

Kimya. (K)

1. Kimya elmi, predmeti və əsas məsələləri.

Kimya digər təbiət elmləri fizika, biologiya, geologiya ilə yanaşı təbiətdə baş verən prosesləri öyrənən bir elmdir. Təbiət müxtəlif cisimlər və hadisələrlə zəngindir.

Kimya bir elm kimi materiyanın hərəkət formalarından bəhs edir. Hərəkətin kimyəvi forması kimyəvi reaksiyalardır.

Beləliklə kimya – maddələr onların tərkibi, xassələri, çevrilmələri haqqında elmdir. Kimya digər elmlərlə sıx əlaqədardır. Müasir kimyanın yeni sahələri: biokimya, nüvə kimyası (kvant kimyası), fiziki kimya, fotokimya, elektrokimya, kolloid kimya və sair..

Kimyanın əhəmiyyəti – çox böyükdür. Belə ki, kimyanın inkişafı biokimyanın, anatomiyanın, fiziologiyanın, biotexnologiyanın, aqronomiyanın, baytarlığın və sair geniş imkanlarını açmışdır.

Kimyanın qısa inkişafı – Kimya eramızdan çox əvvəl qədim Misirdə yaranmışdır. Ruhanilər bunu gizlin saxlamışlar. Burada metallurgiya, şüşə istehsalı, saxsı qablar, boyaqçılıq, ətriyyat, şərab istehsalı inkişaf etmişdir. Ərəblər 641 ildə Misiri, 711 ildə İspaniyanı işğal etməklə kimya kənara çıxmışdır. VIII-XII əsrlər ərəb ölkələrində kimyanın dirçəliş dövrü olmuşdur. Onlar dillərinə uyğunlaşdıraraq “əl” sözü əlavə etməklə Əlkimya meydana çıxmışdır. Qızıl ehtiyatı az olduğundan onlar başqa metalları qızıla çevirmək məqsədini qarşıya məqsəd qoymuşdular. Əlkimyaçılar yunan filosofu (384-322) **Aristotelin** fəlsəfi fikrindən ayrılı bilmirdilər. **Aristotelə** görə təbiətin əsasını dörd prinsip (element) təşkil edir:

1. Soyuq
2. İsti
3. Quraqlıq
4. Rütübət

Onların iki birləşməsindən *torpaq, od, hava, su* əmələ gəlir.

Əlkimyaçılar “ixsir” (fəlsəfi daş) axtararkən HCl, H₂SO₄, nitrat turşularını, sönmüş əhəng, fosfor və sair maddələr aşkar etmişdilər.

Əlkimyanın kökündən dəyişməsi XVI əsrdə baş verdi. İsveç həkimi **Parasels** (1493-1541) kimyəvi maddələrlə müalicə etməklə “Yatrokimya”nın əsasını qoydu. **Aristotel** təlimindən kimya XVII əsrdə xilas oldu.

1661 ildə **R.Boyl** “Səkkak kimyaçı” adlı əsərində “element haqqında” fikir irəli sürdü. O, 1773 ildə irəli sürdüyü “Flogiston” nəzəriyyəsinə görə metal yandıqda onun tərkibinə “od materiyası” (flogiston) daxil olur, onun çəkisi artır.

Bu nəzəriyyə görə metallar mürəkkəb metal oksidləri isə bəsit maddələrdir. Qazların bir çoxu (H_2 , O_2 , N_2 və s.), müxtəlif metallar, oksidlər, duzlar bu dövrdə kəşf olunmuşdur. XVIII əsrdə atom molekul təlimi (C.Dalton) **A.Lavuazye** və **M.Lomonosov** dəqiq çəki üsullarını yaratdılar, flogiston nəzəriyyəsinə son qoyub yanma nəzəriyyəsini yaratdılar. 1858 ildə **Pranklit** valentlik anlayışını, **Kekule** karbonun valentliyini, **M.Butlerov** “Kimyanın quruluş nəzəriyyəsini” irəli sürdü.

Dövrü qanunun kəşfi **Rezerfordun** atomun planetar modeli, **M.Plankın** kvant nəzəriyyəsi, **M.Küri** radiaktivliyin kəşfi, **N.Borun** hidrogen atomunun modelini verməsi kimyanın inkişafına təkan verdi.

Hazırkı dövrdə kimyanın inkişafı böyükdür. Polimerlərin istehsalı, zülalların sintezində əldə edilən yüksək nəticələr, xüsusi növ ərintilərin alınması kimya elminin inkişafının təzahürüdür.

2.Materya və onun hərəkət forması.

Materiya özü iki formada 1) *Maddə* 2) *Sahə*

Maddə materiyasının—konkret təzahür forması kimi sükunət kütləsinə malik olan kiçik hissəciklərdən ibarətdir. Hissəciklərin sükunəti dedikdə onun öz yerini mexaniki sürətdə dəyişməməsi başa düşülməlidir.

Sahə (elektomaqnit, nüvə sahəsi və s.) müasir anlayışa görə sükunət kütləsinə malik olmayan kvant selindən –fotonlardan ibarətdir.Foton görünən və görünməyən işıq şüalarının (elektromaqnit dalğalarının), eləcə də rentgen və qamma şüalarının enerji kvantıdır. Foton sükunət kütləsinə malik olmasına baxmayaraq o, da maddi hissəcikdir. Ona görə də foton ikili təbiətə malikdir. Həm*hissəcik* həm də *dalğa*. Maddə və sahə eyni deyildir, ancaq əlaqələri var. Onlar bir-birinə çevrilə bilər. Məsələn elektron və pozitron toqquşduqda bu hissəciklərin *annilyasiyası* nəticəsində bəzən 2 və ya 3 fotona (kvanta) çevrilirlər.

3.Maddə haqqında anlayış

Maddənin kütləsi ilə enerjisi arasında asılılığı 1805-ci ildə alman fiziki A.Eynşteyn vermişdir. $E = mc^2$ c – işığın vakuumdakı sürətidir $= 3 \cdot 10^8 m/san$, E – enerji, m – kütlədir.

Enerjinin dəyişməsi kütlənin dəyişməsinə, əksinə kütlənin dəyişməsi enerjinin dəyişməsinə səbəb olur. Maddənin kütləsi nə qədər böyük olarsa onun enerjisi də bir o qədər çox olur. Ona görə də hərəkətdəki və ya qızmış halda olan maddənin kütləsi, sükunət və soyuq halda olan kütləsindən çox olur. Kütlə materiyanın təsirsizlik ölçüsü, enerji isə hərəkət ölçüsüdür. Hər ikisi materiyanın xassələridir..

Müasir anlayışa görə elə maddi hissəcikləri maddə adlandırmaq qəbul olunmuşdur ki, onlar sükunət kütləsinə malik olsun. Sükunət kütləsi sıfıra bərabər olan maddi hissəciklər maddə adlandırılmır. Əsasən maddə müəyyən fiziki və kimyəvi xassələrinə malik olur. Hazırda 500 minə yaxın qeyri-üzvi maddə 13 mln. yaxın üzvi maddə məlumdur. 500 yaxın bəsit maddə, 110 kimyəvi element məlumdur. Bəsit maddənin sayının çox olması allotropiya ilə əlaqədardır.

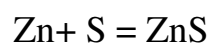
Bəsit maddə ilə kimyəvi elementin fərqi vardır.

Bu cəhətdən kimyanın *əsas vəzifələri* – maddələri, onların tərkibini və xassələrini öyrənmək, maddələrin istifadəsi haqqında məlumat vermək, xalq təsərrüfatı üçün zəruri olan maddələrin istehsalını işləyib hazırlamaqdır.

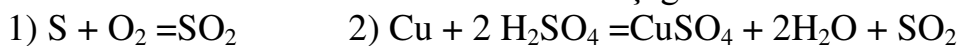
Maddələrin quruluşunu, atom və molekulların düzülüşünü müasir – spektroskopik, rentgenospektroskopik, elektronmikroskopik, N.M.R və sair üsullarla öyrənirlər.

4. Kimyanın əsas stexiometrik qanunları.

1. **Maddə kütləsinin saxlanması qanunu** – (materianın saxlanması qanunu 1756. **M. Lomonosov**). Reaksiya daxil olan maddənin kütləsi reaksiya nəticəsində alınan maddələrin kütləsinə bərabər olur.



2. **Tərkibin sabitliyi qanunu** – (1801 **Prust**) Alınma üsulundan asılı olmayaraq (tapılma yerindən) hər bir saf maddənin tərkibi sabitdir. Məsələn kükürd 4 oksidi aşağıdakı üsullarla almaq olar;



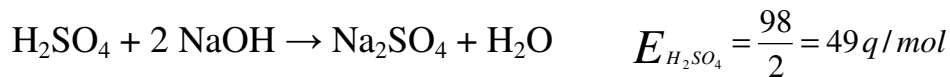
Dəyişən tərkibli birləşmələr də var. Məsələn nitridlər .

Dəyişən belə tərkibli birləşmələrə - bertollidlər, sabit tərkibli birləşmələrə - daltonidlər adlanır.

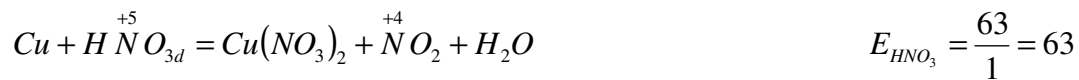
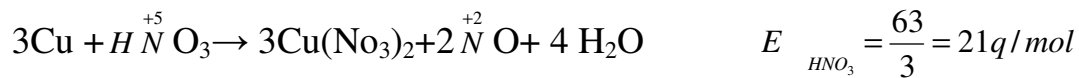
3. **Ekvivalentlər qanunu** – Bu qanun elmə **Rixter** (alman kimyaçısı) tərəfindən daxil etmişdir. O, 1792-94 illərdə müəyyən etmişdir ki, 40 q NaOH və 50 q KOH-ı neytrallaşdırmaq üçün 63 q HNO₃, 49 q H₂SO₄ və 32.5 q H₃PO₄ sərf olunur.

Elementin ekvivalenti onun elə miqdarına deyilir ki, o bir mol hidrogenlə (1.008 q), yaxud 1/2 mol oksigenlə (8 q) birləşsin və ya kimyəvi reaksiyalarda göstərilən ekvivalent miqdarlarını əvəz etsin.

1803 ildə **Rixter** ekvivalentlər (paylar) qanunu kəşf etmişdir-Maddələr bir-birilə ekvivalentlərinə mütənəsb olaraq qarşılıqla təsirdə olur.



oks-reduksiya reak-da elektronların sayına bölünür.



5. Sadə nisbətlər və tərkibin sabitliyi qanunu.

1803-cü ildə ingilis alimi **C.Dalton** tərəfindən irəli sürülmüşdür - əgər iki element bir-biri ilə bir neçə birləşmə əmələ gətirərsə onlardan birinin eyni çəki miqdarına digər elementin elə çəki miqdarı düşür ki, onların bir-birinə nisbətində sadə tam ədədlərin nisbəti kimi olur. Azot oksidlərində bu nisbət belədir

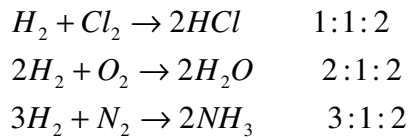
N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅
28:16	14:16	28:48	14:32	28:80

Azotun eyni çəki miqdarına (14 hissə)

14:8	14:16	14:24	14:32	14:40
8	: 16	: 24	: 32	: 40
1	: 2	: 3	: 4	: 5

Həcmi nisbətlərin qanunu.

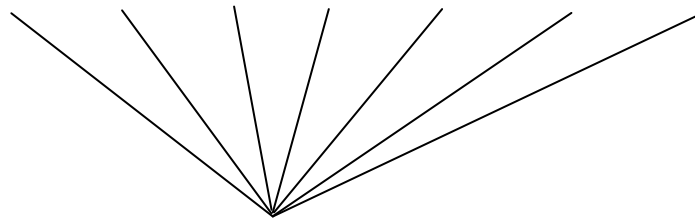
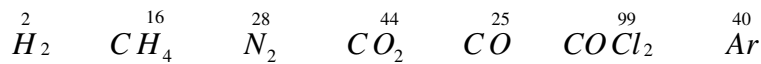
(1805 fransız **J. Lussak**) – Eyni temperatur və təzyiqdə ($T \cdot P$) reaksiyaya daxil olan qazların həcmələrinin bir-birinə və qaz halında alınan maddələrin həcmələrinə nisbəti kiçik tam ədədlərin nisbəti kimidir.



Hər üç halda 2 həcm qaz alınır.
 Bu asılılığı **Avoqadro** qanunu izah etdi.

6.Avoqadro qanunu

Avoqadro qanunu: Eyni şəraitdə müxtəlif qazların bərabər həcmələrində bərabər sayda molekul olur.



Avoqadro qanunundan çıxan nəticələr.

$$M = 2D_{H_2}$$

$$M = 29D_{hava}$$

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ l} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Normal şəraitdə (273K temperatur və 0,1 MPa təzyiq) istənilən qazın və ya qaz qarışığının 1 molunun həcmi 22,4 l olur. Bu molyar həcm adlanır.

$$V_M = \frac{V}{Y} \quad Y = 1 \quad V_m = V \quad \text{vahidi ml/mol, l/mol, m}^3/\text{mol olur.}$$

Avoqadro ədədini tapmaq üçün istənilən elementin nisbi atom kütləsini onun bir atomunun kütləsinə böldükdə N_A alınır.

7. Atom və elementar hissəciklər haqqında təsəvvürlər.

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.

Lomonosovun atom —molekul təlimi aşağıdakı müddələrdən ibarətdir:

1) bütün maddələr molekulardan ibarətdir; molekul daha kiçik hissəciklərdən — atomlardan təşkil olunmuşdur.

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

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

Atom —molekul haqqındakı təlim, atom və molekul məfhumlarının tərfi 1860-cı ildə Almanyanın Karlsruye şəhərində kimyaçıların beynəlxalq qurultayında 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.

8. Atomun quruluşu haqqında Rezerford modeli və Bor nəzəriyyəsi

Atomun mürəkkəbliyi. Tomson və Rezerford modelləri.

Qazların elektrik keçirməsi, elektroliz və radioaktivliyin öyrənilməsi atomun mürəkkəbliyini sübut etdi.

1879 ingilis U. Kruks katod şüalarını → kəşf etdi. Hanası sıxarılmış şüşə boruya katod və anod yerləşdirdi. Gərginlik yaratdıqda katoddan işıq şüaları düz xətt boyunca yayılmağa başladı. Onlar + qütbə tərəf istiqamət aldılar, deməli – yüklüdürlər. Sonralar müəyyən edildi ki, hətta qələvi metalları közərtədikdə belə elektrik yüklü hiss ayırır. 1897 ildə C. Tomson onlara elektron

adı verdi. $\frac{e}{m} = 1,759 \cdot 10^8 \text{ Kulon/qram}$

Yüku isə $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Kulondur}$ $m = \frac{1,602 \cdot 10^{-19}}{1,759 \cdot 10^8} = 9,11 \cdot 10^{-28} \text{ q}$

$$\frac{e}{m_H} = \frac{9,11 \cdot 10^{-28} \text{ q}}{1,624 \cdot 10^{-24} \text{ q}} = \frac{1}{1836}$$

Proton (alman fiziki) E. Qoldşteyn almışdır. $P=m=1j=+$

Neytron 1921 U. Xarqinas, E. Rezerford $n_1^0 + \text{}^1_0n \rightarrow p^+ + e^- + \gamma_1^-$

O özünün planetar modelini verdi. 1932 alman B. Heyzenberq nüvənin proton və neytronlardan ibarət olduğunu sübut etdi.

$$A = Z_{\text{prot.}} + N_{\text{neytr.}}$$

Bor postulatı. 1911 danimarkalı N. Boröz postulatlarını söylədi

- 1) Elektron nüvə ətrafında istənilən orbitlər üzrə deyil müəyyən stasionar (dairəvi) orbitlər üzrə fırlanır. Bu zaman enerji mübadiləsi baş vermir və atom normal vəziyyətdə hesab olunur.
- 2) Elektronun enerji udması və şüa şəklində enerji buraxması onun bir orbitdən digərinə keçdikdə baş verir. Belə ki, elektron nüvəyə yaxın orbitdən uzaq orbitə keçdikdə enerji udulur, əks halda ayrılır (şüalanır). Tutaq ki, elektron II orbitdən I orbitə qayıtmışdır. Bu zaman ayrılan enerji $h\nu = E_2 - E_1$ (kosmosda Sr batareyaları). Bor baş kvant ədədini (n) müəyyən etdi

Elektronun nüvə ətrafında ən çox ehtimal olunan (90%) fırlanan yerinə orbit deyilir.

Sonralar 1915-16 illərdə Bor nəzəriyyəsinə alman alimi A. Zemerfeldin kəşf etdirdi. O müəyyən etdi ki, elektronlar dairə və həmdə ellips üzrə hərəkət edirlər. O, elmə ona görə də ikinci kvant ədədini (əlavə kvant ədədi) daxil etdi.

1924 ildə **de – Broyl** hissəciklərin kütləsi ilə dalğa uzunluğu arasındakı asılılığı müəyyən etdi

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

1927 ildə alman fiziki B. Heyzenberq qeyri-müəyyənlik prinsipini müəyyən etdi:

a) atomda elektronun vəziyyətini onun yerini müəyyən etmək qeyri-mümkündür.

b) fiziki olaraq elektronun hərəkət sürətini təyin etmək olmaz ΔX

$$\cdot \Delta V \geq \frac{h}{2\pi \cdot m} \Delta X$$

Sonralar Ervin Şredinger özünün iki tənliyini verməklə kvant mexanikasının əsasını qoyanlardan biri oldu.

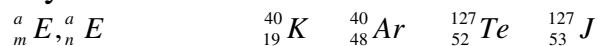
İzotop – nüvəsinin yükü (protonların sayı) eyni atom kütlələri (proton və neytron cəmi) müxtəlif olan atomlar növünə deyilir, izotop eyni yeri tutan deməkdir.

a) monoizotop element-1 izotopu olan elementlərə deyilir ${}_{11}^{13}\text{Na}$ ${}_{15}^{31}\text{P}$

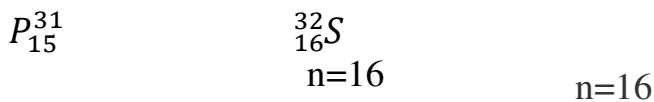
b) poliizotop - 2 və daha artıq izotopu olan elementlərə deyilir O, S, Sn və s.

c) yalnız H izotopları adlanır ${}^1_1\text{H}$ – protium, ${}^2_1\text{H}$ – deqterium, ${}^3_1\text{H}$ – tritium

İzobar - nüvəsinin yükü müxtəlif atom kütlələri eyni olan atom növünə deyilir.



İzoton – neytronlarının sayı eyni olan (nüvə yükü və atom k. fərqli) müxtəlif atom növünə deyilir.



9. Atomun quruluşu haqqında müasir fikirlər. Kvant ədədləri

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

1. Baş kvant ədədi (n)
2. Orbital (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

$$n = 1 \text{ isə, } N = 2$$

$$n = 2 \text{ isə, } N = 8$$

$$n = 3 \text{ isə, } N = 18$$

$$n = 4 \text{ isə, } N = 32 \text{ və s. olar.}$$

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

I energetik səviyyə 1 yarım səviyyədən - 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

$$n = 1 \text{ isə, } l = n - 1 = 1 - 1 = 0 \text{ (s)}$$

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

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

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

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 formasını* xarakterizə edir. S - orbital - şar, p - orbital - qanteləbənzər, d - orbital - dördləçəkli çiçəyəbənzər, f- orbital isə daha mürəkkəb formaya malikdir.

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

$$l = 0 \text{ isə, } N = 2, \quad s^2$$

$$\begin{array}{l}
 l = 1 \text{ isə, } N = 6 \quad p^6 \\
 l = 2 \text{ isə, } N = 10 \quad d^{10} \\
 l = 3 \text{ isə, } N = 14 \quad f^{14}
 \end{array}$$

Maqnit kvant ədədi - orbitalların 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

$$\begin{array}{ll}
 l = 0 \text{ isə,} & m_l = 1 \\
 l = 1 \text{ isə,} & m_l = 3 \\
 l = 2 \text{ isə,} & m_l = 5 \\
 l = 3 \text{ isə,} & m_l = 7
 \end{array}$$

Bu rəqəmlər yarımsəviyyələrdə 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 : $m_s = 1/2$
 Bu, **spin kvant ədədi** adlanır. Spin kvan ədədini ing. alimləri **Ulenbek və Qaudsmit** kəşf etmişlər. Spin kvant ədədləri ox işarələrilə də göstərilir : $\uparrow\downarrow$

10. Pauli prinsipi, Kleçkovski və Hund qaydaları.

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, yarımsəviyyələrdə 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 :

$$\begin{array}{l}
 3d \text{ orbital üçün : } n + 1 = 3 + 2 = 5 \\
 4s \text{ orbital üçün : } n + 1 = 4 + 0 = 4.
 \end{array}$$

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 :

$$3d \text{ orbital üçün : } n + 1 = 3 + 2 = 5$$

$$4p \text{ orbital üçün: } n + 1 = 4 + 1 = 5$$

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

Atom spektrlərinin , xüsusilə də atomun spektral xətlərinin 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.

11. Atomun elektron quruluşu.

XIX əsrin axırlarınadək atom bölünməz hesab edilirdi. Hələ D.Mendeleev 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 ehtimalını təsdiq edə bilər*».

Elektronun, elektrolizin, radioaktivliyin, fotoeffekt, qazların elektrik keçirməsi, termoelektron emissiyası və s. hadisələrin, eləcə də **atom spektrlərinin, rentgen şüasının** kəşfi atomun mürəkkəb quruluşu 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 tədqiqatlar 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 təbiəti etibarilə bir-birindən kəskin surətdə fərqlənirlər, belə ki, alfa şüalar - müsbət, beta şüalar – mənfi, qamma şüalar isə -yüksüzdür. Alfa şüaların sürəti saniyədə 20.000 km, beta – 100.000 km, qamma şüalarınkı 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 sistem 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 dərindən 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 nəzəriyyəsinə** 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 hadisə 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 spetkrlərinə 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. Hər orbitə müəyyən enerji E_1, E_2, E_3 və s. müvafiq gəlir.

I postulatın riyazi ifadəsi belədir:

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

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 orditdən digər orditə 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 qaydır 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 nəzəriyyəsini işləyib hazırlamış və elektronun enerjisini hesablamışdır.**

Bor nəzəriyyəsi çoxelektronlu 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 yarımşəviyyələrin 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** işığın ikili təbiətə malik olmasını müəyyən etmişdir. İşığın 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.*».

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

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

12.Dövri qanun və dövri sistem.

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, Odliq, 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 **Debeyner** 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 çəkilərinə görə bir sətərə düzdükdə hər sətərə 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 çəkiləri, valentlikləri və xassələri uyğun gələn 28 elementi 6 sətərdə qruplaşdıraraq, özünün yeni sistemini yaratdı və cədvələ dövrlər də əlavə etdi. Onun tərtib etdiyi dövr 2-ci dövrdən başlayırdı. Hidrogen elementindən başlayan dövr göstərməyə cəsərət etmirdi. Digər tərəfdən bir sıra elementləri cədvəldə düzgün yerləşdirməmişdir. Həmçinin Meyer elementlərin xassələrinin onların atom çəkilərindən asılılığını da deməyə inamsız yanaşırdı. Onun bu sistemində atom çəkilərinin 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 sətərə 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 üfiqi 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). Mendeleev 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 Mendeleevin qabaqcadan söylədiyi xassələrlə eynidir.

1875-ci ildə fransa alimi **Lekok de Buabodranqalliumu**, 1879-cu ildə İsveç alimi **Nilsonskandiumu**, 1886-cı ildə alman alimi **K. Vinklergermaniumu** kəşf etdi. Mendeleev 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.

Mendeleev 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.

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 azadlığa 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 kəmiyyət-nüvənin yükünü** göstərir. Bu qanunauyğunluq 1912-ci ildə ingilis alimi Mozli tərəfindən təcrübi yolla sübut edilmişdir. **Mozli** göstərmişdir ki, Mendeleev 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 tərfi belədir:

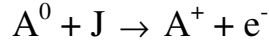
Elementlərin, eləcə də onların birləşmələrinin forma və xassələri nüvənin yükündən dövrü sürətdə asılıdır.

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

13. İon və elektronaqohumluq enerjisi

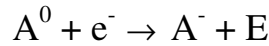
Atomun ölçüsü və atom radiusu– atom nüvəsi ilə valent elektronu arasındakı məsafədir, hansı ki, dövr üzrə soldan sağa azalır, qruplar üzrə isə yuxarıdan aşağı gəldikcə artır.

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 getdikcə 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.

14. Elektromənfilik.

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.

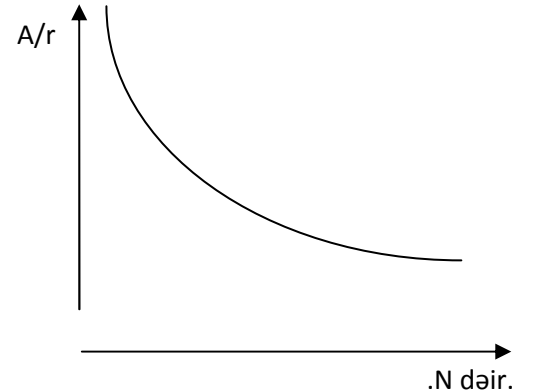
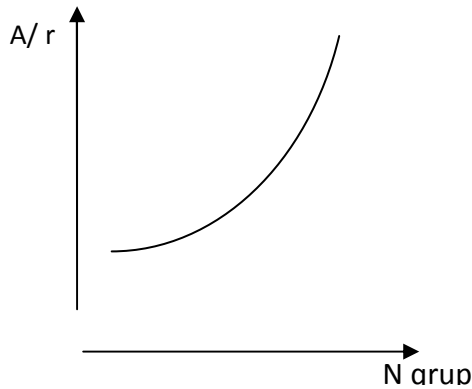
$$X = 1/2(J + E)$$

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**.

15. Atom və ion radiusları

Atom radiusu – onun nüvəsindən ən uzaqda olan elektrona qədər olan məsafədir. Neytral atoma nisbətən – ionun a/r böyük, +isə kiçikdir.

$$E^- > E^0 > E^+$$



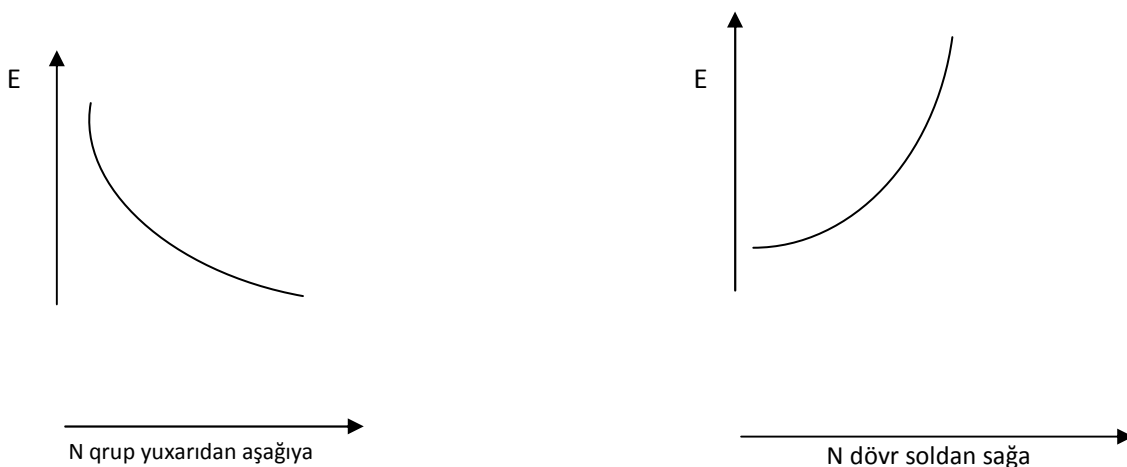
İonlaşma enerjisi-neytral atomdan bir elektron qoparmaq üçün sərf olunan enerjiyə deyilir.

Atoma elektron qohumluğu –neytral atoma bir elektron birləşərkən ayrılan enerjiyə deyilir.

