

**Ўзбекистон Республикаси  
Халқ таълими вазирлиги**

**Хоразм вилояти педагог кадрларини қайта  
тайёрлаш ва малакасини ошириш институти**

**“Жисмоний тарбия ва амалий фанлар  
таълими” кафедраси**

**ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ  
РЕАКЦИЯЛАРИ**

**Услубий қўлланма**

**Урганч – 2012**

Ушбу ҳавола этилаётган методик қўлланмада оксидланиш-қайтарилиш реакцияларнинг турлари, реакция тенгламаларини 2 хил усулда тенглаштириш, реакция тенгламаларини тузишда ярим реакциялар усулидан фойдаланишдаги қўлланиладиган қоидалар ҳамда энг кўп ишлатиладиган оксидловчилар ва қайтарувчилардан мисоллар келтирилган. Методик қўлланма умумтаълим мактаблари ва касб-ҳунар коллежлари ўқитувчилари, олий ўқув юртларига кириш учун тайёрланаётган абитуриентлар ва репетиторлар учун фойдали бўлиши мумкин.

**Тузувчи:** “Жисмоний тарбия ва амалий фанлар таълими” кафедраси мудири, кимё фанлари номзоди, доцент Қулимов А.К.

**Тақризчилар:** кимё фанлари номзоди, доцент Матъяқубов А.А.,  
Урганч Давлат университети “Умумий кимё”  
кафедраси доценти, педагогика фанлари номзоди  
Эшчанов Э.У.

Ушбу методик қўлланма Хоразм ВПКҚТМОИ Илмий кенгашида кўриб чиқилди ва чоп этишга тавсия қилинди. (Баённома №2 2012 йил «\_\_\_» июнь)

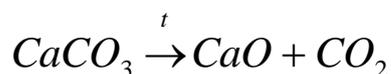
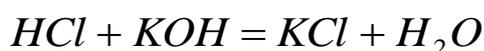
## ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИ

Анорганик кимёдаги барча реакцияларни икки турга бўлиш мумкин:

1. Реакцияга киришувчи элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгармай қоладиган реакциялар.

2. Оксидланиш даражаси ўзгариши билан борадиган реакциялар.

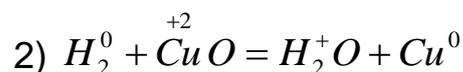
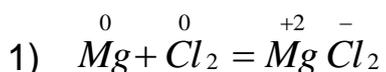
1. Биринчи тур реакцияларга алмашиниш, парчаланиш ва бирикиш реакциялари мисол бўла олади. Масалан :



Бу мисолларда ҳеч қайси элементнинг оксидланиш даражаси ўзгармайди.

Иккинчи тур реакцияларга сиқиб чиқариш ва бошқа реакциялар мисол бўла олади. Бундай реакциялар оксидланиш–қайтарилиш реакциялари дейилади. Уларда электронлар бир атом ёки ионлардан иккинчи атом ёки ионларга ўтади.

Ўзига электрон бириктириб олган атом, ион, молекулалар оксидловчи деб, электрон йўқотадиган атом, ион, молекулалар қайтарувчи дейилади. Электрон бириктириб олиш жараёни – қайтарилиш жараёни деб, электрон бериш жараёни – оксидланиш жараёни дейилади. Демак, оксидловчи қайтарилади ва қайтарувчи оксидланади. Оксидланиш–қайтарилиш бир-бирига боғлиқ жараёнлардир. Масалан :



Бу реакцияда магний хлорга электрон бериб қайтарувчи, хлор бу электронларни қабул қилиб оксидловчи, иккинчи реакцияда эса водород қайтарувчи, мис иони оксидловчидир.

Элемент атоми оксидланганда унинг оксидланиш даражаси ортади, қайтарилганда эса оксидланиш даражаси пасаяди. Масалан:  $\text{Sn}^{2+} - 2e = \text{Sn}^{4+}$  жараёнида калайнинг оксидланиш даражаси +2 дан +4 гача ортди,  $\text{Cr}^{6+} + 3e = \text{Cr}^{3+}$  жараёнида хромнинг оксидланиш даражаси +6 дан +3 гача камаяди.

Элемент атоми ўзининг энг юқори оксидланиш даражасида (масалан:  $\text{Cr}^{6+}$ ,  $\text{P}^{5+}$ ,  $\text{Cl}^{7+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$  ионларда) бошқа электрон йўқота олмайди ва фақат оксидловчи хоссасини намоён қилади. Ва аксинча, элемент атоми ўзининг энг кичик оксидланиш даражасида ўзига электрон қабул қила олмайди ва фақат қайтарувчи хоссасини намоён қилади. Агар элемент атоми ўзининг ўртача оксидланиш даражасига эга бўлса, у эритманинг мухитига қараб ё оксидловчи ёки қайтарувчи хоссасини намоён қилади.

Қайтарувчидан оксидловчига электронлар ўтганда одатда реакцияда иштирок этаётган элементларнинг валентлиги ўзгаради. Лекин, оксидланиш–қайтарилиш реакцияларида элемент валентлиги ўзгармай қолиши мумкин. Масалан :

- 1)  $\text{H}_2^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{HCl}$
- 2)  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Биринчи реакцияда водород ва хлорнинг валентлиги реакциядан олдин ҳам кейин ҳам бирга тенг. Метаннинг ёниш реакциясида углерод, кислород ва водородларнинг валентликлари ўзгаришсиз қоляпти. Лекин бу реакцияларда атомларнинг ҳолатлари ўзгаради. Демак, молекулада атом ҳолатини валентлик тушунчаси тўлиқ тушунтира олмайди. Шунинг учун ҳам, оксидланиш–қайтарилиш реакцияларида оксидланиш даражаси тушунчасидан фойдаланиш мақсадга мувофиқ бўлади. Валентлик ковалент боғланишда (мусбат ёки манфий) ишорага эга эмас. У фақат босим сонини кўрсатади. Кимёвий боғланишда эса электронлар электроманфийрок элемент

атомига силжиган бўлади, натижада атомлар маълум зарядга эга бўлади.

Қуйидаги мисоллар валентлик билан оксидланиш даражасини фарқини яққол кўрсатади.

1. Азот молекуласида иккита азот ( $N \equiv N$ ) атоми ўзаро уч жуфт электрон орқали бириккан. Унинг оксидланиш даражаси нолга тенг. Чунки кимёвий боғ ҳосил қилган умумий электрон жуфти ҳар икки азот атомидан бир хил масофада жойлашган.

2. Гидразин- $N_2H_4$  молекуласида, ҳар бир азот атомининг валентлиги учга тенг, оксидланиш даражаси эса минус иккига тенг, чунки, ҳар бир азот водород боғда умумий электрон жуфти азот атоми томон силжийди.

3. Оксидланиш даражаси мусбат, манфий, нол ва касрли бўлиши мумкин.

