

А. Жуманов, М. Нишонов,
М. Содиков

Умумий ва анорганик кимё

ЎҚУВ ҚЎЛЛАНМА

Тошкент - 2012

Ушбу ўқув қўлланма нокимёвий таълим йўналиши “Кимё” дастури асосида ёзилган. Қўлланмада берилган назарий материаллар бўлажак мутахассислар учун зарур бўлган билим ва кўникмаларни шакллантиришга хизмат қилади.

Тақризчилар: кимё фанлари доктори В.У. Хўжаев
кимё` фанлари номзоди, доцент М.Ю.Исақов

Сўз боши.

Ўзбекистон республикаси Президенти И.А. Каримовнинг “Таълим - тарбия ва кадрлар тайёрлаш тизимини тубдан ислоҳ қилиш, баркамол авлодни вояга етказиш тўғрисида”ги фармонида ва Олий мажлис томонидан қабул қилинган “Таълим тўғрисида”ги қонун ва “Кадрлар тайёрлаш миллий дастури”да таълим тизимини назорат қилиш ва мониторинг тизими назоратини шакллантиришга катта эҳтибор берилган. Шу муносабат билан барча ўқув фанлари қатори кимё таълими олдида ҳам аниқ вазифалар кўйилган. Талабаларнинг мустақил ишларини ташкиллаш ва ўтказишда дарслик ва ўқув қўлланмалар муҳим рол ўйнайди. Кадрлар тайёрлаш сифатини янада оширишилиши ўқитилаётган фанлар бўйича қабул қилинган ўқув дастурлар ҳамда унга мувофиқ дарслик ҳамда ўқув қўлланмаларнинг замон талабларига мос келишига боғлиқ.

Шундай экан, олий ўқув юртларнинг биология, экология ва агрокимё таълим йўналишларида талабаларнинг касбий тайёрлигида “Умумий ва анорганик кимё” курсининг тузилиши ва мазмуни муҳим аҳамият касб этади. Чунки, тайёрланаётган кадрларнинг келгуси фаолиятида кимёвий билимларсиз табиатда ва тирик организмларда кечадиган жараёнларнинг туб моҳиятини очиқ беришини қийинлаштиради.

Ушбу қўлланмада асосан умумий ва анорганик кимёнинг биология, экология ва агрокимё фанлари билан ўзаро алоқадорлиги назарда тутилган бўлиб, кимё асослари билан бирга биологик ва экологик жараёнларнинг кимёвий механизми, кимёвий элементларнинг тирик организмдаги вазифаларига алоҳида эҳтибор қаратилган.

Ўқув қўлланма Қўқон давлат педагогика институти ўқитувчилари А. М. Жуманов, М. У. Содиков, Фарғона давлат университети доценти М. Нишонов томонидан тайёрланди. Қўлланма ҳақидаги фикр-мулоҳазаларни муаллифлар самимият билан қабул қиладилар.

УМУМИЙ КИМЁ

1 § Кимё курсига кириш, кимёнинг асосий тушунчалари ва қонунлари. Кимё ва табиат муҳофазаси.

Кимё фани табиий фанлар қаторига киради. У моддалар таркиби, тузилиши хоссалари ва ўзгаришларини, шунингдек, бу ўзгаришларда содир бўладиган ҳодисаларни ўрганади. Кимёвий жараёнларнинг бориши реакцияда иштирок этадиган моддаларнинг таркибига, уларни ташкил этувчи заррачаларнинг тузилишига боғлиқ. Кимёга фан сифатида биринчи марта М.В.Ломоносов тахриф берди: «Кимё фани жисмларнинг хоссалари ва ўзгаришини, жисмларнинг таркибини ўрганади, кимёвий ўзгаришларда моддаларда содир бўладиган ҳодисаларнинг сабабини тушунтириб беради».

Д.И.Менделеев – 1871 йилда «Кимё асослари» китобида ўзига хос ва энг аниқ тахриф берди. Менделеев тахрифига кўра, кимё бу – элементлар ва уларнинг бирикмалари ҳақидаги таълимотдир. Кимё фани бошқа табиий фанлар: физика, биология, математика фанлари билан узвий боғланган. Айниқса, анорганик кимёнинг биология фани билан ўзаро алоқадорлигини тахминлаш бўлажак биология ўқитувчиларининг касбий тайёргарлигида муҳим аҳамият касб этади. Кимё билан табиий фанлар чегарасидаги соҳалар (масалан: физик-кимё, биокимё, геохимё, биоанорганик кимё, космохимё, ядрокимё ва ҳ.) вужудга келди. Биология ва ноорганик кимё фанларининг XX асрнинг охиригача чорагида ривожланишидан биоанорганик кимё фани келиб чиқди. Шунинг учун ҳам биоанорганик кимё тушунчалари билан танишиб чиқиш жуда муҳимдир.

Кимё фани атрофимиздаги оламни текширувчи фанлардан биридир. Бутун олам, бутун борлиқ материядан иборатдир. «Материя сезги органларимизга тахсир этиб сезги ўйготадиган нарсалардир». Материя – биз сезгиларимиз билан идрок қилинадиган объектив реалликдир. Материянинг маълум шароитда ўзгармас физик хоссаларга эга бўлган айрим бўлаги модда деб аталади.

Сув, қанд, темир ва бошқалар. Моддаларда ҳам турли ўзгаришлар бўлади. Бахзан моддада шундай ўзгариш бўладики, бунинг оқибатида у бошқа моддага айланади, бундай ўзгариш кимёвий жараён дейилади. Бизга маълум бўлган барча моддалар биринчи навбатда қуйидаги 4 та гуруҳга бўлинади:

1. Элементар заррачалар (электрон, протон, нейтрон).
2. Оддий моддалар (Fe, Cu, Al)
3. Мураккаб моддалар (H_2O , H_2SO_4 , NaCl ...)
4. Аралашмалар. (ҳаво ва сув)

Уларнинг сони жуда ҳам кўп, фақат анорганик моддаларнинг ўзи 200 мингдан ортиқ, органик моддалар сони 2 млн га яқин.

Мамлакатнинг моддий – техника бахзасини вужудга келтиришда мамлакатнинг табиий бойликларидан тўғри ва тўла фойдаланишда, меҳнат унумини оширишда, қишлоқ хўжалигида, тиббиётда кимё фани катта

омилларнинг бири бўлиб келмоқда. Кимё табиатда каучук, пластмасса толалар, зарарсиз дори – дармонлар, қишлоқ хўжалиги учун ўғитлар тайёрлаб берадиган фандир.

Олимлар 10-12 хил шифобахш дори – дармон олиш учун 4000 табиий бирикмани текширадилар ёки маданий ўсимликларни ёввойи ўсимликлар тахсиридан ҳимоя қилувчи 8 – 10 та кимёвий моддаларни олиш учун 10000 дан ортиқ бирикмани текширадилар ёки синовдан ўтказадилар.

Ҳозирги кунда барча соҳлардаги кимёвий моддалар сони 1 млн хилдан ошади. Олимлар лабораториясида маълум бўлган соф кимёвий моддалар эса 4,5 млн га етади. Ер қуррасида ҳар куни 200 дан ортиқ янги кимёвий моддалар олинishi аниқланган.

Ўзбекистоннинг хом-ашё ресурслари.

Ўзбекистон ўз ер ости бойликлари билан машҳур бўлиб, унинг бағрида Д.И.Менделеев даврий жадвалининг деярли барча элементлари топилган. Ҳозирга қадар 2,7 мингдан зиёд турли фойдалиқазилма конлари ва бойликларидан намоён бўлган истиқболли жойлар аниқланган. Бу конларда 100га яқин хом-ашё турлари мавжуд, шундан 60 дан ортиғи ишлаб чиқаришга жалб этилган. 900 дан ортиқ кон қидриб топилган.

Ўзбекистондаги умумий мирерал хом-ашё потенциали 3,3 триллон АҚШ доллари билан баҳоланмоқда. Нефт ва газ конденсати, табиий газ бўйича 155 та истиқболли кон, қимматбаҳо металллар бўйича 40 дан ортиқ, рангли, нодир ва радиактив металллар бўйича 40 дан ортиқ, кончилик кимё хом-ашёси бўйича 15 та кон қидриб топилган. Ҳар йили республика конларидан 5,5 миллиард долларлик фойдали қазилма олинмоқда ваулар ёнига 6-7 миллиардлик долларлик янги захиралар қўшилмоқда. Олтин захиралари бўйича республика дунёда 4-ўринда, қазиб олишда 7-ўринда, мис захиралари бўйича 10-11 ўринда, уран захираси бўйича 7-8 ўринда туради.

Атом-молекуляр таълимот

1741 йилда улуг рус олими М.В.Ломоносов илмий асосда атом - молекуляр таълимотни яратди ва унинг асосларини ўзинининг биринчи ишларидан бўлган «Математик кимё элементлари» деган асарида баён этди.

М.В.Ломоносов яратган моддалар тузилиши ҳақидаги корпускуляр назариянинг асосий принциплари қуйидагилардан иборат:

1. Барча моддалар «Корпускулар» лардан иборат бўлиб, улар бир-биридан оралиқ-фазо билан ажралгандир (Ломоносовнинг «Корпускула» термини замонавий «молекула» маъносига эга.)
2. «Корпускулар»лар тўхтовсиз ҳаракатда бўлади.
3. «Корпускулар»лар «элемент»лардан ташкил топган (Ломоносовнинг «элемент» тушунчаси замонавий «атом» тушунчаси маъносига эга) Элементлар ҳам тўхтовсиз ҳаракатда бўлади.
4. Оддий моддаларнинг «корпускулар»лари бир хил атомлардан тузилган.
5. Атомлар бир-биридан муайян масса ва ўлчами билан фарқ қилади.

Ҳозирги замонавий атом-молекуляр таълимотни қуйидагича баён қилиш мумкин:

1. Модданинг кимёвий жиҳатдан бўлинмайдиган энг кичик заррачаси атом деб аталади, бир турдаги атомлар кимёвий элемент дейилади.
2. Табиатдаги моддаларнинг турли-туманлиги кимёвий элементлар атомларининг ўзаро турлича бирикишлари билан изоҳланади.
3. Атомлар ўзаро бирикиб молекулалар ҳосил қила олади. Молекула айна модда таркибини сақлаб қолувчи энг кичик заррачадир. Молекулаларнинг ўзаро жипслашиш натижасида молекуляр тузилиши моддалар ҳосил бўлади. Молекуляр тузилиши моддалар паст ҳароратларда суюқланади ва қайнайди.
4. Атомлар ўзаро бирикиши натижасида молекуляр тузилишига эга бўлмаган моддалар ҳосил бўлиши ҳам мумкин. Бу моддалар кўп миқдордаги батартиб ўрнашган атомлардан ташкил топган бўлиб, уларни «атом-тузилишли» моддалар деб аталади. (олмос) юқори ҳароратда суюқланади ва қайнайди.
5. Моддалар уз таркиблари жиҳатидан оддий ва мураккаб бўлиши мумкин.
6. Молекула ва атом узлуксиз ҳаракатда бўлади.
7. Кимёвий реакция вақтида ўзаро тахсирлашувчи моддалар таркибидаги атомлар қайта гуруҳланиб янги маҳсулотлар ҳосил бўлади.
8. Атом кимёвий элементнинг энг кичик заррачаси бўлиб, шу элементнинг барча кимёвий хоссаларини ўзида мужассам қилади.

Кимёвий элементлар. Атом-молекуляр таълимот кимёнинг асосий тушунча ва қонунларини тушунтиришга имкон берди.

Атом-молекуляр таълимот нуқтаи назаридан атомларнинг ҳар қайси алоҳида тури кимёвий элемент дейилади. Атомнинг энг муҳим тавсифи унинг ядросининг мусбат заряди бўлиб, у сон жиҳатдан элементнинг тартиб рақамига тенг. Ядро зарядининг қиймати атомларнинг ҳар хил турлари учун бир-биридан фарқ қилувчи белгиси ҳисобланади, бу эса элемент тушунчасига анча тўлиқ таҳриф беришга имкон беради.

Кимёвий элемент — бу ядросининг мусбат заряди бир хил бўлган атомларнинг муайян туридир.

Хозирга келиб кимёвий элементлар сони 114 тага етди. Даврий қонуннинг муаллифи Д. И. Менделеев шарафига 101 кимёвий элемент менделеевий Md деб аталган. Хозирги вақтда тартиб рақами янада катта бўлган кимёвий элементларни сунхий равишда олишга доир ишлар давом эттирилмоқда.

Барча элементлар одатда *металлар билан металлмасларга* бўлинади. Лекин бундай бўлиниш шартлидир.

Кимёвий элементлар тирик организмларда муҳим аҳамиятга эга бўлиб, уларнинг нормол ҳаётий жараёнларида иштирок этади.

1- жадвалда одамнинг макро ва микроэлементларга бўлган суткалик эҳтиёжлари.

1-

жадвал

Кимёвий элементлар	Суткалик меҳёри, мг	Кимёвий элемент	Суткалик меҳёри, мг
--------------------	---------------------	-----------------	---------------------

	Катта ёшлилар	Болалар		Катта ёшлилар	Катта ёшлилар Болалар
K	2000-5500	530	Cr	0,05-0,2	0,04
Na	1100-3300	260	Co	0,2 атрофида (витамин B ₁₂)	0,001
Ca	800-400	420	Cl	3200	470
Mg	300-400	60	P*	800-1200	210
Zn	15	5	S**	10	-
Fe	10-15	7,0	I	0,15	0,07
Mn	2,0-5,0	1,3	Se	0,05-0,07	-
Cu	1,5-3,0	1,0	F	1,5-4,0	0,6
Mo	0,075-0,250	0,06			

PO₄³⁻ таркибли

SO₄²⁻ таркибли

Оддий ва мураккаб моддалар. Аллотропия. Кимёвий элементларнинг атомлари жуда юқори ҳароратда эркин ҳолда мавжуд бўла олади – булар яқка атомлар ҳолида ёки оддий ва мураккаб моддалар таркибида бўлиши мумкин.

Оддий моддалар – булар битта элементнинг атомларидан ҳосил бўлган моддалардир.

Масалан, оддий модда кўмир – углерод элементининг атомларидан, оддий модда темир – темир элементининг атомларидан, оддий модда азот – азот элементининг атомларидан ҳосил бўлган.

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

Масалан, мис (II)- оксид мис elementi билан кислород элементининг атомларидан, сув – водород билан кислород элементларининг атомларидан ҳосил бўлган.

«Оддий модда» тушунчасини «кимёвий элемент» тушунчаси билан бир хил деб бўлмади. Оддий модданинг муайян зичлиги, эрувчанлиги, суюқланиш ҳамда қайнаш ҳароратлари ва бошқа хоссалари бўлади. Бу хоссалар атомлар тўпламига тааллуқлидир ва улар ҳар хил оддий моддалар учун турлича бўлади. Кимёвий элемент атом ядросининг муайян мусбат заряди (тартиб номери), оксидланиш даражаси, изотоп таркиби ва бошқа хоссалари билан ажралиб туради. Элементларнинг хоссалари унинг алоҳида атомларига тааллуқлидир. Мураккаб моддалар оддий моддалардан эмас, балки элементлардан таркиб топган. Масалан, сув оддий моддалар бўлган водород билан кислороддан эмас, балки водород билан кислород элементларидан таркиб топган. Кўпчилик кимёвий элементлар тузилиши ва хоссалари турлича бўлган бир неча оддий моддалар ҳосил қилади. Бу ҳодиса аллотропия, ҳосил бўладиган моддалар эса – *аллотропик шакл ўзгаришлар ёки модификациялар* дейилади.

Аллотропия ҳодисасининг иккита сабаби бор: 1) молекуладаги атомлар сонининг турличалиги (масалан, кисдород O_2 ва озон O_3); 2) турли хил кристалл шаклларнинг ҳосил бўлиши., (масалан ,углерод элементи – учта: олмос, графит ва карбинни; фосфор элементи - оқ,қора,қизил)

Кимёвий модда

Физик нуқтаи назардан, материянинг тинч ҳолатда массага эга бўлган шакли модда деб аталади. Масалан, протон, нейтрон, электрон, ион, атом, молекула ва уларнинг уюшмаси – оддий ва мураккаб моддалар, турли хил жисмлар. Лекин уларнинг ҳаммасини кимёвий модда деб бўлмайди.

Кимёвий модда айти бир шароитда ўзгармас физикавий ва кимёвий хоссаларга эга бўлиши керак. Масалан, сувни олайлик, у оддий шароитда тиниқ, маззасиз, $0^\circ C$ да музлаб $100^\circ C$ да қайнайди модда. У айрим металл ва металмаслар билан реакцияга киришади.

Энди, алоҳида олинган сув молекуласини олайлик. У музламайди, қайнамайди ва ҳоказо.

Айти шароитда ўзгармас физикавий ва кимёвий хоссаларга эга бўлган материянинг шакли кимёвий модда деб аталади. Кимё фанида модда ҳақида гап кетганда материянинг ана шундай қуриниши тасаввур этилади.

Кимёвий модда – материянинг тинч ҳолатда массага эга бўлган заррачалари (атом, молекула ва ион) дан ташкил топган шакли. Қайсики жисм ҳуди ана шу кимёвий моддадан ташкил топган бўлади.

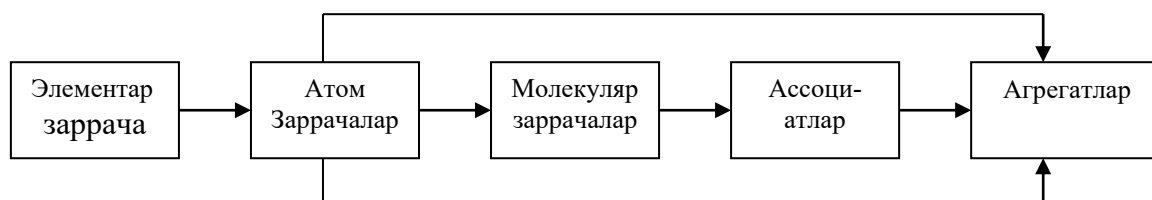
Кимёвий модданинг ҳосил бўлишини қуйидаги схемада яққол кўрсатиш мумкин:



Элемент бу модда эмас, аммо у муайян ядро зарядига эга бўлган атомлар тури бўлиб улар ўзаро кимёвий моддани ҳосил қилади.

Кимёвий модда парчаланганда таркибидаги заррачаларнинг табиатига қараб эркин ҳолда атом, молекула ёки ионлар ҳосил бўлиши мумкин. Масалан: йод кристаллари қиздириб парчаланганда йод молекулалари (J_2), ош тузи кристаллари парчаланганда (суюқланганда) натрий ва хлор ионлари, графит кристаллари парчаланганда углерод атомлари ҳосил бўлади.

Модда заррачаларининг мураккабланиш схемаси қуйидагича:



КИМЁВИЙ МОДДАЛАРНИ ТОИФАЛАНИШИ.

Ҳозирги пайтда фанга маълум бўлган кимёвий моддаларнинг сони 20 млн. дан ортиқ. Бундан 20-30 йил аввал моддаларнинг сони ҳар ун йилда икки баробарга кўпайган бўлса, эндиликда 3-5 йилларда худди ана шундай

миқёсда кўпаймокда. Шунинг учун уларни аниқ тоифаларга ажратиш, аслида анча мураккаб.

1) Кимёвий моддалар, хали таркиби аниқланмасдан аввал агрегат ҳолатига қараб 3 тоифага ажратилган: газ, суюқ ва қаттиқ моддалар. Бахзан плазма ҳолатни кимёвий модданинг 4 ҳолати деб ҳисоблайдилар

2) кимёвий моддалар элементлар таркибига қараб иккига оддий ва мураккаб моддаларга ажратилади.

Водород, кислород, озон, графит, олмос, натрий. Калий, алюминий ва бошқалар оддий моддаларга киради, қайсики уларнинг таркибида фақат бир хил элемент атомлари учрайди. Сув (H_2O), этил спирти (C_2H_5OH) ва бошқалар мураккаб моддаларга мисол бўла олади. Уларнинг формулаларига қараб ишонч ҳосил қилинади.

3) мураккаб моддалар элементар таркибига қараб органик ва анорганик моддаларга ажратилади.

4) кимёвий моддалар таркибидаги заррачаларнинг табиатига қараб 2 тоифага бўлинган. Молекуляр ва номолекуляр структурадаги моддалар. Сув, йод, канд каби моддалар молекуляр структурадаги моддаларга мисол бўлади. Яхни уларнинг таркиби фақат молекулалардан иборат. Масалан, сув – H_2O таркибида молекулалардан, йод – I_2 таркибли молекулалардан, канд – $C_{12}H_{22}O_{11}$ таркибли молекулалардан ташкил топган. Ош тузи, графит, мис номолекуляр моддаларга мисол бўлади, яхни уларнинг таркибида аниқ сондаги атомлар уюшмасидан ташкил топган молекула йўқ. Бахзан номолекуляр структурадаги моддаларни ион, атомлар ва металлик структурадаги моддаларга ажратилади.

5) кимёвий моддалар табиатда соф ва аралашмалар ҳолида учрайди. Соф ҳолда учрайдиган оддий моддаларга олмос, графит, олтингугурт, олтин, кумуш, ёмбилари мураккаб моддаларга ёмгир суви, мрамар тош, алоҳида учрайдиган кварц кристаллари ва бошқаларни киритиш мумкин.

Аралашмаларга тоғ жинслари, рудалар, денгиз суви, ҳаво ва бошқалар.

6) моддалар табиатда учрашига қараб икки хил бўлади: табиий моддалар, синтетик моддалар. Барча табиатда, жумладан тирик организмларда учрайдиган моддалар табиий моддалар деб, табиатда учрамайдиган, кимёвий йўл билан синтез қилинган пластмассалар, синтетик толалар ва бошқалар сунхий моддалар деб аталади.

АТОМ, ЭЛЕМЕНТ, МОЛЕКУЛА АТОМ ВА МОЛЕКУЛЯР МАССА ТУШУНЧАЛАРИ.

Атом ҳозирги кунда энг мураккаб таркибли юздан ортиқ турли хил хоссага эга бўлган, ўзаро бир-бирига айланиб турадиган заррачалардан ташкил топган «йирик» зарра. Лекин унга қанчалик мураккаб зарра сифатида қаралмасин унинг айрим хоссалари масалан, унинг катта-кичиклиги, массаси, унда электронларнинг жойлашиши тартиби, радиактивлик, ядро заряди жуда яхши ўрганилган.

Атом элементнинг оддий ва мураккаб моддалар ҳосил бўлишида иштирок этадиган энг кичик заррачаси.

Атомларнинг ҳаммаси бир хилдаги элементар зарралардан ташиқил топган. Улар протон (p^+), нейтрон (n) ва электронлар (e^-) сони, шунингдек электронларни жойлашиш тартиби, n/p^+ нисбати билан фарқланади.

Мусбат зарядланган ядро ва манфий зарядланган электронлардан ташиқил топган кичик электронейтрал заррачага атом деб аталади.

Кейинчалик, унинг яна шундай муҳим хоссаси аниқландики, қайсики у материянинг кимёвий ҳаракат формасини сақлаб турувчи энг кичик заррача экан. Атомдан бошқа ундан кичик (протон, нейтрон ва бошқа элементар заррачалар) бирорта ҳам кимёвий хоссага эга бўлган заррача мавжудлиги аниқланган эмас.

Атомнинг мавжуд хоссаси унинг қуйидаги тахрифларида акс этган.

Элементнинг барча кимёвий хоссаларини ўзида сақлаб қолувчи энг кичик заррачаси атом деб аталади. Ҳақиқатдан ҳам мавжуд элементларнинг кимёвий хоссаси фақат уларнинг электронларини ядро атрофида жойланиши ва ўзгаришига боғлиқ эканлиги кўрсатилган. Унинг ядроси физикавий ва кимёвий жараёнларда электронлар ҳаракатини бошқарувчи «куч маркази» вазифасини бажариб ўзи ҳеч қандай ўзгаришига учрамайди.

Ядро заряди, атом массаси ҳар хил, лекин нейтронлар сони бир хил бўлган атомлар изотоплар деб аталади.

Масалан: водородни 3 та изотопи ($^1\text{H}, ^2\text{H}, ^3\text{H}$), хлорни 2 та изотопи ($^{35}\text{Cl}, ^{37}\text{Cl}$), симобни 7 та изотопи табиатда учрайди. Хозирги кунда изотопларнинг сони, айрим маълумотларга қараганда 2000 дан ортиқ, 400 га яқини табиатда учрайди, қолганлари сунхий ҳосил қилинган. Элементларнинг тартиб номери ва атом массаси аниқ бўлса унинг айни изотопидаги нейтронлар сони қуйидагича ҳисоблаб чиқилади.

$$N=A-P$$

N -нейтронлар сони

P - протонлар сони (тартиб номери)

A - атомнинг нисбий массаси (атомнинг масса сони)

Масалан: хлор 37 изотопдаги нейтронлар сони

$N = 37 - 17 = 18$ га тенг бўлади. Кейинги пайтда чиққан адабиётларда изотоп ўрнида нуклид сўзи ишлатилмоқда.

Нуклидлар – бу ядросида маълум сонда P ва N сақлайдиган атомлар. Масалан, кислород-18 изотопида протонлар сони 8 та, нейтронлар сони $N = 18 - 8 = 10$ та

Айни бир элементнинг бундай изотоплари (нуклидларни) нечта бўлишидан катхий назар бир хил кимёвий хоссага эга бўлади. Шундай атомлар борки, қайсики уларнинг ядро заряди ҳар хил, лекин атом массаси бир хил бўлади. Бундай атомлар изобарлар деб аталади. Масалан: $K40$, $Ca40$, $Ar40$. Улар ҳар хил элемент атомлари бўлгани учун кимёвий хоссалари билан тамоман бир-биридан фарқ қилади.

А Т О М М А С С А НИСБИЙ АТОМ МАССА

Атомлар ниҳоятда кичик заррача бўлгани учун, уларни одатдаги энг сезгир тарозилар билан ҳам ўлчаб бўлмайди. Шунинг учун дастлаб

атомларнинг оғирликлари бир-бирига солиштириб уларнинг нисбий массалари аниқланган. Улар дастлаб водород, кейинчалик кислород бирлигида, 1961 йилдан углерод бирлигида ифодаланган.

Хозирги пайтда углерод-12 изотопи массасининг $1/12$ улуши массанинг атом бирлиги (м.а.б.) қилиб олинган. Бошқача қилиб айтганда углерод атомининг массасини 12 та массасини 12 та массаси бир-бирига тенг «шарча»лардан иборат ҳисобланиб, улардан биттаси 1(м.а.б.) ўлчов бирлиги – эталон қилиб қабул қилинган шунга мувофиқ: атом массасининг атом бирлигида ифодаланган оғирлиги унинг нисбий массаси деб аталади. Масалан, магнийнинг нисбий атом массаси 24 м.а.б. га тенг дегани, бу унинг углерод-12 атоми массасининг $1/12$ улуши – 1м.а.б.дан 24 марта катта (оғир) эканлигини англатади

АБСОЛЮТ АТОМ МАССА.

Кейинги пайтларда тортиш техникасини такомилланиши билан атомлар қанчалик майда бўлмасин уларнинг ҳақиқий (абсолют) массаларини ўлчаши имконияти яратилди.

Атомнинг абсолют массаси халқаро бирлик (СИ) да килограммларда ифодаланди. Шунга мувофиқ:

Бир дона атомнинг килограммларда ифодаланган массаси унинг абсолют массаси деб аталади. Масалан: енгил водород абсолют массаси $1.67 \cdot 10^{-27}$ кг. Углерод атомининг абсолют массаси $1.993 \cdot 10^{-26}$ кг ва хоказо. 1 м.а.б. ни ҳам абсолют массасини ҳисоблаб чиқиши мумкин:

$$M_{\text{м.а.б.}} = \frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Айни модда массаси углерод атоми массасининг $1/12$ қисмига нисбата шу модданинг нисбий молекуляр массаси дейилади.

Лекин нисбий молекуляр масса ҳақида гап кетганда бу ҳам соддалаштирилиб «нисбий», «м.а.б.» айтилмайди. Масалан: сувнинг молекуласини нисбий массаси 18 м.а.б. га тенг деб айтилмайди, сувнинг молекуляр массаси 18 га тенг дейилади.

Молекулаларнинг абсолют массаси халқаро бирликда (СИ) да кг да ифодаланади. Бир дона молекуланинг кгларда ифодаланган массаси абсолют моляр масса деб аталади. Лекин кўпчилик ҳолларда кг. ўрнига граммдан фойдаланилади.

Масалан, бир дона водород молекуласи (H_2) нинг абсолют массаси – $3,34 \cdot 10^{-27}$ кг ёки $3,34 \cdot 10^{-24}$ г. Бир дона кислород молекуласи (O_2) нинг абсолют массаси- $5,3 \cdot 10^{-26}$ кг ёки моляр массаси сингари унинг $6,02 \cdot 10^{23}$ донасини кг ёки граммдаги массаси.

Масалан: 1 моль $O_2 = 6,02 \cdot 10^{23}$ дона = 32 г.

1 моль $H_2 = 6,02 \cdot 10^{23}$ дона 2 г.

Моляр масса кг/моль ёки г/моль билан белгиланади. Масалан, кислороднинг моляр массаси 32 г/мол ёки 32 г·мол.

Энди моддаларни масса бирликлари (грамм, килограмм) да берилган қийматларини молларда (атом ёки молекулалар сониди) ва аксинча яхши молларда берилган бўлса уларни кг ёки гр.ларда ифодалаши мумкин.

Бунинг учун қуйидаги формулалардан фойдаланилади:

$$M = \frac{m}{n} \quad M = \text{моляр масса} \quad m - \text{масса граммда} \quad n - \text{моллар сони}$$

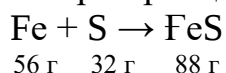
Бундан m ва n топсак, $m = M \cdot n$ ва $n = \frac{m}{M}$ келиб чиқади.

Кимёвий реакцияларда ҳисоблашлар кўпинча моль ва г/моль қийматларидан фойдаланилади.

Моддалар массасининг сақланиш қонуни, таркибнинг доимийлик қонуни, эквивалентлар қонуни, моль - масса, моляр ҳажм.

Моддалар масасининг сақланиш қонуни.

Кимёвий реакция тенгламаси унинг миқдорий тавсифи ҳисобланади. Кимёвий реакция учун элементларнинг қанча атоми олинган бўлса, реакция натижасида ҳосил бўлган моддалар молекуласида ўшанча атом сақланади. Реакцияга киришган моддаларнинг массалари реакция натижасида ҳосил бўлган моддаларнинг массаларига тенг. Масалан, темир билан олтингугурт атомлари орасида реакцияни олиб кўрайлик



М.В.Ломоносов 1748 йилда моддалар массасини сақланиш қонунини кашф этди.

Кимёвий реакция вақтида атомлар йўқолмайди ва йўқдан пайдо ҳам бўлмайди, балки улар қайта гуруҳланади. Атомлар сони реакциядан олдин ҳам, кейин ҳам ўзгармаганлиги сабабли уларнинг умумий массаси ҳам ўзгармайди. Масса тушунчаси билан энергия тушунчаси орасида ўзаро боғланиш мавжуд. Ҳаракатдаги заррачанинг массаси ҳаракат тезигига боғлиқ равишда ифодаланади:

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - v^2 \div c^2}}$$

бу ерда: m_0 - $v = 0$ бўлгандаги заррачанинг тинч массаси;

m ҳаракатдаги заррачанинг массаси;

c - ёруғлик тезлиги $3 \cdot 10^{10}$ см/сек².

Бу тенгламадан агар заррача тезлиги $V = C$ бўлса заррачанинг массаси чексиз катта бўлади; агар заррача тезлиги кичик бўлса $m = m_0$ бўлади деган хулоса келиб чиқади. Масса билан энергия орасидаги миқдорий боғланиш борлигини дастлаб М.В.Ломоносов кўрсатган эди. М.В.Ломоносов томонидан тақлиф қилинган масса ва энергиянинг сақланиш қонуни табиатнинг фундаментал қонуни ҳисобланади. Материя массаси худди энергиядек вақт ўзгариши билан доимий бўлиб қолади.

$$\sum M = \text{const} \quad \sum E = \text{const}$$

Масса ва энергиянинг боғлиқлиги А.Эйнштейн тенгламаси билан ифодаланади. ($1905 \text{ э} = mc^2$ $\Delta E = \Delta mc^2$) $E = mc^2$ ёки $\Delta E = \Delta mc^2$)

Бу тенглама энергия ўзгарганда масса ўзгаришини ва аксинча масса ўзгарганда энергия ҳам ўзгаришини кўрсатади.

ЭКВИВАЛЕНТ. ЭКВИВАЛЕНТЛАР ҚОНУНИ.

Инглиз олими Ж.Дальтон элементлар муайян миқдорлардагина ўзаро бирика олади, деган фикрни айтди ва бу миқдорларни «бирикувчи миқдорлар» деб атади. Аммо кейинроқ бу термин ўрнига эквивалент термини қабул қилинди. Эквивалент сўзи «тенг қийматли» демакдир бу терминни кимёга 1814 йилда Валлостон киритган.

Элементнинг бир масса қисм водород ёки саккиз масса қисм кислород билан бирика оладиган ёки шуларга алмашина олдиган миқдори унинг эквиваленти деб аталади. Масалан, кальцийни эквиваленти 20 га тенг. У саккиз масса қисм кислород билан қолдиқсиз бирикади.

Элементнинг эквиваленти унинг водород ёки кислород билан ҳосил қилган бирикмаси таркиби орқали ёки водородга алмашилиши орқали ҳисоблаб топилади. Бирон элементнинг эквивалентини водород ёки кислород билан аниқлаш шарт эмас.

Эквиваленти маълум бўлган бирор элемент билан ҳосил қилган бирикмаси ёрдамида ҳам аниқласа бўлади. Эквивалент тушунчаси мураккаб моддаларга ҳам тадбиқ қилинади. . Элементнинг атом массаси эквивалентнинг валентлигига ҳолайтмасига тенгдир, валентлиги ўзгарувчан бўлади. Кислота эквивалентини ҳисоблаш учун унинг молекуляр массасини кислотани негизлигига бўлиш керак. М:

$$\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{\text{Э}} = \frac{98}{2} = 49; \quad \text{Э}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{Mr}{3} = \frac{98}{3} = 32,67$$

Асос эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасини шу асос таркибидаги металлнинг валентлигига бўлиш керак, Масалан:

$$\text{ЭCa}(\text{OH})_2 = \frac{M}{2} = \frac{74}{2} = 37; \quad \text{ЭAl}(\text{OH})_3 = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26$$

Туз эквивалентини топиш учун унинг молекуляр массасининг туз таркибидаги металлнинг умумий валентлигига бўлиш керак. Масалан:

$$\text{ЭCaCl}_2 = \frac{M}{2} = \frac{111}{2} = 55,5; \quad \text{ЭAl}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{M}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

Кимёга «эквивалент» тушунчаси киритилгандан сўнг эквивалентлар қонуни қуйидагича таҳрифланади.

Элементлар бир - бирлари билан ўз эквивалентларига пропорционал бўлган миқдорларда бирикадилар

Ўзгарувчан валентликка эга бўлган элементларнинг бирикмаларидаги эквивалентлари ҳам ўзгарувчан қийматга эга бўлади. Масалан, SiO миснинг эквиваленти 32 га CuO эса 64 га тенг бўлади. Элементнинг эквивалентига сон жиҳатдан тенг қилиб грамм ҳисобида олинган миқдори грамм эквивалент дейилади. Шунга мувофиқ г-экв Al – 9 га тенг бўлади. г-экв кўпинча г-экв белгиси билан ифодаланади.

Мураккаб моддалар ҳам кимёвий реакциялар пайтида эквивалент миқдорда ўзаро тахсирлашадилар.

Бу қонунни қуйидаги тенглама шаклида ифодалаш мумкин:

$$\frac{mA}{mB} = \frac{\text{ЭA}}{\text{ЭB}} \text{модданинг эквивалентига тенг массаси унинг моляр эквивалент}$$

массаси деб аталади ва г.моль га тенг.

Бирор металл оксиди таркибида 39,69% кислород бор. Металлнинг ва металл оксидининг эквивалентини ҳисобланг.

АТОМ ОҒИРЛИКНИ ТОПИШ

а) Канницаро усули газсимон бирикмалар ёки газга осон айланадиган бирикмалар ҳосил қилувчи элементларнинг атом оғирликларини топишга имкон беради.

Элементларнинг атом оғирлигини бу усул билан ҳисоблаб топиш учун, элемент бирикмалари молекуляр оғирлигини ва уларнинг ҳар биридаги шу элементнинг фоиз миқдори билан ифодаланганлигини билиш керак. Булар асосида ҳар бир бирикма молекуласида шу элементдан қанча оғирлик қисм борлиги ҳисоблаб топилади; топилган сонларнинг энг кичиги элементнинг атом оғирлиги бўлади.

Газ ҳолатидаги бирикмаларнинг молекуляр оғирлигини уларнинг зичлигига қараб топилади. Бу унча аниқ усул эмас, чунки молекуляр оғирликларни топиш учун асос бўлган Авагадро қонуни унча аниқ эмас.

Кремний бирикмаларининг молекуляр оғирликлари ва бу бирикмаларнинг ҳар биридаги кремнийнинг фоиз билан ифодаланган миқдори маълум бўлса, кремнийнинг атом оғирлиги топилсин.