Elektromənfilik- atomun birləşmələrdə başqa element atomlarından özünə elektron (rabitə elektronlarını) birləşdirmək qabiliyyətinə deyilir.

$$\alpha_{\text{elektron}} = \frac{J_{ile} + E_{eln}}{2} \quad \text{KC/mol vahidi.}$$

Kiçik ədəd olduğu üçün 1-4 götürülür. Yəni Li=1 F=4 götürülür



16.Kimyəvi rabitənin növləri

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

- kimyəvi rabitənin əmələ gəlməsini
- birləşmənin fiziki-kimyəvi xassələrini
- birləşmənin quruluşunu
- 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. Molekuldaxili kimyəvi rabitə**
- 2. Molekullarası kimyəvi rabitə**

Molekul daxili kimyəvi rabitə 3 növə bölünür:

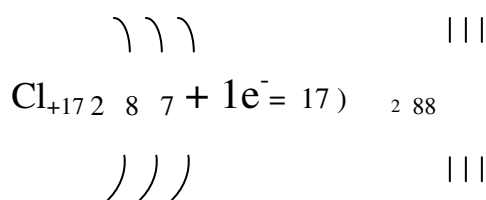
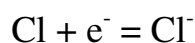
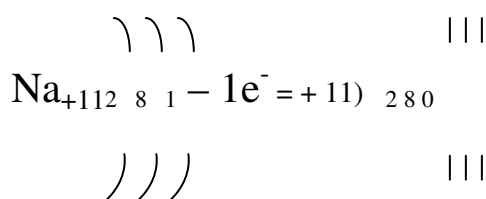
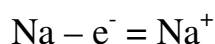
1. İon rabitəsi
2. Kovalent rabitə
3. Metal rabitəsi

17. İon, kovalent və metallik rabitələr

İon rabitəsi .İon rabitəsi elektromənfililiyinə 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 cəzbetmə ilə əmələ gələn ionlar arasındakı kimyəvi rabitəyə elektrovalent və ya ion rabitəsi deyilir.

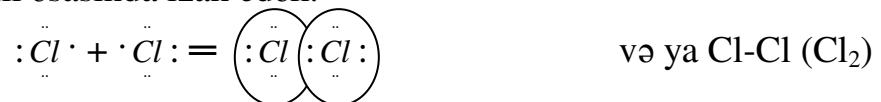
Kovalent rabitə (kovalent-ümumiləşmiş deməkdir). Kovalent rabitə nəzəriyyəsinin də əsasını ion rabitəsində olduğu kimi davamlı 8-elektronlu təbəqənin yaranması təşkil edir. Lakin burada ion rabitəsindən fərqli olaraq davamlı elektron təbəqəsi yaranarkən elektron mübadiləsi baş vermir, hər iki atom üçün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

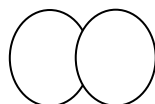
1. Qeyri-polyar kovalent rabitə (QPKR)

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 nəzəriyyəsinə 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 ortağ elektron cütü yaranır və bunun hesabına atomlar rabitə saxlayır. Bunu xlor molekulunun əmələ gəlməsi misalı əsasında izah edək.



İkiqat və üçqat rabitəli atomlarda ortağ elektronların sayı 4 və 6 olur.

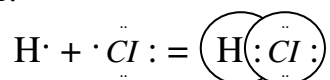




Atomların arasındakı rabitələrin sayı artdıqca molekulun davamlılığı artır. Eyni adlı iki atoma məxsus olan ortaq elektron cütü vasitəsilə əmələ gəlmiş molekulara homopolyar (qeyri-polyar) və ya atom birləşmələri deyilir. Ortaq elektron cütü vasitəsilə əmələ gələn kimyəvi rabitəyə kovalent və ya atom 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, : 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.

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

Rabitənin uzunluğu - atom nüvələri arasındakı məsafədir.

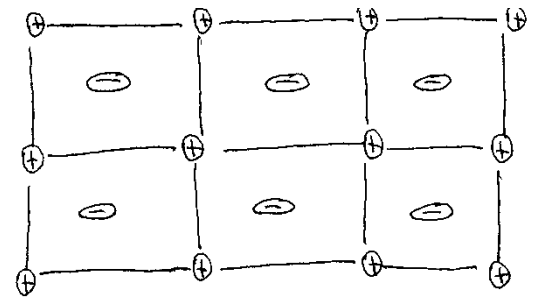
Rabitə enerjisi – rabitəni qırmaq üçün sərf olunan enerji miqdarıdır.

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

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, işıq əks etdirilməsi xassələri metal rabitəsi ilə əlaqəlidir.



Metalın kristal qəfəsi

⊕ – metal ionlar

⊖ – sərbəst elektronlar.

18. σ və π rabitələr

Rabitənin istiqamətliliyi – molekulun fəza quruluşunu müəyyən edir.

HCl molekunun əmələ gəlməsində H-atomunun s, xlor atomunun bir p-orbitalı iştirak edir. Molekul xətti formadadır. Su molekulu bucaq, NH₃ molekulu piramida, CH₄ molekulu tetraedrik formadadır.

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

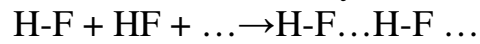
σ - **rabitə**-orbitalların düz xətt boyunca atom nüvələrini birləşdirilməsi nəticəsində əmələ gəlir: s-s, s-p, p-p, p-d və s.

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.

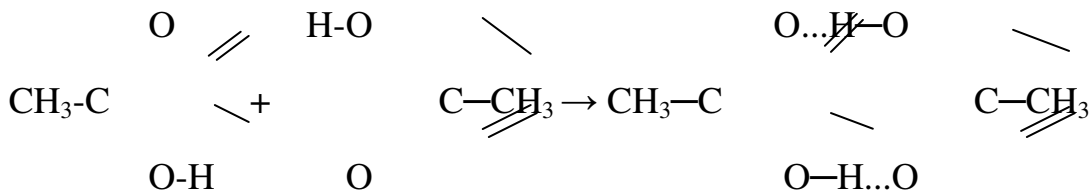
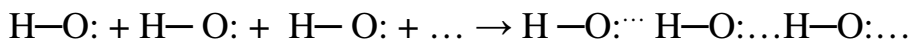
19. Hidrogen və donor-akseptor rabitələri.

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

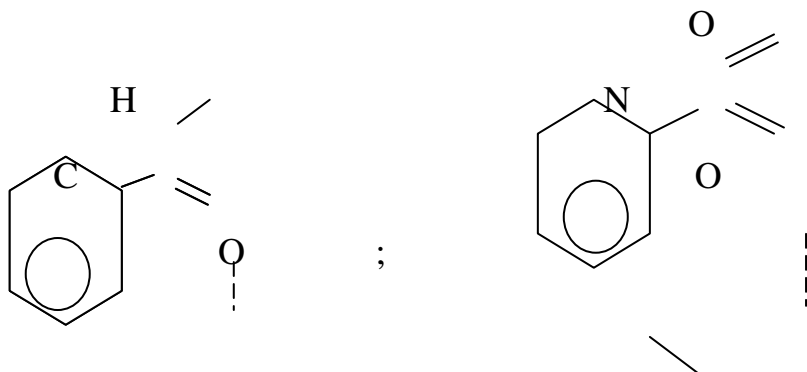


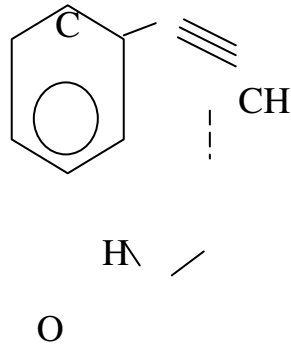
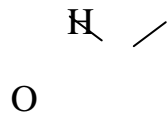
Bu rabitə iki eyni, yaxud müxtəlif molekullar arasında eləcə də bir molekul daxilində baş verə bilər. Bu səbəbdən iki tipə bölünür:

1. Molekullarası HR:



2. Molekul daxili HR:





Maddələr 4 əqrəqat 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 qadırdirlər.(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 küncələrində ionlar olur. Məs., əksər qeyri-üzvi birləşmələr , qələvi, qələvi-torpaq metalların hallogenidləri və s.

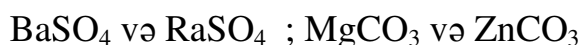
2. AKQ-in küncələrində atomlar olur. Məs., B, almaz, Si, Ge, Sn, Pb, AlN, Zn və s. Atomlar arasında kovalent rabitə mövcuddur.

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

4. MKQ-in küncələrində 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:



20.Orbitalların hibridləşməsi.

Kovalent rabitənin əmələ gəlməsində müxtəlif vəziyyətlərdə olan elektronlar məs., s və p də iştirak edir. Belə güman etmək olar ki, bu rabitələr qiymətəcə 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.

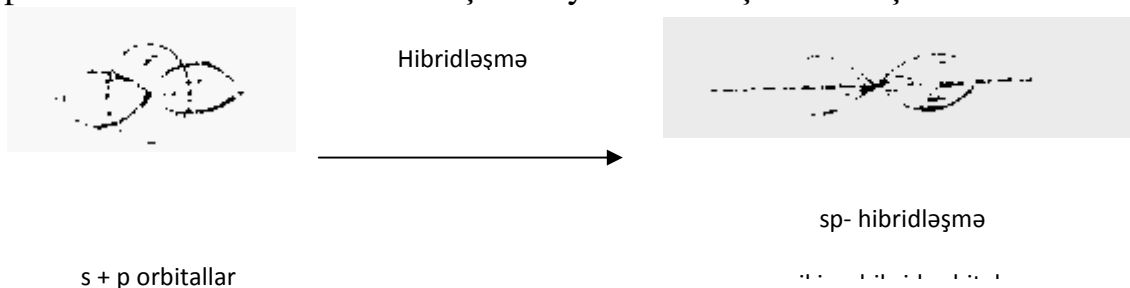
1. BeCl_2 .

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

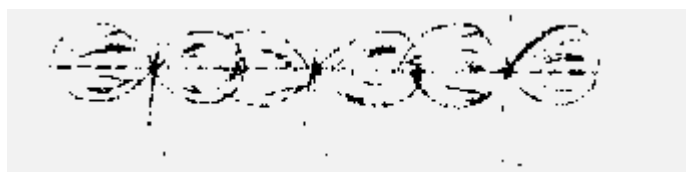
a) Normal hal: $1s^2 2s^2 2p^0$

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.



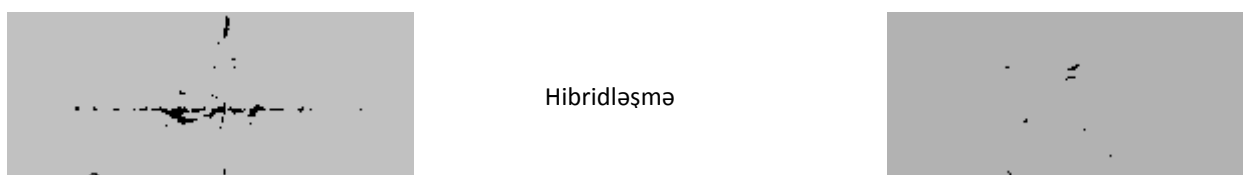
2. BCl_3

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

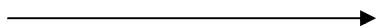
a) Normal hal: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$

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.



orbitallar



sp^2 – hibridləşmə

Bu hibrid orbitalları üç Cl atomu ilə BCl_3 molekulunu əmələ gətirir.



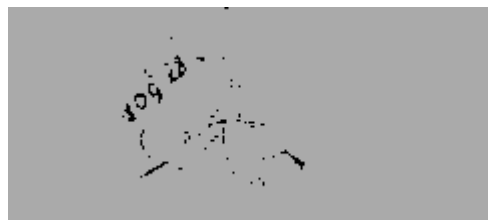
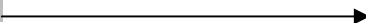
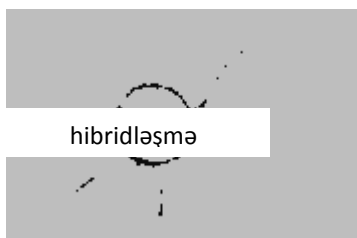
3. CH_4

${}_6C$ -nün elektron konfigurasiyası

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

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

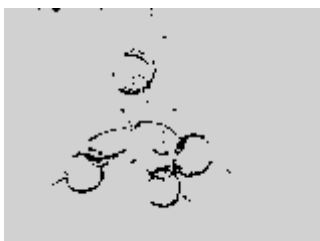
C atomunun hibridləşməsində bir s və üç p – elektronları iştirak edir.



sp^3 hibridləşmə

s-p-p-p orbitallar

C atomu belə hibrid vəziyyətində üç H atomu ilə birləşərək CH_4 molekulunu əmələ gətirir.



21.Reaksiyanın sürəti və ona təsir edən amillər

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 mayelər arasında gedən reaksiyaları göstərmək olar.

Heterogen reaksiyalar – yəni qarşılıqlı təsirdə olan maddələr müxtəlif aqreqat 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.

22.Homogen və heterogen reaksiyaların sürəti.

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;

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

Sonuncu tənliyə əsasən reaksiyaların sürətinə aşağıdakı tərif vermək olar:

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

Heterogen reaksiyalarda isə bərk maddələrin qatılığı cüzi dəyişdiyindən sürət düsturunda onların qatılığı nəzərə alınmır.

$C + O_2 = CO_2$ heterogen reaksiyasında $V = k \cdot C_{O_2}$

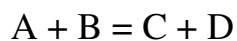
Reaksiyanın sürətinə bir sıra amillər təsir göstərir. Məsələn, qatılıq, temperatur və katalizator.

23. Qatılığın reaksiya sürətinə təsir

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.

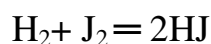
Bu asılılığı ilk dəfə bir-birindən asılı olmayaraq Norveç alimi Quldberq və Vaage 1867-ci ildə müşahidə etmiş və kimyəvi kinetikanın əsas qanunu olan **kütlələrin təsiri qanununu** kəşf etmişlər: **Kimyəvi reaksiyanın sürəti reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı ilə düz mütənasibdir.**



Qanunu bu tənliyə tətbiq etsək yazırıq:

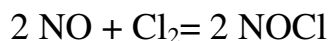
$$v = k [A] [B] \quad \text{və ya} \quad v = k C_A \cdot C_B$$

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:



$$V = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]; \quad v = k C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}$$

24. Temperaturun reaksiya sürətinə təsiri

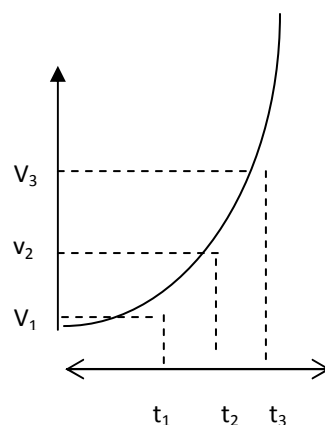
Reaksiya sürətinin temperaturdan asılılığını ilk dəfə Holland alimi **Vant - Hoff 1874**-cü ildə müşahidə etmiş və aşağıdakı qaydanı irəli sürmüşdür: **Temperatur hər 10⁰ C artdıqda reaksiyanın sürəti 2-4 dəfə artır**. Qanunun riyazi ifadəsi belədir;

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

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. Arrheniusun **aktivləşmə nəzəriyyəsi** ilə izah olunur. Nəzəriyyəyə görə **reaksiyaya ancaq aktiv molekullar daxil olur**.



Vant-Hoff düsturu reaksiya sürətinin temperaturdan asılılığını təxminən müəyyən edir. Bu asılılığı dəqiq şəkildə müəyyən etmək üçün Arrhenius düsturundan istifadə edilir.

$$K = A \cdot e^{-\frac{E_F}{RT}}$$

Burada, k-sürər əmsalı, A-tezlik, e-onluq loqarifmanın əsası, E_F-fəallaşma enerjisi.

25. Katalizatorun reaksiya 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.

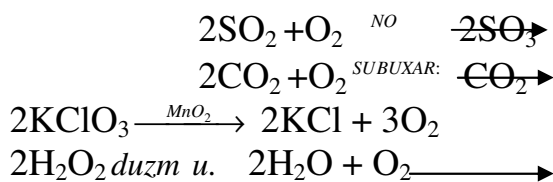
Katalizin 2 növü var:

1. Homogen kataliz.

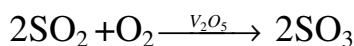
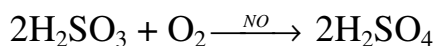
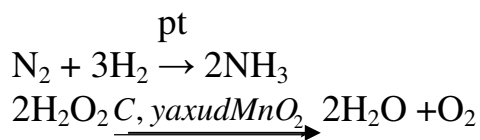
2. Heterogen kataliz.

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

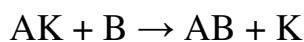
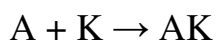
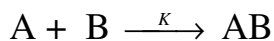
Məs:



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

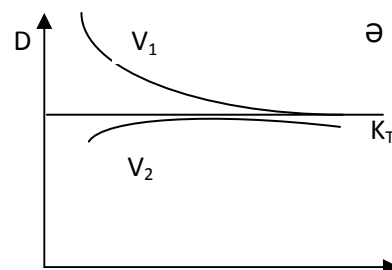


Katalizatorun təsir mexanizmi belədir.

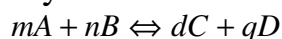


26. Kimyəvi tarazlıq. Le-Şatelye prinsipi.

Kimyəvi tarazlıq.- Düzünə və tərsinə (əksinə) gedən reaksiyaların sürətinin bir-birinə bərabər olduğu ana deyilir. Reaksiya başlayan anda düzünə gedən reaksiyanın sürəti çox olur və reaksiya maddələrinin (məhsulların) alınma istiqamətdə sürətlərinin (v_1).



Zaman keçdikdən sonra alınan maddələr öz aralarında yenidən reaksiyaya girərək reaksiyanı əks istiqamətdə (v_2) yönəldir $v_2 > v_1$ olur. Müəyyən zamandan sonra hər iki sürət bir-birinə bərabər olur $v_1 = v_2$. Bu halda kimyəvi tarazlıq deyilir. Kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etməklə bunları belə ifadə etmək olar.



Bu reaksiya üçün kimyəvi tarazlığı tapan

$$v_1 = K_1[A]^m \cdot [B]^n \quad v_2 = K_2[C]^d \cdot [D]^q \quad v_1 = v_2$$

$$K_1[A]^m \cdot [B]^n = K_2[C]^d \cdot [D]^q$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^d \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}; \quad \frac{K_1}{K_2} = K_T \quad K_T = \frac{[C]^d \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

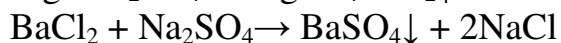
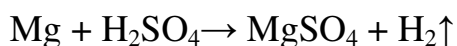
Kimyəvi tarazlıq qaz və maye fazalarında özünü doğruldu. Bərk halda reaksiya reagentlərində tarazlıq baş vermir.

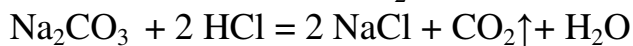
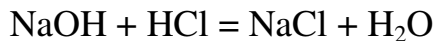
Kimyəvi tarazlığın yerdəyişmə şərtləri. Bu qanuna uyğunluq Le-Sartlye prinsipində müəyyənləşdirilir. Tarazlıqda olan sistemə hər hansı xarici amil (T,P,C) təsir etdikdə tarazlıq həmin təsiri azaldan istiqamətdə yerini dəyişir.

27. Dönən və dönməyən reaksiyalar.

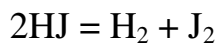
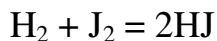
Kimyəvi reaksiyalar **dönən və dönməyən** olmaqla iki qrupa bölünür. Yalnız bir istiqamətdə gedən reaksiyalara dönməyən və ya axıra qədər gedən reaksiyalar deyilir.

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





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



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

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

Tarazlıq halında $V_1=V_2$ olduğundan yazıla bilər:

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

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

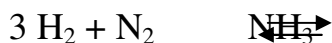
K- müəyyən temperaturda sabit olan iki kəmiyyətin nisbətini əvəz edir və **tarazlıq sabiti** adlanır. Xarici şərait dəyişdikdə sistemin tarazlıq halı pozulur. Xarici şərait dedikdə, temperatur, təzyiq və qatılıq nəzərdə tutulur.

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-Şatilye tərəfindən müəyyən edilmişdir. Bu asılılıq **Le-Şatilye 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 artırırsa tarazlıq NH_3 -ün alınması istiqamətinə yönələcəkdir.

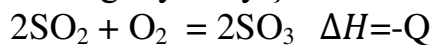
Əgər tarazlıq sabiti məhlulda maddənin ionlaşmasını xarakterizə edərsə, bu halda o, **ionlaşma**, yaxud **dissosiasiya sabiti** adlanır.



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

28. Temperaturun tarazlığa təsiri.

Temperaturun tarazlığa təsiri. Temperaturun artırılması kimyəvi tarazlığı temperaturun az olması istiqamətində, yəni endotermik reaksiya istiqamətində yönəldilməsinə səbəb olur. Əksinə temperaturun azaldılması ekzotermik (+Q-ΔH) istiqamətdə kimyəvi tarazlığın yerdəyişməsinə səbəb olur. Məsələn,



Reaksiya ekzotermik olduğundan temperatur artdıqda tarazlıq sola, temperatur azaldıqda isə tarazlıq sağa yönəlir.

29. Təzyiqin tarazlığa təsiri.

Təzyiqin tarazlığa təsiri. Tarazlıqda olan sistemdə təzyiqin artırılması, tarazlığı təzyiqin az olan (həcm az olan) istiqamətdə yerdəyişməsinə səbəb olur. Hər iki tərəfdə həcm eyni olarsa təzyiqin artırılması və azaldılması tarazlığa təsir etmir.

Katalizatorun tarazlığa təsiri. Tarazlıqda olan sistemə katalizator təsir etmir. Daha doğrusu tarazlığı nə sağa, nə də ki sola yönəldir. Yalnız onun tez yaranmasına səbəb olur.



Tarazlıq sistemində temperaturun artırılması tarazlığı sola, temperaturun azaldılması sağa yönəldir. Təzyiqin artırılması sağa, N_2 və H_2 -in qatılığının artırılması sağa, NH_3 -ün qatılığının artırılması tarazlığı sola yönəldir.

30. Dispers sistemlər. Məhlullar.

Bir maddənin kiçik hissəciklər şəklində digər maddə mühitində paylanmasıdan 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. Kəbud 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 dərəcəsindən 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 HƏLLÖLMƏNİN 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 həllölməyə 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. 0°C-də 100 qr suda 35,6 q NaCl həll olduğu halda, 100°C-də bu miqdar cəmi 3,5 q artır. Temperatur Li-sulfat və Ca-asetatın həll olmasına hətta mənfi təsir göstərir. Kristallhidratların həllolmaqabiliyyəti müəyyən temperatura qədər artdıqdan sonra azalar. Bu, onların aşağı hidrat-laşmış vəziyyətə keçməsilə izah olunur.

Mayelərdən etil spirti, aseton, sirkə turşusu, nitrat, xlorid, sulfat turşulurı 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).

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 əmsalı olub, Henri əmsalı 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 təklidə 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 :

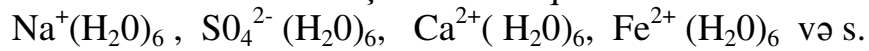
1. Fiziki nəzəriyyə

2. Kimyəvi nəzəriyyə

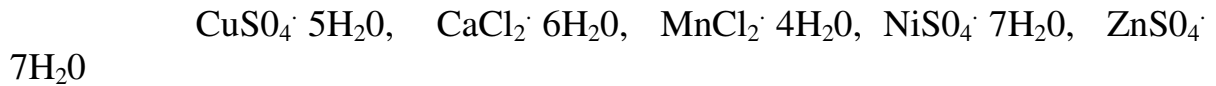
3 Fiziki-kimyəvi nəzəriyyə

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. Mendeleev 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** adlandırmışdır, 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**.

31.Məhlulların qatılığının ifadəsi

Həlledici 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 həlledicinin müəyyən miqdarında həll olmuş maddənin artıq miqdarı həll olursa, belə məhlul **doymamış məhlul**, maddənin artıq miqdarı həll olursa 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 titrəyisdən, yaxud məhlula az miqdarda salınmış kristall hissəciyin təsirdən 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:

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

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

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 1 litr oluncayadək su əlavə edilir. Belə məhlulun qatılığı 1 molyardır – 1M.

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

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

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

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

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

$$E (H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ q}$$

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

$$E (Al_2(SO_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ q}$$

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

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

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.

32. Raulun I və II qanunları.

Həllədicisi ilə olan maddə hiss-in əks istiqaməti nəticəsində 1-1-də bərabər paylanmasına diffuziya deyilir. Həllədicisi ilə həll olan maddə arasında yarımkeçici pərdə qoyularsa bu zaman bir tərəfli diffuziya baş verir. Belə ki, yarımkeçici pərdədən həllədicisi keçər həll olan maddə isə keçməz. Bu hadisə osmos hadisəsi adlanır. Bu zaman yaranan təzyiqə osmos təzyiqi deyilir. Qazın təzyiqi ilə osmos təzyiqi arasındakı oxşarlıq Vant – Hoff qanunu ilə ifadə olunur – Eyni temperaturda həll olmuş maddə qaz halına keçirilərsə, onun həcmi məhlulun həcminə çatdıqda qazın təzyiqi qiymətcə məhlulun osmos təzyiqinə bərabər olur.

$$P_{osm} = \frac{n}{V} RT \quad \text{və ya} \quad P_{osm} = CRT$$

Məhlulun buxar təzyiqi. Raulun I qanunu. Qapalı qabda maye buxarlanarkən onun yenidən mayeyə çevrilməsi baş verir. Bu zaman maye üzərindəki buxara doymuş buxar deyilir.

Fransız alimi F. Raul uçucu olmayan q/elektrolitlərin buxar təzyiqini öyrənərkən I qanunu vermişdir – Həllədicinin məhlul üzərindəki buxar təzyiqinin nisbi azalması həll olan maddənin mol sayının məhlulda olan molların ümumi sayına olan nisbətində bərabərdir.

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n}{N+n} \quad \text{çox duru məhlulda} \quad n + N \approx N \quad \text{onda} \quad \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{n}{N}$$

$$\Delta p = p_0 \frac{n}{N} \quad \text{burada } n - \text{həll olan maddənin mol sayı, } N - \text{həllədicinin mol sayı,}$$

p_0 –saf həllədicinin buxar təzyiqi, Δp - buxar təzyiqinin azalmasını göstərir.

Məhlulun donma və qaynama temperaturu. Raulun II qanunu. Həllədicisi ilə məhlulun donma və qaynama tem-u müxtəlifdir. Belə ki, məhlul saf həllədiciyə nisbətən aşağı tem-da donur, yuxarı tem-da qaynayır. Maddənin eyni vaxtda

həm maye həm də bərk halda mövcud olduğu tem-a donma tem-u deyilir. Məhlulun donmasını və qaynamasını öyrənərkən Raul II qanunu vermişdir – Donma temperaturunun azalması, qaynama temperaturunun artması məhlulun molyar qatılığı ilə düz mütənasibdir.

$\Delta t_{don} = KC$ $\Delta t_{qay} = EC E$ – ebuloskopik K – krioskopik sabitlərdir
 C – molyar qatılıqdır.

33. Vant-Hoff qanunu.

Qazlarda olduğu kimi **çox duru məhlullarda** da həll olan maddə hissəcikləri **xaotik hərəkətdədir**. Qatı məhlulda 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 yarımşızdırıcı 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.**

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

Burada, R – universal qaz sabiti, $8,31 \text{ C/mol}$, T – mütləq temperatur, C – qatılıqdır.

Osmos təzyiqi temperatur və qatılıqda asılı olduğu halda, həllədicinin 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 - $24,4 \text{ atm}$. 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.**

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 məhlulun 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 mükafatına layiq görülən alimə 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 dönən prosesdir.

Dissosiasiya dərəcəsi və dissosiasiya sabiti

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

Dissosiasia 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.

Dissosiasiyasabitielektrolitlərinionlaradlissosiasiyaetməsinixarakterizə edir. Onun qiyməti böyük olduqca, elektrolit biroqədəryaxşı dissosiasiyaedir. **Dissosiasiyasabitiqatılıqdanasilı olmayıb, elektrolitin, həlledicinintəbiətindən və temperaturdanasilıdır.**

34. Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsi. Reaksiyanın ion tənlikləri.