4. Умумий электрон жуфтини ўзига тортган электроманфийроқ элемент манфий (-) ва иккинчи элемент мусбат (+) оксидланиш даражасига эга бўлади. Бу қийматлар, одатда, элемент символининг тепасига ёки юқорига (ўнг бурчагига) рақам олдидан плюс ёки минус ишораси кўрсатиб ёзиб кўйилади. Масалан,

$Cr^{+6}O^{-2}_3$ ,  $H^0_2$  буларда кислороднинг оксидланиш даражаси  $-2$ , хромнинг оксидланиш даражаси  $+6$  ва водородники  $0$  га тенг. Кимёвий бирикмада ёки эритмада ҳақиқий бўлган ионларни кўрсатиш учун плюс ва минус ишораси рақамдан кейин ёзилади. Масалан:  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $CO^{2-}_4$ ,  $MnO^-_4$ ,  $Cl^-$ ,  $Na^+$  ва бошқалар.

Кимёвий бирикмаларда атомнинг оксидланиш даражасини аниқлашда қуйидаги қонундан фойдаланилади:

1. Оддий моддаларда атомнинг оксидланиш даражаси нолга тенг ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Fe$ ,  $C$ ).

2. Металлар ҳамма вақт мусбат оксидланиш даражасига эга.

3. Водород гидридлардан ташқари ҳамма бирикмаларда +1, гидридларда эса –1 оксидланиш даража намоён этади.
4. Кислород бирикмаларда ( $\text{OF}_2$  дан ташқари ) -2 оксидланиш даражасини намоён этади. Пероксид (-O-O- группали)ларда эса кислороднинг оксидланиш даражаси –1 га тенг.
5. Металмасларнинг оксидланиш даражаси ҳам мусбат, ҳам манфий бўлиши мумкин.

Бу маълумотларга асосланиб, мураккаб бирикмалардаги атомларнинг оксидланиш даражасини ҳисоблаб топиш мумкин, бунда молекуладаги атомлар оксидланиш даражаларининг алгебраик йиғиндиси доимо нолга, мураккаб ионда эса ионнинг зарядига тенг бўлишини эътиборга олиш керак.

**Асосий оксидловчилар.** Ўзига электрон қабул қилиб, даврий система қаторидаги инерт газнинг электрон структурасига эга бўлган ёки манфий зарядланган ионлар ҳосил қилувчи нейтрал атомлар оксидловчи бўлади. Масалан, галогенларнинг нейтрал атомлари  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  оксидловчи функциясини бажариб манфий зарядланган  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  ионларга айланади. Галогенлардан фтор ва хлор кучли оксидловчи ҳисобланади.

Асосий оксидловчиларга яна кислород, олтингугурт ва бошқалар мисол бўла олади. Баъзи металл ионлари ўзларининг энг юқори валентликларида оксидловчи бўлиши мумкин.

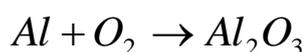
**Асосий қайтарувчилар.** Эркин ҳолда барча металллар, асосан ишқорий ( $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{Cs}$ ) ва ишқорий-ер ( $\text{Ca}$ ,  $\text{Ba}$ ) металлари, кислородсиз кислота қолдиқларининг ионлари ( $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{C}^{2-}$ ) ҳамда гидридлар ( $\text{KH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ) қайтарувчи бўлади.

Шуни назарда тутиш керакки, оксидловчи билан қайтарувчи ўртасида кескин чегара йўқ, битта модда бир шароитда оксидловчи, иккинчи шароитда қайтарувчи бўлиши мумкин.

## Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузиш

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда электрон-баланс ва ион-электрон (ярим реакциялар) методларидан фойдаланилади.

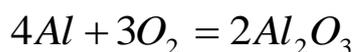
1. Электрон-баланс методи ёрдамида оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда оксидловчи ва қайтарувчиларни қабул қилган ва йўқотган электронлар сонини аниқлаш керак. Қайтарувчининг умумий йўқотган электронлар сони, оксидловчининг умумий қабул қилган электронлар сонига тенг бўлиши керак. Масалан, алюминийнинг кислород билан оксидланиш реакцияси:



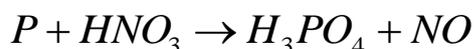
Реакция тузилишидан кўринадикки, реакциядан олдин алюминийнинг оксидланиш даражаси нолга, реакциядан кейин эса +3 га тенг. Кислороднинг оксидланиш даражаси эса нолдан -2 гача ўзгарди. Оксидланиш даражасининг бу ўзгаришини электрон тенгламалар билан ифодалаймиз;



Йўқотилган ва қабул қилиб олинган электронлар сони тенг бўлиши учун умумий кўпайтувчини аниқлаймиз ва электронлар сонини тенглаб, таркибида оксидланиш даражасини ўзгарган элементи бўлган молекулаларни олдига қўямиз.



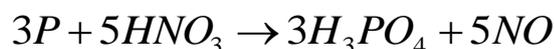
Иккинчи мисол, фосфорнинг нитрат кислота билан оксидланиши:



учун электрон тенглама ёзсак:



Реакциядаги оксидловчи ва қайтарувчилар олдига топилган сонларни ёзамиз:



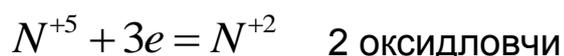
Реакциянинг ўнг ва чап томонидаги атомлар сонини ҳисоблаш тенгламанинг чап томонидан водород ва кислород атомлари ўзаро тенг эмаслигини кўрсатади. Бу ҳолда тенгламанинг чап томонига сув молекулалари ёзилади ва реакциянинг тенгламаси қуйидаги кўринишга эга бўлади:



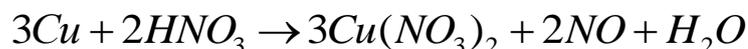
Баъзи бир ҳолларда металл оксидланганда туз ҳосил бўлади, бундай ҳолда, реакцияга кислота молекуласидан ортиқча миқдорда олинади. Масалан:



Электрон тенгламаси:



Реакция тенгламасига топилган сонларни қўямиз:



Тенгламанинг ўнг қисмида 8 та, чап қисмида 2 та, яъни уч молекула туз ҳосил бўлишида иштирок этаётган 6 та азот атоми етишмайди, бундан яна нечта сув молекуласи ёзиш кераклигини аниқланади ва реакция тенгламаси қуйидаги кўринишга эга бўлади:



**Ион-электрон методи.** Эритмада борадиган оксидланиш–қайтарилиш реакцияларининг тўлиқ молекуляр тенгламаларини

тузишда электрон-баланс методидан фойдаланиб, оксидланиш даражаси тушунчасини ишлатиш ўзининг физик маъносини йўқотади. Чунки электрон баланс методида ишлатиладиган  $\text{Cr}^{6+}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$ ,  $\text{N}^{5+}$  ва бошқа катионлар эритмада умуман бўлмайди. Улар сувли эритмада  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  ионлар ҳолида мавжуд бўлади.

Бундан ташқари, электрон–баланс методи оксидланиш-қайтарилиш жараёнида гидроксид ва водород ионлари ҳамда сув молекулаларининг ролини кўрсатмайди.

Шунинг учун ҳам сувли эритмаларда борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тенгламаларини тузишда ион-электрон методидан фойдаланиш мақсадга мувофиқдир.

