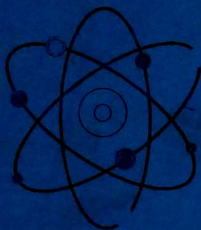


24(кар)

M 91

Мурзубраимов Бектемир
Сагындыков Жумабай

ХИМИЯНЫН ТЕОРИЯЛЫК НЕГИЗДЕРИ



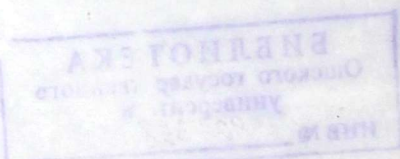
Ош — 1999

УДК 541.

Сагындыков Жумабай
Мурзубраимов Бектемир

ХИМИЯНЫН ТЕОРИЯЛЫК НЕГИЗДЕРИ: Жогорку окуу жайларынын студенттери үчүн окуу китеби. - Ош.: ОшГУ, ОшТУ. 1999. - 216 с.

Китептеги материалдар университеттердин химия жана химиялык технология факультеттеринин программасына ылайык түзүлгөн. Китепте химиянын теориялык негиздери, химиялык байланыш, атомдун түзүлүшү, мезгилдик система, кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары, электрхимиянын негиздери, электролиттер менен электролит эместердин эритмелери, ядролук реакциялар, химиялык жана фазалык тең салмактуулуктар, реакциялардын ыңдамдыктары менен катализдик процесстер, дисперстик системалар каралган.



© "ОшГУ" басма борбору

© Ж. Сагындыков, Б. Мурзубраимов.

Кириш сөз

Химия бизди курчап турган материалдык дүйнөнү үйрөтүүчү табигый илимдерге таандык. Химия предметинин материалдык объектиси болуп, химиялык элементтер жана алардын бирикмелери саналат. Азыркы мезгилде 114төн ашык химиялык элементтер жана алардын көптөгөн бирикмелери белгилүү.

Химия - химиялык элементтердин жана заттардын түзүлүштөрү, касиеттери, заттардын бири-бирине айлануулары жана бул айланууларды коштоп жүрүүчү закон ченемдүүлүктөрдү окуутучу илим болуп саналат.

Химия башка табигый илимдер менен, айрыкча физика, биология, геология илимдери менен тыгыз байланышта.

Азыркы мезгилде химия бир топ өз алдынча бөлүктөргө бөлүнөт. Заттардын эки негизги классына жараша органикалык эмес жана органикалык химия деп бөлүнөт. Физикалык методдорду колдонуп, химиялык кубулуштарды изилдеген химиянын бир тармагы физикалык химия деп аталган. Физикалык жана химиялык методдорду кеңири колдонуп, заттарга жана алардын касиеттерине сапаттык жана сандык анализдердин берилишине жараша аналитикалык химия өз алдынча бөлүнгөн. Соңку мезгилдерде ар кандай табият таануу илимдеринин чегинде биохимия, молекулалык биология, геохимия, биогеохимия, агрохимия, космохимия, химиялык физика, ж. б. илимдердин тармактары өнүгүп чыкты.

Илимий-техникалык прогресстин негизги багыттарынын бири-эл чарбасын химиялаштыруу болуп саналат. Химиялаштыруу-бул химиялык продукталарды жана технологиянын химиялык методдорун кеңири пайдалануу.

Айыл чарбада жана түрдүү өнөр жай тармактарында химиянын ролу абдан чоң. Химиялык өнөр жай эл чарбасын ар түрдүү материалдар жана сырьелор менен жабдып турат. Булар кислоталар, щелочтор, эриткичтер, пластмассалар, химиялык булалар, синтетикалык каучуктар, минералдык жер семирткичтер жана башкалар болуп саналат.

Нефтинин жаратылыш запастарынын азайып бара жаткандыгына байланыштуу химиялык өнөр жайлардан өндүрүлүп жаткан синтетикалык отундарды пайдалануу улам өсүүдө. Таш көмүрдөн жана күрөң көмүрдөн суюк отундарды өндүрүп алуунун жаңы технологияларын ишке киргизүү маанилүү химиялык сырьё болуп саналган нефтини үнөмдөөгө мүмкүнчүлүк берет.

Айыл чарбасын химиялаштыруу - минералдык жер семирткичтерди, өсүмдүктөрдү коргоонун химиялык каражаттарын, өсүмдүктөрдү өстүрүүнүн регуляторлорун, тоют кошундуларын пайдаланууну өз ичине алат.

Фармацевтикалык өнөр жайынын өнүгүшүндө химиянын ролу абдан чоң. Бардык дары - дармектердин көпчүлүк бөлүгүн жасалма жол менен өндүрүп алышат.

Өнөр жайлардын, анын ичинде химиялык өнөр жайдын өнүгүшү менен айлана - чөйрөнү коргоо проблемасы да пайда болууда.

Химиялык өнөр жайы айлана- чөйрөнү айрыкча көп булгаган тармактардын ичинен төртүнчү орунда (жылуулук энергетикасынан, металлургиядан жана автомобиль транспортунан кийин) турат. Айлана - чөйрөнүн булганышы составында зыяндуу заттары бар өнөр жай таштандыларынын атмосферага жана көлмөлөргө бөлүнүп чыгышынын натыйжасында болот. Атмосферага бөлүнүп чыккан зыяндуу газдар: көмүртек, азот жана күкүрттүн оксиддери, күкүрттүү суутек, углеводороддор жана башкалар болуп саналат.

Ошону менен бирге химиянын айлана- чөйрөнү коргоо ишинде да чоң салымы бар. Химиялык заттардын жана химиялык процесстердин негизинде абанын жана суунун өнөр жай таштандыларынан булганышын текшерүү методдорун жана тазалоонун каражаттарынын негизинде химиялык заттар жана процесстер жатат.

І. ОРГАНИКАЛЫК ЭМЕС ЗАТТАРДЫН НОМЕНКУЛАТУРАСЫ ЖАНА КЭЭ БИР КЛАССТАРЫ.

Жалпы химияда органикалык эмес заттардын номенклатурасы негизги маалымат болуп саналат. Биринчиден ар кандай заттын аталышы анын составын туура чагылдырса, экинчиден ар бир зат эл аралык бир гана туура атка ээ болуш керек.

Азыркы мезгилде заттардын аталышы жана формулалардын жазылыш тартиби бир гана **ЖУРАК** (теориялык жана колдонмо химия боюнча эл аралык союз) эрежесине баш ийет.

І.І. Химиялык элемент.

Ядролорунун заряддары бирдей болгон атомдордун тобу элемент деп аталат.

Азыркы мезгилде Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы элементтердин саны 114 ке жетти. Алардын ичинен 90 го жакын элементтерди жаратылыштан кездештирүүгө болот.

Жер кыртышында химиялык элементтер ар кандай санда кездешет. Химиялык элементтердин жер кыртышында таралышын геохимия илими изилдейт. Жер кыртышындагы элементтердин таралышын изилдөөдө В.И.Вернадскийдин жана А.Е.Ферсмандын эмгектери чоң.

Жер кыртышында эң көңири таралган элементтер: кычкылтек (47,2%), кремний (27,6%), алюминий (8,8%), кальций (3,6%), калий (2,6%), натрий (2,64%), магний (2,1%) жана темир (5,1%) түзөт. Калган элементтер 1,36%ти түзүшөт.

Ал эми жер кыртышында элементтердин атомдорунун саны боюнча суутек 17%ти түзүп үчүнчү орунда, массасы боюнча 1%ти түзүп тогузунчу орунда турат. Жер кыртышында элементтер көбүнчө оксиддерден, тоо тектеринин негизин түзгөн силикаттардан, карбонаттардан, сульфиддерден жана сульфаттардан турат.

Жаратылышта азот, кычкылтек, күкүрт, инертүү газдар, рутений, осмий, иридий, паладий, платина жана алтын эркин түрдө, калган элементтер кошулмалар түрүндө кездешет. Азыркы мезгилде жаратылышта кездешкен элементтерден пайда болгон үч миллиондон ашык бирикмелер белгилүү.

Ар бир химиялык элемент өзүнүн аты жана химиялык белгиси менен мүнөздөлөт. Элементтердин химиялык белгиси И.Я.Берцел-

лиус тарабынан 1811-жылы сунуш кылынган жана анын латынча атынын бир же эки тамгасы менен белгиленет. Мисалы: суутек-Н (Hydrogenium), кычкылтек-О (Oxygenium), темир-Fe (Ferrum), жез-Cu (Cuprum), алтын-Au (Aurum), ж.б.

Химиялык элементтердин аталышы жана символдору Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасында келтирилген. Химиялык элементтин символунун сол жагынын үстүндө сан -элементтин массалык санын, ал эми сол жагынын алдындагы сан элементтин катар номерин билдирет; мисалы: ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{32}_{16}\text{S}$, ж.б. Суутектин изотоптору атайын символдорго жана аталыштарга ээ: ${}^1_1\text{H}=\text{H}$, протий; ${}^2_1\text{H}=\text{D}$, дейтерий; ${}^3_1\text{H}=\text{T}$, тритий.

Кээ бир химиялык элементтердин группасы үчүн, алардын традициялык аталыштары сакталган: IA-щелочтуу металлдар; Ca, Sr, Ba жана Ra - щелочтуу жер металлдар; VIA-халькогендер; VIIA-галогендер; VIIIA-инерттүү газдар; La жана 4f-элементтер - лантоноиддер, жалпы жолунан Ln деп белгиленет; актиноиддер An деп белгиленип, аларга Ac жана 5f элементтери кошулат.

Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасында элементтердин химиялык белгилери, катар номери, салыштырмалуу атомдук массасы, кыргызча аты, электрондук катмарлардагы электрондордун саны көрсөтүлгөн.

Химиялык элементтерди негизинен металлдар жана металл эместер деп бөлүүгө болот.

Д.И.Менделеевдин мезгилдик таблицасынын негизги подгруппалары боюнча бериллийден аstatты көздөй диагональ жүргүзсөк, анда металлдар төмөнкү сол жагынан, ал эми металл эместер-жогорку оң жагынан орун алган. Диагональ боюнча жайгашкан элементтер Be, Al, Ge, Nb, Sb, ж.б. амфотердик касиетке ээ.

1.2 Жөнөкөй заттар

Бирдей химиялык элементтердин атомдорунан турган заттар жөнөкөй заттар деп аталат.

Атомдордун ортосундагы химиялык байланыштардын түрүнө жараша жөнөкөй заттар металлдар жана металл эместер деп бөлүнөт.

Жөнөкөй заттардын аталыштары жана формулалары, аларды түзгөн элементтердикиндөй эле болот. Мисалы: Al-алюминий, Fe-

темир, Ar – аргон, Pb – коргошун, Cu – жез, ал эми көп атомдон турган жөнөкөй заттарда индекс кошо жазылат, мисалы, H_2 – суу-тек, O_2 – кычкылтек, Cl_2 – хлор, N_2 – азот, O_3 – озон.

Демек, бир эле элементтин атомдору бири – бири менен кошулса жөнөкөй затты, ал эми ар түрдүү элементтердин атомдору кошулса татаал заттарды пайда кылат.

Ар бир жөнөкөй зат химиялык жана физикалык касиеттери менен мүнөздөлөт. Алар химиялык реакциянын негизинде жаңы затты пайда кылуу менен бирге физикалык жана химиялык касиеттерин өзгөртөт. Мисалы: темир күкүрт менен кошулуп металлдык жалтырактыгын, магниттик касиеттерин ж.б. жоготот. Темирдин сульфидинде жөнөкөй зат формасындагы темирди байкоого болбойт. Химиялык реакциянын жардамында биз кайрадан темирди ала алабыз.

Жөнөкөй заттар бир нече аллотропиялык түрдө болушу мүмкүн. Мисалы: ак фосфор, түсү ак, $44,2^\circ C$ ээрийт, өтө уулуу, карангыда жарык чыгаруу менен кычкылданат. Ак фосфорду абсыз идиште ысытканда уулуу жана абада жарык чыгарып күйүү касиетин жоготуу менен бирге ал кызыл-сыя түскө айланат. Мында, ак фосфорду ысытканда физикалык касиетин жана химиялык активдүүлүгүн өзгөртүү менен кызыл фосфорго айланды б.а. жаңы жөнөкөй зат пайда болду. Эки жөнөкөй зат да фосфор элементинен турат, бирок алар фосфор элементинин аллотропиялык түрлөрү болот.

Химиялык элементтин бир нече жөнөкөй затты пайда кылуу касиетин аллотропия деп аташат.

Аллотропиялык түр өзгөргүчтүктөр ар түрдүү сандагы атомдордун кошулуусунун эсебинен жана алардын кристаллдарынын түзүлүшүнөн айырмаланат. Ак фосфор фосфордун 4 атомунан P_4 турат, ал эми кызыл фосфордун кристаллдык түзүлүшү жана полимердик структурасы башкача болот. Ал эми жөнөкөй заттардын аллотропиялык формаларынын аталышында молекуладагы атомдорунун саны көрсөтүлөт: O_3 – үч кычкылтек (озон), P_4 – тетрафосфор, S_8 – октакүкүрт.

I.3 ИОНДОР.

Электрондорду берүүнүн же кошуп алуунун натыйжасында атом-

дор же атомдордун тобу заряддалган бөлүкчөлөргө айланып кетет, ал заряддалган бөлүкчөлөр иондор деп аталат.

Иондор пайда болуу үчүн электрондорду бере турган жана кошуп ала турган элементтердин терс электрдүүлүктөрүнүн айырмасы өтө чоң болушу керек.

Ион (грек. *ion*-жылуучу) - оң же терс заряддалган атом же химиялык жактан байланышкан атомдордун тобунан турган бөлүкчө. Аниондор "минус", катиондор "плюс" зарядка ээ, ал эми белги иондун үстүнкү оң жагына цифрадан кийин коюлат. Мисалы: Na^+ , Zn^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} .

Иондук байланышта электрондор терсэлектрдүүлүгү күчтүү атомго карай жылат, ал атом терс заряддалып, анионго айланат. Ал эми электронуна ажыраган атом оң заряддалып, катионго айланат. Иондор химиялык жактан активдүү болгондуктан, алар бири-бири менен же башка атомдор же молекулалар менен өз ара

аракеттенет. Иондор эритмелерде электролиттик диссоциациянын негизинде пайда болот.

Бир атомдуу жана көп атомдуу катиондор менен аниондорунун аталыштарын атоодо төмөндөгүдөй эрежелер колдонулат:

1. Көп атомдуу катиондордо заряды көрсөтүлөт (мисалы, Hg_2^{2+} - дисмаштын катиону (2+); I_2^+ - диоддун катиону (1+); S_2^{2+} - окта-күкүрттүн катиону (2+)). 2. Бир нече кычкылдануу даражаларына ээ болгон бир атомдуу катиондордун аталыштарында кычкылдануу даражалары рим цифрасы менен көрсөтүлөт (Fe^{3+} - темирдин (III) катиону, Cu^+ - жездин (I) катиону, Co^{2+} - кобальттын (II) катиону). 3. Бир атомдуу аниондор төмөндөгүдөй жазылып, -ид мүчөсү кошулуп айтылат: H^- - гидрид ион; S^{2-} - сульфид ион; Cl^- - хлорид ион. 4. Көпчүлүк аниондор өзүнүн традициялык аты менен аталат: N_3^- - азид ион; O_3^- - озонид ион; O_2^- - надпероксид ион; O_2^{2-} - пероксид ион; CN^- - цианид ион; HS^- - гидросульфид ион; OH^- - гидроксид ион; HO_2^- - гидропероксид ион.

1.4 Жөнөкөй кошулмалар.

Жөнөкөй кошулмалардын формулаларын жазууда мурдатан эле колдонулуп келген традиция сакталган, алгач металл элементтери

кычкылдануу даражасы бүтүн сан болсо көрсөтүлөт. Эгер андай болбосо кислотанын аталышында суутектин атомунун саны кошулуп жазылат: $H_2S_4O_6$ - дисуутектин гексаоксотетрасульфаты, $H_2V_4O_{14}$ - дисуутектин гексаоксотетрабораты.

I.I-Таблица.

Кээ бир кислоталар менен алардын туздарынын аталыштары.

КИСЛОТАЛАР		ТУЗДАРЫ	
Формулалар	Аталышы	Кислота калдыгы	Аталышы
HF	фтордуу суутек	F^-	фториддер
HCl	хлордуу суутек	Cl^-	хлориддер
HBr	бромдуу суутек	Br^-	бромиддер
HI	йоддуу суутек	I^-	йодиддер
H_2S	күкүрттүү суутек	S^{2-}	сульфиддер
H_2SO_4	күкүрт	SO_4^{2-}	сульфаттар
H_2SO_3	күкүрттүү	SO_3^{2-}	сульфиттер
H_2CO_3	көмүр	CO_3^{2-}	карбонаттар
H_3BO_3	бор	BO_3^{3-}	бораттар
HNO_3	азот	NO_3^-	нитраттар
HNO_2	азоттуу	NO_2^-	нитриттер
H_3PO_4	фосфор	PO_4^{3-}	фосфаттар
H_2CrO_4	хром	CrO_4^{2-}	хлораттар
H_3AsO_4	мышьяк	AsO_4^{3-}	арсенаттар
H_4SiO_4	ортокремний	SiO_4^{4-}	силикаттар

Төмөн жакта кислота пайда кылуучу элементтердин латынча аталышынын уңгусу берилген: Ag-аргент(ат), As-арсен(ат), Au-аур(ат), Cu-купр(ат), Fe-ферр(ат), Hg-меркур(ат), Pb-плумб(ат), Sb-стиб(ат), Si-силик(ат), Sn-станн(ат), S-сульф(ат)

Кычкылтектүү кислоталардагы кычкылтектин атомунун ордуна күкүрттүн атомунун орун алмашуусунан пайда болгон тиокислоталардын формулаларынын жазылышында күкүрт эң аркасында көрсөтүлөт: H_3PO_3S -тиофосфор кислотасы, H_2SO_3S -тиокүкүрт кислотасы. Тиокүкүрт кислотасын $H_2S_2O_6$ -деп жазуу сунуш кылынбайт.

Кээ бир кислоталардын системалык аталыштары.

Формуласы	А Т А Л Ы Ш Ы	
	Системалык	Традициялык
HClO	Суутектин оксохлораты (I)	хлор сымал
HClO_2	Суутектин диоксохлораты (III)	-----
HClO_3	Суутектин триоксохлораты (V)	хлордуу
HClO_4	Суутектин тетраоксохлораты (VI)	хлор
H_3AsO_3	Суутектин триоксоарсенаты	ортомышьяк
H_5IO_6	Суутектин гексаоксоиодаты	ортоиоддуу
HIO_4	Суутектин тетраоксоиодаты (VI)	метиоддуу
HIO_2	Суутектин диоксоиодаты	
HIO_3	Суутектин триоксоиодаты	иоддуу
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Суутектин диоксодинитраты (I)	азот сымал
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Суутектин гептаоксодифосфаты (V)	дифосфордуу
$\text{H}_2(\text{PNO}_3)$	Суутектин триоксогидрофосфаты (III)	фосфордуу
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Суутектин гептаоксодисульфаты (VI)	дикукуртүү
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8(\text{O}_2)$	Суутектин пероксогексаоксодисульфаты (VI)	пероксодикү- күрттүү
HSO_3F	Суутектин фторотриоксосульфаты (VI)	фторсульфонд
$\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$	Дисуутектин гексаоксотетрасульфаты	тетратиондуу
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$	Суутектин тетраоксодисульфаты	дитиондуу

Туздардын системалык аталышы кислоталардыкына окшош типте түзүлөт: $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ - калийдин тетраоксодисульфаты, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8(\text{O}_2)$ калийдин пероксогексаоксодисульфаты (VI), $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ - натрийдин тиотриоксосульфаты, $\text{Fe}(\text{OH})\text{NO}_3$ - темирдин (II) гидроксидинин нитраты.

Туздардын кристаллогидраттары төмөндөгүдөй жазылып жана окулат: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - жездин (II) сульфатынын пентагидраты, $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot \text{H}_2\text{O}$ - натрийдин гексацианоферраты (III).

Металлдардын гидроксиддеринин системалык аталыштары төмөндөгүдөй түзүлөт: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - темирдин (II) гидроксиди, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - темирдин (III) гидроксиди, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ - висмуттун (III) гидроксиди. Эгер гидроксиддин составында оксид-ион O^{2-} да

КВг-калий бромиди, Mg_3N_2 -магний нитриди, CaC_2 -кальций карбиди.

Эгерде бинардык кошулмаларда терс электрдүүлүгү начар элементтердин ар түрдүү кычкылдануу даражада болсо, анда алардын аталышынан кийин кашаанын ичине рим цифрасы менен белгиленет. Cu_2O - жездин (I) оксиди, CaO - жездин (II) оксиди.

Бинардык кошулмалар кычкылдануу даражасынан тышкары терс электрдүүлүгү жогору элементтин санын грекче аталышы менен да аталат (моно, ди, тетра, пента, гекса, ж.б.). Мисалы:

CO - көмүртектин моно оксиди

CO_2 - көмүртектин диоксиди,

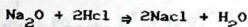
SF_6 - күкүрттүн гексафториди, ж.б.

1.6. ОКСИДДЕР.

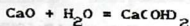
Оксиддер функциялык белгилери боюнча тузду пайда кылуучу жана тузду пайда кылбоочу болуп бөлүнүшөт. Тузду пайда кылуучу оксиддер негиздик, кислоталык жана амфотердик болуп бөлүнүшөт.

Кислоталар менен өз ара аракеттенишип, тузду жана сууну пайда кылуучу оксиддер негиздик оксиддер деп аташат.

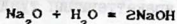
Мисалы:



Негиздик оксиддер суу менен кошулуп негиздерди пайда кылат. Мисалы, CaO суу менен кошулуп кальцийдин гидроксидин пайда кылат:

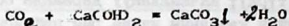


Ал эми Na_2O суу менен кошулуп натрийдин гидроксидин пайда кылат:

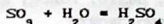


Магнийдин оксиди MgO негиздик оксид. Ал сууда аз эрийт, бирок ага туура келген негиз $Mg(OH)_2$ болуп саналат.

Кислоталык оксиддер. Негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду жана сууну пайда кылуучу оксиддерди кислоталык оксиддер деп аташат. Мисалы:



Кислоталык оксиддер суу менен кошулуп кислоталарды пайда кылат (CO_2 , NO_2 , SO_3 , P_2O_5). Мисалы: күкүрттүн (6) оксиди суу менен кошулуп күкүрт кислотасын пайда кылат.

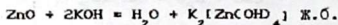


Кремнийдин (4) оксиди SiO_2 да кислоталык оксид, бирок ал суу менен өз ара аракеттенишпейт. Кремний кислотасын H_2SiO_3 кремнийдин (4) оксидинен SiO_2 кыйыр жол менен алууга болот. Кислоталык оксиддерди кислоталардын составынан сууну бөлүп алуу жолу менен алууга да болот.

Амфотердик оксид деп негиздер менен да, кислоталар менен да реакцияга кирип тузду жана сууну пайда кылуучу оксиддерди айтабыз. Мындай оксиддерге Al_2O_3 , ZnO , PbO_2 , Cr_2O_3 ж.б. кирет.



Цинктин оксиди ZnO жаратылышта "кызыл цинкит" деген кен түрүндө кездешет. Ал амфотердик касиетти көрсөткөн кошулма.



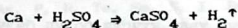
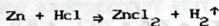
Тузду пайда кылбоочу оксиддер. Бул оксиддер кислоталар же негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду пайда кылбайт. Бул оксиддерге N_2O , NO , ж.б. кирет.

1.7. К И С Л О Т А Л А Р

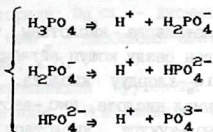
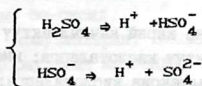
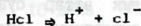
Металлдардын атомдору менен орун алмашууга жөндөмдүү болгон суутектин атомдорунан жана кислота калдыгынан турган татаал заттарды кислоталар деп аташат.

Металлдардын чыңалу катарында суутекке чейин турган металлдар менен көпчүлүк кислоталар реакцияга кошулганда суутек газы бөлүнүп чыгат:

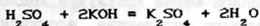
Мисалы:



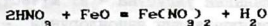
Электролиттик диссоциация теориясы божнча алып караганда, эритмелерде суутектин ионун пайда кылуу менен диссоциацияланган заттарды кислоталар деп айтабыз:



Кислоталардын мүнөздүү касиеттеринин бири болуп, алардын негиздер менен өз ара аракеттенишип тузду пайда кылуу касиети саналат. Мындай реакциялар нейтралдашуу реакциялары деп аталат.



Кислоталар негиздик кычкылдар менен аракеттенишип тузду жана сууну пайда кылат:



Кислоталар амфотердик кычкылдар менен аракеттенишип тузду

жана сууну пайда кылат. Мында амфотердик кычкыл кислоталар менен негиздик кычкыл сыяктуу өз ара аракеттенишет:



Кислоталар күчтүү жана күчсүз болуп бөлүнөт:

күчтүү кислоталарга: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , ал эми күчсүз кислоталарга: H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 кирет.

Кислоталардын номенклатурасы Көптөн бери белгилүү болгон кислоталар үчүн традициялык, ал эми көңири таралбаган кислоталар үчүн системалык аттар сунуш кылынат. Кээ бир кислоталар менен алардын туздарынын аталыштары I.I-таблицада берилген.

Кислоталар составына карай кычкылтектүү жана кычкылтексиз болуп бөлүнөт: кычкылтектүү кислоталарга: HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ж.б., ал эми кычкылтексиз кислоталарга: HCl , HBr , H_2S ж.б. кирет.

Кычкылтектүү кислоталарда кислотаны түзгөн элементтин атын атап "кислота" деген сөздү кошуп айтабыз. Мисалы, H_2SO_4 - күкүрт кислотасы, HClO_3 -хлордуу кислота, HClO_2 -хлор сымал кислота, HClO -хлорду сымал кислота, HNO_3 -азот кислотасы, HNO_2 -азоттуу кислота, H_2SO_4 -күкүрт кислотасы, H_2SO_3 -күкүрттүү кислота.

Кычкылтексиз кислоталарды түзгөн элементтердин аты, андан кийин суутек кошуп айтылат. Мисалы: HCl - хлордуу суутек, H_2Se - селендүү суутек, HCN -циандуу суутек.

Гидроксил группасы менен кошулууга жөндөмдүү болгон кислоталардын составындагы суутектин атомунун санына карай кислоталар бир негиздүү (HCl , HNO_3), эки негиздүү (H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3), үч негиздүү (H_3PO_4 , ж.б. болуп бөлүнөт.

I.2-таблицада көрүнүп тургандай системалык номенклатура боюнча кислоталардын аталышында кислота пайда кылуучу элементтин латынча аталышынын уңгусуна - ат мүчөсү, ал эми башка элементтер менен группалардын аниондорунда - байланыштыруучу үндүү-0 кошулуп жазылат: $\text{H}(\text{SbO})_6$ - суутектин гексагидроксо-стибаты (v). Кашаанын ичинде кислота пайда кылуучу элементтин

же катиондор, андан кийин металл эмес элементтери же аниондор жазылат, мисалы: NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, CaC_2 .

Металл эместерден турган кошулмаларды жазган мезгилде, металл эместердин терс электрдүүлүгү өсүү иретинде солдон оңду көздөй жазылат:

K , B , Si , C , As , P , H , Te , Se , S , I , Br , Cl , N , O , F .

Мисалы: Cl_3N -трихлордун нитриди, CCl_2O -көмүртектин-дихлоридинин оксиди, IBr -иоддун бромиди, BiClO -висмуттун хлоридинин оксиди.

Кошулмаларда атомдордун санын төмөнкү сандар менен аташат: I-моно, 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса, 7-гепта, 8-окта, 9-нона, 10-дека, 11-ундека, 12-додека. Ал эми 12ден жогорку сандарды цифра менен көрсөтөбүз. Мисалы: $\text{W}_{20}\text{O}_{58}$ - 20-вольфрам, 58-оксид.

Галогендердин кошулмаларын, оксиддердин, сульфиддердин жана карбиддердин формуласын жазганда, терс электрдүүлүгү аз элементтер формулада дайыма сол жагына жазылат: O_2F_2 - дикычкылтектин дифториди; Hg_2Cl_2 - дисымаптын дихлориди; CaC_2 - кальцийдин карбиди; HbBr_5 - ниобийдин пентабромиди; AsI_4 - мышьяктын тетраиодиди; ж.б.

Бордун жана кремнийдин суутектик кошулмалары борандар жана силандар деп аталат. Кошулмадагы суутек атомунун саны кашаанын ичине жазылат:

B_4H_{10} - тетраборан (10); Si_3H_8 - трисилан (8)
 H_2S_3 - трисульфан, H_2S_5 - пентасульфан.

Эгерде заттын составында ар түрдүү металлдардын атомдору болсо, анда кошулманын формуласын жазганда элементтердин мезгилдик системада жайгашкан ордуна карабастан (группада төмөн жакта же сол жакта турганына), сол жагына биринчи терс электрдүүлүгү аз элемент жазылат. Мисалы: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ - калий алюминий сульфаты, Rb_7Hg_8 - гепта рубидий - окта сымап, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ - кальций - магний сульфаты.

Эгер оксиддердин составында эки металлдын атомдору болсо, анда кошулма кош оксидер деп аталат. Мисалы:

$(\text{Ca}, \text{Ti})\text{O}_3$ - кальций-титандын триоксиди.
 $(\text{Be}, \text{Al}_2)\text{O}_4$ - бериллий-диалюминийдин тетраоксиди.

Составы M_3O_4 формасындагы кош оксиддер кеңири таралган. Мисалы: $Fe_3O_4 = (Fe, Fe_2)O_4$, $Eu_3O_4 = (Eu, Eu_2)O_4$. Ошондой эле татаал составдагы кош оксиддер белгилүү: $Mn_5O_9 = (Mn_2, Mn_3)O_9$ - димарганецтин(II)-тримарганецтин(4) октаоксида.

1.5 Органикалык эмес заттардын негизги классификациясы жана номенклатурасы.

Заттар жөнөкөй жана татаал болуп экиге бөлүнөт. Жөнөкөй заттар бирдей элементтерден, ал эми татаал заттар эки же андан көп түрдүү элементтерден турат. Жөнөкөй заттар металлдар жана металл эместер болуп бөлүнөт.

Металлдар металлдык жалтырактыгы, ийилгичтиги, созулгучтугу, жакшы жылуулук өткөргүчтүгү, электр өткөргүчтүүлүгү менен айырмаланышат. Нормалдуу шартта сымаптан башкасы катуу абалда болушат.

Металл эместердин көпчүлүгү кадимки шартта газ абалында болушат, ал эми катуу абалындагы металл эместер металлдык жалтырактык касиетке ээ эмес, алар морт келип, жылуулукту жана токту начар өткөрөт же өткөрбөйт.

Татаал заттар органикалык эмес жана органикалык заттар болуп бөлүнүшөт. Составында көмүртеги бар кошулмалар (CO , CO_2 , H_2CO_3 жана карбонаттар, HCN жана цианиддер, карбиддерден башкасы) органикалык заттарга, ал эми калган кошулмалар органикалык эмес заттарга кирет.

Органикалык эмес кошулмалардын негизги класстары составына, химиялык касиеттерине жана функционалдык группаларына карай бөлүнөт.

Негизги бинардык (эки элементтен турган заттар) кошулмаларга элементтердин кычкылтек (оксиддер), галогендер менен (галогениддер), азот (нитриддер), көмүртек менен (карбиддер), ал эми металлдардын суутек менен болгон кошулмалары (гидриддер) кирет. Алардын аталыштарында терс электрдүүлүгү чоң элементтин латынча аталышынын аягына - **ид** мүчөсү уланып айтылат. Бинардык кошулмалардын формуласында биринчи терсэлектрдүүлүгү кичине элементтин белгиси жазылат. Мисалы: Ag_2O - күмүштүн оксиди, OF_2 - кычкылтектин фториди,

болсо, анда алардын аталыштары төмөндөгүдөй болот: $Al(OH)_3$ - алюминийдин оксидинин гидроксиди (же традициялык аталышы алюминийдин метагидроксиди), $Ti(OH)_2$ - титандын оксидинин дигидроксиди.

1.8. НЕГИЗДЕР.

Металлдын атомуна жана бир же бир нече гидроксил группасына турган татаал заттарды гидроксидер деп аташат. Мисалы: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $LiOH$, $Fe(OH)_2$, KOH , ж.б.

Гидроксиддердин аталышы элементтин аты менен гидроксид кошо айтылып, элементтин кычкылдануу даражасы рим цифрасы кашанын ичине жазылат:

$Fe(OH)_2$ - темирдин (II) гидроксиди

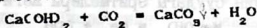
$Al(OH)_3$ - алюминийдин (III) гидроксиди

Сууда эриген негиздерди щелочтор деп аташат. Щелочторго $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$.

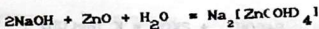
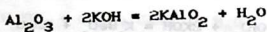
Электролиттик диссоциация теориясы боюнча эритмелерде гидроксид иондорду пайда кылуу менен ажыраган заттар негиздер деп аталат. Негиздердин мүнөздүү химиялык касиеттери болуп алардын кислоталар менен болгон нейтралдашуу реакциясы эсептелет:



Негиздер кислоталык оксиддер менен реакцияланышканда туз жана суу пайда болот:

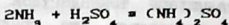


Амфотердик оксиддер негиздер менен реакцияга киргенде туз жана суу пайда болуп, алар кислоталык касиетти көрсөтөт:



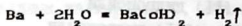
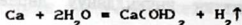
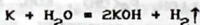
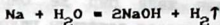
Протонду кошуп алуу менен аммиак аммоний ионун NH_4^+ пайда кылгандыктан, NH_3 он б.а NH_4^+ негиздерге кирет. Аммиак кислоталар менен аракеттеншип туз пайда кылат:

Библиотека
Ошского государственного
университета
ИНВ № 17 907358

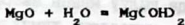
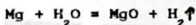


Негиздер күчтүү жана күчсүз болуп бөлүнөт. Сууда эриген негиздер щелочтор деп аталат. Күчтүү негиздерге бардык щелочтор кирет KOH , NaOH , Ca(OH)_2

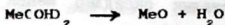
S-элементтер суу менен кошулганда түз эле гидроксиддерди пайда кылат.



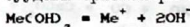
Ал эми Mg суу менен кошулганда биринчи иретте анын оксиди пайда болот.



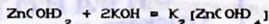
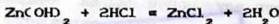
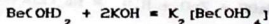
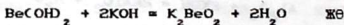
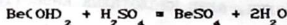
Щелочтуу жер металлдарынын гидроксиддери Me(OH)_2 боз түстөгү порошокко окшош заттар. Нытканда алар металлдардын оксиддерине жана сууга ажырайт.

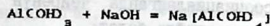
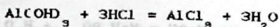


Гидроксиддердин суудагы эритмелери жегич болуп саналат.

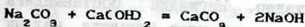


Zn(OH)_2 , Be(OH)_2 , Al(OH)_3 амфотердик касиеттерди көрсөтөт.

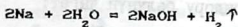




Щелочтуу металлдардын гидроксиддери жаратылышта кездешпейт. Аларды жасалма жол менен өнөр жайда металлдардын галогениддеринин суудагы эритмелеринин электролизинен алышат: натрий гидроксиди соданы акиташтоодон алынат:



Өтө таза гидроксиддер лабораторияда алкогольтардын гидролизинен жана металлдардын суу менен кошулушунан алышат:



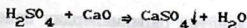
Щелочтор акырындык менен айнек, фарфор идиштерин жеп отуруп эритишет.



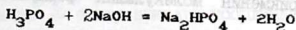
1.9 Туздар

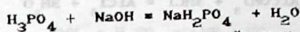
Катиондордон жана кислота калдыктарынан турган бирикмелер туздар деп аталат. Алар орто, кычкыл, негиздик жана кош туздар ошондой эле комплекстик бирикмелер деп бөлүнөт.

1. Орто туздар. Кислотанын составындагы суутектин атомдорунун баары металл (же башка бөлүкчөлөр, мисалы, NH_4) менен толук орун алмашканда пайда болгон бирикмелер орто туздарга таандык:

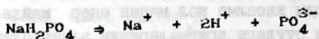
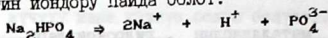


2. Кычкыл туздар. Кислотанын составындагы суутектин атомдору металлдар менен толук эмес орун алмашканда пайда болгон туздар:

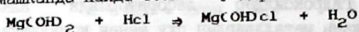




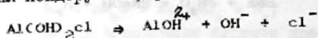
Кычкыл туздар диссоциацияланганда чейрөнүн кычкылдуулугуна жараша суутектин иондору пайда болот:



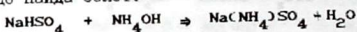
Негиздик туздар. Негиздин составындагы гидроксилдин иондорунун бир бөлүгү аниондор (кислота калдык) менен толук эмес орун алмашканда пайда болгон туздар:



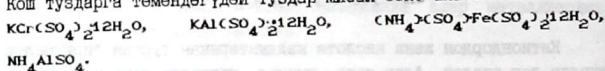
Негиздик туздар диссоциацияланганда чейрөнүн кычкылдуулугуна жараша гидроксил иондору бөлүнүп чыгат:



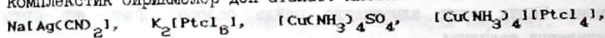
Кош туздар. Кээ бир кычкыл туздар менен негиздер өз ара аракеттенгенде пайда болот:



Кош туздарга төмөндөгүдөй туздар мисал боло алат:

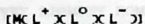


5. Комплекстик туздар. Составында комплекстик катион же комплекстик анион бар кош туздар комплекстик туздар же комплекстик бирикмелер деп аталат. Мисалы:



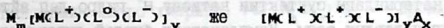
I.10 Комплекстик бирикмелердин номенклатурасы

Жөнөкөй кошулмалар үчүн каралган номенклатуранын негизги эрежелери, комплекстик кошулмалар үчүн да тиешелүү. Комплекстик бирикменин молекулалык формуласы төмөндөгүдөй көрсөтүлөт:



мында, (L^+) —оң заряддалган, (L^0) —нейтралдык жана (L^-) —терс заряддалган лиганддар; M —комплекс пайда кылуучу борбордук атом (ион) же комплекстенүүчү атом (ион) деп аталат.

Эгер комплекстик ион зарядка ээ болсо, төмөндөгүдөй жазылат:



мында M —катион; ал эми A —анион; m —катиондун, x —аниондун саны, ал эми y комплекстик бөлүкчөнүн саны.

Комплекстин формуласында нейтралдык лиганд оң жана терс лигандардын ортосунда жазылат, мисалы: $[Co(NO^+ \times N_2O \times NO_3^-)]$. Комплекстердин формулаларын түзүүдө ар кандай зарядка ээ болгон лигандарды бир орунга жазуу, айрыкча бирдей составдагы ар кандай заряддагы лигандардан (мисалы: NO^- , NO^0 жана NO^+ түрдөгү) пайда болгон комплекстердин туура аталышына алып келет.

Эгерде комплекстин составында бирдей заряддагы лигандар болсо, анда лиганддын татаалдыгынан көз карандысыз, аларды формулада жазууда элементтердин терс электрдүүлүгүнүн катарына жараша (I.4-бөлүк) лиганддардын составындагы элементтердин терс электрдүүлүгүнүн өсүш иретинде биринин артынан бири жазылат. Мисалы, $[Co(C_5H_5N \times N_2O \times NH_3)_2] (NO_3)_3$ —комплексинде C , H жана N элементтери металл эместердин шарттуу катарында кандай турса, ошондой катарда нейтралдык лиганддар көрсөтүлгөн. Лиганддар тамгалар аркылуу белгиленген учурларда да, комплекстик формулада лиганддардын химиялык формулаларына жараша көрсөтүлөт, мисалы, $[Co(CRU)_2 (NH_3)_4] Cl_3$ —комплексинде $C_5H_5N \equiv RU$ лиганды NH_3 түн алдында жазылат.

Лиганддардын жазылышы. Терс заряддалган лиганддар, ар кандай кислоталардын аниондорун атаганда, алардын толук аталышына о тамгасы кошулуп аталат же жазылат. Мисалы: F^- —фторо, Cl^- —хлоро, Br^- —бромо, I^- —иодо, CO_3^{2-} —карбонато, SO_4^{2-} —сульфато, $S_2O_3^{2-}$ —тиосульфато, N^- —гидридо, CH_3COO^- —ацетато, PO_4^{3-} —фосфато, O^{2-} —оксо, O_2^{2-} —пероксо. Кээ бир лиганддардын атайын аттары бар: OH^- —гидроксо, CN^- —циано, NCS^- —тиоцианато, S^{2-} —тио, NO^- —нитрозо, NO_2^- —нитро (о атому аркылуу координацияланса).

Нейтралдык лигандардын аталышында атайын мүчө кошулбайт:

N_2 -диазот, N_2H_2 -гидразин, C_2H_4 -этилен, C_5H_5N -пиридин. Традиция катарында кээ бир лиганддардын атайын аттары сакталат: H_2O -аква, NH_3 -амин, CO -карбонил, NO -нитрозил.

Оң заряддалган лиганддардын аталышы - **ий** мүчөсү менен аяктайт: NO^+ -нитрозиллий, NO_2^+ -нитроиллий, $N_2H_5^+$ -гидразиний. Лиганд катарындагы суутектин катиону H^+ гидро деп айтылат.

Лиганддардын саны. Комплекстеги бирдей лиганддардын аталышында, алардын саны лиганддын аталышына чогуу жазылат: $Li[AlH_4]$ -литийдин тетрагидридоалюминаты, $[Fe(CO)_5]$ - темирдин пентакарбонили.

Эгерде татаал лиганддын аталышында сандык уңгу болсо, мисалы $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ - этилендиамин, анда мындай лиганддардын саны көбөйтүндү уңгу түрүндө берилип (2-бис, 3-трис, 4-тетракис), ал эми лиганддын аталышы кашаага алынып жазылат. Мисалы, I_2 нин эки лиганды $(I_2)_2$ -бис (диюд). $[Co(OH_2)(NO_2)_2]^{0-}$ -кобальттын (II) динитротобис (этилендиамини); $[Fe(C_5H_5)_2]^{0-}$ -темирдин (II) бис(циклопентадиенили). Лиганддын саны ички сферада I_2 ден көп болгондо, алардын саны аталыштарында цифра менен берилет: $[MoCl_{14}]$ - I4- хлоргексамолибден; $K_2[Re_4Br_{15}]$ - дикалийдин I5-бромтетрааренаты.

Лиганддардын кыскача аталыштары. Көпчүлүк органикалык жаратылыштагы лиганддар татаал түзүлүшкө ээ болгондуктан, мындай лиганддарды кармаган комплекстердин формулаларын жазууда бир топ ыңгайсыздыкка алып келет. Ошондуктан, химиялык формулаларда мындай лиганддардын тамгалык кыскартылышы колдонулат: $C_2O_4^{2-}$ -оксалато-ox; C_5H_5N -пиридин-py; $(NH_2)_2CO$ - карбамид-ur; $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ -этилендиамин-en; $C_5H_5^-$ -циклопентадиенил-cr.

Комплекстенүүчүнүн (комплексти пайда кылуучу борбордук атом же ион) аталыштары.

Эгерде **комплекстенүүчү** (комплексти пайда кылуучу) элемент, комплекстик аниондун составында болсо, анда элементтин латынча же кыргызча аталышына - **ат** мүчөсү кошулуп жазылып жана элементтин кычкылдануу даражасы көрсөтүлөт. Мисалы:

$K_3[Co(NO_2)_6]$ -калийдин гексанитрокобальтаты (III),

$Na_2[Ni(CN)_4]$ -натрийдин тетрацианионикколлаты (II),

$Cs[ICl_4]$ - цезийдин хлорбромидаты (I),

$K_4[CuBr_4]$ - калийдин тетрабромocupраты (II).

Эгерде комплекстенүүчү элемент комплекстик катиондун же нейтралдык комплекстин составына кирсе, анда комплекстенүүчү элементтин кыргызча аталышынан кийин кычкылдануу даражасы көрсөтүлөт: $[NiCO_4]$ - никелдин (0) тетракарбонили, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - жездин (II) тетрааминогидроксиди, $[Co(NH_3)_5CO_3]Cl$ - кобальттын (III) пентааминкарбонаты, $[PtCl(NH_3)_5]Cl_3$ - платина-нын (IV) пентаамин хлоро хлориди, $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$ - хромдун (III) гексааква хлориди.

Комплекстик катион жана анион кармаган бирикмелер. Мындай кошулмалардын аталыштары жогорудагы айтылган эрежелердин негизинде түзүлөт.

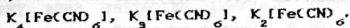
$[Pt(NH_3)_4][PtCl_4]$ - тетрааминплатинатын (II), тетрахлорплатинаты (II)

$[ClF_2][SbF_6]$ - дифторохлордун (III) гексафторостибаты (V)

$[Co(NH_3)_6][Cr(CN)_6]$ - гексааминкобальттын (III) гекса-цианохроматы (VI)

Көпүрөчөлүү лиганддуу эки ядролуу комплекстер. Комплексти пайда кылуучу борбордук иондун санына жараша жалгыз ядролуу жана көп ядролуу комплекстер болуп бөлүнөт.

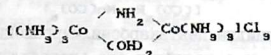
I. Жалгыз ядролуу комплекстер - мындай заттардын молекулаларынын составында комплексти пайда кылуучу бир гана борбордук ион болот: Мисалы,



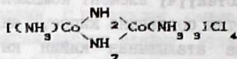
2. Көп ядролуу комплекстер: Мындай кошулмалардын ички координациялык сферасында молекулалардын эки же андан көп атомдору өз ара көпүрөчө деп аталган атомдор же атомдордун тобу аркылуу байланышкан.

Көпүрөчө группаларга амино- NH_2^- , гидроксо- OH^- , хлор- Cl^- , оксо- O^{2-} группалары кирет.

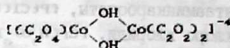
Көп ядролуу комплекстик бирикмелерди атоодо, алардагы көпүрөчө түзгөн группалардын алдына ион же μ (мю) - деген белги коюлат да өздөрүнүн аттары аталат.



- гексаамино-(μ -амино)- μ -диол-кобальттын (III) хлориди.



- октаамин-ди(μ-амино)-дикообальттын (III) хлориди.

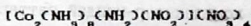


- тетраоксоалато-(μ-диол)-дихроматтын (III) иону.

$\left[\left(\text{NH}_3 \right)_5 \text{Cr} \left(\text{OH} \right) \text{Cr} \left(\text{NH}_3 \right)_4 \left(\text{OH} \right) \text{Br}_4 \right]$ -пентааминохромдун(III)
(μ-гидроксо)-тетрааминохромдун (II) бромиди.

Көпүрөчө түрүндөгү лиганддар симметриялык түрдө жайгаш-
канда кошулманын аталышына көбөйтүндү сан катары бис айтылып
кыскартылат: $\text{K}_4 \left[\left(\text{Ox} \right)_2 \text{Co} \left(\text{OH} \right)_2 \text{Co} \left(\text{Ox} \right)_2 \right]$ -калийдин бис (μ-гидроксо)
(ди-оксоалато-кобальтаты (III)) $\left[\left(\text{NH}_3 \right)_4 \text{Co} \left(\text{NH}_2 \right) \left(\text{NO}_2 \right) \text{Co} \left(\text{NH}_3 \right)_4 \right]$
 $\left(\text{NO}_3 \right)_4$ -бис(тетрааминкобальттын(III)-(μ-амид)-(μ-нитро)-нитраты

Эки ядролуу комплекстик кошулмалар аталышы бир ядролуу
комплекстер аталышы сыяктуу айтылат.



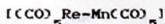
дикообальттын (III) нитроамидооктаамин нитраты.

Кластерлер. Көп ядролуу комплекстүү кошулмалар кластер-
лер деп аталат. Комплекстик кошулманы пайда кылуучулар
бири-бири менен байланышат.

Комплекстик кошулмаларды пайда кылуучу жөнөкөй, эки
ядролуу кластерлер комплексти пайда кылуучу кошулмалар менен
байланышына карабастан бир валенттүү сызык менен көрсөтүлөт.



Мындай кластерлерди аталышында комплекстик иондун аталышынан
кийин жөнөкөй кашаанын ичине көрсөтүлөт. Кластерлер атайын
жалпы эреженин негизинде аталат:



пентакарбонилренийдин пентакарбонилмарганеци (Mn-Re);

$\text{K}_2 \left[\text{Cl}_4 \text{Re} - \text{ReCl}_4 \right]$ -калийдин бис (тетрахлороренаты (III))

2.1 ХИМИЯЛЫК ЗАКОНДОР ЖАНА НЕГИЗГИ ТҮШҮНҮКТӨР

2.1. Атом-молекулалык окуу. Заттардын агрегаттык абалы.

Бардык заттар эң майда бөлүкчөлөрдөн-атомдордон тургандыгы жөнүндөгү кез караш байыртадан эле белгилүү болгон. Заттардын составы, химиялык процесстердин законченемдүүлүктөрү жөнүндөгү илимий кез караштардын өнүгүшү менен молекула жөнүндө түшүнүк киргизилген.

Атом-молекулалык окуунун өнүгүшүнө белгилүү окумуштуулар М.В.Ломоносов, Лавуазье, Пруст, Дальтон, Авогадро, Каннищаро, Берцелиус, Д.И.Менделеев, А.М.Бутлеров зор салымдарын кошушкан. Атом-молекулалык окуу илимий теория катары XIX кылымдын орто ченинде бекитилген.

Анын негизги жоболору төмөндөгүлөр:

1. Бардык заттар атомдордон, молекулалардан же иондордон турушат. Атом-бул химиялык элементтердин касиеттерине ээ болгон эң кичине бөлүкчө. Атом оң заряддалган ядродон жана терс заряддалган электрондордон турган электронейтралдуу бөлүкчө болуп саналат.

Молекула-эки же андан көп атомдордон турган, өзүнчө болууга жөндөмдүү жана заттардын химиялык касиеттерине ээ болгон эң кичине электронейтралдуу бөлүкчө. Молекуладагы атомдордун саны экиден бир нече жүз миңге жана миллионго чейин жетиши мүмкүн.

Иондор - атомдордун же молекулалардын электрондорду берүүнүн же кошуп алуунун натыйжасында пайда болгон заряддалган бөлүкчөлөр.

2. Заттын составына кирген бардык атомдор, молекулалар жана иондор тынымсыз кыймылда болушат. Бул кыймыл, атом-молекулалык окуунун негизинде караганда, ар бир заттарда болуучу жылуулук энергиясынын запасы менен мүнөздөлөт. Химиялык реакциялар учурунда атомдор бир заттан экинчисине өтүшүп жаңы бирикмелерди пайда кылышат.

3. Бардык заттар жөнөкөй жана татаал заттарга бөлүнүшөт. Жөнөкөй заттар бир түрдүү химиялык элементтердин атомдоруна турушат. Мындай заттарга суутекти (H_2 молекуласы), кычкылтекти (O_2 молекуласы), хлорду (Cl_2 молекуласы) келтирүүгө болот.

Жөнөкөй заттарга металлдар да кирет. Мисалы: жез, натрий, темир ж.б.

Кээ бир химиялык элементтер бир нече жөнөкөй заттарды пайда кылышат. Бул кубулушту аллотропия деп айтабыз. Кычкылтек эки аллотропиялык түр өзгөргүч: кычкылтек O_2 жана озон O_3 - түрүндө кездешет. Көмүртектин аллотропиялык түр өзгөргүчтүктөрү - алмаз, графит, α - жана β - карбиндер, алар ар кандай кристаллдык түзүлүштөргө ээ.

Татаал заттар ар түрдүү химиялык элементтердин атомдорунан турат. Татаал заттарга мисал катарында: сууну H_2O , натрий хлоридин $NaCl$, натрий карбонатын Na_2CO_3 ж.б. келтирүүгө болот.

Практикада колдонулуп жаткан заттар таза болбойт. Аларда аз санда болсо да башка заттардын аралашмасы болот. Аралашмаларда заттардын өздөрүнө мүнөздүү болгон касиеттери сакталат жана аларды бири-биринен бөлүп алууга болот.

Заттар физикалык шарттарга (температура жана басым) жараша бир нече агрегаттык абалда: газ, суюк, катуу (кристаллдык же аморфтук) жана плазма абалдарында болушат.

Газдарда бөлүкчөлөрдүн - атомдор жана молекулалардын ортосундагы аралыктар бир топ чоң болот. Мына ошого байланыштуу газ абалындагы заттардын бөлүкчөлөрү бири-бири менен өз ара начар байланышкандыктан, алардын молекулалары баш аламан кыймылда болот.

Суюктуктарда бөлүкчөлөр газдарга караганда бири-бирине бир топ жакын жайланышкандыктан, алардын ортосундагы өз ара аракет этүүчү күчтөр күчтүрөөк байкалат. Суюктуктар газдардан айырмаланып белгилүү көлөмгө ээ болушат.

Катуу абалдагы заттарда бөлүкчөлөр белгилүү тартипте, кристаллдык торчолорду пайда кылуу менен жайланышат.

Көпчүлүк катуу заттар атомдордон же иондордон турган кристаллдык торчого ээ. Мындай түзүлүштөгү заттардан айрым молекулаларды бөлүп алууга мүмкүн эмес, алар молекулалык эмес түзүлүштөгү заттарды пайда кылат. Аларга көпчүлүк металлдар, кислоталар, гидроксиддер, туздар кирет. Молекулалык эмес түзүлүшкө ээ болгон заттардын химиялык формулаларын жазуу үчүн, заттын составындагы атомдордун катышын көрсөтүүчү шартуу молекуланы бөлүп алабыз. Мисалы: натрий хлоридинин химиялык формуласы - $NaCl$.

2.2. Атомдордун жана молекулалардын массасы.

"Атомдук масса" жана "молекулярдык масса" деген түшүнүктөр, алардын так маанисин аныктап үйрөнгөңгө чейин эле киргизилген. Кандайдыр бир химиялык элементтин атомунун массасына болгон катышы менен аныкталуучу салыштырмалуу чоңдукту атомдордун жана молекулалардын массасы түрүндө туюнтуу кабыл алынган. 1916-жылы мындай салыштырма чоңдук катарында көмүртектик бирдик **көмүртектин ^{12}C изотобунун массасы**, атомдук массанын чен бирдиги катарында (шкала) кабыл алынган. Ага чейин кычкылтектик бирдик (шкала) менен иштеп келишкен. Көмүртектик бирдик бокунча **массанын атомдук бирдиги** (м.а.б) көмүртектин ^{12}C -изотобунун массасынын $1/12$ не туура келет. Көмүртектик бирдик бокунча суутек жана кычкылтектин салыштырма атомдук массалары 1,0079 жана 15,9994 ке барабар. Демек, элементтин атомдук массасы көмүртектин ^{12}C изотобунун массасынын $1/12$ бөлүгүнөн канча эсе оор экендигин көрсөтүүчү сан. Атомдук массага төмөндөгүдөй аныктама берилген:

көмүртектик бирдик менен туюнтулган химиялык элементтин атомунун массасынын орточо мааниси - атомдук масса (A) деп аталат.

Ар бир химиялык элемент жаратылышта ар түрдүү массага ээ болгон атомдордон турат. Муну химиялык элементтин изотобу деп айтабыз. Мисалы, салыштырма атомдук массалары 35 жана 37 ге барабар болгон хлордун атомдору хлордун изотоптору болуп саналат. Жаратылышта кездешүүчү хлордун атомдорунун 76% инин массасы 35 ке, ал эми 24 % инин массасы 37 ге барабар. Химиялык элементтин салыштырма атомдук массасы ар бир изотоптордун (жаратылышта таралышын эсепке алуу менен бирге) салыштырма атомдук массаларынын орточо арифметикалык суммасына барабар. Мисалы, хлор үчүн:

$$A = 0,76 \cdot 35 + 0,24 \cdot 37 = 35,5$$

Ал эми молекулалык массага төмөндөгүдөй аныктама берилген:

көмүртектик бирдик менен туюнтулган молекулалардын массасынын орточо мааниси - молекулалык (M) деп аталат.

Салыштырма молекулалык масса M молекуланын составына кирген химиялык элементтердин салыштырма атомдук массаларынын

суммасына барабар болот.

$$M = A(S) + 2A(O) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

Негизги физикалык чоңдуктардын бири болуп заттын саны эсептелинет. Эл аралык бирдиктер системасына (СИ) ылайык, заттын санынын бирдиги моль болуп саналат.

12 г көмүртекте ^{12}C канча атом болсо, ошончо структуралык бөлүкчө кармаган заттын саны моль деп аталат.

Структуралык бөлүкчөлөргү атомдор, молекулалар, иондор, электрондор ж.б. реалдык бөлүкчөлөр кирет. 0,012 кг көмүртекте ^{12}C $6,023 \cdot 10^{23}$ атом бар. Ар кандай заттардын I молунда ушундай эле сандагы молекулалар кармалат. $6,023 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ -саны Авогадро саны деп аталып, негизги физикалык турактуулук болуп саналат. I моль заттын массасы, молярдык масса деп аталат. Ал M тамгасы менен белгиленип, г/моль же кг/моль бирдиги менен өлчөнөт, мисалы, суунун молярдык маассасы $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$. "Моль" түшүнүгү бардык заттар үчүн бирдей колдонулат. Мисалы: I моль суутектин атомунда $6,023 \cdot 10^{23}$ атом суутек бар. I моль суутектин молекуласында $6,023 \cdot 10^{23}$ молекула суутөк бар. Заттын молярдык массасы ошол заттын салыштырма атомдук же салыштырма молекулалык массасына барабар. Кычкылтектин салыштырма атомдук массасы 16 га барабар, демек кычкылтек атомунун молярдык массасы 16 г/молду түзөт. Эл аралык бирдиктер системасына (СИ) ылайык, заттын санынын бирдиги моль болуп саналат.

