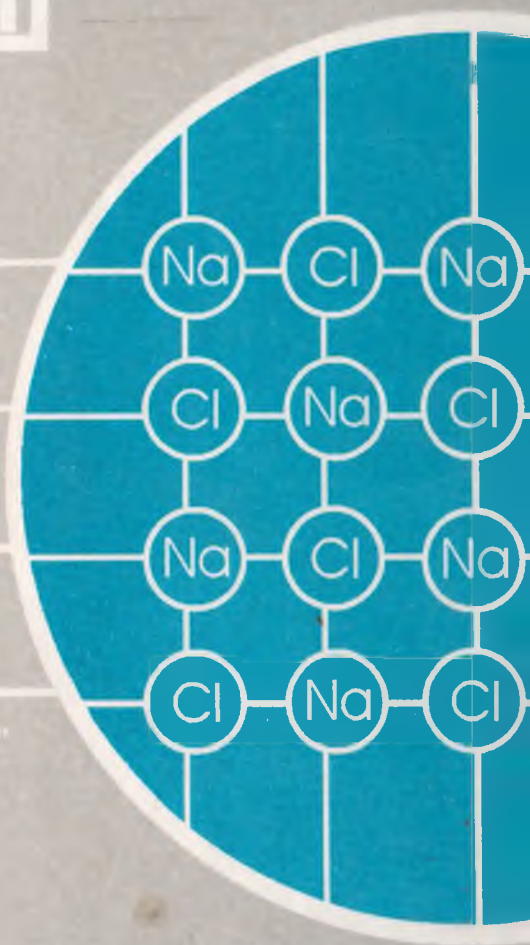


540
K 53
З.ҚОДИРОВ
А.МУФТАХОВ
Ш.НОРОВ

КИМЁВИЙ ТЕНГЛАМАЛАР ТУЗИШИ

“УЗБЕКИСТОН”



24.1833

540

В. Қ. Қодиров, А. Г. Муфтахов, Ш. Қ. Норов

К, 53

КИМЁВИЙ ТЕНГЛАМАЛАР ТУЗИШИ

*Ўзбекистон Республикаси Олий ва ўрта махсус
таълим вазирлиги олий ўқув юртлари талабалари
учун ўқув қўлланма сифатида
тавсия этган*



ТОШКЕНТ
«ЎЗБЕКИСТОН»

Тақризчилар: кимё фанлари доктори, профессор Э. Х. Тимбеков,
кимё фанлари доктори, профессор О. М. Ёрлиев.

Муҳаррир: Р. Тоирова

Ушбу қўлланма, асосан, технология, техника мутахассисликлари бўйича кимё фанидан таълим оладиган талабалар учун мўлжалланган бўлиб, унинг биринчи бўлимида кимёвий тушунчалар, кимёвий қонувлар ва кимёвий реакцияларнинг турлари тўғрисида сўз юритилган. Иккинчи бўлимда эритмалар, уларда электролитларнинг диссоциланиш ҳодисаси ва физик-кимёвий ҳолатлари, диссоциланишда рўй берадиган кимёвий ўзгаришлар, сув ва тузларнинг гидролизланиши ҳақида маълумотлар берилган.

Учинчи бўлимда оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари, уларнинг рўй бериш ҳолатлари, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига муҳитнинг таъсири, электролиз жараёнлари қайд этилган.

Қўлланманинг асосий қисми ҳисобланган тўртинчи бўлимда кимёвий тенгламаларни тузиш ва уларни тенглаштириш услублари кўп мисоллар асосида тушунтирилган.

Мазкур қўлланма олий ўқув юртлари талабалари учун мўлжалланган бўлиб, ундан ўрта махсус ўқув юртлари, академик лицейлар, хунар-т ҳика коллежлари талабалари, ўрта мактаб ўқувчи ва ўқитувчилари ҳам фойдаланишлари мумкин.

ISBN 5—640—02127—6

Қ $\frac{1703000000-93}{M351(04)-96}$ 98

© «Ўзбекистон» нашриёти, 1998 й.

МУҚАДДИМА

Моддаларнинг тузилиши тўғрисидаги ҳозирги замон назариялари кимёвий жараёнларни янада чуқурроқ ўрганиш, уларнинг содир бўлиш-бўлмасликларини таҳлил қилмоқ, кимёвий шароитлар ва уларнинг тафсилотлари, кимёвий омилларни ўзгартириш туфайли янги моддаларнинг пайдо бўлиши ёки ҳосил бўлмаслиги сабабларини билмоқ учун кимёвий моддаларнинг хоссаларини янада чуқурроқ ўрганишни тақозо этади. Кимёвий тенгламалар тузиш ва шу тенгламалар асосида ҳар хил ҳисобларни олиб бора билиш уқувини талаб этади.

Бу ўқув қўлланманинг асосий мақсади талабаларнинг назарий билимларини янада мустаҳкамлаш, кимёвий жараёнлар устида фикрлаш ва янги моддаларни келтириб чиқаришга ундаш, кимёвий жараёнларни тўғри тушуниб, тенгламаларнинг коэффициентларини осон танлашга ёрдам беришдир. Қўлланмада асосан ион алмашилиш ва оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тушунтирилади, чунки талабалар бундай тенгламаларни тенглаштиришда қийналадилар.

Қўлланмада кўпроқ типик кимёвий ҳолатлар келтирилган. Ҳар бир бўлим қисқа назарий маълумотдан бошланади ва кимёвий тенгламаларни тенглаштириш йўллари бир неча мисоллар асосида тушунтирилади.

Қўлланмада талабаларнинг мустақил ишлаши, кимёвий тенгламалар тузиши, кимёвий ҳолатларнинг содир бўлиш-бўлмаслик шарт-шароитлари ҳам тушунтириб берилган. Шунингдек, қўлланмада ҳар бир бўлим учун алоҳида мисол ва масалалар берилган бўлиб,

баъзи масалаларнинг жавоблари китобнинг охирида келтирилган.

Муаллифлар ушбу китобнинг баъзи камчиликларини бартараф этишда ўз маслаҳатларини берган ва камчиликларни кўрсатган Бухоро тиббиёт билимгоҳи профессори Н. Р. Раҳматов, шу билимгоҳнинг доценти М. Р. Амонов ва Бухоро технология илмгоҳи доценти У. М. Мардоновларга ўз миннатдорчиликларини билдирадilar.

Ушбу қўлланма баъзи камчиликлардан холи эмас, албатта. Муаллифлар китобхонларнинг қўлланма ҳақидаги фикр ва мулоҳазаларини самимият билан қабул қиладилар.

К И Р И Ш

АСОСИЙ ТУШУНЧАЛАР

Теварак-атрофимиздаги барча моддалар материянинг бир қисми ёки кўринишидир, фақат улар бир ҳолатдан бошқа ҳолатга айланиб турадилар. М. В. Ломоносов айтганидек, борлиқ ҳеч вақт йўқ бўлмайди, йўқдан ҳеч вақт борлиқ пайдо бўлмайди.

Барча моддалар заррачалар, молекулалар, атомлар ва ионлардан ташкил топган. Ҳар қандай модда таркибига кирувчи атомлар элементар заррачалардан иборат.

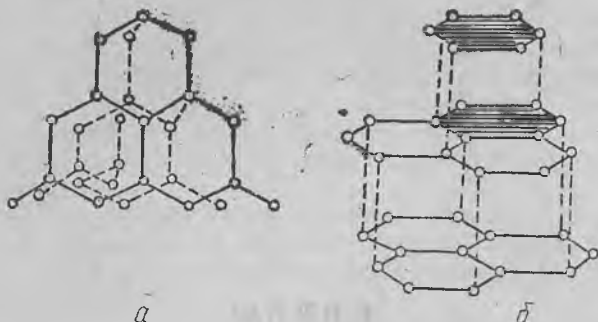
Барча моддалар икки гурпуага бўлинади: оддий ва мураккаб моддалар.

Оддий моддалар бир хил элемент атомларидан тузилган. Масалан, оддий модда кўмир — углерод элементининг атомларидан, оддий модда темир — темир элементининг атомларидан, оддий модда олтин — олтин элементининг атомларидан иборатдир.

Мураккаб моддалар, бошқача айтганда, кимёвий бирикмалар, турли элементларнинг атомларидан ҳосил бўлган моддалардир.

Масалан, мис (II) оксид мис ва кислород элементларининг атомларидан, сув водород ва кислород элементларининг атомларидан ҳосил бўлган.

Кўпчилик кимёвий элементлар эркин ҳолда тузилиши ва хоссалари жиҳатидан ўзаро фарқ қиладиган бир неча оддий моддалар ҳосил қиладилар. Бу ҳодиса *аллотропия*, моддалар эса *аллотропик шакл ўзгаришлар* ёки *модификациялар* дейилади. Масалан, кислород элементи иккита аллотропик модификация — кислород ва озон, углерод элементи эса 4 та модификация —



1- расм. Олмос (а) ва графит (б) кристалл панжараларида углерод атомларининг жойлашиши.

олмос, графит, карбин ва лонсдейлитларни ҳосил қилади (1- расм).

Аллотропия ҳодисасининг келиб чиқиши икки хил ҳолат билан боғланган: 1) молекулада атомлар сонининг ҳар хил бўлиши (масалан, кислород O_2 ва озон O_3); 2) турли хил кристалл структура ҳосил бўлиши (масалан, олмос, графит).

Ҳар бир модда таркиби, тузилиши ва маълум физик-кимёвий хоссалари билан тавсифланади. Моддаларнинг физик хоссаларига уларнинг агрегат ҳолатлари (қаттиқ, суюқ ёки газ ҳолатга эга эканлиги), ранги, суюқланиш, қайнаш ва музлаш температуралари, электр ўтказувчанлиги, магнитга тортилувчанлиги (парамагнит) каби хоссалари киради.

Модданинг актив ёки актив эмаслиги кимёвий реакцияларга кира олиш қобилияти билан белгиланади. Масалан, нодир металллар ҳисобланган: Au, Pt ва Pd каби металллар, шунингдек, He, Ne, Ar, Xe ва Kr каби нодир газлар ўзларининг реакцияга қатнашиш қобилиятларининг пастлиги билан бошқа элементлардан фарқ қиладилар. Аммо, ишқорий металл (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) лар, шунингдек, галоген (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) лар ўзларининг активлиги билан бошқа элементлардан ажралиб туради.

Моддаларнинг таркиби ва тузилиши уларнинг физик ва кимёвий ҳолатларини белгилайди. Молекула, атом, ион ва радикалларнинг ҳар хил физик ва кимёвий ҳолатлардаги ўзгаришларини билиш кимёвий реакцияларнинг бориш механизмини ўрганишни талаб этади.

Кимёвий реакциялар натижасида бир моддадан бошқа, янги моддалар келиб чиқади. Реакцияга кири-

шувчи моддалар ва янги ҳосил бўлувчи моддалар ўзларининг таркиби, тузилиши, ранги, ҳиди ва бошқа хоссалари билан бир-биридан фарқ қиладилар. Кимёвий реакциялар туфайли реакцияга кирувчи моддаларнинг кимёвий боғлари узилади ва янги ҳосил бўлувчи моддаларда бошқа хил кимёвий боғлар ҳосил бўлади.

Молекулалардаги кимёвий боғларнинг узилиши, молекулаларнинг атомларга ажралиши ва янги боғларнинг ҳосил бўлиши жараёнида энергетик ўзгаришлар нужудга келади. Маълумки, моддалар таркибий қисмларга ажралаётганда қанча энергия ажралиб чиқаётган бўлса, айти шу модданинг ҳосил бўлишида ҳам ўшанча энергия талаб қилинади. Шунинг учун ҳам реакция пайтида маълум миқдорда иссиқлик ёки ёруғлик энергияси ажралаётгани ёки ютилаётгани сезилади.

Ажралиб чиққан ёки ютилган иссиқлик миқдорига жараённинг иссиқлик эффекти дейилади. Иссиқлик эффекти баъзан реакциянинг кимёвий тенгламасига қўшиб ёзилади.

Ҳар қандай модданинг муайян энтальпияси (иссиқлик сақлами) бўлади. Энтальпия (Н ҳарфи билан белгиланади) модданинг ҳосил бўлиш вақтида йиққан қувватининг ўлчовидир.

Реакциянинг иссиқлик эффекти ΔH реакциянинг охириги маҳсулотлари энтальпиялари билан реакцияга киришадиган бошланғич моддаларнинг энтальпиялари орасидаги айирмага тенг, яъни:

$$\Delta H = H_{\text{охириги маҳсулот}} - H_{\text{бошланғич моддалар}}$$

бу ерда юнон ҳарфи Δ (дельта) — «фарқ» деган маънони билдиради.

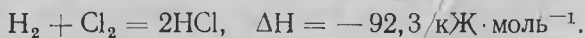
Турли хил кимёвий ҳолатларнинг иссиқлик эффектини ўрганувчи бўлим термохимё дейилади.

Реакциянинг иссиқлик эффекти келтирилган кимёвий тенгламалар термохимёвий тенгламалар дейилади.

Бундай тенгламаларда кимёвий формулалар ҳосил бўлган бир моль моддага мувофиқ келади (коэффициентлар каср сонлар бўлиши ҳам мумкин).

Кимёвий реакциялар энергия ажралиб чиқиши ёки ютилишига қараб, экзотермик ва эндотермик реакцияларга бўлинади.

Экзотермик реакциялар — иссиқлик ажралиб чиқиши билан борадиган реакциялардир. Масалан, водород ва хлордан водород хлориднинг ҳосил бўлиш реакцияси:



Эндотермик реакциялар — атроф муҳитдан иссиқлик ютилиши билан борадиган реакциялардир. Масалан, азот ва кислороддан юқори температурада азот (II) оксиднинг ҳосил бўлиш реакцияси:

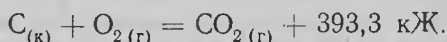


Реакциянинг иссиқлик эффекти температура ва босимга боғлиқ бўлганлиги учун уни шартли равишда $P = 101,325 \text{ кПа}$ босим ва $t = 25^\circ\text{C}$ температурага нисбатан олиш қабул қилинган. Тенгламалар тузишда реакцияда иштирок этаётган моддаларнинг ҳолати: қаттиқ (қ), суюқ (с), газсимон (г), кристалл (кр), аморф (а) ва бошқалар эътиборга олинади. Иссиқлик эффектини ΔH орқали белгилаш, килоЖоулларда (кЖ) ифодалаш ва модданинг I моль ига нисбатан олиш қабул қилинган. Иссиқлик эффектларининг ишоралари эндотермик ҳолатларда мусбат (+) ва экзотермик реакцияларда манфий (—) ҳисобланади.

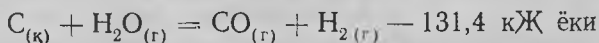
Термохимёвий тенгламаларни ёзишда, кўпинча, реакциянинг иссиқлик эффекти тенгламанинг ўнг қисмида тесқари ишора билан кўрсатилади, яъни ажралиб чиқадиған иссиқлик тенгламанинг ўнг қисмида мусбат ишора билан ёзилади. Масалан, ушбу



термохимёвий тенгламани қуйидаги кўринишда ёзиш мумкин:



Термохимёвий $\text{C}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$,
 $\Delta\text{H} = +131,4 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ тенгламани эса



$\text{C}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 131,4 \text{ кЖ} = \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ тарзда ёзиш мумкин.

Кимёвий реакциялар кимёвий тенгламалар билан ифодаланади.

Кимёвий тенгламалар моддалар массасининг сақ-

линиш қонунини акс эттиради. М. В. Ломоносов томонидан таклиф этилган бу қонун реакцияга киришадиган моддалар массалари йиғиндисига реакция натижасида ҳосил бўлган моддалар массалари йиғиндисига тенглигини ифодалайди.

Ҳозирги замон фани М. В. Ломоносовнинг фикрларини тасдиқлайди. Масса ва энергия орасидаги боғлиқлиқ А. Эйнштейн тенгламаси билан ифодаланган:

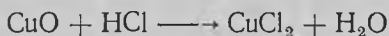
$$E = m \cdot c^2.$$

Бунда: E — энергия; m — масса; c — ёруғлик тезлиги ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$)

Кимёвий тенгламалар кимёвий формула ҳамда кимёвий белгилар билан ифодаланган.

Кимёвий белгилар қуйидагиларни: 1) элементнинг номини; 2) унинг бир атомини; 3) элементнинг атом массасини кўрсатади.

Кимёвий формулалар: 1) модданинг номини; 2) унинг битта молекуласини; 3) модда қандай элементлардан иборат эканлигини; 4) молекулада ҳар бир элементдан нечадан атом қатнашаётганини; 5) модда таркибига кирувчи элементлар қандай оғирлик нисбатда эканлигини; 6) модданинг молекуляр массасини кўрсатади. Мисол: H_2SO_4 формула сульфат кислота эканлигини, унда водород, кислород ва олтингугурт атомлари борлигини, сульфат кислотада 2 та Н атоми, тўртта О атоми ва битта олтингугурт атоми борлигини, шунингдек, унинг нисбий молекуляр массаси 98 га тенглигини кўрсатади. Ҳар бир тенглама ўзаро тенглик аломати билан бирлашган икки қисмдан иборат. Чап қисмига реакцияга киришадиган моддаларнинг формуллари, ўнг қисмига эса реакция натижасида ҳосил бўладиган моддаларнинг формуллари ёзилади. Ҳар қайси элемент атомларининг сони тенгламанинг ўнг ва чап қисмларида бир хил бўлиши керак. Кимёвий реакцияларнинг тенгламаларини тузишда ана шу мулоҳазага асосланилади. Мисол тариқасида мис (II) оксиднинг хлорид кислота билан ўзаро таъсири реакция тенгламасини тузамиз. Бунинг учун, аввало, шу реакциянинг схемаси тузилади (реакцияга киришган ва реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг формуллари ёзилади):



Стрелка реакциянинг йўналишини кўрсатади:

Мис, кислород, водород ва хлор атомларининг сони тенгламанинг чап ва ўнг томонларида тенг бўлиши учун HCl олдига коэффицент -2 қўйилади:



Бу тенглама моддалар массасининг сақланиш қонунини қаноатлантиради, демак тўғри ёзилган.

Атомлар, молекулалар, ионлар ва радикаллар

Кимёвий реакцияларда атомлар, молекулалар, ионлар ва радикаллар қатнашиши мумкин.

Атом — элементнинг энг кичик заррачаси бўлиб, у элементнинг барча кимёвий хоссаларини ўзида мужассамлаштиради.

Молекула — модданинг йирикроқ заррачаси бўлиб, модданинг барча кимёвий хоссаларига эга, у эркин ҳолатда учраши мумкин.

Молекулалар бир, икки, уч ёки кўп атомли бўлишлари мумкин, масалан, нодир газлар (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn) молекулалари бир атомдан, оддий моддалардан газ ҳолдаги H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 молекулалари икки атомдан, озон — O_3 учта атомдан, фосфор (буғ ҳолда) молекуласи тўртта атомдан ташкил топган.

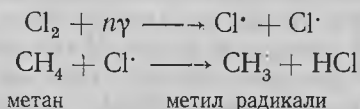
Ионлар — зарядланган заррачалар бўлиб, атомларнинг ёки молекулаларнинг электрон бириктириб олиши ёки электронларини йўқотиши натижасида ҳосил бўладилар. Ионлар атомларнинг нечтадан электрон йўқотиши ёки бириктириб олишига қараб бир, икки, уч ёки кўп зарядли бўладилар.

Ионлар кимёвий актив заррача бўлганликлари учун улар атомлар, молекулалар билан ёки ўз-ўзлари билан ҳам кимёвий реакцияга киришишлари мумкин, ионларнинг зарядлари элемент символининг ўнг томонида (юқорида) кўрсатилади. Масалан K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} .

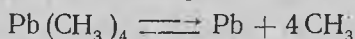
Эркин радикаллар заррачаларида тўйинмаган валентликлар бўлади, масалан, CH_3 , CH_3CH_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\overset{\text{O}}{\parallel}$, $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{N}^{\cdot}$.

Эркин радикаллар нейтрал молекулалардан айрим атомларни ажратиб олиш пайтида ёки айрим атомлар группасини ажратиб олишда ҳосил бўладилар, шунинг-

дек, нейтрал молекулаларга ультрабинафша нурларни таъсир эттириш натижасида ҳам ҳосил қилинади:



Тетраметилқўрғошин қиздирилганда қўрғошинга ва тўртта метил радикалига ажралади:



Спектрофотометрия ёки масспектрометрия усули билан моддалар таркибида эркин радикаллар: $\text{CN}\cdot$, $\text{NH}_2\cdot$, $\text{PH}_2\cdot$, $\text{C}_6\text{H}_5\cdot$ каби радикаллар борлиги аниқланади.

1.1. СТЕХИОМЕТРИЯ

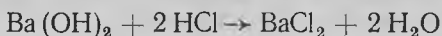
Стехиометрия — кимёнинг муҳим тушунчаси бўлиб унда реакцияга киришаётган моддалар орасидаги оғирлик ва ҳажмий нисбатлар кўриб чиқилади.

Стехиометрик миқдорлар деган сўз модданинг реакция тенгламасига ёки формуласига мувофиқ келадиган миқдорини билдиради. Стехиометрик ҳисоблашлар — кимёвий формула ва тенгламалар бўйича ҳисоблашлар, шунингдек, моддаларнинг формуласини ва реакциялар тенгламасини келтириб чиқариш, ҳисоблар ўтказишни кўзда тутаяди.

Стехиометрия — стехиометрик қонунларга таянади. М. В. Ломоносов томонидан назарий ва тажриба йўли билан исботланиб, таклиф этилган «моддалар массасининг сақланиш қонуни», «таркибнинг доимийлик қонуни», «эквивалентлар қонуни», «каррали нисбатлар қонуни», «ҳажмий нисбатлар қонуни», «Авагадро қонуни» каби қонунлар стехиометрик қонунлар жумласидандир.

Кимёвий тенгламалар тузиш учун Д. И Менделеев даврий системасидаги элементларнинг характерли хоссаларини, моддаларнинг ҳар хил синфларини ва уларнинг ҳосил бўлиш ёки бўлмаслик шарт-шароитларини билмасдан туриб, ҳеч бир тенгламани тузишнинг иложи йўқ. Кимёвий тенгламалар тузишда қонунсиз ўзбошимчалик билан ҳар хил пала-партиш тенгламалар тузиш саводсизлик натижаси бўлиб, у нотўғри хулосалар чиқаришга, чалкашликка олиб келади.

Кимёвий тенгламалар тузишни бошлашдан олдин реакция натижасида қандай моддалар ҳосил бўлишини аввалдан тахмин қилиш ва ана шу тахмин ёки хулоса асосида қандай моддалар ҳосил бўлишини аниқ билиб, сўнгра кимёвий реакцияларнинг натижаларини ёзмоқ керак. Масалан, кислоталар билан ишқорлар реакцияга киришганда сув ва туз ҳосил бўлади:



Кучли кислотани кучсиз кислота тузларига таъсир эттирганда кучсиз кислота ва кучли кислота тузи ҳосил бўлиш тенгламаси:



ёзилганда стехиометрия қоидаларига риоя қилиш зарур. Ёки металлларнинг электрокимёвий активлик қаторида водороддан чапроқда турган металллар суюлтирилган хлорид ёки сульфат кислоталар билан реакцияга киришганда газ ҳолдаги водородни кислота таркибидан сиқиб чиқаришини олдиндан тасаввур қилмоқ зарур ва унинг асосида қуйидаги тенгламаларни тузиш мумкин:



Кимёвий тенгламаларни тўғри тузмоқ учун тегишли тема бўйича чуқур назарий билимга эга бўлмоқ керак. Агар талаба ўтилган материал бўйича чуқур билимга эга бўлса, реакцияга киришаётган молекулалар, атомлар ёки ионлардан қандай янги моддалар ҳосил бўлишини дарҳол кўз олдига келтиради-да, кимёвий реакция тенгламасини тузади, чунки ана шу тузилган кимёвий реакция тенгламаси асосида ҳар хил ҳисоб қилинади. Бундай ҳисоблар саноатда ҳам, лаборатория ёки фанда ҳам ягона стехиометрик қонунлар асосида олиб борилади.

1.2. КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАРНИНГ ТУРЛАРИ

Кимёвий реакцияларни атом — молекуляр таълимот асосида кўриб чиқамиз.

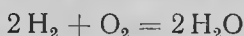
Барча моддалар турли ўзгаришларга дучор бўлиши мумкин. Масалан, магний ёнганда магнезия (магний оксид) га, сув қиздирилганда буғга айланади.

Моддаларнинг таркиби ва хоссалари жиҳатидан фарқ қиладиган бошқа моддаларга айланишига кимёвий ҳодисалар дейилади. Улар жуда кенг тарқалган бўлиб, биз бу ҳодисаларни ҳар қадамда учратамиз. Масалан, темирнинг занглаши, ёғочнинг чириши ёки ёниши каби ҳодисалар шулар жумласидандир.

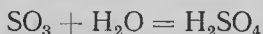
Кимёвий ҳодисалар кимёвий ўзгаришлар ёки кимёвий реакциялар деб юритилади. Бундай реакцияларни, кўпинча, кимёвий ўзаро таъсирлашув дейилади.

Атом — молекуляр таълимот нуқтаи назаридан кимёвий реакцияларда реакцияга киришувчи модда молекулалари атомларидан янги модда молекулалари ҳосил бўлади, бунда ҳар қайси элемент атомларининг умумий сони ўзгармайди. Кимёвий реакциялар турли хусусиятларига кўра бирикиш, ажралиш, ўрин олиш ва алмашиниш реакцияларига бўлинади.

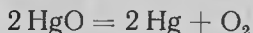
1. *Бирикиш реакциялари* — бу икки ёки бир неча моддалар молекулаларидан битта янги модданинг молекуласини ҳосил қиладиган реакциялардир. Масалан, водород ва кислороддан сувнинг ҳосил бўлиши:



ёки олтингугурт (VI) оксид билан сувдан сульфат кислотанинг ҳосил бўлиши:



2. *Ажралиш реакциялари* — булар битта модда молекулаларидан бир нечта янги модда молекулалари ҳосил бўладиган реакциялардир. Масалан, симоб (II) оксиднинг ажралиши:



Кальций карбонатнинг ажралиши натижасида оҳак ва карбонат ангидриднинг ҳосил бўлиши:



ёки малахитнинг парчаланиши:



3. *Ўрин олиш реакциялари* — булар оддий модда атомларининг мураккаб модда молекулаларидаги атомлар ўрнини олиш реакцияларидир. Масалан, мис сульфат таркибидаги мис атомининг ўрнини темир атоми олиши:



ёки йоднинг хлор таъсирида сиқиб чиқарилиши:



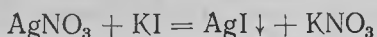
4. *Алмашиниш реакциялари* — булар иккита модда молекулалари ўзларининг таркибий қисмларини бир-бирига алмаштириб, иккита янги модда молекулаларини ҳосил қиладиган реакциялардир. Масалан, кислота эритмасининг ишқор билан ўзаро таъсири:



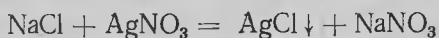
ёки барий хлориднинг натрий сульфат билан ўзаро реакцияга киришиши натижасида оқ чўкма — барий сульфатнинг ҳосил бўлиши:



5. *Ион алмашиниш реакциялари* — бунда иккита ёки учта модда молекулалари таркибидаги айрим қарама-қарши зарядли ионлар бир-бири билан ўрин алмашиши натижасида ҳар хил янги моддалар келиб чиқади:

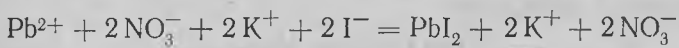
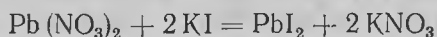


сариқ чўкма

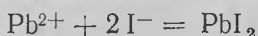


оқ чўкма

Агар бу тенгламани ионли кўринишда ёзадиган бўлсак ва бунда ўхшаш ионлар ёзилмаса, унда фақат реакцияда қатнашадиган ионлар қолади:



Реакцияга қўрғошин иони билан йод ионлари қатнашганлиги кўриниб қолади:



сариқ чўкма

Аналитик кимёда учрайдиган кимёвий реакция турларига қуйидаги реакциялар киради:

1. Кислота — асосли реакциялар натижасида сув, газлар ва кучсиз электролитларнинг ҳосил бўлиши.

2. Тузларнинг гидролизга учраш реакциялари.

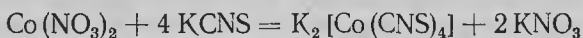
3. Амфотер бирикмаларнинг протон — донорли ва протон — акцепторли бирикмалари (амфотер гидрок-

сидлар ҳам кислотада, ҳам ишқорда эрийдиган бирик-малардир).

4. Чўктириш реакцияси ва ҳар хил рангли чўкмалар-нинг ҳосил бўлиши. Масалан, CaC_2O_4 — оқ, CuS — қора, CdS — сариқ, HgI_2 — қизил, FeS — қора, AgCl — оқ, PbI_2 — олтинсимон рангли чўкмалар.

5. Чўкмаларнинг кислота, ишқор ва аммиакда эриш реакциясида газлар, кучсиз электролитлар ва комплекс ионларнинг ҳосил бўлиши.

6. Комплекс бирикмаларнинг ҳосил бўлиш реак-цияси:



7. Электрохимёвий реакциялар-электролитларнинг суюқланмаси ёки эритмаси орқали доимий ток ўтганда электродларда содир бўладиган оксидланиш-қайтари-лиш жараёни.

8. Катализатор иштирокида борадиган реакциялар.

9. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

10. Комплекс бирикмаларда борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

Органик бирикмаларда ҳам анорганик бирикмалар-да бўладиган бирикиш, ажралиш, ўрин олиш каби ре-акциялар мавжуд бўлади.

Органик бирикмалар — асосан углерод бирикмала-ридир. Углерод атоми бошқа элемент атомлари билан, асосан, ковалент боғланиш ҳосил қилиб бирикади. Угле-род атоми асосий — тинч ҳолатда бўлганда иккита жуфт-лашмаган тоқ электронга эга бўлади, яъни у 2 валентли бўлади. Углерод атоми реакцияга киришаётганда, яъни атом қўзғалган ҳолатга ўтганда тўрт валентли бўлади (асосий ҳолат $1s^2 2s^2 2p^2$ дан қўзғалган $1s^2 2s^1 2p^3$ ҳо-латга ўтади).

Углерод жуда кўп кимёвий бирикмалар ҳосил қил-ганлиги сабабли, органик бирикмалар сони 4 млн дан ошиб кетган. Органик бирикмаларнинг бундай кўпайиб кетишига сабаб, углерод атомларининг ўзаро бир-бири билан ва, шунингдек, бошқа элементлар: Н, О, N, S, P, As, Si, галогенлар ва бошқалар билан кимёвий боғла-ниш ва тўғри чизиқли ёки тармоқланган занжирли би-рикмалар ҳосил қилишидир.

Органик бирикмалар анорганик бирикмалардан қу-йдаги хоссалари билан фарқ қиладилар:

1. Органик бирикмаларнинг молекулалари асосан

ковалент боғланишли бўлиб, улар электр ўтказувчанликка унчалик лаёқатли эмас, шунинг учун ҳам уларнинг кўпчилиги электролит бўлмаган моддалар жумласига кирадилар.

2. Кимёвий реакциялар органик бирикмалар орасида секин борса, аорганик бирикмаларда, аксинча, тез боради.

3. Кимёвий реакциялар натижасида 85—90% янги моддаларнинг ҳосил бўлиши яхши натижа деб ҳисобланади.

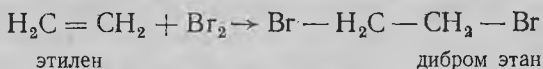
4. Органик бирикмалар 400—600°C да парчаланадилар ёки қовушадилар. Кўпчилик органик бирикмалар кислород иштирокида ёниб кетади. Аммо аорганик бирикмалар юқори температураларда суюқланади.

5. Органик бирикмаларнинг молекулалари кўп сонли атомлардан тузилган.

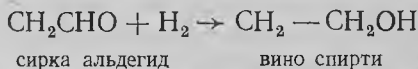
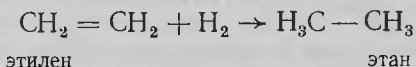
6. Органик бирикмаларда изомерланиш ҳодисаси мавжуд, яъни таркиби, молекуляр массаси бир хил бўлиб, физик-кимёвий хоссалари ҳар хил бўлган моддалар жуда кўп.

1.3. ОРГАНИК БИРИКМАЛАРДА РЎИ БЕРАДИГАН РЕАКЦИЯЛАР

Бирикиш реакцияси. Бундай жараёнларда қўшбоғ узилиши ҳисобига бирикиш жараёни содир бўлади, масалан, этиленнинг бромни бириктириб олиш реакция тенгламаси:

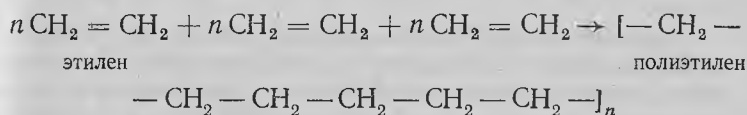


ёки катализатор иштирокида органик бирикмаларнинг гидрогенлаш реакцияси натижасида водороднинг бирикиши мисол бўла олади:



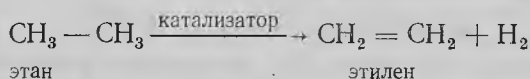
Якка молекулалар (мономерлар) нинг ўзаро бир-бири билан ковалент боғланиш орқали бирикиб, юқори молекулали бирикмаларнинг ҳосил бўлиш реакциясига

полимерланиш реакцияси дейилади. Полимерланиш реакцияси, асосан, қўш боғ (=) ёки уч боғ (≡) орқали боғланган бирикмаларнинг ўзаро бирикиши натижасида ҳосил бўлади.

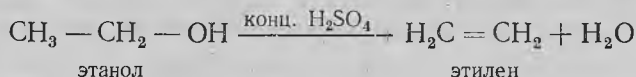


Ажралиш реакцияси

Ажралиш реакцияларига дегидрогенланиш реакцияси, яъни катализатор ёрдамида кимёвий бирикмаларнинг молекулаларидан водородни ажратиш реакциялари киради. Масалан:



Органик бирикмалар таркибидан сув молекуласини ажратиб чиқариш жараёнига дегидратланиш реакцияси дейилади. Масалан, этил спиртидан концентрланган сульфат кислота ёрдамида сувни ажратиб олиш:

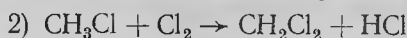


Ўрин олиш реакцияси

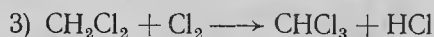
Бирор органик бирикма молекуласидаги бир элемент атомининг ўрнини бошқаси эгаллашига ўрин олиш реакцияси дейилади. Масалан, 300°C да катализатор иштирокида метан таркибидаги водород атомининг ўрнини хлор атоми олиши мумкин:



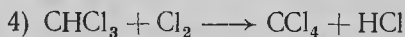
метилхлорид



дихлорметан



хлороформ



тетрахлорметан

Органик кимёда, асосан, учта реакция тури мавжуд:

1. Молекуляр реакция, яъни молекулалараро борадиган реакция.



2. Занжирли ёки радикалли реакция.

Бу реакция эркин радикал ёки атом ҳосил бўлиш реакциясидир.

3. Ионли, яъни ионлар иштирокида борадиган реакция.

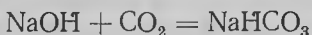
Кимёвий жараёнларда муҳим ўринни эгаллайдиган реакцияларнинг турларини кўриб чиқамиз. Реакцияга кирувчи элементлар атомларининг оксидланиш даражасининг ўзгариши ёки ўзгармаслиги билан борадиган реакциялар катта аҳамиятга эга. Улар қаторига:

1) реакцияга киришувчи элементлар атомларининг оксидланиш даражаси ўзгармасдан борадиган кимёвий реакциялар.

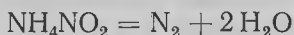
а) Ион алмашилиш реакцияси:



б) Баъзи бирикиш ёки ажралиш реакцияларида элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгармайди:

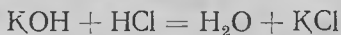


2) Реакцияга киришувчи элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгариши билан борадиган реакциялар:

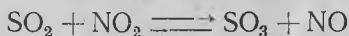
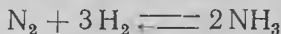


реакциялар гомоген ва гетероген ҳолатда боришлари мумкин.

Реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлувчи моддалар бир хил фазада бўлса, уларни гомоген реакциялар дейилади. Масалан, эритмада борувчи реакциялар:

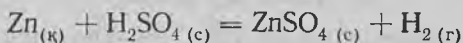
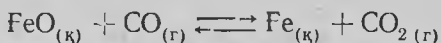


газлар орасида борадиган реакциялар:



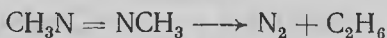
Реакцияга киришувчи моддаларнинг бир фазада, янги ҳосил бўлувчи моддаларнинг бошқа фазада бўлиш ҳолатига гетероген реакциялар дейилади:





1.4. ОДДИЙ ВА МУРАККАБ РЕАКЦИЯЛАР

Стехиометрик тенглама асосида бир босқичда борадиган реакцияларга оддий реакциялар дейлади. Масалан, азотнинг азот ва этанга парчаланиш реакцияси:

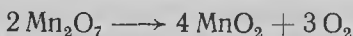


ёки водород ва йод орасидаги реакция $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ шулар жумласидан.

Жуда кўп реакциялар мураккаб реакциялардир. Жуда кўп кимёвий реакциялар кўп босқичли бўлиб, оралиқ моддалар ҳосил бўлади ва натижада охириги маҳсулотлар пайдо бўлади. Бундай ҳолатларнинг схемаси: реакцияга киришувчи моддалар → оралиқ моддалар → охириги маҳсулотлар.

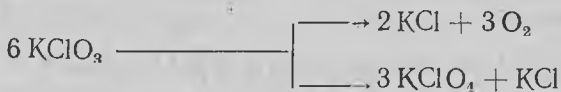


оралиқ модда

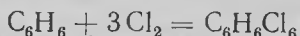
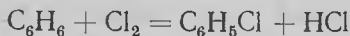


Мураккаб реакциялар — параллель ёки кетма-кет боровчи реакцияларга бўлинади.

Параллель — реакцияларда реакцияга киришувчи моддалар бир вақтда икки хил йўналишда кимёвий реакцияга киришишлари мумкин. Масалан,

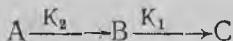


Бензол билан хлор газининг ўртасида ҳам шундай параллель реакциялар бориши мумкин:

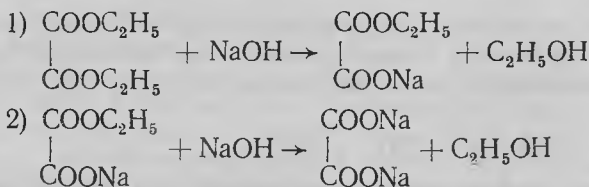


Бундай реакциянинг бориши реакция борадиган шароитга боғлиқдир. Параллель реакциялар кимёда жуда кенг тарқалгандир.

Кетма-кет содир бўладиган реакцияларда реакцияга киришувчи моддалар бир неча босқичларни ўтиши натижасида охириги маҳсулотларни келтириб чиқаради:



Масалан, диэтилоксалатнинг совунланиш реакцияси бир неча босқичда содир бўлиб, охирида натрий оксалат ҳосил бўлади:



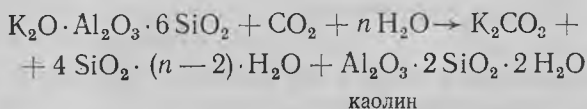
1.5. КИМӨВИЙ РЕАКЦИЯЛАРНИНГ ТЕЗЛИГИ

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги ҳақидаги тушунча муҳим тушунчалардан бири бўлиб, моддаларнинг ўзгаришлари ва уларни саноат миқёсида олишнинг иқтисодий самарадорлиги ҳақидаги тасаввурлар билан чамбарчас боғлиқдир.

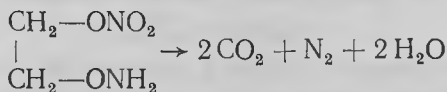
Кимёвий реакцияларнинг тезлиги ҳақидаги таълимотга кимёвий кинетика дейилади.

Кимёвий реакциянинг тезлиги деганда реакцияга киришаётган моддалардан бирининг концентрациясининг вақт бирлиги ичида ўзгариши тушунилади.

Кимёвий реакциялар ҳар хил тезликда борадилар. Баъзи реакциялар жуда секинлик билан миллион йиллар мобайнида борса, баъзилари секунд давомида охирига етади. Масалан, тоғу тошларнинг емирилиши секин борса:

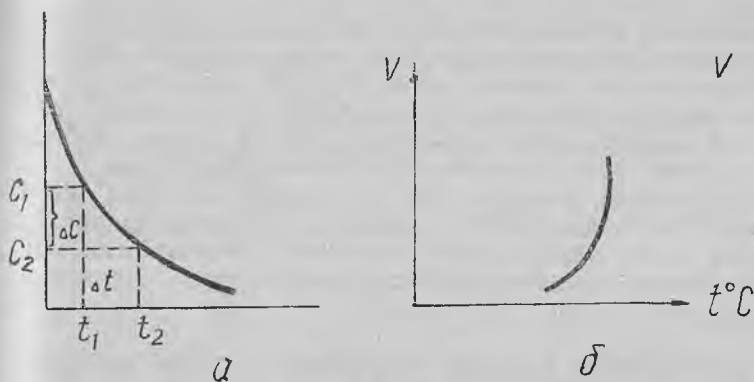


динамитнинг портлаши секунд ичида тугайди:



динитроэтиленгликоль

Цементнинг қотиши, металлар коррозияси, резинанинг оксидланиши ҳам секин борувчи реакцияларга ки-ради.



2-расм. Реакция тезлигининг концентрацияга (а), температурага (б) боғлиқлиги.

Энг тез борувчи ва энг секин борувчи реакциялар орасидаги фарқ 10^{43} мартага етиши мумкин.

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги ва бориш механизмини кимёвий кинетика ўрганади. Одатда концентрация моль бирликда, вақт эса секунд ёки минутларда ифодаланади. Масалан, реакцияга киришаётган моддалардан бирининг бошланғич концентрацияси $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлиб, реакция бошланганидан 4 секунд ўтганидан кейин у $0,6 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлиб қолса, реакциянинг ўртача тезлиги $\bar{v} = \frac{1 - 0,6}{4} = 0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$ га тенг бўлади. Қуйидаги тенглама бўйича борадиган реакциянинг тезлигини кўриб чиқамиз:



А модда сарфланган сари реакциянинг тезлиги 2 (а)-расмда кўрсатилганидек камай боради, демак, реакциянинг тезлиги фақат муайян вақт оралиғи учун аниқланиши мумкин. Масалан, агар А модданинг концентрацияси бирор t_1 вақтда C_1 катталиқ, t_2 вақт эса C_2 га тенг бўлса, у ҳолда $\Delta t = t_2 - t_1$ вақт оралиғида модда концентрациясининг ўзгариши $\Delta C = C_2 - C_1$ бўлади, бундан реакциянинг ўртача тезлиги \bar{V} қуйидагига тенг:

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

Бу ерда А модда концентрациясининг камайишига, яъни $C_2 - C_1$ айирманинг қиймати манфий бўлишига

қарамай, реакциянинг тезлиги фақат мусбат катталиқ бўлиши мумкин, шу сабабли минус ишора қўйилади. Реакциянинг тезлиги доимо ўзгариб турганлиги учун кимёвий кинетикада, одатда, фақат реакциянинг ҳақиқий тезлиги кўриб чиқилади; ҳақиқий тезлик деганда вақтнинг айни momentiдаги тезлиги тушунилади.

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига, реакцияларнинг бориш шарт-шароитларига, реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациясига температурага, босимга ва катализаторларга боғлиқдир.

1.5. КИМӨВИЙ РЕАКЦИЯ ТЕЗЛИГИГА ТАЪСИР ҚИЛУВЧИ ОМИЛЛАР

Моддаларнинг физик ва кимёвий хоссалари, шунингдек реакцияга мойиллиги, уларнинг таркибига ва тузилишига боғлиқдир. Кузатишлар шуни кўрсатадики, қутбли молекулалар иштирокида борадиган реакциялар, қутбсиз молекулалар иштирокида борадиган реакцияларга қараганда тезроқ содир бўлади.

Кимёвий реакцияларнинг тезлиги реакцияга киришувчи моддаларнинг табиатига боғлиқлигини азот (II) оксиди ва углерод (II) оксидларининг ҳаво кислороди билан оксидланиш реакцияси мисолида кўриб чиқамиз. Уй температурасида NO қайтарувчилик хоссасига эга бўлиб, кислород билан дарҳол реакцияга киришади ва қўнғир тусли, заҳарли газ — азот (IV) оксиди NO₂ га айланади: $2NO + O_2 = 2NO_2$. Аммо шу шароитда заҳарли газ ҳисобланган ис газини CO ҳаво кислороди билан реакцияга киришмайди. NO ва CO молекулалари ҳар хил тузилишга ва ҳар хил реакцияга кириш хусусиятларига эгадир.

1.6.1 а) Концентрациянинг таъсири

Тенглама $A + B = C$ да A ва B моддалар ўзаро кимёвий реакцияга киришиши учун уларнинг молекулалари бир-бири билан тўқнашиши керак. Тўқнашувлар қанчалик кўп бўлса, реакция шунчалик тез боради. Реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари қанчалик юқори бўлса, тўқнашувлар сони ҳам шунчалик кўп бўлади. Шу мулоҳазалар ва кўп тажрибалар асосида кимёнинг асосий қонуни таърифланган. Кимёвий

реакция тезлигининг реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрациясига боғлиқлиги ҳақидаги қонунни Италия олимлари Гульдберг ва Ваагелар (1864—1867) қуйидагича таърифлайди:

Кимёвий реакциянинг тезлиги реакцияга киришаётган моддалар концентрацияларининг кўпайтмасига тўғри пропорционалдир.

Юқорида келтирилган реакция учун бу қонун қуйидаги тенглама билан ифодаланади:

$$V = k[A] \cdot [B]$$

бунда $[A]$ ва $[B]$ — A ва B моддаларнинг моляр концентрациялари, k эса пропорционаллик коэффициентидир, k эса пропорционаллик коэффициенти бўлиб, реакциянинг тезлик доимийлиги дейилади. Агар A ва B ларни 1 га тенг деб қабул қилинса, у ҳолда k нинг физик маъносини аниқлаш қийин эмас — реакцияга киришаётган моддалардан ҳар бирининг концентрацияси 1 мольга тенг бўлганда бу константа реакция тезлигига тенг бўлади, яъни $k = v$;

Реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрацияси ўзгарганда реакция тезлигининг ўзгаришини шу тенглама ёрдамида ҳисоблаб топиш мумкин. Реакция



учун кинетик тенглама қуйидаги кўринишда бўлади:

$$V = k[A]^m [B]^n$$

бунда m ва n реакцияга киришаётган моддаларнинг стехиометрик коэффициентларидир. Кинетик тенгламада реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари стехиометрия коэффициентларининг даражасига кўтариб ёзилади.

б) Температуранинг таъсири

Реакция тезлигининг температурага боғлиқлиги Вант — Гофф қонунидан билан аниқланади, бу қонунда кўра температура ҳар 10°C га кўтарилганда кўпчилик реакцияларнинг тезлиги 2—4 марта ортади. Математик жиҳатдан бу боғлиқлик қуйидаги нисбат билан ифодаланади:

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

бунда V_{t_2} ва V_{t_1} — реакциянинг тегишлича охириги t_2 ва бошланғич t_1 температуралардаги тезликлари, γ — реакция тезлигининг температура коэффициенти, у реакцияга киришадиган моддаларнинг температураси 10°C га кўтарилганда реакциянинг тезлиги неча марта ортишини кўрсатади.

1.6.2. Реакцияларнинг тартиблилиги ва молекулярлиги

Кимёвий реакциялар молекулярлиги ва тартиблилиги бўйича синфларга бўлинадилар.

Айни пайтда реакцияга қатнашаётган молекулалар сонини унинг молекулярлиги дейилади. Реакциялар мономолекуляр, бимолекуляр ва тримолекуляр бўлиши мумкин.

Мономолекуляр реакцияларда реакцияга фақат битта молекула қатнашади. Масалан, газ ҳолидаги йод молекуласининг парчаланиши

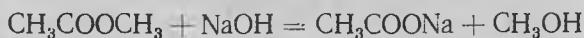
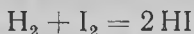


ёки азотаннинг парчаланиши



мономолекуляр реакциялар турига киради.

Бимолекуляр реакцияларда иккита молекула, иккита ион ёки радикаллар қатнашади:



Тримолекуляр реакцияларда эса бир вақтнинг ўзида реакцияда учта молекула қатнашади. Масалан:



Аммо тўрт молекула қатнашадиган реакциялар маълум эмас.

Кимёвий реакция тезлиги реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрациялари тартиблилигига ҳам боғлиқдир.

Одатда реакциялар биринчи, иккинчи ва учинчи тартибли бўлиши кузатилади. Агар реакция бир босқичда содир бўлса, бундай жараёнлар содда кимёвий жараён деб юритилади. Ҳар қандай содда реакциянинг умумий тартиби реакцияга киришувчи моддаларнинг стехиометрик коэффициентлари йиғиндисига тенг, бошқача айтганда, молекулалар сонига тенг бўлади ва бу

қийматни реакциянинг молекулярлиги деб ҳам юритилади.

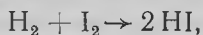
Биринчи тартибли реакцияларга буғ ҳолатдаги йоднинг термик парчаланиши мисол бўлаолади:



Иккинчи тартибли реакцияларга метилбромид билан калий гидроксид ўртасидаги реакция мисол бўлаолади:



$$V = k [CH_3Br] \cdot [KOH]$$



$$V = k \cdot [H_2] \cdot [I_2];$$

Учинчи тартибли реакцияларга нитрозил хлориднинг ҳосил бўлиш реакциясини мисол қилиб олиш мумкин. Учинчи тартибли реакциялар жуда кам учрайди. Бундай реакцияларнинг кинетик тенгламаси $V = k C_1 C_2 C_3$ ёки $V = k C^3$ бўлганда $C_1 = C_2 = C_3$. Масалан:

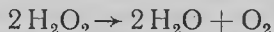


нитрозил
хлорид

Бу реакция NO бўйича иккинчи, Cl_2 бўйича биринчи тартибли, жами бўлиб учинчи тартибли реакциядир.

Юқорида айтилган реакция тартиби ва стехиометрик коэффициент орасидаги муносабат жуда секин боладиган реакциялар учун, яъни система кимёвий мувозанат ҳолатига яқинлашган ҳолат учунгина тўғри бўлади. Жараён мувозанат ҳолатдан узоқда бўлганда, реакция бир неча содда реакциялар орқали содир бўлади. Бундай реакциялар учун реакция тартиби стехиометрик коэффициентлар йиғиндисига тенг бўлмай қолади.

Масалан, водород пероксиднинг парчаланиши:



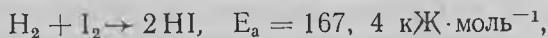
тартиби 2 га тенг бўлган реакция деб қаралиши керак эди, лекин реакциянинг бориш шароити ўзгаришига қараб унинг тартиби бирга ёки каср сонга тенг бўлиши мумкин. Бу ҳолат H_2O_2 нинг парчаланиши турли оралиқ босқичлар орқали амалга ошиши мумкин эканлигидан дарак беради.

Кўпчилик реакциялар учун амалга ошадиган босқичлар ноаниқ бўлади, шу сабабли ҳар бир модда бўйича реакция тартибини олдиндан айтиб бериш имконияти бўлмайди, уларни фақат тажрибадагина махсус услублар асосида аниқлаш мумкин.

1.6.3. Активланиш энергияси

Кимёвий реакцияга аниқ реакцияни амалга ошириш учун етарли энергияси бўлган актив молекулаларгина киришади. Ноактив молекулаларга зарурий қўшимча энергия бериб, уларни актив молекулаларга айлантириш мумкин, бу жараёни активланиш дейилади. Молекулаи активлаш усулларида бири — температуранинг оширишидир: температура кўтарилганда актив молекулалар сонини геометрик прогрессия бўйича кўпаяди, реакция тезлиги ҳам ортади.

Реакцияга киришувчи моддалар молекулаларининг актив молекулаларга айлантириш учун берилиши лозим бўлган энергия *активланиш энергияси* дейилади. Унинг катталиги тажриба йўли билан аниқланади, E_a ҳарфи билан белгиланади ва одатда $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ да ифодаланади. Масалан, водород йодиднинг ҳосил бўлиш активлик энергияси тажриба йўли билан аниқланганда



метаннинг парчаланишида эса



1.6.4. Катализаторларнинг таъсири

Кимёвий реакцияларнинг тезлигини ўзгартирувчи моддалар катализаторлар дейилади. Катализаторларнинг ўзи реакциянинг охириги маҳсулотлари таркибига кирмайди. Катализаторлар реакция тезлигини турлича ўзгартиради, баъзилари жуда тезлаштиради, уларни *ижобий катализ* дейилади. Масалан, водород йодиднинг парчаланиш активлик энергияси платина катализатори иштирокида $184 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ дан $69 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тушади.

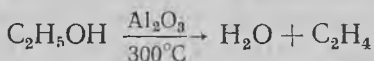
Баъзи бир катализаторлар эса реакцияни сусайтиради. Бундай катализаторлар салбий катализаторлардир. Масалан, водород пероксиднинг парчаланиш реакциясига $0,0001\%$ миқдориди H_2SO_4 нинг қўшилиши ре-

акция тезлигини анча пасайтириб қўяди. Бундаё катализаторларга кўпинча *ингибиторлар* деб аталади.

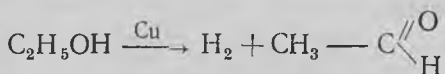
Маълумки, жуда кўп моддалар қуруқ ҳолда бири бири билан реакцияга киришмайдилар, аммо улар эритма ҳолда жуда яхши реакцияга киришадилар. Демак, эритувчилар ҳам катализатор вазифасини бажарар экан. Масалан, эритмаларда ион алмашилиш реакциялари секундлар давомида тугайди.

Илмий текширишлардан маълумки, сувсиз ҳолда хлор, бром ва йод металлларни оксидлай олмайдилар, шунингдек, водород фторид шишани емираолмайди.

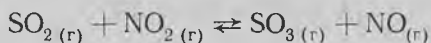
Шуни алоҳида таъқидлаб ўтиш керакки, катализаторлар танлаб таъсир этади, шунинг учун турли катализаторлар ишлатиб, битта модданинг ўзидан турли хил маҳсулотлар олиш мумкин. Масалан, алюминий оксид Al_2O_3 катализаторлигида $300^\circ C$ да этил спирtdан сув билан этилен ҳосил бўлади:



Худди шу температурада, лекин майдаланган мис иштирокида этил спирtdан водород билан сирка альдегид ҳосил бўлади:



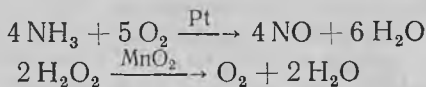
Катализаторлар иштирокида борадиган реакцияларга катализ дейилади. Катализ гомоген (бир жинсли) ва гетероген (кўп жинсли) бўлиши мумкин. Реакцияга киришувчи моддалар билан катализаторнинг бир хил фазада газ ёки суюқ ҳолда бўлишига гомоген катализ дейилади. Масалан, сульфат кислота олишда олтингурут (IV) оксиднинг азот (IV) оксиди ёрдамида оксидланиш реакцияси (газ фазада) мисол бўлади:



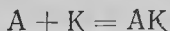
Бу ерда NO_2 — катализатордир.

Реакцияга киришувчи моддалар бир фазада, катализаторларнинг бошқа хил фазада бўлишига гетероген катализ дейилади. Одатда катализатор қаттиқ модда, реакцияга киришувчи моддалар эса газлар ёки суюқликлар бўлади. Гетероген катализга аммиакнинг NH_3 (газ фаза) Pt иштирокида (қаттиқ фаза) оксидланиши

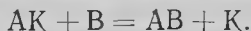
ёки водород перексид H_2O_2 (суюқ фаза) нинг MnO_2 (қаттиқ фаза) иштирокида парчаланиши мисол бўлаолади:



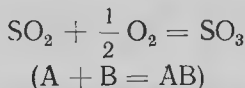
Катализаторларнинг таъсир этиш механизми турлича бўлиши мумкин, лекин энг кўп тарқалгани — реакцияга киришувчи моддаларнинг биттаси билан оралиқ бирикмалар ҳосил бўлишидир. Масалан, агар секин борадиган $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ реакция катализатор K иштирокида олиб борилса, у ҳолда катализатор бошланғич моддаларнинг бири билан реакцияга киришиб беқарор оралиқ бирикма ҳосил қилади:



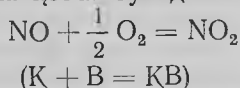
Реакция тез кетади, чунки бу жараённинг активланиш энергияси кичикдир. Сўнгра оралиқ бирикма AK бошланғич моддаларнинг иккинчиси билан ўзаро таъсирлашади, бунда катализатор эркин ҳолда ажралиб чиқади:



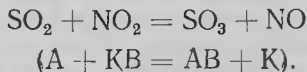
Масалан, SO_2 нинг катализатор NO ёрдамида оксидланиб, SO_3 га айланиши:



Бу реакция секин боради. Катализатор қўшилгандан кейин оралиқ бирикма ҳосил бўлади:



ва сўнгра



2. ЭЛЕКТРОЛИТ ЭРИТМАЛАРИДА ИОН АЛМАШИНИШ РЕАКЦИЯЛАРИ

2.1. ЭЛЕКТРОЛИТЛАР ЭРИТМАЛАРИДАГИ РЕАКЦИЯЛАР

Суюқланмалари ёки эритмалари электр токини ўтказадиган (тузлар, кислоталар ва асослар) моддаларга *электродитлар* деб аталади.

Эритмалари электр токини ўтказмайдиган моддаларга *электролит эмас моддалар* дейилади, масалан, шакар, спирт, глюкоза ва кўпгина органик бирикмалар. Электролитларнинг эритмалари ёки суюқланмаларида электр токини зарядланган заррачалар (ионлар) ташийдилар. Металларда эса электр токини эркин электронлар ташийдилар.

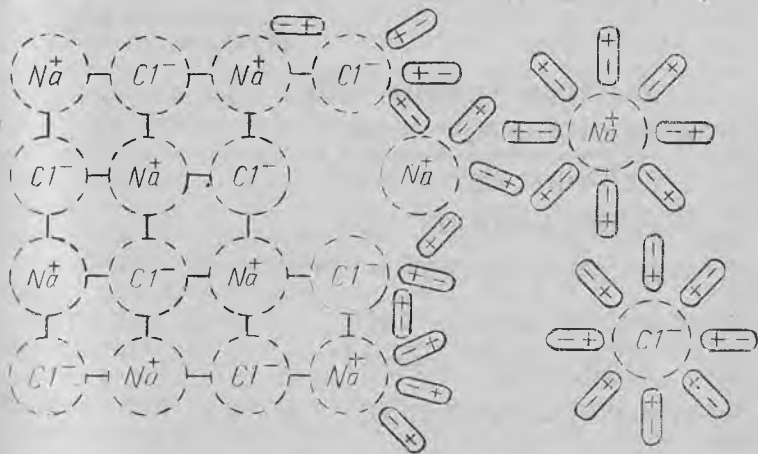
Электролитлар — иккинчи тур ўтказгичлардир. Улар эритмада ионларга ажралади. Эритмада ионлар қанчалик кўп бўлса, у электр токини шунча яхши ўтказди. Сувнинг ўзи электр токини жуда ёмон ўтказди.

Электролитларнинг сувда эриганда ионларга ажралишига электролитик диссоциланиш дейилади.

Электролитларнинг табиатини тушунтириш учун швед олими С. Аррениус 1887 йилда электролитик диссоциланиш назариясини таклиф этди. Бу назариянинг асосий моҳияти қуйидаги қоидалардан иборат:

1. Электролитлар сувда эриганда мусбат ва манфий ионларга ажралади (диссоциланади).

2. Ионлар электр токи таъсирида ҳаракатланади: мусбат зарядланган ионлар — катодга, манфий зарядланган ионлар эса анодга томон ҳаракатланади. Шунинг учун ҳам мусбат зарядланган ионлар — катионлар, манфий зарядланганлари эса — анионлар дейилади.

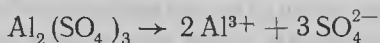
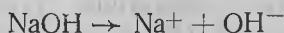


расм. Тузнинг эриш жараёнида қутбли молекулаларнинг ионларга диссоциланишига олиб келиши, ионларнинг гидратланиши.

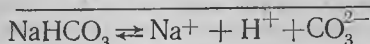
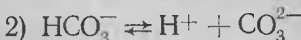
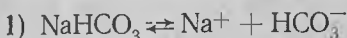
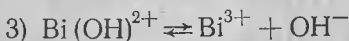
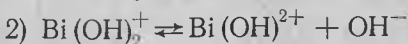
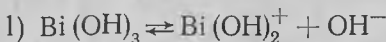
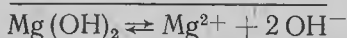
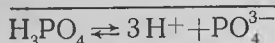
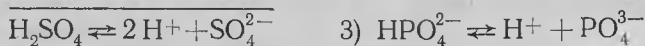
3. Диссоциланиш жараёни қайтардир, яъни унда шундай мувозанат ҳолати қарор топадики, унда қанча молекула ионларга ажралса (диссоциланса) ионлардан яна шунча молекула ҳосил бўлади, яъни ассоциланади.

4. Бир асосли кислоталар, бир негизли асослар ва ўрта тузлар тўғридан-тўғри ионларга диссоциланадилар:

Масалан:



5. Кўп асосли кислоталар, кўп негизли асослар, нордон тузлар босқичма-босқич ионларга диссоциланадилар:

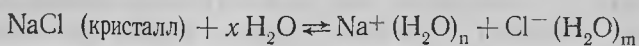


Аммо Аррениус назарияси эритмаларда бўладиган ҳодисаларнинг жуда мураккаб эканлигини ҳисобга олмади. Бу назария аслида кимёвий юзаки назария бўлиб, ионларни тамомила эркин, эритувчининг молекулаларидан мустақил бўлган заррачалар деб қаради.

Д. И. Менделеевнинг эритмалар ҳақидаги кимёвий назарияси, ёки гидратлар назарияси Аррениус назариясига қарши эди. Д. И. Менделеев назарияси эриган модда эритувчи билан ўзаро таъсирлашади (эриган модда заррачалари билан бирикади) деган тушунчага асосланади. Иккала назария ўртасидаги зиддиятни И. А. Каблуков бартараф этди. 1891 йил И. А. Каблуков ионлар гидратланади, яъни улар сув молекулалари билан беқарор бирикмалар ҳосил қилади, деган энг муҳим назарияни биринчи бўлиб майдонга ташлади. Ҳозирги вақтда рад этиб бўлмайдиган бу назария, кейинчалик Аррениус ва Менделеев назарияларини бирлаштиришга сабаб бўлди. Эритмалар кимёсининг кейинги бутун тараққиёти электролитик диссоциланиш назарияси гидратлар назариясига зид бўлмасдан, балки Менделеев яратган тушунчаларга асосланмаса ривожланмаслигини кўрсатди. Эриган модда эритувчи билан ўзаро таъсирлашади, натижада гидратлар ҳосил бўлади, сўнгра улар ионларга диссоциланади, бу ионлар сув молекулалари билан боғланган, яъни гидратланган бўлади ёки эритмада фақат гидратланган ионлар бўлади, деб тахмин қилади. И. А. Каблуков ўз назариясида гидратланиш кўпинча ионларнинг қайтадан бирикиб молекула ҳосил қилишини қийинлаштиради деб тушунтиради.

Гидратланган ионларда сув молекуласининг миқдори ўзгарувчан бўлиши мумкин. Водород иони H^+ ўзгармас таркибли гидрат ҳосил қилади, у сувнинг битта молекуласини тутиб туради. Бу гидратланган протондир $H^+(H_2O)$. Адабиётларда у H_3O^+ ёки OH_3^+ тарзида ёзилади ва гидроксоний иони деб юритилади. Масалан, катион Be^{2+} тетрагидрат $Be(H_2O)^{2+}_4$, ион Al^{3+} — гексагидрат $Al(H_2O)^{3+}_6$ ҳосил қиладилар. Агар ион боғланишга эга бўлган кристалл модда эритувчига туширилса, масалан, юқори диэлектриклик хоссасига эга бўлган сувга туширилса, сув кристалл билан кимёвий реакцияга киришиб, унинг кристалл панжарасини емиради ва сувда мусбат ва манфий зарядланган заррачалар пайдо бўлади ва бу ионлар бир қанча сув молекулаларини бириктириб оладилар.

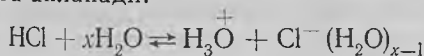
Масалан, 3-расмда кўрсатилгандек қуйидаги жараён содир бўлади:



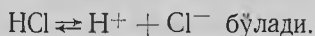
$x = n + m$ ионларни гидратлаган сув молекулаларининг миқдоридир. Кўпинча бундай тенгламаларни оддий ҳолда қуйидагича ёзилади:



Қутбий ковалент боғланишга эга бўлган HCl сувга туширилгунга қадар ҳеч қандай ионга эга эмас. HCl сувга туширилгач, H—Cl ўртасидаги ковалент боғланиш аста-секин бўшашиб ионларга ажралади, чунки сувнинг диполь (қутбли) молекулалари HCl молекулаларини ҳар томонлама ўраб олиб, уларни бир-биридан айиради. Бунда умумий электрон оғирлик маркази хлор атоми томонига ўтиб кетади, ҳосил бўлган протон H^+ сув молекуласи билан мусбат зарядланган гидросоний ионига айланади:



бу тенгламани оддий ҳолда ёзсак



Сув юқори диэлектрик ўтказувчанликка эга бўлганлиги учун бир пайтда ҳам диссоциланади, ҳам моддаларни ионлаштиради.

Сувда бошқа кислоталар, масалан, нитрат кислота эритилганда ҳам шунга ўхшаш кимёвий реакция боради:



Ҳозиргача биз фақат сувдаги эритмаларда бўладиган диссоцилланишигина кўриб чиқдик. Аммо, сувдан ташқари, чумоли кислота, вино спирти, ацетон каби бошқа эритувчилар ҳам бўлади; бундай эритувчиларда ҳам электролитлар гарчи камроқ даражада бўлсада, диссоциланади. Бундай эритувчилар *ионлаштирувчи эритувчилар* деб аталади. Буларнинг молекулалари ҳам сув молекулалари сингари, равшан ифодаланган қутблилиги билан ажралиб туради. Аксинча, қутбсиз ёки кам қутбли эритувчиларда, масалан, эфир, бензол, углерод сульфидда ионларга диссоцилланиш кузатилмайд.

Турли эритувчиларнинг ионлаштирувчи хусусияти ҳақида уларнинг диэлектрик доимийликларига қараб фикр юритиш мумкин.

Айни муҳитда икки заряд ўртасидаги ўзаро таъсир кучи ҳавосиз фазода бўладиган ўзаро таъсир кучидан неча марта кам эканлигини кўрсатувчи катталик ўша муҳитнинг *диэлектрик доимийлиги* деб аталади. Эритувчининг диэлектрик доимийлиги билан эритувчи молекулаларининг қутблилиги ўртасида маълум боғланиш бор. Баъзи суюқликларнинг диэлектрик доимийлик қийматининг катта бўлишига сабаб шуки, бу суюқликларнинг молекулалари катта диполь моментга эга бўлади.

Қуйида энг муҳим эритувчиларнинг 18°C даги диэлектрик доимийликлари келтирилган.

1-жадвал

Баъзи эритувчиларнинг диэлектрик доимийликлари.

Моддалар (эритувчилар)	Диэлектрик доимийлик	Эритувчи моддалар	Диэлектрик доимийлик
Сув	81	Хлороформ	5,1
Чумоли кислота	58	Эфир	4,3
Этил спирт	27	Углерод сульфид	2,6
Ацетон	21	Бензол	2,3

Одатдаги эритувчилар орасида диэлектрик доимийлиги энг юқори бўлган сувдир, шу билан бирга у энг яхши ионлаштирувчи эритувчи ҳамдир. Сувнинг диэлектрик доимийлиги 81 га тенг. Бу, зарядланган ионлар ўртасидаги ўзаро таъсир кучлари сувдаги эритмаларида кристаллар орасида бўладиган таъсир кучларига қараганда 81 марта кам демакдир. Электролитларни диссоциламайдиган эфир, бензол, углерод сульфид сингари эритувчиларнинг диэлектрик доимийлиги жуда кичик бўлади.

Эритмалари электр токини ўтказадиган моддаларга электролитлар дейилади. Масалан, NaCl , KCl , KNO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 ва бошқалар. Эритмалари электр токини ўтказмайдиган моддаларга электролит эмаслар дейилади. Масалан, дистилланган сув, спирт, шакар эритмаси, бензол, эфир ва бошқалар.

Ҳар қандай диссоциланиш сингари, электролитик

диссоциланиш ҳам қайтар жараёндир. Шу сабабли электролитларнинг эритмаларида ионлар билан бир қаторда молекулалар ҳам бўлади. Шунинг учун электролитларнинг эритмалари диссоциланиш даражаси α билан характерланади, у ионларга ажралган молекулалар сони n нинг эриган молекулаларнинг умумий сони N га нисбатидан иборат:

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

Электролитнинг диссоциланиш даражаси тажрибада аниқланади ва бирлик улушлари ёки фоизларда ифодаланади. Агар $\alpha=0$ бўлса, диссоциланиш содир бўлмайди, агар $\alpha=1$ ёки 100% бўлса, электролит ионларга тўлиқ диссоциланади. Агар $\alpha=70\%$ бўлса, бу айни электролитнинг 100 та молекуласидан 70 таси ионларга ажралган бўлади. Эритмалар қанча кўп суюлтирилса, электролитик диссоциланиш даражаси α нинг қиймати шунча ортади.

Қуйидаги жадвалда электролит эритмаларнинг диссоциланиш даражаси қийматига қараб, электролитларнинг кучли, ўртача кучли ва кучсиз электролитларга бўлинишини акс эттирадиган жадвал келтирилган.

2-жадвал

0,1 N эритмаларнинг диссоциланиш даражаси α қиймати

Кучли электролитлар, $\alpha > 30\%$	α , %	Ўртача кучли электролитлар, $\alpha = 3-30\%$	α , %	Кучсиз электролитлар, $\alpha < 3\%$	α , %
1	2	3	4	5	6
HNO ₃	93	H ₃ PO ₄	27	NH ₄ OH	1,4
HCl	92	H ₂ SO ₄	20	CH ₃ COOH	1,36
H ₂ SO ₄	60	HF	8	H ₂ CO ₃	0,17
KOH	95	—	—	H ₂ S	0,07
NaOH	93	—	—	HCN	0,01
Ba(OH) ₂	77	—	—	H ₂ O	2·10 ⁻²
тузлар M ⁺ A ⁻	80—90	—	—	—	—
M ²⁺ A ²⁻	70—80	—	—	—	—
M ²⁺ A ²⁻	35—45	—	—	—	—

Кучли электролитлар сувда эриганда ионларга тўлиқ диссоциланади. Бундай электролитларга қуйидагилар киради:

1) Деярли ҳамма тузлар:

2) Кўпчилик минерал кислоталар, масалан, H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , $HMnO_4$, $HClO_4$;

3) Ишқорий ва ишқорий — ер металллар ҳосил қилган асослар: $NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$.

Ўртача кучли электролитларга бир қанча аорганик ва органик кислоталар киради: H_2SO_3 , H_3PO_4 , $H_2C_2O_4$, $HCOOH$ ва бошқалар.

Кучсиз электролитларга сувдаги эритмалари жуда кам диссоциланадиган электролитлар киради: H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HCN , $HClO$, H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , шунингдек баъзи тузлар — CdI_2 , $HgCl_2$, $Fe(SCN)_3$ ва сув киради.

Кучсиз электролитлар учун диссоциланиш константаси қўлланилади. Масалан, кучсиз электролит сирка кислотасининг диссоциланиш учун диссоциланиш константаси қуйидаги қийматга эга бўлади:



Массалар сақланиш қонуни бўйича

$$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Айни ҳолда мувозанат константаси K диссоциланиш константаси деб аталади. Бу константанинг қиймати электролитнинг ионларга диссоциланиш хусусиятини тавсифлайди. Дарҳақиқат, юқоридаги тенгламадан кўришиб турадики, K қанча катта бўлса, мувозанат вақтида ионлар концентрацияси шунча кўп бўлиши, яъни электролит шунча кўп диссоциланиши керак.

Диссоциланиш константаси билан диссоциланиш даражаси ўртасида бир катталикни бошқа катталик ордами билан ифодалашга имкон берадиган аниқ боғланиш бор. Агар иккита ионга ажраладиган электролитнинг моляр концентрацияси C билан, унинг айни эритмадаги диссоциланиш даражаси α билан белгиланса, у вақтда, ионларда ҳар бирининг концентрацияси $C\alpha$, диссоциланмаган молекулалар концентрацияси эса $c(1-\alpha)$ бўлади. Бундай шароитда диссоциланиш константасининг тенгламаси қуйидаги шаклни олади:

$$K = \frac{(C\alpha)^2}{c(1-\alpha)} \quad \text{ёки} \quad K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot c$$

Бу тенглама *суолтириш қонуни*ни ифода қилади ва электролитнинг диссоциланиш константаси маълум бўлган тақдирда, ҳар хил концентрацияларда бўладиган диссоциланиш даражасини ҳисоблаб чиқишга имкон беради.

Баъзи электролитлар учун, диссоциланиш даражаси $\alpha \ll 1$ бўлганда, $1 - \alpha \approx 1$, бу ҳолда $K \cong \alpha^2 \cdot c$, бундан $\alpha \cong \sqrt{\frac{K}{c}}$; булардан кўриниб турибдики, электролит қанча суолтирилса, диссоциланиш даражасининг қиймати шунча ортади.

Кўп асосли кислоталар ва кўп негизли асослар босқичма-босқич ионларга диссоциланиб, битта, иккита ёки кўп ҳолда H^+ ва OH^- ионлари эритмага ўтабошлайди. Бундай электролитлар учун диссоциланиш константаси қуйидаги қийматларга эга бўлади. Масалан, уч асосли ортофосфат кислотанинг диссоциланиши босқичма-босқич боради:

$$1. H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-, \quad K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7,1 \times 10^{-3}.$$

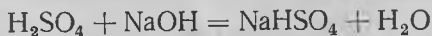
$$2. H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}, \quad K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6,2 \times 10^{-8}.$$

$$3. HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}, \quad K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4,4 \times 10^{-12}.$$

H_3PO_4 кўп негизли кислота бўлиб, биринчи босқичда кучли кислоталар каби тез диссоциланади, аммо иккинчи ва учинчи босқичларида эса диссоциланиш сусая боради, яъни $K_1 > K_2 > K_3$ бўлади.

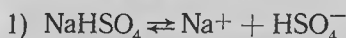
H_3PO_4 эритмасида PO_4^{3-} HPO_4^{2-} ионларига нисбатан ди-гидрофосфат $H_2PO_4^-$ ионлари кўпроқ учрайди.

Кўп асосли кислоталарнинг босқичма-босқич ионланишига асосий сабаб, уларнинг кўпинча нордон тузлар ҳосил қилишидир:

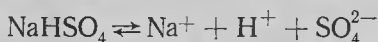


Агар ишқор эритмаси етарли даражада бўлмаса, нордон

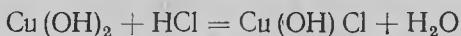
тузларнинг ҳосил бўлишига олиб келади ва бу тузлар босқичма-босқич ионларга диссоциланади:



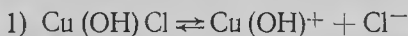
агар умумий ҳолда кўрсатсак,



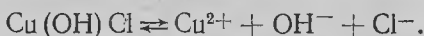
Агар етарли даражада кислоталар бўлмаса, у ҳолда асосли тузлар ҳосил бўлиши мумкин:



Асосли тузлар ҳам босқичма-босқич ионларга диссоциланадилар:



Умумий ҳолда;

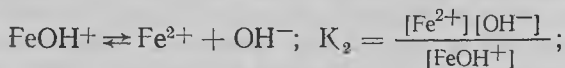


Худди шунингдек, кўп негизли гидроксидлар ҳам босқичма-босқич диссоциланадилар: **Ма с а л а н:**

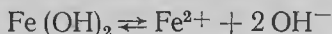


$$K_1 = \frac{[\text{FeOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Fe}(\text{OH})_2]};$$

иккинчи босқичда эса:



Агар умумий ҳолда ёзсак,



ёки

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{[\text{Fe}(\text{OH})_2]}; \text{ бунда } K = K_1 \cdot K_2.$$

Ҳар бир босқич ўзига хос диссоциланиш константаси қийматиغا эгадир ва константа қийматлари бир босқичдан иккинчи босқичга ўтган сайин камай боради.

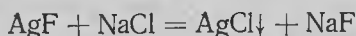
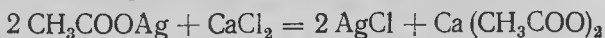
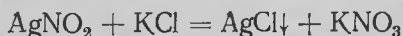
Шунинг учун кучсиз электролитлар учун диссоциланиш жараёни уларнинг кўпинча биринчи босқичига нисбатан олинади.

Қуйидаги жадвалда 25°С да баъзи кучсиз электролитларнинг ионланиш константа қийматлари берилган.

3- жадвал

Кучсиз элект-ролитлар	K_1	K_2	K_3
HNO ₂	$7,1 \cdot 10^{-4}$	—	—
CH ₃ COOH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	—	—
H ₂ SO ₃	$2 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	—
H ₂ S	$6 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	—
H ₂ CO ₃	$4,2 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	—
H ₃ PO ₄	$7,2 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	—	—

Электролитлар бир-бирига аралаштирилганда уларнинг ионлари ўзаро кимёвий реакцияга киришади:



Бу реакцияларнинг ҳаммасида ҳам сувда эримайдиган оқ рангли кумуш хлорид чўкмаси ҳосил бўлади.

Электролитик диссоциланиш нуқтаи назари бўйича реакциялар электролитлар ўртасида эмас, балки уларнинг ионлари орасида боради. Шунинг учун ҳам юқорида келтирилган реакцияларда кумуш тузлари эритмаси таркибида кумуш Ag⁺ ионлари, хлоридлар таркибида эса хлор Cl⁻ ионлари бўлганлиги учун ҳам кумуш ва хлор ионлари ўзаро кимёвий реакцияга киришиб, оқ рангли AgCl чўкмасини ҳосил қилдилар. Демак, эритмада хлор ионлари — Cl⁻ бўлса, уни кумуш — Ag⁺ иони орқали, эритмада кумуш Ag⁺ ионларининг бор ёки йўқлигини эса хлор ионлари — Cl⁻ орқали топиш мумкин экан. Аммо хлор ионлари бошқа ионлар билан бирга бўлса ёки ионларга диссоциланмайдиган молекулалар таркибида бўлса, уни кумуш — Ag⁺ орқали топиб бўлмайди. Масалан, бертоле тузи KClO₃ таркибидаги хлорни кумуш ионлари ёрдамида топиб бўлмайди, чунки бертоле тузи хлор ионларини ҳосил қилмайди, яъни: $\text{KClO}_3 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{ClO}_3^-$

Электролит эритмаларининг ионлари ўртасидаги реакциялар икки хил бўлиши мумкин: 1) ҳосил бўлаётган модда кучли электролит бўлиб, сувда яхши эриши ва ионларга тўлиқ диссоциланиши, 2) ҳосил бўлаётган моддалардан бирортаси чўкма, газ, ёки комплекс ион ҳолида бўлиши мумкин.

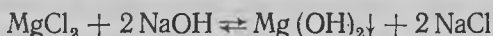
Буни қўйидаги мисолларда кўриб чиқамиз.

1. Кучли электролит ҳисобланган калий нитрат билан натрий хлорид эритмалари ўртасидаги реакция тенгламасини олайлик:



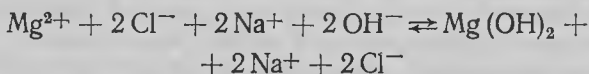
Тенгламадан кўриниб турибдики, эритмалар аралаштирилганда фақат K^+ , Na^+ , NO_3^- ва Cl^- ионлари ўзаро бири билан аралашиб, бошқа бирор ўзгариш рўй бермаганлиги кўриниб турибди. KNO_3 билан NaCl эритмалари аралаштирилганда чўкма, газ ёки ёмон эрувчи моддалар ҳосил бўлмайди.

2. Агар реакция пайтида чўкма, газ, комплекс ион ёки бирор ёмон эрувчи модда ҳосил бўлса, улар реакция муҳитидан ажралади. Масалан, MgCl_2 эритмасига NaOH эритмаси аралаштирилганда оқ чўкма ҳосил бўлиши реакция тенгламасидан кўриниб туради:

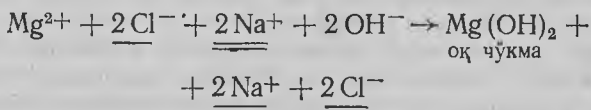


Бу жараёндаги кимёвий мувозанат $\text{Mg}(\text{OH})_2$ чўкмаси ҳосил бўлиш томонига силжиган.

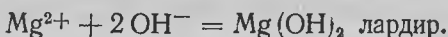
Агар реакция тенгламасини ион-молекуляр ҳолда ёзсак:



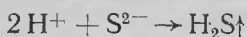
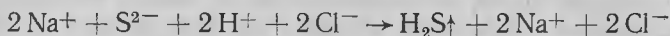
Тенгламадан кўриниб турибди, реакцияга қатнашган асосий ионлар Mg^{2+} ва OH^- ионларидир, аммо Na^+ ва Cl^- ионлари реакцияга қатнашмайдилар. Агар тенгламанинг ҳар иккала томонидаги ўхшаш ионларни қисқартирсак, у ҳолда:



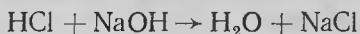
Унда реакцияга қатнашган ионлар



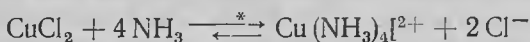
Газ ажралиб чиқиши билан борадиган реакцияларга мисоллар:



Қам диссоциланувчи моддалар ҳосил бўлиши билан боровчи реакцияларга мисоллар:



Комплекс ионлар ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар:



Ион алмашилиш реакцияларида қийин эрувчи моддалар реакция бошланишида ёки реакция охирида учрайдилар:



Бундай реакцияларда кимёвий мувозанат кўпроқ кам эрувчи моддалар ҳосил бўлиш томонига қараб, яъни биринчи тенгламада CaCO_3 ҳосил бўлиш томонига қараб силжиган бўлса (чунки CaCO_3 сувда ёмон эрийди), иккинчи тенгламада BaSO_4 ҳосил бўлиш томонига силжиган, чунки CaSO_4 га нисбатан BaSO_4 сувда янада ёмон эрийди.

Электролит эритмаларида ана шундай бир модданинг ионлари билан иккинчи модда ионларининг ўзаро ўрин алмашилишига *ион алмашилиш реакциялари* дейилади.

Электролит эритмаларининг кимёвий хоссалари уларнинг ионлари зарядлари, радиуслари, электрон тўзилишлари билан тавсифланади.

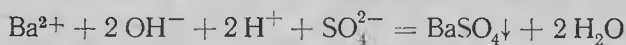
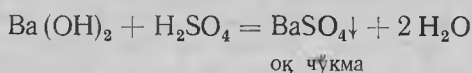
Кимёвий реакцияларнинг боришида асосан реакция муҳити асосий роль ўйнайди.

Ион алмашилиш реакцияларида реакция кўпроқ ионларнинг бирикиши натижасида эритмада ионлар концентрациясининг пасайиш томонига қараб боради.

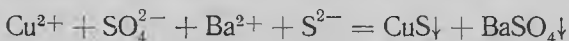
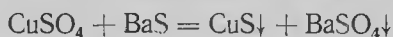
* узун стрелка кимёвий мувозанатни қайси томонга силжишини кўрсатиб турибди.

Ион алмашилиш реакциялари асосан қуйидаги қоидаларга асосланади: электролит эритмаларида ион алмашилиш реакциялари чўкмалар ҳосил бўлиши, ёки ёмон эрувчи моддаларнинг ҳосил бўлиши, газларнинг ажралиб чиқиши ёки енгил учувчан моддаларнинг ажралиши билан борадиган реакциялар бўйича ёки кам диссоциланадиган, ёхуд комплекс ионлар ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар бўйича содир бўлади.

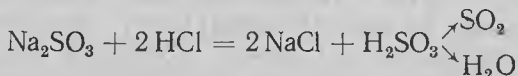
Электролит эритмаларининг кўп реакциялари бир вақтда ҳам чўкма, ҳам кам диссоциланувчи моддалар ҳосил бўлиши билан борадилар. Масалан,



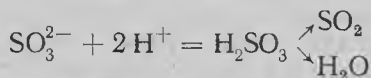
Баъзи бир реакциялар ҳар хил чўкмаларнинг ҳосил бўлиши билан боради:



Тажрибада шундай ионли қайтмас реакциялар ҳам учрайдики, реакция пайтида беқарор ёки кам диссоциланувчи, эрувчанлиги жуда паст моддалар ҳосил бўлиши мумкин. Масалан:



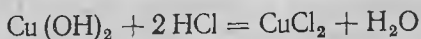
ёки



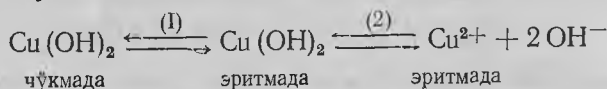
Бир пайтда ҳам ўнг, ҳам чапга борувчи реакцияларга қайтар реакциялар дейилади: қайтар реакцияларда қарама-қарши стрелкалар қўйилади. Чапдан ўнгга кетувчи реакцияларни тўғри ва ўнгдан чапга кетувчиларни эса тесқари реакциялар дейилади.

Реакцияга қадар бўлган моддалар концентрацияси билан реакциядан кейин ҳосил бўлган моддалар концентрацияларининг тенглашишига ёки тўғри ва тесқари реакциялар тезликларининг ўзаро тенглашишига кимёвий мувозанат дейилади.

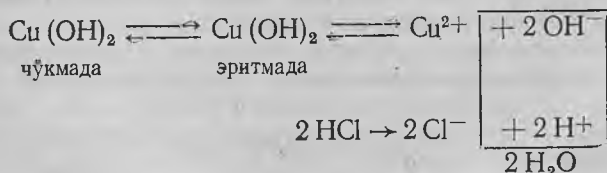
Мисол тариқасида мис (II) гидроксиднинг кислота-ларда эришини олайлик:



Содир бўлаётган жараёни электролитик диссоци-ланиш нуқтаи назаридан қараб чиқиш учун, аввало, мутлақо эримайдиган моддаларнинг бўлмаслигини ҳи-собга олиш керак. Шу сабабли, «эримайдиган» модда чўкмаси устида турган ҳар қандай суюқлик шу модда-нинг тўйинган эритмасидан иборат бўлади. Оғир ме-талларнинг гидроксидлари молекуляр панжаралар ҳо-сил қилиши ва бу гидроксидлар эриганда, уларнинг мо-лекулалари эритмага ўтиши ва бир қадар ионларга диссоциланиши кузатилади. Бу ҳолда мис (II) гидрок-сиднинг тўйинган эритмасида ўзаро боғланган иккита мувозанат бўлади: булардан бири — чўкма билан эрит-мага ўтган $\text{Cu}(\text{OH})_2$ молекулалари орасидаги мувоза-нат ва иккинчиси эса ўша молекулалар билан улардан ҳосил бўлган ионлар орасидаги мувозанат:



Мис (II) гидроксидга кислота таъсир этганда гид-роксид ионлари — кислотанинг водород ионлари билан боғланиб, сувнинг диссоциланмаган молекуларини ҳосил қилади. Гидроксид ионларининг камайиши нати-жасида, мувозанат (2) дарҳол бузилади ва $\text{Cu}(\text{OH})_2$ нинг янги молекулалари диссоциланади, бу эса, ўз нав-батыда, мувозанат (1) нинг бузилишига ва чўкманинг бир қисмини эритмага ўтишига сабаб бўлади. Диссоци-ланиш натижасида ҳосил бўлган гидроксид ионлари яна водород ионлари билан бирикади ва ҳоказо. Бу жараён кислота етарли миқдорда бўлса, чўкманинг ҳаммаси эритмага ўтгунча давом этаверади. Рўй бера-диган ҳамма ҳодисаларни қуйидаги схема тарзида кўр-сатиш мумкин:



Эритмаларда содир бўладиган жараёнлар чўкма ҳолидаги модда, унинг эритмага ўтган молекулалари ва шундай молекулаларнинг диссоциланиши натижасида ҳосил бўлган. Ионлар орасидаги умумий мувозанат ҳолати билан чамбар-час боғланган. Бу мувозанат ҳолатига температура, босим ва заррачалар (молекула ёки ионлар) концентрациясининг ўзгариши таъсир кўрсатади, бу таъсирни 1884 йилда Ле-Шателье принцип шаклида ифодалади:

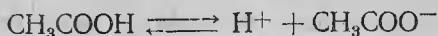
Мувозанат ҳолатидаги системага ташқи куч (концентрация, босим, температура) таъсир этса системада шу кучни енгиш томонига олиб келадиган жараёнлар пайдо бўлади.