Elektrolitik dissosiasiya. 1887 ildə İsveç alimi S. Arrenius öyrənmişdir – Həlledicinin təsiri nəticəsində elektrolitlərin ionlara ayrılmasına elekt. dis. deyilir. Aşağıdakı müddəaları vardır

- 1) Elektrolitlər suda həll olduqda - yüklü ionlara ayrılırlar. Məhluldan elektrik cərəyanı keçdikdə + ionlar katoda, - ionlar anoda doğru hərəkət edir.
- 2) Diss. nəticəsində + yüklərin cəmi – yüklərin cəminə bərabər olur.
- 3) Zəif elektrolitlərin diss-sı dönən prosesdir.
- 4) İonlar xassəcə atom və molekullardan fərqlənir.

Suda məh-ı və ərintiləri elektr. Cərəyanını keçirən maddələrə elektrolitlər deyilir. $\text{Me}(\text{NO}_3)_n$ Na, K, NH_4 duzları, qələvilər H_2SO_4 , HCl, HNO_3 və s.

Suda məh-ı və ərintiləri elektr. cərəyanını keçirməyənlərə q/elektrolitlər deyilir. H_2SiO_3 , SiO_2 , AgCl, BaSO_4 , karbohidratlar, spirtlər, saf su və s.

Dissosiasiya prosesi- diss. dərəcəsi (α_d) və diss. sabiti (K_d) ilə xarakterizə olunur.

Dissosiasiya dərəcəsi (α_d) – diss. etmiş molekulların sayının məhluldakı həll olmuş ümumi molekulların ümumi sayına olan nisbətində deyilir.

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad ; \quad \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

α -görə elektrolitlər 3 qrupa bölünür:

1. Qüvvətli elektrolitlər $\alpha \geq 30\%$ (və ya $\alpha \geq 0.3$) qələvilər, turşular (HCl , HNO_3 , H_2SO_4) suda həll olan duzlar bu cürdür.
2. Orta qüvv. Elektr-lər $\alpha = 3 - 30\%$ ($\alpha = 0.03 - 3$) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 və s. bu cürdür.
3. Zəif elektrolitlər $\alpha \leq 3\%$ ($\alpha \leq 0.03$) zəif əsaslar NH_4OH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$ zəif tur-lar HCOOH , CH_3COOH , CaCO_3 , AgCl və s.

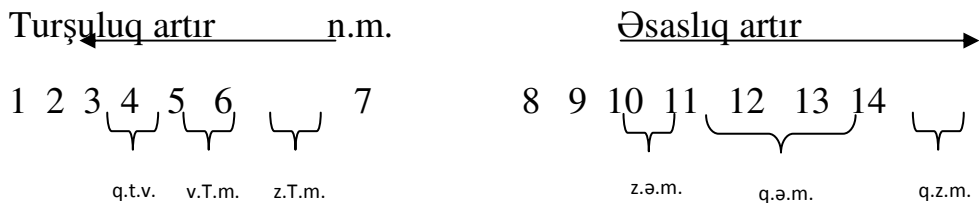
35. Suyun elektrik dissosiasiyası, pH-ı, dissosiasiya dərəcəsi və dissosiasiya sabiti

Su zəif elektrolitdir. ($\alpha \leq 30\%$) az da olsa diss. edir. $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ tarazlıq halında kütlələrin təsiri qanunu tətbiq etsək:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \text{ və ya } K \cdot H_2O = [H]^+ + [OH]^- \text{ burada } K \text{ -suyun diss. sabitidir. } 20^0\text{S-}$$

də $K = 1.8 \cdot 10^{-16}$. 1l-də olan molların sayı $[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55.56 \text{ mol/l}$

$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55.56 = 10^{-14}$ Onluq loqarifma ilə əks qiymətini götürsək tam rəqəmlər (1-14) alırıq $pH = -\lg[H^+]$ buna hidrogen göstəricisi deyilir.



$pH=7$ neytral mühit, $pH > 7$ əsası, $pH < 7$ turş mühit olur. Hidrogen göstəricisinin həyatı proseslərdə rolu böyükdür.

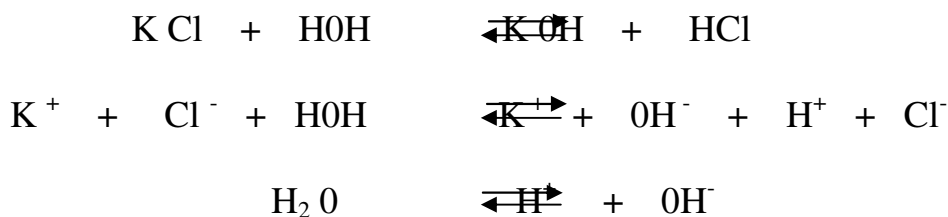
36. Duzların hidroliz.

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

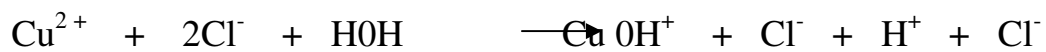
Duzların hidrolizi zamanı turşu və əsas alınır. Buna görə duzlara turşu və əsasların qarşılıqlı təsir məhsulu kimi baxılır.

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 , $Ca(NO_3)_2$ və s. Məhlul **neytral** reaksiya göstərir. **pH = 7** olur.



2. **Qüvvətli turşu və zəif əsəsdən** əmələ gələn duzlar. Belə duzlar **kationa görə hidrolizə uğrayırlar**. Məhlul **turş** mühit göstərir. **pH < 7** olur.

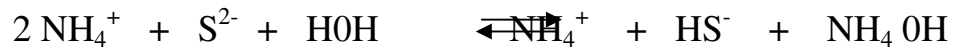
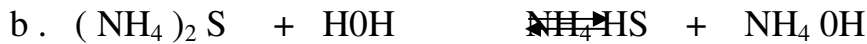


3. **Zəif turşu və qüvvətli əsəsdən** əmələ gələn duzlar. Belə duzlar **aniona görə hidrolizə uğrayır**. Məhlul **qələvi** reaksiya göstərir. **pH > 7** olur.





4. **Zəif əsas və zəif turşudan** əmələ gələn duzlar. Belə duzlar **kationa və aniona görə hidrolizə** uğrayırlar. **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 yazaq :

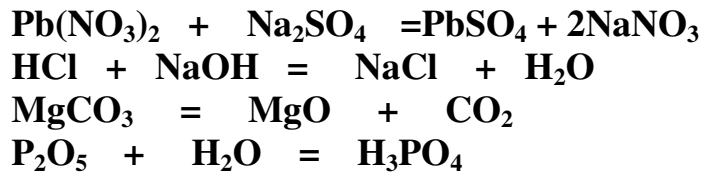
$$/ \text{KOH} / / \text{H A} /$$

$$K_h = \frac{\text{-----}}{\text{/ K A /}}$$

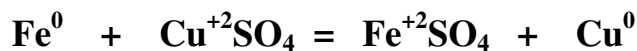
Hidroliz canlı orqanizmlərin həyat fəaliyyətində böyük rol oynayır, sənayedə isə qiymətli məhsulların alınmasında istifadə edilir.

37. 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.

38. 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.

$$\text{H}_3^{+1}\text{P}^x\text{O}_4^{-2} \quad (+1)3+x+(-2)4=0 \quad \text{X}=\text{+5}$$

$$\text{Ca}^{+2}(\text{H}_2^{+1}\text{P}^x\text{O}_4^{-2})_2 \quad 2+[(+1)2+x+(-2)4]2=0$$

$$2+4 + 2X - 16 = 0$$

$$2x = 10 \quad x=\text{+5}$$

$$\text{Al}_2^{+3}(\text{SO}_4^{-2})_3 \quad (+3)2 [x+(-2)4]3=0$$

$$6 + 3x - 24 = 0$$

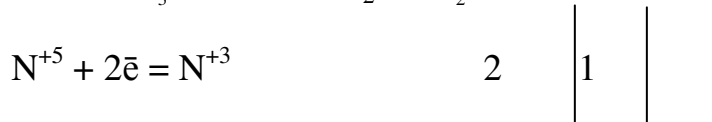
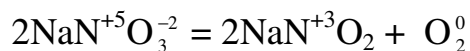
$$x=\text{+6}$$

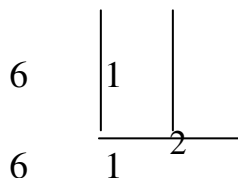
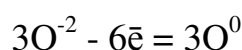
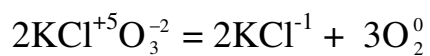
39. Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının növləri.

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının aşağıdakı növləri məlumdur.

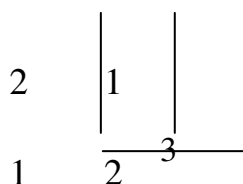
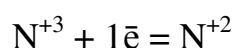
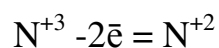
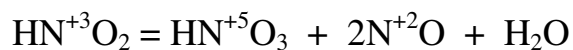
1. **Atomlararası və ya molekullarası oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları.** Bu reaksiyalarda oksidləşdirici və reduksiyaedici müxtəlif maddələr olur. Yuxarıda göstərilən oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları da bu qrupa aiddir. Xüsusi hal kommu-tasiya adlanır.

2. **Molekul daxili 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.

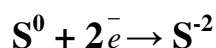
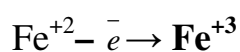


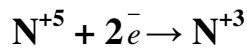
Belə reaksiyalara disproporsiya (dismutasiya) reaksiyaları da deyilir.

40. Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının əsas müddələri.

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyası nəzəriyyəsinin 3 müddəası var:

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





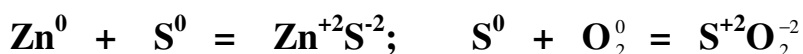
2. Özündən elektron verən atom və ya ionlar reduksiyaedici adlanır və reduksiya zamanı oksidləşir. Elektron qəbul edən atom və ya ionlar oksidləşdirici adlanır və reaksiya nəticəsində reduksiya olunur.

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 (HJ, 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 güvvətlənir. 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 elektromənfiliyə malik olan flüordur, buna görə də o, bütün reaksiyalarda oksidləşdirici xassə daşıyır. Elektromənfiliyi 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.



41. Oksidləşmə-reduksiya reaksiya tənliklərinin əmsallarının düzəldilməsinin elektron balans üsulu.

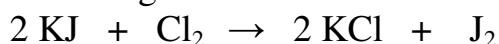
Oksidləşmə - reduksiya reaksiyalarının tənliklərini düzəltmək üçün iki üsuldən istifadə olunur:

1. Elektron balansı üsulu

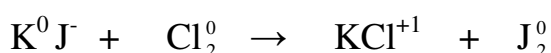
2. İon – elektron üsulu.

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

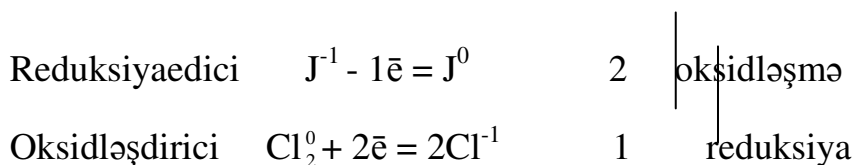
1. Reaksiyaya daxil olan və reaksiyadan alınan maddələrin formulları yazılır və reaksiyanın istiqaməti oxla göstərilir.



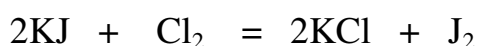
2. Oksidləşmə dərəcəsinə dəyişən atom və ya ionların oksidləşmə dərəcəsi təyin edilir və tapılan rəqəmlər onların kimyəvi işarəsi üstündə yazılır.



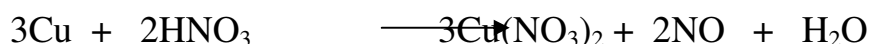
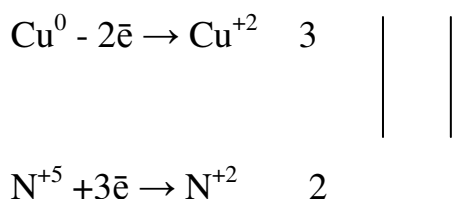
3. Elektron tənliyi tərtib edilir, verilən və qəbul edilən elektronların sayını bərabərləşdirmək üçün tapılan əmsalların yeri dəyişdirilir və mümkün olan hallarda onların arasında ixtisar aparılır.



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



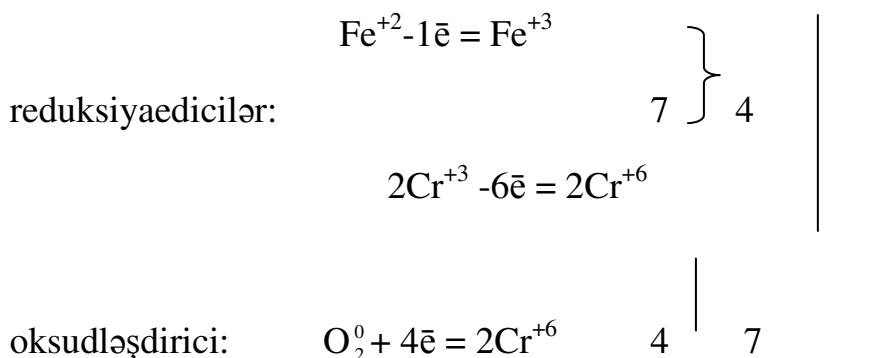
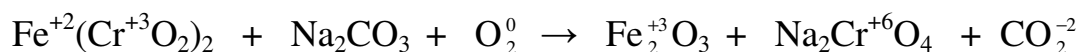
Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının tənliklərini tərtib etdikdə yadda saxlamaq lazımdır ki, reaksiya neytral mühitdə gedirsə - suyun, turşu mühitdə gedirsə - turşunun, əsasi mühitdə gedirsə, əsasın miqdarı tənliyə sonradan əlavə edilə bilər.



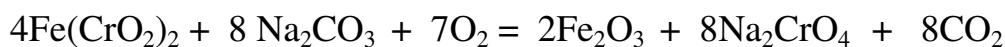
Tənlikdən aydın olur ki, misin üç atomunun oksidləşməsinə iki mol nitrat turşusu sərf olunur. Reaksiya nəticəsində üç mol mis 2-nitratın alınması göstərir ki, nitrat turşusunun altı molu duzun əmələ gəlməsinə sərf olunmuşdur. Deməli, reaksiyada səkkiz mol turşu iştirak edir.



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

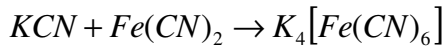
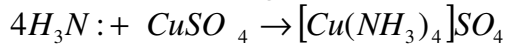


Elektron tənliyindən görüldüyü kimi reduksiyaedicilərin verdiyi yeddi elektron oksigen atomları tərəfindən qəbul edilmişdir.



42. Kompleks birləşmələr, kompleks birləşmələrin quruluşu.

Bəzi birləşmələr valentlik cəhətdən doymuş olmasına baxmayaraq daha mürəkkəb molekullar əmələ gətirmək xüsusiyyətinə malik olurlar, məsələn NH_3 yaxud (CN) molekullarında sərbəst, qoşalaşmamış valent rabitəsində iştirak etməyən elektronları d elementlərinin boş orbitaları ilə koordinativ tipli rabitə hesabına mürəkkəb tərkibli birləşmələr alınmasına səbəb olur (sianid turşusu duzları da əmələ gəlir).



İsveçrə alimi A.Verner 1893 ildə koordinasiya nəzəriyyəsinə əsasən sonralar rus alimləri L.Çuqayev və başqaları tərəfindən kompleks birləşmələr haqqında aşağıdakı müddəaları vermişdir:

1. Kompleks birləşmədə ionlardan və ya atomlardan biri mərkəzi atom sayılır ki, ona kompleksəmələgətirici deyilir.
2. Mərkəzi atom (ion) olan kompleks əmələgətiricinin ətrafında müəyyən sayda əks yüklü ionlar və ya polyar molekullar yerləşmişdir ki, onlar liqantlar adlanır.
3. Mərkəzi atom (ion) liqandla birlikdə birləşmənin daxili koordinasiya sahəsini əmələ gətirir ki, bunu böyük mütərizəyə alırlar.
4. Liqantların sayı (2,4,6-8 olur) koordinasiya ədədi adlanır.
5. Mərkəzi iondan xeyli uzaqda olan ionlar xarici koordinasiya sahəsini əmələ gətirirlər. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ və $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ misalında bunları göstərək.

Mərkəzi ionla liqantlar arasında rabitənin təbiəti 2 cür ola bilər. Birinci halda elektrostatik cəzibmə, ikinci halda donör akseptor mexanizmi üzrə əksər halda hər ikisi olur.

Kompleks bir-də özünə əks işarəli ion birləşdirən iona kompleks-əmələgətirici ion deyilir. Onlar əksər halda + yüklü olurlar, çoxusu metallardır boş orbitallar olan metallar ns^2 -elementlərindən əsasən $\text{Be}[\text{BeO}_2]^{2-}$ $[\text{BeF}_4]^{2-}$; np' elementlərində $[\text{BF}_4]^-$ $[\text{AlF}_6]^{3-}$ $[\text{GaCl}_4]^{3-}$ $[\text{InF}_6]^{3-}$; np^2 elementlərindən karbon $[\text{CO}_3]^{2-}$, silisium $[\text{SiF}_6]^{2-}$ $[\text{SiO}_3]^{2-}$ $[\text{SiO}_4]^{2-}$; np^3 elementlərdən ən çox $[\text{NH}_4]^+$ $[\text{NO}_3]^-$ $[\text{PF}_6]^-$ $[\text{PO}_4]^{3-}$ $[\text{AsS}_4]^{3-}$ $[\text{SbCl}_6]^-$ $[\text{BiI}_4]^-$; np^4 kompleks əmələgətirmə meylı zəifdir $[\text{SO}_4]^{2-}$ $[\text{S}_2\text{O}_3]^{2-}$ $[\text{SeO}_4]^{2-}$ $[\text{TeI}_6]^{2-}$ və s.

np^5 -elementləri zəif kompleks əmələ gətirirlər. np^6 -elementlərindən yalnız elektroneytral atomlarının iştirakı ilə əmələ gələn klartat birləşmələri məlumdur $[Kr(H_2O)_6][Xe(H_2O)_6]$ və s.

d - elementləri əsas kompleks əmələgətiricilərdir, buda onlarda boş orbitalların olması sp^3d^2 , sp^2d^1 , sp^0d^3 , sp^3 hibrid orbitallarının olması yaranması və ion radiusunun kiçik olmasındandır. f – elementlərində d - elementlərinə nisbətən kompleks əmələgətirmə zəifdir, çünki hibridləşmə fəallığı azdır.

Liqandlar anionlar və neytral molekullarda ola bilər. Neytral liqandların yükü yoxdur CO (karbonil), NH_3 -ammin, H_3O^+ akvo, NO - nitrozil; anionlar- F^- (flüoro) Cl^- (xloro) OH^- (hidrokso) CN^- (siano) SO_4^{2-} (sulfato) CNS^- (roiano) NO_2^- (nitro) liqandların sayı (koordinasiya ədədi) 2,4,6-8 bəzəndə 3,8,12 ola bilər.

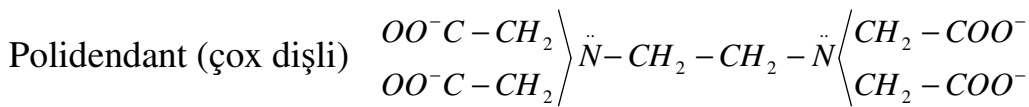
Liqandların sayı $Ag^+Au^+Cu^+$ ionları üçün 2, Cu^{2+} , Hg^{2+} , Pt^{2+} , Au^{3+} ionları üçün 4, Co^{2+} , Co^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{4+} , Sn^{4+} - 6 olur.

Koordinasiya ədədinə görə kompleks birləşmələr fəza quruluşu müxtəlif olur.

Koordinasiya ədədi *rabitədə işt. edən orbitallar* *fəza quruluşu.*

2	sp və ya dp	xətti
4	sp^3 dp^3	tetraedr
4	$d sp^2$	kvadrat
6	$d^2 sp^3$	oktaedr

Liqandlar kompleks əmələgətirici ilə bir və ya bir neçə rabitə yarada bilər monodendant (bir dişli) – $J Br^- OH^-$ iki dişli – didendant CO_3^{2-} SO_4^{2-}



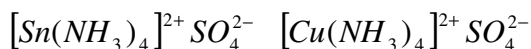
43. Kompleks birləşmələrin təsnifatı.

Kompleks birləşmələrin təsnifatı. Daxili sferanın yükünə görə 4 qrupa ayrılır.

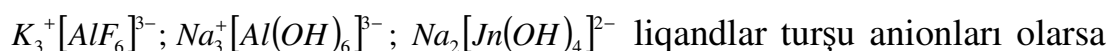
1. Kation kompleks birləşmələr – daxili sfera + yüklü olur



NH_3 liqand olarsa ammin komplekslər adlanır



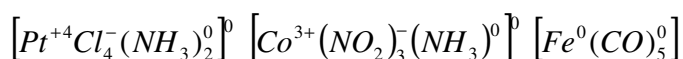
2. Anion kompleks birləşmələr – daxili sfera mənfi yüklü olur.



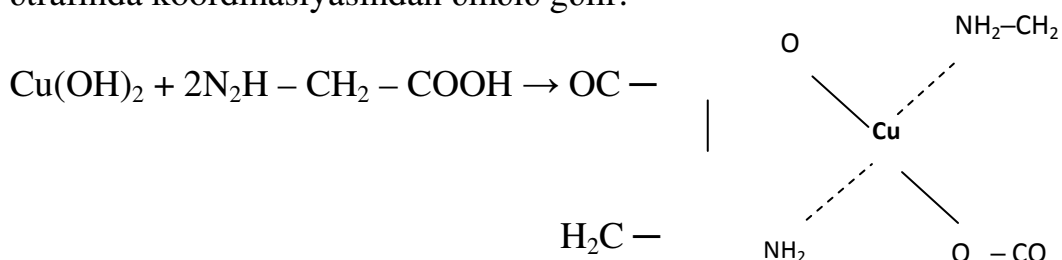
(F, Cl, CN, SO_4^{2-}) – asidokomplekslər, OH olarsa hidrosokomplekslər

oksigenli turşuların qalıqları olarsa oksokomplekslər adlanır.

3. Neytral kompleks birləşmələr – bir sferalı kompleks birləşmədir. Belə k.bir-də həm yüklü həm də yüksüz liqandlar ola bilər.



4. Helat kompleks birləşmələr – polidendant liqandların kompleks əmələgətiricinin ətrafında koordinasiyasından əmələ gəlir.



Belə kimyəvi birləşmələr daha davamlı olur.

44. Kompleks birləşmələrin oxunması.

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-hekxa, 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.

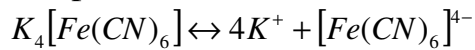
Kompleks birləşmələrin kimyəvi formulu	Kompleks birləşmənin adı
--	--------------------------

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

45. Kompleks birləşmələrin davamsızlıq sabiti və tətbiqi

Kompleks birləşmələrin davamlılığı.

Kompleks ion tam və natamam diss. uğraya bilər. bu K ilə ifadə olunur. Çox komplekslərdə daxili sfera dissosiasiya etmir.



Kompleks birləşmələrdə davamsızlıq sabiti kompleks qrupun dissosiasiyasına əsaslanır. Çox dissosiasiya edirsə davamsızdır, az dissosiasiya edirsə əksinə. Kompleks qrup mərhələli dissosiasiya edirsə ümumi davamsızlıq sabiti ayrı-ayrı mərhələlərin davamsızlıq sabitinin hasilinə bərabərdir.

$$K_{D.S} = K_{1D.S} \cdot K_{2D.S} \dots$$

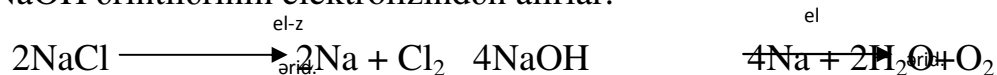
46. I qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası, Na, K, Cu və b.

Bu yarımqrup qələvi metallar yarımqrupu adlanır ns' elementləridir. Sabit bir valentlidirlər +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Qrup üzrə yuxarıdan aşağıya atom radiusu metalların aktivliyi, reduksyaediciliyi artır. Əksinə oksidləşdiricilik, ərimə temperaturu, bərkliyi, ionlaşma enerjisi azalır. Bu onların elektron təbəqələrin artması nüvədən valent elektronunun cəlb olunmasının azalması ilə izah olunur.

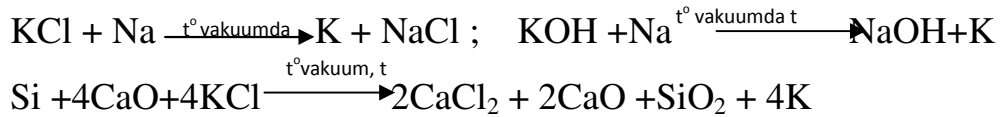
Təbiətdə yayılması. Qələvi metallar kimyəvi aktiv olduqları üçün yalnız birləşmələr şəklində tapılırlar:

NaCl-qalit, $NaNO_3^-$ - çili şorası, $NaCl \cdot KCl$ -silvinit, KCl-silvin

Alınmaları-Qələvi metalları Na əsasən elektrokimyəvi üsulla NaCl və NaOH ərintilərinin elektrolizindən alırlar.



Kaliumu bu yolla almaq çətin olduğundan onu aşağıdakı üsullarla (vakuumda) alırlar.

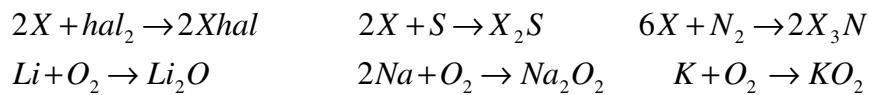


Fiziki xassələri Qələvi metallar gümüşü yüngül . yumşaq asan əriyən metallardırlar.

Na bir izotopu (monoizotop elementlərdir) mövcuddur. Elektriki yaxşı keçirirlər. Havada dərhal oksidləşdikləri üçün onları kerosində saxlayırlar.

Kimyəvi xassələri. Ancaq diqər qələvi metalların duzlarının hamısı suda yaxşı həll olur.

Qələvi metallar (qələvi metal-X), hallogenlərlə X hal S, N və H₂ ilə aşağıdakı birləşmələri əmələ gətirirlər:



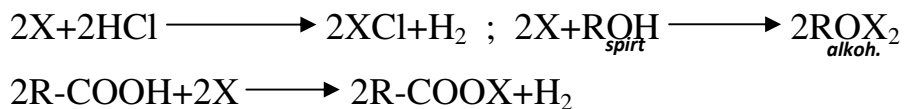
Qələvi metallar (X) və hibridləri (XH) su ilə H₂ ayırır



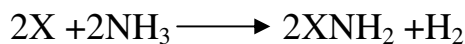
Na₂O və K₂O açmaq üçün



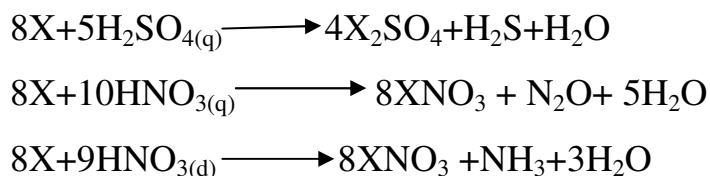
Qələvi metallar (X) H₂SO₄ və HNO₃ -dən başqa digər turşularla, spirtlərlə q/t-də H₂ ayırır.



Qələvi metallar(X) maye NH₃-lə H₂-çıxardır.



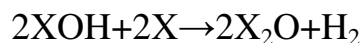
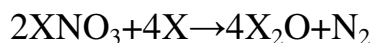
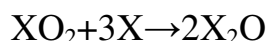
Qələvi metallar oksidləşdirici turşularla aşağıdakı kimi qarşılıqlı təsirdə olurlar:



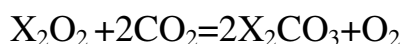
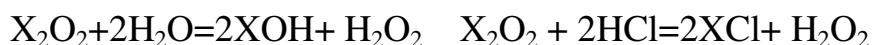
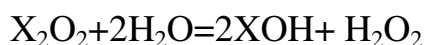
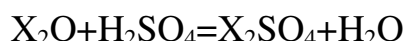
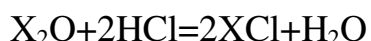
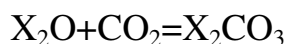
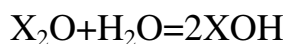
Qələvi metalların oksidləri və peroksidləri

Qələvi metallar X_2O X_2O_2 XO_2 -tipli oksid peroksid və superperoksid XO_3 tipli ozonoidlər əmələ gətirirlər.

