

10 “А” сыныбына бақылау сабағы

Тақырыбы:

Атомдардың валенттігі және тотығу дәрежесі.

Элемент атаманының *валенттігі* – XIX ғасырдың ортасында ғылымға еңгізілген химияның негізгі түсініктерінің бірі. Д. И. Менделеев валенттікті атомның басты қасиеттерінің бірі ретінде периодтық заңды ашқанда қолданды. Валенттік элемент атомының басқа атомдармен қосылу санын сипаттайды. Сендер 8-сыныпта оны сол элементтің бір атомымен қосылатын бір валентті элемент атомының саны ретінде анықтадыңдар.. Мәселен, тұз қышқылында HCl хлор бір валентті, суда H₂O оттек екі валентті, аммиакта NH₃ азот үш валентті, метанда CH₄ көміртек төрт валентті, фосфор пентахлоридінде PCl₅ фосфор бес валентті, күкірт гексахлоридінде SF₆ күкірт алты валентті.

“Валенттік” терминінің физикалық мәні – атом құрылысы және химиялық байланыс туралы ілім дами келе түсінікті болды. Элемент атомдары өздерін түрліше етіп көрсете алады: электрон береді немесе қосып алады, ортақ электрондық жұптар түзеді. Атомдар арасында химиялық байланыс түзуге қатысатын электрондарды *валенттік электрондар* деп атайды.

Химиялық элементтердің атомындағы валенттік электрондардың жалпы саны периодтық жүйеде элемент орналасқан топтың нөміріне сәйкес болады. Мысалы, күкірт атомының (VI топ) 6 валенттік электроны бар, сондықтан күкірттің валенттіктері: VI (жоғары), IV және II (аралық) болады.

Валенттік электрондарға сыртқы аяқталмаған деңгейдегі электрондар жатады. Алайда сырттан санағанда екінші деңгейдегі электрондар да валенттік бола алады; сондықтан марганецтің жоғары валенттігі VII тең, хромдікі - VI, яғни топтың нөміріне дәл келеді.

Элементтердің жоғары валенттіліктерінің мәні ядро зарядының шамасына периоды түрде тәуелді болады.

Химиялық байланыс теориясын ескере отырып **валенттіктің** анықтамасы өзгерді. *Валенттік – бір элемент атомының басқа элемент атомын қосып алу қабілеті.*

Валенттік мәні берілген атомның басқа атомдармен қосылғандағы химиялық байланысының саны ретінде анықталады.

Атом түзе алатын байланыстың саны жалпы электрондық жұп түзу үшін қолданылатын оның жұптаспаған электрондарының санына тең. Байланыс саны ретінде анықталатын валенттік мәні теріс немесе нөлдік бола алмайды.

Қосылыстағы атомдардың күйін сипаттау үшін *тотығу дәрежесі* деген түсінік еңгізілген. Бұл кезде қосылыстарда шартты түрде валенттік электрондар электртерістігі жоғары атомға түгелдей ауысады деп санайды, сондықтан қосылыстар тек оң және теріс зарядталған иондардан тұрады деп есептейді. Іс жүзінде көптеген жағдайларда электрондар толық ауыспайды, олар бір атомнан басқа атомға ығысады.

Тотығу дәрежесі – бұл қосылыстар тек иондардан тұрады деп санап, есептеумен табылған қосылыстардағы атомдардың шартты заряды.

Тотығу дәрежесі теріс, оң және нөл мәнді бола алады. Оларды элементтің белгісінің үстіне + немесе – белгісімен және араб сандарымен өрнектеледі. Мысалы:



Басқа атомдарға қарағанда өзінің электрондарын беретін атомдар оң тотығу дәрежесін көрсетеді. Мұндай элементтердің электртерістік мәні қосылыстардағы серіктестерінікінен төмен болады. Атомдардың барлық валенттік электрондары химиялық байланыс түзуге қатысқанда жоғары оң тотығу дәрежесін иеленеді. Ол сан жағынан периодтық жүйедегі топтың нөміріне тең және элементтің қосылыстардағы маңызды сандық сипаттамасы болады. Топтың нөмірі жоғары валенттіке сәйкес келмейтін элементтер F, O, He, Ne, Ar, Fe және Co, Ni топшасының элементтері. Бұлардың жоғары валенттіктері топ нөміріне қарағанда төмен болады.