Ал эми атомдун массасы (m) грамм-атомдук массанын (A) Авогадронун санына (N) болгон катышына барабар:

$$m = A/N \quad (2.1)$$

Суутектин атомунун массасы төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$m = A/N = 1.008 / 6,023 \cdot 10^{23} = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Эгерде заттын структуралык бирдигинин саны (N) белгилүү болсо, анда, заттын санын төмөндөгүдөй формула боюнча алууга болот:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad (2.3)$$

n-заттын саны моль менен, N-заттын структуралык бирдигинин саны, N_A -Авогадро саны.

Заттын массасынын заттын санына болгон катышын молярдык масса деп айтабыз.

$$M = \frac{m}{n} \quad (2.4)$$

M —молярдык масса, m —заттын массасы, n —заттын саны.

1—мисал. Массасы 8 г болгон күкүрт (IV) оксидиндеги SO_2 затынын санын моль түрүндө аныктагыла.

Чыгаруу:

Күкүрт (IV) оксидинин салыштырма молекулалык жана молярдык массасын аныктайбыз:

$$M = A(S) + 2A(O) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

молярдык массасы: $M(SO_2) = 64$ г/моль

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,125 \text{ моль.}$$

2—мисал. Заттын саны 0,2 моль болгон бромдуу суутектин массасын аныктагыла.

Чыгаруу:

$$M = A_H + A_{Br} = 1 + 80 = 81.$$

$$M(HBr) = 81 \text{ г/моль}$$

$$m = \frac{m}{M} \text{ мындан } m = n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 81 \text{ г/моль} = 16,2 \text{ г.}$$

2.3 Химиянын негизги закондору

2.3.1 Заттардын массасынын сакталуу закону.

М.В. Ломоносов (1748) жана француз химиги А.Лавуазье (1789) заттардын массасынын сакталуу законуна салым кошушкан Ал төмөндөгүдөй формулировкаланат:

Химиялык реакцияга кирген заттардын массасы пайда болгон заттардын массасына барабар болот.

Мисалы, 2г суутек менен 16г кычкылтек реакцияга кирип 18г суу пайда болот: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

Заттардын массасынын сакталуу законун атом молекулалык окуунун негизинде да түшүндүрүүгө болот. Химиялык реакция учурунда атомдордун саны өзгөрүлбөй туруктуу бойдон калат. Ошол бөлгилүү сандагы атомдордон гана жаңы заттар пайда болот. Демек, атомдордун саны туруктуу бойдон калса, анда алардын

массаы да өзгөрүлбөйт. Эгер химиялык реакциялардын жылуулук эффектерин эске албаганда жогоруда айтылган ойлор туура болмок. Себеби, энергияга жараша заттардын массасынын өзгөрүшү кийинчерээк белгилүү болгон.

А.Эйнштейн (1905) масса менен энергиянын ортосунда төмөндөгүдөй байланыш бар экендигин көрсөткөн:

$$E = mc^2 \quad (2.5)$$

мында, E – энергия; m – масса; c – вакуумдагы жарык нурунун ылдамдыгы (же пропорционалдуулуктун коэффициенти).

Вакуумдагы жарык нурунун ылдамдыгынын квадратынын абдан чоң мааниге ээ болгондуктан, массанын абдан аз сандагы өзгөрүшү абдан чоң сандагы энергиянын өзгөрүшүнө алып келет. Мисалы, (2.5)–теңдемеден энергия 1 кДж га өзгөрсө масса $2 \cdot 10^{-10}$ граммга өзгөрөт. Эгер, химиялык реакциялардын жылуулук эффектери жүздөгөн кДж болсо, анда ага туура келген массалардын өзгөрүшү болжол менен 10^{-8} – 10^{-9} грамм болот. Мындай өлчөмдөгү массаны өлчөөчү тараза XVIII–кылымда тургай, азыркы мезгилде да жок. Демек, химиялык реакциялар белгилүү жылуулук эффектер менен жүргөн–дүктөн, реакция массалардын өзгөрүшү менен жүрөт. Бирок, бул массалардын өзгөрүштөрү абдан аз болгондуктан эске алынбайт. Масса менен энергиянын сакталуусунун жалпы закону төмөндөгүдөй айтылат:

реакциялык системадагы заттын масасы менен система сиңирип алган же бөлүп чыгарган энергияга эквиваленттүү болгон массалардын суммасы дайыма туруктуу болот.

Ядролук реакцияларды изилдөөдө масса менен энергиянын жалпы сакталуусунун закону чоң мааниге ээ. Анткени ядролук реакция учурунда абдан чоң сандагы энергия бөлүнүп чыккандыктан, массалардын өзгөрүшүн эске алуу зарыл.

2.3.2. Составдын туруктуулук закону

Составдын туруктуулук закону: ар бир химиялык кошулманын сандык жана сапаттык касиеттери, ал затты алуу жолунан кез карандысыз туруктуу. Ошондой эле ар бир зат кандай жол менен алынганына карабастан туруктуу составга ээ болот.

Бул законду XIXк. аягында Пруст ачкан.

Алгач бул законду бардык химиялык заттар үчүн колдоно берсе болот деп эсептеп келишкен. Кийинчерээк молекулярдык түзүлүшкө ээ болбогон көпчүлүк кристаллдык заттар кандай жол менен алынганына жараша ар түрдүү составга ээ болоору белгилүү болду. Мисалы, темир (II) оксидинин формуласын FeO түрүндө белгилейбиз. Чындыгында ал $Fe_{0,92}O$; $Fe_{0,91}O$; $Fe_{0,93}O$; түрүндөгү составга ээ болот.

Туруктуу составга ээ болгон заттарды дальтониддер деп, ал эми өзгөрүлмөлүү составга ээ болгон заттарды бертолиддер деп айтабыз.

Дальтониддерге молекулалык түзүлүшкө ээ болгон заттар, мисалы H_2O , SO_2 , H_2S , HCl ж.б. кирет.

Көпчүлүк бертолиддер кристаллдык түзүлүшкө ээ болушат. Кээ бир d-, f- металлдар кычкылтек, күкүрт, азот, фосфор, көмүртек менен өзгөрүлмө составдагы көптөгөн бирикмелерди пайда кылат.

2.3.3. Авогадро закону.

Бул законду италиялык окумуштуу Авогадро ачкан. Ага төмөндөгүдөй аныктама берилген: бирдей шарттарда ар кандай газдардын бирдей көлөмдөрүндө бирдей сандагы молекулалар болот.

Нормалдуу шарттарда (н.ш.) ($273K$ же $0^{\circ}C$ температурада жана $101,3 \text{ kPa} = 1 \text{ атм}$ басымда) ар түрдүү газдардын I молунун көлөмү $22,4 \text{ л.ге}$ барабар болот. $V_M^0 = 22,4 \text{ л/моль}$ турактуулугу газдардын н.ш. молярдык көлөмү деп аталат.

Ар кандай шарттардагы газдардын молярдык көлөмү берилген шарттагы газдын көлөмүнүн заттын санына болгон катышына барабар:

$$V_M = \frac{V}{n} \quad V_M^0 = \frac{V^0}{n}$$

V_M жана v -ар кандай шарттагы газдардын көлөмү жана молярдык көлөмү; V^0 - нормалдуу шарттагы газдын көлөмү; n -газдагы заттын саны.

Эсептөөлөрдө газдын салыштырмалуу тыгыздыгын пайдалануу бир топ ыңгайлуу болуп саналат.

Айрыкча газдардын суутөк D_{H_2} жана аба $D_{аба}$ божнча салыштырмалуу тыгыздыгы көп колдонулат:

$$D = \frac{M_1}{M_2}; \quad D_{H_2} = \frac{M}{2}; \quad D_{\text{аба}} = \frac{M}{29};$$

мында M_1 мөнөн M_2 биринчи жана экинчи молекулалардын молярдык массалары.

Авогадронун законунун негизинде чыгарылуучу кээ бир мисалдарды карап көрөлү.

1-мисал. Массасы 8г.га барабар болгон кычкылтек нормалдуу шарттарда кандай көлөмгө ээ болот?

Чыгаруу.

1. Кычкылтектин молярдык массасы $M=32\text{г/моль}$. $n = \frac{m}{M}$ формуласын пайдаланып, заттын санын табабыз:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8\text{г}}{32\text{г/моль}} = 0,25\text{моль}.$$

2. $V_M^0 = \frac{V^0}{n}$ формуласын пайдаланып, газдын көлөмүн аныктайбыз: $V^0 = V_M^0 \cdot n = 22,4 \cdot 0,25\text{л} = 5,6\text{л}$.

2-мисал. Эгерде аба бокунча тыгыздыгы 1,517ге барабар болсо, анда газ абалындагы заттын молярдык массасын аныктагыла.

Чыгаруу.

1. Газдын молярдык массасын аныктайбыз:

$$M = D_{\text{аба}} \cdot 29 = 1,517 \cdot 29\text{г/моль} = 44\text{г/моль}.$$

Авогадронун законунан, эгерде реакцияга катышкан заттардын бардыгы газ абалында болсо, анда төмөндөгүдөй корутунду келип чыгат: реакцияга катышкан газдардын көлөмдөрүнүн бири бирине болгон катыштары, анчалык чоң эмес бүтүн сандардын катыштарындай болот: $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, бул реакциядагы газдардын катыштары 2:1:2 болот.

2.3.4 Эселик катыш закону.

Эгер эки элемент бири-бири мөнөн бир нече кошулма пайда кылса, анда биринчи элементтин бирдик массасына туура келген экинчи элементтин массаларынын бири бирине болгон катыштары анчалык чоң эмес бүтүн сандардын катыштарындай болот. Мисалы, көмүртектин кычкылдарынын составындагы, көмүртектин бирдик массасына туура келген кычкылтектин массаларынын катыштары I.I-таблицада көрсөтүлгөн.

Протон менен нейтрондор касиеттери бокча бири бирине абдан окшош, бирок массалары жана заряддары бокча айырмаланып турат (протондор "p" салыштырмалуу заряды +1ге жана салыштырма массасы 1,007276 (1) ге барабар болгон бөлүкчө. Нейтрон "n" - салыштырма массасы 1,008665 (1) ге барабар болгон электронейтралдуу бөлүкчө). Протон менен нейтронду нуклон деп аталган бөлүкчөнүн эки абалы деп эсептешет. Алардын ортосундагы өз ара аракеттенүүшүсү, нейтрондор менен протондордун дайыма айланасында болгон π -мезондор (π^+ , π^0 , π^- же пиондор) деп аталган бөлүкчөлөр менен орун алмашуусунун негизинде ишке ашат, б.а протондор менен нейтрондор π -мезондор аркылуу бири бирине айланышат. Акыркы мезгилдерде нуклондор кварк деп аталган өзгөчө бөлүкчөлөрдөн турары белгилүү. Кварктардын ортосундагы өз ара аракеттенүүшүлөр массасыз глюондор деп аталган бөлүкчөлөр менен орун алмашуусу аркылуу ишке ашаары белгилүү.

Ядродогу протондордун саны Z ядронун оң зарядын аныктайт. Бул заряд элементтердин мезгилдик системасындагы элементтин катар номерине барабар. Ядронун салыштырма массасы протондор менен нейтрондордун салыштырма массаларынын суммасына барабар.

Кээ бир элементтер, атомдорунун ядросундагы нейтрондордун саны менен айырмаланат. Мындай атомдун түрлөрүн изотоптор деп коёбуз. Мисалы, суутөктүн үч изотобу бар: биринчиси - протий, анын белгилениши мындай: ${}^1_1\text{H}$ (ядродо бир протону гана бар, нейтронун жок), экинчиси - дейтерий: ${}^2_1\text{H}$, же D (ядродо 1p жана 1n бар) жана үчүнчүсү - тритий: ${}^3_1\text{H}$ же T (ядросунда 1p, 2n бар). Массалары ар түрдүү болгон бирдей заряддагы атомдордун түрлөрүн изотоптор деп аталат. Изотоптор бири-биринен ядродогу нейтрондорунун саны менен айырмаланышат.

3.2 КВАНТТЫК МЕХАНИКАДАГЫ НЕГИЗГИ ҮЧ ИДЕЯ.

Кванттык механикада классикалык механикадан айырмаланган үч негизги идея бар: 1) энергиянын үзгүлтүктүүлүгү (дискреттүүлүгү, сызыктуулугу же кванталышы); 2) электрондун корпускулалык (бөлүкчө) - толкундук жаратылышы, электрондорго гана мүнөздүү болбостон, бардык бөлүкчөлөргө таандык; 3) Микро бөлүкчөлөрдүн закондорунун ыктымалдуу мүнөзү.

Атомдогу электрондун энергиясынын кванталышы. Микро бөлүкчөлөргө жана микро кубулуштарга таандык болгон кээ бир

Физикалык чоңдуктар сызыктуу кескин түрдө (үзгүлтүктүү) өзгөрүшү мүмкүн б.а. белгилүү мааниге ээ. Бул учурда, мындай чоңдуктар квантталат деп айтылат.

1900ж. М.Планк атомдор энергияны үзгүлтүксүз эмес, үзгүлтүктүү, айрым энергия же энергиянын кванты түрүндө бөлүп чыгарат деген идеяны өрчүткөн. Бир квант энергиянын мааниси жарык нурларынын жыштыгынан (ν) көз каранды:

$$\Delta E = h\nu \quad (3.2)$$

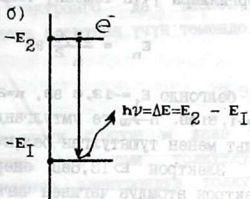
$$\nu = c/\lambda \quad (3.3)$$

мында, ΔE -квант энергиясы, Дж; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с -Планк турактуулугу; λ жарык нурларынын толкун узундугу, с-жарык нурунун ылдамдыгы. Планктын турактуулугу үзгүлтүктүүлүктүн же кванташуунун өлчөмү боло алат. Ал микро бөлүкчөлөрдү макродүйнөдөн бөлүп тургандай көрүнөт. Планктын турактуулугу жаратылыштын негизги бир турактуу чоңдуктарынын бири. Атомдор белгилүү энергияга ээ болгон кванттарды нурданып, бир энергетикалык абалдан экинчи бир энергетикалык абалга өтөт (3.2-сүрөт). Кийинчерээк энергиянын квантын фотон деп аташты. Тынч абалдагы фотондун массасы нөлгө барабар жана ылдамдыгы жарыктын вакуумдагы ылдамдыгына барабар болгон өзгөчө бөлүкчө. Фотондор кичине жыштыкка ээ болгондо толкундук касиети жогору болуп, ал эми жогорку жыштыкта да жарыктын корпускулдук касиети күчөйт. Планктын теңдемесинен (3.2-теңдеме) жогорку жыштыктагы электромагниттик толкун чоң квант энергияларынан тургандыгы көрүнүп турат (3.2-сүрөт).

Атомдун түзүлүшүнүн планетардык модели Даниялык физик Н.Бор тарабынан 1913ж. өркүндөтүлүп, ал атомдун түзүлүшүнүн кванттык теориясын сунуш кылган.

Бордун атомунун түзүлүш теориясынын негиздери Бордун постулаттары деген ат менен белгилүү.

I-постулаты: обочолонгон атомдо электрон ядронун тегерегинде туш келген орбиталдарда айлана бербөстөн белгилүү чектелген стационардык орбиталарда айланат, бул учурда электрон энергияны бөлүп чыгарбайт же сиңирип албайт. Мындай орбиталдагы электрондун энергиясы белгилүү энергияга ээ болот: $E_1, E_2, E_3, \dots, E_n$, мында n -электрондун мүмкүн болгон стационардык (туруктуу) абалдарына жооп берген бүтүн сандар.



3.2-сүрөт. Энергиялардын кванты. а) фотоэлектрдик эффект:

$h\nu = E_{\text{И}} + m_0^2 c^2 / 2$ мында $E_{\text{И}}$ - металлдын иондошуу энергиясы, $E_{\text{К}} = m_0^2 c^2 / 2$ - учуп чыккан электрондун кинетикалык энергиясы; б) электрон энергиялык жактан жогорку деңгээлден төмөнкү деңгээлге өткөндө, атом бөлүп чыгарган фотон же энергиянын кванты

Обочолонгон атомдордо электронго таасир этүүчү борборго умтулуучу күч менен электрондордун борбордон четтетүүчү күчтөрү бири бирине барабар, ал эми багыттары боюнча карама-каршы болот:

$$\frac{q \cdot q}{r^2} = \frac{m_0^2 c^2}{r} \quad (3.4)$$

2- постулат: электрондор алыскы бир стационардык орбитадан экинчи бир жакынкы стационардык орбитага өткөндө квант энергиясын бөлүп чыгарат, анын жыштыгы (3.2-сүрөттү карагыла): 3.2-төндөмө боюнча аныкталат:

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h} \quad (3.5)$$

h -Планктын турактуулугу.

Электрон фотонду жутуп же бөлүп чыгаруу менен бир орбитадан экинчи орбитага өтүшү кванттык өтүү деп аталат.

Электрон дүүлүккөн абалынан негизги абалына өткөндө фотон пайда болот. Ал эми электрон фотон менен өз ара аракеттенишип жогорку деңгээлге өткөндө, фотон жок болот.

Бор бир электрондуу атомдордогу (суутектин атому) стационардык орбиталардагы (электрондордун потенциалдык

энергиялары үчүн төмөнкү теңдемени сунуш кылган:

$$E_n = \frac{13,6}{n^2} \text{ эВ} \quad (3.6)$$

$n=1$ болгондо $E_1 = -13,6$ эВ, $n=2$ болгондо $E_2 = -3,4$ эВ, $n=3$ болгондо $E_3 = -1,51$ эВ. $n \rightarrow \infty$ ге умтулганда $E_n \rightarrow 0$ го умтулат. эВ—электрон-вольт менен туюнтулган бөлүкчө.

Электрон $e > 13,6$ эВ энергиядан чоң энергия сиңиргенде, электрон атомдун чегинен чыгып кетип, атом оң заряддуу ионго айланат, мисалы:

$H(\gamma) + \alpha h\nu = H^+(\gamma) + e^-$. Бул процесс иондошуу деп аталат.

3.3 Электрондун корпускулалык (бөлүкчөлүк)

жана толкундук касиети.

Бул теорияны түшүндүрүү үчүн бөлүкчө менен толкундун классикалык аныктамаларын эстеп керелү.

Бөлүкчө (корпускула)—мейкиндиктин бир аз бөлүгүндө заттын топтолушу болуп саналат. Бөлүкчөнүн кыймылы убакыттын ар кандай бөлүгүндө аныкталуучу траектория боюнча, б.а. координаталар жана ылдамдыктар боюнча мүнөздөлөт:

Толкун—бул убакыт өткөн сайын өсүүчү мейкиндиктин бир топ көлөмүн ээлеген процесс, ал көбүнчө мезгилдүү процесс болуп саналат. Толкундун узундугу, жыштыгы, ылдамдыгы, амплитуда жана амплитуданын белгиси боюнча мүнөздөлөт.

Корпускулалык (бөлүкчөлүк) жана толкундук кош касиеттин автору катарында Эйнштейнди айтууга болот, ал 1917ж. фотонду белгилүү импульстагы бөлүкчө катарында кароого сунуш кылган.

Фотондун корпускулдук касиети Планктын теңдемеси (3.2—теңдөмө) ал эми толкундук касиети 3.3—теңдөмө аркылуу туюнтулат. Анда 3.2— жана 3.3— теңдемелерден төмөнкү алынат:

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad (3.7)$$

Эйнштейндин теңдемеси ($\Delta E = mc^2$) менен 3.7—теңдемеден төмөндөгүдөй теңдөмө алынат:

$$\lambda = \frac{h}{mc} \quad (3.8)$$

Бул теңдемеден фотондун корпускулдук касиеттери (E, m, c) менен толкундук касиеттеринин (h, λ) байланышы көрүнүп турат.

1924ж. де Бройль корпускулалык жана толкундук кош касиет фотонго гана тиешелүү болбостон электронго да тиешелүү болуорун божомолдогон. Анда 3.8-төңдөмө электрон үчүн төмөндөгүдей формага келет:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (3.9)$$

мында, электрондун корпускулдук касиети болгон m жана v электрондун массасы менен ылдамдыгы, ал эми толкундук касиеттери болгон λ жана ν кыймылдагы электрондун толкун узундугу менен толкун жыштыгы. Бул акыркы эки төңдөмө де Бройльдун төңдемеси деген ат менен белгилүү.

Сырткы шарттарга жараша микробөлүкчөлөрдө бирде корпускулдук касиети үстөмдүк кылса, бирде толкундук касиети үстөмдүк кылышы мүмкүн, көбүнчө эки касиети тең чогуу болот. Мисалы, тынч абалдагы ($v=0$) электрондун толкун узундугу $\lambda=\infty$ экендиги 3.9-төңдемеден көрүнүп турат. Демек, электрондун ылдамдыгы канчалык кичине болсо де Бройльдун толкун узундугу ошончолук чоң болуп, ошончолук электрон касиети божонча бөлүкчөлүк касиетке жакын болот. Тескерисинче, электрондун ылдамдыгы өскөн сайын толкун узундугу кичирейет, б.а. толкун жыштыгы жогорулаган сайын электрондун толкундук мүнөзү күчөйт.

Массалары чоң болгон макробөлүкчөлөрдүн толкун узундуктары өлчөөгө мүмкүн эмес. Мисалы, ылдамдыгы 1000 м/с болгон 1г октун толкун узундугу $7 \cdot 10^{-12}$ см. Мындай λ нын мааниси атомдун ядросунун өлчөмүнөн ($0,001$ см) бир топ өсө кичине. Мындай толкун узундукту өлчөөчү приборду жасоого мүмкүн эмес. Демек, макробөлүкчөлөрдүн толкундук жаратылышын аныктоого мүмкүн эмес.

3.4. АНЫКСЫЗДЫКТЫН ПРИНЦИПИ.

Классикалык механикада бөлүкчөнүн ылдамдыгы менен координатасын каалагандай тактыкта аныктоого болот деп божомолдоют, б.а. Δx менен Δv аныксыздыгынын (катачылыгы) мааниси абдан аз. Микробөлүкчөлөр үчүн бул божомолдун туура эместигин В. Гейзенберг (1927) аныктаган. Координата менен ылдамдыктын дайыма аныкталуу катачылыктары болот. x огу боюнча аныкталган ылдамдык Δv_x менен координатанын Δx аныксыздыгы Гейзенбергдин катышы боюнча байланышкан:

$$\Delta x \Delta v_x \geq \frac{h}{2\pi} \quad (3.10)$$

Бул төндөмөдөн микробөлүкчөлөрдүн координатасы менен алдамдыгы кээ бир аныксыздыкка ээ болгондугу келип чыгат.

Аныксыздыктын принциби, микробөлүкчөлөрдүн кыймылын так траектория менен мүнөздөөгө болбогондугун көрсөтөт. Атомдогу электрондун кыймылын белгилүү турак траектория – орбита бокунча кыймылдаган чекиттик заряддын кыймылы катарында көрсөтүүгө болбойт, б.а. Гейзенбергдин аныксыздык катышы бокунча бир эле убакытта бөлүкчөнүн ээлеген ордун (координатасын) жана анын импульсун ($p = mv$) аныктоого мүмкүн эмес. Канчалык бөлүкчөнүн координатасы так аныкталса, ошончолук анын импульсу анык болбойт, же тескеринче, канчалык импульс так аныкталса, ошончолук координатасы белгисиз болот.

3.5. КВАНТТЫК САНДАР

Атомдогу электрондордун энергиясынын абалы менен кыймылы төрт кванттык сан менен мүнөздөлөт. Шредингердин төндөмөсүн суутек атому үчүн чыгарганда үч кванттык сандын физикалык мааниси келип чыккан. Алар башкы, орбиталдык жана магниттик кванттык сандар деп аталып n , l жана m тамгалары менен белгиленет.

1) n – башкы кванттык сан атомдогу электрондун энергетикалык абалы менен электрондук булутчанын өлчөмүн мүнөздөйт б.а. электрондун ядродон канчалык аралык алыстыкта болушун мүнөздөйт. n 1ден ∞ ге чейинки калаган бүтүн сандарга ээ боло алат ($n=1,2,3,\dots,\infty$) 3.4-төндөмөдөгү n дин мааниси башкы кванттык сандын маанисине дал келгендиги көрүнүп турат.

2) l – орбиталдык кванттык сан электрондук булутчанын б.а. орбиталдык формасын мүнөздөйт. l дин берилген маанисинде l дин мааниси Одон ($n-1$)ге чейин өзгөрөт. Мисалы $n=0$ болсо, анда $l=0$ болот, ал эми $n=2$ болгондо $l=0$ жана $l=1$ болот. Ар бир кванттык сандын мааниси төмөндөгүдөй тамгалар менен белгиленип жүргөнү белгилүү :

l	0	1	2	3	4...
Белгиленилиши	s	p	d	f	g...

3) m – магниттик кванттык сан электрондук орбиталдын мейкиндиктеги жайгашуу ордун мүнөздөйт. Анын мааниси берилген

1 дин маанисинде -1 ден $+1$ ге чейин өзгөрүп, $(2l+1)$ сан маанисине ээ болот. Мисалы, $l=2$ болгондо m беш сан маанисине ээ болот: $m=2, 1, 0, -1, -2$.

4) Электрондордун атомдогу абалдарын бул үч кванттык сандын жардамы менен сүрөттөп көрсөтүү жетишсиз болгон. Электрон андан сырткары өздүк магниттик жана механикалык моменттери бар экендиги аныкталган. Аны жалпы жолунан "спин" деп, төртүнчү кванттык санды спиндик кванттык сан деп аташты. Спиндик кванттык сан s белгиси менен белгиленет жана ал эки гана мааниге ээ болот: $+1/2, -1/2$. s электрондун өз огунда айлануу кыймылын мүнөздөйт.

Микробөлүкчөлөрдө аныкталган электрондук орбиталар болбойт. Кыймылда болгон электрондордун так жайланышкан ордун аныктоо мүмкүн эмес. Алар ядрого жакын мейкиндиктерде болушат. Электрондордун болуу мүмкүнчүлүгү чоң (90%) болгон мейкиндик орбитал деп аталат. Электрон орбиталдын ичинде да, сыртында да кездешши мүмкүн, бирок ыктымалдуулугу өтө эле аз. Атомдун көлөмүндөгү электрондун ыктымалдуу жайгашкан обласын б.а. электрондук булутчаны атомдук орбитал (AO) деп да коошат.

Атомдук орбиталдар эки кванттык сандын n, l жардамы менен белгиленет. Мисалы, $3s-AO (n=3, l=0)$; $2p-AO (n=2, l=1)$; $4d-AO (n=4, l=2)$.

Атомдук орбиталдардын формасы менен өлчөмдөрү үч кванттык сандан (n, l, m) кез каранды, жана анын абалы электрон бир абалдан экинчи бир абалга өткөндө өзгөрөт.

Башкы кванттык сан n AO дун өлчөмүн аныктайт. Мисалы, $3s-AO > 2s-AO > 1s-AO$, $3p-AO > 2p-AO$.

Орбиталдык кванттык сан AO дун түзүлүш формасын мүнөздөйт, жана n дин маанисинен кез карандысыз. $l=0$ болгондо (n дин маанисинен кезкарандысыз) AO сфералык формага, $l=1$ болгондо AO гантел формасына жана $l=2$ болгондо AO татаал түзүлүшкө ээ болот (3.3-сүрөт).

Магниттик кванттык сан m AO дун мейкиндиктеги багытталышы менен байланыштуу. Мисалы $ns-AO$ ($l=0, m=0$ болсо) сфералык симметриялуу, ал эми p - жана d - AO дар мейкиндикте өздөрүнө мүнөздүү багыттуулукка ээ (3.3-сүрөт).

Ар бир AO шарттуу түрдө квадрат түрүндө сүрөттөлөт да кванттык ячейка же электрондук ячейка деп аталат. Ар бир AO га бир гана магниттик сан жооп бөргендиктен, берилген орбиталдык

кванттык санга туура келген АОдын же ячейканын саны төмөндөгүдөй болот:

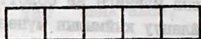
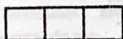
$$l = 0 \quad I \quad 2$$

$$s \quad p \quad d$$

$$ns - A(0)$$

$$np - A(0) (n \geq 2)$$

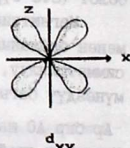
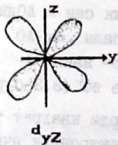
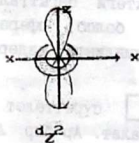
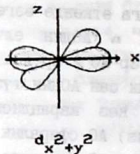
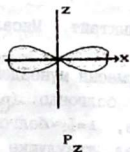
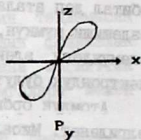
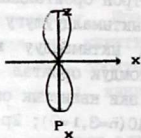
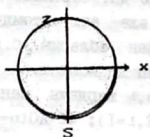
$$nd - A(0) (n \geq 3)$$



$$m = 0$$

$$1, 0, -1$$

$$2, 1, 0, -1, -2$$



3.3-сүрөт. s-, p-, d-орбиталдардын формалары.

Атомдордо электрондордун жайгашуу абалы Паулинин принциби боюнча аныкталат: атомдо бардык төрт кванттык саны бирдей болгон эки электрондордун болушу мүмкүн эмес. Мындан ар бир атомдук орбиталда (АО) экиден ашык электрондордун болушу мүмкүн эмес деп тыянак чыгарабыз, же б. а. бир кванттык ячейкада эки гана карама-каршы спиндүү электрон жайгаша алат. Мисалы, эки электрон кванттык ячейкада (АО) Паулинин принциби

боюнча төмөндөгүдөй жайгашат: $\boxed{\uparrow \downarrow}$, ал эми $\boxed{\uparrow \uparrow}$ же $\boxed{\downarrow \downarrow}$ түрүндө жайгашуу туура эмес.

Паулинин принциби энергетикалык деңгээлдердеги электрондордун санын аныктайт:

$$N=2n^2 \quad (3.II)$$

мында, n -башкы кванттык сан; N -электрондордун саны.

Эгер $n=1$ болсо, 1 мөнен m дин маанилери нөлгө барабар болот. Демек атомдук орбиталда (ячейкада) жайланышкан электрондордун n , 1 жана m маанилери бирдей болгондо, ячейкада спиндик кванттык сандарынын маанилери $+1/2, -1/2$ болгон эки гана электрон жайгаша алат.

Демек, 3.8-төндөмө боюнча 1-энергетикалык деңгээлде 2; 2-сүндө-8 (s те 2, p да 6); 3-сүндө-18ден ашык электрон (s те 2, p да 6, d да 10) боло албайт.

4. МЭЗГИЛДИК ЗАКОН

4.1 Д.И. Менделеевдин мезгилдик закону жана мезгилдик системасы.

Жаратылыштын фундаменталдык закону болгон-мезгилдик закон Д.И. Менделеев тарабынан системалаштырылып 1869-жылы ачылган. Мезгилдик закон элементтердин касиеттеринин катар номеринен болгон көз карандылыгын көрсөтөт.

Мезгилдик законго Д.И.Менделеев төмөндөгүдөй аныктама берген:

"Хөңөкөй элттар менен элементтердин бирикмелеринин касиеттери жана формалары элементтердин атомдук салмактарынан мезгилдүү көз каранды болот".

Кванттык химиянын өнүгүшү менен элементтердин атомдору менен бирикмелеринин касиеттери ядронун зарядынан көз каранды болоорун көрсөттү.

Ошондуктан мезгилдик законго азыркы мезгилде төмөндөгүдөй формулировка берилген:

"Химиялык элементтердин жана алардын бирикмелеринин касиеттери жана формалары элементтеринин атомдорунун яросунун зарядынан мезгилдүү көз каранды"

4.2 Мезгилдик системанын структурасы

ХИЖ. орто чендеринде касиеттери окулуп -үйрөнүлгөн 63 химиялык элемент белгилүү болгон. Ошондой эле бул элементтердин кээ бир бирикмелеринин касиеттери изилдөнгөн эле.

Ошол учурда белгилүү болгон химиялык элементтерди системалаштырууга, классификациялоого көп аракеттер жумшалган. Натыйжада касиеттери башкача окшош болгон химиялык элементтердин топтору (щелочтуу металлдар, галогендер) табылган. Бирок химиялык элементтерди жалпы классификациялоого мүмкүн болгон эмес.

Химиялык элементтердин толук системасын түзүүдө Менделеев элементтердин ыңгайлуу классификациясын гана түзбөстөн,

алардын касиеттеринин өзгөрүшүнүн закон ченемдүүлүктөрүн да көрө билген. Мына ушунун негизинде 1869-ж. мезгилдик закон ачылган.

Элементтердин касиеттерин өзгөрүшүн алардын атомдук массаларынан көз каранды экендигин карап көрөлү. Химиялык элементтерди литийден баштап атомдук массаларынын өсүү тартиби боюнча жайлаштыралы:

Zi Be B C N O F Ne

Бул катарда литий—щелочтуу металл. Андан ары улам-улам элементтердин металлдык касиетири начарлап жана металл эместик касиеттери күчөйт. Фтор-галогендерге тиешелүү болгон типтүү металл эмес. Неон—асыл газ.

Эгерде химиялык элементтердин катарын андан ары улантсак:

Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar

анда, неондон кийинки элементтин касиети кескин түрдө өзгөрүлгөндүгү көрүнүп турат. Неондон кийин щелочтуу металл натрий башталат. Андан ары элементтердин мурдагы катардагыдай эле закон ченемдүүлүктө өзгөрөт.

Мына ошентип, атомдук массаларынын өсүү тартибинде жайланышкан элементтер, элементтердин касиеттери мезгил-мезгили менен кайталанып туруучу катарлар—мезгилдерди түзүшөт. Мезгилдер мезгилдик системада горизонталдык графалар менен берилген. Мезгилдик закондун графалар түрүндө көрсөтүлүшү элементтердин мезгилдик системасы болуп саналат. Азыркы мезгилде анда 107 химиялык элемент бар.

Химиялык элементтер туурасынан 7 мезгилди түзүшөт. 1-, 2- жана 3- мезгилдер элементтердин бир катарынан туруп кичине мезгилди пайда кылат. Калгандары—чоң мезгилдер деп аталат. 7-мезгил бүтпөгөн мезгил.

Таблицада тикесинен 8 группалар (топтор) жайгашкан. Ар бир группа эки подгруппадан негизги (А подгруппа) жана кошумча подгруппадан (Б подгруппа) турат. Подгруппада жайгашкан элементтердин касиеттери бири-бирине бир топ окшош болот. VIII группанын кошумча подгруппасы 9 элементтен турат: темир тобу (Fe, Co, Ni) жана платина тобу (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Мезгилдик закондун ачылыш убагында көп элементтер белгилүү эмес болуучу. Д.И. Менделеев ал элементтер үчүн таблицадан бош орун калтырган. Үч элементтин (галий, скандий жана германий) касиеттерин толугу менен алдын ала айткан. Алдын ала айткан химиялык элементтер Д.И. Менделеевдин тирүү кезинде эле ачылган болуучу жана алардын касиеттерине карата алдын ала айткандары укмуштуудай тактык менен аныкталган.

Мындан сырткары 6-мезгилдеги касиеттери боюнча окшош болгон 16 элементти лантаниоддер деп өзүнчө, 7-мезгилдеги 16 элементти актиноиддер деп, өзүнчө катарларга жайлаштырган.

Мезгилдик закон табигый илимдердин өнүгүшүндө чоң роль ойнойт.

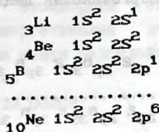
4.3. Атомдордун жана иондордун электрондук түзүлүшү.

Атомдордун электрондук формулалары.

Атомдордогу бардык электрондор анын электрондук катмарын пайда кылат. Химияны окуп үйрөнүүдө, атомдордун электрондук конфигурациясын билүү абдан маанилүү. Ал элементтердин көптөгөн химиялык касиеттерин аныктайт. Атомдордогу электрондордун саны Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы элементтердин катар номерине барабар экендигин билебиз.

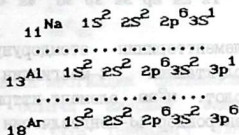
Электрондук катмардын түзүлүшү электрондук формула менен туюнтулат. Электрондук формула энергетикалык деңгээлдерде электрондордун жайланышуу тартибин көрсөтөт. Бул формулаларда энергетикалык деңгээлдер цифралар менен 1, 2, 3, 4, ... деңгээлчөлөр-тамгалар менен s, p, d, f белгиленет. Электрондордун саны деңгээлчени белгилеген тамганын оң жагынын жогору жагына цифра менен жазылат. Мисалы, суутектин атомунда бир электрон болуп, ал s-деңгээлчөсүндө жайланышкан. Суутектин электрондук формуласы $1s^1$ деп жазылат. Ал эми гелийдин атомунда 2 электрон болуп, ал $1s^2$ деп жазылат. I-энергетикалык деңгээлде 2 электрондон ашыкча электрон жайланыша албагандыктан, гелийдин атомундагы I-электрондук катмар толукталып бүткөн катмар деп аталат.

Экинчи мезгилдин элементтеринде электрондор 2-деңгээлге жайланышат. Алгач s-деңгээлчөсү, андан кийин p-деңгээлчөсү толот:



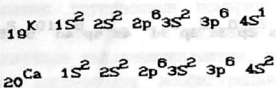
Атомдун сырткы энергетикалык дөңгөөлине 8ден ашык электрон батпайт. Ошондуктан неондун атомунун электрондук катмары толукталып бүткөн катмар болот.

3-мезгилдин элементтеринин атомдору 18 электрондон турган 3-электрондук катмарды түзүшөт. Алгач s-дөңгөөлчө, андан кийин p-дөңгөөлчө толот. d-дөңгөөлчөгө электрондор жайланышпайт:

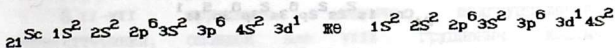


Аргондун атомунда сырткы энергетикалык дөңгөөл толукталып бүтөт.

4-мезгилдин алгачкы эки элементинде электрондор 4-энергетикалык дөңгөөлгө жайланышат:

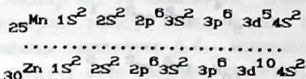


$N^{\circ}21$ элемент-скандийден баштап, электрондор 3-энергетикалык дөңгөөлдин d-дөңгөөлчөсине жайланыша баштайт. Бул дөңгөөлчөгө 10 электрон баткандыктан, скандийден баштап (Sc-Zn) 10 элементтин атомдорунун электрондору d-дөңгөөлчөсүн гана толтурушат:

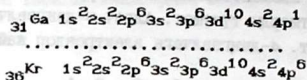


Эки электрондук формула тең жарактуу. I-си электрондук дөңгөөлдердин толук тартиби менен жазылса, 2-си энергетикалык дөңгөөлдердин өсүү тартиби боюнча жазылган. Мындан ары

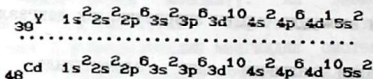
электрондук формулалар энергетикалык дөңгөөлөрдүн өсүү тартиби боюнча жазылат:



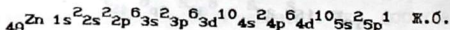
Цинктин атомунда 3-энергетикалык дөңгөөлү толукталып бүтөт. Кийинки элементтердин атомдорунда электрондор 4-энергетикалык дөңгөөлү толуктайт:



5-мезгилдин элементтеринин атомдорунун энергетикалык дөңгөөлөрүнүн толукталышы 4-мезгилдин элементтеринин атомдоруна окшош болот. N^{239} элемент-иттрийдөн баштап, 10 элементте (Y-Cd) электрондор 4d-дөңгөөлөсүн толтурушат.

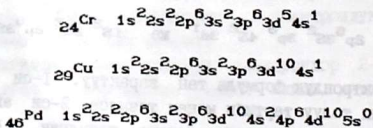


Андан ары



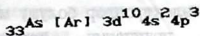
Церийден баштап 6- жана 7- мезгилдердин элементтеринин атомдорунда электрондор f-дөңгөөлөсүн түзөт.

Кээ бир химиялык элементтерде сырткы энергетикалык дөңгөөлдөн ички энергетикалык дөңгөөлгө электрондордун кулап түшүүсү байкалат. мисалы:



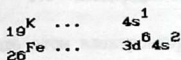
Көпчүлүк учурда атомдордун электрондук формулаларда толукталып бүткөн энергетикалык деңгээлдерди электрондук катмарлардын белгилери менен белгилейбиз.

Мисалы: ${}_{33}\text{As} \text{ KLM } 4s^2 4p^3$
Төмөндөгүдөй жазууга да болот:



Мында $[\text{Ar}]$ – аргондун атомунун электрондук катмары.

Кээ бир учурларда, элементтин химиялык касиетин мүнөздөөчү валенттик катмарлардын электрондук конфигурациясын гана жазабыз:



Д.И.Менделеевдин мезгилдик системасындагы элементтердин жайланышуу абалы боюнча алардын электрондук формуласын аныктоого болот. Ал үчүн төмөндөгү закон ченемдүүлүктөрдү билүү зарыл.

1. Электрондор жайланышкан атомдордогу энергетикалык деңгээлдердин саны мезгилдердин номерине барабар болот.

2. Негизги подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык электрондук деңгээлчедөги электрондордун саны. Мезгилдик системанын группасынын номерине барабар болот. Мисалы, $n=20$ элемент – кальций 2 группанын негизги подгруппасында жана 4-мезгилде жайланышкандыктан, кальцийдин атомунун сырткы деңгээлинин электрондук конфигурациясы – $\dots 4s^2$. Сурьма ($n=51$ элемент) 5-мезгилде жана v-группанын негизги подгруппасында жайланышкандыктан, сырткы деңгээлинин электрондук конфигурациясы – $\dots 5s^2 5p^6$.

Негизги подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык деңгээлиндеги электрондор валенттик электрондор деп аталат да, химиялык реакцияларга катышат.

3. II-VII группанын кошумча подгруппаларынын элементтеринин, ошондой эле VIII группанын кошумча подгруппасынын үч элементтеринин (Fe, Ru, Os) сырткы энергетикалык деңгээлдеги s-деңгээлчесинин жана ички энергетикалык деңгээлдеги d-деңгээлчесинин электрондук жалпы

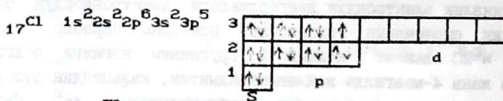
саны группанын номерине барабар. Мисалы, рений 6-мезгилдге жана VII группанын кошумча подгруппасында жайланышкан. Ошондуктан валенттик катмарынын электрондук конфигурациясы: $\dots 5d^5 6s^2$ болот.

Кошумча подгруппанын элементтеринин сырткы энергетикалык деңгээлдеги жана ички деңгээлдеги d-деңгээлчесиндеги электрондор валенттик электрондор болушу мүмкүн.

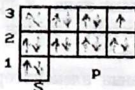
4.I жана II группанын кошумча подгруппасынын элементтеринде сырткы энергетикалык деңгээлден мурдагы (ички) энергетикалык деңгээлдеги d-деңгээлче электрондорго толукталып (d^{10}) бүткөндүктөн, сырткы энергетикалык деңгээлдеги электрондордун саны группанын номерине барабар болгон. Сымаштын электрондук формуласынын аягы мындай жазылат: $\dots 5d^{10} 6s^2$.

4.4 Графикалык электрондук формулалар.

Графикалык электрондук формулалар электрондордун деңгээлдерде жана деңгээлчелерде гана жайланышынын көрсөтпөстөн, орбиталдарда да жайланышканын көрсөтө алат. Мисалы, хлордун атомунун электрондук формуласын графикалык электрондук формула түрүндө жазып көрсөтөлү:



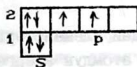
же



Акыркы графикалык формулада электрондору жок болгондуктан d-деңгээлчеси көрсөтүлгөн эмес.

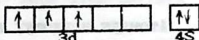
Эгерде p-, d-же f-деңгээлчелери толуп бүтө элек болсо ушул деңгээлчөдө электрондор орбиталдардын максималдуу бөлүгүнө жайланышат.

Мисалы: $6s \ 1s^2 2s^2 2p^2$



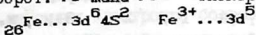
Көпчүлүк учурда графикалык электрондук формулалардын бардыгын жазып отурбастан, валенттик электрондор жайланышкан деңгээлчелерди гана жазышат.

Мисалы: $23^{V} \dots 3d^3 4s^2$



4.5 Иондордун электрондук формулалары:

Эгерде атом электрондорду кошуп алса же өткөрүп берсе, анда ал ионго айланат. Иондун электрондук формуласын да жазып көрсөтүүгө болот. Мисалы, темир Fe^{3+} абалына өткөндө үч электронду берет. Fe жана Fe^{3+} электрондук формуласы мындай жазылат:



Атом алгач жогорку энергетикалык деңгээлдеги жана деңгээлчедегги электрондорду берет.

Күкүрттүн атому эки электронду кошуп алып s^{2-} ионуна айланат: ${}_{16}S \dots 3s^2 3p^4 \quad s^{2-} \dots 3s^2 3p^6$. Күкүрттүн ионунун s^{2-} электрондук конфигурациясы аргондун атомунун электрондук конфигурациясына окшош болот.

4.6. Элементтердин касиеттеринин мезгилдүүлүгү.

Атомдун түзүлүшүн изилдеде, атомдун маанилүү бир топ туруктуу мүнөздөмөсү болуп ядронун оң заряды саналаарын көрсөттү.

Элементтердин көптөгөн касиеттери да мезгилдүү өзгөрүп турат. Алардын кээ бирлери менен таанышып өтөбүз.

Атомдун радиусу атомдордун (ядролордун) ортосундагы аралыкты мүнөздөйт. Ал кристаллдардагы же молекулалардагы бирдей атомдордун ядросунун ортосундагы аралыктын жарымына барабар.

Д.И. Менделеевдин мезгилдик системасында ядросунун оң зарядынын өсүшү менен, элементтердин атомдук радиусу азаят. Подгруппаларда жогортон төмөн карай, атомдордогу электрондук

катмарлардын санынын өсүшү менен элементтердин атомдук радиусу да чоңоёт.

Ар кандай элементтердин атомунун электрондук түзүлүшүнүн өзгөчөлүгү, атомдун энергетикалык мүнөздөмөсү болгон иондошуу энергиясы E_1 менен атомдун электронго болгон ынактыгы E_e аркылуу көрсөтүлөт. Бул энергиялар 1 моль атом үчүн эсептелип, кДж аркылуу туюнтулат.

4.7 Атомдун иондошуу энергиясы

Атомдун иондошуу энергиясы деп дүүлүкпөгөн газ абалындагы нейтралдуу атомдон электронду бөлүп алууга сарпталган энергияны айтабыз. E_1 -нин мааниси дайыма оң болот. Мисалы, суутек атомунун иондошуу энергиясы ($H_{(г)} = H_{(г)}^+ + e^-$) 1312,1 кДж/моль. Атомдун иондошуу энергиясы электронду 1s-аодан (E_1) $n \rightarrow \infty$ болгон аога ($E_\infty = 0$) өткөрүүгө жумшалат. Көп электронду атомдордо 1-, 2-, 3-, ж.б. электрондорду жулуп алууга жумшалган энергиялар үчүн 1-, 2-, 3-, ж.б. иондошуу энергиялары колдонулат.

Подгруппадагы элементтердин катар номеринин өсүшү менен элементтердин атомдорунун иондошуу энергиясы азаят. Себеби алардын атомдук радиусу өсөт. Мезгилдерде элементтердин катар номеринин өсүшү менен иондошуу энергиясы да өсөт. Бул элементтердин атомдук радиустарынын кичирейишине байланыштуу. Мезгилдердин башталышындагы элементтердин атомунан Li, Na, K ж.б. электрондор эң оңой бөлүнүп чыгат, мезгилдердин аягындагы элементтердин атомдорунан электрондор кыйынчылык менен бөлүнүп чыгат.

Иондошуу энергиясы элементтердин металлдык жана металл эместик касиетин да мүнөздөйт. Металлдык касиет электрондордун кыймылдуулугу менен мүнөздөлөт (металлдардын мүнөздүү касиеттеринин бири-химиялык реакцияларды электрондорду берип, жакшы электр жана жылуулук өткөргүчтүгү). Иондошуу энергиясы канчалык аз болсо, элементтин металлдык касиети ошончолук күчтүү болот. Ошондуктан, подгруппаларда жогоргон төмөн карай, элементтердин металлдык касиети күчөйт. Ал эми мезгилдерде солдон оңго карай элементтердин металлдык касиети начарлайт.

4.8 Атомдун электронго болгон ынактыгы

Атомдун электронго болгон ынактыгы терс заряддагы ионду пайда кылуу менен газ абалындагы нейтралдык атомго электрон кошулгандагы бөлүнгөн же сиңирилген энергия. Мисалы, $F_{(Г)} + e^- = F_{(Г)}^-$, $E_e = -345,7 \text{ кДж/моль}$. Галогендер эң чоң ынактуулукка ээ.

4.9 Терс электрдүүлүк

Элементтердин терс электрдүүлүгү (ТЭ) же оң электрдүүлүгү органикалык эмес химиядагы эң эски түшүнүк.

Полинг элементтин терсэлектрдүүлүгүн (ТЭ) химиялык байланыштын ар кандай касиетин баалоо үчүн сунуш кылган. Полингдин аныктамасы боюнча ТЭ— молекуладагы же татаал иондогу атомдун байланыш пайда кылууга катышкан валенттик электродорду өзүнө тартып алуу жөндөмдүүлүгү аталат. ТЭ обочолонгон атомго эмес, молекуладагы химиялык жактан байланышкан атомго таандык болгондуктан, атомдун электронго болгон ынактыгы боло албайт. Молекуладагы атомдун ТЭ, байланышты пайда кылган атомдордун, химиялык байланышты пайда кылууга катышкан жалпы электрондорду бири биринен тартып алуу жөндөмдүүлүгүн көрсөтөт.

Бир жагынан элементтердин терсэлектрдүүлүгү эркин атомдордун сырткы электрондорун өзүнүн айланасында кармап турушу менен байланышта (иондошуу энергия) болсо, экинчи жагынан атомдордун дагы кошумча электрондорду тартып алуу касиеттери (атомдун электронго болгон ынактыгы) менен байланышта Ошондуктан, көпчүлүк учурларда терсэлектрдүүлүктү ушул эки энергиядан функция катарында карашат. Бул функция математикалык түрдө төмөндөгүдөй көрсөтүлөт:

$$TЭ = \frac{1}{2} (E_1 + E_e) \quad (4.3.1)$$

мында ТЭ—терсэлектрдүүлүк; E_1 —атомдун I-иондошуу энергиясы; E_e —атомдун электронго болгон ынактыгы.

Элементтердин атомдорунун терс электрдүүлүгүнүн мааниси да мезгилдик законго баш ийет. Мисалы, 4.I—таблицада S,P

элементтердин терселектрдүүлүктөрүнүн маанилери Полинг боюнча келтирилген. Бул таблицада терселектрдүүлүгү эң чоң болгон фтордун терселектрдүүлүгү төрткө барабар делип алынган. Ал эми калган элементтердин атомдорунун терселектрдүүлүктөрү фторго салыштырылып эсептелген.

d-элементтердин терселектрдүүлүктөрү 1,3 тен 2,4кө чейинки интервалда өзгөрөт. Алардын ичинен терселектрдүүлүгү

4.I-таблица.

Полинг боюнча туруктуу кычкылдануу даражаларына жооп берген S жана P-элементтердин терс электрдүүлүктөрүнүн маанилери.

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
-	-	-	H 2,1	-	-	-
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl(1) 1,8	Pb(1) 1,6	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

чоң элемент алтын ($TЭ=2,4$) жана платина металлдары ($TЭ=2,2$).

Таблицадан мезгилдерде солдон оңго карай элементтердин терс электрдүүлүгү өскөндүгү, ал эми подгруппаларда жогортон төмөн карай терселектрдүүлүгү азайгандыгы көрүнүп турат.

Металл эместерден пайда болгон кошулмалардын формулаларын жазганда терселектрдүүлүгү чоңураак болгон элемент ар дайым оң жагына жазылат: OF_2 , $SiBr_2F_2$, Scl_2O , Br_3N ; ж.б.

5. ХИМИЯЛЫК БАЙЛАНЫШ ЖАНА МОЛЕКУЛАЛАРДЫН ТҮЗҮЛҮШҮ

5.1 ХИМИЯЛЫК БАЙЛАНЫШ

Химиялык элементтер жаратылышта негизинен айрым түрдө атомдор түрүндө эмес, жөнөкөй жана татаал заттар түрүндө кездешет. Асыл газдар гана – гелий, неон, аргон, криптон жана ксенон жаратылышта атомдук абалында кездешет. Бул асыл газдардын атомдорунун электрондук катмарларынын туруктуулугу менен түшүндүрүлөт. Башка бардык жөнөкөй жана татаал заттарда атомдор бири-бири менен химиялык байланыштар аркылуу байланышкан. Химиялык байланыштардын негизинде элементтердин атомдору бири-бири менен кошулуп молекулаларды, иондорду жана эркин радикалдарды пайда кылат.

Химиялык байланыш азыркы көз караш боюнча электрдик касиетке ээ. Анын пайда болушуна көбүнчө атомдун сыртки электрондору катышат. Атомдордун ядролор, иондор жана электрондордун ортосунда, атомдорду же иондорду бири-биринин жанында кармап турууга жөндөмдүү болгон электростатикалык тартылуу күчтөр таасир этип турат. Бул тартылуу күчтөрдүн мааниси абдан чоң. Химиялык байланыштын негизинде атомдор молекулаларда кармалып турушат.

Атомдор бири-бири менен валенттүүлүгүнө жараша байланышат. Валенттүүлүк кандайдыр бир элементтин атомунун башка элементтин белгилүү сандагы атому менен кошулманы пайда кылуу жөндөмдүүлүгүнүн сандык көрсөткүчү болуп эсептелинет. Химияда суутектин валенттүүлүгү бирге барабар деп, ал эми калган элементтердин атомдорунун валенттүүлүктөрү суутектин атомунун валенттүүлүгүнө салыштырып аныкталынат. Валенттүүлүк, каралып жаткан элементтин абалынан, аны менен реакцияга кирген элементтердин жаратылышынан жана реакциянын шартынан көз каранды.

Химиялык байланыштардын бир нече типтери белгилүү. Алардын ичинен маанилүүлөрү – коваленттик, иондук жана металлдык байланыштар.

5.1.1 КОВАЛЕНТТИК БАЙЛАНЫШ.

Коваленттик байланыш эки атомго таандык болгон электрондук жуптардын негизинде пайда болот.

Мисалы, коваленттик байланыштын негизинде суутектин молекуласынын (H_2) пайда болушун карап керелү. Суутектин атомунун электрондук катмары $1s^1$. Сырткы энергетикалык деңгээлдин толукталышына дагы 1 электрон жетишпейт. Суутектин эки атому бири-бирине жакындашканда, өз ара аракеттенишип жупташкан электрондор пайда болот:

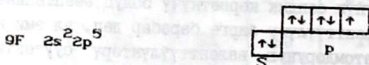


Коваленттик байланыштын пайда болуу схемасында, атомдун сырткы энергетикалык деңгээлиндеги жупташпаган жалгыз электронду бир чекит, ал эми жупташкан электрондорду кош чекит менен белгилөө кабыл алынган:

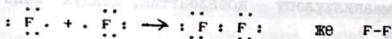


Көпчүлүк учурда жалпы жуп электронду же коваленттик байланышты сызыкча менен белгилешет, мисалы $H-H$. Карама-каршы спиндеги электрондору бар суутектин атомдорунун s -орбиталдарынын булутчаларынын бири-бирин жаап калышынын натыйжасында жалпы электрондук жуп пайда болот. Бирин-бири жапкан орбиталдардын областарында электрондордун тыгыздыгы жогору болот.

Фтордун молекуласында коваленттик байланыштын пайда болушун карап көрөбүз. Фтордун атомунун сырткы энергетикалык деңгээлинде 7 электрон бар, анын жупташпаган бир электрону $2p$ -деңгээлчесинде жайланышкан:

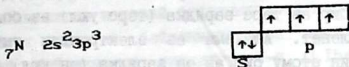


Фтордун эки атому жакындашканда $2p$ -деңгээлчелериндеги жупташпаган электрондордун булутчалары бирин-бири жаап калышынын натыйжасында жалпы электрондук жуп пайда болот:



Эки атомдун ортосунда эки же үч жалпы электрондук жуптарды пайда кылуучу молекулалар да көздөшөт. Мындай коваленттик байланыштарды кош жана үчтүк байланыштар, ал эми аларды жалпысынан эселик байланыштар деп аталат. Мисалы,

азоттун молекуласында N_2 химиялык байланыштын пайда болушу үчүн азоттун ар бир атомуна үчтен электрон катышат:



Бул учурда жалпы үч электрондук жуп пайда болот:

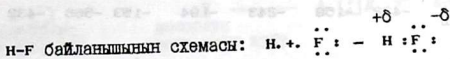


Мына ошентип, коваленттик байланыш бир же бир нече жалпы электрондук жуптардан пайда болот.