Юқорида келтирилган мисолда эритмага кислота қўшилганда $\text{Cu}(\text{OH})_2$ дан ҳосил бўлган OH^- ионлари протон билан бирикади ва мувозанат H^+ ионларини камайтирадиган — сув ҳосил бўладиган реакция томон силжийди, натижада $\text{Cu}(\text{OH})_2$ нинг чўкмадан эритмага ўтиш жараёни кучаяди. Агар эритмага OH^- ионларига бой бўлган ишқор эритмаси қўшилса, системада OH^- ионлар концентрацияси камаяди мувозанат $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ҳосил бўладиган реакция томонига силжийди.

2.2. ЧҶКМАЛАР ҲОСИЛ БУЛИШИ БИЛАН БОРАДИГАН РЕАКЦИЯЛАР

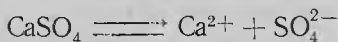
Кўпчилик моддаларнинг сувда ва бошқа эритувчиларда эрувчанлиги маълум чегарага эгадир. Шунинг учун ҳам, ион алмашиниш реакцияларида кимёвий мувозанат чўкма ҳосил бўлиш томонига силжийди. Температуранинг ўзгариши кимёвий мувозанатда турган системадаги кучсиз электролитларнинг эрувчанлигини кўтариши ёки камайтириши мумкин. Электролит эритмаларида концентрациянинг ўзгариши асосий роль ўйнайди, кимёвий мувозанатни маълум бир томонга силжитади.

Эритмадаги ионлардан бирининг концентрацияси ўзгарганда ҳам мувозанат худди шу тариқа бузилади: бирор ионнинг концентрацияси ортганда, мувозанат диссоциланмаган молекулалар ҳосил бўлиш томонига силжийди, шу билан бирга айни вақтда бошқа ионнинг концентрацияси ҳам камаяди. Бунинг аксича, ионлардан бирининг концентрациясининг камайиши молекулаларнинг диссоциланишига сабаб бўлади. Масалан,



тенглама бўйича диссоциланадиган сирка кислота CH_3COOH эритмасига шу кислотанинг кўп сондаги CH_3COO^- ионларига эга бўлган тузи эритмаси қўшилса, диссоциланиш мувозанати чапга силжийди, яъни сирка кислотанинг диссоциланиш даражаси камаяди. Бундан, кучсиз электролит эритмасига бир исмли ионларни қўшиш шу электролит диссоциланиш даражасининг пайишига сабаб бўлади, деган хулосага олиб келади. Аксинча, ионлардан бирининг концентрацияси камайса, электролит молекулаларининг янги миқдори диссоциланади. Масалан, юқорида айтилган кислота эритмасига гидроксид ионлари киритилса, водород ионларининг боғланиши натижасида кислотанинг диссоциланиш реакцияси ўнг томонга силжийди.

Электролитнинг тўйинган эритмасида мувозанатнинг силжишини яна бир мисолда кўриб чиқамиз. Кучли электролитлар, масалан, кристаллари ионлардан тузилган тузлар эритилганда, эритмага фақат айрим ионлар ўтади. Демак, тўйинган эритмадаги мувозанат ҳам эритмага ўтган ионлар билан эрийдиган модданинг қаттиқ фазаси ўртасида, аниқроқ айтганда, эритмадаги эркин ионлар билан туз кристаллидаги боғланган ионлар ўртасида қарор топади. Масалан, кальций сульфат CaSO_4 нинг тўйинган эритмасида қуйидагича мувозанат бўлиши мумкин:



қаттиқ тузнинг
боғланган ионлари

Ана шу гетероген мувозанатга массалар таъсири қонунини татбиқ қилиб, қаттиқ фаза концентрацияси мувозанат константасининг ифодасига кирмаслигини назарда тутсак, қуйидаги тенгламани ёзишимиз мумкин:

$$K = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Шундай қилиб, кам эрийдиган электролитнинг тўйинган эритмасида шу электролит ионлари концентрацияларининг кўпайтмаси айти температурда ўзгармас катталик бўлади. Ана шундай катталик *эривчанлик кўпайтмаси* (ЭК) деб аталади.

Юқорида ёзилган тенгламани кўпинча қуйидаги кўринишда ёзилади:

$$\mathcal{E}_{\text{CaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

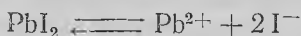
Тегишли электролитнинг эрувчанлигини билгандан кейин, эрувчанлик кўпайтмасининг сон қийматини топиш қийин эмас. Масалан, 20°C да кальций сульфат CaSO_4 нинг эрувчанлиги $1,5 \cdot 10^{-2}$ моль \cdot л $^{-1}$ га тенг, яъни CaSO_4 ининг бир литр тўйинган эритмасида 20°C да $1,5 \cdot 10^{-2}$ моль CaSO_4 бўлади. Ҳар бир молекула CaSO_4 диссоциланганда битта Ca^{2+} иони ва битта SO_4^{2-} иони ҳосил бўлганидан, бу ионлардан ҳар бирининг концентрацияси $1,5 \cdot 10^{-2}$ моль \cdot л $^{-1}$ га тенг бўлади. Бинобарин, кальций сульфатнинг эрувчанлик кўпайтмаси

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{\text{CaSO}_4} &= [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 1,5 \cdot 10^{-2} = \\ &= 2,25 \cdot 10^{-4} \end{aligned}$$

бўлади.

Электролитик диссоциланишнинг классик назариясига асосан қилинган бу ҳисоб жуда ҳам аниқ эмас, чунки бунда ионлар орасидаги электростатик кучларнинг электролит эрувчанлигига таъсир этиши назарга олинган эмас. Агар ана шу таъсир ҳисобга олинса, CaSO_4 учун бундан бирмунча кичик қиймат ҳосил бўлади.

Электролит молекуласида бир хил ионлардан иккита ёки бир нечта бўлса, эрувчанлик кўпайтмаси қийматини ҳисоблаш вақтида шу ионларнинг концентрациясини тегишли даражаларга кўтариш керак. Масалан:



$$\mathcal{E}_{\text{PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2;$$

Агар кальций сульфатнинг тўйинган эритмасига яхши эрийдиган, бир иони кальций сульфат билан умумий бўлган бошқа электролит, масалан калий сульфат K_2SO_4 қўшилса, қандай ҳодиса рўй беради?

SO_4^{2-} ионларининг концентрацияси ортганидан, эритмадаги мувозанат қаттиқ CaSO_4 ҳосил бўлиш томонига силжий бошлайди. Бошқача айтганда, Ca^{2+} билан SO_4^{2-} ионлари ўзаро бирикиб, CaSO_4 чўкмасини ҳосил қилади ва натижада бу туз реакция соҳадан чиқиб кетади: бу ҳодиса шу ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси CaSO_4 эрувчанли-

гининг кўпайтмасига яна тенглашиб олгунча давом этаверади.

CaSO_4 нинг тўйинган эритмасига K_2SO_4 нинг концентранланган эритмасидан озгина қўшиб кўрилса, юқорида айтилган фикрларнинг тўғри эканлигига ишонч ҳосил қилиш мумкин: K_2SO_4 эритмаси қўшилиши билан CaSO_4 нинг қўшимча миқдорда оқ кристалл чўкмаси ҳосил бўлади.

Эрувчанлик кўпайтмаси қондаси кимёвий реакциялар вақтида чўкмалар ҳосил бўлишига ёки уларнинг эриб кетишига алоқадор бўлган кўп масалаларни ҳал қилишга имкон беради.

Ҳар хил кам эрувчи тузларнинг эрувчанлик кўпайтмасининг қиймати ҳар хил бўлади:

$$\text{ЭК}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{ЭК}_{\text{CuS}} = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 3,2 \cdot 10^{-38}$$

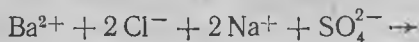
Эрувчанлик кўпайтмаси қондасига асосан агар эритмада ионлар кннцентрацияси кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмаси қийматидан юқори бўлса, яъни $\text{ЭК} < [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,56 \times 10^{-8}$ бундай эритмада чўкмалар тушади. Аксинча, эрувчанлик кўпайтмасининг қиймати ионлар концентрацияси кўпайтмаси қийматидан юқори бўлса, яъни $\text{ЭК} > [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,56 \cdot 10^{-12}$ туз чўкмага тушмайди.

Ион алмашилиш реакцияларини тузишда китобнинг охири саҳифаларида берилган III ва IV иловалардан фойдаланиш мумкин.

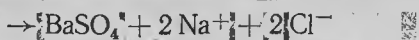
Энди битта чўкма ҳосил бўлиши билан борадиган реакцияларга мисоллар келтирамиз. Масалан, барий хлорид эритмаси билан натрий сульфат тузи эритмалари ўртасида борадиган реакцияни кўрсак, бу тузлар гидратланади: яъни $[\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+}$, $[\text{Cl}(\text{H}_2\text{O})_m]^-$, $[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_p]^{+}$ ва $[\text{SO}_4(\text{H}_2\text{O})_q]^{2-}$. Агар гидратланишни ҳисобга олмай тенгламани ёзсак, у ҳолда:



Реакцияда қатнашувчи моддалар кучли электролитлар бўлганлиги учун улар эритмада ион ҳолда бўладилар, шунинг учун ҳам тенгламанинг чап томонини ионли ҳолда ёзамиз:

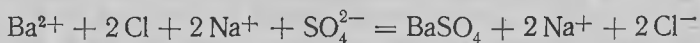


Ba^{2+} ва SO_4^{2-} ионлари ўзаро бир-бири билан бирикиб, сувда эримайдиган кристалл чўкма $BaSO_4$ ни ҳосил қиладилар. Аммо Na^+ иони билан Cl^- билан ўзаро бирикиб, чўкма ҳосил қилаолмайдилар, чунки улар кучли электролит бўлганлиги ва сувда яхши эриганлиги учун эритмада ион ҳолда қоладилар. Шунинг учун ҳам, тенгламанинг ўнг томонига қуйидагича ёзиш мумкин:



Барий сульфат Ba^{2+} ва SO_4^{2-} ионлари ўртасидаги кимёвий боғланиш уларнинг гидратланган молекулалари ўртасидаги боғланишга нисбатан анча мустаҳкамдир. Шунингдек $BaSO_4$ эрувчанлиги жуда паст — $1 \cdot 10^{-8}$) моль \cdot л $^{-1}$ га тенг, хлорид ва нитрат кислотада эримайди. Аксинча, $NaCl$ эрувчанлиги юқори — (5,8 моль \cdot л $^{-1}$) барий сульфат эрувчанлиги натрий хлорид эрувчанлигига нисбатан $5,8 / 0,00001 = 580000$ марта камдир.

Қўрилаётган тенглама тўлиқ моддаларнинг массалари ва энергияларининг сақланиш қонунига бўйсунганлиги учун тенгламада қўйилган (\rightarrow) белгиси ўрнига (=) тенглик белгисини қўйиш мумкин. У ҳолда:



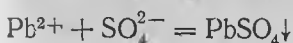
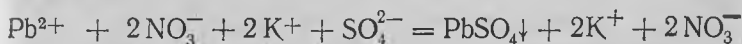
Na^+ ва Cl^- ионлари реакция вақтида ҳеч қандай ўзгаришга эга бўлмайди. Натижада $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ ҳосил бўлиб, Na^+ ва Cl^- ионлари эркин ҳолда ўзгаришсиз эритмада қоладилар.

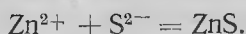
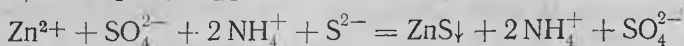
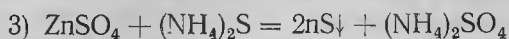
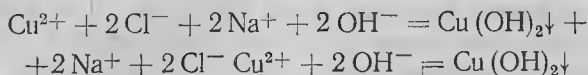
Барий сульфат эрувчанлик кўпайтмасининг қиймати:

$$\varepsilon_{K_{BaSO_4}} = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}] = 1,08 \cdot 10^{-10}$$

Барий сульфатнинг эрувчанлиги кам бўлгани туфайли, ионларнинг жуда кўп қисми чўкмада ўзаро кимёвий боғланганлиги туфайли, кимёвий мувозанат қарийб юз фоиз ўнг томонга сурилиб, реакция қайтмас ҳолга келади.

Бошқа хил чўкмалар ҳам шу тарзда ҳосил бўлади:





2.3. ГАЗ АЖРАЛИБ ЧИҚИШИ БИЛАН БОРАДИГАН РЕАКЦИЯЛАР

Ионли реакциялар пайтида қуйидаги газлар ҳосил бўлиши мумкин: H_2S , H_2Se , H_2Te , NH_3 , PH_3 , AsH_3 , CH_4 , SiH_4 , NO , NO_2 , CO , CO_2 , O_2 , HF , HCl ва бошқалар.

Эритмалардан газларнинг ажралиб чиқиши реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациясига, электролитларнинг эрувчанлиги ва диссоциланиш константасига боғлиқ бўлади. Газларнинг эрувчанлиги, суюқлик ёки қаттиқ моддаларнинг эрувчанлигидан ўзларининг парциал босимларига боғлиқлиги билан фарқ қилади. Бу тўғрида Генри қонуни мавжуд. *Маълум ҳажм суюқликда эриган газнинг оғирлик миқдори ўша газ босимига тўғри пропорционалдир.* Масалан, 100 г сувда 0°C да нормал босимда 0,335 г ва босим икки барабар оширилганда 0,670 г карбонат ангидрид эрийди.

Агар суюқлик устида бир неча газдан иборат аралашма бўлса, бу газларнинг ҳар бирининг эрувчанлиги

4-жадвал

Газларнинг сувда эрувчанлиги

Газлар	Газнинг 100 мл сувда эрувчанлиги, мл ҳисобида	
	0°C	20°C
Водород	2,15	1,82
Кислород	4,89	3,1
Азот	2,35	1,54
Қарбонат ангидрид	171,0	87,8
Хлор	491,0	226,0
Метан	5,56	3,30

аралашманинг умумий босимига эмас, балки айна газнинг парциал босимига боғлиқ бўлади.

Шунинг учун ҳам, Генри қонунига унча кўп бўлмаган ва эритувчи билан ўзаро кимёвий таъсир этмайдиган газларгина тўла бўйсунди.

Газларнинг сувдаги эрувчанлиги — экзотермик жараён бўлиб, Ле-Шателье принципига асосан температуранинг кўтарилиши газларнинг эрувчанлигини пасайишига олиб келади.

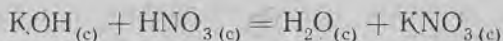
2.4. КУЧСИЗ ЭЛЕКТРОЛИТЛАР ҲОСИЛ БЎЛИШИ БИЛАН БОРАДИГАН РЕАКЦИЯЛАР

Кимёвий мувозанатнинг силжиши баъзан кучсиз электролитлар ион ҳолатдаги H^+ нинг ҳосил бўлиши билан, сув, кучсиз кислота ёки асослар кўп негизли кислоталарнинг нордон қолдиқлари ҳосил бўлиши билан боради:

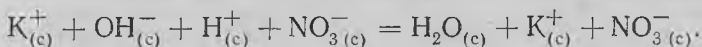
Кучсиз электролитлар ҳар хил усуллар билан олиниши мумкин.

Мисоллар келтирамиз:

1. Кислота ва асосларнинг ўзаро таъсири натижа-сида:



Агар тенгламани ион-молекуляр ҳолда ёзсак:

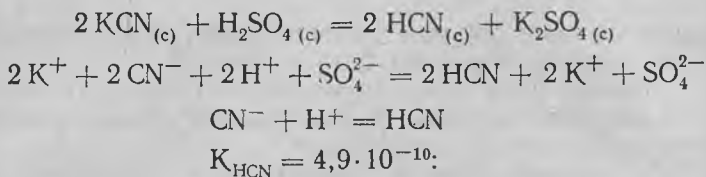


Тенгламадан кўриниб турибдики, эритмада K^+ ва NO_3^- ионлари ўзгаришсиз қолади, аммо реакцияга қатнашган ионлар H^+ ва OH^- бўлганлиги учун кучсиз электролит H_2O ҳосил бўлади:



H^+ ва OH^- ионларидан сувнинг ҳосил бўлиши қайтар жараён, аммо сув кучсиз электролит бўлганлиги учун ($K=1,8 \cdot 10^{-16}$) кимёвий мувозанат тўлиқ ўнг томонга, яъни сув молекуласи ҳосил бўлиши томонига силжиган.

2. Сульфат кислота билан калий цианид эритмаси ўзаро реакцияга киришиб, кам диссоциланувчи HCN ни ҳосил қилади:



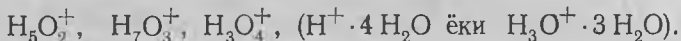
Мувозанат тўлиқ чапдан ўннга силжийди. Юқоридаги мисол асосида шундай хулосага келиш мумкин: Кучли кислоталар кучсиз кислоталарни уларнинг тузлари таркибидан сиқиб чиқаради. Шунингдек, кучли асослар кучсиз асосларни сиқиб чиқаради.

2.5. СУВНИНГ ЭЛЕКТРОЛИТИК ДИССОЦИЛАНИШИ

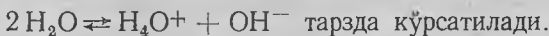
Дистилланган тоза сув электр токини ўтказмайди. Лекин тажрибаларнинг кўрсатишича сув жуда кам бўлсада, электр токини ўтказиши. Демак у кучсиз электролит ва жуда оз бўлса ҳам диссоциланиб, H^+ ва OH^- ионларига ажралади:



Сувнинг диссоциланишидан ҳосил бўлган H^+ (протон) дарҳол бир молекула сув билан бирикиб, H_3O^+ (гидроксоний) ионини ҳосил қилади. Бундан ташқари, водород ионининг бошқа гидратланган шакллари ҳам мавжуддир:



Шунинг учун ҳам, сувнинг электролитик диссоциланиши аниқроқ



Шундай қилиб, сувнинг диссоциланишидан ҳосил бўладиган H^+ ва OH^- ионлари концентрациясини тоза сувнинг электр ўтказувчанлигини ўлчаб ҳисоблаб топиш мумкин.

Сувнинг диссоциланишига массаларнинг сақланиш қонунини татбиқ этиб, унинг диссоциланиш мувозанат константасини қуйидагича ёзиш мумкин:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \text{ ёки } K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Сувнинг электр ўтказувчанлиги ўлчаниб, унинг диссоциланиш даражаси ҳисоблаб топилган. 22°C да 1 л

сувда бир моль миқдордаги сувнинг $1/10000000$ қисми, яъни 1 л сувда 10^{-7} моль H_2O диссоциланган бўлади. Тахминан, ҳар 556000000 молекула сувнинг бир молекуласи ионланган дейиш мумкин.

Бир молекула сувдан битта H^+ ва битта OH^- ҳосил бўлса, 1 л сувда 10^{-7} моль H^+ ва 10^{-7} моль OH^- ҳосил бўлади. Шундай қилиб 1 л сувда:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \text{ бўлади.}$$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \text{ тенгламадан } 22^\circ\text{C да}$$

$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ га тенг бўлганлиги учун, сувда диссоциланмаган молекулалар сони $[\text{H}^+]$ ва $[\text{OH}^-]$ га нисбатан ғоят кўп бўлгани учун H_2O ни ўзгармас миқдор деб, 1 л сувда $1000/18 = 55,56$ моль сув бор дейиш мумкин. Унда:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56$$

Чап томондаги $[\text{H}^+]$ билан $[\text{OH}^-]$ кўпайтмаси ўзгармас қийматга тенг бўлади. Бу константа сув ионлари кўпайтмаси дейилади ва $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ҳолида ёзилади.

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

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} = 10^{-7}$$

Шундай қилиб, 1 л сувда $[\text{H}^+]$ ҳам $[\text{OH}^-]$ ҳам 10^{-7} моль $\cdot \text{л}^{-1}$ бўлади. Турли усуллар билан топилганда ва ҳисобланганда ҳаммиша бир натижа, яъни деярли 10^{-7} олинади. Демак, 22°C да сувнинг ионлар кўпайтмаси 10^{-14} га тенг бўлиб, шу температурада ўзгармас миқдордир.

Температура кўтарилиши билан сувнинг диссоциллиниши кучаяди, шу сабабдан $K_{\text{H}_2\text{O}}$ ҳам орта боради. 100°C да $58,2 \cdot 10^{-14}$ бўлади.

Шундай қилиб, тоза сувда $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$; H^+ ва OH^- концентрациялари эса тенг; шунинг учун сув нейтрал моддадир; сувли эритмаларда H^+ ва OH^- концентрациялари ўзгариши мумкин, лекин уларнинг кўпайтмаси ўзгармайди. Агар бирор модда сувда эритилганда H^+ ва OH^- концентрациялари тенг бўлса, бу эритма нейтрал бўлади. Сувга бирор кислота қўшилса, унда H^+ нинг концентрацияси ошиб кетади. Лекин H^+ ва OH^- концентрацияларининг кўпайтмаси ўзгармас бўлгани учун H^+ концентрацияси кўпайганда OH^- кон-

центрацияси камаяди. Бунда H^+ нинг концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ бўлади. Бундай эритмани кислотали муҳитга эга дейилади. Масалан, сувга водород ионлари концентрацияси $1 \cdot 10^{-2}$ бўлгунча кислота қўшиб борилса, OH^- иони концентрацияси пасайиб, H^+ иони концентрацияси ортиб боради:

$$[OH^-] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-2}} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Аксинча, сувга ишқор ёки асос қўшилса, унда OH^- нинг концентрацияси ортади, H^+ нинг концентрацияси эса камаяди. Аммо буларнинг кўпайтмаси 10^{-14} га тенглигича қолади. Асослар эритмаларида OH^- нинг концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ бўлади. Умуман, OH^- концентрацияси 10^{-7} дан ортиқ ҳар қандай эритманинг муҳити асосли бўлади. Бундай эритмани ишқорий муҳитга эга дейилади. Масалан, сувга гидроксид ионлари концентрацияси $1 \cdot 10^{-3}$ бўлгунча ишқор қўшиб борилса, H^+ иони концентрацияси пасаяди ва OH^- нинг концентрацияси ортиб боради:

$$[H^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-11} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Агар сувли эритмаларда $[H^+]$ ионларининг концентрациялари аниқ бўлса, сувнинг ион кўпайтмалари асосида $[OH^-]$ ионларининг концентрацияларини топиш мумкин. Шунингдек сувнинг кўпайтмаси асосида ва водород ионлари ёрдамида ҳар қандай реакциянинг муҳитини аниқлаш мумкин:

$[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ — нейтрал муҳит;

$[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ — кислотали муҳит ёки $1 \cdot 10^{-6}$; $1 \cdot 10^{-5}$;

$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ $1 \cdot 10^{-8}$; $1 \cdot 10^{-9}$; $1 \cdot 10^{-10}$ ишқорий муҳит.

Кучли кислота эритмада қарийб тўла диссоцилангани учун, эритмадаги H^+ ионининг концентрацияси кислотанинг моляр концентрациясига, шунингдек кучли ишқор эритмасида OH^- ионининг концентрацияси ишқорнинг моляр концентрациясига тенгдир.

Шундай қилиб, кислоталарнинг эритмаларида ҳам OH^- ионлари бор, лекин уларнинг сони H^+ ионлари сонидан кам бўлади; ишқорларнинг эритмаларида ҳам H^+ ионлари бор, лекин OH^- ларига нисбатан оздир. Юқорида айтилганларга кўра:

нейтрал муҳитда $[H^+] = [OH^-]$.

кислотали муҳитда $[H^+] > [OH^-]$.

Ишқорий муҳитда $[H^+] < [OH^-]$.

Агар эритмада $[H^+] = 10^{-13}$ бўлса, OH^- ни ҳисоблаш мумкин: $[OH^-] = 10^{-11}$, бу муҳит кислотали муҳитдир. Агар эритмада $[H^+] = 10^{-9}$ бўлса, $[OH^-] = 10^{-5}$ бўлади, бу муҳит ишқорийдир.

Бундай кичик сонларни ишлатиш ноқулай бўлганидан, H^+ ионлари концентрацияси ўнлик логарифмининг манфий қиймати ишлатилади ва у қисқача рН билан белгиланади. рН кўпинча *водород кўрсаткич* деб аталади.

«Водород кўрсаткич» деган тушунчани 1909 йилда Даниялик кимёгар Серенсен киритган эди: «р» ҳарфи— данияча *potenz* — математикада даража сўзининг бош ҳарфи, Н — ҳарфи водород симболидир.

$$pH = - \lg [H^+]$$

Масалан, нейтрал муҳитда $[H^+] = 10^{-7}$ бўлади. Унда $pH = - \lg 10^{-7} = -(-7) = 7$ бўлади.

Бирор эритмада $[H^+] = 10^{-3}$ бўлса, $pH = - \lg 10^{-3} = -(-3) = 3$ бўлади, бу эритманинг муҳити кислотали муҳитдир.

Эритмада $[H^+] = 10^{-9}$ бўлса, $pH = - \lg 10^{-9} = -(-9) = 9$ бўлади, бу эритманинг муҳити ишқорийдир.

Шундай қилиб,

$pH = 7$ нейтрал муҳит

$pH < 7$ кислотали муҳит

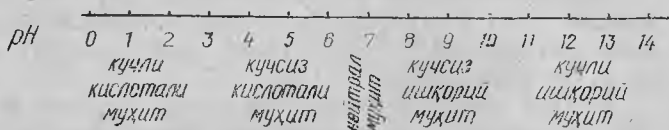
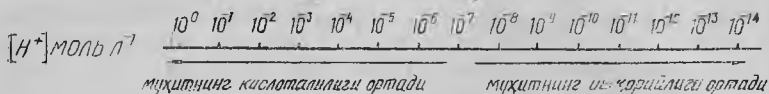
$pH > 7$ ишқорий муҳит.

Бирор эритмада $pH=5$ бўлса, $pOH=9$ бўлади. Агар икки эритманинг рН қийматлари 2 ва 5 га тенг бўлса, биринчи эритманинг кислоталиги кучлироқ, бошқаларида $pH=8$ ва 12 бўлса, иккинчи эритманинг ишқорийлиги кучлироқдир.

Кимёвий реакцияларни ўрганишда реакция муҳити, яъни водород кўрсаткичи (рН) катта аҳамиятга эга. Кўпгина кимёвий реакциялар муайян рН да боради.

Водород ионларининг концентрацияси, рН катталиги ва эритманинг муҳити орасидаги боғлиқликни қуйидаги схема тарзида анча яққол ифодалаш мумкин:

рН ни аниқлашнинг жуда кўп усуллари мавжуд. Кўпинча реакция муҳити ҳар хил индикаторлар ёрдамида аниқланади. Индикаторлар $[H^+]$ ва $[OH^-]$ лар-



нинг миқдорига қараб, ўз рангларини ўзгартириб турувчи реактивлардир. Масалан, фенолфталеин нейтрал муҳитда рангсиз, ишқорий муҳитда эса қизил — бинафша рангга бўялади. Ана шундай индикаторлардан: метилоранж, метилрот деган жуда кўп индикаторлар мавжуддир.

2.6. ИОНЛИ КИМӨВИЙ МУВОЗАНАТНИНГ СИЛЖИШИ

Кучсиз электролитларнинг эритмаларида ионли кимёвий мувозанат ҳам бошқа кимёвий мувозанатлар каби маълум бир ҳолатда ўзгармай тураверади. Агар Ле-Шателье принципи бўйича мувозанатда турган системага четдан бирор ион киритилса, кимёвий мувозанат маълум бир томонга йўналади. Кучсиз электролит эритмаларида кимёвий мувозанат рўй берганда, эритмага сув қўшиш, унинг диссоциланишини оширади ёки эритмадаги бирор ионнинг концентрациясини ошириш ҳам кимёвий мувозанатнинг силжишига олиб келади. Масалан, диссоциланаётган сирка кислота эритмасида кимёвий мувозанат рўй берганда, яъни:



ёки массалар сақланиш қонуни бўйича:

$$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ бўлганда,}$$

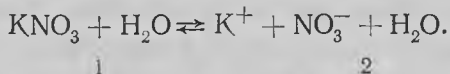
унинг бирор яхши диссоциланадиган тузи, масалан, CH_3COONa қўшилганда эритмада CH_3COO^- концентрацияси ортганлиги учун кимёвий мувозанат CH_3COOH нинг ҳосил бўлиш томонига қараб силжийди, CH_3COOH нинг диссоциланиш даржаси камаяди.

2.7. ГИДРОЛИЗ РЕАКЦИЯЛАРИ

Юқорида (2.3. қисмда) эритмада кучсиз электролитларнинг ҳосил бўлиши реакция мувозанатини ўнг томонга силжишига олиб келадиган омиллардан бири эканлиги баён этилган эди. Энди шундай ҳолатлар тузларнинг сувда эриш жараёнида — гидролиз реакцияларида содир бўлишини кўриб чиқамиз.

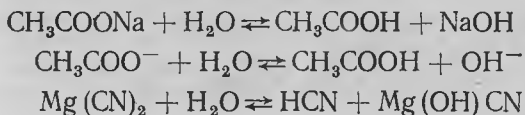
Туз ионлари билан сув ионлари ўртасидаги реакцияга гидролиз дейилади. Гидролизга тузлар, углеводлар, оқсиллар, эфирлар ва ёғлар учрайдилар. Гидролиз асосан электролитик диссоциланиш бўйича туз ва сув ионларининг ўзаро бир-бири билан таъсири натижасида рўй бериб, гидролиз реакциясида янги кислоталар, асослар, шунингдек тузлар ҳам ҳосил бўлади. Гидролиз жараёнида кам эрувчи, кам диссоциланувчи ёки учувчан моддалар ҳосил бўлиши мумкин. Қуйида биз бир неча хил гидролиз турлари билан танишиб чиқамиз.

1. Кучли асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрамайди, уларнинг эритмалари нейтрал муҳитга эгадир. Масалан, сувда KNO_3 эритилганда сувнинг диссоциланиш кимёвий мувозанати маълум бир томонга силжимайди, чунки K^+ ва NO_3^- ионлари H^+ ва OH^- ионлари билан кам диссоциланувчи ёки диссоциланмайдиган моддаларни ҳосил қилмайдилар. Яъни:



ҚОН ёки HNO_3 ҳосил бўлмайди, чунки улар тўлиқ диссоцилангандир. Кимёвий мувозанат тўлиқ 2-чи реакция томонга, яъни кам диссоциланувчи H_2O молекуласи ҳосил бўлиш томонига силжиган, KNO_3 нинг гидролизи рўй бермайди, чунки эритмадан на H^+ иони, на OH^- ионини топиб бўлмайди, эритма нейтралдир. Шунингдек NaCl , NaSO_4 , NaNO_3 гидролизга учрамайди.

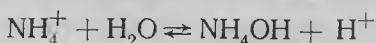
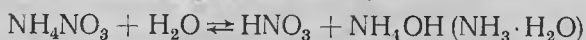
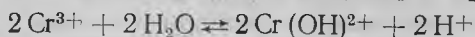
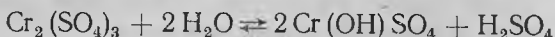
2. Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрайдилар, масалан, CH_3COONa , K_2CO_3 , K_2S , Na_2S . Чунки бу тузларнинг таркибида кам диссоциланувчи кислота қолдиқлари мавжуддир:



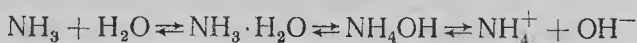


Бундай турдаги тузлар гидролизи туфайли эритма муҳити ишқорий бўлади.

3. Кучсиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизга учрайдилар. Ҳосил бўлган модда кислотали реакцияни ҳосил қилади. Масалан:

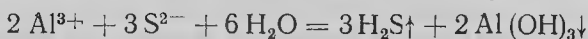
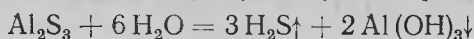


Аммиакли сувда NH_4^+ иони ва OH^- ионининг ҳосил бўлишини қуйидаги тенглама асосида тушунтириш мумкин:



Шунингдек CuCl_2 , AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ лар гидролизга учрайдилар.

4. Кучсиз кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган туз гидролизга учрайди, масалан: Al_2S_3 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Бу тузларнинг ионлари сув ионлари H^+ ва OH^- билан осон бирикадилар. Шунинг учун мувозанат кучсиз электролитлар ҳосил бўлиш томонига қараб силжийди. Бу тузлар гидролиз вақтида кучсиз кислота, кучсиз асос ёки асосли туз ҳосил қиладилар. Масалан:

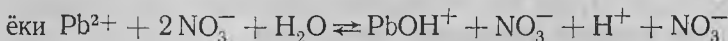


Босқичли гидролиз

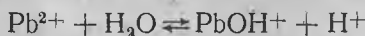
Кўп валентли катион ва кучсиз кислота ёки кўп валентли кучсиз кислота аниони сақлаган тузлар босқичли гидролизга учрайдилар. Масалан: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



қўрғошин (II)
гидроксонитрат



агар тенгламанинг ҳар иккала томонидаги ўхшаш ионларни қисқартириб ёзсак, у ҳолда:



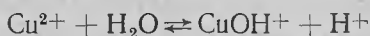
2- босқич: $\text{Pb}(\text{OH})(\text{NO}_3) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$

ёки $\text{PbOH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$ бу босқич жуда оз содир бўлади. Реакция муҳити кислотали, $\text{pH} < 7$.

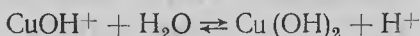
CuCl_2 гидролизи ҳам худди шунга ўхшаш ҳолда боради:

I- босқич: $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuOHCl} + \text{HCl}$

ёки

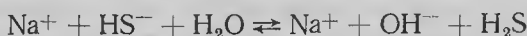
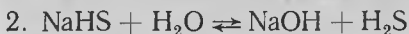
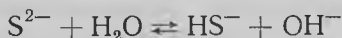
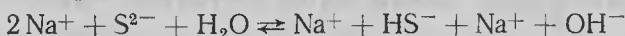
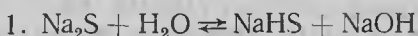


Гидролиз иккинчи босқичда анча паст даражада боради:



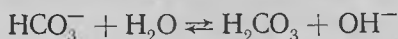
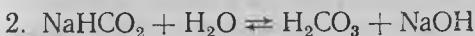
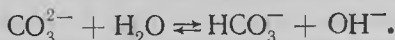
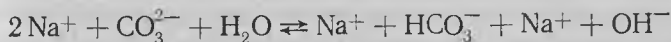
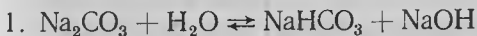
Шундай қилиб, кучсиз асос ва кўп валентли кислота анионларидан тузилган туз гидролизи кўпинча I- босқич асо-сида боради.

Кучли асос ва кўп негизли кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туз гидролизи ҳам босқичма-босқич боради:



Бу ҳолда ҳам иккинчи босқич деярлик бормайди, реакция муҳити ишқорий $\text{pH} > 7$.

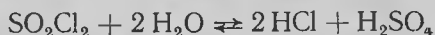
Na_2CO_3 гидролизи ҳам босқичма-босқич боради:



Лекин, юқорида айтилгандек, иккинчи босқич эритмада OH^- ионлари йиғилиб қолиши ҳисобига мувозанат сезиларли даражада чап томонга силжийди.

Тузларнинг бундай гидролизи пайтида OH^- иони концентрацияси ортади. Натижада реакция муҳити ишқорий бўлади, $\text{pH} > 7$.

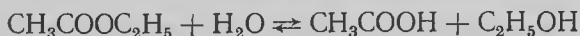
PCl_3 , PCl_5 , PBr_3 , SO_2Cl_2 ва бошқа галоидангидридларнинг гидролизи кўпинча икки хил кислота ҳосил бўлиши билан боради:



Полисахаридларнинг гидролизи моносахаридларнинг ҳосил бўлиши билан боради:



Этил эфирининг гидролизи сирка кислота ва этил спирти ҳосил бўлиши билан боради:



2.8. ГИДРОЛИЗЛАНИШ КОНСТАНТАСИНИ ВА ГИДРОЛИЗЛАНИШ ДАРАЖАСИНИ АНИҚЛАШ УСУЛЛАРИ

Гидролиз жараёнининг муҳим тавсифларидан бири гидролизланиш константаси ва гидролизланиш даражасидир.

Кўпчилик тузлар гидролизланганда гидролиз маҳсулоти маълум миқдорда ҳосил бўлгандан кейин гидролизланиш тўхтайди, яъни гидролизланмаган туз молекулалари билан гидролиз маҳсулоти орасида ҳаракатчан мувозанат вужудга келади. Шунинг учун тузлар гидролизи қайтар кимёвий жараён сингари массалар таъсири қонунига бўйсунди ва ундаги мувозанат константаси *гидролизланиш константаси* дейилади.

Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузнинг гидролизи, маслан, $\text{KCN} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{KOH} + \text{HCN}$ миқсолида гидролиз константасини кўриб чиқайлик.

Сувнинг концентрациясини ўзгармас қиймат деб қабул қилиб, уни ёзмасак, юқоридаги қайтар жараённинг мувозанат константаси қуйидагича ифодаланadi:

$$K_m = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Суюлтирилган эритмаларда сувнинг концентрацияси ўзгармас бўлганлиги учун унинг сон қийматини қуйидагича ёзиш мумкин:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{\text{сув}} = 10^{-14} \text{ бундан } OH^- = \frac{K_{\text{сув}}}{H^+}$$

Юқоридаги мувозанат константаси тенгламасидаги $[OH^-]$ ўрнига $K_{\text{сув}}/H^+$ қийматини қўйиб қўйидаги ифодани ҳосил қиламиз:

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{[HCN] \cdot K_{\text{сув}}}{[CN^-] \cdot [H^+]}$$

$\frac{[HCN]}{[CN^-] [H^+]}$ катталик цианид кислотанинг диссоциланиш константасини тескари қиймати бўлганлиги учун $\frac{1}{K_{\text{кисл.}}}$ кўринишида ёзамиз, у вақтда

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{сув}}}{K_{\text{кисл.}}}$$

Кучли кислота ва кучсиз асосдан ҳосил бўлган тузнинг гидролизланиш константасини юқоридаги усулга асосланиб топиш мумкин:

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{сув}}}{K_{\text{асос}}}$$

Агар гидролиз анион ва катионлар иштирокида борса, у вақтда

$$K_{\text{гидр.}} = \frac{K_{\text{сув}}}{K_{\text{кисл.}} \cdot K_{\text{асос}}}$$

Гидролизланган туз молекулалари сонинг эритилган туз молекулалари сонига бўлган нисбатига тузнинг гидролизланиш даражаси дейилади ва у h ҳарфи билан белгиланади.

Гидролизланиш даражаси кучсиз электролитларнинг диссоциланиш даражасига ўхшайди. Шунинг учун суюлтириш қонуни тенгламасидан фойдаланиб тузнинг гидролизланиш даражасини қўйидагича ифодалаш мумкин:

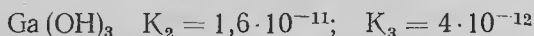
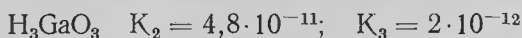
$$K_{\text{гидр.}} = \frac{h^2 \cdot c_{\text{туз}}}{(1-h)}$$

Қўйидаги 5-жадвалда баъзи бир тузларнинг гидролизланиш даражаси h ва pH қийматлари берилган.

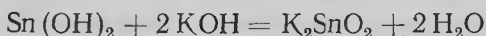
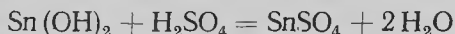
Туз	h, %	pH	Гидролиз реакциясининг ионли тенгламаси
NH_4Cl	0,007	5,3	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	0,5	7,0	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$
KCN	1,2	11,1	$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$
Na_3PO_4	34,0	12	$\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$

2.9. АМФОТЕР ЭЛЕКТРОЛИТЛАР

Баъзи бир гидроксидлар ҳам асос ҳам кислота хоссаларини намоён қиладилар. Ана шундай гидроксидлар *амфотер гидроксидлар* деб аталади. Бундай гидроксидларга: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ва бошқаларни келтириш мумкин. Масалан, галлий гидроксидининг диссоциланиш константаси:



Амфотер гидроксиднинг кислота ва ишқор билан реакциясини кўриб чиқамиз:



3. ҚООРДИНАЦИОН БИРИҚМАЛАР

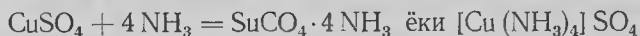
3.1. КОМПЛЕКС ИОНЛАРНИНГ ҲОСИЛ БУЛИШИ БИЛАН БОРАДИГАН РЕАКЦИЯЛАР

Оддий турдаги ионли ёки ковалент боғланишли бирикмалардан ташқари, нейтрал бирикмаларнинг ўзаро бирикишидан ҳосил бўладиган координацион (донор-акцептор) боғланишли мураккаб, юқори тартибли молекуляр бирикмалар ҳам мавжуд.

Молекуласи таркибида комплекс ионлар бўлган бирикмалар комплекс бирикмалар деб аталади. Улар ички

сферада комплекс ҳосил қилувчи ион (марказий атом) ва у билан бевосита бириккан молекулаларнинг атомлари кўпинча лиганд деб аталадиган заррачалардан тузилган бўлади.

XX асрда кўплаб янги кимёвий бирикмалар ажратиб олиниши ва уларнинг тузилишини ўрганилганда, улар оддий бирикмаларга ўхшаш валентлик қоидаларига тўғри келмайдиган кимёвий боғланишларга эга эканлиги маълум бўлди. Кўпчилик элементлар бошқа элементлар билан координацион боғ ҳосил қилиши ва шу асосда мураккаб — координацион бирикмалар келиб чиқиши тушунтирилди. Комплекс ҳосил қилувчи ионлар валентлик қоидаси бўйича эмас, балки ўзларига хос координациялаш хоссалари асосида турли хил заррачаларни атрофларига тўплаб мустақкам боғлар ҳосил қилиши мумкин. Масалан, металлларнинг карбонилли бирикмалари: $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Cr}(\text{CO})_6$ ва, шунингдек аммиакли бирикмаларида валентлик асосида бир-бири билан боғланмай, балки С ва N атомлари ва CO , NH_3 молекулаларида тақсимланмаган, яъни эркин электронлар ҳисобига боғланиши мумкинлиги аниқланди. Масалан:



Бу мисолларда $[\text{BF}_4]^-$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ионлар ички сфера, улардаги В, Сu, Ag — марказий атомлар, F, NH_3 лар лигандлар, улардаги 4 ва 2 — координацион сонлардир.

Марказий атом билан бириккан лигандлар сонига комплекс бирикманинг координацион сони дейилади. Кўпинча марказий атомнинг валентлиги билан координацион сон катталиги орасида оддий муносабат бор: марказий атомнинг валентлиги 1, 2, 3, 4 бўлса, координацион сон 2, 4(6), 6(4), 8(10) бўлиши кузатилади (қавс ичидаги координацион сонлар кам учрайди). Марказий атом радиуси кичик, лиганд радиуси катта бўлганда координацион сон қиймати камроқ, марказий атом радиуси катта, лиганд радиуси кичик бўлганда координацион сон қиймати катталашishi мумкин. Масалан, Al^{3+} ва F^- ионлари $[\text{AlF}_6]^{3-}$ ни ҳосил қилса, I^- билан $[\text{AlI}_4]^-$ ни ҳосил қилади.

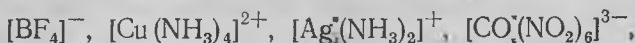
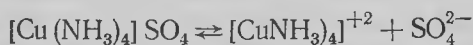
Қуйидаги 6-жадвалда комплекс бирикмалар ҳосил қилувчи металл ионларининг координацион сонлари берилган.

6-жадвал

Ионлар	Координацион сон	Ионлар	Координацион сон	Ионлар	Координацион сон
Al ³⁺	6 (4)	Cu ⁺	2	Ni ²⁺	4 ва 6
Zn ²⁺	4 ва 6	Cu ²⁺	4 ва 6	Ni ³⁺	6
Cd ²⁺	4 ва 6	Au ⁺	2	Co ²⁺	4 ва 6
Hg ²⁺	4	Au ³⁺	4	Co ³⁺	6
Pb ²⁺	4	Pt ²⁺	4	Fe ²⁺	6
Sn ⁴⁺	6	Pt ⁴⁺	6	Fe ³⁺	6
Ag ⁺	2	Mn ²⁺	6	Cr ³⁺	6

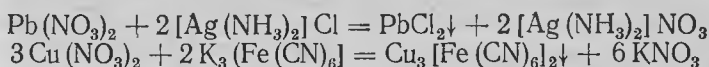
Комплекс бирикмаларни ҳосил қилувчи ионларга жадвалда кўрсатилган металл ионлари билан бир қаторда *d* — элементларига тааллуқли Mn, Re, Mo каби нейтрал атомлар, шунингдек B⁺³, Si⁺⁴, P⁺⁵, S⁺⁶, N⁻³, I⁻ каби мусбат ва манфий зарядли металлмаслар ионлари кирадилар. Лигандларга манфий зарядланган (CN⁻, CNS⁻, NO₂⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻, OH⁻, CO₃²⁻, S²⁻, SO₃²⁻, S₂O₃²⁻), шунингдек қутбли молекулалар (NH₃, H₂O, NO, CO, PH₃ ва органик бирикмалардан C₂H₅OH, C₂H₅NH₂, C₆H₅N) ва бошқалар киради.

Комплекс бирикмалар сувда эритилганда оддий ва мураккаб ионларга диссоциланадилар:



[PtCl₆]²⁻, [Fe(CN)₆]³⁻, [Fe(CN)₆]⁴⁻ каби ионлар комплекс ионлар деб юритилади.

Ионли реакцияларда комплекс ионлар бир кимёвий бирикма таркибидан бошқа бирикмага ўтса, уларнинг таркиби ёки хоссалари ўзгармайди:



3.2. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАРНИНГ БАРҚАРОРЛИГИ

Комплекс ионлар сувдаги эритмаларида жуда кучсиз электролитлар сингари оз миқдорда бўлса ҳам оддий ионларга диссоциланадилар. Масалан:

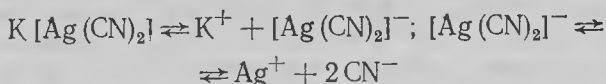
$\text{Ag}(\text{CN})_2]^{+} \rightleftharpoons \text{Ag}^{+} + 2\text{CN}^{-}$, бундан эритмадаги Ag^{+} ва CN^{-} ионларининг концентрацияси жуда кичик бўлганлиги учун мувозанат чап томонга кучли силжиган бўлади. Бу қайтар жараёнга массалар таъсири қонуни татбиқ этилса:

$$K_{\text{дисс.}} = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{CN}^{-}]^2}{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}} \text{ бўлади.}$$

Комплекс бирикмаларнинг ионларга ажралиши диссоциланиш константаси, яъни беқарорлик константаси (K_6) билан белгиланади. Юқоридаги тенгламада $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{+}$ нинг (Ag^{+} ва 2NH_3) диссоциланиш константаси:

$$K_6 = 9,3 \cdot 10^{-8} \text{ га тенг.}$$

$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ комплекс бирикмасидаги ионнинг диссоциланиши ва беқарорлик константасининг ифодаси қуйидагича ёзилади:



$$K_6 = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{CN}^{-}]^2}{\{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-}\}} = 1,1 \cdot 10^{-21}$$

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ учун беқарорлик константаси:

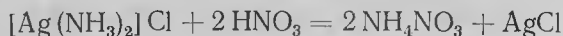
$$K_6 = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^{-}]^6}{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}\}} = 1,26 \cdot 10^{-44}$$

Беқарорлик константа қийматидан кўринаяптики, кумуш тетрааммиакат иони анча беқарор комплекс бирикмадир, кумуш цианид эса унга нисбатан $8,5 \cdot 10^{13}$ марта турғун экан.

Қуйидаги 7-жадвалда баъзи бир комплекс бирикмаларнинг беқарорлик константалари келтирилган.

Ион	K ₆	Ион	K ₆
1	2	3	4
[AgCl ₂] ⁻	9,1·10 ⁻⁶	[Fe(CN) ₆] ³⁻	1,26·10 ⁻⁴⁴
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	9,3·10 ⁻⁸	[Fe(SCN) ₂] ⁺	4,67·10 ⁻⁵
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	1,1·10 ⁻¹³	[HgI ₄] ²⁻	1,5·10 ⁻³⁰
[Ag(CN) ₂] ⁻	1,1·10 ⁻²¹	[Hg(CN) ₄] ²⁻	4,0·10 ⁻⁴²
[Cd(CN) ₄] ²⁻	7,8·10 ⁻¹⁸	[Ni(NH ₃) ₆] ⁰⁺	1,9·10 ⁻⁹
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	7,6·10 ⁻⁸	[Ni(CN) ₄] ²⁻	1·10 ⁻³¹
		[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	1,26·10 ⁻³⁷

Комплекс бирикма таркибига кирувчи бирор таркибий қисм концентрациясини пасайиши комплекс бирикманинг парчаланиб кетишига олиб келади, масалан:



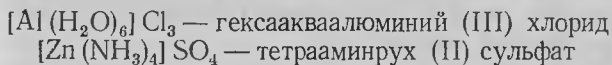
чунки кислота таркибидаги водород иони NH₃ билан бирикб, NH₄⁺ айланганлиги учун кимёвий мувозанат аммиак ҳосил бўлиши томон силжийди. Натижада кумуш иони концентрацияси ошиб, NH₃ концентрацияси камаяди. Эритмада Cl⁻ ионлари кўплиги туфайли, кумуш ионлари хлор ионлари билан ўзаро бирикиб, AgCl—оқ чўкма ҳосил қилади. Натижада комплекс бирикма парчаланиб кетади. Яна бир мисол келтирамиз: NiSO₄ ва [Ni(NH₃)₆]SO₄ эритмаларига КОН эритмаси қуйилса, биринчи эритмада чўкма ҳосил бўлади, аммо иккинчи эритмада чўкма ҳосил бўлмайди. Биринчи эритмада чўкма тушишига сабаб [Ni²⁺] ва [OH⁻] ионларининг концентрациялари кўпайтмаси уларнинг ЭК_{Ni(OH)₂} қийматидан юқори бўлганлиги учун Ni(OH)₂ чўкмага тушади. Аммо [Ni(NH₃)₆]SO₄ комплекс бирикма SO₄²⁻ ва [Ni(NH₃)₆]⁻ ионларга диссоциланади ва оз миқдорда [Ni(NH₃)₆]²⁺ иони [Ni²⁺] ва NH₃ молекулалари ҳосил бўлади. Эритмада [Ni²⁺] [OH⁻] концентрация кўпайтмалари ЭК_{Ni(OH)₂} қийматидан паст бўлганлиги учун Ni(OH)₂ чўкмага тушмайди. Агар NiSO₄ ва [Ni(NH₃)₆]SO₄ эритмаларига аммоний сульфид эритмаси қуйилса, NiS—қора чўкма ҳар иккала эритмада ҳам ҳосил бўлади, чунки NiS нинг эрувчанлик кўпайтмаси Ni(OH)₂ никига қараганда анча паст, яъни ЭК_{NiS} = 1,4.

$\cdot 10^{-24}$; $\text{ЭК}_{\text{Ni}(\text{OH})_2} = 1,6 \cdot 10^{-14}$. Демак эритмадаги оз миқдордаги Ni^{2+} нинг бўлиши NiS — қора чўкмани ҳосил бўлишига олиб келади, чунки бу чўкма сувда жуда ёмон эриydi.

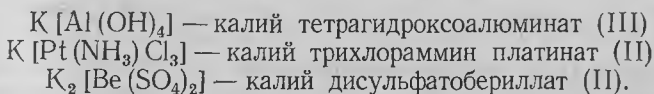
3.3. КОМПЛЕКС БИРИКМАЛАР НОМЕНКЛАТУРАСИ

Бу номенклатура бўйича таркибда катион бўлган комплекс бирикмаларни номлашда, аввало, комплекс бирикмадаги лигандлар номига «о» қўшимчаси қўшиб айтилади, масалан: F^- — фторо, Cl^- — хлоро, NO_2^- — нитрато, CN^- — циано, SCN^- — родано, OH^- — гидроксо ва бошқа лигандлар. Агар лигандларнинг сони бирдан ортиқ бўлса, улар юнонча рақамлар ёрдамида саналади: масалан, 2 — ди; 3 — три; 4 — тетра; 5 — пента; 6 — гекса; 7 — гепта; 8 — окта; 9 — нона ва 10 — дека деб юритилади. Сўнгра ички сферада нейтрал молекулалар бўлса, уларнинг номи айтилади, масалан: NH_3 — аммин; NO — нитрозил; H_2O — аква ва бошқалар. Ундан кейин комплекс ҳосил қилувчи ионнинг номи айтилади. Уларни айтишда комплекс ҳосил қилувчи ионларнинг латинча номи айтилади.

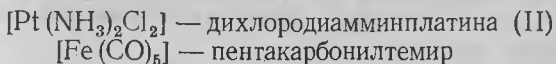
Агар комплекс заррача катион ҳолида бўлса, олдин манфий зарядланган лигандлар сони ва номи охирига «о» ҳарфини қўшиб, ундан кейин нейтрал лигандлар сони ва номи айтилади, сўнгра катион, унинг валентлиги ва охирида ташқи сфера аниони айтилади. Масалан, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_3)\text{Cl}]\text{NO}_3$ — хлоронитротетрааммин кобальт (III) нитроат.



Комплекс ион анион ҳолида бўлса олдин катион ва кейин комплекс ион юқоридаги тартибда номланади, унинг охирига «ат» қўшимчаси қўшилади. Масалан,

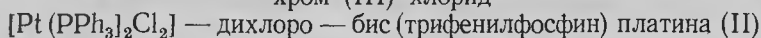
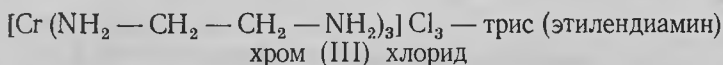


Нейтрал комплекс бирикмалар шу қоидалар асосида ягона сўз билан номланади:



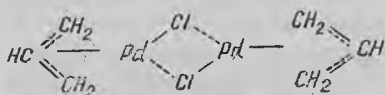
Оддий лигандлар сони юнон рақамлари орқали саналса, мураккаб лигандлар (этилендиамин, трифенилфосфин ва бошқалар) «бис», «трис», «тетракис» перфикслари ёрдамида номланади.

Масалан:

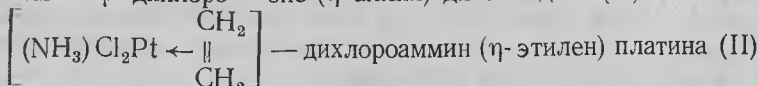


Кўп ядроли комплекс бирикмаларда кўприк лигандлари номидан олдин перфикс μ , тўйинмаган органик бирикма лигандлик вазифасини бажарса перфикс η - қўшиб ёзилади.

Масалан,



номи — μ - дихлоро — бис (η - аллил) дипалладий (II)



Баъзан рационал номенклатурадан ҳам фойдаланиш мумкин, масалан: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — сариқ қон тузи; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — қизил қон тузи; $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ — турбул кўки; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ — Берлин сири.

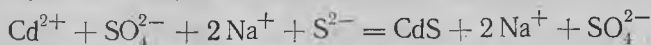
3.4. ИОН АЛМАШИНИШ РЕАКЦИЯЛАРИНИНГ ТЕНГЛАМАЛАРИ

Ҳар бир кимёвий реакция тенгламалари ҳар хил кўринишда ёзилиши мумкин:

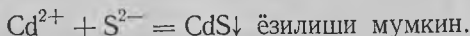
Молекуляр ҳолда:



Тўлиқ ион-молекуляр ҳолда:

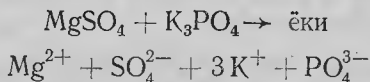


Қисқартирилган ион-молекуляр ҳолда:



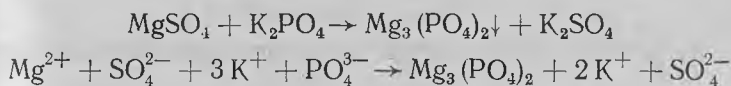
Мисол тариқасида магний сульфат эритмаси билан калий фосфат эритмаси ўртасидаги реакция тенгламасини кўриб чиқамиз.

1. Аввало реакцияга киришувчи реагентларнинг формуласи реакциянинг чап томонида молекуляр ҳолда ёзиб чиқилади ва бу моддалар ўртасида «+» белгиси қўйилади:



Реакцияга киришувчи моддалар кучли электролитлар бўлиб, реакциянинг бу шароитида оксидланиш-қайтарилиш хоссаларини намоён қилмайди, бу реакция ҳақиқий ион алмашилиш реакциясидир.

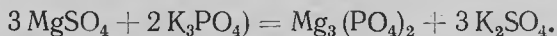
2. Моддаларнинг эрувчанлиги жадвалидан фойдаланиб, Mg^{2+} иони билан PO_4^{3-} ионлари ўзаро бирикиб, сувда ёмон эрийдиган $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ кристалл моддани ҳосил қиладилар. K^+ иони билан SO_4^{2-} чўкма ҳосил қилмайдилар, чунки бу туз кучли электролит бўлиб, эритмада ион ҳолида қолади. Шунинг учун тенгламанинг ўнг ва чап томонини қуйидагича ёзса бўлади:



Бу реакцияда кимёвий мувозанат кам эрувчи $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ чўкмасининг ҳосил бўлиш томонига қараб силжийди.

3. Тенгламанинг ўнг томонидаги моддалар таркибидаги элементларнинг валентликлари текширилади.

4. Тенгламанинг ўнг ва чап томонидаги элементларнинг атом сонларини текшириб, керакли коэффициентлар қўйиб чиқилади ва реакцияга қадар олинган атом сонлари реакцияда ҳосил бўлган моддаларнинг атом сонларига тенглашгач тенглик белгиси (=) қўйилади:



Тенгламаларни тенглаштиришда Д. И. Менделеев даврий системаси муҳим аҳамиятга эга. Элементнинг турган даври ва группасига қараб, реакция вақтида қандай моддалар ҳосил бўлишини, қанча миқдорга эга бўлишини ва кимёвий мувозанат қайси томонга қараб йўналиши тўғрисида маълум бир тасаввурга эга бўлиш мумкин.

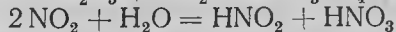
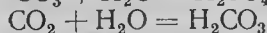
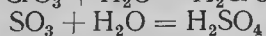
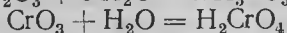
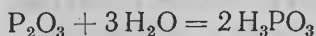
3.5. КИСЛОТА, АСОС ВА ТУЗЛАРНИНГ ОЛИНИШИ

А. Кислоталарнинг олинishi

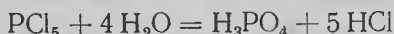
а) Тузларга кислота таъсир эттириш йўли орқали янги кислота олиш мумкин:



б) Ангидридларни сувда эритиш орқали ёки баъзи бир металлларнинг юқори оксидларини сувда эритилганда ҳам кислоталар ҳосил бўлиши мумкин:



в) Фосфор (V) хлоридни сувда эритиб:



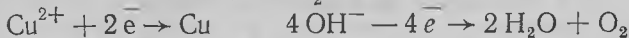
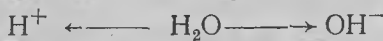
г) Кислота ҳосил қилувчи моддаларни оксидлаш орқали:



д) Таркибида кислород сақлаган кислота қолдигидан тузилган тузларнинг сувли эритмасини электролиз қилиш орқали:

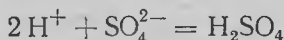
Катодда:

Анодда:

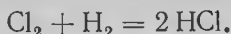


қайтарилиш

оксидланиш



е) Металлмасларнинг водород билан ҳосил қилган бирикмасини сувда эритиб кислота ҳосил қилиш мумкин:



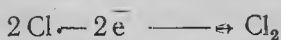
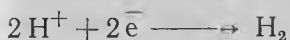
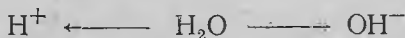
I ҳажм сувда 500 ҳажм HCl эрийди. HCl нинг сувдаги эритмасига хлорид кислота дейилади.

Б. Асосларнинг олинishi

1) Ишқорий ва ишқорий-ер металлари тузларининг сувдаги эритмаларини электролиз қилиш орқали: KCl , $NaCl$, $BaCl_2$

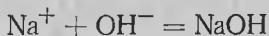
Катодда

Анодда



қайтарилиш

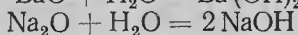
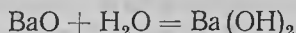
оксидланиш



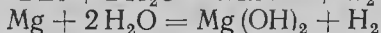
2) Оғир металл тузларининг сувдаги эритмаларига ишқор таъсир эттириб:



3) Актив металллар оксидларини сувда эритиб:



Актив металлларнинг сув билан реакцияси натижасида:

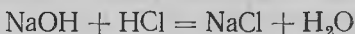


В. Тузларнинг олинishi

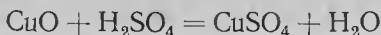
1. Қислоталарга металлларни таъсир эттириб:



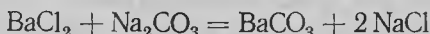
2. Қислоталарга ишқор ёки асос таъсир эттириб:



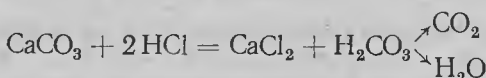
3. Қислоталарга металл оксидларини таъсир эттириб:



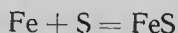
4. Тузларни бир-бирига таъсир эттириб:



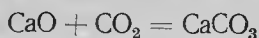
5. Қислоталарни тузларга таъсир эттириб:



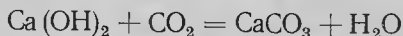
6. Металллар билан металлмасларни ўзаро бир-бирига таъсир эттириб:



7. Металл оксидлари билан кислотали оксидларни ўзаро бир-бирига таъсир эттириб:



8. Асосларга ангидридларни таъсир эттириб:



9. Пассив металл тузларига актив металлларни таъсир эттириб:



Г. Нордон тузларнинг олиниши

1. Кўп негизли кислоталарнинг битта ёки иккита водороди ўрнини металл атоми билан алмаштириш орқали:



2. Кўп негизли кислоталарга ўрта тузларни таъсир эттириб:



3. Ўрта тузларга сувли шароитда шу туз таркибига кирувчи кислота ангидриди таъсири натижасида:

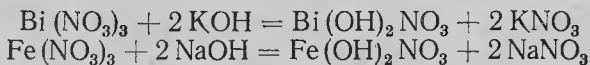


Д. Асосли тузларнинг олиниши

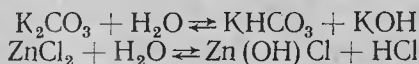
1. Асосларнинг тўлиқ нейтралланмаслиги натижасида ҳосил бўлади.



2. Ўрта тузларнинг ишқорлар билан бўлган реакциялари натижасида ҳосил бўлади:



Шунингдек, асосли ва нордон тузлар ўрта тузларнинг гидролизи вақтида ҳам ҳосил бўлиши мумкин:



Ион алмашилиш реакциялари фан ва техникада кенг қўлланилади. Улардан тузларни олишда ва уларни тозалашда, рудалар таркибидан металлларни ажратишда, катион ва анионларни ажратишда, витаминларни тозалашда, шўр сувларни тузсизлантириш ва юм-

шатишда гидролиз йўли билан глюкоза, ксилоза ва кўп атомли спиртларни олишда, этил спирти ва озиқ-овқат саноатида ишлатиладиган кислоталарни олишда муҳим роль ўйнайдилар.

3.6. МАШҚЛАР

А. Чўкмалар ҳосил бўлиши ва эриши билан борадиган реакциялар

Чўкмаларни ҳосил бўлиши ва эриши билан борадиган реакциялар тенгламаларини тузишда китобнинг орқа қисмида берилган тузларнинг эрувчанлиги жадвалдан албатта фойдаланиш керак бўлади.

1. Қуйида келтирилган реакция тенгламаларини молекуляр ва ионли ҳолда ёзинг:

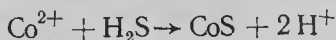
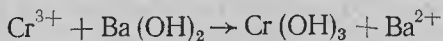
- а) темир (III) хлорид билан натрий фосфат,
- б) барий хлорид билан калий хромат,
- в) темир (II) сульфат билан калий гидроксид,
- г) стронций хлорид билан сульфат кислота,
- д) кобальт (II) нитрат билан барий гидроксид,
- е) марганец (II) бромид билан аммоний сульфид,
- ж) қўрғошин нитрат билан водород сульфид,
- з) натрий хлорид билан кумуш нитрат,
- и) титан (IV) хлорид билан кумуш нитрат,
- к) висмут (III) хлорид билан водород сульфид,
- л) натрий сульфид билан никель сульфат,
- м) қўрғошин нитрат билан натрий хлорид,
- н) алюминий хлорид билан кумуш сульфат,
- о) натрий фосфат билан алюминий сульфат,
- п) темир (II) хлорид билан кальций фосфат.

2. Қуйидаги келтирилган тузларнинг ўзаро реакциялари натижасида ҳосил бўладиган кам эрувчан тузларнинг ионли тенгламаларини тузинг: калий хлорид, натрий фосфат, аммоний сульфид, мис сульфат, барий нитрат, кумуш нитрат.

3. Реакция тенгламасини ионли кўринишда ёзинг:



4. Қўйидаги реакция тенгламасини охирига етказинг:



5.* Чўкмаларнинг ҳосил бўлиш ва эриш шароитларини мисоллар асосида тушунтиринг.

6.* Моддаларнинг эрувчанлиги асосида нима учун суюлтирилган хлорид кислотада ZnS эришини ва HgS нинг эримаслигини тушунтиринг.

Б. Газ ажралиб чиқиши билан борадиган реакциялар

7. Қуйидаги реакция тенгламаларини молекуляр ва ионли кўринишда ёзинг:

- а)* темир (II) сульфид билан хлорид кислота,
- б) сурьма (III) сульфид билан хлорид кислота,
- в) магний силицид билан сульфат кислота,
- г) кальций фосфид билан нитрат кислота,
- д) кальций карбид билан сув,
- е) рух арсенит билан хлорид кислота,
- з) алюминий карбид билан сув.

В. Кучсиз электролит ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар

8. Қуйидаги моддаларнинг эритмалари ўртасида борадиган реакцияларнинг молекуляр ва ионли тенгламаларини ёзинг:

- а)* фосфат кислота ва кальций гидроксид,
- б) натрий бисульфат билан натрий гидроксид,
- в) сульфат кислота билан калий гидроксид,
- г) кальций бикарбонат билан кальций гидроксид,
- д) алюминий гидроксид билан сульфат кислота,
- е) натрий силикат билан хлорид кислота,
- ж) кальций бикарбонат билан бромид кислота,
- з) натрий цианид билан сульфат кислота,
- и) калий оксалат билан нитрат кислота,
- к) аммоний хлорид билан литий гидроксид,
- л) кальций гидроксид билан углерод (IV) оксид.

9. Кучсиз электролитлар: HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 ҳосил бўлишида кимёвий мувозанат шу моддалар ҳосил бўлиши томонига қараб силжиши билан борадиган реакцияларнинг кимёвий тенгламаларини тузинг.

10.* Қуйидаги тузларнинг гидролиз реакция тенгламасини тузинг ва реакция муҳитини кўрсатинг: а) рубидий сульфид; б) натрий ортофосфат; в) мис сульфат,

* шундай белгили масалаларнинг ечими 7-қисмда келтирилган.

г) алюминий нитрат, д) рух нитрат, е) магний хлорид, ж) хром сульфид, з) темир оксалат.

11. Қуйидаги тузларнинг қайси бири тўлиқ гидролизланади? а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NH_4Cl , K_2S , Al_2S_3 , б) қуйидаги тузларнинг сувли эритмаларида борадиган гидролиз реакцияси натижасида рўй берадиган реакция муҳитини кўрсатинг: ZnCl_2 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, FeCl_3 .

12. K_2S , KCN , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Cr_2S_3 , CuCl_2 , ZnCl_2 тузларининг гидролиз реакциясининг молекуляр ва ионли кўринишларини ёзинг. Гидролиз натижасида муҳит қандай бўлади?

13. Қуйидаги AlCl_3 , K_2CO_3 , NaCl тузларнинг сувли эритмалари қандай муҳитни (нордон, нейтрал ёки ишқорий) намоён қилади.

14. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ва Na_2S эритмалари аралаштирилганда алюминий гидроксид — $\text{Al}(\text{OH})_3$ чўкмага тушади. Бунинг сабабини тушунтиринг ва реакция тенгламасини ёзинг.

15. FeCl_3 эритмаси қиздирилганда гидролиз босқичли бориб $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ҳосил бўлиши билан тугалланади. Уччала босқични ва умумий реакция тенгламаларини ёзинг.

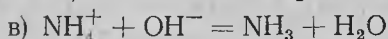
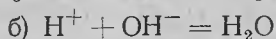
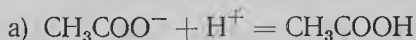
16. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ва Na_2SO_3 эритмалари аралаштирилганда $\text{Al}(\text{OH})_3$ чўкмага тушади. Бунинг сабабини тушунтиринг ва реакция тенгламасини ёзинг.

17. Нима учун NaH_2PO_4 тузининг сувдаги эритмаси кучсиз кислотали, Na_3PO_4 эритмаси эса кучли ишқорий характерга эга. Реакциянинг ионли тенгламаларини ёзинг.

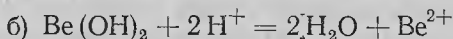
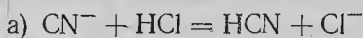
18. FeCl_3 ва Na_2CO_3 концентрланган эритмалари аралаштирилганда $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ҳосил бўлиб, CO_2 гази ажралиб чиқади. Реакциянинг ионли тенгламасини ёзинг.

19. Тузларнинг гидролизланишида кимёвий мувозанатни маълум бир томонга силжитиш учун қандай факторлар таъсир этади?

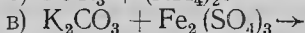
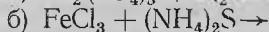
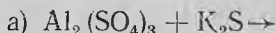
20. Қандай тузларнинг сувли эритмалари ўзаро бири билан реакцияга киришганда, молекуляр тенгламалари қуйида келтирилган ионли тенгламаларга мос келади?



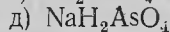
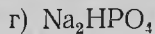
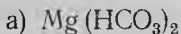
21. Қуйидаги тенгламаларни молекуляр кўринишда охирига етказинг:



22. Қуйидаги тенгламаларни молекуляр ва ионли ҳолда ёзинг (керакли ўринда сув молекулалари иштирок этиши мумкин):



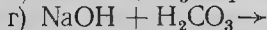
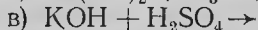
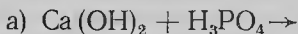
23. Қуйидаги асос ва нордон тузларни қандай реакция ёрдамида ўрта тузларга айлантириш мумкин?



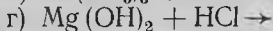
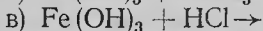
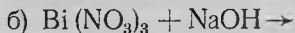
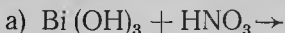
24. Қуйидаги тузларни олишда кислоталарнинг асослар билан нейтралланиш реакция тенгламаларини ёзинг:

а) кальций фосфат; б) алюминий нитрат; в) кальций арсенат; г) рух сульфат; д) калий карбонат.

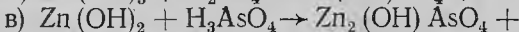
25. Асосларнинг кислоталар билан чала нейтралланиш реакция тенгламаларини ёзинг (нордон тузлар ҳосил бўлади):



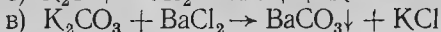
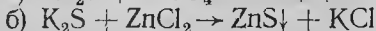
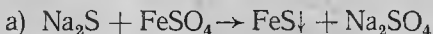
26. Асосли тузларнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини ёзинг:

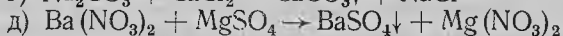
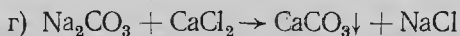


27. Қуйидаги кислота ва асосларнинг ўзаро реакцияси натижасида ҳосил бўладиган ўрта, нордон ва асосли тузларнинг реакция тенгламаларини ёзинг:



28. Қуйидаги схемалардан фойдаланиб, ионли тенгламалар тузинг:





е) Барий хлорид + мис сульфат → барий сульфат + мис хлорид

ж) сульфат кислота + калий гидроксид → калий сульфат + сув

з) нитрат кислота + натрий гидроксид → натрий нитрат + сув

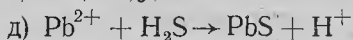
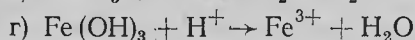
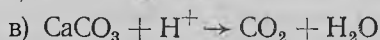
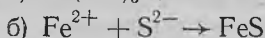
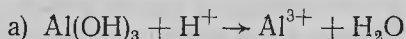
и) хлорид кислота + кальций гидроксид → кальций хлорид + сув

к) бромид кислота + натрий гидроксид → натрий бромид + сув

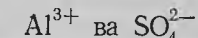
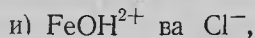
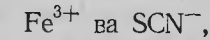
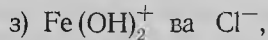
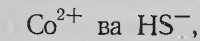
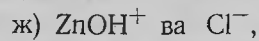
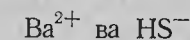
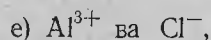
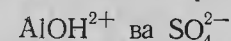
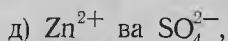
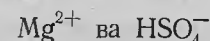
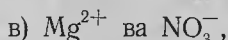
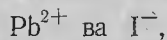
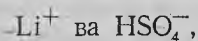
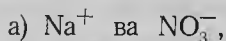
л) водород сульфид + натрий гидроксид → натрий сульфид + сув

м) темир сульфид + хлорид кислота → водород сульфид + темир хлорид.

29. Қуйидаги ионли схемалар асосида молекуляр тенгламалар тузинг:



30. Қуйидаги катион ва анионлардан ҳосил бўлган тузларнинг формулаларини ёзинг:



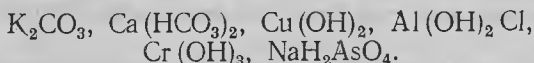
31. Формулалари H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_3AsO_4 бўлган кислоталарнинг кислота қолдиқларидан қайсилари нордон тузлар таркибига киради?

32. Реакция қуйидаги тенглама бўйича боради:



Шу реакциянинг тенгламасини молекуляр шаклда ёзинг.

33. Қуйидаги электролитларнинг босқичли диссоциланиш тенгламаларини тузинг:



34. Қуйидаги моддалар эритмаларида қандай ионлар бўлади: H_2SO_4 , NaHCO_3 , H_2S , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, HNO_3 , LiOH , CH_3COOH .

35. Қуйида берилган моддалар ўртасидаги реакция тенгламаларини молекуляр ва ионли ҳолда ёзинг:

- қўрғошин (II) нитрат ва калий йодид,
- симоб (II) нитрат ва водород сульфид,
- хром хлорид ва натрий гидроксид,
- қалай хлорид ва калий гидроксид.

Г. Комплекс ионлар ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар

36. Қуйидаги реакция тенгламаларини молекуляр ва ионли ҳолда ёзинг:

- * кобальт (II) роданид билан аммоний роданид,
- калий цианид билан никель цианид,
- кадмий сульфат билан аммиак,
- мис (II) хлорид билан аммиак,
- кумуш йодид билан натрий тиосульфат,
- кадмий хлорид билан калий цианид.

37. Қуйидаги комплекс бирикмаларда:

- | | |
|---|---|
| а) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, | б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$, |
| в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]$, | г) $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{OH})_2]$, |
| д) $\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]$, | е) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]$. |

Хромнинг оксидланиш даражаси +3 га тенг. Бу бирикмалардаги комплекс ионнинг зарядини ва комплекс ҳосил қилувчининг координацион сонини аниқланг.

38. Қуйидаги оксидланиш даражаси +2 га тенг бўлган палладий, платина, темир ва никель билан ҳосил

қилинган комплекс бирикмалардаги а) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{NO}_2]$, г) $[\text{Fe}(\text{NH}_3)(\text{CN})_5]$, д) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, е) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ комплекс ионлар зарядининг миқдорини ва ишорасини аниқланг.

39. Қуйидаги комплекс бирикмалардаги

а) $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, б) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, в) $\text{Zn}[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, г) $\text{K}[\text{AuCl}_4]$, д) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, е) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, комплекс ҳосил қилувчининг оксидланиш даражасини ва координацион сонини аниқланг.

40. а) $\text{Ca}[\text{PtCl}_6]$, б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_3]$, г) $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$, д) $\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, е) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$

комплекс бирикмалар ҳосил қилувчисининг оксидланиш даражасини ва координацион сонини ҳисобланг.

41. Таркиби а) KCN , AgCN ; б) $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; в) 2KCN , $\text{Cu}(\text{CN})_2$; г) $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; д) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; е) $2\text{KI}_2 \cdot \text{HgJ}_2$ дан ташкил топган комплекс бирикмалардаги комплекс ион зарядини ва ишорасини аниқланг.

42. Таркиби: а) $\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{NaCN}$; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{NH}_3$;

в) $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{NH}_3$ дан ташкил топган комплекс бирикмаларнинг формулаларини ёзинг. Бу бирикмалардаги комплекс ҳосил қилувчисининг оксидланиш даражасини ва координацион сонини аниқланг.

43. Қуйидаги комплекс бирикмаларда а) $\text{CoBr}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, в) $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, кобальтнинг оксидланиш даражаси +3 га тенг. Бу бирикмаларнинг сувдаги эритмаларида ионларга диссоциланишини ёзинг.

44. Қуйидаги комплекс бирикмаларда а) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$; б) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; в) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot \text{NH}_3$; г) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{HCl}$, платининг оксидланиш даражаси +2 га тенг. Бу бирикмаларнинг ионларга диссоциланишини ёзинг.

45. Жуфтлаб олинган қуйидаги тузлар

а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ва FeCl_3 ,

б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ва FeSO_4 ,

в) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ва KCl .

орасида борадиган алмашиниш реакцияларининг молекуляр ва ионли тенгламаларини ёзинг.

46. Қуйидаги бирикмалар таркибидаги комплекс ҳосил қилувчи ионнинг оксидланиш даражасини аниқланг: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$.

47. Қуйидаги бирикмалар таркибидаги комплекс ҳосил қилувчи ионларнинг оксидланиш даражаси ва координацион сонини аниқланг: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{Mo}(\text{CN})_7]$

48. Қуйидаги бирикмаларни комплекс бирикмалар тарзида ёзинг:



49. Қуйидаги бирикмаларни диссоциланиш тенгламасини ёзинг:



4. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ

4.1. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ ЖАРАЁНИ

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари жуда кенг тарқалган бўлиб, улар назарий ва амалий жиҳатдан реакциялар орасида муҳим роль ўйнайдилар.

Буг қозонлари ва машина двигателларида ёқилғиларнинг ёниши, металлларни электролитик чуқтириш, гальваник элементларда ва аккумуляторларда борадиган кимёвий жараёнларнинг барчаси оксидланиш-қайтарилиш реакциялари асосида боради. Оддий моддалар (темир, хром, марганец, никель кобальт, вольфрам, мис, кумуш, рух, олтингургурт, хлор, йод ва бошқалар), шунингдек қимматбаҳо кимёвий маҳсулотлар (аммиак, ишқорлар, сульфит ангидрид, нитрат ва сульфат кислоталар) нинг олиниш усуллари оксидланиш-қайтарилиш реакциялари асосида боради. Аналитик кимёда қўлланиладиган перманганатометрия, йодометрия, броматометрия каби илмий-текшириш ишларида қўлланиладиган услублар оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари асосида боради.

Оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари табиатнинг энг асосий жараёнларидан биридир. Нафас олиш, ўсимликлар томонидан карбонат ангидрид газининг ютилиши унинг ўрнига соф кислородни ажратиши, моддалар олмашинуви каби биологик ҳодисалар оксидланиш-қайтарилиш жараёнларига асосланган.

Узоқ йиллар мобайнида одамлар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидан фойдаланиб келдилар, аммо унинг туб маъносини ўша вақтларда чуқур тушунмаганлар.

Фақат XX асрнинг бошларида оксидланиш-қайтарилиш жараёнларининг электрон назарияси яратилади. Ана шундай назариянинг тадқиқотчиларидан Л. В. Пи-

саржевский, Я. И. Михайленко, А. М. Беркенгейм ва бошқалар эдилар.

Оксидланиш-қайтарилишнинг ҳозирги замон назариясини тушуниш учун, аввало элементларнинг электрон тузилишини, уларнинг оксидланиш даражаларини тушуниб етмоқ зарур.

4.2. ВАЛЕНТЛИК ВА ОКСИДЛАНИШ ДАРАЖАСИ

Валентлик сўзи латинча сўз бўлиб — *valentia* — куч, яъни маълум бир элемент атоми бошқа элементнинг нечта атомини бириктириб олишга кучи етади,— демакдир. Кимёвий элементнинг валентлиги бўйича бир элемент атомининг бошқа элемент атоми билан кимёвий боғланиши ҳам тушунилади.

Валентлик тушунчаси мураккаб тушунчадир, у кимёвий боғланиш тушунчаси билан чамбарчас боғлиқдир.

Биринчи марта элементарларнинг валентлиги водород бўйича аниқланган, чунки водород доимий ўзгармас бир валентли бўлиб, валентлик тушунчасини элементнинг атоми нечта водород атомини бириктириб олганлиги ёки бошқа элемент атоми бирикмада нечта водород атомининг ўрнини олишига қараб белгилаганлар. Шунинг учун ҳам валентлик қондаси қуйидагича таърифланган:

Элементнинг бир атомига неча атом водород бириктириши ёки алмашилини кўрсатадиган сон шу элементнинг валентлиги деб аталади.

Агар элемент водород билан бирикма ҳосил қилмай, кислород билан бирикма ҳосил қилган бўлса, бундай элементнинг валентлиги кислородга нисбатан олинади. Бунда кислороднинг валентлиги иккига тенг деб олинди, агар кислород кремний билан диоксид ҳосил қилган бўлса, Si^{+4} , яъни иккита кислород атоми билан битта кремний атоми бирикканлиги учун кремнийнинг валентлиги тўртга тенг деб олинади. Шундай қилиб CO_2 да углерод валентлиги тўрт, SO_3 да олингурут валентлиги 6, P_2O_5 , N_2O_5 ларда азот ва фосфорнинг валентликлари 5 га тенг деб олинди. Валентлик водород бўйича 1 дан 4 гача (HF , SiF_4), кислород бўйича 1 дан 8 гача (Na_2O , OsO_4) тенг бўлиши мумкин. Бундан ташқари, валентлик бошқа элементга нисбатан аниқланиши мумкин. Масалан, хлор бир валентли эканлиги маълум. Хлорли бирикмалар KCl , BaCl_2 ,

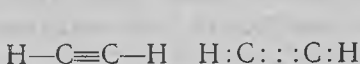
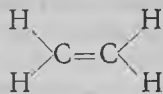
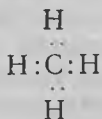
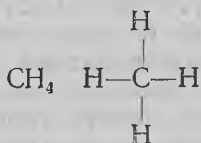
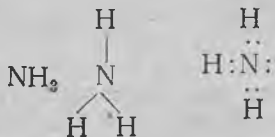
FeCl_3 , SiCl_4 , PCl_5 ларда, калий бир, барий икки, темир уч, кремний тўрт ва фосфор беш валентли эканлиги формуладан кўришиб турибди. Валентликни маълум бир элемент атомининг кимёвий боғланиши бўйича (ковалентлиги) ёки шу атом атрофида тўпланган (координацияланган) атомлар бўйича ҳам аниқлаш мумкин.

Баъзи бир элементларнинг валентлиги доимийдир. Масалан: натрий ўзининг барча бирикмаларида бир валентли, рух икки валентли, лантан, алюминий уч валентлидир. Аммо валентлик жуда кўп элементларда реакциянинг бориш шароитига қараб, реакцияга киритилган элементларнинг табиатига кўра ўзгарувчан бўлади. Масалан, титан хлор билан бирикиб TiCl_2 , TiCl_3 , TiCl_4 , яъни титаннинг валентлиги 2, 3, 4 бўлиши мумкин. Титан ўзгарувчан валентли элементдир. Худди шунга ўхшаш жуда кўп элементлар ўзгарувчан валентлик (2, 3, 4, 6 ва 7 валентликлар)га эга.

Элементларнинг юқори валентлиги ўша элементнинг Д. И. Менделеев даврий системасининг нечанчи группасида жойлашганлиги билан белгиланади. Даврий система бўйича валентлик 1 дан 8 гача бўлиши мумкин. Аммо давр ва группалардаги элементларнинг валентликлари ўзгарувчанлиги уларни доимий ҳолда қолдирмайди, балки ҳар хил бирликда ўзгартириб туради. Масалан, даврий системанинг асосий группача элементларининг валентлиги доимий ўзгармас: Li^+ , K^+ , Na^+ бўлса, қўшимча группача элементлари: Ag 1, 2, мис 1, 2, 3 олтин 1, 2 ва ҳатто 3 валентликни ҳам намоён қилади. Группалар бўйича, масалан, саккизинчи группада жойлашган рутений ёки осмийда 8 валентлик намоён бўлса ҳам, аммо темир, кобальт ва никелда валентлик 2 ва 3 дан ошмайди (темирда +6 ҳолати маълум).

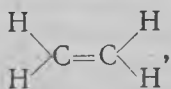
Элементларнинг структура формулаларида валентлик кўпинча элементларни бирлаштирувчи валент чизиқчалари билан ифодаланади. Чизиқчаларнинг сони элементнинг валентлигига ҳар доим тенг бўлади. Молекулаларда ўзаро бириккан атомлар валентлиги билан иккинчи элемент атомининг валентлиги бир-бирига тўғри келади ва молекула нейтрал бўлади.

Масалан, қуйидаги бирикмаларда атомлар орасида валент чизиқча (—), (=), (≡) ёки нуқталар (:) билан берилган.



Ҳар бир валент чизиқча бир жуфт электронга тўғри келади. Молекулада ҳар иккала атом ўртасида камида бир жуфт электрон жойлашади. Молекула ҳосил бўлишида атомлар ўртасида икки (ёки жуфт) электрон бўлиши, ягона чизиқ билан ишораланади, атомлар орасида қўш боғ бўлса икки жуфт электронлар ёки икки чизиқ «=» орқали ва ниҳоят, уч боғ бўлса учта жуфт электронлар ёки уч чизиқ «≡», воситасида кўрсатилади.