Oksidlər aşağıdakı qaydada alınır:



Oksidlər və peroksidlər su və digər mürəkkəb maddələrlə aş-kı kimi reaksiyaya girirlər:



X_2O -tipli oksidlərin tətbiq sahəsi geniş deyildir. Qələvi metalların hidrokksidləri (XOH) ağ rəngli hiqroskopik maddələrdir. Havada qaldıqda səthində X_2CO_3 ə/g. Bu əsasları laboratoriyada və sənayedə aşağıdakı üsullarla alırlar;

a) lab. $X_2O + H_2O = 2XOH$; $2X + 2H_2O = 2XOH + H_2$
; $X_2O_2 + H_2O = 2XOH + H_2O_2$

b) sən. $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + NaOH$; $NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

NaOH KOH qızdırıldıqda əriyirlər parçalanmırlar

47. Na-un elektron quruluşu və təbiətdə yayılması

Natrium I qrupun əsas yarımqrup elementidir. Xarici elektron təbəqəsində bir elektron (ns^1) var. Energetik səviyələr üzrə elektronların paylanması aşağıdakı kimidir ${}_{+11}Na 2e^-, 8e^-, 1e^-$, elektron formulu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ -dir.

Na-un valent elektronları s-orbitalında olduğundan, o s-elementidir. Na birləşmələrində yalnız birvalentlidir və +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

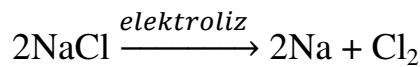
Natrium təbiətdə çox geniş yayılmışdır. Onun ən mühüm mineralları aşağıdakılardır.

NaCl daş duz, xörək duzu və ya qalit mineralı

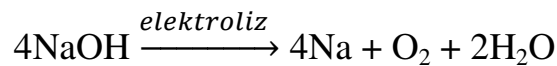
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Qlauber duzu və ya mirabilit
NaNO_3	Çili şorası
Na_3AlF_6	kriolit
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	boraks
$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$	nefelin

48. Na-un alınması, fiziki və kimyəvi xassələri.

Natriumu xloridinin və hidrokksidinin ərintisinin elektrolizindən alırlar.

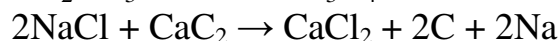
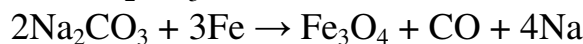
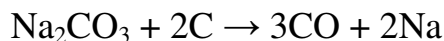
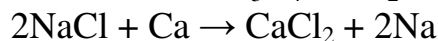
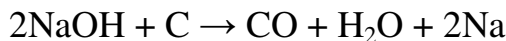


ərinti



Ərintidən su tez buxarlanır. Qələvi metalların xlor və oksigenlə reaksiyaya getməməsi üçün katodu misdən hazırlayırlar və onun üzərinə mis silindr keçirirlər. Əmələ gələn natrium ərinmiş halda silindrə yığılır. Anodu da silindr şəklində nikeldən (qələvilərin elektrolizində) və yaxud qrafitdən (xloridlərin elektrolizində) hazırlayırlar.

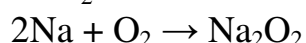
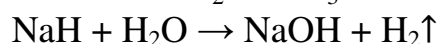
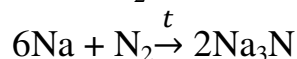
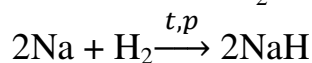
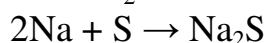
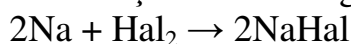
Natriumun termiki üsulla vakuum şəraitində alınması aşağıdakı reaksiya tənliklərinə əsaslanır:

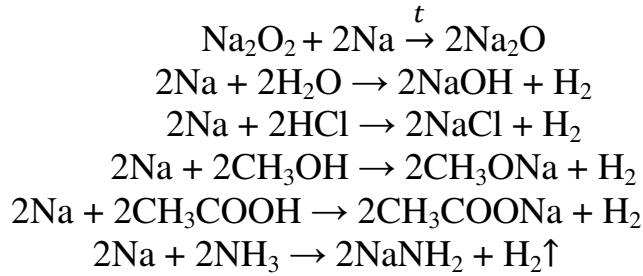


Natrium gümüşü rəngli, sudan yüngül, yumşaq və asanəriyən maddədir. Qrup üzrə litiumdan seziyuma doğru getdikcə qələvi metalların bərkliyi və ərimə temperaturu ardıcıl olaraq azalır. Natrium bıçaqla asan kəsilir. Qələvi metallar metal parıltısına, yüksək istilik və elektrik keçiriciliyinə malikdir.

Kimyəvi xassələri. Qələvi metallar güclü reduksiyaedici dirlər.

Ən aktiv metal olduqlarından qeyri- metallar ilə bilavasitə şiddətli reaksiyaya daxil olur və ion rabtəli birləşmələr əmələ gətirir.





49. K-un elektron quruluşu və təbiətdə yayılması.

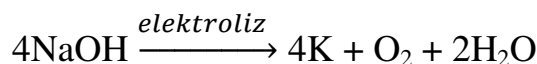
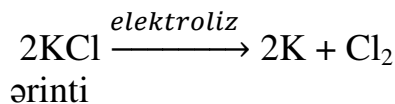
Kalium I qrupun əsas yarımqrup elementidir. Xarici elektron təbəqəsində bir elektron (ns^1) var. Energetik səviyyələr üzrə elektronların paylanması aşağıdakı kimidir $_{19}\text{K } 2e^-, 8e^-, 8e^-, 1e^-$, elektron formulu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ -dir.

K-un valent elektronları s-orbitalında olduğundan, o s-elementidir. Kalium birləşmələrində yalnız birvalentlidir və +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Kalium təbiətdə çox geniş yayılmışdır. Onun ən mühüm mineralları aşağıdakılardır.

NaCl · KCl	silvinit
KCl	silvin
KCl · MgCl ₂ · 6H ₂ O	karnalit
K ₂ O · Al ₂ O ₃ · 6SiO ₂	çöl şpatı
KCl · MgSO ₄ · 3H ₂ O	kainit

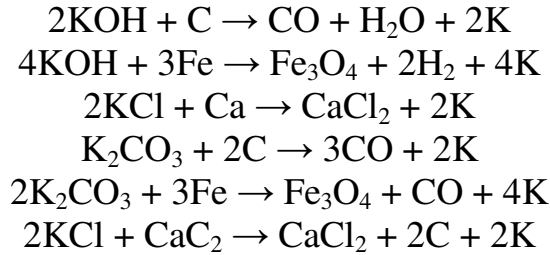
50. K-un alınması, fiziki və kimyəvi xassələri.

Kaliumu xloridinin və hidroksidinin ərintisinin elektrolizindən alırlar.



Ərintidən su tez buxarlanır. Qələvi metalların xlor və oksigenlə reaksiyaya getməməsi üçün katodu misdən hazırlayırlar və onun üzərinə mis silindr keçirirlər. Əmələ gələn natrium ərinmiş halda silindrə yığılır. Anodu da silindr şəklində nikeldən (qələvilərin elektrolizində) və yaxud qrafitdən (xloridlərin elektrolizində) hazırlayırlar.

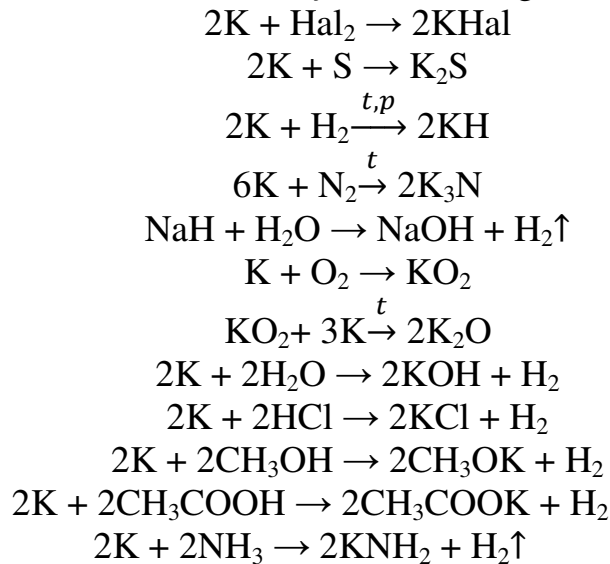
Kaliumun termiki üsulla vakuum şəraitində alınması aşağıdakı reaksiya tənliklərinə əsaslanır:



Kalium gümüşü rəngli, sudan yüngül, yumşaq və asanəriyən maddədir. Qrup üzrə litiumdan seziuma doğru getdikcə qələvi metalların bərkliyi və ərimə temperaturu ardıcıl olaraq azalır. Kalium bıçaqla asan kəsilir. Qələvi metallar metal parıltısına, yüksək istilik və elektrik keçiriciliyinə malikdir.

Kimyəvi xassələri. Qələvi metallar güclü reduksiyaedici dirlər.

Ən aktiv metal olduqlarından qeyri- metallar ilə bilavasitə şiddətlə reaksiyaya daxil olur və ion rabtəli birləşmələr əmələ gətirir.

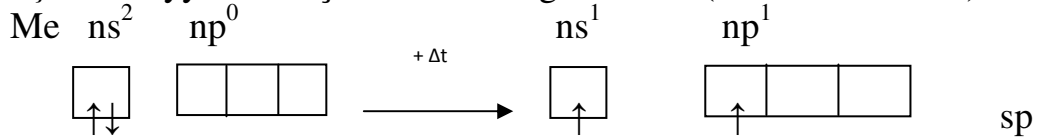


51.Dövri sistemin II və III qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası. Ca, Ba, Al

Bu yarımqrupa Be, Mg, qələvi torpaq metallardan (oksidləri torpaq adlanır) Ca, Sr, Ba və Ra deyilir.

Be→Mg→Ca→Sr→Ba→Ra sırası üzrə atom və ion radiusu, metallıq xassəsi, reduksiyaedicilik, oksid və hidrokisidlərinin suda həll olması artır. Əksər duzlarının (sulfat) isə həll olması Be→Ra sırası üzrə azalır. Be-un atom radiusu bu yarımqrup üçün ən kiçik olduğundan onun kovalent və koordinativ rabitə əmələ gətirmək qabiliyyəti (kompleks birləşmələr) o birilərindən güclüdür. II A yarımqrup elementləri ns^2 elementləridir. Normal halda tək cütləşməmiş elektronları olmadığından valentlikləri yoxdur. Ancaq

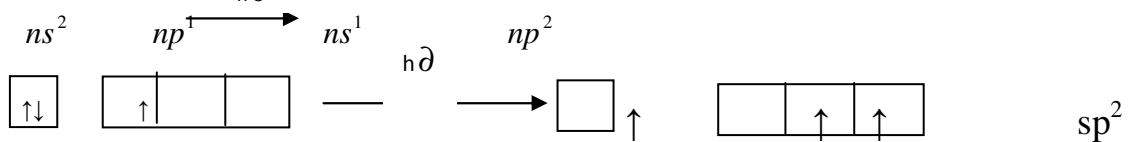
həyəcanlananda $ns^2 \xrightarrow{h\nu} ns^1np^1$ vəziyyətinə keçməyi ilə əlaqədar olaraq sp hibridləşmə vəziyyətinə keçirlər +2 ok.d. göstərilər (2-valentli olurlar)



RO tipli oksidlər $R(OH)_2$ tipli əsaslar RH_2 tipli uçucu olmayan hidridlər əmələ gətirirlər.

BeO və $Be(OH)_2$ amfoter xassəli, digər RO, $R(OH)$ tipli oksid və hidrokidlər amfoter xassəli deyildirlər. Ra radioaktiv elementdir.

III A Yarımqrupuna B, Al, Ga, İn, Te daxildir np' elementləridir. Normal halda hamısı bir valentlidirlər (bir tək cütləşməmiş elektronları var həyəcanlı hala keçdikdə $ns^1 np^2$ olur.



hibrid vəziyyətində olurlar. BF_3 , BCl_3 , BJ_3 , BBr_3 , BN

Al Ga İn Te.....

Bu elementlərin xarici elektron səviyyəsində 3 elektron olduğundan +3 ok.d. və 3 valenti olurlar. Bor -3 və +3 (q/m olduğu üçün) Te isə +1 və +3 ok.d. göstərir. Al Ga İn +3 ok.d. və sabit 3 valentidirlər.

$B \rightarrow Te$ sırası üzrə metallıq xassə reduksiyaedicilik artır(atom radiusu artdığı üçün) əksinə elektromənfilik və q/m xassə azalır.

B-qeyri-metal; Al -amfoter metallardır. P-elementləri adlanır. R_2O_3 tipli oksid $R(OH)_3$ tipli (**B**-da başqa) hamısı hidrokid əmələ gətirirlər. **B** və **Tb** – dan başqa oksid və hidrokidləri amfoterdir

52. Ca, Ba və Al-un təbiətdə yayılmaları.

Təbiətdə tapılmaları. II A yarımqrup elementləri təbiətdə birləşmələr halında tapılırlar. Be-az yayılmışdır. $Be_3[Al_2(SiO_3)_6]$ - beril, Be_2SiO_4 - fenakit. Beril mineralında rəngli oksidlərin qarışığı qiymətli daş-qaş kimi (yaşıl-zümrüd, mavi- akvamarin) istifadə olunur.

Mg - geniş yayılmışdır (yer qabığında 2,1% tədilir). $MgIO_3$ – maqnezit, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ -dolomit, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ - karnorit və s. minerallar şəklində tapılır. Ca- da geniş yayılmış elementdir (yer qabığının 3,6%-nı təşkil edir). Ən mühüm təbii bir-i $CaCO_3$ - kalsit, CaF_2 -flüorid, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ - dolomit, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ - gips və s-dir.

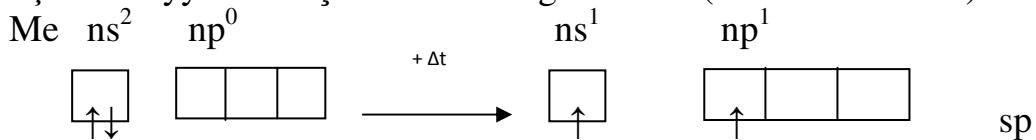
Sr və Ba təbiətdə tapılan birləşmələri aş-dır.

$SrCO_3$ - stronsanat, $BaCO_3$ - vilerit, $SrSO_4$ – selestin, $BaSO_4$ – barit şpatı, Ra - əsasən uran filizlərində tapılır.

53. Ca, Ba və Al-un elektron quruluşları və alınmaları.

Bu yarımqrupa Be, Mg, qələvi torpaq metallardan (oksidləri torpaq adlanır) Ca, Sr, Ba və Ra deyilir.

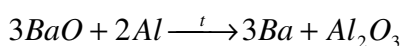
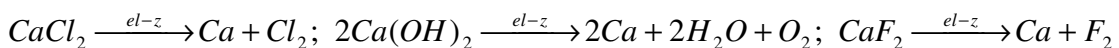
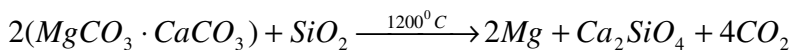
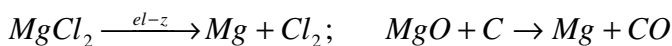
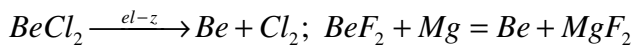
Be→Mg→Ca→Sr→Ba→Ra sırası üzrə atom və ion radiusu, metallıq xassəsi, reduksiyaedicilik, oksid və hidrokisdlərinin suda həll olması artır. Əksər duzlarının (sulfat) isə həll olması Be→Ra sırası üzrə azalır. Be-un atom radiusu bu yarımqrup üçün ən kiçik olduğundan onun kovalent və koordinativ rabitə əmələ gətirmək qabiliyyəti (kompleks birləşmələr) o birilərindən güclüdür. II A yarımqrup elementləri ns^2 elementləridir. Normal halda tək cütləşməmiş elektronları olmadığından valentlikləri yoxdur. Ancaq həyəcanlananda $ns^2 \xrightarrow{h\nu} ns^1 np^1$ vəziyyətinə keçməyi ilə əlaqədar olaraq *sp* hibridləşmə vəziyyətinə keçirlər +2 ok.d. göstərilər (2-valentli olurlar)



RO tipli oksidlər $R(OH)_2$ tipli əsaslar RH_2 tipli uçucu olmayan hidridlər əmələ gətirirlər.

BeO və $Be(OH)_2$ amfoter xassəli, digər RO, $R(OH)$ tipli oksid və hidrokisdlər amfoter xassəli deyildirlər. Ra radioaktiv elementdir.

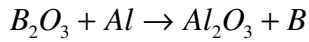
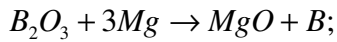
Alınmaları:



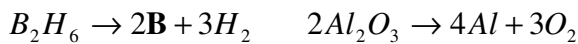
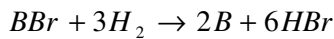
1. **Təbii birləşmələri və alınması:** Sərbəst halda tapılmırlar, əsas təbii bir-i aş-dır: H_3BO_3 □ sassolin, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ □ soraks, Al_2O_3 □ korund, $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ □ boksit, $Na_3[AuF_6]$ □ kriolit, $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 2Al_2O_3 \cdot 6H_2O$ □ alunit. Ən

çox yayılan Al o, metallar arasında sıfırıncı, elementlər arasında isə 3-cü yerdə ən çox (O; Si-sonra) yayılan elementdir. Al_2O_3 tərkibində Cr_2O_3 olduqda yaqut (yaşıl) Ti və Fe-oksidləri olduqda safir (göy) adlanır.

2. **Alınmaları**-Aşağıdakı üsullarla alınrlar



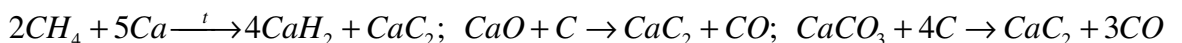
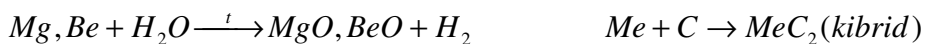
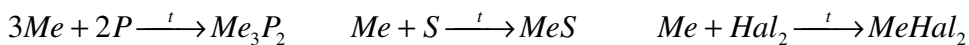
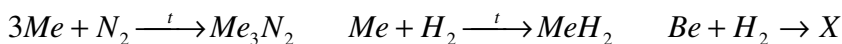
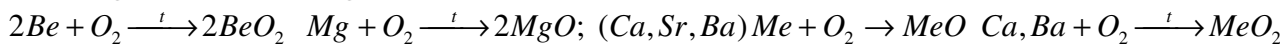
Bu üsullarla amorf boru alırlar. Kristal boru almaq üçün aşağıdakı üsullardan istifadə edilir:



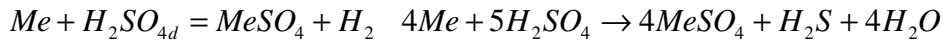
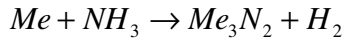
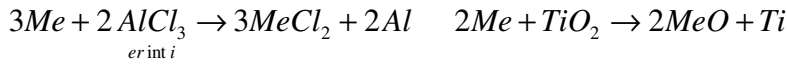
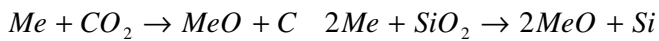
54. Ca, Ba və Al-un fiziki və kimyəvi xassələri.

Fiziki xassələri. Be – bozuntul ağ, bərk kövrək və yüngül metaldır. Digər metallar Mg, Ca, Sr, Ba, Ra gümüşü ağ yumşaq metallardır. Elektriki istiliyi yaxşı keçirirlər. Be və Mg səthi havada qaldıqda qoruyucu oksid təbəqəsi ilə örtülür. Be- bir, Mg- üç, Ca- altı, Sr- dörd, Ba- yeddi izotopu vardır. Be və Mg- u toz halında və ya lent şəkildə şüşə qablarda, Sr və Ba – isə kerosində (travada oksidləşərək müxtəlif bir-ə çevrilirlər) saxlayırlar. Ra – isə radioaktiv olduğundan xüsusi qablarda nəzarət altında saxlayırlar.

Kimyəvi xassələri. Aktiv metallarda, reduksiyaedicilik qabiliyyəti qələvi metal-lardan azdır. **Be** və **Mg** qızdırıldıqda **Ca – Ra** sırası isə adi şəraitdə su oksigen hallogenlərlə reak-a girirlər



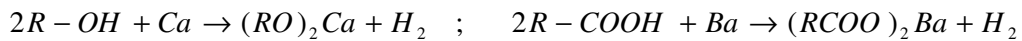
II A yarımqrup elementləri qeyri metal oksidlərindən metal oksidlərindən duzlardan metal və q\m-1 sıxışdırıb çıxardır



H_2SO_{4q} – qatılığından asılı olaraq S, SO_2 -də alınır.

$4Me + 10HNO_3 \rightarrow 4Me(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$ HNO_{3d} – durulduğundan asılı olaraq NH_3 , NH_4NO_3 , NO, N_2 alınır.

Ca yarımqrupu üzvi maddələrlə də q/t-də alırlar.



55. Ca, Ba və Al-un oksidlərinin və hidrokksidlərinin tərkibi.

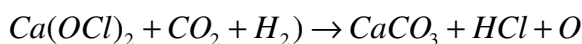
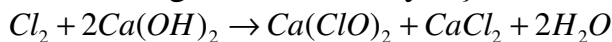
Al_2O_3 və $Al(OH)_3$ -ün amfoterliyi

Əsaslarından $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ qələvidirlər. Turşu oksidləri, turşular duzlarla, amfoter əsaslarla q/t-də duzlar.



Ca(OH)₂ – sönmüş əhəng adlanır. Tikintidə istifadə olunur.

Xlorlu əhəngdən dezinfeksiya işlərində i/o-nur.



Al_2O_3 və $Al(OH)_3$ -amfoterdir.



Al_2O_3 ağ rəngli, çətinəriyən suda həll olmayan maddədir.

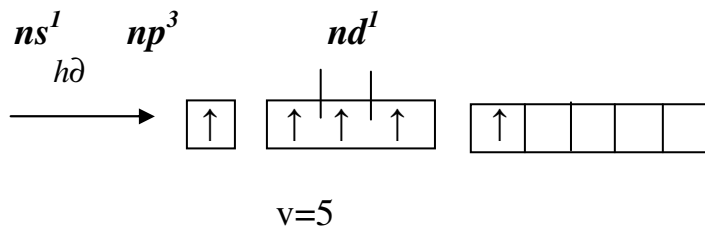
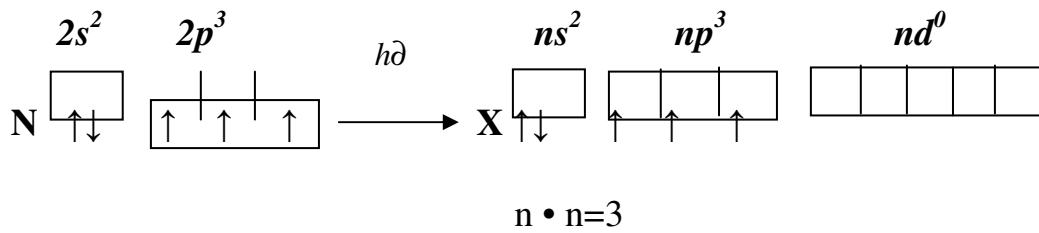
C, Si maksimum ok.d. +4, minimum ok.d. isə-4 göstərilər. C və Si üzvi bir-də -4-dən +4 arasında olan bütün ok.d. göstərilər. C birləşmələrdə əsasən 4 valentli CCO-da 3 valentlidir, digər elementlər isə 2 və 4 valentlik göstərilər. RO və RO₂ tipli oksidləri məlumdur.

C, Si, Ge, Sn, Pb → sırasında atom radiusu artır metallıq xassə güclənir. C və Si q/m –dir. Sn, Pb metaldırlar, oksid və hidrokksidləri amfoterdirilər.

CO₂, SiO₂, GeO₂, SnO₂, PbO₂ → sırasında amfoterlik artır. Ge –da q/m xassə üstündür. Karbonun atom radiusun kiçik olduğundan digər yarımqrup elementlərindən fərqli olaraq kovalent rabitə əmələ gətirmək xassəsi güclü oldu-ğundan üzvi bir-i C-suz təsəffür etmək mümkün deyildir.

1. Ümumi xarakteristikası:

V A yarımqrup elementlərinə N, P, As, S*Bi* elementləri daxildir. Bu elementlər ns² np³ elementləridir. Azotda 2d orbitası olmadığından 5 valentlik göstərə bilmir. Digər elementlər isə 5 valentlik göstərə bilirlər. Çünki onlarda (P, As, Sb, Bi) müvafiq olaraq **3d, 4d, 5d, 6d** orbitalları var-dır.



Bu yarımqrup elementlərinin mak. Ok.d. +5 minim. Ok.d. -3 olur. Valentliyi əsasən 3:5 göstərir (azotda 1, 2, 3, 4 olur) N→Bi sırasında elek-tromənfilik, q/ metallıq xassə azalır. Atom radiusu sıxlığı artır.

Azot və fosfor tipik q/m Arsendə bu xassə zəif Sb amfoter. Bi- isə artıq metallıq xassə daşıyır və bu səbəbdən *Bi* birləşmələrinin çoxusunda 3 valentlidir. Əsasən R₂O₃ və R₂O₅ tipli oksidləri (azotda beş oksidin hamısı var). RH₃ tipli uçucu birləşmələri HEO₂, HEO₃, H₃EO₃, H₃EO₄ tipli turşuları mövcuddur.

$\text{NH}_3, \text{PH}_3, \text{AsH}_3, \text{SbH}_3, \text{BiH}_3$
və Davamlılığı azalır

həmçinin oksigenli turşularının davamlılığı

oksidləşdiricik qabiliyyəti getdiqə azalır.

57. C, Si, N və P-un təbiətdə yayılmaları.

1. Təbiətdə tapılmaları (yayılmaları) və allotrop şəkildəyişmələri:

Karbonun 4 allotropik şəkildəyişmələri (almaz, qrafit, fullerin, karbin)

Almaz atom k.q. sp^3 hibrid vəziyyətində olan ən bərk mineraldır, şəffaqdır.

Qrafit - tünd boz rəngli metal parıltılı, atom kristal parıltılı sp^2 hibrid halındadır.

Füllerin- qara rəngli sp^2 halında yumşaq maddədir.

Karbin - qara rəngli tozdur sp hibrid halındadır. C - allotropik şəkildəyişmə-lərindən ən davamlısı karbin, ən davamsızı almazdır.

Si amorf və kristal tipli iki allotropik şəkildəyişmələri mövcuddur. Kristal halda sp^3 hibrid vəziyyətindədir atom kristal qəfəsə malikdir. Ge, Sn və Pb ağ və boz olmaqla hər üçünün 2 izotopu var.

Təbiətdə aşağıdakı birləşmələr şəkildə tapılırlar. Karbon-daş kömür, neft, təbii qaz, bütün bitki aləmində, canlıların tər-də olur, həmçinin əhəng daşının CaCO_3 , dolomitin- $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, maqnezit- MgCO_3 , siderit- FeSO_3 , malaxit- $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ tapılır.

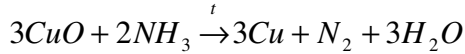
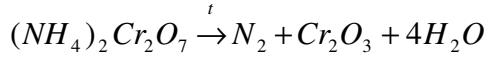
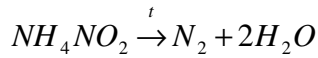
Silisium, SiO_2 – kvars qumu, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – gil, $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – ortoqlaz və s. şəkildə tapılır.