Химиялык байланыштын, анын ичинде коваленттик байланыштын негизги мүнөздөмөлөрү, анын уюлдуулугу, энергиясы жана узундугу болуп саналат. Коваленттик байланыштын өзгөчө касиети - анын багыттуулугунда.

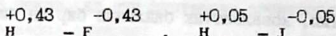
Эгерде жалпы электрондук жуптар атомдорго салыштырмалуу симметриялуу болсо, анда мындай байланыштар уюлсуз коваленттик байланыштарга таандык. Уюлсуз коваленттик байланыш терс электрдүүлүгү бирдей болгон атомдордун өз ара аракеттөнүүсүнүн натыйжасында пайда болот. Жогоруда келтирилген мисалдарда $-H_2$, F_2 жана N_2 молекулаларындагы коваленттик байланыштар уюлсуз байланыштар болуп саналат.

Терс электрдүүлүгү менен айырмаланышкан атомдордун ортосунда пайда болгон коваленттик байланыш уюлдуу коваленттик байланыш деп аталат. Уюлдуу байланышта жалпы электрондук жуп терс электрдүүлүгү чоң болгон атомду көздөй жылышкан абалда болот. Электрондук жуптар кайсы атомду карай жылган болсо, ал бир аз терс зарядка, ал эми 2-атом бир аз оң зарядга ээ болот. Суутектин атомунун s-орбиталынын жана фтор атомунун p-орбиталынын электрондорунун пайда болгон жалпы электрондук жуп фторду суутектин молекуласын пайда кылат:



Химиялык байланышта, электрондук жуптун терс электрдүүлүгү жогору болгон атомду көздөй жылышы химиялык байланыштын уюлдашуусу деп аталат.

Демек, фтордуу суутектин молекуласындагы байланыш уюлдуу байланыш болот, анткени фтордун атомунун электронго болгон ынактыгы суутектин атомуна салыштырганда чоң. Ошол себептен фтордун ядросунун жанында электрондук тыгыздык чоң болот б.а. фтордун атому бир аз терс зарядка (терс уюл) ээ болот жана ал $-δ$ менен белгиленет. Ал эми аз электрондук тыгыздыкка ээ болгон суутектин атому бир аз оң зарядка (оң уюл) ээ болот, ал схемада $+δ$ менен белгиленет. Уюлдагы заряддар эффективдүү заряддар деп аталып, алардын чоңдугу цифра түрүндө да белгиленет. Мисалы $H^{\delta+}$ жана $F^{\delta-}$ молекулалары үчүн эффективдүү заряддар төмөндөгүдөй белгиленет:



Эффективдүү заряд размери жок чоңдук, ал болгон заряддын чоңдугун электрондун зарядынын чоңдугуна болгон катышы катарында аныкталынат.

Молекуладагы байланыштын терс уюлун терселектирдүүлүгү жогору болгон атомду карай багытталган стрелка менен көрсөтүүгө болот:



Демек, галогендердин катар номеринин өсүшү менен, галогендүү суутек молекулаларынын уюлдуулугу азаят.

5.1.2 Коваленттик байланыштын энергиясы

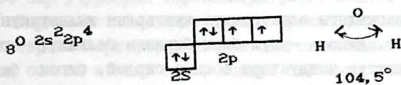
Химиялык байланыштын бекемдиги байланыш энергиясы менен, б.а. байланышты үзүү үчүн жумшалган энергия менен мүнөздөлөт. Химиялык байланышты үзүү энергиясынын мааниси заттын I молуна карата эсептелинет. Кээ бир коваленттик байланыштардын энергиялары төмөндө көрсөтүлгөн:

Молекула	H-H	F-F	Cl-Cl	Br-Br	I-I	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
Энергия, кДж/моль	-432	-159	-243	-194	-153	-566	-432	-366	-298
ядролор ортосундагы аралык, г,А	0,741	1,417	1,988	0,281	2,667	0,917	1,275	1,415	1,609

Байланыш узундугу - байланышты пайда кылган атомдордун ядролорунун ортосундагы аралык. Галогендүү суутектерде байланыш энергияларынын бир калыпта азайышы, молекулалардагы атомдор ортосундагы аралыктын чоңошу менен түшүндүрүлөт.

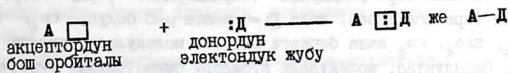
Эселик байланыштар жөнөкөй байланыштарга караганда кыска болорун көмүртек-көмүртек байланыштарынан мисал келтирсек болот: жөнөкөй байланыштын узундугу с-с 0,154 нм, кош байланыштыкы с=с 0,134 нм, үчтүк байланыштыкы с≡с 0,120 нм. ге барабар.

Коваленттик байланыштар багыттуу болушат. Суунун молекуласындагы коваленттик байланыштардын багыттуулугун карап көрөбүз. Суунун составына кирген кычкылтектин атомунун электрондук катмары мындай формула менен туюнтулат:



Кычкылтектин атомунун эки p-орбиталындагы 2 жупташпаган электрондору бири-бирине 90°тук бурч менен багытталган. Бул p-орбиталдар суутектин атомдорунун s-орбиталдары менен жабылат. Натыйжада, байланыштары бири-бирине бурч менен багытталган молекула пайда болот. Электрондук жуптар менен суутек атомдорунун өз ара түртүшүүсүнүн натыйжасында суунун молекуласындагы байланыштардын ортосундагы бурч чоңоип 104,5°ка барабар болуп калат. Суунун молекуласындагы коваленттик байланыштар суутектин атомдорун кездей багытталган болот.

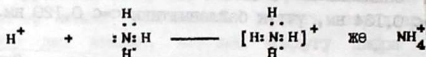
Коваленттик байланыштардын пайда болушунун донордук-акцептордук механизми. Мындай механизмде коваленттик байланыштар, бир атомдун бош орбиталын экинчи бир атомдун жупташкан орбиталы жаап калышынан да пайда болот:



Бул учурда деле жалпы электрондук жуп пайда болот. Бош орбиталы бар А атому акцептор деп, электрондук жубу бар Д атому

донор деп аталат. Коваленттик байланыштын мындай механизми донордук-акцептордук механизм деп аталат.

Донордук-акцептордук механизмге суутектин иону H^+ ($1s^0$ -бош s-орбиталы) менен аммиактын молекуласынын $:\text{NH}_3$ (азоттун электрондук жұбу) ортосундагы реакцияны мисал келтирсек болот.



5.1.3 Дипольдук момент

HF молекуласындагы электрондук жұптардын жылышуусунан диполь пайда болот. Диполь - бул бири-биринен белгилүү аралыкта жайгашкан абсолюттук чоңдуктары божнча бирдей, бирок белгилери божнча карама-каршы болгон эки заряддын системасы. Байланыштын уюлдулугу электрдик дипольдук момент менен мүнөздөлет:

$$\mu = qd$$

мында, q -заряддын абсолюттук чоңдуктары (эффективдүү заряд), кулон (Кл) менен өлчөнөт, d -дипольдун узундугу (оң заряддын борборунан терс заряддын борборуна багытталган вектор). d чоңдугу атомдор аралык же химиялык байланыштын узундугу болуп саналат. Дипольдук момент Дебай менен өлчөнөт:

$$D = 3,33 \times 10^{-30} \text{ Кл.м.}$$

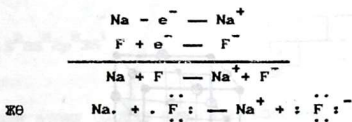
Татаал молекулалардын дипольдук моменттери бөлүштүрүлбөгөн электрондук жұп менен химиялык байланыштардын дипольдук моменттеринин векторлорунун суммасына барабар. Эгерде молекулада оң жана терс уюлдардын (заряддардын) оордук борборлору бирин-бири жокштурса, анда $\Sigma d = 0$ менен $\mu = 0$ болуп, CH_4 , BrCl_3 , CCl_4 , SiO_4 , CO_2 жана башкага окшогон молекулалар уюлсуз болушат. Ошондуктан, молекулада атомдору симметриялык түзүлүшкө ээ болгон кошулмаларда айрым химиялык байланыштары уюлдуу болгонуна карабастан, оң жана терс уюлдары бирин-бири жокштуруу молекула уюлсуз болот. Мисалы, сызыктуу түзүлүшкө ээ

болгон көмүртөк (IV) оксидинин молекуласында $C=O$ байланышы уюлдуу болгонуна карабастан CO_2 молекуласы уюлсуз.

Сызыктуу түзүлүшкө же симметриялык түзүлүшкө ээ болбогон төмөндөгүдөй молекулалар уюлдуу болушат: H_2O ($\mu=1,85 D$), NH_3 ($\mu=1,46 D$), H_2O_2 ($\mu=2,25 D$). Бул молекулалардагы дипольдук моменттеринин маанилери химиялык байланыштын электрондук жуптары азот менен кычкылтөктин молекулаларын көздөй жылгандыгын көрсөтүп турат. Эки атомдуу молекулалардын дипольдук моменттеринин маанилери канчалык чоң болсо, ошончолук алар иондук мүнөзгө ээ болот.

5.1.4 Иондук байланыш.

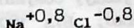
Кээ бир учурларда терсэлектрдүүлүгү боюнча бири- биринен көскин айырмаланган атомдор өз ара аракеттенишкенде, электрондук жуп терсэлектрдүүлүгү кичине болгон атомдон терсэлектрдүүлүгү чоң болгон атомго өтүп, иондук байланыш пайда болот. Бул учурда электрондук жуп коваленттик уюлдуу байланышка караганда, терсэлектрдүүлүгү чоң болгон атомго биротоло өтүшүнүн натыйжасында, терсэлектрдүүлүгү чоң болгон атом терс ионго айланат. Ал эми өзүнүн электронунан ажыраган терсэлектрдүүлүгү кичине болгон атом оң ионго айланат. Мисалы, натрийдин атому (терсэлектрдүүлүгү 0,93) фтордун атому (терс электрдүүлүгү 4,10) менен аракеттенишкенде төмөндөгүдөй процесстер жүрөт:



Пайда болгон заряддалган бөлүкчөлөр иондор деп аталат. Иондордун ортосундагы электростатикалык тартылуу күчтөрдүн натыйжасында пайда болгон химиялык байланышты иондук байланыш деп аташат.

Тажрыйбалык изилдөөлөр жана кванттык-механикалык эсептөөлөр көрсөткөндөй, идеалдык иондук байланыш болбойт. Щелочтуу металлдар менен галогендер өз ара аракеттенишкенде да электрон толугу менен галогенге өтүп кетпейт. Электрондор галогендин

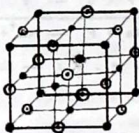
айланасында жогорку электрондук тыгыздыкты пайда кылуу менен жылат. Мисалы, NaCl дун бир молекуласында эффективдүү заряддар төмөндөгүдөй бөлүнөт:



Иондук химиялык байланыш каныгуу менен багыттуулукка жана ошондой эле химиялык байланыш пайда болгон областа жогорку электрондук тыгыздыкка ээ эмес. Ар бир ион турган ордуна карабастан сфералык электрдик талаа менен курчалып, жана башка иондорго ошондой эле талаа менен таасир этип турат. Бул талаанын өз ара аракет этүү күчтөрү Кулондун законунун негизинде, иондордун ортосундагы аралыктан жана заряддын чоңдугунан көз каранды.

Иондук химиялык байланышта каныгуу менен багыттуулук жок болгондугуна байланыштуу, ал иондук кристаллдардан турган полимердик молекулалардын пайда болушуна алып келет. Ар бир мындай иондук кристалл, кристаллдын бетинде жаңы оң жана терс иондордун кристаллдашуусунун негизинде чоңойо берет.

Иондук байланыштан пайда болгон бирикмелерди иондук бирикмелер деп айтабыз. Бардык иондук бирикмелер катуу абалында кристалл түрүндө болушат. Химиялык байланыштын жаратылышына жараша кристаллдар кристаллдык торчолордун бир нече типтерине бөлүнөт: иондук, атомдук, молекулалык, металлдык 5.1- жана 5.2-сүрөттөр:



5.1-сүрөт. NaCl дун кристаллдык торчосу:

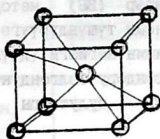
- ⊖ -хлорид иону - анион;
- -натрий иону - катион

Кристаллдык торчодогу ар бир ион бир нече башка иондор менен байланышта тургандыктан, валенттүүлүктү иондук байланышка колдонууга болбойт.

Кристаллдардын түзүлүшүн жана формаларын кристаллография изилдейт. Ал эми кристаллдардын касиеттери менен алардын түзүлүшүнүн ортосундагы байланыштарды кристаллохимия окуп-үйрөтөт.

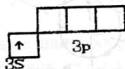
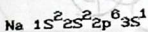
5.1.5 Металлдык байланыш.

Көпчүлүк металлдар катуу абалында кристаллдык заттарга таяндык болушат. 5.2- сүрөттө натрийдин металлдык кристаллдык торчосу көрсөтүлгөн. Кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө металлдын атомдору жайланышкан. Натрийдин ар бир атому сегиз башка атомдору менен байланышып турганы көрүнүп турат.



5.2-сүрөт. Натрийдин металлдык кристаллдык торчосу

Натрийдин атомунун электрондук катмарынын түзүлүшү мындай формула менен тунтулат:



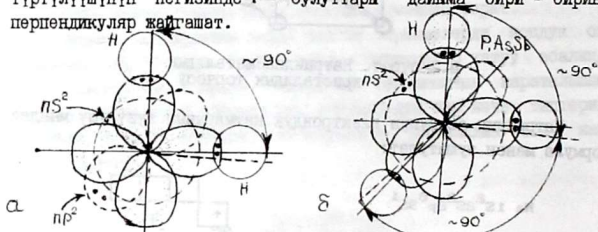
Натрийдин атому сырткы энергетикалык деңгелде 4 орбитал жана оңой берүүчү бир валенттик электронго ээ. Металлдын кристаллындагы натрийдин атомунун сырткы деңгээлиндеги 4 орбитал жана бир электрон химиялык байланыштын пайда болушуна катышат. Натрийдин кристаллында электрондор орбиталдарга караганда бир топ аз болгондуктан, электрондордун бир орбиталдан экинчи орбиталга эркин которулуп жүрүшүнө мүмкүнчүлүк түзөт. Металлдардагы мындай кыймылдуу электрондорду жалпыланган электрондор же электрондук газ деп аташат. Ошондуктан, металлдык байланыш деп, жалпыланган электрондордун жардамы менен кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө жайланышкан металлдардын атомдорун кар-

мап турган түзүлүштү атоого болот.

5.2 Атомдук орбиталдардын гибриддешүүсү жана молекулалардын геометриясы

Молекулаларды түзгөн атомдордун мейкиндектеги жайланышы молекулалардын геометриясын аныктайт, ал байланыштын узундугу менен валенттик бурчтардын чоңдуктарынан көз каранды. Заттардын физикалык жана химиялык касиеттери молекулалардын түзүлүшүнө байланыштуу.

Валенттик байланыштар (ВБ) методу болгнча көпчүлүк молекулалардын геометриясын түшүндүрүүгө болот. Мисалы, VA - подгруппанын элементтеринин негизги (дүүлүкпөгөн) абалдарында жупташпаган эки P -электрондору болгондуктан, электростатикалык түртүлүүшүнүн негизинде P - булуттары дайыма бири - бирине перпендикуляр жайгашат.



5.3-сүрөт. Суутөктүү кошулмалардын молекулаларындагы электрондук булутчалардын бири-бирин жабышы.

VA -подгруппанын элементтеринин суутектик кошулмаларында (H_2S , H_2Se , H_2Te), бурчтары 90° ка жакын болгон эки коваленттик байланышты пайда кылуу менен, алардын атомдорунун P -булуттары суутектин s -булуттары менен жабылат.

Бир гана суунун молекуласындагы нон бурчу $104,5^\circ$ барабар (5.1 - таблица).

VA -подгруппанын элементтеринин суутектин кошулмаларынын молекулаларында да (PH_3 , AsH_3 , SbH_3) бурч 90° ка жакын болгондугу жупташпаган үч P орбиталдарынын өз ара жайгашуусу менен түшүндүрүлөт. Бул подгруппада аммиактын молекуласындагы

нын бурчу 107,3 ка барабар (5.3-сүрөт).

5.1-таблица.

1YA-, YA-жана YA- подгруппаларынын элементтеринин суутектүү кошулмаларынын молекулаларындагы байланыштарынын бурчтарынын маанилери

YA- подгруппа		YA- подгруппа		1YA- подгруппа	
Формула	Байланыштардын ортосундагы бурчтардын маанилери, менен	Формула	Байланыштардын ортосундагы бурчтардын маанилери, менен	Формула	Байланыштардын ортосундагы бурчтардын маанилери, менен
H_2O	104,5	NH_3	107,3	CH_4	109,5
H_2S	92,2	PH_3	93,3	SiH_4	109,5
H_2Se	91,0	AsH_3	91,5	GeH_4	109,5
H_2Te	88,5	SbH_3	91,3	SnH_4	109,5

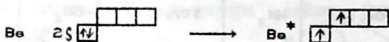
IVA-группасынын суутектик кошулмаларынын жана кээ бир молекулалардын геометриясын ВВ методу боюнча түшүндүрүү кыйын. IVA-подгруппасынын элементтеринин атомдорунун дүүлүккөн абалдарында төрттөн жупташпаган электрондору болот: s-орбиталда бирөө жана p-орбиталда үчөө. IVA- подгруппанын элементтеринин p- электрондорунун булутчалары менен суутектин s-булутчаларынын жабылышынан пайда болгон үч s-p байланыштарынын узундугу менен энергиялары бирдей болуп, бири-бирине 90° бурч менен жайланышы керек эле. Ал эми төртүнчү байланышы IVA-элементтеринин s-булутчасы менен суутектин s-булутчаларынын пайда болуп, башкы үч s-p байланыштарынан энергиясы жана узундугу бокунча айырмаланып турушу керек эле. Бирок, IVA-подгруппанын элементтеринин суутектик кошулмаларынын байланыштарынын энергиясы,

узундуктары бирдей жана бурчтары $109,5^\circ$ ка барабар болуп, тетраэдрдик формага ээ болгондугу аныкталган.

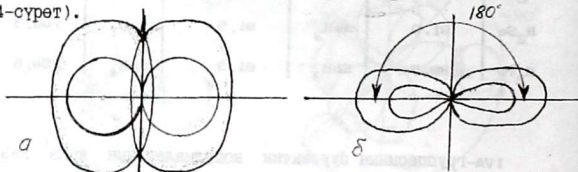
Спентип, $1VA$ -подгруппанын суутөкттик кошулмаларынын, суунун, аммиактын ж.б. молекулалардын геометриясын ВВ-методу боюнча түшүндүрүү кыйын Мындай молекулалардын түзүлүшү атомдук орбиталдардын **гибриддешүүсү** деп аталган метод боюнча аныкталынат.

Поллинг менен Слэйтер энергиясы боюнча бирдей орбиталдардын химиялык байланышынын энергияларын эсептөөдө, гибридик деп аталган орбиталдар менен алмаштырууга мүмкүн деп эсептөшкөн.

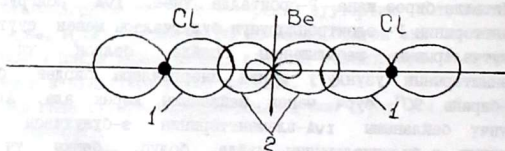
sp-гибридик орбиталдар бир s- жана бир p-орбиталдардан пайда болот. Гибридик орбиталдардын саны, аны пайда кылган баштапкы орбиталдардын суммасына барабар. Мисалы, Be дүүлүккөндө $2s$ -орбиталынан электрон $2p$ орбиталга өтүп:



эки sp-электрондук булуттардын гибриддери пайда болот (5.4-сүрөт).



5.4-сүрөт. Бир атомдун эки sp-орбиталдарынын мейкиндикте өз ара жайгашышы.

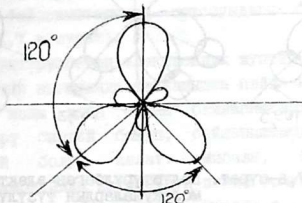


5.5-сүрөт. Үч атомдуу $BeCl_2$ молекуласынын сызыктуу түзүлүшү.

Эки sp-гибридик булуттарынын түртүлүүсүнүн натыйжасында

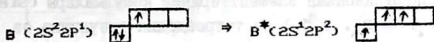
алардын ортосундагы бурчтун чоңдугу 180° ка барабар болот. Анын негизинде бардык үч атому тең бир түз сызыкта жайгашат. Мисалы, BeCl_2 , BeBr_2 , $\text{Be}(\text{CN})_2$, ZnCl_2 , CO_2 ж.б. молекулалардын түзүлүшү борбордук атомдордун (Be , Zn , C) sp -гибриддешүүсүнүн негизинде, молекула түз сызыкта жайланышып, эки байланыштардын багыттары карама-каршы болот (5.5-сүрөт).

sp^2 -гибриддешүү. Үч баштапкы орбиталдардан (бир s - орбитал жана эки p - орбитал) бурчтары бири-бирине 120° болгон бир тегиздикте жайгашкан үч sp^2 -гибриддешкен орбитал пайда болот (5.6-сүрөт).



5.6-сүрөт. Үч sp^2 -гибриддешкен орбиталдардын мейкиндиктеги өз ара жайгашышы.

sp^2 -гибриддешүү бордун көпчүлүк кошулмаларына мүнөздүү бордун атомунун электрондук конфигурациясы $2s^1 2p^2$ - электрондук конфигурацияга ээ болуп, жупташпаган үч электрону пайда болот:

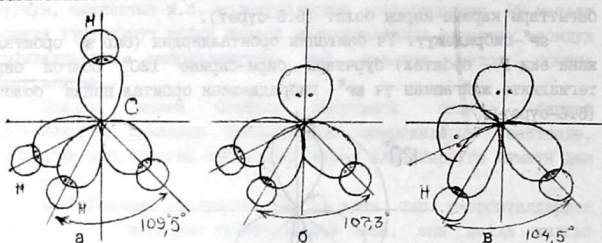


Бордун электрондук орбиталдарынын гибриддешүүсүнүн негизинде эквиваленттүү үч sp^2 -гибриддик орбиталдары пайда болот. Бордун бул үч орбиталы башка атомдордун электрондук орбиталдары менен жабылганда энергиясы жана байланыш узундуктары эквиваленттүү болгон үч байланыш пайда болот.

sp^3 - гибриддешүү. Борбордук атомдун бир s - жана үч p -орбиталдардан төрт sp^3 - гибриддик орбитал пайда болуп, алар бири - бирине $109,5^\circ$ (5.1-таблица) бурч менен жайгашып жана мейкиндикте тетраэдрдик түзүлүшкө ээ болот. Мисалы, көмүртектин атому дүүлүккөндө анын электрондук конфигурациясы төмөндөгүдөй өзгөрөт:



Көмүртөктин гибриддешкен төрт sp^3 - орбиталы башка атомдор менен аракеттенишкенде 5.7,а-сүрөттө көрсөтүлгөндөй молекула пайда болот. Мында, борбордук атомдун (с) байланыш пайда кылуучу төрт гибриддик орбиталы тетраэдрдин чокусунга багытталган.



5.7,а-сүрөт. Белүштүрүлбөгөн электрондук жуптардын молекулалардын түзүлүшүнө тийгизген таасири: а-метан, электрондук жуп жок; б-аммиак бир электрондук жуп; B-суу, эки электрондук жуп.

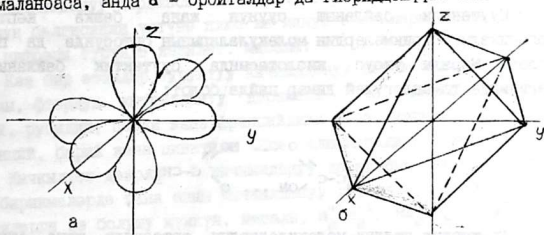
sp^3 - орбиталдар башка атомдордун орбиталдары менен жабылышынын негизинде эквиваленттүү төрт байланышты пайда кылуу көмүртөктин атомуна (CH_4 , CF_4 , CCl_4) мүнөздүү. Ошондой эле IVA-подгруппасынын элементтеринин кошулмалары (SiH_4 , GeH_4 , SiF_4 , $SiBr_4$, $BeCl_2$, ж.б.) да тетраэдрдик түзүлүшкө ээ.

Гибриддик орбиталдардын белүштүрүлбөгөн электрондук жуптары. Бардык каралган мисалдарда гибриддик орбиталдар жупташпаган электрондору менен жайланышкан. Бирок кээ бир учурларда гибриддик орбиталдар белүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен жайланышкан учурлар кездешет. Ал молекуланын геометриясына таасирин тийгизет. Белүштүрүлбөгөн электрондук жуптар өзүнүн гана атомунун таасири астында, ал эми байланышкан жуптар эки ядронун аракети астында болуп, байланышкан жуптарга караганда байланышпаган электрондук жуптар өзүнүн атомун ядросуна жакын болот. Анын негизинде белүштүрүлбөгөн электрондук жуптар байланышкан электрондук жуптарды бири - бирине караганда күчтүрөөк түртөт. Графикалык түрдө белүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен байланышты пайда кылган электрондук жуптардын ортосундагы түртүлүү күчтү

көрсөтүү үчүн, байланышты пайда кылбаган жуптардын булуттары көлөмү боюнча чоң көрсөтүлгөн (5.7 б, в-сүрөт). Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар, мисалы, аммиактын молекуласындагы азоттун атому (5.7, б-сүрөт). Бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар менен байланышты пайда кылган электрондук жуптардын өз ара түртүлүү күчтөрүнүн негизинде $n-n$ байланыштарынын ортосундагы бурч $107,3^\circ$ ка чейин азаят (5.1-таблица). Мындан да чоң түртүлүү күчтү суунун молекуласында байкалат. Себеби кычкылтектин атомунда эки бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар бар. Анын негизинде $n-o-n$ байланыштарынын ортосундагы бурч $104,5^\circ$ ка барабар болот (5.7, в-сүрөт).

Эгерде бөлүштүрүлбөгөн электрондук жуптар донордук-акцептордук байланыштын негизинде байланышты пайда кылган жуптарга айланса, анда жаңы жана башка байланыштардын ортосундагы түртүлүү күчтөрү бирдей болуп, байланыштардын ортосундагы бурчтар бирдей болуп калат. Мисалы, бул аммиактын молекуласынан аммонийдин катионунун пайда болушунда байкалат.

d-орбиталдардын гибриддешүүсү. Эгерде d - деңгээлчөлөрдүн энергиясы s- жана p- орбиталдардын энергиясынан анча көп айырмаланбаса, анда d - орбиталдар да гибриддешүүгө катышышат.



5.8-сүрөт. sp^3d^2 -гибриддешүү

Алардын ичинен эң көп көздөшкөн sp^3d^2 - гибриддешүү, анын негизинде борбору борбордук атомдун ядросуна туура келген, булуттары октаэдрдин чокуларына багытталган, формасы жана энергиясы боюнча бирдей алты гибриддик орбиталдар пайда болот (5.8, а-сүрөт). Октаэдр (5.8, б-сүрөт) - бардык жактары барабар болгон туура үч бурчтуктардан түзүлгөн туура сегиз грандуу геометриялык фигура.

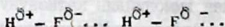
5.3 Молекулалардын ортосундагы химиялык байланыштар.

Химиялык байланыштар атомдордун ортосунда гана эмес, молекулалардын ортосунда да пайда болот.

Бир молекуладагы терс электрдүүлүгү чоң болгон элементтин атому (фтор, кычкылтек, хлор, азот жана бром) менен башка молекулалардагы суутектин атомдорунун ортосундагы өз ара тартылуу күчү суутектик байланыш деп аталат. Суутектик байланыш пайда болгондо суутектин атому катышкан төмөндөгүдөй көпүрөчө түзүлөт:

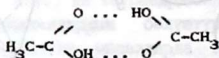


мында R_1 менен R_2 - өз ара аракеттенишкен молекулалардын калдыктары; А-электрондордун акцептору; D-электрондордун донорлору; А менен D-терсэлектрдүү элементтердин атомдору (F, O, Cl, N, Br ж.б.). Мисалы:



мында фтор электрондун донору, ал эми суутек электрондун акцептору.

Суутектик байланыш суунун жана башка көптөгөн органикалык бирикмелердин молекулаларынын ортосунда да пайда болот. Мисалы уксус кислотасында суутектик байланыштын негизинде төмөндөгүдөй димер пайда болот:



Ар түрдүү уюлдуу молекулалардын ортосунда жана ошондой эле сырткы электр талаанын таасири астында диполдорго айлануучу уюлсуз молекулалардын ортосунда да байланыштар пайда болушу мүмкүн. Мында, молекулалардын карама-каршы заряддалган учтарынын өз ара тартылуусу байкалат. Мындай аракет этүүчү күчтөрдү ван-дер-ваальс күчтөрү деп аташат. Ван-дер-Ваальс күчтөрүнүн таасири астында молекулалык типтеги кристаллдык торчого ээ болгон кристаллдар пайда болот. Кристаллдык торчолордун түйүндөрүндө молекулалар жайланышат. Мисалы иод, ошондой эле катуу азот жана катуу суутек молекулалык кристаллдарды пайда кылат.

5.4 Валенттүүлүк жана кычкылдануу даража

Химиянын негизги түшүнүктөрүнүн бири-валенттүүлүк. Илимдин өнүгүшү менен бул түшүнүктүн мааниси көп жолу өзгөргөн. Азыркы мезгилде валенттүүлүк деп атомдордун башка бир атомдор менен белгилүү сандагы химиялык байланыштарды (коваленттик) пайда кылуу жөндөмдүүлүгүн айтышат. Демек, суутектин атому бир коваленттик байланышты пайда кылса, бир валенттүү, көмүртектин атому 4 коваленттик байланышты пайда кылса 4 валенттүү болот.

"Валенттүүлүк" түшүнүгүн молекулалык структурага ээ болгон заттарга гана пайдаланууга болот. Ал эми көпчүлүк органикалык эмес заттар кристаллдык заттар болгондуктан, алардын валенттүүлүгүнүн сандык мүнөздөмөсүн аныктоо мүмкүн эмес. Мындай заттарда атомдордун химиялык байланыштарды пайда кылуу жөндөмдүүлүгүн аныктоодо "кычкылдануу даражасы" түшүнүгүн пайдалануу ыңгайлуу.

Заттар иондордон турат деп божомолдогондогу атомдордун шарттуу зарядын кычкылдануу даража деп аташат. Бирикмелердеги бардык атомдордун кычкылдануу даражасынын суммасы нөлгө барабар болот.

Кычкылдануу даражасы оң жана терс маанилерге ээ. Ал атомдун белгисинин үстүнө плюс же минус белгилери менен бирге араб цифрасы түрүндө жазылат. Мисалы: $K^{+1}Cl^{-1}$.

Кээ бир атомдор туруктуу кычкылдануу даражасына ээ болот. Мисалы, фтордун кычкылдануу даражасы $-I$ ге, литий, натрий, калий, рубидий, цезий жана францийдики $+I$ ге, магний, кальций, стронций, барий жана цинктики $+2$ ге, алюминийдики $+3$ ке барабар.

Кычкылтек дээрлик -2 кычкылдануу даражасын көрсөтөт. Кээ бир бирикмелерде гана анын кычкылдануу даражасы $-I$ же башка маанилерге ээ болушу мүмкүн. Мисалы, $H_2^{+1}O_2^{-1}$, $Na_2^{+1}O_2^{-1}$, $Ba^{+2}O_2^{-1}$.

Суутектин кычкылдануу даражасы көпчүлүк бирикмелеринде $+I$, ал эми кээ бир металлдар менен болгон бирикмелеринде $-I$ ге барабар. Мисалы: $Na^{+1}H^{-1}$, $Ca^{+2}H^{-1}$.

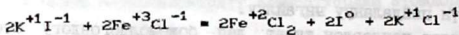
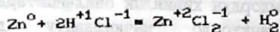
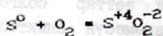
6-ГЛАВА. КЫЧКЫЛДАНУУ - КАЛЫБЫНА КЕЛҮҮ РЕАКЦИЯЛАРЫ

6.1. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакциялары.

Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын классификациясы.

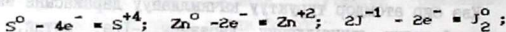
Өз ара аракеттенишкен заттардын составындагы атомдордун, иондордун ж.б. бөлүкчөлөрдүн кычкылдануу даражаларынын өзгөрүшү менен жүргөн химиялык реакциялар кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары деп аталат.

Мисалы:



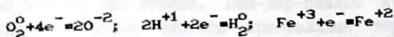
1-реакцияда күкүрт менен кычкылтек, 2-сүндө-суутек менен цинктин, 3-сүндө-темир менен иоддун кычкылдануу даражалары өзгөрөт.

Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын жүрүшү электрондордун бир атомдон экинчисине өтүшү менен мүнөздөлөт. Электрондорду бөрүү процессин кычкылдануу деп айтышат. Мисалы:



Кычкылдануу учурунда атомдордун кычкылдануу даражасы чоңоет. Химиялык реакция учурунда электрондорду берген заттарды калыбына келтиргичтер деп айтышат. Жогоруда келтирилген мисалдарда күкүрт S^0 , металлдык цинк Zn^0 жана калий иодиди же кычкылдануу даражасы -I болгон иод калыбына келтиргичтер болуп саналат. Мына ошентип, реакция учурунда калыбына келтиргичтер кычкылданышат.

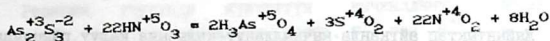
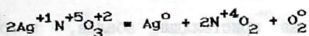
Электронду кошуп алуу процессин калыбына келүү деп айтышат. Мисалы:



Калыбына келүү учурунда атомдордун кычкылдануу даражасы азаят. Электронду кошуп алуучу заттарды кычкылдандыргычтар деп

айтышат. Жогоруда келтирилген мисалдарда кычкылтек O_2^0 туз кислотасы же N^{+1} , темир (III) хлориди же Fe^{+3} кычкылдандыргычтар болуп саналат.

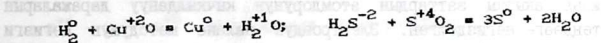
Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларында электронду берген жана кошуп алган заттар болот, б.а. кычкылдануу жана калыбына келүү процесстери бири-бирин коштоп жүрөт. Бир нече кычкылдандыргычтар же калыбына келтиргичтер катышкан кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары да болушу мүмкүн. Мисалы:



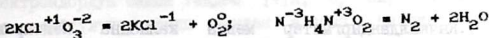
Биринчи мисалда Ag^{+1} жана N^{+5} -кычкылдандыргычтар (кычкылдануу даражасы төмөндөйт), O^{-2} -калыбына келтиргич. Экинчи мисалда As^{+3} жана S^{-2} -калыбына келтиргичтер (кычкылдануу даражасы жогорулайт), N^{+5} -кычкылдандыргыч.

Бардык кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары төрт топко бөлүнөт:

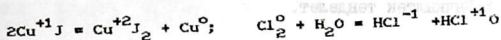
1. Молекулалар аралык (ортосунда) кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары. Өз ара аракеттенүүчү эр түрдүү заттардын составындагы атомдордун кычкылдануу даражасынын өзгөрүшү. Буга чейин каралган бардык кычкылдануу-калыбына келүү реакциялар ушул топко кирет, мисалы:



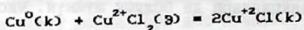
2. Ички молекулалык кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары. Бир эле заттын составындагы атомдордун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүшү менен жүргөн реакциялар. Мисалы:



3. Диспропорциялануу реакциялары. Бир эле элементтин атому кычкылдандыргыч да, калыбына келтиргич да болуп саналат. Мисалы:



4. Компропорциялануу реакциялары. Компропорциялануу кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары диспропорциялануу реакцияларына тескери болгон реакциялар болуп саналат. Мындай реакцияларга ар кандай кычкылдануу даражаларына ээ болгон бир эле элементтин атомдорун кармаган эки зат катышып, реакциянын натыйжасында ошол эле элементтин орточо кычкылдануу даражаларына ээ болгон атомдорун кармаган зат алынат:



мында, к-катуу же кристаллдык абалда, э-эритме дегенди билдирет.

Жыйынтыктап айтканда кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына төмөндөгүдөй аныктама берсе болот:

эз ара аракеттенишкен атомдордон, иондордон же молекулалардан башка атомдорго, иондорго же молекулаларга электрондордун өтүшү менен жүргөн химиялык реакциялар кычкылдануу -калыбына келүү реакциялары деп аталат.

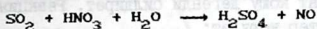
6.2. Электрондук баланс методу.

Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын теңдемелерине стехиометриялык коэффициенттерди коюуда электрондук баланс методун пайдалануу ыңгайлуу болуп саналат. Бул метод баштапкы жана акыркы заттардын атомдорунун кычкылдануу даражаларын теңдөөгө негизделген. Электрондук баланс методунун негизги жобосу: Реакция учурунда калыбына келтиргичтер берген электрондордун саны, кычкылдандыргычтар кошуп алган электрондордун санына барабар. Реакциянын материалдык балансын түзүүдө төмөндөгүдөй иреттүүлүктү сактоо зарыл:

1. Кычкылдандыргычтар менен калыбына келтиргичтердин кычкылдануу даражалары аныкталынып теңделет;
2. Металлдардын атомдору жана иондору теңделет;
3. Кислота калдыктар теңделет;
4. Суутек жана суутектин иондору теңделет;
5. Кычкылтек теңделет.

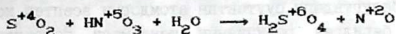
Электрондук баланс методуна бир нече мисал.

I-мисал: Төмөндөгүдөй схема менен жүрүүчү кычкылдануу-калыбына келүү реакциясынын теңдемесин түзгүлө:

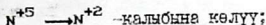
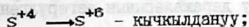


Чыгаруу:

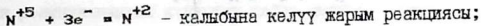
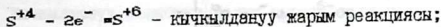
Алгач реакция учурунда кайсы атомдордун кычкылдануу даражасы өзгөрүлгөндүгүн аныктайбыз:



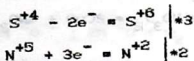
Реакция учурунда күкүрттүн кычкылдануу даражасы жогорулайт, азоттуку-төмөндөйт. Демек, S^{+4} тен S^{+6} га чейин кычкылданып, өзү S^{+4} (же SO_2) реакцияда -калыбына келтиргич болот, ал эми N^{+5} тен N^{+2} ге чейин калыбына келип, N^{+5} (же HNO_3) -кычкылдандыргыч болуп саналат. Мына ошентип, реакция учурунда төмөндөгүдөй процесстер жүрөт:



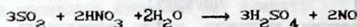
Бул жарым реакцияларды электрондук теңдемелер түрүндө жазуу үчүн теңдеменин сол жагына, реакция учурунда тиешелүү сандагы алынган же берилген электрондор кошулуп жазылат:



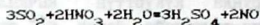
Калыбына келтиргич берген жана кычкылдандыргыч кошуп алган электрондордун санын теңдөө үчүн, ар бир электрондук теңдемеге көбөйтүлүүчү санды тандап алабыз. Биздин мисалда I-электрондук теңдемени 3ке, 2-син 2ге көбөйтүү керек:



Бул реакциянын теңдемесиндеги составында S^{+4} жана S^{+6} бар заттардын формуласынын алдына 3 деген коэффициент, ал эми составында N^{+5} жана N^{+2} бар заттардын формуласынын алдына 2 деген коэффициент коюу дегенди билдирет. Реакциянын схемасына бул коэффициенттер коюлат:



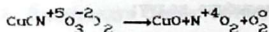
Суунун формуласынын алдындагы коэффициентти теңдеменин оң жана сол бөлүгүндөгү суутектин атомдорун эсептеп коёбуз. Мына ошентип, берилген реакциянын теңдемеси төмөндөгүдөй түрдө жазылат:



2-мисал: $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$ схемасы боюнча жүрүүчү кычкылдануу-калыбына келүү реакциясынын теңдемесине тиешелүү коэффициенттерди койула.

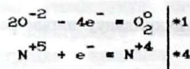
Чыгаруу.

Кайсы атомдордун кычкылдануу даражаларынын өзгөрүлгөндүгүн аныктайбыз:

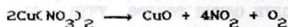


Калыбына келтиргич- O^{-2} , кычкылдандыргыч- N^{+5} .

Электрондук теңдемесин түзөбүз:



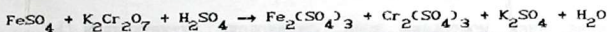
Табылган коэффициенттерди коёбуз:



Жез (II) оксидинин алдына тиешелүү коэффициенттерди коёбуз:

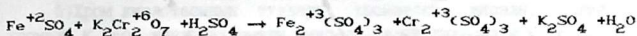


3-мисал: Электрондук баланс методу боюнча төмөндөгү реакциянын теңдемесин түзгүлө:



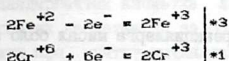
Чыгаруу:

Кычкылдануу даражалары өзгөрүлгөн атомдорду аныктайбыз:

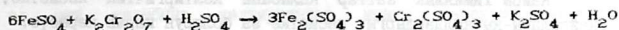


Fe^{+2} (же FeSO_4) - калыбына келтиргич, Cr^{+6} (же $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) - кычкылдандыргыч.

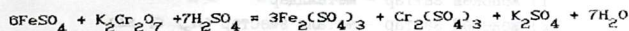
Электрондук теңдемесин түзөбүз. Мында $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 1 молунда 2 моль Cr^{+6} , 2 моль Cr^{+3} жана 2 моль Fe^{+3} болот:



Кoeffициенттерин көбүз:

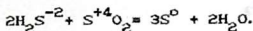


Калган заттарга тиешелүү коэффицентин көбүз.

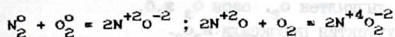


6.3. Маанилүү калыбына келтиргичтер.

Кычкылдануу-калыбына келүү процесстери жаратылышта кеңири таралган. Мисалы, вулкандардын аракеттенишинен, бири-бири менен реакцияланышып күкүрттү пайда кылуучу күкүрттүү суутек жана күкүрт (IV) оксиди бөлүнүп чыгат:

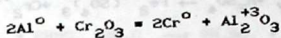
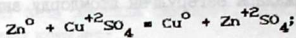


Күн күркүрөп, чагылган түшкөндө, абадагы азот менен кычкылтек өз ара төмөндөгүдөй аракеттенишет:

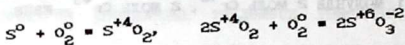


Кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына көптөгөн

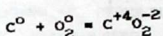
технологиялык процесстер негизделген. Мисалы кээ бир металлдар өнөр жайларда төмөндөгүдөй реакциялардын негизинде алынат:



Кычкылдануу-калыбына келүү реакциялардын негизинде күкүрттүн (IV) жана (VI) оксиддери төмөндөгүдөй синтезделет:



Көмүрдүн күйүү процесси да бул реакцияларга мисал боло алат:



Кайсы химиялык заттар калыбына келтиргичтик касиетке, кайсылары-кычкылдандыргыч касиетке ээ болорун карап көрөбүз.

Маанилүү калыбына келтиргичтер болуп төмөндөгүлөр саналат:

- 1) жөнөкөй заттар - металлдар
- 2) жөнөкөй заттар - металл эместер (H_2 , C, Si)
- 3) суутектин пероксиди H_2O_2
- 4) металл эместердин оксиддери, мисалы: CO, NO, SO_2
- 5) H_2SO_3 , HNO_2 , H_3PO_3 сыяктуу кычкылтектүү кислоталар жана алардын туздары
- 6) кычкылтексиз кислоталар: H_2S , HCl, HBr, HI жана алардын туздары
- 7) кычкылдануу даражалары жогору болбогон металлдардын туздары, мисалы: SnCl_2 , FeSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, MnSO_4 жана башкалар
- 8) Аммиак NH_3

6.4 Маанилүү кычкылдандыргычтар:

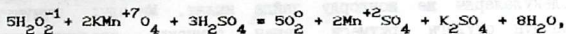
- 1) Жөнөкөй заттар- металл эместер: галогендер (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), кычкылтек O_2 , озон O_3 ж.б.
- 2) Суутектин пероксиди H_2O_2 .
- 3) Кычкылдануу даражасы жогору болгон металлдардын оксиддери: CrO_3 , Mn_2O_7 , MnO_2 , PbO_2 , Ag_2O

4) кычкылтөктүү кислоталар: азот кислотасы жана анын туздары; концентрацияланган күкүрт кислотасы H_2SO_4 , марганец кислотасы $HMnO_4$ жана анын туздары, айрыкча калийдин перманганаты $KMnO_4$;

5) Хром кислотасынын туздары: хроматтар, мисалы, калий хроматы K_2CrO_4 жана дихроматы, мисалы калий дихроматы $K_2Cr_2O_7$; хлордун кычкылтөктүү кислоталары: $HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$ жана алардын туздары.

6) Кычкылдануу даражалары жогору болгон кээ бир металлдардын туздары, мисалы: $AgNO_3$, $CuSO_4$.

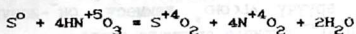
Кээ бир заттар аракеттенишкен заттардын табиятына жараша кычкылдандыргычтык касиетке да, жана ошондой эле калыбына келтиргичтик касиетке да ээ болушу мүмкүн. Мисалы, суутектин пероксиди H_2O_2 күчтүү кычкылдандыргычта кычкылданат:



ал эми калыбына келтиргичтер менен аракеттенишкенде кычкылдандыргычтык касиетке ээ болот:



Экинчи бир башка мисал:



мында күкүрт темир менен реакцияга киргенде кычкылдандыргыч, ал эми азот кислотасы менен реакцияга киргенде калыбына келтиргич экендиги көрүнүп турат.

7-ГЛАВА. КОМПЛЕКСТИК БИРИКМЕЛЕР

Комплекстик бирикмелердин номенклатурасы I.10-бөлүктө берилген.

7.1 Комплекстик бирикмелердин пайда болушу

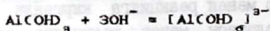
Эритмелерде же катуу заттар менен газ түрүндөгү заттардын ортосунда жүрүүчү ар кандай кычкылдануу-калыбына келүү, орун алмашуу жана кошулуу реакцияларында, кадимки шарттарда тиги же бул фазада өз алдынчалыгын сактаган элементтердин атомдорунан турган группалар же иондор (CO^- , OH^- , NO_3^- , NH_3^- , Cl^- , CNS^- , H_2O , ж.б.) катышат. Бул группалар металлдардын нейтралдуу атомдору же иондору менен кошулуп, андан да татаал молекулаларды же иондорду пайда кылат. Мисалы: күмүштүн ионунун суудагы эритмеси менен аммиакты аралаштырганда күмүштүн диамин катиону пайда болот:



Майда кристаллдуу HgI_2 тузунун кызыл чөкмөсүнүн суудагы эритмесине KI тузунун эритмесин кошкондо, эритмеде тетраиодомеркурат аниону пайда болуу менен бирге чөкмө ээрип түссүз боло баштайт.



Сууда аз эрүүчү $\text{Al}(\text{OH})_3$ чөкмөсү, OH^- -ионунун таасири астында $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ түрүндө эритмеге өтөт:



$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$ жана $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ окшогон бөлүкчөлөр комплекстик же координациялык иондордун же бирикмелердин катарына кошулат.

Комплекстик бирикмелердин ичинен туздар (мисалы, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$), молекулалык кошулмалар ($[\text{Fe}(\text{CO})_5]$), негиздер ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$), жана кислоталар ($\text{Hg}[\text{AuCl}_4]$) кездешет.

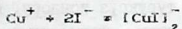
Комплекстик бирикмелердин жаратылышы жана түзүлүшү жөнүндөгү эң биринчи көз караш **А.Вернердин** координациялык теориясында берилген.

7.2 Комплекстенүү реакциялары.

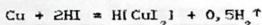
Комплекстик иондор менен комплекстик бирикмелерди пайда кылуучу реакцияларды комплекстенүү (комплекс пайда кылуучу) реакциялары деп аташат.

Комплекстенүү реакциялары элементтердин кошулмалары менен жөнөкөй заттардын касиеттеринин өзгөрүшүнө алып келет.

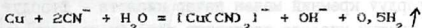
Комплекстенүү реакцияларында кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларына катышкан заттар менен металлдардын иондорунун стандарттык электроддук потенциалдары өзгөрөт. Мисалы, кычкыл чөйрөдө (HClO_4) $\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}^0$ жарым реакциясына жооп берген стандарттык электроддук потенциалдын мааниси $\varphi^0 = 0,52\text{В}$, ал эми I^- катышуусунда ушул эле реакция $\varphi = -0,18\text{В}$ ко чейин төмөндөшү мүмкүн. φ^0 маанилеринин мындай мааниси комплекстенүү менен түшүндүрүлөт.



Кислоталардын (HClO_4 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , ж.б.) суултулган эритмелери менен жез өз ара аракеттенбесе да, HI менен өз ара аракеттенишкенде суутектин бөлүнүп чыгышы комплекстенүүнүн натыйжасы болуп саналат:

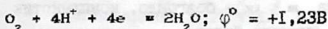


Негиздик чөйрөдө жез цианид ионунун катышуусунда суутек ионун калыбына келтирет:

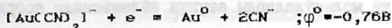


Демек, $[\text{Cu}(\text{CNO})_2]^- + e^- = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$ жарым реакциясынын негизинде стандарттык электроддук потенциалдын (φ^0) мааниси $-0,43\text{В}$ ко чейин азайып, суутек бөлүнөт.

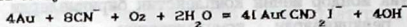
Алтын үчүн: $\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}^0$ - жарым реакциянын стандарттык электроддук потенциалдын мааниси $\varphi^0 = +1,69\text{В}$, ошондуктан алтын реакцияга төмөнкү жөндөмдүүлүктү көрсөтүп, кычкылтекти калыбына келтире албайт:



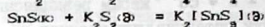
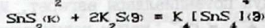
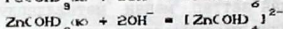
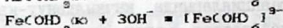
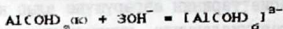
Бирок цианиддин катышуусунда комплекстенүү реакциясынын негизинде:



электроддук потенциалдын азайышынын натыйжасында, абадагы кычкылтек алтынды кычкылдандыруу менен комплексти пайда кылуу реакциясына кошулат:

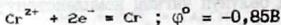


Комплекстенүү реакциялардын натыйжасында эригичтиги аз болгон кээ бир чекмелер эритмеге өтөт. Мисалы:



мында жана мындан кийин к-катуу (же кристалл), э- эритме, г-газ, с-суук фазаларга таандык дегенди түшүндүрөт.

Кээ бир металлдардын туруксуз иондору, комплекстик бирикмени пайда кылуу менен туруктуу формаларына өтөт. Мисалы, стандарттык электроддук потенциалы $\varphi^0 = -0,85В$ болгон төмөнкү системада:



Cr^{2+} -күчтүү калыбына келтиргич, ал эми анын акваацетаттык комплекси $[Cr(CH_2O)_2(C_2H_3O_2)_4]^{0}$ иштеткенде да ($300^{\circ}C$) абадагы кычкылтек менен кычкылданбайт.

Тетрафтордуу кремний менен начар кислота - фтордуу суутек кошулганда, күчтүү кислота суутектин гексафторосиликаты пайда болот:



Жалпы жолунан комплекстенүү реакциясын төмөндөгүдөй көрсөтсө болот:



мында m-комплексти пайда кылуучу атом же ион, L-лиганд, x-анын саны же координациялык сан, m⁺ менен l⁻ - бөлүкчөлөрдүн заряддары. m = lx болгондо комплекстик бирикме молекулалык түрдө, ал эми m ≥ lx жана m ≤ lx - болгондо, комплекстик катион же комплекстик анион түрүндө болот.

Комплекстенүүчү бөлүкчө (атом, ион же молекула) башка иондорду же молекулаларды өзүнүн айланасында координация-

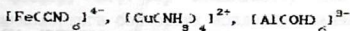
лайт (жайгаштырат).

Көпчүлүк учурда комплекстендирүүчү бөлүкчө бир атомдуу металлдын же металл эместин оң иондору болуп саналат, мисалы, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Cl_4]^-$. Төрс зарядка ээ болгон комплекстендирүүчү бөлүкчө аз кездешет. Жалпы жолунан комплекстендирүүчү бөлүкчөнү борбордук атом (ион) деп коюшат.

Комплекстик кошулмаларды дээрлик бардык элементтер пайда кылышат. VIII A-группанын элементтеринин да комплекстик бирикмелери бар, мисалы, $400^\circ C$ га чейин иштүүгө туруштук берген цезийдин октафтороксенаттын (+VI) сары түстөгү кристаллдары алынган.

Щелочтуу жана щелочтуу жер металлдарынын комплекстик бирикмелери сейрек кездешет. Төмөндөгүдөй d-элементтердин иондорунун комплекстик бирикмелери көп кездешет: Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Pt^{4+} , Ni^{2+} , Co^{3+} , Co^{2+} , ж.б.

Комплекстик кошулмалар ички жана сырткы сфералардан турат. Ички сфера координациялык сфера деп аталат. Ички сфераны борбордук атом менен түздөн-түз байланышкан лиганддар түзөт. Комплекстик бирикмелердин формулаларында ички сфера квадраттык кашаа менен $[]$ белгиленет, мисалы, $K_2[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $K_2[Al(OH)_6]$. Координациялык сфера комплекстик кошулмалардын эритмелеринде сакталат. Жогоруда келтирилген комплекстик бирикмелер, эритмеде комплекстик иондорду пайда кылуу менен диссоциацияланат:



Лигандар - түздөн - түз химиялык байланыштын негизинде борбордук атомго (ионго) координацияланган иондор же молекулалар болуп эсептелет.

Лиганд катарында галогендер, CN^- , NCS^- , NO_2^- , OH^- , SO_4^{2-} , $C_2O_4^{2-}$, CO_3^{2-} , CH_3COO^- -иондору жана H_2O , NH_3 , CO , N_2H_4 (гидразин), C_5H_5N (пиридин), $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ (этилендиамин) молекулалары болот. Лигандардын ортосунда түртүлүү күчтөрү болгондуктан, алардын ортосунда байланыш болбойт. Кээ бир координацияланган молекулалык лигандардын ортосунда молекулалар аралык, көпчүлүк учурда суутектик байланыш болушу мүмкүн.

Көпчүлүк учурларда борбордук ион менен өзүнүн бир атому аркылуу байланышкан лигандар көп кездешет. Мындай лигандар монодентаттуу деп аталат.

Борбордук ион менен химиялык байланышты пайда кылуу саны - лигандардын дентанттуулугу деп аталат.

Жогоруда келтирилген көпчүлүк лигандар CN^- , CH_3COO^- , NO_2^- , SCN^- , NCS^- , H_2O , CO , NH_3 , галогендердин бардык иондору ж.б.) монодентанттуу лигандардын катарына кошулат.

Ал эми лигандар борбордук атом менен, өзүнүн бир нече атомдору менен байланышса, мындай лигандар полидентанттуу лигандар деп аталат. Полидентанттуу лигандар борбордук атом менен байланышкан группаларынын санына жараша би-, три-, тетрадентанттуу деп болжолот. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , ж.б. окшогон эки заряддуу иондор бидентанттык лигандардын катарына кошулат.

Борбордук атомдун (иондун) лигандар аркылуу пайда кылган химиялык байланыштарынын саны - координациялык сан деп аталат.

Эгер борбордук атом (ион) монодентанттуу лигандар менен байланышса, анда координациялык сан (кыскача К.С.) лигандардын санына барабар болот. Мисалы, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ -комплексдик иондорунда жээдин К.С.=2, цинктин К.С.=4, ал эми жээдин кычкылдануу даражасы +1ге, цинктики +2ге барабар. Борбордук атом менен байланышкан полидентанттуу лигандардын саны, координациялык сандан лигандын дентанттуулугуна болгон катышына барабар.

Борбордук иондун координациялык санынын мааниси, анын жаратылышынан, кычкылдануу даражасынан, лигандардын жаратылышынан жана комплекстенүү реакцияларынын шартынан (температура, эриткичтин жаратылышы, борбордук ион менен лигандардын тең салмактуулуктагы концентрациясы) кез каранды.

Комплекстердин жаратылышына жараша координациялык сан (К.С.) 2ден 12ге чейин өзгөрүшү мүмкүн. Бирок 3,7,8,9,10,11,12 болгон координациялык сан абдан аз кездешет. 4,6 болгон координациялык сан көп кездешет.

Комплекстик бөлүкчөлөрдүн түзүлүшү менен жаратылышы, лигандардын жаратылышынан, координациялык сандан, гибриддешүүнүн түрүнөн кез каранды. Өз кезегинде гибриддешүүнүн түрү борбор-

дук атомдун (иондун) электрондук түзүлүшүнөн көз каранды (7.I-Таблица.).

7.I-таблица.

Комплекстик бөлүкчөлөрдүн түзүлүшү.