2-жадвал.

Кремний бирикмаларининг номи	Молекуляр оғирлиги	Кремнийнинг миқдори, % ҳисобида
Кремний хлорид	169,74	16,52
Силан	32,09	87,44
Дисилан	62,17	90,27
Трисилан	92,24	91,26

Ечиш. Ҳар қайси бирикманинг бир молекуласидаги кремний миқдорини (кислород бирлигида) топамиз.

Масалан. Кремний хлорид молекуласидаги кремнийнинг миқдори қуйидагича топилади:

$$100 \text{ — } 16,52$$

$$169,74 \text{ — } x,$$

бундан:

$$x = \frac{169,74 \cdot 16,52}{100} = 28,04$$

келиб чиқади.

Худди шундай йўл билан кремний ҳиссасига: силанда 28,06 кислород бирлиги, дисиландан 56,12 кислород бирлиги, трисиландан 84,18 кислород бирлиги тўғри келишини топамиз.

Бу маълумотлардан кўринадики, кремний хлорид ва силан молекуласида кремнийнинг миқдори энг кам ва 28,06 га тенг. Равшанки, кремнийнинг атом оғирлиги ҳам шунга тенг бўлади.

б) Атом оғирликларнинг тахминий қийматларини *Дюлонг* ва *Пти* қондасига асосланиб топиш ҳам мумкин; Дюлонг ва Пти қондаси бундай таҳрифланади:

каттик оддий моддалар солиштирма иссиқлик сифими (c) нинг атом оғирлиги (A) га кўпайтмаси ўзгармас катталиқ бўлиб, ўртача ҳароратларда 6,4 га тендир:

$A \approx 6,4$ ундан:

$$A \approx \frac{6,4}{c}.$$

Бу усулдан, асосан, c металлнинг атом оғирлигини топишда фойдаланилади.

Энди, эквивалентни валентликка кўпайтириб, темирнинг аниқ атом оғирлигини биламиз: $A = 18,61 \cdot 3 = 55,83$

г) Атом оғирликни топишнинг энг аниқ усули ҳозирги замон физика методларидан фойдаланиб (масалан, массалар спектографи ёрдамида) топиш усулидир. Бу усулда атом оғирлик 0,0015 ва, ҳатто, 0,0001 % аниқлик билан топилади.

Газнинг молекуляр массаси унинг ҳавога нисбатан зичлигига қараб ҳам топилади. Ҳаво гарчи бир қанча газлар аралашмасидан иборат бўлса ҳам, унинг таркиби доимий бўлгани учун ўртача молекуляр массаси ҳам доимий бўлиб, 29 га тенг.

Текшириладиган газнинг ҳавога нисбатан зичлигини D_x билан белгиласак, молекуляр массасини ҳисоблаб топиш учун қуйидаги формулага эга бўламиз:

$$M = 29 \cdot D_x$$

Бу усулнинг асосий қийинчилиги газнинг нисбий зичлигини топишдир. Молекуляр массани топишнинг яна бир неча усуллари бор. Шулардан бири Мейер усулидир:

В.Мейер усули. Таркибий қисмларга ажралмай қайнайдиган суюқликларнинг молекуляр массасини аниқлаш учун В.Мейер усулидан фойдаланамиз. Бунда модда буғлари резервуардан ҳавонинг бир қисмини сиқиб чиқаради, сиқиб чиқарилган ҳавонинг ҳажми модда буғининг ҳажмига тенг бўлади. Ҳайдаб чиқарилган ҳаво цилиндрга ёки бюреткага сув устида йиғилади. Ҳисоблаш Клапейрон-Менделеев тенгламаси:

$$M = \frac{gRT}{(B - h)V}$$

ёрдамида олиб борилади.

Бу ерда, g – суюқликнинг (суюқлик махсус шиша шарчада олинади) массаси, V – модда буғлари сиқиб чиқарган ҳавонинг ҳажми; T – ҳаво йиғилган идишдаги ҳарорат; B – атмосфера босими; h – айна ҳароратдаги сув буғи босими.

Таркибнинг доимийлик қонуни.

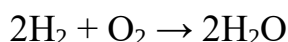
Пруст 1808 йилда кимёнинг асосий қонунларидан бири таркибнинг доимийлик қонуни кашф этди. У қуйидагича таҳрифланади. Ҳар қандай тоза бирикма олиниш усулидан қатий назар ўзгармас миқдорий таркибга эга. Масалан: тоза сув, таркибида 11,11 % водород ва 88,99 % кислород бўлади. Карбонат ангидрид таркибида 27,29% углерод ва 72,71% кислород бўлади. Таркибнинг доимийлик қонунини ҳамма моддалар учун қўллаш

мумкин эмас. Масалан изотопларда айна модда таркибига кирувчи элементларнинг изотоп таркиби доимий бўлгандагина ўзгармас бўлиши мумкин. Элементларнинг изотоп таркиби ўзгарганда бирикмаларнинг миқдорий таркиби ҳам ўзгаради. Масалан, оғир сув таркибида 20% га якин водород бўлса, оддий сув таркибида 11,11% водород бўлади. Таркибнинг доимийлик қонунига фақат молекула ҳолидаги газ суюқликсон суюқланадиган қаттиқ моддалар буйсунади. Н.С. Курнаковнинг таклифига кура, ўзгармас таркибли бирикмалар дальтонидлар (инглиз физиги Дальтоннинг хотирасига), ўзгарувчан таркиблари -бертолидлар (шундай бирикмалар борлигини олдиндан айтган француз кимёгари Бертолле хотирасига) деб аталади. Дальтонидларнинг таркиби бутун сонли стехиометрик индекслари бор оддий формулалар билан ифодаланади, масалан H_2O , HJ , CCl_4 , CO_2 Бертолидларнинг таркиби ўзгариб туради ва стехиометрик нисбатларга мувофиқ келмайди. Масалан, уран (VI) оксиднинг таркиби, одатда, UO_3 ифодаланади. Ҳақиқатда эса унинг таркиби $\text{UO}_{2,5}$ дан UO_3 гача бўлади.

Гей-Люссакнинг ҳажмий нисбатлар қонуни. Француз олими Гей-Люссак (1778–1850) таҳрифланган ҳажмий нисбатлар қонуни атом оғирликлар ҳақидаги чигал масалани ечишга катта ёрдам берди. Бу қонун қуйидагича таҳрифланади. *Кимёвий реакцияларга киришувчи газларнинг ҳажмлари ўзаро, реакция натижасида ҳосил бўладиган газларнинг ҳажмлари билан оддий бутун сонлар нисбати каби нисбатда бўлади.* Масалан, 2 ҳажм водород 1 ҳажм кислород билан юқори ҳароратда реакцияга киришганида 2 ҳажм сув буғи ҳосил бўлади. Албатта, бундай реакцияда иштирок этган газларнинг ҳажмлари бир хил босим ва бир хил ҳароратда ўлчанилиши лозим.

Италиялик олим Авогадро(1776—1856) ҳажмий нисбатлар қонунини тушунтириш учун 1811 йилда қуйидаги гипотезани майдонга ташлади: *бир хил шароитда (бир хил ҳарорат ва бир хил босимда) ва баравар ҳажмда олинган турли газларнинг молекулалари сони баравар бўлади.* Оддий газларнинг молекулалари бир неча атомдан иборат бўлиши мумкин. Авогадронинг бу гипотезаси хилма-хил фактлар билан тасдиқланди ва 1860 йилдан бошлаб, яхши химиклар халқаро сҳезидан кейин бу гипотеза Авогадро қонуни деб танилди.

Гей-Люссакнинг ҳажмий нисбатлар қонуни Авогадро қонуни асосида жуда қулай изоҳланади. Масалан, 2 ҳажм водород ва 1 ҳажм кислород ўзаро бирикиб, 2 ҳажм сув буғи ҳосил қилишини қуйидагича изоҳлаш мумкин: кислород ва водороднинг ҳар қайси молекуласи икки атомдан иборат; водороднинг икки молекуласи кислороднинг битта молекуласи билан реакцияга киришади; кислороднинг бир атоми водороднинг икки атоми билан бирикиб, бир молекула сув ҳосил қилади; кислороднинг иккинчи атоми қолган иккита водород атоми билан бирикиб, яна бир молекула сув ҳосил қилади; шундай қилиб,



реакцияси содир бўлади.

Авогадро қонунидан уҳта ҳулоса келиб чиқади:

1) оддий газларнинг (кислород, водород, азот, хлор) молекулалари икки атомдан иборат;

2) нормал шароитда бир грамм-молекула газ 22,4 л ҳажмни эгаллайди;

3) бир хил шароитда баравар ҳажмда олинган икки газ оғирликлари орасидаги нисбат шу газларнинг молекуляр оғирликлари орасидаги нисбатга тенг.

И.А.Каримов таълимотида экологик муаммолар.

Фан ва техникани шиддатли тараққиёти аҳолининг тез купайиб бориши ва шу боисдан табиий бойликлардан мумкин қадар купрок фойдланишга интилиш билан характерланади. Лекин. Бундай тараққиёт биринчи навбатда атроф муҳитнинг кескин ва мунтазам узгартириб бормокда. Айниқса, атроф муҳитнинг турли кимёвий моддалар билан ифлосланишига олиб келмокда. Шу жихатдан олиб караганда ҳозирги даврда ташки муҳитни муҳофаза этиш глобал аҳамиятга эга булган долзарб вазифалардан биридир. Республикамиз Президенти И.А.Каримов Ўзбекистон Республикаси Олий Мажлисининг биринчи сессиясида таҳкидланганидек :

Дунёда инсоннинг биологик тур сифатида яшашига бевосита ҳавф-хатар мавжуд. Яхши ялпи ядро уруши ҳавфи анча камайган бўлса ҳам, экологик танглик ҳавфи, биогенетик бузилишлар ҳавфи ҳамон таҳликали ҳолатда сақланиб қолмокда».

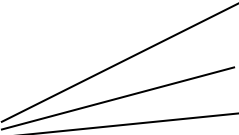
XX асрнинг 50 йилларидан бошлаб фан – техниканинг жадал ривожланиши инсониятнинг табиатга таҳсири микёси ва даражасининг кескин ортишига олиб келди. Ҳозирги кунда инсониятнинг эҳтиёжлари учун ер остидан 120 млрд тоннадан ортик фойдали казилмалар олинади.

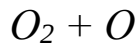
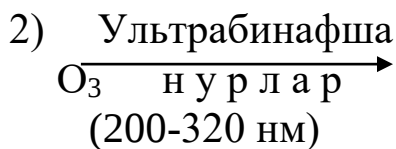
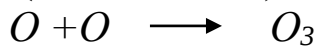
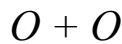
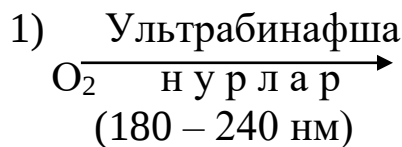
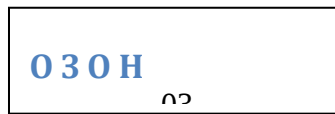
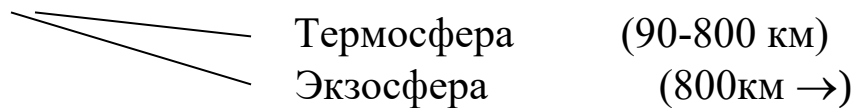
Биласизми? Аҳоли сони ер юзида XX аср бошида 1 млрд 600 млн 1960 йилда 3 млрд, XI аср бўсағасида 5.7 млрд.

Президентимиз И.А.Каримовнинг «Ўзбекистон XXI аср бўсағасида ҳавфсизликка таҳдид барқарорлик шартлари ва тараққиёт кафолатлари» асарини зур қизиқиш билан ўрганилмокда. Асарда экологик муаммолар атрофлича таҳлил этилиб Республикамизнинг XXI асрда ҳал килиниши керак бўлган глобал экологик муаммоларни кўтарган.

Умумтаълим мактаблари укувчилари, олий таълим талабалари бу бу бўлимда кутарилган гоьларнинг туб моҳиятига етиб боришлари учун мактабларда укутиладиган барча айниқса табиий фанлар, укутувчилари ҳамкорликда фаолият курсатишлари мақсадга мувофиқдир.

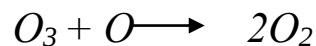
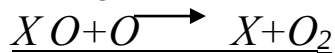
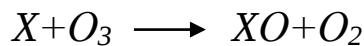
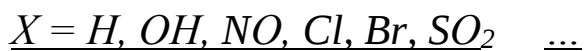
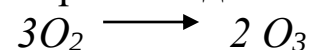
Б И Л А С И З М И ?

Атмосфера		Тропосфера	(0-11 км)
		Стратосфера	(11-50км)
		Мезосфера	(50-90 км)

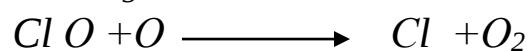
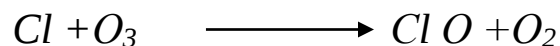
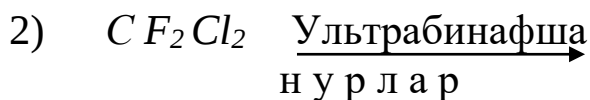
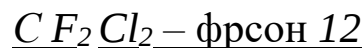


Ушбу реакциялар мувозанатда булади.

лекин ўзга газлар радикаллар мавжуд бўлганда O_3 парчаланади.



ёки



Одам нафас олганда хаво таркибида 21 % O_2 нафас чикарганда 16 % га тушиб қолади. Одам 1 соатда 23 литр O олиб 20 литр CO_2 чикаради. Одам кунига 10 минг литрдан ортик хавони упкасидан утказди.

Савол ва топшириқлар.

1. Кимёнинг асосий тушунчаларини айтиб беринг.
2. Моддалар массасининг сақланиш қонуни ва таркибнинг доимийлик қонунини мисоллар асосида тушунтириб беринг.
3. Атом ва молекула тушунчалари орасидаги фарқ нималардан иборат?

4. Атом-молекуляр таълимотнинг асосий қоидалари нималардан иборат?
5. Нисбий атом масса билан абсолют масса ўртасида қандай фарқ бор?
6. Молекуляр ва номолекуляр тузилишига эга бўлган моддаларга мисол келтиринг?
7. Атом таркибига кирувчи заррачаларга таҳриф беринг?
8. Изотопларнинг қандай катталиклари бир хил бўлади?
9. Mn ва Fe изотопларининг атомларини ядроларида нечтадан нейтрон бор?
10. Таркибининг доимийлик қонуни қандай таҳрифланади?
11. Элементнинг эквиваленти, нисбий атом массаси ва валентлиги орасида қандай боғланиш бор?
12. Моддалар массасининг сақланиш қонуни қандай кашф қилинди, қонун қандай таҳрифланади?
13. Авогадро қонунини таҳрифлаб беринг.
14. Моддалар массасининг сақланиш қонуни ва таркибнинг доимийлик қонунини мисоллар асосида тушунтириб беринг.
15. Ўзбекистон Республикаси Президенти И.А.Каримовнинг қайси асарида экологик муаммоларга алоҳида бўлим ажратилган, ва асар қачон ва қерда чоп этилган?
16. Мазкур асарда экологиянинг қандай муаммолари ўртага ташланган?
17. Нима сабабдан озон қатлами емирилмокда?
18. Нима сабабдан атмосфера қатламининг харорати ошмокда?

1. Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1. Қуйидаги моддаларнинг қайси бирлари оддий моддаларга киради.

- 1) Шиша 2) Олмос 3) Шакар 4) Озон
 5) Кум 6) Графит
 А) 1,2,5 В) 2,4,6 С) 2,5,6 D) 2,4,5 Е) 1,3,6

2. Қуйидагилардан қайси бири кимёвий ходиса ҳисобланади.

- 1) Алюминийнинг суюқланиши 2) Бензолни ҳайдаш
 3) Темирнинг занглаши 4) Музнинг эриши
 5) Охакнинг синдирилиши 6) Бензиннинг ёниши
 А) 3,4,6 В) 1,4,5 С) 2,4,5 D) 1,3,6 Е) 3,5,6

3. Қуйидаги моддаларнинг қайси бирлари мураккаб моддаларга киради.

- 1) Қизил фосфор 2) Кальций фосфид 3) Фосфин
 4) Аммофос 5) Қора фосфор 6) Оқ фосфор.
 А) 2,3,4 В) 2,3,6 С) 1,2,4 D) 3,5,6 Е) 1,3,6

4. 0,3 моль фосфорда қанча атом бўлиши мумкин.

- А) $6.02 \cdot 10^{23}$ В) $1.20 \cdot 10^{23}$ С) $3.01 \cdot 10^{23}$ D) $1.81 \cdot 10^{23}$
 Е) $1.51 \cdot 10^{23}$

5. Қуйида берилган моддалар график формулаларининг қайсиларида бир хил миқдорда кимёвий боғ мавжуд.

- 1) Мис (II) гидроксид 2) Мис (II) сульфат 3) Натрий нитрат,
 4) Ортофосфат кислота 5) Рух сульфат 6) Бертоле тузи
 А) 1,4,5 В) 3,5,6 С) 2,4,5 D) 2,3,5 Е) 1,3,6

6.15г металл карбонат парчаланганда унинг 8,4г оксиди ҳосил бўлади. Металлнинг эквивалентини аниқланг.

- A) 12 B) 20 C) 32 D) 22 E) 9

7.Азот оксидларидан бирининг таркибида 63,2% кислород бор. Шу оксид номини аниқланг.

- A) Азот (I) оксид B) Азот (II) оксид C) Азот (III) оксид
D) Азот (IV) оксид E) Азот (V) оксид.

8.Қуйидаги реакциялардан қайси бири ўрин олиш реакциясига мисол бўла олади.

- A) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ B) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ C) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
D) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ E) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

9.Қуйидаги реакциялардан қайси бири бириктиш реакциясига мисол бўла олади.

- A) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ B) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ C) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$
D) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$ E) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$

9.Темир бир атомининг граммларда ифодаланган массасини аниқланг.

- A) $9.30 \cdot 10^{-23} \text{ г}$ B) $9.30 \cdot 10^{-24}$ C) $5.6 \cdot 10^{-23} \text{ г}$
D) $4.5 \cdot 10^{-22}$ E) $8.4 \cdot 10^{-21}$

10.0,4 моль магнийни ёндириш учун неча литр (н.ш.) кислород сарф бўлади.

- A) 2,24 B) 4,48 C) 11,2 D) 22,4
E) 5,6

11. 16 г водород ва 16 г кислород аралаштирилди ва ёндирилди, бунда ҳосил бўлган сувнинг массасини топинг.

- A) 32 B) 36 C) 18 D) 16 E) 9

12.Сигими 15 л бўлган идишга массаси 30,3 г бўлган газлар аралашмаси тўлдирилган. Агар идишдаги температура 18°C босим 122 кПа бўлса, шу газлар аралашмасининг нисбий молекуляр массасини аниқланг.

- A) 44 B) 56 C) 24 D) 40 E) 38

13.Қайси газларнинг аралашмаси 8,96 л (н.ш.) ҳажмни эгаллайди.

- 1) 0,3 моль кислород 2) 0,2 моль водород 3) 0,05 моль азот
4) 0,1 моль азот 5) 0,05 моль хлор 6) 0,02 моль кислород
A) 1,5 B) 1,4 C) 2,6 D) 2,3 E) 3,5

14. 5,6 л карбонат ангидрид ва 44,8 л водород сульфиддан иборат газлар аралашмасининг н.ш.даги массасини аниқланг.

- A) 79 г B) 58 г C) 68 г D) 49 г E) 78 г

15.Эвдиометрда 48 мл водород билан 30 мл кислород аралашмаси портлатилди. Портлашдан кейин қайси газ ва қанча миқдорда ортиб қолган.

- A) 4 мл O_2 B) 6 мл H_2 C) 6 мл O_2 D) 4 мл H_2
E) 8 мл O_2

16.Кремнийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмасида 16 г кислородга 14 г кремний ташқари келади. Кремнийнинг нисбий атом массаси 28 бўлса, шу бирикманинг формуласини ёзинг ва ундаги кремнийнинг валентлигини топинг.

- A) SiO , 2 B) SiO_2 , 2 C) SiO_3 , 6 D) SiO_2 , 4
E) SiO , 4

17. Газнинг ҳавога нисбатан зичлиги 0,965 га тенг, унинг молекуляр массасини аниқланг.

- A) 71 B) 34 C) 44 D) 17 E) 28

18.Массаси 5,5 г бўлган газнинг ҳавога нисбатан зичлиги 1,52 бўлса, унинг ҳажмини топинг.

- A) 5,6 B) 2,8 C) 11,2 D) 4,9 E) 3,6

19.Газнинг 0,896 л ҳажми (н.ш.) да 1,76 г келади. Бу қайси газларга ташқари келади.

- 1) Водород 2) Кислород 3) Углерод (II) оксид
4) Углерод (IV) оксид 5) Азот (IV) оксид 6) Азот (I) оксид
A) 4,6 B) 4,5 C) 1,4 D) 2,3 E) 2,6

2§ Атом тузилиши назарияси, атом мураккаб система.

Атом тузилиши.

Атом электронейтрал система. Модомики, атомда электронлар бор экан, уларни нейтраллаб турадиган мусбат зарядли қисми ҳам бўлиши керак. Дарҳақиқат, инглиз олими Резерфорд атомнинг мусбат қисми борлигини 1911 йилда кашф этди ва уни *атом ядроси* деб атади.

Резерфорднинг шоғирди Чадвик, мис, олтин ва платина пластинкалар (масалан, қалинлиги тахминан 0,0005 мм бўлган олтин зар) сиртига заррачалар ёғдириб, уларнинг металдан ўтиш йўллари текширди. Ажойиб натижа кузатилди. Ёғдирилган α -заррачаларнинг кўпчилиги қисми металл пластинкадан тўппа-тўғри ўтиб кетаверди, заррачаларнинг жуда оз қисми ўзининг дастлабки йўлидан махлум бурчакка оғди, лекин бахзи заррачаларгина (юз мингтадан биттаси) дастлабки йўлнинг қарама-қарши томонига қайтди. Бу ҳодиса α -заррачаларнинг *ёйилиши* деб аталди. α -заррачалардан бахзилари ўз ҳаракат йўналишини бундай кескин ўзгартиришига сабаб шуки, улар атом ичида унинг мусбат зарядли ва α -заррачага қараганда катта массали таркибий қисми билан тўқнашади, мусбат зарядли ядронинг электр майдони α -заррача ҳаракатига қаршилик кўрсатиши натижасида, заррача ўз йўлини махлум бурчакка ўзгартиради ёки тамомила орқага қайтади. α -заррачанинг электрон билан тўқнашиши унинг дастлабки

йўлини сезиларли даражада ўзгартира олмайди, чунки электрон массаси α -заррача массасига қараганда қарийб 7360 марта кичикдир. Резерфорд бу тажриба натижаларига асосланиб, атом тузилишининг планетар назариясини яратди. Бу назарияга мувофиқ, *ҳар қандай элемент атоми марказида жуда кичик ўринни эгалловчи ядро жойланади, унинг атрофида электронлар худди планеталар қўғиш атрофида ҳаракат қилгани каби, ўз орбиталари бўйлаб айланиб туради*. Атомнинг қарийб ҳамма массаси ядрога бўлиб, у мусбат зарядга эга.

Атом – электронейтрал бўлиб, ядро атрофидаги электронларнинг умумий сони ядронинг мусбат зарядига тенгдир. Кейинчалик олиб борилган тадқиқотлар атом ядросининг мусбат заряди ўша элементнинг Д.И.Менделеев даврий системасидаги *тартиб номерига* барабар эканлигини исбот қилди.

Атом электронейтрал бўлгани учун *ядро атрофидаги электронларнинг умумий сони ядронинг мусбат зарядига барабардир*.

Резерфорд назариясига мувофиқ, электронлар ядро атрофида доимо айланиб туради. Мусбат ядро билан электронлар орасида тортилиш кучи электронларнинг марказидан қочиш кучи билан мувозанатда бўлади

Н.Бор назарияси. Атом тузилишини ўрганишнинг ажойиб босқичларидан бири – 1913 йилда Дания олими Нильс Бор таклиф қилган – водород атомининг тузилиш назарияси бўлди. Н.Бор ўз назариясини яратишда Резерфорд фикрига ва квантлар назариясига асосланди.

Н.Бор ўз назариясини яратишда атомнинг ядро моделига асосланди.

Бор ўз назариясининг асосларини постулатлар (постулат-исбот талаб қилинмай қабул қилинадиган гипотеза) ҳолида таҳрифлади:

1.Электрон ядро атрофида хохлаган орбита эмас, балки фақат квантланган, яхни маълум энергия даражасига мувофиқ келадиган орбиталар бўйлаб айланади. Бу орбиталар барқарор (стационар) ёки квант орбита деб аталади.

2.Электрон барқарор орбиталар бўйлаб айланганда, электромагнит энергиясини тарқатмайди.

3.Электрон бир барқарор орбитадан бошқа орбитага сакраб ўтганда нурланиш жараёни содир бўлади. Бунда электромагнит нурланишнинг бир кванти чиқарилади ёки ютилади. Бу нурланиш энергиясининг катталиги атомнинг дастлабки ва охириги ҳолатлари энергиялари орасидаги айирмага тенгдир.

Н.Бор назариясининг иккинчи постулатига кўра, электрон бир орбитадан бошқа орбитага ўтгандагина атом ўз энергиясини ўзгартиради; *электрон квантланган орбиталар бўйлаб айланганида, атом энергия чиқармайди ва энергия ютмайди*. Ғалаёнланмаган атомда электрон чексиз узоқ вақт биринчи орбита бўйлаб айланади. Бинобарин, ғалаёнланмаган атом барқарор системадир.

Электрон ядродан узоқда турган орбитадан ядрога яқин орбитага ўтганда атом ёруғликнинг бир квантига тенг энергия чиқаради. Бу

квантнинг катталиги дастлабки ва охирги ҳолатларнинг энергиялари орасидаги айирмага тенгдир:

$$\varepsilon = E_1 - E_2 = h\nu$$

Бу ерда E_1 ва E_2 атомнинг дастлабки ва охирги ҳолатлардаги энергияси, h – Планк доимийси, ν – нўрнинг бир секунддаги тебранишлар сони (частотаси), $\nu = \frac{c}{\lambda}$ (c – ёруғлик тезлиги, λ – ёруғликнинг тўлқин узунлиги).

Н.Бор назарияси водород атом спектрининг турли соҳаларидаги айрим-айрим чизикларнинг келиб чиқиш сабабларини тўғри тушунтира олди: агар ғалаёнланган водород атомида электрон ядродан узоқроқда турган орбиталардан иккинчи орбитага ўтса, спектрнинг кўзга кўринувчан соҳасидаги чизиклар юзага чиқади, биринчи орбитага ўтганда ультрабинафша соҳадаги, учинчи орбитага ўтганида инфрақизил соҳадаги спектр чизиклари ҳосил бўлади ва ҳоказо.

Электронларнинг квант сонлари. Ҳозирги вақтдаги тасаввурларга кўра электроннинг ҳаракати тўртта *квант сон* билан ифодаланади. Бош квант сон n электрон энергиясининг катталигини кўрсатади; n нинг сон қиймати 1, 2, 3, 4... ∞ га тенг бутун сонлар бўла олади. Бош квант сонлари бир-бириникига тенг бўлган бир неча электрон атомда *электрон қаватни* ёки махлум энергетик поғонани ҳосил қилади. Атомнинг энергетик поғоналарини K, L, M, N, O, P, Q ҳарфлар билан тасвирланади: K қават ядрога энг яқин жойлашган қават Бунинг учун $n=1$ дир; иккинчи қават ($n=2$) L қават учинчи ($n=3$), M – қават тўртинчи ($n=4$) узоқликларда туради. Айни қават электронлари бир-биридан ўзларининг энергиялари билан фарқ қилиб, бир ёки бир неча *орбиталларни* ёки *поғоначаларни* ҳосил қилиши мумкин; бу орбиталлар ўз шакллари билан бир-биридан фарқ қилади. квантлар механикасида қаватнинг номери n катталашган сайин ўша қават орбиталларининг хилма-хиллиги ҳам ортади. Биринчи қават битта орбиталга, иккинчи қават тўртта орбиталга, учинчи қават тўққизта орбиталга эга, n - қаватда бўладиган барча орбиталлар сони n^2 га тенгдир.

Электрон орбиталнинг шакли – *орбитал* (ёки қўшимча) *квант сон* l билан тасвирланади l -қаватда орбитал квант соннинг қийматлари 0 дан $l-1$ га қадар бўлиши мумкин. l нинг қийматларн одатда латин алифбосининг кичик ҳарфларн билан кўрсатилади:

l қийматлари	0, 1, 2, 3, 4, 5
ҳарф белгиси	s, p, d, f,

Орбитал квант сонлари бир-биридан фарқ қиладиган электронлар ўзларининг энергиялари билан ҳам ўзаро фарқланади, чунки электроннинг энергияси n ва l қийматларига боғлиқдир. Айни қаватдаги электроннинг орбитал квант сони қанчалик катта бўлса, унинг анергияси шунчалик катта қийматга эга бўлади.

Электрон орбиталларнинг фазодаги вазиятини характерлаш учун *магнит квант сон* (m) киритилган; унинг қийматлари $-l$ дан $+l$ гача бўла олади; ноль ҳам бўлиши мумкин. m айни энергетик поғонада неча хил орбитал бор

эканлигини, орбиталларнинг шаклини кўрсатадн; масалан, биринчи қаватда фақат бир хил s орбитал бўлади ($m = 0$), иккинчи қаватда битта орбитал ($m = 0$), учта p орбитал ($m = -1; 0; +1$) бордир. Учинчи қаватда битта s орбитал учта p орбитал ($m = 0; -1; +1$) ва бешта d орбитал ($m = -2; +1; 0; +1; +2$) бордир. Агар n ва l ўзгармаса, турли m га эга бўлган орбиталлар бир хил энергия қиймати билан ҳарактерланади; масалан, учинчи поғонанинг 5 та d орбиталлари бир-биридан энергетик жихатдан фарқ қилмайди, фақат фазода жойланиши билан фарқланади.

Тўртинчи квант сон – спин квант сон m_s ҳарфлари билан белгиланади. Илгари вақтларда уни электроннинг ўз ўқи атрофида айланишини ҳарактерловчи квант сон деб айтилар эди, эндиликда, m_s ни махсус квант-механик миқдор деб қаралади. Унинг сон қийматлари $+\frac{1}{2}$ ва $-\frac{1}{2}$ бўлиши мумкин.

Кўп электронли атомлар. Паули принципи, Гунд қоидаси,

Паули принципига мувофиқ, *бир атомда тўрттала квант сонлари бир-бирига тенг бўлган иккита электрон бўла олмайди.*

Иккинчи қават электронларининг энергиялари биринчи қаватдаги электронларнинг энергияларига қараганда кўп бўлади. Лекин иккинчи қаватнинг ўзидаги s -электронларнинг энергиялари ўша қаватнинг p -электронлари энергиясидан фарқ қилади.

Бош квант сони $n=1$ га қўшимча квант сони $l=0$ бўлган электрон $1s$ белгиси билан, $n=2$, лекин $l=0$ бўлган электрон $2s$ белгиси билан ишораланади. Агар электрон учун $n=2$ ва $l=1$ бўлса, уни $2p$ электрон дейилади.

$l=1$, бўлганда магнит квант сони m нинг қийматлари $-1, 0$ ва $+1$ бўлгани учун электроннинг p ҳолатлари сони учга тенг. Уларнинг бири фазода x , иккинчиси y ва учинчиси z ўқлар бўйлаб йўналади. Бу ҳолат ўзининг энергияси билан бир-биридан ҳеч фарқ қилмайди, фақат фазода йўналиши билан фарқланади. $l=2$ бўлганида магнит квант сони m нинг оладиган қийматлари $-2, -1, 0, +1, +2$ эканлиги сабабли электроннинг d ҳолатлари сони бешга тенгдир.

Кўп электронли атомларда электронларнинг жойланиши.

Ғалаёнланмаган атомда орбиталларнинг электронлар билан тўлиш тартиби қуйидагича: аввал энг кам энергияли орбитал тўлади, шундан сўнг энергияси кўпроқ бўлгани тўлади; сўнг энергияси ундан кўп бўлгани тўлади. Клечковскийнинг II қоидаcига мувофиқ $n + l$ йиғиндиси кичик бўлган орбитал биринчи навбатда тўлади. Масалан, $3d$ орбитал учун $n + l$ йиғиндиси $3 + 2 = 5$ га тенг; $4s$ орбитал учун $n + l = 4 + 0 = 4$ га тенг; демак, биринчи навбатда $3d$ эмас, балки $4s$ орбитал электронлар билан тўлади, $5s$ орбитал учун $n + l = 5 + 0 = 5$; $4f$ орбитал учун $n + l = 4 + 3 = 7$ га тенг; демак, биринчи навбатда $4f$ эмас, $5s$ орбитал электронлар билан тўлиши керак. Агар икки орбитал учун $n + l$ йиғиндиси бир хил қийматга эга бўлса, у ҳолда Клечковский қоидаcига мувофиқ бош квант сони кичик бўлган орбитал

биринчи навбатда электронлар билан тўлади. Масалан, $3d$ ва $4p$ орбитал учун $n + l = 3 + 2$ ва $4 + 1$, яъни 5 га тенг; биринчи навбатда $3d$ орбитал тўлади, чунки унинг учун $n = 3$ дир.

Атомда электронларни поғоначаларга жойлаштиришда қуйидаги уч қоида ни назарда тутиш керак:

1. Ҳар қайси электрон минимал энергияга мувофиқ келадиган ҳолатни олишга интилади.
2. Электронларнинг жойланиши Паули принципига зид келмаслиги лозим.
3. Айни поғоначада турган электронлар мумкин қадар кўпроқ орбиталлари банд қилишга интилади (Гунд қоидаси).

Бу қоидаларга мувофиқ ғалаёнланмаган атомда электронлар маълум поғоналар тарзида жойланади; аввал атомнинг биринчи s поғонаси электронлар билан тўлади; ундан кейин иккинчи поғонанинг s поғоначаси, унинг кетидан p поғоначаси электронлар билан банд бўлиб боради. Сўнгра учинчи поғонанинг s ва p поғоначалари электронлар билан тўлади ва ҳоказо. Демак электронларнинг ғалаёнланмаган атомда жойланиши қуйидаги тартибга бўйсунди.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$$

Ҳар қайси қаватга жойланиши мумкин бўлган электронлар сони $2n^2$ га тенг:

$$N^1 = 2n^2$$

N^1 – айни қаватга жойлана оладиган электронларнинг максимал сони, яъин қаватнинг максимал сифими, N – ўша қаватнинг номери. K -қаватга энг кўпи билан 2 та электрон; L -қаватга 8 та, M -қаватга 18 та ва N -қаватга 32 та электрон жойлана олади.

Электронларнинг энергетикавий поғона ва орбиталлар бўйлаб жойланишини айни *элементнинг электрон конфигурацияси* деб юритилади. Масалан, натрий элементининг электрон конфигурацияси $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ шаклида ёзилади. Барча элементлар учун (водород ва гелийдан ташқари) сиртқи қаватнинг максимал электрон сифими 8 га тенгдир. Сиртқи қаватдан битта олдинги қаватнинг максимал электрон сифими 18 га тенг. Сиртқи қаватида 8 та электроннинг борлиги атомга жуда катта барқарорлик беради. Масалан, сиртқи қаватида 8 та электрони бўлган неон, аргон, криптон ва ксенон (шунингдек, икки электронли гелий) кимёвий жиҳатдан жуда барқарор моддалар бўлиб, улар кимёвий реакцияларга жуда қийинлик билан киришади. Асосий гуруҳча атомларининг сиртқи қаватида турган электронлар сони айни гуруҳ номерига тенг. Масалан, алюминий атомининг сиртқи қаватида учта электрон бор. Қўшимча гуруҳча элементларининг сиртқи қаватида 2 та (икки s) электрон, сиртқидан битта олдинги қаватида 8 дзн то 18 тача электрон бўлади. Мис, хром ва бошқа баҳзи элементларнинг сиртқи қаватида фақат биттадан s электрон бўлади. Масалан, мис атомининг ($Z=29$) электрон конфигурацияси $1s^2, 2s^3, 2p^6, 3s^2, 2p^6, 3d^{10}, 4s^1$ кўринишига эга; уни қисқача қилиб $K, L, M, 4s^1$ шаклида ёзиш мумкин.

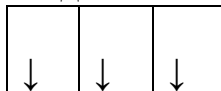
Паули принциpidан фойдаланиб атомдаги ҳар хил энергетик поғона ва поғоначаларда жойланиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сонини ҳисоблаш мумкин.

Агар $l=0$ бўлса, s – поғонача бўлиб, магнит квант сони ҳам 0 га тенг бўлади. Бинобарин, s - поғоначада 1 та орбитал бўлади. Орбитални катак ҳолида $\square$ («квант ячейка») ифодалаш мумкин, юқорида айтиб ўтилганидек, ҳар бир орбиталда спини қарама - қарши йўналишдаги 2 тагача электрон жойлашиши мумкин ва буни қуйидагича схема билан кўрсатиш мумкин.

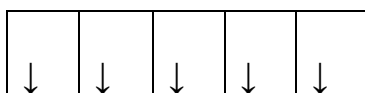


Шундай қилиб, ҳар бир электрон қаватининг s - поғоначасидаги электронларнинг максимал сони 2 га тенгдир.