Масалан, этиленда углерод атомлари $>\text{C}=\text{C}<$ ҳолда бўлса, ацетиленда эса $-\text{C}\equiv\text{C}-$ ҳолда бир-бири билан боғланиши мумкин:

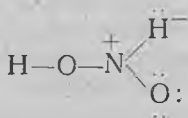


этилен



ацетилен

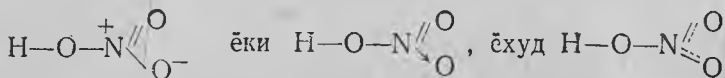
Нитрат кислотанинг структура формуласи:



ҳолда белгиланади.

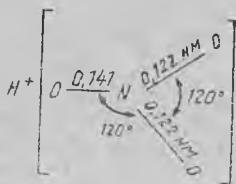
Азот электронининг биттаси кислород атомига ўтганлиги учун азотда тўртта тоқ электрон бўлади ва натижада азот тўртта ковалент кимёвий боғланиш ҳосил қилади. Шунинг учун ҳам нитрат кислота молекуласида азотнинг ковалентлиги тўртга тенг.

Ҳозирги вақтда нитрат кислотанинг структура формуласи шундай тасвирланади:



Бунда шу назарда тутиладики, фақат азот билан боғланган иккала кислород атоми тенг қимматлидир, улар азот атомидан бир хил масофада туради ва ҳар бирида электроннинг ярим заряди бўлади, яъни азотнинг тўртинчи боғи иккала кислород атоми орасида тенг бўлинган. Бундай ёзилишда молекуладаги атомлар ташқи поғонасидаги электрон конфигурациялари барқарор бўлади: кислород билан азот саккиз электронли, водород икки электронли конфигурация ҳолатида бўлади.

Нитрат кислотани ҳар томонлама ўрганиш натижасида унинг структура формуласи қуйидагича тузилишга эга эканлиги аниқланган:

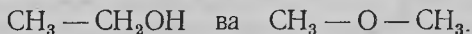


Моддаларнинг структура формуллари нифақат модданинг қандай атомлардан тузилганлигини, балки, молекулада атомларнинг бир-бири билан қандай боғланганлиги ҳақида ҳам тўлароқ тушунча беради.

Моддаларнинг структура ҳолларини ўрганиш асосан 1861 йилда эълон қилинган А. М. Бутлеровнинг органик моддаларнинг кимёвий тузилиш назариясига таянади. Д. И. Менделеев даврий системаси ва даврий қонуни, А. М. Бутлеровнинг эслатилган назариясига асосан кимёвий реакциялар жараёнида молекулаларнинг кимёвий хоссалари молекула таркибидаги атомларнинг сонига, молекулаларнинг кимёвий тузилишига, эритувчиларнинг табиатига ва моддаларнинг агрегат ҳолатига боғлиқлигини кўрсатади.

Маълумки, ҳар хил таркибли ва ҳар хил тузилишга эга бўлган молекулалар ҳар хил кимёвий хоссаларга эга бўлади. Молекулаларнинг кимёвий хоссаларига атомларнинг ўзаро жойлашиши ва кетма-кетлиги ҳам таъсир этади. Масалан, кимё фанида бир хил таркибли ва бир хил молекуляр оғирликка эга бўлган моддалар

ҳар хил кимёвий хоссаларга ҳам эга бўлиши кенг тарқалган маълумотдир (изомерия ҳодисаси). Масалан: C_2H_6O икки хил молекуляр тузилишга эга, яъни:



этил спирт

диметил эфир

Этил спирт C_2H_5OH $78,3^\circ C$ да қайнаса, эфир эса — $23,65^\circ C$ да қайнайди. Этил спирт глюкозанинг спиртли бижгишида ҳосил бўлади. Лекин диметил эфир фақат синтез қилиб олинади. Этил спирт ишқорий металллар билан реакцияга киришиб, водород атоми сиқиб чиқарилади, аммо эфир бундай реакцияга киришмайди, чунки этил спиртида водород атоми кислород атоми билан бириккан бўлса, эфирда эса — $C - H$ мустаҳкам ковалент боғ орқали бириккан, бу атом қўзғалувчан хоссага эга эмас.

4.3. ОКСИДЛАНИШ ДАРАЖАСИ

Оксидланиш даражаси кимёдаги асосий тушунчалар жумласига киради. Баъзан оксидланиш даражаси «оксидланиш сони» ёки электрокимёвий валентлик ҳам дейилади. Бу тушунчани таърифлашда, молекуларда боғловчи электронлар электрманфий атомларга силжийди, шу сабабли электронлар фақат мусбат ва манфий зарядланган ионлардан таркиб топади деб шартли равишда тахмин қилинади. Ҳақиқатда эса доимо ҳам шундай бўлавермайди. Кўпчилик ҳолларда электронлар бир атомдан иккинчисига батамом ўтмайди, фақат электрон булутлар ёки аниқроғи, боғловчи электрон булутлар бир атомдан бошқа атомга (маълум даражада) силжийди.

Оксидланиш даражаси — атомнинг молекуладаги шартли заряди бўлиб, у молекула фақат ионлардан таркиб топган деган тахмин асосида ҳисоблаб топилади. Бошқача айтиш ҳам мумкин: Оксидланиш даражаси — бу модда молекуласи фақат ионлардан тузилган деб фараз қилингандаги элементларнинг электровалентлигидир.

Оксидланиш даражаси валентликдан фарқ қилиб, манфий, мусбат ва ноль қийматга эга бўлиши мумкин, бу қийматлар одатда элемент символининг тепасига ёки юқориги ўнг бурчагига рақам олтидан плюс ёки минус ишораси қўйилади. Масалан, $Na_2^+ O^{-2}$, Cl_2^0 бу моле-

кулаларда кислороднинг оксидланиш даражаси — 2, натрийники + 1 ва хлорники эса 0 эканлиги кўришиб турибди.

Ишқорий металлларнинг оксидланиш даражаси барча бирикмаларида +1 га, ишқорий-ер металлларники эса +2 га тенг бўлади. Оддий моддалар: H_2 , F_2 , Cl_2 , Na , Fe нинг оксидланиш даражаси нолга тенг бўлади, чунки уларда боғловчи электрон булут силжимаган бўлади.

Мураккаб бирикмалардаги атомларнинг оксидланиш даражасини ҳисоблаб топиш мумкин, бунда молекулада атомлар оксидланиш даражаларининг алгебраик йиғиндиси доимо нольга, мураккаб ионда эса ионнинг зарядига тенг бўлишини эътиборга олиш лозим.

Эркин ҳолда ёки кимёвий бирикмалар таркибидаги атомнинг оксидланиш даражасини топиш учун қуйидаги қоидаларга риоя қилмоқ зарур:

1. Кислород атоми ўзининг кўп бирикмаларида асосан — 2 оксидланиш даражасини намоён қилади. Фақат OF_2 ва Me_2O_2 бирикмаларда тегишли тартибда, +2 ва —1 оксидланиш даражасига эга бўлади.

Водород эса кўпинча +1, баъзи металл гидридларида эса —1 оксидланиш даражасини намоён қилади. Масалан, $Ca^{+2}H_2^{-}$, $Na^{+}H^{-}$ ва ҳоказо.

2. Атомларнинг оксидланиш даражаси оддий ионли бирикмаларда унинг электр заряди билан белгиланади. Масалан, калий хлоридда калийнинг оксидланиш даражаси +1, хлорники эса —1.

3. Агар молекула ковалент боғланиш асосида ҳосил бўлган бўлса, электрманфийлиги кўп бўлган атомнинг оксидланиш даражаси минус билан, электромусбат атомнинг оксидланиш даражаси мусбат, яъни «+» билан кўрсатилади. Масалан, SO_2 да олтингугуртнинг оксидланиш даражаси +4, кислородники эса —2.

4. Молекула доимо электронейтралдир, чунки молекуладаги барча атомларнинг оксидланиш даражасининг умумий йиғиндиси нейтрал бўлиши керак. Демак, шундай экан молекуладаги атомларнинг оксидланиш даражасини ҳисоблаб топиш мумкин. Масалан, H_2SO_3 даги олтингугуртнинг оксидланиш даражасини ҳисоблаб топайлик: бу бирикмада водороднинг оксидланиш даражаси +1, кислородники —2, олтингугуртникини эса X билан белгилаймиз. Яъни қуйидаги тенгламани тузаймиз, $(+1)2 + X + (-2)3 = 0$, $2 + X - 6 = 0$, $X = 6 - 2 = 4$,

$X=4$. Демак олтингугуртнинг оксидланиш даражаси $+4$ га тенгдир. Худди шундай йўл билан қуйидаги бирикмалар таркибидаги элементларнинг оксидланиш даражасини ҳисоблаб топиш мумкин. NaCl , HOCl , HClO_2 , ClO_2 , HClO_3 , Cl_2O_6 , HClO_4 лар таркибидаги хлор атомининг оксидланиш даражаси ҳисобланганда: -1 , $+1$, $+3$, $+4$, $+5$, $+6$ ва $+$ эканлиги маълум бўлади.

5. Комплекс бирикмаларда асосан марказий атомнинг оксидланиш даражаси кўрсатилади. Масалан, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ да темирнинг оксидланиш даражаси $+3$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ да никелнинг оксидланиш даражаси $+2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ да эса платинаники $+4$ га тенгдир.

6. Молекуласи бир хил элементлардан тузилган модаларда ўша элементларнинг оксидланиш даражаси 0 га тенг бўлади (масалан, H_2 , F_2 , O_2 лар). Шунингдек металлларда ҳам рентгеноструктур текширишларга асосланган ҳолда айтиш мумкинки, уларда оксидланиш даражаси 0 га тенг бўлади (Na , Fe , Ca , Al , Pt , Zn ва бошқалар).

7. Жуда кўп органик бирикмаларда кучсиз қутбли кимёвий боғланиш мавжуддир. Электроманфий элементлар (фтор, кислород, хлор, азот каби)нинг углеродга бирикиши углерод атомлари ва унга бирикаётган элементларнинг атомлари ўртасида электрон булутининг ўзгаришига, яъни яна ҳам шу атомлар ўртасидаги қутблиликни оширишга олиб келади. Бундай бирикмалар таркибидаги атомларнинг оксидланиш даражасини ҳам ковалент боғланишли қутбли бирикмалардаги атомларнинг оксидланиш даражасини топган каби аниқлаш мумкин.

Элементнинг оксидланиш даражаси ҳамма вақт ҳам валентликка тенг бўлавермайди. Буни қуйидаги 8-жадвалдан кўриш мумкин (унда азот молекуласи ва унинг баъзи кимёвий бирикмаларидаги азот атомининг валентлиги ва оксидланиш даражасининг қийматлари берилган).

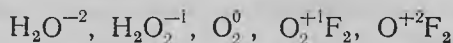
Кўпгина органик бирикмалар: метан CH_4 , метил спирти CH_3OH , формальдегид CH_2O ва чумоли кислотаси HCOOH да углерод атомининг оксидланиш даражаси -4 , -2 , $+0$, $+2$ га тенг бўлса, унинг валентлиги ҳамма бирикмаларда доимо тўртга тенгдир.

Кимёвий бирикмалар таркибидаги элементларнинг оксидланиш даражасини билиш ўша модданинг кимё-

Азотнинг баъзи бир кимёвий бирикмаларидаги валентлиги
ва оксидланиш даражаси

Моддалар	Формуласи	Валентлиги	Оксидланиш даражаси
Азот молекуласи	$N_2; \overset{\cdot\cdot}{N} \equiv \overset{\cdot\cdot}{N}$	3	0
Аммиак	$NH_3; \begin{array}{c} H \\ \\ H-N: \\ \\ N \end{array}$	3	-3
Гидразин	$N_2H_4; \begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & N-N & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$	3	-2
Гидроксиламин	$NH_2OH; \begin{array}{c} & & H \\ & & / \\ & \ddot{O}-N & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$	3	-1
Аммоний иони	$NH_4^+; \begin{array}{c} H \\ \\ [H-N-H]^+ \\ \\ H \end{array}$	4	-3

вий хоссаларини ўрганишга кўпроқ имкон беради. Масалан, кислороднинг қуйидаги бирикмаларида, кислород ҳар хил оксидланиш даражасини намоён қилади:



бундан кўринадики, шу моддалар ичида энг барқарор ҳосиласи кислороднинг оксидланиш даражаси -2 ва 0 бўлган бирикмалари (H_2O ва O_2) дир.

Кислороднинг O_2F_2 ва OF_2 бирикмалари кучли оксидловчилар бўлиб, уларнинг таркибидаги кислороднинг оксидланиш даражаси $+1$ ва $+2$ га тенг. Бу бирикмаларда атомнинг электронга мойиллилиги жуда юқори бўлиб, жуда катта куч билан электронларни фтор ядроси тортиб туради.

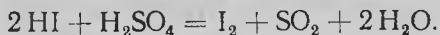
Шунингдек, бирикмалар таркибидаги элемент атомларининг оксидланиш даражасини билиш бу бирикманинг оксидловчи ёки қайтарувчи эканлигини билишга

жуда яхши имкон туғдиради. Масалан, олтинчи группанинг асосий группача элементлари ҳисобланган олтингурут, селен ва теллурларнинг энг юқори оксидланиш даражаси +6 га тенг бўлган бирикмалари (концентрланган кислоталари): H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_6TeO_6 кучли оксидловчилардир, улар бошқа ортиқча электрон бераолмайдилар. Аммо олтингурут, селен ва теллурларнинг энг паст оксидланиш даражалари —2 га тенг бўлган бирикмалари: H_2S , H_2Se ва H_2Te фақат қайтарувчилардир, чунки улар 2 тадан ортиқ электронни бириктириб олаолмайдилар. Уларнинг ўрта ҳолдаги оксидланиш даражаси +4 га тенг бўлган бирикмалари H_2SO_3 , H_2SeO_3 , H_2TeO_3 ҳам қайтарувчи, ҳам оксидловчи хоссаларини намоён қилишлари мумкин. Ана шундай хосса Д. И. Менделеев даврий системасидаги бошқа элементларга ҳам тааллуқлидир.

Атом, ион ёки молекуланинг оксидланиш даражасининг моҳияти шундаки, улар бошқа моддалар билан кимёвий реакцияларга кириш-кирмаслигини аниқлаш имкониятини беради. Бир неча мисоллар келтирамиз.

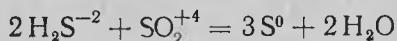
1. Концентрланган сульфат кислота иштирокида HJ водород сульфид H_2S билан кимёвий реакцияга кириша оладими?

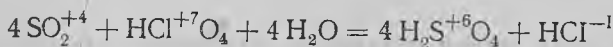
Жавоб: HJ ва H_2S да йод ва олтингурут паст оксидланиш даражасига (—1 ва —2 га) эгалар; водородники +1 га тенг. Демак, HJ ва H_2S фақат қайтарувчилик хоссасига эгалар, шунинг учун ҳам, улар бир-бири билан кимёвий реакцияга кириша олмайдилар. Аксинча, HJ билан H_2SO_4 реакцияга киришаолади, чунки H_2SO_4 да олтингуруртнинг оксидланиш даражаси +6 га тенг бўлганлиги учун олтингурут оксидловчидир:



2. Перхлорат кислота $HClO_4$ иштирокида SO_2 водород сульфид H_2S билан кимёвий реакцияга киришадими?

Жавоб: SO_2 да олтингуруртнинг оксидланиш даражаси +4 га тенг бўлганлиги сабабли водород сульфид H_2S учун оксидловчи, оксидланиш даражаси +7 бўлган хлор атоми сақлаган перхлорат $HClO_4$ учун эса қайтарувчи ролини ўйнайди. Шунинг учун ҳам қуйидаги реакция содир бўлиши умумкин:



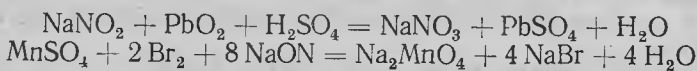


Биринчи реакцияда олтингугуртнинг оксидланиш даражаси SO_2 да +4 дан 0 гача, H_2S да эса —2 дан 0 га ўтади. Иккинчи реакцияда олтингугуртнинг оксидланиш даражаси SO_2 да +4 дан +6 гача ортади. Хлорнинг оксидланиш даражаси HClO_4 да +7 дан —1 гача пасаяди.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари атом ва ионларнинг оксидланиш даражалари ўзгариши билан боғлиқ реакциялардир. Оксидланиш даражаларининг ўзгаришини қуйидаги схема ёрдамида ақс эттириш қулайдир:

оксидланиш даражасининг ортishi оксидланиш	+8	қайтарилиш даражасининг пасайishi қайтарилиш	RuO ₄ , OsF ₈
	+7		KClO ₄ , KMnO ₄
	+6		H ₂ SO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇
	+5		KClO ₃ , HNO ₃
	+4		MnO ₂
	+3		Sb ₂ S ₃
	+2		CuSe
	+1		LiF
	0		S ₈
	—1		AgCl, Na ₂ S ₂
	—2		CdSe
—3	NH ₃ , PH ₃		
—4	CH ₄ , SiH ₄		

Бир неча мисоллар келтирамиз:



Қуйидаги 9-жадвалда даврий системадаги элементларнинг мумкин бўлган оксидланиш даражаси келтирилган.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг назариясига тааллуқли бўлган қоидаларни кўриб чиқамиз.

1. Атом, молекула ёки ионнинг электронлар бериш жараёни оксидланиш дейилади. Масалан:



Д. И. Менделеев даврий системасидаги элементларнинг мумкин бўлган оксидланиш даражалари

Даврлар	d — элементлар										p — элементлар									
	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶		
I	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	(He)	
I	H <u>+1</u> -1	He 0																		
II	Li <u>+1</u>	Be <u>+2</u>											B <u>+3</u> +2 +1	C <u>+4</u> +3 +2 +1 0 -1 -2 -3 -4	N <u>+5</u> +4 +3 +2 +1 -1 -2 -3	0	F -1	Ne 0		
III	Na <u>+1</u>	Mg <u>+2</u>											Al <u>+3</u> +2	Si <u>+4</u>	P <u>+5</u> +4	S <u>+6</u>	Cl <u>+7</u>	Ar 0		

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19																	
IV	K	+1	Ca	+2	Sc	+3	Ti	+4 +3 +2	V	+6 +4 +3 +2	Cr	+6 +5 +4 +3 +2 +1	Mn	+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1	Fe	+6 +4 +3 +2	Co	+4 +3 +2	Ni	+4 +3 +2	Cu	+3 +2 +1	Zn	+2	Ga	+3 +2 +1	Ge	+4 +2	As	+5 +3	Se	+6 +4 +2	Br	+7 +5 +3 +1	Kr	+4 +2 +1
V	Rb	+1	Sr	+2	Y	+3	Sr	+4 +3 +2	Nb	+5 +4 +3 +2	Mo	+6 +5 +4 +3 +2	Tc	+7 +6 +5 +4 +3	Ru	+8 +7 +6 +5 +4	Rh	+6 +4	Pd	+4	Ag	+3 +2 +1	Cd	+2	In	+3 +2 +1	Sn	+4 +2	Sb	+5 +3	Te	+6 +4 +2	I	+7 +5 +3 +1	Xe	+8 +6 +4 +2

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
							+2 +1	+3 +2	+3 +2	+3 +2				-2	-3	-2	-1	+1
VI	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	+1	+2	+3	+4 +3 +2	+5 +4 +3 +2	+6 +5 +4 +3 +2	+7 +6 +5 +4 +3	+8 +7 +6 +5 +4	+6 +4 +4 +2 +1	+4 +2	+3 +2 +1	+2 +2 (+1)	+3 +1	+4 +2	+5 +3	+6 +4 +2	+5 +4 +1	

Ac**
+3

VII Fr R3
+1 +2

f- элементлар

	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ^{d1}	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴	
Лантаноидлар	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tu	Yb	Lu
	+4 +3	+4 +3	+3	+3	+3 +2	+3 +2	+3	+4 +3	+4 +3	+3	+3	+3 +2	+3 +2	+3

9- жадвалының дауымы

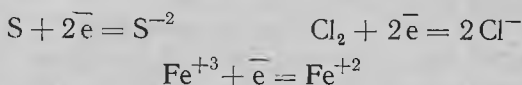
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
					Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	
					+4 +3	+5 +4 +3 +2	+6 +5 +4 +3	+6 +5 +4 +3	+6 +5 +4 +3	+6 +5 +4 +3 +2	+4 +3	4 +3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3

* — VI давр элементі

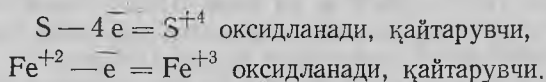
** — VII давр элементі

Оксидланиш жараёнида элементнинг оксидланиш даражаси катталашади.

2. Атом, молекула ёки ионнинг электронлар бириктириб олиш жараёни қайтарилиш дейилади. Масалан:

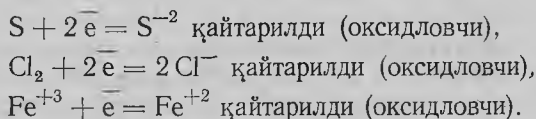


3. Электронлар берадиган атом, молекула ёки ионлар қайтарувчилар дейилади. Масалан:



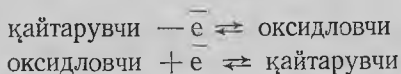
Улар реакцияда электрон чиқариб оксидланади.

4. Электронлар бириктириб оладиган атом, молекула, ёки ионларни оксидловчилар дейилади. Реакция вақтида улар қайтарилади: Масалан:



Элементларнинг оксидланиш даражалари 9-жадвалда келтирилган.

5. Оксидланишда доимо қайтарилиш содир бўлади ва аксинча, қайтарилиш доимо оксидланиш билан бўшлиқ, буни қўйидаги тенгламалар билан ифодалаш мумкин:



Шунинг учун оксидланиш-қайтарилиш реакциялари қарама-қарши икки жараённинг бирлигидир. Бу реакцияларда *қайтарувчи берадиган электронлар сони оксидловчи бириктириб оладиган электронлар сонига тенг.*

4.4. АТОМ ТУЗИЛИШИ ҲАҚИДАГИ ҚИСҚАЧА МАЪЛУМОТ

Кимёвий жараёнларни яна ҳам чуқурроқ тушуниш, кимёвий реакция тенгламаларини тўғри тузиш ва тенглаштириш учун кимёвий элементлар атомларининг тузилишини албатта чуқурроқ билмоқ зарурдир.

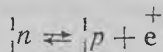
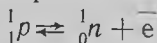
Маълумки, атом мураккаб тузилишга эгадир. У мусбат электр зарядига эга бўлган атомнинг жами массасини ўзида сақлаган марказий ядро ва унинг атрофида қават-қават бўлиб айланаётган манфий зарядли энгил электронлардан иборат.

Атом ядросининг заряди элементнинг Д. И. Менделеев даврий системасидаги тартиб номерига тўғри келади. Электронлар сони ядро зарядига тенгдир. Атом нейтралдир, чунки манфий зарядлар сони ядронинг мусбат зарядларига доимо тенгдир. Атом ядросининг диаметри 10^{-14} — 10^{-15} м га тенг бўлиб, атом диаметр $\sim 10^{-10}$ м дан бир неча марта кичикдир, аммо атомнинг ($\sim 99,97\%$) оғирлигини ядро ташкил этади.

Ҳамма элементлар ядро заррачаларининг зичлиги тахминан $1,2$ — $2,4 \cdot 10^{14}$ г·см $^{-3}$ дир. Масалан, бир см 3 ҳажм ядро массаси билан зич қилиб тўлдирилса, унинг массаси 120—240 млн. тонна бўлади деб тахмин этилади.

1932 йилда рус олими Д. И. Иваненко ядронинг тузилиш назариясини яратди. Бу назарияга кўра, ядро фақат протонлар ва нейтронлардан иборатдир. Ядрони ташкил этадиган бу заррачалар умумий бир ном билан нуклонлар деб аталади.

Протон ва нейтронлар 1_1p ва 1_0n билан белгиланади ва улар доимо ядрога бир-бирига айланиб турадилар:



Элементар заррачаларнинг муайян масса ва заряди бўлади. Электроннинг массаси 0,000549 у. б. (абсолют қиймати $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) га, заряди —1 га тенг.

Протоннинг (1_1p) массаси 2,007276 у. б. заряди +1.

Нейтроннинг (1_0n) массаси, 1,008665 у. б., зарядга эга эмас заррача — электронейтралдир. Атомдаги протонлар сони ядро зарядига, яъни элементнинг тартиб номерига тенгдир. Нейтрон сонини топиш учун унинг атом массаси (A) дан тартиб номери (Z) ни айириш лозим:

$${}^1_0n = A - Z$$

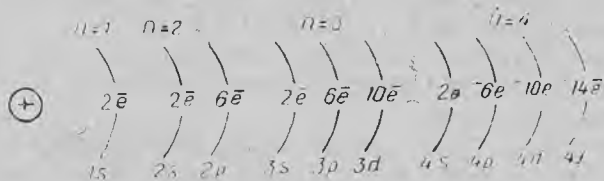
Масалан, магнийнинг атом массаси $A = 24$, тартиб номери $Z = 12$, нейтрон заррачасининг сони ${}^1_0n = A - Z = 24 - 12 = 12$; ${}^1_0n = 12$ экан.

Текширишлар кўрсатишича, табиатда бир элементнинг атом массаси турлича бўлиши мумкин, масалан, хлор атомларининг массаси 35 ва 37 бўлади. Бу атомларнинг ядроларида протонлар сони бир хил, аммо нейтронлар сони ҳар хил бўлади. Битта элементнинг ядро заряди бир хил, аммо масса сони ҳар хил бўлган атомлари и з о т о н л а р дейилади.

Деярли барча кимёвий элементларнинг изотоплари маълум. Масалан, кислороднинг масса сони 16, 17, 18 бўлган изотоплари, яъни $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$ ёки калий ва аргоннинг изотоплари: $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$, $^{36}_{18}\text{Ar}$, $^{38}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$ маълум.

Масса сони бир хил, аммо ядро зарядининг катталиги ҳар хил бўлган моддаларга и з о б а р а л а р дейилади. Масалан: аргон $^{40}_{18}\text{Ar}$, калий $^{40}_{19}\text{K}$, кальций $^{40}_{20}\text{Ca}$ лар шулар жумласига киради.

Электронлар ядро атрофида квантланган қобиқлар бўйлаб ҳаракат қилади. Бу квант қаватлар энергетик қо б и қ л а р дейилади. Энергетик қобиқларнинг сони Д. И. Менделеев даврий системасида айна элемент турган давр номерига тенг бўлади. Энергетик қобиқлар қобиқчаларга, қобиқчалар эса энергетик ячейка (орбитал)ларга бўлинади. Айна қобиқдаги қобиқчалар сони қобиқнинг тартиб номерига тенг бўлади.



4-расм. Энергетик қобиқлар, қобиқчалар ва улардаги электронлар сони.

Қобиқчалардаги ҳар бир жуфт электронга битта энергетик ҳолат тўғри келади. Уларни схематик равишда тўрт бурчак — ячейка \square шаклида белгилаш қабул қилинган. Уларни энергетик ячейкалар ёки о р - б и т а л а р дейилади.

Қобиқчаларда бўлиши мумкин бўлган энергетик ячейкаларнинг умумий сони $2n+1$ га, ҳар бир поғонада эса n^2 га тенг бўлади. Буни қуйидаги 10-жадвалда кўраимиз.

энергетик қобикқлар	Қобикқлардаги энергетик ячейкалар сони $2n+1$				Қобикқдаги энергетик ячейкалар сони, n^2
	$s(0)$ ячейка $2 \cdot 0 + 1 = 1$	$p(1)$ ячейка $2 \cdot 1 + 1 = 3$	$d(2)$ ячейка $2 \cdot 2 + 1 = 5$	$f(3)$ ячейка $2 \cdot 3 + 1 = 7$	
$1(n=1)$	1s □				$1^2 = 1$
$2(n=2)$	2s □	2p □ □ □			$2^2 = 4$
$3(n=3)$	3s □	3p □ □ □	3d □ □ □ □ □		$3^2 = 9$
$4(n=4)$	4s □	4p □ □ □	4d □ □ □ □ □	4f □ □ □ □ □ □ □	$4^2 = 16$

Атомдаги энергетик қобикқлар, қобикқчалар ва ячейкалардаги электронларнинг ҳаракати ёки ҳолати тўртта квант сон билан характерланади.

1. **Бош квант сони n** — энергетик қобикқнинг сонини ёки ундаги электронларнинг умумий энергиясини ифода қилади. Унинг қиймати атомнинг квант қобикқларига мос келадиган ҳар қандай бутун мусбат сон бўлиши мумкин:

бош квант сони $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$

квант қобикқлар K, L, M, N, O, P, Q, ...

Ҳар қайси энергетик қобикқдаги электронларнинг энг катта қиймати X_n қуйидаги формула билан аниқланади: $X_n = 2n^2$ (n — бош квант сони).

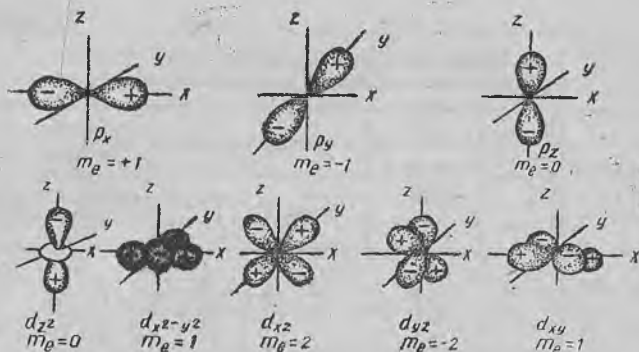
Агар $n = 1$ бўлса, бунда фақат битта қобикқ бўлиб, s — га тўғри келади, $n = 2$ бўлса, унда иккита қобикқча s — ва p — қобикқчаси, шунингдек p — қобикқча учта орбиталга эга бўлади ва унга олти электрон сиғиши мумкин, яъни ҳаммаси бўлиб 8 та электрон бўлади. Агар $n = 3$ бўлса, яъни (учинчи энергетик қобикқ) битта s — қобикқча (унда 2 та электрон), битта p — қобикқча (унда олти электрон) ва битта d — қобикқча (унда 10 та электрон), жами — $s^2 p^6 d^{10}$, яъни 18 электрон бўлади. $n = 4$ бўлса (тўртинчи энергетик қобикқ) тўртта қобикқча: s — қобикқча (2 электронли); p — қобикқча (6 электронли); d — қобикқча (10 электронли) ва f — қобикқча (14 электронли) бўлади (11-жадвал).

2. **Орбитал квант сони — l** . Бу сон электроннинг ядро атрофидаги ҳаракат траекторияси шаклини кўрсатади. Орбитал квант сонининг максимал қиймати бош квант сонининг $(n-1)$ қийматини қабул қилади,

Бош квант сони, орбиталларнинг тури ва сони ҳамда қобиқ ва қобиқчалардаги электронлар сони

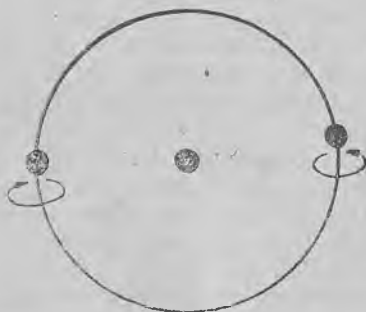
Энергетик қобиқ	Қобиқчалар сони n га тенг	Қобиқчалар	Орбиталлар сони		Электронларнинг максимал сони	
			қобиқчада	қобиқчада n^2 га тенг	қобиқчалар	қобиқчада
K ($n = 1$)	1	1 s	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	2 s	1	4	2	8
		2 p	3		6	
M ($n = 3$)	3	3 s	1	9	2	18
		3 p	3		6	
		3 d	5		10	
		4 s	1		2	
N ($n = 4$)	4	4 p	3	16	6	32
		4 d	5		10	
		4 f	7		14	
		5 s	1		2	
O ($n = 5$)	5	5 p	3	25	6	50
		5 d	5		10	
		5 f	7		14	
		5 g	9		18	
		6 s	1		2	
		6 p	3		6	
P ($n = 6$)	6	6 d	5	36	10	72
		6 f	7		14	
		6 g	9		18	
		6 h	11		22	
		7 s	1		2	
		7 p	3		6	
Q ($n = 7$)	7	7 d	5	49	10	98
		7 f	7		14	
		7 g	9		18	
		7 h	11		22	
		7 k	13		26	

бошқача айтганда: $l=0, 1, 2, 3, 4, 5... (n-1)$. Маълумки, атомдаги турли электрон қобиқлардаги электронларнинг энергиялари турлича бўлади, шу сабабли ҳар бир энергетик қобиқ бир нечта энергетик қобиқчаларга



5-расм. p - ва d -орбиталларнинг фазовий ҳолатлари.

бўлинади. Ана шу энергетик қобиқчалар орбитал квант сонининг қийматларига мос келади ва улар лотин алфавитининг кичик ҳарфлари s , p , d , f , ... билан белгиланади. Бизга маълум бўлган элементларда g - ва h -қобиқчалар электронлар билан тўлмайди, чунки s -, p -, d - ва f -қобиқчаларнинг ўзи ҳозир маълум бўлган 105 та элемент атомларидаги электронларнинг тақсимланишини тўлиқ ифодалаш учун етарлидир. Ҳар қайси энергетик қобиқчадаги электронларнинг энг кўп сони X_l қуйидаги тенглама билан аниқланади: $X_l = 2(2_l + 1)$ ёки бу ерда l -орбитал квант сондир.



6-расм. s -орбиталда иккита электроннинг қарама-қарши спинга эга бўлишини акс эттирувчи схема.

3. **Магнит квант сони** — m . Магнит квант сони m — электронларнинг атомдаги ҳолатини ёки электрон «булут» ларининг магнит майдонида (фазода) қандай вазиятда бўлишини ифодалайди (5-расм). Унинг сон қиймати $+l$ дан $-l$ гача бўлади, масалан, $l=1$ бўлганда $m_l = -1; 0$ ва $+1$ бўлади.

4. **Спин квант сони**. Спин квант сони — m_s бир хил энергетик ҳолатга эга

бўлган иккита электроннинг ўз ўқи атрофида айланиши ҳар хил бўлади (6-расм).

Шунга асосан спин квант сони электронларнинг ўз ўқи атрофида қайси йўналишда айланишини ифодалайди. Унинг сон қиймати доимо битта электрон учун $+1/2$ га, иккита электрон учун $+1/2$ ва $-1/2$ га тенг деб қабул қилинади.

Атомларда электронларнинг тақсимланиши Паули принципи ва Гунд қоидаси асосида амалга ошади. Паули принципи «*Бир атомда тўрттала квант сонларининг қиймати бир хил бўлган иккита электрон бўлиши мумкин эмас*». Ёки бир атомда иккита электрон бўлса уларнинг n , l , m квант сонларининг қиймати бир хил, тўртинчи спин квант сони (m_s) турлича, яъни спинлари қарама-қарши (\uparrow) бўлиши билан бу икки электрон бир-бирдан фарқ қилади.

Демак, ҳар қайси орбиталда кўпи билан иккита электрон бўлиши мумкин. Бу принцип $N=2n^2$ формулани изоҳлаб беради. Ҳақиқатдан ҳам, агар, масалан, учинчи поғонада ($n=3$) $3^2=9$ та орбиталнинг ҳар қайси орбиталида 2 тадан электрон бўлса, у ҳолда электронларнинг максимал сони $2 \cdot 3^2=18$ бўлади.

Орбиталларда электронларнинг жойланиш тартибини В. М. Клечковский қоидаси асосида тушунтириш мумкин.

Клечковскийнинг 1-қоидаси: *Энергетик қобиқчаларда электронларнинг тўлиб бориш тартиби қобиқчаларнинг бош ва орбитал квант сонлари йиғиндиси ($n+l$) ортиб бориш тартибида бўлади.*

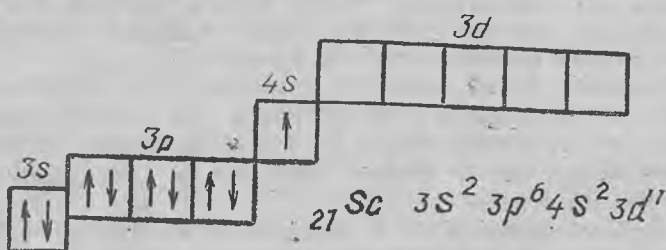
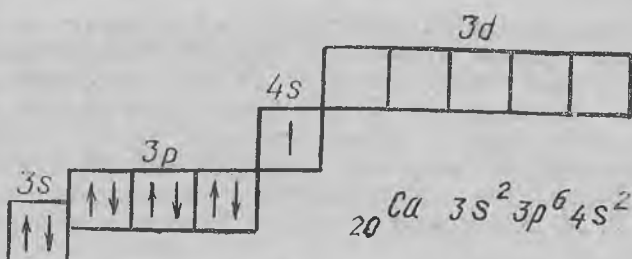
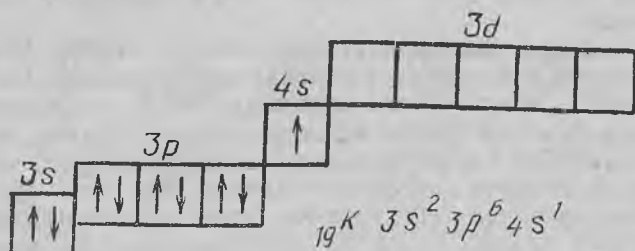
Масалан, калий элементи атомининг $4s$ — орбиталида $n=4$, $l=0$, бунда $n+l=4$ бўлади. $3d$ — орбиталларида $n=3$, $l=2$, йиғиндиси $n+l=5$ бўлади. Демак, аввал $4s$, кейин $3d$ орбиталлар тўлиши керак. Са да ҳам худди шундай ҳол юз беради.

Қобиқчалардаги $n+l$ қиймати тенг бўлган қобиқчалар учун Клечковскийнинг иккинчи қоидаси қўлланилади.

2-қоида. *Агар бир неча қобиқчаларда ($n+l$) қийматлари бир хил бўлса, уларда электронларнинг тўлиб бориш тартиби шу қобиқчаларнинг бош квант сони қиймати ортиб бориши тартибида бўлади.*

Мисол учун Са дан кейинги 21-тартибли элемент Sc ни оламиз. $3d$ - учун $n=3$ ва $l=2$, уларнинг йиғиндиси 5 бўлади. $4p$ - да $n=4$, $l=1$, йиғиндиси 5. $5s$ нинг

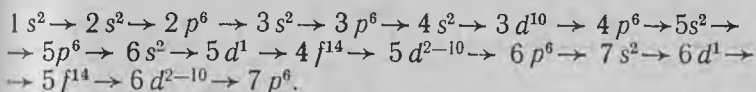
$n=5, l=0$ йиғиндиси ҳам 2- қоида бўйича $n+l$ қийматлари тенг бўлганда орбиталлар бош квант соннинг ортиб бориши тартибида тўла боради. Демак, Ca дан кейинги элементларда аввал 4s-, кейин 3d- орбиталлар тўла боради.



Sc дан кейинги 22—элемент, Ti да $3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$; 23- элемент V да $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ бўлиб, Zn га қадар шу тартибда давом этади. Шундай қилиб Sc, дан бошлаб рухгача бўлган 10 та элемент *оралиқ элементлар* деб аталади. Буларда сирдан иккинчи энергетик қобиқ тўла боради. Рухда 3d- энергетик қобиқ тўлади: $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$. Рухдан кейинги 31-элемент Ga да электрон сиртқи $4p^1$ - қобиқчада

жойлашади: $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$; 36-элемент Кг га етиб, сиртқи қобиғи 8 электронли бўлиб тўлади ($4s^2 4p^6$), у инерт газдир.

Умуман, қобиқ ва қобиқчаларнинг электронлар билан тўлиш тартибини қуйидаги схема орқали ҳам ифода-лаш мумкин:



Гунд қондаси. Айни қобиқчалардаги ячейкаларда электронлар спин сонларининг арифметик йиғиндиси (Σm_s) доимо максимал қийматни эгаллайдиган тартибда тақсимланиши керак, бошқача айтганда айни қобиқчалардаги барча бўш ячейкалар электронлар билан аввало биттадан тўлади, сўнгра қолган электронлар тартиб билан жуфтлана бошлайди ва спинларнинг арифметик йиғиндиси нолга тенг бўлади, масалан, p -қобиқчадаги учта бўш ячейкага тўртта электрон икки хил тартибда тақсимланиши мумкин:

$$\text{I ҳол } \boxed{\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow} \text{ бунда } \Sigma m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1$$

$$\text{II ҳол } \boxed{\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow} \text{ бунда } \Sigma m_s = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0$$

Электронларнинг ячейкаларда тақсимланиши Гунд қондасига мувофиқ фақат 1-ҳолдагидек бўлиши керак, чунки бу ҳолда $1 > 0$ ва бўш ячейкалар электрон билан максимал даражада тўлган.

s -, p -, d -, f -қобиқчаларнинг ячейкалари ва улардаги максимал электронларнинг сони қуйидагича:

Қобиқча: ... s , p , d , f .

Ячейка (орбитал) лар сони: 1, 3, 5, 7

Максимал электронларнинг

сони: 2, 6, 10, 14

Қуйидаги 12-жадвалда элементлар атомлари энергетик қобиқ ва қобиқчаларининг электронлар билан тўлиб бориши ва берилган жадвалда кўрсатилганидек, 1, 2, 3 ва 4-энергетик қобиқларда энг кўпи билан 2, 8, 18 ва 32 та электрон бўлади. Барча элементлар атомларининг энергетик қобиқларининг электронлар билан тўлиб боришига қараб етти даврга бўлинади. Биринчи

Атомларда электронларнинг

Қобик	К	L	M				N	Қобик	К	L	M	N				
n	1	2	3				4	n	1	2	3	4				
l	0	0	1	0	1	2	0	1	l				0	1	2	3
Қобик-ча	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	Қобик-ча				4s	4p	4d	4f
1 H	1								37 Rb	2	8	18	2	6		
2 He	2								38 Sr	2	8	18	2	6		
3 Li	2	1							39 V	2	8	18	2	6	1	
4 Be	2	2							40 Zr	2	8	18	2	6	2	
5 B	2	2	1						41 Nb	2	8	18	2	6	4	
6 C	2	2	2						42 Mo	2	8	18	2	6	5	
7 N	2	2	3						43 Tc	2	8	18	2	6	5	
8 O	2	2	4						44 Ru	2	8	18	2	6	7	
9 F	2	2	5						45 Rh	2	8	18	2	6	8	
10 Ne	2	2	6						46 Pd	2	8	18	2	6	10	
11 Na	2	2	6	1					47 Ag	2	8	18	2	6	10	
12 Mg	2	2	6	2					48 Cd	2	8	18	2	6	10	
13 Al	2	2	6	2	1				49 In	2	8	18	2	6	10	
14 Si	2	2	6	2	2				50 Sn	2	8	18	2	6	10	
15 P	2	2	6	2	3				51 Sb	2	8	18	2	6	10	
16 S	2	2	6	2	4				52 Te	2	8	18	2	6	10	
17 Cl	2	2	6	2	5				53 I	2	8	18	2	6	10	
18 Ar	2	2	6	2	6				54 Xe	2	8	18	2	6	10	
19 K	2	2	6	2	6	1			55 Cs	2	8	18	2	6	10	
20 Ca	2	2	6	2	6	2			56 Ba	2	8	18	2	6	10	
21 Sc	2	2	6	2	6	1	2		57 La	2	8	18	2	6	10	
22 Ti	2	2	6	2	6	2	2		58 Ce	2	8	18	2	6	10	2
23 V	2	2	6	2	6	3	2		59 Pr	2	8	18	2	6	10	3
24 Cr	2	2	6	2	6	5	1		60 Nd	2	8	18	2	6	10	4
25 Mn	2	2	6	2	6	5	2		61 Pm	2	8	18	2	6	10	5
26 Fe	2	2	6	2	6	6	2		62 Sm	2	8	18	2	6	10	6
27 Co	2	2	6	2	6	7	2		63 Eu	2	8	18	2	6	10	7
28 Ni	2	2	6	2	6	8	2		64 Gd	2	8	18	2	6	10	7
29 Cu	2	2	6	2	6	10	1		65 Tb	2	8	18	2	6	10	9
30 Zn	2	2	6	2	6	10	2		66 Dy	2	8	18	2	6	10	10
31 Ga	2	2	6	2	6	10	2	1	67 Ho	2	8	18	2	6	10	11
32 Ge	2	2	6	2	6	10	2	2	68 Er	2	8	18	2	6	10	12
33 As	2	2	6	2	6	10	2	3								
34 Se	2	2	6	2	6	10	2	4	69 Tm	2	8	18	2	6	10	13
35 Br	2	2	6	2	6	10	2	5	70 Yb	2	8	18	2	6	10	14
36 Kr	2	2	6	2	6	10	2	6	71 Lu	2	8	18	2	6	10	14

ТАҚСИМЛАНИШИ

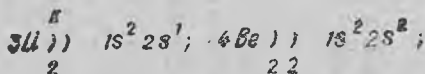
O				P	Қобик	K	L	M	N	0				P			Q	
5				6	п	1	2	3	4	5				G			7	
0	1	2	0	l							0	1	2	3	0	1	2	0
5 s	5 p	5 d	6 s	Қобик-ча							5 s	5 p	5 d	5 f	6 s	6 p	6 d	7 s
1				72 Hf	2	8	18	32	2	6	2	2						
2				73 Ta	2	8	18	32	2	6	3	2						
2				74 W	2	8	18	32	2	6	4	2						
2				75 Re	2	8	18	32	2	6	5	2						
1				76 Os	2	8	18	32	2	6	6	2						
1				77 Ir	2	8	18	32	2	6	7	2						
2				78 Pt	2	8	18	32	2	6	9	1						
1				79 Au	2	8	18	32	2	6	10	1						
1				80 Hg	2	8	18	32	2	6	10	2						
0				81 Te	2	8	18	32	2	6	10	2			1			
1				82 Pb	2	8	18	32	2	6	10	2		2				
2				83 Bi	2	8	18	32	2	6	10	2	3					
2	1			84 Po	2	8	18	32	2	6	10	2	4					
2	2			85 At	2	8	18	32	2	6	10	2	5					
2	3			86 Rn	2	8	18	32	2	6	10	2	6					
2	4			87 Fr	2	8	18	32	2	3	10	2	6			1		
2	5			88 Ra	2	8	18	32	2	6	10	2	6			2		
2	6			89 Ac	2	8	18	32	2	6	10	2	6		1	2		
2	6		1	90 Th	2	8	18	32	2	6	10	2	6	2	2	2		
2	6		2	91 Pa	2	8	18	32	2	6	10	2	6	1	2	2		
2	6	1	2	92 U	2	8	18	32	2	6	10	3	2	6	1	2		
2	6		2	93 Np	2	8	18	32	2	6	10	5	2	6		2		
2	6		2	94 Pu	2	8	18	32	2	6	10	6	2	6		2		
2	6		2	95 Am	2	8	18	32	2	6	10	7	2	6		1	2	
2	6		2	96 Cm	2	8	18	32	2	6	10	7	2	6		2		
2	6		2	97 Bk	2	8	18	32	2	6	10	9	2	6		2		
2	6		2															
2	6	1	2	98 Cf	2	8	18	32	2	6	10	10	2	6		2		
2	6		2	99 Es	2	8	18	32	2	6	10	11	2	6		2		
2	6		2	100 Fm	2	8	18	32	2	6	10	12	2	6		2		
2	6		2	101 Md	2	8	18	32	2	6	10	13	2	6		2		
2	6		2	102 No	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6		2		
2	6		2	103 Lr	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6	1	2		
2	6		2	104 Ku	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6	2	2		
2	6	1	2	105 Ns	2	8	18	32	2	6	10	14	2	6	3	2		

даврдa битта энергетик қобикъга эга бўлган элементлар (H, He лар), иккинчи даврдa иккита энергетик қобикъчага эга бўлган элементлар (Li, Be, B, C, N, O, F ва Ne лар), учинчи давр учта энергетик қобикъга эга бўлган элементлар (Na, Mg, Al, Si, P, Cl, Ar кабилар), тўртинчи даврдa тўртта энергетик қобикъга эга бўлган элементлар (K, Ca, Sc, Ti ва бошқалар) жойлашган.

Электронларнинг энергетик поғоналарга кетма-кет жойлашишига қараб, Д. И. Менделеев даврий системасидаги барча элементлар тўртта оиллага, яъни тўрт гуруҳга бўлинган. Бундай оилаларга: s- элементлар (14 та элемент), p- элементлар (30 элемент), d- элементлар (33 элемент) ва f- элементлар (28 элемент) киради. Биз бу элементларни қуйида кўриб чиқамиз.

s- элементлар, s- энергетик поғоналари электронлар билан тўлиб борадиган элементларга s- элементлар дейилади ва уларга 14 элемент киради.

s- элементлар ҳозир қўлланилаётган Д. И. Менделеев даврий системасида қизил рангда кўрсатилади. Бундай элементларга: H, He, Li, Be, Na, Mg, K, Ca, Rb, Sr, Cs, Ba, Fr ва Ra лар киради. s- энергетик поғоналарида битта ёки иккитадан электронлари бўлади. Масалан, литийда $2s^1$, бериллийда эса $2s^2$ — ҳолатда:



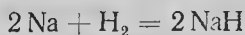
I ва II группанинг асосий группача элементлари кимёвий реакцияларда кучли қайтарувчи родини ўйнайдилар.

Қайтарувчилик хоссаси ишқорий металллар Li, Na, K ва Ba да шу қадар кучлики, улар сув таркибидаги водородни сиқиб чиқарадилар ва ишқор ҳосил қиладилар:



Калий сув билан аланга ҳосил қилиб кимёвий реакцияга киришади, чунки ажралаётган водород шу вақтнинг ўзида ҳаво кислороди ёрдамида ёниб кетади. Рубидий ёки цезий сув билан реакцияга киришганда

портлаш юз беради. Ишқорий металллар водород билан реакцияга киришганда ҳам оксидланадилар, яъни металл гидридларини ҳосил қиладилар:

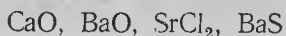


Ишқорий металлларнинг валентликлари уларнинг кимёвий бирикмалари таркибида ҳам ўзгармас, бир валентли бўлиб қоладилар, чунки уларда жуфтлашмаган тоқ электрон бор. Шунинг учун ҳам уларнинг оксидланиш даражалари асосий ҳолатда 0, бирикмаларида эса доимо +1 га тенгдир.

Иккинчи группанинг асосий группача элементлари металл хоссаларига эга. Асосий ҳолатда уларнинг оксидланиш даражалари 0, уларда s-поғонасида электронлари жуфтлашган, аммо бундай ҳолатда улар реакцияга киришаолмайди, қўзғалиш энергиялари жуда паст, масалан, бериллийда 259,4 кЖ га тенг. Шунинг учун ҳам 2s-орбиталдаги битта электрон осонгина 2p-орбиталга ўтиб, иккита тоқ электрон ҳосил қилади ва бошқа элементлар билан бирикканда икки валентликни намоён қилади. Масалан, бериллийнинг асосий ва қўзғалган ҳолати қуйидагича бўлади:



Шунинг учун ҳам уларнинг атомлари учун асосий ҳолатда оксидланиш даражалари 0 бўлса, кислород билан ёки бошқа элементлар билан ҳосил қилган кимёвий бирикмаларида уларнинг оксидланиш даражалари +2 га тенг бўлади: Масалан:



p-элементлар.

p-энергетик поғоналари электронлар билан тўлиб борадиган элементларни p-элементлар дейилади. p-элементлар даврий система жадвалида сариқ рангда тасвирланган. p-элементларига: III—VIII группа

элементлари (гелийдан ташқари) кирадилар. Жами бўлиб, уларнинг сони 30 та. Уларнинг валентлиги асосан атомларининг ташқи орбиталидаги электронларнинг сони билан ўлчанади. *p*- элементларнинг *s*- ва *p*-поғоначаларидаги валентлиги ва оксидланиш даражалари қуйидагича бўлиши мумкин:

Группалар	III	IV	V	VI	VII	VIII
валент қобилигининг асосий ҳолатдаги электрон конфигурацияси	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
қўзғалган ҳолатдаги электрон конфигурациялари	ns^1np^2	ns^1np^3	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
тоқ электронлар сони	3	4	3	2	1	0

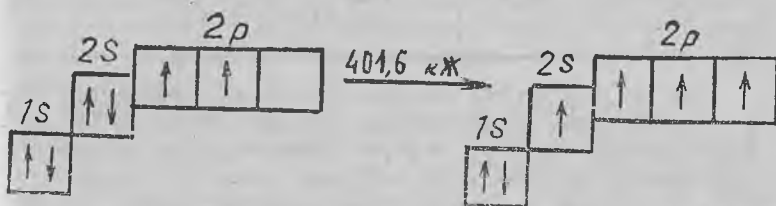
p- элементлар кимёвий бирикмаларида ҳар хил оксидланиш даражаларини намоён қилишлари мумкин, яъни *s*- ва *p*-поғоначаларида жойлашган электронлари ҳисобига турли оксидланиш даражаларига эга бўладилар. III группа элементларининг ташқи орбиталларида учта электрон бўлиб, иккитаси *s*-поғоначада ва биттаси *p*-поғоначада жойлашганлиги учун улар 1 дан 3 гача оксидланиш даражасига эга бўладилар. Кўпчилик *p*- элементларида оксидланиш даражасининг юқори бўлишига сабаб, уларнинг жуфтлашган электронлари бўш орбиталларга ўтиши натижасида тоқ электронларнинг кўпайганлигидир. Масалан, бор асосий ҳолатда бўлганда унинг оксидланиш даражаси 1 га тенг бўлса, қўзғалган ҳолатда 3 га тенг бўлади, чунки унинг 2 *s*- орбиталидаги жуфтлашган электронларнинг бири 2 *p*- қобиқчанинг бўш ячейкасига кўчганлиги сабабли учта тоқ электрон ҳосил бўлади, бу эса унинг оксидланиш даражасини +1 дан +3 гача кўтареди.

Шунинг учун III группанинг кўпчилик элементларининг максимал оксидланиш даражалари +3 га тенгдир.

Бу элементлар ичида В фақат қайтарувчи хоссасига эга бўлиб қолмасдан, балки оксидловчи хоссасини ҳам намоён қилади, чунки у оксидланиш даражаси —3 бўлган бирикмалар ҳам ҳосил қилади. Металлик хоссалари I ва II группа элементларига қараганда III—

группа элементларида сустроқ бўлади. Бор кислота ҳосил қилувчи элементдир. Шунингдек, алюминий, галлий ва индийларнинг оксид ва гидроксидлари амфотер хоссага эга, фақат таллий асосли хоссага эга бўлган TiOH ҳосил қилади.

Углерод 2 ва 4 валентликни намоён қилади. У асосий ҳолатда бўлганда +2 валентликни намоён қилади, аммо қўзғалган ҳолатда 2s- орбиталдаги жуфтлашган электронлардан бири 2p- қобиқчанинг бўш орбиталига кўчиши муносабати билан 4 та тоқ электрон ҳосил бўлганлиги учун унинг оксидланиш даражаси +2 дан +4 гача кўтарилади, яъни:



${}^6\text{C}$ асосий ҳолатда бўлганда $1s^2 2s^2 2p^2$

${}^6\text{C}$ қўзғалган ҳолда $1s^2 2s^1 2p^3$

d-элементлар. *d-энергетик поғоначалари электронлар билан тўлиб борадиган элементларга d-элементлар дейилади*, улар даврий система жадвалида кўк рангда кўрсатилади. *d-* элементларига 33 элемент киради. *d-* элементларига фақат қўшимча группача элементлари кирадилар. *d-* элементларнинг ташқи электрон қаватларида иккита ёки битта электрон жойлашган бўлади, лекин палладийнинг ташқи s- орбитасида электронлар йўқ, чунки s- орбиталдаги электронлар *d-* орбиталга кўчган.

d- элементлари ўзгарувчан валентлик ва ўзгарувчан оксидланиш даражаларига эга бўладилар, чунки кимёвий жараёнлар ва уларнинг фақат ташқи орбитасидаги ns^2 - ёки ns^1 - электронларигина эмас, балки *nd*- қобиқчадаги электронлари ҳам қатнашади. Масалан, скандий группачасидаги элементларнинг қўзғалган ҳолатларида фақат s- қобиқчадаги электронларигина эмас, балки *d-* қобиқчадаги электронлари ҳам кимёвий жараёнларда иштирок этади. Шунинг учун ҳам скандийнинг валентлиги ва оксидланиш даражаси +3 га тенгдир. Қу-

Йидаги жадвалда *d*- элементларнинг қобиқчаларда электронларнинг жойлашиш тартиби келтирилган.

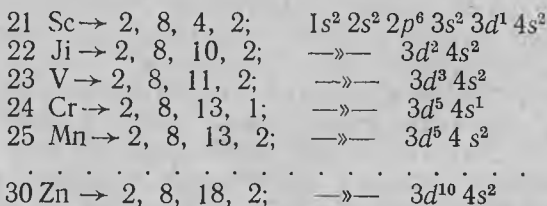
13- жадвал

d- элементларнинг *s*- ва *d*- қобиқчадаги электронлар конфигурацияси

Электронлар сони							
III	IV	V	VI	VII	VIII	I	II
nd^1ns^2	nd^2ns^2	nd^3ns^2	nd^4ns^2 nd^5ns^1	nd^5ns^2	$3d^64s^23d^74s^23d^84s^2$ $4d^75s^4d^85s^4d^{10}5s^0$ $5d^66s^25d^76s^25d^96s^1$	$nd^{10}ns^1$	$nd^{10}ns^2$

VII ва VIII группа қўшимча группачада жойлашган Mn, Fe, Co, Ni каби элементларнинг асосий валентлигини: $3d^54s^2$, $3d^64s^2$, $3d^74s^2$, $3d^84s^2$ поғоначаларда жойлашган электронлар ташкил этади. Шунинг учун ҳам улар 7, 6, 5, 4, 3, 2 каби оксидланиш даражаларини намоён қиладилар. VIII группа элементларидан фақат рутений билан осмий + 8 оксидланиш даражасини ҳосил қиладилар.

Қуйида баъзи *d*- элементларнинг қобиқ ва қобиқчаларида электронларнинг тақсимланишига мисоллар келтирамиз:



f-элементлар. *f*- энергетик қобиқчалари электронлар билан тўлиб борадиган элементларга *f*- элементлар дейилади ва улар даврий система жадвалида қора рангда кўрсатилади. *f*- элементлар оиласига 28 та элемент кирди. *f*- элементларни асосан лантаноидлар (58—71 гача бўлган элементлар) ва актиноидлар (90—104 гача бўлган элементлар) ташкил этади. Уларнинг ташқи орбиталларида ($6s^2$ — лантаноидларда ва $7s^2$ — актиноидларда) иккитадан электронлари, шунингдек ташқи орбитал-

дан олдинги орбиталларида ($5s^25p^6$ — лантаноидларда, $6s^26p^6$ — актиноидларда) . саккизтадан ёки тўққизтадан ($5s^25p^65d^1$ — лантаноидларда, $6s^26p^66d$ — актиноидлар) электронлари бўлади.

Лантаноид ва актиноидларнинг валентлиги ташқи орбитасидаги иккита s -погонача электронлари, шунингдек d - орбиталдан битта электрон қатнашиши билан белгиланади. Улар учун асосан $+3$ оксидланиш даражаси характерли. Аммо Ho, Ce, Pr, Tb ва Dy лар баъзан $+4$ оксидланиш даражасини ҳам намоён қилади. Демак, улар фақат четки орбитасидаги 2 та 3- электронларинигина эмас, балки $4f$ - орбиталдан ҳам электронларини бериб реакцияда қатнашадилар. Sm, Eu, Tm, Yb каби элементлар $+2$, $+3$ оксидланиш даражаларини ҳам ҳосил қиладилар, чунки улар ташқи 2 та s - электронларидан ташқари $4f$ - орбиталларидан электронлар беришга қодирлар.

Актиниоидлар ҳар хил оксидланиш даражаларини намоён қиладилар, яъни улар $+2$ дан $+7$ гача оксидланиш даражасига эгадир. Тартиб номерлари ортиши билан оксидланиш даражалари ҳам $+4$ дан $+7$ гача ўзгаради. Юқорида кўриб ўтилган элементлар туркумига ҳос бўлган хусусият шундан иборатки, уларда элементнинг кимёвий хусусияти унинг ташқи валент қобиғидаги электронлар сонига боғлиқ. Тугалланган қобиқ электронлари атомнинг ўзак электронлари деб ҳисобланади ва улар кимёвий жараёнларда иштирок этмайди.

4.5. НЕЙТРАЛ АТОМЛАРНИНГ КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАР ДАВОМИДА ЎЗГАРИШИ

Кимёвий реакциялар давомида атомнинг ядроси ва ўзак электронлари ўзгармай қолади. Атомларнинг кимёвий хоссалари уларнинг электрон қаватларининг структура тузилишига боғлиқдир. Кимёвий реакциялар пайтида фақат валент қобиқ электронлари муҳим рол ўйнайдилар.

Ядродан узоқда бўлган электронлар ядрога кучсизроқ тортилиб турадилар. Улар ташқи куч таъсирида атомдан осон чиқиб кетадилар.

Барча элементлар металл ва металлоидларга бўлинади. Металллар учун металл боғланиш характерли бўлиб, металллардаги эркин электронлар ташқи таъсир

(иссиқлик, электр токи, ёруғлик) ни бир жойдан иккинчи жойга ташийдилар. Аммо шуни унутмаслик керакки, металллар билан металлоидлар ўртасида маълум бир чегара йўқ.

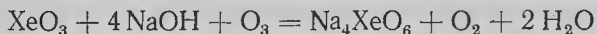
Кўпчилик металл атомлари ўзларининг ташқи орбиталларида 1—2 электронларини сақлайдилар, фақат IV группадagi бир неча элементларнинг ташқи валент орбиталларида 4 тадан электрон бўлади.

Даврий системада металллар I, II, III группаларда, шунингдек IV группадa (C ва Si дан ташқари) ва V группадa (N, P, As дан ташқари) асосан металллар жойлашган. Қўшимча группача элементлари ҳам металл хоссасига эга. Умуман, даврий системанинг 80% ини металллар ташкил қилади. Металллар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларда электронларини осонгина бериб оксидланадилар, ўзлари мусбат зарядланиб бошқа элементларни қайтарадилар. Шунинг учун ҳам, барча металллар қайтарувчилардир. Металллар манфий зарядли оддий ионлар ҳосил қилмайдилар. Металлларнинг ташқи электронларини осонгина узилиб кетишига фақат кимёвий реакциялардагина эмас, балки ҳар хил физикавий жараёнлар ҳам таъсир этадилар. Масалан, ёруғлик, иссиқлик, электр токи таъсирида ҳам металллар тез электронларини йўқотиб мусбат ионларга айланадилар.

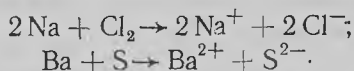
Металл ионларининг қайтарувчилик хоссасига уларнинг ионланиш потенциали ва электрокимёвий стандарт потенциали ҳам муҳим роль ўйнайдилар.

Металмас элементлар атомлари (инерт газлар, водород ва бордан ташқари) ташқи орбиталларида 4, 5, 6 ва ҳатто 7 тадан электронга эга. Металлмасларга VII группа асосий группача элементлари: F, Cl, Br, J, At; VI группадан: O, S, Se, Te; V группадан: N, P, As; IV группадан: C, Si ва шунингдек H, B ҳамда инерт газлар; He, Ne, Ar, Xe, Kr ва Rn лар кирадилар. Металлмас элементлар атомлари (инерт газлардан ташқари) кимёвий реакцияларда элементар манфий зарядли ионларни ҳосил қиладилар. Бу элементлар ўз структура тузилишига кўра ва реакция шароитига қараб, электронларни бириктириб оладилар ва кимёвий реакцияларда оксидловчи вазифасини бажаради. Баъзилари эса қайтарувчи хоссасини ҳам намоён қиладилар. Аммо оксидловчилик хоссаси қайтарувчанлик хоссасидан кучлироқдир.

Инерт газлар He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn нинг ташқи орбиталари гелийда $1s^2$ билан тугаса, VIII группанинг бошқа элементлари атомларининг ташқи орбиталари ns^2np^6 билан тугайди. Узоқ йиллар давомида инерт газлар электрон бермайди ҳам, электрон бириктириб олмайди ҳам ва шунинг учун кимёвий бирикмалар ҳосил қилмайди, деган тушунча билан келинди. Лекин 1962 йилда Н. Бартлетт ксенон PtF_6 билан оксидланишини ва комплекс бирикма $Xe^+ [PtF_6]^-$ ҳосил қилишини исботлади. Шундан сўнг нодир деб аталадиган газларнинг жуда кўп бирикмалари синтез қилинади. Электр токи таъсирида ёки қиздириш орқали фтор билан KrF_2 , XeF_2 , KrF_4 ва RnF_4 каби бирикмалар олинди. Шунингдек XeF_4 , XeO_3 , XeO_4 каби бирикмаларини ҳам ҳосил қилинди. Кучли оксидловчи озон O_3 таъсирида ксеноннинг оксидланиш даражаси +8 бўлган бирикмаси ҳосил қилинди:



Нейтрал атомларнинг бир-бирига яқинлашиши ва тўқнашиши натижасида бир атом электрон қабул қилса, иккинчиси электронларини беради. Электронларини берган атом мусбат, қабул қилганлари эса манфий зарядланган ҳолга ўтади:



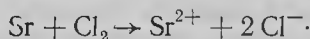
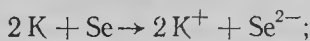
Жуда кўп элементларнинг атомлари мусбат зарядланадилар (фақат фтордан ташқари) ва қайтарувчанлик хоссасига эга бўладилар. Агар атомнинг ташқи орбитасида битта электрон бўлса ва у s-элементларга кирса, бундай элемент битта электронини осон бериб +1 мусбат зарядли заррачага айланади. Масалан, ишқорий металллар: +1 мусбат ионларга айланадилар. Агар элемент атомининг ташқи орбитасида иккитадан электрон бўлса, у ўша электронларини осон йўқотиб, +2 мусбат зарядланган ионга айланади.

Агар элемент атомининг ташқи орбитаси жуфт электронлар (тўртта, олтита ёки саккизта) билан тугаса, электронлар жуфт-жуфт бўлиб ажраладилар, Масалан, қалайнинг ташқи электрон поғонаси тўртта электрондан ($5s^25p^2$) иборат. Шунинг учун ҳам, қалай аввал Sn^{2+} ионини, сўнгра Sn^{4+} ни ҳосил қилади.

Ташқи орбитаси бешта ёки еттита электрон билан тугайдиган атомлар (VII ва V группанинг бош группача элемент атомлари*) бир неча ионларни ҳосил қиладилар. *d*- элементларининг аввало ташқи орбитасидаги электронлар узилади, сўнгра ташқаридаги иккинчи орбиталдаги электрон узилади *f*- элементлар (лантаноид ва актиноидлар) да ташқи электрон қобиқчасидаги электронлари аввал атомдан ажралади, сўнгра ички *d*- орбиталдаги тоқ электронлар атомдан ажралабошлайди ва натижада 2, 3, 4, 5, 6 оксидланиш даражага эга бўлган бирикмаларни ҳосил қиладилар. Лантаноидлар уч мусбат зарядли ионларни ҳосил қиладилар. Бундан ташқари Ce, Pr, Nd ва Tb лар оксидланиш даражаси мусбат тўрт бўлган бирикмаларни ҳосил қиладилар, Sm, Eu ва Gd лар мусбат икки зарядли ионлар ҳосил қиладилар.

Актиноидлар ўзларининг кимёвий бирикмаларида қуйидаги оксидланиш даражаларини намоён қилишлари мумкин: Th—3, 4; Pa—2, 3, 4, 5; U—3, 4, 5, 6; Np—3, 4, 5, 6, 7; Pu—3, 4, 5, 6, 7; Am—3, 4, 5, 6; Cm—3, 4; Bk—3, 4; Cf—2, 3; Es—3; Fm—3; Md—2, 3.

Ташқи орбиталида бешта, олтита, еттита электрони бўлган металлмаслар учта, иккита ёки битта электрон бириктириб, ташқи орбитасини саккизта электронга тўлдиришга ҳаракат қилади ва манфий зарядли ионларни ҳосил қиладилар. Масалан:



Атомларининг ташқи орбитасида битта, иккита ёки учта электрони бўлган элементлар манфий зарядли ионларни ҳосил қилаолмайдилар (бор ва водороддан ташқари) чунки улар ташқи орбиталларини саккизта электронга тўлдириш учун бешта, олтита ёки еттита электронни бириктира олмайдилар. Бундай ҳолатни амалга ошириш катта энергия сарф қилишни талаб қилади.

Шуни яна бир марта таъкидлаш керакки, мусбат

* — Элементар ионлар типи маълум: Э^- , Э^+ , Э^{3+} , Э^{4+} . Эритмада қуйидаги ионлар бўлиши мумкин: NO_2^- , NO_3^- , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , ClO_4^- ammo N^{3+} , N^{5+} , S^{4+} , S^{6+} бўлмайди.

зарядли ионларни металллар, манфий зарядли ионларни эса металлмаслар ҳосил қиладилар.

Қуйидаги жадвалларда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида ўзининг ташқи энергетик қаватида электронларининг сонини ўзгартирувчи элементлар берилган.

14- жадвал

Ўзининг ташқи қаватида электронларининг сонини ўзгартирувчи элементлар

Элемент	Тартиб номери	Атомнинг электрон қобиғидаги электронлар сони	Ионлар	Ионлар электрон қаватларининг тузилиши
Na	11	2; 8; 1	Na ⁺	2, 8
Mg	12	2; 8, 2	Mg ²⁺	2, 8
Al	13	2, 8, 3	Al ³⁺	2, 8
Si	14	2, 8, 4	—	—
P	15	2, 8, 5	—	—
S	16	2, 8, 6	S ²⁻	2, 8, 8
Cl	17	2, 8, 7	Cl ⁻	2, 8, 8
Ar	18	2, 8, 8	—	—

Кейинги жадвалда оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида қатнашишга мойил бўлган атом ва ионлар берилган.

15- жадвал

Атом ёки ион	Электрон қаватларининг тузилиши	Чиқарилган электронлар	Бириктириш мумкин бўлган электронлар
		максимал сони	
Na	2, 8, 1	1	0
Na ⁺	2, 8	0	1
Mg	2, 8, 2	2	0
Mg ²⁺	2, 8	0	2
Al	2, 8, 3	3	0
Al ³⁺	2, 8	0	3

4.6. ИОНЛАНИШ ЭНЕРГИЯСИ, ЭЛЕКТРОНГА МОЙИЛЛИК ВА ЭЛЕКТРОМАНФИЙЛИК

Кимёвий реакцияларда атомлар ва ионларнинг хоссалари кўпинча, уларнинг электронлар ядролари билан боғланиш энергиясининг катталиги ва кимёвий боғланишнинг мустаҳкамлигига боғлиқ бўлади. Электроннинг ядро билан қанчалик даражада боғлиқлиги ёки электронни ядро томонидан тортилиб туриши электроннинг ядрога яқин ёки узоқ жойлашганлигига боғлиқ. Электрон ядрога қанча яқин турса, у шунча мустаҳкам тортилиб туради, аксинча электрон ядродан қанча узоқда жойлашган бўлса, у шунчалик бўш тортилади ва озгина куч таъсирида атом таркибидан узилиб чиқади.

Атомларнинг радиуси, ионланиш энергияси, электронга мойиллиги, электр манфийлиги каби хоссалари атомнинг электрон конфигурацияси билан боғлиқ.

Атом радиуси қанчалик катта бўлса, ташқи электронлар шунчалик заиф боғланган бўлади ва аксинча, атом радиуси кичиклашиши билан электронлар ядрога кучлироқ тортила бошлайди.

Ионланиш энергияси — ядро билан боғланган электронни атомдан узиб чиқариш учун сарфланган минимал энергиядир. Бу энергия, одатда, электрон-вольтларда (эВ) ифодаланади.

Ҳар бир даврдаги элементлар учун ионланиш энергияси чапдан ўнгга томон ортиб боради, чунки шу қаторда атом ядросининг заряди ортиб боради. Гурппачаларда бу энергия электронларнинг ядродан узоқлиги ортиб борганлиги сабабли юқоридан пастга тушган сари камайиб боради. Ионланиш энергияси (J) элементларнинг кимёвий хоссалари билан боғлиқ.

Ишқорий металллардан электронлар осонликча ажраллади. Улардан электрон ажралишида талаб қилинадиган энергияси қуйидагичадир:

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F
Радиуси, нм ҳисобида:	0,155;	0,113;	0,091;	0,077;	0,071;	0,066;	0,064
Ионланиш потенциали J, Эв ҳисобида:	5,39;	9,32;	8,29;	11,26;	14,53;	13,61;	17,41.

А. Элементнинг электронга мойиллиги

Маълумки, Д. И. Менделеев даврий системасида ҳар қайси давр ичида чапдан ўнгга ўтган сайин атомнинг ўзига электрон бириктириб олиш хоссаси орта боради. Атом ўзига электрон бириктириб олиб, ўша элементнинг манфий ионига айланади. Элемент атоми бир электрон бириктириб олганда ажралиб чиқадиган энергия миқдорига айна элементнинг электронга мойиллиги дейилади. Бу миқдор $\text{кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$, $\text{ккал}\cdot\text{моль}^{-1}$ ёки электрон-вольтлар* билан ўлчаниб, E ҳарфи билан белгиланади. Элементнинг электронга мойиллиги қанчалик катта бўлса, унинг металлмаслик хоссалари шунчалик кучли ифодаланган бўлади. Элемент атомларининг электронга мойиллик энергиясининг ишораси ионланиш энергиясиникига тескари бўлади, яъни E мусбат катталиққа эга бўлади. Элементлар даврий системасида ионланиш потенциалининг мутлақ қиймати группа ва даврларда қайси тартибда ўзгариб борса, E ҳам шу тартибда ўзгариб боради. Баъзи элементларнинг электронга мойиллик қиймати қуйидаги 16-жадвалда келтирилган.

16-жадвал

Элемент	$E, \text{эВ}$	Элемент	$E, \text{эВ}$	Элемент	$E, \text{эВ}$	Элемент	$E, \text{эВ}$
H	0,754	C	1,27	Na	0,54	B	3,54
He	-0,22	N	-0,21	Mg	-2,4	I	3,29
Li	0,593	O	1,467	Al	0,52		
Be	-2,5	F	3,45	Cl	3,61		
B	0,30	Ne	-0,34	K	0,52		

Б. Электрманфийлик

Элементларнинг металлмаслик хоссаларини яққол намоён қилиш учун электрманфийлик (ЭМ) тушунчаси киритилган. Элементнинг ионланиш потен-

* Ионланиш потенциали ЭВ билан берилган бўлса, уни $\text{ккал}\cdot\text{моль}$ га айлантириш қийин эмас: $\text{ЭВ} = 4,88 \cdot 10^{-10} / 299,8 = 1,628 \cdot 10^{-12}$ эрг; элементнинг 1 моль миқдорида Авагадро сонига тенг атомлар бўлгани учун $6,02 \cdot 10^{23}$ га кўпайтирамиз; $1 \text{кЖ} = 1 \cdot 10^{10}$ эрг бўлгани учун $1 \cdot 10^{10}$ га бўламиз: $1,602 \cdot 10^{-12} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \cdot 10^{10}} = 96,5 \text{кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$.

циали қанчалик кичик бўлса, у элемент шунчалик кучли металл хоссасига эга бўлади. Шунинг учун Д. И. Менделеев даврий системасида ҳар қайси даврда чапдан ўнг томон ўтган сайин элементларнинг ионланиш энергиялари ортиб боради. Масалан, Li нинг ионланиш потенциали 5,39 эВ га; Be ники 9,32 эВ; F нинг ионланиш потенциали 17,42 эВ га тенг.

Даврий системанинг ҳар қайси группасида юқоридан пастга тушиш тартибида ионланиш энергиясининг қиймати камайиб боради. Масалан, натрийнинг ионланиш потенциали 5,14 эВ, калийники эса 4,34 эВ. Айни элементнинг электрманфийлиги унинг ионланиш энергияси билан электронга мойиллиги йиғиндисининг ярмига тенг деб қабул қилсак:

$$\text{ЭМ} = \frac{E + J}{2}$$

$E + J$ қиймати катта бўлган элемент атоми молекула таркибидаги электронни ўзига тортишга интилади ва осонлик билан манфий ион ҳолатига ўтади.

Элементларнинг металл ва металлмаслик хоссаларини таққослаб кўриш учун Р. Малликен ва Л. По-

17-жадвал

Элементларнинг нисбий электрманфийлиги (НЭМ) қийматлари

Даврлар	Группалар						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	2	3	4	5	6	7	8
1	H 2,1						
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
5	Rb 0,8	Sr 1,0	V 1,3	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
6	Cs 0,7	Ba 0,9	Zn 1,0	Pb 1,9	Bi 1,8	Po 2,0	At 2,2
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,0				

линг электрманфийликнинг нисбий қийматларидан фойдаланишни таклиф қилдилар.

Электрманфийликка (ЭМ) 1932 йил Л. Полинг янгича таъриф берди: электрманфийлик молекуладаги атомнинг ўзига электронларни тортиш хусусиятидир.

Литийнинг электрманфийлиги 1 деб қабул қилинди. Юқоридаги 17-жадвалда элементларнинг нисбий электрманфийлиги (НЭМ) берилган.

4.7. ҚАЙТАРУВЧИ ВА ОКСИДЛОВЧИЛАР

Нейтрал атомлар қайтарувчи ва оксидловчи ҳам бўлиши мумкин; манфий зарядли металлмаслар, паст мусбат оксидланиш даражасига эга бўлган металллар, мураккаб ион ва молекулалар, электролиз жараёнида қайтарувчи бўлиши мумкин.

4.7.1. Нейтрал атомлар

Металларнинг электрнейтрал атомлари типик қайтарувчилардир. Металларга барча *s*- элементлар (H ва He дан ташқари), *d*-, *f*- элементлар ва ўнта *p*- элементлар киради. Қайтарувчилик хоссасини бир неча металлмаслар, масалан, водород ва углерод (*s*- ва *p*- элементлар) ҳам намоён қиладилар.

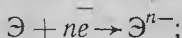
Кимёвий реакцияларда металллар қуйидаги схема бўйича электронларини берадилар ва мусбат зарядли ионларини ҳосил қиладилар: $Me - ne \rightarrow Me^{n+}$. Аммо улар электрон бириктира олмайдилар.

Металларнинг қайтарувчилик хоссалари асосан уларнинг агрегат ҳолатларига, реакция муҳитига, атомларининг радиусларига ва валент электронларининг сонига боғлиқдир. Д. И. Менделеев даврий системасининг биринчи ва иккинчи бош группачаларида жойлашган ишқорий ва ишқорий-ер металлари, шунингдек лантаноид ва актиноидлар бирмунча кучли қайтарувчилар ҳисобланадилар. Пассив металллар Au, Ag, Pt, Os, Ir, Pd, Ru, Rh кабилар жуда қийин оксидланадилар. Улар юқори ионланиш потенциали қийматига эга. Даврий системанинг асосий группача элементлари нейтрал атомларида қайтарувчилик хоссаси уларнинг тартиб номерлари ортиб бориши билан ортади. Масалан, литий-цезий қаторида бошқа элементлар: K, Na,

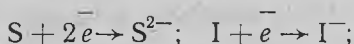
Ra га нисбатан литийда қайтарувчилик хоссаси бир-мунча пастдир. Цезийда эса қайтарувчилик хоссаси бошқа элементларга қараганда юқоридир.

4.7.2. Металлмасларнинг манфий зарядли ионлари

Металлмасларнинг нейтрал атомлари битта ёки бир неча электронни бириктириб олиб, қуйидаги схема асосида ўзларининг манфий зарядли ионларини ҳосил қиладилар:



Масалан, олтингугурт, галогенлар атомлари ўзларининг ташқи орбиталаридаги олтига ёки еттита электронлари устига тегишли тартибда иккита ёки битта электрон бириктириб, ташқи орбиталарини саккизта электронли қобиққа айлантириб, манфий зарядли заррачаларини ҳосил қиладилар:



Ана шундай манфий зарядли заррачалар кучли қайтарувчи хоссасини намоён қилиб, кимёвий реакциялар жараёнида фақат ортиқча қабул қилиб олган ва заиф боғланган электронларинигина эмас, балки ўз атомлари таркибидаги электронларини ҳам бериб юборадилар. Бунда металлмас қанча актив оксидловчи бўлса, манфий ион ҳолатида бўлганда қайтарувчилик хоссаси шунча паст бўлади. Агар оксидловчи хоссаси пассив бўлса, манфий ион ҳолатида қайтарувчилик хоссаси шунча юқори бўлади.

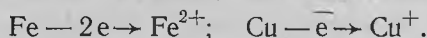
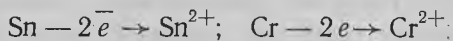
Манфий зарядли ионнинг радиуси қанча катта бўлса, унинг қайтарувчилик хоссаси шунча юқори бўлади. Масалан, галогенлар группасида J^{-} ионида Br^{-} ва Cl^{-} ионларига нисбатан қайтарувчилик хоссаси юқоридир.

Қайтарувчи ролини қуйидаги манфий зарядли ионлар (S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} , I^{-} , Br^{-} лар), шунингдек кимёвий бирикмалар (H_2S , H_2Se , H_2Te , HI , HBr) ва уларнинг тузлари (NH_3 , SbH_3 , AsH_3 , PH_3 ва бошқалар) бажариши мумкин.

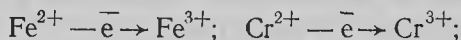
4.7.3. Паст оксидланиш даражасига эга бўлган мусбат зарядли металл ионлари

Паст оксидланиш даражасига эга бўлган мусбат зарядли металл ионлари ташқи орбитасидаги битта ёки иккита электронларини йўқотган нейтрал атомлардан

ҳосил бўладилар. Масалан, қалай, хром, темир ва мис атомлари бошқа моддалар билан кимёвий реакцияларга киришиб, аввал минимал даражада электронларини бошқа элементларга беришлари натижасида паст даражали мусбат зарядли ионларини ҳосил қилишлари мумкин:



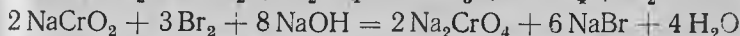
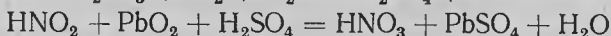
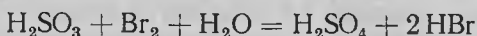
Паст оксидланиш даражаларига эга бўлган мусбат зарядли металл ионлари юқори оксидланиш даражасига эга бўлган ионларини ҳосил қилсалар, улар қайтарувчи хоссаларини намоён қилган бўлади. Масалан:

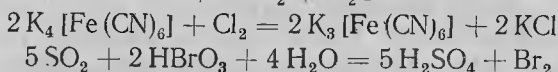
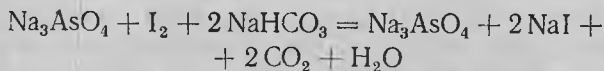


Cr^{3+} иони ишқорий муҳитда яна учта электрон бериб, CrO_4^{2-} га ёки кислотали муҳитда $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ га айланиши мумкин, шунингдек Fe^{3+} иони яна учта электрон чиқариб, FeO_4^{2-} ионига айланиши мумкин. Паст оксидланиш даражасига эга бўлган металлларнинг мусбат зарядли ионлари оксидловчи хоссасига ҳам эга бўлиши мумкин, аммо уларда оксидловчи хоссасига нисбатан қайтарувчилик хоссаси юқоридир.

Мураккаб ионлар ва молекулалар, яъни нейтрал атомларнинг оксидланишида оралиқ оксид ҳосил қилган ионлар қайтарувчи хоссасига эга бўладилар. Масалан: SO_3^{2-} , NO_2^- , AsO_3^{3-} , CrO_2^- , $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ лар қайтарувчилик хоссасига эга бўладилар, чунки олтингугурт, азот, мышьяк, хром, темир атомлари юқоридаги бирикмаларида оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлган ионларини ҳосил қиладилар: S^{+4} , N^{+3} , As^{+3} , Cr^{+3} , Fe^{+3} . Булар қаторига бир қанча ўхшаш молекулалар: SO_2 , CO , NO , P_2O_6 ва бошқаларни киритиш мумкин.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида ўзларининг электронларини оксидловчиларга бериб, ўзлари юқори оксидланиш даражасига эга бўладиган молекулалар ҳам қатнашади:

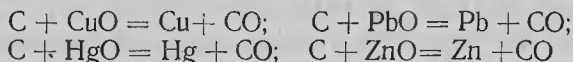




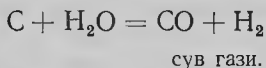
SO_3^{2-} , NO_2^- , AsO_3^{3-} ва бошқа ионлар кучли қайтарувчилар билан кимёвий реакцияга киришиб, оксидловчи хоссаларини намоён қилишлари мумкин. Аммо уларда оксидловчи хоссаси анча заифдир.

4.7.4. Лаборатория ва техникада катта аҳамиятга эга бўлган қайтарувчилар

А. Углерод. Металларнинг оксидларини қайтариб, тоза металл ажратиб олишда муҳим аҳамиятга эга ва кенг қўлланилади:



Сув газини олишда ҳам углерод қайтарувчи вазифасини бажаради:



Углерод (II) оксид. Металлургияда CO металл оксидларини қайтариб металларни олишда муҳим аҳамиятга эга:

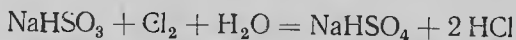


Уй температурасида Au, Pt, Pd тузлари эритмалари таркибидан CO газини Au, Pt, Pd металларини бемалол қайтаради.

Б. Темир, рух, алюминий ва қалай органик бирикмалар ишлаб чиқариш саноатида нитробирикмаларни қайтарувчи модда сифатида қўлланилади. Баъзан лабораторияларда қалайнинг паст оксидланиш даражасига эга бўлган Sn^{2+} бирикмалари қўлланилади.

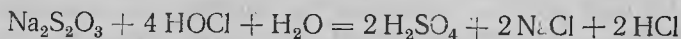
В. Сульфит кислота. Аноорганик бирикмаларни эркин ҳолда ажратиб олишда, шунингдек органик бирикмаларни ва хинонларни қайтаришда қўлланилади. Бу жараёнда у сульфат кислотага айланади.

Натрий сульфит ва биосульфитлар. Бу тузлар фотографияда, тўқимачилик саноатида матоларда қолган хлор қолдиғини йўқотишда қайтарувчи сифатида ишлатилади:

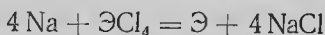


Г. Натрий сульфид. Ароматик нитро- ва азобирималарни қайтаришда ишлатилади.

Д. Натрий тиосульфат. Тўқимачиликда матоларни бўйаш учун гипохлорит кислота ёрдамида ҳар хил доғлардан тозалашда ортиб қолган хлорни қайтаришда ишлатилади.



Е. Металл ҳолатидаги натрий. Титан группчасидаги металлларни қайтаришда қайтарувчи сифатида қўлланилади:

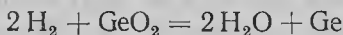


Ж. Водород. Қайтарувчи ва оксидловчи хоссларига эга:



Оддий шароитда водород молекуласи барқарор бўлганлиги учун пассив, яъни кам активдир, аммо қиздирилганда кўпчилик металлмаслар — хлор, бром, фтор, кислород билан кимёвий реакцияга киришади. Атомар водород молекуляр водородга нисбатан анча активдир. Атомар водород оддий шароитда олтингугурт, мишьяк билан кимёвий реакцияга киришади, шунингдек жуда кўп металлларнинг оксидларини тоза металлга қадар қайтариш хоссасига эгадир.