Гибриддешүү	Түзүлүшү	Борбордук атомдор (иондор)
SP	Сызыктуу	Ag ⁺ , Hg ²⁺ , Cu ⁺
SP ³	Тетраэдрдик	Fe ²⁺ , Co ²⁺ , Zn ²⁺
SP ² d	Жалпак квадрат	Cu ²⁺ , Pt ²⁺ , Pd ²⁺ , Ni ²⁺ , Au ³⁺
SP ³ d ²	Октаэдрдик	Ni ²⁺ , Fe ³⁺ , Co ³⁺ , Cr ³⁺ , Pt ⁴⁺ , Pd ⁴⁺ , Al ³⁺

7.3 Комплекстик бирикмелердин негизги типтери.

Комплекстик бирикмелер жана алардын касиеттеринин ар түрдүүлүгү, аларды бир түрдүү классификациялоого мүмкүндүк бербейт. Комплекстик бирикмөлөрдү классификациялоодо, алардагы химиялык байланыштардын түрү, составы, окшоштуктары, борбордук атомдордун кычкылдануу даражалары, лигандардын жаратылышы ж.б. эске алынат. Лигандардын составына жараша азоту, кычкылтектеги, күкүртү, фосфору ж.б. бар комплекстер деп бөлүнөт. Комплекстик бирикмелердеги борбордук иондордун санына жараша бир жана көп ядролуу, ал эми түрүнө жараша гетероядролуу деп бөлүнөт.

Ички сферасы бир түрдүү лиганддардан турган комплекстик бирикмелер (монолиганддык комплекстер) синтезделиши жагынан жана кээ бир физикалык-химиялык касиеттери боюнча жакын болгондуктан, лигандардын типтери боюнча төмөндөгүдөй классификацияланат:

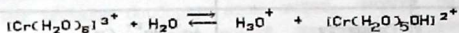
Аквакомплекстер. Лиганд катары суунун молекуласы болгон комплекстик катиондор аквакомплекстерге кирет.

Кээ бир аквакатиондордун кристаллдарында жупташкан ассоциаттардын пайда болушу мүмкүн. Мисалы, $(\text{Na}_2\text{H}_2\text{O})_5\text{CO}_3$ аквакомплексинде, $(\text{Na}_2\text{H}_2\text{O})_{10}^{2+}$ аквакатиондору $(\text{Na}_2\text{H}_2\text{O})_5^+$ аквака-

тиону менен жупташат.

Металлдардын аквакомплекстерин кычкылдануу даражасы +2 жана андан көп болгон катиондору гана пайда кылат жана аларды пайда кылуу жөндөмү мезгилдик системада жогорудан төмөн көздөй азаят.

Бардык аквакатиондор ар кандай деңгээлде катиондук кислоталар болуп эсептелишет:



Протоногендик группалардын ролун суунун координацияланган молекулалары аткарат, жана протондун ички координациялык сферадан чыгышы менен аквакатиондордун кислоталык касиеттери начарлайт.

Комплексти пайда кылуучу иондордун заряддары жана кычкылдануу даражалары канчалык чоң болсо, аквакатиондордун кислоталык касиеттери ошончолук күчтүү болот. Мисалы, $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ аквакатионунун кислоталык константасы $K_k = 10^{-3}$ ($25^\circ C$) барабар болгондуктан HNO_2 менен CH_3COOH кө караганда анын кислоталык касиети чоң.

Гидроосокомплексдер. Комплекстин составында лиганд катарында негизинен гидроксил группалары катышкан комплекстик эригмелер гидрокомплексдерге кирет: мисалы, $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Sn(OH)_4]^{2+}$, $[Be(H_2O)_2(OH)_2]^0$, ж.б.

Гидроосокомплекстерди амфотердик касиетти көрсөтүүчү металлдар пайда кылышат. Аларга:

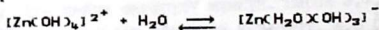
Me(II) - Be, Zn, Cd, Sn, Pb, Mn, Fe, Co, Cu;

Me(III) - Al, Cr, Ga, Sc, Bi, Fe;

Me(IV) - Sn, Pb, Pt, Ti, Sr;

Me(V) - Sb, As, V.

Гидрокомплекстердин суудагы эритмелери гидроксил группаларынын суунун молекулалары менен орун алмашкандыктан, туруксуз болушат.



Гидроксил иондорунун OH^- суунун молекулалары менен орун алмашканда эригичтиги начар гидроксоаквакомплексдер чөкмөгө түшөт. Буларга, мисалы, $[Sn(H_2O)(OH)_2]^0$ кирет.

Сууда туруктуу гидроксокомплексдерге төмөнкүлөр кирет (акыркы экөө аз санда эрийт): $Na[Sn(OH)_6]$, $Na_2[Pb(OH)_6]$, $Na[Sb(OH)_6]$,

Ag (P(ОН)₆).

Гидроксикомплекстердин кристаллдык чөкмөлөрү жана алардын суудагы эритмелери CO₂, SO₂, H₂S ж.б. кислоталык касиетке ээ болгон заттар менен аракеттенишет. Мисалы:



Комплексти пайда кылуучу металл туруктуу кычкылдануу даражага ээ болсо, гидроксикомплекстер кислота менен аракеттешкен мезгилде аквакомплекстерге өтүп кетет:



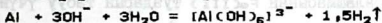
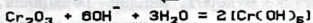
Эгер комплексти пайда кылуучу ион туруксуз жогорку кычкылдануу даражага ээ болсо, анда алардын кислоталар менен кычкылдануу - калыбына келүү реакциясы боюнча өз ара аракеттенишет:



Гидроксикомплекстерди ысытса 300-500°C да сууга жана кош оксиддерге ажырайт:



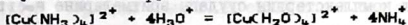
Төмөндөгүдөй реакциялардын негизинде гидрокомплекстер алынат:



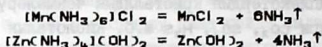
Аммиакаттар. Аммиактын молекуласы лиганддын ролун аткарган комплекстик бирикмелер аммиакаттар деп аталат.

Аммиакаттарды көбүнчө d-элементтер пайда кылат. Булардын туруктуулугу комплексти пайда кылуучу иондун кычкылдануу даражаларынын өсүшү жана атомдорунун размерлеринин кичирейиши менен жогорулайт. Мисалы, $[V_6(NH_3)_4]^{2+}$ ($r_{V_6} = 34\text{пм}$) иону $[Mg_6(NH_3)_6]^{2+}$ ($r = 78\text{пм}$) ионуна караганда туруктуу, ал эми $[Co_6(NH_3)_6]^{3+}$ иону $[Co_6(NH_3)_6]^{2+}$ ионуна караганда туруктуу болот. Туруктуу аммиакаттарды төмөндөгүдөй катиондор пайда кылат: $[Co_6(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cu_6(NH_3)_4]^{2+}$, $[Zr_6(NH_3)_4]^{2+}$.

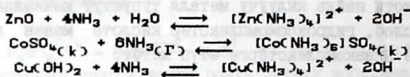
Көпчүлүк аммиакаттар кислоталар менен аракеттенишкенде ички сферасындагы аммиактын молекуласы NH_4^+ катионуна айланып, суунун молекуласы менен орун алмашат:



Бардык аммиакаттарды ысытканда ажыроо реакциясына дуушар болушат:



Аммиакаттар оксиддерге, гидроксиддерге, суусуз туздарга жана алардын суудагы эритмелерине аммиакты таасир этүү менен алынат:



Ацидокомплекстер. Лиганддардын ролун органикалык жана органикалык эмес кислоталардын аниондору аткаrsa, алар ацидокомплекстер деп аталат. Мисалы, лиганддары галогениддер болгон ацидокомплекстер көңири таралган: $[\text{BF}_4]^-$, $[\text{SnCl}_6]^{2-}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

Көпчүлүк ацидокомплекстер эритмелерге мүнөздүү болгон түстү бергендиктен, алар эритмелердеги кээ бир металлдардын иондорун ачууга мүмкүнчүлүк түзөт. Мисалы, $\text{Fe}(\text{II})$ ионунун тиоцианат аниондору NCS^- менен болгон комплекси $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{4-}$ эритмеде жашыл сымал түстү берет. Ал эми $\text{Fe}(\text{III})$ иону ушул эле анион менен болгон комплекстик бирикмеси $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$, эритмени кандуу-кызыл түскө өткөрөт. Мындай реакцияны, $\text{Fe}(\text{II})$ бар туздарынын аралашмасынан $\text{Fe}(\text{III})$ туздарын табуу үчүн колдонулат:

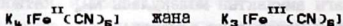


Бирок $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$ аниону туруксуз болот. Мисалы, F^- , H_2PO_4^- иондору ички сферадагы NCS^- иону менен оңой эле орун алмашып кетип, эритме түссүз болуп калат:



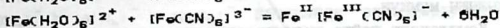
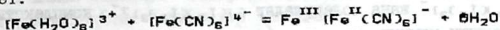
Бардык d-элементтер CN^- аниондору менен кошулуп ацидокомплекстерди пайда кылат. Комплексти пайда кылуучу ион менен CN^- лиганддын ортосундагы химиялык байланыш же көмүртектин атому же азоттун атому аркылуу жүрөт.

Айрыкча металлдардын гексацианоферраттары жакшы изилденген. Мисалы,

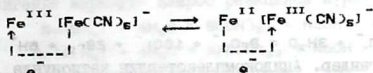


Эгерде ушул комплекстердин суудагы эритмелерине $\text{Fe}(\text{III})$ тузун

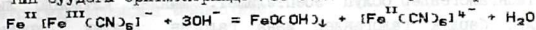
биринчисине Fe(II) тузун экичисине кошсо, анда темирдин ар кандай кычкылдануу даражасындагы көк түстөгү чөкмөлөрү бөлүнөт:



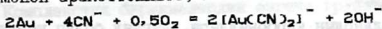
Пайда болгон аниондор бул реакцияларда кычкылдануу-калыбына келүү төң салмактуулугунда турушат деп божомолдошот:



Суюлтулган кислоталарда аниондор туруктуу болушат, бирок кон тын суудагы эритмелеринде $\text{FeO}(\text{OH})$ ты бөлүп чыгарат:



Жез, күмүш жана алтын кычкылдандыргычтардан катышуусунда CN^{-} аниону менен аракеттенишет; мисалы:



7.4. Галогендердин комплекстик бирикмелери

Комплекстик анион же катион толугу менен комплексти пайда кылуучу атомдун же лиганддын кызматын аткарган галогендерден турса галогендердин комплекстик бирикмелерине кирет. Галогендердин комплекстик бирикмелери анионгалогенаттар жана катионгалогенаттар деп экиге бөлүнөт.

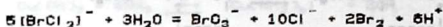
Анионгалогенаттар. Галогендердин комплекстик бирикмелеринин аниондорунда комплексти пайда кылуучу иондун оң электрдүүлүгү чоңураак галогенден, ал эми лигандды терс электрдүүлүгү боюнча бирдей же чоңураак галогендерден түзүлгөн комплекстер анионгалогенаттарга кошулат.

Бул комплекстик бирикмелерде комплексти пайда кылуучу иондун координациялык саны анын кычкылдануу даражасынан бирге чоң болот. Мисалы, $[\text{I}^{\text{I}}(\text{SbCl}_6)]^{-}$, $[\text{I}^{\text{III}}\text{Cl}_6]^{-}$, $[\text{Cl}^{\text{IV}}\text{F}_6]^{-}$, $[\text{I}^{\text{V}}\text{F}_6]^{-}$ - координациялык сандары 2, 4, 6 жана 8ге барабар.

Көпчүлүк учурларда анионгалогенаттардын комплексти пайда кылуучу иондору галогендердин оң заряддалган иондору болуп

эсептелет. Ошондой эле зарядсыз атомдор ($\text{I}^0(\text{I}_2)_2$), төрс заряддалган бир атомдуу ($\text{I}^-(\text{I}_2)_2$), үч атомдуу иондор ($\text{I}_3 \times \text{I}_2$) жана молекулалар ($(\text{I}_2 \times \text{I}_3)_2^{2-}$) комплексти пайда кылышы мүмкүн.

Комплексти пайда кылуучу атомдор же иондор бромдун же хлордун атомунан (ионунан) турган болсо, анионгалогенаттарды суу менен ажыратышат:



Катионгалогендер. Ацидокомплекстердин катионунда, үч же андан көп галогендерди, алардын бирөө комплексти пайда кылуучу (I, Br, Cl) атом так кычкылдануу даражада болсо, катионгалогендер болуп эсептелишет. Мындай катиондо лиганд болуп бардык галогендер жана галоген аралык бирикмелер болот. М: Cl^+F_4 , $[\text{SbF}_6]$, $[\text{I}^+(\text{BrO}_2)]^+$, $[\text{Cl}^+(\text{ClO}_2)]$, $[\text{AsF}_6]$.

Бардык катионгалогендер күчтүү кычкылдандыргычтар. Алар суу жана органикалык эриткичтер менен күчтүү өз ара аракеттенишет.

Металлдардын карбонилдери. Лиганд болуп көмүртектин монооксидинин молекуласы, ал эми комплексти пайда кылуучу борбордук атом металлдардын кычкылдануу даражасы нөлгө барабар болгон атомдордон түзүлгөн комплекстик бирикмелер, металлдардын карбонилдери деген атка ээ.

Металлдардын карбонилдери диамагниттүү. Алардын ички сферасы электролит эмес категориясына кирип, алар суук $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ жана катуу $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$, $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]$ абалдарында болот.

Карбонилдердин химиялык касиеттери ар түрдүү. Ошондуктан алардын CCl_4 эриткичтериндеги эритмелери галогендер менен өтө тез аракеттенишет:



Күкүрт кислотасы ысытуудан карбонилдерди ажыратат:

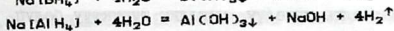
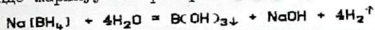


Гидриддүү комплекстер. Гидриддүү комплекстер деп анионунда лиганд катары гидрид иону H^- бар бирикмелерди айтабыз.

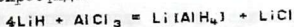
Комплексти пайда кылуучу бөлүкчө болуп, негизинен IIIA-группанын элементтери эсептелинет, бирок башка элементтер да

пайда кылган комплекстик бирикмелер да белгилүү. Мисалы, $[ReH_9]^{2-}$. Андан сырткары $K[Al_2H_7]$ сыяктуу көп ядролуу гидриддүү комплекстик бирикмелер алынган.

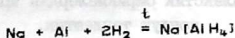
$[BH_4]^- > [AlH_4]^- > [GaH_4]^-$ катарында аниондордун туруктуулугу азаят. Эгер $Na[BH_4]$ $25^\circ C$ да H_2O менен өз ара жай аракеттенишсе, ал эми $Na[AlH_4]$ комплексти суу менен аракеттенгенде жарылуу- ажыроо реакциясы жүрөт:



Гидриддүү комплекстер суусуз чөйрөдө гана алынат. Мисалы, диэтилэфирдин чөйрөсүндө:



же тетрагидрофурандын чөйрөсүндө:

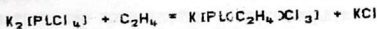


7.5. Комплекстик бирикмелердин өзгөчө группалары.

Жогоруда каралган комплекстик бирикмелерден өзгөчөлөнүп, химиялык байланыштын тибине жана координацияланган лиганддардын мүнөзүнө жараша да комплекстик бирикмелер бөлүнөт.

II-комплекстер. Этилен, бензол, циклопентадиен ж.б. чектүү углеводороддор да лиганддын ролун аткара алышат. Мындай лиганддарда комплексти пайда кылуучу ион же атом менен түздөн - түз байланыш жок, байланыш лиганддын II-электрондук системасынын жоктугунун өзөбинен болот. Ошондуктан металлдардын II-комплектери деп аталат.

Биринчи II-комплекстик бирикме 1830-жылы Даниянын органик химиги В.Цейзе тарабынан калийдин (II) трихлорэтиленплатинаты алынган.

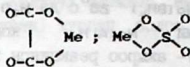


7.6. Циклдик комплекстик бирикмелер же хелаттар.

Циклдик комплекстик бирикмелерде же хелаттарда, ички сферасындагы полидентанттуу лиганддар менен комплексти пайда

кылуучу бөлүкчө жабык циклди (бир же бир нече) пайда кылат. Көбүнчө төрт, беш, алты мүчөлүү циклдер кездешет.

Мисалы, оксолат аниону $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ беш мүчөлүү, ал эми тиосульфат аниону $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ төрт мүчөлүү циклди пайда кылат:



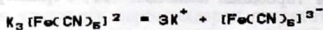
Беш жана алты мүчөлүү циклдик туруктуу болуп саналышат. (Чугаевдин циклдер эрежеси). Жети жана сегиз мүчөлүү циклдик комплекстер туруксуз келип, аз кездешет.

7.7. Комплекстик бирикмелердин эритмелериндеги иондук теңдештик.

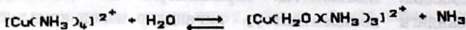
Комплекстик бирикмелер өзүнүн эритмелеринде жаратылышы, эриткичтин жаратылышы жана сырткы шарттарга жараша ар кандай айланымдарга дуушар болушат: комплекстик тышкы сферанын иондооруна комплекстердин электролиттик диссоциациясы, бир лиганддын экинчи лигандга орун алмашуу реакциясы, протолиз реакциясы, кычкылдануу-калыбына келүү реакциясы ж.б.

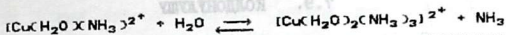
Комплекстик бирикмелер электролиттер, электролит эместер жана начар электролиттер деп башка бирикмелер сыяктуу эле үч группага бөлүнүшөт. Электролит эместерге бир ички сферадан турган бирикмелер кирет. Аларга металлдардын карбонилдери, II-комплекстер, хелаттар жана циклдик комплекстер кирет.

Тышкы сфералык иондору бар комплекстерди сууда эриткенде, комплекстик жана тышкы сфералык ионго толук электролиттик диссоциацияга дуушар болушат. Мисалы,

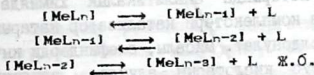


Комплекстик иондор көбүнчө начар электролиттердин катарына кирет жана алар өзүнүн лиганддарын сууга алмаштырып баскычтуу кайталанма электролиттик диссоциацияга дуушар болот.



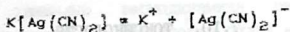


Жөнөкөйлөтүлгөн түрдө комплекстик иондун $[MeL_n]$ электролиттик диссоциациясын төмөндөгү теңдештиктер аркылуу көрсөтүлөт:



7.8 КОМПЛЕКСТИК БИРИКМӨЛӨРДҮН ТУРУКТУУЛУГУ. ТУРУКТУУЛУК КОНСТАНТАСЫ

Комплекстик бирикмөлөрдү сууда эриткенде комплекстик бөлүкчөнүн ички сферасын өз алдынчалыгын сактоо менен төмөндөгүдөй диссоциацияга ажырайт:



Бул процесс менен кошо бир аз өлчөмдө болсо да, комплекстин ички сферасы да төмөндөгүдөй диссоциацияга ажырайт:



Бул акыркы тең салмактуулукка массалардын таасир этүү законун колдонуп, комплекстин туруксуздук константасы $K_{ТЗ}$ алынат:

$$K_{ТЗ} = \frac{C_{Ag^+} \cdot C_{CN}^2}{C_{[Ag(CN)_2]^-}} = 10^{-22}$$

Кээде туруксуздуктун константасынын ордуна, ага тескери чоңдук болгон комплекстин туруктуулугунун константасы ($K_{Тр}$) $K_{Тр} = 1/K_{ТЗ}$ колдонулат.

Бул константалар комплекстик бөлүкчөлөрдүн туруктуулуктарынын мүнөздүү чоңдуктары болуп саналат. Комплекстик бөлүкчөнүн туруксуздук константасы канчалык кичине болсо, комплекстин туруктуулук константасы чоң болуп, комплекс ошончолук туруктуу болот.

7.9. КОЛДОНУЛУШУ

Өнөр жайларда комплекстик бирикмелер заттарды синтездөөдө, бөлүп алууда жана тазалоодо кеңири колдонулат. Алар реагент катарында аналитикалык химияда пайдаланылат. α-элементтердин комплекстери катализатор катарында ар түрдүү реакцияларда колдонулат. Мисалы, олефиндерди кычкылдандырууда, метанолдон уксус кислотасын алууда, этиленди гидрлөөдө, полимерлөшүү реакцияларында, эфирди алууда колдонулат.

Ошондой эле комплекстик бирикмелер электрохимиялык өнөр жайларда да колдонулат. Мисалы, алюминийди алууда, алтын, күмүш, хром, никель, жезди желатканда жана фотоматериалдарды иштеткенде колдонулат.

Комплекстик бирикмелер биохимиялык процесстерде чоң роль ойнойт. Мисалы, Mg, Fe жана Co тин комплекстик бирикмелери болуп хлорофил, гемоглобин, витамин B₁₂ эсептелинет.

7.10. ТОКСИКОЛОГИЯ

Бардык комплекстик бирикмелердин ичинен көбүнчө металлдардын карбонилдери жана катионгалогендер өтө уулуу болушат. Газ абалындагы металлдардын карбонилдери, айрыкча никелдин жана темирдин карбонилдери адамдын организмине (өпкөгө, ж.б.) зыян келтирет. Алар менен ууланганда айрыкча нерв системасы бузулат. Аз өлчөмдө көзгө, жогорку дем алуу жолдоруна жана өпкөгө зыян келтирет. Гидриддик комплекстер кислоталар менен кошулуп кетсе, өтө уулуу газдар бөлүнүп чыгып, нымдуу абада күйүшү мүмкүн.

8 ХИМИЯЛЫК РЕАКЦИЯЛАРДЫН ЭНЕРГЕТИКАСЫ

8.1. ТЕРМОДИНАМИКАНЫН БИРИНЧИ ЗАКОНУ

Ар кандай химиялык реакциялар энергетикалык эффектер менен коштолуп жүрөт: мисалы жылуулукту же жарыкты бөлүп чыгаруу же кошуп алуу менен; электрдик же механикалык жумушту аткаруу менен. Жылуулук же жумуш түрүндөгү энергетикалык эффектердин жардамы менен белгилүү химиялык реакциянын сандык жактан мүнөздөөгө, жана ошондой эле реакцияга катышкан заттардын реакцияга жөндөмдүүлүгүн, температурага туруктуулугун, кислоталык-негиздик жана кычкылдануу калыбына келүү касиеттерин билүүгө болот.

Химиялык реакциялардын энергетикалык эффектерин, химиялык жана физика -химиялык кубулуштарды атайын химиялык илимдин бир тармагы болгон химиялык термодинамика окутат. Химиялык реакциялардын энергетикалык эффектерин билүү менен, реакциянын жүрүү багыты менен мүмкүнчүлүгүн билүүгө болот.

Химиялык термодинамикада система деген түшүнүк кеңири колдонулат. Айлана чөйрөдөн изилдөө же окуп үйрөнүү үчүн бөлүнүп алынган заттар же заттардын жыйындысы термодинамикалык система же жөн эле система деп аталат. Мисалы, колбанын ичиндеги тажрыйба жүргүзүү үчүн алынган зат системаны түзөт. Ал эми колба (айнек идиш) системанын кабыгын түзөт. Андан сырткары жайгашкан заттар "айлана чөйрө" же "сырткы чөйрө" деп аталат. Сырткы чөйрө менен система энергиялык жана зөт алмашуу боюнча байланышта болот. Бул байланыш системанын кабыгы аркылуу ишке ашып, системанын энергиясынын жана көлөмүнүн өзгөрүшүнө, андагы заттардын санынын жана башка касиеттеринин өзгөрүшүнө жол бериши же бербөши мүмкүн. Ошондуктан, система сырткы чөйрө менен өз ара аракеттениши боюнча ачык, жабык жана обочолонгон деп болүнөт:

1) Система менен айлана чөйрөнүн ортосундагы кабык, энергиянын да заттардын да өтүшүн камсыз кылса анда мындай система ачык система деп аталат. Мисалы, стакандагы суу бууланганда системанын массасы менен энергиясы өзгөрөт.

2) Система менен сырткы чөйрөнүн өз ара аракеттенишүү учурунда системанын кабыгы алардын ортосунда бир гана энергиялык жактан байланышта болууга мүмкүнчүлүк берсе система

жабык система деп аталат. Мисалы, пробка менен жабылган пробиркадагы суу.

3) Системанын кабыгы система менен сырткы чөйрөнүн ортосунда механикалык жумуштун аткарылышына, заттардын алмашуусуна жана энергия алмашуусуна мүмкүнчүлүк бербесе, анда мындай система обочолонгон система деп аталат. Мисалы, термостун ичине куюлган ысык суу көп убакытка чейин өзүнүн жылуулугун сактай алат.

Агрегаттык абалдары боюнча система гомогендик жана гетерогендик деп бөлүнөт. Гомогендик система бир фазадан турса, ал эми гетерогендик система эки же андан көп фазалардан түзүлөт. Музу бар суу гетерогендик системага мисал боло алат.

Системанын физикалык жана химиялык касиеттери анын абалын мүнөздөйт. Системанын абалына таасирин тийгизген чондуктарды сырткы чондуктар дейбиз.

Системанын касиеттери экстенсивдүү жана интенсивдүү деп экиге бөлүнөт. Экстенсивдүү касиеттер заттардын санынан көз каранды, аларга жалпы көлөм, энтальпия, ички энергия жана башка кирет. Ал эми заттардын санынан көз каранды болбогон басым, температура, тыгыздык ж.б. системанын интенсивдүү чондуктарына кирет.

Системада кандайдыр бир процесс жүргөндөн кийин, анын касиеттерин баштапкы абалына келтирсе системанын абалы да баштапкы абалга келет. Баштапкы абалдан алып чыккан жана кайрадан баштапкы абалга алып келген процесстердин жыйындысы цикл же тузук процесс деп аталат.

8.1.1 Кайталанма процесстер

Сырткы чөйрө менен жумуш аткаруу же жылуулук алмашуу боюнча байланышта турган, заттардын туруктуу санын сактаган жабык системаны элестетели. Мындай системада кандай гана кубулуш жүрбөсүн, аны сырттан таасир этүү менен баштапкы абалга келтирүүгө болот. Мисалы, туруктуу температурада азот менен кычкылтекти аралаштыралы дейли. Пайда болгон аралашманы терең муздатуу менен аларды бири- биринен бөлүп алып, мурунку температурага чейин ысытып, системаны баштапкы абалына чейин калыбына келтирүүгө болот. Бул мисалда системада кайталанма

процесс жүрдү десе болот. Бирок сырткы чөйрөнүн өзгөрүшүн эске алган жокпуз, анткени анын абалы дагы өзгөрөт. Эгерде системада кандайдыр бир процесс жүрүп анын абалы кайра баштапкы абалына келгенде, аны менен чогуу процесске катышкан сырткы чөйрөдөгү заттардын да абалдары баштапкы абалдарына келсе, анда мындай кубулушту кайталанма процесс дейбиз. Ал эми система же сырткы чөйрөнүн бири баштапкы абалына келбесе, анда процесс кайталанма эмес болот. Сүрүлүүсү жок маятниктин термелүүсү, тартылуу жана түртүлүү күчтөрүнүн негизинде турган телолор кайталанма процесстерге мисал болсо, ал эми ар кандай температурадагы турган заттардын биринен экинчисине энергиянын өтүшү же боштукта газдардын кеңейүү жумуштары кайталанма эмес кубулуштарга мисал боло алат.

Тең салмактуулукта жүргөн процесстер кайталанма процесстерге кирет. Мисалы, жылуулукту берген зат менен жылуулукту кабыл алган заттын температуралары бири-биринен чексиз кичинеге айырмаланса жылуулук кайталанма шартта берилет. Система менен сырткы чөйрөнүн басымдары бири-бирине жакын болсо, кеңейүү же кысылуу жумуштары кайталанма абалда аткарылат. Демек, кайталанма процесстер чексиз акырын жүрөт. Убакыт термодинамикалык параметрге кирбейт. Классикалык термодинамикада бул кубулуштардын мааниси абдан чоң, себеби системаны бир абалдан экинчи абалга кайталанма шартта алып келүүгө мүмкүнчүлүк берет.

8.1.2 Ички энергия, жылуулук жана жумуш

Системанын ички энергиясы системаны түзгөн бардык бөлүкчөлөрдүн кинетикалык жана потенциалдык энергиялардын суммасына барабар. Ички энергия системанын энергиясынын жалпы запасын мүнөздөп, аны түзгөн бөлүкчөлөрдүн кыймылдуулуктарынын мүнөздүү чени болуп саналат. Анын жалпы запасын аныктоого мүмкүн эмес. Системанын ички энергиясынын өзгөрүшү жылуулук же ар кандай түрдөгү жумуш түрүндө байкалат.

Эгерде система сырттан жылуулукту (Q) алуу менен сырткы чөйрөгө каршы жумуш (A) аткаrsa, анда $Q-A$ системанын ички энергиясынын өзгөрүшүнө барабар:

$$\Delta U = Q - A \quad (8.1.1)$$

Бул теңдемеге кирген бардык чоңдуктар Дж менен өлчөнөт жана термодинамиканын биринчи законунун математикалык туюнтмасы болуп эсептелинет.

Термодинамиканын биринчи закону жө энергиянын сакталуу закону төмөнкүнү айкындайт: Системанын ички энергиясынын өзгөрүшү (ΔU) системанын баштапкы жана акыркы абалдарынан гана кез каранды, ал эми бир абалдан экинчи абалга өтүү жолунан кез карандысыз, б.а. ички энергиянын өзгөрүшү системанын акыркы (U_2) жана баштапкы (U_1) ички энергияларынын айырмасына барабар:

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (8.1.2)$$

Көлөмдүн өзгөрүшү менен жүргөн процессте пайдалуу жумуш аткарылбаса, анда аткарылган жумуш механикалык жумушка барабар болот:

$$A = p(V_2 - V_1) \quad (8.1.3)$$

Мында V_1 менен V_2 системанын баштапкы жана акыркы көлөмдөрү; p -системага таасир эткен сырткы басым. Анда 1- жана 3-теңдемелерден төмөнкү алынат:

$$\Delta U = Q - p(V_2 - V_1); \text{ жө } Q = U_2 - U_1 - p(V_2 - V_1) \quad (8.1.4)$$

мындан,

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (8.1.5)$$

Изобардык процессте система пайдалуу жумуш аткарбаса, анда жылуулук кашанын ичиндеги функциянын өзгөрүшүнө барабар. Бул функция Гиббс тарабынан киргизилип **энтальпия** деп аталган жана төмөндөгүдөй туюнтулат:

$$H = U + pV \quad (8.1.6)$$

Демек, система туруктуу басымда сырттан жылуулукту алуу менен өзгөрүүгө учурап, пайдалуу жумуш аткарбаса, анда изобардык процесстеги энтальпиянын өсүшү жылуулукка барабар болот:

$$\Delta H = H_2 - H_1 = Q_p \text{ жана } dH = \delta Q_p \quad (8.1.7)$$

мында Q_p туруктуу басымда система алган же система берген

жылуулук.

Ушундай эле жол менен $v = \text{const}$ жана система пайдалуу жумуш аткарбаган шартта (8.1.5) тендемеден төмөнкүдөй тендештик алынат:

$$dU = \delta Q_p \quad \text{жана} \quad \Delta U = Q_p \quad (8.1.8)$$

мында Q_p туруктуу көлөмдө система алган же система берген жылуулук.

Изобардык $P = \text{const}$ жана адиабаттык $Q = 0$ шартта процесс жүрсө, анда

$$dH = 0 \quad (8.1.9)$$

ал эми изохордук-адиабаттык шартта процесс жүрсө б.а. система толук сырткы чөйрөдөн обочолонгон учурда системанын ички энергиясы өзгөрбөйт.

$$dU = 0 \quad (8.1.10)$$

Бул тендеме обочолонгон система үчүн, энергиянын сакталуу законунун туунтулушу болуп саналат.

8.1.3. Жылуулук сыйымдуулук

Системага берилген жылуулуктун таасиринен анын температурасы да өзгөрөт. Ошол системага берилген жылуулук санынын Q температуранын өзгөрүшүнө болгон катышы жылуулук сыйымдуулук деп аталат. Иг затты бир градуска ысытууга жумшаган жылуулукту салыштырма жылуулук сыйымдуулук, 1 моль затка туура келгени мольдук жылуулук сыйымдуулук, ал эми 1 г затка туура келгени атомдук жылуулук сыйымдуулук деп аталат.

$$C = Q / (t_2 - t_1) \quad (8.1.11)$$

- орточо жылуулук сыйымдуулук, ал эми чексиз кичине өзгөрүүгө туура келген жылуулук сыйымдуулук чыныгы жылуулук сыйымдуулук деп аталат:

$$C = \delta Q / dt$$

$$(8.1.12)$$

8.1.4 Гессин закону.

Ар кандай химиялык реакциялар бөлгилүү сандагы жылуулукту

бөлүп чыгаруу же сиңирип алуу менен жүрөт. Бул жылуулукту химиялык реакциянын жылуулук эффектиси дейбиз.

Гесстин закону төмөндөгүдөй айтылат:

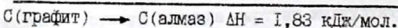
Реакциянын жылуулук эффектиси акыркы (пайда болгон заттар) жана баштапкы (реакцияга кирген) заттардын абалдарынан гана көз каранды, ал эми реакциянын жүрүү жолунан көз карандысыз.

Реакциянын жылуулук эффектиси $t, p = \text{const}$ жана система пайдалуу жумуш аткарбаса, анда (8.1.7) теңдеме боюнча аныкталынат. Демек бул учурда системанын энтальпиясы азайтат $\Delta H < 0$, б.а. мындай шарттарда реакция жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт $\langle Q < 0 \rangle$. Эгер мындай реакция $p = \text{const}$ жана $Q = 0$ (адиабаттык) болгон шартта жүрсө, анда системанын температурасы чоңойп, ал эми энтальпиясы өзгөрүүсүз калат $(H_1)_t = (H_2)_t$. Мындай реакциялар экзотермикалык реакциялар деп аталат.

Гесстин законунан термохимиялык эсептөөлөр үчүн зарыл болгон төмөндөгүдөй тыянактар келип чыгат:

1. Кандайдыр бир химиялык кошулманын пайда болуу жана ажыроо жылуулук эффекттери бири-бирине барабар жана белгиси боюнча карама каршы.

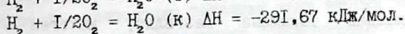
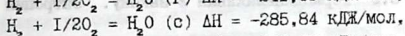
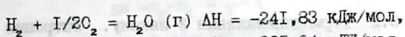
2. Эгер эки реакция ар кандай баштапкы абалдан бир акыркы абалга (продукта) алып келсе, анда реакциялардын жылуулук эффекттеринин айырмасы баштапкы абалдарынын биринен экинчисине өтүү жылуулук эффектисине барабар. Мисалы, графиттин алмазга айланышына керек болгон жылуулуктун санын, алардын күйүү реакцияларынын жылуулуктарынан эсептөөлүнүн көрсөтөлү:



Демек, графиттин алмазга өтүшүндө анчейин чоң эмес жылуулук талап этилет.

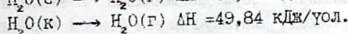
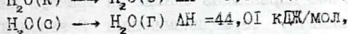
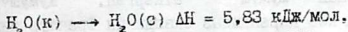
3. Эгер эки реакция баштапкы бирдей абалдардан акыркы ар кандай абалдарга (продукталарга) алып келсе, анда реакциялардын жылуулук эффекттеринин айырмасы акыркы бир

абалынан экинчисине өтүүлөрүнүн жылуулук эффектилерине барабар. Мисалы, суутектин (баштапкы абал) күйүүсүнөн пайда болгон суунун агрегаттык абалдарынан кез каранды ар кандай санда жылуулук бөлүнүп чыгат:

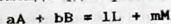


мында жана мындан кийин г-газ, с-суук, к-катуу - фазалардын агрегаттык абалдарын белгилөө үчүн колдонулат.

Демек,



4. Төмөндөгүдөй реакцияны карайлы:



(8.1.13)

мында, А, В, L, М-реагенттер; а, b, l, m- алардын стехиометриялык коэффициенттери;

Реакциянын жылуулук эффектиси акыркы (пайда болгон заттар) жана баштапкы (реакцияга кирген) заттардын пайда болуу жылуулуктарынын айырмасына барабар (заттардын стехиометриялык коэффициенттери эске алынат):

$$\Delta\text{H} = (l \overset{\text{п.б.}}{\Delta\text{H}}_{\text{L}} + m \overset{\text{п.б.}}{\Delta\text{H}}_{\text{M}}) - (a \overset{\text{п.б.}}{\Delta\text{H}}_{\text{A}} + b \overset{\text{п.б.}}{\Delta\text{H}}_{\text{B}}) \quad (8.1.14)$$

$\Delta\text{H}^{\text{п.б}}$ бирикмелердин бир молунун пайда болуу энтальпиялары (жылуулуктары). Бир моль бирикменин жөнөкөй заттардан пайда болуусунда бөлүнүп чыккан же синирилип алынган жылуулуктун саны бирикменин (заттын) пайда болуу жылуулугу деп аталат.

5. Реакциянын жылуулук эффектиси реакцияга кирген жана реакциядан пайда болгон заттардын күйүү жылуулуктарынын айырмасына барабар. Мисалы, (8.1.12)-реакциясы үчүн, реакциянын жылуулук эффектиси бул тыянак боюнча төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$\Delta\text{H} = (a \overset{\text{күй}}{\Delta\text{H}}_{\text{A}} + b \overset{\text{күй}}{\Delta\text{H}}_{\text{B}}) - (l \overset{\text{күй}}{\Delta\text{H}}_{\text{L}} + m \overset{\text{күй}}{\Delta\text{H}}_{\text{M}}) \quad (8.1.14)$$

мында, ΔH -бирикмелердин бир молунун күйүү жылуулуктары.

Бир мол заттын күйүү жылуулугу деп, анын составындагы элементтердин жогорку кычкылдануу даражаларына жооп берген оксиддерине чейин, зат толук күйгөндө бөлүнүп чыккан жылуулуктун саны этилат.

8.2 Термодинамиканын 2-заңуу. Энтропия

Ар кандай тынымсыз мөзгилдүү иштеген машинанын максималдуу пайдалуу аракет коэффициентинин (п.а.к.) мааниси жылуулук булагы менен муздатыкчтын гана температурасынан көз каранды болгондугун, ал эми "муздатыкчтан" энергияны жылуулук катарында алып жумуш аткарган, "жумушчу телонун" жаратылышынан көз карандысыз экендигин Франсуа инженерин Карно 1824-жылы далилдеп, термодинамиканын 2-заңунун башталышына изилдөөгө жол ачкан. Клаузиус менен Томсон тарабынан айтылган темендегү постулаттарды кошумча түрдө кабыл алса, Карнонун негизги кортундулары туура экендиги көрсөтүлөт.

Клаузиустун постулаты: Жылуулук муздак телодон нсыгыраак телого өз алдынча өтпөйт. Бул термодинамиканын 1-заңунан келип чыкпайт жана адам баласынын тажрыйбасынан далилденген өз алдынча заң болуп саналат.

Кийинчерээк 2-заңго тагыраак постулатты Планк айткан: жылуулук булагын муздатып бир гана жүктү көтөрүү менен мөзгилдүү иштөөчү, машинаны курууга мүмкүн эмес, б.а. кандайдыр бир сырткы телодон жылуулук катарында алынган энергиянын эсебинен бир гана жумуш аткаруучу машинаны курууга мүмкүн эмес.

Энтропия-кайрымсыз чачыраган энергиянын өлчөмүн аныктоочу термодинамикалык чоңдук. Аны Клаузиус (1865) киргизген.

Термодинамиканын биринчи заңуу, б.а., ички энергия менен энтальпия физикалык-химиялык процесстин багытын алдын ала айта албайт. Себеби, системанын энтальпиясынын өсүшү жана темендөшү менен жүргөн реакциялар бар. Процесстин багыты энтропия жана Гиббстин эркин энергиясы деген термодинамикалык чоңдуктар боюнча аныкталынат.

Энтропия термодинамикалык системанын абалдык функциясы

болгондуктан, анын өзгөрүшү ΔS процесстин жүрүү жолунан көз каранды эмес. Жалпы жолунан изотермикалык процесстер үчүн энтропиянын дифференциалы төмөндөгүдөй формада жазылат:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \frac{Q}{T} \quad (8.2.1)$$

мында, Q —жылуулуктун саны; T —абсолюттук температура.

Бул теңдемде, системанын баштапкы жана акыркы абалдарына туура келген энтропиялар, абсолюттук (термодинамикалык) температуранын T бир эле маанисине туура келет. Ошондуктан, аны башка температуралык шкалалар менен, мисалы, $t, ^\circ C$ менен алмаштырууга болбойт. Q, T температурада система сырткы чөйрө менен жылуулук формасында алмашкан энергия. Жылуулук божонча тең салмактуулук абал орногондо, система менен сырткы чөйрөнүн температураларынын (T) мааниси бирдей болуп калат.

8.2.1-теңдеме, Карнонун циклынын анализинен келип чыккан теңдеме болуп саналат. Идеалдык жылуулук машинанын эффективдүүлүгү, машинанын жумушчу затынын (идеалдык газ) жаратылышынан каранды эмес, бир гана жылуулук булагы менен муздаткычтын температурасынан гана көз каранды б.а. төмөндөгүдөй теңдештик менен гана аныкталынат:

$$\eta = \frac{A}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} \quad \text{же} \quad \frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2} \quad (8.2.2)$$

мында, η —машинанын пайдалуу аракет этүү коэффициенти; Температурасы T_1 болгон ысыткычтан (жылуулук булагы) жумушчу тело алган жылуулук $-Q_1$. T_2 температурада жумушчу заттан муздаткыч алган жылуулук $-Q_2$.

8.2.2-теңдемеден жумушка айлануучу ички энергиянын үлүшү, ысыткыч менен муздаткычтын гана температураларынан көз каранды экендиги көрүнүп турат.

Энтропия экстенсивдүү чоңдук болгондуктан, анын мааниси заттын санынан көз каранды.

Энтропиянын жардамы менен жаратылышта жүргөн кубулуштардын багытынын мүнөзүн көрсөтүүгө болот. Мисалы, кандайдыр бир процеске катышкан заттар жабык системаны түзсүн жана бул система менен сырткы чөйрөнүн ортосунда жылуулук

жактан орун алмашуу жок болсун дейли б.а., адиабаттык система.
Анда (8.2.1)-теңдемөнин негизинде төмөндөгүдөй теңдеме алынат:

$$dS > 0$$

(8.2.3)

Обочолонгон системада, кайталанма процесс учурунда энтропия өзгөрүүсүз калса, ал эми кайталанма эмес процесстерде энтропия ар дайым өсөт. Эч бир шартта обочолонгон системада энтропия төмөндөбөйт, себеби ал термодинамиканын экинчи башталышына каршы келмек.

Демек, системанын энтропиясынын өсүшүнө алып келген процесстин жүрүү мүмкүнчүлүгү бар. Эгер обочолонгон системада кандайдыр бир процесс жүргөндө энтропия өзгөрбөсө ($dS=0$), анда мындай процесстин түз жана тескери багытта жүрүү мүмкүнчүлүгү термодинамиканын 2-законуна каршы келбөйт. Бул процеске салыштырмалуу, мындай системанын абалы тең салмактуулукта десе болот. Бул тең салмактуулуктун шартын төмөндөгүдөй түрдөгү теңдеме катарында көрсөтсө болот:

$$dS=0,$$

(8.2.4)

Эгер бул шарт орун алса, анда обочолонгон система тең салмактуулукта болуп, системада бир гана кайталанма процесс жүрөт дегенди көрсөтөт. Эгер система тең салмактуулукта болбосо, анда кайталанма эмес процесстер жүрүп, системанын энтропиясы өсөт. Бул процесстер системанын энтропиясы максимумга келмейинче улана берет да, системанын энтропиясы максимумга жеткенде тең салмактуулук орнойт.

Демек, (8.2.4)- теңдештигинин негизинде, термодинамиканын экинчи башталышы процесстин багытын аныктайт.

Ал эми система менен сырткы чөйрөнүн ортосунда жылуулук алмашуу орун алса ($Q \neq 0$), системанын энтропиясы азайышы да, көбөйүшү да мүмкүн. Мындай учурда тең салмактуулуктун шартын колдонууга болбойт.

8.3 Гиббстин эркин энергиясы процесстин (реакциянын) багытын көрсөтүүчү мүнөздүү чоңдук.

Процесстин багыты энтропиянын өсүшү менен аныкталынган обочолонгон системалар практикада аз кездешет. Лаборатория-

ларда жана өнөр жайларда жабык системаларда жүргүзүлгөн химиялык реакцияларда процесстин өз алдынчалыгы, энтропиянын өсүшү же төмөндөшүнө карабастан Гиббстин энергиясынын өзгөрүшү боюнча аныкталынат. Кайталанма жана кайталанма эмес процесстер үчүн (8.2.1) - теңдеме жалпы жолунан төмөндөгүдөй жазылат:

$$T\Delta S \geq Q \quad (8.3.1)$$

мында, $>$ белги кайталанма эмес, алгеми = белги кайталанма процесстер үчүн коюлат.

(8.3.1) - теңдеме термодинамиканын 2-законунун математикалык теңдемеси болуп саналат. $p, T = \text{const}$ болгон учурдагы жабык системалардагы $Q_p = \Delta H$, болгондуктан

$$T\Delta S \geq \Delta H \text{ же } \Delta H - T\Delta S \leq 0.$$

Энтальпия менен энтропиянын баштапкы жана акыркы абалдарындагы маанилерин эске алуу менен төмөнкү алынат:

$$(H_2 - H_1) - T(S_2 - S_1) = (H_2 - TS_2) - (H_1 - TS_1) \leq 0.$$

Энтальпия менен энтропия системанын абалдык функциясы болгондуктан, $H - TS$ айырмасы дагы абалдык функция болуп саналат. Бул айырма Гиббстин энергиясы деп аталып G тамгасы менен белгиленет, б.а.

$$G \equiv H - TS.$$

Анын өзгөрүшү төмөнкүгө барабар:

$$G_2 - G_1 = \Delta G = \Delta H - T\Delta S. \quad (8.3.2)$$

Изобардык-изотермикалык шартта ($p, T = \text{const}$) турган система пайдалуу жумуш аткарбаса, анда кандайдыр бир процесс учурунда системанын эркин энергиясы төмөндөшү же туруктуу калышы мүмкүн:

$$dG \leq 0 \quad (8.3.2)$$

б.а. мындай шартта системада кайталанма эмес процесс жүрсө, мисалы, кандайдыр бир химиялык реакция, анда системанын

Гиббстин энергиясы азайат. Эгер $T, p = \text{const}$ болгон шартта реакция тескери багытта жүрөсө, анда системанын Гиббстин энергиясы чоноймок жана (8.3.2)-барабарсыздыгына же термодинамиканын 2-законуна каршы келмек дегендикке жатат.

Демек, (8.3.2)-төндөмөгө жооп берген гана кайталанма эмес процесстин багыты термодинамиканын 2-законуна туура келет. Эгерде изобардык-изотермикалык системада процесс же реакция учурунда эркин энергия өзгөрүүсүз калса, анда (8.3.2)-төндөмөдеги барабардык орун алат, б.а. бул учурда түз жана тескери багытта жүргөн процесстин жүрүү мүмкүнчүлүгү бирдей. Бул, ушул процеске карата система тең салмактуулук абалда болот дегендикти билдирет:

$$dG = 0 \quad (8.3.3)$$

Система эч кандай жумуш аткарабаган учурда тең салмактуулуктун жалпы шарты төмөндөгүдөй түрдөгү төндөмөлөр боюнча жазылат:

$$p, T = \text{const}, \quad \Delta G = 0 \quad (8.3.3)$$

Демек, системанын абалынын изобардык-изотермикалык өзгөрүшү үчүн төмөндөгүдөй жоболор мүнөздүү:

$$\text{Эгер,} \quad \Delta G < 0 \quad (8.3.4)$$

болсо, процесс (реакция) түз багытта жүрөт;

$$\text{эгер,} \quad \Delta G > 0 \quad (8.3.5)$$

болсо, процесс түз багытта жүрбөйт (бирок тескери багытта жүрүшү мүмкүн);

$$\text{эгер} \quad \Delta G = 0 \quad (8.3.6)$$

болсо, бул процеске салыштырмалуу система тең салмактуулукта болот.

9. ХИМИЯЛЫК РЕАКЦИЯНЫН ЫЛДАМДЫГЫ ЖАНА ХИМИЯЛЫК ТЕҢ САЛМАКТУУЛУК.

Химиялык процесстерди окуп үйрөнүүдө кээ бир реакциялар секунданын кандайдыр бир үлүшүндө, ал эми кээ бир реакциялардын жүрүшү тескерисинче бир нече саатка жана суткаларга созулуп жай жүрөөрүн байкоого болот. Мисалы, суутөк кычкылтек менен ысытканда өтө тез реакцияланышат; абада калтырылган темирдин кычкылданышы көп жылга созулат.

Химиялык реакциялардын ылдамдыктарын, механизмдерин, жүрүү себептерин жана ар кандай факторлордун (температура, басым, концентрация, жарык нуру ж.б.) реакцияга тийгизген таасирин окутуучу илим - химиялык кинетика болуп саналат.

Реакциянын ылдамдыгын окуунун эки себеби бар: биринчиден реакциялануучу аралашма канча убакытта тең салмактуулукка көлөөрүн тажрыйбада билүү абдан зарыл. Реакциянын ылдамдыгы температурадан, басымдан, концентрациядан, катализдин өзгөчөлүктөрүнөн, жарык нурларынан жана башкалардан көз каранды болгондуктан, аларды өзгөртүү менен реакцияны каалагандай багытта жүргүзүүгө болот. Экинчиден реакциянын ылдамдыгын билүү, реакциянын механизмин изилдөөгө жол ачат.

Реакциялардын жүрүү жолдору менен молекулалардын мейкиндикте белгилүү тартипте өз ара аракеттенип реакцияланышы, реакциянын механизми деп аталат.

Механизм - деген терминдин эки мааниси бар: биринчи мааниси химиялык реакцияны түзгөн бардык элементардык стадиялардын жыйындысын түшүндүрсө, ал эми экинчи мааниси ар бир элементардык стадиядагы реакциялануучу молекулалар бири-бирине кандайча жакындап кошулаарын түшүндүрөт. Формалдуу кинетикада механизмдин биринчи жагы каралат. Ал эми реакцияга кирген заттардын молекулалык касиеттеринин негизинде, бөлүкчөлөрдүн бири-бирине кошулуу себептерин б.а. механизмдин экинчи жагы молекулалык кинетикада каралат.

9.1. Химиялык реакциянын ылдамдыгы.

Убакыт жана көлөм бирдигинде реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын өзгөрүшү реакциянын ылдамдыгы деп аталат.

Реакциянын ылдамдыгы жалпы жолунан төмөндөгүдөй аныкталат:

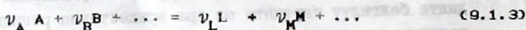
$$\theta = \pm \frac{dn_1}{V \cdot dt} \quad (9.1.1)$$

мында, dn_1 - dt -убакыт ичинде реакцияга кирген же пайда болгон заттардын молекулаларынын санынын же молунун өзгөрүшү. Кинетикада $\theta_i > 0$ деп кабыл алынгандыктан, реакциянын ылдамдыгы реакцияга кирген заттардын концентрациясынын өзгөрүшү боюнча аныкталса "-" белги, ал эми пайда болгон заттар боюнча аныкталса "+" белги коюлат. Анткени, реакцияга кирген заттардын концентрациясынын өзгөрүшү боюнча аныкталган туундунун белгиси тэрс болгондуктан, "-" белги коюлат.

Ал эми турактуу көлөмдө жүргөн реакциялардын ылдамдыгы убакыт бирдигинде заттардын өзгөрүшү менен гана аныкталынат. Анда, турактуу көлөмдө (9.1.1)-төңдөмө төмөндөгүдөй түрдө жазылат:

$$\theta_i = \pm \frac{dC_i}{dt} \quad (9.1.2)$$

Реакциянын ылдамдыгы заттардын концентрациясынан гана кез каранды болбостон реакцияга кирген заттардын стехиометриялык коэффициентинен да кез каранды. Мисалы, төмөндөгүдөй стехиометриялык төңдөмө менен берилген жабык системада бир фазда жүргөн гомогендик реакцияны карайлы:



мында, A, B, \dots - реакцияга кирген заттар L, M, \dots - пайда болгон заттар (кийинки заттар-продукталар); ν_A, ν_B, ν_L жана ν_M стехиометриялык коэффициенттер. (9.1.3)-реакциясы үчүн, стехиометриялык коэффициенттердин негизинде ылдамдык төмөндөгүдөй аныкталат:

$$\theta = -\frac{1}{\nu_A} \theta_A = -\frac{1}{\nu_B} \theta_B = \frac{1}{\nu_L} \theta_L = \frac{1}{\nu_M} \theta_M \quad (9.1.4)$$

$\theta_A, \theta_B, \theta_L, \theta_M$ - A, B, L, M -заттары боюнча аныкталынган реакциянын ылдамдыктары; химиялык реакциянын ылдамдыгынын бирдиги моль/(м³сек) же моль/(л сек) менен ченелет.

Туруктуу температурада (9.1.3)-реакциянын ылдамдыгы, реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын көбөйтүндүсүнө түз пропорциялаш. Бирок ар бир концентрация даражага көтөрүлүп алынат, жөнөкөй реакциялар үчүн даража стехиометриялык

коэффициентке барабар болот: Бул эреже, тең салмактуулуктун турактуулугундай эле массаларынын таасир этүү закону деп аталып, химиялык кинетиканын негизги постулаты деген ат менен белгилүү жана математикалык түрдө түз жана тескери реакциялар үчүн төмөндөгүдөй жазылат:

$$\phi_{\text{түз}} = k_1 \cdot c_A^{\nu_A} \cdot c_B^{\nu_B} \quad (9.1.5)$$

- түз реакциянын ылдамдыгы.

$$\phi = k_2 \cdot c_L^{\nu_L} \cdot c_M^{\nu_M} \quad (9.1.6)$$

- тескери реакциянын ылдамдыгы.

мында пропорционалдуулуктун турактуулуктары k_1 менен k_2 - түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктарынын турактуулуктары деп аталат; c_A , c_B , c_L жана c_M реакцияга катышкан заттардын концентрациялары; концентрациянын (c_i) даража көрсөткөчтөрү стехиометриялык коэффициенттер: ν_A , ν_B , ν_L жана ν_M - А, В, L жана M заты боюнча реакциянын жөкөчө катары (тартиби, ирети) деп аталат. Реакциялардын катарларынын суммалары жалпы катар деп аталат.

Реакциянын катары кинетикалык жана стехиометриялык катар деп экиге бөлүнөт. Реакциянын кинетикалык катары оң же терс белгидеги бүтүн же бөлчөк сандарга барабар болушу мүмкүн. Ал эми стехиометриялык катары оң белгидеги бүтүн сандарга гана барабар.

Реакцияга кирген заттардын концентрацияларынын көбөйтүндүсү же концентрациялары бирге барабар болгондо, $\phi_1 = k$ болот. Мындай шартта реакциянын ылдамдыгынын константасы салыштырма ылдамдык деп да аталып калат. Кээде реакция учурунда k туруктуу болуу менен бирге, реакциянын шартын өзгөрткөндө (температура, басым, зриткичти өзгөрткөндө ж.б.) өзгөрөт. Бул учурда k -ны ылдамдыктын коэффициенти деп атоо керек. ылдамдыктын турактуулугунун бирдиги реакциянын тартибинен көз каранды болуп, (9.1.5) формула боюнча аныкталынат. Реакциянын молекулалуулугу жөнөкөй реакциялар үчүн анын тартибине барабар. Бир убакытта элементардык химиялык кагылышууга катышкан бөлүкчөлөрдүн саны реакциянын молекулалуулугун билдирет. Реакциялар моно-, би- жана три-

молекулалуу болот. Бир эле убакытта үч молекуладан ашык бөлүкчөлөрдүн кагылышуусу менен жүргөн реакциялар кездешпейт.

Көпчүлүк химиялык реакциялар кайталанма шартта жүрөт. Кайталанма реакцияларда түз реакциянын ылдамдыгы төскөри реакциянын ылдамдыгына барабар болгондо ($\theta_{\text{түз}} = \theta_{\text{төс}}$), химиялык тең салмактуулук орнойт. Демек мындай шартта (9.1.5)–жана (9.1.6)– теңдемелердин сол жактары бири-бирине барабар болсо, анда оң жактары да бири-бирине барабар болуп, төмөндөгүдөй теңдөмө алынат:

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{\nu_L \cdot c_M}{c_A \cdot c_B} \quad (9.1.7)$$

мында K – химиялык тең салмактуулуктун турактуулугу.

(9.1.7)–теңдемеге окшогон теңдемелер, массалардын таасир этүү законунун математикалык туюнтмасы болуп саналат.

9.2 Химиялык реакциянын ылдамдыгын өлчөө.

9.2.1 Химиялык ыкмалар.

Заттардын санынын убакыттан болгон өзгөрүү убагында пробалар алынат. Пробалардагы заттардын концентрациясы өзгөрүп кетпес үчүн муздатуу жолу менен же химиялык жол менен реакциянын ылдамдыгы токтотулуп же акырындатылып аралашманын составы анализденет.

9.2.2. Физикалык–химиялык ыкмалар.