Агар $l=1$ бўлса, (p -поғонача) магнит квант сонининг 3 хил қиймати бўлади $(-1,0,+1)$. Бинобарин p - поғоначада 3 та орбитал бўлиб, уларнинг ҳар бири 2 тадан ортиқ бўлмаган электронлар билан банд бўлади. Ҳаммаси бўлиб, p -поғоначада 6 та электрон жойлашиши мумкин:



d – поғоначада ($l=2$) 5 та орбитал бўлиб, магнит квант сонининг 5 хил қийматига тўғри келади: бу поғоначадаги электронларнинг максимал сони 10 га тенг.



Нихоят, f - поғоначада ($l=3$) жойланиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сони 14 га тенг: умуман орбитал квант сони l бўлган поғоначадаги электронларнинг максимал сони $2(2l+1)$ га тенг бўлади. (масалан: $l=1$, p – поғонача $2(2+1)=2(2+1)=2 \cdot 3=6$). Биринчи энергетик поғона (K -қават, $p=1$)да фақат s -поғонача бўлсада, иккинчи энергетик поғона (l -қават, $p=2$) s ва p -поғоначалардан ташкил топган ва ҳақозо. Шунини ҳисобга олиб, ҳар хил электрон қаватларда жойланиши мумкин бўлган электронларнинг максимал сонини кўрсатувчи жадвални тузиш мумкин.

Атом ядроси. Ядро реакциялари.

Атом ядросининг тузилиши. Атомдаги мусбат заряднинг ҳаммаси ва атом массасининг асосий қисми ядрога жойлашган.

Радиоактивлик ва изотопия ҳодисаларининг кашф этилиши атом ядросининг мураккаб тузилганлигини ёритиб беради, чунки радио актив емирилиш натижасида энергия ажралиб чиқиб, янги элемент бунёдга келади. Ҳозирги замон тасаввурларига кўра атом ядроси *протон* ва *нейтронлардан* тузилган. Протон p нинг массаси тахминан бир углерод бирликка, заряди $+1$ га тенгдир.

Нейтрон n электронейтрал заррача бўлиб, унинг массаси тахминан протон массасига тенгдир. Протон ва нейтронларга *нуклонлар* деган умумий ном берилган. Ядрога нуклонлар махсус *ядро кучлари* туфайли ўзаро боғланишда туради. Ядрога кучлар ниҳо-ятда кичик масофадагина (10^{-13} см) ўз тахсирини кўрсатади. Ҳар қайси нуклон фақат ўзига яқин қўшни бир

неча нуклонларгагина тахсир кўрсатади. Икки протон ўзаро тахсир этганида ҳам, бир протон билан бир нейтрон бир-бирига тахсир этганида ҳам, икки нейтрон ўзаро тахсирлашганида ҳам ядро кучлар юзага чиқади.

Ядродаги нуклонлар *пи-мезон* номли заррачалар билан алмашилиш хоссасига эга. Ана шу алмашилиш туфайли протон нейтронга, нейтрон эса протонга айлана олади:

Демак, бир нуклон иккинчи нуклонга тахсир этганда уларнинг бир *пи-мезон* чиқаради; иккинчиси эса уни ютади. Натижада *пи-мезон*лар гўё ядро ичида нуклонларни бир-бирига ёпиштирувчи елим ролини ўйнайди.

Ҳар қайси элемент атомининг ядроси бир неча протон ва бир неча нейтрондан ташкил топган; масалан, фтор атомининг ядроси тўққизта протон ва ўн та нейтрондан тузилган. Ядро массаси атом масесининг қарийб ҳаммасини ташкил этганлиги учун фтор ядросининг массаси ҳам 19 углерод бирлигига тенгдир. Атом ядроси массасини углерод бирлигига тақрибан фойдалайдиган бутун сон айти ядронинг *масса сони* деб аталади. Масалан, алюминий атомининг массаси 26,98 га тенг; шу элемент ядросининг масса сони 27 деб қабул қилинади; демак, алюминий ядроси таркибида 13 та протон ва 14 та нейтрон бор.

Масса сони A га тенг бўлган изотоп ядросидаги нейтронлар сони (N) қуйидаги формула билан ҳисоблаб топилади:

$$N = A - Z, \text{ чунки } A = M + Z$$

(бу ерда Z – элементнинг даврий системадаги тартиб номери)

Табиий ва сунхий радиоактивлик. Ядро реакциялари. Изотоплар тушунчасидан фойдаланиб радиоактивлик ҳодисасига қуйидагича таҳриф бериш мумкин:

Элементлар заррачалар ёки ядролар таркатиш билан борадиган бир элементнинг беқарор изотопининг бошқа элемент изотопига ўз-ўзидан айланишига радиоактивлик деб аталади.

Элементларнинг табиий изотоплари томонидан намоён қилинадиган радиоактивликни табиий радиоактивлик деб аталади.

Радиоактив емирилиш жараёни турли изотопларда ҳар хил тезлик билан боради. Радиоактив элемент емирилганда унинг миқдори камайиб боради ва у янги элементга айланади, емирилишда барча радиоактивлик элементлар қуйидаги қонунга бўйсунди: вақт бирлигида емирилган атомлар сони элемент миқдorigа пропорционалдир. Бу қонун радиоактивлик емирилиш қонуни дейилади. Олинган миқдорнинг ярми емирилиши учун кетган вақт ярим емирилиш даври деб аталади.

Радиоактивлик элементларнинг ярим емирилиш даври хилма-хил миллиард йилларга тенг бўлса, бахзиларники секунднинг кичик улушларига тенг бўлиши мумкин. Чунончи, радийнинг ярим емирилиш даври 1620 йилга, уранники 4,5 миллиард йилга тенг.

1933 йилда Ирен Кюри ва Фредерик Жолио – Кюри бахзи енгил элементлар - бор, магний, алюминий α -заррачалар билан бомбардимон қилинганда позитронлар (позитрон e^+ элементлар заррача бўлиб, электрон

ва позитроннинг зарядларининг абсолют миқдорлари бир хил) ажралиб чиқишини кузатдилар. ($e^+ = e^-$ массалари тенг.)

Позитронларнинг ажралиб чиқиши - заррачалар манбаи олиб кетилганда ҳам бирдан тўхтаб қолмайди, балки уларнинг ажралиб чиқиш интенсивлиги табиий радиоактивлик элементларнинг емирилиш қонунига мувофиқ равишда камайиб боради. Бу ҳодисани қуйидагича изоҳланади: аввал алюминийга α -нурлар тахсир этиб, радиоактивлик фосфори ҳосил қилади: $^{27}_{13}\text{Al} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{30}_{15}\text{P} + ^1_0\text{n}$; ва нейтронлар ажралиб чиқади, сўнгра ҳосил бўлган беқарор радиоактив фосфор позитрон чиқариш билан емирилиб, кремнийнинг барқарор изотопига айланади.



Шундай қилиб, сунхий радиоактив ҳодисаси кашф этилди. Ирен Кюри ва Фредерик Жолио-Кюри томонидан олинган натижалар, изланишларнинг янги миқёсли соҳасини очиб берди. Ҳозирги даврда сунхий йўл билан кимёвий элементларнинг юзлаб радиоактив изотоплари ҳосил қилинган.

Радиоактив элементлар ва уларнинг табиатини ўрганувчи кимёнинг бўлими радиокимё деб аталади.

Ядроларнинг элементлар заррачалар (нейтронлар- n , протонлар P) ёки бошқа ядролар (масалан α - заррачалар ёки дейтронлар ^2_1H) билан ўзаро тахсирлашувига ядро реакциялари деб номланади.

Биринчи сунхий ядро реакцияси 1919 йилда Резерфорд томонидан амалга оширилган эди; азот атомларига α - заррачалар оқимини тахсир эттириб кислород изотопи $^{17}_8\text{O}$ ни ҳосил қилган эди. $^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{17}_8\text{O} + ^1_1\text{P}$;

Шундай қилиб, элементларнинг бир-бирига сунхий айлантира олиш мумкинлиги экспериментда исбот этилди. 1940 йиллардан кейинги даврларда ядро физикаси соҳасида олиб борилган тадқиқотлар натижасида даврий системасида урандан кейин жойлашган элементларнинг изотоплари сунхий усулда синтез қилинди. Тартиб номери 93-96 бўлган элементлар урани ёки плутонийни α -заррачалар билан бомбардимон қилиб олинган. Кейинги элементлар қуйидаги жараёнлар асосида синтез қилинган: $^{238}_{92}\text{U} + ^{16}_6\text{C} \rightarrow ^{246}_{98}\text{Cf} + 4^1_0\text{n}$;

1964 йилда Г.Н.Флеров шогирдлари билан $^{242}_{104}\text{Rf}$ ни $^{22}_{10}\text{Ne}$ ионлари билан бомбардимон қилиб олишган (бу элементга АҚШ да «резерфордий» номи берилган). 1970 йилда эса $^{243}_{95}\text{Am}$ га $^{22}_{10}\text{Ne}$ ионларини тахсир қилиб олишган. Рус олимларининг таклифи билан бу элементга «Нильсборий» номи берилган, лекин АҚШ да унга «ганий» номи берилган.

Кимёвий ва биологик жараёнларнинг механизми ўрганишда изотоп индикаторлар ёки «Нишонли атом»лар кенг қўлланилади. Уларнинг қўлланилиши бизни қизиқтирадиган элементнинг изотопларидан бири концентрациясини ўлчаб, унинг кимёвий ўзгаришларидаги йўлини кузатишга асосланган.

Кислороднинг оғир изотопи $^{18}_8\text{O}$, ни қўллаб ўсимликлар томонидан корбонат ангидриднинг ўзлаштирилишини текшириш натижасида жараёни, қуйидагича схема бўйича бериши аниқланди (изотоп $^{18}_8\text{O}$ юлдузчалар билан кўрсатилган)



Шундай қилиб, ўсимликлар томонидан атмосферага чиқариладиган кислород корбонат ангидриддан эмас, балки сувдан олиниши аниқланди.

Л. Полинг тахрифига мувофиқ, *электрманфийлик — молекуладаги атомларнинг ўзига электронларни тартиб туриш қобилиятидир.* (давом этириш к.к)

Савол ва топшириқлар.

1. Атом қандай тузилган?
2. Бор назарияси ва унинг постулатлари
3. Бош квант сон ва орбитал квант сон нимани ифодалайди?
4. Спин квант сон ва магнит квант сон нимани ифодалайди?
5. Паули ва Гунд қоидалари
6. Ҳар бир электрон поғонадаги поғоначалар сонини қандай билса бўлади?
7. Атомдаги қандай электронларга s, p, d, f электронлар дейилади
8. III даврнинг V гуруҳида турган элементларнинг электрон формуласини ёзинг. Бу элементлар қайси оилага киради?
9. Ядро реакциялари одатдаги кимёвий реакциялардан қандай фарқ қилади?

Ураннинг қуйидаги изотопи $^{238}_{92}\text{U}$ иккита α -нури тарқатса, унинг ядро заряди ва массаси қандай ўзгаради?

10. Қуйидаги ядро реакциясида: $^{27}_{13}\text{Al} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{24}_{11}\text{Na} + \dots$ қандай заррача ажралиб чиқади?

11. «Нишонли атом»лардан қандай мақсадларда фойдаланилади?

Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1. Қайси элемент атоми битта электронни осон беради.
А) Натрий В) Алюминий С) Калий D) Кальций E) Рух
2. Фосфид ионининг электрон конфигурацияси қайси инерт газнинг, галоген ва ишқорий металл ионларининг конфигурациясига ўхшаш бўлади.
А) Аргон, фтор, литий В) Неон, фтор, калий
С) Неон, хлор, натрий D) Аргон, хлор, калий
E) Неон, хлор, калий
3. Табiiй хлор 75,4% $\frac{35}{17}\text{Cl}$ изотопдан ва 24,6% $\frac{37}{17}\text{Cl}$ изотопдан таркиб топган. Хлорнинг ўртача атом массасини аниқланг.
А) 36 В) 37,49 С) 35 D) 35,49 E) 36,5

4. Элементларнинг изотопларида қуйидагиларнинг қайсилари бир хил бўлади.
1) Нейтронлар 2) Ядро зарядлари
3) Атомларнинг масса сонлари 4) Электронлар
5) Протонлар
A) 1,4,5 B) 2,4,5 C) 2,3,5 D) 1,3,5 E) 3,4,5
5. Электроманфийлиги ортиши асосида жойлашган қаторни кўрсатинг.
A) C, J, B, Si B) Se, O, Br, Te
C) As, Se, CL, F D) Br, H, Sb, P E) As, CL, Se, F
6. Элемент атом радиусларини ортиши асосида жойлашган қаторни кўрсатинг.
A) O, S, Se, Te B) N, C, O, F C) J, Br, Ce, F
D) Na, Mg, Si, AL E) O, S, Te, Se
7. Аммоний хлорид таркибидаги азотнинг электрон конфигурацияси қуйидагиларнинг қайси бирида келтирилган.
A) $1S^22S^2P^2$ B) $1S^22S^2P^3$ C) $1S^22S^2P^4$
D) $1S^22S^2P^6$ E) $1S^22S^2P^5$
8. $\frac{238}{92}\text{U}$ дан 2 та L ва 3 та β -заррачalar ажралиб чиқса, ҳосил бўладиган янги элементнинг тартиб рақами нечага тенг бўлади.
A) 95 B) 92 C) 94 D) 90 E) 91
9. $\frac{56}{26}\text{Fe}$ изотопи нейтронлар билан нурлантирилганда протонлар ва янги элементнинг изотоплари ҳосил бўлди. Бу қайси элементнинг изотопи эканлигини аниқланг.
A) $\frac{58}{28}\text{Ni}$ B) $\frac{56}{25}\text{Mn}$ C) $\frac{58}{27}\text{Co}$ D) $\frac{58}{27}\text{Fe}$ E) $\frac{59}{26}\text{Fe}$
10. Қуйидаги ядро реакциясида қайси элемент изотопи ҳосил бўлади.
 $\frac{235}{92}\text{U} \rightarrow \Xi + 7\text{L} + 7\beta^+ (\text{позитрон})$
A) $\frac{207}{82}\text{Pb}$ B) $\frac{207}{78}\text{Pb}$ C) $\frac{207}{71}\text{Lu}$ D) $\frac{210}{85}\text{At}$ E) $\frac{195}{78}\text{Pt}$
11. Тартиб номери 27 бўлган элемент атомининг d-қобикчасида неча ток электрон бор.
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
12. Ташқи энергетик поғонаси ... $5S^25p^3$ бўлган элементнинг юқори ва энг паст оксидланиш даражасини аниқланг.
A) +5 ва 0 B) +7 ва -1 C) +2 ва -3 D) +5 ва -3 E) +5 ва -2
13. $\frac{88}{38}\text{Sr}$ изотопи атомининг ядросини неча фоизи нейтронлардан иборат.
A) 43,2 B) 28,4 C) 71,5 D) 50,9 E) 56,8

14. Бир-бирига изобар ёки изотоп бўла олмайдиган элементлар қаторини топинг.

А) $^{39}_{19}\text{K}, ^{40}_{19}\text{K}$ В) $^{40}_{20}\text{Ca}, ^{37}_{17}\text{Cl}$ С) $^1_1\text{H}, ^3_1\text{H}$ D) $^{40}_{19}\text{K}, ^{40}_{18}\text{Ar}$ E) $^{65}_{29}\text{Cu}, ^{65}_{30}\text{Zn}$

15. Оксидланиш даражаси +5 бўлган хлор ионига мос электрон формулани аниқланг.

А) $\dots 3\text{S}^2$ В) $\dots 3\text{S}^1 3\text{P}^2 3\text{d}^1$ С) $\dots 3\text{S}^2 3\text{P}^6$ D) $\dots 3\text{S}^1 4\text{P}^2$ E) $\dots 3\text{S}^2 3\text{P}^6 3\text{d}^1$

3§ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВНИНГ ДАВРИЙ ҚОНУНИ ВА КИМЁВИЙ ЭЛЕМЕНТЛАР ДАВРИЙ ЖАДВАЛИ

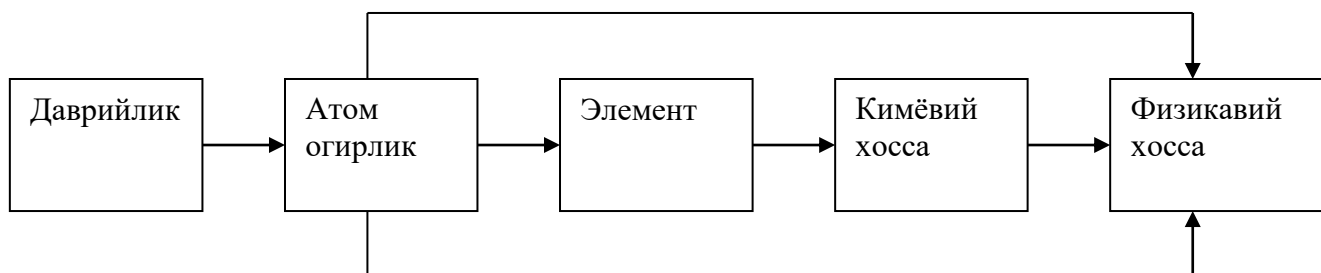
Д.И. Менделеев элементларни илмий асосда синфларга ажратиш устида ишлар экан, улар орасидаги умумий ички боғаниш қонуниятини топишга уринди ва 1869 йилда ўзининг машхур даврий қонунини кашф этди. У кимёвий элементларнинг кўпчилик хоссалари шу элементларнинг атом оғирлигига боғлиқ эканлигини топди. Д.И.Менделеев ўша замонда маълум бўлган барча элементларнинг уларнинг атом оғирликлари ортиб бориши билан элементларнинг хоссалари 7 та, 17 та, 31 та элементдан кейин келадиган элементларда қайтарилишини яхни даврийлик қонунини кўрди.

Д.И.Менделеев ўзи кашф этган даврий қонунни қуйидагича тахрифлайди:

Оддий моддаларнинг хоссалари, шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементларнинг атом оғирликларига даврий равишда боғлиқ бўлади.

Шундай қилиб у элементларнинг массасини асос қилиб олди ва элементларнинг хоссалари, ўхшашликлари атом оғирликлари орасидаги боғланишни очиб берди. Даврий қонун ва даврий система 1927 йилда яратилган квант механикаси асосида ривож топди. Бу давр мобайнида барча элементларнинг атомларида электронларнинг жойланиши аниқланиб, Д.И.Менделеев айтган «даврийликнинг» том маъноси намоён бўлди. Шу туфайли даврий қонунга тахриф бироз ўзгартирилди.

Даврий қонуннинг замонавий тахрифи қуйидаги: Элементлар ва уларнинг бирикмаларининг хоссалари шу элементларнинг ядро зарядларини ортиб боришига даврий равишда боғлиқдир.



Даврий система ва унинг тузилиши.

Даврий системанинг биринчи варианты 1869 йилда Д.И. Менделеев тузган, бу жадвалда 63 та элементлар бўлиб ўхшаш элементлар горизонтал қаторга жойлашган эди. Даврий системанинг

иккинчи варианти 1871 йил эхлон қилинди. Бу вариантда ўзаро ўхшаш элементлар вертикал қаторларга жойлашган. Д.И.Менделеев вертикал қаторга жойлашган ўхшаш элементларни гуруҳ деб, ҳар қайси ишқорий металлдан галогенгача бўлган элементлар қаторини давр деб атади.

Д.И. Менделеев дастлаб таклиф қилган даврий системага кейинчалик бирмунча ўзгаришлар киритилиб, даврий системанинг ҳозирги вариантлари тузилди. У еттита давр ва саккизта гуруҳдан иборат.

Ҳозир даврий жадвалда 114 та элемент бор. I ва II ва III даврларнинг ҳар бири фақат биргина қатордан тузилган бўлиб уларнинг кичик даврлар, IV, V, ва VI даврларнинг ҳар бири икки қатордан тузилган бўлиб, булар катта даврлар ва VII давр тугалланмаган даврлардир. Биринчи даврдан бошқа ҳамма даврлар ишқорий металл билан бошланиб инерт газ билан тугайди.

Иккинчи ва учинчи давр таккосланса, уларнинг хоссаларидаги даврийлик аниқ кўринади.

Даврий системада 57-элемент лантан ва ундан кейин 14 та элемент ўзларининг кимёвий хоссалари билан лантанга ва бир - бирига ўхшайди. Шунинг учун даврий системада бу 15 та элементга фақат битта катак берилган. VII даврда 89- элемент ва 14 та «актиноидларга» ҳам бир ўрин берилган.

II ва III давр элементларини Д.И.Менделеев «тирик элементлар»деб атаган. Тирик элементларга эга гуруҳча асосий гуруҳча номи билан юритилади. Тоқ қаторларнинг элементлари эса қушимча гуруҳча деб аталади.

Д.И.Менделеев даврий системасидаги бирор элементнинг атоми оғирлигини топиш учун уни ўраб турган тўрт қўшни элементларнинг атом оғирликларини бир-бирига қўшиб тўртга бўлиш керак. Масалан: мишьяк, бром, олтингугурт ва теллурнинг атом оғирликларини йиғиндиси тўртга бўлинса селенинг атом оғирлиги келиб чиқади.

Элементнинг ионланиш потенциали.Элементнинг ионланиш потенциали (I) қанчалик кичик бўлса, бу элемент шунчалик кучли металл хоссаларига эга бўлади. Шунинг учун Д. И. Менделеев даврий системасида ҳар қайси даврнинг бошидан охирига ўтган сайин элементларнинг ионланиш энергияси ортиб боради. Масалан, Li нинг ионланиш потенциали 5,392 эВ, Be ники 9,32 эВ, F нинг ионланиш потенциали 17,42 эВ га тенг.

Даврий системанинг ҳар қайси гуруҳида юқоридан пастга тушган сари ионланиш энергиясининг қиймати камайиб боради. Масалан, натрийнинг ионланиш потенциали 5,14 эВ, калийники 4,34 эВ.

Элементнинг электронга мойиллиги. Махлумки, даврий системада ҳар қайси давр ичида чапдан ўнгга ўтган сайин атомнинг ўзига электрон бириктириб олиш хосси оорта боради. Атом ўзига электрон бириктириб олиб, ўша элементнинг манфий ионига айланади. Элемент атоми бир электрон бириктириб олганда ажралиб чиқадиган энергия миқдори айна элементнинг электронга мойиллиги деб аталади. Бу миқдор $\text{кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ ёки

электронвольтлар билан ўлчаниб, E ҳарфи билан белгиланади. Элементнинг электронга мойиллиги қанчалик катта бўлса, унинг металлмаслик хоссалари шунчалик кучли ифодаланган бўлади. Бахзи элементларнинг электронга мойиллиги 1-иловада келтирилган. Жадвалдан кўринадик, агар Be , N ва Ne ни назарга олмасак, элементларнинг электронга мойиллиги II даврда чапдан ўнгга ўтган сари ортиб боради.

Бериллий, азот ва неоннинг электронга мойиллиги манфий қийматга эга. Гуруҳ ичида юқоридан пастга ўтган сайин E нинг қиймати ортади. Бинобарин, E нинг давр ва гуруҳ ичида ўзгариш тартиби тахминан I нинг ўзгариш тартибига мувофиқ келади.

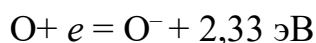
Элементларнинг металлмаслик хоссаларини яққол ифодалаш учун электрманфийлик (ЭМ) тушунчаси киритилган. Айти элементнинг тақрибий электрманфийлиги унинг ионланиш энергияси билан электронга мойиллиги йиғиндисига (ёки унинг ярмига) тенг:

$$ЭМ = E + I \quad \text{ёки} \quad ЭМ = \frac{E + I}{2}$$

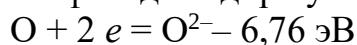
$E + I$ қиймати катта бўлган элемент атоми молекула таркибидаги электронни ўзига тортади ва осонлик билан манфий зарядланган ҳолатга ўтади, бунинг натижасида молекулада иккита кутб пайдо бўлади, бундай вазиятда кутбли боғланиш юзага чиқади. Масалан, фторнинг электрманфийлиги $ЭМ = 17,42 + 3,62 = 21,04$ эВ, литийники эса $ЭМ = 5,39 + 0,54 = 5,93$ эВ га тенг. Улар орасидаги нисбат $21,04 : 5,93 = 4 : 1$ га тенг.

Ne , Be , Ne каби элементларда электронга мойилликнинг манфий қийматли бўлиш сабаби – бу элементлар электрон тузилишида юқори симметрия мавжуд ва уларнинг орбиталлари электронлар билан батамом ёки ярим тўлган бўлади. Ne атомининг $1s^2$ -орбиталига ва Ne атомининг $2s^2 2p^6$ -орбиталига яна электрон келиб қўшила олмайди, чунки бу қобикда қўшимча электрон учун бўш ўрин йўқ, янги келган электрон фақат бу орбиталлардан энергияси юқори бўлган орбиталларга жойлашиши мумкин; бунинг учун эса қўшимча миқдорда энергия талаб этилади. Be атомига келиб қўшиладиган ортиқча электрон фақат Be нинг $2p$ -орбиталига жойлаша олади; бу ҳолат амалга ошиши учун ҳам энергия талаб қилинади. Азот атомида битта s - ва учта p -орбиталдан иборат электрон булут юқори симметрик тузилишга эга. Янги электрон келиб қўшилганида p -қобикча симметрияси бузилади; бунинг учун ҳам қўшимча энергия талаб этилади.

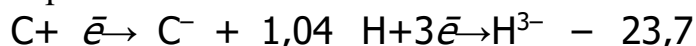
Кислород атомига битта янги электрон келиб қўшилганида экзотермик эффект кузатилади:

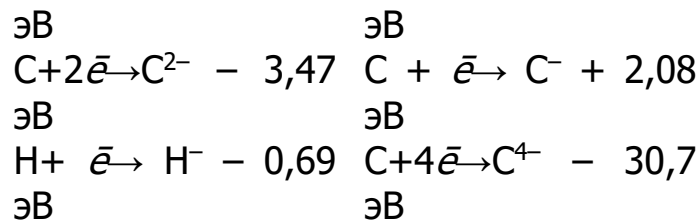


Лекин кислород атомига яна битта (жами бўлиб иккита) электроннинг қўшилиши эндотермик эффект сифатида содир бўлади:



Кўп зарядли манфий ионлар ҳосил бўлиши бошқа элементларда ҳам эндотермик ҳарактерга эга:





Юқорида келтирилган термохимёвий тенгламалардан қуйидаги хулосага келиш мумкин: кислород, олтингугурт, азот, углерод каби элементлар атомларининг кўп зарядли манфий ионларга айланиш жараёни система учун энергетик манфаатга эга эмас; шунинг учун ҳам улар бундай реакцияларга қийин киришади ва одатдаги шароитда оз миқдорда маҳсулот қосил бўлади..

Даврий қонун ва даврий системанинг аҳамияти ва тараққиёти.

Даврий қонун ва даврий система кимё фанининг тараққиётида катта аҳамиятга эга бўлди. У янги илмий кашфиётлар қилишда муҳим ўрин тутди. Атом тузилиш назарияси кашф қилингандан кейин қуйидаги муҳим масалалар ҳал қилинди.

Кимёвий хоссаларнинг даврий ўзгариши.

1. Даврий системанинг гуруҳларга, асосий ва қўшимча гуруҳларга бўлиниши.
2. Ерда кам учрайдиган лантаноидлар қатори борлиги.
3. Кимёвий хоссаларнинг қонуний ўзгариши.
4. Аргон ва калий, кобальт ва никель, теллур ва йодларнинг атом оғирликларининг қийматларига қараб, жадвалга жойлаштиришда қонундан оз бўлсада четланишлик сабаблари аниқланди.

Д.И. Менделеев даврий системаси учун таклиф қилинган вариантлар сони қарийб 260 дан ортиб кетади. Лекин бўлардан энг муҳимлари қуйидагилардан иборат:

Бу жадвалда 8 та гуруҳ бўлиб инерт газлар VIII гуруҳнинг асосий гуруҳчасига киритилган. Атом оғирликлар углерод бирлигида кўрсатилган. Даврий системани бу варианты атом тузилиши ҳақидаги барча маълумотни ўз ичига олади. Даврий қонуннинг энг катта аҳамияти шундан иборатки у табиат ривожланишини энг умумий қонунларини тасдиқдаб берди. Д.И.Менделеевнинг даврий қонуни ва даврий системаси ҳақидаги ғоялари икки йўналишда ривожланади; бўлардан бири элементларни даврий системани янги-янги нусхалардан яратишдан иборат бўлди.

Элементларнинг янги ўрганилган даврий хоссалари қаторига-уларнинг атом, радиуслари, ионланиш потенциаллари, электрон манфийликлари каби хоссалари қўшилди, ундан ташқари рус олими Е.Б.Бирон 1915 йилда Д.И. Менделеевнинг ҳар қайси гуруҳчасидан асосий даврийликдан ташқари яна иккиламчи даврийлик мавжудлигини кашф этди. Элементларни хоссалари ҳар қайси гуруҳчада бир текисда ўзгармасдан, балки гуруҳчада ҳам ўзига хос даврийлик бордир. Масалан: галогенларнинг кислородлик бирикмаларининг барқарорлиги фтордан хлорга утган сари кучаяди, лекин хлордан бромга утганда сусаяди: бромдан йодга ўтиши билан яна кучаяди.

Д.И.Менделеев даврий қонунни кашф этишда элементларнинг атом оғирлик қийматларига, физикавий ва кимёвий хоссаларига эҳтибор берди. У барча элементлар бўй сунадиган даврий қонунни тўлиқ намоён қилди, ва бахзи элементлар масалан: бериллий, лантан, индий, титан, ванадий, эрбий, церий, уран, торийнинг ўша вақтда қабул қилинган атом оғирликлари бир ярим - икки марта ўзгариши бахзи элементларнинг (кобальт, теллур, аргоннинг) жойлашиш тартибини ўзгартириш лозимлигини ва ниҳоят 11 та элементнинг (франций, радий, актиний, скандий, галлий, германий, протактиний, полоний, технеций, рений, аstat) кашф қилиниши кераклигини олдиндан айтиб берди. Улардан учта элемент эка- бор, эка-алюминий ва эка-силицининг барча кимёвий ва физикавий хоссаларини батафсил баён қилди. 15 йил ичида бу уч элемент кашф қилиниб, Д.И. Менделеевнинг башорати тасдиқланди. Юқоридаги учта элементга галлий (эка-алюминийга), скандий (эка-борга) ва германий (эка-силицийга) номлари берилди. Д.И. Менделеев ҳар қайси элементнинг тартиб номери ниҳоятда катта аҳамиятга эга эканлигини кўрсатди.

VIII гуруҳни асосий гуруҳчаси инерт газлар қўшимча гуруҳчаси 9 та металл (темир, кобальт, никель, рутений, родий, палладий, осмий иридий, платина) ҳар қайси гуруҳ номери уша гуруҳга кирувчи элементларни кислородга нисбатан максимал валентлигини кўрсатади. Лекин мис гуруҳчасида ва VIII, VII гуруҳ элементларида бу қоидадан четга чиқиш ҳоллари руй беради. Чунончи: мис бир ва икки валентли бўлади, олтинни валентлиги учга етади; VIII гуруҳнинг қўшимча гуруҳча элементларидан фақат осмий ва иридий 8 валентлик бўлади; VII гуруҳ элементи фтор фақат бир валентли бўла олади; бошқа галлогенларнинг кислородга нисбатан етти (йодда, хлорда), беш(бромда) бўлиши мумкин. Асосий гуруҳча элементлари водородга нисбатан ҳам валентлик намоён қилади. IV, V, VI, ва VII гуруҳ элементлари газсимон (ёки учувчан) гидридлар ҳосил қилади. Элементларни водородга нисбатан валентлиги IV гуруҳдан еттинчи гуруҳга утган сайин 4 дан 1 га қадар пасаяди, уларнинг кислородга нисбатан валентлиги эса 4 дан 7 га қадар ортади. Ҳар қайси гуруҳда металлмаснинг кислородга нисбатан валентлиги йигиндиси 8 га тенгдир. Масалан: VI гуруҳ элементи селенинг кислородга нисбатан валентлиги 6 водородга нисбатан валентлиги икки; уларнинг йигиндиси 8 дир.

Ҳар бир гуруҳ ичида атом оғирлик ортиши билан элементларнинг металл хоссалари кучайиб боради. Бу ҳодиса айниқса асосий гуруҳча элементларида яққол намаён бўлади. Франций ва цезий элементлари энг актив металллар ҳисобланади, фтор эса энг актив металлмасдир.

Хулоса: Хулоса қилиб шуни айтиш лозимки

Д.И. Менделеевнинг даврий системасини тузган вақтида кўпгина атом массалари нотўғри эди. Д.И.Менделеев даврий қонун асосида ўзгартиришлар киритди ва уларни тузатди. Д.И. Менделеев ўзи кашф этган даврий қонунни қуйидагича таҳрифлайди: оддий моддаларни

(элементларни) хоссалари шунингдек элементлар бирикмаларининг шакл ва хоссалари элементларни атом оғирликларига даврий равишда боғлиқ бўлади деб тахрифлаган. 32 – номерли элементнинг хоссалари, бирикмаларнинг шакл ва хосаларини Д.И. Менделеев 1871 йилда олдиндан айтиб берган эди. 1886 йилда эса немис олими Винклер бу элементни топди ва уни ўз ватани шарафига германий деб атади. Даврий система тузилишига қадар кимёда тартибсизлик ҳукм сураб эди. Даврий система кимёда мунтазам тартиб ўрнатилишига имкон берди. Элементлар уларнинг бирикмалари физикавий, кимёвий хоссларига шаклларига қараб даврий система асосида бетартиб ўрнатиладиган бўлди.

Даврий қонун XX асрда киме соҳасида қилинган барча буюк кашфиётлар учун биринчи манба бўлиб ҳисобланади, десак ҳам бу қонуннинг аҳамиятини бўрттириб юрмаган бўламиз. Бу қонун кимё билан боғлиқ бўлган барча табиёт фанларининг ривожланишида жуда ҳам катта ва муҳим роль ўйнайди.

Савол ва топшириқлар.

1. Даврий қонуннинг ҳозирги замон тахрифини айтинг?
2. Даврий системада элементларнинг гуруҳ ва гуруҳчаларга бўлинишини айтиб беринг?
3. Д.И. Менделеев ҳали маълум бўлмаган элементларнинг хоссаларини нималарга асосланиб олдиндан айтиб берган?
4. Элементнинг даврий системада тутган ўрнига қараб ундаги валент электронлар сонини қандай аниқласа бўлади?
5. Даврий жадвалда s,p,d,f, элементлар қандай жойлашган нечта с элемент нечта p элемент нечта d элемент борлигини ҳисоблаб чикинг?
6. Тартиб номери 51 га тенг элементнинг кимёвий хоссаларини айтиб беринг?
7. Азотнинг даврий системада жойлашган ўрнига қараб қуйидаги саволларга жавоб беринг?
 - а) азот атомида нечта электрон бор?
 - б) кимёвий реакцияларда азот атоми ҳоли билан нечта электрон бериши ёки бириктириб олиш мумкин?
8. Даврдаги элементларнинг атом массалари ортиб бориши билан қандай ўзгариш бўлади?
9. Даврларда элементлар тартиб номерининг ортиб бориши билан элементларнинг электроманфийлиги қандай ўзгаради?

Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1.Д.И.Менделеевнинг даврий системасида элементлар атомларининг радиуси ва ионланиш потенциали юқоридан пастга тушиш тартибида қандай ўзгаради.

- А) Радиус камаяди, ионланиш потенциали ортади.
- В) Иккала хусусият камайиб боради.
- С) Иккала хусусият ортиб боради.

- D) Радиус ортиб боради, ионланиш потенциали камаяди.
E) Радиус ортиб боради, ионланиш потенциали ўзгармайди.

2.Д.И.Менделеев олдиндан айтиб берган ва III группда жойлашган элемент таркибда 25,6% кислород бор оксид ҳосил қилади. Бу қайси элемент.

- A) Скандий B) Галлий C) Германий D) Индий E) Алюминий

3.Д.И.Менделеев ўша вақтда хали кашф этилмаган элементлар борлигини олдиндан айтиб берган. Бу қайси элементлар эди.

- A) Галлий, Скандий, Иттрий B) Скандий, Германий, Қалай
C) Галлий, Скандий, Германий D) Германий, Галлий, Ванадий
E) Галлий, Германий, Мишряк.

4.Даврий системанинг VI группа элементлари учун қайси заррачалар сони бир хил бўлади.

- A) Протонлар сони B) Нейтронлар сони
C) Умумий электронлар сони D) протон ва нейтронлар сони
E) Валент қобилиятидаги электронлар сони.

5.Қуйидаги элементларнинг қайси бири ўз бирикмаларида намоён қиладиган валентлиги унинг жойлашган группа номеридан катта бўлади.

- A) Мис B) Рух C) Углерод D) Фосфор E) Кислород

6.VI группа бош группчасининг элементлари водород билан ҳосил қилган бирикмаларидан қайси бири энг барқарор ва энг беқарор бўлган бирикмани аниқланг.