Вольфрам, молибден, галлий, германийларни тоза ҳолда ажратиб олишда водород термия саноатда муҳим аҳамиятга эгадир:

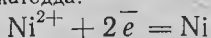


Ўзбекистонда Чирчиқ шаҳаридаги ўтга чидамли ва қаттиқ металллар ишлаб чиқариш комбинатида молибден ва вольфрам оксидларини водород печьларида қайтариш асосий жараён ҳисобланади.

3. Электр токи. Оксидланиш-қайтарилиш жараёнида моддаларни электролиз қилиш вақтида ҳосил бўлаётган катионларни катодда қайтарилиш, анионларни анодда оксидланишида доимий электр токи муҳим роль ўйнайди. Масалан, никель хлорид эритмасининг электролизи қуйидагича боради:



катодда:



қайтарилиш

анодда:



оксидланиш

Электр токи таъсирида моддаларни қайтариш усули техникада кенг қўлланилади.

Шундай қилиб, техникада ва лаборатория амалиётида қуйидаги қайтарувчилар муҳим аҳамиятга эгадирлар: элементар металллар (Zn, Al, Sn ва бошқалар), натрий амалгаси, литий гидрид — LiH, литий алюмогидрид LiAlH_4 , водород (молекуляр ва атомар ҳолда), углерод (кўмир ва кокс), углерод (II) оксид, сульфит ангидрид — SO_2 , натрий тиосульфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, кислоталар (ва уларнинг тузлари) H_2SO_4 , HJ, H_2S , H_3PO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (оксалат кислота), чумоли кислота — HCOOH , гидразин — N_2H_4 , гидроксилламин — NH_2OH , қалай ва темир бирикмалари (Sn^{2+} , Fe^{2+}), спиртлар (этил спирт — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, метил спирт — CH_3OH), альдегидлар (сирка альдегид — $\text{CH}_3-\overset{\text{H}}{\underset{\text{O}}{\parallel}}\text{C}$, чумоли альдегиди — $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}\underset{\text{H}}{\text{C}}$), глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, электролиз жараёнида катод ва бошқалар.

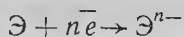
4.7.5. Оксидловчилар

Нейтрал атом ёки молекулалар, металлларнинг ионлари, мураккаб ионлар ва молекулалар, юқори оксидланиш даражасига эга бўлган металлларнинг ионлари, юқори оксидланиш даражасига эга бўлган мусбат зарядли металлмасларнинг ионлари, мусбат зарядли водород иони оксидловчи хосассига эга бўладилар.

А. Нейтрал атомлар

Ташқи электрон қаватида 4, 5, 6 ёки 7 электрони бўлган нейтрал элемент атомлари ҳам оксидловчиларга кирадилар. Булар *p*-элементлардир ($s^2p^2-s^2p^5$). Электронга мойиллилиги катта бўлган ва катта электрманфийлик хусусияти бор бўлган нейтрал атомлар (фтор, хлор, кислород ва бошқалар) оксидловчиларга кирадилар. Улар электронларни бириктириб қайтарувчи

хоссаси юқори бўлган манфий ионларни ҳосил қилади:



Металлмасларнинг электронларни бириктириб электронманфийликка эга манфий зарядли анионлар ҳосил қилиш хоссаси қуйидаги тартибда камайиб боради: F, O, Cl, N, Br, S, J, At, Se, P, Fe, H, C, As, Si, B (бу қатор НЭМ қийматининг камайиш қаторидир). Энг кучли оксидловчиларга кислород билан галогенлар киради. Улар битта ёки иккита электронни бириктириб оладилар. Энг пассив оксидловчиларга тўртинчи группа элементлари кирадилар, чунки улар тўрттагача электронни бириктириб оладилар. Демак, бир давр ичида элементларнинг оксидловчилик активлиги VII—IV бош группачаларида камайиб боради.

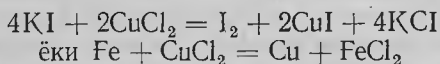
VII, VI, V, IV группаларнинг асосий группачасида оксидловчилик активлиги атомлар радиусларининг ўсиши билан юқоридан пастга томон пасая боради. Масалан, галогенлар группасида энг кучли оксидловчи фтор бўлса, радиуси ортиб бориши сабабли йод фторга қараганда оксидловчилик активлиги анча паст элемент ҳисобланади. Юқорида келтирилган барча элементлар (фтордан ташқари) кучли оксидловчилар билан учрашганда электронларини берадилар ва қайтарувчилик хоссасига эга бўладилар, шунинг учун бундай элементларни оксидловчилар-қайтарувчилар деб юритилади. Аммо шуни унутмаслик керакки, металлмасларда қайтарувчи хоссасига қараганда, оксидловчи хоссаси кучлидир.

Аввал айтилганидек, VIII группада жойлашган нодир газлар: He, Ne, Ar, Kr, Xe ва бошқалар тегишли даврларда жойлашган s- ва бошқа p- элементларидан ўзларининг жуда ҳам паст қайтарувчилик хоссалари билан кескин фарқ қиладилар.

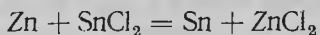
Б. Мусбат зарядли металлларнинг ионлари

Барча мусбат зарядли металлларнинг ионлари ҳар хил оксидланиш даражаларига эга бўладилар. Энг кучли оксидловчилар қаторига мусбат зарядлари максимал бўлган металлларнинг ионлари киради. Масалан: Sn^{2+} , Fe^{2+} , Ge^{2+} , Cu^+ ионларида қайтарувчи хоссалари бўлса Sn^{4+} , Fe^{3+} , Ge^+ , Cu^{2+} ларда эса оксидловчи хос-

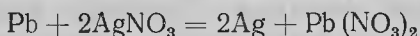
салари юқоридир. Оксидланиш даражаси паст бўлган мис Cu^{2+} иони, бундан ҳам оксидланиш даражаси паст бўлган ионгача ёки нейтрал атомга қадар қайтарилиши мумкин. Масалан:



Аммо, шуни назарда тутмоқ керакки, паст оксидланиш даражасига эга бўлган ионлар (катионлар) нейтрал атомларга нисбатан катта энергетик қувватга эга бўлиб, типик қайтарувчилар билан учрашганда озми-кўпми оксидловчилик хоссасига эга бўладилар. Масалан:



Нодир металлларнинг ионлари (Au, Ag, Pt, Os, Ir, Pd, Ru ва Rh) ҳатто паст оксидланиш даражаларига эга бўлсаларда кучли оксидловчи хоссаларига эга бўладилар:



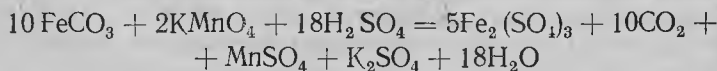
Металл қайтарувчи сифатида қанчалик актив бўлса, у оксидлови ион сифатида шунчалик пассив бўлади. Агар металл қайтарувчи сифатида қанчалик пассив бўлса, оксидланган ион ҳолида у шунчалик актив бўлади. Масалан, нейтрал атомлар калий ва кумуш ион ҳолига ўтаётганда (K^+ , Ag^+) унинг ионланиш потенциалли 415,6 кЖ·моль⁻¹, кумушники эса 724,5 кЖ·моль⁻¹га тенг бўлади. Шунинг учун ҳам кумуш ионининг электронга мойиллиги, калийникига қараганда анча юқори бўлади.

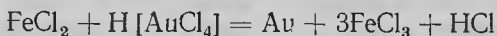
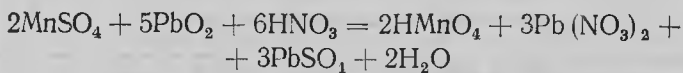
В. Металл атомларининг юқори оксидланиш даражасидаги ионлари ва молекулалари

Ҳар бир металлнинг ўзига хос бўлган энг юқори оксидланиш даражасидаги ионлари типик оксидловчилардир.

KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$, HAuCl_4 лардаги металл ионлари паст оксидланиш даражаларига ўтиш учун ҳаракат қиладилар, яъни Mn^{2+} , Cr^{+3} , Pb^{+2} , Au^0 га ўтишга интиладилар.

Масалан:





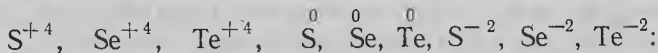
Юқори оксидланиш даражасидан қуйи мусбат оксидланиш даражалари ҳолатига ўтиш қайтарувчининг активлиги ва эритмадаги яратилган шароитга қараб турлича бўлиши мумкин.

Бу тўғрисида муҳит таъсирига бағишланган қисмга қаранг.

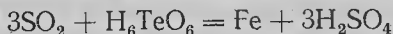
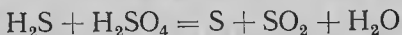
Г. Металлмаслар атомларининг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган мусбат зарядли ионлари ва молекулалари

Юқори оксидланиш ёки баъзан паст оксидланиш даражасига эга бўлган металлмаслар ҳам кучли оксидловчи хоссасига эга бўладилар. Ана шундай оксидловчиларга, масалан, кислород тутган кислота қолдиқлари, уларнинг оксидлари, тузлари HNO_3 , концентрланган H_2SO_4 , SO_3 , HOCl , HClO_3 , NaOBr , KClO_3 ва бошқалар киради. Бу металлмаслар юқори оксидланиш даражасидан қайтарувчи таъсирида паст оксидланиш даражасига ўтишга интиладилар.

Кучли оксидловчиларга: H_2SeO_4 , H_6TeO_6 ларнинг концентрланган эритмалари киради. Оксидловчилик хоссаси бўйича активлик кетма-кетлиги қуйидагичадир: $\text{H}_2\text{SO}_4 < \text{H}_2\text{SeO}_4 < \text{H}_6\text{TeO}_6$. Кучли қайтарувчиларнинг таъсири ва реакция муҳитига қараб бу металлмаслар қуйидаги ҳолларгача қайтарилиши мумкин:



Масалан:



Галогенларнинг кислородли бирикмаларининг оксидловчилик хоссаларини қуйидагича тавсифлаш мумкин:

HOCl гипохлорит кислота	HClO ₂ хлорит кислота	HClO ₃ хлорат кислота	ClO перхлорат кислота
HOBr HOI	HBrO ₂ HIO ₂	HBrO ₃ HIO ₃	HBrO ₄ HIO ₄ , H ₅ IO ₆

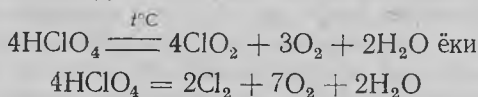
турғунлиги ва кислотали
хоссаларининг ортиши

HOCl — HOBr — HOI қатори бўйича оксидловчилик активлиги ва барқарорлиги камайиб боради. HOBr ва HOI бирикмалари диспропорцияланиш реакциясига киришадилар. Масалан:



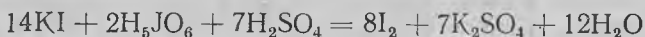
HClO₃ → HBrO₃ → HIO₃ қатори бўйича биринчи ва иккинчи кислоталарда оксидловчилик хоссалари бир-бирига жуда ўхшайди, аммо йодат кислотатада оксидловчилик хоссаси юқоридагиларга нисбатан анча пастдир.

Хлорнинг кислородли кислоталаридан фақат HClO₄ эркин ҳолда маълум. У 92°С дан юқори температурада қиздирилганда ички молекулалар оксидланиш-қайтарилиш реакциясига киришиб, қуйидаги тенгламалар бўйича парчаланеди:

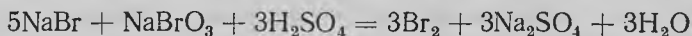


HClO₄ нинг оксидловчилик активлиги HClO₃ никига қараганда анча паст, шунингдек суюлтирилган эритмаларида эса умуман сезиларли даражада эмас.

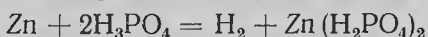
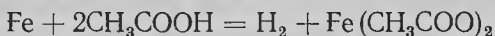
HIO₄ нинг оксидловчилик хоссаси HIO₃ га нисбатан кучлироқдир. H₅JO₆ ортойод кислотаси яна ҳам кўпроқ оксидловчилик хоссасига эгадир:



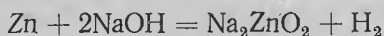
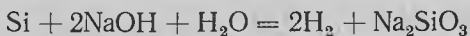
Галогенларнинг кислородли кислоталаридек, уларнинг тузлари ҳам оксидланиш-қайтарилиш хоссаларига эга бўлганликлари учун ҳам оксидловчи сифатида ишлатилади. Хлор, бром ва йодларнинг кислородли бирикмалари оксидловчилик хоссаларига эга бўлганликлари учун ҳам (реакциянинг бориш шароитига қараб) эркин ҳолдаги молекулагача қайтариладилар:



Шунингдек водороднинг мусбат зарядли ионлари баъзи (кислоталарда, ишқорларда ва сувда) оксидловчилик хоссасини намоён қиладилар, бундан лаборатория шароитида водород олишда қўлланилади: уни суюлтирилган хлорид, сульфат, ортофосфат ва сирка кислоталарига рух, темир, магний, марганец ёки алюминий металлларини таъсир эттириб олинади:



Шунингдек NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ эритмаларига алюминий, рух, кремний, қалай ва бошқа металлларни таъсир эттириб, мусбат зарядли водород ионлари қайтарилади:



Сувнинг водород иони билан асосан актив металллар (I ва II группа металлари) оксидландилар:

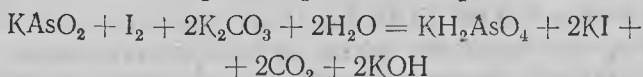
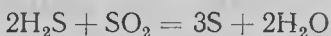
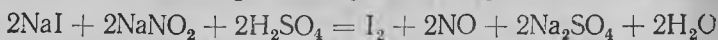
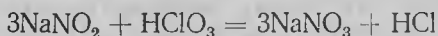


Шундай қилиб, атомлар паст оксидланиш даражасига эга бўлсалар (масалан, азот, мишьяк, олтингугурт, селен, теллур, бирикмаларида $-\text{NH}_3$, AsH_3 , H_2S , H_2Se , H_2Te ларда тегишли равишда N^{-3} , As^{-3} , S^{-2} , Te^{-2}) улар фақат қайтарувчи хоссаларига эга бўладилар, чунки уларнинг атомларини ташқи орбиталлари саккизта электронга тўлганлиги учун бошқа электрон қабул қила олмайди.

Азот, мишьяк, олтингугурт, селен, теллур, марганец, хром кислоталари (HNO_3 , H_3AsO_4 , H_2SO_4 , H_6TeO_6) ва тузлари таркибида, шунингдек KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ таркибида энг юқори мусбат оксидланиш даражаларига (N^{+5} , As^{+5} , Se^{+6} , Te^{+6} , Mn^{+7} , Cr^{+6}) эга бўлганликлари учун улар фақат оксидловчи хоссаларига эга бўладилар. Шунингдек кислоталар HNO_2 , H_3AsO_3 (ёки HAsO_2), H_2SO_3 , H_2SeO_3 , уларнинг тузларида, MnO_2 ва K_2MnO_4 да азот, мишьяк, олтингугурт, селен, теллур, марганец пастроқ оралиқ оксидла-

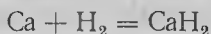
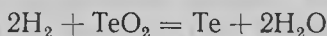
ниш даражасига (N^{+3} , As^{+3} , S^{+4} , Se^{+4} , Te^{+4} , Mn^{+4} , Mn^{+6}) эгадирлар. Бу бирикмалар компонентларнинг реакцияга киришиш қобилиятига ва реакция бораётган шароитга қараб ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи хоссаларини намоён қилишлари мумкин.

Худди ана шундай оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлган ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи хоссаларини намоён қиладиган моддаларга мисоллар келтирамиз:

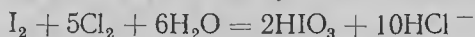
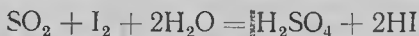


Водород пероксид H_2O_2 реакция шароитига қараб, оксидловчи ёки қайтарувчи ролини бажаради.

Олтингургурт, селен, теллур эркин ҳолда водород билан ёки металллар билан реакцияга киришганда оксидловчи, аммо кислород, фтор ва хлор билан реакцияга киришганда қайтарувчи хоссасини намоён қилади:



Йод кучли қайтарувчилар билан кимёвий реакцияга киришганда оксидловчи, кучли оксидловчилар билан реакцияга киришганда эса қайтарувчи ролини бажаради:



4.7.6. Техника ва лабораторияда муҳим аҳамиятга эга бўлган оксидловчилар

1. Кислород. Металлургия ва кимё саноатида (домна печларида, сульфат ва нитрат кислота олиш сано-

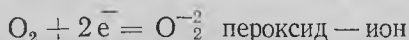
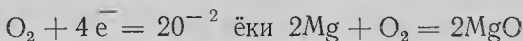
ати) хом ащѣ ишлаб чиқариш унумини кўтариш мақсадида ишлатилади. Кислород ва ацетилен аралашмаси қарийб 3500°С иссиқлик бериши қобилятидан фойдаланиб металлрни қирқиш ва пайвандлаш ишларида ишлатилади. Кислород медицинада кенг кўламда қўлланилади. Нафас олишда ҳаво таркибидаги кислороднинг 40—60% и сарфланади. У юрак, ўпка фаолиятини яхшилашга ва бир маромда ишлашига олиб келади. Кислород ёнмайди, аммо ёнишга ёрдам беради. У кучли оксидловчидир. У элементлар билан кимёвий реакцияга киришиб, ҳар хил бирикмаларни ҳосил қилади. Молекуляр кислородга нисбатан атомар кислород активроқдир. Кислород фақат фтор билан реакцияда қайтарувчи вазифасини бажаради:



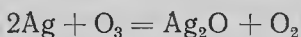
Бундан бошқа бирикмаларида унинг оксидланиш даражаси —2 га тенгдир. Кислород учун +2, —2, +1, —1 оксидланиш даражаси маълум.

Агар оксидланиш жараёни катта иссиқлик ёки ёруғлик чиқиши билан борадиган бўлса, бундай реакцияларни ёниш реакцияси дейилади.

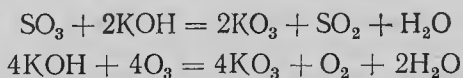
Молекуляр кислород кимёвий реакциялари шароитга қараб қуйидагича бориши мумкин:



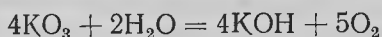
2. Озон. Озон кислородга нисбатан янада кучли оксидловчи бўлиб, жуда кўп рангли моддаларни рангсизлантиради. Олтин ва платинадан ташқари, барча металлрни оксидлайди. Аммиакни нитрит ва нитрат кислоталарга айлантиради, сульфидларни сульфатгача оксидлайди. Озон кучли оксидловчи бўлганлиги учун бактерияларни ўлдиради. Шунинг учун ҳам озон сувни ва ҳавони дезинфекция қилишда қўлланилади. Озон жуда тез атомар ва молекуляр кислородга парчаланadi: $\text{O}_3 = \text{O}_2 + \text{O}$. Кумуш юқори температурада ҳам кислород билан қиздирилса, оксидланмайди, аммо озон кумушни оддий шароитда осонгина оксидлайди:



Ишқорий металлларнинг озонидлари ишқорларга озон таъсир эттириб олинади.



KO_3 — кучли оксидловчидир, аммо у гидролизга учрайди:



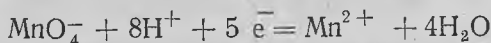
Озон калий йод эритмаси таркибидан йодни эркин ҳолда сиқиб чиқаради:



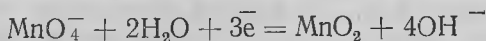
Озон аралашган ҳавога калий йодид ва крахмал шимдирилган қоғоз тутилса қоғоз дарҳол кўкаради. Бу реакция озонни очишда қўлланади.

3. **Калий перманганат.** Органик бирикмаларни оксидлаш жараёнида қўлланилади. Калий перманганат сульфитларни сульфатларга, нитритларни нитратларга айлантиради, калий йодидни эркин йодгача, хлорид кислотани хлоргача, водород пероксидни кислородгача оксидлайди. KMnO_4 нинг қайтарилиши реакция борадиган муҳитга боғлиқдир. Кислотали муҳитда ($\text{pH} < 7$) MnO_4^-

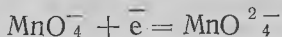
— бинафша рангли ион ҳолидан рангсиз Mn^{2+} гача қайта-рилади:



Нейтрал ёки кучсиз ишқорий муҳитда ($\text{pH} \geq 7$) қўнғир чўкма — MnO_2 ҳосил бўлади:

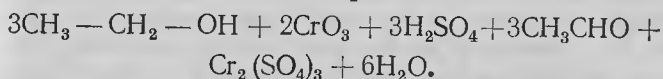
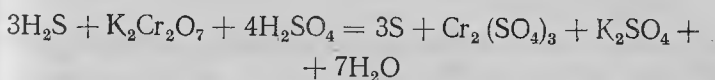


Кучли ишқорий муҳитда ($\text{pH} \geq 7$) бинафша рангли эритма яшил рангга айланади, яъни MnO_4^{2-} иони ҳосил бўлади:



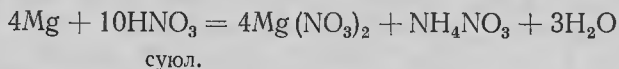
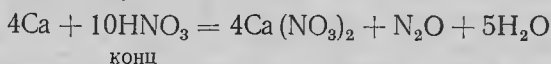
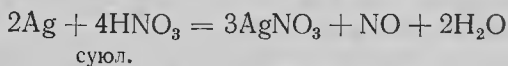
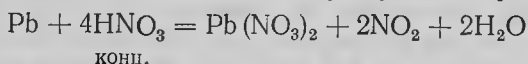
4. **Хромат ва бихромат кислоталар.** Ҳар иккала кислота ҳам эритмаларда маълум, аммо ҳамма вақт эркин кислоталар ўрнига, уларнинг тузлари K_2CrO_7 , K_2CrO_4 кўп қўлланилади. CrO_4^{2-} — ионлари сариқ рангли, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — ионлари қовоқ ранглидир.

Барча хромнинг кислоталари ва хромат ангидриди — CrO_3 кучли оксидловчилардир:



5. **Нитрат кислота.** Энг кучли оксидловчилардан бири нитрат кислота (HNO_3) дир. HNO_3 жуда кўп металлларни, шунингдек жуда кўп металлмасларни оксидлайди: олтингугуртни сульфат кислотага қадар, фосфорни ортофосфат кислотагача, углеродни CO_2 -гача оксидлайди. Баъзан нитрат кислота иштирокида борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари шу қадар шиддатли борадики, экзотермик реакцияларда аланга чиқиб кетади (масалан, скипидарни тутовчи нитрат кислота билан реакцияси).

NO_3^- таркибидаги азот реакция шароитига қараб (кислота концентрацияси ва қайтарувчининг табиати) битта электрондан саккизта электронгача қабул қилиши мумкин:



Турли концентрацияли нитрат кислотанинг активлиги ҳар хил бўлган металллар билан таъсирлашуви натижасида қайтарилишида кузатиладиган ҳолатларни қуйидаги схема тарзида тасвирлаш мумкин:

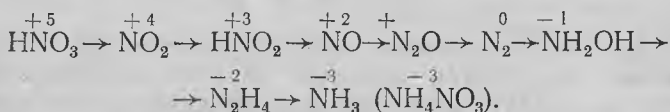


Юқоридаги реакция тенгламаларига кўра, нитрат кислотанинг ҳар қандай концентрацияли эритмаларига

металлар таъсир этганда, газ ҳолидаги *водород ажралиб чиқмайди*.

Металларнинг электрокимёвий активлик қаторининг ўнг томонида жойлашган металлар (мис, симоб, кумуш ва бошқалар) концентрланган нитрат кислота билан кимёвий реакцияга киришганда кислота NO_2 гача қайтарилади, суюлтирилган эритмаси эса NO га қадар қайтарилади. Актив металлар (рух, кальий) ўртача концентрацияли нитрат кислотани N_2O га қадар, яъни $+1$ га қадар қайтаради. Худди шундай актив металлар жуда суюқ нитрат кислотани аммиакка ёки аммоний тузларига қадар қайтаради. Темир, никель ва бошқа ўртача активликка эга бўлган металлар суюлтирилган нитрат кислотани NO га ёки жуда суюлтирилганини эса NH_4^+ ионига қадар қайтариши мумкин: кобальт шундай шароитда NO_3^- ни N_2 қадар қайтаради. Олтин, платина, иридий, родий, ниобий, тантал, вольфрам ва бошқаларни нитрат кислота оксидлай олмайди. Тоза темир, алюминий ва хром совуқ шароитда концентрланган нитрат кислота билан оксидланмайдилар, чунки уларнинг сиртида металларни пасивлаштирувчи оксид пардаси ҳосил бўлади.

Жуда кўп металлмаслар HNO_3 ни NO ёки NO_2 га қадар қайтардилар, қайтарилиш даражаси кислотанинг концентрациясига боғлиқ. Шундай қилиб, реакция муҳитига қараб, нитрат кислота қуйидаги моддалар ҳосил бўлиши схемаси бўйича қайтарилади:

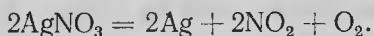


Азотнинг оралиқ оксидланиш даражаси (0, +1, +2, +3, +4) га эга бўлган бирикмалари ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи вазифасини бажаради.

Шуни қайд қилиш керакки, нитрат кислота тузларининг эритмаларига қараганда кислотали эритмалари анча кучли оксидловчи ҳисобланади. Оддий шароитда KNO_3 эритмаси оксидловчи хоссасига эга эмасдир. Қиздирганда барча нитратлар ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари асосида кислород ажратиб парчаланадилар:



Пассив металлларнинг (кумуш, олтин) нитратлари қиздирилганда эркин металл, кислород ва азот (IV) оксидга қадар парчаланади:



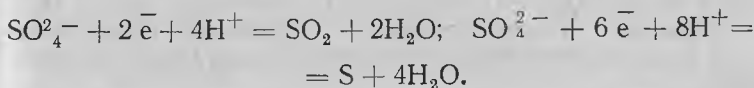
Бошқа металлларнинг нитратлари қиздирилганда металл оксиди, азот(IV) оксиди ва O_2 га парчаланади:



6. **Нитрит кислота.** Нитрит кислота (HNO_2) оксидловчи, аммо нисбатан кучлироқ оксидловчилар билан реакцияга киришганда нитрат кислотасига қадар оксидланиб, қайтарувчи вазифасини бажаради. Нитрит кислота ва унинг тузлари (KNO_2 ва NaNO_2) органик бўёқ олиш саноатида қўлланилади.

7. **Концентрланган сульфат кислота.** H_2SO_4 кислота юқори температураларда кучли оксидловчи ва зифасини бажаради. У углеродни CO_2 га, S ни SO_2 га қадар оксидлайди, HI ва HBr ни эркин I_2 , Br_2 га қадар оксидлайди. Сульфат кислота пассив металлларни (Cu, Ag, Hg ва бошқаларни) оксидлайди. Аммо концентрланган H_2SO_4 билан Fe, Al, Au, Pt, Os каби металллар оксидланмайдилар.

Сульфат кислота оксидловчи хоссасини намоён қилиб, реакция борадиган шароит (металлар активлиги, концентрация ва температура) га қараб қуйидагича қайтарилиши мумкин:



H_2SO_4 пассив га кам актив металллар (Cu, Hg, Ag, Sn, Bi, Fe, Mn, Pd ва бошқалар) билан реакцияга киришиб, SO_2 га қадар қайтарилиши мумкин:

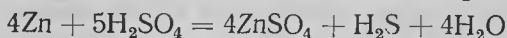
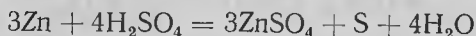


Темирга 93% дан юқори концентрацияли сульфат кислота таъсир этмайди.

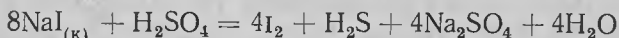
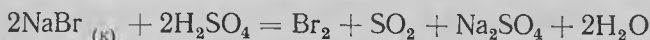
Кучли қайтарувчилар (ишқорий ва ишқорий-ер металлари) билан сульфат кислота реакцияга киришиб, H_2S га қадар қайтарилади:



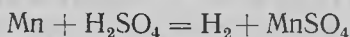
Zn концентрланган сульфат кислотани SO_2 , S ва H_2S га қадар қайтараолади:



Кучли қайтарувчилар билан концентрланган H_2SO_4 қуйидагича реакцияга киришиши мумкин:



Суюлтирилган сульфат кислота билан активлик қаторида водороддан чапроқда турган активроқ металллар реакцияга киришиши мумкин:



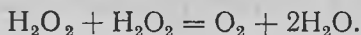
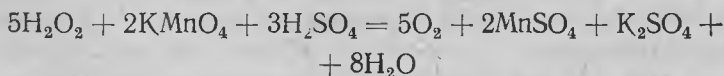
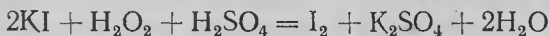
Бундай ҳолда водород иони оксидловчи вазифасини бажаради.

8. Водород пероксид. H_2O_2 кучли оксидловчи ҳисобланади. Рангли моддаларни рангсизлантириш (оқартириш) керак бўлиб қолганда ишлатилади, чунки бошқа оксидловчиларга қараганда тезда ўз-ўзидан парчаланиб маҳсулот таркибида қолмайди.

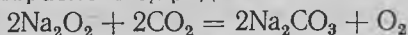
Саноатда H_2O_2 тўқималарни оқартиришда, тери ва жунларни тозалаш ишларида ишлатилади, аммо H_2O_2 тўқималар толаси сифатини бузмайди. Суюлтирилган H_2O_2 медицинада дезинфекция мақсадида ишлатилади.

Водород пероксид молекуласида кислород атомлари ўртасидаги кимёвий боғланиш қутбсиздир ($\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \text{H}$ ёки $\text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} : \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} : \text{H}$), унда кислород атомларининг оксидланиш даражаси

—1 га тенг. Водород пероксиддаги кислород атомлари оралиқ оксидланиш даражасини ҳосил қилар экан, демак H_2O_2 ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи вазифасини бажаради ва диспропорцияланиш реакциясида қатнашади:



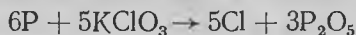
H_2O_2 кўп ҳолларда оксидловчи вазифасини ўтайди. Ишқорий металлларнинг пероксидлари ва супероксидлари сув ости кемаларида нафас олишда кислород манъбаи бўлиб хизмат қилади, яъни улар кема ҳавосини йиғилган CO_2 газидан тозалаб, ўрнига тоза ҳолдаги O_2 ни ажратиб чиқаради:



Водород пероксид сув билан чексиз аралаша олади. Савдода унинг 3—30% ли эритмаси харид қилинади.

9. **Электр токи.** Техникада моддаларни тоза ҳолда ажратиб олишда қайтарувч (катод) ва оксидловчи (анод) вазифасини ўтайди. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари орасида энг муҳими электролиз орқали моддаларни ажратиб олишдир.

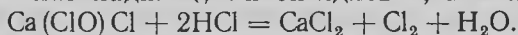
10. **Хлорат кислота HClO_3 .** Бу кислота эритмаларда энг кучли оксидловчи ҳисобланади. Унинг 40% ли эритмаси қоғозни ҳам алангалатиб юборади. Аммо унинг тузлари — хлоратлари эритмада оксидловчи хоссасига эга эмас, аммо кристалл ҳолатда улар кучли оксидловчидир:



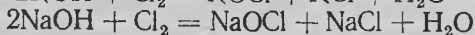
11. **Марганец (IV) оксид.** Хлорид кислотани оксидлаб хлор олишда, шиша пишириш саноатида ҳар хил сульфитли бирикмаларни оксидлашда, шунингдек гальваник элементлар тайёрлашда ишлатилади.

12. **Қўрғошин (IV) оксид.** Қўрғошин (IV) оксид (PbO_2) кучли оксидловчи, қўрғошинли аккумуляторлар тайёрлашда ишлатилади.

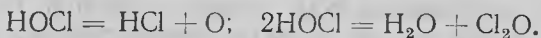
13. **Хлорли оҳак — $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$.** Хлорли оҳак анча кучли оксидловчи, мато ва қоғозларни оқартириш жараёнида, дезинфекциялашда, ҳар хил оқартириш ишларида ишлатилади. Кучли оксидловчи, масалан:



14. **Натрий ва калий гипохлоритлар.** KOCl ва NaOCl пахта канопдан тайёрланган матоларни ҳамда қоғозни оқартиришда фойдаланилади. Уларни олиш реакциялари тенгламалари:



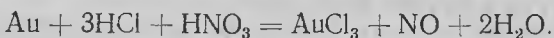
Оксидловчилик хоссалари қуйидаги жараёнлар билан боғланган:



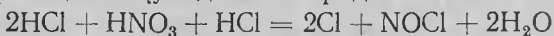
Ҳосил бўлган атомар кислород ва хлор (I) оксид кучли оксидловчилардир.

15. **Калий гипобромит KOBr.** Калий гипобромит ҳам калий гипохлоритга ўхшаш, саноатда органик моддаларни оксидлаш ишларида ишлатилади.

16. **Қизил қон тузи $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{ClN})_6]$.** Бу туз таркибида уч валентли темир бор. Шунинг учун ҳам, ишқорий эритмалардаги водород сульфидни оксидлаш мақсадида қўлланилади. Кучли оксидловчилар қаторига «шоҳ ароғи» («зар суви») ҳам киради. «Шоҳ ароғи» таркибида 1:3 нисбатда концентрланган нитрат ва хлорид кислоталари бор. Шунинг учун ҳам, бундай аралашмада ҳатто Au, Pt лар ҳам осон оксидланади:



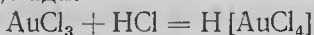
«Шоҳ ароғи» нинг бундай таъсири қуйидагича тушунтирилади: HNO_3 хлорид кислота таркибидаги хлорни эркин ҳолгача оксидлайди ёки нитрозил хлорид NOCl ҳосил бўлиши олтинни, платина ва симоб сульфидни оксидланишига олиб келади. Хлорид ва нитрат кислоталарнинг бир-бири билан ўзаро реакцияга кириши натижасида нитрозил хлорид ва эркин хлор ажралиб чиқиш реакцияси қуйидагича боради:



ёки олтинни атомар хлор ва нитрозил хлор билан оксидланиши:

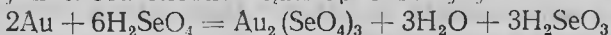


Агар хлорид кислота мўлроқ олинса, тетрахлоролтин кислота ҳосил бўлади:



Селенат кислота H_2SeO_4 сульфат кислотага нисбатан кучлироқ оксидлаш хоссасига эга, лекин унинг иштирокида реакция унчалик шиддатли равишда бормаслиги мумкин.

Бу кислота олтинни ҳам эритиш хусусиятига эга:



Қитобнинг кейинги қисмларида техникада ва лабораторияда муҳим роль ўйнайдиган баъзи оксидловчилар: кислород O_2 , озон O_3 , галогенлар (F_2 , Cl_2 , I_2), калий перманганат KMnO_4 ,

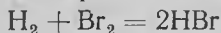
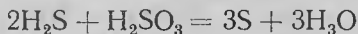
марганец (IV) оксид MnO_2 , қўрғошин (IV) оксид PbO_2 , калий бихромат $K_2Cr_2O_7$, калий хромат K_2CrO_4 , хром (VI) оксид CrO_3 , нитрат кислота ва унинг тузлари, водород пероксид H_2O_2 , гипохлоритлар ($KOCl$, $NaOCl$), хлорат кислота $HClO_3$, «шоҳ ароғи», концентрланган H_2SO_4 , тиосульфат кислота $H_2S_2O_3$ ва унинг тузлари, $Na_2S_2O_3$, селен (IV) оксид SeO_2 ; мис (II) оксид CuO , кумуш оксиди Ag_2O , натрий висмутат $NaBiO_3$, қизил қон тузи $K_3[Fe(CN)_6]$ ва электр токи таъсири билан танишамиз.

4.8. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИНИНГ СИНФЛАРИ

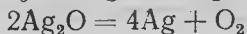
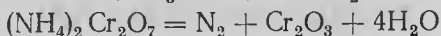
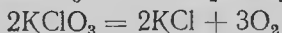
Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари қуйидагича классификацияланади, одатда, бунда реакцияларнинг 4 тури мавжуд:

1. Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.
2. Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.
3. Диспропорцияланиш реакциялари.
4. Синпропорцияланиш.

Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакциялари жумласига турли молекулаларда атомлар оксидланиш даражасининг ўзгариши билан борадиган реакциялар киради, яъни бунда оксидловчи ва қайтарувчи турли моддалар таркибида бўлади.



Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари жумласига битта молекуладаги турли атомларнинг оксидланиш даражаси ўзгариши билан борадиган реакциялар киради. Бунда мусбат оксидланиш даражаси каттароқ бўлган атом, оксидланиш даражаси кичикроқ бўлган атомни оксидлайди. Булар жумласига термик парчаланиш реакциялари киради. Масалан:

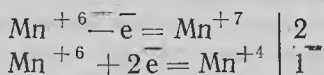


Бунда битта молекула таркибида ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи бўлади.

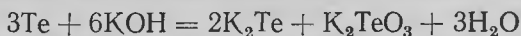
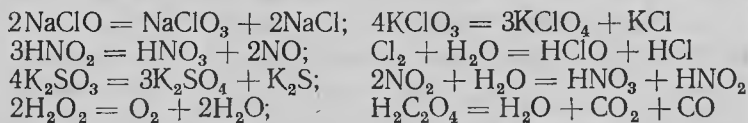
Диспропорцияланиш реакциялари.

Бу реакцияларнинг содир бўлишида битта элемент атомларининг оксидланиш даражаси бир вақтнинг ўзида ортади ва камаяди. Бунда бошланғич модда турли хил бирикмалар ҳосил қилади, улардан бирида атомларнинг оксидланиш даражаси юқори, иккинчисида эса паст ҳолатга ўтади. Равшанки, бундай реакциялар молекуласида оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлган атомлар бўлиши керак. Калий манганат K_2MnO_4 нинг ўзгариши бунга мисол бўла олади; бу бирикмада марганец +6 га тенг оралиқ оксидланиш даражасини намоён қилади. Бу тузнинг эритмаси равшан тўқ кўк-яшил рангда (MnO_4^{2-} ионнинг ранги) бўлади, лекин қисқа вақт ичида эритманинг ранги қўнғир тусга киради. Бу MnO_2 чўкмаси тушганлигини ва MnO_4^- ионнинг ҳосил бўлганлигини кўрсатади.

Бунда қуйидаги реакция содир бўлади:

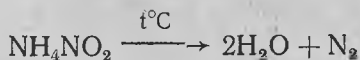
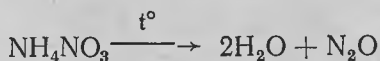


Диспропорцияланиш реакциялари жумласига қуйидаги реакциялар ҳам киради:

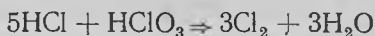


Синпропорцияланиш реакциялари. Бундай жараёнда молекула таркибидаги турли хил оксидланиш даражасига эга бўлган элементлар реакция натижасида бир хил оксидланиш даражасига эга бўлган бирикмага айланади.

Масалан:



Бундай турдаги реакцияларда оксидловчи ва қайтарувчи хоссага эга бўлган атомлар турли моддалар таркибида ҳам бўлиши мумкин. Масалан:



Қуйидаги 18-жадвалда ҳар хил моддаларнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссалари берилган.

18-жадвал

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари натижасида оксидловчи ва қайтарувчилар оксидланиш даражаларининг ўзгариши

Қайтарувчилар

Қайтарувчи	Чиқарилган электронлар сони	Ўталиган ҳолати	Реакцияларнинг бориш шарт-шароитлари
1	2	3	4
Э*	1, 2, 3	M^+, M^{+2} M^{+3}	Кислотали ва нейтрал муҳитда металллар катионга айланадилар. ($\text{Na}^- \rightarrow \text{Na}^+$). Ишқорий муҳитда амфотер гидроксидлар ҳосил қиладиган металллар, қайтарувчилик хоссасини намоён қилиб, гидроксотузлар (масалан, натрий гексагидроксоалюминат) ҳосил қилади: $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_2 + 2\text{Na}_6[\text{Al}(\text{OH})_6]$
K	1	K^+	
Ca	2	Ca^{+2}	
Al	3	Al^{+3}	
S	4	SO_2	Кислотали муҳитда: $\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{SO}_2 + 4\text{H}^+$ $\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} - 6\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$
S	6	SO_4^{2-}	
S	4	SO_3^{2-}	Ишқорий муҳитда: $\text{S} + 6\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$
S^{-2}	2	S	Кучли оксидловчилар (масалан, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) таъсирида

Э* — элемент.

1	2	3	4
S^{-2}	6	SO_2	Рудаларни куйдириш реакцияси жараёнида.
S^{-2}	8	SO_4^{2-}	Кучли оксидловчилар таъсирида (масалан, HNO_3).
$[O_2]^{2-}$	2	O_2	Пероксидларга оксидловчилар таъсирида
NH_3	5	NO	Катализатор иштирокида
$2NH_3$	6	N_2	
$2S_2O_3^{2-}$	2	$S_4O_6^{2-}$	Кучсиз оксидловчилар таъсирида
$S_2O_3^{2-} + H_2O$	2	$S + 2H + SO_4^{2-}$	
$S_2O_3^{2-} + 5H_2O$	8	$2SO_4^{2-} + 10H^+$	Мул миқдорда олинган кучли оксидловчилар таъсирида
H_2	2	$2H^+$	
$2HX$	2	X_2	
SO_2	2	SO_4^{2-}	Кучли ва ўртача кучли оксидловчилар таъсирида
SO_3^{2-}	2	SO_4^{2-}	бу ҳам
PO_3^{3-}	2	PO_4^{3-}	бу ҳам
NO_2^-	2	NO_3^-	бу ҳам
Sn^{2+}	2	Sn^{4+}	$SnCl_2$ хлорид кислота эритмаларида $Sn^{2+} + 6Cl^- - 2e \rightarrow [SnCl_6]^{2-}$
$[Sn(OH)_4]^{2-}$	2	$[Sn(OH)_6]^{2-}$	Ишқорий шароитда: $[Sn(OH)_4]^{2-} + 2OH^- - 2e \rightarrow [Sn(OH)_6]^{2-}$
Fe^{2+}	1	Fe^{3+}	Нейтрал ёки кучсиз ишқорий муҳитда
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	1	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	Кучли ишқорий муҳитда.
Mn^{2+}	2	MnO_2	Нейтрал ёки кучсиз ишқорий муҳитда
Mn^{2+}	4	MnO_4^{2-}	Кучли ишқорий муҳитда
Cr^{3+}	3	CrO_4^{2-}	Ишқорий шароитда хром (III) бирикмалари оксидланиб, хроматларга айлана-

X* — галоген, (I⁻, Br⁻, Cl⁻)

1	2	3	4
			ди, бунда Cr^{3+} нинг яшил ранги сариқ тусга айланади, бу ранг CrO_4^{2-} ионига хосдир. Кислотали муҳитда бу ион тўқ-сариқ рангли $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ га ўтади.
AsO_3^{-3}	2	AsO_4^{3-}	Юқори температурада кислород етишмаган шароитда
C	2	CO	Кўмир ёнганда, баъзи оксидлар қайтарилганда (масалан, CuO , PbO ва бошқалар).
C	4	CO_2	$450^\circ - 700^\circ\text{C}$ да домна печларида
CO	2	CO_2	Кислород мўл шароитда ёнганда
P_4	20	P_4O_{10}	Кислород етишмаганда ёки фосфор секин оксидланганда
P_4	12	P_4O_6	Сувли эритмаси I_2 ни I^- гача, Ag^+ ва Hg^{2+} ни эркин металлгача, Cu^{2+} ни Cu^+ гача қайтаради.
N_2H_4	4	N_2	KNO_3 билан аралашмаси ишқорий муҳитда суоқлантирилганда манганатларгача оксидланади, буни яшил рангнинг ҳосил бўлишидан билиш мумкин.
MnO_2	2	MnO_4^{2-}	Кучли қайтарувчи ҳисобланиб, KMnO_4 , CrO_3 , Ag^+ , Hg^{2+} ва бошқалар таъсирида осон оксидланади.
HCOOH	2	CO_2	Осон оксидланиб, CO_2 ва H_2O га айланади.
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	2	2CO_2	Альдегид группасида водород атоми карбонил группа ҳар хил оксидловчилар таъсирида осон оксидланади.
H—CHO	2	HCOOH	Чумоли альдегиди ишқорий хоссага эга бўлган моддалар ёрдамида диспропорцияланиш реакциясига киришади: $\text{HCHO} + \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{HCOOH}.$
$\text{CH}_3\text{—CHO}$	2	CH_3COOH	Сирка альдегиди 60°C да $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ иштирокида ҳаво кислороди билан оксидланади ва сирка кислотасига айланади.

Электролиз шароитига қараб сувли эритмаларда кучланиш қаторида водороддан кейин турган элементлар ионлари эркин металл ҳолигача; ишқорлар, уларнинг тузлари, кислоталар эритмасининг электролизи натижасида H_2 ҳосил бўлади.

Оксидловчилар

Оксидловчи	Бириктирилган электронлар сони	Қайтарилган ҳолати	Реакцияларнинг бориш шартлари
1	2	3	4
X_2	2	$2 X^-$	Галогенлар эритмада газ ҳолида ҳам кучли оксидловчи ҳисобланадилар.
O_3	2	$O_2 + O^{-2}$	Кислотали муҳитда: $O_3 + 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow O_2 + H_2O$ Нейтрал муҳитда: $O_3 + H_2O + 2 e^- \rightarrow O_2 + 2 OH^-$
PbO_2	2	Pb^{2+}	PbO_2 кучли оксидловчи ҳисобланиб, кислотали ёки ишқорий шароитда ҳам оксидлаш қобилиятига эгадир. Кислотали шароитда: $PbO_2 + 4 H^+ + 2 e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2 H_2O$ Ишқорий муҳитда: $PbO_2 + 2 e^- \rightarrow PbO_2^{2-}$
$[O_2]^{2-}$	2	$2 O^{2-}$	Кислотали муҳитда: $H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow 2 H_2O$ Нейтрал ёки ишқорий муҳитда: $H_2O_2 + 2 e^- \rightarrow 2 OH^-$
HOX	2	X^-	HOCl, HOBr ва уларнинг тузларида галогенид ионига қайтарилади.
Ca $\begin{matrix} \diagup O^- \\ \diagdown Cl \end{matrix}$	2	$2 Cl^-$	
MnO_4^-	5	Mn^{2+}	Кислотали муҳитда MnO_4^- қизғиш рангли иондан, рангсиз Mn^{2+} га айланади.
MnO_4^-	3	MnO_2	Нейтрал ёки кучсиз ишқорий муҳитда қўнғир рангли чўкма MnO_2 чўкади.
MnO_4^-	1	MnO_4^{2-}	Кучли ишқорий муҳитда кам қайтарувчи иштирокида MnO_4^{2-} туқ кук-яшил тусга киради.
M^+, M^{2+}, M^{+3}	1, 2, 3	M	Нодир металлларнинг ионларига хос.
ClO_3^-	6	Cl^-	Юқори температурада.
BrO_3^-	6	Br^-	Юқори температурада.
MnO_2	2	Mn^{2+}	

1	2	3	4
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	6	2Cr^{3+}	Қўпинча кислотали муҳитда.
CrO_4^{2-}	3	Cr^{3+}	Кислотали муҳитда $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ кўринишида иштирок этади.
CrO_3	3	Cr^{3+}	Кислотали муҳитда
HNO_3	1	NO_2	Концентрланган HNO_3 Cu , Ag , Pb ва шунга ўхшаш пассив металллар билан реакцияга киришганда: $2\text{HNO}_3 + \bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^-$ HNO_3 металлмаслар (C , P , S ва б.) ва сульфидлар билан таъсирлашади.
HNO_3	3	NO	$4\text{HNO}_3 + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{NO}_3^-$ суюлтирилган HNO_3 билан кучсиз қайтарувчилар иштирокида: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
HNO_3	8	N_2O	Суюлтирилган HNO_3 билан кучли қайтарувчилар (Ca , Mg) иштирокида; $2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
HNO_3	10	N_2	Суюлтирилган HNO_3 билан ўртача кучли қайтарувчилар (масалан: кобальт, никель).
HNO_3	8	NH_4^+	$2\text{HNO}_3 + 10\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ Ўта суюлтирилган HNO_3 билан актив металллар. $\text{NO}_3^- + 8\bar{e} + 10\text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$
NaNO_3	8	NH_3	Юқоридаги реакция маҳсулотлари ишқорий эритмаларини қиздирганда
KNO_3	4	2O^{2-}	Кислотали муҳитда: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ Нейтрал ва ишқорий муҳитда $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$
O_2	2	$[\text{O}_2]^{2-}$	
NO_2^-	1	NO	
2H^+	2	H_2	

1	2	4	4
H_2SO_4	2	SO_2	Концентрланган H_2SO_4 билан кучсиз қайтарувчилар реакцияларида: $2 H_2SO_4 + 2 e^- \rightarrow SO_2 + SO_4^{2-} + 2 H_2O$
H_2SO_4	6	S	Концентрланган H_2SO_4 билан ўртача кучли қайтарувчилар реакциясида: $4 H_2SO_4 + 6 e^- \rightarrow S + 3 SO_4^{2-} + 4 H_2O$
H_2SO_4	8	S^{-2}	Концентрланган сульфат кислотанинг актив қайтарувчилар билан реакцияси натижасида $5 H_2SO_4 + 9 e^- \rightarrow H_2S + 4 SO_4^{2-} + 4 H_2O$
H_2SeO_4	2, 6, 8	SeO_2, Se, Se^{2-}	H_2SO_4 каби оксидлайди, аммо ундан кучли оксидловчидир. Сувсиз иссиқ H_2SeO_4 олтинни ҳам оксидлайди: $2 Au + 6 H_2SeO_4 = Au_2(SeO_4)_3 + 3 H_2SeO_3 + 3 H_2O$ <div style="text-align: center;"> $\swarrow \quad \searrow$ $H_2O + SeO_2$ </div>
SeO_2	4	Se	Аммоний полисульфид икки валентли SnS ни SnS_2 га қадар оксидлашда қўлланилади.
$(NH_4)_2 S_2$	2	$2 Se^{-2}$	
«Шоҳ ароғи» $3 HCl + HNO_3 \rightleftharpoons 2 H_2O + NOCl + 2 Cl (Cl_2)$			
$S_2O_8^{2-}$	2	$2 SO_4^{2-}$	«Шоҳ ароғи», яъни HNO_3 билан HCl таъсирида эркин хлор ва нитрозил хлорид ҳосил бўлиб, улар Au, Pt каби металлларни оксидлайди: $3 Pt + 4 HNO_3 + 12 HCl \rightarrow 3 PtCl_4 + 4 NO + 8 H_2O$ Персульфат кислота ёки унинг тузлари, персульфатлар водород пероксиднинг ҳосилаларидан бўлиб, кучли оксидловчи хосасига эгадир; $6 FeSO_4 + 3 (NH_4)_2 S_2O_8 = 3 Fe_2(SO_4)_3 + 3 (NH_4)_2 SO_4$
$NaBiO_2$	2	Bi^{3+}	Натрий висмутат кучли оксидловчи ҳисобланиб, қуйидагича реакцияга киришади: $BiO_3^- + 6 H^+ + 2 e^- \rightarrow Bi^{3+} + 3 H_2O$

1	2	3	4
FeCl ₃	1	Fe ²⁺	<p>Масалан, Mn²⁺ қуйндаги тенглама буйинча оксидланади:</p> $2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{BiO}_3^- + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Bi}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
<p>Электролиз жараёнында мусбат зарядланган электрод (анод)</p>	<p>Галогенидлар эркин галогенларгача (фторидлар фақат суюқланмаларда), кислородли кислоталар қолдиқлари оксидланмайди, фақат эркин кислород ҳосил бўлади. Шундай ҳолат-ишқорлар электролизиди ҳам кузатилади.</p>		

4.9. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ ТЕНГЛАМАЛАРИНИ ТУЗИШ

4.9.1. Оддий реакцияларини тенгламаларини тузиш

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларнинг тенгламаларини тузиш учун реакцияга киришаётган моддаларнинг формулаларини билмоқ зарур. Реакцияга киришаётган моддалар аниқ бўлгач (уни тажриба асосида ҳам аниқлаш мумкин) янги модда формуласи келтириб чиқарилади. Албатта, реакцияга киришаётган моддаларнинг миқдорлари реакцияга қадар ва реакциядан кейин бир-бирига тенг бўлиши керак. Массалар сақланиш ва эквивалентлар қонунларига асосан моддалар бир-бирлари билан ҳамма вақт эквивалент миқдорда бирикишлари шарт. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг қонун ва қоидаларига асосан, реакцияга киришаётган моддалардан бири электрон бериши, бошқаси эса ўша электронни бириктириши керак. Шунингдек, реакция бориши учун зарур бўлган реакция муҳити, реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияларини маълум бир меъёрда бўлиши, температура, босим ва катализаторлар бўлиши шарт.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориши ёки бормаслиги ҳақида фикр юритилганда атомларнинг ионланиш энергияси, электроманфийлик, электронга

мойиллиги каби хоссалари ва уларнинг қийматларига эътибор берилиши керак.

Шунингдек, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлувчи моддаларнинг стандарт электрод потенциал қийматлари жадвалларидан (китобнинг охири саҳифасида берилган) фойдаланиш мумкин.

Моддаларнинг оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига мойиллиги уларнинг оксидланиш-қайтарилиш стандарт потенциал қийматларига боғлиқдир.

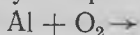
Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузишда аввало оксидловчи ва қайтарувчиларни топиш, улардаги элементнинг оксидланиш даражаларини аниқлаш, коэффициентлар танлаш ва сўнгра умумий тенгламани тенглаштиришга киришиш керак. Элементларнинг атомлари чиқарган ёки бириктирган электронларнинг сонини атом ёки ионларнинг оксидланиш даражаларининг ўзгаришига қараб аниқланади. Оксидланиш-қайтарилиш жараёнида ҳамма вақт чиқарилган электронлар сони, бириктирилган электронлар сонига тенг эканлигини эсда тутмоқ зарур.

Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари ҳаммаша бир вақтда содир бўлади. Бир атом ёки ион электрон йўқотса, бошқа атом ёки ион бу электронни бириктириб олади.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига оддий типдаги мисоллар келтираемиз.

1. Алюминийнинг кислородда оксидланиш реакциясини кўриб чиқамиз.

Реакциянинг чап томонида реакцияга киришувчи моддаларнинг формулаларини, олдин қайтарувчи, ундан кейин оксидловчи формулаларини ёзамиз:



Моддаларнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссалари бўйича оксидловчи ва қайтарувчини, шунингдек уларнинг оксидланиш даражаларини аниқлаймиз. Бунинг учун қуйидаги тартибда иш тутиш тавсия этилади.

Алюминий — III группанинг асосий группача элементи бўлиб, актив металллар қаторига киради. Унинг тартиб номери 13. Электронларининг қобиқ ва қобиқчаларда тақсимланиши қуйидагича:

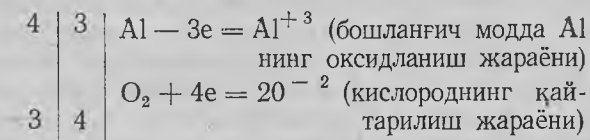
$_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Атомнинг асосий ҳолатида ташқи валент қобиғи $3s^2 3p^1$ шаклда бўлиб, унда битта тоқ электрон ($3p^1$ ҳолатда) гўёки +1 валентли бирикма

ҳосил қиладигандек кўринади. Аслида эса +3 валентли бирикма ҳосил қилади, чунки атом қўзғалган ҳолда $3s^2$ —қобикчадаги 1 та электрон $3p$ — орбиталнинг бўш ячейкасига ўтганлиги туфайли, алюминийда 3 та тоқ электрон пайдо бўлиб, у ўз бирикмаларида ҳамма вақт 3 та электронини бериб юбориши туфайли доимий, ўзгармас ҳолда +3 валентликни намоён қилади. Эркин алюминий атомининг ионланиш потенциалининг қиймати (5,98 эВ) га, мойиллиги (0,52 эВ) ва электроманфийлиги (1,5 эВ) га аҳамият берилса алюминий актив металл бўлиб, қайтарувчи вазифасини бажариши кераклиги аниқ бўлади. Унинг оксидланиш даражаси 0 дан +3 гача кўтарилади.

Шунингдек, кислород Д. И. Менделеев даврий системаси VI группаси асосий группача элементи бўлиб, у асосий ҳолда $01s^22s^22p^4$ кўринишда ёки $1s^22s^22p_x^22p_y^12p_z^1$ ҳолда электрон конфигурацияга эга. Унинг ионланиш потенциали 13,61 эВ (алюминийникига қараганда 2 марта кўп), бўлиб, электронга мойиллик қиймати 1,47 эВ, электроманфийлиги эса 3,50 га тенгдир.

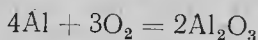
Демак, кислород алюминийга қарама-қарши ўлароқ кучли оксидловчидир. Кислород молекуласи 4 та электрон бириктириб олади. Кислороднинг асосий ҳолатида оксидланиш даражаси 0 бўлса, фақат 2 та электрон бириктириб —2 валентли ҳолатга, яъни 8 электронли турғун қобикчага эга бўлади.

2. Алюминий ва кислород атомларининг нечтадан электрон бериши ёки бириктириши бўйича, реакциянинг ионли тенгламасини ёзамиз, оксидловчи ва қайтарувчиларни топамиз. Шунингдек, коэффициентларни танлаймиз.



Чап томонда ёзилган рақамлар устунида жараёнларда қатнашган электронлар сони ва ҳолатининг ўзгартириб ёзилгани акс эттирилган. Рақамлар: 4 (кислород учун) ва 3 (алюминий иони учун) тенгламадаги коэффициентлардир.

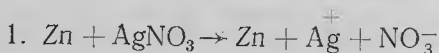
3. Тенгламанинг чап ва ўнг томонларига керакли коэффициентларни қўйиб, тенгламани чап ва ўнг томонидаги атомларнинг сонларини тенглаштирамиз:



Демак, электрон йўқотган модда, атом ёки ион оксидланади, лекин шу вақтда у бошқа моддани қайтаради, шунинг учун уни *қайтарувчи* дейилади. Электрон бириктириб олган модда, атом ёки ион қайтарилади, лекин шу жараёнда бошқа моддани оксидлайди, шунинг учун уни *оксидловчи* дейилади. Юқорида келтирилган мисолда Al қайтарувчи, O эса оксидловчидир.

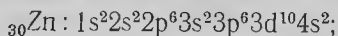
Йўқотилган электронлар сони билан бириктириб олинган электронлар сони бир-бирига тенг бўлиши керак, шу сабабли топилган коэффициентларнинг ўрнини алмаштириб ёзиш қулай бўлади.

Яна бир неча мисоллар келтирамиз. Металл ҳолдаги Zn билан кумуш нитрат ўртасида бўладиган оксидланиш-қайтарилиши реакциясини кўриб чиқайлик:



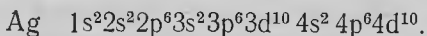
2. Қайтарувчи, оксидловчи ва уларнинг оксидланиш даражасини реакциядан олдин ва реакциядан кейин аниқлаймиз.

Zn — даврий система II группасининг қўшимча группасида жойлашган, актив металл. Электронларнинг қобиқ ва қобиқчаларда жойлашиши қуйидагича:



Zn атомининг ташқи 4s — орбитасида 2 та электрон бор. Рухнинг ионланиш потенциали 9,391 эВ; нисбий электроманфийлиги 1,66, оксидланиш-қайтарилиш стандарт потенциали Zn/Zn^{2+} , $E^0 = -0,763$ В. Рух актив металл бўлганлиги учун ўзининг 2 та электронини чиқаради ва қайтарувчилик хоссасини намоён қилади, унинг оксидланиш даражаси 0 дан +2 гача ортади.

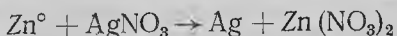
Кумушнинг қобиқ ва қобиқчаларида электронларнинг тақсимланиши қуйидагича:



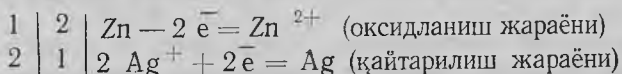
Унинг ионланиш потенциали 7,574 эВ, стандарт оксидланиш қайтарилиш потенциали $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,799$ В. Мусбат зарядланган Ag^+ кучли оксидловчидир. Аммо NO_3^- иони

оксидловчилик хоссасини бу шароитда намоён қилаолмайди.

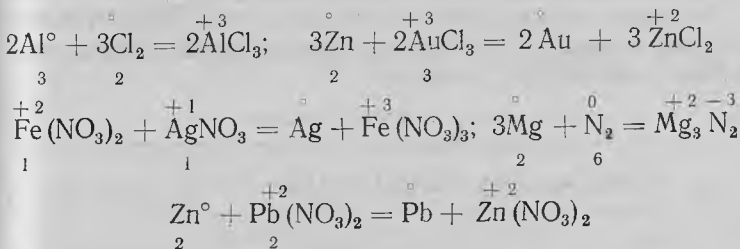
Шундай қилиб, рух билан кумуш нитрат кислота эритмаси ўртасида оксидланиш-қайтарилиш реакцияси бориши натижасида рухнинг оксидланиш даражаси 0 дан +2 гача ортади. Кумушники эса +1 дан 0 гача камаяди.



3. Электрон тенгламасини тузамиз, қайтарувчи ва оксидловчини аниқлаб, коэффициентлар танлаймиз:



Қуйидаги оксидланиш-қайтарилиши реакцияларида қатнашувчи элементларнинг симболи юқорисида оксидланиш даражаси, пастки томонида эса қайтарувчи чиқарган ва оксидловчи бириктирган электронлар сонлари кўрсатилган:



Оддий моддаларнинг реакцияга киришиш мойиллиги ёки лаёқатлилиги, уларнинг кўп хоссаларига, масалан, электрон структурасига, валент электронлар сонига, атомларининг ҳажмига, электрон орбиталларининг шаклига, электронларининг зичлигига боғлиқдир. Шунингдек уларнинг реакцияга киришиш лаёқатига реакция борадиган шароитлар: босим, температура, реакция муҳити, катализаторлар таъсир қилиши мумкин.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда асосан кимёвий жараённинг қайси томонга йўналишини билиш шарт ва лозимдир. Агар кучли қайтарувчи билан кучли оксидловчи ўзаро реакцияга киришса, жараён охирига қадар боради, чунки ҳосил

бўлаётган маҳсулотларда оксидланиш-қайтарилиш хос-саси заифлашади.

4.92. Мураккаб реакцияларнинг тенгламаларини тузиш

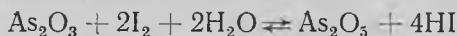
Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларга кириша оладиган ёки ўзаро бир-бири билан реакцияга кириша олмайдиган моддаларни аниқлашда, асосан, янги ҳосил бўлган моддаларнинг барқарорлиги, уларнинг таркибидаги атомлар бир-бири билан мустаҳкам кимёвий боғланишга эга эканлиги, реакцияга қатнашаётган моддаларнинг табиати, ташқи факторлар ёки реакция муҳити, яъни реакция бораётган шароит муҳим роль ўйнайди.

Мураккаб реакцияларда қайтарувчи ва оксидловчилардан ташқари, реакцияга киришувчи моддалар учун реакция муҳитини ташкил қиладиган моддалар: кислоталар, ишқорлар ва сув қатнашадиган ҳолатлар кўп учрайди.

Мураккаб реакцияларда ҳам, реакцияга киришувчи моддаларнинг лаёқатлилиги уларнинг кимёвий тузилишига ва реакция шароитига боғлиқдир.

Реакция муҳити кимёвий жараёнга шу қадар таъсир этадики, баъзан у реакциянинг йўналишини ўзгартиришга ҳам олиб келади, масалан:

Нейтрал ёки ишқорий муҳитда



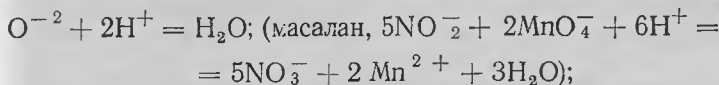
Кислотали муҳитда

Эритмаларда кислотали муҳит ҳосил қилиш учун кўпинча сульфат кислотадан фойдаланилади. Хлорид ва нитрат кислоталардан фойдаланилмайди, чунки хлорид кислота оксидланишга мойил, аммо нитрат кислотанинг ўзи кучли оксидловчи бўлганлиги учун реакция йўналишини бутунлай бошқа томонга буриб юбориши мумкин. Реакция муҳитини ишқорий ҳолга келтириш учун NaOH, KOH дан фойдаланилади.

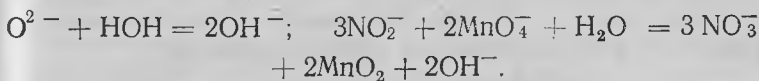
Мураккаб реакцияларнинг тенгламаларини тузишда чап томонга реакцияга киришувчи моддалар (қайтарувчи моддалар), сўнгра оксидловчилар ва керак бўлганда, кислота, ишқор ёки сувнинг формулаларини; ўнг томонда эса реакция натижасида ҳосил бўлган янги маҳсулотлар-

ни ёзмоқ керак. Бунинг учун қуйидаги қоидаларга эътибор бермоқ лозим.

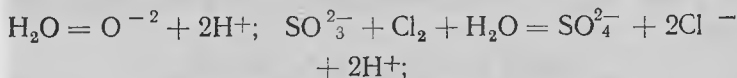
1. Агар реакцияга киришувчи моддаларда, реакция натижасида олинган янги моддаларга нисбатан кислород атомлари сони кўп бўлса, ажралаётган кислород кислотали муҳитда водород ионлари H^+ билан реакцияга киришиб, сув ҳосил қилади:



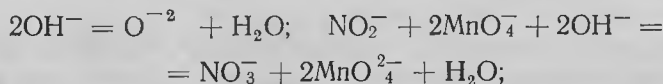
нейтрал ва ишқорий муҳитда кислород сув молекуласи билан реакцияга киришиб гидроксил группа OH^- ҳосил қилади:



2. Агар реакцияга киришувчи моддалар янги ҳосил бўлувчи моддаларга қараганда камроқ кислород атомларига эга бўлсалар, реакция учун керак бўлган кислород атомлари кислотали ва нейтрал муҳитда эритмадаги сув молекуласидан олинади. Масалан:



ишқорий муҳитда гидроксил ионидан олинади:

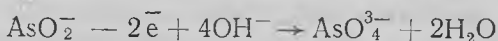


3. Оксидланиш даражаси мусбат бўлган металлмасларнинг атомлари ва юқори оксидланиш даражасига эга бўлган металлларнинг ионлари кислород билан бирикиб нейтрал молекулалар CO , CO_2 , NO , NO_2 , SO_2 , SiO_2 , MnO_2 , шунингдек, мураккаб кўп кислородли анионлар: NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , CrO_4^{2-} , MnO_4^{2-} ни ҳосил қиладилар.

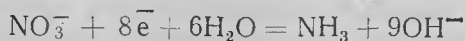
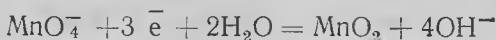
4. Водород иони паст оксидланиш даражасига эга бўлган элементларнинг ионлари: F^- , S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} билан H_2F_2 , H_2S , H_2Se , H_2Te ва бошқа ёмон диссоциланадиган бирикмаларни ҳосил қилади.

5. Оксидланиш даражаси паст бўлган ва юқори бўлган элементлар ионлари OH^- иштирокида шу элемент-

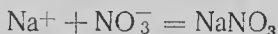
ларнинг юқори оксидланиш даражали кислородли бирик-маларини ҳосил қиладилар:



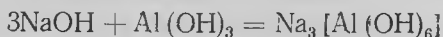
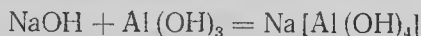
6. Элементларнинг юқори оксидланиш даражали бирикмаларининг сув молекуласи билан бўлган реакцияси уларнинг оксидланиш даражалари паст бўлган бирикмаларгача қайтарилиши ёки гидроксид ионларининг ҳосил бўлиши билан боради:



7. Кислотали ёки нейтрал муҳитда металлларнинг ионлари (+1, +2 ёки +3 зарядли) кислоталарнинг қолдиқлари билан тузларни ҳосил қиладилар:

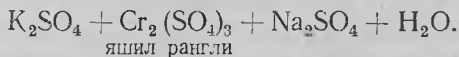


8. Металлларнинг ионлари (+2, +3, +4 зарядли) ишқорий шароитда ишқорлар билан амфотер гидроксидлар ёки гидроксокомплексларни ҳосил қилишлари мумкин:



ёки $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг боришида реагентлар рангининг ўзгариши, чўкмалар тушиши, газ ажралиб чиқиши каби ҳолатлар юз беради. Масалан, қизғиш бинафша рангли MnO_4^- иони қайтарилиб, Mn^{2+} ионига айланганда эритма ранги аниқланиши қийин бўлган оч-қизғиш рангга бўялади. Шунингдек, қовоқ рангга эга бўлган $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ эса Cr^{3+} ионига айланганда эритма яшил рангга бўялади:



$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ реакцияси кукунсимон сариқ рангли олтингургуртнинг чўкиши билан боради.

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ водород ажралиши билан боради.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тузишда асосан қуйидаги икки усулдан фойдаланилади:

1. Электрон баланс усули.
2. Ярим реакция (ион-электрон) усули.

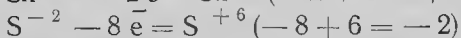
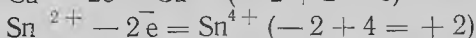
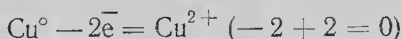
1. Электрон баланс усули. Бу усул билан оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда ва тегишли коэффициентларини топиб тенглаштиришда «Оксидловчи бириктириб оладиган электронлар сони, қайтарувчи берадиган электронлар сонига тенг бўлиши керак»— деган қоидага амал қилиш керак.

Юқорида элементлар оксидланиш сонининг ортишига оксидланиш, камайишига эса қайтарилиш дейилган эди.

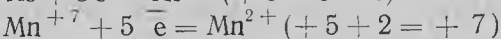
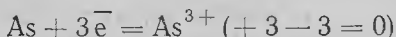
Шунга асосан, оксидланиш-қайтарилиш реакциялари натижасида атомнинг оксидланиш даражасининг мусбат қиймати ортса, ёки манфий алгебраик қиймати камайса, бу элемент атоми ёки иони ўзидан электрон чиқариб оксидланади, аксинча бўлса, элемент атоми (иони) ўзига электрон бириктириб олиб қайтарилади.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг электрон тенгламалари тузилади. Масалан:

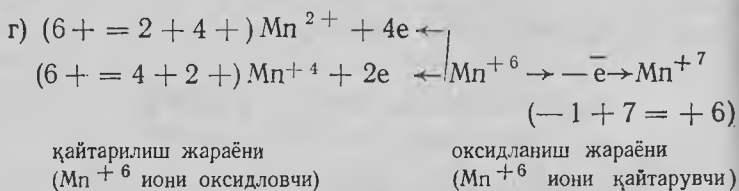
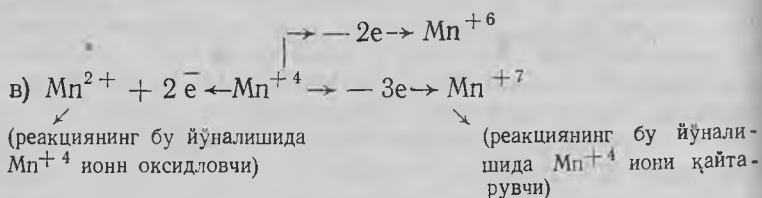
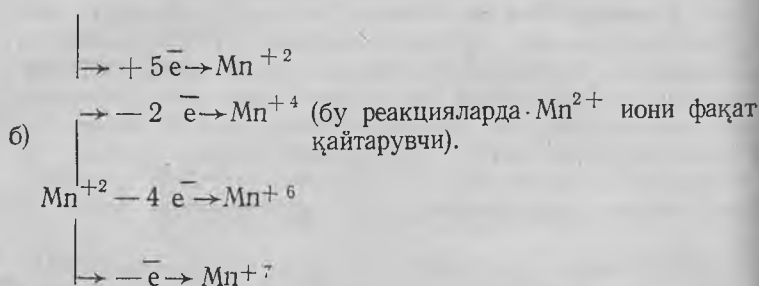
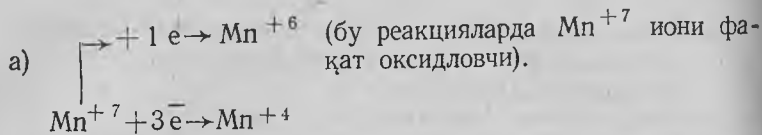
а) Оксидланиш жараёни



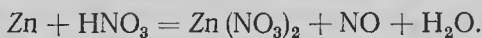
б) Қайтарилиш жараёни



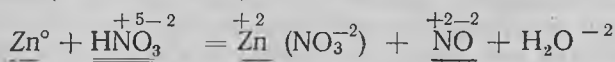
Ўзгарувчан оксидланиш даражасига эга бўлган элементлар энг юқори оксидланиш даражасига эга бўлган ҳолатларида электрон қабул қилиб фақат оксидловчи; энг кичик оксидланиш даражасида (қайси гурппада жойлашганлигига қараб —1,—2,—3 ёки —4 ҳолатда электрон чиқариб фақат қайтарувчи; оралиқ оксидланиш даражасида ёки электрон чиқариб, ёхуд электрон қабул қилиб, оксидловчи ҳамда қайтарувчи бўлади. Масалан, *Mn* атоми +2,+4,+6 ва +7 оксидланиш даражасига эга бўлиши мумкин. Шунинг учун



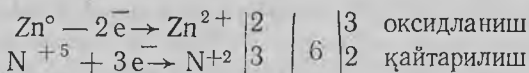
Электрон баланс усули бўйича оксидланиш-қайтарилыш реакциялари тенгламаларини тенглаштиришга бир неча мисоллар келтирамиз:



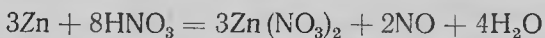
Реакцияда иштирок этаётган ҳар бир атомнинг оксидланиш даражаларини уларнинг устига ёзиб чиқамиз ва оксидланиш даражалари ўзгарган элементларни аниқлаб оламиз (ости чизилган):



Кейин бу элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгаришини кўрсатувчи электрон тенгламаларини тузамиз:



Берилган (2 га) ва қабул қилинган (3 га) электронлар сонини ўнг томондаги чизиқдан кейин ёзамиз ва бу иккала соннинг энг кичик қолдиқсиз бўлинувчисини топамиз. Бу сон 6 экан. Кейин 6 ни 2 га ва 3 га бўлиб, чиққан сонларни кейинги чизиқдан кейин ёзамиз. Шу охириги сонларни реакциянинг тулиқ тенгламасида ҳосил бўлган моддалар (Zn^{2+} ва NO) коэффициентлари ҳолида ёзамиз:



Чап томондаги рух коэффициентини ҳам 3 га тенг, лекин N атоми тутган нитрат кислота коэффициентини 2 га тенг эмас, чунки рух ионини боғлаш учун 6 та NO_3^- иони талаб этилади.

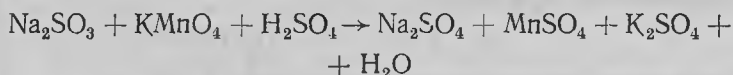
Натижада нитрат кислотадан 8 моль олиш керак. Ҳосил бўлган сув молекулаларининг сони чап томондаги нитрат кислотаси миқдоридан келиб чиқади.

Охирида кислород атомларини ҳисоблаб, бу тенглама моддалар массаларининг сақланиш қонунига бўйсиниши кўриниб турибди.

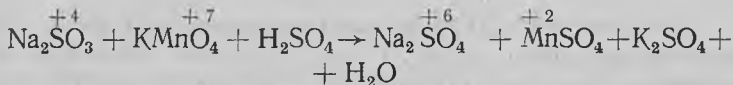
Юқорида айтганимиздек, оксидланиш-қайтарилиш реакциялари реакция бораётган муҳитга ҳам боғлиқдир. Кислотали, ишқорий ва нейтрал муҳитларда бориши мумкин бўлган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари учун умумий ҳолатларни кўриб чиқамиз.

Кислотали шароитда содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

1. Реакцияга киришаётган ва янги ҳосил бўлаётган моддаларнинг реакция схемасини тузамиз:



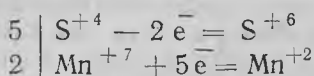
2. Қайтарувчи ва оксидловчининг реакцияга қадар ва реакциядан кейинги оксидланиш даражаларини аниқлаймиз:



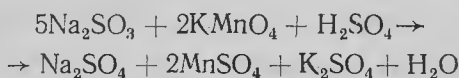
Реакция схемасидан кўринаяптики, олтингургуртнинг оксидланиш даражаси +4 дан +6 гача ошиб, у 2 та элек-

трон чиқарган, яъни S^{+4} —қайтарувчи экан. Марганецнинг оксидланиш даражаси +7 дан +2 гача пасайган. Mn^{+7} —оксидловчи (5 та электронни қабул қилган).

3. Электрон тенгламасини тузамиз, оксидловчи ва қайтарувчиларга тегишли коэффициентларни танлаймиз:

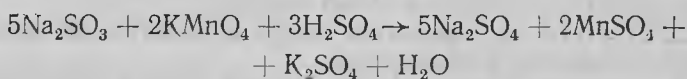


Реакция тенгламасига 5 ва 2 коэффициентлар (қайтарувчи олдига 5 ва оксидловчи Mn^{2+} олдига 2) ни қўямиз:

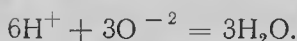


Шунга аҳамият беринги, схема бўйича эритмада SO_3^{2-} ва MnO_4^{-} ионлари бор, лекин S^{+4} ёки Mn^{+7} иони йўқ. Бу вазиятга қуйида тўхталиб ўтамиз.

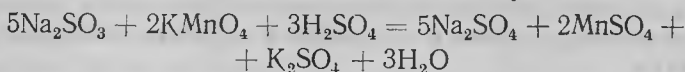
4. Тенгламанинг ўнг томонидаги кислота қолдиқларининг умумий сонини кўрсатадиган коэффициентни танлаб кислота олдига қўйиш учун, тенгламанинг ўнг томонидаги кислота қолдиғини ҳисоблаганда уларнинг сони 8 та экани, яъни 5 та оксидланиш-қайтарилиш жараёни ($5SO_3^{2-} + 5e^{-} \rightarrow 5SO_4^{2-}$) да қатнашгани ва яна 3 та кислота қолдиқ (сульфат кислота ҳисобига) катионларни боғлашда иштирок этганини ҳисобга олинганда қуйидаги тенгламани ёзишни талаб этади:



5. Эритмадаги водород ионлари сони бўйича H_2O учун коэффициентни танлаймиз:



У ҳолда тенгламанинг якуни қуйидагича бўлади:

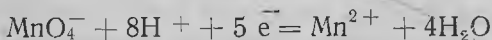


Тенгламанинг тўғри эканлигини реакцияга қадар ва реакциядан кейин ҳосил бўлган моддалар таркибидаги атомлар сонларининг ўзаро тенг бўлганлиги исботлайди ва унга тенглик (=) белгиси қўйилади.

II. Ион-электрон ёки ярим реакция усули. Юқо-

ридаги тенгламани ион электрон усули бўйича тенглаштириш йўлини кўриб чиқамиз.

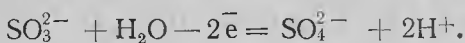
Бунинг учун электролитларнинг ионли тенгламаси тузилади. Бунда кучли электролитлар ион, газ ёки чўкма ҳолида бўлса, уларни молекула ҳолида ёзилади. Ионли кўринишда фақат реакцияга қадар ва реакциядан кейин ўзгаришга эга бўлган оксидловчи ва қайтарувчилар ёзилади. Шунингдек реакция муҳитини характерлайдиган заррачалар кислотали муҳитда H^+ иони, ишқорий муҳитда OH^- иони, нейтрал муҳит бўлса H_2O ёзиб қўйилади; юқоридаги тенглама ионли кўринишда: $MnO_4^- + SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$ ёзилиши керак бўлади. Оксидланиш-қайтарилиш жараёнида қатнашувчи қайтарувчи ва оксидловчини аниқлаймиз. Бу реакцияда MnO_4^- — оксидловчи, чунки кислотали муҳит $pH < 7$ да MnO_4^- иони 5 та электрон бириктириб, Mn^{2+} ионига қадар қайтарилади. MnO_4^- таркибидан ажралаётган эркин кислород сув таркибидаги 8 та водород иони билан реакцияга киришиб, 4 моль сув ҳосил қилади:



Бу тенглама оксидловчининг қайтарилишини акс эттирувчи ярим тенгламадир.

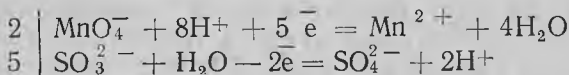
SO_3^{2-} — қайтарувчидир, чунки у 2 та электрон чиқариб, SO_4^{2-} гача оксидланади. SO_4^{2-} — иони SO_3^{2-} — ионига қараганда кўпроқ кислород атомига эга бўлди.

Етишмаган кислород атомини у сув молекуласидан олади, натижада 2 та водород иони ҳосил бўлади:

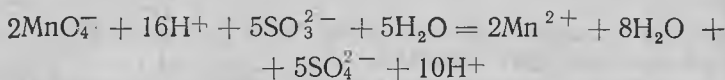


Бу тенглама қайтарувчининг оксидланишини акс эттирувчи ярим тенгламадир.

Демак, қайтарувчи томонидан чиқарилган умумий электронларнинг сони оксидловчи томонидан бириктирилган электронлар сонига тенг бўлиши керак:



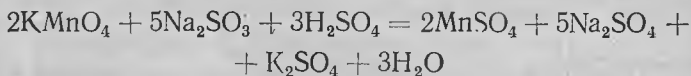
Чиқарилган ва бириктирилган электронларнинг сони бўйича тенгламадаги ионлар олдида қўйиладиган коэффициентларни танлаймиз:



Тенглик аломатининг чап ва ўнг томонидаги ўхшаш зарралар қисқартирилади:



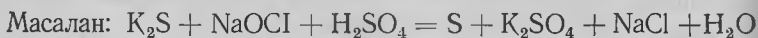
Энди ионлар олдига қўйилган коэффициентларга асосланиб, умумий молекуляр тенгламага ҳам коэффициентлар қўйиб чиқамиз:



Хулоса қилиб айтганда ион-электрон усулида асосан ионлар қатнашади. Шунинг учун ҳам эритмада S^{4+} , S^{6+} Mn^{7+} ионлари бўлмасдан, балки SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , MnO_4^- ионлари қатнашади. Эритмада содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида қатнашадиган моддалар электролит бўлса, шу жараёнда қатнашаётган моддани ион ёки молекула ҳолда ёзиб шу модданинг табиий ҳолатини акс эттириши мантиқий жиҳатдан тўғри деб топилади. Лекин, газ ва қаттиқ жисм ҳолатидаги моддаларни айрим атомларга бўлиб ёзмасдан яхлит молекула ҳолида тенгламада қатнаштириш тўғри бўлади.

Баъзан, бир қаттиқ модда таркибида иккита қайтарувчи (масалан, As_2S_3 , P_2S_3 кабилар) атомлар бўлганда уларни ягона модда ҳолида ёзиш керак бўлади. Аксинча, ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида ягона қаттиқ модда (масалан, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ да) таркибидаги иккита заррача (Cr^{+6} ва N^{-3}) орасидаги жараённи электрон-баланс усулида ёритиш керак.

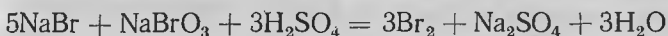
Қуйидаги кимёвий реакция тенгламасида галоген оксидловчи бўлиб, манфий зарядли ионгача қайтарилганини кўриб чиқамиз:



Бу реакцияда қайтарувчи нечта электрон чиқарса, оксидловчининг тегишли миқдордаги атомлари ўшанча электронни бириктириб олади. Шунинг учун ҳозирча улар олдига коэффициентлар қўймаймиз.

Агар манфий зарядли галоген қайтарувчи ва оксидловчи ролида ҳам галоген тутган модда бўлса, унда ҳар

иккала ион ҳам нейтрал атомга айланади ва атомлар бирикиб, галоген молекуласини ҳосил қилади:



Умуман ион-электрон усули бўйича оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тенглаштириш учун қуйидаги қоидаларга риоя қилмоқ зарур:

1. Реакциянинг молекуляр тенграмасини тузиш.

2. Реакциянинг ионли тенграмасини тузиш.

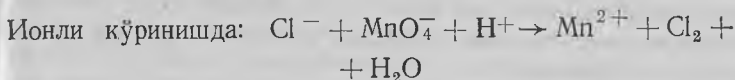
3. Ион-электрон тенгламаларини тузиш.

4. Оксидловчи ва қайтарувчи, шунингдек қайтарилган ва оксидланган маҳсулотлар учун коэффициентлар топиш.

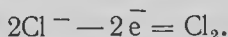
5. Топилган коэффициентлар реакциянинг ионли тенграмасига қўйилиб, чап ва ўнг томондаги моддалар заррачалари сони тенглаштирилади.

6. Реакциянинг молекуляр тенграмаси тузилади.