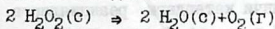
1. Басымды өлчөө. Газдык реакцияларда бөлүкчөлөрдүн санынын өзгөрүшү менен жүрсө, анда жабык системанын басымынын өзгөрүшү боюнча реакциянын ылдамдыгы аныкталынат. Мисалы, азоттун кычкылынын (N_2O_5) ажыроо убагында системанын жалпы басымы чоңойет:



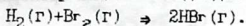
Бул ыкма басымы өзгөрүүсүз жүргөн реакциялар үчүн жараксыз.

2. Көлөмдү өлчөө боюнча (вольмометрия). Эгерде суюк

фазадагы реакциянын негизинде газ бөлүнүп чыкса, анда бөлүнүп чыккан газдын көлөмү башка реакциянын ылдамдыгын өлчөөгө болот. Ушундай ыкма менен суутектин өтө кычкылнын ажыроо реакциясынын кинетикасы изилденет:



3. Спектроскопия. Бул ыкманы басымы же көлөмдөрү өзгөрүүсүз жүргөн реакциялар үчүн колдонуу абдан ыңгайлуу. Мисалы, темендегүдөй реакцияда бром жарыкты жуткандыктан, спектрофотометрдин жардамы менен жарык нурларынын интенсивдүүлүгүнүн өзгөрүшү башка реакциянын ылдамдыгы аныкталынат:



4. Поляриметрия. Реакция убагында аралашманын оптикалык активдүүлүгү өзгөрсө, поляриметрдин жардамы менен оптикалык айлануу бурчуну өлчөө менен ылдамдык аныкталынат. Бул ыкма сахарозанын гидролизинин кинетикасын изилдөөдө колдонулат.

5. Электрохимиялык ыкмалар. Реакция учурунда иондордун саны же иондордун жаратылышы өзгөрсө, эритменин электр өткөрүмдүүлүктөрүн өлчөө менен реакциянын жүрүшүн байкоого болот. Мисалы уксус ангидридинин гидролиздегенде пайда болгон уксус кислотасы диссоциацияга ажырап, эритменин электр өткөрүмдүүлүгүн өзгөртөт. Эритменин электрдик каршылыгын өлчөө менен реакциянын жүрүшүн байкоого болот. Бул ыкманын жардамы менен электроддордо жүргөн реакциялар да изилденет.

6. Башка ыкмалар. Аралашманын составы рефрактометрия, масс-спектрометрия, хроматография ж.б. ыкмалар менен аныкталынат.

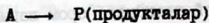
9.3. Жөнөкөй реакциялардын кинетикасы.

Стехиометриялык жана кинетикалык катарлар бири-бирине дал келген биринчи катардагы реакциялардын ылдамдыктарынын убакыттан болгон өзгөрүш закон ченемдүүлүктөрүн карайлы.

Көбүнчө биринчи жана экинчи тартиптеги реакциялар кездешет. "Таза түрдөгү" жөнөкөй реакциялар жок эсе. Ал көпчүлүк учурларда татаал химиялык процесстердин стадиялары болуп саналат. Бир стадиялуу жана бир багытта жүргөн реакциялар жөнөкөй, ал эми эки же андан көп стадиялуу реакциялар татаал реакциялар деп аталат.

9.3.1 Биринчи катардагы реакциялар

Ажыроо, изомерлөшүү реакцияларына окшогон мономолекулалык реакциялар биринчи катардагы реакцияларга мисал боло алат. Жалпы жолунан $T, p = \text{const}$ болгон учурда төмөндөгүдөй схемада жүргөн реакциялар үчүн:



массалардын таасир этүү законуна ылайык реакциянын ылдамдыгы концентрациянын биринчи даражасына пропорциялаш өзгөрөт:

$$v = - \left[\frac{dA}{dt} \right] = kC_A \quad (9.3.1)$$

A затынын концентрациясынын убакыттан болгон көз карандылыгын табуу үчүн (9.3.1) теңдемени өзгөртүп жазып алып, $t_0 = 0$ болгондо $C_A = C_A^0$ деп интегралдайлы:

$$\int_{C_A^0}^{C_A} \frac{dC_A}{C_A} = \int_{t=0}^t kt; \quad \ln \frac{C_A}{C_A^0} = -kt$$

же

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_A^0}{C_A} \quad (9.3.2)$$

C_A^0 - A затынын баштапкы концентрациясы б.а. интегралдоонун төмөнкү чеги; C_A - анын t -убакыттагы концентрациясы, интегралдоонун жогорку чеги. (9.3.2)- теңдемени биринчи катардагы түз сызыктуу теңдемеге келтирели:

$$\ln C_A = \ln C_A^0 - kt \quad (9.3.4)$$

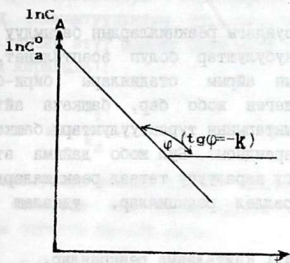
$\ln C_A$ нын t дан болгон көз карандылыктагы графиги түз сызыкты берет. Мында $-tg\phi = k = -d(\ln C_A)/dt$ (9.2-сүрөт).

Тажрыйбадан алынган чекиттер боюнча жүргүзүлгөн түз сызык ордината огуна $\ln C_A = \ln C_A^0$ болгон чекитте кесип өтөт.

$\ln C_A^0$ ны табуунун бул жолун экстрополяция ыкмасы деп аталат. (9.3.2)-(9.3.4)- теңдемелер k нын маанилерин аныктоодо колдонулат. $C_A^0 = a$ деп, C_A затынын реакцияга кирген белүгүн x менен белгилесек, $a - x = C_A$ болот. Анда (9.3.2)- теңдемеден ондук

логарифмага өтсек, тажырыбада кеңири колдонулган төмөнкү теңдеме алынат:

$$k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{a}{a-x} \quad (9.3.5)$$



9.2-сүрөт. $\ln C_A$ нын t дан көз карандылыгы .

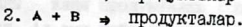
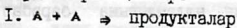
Реакцияга кирген заттын баштапкы концентрациясынын эки эсе азайышына кеткен убакыт төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln \frac{C_A^0}{C_A^0/2} = \frac{1}{k} \ln 2 = \frac{2,3}{k} \lg 2 = \frac{0,693}{k} \quad (9.3.6)$$

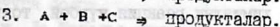
Бул теңдемеден көрүнүп тургандай, $t_{1/2}$ -реакцияланган заттын баштапкы концентрациясынан көз каранды болбогондуктан, бул биринчи иреттеги реакцияларды айырмалоочу белги болуп эсептелинет.

Ал эми 2- жана 3- катардагы реакциялар төмөндөгүдөй схемалар боюнча жүрөт:

2- катардагы реакциялар:



3- катардагы реакциялар:



Бул китепте 2 - жана 3 - катардагы реакциялардын кинетикасы каралбайт.

9.4 Татаал реакциялар.

Заттардын ортосундагы реакциялардын басымдуу бөлүгү - көп стадиялуу химиялык кубулуштар болуп эсептелинет. Кинетикада татаал реакциялардын айрым стадиялары бири-биринен көз карандысыз жүрөт деген жобо бар. Башкача айтканда айрым стадиялардын ылдамдыктарынын турактуулуктары башка стадиялардын болушунан көз карандысыз. Бул жобо дайыма аткарыла бербейт, бирок төмөндөгү каралуучу татаал реакцияларда (кайталанма реакциялар, параллел реакциялар, удаалаш реакциялар) аткарылат.

9.4.1 Кайталанма реакциялар.

Бир эле учурда карама-каршы багытта жүргөн реакциялар кайталанма реакциялар деп аталат.

Эң жөнөкөй кайталанма реакция төмөндөгүдөй түрдө жазылат:



мында k_1 жана k_2 түз жана тескери багытта жүргөн реакциялардын турактуулуктары.

Заттардын концентрацияларынын өзгөрүшү ажыроо жана топтолуу кубулуштарынан көз каранды

Кайталанма химиялык процесстерде түз реакция да, тескери реакция да белгилүү ылдамдыкта жүрүп турат. Мындай системаларда белгилүү бир убакыттын ичинде түз реакциянын ылдамдыгы тескери реакциянын ылдамдыгына барабар болушу мүмкүн, б.а. $\phi_{\text{түз}} = \phi_{\text{тес}}$.

Түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктары бири-бирине барабар болгон системанын абалы химиялык тең салмактуулук деп аталат.

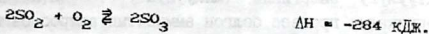
Химиялык тең салмактуулук учурунда системадагы заттардын саны өзгөрүлбөйт. Мындан химиялык реакция жүрбөй, токтоп калды деген тыянак чыгарууга болбойт. Реакция жүрүп турат бирок бир

эле учурда карама-каршы багытта бирдей ылдамдыкта жүрөт. Мындай тең салмактуулук динамикалык тең салмактуулук деп аталат.

Химиялык тең салмактуулукта түз жана тескери багыттагы реакциялардын ылдамдыктары бири-бирине барабар болгондо химиялык тең салмактуулуктун турактуулугу үчүн төмөндөгүдөй массалардын таасир этүү закону орун алат (9.1.5 -жана 9.1.6-төңдемөлөрдү карагыла):

$$k = \frac{k_1}{k_2} \quad (9.4.1)$$

Тең салмактуулук абалда турган системага таасир этүүчү факторлорду өзгөртсө тең салмактуулук өзгөрткөн тарапка карама-каршы багытты көздөй жылат.



Күкүрт (IV) оксидинин SO_2 концентрациясын көбөйтсөк тең салмактуулук оңго SO_3 түн пайда болуу жагына жылат.

Температураны төмөндөткөндө тең салмактуулук оңго жылат, анткени реакция жылуулукту бөлүп чыгаруу менен жүрөт.

Басымды көбөйткөндө тең салмактуулук оңго, б.а. аз көлөм тарапка жылат.

9.4.2 Ле-Шательенин принциби

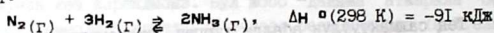
Реакцияга кирген заттар менен пайда болгон заттардын концентрациялары химиялык тең салмактуулуктун турактуулугуна таасирин тийгизбейт. Эгер пайда болгон заттар реакциядан үзгүлтүксүз чыгарылып турса (пайда болгон газ же чөкмө системадан чыгарылып турса), анда система тең салмактуулук абалга келбей жаңы - жаңы продукталар (пайда болгон заттар) пайда боло берет. Ал эми кайталанма реакцияларда тең салмактуулуктун турактуулугун чоңойтуу (температураны өзгөртүү менен) же туруктуу температурада реакцияга кирген заттардын басымын же концентрациясын көбөйтүү менен пайда болгон заттардын чыгышын жогорулатууга болот.

1884ж. Ле Шателье химиялык тең салмактуулукту жылдыруунун

жалпы принцибин негиздеген:

эгер химиялык тең салмактуулукта турган системага, ага таасир этүүчү кандайдыр бир параметрдин (P, C, T ж.б.) чоңдугун өзгөртсө, анда тең салмактуулук системанын баштапкы абалын калыбына келтирүүчү шартты көздөй жылат.

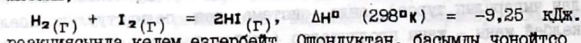
Температуранын таасири. Температураны жогорулатканда кайталанма реакциянын тең салмактуулугу энергияны кошуп алуу, б.а. эндотермикалык процесс жакты көздөй жылат. Бул Вант-Гоффтун аныктамасы Ле-Шательенин принцибинин айрым жөкөчө корутундусу болуп саналат. Мисалы, аммиактын синтезделүү реакциясын карап көрөлү:



Температураны жогорулатканда бул реакциянын тең салмактуулугу энергияны (жылуулукту) бөлүп чыгаруу б.а. эндотермикалык процесс болгон аммиактын ажыроо багытын көздөй солго жылат. Мисалы, 300°C жана 20 МПа болгон шартта аммиактын чыгышы 64 % болсо, ал эми 600°Cда ошол эле басымда болгону 8%.

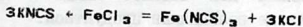
Басымдын таасири. Ле Шательенин принциби боюнча басымды чоңойткондо кайталанма химиялык реакциянын багыты системанын көлөмүнүн азайу жагын көздөй жылат. Жогоруда каралган аммиакты синтездөө реакциясында басымды чоңойткондо тең салмактуулук оң жакка, б.а. продуктанын чыгуу жагын көздөй жылат. Мисалы, 300°C жана басым 100 МПа болгон шартта аммиактын чыгышы 92%ке чейин жетет.

Реакция учурунда системанын көлөмү канчалык аз өзгөрсө, ошончолук басым тең салмактуулукка аз таасир этет. Ал эми реакция учурунда системанын көлөмү менен басымы өзгөрбөгөн учурларда басым тең салмактуулукка таасирин тийгизбейт. Мисалы,



реакциясында көлөм өзгөрбөйт. Ошондуктан, басымды чоңойтсо да же азайтса да ал тең салмактуулукка таасирин тийгизбейт. >

Концентрациянын таасири. Химиялык тең салмактуулукта турган системага кандайдыр бир реакцияга катышып турган затты кошсо, анда тең салмактуулук кошулган заттын азаюу багытын көздөй жылат. Мисалы, төмөндөгүдөй тең салмактуулукта турган гомогендик реакцияны карайлы:



$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{NCS})_3][\text{KCl}]^3}{[\text{KNCS}]^3[\text{FeCl}_3]}$$

мында K_c - химиялык тең салмактуулуктун константасы; "[]" - белги концентрацияны, б.а. белгинин ичинде жазылган заттын концентрациясын белгилөө үчүн колдонулат.

Бул тең салмактуулукта турган системага KNCS - тузун кошкондо, химиялык тең салмактуулук оңду көздөй жылат, б.а. темирдин тиоцианаты менен калийдин хлориди пайда болуу жагын көздөй жылат. Тең салмактуулукту жылдыруунун эселиги, кошулган заттын стехиометриялык коэффициентине жараша болот.

FeCl_3 жана KNCS туздары бирдей концентрацияда жана бирдей өлчөмдө кошулса, FeCl_3 ке караганда KNCS тең салмактуулукту бир топ өсө тереңирээк жылдырат.

Катализатордун таасири. Катализатор түз жана тескери реакциялардын ылдамдыктарын бирдей өлчөмдө ылдамдаткандыктан, химиялык тең салмактуулукка таасир этпейт. Катализатор тең салмактуулуктун орноо убакытын гана тездетет.

9.4.3 Параллел жана атаандаш реакциялар.

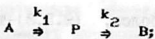
Эгерде зат бир эле учурда бир нече багытта реакцияланса, анда мындай реакциялар параллел реакциялар деп аталат, мисалы:



Параллел реакцияларда реакциянын жүрүү шартын өзгөртүү менен реакциянын багытын тиги же бул жакка өзгөртүүгө болот.

9.4.4 Удаалаш реакциялар.

Удалаш реакциялардын эң жөнөкөй түрү төмөндөгүдөй схема аркылуу жазылат:



Демек, биринчи стадиядан пайда болгон продукта (P), экинчи стадиянын баштапкы заты болсо, анда реакция жалпы жолунан

удаалаш реакциялар деп аталат. мында P аралык зат; V пайда болгон зат же реакциянын продуктасы.

Заттардын концентрацияларынын убакыттан болгон кез карандылыктары k_1 менен k_2 нин маанилеринен кез каранды.

9.5. Реакциянын ылдамдыгынын температурадан кез карандылыгы.

Реакциянын ылдамдыгынын турактуулугуна температура чоң таасирин тийгизет, температура өскөн сайын анын мааниси өсөт.

Көпчүлүк учурларда, температураны 10°C ка чоңойткондо ылдамдыктын турактуулугу 2-4 эсе өсөт (Вант-Гоффтун эрежеси):

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t} \approx 2-4 \quad (9.5.1)$$

мында γ -температуралык коэффициент; k_t менен k_{t+10} температура t жана $t+10$ болгон учурдагы реакциянын ылдамдыктарынын турактуулуктары.

Эгерде реакциянын кандайдыр бир температурадагы (мисалы t_1) ылдамдыгы (θ_{t_1}) белгилүү болсо, анда экинчи бир температурадагы (t_2) реакциянын ылдамдыгы (θ_{t_2}) төмөндөгүдөй теңдеме боюнча аныкталынат:

$$\frac{\theta_{t_2}}{\theta_{t_1}} = \gamma \frac{\Delta t}{10} \quad (9.5.2)$$

мында $\Delta t = t_2 - t_1$; θ_{t_1} жана θ_{t_2} температура t_1 жана t_2 болгон учурлардагы реакциянын ылдамдыктары.

Реакциянын турактуулугунун температурадан болгон кез карандылыгы Вант-Гофф-Аррениустун теңдемеси менен сүрөттөлөт:

$$d \ln k / dT = E_a / RT^2, \quad (9.5.3)$$

мында E_a -реакциянын аррениустук (тажрыйбалык) активдештирүү энергиясы.

Эгер $E_a = \text{const}$ болсо, (9.5.3)-теңдемени интегралдаса теменкү алынат:

$$k = A \exp(-E_a/RT)$$

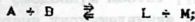
(9.5.4)

Мында A -экспоненциал алдындагы көбөйтүндү.

E_a менен A -химиялык реакциянын негизги мүнөздүк чоңдуктары болуп эсептелинет.

$$d \ln k / dT = dU^0 / RT^2 \quad (9.5.5)$$

мында $\Delta U^0 = v \cdot \text{const}$ болгон шарттагы реакциянын жылуулук эффектиси: $k = k_1 / k_2$ төмөндөгүдөй гомогендик кайталанма реакциянын тең салмактуулук константасы:



Реакциянын жылуулук эффектисин $\Delta U^0 = E_1 - E_2$ деп алсак, анда (9.5.5)-теңдеме төмөндөгүдөй түргө келет:

$$d \ln k_1 / dT - d \ln k_2 / dT = (E_1 - E_2) / RT^2$$

Бул туунтманы эки теңдемеге ажыратып жазып алса болот:

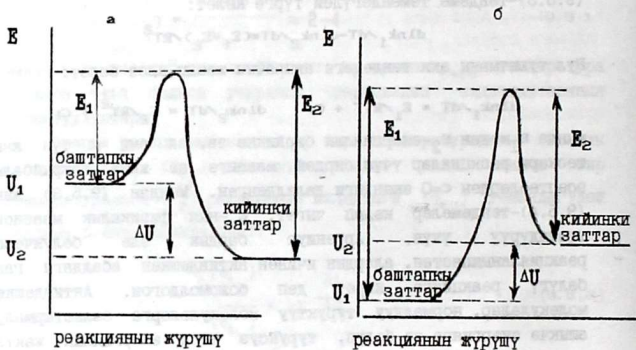
$$d \ln k_1 / dT = E_1 / RT^2 + C; \quad d \ln k_2 / dT = E_2 / RT^2 + C;$$

мында E_1 -менен E_2 -энергиялык бирдикке ээ, ал эми C түз жана төскөри реакциялар үчүн бирдей мааниге ээ жана тажрыйбалык эсептөөлөрдөн $C=0$ экендиги далилденген. Мындан (9.5.3) жана (9.5.4)-теңдемелер келип чыгат. E_a -нын физикалык маанисин түшүндүрүү үчүн, Аррениус бардык эле бөлүкчөлөр реакцияланышпастан, алардын ичинен активдешкен абалдагы гана бөлүгү реакцияга кирет деп божомолдогон. Активдешкен молекулалар, нормалдуу туруктуу молекулаларга салыштырмалуу ашыкча энергияга ээ болуп, туруксуз жана энергиялык жактан дүүлүккөн абалда болот. Активдешкен абалдагы молекулалардын үлүшү абдан аз, ал эми нормалдуу молекулалардын саны негизинен жалпы молекулалардын санына барабар. Бөлүкчөлөрдүн активдештирүү процесси эндотермикалык болгондуктан, температуранын өсүшү менен бул процесстин, тең салмактуулук турактуулугу өсөт. Ошондуктан, активдешкен бөлүкчөлөрдүн концентрациясы температура менен өсө баштайт. Аны менен кошо реакциянын ылдамдыгы да өсөт. E_a -ны активдештирүү процессинин жылуулук эффектиси катарында аныктаса болот. Ал нормалдуу молекулаларга салыштырмалуу активдешкен молекулалардын ашыкча ички энергиялары (9.3-сүрөт).

Активдешүүнүн энергиясы, реакциялануу мүмкүнчүлүгүнө ээ

болуу үчүн нормалдуу молекулалар чогулткан энергия.

Эндотермикалык реакциялар үчүн түз реакциянын активдештирүү энергиясы тескери реакциянын активдештирүү энергиясынан ΔU га көп (9.3.б-сүрөт). Ал эми тескерисинче экзотермикалык реакциялар үчүн аз (9.3а-сүрөт). Жогоруда айтылган корутундулардын бардыгы жөнөкөй реакцияларга тиешелүү. Татаал реакциялардын ылдамдыктарынын турактуулуктары жөнөкөй реакциялардын ылдамдыктарынын турактуулуктарынын кээ бир жыйындысы болсо, анда бул учурда да E_a -процессти жалпы жолунан мүнөздөгөн, энергиянын эффективдүү татаал мүнөздөмө болуп саналат. Бирок, бул учурда дагы E_a -ны активдештирүү энергиясы деп каралат.



9.3 -сүрөт. Экзотермикалык (а) жана эндотермикалык (б) реакцияга катышкан заттардын энергияларынын өзгөрүшү.

9.6 Катализ

Химиялык реакциянын ылдамдыгын ылдамдатып, реакциянын акырында өзгөрүүсүз калган заттар катализаторлор деп аталат. Катализатор катышкан кубулуш катализ деп аталып, реакциянын механизмдери менен кинетикасын окутуучу физикалык химиянын бир тармагы болуп саналат.

Реакциялардын ылдамдыгын ылдамдатуу үчүн катализаторлор

абдан аз өлчөмдө кошулгандыктан, анын өлчөмү баштапкы же пайда болгон заттардын концентрацияларын билинерлик өлчөмдө өзгөртбөгөндүктөн, катализатордун концентрациясы формалдуу түрдө стехиометриялык төңдөмдө эске алынбайт. Катализаторлор химиялык төң салмактуулуктун тез орношуна шарт түзүп, анын абалына таасирин тийгизбейт.

Катализ химияда жана химиялык өндүрүштө өтө кеңири пайдаланылат. Мисалы, платина же ванадий (V) оксидин катализатор катары катыштыруу менен гана күкүрт (IV) оксидинен SO_2 күкүрт (IV) оксидин SO_3 ала алабыз.

Турмушта көпчүлүк химиялык процесстерди акырындатууга туура келет. Бул учурларда реакциянын ылдамдыгын басаңдатуучу заттарды ингибиторлорду пайдаланабыз. Ингибиторлор металлдарды коррозиядан сактоодо кеңири колдонулат.

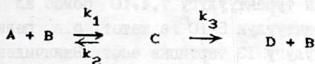
Катализ негизинен экиге бөлүнөт: Реакцияга кирген заттар менен катализ бир фазада болсо гомогендик, ал эми ар башка фазаларга тиешелүү болсо гетерогендик катализ деп.

9.6.1 Гомогендик катализаторлор.

Катализаторлорго тиешелүү болгон белгилери боюнча гомогендик катализ төмөндөгүдөй бөлүнөт:

- Кислоталык-негиздик (кислоталар менен негиздер);
- Кычкылдануу-калыбына келтирүүчү (өзгөрүлмөлүү валенттүүлүктөгү металлдардын кошулмалары);
- Координациялык (комплекстүү кошулмалар);
- Гомогендүү газдык (NO_2 , Br_2);
- Ферменттик.

Катализдик реакцияларга ар кандай химиялык реакциялар тиешелүү болгондуктан, катализдин бир типтүү механизми жок. Катализдин таасири негизинен реакцияга кирген молекула менен реакция аралык катализдик комплекстин пайда болушу менен түшүндүрүлөт. Мисалы, катализатор В нын катышуусу менен А нын D затына ажыроо реакциясын төмөндөгүдөй көрсөтөлү:



мында C-реакция аралык комплекс.

Реакциянын биринчи стадиясында А менен В реакцияга кирип с заты пайда болот. Ал эми реакциянын экинчи стадиясында реакция аралык комплекс D жана В заттарына ажырап катализатор өзгөрүүсүз калат.

9.6.2 Кислоталык-негиздик катализ.

Катализаторлордун касиеттерине жараша кислоталык-негиздик катализ төмөндөгүдөй болуп бөлүнөт:

-Өзгөчө кислоталык негиздик катализ (гидроксоний; оксоний жана гидроксил иондору менен болгон катализ);

-Жалпы кислоталык негиздик катализ (Бренстеддин кислоталары жана негиздери менен болгон катализ); Протондордун донору болгон H_2SO_4 , CH_3COOH , H_3O^+ , NH_4^+ , H_2O ж.б. заттар Бренстеддин кислоталары, ал эми протондун акцептору болгон $H_2PO_4^-$, CH_3COO^- , H_2O , NH_3 , OH^- ж.б. заттар Бренстеддин негиздери деп аталат.

9.6.3 Ферменттик катализ

Ар кандай организмдин жашоо тиричилиги үчүн зарыл болгон биологиялык реакциялар ферменттердин катышуусу менен жүрөт. Ферменттер (лат.fermentum-ачыткыч деген мааниде). түзүлүшү башка белоктук жаратылышка ээ жана бардык жандын клеткалардын составында болгон биологиялык катализаторлор болуп саналат. Ал пептидик байланыш менен байланышкан амино кислоталардан турат. Ферменттин молекуласында $COOH$, NH_2 , NH , OH , SH ж.б., жана ошондой эле гидрофобдуу группалар болот. Ферменттер өзгөчө мүнөздүү касиеттерге ээ. Биринчиден ар кандай жасалма катализ менен жетишүүгө мүмкүнчүлүк болбогон ылдамдыкты бир нече эселенткен ылдамдыкка алып келүүгө шарт түзөт. Мисалы, Fe^{2+} иону менен катализденген суутектин пероксидинин ажыроо турактуулугу $56/кмольм^3с$ болсо, ал эми катализ менен катализденгенде реакциянын турактуулугу $3,7 \cdot 10^{-7} кмоль/м^3с$ болот. Б.а, ферменттин катышуусу менен реакция миллион эсе тез жүрөт. Кислотанын таасири менен болгон мочевианын гидролизинин ылдамдыгынын турактуулугу $7,4 \cdot 10^{-7}$ болсо ал эми ферментти колдонгондо турактуулук $5 \cdot 10^6$ га жетет, б.а. реакциянын ылдамдыгынын турактуулугу 13 тартышка өсөт. Экинчиден, фермент өзгөчө тандалма таасир этет. Жаратылыш дүйнөсүндөгү ар бир реак-

цияда өзүнүн тандалма ферменти болот. Мисалы, шилекейдеги амилоза крахмалды оңой жана тез белсө, ошол эле учурда сахарозанын белүнүшүн катализдей албайт.

Азыркы мезгилде 2000 ден ашык ферменттер белгилүү. Алар катализдик реакциялардын түрүнө жараша класстарга бөлүнөт:

–Оксидоредуктаза (кычкылдануу–калыбына келүү реакцияларын катализдейт);

– Трансфераза (химиялык группаларды бир кошулмадан экинчи кошулмага транспорттойт);

–Лиаза (ар кандай байланыштарды үзөт);

–Изомераза (изомерлөшүү реакцияларын болтурат);

–Лигаза (синтездик реакцияларды катализдейт);

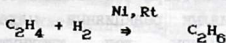
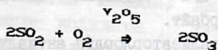
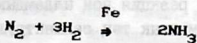
–Гидролаза (гидролиз реакцияларын катализдейт);

–Металлофермент: Металлоферменттерде металлдын иондору хелаттык комплекстерди пайда кылып, ферменттин активдүү түзүлүшүн жаратат. Оор металлдардын иондору (Ag^+ ; Hg^+ ; Pb^{2+}) ферменттердин активдүү группаларын тосушу мүмкүн.

Организмдин жашоо тиричилигин жогорулатуу жана заттардын алмашуусун жакшыртуу үчүн дарылык касиетке ээ болгон ферменттик дарылар синтезделди. Мисалы, гастриттин көз бир формаларында пепсин жө панкреатин колдонулат. Плазмин–тромбдорду сордуруу үчүн колдонулат. Күйүк жарасын, ириндерди жок кылуучу ферменттер белгилүү. Ферменттердин негизинен дары жасалып азыркы мезгилде медицинада кеңири колдонулууда. Демек, ферменттердин таасири мөнөн керектүү процесстер ылдамдатылып, керексиз заттар жок кылынат.

9.6.4 Гетерогендик катализ.

Гетерогендик катализде реакцияга кирген заттар мөнөн катализаторлор ар башка фазаларга тиешелүү болот:



Мында, Fe, V₂O₅, Ni, Pt - катализаторлор.

Суюк же газ фазасындагы бөлүкчөлөрдүн ортосундагы реакцияларды катализдөө процесси беш стадиядан турат:

-Заттардын катализдин бетине ташылышы.

-Реакцияга кирүүчү заттардын эч болбогондо биринин адсорбцияланышы.

-Беттеги химиялык реакциялар.

-Пайда болгон заттардын десорбцияланышы.

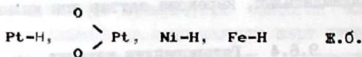
-Пайда болгон заттардын беттен алынып кетилиши.

Гетерогендик катализ жөнүндөгү окуу химиянын негизги бөлүгүн түзөт. Анын өнүгүшү химиялык кинетикадан, ошондой эле илимдин башка тармактарынын калыптанышынан көз каранды, атап айтканда беттик кубулуштар менен диффузиянын теорияларынан, катуу телонун физикасынан, гидродинамикадан, адсорбциянын теорияларынан ж.б.

9.6.5 Катализатор жана анын касиеттери.

Гетерогендик катализаторлор гомогендик катализаторлор сыяктуу эле төмөнкүдөй касиеттерге ээ:

1. Катализатор реакцияга кирип, кайра калыбына келүүчү зат болуп саналат. Гетерогендик катализдин беттеринде реакция учурунда реакцияланышкан заттардын реакцияга жөндөмдүү аралык комплекстери пайда болот. Мисалы, металлдын беттеринде төмөндөгүдөй байланыштар пайда болот:

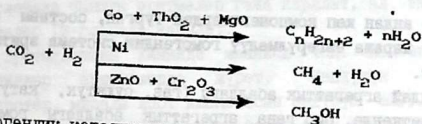


Катализатор реакциялануучу затты активдештирип, реакциянын өтүшүн жеңилдетет. Өтө жогорку эмес температураларда фазалардын чектеринде реакция чоң ылдамдыктар менен жүрөт.

2. Катализатор химиялык тең салмактуулуктун бат орношуна мүмкүнчүлүк берип, ага таасирин тийгизбөйт, б.а. тең салмактуулукту жылдырбайт.

Тажрыйбада, катализаторлордун активдүүлүгү менен тандама (селективдүүлүгү) касиеттери чоң мааниге ээ. Катализаторлордун жардамы менен химиялык реакциянын ылдамдыгын ылдамдатуу даражасын активдүүлүгү деп түшүнүшөт. Үлдамдыктын

турактуулугу, реакцияга кирген заттардын айлануу даражасы, продуктанын чыгыш өлчөмү белгилүү өлчөмдөгү айланууга алып келген реакциянын убакты же температурасы ылдамдануунун чени катарында кызмат кылат. Термодинамикалык жактан жүрүүгө мүмкүн болгон реакциянын бирин гана ылдамдатуу мүмкүн тандама (селективный) таасир деп түшүнүшөт. Мисалы, пропилен C_3H_6 , V_2O_5 , MoO_3 менен акролеинге чейин кычкылданса, ал эми Co_3O_4 катализатор катары колдонгондо CO_2 жана H_2O го чейин кычкылданат. Же төмөндөгүдөй катализдик реакцияларды карап көрөлү:



Гетерогендик катализдик реакциялар, катуу заттардын беттеринде жүргөндүктөн, катализаторлордун эффективдүүлүгүн чоңойтуу үчүн катализаторлор майдаланат. Ошондуктан, гетерогендик катализаторлор порошок же абдан дисперцияланган порошок жана көпшөк данчалар катарында колдонулат.

Катализатордун активдүүлүгүнө таасирин тийгизген, бирдик массага туура келген салыштырма бет менен заттын ичиндеги майда бөлүктөрдүн жалпы көлөмүнө туура келген көпшөктүүлүгү катализаторлордун мүнөздөмөсү болуп эсептелинет.

Көпчүлүк учурларда катализатордун жалпы бетинин чоң эмес бөлүгүн түзгөн активдүү борборлору гана катализдик процеске катышат. Аларга кристаллдардын жактарынын чокуларында же кырларында жайгашкан атомдор, өзгөчө валенттүүлүктөгү иондор: кристаллдардын идеалдык түзүлүшүн бурмалаган бөлүктөрү: жана адсорбциялык борборлор кирет.

Катализге, катализдик касиетке ээ болгон кээ бир заттарды кошкондо, анын таасирдүүлүгү бир нече эсе жогорулагандыгы белгилүү. Мындай заттар активаторлор же промоторлор (жылдыруу, илгерлөтүү деген мааниде) деп аталат. Мисалы, амиактын синтезделишинде колдонгон катализатор темирге промотор катарында бир аз өлчөмдө Al_2O_3 жана K_2O кошулат. Мында Al_2O_3 түзүлүш пайда кылуучу кошулма, ал эми K_2O -активдештирүүчү кошунду катарында кошулат.

10 ЭРИТМЕЛЕР

10.1 Негизги Түшүнүктөр

Эгерде кандайдыр бир заттын атомдук же молекулалык өлчөмдөгү бөлүкчөлөрүн башка бир заттын бөлүкчөлөрүнүн арасына бирдей абалда жайлаштырсак, анда гомогендүү (бир тектүү) система алынат. Мисалы, аба – бир тектүү газдардын системасы, сууда эриген туз – бир тектүү суюктук, жез менен никелдин куймасы – бир тектүү катуу зат. Булардын бардыгы эритмелерге мисал боло алат.

Эки же андан көп компоненттерден турган, составы эригичтигине жараша өзгөрүлмөлүү гомогендик система эритме деп аталат.

Ар кандай агрегаттык абалдагы (газ, суюктук, катуу зат) заттарды эриткенде, бир гана агрегаттык абалдагы гомогендик система алынса, алар эритмелерге мисал боло алат: сууда газды-көмүртектин ($1v$) оксидин же катуу затты- калий хлоридин эриткенде бир тектүү суюк эритмелер пайда болот.

Агрегаттык абалдары боюнча эритмелер газ (г), суюк (с), жана катуу (к) эритмелер деп бөлүнөт; (мында жана мындан кийин г-, с-, жана к-, заттын же эритменин агрегаттык абалын көрсөтүү үчүн колдонулат).

1. Газ абалындагы эритмелерге газдардын газдардагы эритмеси же газдык аралашмалар кирет, мисалы, аба.

2. Суюк эритмелерге, суунун же ар кандай органикалык эриткичтердин негизинде жасалган жана ошондой эле жаратылышта кездешкен эритмелер кирет.

3. Катуу эритмелерге куймалар, кээ бир кристаллдар менен жаратылыштагы минералдар мисал боло алат.

Эритмеде экиден кем эмес компоненттер болуп, анын бирөө эриткич, экинчиси – эриген зат болот. Эриткич бул эритменин агрегаттык абалында болгон эритменин компоненти. Мисалы, суу (суюк) менен натрийдин хлоридинин (катуу) аракеттенишинен суюк эритме пайда болот. Бул учурда суу – эриткич, натрийдин хлориди – эриген зат. Бирдей агрегаттык абалдагы заттар да эритмелерди пайда кылат. Мисалы, спирт (суюктук) менен суу (суюктук). Бул учурда системада кайсы компонент көп болсо ошол эриткич болуп саналат.

Эритмелердеги бөлүкчөлөрдүн өлчөмү 10^{-10} м.ден кичине болот. Бул эритмедеги заттар молекулалар, атомдор же иондор түрүндө болоорун билдирет.

Демек, өлчөмдөрү боюнча атомдорго, иондорго же молекула-ларга чейин майдаланган, физикалык жана химиялык касиеттери боюнча бирдей болгон, эки же андан көп компоненттерден турган өзгөрүлмөлүү составдагы гомогендик система чыныгы эритме же жөн эле эритме деп аталат.

Эритмелер чыныгы жана коллоиддик эритмелер деп бөлүнөт. Бул главада чыныгы эритмелер гана каралат, ал эми коллоиддик эритмелер 13-главада каралат.

Эритмелердин химияда мааниси чоң. Көптөгөн химиялык реакциялар эритмелерде жүрөт. Көпчүлүк технологиялык процесстер, мисалы азот кислотасын өндүрүп алуу, металлдарды гидрометаллургиялык жол менен бөлүп алуу эритмелерде гана иш жүзүнө ашырылат. Эритмелер (кислоталар, щелочтор, туздар, жана органикалык заттардын эритмелери) медицинада, фармакологияда, тамак аш өнөр жайларында ж.б. эл чарбасынын ар түрдүү тармактарында кеңири пайдаланылат.

Эригичтиктин химиялык жаратылышын көрсөтүүчү кээ бир мисалдарды көлтирели.

Ар кандай заттардын эриши, химиялык реакцияларга мүнөздүү болгон жылуулуктун бөлүнүп чыгышы же сиңирилип алынышы менен жүрөт. Мисалы, сууда 1 моль газ абалындагы аммиак эригенде 34 кДж жылуулук бөлүнүп чыкса, 1 моль аммоний хлориди эригенде 14,8 кДж жылуулук сиңирилип алынат.

Кээ бир заттар сууда эригенде түстүү эритмелер алынат. Эритменин түсү суу менен эриген заттын химиялык жактан аракеттенишине негизделген. Мисалы, суусуз жээдин (II) сульфаты- түссүз зат. Анын суудагы эритмеси көгүлтүр түстө.

Эритмелердин компоненттеринин аралашуусу мезаникалык процесс болуп саналбайт. Эгерде 100 мл суусуз фосфор кислотасын 100 мл суу менен аралаштырсак, анда 200 мл эмес, 195 мл эритме алынат. Бул кубулуш да эриген зат менен эриткичтин ортосунда химиялык аракеттенишүү боло тургандыгын көрсөтөт.

Эритмелердин физикалык теориясы XIX к. аягында тарала баштаган. Бул теория боюнча эрүү процесси- заттардын инерттүү чөйрөдө химиялык жактан аракеттенишпей таралышы. Мында эриген

заттардын, бөлүкчөлөрдүн кыймылы газдардын молекулаларынын хаотикалык кыймылдарына окшош болот деп божомолдошкон. Физикалык теория газ эритмелери үчүн гана жарактуу болуп саналат.

Д.И.Менделеев эритмелердин биринчи химиялык теориясын түзгөн. Бул теорияга ылайык эриткичтер менен эриген заттар химиялык жактан өз ара аракеттенишкен абалда болот.

Эрүү- бул эриген зат менен эриткичтин бөлүкчөлөрүнүн ортосунда жүрүүчү татаал физикалык- химиялык процесс.

Эриткич менен эриген заттын аракеттенишинен пайда болгон эритмедеги бөлүкчөлөрдү сольваттар деп, ал эми алардын пайда болуу процессин сольватация деп аташат. Ал эми эриген заттар суу менен аракеттенишсе, анда пайда болгон бөлүкчөлөр гидраттар деп аталат. Сольватация (гидратация) учурунда эриткичтин молекулалары бузулбайт. Көпчүлүк сольваттар, анын ичинде гидраттар да туруктуулугу аз бирикмелер. Бирок кээ бир гидраттар катуу кристаллдык абалында да сууну кармап турушат. Мисалы $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глаубер тузу), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (жез купоросу), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (темир купоросу). Мындай заттарды кристаллогидраттар деп айтабыз.

Каныккан эритмелердеги эриген заттардын концентрациялары заттардын ошол эриткичтердеги эригичтиги деп аталат. Электр-литтик диссоциация кубулушунун байкалышы боюнча электролиттердин жана электролит эместердин эритмелери деп бөлүнөт. Полимерлердин эритмелери кээ бир касиеттери боюнча чыныгы эритмелерге кошулса, ал эми кээ бир касиеттери боюнча коллоиддик эритмелерге кошулат.

Эритмелер белгилүү шарттарда гомогендиги бузулганда, коллоиддик эритмелерди пайда кылышы мүмкүн, мисалы, туман, булут, түтүн, чаң, аэрозолдор, золдор, эмульциялар. Ошондуктан, эритме дегенде биз көлөмдүн бардык чекиттеринде физикалык жана химиялык касиеттери бирдей болгон гомогендик системаны түшүнөбүз. Эритмелер химиялык бирикмелерден составынын белгилүү чекте үзгүлтүксүз өзгөрүшү боюнча айырмаланат. Адам баласынын турмуш-тиричилигинде суюк эритмелердин мааниси абдан чоң, мисалы, медицинада дары-дармектердин суюк эритмелери көп колдонулат.

Эритмелерди эриген заттын санына жараша: суюлтулган жана

концентрацияланган; эриткичке карата суу эритмелери, органикалык эриткичтердеги эритмелер ж.б.; суутек ионунун концентрацияларына байланыштуу- кислоталык, нейтралдык жана щелочтуу деп бөлүнөт. Эритмелердин касиеттери эриткичтин касиеттеринен бир топ айырмаланат; мисалы, эритмелердин кайноо температуралары эриткичтердин кайноо температурасынан жогору болсо, ал эми тонуу температуралары төмөн болот.

10.2

Эритменин составын туюнтуунун жолдору.

Эритменин составын сандык жактан өлчөмсүз салыштармалуу чоңдук-үлүштөр жана өлчөмдүү чоңдук-концентрация аркылуу туюнтуу кабыл алынган. Концентрация эриген заттын санынын же массасынын эритменин көлөмүнө же массасына болгон катышын көрсөтөт.

1. Молярдык концентрация - эритмеде эриген заттын молунун санынын (n_2) эритменин көлөмүнө болгон катышы катарында аныкталынат:

$$c(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B}) \cdot V} \cdot 1000; \quad n_2 = \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})};$$

мында, $m(\text{B})$ - эриген в заттын массасы, г менен; $M(\text{B})$ - в заттын молярдык массасы, г/моль менен; V эритменин көлөмү, мл менен; 1000 - миллилитрди литрге айландыруучу коэффициент.

Мисалы, 250мл эритмеде 0,25г күкүрт кислотасы кармалса, эритменин молярдуулугу төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$c(\text{B}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V} \cdot 1000 = \frac{0,25}{98,250} \cdot 1000 = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Молярдык концентрация 1л эритмеге туура келген заттын молунун санын билдирет; мисалы ушул эле мисалды карайлы: 250мл эритмеге 0,25г H_2SO_4 туура келсе, ал эми 1л (1000мл) эритмеге 1г H_2SO_4 ($1000 \cdot 0,25/250 = 1$) туура келет. Анда молярдык концентрация төмөндөгүдөй табылат: $m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25/98 \cong 0,01 \text{ моль/л.}$

2. Нормалдуулук. (эквиваленттик молярдык концентрация) эриген заттын эквиваленттик санынын (моль менен), эритменин

көлөмүнө болон катышы катарында аныкталынат:

$$C(B) = f_{\text{ЭКВ}} \frac{m(B)}{M(B) \cdot V} \cdot 1000;$$

$f_{\text{ЭКВ}}$ заттын эквиваленттик фактору; мисалы, төмөндөгүдөй нейтралдашуу реакция үчүн:



жогорку мисалдан күкүрт кислотасынын эквиваленти төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$C(\sum H_2SO_4) = f_{\text{ЭКВ}} \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V} \cdot 1000 = \frac{0,25}{2} \cdot 1000 = 125$$

0,02 моль/л. же 0,002н.

Эгер 1л эритмеде 1 моль эквивалент зат кармалса, нормалдуу эритме деп аталат.

3. Массалык үлүш жана процентик концентрация— бул эриген заттын массасынын эритменин массасына болгон катышы:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m} \cdot 100;$$

$m(B)$ — эриген заттын массасы; m — эритменин массасы; $\omega(B)$ — эритменин массалык үлүшү.

Массалык үлүш, үлүш бирдигинде же процент менен туюнтулат.

Төмөндө массалык үлүштөрү пайдаланылган мисалдарды чыгарабыз.

1-мисал. 220г. сууда 30г. натрийдин хлоридин эритилген. Эритмедеги натрийдин хлоридинин массалык үлүшүн тапкыла.

Чыгаруу.

Эритменин массасы m эриткичтин массасы $m(H_2O)$ менен эриген заттын массасынын $m(NaCl)$ суммасына барабар:

$$m = m(H_2O) + m(NaCl); \quad m = 220г + 30г = 250г.$$

$$\omega = \frac{m(NaCl)}{m}; \quad \omega(NaCl) = \frac{30}{250} = 0,12 \text{ же } 12\%$$

2-мисал. Массалык үлүшү 20% болгон 100мл. эритмени даярдоо үчүн керектелүүчү натрийдин хлоридинин массасын аныктагыла. Эритменин тыгыздыгы $\rho = 1,15$ г/мл.

Чыгаруу.

Даярдала турган эритменин массасы: $m = V \cdot \rho$;
 $m = 100 \cdot 1,15 = 115 \text{ г.}$ V - эритменин көлөмү. $m(\text{NaCl}) = m \cdot \omega$
 $m(\text{NaCl}) = 115 \cdot 0,2 = 23 \text{ г.}$

3-мисал. Массалык үлүшү 6% болгон күкүрт кислотасынын 200мл эритмесин даярдоо керек (эритменин тыгыздыгы $\rho = 1,04 \text{ г/мл}$). Бул үчүн массалык үлүшү 60% болгон (тыгыздыгы $\rho = 1,5 \text{ г/мл}$) күкүрт кислотасынан канча көлөм керек болот?

Чыгаруу.

Даярдала турган эритменин массасы: $m = V \cdot \rho$;
 $m = 200 \cdot 1,04 = 208 \text{ г.}$ 6% түү 208 г. эритмени даярдоо үчүн керектелүүчү H_2SO_4 нын (суусуз) массасын аныктайбыз: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$;
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 208 \cdot 0,06 = 12,5 \text{ г}$

12,5 г. H_2SO_4 бар 60% түү эритменин массасын аныктайбыз ("штрих" менен белгиленгендери 60% түү эритмеге тиешелүү):

$$m' = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)}; \quad m' = \frac{12,5}{0,6} = 20,8 \text{ г.}$$

60% түү эритменин көлөмү:

$$V = \frac{m'}{\rho}; \quad V = \frac{20,8}{1,5} = 13,9 \text{ мл.}$$

4. Моляльдык концентрация - эритмеде эриген заттын санынын n_2 (моль менен) эриткичтин массасына $m(\text{A})$ (кг менен) болгон катышы катарында аныкталынат:

$$b(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{B}) \cdot m(\text{A})}; \quad n \approx \frac{m(\text{B})}{M(\text{B})}$$

Мисалы, 2 г кон менен 200 г H_2O одон даярдалган эритменин моляльдуулугу төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$b(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{B}) \cdot m(\text{A})} = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{56 \cdot 0,2} = 0,18 \text{ моль/л.}$$

5. Титр - эритмеде эриген заттын массасынын (г менен) эритменин көлөмүнө V (мл менен) болгон катышы катарында аныкталынат:

$$T(B) = \frac{m(B)}{V}$$

мисалы, 5г NaCl кармаган 100мл эритменин титрри төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$T(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{V} = \frac{5}{100} = 0,05 \text{ г/мл.}$$

10.3 Учма эмес эриген заттардын эритмелери.

Коллигативдик касиеттер.

Идеалдык эритмелердин тоңуу температурасынын төмөндөшү, кайноо температурасынын жогорулашы жана осмосдук басымына окшогон касиеттери эриген заттардын санынан гана көз каранды, ал эми алардын жаратылышынан көз каранды эмес. Ушул себептен бул касиеттер коллигативдүү деп аталат.

Коллигативдүү касиеттердин заттардын санынан болгон көз карандылыгын чечүүдө төмөндөгүдөй эки оожомол кабыл алынган:

1-эриген зат учма эмес болсо, б.а. буу (газ фаза) бир гана эриткичтин малекулаларынан турат;

2-суюк эритмеде эриген зат, эриткич тоңгондо катуу эритмеде эрибейт.

10.3.1 Раулдун закону

Эриткич жана эритме менен толтурулган эки жабык идишти элестетели. 1-идиштеги таза эриткичтин үстүндөгү эриткичтин буусунун басымы P° , ал эми 2-идиштеги суюк эритменин үстүндөгү таза эриткичтин буусунун басымы P болсун.

Раул 1-идиштеги таза эриткичтин үстүндөгү эриткичтин буусунун басымы P менен 2-идиштеги суюк эритменин үстүндөгү таза эриткичтин буусунун басымын P° ны аныктап төмөндөгүдөй жыйынтыкка көлгөн:

Эриткичтин үстүндөгү таза эриткичтин буусунун басымынын салыштырмалуу азайышы эриген заттын молдук үлүшүнө барабар:

$$\frac{P^{\circ} - P}{P^{\circ}} = n_2, \text{ Раулдун закону.}$$

мында N_2 учма эмес эриген заттын молдук үлүшү. Ал төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

n_1 менен n_2 эриткич (I) менен эриген заттардын молунун сандары.

Демек, эриген заттын саны канчалык көп болсо, эриткичтин молекулалары менен эриген заттардын өз ара аракеттенүүшүсү ошончолук чоң болуп, эриткичтин буулануусун начарлатат. Натыйжада, эритменин кайноо температурасы жогорулайт.

10.3.2 Эритменин кайноо температурасынын жогорулашы.

Эриткичтин кайноо температурасы t° жана эритменин кайноо температурасы t болсо, анда $t - t^\circ = \Delta t_K$ - эритменин кайноо температурасынын жогорулашы болот. Раул суюктулугуна эритменин кайноо температурасынын жогорулашы үчүн төмөндөгүдөй көз карандылыкты алган:

$$\Delta t_K = E m$$

мында E эбулиоскопиялык турактуулук, же $m=1$ болгондо $\Delta t_K = E$ болгондуктан кайноо температуранын молдук жогорулашы деп аталат; m - молялдык концентрация. Алынган теңдемелерде эриген заттын жаратылышын көрсөткөн чоңдуктар жок, бир гана анын саны өсөпкө алынган. Ошондуктан, "эколлигативдик" деген термин колдонулду. Кайноо температуранын жогорулашы эриткичтин касиетинен көз каранды. Кайноо температуранын жогорулашы, учма эмес кошулмалардын салыштырма молекулалык массаларын аныктоодо колдонулат:

$$\Delta t_K = E \frac{1000 g_2}{gM}$$

g_2 менен g эриген зат менен эриткичтин массалары грамм менен; M - эриген заттын молекулалык массасы.

10.3.3 Тондуу температурасынын төмөндөшү.

Ал эми эритменин тондуу температурасынын төмөндөшү үчүн

төмөндөгүдөй Раулдун төңдөмөсү колдонулат:

$$\Delta t_T = K m$$

Мында Δt_T - тоңуу температуранын төмөндөшү; K - криоскопиялык турактуулук; m - молялдык концентрация.

Эриген зат катуу эриткичте эрибейт деп божомолдонот. K -эритменин тоңуу температурасынын молялдык төмөндөшү жө криоскопиялык турактуулук деп аталат. Ал ушул эриткич үчүн эриген заттын жаратылышыннан көз карандысыз жана формалдуу түрдө $m=1$ болгондо $\Delta t_T = K$ болот.

Тажрыйбада, тоңуу температурасынын төмөндөшү боюнча учма эмес заттардын салыштырма молекулалык массаларын аныктоого болот:

$$\Delta t_T = K \frac{1000 g_2}{gM}$$

мында, g - эритмедеги эриткичтин массасы g менен; g_2 - эритмедеги эриген заттын массасы g менен; M - эриген заттын молекулалык массасы.

10.3.4 Осмос

Эриткичтин молекуласын өткөрүп, эриген заттын молекуласын өткөрбөгөн мембрана аркылуу эриткичтин эритмеге өтүшү осмос деп аталат. Мындай мембрана жарым өткөрүүчү мембрана деп аталат (10.1-сүрөт).

Эгер канттын суудагы эритмесин суудан целлюлозадан жасалган мембрана менен бөлүп койсо, мембрана аркылуу канттын эритмесин көздөй суунун молекулаларынын өтүшүнүн негизинде эритменин көлөмү чоңойо баштайт (10.1-сүрөт). Эритмеге сырттан кошумча басымды P таасир этүү менен эриткичтин мембрана аркылуу агымын токтотууга болот.

Бул токтотуучу күчтүн чоңдугу сан мааниси боюнча осмостук басымга барабар, бирок багыты боюнча карама-каршы болот.

Эриген заттын баш аламан таралышынын негизинде аралашмадагы эриткичтин концентрациясы таза эриткичтикке караганда аз болгондуктан, мембрананын эки жагындагы эриткичтердин концен-

трациялары тенелмейинче, эриткичтин эритмеге агышы күтүлөт.

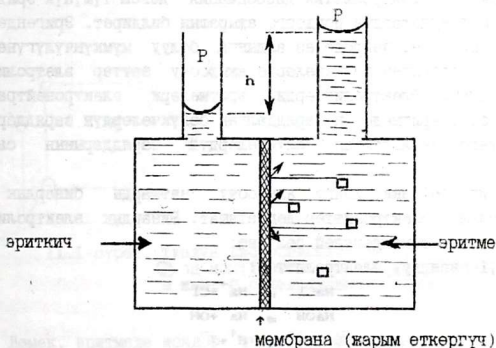
Осмостук басым эритменин концентрациясынан кез каранды, ал эми эриген заттын жаратылышынан көз каранды эмес.

Суултулган эритмелер үчүн осмостук басым (P) Вант-Гоффтун теңдемеси аркылуу берилет:

$$P = C \cdot R \cdot T$$

C – эриген заттын молярдуулугу; R-универсалдык газ турактуулугу; T-абсолюттук температура, К менен.

Осмостук басымдын биологиялык мааниси чоң. 37°C кишинин канынын, лимфасынын жана ткандарынын осмостун басымы 7.7 атм. Өсүмдүктөрдүн ткандарынын осмостук басымы 5-20атм болсо, ал эми чөлдөрдөгү өсүмдүктөрдүкү 170атм жетет. Өсүмдүктүн клеткасындагы суусунун осмостук басымы, топурактагы эритменин осмостук басымынан чоң болгондо гана өсүмдүк нормалдуу өсүшү мүмкүн. Өсүмдүктүн тамырынан баштап бүт жалбырагына чейин суунун таралышын камсыз кылган негизги күч осмос басымы болуп саналат.



10.1-сүрөт. Осмометр.

□-эриген заттын молекулалары.

II.I Негизги түшүнүктөр

Кээ бир заттардын суудагы эритмелери электр тогун өткөрүшөт. Сууда эригенде электр тогун өткөрүүчү заттарды электролиттер дейбиз. Электролиттерге кислоталар, негиздер жана туздар кирет. Көпчүлүк заттар балкып эриген абалында да электролиттердин касиеттерин көрсөтөт.

Сууда эриген жана балкып эриген электролиттердин электр тогун өткөргүчтүгү, аларда оң жана терс заряддалган иондордун болушу менен мүнөздөлөт.

XIX к. I-жарымында англиялык окумуштуу М.Фарадей электролиттердин эритмелери иондорду пайда кылаарын аныктаган.

Сууда эригенде же салкып эригенде электролиттердин иондорго ажыроо процессин электролиттик диссоциация деп айтабыз.

Кээ бир заттардын суудагы эритмелери электр тогун өткөрүшпөйт. Мындай заттарды электролит эместер деп айтабыз. Электролит эместерге көпчүлүк органикалык заттар, мисалы: кант, спирт, ж.б. кирет.

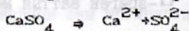
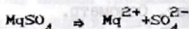
Демек, "Электролиттик диссоциация" деген түшүнүк эритмеде эриген молекулалардын иондорго ажырашын билдирет. Эригенде же балкып эригенде, чөйрөдө өз алдынча болуу мүмкүнчүлүгүнө ээ болгон заряддалган бөлүкчөлөргө ажыроочу заттар электролиттер деп аталат. Электролиттердин эритмелери электронейтралдуу болот, б.а. эритмеде оң заряддалган бөлүкчөлөрдүн заряддарынын саны терс заряддалган бөлүкчөлөрдүн заряддарынын санына барабар.

Эригенде эки ионго ажыроочу заттарды бинардык же симметриялуу электролиттер деп аталат. Бинардык электролиттер өз көзегинде төмөндөгүдөй бөлүнөт:

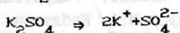
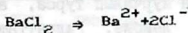
1,1-заряддуу электролиттер:



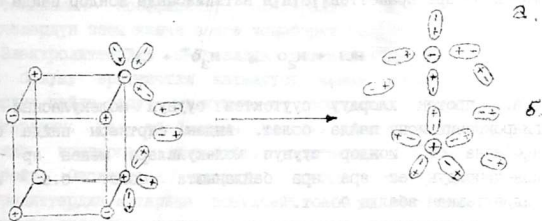
2,2-заряддуу электролиттер



Ал эми симметриясыз электролиттерге ар кандай заряддагы иондордон пайда болгон электролиттер кирет:



Иондук жана уялдуу коваленттик байланыштагы заттар эки түрдүүчө электролиттик диссоциацияга ажырайт б.а. электролиттер жаратылышы боюнча ионогендик жана инофордук деп экиге бөлүнөт. Молекуласы иондордон турган заттар инофорлор деп аталат. Көпчүлүк туздар инофорлор болот. Мисалы, NaCl тузу Na^+ жана Cl^- иондорунан түзүлгөн кристаллды сууда эрители. Бул тузду сууда эритүүдө иондор эриткичтин диполдору менен өз ара аракеттенишүүсүнүн натыйжасында кристаллдык торчо бузулат. (II-I сүрөт). Суунун уялдуу молекулаларынын (диполунун) оң заряддар топтолгон чети натрийдин хлоридиндеги терс ион Cl^- го, ал эми терс бөлүгү-оң ион Na^+ га тартылышат. Суунун молекулалары менен иондордун ортосундагы мындай аракеттенишүү кристаллдардагы иондордун ортосундагы байланыштарды начарлатат да, иондор менен суунун диполдорунун ортосундагы байланыш күчөп, иондор кристаллдык торчодон эритмеге өтө баштайт.