- A) H_2S , H_2O B) H_2O , $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5$ C) $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5$, H_2O D) H_2Se , H_2S
E) H_2Te , H_2O

2) $\overset{1}{\text{C}}\text{H}_3 - \overset{2}{\text{C}}\text{H} = \overset{3}{\text{C}}\text{H} - \overset{4}{\text{C}}\text{H}_2 - \overset{5}{\text{C}}\text{H}_3$ – пентен – 2

7.Даврдаги элементларнинг атом массалари ортиб бориши билан қандай ўзгариш содир бўлади.

- A) Металмаслик хоссалари камаяди.
B) Амфотерлик хоссалари камаяди.
C) Металлик хоссаси ортади
D) Металмаслик хоссалари ортади
E) Амфотерлик хоссалари ортади.

8.Электрон конфигурацияси $\dots 3d^{10}4s^1$ бўлган элемент қайси давр, қатор ва гуруҳда жойлашган.

- A) V давр, 5 қатор, I гуруҳ B) III давр, 4 қатор, I гуруҳ
C) IV давр, 5 қатор, I гуруҳ D) VI давр, 5 қатор, II гуруҳ

Е) IV давр, 5 қатор, II гуруҳ.

9. Қайси элементлар даврий системанинг II ва VI гуруҳида жойлашган.

- | | | |
|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| 1) ...3S ¹ | 2) ...2S ² | 3) ...2P ⁴ |
| 4) ...2P ⁶ | 5) ...4P ⁶ | 6) ...3P ⁴ |
| A) 2,3,6 | B) 2,3,5 | C) 3,4,5 |
| D) 1,3,6 | E) 2,3,4 | |

10. Даврий системанинг 2-давридаги 8 та элементнинг нечтаси Р-элемент ҳисобланади.

- A) 5 B) 6 C) 4 D) 2 E) 7

4§ КИМЁВИЙ БОҒЛАНИШ . МОДДАЛАР ТУЗИЛИШИ

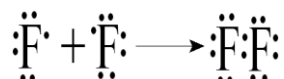
Ковалент боғланиш. Ион боғланиш назарияси асосида фақат ишқорий металл галогенидларининг ва шулар типдаги моддаларнинг тузилишини тушунтириш мумкин бўлди. Лекин Н₂, О₂, Н₂, Cl₂ каби оддий моддаларнинг, кўпчилик анорганик ва органик моддаларнинг тузилишини изоҳлаш учун ковалент боғланиш назарияси (Льюис, 1916) дан фойдаланилади.

Ковалент боғланиш назарияси асосини «сиртқи қавати саккиз (ёки икки) электрондан иборат атом барқарор» деган тушунча ташкил этади. Бу боғланишда барқарор конфигурация икки атом орасида бир ёки бир неча умумий электрон жуфтлар ҳосил бўлишидан келиб чиқади. Электрон жуфтлар ҳосил бўлишида иккала атом ҳам иштирок этади. Шунинг учун ҳар бир атом умумий жуфт учун ўзидан албатта электрон беради. Ковалент боғланиш ҳосил бўлишини бир неча моддаларда кузатиш мумкин. Ҳар бирида биттадан электрон бўлган икки водород атоми ўзаро яқинлашганда водород молекуласини (Н₂) ҳосил қилади. Бу жараён қуйидагича ифода қилинади:



Ҳар қайси атомнинг умумий жуфт учун берадиган электрони схемада нуқта билан тасвирланган. Водород молекуласида бир жуфт электрон икки ядро орасида жойлашиши натижасида барқарор конфигурация ҳосил бўлишга олиб келади.

Фтор атомида октет, яхни саккиз электронли қават ҳосил бўлиши учун бир электрон етишмайди. Фторнинг бир атоми унинг иккинчи атоми билан бирикканида ковалент боғланиш ҳосил бўлишини қуйидагича тасвирлаш мумкин:



Азот атомида октет ҳосил бўлиши учун уч электрон етишмайди. Икки атом азотдан азот молекуласининг ҳосил бўлишини қуйидагича ёзиш мумкин: $:N \cdot + \cdot N: \rightarrow :N :: N:$ Лэнгмюр бирикувчи атомлар орасида ҳосил бўладиган электрон жуфтларнинг сони шу элемент валентлигига тенг, деб



қабул қилди. Масалан, $\begin{array}{c} H \\ | \\ H : N : H \end{array}$ молекуласида азот уч валентли, водород бир валентли, яхни NH₃ нинг ҳосил бўлишида азотнинг учта электрони иштирок

этади, лекин бир жуфти иштирок этмайди. Ана шундай боғланишда иштирок этмай қоладиган электронлар жуфти – ядролар оралиғида тақсимланмаган жуфт электронлар деб аталади. Бундай электрон жуфтлар кўпинча эркин электрон жуфти деб ҳам аталади.

Льюис ва Лэнгмюрнинг ковалент боғланиш ҳақидаги электрон назарияси мураккаб бўлмаган моддалардаги кимёвий боғланишни изоҳлаб берди; лекин мураккаб моддалардаги (айниқса комплекс бирикмалардаги) кимёвий боғланиш табиатини тушунтира олмади. Нима сабабдан электрон октети ёки дублетигина барқарор? Нима учун ковалент боғланиш электрон жуфтлар ҳисобига ҳосил бўлади, деган саволларга тўлиқ жавоб бера олмади; бундан ташқари, Льюис-Лэнгмюр назарияси статик назария бўлиб, у электрон ва ядроларнинг ҳаракатдаги ҳолатини ҳисобга олмаган эди.

Фақат квант механика асосида кимёвий боғланишнинг изчил назариялари яратиди. Ҳозирги вақтда квант механикада кимёвий боғланишни тушунтириш учун икки услубдан фойдаланилади. Улардан бири *валент боғланиш (ВБ) методи* иккинчиси – *молекуляр орбиталлар (МО)* методидир.

Ковалент боғланиш энергияси. Ўзаро бирикувчи атомларнинг электрон булути бир-бирини қанчалик кўп қопласа кимёвий боғланиш шунчалик мустаҳкам бўлиб, бундай боғланишни узиш учун шунчалик кўп энергия талаб қилинади, бошқача қилиб айт-ганда «боғланиш энергияси» шунчалик катта бўлади.

Молекуладаги айни боғланишни батамом узиб, ҳосил бўлган таркибий қисмларни бир-бирига ҳеч тахсир этмайдиган ҳолатга келтириш учун зарур бўлган энергия миқдори боғланиш энергияси дейилади.

Кимёвий боғланиш энергиясининг миқдори эВ ёки $\text{кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ билан ифодаланади. Боғланиш энергиясининг сон қиймати ўзаро бирикувчи атомларнинг электрон булути шаклига, молекуладаги ядролараро масофага ва бошқа факторларга боғлиқ. Масалан, H_2 молекуласидаги боғланиш энергияси $434,8 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$, O_2 молекуласида $498 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$. Метаннинг бир мол миқдорини парчалаш учун $1661,6 \text{ кЖ}$ керак. Демак, метандаги ҳар қайси C-H боғланишнинг ўртача энергияси $1661,6/4=415,4 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ га тенг.

Ковалент боғланишнинг хоссалари.

Ковалент боғланиш тўйинувчанлик, йўналувчанлик, карралилик, кутбланувчанлик каби хоссаларга эга. Водород молекуласи H_2 га яна битта водород атоми H нинг келиб қўшилиши ва H_3 молекуласининг ҳосил бўлиши мумкин эмас. Квант-механик ҳисоблашлар ҳам бу хулосани тасдиқлайди. Шунингдек, CH_4 га яна битта H келиб қўшилиб, CH_5 ни ҳосил қила олмайди. Бу ҳодиса ковалент боғланишнинг тўйинувчанлигини намоён қилади.

Атомлар орасида ковалент боғланиш ҳосил бўлганида бир атомдаги электрон булут иккинчи атомдаги электрон булутни қоплайди.

Бир атомнинг электрони иккинчи атомнинг s-электрони билан боғ ҳосил қилганда ҳеч қандай йўналувчан валентлик намоён бўлмайди, чунки, масалан, бир водород атоми иккинчи водород атомига қайси томондан яқинлашмасин, барибир, улар орасида кимёвий боғланиш ҳосил бўлаверади.

p-электронлар учун ҳамма йўналишлар бир хил қийматга эга эмас: кимёвий боғланиш p-электрон булутининг махлум йўналиш томонида ҳосил бўлади. Иккита p-электрон «гентеллари» ўртасидаги бурчак 90° бўлиши керак. Демак, назарий жиҳатдан қараганда H_2O , H_2 , Cl_2O , NH_3 , PCl_3 ва ҳоказо бирикмаларда валентликлар орасидаги бурчак 90° ли бўлиши керак эди. Ҳақиқатда эса бу бурчаклар 90° дан ортиқ. Бунинг сабаби шундаки, масалан, сув молекуласидаги кислород атомида sp^3 -гибридланиш ҳосил бўлади.

1. Льюис фикрига кўра ковалент боғланиш икки атом орасида электрон жуфтлар борлиги учун ҳосил бўлади. Лекин, кейинроқ махлум бўлдики, иккала атом ядроси ана шу электрон жуфтга электростатик тортилиши туфайлигина бир-бирига яқин ҳолатда туради, натижада кимёвий боғланиш келиб чиқади.

2. Атомнинг ядроси ва электронлар билан тўлган ички электрон қобиклари атомнинг сферик ўзаги бўлиб, улар кимёвий боғ ҳосил бўлишида иштирок этмайди деб қаралади.

3. Атомнинг валент қобиғида ярми (ёки яримдан кўп) электронлар билан тўлган орбиталлар мавжуд бўлса, бу атом валент қобиғи тўлгунча шу қобикқа қўшимча электронлар бириктириб олиши мумкин.

Масалан, кислород атоми O да ($1s^2 2s^2 2p^4$) p-қобикча тўлмаганлиги учун бу атом ўзига иккита электронни бириктириб олиб O^{2-} га айланиши мумкин.

Октет қондаси фақат азот, углерод, кислород ва фтор учун истисносиз қўлланилади. Масалан, фосфор ва олтингугурт каби элементлар, яхни ўзининг ташқи қобиғида кўпи билан 18 та электрон тута оладиган атомлар одатда 10 та ва 12 та электронли қобик ҳосил қила олади.

ҚУТБСИЗ ВА ҚУТБЛИ КОВАЛЕНТ БОҒЛАНИШ.

Агар икки атомли молекула бир элемент атомларидан тузилган бўлса (м-н молекулалари), умумий электрон жуфтлари томонидан ҳосил килинувчи ва ковалент боғланишни вужудга келтирувчи ҳар бир электрон булут фазода иккала атом ядроларига нисбатан симметрик тақсимланади. Бундай ҳолларда ковалент боғланиш қутбсиз ёки гомеполяр боғланиш деб аталади.

Агар икки атомли молекула ҳар хил элемент атомларидан ташкил бўлган бўлса, умумий электрон булут атомларидан бири томон силжиган бўлиб, заряднинг тақсимланишида асимметрия вужудга келади. Бундай ҳоллардаги ковалент боғланиш қутбли ёки гетерополяр боғланиш деб аталади.

Айни элемент атомининг умумий электрон жуфтини ўзига тортиш хусусияти тўғрисида баҳо бериш учун нисбий электрон манфийлик қийматидан фойдаланилади. Атомнинг электроманфийлиги қанчалик катта бўлса умумий электрон жуфтини ўзига шунчалик кучлироқ тартади. Бошқача айтганда, икки ҳар хил элемент атомлари орасида ковалент боғланиш ҳосил бўлишида умумий электрон булут нисбатан электрон манфийлик атом томон силжийди ва бу силжиш ўзаро тахсир этувчи атомларининг электрон манфийлиги бир – биридан қанча кўп фарқ қилса, шунча даражада кўп бўлади.

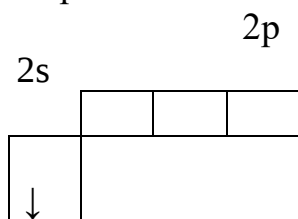
Бахзи элемент атомларининг нисбий электроманфийлиги қийматлари 1-иловада келтирилган.

Кутбли ковалент боғланишда умумий электрон булутининг силжиши шунга олиб келади, электроманфийлиги каттарок бўлган атом яқснида манфий электрон зарядининг ўртача зичлиги оширок бўлиб, электроманфийлиги кичик бўлган атом яқинида камрок бўлиб қолади. Натижада биринчи атом ортик манфий зарядга, иккинчи атом эса ошикча мусбат (атом) зарядга эга бўлиб қолади. Бу зарядларнинг атомнинг молекуладаги эффектив заряди деб ҳам аташ қабул қилинган.

Чунончи водород хлорид молекуласида умумий электрон жуфти электроманфийрок бўлган хлор атоми томон силжиган бўлиб, бу хлор атомида эффектив манфий заряд вужудга келишига олиб келади, водород атомида эса абсолют қиймати жиҳатдан тенг бўлган эффектив мусбат заряди пайдо бўлади. Демак, HCl молекуласи кутбли молекула ҳисобланади. Бу молекулани бир-бирини махлум масофада жойлашган икки абсолют қиймати жиҳатдан тенг, лекин қарама-қарши ишорали зарядлардан иборат система деб қараш мумкин. Бундай системалар электрик диполлар деб аталади. Диполнинг зарядлар йиғиндиси «0» га тенг бўлса ҳам уни ўраб турган фазода электр майдони ҳосил бўлади.

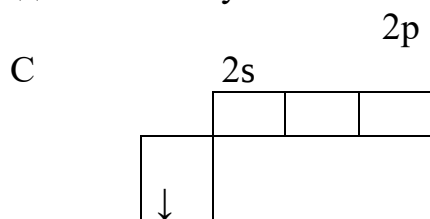
КОВАЛЕНТ БОҒЛАНИШНИНГ ҲОСИЛ БЎЛИШ ЙЎЛЛАРИ.

Юқорида кўрсатилганидек ковалент боғланишни вужудга келтирувчи умумий электрон жуфти қўзғалмаган ҳолатда бўлган атомлардаги жуфтлашмаган электронлар ҳисобига ҳосил бўлади. Бу масалан (H_2 , HJ, Cl_2) каби молекулалар ҳосил бўлишида кузатилади. Бу ерда ҳар бир атом битта жуфтлашмаган электронга эга. Шундай икки атомни ўзаро тахсири туфайли умумий электрон жуфти ҳосил бўлади- ковалент боғланиш вужудга келади. Қўзғалмаган азот атомида учта жуфтлашмаган электрон бор:

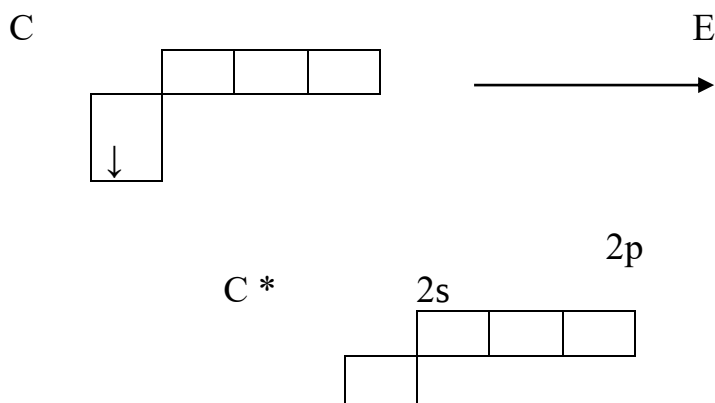


Шу сабабли азот атоми жуфтлашмаган электронлар ҳисобига учта ковалент боғ ҳосили қилишда иштирок этиши мумкин.

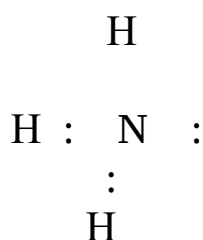
Лекин ковалент боғлар сони қўзғалмаган атомдан бўлган жуфтлашмаган электронлар сонидан ҳолрок бўлиши мумкин. Чунончи, нормал ҳолатдаги углерод атомининг ташқи электрон қавати қуйидаги схема билан ифодаланиши мумкин.



Ўзидаги жуфтлашмаган электронлар ҳисобига углерод атоми 2та ковалент ҳосил қилиши мумкин. Шу билан биргаликда углеродга шундай бирикмалар ҳосил, уларда углерод атоми бошқа атомлар билан туртта ковалент боғ орқали бириккан бўлади. Қандайдир энергия сарф қилинганда атомдаги 2 s – поғоначалар электронлардан бири 2p-поғоначага ўтиши мумкин: натижада атом қўзғалган ҳолатга ўтиб, жуфтлашмаган электронлар сони ошади.

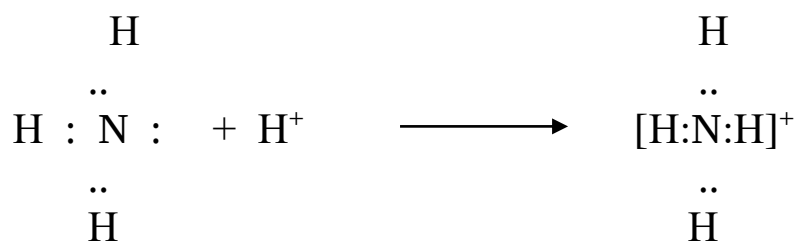


Углерод атомининг ташқи электрон қаватида энди 4 та жуфтлашмаган электрон жойлашган бўлади. Шу сабабли қўзғалган углерод атоми 4 та ковалент боғ ҳосил бўлишида иштирок этиши мумкин. Ковалент боғ ҳосил бўлиш йўлларида иккинчи донор-акцептор боғланишдир. Кўпгина ҳолларда ковалент боғлар атомининг ташқи электрон вақтида бўлган жуфтлашган электронлар ҳисобига вужудга келади. Масалан: аммиак молекуласининг электрон тузилишини кўриб чиқайлик:



Азот атомининг бешта электрондан учтаси 3 та ковалент боғ ҳосил қилиб, улар ҳам азот атоми учун ҳам водород атомлари учун умумий ҳисобланади. Лекин иккита электрон фақат азот атомига тегишли ва тақсимланмаган электрон жуфтини ташкил этади. Шундай электрон жуфтлар ҳам ташқи электрон қаватида бўш орбитали бўлган бошқа атомлар билан ковалент боғ ҳосил қилишда иштирок этиши мумкин. Бўш s-орбитал, масалан, водород иони H^+ да бор.

Шу сабабли NH_3 молекуласининг водород ионлари билан ўзаро тахсири натижасида улар орасида ковалент боғ вужудга келади: азот атомларининг тақсимланмаган электрон жуфти иккала атом учун умумий бўлиб қолади ва натижада аммоний иони NH_4^+ ҳосил бўлади.



Бу ердаги ковалент боғ илгари бир атомга (электр жуфтининг донорига) тегишли бўлган электрон жуфти ва бошқа атомнинг (электрон жуфти акцепторининг) бўш орбитали ҳисобига вужудга келади. Ковалент боғланиш ҳосил бўлишининг бундай йўли донор- акцептори ковалент боғланиш деб аталади.

Тажриба йўли билан аммоний иондаги тўрттала N-H боғлар ҳамма нисбатларда тенг қийматли эканлиги аниқланади. Бундан шундай хулоса келиб чиқадиган донор-акцепторли йўли билан ҳосил қилинган боғланиш ўз хоссалари жиҳатидан ўзаро тахсир этувчи атомларнинг жуфтлашмаган электронлари ҳисобига вужудга келадиган ковалент боғдан фарқ қилмайди.

Донор-акцептор боғланиш икки хил молекула орасидаги ҳам юзага чиқиши мумкин. Масалан, аммиак билан бор фторид орасида донор – акцепторли боғланиш ҳосил бўлиши куйидаги тенглама билан ифодалаш мумкин. $\text{H}_3\text{N} : \text{BF}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{N} : \text{BF}_3$ бу ерда электрон жуфт донори бўлиб, BF_3 бу электрон жуфти учун акцептордир.

Ион боғланиш. Ион боғланиш электростатик назария асосида тушунтирилади. Бу назарияга мувофиқ атомнинг электрон бериши ёки электрон бириктириб олиши натижасида ҳосил бўладиган қарама-қарши зарядли ионлар электростатик кучлар воситасида ўзаро тортишиб уларнинг ташқи қаватида 8 та (октет) ёки 2 та (дублет) электрони бўлган барқарор система ҳосил бўлади. Ион боғланишли моддалар кристалл ҳолатда учрайди, шунингдек, сувли эритмаларда ион боғланишли молекулалар ўрнига уларни ташкил этувчи ионлар бўлади.

Ион боғланиш ионлараро ўзаро тахсир натижасида ҳосил бўлади. Ҳар қайси ионни зарядланган шар деб қараш мумкин: шунинг учун ионнинг куч майдони фазода ҳамма йўналишлар бўйича текис тарқалади, яхни ион ўзига қарама-қарши зарядли бошқа ионни ҳар қандай йўналишда бир текисда торта олади. Демак, ион боғланиш йўналувчанлик хоссасини намоён қилмайдн. Бундан ташқари, манфий ва мусбат ион ўзаро бириккан бўлса ҳам манфий ион бошқа мусбат ионларни тортиш хоссасини йўқотмайди. Масалан, +1 зарядли мусбат ион ҳам ёнида битта манфий ион бўлишига қарамай, яна бошқа манфий ионларни ўзига тортаверади. Демак, ион боғланиш тўйинувчанлик хусусиятига эга эмас.

Ион боғланиш йўналувчанлик ва тўйинувчанлик хоссаларига эга бўлмаганидан, ҳар қайси ион атрофида максимал миқдорда унга тескари зарядли ионлар бўлади. Ионларнинг максимал миқдори катион ва анионлар радиусининг бир-бирига нисбатан катта-кичиклигига боғлиқ. Масалан, Na^+

атрофида энг кўпи билан 6 та хлор, Cs^+ атрофида эса 8 та Cl иони жойлаша олади.

Ион боғланиш йўналувчанлик ва тўйинувчанлик хоссаларини намоён қилмаслиги туфайли, битта мусбат ва битта манфий иондан иборат ион боғланишли молекулалар одатдаги шароитда якка-якка мавжуд бўла олмайди, улар бирлашиб жуда кўп ионлардан таркиб топган гигант молекула – кристаллни ҳосил қилади.

Водород боғланиш. Молекулалараро ўзаро таъсир.

Юқорида кўриб ўтилган ион, ковалент, металл, донор-акцептор каби боғланишлар кимёвий боғланишнинг асосий тури ҳисобланади. Атом ва молекулалар орасида бу хил боғланишлардан ташқари яна иккинчи даражали боғланиш хили — водород боғланиш ҳамда молекулалараро тортишиш кучлари (Вандер–Вальс кучлари) ҳам мавжуд. Ориентацион, дисперсион ва индукцион кучлар ҳам шулар жумласига киради. Д. И. Менделеев даврий системасидаги V, VI ва VII гуруҳ металлмасларнинг водородли бирикма (гидрид)ларининг қайнаш ҳароратсини ўрганиш натижасида назария билан тажриба орасида номувофиқлик топилди. Чунинчи HF , H_2O ва NH_3 нинг қайнаш ҳароратси кутилгандан юқоғироқ бўлиб чиқди. H_2O нинг қайнаш ҳароратси H_2S нинг қайнаш ҳароратсидан пастроқ бўлиши керак эди, чунки моддаларнинг қайнаш ҳароратси уларнинг молекуляр массасига пропорционаллиги жуда кўп ҳолларда кузатилади. Шунингдек, HF нинг қайнаш ҳароратси HCl никидан, NH_3 ники эса PH_3 никидан паст бўлиши лозим эди. Лекин тажриба бунинг тескарисини кўрсатди. Бунинг сабабини водород боғланиш назарияси билаи изоҳлаш мумкин. Чунки водород боғланиш борлиги туфайли HF , H_2O , NH_3 моддаларининг молекулалари ўзаро тортишиб йириклашган, яхни $(\text{HF})_n$, $(\text{H}_2\text{O})_n$, $(\text{NH}_3)_n$ ҳолатида бўлади. Шунга кўра водород фторид, сув ва аммиакнинг қайнаш ҳароратси юқоридир.

Водород боғланишнинг асосий моҳияти шундан иборатки, бирор модда молекуласида фтор, кислород, азот каби электрманфий элементларнинг атомлари билан бириккан бир валентли водород атоми яна бошқа фтор, кислород ва азот атомлари билан кучсиз боғланиш хусусиятига эга. Буни қуйидаги мисоллардан осон тушуниш мумкин. Масалан, HF да H атоми электрони фтор атоми томон силжигани туфайли у шартли равишда мусбат зарядга эга бўлиб қолади, яхни водород иони ҳосил бўлади дейиш мумкин.

Бошқа фтор ёки кислород атомининг жуфт электронлари водород ионини ўзига тортади, натижада водород атоми икки томондан боғланиб қолади:

$\text{H}-\text{F}\dots\text{H}-\text{F}$, умуман $(\text{HF})_n$; бу ерда $n=2, 3, 4, 5, 6$ бўлиши мумкин. Демак, *электрманфийлиги катта бўлган элемент атоми билан бошқа молекуладаги водород атоми орасида вужудга келадиган иккинчи даражали кимёвий боғланиш водород боғланиш деб юритилади.* Лекин бу боғланишнинг энергияси унчалик катта эмас. У $8\text{--}42 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ ни ташкил қилади. Молекулалараро тортишиш кучларининг мустаҳкамлилиги эса $0,1\text{--}8,4 \text{ кЖ}\cdot\text{моль}^{-1}$ атрофида бўлади.

Молекулалараро Ван-дер-Ваальс кучлари. Заррачалар радиусларидан каттароқ масофаларда нейтрал атомлар, ионлар ёки молекулалараро тахсир этадиган жуда заиф ўзаро тортишув кучлари *Ван-дер-Ваальс кучлари* ёки *заррачалараро кучлар* деб аталади. *Айни модда молекулалари* (ионлари ёки атомлари) орасида ўзаро *тортишиши* кучларининг намоён бўлиши – когезия, *турли хил моддаларнинг молекулалари орасидаги тортишиши кучларининг намоён бўлиши эса* – адгезия *деб аталади*. Ван-дер-Ваальс кучлари уч хил кўринишда бўлади: 1) *ориентацион*, 2) *индукцион* ва 3) *дисперсион* кучлар. Уларнинг умумий энергияси уч ҳолат энергиялари йиғиндисига тенг:

$$U_{\text{ум}} = U_{\text{ор}} + U_{\text{инд}} + U_{\text{дисп}}$$

Ориентацион куч фақат қутбли заррачалар орасида бўлади. Қутбли молекулалар ўзаро яқинлашганида уларнинг бир хил ишорали қутблари бир-биридан қочади, қарама-қарши ишорали қутблар эса бир-бирига тортилади. Натижада бундай молекулалар фазода маълум тартибда жойлашади. Ориентацион куч энергияси айни модданинг қутбланувчанлигига ва молекулалараро масофага тескари пропорционал бўлиб, ҳарорат кўтарилганида ориентацион куч камаяди, ҳароратнинг кўтарилиши заррачаларнинг тартибсиз ҳаракатини кучайтириб, қутбли заррачаларнинг ўзаро батартиб йўналган ҳолатини ўзгартириб юборади. Кеезом оддий ориентацион куч энергиясини ҳисоблаш учун қуйидаги формулани таклиф қилди:

$$U_{\text{ор}} = -\frac{2\mu^4 N}{3RT r^6} = \frac{A}{r^6}$$

бу ерда: μ – диполь момент. $U_{\text{ор}}$ – ориентацион тахсир энергияси, r – диполларнинг марказлараро масофаси, N – Авогадро сони, R – универсал газ доимийси, T – абсолют ҳарорат.

Ориентацион тахсир энергияси катта диполь моментли моддалар (масалан, сув, аммиак) орасида кучли намоён бўлиб, бахзи модда (масалан, углерод (II-оксид)) орасида (чунки унинг диполь моменти кичик) кучсиздир.

Индукцион кучлар қутбли ва қутбсиз заррачалар орасида вужудга келади. Қутбсиз молекула яқинига қутбли молекула келганида қутбсиз заррача қутбланади. Унинг қутбли заррачага яқин қисмида қарама-қарши ишорали, узоқ қисмида эса бир хил ишорали зарядлар ҳосил бўлади. Натижада қутбсиз молекула индукцион диполга эга бўлган заррачага айланади. Иккита қутбли молекула орасида ҳам индукцион тахсир вужудга келиши мумкин, чунки улар бир-бирига яқинлашганда ўзаро индукцияланиш туфайли уларнинг қутблилиги ортади. Қутблилиги ўзаро тенг бўлган икки заррача орасида вужудга келадиган индукцион тахсир энергияси Дебай таклиф этган қуйидаги формула билан ҳисобланади:

$$U_{\text{инд}} = -\frac{2\mu^2 \alpha}{r^6} = -\frac{B}{r^6}$$

бу ерда: α – молекула электрон қобиғининг қутбланувчанлиги (деформацияланувчилиги), r – масофа, μ – диполь моменти; $U_{\text{инд}}$ – индукцион тахсир энергияси.

Индукцион тахсир энергияси ориентацион тахсир энергиясидан деярли 10–20 марта кичик. Юқоридаги формулага мувофиқ индукцион тахсир энергияси ҳароратга боғлиқ бўлмаслиги керак, бу формулада иккинчи молекула изотроп деб фараз қилинган.

Молекулалараро кучлар кимёда катта аҳамиятга эга, чунки моддаларнинг физик хоссалари (суюқланиш ҳарорати, эрувчанлиги, каттикдиги, иссиқдан кенгайиш коэффициентлари, пишиқлиги, моддаларни ўзида эритиш қобилияти ва ҳоказолар айна шу кучларга боғлиқ.

Водород боғланиш тирик организмларда ва табиатда юз берадиган муҳим роль ўйнайди. Водород боғланиш биологик муҳим моддалар – оксиллар ва нуклеин кислоталарининг хоссаларида етарли миқдорда роль ўйнайди.

Юқорида айтганимиздек молекулалар орасида молекулалараро тортишиш кучлари ҳам бор. Молекуляр тузилишига эга бўлган моддаларда молекулалараро тортишиш кучлари вужудга келади. молекулалараро тортишиш кучлари (шунингдек уларни Ван-дер-Вальс) кучлари деб ҳам юритилади. Ковалент боғланишдан кучсизроқ бўлса ҳам, анча каттарок масофаларда юз беради. Бу кучлар асосида диполарнинг ўзаро электростатик тахсири ётади. Диполларнинг ҳосил бўлиш механизми ҳар хил моддаларда турличадир. Агар модда кутбли молекулалардан ташкил топган бўлса (м-н ёки молекулалари), кутбли молекулалари бир-бирига нисбатан карама-қарши зарядланган кутблари билан жойлашган бўлади, натижада уларнинг бундай тури ориентацион ўзаро тахсир деб аталади.

Моддалар кутбсиз молекулалардан тузилган бўлса ва бу молекулалар кутбланиш хоссаларига эга бўлса (M , CO_2) индукцияланган диполлар ҳосил бўлиши кузатилади. Буни ҳосил бўлишига, одатда сабаб шуки, ҳар атом уз атрофида молекулалардаги бошқа атомга кутбловчи тахсир кўрсатувчи электр майдони ҳосил қилади. Молекула кутбланади ва ҳосил бўлган индукцияланган дипол уз навбатида кушни молекулаларни кутблайди. Натижада молекулаларнинг бир-бирига тортишиши вужудга келади. Молекулалараро бундай тортишиш кучлари индукцион ўзаро тахсир деб юритилади.

Ва ниҳоят атомларда электронларнинг ҳаракати, шунингдек ядроларнинг тебратиши ва у билан боғлиқ равишда электронлар ва ядронинг ўзаро жойлашишининг ўзгариб туриши вақти-вақти билан диполь вужудга келишига олиб келади. бир-бирига жуда яқин молекулалар карама-қарши зарядланиб қолиши мумкин, бу уларнинг бир-бирига тортишига олиб келди. Бу ҳодиса диперцион ўзаро тахсир деб аталади.

Кўрсатиб ўтилган ҳар хил турдаги молекулаларни тортишиш кучларининг нисбий қийматлари модда молекулаларининг кутблиги ва кутбланишига боғлиқ бўлади. Молекуларнинг кутблилиги қанча юқори бўлса, ориентацион кучлар катта бўлади. Атомнинг ташқи электронлари қанча кучсиз боғланган бўлса, яхни бу атом қанча йирик бўлса, дисперсион ўзаро тахсир кучлари деярли ҳамма вақт ҳам кам бўлади.

Савол ва топшириқлар.

1. Қайси элементлар орасидаги боғланиш ковалент ионли бўлади?
2. Қайси элементлар орасидаги боғланиш қутбли ковалент бўлади?
3. Металл боғланиш қайси моддалар учун хос?
4. Донор-акцептор ва водород боғланишлар орасида қандай ўхшашлик ва фарқ бор?
5. Кристалл панжараларнинг қандай хилларини биласиз?
6. Қайси молекулада ковалент боғ ҳолрок қутбланган?
7. CH_4 , H_2S , NH_3 , HBr , HCl
8. Қайси моддада қутбсиз ковалент боғланиш мавжуд?
9. NH_3 , H_2O , NaCl , Cl_2 , H_2 , HCl
10. Фақат ион боғланишли моддалар ҳосил кила оладиган элементлар жуфтлиги қаторини аниқланг?
11. Калий 2) Углерод 3) Хлор 4) Фтор 5) Азот 6) Олтингурут
12. Нисбий электроманфийлиги энг юқори ва атом радиуслари кичик бўлган элементлар даврий системасининг қайси қисмида жойлашган?
13. Электрон формуласи қандай бўлган элементлар жуфтлиги молекуляр кристалл панжарали модда ҳосил кила олади.
14. 1) $1s^2 2s^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^1$ 3) $1s^2 2s^2 2p^4$.

Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1. Қуйидаги моддалар орасидан энг кам қутбланган ковалент боғланишли молекулани топинг.

- A) NH_3 B) H_2S C) H_2O
D) PH_3 E) HF

2. Қуйидаги молекулаларнинг қайсиларида марказий атомнинг гибридланиши sp -ҳолатда бўлади.

- 1) H_2O 2) NH_3 3) SO_2
4) BeCl_2 5) CH_4 6) CO_2
A) 5,6 B) 4,6 C) 2,5
D) 1,6 E) 3,5

3. Қуйидаги қайси бирикманинг молекуласида боғланиш қутблилиги энг кўп ифодаланган

- A) NH_3 B) KBr C) H_2S D) CH_4 E) HCl

4. Қуйида келтирилган молекулаларнинг қайси бирида ион боғланиш мавжуд.

- A) NH_3 B) KBr C) H_2S D) CH_4 E) HCl

5. Молекуляр кристалл панжара тузилишга эга бўлган моддалар қаторини кўрсатинг.

- 1) Қора фосфор 2) Сув 3) Олмос
4) Оқ фосфор 5) Қизил фосфор 6) Аммиак
A) 2,5,6 B) 1,3,5 C) 2,4,6 D) 3,4,5 E) 2,3,6

6.Қайси моддалар молекуласида марказий атом sp^3 -гибридланиш ҳолида бўлади.

- | | |
|--|--|
| A) H_2O , NH_3 , $BeCl_2$, C_6H_6 | B) NH_3 , CO_2 , C_2H_2 , H_2O |
| C) CH_4 , CF_4 , CO_2 , BCL_3 | D) CO_2 , CH_4 , C_2H_4 , O_2 |
| E) H_2O , NH_3 , CH_4 , CF_4 | |

7.Қайси моддалар молекулалари орасида водород боғ ҳосил бўлади.

- | | | | |
|-------------------|------------------|---------------|------------|
| 1) Водород фторид | 2) Водород оксид | 3) Нитрометан | |
| 4) Сирка кислота | 5) этанол | 6) Этан. | |
| A) 1,2,5,6 | B) 2,3,4,6 | C) 1,2,4,5 | D) 3,4,5,6 |
| E) 1,4,5,6 | | | |

8.Электрон формуласи қандай бўлган элементлар жуфтлиги молекуляр кристалл панжарали модда ҳосил қилади.

- | | | | | |
|--------------------------|--------------------------|---------------------|--------|--------|
| 1) $1s^2 2s^2 2p^3$ | 2) $1s^2 2s^2 2p^2$ | 3) $1s^2 2s^2 2p^4$ | | |
| 4) $1s^2 2s^1$ | 5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | | | |
| 6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ | | | | |
| A) 2,3 | B) 2,6 | C) 4,6 | D) 1,5 | E) 1,6 |

9.Модда атом кристалл панжара тузилишга эга бўлишини тавсифлайдиган белгиларини кўрсатинг.

- A) Мустаҳкам бўлмаган, осон суюқланувчан ва учувчандир
B) Қаттиқ, қийин суюқланувчан, амалда сувда эримайдиган.
C) Юқори суюқланиш температурасига эга, учувчанлиги юқори
D) Суюқ, сувда яхши эрийдиган, кам учувчан
E) Сувда яхши эрийдиган, кристалл ҳолда.

10.Қаттиқ ҳолатда атомли кристалл панжарадан тузилган моддалар қаторини топинг.

- A) Бор, озон, сув
B) Углерод (IV) оксид, водород хлорид, Бор

5 § КИМЁВИЙ РЕАКЦИЯЛАР БОРИШИНИНГ АСОСИЙ ҚОНУНИЯТЛАРИ.

Кимёвий реакция тезликлари.