Təbii birləşmələri: Təbiətdə birləşmələr halında rast gəlinirlər. Yalnız azot sərbəst halda havada (78%) olur. Azot əsasən soralar şəkildə rast gəlinir. NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ azot həmçinin canlı orqanizmdə, az miqdarda neftdə və daş kömürdə tapılır. Fosfor ən çox fosforit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, apafitlər $-\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 3\text{CaH}_2\text{C}_2$ ($\text{HaL}=\text{FCl}$) şəkildə rast gəlinir. Arsen As_1S_4 , As_2S_3 , As_2O_3 şəkildə, stibium Sb_2S_3 , Sb_2O_3 . Bismut Bi_2S_3 , Bi_2O_3 şəkildə rast gəlinir.

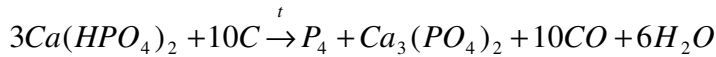
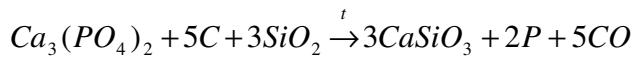
Allotropik şəkildəyişmələri: Azotun allotropik şəkildəyişməsi yoxdur. Fosforun 3 allotropik şəkildəyişməsi ağ, qırmızı və qara formaları vardır.

58. C, Si, N və P-un elektron quruluşları və alınmaları .

Alınmaları: Azotu sənayədə havadan (-196°S) laboratoriyada aşağıdakı üsullarla alırlar:



Fosforu aş-kı üsulla alırlar(əsasən sənayədə):



Silisium, SiO_2 – kvars qumu, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – gil, $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – ortoqlaz və s. şəklində tapılır.

Germanium, $\text{GeS}_2 \cdot 4\text{Ag}_2\text{S}$ – arkirodit, $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{CuS} \cdot \text{GeS}_2$ – germanit, qatay SnO_2 – kassiterit, qurğuşun PbS -qalenit, PbCO_3 -serrusot, $\text{SnS} \cdot \text{PbS}$ – trallit şəklində tapılırlar.

Alınmaları: Karbon üzvü maddələrin oksigensiz şəraitdə pirolizindən alınır.

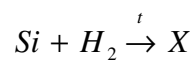
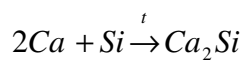
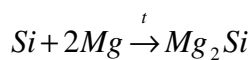
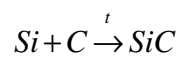
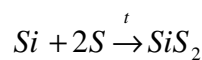
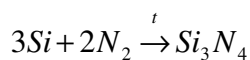
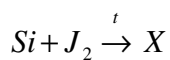
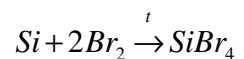
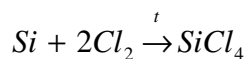
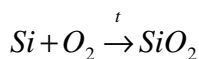
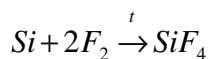
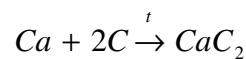
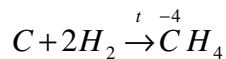
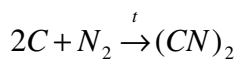
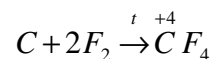
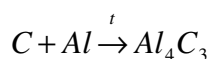
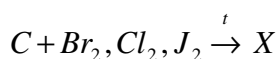
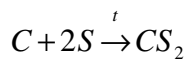
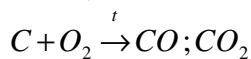


Si sənayədə $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Si} + \text{CO}$; $\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$

Laboratoriyada: $\text{SiO}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Si}$; $\text{SiO}_2 + 4\text{Al} \rightarrow 2\text{Si} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$

Fiziki xassələri: Si-amorf halda qonur, kristal halda tünd boz rəngli olur. Kristal halda elektriki və istiliyi yaxşı keçirir, yarımkəçiricidir. Ge və Sn- gümüşü ağ Pb isə göyümtül metaldır. Ge kövrək, Sn, Pb-isə yumşaq metallardır.

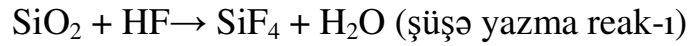
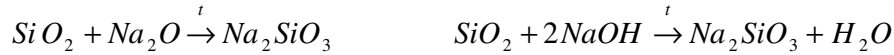
Kimyəvi xassələri: IV A yarımqrup elementləri passivdirlər, adi şəraitdə heç bir sadə və mürəkkəb maddələrlə q/t –də olmurlar. Ancaq qızdırıldıqda reaksiya daxil olurlar.



59.C, Si, N və P-un oksidlərinin tərkibi

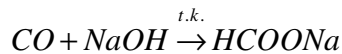
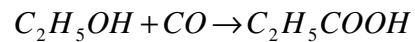
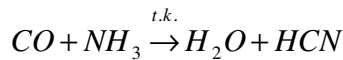
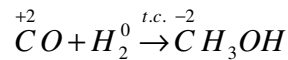
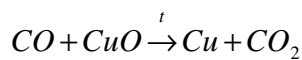
2. **Oksid, hidroksid, tursu və duzları:** IV A yarımqrup elementlərinin EO və EO₂ tipli oksidləri məlumdur.

CO və SiO tipli oksidləri duz əmələ gətirməyən oksidlərdir.

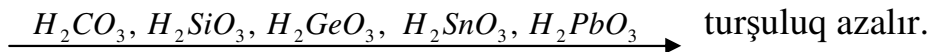


CO oksid. Donor akseptor mexanizmi üzrə əmələ gəlmiş oksidlər

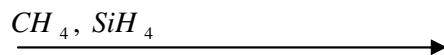
CO-zəhərli qazdır, suda pis həll olan qazdır, özünü həm oksidləşdirici həm də reduksiya edici kimi aparır.



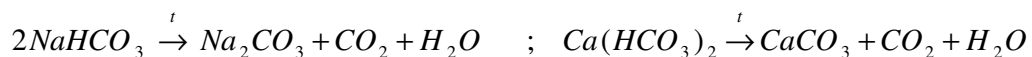
CO₂ -karbon dioksid xətti quruluşdadır (sp-hibrid vəziyyətində) IV A yarımqrup elementlərinin H₂EO₃ tipli turşuları məlumdur, ən davamcısı H₂CO₃-karbonat turşusudur.



Si₂H₆, Si₃H₈, Si₄H₁₀, Ge₂H₈, Ge₃H₈ tərkibli hidrogenli birləşmələri məlumdur. Hamısı sp³ hibrid vəziyyətindədirlər.



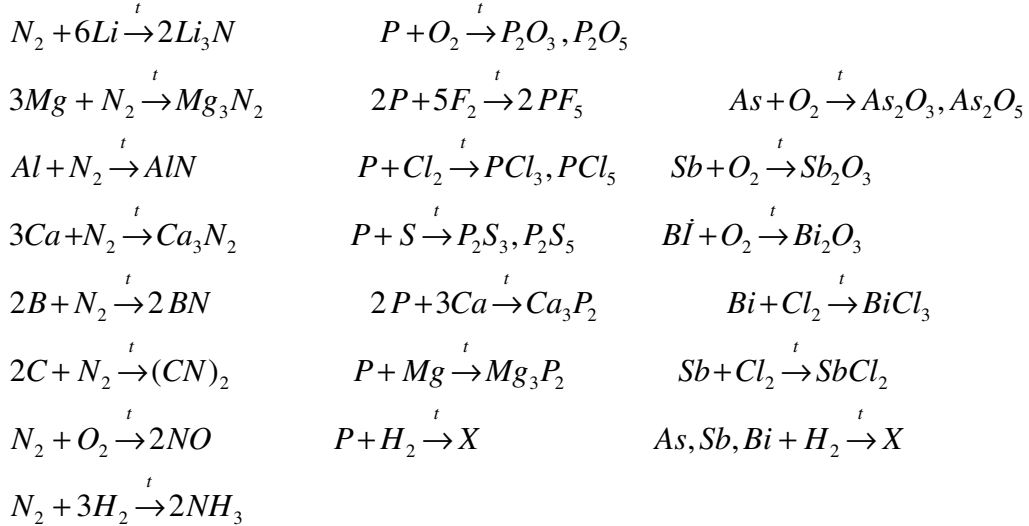
CH₄-metan, SiH₄-silan. Onlar dolayı yolla alınır. Yalnız karbon hidrogenlə birbaşa birləşir.



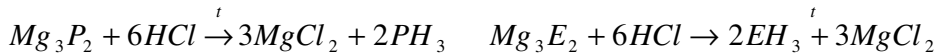
Fiziki xassələri: azot rəngsiz, dadsız havadan bir gəder yüngül, suda az həll olan qazdır. Bərk halda molekulyar kristal qəfəsə malikdir. Fosfor kristal haldadır. P-P rabitəsi N≡N rabitəsindən zəifdir. AS və Sb metallik parıltıları ol-ur. Bi isə artıq gümüşü ağ metaldir. As və Bi elektrik istiliyi yaxşı Sb isə pis keçirir.

N-2, Sb-2, P, As, Bi – 1 izotopları var.

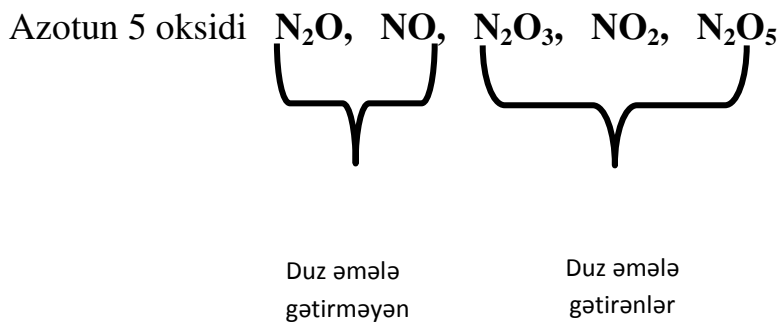
Kimyəvi xassələri: Azotun reaksiya girmə qabiliyyəti passivdir, adi şəraitdə yalnız Li, ağ fosfor adi şəraitdə F_2 , Cl_2 (Sb həmçinin) reaksiya daxil olurlarş



Hidrogenli birləşmələri aşağıdakı üsulla alınır:



Oksidləri və hidrogenli birləşmələri:

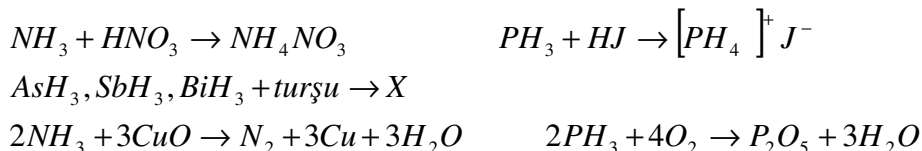


N_2O və NO qazdır, N_2O_3 -göy maye, NO_2 -qonur qaz, N_2O_5 -bərk kristal maddədir. N_2O narkoz məqsədilə işlədilir. NO – davamsız birləşmədir açıq havada yaşamur.

$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ çevrilir.

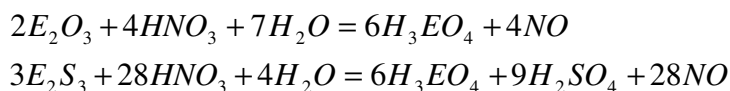
NO_2 əsasən nitrat turşusu alınmasında şoraların istehsalında istifadə edilir. N_2O_5 güclü oksidləşdiricidir. Azot oksidləri metalların duru və qatı HNO_3 -lə qarşılıqlı təsirdən alınır.

P_2O_5 -zəhərli ağ kristal maddədir. P_2O_5 ağ qara bənzər higroskopik maddədir.

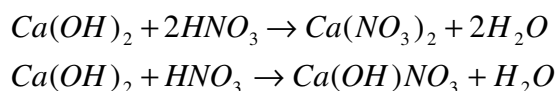


HNO_3 oksidləşdirici turşudur. Metallarda və q/m qarşılıqlı təsirdə N atoma reduksiya olunur və NH_3 , NH_4NO_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2 tipli birləşmələr alınır. Həmçinin E_2O_3 və E_2S_3 birləşmələr (As, Sb)

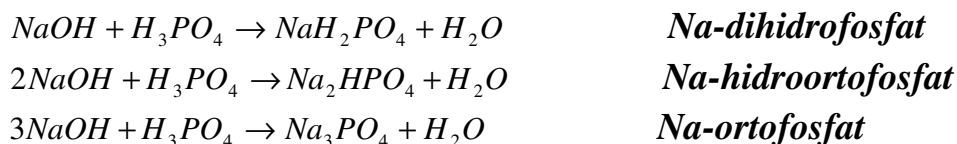
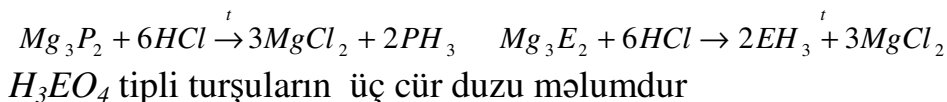
HNO_3 -lə q/t-də arsenat və stibiat turşuları alınır.



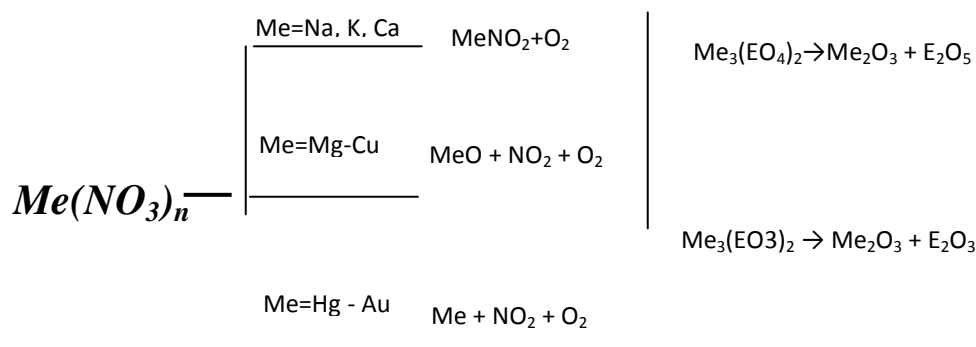
HNO_3 -un normal və əsası duzları məlumdur.



60. C, Si, N və P-un turşularının tərkibi və duzları



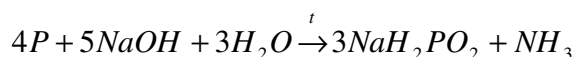
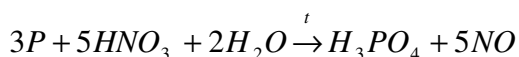
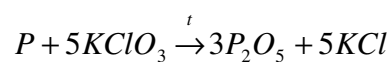
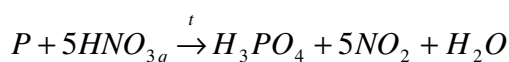
H_3PO_4 heyvanın və bitkilərin həyat fəaliyyətində böyük rol oynayır. O, Duzları qızdırdıqda parçalanır. Nitrat duzlarının parçalanması fərqlidir:



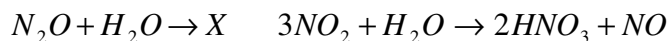
Turşuların və duzların ən əhəmiyyətlisi **HNO₃** və **onun duzlarıdır**.

Tətbiq sahələri: Azot əsasən ammoniyakın sintezi üçün və HNO₃ alınmasında. Maye azot inert mühit və soyuducu sistem alınmasında. NH₃ metalların alınmasında, kübrə istehsalında, təbabətdə qaynaq işlərində, partlayıcı maddələr istehsalında istifadə olunur. HNO₃ sənayenin çox sahələrində bir çox birləşmələrin alınmasında istifadə olunur. Həmçinin HNO₃ –dən partlayıcı maddələr, boyalar, liflərin alınmasında istifadə olunur. Fosfor müxtəlif məqsədlərlə olunur. Qizmızı fosfor kibrit istehsalında. Ağ fosfor partlayıcı maddələrin istehsalında istifadə olunur. P₂O₅ söndürücü maddə kimi qazların qurudulmasında. H₃PO₄ mineral gübrə istehsalında istifadə olunur.

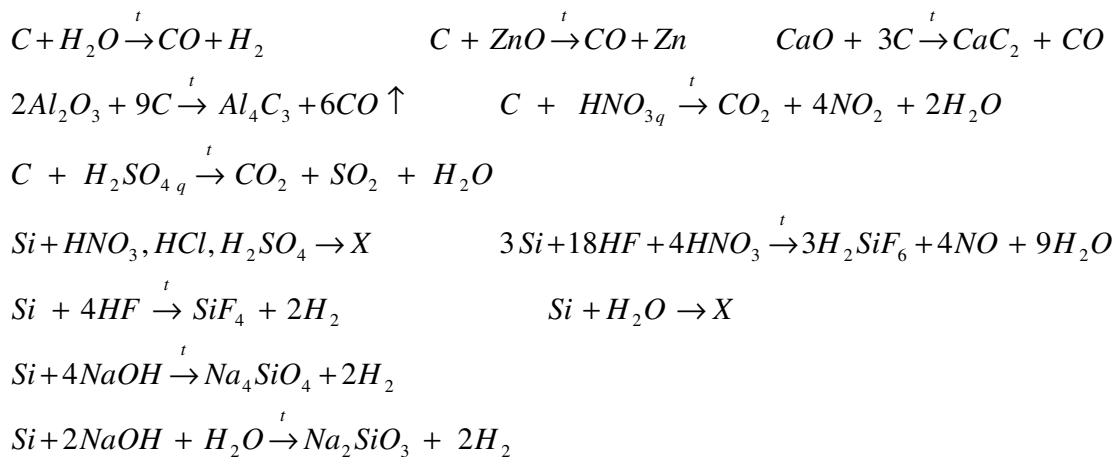
P mürəkkəb maddələrlə q/t olur:



Fosforun iki oksidi P₂O₃, P₂O₅;

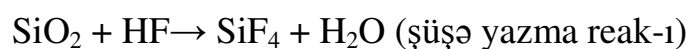


H₃EO₃, H₃EO₄ -tipli turşuları, fosforun həmçinin HPO₃, H₃PO₂ turşuda məlumdur. Hamısında 5 valentlidir.



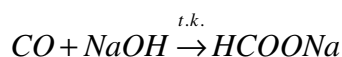
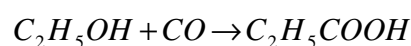
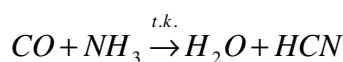
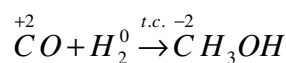
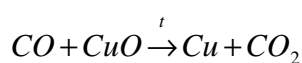
Oksid, hidroksid, tursu və duzları: IV A yarımqrup elementlərinin EO və EO₂ tipli oksidləri məlumdur.

CO və SiO tipli oksidləri duz əmələ gətirməyən oksidlərdir.

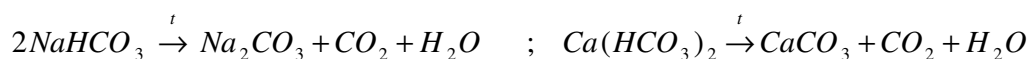


CO oksid. Donor akseptor mexanizmi üzrə əmələ gəlmiş oksidlər

CO-zəhərli qazdır, suda pis həll olan qazdır, özünü həm oksidləşdirici həm də reduksiya edici kimi aparır.



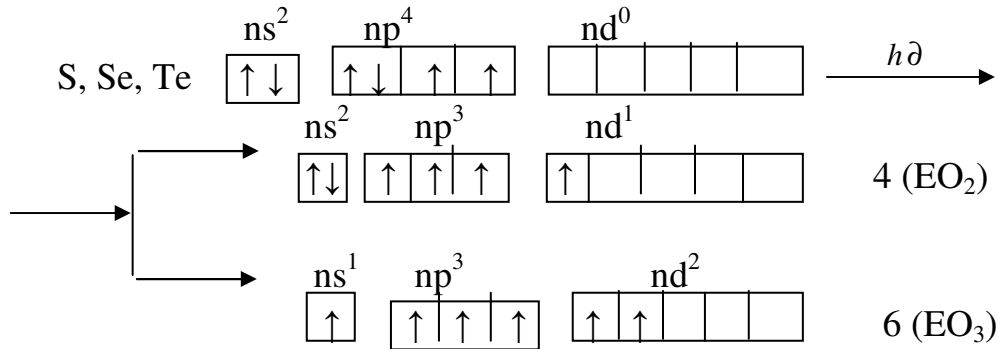
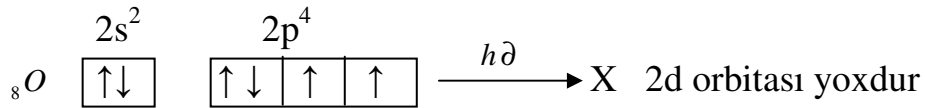
CO₂ -karbon dioksid xətti quruluşdadır (sp-hibrid vəziyyətində) IV A yarımqrup elementlərinin H₂EO₃ tipli turşuları məlumdur, ən davamcısı H₂CO₃-karbonat turşusudur.



61. Dövri sistemin VI və VII qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.

O₂, S, Cl, Br, J

Ümumi xarakteristikası. VI yarımqrup elementlərinə O, S, Se, Te və Po daxildir. Onlar ns² np⁴ elementləridir. Normal halda 2 həyəcanlı halda (oksigendən başqa, 2d orbitası yoxdur) isə 4 və 6 valentlik göstərirlər.

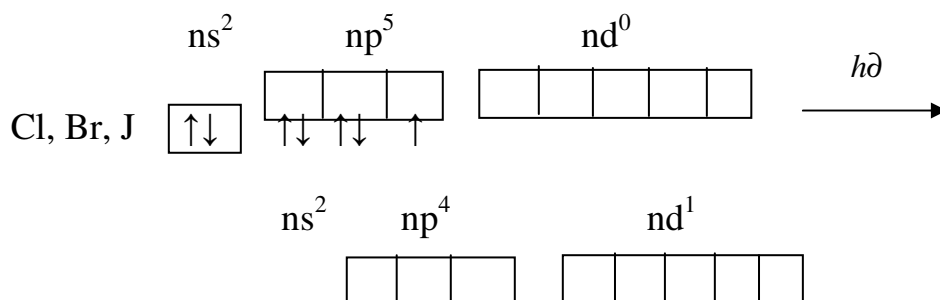
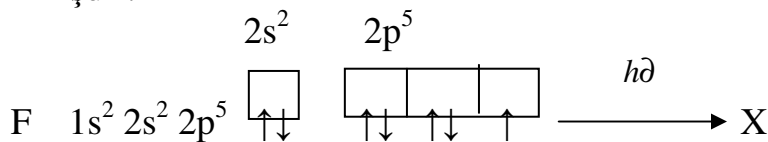


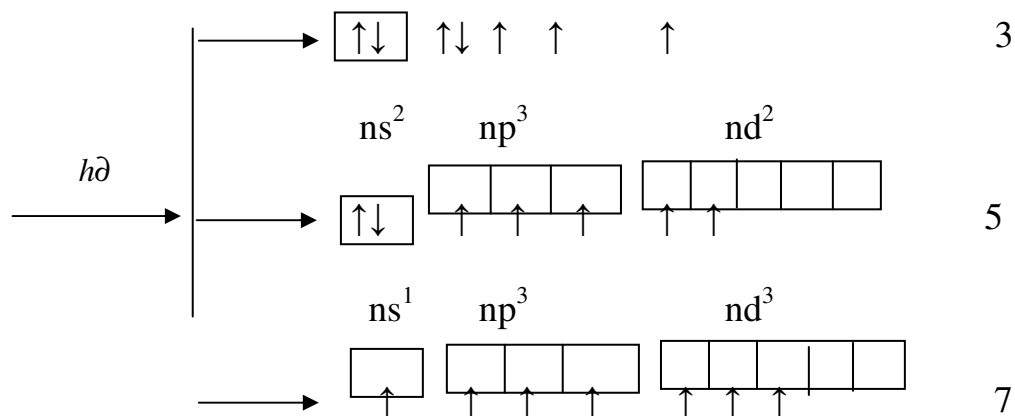
Oksigenin ok.d. -2(oks. əs. tur. Duz.), -1(peroks.), sıfır (O_2) və +2(OF_2). S, Se, Te ok.d. -2, 0, +2, +4, +6 (kükürdə -1 FeS_2) malik olur. Oksigenin valenti 2 və 3(CO və H_3O^+ -da) olur.

$O \rightarrow Po$ sırasında oksidləşdiricilik, q/m xassə getdikcə azalır, reduksiyaedicilik, atom radiusu isə artır. Artıq Po-da metallıq xassəsi özünü göstərir. H_2EO_4 turşularının qüvvətliyi getdikcə azalır, əksinə H_2E turşularının qüvvətliyi isə qrup üzrə, yuxarıdan aşağıya doğru artır. Bu yarımqrupda ən qüvvətli (diss. dərəcəsinə görə) turşu H_2SO_4 , oksigensizlərdən isə H_2Te sayılır. Hidrogenli birləşmələrindən ən davamlısı H_2O , ən davamsızını H_2Te sayılır.

Bu yarımqrup elementləri (O-dən başqa) hallogenlər(filizdoğuran) adlanır.

Ümumi xarakteristikası: VIIA yarımqrupuna F, Cl, Br, J, At elementləri aiddir. Hallogen sözü duzdoğuran deməkdir. Metallarda duz əmələ gətirdiklərinə görə bu ad onlara verilmişdir. Bu yarımqrupa hidrogendə daxildir. Lakin s-elementi olduğundan əvvəldə verilmişdir. Bu elementlər p-elementləridir. Normal və həyəcanlı halda aşağıda elektron formulları və onların qrafik yazılışı verilmişdir:

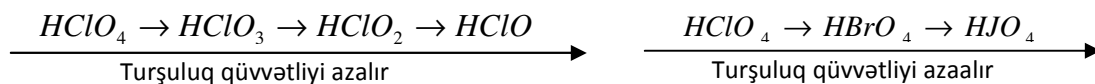




Qrafik formullarından gördüyü kimi birləşmələrdə (həyəcanlı halda) 3, 5, 7 valentlik göstərə bilirlər. Normal halda bir valentli olurlar. Flüor bütün birləşmələrdə -1 ok.d. və bir valentli olur. Cl, Br, J isə -1, 0, +1, +3, +5, +7 ok.d. göstərilir. At süni sürətdə alınmışdır, radiaktiv elementdir. Xassələri hələ tam öyrənilməmişdir. $F \rightarrow J$ sırasında oksidləşdiricilik, elektromənfilik, ionlaşma enerjisi, atoma həssaslıq, qeyrimetallıq xassə azalır, əksinə reduksiyaedicilik atom radiusu metallıq xassə sıxlığı artır.

$F \rightarrow At$ sırasında hər bir element özündən sonrakı birləşmələrdən sıxışdırıb çıxardır.

HF, HCl, HBr, HJ sırasında rabitənin davamlılığı polyarlığı azalır, turşuluq qüvvəsi (α -görə), reduksiyaedicilik artır. Flüorun oksigenli turşusu və duzu yoxdur. Digər hallogenlərin oksigenli turşuların qüvvətliyi aşağıdakı kimi dəyişir:



62. O₂, S, Cl, Br, J –un təbiətdə yayılmaları.

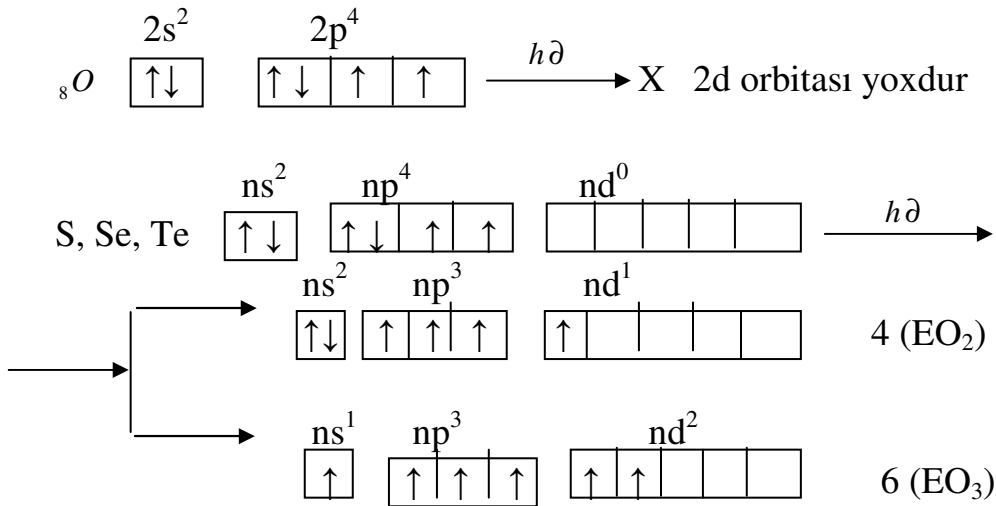
Təbiətdə tapılması: Bu elementlərdən oksigen sərbəst halda havada, birləşmələr halda suda, qumda və oksigen tərkibli minerallarda, bütün canlı orqanizmlərin tərkibində rast gəlinir. Kükürd sərbəst və birləşmələr halda rast gəlinir. Se, Te və Po isə yalnız birləşmələr halda tapılırlar. Əsas mineralları aşağıdakılardır: FeS₂-pirit, ZnS-sfalerit, Cu₂S-mis parıltısı, CaSO₄ • 2H₂O-gips, Ag₂Se-naumanit, PbSe-klaustalit, AuTe₂-kalaverit, Ag₂Te-kesen. O-3, S-4, Se-6, Te-8, Po-27-izotopları var. Oksigenin-2, kükürdün-3, Seleninin -əsas 3, tellurun-2 allotropik şəkildəyişmələri məlumdur.