II-I-сүрөт. Туздун диссоциацияга ажыроо схемасы.
 ⊕ оң ион; ⊖ терс ион; ⇄ суунун диполу.
 а жана б сольватташкан иондор.

Демек, эритмеде иондор таза түрүндө болбостон, суунун молекулалары менен курчалган түрдө б.а. гидратташкан абалда болот. II-I-сүрөттө а жана б гидратташкан иондор. Иондор менен суунун диполдорунун ортосундагы өз ара аракеттенишүүсү гидратташуу деп аталат. Демек, иондор эритмеде суунун иондору ме-

нен курчалган абалда болот. Мындай иондор гидратташкан иондор деп аталат. Эгерде иондор суудан башка эриткичтерде, эриткичтердин диполдору менен курчалып турса, анда мындай иондорду сольватташкан иондор дейбиз. Гидратташкан иондор жөнүндө түшүнүктү срус окмуштуусу И.А. Каблуков киргизген. Суу эмес эриткичтерде да электролиттик диссоциация жүрүп сольватташкан иондор пайда болушу мүмкүн.

Иондор менен эриткичтин молекулаларынын ортосундагы өз ара аракеттенүүсү сольватташуу деп аталат. Ал эми эриткич катарында суу болсо сольватташуу гидратташуу деп аталат.

Суу эритмелериндеги бардык иондор, анын ичинде суутектин иону да гидратацияга учурайт. Ар бир суутектин иону, эки же андан көп суунун молекулалары менен аракеттенишет. Демейде суутектин гидратташкан иону H_3O^+ (бир топ тагыраак $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $n=0-4$) формуласы түрүндө туюнтулат да гидроксония иону деп аталат.

Эригенде иондорду пайда кылган заттар ионогендик деп аталат. Мисалы, газ абалындагы хлордуу суутекти сууда эритсе күчтүү электролит - туз кислотасынын эритмеси алынат, бирок мында HCl молекуласы диссоциацияланбайт, суунун молекуласы менен өз ара аракеттенүүсүнүн натыйжасында иондор пайда болот:



б.а., протон хлордуу суутектен суунун молекуласына өтүп гидроксоний иону пайда болот. Андан сырткары пайда болгон H_3O^+ жана Cl^- иондор суунун молекулалары менен ар дайым ион-диполдук өз ара ара байланышта болот б.а. иондор гидратташкан абалда болот.

Электролиттер сууда иондорго толук же толук эмес ажырашы боюнча күчтүү жана начар деп бөлүнөт. Күчтүү электролиттердин молекулаларынын көпчүлүк бөлүгү иондорго ажырайт жана эритмелери электр тогун жакшы өткөрөт. Аларга күчтүү кислоталар менен негиздер жана көпчүлүк туздар мисал болот. Начар электролиттердин молекулаларынын бир аз гана бөлүгү диссоциацияланып, эритмелери электр тогун начар өткөрөт. Аларга көпчүлүк органикалык кислоталар, фенолдор, аммиак жана аминдер, көмүр кислотасы, Hg_2Cl_2 , AgBr го окшогон туздар мисал

Диссоциация даражасы: Электродиттик диссоциациянын сандык жактан мүнөздөө үчүн диссоциация даражасы түшүнүгү киргизилген.

Электродиттик диссоциация даражасы деп, иондорго ажыраган молекулалардын санынын эритмедеги жалпы молекулалардын санына болгон катышын айтабыз:

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

n -диссоциацияланган молекулалардын саны; N - эритилген электродиттин молекулаларынын жалпы саны. Диссоциация даражасы нөлден бирге ($0 \leq \alpha \leq 1$) чейин өзгөрөт. $\alpha=1$ болгондо заттар толук (100%) диссоциацияланат дегенди билдирет. Аныктама боюнча α электродиттин диссоциацияга ажыраган, ал эми $(1-\alpha)$ ажырабаган бөлүгү десек, бир молекула эригенде ν ион пайда болсо, бардык иондордун саны αN болуп ажырабаган бөлүгү $(1-\alpha)N$ болот. Анда эритмедеги бардык бөлүкчөлөрдүн санын $[\alpha N + (1-\alpha)N] = N$ ге бөлсөк, төмөнкү аланат:

$$\frac{\alpha N + (1-\alpha)N}{N} = \frac{N(\alpha + 1 - \alpha)}{N} = 1 + \nu(1-\alpha) \equiv i$$

i -изотоникалык коэффициент, электродит эригенде жалпы бөлүкчөлөрдүн саны канча өзгөчө чоңойорун билдирген сан, $i > 1$.

Электродиттердин нейтралдык молекулаларынан иондордун пайда болушу эриткичтин катышуусу менен жүрөт. Эритмеде иондордун пайда болуу мүмкүнчүлүгү эриткичтин жаратылышынан кез каранды. Газ абалындагы хлордуу суутөк гександа же бензолдо иондорго ажырабайт, эритмелери электр тогун өткөрбөйт. Ошондуктан хлордуу суутөк бул эриткичтерде электродиттердин катарына кошулбайт. Уксус кислотасы сууда анча-мынча диссоциацияланса, ал эми суюк аммиакта толугу менен иондорго ажырайт.

Пайда болгон эритменин электр өткөрүмдүүлүгү боюнча эриткичтин иондоштуруу мүмкүнчүлүгүн аныктаса болот. Суудан жана жогоруда айтылган аммиактан башка чоң диэлектрдик өткөрүмдүүлүктөргө ээ болгон: суюк фтордуу суутөкти, циандуу суутөкти жана суутөктин пероксидин, ал эми органикалык эриткичтерден диметилформальдегиддер да $\text{НОС-N}(\text{СН}_3)_2$ жакшы иондоштуруучу касиеттерге ээ болгон эриткичтердин тобуна

кирет.

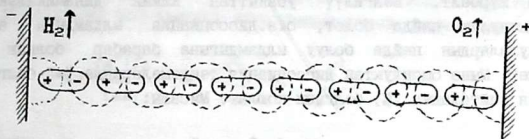
Эриткичтин иондоштуруу жөндөмдүүлүгү, анын составынан жана түзүлүшүнөн да көз каранды. Гидроксиди бар эриткичтердин (суу, спирттер) катарында диэлектрдик өткөрүмдүүлүгүнүн азайышы менен электролиттердин диссоциация даражасынын төмөндөшү байкалат. Спирттердин гомологиялык катарынын башында турган метанол менен этанолдо туздардын толук диссоцияланышы байкалса, ал эми углеводороддук радикалы узун болгон спирттерде (мисалы, бутанол-октанол ж.б.) ал туздар эрибейт же эресе да эркин иондордун болушу байкалбайт. Нитрометандын ($\epsilon=37$) же ацетонитрилдин ($\epsilon=37$) метанол ($\epsilon=31,5$) менен этанолдун ($\epsilon=25$) диэлектрдик турактуулуктарынан чоң болсо да, ал эриткичтерде көз бир туздар начар иондошот. Экинчи бир мисал, суук циандуу сүтөктө ($\epsilon=96$) сууга ($\epsilon=81$) караганда көпчүлүк электролиттердин эригичтиги менен иондошуусу начар. Келтирилген мисалдар эриткич менен электролиттердин химиялык өз ара аракеттенишүүсүнүн маанилүүлүгүн, иондошуу кубулушу электролиттин, өзгөчө эриткичтин жаратылышынан көз карандылыгын көрсөтөт.

II.2 Электролиттердин теориялары

Х.Гротгустун теориясы. Электролиттердин эритмесиндеги заряддалган бөлүкчөлөрдүн -иондордун болушу жөнүндөгү ой өзүнөн өзү келип чыккан эмес. XIX-кылымдын башында 2-типтеги өткөргүчтөрдөгү электрөткөрүмдүүлүктөрдү түшүндүрүүгө аракеттенген теориялык моделдер пайда боло баштаган.

Мындай моделди биринчилерден болуп литов окумуштуусу Х.Гротгус 1805-жылы суунун суутек менен кычкылтекке электрохимиялык бөлүнүшүнө сунуш кылган. Х.Гротгус суунун молекуласын диполь катарында көрсөтүп, анод менен катоддун ортосунда чынжырды пайда кылып суунун диполу оң жагы менен катодго багытталып, суутек бөлүнүп, ал эми терс жагы менен анодго багытталып кычкылтек бөлүнөт деген (II.2-сүрөт). Андан кийин чынжырча диполдордун оң жана терс уюлдарынын орун алмашуусунун натыйжасында калыбына келип (сүрөттө пунктир менен көрсөтүлгөн), электролиз улана беришин айткан. Мындай "эстафетикалык" механизм менен токтоу H_3O^+ жана OH^- иондорунун жардамы менен алып өтүү механизми бири-бирине жакын болгону

менен, көпчүлүк электролиттер үчүн бул теорияны колдонууга мүмкүн эмес.



II.2-сүрөт. Гроттус бокнча электрөткөрүмдүүлүктү түшүндүрүү.

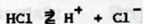
М.Фарадейдин теориясы. Азыркы кездеги электролиттердин эритмелеринин түзүлүшүнө жакын көз карашты XIX кылымдын 30-жылдарында М.Фарадей тарабынан айтылган. Ал электролиттерди электр талаасынын таасири астында диссоциацияланат деген. "Электролит" деген терминди Фарадей сунуш кылган, аны грекчеден которгондо "электр менен ажыроочу" дегенди билдирет. Мындан пайда болгон иондор электроддорго умтулуп эритме аркылуу токтун өтүшүн камсыздандырат. Чындыгында Фарадейдин теориясы начар электролиттер үчүн туура. Мисалы, талаанын чыналуусу $X \approx 50$ МВ/М болгондо начар электролиттер толугу менен диссоциацияланат. Бирок, электролиттер сырткы талаасыз эле толук же толук эмес ажырайт. Буга төмөнкү кубулуштар далил боло алат: 1. Осмостук басым; 2. Эритменин буусунун басымы; 3. Эбулископия жана криоскопия.

Аррениустун теориясы. 1887-ж.С.Аррениус электролиттердин диссоциация теориясына негиз салган. Анын негизги жоболору:

I. Органикалык жана органикалык эмес туздарды, негиздерди жана кислоталарды эриткенде иондор пайда болот. Иондор заряддалган бөлүкчөлөрдөн, атомдордон жана атомдордун группаларынан турат. Электролиттердин молекулалары сууда эриткенде оң жана терс заряддалган иондорго ажырайт. Иондор бир атомдон (жөнөкөй иондор) жана бир нече атомдон (татаал иондор) пайда болушу мүмкүн. Жөнөкөй иондорго натрий ионун Na^+ , жез (II) ионун Cu^{2+} , хлорид ионун Cl^- , сульфид ионун S^{2-} ; татаал иондорго сульфат ионун SO_4^{2-} , перманганат ионун MnO_4^- , аммоний ионун NH_4^+ мисал келтирүүгө болот. Иондун формуласынын жогорку оң жак бөлүгүнө биринчи заряддын санын, андан кийин заряддын

бөлгисин (+ же -) көп жазабыз. Мисалы: PO_4^{3-} , NO_3^- , Na^+ , Al^{3+} , ж.б.

Диссоциация - кайталанма процесс. Иондорго ажыроо акыр-аягына чейин жүрбөйт. Белгилүү убакыттан кийин динамикалык тең салмактуулук пайда болот, б.а. диссоциация ылдамдыгы алгачкы молекулалардын пайда болуу ылдамдыгына барабар болгон абал түзүлөт. Мына ошондуктан диссоциация теңдемелеринде "=" белгисинин ордуна кайталанма (\rightleftharpoons) белгиси коюлат. Мисалы:



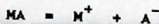
Иондор суу эритмелеринде баш аламан кыймылда болушат. Эгерде электролиттердин эритмелерине электроддорду салып, аны турактуу токту булагына туташтырсак, анда иондор багытталган кыймылга ээ болушат: оң заряддалган иондор катодду көздөй (төрс электродго), ал эми төрс заряддалган иондор анодду көздөй (оң электродго) жылышат. Ошонун негизинде: оң иондор - катиондор, төрс - иондор аниондор деп аталат. Мисалы: суутектин оң иону H^+ - суутектин катиону, хлордун төрс иону Cl^- - хлор аниону.

2. Молекулалар толук диссоциацияга ажырай бербөйт. Диссоциацияга ажыраган бөлүгү α (диссоциация даражасы), ал эми $1-\alpha$ диссоциацияга ажырабаган бөлүгү десек, бир молекула ажыраганда ν ион пайда болсо, анда жалпы иондун концентрациясы $\nu\alpha$ болуп, диссоциацияга учурабаган молекулалардын концентрациясы $(1-\alpha)C$ болот. Анда эритмедеги бардык бөлүкчөлөрдүн молярдык концентрациясы төмөндөгүдөй болот:

$$(1-\alpha)C + \nu\alpha C = C[1 + \alpha(\nu-1)]$$

Ошондуктан, Аррениустун теориясы боюнча $i = I + \alpha(\nu-1)$ i - изотоникалык коэффициент же Вант-Гоффтун коэффициенти. $i > I$ анткени $\nu > 1$, $\alpha > 0$. $I + \alpha(\nu-1)$ - электролиттердин диссоциация негизинде бөлүкчөлөрдүн жалпы молярдык концентрациялары канча эсе көбөйөрүн билгизип, физикалык мааниси боюнча изотоникалык коэффициентке теңдеш. (7.7) - теңдеме электролиттердин осмос басымына жана башка кубулуштарга жооп берет.

3. Электролиттик диссоциация процессинде массалардын таасир этүү закону колдонулат. Мисалы, ма электролити диссоциацияланганда бир катион, бир анион пайда болсо:



анда диссоциацияга ажраган бөлүгүнүн концентрациясы $[M^+] = [A^-] = \alpha c$ болуп, ал эми ажрабаган бөлүгү $[MA] = c(1 - \alpha)$ болот. Аррениустун теориясынын негизинде электролиттик диссоциация константасы үчүн төмөндөгүдөй теңдөмө алынат:

$$K = \frac{[M^+][A^-]}{[MA]} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{c(1 - \alpha V)} \quad (11.3.1)$$

мында, $V = 1/c$; V -эритменин суккултулушу; $[M^+]$, $[A^-]$ жана $[MA]$ тең салмактуулук абалдагы катиондун, аниондун жана электролиттин диссоциацияга ажрабаган бөлүгүнүн концентрациялары б.а. тең салмактуулуктагы концентрациялары.

Температура өзгөрсө K ар бир электролит үчүн турактуу мааниге ээ. Ошондуктан электролиттердин концентрациясына жараша (11.3.1) – теңдеменин жардамы менен диссоциация даражасын аныктоого болот.

$\alpha \ll 1$ болгондо (11.3.1) – теңдемеден $K = \alpha^2 c$ болот. Аны α үчүн төмөндөгүдөй жазып алабыз:

$$\alpha = \sqrt{K/c} \quad (11.3.2)$$

(11.3.1) жана (11.3.2) – теңдемелер бинардык симметриялык электролиттер үчүн алынды. Бинардык эмес электролиттер же электролиттердин аралашмалары үчүн Аррениустун теориясынын негизинде массалардын таасир этүү законун колдонуп алынган математикалык тунтмалар жана андан чыккан тыянактар татаал болот.

Электролиттик диссоциациянын жүрүү себептерин Аррениустун теориясы түшүндүрө албайт. Бул теориясынын негизинен эки жетишпеген жагы бар.

I. Теорияда ион-диполдук өз ара аракеттенүүлөр эске алынган эмес. Мисалы, иондордун эриткичтердин диполдору (суу жана башка эриткичтер) менен болгон өз ара аракеттенишүүлөрдү эске алган эмес. Анткени иондордун пайда болушуна сольватташуу процессинин мааниси чоң, б.а. ион-диполдук өз ара аракеттенишүүнү эске албай туруп, иондордун пайда болуу мүмкүнчүлүгүн түшүндүрүү мүмкүн эмес. Аррениус

электролиттердин диссоциацияланыш себебин ачып көрсөткөн эмес.

2. Ошондой эле теорияда ион-иондордун ортосундагы өз ара аракеттенүүнү эске алган эмес. Иондорду идеалдык газдын белүкчөлөрү сымал караган, б.а. электростатикалык күчтөрдүн негизиндеги катиондор менен аниондордун тартылуу же бирдей заряддагы иондордун түртүлүү күчтөрүн эске алган эмес. Аррениустун теориясында ион-иондук өз ара аракеттенишүүлөрдү эске албагандыгы төндөштиктердин сандык жактан бузулушуна алып келген. Мисалы, (11.3.1)–төндөмөнү текшерүүдө диссоциация турактуулугу электролиттердин концентрацияларына жараша өзгөрөт. 11.1–таблицада 25⁰Сда KCl менен Cu_2SO_4 суудагы эритмесиндеги диссоциация турактуулугу берилген. Бул таблицадан байкалгандай күчтүү электролиттер гана эмес начар электролиттер үчүн да ар кандай концентрацияларда табылган K нын сандык маалыматтарынын айырмачылыгы тажрыйбада келтирилген каталиктерден чондук кылат.

Диссоциация даражасы температурага жана электролиттин концентрациясына көз каранды болот.

Температуранын жогорулашы менен диссоциация даражасы чоңоёт. Ал эми электролиттик диссоциация теориясы болча, эритмедеги электролиттин концентрациясы канчалык аз болсо, диссоциация даражасы ошончолук чоң болот. Эритменин чексиз суултканда диссоциация даражасы I ге (100%) жакындайт. Мисалы, натрийдин гидроксидинин $NaOH$ диссоциация даражасы электролиттин концентрациясынын өзгөрүшүнө төмөндөгүдөй абалда көз каранды болот:

концентрациясы $c=I$ моль/л $\alpha=0,73$ (18⁰С)

$c=0,1$ моль/л $\alpha=0,84$

$c=0,01$ моль/л $\alpha=0,95$

11.1–таблицада Аррениустун теориясынын негизинде эсептелинген KCl менен Cu_2SO_4 тын суудагы эритмесиндеги диссоциация турактуулуктарынын концентрациядан болгон көз карандылыктары көрсөтүлгөн. Бул таблицاداгы кээ бир карама-каршылыктардын себеби төмөндөгүдөй. Теорияда ион-иондук жана ион-диполдук өз ара аракеттенишүүлөрдү эске албагандыкта, анткени концентрациянын өзгөрүшү менен бул өз ара аракеттенишүүлөрдүн мүнөзү өзгөрөт. Ион-иондун жана ион-диполдордун ортосундагы өз ара аракеттенишүүлөрдүн сандык жактан эске алуу, азыркы мезгилдеги электролиттердин жаңы теорияларынын келип чыгышына алып келди.

Ошол эле мезгилде, суунун эритмелериндеги электролиттердин иондорунун молекулаларын жана суунун молекулаларын механикалык аралашма катарында көрсөткөн С.Аррениус менен Я.Вант-Гоффтун көз карашына каршы, Д.И.Менделеев эриген зат менен эриткич химиялык өз ара аракеттенишүүнүн натыйжасында "диссоциация абалындагы туруксуз кошулмаларды" пайда кылат деген.

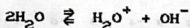
11.1-таблица. 25°C да, Аррениустун теориясынын негизинде эсептелген $K_{КС1}$ менен $СН_3COOH$ тгн суудагы эритмесиндеги диссоциация турактуулуктарынын концентрациядан болгон көз карандылыктары.

$C_{КС1}$	Моль/л	0.0001	0.001	0.01	0.1
$K_{КС1}$	Моль/л	0.013	0.046	0.151	0.535
$C_{СН_3COOH}$	Моль/л	0.001	0.02	0.1	0.2
$K_{СН_3COOH}$	Моль/л	$1.751 \cdot 10^{-5}$	$1.740 \cdot 10^{-5}$	$1.700 \cdot 10^{-5}$	$1.653 \cdot 10^{-5}$

Эритмедеги иондордун тең салмактуулуктарына түздөн-түз катышпаган башка электролиттерди кошуп, туруктуу иондук чөйрөнү пайда кылуу менен Аррениустун теориясындагы негизги теңдештиктердин аткарылышын жакшыртса болот. Бул метод Я.Бренстед тарабынан сунуш кылынып, туруктуу иондук чөйрөнүн методу деп аталат.

II.3 Суунун иондорунун көбөйтүндүсү.

Суу начар электролит болсо да төмөндөгүдөй иондорго ажырайт:



Аррениустун теориясын таза суудагы иондук тең салмактуулуктарга колдонуп, төмөнкүнү алабыз:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = \alpha^2 C_{H_2O} - \alpha \quad (11.4.1)$$

Суу үчүн $\alpha \ll 1$ болгондуктан $[H_2O]$ туруктуу, анда

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = [H_2O]^2 = \alpha^2 c \quad (11.4.2)$$

K_w -температурадан кез каранды болгон турактуулук, суунун иондук көбөйтүдүсү деп аталат. Бул теңдемени логарифмаласа төмөнкү алынат:

$$\lg K_w = \lg[H_3O^+] + \lg[OH^-] \quad (11.4.3)$$

Суутек иондорунун концентрациясынын төскөри чоңдугунан алынган логарифмасы, эритменин суутектик көрсөткүчү (pH) деп аталып, ал С.Серенс тарабынан сунуш кылынган:

$$pH = \lg \frac{1}{[H_3O^+]} = -\lg[H_3O^+] \quad \text{же кыскача } pH = -\lg[H^+] \quad (11.4.4)$$

Ошондой эле $-\lg K = pK$; жана $-\lg[OH^-] = pOH$ десек, (11.4.3)-теңдеме төмөндөгүдөй түргө келет:

$$pK_w = pH + pOH \quad (11.4.5)$$

II.2-таблицада ар кандай температурада $pK_w = -\lg K_w$ чоңдугунун мааниси берилген.

II.2-таблица ар кандай температурадагы pK_w нын мааниси.

t ^o C	0	10	20	25	30	40	50	60
pK _w	14,943	14,534	14,166	13,966	13,833	13,53	13,26	13,017

Суутек иондорунун концентрациясы менен суутектик көрсөткүчтүн ортосундагы байланышты төмөндөгү схема менен көрсөтүүгө болот:

[H ⁺], моль/л. · 10 ⁰	-1	-2	-3	-4	-5	-6	-7	-8	-9	-10	-11	-12	-12	-14	
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
	чөйрөнүн кислоталуулугу өсөт.							чөйрөнүн щелочтуулугу өсөт.							
	Нейтралдуу чөйрө														

Суутектик көрсөткүчтү аныктоо болмоча бир нече мисалдарды карап көрөбүз:

I-мисал. Эгерде диссоциация даражасы 2%ке барабар болсо, анда

IM азоттуу кислотанын эритмесинин суутектик көрсөткүчүн аныктагыла.

Чыгаруу:

$[H^+] = [HNO_2] \cdot \alpha \cdot K_{сн^+}$ формуласы боюнча суутектин иондорунун концентрациясын аныктайбыз.

$$[H^+] = 1 \cdot 0,02 \cdot 1, \text{ моль/л} = 0,02, \text{ моль/л}$$

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pH = -\lg 0,02 = 1,7$$

2-мисал: Кислотанын эритмесинин суутектик көрсөткүчү Эке барабар. Бул эритмедеги суутектин иондорунун концентрациясын аныктагыла.

Чыгаруу:

$$pH = -\lg[H^+] \text{ формуласынан } [H^+] = 10^{-pH} \text{ алабыз. } [H^+] = 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

pHтын маанилерин индикаторлордун жардамы менен аныктоого болот. Суутектин иондорунун концентрациясынын өзгөрүшүнө жараша түстөрүн өзгөртүүчү заттарды индикаторлор деп айтабыз.

II.4 Буфердик эритмелер

Начар кислоталар жана анын туздарынан же начар негиз анын туздарынан турган эритмелер буфердик эритмелердин системасын түзөт. Буфердик эритмелер белгилүү өлчөмдө pHты туруктуу кармайт. Аларды суултканда pH өзгөрбөйт.

Буфердик эритмеге бир аз өлчөмдө кислотаны же негизди кошкондо сыйымдуулугуна жараша эритменин pHсы бир аз өзгөрөт.

Буфердик эритменин сыйымдуулугу деп, 1л эритменин pHсынын маанисин бирге жылдырууга кеткен күчтүү кислотанын же күчтүү негиздин грамм - эквивалентинин саны аталат:

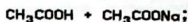
$$V_K = \frac{N_k \cdot V_k \cdot 1000}{V_{\text{буф}}}, \quad V_H = \frac{N_H \cdot V_k \cdot 1000}{V_{\text{буф}}}$$

мында, V_K жана V_H - кислота же негиз боюнча буфердик эритменин сыйымдуулугу, N_k жана N_H - кислота менен негиздин нормалдуулугу. V_k жана V_H - кошулган кислота менен негиздин көлөмү. $V_{\text{буф}}$ алынган буфердик эритменин көлөмү.

Төмөндөгүдөй буфердик эритмелер аналитикалык химияда кеңири колдонулат:

1. Ацетаттык буфердик эритме уксус кислотасы менен сууда

же башка эриткичтерде жакшы эриген туздарынын аралашмасынан туруп, кычкыл чөйрөнү пайда кылат:



2. Аммиактык буфердик эритме негиздик чөйрөнү берет:



3. Фосфаттык буфердик эритме, дигидрофосфат жана гидрофосфат туздарынын эритмелеринен пайда болот:



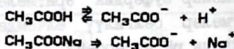
4. Карбонаттык буфердик эритме:



Буфердик эритмени түзгөн компоненттердин жаратылышына жана концентрацияларына жараша тажрыйба жүргүзүү үчүн керек болгон кислоталык же негиздик чөйрөнү тандап алууга болот.

Эмне үчүн буфердик эритмеге бир аз өлчөмдө күчтүү кислотаны же күчтүү негизди кошкондо pH өзгөрбөйт же өзгөрсө да анчейин чоң өлчөмдө өзгөрбөйт? – деген суроого ацетаттык эритменин касиетинин негизинде түшүндүрүп көрөлү:

Ацетаттык буфердик эритмеде төмөндөгүдөй тең салмактуулук пайда болот, б.а. натрийдин ацетат тузу күчтүү электролит болгондуктан, ал толугу менен диссоциацияга ажыраса, ал эми уксус кислотасы начар электролит болгондуктан начар диссоциацияга ажырайт:



Уксус кислотасынын тең салмактуулугунан турактуулугу төмөнкүгө барабар:

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

мындан $[\text{H}^+] = K \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$ же бул теңдемени логарифмалап суутектик көрсөткүч үчүн төмөндөгүдөй өзгөртүп алабыз:

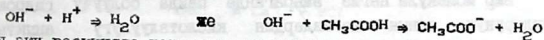
$$\text{pH} = \text{p}K + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Эми ацетаттык буфердик аралашмага бир тамчы кислота же бир тамчы негиз кошкондо эмне болорун көрөлү:

1. Бир тамчы күчтүү кислота (HCl) кошкондо, кошулган суутектин иону ацетат иону менен биригип начар кислотаны

CH_3COOH пайда кылгандыктан укусу кислотасынын тең салмактуулугуна таасир тийгизбейт. Демек, рН туруктуу кармалат же өзгөрсө да аңчейин өзгөрбөйт.

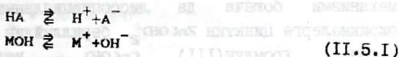
2. Бир тамчы күчтүү негизди NaOH кошкондо, кошулган гидроксил иону буфердик эритмедеги суутек иону же кислота менен кошулуп, рН аңчейин өзгөрбөйт.:



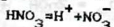
Бул эки реакцияда тең начар электролит суу пайда болот.

II.5 Аррениустун теориясынын негизинде кислота жана негиз түшүнүктөрү.

Аррениустун теориясынын негизинде заттар диссоциацияланганда суутектин ионуна жана кислота калдыгына ажыраса кислота деп, ал эми металлдын катионуна жана гидроксил группаларына ажыраса негиз деп аталып, кислота менен негиздердин алгачкы теориясы пайда болгон:



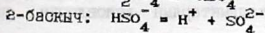
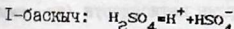
Кислоталардын диссоциациясы. Кислоталар диссоциацияланганда, кислоталардын касиеттерин мүнөздөөчү (кычкыл даамы, индикаторлорго таасири, негиздер менен аракеттениши ж.б.) суутектин иону H^+ (гидроксония иону H_3O^+) пайда болот:



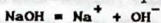
Кислоталардын диссоциациясында суутектин ионунан башка катиондор пайда болбойт. Демек электролиттик диссоциация теориясы бокунча кислоталар- суу эритмелеринде суутектин гидратташкан иондорун гана пайда кылуучу электролиттер болуп саналат.

Бир молекула кислота ажыраганда пайда болуучу суутектин иондорунун санын кислотанын негиздүүлүгү аныктайт. Мисалы, HCl жана HNO_3 - бир негиздүү кислоталар, H_2SO_4 жана H_2CO_3 - эки негиздүү кислоталар, H_3PO_4 - үч негиздүү кислота.

Эки жана көп негиздүү кислоталар, улам бирден суутектин ионун бөлүп чыгаруу менен баскычтуу диссоциацияланат. Мисалы, күкүрт кислотасында H_2SO_4 диссоциация процесси эки баскычта жүрөт:

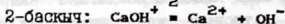
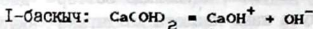


НЕГИЗДЕРДИН ДИССОЦИАЦИЯСЫ. Негиздердин диссоциациясында негиздик касиетти көрсөтүүчү гидроксид иону OH^- пайда болот:



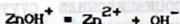
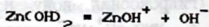
Мына ошентип, бир типтеги аниондорду – гидроксид иондорун гана пайда кылуу менен диссоциациялануучу электролиттерди негиздер деп айтабыз.

Бир молекула негиз ажыраганда пайда болуучу гидроксид иондорунун санын негиздердин кислоталуулугу аныктайт. Мисалы, NaOH жана KOH – бир кислоталуу негиздер, Ba(OH)_2 жана Ca(OH)_2 – эки кислоталуу негиздер ж.б. Эки жана үч кислоталуу негиздер баскычтуу диссоциацияланат. Мисалы, кальций гидроксиди Ca(OH)_2 эки баскычта диссоциацияланат:

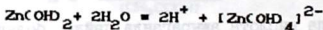


Кээ бир металлдардын гидроксиддери негиздердин диссоциация механизми боюнча да жана кислоталардын диссоциация механизми боюнча да диссоциацияланышы мүмкүн. Андай бирикмелерге цинктин Zn(OH)_2 , бериллийдин Be(OH)_2 , алюминийдин Al(OH)_3 , хромдун(III) Cr(OH)_3 , калайдын(II) Sn(OH)_2 гидроксиддерин кошууга болот. Мисалы, цинктин гидроксидинин диссоциациясы төмөндөгүдөй жүрүшү мүмкүн:

негиздик механизм боюнча:



кислоталык механизм боюнча:



Диссоциация учурунда суутектин иондорун да, жана ошондой эле гидроксид иондорун да пайда кылуучу заттарды амфотердик бирикмелер же амфолиттер деп айтабыз.

II.6 ТУЗДАРДЫН ДИССОЦИАЦИЯСЫ.

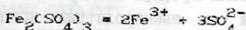
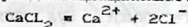
Диссоциацияланганда металлдардын катиондорун (же аммоний катиону NH_4^+) жана кислота калдыктардын аниондорун пайда

кылуучу электролиттер туздар деп аталат:



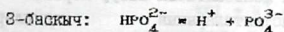
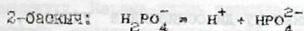
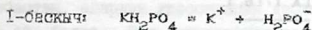
Туздар: орто туздар, кычкыл туздар жана негиздик туздар болуп бөлүнөт.

Орто туздар толук диссоциацияланат:



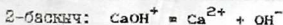
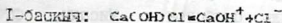
Натыйжада металлдардын катиондору жана кислота калдыгынын аниондору гана пайда болот.

Кычкыл туздардын диссоциациясы баскычтуу жүрөт. Мисалы, калийдин дигидрофосфаты KH_2PO_4 төмөндөгүдөй диссоциацияланат:



Натыйжада кычкыл туздар эки типтеги катиондорду: металлдардын катиондорун жана суутектин иондорун пайда кылат.

Негиздик туздар диссоциацияланганда дайыма эки типтеги аниондор: кислота калдыгынын аниону жана гидроксид иону пайда болот. Мисалы:



II.7 Күчтүү жана начар электролиттер.

Диссоциация константы.

Диссоциация даражасына жараша бардык электролиттер күчтүү жана начар электролиттер болуп бөлүнүшөт. Диссоциация даражасы электролиттин концентрациясына жана эритменин температурасына кез каранды болгондуктан, мындай бөлүштүрүү шарттуу болуп саналат.

Начар электролиттер – бул иондорго аз диссоциациялануучу заттар болуп саналат. Органикалык эмес бирикмелерден аларга: суу, суутектин пероксиди H_2O_2 , көмүр H_2CO_3 , азоттуу HNO_2 , циандуу суутек HCN , гипохлорит HClO , фосфор H_3PO_4 , бор H_3BO_3 кислоталары сыяктуу кээ бир кислоталар кирет.

Электролиттин күчтүүлүгүн диссоциация константасынын жардамы менен мүнөздөөгө болот. Бул диссоциация даражасына караганда электролиттин күчүнүн жалпыраак сандык мүнөздөмөсү боло алат. Анткени ал электролиттин концентрациясына көз каранды эмес.

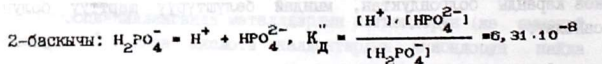
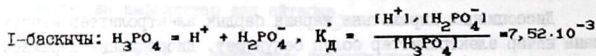
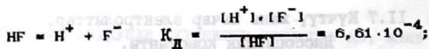
AB начар электролитинин диссоциациясын $\text{AB} = \text{A}^+ + \text{B}^-$ бардык тең салмактуулук процесстери сыяктуу, диссоциация константы деп аталуучу тең салмактуулук константы менен мүнөздөөгө болот:

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

Эгерде электролит баскычтуу диссоциацияга учураса, анда ар бир баскычтын диссоциация константасын жазуу керек.

Диссоциация константаларынын маанилеринен электролиттердин күчтөрүн салыштырууга жана баалоого болот: K_D канчалык кичине болсо, электролит ошончо начар, жана тескерисинче K_D канчалык чоң болсо, электролит ошончо күчтүү болот.

Начар электролиттер үчүн диссоциация константасы берилген температурада туруктуу чоңдук болуп саналат (электролиттин концентрациясына көз каранды болбогон). Мисалы, фтордуу суутектин жана фосфор кислотасынын 25°C дагы диссоциация константы:

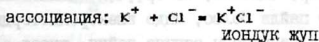
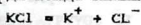


$$3\text{-баскычы: } \text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}, \quad K_D''' = \frac{[\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 1,26 \cdot 10^{-12}$$

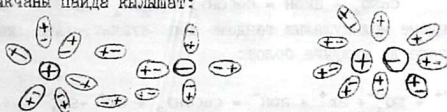
K_D нын жогоруда келтирилген маанилери боюнча төмөндөгүдөй жыйынтык чыгарууга болот: фосфор кислотасы диссоциациясынын биринчи баскычында экинчи жана үчүнчү баскычына караганда күчтүү электролит болуп саналат; фтордуу суутек кислотасы фосфор кислотасынын биринчи баскычына караганда начар, ал эми фосфор кислотасынын экинчи жана үчүнчү баскычына салыштырганда күчтүү кислота болуп саналат.

Күчтүү электролиттер эритмелеринде дээрлик толугу менен иондорго диссоциацияланат. Аларга органикалык эмес кислоталар (хлордуу суутек HCl , бромдуу суутек HBr , иоддуу суутек HI , хлор HClO_4 , азот HNO_3 , күкүрт H_2SO_4 , селен H_2SeO_4 , марганец HMnO_4 жана башкалар), көпчүлүк туздар, щелочтор кирет.

Күчтүү электролиттердин дээрлик толук диссоциацияланышына карабастан, алардын диссоциация даражаларынын маанилери 100% тен аз болот. Бул иондордун ассоциация процесси менен байланыштуу. Карам-каршы заряддалган иондор бири-бири менен биригишип, иондук жуптарды пайда кылышат. Мисалы: диссоциация:



Иондук жуптарды пайда кылуучу иондор эриткичтин бөлүкчөлөрдүн катмарлары менен бөлүнүп турушат. Бирок кээ бир учурларда иондор бири-бирине тийишип, жалпы гидраттык кабыкчаны пайда кылышат:



Иондук жуптарды диссоциацияланбаган молекулалар деп эсептегеге болбойт, себеби алар молекулалардан касиеттери боюнча айырмаланып турушат.

Иондук жуптарды пайда кылуу менен иондордун электростатикалык аракеттениши эритмелердеги иондордун реалдуу концентрациясын төмөндөтөт, ошондуктан электролиттин диссоциация даражасы 100% тен аз болот. Эксперименталдык

жактан аныкталуучу күчтүү электролиттердин диссоциация даражасын концентрациялык диссоциация даражасы деп айтабыз. Эритмөдөгү электролиттердин концентрациясы канчалык аз болсо, иондордун ассоциациясында ошончолук аз санда болот. Концентрациялык диссоциация даражасы мүмкүн болушунча 100% ке жакындайт. Мындай көз карандылыкты күкүрт кислотасынын диссоциациясынын мисалында көрсөтсөк болот:

концентрациясы (моль/л) : 5 0,5 0,05 $5 \cdot 10^{-3}$ $5 \cdot 10^{-4}$
 диссоциация даражасы, %: 18 51 58 79 93

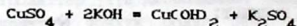
Күчтүү электролиттерде концентрациянын ордуна активдүүлүктү пайдаланышат. Активдүүлүк-бул иондордун өз ара аракеттенүүлөрүн эсепке алгандагы реалдуу концентрация:

$$\alpha = c \cdot f_a$$

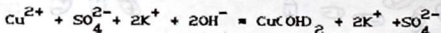
f_a - эксперименталдык түрдө аныкталуучу заттын активдүүлүк коэффициенти.

II.8 ЭЛЕКТРОЛИТТЕРДИН ЭРИТМЕЛЕРИНДЕГИ РЕАКЦИЯЛАР.

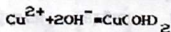
ОРУН АЛМАШУУ РЕАКЦИЯСЫ. Эгерде реакция учурунда начар электролиттер, (мисалы, аз эрүүчү) чөкмө же газ абалындагы продуктылар пайда болсо, анда электролиттердин эритмелериндеги орун алмашуу реакциясы аягына чейин жүрөт. Мисалы, калийдин гидроксидинин жана жез (II) сульфатынын эритмелеринин аракеттенүүсүнөн жез (II) гидроксидинин чөкмөсү чөгөт:



Жазылган теңдеме молекулалык теңдеме деп аталат. Аны иондук теңдеме түрүндө да жазууга болот:



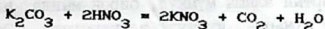
Теңдеменин оң жана сол бөлүктөрүнөн бирдей иондорду кыскартып салып, кыскартылган иондук теңдемени алабыз:



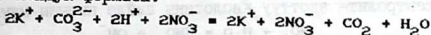
Мында жездин (II) иондору менен гидроксид иондору өз ара аракеттенишип жездин (II) гидроксидин пайда кылат. Ал эми SO_4^{2-} жана K^+ иондору реакцияга катышпайт.

Газ абалындагы затты пайда кылуучу, калийдин карбонаты менен азот кислотасынын ортосундагы реакцияны карап көрөлү:

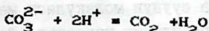
а). Молекулалык формасы:



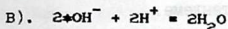
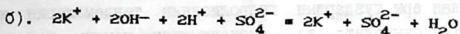
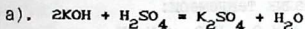
б). Иондук формасы:



в). Квскартылган иондук формасы:



Начар электролит- сууну пайда кылуучу нейтралдашуу реакцияларынын теңдемелери төмөндөгүдөй түрдө болот:



Мына ошентип, нейтралдашуу реакцияларында суутек иондору гидроксид иондору менен биригишип, суунун молекуласы пайда болот.

ТУЗДАРДЫН ГИДРОЛИЗИ. Суу- начар электролит. Таза сууда суутек иондору менен гидроксид иондорунун концентрациясы барабар, мында $pH=7$ болот. Эгерде сууга тузду эритсек, анда $[H^+]$ жана $[OH^-]$ иондорунун өзгөрүшү менен суунун диссоциациясынын тең салмактуулугу бузулат, pH дын мааниси 7ден четтейт. Мисалы, натрий карбонатынын эритмесинде чейрөнүн реакциясы щелочтуу ($pH > 7$), жездин (II) хлоридинин эритмесинде-кычкыл ($pH < 7$) болорун индикатордун жардамы менен оңой эле аныктоого болот. эритмедеги суутек иондорунун жана гидроксид иондорунун азайышы же көбөйүшү начар электролит менен алардын байланышы аркылуу жүрөт.

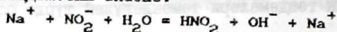
Начар электролиттин пайда болушу менен жүрүүчү туздардын иондорунун суунун молекулалары менен орун алмашуу реакцияларын туздардын гидролизи деп айтабыз.

I. Күчтүү негиз жана начар кислотадан пайда болгон

туздардын гидролизи. Мисал катары күчтүү негиз NaOH жана начар кислота HNO_2 дан пайда болгон натрийдин нитритинин NaNO_2 гидролизин келтиребиз: $\text{NaNO}_2 = \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$. Мында оң заряддалган натрий иону суунун молекуласынан терс заряддалган гидроксид ионун гана тартып алышы мүмкүн, бирок мында начар электролит пайда болбойт (NaOH - күчтүү электролит). Терс заряддалган нитрит иону суудан оң заряддалган суутектин ионун тартып алып, начар электролит- азоттуу кислотаны пайда кылышы мүмкүн:



Гидролиздин бул теңдемеси кыскартылган иондук теңдеме болуп саналат. Мында суунун молекуласы менен начар кислотанын аниону реакцияга киргендигин көрсөтөт. Теңдеменин сол жана оң жак бөлүктөрүнө бирдей сандагы натрийдин иондорун кошуп жазуу менен иондук теңдемесин алабыз:

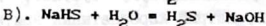
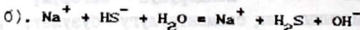
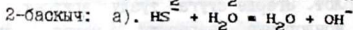
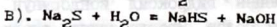
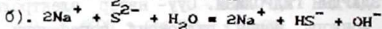
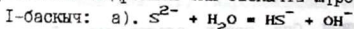


Гидролиздин молекулалык теңдемеси:



Мындан ары туздардын гидролизинин теңдемелерин жазууда ушул тартып сакталат: а). кыскартылган иондук теңдеме, б) иондук теңдеме, в). молекулалык теңдеме.

Эгерде туз күчтүү негизден жана көп негиздүү начар кислотадан пайда болсо, анда гидролиз баскычтуу жүрөт. Мисалы, натрий сульфидинин Na_2S (NaOH -күчтүү негиз, H_2S -эки негиздүү начар кислота) гидролизи эки баскычта жүрөт:

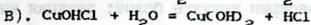
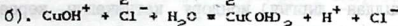
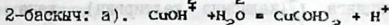
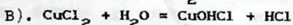
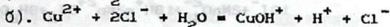
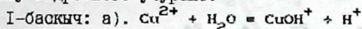


Туздардын гидролизи көпчүлүк учурларда I-баскыч боюнча гана жүрөт.

Күчтүү негиз жана начар кислотадан пайда болгон туздардын гидролизинде эритмеде ашыкча гидроксид иондору пайда болот да, эритменин реакциясы щелочтуу болот ($\text{pH} > 7$).

2. Начар негиз жана күчтүү кислотадан пайда болгон туздардын гидролизи. Жездин (II) хлоридинин CuCl_2 [$\text{Cu}(\text{OH})_2$ -начар негиз, HCl - күчтүү кислота] гидролизин карап көрөбүз. Диссоциация теңдемеси: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Cu^{2+} иондору

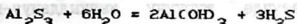
суудан OH^- иондорун тартып алып, начар электролитти CuOH^+ пайда кылышы мүмкүн, Cl^- иондору H^+ иондору менен начар электролитти пайда кылбайт. Мына ошентип, начар негиздин катиону гидролизге учурайт:



Мындай туздардын гидролизинин натыйжасында эритмеде ашыкча суутектин иондору пайда болот, б.а. $\text{pH} < 7$.

Гидролиз-кайталанма процесс: реакциянын аягына чейин жүрүшү- не пайда болгон кислота (же негиз) менен гидроксид иондорунун (же суутектин иону) нейтралдашуу реакциясы тоскоолдук келтирет.

3. Начар негиз жана начар кислотадан пайда болгон туздардын гидролизи. Бул учурда суу менен начар негиздин катиону да, ошондой эле начар кислотанын аниону да аракеттенишет. Мисалы:

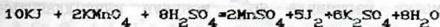


Эки начар электролиттен пайда болгон туздардын гидролизи аягына чейин жүрөт (газ же чөкмө бөлүнүп чыгат), б.а. кайталанбоочу процесс.

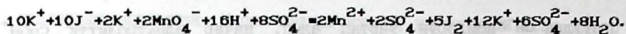
4. Күчтүү негиз жана күчтүү кислотадан пайда болгон туздар гидролизге учурабайт. Себеби алар суу менен биригишип начар электролитти пайда кылышпайт. Мындай туздарга: NaCl , KNO_3 , BaCl_2 , Na_2SO_4 ж.б. мисал келтирүүгө болот. Мындай туздардын эритмелеринде чөйрөнүн реакциясы нейтралдуу ($\text{pH}=7$).

II.9 ЭРИТМЕЛЕРДЕГИ КЫЧКЫЛДАНУУ - КАЛЫБЫНА КЕЛҮҮ РЕАКЦИЯЛАРЫ.

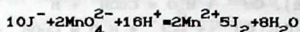
Көпчүлүк кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары электролиттердин суу эритмелеринде жүрөт. Мисалы:



Иондук теңдемесин түзөбүз:

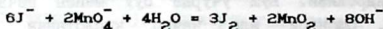


Тендеменин оң жана сол бөлүгүндөгү бирдей сандагы окшош иондору кыскартып, кыскартылган иондук тендемесин алабыз:



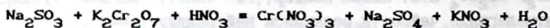
Бул тендеме реакцияга J^- (калыбына келтиргич) жана MnO_4^- (кычкылдан-дыргыч) иондору катышканын көрсөтөт. Тендемеден чөйрөнүн да таасирин көрүүгө болот; реакция кычкыл чөйрөдө H^+ иондорунун катышуусу мөнөн жүрөт.

Чөйрөнүн кислоталуулугу (негиздүүлүгү) эритмөлөрдөгү кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын механизмине жана пайда болуучу продуктуларына өз таасирин тийгизет. Мисалы, эгерде калий иодиди KJ жана калий перманганаты KMnO_4 кислота кошулбаган суунун чөйрөсүндө реакцияланышса, анда реакция төмөндөгүдөй тартипте жүрөт:

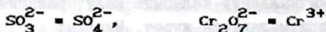


Суу чөйрөсүндө жүрүүчү кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын тендемелерин теңдөө үчүн, электрондук баланс методунан башка, электрондук-иондук баланс методун же жарым реакция методун пайдаланса да болот.

I-Мисал. Электрондук-иондук баланс методу боюнча төмөндөгү реакциянын схемасына тиешелүү коэффициенттерди коюу талап кылынат:



Реакция учурунда өзгөрүүгө дуушар болгон бөлүкчөлөрдү аныктайбыз:



Бул схеманын негизинде SO_3^{2-} ионунун кычкылданышынын жана $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ионунун калыбына келишинин жарым реакциясынын тендемесин түзөбүз.

Сульфит ион SO_3^{2-} сульфат ионго SO_4^{2-} айланыш үчүн 1 моль

SO_3^{2-} суунун молекуласынан 1 моль атомардык кычкылтекти кошуу алат. Натыйжада дагы 2 моль суутектин иону пайда болот:

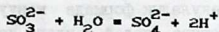
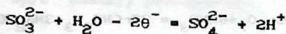
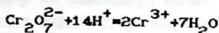


Схема атомдордун саны боюнча теңделгенден кийин заряддардын саны боюнча да теңделиш керек. Кычкылдануу процесси жүрүшү үчүн схеманын сол жак бөлүгүндөгү бөлүкчөлөр 2 моль электрондорду бериши керек:

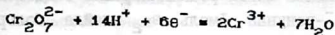


Биринчи жарым реакциянын (SO_3^{2-} -иондорунун кычкылданыш) теңдемесин түздүк.

Хромат-анионунун калыбына келүүсүндө 1 моль $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ионунан 2 моль Cr^{3+} иону пайда болот. Мындан сырткары 7 моль атомардык кычкылтек 14 моль суутектин иондору (кычкыл чөйрөдө) менен 7 моль сууну пайда кылат:



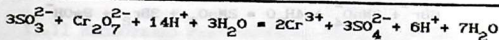
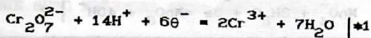
Заряддарын теңдөө менен экинчи жарым реакциянын ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -иондорунун калыбына келиши) теңдемесин алабыз:



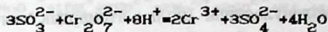
Суммардык реакцияны кыскартылган иондук формада жазыш үчүн эки жарым реакциянын теңдемелерин кошобуз. Алынган жарым реакциялардын теңдемелеринен электрондордун саны теңделет. Ал үчүн ар бирин тиешелүү коэффициенттерге көбөйтөбүз:



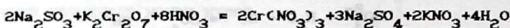
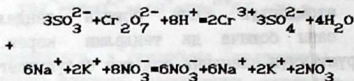
+



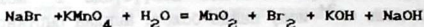
жө, барабардыктын эки жагынан 6H^+ жана $3\text{H}_2\text{O}$ кыскартып, төмөндөгү теңдемөни алабыз:



Теңдемени молекулалык формада жазуу үчүн барабардыктын сол жана оң бөлүктөрүнө бирдей сандагы иондорду кошуп жазалбыз:



2-мисал. Электрондук-иондук баланс методу менен төмөндөгү реакциянын схемасына тиешелүү коэффициенттерди койгула:



Реакция учурунда бромид иону жана перманганат иону өзгөрүүгө учурайт:

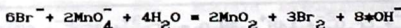
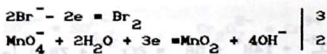


Бромид-иондун кычкылданышынын жана перманганат-иондун калыбына келишинин жарым реакцияларынын теңдемелерин түзөбүз.

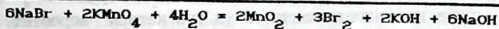
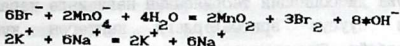
2моль Br^- -ионунан 1моль Br_2 пайда болорун эске алып биринчи жарым реакциянын теңдемесин түзөбүз: $2\text{Br}^- - 2e = \text{Br}_2$

1моль MnO_4^- иону калыбына келгенде 1моль MnO_2 пайда болуп, 2моль атомардык кычкылтек 2моль суу менен байланышып (нейтралдуу чөйрөдө), 4моль OH^- ионун пайда кылат. Экинчи жарым реакциянын теңдемесин түзөбүз: $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$

Кыскартылган иондук теңдемесин түзөбүз:



Молекулалык теңдемеси:



Электрондук-иондук баланс методу эритмелердеги реакциялар үчүн гана жарактуу болот.

II.10 Электролиттердин катышуусу менен жүрүүчү орун алмашуу реакциялары

Эриген электролиттер иониттер деп аталуучу кээ бир катуу заттар менен да орун алмашуу реакцияларына кириши мүмкүн. Электролиттердин катиондору же аниондору менен орун алмашуучу кыймылдуу иондору (катиондор же аниондор) бар заттарды иониттер деп айтабыз. Иониттерге жаратылыш (жыгач, чым көң) жана синтетикалык (алюминий оксиди, чайырлар) заттар кирет. Ион алмашуучу чайырлар эң чоң практикалык мааниге ээ. Иониттер кандай иондор (катиондор же аниондор) менен орун алмашканына жараша, катиониттер жана аниониттер болуп бөлүнөт.

Суутектин иону натрийдин катиону менен орун алмашуучу катиониттин иштөө механизмин карап көрөбүз. Катиониттин формуласын RH түрүндө туюнтабыз. Мында R -татаал (көбүнчө органикалык) бөлүкчө. Орун алмашуу реакциясы төмөндөгү схема боюнча жүрөт: $\text{RH} + \text{NaCl} = \text{RNa} + \text{HCl}$

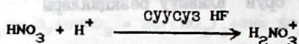
Эгерде RH катиониттин данчалары менен толтурулган колонка аркылуу NaCl нин эритмесин өткөрсөк, анда колонкадан HCl тин эритмеси бөлүнүп чыгат. Белгилүү сандагы эритмени өткөргөндөн кийин катионитти регенерациялашат (б.а. калыбына келтиришет).

Иониттер эл чарбасында кеңири колдонула баштады. Алар сейрек кездешүүчү металлдардын бирикмелерин алууда, өнөр агындыларын тазалоодо, суунун шордуулугун азайтууда, фармацевтикалык өнөр жайларда жана башка көптөгөн тармактарда пайдаланылат.

II.11 Кислоталар жана негиздер жөнүндө азыркы мезгилдеги көз караш.

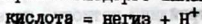
Буга чейин "кислота" жана "негиз" деген түшүнүктөр

электролиттик диссоциация теориясынын негизинде каралды. Бирок бул теория суусуз эритмелердеги көптөгөн кубулуштарды түшүндүрө албайт. Суу эритмелеринде аммоний хлориди NH_4^+ жана Cl^- иондоруна диссоциацияланып, өзүн туз катары көрсөтөт. Ал эми суюк аммиактагы аммоний хлориди кислоталык касиетти көрсөтөт (суутекти бөлүп чыгаруу менен металлдарды эритет). Азот кислотасы суулу чөйрөдө күчтүү кислота болуп саналат. Фторду суутектин чөйрөсүндө ал начар кислота болуп, ага суутектин иондорун кошуп алуу реакциясы мүнөздүү болот:

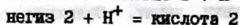
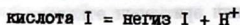


Электролиттердин эритмелеринин бул өзгөчөлүктөрүн электролиттик диссоциация теориясы түшүндүрө албайт.

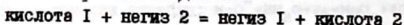
1923-ж. датиялык окумуштуу И.Бренстед жана англиялык окумуштуу Т.Лоури кислоталар жана негиздердин протондук теориясын сунуш кылышкан (кээде аны протолиттик теория деп аташат). Бул теорияга ылайык кислоталар деп суутектин ионун (протондор) берүүчү заттарды (молекулалар же иондор) айтышат. кислоталар протонду берип негиздерге айланат:



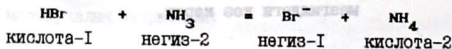
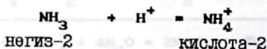
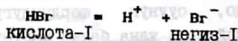
Заттардын негиздик касиеттери протондорду кошуп алышы менен мүнөздөлөт. Кислоталар жана негиздер- протолиттер деп аталат. Эгерде эритмеде кошоктошпогон кислота жана негиз бар болсо, анда төмөндөгүдөй процесс жүрөт:



Реакциянын бириккен теңдемеси:

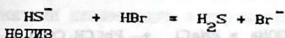
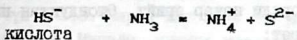


Мисалы, аммиактын бромдуу суутек менен өз ара аракеттениши мындай жазылат:



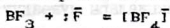
Протондук теория бокунча молекулалар гана эмес, иондор да кислоталар жана негиздер боло алышат.

Протондук теория кислота жана негиз деген түшүнүктөрдүн салыштырмалуулугун көрсөтөт. Бир эле зат кандай эриткичте эригендигине жараша, жана ошондой эле кандай бөлүкчөлөр менен аракеттенгендигине жараша кислота да, негиз да болушу мүмкүн (б.а. амфотердик касиетти көрсөтөт). Мисалы, гидросульфид-ион HS^- амфотердик касиетти көрсөтүшү мүмкүн:



Мына ошентип, протондук теория кислоталар менен негиздердин бир топ универсалдуу теориясы болуп саналат. Бирок анын да жетишпеген жактары бар. Протондук теорияны суутектин иондору катышпай жүрүүчү реакцияларга колдонууга болбойт.

Бул кемчиликти жоюу үчүн, кислоталардын жана негиздердин аныктамасына башкача сунуштар да киргизилген. Мисалы, Г.Льюис тарабынан кислоталар жана негиздерге бир топ жалпыраак аныктама берилген. Анын көз карашына ылайык, электрондук жупту кошуп алуучу б.а. акцептор болуп саналуучу бөлүкчөлөрдү кислоталар деп айтабыз. Электрондук жупту берүүчү б.а. донор болуучу бөлүкчөлөрдү негиздер деп айтабыз. Мисалы:



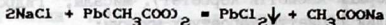
BF_3 -кислота, ал эми $:F^-$ -негиз болуп саналат.