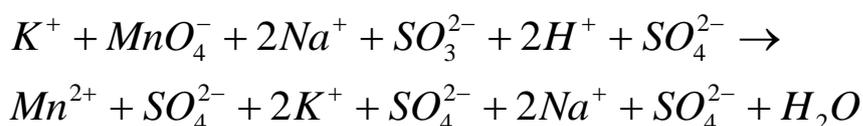
Бу методда коэффициентлар ион-электрон тенглама ёрдамида топилади. Ион-электрон тенгламанинг электрон–баланс тенгламадан фарқи шуки, унда электролитик диссоциланиш назариясига биноан сувли эритмада ҳақиқатдан мавжуд бўлган ионлар ёзилади.

Масалан: ион-электрон метод буйича сульфит ионининг калий перманганат таъсирида сульфат ионига ўтишини уч муҳит шароитида кўриб чиқайлик.

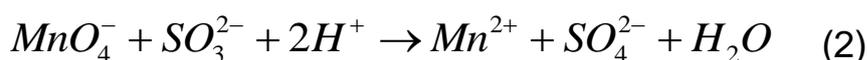
1) Кислотали муҳитда. а) Реакциянинг молекуляр тенгламаси:



б) Реакциянинг ионли схемаси:



ёки қисқача ионли схемаси



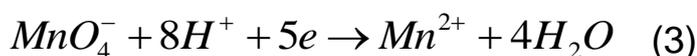
Демак, кислотали муҳитда перманганат иони  $\text{Mn}^{2+}$  ионигача (эритма рангсизланади) қайтарилади.

в) оксидланиш ва қайтарилиш жараёнини ион-электрон кўринишида ёзиш учун тенглама (2) дан кўришиб турибдики,  $\text{MnO}_4^-$  ионидаги

тўртта кислород атоми  $H^+$  билан боғланиб, тўртта молекула сув ҳосил қилади, натижада  $MnO_4^-$  иони  $H^+$  билан  $Mn^{2+}$  ионигача қайтарилади, яъни



Схеманинг чап ва ўнг томонидаги умумий зарядни ҳисоблаш шуни кўрсатдики, ўнг томондаги заряд +2 га, чап томонида умумий заряд эса +7 га тенг. Схеманинг чап ва ўнг томонида зарядлар тенг бўлиши учун тенгламанинг чап томонига бешта электрон қўшиш керак. У ҳолда қайтарилиш жараёнининг ион-электрон тенгламаси қуйидаги кўринишда бўлади:



$SO_3^{2-}$  нинг  $SO_4^{2-}$  ионига оксидланиши кислород атомининг сони ортиши билан кузатилади.

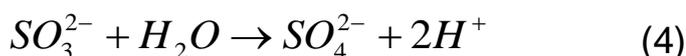
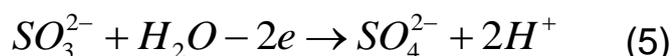
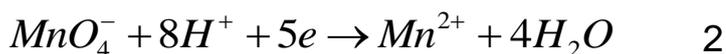


Схема (4) нинг ўнг томонидаги умумий заряд нолга, чап томонидагиси эса -2 га тенг. Схеманинг ўнг ва чап томонида зарядлар сони тенг бўлиши учун схеманинг чап томонидан иккита электронни олиш керак, у ҳолда оксидланиш жараёнининг ион-электронли тенгламаси қуйидагича ёзилади:

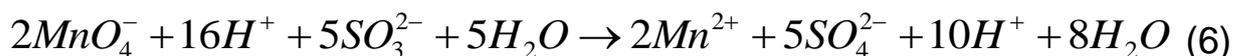


г) Энди қайтарилиш (3) ва оксидланиш (5) жараёнлари бир-бирини остига ёзилиб, оксидловчи ва кайтарувчи учун коэффициентлар аниқланади:

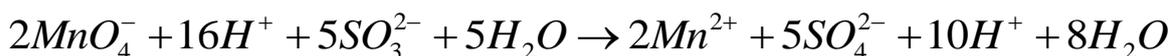


Оксидловчи қабул қилган электронлар сони кайтарувчи йуқотган электронлар сонига тенг бўлиши керак. Бунинг учун (3) тенгламани 2

га ва (5) тенгламани 5 га кўпайтириб, реакциянинг қисқа ионли тенгламасига эга бўламиз.



Тўлиқ ионли тенглама ёзиш учун умумий тенгликни сақлаган ҳолда ҳосил бўлган қисқа ионли тенгламанинг чап ва ўнг томонига бир хил миқдорда қарама-қарши ионлар ёзамиз:

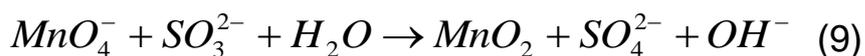


д) Энди тўлиқ ионли тенгламадан фойдаланиб, оксидланиш-қайтарилиш реакциясининг тўлиқ молекуляр тенгламасини ёзамиз.

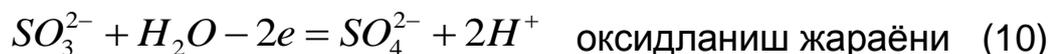


Тўғри ёзилган тенгламанинг ўнг ва чап томонида кислород атомининг сони бир хил бўлиши керак .

2) Нейтрал муҳитда. а) бунда перманганат ион  $MnO_4^-$  марганец (IV)-оксидигача  $MnO_2$  қайтарилди, натижада эритманинг тўқ қизил ранги йўқолиб, жигар ранг чўкма ҳосил бўлади. Бу реакциянинг ионли схемаси қуйидагича:



б) Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг ион-электрон тенгламаларини айрим-айрим ёзамиз:

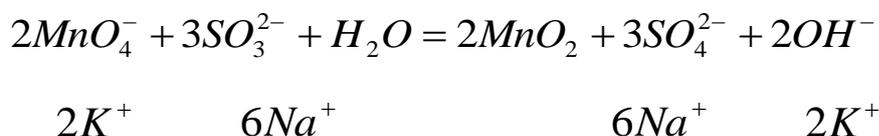


Демак, оксидловчи олдига коэффицент иккига ва қайтарувчи олдидаги коэффицент учга тенг.

в) Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг ион-электрон тенгламаларини топилган коэффицентларга кўпайтириб, қисқа ионли тенгламасини ёзамиз:



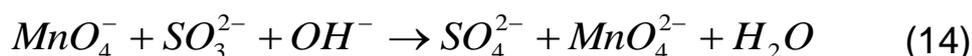
г) Қисқа ионли тенгламага (12) қарама-қарши ионларни ёзиб, тўлиқ ионли тенгламага эга бўламиз(13);



д) Берилган оксидланиш–қайтарилиш реакциясининг тўлиқ молекуляр тенграмасини ёзамиз:



3) Ишқорий муҳитда. а) Бунда пермаганат ион манганат ионига қадар қайтарилади. Натижада эритманинг олча рангли қизил туси яшил рангга ўтади. Реакциянинг ионли схемасини қуйидагича ёзиш мумкин:

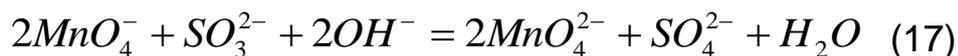


а) Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг ион-электрон тенграмаларини ёзамиз:

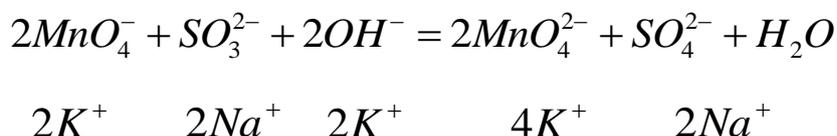


Бу тенграмалардан кўриниб турибдики оксидловчини 2 га, қайтарувчини 1 га кўпайтириш керак.