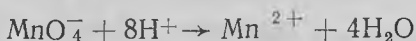
Масалан, қуйидаги реакция тенграмасини ион-электрон усули бўйича тенглаштирайлик:



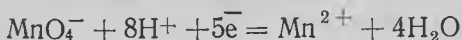
бу реакцияда Cl^- — иони қайтарувчи:



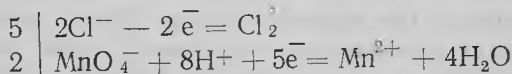
MnO_4^- — иони оксидловчи. MnO_4^- ионининг Mn^{2+} ионига қайтарилиш жараёнини (яъни $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$) ифодаловчи тенгламани тузишда, MnO_4^- таркибига кирган кислотанинг водород ионлари билан бирикиб сув молекулаларини ҳосил қилишини эътиборга олиш зарур, бу эса тенгламанинг чап томонида тенг миқдорда водород ионлари бўлишини талаб этади:



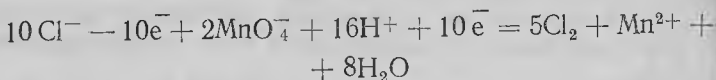
Бу схеманинг чап томонидаги мусбат зарядлар сони ўнг томондагига нисбатан бешта ортиқ бўлгани учун чап томонга бешта электрон киритиш керак, шундан кейин қайтарилиш жараёни тенграмаси қуйидаги кўринишга келади:



Чап томонда зарядлар йиғиндиси $(-1) + 8 + (-5) = +2$ бўлиб, у ўнг томондаги заряд миқдорига тенг. Электрон баланс усулида кўрсатилганидек коэффициентлар топилади:



Оксидланиш-қайтарилиш жараёнларининг тенгламаларини қўшиб тегишли коэффициентларга кўпайтириб қуйидаги тенгламани ҳосил қиламиз:

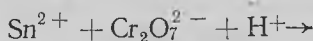


Молекуляр тенгламаси:

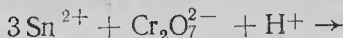


Кислотали муҳитда қалай хлориднинг калий бихромат билан оксидланиш-қайтарилиш реакция тенгламасини ион-электрон усули билан тенглаштиришни кўриб чиқамиз:

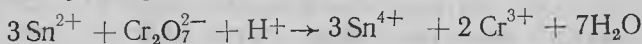
1. Тенгламанинг чап томонида реакцияга киришадиган моддаларнинг ионлари ва водород иони ёзилади. H^+ ионининг ёзилиши реакция кислотали шароитда борилини кўрсатади:



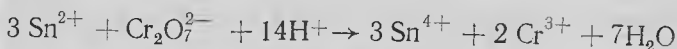
2. Sn^{2+} қайтарувчи, у иккита электрон чиқариб, Sn^{4+} ионига айланади. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ иони оксидловчи, у олтига электрон бириктириб, иккита Cr^{3+} ионига айланади. 6 ва 2 сонлари коэффициентлар бўлиши керак эди, аммо 6 ни 2 га бўлсак, у ҳолда 1 ва 3 рақамлари коэффициент бўлиб қолади. Бундан шундай хулоса чиқадики, битта $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ионига 3 та Sn^{2+} иони тўғри келади:



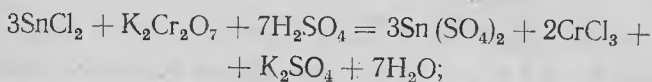
3. Тенгламанинг ўнг томонида ҳосил бўлган ионлар ва молекулаларни ёзиб чиқамиз:



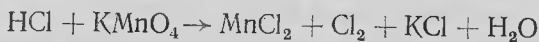
4. Тенгламанинг чап томонидаги кислород атомлари кислота таркибидаги водород ионлари билан сувни ҳосил қилишини ҳисобга олиб, водород ионлари учун 14 коэффициентини танлаймиз:



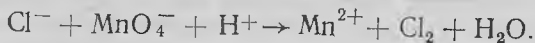
Демак, шундан сўнг молекуляр тенглама қуйидаги шаклга келади:



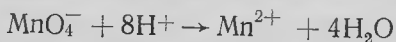
Реакция давомида ўз оксидланиш даражасини ўзгартирмаган Cl^- , K^+ , SO_4^{2-} ионлари бошқа ўхшаш ионларга алмаштирилиши мумкин. Кислотали муҳитда содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига яна бир мисол келтирамиз. Реакция қуйидаги схема бўйича боради:



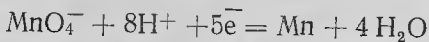
ионли кўринишда:



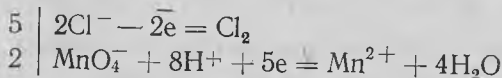
Бу реакцияда Cl^- иони қайтарувчи: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$; MnO_4^- иони оксидловчи. MnO_4^- ионининг Mn^{2+} ионигача қайтарилиш жараёнини (яъни $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$) ифодаловчи тенгламани тузишда MnO_4^- таркибига кирган кислороднинг водород ионлари билан бирикиб сув молекулалари ҳосил қилишини эътиборга олиш зарур, бу эса тенгламанинг чап томонида тенг миқдорда водород ионлари бўлишини талаб этади;



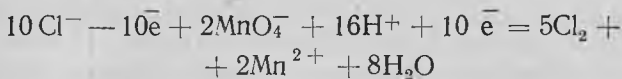
Бу схеманинг чап томонидаги мусбат зарядлар сони ўнг томондагига нисбатан бештага ортиқ бўлгани учун чап томонга бешта электрон киритиш керак, шундан кейин қайтарилиш жараёни тенгламаси қуйидаги кўринишга келади.



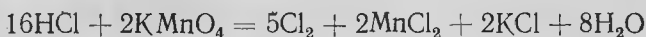
Электрон баланс усулида кўрсатилгандек коэффициентлар топилади:



оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг тенгламаларини қўшиб тегишли коэффициентларга кўпайтириб қуйидаги тенгламани ҳосил қиламиз:



Молекуляр тенгламаси:



Ишқорий шароит. Кислотали шароитда ёзганимиз каби ишқорий шароитда натрий сульфит билан калий перманганат ўртасида борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакциясини кўриб чиқамиз:

1. Тенгламанинг чап томонида реакцияга киришаётган моддаларнинг формулаларини ёзамиз:



2. Қайтарувчи ва оксидловчини аниқлаб, коэффициентлар танлаймиз. Биз юқорида айнан шу натрий сульфит ва калий перманганат қатнашган кислотали шароитдаги оксидланиш-қайтарилиш жараёни билан танишиб чиқдик. Энди яна шу моддалар қатнашган кучли ишқорий муҳитдаги оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориши билан танишиб чиқамиз. Ишқорий шароитда бу моддалар бошқача характерда бўладилар.

Натрий сульфитда SO_3^{2-} иони қайтарувчи, у 2 та электрон бериб (кислотали шароитдагидек) SO_4^{2-} ионига айланади. Калий перманганат молекуласидаги MnO_4^- иони оксидловчи, у кучли ишқорий шароитда қайтарувчи етишмаганлиги учун битта электрон бириктириб, MnO_4^{2-} ионига қадар қайтарилади. Қайтарилиш бўйича 2 та электрон, оксидланиш бўйича 1 та электрон ва Na_2SO_3 молекуласи учун икки молекула KMnO_4 талаб этилади.

Шундай қилиб, тенгламанинг чап томони қуйидаги кўринишга эга:



3. Энди тенгламанинг ўнг томонида ҳосил бўлган бирикмаларни ёзамиз:



4. Ишқор учун коэффицентлар танлаймиз. Бунинг учун тенгламанинг чап ва ўнг томонидаги ўз оксидланиш даражасини ўзгартирмаган металл ионларини ҳисоблаймиз ва улар ўртасидаги фарқни коэффицент тарзида қабул қиламиз. Тенгламанинг ўнг томонида

$4K^+$, чап томонида $2K^+$ иони бор, улар ўртасидаги фарқ $4-2=2$, демак ишқор учун коэффициент ҳам 2 бўлади:



Нейтрал муҳит. Натрий сульфит билан калий перманганат ўртасидаги реакцияни нейтрал муҳитда бориши билан танишиб чиқамиз:

1. Реакцияга қатнашувчи моддалар:



2. Қайтарувчи ва шунингдек оксидловчиларни аниқлаймиз, улар учун коэффициентлар танлаймиз.

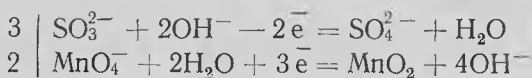
Натрий сульфитнинг (Na_2SO_3) оксидланиш-қайтарилиш хоссаси кислотали ёки ишқорий муҳитдагидек сақланади. Нейтрал муҳитда калий перманганатнинг оксидловчилик хоссаси ўзгаради. $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$ гача қайтарилади: SO_3^{2-} иони ёки Na_2SO_3 молекуласи кучли қайтарувчанликни намоён қилади, чунки SO_3^{2-} иони 2 та электрон бериб, SO_4^{2-} ионига қадар оксидланади.

$KMnO_4$ молекуласида MnO_4^- иони оксидловчи, чунки нейтрал ёки кучсиз ишқорий муҳитда 3 та электрон бириктириб MnO_2 га қадар қайтарилади. Шунинг учун қайтарувчи остига 2, оксидловчи остига 3 қўйиб коэффициентларни танлаймиз. Бу тенгламада 3 та Na_2SO_3 молекуласига 2 та $KMnO_4$ молекуласи тўғри келади. Тенгламанинг чап қисми:



ҳолатга эга бўлади.

Электрон-ион тенграмаси бўйича қайтарувчи ва оксидловчи учун коэффициентлар танлаймиз:



Нейтрал муҳитда оксидланиш +4 дан +6 гача ортади, марганецда эса +7 дан +4 гача камаяди.

3. Тенгламанинг ўнг қисмига реакция натижасида ҳосил бўлган янги моддаларнинг формулаларини, яъни натрий иони кислота қолдиғи SO_4^{2-} иони билан бирикиб, Na_2SO_4 ни ҳосил қилади, калий иони гидроксил иони билан бирикиб, калий гидроксид KOH ни ҳосил қилади.

Реакцияда фақат бир молекула сув қатнашади.

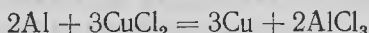
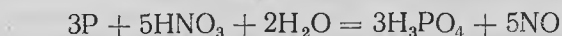
Тенгламанинг охириги ҳолати қуйидагича бўлади:



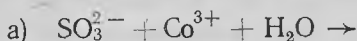
Ионли ҳолда:



Нейтрал муҳитда борадиган бир неча оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига мисоллар сифатида қуйидаги реакцияларни келтирамиз:

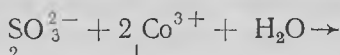


Нейтрал муҳитда SO_3^{2-} ионини Co^{3+} иони ёрдамида оксидланишининг ионли кўринишини келтирамиз:

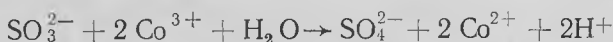


б) SO_3^{2-} иони қайтарувчи. У иккита электрон бериб, SO_4^{2-} ионига айланади. Co^{3+} иони битта электрон бириктириб, Co^{2+} ионига айланади.

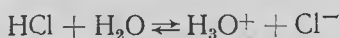
Қайтарувчи остига 2, оксидловчи остига 1 қўйиб, қайтарувчи ва оксидловчи учун коэффициентлар танланади:



в) Тенгламанинг чап қисмига реакцияга киришувчи моддаларнинг формулалари, ўнг томонда эса янги ҳосил бўлган моддаларнинг формулалари ёзилиб коэффициентлари танланади:



KMnO_4 кислотали муҳитда энг актив оксидловчилик хоссасига эга, у Mn^{2+} гача қайтарилади. Аммо нейтрал ва кучсиз ишқорий муҳитда камроқ, яъни Mn^{+4} гача (MnO_2) қайтарилади. Агар кучли ишқорий муҳит бўлса яна ҳам оксидловчилик хоссаси камаяди. Буни қуйидагича тушунтириш мумкин: кислоталар сувда эриши натижасида гидроксоний иони H_3O^+ ва кислота қолдигига диссоциланади:

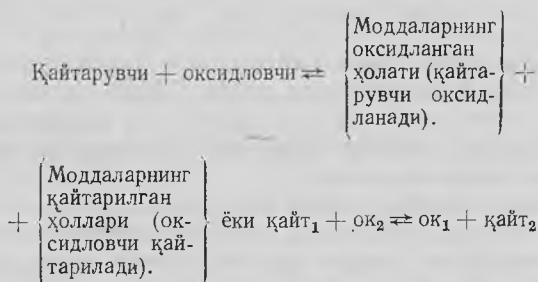


H_3O^+ иони MnO_4^- ионига таъсир этиб, марганец билан

кислород ўртасидаги кимёвий боғланиш ёки тортишиш кучини заифлаштиради. Шунингдек нейтрал муҳитда сувнинг қутбли 'молекулаларининг қутблилигини ҳосил бўлган H_3O^+ иони пасайтиради. Натижада MnO_4^- ионининг деформацияланиши сусаяди. Кучли ишқорий муҳитда марганец билан кислород ўртасидаги тортишиш кучи ёки кимёвий боғланиш яна ҳам мустақкамроқ бўлгани туфайли MnO_4^- ионининг оксидловчилик хоссаси яна ҳам камаяди, чунки MnO_4^- битта электрон бириктиради.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига муҳитдан ташқари реакцияга киришувчи моддаларнинг концентрацияси, катализаторлар ва температура ҳам таъсир этади.

Умуман, ҳар қандай оксидланиш-қайтарилиш жараёнининг умумий кўринишини қуйидагича тасаввур қилса бўлади:

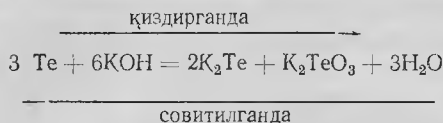


Кимёвий мувозанат константаси K нинг қийматини ёзсак:

$$K = \frac{[\text{ок}_1] [\text{қайт}_2]}{[\text{қайт}_1] [\text{ок}_2]}$$

Бу формуладан кўришиб турибдики, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг кимёвий мувозанати реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрацияларига боғлиқ экан. Демак оксидловчи ёки қайтарувчининг концентрацияси оширилса, кимёвий мувозанат чапдан ўнгга томон, агар аксинча, моддаларнинг қайтарилган ёки оксидланган шаклининг концентрацияси оширилса, кимёвий мувозанат ўнгдан чапга томон силжиб, ҳосил бўлган янги моддаларнинг концентрацияси камаяди. Температуранинг кўтарилиши оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тезлигини оширади. Теллурнинг ишқор

билан реакциясига температуранинг таъсири қўйидагича
схемадан кўринади:



Катализаторлар иштирокида борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини кўриб чиқамиз. Оксалат кислотасининг оксидланиши Mn^{2+} иони ёрдамида янада тезлашади, чунки бу кислота эритмасига қўшилган калий перманганат қайтарилиб, эритмада Mn^{2+} ионини ҳосил қилади. Бунда ҳосил бўлган Mn^{2+} иони реакцияни тезлаштиради.

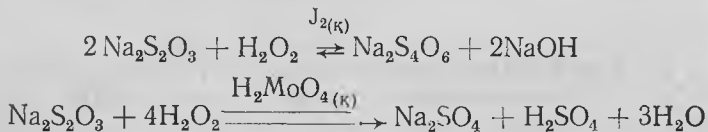
Реакциянинг бундай ҳолатини автокатализ дейилади. Масалан:



Бу реакция оксидланиш-қайтарилиш реакциясига кирмайди, аммо автокатализга мисол бўла олади, чунки реакция жараёнида ҳосил бўлган оз миқдордаги сув катализаторлик родини ўйнайди. Натижада реакция шиддатли равишда кетади.

Лаборатория шароитида бертоле тузига MnO_2 (катализатор) таъсир эттирганда реакция тезлашиб, кислород тезроқ ажралади. Худди шундай KMnO_4 нинг парчаланishiда ҳам MnO_2 муҳим роль ўйнайди.

Катализатор иштирокида иккита кимёвий модда бири-бири билан реакцияга киришиб, ҳар хил бирикмаларни ҳосил қилади:

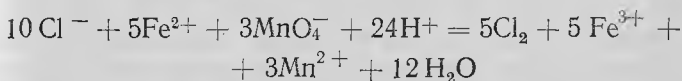


Биринчи реакцияда йод ионлари, иккинчи реакцияда эса молибдат кислота (H_2MoO_4) катализаторлик вазифасини бажаради.

Ҳаво кислороди ёрдамида Na_2SO_3 ни Na_2SO_4 га қадар оксидланишини пасайтирувчи манфий катализаторлик вазифасини спирт, глицерин каби моддалар бажаради. Ёруғлик таъсирида хлор билан водороднинг бирикиши-

да оз миқдордаги кислороднинг аралашуви реакцияни секинлаштиради.

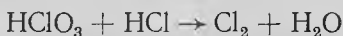
Баъзан оксидланиш-қайтарилиш реакциялари бир-бирларини тезлаштиришлари мумкин. Бундай реакцияларни кўпинча туташган ёки индукцияланган реакциялар ҳам деб юритилади. Бундай реакцияларни биринчи марта рус олими Н. А. Шилов 1904 йили тавсифлаган эди. Перманганат иони таъсирида хлор ионининг аста содир бўладиган оксидланиш реакцияси туташган ҳолда темир (II) ионининг иштирокида қисқа муддатда содир бўлади:



Ёки арсенит кислотанинг (H_3AsO_3) ҳаво кислороди билан оксидланиш реакцияси сульфит кислотаси H_2SO_3 ёрдамида жуда тезлашади, чунки бунда сульфит кислота ҳаво кислороди билан осон оксидланади, аммо арсенит (H_3AsO_3) кислота ҳаво кислороди билан тезликда оксидланмайди, бироқ иккаласининг бир вақтда реакцияга қатнашиши уларни параллель ҳолда тез оксидланишига олиб келади.

Юқорида кўрилган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари учун коэффициент танлаш усули жуда кўп оддий ва мураккаб жараёнлар учун қўл келади. Аммо оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тузишда қуйидаги ҳолларга эътибор бермоқ зарур.

1-ҳол. Реакцияда иштирок этаётган турли моддалар таркибидаги бир хил элемент атомлари ёки ионлари электрон йўқотиши ёки бириктириб олиши мумкин, масалан:

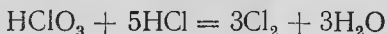


бу реакцияда Cl^{+5} 5 та электрон бириктиради, Cl^- иони бўлса 1 та электрон йўқотиб, иккала ион ҳам электро-нейтрал хлор атомига айланади.

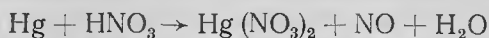
Реакцияларнинг электрон баланс тенгламаси:



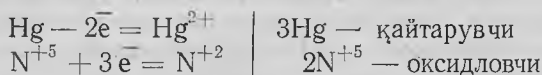
Тегишли коэффициентлар қўйилгандан сўнг, реакциянинг тўлиқ тенгламаси қуйидаги кўринишда ёзилади:



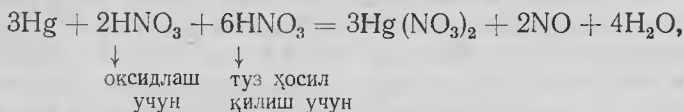
2-ҳол. Баъзан кислота оксидловчи вазифасини ба-
жарганда ҳам оксидлаш, ҳам туз ҳосил қилиш учун сарф
бўлади, масалан,



бу реакцияда HNO_3 нинг бир қисми Hg ни оксидлаш
учун, қолган қисми $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ни ҳосил қилиш учун сарф
бўлади. Бу реакциянинг электрон баланс тенгламаси:



Демак, 3 моль Hg ни оксидлашга 2 моль HNO_3 сарф бўла-
ди. Бундан ташқари 3 моль $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ҳосил қилиш учун
яна 6 моль HNO_3 сарфланади. Шунга асосан реакция тенг-
ламасини қуйидаги кўринишда ёзиш мумкин:



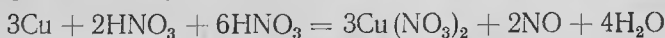
Лекин

$3\text{Hg} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ ҳолда ёзиш қу-
лайроқдир.

Худди шу реакцияга ўхшаш қуйидаги реакцияда ҳам
юқоридаги ҳол рўй беради:



Бу реакцияда ҳам ўнта молекула HCl қайтарувчи сифа-
тида қатнашса, 6 та молекула HCl туз ҳосил қилиш учун
сарфланади. Шунингдек,



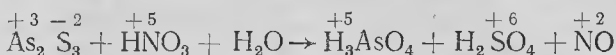
Реакцияда 3 та атом Cu га 2 молекула оксидловчи HNO_3 ,
бундан ташқари, мис нитрат ҳосил бўлиши учун яна
6 молекула HNO_3 сарфланган.

3-ҳол. Баъзан бир вақтда битта молекуладаги икки-
та элемент атомлари оксидланиб, битта элемент атоми
эса қайтарилади: масалан, мышьяк сульфиднинг кон-
центрланган нитрат кислота билан бўлган оксидланиш-
қайтарилиш реакцияси:



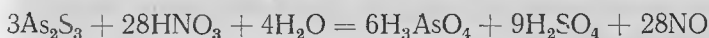
As_2S_3 даги As^{+3} , S^{-2} лар As^{+5} , S^{+6} га қадар оксид-

ланади, HNO_3 даги N^{+5} эса N^{2+} га қадар қайтарилади. Демак:

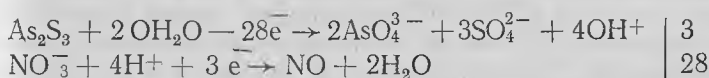


Бир молекула As_2S_3 да 2As^{+3} , 3S^{-2} бор: бир молекула As_2S_3 нинг 28 электрон йўқотгани, шунингдек 28 молекула HNO_3 3 дан электронни бириктириб олгани электрон тенгламадан аниқланади.

Демак, 3 молекула As_2S_3 га 28 молекула HNO_3 тўғри келади ва 28 NO ҳосил бўлади. H_3AsO_4 , H_2SO_4 , H_2O ларнинг коэффициентини ҳисоблаб топиш қийин эмас:



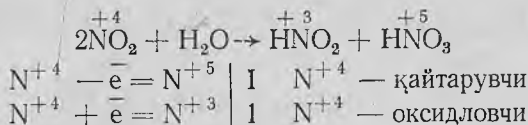
Шу реакция тенгласини қуйидагича ҳам тавсифлаш мумкин:



Бундай тенгламаларда кўп миқдордаги заррачалар қатнашиши моддий баланс ҳолатини қарор топган ёки топмаганлигини текширишни қийинлаштиради. Ярим реакция усулида бу вазифани осонлаштириш мақсадида тенгламаларнинг чап ва ўнг томонларидаги зарядлар йиғиндиси бир бирига тенг бўлишига ишонч ҳосил қилиш шарт. Ҳақиқатан ҳам, чап томондаги 28 та манфий заряд ўнг томондаги $(-3 \cdot 6) + (-2 \cdot 9) + 8 = -28$ га тенглиги ион кўринишдаги оксидланиш-қайтарилиш реакциясидаги асосий моддаларнинг коэффициентлари тўғри эканлигидан дарак беради.

Шу йўсинда муҳокама юритиш оксидланиш ва қайтарилиш реакцияларининг механизмини ва моҳиятини англашга, тенглама коэффициентларини тўғри танлашга ёрдам беради.

4-ҳол. Баъзан оксидловчи ва қайтарувчи вазифасини бир модда таркибидаги бир хил оксидланиш даражасига эга бўлган элемент атоми ёки иони бажаради. Бундай реакцияларда олинган дастлабки модда таркибидаги элементга нисбатан оксидланиш даражаси катта ва кичик бўлган иккита янги модда ҳосил бўлади. Масалан:



ёки аксинча, ҳар хил бирикмалар таркибига кирадиган бир элементнинг ҳар хил ионлари кислотали муҳитда ҳам оксидланади ҳам қайтарилади. Масалан калий йодид билан калий йодат ўртасидаги реакциянинг бориши билан танишиб чиқамиз.



5- ҳ о л. Баъзан оксидланиш-қайтарилиш реакция тенгламаларини одатдагидек тузиб бўлмайди. Масалан, қуйидаги реакцияда:

$\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$, бунда Al — қайтарувчи, у 3 та электрон беради, Fe_3O_4 таркибидаги FeO 2 та электрон, Fe_2O_3 эса 6 та электрон бириктиради, жами бўлиб бир молекула оксидловчи 8 та электрон бириктириб олади. Қайтарувчи учун коэффициент 8, оксидловчи учун коэффициент 3 бўлади. Шундай қилиб, тенглама қуйидаги кўринишга эга бўлади:



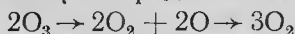
Қора порохнинг ёниши содда кўринишда қуйидаги тенглама бўйича боради:



Бу реакцияда углерод атоми қайтарувчи, у 4 та электрон бериб, CO_2 гача оксидланади; азот-оксидловчи, чунки $\overset{+5}{\text{KNO}_3}$ N_2 га қадар қайтарилади, у $5 \cdot 2 = 10$ та электрон қабул қилади. Шунингдек, S° дан 2 та электрон олинганда S^{2-} га қадар қайтарилади. Шундай қилиб оксидловчи жами бўлиб 12 та электрон бириктиради. Демак, қайтарувчи томонидан берилган умумий электронларнинг сони, оксидловчи томонидан бириктирилган умумий электронлар сонига тенг бўлиши керак, яъни $4 \times 3 = 12$. У ҳолда тенглама қуйидагича ёзилиши керак:



6- ҳ о л. Озон энг кучли оксидловчи ва беқарор мода, осон атомар кислородга парчаланadi. Унинг парчланиши босқичма-босқич боради:

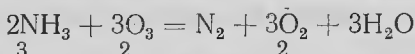
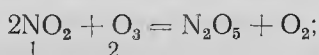
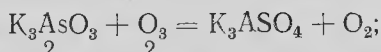
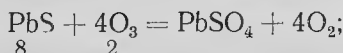


* Баъзан реакция CO , K_2CO_3 , K_2SO_4 , K_2S ҳосил бўлиши билан бориши мумкин.

Шунинг учун ҳам, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида озон билан оксидланиш молекуляр ва атомар кислороднинг ҳосил бўлиши ҳисобига боради. Масалан:

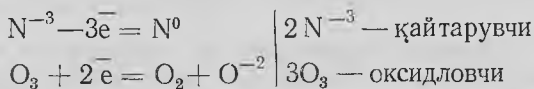


Br^- ионлари қайтарувчи, улар иккита электрон чиқариб, молекуляр бромгача оксидланадилар. Молекуляр озон эса 2 та электрон бириктириб, кислород молекуласига айланади:

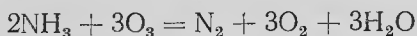


Охирги реакция муҳит ўзгариши натижасида NH_4NO_2 , NH_4NO_3 лар ҳосил қилиб ҳам бориши мумкин.

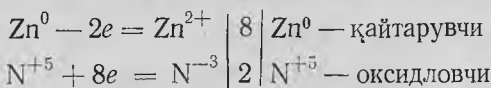
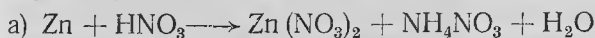
Реакциянинг электрон баланс тенгламасини тузишда O_3 молекуласидан O_2 молекуласи ва O^{-2} ҳосил бўлишини назарда тутиш керак, масалан,



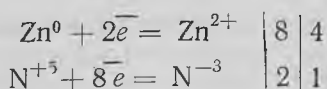
Реакциянинг тўлиқ тенгламаси:



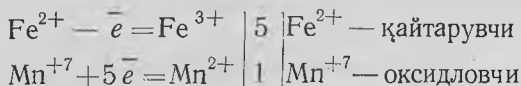
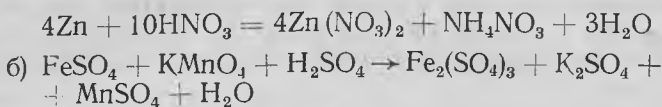
7-ҳол. Реакциянинг электрон баланс тенгламасидаги топилган коэффициентларни бир неча марта қисқартириш ёки кўпайтириш лозим бўлади, масалан,



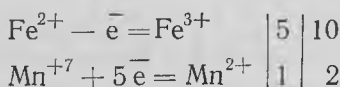
Реакциянинг электрон баланс тенгламасига асосан 8 атом Zn ва 2 молекула HNO_3 билан реакцияга киришганлиги учун, 4 атом Zn билан 1 молекула HNO_3 реакцияда қатнашиши керак. Демак, топилган коэффициентларни (8 ва 2) икки марта қисқартириб ёзиш керак:



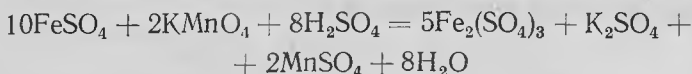
Реакциянинг тўлиқ тенгламаси:



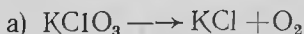
Бунда FeSO_4 нинг оксидланишидан ҳосил бўлган $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ таркибида битта эмас, иккита темир атоми бор бўлганлиги учун топилган коэффицентлар (5 ва 1) ни иккига кўпайтириб ёзиш керак:



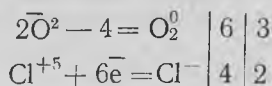
Реакциянинг тўлиқ тенгламаси:



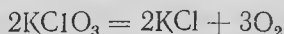
8-ҳ о л. Баъзан оксидловчи ва қайтарувчи вазифасини бажарадиган атомлар ёки ионлар бир модданинг таркибида бўлади, масалан:



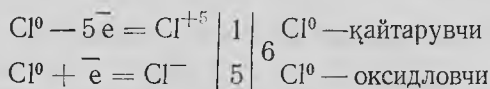
Бу реакцияда Бертоле тузи молекуласи таркибидаги O^{-2} қайтарувчи, Cl^{+5} иони эса оксидловчи бўлади:



Реакциянинг тўлиқ тенгламаси:



Бу реакцияда Cl_2 молекуласи таркибидаги хлор атомларидан бири оксидловчи, иккинчиси эса қайтарувчи бўлади:

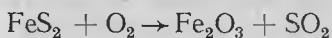


Реакциянинг тўлиқ тенгламаси:

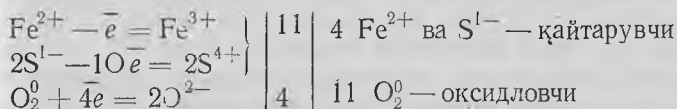


Бертоле тузининг парчаланиш реакциясини ички молекулалараро *оксидланиш-қайтарилиш* реакцияси деб аталади. Охирги реакция эса диспропорцияланиш реакция-сидир.

9- ҳо л. Қайтарувчи модда таркибидаги мусбат ва манфий зарядли иккита ион бир вақтда оксидланиши мумкин. Бу ҳолда реакциянинг электрон-баланс тенгла-масини тузишда оксидланган иккита ионнинг берган электронлар сонини қўшиб жамлаш керак, масалан:



Реакциянинг электрон баланс тенгламаси тузилади:

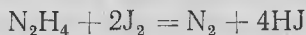


Шундай усул билан топилган коэффициентларни реакция тенгламасига қўямиз:

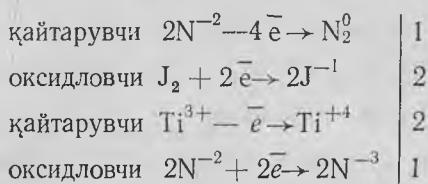


10- ҳ о л. N_2H_4 ва NH_2OH да азот атомлари оксид-ланиш ва қайтарилиш хоссаларини намоён қиладилар.

Гидразинда азот —2 оксидланиш даражасига эга. Азотнинг нейтрал барқарор ҳолатга ўтишида гидразин қайтарувчилик хоссасини намоён қилади. Аммо азот яна электрон бириктириб —3 оксидланиш даражасини ҳосил қилиши мумкин, чунки азот атомида бир жуфт эркин электрон бўлиб, ана шу электронлар ҳисобига донор-акцептор боғланиш ҳосил бўлади:

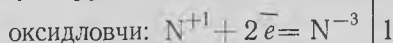
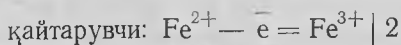
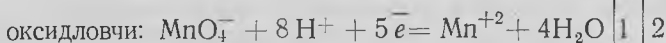
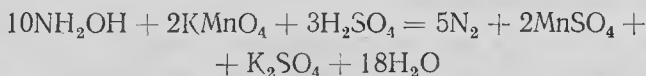


Электрон баланс усули бўйича, оксидловчи ва қайтарув-чилар учун коэффициентларни қуйидаги схема асосида топиш мумкин:



Гидроксиламин (NH_2OH) даги азот оксидловчи ва қайтарувчи хоссаларини намоён қилади. Гидроксиламинда умумий оксидланиш даражаси 1 га тенг. Сувли эритмаларда гидроксиламин ва унинг тузлари N_2 молекуласига қадар оксидланиб, кучли қайтарувчи хоссаларини намоён қиладилар. Баъзан эса азот (I) оксидгача оксидланади. Шунинг учун ҳам Fe^{+2} , Mn^{+2} , Ti^{+3} , HJ , H_2S лар билан бўлган реакцияда у кучли оксидловчи хоссаларини намоён қилади ва ўзи эса аммиакка айланади. Гидроксиламиннинг қайтарувчилиги ишқорий шароитда ва оксидловчилиги кислотали шароитда амалга ошади. Баъзан эса гидроксиламин реакция бораётган шароитга мос хоссаларни намоён қилади. Масалан, сирка кислотали муҳитда у J_2 ни HJ гача қайтаради, аммо кучли хлорид кислотали муҳитда эса аксинча — HJ ни эркин J_2 гача қайтаради.

Гидроксиламиннинг қайтарувчи ва оксидловчи хоссаларини намоён қиладиган мисоллар келтирамиз:

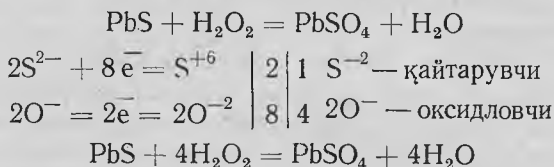


11-ҳол. Баъзан водород пероксид H_2O_2 ёки унинг бирикмалари оксидловчи ёки қайтарувчи хоссаларини намоён қилади. Ҳар хил реакция муҳитларида H_2O_2 нинг оксидловчи ва қайтарувчи хоссаларига мисоллар келтирамиз.

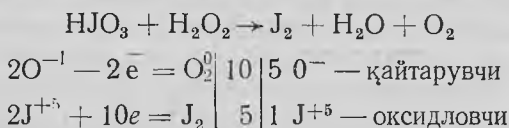
Юқорида кўрганимиздек, водород пероксид H_2O_2 да кислороднинг оксидланиш даражаси минус бирга тенг. У фақат кучли оксидловчилар таъсир этганда қайтарув-

чи, бошқа ҳолларда оксидловчи бўлади. Шунинг учун H_2O_2 иштирок этган реакцияларнинг электрон баланс тенгламасини тузишда айни реакцияда H_2O_2 нинг оксидловчи, ёки қайтарувчи эканлигини аниқлаш керак.

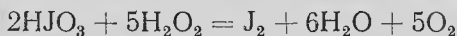
а) H_2O_2 оксидловчи бўлган ҳол учун мисол:



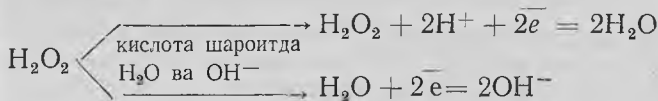
б) H_2O_2 қайтарувчи бўлган ҳол учун мисол:



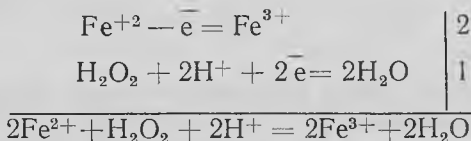
Топилган коэффициентларни тенгламага қўямиз:



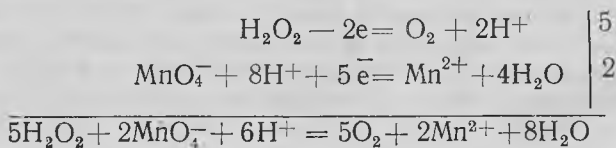
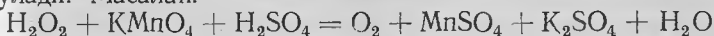
в) Водород пероксид муҳитга боғлиқ равишда қуйидаги схема бўйича қайтарилади:



Қуйидаги ҳолда H_2O_2 оксидловчи сифатида бўлади:

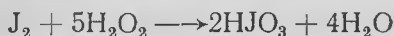


Лекин $KMnO_4$ ёки $(NH_4)_2S_2O_8$ каби кучли оксидловчи таъсирида водород пероксид қайтарувчи сифатида намоён бўлади. Масалан:

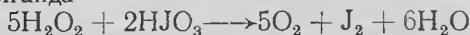


г) рН нинг озгина ўзгариши билан баъзан H_2O_2 оксидловчи, баъзан эса қайтарувчилик хоссасини намоён қилади:

рН = 1 бўлганда

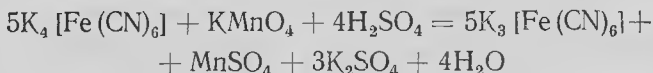


рН = 2 бўлганда

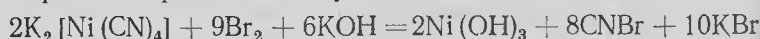


Хулоса қилиб айтганда, H_2O_2 кислотали, ишқорий ва нейтрал муҳитларда оксидловчи, кислотали ва ишқорий муҳитларда эса қайтарувчи хоссаларини намоён қилар экан.

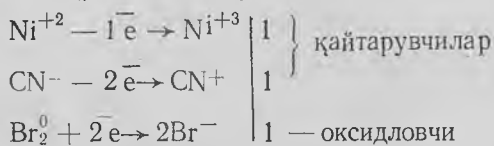
12- ҳ о л. Комплекс бирикмалар ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи хоссаларини намоён қилиши мумкин. Бундай ҳолларда комплекс ҳосил қилувчи марказий ионнинг заряди ўзгариши мумкин, масалан:



ёки оддий моддаларнинг таъсири натижасида комплекс бирикма парчаланиши мумкин.



Бу реакцияда бромциан ҳосил бўлади, унда CN^+ , Br^- ҳолатда бўлади. Шу сабабли оксидланиш-қайтарилиш схемаси қуйидагича бўлади:



Ёхуд комплекс ҳосил қилувчи ион нейтрал ҳолда ажралиб чиқиши мумкин:



Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари комплекс бирикмаларда электронларнинг қайта тақсимланиши асосида боради. Аммо шуни унутмаслик керакки, комплекс ҳосил қилувчи марказий ионни ҳамма вақт ҳам оксидлаш мумкин эмас, чунки лигандлар марказий ионнинг оксидланишига йўл бермайди, лигандлар марказий атом валентлигини мустаҳкамлайди. Масалан, оддий бирикмалар PbCl_4 , MnCl_4 , CoCl_3 ва бошқалар таркибидаги

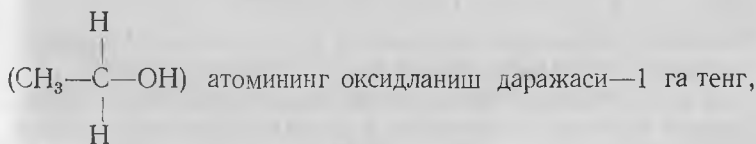
Pb, Mn, Co лар ўзларининг паст оксидланиш даражасига қадар осонгина қайтариладилар, аммо уларнинг комплекс бирикмалари бўлган: $K_6[PbCl_6]$, $K_2[MnCl_6]$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ таркибидаги қўрғошин, марганец ва кобальтлар осонликча қайтарилмайдилар, чунки уларнинг комплекс бирикмалари жуда барқарордир. Органик бирикмаларда қутбли боғланишлар кам бўлганлиги учун молекулада қайси атомлар мусбат, қайсиси манфий зарядланганини аниқлаш қийин. Шунинг учун бундай реакцияларнинг тенгламаларини тузишда ва оксидловчи, қайтарувчиларнинг коэффициентини танлаш электронларнинг сонига қараб эмас, балки реакцияга киришувчи моддаларнинг қанчалик янги моддаларга айланишига қараб билиб олинади. Бир неча мисоллар келтирамиз:



Тенгламадан кўрииб турибдики, ҳар бир молекула C_2H_5OH ни CH_3COOH га айланишида (бизнинг мисолда CH_3COOK) битта ортиқча кислород атоми талаб этилади. Реакция тенгламасидан кўрииб турибдики C_2H_5OH молекуласи иккита кислород атомини талаб қилади ёки қайтарувчидан тўртта электронни талаб қилади. Калий перманганат, тўғрироғи, MnO_4^- иони оксидловчи бўлиб, бундай шароитда 3 та электронни талаб қилади. Ана шу юқоридагиларни ҳисобга олган ҳолда кимёвий реакция тенгламасини тузамиз ва коэффициентларни танлаймиз:

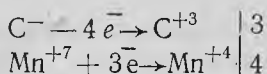


Этанол таркибидаги метилен группасидаги углерод



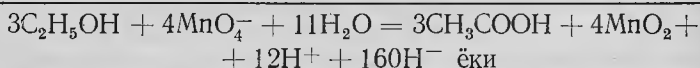
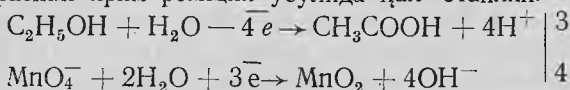
атомининг оксидланиш даражаси—1 га тенг,

реакциядан кейин ҳосил бўлган сирха кислотасида шу заррача $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ ҳолидаги углерод атомининг оксидланиш даражаси +3 ҳолида эканлигини атомларнинг нисбий электр манфийликлари асосида аниқлаш қийин эмас. Бу реакция тенгламасидаги коэффициентларни электрон баланс усулида танласак:

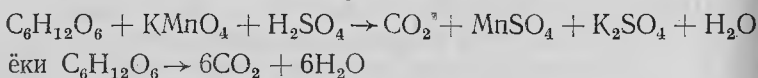


Олинган натижа юқорида келтирилган ҳолатдан фарқ қилмайди.

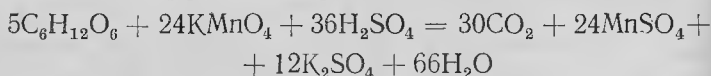
Бу жараёни ярим реакция усулида ҳал этайлик:



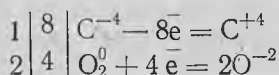
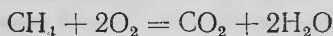
Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ кислотали шароитда калий перманганат билан қуйидаги тенглама бўйича оксидланади:

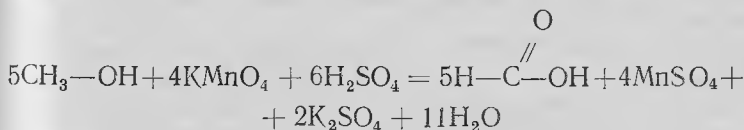
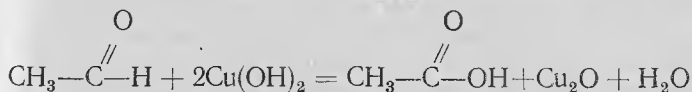
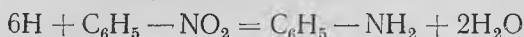
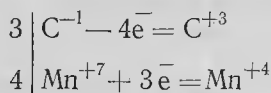
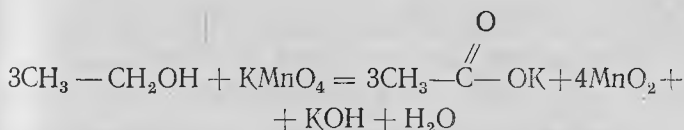


Глюкоза ва ҳосил бўлган моддаларнинг оксидланиши учун сарфланган кислород атомларини ҳисоблаганда, ҳар бир молекула $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ учун 12 та кислород атоми кераклиги ва 24 та электрон сарфланишини кўрсатади. Кислотали муҳитда калий перманганат 5 та электрон бириктириб олиши ва Mn^{2+} гача қайтарилиши мумкин эканлиги маълум. Буни ҳисобга олиб, реакция тенгламасини ёзиб коэффициентларни танлаймиз:



Органик моддалар иштирокида борган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда оддий реакцияларда оксидланиш даражасидан ҳам фойдаланиш мумкин. Анорганик бирикмалардагидек органик бирикмалар қатнашган оксидланиш-қайтарилиш реакциялари учун коэффициентларни оксидланиш даражаларининг ўзгаришига қараб танлаш бўйича мисоллар келтираемиз:

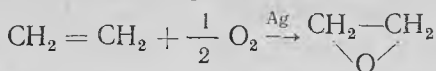




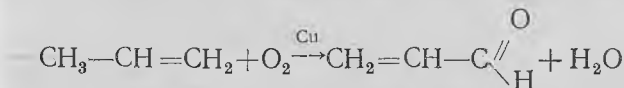
Коэффициентлар танлашда шуни унутмаслик керакки, органик бирикмаларда атомнинг электрон булути ёки унинг зичлиги ва реакцияларнинг бориш механизми ҳисобга олинмайди. Ана шундай камчиликларга қарамасдан бу усул осонлик билан коэффициентлар танлашга имкон беради.

Ана шундай органик бирикмалар қатнашган оксидлаш-қайтарилиш реакцияларига мисоллар келтирамиз.

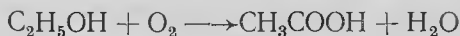
1. Ҳаво кислороди ёрдамида этиленни оксидлаб, этилен оксидини олиш (реакция 270—290 °С да кумуш кристаллари ёрдамида олиб борилади):



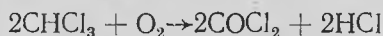
2. Мис катализатор иштирокида ва ҳаво кислороди ёрдамида пропиленни акролеинга қадар оксидлаш:



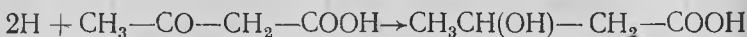
3. Вино спиртини сирка кислотасига қадар оксидлаш:



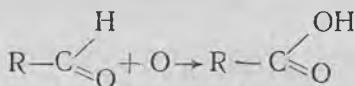
4. Хлороформни ҳаво кислороди билан фосгенга қадар оксидлаш:



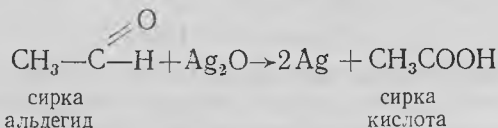
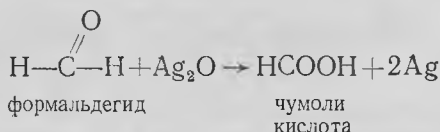
5. Водород ёрдамида кетонкислотани қайтариш:



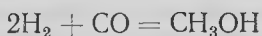
6. Альдегидларни оксидлаб карбон кислоталарни олиш:



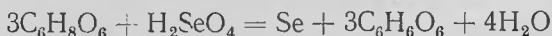
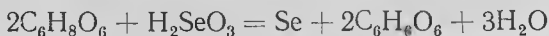
ёки аниқ мисоллар:



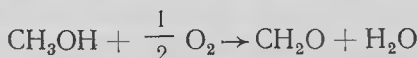
7. Метанолни синтез қилишда углерод (II) оксидни водород билан 220—300 °С да, юқори босим остида ва ZnO катализатори ёрдамида қайтарилади:



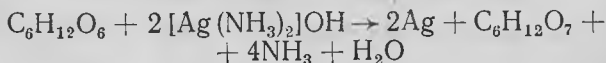
8. Оксидланиш даражаси +4 ва +6 бўлган селенни унинг бирикмалари таркибида аниқлашда ва ажратиб олишда қайтарувчи сифатида аскорбин кислота (витамин С) дан фойдаланилади:



9. Формальдегидни синтез қилиш учун метанол ҳаво кислороди ёрдамида оксидланади:



10. Кумуш унинг комплекс бирикмасидан углерод (II) оксид ва глюкоза ёрдамида қайтариб олинади:

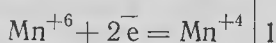
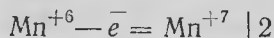


4.9.3. Диспропорцияланиш ва ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузиш

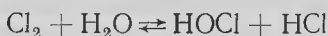
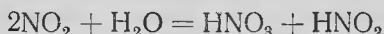
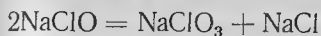
Диспропорцияланиш реакцияларида битта элемент атомларининг оксидланиш даражаси маҳсулотларда ҳам ортади, ҳам камаяди. Баъзан бундай реакцияларни дисмутацияланиш реакциялари ҳам дейилади.

Бунда бошланғич модда турли хил бирикмалар ҳосил қилади, улардан бирида атомларнинг оксидланиш даражаси юқори, иккинчисида эса паст бўлади. Равшанки, бундай реакциялар молекуласида оралиқ оксидланиш даражасига эга бўлган атомлар бор моддаларда содир бўлиши мумкин. Калий манганат K_2MnO_4 нинг ўзгариши бунга мисол бўлаолади; бу бирикмада марганец +6 га тенг оралиқ оксидланиш даражасини намоён қилади. Бу тузнинг эритмаси тўқ яшил рангли (MnO_4^{2-} ионнинг ранги) бўлади, лекин оз вақтдан сўнг эритманинг ранги қўнғирга айланади. Бу MnO_2 чўкмаси тушганлигини ва MnO_4^- ион ҳосил бўлганлигини кўрсатади.

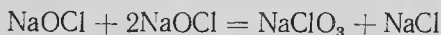
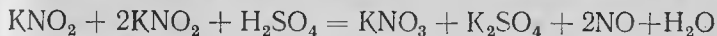
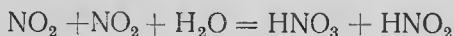
Бунда қуйидаги реакция содир бўлади:



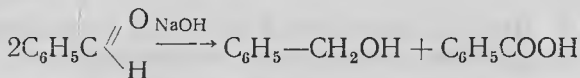
Диспропорцияланиш реакциялари жумласига кўн учрайдиган қуйидаги реакциялар ҳам киради:



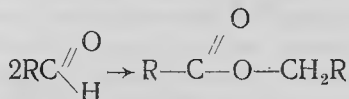
Диспропорцияланиш реакцияларига яна бир неча мисоллар келтирамиз:



Диспропорцияланиш реакциялари органик кимёда ҳам катта аҳамиятга эга. Масалан, Канницарро реакциясида ишқор таъсирида ароматик алдегидлар спирт ва кислотага айланади:



Шунга ўхшаш диспропорцияланиш реакциясида алифатик ва гетероциклик альдегидлар алюминий алкохолталари таъсирида мураккаб эфир ҳосил қилади (Тищенко реакцияси):



Ароматик альдегидлар учун калий ёки натрий алкохолталари ишлатилади.

Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида элементлар орасида электронларнинг алмашилиши битта молекула ичидаги атомлар орасида содир бўлади. Мисол тариқасида бир қанча термик диссоциланиш реакциялари тенгламасини келтирамиз:



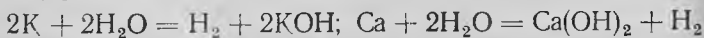
4.9.4. Сув иштирокида борадиган реакция тенгламаларини тузиш

Сув молекулаларининг қутблилиги бошқа эритувчиларникидан катта фарқ қилгани учун, электролитлар сувда диссоциланади. Эритувчиларнинг ионлаш хусусияти уларнинг диэлектрик константаларига ҳам боғлиқдир. Сувнинг диэлектрик константаси 81 га тенг, демак икки заряднинг бир бирига тортилиш кучи сув муҳитида вакуумга қараганда 81 марта камаяди. Сув молекуласининг қатнашилиши билан борадиган кимёвий жараёнларни уч турга бўлиш мумкин:

1. Сув оксидловчи ролини ўйнайдиган реакциялар.
2. Сув қайтарувчи хоссаларини намоён қиладиган реакциялар.

3. Ион алмашилиш ва бирикиш реакциялари.

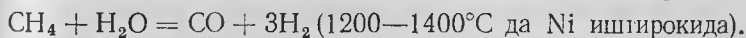
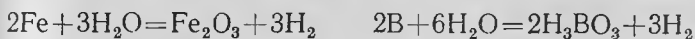
1. Хона шароитида сувнинг водород атоми ишқорий ва ишқорий-ер металлларини оксидлайди (магнийдан ташқари):



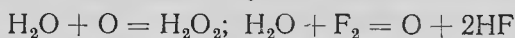
Шунингдек водород атоми шу металлларнинг гидридларини ҳам оксидлайди:



кукунсимон Mg билан Zn 100 °C да сув таъсирида оксидланеди. Кам актив металллар юқори температурада сув билан реакцияга киришлари мумкин:



2. Хона температурасида сув атомар кислород ва фтор билан оксидланиши мумкин:

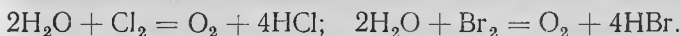


Бундай реакциялар давомида, яъни F₂ билан сув ўртасидаги реакция пайтида O₂, O₃, H₂O₂, OF₂ лар ҳосил бўлиши мумкин.

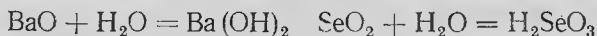
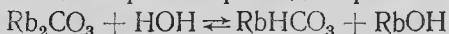
Хлор билан сувнинг ўзаро реакцияси натижасида гипохлорит ва хлорид кислоталар ҳосил бўлади:



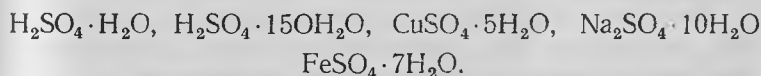
Сув билан бром ва йод реакцияга киришганда ҳам худди шундай жараён содир бўлади, аммо кимёвий мувозанат кўпинча ўнгдан чапга силжиган бўлади. Хлор сув билан 100 °C да ёки совуқда ва ёруғлик таъсирида кимёвий реакцияга киришса, бром 550 °C да реакцияга киришиб, кислород ажратиб чиқаради:



3. Жуда кўп моддалар сув билан бирикиш ёки алмашилиш реакцияларига киришадилар:



Сувда тузлар, кислоталар ва асослар эриганда уларнинг ионлари гидратланади, яъни сув молекулалари билан бирикмалар ҳосил қиладилар. Масалан, сульфат кислота молекуласи 150 гача сув молекулаларини бириктириб олади:



Сувнинг катализаторлик хоссаси жуда катта аҳамиятга эгадир. Жуда кўп реакциялар сув иштирокида

боради. Масалан, хлор сувсиз ҳолда темирга таъсир этмайди. Қуруқ ҳолда H_2S ва SO_2 кимёвий реакцияга киришмайди, қалдиरोқ газ сув буғи бўлмаса портлаш хоссасини йўқотади.

4.9.5. Металларнинг кислота ва ишқор эритмалари билан ўзаро реакциялари тенгламаларини тузиш

Кимёвий реакциялар жараёнида металларнинг атомлари билан кислоталар ўртасида қуйидагича ўзгаришлар бўлиши мумкин:

а) Кристалл панжарасидаги атомлар ўртасидаги кимёвий боғланишнинг узилиши.

б) Нейтрал атомдан электроннинг ажралиши.

в) Ҳосил бўлган металл ионлари билан сув ўртасидаги ўзаро таъсирлашув.

Агар алоҳида ҳолдаги атомнинг активлиги унинг ионланиш энергияси билан ўлчанадиган бўлса, қаттиқ металлнинг кислота билан реакциясининг активлиги металл панжарасини емириш учун сарфланган энергия билан ўлчанади. Металл кристалл панжарасининг емирилиш энергияси қанча паст бўлса, у шунча актив ҳисобланади. Масалан, натрий, рубидий, калийга қараганда литийда бу хусусият паст, кальцийда эса натрийга қараганда янада паст бўлади.

Барча металлар ва металлмаслар ўзларининг активликлари бўйича маълум бир кетма-кетликка эгадирлар. Бу кетма-кетлик *стандарт электрокимёвий потенциал кучланишлар қатори* номи билан машҳурдир:

Металлар активлигининг камайиши тартиби.

Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Ga, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, OS, Pd, Pt, Au.

Металлар ионларининг электронларни бириктириб олиш хоссасининг камайиш тартиби.

Металларнинг активлик қаторидан кўриниб турибдики, Li Cs дан олдин, Ca эса натрийдан олдин жойлаштирилган.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида металларнинг электрокимёвий қаторидан унумли фойдаланиш учун қуйидаги ҳолатларга аҳамият бериш зарур:

1. Металлар активлик қаторида қанчалик ўнгроқда жойлашган бўлса, унинг активлиги шунчалик кам бўла-

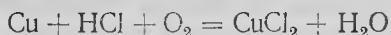
ди ва аксинча. Металларнинг активлиги қанчалик катта бўлса, улар шунчалик осон оксидланади; оксидланган ҳолатдан қайтарилиши шунчалик суст бўлади.

2. Металл активлик қаторида қанчалик ўнгроқда жойлашган бўлса, унинг кимёвий активлиги шунчалик кам бўлади, улар қийин оксидланади, оксидланган ҳолатдан қайтарилиши шунча осон бўлади.

3. Манфий потенциал қийматга эга бўлган ва водороддан чапроқда жойлашган металлар гидроксоний иони билан тез оксидланадилар ва суюлтирилган кислоталарнинг таркибидан водородни осонроқ сиқиб чиқарадилар.

Аммо қўрғошин водороддан чапроқда жойлашган бўлса ҳам 80% ли сульфат кислота эритмасида оксидланмайди, чунки унинг сиртида дарҳол $PbSO_4$ таркибли ҳимоя пардаси пайдо бўлади, бу парда қўрғошиннинг ички қаватларигача оксидланишга қўймайди. Активроқ металлар сувли эритмада қандай оксидлансалар кислотали муҳитда ҳам шундай оксидланадилар, аммо рух билан водород ўртасида жойлашган металлар фақат кислотали шароитда оксидланадилар. Оксид пардасига эга бўлган металлар ишқорий шароитда оксидланади. Аксинча, водороддан ўнгроқда жойлашган металлар (электрод потенциали мусбат бўлган металлар) суюлтирилган кислоталарда ҳам оксидланмайдилар. Мис суюлтирилган HCl ва H_2SO_4 да оксидланмайди, аммо концентрланган H_2SO_4 ва HNO_3 кислоталар билан кимёвий реакцияга киришади:

$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ лекин Cu кислород иштирокида HCl да эриши мумкин:



4. Актив металлар пасив металлар тузлари эритмалари билан реакцияси натижасида пасив металларни сиқиб чиқарадилар, масалан:



Актив металларни уларнинг сувдаги эритмаларидан электролиз жараёнида ҳам олиб бўлмайди, чунки уларнинг нормал электрод потенциаллари водородникига нисбатан манфий қийматга эга.

Электрокимёвий кучланишлар қатори металларнинг кимёвий хоссаларини тавсифлайди. Ундан электролиз жараёнида ионларнинг катодда қайтарилиш имкониятларини муҳокама қилишда, шунингдек металларнинг

умумий хоссаларини таъсифлашда фойдаланилади. Бунда стандарт электрод потенциаллар қийматлари металлларнинг қайтарувчи ва ионларнинг оксидловчи хусусиятларига миқдорий характеристика берилади.

Металл учун электрод потенциалнинг алгебраик қиймати қанчалик кичик бўлса, шу металлнинг қайтарувчи хусусияти шунчалик кучли ва ионининг оксидловчилик хусусияти шунчалик кучсиз бўлади.

Бу қатордан кўриниб турибдики, металллар қрасида энг кучли қайтарувчи литий, олтин энг кучсиз қайтарувчи ва аксинча, олтин иони Au^{+3} — энг кучли, литий иони Li^{+} эса — энг кучсиз оксидловчидир.

Кучланиш қаторидаги ҳар қайси металл қаторда ўзидан кейин жойлашган барча металлларни уларнинг тузлари эритмаларидан сиқиб чиқара олади. Лекин бу ҳолат барча ҳолларда албатта амалга ошади деган сўз эмас. Масалан, алюминий мисни мис (II) хлорид $CuCl_2$ эритмасидан сиқиб чиқаради, аммо уни мис (II) сульфат $CuSO_4$ эритмасидан сиқиб чиқара олмайди. Бунга сабаб шуки, хлорид — ион Cl^{-} алюминий сиртидаги оксид пардани — Al_2O_3 ни емиради, аммо сульфат ион SO_4^{2+} ни емира олмайди.

Кўпинча кучланиш қатори асосида металлларни тузларининг сувдаги эритмаларидан анча актив ишқорий ва ишқорий-ер металллар таъсирида сиқиб чиқариш тенгламаларини ёзишга ҳаракат қилинади. Бу ҳолда металллар сиқиб чиқарилмайди, чунки ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг ўзлари сув билан реакцияга киришади. Бу тўғрида бир неча мисоллар келтирамиз. Масалан:

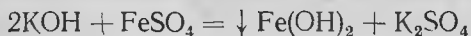


Бу реакция осон боради.

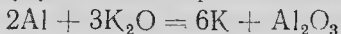
Қуйидаги реакция $2K + FeSO_4 \rightarrow Fe + K_2SO_4$ бориши мумкин эди, лекин калий ёрдамида темирни сиқиб чиқариб бўлмайди, чунки калийнинг сув билан реакцияга киришиши энергетик афзалдир:



кейин содир бўладиган жараён олдин кутилган натижадан фарқ қилади:



Стандарт электрод потенциалли металлларнинг қайтарувчилик хоссаси ва улар ионларининг оксидловчилик хоссалари фақат сувли эритмаларда борадиган жараёнлар учун тадбиқ қилиниши керак. Масалан:



Стандарт электрод потенциали қатори бўйича бу реакция содир бўлмаслиги керак, лекин бу реакция юқори температура ва сувсиз шароитда боради, чунки Al_2O_3 ҳосил бўлиши натижасида катта миқдорда иссиқлик ажралади, бу иссиқлик калий оксидини парчалашга олиб келади.

Келтирилган мисоллардан шундай хулоса чиқариш мумкинки, электрокимёвий кучланишлар қаторидан фойдаланишда кўриб чиқиладиган жараёнларга хос хусусиятларни эътиборга олиш керак. Энг асосийси — кучланишлар қатори фақат сувдаги эритмаларга тааллуқли эканлигини ва металлларнинг сувли муҳитда борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидаги кимёвий активлигини тавсифлаш воситаси эканлигини доимо эсда тутиш керак.

4.9.6. Баъзи оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориш механизми

Кимёвий реакцияларни ўрганишда фақат реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлувчи моддаларнигина эмас, балки жараён қандай тарзда боришини билиш фойдалидир. Реакциянинг механизми реакция босқичларини ва уларда қандай моддалар иштирок этишини билишни талаб этади.

Жуда кўп олимлар (акад. Н. Н. Семенов, Н. М. Эмануэль) томонидан оксидланиш, полимерланиш, углеводородларнинг юқори температурада парчаланиши каби жуда кўп кимёвий жараёнларнинг бориш ҳолатлари ва оралиқ маҳсулотларнинг ҳосил бўлиш шарт-шароитлари, эркин радикалларнинг пайдо бўлиш йўллари илмий жиҳатдан асослаб берилган.

Кимёвий жараённинг бориш механизмини тушуниш учун аввало реакцияга киришаётган моддаларнинг молекуляр тузилишини ва реакция мобайнида қандай ўзгаришини билиш керак. Бундан ташқари, атомлар ўртасида содир бўладиган кимёвий боғланишларнинг табиати, реакция бораётган муҳитнинг таъсирини, реакциянинг барча босқичлардаги тезликлар ва ташқи куч таъсирида

бўлаётган ҳар хил ўзгаришларнинг моҳиятини тушуниб етмоқ керак. Кимёвий жараённинг бориш йўллари тушуниб етгач, керакли маҳсулотни энг осон ва энгил йўллар билан олиш усуллари топиш мумкин.

Кимёвий жараёнларнинг бориш қонуниятлари ва реакцияларнинг бориш механизми билан кимёвий кинетика шуғулланади. Кимёвий кинетика кўзлайдиган мақсадлар орасида реакцияларнинг тезлигини ошириш ва унум даражасига салбий таъсир қиладиган қўшимча реакцияларнинг тезлигини камайтириш, санотнинг ишлаб чиқариш унумдорлигини ошириш, хом ашёдан тўла ва тўғри фойдаланиш кам вақт ичида кўпроқ маҳсулот ишлаб чиқариш каби имкониятларни ўз ичига олади.

Шу билан бирга кимёвий кинетика реакцияларнинг тезлиги билан ҳам шуғулланади. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги реакцияга киришувчи моддаларнинг табиати, уларнинг концентрациясига, температурага, катализаторларнинг иштирок этиш-этимаслигига ва бошқа бир қанча омилларга боғлиқдир.

Илмий жиҳатдан олганда эса кимёвий реакцияларнинг кинетикасини текшириш реакцияларнинг қандай йўллар билан боришини, яъни уларнинг механизмини ўрганишга ёрдам беради. Бу эса кимёвий реакцияларнинг ва уларнинг тезлигини бошқаришга имконият туғдиради.

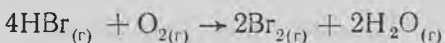
Кимёвий кинетикада қуйидаги илмий текшириш усуллари кенг қўлланилади: спектроскопик анализ, масс-спектроскопия, радиоактив индикатор, электрон парамагнит резонанс усуллари жуда кенг қўлланилади.

Ҳозирги вақтда кимёгарлар реакцияга киришаётган моддаларнинг таркиби, тузилиши, реакция бораётган шароитга қараб, олдиндан қандай миқдорда модда олинишини билиш имкониятига эга бўлаолади.

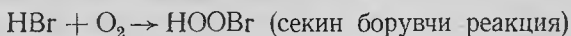
Амалда тез ёки секин борадиган реакциялар билан тўқнашиш мумкин. Ҳар хил керакли маҳсулотларни тез, сифатли ва арзон йўллар билан олиш усуллари билиб олиш ва амалга ошириш учун олимлар тинимсиз кинетик текширишлар, анализлар олиб борадилар.

Баъзи оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориш механизмлари билан танишиб чиқайлик.

1. Газ ҳолдаги водород бромид $400\text{--}600^\circ\text{C}$ да сезиларли даражадаги тезлик билан кислород таъсирида оксидланади:



Реакцияда бешта молекула қатнашади (тўрт молекула HBr ва бир молекула O_2), аммо бирданига бешта молекула тўқнашиш эҳтимоллиги жуда ҳам кичик. Шунинг учун бу реакция босқичма-босқич, яъни оралиқ маҳсулотлар ҳосил бўлиши орқали боради:

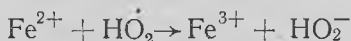
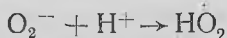
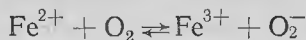


2. Темир (II) ионининг молекуляр кислород билан реакцияси кислотали шароитда қуйидаги кимёвий реакция тенгламаси бўйича боради:



Бу жараён бир босқичда содир бўла олмайди, чунки, бирданига тўққизта заррача бир вақтда тўқнашиш эҳтимоллиги жуда ҳам кичик. Ундан ташқари, 9 та заррачадан саккизтаси мусбат зарядли, улар бир-бири билан итаришиши тўқнашишга йўл қўймайди.

Ўтказилган тадқиқотларга асосланиб, бу реакция қуйидаги босқичлар асосида боришини тушуниш қийин эмас:

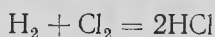


Бу реакция тенгламаларида $\text{HO}\cdot$ ва $\text{HO}_2\cdot$ лар оддий радикаллар бўлса, HO_2^- эса ион-радикалдир, O_2^- ва H_2O_2 лар оралиқ моддалардир. Юқорида келтирилган мисоллар кимёвий жараён тенгламалари содда кўринишга эга бўлса ҳам, кўпчилик реакциялар бир неча мураккаб босқичлар орқали содир бўладиган жараённинг соддалаштирилган схемаси деб қаралиши керак.

4.9.7. Занжирли реакциялар

Занжирли реакциялар оксидланиш-қайтарилиш жараёни турли моддаларни хлорлаш реакцияларида, полимерлаш, органик бирикмаларнинг парчаланиши ва бошқа ҳодисаларда иштирок этиши кузатилади. Занжирли реакциялар назария ва амалда муҳим аҳамиятга эга. Улар газ ва суюқ ҳолдаги моддалар орасида содир бўлади.

Занжирли реакцияларнинг икки хил тури — тармоқланган ва тармоқланмаган хиллари маълум. Тармоқланмаган занжирли реакцияларга мисол тариқасида хлор билан водород ўртасидаги реакцияни келтириш мумкин:

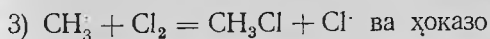
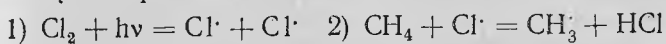


Бу реакция оддий шароитда жуда секинлик билан боради, аммо қиздирганда ёки кучли нур оқими (қуёш нури ёки ёниб турган магний пластинкаси шуъласида) портлаш билан жуда тез кетади. Бундай реакцияларнинг содир бўлиш механизмини қуйидагича ифodalаш мумкин: ультрабинафша нурлар кванти хлор молекуласини эркин атом ёки радикал атомга ажратади (одатда бундай заррачаларни Cl ҳолида кўрсатилади). Сўнг-ра хлор радикаллари молекуляр водород билан тўқнашиб, HCl ва водороднинг радикалини ҳосил қилади. Водород радикали ўз навбатида хлор молекуласи билан тўқнашиб, яна HCl ва битта хлор радикалини ҳосил қилади ва натижада хлор молекуласи билан водород молекуласи бирикиб, хлор ёки водород тамом бўлгунча бу жараён давом этади. Буни қуйидаги тенглама асосида кўрсатиш қабул қилинган:

- 1) $\text{Cl}_2 + h\nu = \text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot$ (занжирнинг бошланиш жараёни)
- 2) $\text{Cl}\cdot + \text{H}_2 = \text{HCl} + \text{H}\cdot$ (водород радикали).
- 3) $\text{H}\cdot + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{Cl}\cdot$ ва ҳоказо
- 4) $\text{Cl}\cdot + \text{H}\cdot = \text{HCl}$ 5) $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot = \text{Cl}_2$
- 6) $\text{H}\cdot + \text{H}\cdot = \text{H}_2$

2 ва 3 — жараёнлар занжирли реакциянинг давом этиш босқичлари ҳисобланади. 4—6 босқичларда радикаллар ўзаро тўқнашиб молекулаларни ҳосил қилиши радикалларни ҳалокатига олиб келади ва шу сабабли уларни «радикаллар ҳалокати босқичи» деб юритилади.

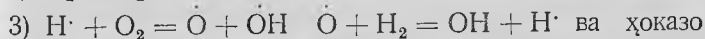
Ана шундай реакциялар турига метанни хлорлаш реакцияси ҳам киради:



Бу жараёнда занжир метаннинг радикали $\text{CH}_3\cdot$ — метил радикали ҳисобига давом этади (2,3 — босқичлар). Реакциянинг секинлашиши ва тўхташи радикалларнинг молекула ҳолига ўтиш босқичи орқали амалга ошади.

Кўрииб турибдики, реакция бошлангач, реакция занжири давом этади. Бундай реакциялар занжирли реакциялар дейилади.

Академик Н. Н. Семёновнинг аниқлашича, занжирли реакциялар анча кенг тарқалган бўлиб, улар эркин атомлар ва атом группалари — радикаллар ҳосил бўлиши ҳамда уларнинг ўзаро таъсирлашиши билан боради. Занжирнинг тармоқланиш реакцияси амалга ошганда системада актив марказлар сони ортади. Занжир бўғимларида ҳар қайси йўқолган битта марказнинг ўрнига бирдан кўп бўлган янги марказлар ҳосил бўлади, масалан, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ реакциясида қуйидаги жараёнлар содир бўлади:



Юқорида баён этилган оддий занжирли радикал жараёнга қараганда бунда асосий маҳсулотдан ташқари бир неча радикаллар ҳосил бўлади. Бу радикаллар ўз тармоқларини бошлаши бундай реакцияларнинг жуда катта тезликда амалга ошишининг сабабчиси бўлади.

4.9.8. Фотохимёвий реакциялар

Электромагнит тўлқинларнинг кўзга кўринадиган, ультрабинафша ва инфрақизил нурлар соҳасидаги нур кванти таъсирида борадиган химёвий реакциялар фотокимёвий реакциялар деб аталади.

Фотохимёвий реакциялар моддаларнинг ҳамма агрегат ҳолатларида содир бўлиши мумкин. Бундай реакциялар жуда кенг тарқалган бўлиб, улардан бири — ўсимликларда қуёш нури таъсирида борадиган турли фотосинтез жараёнлари (углерод (IV) оксиддан глюкозанинг $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ҳосил бўлиш реакцияси) дир. Фото-

кимёвий реакцияларни бизга маълум бўлган жараёнлар (қуёш нури таъсирида бўёқлар рангининг ўчиши ва бошқалар) да кузатиш мумкин. Улардан ташқари нур таъсирида ўтказиладиган синтезлар (фосген, HCl), парчаланиш (H_2O_2 нинг диспропорцияланиши), турли оксидланиш, қайтарилиш ва бошқа реакциялар фотохимёвий реакциялар механизми бўйича амалга оширилади.

Бирор фотохимёвий реакциянинг бошланиши учун биринчи шарт нурнинг ютилишидир, яъни нур ютилиши натижасидагина реакция содир бўлиши мумкин. Ф. Х. Гротгус (1817 йил) фикрича, фақат реакция муҳит ютган нургина кимёвий таъсир кўрсата олади. Ютилган нур валент электронларини қўзғатиб моддани кимёвий бирикеш реакциясида актив ҳолатга келтиради. Фотонлар таъсирида молекуладаги валент боғлар узилади ва уларни атом ёки ионга айлантиради.

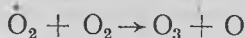
Электромагнит нурлар тўлқин узунликлари 10^{-7} — 10^{-6} м ёки бунинг энергияси $1,9 \cdot 10^{-19}$ — $1,9 \cdot 10^{-18}$ Жоуль (1,2—12 эВ) бўлиб, бу энергия қиймати кимёвий боғни кига яқиндир. Масалан, углерод (II) оксидининг углерод (IV) оксидига ўтишидаги ёруғлик нури тўлқин узунлиги 0,1470 нм; H_2S нинг H_2 ва S га парчаланишидаги нурнинг тўлқин узунлиги 0,2080 нм бўлиши керак.

Фотохимёвий реакциялардан энг асосийси ўсимликлардаги фотосинтез ҳодисаси ва қуёшнинг ультрабинафша нурлари ёрдамида кислород молекуласининг O_3 га айланишидир. Шунингдек, муҳим аҳамиятга эга бўлган фотография ҳодисасида ҳам фотохимёвий жараён содир бўлади.

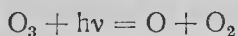
Ҳаммага маълумки, ёғоч ёки қоғоз ёнганда CO_2 ва H_2O ҳосил бўлади. Ўсимликларда аксинча, CO_2 ва H_2O қуёш нури таъсирида хлорофилл катализатори иштирокида ўсимлик баргларида органик бирикмалар (глюкоза, лактоза, манноза, сахароза, крахмал каби моддалар) ва соф кислород O_2 ҳосил қилиш жараёни амалга ошади.

Табий фотохимёвий реакцияларнинг асосий кўринишларидан бири — бу атмосферанинг юқори қатламларида яшин таъсирида молекуляр кислороддан озоннинг ҳосил бўлиши реакциясидир:

$O_2 + h\nu \rightarrow O_2^*$ (молекуланинг қўзғалган ҳолатга ўтиши)



Ҳосил бўлган озон қуёшнинг ультрабинафша радиация энергиясини (тўлқин узунлиги 0,250—0,260 нм) ютиб, одамлар учун хавфли касаллик — нурланиш касаллигидан асрайди. Бунда ультрабинафша нурлар таъсирида озон парчаланади:



Фотохимёвий реакцияларнинг асосий қонуни Эйнштейннинг квант эквивалентлик қонунидир. Бу қонунга кўра ютилган ҳар бир фотон $Ph(h\nu)$ бир молекулани ўзгартиради, бошқача айтганда, нур таъсирида кимёвий реакцияга киришаётган ҳар бир молекула бир квант энергияни ютади. Молекуланинг ўзгариши кимёвий ёки физик жараён бўлиши мумкин. Шундай қилиб, бир моль модда фотохимёвий реакцияга киришганда ютилган нур энергиясининг миқдори:

$$\text{кванг унуми} = \frac{\text{ўзгаришга учраган молекулалар сони}}{\text{ютилган квантлар сони}}$$

Шундай қилиб, молекулаларга ютиладиган энергия миқдори нур (электромагнит тебранишлар) тўлқинининг узунлигига тескари пропорционалдир. Тўлқин узунлиги кичик бўлган нурлар энергияси ва кимёвий активлиги катта бўлади.

4.9.9. Кимёвий эквивалент

Инглиз олими Ж. Дальтон (1766—1844) элементлар ўзаро муайян миқдорлардагина бирика олади, деган фикр айтди ва бу миқдорларни «бирикувчи миқдорлар» деб атади. Аммо кейинроқ бу термин ўрнига эквивалент атамаси қабул қилинди.

Тажрибалар шуни кўрсатадики, элементлар бир-бири билан муайян оғирлик нисбатларида реакцияга киришадилар. Масалан, 1,008 оғирлик қисм (оғ. қ) водород билан 8 оғ. қ. кислород ёки 35,5 оғ. қ. хлор, ёхуд 23 оғ. қ. натрий қолдиқсиз бирикади. Бу оғирлик миқдорлар ўзаро эквивалент (тенг қимматли) массалардир.

Элементнинг 1,008 оғирлик қисм водород ёки 8 оғирлик қисм кислород билан бирикадиган ёки бирикмаларда уларнинг ўрнини оладиган миқдори шу элементнинг эквиваленти дейилади. Хлорнинг эквиваленти 35,5 у.б.га тенг, чунки 35,5 оғ.қ. хлор 1,008 оғ.қ. водород билан бирикади: алюминийнинг эквиваленти 9 у.б. га тенг, чунки 9 оғ.қ. алюминий кислотадан 1,008

оғ.қ. водородни сиқиб чиқаради ёки 8 оғ.қ. кислород билан бирикади. Ж. Дальтон айтганидек: «Барча элементлар ўз эквивалентларига пропорционал миқдорларда ўзаро бирикади ва алмашинади».

Жуда кўп элементлар кислород билан бирикади. Сувда водород билан кислород 1:8 нисбатда бир-бири билан бирикади.

Бирор элементнинг эквиваленти унинг водород ёки кислород билан ҳосил қилган бирикмаси таркиби орқали ёхуд водородга алмашилиши орқали ҳисоблаб топилди. Элементнинг эквивалентини водород ёки кислород орқали аниқлаш шарт эмас, эквиваленти маълум бирор элемент билан ҳосил қилган бирикмаси ёрдамида ҳам аниқлаш мумкин.

Эквивалент тушунчаси баъзи мураккаб моддаларга ҳам тадбиқ этилади. Масалан, анализларда ва кимёвий ҳисобларда, умуман, турли реакцияларда, кўпинча, кислоталар, тузлар, асосларнинг эквивалентларини ҳисоблашга тўғри келади.

Элементнинг эквиваленти (\mathcal{E}), атом массаси (A) ва айни бирикмадаги стехиометрик валентлиги (B) орасида қуйидагича боғланиш мавжуд:

$$\mathcal{E} = \frac{A}{B}; \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ да, } \mathcal{E}_{\text{Al}} = \frac{27}{3} = 9;$$

$$\text{CaSO}_4 \text{ да } \mathcal{E}_{\text{Ca}} = \frac{40}{2} = 20;$$

$$\text{KCl да, } \mathcal{E}_{\text{K}} = \frac{39}{1} = 39$$

Ион алмашилиш реакцияларида бир асосли кислотанинг эквивалент массаси унинг моляр массасига тенг. Шунинг учун кислота моляр массаси унинг негизлилигига (реакцияларда металлларнинг ионлари билан алмашинадиган водород ионларининг сонига) бўлинади. Масалан: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\mathcal{E}_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98/2 = 49$ г (моль-эквивалент)⁻¹;

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $\mathcal{E}_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98/1 = 98$ г (моль-эквивалент)⁻¹

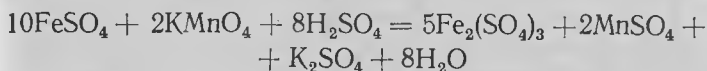
Асосларда эса унинг моляр массаси гидроксил ионларининг сонига бўлинади. Масалан: $\text{Mg(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\mathcal{E}_{(\text{Mg(OH)}_2)} = 58/2 = 29$ г. (моль-эквивалент)⁻¹. Тузларнинг эквивалентини ҳисоблаш учун уларнинг молекуляр массалари металл атомларининг сонига бў-

линади. Агар туз таркибидаги металл атоми бир валентли бўлмаса, унда молекуляр массани металл валентлигининг ионлар сонига кўпайтиришдан ҳосил бўлган қийматга бўлиш керак, масалан:

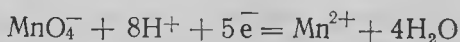
$$\mathcal{E}_{[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]} = \frac{342 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г} \cdot (\text{моль-эквивалент})^{-1}$$

Оксидланиш-қайтарилиш жараёнларида стехиометрик ҳисобланишларда оксидловчи ва қайтарувчиларнинг эквивалентларидан фойдаланилади. Оксидловчи ва қайтарувчиларнинг эквивалентларини топиш учун уларнинг моляр массасини оксидланиш ва қайтарилишда иштирок этган электронларининг сонига бўлинади.

Айни модда учун унинг оксидланиш-қайтарилиш реакциясидаги эквиваленти реакция шароитига қараб ҳар хил қийматга эга бўлиши мумкин. Масалан, оксидланиш-қайтарилиш реакцияси кислотали муҳитда олиб борилса, KMnO_4 таркибидаги оксидланиш даражаси етти бўлган марганец қайтарилиб Mn^{2+} катионини ҳосил қилади. Масалан, қайтарувчи сифатида FeSO_4 олиб, оксидланиш сульфат кислотаси муҳитида олиб борилса, қуйидаги реакция содир бўлади:



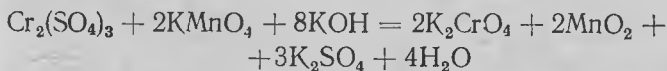
Бунда KMnO_4 молекуласи 5 та электрон бириктириб олади. Уни қуйидаги тенгламадан ҳам кўриш мумкин:



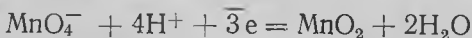
Демак, KMnO_4 нинг шу реакциядаги эквиваленти қуйидагича

$$\mathcal{E} = \frac{158,04}{5} = 31,6 \text{ г} \cdot (\text{моль-эквивалент})^{-1}$$

Агар оксидланиш ишқорий ёки нейтрал муҳитда олиб борилса, MnO_4^- аниони MnO_2 ҳолигача қайтарилади:



MnO_4^- иони учун жараён тенгласи:



Демак, KMnO_4 нинг моль-эквиваленти кислотали муҳитдаги-га қараганда бошқача бўлади:

$$\mathcal{E} = \frac{158,04}{3} = 52,68 \text{ г} \cdot (\text{моль-эквивалент})^{-1}$$

4.9.10. Машқлар

Қуйидаги саволларга жавоб беринг:

1. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари билан ион алмашилиш реакциялари ўртасидаги асосий фарқлар нимада?

а) Оксидланиш ва қайтарилиш деб қандай жараён-га айтилади?

б) Оксидланиш-қайтарилиш жараёнида оксидловчи ва қайтарувчиларда қандай ўзгаришлар содир бўлади?

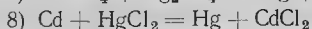
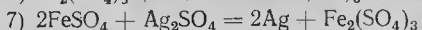
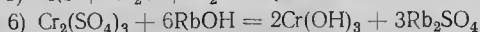
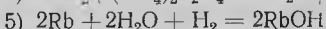
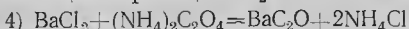
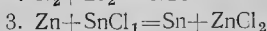
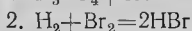
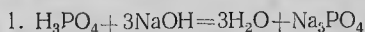
в) Атомнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссаларига унинг радиусининг катталиги қандай таъсир кўрсатади?

г) Атомнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссасига унинг ионланиш потенциали қиймати қандай таъсир кўрсатади?

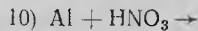
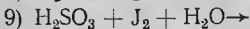
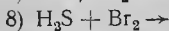
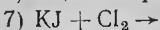
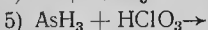
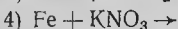
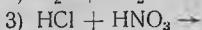
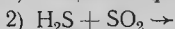
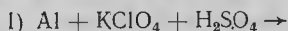
2. Даврий системадаги кучли оксидловчи ва кучли қайтарувчи хоссасини намоён қиладиган элементларни кўрсатинг.

3. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига муҳитнинг таъсири қандай?

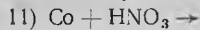
4. Қуйидаги реакцияларнинг қайсилари оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига киради?



5*. Қуйидаги оксидланиш-қайтарилиш жараёнларининг тенгламаларини охирига етказинг:



суюл.



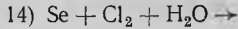
суюл.



конц.



конц.



* Ечими китоб охирида — 7.2 қисмда берилган.

- 15) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
конц.
- 16) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow$
- 17) $\text{H}_2\text{S} + \text{HOCl} \rightarrow$
- 18) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 19) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 20) $\text{NaOCl} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 21) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 22) $\text{CaOCl}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 23) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 24) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 25) $\text{Sb} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 26) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_4 \rightarrow$
- 27) $\text{MgJ}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 28) $\text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 29) $\text{HJO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 30) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
- 31) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
сююл.
- 32) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
конц.
- 33) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
конц.
- 34) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 35) $\text{Se} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 36) $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 37) $\text{NaVO}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$
- 38) $\text{NaAsO}_2 + \text{J}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 39) $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
- 40) $\text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_5 \rightarrow$
- 41) $\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 42) $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- 43) $\text{Na}_3\text{CrO}_3 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 44) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KClO}_3 \rightarrow$
- 45) $\text{Hg} + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 46) $\text{AsH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 47) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 48) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 49) $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 50) $\text{NaNO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow$
- 51) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow$
- 52) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow$
- 53) $\text{SO}_2 + \text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- 54) $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 55) $\text{SO}_2 + \text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 56) $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 57) $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- 58) $\text{SO}_2 + \text{NaJO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 59) $\text{Cd} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
сююл.
- 60) $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
сююл.
- 61) $\text{Co} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
жуда сююл.
- 62) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{AgCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- 63) $\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_4$ (конц.) $\xrightarrow{t^\circ\text{C}}$
- 64) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 65) $\text{NH}_3 + \text{SeO}_2 \rightarrow$
- 66) $\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 67) $\text{SnCl}_2 + \text{HNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- 68) $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 69) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 70) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 71) $\text{CrBr}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 72) $\text{Cr} + \text{Ag}_2\text{SeO}_3 \rightarrow$
- 73) $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- 74) $\text{FeCl}_2 + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 75) $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 76) $\text{NiS} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 77) $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 78) $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow$
- 79) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 80) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KJ} \rightarrow$
- 81) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{AuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 82) $\text{Se} + \text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 83) $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 84) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{SeO}_4 \rightarrow$
- 85) $\text{HJ} + \text{MoO}_3 \rightarrow$
- 86) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 87) $\text{H}_2\text{S} + \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow$
- 88) $\text{FeCl}_3 + \text{KJ} \rightarrow$
- 89) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- 90) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow$
- 91) $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
- 92) $\text{Cu} + \text{H}_3\text{SO}_4 \rightarrow$
конц.
- 93) $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- 94) $\text{J}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

- 95) $\text{Br}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 96) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 97) $\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 98) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 99) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$
 100) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 101) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
 102) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 103) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 104) $\text{PbS} + \text{O}_3 \rightarrow$
 105) $\text{NaJ} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 106) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow$
 107) $\text{KOH} + \text{ClO}_2 \rightarrow$
 108) $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
 109) $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 110) $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 111) $\text{NaNO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow$
 112) $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 113) $\text{KCl} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 114) $\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
 115) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
 116) $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 117) $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 118) $\text{KNO}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 119) $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 120) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

6. Ўз-ўзидан оксидланиш ва ўз-ўзидан қайтарилиш реакциялари тенгламаларини тугалланг:

- 1) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{J}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOJ} + \text{NaJ}$
- 3) $\text{HClO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_3 + \text{HClO}_4$

7. Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларига коэффициентлар танланг:

- 1) $\text{CuJ}_2 \rightarrow \text{CuJ} + \text{J}_2$
- 2) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$

8. Оксидловчи (ёки қайтарувчи) янги ҳосил бўлган моддаларни боғлаш

учун ҳам сарфланиши кузатиладиган реакция тенгламаларини ёзинг:

- 1) $\text{HBr} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{MnBr}_2$
- 2) $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3$
- 3) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

9. Қўйидаги оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламаларини молекуляр кўринишда ёзинг:

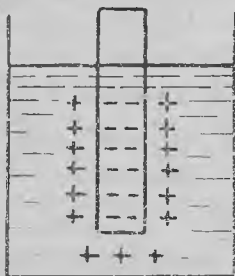
- 1) $\text{J}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{J}_2 + \text{Fe}^{2+}$
- 2) $\text{Fe}^{2+} + \text{AuCl}_4^- \rightarrow \text{Au} + \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^-$
- 3) $\text{AsO}_4^{3-} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{As}^{3+} + \text{S}$
- 4) $\text{Sb}^{3+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Sb}^{5+} + \text{Mn}^{2+}$
- 5) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_6^{2-}$
- 6) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
- 7) $\text{J}^- + \text{SbO}_3^- \rightarrow \text{Sb}^{3+} + \text{J}_2$
- 8) $\text{VO}_3^- + \text{J}^- \rightarrow \text{V}^{4+} + \text{J}_2$
- 9) $\text{Bi} + \text{NO}_3^- + \text{Bi}^{3+} + \text{NO}$
- 10) $\text{Cl}^- + \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Pb}^{2+}$
- 11) $\text{NH}_2\text{OH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Br}^-$
- 12) $\text{AsH}_3 + \text{Au}^{3+} \rightarrow \text{AsO}_3^{3-} + \text{Au}$
- 13) $\text{Cr}^{3+} + \text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+}$
- 14) $\text{BrO}_3^- + \text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{Br}^- + \text{AsO}_4^{3-}$
- 15) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{HPO}_4^-$
- 16) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ce}^{4+} \rightarrow \text{O}_2 + \text{Ce}^{3+}$
- 17) $\text{NO}_2^- + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Cl}^-$
- 18) $\text{SO}_3^{2-} + \text{SeO}_3^{2-} \rightarrow \text{Se} + \text{SO}_4^{2-}$
- 19) $\text{SO}_3^{2-} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$
- 20) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-}$
- 21) $\text{J}_2 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{J}^- + \text{N}_2$
- 22) $\text{F}_2\text{e}^+ + \text{ClO}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^-$
- 23) $\text{Zn} + \text{N}_2\text{O}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+$

- 24) $\text{J}^- + \text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{J}_2 + \text{Sb}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO}$
- 25) $\text{Sb}^{3+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Sb}^{5+}$
- 26) $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2^{2-} + \text{J}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2 + \text{J}^-$
- 27) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{Ti}^{3+} \rightarrow \text{Ti}^{4+} + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
- 28) $\text{Zn} + \text{MoO}_4^{2-} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Mo}^-$
- 29) $\text{Fe}^{2+} + \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Pb}^{2+}$
- 30) $\text{Cl}^- + \text{Pb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{Pb}^{2+}$
- 31) $\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{Cu}$
- 32) $\text{CH}_2\text{O} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} + \text{CHO}_2^-$
- 33) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{J}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{J}^-$
- 34) $\text{CO} + \text{JO}_3^- \rightarrow \text{J}_2 + \text{CO}_2$
- 35) $\text{Cu}^{2+} + \text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{Cu}^+$
- 36) $\text{Al} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{AlO}_2^-$
- 37) $\text{P} + \text{JO}_3^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{J}^-$
- 38) $\text{P} + \text{JO}_3^- \rightarrow \text{HPO}_3^{2-} + \text{J}_2$
- 39) $\text{NH}_3 + \text{BrO}_3^- \rightarrow \text{N}_2 + \text{Br}^-$
- 40) $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{N}_2$
- 41) $\text{CrO}_2^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{MnO}_2$
- 42) $\text{FeCuS}_2 + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} + \text{NO}$
- 43) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{O}_2$
- 44) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
- 45) $\text{Rh}^{3+} + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{Rh} + \text{CO}_2$
- 46) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_5$
- 47) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{CrO}_8^{3-}$
- 48) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+}$
- 49) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO}$
- 50) $\text{FeAsS} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{AsO}_4^{3-} + \text{NO}$
- 51) $\text{S}^{2-} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 52) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 53) $\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 54) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + \text{O}_2 =$
- 55) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{O}_2 =$
- 56) $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 57) $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} =$
- 58) $\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 =$
- 59) $\text{Ag} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 60) $\text{JO}_3^- + \text{J}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 61) $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 62) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{I}^-$
- 63) $\text{SO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+$
- 64) $\text{Mn}^{2+} + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 65) $\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 66) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 67) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 68) $\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}$
- 69) $\text{Mg} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{NH}_2\text{OH}$

5. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИНИНГ МИҚДОРИЙ ТАВСИФИ

5.1. МОДДАЛАР ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ ХОССАЛАРИНИНГ ЭЛЕКТРОД ПОТЕНЦИАЛИ БИЛАН БОҒЛИҚЛИГИ

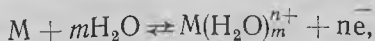
Металлар сувга ёки ўз тузларининг эритмасига бо-тирилганда қандай ҳодиса рўй беришини кўриб чиқа-миз. Металлар нейтрал атомлардан, мусбат зарядли ионлардан ва эркин электронлардан иборатдир. Агар бирор металл пластинкаси сувга ботирилса, устки қа-ватидаги ионларига сув молекулалари манфий қутбла-ри билан таъсир этиб, металл ионларини эритмага ўти-шини осонлаштиради. Натижада сувда металл ионла-рининг гидратлари ҳосил бўлади. Моддаларнинг бун-дай эриши, яъни уларни ион ҳолида эритмага ўтиши *электрохимёвий эриш* дейилади. Металл пластинка ионининг бир қисми камайганлиги учун унинг



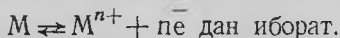
7-расм. Қўш электр қа-батнинг ҳосил бўлиши.