Кимёвий реакциялар ҳар хил тезликларда боради. Улардан бахзилари секунднинг бир неча улушлари ичида батамом тугайди, бошқалари минутлар, соатлар, кунлар давомида амалга ошади; шундай реакциялар ҳам маълумки, уларнинг бориши учун бир неча йил, унлаб йил янада кўпроқ вақт керак бўлади. Бундан ташқари, битта реакциянинг узи бир шароитда, масалан юқори ҳароратда тез бориши, бошқа шароитда, масалан совуқда секин бориши мумкин; бунда бир реакциянинг тезлиги орасидаги фарқ жуда катта бўлиши мумкин.

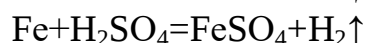
Реакция тезлигига қараб чиқиляётганда албатта гамоген системада борадиган (гамоген реакциялар) ва гетероген бир-биридан фарқ қилиш керак. Кимёда система деб: модда ёки моддалар мажмуасига айтилади. Системалар гамоген ва гетероген системаларга бўлинади:

Бир хил фазадан ташкил топган система гамоген, ҳар хил фазалардан ташкил топган система эса гетероген система деб юритилади. Системанинг бошқа қисмлардан айрим чегара билан ажралиб турувчи қисмига фаза деб аталади. Гамоген системага мисол қилиб ҳоҳлаган газлар аралашмасини, чунончи азот билан кислород аралашмасини олиш мумкин. Гамоген системага яна мисол қилиб бир неча моддаларнинг битта эритувчидаги эритмасини, масалан, натрий хлорид, магний сульфат, азот ва кислородларнинг сувдаги эритмасини олиш мумкин. Иккала ҳолда ҳам система бир хил фазалардан ташкил топган. Гетероген системаларга қуйидагиларни мисол қилиб олиш мумкин: сув, муз билан, туйинган эритма чўкмаси билан ва ҳаказо.

Агар реакция гомоген системада борса, у бу системанинг бутун ҳажми бўйича реакция кетади. Масалан: сульфат кислота ва натрий тиосульфат эритмалари аралаштирилганда олтингугуртни ҳосил бўлиши билан келиб чиқадиган лойқаланиш эритманинг бутун ҳажмида кузатилади:



Реакция гетероген системани ташкил этувчи моддалар орасида кетса, системани ташкил этувчи фазалар сиртидагина реакция амалга ошади. Масалан: металлнинг кислотада эриши:



Бу реакция фақат металл сиртида боради: чунки иккала реакцияга киритувчи моддалар шу сиртда бир-бири билан тукнашади. Шулар сабабли гамоген реакция тезлиги ва гетероген реакция тезлиги ҳар хил аниқланади.

Гамоген реакция тезлиги вақт бирлиги ичида реакцияга киришган ёки реакция натижасида ҳосил бўлган модданинг ҳажм бирлигидаги миқдори билан ўлчанади. Гетероген реакция тезлиги вақт бирлиги ичида фаза сиртининг юза бирлигида реакцияга киришган ёки реакцияда ҳосил бўлган модданинг миқдори билан ўлчанади.

Юқоридаги қоидаларни математик шаклда ёзиш мумкин. Қуйидаги ифодаларни киритайлик $v_{\text{гомог}}$ – гомоген системадаги реакция тезлиги; $v_{\text{гет-гетероген}}$ системадаги реакция тезлиги; n – реакцияда ҳосил бўлувчи қандайдир модданинг моллари сони; v – система ҳажми; t – вақт; S – реакция борадиган юза; Δ – ортиш белгиси ($\Delta H = H_2 - H_1$; $\Delta T = T_2 - T_1$) Гомоген реакция тезлигини математик шаклда қуйидагича ифодалаш мумкин: $v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$

Гетероген реакция тезлиги эса: $v_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$ шаклда ифодаланади.

Гамоген реакция тезлиги ифодасини соддалаштириш мумкин. Модда миқдори (n) нинг ҳажми (v га нисбатан айти модданинг моляр концентрацияси (C) га тенг бўлади: $\frac{n}{v} = C$ бу ердан $\frac{\Delta n}{v} = \Delta C$ шундай

килиб, гомоген реакция тезлиги қуйидаги ифодага эга бўлади: $v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$

Демак, гомоген системадаги реакция тезлиги реакцияга киришувчи ёки реакция натижасида ҳосил бўлувчи моддалар концентрацияларининг вақт бирлиги ичида ўзгариши билан ўлчанади.

Концентрация ҳажм бирлигидаги модда миқдори бўлиб, моль/л билан ўлчанади.

Кимёвий реакциялар тезлиги тўғрисидаги билим жуда катта илмий ва амалий аҳамиятга эга. Масалан: кимё, саноатида у ёки бу моддани ишлаб чиқаришда, аппаратларнинг ўлчами ва унумдорлиги, ҳосил қилинадиган маҳсулот миқдори реакция тезлигига боғлиқ бўлади. Кимёвий реакциялардан ташқари амалда фойдаланилганда, бу реакциялар у ёки бу шароитларда қандай тезликда бориши, реакция исталган тезликда бориши учун бу шароитларни қандай ўзгариш кераклигини билиш муҳимдир. Кимёвий реакциялар тезлигини ўрганувчи кимёнинг бўлими кимёвий кинетика деб аталади.

Кимёвий реакция тезлиги реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига, уларнинг концентрацияларига, ҳароратга, системада катализатор иштирокига ва бошқа омилларга боғлиқ.

Реакцияга киришувчи моддалар табиатининг реакция тезлигига таъсири. Реакция тезлиги модданинг ички тузилишига боғлиқдир. Одатда, полярмас молекулали моддалар, реакцияга секин киришади, осон қутбланувчи ёки поляр молекулалар реакцияга тезроқ киришади. Айниқса, ион боғланишли моддалар сувдаги эритмаларда ўзаро ғоят тез реакцияга киришади.

Кимёвий реакция тезлигининг реакцияга киришувчи моддалар концентрацияларига боғлиқлиги.

Реакция тезлигига реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари катта таъсир кўрсатади. Дастлабки моддаларнинг заррачалари (молекулалари, ионлари) ўртасида кимёвий ўзаро таъсир бўлгани учун, уларнинг бир-бири билан тўқнашиши зарур: заррачалар бир-бирига шундай қилиш керакки, улардан биридаги атомлар иккинчисидаги атомлар томонидан ҳосил қилинадиган электр майдонининг таъсирида бўлиши керак. Шундагина электронларнинг ўтиши ва атомларнинг қайта гуруҳланиши юз беради ва натижада янги моддаларнинг молекулалари - реакция маҳсулотлари ҳосил бўлади. Шу сабабли реакция тезлиги реакцияга киришувчи моддалар молекулаларининг тўқнашиш сонига пропорционалдир. Тўқнашишлар сони ўз навбатида дастлабки моддаларнинг ҳар бирини концентрацияси қанча юқори бўлса, шунчалик кўп бўлади, демак кимёвий реакция ҳам шунчалик тез боради. Дастлабки моддалар концентрацияларининг кимёвий реакция тезлигига таъсирини ифодаловчи қонун 1867 йилда норвагиялик икки олим К.Гульбарг ва П.Вааге томонидан тақлиф этилган бўлиб, массалар таъсири қонуни деб аталади.

Доимий ҳароратда кимёвий реакция тезлиги реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари кўпайтмасига тўғри пропорционалдир.

Бу қонунга мувофиқ, қуйидаги реакция тезлиги $A+B=C$

А модда концентрациясининг В модда концентрацияси кўпайтмасига тўғри пропорционалдир. Моддалар концентрациялари $[A]$ ва $[B]$ ҳолида ёзилади. Реакция тезлиги қуйидагича ифодаланади; $v=K \cdot [A] \cdot [B]$ бу ерда, v - реакция тезлиги, $[A]$, $[B]$ – реакцияга киришаётган моддаларнинг моль/л билан ифодаланган концентрацияси, K -тезлик константаси, тезлик константаси реакцияга киришаётган моддаларнинг концентрациялари бирга тенг бўлгандаги тезлик, яхни солиштирма тезликдир, K - нинг қиймати реакцияга киришаётган моддаларнинг табиатига, ҳароратга ва катализаторлар иштирокига боғлиқ бўлиб, моддаларнинг концентрацияларига боғлиқ эмас.

Агар реакцияга киришаётган моддаларнинг стехиометрик коэффициентлари бирдан юқори сонга тенг бўлса, бу сонлар реакция тезлигининг математик ифодасидаги концентрациялар даражасига қўйилади, масалан: $aA+bB=cC$ учун масалалар тахсири қонунининг математик ифодаси қуйидагича бўлади.

$v=K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$ массалар тахсири қонунини азот(II)-оксидининг оксидланиш реакцияси учун қўллаб кўрайлик: $2NO+O_2=2NO_2$ шу реакция тезлигининг математик ифодаси:

$$v=K \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]$$

Гетероген реакцияларда массалар тахсири қонуни тенгламасига фақат газ ёки суюқ фазаларда бўлган моддаларнинг концентрациялари киритилади. Қаттиқ фазада бўлган моддаларнинг концентрациялари доимий қийматга эга бўлади ва шунинг учун тезлик константасига киради. Кўмирнинг ёниш реакцияси: $C+O_2=CO_2$ учун массалар тахсири қонуни қуйидагича ёзилади. $v=K^1 \cdot \text{cont} \cdot [O_2]=K \cdot [O_2]$ бу ерда $K=K^1 \cdot \text{cont}$ массалар тахсири қонунидан фойдаланиб, концентрациянинг ўзгариши билан тезликнинг ўзгаришини ҳисоблаб топиш мумкин. Мисол: $2CO+O_2=2CO_2$ реакцияда аралашманинг ҳажми босим тахсирида икки марта камайтирилди, тезлик қандай ўзгаради. Ечиш: ҳажмнинг ўзгаришидан олдин CO_2 ва O_2 нинг концентрациялари a ва b га тенг бўлсин. Бу ҳолда $V=K[CO_2]^2 \cdot [O_2]$ ёки $V=K \cdot A^2 \cdot b$ бўлади, ҳажмнинг 2 марта камайиши натижасида концентрация 2 марта ошади: энди CO_2 ўрнига $2[CO_2]$ ва O_2 ўрнига $2[O_2]$ олиш керак. $V=K[2A]^2 \cdot [2B]=8K^2 \cdot V$ демак, тезлик 8 марта ортади.

Реакция тезлигининг ҳароратга боғлиқлиги. Юқорида кўрсатиб ўтилганидек, кимёвий реакция содир бўлиши учун заррачалар ўзаро тўқнашиши керак. Лекин, ҳар қайси тўқнашиш натижасида реакция боравермайди. Реакция бориши учун, яхни янги молекулалар ҳосил бўлиши учун, аввал дастлабки моддалар молекулларидаги атомлар орасидаги боғларни узиш ёки сусайтириш керак. Бунга маҳлум миқдордаги энергия талаб қилинади. Агар тўқнашувчи молекулалар

бундай энергияга эга бўлмаса, тўқнашиш эффектив бўлмайди, янги молекула ҳосил бўлишига олиб келмайди. Агар тўқнашувчи молекулаларнинг кинетик энергияси боғланишларни бўшаштириш ёки ўзига етарли бўлса, унда тўқнашиш атомларнинг қайта гуруҳланишини ва янги модда молекулаларининг ҳосил бўлишига олиб келади. Молекулаларнинг тўқнашиши янги модда ҳосил бўлишига олиб келиши учун зарур бўлган қўшимча энергия, айна реакциянинг активлаш энергияси деб аталади. Активлаш энергияси КДМ/моль билан ифодаланади. Активлаш энергиясига эга бўлган молекулалар актив молекулалар деб юритилади.

Ҳарорат кўтарилиши билан актив молекулалар сони ортади. Демак, ҳарорат кўтарилиши билан кимёвий реакция тезлиги ошиши керак. Ҳақиқатда ҳам, ҳарорат кўтарилиши билан кимёвий реакция тезлиги ошиши керак. Ҳақиқатдан ҳам, ҳарорат кўтарилиши билан реакция тезлигининг ошиши реакция тезлигининг ҳарорат коэффиценти билан характерланади. Ҳарорат ҳар 10^0C кўтарилганда реакция тезлигининг неча марта ортишини кўрсатувчи сон реакция тезлигининг ҳарорат коэффиценти деб аталади. Ҳарорат ўзгариши билан реакция тезлигининг

ўзгариши тенглама куйидаги билан ифодаланади: $\mathcal{Q}_0 = \mathcal{Q}_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ бу ерда $\mathcal{Q}_0$ реакциянинг t_1 даги тезлиги, γ - реакция тезлигининг ҳарорат коэффиценти t_1 -дастлабки ҳарорат ^0C , t_2 – охирги ҳарорат ^0C .

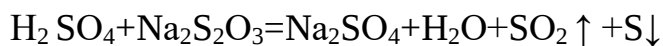
Реакциянинг ҳарорат коэффиценти ҳар хил реакциялар учун турличадир. Унинг қиймати кўпчилик реакциялар учун 2 билан 4 оралиғида бўлади. Бу сонлар кўринишдан кичик бўлишига қарамасдан, ҳарорат нисбатан кўрилганда, реакция тезлиги жуда ошиб кетади. Масалан, ҳарорат коэффиценти 2,9 га тенг бўлса, ҳароратнинг 100^0C га кўтарилиши натижасида реакция тезлиги $2,9^{10}$ марта, яхни тахминан 50000 марта тезлашади.

Ҳар хил реакцияларнинг активлик энергияси турличадир. Бахзи реакциялар учун активлаш энергияси кам аксинча бошқа реакциялар учун, активлаш энергияси юқоридир. Агар активлаш энергияси жуда кам (40 Кж/моль дан кам) бўлса, шуни кўрсатадики, реакцияга киришувчи моддалар зарралари ўртасидаги тўқнашувларнинг кўпчилиги кимёвий реакцияга олиб келади. бундай реакциянинг тезлиги юқори бўлади. Бундай реакцияга мисол қилиб, эритмадаги ионлар ўртасидаги реакцияларни олиш мумкин. Бундай реакциялар тажрибани кўрсатишича, бир дақиқа боради.

Агар активлаш энергияси жуда юқори (120 Кж/моль дан юқори) бўлса, тўқнашувларнинг жуда кам қисмида реакция содир бўлади. Бундай реакцияларнинг тезлиги жуда камдир. Юқори активлаш энергиясига эга бўлган реакцияларга мисол қилиб аммиак синтези реакциясини олиш мумкин: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ Бу реакция оддий ҳароратда шунчалик секин борадики, уни амалда пайқаш қийин.

Ва ниҳоят реакциянинг активлаш энергияси жуда кам ва жуда юқори бўлмаса (40-120 Кж/моль) бундай реакция ўртача тезликда боради. Бундай реакцияларнинг тезлигини ўлчаш мумкин ва уларга мисол қилиб, натрий сульфат билан сульфат кислота эритмалари орасидаги реакцияни олиш мумкин.

Реакция тезлигига ҳароратнинг тахсирини кўрсатиш учун $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ билан H_2SO_4 эритмаларининг ўзаро реакциясини мисол қилиб кўрсатиш мумкин.



реакция 20° ва 30°C да ўтказилади. Унда олтингугурт ҳосил бўлиши сабабли эритма лойқаланади. 30°C да реакция 20°C дагига нисбатан 2 марта кам вақт ичида тугайди. Кимёвий реакцияни бошлаш учун уни турли нурлар билан ёритиш (фотокимёвий тахсир кўрсатиш) ҳам мумкин. Сўнгги йилларда одатдаги физик тахсирлар қаторига моддага лазер нури юбориш ҳам қўшилди. Лазер фотокимёвий ёки соф термик тахсир этиши мумкин.

Катализ. Реакция тезлигини ўзгартирадиган, лекин реакция натижасида кимёвий жиҳатдан ўзгармайдиган моддалар катализаторлар деб аталади.

Реакция тезлигини катализаторлар иштирокида ўзгариши ҳодисаси катализ деб аталади.

Катализаторлар иштирокида борадиган реакциялар каталитик реакциялар деб аталади.

Кимё саноатида катализаторлар кенг миқёсда қўлланилади. Катализаторлар тахсирида реакциялар миллион ва ундан кўп марта тезлашиши мумкин.

Катализ 2 турга: гомоген ва гетероген катализга бўлинади.

Гомоген катализда катализатор ва реакцияга киришувчи моддалар битта фазани (газ ёки эритма) ташкил этади. Гетероген катализда эса катализаторнинг ўзи мустақил фазани ташкил этади. Гомоген катализнинг мисоли бўлиб, водород пероксиднинг сувли эритмасининг каталитик парчаланиш хизмат қилиши мумкин. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ MnO_4^{2-} ионлари водород перексидининг каталитик парчаланишига сабабчи бўлади.

Гетероген катализдан кимё саноатида кенг фойдаланилади. Ҳозирги вақтда кимё саноатида ишлаб чиқариладиган маҳсулотларнинг асосий кўпчилиги гетероген катализ ёрдамида олинади.

Гетероген каталитик реакцияларга мисол сифатида сульфат кислотада ишлаб чиқаришнинг контакт усулида олтингугурт (IV) оксиднинг сульфат ангидридгача оксидланиш, аммиак синтезини, нитрат кислота олишдаги аммиакнинг оксидланиши, аммиак синтезини нитрат кислота олишдаги аммиакнинг оксидланишини олса бўлади.

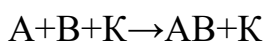
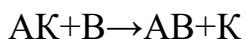
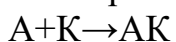
Катализаторлар тахсирида реакция борса, бундай катализни мусбат катализ деб номланади.

Реакция тезлиги катализаторлар иштирокида пасайса, уни манфий катализ деб юритилади. Реакция тезлигини пасайтирадиган моддаларни ингибиторлар деб аталади; масалан, сульфит кислота эритмасига

глицерин, этил спирти ва қалай (II) – хлорид қўшилса, сульфитнинг ҳаво кислороди таҳсирида оксидланиши кескин пасайиб кетади.

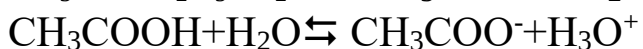
Катализатор фақат кимёвий жиҳатдан ўзгармайди, аммо унинг физик ҳолати ўзгариши мумкин.

Катализатор реакция охирида ўз таркиби ва миқдорини ўзгартирмаса ҳам реакциянинг оралиқ босқичларида иштирок этади. $A+B \rightarrow AB$ реакцияси ўз-ўзича жуда суст бориб, катализатор (K) иштирокида тез кетади. Реакциянинг тезлашишига сабаб реакциянинг оралиқ босқичида катализаторнинг иштирок этишидир:



Бу схема катализаторнинг реакция охирида кимёвий жиҳатдан ўзгармай қолишини ва реакция тезлигининг катализатор миқдорига пропорционал эканлигини кўрсатади.

Автокатализ. Кимёвий реакцияни унинг молекулаларидан бири ёрдамида каталитик тезлашишидир. Масалан: протонлар, протонлар $[H^+]$ мураккаб эфирларнинг гидролизини тезлаштириши мумкин. Автокатализда бу протонлар ҳосил бўлган маҳсулотнинг диссоцияланиши ҳисобига ҳосил бўлади. Чунончи, этилацетатнинг гидролизланиш маҳсулоти сирка кислота протон (гидроксоний ионии) ҳосил қилиб диссоцияланади:



Ҳосил бўлган протонлар гидролиз реакциясини тезлаштиради.

Биологик системаларда катализ жуда катта роль ўйнайди. Овқат хазм қилиш системасида, қонда одам ва ҳайвонларнинг хужайраларида борадиган кўпгина кимёвий реакциялар каталитик реакциялар ҳисобланади. Бу ерда иштирок этадиган катализаторлар уларни ферментлар деб юритилади. Улар оддий ёки мураккаб оксиллардан иборат. Ошқозон суюқлигида бўладиган пепсин эса оксилларни парчаланишини тезлаштиради.

Одам организмида 30000 га яқин турли туман ферментлар бўлиб улардан ҳар бири ўзига хос реакциялар учун катализаторлик вазифасини бажаради. Ферментатив реакциялар каталитик реакцияларнинг умумий қонуниятларига буйсунади. Шу билан бир қаторда биологик катализаторлар билан ферментатив реакцияларнинг аноганик катализдан фарқ қиладиган томонлари ҳам бор. (бу ҳақда биокимё курсида билиб оласиз!)

ҚАЙТМАС ВА ҚАЙТАР РЕАКЦИЯЛАР. КИМЁВИЙ МУВОЗАНАТ.

Ҳамма кимёвий реакцияларни икки гуруҳга бўлиш мумкин: қайтмас ва қайтар реакциялар, қайтмас реакциялар охиригача – ўзаро реакцияга киришувчи моддалардан бири батамом сарф бўлгунча боради. Масалан:

Рух билан концентрланган нитрат кислота ўртасидаги ўзаро тахсирини олайлик: $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Нитрат кислота миқдори етарли бўлса, реакция рух бутунлай эриб бўлгач тугайди. Бундан ташқари, бу реакцияни тескари йўналишда амалга оширишга уриниб кўрилса, яхни рух нитрат эритмаси орқали азот (IV)-оксиди, нитрат кислота ва рух ҳосил бўлмайди- бу реакция тескари юналишда бормайди. Шундай қилиб, рух билан нитрат кислотанинг ўзаро тахсири қайтмас реакциядир.

Қайтар реакциялар охиригача бормайди; қайтар реакцияларда реакцияга киришувчи моддалардан ҳеч бири тўлиқ сарф бўлмайди. Қайтар реакциялар тўғри юналишда ҳам, тескари юналишда ҳам боради. Масалан: аммиак синтези қуйидаги тенглама бўйича боради: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

Реакция бориши учун шароит яратилиб, анча вақт ўтгач, газлар аралашмаси анализ қилинса, системада фақат реакция маҳсулоти (аммиак) бўлибгина қолмай, дастлабки моддалар (азот ва водород) ҳам бўлади. Шундай қилиб, аммиак синтези - қайтар реакциядир. Демак, икки карама-қарши йўналишда борадиган жараёнлар қайтар жараёнлар деб аталади.

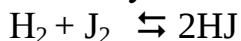
Қайтар реакциялар тенгламаларида тенглик ишораси ўрнига стрелкалар қўйилиши мумкин: бу стрелкалар реакцияни тўғри томонга, шунингдек тескари томонга ҳам боришини ифодалайди.

Қайтар реакцияларда аввал, дастлабки моддалар аралаштирилганда тўғри реакция тезлиги юқори бўлиб, тескари реакция тезлиги нолга тенг бўлади. Реакция бориши натижасида дастлабки моддалар сарф бўлади ва уларнинг концентрациялари камайди ва натижада тўғри реакция тезлиги камая бошлайди. Бир вақтнинг ўзида реакция маҳсулотлари ҳосил бўлиб, уларнинг концентрациялари ошиб боради. Бунинг натижасида тескари реакция бора бошлайди, унинг тезлиги секин-аста оша бошлайди.

Тўғри ва тескари реакциялар тезликлари бир хил бўлиб қолганда ($\mathcal{Q}_1 = \mathcal{Q}_2$) кимёвий мувозанат вужудга келади. Кимёвий мувозанат ҳолатига вақт бирлиги ичида қанча маҳсулот парчаланса, шунча миқдор янгиси ҳосил бўлади.

Кимёвий мувозанатни динамик (ҳаракатчан) мувозанат деб юритилади. Бу мувозанат ҳолатида тўғри реакция ҳам, тескари реакция ҳам боришини, лекин уларнинг тезлиги бир хил эканлигини таҳкидлайди.

Кимёвий мувозанатнинг миқдорий характеристикаси бўлиб, кимёвий мувозанат Константаси ҳисобланади. Водород йодид синтези реакцияси мисолида бу константани кўриб чиқайлик.



Масалалар тахсири қонунига биноан тўғри реакция тезлиги (v_1) ва тескари реакция тезлиги (v_2) қуйидагича ифодаланади.

$$v_1 = K_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]; \quad v_2 = K_2[\text{HI}]^2$$

мувозанат ҳолатида тўғри ва тескари реакция тезликлари бир бирига тенг бўлганлиги учун: $\mathcal{Q}_1 = \mathcal{Q}_2$; $K_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = K_2[\text{HI}]^2$ ёки

$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[HJ]}{[H] \cdot [J]}$ тўғри ва тескари реакциялар тезлик константларининг бир-бирига нисбати ҳам константа ҳисобланади. У айти реакциянинг мувозанат константаси (K) деб аталади: $\frac{K_1}{K_2} = K$ бу ерда $K = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$

келиб чиқади.

Гетероген реакцияларда кимёвий мувозанат ифодасига, массалар тахсири қонуни ифодасидаги каби, фақат газсимон ёки суюқ фазада бўлган моддалар концентрациялари киритилади. Масалан: қуйидаги реакция учун: $CO_2 + C = 2CO$ мувозанат константаси қурилиши: $K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$ ҳолида бўлади.

Мувозанат константасининг қиймати реакцияга киришувчи моддалар табиати ва ҳароратга боғлиқ. Катализаторлар иштирокига боғлиқ эмас.

Мувозанат константаси K нинг қиймати қанчалик катта бўлса, реакция шунчалик кўп унум беради.

КИМЁВИЙ МУВОЗАНАТНИНГ СИЛЖИШИ.

Ле-Шателье принципи. Агар система мувозанат ҳолатида бўлса, ташқи шароитлар доимий сақланса, шу ҳолатда тураверади. Бордию, шароитлар ўзгартилса, система мувозанат ҳолатидан чиқади, тўғри ва тескари жараёнларда бир хил ўзгариш бўлмай, реакция кетади. Мувозанатнинг бузилишига реакцияга киришувчи моддалардан бирининг концентрация сони ўзгариши, босим ва ҳароратнинг ўзгариши сабаб бўлади. Ҳар бир омил тахсирини алоҳида кўриб чиқайлик:

1) Концентрация ўзгаришининг тахсири.

Мувозанатда иштирок этувчи моддалардан қандайдир бирортасини концентрацияси оширилса, мувозанат шу моддани сарф бўлиши томонига силжийди; қандайдир моддани концентрацияси камайтирилса, мувозанат шу моддани ҳосил бўлиш томонига силжийди.

Масалан: $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ тенгламаси билан ифодаланган мувозанат системага қўшимча CO_2 киритсак, система CO_2 концентрациясини камайтиришга интилади, яхни мувозанат ўнг томонга силжийди. Аксинча, агар CO_2 нинг миқдорини камайтирсак, система уни кўпайтиришга интилади, яхни мувозанат чап томонга силжийди.

2) Ҳароратнинг тахсири. Ҳарорат ўзгарганда кўпчилик кимёвий реакцияларнинг мувозанати силжийди. Ҳарорат кўтарилганда мувозанат эндотермик йўналиши томон, ҳарорат пасайса, мувозанат экзотермик реакция йўналиши томон силжийди. Чунончи, аммиак синтези экзотермик реакция ҳисобланади. $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + 92,4 \text{ кж}$.

Шу сабабли ҳарорат оширилганда системадаги мувозанат ҳарорат ютилиши томон-аммиакнинг парчаланиши томонига силжийди.

Аксинча, азот (II)- оксиди синтези эндотермик реакция



Шу сабабли ҳарорат оширилганда, мувозанат ўнг томонга NO ҳосил бўлиш томонга силжийди.

3) Босимнинг тахсири. Газсимон моддалар иштирок қиладиган ва умуман ҳажм ўзгарадиган мувозанат системаларда кимёвий мувозанат босим ўзгариши билан силжийди.

Босим ортирилганда мувозанат газнинг кам сондаги молекулалари ва аксинча, босим пасайтирилганда кўп сондаги молекулалари ҳосил бўлиш томонга силжийди.

Қуйидаги мувозанат системада: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ босим орттирилса мувозанат ўнг томонга, яхни кам сондаги газ молекулалари ҳосил бўлиш томонга силжийди: босим камйирилса, аксинча мувозанат чап томонга силжийди.

Реакция газ молекулаларининг сонини ўзгармаслиги билан борадиган ҳолларда, мувозанат система қисилганда ҳам, кенгайтирилганда ҳам бузилмайди, масалан: $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ системада босимнинг ўзгариши билан мувозанат бузилмайди, яхни HJ умумий босимга боғлиқ эмас.

Юқорида кўриб ўтилган мувозанатни бузилишига сабабчи омиллар тахсирини битта қоидага бирлаштириш мумкин:

Бу қоидани Ле-Шателье принципи номи билан ёритилади. Бу принцип 1884 йилда Француз олими Ле-Шателье томонидан таҳрифланган. Ле-Шателье принципи фақат кимёвий мувозанатга тадбиқ қилинмай, у ҳар хил физика-кимёвий мувозанатларга ҳам таалуклидир. Қайнаш, кристаллизация, эриш каби жараёнларда шароитнинг ўзгариши билан мувозанатнинг силжиши ле-Шателье принципи асосида боради.

Савол ва топшириқлар.

1. Кимёвий кинетика деганда нимани тушунасиш?
2. Кимёвий реакция тезлиги нима у қандай факторларга боғлиқ?
3. Кимёвий реакция тезлигига концентрация қандай тахсир кўрсатади?
4. Реакция тезлигига ҳарорат қандай тахсир кўрсатади? Вант –Гофф қоидаси қандай таҳрифланади?
5. Катализ нима?
6. Гомоген ва гетероген катализга мисоллар келтиринг?
7. Агар реакция тезлигининг ҳарорат коэффиценти 2 га тенг бўлса, ҳарорат 30°C дан 80°C га оширилганда реакциянинг тезлиги неча марта ошади?
8. Қайтар ва қайтмас реакциялар қандай фарқ қилади? Мисоллар асосида тушунтиринг.
9. Кимёвий мувозанатни қандай тушунасиш?
10. Кимёвий мувозанатнинг силжишига қандай омиллар тахсир кўрсатади?
11. Мувозанат ҳолатида тескари реакциянинг тезлигига нисбатан тўғри реакциянинг нисбий тезлиги қандай бўлади?
12. Қуйидаги кимёвий реакция $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} - Q$ мувозанатини ўнг томонга силжитиш учун қайси омиллардан фойдаланиш мумкин?
20. Мустиқил ишлаш учун тест саволлари.

1. $A_{(г)} + B_{(г)} = 2C_{(г)}$ тенглама бўйича бораётган реакцияда маълум вақт ўтгач, реакцияга киришадиган моддаларнинг концентрациялари $[A]=0,5$ моль/л; $[B]=0,75$ моль/л; $[C]=0,5$ моль/л га тенг бўлиб қолди. А ва В моддаларнинг дастлабки концентрацияларини топинг.

- A) 0,75 моль/л; 1,25 моль/л B) 0,75 моль/л; 1 моль/л
C) 1 моль/л; 1 моль/л D) 0,5 моль/л; 1 моль/л
E) 1,5 моль/л; 0,75 моль/л

2. 50°C температурада реакция 3 мин. 20 сек. давом этади. Реакция тезлигининг температура коэффиценти 3 га тенг. Реакция 30°C да қанча вақтда тугайди.

- A) 35 мин. B) 40 мин. C) 20 мин. D) 50 мин. E) 30 мин.

3. Қуйидаги реакцияда $4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + 2Cl_2$ моддаларнинг концентрацияси $[H_2O]=[Cl_2]=0,14$; $[HCl]=0,2$ ва $[O_2]=0,32$ моль/л бўлганда мувозанат қарор топади. Мувозанат константасини топинг.

- A) 0,94 B) 2,24 C) 1,25 D) 0,74 E) 0,65

4. $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ системасида CO нинг концентрацияси 0,02 дан 0,14 моль/л га қадар, Cl_2 нинг концентрацияси 0,02 дан 0,08 моль/л га қадар оширилганда ўнг томонга борадиган реакция тезлиги неча марта ортади.

- A) 30 B) 14 C) 28 D) 16 E) 24

5. Реакция тезлигининг температура коэффиценти 2 га тенг. Реакция тезлиги 0°C да 1 моль/л*с га тенг бўлса, шу реакциянинг 40°C даги тезлиги қанчага тенг бўлади.

- A) 16 B) 8 C) 32 D) 27 E) 18

6. Реакция тезлигининг температура коэффиценти 3 га тенг бўлганда температура 50°C га оширилди. Реакциянинг тезлиги неча марта ортади.

- A) 81 B) 243 C) 27 D) 125 E) 729

7. $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$ реакциясида температура хар 40°C га кўтарилганда, реакция тезлиги 3 марта ортиши аниқланган. Шу реакцияда температура 20°C дан 180°C га қадар оширилганда, реакциянинг тезлиги неча марта ортади.

- A) 27 B) 9 C) 72 D) 81 E) 243

8. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ тенглама бўйича борадиган реакцияда газлар

9. Ёпиқ идишдаги реакция босими 3 марта оширилганда химиявий реакция $2A + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ тезлиги қандай ўзгаради.

- A) 27 марта камаяди B) 27 марта ортади C) 9 марта ортади

- D) 81 марта ортади E) 81 марта камаяди.

10. $CO \rightleftharpoons CO_2 + C + 171 kJ$ реакцияда температура ва босимни ортиши мувозанатни қайси томонга силжитади.

- A) Чапга, ўнгга B) Чапга, чапга C) Ўнгга, чапга
D) Чапга, ўзгармайди E) Ўнгга, ўнгга

11. Агар 30 сек. давомиди бошланғич модда миқдори 0,6 сек. моль/л га камайган бўлса, реакциянинг ўртача тезлиги (моль/л сек.) қанчага тенг.

- A) 0,01 B) 0,005 C) 0,2 D) 0,02 E) 0,04

12. Қуйидаги реакцияда: $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$ водород сульфид концентрацияси 3 марта кислород концентрацияси 2 марта оширилса, реакция тезлиги қандай ўзгаради.

- A) 18 марта ортади B) 18 марта камаяди C) 27 марта ортади

- D) 72 марта камаяди E) 72 марта ортади.

13. Қуйидаги мувозанатда турган системани ўнгга силжитиш учун келтирилган омиллардан қайсыларини амалга ошириш керак.



- 1) Азот концентрациясини ортириш.
- 2) Азот концентрациясини камайтириш
- 3) Кислород концентрациясини ортириш
- 4) Кислород концентрациясини камайтириш
- 5) Азот (II) оксид концентрациясини ортириш
- 6) Азот (II) оксид концентрациясини камайтириш
- 7) Босимни ошириш
- 8) Босимни камайтириш.

- A) 2,3,6 B) 1,3,6 C) 3,4,7 D) 5,6,8 E) 1,7,8

14. Реакция тезлигининг температура коэффиценти 2 га тенг. Реакция тезлигини 64 марта ошириш учун температурани неча градус кўтариш керак.

- A) 20 B) 40 C) 60 D) 80 E) 100

15. Агар реакциянинг ўртача тезлиги 0,6 моль/л сек. бўлганда, бошланғич модда концентрацияси 3,6 моль/л дан 1,5 моль/л гача камайган бўлса, реакциянинг давом этган вақти (сек) қанчага тенг.

- A) 4,5 B) 5 C) 8 D) 3,5 E) 5,5

16. Махлум шароитда водород хлориднинг кислород билан ўзаро тахсири қайтар реакциядир: $HCl_{(г)} + O_{2г} \rightleftharpoons Cl_{2(г)} + H_2O_{(г)}, \Delta H^\circ = -116,4 \text{ kJ}$ системанинг мувозанат ҳолатига: а) босимнинг ортиши: б) температуранинг кўтарилиши: в) катализатор ишлатилиши қандай тахсир кўрсатади.

- A) Ўнгга, ўнгга тахсир этмайди.
- B) Ўнгга, чапга тахсир этмайди.
- C) Ўнгга, тахсир этмайди, чапга
- D) Чапга, ўнгга, тахсир этмайди
- E) Чапга, чапга, ўнгга.

17. Қуйидаги реакцияда: $SO_2 + O_{2г} \rightleftharpoons SO_3 \quad \Delta H = -284,2 \text{ kJ}$ қайси параметрларни ўзгартириш билан мувозанатни олтингугурт (VI) оксиди ҳосил бўлиш томонига силжитиш мумкин.

- A) SO_2 O_2 концентрациясини ошириш, босимни ошириш, температурани камайтириш.

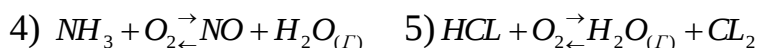
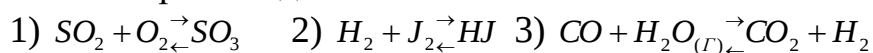
- B) SO_2 концентрациясини ошириш, босимни ошириш, температурани ошириш.

С) O_2 концентрациясини ошириш, босимни камайтириш, температурани камайтириш.

Д) SO_2 O_2 концентрациясини ошириш, босимни камайтириш, температурани камайтириш.

Е) SO_2 ва O_2 концентрациясини ошириш, босимни камайтириш, температурани ошириш.

18. Қуйидаги реакцияларнинг қайсиларида босимнинг ортиши ёки камайиши мувозанатга таъсир этмайди.



А) 2,4,6 В) 1,4,6 С) 2,3,6 Д) 3,5,6 Е) 1,3,4

19. Агар 2 сек. давомида H_2O_2 концентрацияси 0,9 моль/л дан 0,4 моль/л гача камайган бўлса, реакция тезлигининг ўртача қиймати (моль/л сек.) қанчага тенг бўлади.

А) 0,5 В) 0,08 С) 3,4 Д) 0,25 Е) 0,35

6 § Сув ва эритмалар. Эритмаларнинг хоссалари. Осмос ҳодисаси ва унинг тирик организмларда кечадиган жараёнлардаги аҳамияти .