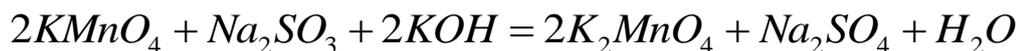
в) Юқоридаги (15) ва (16) тенграмаларни коэффициентларига кўпайтириб, биргаликда ёзсак, реакциянинг қисқа ионли тенграмасига эга бўламиз:



Қисқа (17) ионли тенгламага қарама-қарши ионларни ёзиб, тўлиқ ионли тенграмани ёзамиз:

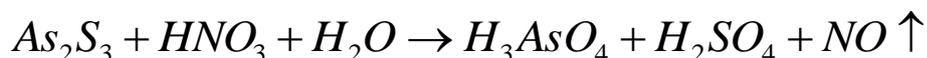


Энди реакциянинг тўлиқ молекуляр тенгламасини ёзамиз:



Баъзи қайтарувчилар катион бўлиб, реакция натижасида мураккаб анионларга ёки баъзи оксидловчилар мураккаб анионлар бўлиб, реакция натижасида катионларга айланади. Масалан, арсенит сульфиднинг суюлтирилган нитрат кислота билан оксидланишини кўриб чиқайлик.

а) Реакциянинг молекуляр тенгламаси :



б) ионли схемаси:



ёки



в) Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг ион-электрон тенгламалари:



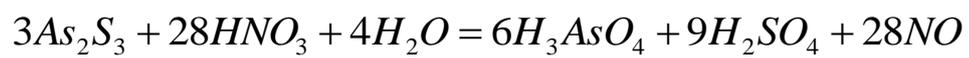
г) Юқоридаги тенгламаларни коэффициентларига кўпайтириб, биргаликда ёзсак, реакциянинг қисқача ионли тенгламасинга эга бўламиз:



қисқача ионли тенгламага қарама-қарши ионларни ёзиб, тўлиқ ионли тенгламани ёзсак:



Энди оксидланиш–қайтарилиш реакциясининг тўлиқ молекуляр тенгламасини ёзамиз:



Қуйидаги 1-жадвалда амалда кўп қўлланиладиган оксидловчилар ва қайтарувчилар келтирилган.

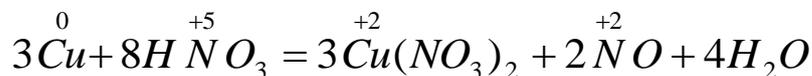
1-жадвал

Қайтарувчилар	Оксидловчилар
Na, K, Ca, Zn, Fe, Mg, Al, C, Si, H <sub>2</sub>	Галогенлар
Углерод (II) оксид CO	Марганец(VII) оксиди Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Водород сульфид H <sub>2</sub> S	Калий перманганат KMnO <sub>4</sub>
Натрий сульфид Na <sub>2</sub> S	Калий манганат K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>
Олтингугурт (IV) оксид SO <sub>2</sub>	Хром (VI) оксиди CrO <sub>3</sub>
Сульфит кислотаси ва унинг тузлари Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Калий хромат K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
Натрий тиосульфат Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Калий дихромат K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Водород хлорид HCl	Нитрат кислота ва тузлари HNO <sub>3</sub>
Водород бромид HBr	Кислород O <sub>2</sub> , озон O <sub>3</sub>
Водород иодид HI	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ва пероксидлар
Темир (II) сульфат FeSO <sub>4</sub>	Сульфат кислотаси H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц)
Марганец сульфат MnSO <sub>4</sub>	Мис (II) оксиди CuO
Водород пероксид H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Кумуш оксиди Ag <sub>2</sub> O
Азот (II) оксиди NO	AuCl <sub>3</sub> , AgCl
NH <sub>3</sub> ; N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> ; NH <sub>2</sub> OH	Қўрғошин (IV) оксиди PbO <sub>2</sub>
HNO <sub>2</sub> ва унинг тузлари	Аммоний персульфат (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>
Фосфит кислотаси H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Гипохлоритлар KClO
Альдегидлар, спиртлар,	Хлоратлар KClO <sub>3</sub>
Чумоли кислотаси ва альдегиди,	Перхлоратлар KClO <sub>4</sub>
Шавель кислотаси, глюкоза,	Зар суви (3HCl + HNO <sub>3</sub> );
Катоддаги электр токи	HNO <sub>3</sub> ва HF аралашмаси
	Аноддаги электр токи



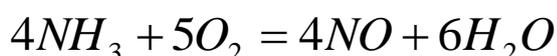
Оксидловчи  $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$  2 қайтарилиш

Қайтарувчи  $2Cl^{-1} - 2e \rightarrow Cl_2$  5 оксидланиш



Қайтарувчи  $Cu^0 - 2e \rightarrow Cu^{+2}$  3 оксидланиш

Оксидловчи  $N^{+5} + 3e \rightarrow N^{+2}$  2 қайтарилиш



қайтарувчи  $N^{-3} - 5e \rightarrow N^{+2}$  4 оксидланиш

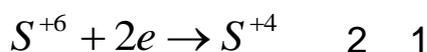
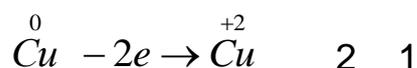
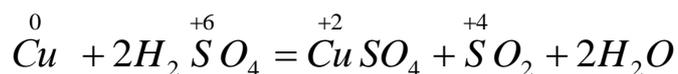
оксидловчи  $O_2^0 + 4e \rightarrow 2O^{-2}$  5 қайтарилиш

## ОКСИДЛАНИШ-ҚАЙТАРИЛИШ РЕАКЦИЯЛАРИНИНГ ТУРЛАРИ

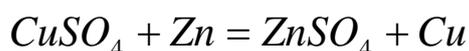
Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари 4 турга бўлинади:

- 1) молекулалараро;
- 2) ички молекуляр;
- 3) диспропорцияланиш
- 4) мураккаб оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида оксидланиш даражаси ўзгарадиган элемент атомлари турли моддалар таркибига киради:

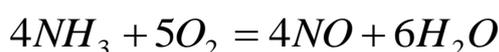


Қайтарувчи Cu, оксидловчи S эса  $H_2SO_4$  таркибига кирган:

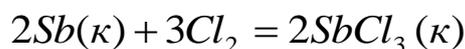
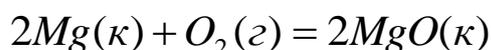




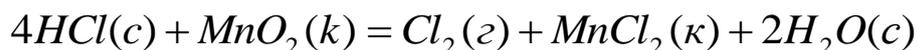
Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакциялари газлар орасида:



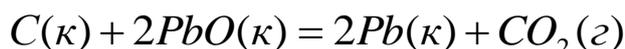
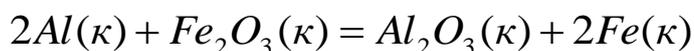
Қаттиқ моддалар ва газлар орасида:



Қаттиқ моддалар ва суюқликлар орасида:



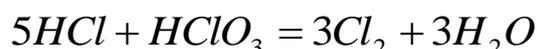
Фақат қаттиқ моддалар орасида:



Аксарият оксидланиш-қайтарилиш реакциялари эритмаларда кетади:



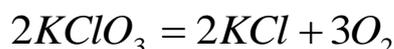
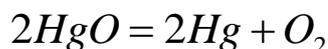
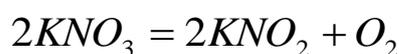
Бундай реакциялар қаторига оксидланиш даражаси турлича бўлган, лекин бир хил атомлардан иборат моддалар орасидаги реакцияларни ҳам олиш мумкин, ушбу реакцияларни *синпропорцияланиш реакциялари* деб ҳам аталади:



Диспропорцияланиш ёки ўз-ўзидан оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида битта элемент атомларининг ўзи ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи бўлади. Молекула таркибидаги бир хил элемент атомининг оксидланиш даражаси ҳам ортади, ҳам камаяди:

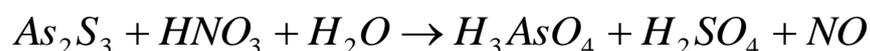


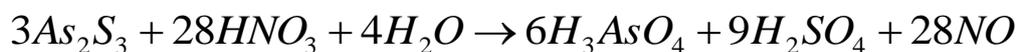
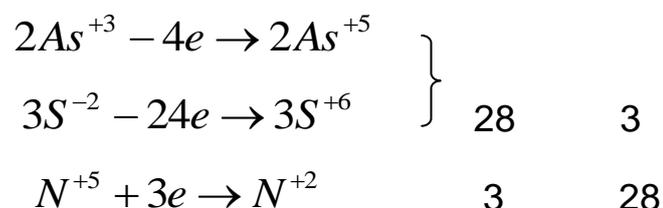
Ички молекуляр оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида оксидланиш даражаси ўзгараётган турли хил атомлар битта модда молекуласи таркибига киради:



Мураккаб оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида иккитадан ортиқ элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради.

$As_2S_3$  га  $HNO_3$  таъсир эттирилганда, қуйидаги реакция содир бўлади:





Электрон баланс усули мактаб дастури бўйича тўла ўрганилганлиги учун фақат ярим реакциялар (ион-электрон) усулига тўхталамиз. Бу усул фақат эритмада содир бўладиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тенглаштириш учун қўлланилади. Электрон баланс усулидан фарқ қилиб охириги ҳолатда ҳақиқий мавжуд ионлар қўлланилади. Электрон баланс усулида эса фараз қилинадиган ионлар ишлатилади.  $Mn^{+7}$ ,  $Cr^{+6}$ ,  $S^{+6}$ ,  $N^{+5}$ ,  $N^{-3}$ ,  $Cl^{+7}$  ва бошқа ионлар мутлақо учрамайди. Айти пайтда эритмада ҳақиқий бор бўлган ионлар  $Mn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $MnO_4^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $ClO_4^-$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$  ва бошқалар ҳисобланади. Ярм реакциялар усулида атомларнинг оксидланиш даражасини билиш шарт эмас ва реакция маҳсулотларини ҳам реакцияни тенглаштириш жараёнида осон топиш мумкин бўлади.

Ярим реакциялар усулида тенглаштиришда қуйидагиларни ҳисобга олиш керак. Бунда оксидловчи ва қайтарувчи ҳамда уларнинг реакция маҳсулотлари ион ҳолда ёзилиб улар асосида ярим реакциялар тузилади. Кучли электролитлар ион ҳолда ёзилиб, кучсиз электролитлар молекулар ҳолда (чўкма, газ) ёзилади.

Ион-электрон методи ёрдамида эритмаларда борадиган оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг тўлиқ тенгламаларини тузиш учун қуйидаги тартибга риоя қилиш керак.

1 Реакция учун олинган ва реакция натижасида ҳосил бўладиган маҳсулотларнинг таркибини билиш, яъни реакциянинг молекулар тенглама ёзиш зарур.

2 Электрoлитик диссоциланиш назариясига биноан реакциянинг ион схемасини ёзиш керак.

3 Айрим ҳолда оксидланиш–қайтарилиш жараёнларини ион-электрон тенгламасини ёзишда қуйидагиларга асосланади.

а) Айна элемент атомларининг сони тенгламанинг ўнг ва чап томонларида тенг бўлиш керак. («материал баланс»)

б) Реакция учун олинган модда таркибида кислород кам бўлса, кислотали муҳитда (водород иони билан бирикиб) сув ҳосил қилади. Нейтрал ёки ишқорий муҳитда эса ажралиб чиққан кислород сув билан бирикиб, гидроксид группани ҳосил қилади.

в) Реакция учун олинган модда таркибида кислород кўп бўлса кислотали ва нейтрал муҳитда сув, ишқорий муҳитда гидроксид-иони ҳосил бўлади.

г) оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларининг умумий заряди тенгламанинг чап ва ўнг томонларида бир-бирига тенг бўлишлари керак («электрик баланс»).

4. Оксидланиш ва қайтарилиш жараёнларини ион-электрон тенгламалари биргалиқда ёзилиб, оксидловчи ва қайтарувчи олдига ёзиладиган коэффициентлар топилади. Уни аниқлашда қайтарувчи йўқотган электронлар сони оксидловчи қабул қилган электронлар сонига тенг бўлиши назарда тутилади.

5. Жараёнларнинг ўнг ва чап томонларини аниқланган коэффициентларга кўпайтириб, уларни биргалиқда ёзилади. Натижада қисқа ион тенглама ҳосил бўлади.

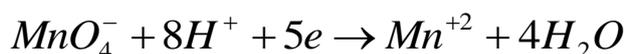
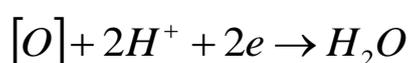
6. Реакциянинг тўлиқ ион ва молекуляр тенгламалари ёзилади.

7. Молекуляр тенглама тўғри ёзилганлигини ҳар қайси элемент атомлари сони орқали текширилади. Кўпинча, кислород атомлари сонини ҳисоблаш билан чегараланади.

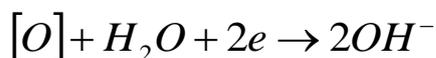
Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари маҳсулотларини ёзишда

2-жадвалдаги маълумотлар асос қилиб олинади. Ярим реакциялар усулида оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тенглаштириш учун жадвал маълумотлари асосида ёки моддаларнинг оксидланиш-қайтарилиш хоссаларини билган ҳолда, оксидланиш ёки қайтарилиш маҳсулотлари топилади. Бунда оксидловчи ва қайтарувчи учун 4 та қоидадан фойдаланилади:

**1-қоида.** Кислотали муҳитда оксидловчи таркибидаги ортиқча кислород водород иони билан боғланиб, сув молекуласини ҳосил қилади ва қайтарилади. (Оксидловчи таркибидаги ортиқча кислородни шартли равишда  $[O]$  каби белгилаймиз:)



**2-қоида.** Нейтрал ва ишқорий шароитда оксидловчи таркибидаги ортиқча кислород сув молекуласи билан боғланиб, гидроксид ионини ҳосил қилади ва қайтарилади.