II.12 Суусуз эритмелер.

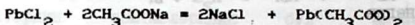
Суусуз эритмелер ар түрдүү технологиялык процесстерде улам кеңири колдонулуп келе жатат. Суусуз эритмелер- бул суудан башка бардык суюктуктар эриткич болуп саналган, суюк эритмелер. Органикалык эмес заттар (суюк аммиак NH_3 , суюк фтордуу суутек HF , суусуз күкүрт кислотасы H_2SO_4 , суюк күкүрт SiO_2 оксиди SO_2 ж.б.) жана ошондой эле органикалык заттар (спирттер, эфирлер, ацетон, бензол, хлороформ ж.б.) суусуз эриткичтер болуп саналат.

Суусуз эриткичтердин артыкчылык жактарын карап көрөбүз.

Суусуз эриткичтер неигизинен сууну пайдаланууга мүмкүн болбогон жерлерде колдонулат. Суулуу эритмелерде ишке ашпай турган процесстер, суусуз чөйрөдө жүрүшү мүмкүн. Мисалы, эгерде натрийдин хлоридинин жана коргошундун (II) ацетатынын суудагы эритмелерин аралаштыра турган болсок, анда коргошундун (II) хлориди чөкмөгө чөгөт:



Суусуз эриткич- пиридинде коргошундун (II) хлориди жакшы эрийт, ал эми натрий хлориди начар эрийт. Ошондуктан пиридинде төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



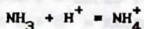
Бул мисал суусуз эриткичтерди колдонуу менен орун алмашуу реакцияларынын багыттарын өзгөртүүгө мүмкүн экендигин көрсөтөт. Бул туздардын сууда жана пиридинде эригичтигинин ар кандай болушу менен шартталат.

Суусуз эриткичтерди классификациялоо протондук теорияга негизделген. Эриткичтер протондук жана апротондук болуп бөлүнүшөт.

Протондук эриткичтердин молекулалары протондорду берүү жана кошуп алуу процесстерине катышат. Протондук эриткичтер кычкыл, негиздик жана амфотердик болуп бөлүнүшөт.

Кычкыл эриткичтер (фтордуу суутек, күкүрт кислотасы ж.б.) үчүн протонду берүү реакциялары мүнөздүү: $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$

негиздик эриткичтер үчүн протонду кошуп алуу мүнөздүү:



Амфотердик эриткичтер протонду берүү реакцияларына да, кошуп алуу реакцияларына да катыша берет. Аларга суутектин пероксиди H_2O_2 , спирттер кирет.

Апротондук эриткичтердин молекулалары кислоталык-негиздик процесстерге катышпайт. апротондук эриткичтерге фосфор (III) хлориди PCl_3 , азот (IV) оксиди N_2O_4 , ацетон, бензол жана башка заттар кирет.

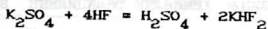
Суусуз эритмелерде да электролиттер иондорго диссоциацияланышат. Мында электролиттердин күчү эриткичтин салыштырмалуу диэлектрик өткөрүмдүүлүк касиетине көз каранды болот. Бул чоңдук вакуумга салыштырганда эриткичте эриген

бөлүкчөлөрдүн электростатикалык аракеттенүү күчү канча эсе азайгандыгын көрсөтөт. Вакуумдун диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү ϵ ге барабар деп кабыл алынган. Эгерде бөлүкчөлөрдүн (иондор, диполдор) вакуумдагы аракеттенүү күчү F_0 ге барабар болсо, анда диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү ϵ болгон эриткичтеги аракеттенүү күчү F/ϵ ге барабар болот.

25°C. да суунун салыштырмалуу диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү 78,5ке барабар. Көпчүлүк эриткичтерде ϵ нин мааниси кичине. Мисалы, суюк аммиак үчүн $\epsilon=22$ (-34°C.), ацетон үчүн $\epsilon=21$, бензол үчүн $\epsilon=2,3$. Бирок бир нече эриткичтерде ϵ -нин мааниси суунукунан чоң. Мисалы, күкүрт кислотасы үчүн $\epsilon=101$.

Эриткичтин диэлектрдик өткөрүмдүүлүгү канчалык аз болсо, андагы иондор ошончолук күчтүү аракеттенишет, молекулалар кыйынчылык менен диссоциацияланышат. Эритмелердин электр өткөрүмдүүлүгү ошончолук начарлайт. Бир эле электролит сууда күчтүү, ацетондо начар диссоциацияланышы мүмкүн. Ал эми бензолдо болсо таптакыр эле иондорго диссоциацияланбашы мүмкүн.

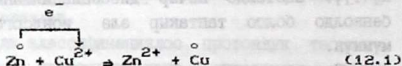
Суусуз эритмелерде химиялык заттардын сольволизин (гидролизге окшош) –эриген зат менен эриткичтин ортосундагы орун алмашуу реакциясы жүрүшү мүмкүн. Мисалы, суусуз фтордуу суутекте калийдин сульфаты сольволизге учурайт:



Суусуз эритмелер эл чарбасында көңири колдонула баштады. Алар көпчүлүк органикалык эмес жана органикалык заттарды алууда, айрыкча суулуу чөйрөдө гидролизге дуушар болуучу заттарды алууда пайдаланышат. Көпчүлүк синтетикалык полимерлер суусуз эритмелерде алынат. Алар металлдарды алууда жана башка көптөгөн тармактарда пайдаланылат.

12.1 Негизги түшүнүктөр

Электрхимия түшүнүгү электрдик жана химиялык кубулуштарды камтыйт. Электрхимия химиялык жана электрдик энергиялардын өз ара айланыштарынын закон ченемдүүлүктөрүн окутат. Ар кандай кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары бири-биринен айырмаланган химиялык жана электрхимиялык механизмдер менен жүрөт, б.а. кычкылдануу - калыбына келүү реакцияларын химиялык же электрхимиялык жол менен жүргүзүүгө болот. Ошондуктан химиялык жана электрхимиялык реакциялардын айырмачылыгын билүү зарыл. Реакцияга кирген бөлүкчөлөрдүн кагылышуусу химиялык механизмдин негизги шарты болуп эсептелет. Мисалы, цинк пластинкасын жездин(II) тузунун эритмесине салганда төмөндөгүдөй реакция жүрүп:

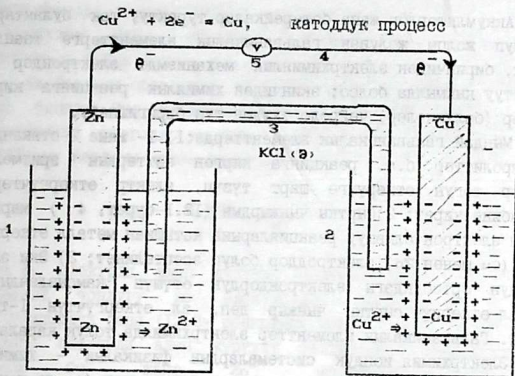


электрондор цинктен жездин ионуна Cu^{2+} өтөт, мында электрондордун жолунун кыскалыгы менен багытсыздыгы химиялык механизмдин кошумча шарттары болуп эсептелет. Бул химиялык механизмдин негизинде химиялык реакциянын энергиясы жылуулук катарында берилет.

Ушул эле реакцияны электрхимиялык жол менен жүргүзүүгө болот. Ал үчүн эки электроддук системадан турган электрхимиялык чынжыр чогултулуп, кычкылдандыргыч менен калыбына келтиргич бөлүнөт, б.а. жез жана цинк металлдарынан жасалган пластинкалары өздөрүнүн туздарынын эритмелерин кармаган стакандарга салынып, 12.1-сүрөтө көрсөтүлгөндөй гальваникалык элемент чогултулат. Бул системада I-стакандагы цинк пластинкасы эрип, Zn^{2+} түрүндө эритмеге өтөт, б.а. цинк металлы (анод) кычкылданат (12.1-сүрөт):



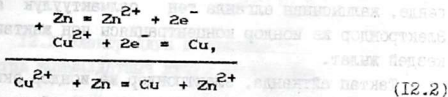
ал эми аноддо пайда болгон электрондор биринчи тектеги өткөргүчтөрдүн (4-) жардамы менен цинктен жез пластинкасын көздөй берилет. Жез пластинкасына келген электрондор 2-стакандагы жездин иондорун калыбына келтирет:



12.1-сүрөт. Электрхимиялык чынжырдын түзүлүшү.

1-цинк пластинкасы салынган стакан; 2-жез пластинкасы салынган стакан; 3-электролиттик көпүрөчө; 4-электрондук өткөргүч; 5-вольтметр.

Жыйынтыктап айтканда жогоруда көрсөтүлгөн реакция аноддук жана катоддук процесстердин суммасынан турат:



Кычкылдануу жана калыбына келүү реакциялары жүрүшү үчүн, система турук болушу керек. Ал үчүн системага туз (электролиттик) көпүрөчө (3-) жана электрондук өткөргүч (4-) кошулуп чогултулат. Кычкылдануу жана калыбына келүү реакцияларына таасирин тийгизбестен, система аркылуу электр тогу өтсүн үчүн 1- жана 2- стакандарга U-түрүндөгү айнектен жасалган идиштин ичине электролиттин эритмеси куулуп, 12.1-сүрөттө көрсөтүлгөндөй абалда салынат. Мындай учурда 12.1- реакциясы электрхимиялык механизм менен жүрүп, б.а. гальваникалык элементте жүргөн химиялык реакциянын (12.2 -реакция) энергиясы электрдик энергияга айланат.

Химиялык реакциянын энергиясын электрдик энергияга айландыруучу системалар -гальваникалык элементтер деп аталат.

Аккумуляторлор жана батерейкалар турактуу ток булактарына кошулуп жалпы жолунан гальваникалык элементтерге таандык. Демек, биринчиден электрхимиялык механизмде электрондор бир багыттуу кыймылда болсо; экинчиден химиялык реакцияга кирген заттар (бөлүкчөлөр) чөйрөдө түздөн түз биригишпейт.

Мындай гальваникалык элементтерде: 1) I- жана 2-стакандагы электролиттер б.а. реакцияга кирген заттардын эритмелери электр тогун өткөрүүгө шарт түзүп, электр өткөргүчтөрдүн II-тибине кирет; 2) Сырткы чынжырдын (I2.I-сүрөт, 4) жардамы менен электрон алмашуу реакцияларына катышкан металл өткөргүчтөр (Cu менен Zn) электроддор болуп эсептелинет; 3) Эки электроддун ортосундагы электрондордун өтүшүн камсыздандырган металл өткөргүч сырткы чынжыр деп, ал өткөргүчтүн I-тибин түзөт. Гальваникалык элементтер электрхимияда толук каралат.

Электрхимия иондук системалардын физикалык - химиялык касиеттерин, ошондой эле заряддалган бөлүкчөлөр (e^- же иондор) катышкан фазалар арасындагы чөкөттөрдүн беттик түзүлүштөрүн, касиеттерин жана ошол фазалардын ортосундагы заряддалган бөлүкчөлөрдүн өтүү механизмдерин окутат.

Электрдик зарядды алып жүрүүчү электрондор же иондор, заряддалган эки өткөргүчтү (иондук же электрондук) тийиштиргенде, жалпысынан алганда тең салмактуулук абалда болбойт. Электрондор же иондор концентрациясы чоң жактан кичине жакты көздөй жылат.

Тактап айтканда, электрондор же иондор эки фазаны (мисалы металл менен эритмени) байланыштырганда, фазалардын ортосунда кош электрдик катмар пайда болгондуктан, алар тең салмактуулукта болбойт жана заряддалган бөлүкчөлөр концентрациясы чоң жактан кичине жакты көздөй жылат. Ошонун негизинде бир фаза оң ал эми экинчи фаза терс зарядка ээ болот. Мисалы, I2.I-сүрөттө цинк пластинкасынын ички бети терс зарядка, ал эми ага жанаша турган эритменин бети оң зарядка ээ болуп, терс жана оң заряддардын катмары пайда болот. Мындай кош иондук катмар **кош электрдик катмар** деп аталып, конденсатордун эки обкладкасындай эле бир катмары оң ал эми экинчи катмары терс зарядка ээ болот. Кош электрдик катмар эки фазанын чегинде жайгашып, заряддалган бөлүкчөлөр бир фазадан экинчи фазага өтүп турат. Эки фазада бул заряддалган бөлүкчөлөрдүн бир фазадан экинчи фазага жана төскөрисинче

экинчи фазадан биринчи фазга өтүү нлдамдыктары теңелгенде тең салмактуулук абал орнойт. Заряддалган бөлүкчөлөрдүн бөлүнүшүнөн пайда болгон кош электрдик катмарлардын ортосунда б.а. эки фазанын ортосунда электрдик потенциалдардын айырмасы пайда болот. Бул электрдик потенциалдардын айырмасы тең салмактуулук орногондо туруктуу мааниге ээ болуп төмөндөгүдөй формуланын жардамы менен аныкталынат:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{z \cdot F} \ln c_{M^{z+}} \quad (12.3)$$

мында z – электрди алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн элементардык зарядынын чоңдугу же электроддук реакцияга катышкан электрондордун саны (12.2- реакцияны кара); $c_{M^{z+}}$ – өзгөрмөлүү фазадагы электрди алып жүрүүчү бөлүкчөнүн концентрациясы (мисалы Cu^{2+} жана Zn^{2+} иондорунун эритмедеги концентрациялары); R – универсалдык газ турактуулугу; T – абсолюттук температура; F – фарадейдин саны; φ^0 – электрдик потенциалдардын айырмасы; φ^0 – турактуу чоңдук.

12.3-теңдемеге окшогон теңдеме биринчи жолу Нернст тарабынан алынган, жана мындай теңдемелер Нернстин теңдемеси деп аталат.

12.2 Электроддук потенциал.

Электрд кыймылдаткыч күчү. Электроддор.

12.3-теңдемени ондук логарифм түрүндө жазып алса ыңгайлуу болот:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{\theta}{z} \lg c_{M^{z+}} \quad (12.4)$$

25°сда $\theta = 2,3RT/F = 59 \text{ мВ} = 0,059 \text{ В}$.

Тең салмактуулук абалдагы эки фазанын ортосундагы потенциалдардын айырмасы б.а. электрдик потенциалдын мааниси ошол фазалардагы заряддарды алып жүрүүчү бөлүкчөлөрдүн концентрациясы жана ал бөлүкчөлөрдүн заряддарынын чоңдуктары менен аныкталынат.

Эритме менен ага салынган металл электродунун чектери аркылуу электрди алып жүрүүчү электрон болот. Эритмеге металлды салганда, жалпысынан алганда төмөндөгүдөй электроддук реакция жүрөт:

n -электроддук реакцияга катышкан электрондордун саны, Ox жана Red реакцияга катышкан заттардын кычкылданган жана калыбына келген бөлүктөрү (мисалы 12.1 сүрөттө I-стакандагы система үчүн $Ox-Zn^{2+}$ ал эми $Red-Zn$). Электроддук реакция (оксред - реакция) 12.5-төңдөмөгө окшогон кычкылдануу-калыбына келүү жарым реакциялар менен берилсе 12.4-төңдөмө жалпы жолунан электроддук реакциялар үчүн төмөндөгүдөй жазылат:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{\theta}{n} \lg \frac{C_{Ox}}{C_{Red}} \quad (12.6)$$

мында, C_{Ox} жана C_{Red} - заттардын кычкылданган жана калыбына келген бөлүктөрүнүн концентрациялары, φ° чоңдугу изотермикалык туруктуулук (аны электроддук реакцияга катышкан заттардын активдүүлүктөрү бирге барабар болгон учурдагы электроддук потенциал деп кароого болот жана φ° -дү стандарттык электроддук потенциалды кээде стандарттык кычкылдандыргыч потенциал деп аташат).

Бири-бирине тийиштирилген эки фазанын электрдик потенциалдарынын айырмасы (φ) электроддук потенциал деп аталат.

Электроддук потенциалдын абсолюттук маанисин так аныктоого болбойт, анын маанисин стандарттык суутектик электроддун маанисине салыштырып аныкталынат жана стандарттык суутектик электроддун мааниси шарттуу түрдө ($P_{H_2} = 1 \text{ атм.}, T = 298 \text{ К},$ жана $C_{\text{кислота}} = 1 \text{ моль/л}$ болгондо) нөлгө барабар делип алынат. φ° -стандарттык электроддук потенциал. $\theta = 2, 3RT/F$ көбөйтүндүсү абсолюттук температурага пропорциялаш болгон чоңдук. Аны электрхимиялык бирдик (В/экв же мВ/экв) менен туюнтулган абсолюттук температура катары караса болот. 25°C да θ чоңдугунун мааниси 59 мВ же 0.059 В го барабар.

Электроддук потенциал, системанын кычкылдандыргыч касиетин мүнөздөйт: ал эритменин канчалык кычкылдандыргыч касиети чоң болсо, ошончолук чоң болуп, ал эми эритменин калыбына келтирүүчү касиетинин өсүшү менен төмөндөйт. Ошондуктан, көпчүлүк учурларда, эгерде металлдардын атомдору электроддук реакцияларга катышпаса, б.а. металл электрондун донору жана акцептору болгон учурларда, мындай электроддун потенциалын кычкылдандыргыч потенциал делинет.

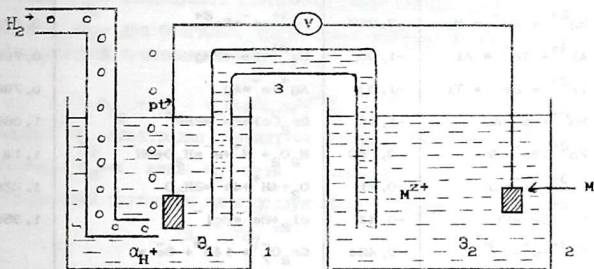
Электроддук потенциалдын мааниси температурадан,

электроддук реакцияга катышкан редокс-системанын жаратылышынан жана бул системага кирген заттардын салыштырмалуу өлчөмүнөн жана алардын абалынан көз каранды.

Таза жана прикладдык химия боюнча Эл аралык союз 1953-жылы электроддук потенциалга аныктама берип, айрым электроддук жарым реакциялардын, толук электрохимиялык реакциялардын жана электрхимиялык системанын бөлүктөрүнүн жазылыш эрежелерин кабыл алган:

Кычкылдануу-калыбына келүү жарым реакциялар жүргөн электрод менен стандарттык суутектик электроддон түзүлгөн гальваникалык элементтин электр кыймылдаткыч күчү (Э.К.К) - электроддук потенциал деп аталат.

Мисалы, 12.2-сүрөттө көрсөтүлгөн кайталанма гальваникалык элементти карайлы.



12.2-сүрөт. Суутектик электрод менен изилденүүчү электроддон түзүлгөн гальваникалык элемент.

1-суутектик электрод; 2-изилденүүчү электрод; 3-туз көпүрөчө; 4-вольтметр; \mathcal{E}_1 -эритме \mathcal{E}_2 -эритме.

Бул гальваникалык элементтин схема түрүндө жазылышы төмөндөгүдөй:



Эки таякча (II) эки эритменин ортосунда пайда болгон диффузиялык потенциалдын жойшкандыгын билдирет. Ал үчүн кыймылдуулуктарынын маанилери боюнча бири-бирине жакын иондордон (K^+ , Cl^-) турган, мисалы KCl даярдалган туз көпүрөчөсү колдонулат. Туз көпүрөчө көпчүлүк учурларда U түрүндөгү айнек түтүкчөлөрүнөн жасалат (12.2-сүрөт, 3).

Кээ бир электроддук системалардын стандарттык электроддук

потенциалдарынын маанилери I2.I-таблицада берилген.

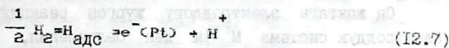
I2.I-таблица.

Кээ бир электроддук системалардын стандарттык электроддук потенциалдары.

Электроддук реакциялар.	$\phi^{\circ}, \text{В}$	Электроддук реакциялар.	$\phi^{\circ}, \text{В}$
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,337
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-2,925	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,922	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,521
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,900	$\text{I}_2(\text{k}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,536
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,87	$\text{I}_3^- + 2e^- = 3\text{I}^-$	0,545
$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714	$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,621
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,798
$\text{Tl}^{2+} + 2e^- = \text{Tl}$	-1,63	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,799
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,18	$\text{Br}_2(\text{c}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ + e^- = \text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$	1,14
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,71	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,358
$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,424	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- =$	
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403	$= 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,277	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,4
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,25	$\text{Mn}^{3+} + e^- = \text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,136	$\text{Ce}^{4+} + e^- = \text{Ce}^{3+}$	1,61
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,68
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}^{2+}$	-0,036	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{H}^+ + e^- = 1/2\text{H}_2$	0,0000	$\text{Mn}^{4+} + e^- = \text{Mn}^{3+}$	1,84
$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,153	$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	1,95
$\text{AgCl} + e^- = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222	$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
$\text{Fe}(\text{CND})^{3+} + e^- = \text{Fe}(\text{CND})^{2+}$	0,36		

Стандарттық потенциалдардың таблицасының жардамы менен ар кандай гальваникалық элементтерде жүрген химиялық реакциялардың теңдемелерін түзүп, ал реакцияның бағытын жана толук жүрүү мүмкүнчүлүгүн айтууга болот. (I2.6)-теңдеме кайталанма электроддун жана эритменин составынан ($P, T = \text{const}$ болгондо) болгон кез карандылыктарын көрсөткөн жалпы теңдеме болуп саналат.

Суутек электродунда төмөндөгүдөй реакция жүрөт:



Бул реакцияда, суутектин калыбына келген бөлүгү H_2 ($\text{H}_{\text{адс}}$) жана кычкылданган бөлүгү H^+ . $\text{H}_{\text{адс}}$ - бөлүкчөсүнүн концентрациясын аныктоого мүмкүн болборондуктан, H_2 молекуласынын парциалдык басымы (P_{H_2}) колдонулат. (I2.6)-теңдемени колдонуп, $C_{\text{Red}} = \sqrt{P_{\text{H}_2}}$ жана $C_{\text{Ox}} = C_{\text{H}^+}$ деп белгилеп, суутек электродунун потенциалы үчүн төмөндөгүдөй тухтманы алабыз:

$$\varphi_{\text{H}_2} = \varphi_{\text{H}_2}^{\circ} + 0.19 \log(C_{\text{H}^+} / \sqrt{P_{\text{H}_2}}) \quad (I2.8)$$

мында, P_{H_2} - электродко берилүүчү суутек газынын парциалдык басымы. $C_{\text{H}^+} = 1$ жана $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ атм.}$ болгондо (I2.8)-теңдемеден стандарттык суутектик электроддун (С.С.Э) потенциалы алынат:

$$\varphi_{\text{H}_2} = \varphi_{\text{H}_2}^{\circ} = 0 \quad (I2.9)$$

Практикада активдүүлүгү бирге ээ болгон кислотанын ($\alpha_{\text{H}^+} = 1$) (теориялык жактан $\alpha_{\text{H}^+} = 1$ болгон шарт колдонсо болмок) эритмесине салынган платинага 1 атм. басымда суутек газы берилсе, анда мындай электрод - стандарттык суутектик электрод деп аталып, $\varphi_{\text{H}_2}^{\circ}$ стандарттык суутектик электроддун потенциалы шарттуу түрдө бардык температурада нөлгө барабар делип алынган. Демек, стандарттык суутектик электроддун потенциалы нөлгө барабар, ал дайыма гальваникалык элементтин терс уюлуна туташтырылат жана элементи схема түрдө көрсөткөндө сол жагына жазылат.

Кычкылдануу-калыбына келүү жарым реакциялары жүргөн изилденүүчү электрод (I2.2-сүрөт, 2) оң жагына жазылат. I2.2-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин Э.К.К. (ϵ)

диффузиялык потенциал жокпган учурда оң жана сол жактагы платинаны ички потенциалдарынын айырмасына барабар:

$$E = \varphi_{\text{O}_2} - \varphi_{\text{сол}} \quad (12.10)$$

Элементтеги жүргөн жалпы реакция төмөндөгүдөй жазылат:



$\text{M}^{z+} + ze^- \longrightarrow \text{M}$ оң жактагы электроддо жүргөн реакция, ал эми

$z/2\text{H}_2 \longrightarrow z\text{H}^+ + ze^-$ сол жактагы жүргөн реакция.

Оң жактагы электроддогу жүргөн реакцияга жооп берген электроддук система $\text{M}^{z+}|\text{M}$ деп белгиленип, анын потенциалы шарттуу түрдө нөлгө барабар деп алынган стандарттык суутектик электроддун потенциалына салыштырмалуу аныкталынат. Эритмеге салынган металл менен эритменин ички потенциалдарынын айырмасы-электроддук потенциалды б.а.электроддордун потенциалдарынын абсолюттук маанилерин аныктоого мүмкүн болбогондуктан, электроддордун потенциалдарын аныктоодо жогорку шарт кабыл алынат. Анткени электроддордун потенциалдарынын айырмасын гана б.а. элементтин Э.К.К.үн аныктоого мүмкүн. Мисалы 12.2-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин Э.К.К.ү 12.6-, 12.9- жана 12.10-төңдөмөлөрдүн негизинде төмөндөгүгө барабар болот:

$$E = \varphi - \varphi_{\text{H}_2} = E^\circ + \frac{\theta}{n} \lg c_{\text{M}^{z+}} - \theta \lg (c_{\text{H}^+} \sqrt{P_{\text{H}_2}}) \quad (12.11)$$

мында, $E^\circ = \varphi^\circ - \varphi_{\text{H}_2}^\circ$ стандарттык Э.К.К. Эгер сол жактагы электрод, стандарттык суутектик электрод болсо, анда 12.9-төңдөмөнүн негизинде 12.11- төңдөмө жөнөкөйлөнүп төмөндөгүдөй формага келет:

$$E = E^\circ + \frac{\theta}{n} \lg c_{\text{M}^{z+}} \quad (12.12)$$

Эми 12.1-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин ЭККүн табалы. Ал ЭККнын аныктамасы боюнча оң жана сол жакта жайгашкан жез жана цинк электроддорунун электроддук потенциалдарынын айырмасына барабар. Электроддордун электроддук потенциалдары 12.2-реакциянын жана 12.6-төңдөмөнүн негизинде төмөнкүгө барабар:

$$\varphi_{\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} + \frac{\theta}{2} \lg C_{\text{Cu}^{2+}}, \quad (12.13)$$

φ_{Cu} - жез электродунун электроддук потенциалы.

$$\varphi_{\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{\theta}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}}, \quad (12.14)$$

φ_{Zn} - цинк электродунун электроддук потенциалы.

12.1 - сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элемент Даниэль-Якобинин элементи деп аталат жана анын ЭККү 12.13- жана 12.14- теңдемелердин айырмасы катарында аныкталынат:

$$E = \varphi_{\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}} = E^{\circ} + \frac{\theta}{2} \lg \frac{C_{\text{Cu}^{2+}}}{C_{\text{Zn}^{2+}}} \quad (12.15)$$

мында $E^{\circ} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ}$.

12.1-таблицадан жез менен цинк электроддорунун стандарттык потенциалдарынын маанилеринин бул теңдемеге койсо, 12.1-сүрөттө көрсөтүлгөн гальваникалык элементтин стандарттык ЭККнын мааниси алынат:

$$E^{\circ} = 0,337\text{В} - (-0,763) = 1,1\text{В}$$

ЭККнын маанисинин оң болушу 12.1-реакциясы оңдон сол жакты көздөй өз алдынча жүрөт дегендикке жатат.

Гальваникалык элементтин ЭККнын жардамы менен төмөндөгүдөй формуланын негизинде реакция үчүн Гиббстин эркин энергиясынын өзгөрүшү аныкталынат:

$$\Delta G^{\circ} = nFE^{\circ}$$

Даниэл-Якобинин элементи үчүн ΔG° дун мааниси төмөндөгүдөй аныкталынат ($n = 2$; $F = 96485\text{К}$; $E = 1,1\text{В}$)

$$\Delta G^{\circ} = -96485 \cdot 2 \cdot 1,1 = -212267 \text{ Дж/моль} = -212 \text{ кДж/моль}.$$

ΔG° дун абдан чоң терс мааниси жез калыбына келет дегендикке жатат. Демек, E нин мааниси божунча, Гиббстин эркин энергиясы сыяктуу эле реакциянын багыты аныкталынат.

13 ДИСПЕРСТИК СИСТЕМАЛАР.

13.1 Коллоиддик системалардын жалпы мүнөздөмөсү. коллоиддик абал.

Коллоиддик химия илим катарында XIX-кылымдын 60-жылдарында пайда болгон. анын пайда болушуна англиялык окумуштуу Т. Гремдин кошкон салымы чоң. Ал кандай мембрана (тери, табарсык, чел кабык ж.б.) аркылуу ар кандай заттардын диффузиясынын ылдамдыктарын изилдөө учурунда, мембрана аркылуу өткөн заттардын кристаллдашкандыгын, ал эми өтпөгөн заттардын кристаллдашпаганын байкаган. Ал биринчи түрдөгү заттарды кристаллоиддер, ал эми экинчи түрдөгү клей сымал заттарды — коллоиддер деп атаган. Кристаллоиддер (кент, аш тузу, ж.б.) сууда эригенде чыныгы эритмелерди пайда кылса, ал эми коллоиддер (клея, казеин, кремний кислотасы, күкүрт ж.б.) коллоиддик эритмелерди пайда кылат. Бирок, кээ бир заттар (эриткичтин жаратылышына, температурага, басымга, концентрацияга, заттын бөлүкчөлөрүнүн өлчөмдөрүнө ж.б.) шартка жараша кристаллоиддик да, коллоиддик да касиеттерди көрсөтүшү мүмкүн. Мисалы, сууда аш тузу кристаллоиддик касиеттерди көрсөтсө, ал эми бензолдо коллоиддик эритмени пайда кылат. Ошондой эле самын сууда коллоиддик эритмени пайда кылса, ал эми спиртте кристаллоиддик касиеттерге ээ.

Демек заттардын коллоиддер жана кристаллоиддер деп бөлүнүшү салыштырмалуу. Коллоиддер жана кристаллоиддер заттардын абалдары болуп саналат. Коллоиддик эритмелер дисперстик системаларга таандык. Ар кандай өлчөмдөгү бир заттын майда бөлүкчөлөрүнүн экинчи бир затта төгиз таралуусунан пайда болгон системалар дисперстик системалар деп аталат. Дисперстик системалар гетерогендүү болгондуктан, ал эки же андан көп фазалардан: дисперстик фазадан жана дисперстик чөйрөдөн турат. Мисалы, дисперстик фаза болгон тумандын же булуттун дисперстик чөйрөсү атмосфера, дисперстик фазасы суунун майда тамчылары болот. Ал эми чаңдын дисперстик фазасы катуу майда бөлүкчөлөр

Коллоиддик абалдагы заттардын касиеттери дисперстүүлүгүнө (латынча *dispersus*—майдаланган, талкаланган же таралган деген мааниде) жана гетерогендүүлүгүнө жараша болот. Коллоиддик химияда дисперстүүлүк жөнөкөй молекулалардан чоңураак бөлүкчөлөрдөн баштап, көзгө көрүнүүчү бөлүкчөлөргө чейинки заттардын

чөнин билдирет, б.а. 10^{-4} - 10^{-9} М өлчөмдөгү бөлүкчөлөр. Мындай өлчөмдөгү бөлүкчөлөр коллоиддик абалга таандык болот.

Дисперстүүлүк (D), бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрүнө (a) тескери чоңдук катарында аныкталынат:

$$D = \frac{1}{a} \quad (13.1.1)$$

Коллоиддик абалдагы заттар өзгөчө касиеттерге ээ. Ар кандай телолорду майдалаганда, жалпы массасы менен көлөмү өзгөрүүсүз калуу менен бирге алардын жалпы беттик аянты өсөт.

Дисперстик фазалардын өлчөмдөрү 10^{-9} М.ден төмөндөгөндө гетерогендик абал жоклуп, гомогендик система пайда болот. Дисперстик системаларга жер кыртышы, топурак, адсорбенттер, катализаторлор, ныкталган порошоктор ж.б. мисал боло алат.

Активдештирилген көмүрдүн салыштырма бети жүздөгөн, миңдеген M^2 га жетет.

13.2 Дисперстик системалардын бөлүнүшү.

Дисперстик системалар өлчөмдөрүнө, агрегаттык абалына, түзүлүшүнө, фазалардын ортосундагы өз ара аракеттенүүлөрүнө жараша бөлүнөт. Фазалык айырмачылыгы боюнча дисперстик системалар суспензоиддер жана молекулалык коллоиддер деп бөлүнөт.

Дисперстик фазалардын өлчөмдөрүнө жараша дисперстик системалар негизинен төмөндөгүдөй эки түргө бөлүнөт:

1. Дисперстик фазаларынын өлчөмдөрү $r = 10^{-6} - 10^{-4}$ М болгон: **кесек дисперстүү системалар** (суспензия, эмульсия, порошоктор).

2. Дисперстик фазанын өлчөмдөрү $r = 10^{-7} - 10^{-9}$ М болгон: **жогорку дисперстүү же коллоиддик системалар.**

Өлчөмдөрү 10^{-9} М ден кичине болгон бөлүкчөлөр **иондук же молекулалык эритмелерди б.а. чыныгы эритмелерди түзөт** (чыныгы эритмелер 10-главада каралган).

Жогорку дисперстүү системалар жаратылышта кеңири таралган.

Кесек дисперстүү системалардын дисперстик фазасы гравитациялык күчтүн негизинде чөгөт (же калкып чыгат), кагаз фильтри аркылуу өтпөйт жана кадимки микроскопто көрүнөт. Жогорку дисперстүү системалардын дисперстик фазалары кагаз фильтринен өткөнү менен ультрафильтрлерден (целлофан, перга-

мөнт) өтпөйт, оптикалык микроскоптон көрүнбөйт жана нормалдык шартта чекпейт (же калкып чыкпайт).

Агрегаттык абалдары боюнча дисперстик системаларды 9 түргө бөлсө болот (I3.I-таблица).

I3.I-таблица.

Дисперстик системалардын агрегаттык абалдары боюнча белгүнүшү.

Дисперстик фаза	Дисперстик чөйрө	Белгилениши	Мисалдар
Газ	Газ	Г/Г	Кээ бир газдык аралашмалар, аба
Суюк	Газ	С/Г	Туман, булут, суюк заттардын аэрозолдору
Катуу	Газ	К/Г	Түтүн, чаң, порошоктор катуу дарылардын аэрозолдору
Газ	Суюк	Г/С	Көбүк, газдык эмульсиялар
Суюк	Суюк	С/С	Латекс, нефть, эмульсиялар (сүт)
Катуу	Суюк	К/С	Суспензия, коллоиддик эритмелер, золдор, гелдер пасталар.
Газ	Катуу	Г/К	Катуу көбүктөр, нан силинагель, активдештирилген көмүр, пемза
Суюк	Катуу	С/К	Бермет, түтүктүү торчолонгон системалар, гель, жандуу организмдин ткандары
Катуу	Катуу	К/К	Минералдар, куймалар, түстүү айнектер

Жалпы жолунан жогорку дисперстүү системалар золдор деп аталат. Алар дисперстик чөйрөнүн мүнөзү боюнча-(гидрозол, органозол, аэрозол) деп белүнөт. С/С, К/С жана К/Г, тибиндеги кесек дисперстүү системалар эмульсия, суспензия жана порошокчандар деп аталат.

I3.3 Суспензoidдер жана молекулалык коллоиддер.

Полимерлерге жана жогорку молекулалуу кошулмаларга

(ЖМК) жана алардын эритмелерине коллоиддик химияда өзгөчө орун берилет. ЖМК дын эритмелери бир эле учурда чыныгы эритмелерге таандык болгонуна карабастан, коллоиддик касиеттерге да ээ. ЖМКлар эригенде өз алдынча дисперцияланып, чыныгы эритмелерден айырмаланбаган бир фазалуу, гомогендик, туруктуу жана кайталанма системаларды (мисалы: белоктун суудагы жана бензолдогу эритмелери) пайда кылат. Бирок, бул макромолекулалардын өлчөмдөрү кадимки молекулаларга караганда өтө чоң б.а. коллоиддик бөлүкчөлөргө жакын же андан да чоң болушу мүмкүн. Ошондуктан, ЖМКдын эритмелерин молекулалык коллоиддер деп коюшат.

Ошентип, дисперстик системалар негизинен эки класска бөлүнөт: суспензоиддер жана молекулалык коллоиддер.

Суспензоиддер, бөлүкчөлөрү, атомдордун же молекулалардын топторунан турган, жогорку дисперстүү гетерогендүү системалар (лиофильдүү жана лиофобдуу), алардын фазалары курчап турган чөйрөдөн ачык даана чектер аркылуу бөлүнүп турса, ал эми тескерисинче молекулалык коллоиддер - өз алдынча пайда болгон, сольватташкан макромолекулалардан турган, туруктуу жана кайталанма, бир фазалуу гомогендик системалар.

13.4 Дисперстик системалардын алынышы.

Коллоиддик эритмелер дисперстүүлүгү боюнча (дисперстик фазалардын өлчөмдөрү боюнча) кесек дисперстүү системалар менен чыныгы эритмелердин ортосундагы абалды ээлегендиктен, аларды алуунун эки жолу бар:

1) Дисперциондук, б.а. чоң бөлүкчөлөрдү майдалоо:

Коллоиддик эритмелерди (золдорду) алуу үчүн механикалык, ультраүндүк (ультразвуковой), электрдик дисперциялоо методдору колдонулат.

Механикалык дисперциялоодо, майдалануучу зат көпкө созулган убакытта атайын аппараттарда ургалдуу сүртүү жана жанчуу жолдору менен дисперциаланат. Алардын ичинен шардык жана коллоиддик деп аталган тегирмендер кеңири таралган.

2) Конденсациялык б.а. иондорду же молекулаларды бири-бирине бириктирүү; конденсациялык методдор физикалык жана химиялык деп бөлүнөт.

Бири-бирине жабышкан бөлүкчөлөрдү ажыратуу жолуна негизделген пептизация методуна дисперциондук метод жакын. Физика-

лык конденсация буулардын конденсацияланышына негиздеген. Ар кандай заттардын буулары газдык чөйрөлөрдө конденсацияланса аэрозолдор алынат. Бири-биринде эрибеген заттардын биргелешип конденсациялалышынан золдор алынышы мүмкүн. Мындай жол менен ар кандай органикалык эриткичтерде кээ бир металлдардын золдору алынат.

13.4.1 Химиялык ыкмалар.

Коллоиддик эритмелердин түзүлүшүнүн мицеллярдык теориясы боюнча, золдор эки бөлүктөн: мицелладан жана мицеллалар аралык суюктуктардан турат. Мицелла кош электрдик катмары бар белгилүү коллоиддик түзүлүшкө ээ болгон дисперстик фазанын бөлүкчөсү. Коллоиддик системаларды туруктуу болушуна шарт түзгөн электролиттер менен электролит эместердин эритмелери суюк дисперстик чөйрө пайда кылып, же мицеллалар аралык суюктуктар деп аталат. Дисперстик фазанын бөлүкчөлөрүнүн түзүлүшү татаал жана золдордун пайда болуу шартынан кез каранды.

Мисал катарында төмөндөгүдөй химиялык кубулуштарды келтиребиз.

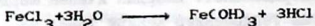
1.Калыбына келтирүү. Алтындын золу, алтындын хлордуу суутек кислотасын калыбына келтирүү менен алынат.



Башка калыбына-келтиргичтер да колдонулат. кээ бирлерин алхимиктер колдонушкан.

Кээ бир туздарды электрхимиялык жол менен калыбына келтирүүдөн темирдин, никелдин, вольфрамдын, коргошундун жана башка металлдардын золдору алынат.

2.Гидролиз. Золдорду алуу үчүн металлдардын гидроксидлери колдонулат. мисалы, темирдин гидроксидинин золу төмөнкү реакция боюнча алынат:



Сууларды механикалык аралашмалардан тазалоо үчүн, алюминийдин сульфатын гидролиздегөндөн алынган, алюминийдин гидроксиди колдонулат.

3.Орун алмашуу реакциясы. Бул ыкма тажрыйбада кеңири колдонулат. мисалы, мышьяктын сульфидинин золу төмөндөгүдөй

алынат:



Кээ бир золдор органикалык эриткичтерде алынат. мисалы, $\text{Hg}(\text{CN})_2$ метанолдогу, этанолдогу же пропанолдогу эритмелер аркылуу күкүрттүү суутекти өткөрүү менен төмөндөгүдөй зол алынат:



Күмүштүн иодидинин (AgI) золунун алынышына жана мицелласынын түзүлүшүнө көңүри токтоло кетели:



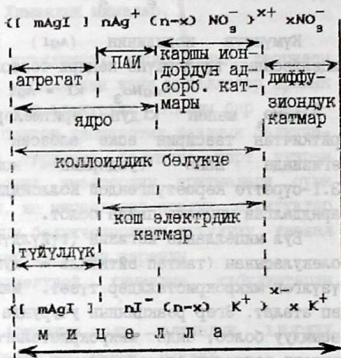
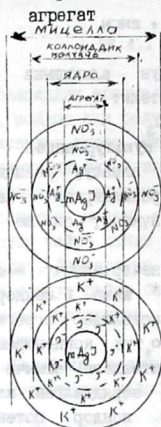
AgNO_3 менен KI дун эритмелерин кукуштурганда, эгер эриткичтин таасирин эске албасак орун алмашуу реакциянын негизинде жана туздардын концентрацияларына жараша I3.I-сүрөттө көрсөтүлгөндөй коллоиддик бөлүкчөсү оң же терс заряддалган мицелла пайда болот.

Бул мицелланын негизин (түйүлдүгүн) начар эрүүчү $m\text{AgI}$ дун молекуласынан (тактап айтканда m жуп Ag^+ жана I^- иондорунан түзүлгөн микрокристаллдар түзөт. Микрокристаллдар агрегаттар деп аталат. Эгер реакциянын учурунда AgNO_3 тун концентрациясы басымдуу болсо, анда микрокристаллга эритмедөгү ашыкча Ag^+ иондору тандалып адсорбцияланып, жука оң заряддалган катмар пайда болот. Тандалып адсорбцияланган иондор потенциал аныктоочу иондор (ПАИ) деп аталып, агрегаттар менен бирдикте катуу фазанын бөлүкчөсү болгон ядрону түзөт. Электростатикалык жана ван-дер-вальстык күчтөрдүн таасири астында ядронун зарядын жокштуруп, ядрого каршы иондор тартылып, каршы иондордун калган бөлүгү электростатикалык күчтөрдүн негизинде ядро менен начар байланышта болгондуктан жылуулук кыймылынын астында суук фазада жайылып, диффузиондук катмарды ($\times\text{NO}_3$) пайда кылат. Пайда болгон бөлүкчө мицелла деп аталат. Золдун мицелласы жалпы жолунан электронейтралдуу. Биз караган коллоиддик бөлүкчө оң зарядга ээ.

Эгер реакция учурунда KI дун концентрациясы AgNO_3 ке салыштырмалуу ашыкча болсо, анда иодид иондору ПАИ болуп, коллоиддик бөлүкчө терс заряддалат. Мындай золду электр талаасына жайгаштырса, бөлүкчө оң уюлду көздөй жылат. Коллоиддик бөлүкчө менен диффузиондук катмардын ортосундагы чек таку чеги деп аталат. ПАИдор менен каршы иондордун

ортосунда кош электрдик катмар деп аталган микроконденсатор пайда болот.

мицелла
коллоиддик бөлүкчө
ядро



13.1-сүрөт. AgI золунун мицелласынын түзүлүшү.

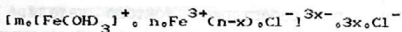
Золдорду алуу процессине, аларды сактоочу заттарды –стабилизаторлорду кошсо золдор оңой алынат. Стабилизаторлор катарында самын, белоктор жана башка заттар колдонулат.

13.4.2 Пептизация жолу менен золдордун алынышы

Пептизация методун кээде химиялык дисперциялоо деп да аташат, анткени сууда эрибеген кээ бир чөкмөлөргө кээ бир заттарды (пептизаторду) кошкондо чөкмөлөр эриген сыяктуу болуп, коллоиддик эритмелерди пайда кылат. Бул метод биринчилерден болуп биохимиктер тарабынан иштелип чыгып, аны пептизация деп аташкан, ал эми кошулуучу затты пептизатор деп аташат.

Башка методдордон айырмаланып бул методдо дисперстик бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрү өзгөрбөстөн, алардын бири-биринен ажыралуу процесси жүрөт. Пептизаторлор чекменүн коллоиддин бөлүкчөлөрүнө адсорбцияланып, алардын ортосундагы өз ара аракеттөнүү күчтөрүн азайтуу менен бирге золдорго айланышына шарт түзөт. Кээ бир электролиттер золдордун составына жараша пептизаторлор болуп саналат.

Пептизация эки түрдүүчө жүрөт: түздөн түз жана кыйыр. Эгерде эритмеге кошулган пептизатор (иондор) бөлүкчөлөрдүн бетинде адсорбцияланып, аларды бири-биринен ажыратса түз пептизация, ал эми кошулган зат (пептизатор) менен дисперстик фазанын бөлүкчөлөрү эритмеде өз ара аракеттөнүүсүнөн пайда болгон жаңы пептизатордун иондору аркылуу жүрсө кыйыр пептизация деп аталат. Мисалы, темирдин гидроксидине темирдин (III) хлоридинин эритмесин кошкондо түз пептизация жүрөт. Бул учурда темирдин гидроксидинин бөлүкчөлөрүнө Fe^{3+} иондору (пептизатор) адсорбцияланып, аларды оң заряддай баштайт. Ошондуктан, бирдей заряддалган бөлүкчөлөр өз ара түртүлүп эритмеге өтө баштайт:

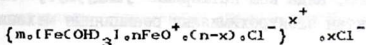


мында, $m_0 \cdot [Fe(OH)_3] \cdot n_0 \cdot Fe^{3+}$ - заряддалган бөлүкчө; (I3.I - сүрөттү кара) $[m_0 \cdot [Fe(OH)_3] \cdot n_0 \cdot Fe^{3+} \cdot (n-x) \cdot Cl^{-}]^{3x+}$ - коллоиддик бөлүкчө. Ушундай жол менен жаңы даярдалган нымдуу гидроксиддердин коллоиддик эритмелерин алууга болот, мисалы $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$ ж.б.

Ал эми темирдин гидроксидин бир аз сандагы туз кислотасынын эритмеси менен чайкаганда, төмөндөгүдөй реакция жүрүп кыйыр пептизация жүрөт:



Пайда болгон темирдин (III) оксохлоридинин $FeOCl$ диссоциацияланышынын негизинде пайда болгон иондор: FeO^{+} жана Cl^{-} - пептизаторлор болуп эсептелинет. Эритмеде пайда болгон пептизатор $Fe(OH)_3$ бөлүкчөлөрүнө адсорбцияланып, анын айланасында кош иондук катмарды пайда кылып, бөлүкчөлөр эритмеге өтө баштайт, б.а. төмөндөгүдөй составдагы золдун мицелласы пайда болот:



13.5. Кош электрдик катмар (КЭК)

Кош электрдик катмарлардын (КЭК) болушу жана фазалардын ортосундагы чектерде потенциалдардын кескин өзгөрүшү, иондордун адсорбциясы менен ион алмашуу кубулуштарына гана таасирин тийгизбестөн, көп сандаган кубулуштардын пайда болушуна, же жүрүшүнө алып келет. Аларга төмөнкү кубулуштар кирет: Электроддук процесстер; электрокапиллярдык жана электрокинетикалык кубулуштар; көпшөк капиллярдык торчолонгон телолордо заттар менен энергиялардын алмашуусу; коллоиддик системалардын электростатикалык өз ара аракеттенишүүлөрү; дисперстик системалардын турактуулуктары ж.б. Булардын бардыгы КЭК аркылуу байланышта болуп, электрбеттик кубулуштар деп аталат. КЭКдин негизинде болгон бул кубулуштар электрохимияда, коллоиддик химияда, катуу телолордун физикасында, геофизикада ж.б. предметтерде окулат.

Электрбеттик кубулуштарды окууда эң биринчи беттин касиеттерин (составы, энергиясы) анын электрдик чоңдуктары (потенциал, заряд) менен байланышын билүү зарыл. Кош электрдик катмардын пайда болуу себептерине токтоло кетели. Электрон менен иондордун электроддон эритмеге же эритмеден электродко өтүшү, фазалардын ортосундагы чектердин түзүлүшүнө байланыштуу болот. Эгерде бизди тең салмактуулуктагы системалардын касиеттери кызыктырса, анда фазалардын беттериндеги заряддардын белүнүшүн жана чектердин түзүлүшүн билүүнүн зарылдыгы жок. Фазалардын ортосундагы потенциалдардын айырмасы заряддардын белүнүшүнүн негизинде болот. Эгерде электрон электроддон эритмеге өтүп катиондорду калыбына келтирсе, анда электрод оң заряддала баштап, ал эми электрод менен чектеш эритменин белүгү бир аз терс заряддалып өзүнүн электрнейтралдуулугун жоготот. Эритменин ашыкча терс заряддары электроддун жанында топтолуп, анын оң заряддары менен аракетте болот.

Электродко жакынкы мейкиндиктеги кош электрдик катмардын эң жөнөкөй үлгүсү оң заряддалган электродду терс заряддалган белүкчөнүн "тону" менен жапкандай болот. Мындай зарядделген кош-тон электрдик кош катмар деп аталат. (Эгерде электрод терс зарядка ээ болсо, анда кош катмардын уялдуулугу карама-каршы болот). Ошондуктан электрохимиялык реакциянын механизми менен

кинетикусын, коллоиддик бөлүкчөлөр менен фазалардын беттеринин электрдик касиеттерин, мейкиндиктеги түзүлүшүн билүү чоң мааниге ээ.

Кош электрдик катмардын пайда болуу кээ бир себептерин карап көрөлү.

1. Электрохимиялык тең салмактуулук пайда болгондо, кандайдыр бир иондордун бир фазадан экинчи бир фазага өтүп кетишинен: Мисалы, дээрлик сукултулган AgNO_3 түн эритмесине күмүш электроддун салганда, Ag^+ иону металлдан эритмеге өтүп кетишинен электроддун бети терс заряддалып, ал эми электродко жакынкы эритменин бети оң зарядка эе болот.

2. Катуу заттардын бетиндеги молекуласынын иондошуусунун негизинде: Мисалы, сууда иониттердин беттериндеги гидрофилдүү группалардын диссоцияланышы кош электрдик катмардын пайда болушуна алып келет.

3. Сырткы ток булагынын жардамы менен беттик катмардын умдашуусунан: Мисалы, электролиттердин эритмесиндеги сымап электроддун заряддоодон кош электрдик катмар пайда болот.

4. Дисперстик чөйрөдө иондордун катуу фазанын беттеринде адсорбцияланышынын негизинде: мисалы, KI дун эритмесине салынган AgI дун кристаллдарынын беттеринде I^- иондоруну же Ag^+ иондорунун (AgNO_3 түн эритмесинде) капталышынын негизинде пайда болот. Адсорбцияланган Ag^+ , I^- иондору потенциал зык-тоочу иондор (ПАИ) деп аталганын жогоруда тааныштык.

Азыркы кез караш боюнча кош электрдик катмар – бул эки фазанын ортосундагы жука беттик катмарда карама-каршы белгидеги электрдик заряддардын мейкиндиктеги бөлүнүшү. КЭКдын пайда болушуна иондор эле катышпастан дипольдор да катышат. КЭКдын сырткы обкладкасы каршы ион-тыгыз жана диффузиондук бөлүктөрдөн турат. КЭКдын сырткы обкладкасынын заряддарынын суммасы катуу беттин (КЭКдын ички обкладкасы) заряддарынын суммасына барабар, бирок белгиси боюнча карама – каршы. Тыгыз бөлүгүнүн теориясы толук эмес, ал эми диффузиондук бөлүгүнүн теориясы толук иштелип чыккан десе болот. КЭКдын жалпы теориясы азырынча жок. Электрод – эритменин чегиндеги кош электрдик катмардын эң жөнөкөй үлгүсүн 1853-жылы Г.Гельмгольц сунуш кылган. анын кез карашы боюнча кош электрдик катмар бири-биринен суунун молекуласынын диаметриндей аралыкта карама – каршы заряддарга эе болгон металлдардагы заряддардын катмары менен ага тартылган

иондордун катмарларынан калыптатылган, б.а. Гельмгольц кош электрдик катмарды заряддалган жалпак конденсатор катарында караган. Анын теориясы бокунча, кош электрдик катмардын бир катмары бетке бекитилген потенциал аныктоочу иондордон жана экинчи катмары суук фазада электростатистикалык күчтөр менен кармалган иондордон турат. Ал эми бет менен бирдей зарядка ээ болгон иондор эритменин ич жагында жайгашып, катиондор деп аталышат.

13.6 Электрокинетикалык кубулуштардын ачылыштары.

Москва университетинин профессору Рейсс, суунун электролизинин продуктуларын бөлүү максатында (1803 ж) u - түрүндөгү электролизордун ортонуку бөлүгүн майдаланган кварцты толтуруп, сууга салынган электроддорго потенциалдардын айырмасы, берилгенде суунун жылганын байкаган (13.2-а -сүрөт). потенциалдардын айырмасы жокылганда суу мурунку калыбына келген.

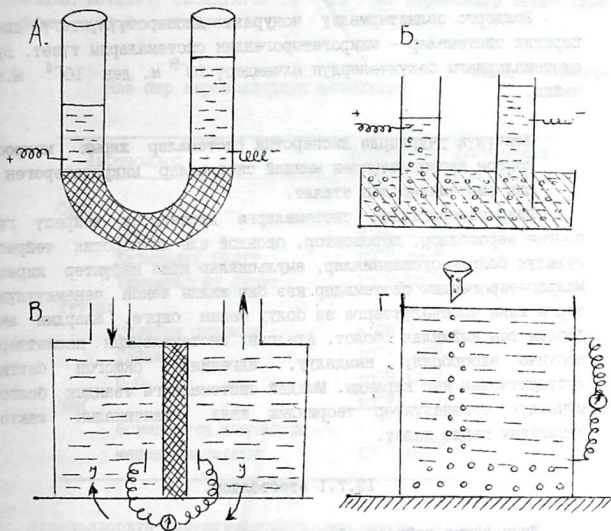
Сырткы электр талаалардын таасири астында сууктуктардын которулушу электроосмос деп аталат.

Электроосмос кубулушу көпшөк телолор менен айрым ичке түтүкчөлөрдө да байкалат.

Экинчи тажрыйбасында Рейсс суу менен толтурулган электроддору бар эки айнек түтүкчөлөрүн нымдалган топуракка салып, турактуу электр талаасын бергенде электроосмос туу сырткары ылайдан бөлүнүп чыккан бөлүкчөлөрдүн оң узлга жылганын байкалган. (13.2-б-сүрөт).

Дисперстик фазанын бөлүкчөлөрүнүн электр талаасынын таасири астында жылышы электрофорез деп аталат.

Кийинчерээк Квинке (1859 ж) сууну көпшөк диафрагма аркылуу фильтрлөө учурунда, суунун агуу басымына пропорциялаш болгон диафрагманын эки бетинин ортосунда, потенциалдардын айырмасы пайда болоорун байкаган. Бул электроосмоско тескери болгон кубулуш агындын (өтүүнүн) потенциалы (потенциал течения) д.а (13.2-в-сүрөт). Электрофорезге тескери болгон кубулуш Дорн (1878 ж) тарабынан байкалган. ар кандай бийиктиктеги жайгашкан электроддору бар суу менен толтурулган идишке кварцтын бөлүкчөлөрүн чөктүрүү учурунда электроддордун айырмасы пайда болгон, бул айырма чөгүүнүн потенциалы (потенциал оседания или потенциал оседиментации) деп аталат (13.2-г-сүрөт). Бул



13.2-сүрөт. Электросмос(а) менен электрофорез(б) кубулуштарын, жана агым(в) менен чөгүү потенциалдарын байкоо үчүн аспаптар.

кубулуштарда ылдамдык менен электрдик талаанын байланыштары болгондуктан электрокинетикалык кубулуштар деп аталып, катуу фаза менен суюктуктардын чегиндеги КЭКга байланыштуу. Фазалардын чектеринде диффузиондук түзүлүшкө ээ болгон КЭК бар. дисперсиялык системаларда электрокинетикалык кубулуштар байкалат. Фазаларды бири-бирине салыштырмалуу жылдырганда аны пайда кылган себептерден көз карандысыз таяу бети башка КЭК бөлүнөт. (катмарчалардын бири-бирине салыштырмалуу жылышы).

Ошондой эле системада молекулалык-кинетикалык кыймылдардын таасири астында да, мисалы, брондук кыймылдын КЭКнин бөлүнүшү орун алат.

13.7. Микрөгетерогендик системалар.

Золдорго салыштырмалуу чоңураак дисперстүүлүктөгү дисперстик системалар – микрөгетерогендик системаларды түзөт. Бул системалардагы бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрү 10^{-9} м. ден 10^{-4} м.ге чейин.

Көпчүлүк учурларда дисперстик системалар жарык микроскоптон көрүнгөндүктөн мындай системалар микрөгетерогендик системалар деп аталат.