Сув молекуласининг электрон тузилиши.

Сув молекуласи бурчак тузилишига эга: унинг таркибига кирувчи ядролар тенг бурчакли учбурчак ҳосил қилиб, унинг асосида иккита протон жойлашган. Чўққисида – кислород атоми ўрин олган бўлади. Сув молекуласида кислород валентликлари орасидаги бурчак 105° га кислород атоми билан водород атоми орасидаги (О-Н) масофа $0,96\text{\AA}$: водород атомлари орасидаги (Н-Н) масофа $154\text{\AA}$ муз молекуласида кислород валентликлари орасидаги бурчак $109,5^\circ$ га тенг.

H_2O – водород ва кислород ядролари орасидаги масофа 0,1 нм га яқин бўлиб, водород атомлари ядроларидаги масофа 0,15 нм га тенгдир. Сув молекуласида кислород атомининг ташқи электрон қаватини ташкил этувчи саккиз электрондан икки электрон жуфти кислород атоми ва водород атомлари ўртасидаги ковалент боғ ҳосил қилади. Қолган 4 та электрон тақсимланмаган иккита электрон жуфтини ҳосил қилади:



..

О-Н боғини ҳосил килувчи электронлар электроманфийлиги юқори бўлган кислород атоми томон силжиган.

Натижада водород атомлари эффектив мусбат зарядга эга бўлиб, бу атомларда иккита мусбат қутб вужудга келади.

Кислород атомидаги тақсимланмаган электронлар жуфтларининг манфий зарядлари маркази, нисбатан кислород атоми ядроси томон силжиган бўлиб, иккита манфий қутб ҳосил қилади.

Сувнинг физик хоссалари.

Тоза сув - рангсиз тиниқ суюқликдир. Сувнинг зичлиги қаттиқ ҳолатдан суюқ ҳолатга утганда, бошқа моддалардаги каби, камаймайди, балки ошади. Сувнинг $+4^{\circ}\text{C}$ даги зичлиги 1 г/см^3 га тенг, $+0^{\circ}\text{C}$ дан юқорида ҳам, ундан пастда ҳам сувнинг зичлиги 1 дан кичик бўлади. Бу ҳодиса сувнинг зичлиги аномалияси деб аталади. Сувнинг бу хоссаси жуда муҳим табиий аҳамиятга эга.

Сув 4°C да юқори зичликка эришганлиги учун, совукда бундан паст ҳароратга эга бўлган сувнинг бир қисми кам зичликка эга бўлганлиги учун юзада қолади ва музлайди ва шу билан ўзидан пастдаги сув қатламларини янада совушдан ва музлашдан сақлайди. Бу сув хавзаларидаги тирик организмларни ҳаётини қаттиқ совуқда ҳам сақланиб қолишига ёрдам беради.

Тоза сувнинг солиштирма иссиқлик сиғими барча суюқ ва қаттиқ моддаларникидан катта бўлиб, $4,18 \text{ Ж/ (г} \cdot \text{К)}$ га тенг.

Бу ҳодиса табиат ва ҳаётда ҳам муҳим рол ўйнайди. Шу сабабли кечаси, шунингдек, ёздан қишга ўтиш даврида сув секин совийди, кундузи ёки қишдан ёзга ўтиш даврида секин исийди, шундай қилиб, сув ер шарида ҳарорат регулятори бўлиб хизмат қилади.

Тоза сув 0°C да музлаб, 101, 325 КПа босимида ёки 760 мм симоб баландлигига тенг босимда 100°C да қайнайди.

Сувнинг бир агрегат ҳолатдан иккинчи агрегат ҳолатига ўтиши иссиқлик ютилиши ёки иссиқлик ажаралиши билан боради. Масалан, 18 г музни 0°C да сувга айлантириш учун 5,94 кЖ иссиқлик керак бўлади. Аксинча, 18 г сув музлаганда ўшанча иссиқлик чиқади.

Сувнинг кимёвий хоссалари.

Сув молекулалари ниҳоятда кўп иссиқлик чиқиши билан ҳосил бўлганлиги сабабли, сув қиздиришга жуда чидамлидир. Лекин 1000°C дан юқорида сув буғи водород билан кислородга парчалана бошлайди:



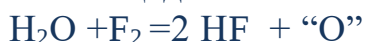
Моддаларни қиздириш натижасида парчаланиш жараёни *термик диссоция* деб аталади.

Сув – жуда реакцион қобилиятли моддалардир. Кўпгина металл ва металлмасларнинг оксидлари сув билан бирикиб асослар ва кислоталар ҳосил қилади. Анча актив металллар сув билан реакцияга киришганда, водород ажралиб чиқади.

Сув атомлари кислород билан бирикиб, водород пероксид ҳосил қилади.



Сув фтор билан реакцияга киришганда атомлар ҳолатидаги кислород ажралиб чиқади.



Сув хлор билан ҳам реакцияга киришади.



Чўғ ҳолидаги кўмир орқали сув буғи ўтказилганда СО билан H_2 нинг аралашмаси ҳосил бўлади: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$

Ишқорий металллар сув тахсирида уй ҳароратсида реакцияга киришади:



Чўғланган темир фақат сув буғи билан реакцияга киришади:



Асл металллар (олтин, платина, кумуш) ва симоб сув билан реакцияга киришмайди.

Жуда ҳол ўз-ўзича борадиган реакцияларда сув буғи *катализатор* вазифасини ўтайди.

Сув кутбли модда бўлганлиги учун жуда яхши эритувчи ҳисобланади.

Табиатда суви ва уни тозалаш. Сунинг биологик аҳамияти.

Сув - ерда энг кўп тарқалган моддадир. Ер шарининг деярли учдан икки қисми сув билан қопланган. Кўп миқдордаги сув атмосферада буғ ҳолида бўлади: баландда тоғ чўққиларида ва кутб мамлакатларида жуда кўп миқдордаги қор ва муз ҳолда йиллар давомида туради. Ер қатламларида ҳам тупроққа ва тоғ жинсларига шимилган ҳолдаги сув бўлади (1-расм).

Табиий сув батамом тоза бўлмайди. Табиий сувларнинг ичида энг тозаси ёмғир, қор сувлари ҳисобланади. Бу сувларда ҳам атмосферадаги ҳар хил аралашмаларнинг бир қисми эриган ҳолатда бўлади.

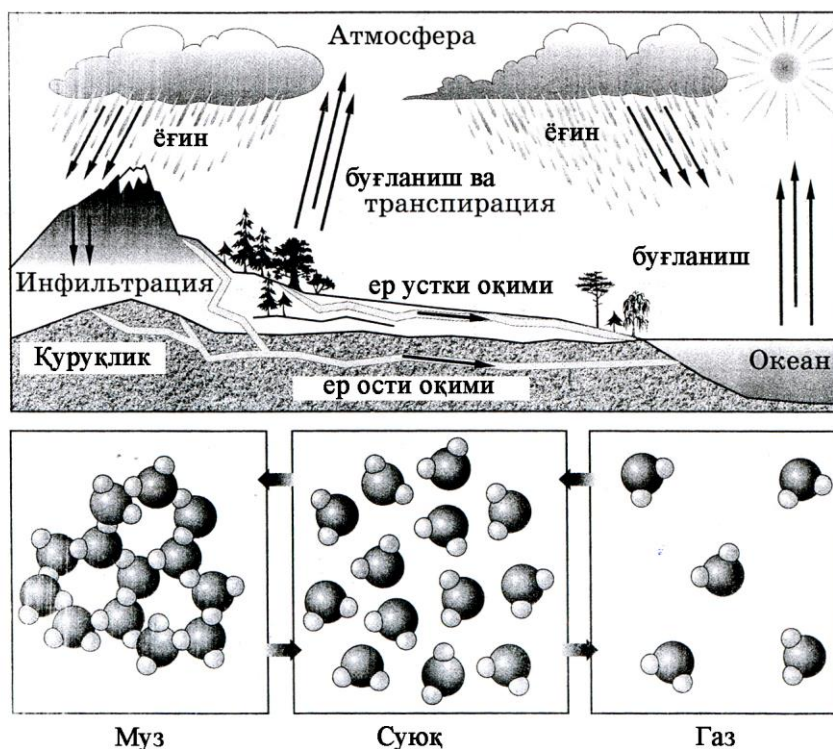
Чучук сувларда эриган аралашмаларнинг миқдори 0,01 дан 0,1 % гача бўлади. Денгиз суви таркибида 3,5% эриган моддалар бўлиб, бу миқдорнинг асосий қисмини натрий хлорид ташкил этади.

Табиий сувни ундаги муаллақ заррачалардан тозалаш учун, уни ғовак моддалардан, масалан, кўмир, ғовак сополдан филтрланади. Кўп миқдордаги сувни филтрлашда шағал ва кумдан фойдаланилади. Филтрларда бактерияларнинг кўп қисми ушланиб қолади. Бундан ташқари, сувдаги микробларни ўлдириш учун унга оз миқдорда хлор қўшилади: сувни тўлиқ стериллаш учун 1 т сувга 0,7 г хлор керак бўлади.

Сувдаги эримайдиган қўшимчаларни филтрлаш йшли билан ушланиб қолинади. Эриган моддаларни йўқотиш учун водопровод сувини шиша, кварц, платина ва қалайдан ясалган идишларда ҳайдалади ва дистилланган сув олинади.

Дистилланган сувда органик моддалар қолиши мумкин. Шунинг учун бу сувга KMnO_4 эритмасини қўшиб, қайта ҳайдаб бидистиллат ҳосил қилинади. Техникада сувни ион алмашиш жараёнидан фойдаланиб тозаланади.

Сув ўсимликлар, ҳайвонлар ва инсон ҳаётида жуда катта аҳамиятга эгадир(2-расм). Хозирги замон тасаввурларига кўра ҳаётнинг келиб чиқишини ўзи денгиз билан боғланади. Сув ҳар қандай организмда ҳам, унинг ҳаёти фаолиятини тахминлаб турадиган кимёвий жараёнлар борадиган муҳитдир; бундан ташқари сувнинг ўзи бир қатор биокимёвий реакцияларда иштирок этади. Сув тирик ҳужайраларнинг ажралмас бирлиги. Организмларинг сувсизланиши ҳаёт жараёнларин секинлашишига, сўнгра унинг ҳалок бўлишиг олиб келади. Ўсимликларинисовуққа ва иссиқликга чидамлиги уларнинг, таркибидаги сув миқдорига боғлиқ. Ўсимликларни тупроқдан (азотли бошқа минерал моддаларни олиши) ва ҳаводан (фотосинтез, ферментатив жараёнларни) озикланиши сувга боғлиқ. Сув ўсимликларнинг биомассаси шаклланишининг асосий шартларидан бири. Ўсимлик илдизи орқали олган сувнинг 99,5% ҳужайранинг турғун ҳолатини ушлаб туришга, фақат унинг 0,5% органик моддаларни синтезлаш учун сарфланади. Ўсимликлар учун ёгин ва ер ости суви асосий сув манбаи ҳисобланади. Юқоридагилардан кўрииб турибдики сув ва уни муҳофаза қилиш, ундан самарали фойдаланиш масалалари айна пайтда бутун жаҳон ҳамжамияти олдида турган долзарб вазифалардан биридир. Илмий агрономия равнақига катта хисса қўшган олим К.А.Тимирязев ўсимликларни сув тахминоти шароитларини, ҳаво билан ўзаро боғлиқлигини, шунингдек, ўсимлик ҳаётида ёруғликни аҳамиятини ўрганиб ўсимликлар сув режимини самарали бошқариш йўллари кўрсатди. Агрокимё мактабининг асосчиси деб эхтироф этилган Д.Н.Прянишников минерал ўғитларни қўллаш меҳёри ва ўсимларни транспирация коэффицентлари орасидаги ўзаро боғлиқликни аниқлаб, тупроқнинг озик режимини ўзгартириш йўли билан транспирация коэффиценти қийматини бошқариш имкониятларини кўрсатади. Ер қуррасидаги барча сувларнинг 2,5% чучук сув, 97,5% океан ва денгизларнинг шўр сувини ташкил этади.



1-расм Сувнинг табиатда айланиши.

Оғир сув.

Водороднинг оғир изотопи дейтерийнинг кислород билан ҳосил қилган бирикмаси оғир сув деб аталади. Одатдаги сувда озгина оғир сув борлиги сабабли сувни электролиз қилинганда оғир сув парчаланмай, оғир сувнинг нисбий миқдори ошиб боради. D_2O молекулаларига бой ана шундай сувни кўп марта қайта электролиз қилиш йўли билан 1933 йилда биринчи марта оз миқдордаги деярли 100% D_2O молекулаларидан иборат оғир сув ажратиб олинди.

Тузлар оғир сувда одатдаги сувдагига нисбатан оз эрийди. Оғир сувда кўпчилик реакциялар суст боради. Оғир сув нейтронларни секинлаштирувчи сифатида ядро реакцияларда ишлатилади. Оғир сувнинг биологик хоссалари ҳам оддий сувникидан фарқ қилади.

ЭРИТМАЛАР

Эритмалар фанда, техникада ва табиатда муҳим аҳамиятга эга.

Ҳамма физиологик суюқликлар (қон, лимфа, кўпчилик безларнинг суюқликлари) эритмалар ҳисобланади. Овқат ҳазм қилиш ва одам организмида озик моддаларни ўзлаштириш жараёнлари, озик моддаларни эритмага ўтиши билан боғлиқ ва ниҳоят эритмалар ўсимликлар ривожланишида муҳим аҳамиятга эга.

6. Дисперс системаларнинг классификацияси.

Икки ва ундан кўп моддалардан таркиб топган, ҳамда улардан бири иккинчисининг ҳажмида бир меёрда тақсимланган система дисперс система дейилади.

Табиатда энг кўп тарқалган дисперс системаларда дисперсион мухит суюқлик, дисперс фаза эса қаттиқ модда бўлади. Дисперс системага мисол қилиб чангли ҳавони олиш мумкин. Бу ерда дисперсион мухит – ҳаво, дисперсион фаза – майда муаллақ ҳолдаги тупроқ заррачалардир.

Дисперс системалари бир неча турларга бўлинади (3-жадвал).

1. *Дағал дисперс системалар.* Дисперс фаза заррачаларининг ўлчами $10^{-3} - 10^{-5}$ мкм. (мкм-микромметр, 1 мкм 10^{-6} м) бўлинади. Дағал дисперс системаларга суспензия ва эмульсиялар киради. $1, 10^{-1}$ мкм (1мкм - микромметр, 1 мкм = 10^{-6} м).

Суспензиялар – суюқлик ва бу суюқликда махлум бир даражада бир текис тарқалган дисперсион фаза қаттиқ бир моддадан иборат системадир. Суспензияга мисол қилиб лойқа сувни кўрсатиш мумкин.

Эмульсия - бири иккинчисида тақсимланган икки суюқликдан иборат системадир. Эмульсияга мисол: сигир сути, (ёғлар оқсилнинг гидролизда тарқалган).

2. *Коллоид - дисперс системалар* (коллоид сўзи грекча коллаклей, эндос – ўхшаш сўзларидан келиб чиққан бўлиб, елимсимонлар махносини беради).

Коллоид эритмаларда дисперс фазанинг заррачалари ўлчами $10^{-1} - 10^{-3}$ мкм. Бундай заррачалар дисперс системани узок вақт тиндирилса ҳам чўкмага тушмайди, фильтр қоғози ораларидан ўтиб кетади, оддий микроскопда кўринмайди.(тухум оқсили+H₂O).

Ўсимликларнинг турли ахзоларидаги туқима суюқликлари коллоид дисперс системадан иборат. Улар ўсимликда сув алмашилиш ва озикланиш жараёнларида иштирок этади.

3. *Чин эритмалар.* Дисперс фаза заррачалари ўлчами бир неча микромметр атрофида бўлади. Чин эритмалар молекуляр дисперс системалар ва ион дисперс системаларга бўлинади.

Молекуляр – дисперс системаларда модда эриш жараёнида айрим молекулаларга ажралади. Бундай системаларга шакар, спирт, ацетон каби моддаларнинг эритмалари киради.

Ион дисперс системаларда эриган модда айрим гидратланган ионлар ҳолида бўлади. Бундай ҳол кучли электролитлар (NaCl, KCl, KNO₃, Na₂SO₄ кабилар) нинг сувдаги эритмаларида кузатилади. Чин дисперс система тиник, филтрланадиган, пергамент қоғоздан ўтадиган, гомоген, оптик жиҳатдан бўш барқарор ва эскирмайдиган хоссаларга эга.

Дисперс системаларнинг турлари. (3-жадвал)

№ Дисперс система тури	Мисоллар	Заррача кўриниши	Чўкиш қобиляти	Филтрда қолиш қобиляти	Ўлчами
------------------------	----------	------------------	----------------	------------------------	--------

1 Дағал дисперс системалар	Тупроқ+сув аралашмасы	Заррачаларни кўриш мумкин	Осонгина чўкади	Фильтр қоғоздан ўтмайди	100 нм дан катта
а) Суспензия (суюқ+қаттиқ)	Лойқа+бензин	Заррачаларни кўриш мумкин	Осонгина чўкади	Фильтр қоғоздан ўтмайди	100 нм дан катта
б) Эмульсия (суюқ+суюқ)	Ўсимлик мойининг бензиндаги аралашмасы	Заррачаларни кўриб бўлмайди	Осонгина чўкади	Фильтр қоғоздан ўтмайди	100 нм дан катта
2 Коллоид эритмалар	Тухум оқининг сувдаги эритмасы	Заррачаларни кўриб бўлмайди	Қийинчили к билан чўкади	Оддий филтрдан ўтади	1-100 нм
3 Чин эритмалар	Қанд ёки ош тузининг сувдаги эритмасы	Заррачаларни кўриб бўлмайди	Чўкмайди	Барча филтрдан ўтади	1 нм дан кичик

Эриш жараёнининг механизми.

Ҳар қандай эритма эрувчи ва эритувчи моддалардан ташкил топган бўлади. Одатда эритувчи сифатида ҳосил қилинган эритма қандай агрегат ҳолатда бўлса шундай ҳолатдаги компонент ҳисобланади (масалан, тузларнинг сувли эритмаларида, албатта сув эритувчи ҳисобланади). Агар иккала компонент эришгача бир хил агрегат ҳолатда бўлса (масалан, спирт ва сув), унда кўп миқдордаги компонент эритувчи ҳисобланади.

Эритмаларнинг бир жинслиги уларни кимёвий бирикмаларга жуда ўхшашлигини кўрсатади. Бахзи бир моддаларни эришида иссиқлик ажралиб чиқиши эритувчи билан эрувчи модда ўртасида кимёвий ўзаро тахсир борлигидан далолат беради. Эритмалар кимёвий бирикмалардан таркиби ўзгарувчан бўлиши билан фарқ қилади. Бундан ташқари, эритмалар хоссаларида айрим компонентларни кўп хоссаларини кўриш мумкин. Бу кимёвий бирикмаларда кузатилмайди. Эритмалар таркибининг ўзгарувчанлиги уларнинг механик аралашмалар деб қарашга имкон беради, лекин эритмалар аралашмалардан ўзларининг бир жинслиги билан фарқ қилади. Шундай қилиб, эритмалар механик аралашмалар билан кимёвий бирикма орасидаги оралик ҳолатни эгаллайди.

Кристалларнинг суяқликда эриши қуйидагича бўлади. Кристалл модда ўзи эриши мумкин бўлган суяқликка туширилса, унинг юзасидан айрим молекулалар ажралиб диффузия жараёни туфайли эритувчининг бутун ҳажми бўйича бир текисда тарқалади. Қаттиқ жисм юзасидан молекулаларнинг ажралиши бир томондан, уларнинг тебранма ҳаракати иккинчи томондан, эритувчи молекулалари томонидан тортилиши ҳисобига юз беради. Бу жараён кристалларнинг ҳар қандай миқдори тўлиқ эриб кетгунча давом этиши мумкин эди, борди-ю, бир вақтнинг ўзида эришга тескари жараён кристаллизация бўлмаганда эритмага ўтган молекулалар қаттиқ жисм сирти билан учрашганда қаттиқ жисмга

тортилиб, қайтадан кристаллар таркибига киради. Дастлаб эриш жараёни тез боради. Эритмада заррачаларнинг сони кўпайгандан кейин иккала жараён тезликлари тенглашади, яхни бир секундда неча молекула эритмага ўтса, шунча молекула қайтадан кристалланади. У вақтда эритма билан эриган модда орасида динамик мувозанат қарор топади, эритма туйинади.

Шундай қилиб, *эримай қолган модда билан мувозанатда турадиган моддалар эритма деб аталади.*

Кристалл ҳолатда бўлган кўпчилик моддалар суюқликларда эриши иссиқлик ютилиши билан боради, лекин бахзи моддаларда, масалан, натрий гидроксид, калий карбонат, сувсиз мис (II) сульфат ва бошқа кўпгина моддалар сувда эриганда ҳароратнинг сезиларли ошиши кузатилади. Шунингдек, бахзи бир суюқликлар ва ҳамма газларнинг эришида ҳам иссиқлик ажралиб чиқади.

1 моль модданинг эриши натижасида ютиладиган ёки ажралиб чиқадиган иссиқлик миқдори шу модданинг эриш иссиқлиги деб аталади.

Эриш жараёни системанинг энтропияси сезиларли ошиши билан биргаликда боради, чунки бир модда заррачаларининг иккинчи моддада бир текисда тақсимланиши натижасида системанинг микро ҳолатлари сони ошади. Шу сабабли, кўпчилик кристалларнинг эриши эндотермик бўлишига қарамасдан системада Гиббс энергиясининг эришидаги ўзгариши манфий ва жараён ўз-ўзича боради.

Кристаллар эришида уларнинг бузилиши юз беради, бунда эса энергия талаб қилинади. Шу сабабли эриш жараёни иссиқлик ютилиши билан бориши керак. Агар тескари эффект кузатилса, бунда эриш билан бир вақтда эритувчи модда ўртасида қандайдир ўзаро тахсир бўлади, ҳамда кристалл панжарани бузилишига сарф бўладиган энергияга нисбатан ҳолрок энергия иссиқлик сифатида ажралиб чиқади.

Ҳақиқатдан ҳам, ҳозирги вақтда *кўпчилик моддалар эришида уларнинг молекулалари (ионлари) эритувчи молекулалари билан боғланади ва солгватлар (лотинча- сололре-эритмок) деб аталувчи бирикмалар ҳосил қилиши аниқланган. Сольватлар ҳосил қиладиган жараён солгватланиш деб аталади.*

Хусусий ҳолларда, агар эритувчи сувли бўлса, бу бирикмалар гидратлар, уларнинг ҳосил бўлиш жараёни – *гидратланиш* деб аталади.

Сувли эритмаларда гидратлар бўлиши тўғрисидаги мулоҳазани XIX асрнинг 80 йилларида Д.И.Менделеев ўзининг эритмалар тўғрисидаги гидратлар назариясида айтиб ўтган. Менделеев фикрича, эриш фақат физик жараён бўлмасдан, кимёвий жараён ҳамдир, сувда эрийдиган моддалар у билан бирикмалар ҳосил қилади.

Моддаларнинг эриш иссиқлигини ўрганиш бу фикрни тасдиқлайди.

Кўпчилик моддаларнинг сувли эритмаларидан ўз таркибида кристаллизацион сув сақлагани ҳолда кристаллар ҳолида ажралиб чиқиши, эриш жараёнининг химизмини тасдиқлайди.

Гидратлар, одатда беқарор бирикмалар бўлиб, кўпгина ҳолларда эритмаларни буғлатганда парчаланиб кетади. Лекин, бахзи бир ҳолларда

гидратлар анча беқарор бўлиб, эритмалан эриган модда ажратиб олинганда сув кристаллар таркибига киради.

Кристаллар таркибига сув кирувчи моддалар кристаллогидратлар, улар таркибидаги сув эса, кристаллизацион сув деб, аталади.

Кристаллогидратларнинг таркиби кристаллогидратда қанча миқдордаги сув борлигини кўрсатадиган формулалар билан ифодаланади. Масалан, мис сульфат кристаллогидрати (мис купороси) бир моль CuSO_4 ҳисобига 5 моль сув сақлайди ва унинг формуласи $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ёзилади: натрий сульфат кристаллогидрати (глаубер тузи) формуласи $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$ ҳолида ифодаланади.

Гидратларнинг ҳосил бўлиши иссиқлик ажралиши билан боради. Гидратлар ҳосил қилувчи моддалар эритилгандаги умумий иссиқлик эффекти эриш иссиқлиги эффекти билан гидратланиши иссиқлик эффекти йигиндисидан иборат бўлади. Бу жараёнларнинг биринчиси эндотермик, иккинчиси экзотермик жараён бўлганлиги учун умумий иссиқлик эффекти айрим жараёнларнинг иссиқлик эффектларнинг алгебрик йигиндисига тенг бўлиб, унинг қиймати мусбат бўлиши ҳам, манфий бўлиши ҳам мумкин.

Эритманинг хоссалари.

Эритмаларнинг хоссаларига эритмадаги диффузия, осмос ҳодисалари, эритмаларнинг буғ босими, музлаш ва қайнаш ҳароратлари киради.

а) Бир модда заррачаларининг иккинчи модда ичида ўз-ўзича бир текисда тақсимланиш жараёни диффузия деб аталади. Агар биз концентрацияси кўпроқ эритма олиб, унинг устига сув қуйсак, эриган модда заррачалари сувга ўта бошлайди; бориб-бориб эриш бутун идиш ичида бир хил концентрацияга эришади. Эритмаларда диффузия ҳодисасини пухта ўрганиш натижасида тубандаги қонуниятлар чиқарилган:

1) эритмаларда диффузия жуда суст боради; 2) диффузия туфайли заррачалар концентрация юқори бўлган жойдан концентрация кам бўлган жойларга ўтади; ниҳоят система бир хил концентрацияга эришади; 3) эритмаларда диффузия туфайли оғирлик кучи ҳам енгиледи: ҳар қандай оғир туз эритмаси устига сув солсак, оғир заррачалар юқорига кўтарилади; 4) диффузия ҳодисасида иккала модда заррачалар бир-бирининг орасига киришади.

б) Агар эритувчи билан эритма ўртасига ярим ўтказгич парда қўйсак, бу парда орқали эритувчи заррачалари эритмага ўтиб уни суюлтира бошлайди. *Эритувчи заррачаларининг ярим ўтказгич парда орқали ўтиши жараёни осмос дейилади*

1886 йилда Вант-Гофф эритмаларнинг осмотик назариясини яратади. Бу назарияга мувофиқ, эриган модда эритма ичида худди газ ҳолатига ўхшаш ҳолатда бўлади. Вант-Гофф эритмаларнинг осмотик босими учун:

$$PV=nRT$$

тенгламасини таклиф қилади.

P – эритманинг осмотик босими;
 V – эритманинг ҳажми;
 n - эриган модданинг грамм-молекулалари сони;
 T - эритманинг абсолют ҳарорати;
 R - газларнинг универсал доимийлиги.

У Авогадро қонуни ҳам эритмалар учун тадбиқ этилиши мумкинлигини кўрсатади. Масалан, 1л эритмада 1 моль эриган модда бўлса, бундай эритманинг осмотик босими 2269,72 кПа га тенг бўлиши керак, чунки $P=n/V \times RT=8,314 \times 273 = 2269,72$ КПа (1) тенгламада $n/V = C$ моляр концентрация эканлигини эҳтиборга олсак, $P= CRT$ формула келиб чиқади.

У Авогадро қонуни ҳам эритмалар учун тадбиқ этилиши мумкинлигини кўрсатади. Масалан, 1л эритмада 1 моль эриган модда бўлса, бундай эритманинг осмотик босими 2269,72 КПа га тенг бўлиши керак, чунки $P=n/V \times RT=8,314 \times 273 = 2269,72$ КПа (1) тенгламада $n/V = C$ моляр концентрация эканлигини эҳтиборга олсак, $P= CRT$ формула келиб чиқади.

Вант-Гофф назарияси: “Агар эриган модда эритма ҳароратида газ ҳолатида бўлиб эритма ҳажмига баровар ҳажмни эгалласа эди, бу газнинг босими эритманинг осмотик босимига тенг бўлар эди”.

Бу қонун эритмаларнинг осмотик босими концентрация ва абсолют ҳароратгагина боғлиқ бўлиб, эрувчи модда табиатига боғлиқ эмаслигини кўрсатади.

Осмос ҳодисаси натижасида осмотик босим ҳосил бўлади. Бу босим осмос ҳодисасини тўхтатиш учун яхни эритувчи молекулаларини пардадан ўтказмаслик учун эритмага бериш керак бўлган ташқи босимга тенгдир.

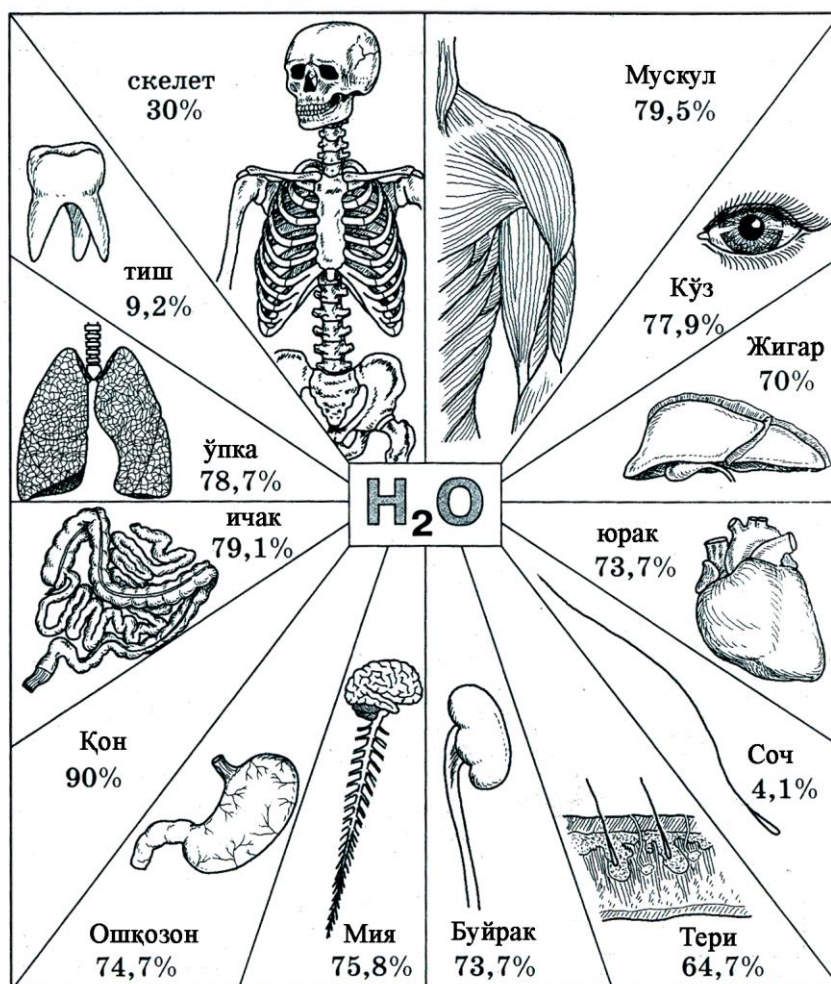
Осмос ҳодисаси, унинг ўсимлик ва ҳайвонларнинг ҳаётида муҳим аҳамияти. У тўқималар эластиклиги, органларнинг маҳлум шаклда бўлишини сақлаб туришга ёрдам беради.

Осмос ҳодисаси тирик организмда кўпгина жараёнларни амалга оширишда бевосита иштирок этади. Жумладан, қон ва тўқима орасидаги сув алмашинувини тахминлаб беради. Одам қонининг осмотик босими 740-780 кПа (7,6-7,8 атм) бўлади ва у қонда эриган барча моддалар ҳисобига келиб чиқади. Бу моддалардан энг аҳамиятлиси оксиллардир. Улар қоннинг онкотик (коллоид-осмотик) босимини белгилайди. Қоннинг умумий осмотик босими унинг онкотик босимидан қарийб 200 марта катта, аммо сув алмашинуви жараёнида оксиллар асосий компонент (таркибий қисм) ролини ўйнайди, чунки мембрана деворларидан ўта олмайди.

Қон осмотик босим қийматининг ўзгариши қатор кўнгилсиз ҳолларга олиб келади. Масалан, қон плазмаси динамик босимининг кескин камайиши хужайра ичидаги осмотик босими катта бўлган эритроцитларга сув киришига олиб келади ва, натижада, хужайралар ёрилади. Бу ҳолат гемолиз деб

аталади. Агар қон плазмасининг осмотик босими кескин ошиб кетса, ҳужайра ичидаги босим плазма босимиға қарағанда катта бўлади. Натижада, ҳужайра ичидаги сув қон плазмасига кира бошлайди, ҳужайра буришиб қолади (плазмолиз жараёни), ундаги биокимёвий жараёнлар бузилади ва ҳужайра ҳалок бўлади.

Осмос ҳодисаси тиббиётда даволаш мақсадида кенг қўлланилади. Масалан, NaCl нинг 0,86% ли эритмасининг осмотик босими қоннинг осмотик босимиға тенг, у физиологик эритма деб аталади. Организм сувсизланганда, бемор кўп қон йўқотганда организмға кўп миқдорда физиологик эритма юборилади..



2-расм Сувнинг одам оранларидаги миқдори.
Қаттиқ моддаларнинг эрувчанлиги. Ўта тўйинган эритмалар.

Модданинг у ёки бу эритувчида эрий олиш хусусияти шу модданинг эрувчанлиги деб аталади.

Моддаларнинг эрувчанлиги эрувчи модданинг ва эритувчининг табиати, шунингдек, ҳароратга боғлиқ. Туз ва асосларнинг эрувчанлиги 2-иловада келтирилган.

Модданинг маҳлум ҳароратда 100 г эритувчида эриб, туйинган эритма ҳосил қиладиган массаси унинг эрувчанлик коэффиценти деб аталади.

Ҳар хил моддаларнинг сувда эрувчанлиги ҳар хил бўлади. Агар 100 грамм сувда 10 граммдан ошиқ модда эриса, бундай моддалар яхши эрийдиган, 1 граммдан кам эриса оз эрийдиган ва ниҳоят 0,01 граммдан кам модда эриса, амалда эрмайдиган моддалар ҳисобланади.

Эритмаларнинг концентрацияси. *Эритманинг ёки эритувчининг маҳлум оғирлик миқдорида ёки маҳлум ҳажмида эриган модда миқдори эритманинг концентрацияси деб аталади.*

Эритманинг концентрациясини бир неча усулда ифодалаш мумкин.

1. *Эриган модда миқдори эритманинг умумий миқдorigа нисбатан фоиз ҳисобида ифодаланади.*

Эритма концентрациясини фоиз билан ифодалаш учун 100 г эритмада бўлган эрувчи модда миқдори ҳисобланади:

$$C\% = \frac{m_2 \cdot 100\%}{m_1 + m_2}$$

бу ерда $C\%$ – эритманинг фоиз концентрацияси, m_2 – эриган модданинг массаси, m_1 – эритувчининг массаси.

2. *Эритманинг концентрацияси эриган модданинг 1 литр эритмадаги моллар сони билан ифодаланади.*

Агар 1 л (1000 мл) эритмада 1 моль эрувчи модда бўлса, бундай эритма моляр эритма деб аталади ва M билан белгиланади. Агар 1 л эритмада 0,1 моль эрувчи бўлса, децимоляр эритма дейилади (0,1 M). Эритманинг молярлиги ҳарорат ўзгариши билан ўзгаради.

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

Бу ерда C_m – эритманинг моляр концентрацияси, ***m -эриган модданинг массаси, V -эритма ҳажми,***

Mr - Эриган модданинг нисбий молекуляр массаси 3. *Эритманинг концентрациясини эриган модданинг 1 литр эритмадаги 1 грамм-эквивалентлари сони билан ифодаланади.* Бундай эритмалар нормал эритмалар деб аталади.

$$C_n = \frac{m \cdot 1000}{\Xi \cdot V}$$

бу ерда: C_n - эритманинг нормал концентрацияси, m - эриган модда массаси, Δ –эриган модданинг эквивалент массаси (г моль^{-1}), V –эритма ҳажми

Эритманинг 1 миллилитрида бўлган эрувчи модданинг оғирлик миқдори титр деб аталади. Титр билан нормаллик орасида қуйидагича тенглама

мавжуд:

$$\text{титр} = \frac{\Delta \cdot C_n}{1000}$$

бу ерда Δ – эриган модданинг грамм-эквиваленти, C_n – нормаллиги.

Савол ва топшириқлар.

1. Сув молекуласи қандай электрон тузилишга эга?
 2. Сувнинг суюқ бўлишига сабаб нима?
 3. Сув қандай физик хоссаларга эга.
 4. Сувнинг кимёвий хоссаларига мисоллар келтиринг.
 5. Табиий сувнинг таркиби ҳақида нималарни биласиз. Табиий сув ва қандай сабаблар натижасида ифлосланади.?
 6. Суюқ ҳолатдаги сувда қандай кимёвий боғлар мавжуд..
 7. Сув қаерларда ишлатилади. Минерал, чучук сувлар дейилганда нимани тушунсиз?
 8. Дисперс система қандай синфларга бўлинади..
 9. Эритма деб нимага айтилади
 10. Эрувчанлик нима?
 11. Осмос ҳодисаси деб нимага айтилади, унинг ўсимлик ва ҳайвонларнинг ҳаётида аҳамиятини тушунтириб беринг.
- Эритманинг концентрацияси нима, уни қандай ифодалаш усуллари биласиз?
12. NaCl нинг 0,86% ли эритмасини тайёрлаш учун массалари қандай бўлган сув ва туз керак бўлади?
 13. Водород хлориднинг неча грамм миқдоридан 2 л 0,5 моль эритма тайёрлаш мумкин?
-

14. Физиологик эритмалар деб нимага айтилади ва уларнинг қандай аҳамияти бор?

Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1. Бирор модданинг 45 г тўйинган эритмасида 8 г эриган модда борлиги аниқланган. Айни модданинг эрувчанлиги неча г га тенг.

A) 37,4 г B) 21,6 г C) 28,6 г D) 18 г E) 17,2 г

2. Нормал шароитда 2 л сувда 6 л H_2S эрийди. 18 л сувда 0°C да ва 1,5 атм. босимда эриган водород сульфиднинг массасини топинг.

A) 246 г B) 80 г C) 180 г D) 118 г E) 123 г

3. Калий нитратнинг 300 г 20% ли эритмаси аввал буғлатилди, сўнгра ажралиб чиққан туз қаттиқ қиздирилди. Қиздиришдан сўнг неча грамм қаттиқ модда қолган.

A) 30 B) 48,4 C) 50,5 D) 40,5 E) 60

4. 5 г ош тузининг 40 г сувда эришидан ҳосил бўлган эритманинг процент концентрациясини аниқланг.

- A) 11,11 B) 22 C) 8,5D) 16,15 E) 22,11

5.20 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ни 240 г сувда эритилишидан ҳосил бўлган эритманинг процент концентрациясини топинг.

- A) 4,92 B) 3,45 C) 5,8D) 8,32 E) 8,5

6.Таркибида 30 г NaOH бўлган эритмага 20 г 40% ли H_2SO_4 эритмаси қўшилди. Ҳосил бўлган эритмага ботирилган лакмус қоғози қандай рангга киради.

- A) Ўзгармайди B) Ўзгаради C) Кўк D) Рангсиз E) Қизил.

10%ли H_2SO_4 эритмасини ҳосил қилиш учун 30%ли 50 г сульфат кислотага қанча сув қўшиш керак.

- A) 50 B) 100 C) 150 D) 200 E) 250

7.20% ли сульфат кислота эритмасининг ($P=1,14\text{г/мл}$) молярлиги, нормаллиги ва титрини топинг.

- A) 2,33; 4,0; 0,4 B) 1,25; 4,65; 0,23 C) 0,5; 2,25; 0,3 D) 2,33; 4,65; 0,23
E) 1,5; 3,0; 0,23

8.3 литр 0,02 н эритма тайёрлаш учун сода кристаллгидратидан $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ неча грамм олиш керак.

- A) 3,18 г B) 5,48 г C) 4,8 г D) 2,26 г E) 8,58 г

9.Натрий сульфатнинг 200 г 30%ли эритмасига 200 мл сув қўшилди. Ҳосил қилинган эритманинг процент концентрациясини топинг.

- A) 15 B) 18 C) 20 D) 25 E) 10

10.40 г 20%ли эритмага 20 г 10%ли эритма қўшилганда ҳосил бўлган эритманинг процент концентрациясини аниқланг.

- A) 18 B) 15,6 C) 14,6 D) 16,67 E) 12,67

11.Бирор модданинг 150 г 30%ли эритмаси билан 200 г 15%ли эритмаси аралаштирилди, ҳосил бўлган эритманинг процент концентрациясини топинг.

- A) 18,5 B) 21,4 C) 25,6 D) 28,4 E) 14,5

12. NaOH нинг 80 мл эритмасини нейтраллаш учун сульфат кислотанинг 0,5н эритмасидан 48 мл сарф бўлади. Ишқор эритмасининг нормаллигини топинг.

- A) 0,6Н B) 0,5Н C) 0,2Н D) 0,4Н E) 0,3Н

13.1,85 кг эритмани буғлатиб, 45 г қуруқ туз олинган бўлса, бошланғич эритмадаги тузнинг масса улушини топинг.

- A) 0,0025 B) 0,25 C) 0,024 D) 0,45 E) 0,15

14. 40% ли КОН эритмасининг неча граммидан 4 кг 2% ли эритма тайёрлаш мумкин.

- A) 400 г B) 50 г C) 100 г D) 300 г E) 200 г

15. 20% ли 20 г эритма тайёрлаш учун неча литр (н.ш.) аммиак керак бўлади.

- A) 11,2 B) 5,27 C) 22,4 D) 8,28 E) 5,6

16. Сульфат кислотанинг 20 мл 5% ли эритмаси ($\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$) билан 30 мл 2% ли эритмасини ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$) аралаштириб тайёрланган эритмасининг моляр концентрациясини аниқланг.

- A) 0,52 B) 0,234 C) 0,475 D) 0,334 E) 0,18

17. Массаси 37,25 г бўлган KCl га сульфат кислота тахсир эттириб олинган водород хлорид 120 г сувда эритилди, HCl нинг процент концентрациясини топинг.

- A) 13,2 B) 8,5 C) 15 D) 18,4 E) 14,2

18. Калий гидроксиднинг 300 мл 1,4 М эритмаси билан 700 мл 1,7 М эритмаси ўзаро аралаштирилди, ҳосил бўлган ишқорнинг моляр концентрациясини аниқланг.

- A) 1,55 B) 2,45 C) 1,61 D) 0,94
E) 3,51

19. Зичлиги 1,058 г/мл бўлган 5 литр 10% ли Na_2CO_3 эритмасидан 20% ли эритма ҳосил қилиш учун қанча сувни бўғлатиш керак.

- A) 2116 г B) 2645 г C) 4761 г D) 3245 г E) 890 г

20. 120 г сувда 40 г глюкоза эритилди. Эритманинг моляр концентрациясини топинг.

- A) 2,4 B) 1,5 C) 1,85 D) 2,85 E) 0,94

21. 250 мл 0,2 М эритма тайёрлаш учун неча грамм натрий сульфат керак бўлади.

- A) 9,3 B) 3,8 C) 6,5 D) 8,4 E) 7,1

22. 35 % ли ва 25% ли КОН эритмаларидан фойдаланиб 28% ли эритма тайёрлаш учун уларни қандай нисбатларда аралаштириш керак.

- A) 2:5 B) 3:10 C) 4:6 D) 3:7 E) 1:4

23. Мис (II) сульфатнинг 25% ли эритмасини тайёрлаш учун, 120 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ кристаллгидрат неча грамм сувда эритилиши керак.

- A) 247,6 B) 187,2 C) 200 D) 324,2 E) 145,2

24. 10% ли эритма ҳосил қилиш учун 150 мл 24% ли ($\rho = 1,17 \text{ г/мл}$) сульфат кислота эритмасига қанча (мл) сув қуйиш керак.

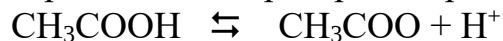
- A) 184,5 B) 324,8 C) 87,5 D) 249,8 E) 245,7

7§ Электrolитик диссоциаланиш. Тузлар гидролизи .

Сувдаги эритмалари ёки суюқланмалари электр токини ўтказувчи моддалар электролитлар дейилади; кислота, асос ва тузлар электролитлардир. Сувдаги эритмалари электр токини ўтказмайдиган моддалар неэлектролитлар дейилади(шакар, спирт, ёғлар)

1887 йилда швед олими Сванте Аррениус эритмаларнинг электр ўтказувчанлигини ўлчаш асосида электролитик диссоциаланиш назариясини таклиф қилди. Бу назарияга мувофиқ кислота, асос ва тузлар сувда эриганда қарама-қарши зарядли ионларга ажралади. Аррениусдан илгари, Клаузиус, Гротгус, Фарадей ва бошқа олимларнинг фикрича, фақат эритмадан электр токи ўтгандагина ионлар ҳосил бўлиши, электр токи ўтиши тўхтагач ионлар яна бир-бири билан бирикиши лозим.

Аррениус фикрича, молекулаларнинг ионларга ажралиши учун электр токининг ҳеч қандай аҳамияти йўқ; электролитлар сувда эриш жараёнида ионларга ажралади(3-расм). Бунинг натижасида эритмалардаги заррачаларнинг сони ортади ва шунинг учун электролит эритмаларининг осмотик босими худди шундай концентрациядаги неэлектролит модда эритмасининг осмотик босимидан бир неча марта кўп бўлади. Электролит молекулаларнинг ионларга ажралиши қайтар жараёндир; масалан:



Эритма, умуман олганда электронейтрал бўлгани учун эритмадаги манфий зарядлар сони мусбат зарядлар сонига тенг бўлиши керак.

Аррениус назарияси кимё фани тараққиётига муносиб ҳисса қўшди ва кучсиз электролитлар учун ҳозирга қадар татбиқ қилиб келинмоқда.

1. Аррениус назарияси электролитларнинг сувдаги эритмалари орқали электр токи ўтиши сабабини изоҳлаб берди. Бу назарияга кўра, неэлектролит моддаларнинг сувдаги эритмаларида ионлар бўлмайди, электролитларнинг эритмаларидагина ионлар бўлади. Шунинг учун ҳам электролитлар орқали ток ўтади, чунки ионлар электрни «ташийди». Аррениус назарияси электролиз вақтида мусбат ионларнинг катодга, манфий ионларнинг анодга бориши сабабини ҳам тўла изоҳлаб берди.



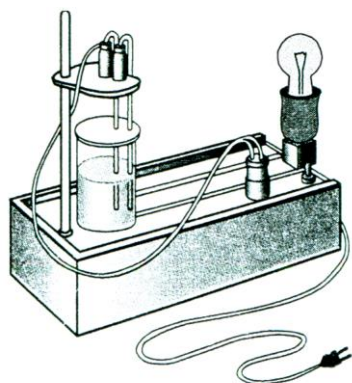
3-расм Натрий гидроксиднинг диссоциланиши механизми.

2. Аррениус назарияси электролитларнинг эритмалари, ноэлектролитларнинг худди ўшандай концентрациядаги эритмаларига қараганда пастроқ ҳароратда музлаши ва юқориқ ҳароратда қайнаши сабабини ҳам қониқарли равишда тушунтириб берди. Чунончи, ош тузи эритмасини олсак, бу эритмада NaCl кристаллидаги заррачалар Na^+ ва Cl^- ионларига ажралади. Шу сабабли, эритмада заррачаларнинг сони қарийб икки марта ортади. Шунинг учун, бу эритма музлаш ҳароратсининг пасайиши қанд эритмасининг шундай концентрацияли эритмасининг музлаш ҳароратси пасайишидан деярли икки марта ортиқ бўлади.

3. Аррениус назарияси таркибида бир хил ионлар бўладиган моддаларнинг эритмалари реакцияга бир хилда киришини ҳам изоҳлаб берди. Масалан, KCl , NaCl , BaCl_2 каби тузларнинг эритмалари AgNO_3 эритмасига қўшилганда оқ чўкма AgCl ҳосил бўлади. Бунинг сабаби шундаки, KCl , NaCl ва BaCl_2 эритмаларида Cl^- ионлари бор бўлиб улар Ag^+ ионлари билан бирикиб, AgCl чўкмасини ҳосил қилади. Аррениус назарияси KClO_3 , CHCl_3 каби моддаларда Cl бўлсада, уларнинг эритмалари AgNO_3 эритмасига қўшилганда оқ чўкма ҳосил қилмаслигини ҳам тўғри изоҳ қилди. Бунинг сабаби шундаки, масалан KClO_3 эритилганда хлор ионига ажралмайди, балки K^+ ва ClO_3^- ионларига диссоциланади, ClO_3^- ионлар эса Ag^+ иони билан чўкма бермайди.

4. Аррениус ўз назариясига асосланиб кислота ва асосларни тахрифлайди. Аррениус назариясига мувофиқ сувда эриганда водород ионларини ажратадиган электролитлар кислоталар деб аталади. Эритмада водород ионларининг концентрацияси қанчалик катта бўлса, кислота шунчалик кучли бўлади. Сувда эриганда гидроксил ионларини ажратадиган электролитлар асослар деб аталади.

1891 йилда И. А. Каблуков диссоциланиш жараёнига Д.И.Менделеевнинг гидратлар назарияси асосида қараб, эриган модда ионлари эритувчи молекулалари билан кимёвий бирикиб, ионларнинг гидратларини ҳосил қилади деган хулосага келди. Шу билан бирга И. А. Каблуков Аррениус назариясининг сувдаги эритмалар билангина чекланишини кузатди. Агар модда учун мувофиқ эритувчи танланса, сувда ноэлектролит бўлган модда бундай эритувчида электр токини ўтказувчан бўлиши мумкин.



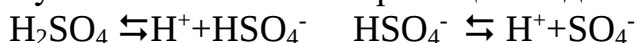
4-расм Моддаларнинг электр ўтказувчанлик қурилмаси.

Электролитик диссоциланиш назарияси нуқтаи назаридан олганда кислота, асос ва тузларнинг хоссалари.

1. Кислоталар. Сувда эрийдиган барча кислоталар диссоциланади. Бунда водород иони билан кислота қолдиғи иони ҳосил бўлади:



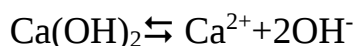
Кўп негизли кислоталар босқичли диссоциланади:



Кислоталарнинг умумий хоссалари, яхни нордон маззага эга бўлиши ,индикатор гангини ўзгартириши ,кислоталар ,кислотали оксидлар ва тузлар билан реакцияга киришувчи уларнинг диссоциацияланиши натижасида водород ионини ҳосил бўлиши билан тушунтирилади. Шунга кўра кислоталар учун қуйидагича таҳриф берилади.

Диссоциланганда катион сифатида фақат водород ион ҳосил қиладиган мураккаб моддаларга кислоталар дейилади.

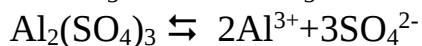
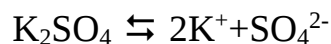
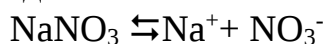
2. Асослар. Сувда эрийдиган барча асослар диссоциацияланганда металл катионига (аммоний гидроксиди NH_4^+ ионига) ва гидроксид анионига (OH^-) ажралади.



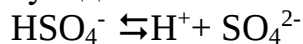
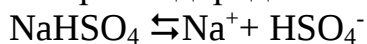
Сувда эрийдиган асослар учун хос бўлган барча умумий хоссалар индикаторлар гангини ўзгартириши ,кислоталар , кислотали оксидлар ва тузлар билан реакцияси уларнинг диссоциацияланишидан ҳосил бўлган OH^- ионлари туфайлидир.

Диссоциланганда анион сифатида фақат гидроксид иони (OH^-) ҳосил қиладиган мураккаб моддаларга асослар дейилади.

3. Тузлар. Тузлар диссоциациялаганда металл катиони (аммоний тузларида аммоний катиони NH_4^+) га ва кислота қолдиғи анионига ажралади:



Нордон тузлар диссоциациялаганда эса катион сифатида металл иони билан бирга водород иони ҳам ҳосил бўлади:



Тузлар диссоциациялаганда ,тузлар учун умумий ион ҳосил бўлмайди .Шунга кўра тузлар учун умумий хоссалар ҳам йўқ ,

- Диссоциланганда металл катиони билан кислота қолдиғи аниони (нордон тузларда водород катиони ҳам) ҳосил қиладиган мураккаб моддаларга тузлар деб айтилади.

Кучли ва кучсиз электролитлар. Молекулалари ҳатто суюлтирилган эритмаларда ҳам оз даражада диссоциланадиган электролитлар кучсиз электролитлар деб аталади. Уларга бахзи кислоталар (масалан, сирка, цианид, карбонат кислоталар ва ҳоказо), бахзи асослар (масалан, аммоний гидроксид, органик асослар ва ҳоказо) ва бахзи тузлар киради.

Кучсиз электролит эритмаларининг солиштирама электр ўтказувчанлиги эритмадаги ионлар сонига боғлиқ; кучсиз электролитларнинг диссоциланиш жараёни учун массалар тахсири қонунини қўллаш мумкин. Аррениус назарияси ҳам кучсиз электролитларнинг эритмаларигагина татбиқ этилади.

Ҳар хил концентрациядаги эритмаларда ҳам сезиларли даражада яхши диссоциланадиган бирикмалар кучли электролитлар деб аталади. Уларнинг диссоциланиш даражалари 100 фоизга яқинлашиши мумкин. Кучли электролитларга деярли барча тузлар, кучли кислота ва кучли асослар киради. Кучли электролитларнинг эритмаларидаги ионлар миқдори кўп бўлганлиги сабабли улар орасидаги ионлараро тортишув кучлари ҳам сезиларли бўлади.

Аррениус назарияси кучли электролитларга татбиқ этилмайди. Атом тузилиши ва кристалл панжараларининг (турлари) аниқдангандан кейин 1920 йидда Аррениус назариясига бир неча қўшимча киритишга тўғри келди. Сўнгра кучли электролитлар назарияси яратилди. Бу назарияга мувофиқ моддалар сувда эриганда ионларга ўлиқ ажралади.

Демак, кучли электролитларнинг тажрибада топилган диссоциланиш даражаси Аррениус назарияси асосида ҳам ва тўла диссоциланиш назарияси асосида ҳам ҳисоблаб топилган қийматдан фарқ қилади. Кучли электролитларнинг диссоциланиш даражаси деганда, тажрибада топиладиган қиймати тушунилади.

Диссоциаланиш даражаси ва константаси.

Диссоциланиш даражаси. Электролитлар сувдаги эритмаларида маълум даражада ионларга ажралади. Аррениус фикрича, тўла диссоциланиш бўлмаслигининг сабаби шундаки, эритмада молекулалар ионларга ажралиши билан бир вақтда, ҳосил бўлган ионлар ўзаро бирикиб, яна молекулаларга айланади. Молекулалар ионларга ажралган сари диссоциланиш тезлиги камаяди, лекин ионларнинг ўзаро бирикиш тезлиги ортади. Ниҳоят, икки жараён тезлиги тенглашади; шу вақтдан бошлаб эритмада молекулалар ва ионлар орасида мувозанат қарор топади. Шундан сўнг, эритмада ион ва молекулалар сони ўзгармай қолади. Бу ҳолатни тавсифлаш учун, диссоциланиш даражаси тушунчаси киритилган. *Ионларга диссоциланган молекулалар сонининг эритилган модданинг барча молекулалари сонига*

бўлган нисбати электролитнинг диссоциланиш даражаси деб аталади.

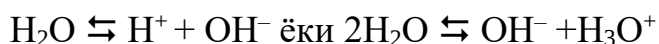
Диссоциланиш даражаси α (альфа) ҳарфи билан белгиланади. $\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$, бу

ерда n -диссоциланган молекулалар сони; N - электролит молекуларининг умимий сони.

Диссоциланиш даражаси электролит табиатига, ҳароратга ва концентрацияга боғлиқ. Эритма концентрацияси пасайганда диссоциланиш даражаси ортади.

Сувнинг диссоциаланиши. Сувнинг ион кўпайтмаси. Эритмада водород ионларининг концентрацияси. Водород кўрсаткичи pH. Биологик жараёнларда водород ион концентрациясининг аҳамияти. Ионли реакциялар.

Сувнинг электролитик диссоциланиши. Тоза сув электр токини жуда ёмон ўтказида. Лабораторияда ишлатиладиган (дистилланган) сув ҳам етарли даражада тоза эмас. Унинг таркибида NH_4OH , H_2CO_3 ва бошқа моддалар бор. Ф. Кольрауш сувни кўп марта тозалаш натижасида тоза сув олган. Бу сув ҳам оз бўлсада электр ўтказувчанликка эга. Унинг электр ўтказувчанлигига сабаб диссоциланишидир:



Сувни жуда кучсиз электролит деб қараб, унинг диссоциланиш доимийсини куйидагича ёзиш мумкин:

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

Сувнинг электр ўтказувчанлигидан фойдаланиб, диссоциланиш доимийси ҳисоблаб топилган. 22°C да ўтказилган текширишлар $K_o = 1,8 \cdot 10^{-16}$ эканлигини кўрсатди.

Юқоридаги тенгламани $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_o [\text{H}_2\text{O}]$ шаклида ёзайлик. Бу тенгламада сувнинг концентрацияси $[\text{H}_2\text{O}]$ қийматини сувнинг диссоциланиш даражаси жуда кичик бўлгани учун ўзгармас қиймат деб қарасак бўлади: $[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ г.л}^{-1}$ ёки $1000:18 = 55,56 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$

$K_o \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ кўпайтмасини K_w билан белгилаймиз. У ҳолда $K_o \cdot \text{H}_2\text{O} = K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ ёки $K_o = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ бўлади.

K_w сувнинг ион кўпайтмаси деб аталади. K_w айна ҳароратда сувдаги H^+ ва OH^- ионларининг концентрация кўпайтмаси ўзгармас қиймат эканлигини кўрсатади. K_w нинг қиймати ҳарорат ўзгариши билан ўзгаради. K_w қийматидан 22°C да H^+ ва OH^- ионлар концентрациясининг кўпайтмаси 10^{-14} га тенглигини кўрамиз.

Бундан $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ дир. Демак, тоза нейтрал сувда H^+ ионлари концентрацияси $10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ га, OH^- ионлари концентрацияси ҳам $10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ га тенгдир. Кислотали муҳитда H^+ ионларининг концентрацияси $10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ дан ортиқ, OH^- ионларники эса $10^{-7} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ дан кам бўлади. Ишқорий муҳитда, аксинча.

Сувдаги ҳар қандай эритмада ҳам $[\text{H}^+]$ ва $[\text{OH}^-]$ ларнинг кўпайтмаси 22°C да 10^{-14} га тенг:

$$[H^+]\cdot[OH^-]=10^{-14} \text{ моль}^2\cdot\text{л}^{-2}$$

Сувнинг диссоциланиши эндотермик жараён. Ҳарорат оширилганда унинг ионларга парчаланиши кучаяди, яхни K_w қиймати ортади; масалан, 0°C да $K_w=0,13\cdot 10^{-14}$; 50°C да $K_w=5,66\cdot 10^{-14}$; 100°C да $K_w=74\cdot 10^{-14}$ га тенгдир.

Водород кўрсаткич (pH). Эритмадаги водород ионлари концентрациясининг ўнлик манфий логарифми водород кўрсаткич ёки pH деб аталади:

$$\text{pH} = -\lg [H^+]$$

Демак: $[H^+]=10^{-7}$ - нейтрал муҳит учун $\text{pH}=7$

$[H^+] > 10^{-7}$ $\text{pH}<7$

$[H^+]< 10^{-7}$ $\text{pH}>7$

Кучли кислотали, кучсиз кислотали, нейтрал, кучли ишқорий ва кучсиз ишқорий эритмалар учун қуйидаги pH ларни кўрсатиб ўтамиз:

pH 1, 2, 3	4, 5, 6	7	8, 9, 10	11, 12, 13, 14
Кучли кислотали	Кучсиз кислотали	Нейтрал	Кучсиз ишқорий	Кучли ишқорий

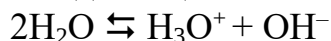
Тузлар гидролизи. Гидролизнинг биологик жарарёнлардаги аҳамияти.

Нейтрал, нордон ва асосли тузларнинг номи уларнинг эритмалардаги ҳолатига ҳамма вақт тўғри келавермайди. Кўпинча нейтрал тузларнинг сувдаги эритмаси кислотали ёки ишқорий муҳит намоён қилади; масалан, NH_4Cl нинг сувдаги эритмаси кислотали, NaCl ники нейтрал ва KClO эритмаси асосли муҳитни кўрсатади; ҳатто нордон туз Na_2HPO_4 нинг сувдаги эритмаси ишқорий муҳит намоён қилади.

Бу ҳодисанинг сабаби тузларнинг гидролизга учрашидир.

Туз ионлари билан сув ионлари орасида бўладиган ва, одатда, кучсиз электролит (кучсиз кислота, кучсиз асос ва асосли ёки кислотали туз) ҳосил бўлишига олиб келадиган ўзаро тахсирлашув гидролиз деб аталади.

Гидролиз натижасида сувнинг диссоциланиш мувозанати

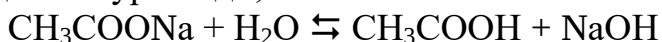


ўнг томонга силжийди. Гидролиз жараёнида, албатта, туз катиони ва анионининг табиати (кутбловчилик тахсири, ион радиуси, заряди, электрон жуфтга бўлган донорлик-акцепторлик қобилияти) муҳим аҳамиятга эга.

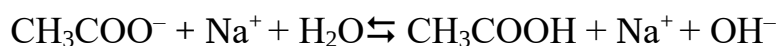
Гидролиз тузни ҳосил қилган кислота ва асоснинг кучига қараб турлича бориши мумкин. Ҳар қандай тузни асос билан кислотанинг ўзаро тахсирлашиш маҳсулоти деб қараш мумкин. Масалан, OH^- билан HCl дан ҳосил бўлган ош тузи NaCl ни кучли асос ва кучли кислотанинг тузи деб қарашимиз керак. Na_2CO_3 кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туздир. Al_2S_3 эса кучсиз асос билан кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туздир ва ҳоказо. Кучли асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузларгина (масалан, NaCl) гидролизланмайди. Кучли асос ва кучсиз кислотадан, кучсиз асос ва кучли кислотадан, шунингдек, кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизланади.

Гидролизнинг сабаби шундаки, тузнинг катион ва анионлари сувдаги H^+ ва OH^- ионларини боғлаб кам диссоциланадиган моддалар ҳосил қилиши туфайли $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ мувозанатни ўнг томонга силжитади. Масалан, кучли кислота ва кучли асосдан ҳосил бўлган тузлар эритмада гидролизланмайди, чунки бу ҳолда сувнинг ионлари боғланмайди.

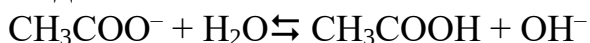
1. Кучли асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган туз гидролизланганда эритма ишқорий муҳитни кўрсатади, масалан:



ёки



қисқартирилган шаклда:

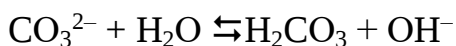


Бунда тузнинг аниони гидролизланади.

Na_2CO_3 икки босқичда гидролизланади:

I босқич: $Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$

ёки

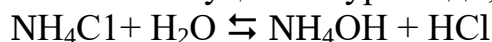


II босқич: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

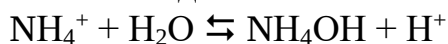
Лекин бу ҳолда, асосан биринчи босқич боради; иккинчи босқич жуда кучсиз содир бўлади.

Эритмада ортиқча гидроксид ионлари ҳосил бўлади, шунинг учун сода эритмаси ишқорий муҳитни кўрсатади.

II. Кучсиз асос ва кучли кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизланганда эритма кислотали муҳитни кўрсатади, масалан:



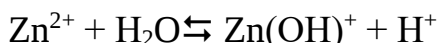
ёки ион шаклда қуйидагича ёзилади:



$ZnCl_2$ нинг гидролизи икки босқичда боради:

I босқич: $ZnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)Cl + HCl$

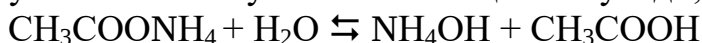
ёки



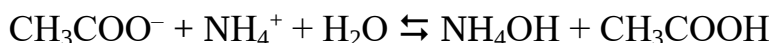
II босқич: $Zn(OH)^+ + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + H^+$

Лекин бу ерда ҳам гидролиз асосан биринчи босқич билан чегараланади.

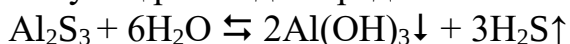
III. Кучсиз асос ва кучсиз кислотадан ҳосил бўлган тузлар гидролизланганда кучсиз асос ва кучсиз кислота ҳосил бўлади, масалан:



ёки



Al_2S_3 нинг гидролизи тўлиқ равишда боради:



Эритма муҳитининг кислотали ёки ишқорий бўлиши гидролиздан ҳосил бўлган кислота ва асоснинг нисбий кучига боғлиқ. Кислота кучлироқ бўлса, эритма кучсиз кислотали муҳит кўрсатади; асос кучлироқ бўлса, эритма кучсиз ишқорий муҳит намоён қилади.

Аммоний ацетат гидролизидан ҳосил бўладиган кислота (CH_3COOH) ва асоснинг (NH_4OH) кучлари (диссоциланиш константалари $1,8 \cdot 10^{-5}$) бир-бирига тенг. Шу сабабли, бу эритманинг рН қиймати 7 га тенгдир, у нейтрал муҳитга эга.

Эритма ҳароратси оширилганда гидролиз даражаси ҳам ошади. Чунки иситилганда сувнинг диссоциация даражаси ошади. Шу сабабли H^+ ва OH^- ионларининг концентрацияси ортади. Бу эса туз ионларининг H^+ ва OH^- ионлари билан ўзаро тахсирини кучайтиради, бинобарин, туз гидролизи кучаяди, бу эса гидролиз даражасини ошишига олиб келади.

Тузларнинг гидролизи халқ хўжалиги учун катта аҳамиятга эга, чунки гидролиз реакциялари кимё саноатида кенг қўлланилади. Масалан, урмон саноати ва ёғочни қайта ишлаш саноати, ҳамда қишлоқ хўжалиги чиқиндиларини гидролизлаб этил спирти, глюкоза ва бошқа моддалар олинади. Ёғочларнинг гидролизи совун пишириш ва глицерин олишнинг асосини ташкил этади. Гидролиз асосида ичимлик ва саноат сувлари тозаланади. Табиатда ва тирик организмларнинг ҳаётий жараёнларида гидролиз катта рол ўйнайди.

Савол ва топшириқлар.

1. Диссоциация константаси қандай факторларга боғлиқ.
2. Электролитик диссоциация назарияси нуқтаи назаридан кислота асос ва тузларга тахриф беринг.
3. Тузларнинг гидролизи ва у қандай ҳолатларда амалга ошади.
4. Кучсиз электролит ҳосил бўлиши билан борадиган реакцияларга мисол келтиринг.
5. Қуйидаги тузларнинг қайси бири тўлиқ гидролизланади ва реакцияси натижасида руй берадиган реакция муҳитини кўрсатинг.
(NH_4)₂ CO₃, NH_4Cl , K_2S , Al_2S_3 , $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, FeCl_3
6. 2 моль натрий фосфат эритмасига 3 моль кальций хлорид эритмаси қўшилган. Ҳосил бўлган эритмада қандай ионлар бор.
7. Эритмани суюлтириш гидролизланиш даражасига қандай тахсир қилади.
8. Қайси тузлар фақат аниони ҳисобига гидролизга учрайди?
9. Сув қандай электролитик диссоциланишга учрайди?
10. Водород кўрсаткич деб нимага айтилади ва муҳит нимага боғлиқ?

21. Мустақил ишлаш учун тест саволлари.

1. Аммоний хлориднинг 0,1 Н эритмасини диссоциланиш даражаси 82%га тенг. Шу эритманинг 80 мл да неча грамм NH_4^+ иони бор.

- А) 1,45 В) 0,216 С) 0,118 Д) 0,544 Е) 0,028

2. Кучли электролитлар келтирилган қаторни аниқланг.

- А) H_2SO_4 , NaOH , CH_3COOH , CaF_2 , NH_4OH
В) H_2SO_4 , KOH , FeCl_3 , HCl , BaCl_2

- C) HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, FeCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, BaSO_4
 D) H_3PO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, AlBr_3 , SnCl_2 , ZnSO_4
 E) H_2SO_4 , KOH , FeCl_3 , CuS , $\text{Ba}(\text{OH})_2$

3. Қуйидаги моддалар орасидан кучсиз электролитларни топинг.

- 1) Натрий ацетат 2) Аммоний сульфат 3) Кумуш нитрат
 4) Кумуш ортофосфат 5) Алюминий хлорид
 6) Қалай (II) сульфид 7) Рух нитрат 8) Рух силикат
 A) 2,5,8 B) 1,3,7 C) 3,6,7 D) 4,6,8 E) 2,4,7

4. Агар 85 та молекуладан 6 таси диссоцияланган бўлса, электролитнинг диссоциланиш даражаси (%) қанчага тенг бўлади.

- A) 7,06 B) 8,04 C) 6,45 D) 15,05 E) 9,03

5. Диссоциланиш даражаси 24% бўлган электролитнинг 36 молекуласи диссоциланган бўлса, эритилган молекулалар сони қанча бўлади.

- A) 130 B) 200 C) 150 D) 250 E) 100

6. Кальций хлорид билан натрий ортофосфат орасидаги реакциянинг тўлиқ ионли тенгламасида нечта ион иштирок этади.

- A) 34 B) 32 C) 27 D) 30 E) 29

7. Электролитнинг диссоциланиш даражасини кучайтириш учун қандай омилларни амалга ошириш керак.

- 1) Электролитни буғлатиш 2) Иситиш
 3) Электролитни суюлтириш 4) Босимни ошириш
 5) Босимни камайтириш 6) Электролитни совитиш.
 A) 2,4 B) 2,3C) 1,5D) 1,6 E) 4,6

8. Барий хлорид билан сульфат кислота эритмалари аралаштирилганда, кимёвий реакцияда қайси ионлар иштирок этмайди.

- A) $\text{H}^+ \text{SO}_4^{2-}$ B) $\text{Ba}^{2+} \text{SO}_4^{2-}$ C) $\text{Cl}^- \text{H}^+$ D) $\text{Cl}^- \text{Ba}^{2+}$ E) $\text{H}^+ \text{Ba}^{2+}$

9. Қуйидагилар орасидан иккитаси кучсиз, биттаси эса кучли электролит келтирилган қаторни топинг.

- A) NH_4OH , KOH , NaCl B) H_2CO_3 , CH_3COOH , H_2S
 C) H_2CO_3 , NH_4OH , NaOH D) NaCl , KOH , H_2SO_4
 E) H_2SO_3 , H_2S , HNO_2

10. 0,46% ли чумоли кислота ($\rho = 1,0$ г/мл) эритмасининг pH у 3 га тенг бўлса, чумоли кислотанинг диссоциация даражасини топинг.

- A) 1% B) 2% C) 3% D) 5% E) 4%

8§ Комплекс бирикмалар.

Вақт ўтиши билан юқори тартибдаги бирикмаларнинг сони кўпайиб борди. Кейинчалик, юқори тартибли бирикмаларнинг нисбатан барқарорлари комплекс (координацион) бирикмалар деб аталади. Тассэр 1798 йилда биринчи бўлиб комплекс бирикма ($\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$) ни ҳосил қилди. Комплекс бирикмаларни ўрганиш шуни кўрсатдики, комплекс ҳосил бўлиш ҳодисаси

Комплекс бирикмалар табиатда кўп тарқалган. Масалан, ўсимликларнинг яшил қисмида бўладиган ва фотосинтезни амалга оширадиган модда – хлорофилл магнийнинг координацион бирикмасидир, тирик ҳужайраларни кислород билан тахминлаб турувчи модда – қон

гемоглобини темирнинг координацион бирикмасидир. Жуда кўп минераллар, алюмосиликатлар координацион бирикмалардан иборат.

Координацион бирикмалар ҳосил қилиш учун бирикиш, алмашилиш, оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидан фойдаланилади.

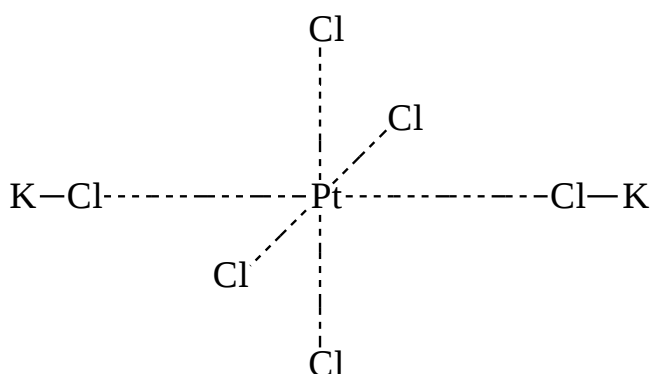
Ҳосил қилинган координацион бирикмани реакция аралашмадан ажратиб олиш ҳам катта аҳамиятга эга. Бунинг учун: 1) эритувчини буғлатиб концентранган реакция аралашма ҳосил қилиб, уни муз ва туз аралашмаси билан совутиб ёки унга шу модданинг кичик кристалларини ташлаб, координацион бирикмани кристаллга ўтказишдан; 2) реакция аралашмага координацион бирикмани эритмайдиган, лекин координацион бирикманинг ҳосил бўлишида иштирок этган эритувчи билан яхши арашадиган бошқа бирор эритувчида оз-оз қўша бориб чўктиришда ва экстракция усулидан фойдаланилади.

Вернер назарияси. 1893 йилда А.Вернер комплекс бирикмаларнинг тузилиши ҳақида янги назария яратди. Бу назария қуйидаги уч банддан иборат:

1. Айрим элементлар ўзининг асосий валентликларидан ташқари, яна қўшимча валентлик намоён қила олади;
2. Ҳар қайси элемент ўзининг асосий ва қўшимча валентлигини тўйинтиришга интилади;
3. Марказий атомнинг қўшимча валентлиги фазода маълум йўналишга эга бўлади.

Вернер назарияси координацион назария деб аталади.