**3-қоида.** Кислотали ва нейтрал шароитда қайтарувчи таркибидаги етишмаётган кислородни сувдан олиб водород ионини ҳосил қилади. (Қайтарувчи таркибида етишмаётган кислородни шартли равишда  $[O]$  каби белгилаймиз:)



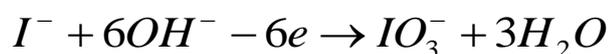
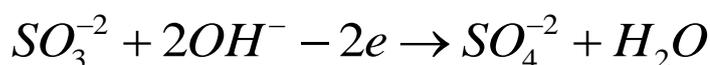
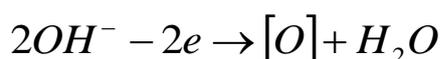
Энг кўп қўлланиладиган қайтарувчи ва оксидловчилар ҳамда уларнинг реакция маҳсулотлари



Оксидловчилар	Қайтарувчилар
<p><b>Галогенлар ва уларнинг бирикмалари</b></p> $F_2 \rightarrow 2HF$ $Cl_2 \rightarrow 2HCl$ $Br_2 \rightarrow 2HBr$ $I_2 \rightarrow 2HI$	<p><b>Водородгалогенидлар</b></p> $2HBr \rightarrow Br_2$
<p><b>Галогенларнинг кислородли бирикмалари</b></p> $HClO \rightarrow HCl$ $KClO_3 \rightarrow KCl$	$2HCl \rightarrow Cl_2$
<p><b>Сульфатлар ва сульфитлар</b></p> $H_2SO_4 \rightarrow SO_2$ $H_2SO_4 \rightarrow H_2S$ $H_2SO_4 \rightarrow S$ $Na_2SO_4 \rightarrow S$	<p><b>Сульфидлар ва сульфитлар</b></p> $H_2S \rightarrow S$ $SO_2 \rightarrow SO_3$ $S \rightarrow SO_2$
<p><b>Нитратлар ва нитритлар</b></p> $HNO_3 \rightarrow NO_2 \quad HNO_3 \rightarrow N_2O$ $HNO_3 \rightarrow NO \quad KNO_2 \rightarrow NO$ $HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$	$NH_3 \rightarrow N_2$ $NH_3 \rightarrow NO$ $NH_3 \rightarrow KNO_3$
<p><b>Перманганатлар ва <math>Mn^{+4}</math> бирикмалари</b></p> $KMnO_4 \rightarrow MnSO_4$ <p><b>(кислотали)</b></p> $KMnO_4 \rightarrow MnO_2 \quad \text{(нейтрал)}$	<p><b><math>Mn^{+2}</math> , <math>Mn^{+4}</math> ва <math>Mn^{+6}</math> бирикмалари</b></p> $MnSO_4 \rightarrow MnO_2$ $MnSO_4 \rightarrow K_2MnO_4$

$KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4$ (ишқорий) $MnO_2 \rightarrow MnSO_4$	$MnSO_4 \rightarrow KMnO_4$ $MnO_2 \rightarrow KMnO_4$ (кислотали) $MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4$ (ишқорий) $K_2MnO_4 \rightarrow KMnO_4$
<b>Хроматлар ва дихроматлар</b> $K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ <b>кучли кислотали (<math>H_2SO_4</math>)</b>	<b><math>Cr^{+3}</math> бирикмалари</b> $CrCl_3 \rightarrow K_2CrO_4$ (ишқорий)
<b><math>Pb^{+4}</math> бирикмалари</b> $Pb^{+4} \rightarrow Pb^{+2}$	<b><math>Pb^{+2}</math> бирикмалари</b> $Pb^{+2} \rightarrow Pb^{+4}$
<b><math>Sn^{+4}</math> бирикмалари</b> $SnCl_4 \rightarrow SnCl_2$	<b><math>Sn^{+2}</math> бирикмалари</b> $SnCl_2 \rightarrow SnCl_4$
$K_3AsO_4$	$K_3AsO_3; As_2S_3$

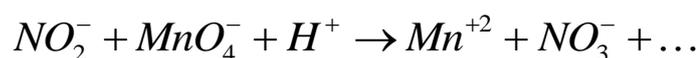
**4-қоида.** Кучли ишқорий муҳитда қайтарувчи етишмаётган кислородни гидроксид ионидан олиб оксидланади ва сув ҳосил қилади.



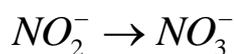
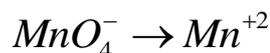
#### 1- мисол



Реакция пайтида эритманинг пушти ранги ўзгариб рангсизланади. Ярим реакция усулини қўллаш учун реакцияда қатнашган ионларни алоҳида кўчириб ёзилади:



Оксидловчининг қайтарилган ва қайтарувчининг оксидланган маҳсулотларини кўрсатувчи ярим реакциялар тузилади:

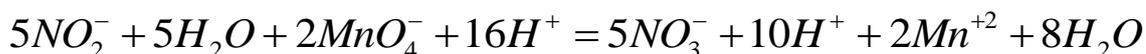


(1) ярим реакцияга 1 - қоидани (2) ярим реакцияга 3 - қоидани қўллаймиз:

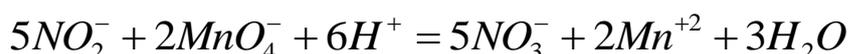


Бу реакциялардаги стрелкаларни тенглик ишорасига айлантириш учун ўнг ва чап томондаги зарядлар сонини тенглаштириш керак.

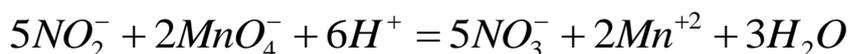
Умумий реакцияни тузиш учун оксидловчи қабул қилган ва қайтарувчи йўқотган электронлар сонидан фойдаланиб ва энг кичик кўпайтувчига кўпайтириб, ҳадма-ҳад қўшамиз:



Ўхшаш ионларни қисқартириб реакциянинг ион тенгламасини ҳосил қиламиз:

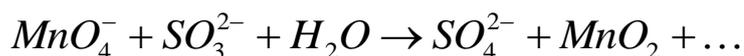
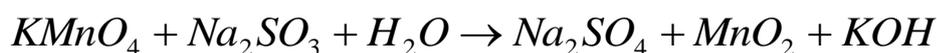


Ион тенгламадан молекулар тенгламага ўтиш учун ион тенгламанинг чап ва ўнг томонига мос келадиган анион ҳамда катионларни қўшамиз, шундан сўнг ионларни молекулаларга бирлаштириб молекулар тенгламани ҳосил қиламиз:

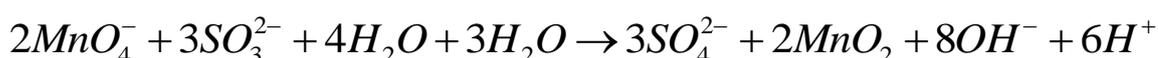
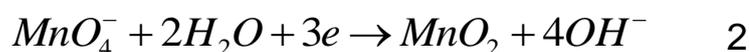


Охирги тенглама оксидланиш- қайтарилиш реакциясининг тўлиқ молекулар тенгламаси ҳисобланади.