Басқа атомдардың электрондарын қабылдап алатын атомдар теріс тотығу дәрежесін иеленеді. Бұл қосылыстарда электртерістігі жоғары болатын элементтер. Фтор атомы барлық қосылыстарында теріс тотығу дәрежесін (-1) көрсетеді.

Теріс немесе төмен тотығу дәрежесі атом сыртқы энергиялық деңгейін аяқтап, тұрақты күйге (8e.) айналу үшін қабылдайтын электрондар санымен анықталады. Оны 8-№ (топ) формуласы бойынша есептеуге болады. Мысалы

-3 -2

N, S . Теріс тотығу дәрежесін бейметалдар көрсетеді.

Тотығу дәрежесінің нөлiк мәні жай заттардың молекуласындағы атомдарда болуы мүмкiн. Мысалы, оттектi, сутек, хлор молекулаларында, себебi бұл жағдайда электрондар екi атомға да бiрдей ортақ болады. Егер зат атомдық күйде болса, онда оның атомының тотығу дәрежесi нөлге тең.

0 0 0 0

Мысалы: N₂, O₂, Fe, Zn.

Тотығу дәрежесі бөлшек сан болуы да мүмкін. Мысалы, магниттік теміртаста темірдің тотығу дәрежесі $+8/3$ -ке тең. Тотығу дәрежесінің мұндай мәні тотығу-тотықсыздану реакцияларының теңдеуін құрғанда қолданылуы мүмкін.

Жоғары оң және төменгі теріс тотығу дәрежелерімен қатар қосылыстардағы атомдардың аралық тотығу дәрежелері болады. Мұндай жағдайда атом химиялық байланыс түзуге барлық валенттік электрондарын қолданбайды. Мысалы, күкірт атомдарында жоғары тотығу дәрежесі $+6$, төменгі -2 , аралық тотығу дәрежесі $+4$, $+2$, 0 -ге тең.

Периодтық жүйедегі топтар бойынша элементтердің тотығу дәрежелерінің өзгеруі ядро зарядының өсуіне сай элементтердің химиялық қасиеттерінің периодты өзгеруіне сәйкес келеді.

Сондай-ақ химиялық қосылыстардың құрамы да периодты өзгереді.

II-IV периодтардың s- және p-элементтерінің жоғарғы және төменгі тотығу дәрежелері.

Толтырылатын энергетикалық деңгейдің нөмірі	Соңғы энергетикалық деңгейдегі электрондардың саны						
	1	2	3	4	5	6	7
II	${}^3\text{Li}$ +1	${}^4\text{Be}$ +2	${}^5\text{B}$ +3	${}^6\text{C}$ +4 -4	${}^7\text{N}$ +5 -3	${}^8\text{O}$ -2 +2	${}^9\text{F}$ -1
III	${}^{11}\text{Na}$ +1	${}^{12}\text{Mg}$ +2	${}^{13}\text{Al}$ +3	${}^{14}\text{Si}$ +4 -4	${}^{15}\text{P}$ +5 -3	${}^{16}\text{S}$ +6 -2	${}^{17}\text{Cl}$ +7 -1
IV	${}^{19}\text{K}$ +1	${}^{20}\text{Ca}$ +2	${}^{31}\text{Ga}$ +3	${}^{32}\text{Ge}$ +4 -4	${}^{33}\text{As}$ +5 -3	${}^{34}\text{Se}$ +6 -2	${}^{35}\text{Br}$ +7 -1

Қосылыстардағы элемент атомдарын сипаттау үшін валенттік және тотығу дәрежесі түсініктері қолданылады. Валенттік – молекуладағы атомдардың химиялық байланысының саны. Бұл ұғым тек молекулалы құрылысты заттарға қолданылады. Тотығу дәрежесі – қосылыстардағы атомның шартты заряды, оны беймолекулалық құрылысты заттарды сипаттау үшін қолданған қолайлы. Элементтердің валенттігі және тотығу дәрежесі периодты өзгереді.