Вернернинг фикрича биринчи тартибдаги бирикмалар асосий валентлик ҳисобига, координацион бирикмалар эса қўшимча валентлик ҳисобига ҳосил бўлади. Масалан, PtCl_4 билан KCl бирикиб, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ ни ҳосил қилганида Pt ва Cl ионлари ўзларининг асосий валентлигидан ташқари яна қўшимча валентлик намоён қилади:



бу ерда, туташ чизиқлар асосий валентликни, узлуқли чизиқлар қўшимча валентликни кўрсатади. Ҳозирги замон термини билан айтганда асосий валентлик элементнинг айна бирикмадаги оксидланиш даражасини, қўшимча валентлик эса унинг координацион сонини кўрсатди. $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ да платинанинг асосий валентлиги 4 га, қўшимча валентлиги 6 га тенгдир.

Координацион бирикмадаги марказий атом билан бевосита бириккан лигандлар орасидаги барча боғланишлар сони марказий атомнинг

координацион сони деб аталади. Координацион бирикмада марказий атом билан лигандлар орасидаги барча боғланишлар бир хил кучга эга бўлади.

Марказий ионнинг координацион сони 1 дан 12 гача бўлиши мумкин. Лекин 8 дан катта координацион сонлар кам учрайди. Бир валентли элементларнинг координацион сони кўпинча 2 га тенг бўлади; масалан: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Икки валентли элементларнинг координацион сони кўпинча тўртга, бахзан учга ва олтига тенг бўлади; масалан, $\text{Na}[\text{PbJ}_3]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$. Уч ва тўрт валентли элементларнинг координацион сони асо-сан олтигача, масалан, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Беш валентли элементларнинг координацион сони 7 га тенг бўлади, масалан, $\text{K}_2[\text{NbF}_7]$.

Умуман шуни айтиб ўтиш керакки, айна элементнинг координацион сони элементнинг валентлигига, лигандлар эритмасининг концентрацияси ва марказий ион радиусининг лиганд радиусига бўлган нисбатига боғлиқ бўлади.

Магнуснинг кўрсатишига мувофиқ: $P_r:P_l = 0,155$ бўлса, металлнинг координацион сони 2 га тенг; $P_r:P_l$ нисбати 0,155 дан 0,225 гача бўлса, металлнинг координацион сони 3 га тенг; бу нисбат 0,225 дан 0,414 гача бўлса 4 га; 0,414 дан 0,732 гача бўлса 6 га; 0,732 дан 1,37 гача бўлса 8 га тенг бўлади (P_r – марказий ион радиуси, P_l – лиганд радиуси).

Комплекс бирикмаларнинг биологик аҳамияти.

Комплекс ҳосил қилувчи реакция маҳсулотларининг тавсифи, ишлатиш имкониятларини аниқлашга системали ёндашувни ўрганиш, биологик системаларда комплекс бирикмалар ҳосил бўлишини олдиндан белгилаш.

Комплекс ҳосил бўлувчи реакцияларнинг бориш қонунлари ва уларни биологик системаларга татбиқ қилишни билиш биологлар учун жуда зарур, чунки тирик организмда борадиган кўпчилик биокимёвий жараёнлар комплекс бирикмалар иштирокида боради. Хлорофилл - магнийнинг комплекс бирикмаси, гемоглобин - темирнинг комплекс бирикмаси, В витамини - кобальтнинг комплекс бирикмаси ва бошқалар. Металлоферментлар ҳам комплекс бирикмалардир. Масалан, цитохром оксидаза ва серулоплазмин - миснинг, карбоксипептидаза ва карбоангидраза ферментлари - рухнинг комплекс бирикмалари. Ферментатив жараёнларнинг фаолланиши (сўниши) металлларнинг комплекс ҳосил қилиши оқибатида амалга ошади. Масалан, магний организмда борадиган муҳим биокимёвий жараёнларнинг бири бўлган АТФ гидролизини катализлайди (кучайтиради). Бериллий магний сақловчи ферментларни, кадмий эса рух сақловчи ферментларни барқарорроқ комплекс ҳосил бўлиши ва биометалларни сиқиб чиқариши ҳисобига ингибирлайди (сўндиради). Металларнинг, биринчи навбатда, оғир металлар (масалан, симоб, кўрғошин, висмут, мишьяк ва бошқалар)нинг ортиқча миқдорда организмга тушиши заҳарли тахсир кўрсатади, бу уларнинг организмдаги кислород, азот, олтингугурт ва бошқа биоэлементлар сақловчи биомолекулалар билан комплекс бирикмалар ҳосил қилиши оқибатидир.

Организмда биоэлементлар тақчиллигида, одатда, бу элементлар одам организми учун заҳарли бўлган анорганик тузлар билан эмас, балки

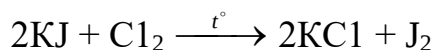
биолигандлар билан ҳосил қилган координацион бирикмалар ҳолида киритилади. Масалан, таркибида кобалт сақловчи В витамини, темир сақловчи ферроцерон, гемостимулин ва бошқалар шулар жумласидандир. Комплекс бирикмалар тиббиётда қатор касалликларни даволашда ишлатилади. Масалан, платина бирикмалари ракка қарши препаратлар бўлиб, ҳавфли ўсмаларнинг ўсишини секинлаштиради.

Савол ва топшириқлар.

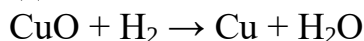
1. Комплекс бирикмалар қандай ҳосил бўлади?
2. Вернер назариясида нималарга эҳтибор берилади?
3. Комплекс бирикмалар қандай номланади?
4. Комплекс бирикмаларнинг биологик аҳамияти нимадан иборат?

9§ Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари.

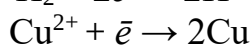
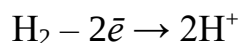
Оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари. Қуйидаги реакция тенгламаларида қатнашаётган моддаларнинг қўпчилигида (калий ионидан ташқари) атомларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради:



Реакцияда иштирок этаётган элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгарса, бундай реакциялар оксидланиш-қайтарилиш реакциялари жумласига киради. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида электронлар бир атомдан иккинчи атомга батамом қўчиб ўтиши ёки бир атомнинг электрон булути зичлиги камайиб, иккинчи атомники ортиши мумкин. Масалан, натрий билан хлор ўзаро тахсирлашганда натрий атоми электрон йўқотади, хлор атоми электрон қабул қилади, яхни битта электрон натрий атомидан хлор атомига батамом қўчиб ўтади. Водород хлор билан реакцияга киришганида водород атомининг электрон булути зичлиги камаёди, хлор атоминики эса ортади. Лекин шартли равишда, бу ерда ҳам «водород электрон беради», «хлор электрон қабул қилади» дейиш мумкин. Шундай қилиб бирор атом (молекула ёки ион) ўзидан электрон йўқотса, бу оксидланиш, электрон қабул қилса, қайтарилиш жараёни деб аталади:



Бу реакцияда водород оксидланди, мис эса қайтарилди, яхни водороднинг иккала атоми ўзидан иккита электрон берди, мис атоми бу икки электронни ўзига қабул қилди:



Ўзидан электрон берган атом, молекула ёки ион – қайтарувчи, ўзига электрон қабул қилган заррача эса оксидловчи деб аталади. Айни мисолда водород қайтарувчи, мис иони эса оксидловчидир.

Оксидланиш ва қайтарилиш жараёни бир вақтда содир бўлади; масалан, водород оксидланаётган вақтда мис иони қайтарилади. Шундай реакцияларда, электрон назариясига биноан, оксидловчи модда таркибидаги заррачаларнинг бири ёки бир нечтаси ўзига тегишли микдорда электронлар бириктириб олади, қайтарувчи эса ўзидаги электронлардан битта ёки бир нечтасини оксидловчига беради. Яхни оксидланиш – электрон йўқотиш, қайтарилиш эса электрон бириктириб олиш жараёнидир.

Д. И. Менделеев даврий жадвалидаги элементларнинг оксидловчи ва қайтарувчи хоссалари даврий равишда ўзгаради. Масалан, ишқорий металллар қайтарувчи, галогенлар оксидловчилар жумласига киради.

Оксидланиш даражаси. Оксидланиш қайтарилиш реакцияларини талқин қилишда «оксидланиш даражаси» тушунчаси ишлатилади.

Айни бирикма батамом ионли тузилишга эга деб фараз қилинганда унинг таркибидаги бирор элементнинг шартли заряди унинг оксидланиш даражаси деб аталади.

Элементларнинг оксидланиш даражасини аниқлашда доим кислороднинг оксидланиш даражасини -2 , водородникини $+1$ деб қабул қилинади. Металл ионларининг оксидланиш даражаси уларнинг зарядига тенг деб олинади. Масалан, H_2O да водороднинг оксидланиш даражаси $+1$, кислородники -2 дир. KJ да калийники $+1$, йодники -1 дир.

Эркин элементларнинг оксидланиш даражаси 0 га тенг деб қабул қилинган. Мураккаб модда таркибидаги бирор элементнинг оксидланиш даражасини аниқлаш учун ҳар қандай молекула таркибида бўлган барча атомларнинг оксидланиш даражалари йиғиндиси нолга тенглигини йодда тутиш зарур. Масалан, хромат кислота (H_2CrO_4) таркибидаги хром атомининг оксидланиш даражасини аниқлаш керак. Бунинг учун водороднинг оксидланиш даражасини $+1$ ва кислородникини -2 деб олиб, хромнинг оксидланиш даражаси « x » ни қуйидаги тенглама асосида топамиз:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0 \text{ бундан, } x = +6 \text{ келиб чиқади.}$$

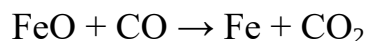
Шу йўл билан H_2SO_4 да S нинг оксидланиш даражаси ҳам $+6$, $KMnO_4$ да марганецники $+7$ га тенглигини аниқлаш мумкин.

Атомларнинг оксидланиш даражалари $+$, $-$, 0 бўлиши мумкин. C_2H_2 да C нинг оксидланиш даражаси -1 га, $K_4[Ni(CN)_6]$ да Ni нинг оксидланиш даражаси $+2$ га тенг. Кўпчилик ҳолларда молекула таркибидаги атомларнинг оксидланиш даражаси уларнинг валентликларига, яхни айни элемент ҳосил қиладиган ҳақиқий боғланишлар сонига тенг бўлмайди. Органик бирикмаларда углероднинг валентлиги 4 га тенг, лекин углероднинг оксидланиш даражаси турли бирикмаларда турличадир. Масалан, CH_4 да углероднинг оксидланиш даражаси -4 га, CO_2 да $+4$ га, $HCHO$ да нолга, $HCOOH$ да $+2$ га, C_2H_4 да -2 га тенгдир. Бунинг сабаби шундаки, «оксидланиш даражаси» – бу расмий тушунча: бунда кутбли ва ковалент боғли бирикмалар ҳам ион бирикма деб қаралади, у ҳақиқий боғланишни акс эттирмайди. Лекин шунга қарамай, бу тушунча кимёда кўп масалаларни ҳал этишда ёрдам беради. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари натижасида оксидловчининг оксидланиш даражаси (мусбат қиймат катталиги) камаяди,

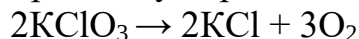
аксинча, қайтарувчининг оксидланиш даражаси ортади. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини тушунтиришда, албатта, бу атом (ёки ион) оксидловчи, бу атом (ёки ион) қайтарувчи эканлигини аниқ кўрсатиш талаб қилинади.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг турлари. Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари 4 турга бўлинади: 1) молекулалараро (ёки ионлараро) реакциялар, 2) бир молекуланинг (ёки бир ионнинг) ўзида содир бўладиган ички оксидланиш-қайтарилиш жараёнлари, 3) оксидловчи ва қайтарувчи вазифасини айна бир хил заррачаларнинг ўзи бажарадиган диспропорцияланиш реакциялари, 4) айна элементнинг турли оксидланиш даражасидаги атомлари бир хил оксидланиш даражасига ўтиши – синпропорция реакциялари.

Молекулалараро оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида оксидловчи элемент бир модда таркибида, қайтарувчи элемент иккинчи моддада бўлади. Реакция жараёнида турли молекулалардаги элементларнинг оксидланиш даражаси бир вақтда ўзгаради. Масалан:



реакцияда темирнинг оксидланиш даражаси пасаяди, углеродники эса юқорилашади. Шунини таъкидлаш керакки, бундай реакцияларда валентлик тушунчаси эмас, фақат оксидланиш даражаси тўғрисидагина сўз бориши мумкин. Молекулаларнинг ўзида содир бўладиган ички оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида айна молекула таркибидаги бошқа-бошқа элементларнинг оксидланиш даражаси ўзгаради. Масалан:

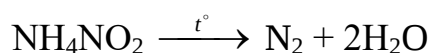


Бу ерда: Cl^{+5} оксидловчи, O^{-2} эса қайтарувчидир. Диспропорцияланиш реакциясига



мисол бўла олади. Бу ерда: оксидловчи ҳам Mn^{+6} , қайтарувчи ҳам Mn^{+6} дир. Реакциянинг моҳияти шундаки, Mn^{+6} билан Mn^{+6} ўзаро тахсирлашганда электронлар биридан иккинчисига ўтиб, бирининг оксидланиш даражаси ошади, иккинчисиники эса пасаяди.

Бир молекула таркибидаги оксидланиш даражаси турлича бўлган атомлар оксидланиш-қайтарилиш реакцияларида қатнашиб оксидланиш даражаси бир хил бўлган ҳолатга ўтиши мумкин. Бундай реакцияларни синпропорция реакциялари деб аталади. Масалан:



бунда: NH_4^+ катионидаги азотнинг оксидланиш даражаси -3 , NO_2^- анионидаги азотнинг оксидланиш даражаси $+3$ бўлиб, улар реакциядан кейин оксидланиш даражаси ноль бўлган азотга ўтади.

Шундай реакцияга мисол тариқасида $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ реакцияни келтириш мумкин.

Фтор, хлор, бром, йод, концентранган нитрат ва сульфат кислота, H_2O_2 , Na_2O_2 , калий перманганат, калий бихромат, зар суви ва ҳоказолар лаборатория ва техникада энг кўп ишлатиладиган оксидловчи ҳисобланади.

Қайтарувчилар сифатида – водород, калий йодид, эркин металллар, углерод (II)- оксид, сульфит ангидрид, водород сульфид, натрий сульфит ва бошқалардан фойдаланилади.

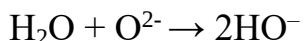
Оксидланиш-қайтарилиш реакцияси тенгламаларини тузиш.

Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларини ҳарактерловчи тенгламалар тузишда қуйидаги қоидаларга риоя қилиш керак:

1. Қайтарувчи модданинг атом ёки ионлари йўқотган электронларининг умумий сони оксидловчи модда қабул қилган электронларнинг умумий сонига тенгдир.

2. Реакцияда иштирок этган ҳар қайси элемент атомларининг сони тенгламанинг чап томонида қанча бўлса, ўнг томонида ҳам шунча бўлади, шу билан бирга тенгламанинг чап томонидаги зарядларнинг алгебрик йиғиндиси ўнг томондагиларникига тенг бўлиши керак.

3. Агар оксидланиш-қайтарилиш реакцияси натижасида O^{2-} ионлари ҳосил бўлса, у кислотали муҳитда водород ионлари билан бирикиб сув молекуласига айланади, ишқорий ёки нейтрал эритмаларда эса гидроксид ионларни ҳосил қилади:



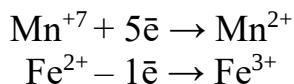
Оксидланиш-қайтарилиш реакциялари тенгламалари икки усулда тузилади. Биринчи усул – қайтарувчи йўқотган умумий электронлар сонини оксидловчи қабул қилган барча электронлар сони билан тенглаштириш усули бўлиб, буни «электрон баланс усули» дейилади. Иккинчи усул – «ион-электрон» (ёки ярим реакциялар) усулидир». Кейинги усулда, аввал, оксидланиш-қайтарилиш жараёнининг ҳар бири учун алоҳида-алоҳида ионли тенгламалар тузилади, сўнгра бу тенгламаларни мувофиқ коэффициентларга кўпайтирилади ва уларни бир-бирига қўшиб, йиғиндиси топилади.

А. *Электрон баланс усули.* 1. Аввало, оксидланиш даражаси ўзгарган элементларни аниқлаб оламиз. Масалан:

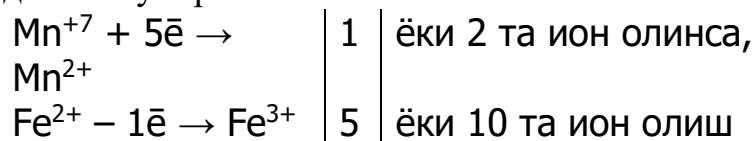


реакциясида Mn нинг оксидланиш даражаси +7 дан +2 га қадар пасаяди, темирники +2 дан +3 га қадар кўтарилади.

2. Оксидланиш-қайтарилиш схемасини тузамиз: марганец қайтарилди, у ўзига 5 та электрон қўшиб олди; Fe^{2+} оксидланди, у ўзидан битта электрон берди:



Марганецнинг ҳар бир атоми 5 тадан электрон олди, темирнинг ҳар қайси атоми фақат биттадан электрон берганли туфайли баланс қилиш учун схемани қуйидагича кўчириб ёзамиз:



3. Схемадаги оксидловчи ва қайтарувчи моддаларнинг формулалари олдига топилган коэффициентларни қўямиз:

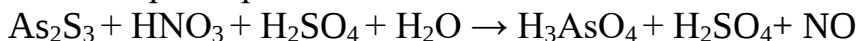


4. Реакцияда иштирок этган бошқа бирикмалар учун коэффициентлар танлашда тенгламанинг ўнг ва чап томонини бир-бири билан таққосланади.

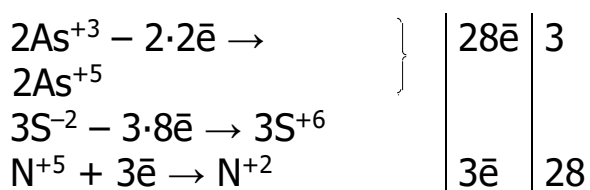
Энг охирги тенглама қуйидаги шаклда ёзилади:



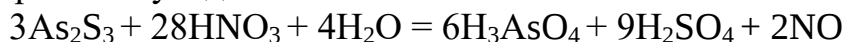
а. Агар бир модда молекуласида иккита элемент атоми қайтарувчи хоссаларини намоён қилса, баланс чиқаришда қайтарувчи таркибидаги барча атомлар йўқотган электронлар сонининг йиғиндиси ҳисобланади. Масалан:



реакцияси учун қуйидагича схема тузиш керак:



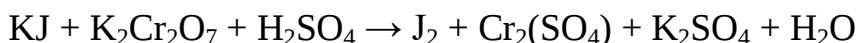
Демак As_2S_3 нинг учта молекуласи йўқотган 84 электронни HNO_3 нинг 28 та молекуласи қабул қилади, шунинг учун тенглама қуйидаги коэффициентларга эга бўлади:



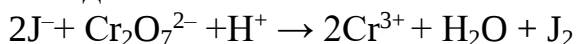
б. *Ион – электрон (ёки ярим реакциялар) усули.* Бу усулдан фойдаланиш учун энг аввал реакция тенгламасининг схемасини ионли шаклда ёзиб олиш керак. Бунда оз диссоциланадиган ва чўкмага тушган моддалар ионлар шаклида ёзилмайди.

Масалан, КJ нинг кислотали муҳитда $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ билан оксидланиш реакциясини кўриб чиқайлик.

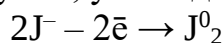
Реакция схемаси:



Бу схемани ионли шаклда ёзайлик:



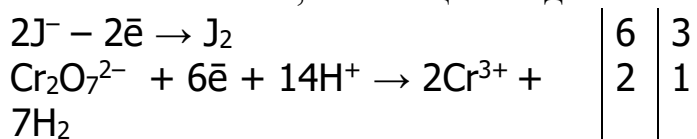
Бу реакцияда J^- қайтарувчи бўлиб, у оксидланади:



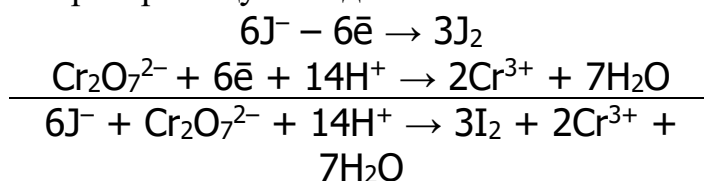
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ иони эса оксидловчидир, у қайтарилиб Cr^{3+} ионига айланади; бихромат иони таркибидаги 7 та кислород атоми 14 та H^+ иони билан бирикиб 7 молекула сув ҳосил қилади:



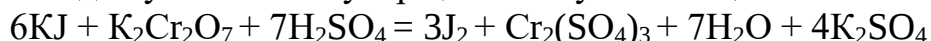
тенгламанинг чап қисмида ҳам, ўнг қисмида ҳам мусбат зарядлар йиғиндиси +6 га тенг (чап томонда $-2 - 6 + 14 = +6$, ўнг томонда эса $+3 - 2 = +6$). Шу тариқа айрим-айрим ярим реакциялар ёзилганидан кейин улардан бирининг тагига иккинчисини ёзиб, баланс қилинади:



Бундан кейин тенгламаларни топилган коэффициентларга кўпайтирилади ва бир-бирига қўшилади:

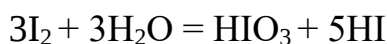


Шундай қилиб топилган оксидланиш-қайтарилиш реакция тенгламасини ионли кўринишидан унинг молекуляр ҳолатига ўтказиш қийин эмас:

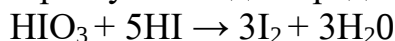


Кўпчилик ҳолларда, оксидловчи ёки қайтарувчи модда фақат муайян муҳитда реакцияга киришади; агар зарурий муҳит яратилмаса, реакция исталган йўналишда бормаслиги мумкин. Бахзан муҳитнинг pH қиймати ўзгарганда оксидланиш-қайтарилиш реакцияси ўз йўналишини ўзгартириб тескари йўналишда содир бўлади.

Масалан:



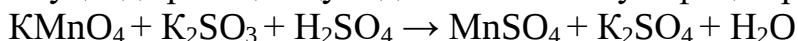
реакцияси ишқорий муҳитда тез боради; агар бу реакция муҳити pH 1 га тенглаштирилса, реакция тескари йўналишда боради:



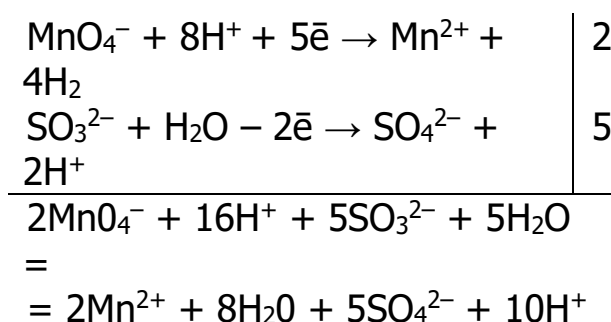
Лабораторияда ишлаётганда кислотали муҳит ҳосил қилиш учун, асосан H_2SO_4 дан, ишқорий муҳит ҳосил қилишда NaOH ёки KOH дан фойдаланилади.

Калий перманганатнинг K_2SO_3 билан қайтарилишига муҳит таъсирини кўриб чиқамиз:

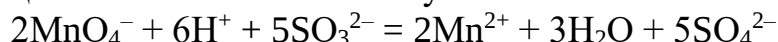
а) кислотали муҳитда реакция қуйидаги схемага мувофиқ боради;



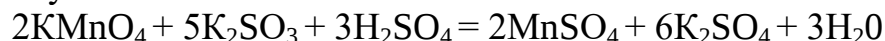
Яхни кислотали муҳитда MnO_4^- иони Mn^{2+} ҳолигача қайтарилади, SO_3^{2-} аниони эса SO_4^{2-} ҳолигача оксидланади:



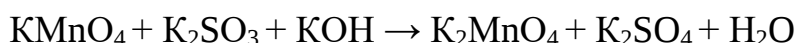
тенглик аломатининг икки томонидаги бир хил заррачаларни қисқартирсак қисқа ионли тенгламага эга бўламиз:



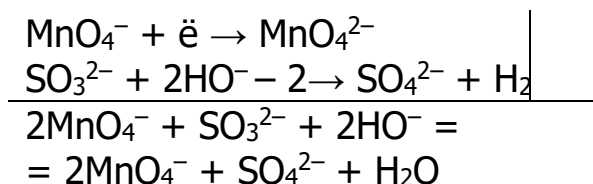
Икки томондаги заррачалар зарядларининг йиғиндиси ўзаро тенглиги коэффициентлар тўғри танланганлигини билдиради. Натижада молекуляр тенгламага эга бўламиз:



б) ишқорий муҳитда MnO_4^- иони MnO_4^{2-} ҳолигача қайтарилади:



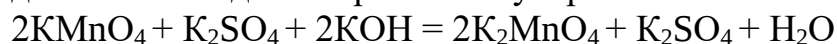
оксидланиш даражаси ўзгарган заррачаларнинг электрон схемалар асосида ярим реакцияларини тузамиз:



бу тенгламадаги коэффициентлар тўғри танланганлигини иккала томондаги зарядларнинг қиймати -6 га тенглигидан кўриш мумкин. Ишқорий шароитда SO_3^{2-} нинг SO_4^{2-} га ўтиш учун керак бўлган битта кислород атомини мазкур эритмада мўл миқдорда бўлган HO^- ионидан қуйидаги схемада келтирилган жараён натижасида олинади:

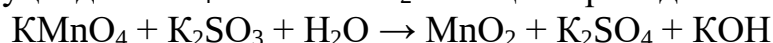


Шундай жараённи юқорида келтирилган а) ҳолатда O^{2-} заррача эритувчи сув молекуласидан олинган эди. Охирги молекуляр тенглама:

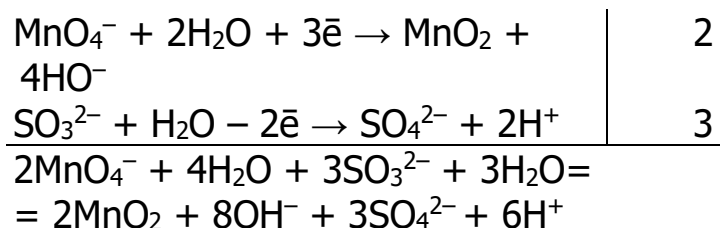


кўринишга эга бўлади.

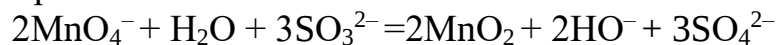
в) нейтрал муҳитда MnO_4^- иони MnO_2 гача қайтарилади:



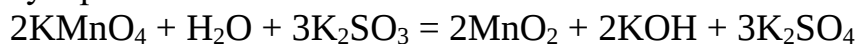
Бу жараённинг ярим реакция тенгламалари:



Тенгламанинг чап томонида 7 молекула H_2O бор, ўнг томонида эса 8 та OH^- иони билан 6 та H_2O ва 2 та OH^- ионига айланишини ҳисобга олиб, қуйидаги қисқартирилган ионли тенгламани оламиз:



Тўла молекуляр тенглама:



Оксидланиш ва қайтарилиш деб нимага айтилади.

Биологик оксидланиш .

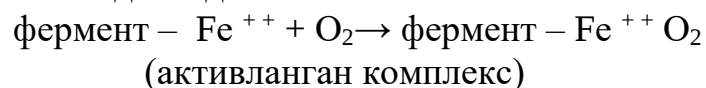
Барча тирик организмларнинг ҳаёт кечириши учун зарур энергия уларнинг таналарида мураккаб бирикмалар кимёвий боғларининг узилиши натижасида ҳосил бўлади. Энергияни ажратиш билан борадиган бу реакция тўқима ва хужайралардарда кечадиган оксидланиш реакцияларидан иборат. Мураккаб бирикмаларнинг организмда кислород бириктириб парчаланиши натижасида ҳосил бўладиган охирги маҳсулотлар ташқи муҳит ёниш жараёнида келиб чиқадиган сув ва карбонат ангидриднинг ўзи эканлиги аниқланган. Кўпгина микроорганизмлар энергияни кислосиз (анаэроб)

ўтадиган кимёвий реакциялар орқали олиш мумкин, ҳайвон организм хужайралари ҳам кислород етишмаганда мураккаб бирикмаларнинг анаэроб парчаланиш жараёнидан энергия манбаи сифатида фойдаланилади. Лекин бир хужайрали аэроб организмларда ва кўп хужайрали турларда кимёвий энергиянинг асосий қисми озик моддаларнинг малекуляр кислород билан оксидланиш натижасида келиб чиқади. Бу жараёнлар тўқима ва хужайраларнинг нафас олиши дейилади. Одам ва ҳайвонларда биологик оксидланиш дастлаб гемоглабиннинг малекуляр кислороднинг хужайраларга ташиб етқазиб берилишидан бошланади. Эритроцит таркибидаги 1 г гемоглабин н.шда 1,36 мл кислордни бириктира олади. Гемоглабин малекуляр кислород билан бирикиб оксигемоглабин ҳосил қилади. Кислород парциал босими баланд бўлган ўпка альвеоларида қон кислород билан тўйинади ва оксигемоглабин ҳосил қилади. Тўқималарда кислороднинг парциал босими паст бўлганидан оксигемоглабин бу ерда диссоциланиб, хужайрага кислород беради. Оксигемоглабинда кислород гем малекуласигадаги темир атомига ковалент боғлар орқали эмас, темирнинг валентлиги иккилигича қолади ва кислород бирикиш ёки ажралиши туфайли ўзгармайди.

Экспериментлар малекуляр кислороднинг ўзи метаболитларни оксидлай олмаслигини кўрсатди. 1927 йили Отто Варбург тўқима нафас ферментининг борлиги ва унинг таркибига гемпротеин шаклида органик боғланган темирнинг кириши ҳақида хабар берди. Бу фермент таркибидаги уч валентли темир ферри Fe^{+++} метаболитдан электрон олиб қайтарилади, яхни ферро, шаклга ўтади:



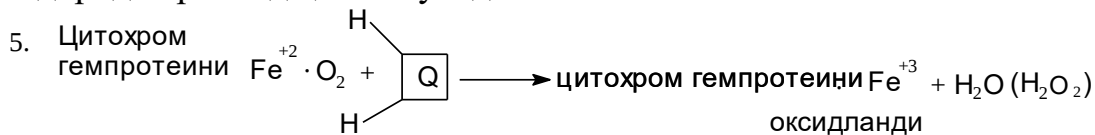
Қайтарилган фермент молекуляр кислород билан реакцияга киришиш орқали қайта оксидланади:



Хужайранинг биологик оксидланиш таълимотининг хужайранинг нафас олиши катор реакциялардан иборатлигини кўрсатмоқда. Нафас олиш системаси тузилма бўлиб, водороднинг донори метаболит, бўлиб дегидрогеназа ферменти, водородни оралик ташувчилар (НАД ва НАДФ), простетик гуруҳ темир ва ФАД бўлган флавопротеидлар, коэнзим Q, цитохромлар ва малекуляр кислорддан иборат.

Субстратдан водородни дегидрогеназа ферментлари оралик ташувчиларга НАД ва НАДФга ўтказилади, оралик ташувчилар металлопротеидларга етқазиб беради. Хозирги кунда 40 га яқин тури бўлиб тахминан ярмини металл (Fe, Cu, Mo, Zn) атомларини сақлайди. Металлопротеидлар гуруҳи электрон бириктириб олиш ёки йўқотиш орқали валентлигини осонгина ўзгартириб туради. Ва шу йўл билан флавопротеидлар қайтарилган системасидан цитохром системасида электронни узатади. ФАД дан электрон ва водород коэнзим Q га ўтади.

Коэнзим Qга боғланган водород атомларининг электронлари цитохром C таркибидаги 3-валентли темирни қайтаради, электрон ажралгандан сўнг водород атомидан протон муҳит таркибида бўлади. Қайтарилган цитохром C дан электронлар цитохром A иштирокида малекуляр кислородга ўтказилади. Электронлар билан бирга кислородга муҳитдаги протон ҳам қўшилиб сув ёки водород пероксид ҳосил бўлади.



Саволлар ва топшириқлар.

1. Оксидланиш даражаси билан валентлик ўртасида қандай боғлиқлик бор?
2. Оксидланиш-қайтарилиш реакцияларининг қандай турларини биласиз? Мисоллар келтиринг.
3. Биологик оксидланиш ва унинг аҳамиятини тушунтириб беринг?

Мустақил ишлаш учун саволлари.

1. Қуйидаги реакциялардан қайсилари оксидланиш-қайтарилиш реакциясига мисол бўла олади.

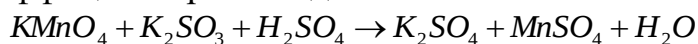
- 1) $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$
 - 2) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
 - 3) $4KJ + 2Cu(NO_3)_2 = 2CuJ + J_2 + 4KNO_3$
 - 4) $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$
 - 5) $MnS + 8HNO_3 = MnSO_4 + 8NO_2 + 4H_2O$
- A) 1,4,5 B) 1,3,5 C) 2,3,4 D) 2,4,5 E) 3,4,5

2. Қуйидаги тенгламада оксидловчи олдидаги коэффициентнинг қийматини топинг.



- A) 3 B) 5 C) 10 D) 7 E) 12

3. Қуйидаги оксидланиш-қайтарилиш реакциясида молекулаларнинг коэффициентлар йиғиндисини топинг.



- A) 12 B) 15 C) 18 D) 21 E) 28

4. Қуйидаги моддаларнинг қайсилари фақат оксидловчи бўла олади.

- 1) Нитрат кислота
 - 2) Водород сульфид
 - 3) Калий дихромат
 - 4) Хром (III) сульфат
 - 5) Калий перманганат
 - 6) Йодид кислота
- A) 1,3,6 B) 2,5,6 C) 3,4,5 D) 2,4,6 E) 1,3,5

5. $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ реакция тенгламасининг ўнг томонидаги коэффициентлар йиғиндиси нечага тенг.

- A) 16 B) 18 C) 12 D) 20 E) 8

6. Қайси реакцияда водород оксидловчилик вазифасини бажаради.

- A) $Ca + H_2 \rightarrow$ B) $H_2 + J_2 \rightarrow$ C) $CuO + H_2 \rightarrow$ D) $N_2 + H_2 \rightarrow$
E) $FeO + H_2 \rightarrow$

7. $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ реакциясини амалга ошириб, 3 моль оксидловчи иштирокида неча моль сув олиш мумкин.

- A) 5 B) 6 C) 8 D) 10 E) 12

8.Қуйидаги оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидан қайси бири диспропорцияланиш реакцияси ҳисобланади.

- A) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$
B) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$
C) $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow S + H_2O$
D) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
E) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

9.Қуйидаги жараёнларнинг қайси бири оксидланиш-қайтарилиш реакцияси бўла олади.

- A) $NaOH + HCl \rightarrow$ B) $CaO + H_2O \rightarrow$ C) $Ca + H_2O \rightarrow$
D) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$ E) $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$

10.Қуйидаги ўзгаришларнинг қайсиларида оксидланиш жараёни акс эттирилган.

- 1) $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$ 2) $NH_3 \rightarrow NO$ 3) $Cl^- \rightarrow Cl_2^0$
4) $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ 5) $JO_3^- \rightarrow J_2^0$ 6) $CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$

- A) 1,4,6 B) 1,5,6 C) 2,5,6 D) 2,3,6 E) 3,4,5

11. $Ag + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow$ реакция асосида 126 г нитрат кислотадан

фойдаланиб, неча литр азот (IV) оксид газ (н.ш.) олиш мумкин.

- A) 11,2 л B) 22,4 л C) 5,6 л D) 44,8 л E) 33,6 л

12.Қуйидаги оксидланиш-қайтарилиш реакцияларидан қайси бири ички молекуляр реакцияси ҳисобланади.

- A) $HCl + HClO_3 \rightarrow Cl_2 + H_2O$ B) $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$
C) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$ D) $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$
E) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

13.Қуйидаги моддаларнинг қайсилари ҳам оксидловчи ҳам қайтарувчилик хоссаларини намоён қилади.

- 1) H_2SO_4 2) H_2SO_3 3) H_2S 4) Na_2SO_3 5) HNO_3 6) HNO_2

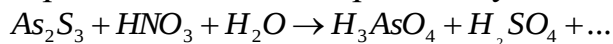
- A) 1,2,5 B) 3,5,6 C) 2,5,6 D) 1,2,3 E) 2,4,6

14.Қуйидаги қайси иккала жараёнда азот оксидловчи ҳисобланади.

- 1) $N^{3-} \rightarrow N^0$ 2) $N^0 \rightarrow N^{2+}$ 3) $N^{5+} \rightarrow N^{2+}$ 4) $N^0 \rightarrow N^{2+}$
 $N^{2+} \rightarrow N^{4+}$ $N^0 \rightarrow N^{3-}$ $N^0 \rightarrow N^{-3}$ $N^{-3} \rightarrow N^0$
5) $N^{+5} \rightarrow N^{4+}$
 $N^{+5} \rightarrow N^{+}$

- A) 4,5 B) 2,5 C) 1,4 D) 3,5 E) 3,4

15.Қуйидаги реакция тенгламасидаги моддаларнинг стехиометрик коэффициентлар йиғиндиси ва охириги маҳсулотни аниқланг.



- A) 78, H_2O B) 78, NO C) 43, NO D) 58, S E) 45, SO_2