манфий заряди мусбат заряди-дан ортиб кетади, натижада ме-талл пластинканинг усти ман-фий зарядланиб қолади. Шу са-бабли, сувга ўтиб кетган ионлар металл пластинка атрофини қур-шаб, қўш электр қавати ҳосил қилади (7-расм). Шундай қи-либ, металл пластинка билан сув чегарасида потенциаллар фарқи пайдо бўлади. Ҳосил бўл-ган потенциаллар фарқи элек-тр од потенциалли деб ата-лади. Бу ерда тескари жараён ҳам боради, яъни сувга ўтиб

кетган ионлар пластинкага тортилиб, қайтадан металл-нинг кристалл панжарасига жойлашади, лекин бу икки жараён орасида мувозанат вужудга келади:



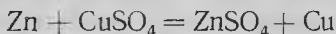
M — металл атоми, $M(H_2O)_m^{n+}$ — эритмадаги металлларнинг гидратланган иони, n — ион заряди ёки металл атоми йўқот-ган электронларнинг сони, e^- — электрон.
Металлдаги ҳаракатдаги мувозанат схемаси:



Активлик қаторида водороддан олдин турган металлар ўз тузларининг эритмасига ботирилганда эритмага ион юборади, металл қанча актив бўлса, шунча кўп ионланади, пластинка манфий зарядли, потенциал ҳам манфий ишорали бўлади, аммо пассив металллар ўз тузлари эритмасига ботирилганда мусбат зарядланади, чунки пассив металллар эритмага ион юбора олмайди. Шу сабабли, Cu, Ag, Pt, Au потенциаллари мусбат ишорали бўлади.

Юқорида айтилганлар бўйича гальваник элементларнинг ишлашини кўриб чиқамиз.

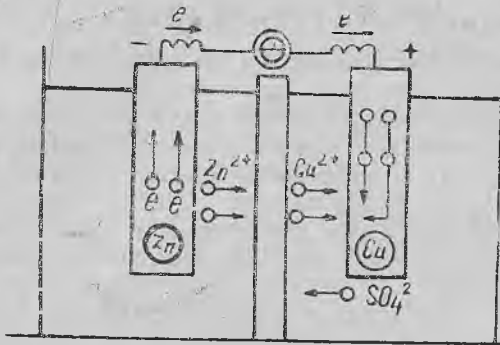
Оксидланиш-қайтарилиш реакцияси битта идиш ичида олиб борилса, кимёвий реакция вақтида ҳосил бўладиган энергия иссиқлик энергиясига айланади, масалан,



Бу реакцияда электронлар рухдан мисга бевосита ўтади. Агар реакцияга киришадиган моддалар алоҳида-алоҳида идишларга солинса ва бу идишларни ташқи ўтказгич (сим) орқали туташтирилса, электронлар шу ташқи ўтказгич орқали ўта бошлайди. Бу ҳолда реакция вақтида ҳосил бўладиган кимёвий энергия электр энергияга айланади.

Кимёвий энергияни электр энергияга айлантириб берадиган асбобларга *гальваник элементлар* дейилади. Гальваник элементлар ва аккумуляторлар кимёвий электр энергиянинг манбаи бўлади. Оддий гальваник элементни яшаш учун актив ва пассив металллардан олиб, уларни ўзларининг тузлари эритмаларига тушириб, бир-бирларига уланса, ток ҳосил қилиш мумкин.

Масалан, мис — рух гальваник элементининг ишлаш фаолияти билан танишиб чиқайлик. Рух ва мис пластинкаларнинг иккаласи ҳам ўз тузи эритмасига, масалан, $ZnSO_4$ ва $CuSO_4$ эритмасига туширилади (8-расм). Рух ва мис пластинкалар гальваник элементнинг электродлари бўлади. Рух пластинка $ZnSO_4$ эритмасига туширилиши билан унинг устки қаватидаги ионлар эритмага ўтиб, Zn метали манфий, эритмада эса мусбат зарядланган қават ҳосил бўлади. Мис пластинка $CuSO_4$ га туширилганда мис мусбат, эритмада эса манфий за-

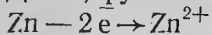


8- расм. Рух-мис гальваник элемент.

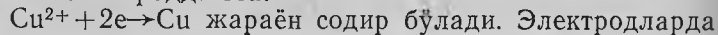
рядли қават ҳосил бўлади. Умуман, металллар тузларининг эритмасига туширилганда ҳосил бўладиган потенциаллар фарқи жуда кичикдир. Эритманинг концентрацияси юқори бўлса, металлнинг эритмага ион юбориши, яъни электрод потенциали камаяди. Электрод потенциали металл катионининг валентлигига, концентрациясига ва температурага боғлиқдир.

$ZnSO_4$ эритмасига туширилган Zn пластинкаси билан $CuSO_4$ эритмасига туширилган Cu пластинкаси ёнма-ён қўйилиб, Zn ва Cu пластинкалар сим билан туташтирилса, унда электр токи пайдо бўлади. Мис ва рух электродларнинг потенциал қийматлари турлича бўлганлиги, яъни эркин электронлар рух электродда мис электроддагидан кўп бўлганлиги учун бу икки электроднинг потенциаллари бараварлашишга интилади. Шу сабабли, электронлар сим орқали рух электроддан мис электродга ўтади. Шундай қилиб, электр токи ҳосил бўлади. Бунинг натижасида қўш электр қавати, яъни рух билан $ZnSO_4$ ва мис билан $CuSO_4$ ўртасидаги мувозанат бузилиб туради. Бузилган мувозанатни тиклаш учун Zn пластинкадан Zn^{2+} ионлар узлуксиз равишда эритмага ўтиб туради, яъни рух пластинка эриб боради, $CuSO_4$ таркибидаги мис ионлар эса қайтарилиб, мис пластинка устини қоплаб боради.

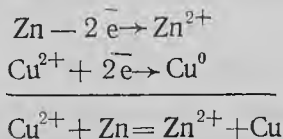
Демак, рух электродда:



мис электродда эса:



бораётган жараёнларнинг йиғиндиси гальваник элементда бораётган умумий реакцияни акс эттиради:

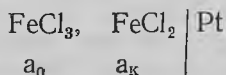


Демак, бундай гальваник элементда Zn оксидланиб Cu^{2+} қайтарилади. Бу оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг кимёвий энергияси тўғридан-тўғри электр энергиясига айланади. Демак, оксидланиш-қайтарилиш потенциали электрод билан эритма чегарасида электроддан эритмага ёки эритмадан электродга электрон ўтиши натижасида ҳосил бўлар экан.

5.2. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ ПОТЕНЦИАЛЛАРИ

Бир металлнинг ҳар хил валентли тузлари эритмаси аралашмасига, умуман оксидловчи ва қайтарувчи моддаларнинг эритмалари аралашмасига платина сингари бетараф металл туширилса оксидланиш-қайтарилиш (редокс) потенциали ҳосил бўлади: бундай электродлар оксидланиш-қайтарилиш электродлари деб аталади.

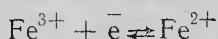
Масалан, FeCl_3 ва FeCl_2 эритмалари аралашмасига платина туширилган бўлсин. Одатда электродлар қуйидагича ёзилади:



Вертикал чизиқ—«1» фазалар чегарасини англатади. Бу чизиқнинг бир томонига эритмага туширилган модда (металл), иккинчи томонига эса эритманинг таркиби ёзилади. Эритмаларнинг концентрациялари ҳар қайси эритманинг формуласи тагига (ё олдига, ёки кетига) ёзиб қўйилади. Юқоридаги мисолда a_0 — оксидловчи FeCl_3 нинг, a_0 — қайтарувчи FeCl_2 нинг активлиги (концентрацияси). Электр токини вужудга келтирувчи система ва шу жумладан, гальваник элементлар — электр занжири ёки электрокимёвий занжир деб аталади.

Бундай оксидланиш-қайтарилиш хусусиятига эга бўлган электрод бошқа бир электрод билан бирлаш-

тирилганда ҳосил бўлган элементда қайтар хусусиятга эга бўлган оксидланиш-қайтарилиш жараёни содир бўлади:



Реакциянинг бориши учун керак бўладиган электронни эритмага туширилган платина беради. Масалан, Fe^{3+} ионга электрон платинадан ўтади. Натижада платинанинг ўзи мусбат зарядланади. Мусбат зарядли платина эритмадаги манфий ионларни ўзига тортади. Натижада қўш электр қават ҳосил бўлади.

Шундай қилиб, платина билан эритма чегарасида потенциаллар айирмаси вужудга келади. Бу ҳол $\text{Pt} | \text{FeCl}_3, \text{FeCl}_2$ электроди айти электродга нисбатан манфийроқ потенциалга эга бўлган электрод билан бирлаштирилганда юз беради.

Акс ҳолда жараён ўнгдан чапга боради, эритмада бораётган жараёнда электрон ажралиб чиқади, бу электрон Fe^{2+} дан платинага ўтиб, уни манфий зарядлайди. Манфий зарядланган платина эритмадан мусбат ионларни тортиб, электр қўш қават ҳосил қилади. Оксидланиш-қайтарилиш электродларининг бошқа электродлардан фарқи шундаки, бунда электрод потенциални вужудга келтиришда тушурилган металл жараёнда бевосита иштирок этмайди, бошқа электродларда эса улар потенциал ҳосил қилиш жараёнида бевосита (ўз иони билан) иштирок этади.

Оксидланиш-қайтарилиш потенциалининг қиймати, яъни электроднинг мусбат ёки манфий зарядланиш даражаси электроддан олинган ёки берилган электронларнинг сонига боғлиқ. Бу эса ўз навбатида, оксидловчи модда билан қайтарувчи модда активлигининг нисбатига пропорционалдир.

Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллар жуфти фақат қайтарувчи ёки оксидловчининг табиатигагина эмас, балки уларнинг концентрацияларига ҳам боғлиқ. Масалан, оксидланиш-қайтарилиш жуфт $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ да Fe^{2+} ионларининг активлиги қанча юқори бўлса уларнинг концентрацияси ҳам эритмада шунча кўп бўлади. $\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}$ жуфтида ионлар активлигининг бир-бирига бўлган нисбати қанча ошса, уларнинг потенциал қиймати ҳам шунча ошади.

Оксидланиш-қайтарилиш потенциали (E) оксидловчи ва қайтарувчиларнинг концентрацияларининг бир-

бирига бўлган нисбатларига ва температурага боғлиқлиги қуйида келтирилган Нернст тенгламаси бўйича ҳисоблаб чиқарилади:

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{\text{оксид}}}{C_{\text{қайт.}}} \quad (1)$$

E — мазкур жуптнинг оксидланиш-қайтарилиш потенциали, Вольтларда; $C_{\text{оксид.}}$ — оксидланган заррача концентрацияси; $C_{\text{қайт.}}$ — қайтарилган заррача концентрацияси

R — универсал газ доимийлиги ($8,314 \text{ Ж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$), T — абсолют ўлчамдаги температура ($273 + t^\circ\text{C}$), F — Фарадей сони, y $96491,4 \pm 1,1$ Кулон, яхлитланганда 96500 Кулон, n — қайтарилган ёки оксидланган заррачаларнинг бир-бирига ўтишида қатнашган электрон сони; E^0 — нормал ёки стандарт

потенциал. Агар $C_{\text{оксид.}} = C_{\text{қайт.}}$ бўлса, $\text{Ln} \frac{C_{\text{оксид.}}}{C_{\text{қайт.}}} = 0$ (2)

бўлади ва юқоридаги

$$E = E^0$$

формула (1) га константанинг сон қийматлари қўйилса ва натурал логарифмдан ўнли логарифмга ўтилса 18°C да қуйидаги формула келиб чиқади:

$$E = E^0 + \frac{0,59}{n} \lg \frac{C_{\text{оксид.}}}{C_{\text{қайт.}}};$$

$T = 298 \text{ К}$ ($t = 25^\circ\text{C}$) тенглама қуйидаги ҳолга келади:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{оксид.}}}{C_{\text{қайт.}}}$$

Агар бу тенгламада оксидланган ҳолдаги заррача концентрацияси қайтарилган заррача концентрациясидан катта бўлса, унда потенциал E нормал потенциалдан катта ($E > E^0$) бўлади.

$C_{\text{оксид.}}/C_{\text{қайт.}}$ яъни оксидловчи концентрациясининг қайтарувчи концентрациясига бўлган нисбати қанча оширилса, потенциал E шунча ошади, аксинча, эритмада $C_{\text{оксид.}} < C_{\text{қайт.}}$ бўлса, унда $E < E^0$ бўлади.

$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ нинг нормал оксидланиш потенциал $= 0,771 \text{ В}$.

Агар Fe^{2+} концентрацияси, Fe^{3+} концентрациясидан, 10 барабар оширилса, унда $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ потенциали қуйидаги қийматга эга бўлади:

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} = 0,771 + \\ + 0,059 \lg 0,1 = 0,771 + 0,059 \lg 0,1 = 0,771 - 0,059 = \\ = 0,712 \text{ В.}$$

Масалан, агар Fe^{2+} нинг концентрацияси Fe^{3+} концентрациясидан 100 марта оширилса, унда потенциал 0,653 В га, Fe^{2+} концентрацияси 1000 марта оширилса, потенциал 0,594 В га; Fe^{2+} концентрацияси 10000 марта оширилса, потенциал 0,535 В бўлади.

Оксидланиш-қайтарилиш потенциалининг қиймати ёки миқдори фақат оксидловчи ва қайтарувчининг концентрациясигагина эмас, эритмадаги водород ионларининг концентрациясига $[\text{H}^+]$ ҳам боғлиқдир. Водород ионларининг концентрациялари оширилса, таркибида водород сақлаган қуйидаги оксидланган ҳолдаги заррачалар (масалан MnO_4^- , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, AsO_4^{3-} ва б.) ларнинг оксидланиш қайтарилиш потенциал қийматларини оширади, аксинча, водород ионлари концентрацияларини камайтириш эса потенциал қийматни пасайтиради.

6-иловага қараганда кучли кислотали муҳитда кислороднинг оксидлаш потенциали қиймати +1,228 В, кучсиз кислотали муҳитда +0,682 В, ишқорий муҳитда эса +0,401 В га тенгдир. Таркибида кислород сақлаган жуда кўп оксидловчиларнинг қайтарилиш жараёни водород ионларининг қатнашиши билан боради. Шунинг учун ҳам, 6-иловадаги марганецнинг қайтарилиши «оксидловчи» устунда $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$ кўринишида, «қайтарувчи» устунда $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ тенгламаси келтирилган.

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ реакцияси учун оксидланиш потенциали қиймати:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}] [\text{H}_2\text{O}]^4} \text{ бўлади.}$$

Реакция жараёнида H_2O нинг концентрацияси ўзгармайди, шунинг учун тенглама қуйидаги ҳолга келади:

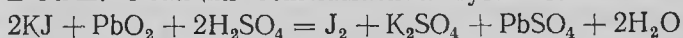
$$E = E^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]};$$

Оксидланиш-қайтарилиш потенциалининг қиймати билган ҳолда жараённинг қайси томонга қараб боришини ҳам олдиндан айтиш мумкин. Маълумки, галь-

ваник элементлар иккала электрод ўртасидаги потенциаллар айирмаси мусбат қийматга эга бўлганда ишлай бошлайди. Электр юритувчи куч (ЭЮК) нинг қиймати мусбат ёки иккала электрод ўртасидаги потенциаллар айирмасининг қиймати мусбат бўлсагина, оксидланиш-қайтарилиш реакциялари маълум бир томонга қараб йўналиш олади. Буни қуйидаги бир неча мисолларда кўриб чиқамиз.

1- мисол. Қислотали муҳитда моддаларнинг концентрациялари $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлса, PbO_2 билан KI эритмалари ўртасида оксидланиш-қайтарилиш реакцияси борадими?

Е ч и ш: Реакция тенгламасини тузамиз:



Бу реакция учун элемент схемаси:

$2\text{I}^- | \text{I}_2 || \text{Pb}^{+4} | \text{O}_2 | \text{Pb}^{+2}$. 6-иловадан: оксидланиш-қайтарилиш потенциал қийматларини топамиз:

$2\text{I}^- | \text{I}_2$ учун $E^0 = +0,53 \text{ В}$, $\text{PbO}_2 | \text{Pb}^{2+}$ учун $E^0 = +1,68 \text{ В}$.

Иккинчисининг потенциали юқори бўлганлиги учун PbO_2 оксидловчининг роли катта.

Шунинг учун, $\text{ЭЮК} = 1,68 - 0,53 = 1,15 \text{ В}$.

Реакция боради, чунки ЭЮК нинг қиймати мусбатдир.

2-мисол. Суюлтирилган сульфат кислотада металл ҳолидаги кумуш эрийдими?

Е ч и ш. Ҷуфтларнинг потенциал қийматларини топамиз:

$\text{Ag} | \text{Ag}^+$ учун $E^0 = +0,799 \text{ В}$, $\text{H}_2 | 2\text{H}^+$ учун $E^0 = 0,00$; шунингдек электр юритувчи кучни топамиз.

$\text{ЭЮК} = 0,00 - 0,799 = -0,799 \text{ В}$. Демак, металл ҳолдаги кумуш суюлтирилган сульфат кислотада эримас экан, чунки ЭЮК қиймати манфийдир.

3- мисол. Рух пластинкаси $0,01 \text{ М}$ ZnSO_4 эритмасига туширилган. Рухнинг электрод потенциалини топинг.

Е ч и ш. Металл ботирилган эритманинг концентрацияси 1 М дан катта ёки кичик бўлса, металлнинг электрод потенциали (E) Нернст формуласи бўйича топилади:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg C \text{ бунда } C = 0,01 \text{ М ёки } C = 10^{-2} \text{ М}.$$

6-иловадан рухнинг нормал электрод потенциали (E^0) ни топамиз: $y = -0,76 \text{ В}$ га тенг.

Формулага тегишли қийматларни қўйсақ;

$$E = -0,76 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-2} = 0,76 + 0,029 \cdot (-2)$$

бундан

$$E = -0,76 + (-0,058) = -0,818 \text{ В келиб чиқади.}$$

4- мисол.

Қуйидаги схема бўйича ифодаланган гальваник элементнинг ЭЮК ни ҳисобланг: $(-) \text{Ni} | \text{Ni}^{2+} (0,01\text{M}) || \text{Ag}^+ (2\text{M}), \text{Ag} (+)$.

Е ч и ш: Нернст формуласидан фодаланиб берилган концентрацияли эритмаларга тўғри келадиган никель ва кумушнинг электрод потенциалларини топамиз: Никель электроди учун

$$E = -0,25 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-2} = 0,308 \text{ В.}$$

Кумуш электроди учун $E = 0,80 + 0,058 \lg 2 = +0,817 \text{ В}$;
ЭЮК = $0,817 - (-0,308) = 1,125 \text{ В}$.

5.3. ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ ЖАРАЁНИНИНГ МУВОЗАНАТ КОНСТАНТАСИ

Кўп ҳолларда фақат оксидланиш-қайтарилиш жараёнининг йўналишинигина эмас, балки унинг тўлиқ бориш-бормаслигини ҳам билиш керак бўлади. Масалан, кимёгар миқдорий анализда одатда реакциянинг 100% охиригача боришига таянади ёки шунга интилади.

Реакциянинг доим чапдан ўнгга кетиши мувозанат константасининг қийматига қараб аниқланади:

$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$ ёки $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
реакциясида массалар сақланиш қонунига асосан;

$$K = \frac{C_{\text{Zn}^{2+}}}{C_{\text{Cu}^{2+}}}$$

K — мувозанат константаси, у мис ва рух ионлари концентрацияларининг бир-бирига бўлган нисбатларини кўрсатади. Қимёвий мувозанат константаси қуйидагича Нернст формуласи асосида аниқланади.

Zn/Zn^{2+} ва Cu/Cu^{2+} жуфти учун потенциаллар қийматларини Нерст формуласига қўямиз:

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}}$$

$$E_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^0 = +0,34 + \frac{0,059}{2} - \lg C_{\text{Cu}^{2+}};$$

Кимёвий мувозанат содир бўлганда:

$$E_{\text{Zn/Zn}^{2+}}^0 = E_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^0; \quad -0,076 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}} =$$

$$= +0,34 + \frac{0,059}{2}$$

$$\lg C_{\text{Cu}^{2+}} \text{ бундан } \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}} - \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Cu}^{2+}} =$$

$$= 0,34 - (-0,76);$$

$$\text{ёки } \frac{0,059}{2} (\lg C_{\text{Zn}^{2+}} - \lg C_{\text{Cu}^{2+}}) = 0,34 - (-0,76) = 1,10\text{В}$$

$$\lg K = \lg \frac{C_{\text{Zn}^{2+}}}{C_{\text{Cu}^{2+}}} = \frac{0,34 - (-0,76) \cdot 2}{0,059} =$$

$$= \frac{2,2}{0,059} = 37,28 \approx 37,3 \text{ ёки}$$

$$K = \frac{C_{\text{Zn}^{2+}}}{C_{\text{Cu}^{2+}}} = 10^{37,3}.$$

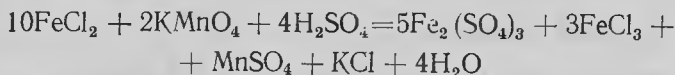
Мувозанат константасининг қиймати эритмада мис иони рух ионининг концентрациясидан 10^{37} марта кичик бўлиб қолгунга қадар жараён давом этишини кўрсатади, яъни хулоса қилиб айтганда, тенгламаси юқорида келтирилган реакция охирига қадар боради. Агар оксидловчи ва қайтарувчиларнинг оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари аниқ бўлса, мувозанат константаси қийматини ҳар қандай оксидланиш-қайтарилиш реакциялари учун ҳисоблаб чиқариш мумкин. Мувозанат константаси оксидланиш-қайтарилиш потенциали билан қуйидагича боғланган:

$$\lg K = \frac{(E_1^0 - E_2^0)}{0,059};$$

K — мувозанат константаси, E_1^0 ва E_2^0 — оксидловчи ва қайтарувчиларнинг стандарт потенциал қийматларидир, n — оксидловчиларнинг қабул қилган ёки қайтарувчилар томонидан чиқарилган электронлар сони.

Мувозанат константасини билган ҳолда реакциянинг охиригача бориш-бормаслигини билиш мумкин:

Қуйидаги реакциянинг мувозанат константасини ҳисоблайлик:



ёки ионли кўринишда:



Жуфтлар потенциаллари $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ | \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} = 1,51$ В ва $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}^{3+} = 0,77$ В га тенглигини 6-иловадан оламиз.

Бу рақамларни потенциаллар қиймати тенгламасига қўйсак:

$$\lg K = \frac{[E_0 - E_k] \cdot n}{0,059} = \frac{(1,51 - 0,77) \cdot 5}{0,059} = \frac{3,7}{0,059} = 62,7$$

Бундан:

$$\lg K = \frac{C_{\text{Mn}^{2+}} \cdot C_{\text{Fe}^{3+}}^5}{C_{\text{MnO}_4^-} \cdot C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot C_{\text{H}^+}^8} = 10^{62,7} \text{ бўлади.}$$

Бундан, реакцияга қатнашаётган ионлар концентрациясидан (махражда) реакция натижасида ҳосил бўлган ионлар концентрацияси $10^{63,5}$ марта юқори бўлганда, кимёвий мувозанат қарор топади. Демак, бу реакция амалда 10% чапдан ўннга томон боради.

Кимёвий мувозанат константасини аниқлаймиз.



Реакциядан кўришиб турибдики, темир CuSO_4 таркибидан мисни тўлиқ сиқиб чиқара олади.

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Жуфтлар потенциаллари қиймати:

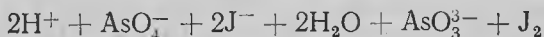
$\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ учун $E^0 = \sim 0,34$ В ва $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ учун $E^0 = -0,44$ В.

Қайтарувчилардан оксидловчига ўтган электронлар сони $n=2$. Кимёвий мувозанат константаси тенгламасига юқоридаги сонлар қийматларини 6-иловадан топиб қўямиз:

$$\lg K = \frac{[0,34 - (-0,44)] \cdot 2}{0,059} = 26,4 \text{ ёки } K = 10^{26,4}$$

Эритмада Fe^{2+} иони концентрацияси Cu^{2+} иониникига қараганда $10^{26,4}$ марта кўп бўлгандагина реакцияда мувозанат қарор топади.

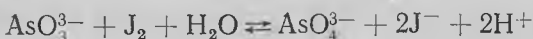
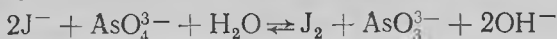
Константанинг катталигига, асосан, реакция бораётган муҳит катта таъсир кўрсатади. Масалан, кислотали муҳитда арсенат кислотанинг йод ионлари ёрдамида қайтарилиш реакциясини кўриб чиқайлик.



Ишқорий муҳитда арсенат кислотанинг қайтарилиш потенциали анча паст. Шунинг учун ҳам ишқорий муҳитда қайтар жараён ҳам бўлади:



Нейтрал муҳитда (H_2O) иккала жараённи қуйидаги ҳолда кўриш мумкин:

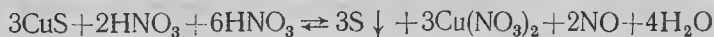


Аммо бу жараёнлар содир бўлмайди. Биринчи тенглама бўйича реакция бормайди, чунки эритмада OH^- ионлари концентрацияси ошиб кетади. Бу жараённи тескари томонга кетишга йўллайди, фақат кислотали муҳит ҳосил қилиш реакцияни чапдан ўнгга кетишга олиб келади. Шунингдек, иккинчи тенглама бўйича ҳам реакция бормайди, чунки эритмада H^+ ионлари концентрацияси ошиб кетади, бу реакция ишқорий муҳитда чапдан ўнгга томон йўналиши мумкин.

Демак, хулоса қилиб айтганда жараённинг содир бўлиши учун маълум реакцион муҳитни яратиш керак.

Шунинг учун кислотали ёки ишқорий муҳитни талаб қиладиган компонентларни танлаш керак. Агар оксидланиш-қайтарилиш жараёнида бир модда (қайтарувчи) кислотали муҳитга, иккинчи модда (оксидловчи) ишқорий муҳитга эга бўлса, бундай ҳолатда жараён охиригача бормайди. Шунинг учун реакциянинг охирига қадар бориши учун маълум шароитни туғдирмоқ зарур.

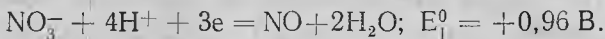
CuS ни HNO_3 да эриш реакцияси бўйича мувозанат константасини топамиз:



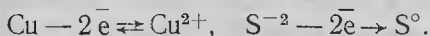
ёки



6-иловадан жуфтлар учун оксидланиш-қайтарилиш потенциалларининг қийматларини топамиз:



E_2^0 — реакцияси учун оксидланиш-қайтарилиш потенциалини ҳисоблаймиз:



$$E_2^0 = E_{\text{S}^{-2}/\text{S}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{[\text{S}^{-2}]}, \quad E_{\text{S}^{-2}}^0 \approx -0,51 \text{ В.}$$

$[\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлса, S^{-2} ионлари концентрацияси мис метали чўкмаси устида:

$$[\text{S}^{-2}] = \frac{\Delta K_{\text{CuS}}}{\text{Cu}^{2+}} = \Delta K_{\text{CuS}} = 3,2 \cdot 10^{-37,3}.$$

Агар бу қийматларни қайтарувчининг потенциал қийматини топиш тенгламасига қўйсақ,

$$E_2^0 = -0,51 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{3,2 \cdot 10^{-37,3}} = +0,60 \text{ В.}$$

CuS ва HNO_3 ўртасидаги тенгламадан кўриниб турибдики, қайтарувчи CuS томонидан чиқарилган ва оксидловчи HNO_3 томонидан бириктирилган умумий электронларнинг сони 6 га тенг.

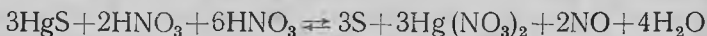
Мувозанат константаси қийматини топамиз:

$$\lg K = \frac{[E_1^0 - E_2^0] \cdot n}{0,059} = \frac{(0,96 - 0,60) \cdot 6}{0,059} = +36,6$$

Демак, $K = 10^{33,6}$ тенг.

Константа қийматига кўра кимёвий мувозанат тўлиқ даражада чапдан ўнгга томон силжиган.

Қуйидаги реакция учун:



мувозанат константасини ҳисоблайлик. Оксидловчи учун 6-иловадан $E_1^0 = -0,96 \text{ В}$ бизга маълум, қайтарувчининг E_2^0 ни топиш учун юқорида бажарилган амалларни қайтарамиз: $E_{\text{S}^{-2}/\text{S}^0}^0 = -0,51 \text{ В}$ эди. Унда:

$$[\text{S}^{-2}] = \frac{\Delta K(\text{HgS})}{[\text{Hg}^{2+}]} = \Delta K[\text{HgS}] = 1,6 \cdot 10^{-52} \text{ (4-илова).}$$

$$E_2^0 = -0,51 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1,6 \cdot 10^{-52}} = -0,51 -$$

$$-0,0295 \lg 6,25 = -0,51 - 1,5 = 1,02 \text{ В.}$$

$\lg K = \frac{(0,96 \times 1,02) \cdot 6}{0,059} = -6,1$ ва $K = 10^{-6,1}$ бўлади. Демак, HgS суюлтирилган нитрат кислотада эримайди. Мувоzanат ўнгдан чап томонга йўналган.

5.4. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвалидан фойдаланиш

Потенциаллар қиймати (6-илова) 25°C (стандарт шароит) учун берилган. Температура ўзгариши билан потенциаллар қиймати жуда кам ўзгаради, шу сабабли бу иловадан оддий шароитда реакцияларнинг йўналишини аниқлаш учун фойдаланиш мумкин. Келтирилган қийматлар гальваник занжирда эритмадаги моддалар концентрациялари $1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ бўлган вазиятлар учун келтирилган.

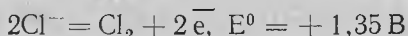
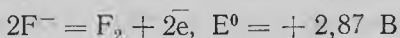
Жадвалдан фойдаланишда қуйидаги ҳолларни эсда тутмоқ лозим:

1. Оксидланувчи модданинг концентрацияси оширилса реакциянинг ЭЮК ортади ва аксинча.

2. Li^+ ва Ca^{2+} ионларининг электрод потенциаллари Na^+ никидан манфийроқ бўлишининг сабабини шу ионларнинг ионланиш потенциаллари асосида тушунтириб бўлмайди ($I_{\text{Na}^+} = 5,09 \text{ эВ}$, $I_{\text{Li}^+} = 5,39 \text{ эВ}$, $I_{\text{Ca}^{2+}} = 11,87 \text{ эВ}$). Бу ионларнинг радиуслар $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{Ca}^{2+}$ қаторида ортиб бориши, ёки ионларнинг заряд зичликларининг ўзгариши ($\rho_{\text{Li}^+} = 147 \text{ нм}^{-1}$, $\rho_{\text{Na}^+} = 10,87 \text{ нм}^{-1}$ ва $\rho_{\text{Ca}^{2+}} = 19,23 \text{ нм}^{-1}$) ҳам потенциаллар қиймати қаторини тушунтирмайди.

Литий ва кальций ионларининг гидратланиш энтальпиялари ($\Delta H = -7531,37 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ ва $\Delta H = -1615,02 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) натрий иониники ($-422,58 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) дан катта бўлиши бу элементлардан оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидаги кутилмаган активлигини тушунтириш имконини беради.

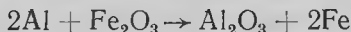
Яна бошқа бир вазият — хлорга қараганда фторнинг оксидланиш-қайтарилиш потенциали жуда ҳам катталиги:



кўзга ташланади. Лекин бу ионларнинг электронга мо-

йиллиги иккаласида ҳам қарийб бир хил, аммо уларнинг гидратланиш энтальпиялари (фтор учун $575,9 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) хлор учун эса $406,1 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$) фарқи фторнинг активлиги катта бўлишини асослайди. Фторнинг диссоциланиш иссиқлиги $153,2 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ бўлса, хлорники $239,4 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг.

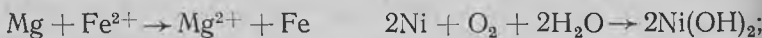
6-иловада келтирилган оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари 25°C да фақат сувли эритмаларнинг реакцияларига тааллуқлидир. Масалан, юқори температурада қаттиқ моддаларда:



гидрадланиш иссиқлиги эмас, балки қаттиқ моддаларнинг кристалл панжараларини емириш учун сарфланадиган кристалл панжара энергияси ва шунингдек диссоциланиш энергияси асосий омиллар ҳисобланади.

6-иловадаги тенгламанинг чап томонида жойлашган моддаларнинг оксидланиш даражаси, символлари тенгламанинг ўнг томонида жойлашган моддаларнинг оксидланиш даражаларидан анча паст бўлади. Шунинг учун ҳам тенгламанинг чап томонида жойлашган атомлар, молекулалар ва ионлар қайтарувчилик хоссасига эга бўлсалар, тенгламанинг ўнг томонида жойлашганлари эса маълум миқдордаги электронларни қабул қилиб, оксидловчилик хоссасини намоён қилади.

Шундай қилиб, электронларини берадиган атомлар, молекулалар ва ионлар оксидловчилар, электронларни бириктирадиганлар эса қайтарувчилардир. Масалан:



Бу реакцияларнинг электр юритувчи кучи (ЭЮК) ни топиш учун оксидловчининг стандарт потенциал қийматидан қайтарувчининг стандарт потенциал қийматини айириб ташлаш керак. Агар юқорида келтирилган реакцияларнинг ЭЮК ни ҳисобласак (тегишли тартибда):

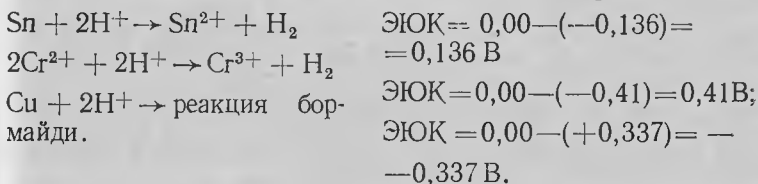
$$-0,44 - (-2,363) = 1,923 \text{ В}; \quad +0,401 - (-0,250) = 0,651 \text{ В}$$

$$0,00 - (-2,363) = 2,363 \text{ В}; \quad +1,692 - (+0,337) = 1,355 \text{ В};$$

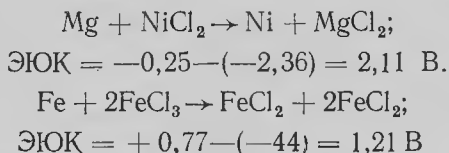
$$+0,337 - (-2,363) = 2,70 \text{ В}; \quad +0,850 - (0,00) = 0,850 \text{ В бўлади.}$$

6-иловада келтирилган оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари бўйича бир неча хулосалар қиламиз:

1. Стандарт оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари водородниқидан ($E^{\circ}=0,000$) кичик бўлган металллар ва ионлар кислота таркибидан водородни сиқиб чиқара оладилар, аммо потенциал қийматлари водородниқидан юқори бўлган металлларнинг ёки ионлар кислота таркибидан водородни сиқиб чиқара олмайдилар. Масалан:



2. Стандарт потенциал қийматлари бошқа металл ёки ионга нисбатан паст бўлган металллар ёки ионлар потенциали юқори бўлган металллар тузларининг эритмалари таркибидан металл атомини ёки ионини сиқиб чиқариши ёхуд унинг паст даражали ионларини ҳосил қилиши мумкин. Масалан:



3. Энг кучли қайтарувчиларга ишқорий ва ишқорий-ер металлларнинг атомлари киради. Анча кучсиз қайтарувчиларга эса нодир металлларнинг атомлари ва галогенларнинг ионлари (йоддан ташқари) кирадилар.

4. Анча кучли оксидловчиларга — галогенларнинг нейтрал атомлари, юқори оксидланиш даражасига эга бўлган металлларнинг ионлари, мусбат зарядланган металлмас атомларини тутган мураккаб ион ва молекулар, шунингдек нодир металлларнинг ионлари киради.

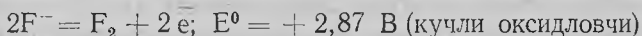
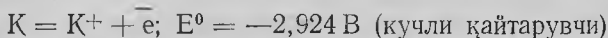
Анча кучсиз оксидловчиларга тўртинчи группанинг асосий группача элементлари киради.

6-иловадан фойдаланганда шуни эсда тутмоқ керакки, ҳамма термодинамик жиҳатдан мумкин бўлган реакциялар амалда ЭЮК қиймати бўйича бориши мумкин бўлса ҳам боравермайди. Масалан, алюминийни унинг сувдаги бирикмаларидан калий ёрдамида ажратиб олиб бўлмайди ёки магний ёрдамида рух бирикма-

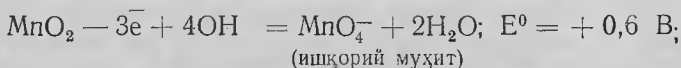
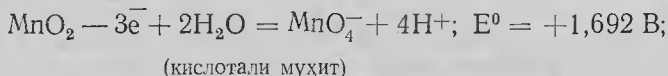
лари таркибидан рухни сиқиб чиқариб бўлмайди, чунки биз металлларнинг электрокимёвий кучланишлар қаторини тушунтирганда бу масала устида муфассал тўхтаган эдик (ишқорий металлларнинг ўзлари сувли эритмалар билан кимёвий реакцияларга киришиб қоладилар).

Стандарт оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвали (6- илова) қуйидагиларга эътибор беришингизни талаб қилади:

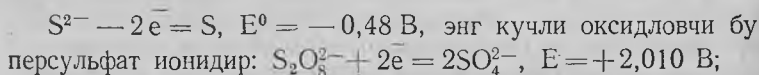
1) Стандарт оксидланиш-қайтарилиш потенциалнинг қиймати ва белгисига қараб, моддаларнинг хоссалари тўғрисида аниқ бир фикрга келиш (атомлар, молекулалар ва ионлар қайтарувчанлик ёки оксидланувчилик хоссаларини намоён қилишлари ҳақида маълумотга эга бўлиш) мумкин: Масалан:



2) Муҳитга қараб стандарт потенциалнинг ўзгаришини аниқлаш мумкин. Масалан:



3) Маълум бир элементнинг қайси кимёвий бирикмаси кучли қайтарувчи ёки оксидловчи бўлишини аниқлаш мумкин. Масалан: олтингугуртнинг сульфид иони кучли қайтарувчилик хоссасини намоён қилади:



4) Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг йўналишини ва содир бўлишини олдиндан айтиш имкониятини яратади.

Агар ЭЮК мусбат қийматга эга бўлса, реакция танланган йўналиш бўйича бориши мумкин.

Жадвалдаги оксидланиш-қайтарилиш потенциалига қараб, 85000 дан ортиқ кимёвий реакциянинг мувозанат константаси қийматини ҳисоблаб топса бўлади.

5.5 Электрoлиз

Электрoлитларнинг сувдаги эритмаларига ёки юқoри температура таъсирида суюқлантирилган электрoлитга икки электрoд туширилиб ўзгармас ток манбаи билан туташтирилса, катионлар (мусбат зарядли ионлар) катoдга, анионлар (манфий зарядли ионлар) анодга томон силжийди. Катoдга электр манбаидан электрoнлар келиб тургани учун у манфий зарядли бўлади, унинг электрoнларини катионлар бириктириб олиб нейтралланади, яъни қайтарилади. Аноддаги электрoнлар электр манбаига тортилгани учун унда электрoнлар етишмайди ва шу сабабдан анод доимо мусбат зарядли бўлади. Электрoлит таркибидаги анионлар анодга бoриб, электрoнларини бериши натижасида нейтралланади, яъни оксидланади. Демак, катoдда қайтарилиш, анодда оксидланиш жараёни содир бўлади. Электрoнлар аноддан катoдга томон бoради. Шундай қилиб, электрoлитнинг сувдаги эритмасидан ёки суюлтирилган электрoлитдан электр токи ўтказилганда электрoлит парчаланади, бу ҳодиса электрoлиз деб аталади. Кўмир, графит ва металллар биринчи тур ўтказгичлар бўлиб, электр токини осoн ўтказади. Бунда ўтказгичларнинг кимёвий таркиби ўзгармайди. Суюқлантирилган электрoлитлар ва уларнинг эритмаларидан электр токи ўтганда, юқoрида айтилганидек, катионлар катoддан электрoн бириктириб олади, анионлар ўз электрoнларини анодга беради. Бунинг натижасида электр токи тўхтовсиз ўтиб туради. Иккинчи тур ўтказгичлардан электр токи ўтганда бу моддалар парчаланиб, бошқа моддаларга айланади. Улар биринчи тур ўтказгичлардан ана шу хoссалари билан фарқ қилади. Демак, электрoлиз электр токи таъсирида содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакциясидир. Бунда эритмадаги ионлар концентрацияси қанча кўп бўлса, эритма орқали шунча кўп электр токи ўтади. Эритма орқали ўтадиган электр токи миқдoри ионлар зарядига ҳам боғлиқ. Икки валентли, яъни икки зарядли ионлар бир зарядли ионлардан икки барабар ортиқ, уч зарядли ионлар уч барабар ортиқ электр миқдoри ўтказади. Ионларнинг ҳаракатчанлиги турлича бўлади баъзи ионлар тез ҳаракат қилади, баъзиларининг ҳаракатчанлиги камроқ бўлади. Шубҳасиз, тез ҳаракат қилувчи ионлар электр токини тезроқ та-

шийди. Масалан, H^+ ва OH^- ионларининг ҳаракатчанлиги бошқа ионларнинг ҳаракатчанлигидан ортиқроқ, улар электролизда электродларга тезроқ етади. Шунинг учун кислота ва асослар эритмаси яхши электролизланади ва уларнинг электр ўтказувчанлиги яхши бўлади.

Электролитларнинг ва электродларнинг табиатига қараб, электролиз турлича бўлиши мумкин.

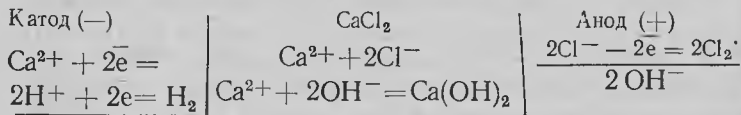
Электролитларнинг сувдаги эритмаларида электролит эритмаларидан бошқа сув ионлари H^+ ва OH^- ҳам бўлади. Уларнинг концентрацияси гоаят кичик, лекин эритмага ток манбаига уланган электродлар туширилганда, электролит ионлари билан бирга сув ионлари ҳам электродларга боради.

5.6 Катодда содир бўладиган жараёнлар

Қуйида умумий ҳолатларнинг баъзиларини кўриб чиқамиз.

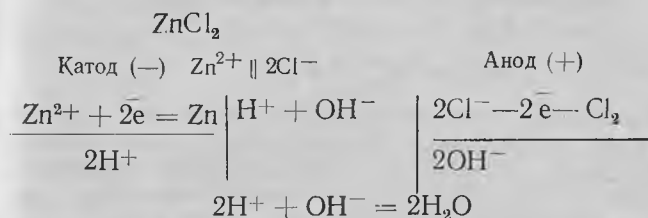
1. Катодга электролит катиони ва сувнинг водород иони боради. Булардан қайси бирининг олдин нейтралланиши (қайтарилиш) электролит катионларининг кучланиш қаторидаги ўрнига боғлиқдир. Агар электролит катиони водороддан олдин турса, унинг электрон бириктириб олиши қийин. Масалан, ишқорий металл ва ишқорий-ер металллар катионлари:

Li^+ , K^+ , Na^+ , Be^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} Al^{3+} лар билан водород ионлари H^+ биргаликда келса, аввал водород ионлари H^+ қайтарилади, чунки водород ионида электроакцепторлик хоссаси юқоридир. Масалан: $CaCl_2$ эритмасининг электролиз схемаси (асосий жараён тагига чизиб қўйилган):



2. Электрохимёвий кучланишлар қаторида алюминийдан кейин турган металлларнинг бирикмалари электролиз қилинганда, катодда водород ва доимо металл катионлари қайтарилади ва металл эркин ҳолда ажралади, бунга сабаб бу металлларнинг катионлари водород

катионларига нисбатан осон қайтарилади. Масалан $ZnCl_2$ эритмасининг электролиз схемаси:

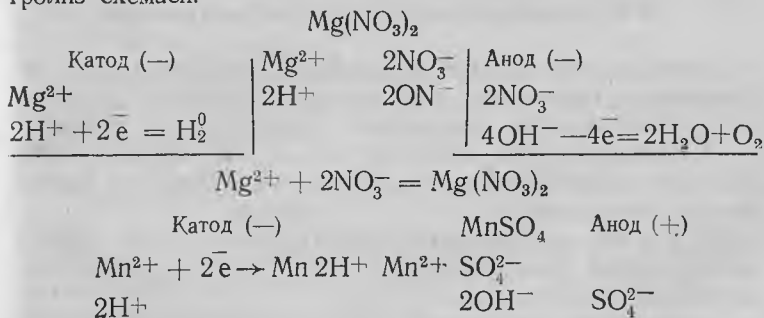


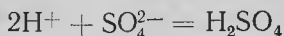
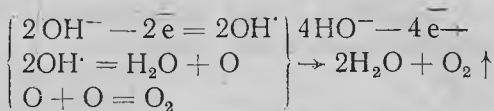
5.7. Анодда содир бўладиган жараёнлар

Анодда содир бўладиган жараёнлар электролитнинг хилига ва аноднинг қандай материалдан ясалганлигига боғлиқ бўлади.

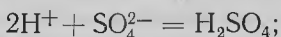
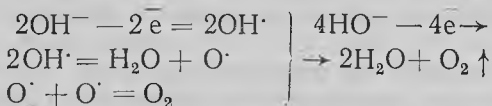
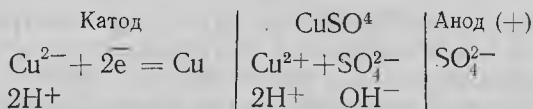
Кислородсиз кислоталар ва уларнинг тузлари электролиз қилинганда анодда доимо кислородсиз кислота қолдиқлари: I^- , Br^- , Cl^- , S^{-2} оксидланади, бунга сабаб кислородсиз кислота қолдиқларида электродонорлик хоссалари сувнинг OH^- анионикига нисбатан юқори. $CaCl_2$, $ZnCl_2$ эритмалари электролиз қилинганда анодда Cl^- анионининг оксидланиши юқоридаги мисолларда кўрсатилган.

Кислородли кислоталар ва уларнинг тузлари электролиз қилинганда анодда доимо OH^- анионлари оксидланади ва кислород ажралиб чиқади, бунга сабаб NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , ClO_2^- , PO_4^{3-} сингари кислородли кислоталарнинг қолдиқлари OH^- анионига нисбатан осон оксидланиш хоссасига эга эмас. Масалан, $Mg(NO_3)_2$ ва $MnSO_4$ тузларининг электролиз схемаси:





3. Электролиз жараёнида эримайдиган ёки эрийдиган анодлар ишлатилади. Эримайдиган анод кимёвий жиҳатдан инерт бўлган, яъни оксидланиш жараёнига учрамайдиган материаллардан, кўпинча платина ёки графитдан тайёрланади. Эрийдиган анодлар эса электролиз вақтида оксидланиш жараёнига учрайди, масалан, Cu, Ni, Ag, Fe ва бошқалар. Pt ли анодда CuSO_4 эритмасининг электролиз схемаси:



Cu ли анодда CuSO_4 эритмасининг электролизи:

Бунда катодда эритмадаги мис ионлари қайтарилади, анодда эса мис электроди оксидланади ва мис ион ҳолида эритмага ўтади, натижада эритмадаги $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ мувозанати ўзгармайди.

Катодда (—) $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$; анодда (+) $\text{Cu} - 2\bar{e} = \text{Cu}^{2+}$

5.8. Электролизнинг миқдорий қонунлари

Электролиз вақтида электродларда борадиган оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари Фарадей қонунларига бўйсунди ва қуйидагича таърифланади:

1. Электролизда ажралиб чиқадиган моддаларнинг массаси электролит орқали ўтган ток кучига ва вақтга пропорционалдир.

2. Турли электролитлар орқали тенг миқдор электр токи ўтганда электродларда эквивалент миқдорда моддалар ажралиб чиқади.

Электролит эритмасидан ёки суюқланмасидан 96500

кулон ток ўтганда электродда 1 моль-эквивалент модда ажралиб чиқади.

Фарадей қонунининг математик ифодасини умумий кўринишда қуйидагича ёзиш мумкин.

$$m = \frac{\mathcal{E}}{F} \cdot J \cdot t$$

бунда m — электролиз вақтида ажраладиган модда массаси,
 \mathcal{E} — модданинг моль-эквиваленти, t — электролиз учун кетган вақт, секунд ёки соат ҳисобида,

I — ток кучи (Амперларда)

\mathcal{E} — модданинг электрохимик эквиваленти дейилади.

F — Фарадей сони.

Масала шартида вақт секундда берилган бўлса $F = 96500$ га, соатларда берилса $F = 26,8$ га тенг бўлади. Шунга кўра:

$$m = \frac{\mathcal{E}}{96500} J \cdot t \text{ (сек)}$$

$$m = \frac{\mathcal{E}}{26,8} J \cdot t \text{ (соат)}.$$

1. мисол. CuSO_4 эритмасидан 40 мин давомида 1,65 А кучга эга бўлган ток ўтказилса, катодда неча грамм мис ажралиб чиқади?

Ечиш: Фарадей қонунига кўра, вақтни секундга ўтказиб, $m = \frac{\mathcal{E} \cdot J \cdot t}{96500}$ формулага тегишли қийматлар $\mathcal{E} = 31,77$; $J = 1,65$; миснинг моль-эквиваленти 31,77 ва вақт $40 \cdot 60 = 2400$ секундни қўйиб, ажралиб чиққан мис миқдорини топамиз:

$$m = \frac{31,77 \cdot 1,65 \cdot 2400}{96500} = 1,3 \text{ г.}$$

2- мисол. 3,36 г кумушни AgNO_3 дан электролиз қилиб олиш учун 5 А кучга эга бўлган токни эритмадан қанча вақт давомида ўтказиш керак?

$$\text{Ечиш: } m = \frac{\mathcal{E} \cdot J \cdot t}{96500} \text{ бундан } t = \frac{m \cdot 96500}{J \cdot \mathcal{E}};$$

Кумушнинг моль-эквиваленти 107,87 га тенг Бу формулага тегишли қийматлар: $m = 3,36$ г; $J = 5$; $\mathcal{E} = 107,87$ ни қўйиб вақтни топамиз:

$$t = \frac{3,36 \cdot 96500}{107,87 \cdot 5} = 600 \text{ сек ёки } 10 \text{ мин.}$$

3- мисол. Катодда 4,74 г мис ажратиб олиш учун I соат давомида CuSO_4 эритмасидан кучи неча амперга тенг бўлган ток ўтказиш керак?

$$\text{Е чиш. } J = \frac{\mathcal{E}}{26,8} = \text{бундан } J = \frac{m \cdot 26,8}{\mathcal{E} \cdot t};$$

Келтирилган формулага тегишли қийматлар:
 $m = 4,74$; $\mathcal{E} = 31,77$; $t = 1$ соатни қўйиб ток кучини топамиз:

$$J = \frac{4,74 \cdot 26,8}{31,77 \cdot 1} = 4,0 \text{ А}$$

4- мисол. Бирор металлнинг сульфати эритмасидан 45 мин давомида кучи 6А га тенг бўлган ток ўтказгичдан катодда 5,49 г металл ажралиб чиққан. Металлнинг эквивалентини аниқланг.

$$\text{Е чиш: } m = \frac{\mathcal{E} \cdot J \cdot t}{96506} \text{ бунда } \mathcal{E} = \frac{m \cdot 96500}{J \cdot t}$$

келтирилган формулага тегишли қийматларни қўямиз: $m = 5,49$; $t = 45 \cdot 60 = 2700$; $J = 6$ ни қўйиб, металлнинг эквивалентини топамиз:

$$\mathcal{E} = \frac{5,49 \cdot 96500}{6 \cdot 2700} = 31,53.$$

5.9. Электролизда электрохимёвий қутбланишлар

Электролитик қутбланиш икки хил бўлади: *химёвий* ва *концентрацион қутбланишлар*.

Агар H_2SO_4 эритмасига платина электродлар туширилиб, эритмага ташқи манбадан электр токи юборилса ва бу вақтда потенциаллар айирмаси 1 В га тенг бўлса, занжирдаги амперметрнинг стрелкаси силжиб, электр токи борлигини кўрсатади, сўнгра аста-секин ўз жойига, яъни нолга қайтади. Демак, бора-бора занжирда электр токи қолмайди. Электролизда ҳамма вақт ана шундай бўлади, яъни:

$$J = \frac{E}{R + r}$$

формула бўйича қараганда занжирда электр токи кучининг камайиши ёки бутунлай йўқолиб кетиши, ток кучи J , электр юритувчи куч E нинг камайиши ёки ички

(R) ва ташқи (r) қаршиликларнинг кўпайиши ёхуд иккала ҳолнинг бир вақтда содир бўлиши натижасида камайиши мумкин. Электролиз вақтида ташқи қаршилик ўзгармайди. Агар электролиз натижасида токни ёмон ўтказадиган моддалар ҳосил бўлса, ички қаршилик ошиши мумкин. Электролиз вақтида электролитик ванна гальваник элементга айланади ва унинг электродлари орасида ташқи электр манбаига қарши йўналган потенциаллар айирмаси вужудга келади. Бу ҳодиса электролитик қутбланиш ёки қисқача, *қутбланиш* дейилади. Қандай қилиб электролиз вақтида электролитли ваннада қутбланиш электр юритувчи кучи ҳосил бўлишини юқорида келтирилган мисолда кўриб чиқайлик. Сульфат кислота эритмаси орқали электр токи юборилган бўлсин.

Электролитлардан электр токи ўтганда электроднинг ҳолати — унинг потенциали, қўш электр қават зарядининг зичлиги ўзгаради. Бу ҳодисага *электроднинг қутбланиши* дейилади. Бунда электроднинг ток бўлмаган ҳолатдаги мувозанат потенциали ўзгаради.

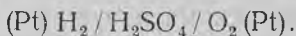
Электролитга ташқи манбадан ток юборилганда катодга электрон келиши сабабли унинг потенциали манфийлашади, аксинча, аноддан электронлар кетиши сабабли, унинг мусбат потенциали ошади, яъни электродлар кутбланишади.

Агар металл пластинка ўзининг тузи эритмасига туширилган бўлса, бунинг натижасида катион эритмадан электродга ўта бошлайди ва келаётган электронни нейтраллайди: $M^+ + e^- \rightarrow M$. Натижада потенциал қиймати кўп миқдорда ўзгармайди. Электроднинг мусбат потенциали ошганда эса бу жараён тескари боради:

$M \rightarrow M^+ + e^-$ ва яна потенциал кўп миқдорга ўзгармайди. Бундай электродлар *қутбланмайдиган* электродлар дейилади. Cu, Zn металллар сингари электродлар шундай электродлардир.

Нодир металллар (олтин, платина) ўз ионларини эритмага бу металлларнинг ионлари (тузи) бўлмаса юқорида баён этилган $M \rightleftharpoons M^+ + e^-$ жараён бормайди. Ташқаридан юборилган кам ток ҳам электроднинг потенциалини сезиларли ўзгартиради. Бундай электродлар идеал қутбланувчан электродлар дейилади. Катоддаги потенциал водород мувозанат потенциалдан ошгандан сўнг водород ажралиб чиқа бошлайди. Анодда эса кислород ажралади.

Электродларда ажралиб чиқаётган бу газлар платина электродга адсорбцияланиб газ электродлар — кислород ҳамда водород электродлар ҳосил бўлади. Натижада, сульфат кислота эритмасига туширилган платина пластинкаларида кислород ҳамда водород электродлардан иборат қуйидаги гальваник элемент вужудга келади:



Бу гальваник элементнинг электр юритувчи кучи электролиз давомида аста-секин оша боради ва, ниҳоят, ўзининг энг юқори қийматига эришади. Демак, юқоридаги мисолда қутбланишнинг сабаби кимёвий гальваник элементнинг вужудга келишидир. Шунинг учун бундай қутбланишга *кимёвий* қутбланиш дейилади.

Электролитли ваннада концентрацион гальваник элемент вужудга келишидан ҳам қутбланиш содир бўлиши мумкин. Агар электрод қайтар бўлса, яъни металл таркибида шу металл иони бўлган эритмага туширилганда, масалан: Cu ($CuSO_4$ Cu занжиридан электр токи ўтказилса, катодда мис ионлари қайтарилиши сабабли катод қисмида $CuSO_4$ нинг концентрацияси камаяди, анод қисмида аксинча, $CuSO_4$ нинг концентрацияси кўлаяди, чунки Cu анод эрийди. Натижада ваннада қуйидаги концентрацион гальваник элемент вужудга келади:



$$C_2 < C_1$$

Одатда, бундай концентрацион элементларнинг электр юритувчи кучи кам бўлади, баъзан эса, масалан, комплекс тузлар электролиз қилинганда анчагина қийматга эришади.

Катод яқинида ва эритма ичида концентрация фарқи вужудга келганлигидан мис ионлари эритма ичидан катод юзасига диффузиялана бошлайди. Маълум вақтдан сўнг катоддан кетган ва катодга келаётган мис ионларининг миқдори бараварлашади ва ўзгармайдиган концентрация — стационар концентрация қарор топади.

2.10. Электролизнинг амалий аҳамияти

Электролиз жараёнида саноатда турли мақсадларда кенг фойдаланилади. Электрохимёвий йўл билан турли реакцияларни ўтказиш мумкин, ҳатто системанинг эркин энергиясининг ортиши билан борадиган ва оддий шароитда қийин ёки бутунлай бормайдиган реакцияларни ҳам амалга ошириш мумкин. Масалан, сувни осонлик билан водород ва кислородга ажратиш мумкин. Электролиз усули билан алюминий, магний сингари металлларни, уларнинг тузлари эритмасидан газ ҳолидаги хлор, ишқорлар, оксидланиш-қайтарилиш жараёни воситасида турли органик моддалар олинади.

Соф ҳолдаги металллар фақат электролиз йўли билан олинади. Бу усул металлларни тозалаш (рафинация) дейилади.

Тоза мис олишда электролиздан кенг фойдаланилади. Электролит сифатида H_2SO_4 ва $CuSO_4$ анод сифатида эса тозаланмаган (кимёвий усулда олинган) мис таёқчаси, катод сифатида тоза мис пластинка ишлатилади. Электролиз натижасида мисдан ясалган электрод эриб, катодда тоза мис ажралиб чиқади. Турли қўшимчалар эритмада қолади ёки эритма тагига чўқади. Бу йўл билан тозалиги 99,9% бўлган мис олиш мумкин.

Электролиздан гальванопластикада металл буюмларнинг сиртларини бошқа металл билан қоплашда ҳам кенг фойдаланилади. Металл буюмларни хромлаш, никеллаш, қалайлаш, кумушлаш сингари ишлар ҳаммага маълум ва кўп тарқалган жараёнدير. Гальванопластика ҳам тозалаш жараёнига ўхшашдир. Анод сифатида қопловчи металл, катод сифатида қопланиши керак бўлган металл олинади.

Электрометаллургия асосан электролиз жараёнига асосланган. Кимёвий жараёнда қийин қайтарилувчи металлларни электролиз усули билан олинади.

Электролиздан аналитик мақсадлар учун ҳам фойдаланилади. Кўпчилик металлларнинг ўта кучланиши жуда камлигидан уларнинг ажралиб чиқиш потенциалли мувозанат потенциалига амалда тенг бўлади. Шунинг учун эритмада турли металлларнинг ионлари бўлса, электролиз натижасида улар кучланиши камайиб бориши қатори тартибида ажралиб чиқади. Бу ҳол эритмадаги металлларни электролиз йўли билан миқдорий анализ қилишга имкон беради.

5.11. Аккумуляторлар

Агар электрохимёвий система электр токи манбаи билан туташтирилса, унда химёвий ўзгариш юз бериб, электр энергияси химёвий энергияга айланади. Сўнгра бу элемент электродлари сим билан туташтирилса, йиғилган химёвий энергия ҳисобига бу система электр манбаига айланади, яъни химёвий энергия электр энергияга айланади. Бундай электрохимёвий элемент аккумулятор дейилади. Шундай қилиб, аккумуляторлар иккиламчи электр манбаларидир. Аккумуляторлар зарядланганда борадиган реакция реакция билан зарядсизланганда борадиган реакция бир-бирига қарама-қарши химёвий жараёнлардир.

Умуман олганда, ҳамма қайтар гальваник элементлар аккумулятор бўла олиши мумкин. Лекин айрим сабабларга кўра, масалан, электр сифими кичик бўлиши, моддалар физик ҳолати турғун бўлмаслиги натижасида баъзи химёвий ва бошқа ўзгаришлар бўлиши туфайли қайтар гальваник элементларнинг кўпчилиги аккумулятор бўла олмайди.

Ҳозир амалда икки хил аккумулятор кислотали (қўрғошинли) ва ишқорли аккумулятор кўп тарқалган.

Кислотали (қўрғошинли) аккумулятор сирти қўрғошин оксиди пастаси билан қопланган икки қўрғошин электроддан иборат. Электролит сифатида сульфат кислотанинг 25—30% ли эритмаси (солиштирма оғирлиги тахминан 1,15—1,21) ишлатилади. Сульфат кислота туширилган қўрғошин пластинка сиртида қўрғошин оксид сульфат кислота эритмасида $PbSO_4$ га айланади. Натижада қуйидаги электрохимёвий занжир вужудга келади:

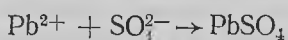
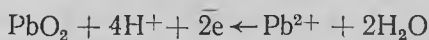


Системадан электр токи ўтказилганда манфий қутбда Pb^{2+} иони Pb гача қайтарилади. Мусбат қутбда эса Pb^{2+} иони Pb^{4+} гача оксидланади. Шундай қилиб, қўрғошин иккала электродда икки хил ҳолатга келади. Натижада қуйидагича электрохимёвий занжир вужудга келади.

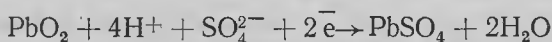
Pb , $PbSO_4/H_2SO_4/PbSO_4$, PbO_2 Аккумулятор ишлаганда (зарядсизланганда) бу жараённинг тескараси боради ва қўрғошин иккала электродда бир хил оксидланиш даражасига

эришади. Шундай қилиб, аккумулятор ишлаганда, яъни электр токи манбаи бўлган ҳолда қуйидаги жараёнлар боради:

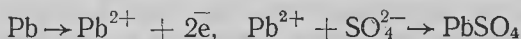
Мусбат қутбда:



ёки умумий кўринишда:



Манфий қутбда:

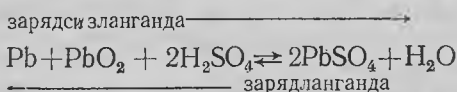


ёки умумий кўринишда:



Электродларда борган реакцияларнинг тенгламалари бир-бирига қўшилса, аккумуляторда борган умумий реакция тенгламаси чиқади.

Аккумулятор зарядланганда (ундан электр токи ўтказилганда) бу реакциянинг акси боради. Шундай қилиб, аккумуляторда содир бўладиган барча реакцияларни қуйидаги тенглама билан ифодалаш мумкин:



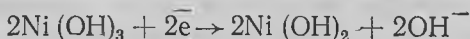
Кислотали аккумуляторнинг электр юритувчи кучи $E = 2,02 \text{ В}$.

Ишқорли аккумулятор. Электролит сифатида ўювчи калийнинг тўйинган эритмаси ишлатилади. Бу элементнинг занжири қуйидагича ифодаланади:

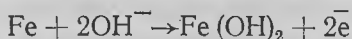


Аккумулятор зарядсизланганда (ишлаганда) қуйидаги жараёнлар содир бўлади:

Мусбат электродда:

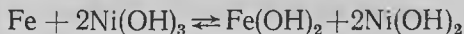


Манфий электродда:



Демак, умумий реакция тенгламаси:

зарядсизланганда \longrightarrow



\longleftarrow зарядланганда

Ишқорли аккумуляторнинг электр юритувчи кучи 1,35—1,33 В га тенг. Бундан ташқари, кадмий-никель ва кумуш-рух ишқорий аккумулятор ҳам мавжуд.

5.12. Металларни коррозияси ва унга қарши кураш чоралари

Қўпчилик металлар ҳаво, туз, сув, кислота ва ишқор эритмалари таъсирида емирилади. Металларнинг, умуман, турли моддаларнинг ташқи муҳит билан кимёвий ёки электрокимёвий таъсирлашиши натижасида бузилиши ва емирилиши коррозия дейилади.

Коррозия халқ хўжалигига катта зарар етказиши мумкин.

Ташқи шароитга қараб металлар турли хил коррозияга учраши мумкин. Коррозиянинг хиллари ўзининг моҳияти, механизми жиҳатидан бир-биридан жуда катта фарқ қилади. Коррозия физик-кимёвий тавсифи жиҳатидан икки хил бўлади: кимёвий ва электрокимёвий коррозия. Энг кўп тарқалган коррозия электрокимёвий коррозиядир. Электрокимёвий коррозия металлар электролит эритмалари муҳитида турганда содир бўлади.

Коррозия оқибатида оксидлар ва гидроксидлар ҳосил бўлади. Шундай қилиб, коррозиянинг кимёвий сабаби металлнинг оксид ёки гидроксид ҳолатига ўтганда барқарор ҳолатга ўтишидир. Металларнинг электрокимёвий коррозияга учраш механизми уларда гальваник элементлар ҳосил бўлиши билан боғлиқ.

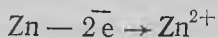
Металлар соф бўлмай, уларга маълум даражада бошқа металлар аралашган бўлади. Ҳаёт тоза металлар (масалан, тоза рух) ҳолдаги активлик қаторида турган ўрнига қарамай деярли коррозияланмайди.

Маълумки, Zn кўп кислоталарда эрийди. Эриши натижасида кислотадан водородни сиқиб чиқаради. Тозалиги юқори бўлган рух кислоталарда узоқ вақт сақланса ҳам эригани сезилмайди. Агарда рух тоза бўлмай, оз бўлсада темир, сурьма мис ёки бошқа металлар аралашган бўлса рух ва аралашган металлар микрөгальваник элемент ҳосил қилади. Анодда рух ўзидан

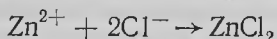
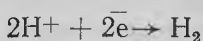
кейин турган металллар билан жуфтланган бўлса, у анод бўлади ва коррозияга учрайди, яъни ўзи эрийди. Мисол учун рухнинг хлорид кислотата эришини кўрайлик:



Анод:



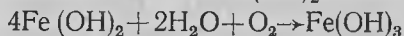
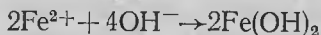
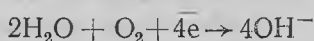
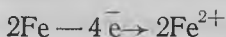
Катод:



Нейтрал ёки кучсиз кислотали эритмаларда, нам ҳавода электрохимий коррозия бироз бошқачароқ ўтади. Агарда оддий темир пластинкасини сувга солиб қўйсақ коррозия бошланади, бунга сабаб металл бўлакчасида Fe_3C бирикмаси мавжуд. Бу бирикма темир билан микрогальваник элемент ҳосил қилади. Темир анод бўлиб микрокатод ролини Fe_3C бажаради. Темир ион ҳолида сувга ўтиб OH^- ионлари билан $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ҳосил қилади. Сувдаги кислород уни $\text{Fe}(\text{OH})_3$ гача оксидлайди. Темир пластинкаси емирила бошлайди. Бу коррозия жараёнини қуйидаги схема ёрдамида кўрсатиш мумкин:

Катод (-)

Анод (+)



Кимвий коррозия ҳар хил қуруқ газларнинг (кислород, водород сульфид, сульфат ангидрид ва бошқалар) ва электролитмаслар (бензин, спирт, керосин) таъсирида ҳосил бўлади. Масалан, идишни қуруқ йод буғи билан тўлатиб, ичига кумуш пластинка туширилса бироз вақт ўтгандан кейин реакция натижасида кумуш сирти қизил-қўнғир тусга киради. Бу Ag_2I ҳосил бўлганини кўрсатади. Демак, кимвий коррозия вужудга келади. Бунга ўхшаш ўзгаришлар мисга SO_2 ёки H_2S нинг таъсири натижасида вужудга келади; ҳавода қиздирилган темир ва бошқа металллар ҳам кимвий коррозияга учрайди.

Юқори температурада кўпчилик металлларнинг оксидланиш тезлиги кескин ортади. Масалан, темирда $250-300^\circ\text{C}$ даёқ кўзга кўринадиган оксид парда ҳосил бўлади. 600°C ва ундан юқорида металл сирти ҳар хил даражада оксидланган темир оксидлари FeO , Fe_3O_4 , Fe_2O_3 дан иборат оксид қават билан қопланади. Оксид

қабат темирни чуқур оксидланишдан сақламайди, чунки унда дарз жойлар ва ғоваклар бўлиб, булар кислороднинг металлга ўтишига қаршилик кўрсата олмайди. Шунинг учун темир 800°C дан юқори температурада қиздирилганда унинг оксидланиш тезлиги жуда кучайиб кетади.

Баъзи металлларнинг коррозияланиш жараёни ҳаво кислороди таъсирида жуда секинлашади. Бунга сабаб шуки, металл сиртида ҳимояловчи оксид парда ҳосил бўлиб, у металлга газларнинг ҳам, суюқликларнинг ҳам ўтишига тўсқинлик қилади.

5.13. Металларни коррозиядан сақлаш усуллари

Ҳар йили олинадиган темирнинг 10—15% га яқин миқдори фақат коррозияланиш туфайли исроф бўлиши ҳисоблаб чиқилган. Коррозияланиш натижасида металл буюмлар ўзининг қимматли техник хоссаларини йўқотади. Шу сабабли металлларнинг коррозияланишига қарши курашиш чораларининг аҳамияти жуда катта. Бу чоралар ниҳоятда хилма-хил. Улардан баъзиларини кўрсатиб ўтаемиз.

1. Металлар сиртида ҳосил қилинадиган ҳимоя қопламалар. Улар металл (руҳ, қўрғошин, никель, хром ва бошқа металллар) ва металлмас (лак, бўёқ, сир ва бошқа моддалар) бўлиши мумкин. Бу қопламалар металлни ташқи муҳитдан ажратиб қўяди.

2. Коррозияланмайдиган қотишмаларни яратиш, масалан, пўлат таркибида 12% гача хром бўлса, коррозияланиш таъсирига чидамли, зангламайдиган пўлат олинади. Пўлатга никель, кобальт ва мис қўшилганда ҳам унинг коррозияга чидамли бўлиш хусусияти кучаяди.

3. Протекторли ҳимоя. Ҳимояланадиган конструкция (ер ости трубопроводи, кема корпуси) электролит муҳитида (денгиз суви, ер ости сувлари бўладиган ҳоллар)да қўлланилади. Пўлат буюмларни ҳимоялашда протектор сифатида одатда магний, алюминий, руҳ ва уларнинг қотишмалари ишлатилади. Коррозия жараёнида протектор анод вазифасини ўтайди ва ўзи емирилади, шу билан конструкцияни емирилишидан сақлаб қолади.

4. Муҳит таркибининг ўзгариши.

Бу ҳолда металл буюмларнинг коррозияланишини се-

кинлатиш учун электролитга коррозияни секинлатувчилар, бошқача айтганда *ингибиторлар* дейиладиган моддалар (кўпинча органик моддалар) қўшилади. Ингибиторлар металл билан кимёвий бирикади ва унинг сиртида ҳимоя парда ҳосил қилади деб тахмин этилади. Темир буюмларни хлорид кислота таъсиридан ҳимоя қилиш учун уротропин ишлатилади.

5.14. Кимёвий реакцияларнинг йўналиши

Модда ва системанинг кўп хоссалари уларнинг ички энергиясига боғлиқ бўлади. Системанинг ички энергияси молекулаларнинг илгарилама ва айланма ҳаракат энергияларидан, молекуладаги атом группаларининг тебранма ҳаракат энергиясидан, атомлардаги электронларнинг айланма ҳаракат энергиясидан, молекулалар аро таъсир энергиясидан, ядродаги мавжуд энергиядан ташкил топган бўлади.

Жараёнларнинг амалга ошиши ёки ошмаслиги кимёвий реакциялар ҳақидаги муҳим маълумотдир. Реакциянинг танланган йўналишда маълум унум билан содир бўлишини унинг мувозанат ҳолатига турли ташқи омиллар — босим, бошланғич моддалар ва маҳсулотлар концентрациясининг ўзгариши таъсирини аниқлаш; маълум шароитда содир бўлиши мумкин бўлмаган жараёни амалга ошириш учун қандай ташқи омиллар таъсири лозимлигини ва аксинча, зарарли жараён тезлигини кескин пасайтириш ёки батамом тўхтатиш шарт-шароитларини билиш катта аҳамиятга эга.

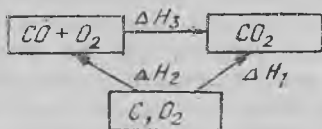
Кимёвий жараёнларда турли энергиявий ўзгаришлар содир бўлади, яъни кимёвий энергия бошқа энергияга айланади. Масалан, иссиқлик тарқалиш, нурланиш, электр энергияси ҳосил бўлиши вужудга келади. Кўпинча кимёвий жараёнлар натижасида иш бажарилади.

Термодинамиканинг биринчи қонуни турли кимёвий жараёнларга татбиқ этилади, деярли ҳамма жараёнлар иссиқлик чиқариш ёки ютиш билан боради. Бу иссиқлик системанинг кимёвий энергиясини тавсифлайди. Бу иссиқликнинг ўзгариши ва бошқа энергия турларига ўтиши ҳам термодинамиканинг биринчи қонунига бўйсунди.

Турли моддаларнинг хоссалари билан улар таркиби, тузилиши ва мавжуд бўлиш шароити орасидаги

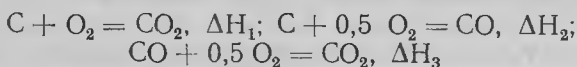
муносабатларни кимёвий термодинамика ўрганади. Бу фаннинг муҳим йўналишларидан бири термохимёдор. Бу йўналиш термодинамиканинг биринчи қонунига асосланган. Термохимёнинг асосий қонуни — Гесс қонуни термодинамиканинг биринчи қонунидан келиб чиқадиган муҳим оқибатидир.

Кимёвий жараёнларда ажраладиган ёки ютиладиган иссиқлик реакциянинг иссиқлик эффекти дейилади.



9-расм. Гесс қонунига доир схема.

Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти Гесс қонунига биноан: *кимёвий реакцияларнинг ўзгармас ҳажм ва босимдаги иссиқлик эффекти системанинг бошланғич ва охири ҳолатига боғлиқ бўлиб, жараённинг бориш йўлига, қандай оралиқ босқичлар орқали боришига боғлиқ эмас.* Масалан, CO_2 гази C ва O_2 дан икки йўл билан: бевосита ва CO орқали ҳосил бўлиши мумкин (9-расм). Гесс қонунига мувофиқ қуйида келтирилган тенгламалардаги ΔH_2 ва ΔH_3 лар йиғиндиси ΔH_1 га тенг бўлади:



Кимёвий реакциялар натижасида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори кўрсатилиб ёзиладиган тенгламаларга *термохимёвий* тенгламалар дейилади. *Термохимёвий* тенгламалар масса ва энергиянинг сақланиш қонунларига риоя қилиб тузилади. Реакция натижасида ажралиб чиқадиган ёки ютиладиган иссиқлик миқдори $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ билан ифодаланади.

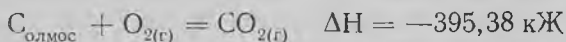
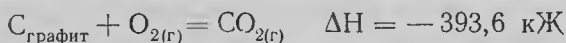
Экзотермик реакциялар вақтида ажралиб чиқадиган иссиқлик миқдори минус (—), эндотермик реакциялар вақтида ютиладиган иссиқлик миқдори эса плюс (+) ишоралар билан белгиланади.

Кимёвий реакцияларнинг иссиқлик эффекти одатда калориметр ёрдамида топилади ва термокимёвий ҳисоб орқали исботланади. Энтальпия, ички энергия қийматларини абсолют қийматини аниқлай олмаймиз. Аммо, термодинамик ҳисоблар учун асосан ички энергия ва энтальпияни қанчалик даражада ўзгарганлигини би-лишнинг ўзи кифоя қилади.

Экзотермик реакцияларда иссиқлик ажралади, на-тижада системанинг энтальпияси (ΔH), ички энергия-си (ΔU) қийматлари камаяди ва бу ҳолатни энтальпия ўзгаришнинг манфий қиймати ҳолида акс эттирилади.

Эндотермик реакцияларда иссиқлик ютилади H ва U нинг қийматлари ортади, натижада ΔH ва ΔU мус-бат қийматга эга бўлади.

Термокимёвий тенгламаларда реакцияга киришувчи моддаларнинг агрегат ҳолатлари ҳам кўрсатилади:



Қуйидаги жадвалда баъзи моддаларнинг ҳосил бўлиш стан-дарт иссиқлик эффектлари берилган.

19- жадвал

Баъзи моддаларнинг ҳосил бўлиш стандарт иссиқлик эффектлари.

Модда	Агрегат ҳолати	ΔH_{298}^0 , кЖ·моль ⁻¹	Модда	Агрегат ҳолати	ΔH_{298}^0 , кЖ·моль ⁻¹
H ₂ O	газ (г)	-241,88	(НР)	г	-269,0
H ₂ O	суюқ (с)	-285,91	HCl	г	-92,33
CO	г	-110,55	HBr	г	-36,6
CO ₂	г	-393,62	HJ	г	+26,3
SO ₂	г	-297,0	H ₂ S	г	-20,15
SO ₃	г	-395,3	CH ₄	г	-74,87
SO ₃	қаттиқ (қ)	-462,5	C ₂ H ₂	г	+226,80
NO	г	+90,4	Al ₂ O ₃	қ	-1670,2
NO ₂	г	+33,5	Al ₂ (SO ₄) ₃	қ	-3435,8
NH ₃	г	-461,2			

Термодинамиканинг иккинчи қонунининг асосий моҳияти мавжуд шароитда жараённинг қайси томонга йўналишини олдиндан аниқлаш ва қайтар жараёнлар-

да мувозанат қарор топиш шартларини аниқлашдан иборат.

Агар бирор жараённинг ташқи белгиларига қараб, у қайси жараёнга мансублиги аниқланса, термодинамиканинг иккинчи қонунидан фойдаланиб, жараённинг қайси томонга йўналишини олдиндан аниқлаш мумкин. Бунинг учун термодинамик функциялар деб аталган катталиклар — энтропия, эркин энергия, термодинамик потенциал, кимёвий потенциаллар қийматларининг ўзгаришидан фойдаланилади. Бу функцияларнинг ўзгариши кимёвий мувозанат қандай шароитда қарор топишини кўрсатади.

ЭНТРОПИЯ

Энтропия ҳам (у «S» ҳарфи билан белгиланади ва «тартибсизлик» деган маънони билдиради) худди системанинг ички энергияси (U) сингари унинг ҳолат функцияси бўлиб, яъни тўлиқ функция бўлиб, унинг ўзгариши фақат системанинг дастлабки ва охириги ҳолатларига боғлиқ, жараён содир бўлиш йўлига боғлиқ эмас.

Модданинг турли ҳолатларда (газ, суюқ, кристалл) бўлиш эҳтимоллигини акс эттириш) учун энтропиянинг миқдорий қийматини S ($\text{Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$) орқали белгиланади. Энтропиянинг 25°C (298 К) ва босим 101325 Па ($101,325\text{ кПа}$) ҳолатдаги [стандарт энтропия — S_{298}^0] қийматлари 20-жадвалда келтирилган.

Ҳар қандай системадаги ионлар, атомлар ва молекулалар бетартиб ҳаракати натижасида тартиби юқори бўлган ҳолатдан тартибсизлиги катта бўлган ҳолатга ўтиши табиийдир. Бунда системанинг энтропияси катталашади (яъни $\Delta S > 0$ бўлади). Системанинг энтропияси ундаги модданинг агрегат ҳолатига боғлиқ, чунки суюқлик буғланганда, кристалл модда эритувчида эритилганда ёки иситилганда суюқланма ҳолатига ўтганда, модда заррачаларининг ўзаро жойлашишида тартиб камаяди ва аксинча, буғ суюқлик ҳолати (конденсация) га, суюқ ҳолдан кристалл ҳолатга ўтганда ҳам системадаги заррачаларнинг ўзаро жойлашишида тартиб ортади ($\Delta S < 0$).

Масалан, буғ ҳолдаги сувнинг энтропиясига қараганда қаттиқ ҳолдаги сув (муз) нинг энтропияси 4,8 мартача кам бўлади.

Бир хил агрегат ҳолатдаги моддалар молекулалари

таркибида атомлар сони кўпайса, унда энтропия қиймати ҳам ортади. Бундай ҳолатларни атомар, молекуляр кислород ва озон, ёки газ ҳолатдаги S , S_2 , S_6 ва S_8 ларни таққослаш натижасида аниқлаш мумкин.

Системанинг энергияси ортиб боришини энтропия омили деб аталади, унинг катталиги температура ортиши билан ўсиб боради. Унинг миқдорини температура ва жараёнда энтропия ўзгариши (ΔS) кўпайтмаси ($T\Delta S$) орқали ифодаланади, катталиги эса Жоулларда берилади.

Ташқи муҳитдан чегара билан ажратилган система (бундай системада ташқи муҳит билан модда, иссиқ-

20- жадвал

S_{298}^0 да баъзи моддалар энтропиясининг стандарт қийматлари

Моддалар	Агрегат ҳолати	S_{298}^0 Ж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹	Моддалар	Агрегат ҳолати	S_{298}^0 Ж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹
Ag	кристал	42,55	Fe	қ	67,36
AgCl	қ	96,1	H ₂	г	130,6
AgBr	қ	107,1	H ₂ O	г	188,74
AgJ	қ	114,2	H ₂ O	суюқ (с)	69,96
AlSb	қ	72,97	H ₂ O	қ	39,33
Al	қ	28,31	KCl	қ	82,68
Ba	қ	22,96	KClO ₃	қ	142,97
BaCO ₃	қ	112,1	KMnO ₄	қ	171,71
BaCl ₂	қ	125,1	KOH	қ	59,41
Ba(NO ₃) ₂	қ	213,7	K ₂ CrO ₄	қ	200,0
BaSO ₄	қ	131,8	K ₂ SO ₄	қ	175,73
C	олмос	2,38	MgCO ₃	қ	65,69
C	графит	5,74	MgO	қ	26,24
CO	газ (г)	197,4	N ₂	г	191,4
CO ₂	г	213,6	NH ₃	г	192,4
CH ₄	г	186,19	NH ₄ NO ₃	қ	150,60
C ₂ H ₂	г	200,79	HNO ₃	с	156,16
O	г	160,95	NO	г	210,6
O ₂	г	205,04	S	г	167,7
O ₃	г	238,8	S ₂	г	228,18
			S ₆	г	377,0
			S ₈	г	444,2

лик ёки иш миқдори билан алмашиш жараёни бўлмайди) да фақат энергия қиймати ортадиган жараён ва реакцияларгина ўз-ўзидан содир бўлади. Бу қоида термодинамиканинг III қонуни деб ҳам аталади.