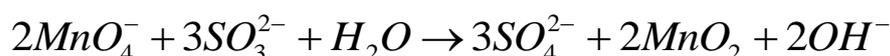
**2-мисол.**



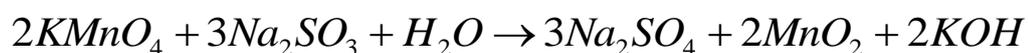
Оксидловчи учун (2) қоидани ва қайтарувчи учун (3) қоидани қўллаб ярим реакцияларни ёзамиз:



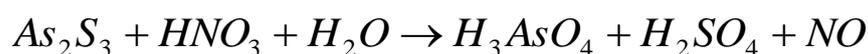
Реакциядаги ўхшаш ионлар ва моддаларни қисқартирамиз, чап томондаги жами 7 молекула сув, ўнг томондаги 6 та  $H^+$  ва 8 та  $OH^-$  дан ҳосил бўладиган 6 та сув молекуласи билан қисқартирилса, реакциянинг чап томонида 1 молекула сув ва ўнг томонида эса 2 та  $OH^-$  қолади:



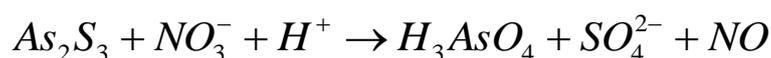
Тўлиқ молекуллар тенглама ёзиш учун мос ионлар қўшилади:



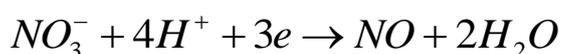
**3-мисол.** Олдин кўриб чиққан реакцияни тўлиқроқ, қоидаларнинг қўлланиши бўйича қараб чиқамиз:



Ушбу реакцияни тенглаштиришда маҳсулотларнинг эритмада мавжуд бўлишини яъни эрувчанлигини ҳам эътиборга олиш лозим бўлади. Масалан, ярим реакцияларни ёзаётган пайтда  $As_2S_3$  ни ва  $H_3AsO_4$  ни молекуляр шаклда ёзган мақсадга мувофиқ:



Оксидловчи учун 1-қоидани, қайтарувчи учун 3-қоидани қўллаб, қуйидагиларни ёзамиз:



28



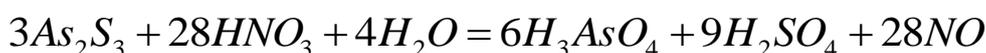
Оксидловчи қабул қилган ва қайтарувчи берган электронларини тенглаштириб, 2 та ярим реакциялар йиғиндисини оламиз:



Реакциянинг чап ва ўнг томонларидаги бир хил ионлар ва молекулаларни қисқартириб:



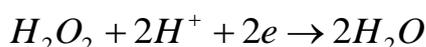
ва тегишли ионларни қўшиб, реакция тўлиқ тенгламасини ёзамиз:



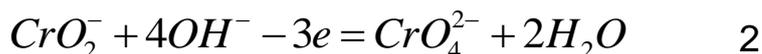
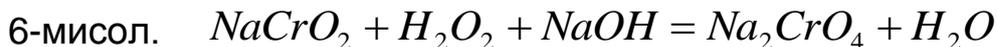
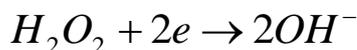
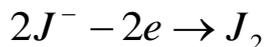
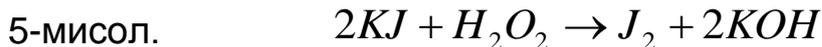
Бу ҳолатда, ионларни қисқартирган пайтимизда баъзи ионларнинг сони кам кўриниб қолади(яширингандек бўлиб қолади), лекин битта моддадаги ионлар сонига эътибор қаратганимизда, уларнинг ичидан катта қийматга эга бўлганига эътибор қилишимиз керак бўлади. (Масалан,  $NO_3^-$  ва  $H^+$  ионлари)

Водород пероксиди  $H_2O_2$  оксидланиш- қайтарилиш реакцияларида шароитга қараб ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи хоссасини намоён этади. Яъни водород пероксид кучли оксидловчилар билан қайтарувчи, қайтарувчилар билан оксидловчи хоссаларини намоён этади.

4-мисол.

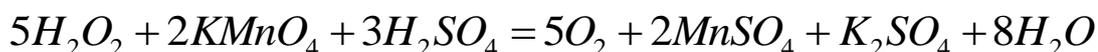
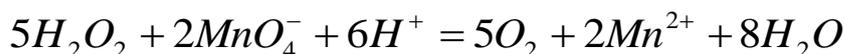
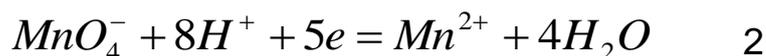
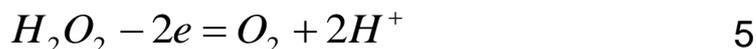
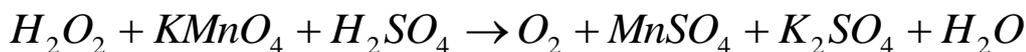


Бу реакция молекуляр ҳолда қуйидагича ёзилади:

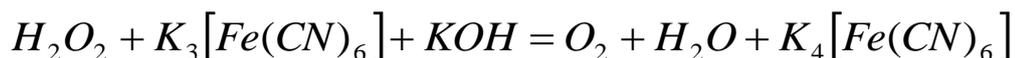


Водород пероксид кучли оксидловчилар билан ( $KMnO_4$ ,  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  ва бошқалар) билан қайтарувчи бўлиб реакцияга киришади ва оксидланади.

7-мисол.



8-мисол.



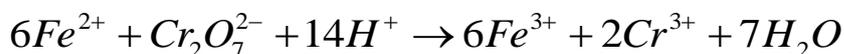
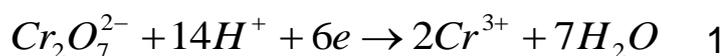
## Оксидловчи ва қайтарувчининг эквиваленти

Оксидловчи ва қайтарувчилар доим эквивалент миқдорда реакцияга киришади.

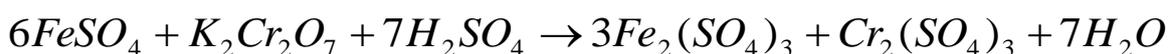
Оксидловчи ёки қайтарувчининг эквиваленти деб уларнинг 1 мол электронларига мос келадиган миқдорга айтилади.

Оксидловчининг эквивалентини топиш учун унинг молекулар массасини шу реакцияда оксидловчи қабул қилган электронлар сонига бўлиш керак.

Қайтарувчининг эквивалентини топиш учун унинг молекулар массасини шу реакцияда қайтарувчи берган электронлар сонига бўлиш керак.