Микрөгетерогендик системаларга дисперстик чөйрөсү газ болгон аэрозолдор, порошоктор, ошондой эле дисперстик чөйрөсү суюктук болгон суспензиялар, эмульсиялар жана көбүктөр кирет. Микрөгетерогендик системалар көз бир жалпы закон ченемдүүлүктөргө жана өзгөчөлүктөргө ээ болуу менен бирге, алардын эки фазасы тең кыймылда болот. Аталган системалардын касиеттери көбүнчө адсорбция, нымдалуу, адгезияга окшогон беттик кубулуштардан көз каранды. Мындай системаларга таандык болгон мүнөздүү өзгөчөлүктөр теориялык жана практикалык жактан кызыгууну пайда кылат.

13.7.1 Аэрозолдор.

Дисперстик чөйрөсү аба же газдардан, ал эми дисперстик фазасы катуу же суюк бөлүкчөлөрдөн түзүлгөн эркин – дисперстүү системалар аэрозолдор деп аталат.

Метеорологияда нөшөрлөнгөн чагылгандуу кубулуштардын, шамал менен алынып келинген чаңдуу топурактын пайда болушунда, айыл чарбасында (жасалма жана, курт-кумурскалардын же зыянкөчтөрдүн жок кылууда), аба чөйрөсүн тазалоодо жана экологиялык маселелерди чечүүдө аэрозолдор чоң мааниге ээ.

Аэрозолдорду төмөндөгүдөй класстарга бөлүшөт: туман (С/Т); дисперсияланган аэрозолдор чаң (К/Т); конденсацияланган аэрозолдор – түтүн К/Т. Ошондой эле "смог" деп аталган түтүн, ту-

ман жана чандардын аралашмасынан турган аэрозолдор кирет.

Кесек дисперстүүлүктөгү аэрозолдордун седиментациялык (чөгүү) ылдамдыктары абдан чоң болгондуктан, алар туруксуз болушса, ал эми жогорку дисперстүүлүктөгү бөлүкчөлөрдүн бири-бири менен болгон кагылышуу жыштыгы чоң болгондуктан биригип чоңоюп кетипет. ошондуктан 10^{-4} - 10^{-7} М. Аэрозолдор туруктуурак болот. (13.2 - таблица).

13.2 - таблица.

Кээ бир аэрозолдордун өлчөмдөрү.

Аэрозолдор	Дисперстик фазалардын өлчөмдөрү, М
Суу:	
Туман	$5 \cdot 10^{-7}$
Катмардуу булут	10^{-6} - 10^{-5}
Үймөктөлгөн булут	10^{-5} - 10^{-4}
Түтүн:	
Цинктин оксиди	$5 \cdot 10^{-8}$
Тамеки	10^{-7} - 10^{-6}
P_2O_5	10^{-6} - 10^{-5}
Чаң	10^{-6} - 10^{-4}
Өсүмдүктүн чаңчалары менен споралары	10^{-6} - 10^{-5}

Аэрозолдордун туруктуулугунун бузулушуна төмөнкү процесстер алып келет :

1) Гидрозолдорго караганда чөйрөнүн илешкектигинин аздыгынан бөлүкчөлөрдүн седиментациясына жана диффузиясына алып келет.

2) Газ фазасында ургалдуу броундук кыймыл бөлүкчөлөрдүн, чоң ылдамдыктагы коагуляциясына алып келет. Чөйрөнүн нымдуулугунун чоңоюшу менен коагуляция процесси ылдамдайт.

3) Өзгөчө тумандын туруктуулугуна температура чоң таасирин тийгизет. Температуранын градиентине жараша, аэрозолдун бөлүкчөлөрүнүн төмөнкү температура жакка жылышы термофорез деп аталат. Бөлүкчөлөрдүн кинетикалык энергиясынын азайышынын натыйжасында аэрозолдордун бөлүкчөлөрүнүн муздак беттерде чөгү-

шү-термопреципитация деп аталат. Бул кубулуш менен чаңдын терезелерде, үй эмеректердин беттеринде топтолушу түшүндүрүлөт. Бир жактуу жарык берүүнүн натыйжасында аэрозолдордун бөлүкчөлөрүнүн жылымы фотофорез деп аталат. Бөлүкчөлөрдүн жылуу багыты елчөмдөрүкө, формасына жана тунуктугуна жараша болот.

Термофорез жана фотофорез кубулуштары туман менен булуттардын пайда болушунда жана жылымында ачык сезилет. Өзгөчө тумандын туруктуулугуна басым (P) менен температура (T) таасир этет. Мисалы: суук дисперстик бөлүкчөлөрдүн каныккан буусунун басымы (P), аны пайда кылган сууктуктун каныккан буусунун басымына (P₀) барабар болгондо тең салмактуулук пайда болуп, туман туруктуу болот. Ушундай шартта температуранын чоңоюшу менен P > P₀ болуп, буулагануу басымдуу болсо, ал эми тескерисинче температуранын төмөндөшү менен P < P₀ болуп конденсация процесси басымдуу болот.

13.7.2 Эмульсия.

Эки же андан көп суук фазалардан турган гетерогендик дисперстик системалар эмульсиялар деп аталат. Дисперстик фазанын дисперстик чөйрөдө толук же толук эмес эриши дисперстик системанын пайда болушунун шарты болуп саналат. Ошондуктан, ар кандай дисперстик фазаларды пайда кылган заттар бири-биринен өздөрүнүн полярдуулугу боюнча кескин айырмаланышы зарыл. Эки фазанын бири суу болгон эмульсиялар кеңири таралып жана практикалык жактан кызыгууну пайда кылууда. Бул учурда жалпы жолунан май (масло) деп аталган аз полярдуу же полярсыз сууктуктар (мисалы: бензол, хлороформ, керосин, минералдык, өсүмдүк майлары ж.б.у.с.) экинчи фазаны түзөт. Бул эриткичтер дисперстик фазасы май (M) ал эми дисперстик чөйрөсү суу (C) (M/C) жана дисперстик фазасы суу ал эми дисперстик чөйрөсү май (C/M) болгон эмульсиянын эки негизги типтерин пайда кылат. Биринчи типтеги эмульсиялар түз, ал эми экинчи типтеги эмульсиялар төскөри деп аталат.

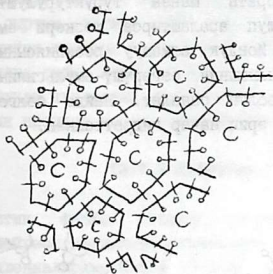
Дисперстик фазанын концентрациясына C_d жараша эмульсияларды үч класска бөлүшөт:

1) Дисперстик фаза эмульсиянын көлөмүнүн I% тин түзсө-суултулган;

2) Дисперстик фазанын көлөмдүк концентрациясы 1%тен 74%ке чейин болсо – концентрацияланган;

3) Дисперстик фазанын көлөмү 74%тен чоң болсо – өтө концентрацияланган.

Шар формадагы телолордун тыгыз ныкталышынын көлөмү, көлөмдүк үлүштүн 74%тин түзгөндүктөн, 74% акыркы эки класстын чөги болуп саналат. Демек, 74%ке чейин дисперстик фазалар сфералык формаларын сактай алат. Өтө концентрацияланган эмульсияларга мүнөздүү болгон c_d нын өсүшү, жаңы касиеттерге алып келүүчү дисперстик фазанын деформациясы менен байланыштуу болуп, эмульсия аарынын уюгуна окшогон форманы (алты бурчтуу) ала баштайт (13.3-сүрөт).



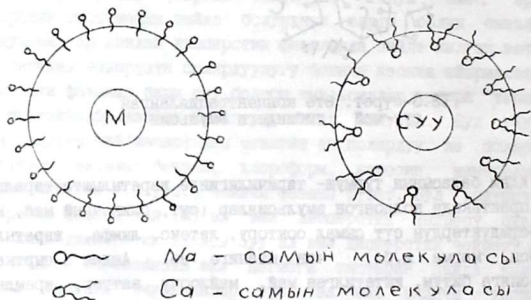
13.3-сүрөт. Өтө концентрацияланган суу-май тибиндеги эмульсия

Адам баласынын турмуш-тиричилигинде жаратылышта таралган жана практикада колдонгон эмульсиялар (сүт, сливочный май, кээ бир өсүмдүктөрдүн сүт сымал соктору, латекс, лимфа, жаратылыш нефтиси, магма ж.б.) чоң мааниге ээ. Андан сырткары эмульсияга битум, иштетилген май, майлоочу заттар, кремдер, маздар, парфюмерияда колдонулуучу эмульсиялар, дарылардын эмульсиясы ж.б. кошулат. Эмульсия көсөк дисперстүү-дисперстик системаларга кирет. Мындай эмульсиялардагы тамчы көп бурчтуу форманы алып, ал эми дисперстик чөйрө деформацияланган тамчылардын ортосундагы жука катмарларда калат. $c_d > 90\%$ болгондо эмульсиялар килкилдектик (гель) касиеттерге ээ боло

баштагандыктан, желатинаштырылган деп аташат. Алар седиментацияга жана агууга жөндөмсүз болушат.

Эмульсияда, тамчылардын бири-бири менен өз алдынча биригиши - коалесценция деп аталат. Мында бириккен тамчылар пайда болгон агрегаттар андан ары бири-бири менен биригишпей туруктуу болуу менен бирге, кээ бир шарттарда кайра ажырашы мүмкүн. Мындай кайталанма коагуляцияны флокуляция деп аташат. Эмульсиянын седиментациялык туруктуулугу, чөйрөнүн илешкектүүлүгү, чөйрө менен дисперстик фазанын тыгыздыктарынын айырмачылыктары жана дисперстүүлүктөрү менен аныкталат. Кесек дисперстүүлүктөргө караганда жогорку дисперстуу эмульсиялар туруктуураак болот.

Натрийдин стеораты менен туруктурулуштурулган түз эмульсияга, CaCl_2 кошуп аралаштырса тескери эмульсия пайда болот (13.4.-сүрөт). Иондук алмашуу реакциясынын негизинде эмульгатордун жаратылышынын өзгөрүшү-эмульсиянын фазасынын айланышынын себеби болуп саналат. Пайда болгон кальцийдин стеораты сууда начар эрип начар гидратташкан.



13.4-сүрөт. Эмульсиянын фазаларынын айланышы.

Адам баласынын жашоо тиричилигинде эмульсиянын мааниси чоң. Организмдин өрчүп өнүгүшүнүн негизи жана тамак аштын бир бөлүгү болгон май сууда эрибейт. Ошондуктан, организм

эмульгацияланган гана майларды (сүт, сливка, каймак, сливка майы) жакша сиңдире алат. Ал эми тамак менен жээлгөн башка майлар (өсүмдүк жана жаныбарлар майы) алдың аш карында, андан соң холевл кислоталарын кармаган өттүн суусу кошулгандан кийин гана он эки эли ичегиде эмульгациялангандан кийин гана сиңдирилет. Ичегинин жогорку бөлүктөрүндөгү рНтын чоң маанилери (8.0-8.5) эң жакшы эмульгаторлор болгон холевл кислоталарынын туздарынын пайда болушуна шарт түзөт. Ичегинин толкун сыяктуу жыпылып кайра түзөлүп турушунун негизинде эмульсиялар дисперцияланып, жука ичеге аркалуу лимфага жана канга өтүүчү жогорку дисперстүү түз эмульсиялар пайда болот.

Адам баласы тамак аш азыктарын жана даарыларды ооз аркылуу кабыл алганда түз эмульсиялардан турган заттарды, ал эми адамдын сырткы териси суу жана анда ээриген заттарды өткөрбөгөндүктөн тескери эмульсиядан түзүлгөн дары- дармектерди тери аркылуу кабыл алуу пайдалуу.

Майланышкан кирлердин жуучу заттар аркалуу чыгарылышы да эмульгациялык процесс менен байланыштуу.

13.7.3 Көбүктөр.

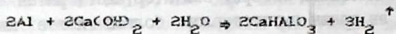
Дисперстик фазасы газдын көбүкчөлөрүнөн, ал эми дисперстик чөйрөсү газдык көбүкчөлөрдүн ортосундагы суюк же катуу жука пленкалардан пайда болгон өтө концентрацияланган гетерогендик системалар көбүктөрдү түзөт, б.а. дисперстик фазасы газ, ал эми дисперстик чөйрөсү суюк же катуу жука пленкалардан түзүлгөн гетерогендик системалар. Мындай көбүктөрдүн дисперстик фазасынын көлөмдүк концентрациясы өтө концентрацияланган эмульсиялар сыяктуу сфералык бөлүкчөлөрдүн эркин ныкталышынын көлөмдүк үлүшүнөн (74%) чоң. Геометриялык түзүлүшү бокунча окшоштугуна карабастан эмульсияга караганда көбүктөрдүн туруктуулугу абдан төмөн.

Концентрацияланган эмульсиялардагы дисперстик фазалардын ортосундагы дисперстик чөйрөнүн жука катмарларынын калыңдыгы Юнмге жакын. Дисперстик чөйрөнүн бул жука катмарчасынын туруктуулугу эмульгатордун эки катар багытталган молекулаларынын катмарчаларынын касиеттеринен кез каранды (13.5.-сүрөт).

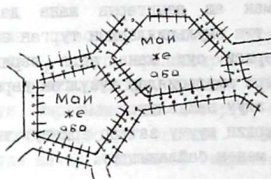
Пленканы (жука катмарчаны б.а. дисперстик чөйрөнүн калыңдыгын) андан ары жукартканда айрылып, коалесценциянын

негизинде система бузулат.

Көбүктөрдү алуу үчүн диспергациялоо (чайкоо, аралаштыруу, газды суюктукка салынган торчолонгон фильтр аркылуу өткөрүү менен) жана конденсациялык методдор колдонулат. мисалы, пено - бетонду алууда конденсациялык жол колдонулат:



Көбүктүк флотация тоо кен өнөр жайында колдонулат.



13.5-сүрөт. Көбүктүн түзүлүшү.

13.7.4 Порошоктор

Өлчөмдөрү 10^{-4} м. ден 10^{-8} м. ге чейин болгон дисперстик катуу фазалардан жана дисперстик чөйрөлөрү газдардан турган эркин дисперстүү системалар порошоктор деп аталат. Порошоктор полидисперстүү болот. Монодисперстүү порошокторду алуунун проблемасы азыркы убакытка чейин чечиле элек.

Материалдын касиетине, иштелишине жана экономикасына жараша, порошоктор физика-механикалык жана физика-химиялык жолдор менен алынат. Порошокторду алуунун физика-механикалык жолу катуу заттарды майдалоо, ал эми суюк материалдарды чачыратып себүү жолдоруна негизделген. Кычкылдануу, калыбына келтирүү, электролиз ж.б. методдор порошокторду алуунун физика-химиялык жолунун негизи болуп саналат. Мисалы, силикагельди (SiO_2) кремнийдин тетрагидриддин күйгүзүү жолу менен алса, ал эми көөнү (NH) углеводороддорду кемуртекке чейин күйгүзүү менен алышат. Газдык мүнөздө болгон дисперстик

чөйрө порошокторду төгүлмө касиетин пайда кылат. Порошоктордо бөлүкчөлөрдүн түздөн-түз байланышы аз болгонуна карабастан, системадагы боптуктар менен каналчалар порошоктордо капиллярдык түзүлүштү пайда кылат.

Порошоктор өлчөмдөрүнө жараша төмөндөгүдөй бөлүнөт:
Кум - диаметри $20 \cdot 10^{-3} - 10^{-5} \text{ м}$; чаң $- 2 \cdot 10^{-5} - 10^{-6} \text{ м}$; уна (пудра) $- 2 \cdot 10^{-6} \text{ м}$.ден кичине.

Порошоктор төмөндөгүдөй касиеттер менен мүнөздөлөт:

1. Сыйымдуу тыгыздык (насыпная плотность).

Бирдик көлөмдө эркин толтурулган порошоктун массасы - сыйымдуу тыгыздык деп аталат.

2. Жабгычактыгы (слипаемость) - порошоктун агрегаттарды пайда кылуу жөндөмдүүлүгү аталат.

3. Чубуртмалуулугу (сыпучест) - сырткы күчтүн таасири астында порошоктордун бөлүкчөлөрүнүн бири-бирине салыштырмалуу кыймылдуулугу аталат. Чубуртмалуулук бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрүнөн, нымдуулугунан жана ныкталуу даражаларынан көз каранды. Порошоктордун чубуртма касиетине анын агымдуулук касиети жакын. чубуртма касиеттериндей эле порошоктордун агымдуулугу бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрүнөн, формасынан, тыгыздыгынан, беттик катмарларынын абалдарынан, нымдуулугунан көз каранды.

4. Порошоктордун нымдануу жана нымдоо касиеттери чөйрөдөн өзүнө нымды жутуп алуу касиети менен мүнөздөлөт. Нымды жутуу менен порошоктордун касиети өзгөрөт. Порошоктордун нымдалуу учурунда эң алдың алардын беттеринде адсорбаттардын адсорбциясы жүрүп, андан кийин катуу борпоң - торчолонгон заттардын беттеринде жүргөн капиллярдык конденсациядай эле-конденсация процесси жүрөт. Бул процесстердин жүрүшү үчүн бөлүкчөлөрдүн беттери гидрофильдүү болушу зарыл.

Заттарда нымдын кармалышы, нымдуулук же ным кармоо чоңдуктары менен туюнтулат. Заттагы нымдын массасынын, зат менен нымдын массаларынын суммасына болгон катышы нымдуулук деп аталат. Ал эми нымдын массасынын кургак заттын массасына болгон катышы ным кармоо чоңдугу болот.

13.7.5 Суспензия

Өлчөмдөрү $10^{-6} - 10^{-4} \text{ м}$ болгон катуу дисперстик фазалардан жана суюк дисперстик чөйрөдөн турган микрогетерогендик

системалар суспензиялар деп аталат. Суспензиялардын алынып жолдору золдордукуна окшош. Суспензиялар коллоиддик эритмелерге салыштырмалуу бир топ чоң болгонуна байланыштуу, алардын ортосунда молекулалык кинетикалык жана оптикалык касиеттери боюнча бир топ кескин айырмачылыктар бар. Осмос жана диффузия кубулуштары суспензияларга таандык эмес. Ошондой эле суспензия аркылуу жарык нуру өткөндө, сынуу жана чагылуу кубулушу жүрүп, бирок жарык нуру чачырабайт.

Бөлүкчөлөрдүн өлчөмдөрү чоң болгондуктан, суспензиялардын седиментациялык туруктуулугу абдан аз. Жердин тартылуу күчүнүн таасири астында суспензиядагы катуу бөлүкчөлөр анчейин көп эмес убакытта чөгөт. Суспензиялардагы бөлүкчөлөрдүн агрегатташуу процессине ар кандай жараталашта болгон тартылуу күчтөрдүн (ван-дер-Ваальс күчтөр, электростатикалык күчтөр, бөлүкчөлөрдүн узун чынжырлуу молекулалар менен байланышы) негизинде болот.

Бөлүкчөлөрдүн биригүү (агрегатташуу) процессине каршы таасир эткен ар кандай жараталыштагы күчтөрдүн таасири астында, суспензиялардын агрегаттык туруктуулугу сакталат. Ал күчтөр: 1-кош электрдик катмардын негизинде болгон түртүлүү күч; 2-БАЗдар менен адсорбцияланган бөлүкчөлөр бири-бирине жакындаганда микробоундук кыймылда болгон БАЗдардын радикалдары бири-бирине тийишкенде таасир этет, муну "энтропиялык" түртүлүү деп аташат; 3- бөлүкчөлөрдүн тегерегинде эриткичтин бир - же - эки молекулалык катмарларынан түзүлгөн сольватташкан молекулалардын түртүлүү күчтөрүнүн негизинде сольватташкан суспензиялар агрегатташууга туруктуу болот. Суспензияларга полимердик түзүлүштөгү заттарды кошкондо, чөйрөнүн илешкектүүлүгү чоңойушу менен туруктуулугу чоңойот.

Агрегаттык жактан туруктуу болгон суспензиялардын концентрациясын чоңойткондо пасталар алынат.

14. АТОМДУН ЯДРОСУ.

14.1 Радиосактивдүүлүк.

Элементардык бөлүкчөлөрдү бөлүп чыгаруу менен атомдун ядролорунун башка ядролорго өз алдынча ажырашы радиосактивдүүлүк деп аталат.

Мындай айланууга туруксуз ядролор гана жөндөмдүү.

Радиосактивдүү процесстерге төмөндөгүлөр кирет: 1). α -ажыроо, 2). β -ажыроо, (анын ичинде электрондук түшүү), 3). ядронун γ -нурдануусу, 4). оор ядролордун өз алдынча бөлүнүшү, 5). протондук радиосактивдүүлүк.

Жаратылыштагы ядролордун радиосактивдүүлүгү табигый ажыроо деп аталат. Ядролук реакциялардын негизинде пайда болгон ядронун радиосактивдүүлүгү жасалма радиосактивдүүлүк деп аталат. Эки учурда тең радиосактивдүү айлануулар бирдей закондорго баш ийет.

Радиосактивдүү айлануунун закону. Радиосактивдүү ядролор бири-биринен көз карандысыз ажырайт. Ошондуктан, убакыт бирдиги ичиндеги ажыраган ядронун саны ΔN системадагы ядронун санына N пропорциялаш:

$$\frac{dN}{dt} = -\lambda N \quad (14.1)$$

мында, λ -пропорционалдуулуктун турактуулугу ажыроонун турактуулугу деп аталып ар бир радиосактивдүү зат үчүн мүнөздүү чоңдук болуп саналат. "-" белги dN/dt -туундусунун белгиси терс болгондуктан коюлду. 14.1-теңдемени интегралдоодон төмөндөгүдөй теңдеме алынат:

$$N = N_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad (14.2)$$

мында N_0 баштапкы убакыттагы ($t=0$) жана N - t убакытта ажырай элек ядролордун саны.

14.2- теңдеме радиосактивдүүлүктүн ажыроо закону деп

аталат жана төмөндөгүдөй айтылат:

ажырай элек ядронун саны убакыттан экспоненциал түрдө азайат.

t убакытта ажыраган ядронун саны төмөндөгүдөй аныкталынат:

$$N_0 - N = N_0 \cdot (1 - e^{-\lambda t}) \quad (14.3)$$

Баштапкы алынган ядролордун эки эсе азайышына кеткен убакыт жарым ажыроонун мезгили ($\tau_{1/2}$) деп аталып, ал төмөндөгүдөй шарт боюнча аныкталынат:

$$\frac{1}{2}N_0 = N_0 e^{-\lambda t}$$

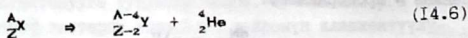
$$\text{андан } \tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0,693}{\lambda} \quad (14.4)$$

Азыркы убакытта белгилүү болгон радиоактивдүү ядролордун жарым ажыроо мезгилдери $3 \cdot 10^{-7}$ секундтан $5 \cdot 10^{+15}$ жылга чейин жетет.

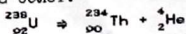
Радиоактивдүү ядронун орточо жашоо убакыты (τ) радиоактивдүүлүктүн турактуулугуна (λ) тескери пропорциялаш:

$$\tau = \frac{1}{\lambda} \quad (14.5)$$

Альфа-ажыроо. Альфа-нуру -гелийдин ядросунун ${}^4_2\text{He}$ агымы болуп саналат. Альфа-ажыроо төмөндөгүдөй схема боюнча жүрөт:



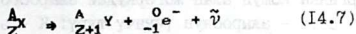
мында ${}^4_2\text{He}$ - гелийдин ядросу же α - бөлүкчө, X - ажыраган ядронун символу, Y - пайда болгон ядронун химиялык символу. Демек, пайда болгон элементтин (Y) атомдун массасы (A) төрткө, атомдун номери (Z) экиге кемийт. Мисалы, урандын изотобу ${}^{238}_{92}\text{U}$ ажыраганда торий пайда болот:



Атомдон α -бөлүкчө абдан чоң ылдамдык 10^8 см/с менен учуп чыгат. Ал эми кинетикалык энергиясы бир нече МэВго жетет. α -бөлүкчөсү заттар аркылуу өткөндө, аларды иондоштуруу менен энергиясы азайып, акырында токтойт. Абада бир жуп ионду пайда

кылуу үчүн 35 эВ энергия жумшалат. Демек, α -бөлүкчөсү өзүнүн жолунда болжол менен 10^5 иондук жупту пайда кылат. Заттын тыгыздыгынын азайышы менен α -бөлүкчөнүн өтүү жолу төмөндөйт. Абада кадимки басымда α -бөлүкчөсүнүн жолунун узундугу бир нече смге, ал эми катуу затта 10^{-3} см аралыкка жетет. α -бөлүкчөсү толугу менен бир барак кагазда кармалат.

Бетта-ажыроо. β -ажыроонун үч түрү бар: ажыроонун биринчи түрү β^- -ажыроо же электрондук ажыроо төмөндөгүдөй схема боюнча жүрөт:



мында ν -антинейтрино, электрондун (${}^0_{-1} e$) массасы шарттуу түрдө $A = 0$ жана заряды $z = -1$ деп алынды.

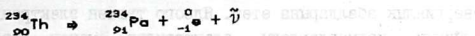
Демек, ажыраган ядрого караганда пайда болгон элементтин катар номери бирге чоң. Бул процессти нейтрондун ажырашы катарында жазса болот:



мында n -нейтрон, p -протон, e^- -электрон.

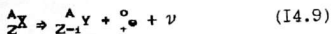
Демек, β^- -ажыроону ядрого бир нейтрон ажырап, протон пайда болуп, ядронун заряды бирге чоңойду десе болот. Нейтрон ажыраганда электрон пайда болгондуктан, эркин нейтрон β^- -радиоактивдүү деп айтылат.

β^- -ажыроого торийдин электрон жана антинейтрино бөлүп чыгаруу менен протактинийге ажыроосун мисал келтирсе болот:



β^- -электрондордун кинетикалык энергиялары менен антинейтринонун өлчөмүнө жараша ар кандай энергияга ээ болот.

Бетта-ажыроонун экинчи тиби: β^+ -ажыроо же позитрондук ажыроо төмөндөгүдөй схема боюнча жүрөт:



мында ${}^0_{+1} e^+$ -позитрон, ν -нейтрино, позитрон менен электрон, ал эми нейтрино менен антинейтрино бири-бирине антибөлүкчөлөр.

Демек пайда болгон ядронун заряды баштапкы ядронун зарядына караганда бирге көм.

β -ажыроодо баштапкы ядродогу бир протон позитрон менен нейтринону бөлүп чыгаруу менен нейтронго ажыраган сыяктуу жүрөт:

$$p = n + e^{+} + \nu \quad (I4.I0)$$

Эркин протон үчүн мындай айлануу энергиялык жактан мүмкүн эмес, себеби протондун массасы нейтрондун массасынан кичине. Бирок ядродогу протон башка нуклондордон керектүү болгон энергияны кошуп алып жогоркудай ажыроого дуушар боло алат.

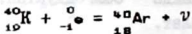
Бета - ажыроонун үчүнчү түрү: K - электрондук түшүү деп аталат. Ядро K электрондон (абдан аз санда L же M -электрондордон) бир электронду жутуп алганда, протон нейтринону бөлүп чыгаруу менен нейтронго айланат:

$$p + e^{-} = n + \nu$$

Ал эми жалпы жолунан төмөндөгүдөй схема божнча жүрөт:

$${}^A_Z X + {}^{-1}_0 e \Rightarrow {}^A_{Z-1} Y + \nu \quad (I4.II)$$

Мисалы,



Бетта-ажыроодо пайда болгон атомдор дүүлүккөн абалдарында болгондуктан гамма-фотондорду бөлүп чыгаруу менен төмөнкү энергиялык абалдарына өтөт. Ядрого түшкөн электрондордун орду кийинки катмарлардагы электрондор менен толукталышынын натыйжасында ренгтен нурлары бөлүнүп чыгат.

15. ФАЗАЛЫК ТЕҢ САЛМАКТУУЛУКТАР

15.1 Системанын фазасы

Химиялык составы жана физикалык касиеттери боюнча бирдей жана ошондой эле системанын башка көлөмүнөн беттик бөлүнүү чегин менен бөлүнгөн тең салмактуулуктагы система же системанын бир бөлүгү фаза деп аталат.

Мисалы, газдардын аралашмасы бир фазадан турат, ошондой эле бири-биринде толук аралашкан сууктук да бир фазадан турат. Фаза үч агрегаттык абалда жашай алат. Эгерде системада бири-биринде аралашпаган n сууктук болсо, анда фазалардын саны n болот. Эгер система туздун кристаллынан, туздун эритмесинен жана суунун буусунан турса, анда фазалардын саны үчкө барабар болот. Ар кандай туздардын кристаллдары бири-биринен физикалык жана химиялык касиеттери боюнча бири-биринен айырмалангандыктан, алардын ар бири башка-башка фазаларга таандык болот.

CrNO_3 , KCl , CaSO_4 , PbS туздардын кристаллдарынын аралашмасы төрт катуу фазаларды түзөт. Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ жана $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ -кристаллдарынын туруксуз аралашмасында ар бир зат бирдей эмес сандагы суунун молекуласын гана кармабастан, алар кристаллдарынын түзүлүшү жана физикалык касиеттери боюнча да бири-биринен айырмалангандыктан үч фазадан турат.

Бир фазадан турган система гомогендик, ал эми эки же андан көп фазалардан турган система гетерогендик системаларга таандык.

15.2. Системанын компоненти

Системанын составын аныктоого мүмкүн болгон заттардын санынын эң кичине саны (k) – компонент деп аталат.

Иондор эритмеде өз алдынча болгон бөлүкчө болсо да, компонентке таандык эмес.

Туздан жана суудан пайда болгон эритмеде (мисалы, KCl дун суудагы эритмеси), экөөнүн тең составдык бөлүктөрү: суу жана туз өз алдынча химиялык бирикме түрүндө жашай алат жана эритме каныкканга чейин алардын саны бири-биринен көз карандысыз өзгөртүүгө болгондуктан, системадагы туз менен суу компонент

боло алат.

Химиялык реакция жүрбөгөн учурда системаны түзгөн бардык заттар компонент болуп эсептелинет. Мисалы, Zn , C_2H_5OH , KNO_3 заттарынын аралашмалары үч компоненттик системаны түзүшөт. Мындай системада ар бир зат составдык бөлүктөрүнө карабастан компонент болуп эсептелет. Мисалы, цинктин санын өзгөртсөк да, этанол менен калий нитратынын саны өзгөрбөйт.

Эгер системада химиялык реакция жүрсө, реакция бүткөндөн кийин компоненттердин саны системанын абалы менен аныкталынат. Мисалы, жабык системада цинк жана туз кислотасынын суултулган суудагы эритмеси аракеттенишсе, реакция бүткөндөн кийин системада $ZnSO_4$, H_2O жана H_2 калса, анда компоненттердин саны үчкө барабар болот ($k = 3$). Эгер цинкти ашыгы менен алсак, компоненттердин саны төрткө барабар болуп калат, себеби реакция бүткөндөн кийин цинктин ашыкча саны калат.

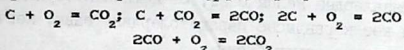
Химиялык тең салмактуулук мезгилинде заттардын ортосунда кошумча сандык байланыштар пайда болгондуктан, системадагы компоненттердин саны массалардын таасир этүү закону жана башка кез каранды эмес теңдемелер менен аныкталгандыктан, реакцияга катышкан заттардын санына караганда компоненттердин саны аз болот. Мисалы, кандайдыр бир температурада $HI + I_2$, $H_2 + I_2$, $HI + I_2$ аралашмалары алынса, $2HI_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + I_{2(г)}$ реакциясынын негизинде бир фазалык тең салмактуулук орун алат. Бул учурдун кайсынысында болбосун түз жана тескери реакциялардын жүрүшү менен үчүнчү бир заттын пайда болушуна алып келет. Бул үчүнчү заттын концентрациясы массалардын таасир этүү закондору менен аныкталгандыктан, системанын компоненти боло албайт.

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

Бул системада компоненттердин саны экиге барабар болот: $k = 2$. Ошондуктан, компонент деген түшүнүк кез карандысыз математикалык сыяктуу химиялык өзгөрүлмө болуп саналат.

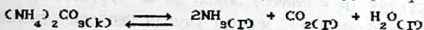
Эгер жогорудагы мисалдагы HI туу ысытсак, ажыроо реакциясынын негизинде H_2 жана I_2 алынат. Бул учурда суутектин жана иоддун молярдык концентрацияларынын катышы $[H_2] = [I_2]$ реакциянын теңдемеси менен аныкталат. Мындай учурда $k=1$ болот.

Дагы бир мисалды алып көрөлү. Эгер $C_{(г)}$, $O_{2(г)}$, $CO_{2(г)}$ жана $CO_{2(г)}$ заттары тең салмактуулук абалда болсо, анда бул заттардын ортосунда 4 реакция жүрүшү мүмкүн:



Бирок бул реакциялардын ар бири, башка эки реакциянын алгебра-суммасынан алынышы мүмкүн. Демек, көз карандысыз теңдемелердин (массалардын таасир этүү закондорунун теңдемеси) саны $Z_k = 1$ барабар болуп, компоненттердин саны бирге барабар болот: $k = 1$

Системадагы компоненттердин саны заттардын өз ара таасир этүү мүнөзүнөн жана шартынан көз каранды. Мисалы, жабык системада кандайдыр бир температурада жетиштүү сандагы аммонийдин карбонатын ысытууда төмөндөгүдөй тең салмактуулук орнойт:



Пайда болгон заттардын концентрациясы менен байланышкан көз карандысыз теңдемелердин саны экиге барабар болот (массалардын таасир этүү закону менен реакциянын продуктасындагы газдардын молярдык катышы $2:1:1$): $k = 2$

Эгер бул заттарды абдан төмөнкү температурада аралаштырсак, анда заттардын бардыгы катуу абалдарында болуп, алардын ортосунда өз ара аракеттенишүү жоклуп, система төрт компоненттүү болуп калат.

Жогоруда келтирилген мисалдардан көрүнүп тургандай көз бир системалар үчүн, система канча компоненттен турарын билүү кыйын, бирок системанын бардык фазаларынын пайда болушун канааттандырган химиялык заттардын санын аныктоого мүмкүн. Ал дайыма компоненттердин санына барабар.

15.3 Гиббстин фазалар эрежеси.

Гиббстин фазалар эрежеси гетерогендик химиялык тең салмактуулуктар менен фазалык тең салмактуулуктардын негизги закону.

Системанын тең салмактуулугунун эркиндик саны (варианттуулугу) анын компоненттеринин саны менен фазалардын санынын айырмасынын көз карандысыз параметрлердин санына кошкондогусуна барабар. Эгер көз карандысыз чоңдуктар температура менен басым болсо, анда Гиббстин фазалар эрежеси үчүн төмөндөгүдөй

теңдеме алынат:

$$C = k - \Phi + 2$$

мында Φ - фазалардын жалпы саны; k - компоненттердин жалпы саны, 2 - сырткы көз карандысыз параметрлердин саны, көпчүлүк учурларда температура менен басым.

Эгер термодинамикалык параметрлердин бири системанын абалынын параметри болбосо, анда ал тең салмактуулукка таасирин тийгизбейт жана бул учурда ал чоңдук Гиббстин фазалар эрежесинин теңдемесинде эске алынбайт. Мисалы, эгер Ле Шательендин принциби боюнча басым системанын тең салмактуулугуна таасир этпесе:

басым туруктуу ($p = \text{const}$) болсо да же туруктуу болбосо да тең салмактуулук бузулбайт. Мындай учурда Гиббстин фазалар эрежеси төмөндөгүдөй жазылат:

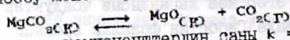
$$C = k - \Phi + 1$$

Системанын варианттуулугун аныктоо үчүн Гиббстин фазалар эрежеси колдонулган бир нече мисалдарды карап көрөлү:

$KCl_{(k)} \rightleftharpoons KCl_{(c)}$ системасында $KCl_{(k)}$ жана алардын эритиндиси температуранын таасири астында фазалык тең салмактуулукта болот. Компоненттердин саны $k = 1$, фазалардын саны $\Phi = 2$ болсо, системанын варианттуулугу $C = 1 - 2 + 1 = 0$ болот. Мындай системанын тең салмактуулугу инварианттуу болот. Системанын эркиндик даражасынын жок болушу KCl дун эрүүсү бир гана температурада жүрөт дегендикке жатат. Бул болсо зат үчүн мүнөздүү болгон физикалык чоңдук болуп эсептелет.

Башка тең салмактуулуктагы системада: $PCl_{3(c)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)}$ компоненттердин саны бирге барабар, ал эми фазалардын саны $\Phi = 2$ барабар болот. Бирок бул системага биринчи системадан айырмаланып тышкы басым өтө чоң таасирин тийгизгендиктен система моноварианттуу болот ($C = 1 - 2 + 2 = 1$), себеби PCl_3 тун ар бир кайноо температурасына каныккан буусунун белгилүү бир гана басымы туура келет.

Белгилүү температурада $MgCO_3$ тун акыроо реакциясы тең салмактуулуктун орноосу менен бүтөт:



Мындай системада компоненттердин саны $k = 3 - 1 = 2$, фазалардын саны $\Phi = 2$ экенге барабар. Ошондуктан, системанын варианттуу-

дугу $c = 2 - 3 + 2 = 1$ ге барабар болот. Система моноварианттуу болгондуктан $MgCO_3$ тун термикалык диссоциациясынын тең салмактуулугу бир гана температурадан көз каранды болот. Системадагы температурадын ар бир маанисине CO_2 нин басымнын белгилүү мааниси туура келет. Мисалы, системанын температурасы $400^\circ C$ жана $500^\circ C$ болгондо, басым 13 жана $1,3 \cdot 10^4$ Пага барабар болот.

Демек $c=0$ болгондо, система инварианттуу болот жана кайсы параметр өзгөрбөсүнө фазалардын саны кошо өзгөрөт. $c=1$ болгондо система моноварианттуу болуп, параметрлердин бирини өзгөртүү менен тең салмактуулукту сакталат, фазалардын санын өзгөртүүсүз калтырууга болот. $c=2$ болгондо система диварианттуу болот. Бул учурда эки параметрди (p, T) белгилүү бир чекте өзгөртүү менен тең салмактуулукту сактап, фазалардын санын өзгөрүүсүз калтырууга болот.

15.4 Фазалык тең салмактуулар.

Температурага жана басымга жараша ар кандай заттар үч агрегаттык абалда (катуу, суюк жана газ) болушат.

Ар кандай фазалардын тең салмактуулугунун шарты болуп, фазалардын эркин энергияларынын барабардыгы болуп эсептелинет.

Параметрлердин (p, T) өзгөрүшү менен системанын абалы ар түрдүү фазалык айлануулардын негизинде бир фазадан экинчи бир фазга өтүшү мүмкүн. Тонуу, эрүү, кайноо жана ферромагнетизмдик касиеттердин пайда болушу - заттардын фазалык өзгөрүштөрү менен байланыштуу, ал эми бул процесстерде заттардын агрегаттык абалдары өзгөргөнү менен химиялык составы туруктуу калат. Мисалы, эгер катуу заттын эркин энергиясы $G(k)$, суюк заттын эркин энергиясынан $G(c)$ кичине болсо, анда катуу фаза туруктуу болуп суюктук энергиясын төмөндөтүү менен бара-бара тоқот.

Газдарда, суюктуктарда жана суюк эритмелерде болүкчөлөр кыймылдуу болгондуктан тең салмактуулук бат орнойт, бирок катуу заттардын термодинамикалык жактан туруксуздукту "токтоп калышы" мүмкүн.

Суюк фазадан газ абалындагы фазга өтүү процессин буулануу деп, ал эми тескери процессти конденсация деп аташат. Эгер буулануу тең салмактуулукта жүрсө кайноо, ал эми тескери процесс конденсациясы деп аталат. Эгер суюк же газ фазасы тең

салмактуулукта болсо, анда температураны кайноо температурасы $T_{\text{кай}}$, же тең салмактуулуктагы конденсациянын температурасы $T_{\text{конд}}$, деп аташат: $T_{\text{кайноо}} = T_{\text{конд}}$. Мындай система моноварианттуу ($s = 1 - 2 + 2 = 1$) болуп, $T_{\text{к}}$ жана $T_{\text{конд}}$ басымдан көз каранды болушат. Мисалы, суу 0,1 МПа басымдын астында 100°C да кайнайт. Эгер басым 0,05 МПага чейин төмөндөсө, анда кайноо температурасы 81°C га чейин төмөндөйт. Тышкы басым 2,5 МПага чейин жогоруласа, суунун кайноо температурасы да 223°C га чейин жогорулайт.

Газ абалындагы заттардын абалы (температурасы) суюк фазанын тең салмактуулук абалынан алыс жайгашса, заттар газ абалында болушат. Заттардын буусу деп, суюк фазанын тең салмактуулук абалына жакын жайгашкан жана суюк абалга өтүүгө ыңгайлашкан газдарды айтышат.

Белгилүү сандагы заттардын тең салмактуулуктагы бууланып-кайноо ылдамдыгы, ошондой эле сандагы заттардын тең салмактуулуктагы конденсациясынын ылдамдыгына барабар.

Катуу фазадан суюк фазага өтүү процесси эрүү, ал эми тескери фазалык процесс - кристаллдашуу деп аталат. Кристаллдар жана алардын эритиндилери бири бири менен тең салмактуу абалда болгон температура-эрүү температурасы $T_{\text{эрүү}}$ же кристаллдашуу температурасы $T_{\text{кр}}$ деп аталып, жана алар бири-бирине барабар болушат: $T_{\text{эрүү}} = T_{\text{кр}}$. Берилген заттарга мүнөздүү болгон бир компоненттүү, инварианттуу ($s = 1 - 2 + 1 = 0$) тең салмактуулук бирдей температурада болот.

Катуу фазадан буу абалындагы фазага өтүү процессин сублимация же кургак айдоо (возгонка), ал эми тескери фазалык процесси десублимация деп аташат. Заттардын кристаллдары жана алардын буулары бири-бири менен тең салмактуулук абалга келген температура сублимация температурасы $T_{\text{с}}$ же десублимация $T_{\text{дс}}$ температурасы деп аташат: $T_{\text{с}} = T_{\text{дс}}$. Мындай система моноварианттуу ($s = 1 - 2 + 2 = 1$) болуп, ар кандай температурадагы фазанын тең салмактуулук абалы каныккан буунун басымны барабар болот. Мисалы, $T_{210} \rightleftharpoons T_{210}$ тең салмактуулугу үчүн 140° жана 1700° моддун каныккан буусунун басымы $2,9 \cdot 10^4$ жана $7 \cdot 10^6$ Па га барабар.

Температура менен басым туруктуу болгон учурда убакыттан көз карандысыз фазалардын туруктуу калышы фазалык тең

салмактуулуктар деп аталат.

15.5 Абалдын диаграммасы.

Заттын агрегаттык абалдарынын, о.а. системадагы катуу - суюк-газ же заттардын ар кандай кристаллдарынын модификацияларынын ортосундагы тең салмактуулуктардын сырткы чоңдуктардан болгон кез карандылыгын көрсөткөн диаграмма абалдын же фазалык диаграмма болот. Заттын үч агрегаттык абалдарынын ортосундагы тең салмактуулуктарын көрсөткөн диаграмма, мисалы, суунун абалдык диаграммасы 15.1 -сүрөттө көрсөтүлгөн.

$K=1$ болгондуктан бир компоненттүү системалардын варианттуулугу $C=3-F$ болот. Система бир гана фазадан турганда $C=2$ болот жана P менен T кез карандысыз өзгөрүшү мүмкүн.

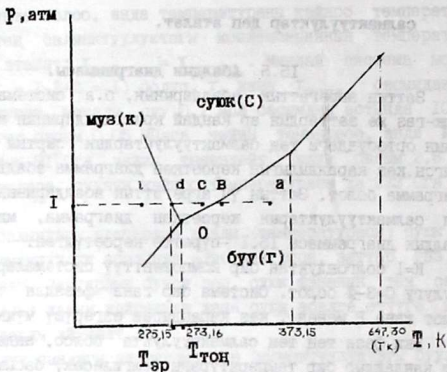
Эки фаза тең тең салмактуулукта болсо, анда $C=1$ болот. Бул кандайдыр бир температураны белгилесек, басымды өзгөртүүгө биздин акыбыз жок дегендикти билдирет. Же кандайдыр бир басымды белгилесек, анда сууну буусу менен суюктук (же суюктук менен катуу зат) белгилүү бир гана температурада тең салмактуулукка келет дегендикти билдирет. Ошондуктан, берилген басымда суюктуктун кайноо чекити белгилүү температурада жетишилет.

Эгер системада үч фаза тең тең салмактуулукта турса, анда $C=0$ болот. Ошондуктан белгилүү температура менен басымда гана бул өзгөчө абалга келесиз, о.а. бул абал системанын жеке касиети болуп эсептелинет. Мисалы, суу үчүн бул чекиттин координаты үчтүк чекитке дал келет 15.1-сүрөт O - чекити. O -чекитинде $P=0,006$ атм, $T=273,16$. Демек ушул гана абалда үч фаза тең салмактуулукта болот.

Геометриялык жактан үч чектелген ийри сызыктын кесилишине туура келген O чекити үчтүк чекит деп аталат.

Үч фазанын эркин энергиялары үчтүк чекитте системанын бири - бирине барабар $e(x)=e(c)=e(t)$ болот. Демек, бул чекитте системанын белгилүү температурасына белгилүү басым туура келет. Үч фаза басымдын же температуранын башка маанисинде чогуу кынабайт.

Бул касиет (үчтүк чекит) температуранын шкаласын алууда колдонулган.



15.1-сүрөт. Суунун абалдык диаграммасы.

Иатм. басымда **а** чекитине тууры келген системаны муздатууда, **в** чекитине чейин суу газ абалында болот; **в** чекитинде системада суу менен суунун буусу тең салмактуулукта болот.

Температураны дагы төмөндөткөндө система бир фазалуу суук область (**с** чекитинин жаны) аркылуу температурасы $E_{эр} = 273,16$ болгон **в** чекитине келет. Бул чекитте (**д**) суук фаза менен муз тең салмактуулукта болот. Температураны дагы бир аз төмөндөткөндө системада бир гана катуу фаза калат. Бул чекитте (**l**) $C=2$.

Колдонулган адабияттар

1. Асанов У.А., Сатывалдиев А., Жуманазарова А.З. Химиялык байланыш жана заттардын түзүлүшү. - Б.:1998.- 314.
2. Химия. Кыскача энциклопедия. - Б.: 1997.
3. Рысмендеев К.Р. Химиянын теориялык негиздери. Ф.: 1988.- 275
4. Асанов У.А., Кудайбергенов Т.К., Рысмендеев К.Р. Жалпы химия. - Б.: 1998.
5. Кудайбергенов Т.К., Рысмендеев К.Р., Асанов У.А. Жалпы химия. - Б.: 1994.
6. Глинка Н. Л. Общая химия. - Л.: Химии. - М.: Высшая школа, 1981. 445 с.
7. Физическая химия /Под ред. Я. И. Герасимова. - М.: Химия. 1970. Т.1 - 591 с.; Т.2 - 646 с.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Изд. 2-е. - М.: Высшая школа. 1987. - 10-93 с.
9. Эткинс П. Физическая химия. М.: Мир, 1980.Т. 1 - 557 с.Т. 2 - 570 с.
10. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. - Л.: Химия. 1984. - 368 с.
11. Булатов М.И., Каликин И.П. Практическое руководство по фотоколориметрическим и спектрфотометрическим методам анализа. - Л.: Химия. 1976. - 375 с.
12. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия - М.: Химия. 1985. - 303 с.
13. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Введение в электрохимическую кинетику. М.: Высшая школа. 1983. - 4.
14. Балезин С.А. Практикум по физической и коллоидной химии. - М.: Просвещение. 1972.
15. Балезин С.А., Ерофеев Б.В., Подобоев Н.И. Основы физической и коллоидной химии. - М.: Просвещение. 1975.
16. Киреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия. 1978.
17. Николаев Л.А. Физическая химия. - М.: Высшая школа. 1979.
18. Сагындыков Ж., Электрохимия. - Б.: 1994. -147с
19. Сатывалдиев А., Жоробекова Ш.Ж., Химиялык термодинамика. - Б.: 1995. -120.
20. Сатывалдиев А., Асанов У.А., Молекулалардын түзүлүшү жана химиялык байланыш. - Б.:1994.- 152
21. Сагындыков Ж., Мурзубраимов Б.М., Кинетика жана катализ. - Ош.: 1996. - 55с.
22. Сагындыков Ж.С., Сатывалдиев А.С. Химиялык термодинамика. - Ош.: 1996. 92с.

М а з м у н у

Кириш сөз.....	3
1. Органикалык эмес заттардын номенклатурасы.....	5
1.1. Химиялык элемент.....	6
1. 2. Жөнөкөй заттар.....	7
1. 3. Иондор.....	8
1. 4. Жөнөкөй кошулмалар.....	8
1. 5. Органикалык эмес заттардын негизги класстары жана номенклатурасы.....	10
1. 6. Оксиддер.....	11
1. 7. Кислоталар.....	12
1. 8. Негиздер.....	17
1.9. Туздар.....	19
1. 10. Комплекстик бирикмелердин номенклатурасы.....	20
2. Химиянын закондор жана негизги түшүнүктөр.....	25
2. 1. Атом-молекулалык окуу. Заттардын агрегаттык абалы.....	27
2. 2. Атомдордун жана молекулалардын массасы.....	29
2. 3. Химиянын негизги закондору.....	29
2. 3. 1. Заттардын массасынын сакталуу закону.....	30
2. 3. 2. Составдын туруктуулук закону.....	31
2. 3. 3. Авогадро закону.....	32
2. 3. 4. Эселдик катыш закону.....	33
2. 3. 5. Химиялык эквивалент.....	35
3. Атомдун түзүлүшү.....	35
3. 1. Атомдун түзүлүшү жөнүндөгү алгачкы маалыматтар.....	37
3. 2. Кванттык механикадагы үч идея.....	37
3. 3. Электрондун корпускулалык (бөлүкчөлүк) жана толкундук касиети.....	40
3. 4. Аныксыздыктын принциби.....	41
3.5. Кванттыксандар.....	46
4. Мезгилдик закон.....	46
4. 1. Д.И. Менделеевдин мезгилдик закону жана мезгилдик система.....	46
4.2. Мезгилдик системанын структурасы.....	46
4. 3. Атомдордун жана иондордун электрондук түзүлүшү. Атомдордун электрондук формулалары.....	48
4. 4. Графикалык электрондук формулалар.....	52
4. 5. Иондордун электрондук формулалары.....	53
4. 6. Элементтердин касиеттеринин мезгилдүүлүгү.....	53
4. 7. Атомдун иондошуу энергиясы.....	54
4. 8. Атомдун иондошуу энергиясы.....	55
4. 9. Терс электрдүүлүк.....	55
5. Химиялык байланыштар. Молекулалардын түзүлүшү.....	57
5. 1. Химиялык байланыштар.....	57
5. 1. 1. Коваленттик байланыш.....	60
5. 1. 2. Коваленттик байланыштын энергиясы.....	62
5. 1. 3. Диполдук момент.....	63
5. 1. 4. Иондук байланыш.....	63
5.1. 5. Металлдык байланыш.....	65
5.2 Атомдук орбиталдардын гибриддешүүсү жана молекулалардын геометриясы.....	66

5. 3. Молекулалардын ортосундагы химиялык байланыштар.....	72
5. 4. Валенттүүлүк жана кычкылдануу даража	73
6. Кычкылдануу-калыбына келүү реакциялары.....	74
6. 1. Кычкылдануу-калыбына келүү реакцияларынын классификациясы.....	74
6. 2. Электрондук баланс методу.....	76
6. 3. Маанилүү калыбына келтиргичтер.....	79
6.4. Маанилүү кычкылдандыргычтар.....	80
7. Комплекстик бирикмелер.....	82
7. 1. Комплекстик бирикмелердин пайда болушу.....	82
7. 2. Комплекстенүү реакциялары.....	83
7. 3. Комплекстик бирикмелердин негизги типтери.....	87
7. 4. Галогендердин комплекстик бирикмелери.....	91
7. 5. Комплекстик бирикмелердин өзгөчө группалары.....	93
7. 6. Циклдик комплекстик бирикмелер же хелаттар.....	93
7. 7. Комплекстик бирикмелердин эритмелериндеги иондук теңдештик.....	94
7.8. Комплекстик бирикмелердин туруктуулугу. Туруктуулук константасы.....	95
7. 9. Колдонулушу.....	96
7. 10. Токсикология.....	96
8. Химиялык реакциялардын энергетикасы.....	97
8. 1. Термодинамиканын биринчи закону.....	97
8. 1. 1. Кайталанма процесстер.....	98
8. 1. 2. Ички энергия, жылуулук жана жумуш.....	99
8. 1. 3. Жылуулук сыйымдуулук.....	101
8. 1. 4. Гессин закону.....	101
8. 2. Термодинамиканын 2- закону. Энтропия.....	104
8. 3. Гиббстин эркин энергиясы процесстин (реакциянын) багытын көрсөтүүчү мүнөздүк чоңдук	106
9. Химиянын реакциянын ылдамдыгы жана химиялык тең салмактуулук.....	109
9. 1. Химиялык реакциянын ылдамдыгы.....	109
9. 2. Химиялык реакциянын ылдамдыгын өлчөө.....	112
9. 2. 1. Химиялык ыкмалар.....	112
9. 2. 2. Физикалык - химиялык ыкмалар.....	112
9. 3. Жөнөкөй реакциялардын кинетикасы.....	113
9. 3. 1. Биринчи тартиптеги реакциялар.....	114
9. 4. Татаал реакциялар.....	116
9. 4. 1. Кайталанма реакциялар.....	116
9. 4. 2. Ле-Шательендин принциби.....	117
9. 4. 3. Параллел реакциялар.....	119
9. 4. 4. Удаалаш реакциялар.....	119
9. 5. Реакциянын ылдамдыгынын температурадан көз карандылыгы.....	120
9. 6. Катализ.....	122
9. 6. 1. Гомогендик катализаторлор.....	123
9. 6. 2. Кислоталык - негиздик катализ.....	124
9. 6. 3. Ферменттик катализ.....	124
9. 6. 4. Гетерогендик катализ.....	125
9. 6. 5. Катализаторлор жана анын касиеттери.....	126

	128
10. Эритмелер.....	128
10. 1. Негизги түшүнүктөр.....	131
10. 2. Эритменин составын туюнтуунун жолдору.....	134
10. 3. Учма эмес эриген заттардын эритмелери. Коллигативдик касиеттер.....	134
10. 3. 1. Раулдун закону.....	135
10. 3. 2. Эритменин кайноо температурасынын жогорулашы.....	135
10. 3. 3. Тоңуу температурасынын төмөндөшү.....	136
10.3.4. Осмос.....	138
11. Электродиттердин эритмелери.....	138
11. 1. Негизги түшүнүктөр.....	142
11. 2. Электродиттердин теориялары.....	147
11. 3. Суунун иондорунун көбөйтүндүсү.....	149
11. 4. Буфердик эритмелер.....	151
11. 5. Аррениустун теориясынын негизинде кислота жана негиз түшүнүктөрү.....	152
11. 6. Туздардын диссоциациясы.....	153
11. 7. Күчтүү жана начар электродиттер. Диссоциация константасы.....	156
11. 8. Электродиттердин эритмелерииндеги реакциялар.....	159
11. 9. Эритмелердеги кычкылдануу - калыбына келүү реакциялары.....	163
11. 10. Электродиттердин катышуусу менен жүрүүчү орун алмашуу реакциялары.....	163
11. 11. Кислоталар жана негиздер жөнүндө азыркы мегилдеги көз караш.....	165
11. 12. Суусуз эритмелер.....	168
12. Электрохимиянын негиздери.....	168
12. 1. Негизги түшүнүктөр.....	171
12. 2. Электроддук потенциал. Электрдик кыймылдаткыч күч. Электроддор.....	178
13. Дисперстик системалар.....	178
13. 1. Коллоиддик системалардын жалпы мүнөздөмөсү. Коллоиддик абал.....	179
13. 2. Дисперстик системалардын бөлүнүшү.....	180
13. 3. Суспензоиддер жана молекулалык коллоиддер.....	181
13. 4. Дисперстик системалардын алынышы.....	182
13.4.1. Химиялык ыкмалар.....	184
13.4.2. Пептизация жолу менен золдордун алынышы.....	186
13. 5. Кош электрдик катмар (КЭК).....	188
13. 6. Электрокинетикалык кубулуштардын ачылыштары.....	190
13. 7. Микрогетерогендик системалар.....	192
13. 7. 1. Аэрозолдор.....	195
13. 7. 2. Эмульсия.....	196
13. 7. 3. Көбүктөр.....	197
13. 7. 4. Порошктор.....	199
13. 7. 5. Суспензия.....	199
14. Атомдун ядросу.....	199
14.1. Радиоактивдүүлүк.....	203
15. Фазалык тең салмактуулуктар.....	203
15. 1. Системанын фазасы.....	203

15. 2. Системанын компоненти.....	203
15. 3. Гиббстин фазалар эрежеси.....	205
15. 4. Фазалык тең салмактуулуктар.....	207
15. 5. Абалдын диаграммасы.....	209
Колдонулган адабияттар.....	210



907358