ГИББС ЭНЕРГИЯСИ

Кимёвий реакциялар содир бўладиган ҳолда бир вақтнинг ўзида иккита қарама-қарши ҳодиса рўй беради: заррачалар кучли кимёвий боғланиш туфайли бирикиб мураккаб заррачалар ҳосил қиладилар. Мураккаб заррачалар парчаланиб, оддий заррачаларни ҳосил қиладилар. Булардан биринчисида системанинг энтальпияси ва иккинчисида эса энтропияси ўзгаради. Ана шу икки ўзаро қарама-қарши жараёнлар эффектларининг йиғиндиси система (реакция) нинг Гиббс энергияси дейилади. Бу пайтда системанинг температураси ва босими ўзгармас бўлгани учун уни система изобар-изотермик потенциали ўзгариши ҳам дейилади ва ΔG билан белгиланади, унинг ўлчов бирлиги $\text{кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$.

1 моль модданинг стандарт шароитда ҳосил бўлишида реакция изобар-изотермик потенциалининг ўзгариши шу модданинг стандарт ҳосил бўлиш изобар-изотермик потенциали ўзгариши дейилади ва ΔG_{298}^0 кўринишда ёзилади.

Ҳар қандай кимёвий реакция изобар-изотермик потенциалининг ўзгариши— ΔG_{298}^0 (к.р) . қуйидаги формула ёрдамида ҳисобланади:

$$\Delta G_{298}^0(\text{к.р}) = \sum \Delta G_{298}^0(\text{маҳсулот}) - \sum \Delta G_{298}^0(\text{даст. модда})$$

Бунда: $\sum \Delta G_{298}^0(\text{маҳсулот})$ — реакция натижасида ҳосил бўлган моддалар изобар-изотермик потенциалининг ўзгариши йиғиндиси.

$\sum \Delta G_{298}^0(\text{даст. модда.})$ — реакцияга киришаётган моддалар изобар-изотермик потенциалининг ўзгариши йиғиндиси.

Умуман, системанинг температураси (Т), энтальпия ўзгариши (ΔH), энтропия ўзгариши (ΔS) ҳамда изобар-изотермик потенциали ўзгариши ўртасида қуйидаги боғланиш мавжуд:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S;$$

Изобар-изотермик потенциалининг қийматига қараб,

стандарт шароитда реакцияларнинг бориш-бормаслиги хусусида хулоса қилинади. Агар кимёвий реакция изобар-изотермик потенциали ўзгаришининг қиймати

21-жадвал

Айрим моддаларнинг стандарт Гиббс ΔG_{298}^0 энергияси

Моддалар	Агрегат ҳолати	ΔG_{298}^0 кЖ · моль ⁻¹	Моддалар	Агрегат ҳолати	ΔG_{298}^0 кЖ · моль ⁻¹
AgF	қ	-187,9	HCl	г	-95,1
AgCl	қ	-109,7	HBr	г	-53,5
AgBr	қ	-94,9	HJ	г	+1,3
Ag	қ	-66,3	H ₂ O	г	-228,2
Al(OH) ₃	қ	-1138,6	H ₂ O	с	-237,2
Al ₂ O ₃	қ	-1582,26	H ₂ S	г	-33,3
Al ₂ (SO ₄) ₃	қ	-3100,88	H ₂ Se	г	+71,1
BaCO ₃	қ	-1137,8	H ₂ Te	г	+138,4
BaCl ₂	суюқ	-810,8	HNO ₃	эритма	-110,4
BaSO ₄	қ	-1352,8	H ₂ SO ₄	э	-741,1
BaSO ₄	с	-1311,2	H ₂ SO ₄	қ	-789,1
CF ₄	Газ	-634,7	KF	қ	-537,7
CCl ₄	г	-63,95	KCl	қ	-408,7
CBr ₄	г	+35,9	KCl	э	-413,7
CH ₄	г	-50,81	KBr	қ	-377,3
CO	г	-137,14	KJ	қ	-324,9
CO ₂	г	-394,3	KNO ₃	э	-392,8
CH ₂ OH	с	-163,34	KOH	э	-439,3
CaCO ₃	қ	-1128,8	NaF	қ	-539,2
Ca(OH) ₂	қ	-1118,4	NaCl	қ	-384,1
CaSO ₄	қ	-1319,2	NaCl	э	-392,5
CuF	қ	-209,2	NaBr	қ	-348,6
CuCl	қ	-120,1	NaJ	қ	-285,1
CuBr	қ	-99,5	NaNO ₂	э	-367,8
CuJ	қ	-69,5	NaOH	қ	-380,4
CuSO ₄	қ	-676,4	Na ₂ SO ₄	э	-1260,3
FeCl ₂	қ	-303,4	NaON	э	-147,2
Fe(OH) ₂	қ	-473,1	BaSO ₄	қ	-1353,1
Fe(OH) ₃	қ	-693,9	O ₂	г	-300,1
SO ₃	г	-371,16	FeS	қ	-97,5
HF	г	-269,6			

$\Delta G > 0$ яъни мусбат бўлса, бу реакциялар оддий шароитда ўз-ўзидан боради; агар $\Delta G < 0$, яъни манфий бўлса, бундай реакцияларни оддий шароитда амалга ошириб бўлмайди. Агар $\Delta G = 0$ бўлса, бунда система кимёвий мувозанат ҳолида бўлади.

Айрим моддаларнинг стандарт ҳосил бўлиш Гиббс энергияси ΔG_{298}^0 қуйидаги жадвалда келтирилган.

Энди юқорида айтиб ўтилган тушунчаларга доир бир мисол билан танишиб чиқамиз.

Масала: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightleftharpoons 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}$ реакциянинг ΔS_{298}^0 ҳисоблансин.

Реакция стандарт шароитда борадими?

Ечиш. 20- жадвалда ҳар бир модда учун энтропия қийматини ёзиб оламиз:

$$\begin{aligned} S_{298}^0(\text{NH}_3) &= 192,5 \text{ Ж} \cdot \text{моля}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}, & S_{298}^0(\text{O}_2) &= \\ &= 205,03 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}, \\ S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) &= 188,74 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} & S_{298}^0(\text{NO}) &= \\ &= 210,62 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}. \end{aligned}$$

Энди реакция энтропияси ўзгаришини ҳисобласак:

$$\begin{aligned} \Delta S_{298}^0(\text{к. р.}) &= \sum \Delta S_{298}^0(\text{маҳсулот}) - \sum \Delta S_{298}^0(\text{даст. модда}) = \\ &= [6 \cdot S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) + 4 \cdot S_{298}^0(\text{NO})] + [4 \cdot S_{298}^0(\text{NH}_3) + 5 \cdot S_{298}^0(\text{O}_2)] = \\ &= (6 \cdot 188,74 + 4 \cdot 210,6) - (4 \cdot 192,5 + 5 \cdot 205,03) = \\ &= 179,69 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}. \end{aligned}$$

Реакциянинг изобар-изотермик потенциали ўзгаришини ҳисоблаймиз: 21- жадвалда берилган моддаларнинг стандарт изобар-изотермик потенциали қийматларидан фойдаланамиз:

$$\begin{aligned} \Delta G_{298}^0(\text{NH}_3) &= -16,64 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, & \Delta_{298}^{-0}(\text{NH}_3) &= 0 \\ \Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) &= -228,0 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, & \Delta_{298}^0(\text{NO}) &= \\ &= +86,69 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1} \end{aligned}$$

Бу қийматларни қуйидаги формулага қўйсақ:]

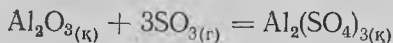
$$\begin{aligned} \Delta G_{298}^0(\text{к.р.}) &= [6 \cdot \Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) + 4 \cdot \Delta G_{298}^0(\text{NO})] - [4 \cdot \Delta G_{298}^0(\text{NH}_3) + \\ &+ 5 \Delta G_{298}^0(\text{O}_2)] = [6 \cdot (-228,0) + 4 \cdot 86,64] - [4 \cdot (-16,64) + \\ &+ 5 \cdot 0] = +954,88 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}. \end{aligned}$$

Кўриниб турибдики, $\Delta G_{298}^0(\text{к.р.}) = +954,88 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$,

яъни $\Delta G_{298}^0 > 0$ экан. Шунинг учун бу реакция стандарт шароитда боради.

Энди бир неча мисолларнинг ечими билан танишиб чиқамиз;

1- мисол. Стандарт шароитда газ ҳолдаги SO_3 ва кристалл Al_2O_3 дан кристалл ҳолатидаги $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ҳосил бўлишидаги Гиббс энергияси ΔC_{298}^0 қийматларини топамиз.



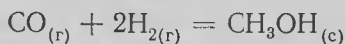
$$\Delta G_{298(\text{Al}_2\text{O}_3)}^0(\kappa) = -1582,26 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, \Delta G_{298(\text{SO}_3)}^0(\Gamma) = -371,16 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$\Delta G_{298[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]}^0(\kappa) = -3100,88 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$; Тенгламага қийматларни қўйиб чиқамиз:

$$\Delta G_{298}^0 = -3100,88 - (-1582,26) - 3 \cdot 371,16 = -405,14 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1};$$

Шундай қилиб, $\Delta G_{298}^0 < 0$, манфий қийматга эга. Демак, бу реакция стандарт ҳолатда боради.

2- мисол. Стандарт шароитда углерод (II) оксид билан водород ўртасида реакция бориб метил спирт ҳосил бўладими?

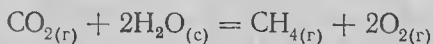


21- жадвалдан $\text{CO}_{(\Gamma)}$, $\text{H}_{2(\Gamma)}$ ва CH_3OH лар учун ΔG_{298}^0 нинг қийматларини топамиз. Улар: -137 ; 0 ; ва $-163,34 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенгдир. Бу қийматларни тенгламага қўямиз;

$$\Delta G_{298}^0 = -163,34 - (-137,14) = -26,20 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$$

ΔG_{298}^0 қиймати манфий бўлганлиги учун реакция чапдан ўнгга томон боради.

3- мисол. Стандарт шароитда қуйидаги реакциянинг қайси томонга қараб йўналишини аниқланг.



Бу моддалар учун стандарт Гиббс энергияси: $-394,34$; $-237,2$; $-50,81 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$.

Реакцияни Гиббс энергиясининг ўзгаришини аниқлаймиз:

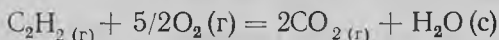
$$\Delta G_{298}^0 = \Delta G_{298}^0(\text{CH}_4) = \Delta G_{298}^0(\text{CO}_2)_{(\Gamma)} - \Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O})_{(\text{C})}$$

Қийматларни формулага қўйиб ҳисоблаймиз:

$$\Delta G_{298}^0 = G_2 - G_1 = -50,81 - (-394,3) - 2(-237,2) = 817,89 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

ΔG_{298}^0 қиймати мусбат. Шунинг учун реакция фақат ўнгдан чапга кетиши мумкин, яъни карбонат ангидрид ва сув ҳосил бўлиш томонига қараб боради.

4- мисол. Қуйидаги реакция учун стандарт шароитда Гиббс энергиясининг ўзгаришини аниқланг:



Гиббс энергияси ΔG_{298}^0 ни аниқлаш учун, аввало реакциянинг ΔH_{298}^0 ва ΔS_{298}^0 қийматларини ҳисоблаб чиқамиз: Реакциянинг Гиббс энергияси ўзгаришини қуйидаги формула бўйича ҳисоблаймиз.

$$\Delta G_{293}^0 = \Delta H_{293}^0 - T\Delta S_{298}^0$$

19 ва 20- жадваллардан энтропия ва энтальпия қийматларини топамиз:

$$\Delta H_{298}^0(\text{C}_2\text{H}_2) = 226,80 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, S_{(\text{C}_2\text{H}_2)}^0 = 200,8 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

$$\Delta H_{298}^0(\text{O}_2) = 0 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, S_{298}^0(\text{O}_2) = 205,03 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}, \Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,62 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1},$$

$$S_{298}^0(\text{O}_2) = 213,6 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}, \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = -285,91 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}, S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}) = 69,96 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$$

$$\Delta H_{298}^0 = 2\Delta H_{(\text{CO}_2)}^0 + \Delta H_{(\text{H}_2\text{O})}^0(\text{с}) - \Delta H_{(\text{C}_2\text{H}_2)}^0(\text{г}) = -2(-393,62) - 285,91 - 226,80 = -1299,95 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$$

$\Delta S_{298}^0 = 2S_{(\text{CO}_2)}^0 + S_{(\text{C}_2\text{H}_2)}^0 - 2,5, S_{(\text{O}_2)}^0 = 2 \cdot 213,6 + 69,96 - 200,8 - 2,5 \cdot 205,03 = -216,21 \text{ Ж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ ёки $\Delta S^0 = -0,2162 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-2}$. Энди энтальпия ва энтропия қийматларини формулага қўйиб, ΔG_{298}^0 ни ҳисоблаймиз:

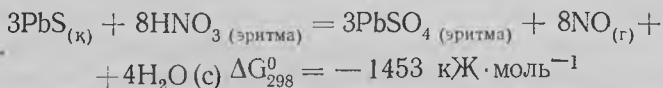
$\Delta G_{298}^0 = -1299,95 - (-0,2162)298 = -1235 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$
 ΔG_{298}^0 манфий қийматга эга бўлиши реакциянинг ўнг томонга боришидан далолат беради.

5- мисол. Суялтирилган хлорид кислота қўрғошин сульфидни эритадими?

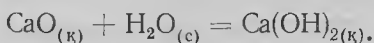


Юқорида келтирилган схема бўйича ҳисоблар натижаси $\Delta G_{298}^0 = +30,9 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ эканлигини кўрсатади.

Гиббс энергияси қийматининг мусбат бўлиши қўрғошин сульфидни хлорид кислотада эритиб бўлмаслигини кўрсатади, аммо қўрғошин сульфид суюлтирилган нитрат кислотада эрийди, чунки: $\Delta G_{298}^0 = -1453,1 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$

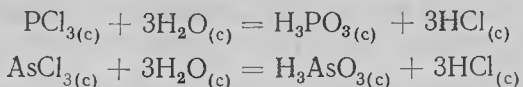


6- мисол. Қуйидаги реакция тўғри йўналишда давом этадими?



Гиббс энергиясининг қийматини ҳисоблаганда, у $\Delta G_{298}^0 = -57,6 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ эканлиги маълум бўлди. Демак, Гиббс энергиясининг қиймати манфий бўлганлиги учун реакция тўғри йўналишда давом этади.

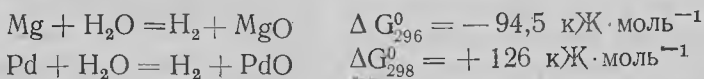
7- мисол. PCl_3 ва AsCl_3 гидролизга учрайдими?



ΔG_{298}^0 — биринчи реакция учун — $278,23 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ иккинчи реакция учун эса — $53,13 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$.

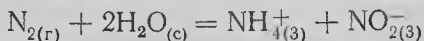
Демак, Гиббс энергиясининг қийматлари ҳар иккала реакция учун ҳам манфий қийматга эга бўлганлиги PCl_3 ва AsCl_3 ларнинг гидролизга учраши мумкин эканлигини ишотлайди.

8- мисол. Стандарт шароитда реакция қайси томонга қараб боришини аниқланг.



Биринчи реакция доим чапдан ўнгга томон боради, чунки ΔG_{298}^0 нинг қиймати манфийдир. Аммо иккинчи реакция ўнгдан чапга томон боради, чунки ΔG_{298}^0 қиймати мусбатдир.

9- мисол. Тўғридан-тўғри ҳаводаги азотни сувда эритиб аммиак олиш мумкинми?



Термодинамик анализ кўрсатдики, $\Delta G_{298}^0 = +358 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$. Шунинг учун ҳам бу реакция бормайди. Ҳатто бу реакция катализатор иштирокида ҳам бормайди, чунки ΔG_{298}^0 нинг қиймати жуда катта.

5.15- машқлар

6- иловада берилган оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвали ва 19—21-жадвалларда берилган термодинамик катталиклардан фойдаланиб, кимёвий реакциялар тенгламаларини тузинг ва саволларга жавоб беринг: ΔG , ЭЮК, ΔH^0 , ΔS^0 қийматларини аниқланг.

1. H_2SO_4 эритмасига кадмий туширилса, қандай ҳодиса юз беради?

2. Қальций метали BaCl_2 бирикмаси таркибидаги барий ионини қайтара оладими?

3. Агар SnCl_2 нинг сувли эритмасига хлор таъсир эттирилса, қандай ҳодиса рўй беради?

4*. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ва $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ бир нормалли эритмаларидан ташкил топган $\text{Zn} | \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 || \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 | \text{Pb}$ элементларининг ЭЮК ни ҳисобланг ва кимёвий реакциялар тенгламаларини тузинг.

5. Суюлтирилган хлорид кислота билан Sn актив реакцияга киришадими ёки Co?

6. Хлор ёрдамида FeCl_2 ни FeCl_3 гача оксидлантириш мумкинми?

7. Мис металлинини суюлтирилган сульфат кислота билан оксидлаб бўладими?

8. Кислотали муҳитда KMnO_4 PbJ ни оксидлай оладими?

9. Кислотали муҳитда $\text{Mn} \text{HBr}$ ни оксидлайдими?

10. Кислотали муҳитда газ ҳолдаги кислород FeSO_3 ни $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ гача оксидлайдими?

11. Кислотали муҳитда қўрғошин диоксид билан LiBr ни оксидлаш мумкинми?

12. $\text{PbO}_{2(\kappa)}$, $\text{MnO}_{2(\kappa)}$, $\text{Cl}_{2(\Gamma)}$, $\text{O}_{2(\Gamma)}$ ларнинг оксидловчилик хоссаларини солиштириб кўринг.

13. Хлор газига нисбатан, Mg, Al, Cu ларнинг қайтарувчилик хоссаларини солиштириб кўринг.

Бу масаланинг ечими 7.3- қисмда келтирилган

14. Водород пероксид билан $Mn(OH)_2$ ни оксидлаш мумкинми?

15.* Кислотали эритмада $FeBr_2$ калий перманганат билан оксидланадими?

16. Суюлтирилган HCl ва HNO_3 билан Pb реакция-га киришадими?

17. Кислотали муҳитда $Mn(NO_3)_2$ ни қўрғошин (IV) оксид билан оксидлаш мумкинми?

18. In тузлари эритмаларига туширилган Co ва Cu электродлари ёрдамида тузилган гальваник элементнинг ЭЮК ни ҳисобланг.

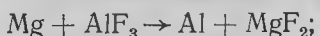
19. $NiSO_4$ эритмасининг электролиз схемасини тузинг, катод ва анодда борадиган кимёвий жараённи тушунтиринг.

20. $ZnCl_2$ эритмасига платина электродлари туширилган электролитдан ток ўтказилди. Катод ва анодда борадиган кимёвий жараённи тушунтиринг ва уларнинг тенгламаларини тузинг.

21. Б. С. Якоби томонидан кашф этилган гальванопластика ҳодисаси бўйича темир пластинкаси устини никель билан қоплашга имкон берадиган гальваник элементнинг чизмасини тузинг, катод ва анодда борадиган кимёвий реакцияларнинг тенгламаларини тузинг.

22. Темирдан ясалган идишга мис сульфат тузи эритмасини қуйганда қандай жараён рўй беради. Кимёвий реакция тенгламасини тузинг.

23. Алюминий фторидни магний билан қайтариш реакцияси тенгламасини охирига етказинг.



24. Алюминийдан ясалган идишда Na_2CO_3 билан кир кийимларни солиб қайнатса нима бўлади? Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

25. Темир (III) хлорид эритмаси нима учун рухдан ясалган идишда эмас, балки мисдан ясалган идишда сақланиши мумкин?

26. $Ni|Ni^{2+}$ ва $Zn|Zn^{2+}$ жуфтлари асосида гальваник элементнинг ЭЮК ни ҳисобланг. Кимёвий реакция тенгламаларини тузинг.

27. ЭЮК максимум қийматга эга бўлган қандай металл жуфтларидан гальваник элемент тузиш мумкин?

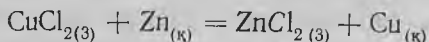
28. In ли эритмаларга туширилган рух ва темир пластинка электродларидан иборат гальваник элемент

тузилган. Шу элементнинг ЭЮК ни аниқланг ва кимёвий реакция тенгламаларини тузинг.

29.* Мис бирикмалари таркибидан мис ионини си-
моб билан қайтариш мумкинми?

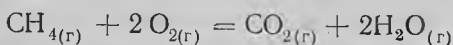
30. Этилен (г), сув буғи (г) реакциялари натижасида этил спирти буғи ҳосил бўлиш жараёни учун ΔG_{298}^0 қийматини ҳисобланг. $\Delta G_{298}^0 [C_2H_5OH (г)] = -168,04 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг.

31. Қуйидаги тенглама бўйича реакциянинг иссиқлик эффектини ҳисобланг:



рух ва мис хлоридларнинг ҳосил бўлиш иссиқлиги: 478,2 ва $-262,3 \text{ кЖ} \cdot \text{моль}^{-1}$ га тенг.

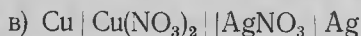
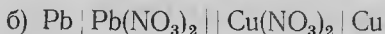
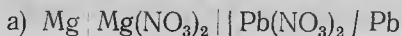
32. Қуйидаги реакция тенгламаси бўйича стандарт шариоитда ΔS_{298}^0 ўзгаришини аниқланг.



33. Қуйидаги кимёвий реакция бўйича ишлайдиган гальваник элемент

$Zn + Hg_2SO_4 = ZnSO_4 + 2Hg$ учун ЭЮК қиймати 1,4208В. Унинг ΔG_{298}^0 қийматини аниқланг.

34. Қуйидаги схемалар билан ифодаланган гальваник элементларда электронлар ўтказгич орқали қайси томонга ҳаракат қилишини кўрсатинг:



Электродлардан қайси бири анод ва қайси бири катод бўлади? Электродларда борадиган жараёнларнинг электрон тенгламаларини тузинг.

35. Схемалари қуйида келтирилган гальваник элементларнинг электродларида содир бўладиган жараёнларнинг электрон тенгламаларини ёзинг.



Бу гальваник элементларда қайси электродлар анод ва қайси электродлар катод бўлади?

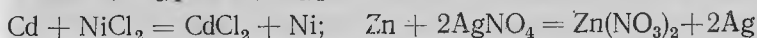
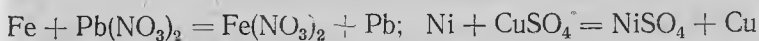
36. Аноди рух бўлган гальваник элемент схемасини тузинг. Электродларда борадиган жараёнларнинг электрон тенгламаларини ёзинг.

37. Бирида катода кадмий, иккинчисида эса аноди кадмий бўлган иккита гальваник элементнинг схемаларини тузинг. Электродларда содир бўладиган жараёнларнинг электрон тенгламаларини ёзинг.

38. Бирида мис катод, иккинчисида мис анод бўлган иккита гальваник элементнинг схемаларини тузинг. Электродларда содир бўладиган жараённинг электрон тенгламаларини ёзинг.

39. Гальваник элементларнинг бирида никель катод, иккинчисида эса анод вазифасини бажаради. Шу икки гальваник элементнинг схемаларини тузинг. Электродларда борадиган жараёнларнинг электрон тенгламаларини ёзинг.

40. Иш жараёнида қуйидаги реакциялар содир бўладиган гальваник элементларнинг схемаларини тузинг:



Электрон тенгламаларини ёзинг.

6. КИМӨВИЙ ТЕНГЛАМАЛАР ТУЗИШ БЎЙИЧА МАШҚЛАР

Кимёвий тенгламаларни тузишга киришиш учун моддаларнинг бир ҳолатдан бошқа ҳолатга ўтиши ҳақидаги қонун ва қоидаларни, кимёвий реакцияларнинг бориш шарт-шароитларини билмоқ зарур.

Умумий ва анорганик кимёнинг назарий асослари реакцияга киришувчи моддаларнинг қандай кимёвий хоссаларга эга эканлигини, реакцияларнинг бориш шароитларини, унинг йўналишини чуқур ва аниқ қилиб тушунтириб беради. Шунингдек реакциянинг чап ва ўнг томонига қайси моддаларнинг формулалари ёзилиши ҳақидаги маълумотларга эга бўлиш керак. Кимёвий реакцияларнинг техникада ва амалий машғулотлардаги аҳамиятини тушуниш, тенгламаларни тўғри ва аниқ тузабилиш, уни ўқийбилиш албатта зарурдир.

Шуни уқтириб айтамызки, талабаларнинг ўз устида мустақил ишлаши, машқларни тушунган ҳолда бажаришлари, уларнинг фикрлаш қобилиятларини оширади, натижада фанга илмий ёндошишга олиб келади. Моддаларнинг структура ва фазовий формулаларини ёзабилиш кимёвий саводнинг аломати ҳисобланади.

6.1. ВОДОРОД, КИСЛОРОД, ВОДОРОД ПЕРОКСИД

1. Лабораторияда ўтказиладиган амалий машғулотларда водородни металлларга суюлтирилган кислоталар, сув ва баъзан ишқорлар таъсир қилиб олинади. Оксидлари амфотер хоссага эга бўлган элементларнинг ишқорлар билан таъсирлашиш реакция тенгламаларини тузинг.

2. Оксидланиш қайтарилиш потенциаллари жадвалдан фойдаланиб, қайси металллар кислоталардан водородни сиқиб чиқарадию ва қайсилари водородни сиқиб чиқараолмаслигини аниқланг, бир неча тенгламалар тузинг.

3.* Қуйидаги водород олиш реакцияси тенгламаларини тугалланг:



Реакциянинг бориш шароитини кўрсатинг ва кимёвий мувозанат константаси тенгламасини тузинг.

4. Водороднинг қайтарувчилик ва оксидловчилик хоссасига таалуқли бўлган реакция тенгламаларини тузинг.

5. Лабораторияда кислородни кислород тутган бирикмаларни парчалаб олиш усулларидан фойдаланилади. Бертоле тузи, калий перманганат, калий нитрат, калий бихроматни парчалаб кислород олиш реакцияси тенгламаларини тузинг.

6. Сульфат кислота иштирокида сувни электролиз қилиб кислород олиш реакцияси тенгламасини тузинг.

7. Металлмасларнинг кислород билан оксидланиш реакцияси тенгламаларини ёзинг.

8. Ҳаво кислороди ёрдамида литий, барий ва висмутларнинг оксидланиш реакциялар тенгламаларини ёзинг.

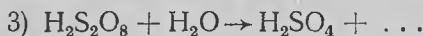
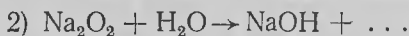
9. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвали асосида энг кучли оксидловчиларни аниқланг: кис-

лородми ёки озон? Кислород ва озоннинг оксидловчилигига доир реакция тенгламаларини тузинг.

10*. Калий йодиднинг сувли эритмасини озон билан оксидлаш реакцияси тенгламасини тузинг.

11. Бир ҳажм кислород ва икки ҳажм водород аралашмасининг ёниши натижасида нима ҳосил бўлади? Реакция тенгламасини тузинг.

12. Қўйидаги водород пероксидни олиш реакциялар тенгламаларини тугалланг:



Ҳар бир реакциянинг амалий аҳамиятини ва уларнинг бо-риш шароитларини кўрсатинг.

13*. H_2O_2 оксидловчи вазифасини ўтаган қўйидаги ким-ёвий реакцияларни тугалланг:



14*. H_2O_2 қайтарувчилик хоссасини намоён қилган қўйи-даги реакцияларни тугалланг:



15. Реактив ёқилғиси сифатида гидразин (N_2H_4) ва во-дород пероксид (H_2O_2) қўлланилади. Улар иштирокида ре-акция тенгламаларини тузинг.

16. 98% ти метан бўлган бир ҳажм табиий газни тўла ёндириш учун қанча кислород сарф бўлади?

17. 1 кг кислород кўп ҳажмни эгаллайдими ёки 1 кг озонми?

18. Озон нима учун дезинфекциялаш хоссасига эга? Асосланган жавоб беринг.

19. Водород пероксид ионларга қандай диссоцила-нади. Реакция тенгламасини ёзинг.

20. Барий пероксид билан сульфат кислота орасида борадиган реакция тенгламасини ёзинг.

21. Водород пероксид билан йодид кислота орасида бўладиган реакциянинг тенгламасини ёзинг. Эритма

нима учун сариқ тусни олади, крахмал қўшилганда нима учун эритма кўкаради?

22. Қўрғошин сульфиддан иборат қора чўкмага водород пероксид қўшилганда қўрғошин сульфат ҳосил бўлади ва чўкма оқаради. Реакция тенгламасини тузинг.

6.2. ИШҚОРИЙ МЕТАЛЛАР

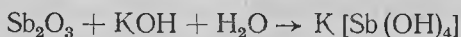
1. Ишқорий металллар сув, кислород ва кислоталар: хлорид, сульфат, нитрат кислоталар билан қандай реакцияга киришади? Реакция тенгламаларини тузинг.

2. Литий, натрий, калий, рубидий ва цезийларни эркин ҳолда олиш реакция тенгламаларини тузинг. Реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

5. Рубидий билан бром, цезий билан селен, франций билан олтингугурт, литий билан азот, калий билан водород ўртасидаги кимёвий реакция тенгламаларини тузинг.

4. Қуйидаги тузларнинг гидролиз реакция тенгламаларини ёзинг: Na_2Se , CH_2COOK , NaHCO_3 .

5. Сурьма оксидлари Sb_2O_3 ва Sb_2O_5 ишқорларнинг эритмаларида эрийди. Реакция тенгламаларини тугалланг:

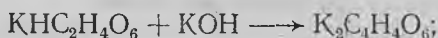


6. Натрий тузи эритмаси (масалан, CH_3COONa) устига мўл миқдорда иккиламчи уранилацетат $(\text{UO}_2)_3 \text{Zn} (\text{CH}_3\text{COO})_8$ қўшилса, сариқ кристалл чўкма $(\text{UO}_2)_3 \text{ZnNa} (\text{CH}_3\text{COO})_9 \times 6 \text{H}_2\text{O}$ ҳосил бўлади. Ҳосил бўлган модданинг номини айтинг ва реакция тенгламасини тузинг.

7. Калий хлорид билан вино кислотаси ўртасидаги реакция тенгламасини тузинг ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ таркибли оқ кристалл чўкма тушади),

8*. KNO_3 тузи эритмасини $\text{Na}_3 [\text{Co} (\text{NO}_2)_5]$ эритмаси устига қуйилса, сариқ кристалл чўкма $\text{K}_2\text{Na} [\text{Co} (\text{NO}_2)_6]$ тушади, агар шу чўкма устига мўл миқдорда KNO_3 эритмасидан қўшилса, $\text{K}_3 [\text{Co} (\text{NO}_2)_5]$ чўкади. Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

9. Реакция тенгламаларини тугалланг:

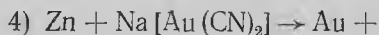
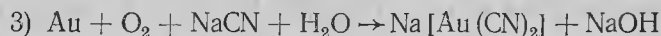
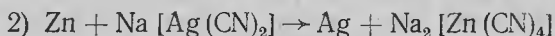


10*. Na_2O_2 ва CO_2 ўртасида содир бўладиган реакция тенгламасини тузинг.

6.3. МИС, КУМУШ, ОЛТИН

1. Техникада мис қандай усуллар билан олинади? Реакция борадиган шароитни кўрсатинг ва реакция тенгламаларини тузинг.

2. Кумуш ва олтин олишда қўлланадиган қуйидаги цианид усули бўйича борадиган реакциялар тенгламаларини тугалланг:



3. Мис, кумуш ва олтиннинг сувга, кислородга, ҳавога, кислота ва ишқорларга муносабати қандай?

Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

4. Мис сульфатга натрий гидроксид таъсир этганда нима ҳосил бўлади?

Реакция тенгламасини ёзинг?

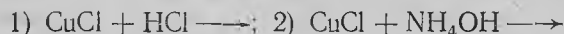
5. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ни кислота ва ишқорлар билан бўлган реакция тенгламаларини ёзинг.

6. Агар ҳаворанг ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ чўкмаси қиздирилса нима ҳосил бўлади? Реакция тенгламасини ёзинг.

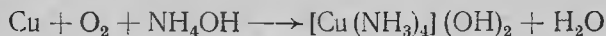
7. Cu_2O қандай йўл билан олинади? Реакция тенгламасини ёзинг.

8. CuCl_2 ва Cu металидан фойдаланиб, қандай қилиб CuCl ҳосил қилиш мумкин?

9.* Реакциялар тенгламаларини тугалланг:



10. Реакциялар тенгламаларини охиригача етказинг ва ҳосил бўлган модда номини айтинг:



11. Кумуш хлориднинг аммиакда эриш реакцияси тенгламасини ва нитрат кислота таъсир этганда, яна қайта кумуш хлорид ажралиб чиқиш реакциялари тенгламаларини ёзинг.

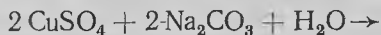
Реакцияларнинг бориш шароитини тушунтиринг.

12. AgCl , AgBr ва AgI ларнинг ҳосил бўлиш реакция

тенгламаларини ёзинг. Улардан қайсилари натрий тиосульфатда эрийди.

13. CuSeO_4 , CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ тузлари эритмаларининг гидролиз реакциялари тенгламаларини ёзинг.

14.* CuSO_4 эритмаси устига Na_2CO_3 эритмасини қуйганда яшил рангдаги миснинг асосли тузи чўкмаси ҳосил бўлади. $[\text{CuOH}]_2\text{CO}_3$ нинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг:

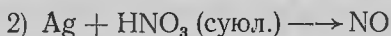
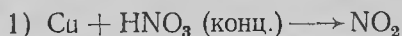


15. Мисдан ясалган қадимий буюмларда яшил рангли мис гидроксокарбонат ҳосил бўлишини кўриш мумкин. Унинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

16. Cu_2S ва Ag_2S нинг ҳосил бўлиш реакциялари тенгламаларини ёзинг. Реакция борадиган шароитни кўрсатинг.

17. CuSO_4 нинг суюлтирилган эритмасига калий йод эритмасини қуйганда CuI билан бирга эркин ҳолда йод ажралиб чиқади. Реакция тенгламасини ёзинг.

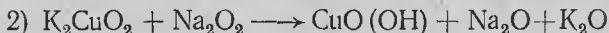
18. Қуйидаги реакция тенгламаларини охирига етказинг:



19. CuO нинг метил ва этил спиртлари билан қайтарилиши реакцияси тенгламаларини ёзинг. Бунда метил спиртидан формальдегид ва этил спиртидан эса сирка альдегид ҳосил бўлади.

20.* Агар AgNO_3 эритмаси устига томчилаб суюлтирилган NH_4OH эритмаси қуйиб борилса, аввал чўкма ҳосил бўлиб, шу чўкма устига бир неча томчи 10% ли формалин эритмаси, 10% ли глюкоза эритмаси ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) ёки калий натрий тартрат тузи ($\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6$) эритмаларидан қуйиб борилса ва аста-секин қиздирилса, пробирканинг ички девори металл ҳолидаги ялтироқ кумуш билан қопланади. Содир бўладиган реакциялар тенгламаларини ёзинг.

21. Қуйидаги реакцияларнинг бориш шароитини кўрсатинг, уларни тенгламаларини тугалланг:



22. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадзалига асосланиб Cu^+ , Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} каби ионлар орасидаги кучсиз ва кучли оксидловчи ионларни аниқланг ва уларни оксидловчилик хоссаларининг ортиб бориш тартиби бўйича жойлаштиринг.

23. Юқоридаги жадвал бўйича қайси кислоталар Cu , Ag , Au металлларини оксидлай олишини айтинг.

24. Фотографияда қўлланиладиган суратларни кўринадиган ва турғун ҳолатга келтирадиган жараёнларнинг кимёвий реакция тенгламаларини ёзинг.

25.* Кумушдан ясалган буюмларнинг ҳавода қорайишини қандай тушунасиз. Реакция тенгламасини ёзинг.

26. Кумуш нитрат тузига ишқор таъсир этиб нима учун кумуш гидроксидини ҳосил қилиб бўлмайди? Жавобингизни содир бўладиган реакцияларнинг тенгламаларини тузиш билан исбот қилинг.

27. Cu_2O ва CuO ни сувда эритиб мис гидроксидларини олиб бўладими? Мис гидроксиди ишқор ва кислота эритмалари билан кимёвий реакцияга киришади-ми? Реакция тенгламасини ёзинг.

6.4. БЕҚИЛЛИЙ, МАГНИЙ ВА ИШҚОРИЙ-ЕР МЕТАЛЛАР

1. Бериллий, магний ва ишқорий-ер металлларнинг сувга, ҳаво кислородига, кислота ва ишқорларга муносабати қандай? Тегишли реакцияларнинг тенгламаларини ёзинг.

2. Ca ва Mg га нисбатан Sr , Ba , Ra лар сув билан нима учун шиддатли реакцияга киришадилар. Реакция тенгламаларини ёзинг.

3. Техникада бериллий, магний ва ишқорий-ер металлларнинг олиниш реакция тенгламаларини ёзинг. Реакция борадиган шароитни кўрсатинг.

4. Магний гидроксидга NH_4Cl ва бериллий гидроксидига эса кислота ёки ишқор эритмаси таъсир этганда нима ҳосил бўлади? Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

5*. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ эритмасига Na_2CO_3 эритмаси қўйилганда чўкма ҳосил бўлади. Агар шу чўкма устидан карбонат ангидрид газини ўтказсак, нима ҳосил бўлади. Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

6. MgNH_4PO_4 тузининг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

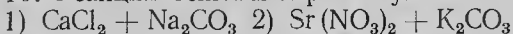
7. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$ ларнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини ёзинг.

8. Агар оҳакли сув эритмаси ёки барий гидроксид қўшилган сувга карбонат ангидрид юборилса, нима ҳосил бўлади? Реакция тенгламаларини ёзинг.

9. Магнийнинг бирор эрувчан тузи (масалан, MgCl_2) устига оз-оздан Na_2CO_3 эритмасидан қўшиб борсак, магнийнинг асосли карбонат тузи ҳосил бўлади. Тегишли реакция тенгламасини ёзинг ва уни тугалланг:



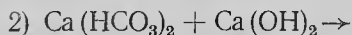
10. Реакция тенгламаларини тугалланг:



11. Кальций хлорид, барий нитрат ёки стронций хлоридларнинг тўйинган эритмалари устига CaSO_4 эритмаси қўйилса нима ҳосил бўлади?

Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

12. Қуйидаги реакция тенгламаларини охирига етказинг ва ҳосил бўлган маҳсулотларнинг номини айтинг:



13. Кальцийнинг суюлтирилган ва концентрланган HNO_3 ва H_2SO_4 кислоталари билан таъсирланиш реакция тенгламаларини ёзинг.

14. Қуйидаги реакция тенгламаларини охирига етказинг:



15. Нима учун магний сувнинг водород иони ёрдамида оксидланиши жараёнида NH_4Cl ёки CuCl_2 қатнашмаса охиригача бормайди?

Реакция тенгламаларини ёзиб исботланг.

16.* Кальций гидрид ҳавода ёниши натижасида ёки сув билан кимёвий реакцияга киришганда қандай жараёнлар рўй бериши мумкин?

Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

6.5. РУХ, КАДМИЙ, СИМОБ

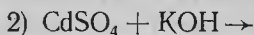
1. Д. И. Менделеев даврий системаси ва оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвалларидан фойдаланган ҳолда Zn , Cd ва Hg ларнинг хоссаларига қисқа тавсиф беринг.

2.* Агар металл ҳолидаги симоб таркибида эриган рух, қалай ва қўргошин бўлса, уларни симобдан ажратиш учун симоб сульфатининг тўйинган эритмасига солиб яхшилаб чайқатилади. Бунда қандай ҳодиса рўй беради?

Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

3. Саноатда рух, кадмий ва симоб олиш реакция тенгламаларини ёзинг. Реакция борадиган шароитни кўрсатинг.

4. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:



5. Рух гидроксиднинг кислота ва ишқор билан реакция тенгламасини ёзинг:

6. HgCl_2 (сулема), Hg_2Cl_2 (каломел) ларнинг олиниш реакция тенгламаларини ёзинг.

7. ZnSO_4 , CdSO_4 , HgSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ларнинг гидролизланиш реакция тенгламаларини ёзинг.

8. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ларнинг Na_2CO_3 ёки K_2CO_3 лар билан бўлган реакцияси натижасида гидрокарбонатлар ҳосил бўлади. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:

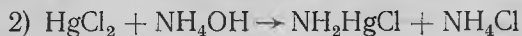
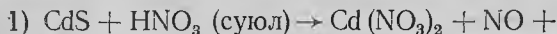


9. CdSO_4 ва K_2CO_3 ўртасидаги реакция тенгламасини ёзинг.

10. Рух ва симобнинг асосли тузлари билан HCl ва HNO_3 ўртасидаги реакция тенгламаларини ёзинг.

11. ZnS , CdS , HgS олиниш реакция тенгламаларини ёзинг.

12. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:



Ҳар бир реакциянинг бориш шароитларини кўрсатиб, ҳосил бўлган моддаларнинг номларини айтинг.

13. Агар ZnSO_4 , CdSO_4 , ва $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ тузларининг эрит-

маларига аввал томчилаб, сўнгра мўл ҳолда концентрланган аммиак эритмаси қўйилса, комплекс бирикмалар ионлари: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ ва $[Hg(NH_3)_4]^{2+}$ ҳосил бўлади. Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

14*. $K_2[HgJ_4]$ (Несслер реактиви) нинг ишқорли эритмаси аммоний ионини топиш учун асосий реактивдир. Қуйидаги реакция тенгласини тугалланг: $K_2[HgJ_4] + KOH + NH_3 \rightarrow$

6. БОР, АЛЮМИНИЙ ВА СКАНДИЙ ГРУППАЧАСИДАГИ ЭЛЕМЕНТЛАР

1. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвали бўйича бор ва алюминийнинг сувга, кислородга, кислота ва ишқорларга бўлган муносабатини тушунтиринг.

Тегишли реакцияларнинг тенгламаларини ёзинг.

2. Алюминийнинг қайси табиий бирикмасидан алюминий ажратиб олинади. Анод ва катодда бўладиган ўзгаришларининг кимёвий реакциялар тенгламаларини ёзинг.

3. Ортоборат кислотанинг олиниш реакция тенгласини ёзинг.

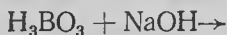
4. Танакорнинг гидролизланиш реакцияси тенгласини ёзинг:



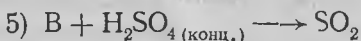
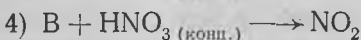
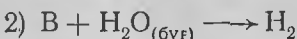
5. Ортоборат кислотани аниқлаш реакция тенгласини ёзинг.

6. Танакор билан Co^{+2} , Cr^{3+} , Mn^{2+} ионлари ўртасидаги реакция асосида мунчоқлар ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини ёзинг.

7. Борат кислотани ўювчи натрий билан нейтралланиш реакция тенгласини ёзинг:



8. Қуйидаги реакциялар тенгламаларини охирига етказинг:



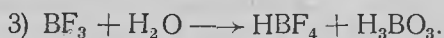
Реакциянинг бориш шароитини ва янги ҳосил бўлган моддаларнинг номини ёзинг.

9. Мета- ва тетраборат кислоталарининг структура формулаларини ёзинг.

Реакция тенгламаларини тузинг.

10. B_2H_6 ва B_4H_{10} ларнинг олиниш реакция тенгламаларини, шунингдек уларнинг структура формулаларини ёзинг.

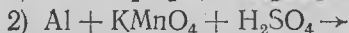
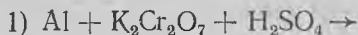
11. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:



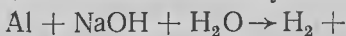
Реакциянинг бориш шароитларини ва ҳосил бўлган маҳсулотларининг номини айтинг.

12. HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ларнинг суюлтирилган эритмалари билан алюминий ўртасидаги реакция тенгламаларини ёзинг.

13. Қуйидаги реакцияларнинг тенгламаларини тугалланг:



14. Алюминий билан натрий ишқори эритмаси орасидаги реакция тенгламасини тугалланг:



15. $Al(OH)_3$ нинг олиниш реакциясини ва унинг KOH , H_2SO_4 билан реакция тенгламаларини ёзинг.

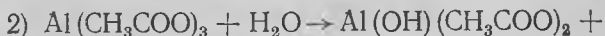
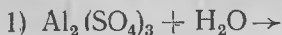
16. Нима учун $AlCl_3$ эритмасига кристалл ҳолидаги K_2CO_3 таъсир эттирилганда CO_2 ажралади? Реакция тенгламасини ёзинг.

17. Ўт ўчиришда ишлатиладиган $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$ тузга сода қўшилади. Улар орасидаги реакция тенгламасини ёзинг.

18. $Al_2(SO_4)_3$ эритмасига мўл миқдорда NH_4OH ёки $NaOH$ эритмаси қўшилганда турли натижалар кузатилади. Буни қандай тушунтириш мумкин.

Реакция тенгламаларини ёзинг.

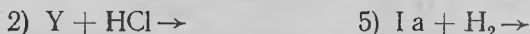
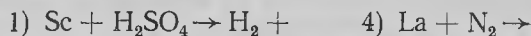
19. Қуйидаги гидролиз реакциялари тенгламаларини ёзинг:



20*. KClO_3 , Na_2O_2 ва KMnO_4 билан алюминий қиздирилганда содир бўладиган реакция тенгламаларини ёзинг:



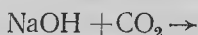
21. Қуйида ҳосил бўладиган моддаларнинг номларини айтинг:



6.7. УГЛЕРОД, КРЕМНИЙ, ҚАЛАЙ, ҚУРҒОШИН ВА ТИТАН ГРУППАЧАСИДАГИ ЭЛЕМЕНТЛАР

1. Карбонат ангидридни олиш реакциялари тенгламаларини ёзинг.

2. Реакция тенгламаларини охирига етказинг ва ҳосил бўлган моддаларнинг номларини ёзинг:



3. Ут ўчиргич ускуна концентрланган NaHCO_3 ва концентрланган H_2SO_4 эритмаси билан тўлдирилган. Уларнинг ўзаро бир-бири билан реакцияга киришиши натижасида қандай моддалар ҳосил бўлади. CO_2 гази қандай вазифани бажаради? Реакция тенгламаларини ёзинг.

4. Барий гидроксиди (барий суви) билан углерод (IV) оксид орасидаги реакция тенгламасини ёзинг.

5. Агар карбонат ангидридга ёниб турган магний лентаси киритилса нима ҳосил бўлади? Реакция тенгламасини ёзинг.

6. Никель ва кобальтнинг асосли тузларининг олиниш реакция тенгламаларини ёзинг.

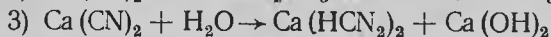
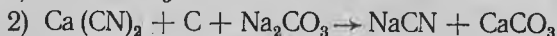
7. Ис газининг олиниш реакция тенгламасини ёзинг.

8. Углерод (II) оксид металларни уларнинг бирикмаларидан қайтариши мумкин. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:

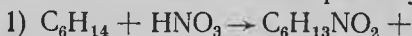


Бу реакцияларнинг аҳамиятини ва ҳосил бўлган моддаларнинг номларини ёзинг.

17. Қуйидаги реакцияларнинг аҳамиятини ва янги ҳосил бўлган моддаларнинг номларини кўрсатиб, реакция тенгламаларини тугалланг:

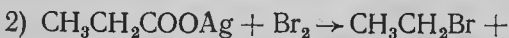


18. Реакция тенгламаларини тугалланг:



гексан

нитрогексан



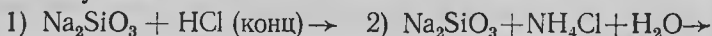
кумуш пропионат

бромэтил

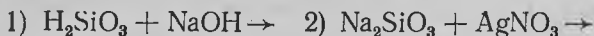
19. Кремний олиш реакция тенгламаларини ёзинг. Реакциянинг бориш шароитини ва ҳар бир реакциянинг моҳиятини тушунтиринг.

20. SiO_2 ва NaOH дан фойдаланиб, натрий метасиликатни олиш реакция тенгламасини тузинг.

21. Метакремний кислотасини олиш реакция тенгламасини тугалланг:



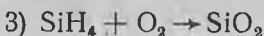
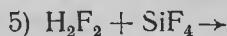
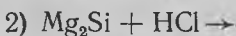
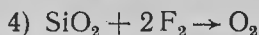
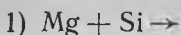
22. Реакция тенгламаларини охирига етказинг:



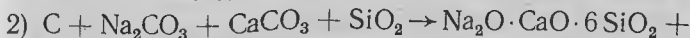
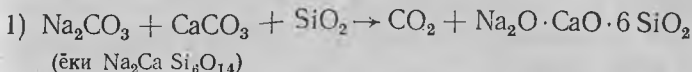
23. FeSiO_3 ни ҳосил қилиш учун қандай кимёвий бирикмалардан фойдаланиш мумкин? Реакция тенгламасини тузинг.

24. Натрий метасиликат Na_2SiO_3 ва кальций ортосиликат (Ca_2SiO_4) гидролизга учрайдилар. Уларнинг биринчиси гидролизланганда натрийбисиликат ($\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$) ҳосил бўлади. Иккинчиси гидролизланганда эса кальций метасиликат (CaSiO_3) ҳосил бўлади. Реакция тенгламаларини ёзинг; $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ нинг структура формуласини ёзинг.

25. Қуйидаги магний силицид Mg_2Si , силан (SiH_4), кремний (IV) оксид (SiO_2) ва гексафторсиликат кислотани олиш реакция тенгламаларини ёзинг.

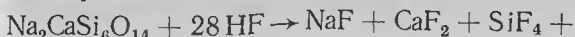


26. Оддий шиша олиш реакция тенгламасини тугалланг:

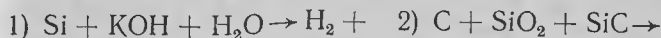


Реакциянинг бориш шароитини ва ҳар бир реакциянинг моҳиятини ва аҳамиятини тушунтиринг.

27. Плавик кислотада шишани эриш реакция тенгламасини тугалланг:

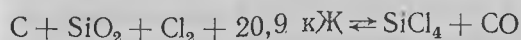


28. Реакция тенгламаларини тугалланг:



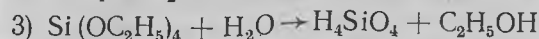
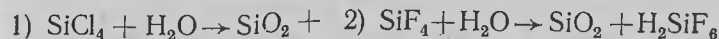
Реакцияларнинг бориш шароитини ва уларнинг моҳиятини тушунтиринг.

29. Реакция тенгламасини тугалланг:

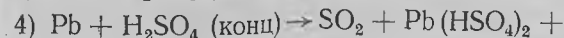
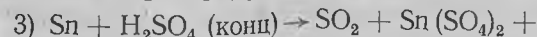


Реакциянинг бориши учун керакли ва кимёвий мувозанатни силжитувчи омилларни кўрсатинг.

30. Қуйидаги реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлган моддаларнинг номларини айтиб, реакция тенгламаларини тугалланг:



31. Қўрғошин ва қалайнинг кислоталар таъсирида оксидланиш реакция тенгламасини тугалланг:



32. Pb ва Sn ишқорларнинг сувли эритмаларида қиздирилганда содир бўладиган кимёвий реакция тенгламаларини тузинг.

33. Бир эритмада SnCl_2 ва FeCl_3 , FeCl_2 ва $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ биргаликда бўлиши мумкинми? Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг:

34. $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ва $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ларнинг олиниши, уларнинг H_2SO_4 ва NaOH билан реакция тенгламаларини ёзинг.

35*. Na_2SnO_2 билан $\text{Bi}(\text{OH})_3$ эритмада реакцияга киришганда Sn^{2+} ва Bi^{3+} ионлари қандай хоссага эга бўлади. Реакция тенгламаларини ёзинг:

36. Лаборатория шароитида SnS , PbS , PbS_2 ларни қандай олиш мумкин?

Реакция тенгламаларини тузинг.

37. SnS билан $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ ўртасидаги кимёвий реакция тенгламасини тузинг. Реакция натижасида $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3$ ҳосил бўлишини ҳисобга олинг.

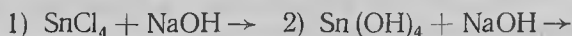
38. $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3$ га хлорид кислота таъсир этганда ҳосил бўлувчи маҳсулотлардан бири SnS_2 дир. Реакция тенгламасини ёзинг.

39. Қўрғошин гидроксокарбонатни асосли тузи ($2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$) ёки $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ нинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини тузинг.

40. SnS_2 нинг концентрланган нитрат кислота эритмаси билан оксидланиш реакция тенгламасини тугалланг:



41. Реакция тенгламаларини тугалланг:

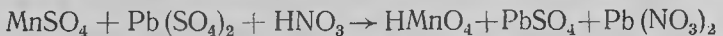


42. PbO_2 ни олиш реакция тенгламасини ёзинг.

43. Pb_3O_4 ҳосил қилиш реакция тенгламасини ва техникада олиш йўлини кўрсатинг.

44. Қандай усул билан PbO_2 дан Pb_3O_4 ни олиш мумкин. ва шу жараёнга тескари бўлган тенгламани ёзинг.

45. Қуйидаги PbO_2 ва Pb_3O_4 оксидловчи хоссасини намоён қилувчи реакция тенгламаларини тугалланг:

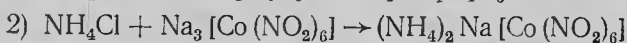
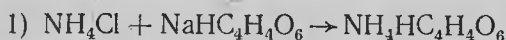


46. Қўрғошинли аккумуляторнинг зарядланишида ва ишлаш вақтида қандай оксидланиш-қайтарилиш жараёни боради. Кимёвий реакция тенгламаларини тузинг.

47. Саноатда Pb ва Sn олиш реакция тенгламаларини ёзинг.

48*. $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$ ни олиш реакция тенгламасини тузинг.

49. Титан ва цирконийни олиш реакция тенгламасини тузинг. Реакция бориш шароитини ва унинг моҳиятини тушунтиринг.



11. Гидразин олиш реакцияси тенгламасини тугалланг:



12*. Қислотали муҳитда N_2H_4 (гидразин) нинг калий перманганат билан оксидланишидан: N_2 , MnSO_4 , K_2SO_4 , H_2O ҳосил бўлади.

Реакция тенгламаларини ёзинг.

13. Азид кислотасини олиш реакция тенгламаларини тугалланг:



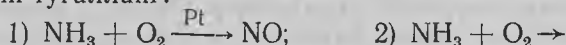
14. Азид кислота буғи қиздирилганда — кучли портлайди. Реакция тенгламасини ёзинг.

15. Қўрғошин азид $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ нинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

16. Алюминий нитрит ва натрий амидларнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини тугалланг:



17. Аммиакнинг кислородда ёниш реакция тенгламасини тугалланг:



18. Гидроксиламин NH_2OH кучли қайтарувчи сифатида ишлатилади, чунки у реакция шароитига қараб N_2 гача ёки N_2O гача оксидланади.

Реакция тенгламасини тугалланг:



19. Техникада нитрат кислота олиш реакция тенгламаларини тугалланг:



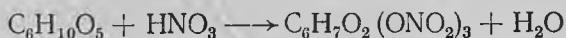
Реакциянинг бориш шароитини ва унинг моҳиятини тунтиринг.

20. NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, CaCN_2 , KNO_3 ўғитларини олиш йўллари кўрсатинг. Реакциянинг бориш шароитини кўрсатинг.

21. Нитрат кислота кучли оксидловчи, унинг қайтарилиши натижасида NO, NO₂, NH₃, N₂O, N₂ ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини тузинг.

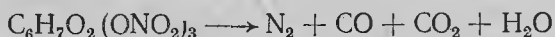
22. Кучли портловчи моддалар органик бирикмалар билан нитрат кислотани ўзаро реакцияга кириши натижасида ҳосил бўлади.

Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:



целлюлоза

пироксилин



23. Нитрат кислота қиздирилганда ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш жараёни натижасида NO₂, O₂, H₂O ҳосил бўлади. Реакция тенгласини тузинг.

24. Кумуш концентранган ва суюлтирилган HNO₃ билан реакцияга киришади. Бу реакциялардан қайси бирига камроқ кислота сарфланади.

Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

25*. Нитрат кислота ёрдамида Na₂CO₃ дан CO₂ олиш мумкин, аммо Na₂SO₃ дан SO₂ олиб бўлмаслигини қандай тушунтириш мумкин. Жавобингизни тегишли реакция тенгламаларини тузиш орқали исботланг.

26. Нитрат кислота тузлари оксидловчилик хоссасини намоён қилган реакцияларга мисоллар келтиринг. Реакция шароитларини ва реакцияларнинг моҳиятини кўрсатинг.

27. Нитрат кислота тузларининг парчаланиши реакция тенгламаларини тугалланг:



28. Нитрит кислотанинг олиниш реакция тенгламаларини тузинг.

29. Нитрит кислота оксидловчи ва қайтарувчи хоссаларини намоён қилади, шунингдек ўз-ўзидан оксидланиш, ўз-ўзидан қайтарилиш хоссаларига эга. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:

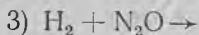


HNO₂ ва унинг тузлари қандай оксидланиш-қайтарилиш

хоссаларини намоён қилади, уларни ифодаловчи тенгламаларни ёзинг.

30. Қандай шароитда аммоний тузлари N_2O ва N_2 га ча парчаланadi? Реакция тенгламасини ёзинг.

31. N_2O кучли оксидловчидир. Олтингугурт, фосфор ва водородларнинг N_2O да ёниш реакция тенгламаларини тугалланг:

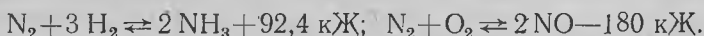


32. Калийли селитрадан қандай қилиб HNO_3 , NO , NO_2 ларни олиш мумкин? Реакция тенгламаларини ёзинг.

33. NO , N_2O ни $FeCl_2$, $NaNO_2$ ва HCl ларнинг ўзаро реакцияга киришиши натижасида олиш мумкин. Реакция тенгламаларини ёзинг.

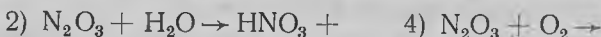
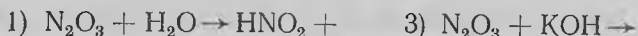
34. Агар KNO_2 ва KJ эритмалари устига H_2SO_4 эритмаси қуйилса, қандай моддалар ҳосил бўлади? Реакция тенгламаларини ёзинг.

35. Қуйидаги системада температура кўтарилиши билан кимёвий мувозанат қайси томонга силжийди?



36. Агар мишьяк (III) оксиди солинган колбага нитрат кислота қуйиб қиздирилса, азот (III) оксиди ва ортомишьяк кислотаси ҳосил бўлади. Борадиган жараёни тушунтиринг. Реакция тенгламаларини тузинг.

37. Реакцияларнинг тенгламаларини тугалланг:



Азот (III) оксиди қандай хоссани намоён қилади?

38. Азот (IV) оксиднинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

39.* NO_2 қандай оксидланиш-қайтарилиш хоссасини намоён қилади? Жавобингизни тенгламалар тузиш билан исботланг.

40. NO , HNO_2 , N_2O , NO_2 ларнинг ҳаммаси N_2 га қадар қайтарилади. 6-иловадаги оксидланиш-қайтарилиш потенциали бўйича қайси бири кучли оксидловчи эканлигини аниқланг.

41. $[Fe(NO)(H_2O)_5]SO_4$ олиниш реакция тенгламасини ёзинг.

42. Қуйидаги реакцияларнинг бориш шароитларини ва реакцияларнинг моҳиятини кўрсатинг:

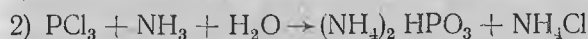
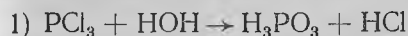


43. Нима учун ортофосфат кислотанинг натрийли тузи ҳавода туриши билан аста-секин Na_2HPO_4 ва Na_2CO_3 га айланади? Тегишли реакция тенгламаларини тузиш билан жавобингизни исботланг.

44.* Фосфит кислота қиздирилганда ортофосфат кислота ва фосфин ҳосил бўлади. Бунда нима оксидланади-ю, нима қайтарилади?

Реакция тенгламасини тузинг.

45. Реакция тенгламаларини тугалланг:



46. Ag_2HPO_3 қиздирилганда кумуш ва H_3PO_4 га парчланади. Бу қайси оксидланиш-қайтарилиш реакцияси турига киради.

47. Реакция тенгламаларини тугалланг:



48. H_3PO_3 эритмаси устига HgCl_2 эритмаси қуйилганда аввал Hg_2Cl_2 (каломель) нинг оқ чўкмаси ҳосил бўлиб, бироз вақт ўтгач, у аста-секин қорайиб Hg_2^{2+} ионининг қайтарилиши натижасида металл ҳолидаги симоб ҳосил бўлади. Ҳар иккала босқичдаги реакция тенгламаларини ёзинг.

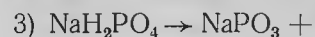
49. Ортофосфат кислотани ҳосил қилиш реакция тенгламаларини тузинг. Саноатда қайси усулда олинади?

50. Ag_3PO_4 , AgPO_3 , $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ларнинг олиниш реакция тенгламаларини тузинг.

51*. P_2O_5 нинг HF эритмаси билан реакция тенгламасини охирига етказинг: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{HF} \rightarrow \text{H}[\text{PF}_6] + \text{H}_2\text{PO}_2\text{F}$.

52. Хибин тоғларидаги фосфоритлар кони ким томонидан очилган?

53. Реакция тенгламаларини тугалланг:



54. Мета ва пирофосфат кислоталарни олиш реакция

тенгламаларини тузинг. Реакциялар бориш шароитларини кўрсатинг.

55. Магний ва кальций фосфидларини олиниш реакция тенгламаларини ёзинг. Реакцияларнинг бориш шароитини кўрсатинг.

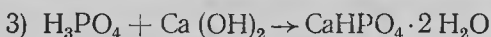
56. P_2H_3 ва дифосфин P_2H_4 ни олиш реакция тенгламаларини тузинг.

57. Фосфор йодид билан калий гидроксид ўзаро реакцияга киришганда қандай моддалар ҳосил бўлади? Реакция тенгламасини тузинг.

58. Фосфоний хлорид — $[\text{PH}_4]\text{Cl}$ нинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

59. H_3PO_2 ва H_3PO_3 кучли қайтарувчилардир. H_3PO_2 ва H_3PO_3 ларнинг AgNO_3 билан реакция тенгламаларини тузинг.

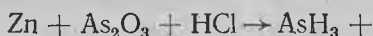
60. Оддий ва қўш суперфосфат, преципитат ўғитларини олиш реакция тенгламаларини ёзинг ва уларни тугалланг:



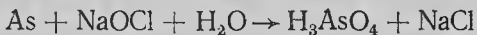
Ҳар бир реакциянинг моҳиятини ва реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

61. POCl_3 ни олиш реакция тенгламаларини тузинг.

62. Мишьякни аниқлаш учун қўлланадиган реакция тенгламасини тугалланг. Бу усул кенг кўламда медицина ва санитария ишларида қўлланилади. Реакциянинг бориш шароитини кўрсатинг:

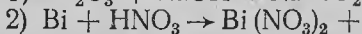


63. Сурьма Sb худди мишьякка ўхшаш «қора рангли ойна» ҳосил қилади. Сурьмани мишьякдан ажратиш учун NaOCl таъсир эттирилганда мишьякли ойна эриб кетади, сурьма эса қолади. Реакция тенгламасини тугалланг:



64. $\text{As}(\text{OH})_3$ ни олиш реакция тенгламаларини ва шунингдек $\text{As}(\text{OH})_3$ ни кислота ва ишқорларда эриш реакция тенгламаларини тузинг.

65. Реакция тенгламасини тугалланг:



конц.

66*. As_2O_3 нинг гипохлорит кислота ёрдамида оксидла-
ниш реакция тенгламасини тузинг.

67. AsO_4^{3-} ионини очишда қўлланиладиган реакция тенг-
ламасини тугалланг:



шоколад
рангли



оқ рангли

68. V, Nb, Ta ларнинг сув, кислород, кислота ва иш-
қорларга муносабати қандай? Мумкин бўлган реакция тенг-
ламаларини ёзинг.

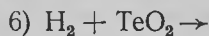
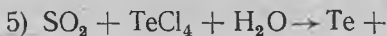
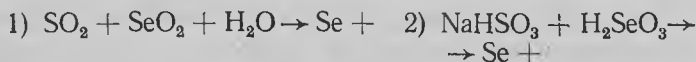
6.9. ОЛТИНГУГУРТ, СЕЛЕН, ТЕЛЛУР

1. CaS , H_2O , CO_2 , O_2 каби моддалардан олтингугуртни
эркин ҳолда ажратиб олиш мумкин. CaS , CO_2 билан H_2O
реакцияга киришиб водород сульфид ва CaCO_3 ни ҳосил
қилишини билган ҳолда тегишли реакция тенгламаларини
ёзинг.

2. SO_2 билан C орасидаги реакция натижасида олтингу-
гурт олиш жараён тенгламасини тузинг. Реакция бориш
шароитини кўрсатинг.

3. Ихтиёрингиздаги C, BaSO_4 , CO_2 , H_2O моддалардан
қандай қилиб эркин ҳолда олтингугурт олиш мумкин. Те-
гишли реакция тенгламасини ёзинг.

4. Теллури ва селен олиш реакция тенгламаларини ту-
галланг:



5. Zn, S, H_2 ва H_2SO_4 иштирокида 3 та усул билан
қандай қилиб, водород сульфид олиш мумкин? Тегишли
реакция тенгламаларини тузинг.

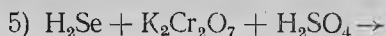
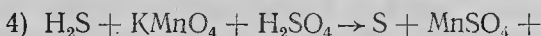
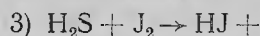
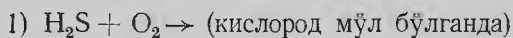
6. Сизга маълум бўлган усуллар ёрдамида водород
теллурид ва водород селенид ҳосил қилиш реакция тенг-
ламаларини тузинг.

7. KCl , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CdCl_2 , ZnSO_4 , BaCl_2 , HgCl_2 ларнинг сувли эритмаларидан H_2S гази ўтказилганда қандай моддалар ҳосил бўлади? Тегишли реакцияларнинг тенгламаларини тузинг.

8. Саноатда натрий гидросульфидни Na_2S эритмасини водород сульфид билан тўйинтириш орқали олинади. Жараён бориш шароитини кўрсатиб, реакция тенгламаларини ёзинг.

9. $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ эритмасига ботирилган қоғоз водород сульфид гази борлигини аниқлаш учун реактив сифатида қўлланилади. Қоғоз қораяди. Бу қандай жараён? Реакция тенгламасини ёзинг.

10. H_2S ва H_2Se оксидланадиган жараён тенгламаларини ёзинг ва реакцияларни тугалланг:



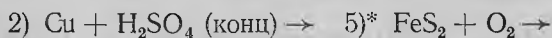
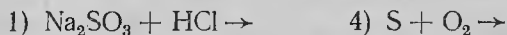
11. 10-мисолда берилган H_2S ни $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ билан алмаштириш мумкинми?

12. Водород сульфидли эритмадан озон ўтказилганда қандай оксидланиш-қайтарилиш реакциялари рўй беради? Реакция тенгламасини ёзинг.

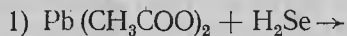
13. Водород сульфидли сувнинг узоқ туриши натижа-сида лойқаланиб қолишини нима билан тушунтира оласиз?

14. Д. И. Менделеев даврий системаси ва оксидланиш-қайтарилиш потенциали ёрдамида қайси атомлар ёки молекулалар водород сульфид ва водород селенид таъсирида оксидланадилар?

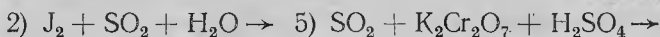
15. SO_2 ни олиш реакция тенгламаларини тугалланг:



16. Реакция тенгламаларини тугалланг:



17. Реакция тенгламаларини тугалланг:



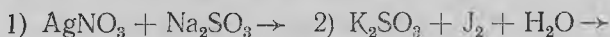
Бу ҳолларда қандай оксидланиш-қайтарилиш реакциялари содир бўлади?

18. Сульфит кислота а) магний, б) йод, в) водород сульфидлар билан реакцияга киришганда қандай оксидланиш-қайтарилиш хоссасини намоён қилади?

Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

19. Қиздирилган натрий хлорид эритмасидан SO_2 гази, сув буғи ва кислород ўтказилса, қандай ҳодиса рўй беради? Реакция тенгламаларини ёзинг.

20. Реакция тенгламаларини тугалланг:

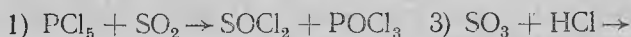


21. Техникада Na_2SO_3 ни NaHSO_3 га сода эритмаси таъсир эттириб олинади. Тегишли реакция тенгламасини тузинг.

22. Нима учун BaCl_2 эритмасини Na_2SO_3 эритмасига қуйганда ҳар доим ҳам ҳосил бўлган чўкма хлорид кислотада тўлиқ эримади? Жавобингизни реакция тенгламаларини тузиш орқали исботланг.

23. Na_2SO_3 нинг ишқорли эритмаси устига йод эритмаси қўйилса, қандай ҳодиса рўй беради? Реакция тенгламасини тузинг.

24. Реакция тенгламаларини тугалланг, реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлган моддаларнинг номини айтинг:



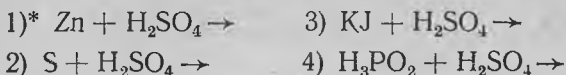
25. Суюлтирилган сульфат кислота Cs , Sr , La , Zn металлларга қандай таъсир кўрсатади?

26. Кислотали муҳитда натрий гидросульфитдан $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ни олиш реакция тенгламасини ва унинг KMnO_4 билан оксидланиш жараёни тенгламасини охиригача етказинг:

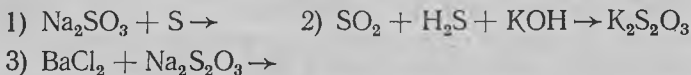


27. Қуйидаги моддаларнинг концентрланган сульфат

кислота билан оксидланиш реакция тенгламаларини тугалланг:

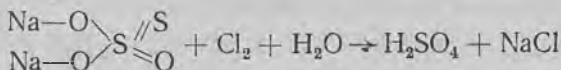


28. Реакция бориш шароитларини кўрсатиб, берилган тенгламаларни тугалланг:



29. Тиосульфат кислота қандай олинади? Реакция тенгламасини ёзинг.

30. Натрий тиосульфатни хлор билан оксидлаш реакция тенгламасини тугалланг:



31. Натрий тиосульфат ёки натрий сульфат тузларини бир-биридан фарқини аниқлаш учун қайси кислотадан фойдаланиш мумкин?

Реакция тенгламасини ёзинг.

32. Сульфат кислотани нитроза ва контакт усулида олиш реакция тенгламаларини ёзинг.

Реакцияларнинг бориш шароитини кўрсатинг.

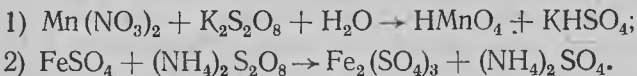
33. Реакция тенгламасини тугалланг:



Реакциялар қандай шароитда боради?

34. Пероксомоносульфат (H_2SO_5) ёки пероксодисульфат ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$) кислоталарининг олиниш реакциялари тенгламаларини ёзинг.

35. Амалда пероксодисульфат кислота тузлари оксидловчи сифатида қўлланилади. Реакция тенгламаларини тугалланг:

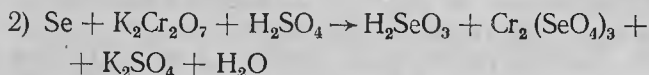


36. Дитион кислотаси $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ нинг олиниш реакция тенгламасини тузинг. Реакция бориш шароитини кўрсатинг.

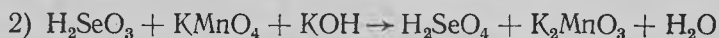
* Кучсиз қиздирганда SO_2 , кучли қиздирганда S ёки H_2S ҳосил бўлади.

37. Тиосульфатларни кучсиз оксидловчилар, масалан, йод билан оксидлаш натижасида натрий тетрагидрат Na₂S₄O₆ олинади. Na₂S₄O₆ ни олиш реакция тенгламасини тузинг.

38. Селеннинг оксидланиш реакция тенгламасини тугалланг:

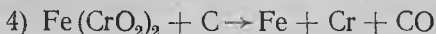
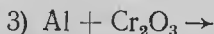
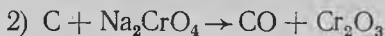


39. Реакция тенгламасини тугалланг, реакцияга киришувчи ва янги ҳосил бўлувчи моддаларнинг номини айтинг:



6.10. ХРОМ, МОЛИБДЕН, ВОЛЬФРАМ

1. Қуйидаги реакцияларнинг бориш шароитини ва ҳар бир реакциянинг моҳиятини кўрсатган ҳолда, реакция тенгламаларини тугалланг.



2. Мо ва W ларни эркин ҳолда олиш учун уларнинг оксидларини углерод ёки водород билан қайтарилиш реакция тенгламаларини тузинг.

3. Хром(II) гидроксидига кислород таъсир эттирилса нима ҳосил бўлади? Реакция тенгламасини ёзинг.

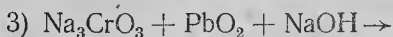
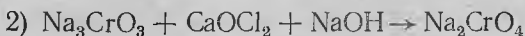
4. Хром(III) гидроксидини унинг уч валентли тузларига ишқор таъсир эттириб олинади. Реакция тенгламасини тузинг.

5. Na₂CO₃ билан CrCl₃ ва (NH₄)₂S билан Cr₂(SO₄)₃ бирига таъсир эттирилса нима ҳосил бўлади. Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

6. Cr(OH)₃ га кислота ва ишқор қандай таъсир этади? Тегишли реакция тенгламаларини ёзинг.

7. Хром ачиқтошнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламасини ёзинг.

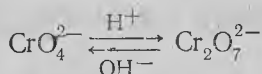
8. Ишқорий муҳитда хромнинг уч валентли бирикмаларининг оксидланиш реакция тенгламаларини ёзинг.



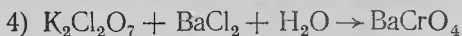
9. Кислотали муҳитда уч валентли хромнинг оксидланиш реакция тенгламасини ёзинг.

10. Қандай оддий усул билан хром (III) оксидини ҳосил қилиш мумкин? Реакция тенгламасини ёзинг.

11. Кислотали муҳитда хроматлар дихроматга, аксинча ишқорий муҳитда улар яна хроматга айланадилар. Иккала ҳолат учун реакция тенгламасини қуйидаги схема асосида тузинг:



12. $Cr_2O_7^{2-}$ ёки CrO_4^{2-} ионларни аниқлаш реакция тенгламаларини тугалланг:



Реакция бориш шароитини ва унинг моҳиятини тушунтиринг.

13. Қуйидаги хром (VI) бирикмасининг оксидлаш хусусияти акс этган реакция тенгламаларини тугалланг:

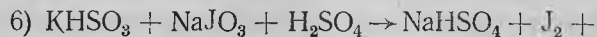
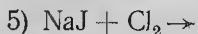
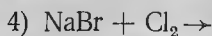
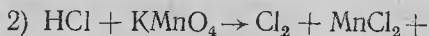


14. Молибден ва вольфрамнинг сувга, кислородга, кислота ва ишқорларга бўлган муносабатини ифodalовчи реакция тенгламаларини тузинг.

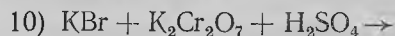
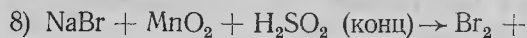
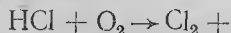
6.11. ГАЛОГЕНЛАР

1. Хлор, бром ва йодни эркин ҳолда ажратиб олиш реакция тенгламаларини охирига етказинг:

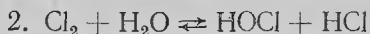




7) Газ ҳолдаги водород хлоридни ҳаво кислороди билан оксидланиши:



Реакция бориш шароитларини ва уларнинг моҳиятини кўрсатинг.



Бу мувозанатни ўнг томонга қандай ташқи таъсир силжитиши мумкин?

3. Cu билан F_2 , Fe билан Cl_2 , Ca билан Br_2 , Zn билан J_2 бир-бирига қандай таъсир этади? Реакцияларнинг бориш шароитларини тушунтиринг.

4. Хлор, бром ва йоднинг сувли эритмаларининг оксидловчилик хоссасини ифодаловчи реакция тенгламаларини тузинг.

5. Тартиб номерлари ортиб бориши билан фтор-хлор-бром-йод қаторида галогенларнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссалари қандай ўзгаради?

6. Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 ларни олиш реакция тенгламаларини тузинг.

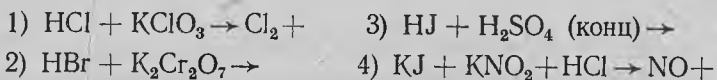
7. Галогеноводородлар (HF , HCl , HBr , HJ) ни олиш реакция тенгламаларини тузинг. Реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

8. Идишда AgF ва AgCl аралашмаси бор. Уларни бир-биридан қандай ажратиш мумкин?

9. Криолитга сульфат кислота таъсир эттириб нима олиш мумкин?

10. Cl^- , Br^- , J^- , ионларини аниқлаш реакция тенгламаларини ёзинг.

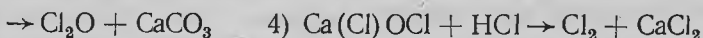
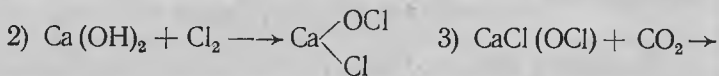
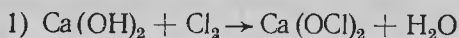
11. Cl^- , Br^- , J^- ионларининг қайтарувчанлик хоссасини намоён қилувчи реакция тенгламаларини тугалланг:



12. Реакция тенгламасини тугалланг:

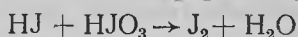
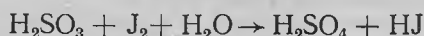
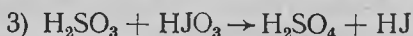
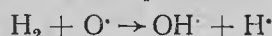
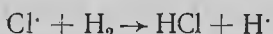
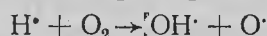
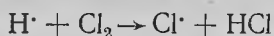
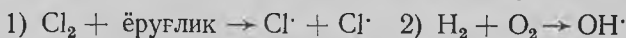


13. Хлорли оҳакни олиш реакция тенгламаси ва унинг CO_2 , HCl билан ўзаро реакцияга киришиш тенгламаларини тугалланг:



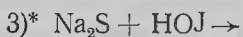
Реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

14. Занжирли реакция тенгламасини охирига етказинг:



Реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

15. Галогенлар бирикмаларининг оксидлаш хоссаларини намоён қилувчи реакция тенгламаларини тугалланг:



16. KClO_3 нинг олиш реакцияси тенгламасини тузинг.

17. Бертоле тузи таркибида калий, хлор ва кислород борлигини қандай исботлаш мумкин?

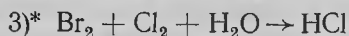
18. Хлор (IV) оксид билан калий гидроксидининг ўзаро реакцияга киришиши натижасида қандай модда ҳосил бўлади?

Реакция тенгламасини ёзинг.

19. Молекуляр йоддан фойдаланиб, водород йодид

ва йодат кислотасини, йод(V) оксидини қандай олиш мумкин. Тегишли реакция тенгламасини тузинг.

20. Хлорат, йодат ва бромат кислоталарининг олиш реакциялари тенгламаларини тугалланг:



6.12. МАРГАНЕЦ.

1. С билан MnO_2 ва Al билан MnO_2 ўзаро реакциялари тенгламаларини тузинг. Реакцияларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

2. Марганецнинг сувга, кислота (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) ларга мунособатини акс эттирувчи реакция тенгламаларини ёзинг.

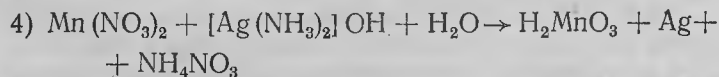
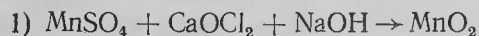
3. Марганец гидрооксидининг олиниши ва унинг ҳаво кислороди ёрдамида оксидланиш реакция тенгламасини тузинг.

4.* Лаборатория шароитида олинган MnS (кулранг тусли) вақт ўтиши билан қўнғир тусга киради.

Реакция тенгламасини ёзинг.

5. Сульфат кислотани Mn_2O_3 , MnO_2 , MnCO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$ га таъсир эттирганда нима ҳосил бўлади? Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

6*. Манган (II) ни манган (VI) гача оксидланиш реакция тенгламаларини тугалланг:

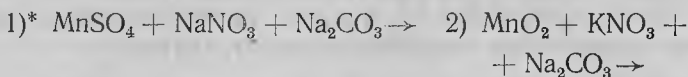


7. Ишқорий шароитда оксидланиш даражаси +2 бўлган марганецни бромли сув билан оксидланиш реакция тенгламасини тузинг. Бу реакция борадиган гальваник элементнинг ЭЮК ни ҳисобланг.

8. Қандай йўл билан манган (IV) оксиддан манган (II) оксидини олиш мумкин. Реакция тенгламасини ёзинг.

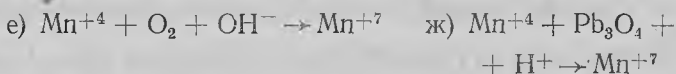
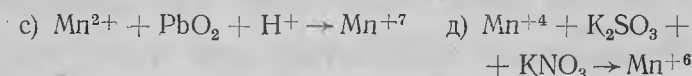
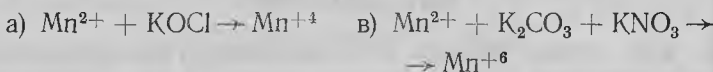
9. Манган (II) ва манган (IV) нинг манган (VI) бирик-

малари билан оксидланиш реакция тенгламаларини тугалланг:

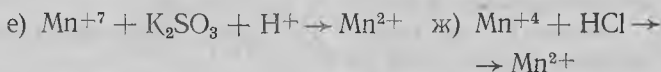
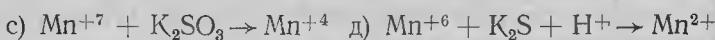
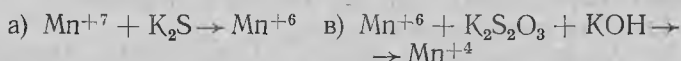


10. Ишқорий шаройтда KNO_3 ёрдамида MnO_2 ни K_2MnO_4 гача оксидланиш реакция тенгламасини тузинг.

11. Қуйидаги схема бўйича марганецнинг паст валентли бирикмаларини унинг юқори валентли бирикмаларига айланиш реакция тенгламаларини тузинг:



12. Марганецнинг юқори валентли бирикмаларидан паст валентли бирикмаларига ўтиш реакция тенгламаларини ёзинг:



13. K_2MnO_4 ни хлор ва хлорли оҳак билан оксидланиш-қайтарилиш реакция тенгламаларини тугалланг:



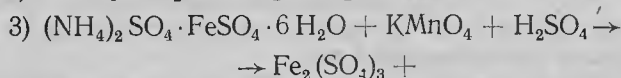
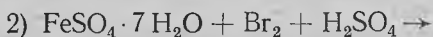
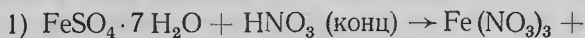
6.13. ТЕМИР ВА ПЛАТИНА ОИЛАСИДАГИ МЕТАЛЛАР

1. Домна печларида чўян олишда содир бўладиган реакция тенгламаларини тузинг ва уларнинг бориш шароитларини кўрсатинг.

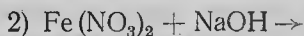
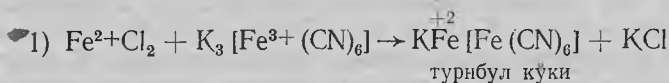
2. Металл ҳолдаги темирнинг сувга, ҳаво кислородига суюлтирилган ва концентрланган кислоталар (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) га муносабати қандай? Реакция тенгламаларини ёзинг.

3. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ҳосил қилиш учун қайси эритмани олиш керак: $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ёки FeSO_4 ними? Булар очиқ ҳавода қолса қандай ҳодиса рўй беради? Реакция тенгламаларини ёзинг.

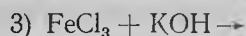
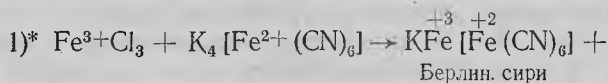
4. Темир (II) ионининг бирикмаларида қайтарувчи хоссалари акс эттирилган реакция тенгламаларини тугалланг:



5. Темир иони Fe^{2+} га хос реакция тенгламаларини тугалланг:

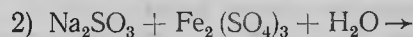
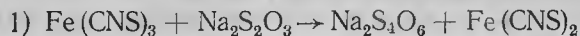


6. Темир Fe^{3+} ионига хос реакция тенгламасини тугалланг:



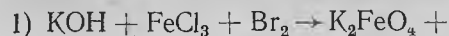
7.* Калий гексациано темир (II) ионидан қандай қилиб калий гексацианотемир (III) ионини олиш мумкин. Реакция тенгламасини ёзинг.

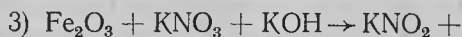
8. Темир (III) ионининг оксидловчи хоссасини намоён қилган реакция тенгламаларини тугалланг:



9. FeCl_3 нинг гидролиз реакция тенгламасини тузинг.

10. Калий феррат (K_2FeO_4) ва барий феррат (BaFeO_4) ларни олиш реакция тенгламаларини тугалланг:





11. Қандай қилиб темир (II) бирикмасини темир (III) га айлантириш мумкин? Тегишли реакция тенгламасини тузинг.

12.* Кобальт гидроксид — $\text{Co}(\text{OH})_2$ ни олиш реакция тенгламаси ва уни ҳаво кислороди билан оксидлаш реакция тенгламасини тузинг.

13.* Агар $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ эритмасига аввал озроқ, сўнгра мўл миқдорда NH_4OH қўшилса нима ҳосил бўлади?

Реакция тенгламасини ёзинг.

14. Кобальт карбонат ҳосил бўлиши ва унинг H_2SO_4 да эриш реакция тенгламасини тузинг.

15. Кобальт сульфид — CoS ни ҳосил қилиш реакция тенгламасини тузинг.

16. Co^{2+} ионини эритмада аниқлашда характерли реакция — $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$ ёки $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$ комплекс тузларини ҳосил қилиш реакциясидир. Кейинги реакция, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ эритмасига бироз амил спирти ва бир неча томчи KCNS ёки NH_4CNS эритмаларидан томирилганда ҳосил бўлади. Амил спиртидан бироз қўшиб чайқатилганда кўк ранг пайдо бўлади. $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ билан KCNS ўртасидаги реакция тенгламасини ёзинг.

17. $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ни қиздирганда қандай жараён содир бўлади? Реакция тенгламасини ёзинг.

18. $\text{Co}(\text{OH})_3$ қандай олинади? Хлорид кислота билан у қандай реакцияга киришади? Тегишли реакция тенгламасини тузинг.

19. $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ни олиш реакция тенгламасини ёзинг.

20. Металл ҳолидаги никельдан қандай икки хил реакция асосида никель хлорид олиш мумкин?

21. $\text{Ni}(\text{OH})_2$ олиш ва унинг HNO_3 билан реакцияга киришиш тенгламаларини тузинг.

22.* $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ни бромли сув ёки хлорли оҳак билан оксидланиш реакция тенгламаларини ёзинг.

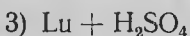
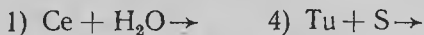
23. Комплекс бирикма $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ ни олиш реакция тенгламасини ёзинг.

24. Платина группасидаги металл — Pt, Ir, Ru, Rh, Pd, Os ларнинг сувга, кислород, кислота ва ишқорларга муносабати қандай? Жавобингизни тегишли тенгламалар тузиб изоҳланг.