Молекуляр ҳолда ёзилса:



Оксидловчининг эквиваленти:  $E_{K_2Cr_2O_7} = M / 6 = 296 / 6 = 49g / мол$

Қайтарувчининг эквиваленти:  $E_{FeSO_4} = M / 1 = 152g / мол$

Умумий ҳолда  $E = M/n$ ,  $M$ - оксидловчининг ёки қайтарувчининг молекуляр массаси;  $n$ - оксидловчи ёки қайтарувчи молекуласидаги атом ёки ионларнинг қабул қилган ёки берган электронлар сони.

### 8.5 Оксидланиш- қайтарилиш реакциялари потенциаллари

Реакция учун олинган оксидловчи ва қайтарувчи орасида реакция кетиши ёки кетмаслигини билиш учун уларнинг нормал оксидланиш –

қайтарилиш потенциалларини билиш керак. Уларнинг қиймати 3-жадвалда келтирилган.

3-Жадвал

**298 К да стандарт оксидланиш-қайтарилиш (электрод) потенциаллари**

Электроддаги ярим реакция	$\Phi_{\text{окс/red,}}$ v	Электроддаги ярим реакция	$\Phi_{\text{окс/red,}}$ v
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}^0$	-3,05	$\text{F}_2 + 2e = 2\text{F}^-$	+2,87
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,92	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}^0$	-2,90	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e =$	
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}^0$	-2,86	$\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$	-2,71	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
$\text{La}^{3+} + 3e = \text{La}^0$	-2,37	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}^0$	-2,37	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}^-$	-2,25	$\text{Ge}^{4+} + e = \text{Ge}^{3+}$	+1,44
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}^0$	-1,71	$\text{Cl}^{2+} + 2e = \text{Cl}^0$	+1,36
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}^0$	-1,18	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}^0$	-0,76	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}^0$	-0,44	$\text{Br}_{2(\text{c})} + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,21
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,41	$[\text{AuCl}_4]^- + 3e = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,09
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}^0$	-0,41	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{PbSO}_4 + 2e = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,40	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}^0$	+0,96
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}^0$	-0,25	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}^0$	+0,91
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}^0$	-0,14	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	+0,80
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,13	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,80
<b><math>2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2</math></b>	<b>0,00</b>	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,77
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e =$	+0,20	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,68
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$	+0,34	$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,59
$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0,56	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	+0,40

Нормал электрод потенциаллари қанча кичик бўлса, металл шунча актив бўлиб, осонлик билан оксидланади, тузларидан қийинлик билан

қайтарилади. Ҳар бир металл нормал электрод потенциали ўзиникидан юқори бўлган барча металлларни уларнинг тузларидан сиқиб чиқаради. Гальваник элементларда ҳам оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари кетганлиги сабабли уларнинг электр юритувчи кучини нормал электрод потенциалларининг фарқидан топиш мумкин.



$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 \text{ v}$$

$$E_{Cu/Cu^{2+}} = +0,337 \text{ v}$$

Унда шу оксидланиш-қайтарилиш реакцияси учун:

$$E_{Cu/Cu^{2+}} - E_{Zn/Zn^{2+}} = +0,337 - (-0,76) = 1,1 \text{ v}$$

Агар  $2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4$  реакцияси олинса,

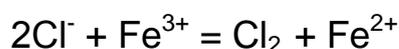
$$E_{Fe^{2+}/Fe^{3+}} = +0,77 \text{ v}$$

$$E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = +0,15 \text{ v}$$

Бу қийматларга кўра  $Sn^{4+}/Sn^{2+}$  жуфти қайтарувчи,  $Fe^{2+}/Fe^{3+}$  жуфти эса оксидловчи бўла олади. Оксидловчининг стандарт электрод потенциали қайтарувчиникидан катта, шунинг учун бу реакция чапдан ўнгга бора олади.

Агар  $2NaCl + Fe_2(SO_4)_3 = 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$  реакцияни олсак,

Реакциянинг ион тенгламаси:

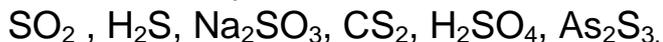


$2Cl^-/Cl_2$  жуфти учун  $E=+1,36 \text{ v}$ ;  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  жуфти учун  $E=+0,77 \text{ v}$

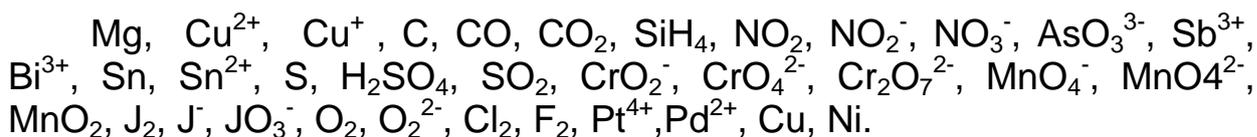
Оксидловчининг стандарт электрод потенциали қайтарувчиникидан кичик, шунинг учун бу реакция тўғри йўналиш бўйича бормади.  $2Cl^-/Cl_2$  жуфти оксидловчи,  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  жуфти эса қайтарувчи бўла олади. Демак, реакция бу ерда тескари тарафга боради. Электронлар электрод потенциали кичик металлдан потенциали катта металлга ўтади.

## Мустақил ишлаш учун мисол ва масалалар

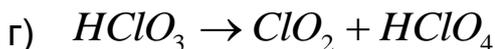
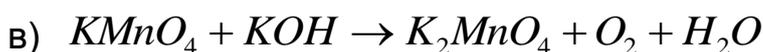
1. Қуйидаги бирикмаларда олтингургуртнинг оксидланиш даражасини аниқланг:



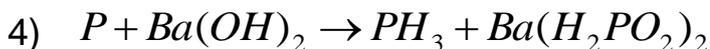
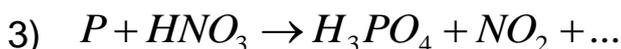
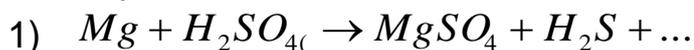
2. Қуйидаги ион, молекула, ва атомларнинг а) фақат қайтарувчи, б) фақат оксидловчи, в) ҳам оксидловчи, ҳам қайтарувчи бўла оладиганларини алоҳида-алоҳида ёзинг.



3. Қуйидаги диспропорцияланиш реакцияларини тенглаштиринг:



4. Қуйидаги реакцияларни ярим реакциялар усулида тенглаштиринг:



## Фойдаланилган адабиётлар

1. Тўхтаев Ҳ.Р., Аристанбеков Р., Чўлпонов К.А., Аминов С.Н. Аноганик кимё. Тошкент. “Ношир”. 2011. -520 б.
2. Зубович И.А. Неорганическая химия. Москва. “Высшая школа». 1989.-432 б
3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. Москва. «Высшая школа». 1988. – 304 б
4. Рахимов Х.Р. Аноганик химия. Тошкент. Ўқитувчи. 1984.
5. Аҳмеров К.М. ва бошқалар. Умумий ва аноганик кимё. Тошкент. Ўқитувчи. 1988.