Təbiətdə yayılması: Bu elementlər qalığında geniş yayılmış elementləridir (At-dan başqa). Sərbəst halda tapılmırlar. Yalnız birləşmələr halında yayılmışlar.

NaCl- daş duz (qalit), **KCl**-silvin, **NaCl·KCl**-silvinit, **KCl·MgCl₂·6H₂O**-karnalit, **CaF₂**-flüorit, **Na₃AlF₆**-kreolit, **Ca₃(PO₄)₂·3CaF₂**-flüorapatit. Brom həll olmuş bromidlər **KBr**, **NaBr**, **MgBr₂** şəklində dəniz suyunda, buruq sularında. Yod dəniz yosunlarında qələvi metallarının duzlar şəklində dəniz suyunda, dəniz yosunlarında olur. Brom və yodun müstəqil mineralları yoxdur. Astatium süni sürətdə alınmışdır. F-1, Cl-2, Br-2, J-1, astatiumun izotopları yoxdur (radioaktivdir).

63. O₂, S, Cl, Br, J un elektron quruluşları və alınmaları.

Ümumi xarakteristikası. VI yarımqrup elementlərinə O, S, Se, Te və Po daxildir. Onlar $ns^2 np^4$ elementləridir. Normal halda 2 həyəcanlı halda (oksigendən başqa, 2d orbitası yoxdur) isə 4 və 6 valentlik göstəririlər.

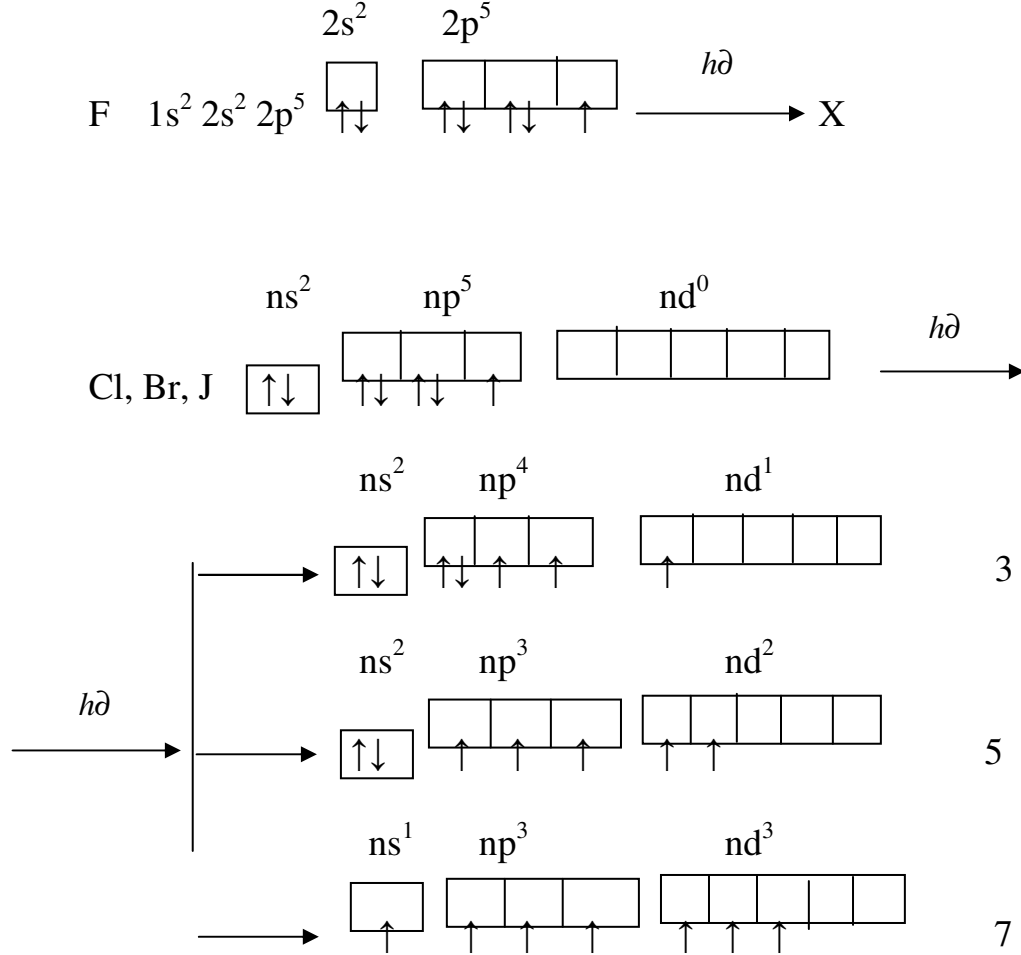


Oksigenin ok.d. -2(oks. əs. tur. Duz.), -1(peroks.), sıfır (O₂) və +2(OF₂). S, Se, Te ok.d. -2, 0, +2, +4, +6 (kükürdə -1 FeS₂) malik olur. Oksigenin valenti 2 və 3(CO və H₃O⁺ -da) olur.

O → Po sırasında oksidləşdiricilik, q/m xassə getdikcə azalır, reduksiyaedicilik, atom radiusu isə artır. Artıq Po-da metallıq xassəsi özünü göstərir. H₂EO₄ turşularının qüvvətliliyi getdikcə azalır, əksinə H₂E turşularının qüvvətliyi isə qrup üzrə, yuxarıdan aşağıya doğru artır. Bu yarımqrupda ən qüvvətli (diss. dərəcəsinə görə) turşu H₂SO₄, oksigensizlərdən isə H₂Te sayılır. Hidrogenli birləşmələrindən ən davamlısı H₂O, ən davamsızı H₂Te sayılır.

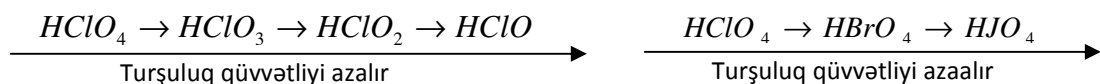
Bu yarımqrup elementləri (O-dən başqa) hallogenlər (filizdoğuran) adlanır.

Ümumi xarakteristikası: VIIA yarımqrupuna F, Cl, Br, J, At elementləri aiddir. Hallogen sözü duzdoğuran deməkdir. Metallarda duz əmələ gətirdiklərinə görə bu ad onlara verilmişdir. Bu yarımqrupa hidrogendə daxildir. Lakin s-elementi olduğundan əvvəldə verilmişdir. Bu elementlər p-elementləridir. Normal və həyəcanlı halda aşağıda elektron formulları və onların qrafik yazılışı verilmişdir:

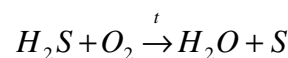
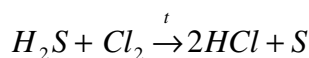
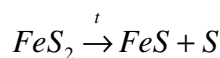
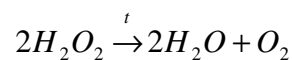
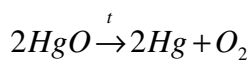
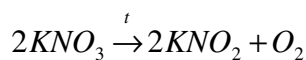
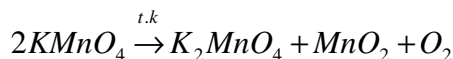
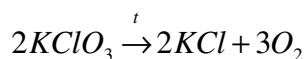


Qrafik formullarından gördüyü kimi birləşmələrdə (həyəcanlı halda) 3, 5, 7 valentlik göstərə bilirlər. Normal halda bir valentli olurlar. Flüor bütün birləşmələrdə -1 ok.d. və bir valentli olur. Cl, Br, J isə -1, 0, +1, +3, +5, +7 ok.d. göstərilər. At süni sürətdə alınmışdır, radiaktiv elementdir. Xassələri hələ tam öyrənilməmişdir. $F \rightarrow J$ sırasında oksidləşdiricilik, elektromənfilik, ionlaşma enerjisi, atoma həsaslıq, qeyrimetallıq xassə azalır, əksinə reduksiyaedicilik atom radiusu metallıq xassə sıxlığı artır.

HF, HCl, HBr, HJ sırasında rabitənin davamlılığı polyarlığı azalır, turşuluq qüvvəsi (α -görə), reduksiyaedicilik artır. Flüorun oksigenli turşusu və duzu yoxdur. Digər hallogenlərin oksigenli turşuların qüvvətliyi aşağıdakı kimi dəyişir:

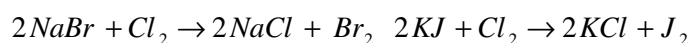
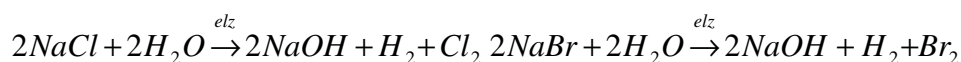


Alınma üsulları: Oksigen sənayedə havadan (-183) alınır və sudan ($2H_2O \xrightarrow{\text{elektr.}} 2H_2 + O_2$). Kükürdü sənayedə təbii yataqlardan su buxarı vasitəsilə çıxar-maqla (frans üsulu) alırlar. Oksigen və kükürd laboratoriyada aşağıdakı üsullarla alınır.

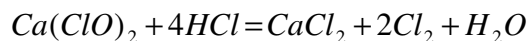
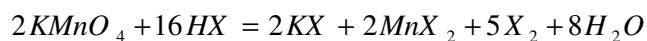
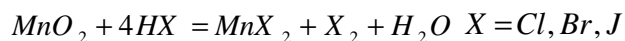


Alınmaları:

- a) sənayedə-flüor duzların ərintisindən, xlor isə duzların ərintisindən həm də sulu məhlulların, elektrolizi ilə alınır. Brom və yodu almaq üçün onların duzlarına xlorla təsir edirlər: $CaF_2 \xrightarrow{elz} Ca + F_2$,

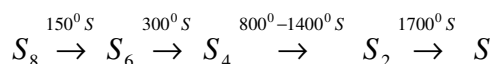


- b) Xlor, brom və yodu laboratoriyada aşağıdakı üsullarla almaq olar:



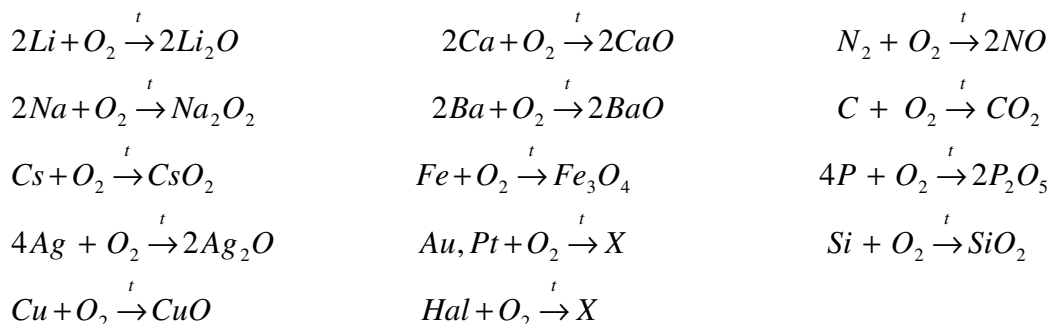
64. O₂, S, Cl, Br, J –un fiziki və kimyəvi xassələri.

Fiziki xassələri: Oksigen adi şəraitdə rəngsiz, dadsız, suda az həll olan iki atomlu qazdır. Elektrik istiliyi keçirmir (maye halda keçirir). Ozon atmosferdə qaz boşalması zamanı, həmçinin 10-30 km yüksəklikdə günəşin ultrabənövşəyi şüa-larının təsirindən əmələ gəlir. Xoş iyli olan ozon zəhərli və partlayıcı xassəlidir. Kükürd-sarı rəngli kristal maddədir. Suda həll olmur, elektriki istiliyi keçirmir. Adi halda S₈ (tsiklik səkkiz bucaqlı) formada olur. Qızdırıldıqda halqa qırılır:

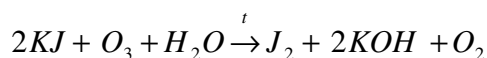
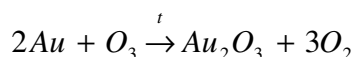


Selen kristal forması yarımkəçiricidir. Qonur selen amorf halda olur, elektriki keçirmir. CS₂ məhlulunda həll olur. Suda həll olmur. Qeyri-üzvi polimerdir. Tellur amorf halda tünd qırmızı kristal halda gümüşü ağ rəngdə olur. Elektriki istiliyi keçirir, yarımkəçiricidir. Amorf forması elektr. ist. keçirmir. Polonium - gümüşü ağ rəngli metaldir. Elektrik istiliyi yaxşı keçirir. Qurğuşuna və bismuta oxşayır.

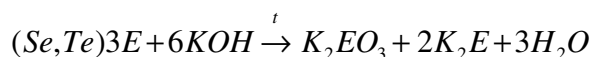
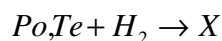
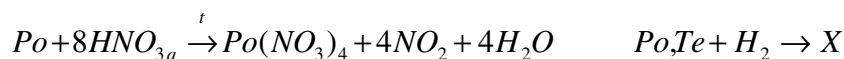
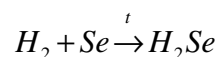
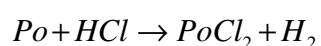
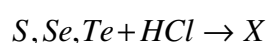
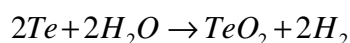
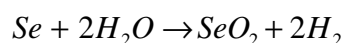
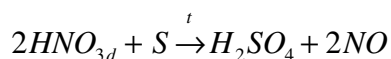
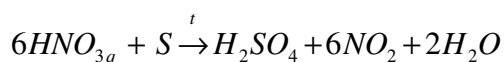
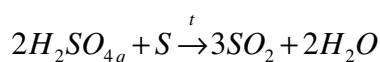
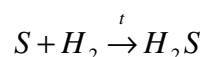
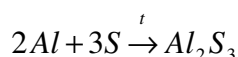
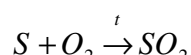
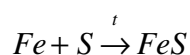
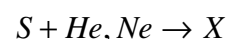
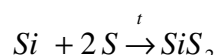
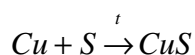
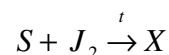
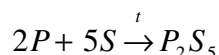
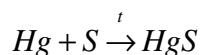
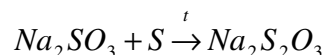
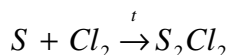
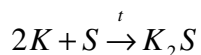
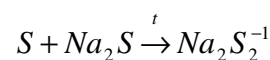
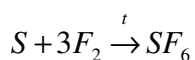
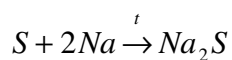
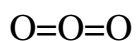
Kimyəvi xassələri: Oksigen adi şəraitdə qələvi metallarla, kükürd isə adi şəraitdə flüorla qələvi metalla reaksiya daxil olur. Tellur adi şəraitdə su ilə Se və Te adi şəraitdə qatı HNO₃-lə reaksiyaya daxil olurlar. S, Se və Te qaynatdıqda qələvi məhlulları ilə reaksiya daxil olurlar.



O₃-ozon oksigendən aktivdir. Hətta qızıldada q/t-də olur.

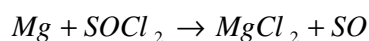


Ozonda oksigenin ikisinin valenti 2, birinin valenti isə dördür, ok.d.=0

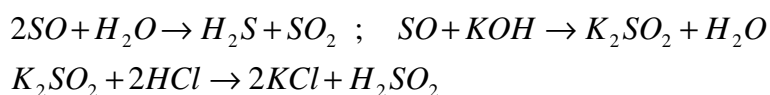


Oksidlərin və turşuların xassələri, tətbiqi: VIA yarımqrup elementinin aşağıdakı tərkibdə oksidləri məlumdur: SO , SO_2 , SO_3 , SeO_2 , SeO_3 , TeO_2 , TeO_3 , PoO_2

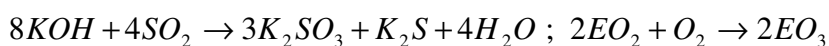
Kükürd 2 oksid (kükürd monooksid) rəngsiz qazdır. Sulfoksil turşusunun anhidrididir. Tionil xloriddən alınır.



SO su ilə q/t-də aldığıda sulfoksil turşusu (H₂SO₂) alınır.

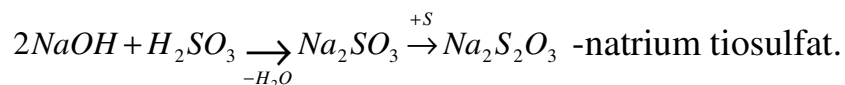


SO₂, SeO₂sırasında turşu oksidi xassələri zəifləyir.

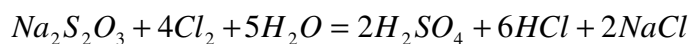


EO₂-tipli oksidlərdən əhəmiyyətli SO₂ və PoO₂-dir. SO₂ sulfat turşusu istehsalında, yun və ipəyin ağardılmasında, anbarların dezinfeksiyasında istifadə olunur. PoO₂ -4valentli duzların alınmasında istifadə olunur.

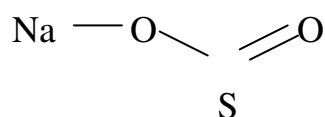
H₂SO₃ → H₂SeO₃ → H₂TeO₃ -sırasında turşunun qüvvətliliyi zəifləyir.



Na₂S₂O₃-qüvvətli reduksiyaedici, ondan parçalanır, ağardılmasında istifadə olunur.

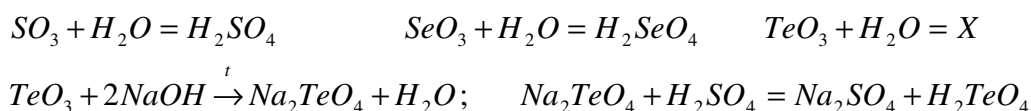


Bu reaksiyadan xlorun artığının udulmasında i/o-nur. Na₂S₂O₃ tıbdə qotur xəstəliyinə qarşı və fotoqrafiyada istifadə olunur.

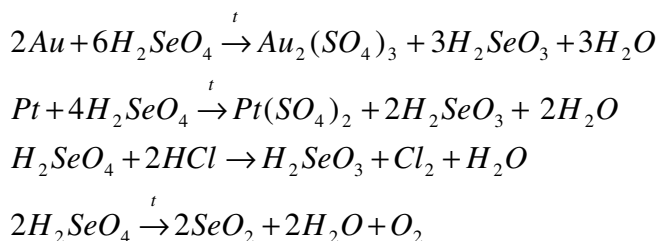




$\text{SO}_3 \rightarrow \text{SeO}_3 \rightarrow \text{TeO}_3$ sırasında turşu oksidi xassəsi zəifləyir. SO_2 17^0S -də bərk iyən 45^0S maye halında olan hiqroskopik maddədir. Suda həll olur. TeO_3 sarı rəngli bərk maddədir, SeO_3 ağ rəngli suda həll olan maddədir.



Sulfat turşusu (qatı) hiqroskopik, güclü oksidləşdirici maddədir. Metallarla q/t-də H_2S , SO_2 və S əmələ gətirir. Selenat turşusu kristal maddədir, suda yaxşı həll olur, üzvi maddələr kömürləşdirir, qüvvətli oksidləşdiricidir. Sulfat turşusundan fərqli olaraq qızılı və platini oksidləşdirir.



Tellurat turşusu kristal maddədir suda az həll olur. H_6TeO_6 ; əhəmiyyətli duzları Ag_6TeO_6 ; Hg_3TeO_6 qızdırdıqda parçalanır:

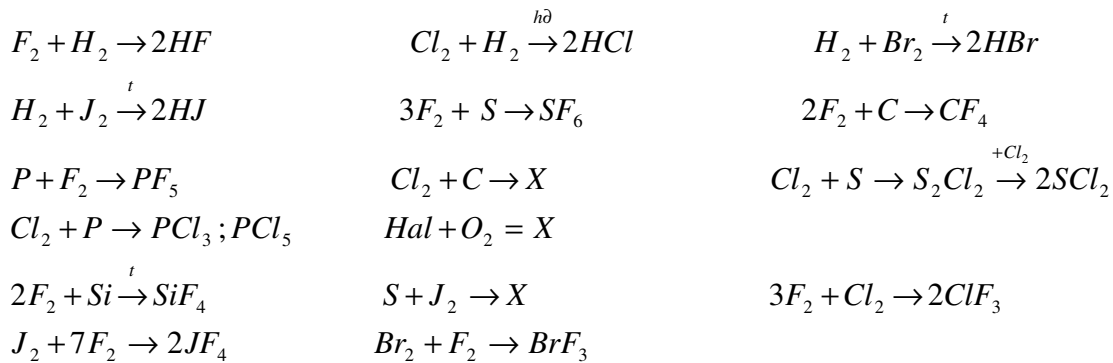


Turşuların içərisində ən əhəmiyyətlisi H_2SO_4 -dir. Kimya sənayesində ən çox işlədilən maddədir. Elə bir sənaye sahəsi yoxdur ki, orada ondan i/olunmasın .

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ şüşə, soda istehsalında, baytarlıqda, təbabətdə istifadə olunur. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – inşaatda, sınıq sarğılarının qoyulmasında alebastrın (yarımsulu qips) alınmasında istifadə olunur. $\text{CaSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – göydaş k/t ziyanvericilərinə qarşı i/o-nur. Selenin və tellurun birləşmələri zəhərlidir.

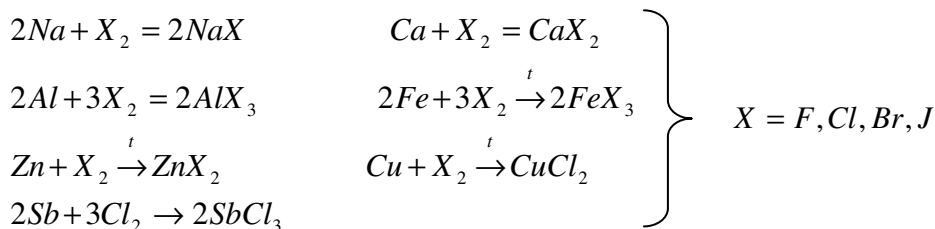
Fiziki xassələri:Flüor açıq sarı rəngli kəskin iyli, zəhərli qazdır, havadan 1,3 dəfə flüor su ilə partlayış verir, onun suda məhlulunu almaq mümkün deyil. Xlor sarımtıl yaşıl rəngli zəhərli qazdır. Havadan 2,5 dəfə ağırdır, suda həll olur(xlorlu su adlanır), 1 həcm suda 2 həcm xlor həll olur. Brom –tünd qırmızı rəngli ağır maye. Yod isə bənövşəyi rəngli metal kimi parıldayan kristal maddə. Astatium metala oxşar bərk maddədir. Brom buxarlanır, onun buxarları ilə nəfəs aldıqda zəhərli təsir göstərir. Yodu qızdırdıqda sublimə edir(birbaşa qaz halına keçir). Br və J suda pis həll olur. Brom su ilə $Br \cdot 8H_2O$ tərkibli kristalhidrat əmələ gətirir. Hallogenlər üzvi həlledicilərdə benzində, kerosində, spirtə, efirdə, xloroformda və s. yaxşı həll olurlar. Yod nişasta məhlulu ilə tünd göy rəngli məhlul verir ki, bundan analitik kimyada i/o-nur. Qızdırdıqda rəng itir. Soyutduqda yenidən bərpa olunur.

Kimyəvi xassələri:Hallogenlər hidrogenlə və digər q/m qarşılıqlı təsirlə olurlar:

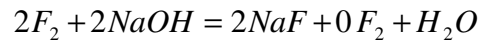
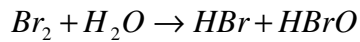
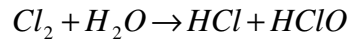
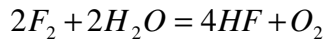


65. S, Cl, Br, J-un oksidlərinin, turşularının tərkibi və duzları.

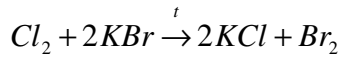
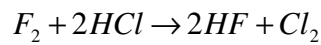
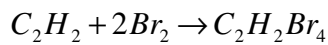
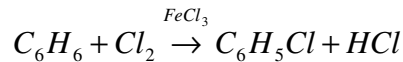
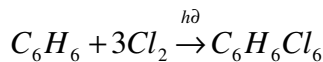
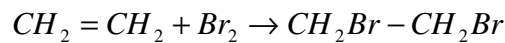
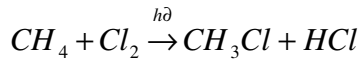
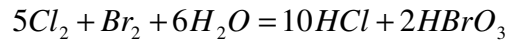
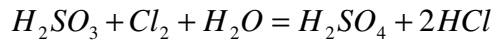
Hallogenlər bütün metallarla (Au və Pt başqa) qarşılıqlı təsirdə olub duz əmələ gətirirlər:



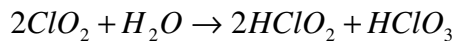
Hallogenlər su və qələvilərlə qarşılıqlı təsirdə olurlar:



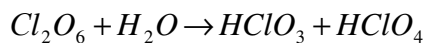
Hallogenlər digər qeyri-üzvi və üzvi maddələrlə q/t-də olurlar:



Oksidləri xassələri tətbiq sahələri: Xlorun Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 ; bromun Br_2O , BrO_2 , BrO_3 ; yodun JO_2 , J_2O_4 , J_2O_5 oksidləri məlumdur. Hamısı dolayı yolla alınır. Cl_2O -sarımtıl zəhərli, qazdır. Zəhərli (zəhərvericilərə qarşı) maddələr istehsalında i/o-nur. ClO_2 – yaşılımlı sarı zəhərli qazdır, ondan xlorit və xlorat turşuları və duzlarını alırlar.



ClO_3 (Cl_2O_6) tünd qırmızı mayedir, ondan perxloratlar və xloratlar alınır



Cl_2O_7 -rəngsiz mayedir. Perxloratların alınmasında istifadə olur. Br_2O -qəhvəyi mayedir, BrO_2 -sarı, BrO -ağ bərk maddələrdirlər. JO_2 -sarı, J_2O_5 -ağ rənglitoz rəngli maddələrdir. Bu maddələrdən müxtəlif duzların alınmasında istifadə olunur.

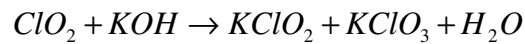
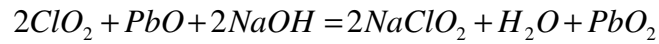
Ən çox istifadə olunan HCl turşusudur.

Oksigenli turşuları və duzları, tətbiq sahələri:

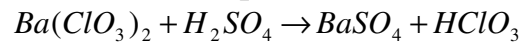
HXO, HXO₂, HXO₃, HXO₄ tipli oksigenli turşuları məlumdur. Yuxarıdakı sırada oksidləşdiricilik qabiliyyətləri zəifləyir, turşuluq artır. Hipohallogenid turşuları HXO qüvvətli oksidləşdiricidirlər. HClO-yalnız məhlulda məlumdur $HClO \rightarrow HCl + O$.