6.14. ЛАНТАНОИДЛАР

1. Лантаноидлар кимёвий жиҳатдан актив металллар қаторига киради. Сув билан реакцияга киришиб, уни шиддатли парчалайдилар ва водородни сиқиб чиқарадилар. Юқори температурада металлмаслар билан кимёвий реакцияга киришадилар.

2. Реакция тенгламаларини тугалланг:



3. Лантаноидлар уларнинг хлорли тузлари суюқлан-масини электролиз қилиш орқали олинади. NbCl_3 электролизидида катод ва анодда қандай реакция содир бўлади?

4. Ce_2O_3 ва CeO_2 ларнинг олиниш реакция тенгламаларини ёзинг.

5. Празеодим, неодим ва европийларнинг гидрооксидларини олиш ва уларнинг HCl ва H_2SO_4 билан бўлган реакция тенгламаларини тузинг.

6. Ce , Pr ва Nd лар карбидларининг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини тузинг.

7. $\text{Ce}(\text{NO}_3)_2$ ва $\text{Ce}(\text{C}_2\text{O}_4)_3$ ларнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини тузинг.

8. EuCl_3 нинг водород билан қайтарилиш реакция тенгламасини тугалланг.



9*. Sm , Eu ва Yb (II) ларнинг галогенидлари ва сульфатлари кучли қайтарувчилардир. Тегишли реакция тенгламаларини тузинг.

10. Nd_2S_3 ва CeN ларнинг ҳосил бўлиш реакция тенгламаларини тузинг.

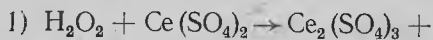
11. $\text{Ce}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ тузи қандай олинади?

12. $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ қандай олинади, қаерда ишлатилади? Реакция тенгламасини тузинг.

13. Реакция тенгламасини тугалланг:

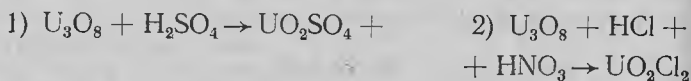


14*. Церий (IV) иони кучли оксидловчидир. Ce^{4+} нинг оксидловчилик хоссаси намоён бўлган реакция тенгламаларини тугалланг:



6.15. АКТИНОИДЛАР

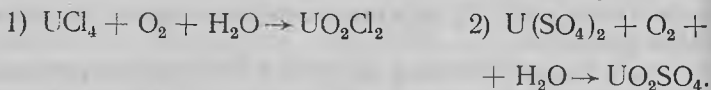
1*. Металл ҳолидаги уран ҳавода қиздирилганда кучли кислоталарда эрийдиган U_3O_8 ($2\text{UO}_3 \cdot \text{UO}_2$) ҳосил бўлади. Қуйидаги реакция тенгламаларини тугалланг:



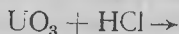
2. Уран диоксида кучли кислоталарда эрийди. Реакция тенгламасини тугалланг:



3*. Уран тузлари беқарордир. Улар ҳаво кислороди ёрдамида оксидланадилар. Реакция тенгламаларини тугалланг:



4. Реакция тенгламасини охирига етказинг:



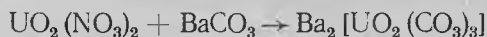
5. Уранил нитрат $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ га ишқор таъсир эттириб калий диуранат ($\text{K}_2\text{U}_2\text{O}_7$) ни олиш мумкин. Реакция тенгламасини ёзинг.

6. Агар $\text{K}_2\text{U}_2\text{O}_7$ устига концентрланган $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ таъсир эттирилса $[\text{UO}_2(\text{CO}_3)_3]^{4-}$ комплекс иони ҳосил бўлади. Реакция тенгламасини тузинг.

7. $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ га $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ таъсир эттириб, қўнғир рангдаги UO_2S ни ҳосил қилиш мумкин. Реакция тенгламасини тузинг.

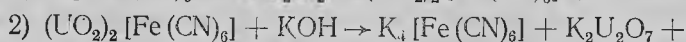
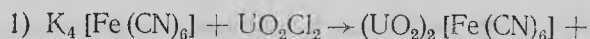
8. UO_3 билан нитрат кислота ва UO_2Cl_2 билан ишқор ўзаро реакцияга киришганда нима ҳосил бўлади. Реакция тенгламасини ёзинг.

9. Уранил карбонатни олиш реакциясини охирига етказинг:

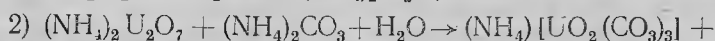
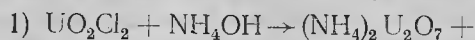


10. $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ билан Na_2HPO_4 ўзаро реакцияга кириши натижасида оқ-сарғиш уранил фосфат UO_2HPO_4 ҳосил бўлади. Реакция тенгламасини тузинг.

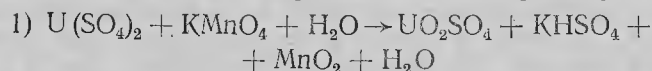
11*. Реакция тенгламасини охирига етказинг:



12*. Реакция тенгламасини тугалланг:



13. Уран бирикмалари оксидловчи ёки қайтарувчи ролини бажарадиган реакцияларининг тенгламаларини тугалланг:



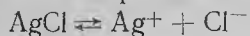
7. БАЪЗИ МАСАЛАЛАРНИНГ ИЗОҲЛИ ЕЧИМЛАРИ

7.1. ЧҶКМАЛАРНИНГ ҲОСИЛ БҶЛИШИ ВА УЛАРНИНГ ЭРИШИ

(3.6- қисм)

Ўзгармас температурада сувда ёмон эрийдиган моддаларни ташкил этувчи ионларининг концентрациялари кўпайтмаси унинг эрувчанлик кўпайтмаси қийматига етгандагина ва ундан ошганда чўкма ҳосил бўлади. Чўкма ҳосил бўлиши ва унинг эриши иккита қарама-қарши жараён бўлиб, уларнинг тезликлари бир-бирига тенг бўлган ҳолда мувозанат қарор топади ва эритма шу моддага нисбатан тўйинган ҳолга ўтади. Бундай гетероген системада юқорида айтилган эриш ва кристалланиш жараёнини бошқариш мумкин бўлади.

Сувда оз эрийдиган бирор электролит масалан, $AgCl$ олинса, унинг тўйинган эритмасида қаттиқ ҳолдаги $AgCl$ ўзининг Ag^+ ва Cl^- ионлари билан мувозанатда бўлади:



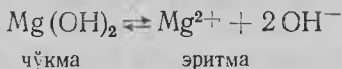
чўкмада эритмада

Демак, эритмадаги ионлар концентрацияларининг кўпайтмаси эрувчанлик кўпайтмаси (ЭК) қийматига тенг бўлгандагина чўкма ҳосил бўлади ва қанчалик ионлар миқдори кўпайтирилса, шунчалик чўкма миқдори ортади. Масалан, эритмада Sr^{2+} ионларини $SrSO_4$ ҳолида ёки Mg^{2+} ионини $Mg(OH)_2$ ҳолида чўктириш учун чўктирувчи моддалар (Sr^{2+} учун Na_2SO_4 тузи, Mg^{2+} иони учун ишқор эритмаси) дан мулдрққ миқдорда қўшиш керак.

Аммо, шуни ҳам унитмаслик керакки, баъзи ҳолларда ортиқча миқдорда олинган реактив чўкмани эритиб юбориши (қўшилган модда чўкмадаги модда билан координатсион бирикма, газ ҳолдаги маҳсулот ҳосил бўлиши, ёки амфотер хусусиятга эга бўлган гидроксид ортиқча ишқор қўшилганда эриб кетиши) ҳам мумкин.

Агар эритмада аралаш ҳолда иккита модда чўкма ҳосил қилишда қатнашса (масалан, калий хлорид ва калий хромат эритмалари) чўктириш учун қўшилаётган модда (кумуш нитрат) сувда ёмон эрийдиган AgCl ва Ag_2CrO_4 ни ҳосил қилишда қатнашади. AgCl нинг эрувчанлиги тахминан $1,5 \cdot 10^{-5}$ моль \cdot л $^{-1}$, Ag_2CrO_4 ники $7,5 \times 10^{-5}$ моль \cdot л $^{-1}$ га тенг, ёки AgCl нинг эрувчанлиги Ag_2CrO_4 никидан 7,5 марта камдир. Эритмага кумуш нитрат эритмаси аста-секин қуйиб борилганда аввал кумуш хлориднинг оқ рангли чўкмаси тушади, хлор ионлари концентрацияси тамом бўлгандан кейин қизил-қўнғир рангли Ag_2CrO_4 чўкмаси туша бошлайди.

Чўкманинг эриши учун, чўкма билан мувозанатда турган ионларнинг бирини концентрацияси камайиши сабабчи бўлади. Бу ҳолатда айтилган ион сувда ёмон диссоциланадиган ёки юқорида айтилган жараёнларнинг бирида иштирок этиши керак. Масалан, чўкмадаги $\text{Mg}(\text{OH})_2$ билан эритмадаги OH^- ионлари орасидаги мувозанат:



ўнг томон силжиши натижасида чўкма эриб кетиши мумкин. Чўкманинг ЭК қиймати $5,5 \cdot 10^{-12}$ га тенг. Эритмага кислота эритмаси қуйилса, унинг H^+ ионлари билан OH^- ионлари бирлашиб ёмон диссоциланадиган сув молекулалари ҳосил бўлади, натижада мувозанатда қатнашаётган Mg^{2+} ва OH^- ионлари концентрацияларининг кўпайтмаси ЭК қийматидан камайди, чўкма эрий бошлайди.

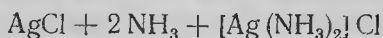
2.3.6- қисмининг 6- масаласининг изоҳли ечими.

Металларнинг сульфидлари кислоталар эритмалари билан турлича реакцияда қатнашади. Масалан, MnS сирка кислотада ZnS эса хлорид кислотада эрийди. CuS эса бу кислоталарнинг биронтасида ҳам эримайди, у фақат оксидловчи хоссасига эга бўлган нитрат кислотада эрийди. HgS фақат «зар суви» дагина эрийди. Юқо-

ридаги хусусиятларни эслатилган моддаларнинг ЭК қийматларини солиштирганда кўриш мумкин:

$\text{ЭК}_{\text{MnS}} = 5,6 \cdot 10^{-16}$ бўлиб, у кўпчилик кислоталарда эрийди, $\text{ЭК}_{\text{HgS}} = 4,0 \cdot 10^{-53}$ эса кучли кислота HCl да ҳам эрмайди.

Баъзи чўкмалар (масалан, AgCl) нинг комплекс бирикмалар ҳосил қилиши уларнинг эришига сабаб бўлади:



Бундан ташқари, чўкмаларнинг эрувчанлиги эритмада содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш жараёнларининг боришига ҳам боғлиқ. Масалан, CuS, Bi₂S₃, CoS ёки NiS лар HCl ёки H₂SO₄ ларда эрмайди, улар фақат кучли оксидловчи хусусиятига эга бўлган HNO₃ да эрийдилар.

3.6- қисмнинг баъзи масалаларининг ечимлари.

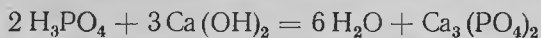
7а. Темир сульфид хлорид кислота билан қуйидаги тенглама бўйича кимёвий реакцияга киришади:



Бу реакция ҳосил бўлган H₂S ни реакция муҳитидан чиқариб юборишни талаб қилади. Бунинг учун иложи бори-ча FeS майдаланган ҳолда бўлиши, хлорид кислота эса концентрланган бўлиши керак. Бу реакция экзотермик бўлганлиги учун ҳар доим эритма совутиб турилса кимёвий мувозанат ўнг томонга силжиган ҳолда давом этади.

Агар жараён очиқ идишда борса, Ле-Шателье принципига асосан ҳосил бўлган водород сульфид реакция муҳитидан ажралиб чиқаётганда кимёвий мувозанатни ўнгга силжитади ва реакция маҳсулотлар ҳосил бўлиш томонига қараб боради.

8а. Ортофосфат кислота билан кальций гидроксид ўртасидаги реакция қуйидаги тенглама бўйича боради:

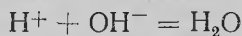


Реакция юқоридаги тенглама асосида бориши учун улар эквивалент миқдорларда олинади.

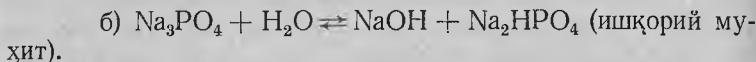
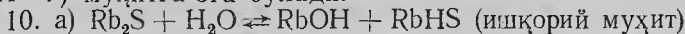
Агар моддалар эквивалент миқдорларда олинмай, H₃PO₄ мўлроқ олинса, ўрта туз ўрнига нордон туз ҳосил бўлади:



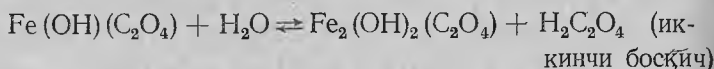
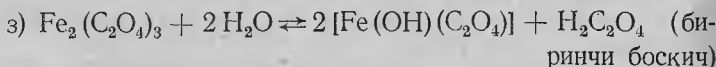
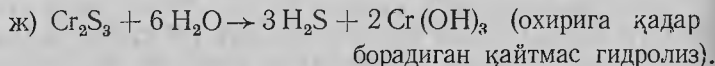
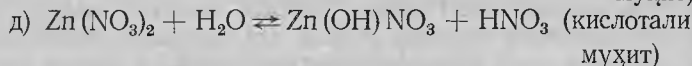
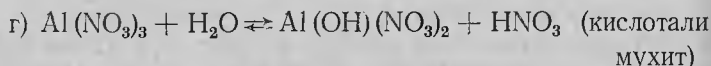
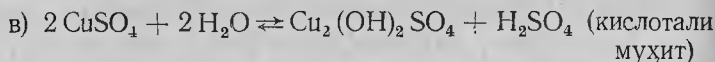
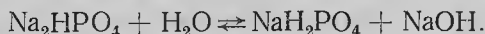
Натижада сувда ёмон диссоциланадиган модда, яъни H_2O ҳосил бўлади:



Бу тенглама асосан нейтралланиш реакциясига ўхшаб кетади, чунки эритмада ҳосил бўлган H^+ ионлари эритмадаги OH^- ионлари билан ўзаро бирикиб, ёмон диссоциланадиган электролит H_2O ҳосил қилади. Натижада реакцияда кислотали ион (H^+) ва асосли ион (OH^-) ўзаро бирикканлиги учун ҳосил қилинган эритма нейтрал ($\text{pH}=7$) муҳитга эга бўлади.

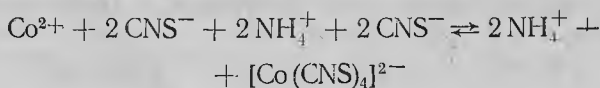


Мўл сув қўшилганда гидролиз давом этади, лекин H_3PO_4 ҳосил бўлмайди, чунки OH^- ионлари эритмада тўпланиши охириги реакция босқичига халақит беради.



Бу жараённинг учинчи босқичининг боришига эритмада кислота концентрациясининг ортиши халақит беради.

36а. Аммоний роданид билан $\text{Co}(\text{CNS})_2$ ўртасидаги реакция қуйидаги тенглама асосида боради:



Бу реакция қайтардир. Бундан ташқари $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$ жуда беқарор, шунинг учун унинг диссоциланишини иложи бори-ча камайтирмоқ керак. Бунинг учун концентрланган NH_4CNS эритмасидан мўлроқ қўшиб бориш керак.

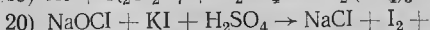
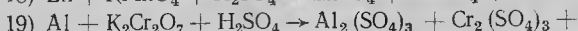
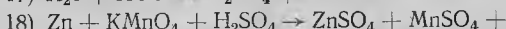
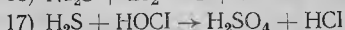
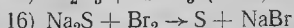
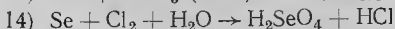
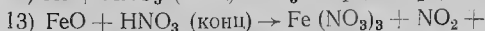
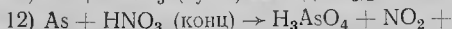
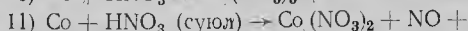
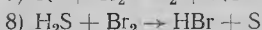
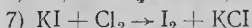
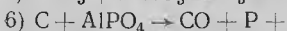
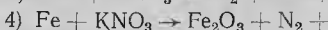
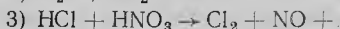
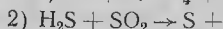
Бундан шундай хулоса чиқаяптики, эритмадаги Co^{2+} ионлари билан CNS^- ионларини ўзаро бир-бири билан кўпроқ боғлаб, $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$ ҳосил қилишдир:



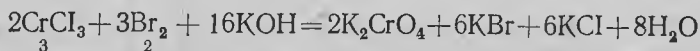
Бундай комплекс бирикмани ҳосил қилиш аналитик кимёда Co^{2+} ионини очишда муҳим, аҳамиятга эгадир, чунки Co^{2+} иони ҳосил қилган комплекс бирикма $[\text{Co}(\text{CNS})_2 + \text{NH}_4\text{CNS}]$ эритмаси устига органик эритувчи амил спирти қўшиб чайқатилганда амил спирт қаватининг кўк рангга бўялиши эритма таркибида Co^{2+} иони борлигидан дарак беради.

7.2. Оксидланиш- қайтарилиш реакциялари (4. 9. 10- қисм)

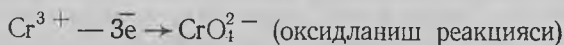
Қуйидаги жавобларда стрелкадан кейин оксидловчи ва қайтарувчиларнинг ўзгариши акс эттирилган, қолган маҳсулотлар келтирилмаган.



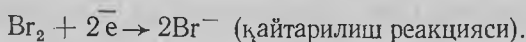
21) Ишқорий шароитда хром хлориднинг бром билан оксидланиш реакцияси қуйидаги тенглама асосида боради:



Бу реакция эритма тарзида ҳам ёки қуруқ ҳолда (қаттиқ моддаларни суоқлантирганда) бориши мумкин. Хромнинг ишқорий муҳитда оксидланиши кислотали муҳитга қараганда анча яхши боради. Реакция пайтида Cr^{3+} иони оксидловчи Br_2 таъсирида учта электрон чиқариб, Cr^{+6} гача оксидланади. Аммо хром эркин ҳолда қолмай, тўртта кислород атомини бириктириб мустаҳкам CrO_4^{2-} анионига айланади:



Бром молекуласи Br_2 кучли оксидловчи бўлганлиги учун иккита электрон бириктириб олиб, 2Br^- ионига айланади:



Тенглама учун коэффициентлар оксидловчи ва қайтарувчиларнинг оксидланиш даражаларининг ўзгаришида чиқариладиган ёки бириктириладиган электронларнинг сони билан аниқланади:

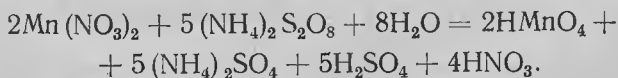


Бу реакцияда Cr^{3+} иони оксидланиб, CrO_4^{2-} ионига айланиши эритмада хром борлигини аниқлаш сифат анализ жараёнида ишлатилади.

- 22) $\text{CaOCl}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2 +$
- 23) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 +$
- 24) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$
- 25) $\text{Sb} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl}$
- 26) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KOCI} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl}$
- 27) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 +$
- 28) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 29) $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 30) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 31) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \text{ (суюл)} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} +$
- 32) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 +$
- 33) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 +$
- 34) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 35) $\text{Se} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NO}$
- 36) $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 37) $\text{NaVO}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{VOCl}_2 +$
- 38) $\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaH}_2\text{AsO}_4 + \text{NaI} +$
- 39) $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{W}_2\text{O}_5 + \text{SnCl}_4 +$

- 40) $KI + H_2SO_5 \rightarrow I_2 + K_2SO_4$
 41) $CaOCl_2 + H_2O_2 \rightarrow O_2 + CaCl_2 +$
 42) $MnSO_4 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl +$
 43) $Na_3CrO_3 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + PbCrO_4 +$
 $+ Na_2[Pb(OH)_4]$
 44) $H_2C_2O_4 + KClO_3 \rightarrow K_2CO_3 + CO_2 + ClO_2$
 45) $Hg + NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Hg_2SO_4 + NO$
 46) $AsH_3 + KMnO_4 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 +$
 47) $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 +$
 48) $FeSO_4 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO +$
 49) $Na_2SeO_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2SeO_4 + NaCl +$
 50) $NaNO_2 + O_3 \rightarrow NaNO_3 + O_2$
 51) $H_2O_2 + Ag_2O \rightarrow O_2 + Ag + H_2O$
 52) $H_2SO_3 + H_3AsO_4 \rightarrow H_2SO_4 + H_3AsO_3$
 53) $SO_2 + V_2O_5 \rightarrow V_2O_4 + SO_3$
 54) $FeSO_4 + O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 +$
 55) $SO_2 + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + H_2SO_4$
 56) $Na_3AsO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Na_3AsO_4 + Cr_2(SO_4)_3 +$
 57) $Na_3AsO_3 + AgNO_3 \rightarrow Na_3AsO_4 + Ag + NO_2$
 58) $SO_2 + NaIO_3 + H_2O \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2SO_4$
 59) $Cd + HNO_3 \text{ (суюл)} \rightarrow NO + Cd(NO_3)_2 +$
 60) $Sn + HNO_3 \text{ (суюл)} \rightarrow N_2O + Sn(NO_3)_2 +$
 61) $Co + HNO_3 \text{ (жуда суюл.)} \rightarrow N_2 + Co(NO_3)_2 +$
 62) $Na_2S_2O_4 + AgCl + NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2SO_3 + NaCl + Ag +$
 63) $Au + H_2SeO_4 \text{ (конц)} \xrightarrow{t^\circ C} Au_2(SeO_4)_3 + H_2SeO_3$
 64) $Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K SbO_3 + KBr +$
 65) $NH_3 + SeO_2 \rightarrow Se + N_2 +$
 66) $AgNO_3 + AsH_3 + H_2O \rightarrow Ag + H_3AsO_4 + HNO_3$
 67) $SnCl_2 + HNO_2 + HCl \rightarrow SnCl_4 + NO +$
 68) $HNO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HBr$
 69) $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr$
 70) $Na_2S_2O_3 + SeO_2 + H_2O \rightarrow Se + Na_2S_4O_8 +$
 71) $CrBr_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr$
 72) $C + Ag_2SeO_3 \rightarrow Ag_2Se + CO_2$

73) Нейтрал мухитда $Mn(NO_3)_2$ нинг аммоний персульфат $(NH_4)_2S_2O_8$ билан оксидланиши қуйидаги тенглама асо-сида боради:

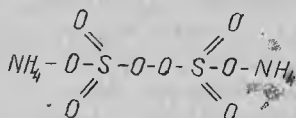


Бу реакция жуда оз миқдорда олинган $AgNO_3$ катализатор иштирокида боради. Агар $AgNO_3$ иштирок этмаса, у ҳолд а

марганец фақат MnO_2 гача оксидланади ва қизғиш бинафша рангли эритма ҳосил бўлмайди.

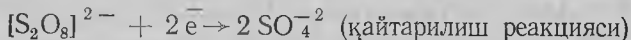
Реакция давомида электронлар алмашинуви содир бўлади, яъни Mn иони $^{2+}$ қайтарувчи хоссасини намоён қилиб, бешта электрон чиқаради ва MnO_4^- ионига айланади (қизғиш — бинафша ранг).

$Mn^{2+} + 5e^- \rightarrow MnO_4^-$ (оксидланиш реакцияси), $(NH_4)_2S_2O_8$ молекуласи эса

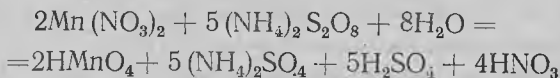


ҳолда бўлиб, $[O_2]^{2-}$ оксидловчидир.

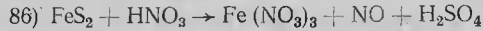
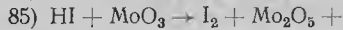
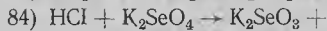
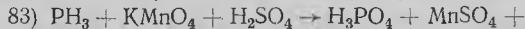
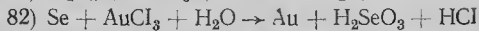
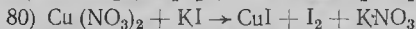
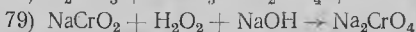
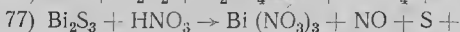
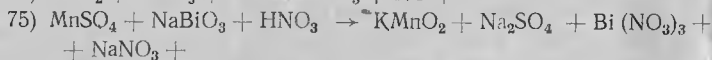
У иккита электрон қабул қилиб, қайтарилади:



Тенглама коэффициентлари чиқарилган ва бириктирилган электронлар сонига қараб белгиланади:



Бу реакция аналитик кимёда Mn^{2+} ионини топишда унинг икки валентлидан етти валентлига ўтганда (қизғиш-бинафша) эритма рангининг ўзгаришига қараб аниқлашда муҳим роль ўйнайди.



- 88) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{FeCl}_2$
- 89) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4 +$
- 90) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$
- 91) $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{FeCl}_2$
- 92) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 +$
- 93) $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3 +$
- 94) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 +$
- 95) $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 +$
- 96) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} +$
- 97) $\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ag} + \text{O}_2 +$
- 98) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{N}_2 +$
- 99) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{MnSO}_4 +$
- 100) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{MnSO}_4 +$
- 101) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 +$
- 102) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2$
- 103) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 104) $\text{PbS} + \text{O}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4$
- 105) $\text{NaI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{MnSO}_4$
- 106) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{HMnO}_4$
- 107) $\text{KOH} + \text{ClO}_2 = \text{KClO}_2 + \text{KClO}_3$
- 108) $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4$
- 109) $\text{Al} + \text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}$
- 110) $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3$
- 111) $\text{NaNO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{O}_2$
- 112) $\text{FeSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 113) $\text{KCl} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KClO} +$
- 114) $\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$
- 115) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 116) $\text{P} + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 117) $\text{Pb} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2$
- 118) $\text{KNO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KIO}_3 + \text{NO}$
- 119) $\text{AsH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Ag}$
- 120) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

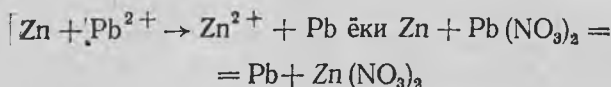
7.3. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига миқдорий тавсиф (5.15- қисм)

4. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ва $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ тузлари эритмасига туширилган рух ва қўрғошин электродларидан тузилган гальваник элемент қуйидагича ишлайди:

катодда: $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ (оксидланиш)

анодда: $\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}$ (қайтарилиш)

Занжирда қуйидагича оксидланиш-қайтарилиш реакцияси боради:

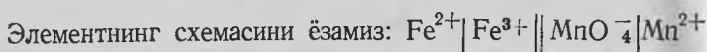
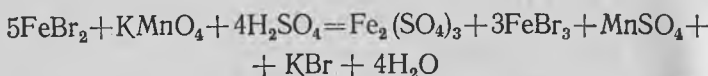


Бу гальваник элементда оксидловчи ва қайтарувчи электродларнинг потенциаллар айирмасининг ЭЮК кучини ҳисоблаймиз:

$$E = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,13 - (0,76) = 0,89 \text{ В бў-}$$

лади.

15. Реакция тенгламасини тузамиз:



Гальваник жуфтнинг потенциалини топамиз:

$$Fe^{2+} | Fe^{3+} \quad E^\circ = +1,15 \text{ В;}$$

$$MnO_4^- | Mn^{2+} \quad E^\circ = +1,51 \text{ В.}$$

Реакциянинг ЭЮК ни ҳисоблаймиз:

$$\text{ЭЮК} = 1,51 - (+0,15) = 1,36 \text{ В.}$$

ЭЮК нинг қиймати мусбат бўлганлиги $KMnO_4$ кислотали муҳитда $FeBr_2$ ни оксидлаши мумкин эканлигидан далолат беради.

29. Гальваник жуфтнинг потенциалини топамиз:

$$E_{Hg/Hg^{2+}}^\circ = +0,850 \text{ В; } E_{Cu/Cu^{2+}}^\circ = +0,337 \text{ В.}$$

Реакциянинг ЭЮК ни топамиз:

$$\begin{aligned} Hg + Cu^{2+} \rightarrow E = E_{Cu/Cu^{2+}}^\circ - E_{Hg/Hg^{2+}}^\circ = \\ = +0,337 - (+0,850) = -0,513 \text{ В.} \end{aligned}$$

ЭЮК нинг қиймати манфий бўлганлиги учун симоб мисни унинг бирикмалари таркибидан сиқиб чиқара олмайди, аксинча мис симобни унинг бирикмалари таркибидан сиқиб чиқаради.

7.4. Кимёвий тенгламалар тузиш бўйича машқларнинг жавоблари

7.4.1. Водород, кислород, водород пероксид (6.1- қисм)



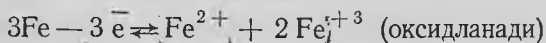
Бу реакция асосан чуғланган ҳолдаги темир кукуни устидан юқори ҳароратли сув буғи ўтказилганда боради.

Бу реакция экзотермик бўлганлиги учун иссиқлик ажралиши билан боради. Шунинг учун Ле-Шателье принципи бўйича температура пасайтирилса, кимёвий мувозанат кўпроқ ўнг томон силжиб, кўпроқ водород ажралиб чиқади. Аксинча, температура кўтарилса, кимёвий мувозанат чап томонга силжийди. Агар температура жуда пасайтирилса, реакция тезлиги пасайиб химиявий мувозанат секин қарор топиб, водороднинг ажралишини сезиб бўлмайди.

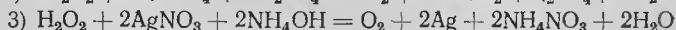
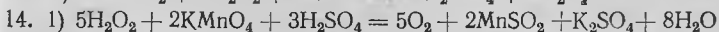
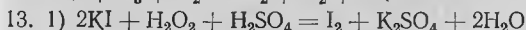
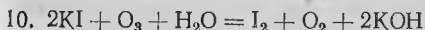
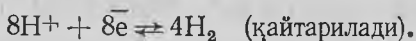
Бундай реакциянинг мувозанат константаси қуйидагича бўлади:

$$K = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4};$$

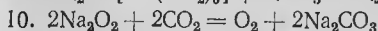
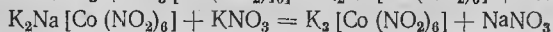
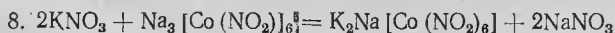
яъни, кимёвий мувозанатни водороднинг концентрациясини кўпайтириш ёки камайтириш ёхуд сув буғининг концентрациясини ошириш орқали маълум бир томонга силжитиш мумкин. Аммо қаттиқ моддалар Fe ёки Fe₃O₄ нинг миқдори мувозанатга таъсир қилмайди. Реакцияда темир электрон чиқариб, мусбат ионга айланади:



Сув молекуласида водород ионлари оксидловчи хоссасини намоён қилиб, электронларни бириктириб оладилар:



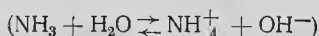
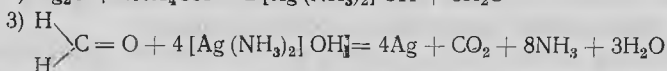
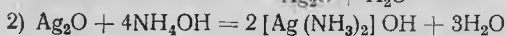
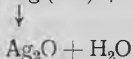
7.4.2. Ишқорий металлар (6.2- қисм)



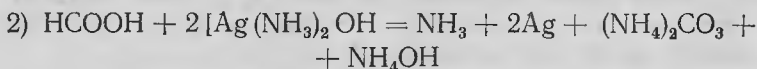
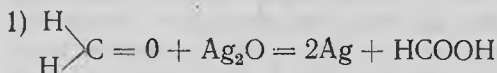
7.4.3. Мис, кумуш, олтин (6.3- қисм)

9. 1) $\text{CuCl} + \text{HCl} = \text{H}[\text{CuCl}_2]$
 2) $\text{CuCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$
 14. $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CuCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{CuCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $\text{CuCO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ (ёки $[\text{CuOH}]_2\text{CO}_3$)
 $2\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{CuOH}]_2\text{CO}_3 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2$

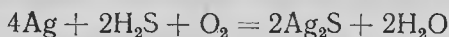
20. «Кумуш кўзгу» жараёни қуйидагича содир бўлади. Формальдегид (HCHO) кучли қайтарувчи бўлиб, кумуш оксидини металл ҳолигача қайтаради. Унинг қайтарувчанлик хоссаси намоён бўлган тенгламани қуйидагича ифодалаймиз:



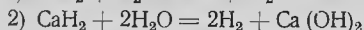
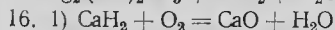
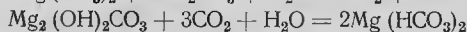
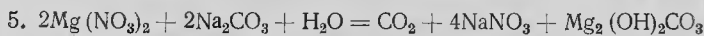
Баъзи бир ўқув қўлланмаларда «кумуш кўзгу» реакциясининг тенгламаси қуйидагича ифодаланади:



25. Кумуш буюмларининг очиқ ҳавода қорайиб қолишининг сабаби ҳаво таркибидаги нам, кислород ва водород сульфидининг таъсиридандир.

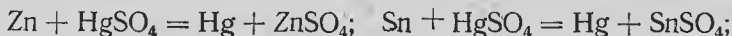


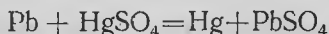
7. 4. 4. Бериллий, магний ва шикорий-ер металлари (6.4-қисм)



7. 4. 5. Рух, кадмий, симоб (6.5-қисм)

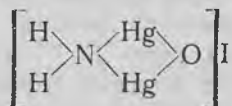
2. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияси қуйидагича болади:



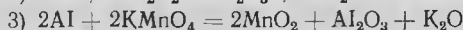
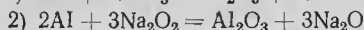


Лабораторияда симобни тозалаш учун таркибида 5% симоб (II) нитрати билан суялтирилган HNO_3 эритмасига филтър орқали ўтказилади. Филтърдан ўтган симоб чангдан тозаланади, шунингдек барча бошқа металллар нитрат кислота эритмасида қолади, яъни активлик қаторида симобдан олдин турган металллар кислота эритмасида қоладилар.

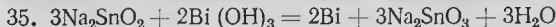
Масалан:



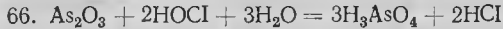
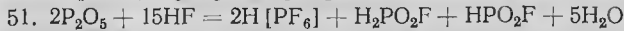
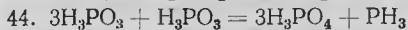
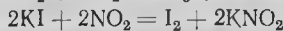
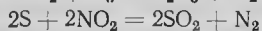
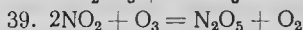
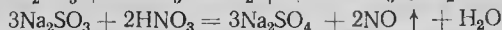
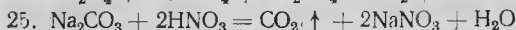
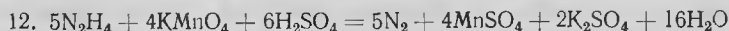
7. 4. 6. Бор, алюминий ва скандий группаси (6. 6- қисм)



7. 4. 7. Углерод, кремний, қалай, қўрғошин ва титан группаси (6.1- қисм)



7. 4. 8. Азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут ва ванадий группаси (6.8- қисм)



7. 4. 9. Олтингурут, селен ва теллур (6. 9- қисм)

15. 5). Темир колчедани (пирит) ни кислород билан оксидланиши қуйидаги умумий тенглама асосида боради:



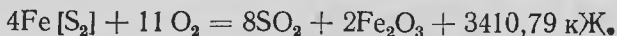
Реакция экзотермик бўлганлиги учун жараёнда ажралиб чи-

қадиган иссиқлик пиритни ёниши учун етарли бўлиб, қўшимча температура беришга ҳожат қолмайди.

Пиритни иложи борича майдалаб, кислороднинг концен-трациясини пасайтирмаган ҳолда реакция олиб борилса, реакция нормал ҳолда кетади:

$$K = \frac{[\text{SO}_2]^8}{[\text{O}_2]^{11}}$$

Реакциянинг асл маъноси электронлар алмашинувидир. FeS_2 молекуласи қайтарувчи, уни $\text{Fe}^{2+} [\text{S}_2]^{2-}$ ҳолда, яъни Fe^{2+} иони бир электрон чиқариб, $[\text{S}]^{-2}$ эса ўнта электрон чиқаради (бу молекула ҳаммаси бўлиб 11 та электрон чиқаради) ва 2 та SO_2 билан Fe^{+3} ҳосил бўлади. Кислород молекуласи тўртта электрон бириктириб 2O^{-2} гача қайтарилади. Шундай қилиб, реакция тенгламасини қуйидагича ёзиш мумкин:



Сульфат кислота ишлаб чиқариш саноатида бу реакциядан SO_2 газини олиш учун фойдаланилади.

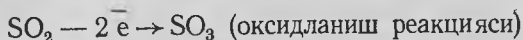
17. 1). Ҳаво кислороди ёрдамида сульфит ангидрид оксидланиб сульфат ангидридга айланиш реакцияси қуйидагича боради:



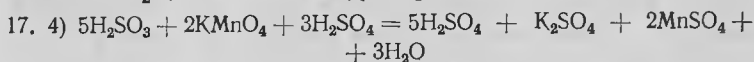
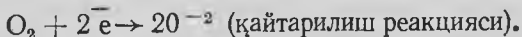
Бу реакция экзотермик бўлиб, катта иссиқлик ажралади ва ҳажм эса камаяди. Ле-Шателье принципи бўйича реакция тезлиги температура пасайтирилганда SO_3 нинг кўпроқ ҳосил бўлишига олиб келади. Шунингдек, реакция тезлиги бўйича реакцияга қадар бўлган моддаларнинг молекула сонлари билан реакциядан кейин ҳосил бўлган моддаларнинг молекула сонлари ўзгариши орқали борадиган реакцияларга босим таъсир этади ва унумдорликни орттиради. Демак, юқоридаги реакцияга ҳам босим таъсир эттирилса, кўпроқ маҳсулот ҳосил бўлади, яъни кимёвий мувозанат чапдан ўнгга томон силжийди. Босимни қанча оширсак, SO_2 молекулалари билан O_2 молекулалари шунча тез-тез учрашиб SO_3 кўпроқ ҳосил бўлишига олиб келади.

Температуранинг кўтарилиши, босимни пасайиши кимёвий мувозанатни шунчалик кўпроқ ўнгдан чапга боришига, яъни ҳосил бўлган маҳсулотни парчаланиб кетишига олиб келади. Бу реакцияда SO_2 ни SO_3 га айланишида катализаторлар V_2O_5 ва Ag_3VO_4 нинг аҳамияти жуда каттадир. За-

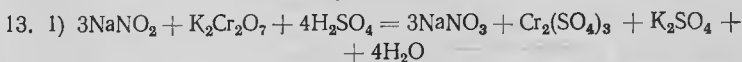
водда SO_2 ни SO_3 га айлантириш 440°C ва юқоридаги катализаторлар ёрдамида 96% га қадар етади. Бу реакцияда SO_2 қайтарувчи бўлиб, иккита электронини беради ва SO_3 га қадар оксидланади:



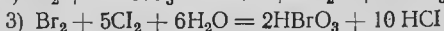
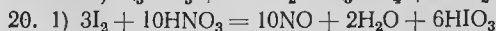
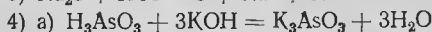
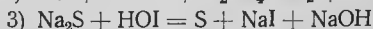
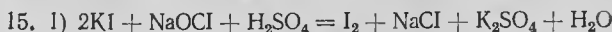
O_2 оксидловчи бўлиб, тўртта электрон бириктириб 20^{-2} гача қайтарилади.



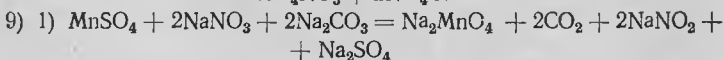
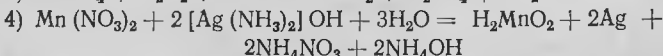
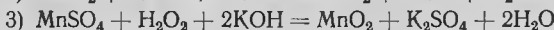
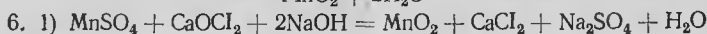
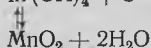
7. 4. 10. *Хром, молибден, вольфрам (6.10-қисм) га оид масалаларнинг ечимлари.*



7. 4. 11. *Галогенлар (6.11-қисм) га оид масалаларнинг ечимлари*

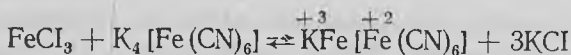


7. 4. 12. *Марганец (6.12-қисм) га оид масалалар ечимлари*

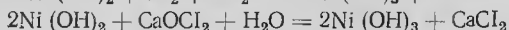
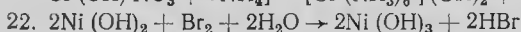
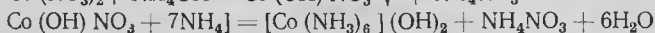
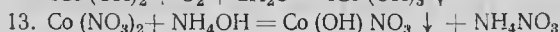
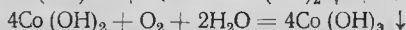
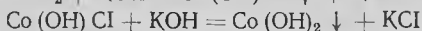
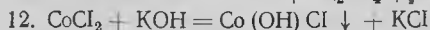
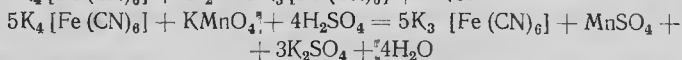


7. 4. 13. *Темир ва платина оиласидаги металллар (6.13-қисм) га оид масалалар ечимлари*

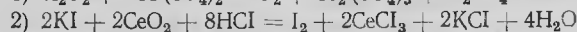
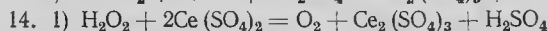
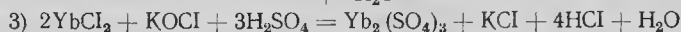
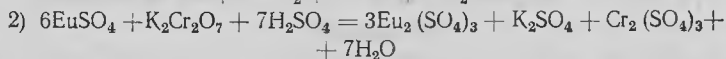
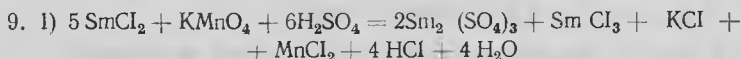
6. 1) FeCl_3 тузи эритмаси билан сариқ қон тузи $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ўргасидаги кимёвий реакция кўк рангли «Берлин сири» ҳосил бўлиши билан боради:



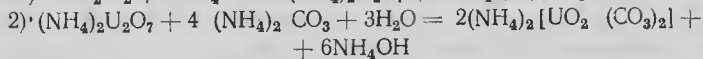
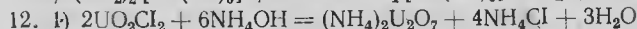
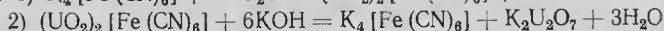
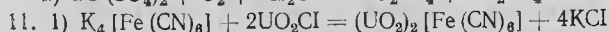
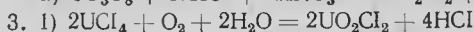
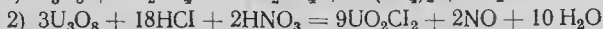
«Берлин сири» сувда эримайди, аммо оксалат кислотада эрийди (сиёҳ ранг). Шунингдек, концентранган хлорид кислотада ҳам эрийди. «Берлин сири» ни ҳосил қилишда энг қулай шароит кучсиз кислотали муҳитдир. Бундай шароитда у гидролизга учрамайди. Аммо кучли кислотали муҳитда у тезда эриб кетади. Ишқорий муҳитда «Берлин сири» ни чуқутириб бўлмайди, чунки у парчаланиб кетади. Техникада «Берлин сири» буюқ сифатида ишлатилади. Аналитик кимёда эса Fe^{3+} ионини очишда муҳим реактив ҳисобланади.



7. 4. 14. Лантаноидлар (6.14- қисм) га оид масалалар ечимлари.



7. 4. 15. Актиноидлар (6.15- қисм) га оид масалалар ечимлари.



ИЛОВАЛАР

I- илова

Баъзи моддаларнинг ҳосил бўлиш иссиқликлари

Моддалар	$\Delta H_{\text{х.б.}}$ кЖ·моль ⁻¹	Моддалар	$\Delta H_{\text{х.б.}}$ кЖ·моль ⁻¹
1	2	3	3
SO ₃ (r)	— 395,30	Na ₂ O (κ)	— 416,3
H ₂ O (б)	— 241,83	NaOH (κ)	— 428,00
H ₂ O (с)	— 285,91	NaCl (κ)	— 413,00
CO (r)	— 110,55	NaBr (κ)	— 361,80
CO ₂ (r)	— 393,62	NaI (κ)	— 290,00
SO ₂ (r)	— 297,00	Na ₂ SO ₄ (κ)	— 1396,00
NO (r)	+ 90,40	Mg(OH) ₂ (κ)	— 924,90
NO ₂ (r)	+ 33,50	MgCl ₂ (κ)	— 642,00
NH ₃ (r)	— 46,20	MgBr ₂ (κ)	— 518,00
HCl (r)	— 92,33	MgCO ₃ (κ)	— 1113,00
HBr (r)	— 36,60	MgSO ₄ (κ)	— 1279,00
HI (r)	+ 26,30	CaO (κ)	— 636,00
H ₂ S (r)	— 20,15	Ca(OH) ₂ (κ)	— 987,00
CH ₄ (r)	— 74,87	CaF ₂ (κ)	— 1215,00
C ₂ H ₆ (r)	— 84,69	CaCl ₂ (κ)	— 795,00
C ₂ H ₄ (r)	+ 52,30	Al ₂ O ₃ (κ)	— 1670,20
C ₂ H ₂ (r)	+ 226,80	Al ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	— 3435,80
C ₆ H ₁₄ (с)	— 198,90	Fe ₂ O ₃ (κ)	— 816,72
C ₆ H ₆ (б)	+ 83,20	FeSO ₄ (κ)	— 923,00
C ₆ H ₆ (с)	+ 48,00	CuO (κ)	— 155,00
CH ₃ OH (с)	— 238,60	CuSO ₄ (κ)	— 770,00
C ₂ H ₅ OH (с)	— 277,70	MnO (κ)	— 385,00
CH ₃ COOH (с)	— 484,00	MnSO ₄ (κ)	— 1064,00
C ₃ H ₈	+ 24,6	NH ₃ (r)	— 11,0
C ₁ H ₁₀	+ 29,5	N ₂ O (r)	+ 19,5
C ₃ H ₁₂	+ 34,5	NO (r)	+ 21,6
C ₆ H ₁₄	+ 39,5	P ₂ O ₅ (r)	— 360,0
C ₇ H ₁₆	+ 65,4	H ₂ S (r)	— 4,8
C ₁₀ H ₈	+ 258,7	CS ₂	— 27,6
CH ₃ COCH ₃	+ 49,7	Li ₂ O (κ)	— 142,3
Na ₂ O ₂	— 119,2	Ba ₂ O ₃ (κ)	— 349,0
FeO	— 64,5	H ₂ SO ₄ (с)	53,2

Тузларнинг эрувчанлиги

Катyonлар	Анионлар																					
	NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	F ⁻	CN ⁻	SCN ⁻	S ₂ ⁻	CH ₃ COO ⁻	OH ⁻	CO ₃ ²⁻	C ₂ O ₄ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	SiO ₂ ³⁻	AsO ₃ ³⁻	AsO ₄ ³⁻	PO ₄ ³⁻	[Fe(CN) ₆] ³⁻	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	
Na ⁺	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
K ⁺	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
NH ₄ ⁺	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Mg ²⁺	1	1	1	1	1	4	1	2	2	1	3	1	1	1	1	3	1	1	1	1	1	1
Ca ²⁺	1	1	1	1	1	5	1	2	2	1	2	4	4	2	2	3	3	3	3	3	2	1
Sr ²⁺	1	1	1	1	1	5	1	1	1	1	2	4	4	4	3	3	3	3	3	3	3	1
Ba ²⁺	1	1	1	1	1	5	1	1	1	1	1	3	3	5	4	3	3	3	3	3	3	1
Al ³⁺	6	1	1	1	1	2	2	6	6	1	3	6	3	1	1	3	3	3	3	3	3	1
Cr ³⁺	6	1	1	1	1	1	6	6	6	1	3	6	2	1	3	5	6	6	4	4	4	1
Zn ²⁺	1	1	1	1	1	1	3	4	4	1	3	3	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Mn ²⁺	1	1	1	1	1	1	3	3	3	1	3	2	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Ni ²⁺	1	1	1	1	1	1	3	4	4	1	3	3	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Co ²⁺	1	1	1	1	1	1	3	4	4	1	3	3	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Fe ²⁺	1	1	1	1	1	1	3	3	3	1	3	3	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Fe ³⁺	6	1	1	1	1	1	3	3	3	1	3	3	3	1	1	3	3	3	3	3	3	3
Ag ⁺	2	1	5	5	5	1	3	4	2	2	3	3	3	2	4	3	3	3	3	3	3	3

Кучсиз электролитлар эритмаларининг диссоциланиш
константалари (25°C, C = 0,1 н)

Электролитларнинг номи	Диссоциланиш тенгламаси	Диссоциланиш константаси (K)
Бир асосли		
Сув	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
Нитрит кислота	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	$4,5 \cdot 10^{-4}$
Йодат кислота	$HIO_3 \rightleftharpoons H^+ + IO_3^-$	$1,67 \cdot 10^{-1}$
Икки асосли		
Селенит кислота	$H_2SeO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSeO_3^-$	$3,5 \cdot 10^{-3}$
	$HSeO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SeO_3^{2-}$	$15 \cdot 10^{-8}$
Водород сульфид	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$1,08 \cdot 10^{-7}$
	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-16}$
Теллурат кислота	$H_2TeO_4 \rightleftharpoons H^+ + HTeO_4^-$	$6,0 \cdot 10^{-7}$
	$HTeO_4^- \rightleftharpoons H^+ + TeO_4^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Силикат кислота	$H_2SiO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSiO_3^-$	$2,0 \cdot 10^{-10}$
	$HSiO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SiO_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-12}$
Карбонат кислота	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4,31 \cdot 10^{-7}$
	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$5,61 \cdot 10^{-11}$
Хромат кислота	$H_2CrO_4 \rightleftharpoons H^+ + HCrO_4^-$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
	$HCrO_4^- \rightleftharpoons H^+ + CrO_4^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Оксалат кислота	$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons H^+ + HC_2O_4^-$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
	$HC_2O_4^- \rightleftharpoons H^+ + C_2O_4^{2-}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$
Уч асосли		
Борат кислота	$H_3BO_3 \rightleftharpoons H^+ + H_2BO_3^-$	$6,07 \cdot 10^{-10}$
	$H_2BO_3^- \rightleftharpoons H^+ + HBO_3^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$
	$HBO_3^{2-} \rightleftharpoons H^+ + BO_3^{3-}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Фосфат кислота	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$	$7,51 \cdot 10^{-3}$
	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,23 \cdot 10^{-8}$
	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$

Баъзи қийин эрийдиган моддаларнинг эрувчанлик
кўпайтмалари (ЭК)

Бирикма	Эрувчанлик кўпайтмаси	Бирикма	Эрувчанлик кўпайтмаси
1	2	3	4
Ag_2AsO_4	$1,0 \cdot 10^{-22}$	$Al(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-32}$
$AgBr$	$5,3 \cdot 10^{-13}$	$AlAsO_4$	$1,6 \cdot 10^{-16}$
$AgSCN$	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$AlPO_4$	$5,75 \cdot 10^{-19}$
Ag_2CO_3	$8,2 \cdot 10^{-12}$	$BaCO_3$	$5,1 \cdot 10^{-9}$
$AgCl$	$1,78 \cdot 10^{-10}$	$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$Ba_3(PO_4)_2$	$6,0 \cdot 10^{-39}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ag_2S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	$BaSO_3$	$8,0 \cdot 10^{-7}$
Ag_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-14}$	$CaCO_3$	$4,8 \cdot 10^{-9}$
Ag_2SO_4	$1,6 \cdot 10^{-5}$	$CaCrO_4$	$7,1 \cdot 10^{-4}$
CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$	$MgCO_3$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
CaF_2	$4,0 \cdot 10^{-11}$	MgF_2	$6,5 \cdot 10^{-9}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$	$Mg(OH)_2$	$6,1 \cdot 10^{-10}$
$CaSO_4$	$2,37 \cdot 10^{-5}$	$Mg_3(PO_4)_2$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$CaSO_3$	$1,3 \cdot 10^{-8}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$Co(OH)_2$	$2,2 \cdot 10^{-14}$	$NaIO_4$	$3,1 \cdot 10^{-3}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	$NiCO_3$	$6,6 \cdot 10^{-9}$
$CoCO_3$	$8,0 \cdot 10^{-13}$	$Ni(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-15}$
$Cr(OH)_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$	$PbCO_3$	$1,0 \cdot 10^{-13}$
$Cu_3(AsO_4)_2$	$7,6 \cdot 10^{-36}$	PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	$Pb(OH)_2$	$1,1 \cdot 10^{-20}$
$Cu(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-20}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$FeAsO_4$	$5,8 \cdot 10^{-21}$	$PbSO_4$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
$Fe(OH)_3$	$3,2 \cdot 10^{-38}$	Sb_2S_3	$1,6 \cdot 10^{-93}$
$FePO_4$	$1,3 \cdot 10^{-22}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	$ZnCO_3$	$1,45 \cdot 10^{-11}$
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	$Zn(OH)_2$	$7,1 \cdot 10^{-18}$
$KClO_4$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
$LiPO_4$	$3,2 \cdot 10^{-9}$	$ZnCO_3$	$1,45 \cdot 10^{-11}$

Баъзи моддаларнинг Ёниш иссиқлиги*

Модда	Ёниш иссиқлиги	Модда	Ёниш иссиқлиги
Метан	—10397	Гептан	—4765,58
Этан	—1559,8	Октан	—5478,53
Этилен	—1410,43	Нонан	—6170,98
Ацетилен	—1299,13	Декан	—6829,54
Пропан	—2425,9	Бензол	—3277,75
Пропилен	—2061,46	Толуол	—3925,43
Бутан	—3125,45	Қсилоллар	—4560,56
изо- Бутилен	—2722,11	Метанол	—1209,59
Пентан	—3536,7	Пропанол	—2012,50
Гексан	—4194,88	Бутанол	—2673,58
Ацетон	—1829,24	Нафталин	—5145,06
Анилин	—3396,15	Пиридин	—2784,45
Аммиак (азот монок- сидгача ёнади)	—292,25	Сахароза	—5653,84
Аммиак (азотгача ёнади)	—317,15	Сирка кислота . . .	—871,53
Глицерин	—1662,72	Фенол	—3066,87
Глюкоза	—2820,02	Фруктоза	—2829,64
Азот моноксид . . .	—56,48	Водород сульфид (ортиқча O ₂)	—562,75
Лактоза	—5652,58	Водород сульфид (O ₂ етишмаганда) . .	—263,59
Углерод сульфид . .	—1102,9	Сульфит ангидрид . .	—96,23
Мочевина	—634,71	Диэтил эфир	—2765,2

* Суюқ ва қаттиқ моддалар учун кЖ · кг⁻¹, газ моддалар учун кЖ · м³ бирлиги олинган.

25°C да (стандарт) водород электродига нисбатан сувдаги
эритмаларнинг стандарт оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари (E°)

Элементнинг номи ва симболи	Электрод жараёни	Стандарт электрод потенциал E°, В
1	2	3
Азот N	$2 \text{NH}_3 = 3 \text{N}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	-3,1
	$2 \text{NH}_2\text{OH} + 2 \text{OH}^- = \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \bar{e}$	-3,04
	$(2 \text{NH}_2\text{OH}) \text{H}^+ = \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	-1,87
	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4 \text{OH}^- = \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 4 \bar{e}$	-1,16
	$(\text{N}_2\text{H}_4) \text{H}^+ = \text{N}_2 + 5 \text{H}^+$	-0,23
	$2 \text{NH}_3 (\text{газ}) = \text{N}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{e}$	+0,057
	$\text{NH}_3 (\text{газ}) + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{e}$	+0,755
	$\text{NO}_2 (\text{газ}) + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \bar{e}$	+0,755
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	+0,835
	$\text{NH}_4^+ + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + 7 \text{H}^+ + 6 \bar{e}$	+0,864
	$\text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \bar{e}$	+0,957
	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e}$	+1,004
	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_2 (\text{газ}) + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	+1,049
	$\text{N}_2\text{O} + 5 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_3 + 8 \text{H}^+ + 8 \bar{e}$	+1,116
	$\text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_3 + 10 \text{H}^+ + 10 \bar{e}$	+1,246
	$\text{N}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{e}$	+1,297
	$\text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NO}_2 + 8 \text{H}^+ + 8 \bar{e}$	+1,363
$\text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{e}$	+1,454	
Алюминий Al	$\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \bar{e}$	-1,663
	$\text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \bar{e}$	-1,471
	$\text{Al} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{AlO}_2^- + 4 \text{H}^+ + 3 \bar{e}$	-1,262
Барий Ba	$\text{Ba} = \text{Ba}^{2+} + 2 \bar{e}$	-2,905
Бериллий Be	$\text{Be} = \text{Be}^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,847
	$\text{Be} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Be}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	-1,820
	$\text{Be} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{BeO}_2^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \bar{e}$	-0,909

1	2	3
Бор В	$B + 4 F^- = BF_4^- + 3 \bar{e}$	-1,04
Бром Вг	$B + 3 H_2O = H_3BO_3 + 3 H^+ + 3 \bar{e}$	-0,869
	$BrO^- + 4 OH^- = BrO_3^- + 2 H_2O + 4 \bar{e}$	+0,54
	$Br^- + 6 OH^- = BrO_2^- + 3 H_2O + 6 \bar{e}$	+0,61
	$Br^- + 2 OH^- = BrO^- + H_2O + 2 \bar{e}$	+0,76
	$2 Br^- = Br_2 (c) + 2 \bar{e}$	+1,065
	$2 Br^- = Br_2 (суюк.) + 2 \bar{e}$	+1,087
	$Br^- + 3 H_2O = BrO_3^- + 6 H^+ + 6 \bar{e}$	+1,44
	$Br_2 + 6 H_2O = 2 BrO_3^- + 12 H^+ + 10 \bar{e}$	+1,52
Ванадий V	$Br_2 + 2 H_2O = 2 HBrO + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+1,59
	$V = V^{2+} + 2 \bar{e}$	-1,175
	$V^{2+} = V^{3+} + \bar{e}$	-0,255
Висмут Вi	$2 VO^{2+} + 3 H_2O = V_2O_5 + 6 H^+ + 2 \bar{e}$	+0,958
	$Bi + H_2O + Cl^- = BiOCl + 2 H^+ + 3 \bar{e}$	+0,16
	$Bi = Bi^{3+} + 3 \bar{e}$	+0,215
	$2 Bi + 3 H_2O = Bi_2O_3 + 6 H^+ + 6 \bar{e}$	+0,371
Водород Н	$Bi_2O_3 + H_2O = Bi_2O_5 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+1,607
	$2 H^- = H_2 + 2 \bar{e}$	-2,251
	$H^- = H^+ + 2 \bar{e}$	-1,125
	$H_2 = 2 H^+ + 2 \bar{e}$	0,000
Вольфрам W	$W + 2 H_2O = WO_2 + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,119
	$2 WO_2 + H_2O = W_2O_5 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	-0,031
	$W_2O_5 + H_2O = 2 WO_3 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	-0,029
	$W + 4 H_2O = WO_4^{2-} + 8 H^+ + 6 \bar{e}$	+0,049
Галлий Ga	$Ga = Ga^{3+} + 3 \bar{e}$	-0,529
	$Ga + 3 H_2O = Ga(OH)_3 + 3 H^+ + 3 \bar{e}$	-0,419
	$Ga + 3 H_2O = GaO_3^{3-} + 6 H^+ + 3 \bar{e}$	+0,319
Hf	$Hf = Hf^{4+} + 4 \bar{e}$	-1,700
	$Hf + 2 H_2O = HfO_2 + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-1,505
Германий Ge	$Ge^{2+} + 3 H_2O = H_2GeO_3 + 4 H^+ + 2 \bar{e}$	-0,363
	$Ge + 2 H_2O = GeO_2 + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,202
	$Ge + 3 H_2O = H_2GeO_3 + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,182

1	2	3
Йод I	$I^- + 6 OH^- = IO_3^- + 3 H_2O + 6 \bar{e}$	+0,260
	$I^- + 2 OH^- = IO^- + H_2O + 2 \bar{e}$	+0,490
	$2 I^- = I_2 (к) + 2 \bar{e}$	+0,536
	$I^- + 3 H_2O = IO_3^- + 6 H^+ + 6 \bar{e}$	+1,085
	$I_2 (к) + 6 H_2O = 2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 \bar{e}$	+1,190
Кадмий Cd	$I_2 + 2 H_2O = 2 HIO + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+1,450
	$Cd + 4 NH_3 = [Co (NH_3)_4]^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,610
	$Cd = Cd^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,403
	$Cd + 2 H_2O = Cd (OH)_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+0,005
Калий K	$K = K^+ + \bar{e}$	-2,924
Кальций Ca	$Ca + 2 OH^- = Ca (OH)_2 + 2 \bar{e}$	-3,030
	$Ca = Ca^{2+} + 2 \bar{e}$	-2,866
Кислород O	$2 OH^- = O_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+0,401
	$H_2O_2 = O_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+0,682
	$2 H_2O = O_2 + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	+1,228
	$3 H_2O = O_3 + 6 H^+ + 6 \bar{e}$	+1,511
	$2 H_2O = H_2O_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+1,776
	$O_2 + H_2O = O_3 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+2,076
Кобальт Co	$Co + 6 NH_3 = [Co (NH_3)_6]^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,42
	$Co = Co^{2+} + 2 \bar{e}$	-0,227
	$Co + 2 H_2O = Co (OH)_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e}$	+0,095
	$Co^{+2} = CO^{3+} + \bar{e}$	+1,808
Кремний Si	$Si + 2 H_2O = SiO_2 (кварц) + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,857
	$Si + 3 H_2O = H_2SiO_3 (к) + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,807
	$Si + 3 H_2O = H_2SiO_3 (суюл) + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	-0,789
	$SiH_4 = Si + 4 H^+ + 4 \bar{e}$	+0,102
	$Si + 3H_2O = SiO_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e}$	-0,455
Кумуш Ag	$Ag + 2 S_2O_3^{2-} = [Ag (S_2O_3)_2]^{3-} + \bar{e}$	+0,01
	$Ag + Cl^- = AgCl + \bar{e}$	+0,222
	$Ag + 2 NH_3 (суюл) = [Ag (NH_3)_2]^+$	+0,373
	$2 Ag + CrO_4^{2-} = Ag_2CrO_4 + 2 \bar{e}$	+0,446
Литий Li	$Ag = Ag^+ + \bar{e}$	+0,799
	$Li + Li^+ + \bar{e}$	-3,045

1	2	3
Магний Mg	$Mg = Mg^{2+} + 2\bar{e}$	-2,363
	$Mg + 2 H_2O = Mg(OH)_2 + 2 H^+ + 2\bar{e}$	-1,862
Марганец Mn	$Mn = Mn^{2+} + 2\bar{e}$	-1,179
	$MnO_2^{2-} = MnO_4^- + \bar{e}$	+0,564
	$MnO_2 + 4 OH^- = MnO_4^- + 2 H_2O + 3\bar{e}$	+0,600
	$Mn^{2+} + 2 H_2O = MnO_2 + 4 H^+ + 2\bar{e}$	+1,228
	$Mn^{2+} + 4 H_2O = MnO_4^- + 8 H^+ + 5\bar{e}$	+1,510
	$Mn^{2+} = Mn^{3+} + \bar{e}$	+1,509
	$MnO_2 + 2 H_2O = MnO_4^- + 4 H^+ + 3\bar{e}$	+1,692
	$MnO_2 + 2 H_2O = MnO_4^{2-} + 4 H^+ + 2\bar{e}$	+2,257
Мис Cu	$Cu + S^{2-} = CuS + 2\bar{e}$	+0,790
	$Cu + 2 NH_3 = [Cu(NH_3)_2]^+ + \bar{e}$	-0,120
	$Cu + 4 NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\bar{e}$	-0,050
	$Cu + Cl^- = CuCl + \bar{e}$	+0,137
	$Cu^+ = Cu^{2+} + \bar{e}$	+0,153
	$Cu = Cu^{2+} + 2\bar{e}$	+0,337
	$Cu = Cu^+ + \bar{e}$	+0,520
	$CuCl = Cu^{2+} + Cl^- + \bar{e}$	+0,538
	$Cu + 2 H_2O = Cu(OH)_2 + 2 H^+ + 2\bar{e}$	+0,609
Молибден Mo	$Mo + 4 H_2O = MoO_4^{2-} + 8 H^+ + 6\bar{e}$	+0,154
	$MoO_2 + H_2O = MoO_3 + 2 H^+ + 2\bar{e}$	+0,320
Мышьяк As	$2 As + 3 H_2O = As_2O_3 + 6 H^+ + 6\bar{e}$	+0,234
	$As + 4 H_2O = AsO_4^{3-} + 8 H^+ + 5\bar{e}$	+0,648
Натрий Na	$Na = Na^+ + \bar{e}$	-2,714
Никель Ni	$Ni + 6 NH_3 (суюл) = [Ni(NH_3)_6]^{2+} + 2\bar{e}$	-0,490
	$Ni = Ni^{2+} + 2\bar{e}$	-0,250
	$Ni + 2 H_2O = Ni(OH)_2 + 2 H^+ + 2\bar{e}$	+0,110
Олтин Au	$Au + 4 Cl^- = AuCl_4^- + 3\bar{e}$	+1,000
	$2 Au + 3 H_2O = Au_2O_3 + 6 H^+ + 6\bar{e}$	+1,457
	$Au = Au^{3+} + 3\bar{e}$	+1,498
	$Au + 3 H_2O = HAuO_3 + 3 H^+ + 3\bar{e}$	+1,565

1	2	3
	$Au = Au^+ + e^-$	+1,692
Рух Zn	$Zn + 4 CN^- = [Zn(CN)_4]^{2-} + 2e^-$	-1,260
	$Zn + 4 NH_3 (\text{суюл}) = [Zn(NH_3)_4]^{2+} + 2e^-$	-1,040
	$Zn = Zn^{2+} + 2e^-$	-0,763
Платина Pt	$Pt + 2 OH^- = Pt(OH)_2 + 2e^-$	+0,150
	$Pt + 4 Cl^- = [PtCl_4]^{2-} + 2e^-$	+0,730
	$Pt + 2 H_2O = Pt(OH)_2 + 2 H^+ + 2e^-$	+0,980
	$Pt = Pt^{2+} + 2e^-$	+1,188
Симоб Hg	$Hg + 4 I^- = [HgI_4]^{2-} + 2e^-$	-0,040
	$2 Hg + 2 Cl^- = Hg_2Cl_2 + 2e^-$	+0,2676
	$2 Hg = Hg_2^{2+} + 2e^-$	+0,789
	$Hg = Hg^{2+} + 2e^-$	+0,850
	$Hg_2^{2+} = 2 Hg^{2+} + 2e^-$	+0,920
Рубидий Rb	$Rb = Rb^+ + e^-$	-2,925
Қўрғошин Pb	$Pb + 2 Cl^- = PbCl_2 + 2e^-$	-0,268
	$Pb = Pb^{2+} + 2e^-$	-0,126
	$Pb + 2 H_2O = Pb(OH)_2 + 2 H^+ + 2e^-$	+0,277
	$3 PbO (\kappa) + H_2O = Pb_3O_4 + 2 H^+ + 2e^-$	+0,972
	$Pb_3O_4 + 2 H_2O = 3 PbO_2 + 4 H^+ + 2e^-$	+1,127
	$Pb^{2+} + 2 H_2O = PbO_2 + 4 H^+ + 2e^-$	+1,449
	$PbSO_4 + 2 H_2O = PbO_2 + SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2e^-$	+1,685
	$Pb^{2+} = Pb^{4+} + 2e^-$	+1,694
	$PbO (\kappa) + 2 H_2O = PbO_3^{2-} + 4 H^+ + 2e^-$	+2,001
	$Pb_3O_4 + 5 H_2O = 3 PbO_3^{2-} + 10 H^+ + 4e^-$	+2,515
Селен Se	$Se^{2-} = Se + 2e^-$	-0,920
	$H_2Se = Se + 2 H^+ + 2e^-$	-0,400
	$Se + 6 OH^- = SeO_3^{2-} + 3 H_2O + 4e^-$	-0,366
	$SeO_3^{2-} + 2 OH^- = SeO_4^{2-} + H_2O + 2e^-$	+0,050

1	2	3	
Олтингугурт S	$\text{Se} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+0,741	
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{SeO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+1,150	
	$\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,030	
	$2 \text{S}^{2-} = \text{S}_2^{2-} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,524	
	$\text{S}^{2-} = \text{S} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,480	
	$\text{S}_2^{2-} = 2 \text{S} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,476	
	$2 \text{S}^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}}$	-0,006	
	$2 \text{SO}_3^{2-} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,026	
	$\text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}}$	+0,149	
	$\text{H}_2\text{S} (\text{r}) = \text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+0,171	
	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+0,200	
	$\text{S}^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+0,231	
	$\text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}}$	+0,303	
	$\text{H}_2\text{S} (\text{r}) + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}}$	+0,311	
	$\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_2^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+0,357	
	$\text{S} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+0,449	
	$2 \text{SO}_4^{2-} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \bar{\text{e}}$	+2,010	
	Скандий Sc	$\text{Sc} = \text{Sc}^{3+} + 3 \bar{\text{e}}$	-0,077
		$\text{Sc} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Sc} (\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}}$	-1,784
Стронций Sr	$\text{Sr} = \text{Sr}^{2+} + 2 \bar{\text{e}}$	-2,888	
Сурьма Sb	$\text{SbS}_2^- + 2 \text{S}^{2-} = \text{SbS}_4^{3-} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,600	
	$2 \text{Sb} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Sb}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+0,152	
	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Sb}_2\text{O}_5 + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+0,671	
Тантал Ta	$2 \text{Ta} + 5 \text{H}_2\text{O} = \text{Ta}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ + 10 \bar{\text{e}}$	-0,750	
Теллур Te	$\text{Te}^{2-} = \text{Te} + 2 \bar{\text{e}}$	-1,140	
	$\text{Te}_2^{2-} = 2 \text{Te} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,840	
	$\text{H}_2\text{Te} (\text{r}) = \text{Te} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	-0,720	
	$\text{Te} + 6 \text{OH}^- = \text{TeO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \bar{\text{e}}$	-0,570	
	$\text{Te} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{TeO}_2 (\text{к}) + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+0,529	
	$\text{Te} = \text{Te}^{4+} + 4 \bar{\text{e}}$	+0,568	

1	2	3
	$\text{TeO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_6\text{TeO}_6 (\kappa) + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+1,02
Темир Fe	$\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,440
	$3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 8 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}}$	-0,085
	$2 \text{Fe} (\text{OH})_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	-0,057
	$\text{Fe} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe} (\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	-0,047
	$\text{Fe} = \text{Fe}^{3+} + 3 \bar{\text{e}}$	-0,037
	$\text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe} (\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}}$	+0,059
	$\text{Fe} (\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe} (\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \bar{\text{e}}$	+0,271
	$\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \bar{\text{e}}$	+0,771
	$\text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{FeO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}}$	+1,700
Титан Ti	$\text{Ti}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{TiO}_2 (\kappa) + 4 \text{H}^+ + \bar{\text{e}}$	-0,666
	$\text{Ti}^{2+} = \text{Ti}^{3+} + \bar{\text{e}}$	-0,368
Углерод C	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	-0,386
	$\text{C} (\text{графит}) + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 (\text{r}) + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+0,207
	$\text{C} (\text{графит}) + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+0,518
Фосфор P	$\text{P} (\text{ок}) + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{H}^+ + 5 \bar{\text{e}}$	-0,411
	$\text{P} (\kappa) + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{H}^+ + 5 \bar{\text{e}}$	-0,383
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	-0,276
Фтор F	$2 \text{F} + \text{H}_2\text{O} = \text{F}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}}$	+2,100
	$2 \text{F} = \text{F}_2 + 2 \bar{\text{e}}$	+2,870
	$2 \text{HF} (\text{суюл}) = \text{F}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+3,060
Хлор Cl	$\text{Cl}^- + 6 \text{OH}^- = \text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \bar{\text{e}}$	+0,630
	$2 \text{HCl} (\text{r}) = \text{Cl}_2 (\text{r}) + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+0,987
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+1,189
	$2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 (\text{r}) + 2 \bar{\text{e}}$	+1,359
	$\text{Cl}_2 (\text{суюл}) + 8 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 \bar{\text{e}}$	+1,385
	$2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 (\text{суюл}) + 2 \bar{\text{e}}$	+1,395
	$\text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+1,451

1	2	3
	$\text{Cl}_2 (\text{суюл}) + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}_3^- +$	
	$+ 12 \text{H}^+ + 10 \bar{\text{e}}$	+1,463
	$\text{Cl}_2 (\text{r}) + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ +$	+1,470
	$+ 10 \bar{\text{e}}$	
	$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+1,494
	$\text{Cl}_2 (\text{суюл}) + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HCl} + 2 \text{H}^+ +$	+1,594
	$+ 2 \bar{\text{e}}$	
	$\text{Cl}_2 (\text{r}) + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}}$	+1,630
	$\text{Cl}_2 (\text{суюл}) + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\text{O} (\text{r}) + 2 \text{H}^+ +$	+1,679
	$+ 2 \bar{\text{e}}$	
Хром Cr	$\text{Cr} = \text{Cr}^{2+} + 2 \bar{\text{e}}$	-0,913
	$\text{Cr} = \text{Cr}^{3+} + 3 \bar{\text{e}}$	-0,744
	$\text{Cr} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Cr} (\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}}$	-0,654
	$\text{Cr}^{2+} = \text{Cr}^{3+} + \bar{\text{e}}$	-0,407
	$2 \text{Cr} + 7 \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 12 \bar{\text{e}}$	+0,294
	$\text{Cr} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+0,295
	$2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}}$	+1,333
	$\text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4 + 6 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}}$	+1,335
Цезий Cs	$\text{Cs} = \text{Cs}^+ + \bar{\text{e}}$	-2,923

АДАБИЁТЛАР

1. Ҳ. Р. Раҳимов. Аноорганик химия. Тошкент, «Ўқитувчи», 1984.
2. Л. Полинг. Общая химия. М., «Мир». 1974.
3. М. Х. Қарапетьянц, С. И. Дракин. Общая и неорганическая химия. М., 1981.
4. А. А. Кудрявцев. Составление химических уравнений. М., «Высшая школа», 1991.
5. Н. С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М., «Высшая школа», 1988.
6. Ю. Н. Кукушкин. Химия координационных соединений. М., «Высшая школа», 1981.
7. Н. Л. Глинка. Умумий химия. Тошкент, «Ўқув педагогика нашриёти», 1956.
8. Ғ. Ҳакимов. Химиядан олимпиада масалаларини ечиш. Тошкент, «Ўқитувчи», 1973.
9. И. П. Середа. Химиядан конкурс масалалари. Тошкент, «Ўқитувчи», 1978.
10. Н. Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии. М., «Химия», 1961.
11. Г. Л. Абкин. Химиядан масала ва машқлар. Тошкент, «Ўқитувчи», 1975.
12. А. Г. Муфтахов, З. Қ. Қодиров. «Аноорганик кимёдан контроль масала ва машқлар. Тошкент, ТошДУ, 1988.
13. А. Г. Муфтахов. Химиядан олимпиада масалалари ва уларнинг ечимлари. Тошкент, «Ўқитувчи», 1993.

ПРЕДМЕТ ҚҰРСАТҚИЧИ

- Аккумуляторлар 226
 Активланиш энергияси 26
 Аллотропия 5
 Амфотер электролитлар 15, 60
 Анионлар 29
 Асослар
 — линиши 69, 70
 Атом,
 — асосий ҳолати 15
 — тузилиши 93
 — қўзғолган ҳолати 15
 — электронларнинг тақсим-
 ланиши 102, 103
 — — бош квант сони 96
 — — магнит квант сони 98
 — — орбитал квант сони 96,
 98
 — — спин квант сони 98
 Бимолекуляр реакциялар 24
 Валентлик 79—83
 Водород кўрсаткич 53
 Гальваник элементлар 201—203
 Генри қонуни 48
 Гиббс энергияси 236—242
 Гидратланиш 31
 Гидролиз 58—60
 — реакциялари 14, 55—58
 Гунд қондаси 99, 101
 Диссоциланиш 29
 — даражаси 34
 Диэлектрик доимийлик 33
 Ионланиш потенциали 114
 — энергияси 114
 Ионлаштирувчи эритувчи 32
 Катализ
 — гомоген 27
 — гетероген 27
 — ижобий 26
 Каталитик реакциялар 15
 Катионлар 29
 Кетма-кет борадиган реакция-
 лар 19
 Қимёвий белгилар 9
 Қимёвий реакциялар тезлиги
 21, 22
 — — — таъсир қилувчи
 омиллар 22, 23
 — — — тенгламалари 6, 8
 — мувозанат 41
 — эквивалент 193
 — формулалар 9
 Кислоталар
 — олиними 68
 Ключковский қондаси 99
 Координацион бирикмалар 13,
 60
 — — номенклатураси 65, 66
 — — олиними 76—78
 — сон 61
 Коррозия 228—234

- Кучланиш қатори 187
Молекуляр реакциялар 17
Озон 129
Оксидланиш даражаси 79—93
Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари 203
— — реакциялари 15, 78
— — — механизми 187
— — — мувозанати 208—213
— — — коэффициентларини танлаш 153—165
— — — тенгламаларини тузиш 145
— — — турлари 137, 168, 181
Оксидлар 135
Оксидловчилар 117, 122—145
— водород пероксид 134
— кислород 128
— кислоталар 131—134, 135
— координацион бирикмалар 60, 136
— металл ионлари 124—127, 130
— хлор бирикмалари 135, 136
— электр токи 135
Оралиқ бирикмалар 28
Параллел реакциялар 19
Паули принципи 99
Реакцияларнинг молекулярлиги 24, 25
— тартиби 24, 25
— йўналиши 231—234
Стехиометрия 11, 24
Суултириш қонуни 36
Тримолекуляр реакциялар 24
Фотокимёвий реакциялар 191
Электр манфийлик 114—116
Электрод потенциал 186, 200
Электрокимёвий реакциялар 15
Электролиз 217—225
Электронга мойиллик 114, 115
Электролитлар 23
Электролит эмас моддалар 29
Элементлар оилалари 104—108
— *s*-оиласи 104
— *p*-оиласи 105
— *d*-оиласи 107
— *f*-оиласи 108
Энтальпия 7
Энтропия 234—236
Эрувчанлик кўпайтмаси 44
Қайтар реакциялар 41
Қайтарувчилар 117, 120—141
— водород 121
— металллар 120, 121
— металлмаслар 120, 121
— электр токи 121

М У Н Д А Р И Ж А

Муқаддима	3
1. Кириш. Асосий тушунчалар	5
1.1. Стехиометрия	11
1.2. Кимёвий реакцияларнинг турлари	12
1.3. Органик бирикмаларда рўй берадиган реакциялар . .	16
1.4. Оддий ва мураккаб реакциялар	19
1.5. Кимёвий реакцияларнинг тезлиги	20
1.6. Кимёвий реакция тезлигига таъсир қилувчи омиллар .	22
1.6.1. а) Қонцентрациянинг таъсири	22
б) Температуранинг таъсири	23
1.6.2. Реакциянинг тартиблилиги ва молекулярлиги	24
1.6.3. Активланиш энергияси	26
1.6.4. Катализаторларнинг таъсири	26
2. Электродит эритмаларида ион алмашиниш реакциялари	28
2.1. Электродитлар эритмаларидаги реакциялар	28
2.2. Чўкмалар ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар .	43
2.3. Газ ажралиб чиқиши билан борадиган реакциялар . .	48
2.4. Кучсиз электродитлар ҳосил бўлиши билан борадиган реакциялар	49
2.5. Сувнинг электродитик диссоциланиши	50
2.6. Ионли кимёвий мувозанатнинг силжиши	54
2.7. Гидролиз реакциялари	55
2.8. Гидролизланиш константасини ва гидролизланиш дара- жасини аниқлаш усуллари	58
2.9. Амфотер электродитлар	60
3. Координацион бирикмалар	60
3.1. Комплекс ионлар ҳосил бўлиши билан борадиган реак- циялар	60

3.2. Комплекс бирикмаларнинг барқарорлиги	63
3.3. Комплекс бирикмалар номенклатураси	65
3.4. Ион алмашилиш реакцияларининг тенгламалари	66
3.5. Қислота, асос ва тузларнинг олиниши	68
3.6. Машқлар	71
4. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари	78
4.1. Оксидланиш-қайтарилиш жараёни	78
4.2. Валентлик ва оксидланиш даражаси	79
4.3. Оксидланиш даражаси	83
4.4. Атом тузилиши ҳақидаги қисқача маълумот	93
4.5. Нейтрал атомларнинг кимёвий реакциялар давомида ўзгариши	109
4.6. Ионланиш энергияси, электронга мойиллик ва электроманфийлик	114
4.7. Қайтарувчи ва оксидловчилар	117
4.7.1. Нейтрал атомлар	117
4.7.2. Металлмасларнинг манфий зарядли ионлари	118
4.7.3. Паст оксидланиш даражасига эга бўлган мусбат зарядли металл ионлари	118
4.7.4. Лаборатория ва техникада катта аҳамиятга эга бўлган қайтарувчилар	120
4.7.5. Оксидловчилар	122
4.7.6. Лаборатория ва техникада муҳим аҳамиятга эга бўлган оксидловчилар	128
4.8. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг синфлари	137
4.9. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялар тенгламаларини тузиш	145
4.9.1. Оддий реакциялар тенгламаларини тузиш	145
4.9.2. Мураккаб реакцияларнинг тенгламаларини тузиш	150
4.9.3. Диспропорцияланиш ва ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузиш	181
4.9.4. Сув иштирокида борадиган реакция тенгламаларини тузиш	182
4.9.5. Металларнинг кислота ва ишқор эритмалари билан бўладиган реакциялар тенгламаларини тузиш	184
4.9.6. Баъзи оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг бориш механизми	187
4.9.7. Занжирли реакциялар	190
4.9.8. Фотокимёвий реакциялар	191
4.9.9. Кимёвий эквивалент	193
4.9.10. Машқлар	196
5. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг миқдорий тавсифи	200

- 5.1. Моддаларнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссаларининг электрод потенциали билан боғлиқлиги
- 5.2. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари
- 5.3. Оксидланиш-қайтарилиш жараёнининг мувозанат константаси
- 5.4. Оксидланиш-қайтарилиш потенциаллари жадвалидан фойдаланиш ва хулосалар
- 5.5. Электролиз
- 5.6. Катодда содир бўладиган жараёнлар
- 5.7. Анодда содир бўладиган жараёнлар
- 5.8. Электролизнинг миқдорий қонунилари
- 5.9. Электролизда электрохимёвий қутбланишлар
- 5.10. Электролизнинг амалий аҳамияти
- 5.11. Аккумуляторлар
- 5.12. Металларни коррозияси ва унга қарши кураш чоралари
- 5.13. Металларни коррозиядан сақлаш усуллари
- 5.14. Кимёвий реакцияларнинг йўналишини термодинамик аниқлаш
- 5.15. Машқлар
- 6. Кимёвий тенгламалар тузиш бўйича машқлар
- 6.1. Водород, кислород, водород пероксид
- 6.2. Ишқорий металллар
- 6.3. Мис, кумуш, олтин
- 6.4. Бериллий, магний ва ишқорий-ер металлари
- 6.5. Рух, кадмий, симоб
- 6.6. Бор, алюминий ва скандий группасидаги элементлар
- 6.7. Углерод, кремний, қалай, қўрғошин ва титан группасидаги элементлар
- 6.8. Азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут ва ванадий группасидаги элементлар
- 6.9. Олтингургурт, селен, теллур
- 6.10. Хром, молибден, вольфрам
- 6.11. Галогенлар
- 6.12. Марганец
- 6.13. Темир ва платина оиласидаги металллар
- 6.14. Лантаноидлар
- 6.15. Актиноидлар
- 7. Баъзи масалаларнинг изоҳли ечимлари
- 7.1. Чўкмаларнинг ҳосил бўлиши ва уларнинг эриши (3.6-қисм)
- 7.2. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари (4.9.10- қисм)
- 7.3. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларига миқдорий тавсиф (5.15- қисм)

7.4. Қимёвий тенгламалар тузиш бўйича машқларнинг жа- воблари	291
7.4.1. Водород, кислород, водород пероксид (6.1- қисм)	291
7.4.2. Ишқорий металллар (6.2- қисм)	292
7.4.3. Мис, қумуш, олтин (6.3- қисм)	225
7.4.4. Бериллий, магний ва ишқорий-ер металлари (6.4- қисм).	292
7.4.5. Рух, кадмий, симоб (6.5- қисм)	292
7.4.6. Бор, алюминий ва скандий группачаси (6.6- қисм)	293
7.4.7. Углерод, кремний, қалай, қўрғошин ва титан группача- си (6.7- қисм)	293
7.4.8. Азот, фосфор, мишьяк, сурьма, висмут ва ванадий груп- пачаси (6.8- қисм)	293
7.4.9. Олтингугурт, селен, теллур (6.9- қисм)	293
7.4.10. Хром, молибден, вольфрам (6.10- қисм)	295
7.4.11. Галогенлар (6.11- қисм)	295
7.4.12. Марганец (6.12- қисм)	295
7.4.13. Темир ва платина оиласидаги металллар (6.13- қисм)	295
7.4.14. Лантаноидлар (6.14- қисм)	296
7.4.15. Актиноидлар (6.15- қисм)	296
Илова	297
Адабиётлар	311
Предмет кўрсаткичи	312

Зиядулла Кадырович Кадыров.
Аскар Гайнутдинович Муфтахов,
Шариф Каххарович Норов

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ УРАВНЕНИЙ

*Учебное пособие для студентов
высших учебных заведений*

На узбекском языке

Издательство «Ўзбекистон» — 1998, Ташкент, 700129, Навои, 30.

Бадий муҳаррир *Т. Қаноатов*
Техн. муҳаррир *У. Қим*
Мусаҳҳиҳ *Ш. Мақсудова*

Теришга берилди 17.11.95. Босишга руҳсат этилди 23.09.96. Формати $84 \times 108^{1/32}$. Адабий гарнитурасида юқори босма усулида босилди. Шартли босма табоғи 16,8. Нашр табоғи 16,17. 1000 нусхада. Буюртма № 701. Баҳоси шартнома асосида.

«Ўзбекистон» нашриёти, 700129. Тошкент, Навоий, 30.
Нашр № 150—94.

Ўзбекистон Республикаси Давлат матбуот кўмитасининг ижарадаги Тошкент матбаа комбинатида босилди. 700129. Тошкент, Навоий кўчаси, 30.

Қодиров З. Қ. ва бошқ.

Қ53 Кимёвий тенгламалар тузиш: Олий ўқув юртлари талабалари учун ўқув қўлл. / З. Қ. Қодиров, А. Г. Муфтахов, Ш. Қ. Норов.— Т.: Ўзбекистон, 1998.—320 б.

ISBN 5 - 640 - 02127 - 6

1. Қодиров З. Қ. ва бошқ.

ББК 24.1я73

№ 787—96

Алишер Навоий номидаги Ўзбекистон
Республикаси давлат кутубхонаси.

Қ $\frac{1703000000 - 93}{M 351 (04) 95}$ 98

