispers faza, mühit isə dispers mühit hesab olunur.*

Hissəciklərin ölçüsündən asılı olaraq dispers sistemlər 3 qrupa bölünür :

1. Kobud dispers sistemlər.

Hissəciklərin ölçüsü 100 nm-dən (nanometr) və ya 1 mk-dan (mikron) böyük olur. ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 10^{-7} \text{ sm}$; $1 \text{ mk} = 10^{-4} \text{ sm}$). Hissəciklər adi gözlə görünür. Suspenziya və emulsiya buna misal ola bilər. Belə sistem davamsız olur.

Mühit maye, *paylanmış hissəciklər həll olmayan bərk maddələr olduqda sistem - suspenziya* adlanır. Məs. bulanıq su. Məhlul sakit halda olduqda, onda həll olan hissəciklər sıxlığından asılı olaraq , ya çöküntü halında, ya da məhlulun səthində ayrılır.

Mühit və paylanmış hissəciklər maye olduqda, belə sistem emulsiya adlanır. Məs. süd və onun tərkibində olan yağ. Süd saxlandıqda tərkibində olan yağ qaymaq şəklində üst hissədə ayrılır.

2. İncə dispers sistemlər.

Hissəciklərin ölçüsü 1– 100 nm arasında dəyişir. Belə dispers sistem kolloid məhlul və zol adlanır. Jelatin, kisel, yumurtanın suda məhlulu və s. kolloid məhlula misal ola bilər. Hissəciklər ancaq mikroskopla görünür.

3. Məhlullar.

Hissəciklərin ölçüsü 1 nm-dən kiçik olur, hətta mikroskopla da görmək mümkün olmur. Məhlullar həlledici və həll olan maddələrdən ibarət olan bircinsli sistemdir. Başqa tərif də vermək olar : məhlullar – iki və daha artıq komponentdən və onların qarışılıqlı təsir məhsullarından ibarət olan homogen sistemdir. Məs. sulfat turşusunun suda məhlulunda su (həlledici), sulfat turşusu və hidratlaşmış H^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} ionları olur.

Məhlullar aqreqat halına görə 3 qrupa bölünür : qaz, maye və bərk məhlullar. Bu halda həlledici - miqdarı çox olan maddələr hesab edilir. Hava qaz məhlulunun ən bariz nümunəsidir. Havada azot qazının miqdarı daha çox (78%) olduğundan, o - həlledici , digər qazlar isə (O_2 , CO_2 , Ar və s.) həll olan maddələrdir.

Təbii sular, qan, limfa, hüceyrələrarası məhlullar və s. bir sözlə həlledicisi su olan məhlullar - maye məhlullar hesab edilir. Bərk məhlullara ərintiləri, dəmir pulları, təbii mineralları və s. misal göstərə bilərik.

Maddələrin həllolma qabiliyyəti, həlledicinin müəyyən miqdarında həllolma dərəcəsiindən asılı olub, 3 qrupa bölünür :

- a. Yaxşı həll olanlar - adi temperaturda 100 qr suda 10 qr-adək maddə həll olarsa
- b. Pis həll olanlar - 100 qr suda 1 qr-adək maddə həll olarsa
- c. Praktiki həll olmayanlar - 100 qr suda 0,01 qr-a qədər maddə həll olarsa

Ümumiyyətlə praktiki olaraq suda həll olmayan maddə yoxdur.

MADDƏLƏRİN HƏLL OLMASI VƏ HƏLLOLMANIN TEMPERATURDAN ASILILIĞI

Maddələrin suda həll olması ilk növbədə onun tərkibindən və quruluşundan asılıdır. Müəyyən edilmişdir ki, «oxşar – oxşarda» həll olur. Məs. Qeyri-polyar və az polyar həlledicilərdə elə birləşmələr yaxşı həll olur

ki, onların molekulları qeyri-polyar və ya az polyar olsun. Polyarlığı çox olan maddələr (su, qeyri-üzvi duzlar və s.) belə həlledicilərdə həll olmur. Əksinə, polyarlığı çox olan həlledicilərdə – su, spirt, maye ammoniyak və s. - polyar, yaxud ion tipli maddələr yaxşı, qeyri-polyar maddələr isə pis həllolur.

Temperatur bu və ya digər dərəcədə həllolmaya təsir edir. Temperatur artdıqca bir sıra bərk maddələrin, məs. K, Pb, həmçinin ammonium – nitrat duzlarının həllolma qabiliyyəti artır, bəzi birləşmələrdə isə temperatur həll olmaya az təsir göstərir. Məs. 0⁰ C-də 100 qr suda 35,6 q NaCl həll olduğu halda, 100⁰C-də bu miqdlar cəmi 3,5 q artır. Temperatur Li-sulfat və Ca-asetat-ın həll olmasına həttə mənfi təsir göstərir. Kristallhidratların həllolma qabiliyyəti müəyyən temperatura qədər artdıqdan sonra azalar. Bu, onların aşağı hidratlaşmış vəziyyətə keçməsilə izah olunur.

Mayelərdən etil spirti, aseton, sirkə turşusu, nitrat, xlorid, sulfat turşuları suda istənilən nisbətdə həll olur. Bəzən həllolma zamanı məhlulun ümumi həcmi azalır. Məs. 500 ml su ilə 500 ml spirtin qarışığından 1000 ml yox , 965 ml məhlul alınır. Əlbəttə bu, molekullar arasında hidrogen rabitəsinin yaranması ilə əlaqədardır. (Mendeleevin doktorluq işi bundan bəhs edir).

Bir-birilə qarışmayan 2 həlledicidə 3-cü maddənin həllolma qabiliyyətini öyrənən fr. alimi M. Bertlo və Yunkfleym paylanma qanunu kəşf etmişlər : Eyni temperatur və təzyiqdə bir-birilə qarışmayan 2 həlledicidə üçüncü maddənin həll olmasından alınan məhlulların qatılıqlarının nisbəti, həll olan maddənin qatılığından asılı olmayıb sabit kəmiyyətdir :

$$\frac{C_1}{C_2} = K, \quad \text{burada } C_1 \text{ və } C_2 - \text{həll olan maddənin müvafiq}$$

həlledicilərdəki qatılığı, K-paylanma əmsalı.

Paylanma qanunundan ekstraksiya prosesində – məhlulda bir maddənin digər həlledicinin vasitəsilə ayrılmasında istifadə edilir.Məs. içərisində yod olan suya benzol əlavə etsək, yod benzolda daha yaxşı həll olduğundan tədricən benzola keçir.

Qazların suda həllolma qabiliyyəti də müxtəlifdir Məs. Normal şəraitdə 1 l suda 21,7 ml H₂, 23,5 ml N₂, 49 ml O₂, 80 ml SO₂, 500 ml HCl, 1300 ml NH₃ həll olur. Bir qayda olaraq temperatur artdıqca qazların suda həll olması azalır.

Qazların mayelərdə həll olmasının təzyiqdən asılılığı 1803-cü ildə Henri tərəfindən müəyyən edilmiş və Henri qanunu ilə ifadə edilir : Sabit temperaturda qazların mayelərdə həllolma qabiliyyəti, onun məhlul üzərindəki təzyiqi ilə düz mütənasibdir. *Bu qanun həllolma qabiliyyəti az*

olan və həlledici ilə reaksiyaya girməyən qazlara şamil edilir. Qanunun riyazi ifadəsi belədir :

$$C = K P$$

Burada : C – qazın məhluldakı qatılığı, P- qazın təzyiqi, K- mütənasiblik əmsali olub, Henri əmsali da adlanır. Qaz qarışığının həllolması zamanı, təzyiq «parsial təzyiq» ifadəsilə əvəz olunur. Bunu Dalton öyrəndiyindən qanun – Henri-Dalton qanunu adlanır. Parsial təzyiq qaz qarışığında hər bir qazın təklikdə göstərdiyi təzyiqdir. Məlumdur ki, havada təxminən 20% O₂, 80% N₂ vardır. Deməli havada onların parsial təzyiqi 0,2 və 0,8 atm. olacaqdır :

$$P(O_2) = \frac{1 \cdot 20}{100} = 0,2 \text{ atm.} \quad P(N_2) = \frac{1 \cdot 80}{100} = 0,8 \text{ atm.}$$

MƏHLULLAR HAQQINDA NƏZƏRİYYƏLƏR

Məhlullar haqqında 3 nəzəriyyə mövcuddur :

1. Fiziki nəzəriyyə
2. Kimyəvi nəzəriyyə
- 3 Fiziki-kimyəvi nəzəriyyə

Fiziki nəzəriyyə Vant-Hoff və S. Arrenius tərəfindən 1887-ci ildə irəli sürülmüşdür. Nəzəriyyədə həll olan maddə hissəciklərilə həlledici arasında qarşılıqlı təsir inkar edilir, nəzərə alınmır. Başqa sözlə desək, fiziki nəzəriyyə məhlullara maddələrin mexaniki qarışığı kimi baxırdı.

Həmin il D. Mendeleyev məhlulların kimyəvi nəzəriyyəsini – hidrat nəzəriyyəsini irəli sürür. Bu nəzəriyyəyə görə məhlul həll olan maddə hissəcikləri ilə həlledici arasında qarşılıqlı təsirdən əmələ gələn sistemdir. Alınan birləşməni alim - solvatlar adladırırmışdır, Həlledici su olarsa – birləşmələr hidratlar adlanır. Bu birləşmələr ancaq məhlulda mövcuddurlar :



Bəzi maddələr suda həll edildikdə, yaxud buxarlaqdırıldıqda həlledici molekulları həll olan maddələrin tərkibində qalır. Belə maddələr kristalhidratlar adlanır :



Bu nəzəriyyələrin hər biri ayrı-ayrı qrup birləşmələrə tətbiq edilə bilər. Məs. fiziki nəzəriyyə - ideal məhlullar üçün, kimyəvi nəzəriyyə isə ion quruluşlu və polyar maddələrin məhlulları üçün doğrudur.

İdeal qazlarda olduğu kimi ideal məhlullarda da ayrı-ayrı komponentlər arasında qarşılıqlı təsir qüvvəsi nəzərə alınmır. Bu məhlullarda istilik effekti yaranmır. Misal olaraq maye karbohidrogenlər qarışığından ibarət olan benzini, kerosini, benzol- toluol qarışığını və s. göstərmək olar.

Hazırda məhlullara fiziki-kimyəvi sistem kimi baxılır. Bu nəzəriyyənin müəllifləri Kablukov və Kistyakovskidir.

MƏHLULLARIN QATILIĞI

Həlləddici və ya məhlulun müəyyən miqdarında həll olan maddə miqdarına məhlulun qatılığı deyilir. Həll olan maddənin miqdarına görə məhlullar – doymamış, doymuş və ifrat doymuş məhlullara bölünür.

Sabit temperaturda həlləddicinin müəyyən miqdarında həll olmuş maddənin artıq miqdarı həll olursa, belə məhlul doymamış məhlul, maddənin artıq miqdarı həll olmursa isə – doymuş məhlul adlanır. Maddələrin, otaq temperaturundan yüksək temperaturda hazırlanmış məhlulunu soyutduqda ifrat doymuş məhlul alınır. Soyutma prosesi elə aparılmalıdır ki, məhlulda kristallaşma baş verməsin. İfrat doymuş məhlullarda həll olmuş maddənin miqdarı doymuş məhluldakından çox olur. Belə məhlul davamsız olur və azacıq titrəyişdən, yaxud məhlula az miqdarda salınmış kristall hissəciyin təsirindən kristallaşma prosesi baş verir. İfrat doymuş məhlulu rus alimi Lovits öyrənmişdir.

Məhlulun qatılığını dəqiq ifadə etmək üçün aşağıdakı 5 üsuldan istifadə edilir :

1. Faizli qatılıq və ya faizli məhlul – məhlulun 100 qramında həll olmuş maddənin qramlarla miqdarıdır. Aşağıdakı düsturla ifadə olunur :

$$C\% = \frac{m}{m_1} \cdot 100\%$$

burada , m – həll olan maddənin, m_1 – məhlulun kütləsidir.

$m_1 = \rho V$ olduğundan yazarıq:

$$C\% = \frac{m}{\rho V} \cdot 100$$

$$\rho \cdot V$$

Burada, ρ - məhlulun sıxlığı, V - məhlulun həcmidir.

Məsələ. 10 qr şəkərdən və 100 qr sudan ibarət olan məhlulun qatılığını tapmaq:

Həlli : Öncə məhlulun kütləsi tapılır : $m_1 = 100 + 10 = 110$ qr məhlul

$$C\% = \frac{10}{110} \cdot 100 = 9,9 \%$$

2. Molyar qatılıq və ya molyar məhlul – məhlulun 1 litrində həll olan maddənin mol sayı ilə ifadə olunur. Aşağıdakı düsturla hesablanır

$$C_M = \frac{n}{V}$$

Burada, n – həll olan maddə mollarının sayı, V – məhlulun həcmidir

$$n = \frac{m}{M} \text{ olduğundan, } C_M = \frac{m}{MV} \text{ olar.}$$

Burada, M – həll olan maddənin molyar kütləsi, m – onun kütləsidir.

Məhlulun həcmi millilitrə verilərsə, molyar qatılıq aşağıdakı düsturla hesablanır:

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M V}$$

Molyar məhlul hazırlamaq üçün maddənin 1 molunun kütləsini (M) bilmək lazımdır. Məs. 1 mol NaHCO_3 –ün kütləsi 84 qramdır. Bu miqdar suda həll edilir və üzərinə 1litr oluncayadək su əlavə edilir. Belə məhlulun qatılığı 1molyardır – 1M.

3. Normal qatılıq və ya normal məhlul - Məhlulun 1 litrində həll olmuş maddənin qram ekvivalentlərlə miqdarıdır. Aşağıdakı düsturla hesablanır

$$C_N = \frac{m}{E V}$$

$$\text{Məhlulun həcmi ml} - \text{lə verilərsə, onda : } C_N = \frac{m \cdot 1000}{E V} \quad \text{olar}$$

Burada , m – həll olan maddənin kütləsi, E – maddənin qram ekvivalenti, V – məhlulun həcmidir.

Normal məhlul hazırlamaq üçün maddənin 1 molunun ekvivalentini birlmək lazımdır.

Əsasların qram ekvivalenti onların molyar kütləsinin , əsasın tərkibində olan OH- qruplarının sayına bölünməsindən alınan kəmiyyətə bərabərdir

$$E (\text{Ca (OH)}_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ q}$$

Turşuların qram ekvivalenti onların molyar kütləsinin turşunun əsaslığına (yaxud H-atomlarının sayı) bölünməsindən alınan kəmiyyətə bərabərdir.

$$E (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ q}$$

Duzların qram ekvivalenti onların molyar kütləsinin duzun tərkibində olan metal atomlarının sayının metalın valentinə vurma hasilinə bölünməsindən alınan kəmiyyətə bərabərdir

$$E (\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ q}$$

4. Molyal qatılıq və ya molyal məhlul - həlledicinin 1000 qramında həll olan maddənin mollarının sayı ilə ifadə olunur və riyazi olaraq belə göstərilir

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M V}$$

Burada , m - həll olan maddənin , m_1 - həlledicinin kütləsi, M – həll olan maddənin molyar kütləsidir. Molya məhlulun hazırlanmasında temperatur nəzərə alınmır. 1000 qram həlledicidə 1 mol maddə həllolursa, deməli, həmin məhlulu 1 molyal məhluldur, mol / kq ilə ifadə olunur.

5. Titrli qatılıq və ya titrli məhlul - məhlulun 1 ml-də həll olmuş maddənin qramlarla miqdarını göstərir və aşağıdakı formulla ifadə edilir

$$T = \frac{m}{1000} = \frac{C_N \cdot E}{1000}$$

Burada, T – məhlulun titri, m - 1000 ml məhlulda həll olmuş maddənin kütləsi, C_N - məhlulun normal qatılığı, E – həll olmuş maddənin ekvivalentidir.

Məhlulun normal qatılığı və maddənin ekvivalenti məlum olarsa, məhlulun 1ml-də olan maddənin miqdarını, başqa sözlə desək, məhlulun titrini hesablamaq olar.

QEYRİ-ELEKTROLİTLƏRİN DURU MƏHLULLARININ XASSƏLƏRİ

Məlumdur ki, məhlul və ya hər hansı maye üzərində həmişə müəyyən temperatura müvafiq və həmin maye ilə tarazlıqda olan doymuş buxar olur ki, onlar da buxar təzyiqlərinə malikdirlər. Həmin həllediciyə uçucu olmayan maddə daxil edilərsə, bu zaman sistemin tarazlığı pozular və həlledicinin buxar təzyiqi isə bu halda aşağı düşər. Bu asılılığı fr.alimi Raul öyrənmiş (1887) və özünün 1- qanununda əks etdirmişdir : Məhlul üzərində doymuş buxar təzyiqinin saf həllediciyə nisbətən aşağı düşməsi , həll olan maddənin mol payı ilə düz mütənasibdir

$$P_1 = P_0 C$$

Burada P_1 - həlledicinin məhlul üzərindəki buxar təzyiqi, P – saf həlledici üzərindəki buxar təzyiqi, C - məhlulun mol hissələrlə qatılığıdır

Raulun II qanunu məhlulun qaynama və donma temperaturlarına əsaslanır : Qeyri-elektrolit məhlullarının qaynama temperaturunun artması və donma temperaturunun aşağı düşməsi onların molyal qatılığı ilə düz mütənasibdir.

$$\Delta t = KC \text{ və yaxud}$$

$$T_{\text{qay.}} = E C, \quad T_{\text{don.}} = KC$$

Burada E – ebulioskopik sabit, K - krioskopik sabitdir

Əgər 1000 qram suda 1 mol maddə həll olarsa, suyun qaynama temperaturu $0,52^\circ\text{C}$ artar, donma temperaturu isə $1,86^\circ\text{C}$ aşağı düşər, yəni

$$T_{\text{qay.}} = 100 + 0,52 = 100,52^{\circ}$$

$$T_{\text{don.}} = - 1,86^{\circ} \text{ olar}$$

Qazlarda olduğu kimi çox duru məhlullarda da həll olan maddə hissəcikləri xaotik hərəkətdədir. Qatı məhlula su, yaxud duru məhlul əlavə edilərsə, həll olan maddə hissəcikləri qatı məhluldan – suya, su hissəcikləri isə duru məhluldan - qatı məhlula keçəcəkdik. Bu hadisə – diffuziya adlanır. Əgər bu iki maye arasına yarımsızdırıcı arakəsmə qoysaq, bu halda birtərəfli diffuziya hadisəsi baş verər, yəni su hissəcikləri duru məhluldan qatı məhlula keçər. Belə birtərəfli diffuziya – osmos, yaranan təzyiq isə osmos təzyiqi adlanır.

Osmos təzyiqi Vant-Noff qanını ilə xarakterizə olunur: Məhlulun osmos təzyiqi həll olan maddənin qaz hala keçdikdə eyni temperaturda məhlulun həcminə bərabər həcmdə göstərə biləcəyi təzyiqə bərabərdir.

$$PV = nRT; \quad P = \frac{nRT}{V}; \quad \frac{n}{V} = C \text{ isə, onda} \quad P = CRT$$

Burada, R – universal qaz sabiti, 8,31 C/mol, T – mütləq temperatur, C – qatılıqdır.

Osmos təzyiqi temperatur və qatılıqda asılı olduğu halda, həlledicinin və həll olan maddənin təbiətindən demək olar ki, asılı deyil. Bu səbəbdən müxtəlif qeyri-elektrolitlərin ekvi-molyar məhlullarının osmos təzyiqləri eyni olur. Məs. karbamid, qliserin, şəkər və s. Bu kimi qeyri-elektrolitlərin 1 molyar məhlullarının osmos təzyiqləri eyni olub - 24,4 atm. bərabərdir. Osmos təzyiqləri bərabər olan belə məhlullar - izotonik məhlullar adlanır.

Raul və Vant-Hoff qanunları ancaq qeyri-elektrolitlərin qatı məhlulları və elektrolitlərin duru məhlulları üçün doğrudur. Bu qanunlara tabe olan məhlullara ideal məhlullar deyilir.

Osmos hadisəsindən müxtəlif məqsədlər üçün, məs. həll olan maddənin molekulyar kütləsinin təyin edilməsində, suyun təmizlənməsində və s. istifadə edilir.

Osmos hadisəsinin canlı orqanizmdə rolu xüsusilə böyükdür. Hüceyrələrin divarları yarımsızdırıcı xassəyə malik olduğundan (bioloji membranlar), suyun və digər maddələrin torpaqdan bitki orqanizminə keçməsi məhz osmos hadisəsilə bağlıdır.

ƏDƏBİYYAT

1. V. M. Abbasov və başq. «Ümumi kimyanın əsasları». Bakı, 2000

2. Ə.B. Əliyev və başq. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya». Bakı, 1987
3. Z. Ş. Qarayev «Qeyri-üzvi kimya». Bakı, 1983
4. İ. U. Lətifov və başq. «Kimya». Bakı, 1993,

MÖVZU 7

ELEKTROLİT MƏHLULLAR. ELEKTROLİTİK DİSSOSİASIYA

PLAN

1. Elektrolitlər və qeyri-elektrolitlər
2. Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsi və onun müddəaları
3. Dissosiasiya dərəcəsi, ona təsir edən amillər
4. Elektrolitlərin dissosiasiyası : turşu, əsas və duzların dissosiasiyası
5. İon - molekulyar tənliklər
6. Duzların hidrolizi

Elektrolitlər və qeyri – elektrolitlər.

Elektrikkeçiricilik ilk dəfə bərk maddələr sahəsində öyrənilmişdir. Bu işdə ilk təşəbbüsü Pribaltika alimi Qrutqus həyata keçirmişdir. O, 1818-ci ildə müəyyən etmişdir ki, ərintilərin elektrik keçirməsinə səbəb elektrik cərəyanının təsiri nəticəsində onların molekullarının müsbət və mənfi yüklü hissəciklərə parçalanmasıdır, hansı ki, sonra müvafiq elektrodlar tərəfindən cəzb olunur.

XIX əsrin ortalarında ing. alimi Faradey müxtəlif məhlulların elektrikkeçiriciliyi sahəsində apardığı tədqiqatlardan o nəticəyə gəlir ki, onlardan bəziləri elektrik cərəyanını keçirir, bəziləri isə keçirmir. Buna səbəb kimi alim məhlulda elektrik cərəyanının təsirindən yüklü hissəciklərin əmələ gəlməsini göstərir. Həmin hissəcikləri alim «ionlar» adlandırır və elmə elektrolit və qeyri-elektrolit anlayışlarını daxil edir. O, *məhlulları elektrik cərəyanı keçirən maddələri - elektrolitlər, məhlulları elektrik cərəyanını keçirməyən maddələri isə qeyri-elektrolitlər adlandırır*. Faradey belə heyab edirdi ki, elektroliz zamanı elektrolit məhlullarında əmələ gələn ionlar elektrodla doğru hərəkət edir ki, məhz bunun da nəticəsində məhlul elektriki keçirir. Deməli, ərintilər və suda məhlulları elektrik cərəyanını keçirən maddələr elektrolitlər adlanır. Duz, turşu və əsasların əksəriyyəti elektrolitlərdir. Üzvi maddələrin çoxu istər ərimiş, istərsə də məhlul halında elektriki keçirmədiklərindən qeyri-elektrolitlər

hesab olunur. Elektrolit məhlullar Vant-Hoff və Raul qanunlarına tabe olurlar. Məs. NaCl – in krioskopik üsulla təyin edilmiş molekul kütləsi, onun həqiqi molekul kütləsindən iki dəfə çoxdur. Digər tərəfdən onun molyal məhlulunun donma temperaturunun azalması Raul qanunlarına görə $1,86^{\circ}\text{C}$ olmalı idi. Əslində isə həmin məhlulun donma temperaturu bu rəqəmdən 2 dəfə çox olur. Əlbəttə ki, buna səbəb NaCl molekulunun Na və Cl ionlarına ayrılması ilə ələqədardır.

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsi.

Elektrolit məhlulların Vant-Hoff və Raul qanunlarından kənara çıxması səbəbi 1887-ci ildə İsveç alimi S. Arrenius tərəfindən izah edildi. Arrenius məhlulların elektrik keçirməsini ölçməklə, onların osmos təzyiqini və buna əsasən də izotonik əmsalının qiymətini hesablamışdır. Apardığı müşahidələrin əsasında o, Qrotqusun nəzəriyyəsindən fərqli olaraq belə bir nəticəyə gəlmişdir ki, məhlulda elektrolit molekulların daha kiçik hissəciklərə parçalanması elektrik cərəyanının təsiri olmadan baş verir. Arrenius məhlulun elektrikkeçirmə qabiliyyəti ilə onun osmos təzyiqi arasındakı əlaqəni izah etmək üçün elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsini irəli sürür. Bu nəzəriyyəyə görə elektrolitlər suda həll olarkən elektrik yüklü hissəciklər - ionlara dissosiasiya edir.

(Alim bu kəşfinə görə olduqca çox təsirlərə məruz qalır. Onu hətta akad. Kleve təhqir edərək dəli adlandırır. Və çox maraqlıdır ki, bu kəşfinə görə 1903-cü ildə Nobel mükəyyatına layiq görülmə mükafatı məhz Kleve təqdim etmişdir).

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinin müddəaları aşağıdakılardır :

1. Elektrolitlər suda həll olarkən onların molekulları müsbət və mənfi ionlara ayrılır. Məhluldan elektrik cərəyanı keçdikdə , müsbət yüklü ionlar – katoda, mənfi yüklü ionlar isə – anoda doğru hərəkət edir. Bu səbəbdən müsbət yüklü ionlar – kationlar, mənfi yüklü ionlar isə – anionlar adlanır.

2. Dissosiasiya nəticəsində əmələ gələn kationların müsbət yüklərinin cəmi, anionların mənfi yüklərinin cəminə bərabər olduğundan məhlul bütövlükdə neytraldır.

3. Dissosiasiya dənən prosesdir.

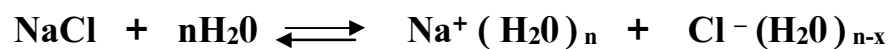
İonlar xassəcə atom və molekullardan fərqlənir. Məs. Na atomu sərbəst halda suyu parçaladığı halda , ion halda belə təsirə malik olmur, eləcə də Cl qazı zəhərli olduğu halda, ion halında zərərsizdir.

Arrenius məhlulların fiziki nəzəriyyəsinin tərəfdarı olduğundan həll olan maddə ilə həlledici arasındakı qarşılıqlı təsiri nəzər almırdı. Elə alimin

də ən böyük səhvi bunda idi. Buna görə də o, dissosiasianın yaranma mexanizmini izah edə bilmədi.

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinin sonrakı inkişafı rus alimlərindən L.Pisarjevski, V.Kistiyakovski və xüsusilə N.Kablukovun xidmətlərilə əlaqədardır.

Mendeleyevin məhlulların kimyəvi nəzəriyyəsinə əsaslanaraq N. Kablukov 1891-ci ildə göstərmişdir ki, elektrolitin ionlara ayrılmasına səbəb onun polyar su molekulları ilə qarşılıqlı təsirdə olmasıdır. Alimə görə hər hansı bir duzu (məs. NaCl) suda həll etdikdə suyun polyar molekullarının mənfi qütbü ilə Na^+ - ionları, müsbət qütbləri ilə isə Cl^- ionları bir-birini cəzb edir, nəticədə kristaldan ionlar qoparaq məhlula keçir və hidratlaşma baş verir.



Kationların ölçüsü anionların ölçüsündən böyük olduğu üçün onlar su molekullarını daha böyük qüvvə ilə cəzb edir.

Kristall qəfəsi ion quruluşlu olan maddələrlə yanaşı, polyar kovalent rabitəli molekullar da suda ionlara ayrılır. Məs. HCl suda həll olduqda, suyun dipol molekullarının təsirindən onun qütbləri arasındakı məsafə uzanır və nəticədə atomlar arasındakı rəqiblik qırılır: bununla məhlulda H^+ və Cl^- ionları əmələ gəlir ki, bunlar da hidratlaşmış ionlar halında olur.

Dissosiasiya dərəcəsi və dissosiasiya sabiti

Qüvvətli elektrolitlər tam dissosiasiya etdikləri halda, zəif elektrolitlərin dissosiasiyası dönmə prosesidir. Bu səbəbdən də dissosiasiya dərəcəsi anlayışı əmələ gəlir. Dissosiasiya dərəcəsi (α) - ionlara ayrılan molekulların (n) həll olmuş molekulların ümumi sayına (N) olan nisbətinə deyilir.

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100$$

Dissosiasiya dərəcəsinin qiymətinə görə elektrolitlər 3 qrupa bölünürlər:

1. Zəif elektrolitlər ($\alpha < 20\%$)

NH_4OH , CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2S və s.

2. Orta qüvvətli elektrolitlər ($\alpha = 20 - 50\%$)

H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ və s.

3. Qüvvətli elektrolitlər ($\alpha > 50\%$)

KOH , NaOH , HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , NaCl və s.

Dissosiasiya dərəcəsinə aşağıdakı amillər təsir göstərir :

1. Həll olan maddənin və həlledicinin təbiəti
2. Maddələrin qatılığı
3. Temperatur

Dissosiasiya dərəcəsinin temperaturdan asılılığını alman alimi Ostvald öyrənmiş və duruluşma qanunu kəşf etmişdir : Məhlul nə qədər duru olarsa , dissosiasiya dərəcəsi bir o qədər böyük olar

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Burada K - dissosiasiya sabitidir.

Zəif elektrolitin dissosiasiyası ümumi olaraq aşağıdakı kimi göstərilir :



Belə tarazlıq sisteminə kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etsək, yazara bilərik :

$$K = \frac{[\text{A}^+] [\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

Tarazlıq sabiti olan K – bu halda dissosiasiya sabiti adlanır.

Dissosiasiya sabiti elektrolitlərin ionlara dissosiasiya etməsini xarakterizə edir. Onun qiyməti böyük olduqca, elektrolit bir o qədər yaxşı dissosiasiya edir. Dissosiasiya sabiti qatılıqdan asılı olmayıb, elektrolitin, həlledicinin təbiətindən və temperaturdan asılıdır.

Elektrolitlərin dissosiasiyası.

Ayrı – ayrı elektrolitlərin dissosiasiya dərəcəsini ölçməklə müəyyən edilmişdir ki, onların ionlara ayrılma qabiliyyəti, hətta məhlulun qatılığı eyni olduqda belə, müxtəlifdir. Məs. qatılığı 0,1 n olan məhlulda HCl və HNO_3

turşuları tamamilə ionlara parçlandığı halda , H_2CO_3 və HCN turşuları zəif dissosiasiya edirlər. Qələvilərin və duzların əksəriyyəti yaxşı dissosiasiya edir.

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinə görə turşular – məhlulda H^+ və turşu qalıq ionları əmələ gətirən elektrolitlərə deyilir.



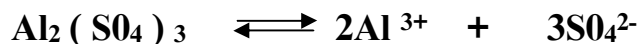
Çoxəsəli turşular pilləli dissosiasiya edirlər



Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinə görə əsaslar - məhlulda metal və hidrokisid ionlarına dissosiasiya edən elektrolitlərə deyilir. Çoxturşulu əsaslar pilləli dissosiasiya edirlər



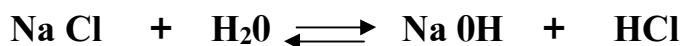
Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinə görə duzlar metal və turşu qalıq ionlarına dissosiasiya edən elektrolitlərdir. Duzlar bir mərhələdə dissosiasiya edirlər .



İon - molekulyar tənliklər.

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinə görə elektrolitlər suda həll olduqda, onların molekulları deyil, hidratlaşmış ionları iştirak edir. Odur ki, məhlulda aparılan reaksiyalar ayrı-ayrı ionlar arasında gedir və maddələrin təbiətindən asılı olaraq reaksiyalar dönən və dönməyən olurlar.

Reaksiya üçün götürülən maddələr qüvvətli elektrolitlər olduqda, məhlulda onlar yalnız ion şəklində mövcud olur. Bu səbəbdən də məhlulda heç bir dəyişiklik olmur.



Reaksiya nəticəsində əmələ gələn maddələrdən biri çöküntü, qaz, zəif dissosiasiya edən maddə, yaxud kompleks birləşmə olduqda, reaksiya axıra qədər gedər (Bertolle qaydası).

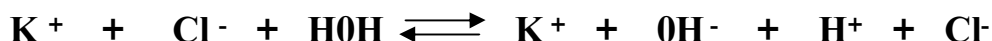
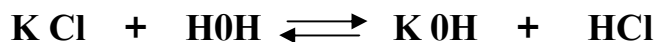
DUZLARIN HİDROLİZİ

Hidroliz - Maddələrin su ilə mübadilə reaksiyasıdır. Bu zaman zəif elektrolitlər əmələ gəlir.

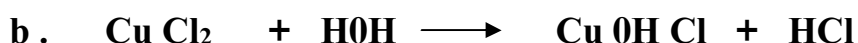
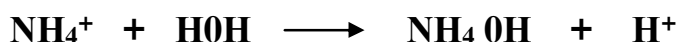
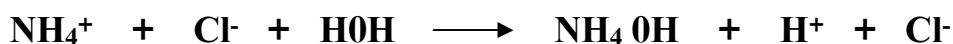
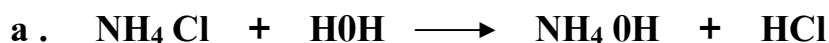
Duzların hidrolizi zamanı turşu və əsas alınır. Buna görə duzlara turşu və əsasların qarşılıqlı təsir məhsulu kimi baxılır.

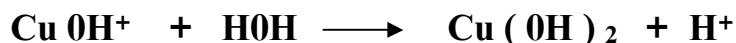
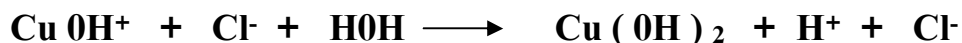
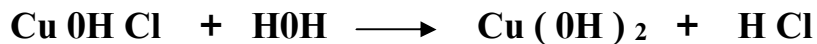
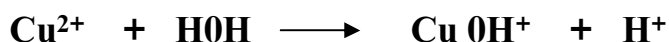
Turşu və əsasların təbiətindən asılı olaraq duzları 4 tipə bölmək olar:

1. Qüvvətli əsas və qüvvətli turşudan əmələ gələn duzlar. Belə duzlar hidrolizə uğramır. Buna səbəb reaksiya zamanı zəif elektrolitlərin alınmamasıdır. Mis. KCl , Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ və s. Məhlul neytral reaksiya göstərir. $\text{pH} = 7$ olur.

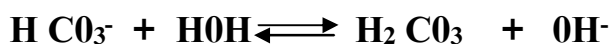
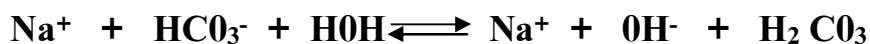
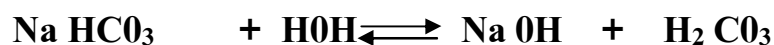
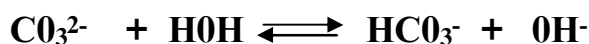
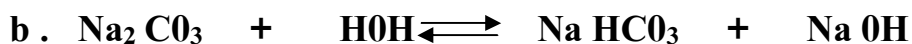
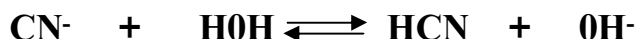
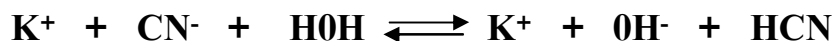


2. Qüvvətli turşu və zəif əsasdan əmələ gələn duzlar. Belə duzlar kationa görə hidrolizə uğrayırlar. Məhlul turşu mühit göstərir. $\text{pH} < 7$ olur.



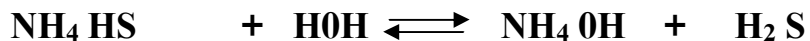
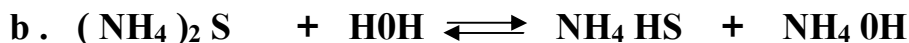


3. Zəif turşu və qüvvətli əsasdan əmələ gələn duzlar. Belə duzlar aniona görə hidrolizə uğrayır. Məhlul qələvi reaksiya göstərir. $\text{pH} > 7$ olur.



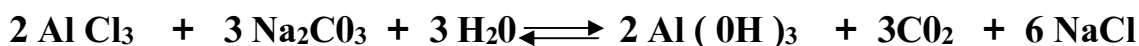
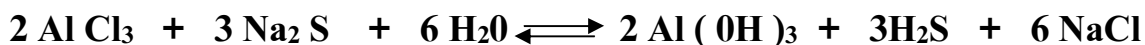
4. Zəif əsas və zəif turşudan əmələ gələn duzlar. Belə duzlar kationa və aniona görə hidrolizə uğrayırlar. $\text{pH} = 7$ olur. Hidroliz zamanı zəif turşu və zəif əsas alınır.





Mərhələli hidroliz zamanı axırncı mərhələlər zəif gedir.

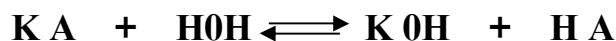
Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} ionlarının sulfid və karbonat duzlarının hidrolizi dönməyən prosesdir. Bu halda sulfid və karbonat duzlarının əvəzinə həmin metalların hidrokisid çöküntüləri alınır.



Duzların hidrolizinin miqdarı xarakterizəsi hidroliz dərəcəsi (α_h) və hidroliz sabiti - K_h ilə müəyyən olunur.

$$\alpha_h = \frac{C_h}{C}$$

Burada C_h - hidrolizə uğrayan molekulların sayı, C - həll olan maddə molekullarının ümumi sayı



tənliyi üçün hidroliz sabitini yazmaq :

$$K_h = \frac{[\text{K OH}] [\text{H A}]}{[\text{K A}]}$$

Hidroliz canlı orqanizmlərin həyat fəaliyyətində böyük rol oynayır, sənayedə isə qiymətli məhsulların alınmasında istifadə edilir.

ƏDƏBİYYAT

1. Ş. Ə. Musayev və b. Ümumi kimya, I hissə, « Maarif» nəşr. Bakı, 1989
2. İ.U. Lətifov və b. «Kimya», Bakı, 1993
3. V. M. Abbasov və b. « Ümumi kimyanın əsasları», Bakı, 2000
4. Ə. B. Əliyev və b. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya», Bakı, 1987

Mövzu 8

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları

Plan

1. Oksidləşmə dərəcəsi.
2. Oksidləşmə dərəcəsinə görə reaksiyaların tipləri
3. Oksidləşmə-reduksiya nəzəriyyəsi və onun müddəaları
4. Müxtəlif birləşmələrdə elementin oksidləşmə və reduksiya qabiliyyəti
5. Elementlərin dövrlər və qruplar üzrə oksidləşmə və reduksiya xassələrinin dəyişməsi.
6. Oksidləşmə-reduksiya reaksiyası tənliklərinin tərtibi ardıcılığı.
7. Elektron balansı üsulu.
8. Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tipləri.

Oksidləşmə dərəcəsi

Molekulda atomun vəziyyətini xarakterizə etmək üçün “oksidləşmə dərəcəsi” anlayışından istifadə edilir. Bu anlayış kimyanın əsas anlayışlarından biridir.

Oksidləşmə dərəcəsi dedikdə element atomunun birləşmədəki yükü nəzərdə tutulur. Bu zaman şərti olaraq molekulun yalnız ionlardan təşkil olunduğu qəbul edilir.

Deməli, oksidləşmə dərəcəsi anlayışı şərtidir. Çünki bildiyimiz kimi əksər birləşmələr ion xarakterli deyildir.

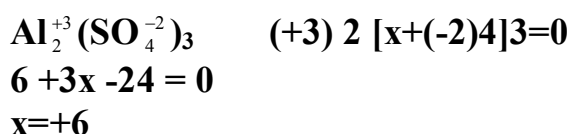
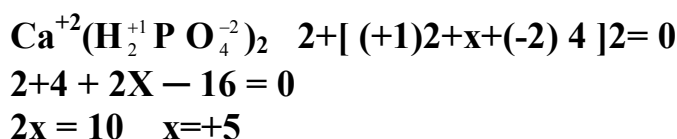
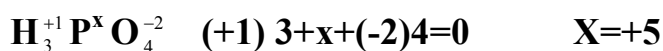
Oksidləşmə dərəcəsinin sinonimi olaraq oksidləşmə ədədi, elektrokimyəvi valentlik, oksidləşmə halı və s. işlədilir.

Birləşmədə elementin oksidləşmə dərəcəsi elektromüsbət atomlar üçün verdiyi elektronların sayı qədər müsbət, elektromənfi atomlar üçün isə aldığı elektronların sayı qədər mənfi olur. Neytral atom və qeyri-polyar bəsit molekullarda oksidləşmə dərəcəsi sıfır qəbul edilir. Beləliklə, oksidləşmə dərəcəsi müsbət, mənfi və sıfır qiymət ala bilər. Molekulda atomların oksidləşmə dərəcəsi aşağıdakı kimi göstərilir.



Burada maqneziumun oksidləşmə dərəcəsi +2, oksigeninki -2, hidrogeninki 0-dır.

Molekulda atomların oksidləşmə dərəcələrinin cəbri cəmi sıfıra bərabərdir. Bunu nəzərə alaraq mürəkkəb birləşmədə atomlardan birinin oksidləşmə dərəcəsi məlum olmazsa, onu X ilə işarə edib aşağıdakı misallarda olduğu kimi tapmaq olar.



Bir çox halda eyni element atomunun oksidləşmə dərəcəsi həmin atomun valentliyindən fərqlənir. Bunu üzvi və bəzi qeyri-üzvi birləşmələrdə daha aydın görmək olur. Üzvi birləşmələrdə karbon həmişə dördvalentli olduğu halda onun oksidləşmə dərəcəsi müxtəlif olur. Məsələn;

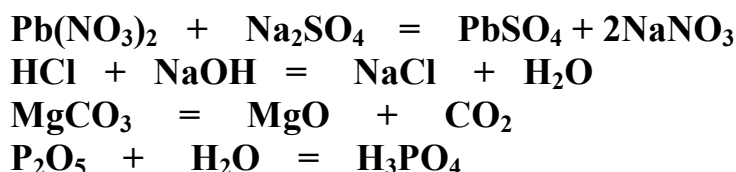
		Oksidləşmə dərəcəsi	valentlik
$\text{C}^x\text{O}_2^{-2}$	$x+2(-2)=0$	$x=+4$	4
$\text{C}^x\text{H}_4^{+1}$	$x+4(+1)=0$	$x=-4$	4
$\text{C}_2^x\text{H}_4^{+1}$	$2x+4(+1)=0$	$x=-2$	4
$\text{C}_2^x\text{H}_5^{+1}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$	$2x+6(+1)+(-2)=0$	$x=-2$	4
$\text{H}^{+1}\text{C}^x\text{H}^{+1}\text{O}^{-2}$	$(+1) 2+x+(-2)=0$	$x=0$	4

Göründüyü kimi bu birləşmələrdə karbonun valenti oksidləşmə dərəcəsinə uyğun gəlir.

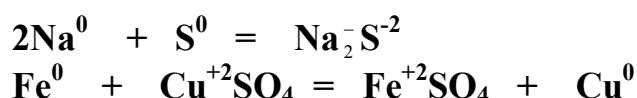
Atomların oksidləşmə dərəcəsi anlayışından oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının əmsallaşdırılmasında geniş istifadə edilir.

Oksidləşmə- reduksiya reaksiyaları.

Kimyəvi reaksiyaları iki qrupa bölmək olar. Birinci qrup reaksiyalarda iştirak edən atom və ya ionların oksidləşmə dərəcəsi dəyişmir. Bu qrupa mübadilə, eləcə də bir sıra parçalanma və birləşmə reaksiyaları daxildir.



İkinci qrup reaksiyalarda atom və ya ionlar arasında elektron mübadiləsi gedir. Bu da onların oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsinə səbəb olur.

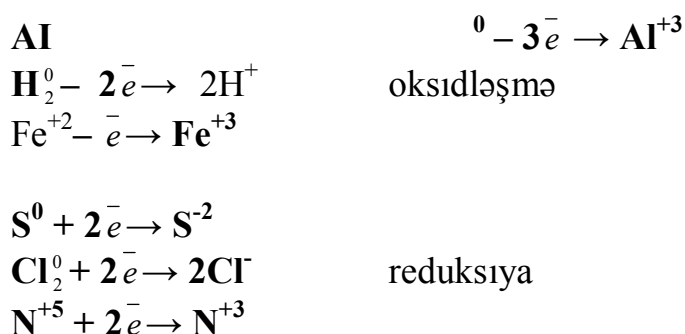


Elektron mübadiləsi nəticəsində reaksiyada iştirak edən atom və ya ionların oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsi ilə gedən reaksiyalara **oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları** deyilir.

Atom özündən elektron verdikdə müsbət, elektron qəbul etdikdə isə mənfi yüklü iona çevrilir. Bu halda verilən və ya qəbul edilən elektronların sayı atomun oksidləşmə dərəcəsinə göstərir. Elektronun verilməsi oksidləşmə, qəbul edilməsi isə reduksiya adlanır.

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyası nəzəriyyəsinin 3 müddəası var:

1. Atom, molekul, ionun özündən elektron verməsi – oksidləşmə, əksinə özünə elektron birləşdirməsi – reduksiya adlanır.



2. Özündən elektron verən atom və ya ionlar reduksiyaedici adlanır və reduksiya zamanı oksidləşir. Elektron qəbul edən atom və ya ionlar oksidləşdirici adlanır və reaksiya nəticəsində reduksiya olunur.

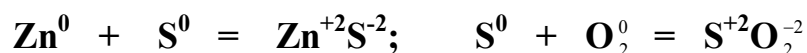
3. Oksidləşmə reduksiya ilə, reduksiya isə oksidləşmə prosesi ilə müşayiət olunur.

Qeyd etmək lazımdır ki, maddənin tərkibinə daxil olan element özünün ən aşağı oksidləşmə dərəcəsinə malik olduğu halda elektron qəbul edə bilməz. Deməli, bu halda

o, yalnız elektron verməli və buna görə də reduksiyaedici xassə göstərməlidir (H₂, H₂S, NH₃ və s.). Bəzi birləşmələrdə ion özünün orta oksidləşmə dərəcəsi vəziyyətində iştirak edir. Belə halda o, şəraitdən asılı olaraq ya oksidləşdirici, ya da reduksiyaedici xassə daşıya bilər. Məsələn, azot amonyakda -3, nitrit turşusunda +3, nitrat turşusunda isə +5 oksidləşmə dərəcəsinə malikdir. Deyilənlərə əsasən kimyəvi reaksiyalarda amonyak yalnız reduksiyaedici, nitrat turşusu isə yalnız oksidləşdirici xassə göstərməlidir. Nitrit turşusu isə həm oksidləşdirici, həm də reduksiyaedici xassə daşıya bilər. Hər iki xassəyə malik olan birləşmələrə misal olaraq H₂SO₄, K₂MnO₄, H₃PO₃, MnO₂ və s. göstərmək olar.

D.İ. Mendeleyevin elementlərin dövri sistemində soldan sağa getdikcə elementlərin reduksiyaedici xassəsi zəifləyir, oksidləşdirici xassəsi isə güclənir və halogenlərdə maksimuma çatır.

Metallarda I A, II A, eləcə də bütün B qrup elementləri kimyəvi reaksiyalarda bir və ya iki elektron verərək yalnız reduksiyaedici xassə göstərir. Eyni qrup elementlərin sıra nömrəsi artdıqca, onların reduksiyaedici xassələri də qüvvətlənir. Məsələn, VI A qrup elementi olan kükürdün oksidləşdirici xassəsi oksigenə nisbətən zəifdir. Tellur isə bəzi reaksiyalarda özünü reduksiyaedici kimi aparır. Bu da onunla izah edilir ki, eyni qrup daxilində atomların radiusları artdıqca, xarici elektron təbəqəsində yerləşən elektronların nüvə ilə əlaqəsi zəifləyir və onlar atom tərəfindən daha asan verilir. Halogenlərdən ən yüksək elektromənfiyyətə malik olan flüordur, buna görə də o, bütün reaksiyalarda oksidləşdirici xassə daşıyır. Elektromənfiyyəti nisbətən kiçik olan oksigen yalnız flüora elektron verərək reduksiyaedici xassə göstərir. Digər qeyri- metallar isə reduksiyaedici xassə daşıyır. Məsələn, kükürd metallarla reaksiyada oksidləşdirici, oksigenlə birləşdikdə isə reduksiyaedici xassə göstərir.



Mürəkkəb ionların (MnO₄⁻¹, Cr₂O₇⁻², ClO₄⁻¹, NO₃⁻¹ və s.) tərkibində metal və ya qeyri- metal atomları yüksək oksidləşmə dərəcəsinə malik olduqda onlar yalnız oksidləşdirici xassə göstərir. Həm də bu xassəni daşıyan yüksək valentli atom deyil, bütünlüklə aniondur. Başqa sözlə desək, məhlulda Mn⁺⁷, Cl⁺⁶, Cl⁺⁵, N⁺⁵, və s. kimi ionlar olmur. Bu yazılışda həmin element atomlarının göstərdiyi oksidləşmə dərəcəsi nəzərdə tutulur.

Ən çox tətbiq edilən oksidləşdirici və reduksiyaedicilər cədvəldə verilmişdir.

Bəzi oksidləşdirici və reduksiyaedicilər.

Oksidləşdiricilər	Reduksiyaedicilər
O ₂ , O ₃ , H ₂ O ₂ və duzları, qatı H ₂ SO ₄ , HNO ₃ + HCl, HNO ₃ + HF. Halogenlər, Mn ₂ O ₇ , MnO ₂ , K ₂ MnO ₄ , KMnO ₄ , CrO ₃ , xromat və bixromatlar, hipoxloritlər, xlorat və perxloratlar, elektrik cərəyanı (anodla)	Metal atomları, hidrogen, halogenid ionları, karbon, CO, H ₂ S, və duzları, SO ₂ , H ₂ SO ₃ və duzları, SnCl ₂ , FeSO ₄ , FeCl ₂ , MnSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ , HNO ₂ , NH ₃ , N ₂ H ₄ , NH ₂ OH, NO, H ₃ PO ₄ , H ₃ AsO ₃ , aldehidlər, spirtlər, qarışqa və oksalat

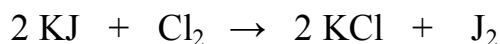
	turşuları, qlükoza və s. elektrik cərəyanı (katodda)
--	--

Oksidləşmə - reduksiya reaksiyalarının tənliklərini düzəltmək üçün iki üsuldən istifadə olunur:

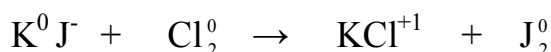
1. Elektron balansı üsulu
2. İon – elektron üsulu.

Hər iki üsulda reduksiyaediciyin verdiyi elektronların sayı oksidləşdiricinin qəbul etdiyi elektronların sayına bərabər olmalıdır. Elektron balansı üsulu ilə oksidləşmə - reduksiya reaksiyalarının tənliklərinin düzəldilməsi aşağıdakı mərhələlər üzrə aparılır.

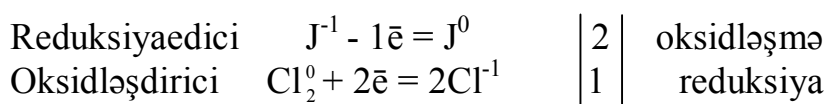
1. Reaksiyaya daxil olan və reaksiyadan alınan maddələrin formulları yazılır və reaksiyanın istiqaməti oxla göstərilir.



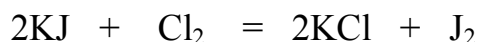
2. Oksidləşmə dərəcəsini dəyişən atom və ya ionların oksidləşmə dərəcəsi təyin edilir və tapılan rəqəmlər onların kimyəvi işarəsi üstündə yazılır.



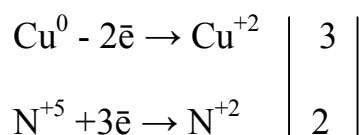
3. Elektron tənliyi tərtib edilir, verilən və qəbul edilən elektronların sayını bərabərləşdirmək üçün tapılan əmsalların yeri dəyişdirilir və mümkün olan hallarda onların arasında ixtisar aparılır.

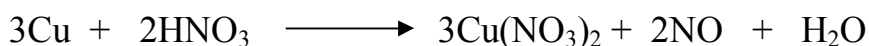


4. Tapılan əmsallar oksidləşdirici və reduksiyaediciyin qarışığında yazılır, tənliyin hər iki tərəfi bərabərləşdirilir və ox işarəsi bərabərlik işarəsi ilə əvəz olunur.

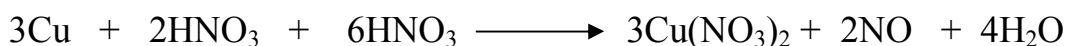


Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tənliklərini tərtib etdikdə yadda saxlamaq lazımdır ki, reaksiya neytral mühitdə gedirsə - suyun, turşu mühitdə gedirsə - turşunun, əsasi mühitdə gedirsə, əsasın miqdarı tənliyə sonradan əlavə edilə bilər.

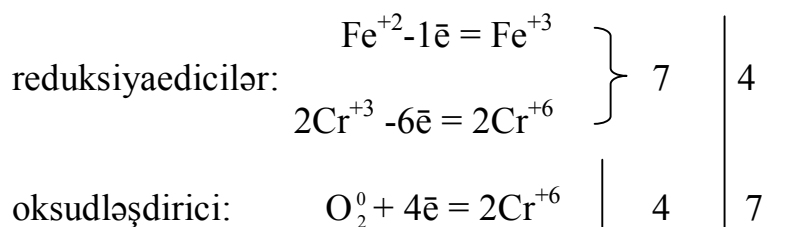
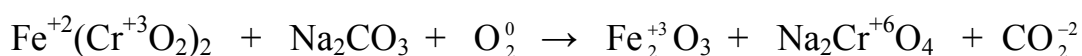




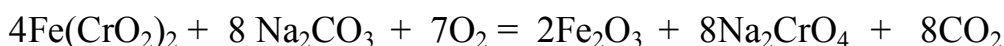
Tənlikdən aydın olur ki, misin üç atomunun oksidləşməsinə iki mol nitrat turşusu sərf olunur. Reaksiya nəticəsində üç mol mis 2-nitratın alınması göstərir ki, nitrat turşusunun altı molu düzun əmələ gəlməsinə sərf olunmuşdur. Deməli, reaksiyada səkkiz mol turşu iştirak edir.



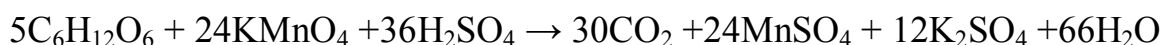
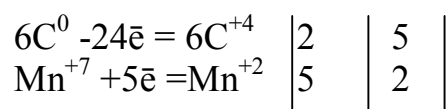
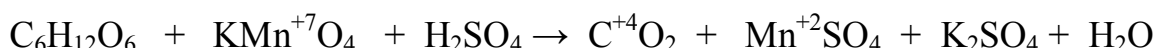
Bəzi hallarda reaksiyada oksidləşmə dərəcəsi dəyişən elementlər çox olur. Məsələn, reaksiyada iki reduksiyaedici iştirak edərsə, reduksiyaedicilərin verdiyi elektronların hamısı bir oksidləşdirici tərəfindən qəbul edilir.



Elektron tənliyindən göründüyü kimi reduksiyaedicilərin verdiyi yeddi elektron oksigen atomları tərəfindən qəbul edilmişdir.



Üzvi birləşmələrin iştirakı ilə gedən oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tənlikləri də qeyri-üzvi birləşmələrin iştirakı ilə gedən reaksiyaların tənlikləri kimi tərtib edilir.

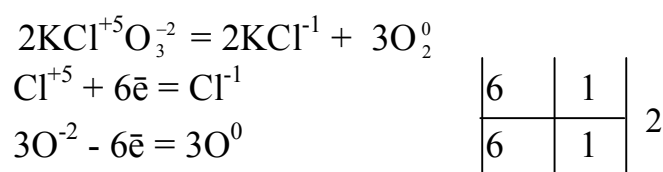
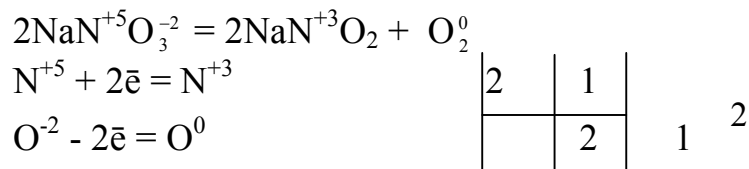


İon-elektron üsulu (yarımreaksiya) elektrolitlərin sulu məhlullarında gedən oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarına tətbiq edilir. Bu üsul reduksiyaedicinin oksidləşməsi və oksidləşdiricinin reduksiya olunması proseslərinin ion tənliklərinin tərtib edilməsinə əsaslanır ki, bunlar da sonradan vahid tənlik şəklində ümumiləşdirilir. Tənliklərdə qüvvətli elektrolitlər ion şəklində, zəif və qeyri-elektrolitlər, eləcə də çöküntü və qaz halında ayrılan maddələr molekul şəklində yazılır.

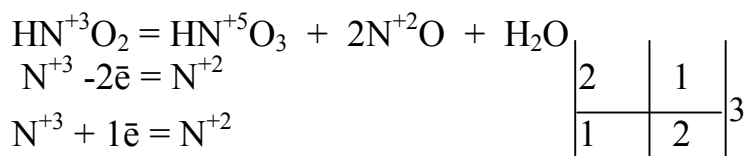
Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının aşağıdakı növləri məlumdur.

1. **Atomlararası və ya molekullararası oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları.** Bu reaksiyalarda oksidləşdirici və reduksiyaedici müxtəlif maddələr olur. Yuxarıda göstərilən oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları da bu qrupa aiddir. Xüsusi hal kommutasiya adlanır.

2. **Molekuldaxili oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları.** Bu halda oksidləşdirici və reduksiyaedici eyni birləşmənin tərkibinə daxil olur. Onlar müxtəlif və eyni elementlər olaq bilər.



3. **Öz-özünə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları.** Bu halda oksidləşdirici, həm də reduksiyaedici eyni oksidləşmə dərəcəsinə malik olan eyni elementin atomları və ya ionlarıdır.



Belə reaksiyalara disproporsiya (dismutasiya) reaksiyaları da deyilir.

ƏDƏBİYYAT

1. Ş. Musayev və b. Ümumi kimya I hissə. "Maarif" nəşr, Bakı. 1989.
2. Ə. Əliyev və b. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. "Maarif" nəşr, Bakı, 1987.
3. Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. "Maarif", Bakı, 1983.
4. R. Mustafayev, L. Quliyeva. Qeyri-üzvi birləşmələrin kimyəvi xassələri. Bakı, 2005.

M Ö V Z U 9

ELEKTROKİMYƏVİ PROSESLƏR. ELEKTROLİZ. METALLARIN KORROZİYASI.

PLAN

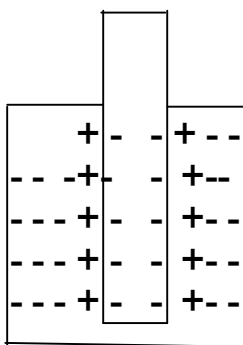
1. Elektrokimyəvi proseslər.
2. Potensiallar fərqi - elektrod potensialı
3. Qalvanik elementlər
4. Cu – Zn sistemi üçün qalvanik element
5. Nernst tənliyi/ Elektrik hərəkət qüvvəsi
6. Metalların gərginlik sırası
7. Elektroliz, elektroliz qanunları
8. Metalların korroziyası
9. Korroziyadan mühafizə

ELEKTROKİMYƏVİ PROSESLƏR

Kimyəvi enerjinin elektrik enerjisinə və ya əksinə çevrilməsi prosesləri elektrokimyəvi proseslər adlanır.

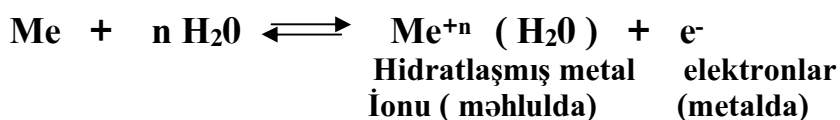
Kimyəvi enerjinin elektrik enerjisinə çevrilməsi prosesi praktiki olaraq qalvanik elementlərdə baş verir. Qalvanik elementlərdə elektrik cərəyanının əmələgəlmə mexanizmini izah etmək üçün mövcud olan nəzəriyyələrdən ən sadəsi alman alimi Nernst tərəfindən irəli sürülmüşdür.

Məlumdur ki, metalların kristal qəfəslərinin küncələrində müsbət yüklü ionlar yerləşir, valent elektronları isə onların aralarında sərbəst şərəkət edir. Metal lövhə suya salındıqda, onun səthindəki ionlar suyun polyar molekullarının təsirindən qoparaq hidratlaşmış halda su mühitinə keçir. Nəticədə lövhənin yaxınlığında məhlul - müsbət yüklənir, metalın üzərində isə mənfi yük əmələ gəlir.



Metalın səthində elektronların sayı artdıqca, məhlula keçən ionlar yenidən cəzb

olunur, nəticədə metaldan məhlula və məhluldan metala keçən ionlar arasında tarazlıq halı yaranır.



Cəzb olunmuş metal ionları tarazlıq halında metalın səthində ikiqat elektrik təbəqəsi əmələ gətirir. Nəticədə metalla məhlulun səthində potensiallar fərqi yaranır. Buna elektrod potensialı və ya tarazlıq potensialı da deyilir.

Metal öz duz məhluluna salınsa, onunla məhlul arasında da həmçinin potensiallar fərqi yaranar. Fərz edək, Zn metalı öz duz məhluluna daxil edilmişdir. Məhlulda metal ionları mövcud olduğundan metaldan məhlula keçən metal ionlarının sayı nisbətən az olacaqdır. Belə isə məhlulda metal ionlarının qatılığını elə artırmaq olar ki, nəticədə metal ionları məhlula keçə bilməsin.

Aktivliyi az olan Cu lövhəni öz duz məhluluna daxil etsək, yuxarıdakı prosesin əksi müşahidə ediləcəkdir, yəni metal ionları məhluldan metala keçəcəkdir. Bu zaman metal- məhlul sərhəddində potensiallar fərqi yaranacaqdır. Metal lövhə müsbət, məhlul isə mənfi yüklənəcəkdir. Beləliklə aşağıdakı nəticəyə gəlmək olur: Aktiv metallar öz duz məhlullarında - mənfi, az aktiv metallar isə, əksinə müsbət yüklənir. Belə şərait qalvanik elementlərdə yaranır.

QALVANİK ELEMENTLƏR

Kimyəvi reaksiya nəticəsində elektrik cərəyanının əmələ gəlməsini ilk dəfə ital. alimi Qalvani 1789-cu ildə müşahidə etmişdir. O, dəmir şəkəkəyə bərkidilmiş mis məftildən asılan qurbağanın ayağında cərrahiyyə əməliyyatı aparılan zaman görmüşdür ki, hər dəfə qurbağanın ayağı dəmir şəkəkəyə toxunduqda, əzələləri yığılır. Alm bunun səbəbini izah edə bilmədi.

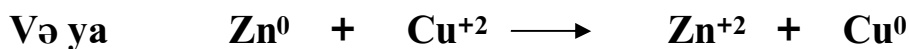
Təcrübədən düzgün nəticə çıxaran digər italy. alimi Volta olmuşdur. O, bunu belə izah etmişdir ki, metal elektrolit məhluluna toxunduqda, elektrik cərəyanı yaranır, bu isə qurbağanın əzələlərinin yığılmasına səbəb olur. Elektrolit vəzifəsini əzələ toxumalarındakı maye görür. Bununla da elektrik cərəyanı mənbəyi kimi istifadə edilən elementlər Qalvaninin şərəfinə qalvanik elementlər adlandırıldı.

İlk qalvanik element Volta tərəfindən təklif edilmişdir. Bu element 10%-li H_2SO_4 turşusu ilə hopdurulmuş, mahud parçası vasitəsilə bir-birindən ayrılan Zn və Cu lövhələrindən ibarətdir. Zn ilə turşu arasında proses gedir və Zn ionları məhlula keçir və metalın səthi mənfi yüklənir. Digər tərəfdən turşunun dissosiasiyasından ayrılan H^+

ionları Cu metalına doğru hərəkət edərək onun müsbət yüklənməsinə səbəb olur. Dövrə qapandıqda elektronlar Zn-dən Cu-ə keçərək adsorbsiya olunmuş H – ionlarını reduksiya edir, nəticədə elektrod üzərində sərbəst hidrogen toplanır.

Cu-Zn qalvank elementi ilə tanış olaq.

Zn və Cu lövhələri müvafiq olaraq ZnSO₄ və CuSO₄ məhlullarına salınır. Metallar bir-birindən arakəsmə vasitəsilə ayrılır. Daha aktiv olan Zn metalı məhlula Zn ionları buraxır. Mis elektrodu üzərində isə Cu ionları toplanır. Beləliklə Zn – mənfi, Cu lövhə isə müsbət yüklənir. Dövrə qapandıqda, elektronlar sinkdən misə keçərək mis ionlarını neytrallaşdırır. Nəticədə sink həll olduqca, mis elektrodu üzərində sərbəst mis toplanır. Elektronların sinkdən misə keçməsi dövrədə elektrik cərəyanının əmələ gəlməsinə səbəb olur



Qalvanik elementi aşağıdakı elektrokimyəvi sxem şəklində göstərə bilərik



burada qoşa xətt məsaməli arakəsməni göstərir.

Əmələ gələn potensiallar fərqi elementin elektrik hərəkət qüvvəsini (e.h.q.) müəyyən edir. Əgər qatılıq 1 mol/ l olarsa, onda e.h.q. = E⁰₁ - E⁰₂ olar.

Burada E⁰₁ və E⁰₂ - müvafiq olaraq metalların standart elektrod potensiallarıdır.

Zn-Cu sistemi üçün yazı bilərik

$$\text{E.h.q.} = E^0_{\text{Cu}} - E^0_{\text{Zn}} = (-0,34\text{v}) - (-0,76\text{v}) = 1,10\text{v}$$

Əgər metalların qatılığı 1 moldan fərqli olarsa, bu halda e.h.q. Nernst tənliyi ilə hesablanır

R T

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln C$$

burada E - metalın elektrod potensialı, E^0 – metalın standart elektrod potensialı, R – universal qaz sabititi, T - mütləq temperatur, n – valentlik, F – Faradey ədədi, C - 1 litr məhlulda olan metal ionlarının qatılığıdır

Qiymətləri yerinə yazsaq, onda alarıq

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C$$

METALLARIN GƏRGİNLİK SƏRASI

Metalların ən əsas xassələrindən biri *valent elektronlarını asanlıqla vermələri*dir. Bu xassə bütün metallarda eyni olmayıb onların aktivliyi ilə əlaqədardır. 1865-ci ildə rus alimi Beketov metalları onların aktivliyinin azalması istiqamətində bir sıraya düzərək onu sıxışdırıcı sıra (gərginlik sırası) adlandırmışdır. Hazırda bu sıranı metalların standart elektrod potensialları sırası adlandırırlar

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, / H /, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Gərginlik sırası metalların aşağıdakı kimyəvi xassələrini xarakterizə edir

1. Hər bir metal özündən sonra gələn metalları onların duz məhlullarından sıxışdırıb çıxarır.
2. Sırada hidrogendən əvvəl yerləşən metallar oksidləşdirici olmayan duru turşulardan hidrogeni sıxarır.
3. Sırada soldan sağa getdikcə , yəni metalların elektrod potensiallarının qiyməti artdıqca, onların kimyəvi aktivliyi azalır və s.

Qeyd etmək lazımdır ki, dövri sistemdə elementlərin kimyəvi aktivliyi ionlaşma enerjisi ilə müəyyən olunduğu halda, standart elektrod potensialları sırsında bu aktivlik aşağıdakı 3 mərhələdən asılıdır

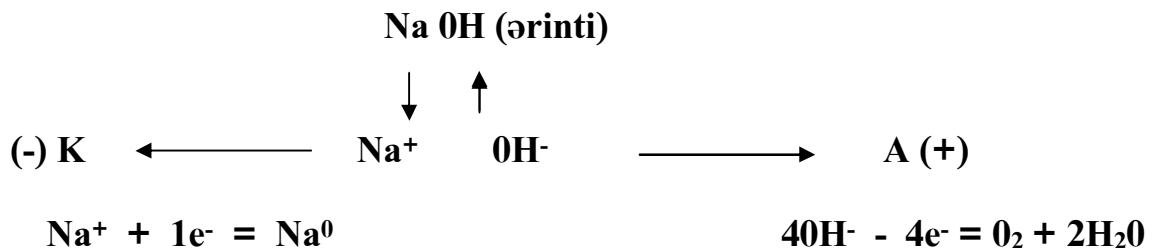
1. Sublimasiya enerjisi
2. İonlaşma enerjisi
3. Hidratlaşma enerjisi

1 və II proseslər - endotermik, III proses isə ekzotermikdir. Bu enerjilərin cəmi nə qədər az olarsa, metal bir o qədər aktiv olar. Bu səbəbdən Li sırada 1-ci yerdə durur.

ELEKTROLİZ

Ərimiş və ya məhlul halında elektrolitlərdən elektrik cərəyanı keçdikdə elektrodlar üzərində gedən oksidləşmə-reduksiya prosesi elektroliz adlanır. Elektroliz nəticəsində elektrik enerjisi kimyəvi enerjiyə çevrilir.

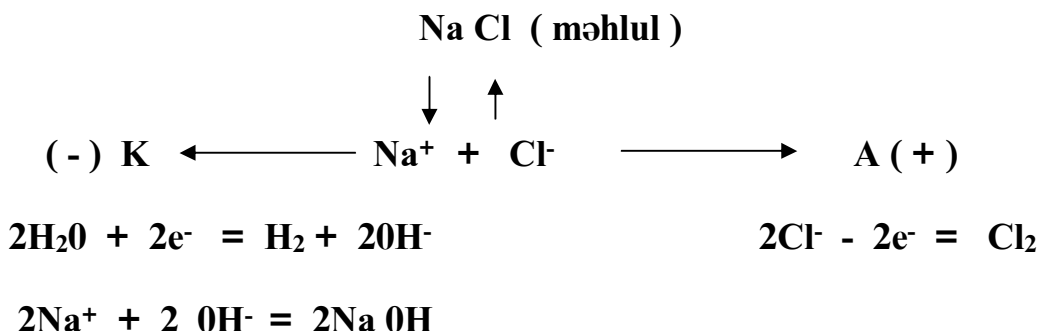
Elektroliz prosesini aparmaq üçün ərimiş və ya məhlul halında olan elektrolitə elektrodlar daxil edilir və onlar sabit cərəyan mənbəyi ilə birləşdirilir. Dövrə qapandıqda ionların nizamsız hərəkəti müəyyən nizamlı hərəkətlə əvəz olunur. Bu zaman müsbət ionlar – katoda, mənfi ionlar isə – anoda doğru hərəkət edir. Katodda – reduksiya, anodda isə oksidləşmə prosesi baş verir. Hər iki elektrodlarda ionlar yüksüzləşir. Mis.



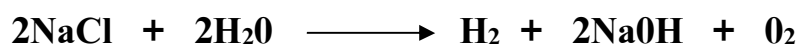
Elektrolizin molekulyar tənliyi belədir:



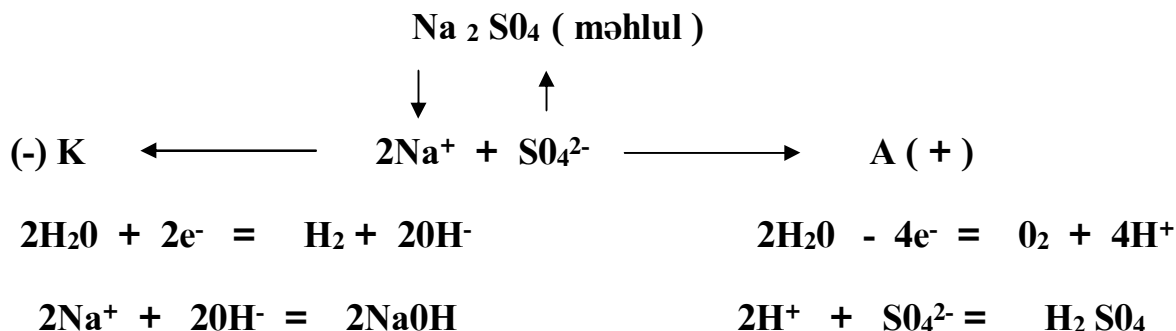
Elektrolitlərin suda məhlullarının elektroizi bir qədər mürəkkəbdir, belə ki, bu halda prosesdə həmçinin su molekulları da iştirak edir. Mis. Na Cl məhlulunun elektrolizini nəzərdən keçirək.



Elektrolizin molekulyar tənliyini yazaq:



Anion oksigenli olarsa, hər iki elektrodlarda su molekulları iştirak edəcəkdir. Miss. Na_2SO_4



Elektrolizin molekulyar tənliyini yazmaq:



Sulu məhlullarda katodda metal kationlarının reduksiya zamanı aşağıdakıları bilmək vacibdir :

1. Li - ... Al –adək (Al də daxil olmaqla) metalların əvəzinə su molekulları reduksiya olunur
2. Cu -... Au metalların özləri tam reduksiya olunurlar
3. Al -.. H-əadək olan metallar su molekulları ilə birlikdə reduksiya olunurlar.

Kl Təcrübə göstərir ki, 1-valentli ionu yüksüzləşdirmək üçün $1,602 \cdot 10^{-19}$ elektrik yükü tələb olunur. 1 mol üçün bu rəqəm $1,602 \cdot 10^{-19} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 96500$ Kl. Bu, Faradey ədədi adlanır. Əgər ion 2-valentli olarsa, bu rəqəm 2 dəfə, 3-valentli olarsa- 3 dəfə və s . artıq olacaqdır.

Faraldehy bu hadisəni öyrənərkən 2 qanun kəşf edir :

1. Elektroliz zamanı elektrodlarda ayrılan maddələrin miqdarı , elektro-litdən keçən elektrik yükünün miqdarı ilə düz mütənasibdir.
2. Müxtəlif birləşmələrin elektrolizi zamanı eyni miqdarda elektrik yükü elektrodlarda ekvivalent miqdarda maddə ayırır

Hər iki qanunun imumiləşdrilmiş riyazi formulu belədir

$$m = \frac{EIt}{96500}$$

Burada, m - elektrodlarda ayrılan maddə miqdarı, I - elektrik cərəyanı, A^0 ,
 E - kimyəvi ekvivalent.

METALLARIN KORROZİYASI.

Korroziya metalların ətraf mühitin təsirindən dağılması olub, öz-özünə baş verən oksidləşmə reduksiya prosesidir.

Getmə mexanizminə görə korroziya 2 tipə bölünür :

1. Kimyəvi korroziya
2. Elektrokimyəvi korroziya

Kimyəvi korroziya a). quru qazların (O_2 , H_2S , SO_2 , CO_2 və s.) və b). qeyri elektrolitlərin (neft, kerosin, benzin, sürtkü yağları və s.) təsirindən yaranır.

Elektrokimyəvi korroziya elektrolit mühitində baş verir. Misal olaraq Fe-in Cu ilə xlorid turşusu mühitində kontaktını göstərmək olar.

Dəmirin rütubətli havada korroziyası 65% artıq. Temperaturun artması həmçinin korroziyanın sürətini artırır

Al ilə Cu rütubətli havada kontaktda olduqda, həmçinin korroziya baş verir.

Korroziyadan mühafizə üsulları aşağıdakılardır

1. Qoruyucu örtük (Zn , Sn , Pb , Ni və Cr ilə)
2. Legirlənmə - metala qeyri-aktiv komponentlərin qatılması (məs. Cr , Ni , Ti , V və s.)
3. Mühitin tərkibinin dəyişdirilməsi - elektrolitə korroziyanı ləngidən maddələrin - inhibitorların qatılması. Və s.

ƏDƏBİYYAT

1. V. M. Abbasov və b. «Ümumi kimyanın əsasları», Bakı, 2000
2. Ə. V. Əliyev və b. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya», Bakı, 1987
3. Z. Ş. Qarayev «Qeyri-üzvi kimya», Bakı 1983
4. İ. U. Lətifov və b. «Kimya», Bakı, 1993
5. Ş. Ə. Musayev və b. «Ümumi kimya», I hissə, Bakı, 1989.

Mövzu 10: K O M P L E K S B İ R L Ə Ş M Ə L Ə R

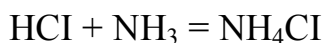
P L A N

- 1. Kompleks birləşmələrinin əsas xüsusiyyətləri və əmələgəlmə mexanizmi.**
- 2. Kompleks birləşmələrin quruluşu haqqında Verner nəzəriyyəsi. (1893)..**
- 3. Kompleks birləşmələr haqqında müasir nəzəriyyələr:**
 - a) İon və kovalent rabitə nəzəriyyəsi**
 - b) Valent rabitələr nəzəriyyəsi**
 - c) Kristal sahə nəzəriyyəsi**
 - d) Molekulyar orbitallar nəzəriyyəsi**
 - q) Liqand sahə nəzəriyyəsi**
- 4. Kompleks birləşmələrin əsas növləri.**
- 5. Kompleks birləşmələrdə izomerlik.**
- 6. Kompleks birləşmələrin adlanma qaydası.**
- 7. Kompleks birləşmələrin əhəmiyyəti və bioloji rolu.**

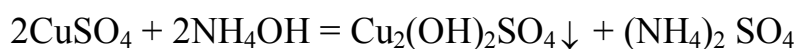
Kompleks birləşmələrin əmələgəlmə mexanizmi.

Bəzi birləşmələr valent etibarı ilə doymuş olmasına baxmayaraq, onlar öz aralarında birləşərək daha mürəkkəb molekulları əmələ gətirir.

Məsələn, HCl məhluluna ammoniyak qazı buraxdıqda qaz turşuda həll olaraq yeni davamlı birləşmə əmələ gətirir.



Həmçinin mis 2-sulfat məhluluna ammonium-hidroksid əlavə etdikdə göy rəngli çöküntü əmələ gəlir:



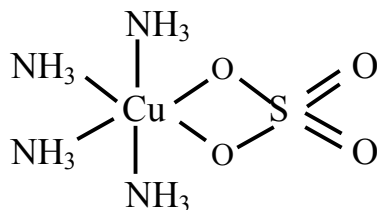
Əmələ gələn çöküntü qələvinin artığında həll olur və yeni tərkibli birləşmə əmələ gətirir: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

NH_4Cl , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ və digər bir çox birləşmələrin əmələgəlmə mexanizmini klassik valentlik nəzəriyyəsi ilə izah etmək mümkün olmur.

Məsələn, ion rabitəsi əks yüklü ionların elektrostatik qarşılıqlı cazibəsi zamanı yaranır.

Kovalent rabitə şərikli elektron cütü hesabına yaranır.

Bizim misalda $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ tərkibli maddənin quruluşunu rabitələrlə yazsaq



Cu atomunun 6 valentli olması aydın görünür. Bu isə valentliyin yaranması haqqında mövcud olan nəzəriyyələrə zidd olur və bunun mexanizmi uzun müddət izah oluna bilmirdi.

Nəhayət 1893-cü ildə İsveçrə alimi Alfred Verner yeni nəzəriyyə irəli sürdü. Onun nəzəriyyəsinə görə bir sıra metal atomları əsas valentliklərindən başqa əlavə valentliklər hesabına başqa atomları və ya neytral molekulları özünə birləşdirə bilər.

Bu zaman əlavə valentliklərin sayı əsas valentliklərin sayının minimum iki , maksimum üç mislinə bərabər olur. Dövri sistemdə əlavə yarımqrup elementləri bir qayda olaraq kompleksəmələgətirici elementlər olub xaricdən ikinci elektron təbəqəsində olan boş orbitalların hesabına asanlıqla əlavə valentlik yaradırlar.

Belə birləşmələr əmələ gələrkən əsas valentliklər ion rabitəsi hesabına yarandığı halda əlavə valentlik donor akseptor rabitəsi hesabına yaranır.

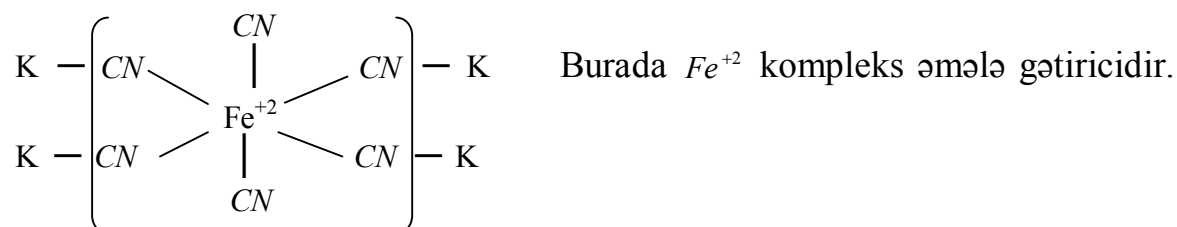
Bütün bu deyilənləri nəzərə alaraq kompleks birləşmələrə tərif verə bilərik.

Birləşmə əmələ gələrkən ion rabitəsi ilə yanaşı ən azı bir donor-akseptor rabitəsi (bu isə özlüyündə koordinativ rabitənin bir növüdür) yaranarsa belə birləşmələrə kompleks və ya koordinasiya birləşmələr deyilir. Donor-akseptor rabitəsinə bəzən də koordinativ rabitə deyilir.

Kompleks birləşmələrdə özünə əks işarəli ion və ya neytral molekul birləşdirən iona kompleksəmələgətirici ion deyilir. Belə ion adətən müsbət yüklü olur və metal-

lardır.

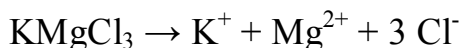
Vernerin nəzəriyyəsindən istifadə edərək sarı qan duzu adlanan və analitik kimyada iki valentli dəmirin təyininə istifadə olunan $K_4 [Fe (CN)_6]$ birləşməsinə aşağıdakı quruluş sxemini vermək olar:



Sonrakı tədqiqatlar nəticəsində kompleks əmələ gətiricinin əhatəsində olan ion və neytral molekullara **liqand (adent)** adı verilmişdir. Liqand latın sözü olub, **Liqare-** birləşdirmək sözündən yaranmışdır.

Tərkibindən göründüyü kimi sarı qan duzunda iki metal atomu vardır. Belə birləşmələrə misal olaraq $KMgCl_3$ tərkibli karnallit mineralını da göstərmək olar. Bu, təbii birləşmə olub tərkibində adətən 6 molekul su saxlayır və kristalhidrat adlanır.

Sarı qan duzu ilə karnallit mineralı arasında fərq ondan ibarətdir ki, $KMgCl_3$ suda dissosiasiya edərkən, yəni ionlarına dağılarkən məhlulda 2 metal ionu əmələ gəlir:



Sarı qan duzu isə dissosiasiya edərkən 2 metal ionu əmələ gəlmir:



$[Fe(CN)_6]^{4-}$ kompleks ion adlanır. Buradan da kompleks birləşmələrə əlavə bir tərif də vermək olar. *Dissosiasiya etdikdə məhlulda kompleks ion əmələ gətirən birləşmələrə kompleks birləşmələr deyilir.*

Aşağıdakı cədvəldə kompleks birləşmələrdə ən çox təsadüf edilən liqandlar verilmişdir. Onlar neytral molekullar və ionlar ola bilərlər.

Neytral molekullar	İonlar
CO –karbonil	Cl^- - xloro
NH_3 - amin və ya ammoniyak	OH^- - hidroksio
H_2O - akva	CN^- siano
NO -nitrozil	CNS^- - rodano
	NO_2^- - nitro
	PO_4^{3-} - fosfato
	$C_6H_5COO^-$ - benzoato
	CH_3COO^- - asetato

Kompleks birləşmələrdə kompleksəmələgətirici ion liqandla birlikdə daxili sferanı, əks işarəli ion isə xarici sferanı təşkil edir.

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ - birləşməsində düz mötərizənin içərisi daxili sfera, SO_4^{2-} ionu isə xarici sfera adlanır.

Kompleks birləşmələrdə əsas və əlavə valentliklərin sayına kompleks əmələgətiricinin koordinasiya ədədi deyilir. Bu ədəd bir qayda olaraq liqandların sayına bərabər olur.

İki dəfə Nobel mükafatı laureatı Laynus Polinq (mükafatın birini oğlu ilə birlikdə almışdır) koordinasiya ədədinə liqand ədədi deməyi təklif etmişdir. Bu ədədlərdən ən çox rast gəlinəni 2, 4, 6 olur. Bundan başqa koordinasiya ədədi 3, 8, 12 olan bir birləşmələr də məlumdur.

Bəzən bir metal ionu bir neçə koordinasiya ədədi yarada bilir. Məsələn Cu elementinin 2, 4, 6 koordinasiya ədədli birləşmələri mövcuddur.

Kompleks birləşmələrdə kompleks əmələgətirici elementə ***mərkəzi atom*** deyilir.

Bizim göstərdiyimiz kompleks birləşmələr sadə quruluşlu olduğundan quruluşları Vernerin koordinasiya nəzəriyyəsi ilə asan izah olunur.

Amma elə mürəkkəb quruluşlu kompleks birləşmələr vardır ki, onların əmələgəlmə mexanizmini və quruluşlarını izah etmək üçün yeni nəzəriyyələr işlənilib hazırlanmışdır.

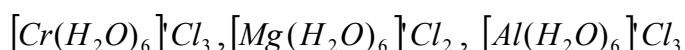
Bunlar mövzunun planında verilmişdir və sizin tədris proqramına əsasən yalnız adları çəkilir.

Kompleks birləşmələr tərkib və xassələrinə görə 4 qrupa ayrılır.

1. **Amiakatlar.** Belə komplekslərdə liqandlar ammonyak molekullarından ibarətdir. Məsələn: $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ və s.

2. **Akvokomplekslər.** Liqandlar su molekulları olub kompleks birləşmələrin daxili sferasında və eləcə də xarici sferada yerləşə bilər.

Məsələn;



3. **Asidokomplekslər.** Belə kompleks birləşmələrdə liqandlar müxtəlif turşu anionlarından ibarət olur.



4. **Tsiklik və ya xelat komplekslər.** Mərkəzi atom (kompleksəmələgətirici) eyni liqandın iki və ya çox donör atomu ilə birləşərsə, belə komplekslər xelat adlanır. (xelat sözünün mənası xərçəng deməkdir).

Məsələn Benzoy turşusu, sirkə turşusu xelat əmələgətiricidir.

Kompleks birləşmələrdə izomerlik.

İzomerlik latınca izo- eyni, mer- ölçü sözlərindən düzəldilmişdir ki, kimyada eyni tərkib mənasını verir.

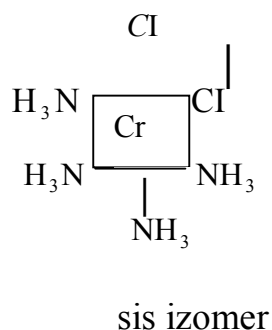
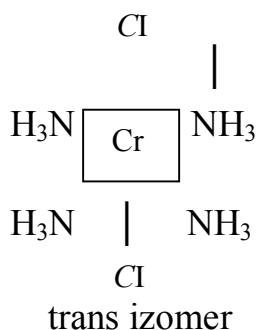
Kompleks birləşmələrdə izomerlik hadisəsi də xarakterikdir. Bunlardan aşağıdakıları göstərmək olar.

1. **Hidrat izomerliyi.** Adından göründüyü kimi tərkibində su molekulları olan kompleks birləşmələrdə hidrat izomerliyi meydana çıxır. Bu zaman tərkibində olan su molekulları kompleks birləşmənin daxili və xarici sferasında müxtəlif cür paylanır. Məsələn,

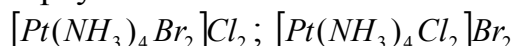
- I. $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ üç izomer əmələ gətirir.
 II. $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$
 III. $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$

2. **Həndəsi izomerlik.** Kompleks birləşmələrdə mərkəzi atoma nəzərən liqandların fəzada tutduqları vəziyyət müxtəlif olduqda həndəsi izomerlik yaranır.

Məsələn, $[Cr(NH_3)_4]Cl_2$ kompleksində iki izomer ola bilər.



3. **İon izomerliyi.** Bu izomerlik zamanı kompleksin daxili və xarici sferasında yerləşən ionlar müxtəlif cür paylana bilər. Məsələn:



Kompleks birləşmələrin adlanma qaydası.

Nəzəri və tətbiqi kimyaya dair Beynəlxalq nomenklatura komissiyasının qəbul etdiyi qərara əsasən kompleks birləşmələr aşağıdakı ardıcılıqla oxunur:

1. İlk növbədə kation, sonra isə anion adlandırılır.
2. Liqandların əvvəlcə mənfi, sonra neytral (yəni su, ammoniyak, ammin və s.) və daha sonra müsbət yüklü hissəciklər adlandırılır.
3. Elektromənfi liqandları adlandırmaq üçün onların latınca adlarının axırına “O” hərfi əlavə edilir.
4. Kompleks birləşmələrdə eyni liqand bir neçə molekul olarsa onların miqdarı yunanca ədədlərin adından istifadə olunur. Məsələn, 1-mono, 2-biş, 3-tris, 4-tetra, 5-penta, 6-heksa, 7-hepta, 8-okta və s.
5. Anion kompleks birləşmələrdə kompleks ionu adlandırmaq üçün kompleks əmələgətirici metalın axırına “at” şəkilçisi əlavə edilir və mötərizədə onun oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Məsələn, Ferrat, platinat, merkurat, kuprat və s.

Bəzi kompleks birləşmələrin adları.

Kompleks birləşmələrin kimyəvi formulu	Kompleks birləşmənin adı
$[Co(NH_3)_6]Cl_3$	Heksaamin kobalt (III) xlorid
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$	Tetraamin kuprum (II) sulfat
$[Fe(H_2O)_6]SO_4$	Heksaakva ferrium (II) sulfat
$K_4[Fe(CN)_6]$	Kalium heksasiano ferrat (II)
$K_3[Fe(CN)_6]$	Kalium heksasiano ferrat (III)
$K_2[HgJ_4]$	Kalium tetrayodo merkurat (II)
$[Pt(NH_3)_2]Cl_4$	Diamin platin (IV) xlorid

Kompleks birləşmələrin əhəmiyyəti və tətbiq sahələri

Kompleks birləşmələr canlı orqanizmdə müxtəlif funksiyalar daşıyır. Maddələr mübadiləsində əsas rol oynayan fermentlər mikroelementlərin kompleks birləşmələridir.

Orqanizmdə mühüm rol oynayan hemoqlobin iki valentli dəmirin kompleks birləşməsidir. O, oksigeni toxumalara daşıyır.

Planetimizdə həyatın varlığını təmin edən əsas kimyəvi proseslərdən biri fotosintez prosesidir ki, bu proses xlorofil tərəfindən həyata keçirilir. Xlorofil Mg^{2+} kationunun kompleks birləşməsidir.

Mədəaltı vəzin hazırladığı insulin hormonu karbohidratların mübadiləsində mühüm rol oynayır. O qanda şəkərin miqdarını tənzimləyir. İnsulin Zn (II) kationunun kompleks birləşməsidir.

Müəyyən edilmişdir ki, siankobalamin adlanan və hazırda B_{12} vitamini kimi tətbiq olunan birləşmə Co (II) kationunun kompleks birləşməsidir. O, orqanizmdə hemoqlobinin sintezində böyük rol oynayır.

Aşağıda xlorofilin, hemoqlobinin və B_{12} vitamininin quruluşları verilmişdir. Göründüyü kimi onların hər üçünün mərkəz hissəsində oxşarlıq vardır.

ƏDƏBİYYAT

6. Ş. Musayev və başq. Ümumi kimya. I hissə. "Maarif" nəşr, Bakı. 1989.
7. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. "Maarif" nəşr, Bakı. 1987.
8. Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. "Maarif", nəşr, Bakı. 1983.
9. Kimya vəsaiti. Bakı. 1983.
10. R. Mustafayev, L. Quliyeva. Qeyri-üzvi birləşmələrin kimyəvi xassələri. Bakı. 2005.

Mövzu: 11

Metallar.

P l a n.

1. **Metallar. Ümumi xarakterizəsi**
2. **Metalların fiziki xassələri.**
3. **Metalların təbiətlə yayılması**
4. **Metalların ümumi alınma üsulları.**
5. **Metalların kimyəvi xassələri.**

Hal-hazırda məlum olan kimyəvi elementlərdən 85-i metaldir. I, II, III qrupların həm əsas və həm də əlavə yarımqruplarının hamısı (H və B müstəsna olmaqla) metaldir. IV, V, VI, VII və VIII qrupların isə əlavə yarımqrupları metallardan ibarətdir.

IV qrupun əsas yarımqrupunda C və Si-dan başqa bütün elementlər metallardır; V qrupun əsas yarımqrupunda Sb və Bi, VI qrupun əsas yarımqrupunda isə yalnız polonium (Po) metaldir.

Dövri sistem cədvəlində berilliumdan astata diaqonal xətt çəkilmiş olarsa, onun yaxınlığında (yuxarıda və aşağıda) yerləşən elementlərin: Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb, və s. ikili xassəyə malik metallar (yəni amfoter metallar) olduğunu görürük.

Metallar ümumi **fiziki xassələrə** malikdir. Bu xassələr aşağıdakılardır:

- 1) plastiklik, 2) metal parıltısı, 3) yüksək istilik və elektrik keçiriciliyi.

Plastiklik— metalın yumşaqlıq xassəsidir. Plastiklik Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe sırası üzrə azalır. Metal parıltısı metaldakı “**elektron qazının**” işıq şüalarını güclü əks etdirmək qabiliyyətidir.

Metallarda **istilik və elektrik keçiriciliyi** kristal qəfəsində sərbəst elektron-ların yerləşməsi ilə əlaqədardır.

Temperatur artdıqca metal ionlarının rəqsi hərəkəti güclənir, bu isə metaldakı sərbəst elektronların istiqamətlənmiş hərəkətinə mane olur, yəni metalın elektrik keçiriciliyi azalır- mütləq sıfır ($T = -273^{\circ}\text{C}$) temperaturuna yaxınlaşdıqca bir sıra metallar mütləq keçiriciliyə malik olur. Metalların digər fiziki xassələri: ərimə, qaynama temperaturları, bərkliyi, sıxlığı onların atomlarının fərdi xassələrindən, kütləsindən, nüvəsinin yükündən, metal rabitəsinin davamlı olmasından aslıdır.

Civə və fransiumdan başqa bütün metallar adi temperaturda bərk maddələrdir. **Ən asan əriyən metal civə** (-38°C) və **ən çətin əriyən metal isə volframdır.** ($3390-3410^{\circ}\text{C}$). 1000°C -dən yuxarı temperaturda əriyən metallar: Fe, Mn, Cr, Cu çətin, 1000°C -dən aşağı temperaturda əriyən metallar: Li, Na, Al, Ca və s. asan əriyən metallar adlanır.

Sıxlığına görə (xüsusi çəkisinə) metallardan **ən yüngülü litium**- $\text{Li}=0,53 \text{ q/sm}^3$, **ən ağırı osmiumdur** ($22,6 \text{ q/sm}^3$).

Sıxlığı 5 q/sm^3 -dən böyük olan metallar ağır metallardır: Zn, Fe, Cu, Hg, Ag, Pt və s. sıxlığı 5 q/sm^3 -dən kiçik olanlar isə yüngül metallar: Li, Na, Mg, Al adlanır.

Bərkliyinə görə **ən bərk metal xrom**, **ən yumşaq metal isə qələvi metallar**: Na, K, Rb, Cs hesab olunur.

Texnikada metallar aşağıdakı qruplara bölünür:

- 1) **Qara metallar**: Fe, Mn, Cr və onların ərintiləri.
- 2) **Əlvan metallar**: Al, Mg, Ca, Cu, Pb, Sn, Zn və s.
- 3) **Nadir metallar**: Li, Be, V, Mo, W və s.
- 4) **Qiyəmətli metallar**: Pt, Au, Ag, Zr, Os, Pd və s.

Metalların təbiətdə yayılması

Metallar yer qabığında müxtəlif yataqlar şəklində yayılmışdır. Yer qabığı dəniz səthindən 16 km dərinlikdə yerləşən **litosferdən**, dəniz və okeanlardan ibarət **hidrosferdən** və **atmosferdən** təşkil olunmuşdur. Yer qabığının əsas kütləsini (95%-ni) litosfer təşkil edir. Odur ki, yer qabığı dedikdə əsasən litosfer nəzərdə tutulur.

Elementlərin yer qabığında yayılmasını öyrənən ilk tədqiqatçı amerika alimi F. U. Klark, rus alimlərindən isə A. Y. Fersman, V. İ. Vernadski və Vinqradov olmuşdur.

Akademik Fersmanın təklifi ilə Yer qabığında elementlərin miqdarı olaraq yayılmasını ifadə etmək üçün “klark” kəmiyyəti qəbul edilmişdir ki, bu da çəki faizi (çəki klarkı) və ya atom faizi (atom klarkı) ilə ifadə olunmuşdur.

Metalları təsnif edən zaman əsasən “*səpələnmiş*” və “*nadir*” terminləri işlənir. Səpələnmiş metalların öz mineralları olmur və onlara başqa filizlərlə birlikdə rast gəlinir. Bunlara misal qalliumu, indiumu, talliumu, reniumu, hafniumu göstərmək olar.

Təbiətdə az tapılan, ətraflı öyrənilməyən və bu səbəbə görə texnikada az tətbiq edilən metallara **nadir metallar** deyilir. Bunlara misal olaraq rubidiumu, seziumu, lantan və lantanoidləri göstərmək olar. Lakin nadir metal anlayışı şərti anlayışdır, çünki bu metalların istehsalı və tətbiq sahəsi genişləndikcə onlar adi metallar sırasına daxil edirlər.

Metalların gərginlik sırasında qalaya qədər yerləşən metallara təbiətdə əsasən birləşmələr şəklində rast gəlinir. Qalay, mis, gümüş və civəyə həm birləşmə və həm də sərbəst halda, qızıla və platinə sərbəst halda (külçə şəklində) rast gəlinir.

Metallar əsasən sənayedə filizlərdən alınır. Filizlərə müxtəlif oksidləri, sulfidləri, halogenidləri, karbonatları, fosfatları misal göstərmək olar.

Tərkibində oksigen olan filizlərdən ən çox rast gələri Fe_2O_3 (hematit), Al_2O_3 (boksit), TiO_2 (rutil), MnO_2 (pirolüsit), SnO_2 (kassiterit) və başqalarıdır.

Kükürlü filizlərə təbiətdə əsasən mono və ya polisulfidlər şəklində rast gəlinir. Bunlardan ən çox yayılanı FeS_2 (dəmir kolçedanı), $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}_2$ (mis kolçedanı), ZnS (sfalerit), HgS (kinovar) və s.-dir.

Halogenidlərə əsasən xloridli birləşmələr şəklində rast gəlinir: NaCl (qalit), KCl (şilvin), $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ (silvinit) və s.

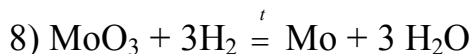
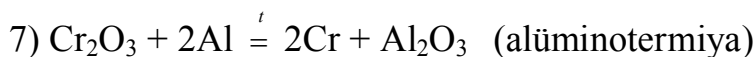
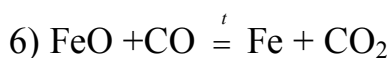
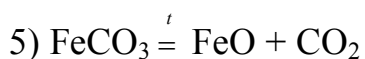
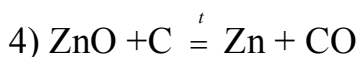
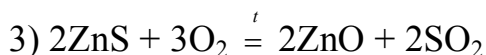
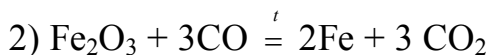
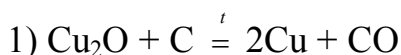
Metalların alınma üsulları

Təbiətdə metallar sərbəst (Au, Ag, Hg, Pt) və birləşmələr halında yayılmışdır. Metallar sənayedə əsasən filizlərdən alınır. Sənayedə metalları almaq üçün lazım olan təbii birləşmələrə filiz deyilir. Ən çox istifadə edilən filizlər aşağıdakılardır:

- 1) **Oksidlər:** $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ —boksit, Fe_3O_4 —maqnetit (dəmir yanığı)
- 2) **Sulfidlər:** FeS_2 — pirit, HgS — kinovar və s.
- 3) **Karbonatlar:** CaCO_3 — əhəng daşı, FeCO_3 —siderit və s.
- 4) **Xloridlər:** NaCl — qalit, KCl — silvin, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ —silvinit
- 5) **Sulfatlar:** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — gips, BaSO_4 — ağır şpat və s.

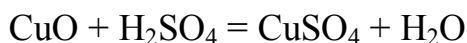
Filizlərdən metallar əsasən 3 üsulla alınır:

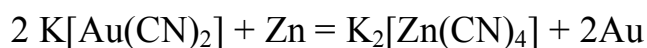
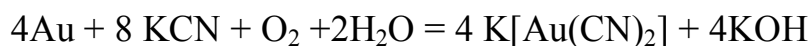
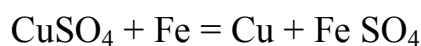
1) **Pirometallurgiya.** Bu üsulla metallar filizlərdən yüksək temperaturda reduksiyaedici vasitəsilə (C , CO , H_2 və aktiv metallar) alınır. (Yadda saxlamaq lazımdır ki, sulfidlər, karbonatlar reduksiyaadan əvvəl oksidlərə çevrilir).



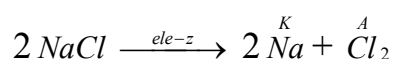
2)Hidrometallurgiya.

Metal birləşmələrinin məhlula keçirilməsi və onun nisbətən aktiv metalla reduksiyası prosesidir. Bu yolla Au, Ag, Zn, Cu və s. metalları almaq olur:

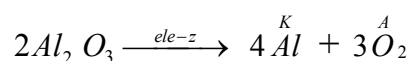




3) Elektrometallurgiya — metal birləşmələrinin ərintilərindən metalların elektroliz yolu ilə alınması prosesi:

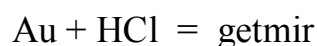
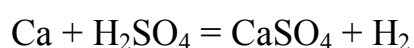
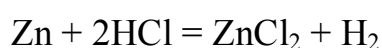
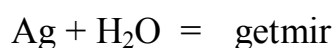
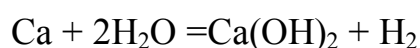
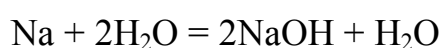
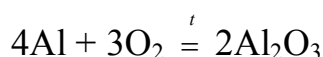
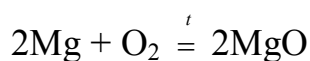
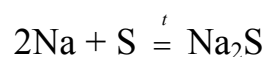
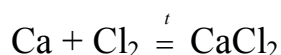


ərinti

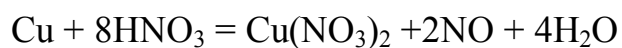


Metalların kimyəvi xassələri.

Metallar elektromənfililiyi yüksək olan halogenlərlə, oksigenlə və kükürdlə daha asan reaksiyaya girir. Qızıl və gümüş oksigenlə reaksiyaya girmir.



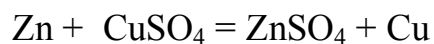
Qatı



Duru



Qatı



ƏDƏBİYYAT

1. V. M. Abbasov v. b. "Ümumi kimyanın əsasları", Bakı, 2000.
2. İ. U. Lətifov və b. "Kimya", Bakı, 1993.
3. Z. Ş. Qarayev. "Qeyri-üzvi kimya", Bakı, 1983.
4. Ş. Ə. Musayev və b. "Ümumi kimya", I hissə, Bakı, 1989.

Mövzu 12.

Dövrü sistemin I A, II A və III A yarımqrup elementləri. Hidrogen.

P l a n.

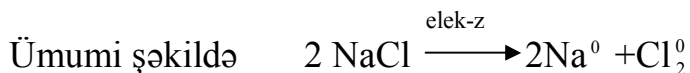
1. I A yarımqrup elementlərin ümumi xarakterizəsi.
2. Na və K-un alınması.
3. Na və K-un fiziki-kimyəvi xassələri.
4. NaOH və KOH, xassələri, alınması.
5. K- gübrəsinin bitkilərdə rolu.
6. Hidrogen, ümumi xarakterizəsi.
7. Hidrogenin təbiətdə yayılması.
8. Hidrogenin laboratoriyada və sənayedə alınması.
9. Hidrogenin xassələri.
10. II A yarımqrup elementlərinin ümumi xarakterizəsi.
11. Mg və Ca. Ümumi xarakterizəsi, birləşmələri, tətbiqi sahələri.

I qrupun əsas yarımqrupuna litium, natrium, kalium, rubidium, sezium və fransium elementləri daxildir. Bunlara **qələvi metallar** deyilir.

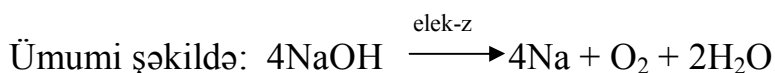
Bu elementlərin atomlarının xarici kvant təbəqəsində 1 elektron s əlavə səviyyədə yerləşir, axırıncıdan əvvəlki təbəqə isə müvafiq təsirsiz qaz atomlarında xarici kvant təbəqəsinin davamlı elektron konfigurasiyasından ns^2p^6 ibarətdir. Qələvi metalların atomları xarici kvant təbəqəsindən valentlik elektronunu çox asanlıqla verirlər, bunlardan ionlaşma enerjisinin qiyməti bütün qalan metallarından azdır. Litiumdan seziyuma keçdikdə elektron təbəqələrinin sayı və atomun radiusu artır, buna görə həmin istiqamətdə ionlaşma enerjisi də azalır. Beləliklə, yuxarıdan aşağıya doğru istiqamətdə litiumdan seziyuma doğru metalların valentlik elektronunu vermək qabiliyyəti artır, yəni onların reduksiyaedicilik aktivliyi çoxalır. Təbiətdə qələvi metallar ancaq birləşmələr şəklində tapılır. Na və K ən çox yayılmış elementlər olub, müxtəlif mineral və süxurların tərkibinə daxildir. NaCl böyük daş duz yataqları əmələ gətirir. Na-un geniş yayılan duzlarından biri də $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (qlauber duzu) şəklində Xəzər dənizində çıxarılır. K birləşmələri böyük yataqlar halında az tapılır. Litium, Rubidium və seziyumu miqdarı təbiətdə Na və K-un miqdarından xeyli azdır. Bu yarımqrupun sonuncu elementi olan fransiun təbiətdə aktiniumun radioaktiv dağılması nəticəsində alınır.

Alınması

Natriumu əridilmiş NaCl-in elektrolizindən alırlar. Burada elektrodlarda aşağıdakı proseslər gedir:



NaOH ərintisinin elektrolizi zamanı katodda Na, anodda isə su və oksigen alınır.



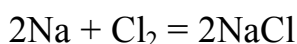
Kalium xlorid və kalium-hidroksidin elektrolizi də NaCl və NaOH olduğu kimidir.

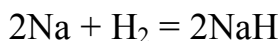
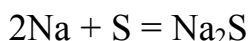
Na və K-un fiziki xassələri.

Na və K sərbəst halda gümüşü ağ rəngli yumşaq və yüngül metaldır. Havada tez oksidləşdiyi üçün kerosində saxlanılır. Na-un kütlə ədədi 23 olan bir, kaliumun isə kütlə ədədi 39 və 41 olan 2 sabit izotopu və kütlə ədədi 40 olan bir radioaktiv izotopu vardır.

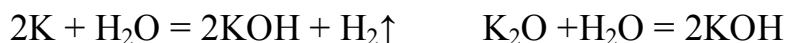
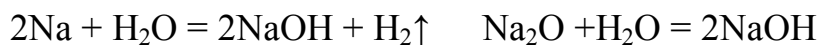
Kimyəvi xassələri

Na, K elementləri qüvvətli reduksiyaedicidir. Onlar asanlıqla halogenlərlə, O_2 , S, P və başqa qeyri-metallarla birləşir.

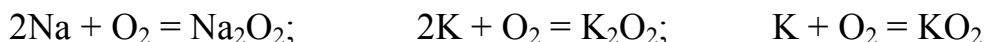




Na və K adi şəraitdə suyu parçalayır, nəticədə hidrogeni çıxarır:



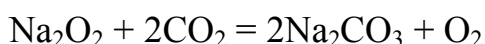
Qələvi metallar yandıqda müvafiq peroksidlər əmələ gəlir:



Natrium- peroksid müxtəlif materialları ağartmaq üçün işlədilir. Bu onunla əlaqədardır ki, Na_2O_2 -in hidrolizindən H_2O_2 əmələ gəlir:

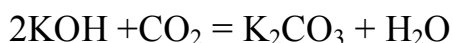
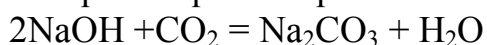


Na_2O_2 sualtı qayıqlarda işlədilir, çünki onun havadakı CO_2 udub, oksigeni buraxmaq qabiliyyəti vardır:

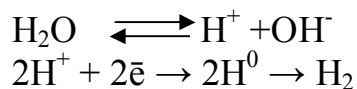
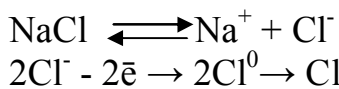


NaOH və KOH-in xassələri, alınması

Qələvi metalların hidroksidlərindən praktiki əhəmiyyəti olanı kaustik soda adı ilə məlum olan NaOH və KOH-dır. Na, K hidroksidləri suda həll olduğundan qələvi adlanır. NaOH və KOH ağ rəngli kristal maddələrdir. Suda yaxşı həll olaraq çoxlu miqdarda istilik verirlər, suda həll edildikdə tamamilə dissosiasiya edilir. Qələvilər havada rütubəti və CO_2 – karbon qazını udur. Buna görə də bunlardan qazları qurutmaqda istifadə edirlər.



NaOH və KOH başlıca olaraq NaCl və KCl-in suda məhlullarının elektrolizindən alınır; anodda Cl, katodda isə H_2 ayrılır, məhlul isə qələvi xassə göstərir.



NaCl-dan kimya sənayesində soda, xlor, xlorid turşusu və başqa kimya məhsullarının istehsalı üçün istifadə olunur. Bundan başqa sabunbişirmədə və yeyinti sənayesində tez xarab olan məhsulların konservləşdirilməsində işlədilir.

Na_2CO_3 və ya soda, kimya sənayesinin ən mühüm məhsuludur. Şüşə istehsalı üçün çox miqdarda sodadan istifadə olunur. Bundan başqa soda toxuculuq, kağız, neft, sabunbişirmə və başqa sənaye sahələrində həmçinin suyun yumşalmasında işlədilir.

NaHCO_3 -çay sodası, natrium - bikarbonat və ya natrium-hidrokarbonat tibbdə və qənnadı sənayesində işlədilir. Kalium- karbonat və ya potaş K_2CO_3 bitki külünün tərkibinə daxil olub, xüsusi növ şüşə istehsalında çoxlu miqdarda tətbiq edilir. K gübrələri olaraq təbii minerallardan istifadə olunur. $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ —silvinit, $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — kainit, həmçinin təbii birləşmələrin kimyəvi emal edilməsi yolu ilə alınan KCl və K_2SO_4 duzları, Kalium-nitrat KNO_3 və ya kalium şorası qara barıt istehsalı üçün tətbiq edilir.

K, P, N kimi bitkilərin məhsuldarlığını artıran əsas elementlərdən biridir. Ona görə K-a çox vaxt məhsul elementi də deyilir. Alimlər hesablamışlar ki, bütün dünya tütün, şəkər çuğunduru kartof və başqa mədəni bitkilər bir il ərzində torpaqdan 30 mln. tondan artıq K mənimsəyir. K-un çatışmazlığı sulu karbonların əmələ gəlməsini azaldır, şəkər çuğundurunda şəkərin, kartofda isə nişastanın azalmasına səbəb olur. Kalium hüceyrələrin bölünməsi prosesi tez gedən cavan bitkilər üçün daha çox lazımdır. K bitkilərdə ion şəklində olur. O, karbohidratların, zülalların və başqa mühüm birləşmələrin əmələ gəlməsi və çevrilməsi proseslərini nizama salınmasında böyük rol oynayır. Kalium çatışmadıqda bitkilərin yarpaqları ölgün olur və torpaqda kifayət qədər rütubət olmadıqda bu hal daha da sürətlənir. Kalium zülal, karbohidrat və yağların sintezinə ümumiyyətlə kənd təsərrüfatı bitkilərinin vegetativ orqanlarının inkişafına və ümumi məhsuldarlığın artmasına müsbət təsir göstərir. Bitkilərin həyatında kaliumun fizioloji rolu bir sıra təcrübələr əsasında təsdiq olunmuşdur.

Hidrogen

Hidrogen atomu quruluşuna görə məlum elementlərin ən sadə nümayəndəsidir. O, bir proton (nüvədə) və bir elektrondan ibarətdir.

Hidrogen üçün ən səciyyəvi xüsusiyyətlərdən biri, onun həm müsbət həm də mənfi yüklü ion əmələ gətirə bilməsidir. Bir sıra xassələrinə görə hidrogen birinci qrupun əsas yarımqrupuna daxil edilsə də lakin halogenlərin kimi metallarla duzvari birləşmələr əmələ gətirməsi, birləşmələrində müsbət və mənfi valentliyinin vahiddən artıq olmasına və hidrogen VII qrupun əsas yarımqrup elementləri ilə bir sırada yazmağa qismən haqq qazandırır. Hidrogenin üç izotopu məlumdur. Bunlar kütlə ədədi bir olan protium ${}^1_1\text{H}$, 2 olan deyterium ${}^2_1\text{H}$ (${}^2_1\text{D}$) və 3 olan tritiumdan ${}^3_1\text{H}$ (${}^3_1\text{T}$) ibarətdir. Hidrogenin izotoplarının təbii qarışığında protium 99,98%-i, deyterium isə 0,015%-i təşkil edir. Protium atmosferdə çox cüzi miqdardadır. Tritium kosmik şüaların fəaliyyəti zamanı atmosferin yuxarı qatlarında əmələ gəlir.

Hidrogenin izotopları bir-birindən atomlarındakı proton və neytronun sayı ilə fərqlənir.

Hidrogenin izotopları müxtəlif məqsədlər üçün istifadə edilir. Deyteriumdan kimyəvi reaksiyaların mexanizminin öyrənilməsində, deyteriumun birləşməsi olan ağır sudan nüvə reaktorlarında istifadə edilir.

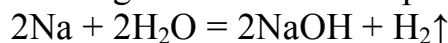
Təbiətdə yayılması

Spektral analiz yolu ilə müəyyən edilmişdir ki, günəşin, ulduzların, habelə kainatın dərinliklərindəki dumanlıqların tərkibində küllü miqdarda hidrogen

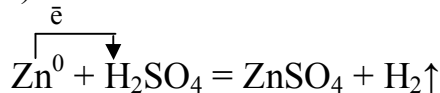
vardır. O, günəş və bəzi ulduzların kütlələrinin 50%-dən çoxunu təşkil edir. Atmosferi isti (5000°C) olan ulduzlarda hidrogen-atom (H), atmosferi soyuq olan ulduzlarda isə molekul (H_2) şəklində olur. Planetimizdə hidrogen, vulkanların fəaliyyəti, neft quyularının fantanı zamanı çıxa bilər. O, eyni xamanda iynəyarpaqlı bitkilərin tənəffüsü zamanı cüzi miqdarda əmələ gəlir. Hidrogen neft və su kimi çox mühüm mineralların əsas tərkib hissəsidir. Heyvan, bitki orqanlarını əmələ gətirən maddələrin təxminən 90%-ni hidrogen təşkil edir. O, havadan yüngül olduğuna görə atmosferin aşağı qatlarında, demək olar ki, yoxdur.

Hidrogenin laboratoriya və sənayedə alınma üsulları.

Hidrogen birləşmələri tərkibində əsasən müsbət yüklü ion şəklində olur. Birləşmələrdəki hidrogeni ayırmaq üçün onu reduksiya etmək lazımdır. Metalların suya təsirindən hidrogen alınması da bu prinsipə əsaslanır.



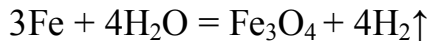
Laboratoriyada çoxlu miqdarda hidrogen almaq üçün durulaşdırılmış xlorid və ya sulfat turşusuna (1:5) sink metalı ilə təsir etmək lazımdır.



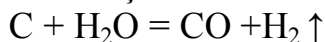
Alınan hidrogeni kənar qarışıqlardan təmizləmək üçün onu müxtəlif maddələrin (NaOH , KMnO_4 , H_2SO_4) məhlulundan keçirirlər.

Sənayedə hidrogen aşağıdakı üsullarla alınır:

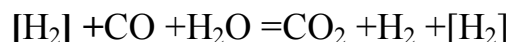
1. Közərdilmiş dəmir üzərindən su buxarı keçirməklə



2. Közərdilmiş kömür üzərindən su buxarı keçirməklə



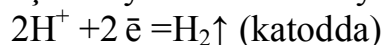
Su qazı-karbon 2-oksidlə hidrogenin qarışığından alınır. Alınan bu qarışıq su buxarı ilə birlikdə közərdilmiş dəmir-2-okid üzərindən keçirilir. Bu zaman CO su buxarının oksigeni hesabına CO_2 -na çevrilir, bu CO-nin konversiyası adlanır.



Alınan qarışığı 20 atmosfer təzyiq altında yuyub CO_2 -dən təmizləyirlər.

3. Daş kömürü $900-1200^{\circ}\text{C}$ –də qızdırdıqda koks qazı adlanan qarışıq alınır. Bu qarışıqda 50-60% H_2 olur. Hidrogeni qarışıqdan ayırmaq üçün soyutma üsulundan istifadə edilir.

4. Təmiz hidrogen almaq üçün suyu elektrik cərəyanı vasitəsi ilə ayırırlar:



Hidrogenin fiziki xassələri

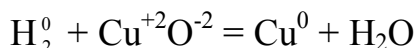
Hidrogen adi şəraitdə rəngsiz, iysiz və dadsız qazdır. Havadan 14,5 dəfə, oksigendən 16 dəfə yüngüldür. -260°C -də kristaldır, -253°C -də əriyir, -253°C -də qaynayır, suda az həll olur, 100 həcm suda normal şəraitdə 2 həcm H_2 həll olur. Hidrogenin diffuziya sürəti böyükdür. O, qaz molekulları arasında sürətlə keçir. Ona görə də havaya nisbətən istiliyi 7 dəfə tez keçirir. Hidrogen molekulunun radiusu 10^{-8} sm-dir. Kütlə ədədi 1,008-ə bərabərdir. Hidrogenin mühüm xassələrindən biri onun bəzi metallarda həll olub (diffuziya yolu ilə) bərk məhlul əmələ gətirməsidir, belə ki, 1 sm^3

palladium 3000 sm^3 -dək hidrogen udur. H_2 molekulu davamlıdır, polyarlaşma qabiliyyəti zəifdir.

Kimyəvi xassələri.

Hidrogenin elektromənfiyyəti və ionlaşma potensialı kiçikdir. Ona görə də metallar kimi qüvvətli reduksiyaediciyədir. Hidrogenin kimyəvi xassələri onun xarici elektron qəfəndan bir elektron $1s^1$ olması ilə xarakterizə olunur. O, elektronunu verib müsbət iona çevrilir, yalnız flüorla adi şəraitdə reaksiyaya girir, +1, 0 və -1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

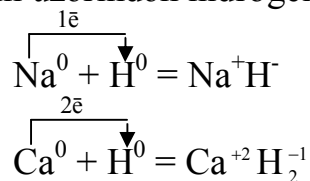
Hidrogen öz elektronunu qızdırma şəraitində başqa maddəyə verib onu asanlıqla reduksiya edə bilər. Məsələn, qızdırılmış mis-2-oksidi üzərindən hidrogen keçirdikdə mis reduksiya olunur.



Hidrogen molekulu termiki dissosiasiyaya qalibdir. Belə dissosiasiya 2000°C -də başlayır, temperatur artdıqca qüvvətlənir, 4000°C -də hidrogenin molekulları tamamilə atomlarına $\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}^\cdot + \text{H}^\cdot$ ayrılır. Bu qayda ilə alınmış atomlar, hidrogen molekuluna H_2 nisbətən çox aktiv olur. Məsələn, adi şəraitdə atomar hidrogen, kükürd, fosfor və s. ilə birləşir. Bəzi mis, qurğuşun kimi metalları onların duzlarının birləşmələrindən sıxışdırıb çıxarır.

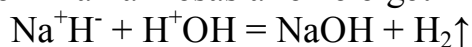
Molekul halında olan hidrogen atomları ayrılıqda 104 kkal/mol istilik udur. Ona görə də hidrogen atomları birləşib molekul əmələ gətirdikdə kənara külli miqdarda istilik çıxır. Atomar hidrogenin bu xassəsindən xüsusi lehimli lampalarında metalları qaynaq etməkdə istifadə edilir. Hidrogen atomları metalın səthində birləşən zaman ayrılan istiliyi metal udur. Bu zaman 3500°C -dək istilik əmələ gəlir. Bu temperaturda qismən mürəkkəb qaynaq işlərini aparmaq mümkündür.

Hidrogen həm qeyri metal, həm də metallarla qarşılıqlı kimyəvi təsirdə ola bilər. O, qeyri metalların çoxu ilə qaz halında (HCl , NH_3 , H_2S , CH_4 və s.) birləşmələrin əmələ gətirir. Duzlara oxşadığından onlara duzvari hidridlər deyilir. Qızdırılmış və yaxud közdərdilmiş metalın üzərindən hidrogen keçirsək metal hidridləri ala bilərik:

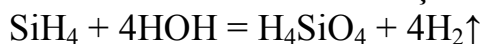


Bütün hallarda reaksiya istilik alınması ilə gedir. Hidridlər bərk, rəngsiz, şəffaf kristal maddələrdir. Hidridlərin molekulunda hidrogen mənfi yüklüdür, bunlar elektrik cərəyanı keçirir, bu zaman hidrogen müsbət qütbə toplanır. Na, K, Ca və metalların hidridləri qüvvətli reduksiyaediciyədir. Onlar su ilə qarşılıqlı təsirdə olduqda hidridin mənfi yüklü hidrogeni suyun müsbət yüklü hidrogenini reduksiya edir. İon hidridlərindən (K^+H^- , Na^+H^-) fərqli olaraq kovalent hidridlər də (SiH_4 , BH_3) məlumdur.

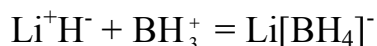
İon hidridləri hidroliz zamanı əsaslar əmələ gətirir:



Kovalent hidridlər hidroliz zamanı özlərini turşular kimi aparırlar:



Əsa və turşu xassəli hidridlər qarşılıqlı təsirdə olduqda kompleks hidridlər əmələ gətirirlər:



BeH_2 , MgH_2 və s. kimi keçid hidridləri də məlumdur.

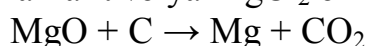
Hidrogenin tətbiqi

Hidrogenin tətbiqi sahələri çox genişdir. Hal-hazırda hidrogen sənaye miqyasında amonyak, xlorid turşusunun alınmasında, doymamış üzvi birləşmələrin hidrogenləşdirilməsində xüsusən maye bitki yağlarını bərk yağa çevirmək üçün işlədilir. O, eyni zamanda daş kömürdən süni benzin almaq üçün sərf edilir. Hidrogenin oksigenlə qarışığını yandırdıqda 2500°C -yə kimi istilik verir. Bundan da kvarts əritmədə istifadə olunur. Hidrogenin kauçukda həll olması və havadan yüngül olması onun hava gəmiçiliyində istifadə olunmasına imkan verir. Hidrogen insanların yanacaq olan ehtiyacını ödəmək üçün nəzərdə tutulan perspektiv yolların ayrıcında dayanmışdır. Hidrogen zəhərli deyil, lakin, həyat üçün yaramır. Sırf hidrogen mühitində canlılar yaşaya bilməz. Hidrogen polad silindrdə saxlanılır və daşınır. Silindrə hidrogen böyük təzyiq (100atm.) altında doldurulur.

II A yarımqrupuna daxildir: berilium, maqnezium, kalsium, stronsium, barium və radium. Bunlardan Ca, Sr, Ba- qələvi-torpaq metallar adlanır. Xarici energetik səviyyədə 2-elektronu (s^2) var. Təbiətdə ən geniş yayılanı Ca və Mg-dur. Mineralların və dağ süxurlarının tərkibində rast gəlir. İonlaşma enerjisi (potensialı) ən böyük olan Be, ən az olan Ba-dur. Bu səbəbdən Ba güclü reduksiyaedici.

Mg əsasən magnezit— MgCO_3 ; dolomit— $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$; kizerit— $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; karnalit— $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, acı duz— $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ və s. Ca isə — təbaşir, mərmər, əhəng daşı— CaCO_3 , dolomit— $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$; gips— $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; alebastr— $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$; anhidrit— CaSO_4 ; fosforit və apatit— $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ və s. mineralların tərkibinə daxildir.

Mg alınır— karnalit və ya MgCl_2 ərintisinin elektrolizindən, yaxud:



Ca isə alınır— CaCl_2 və CaF_2 qarışığının ərintisinin elektrolizindən.

Mg—asanəriyən, gümüşü-ağ, yüngül, kimyəvi aktiv, güclü reduksiyaedici, oksigenə olduqca həris metaldir. Demək olar ki, bütün oksidlər oksigeni ayırır. Turşularla duzlar əmələ gətirir. əsasən istifadə sahəsi yüngül ərintilər metalurgiyasıdır.

Mg xlorofilin tərkibinə daxildir, fotosintezdə iştirak edir.

Ca kimyəvi aktiv metaldir. Neftdə, benzində saxlanılır. Su və mineral turşulardan çıxarır.

CaO— sönməmiş əhəng adlanır. Ağ, çətinəriyən (3000°C) maddədir, su ilə $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (sönmüş əhəng) əmələ gətirir, CO_2 və SiO_2 ilə reaksiyaya girir, duzlar alınır: CaCO_3 , CaSiO_3 . CaCO_3 suda həll olmur, lakin, CO_2 -in iştirakı ilə suda həll olan $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ -ə çevrilir. Ca qızdırıldıqda H_2 , C, N, P ilə müvafiq birləşmələr: CaH_2 , CaC_2 , Ca_3N_2 , Ca_3P_2 əmələ gətirir.

Ca və Mg bikarbonat duzları suya codluq verir. Qızdırıldıqda codluq aradan qalxır.

Ca bitkilərdə və heyvan orqanizmlərində mühüm rol oynayır. Onun çatışmazlığı bitkilərin inkişafını ləngidir, yarpaqlar büzüşür, torpağın məhsuldarlığı azalır. Canlılarda raxitlik əmələ gəlir, ürəyin fəaliyyəti aşağı düşür.

ƏDƏBİYYAT

1. **Ə. B. Əliyev və b. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya», Bakı, 1987**
2. **Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. “Maarif” nəşr, Bakı. 1987.**
3. **Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. “Maarif”, nəşr, Bakı. 1983.**
4. **İ. U. Lətifov və başq. «Kimya». Bakı, 1993,**

Mövzu 13

**Dövri sistemin IV A yarımqrup
elementləri. Karbon, silisium.**

Plan.

1. **IV A yarımqrup elementlərin ümumi xarakterizəsi.**
2. **Karbon, xarakterizəsi, təbiətdə yayılması və təbii birləşmələri.**
3. **Karbonun allotropik şəkildəyişməsi.**
4. **Karbonun kimyəvi xassələri.**
5. **Karbon oksidləri.**
6. **Karbon turşusu, mühüm duzları.**
7. **Silisium, xarakterizəsi.**
8. **Silisiumun təbiətdə yayılması və təbii birləşmələri.**
9. **Silisiumun alınması**
10. **Silisiumun allotropik şəkildəyişməsi.**
11. **Silisiumun kimyəvi xassələri.**
12. **Silikat turşusu, onun mühüm duzları.**

Karbon.

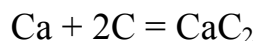
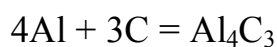
IV qrupun əsas yarımqrup elementlərinə karbon, silisium, germanium, qalay və qurğuşun daxildir. Bunların xarici elektron təbəqəsində 4 elektron yerləşir. Ona görə 4 elektron alıb-verməklə -4 və +4 valentli ola bilirlər. IV qrupun əsas yarımqrup elementlərinin çəkisi (atom çəkisi) artdıqca, onların 4 valentli birləşmələrinin davamlılığı azalır, 2 valentli birləşmələrinin davamlılığı isə artır. Bu isə yarımqrupda həmin istiqamətdə metallıq xassəsinin artması ilə izah olunur.

Karbonun sıra nömrəsi 6, atom kütləsi 12 k. v.-dır, qeyri-metaldır. C-nun xarici elektron təbəqəsində 4 elektron yerləşir ki, bu da s^2p^2 konfigurasiyaya malikdir. Karbona təbiətdə həm sərbəst, həm də birləşmələr şəklində rast gəlinir. Sərbəst karbona almaz, qrafit, karbin, polikumulen amorf karbon şəklində təsadüf edilir. Təbiətdə geniş yayılmış əhəng daşı, mərmər, təbaşir (tərkibləri CaCO_3 -dən ibarətdir), maqnezit MgCO_3 , dolomit $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, dəmir şpatı və ya siderit FeCO_3 və malaxit $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ kimi karbonatların da tərkibinə daxildir. Karbon, almaz, qrafit, karbin və polikumulendən ibarət allotropik şəkildəyişmələr əmələ gəlir.

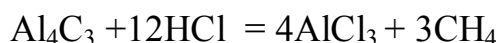
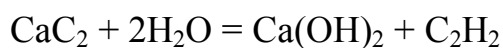
Almaz— rəngsizdir, şəffafdır, x/s-si 3,5 –dir. Bütün maddələrin ən bərkidir. Onun şüşəni kəsmək və süxurları qazmaq üçün alətlərdə tətbiq edilməsi də bu xassəsinə əsaslanır. Cilalanmış almaz brilliant adlanır. Almazın çox bərk olması onun kristallarının kristal qəfəsindəki hər bir karbon atomu kovalent rabitə ilə ondan bərabər məsafədə yerləşən və müntəzəm tetraedrin bucaqlarında olan 4 başqa karbon atomu ilə birləşməsidir.

Qrafit— Tünd boz rəngli, almazdan yumşaq, qeyri şəffaf kristal maddədir. Qrafit almazdan fərqli olaraq elektriki və istiliyi yaxşı keçirir.

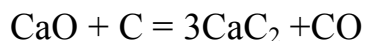
Karbon metallarla qarşılıqlı reaksiyaya girir və nəticədə karbidlər əmələ gəlir.



Karbidlər su və ya turşularla reaksiyaya girir, nəticədə asetilen və metan əmələ gəlir:



Metal karbidlərini metal oksidləri ilə karbonun təsirindən də almaq olar.



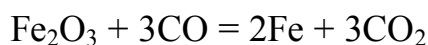
Karbon oksidləri

Karbon -2 oksid (dəm qazı) rəngsiz, zəhərləyici qazdır. Suda çox az həll olur. Karbon 2- oksid göy alovla yanır, nəticədə karbon 4-oksidi əmələ gətirir.

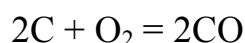
Karbon 2- oksid yalnız O_2 -ni deyil, habelə başqa qeyri-metalları, məsələn, xloru da özünə birləşdirə bilir.



Karbon 2- oksid qüvvətli reduksiyaediciidir. Ona görə də o, metal oksidlərindən sərbəst metal alınması üçün işlədilir:



Karbonun hava azlığı şəraitində yanmasından dəm qazı əmələ gəlir.

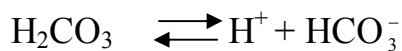


Karbon 4-oksidi (karbon qazı) — rəngsiz qazdır. 1 həcm suda adi temperaturda 1 həcmə yaxın CO_2 həll olur. CO_2 — 60 atm. qədər təzyiq altında, adi temperaturda maye halına keçir. Maye CO_2 polad balonlarda saxlanılır və şiddətli soyudulmada qar kimi mayeyə çevrilir. Bərk preslənmiş CO_2 “quru buz “ adlanır.

Karbon 4-oksidi yalnız suda məhlulda mövcud olan karbonat turşusunun (H_2CO_3) anhidrididir. Sənayedə soda istehsalında, şəkər sənayesində, mədən sularının hazırlığında işlədilir. Bundan başqa CO_2 yanğın söndürməkdə işlədilir.

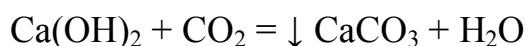
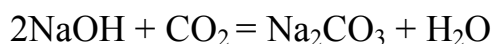
Karbonat turşusu, onun duzları.

H₂CO₃ turşusu yalnız məhlulda ola bilər. Karbon qazı suda az həll olur və karbonat turşusunu əmələ gətirir. H₂CO₃ davamsız olduğu üçün asanlıqla su və karbon qazına parçalanır. H₂CO₃ turşusu 2 əsaslı olduğu üçün mərhələlərlə dissosiasiya edir:

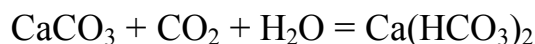


Beləliklə, H₂CO₃ turşusu normal, turş duzlar (karbonatlar və hidrokarbonatlar) əmələ gətirir.

H₂CO₃ turşusunun duzlarını karbon 4-oksidlə qələvilərin qarşılıqlı təsirindən almaq olar:



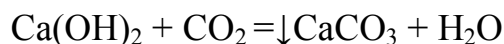
Qələvi-torpaq metalların H₂CO₃ turşusu ilə əmələ gətirdiyi normal duzlar suda pis, turş duzlar isə yaxşı həll olur. CaCO₃, su və CO₂ ilə qarşılıqlı təsirdə olaraq Ca(HCO₃)₂ əmələ gətirir:



H₂CO₃ turşusunun hər hansı bir duzuna turşularla təsir etdikdə CO₂ ayrılır:



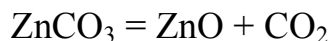
Ayrılan CO₂-ni əhəng suyuna buraxdıqda CaCO₃ əmələ gəlməsi hesabına məhlulda ağ rəngli bulantı alınır:



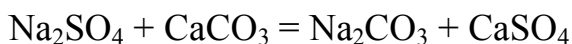
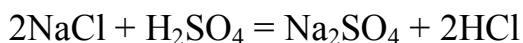
Alınan çöküntü qazın artığında həll olur:



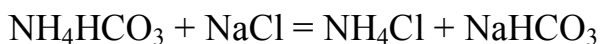
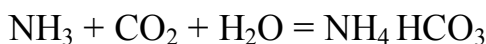
Bu reaksiyalar karbonat ionu üçün keyfiyyət reaksiyaları hesab olunur. Bütün karbonatlar qızdırıldıqda metal oksidi və CO₂-ə parçalanır:



H₂CO₃ turşusunun duzlarından Na₂CO₃ · 10H₂O (soda) kimya sənayesinin əsas məhsullarından biridir. Sodanı sulfat və ammoniyak üsulu ilə alırlar.

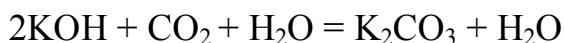


Ammoniyak üsulu ilə aşağıdakı kimi alınır:



NaHCO₃ və ya çay sodası ağ maddədir, tibbdə, çörək bişirmədə, qənnadı işlərində, yanğınsöndürmədə işlədilir.

K₂CO₃ və ya potaş çoxlu miqdarda bitki külündə olur. Onu, kalium-hidroksid məhlulunu CO₂ ilə doyuzdurmaqla almaq olar:

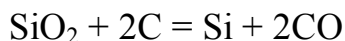


Silisiyum

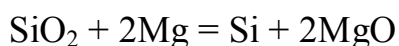
Karbonun ən yaxın analoqu silisiyumdur. Si dövrü sistemin IV qrupunun əsas yarımqrupunda yerləşir. Kimyəvi işarəsi Si, sıra №-si 14, atom kütləsi 28 olan qeyri metaldır. Silisiyum ilk dəfə 1823-cü ildə isveç kimyaçısı Bertselius tərəfindən alınmışdır. Silisiyum yer qabığına əmələgətirən mineralların əsas və mühüm elementidir. SiO₂ — qum, Al₂O₃ · 2SiO₂ · 2H₂O — gil, K₂O · Al₂O₃ · 6SiO₂ — çöl şpatı və bir çox başqa mineralların tərkibinə daxildir. Si birləşmələri bəzi bitkilərdə, heyvanların dırnaqlarında, quşların lələklərində olur.

Alınması.

Sənayedə sərbəst Si, SiO₂-in yüksək temperaturda kömürlə reduksiyasından alınır:



Laboratoriyada Si, SiO₂-nin metal Mg-la birlikdə qızdırılmasından alınır:



Si- la zəngin olan dəmir xəlitələri texnikada turşuya davamlı material kimi tətbiq olunur.

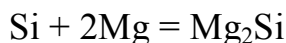
Si kristal və amorf olmaqla 2 allotropik modifikasiya əmələ gətirir. Kristal Si-un bərkliyi zəifdir, o çox kövrəkdir. Amorf Si qonur rəngli tozudur, elektriki keçirmir. Təbii silisiumun kütlə ədədi 28, 29, 30 olan üç izotopu var.

Kimyəvi xassələri.

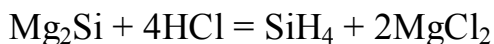
Adi şəraitdə Si kimyəvi cəhətdən fəal olmayan elementdir. Si adi temperaturda F-la reaksiyaya girib qaz halında olan silisium 4-flüorid SiF_4 əmələ gətirir:



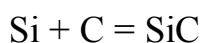
Si qızdırıldıqda bilavasitə başqa qeyri-metallarla (O_2 , Cl_2 , S, C) birləşmələr əmələ gətirir. Si yalnız qeyri-metallarla deyil, həmçinin bir çox metallar və hidrogen ilə də birləşmələr əmələ gətirir. Si-un metallarla birləşmələrinə silisidlər deyilir. Məsələn, Mg_2Si — maqnezium silisid.



Si hidrogenlə bilavasitə birləşmir. Lakin onun hidrogenlə birləşməsini (silanı) Mg_2Si -də HCl turşusu ilə təsir etməklə almaq olar:

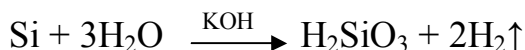


Si 2000°C -də karbonla birləşir və silisium – karbid və ya karborund əmələ gətirir:

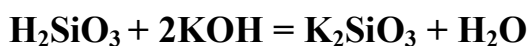


Karborund bərkliyi etibarlı ilə almaza yaxın olduğundan itiləyici daşları cilalamaq, çarxları hazırlamaq üçün tətbiq edilir.

Adi şəraitdə qələvilər Si-a təsir etmir. Lakin qızdırıldıqda qələvili sudan H_2 çıxarır və silikatlara qədər oksidləşir.



Əmələ gələn silikat turşusu qələvi ilə reaksiyaya girib duz əmələ gətirilir:

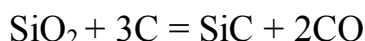


Silisium oksidləri.

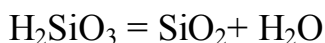
Silisiyumun 2-oksidi məlumdur: SiO və SiO₂. SiO — davamsızdır. SiO₂ təbiətdə amorf və kristal halında tapılır. SiO₂ — silisiyumun ən çox davamlı birləşməsidir. Si-un havada yanmasından əmələ gəlir və çoxlu miqdarda istilik ayrılır :



SiO₂-ə təbiətdə başlıca olaraq kvars mineralı (narin qum dənələri) şəklində təsadüf edilir. Saf qum — ağ rənglidir, qatışıqlar şəklində dəmir birləşmələri də olur, buna görə də qum sarı rəngə boyanır. Qum ilə kömür qarışığını elektrik peçində közərtəndikdə karborund adlanan birləşmə SiC əmələ gəlir.

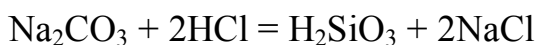


SiO₂-də metasilikat turşusu H₂SiO₃, ortosilikat turşusu H₄SiO₄ və s. uyğun gəlir. Silikat turşusu çox zəif turşudur. O, qızdırıldıqda parçalanır.



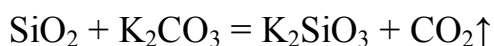
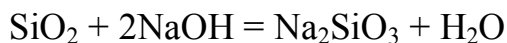
Bu turşuya uyğun gələn duzlara silikatlar deyilir.

SiO₂— anhidrid, su ilə reaksiyaya girmir. Ona görə də H₂SiO₃-ü silikatların suda həll olan duzlarına turşularla təsir etməklə alırlar:



Metasilikat turşusu praktiki olaraq suda həll olmur, lakin asanlıqla rəngsiz kolloid məhlullar əmələ gətirir.

Metasilikat turşusunun duzlarından yalnız Na₂SiO₃ və K₂SiO₃ suda həll olur. Onlara həll olan şüşə, suda məhlullarına isə maye şüşə deyilir. Na və K silikatları, SiO₂-ni müvafiq qələvi və ya karbonatla birlikdə əritməklə alırlar:



Maye şüşə oda davamlı, yapışqan, turşuya davamlı sement və beton hazırlamaq üçün istifadə olunur.

Ədəbiyyat

1. Ş. Ə. Mustafayev və b. “Ümumi kimya”, I hissə, Bakı, 1989

2. Z. Ş. Qarayev. “Qeyri-üzvi kimya” Bakı, 1983
3. İ. U. Lətifov və b. “ Kimya”, Bakı, 1993
4. V. M. Abbasov və b. “Ümumi kimyanın əsasları”

M ö v z u 14

Dövri sistemin VA, VIA, VIIA yarımqrup elementləri

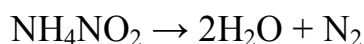
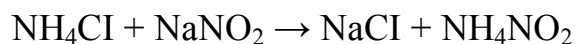
P l a n.

1. Azot, təbii birləşmələri, alınması, fiziki xassələri
2. Azot və NH_3 -ün kimyəvi xassələri
3. Azot oksidləri, xassələri, alınması
4. HNO_3 alınması, xassələri, tətbiqi
5. Fosfor, təbii birləşmələri, alınması
6. Fosfor və PH_3 -ün kimyəvi xassələri
7. Fosfor oksidləri, xassələri, alınması
8. Fosforlu turşular, H_3PO_4 , xassələri, duzları
9. Oksigen, alınması, xassələri
10. Kükürd, təbii birləşmələri, oksidləri, xassələri
11. Kükürdlü turşular, H_2SO_4 , alınması, xassələri
12. Flüor, alınması, birləşmələri, xassələri
13. Xlor, alınması, xassələri, birləşmələri

V A YARIMQRUP ELEMENTLƏRİ

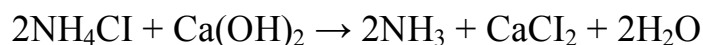
Azot

Havada ən geniş yayılmış elementdir. Sıra nömrəsi 7, atom kütləsi 14 a.k.v olub, qeyri-metaldır. Elektron konfigurasiyası $1s^2 2s^2 2p^3$. İlk dəfə azot 1772-ci ildə ingilis alimi D. Rezerford tərəfindən kəşf edilmiş, Lavuazye onu bir element kimi öyrənmişdir. Sərbəst halda havada (78%) rast gəlinir. Təbii birləşmələri NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 , KNO_3 . Onlara şoralar deyilir.

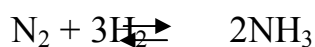


Sənayedə maye havadan alınır. **Azot**— rəngsiz, iysiz, dadsız qazdır, oksigenə nisbətən suda az həll olur. 2 — stabil izotopu var: 14 və 15. Adi temperaturda ancaq Li ilə qarşılıqlı təsirə girir. Qızdırıldıqda Mg, Ca və s. metallarla, eləcə H₂, O₂ ilə reaksiyaya girir. H₂ ilə birləşməsi NH₃— ammoniyak — kəskin iyli qazdır, suda yaxşı həll olur.

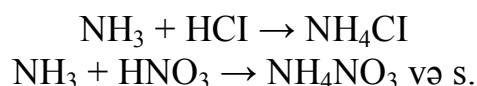
Alınması —Laboratoriyada:



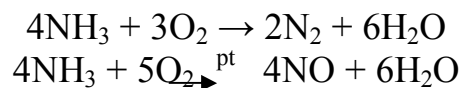
Sənayedə:



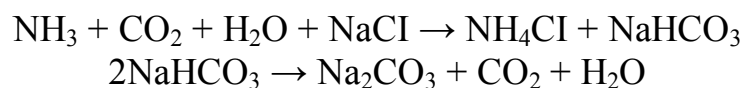
Azot metallarla nitridlər (Na₃N, Ca₃N₂, Mg₃N₂, AlN), NH₃ isə su ilə NH₄OH, turşularla ammonium duzları əmələ gətirir.



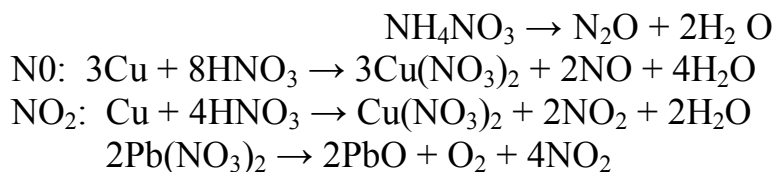
O₂ ilə oksidləşir;



NH₃ soda alınmasında istifadə olunur.



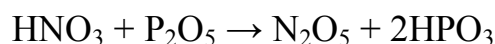
Azot oksidləri: Azot -5 oksid əmələ gətirir: N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅. N₂O rəngsiz, xoşiyli qazdır, alınır:



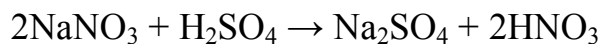
N₂O₃ — tünd göy rəngli mayedir.

NO₂- boz qırmızı rəngli, qüvvətli zəhərli qazdır.

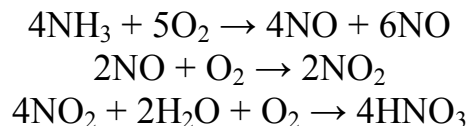
N₂O₅ — bərk ağ kristal maddədir.



HNO₃ – nitrat turşusu suda yaxşı həll olan rəngsiz mayedir.
Laboratoriyada:



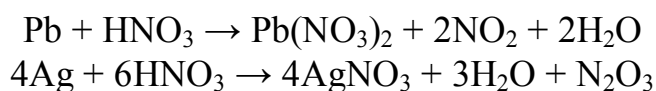
Sənayedə:



Qatı HNO₃ işıqda parçalanır:



Metallarla təsirə girir.



Zn ilə qatılıqdan asılı olaraq: N₂, N₂O, NH₃(NH₄NO₃) əmələ gətirir. S, P, C ilə təsiri zamanı; H₂SO₄, H₃PO₄, H₂CO₃ eləcə də NO alır.

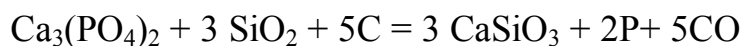
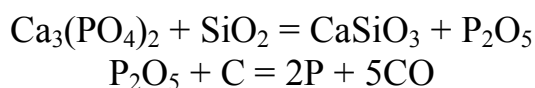
HNO₃ – üzvi boyaqların, nitroqliserin, nitrosellüloza, pikrin turşusu və s. alınmasında istifadə olunur.

Fosfor

Fosfor ən geniş yayılmış elementlərdən biridir. Sıra nömrəsi 15, atom kütləsi 31 a.k.v. olan qeyri-metaldır. Elektron konfigurasiyası belədir: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³. Fosfor ilk dəfə Hamburqlu əlkimyaçı T. Brand tərəfindən kəşf edilmişdir.

Təbiətdə tapılması. Fosforun həyat üçün müstəsna dərəcədə böyük əhəmiyyəti vardır, çünki bəzi zülali maddələrin (sinir və beyin toxumalarının), habelə sümüklərin və dişlərin tərkibinə daxildir. Təbiətdə fosfor birləşməsinə əsasən apatit mineralları və fosforit yataqları şəklində rast gəlir. Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂, Ca₃(PO₄)₂

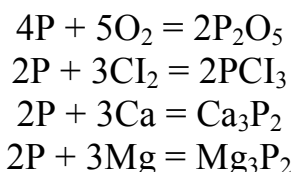
Alınması. Sərbəst fosforu Ca₃(PO₄)₂, qumu və kömür tozunu müəyyən nisbətdə qarışdırıb elektrik peçində qızdırmaqla almaq olar:



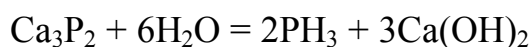
Fosfor buxar halında suyun altında qəbuledicidə toplanır. Buxar və maye (800⁰C) halında fosfor dörd atomludur. Molekulunun strukturu tetraedr şəklindədir. Fosforun II

allotropik şəkildəyişməsi məlumdur. Bunlardan ən çox öyrəniləni ağ, qırmızı, qara fosfordur.

Fosfor kimyəvi cəhətdən çox fəal elementdir. Oksigen, xlor, kükürd, Ca və bir çox metallarla təsirə girir.



Fosforun metallarla birləşmələri **fosfidlər** adlanır. Azotdan fərqli olaraq fosfor hidrogenlə demək olar ki, birləşmir. Lakin bəzi fosfidləri su ilə parçaladıqda ammonyaka oxşayan PH_3 fosfin alınır.



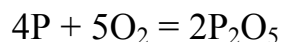
Fosfin rəngsiz və çox zəhərli qazdır (ər. $t_{\text{q}} -134^{\circ}C$, qay. $t_{\text{q}} -88^{\circ}C$). Onun xoşa gəlməyən iyidir. Havada asanlıqla alışıb yanır və çox qüvvətli reduksiya-edicidir. Ammonyakın əksinə olaraq özünə birləşdirmə reaksiyaları fosfin üçün az xarakterikdir. Fosfonium (PH_4) duzları yalnız bir neçə turşu ($HClO$, HCl , HBr , HJ) üçün məlumdur və çox davamsızdır.

Ammonyakın nisbətən, PH_3 suda az həll olur. Su ilə reaksiyaya girmir.

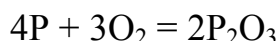
Fosforun oksidləri və turşuları.

Şəraitdən asılı olaraq fosfor O_2 -lə iki oksid əmələ gətirir.

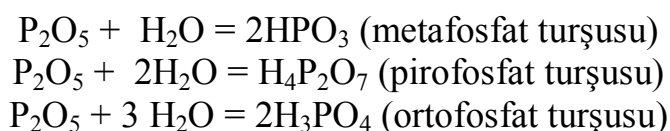
1. P_2O_3 - fosfor- 3- oksid və ya fosfid anhidridi. 2. P_2O_5 -fosfor- 5- oksid və ya fosfat anhidridi. Fosfor artıqlaması ilə götürülən O_2 -də və ya havada yandıqda onun baş oksidi olan P_2O_5 - fosfat anhidridi alınır.



Əksinə hava çatışmayan şəraitdə yanması və yavaş oksidləşməsilə P_2O_3 -fosfit anhidridi alınır:



Fosfit anhidridi-mumaoxşar ağ kristal kütlədir. Havada qızdırıldıqda P_2O_5 -ə çevrilir. Reaksiya işıq çıxması ilə davam edir ki, onu da qaranlıqda müşayət etmək olar. P_2O_3 su ilə yavaş reaksiyaya girərək fosfit turşusu əmələ gətirir.

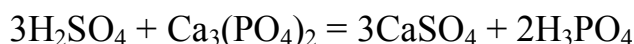


Baş valentli fosfor turşusunun ən çox praktiki əhəmiyyəti olanı ortofosfat (H_3PO_4) turşusudur. Ortofosfat turşusu rəngsiz, şəffaf, kristal maddədir, suda yaxşı həll olur. Fosforun başqa törəmələrindən fərqli olaraq H_3PO_4 zəhərli deyildir.

Metafosfat turşusunun suda məhlulunu qızdırdıqda H_3PO_4 alınır;



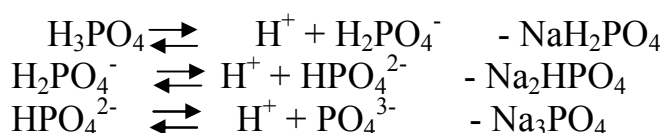
Sənayedə sulfat turşusunun $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ -a təsiri ilə ortofosfat turşusu alınır:



Fosforun nitrat turşusu ilə oksidləşməsidən;



Fosfat turşusu üçəsaslı, orta qüvvətli turşudur. O, aşağıdakı kimi dissosiasiya edir:

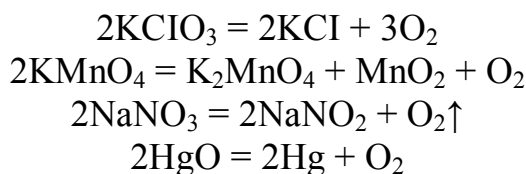


VI A yarımqrup elementləri

Osigen

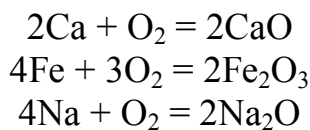
VI qrupun əsas yarımqrupu aşağıdakı elementlərdən O_2 , S, Se, Te, Po ibarətdir. Oksigen yarımqrupu elementləri atomlarının xarici kvant təbəqəsində 6 elektron olur. Oksigenin sıra nömrəsi 8, elektron konfigurasiyası belədir $1s^2 2s^2 2p^4$. Oksigen azotdan daha aktiv qeyri-metaldır. Elementin sıra nömrəsinin artması ilə atomlarının radiusu da böyüyür, bu isə elektrona olan qohumluğun azalmasına səbəb olur.

Alınması: Sənaye miqyasında oksigen maye havadan alınır. Çox saf oksigeni suyun elektrolizi ilə alırlar. Laboratoriyada oksigeni Bertole düzunu və ya kalium permanqanatı qızdırmaqla almaq olar.



Oksigen iysiz, rəngsiz və dadsız qazdır, 1atm. təzyiqdə 100 həcm suda 3 l həcm O_2 həll olur. Oksigenin, təsirsiz qazlar müstəsna olmaqla, bütün elementlərlə

birləşmələri məlumdur. Oksigen fəal elementlərdən olub, Au və Pt-dən başqa bütün metallarla bilavasitə birləşir və nəticədə oksid əmələ gətirir.

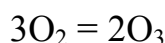


Oksigen halogenlərdən başqa digər qeyri-metal atomları ilə birləşir və nəticədə turşu oksidi və ya duz əmələ gətirən oksidlər əmələ gəlir.



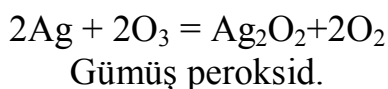
Maddələrin oksigenlə birləşməsi oksidləşmə adlanır. Yanma, korroziya, çürümə və tənəffüs oksigenin iştirakı ilə gedən oksidləşmə-reduksiya prosesləridir.

Oksigen 2 allotropik modifikasiya əmələ gətirir; O_2 və O_3 (ozon) Ozon az miqdarda havada olur. Elektrik boşalması nəticəsində havanın oksigeni qismən ozona çevrilir.



Şimşəkdən sonra havanın xoş iyi havada az miqdarda ozon əmələ gəlməsi ilə izah edilir. Ozonun göyümtül rəngi və kəskin xarakterik iyi olur. O, suda oksigendə yaxşı həll olur.

Oksigen həm də yüksək temperaturda da gümüşlə reaksiya girmir. Ozon metal gümüşə təsirindən isə sürətlə oksidləşərək Ag_2O_2 əmələ gətirir.



Ozon qüvvətli oksidləşdiricilik qabiliyyəti sayəsində mikroorqanizmləri tələf edir, içməli suyun və havanın zərərsizləşdirilməsi üçün dezinfeksiyaedici kimi tətbiq olunur.

VII A Yarımqrup elementləri.

VII əsas yarımqrupuna flüor, xlor, brom, yod, astat daxildir. Bunlara halogenlər deyilir. Bu elementlərin xarici elektron təbəqələrinin quruluşu oxşardır.

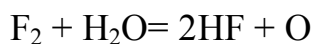
Aydındır ki, halogenlərdə xassələrin dövrü sürətdə təkrarı, xarici kvant təbəqəsindən oxşar elektron qruplarının təkrarı ilə əlaqədardır. Halogenlərin xarici kvant təbəqəsində yeddi elektron ($s^2 p^5$). Flüordan astata doğru halogenlərin atomlarının radiusu böyüyür, oksidləşdiricilik qabiliyyəti, eləcə də elektromənfililiyi azalır. Astat asan oksidləşmə qabiliyyətinə görə metallara daxa çox oxşayır.

Flüor. Yer qabığında yalnız birləşmələr şəklində rast gəlir. Onun planeti-mizdə geniş yayılan minerallarından flüorit CaF_2 və krioliti Na_3AlF_6 göstərmək olar. Flüorlu birləşmələrdə elektroliz etmək yolu ilə alırlar. Bu məqsəd üçün asan əriyən $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$ tərkibli birləşmədən istifadə olunur. Flüor demək olar ki, rəngsiz, lakin qalın təbəqələrdə yaşımtıl sarı rəngli, kəskin iyli qazdır.

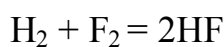
Flüor elektromənfiliyi ən böyük olan qüvvətli qeyri metaldır. Flüor atomunun radiusunun kiçik olması, onun elektronaqohumluğunun böyük olmasına səbəb olur. Flüor maddələrin çoxu ilə bilavasitə birləşir.



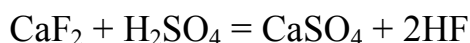
Suyun hidrogeni ilə birləşir, atom halında oksigen ayrılır:



Bu zaman atom halında ayrılan oksigenin bir hissəsi su ilə hidrogen peroksid, flüor ilə qaz halında F_2O əmələ gətirir. F_2O qaz halında şiddətli zəhərli maddədir. Suda demək olar ki, parçalanmır. Flüor hidrogenlə bilavasitə birləşir, reaksiya qaranlıqda, hətta soyuqda partlayışla gedir.



HF-u texnikada CaF_2 -də qatı H_2SO_4 -ün təsiri ilə alırlar:



HF asan uçucu mayedir, su ilə istənilən nisbətdə qarışır, kəskin iyilidir. Tənəffüs yollarını qıcıqlandırır.

Flüorid turşusu neft sənayesində yüksək keyfiyyətli benzin sintezində, mineralların alınmasında və s. işlənir. Flüor yüksək temperatura davamlı yağlayıcı maddələr və plastik kütlə istehsalında geniş tətbiq edilir. Canlı orqanizmin həyat fəaliyyətində flüorun əhəmiyyəti az deyil, sümüyün, dişin mina təbəqəsinin tərkibində flüor vardır. Bu, dişin, sümüyünün aşınmaya qarşı davamlılığını artırır. Flüor az miqdarda qara ciyərdə, böyrəkdə, beyində, qanda olur. Flüor orqanizmə içməli su ilə daxil olur. Flüorun bir sıra birləşmələri Na_2SiF_6 , NH_4HF_2 və kənd təsərrüfatında ziyanvericilərlə mübarizə işində istifadə edilir.

Xlor İlk dəfə 1774-cü ildə Şeyele tərəfindən alınmışdır. Təbiətdə $NaCl$ (qalit), $NaCl \cdot KCl$ (silvinit), $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (karnallit) minerallarında rast gəlinir.

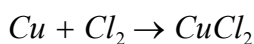
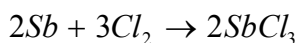
Laboratoriyada:



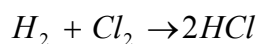
Sənayədə:

$NaCl$, $CaCl_2$, $MgCl_2$ -duzlarının ərintilərinin elektrolizindən .

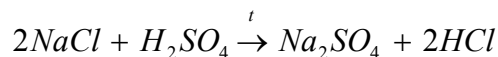
Xlor-yaşıl-sarı rəngli, kəskin iyli, havadan ağır qazdır. Demək olar ki, bütün metallarla reaksiyaya girir:



Hidrogenlə HCl-qazı əmələ gətirir. C, N və O₂ ilə bilavasitə təsirə girmir.



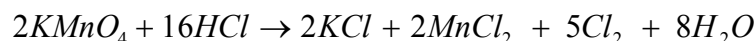
HCl-kəskin iyli rəngsiz qazdır. Alınır:



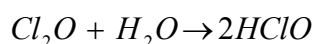
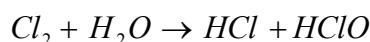
Qırdırma olmadıqda NaHSO₄ alınır.

HCl-qazı suda həll olaraq turşuya çevrilir.

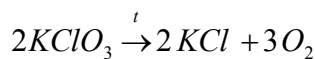
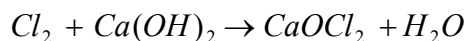
KMnO₄ ilə təsirə girərək Cl₂ əmələ gətirir



HCl-turşusunun AgCl və Hg₂Cl₂ duzları həll olmur, PbCl₂ isə az həll olur. Xlor O₂ ilə birbaşa yox, dolayı yolla birləşərək Cl₂O, Cl₂O₃, Cl₂O₅, Cl₂O₇ oksidləri əmələ gətirir. Bunlara HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄ turşuları uyğun gəlir.



Javel suyu



Xlor və birləşmələr müxtəlif sahələrdə istifadə olunur.

ƏDƏBİYYAT

6. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri – üzvi kimya. «Maarif» nəşr., Bakı, 1987
7. Z. Qarayev. Qeyri – üzvi kimya. «Maarif» nəşr., Bakı, 1983
8. Ş. Musayev və başq., Ümumi kimya. I hissə. «Maarif» nəşr. , Bakı, 1989
9. V. Abbasov və başq., Kimya. Bakı, 2005.
10. V. Abbasov və başq., Ümumi kimyanın əsasları. Bakı, 2000.

Mövzu 15

Dövri sistemin B yarımqrup elementləri.

Plan.

- 1. Əlavə yarımqrup elementləri haqqında qısa məlumat.**
- 2. I B yarımqrup elementləri: Cu, Ag, Au.**
- 3. II B yarımqrup elementləri: Zn, Cd, Hg.**
- 4. VI B yarımqrup elementləri: Cr, Mo, W.**
- 5. VII B yarımqrup elementləri: Mn, Tc, Re.**

Bu elementlərə həmçinin d elementlər də deyilir. Dövri sistemdə onların sayı 35-dir. Onların sıra nömrəsi artdıqca, axırdan əvvəlki d-orbitalında elektronların sayı artır. Hər d-elementindən əvvəl ya s, ya da p –elementlər yerləşir. Dövrələrdə solda sağa onların atom radiusu kiçilir, qruplarda isə, əksinə böyüyür. Bu elementlərin hamısı metaldır və oksidləşmə dərəcələri böyük olduğundan onlar müxtəlif kompleks birləşmələrin əmələ gəlməsində s və d elektronları vasitəsilə iştirak edirlər. Zn yarımqrup elementlərdə d-valent elektronlar olmadığından onlar müstəsnaadır.

Oksidləşmə dərəcəsi aşağı olanlar— reduksiyaedici (məsələn: Te^{+2}), yuxarı olanlar (məs. Cr^{+6} , Mn^{+7}) isə, güclü oksidləşdiricidirlər. D- elementlər bir- biri ilə birləşmə əmələ gətirirlər. Bele birləşmələr xlastərlər adlanır.

I B yarımqrup elementləri:

Bura daxildir: Cu, Ag, Au. Xarici təbəqədə 1, xaricdən əvvəlki təbəqədə 18 elektron olur: $(n-1) s^2 p^6 d^{10} ns^1$. Cu üçün +2, Ag +1, Au +3 oksidləşmə dərəcəsi xarakterikdir. Bu ionların elektrona qohumluğu yüksəkdir.

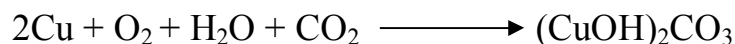
Təbiətdə sərbəst, ehləcə də birləşmələr halda: Cu_2S (xalkozin), CuFeS_2 (xal-

kopirit), $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (malaxit), Ag_2S (argentit), AgCl (xlorargirit), AgBr (bromargirit), Au- əsasən sərbəst halda rast gəlir.

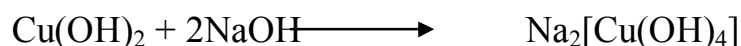
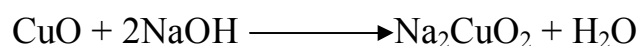
Əsasən pirometalurgiya, eləcə də hidrometalurgiya üsulu üzrə alınır.

Cu- elektronikada, ərintiləri- aviasiyada, maşınqayırmada istifadə edilir. Ən geniş istifadə edilən ərintisi — latun və tuncdur. Al ilə ərintisi olan Al-tuncu (90-95% Cu və 10-5% Al) geniş işlədilir.

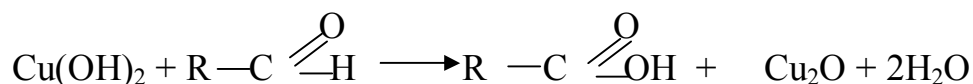
Xassələri: Cu— qırmızımtıl, Ag- ağ, Au- sarı metaldır. Elektriki yaxşı keçirirlər. Havada səthi əsasi dürlə örtülü olur:



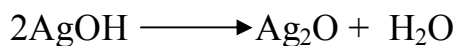
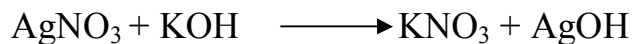
Cu— 2 oksid: Cu₂O və CuO əmələ gətirir. (CuO— 400-500⁰-də, Cu₂O isə 1100⁰C-də), CuO və Cu(OH)₂ amfoterdir.



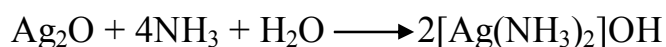
Cu(OH)₂— oksidləşdirici xassəyə malikdir, aldehidləri turşuya oksidləşdirir.



Ag və Au- oksidlərini dolayı yolla alırlar.

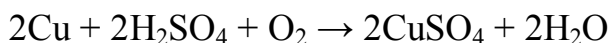
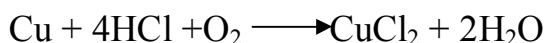


Ag₂O — ammonyaklı suda həll olur:

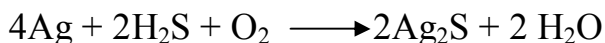


[Ag(NH₃)₂OH — aldehidlərlə “Gümüş - güzgü” reaksiyasına girir.

Cu oksigenin iştirakı ilə duru HCl və H₂SO₄ ilə təsirə girir.



Ag havada oksidləşir:



Ag qabların qaralması məhz bununla əlaqədaədir.

Cu yarımqrupun bütün həll olan duzları zəhərlidir.

II B yarımqrup elementləri:

Bura daxildir: Zn, Cd, Hg. Xarici təbəqədə 2, xaricdən əvvəlki təbəqədə 18 elektron olur: $(n-1)s^2 p^6 d^{10} ns^2$. Oksidləşmə dərəcələri +2-dir, d-elektronları kimyəvi reaksiyalarda iştirak etmişdir.

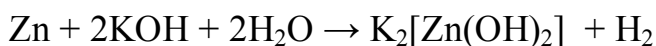
Zn və Cd – ancaq birləşmələr halında, Hg isə həmçinin sərbəst halda rast gəlinir: ZnS (sfalerit), ZnCO_3 , ZnSiO_4 , ZnO (sinkit), CdS, CdO, CdCO_3 , HgS (kinovar), HgO və s.

Bu metallar pirometalurgiya və elektrometalurgiya üsulları ilə alınır.

Zn – əsasən ərintilər halında, məs; latun (60% Cu və 40% Zn), tompak (90% Cu və 10% Zn); neyzelberq (65% Cu, 20% Zn, 15% Ni) və s. istifadə edilir.

Xassələri: Yüngül metal olub, səthi oksid təbəqəsi ilə örtülüb. ZnO və Zn(OH)_2 amfoterdir.

Zn – qatı qələvi məhlulunda həll olur:



Cd(OH)_2 da amfoterdir:



Zn(OH)_2 və Cd(OH)_2 — NH_3 -ün sulu məhlulunda həll olur. Zn və Cd — duru turşulardan H_2 -ni çıxarır. Qatı H_2SO_4 ilə H_2S , duru HNO_3 ilə NH_4NO_3 əmələ gəlir.

Bu metalların bütün suda həll olan duzları **zəhərlidir**.

VI B yarımqrup elementləri:

Bura daxildir: Cr, Mo, W. Birləşmələrdə oksidləşmə dərəcələri “0”— + 6- arasında olur; Cr üçün +3 və +6, Mo, W üçün +6 xarakterikdir. Təbiətdə minerallarda rast gəlinir.

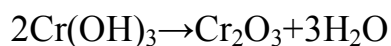
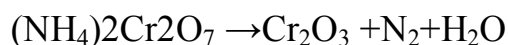
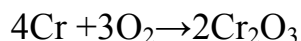
Cr— alınır: a) xromit ($\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$) mineralının C ilə reduksiyasından; b) alümotermiya reaksiyasından ($\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al}$); c) Cr_2O_3 -ün elektrolizindən.

Mo, W— pirometallurgiya üsulu ilə alınır.

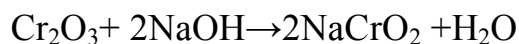
Ərintilər halında müxtəlif məqsədlər üçün istifadə edilir: Məs. Cr (20%) və Ni (8%) ərintisi olan nixrom qızdırıcı, Mo- şüşə, W- lampa saplarının hazırlanmasında işlədilir.

Cr, Cr_2O_3 , CrO_2 , CrO_3 ; Mo_2O_3 , MoO_3 ; WO_2 , WO_3 , oksidləri məlumdur.

Cr_2O_3 - alınır:



Cr_2O_3 və $\text{Cr}(\text{OH})_3$ amfoterdir

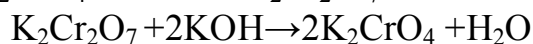


CrO_3 , MoO_3 , WO_3 - turşu oksidləri

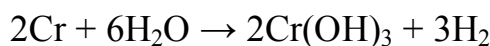


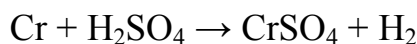
H_2CrO_4 və $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ –turşuları ancaq məhlullarda mövcuddur, duzları isə davamlıdır. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - xrompik $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$ qarışığı isə “xrom qarışığı” adlanır.

Xromat və bixromatlar PH- dan asılı olaraq bir- birinə çevrilirlər:



Gərginlik sırasında {H}-ə qədər yerləşdiklərindən H_2O və turşularla reaksiyaya girir:





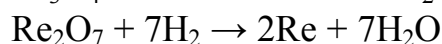
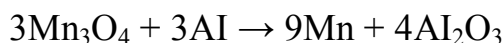
$\text{Cr}_3(\text{SO}_4)_3$ su ilə $\text{Cr}_2(\text{SO}) \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ kristalhidratı, K, Na- sulfatlarla $\text{Me}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_3(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ tərkibli zəy əmələ gətirir.

VII B yarımqrup elementlər

Bura daxildir: Mn, To, Re. Elektron konfigurasiyası $(n-1) d^5 ns^2$. Xarakter oksidləşmə dərəcəsi: Mn: +2, +4, +7, Te və Re: +7.

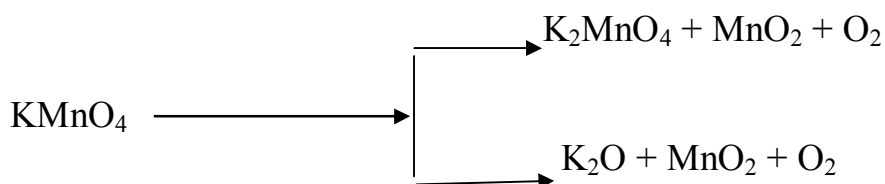
Tc (texnesium) –süni yolla alınan ilk elementdir. Mn təbiətdə MnO_2 (pirolüzit), $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (varnadit), Mn_2O_3 (braunit), Mn_2O_3 (manqanit) minerallarında rast gəlir (Re da həmçinin minerallarda).

Mn- alüminotermiya, Re isə birləşmələrini H_2 ilə reduksiyasından alınır.



Mn- qara metallurgiyada, ərintiləri isə dəmiryol xətlərinin düzəldilməsində, Re + W ərintisi elektrik elektrik lampalarında istifadə olunur.

H_2MnO_4 , HmnO_4 turşuları mövcuddur, çox davamsızdır, duzları davamlıdır. KMnO_4 temperaturadan asılı olaraq parçalanır.



pH-dan asılı olaraq KMnO_4 müxtəlif məhsullar əmələ gətirir.

- Turş mühitdə: Mn^{+2} duzu
- Neytral mühitdə: MnO_2
- Qələvi mühitdə: KMnO_4

ƏDƏBİYYAT

5. Ə. B. Əliyev və b. «Ümumi və qeyri-üzvi kimya», Bakı, 1987

6. Ə. Əliyev və başq. Ümumi və qeyri-üzvi kimya. “Maarif” nəşr, Bakı. 1987.
7. Z. Qarayev. Qeyri-üzvi kimya. “Maarif”, nəşr, Bakı. 1983.
8. **İ. U. Lətifov və başq. «Kimya». Bakı, 1993,**