Hipoxloridlərdən parçaların ağardılmasında və kağızın ağardılmasında (ən çox KClO duzu) i/o-nur. Ca(ClO)₂-kalsium hipoxloriddən dezinfeksiya işlərində i/o-nur.

HXO₂ hallogenit turşularından HClO₂ xlorit turşusu orta qüvvətli turşudur. Asanlıqla parçalanır, Praktiki əhəmiyyətli olanı NaClO₂-dir



Xlorat turşusu qüvvətli turşudur. KClO₃-kibrit istehsalında i/o-nur.



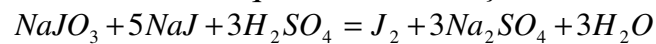
Perxlorat turşusu və perxloratlar qüvvətli oksidləşdiricidir. Temperatura davamlıdır.

Hipobromitlər və bromatlar xlorun oxşar birləşmələrinə uyğun olaraq alınır. Onlar qüvvətli oksidləşdiricidirlər. Perbromat turşusu yalnız məhlulda mövcuddur.

Yodun HJO₃-yodat turşusu xlor və bromun uyğun turşusuna nisbətən davamlıdır, ağ rəngli kristal maddədir. Orta qüvvətli turşudur. Ağ kristal maddədir.

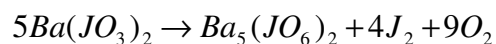


Yodatlar qüvvətli oksidləşdiricidirlər

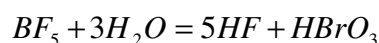
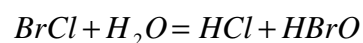


Bundan başqa ortoyodat turşusu da məlumdur H₅JO₆ beş əsaslı zəif turşudur.

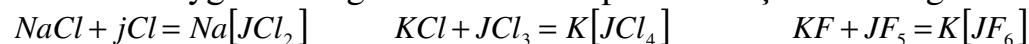
$2H_5JO_6 \rightarrow J_2O_5 + 5H_2O + O_2$ - ortoyodat turşusu və duzları aşağıdakı üsullarla alınır:



Brom və yod digər hallogenlərlə bir-də +1 ok.d. göstərir ki, bu bir-də qüvvətli oksidləşdiricidirlər, asanlıqla hidroliz olunurlar (BrCl : JCl₃, BrF₃ : JF₇)



Brom və yodun hallogenlərarası birləşmələri qələvi və q/torpaq metalların uyğun hallogenidləri ilə kompleks birləşmə əmələ gətirir.



Brom və yodun bu birləşmələri dərman hazırlanmasında və sintezlərində istifadə olunur.

66. Alkanlar, alkenlər, izomerləri, oxunması, alınma üsulları, fiziki və kimyəvi xassələri.

C_nH_{2n+2} formuluna cavab verən birləşmələr sırasına doymuş k/h-lər deyilir. Açıq zəncirli doymuş k/h-lər alifatik, alkan, parafin və ya metan sırası kimi adlandırılırlar. Doymuş k/h-lər sırası $-CH_2$ ilə fərqlənir. Bir hidrogen atomu qoparıldıqda radikallar alınır.

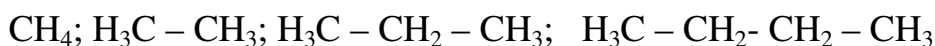
Doymuş k/h-də sp^3 hibridləşmə vəziyyətindədir.

a) Adlandırılması: Əsasən üç adlandırma mövcuddur ;

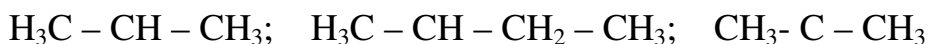
1. Tarixi – qədim adlardan istifadə olunur. Bu adlandırmaya təsadüfi və ya trivial adlanma deyilir. İlk dörd nümayəndəsi belədir. 5-dən başlayaraq yunan saylarına “n” əlavə etməklə adlanır.
2. Səmərəli (rasional) adlanma – Əsasən metanın törəməsi kimi baxılır. Ən çox şaxələnməmiş C-atomu metan kimi qəbul olunur, radikallar oxunur və axırda metan sözü deyilir.
3. Sistematik (beynəlxalq) adlanma (İnternasional Union of Pure and Applied Chemistry) qısa şəkildə İUPAK (YUPAK) getdikcə təkmilləşir. Bu cür adlandırma aşağıdakı qaydadadır;

Ən çox şaxələnməmiş, ən uzun C-zənciri seçilir, şaxə çox və yaxın yerdən nömrələnir, ən kiçik radikaldan başlayaraq ən böyük radikala doğru adları və yerləri yazılır, uzun zəncir oxunur.

Doymuş karbohidrogenlərdə (alkanlarda C_nH_{2n+2}) bütün karbon atomları sp^3 hibridləşmə halındadır, valent bucağı $109^{\circ}28'$ – dir.



metan etan propan butan



2-metil propan



2-metil butan



2,2-dimetil propan

Üzvi birləşmələrin molekullarında bir karbon atomuna digər bir karbon atomu birləşirsə birli, ikisi birləşirsə ikili, üçü birləşirsə üçlü, dördü birləşirsə dördlü karbon atomu adlanır.

Birli	ikili	üçlü	dördlü
CH ₃ –	– CH ₂ –	– CH –	– C –

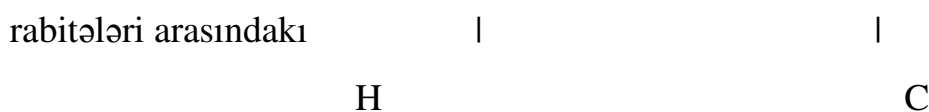
Alkanlar və ya parafinlər

Molekulları yalnız karbon və hidrogen atomlarından ibarət olan mürəkkəb maddələr karbohidrogenlər adlanır.

Alkanların – parafin adı tarixən saxlanılmış adıdır (latınca **parum affinis** – az aktiv deməkdir). Alkanlar neftin və təbii qazın tərkibinə daxildir.

C_nH_{2n+2} ümumi formuluna malik olan, hidrogen və başqa atom (və ya atomlar qrupu) birləşdirməyən karbohidrogenlərə doymuş karbohidrogenlər və ya alkanlar (parafinlər) deyilir. Ümumi formuldakı «n» hərfi karbohidrogen molekulundakı karbon atomlarının sayını göstərən tam ədəddir.

Alkanlardakı bütün karbon atomları sp³ hibridləşmə halındadır. Molekulda C – H rabitələri arasındakı bucaq və C – C



rabitələri arasındakı bucaq 109°28' –dir. Ümumiyyətlə alkanlarda valent bucağı 109°28', karbon atomları arasındakı rabitənin (σ_{C-C}) uzunluğu ətrafdakı qrupların təsirindən 0,146-0,154 nm intervalında dəyişir.

Karbon atomunun elektromənfililiyi (2,5), hidrogenin elektromənfililiyindən (2,1) böyük olduğu üçün C – H rabitəsini yaradan elektron buludu qismən karbona doğru sürüşür. Ona görə də karbohidrogenlərin hamısında C – H rabitəsi polyardır. Deməli, karbohidrogenlərdə polyar rabitələrin sayı hidrogen atomlarının sayına bərabərdir. Məsələn, metanda (CH₄) – 4, etanda (C₂H₆)-6.

Alkanlarda həm C – H rabitələri, həm də C – C rabitələri σ-rabitələrdir.

Karbon atomları arasındakı rabitənin xarakterindən asılı olaraq karbohidrogenlər doymuş, doymamış və aromatik karbohidrogenlərə bölünür.

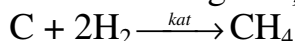
Ümumi formulu C_nH_{2n+2}

Alınma üsulları.

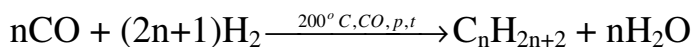
a) Sənayedə:

1. Metanı təbii qazdan (CH₄ 80-97%), neftlə birlikdə çıxan qazlardan və daş kömürün koklaşması zamanı əmələ gələn koks qazından (CH₄ 25%) ayırırlar.

2. Kömürün katalizator iştirakı ilə hidrogenləşməsindən metan alınır.



3. Karbon-monooksidlə hidrogenin reaksiyasından benzinsintin adlanan doymuş karbohidrogenlər alınır.



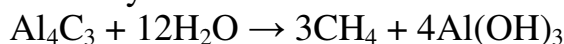
Digər alkanları əsasən, neftdən alınan fraksiyalardan və onların emalı məhsullarından ayırırlar.

b) Laboratoriyada:

1. Metanı natrium-asetatın NaOH ilə qızdırılmasından alırlar.



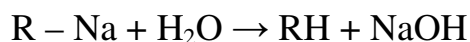
2. Al_4C_3 - ün su ilə reaksiyasından



3. Metandan başqa digər alkanları doymuş karbohidrogenlərin monohalogenli törəmələrinə Na metalı ilə təsir etməklə alırlar (Vyürs reaksiyası).

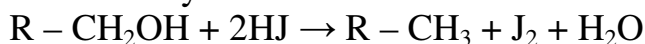


4. Metal üzvi birləşmələrin su ilə parçalanması ilə alkanları almaq olar. Məsələn,

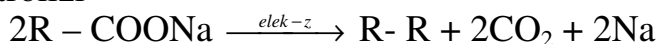


R – alkil radikalıdır.

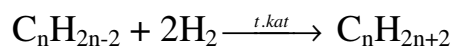
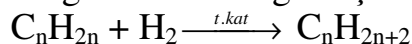
5. Spirtlərin HJ ilə reduksiyası:



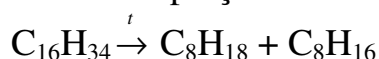
6. Doymuş birəsaslı karbon turşularının qələvi metal duzlarının ərintisinin elektrolizi



7. Doymamış karbohidrogenlərin hidrogenləşməsi:



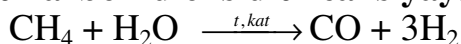
8. Alkanların termiki və katalitik parçalanması.



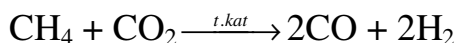
Fiziki xassələri. Adi şəraitdə metan rəngsiz, iysiz, havadan yüngül qazdır. Alkanların birinci dörd nümayəndəsi adi şəraitdə qaz, pentandan pentadekanadək maye, sonrakı nümayəndələri isə bərk maddələrdir.

Alkanların quruluş izomerləri bir-birindən fiziki xassələri ilə fərqlənir.

5. Metan yüksək temperaturda (800-900°C) və katalizator iştirakı ilə su və karbon-dioksidlə reaksiyaya daxil olur:



sintez qaz



sintez qaz

Alkanlar KMnO_4 məhlulunu və bromlu suyu rəngsizləşdirmir.

Tətbiqi. Metan yanacaq kimi istifadə olunur. Ondan, həmçinin hidrogen, dudu, asetilen, sintez-qaz alınır. Bundan başqa, metan formaldehid, metil spirti, qarışqa turşusu, sintetik benzin almaq üçün xammaldır. CH_3Cl soyuducu qurğularda, CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4 həlledici kimi, CH_3I təbabətdə, CCl_4 , CH_3Br , CH_2Br_2 yanğın söndürülməsində istifadə edilir.

67. Alkanların izomerləri və oxunması.

$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ formuluna cavab verən birləşmələr sırasına doymuş k/h-lər deyilir. Açıq zəncirli doymuş k/h-lər alifatik, alkan, parafin və ya metan sırası kimi adlandırılır. Doymuş k/h-lər sırası $-\text{CH}_2$ ilə fərqlənir. Bir hidrogen atomu qoparıldıqda radikallar alınır.

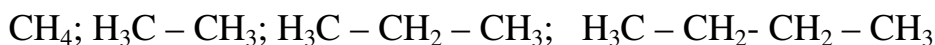
Doymuş k/h-də sp^3 hibridləşmə vəziyyətindədir.

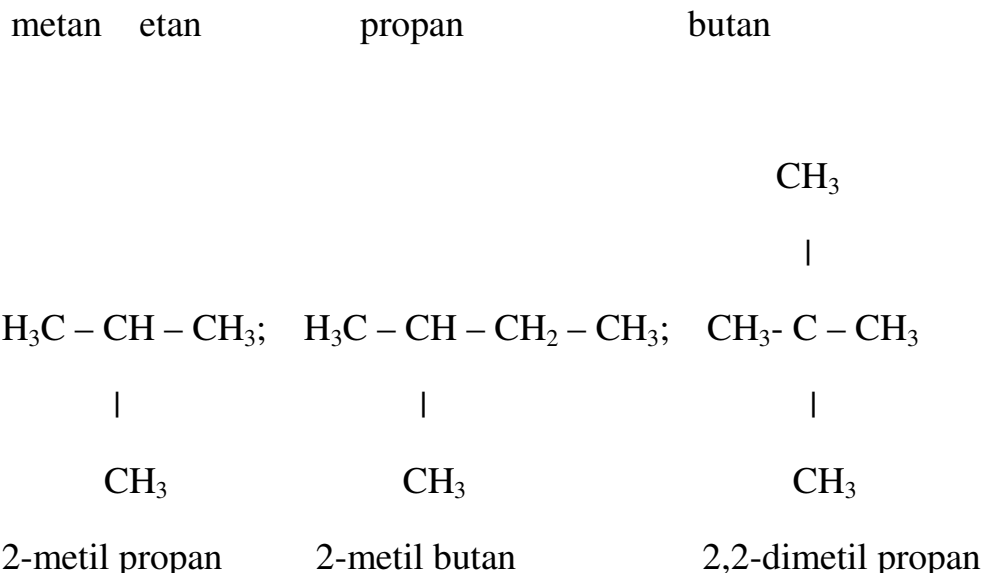
a) Adlandırılması: Əsasən üç adlandırma mövcuddur ;

1. Tarixi – qədim adlardan istifadə olunur. Bu adlandırmaya təsadüfi və ya trivial adlanma deyilir. İlk dörd nümayəndəsi belədir. 5-dən başlayaraq yunan saylarına “n” əlavə etməklə adlanır.
2. Səmərəli (rasional) adlanma – Əsasən metanın törəməsi kimi baxılır. Ən çox şaxələnmiş C-atomu metan kimi qəbul olunur, radikallar oxunur və axırda metan sözü deyilir.
3. Sistemik (beynəlxalq) adlanma (İnternasional Union of Pure and Applied Chemistry) qısa şəkildə İUPAK (YUPAK) getdikcə təkmilləşir. Bu cür adlandırma aşağıdakı qaydadadır;

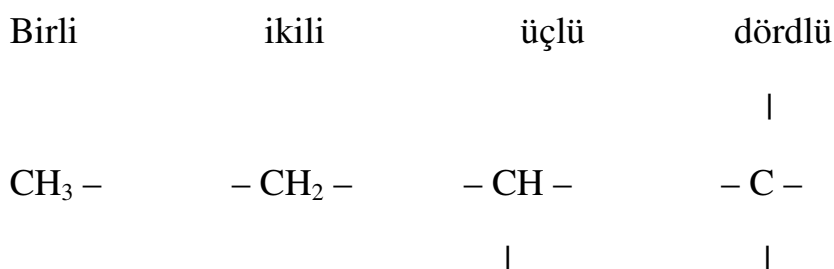
Ən çox şaxələnmiş, ən uzun C-zənciri seçilir, şaxə çox və yaxın yerdən nömrələnir, ən kiçik radikaldan başlayaraq ən böyük radikala doğru adları və yerləri yazılır, uzun zəncir oxunur.

Doymuş karbohidrogenlərdə (alkanlarda $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) bütün karbon atomları sp^3 hibridləşmə halındadır, valent bucağı $109^{\circ}28'$ – dir.





Üzvi birləşmələrin molekullarında bir karbon atomuna digər bir karbon atomu birləşirsə birli, ikisi birləşirsə ikili, üçü birləşirsə üçlü, dördü birləşirsə dördlü karbon atomu adlanır.



Alkanlar və ya parafinlər

Molekulları yalnız karbon və hidrogen atomlarından ibarət olan mürəkkəb maddələr karbohidrogenlər adlanır.

Alkanların – parafin adı tarixən saxlanılmış adıdır (latınca **parum affinis** – az aktiv deməkdir). Alkanlar neftin və təbii qazın tərkibinə daxildir.

C_nH_{2n+2} ümumi formuluna malik olan, hidrogen və başqa atom (və ya atomlar qrupu) birləşdirməyən karbohidrogenlərə doymuş karbohidrogenlər və ya alkanlar (parafinlər) deyilir. Ümumi formuldakı «n» hərfi karbohidrogen molekulundakı karbon atomlarının sayını göstərən tam ədəddir.

Alkanlardakı bütün karbon atomları sp³ hibridləşmə halındadır. Molekulda C – H rabitələri arasındakı bucaq və C – C rabitələri arasındakı

H

C

rabitələri arasındakı bucaq $109^{\circ}28'$ –dir. Ümumiyyətlə alkanlarda valent bucağı $109^{\circ}28'$, karbon atomları arasındakı rabitənin (σ_{C-C}) uzunluğu ətrafdakı qrupların təsirindən 0,146-0,154 nm intervalında dəyişir.

Karbon atomunun elektromənfiliiyi (2,5), hidrogenin elektromənfiliiyindən (2,1) böyük olduğu üçün C – H rabitəsini yaradan elektron buludu qismən karbona doğru sürüşür. Ona görə də karbohidrogenlərin hamısında C – H rabitəsi polyardır. Deməli, karbohidrogenlərdə polyar rabitələrin sayı hidrogen atomlarının sayına bərabərdir. Məsələn, metanda (CH_4) – 4, etanda (C_2H_6)-6.

Alkanlarda həm C – H rabitələri, həm də C – C rabitələri σ -rabitələrdir.

Karbon atomları arasındakı rabitənin xarakterindən asılı olaraq karbohidrogenlər doymuş, doymamış və aromatik karbohidrogenlərə bölünür.

Ümumi formulu C_nH_{2n+2}

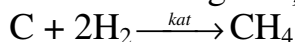
68. Alkanların alınma üsulları, fiziki və kimyəvi xassələri.

Alınma üsulları.

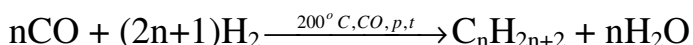
c) Sənayedə:

4. Metanı təbii qazdan (CH_4 80-97%), neftlə birlikdə çıxan qazlardan və daş kömürün koklaşması zamanı əmələ gələn koks qazından (CH_4 25%) ayırırlar.

5. Kömürün katalizator iştirakı ilə hidrogenləşməsindən metan alınır.



6. Karbon-monooksidlə hidrogenin reaksiyasından benzinsintin adlanan doymuş karbohidrogenlər alınır.



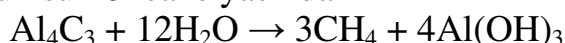
Digər alkanları əsasən, neftdən alınan fraksiyalardan və onların emalı məhsullarından ayırırlar.

d) Laboratoriyada:

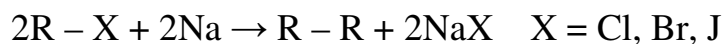
9. Metanı natrium-asetatın NaOH ilə qızdırılmasından alırlar.



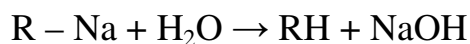
10. Al_4C_3 - ün su ilə reaksiyasından



11. Metandan başqa digər alkanları doymuş karbohidrogenlərin monohalogenli törəmələrinə Na metalı ilə təsir etməklə alırlar (Vyürs reaksiyası).

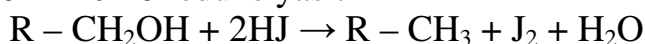


12. Metal üzvi birləşmələrin su ilə parçalanması ilə alkanları almaq olar. Məsələn,

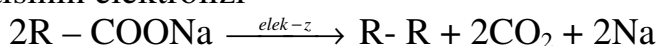


R – alkil radikalıdır.

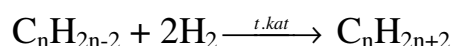
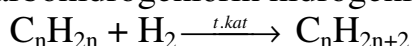
13. Spirtlərin HJ ilə reduksiyası:



14. Doymuş birəsaslı karbon turşularının qələvi metal duzlarının ərintisinin elektrolizi



15. Doymamış karbohidrogenlərin hidrogenləşməsi:



16. Alkanların termiki və katalitik parçalanması.



Fiziki xassələri. Adi şəraitdə metan rəngsiz, iysiz, havadan yüngül qazdır. Alkanların birinci dörd nümayəndəsi adi şəraitdə qaz, pentandan pentadekanadək maye, sonrakı nümayəndələri isə bərk maddələrdir.

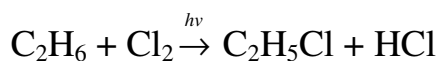
Alkanların quruluş izomerləri bir-birindən fiziki xassələri ilə fərqlənir.

Nisbi molekul kütləsi artdıqca alkanların qaynama və ərimə temperaturları qanunauyğun olaraq artır. Şaxələnmiş alkanlarda molekullararası qarşılıqlı təsir qüvvəsi şaxələnməmiş alkanlara nisbətən zəif olduğundan şaxəli doymuş karbohidrogenlərin qaynama temperaturu normal quruluşlu alkanlara nisbətən aşağıdır. Suda pis həll olurlar. Propan və butan adi temperaturda təzyiqlik altında mayeləşir.

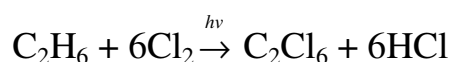
Kimyəvi xassələri. Alkanlar üçün əvəzetmə, oksidləşmə, yanma, izomerləşmə və parçalanma reaksiyaları xarakterikdir.

6. Əvəzetmə reaksiyaları:

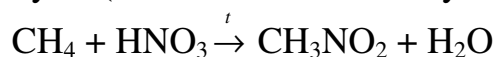
c) Xlorlaşma:



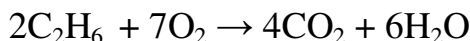
Hidrogen atomları xlorla tam əvəz olunduqda sonuncu mərhələdə isə heksaxloretan alınır.



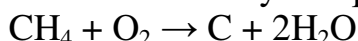
d) Nitrolaşma reaksiyası (M.İ.Konovalov reaksiyası):



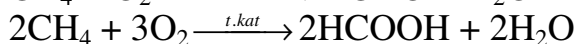
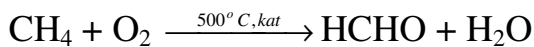
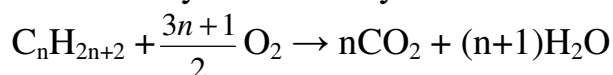
7. Oksidləşmə reaksiyaları:



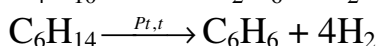
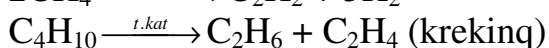
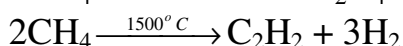
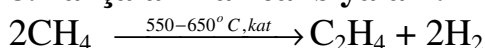
Metan natamam yandıqda duda alınır:



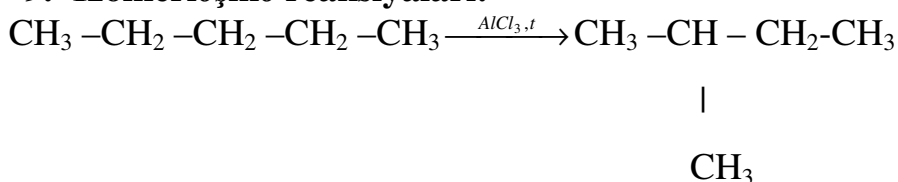
Alkanların yanma reaksiyasının ümumi tənliyi:



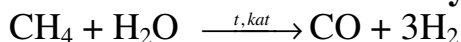
8. Parçalanma reaksiyaları:



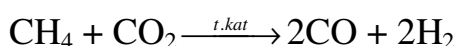
9. İzomerləşmə reaksiyaları:



10. Metan yüksək temperaturda (800-900°C) və katalizator iştirakı ilə su və karbon-dioksiddə reaksiyaya daxil olur:



sintez qaz



sintez qaz

Alkanlar $KMnO_4$ məhlulunu və bromlu suyu rəngsizləşdirmir.

Tətbiqi. Metan yanacaq kimi istifadə olunur. Ondan, həmçinin hidrogen, duda, asetilen, sintez-qaz alınır. Bundan başqa, metan formaldehid, metil spirti, qarışqa turşusu, sintetik benzin almaq üçün xammaldır. CH_3Cl soyuducu qurğularda, CH_2Cl_2 , $CHCl_3$, CCl_4 həlledici kimi, CHJ_3 təbabətdə, CCl_4 , CH_3Br , CH_2Br_2 yanğın söndürülməsində istifadə edilir.

69. Alkenlərin izomerləri və oxunması.

Etilen sırası karbohidrogenlərində karbon atomları arasında bir ikiqat rabitə var.

Ümumi formulu C_nH_{2n} , $n \geq 2$

Alkenlərin adlandırılmasında iki üsuldən istifadə olunur.

1. Səmərəli (rasional) üsulla alkenləri adlandırmaq üçün alkanlarda "an" sonluğu ilə "en" şəkilçisi ilə əvəz olunur. Məsələn, etilen, propilen və s. Homoloji sıranın dördüncü nümayəndəsi C₅H₁₀ amilen adlanır. Bəzən homoloqlara etilenin törəməsi kimi baxılır. Etilen molekulundakı hidrogen atomlarını əvəz edən radikallar kiçikdən böyüyə doğru oxunur və sonda "etilen" sözü əlavə edilir. Məsələn,



metil etilen

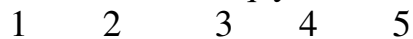


simmetrik metiletiletilen

2. Alkenləri Beynəlxalq nomenklaturaya görə adlandırmaq üçün alkanların adlarında "an" sonluğu "en" şəkilçisi ilə əvəz edilir (eten, propen və s.).

a) etilenin homoloqlarını adlandırmaq üçün alkenmolekulunda ikiqat rabitə saxlayan ən uzun karbon zənciri seçilir, karbon atomları ikiqat rabitə yaxın olan tərəfdən nömrələnir.

b) əvvəlcə radikalın birləşdiyi karbon atomunun nömrəsi, sonra əvəzedici qrupun və əsas zəncirin adı, nəhayət, ikiqat rabitə başlayan karbon atomunun nömrəsi qeyd edilir. Məsələn,



|



4-metilpenten-2

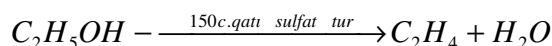
Etilen molekulundan bir hidrogen atomu çıxarıldıqda alınan radikal (CH₂=CH-) vinil adlanır.

70. Alkenlərin alınma üsulları, fiziki və kimyəvi xassələri.

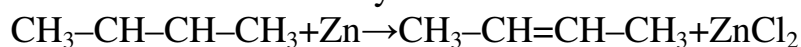
Alınma üsulları:

a) Laboratoriyada:

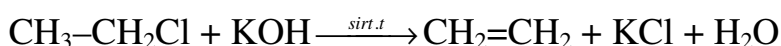
1. Etil spirtinin 140°C-dən yuxarı temperaturda dehidratlaşmasından



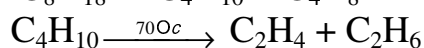
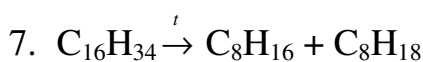
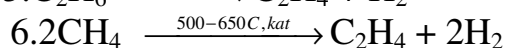
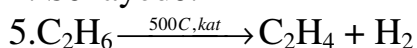
2. Alkanların halogen atomları qonşu karbon atomlarında olan dihalogenli törəmələrinin Zn tozu ilə reaksiyasından



3. Alkanların monohalogenli törəmələrinə qələvilərin spirtə məhlulu ilə təsir etməklə



4. Sənayedə:



Fiziki xassələri. Etilen rəngsiz, iysiz, havadan bir qədər yüngül, suda pis həll olan qazdır. Adi şəraitdə $C_2H_4 \div C_4H_8$ qaz, $C_5H_{10} \div C_{18}H_{36}$ maye, qalanları isə bərkdir.

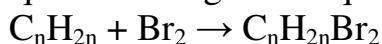
Kimyəvi xassələri. Alkenlər üçün birləşmə, oksidləşmə və polimerləşmə reaksiyaları xarakterikdir.

I. Birləşmə reaksiyaları

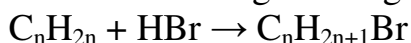
1. Hidrogenləşmə reaksiyası:



2. Etilen və onun homoloqlarının halogenlərlə qarşılıqlı təsiri:



3. Alkenlərin hidrogen-halogenidlərlə qarşılıqlı təsiri:



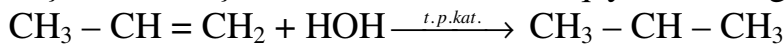
Hidrogen-halogenidlərin və HX tipli polyar molekulların qeyri-simmetrik quruluşlu alkenlərə (ikiqat rabitədəki karbon atomlarında müxtəlif sayda hidrogen atomları olan) birləşməsi V.V.Markovnikov qaydası üzrə baş verir: hidrogen atomu ikiqat rabitə ilə birləşmiş daha çox hidrogeni, halogen atomu isə daha az hidrogeni olan karbon atomuna birləşir.



|

Br

4. Alkenlər turşu katalizatorlarının (H_2SO_4 , H_3PO_4) iştirakı ilə su molekulu birləşdirir. Birləşmə V.V. Markovnikov qaydası üzrə gedir.



|

OH

71. Benzol, törəmələri, alınma üsulları, oxunması, fiziki və kimyəvi xassələri.

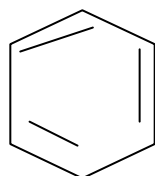
Aromatik k/hidrogenlər dedikdə benzol və xassəcə ona bənzər birləşmələr nəzərdə tutulur. Belə ki, aromatik karbohidrogenlər onları başqa birləşmələrdən fərqləndirən və adətən aromatik xassə adlanan bir sıra xüsusiyyətlərə malikdir.

Tərkibinə daxil olan benzol nüvəsinin sayından və onların arasındakı əlaqənin xarakterindən asılı olaraq aromatik karbohidrogenlər iki qrupa bölünür:

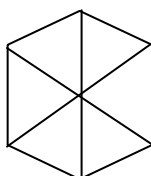
1. Bir benzol nüvəli aromatik karbohidrogenlər.
2. Kondensləşmiş və ya kondensləşməmiş bir neçə benzol nüvəli aromatik karbohidrogenlər. Bu qrupa difenil, difenilalkanlar, naftalin, fenantren, antrasen, asenaften, flüoren və b. daxildir.

Ümumi formulası C_nH_{2n-6} $Mr=14n - 6$ ifadə olunur.

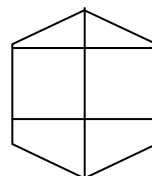
Bir benzol nüvəli aromatik karbohidrogenlər. 1865-ci ildə Kekule (Bonn Universiteti) benzola tsikloheksatrien kimi quruluş vermişdir. Sonralar benzol üçün daha bir sıra quruluşlar təklif olunmuşdur.



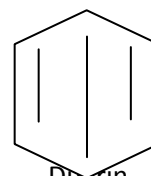
Kekule



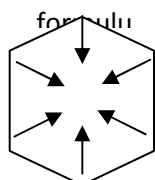
Klaus



Laderburq

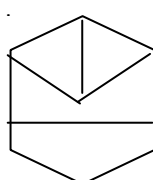


Duarin



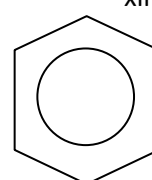
Bayerin

mərkəzli



Xükkel

formulu



Tile

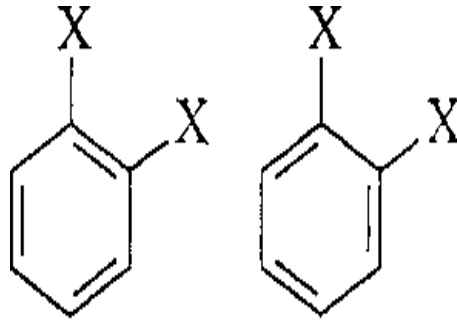
formulu

xinoid

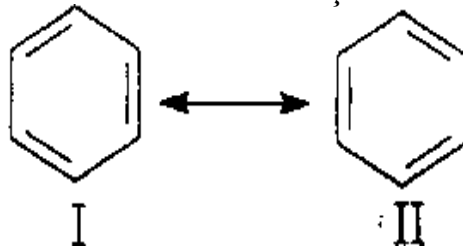
Kekule formulundan bu günə kimi istifadə olunmasına baxmayaraq benzolun xassələrini tam əks etdirmir. Belə ki, Kekule formulu benzolun birləşmə reaksiyasına daxil olmasını izah etdiyi halda, benzol üçün birləşmə reaksiyasının deyil, əvəzlənmə reaksiyasının xarakter olması, onun termodinamik və oksidləşdiricilərə qarşı davamlığı izah olunmamış qahrdı. Digər tərəfdən Kekule formuluna görə benzolun izomerdən 1,2-diəvəzli törəmələri iki ibarət olmalıdır:

:Lakin belə izomerlərin olması heç vaxt müşahidə olunmamışdır. Kekule bunu düzgün olaraq benzolda ikiqat əlaqələrin osillasiyası (yerlərini dəyişməsi) ilə izah edirdi.

. 1945-ci ilə kimi benzol üçün Kekule formulundan istifadə olunmuşdur. Rezonans nəzəriyyəsi meydana çıxdıqdan sonra isə benzola iki Kekule

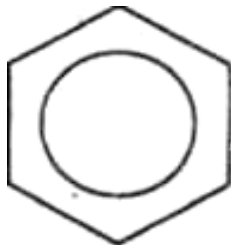


quruluşunun rezonans hibridi kimi baxılmışdır:



Bu o deməkdir ki, benzol ayrıldıqda götürülən həmin quruluşların heç birində deyil, ancaq onların rezonans hibridi formasında mövcud olur.

I və II Kekule quruluşların rezonans hibridi aşağıdakı formulla ifadə olunur:



72. Benzolun alınma üsulları.

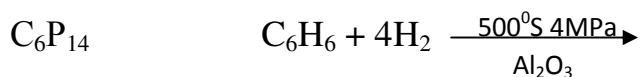
Alınma üsulları: Daş kömürün quru destilləsindən. Bu proses $1000^{\circ} - 1300^{\circ} \text{ S}$ –də koks peçlərində aparılır. Bu zaman aşağıdakı fraksiyalar alınır:

a) Koks b) daş kömür qətranı c) ammoniyaklı su d) koks qazı

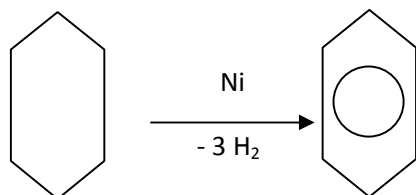
1. Daş kömür qətranı fraksiyasından aromatik birləşmələr və fenol alınır \rightarrow benzol, toluol, naftalin, fenol və s. alınır.

2. Neftdən alırlar (ural neftində 60% aromatik k/h-lər var). Neft məhsullarını 700° S temperaturda \rightarrow 15-18% aromatik k/h-lər alınır.

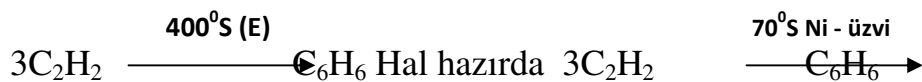
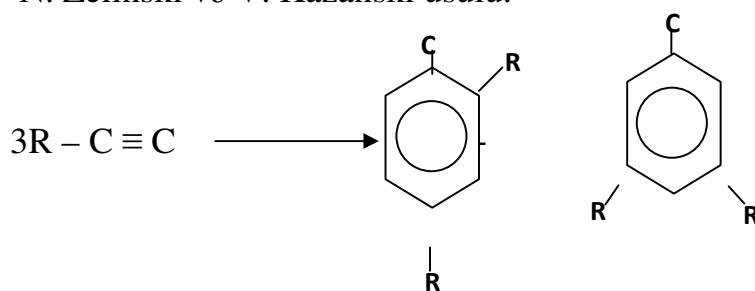
3. Heksandan alınır:



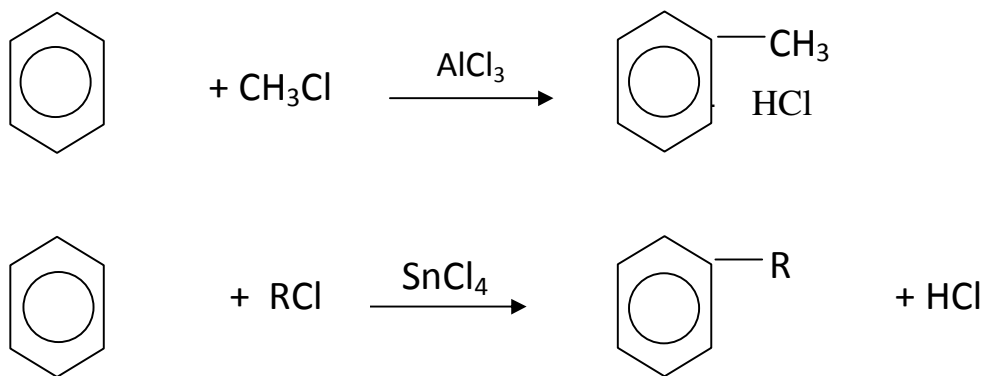
4. Tsikloheksandan katalizator iştirakı ilə qızdırmaqla



5. N. Zelinski və V. Kazanski üsulu:

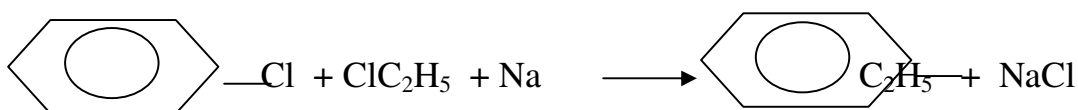


6. Benzol və onun homoloqları Fridel - Krafts üsulu ilə alkilhallojenlərə AlCl_3 , SnCl_4 , BF_3 benzol q/t alınır:



Bu reaksiyanı həm sənayedə həm də laboratoriyada həyata keçirmək olar.

7. Benzolun hallogenli törəmələrindən Vürs-Fittiq reaksiyası vasitəsilə alkilbenzollar alınır

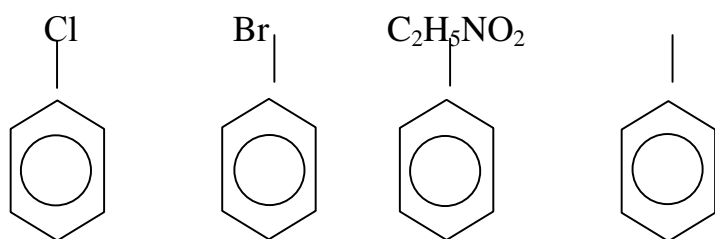


Laboratoriyada aşağıdakı üsullarla alınır:

1. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
2. $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{Zn (tozu)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + \text{ZnO}$

73. Birləşmələrinin izomerləri və oxunması

Bərk nümayəndələri benzol sözü əlavə etməklə oxunur.



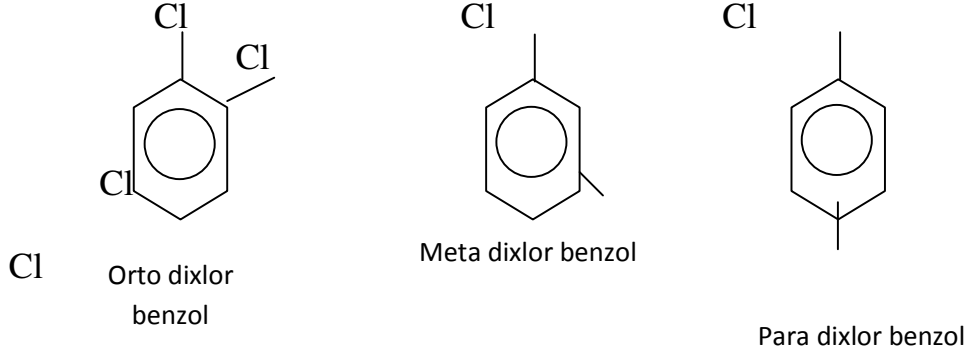
Xlorbenzol

Brombenzol

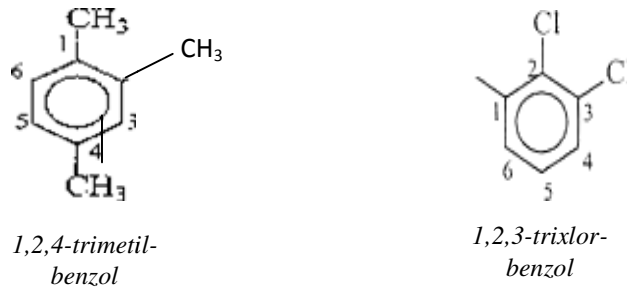
Etilbenzol

Nitrobenzol

Əgər benzol halqasında bir neçə əvəzləyici olarsa, belə törəmələri adlandırmaq üçün əvəzləyicilərin adlarından başqa, onların yerləşmələrini də göstərmək lazımdır:

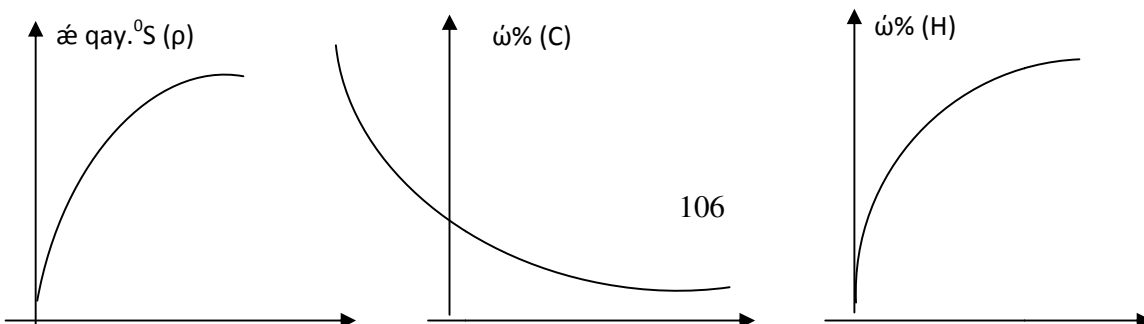


Əvəzləyicilərin üçü də eyni olduqda, nömrələnmə elə aparılır ki, rəqəmlərin cəmi ən kiçik ədəd olsun:



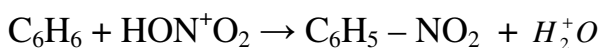
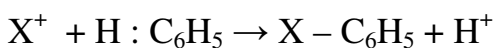
74. Benzolun fiziki və kimyəvi xassələri

Fiziki xassələri: Arenlər suda həll olurlar. Üzvi həlledicilərdə həll olurlar, izomerlərin sayı sıx olarsa qaynama temperaturu çox olur. Arenlər özləri yaxşı həlledicilərdir. Hisli alovlu yanır (C-çox olduğuna görə). Ərimə və qaynama temperaturu müvafiq C olan alkan, alken və alkinlərdən çoxdur.

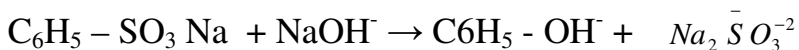
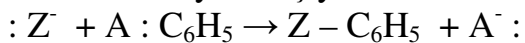


Kimyəvi xassələri: Məlumdur ki, aromatik k/h-lər üçün əvəzəmə reaksiyaları (elektrofil) daha xarakterdir:

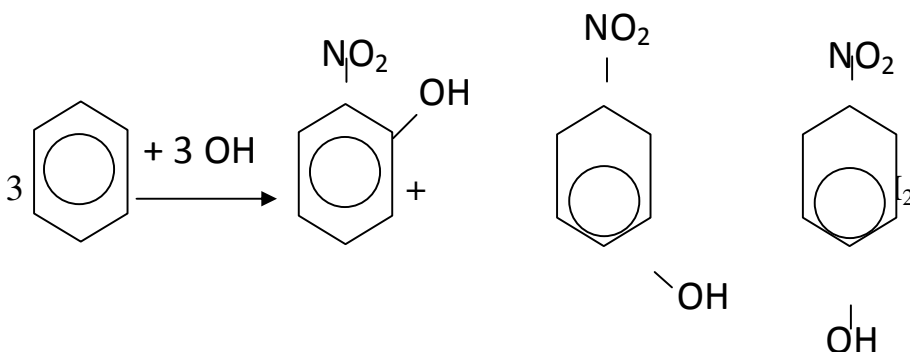
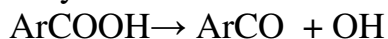
1. *Elektrofil əvəzlənmə* - Ar – nüvədə elektrofil (E^+) reagentin (özü ilə + yük daşıyır) π - rəbitəsi ilə koordinasiyası ilə başlayır:



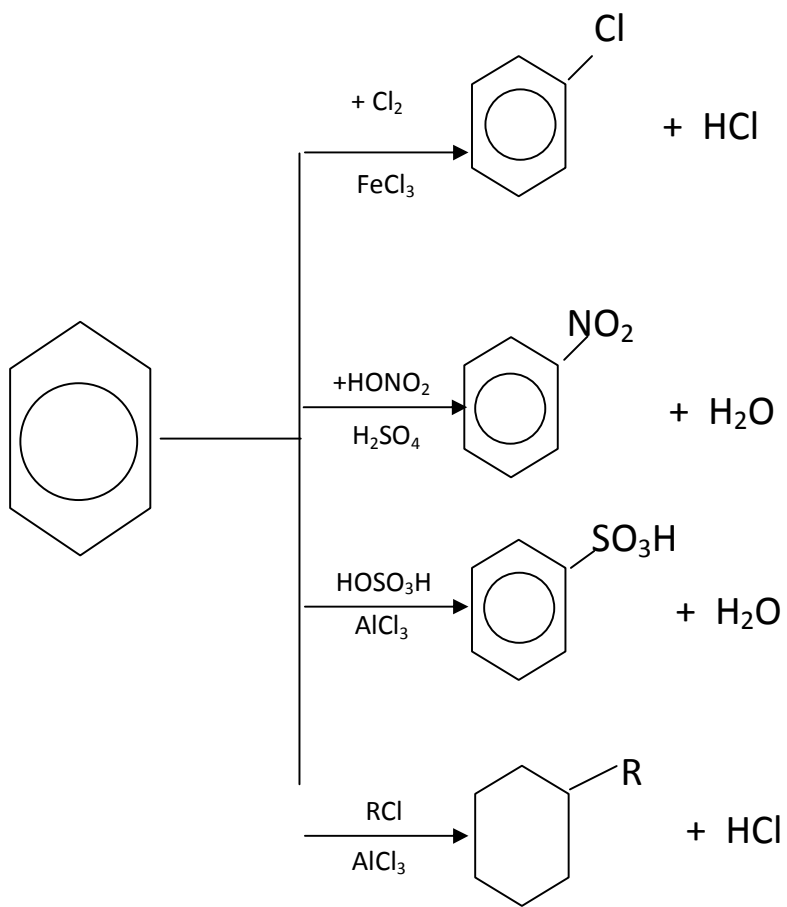
2. *Nukleofil əvəzlənmə* - Benzol nüvəsinə hücum edən atom qrupu özudə - yük daşıyır.



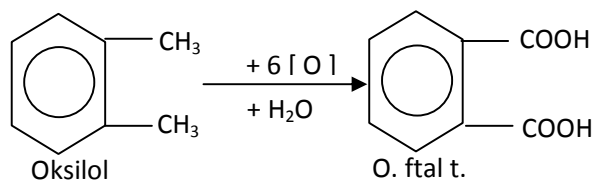
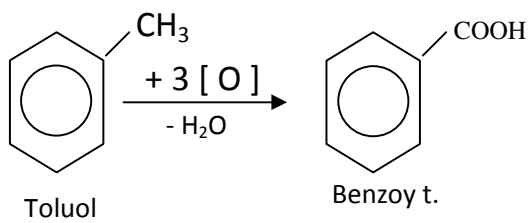
3. *Radikal əvəzlənmə* - Ar nüvəsinə hücum edən radikalda cüt elektron olmur, yük olmur



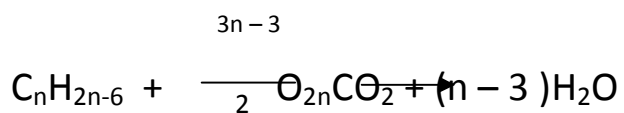
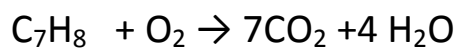
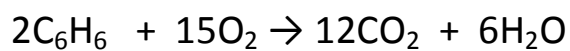
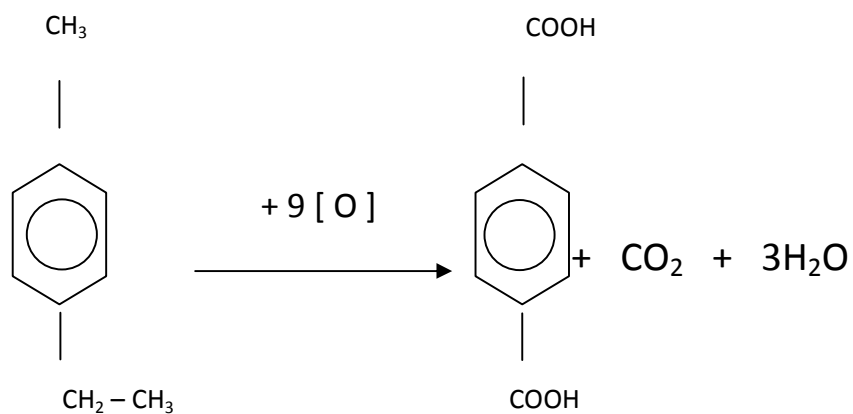
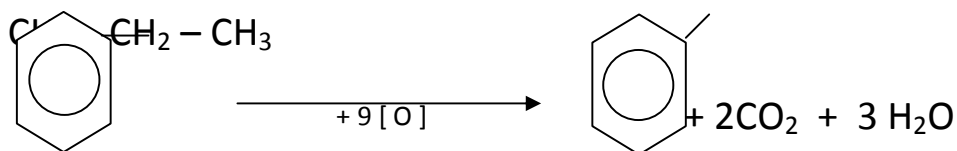
Əvəzəmə reaksiyaları



Homoloqları asan oksidləşir:



COOH



III Birləşmə reaksiyaları: Günəş işığı və ultrabənövşəyi şüaların təsiri ilə

Toluol

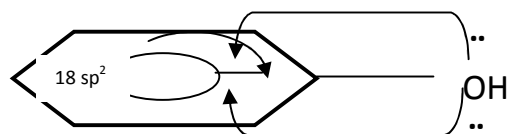
Metil heksad.

Tətbiq sahələri: Benzol və onun homoloqlarından partlayıcı maddə, dərman, boya maddələri. C₆H₆ heksaxlardan dənli bitkilərdə, toxuml. dərmanlayırlar.

75. Benzolun oksitörəmələri, fenol.

Fenollar- aromatik K/h-in benzol nüvəsindəki H atomlarının bir və ya bir neçə hidroksil qrupu ilə əvəz olunmasından alınan üzvü maddələr deyilir.

OH qrupu yan zəncirlə olursa aromatik spirtlər adlanır. Fenolda benzol nüvəsindəki C- atomlarının hamısı sp² hibridləşmə halındadır. Yəni 1 sp² orbitalı 5 ədəd σ sp²s rabitəsi var.

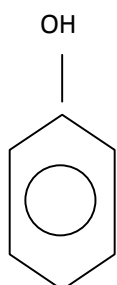


Benzol nüvəsi OH qrupundakı oksigen atomunun p-elektronlarını (bölünməmiş) özünə doğru çəkir. Nəticədə hidroksil qrupundakı O-H rabitəsi zəifləyir. Hidrogen atomları asan əvəz olunur, fenol turşuluq xassə göstərir. Buna görə də fenolun suda məhlulu karbon turşusu adlandırılır.

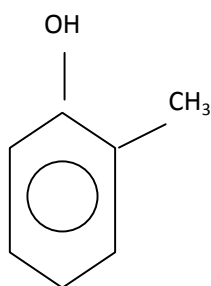
Fenollar, sadə efirlər, tio efirlər.

Fenollar OH qrupu birbaşa benzol nüvəsinə birləşən üzvü birləşmələrə deyilir. 1,2,3 və çox atomlu olurlar.

Biratomlu fenollar:

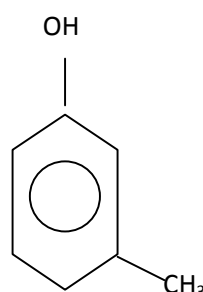


Fenol



O – krezol

O – oksitoluol



M – krezol

M – oksitoluol



p – krezol

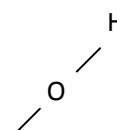
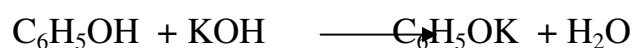
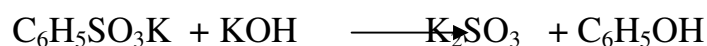
p – oksitoluol

Fiziki xassələri: Fenol adi şəraitdə rəngsiz kristal maddələrdir (bəzi izomerləri maye haldadır) Fenolların ilk aşağı nümayəndələri suda yaxşı həll olurlar, yuxarı nümayəndələri isə spirtə, efirdə və benzolda həll olurlar. Zəhərlidirlər.

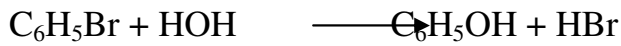
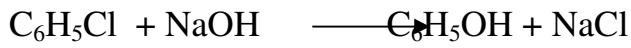
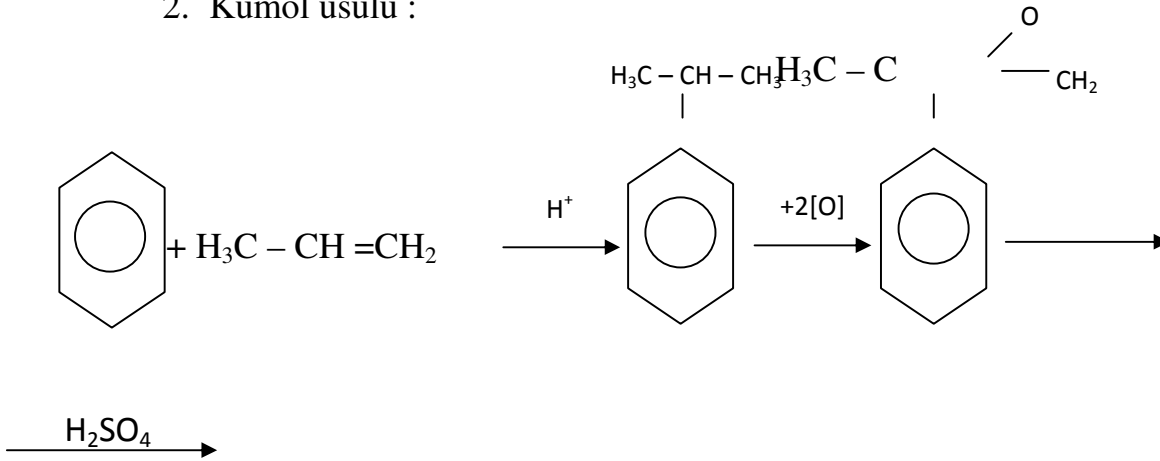
Fenol və ya karbol turşusu OH qrupu olmasına baxmayaraq H mütəhərrik olduğundan mühitə H-en voriz və turşu olur.

Alınmaları:

1. Daş kömürün quru destilləsindən, daş kömür qətranı fraksiyasından alınan aromatik birləşmələri qələvi məhlulu ilə işləyirlər və H_2SO_4 t/edirlər.

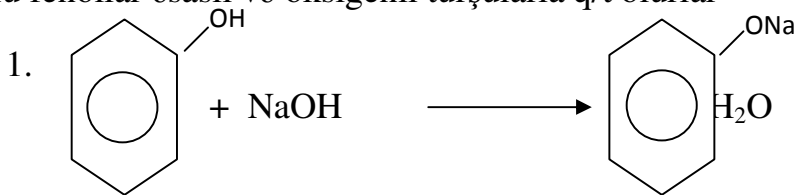


2. Kümöl üsulu :



Kimyævi xassələri:

Biratomlu fenollar əsaslı və oksigenli turşularla q/t olurlar



OH

İkiatomlu fenollar:

Ən mühüm nümayəndələri aşağıdakılardır:

