రసాయనిక శాస్త్ర చరిత్ర-2

అణు సిద్ధాంతం నుండి ఆర్హీనియస్ దాక

ఐజాక్ అసిమోవ్

అనువాదం : డా॥ వి. శ్రీనివాస చక్రవర్తి

జన విజ్ఞాన వేదిక

మంచి పుస్తకం

రసాయనిక శాస్త్ర చరిత్ర-2 అణు సిద్ధాంతం నుండి ఆర్హీనియస్ దాక

రచయిత : ఐజాక్ అసిమోవ్

అనువాదం : డా॥ వి. శ్రీనివాస చక్రవర్తి

మొదటి ముద్రణ : జులై, 2014

ప్రతుల సంఖ్య : 2000

వెల : రూ. 30/-

ISBN No. 978-93-83936-06-9

ప్రచురణ, ప్రతులకు :

జన విజ్ఞాన వేదిక

జి. మాల్యాద్రి, ప్రచురణల విభాగం

162, విజయలక్ష్మీనగర్, నెల్లూరు - 524 004,

ఫోన్: 94405 03061

మంచి పుస్తకం

12-13-439, వీధి నెం. 1,

తార్నాక, సికింద్రాబాద్ - 500 017.

ఫోను: 94907 46614

email: info@manchipustakam. in

website: www. manchipustakam. in

ముద్రణ :

చరిత ఇంప్రెషన్స్,

అజామాబాద్, హైదరాబాద్-20.

ఫోన్: 040-2767 8411

విషయ సూచిక

ఒకటవ భాగం

1. ప్రాచీన లోకంలో రసాయన శాస్త్రం

నిప్పు - రాయి 5

లోహాలు 8

గ్రీకుల "మూలతత్వాలు" 12

అనువాదానికి అంకురార్పణ 17

2. పరుసవేదం

అలెగ్జాండ్రియా 19

అరబ్బులు 25

యూరప్‌లో పరుసవేద పునరుద్ధరణ 28

పరుసవేదానికి అవసాన దశ 35

3. వైజ్ఞానిక చరిత్రలో ఒక కొత్త పర్వం

కొలమాన పద్ధతులు 38

బాయిల్ నియమం 41

మూలకాల పట్ల మారిన దృక్పథం 45

4. వాయువులు

కార్బన్ డయాక్సయిడ్ - నైట్రోజెన్ 52

హైడ్రోజెన్ - ఆక్సిజన్ 55

కొలమాన పద్ధతులదే పైచేయి 61

జ్వలన ప్రక్రియ 65

రెండవ భాగం
5. పరమాణువులు
6. కర్బన రసాయనశాస్త్రం
7. అణువిన్యాసం
8. మూలకాల పట్టిక
9. భౌతిక రసాయనశాస్త్రం

మూడవ భాగం
10. సంయోజక కర్బన రసాయనశాస్త్రం
11. అకర్బన రసాయనశాస్త్రం
12. ఎలక్ట్రాన్లు
13. కేంద్రకం
14. కేంద్రకచర్యలు

అధ్యాయం 5

పరమాణువులు

లెవోషియే విజయాల నుండి స్ఫూర్తి గొన్న కొందరు రసాయనిక శాస్త్రవేత్తలు కచ్చితమైన కొలత పద్ధతుల మీద దృష్టి సారించారు. రసాయన శాస్త్రంలో మరే ఇతర విభాగంలోనైనా కచ్చితమైన కొలత సహాయంతో మరింత లోతుగా శోధించడానికి వీలవుతుందేమోనని వెతకసాగారు. ఆమ్లాల (ఆసిడ్ల) అధ్యయనం అలాంటి శోధనకి వీలుగా కనిపించింది.

సహజంగా ఎన్నో సామాన్య లక్షణాలు గల పదార్థాల వర్గం ఆమ్లాలు (ఆసిడ్లు). ఈ కోవకి చెందిన పదార్థాలన్నీ రసాయనికంగా చాలా సక్రియంగా వుంటాయి. జింక్, తగరం, ఇనుము మొదలైన లోహాలతో చర్య జరిపి హైడ్రోజన్ పుట్టిస్తాయి. పుల్ల రుచి కలిగి వుంటాయి (బాగా పలచగా, బలహీనంగా ఉన్న స్థితిలో తప్ప ఆసిడ్లని రుచి చూడడం ప్రమాదం). కొన్ని రకాల రంగు పదార్థాల రంగులని ప్రత్యేక రీతుల్లో మార్చుతాయి. ఇలా ఎన్నో లక్షణాలు కలిగి ఉంటాయి.

ఆమ్లాలకి ప్రతికూలంగా పని చేసే పదార్థాల వర్గం ఒకటి వుంది. అదే క్షారం (base). (బాగా శక్తివంతమైన బేస్‌లని ఆల్కలీలు అంటారు.) ఇవి కూడా రసాయనికంగా సక్రియంగా ఉంటాయి. రుచికి చేదుగా ఉంటాయి. రంగు పదార్థాల రంగులని ఆసిడ్లు మార్చే తీరుకి వ్యతిరేకమైన తీరులో బేస్‌లు పని చేస్తాయి. ప్రత్యేకంగా చెప్పాలంటే ఆసిడ్ల ద్రావణాలని ఆల్కలీల ద్రావణాలు తటస్థీకరిస్తాయి. అంటే ఆసిడ్లని, బేస్‌లని తగు నిష్పత్తిలో కలిపితే ఆ సమ్మేళనానికి ఇటు ఆసిడ్ లక్షణాలు గాని, అటు బేస్ లక్షణాలు గాని ఉండవు. ఆ మిశ్రమం ఒక లవణం (salt) యొక్క ద్రావణం (solution) అవుతుంది. ఆసిడ్లతోను, ఆల్కలీలతోను పోల్చితే దీనికి మరింత తక్కువ రసాయనిక ప్రాబల్యం ఉంటుంది. ఉదాహరణకి అత్యంత శక్తివంతమైన, తీవ్రమైన హైడ్రోక్లోరిక్ ఆసిడ్ ద్రావణాన్ని తగు పాళ్లలో అంతే శక్తివంతమైన, తీవ్రమైన బేస్

అయిమైన సోడియమ్ హైడ్రాక్సయిడ్‌తో కలిపితే సోడియమ్ క్లోరైడ్ ద్రావణం ఏర్పడుతుంది. అది మనకి సుపరిచితమైన ఉప్పునీరు అన్నమాట.

జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జెరేమియాస్ బెంజమిన్ రిక్టర్ (1762-1807) ఈ తటస్థీకరణ చర్యల మీదకి తన ధ్యాస మళ్ళించాడు. వివిధ ఆసిడ్లని ఎంత మోతాదుల్లో తీసుకుంటే కచ్చితమైన మోతాదులు గల వివిధ బేస్‌లని తటస్థీకరించడానికి వీలవుతుందో కచ్చితంగా కొలిచాడు. ప్రత్యేకమైన, కచ్చితమైన మోతాదుల వద్దనే ప్రత్యేక ఆసిడ్లు, ప్రత్యేక బేస్‌లు కలుస్తాయని, పరస్పరం తటస్థీకరించుకుంటాయని ఆ కొలతల బట్టి తేలింది. పదార్థాల వినియోగంలో మన సామాన్య అనుభవానికి ఇది వ్యతిరేకంగా వుంది. పులుసులో ఎంత ఉప్పు వేయాలో తెల్చుకునే వంటవాడు కాస్త అటు ఇంటు అయినా ఫరవాలేదని గుర్తిస్తాడు. కాని ఆసిడ్ల, బేస్‌ల మధ్య చర్యల విషయం అలా కాదు. ఇక్కడే తుల్య భారం (equivalent weight) అనే ఓ భావన చోటు చేసుకుంటుంది. దీన్ని బట్టి ఒక ప్రత్యేక భారంగల ఒక రసాయనం ఓ ప్రత్యేకమైన భారం వద్దనే మరో రసాయనంతో చర్య జరుపుతుంది. 1792 లో రిక్టర్ తన కృషి ఫలితాలని ప్రచురించాడు.

ఆ రోజుల్లో ఓ ముఖ్యమైన రసాయనిక సమస్య మీద ఇద్దరు ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్తల మధ్య హోరాహోరిగా పోరు సాగేది. ఈ రకమైన నిర్దిష్టత కేవలం ఆసిడ్ – బేస్ ల మధ్య మాత్రమే వుంటుందా, లేక అది అన్ని రసాయనిక చర్యలకి వర్తిస్తుందా అన్నది వారి వివాదం. ఇంకా కచ్చితంగా ఈ వివాదాన్ని నిర్వచించాలంటే ఒక ప్రత్యేకమైన సమ్మేళనం (compound) లో రెండు (లేక మూడో నాలుగో) మూలకాలు ఉన్నాయని అనుకుందాం. ఆ సమ్మేళనంలో ఆ మూలకాలు ఎప్పుడూ కచ్చితంగా ఒకే నిష్పత్తిలో ఉంటాయా? లేక ఆ సమ్మేళనాన్ని ఉత్పత్తి చేసే విధానం బట్టి ఆ నిష్పత్తి మారుతుందా? ఆ ఇద్దరు ఫ్రెంచ్ శాస్త్రవేత్తల్లో ఒకరి పేరు బెర్థొలే (Berthollet). ఆధునిక రసాయనిక నామకరణ సాంప్రదాయాన్ని సంస్థాపించడంలో ఇతగాడు లెవోషియేతో పాటు కృషి చేశాడు. ఇతగాడు రెండవ సిద్ధాంతాన్ని నమ్మాడు. అంటే ఒక సమ్మేళనంలో x, y అని రెండు మూలకాలు

బెర్థొలే

ఉంటే అవి రెండూ ఎప్పుడూ ఒకే నిష్పత్తిలో ఉండవు. సమ్మేళనాన్ని తయారు చేసేటప్పుడు x ని కాస్త హెచ్చు మోతాదులో వినియోగిస్తే, చివర్లో సమ్మేళనంలో కూడా x హెచ్చు మోతాదులో ఉంటుంది.

బెర్థొలేకి విరుద్ధంగా వాదించే మరో ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఉన్నాడు. అతడి పేరు జోసెఫ్ లూయీ ప్రూస్ట్ (1754-1826). ఇతడి వైజ్ఞానిక కృషి అంతా స్పెయిన్‌లో జరిగింది. అది ఫ్రాన్స్‌లో విప్లవ జ్వాలలు చెలరేగుతున్న కాలం. ఆ సంక్షోభానికి దూరంగా ప్రూస్ట్ స్పెయిన్ దేశంలో ప్రశాంతంగా పని చేసుకుంటున్నాడు. ఎంతో కట్టుదిట్టంగా, నిర్దుష్టంగా ప్రయోగాలు చేసిన ప్రూస్ట్ 1799లో ఓ ముఖ్యమైన రసాయనిక సత్యాన్ని వెల్లడి చేశాడు. కాపర్ కార్బనేట్‌ని ప్రయోగశాలలో ఏ విధంగా సంయోజించినా, ఏ సహజ మూలాల నుండి దాన్ని వెలికి తీసినా, అందులో కాపర్, కార్బన్, ఆక్సిజన్‌లు ఎప్పుడూ ఒకే కచ్చితమైన నిష్పత్తిలో ఉంటాయని నిరూపించాడు. ఆ సమ్మేళనంలో ఎప్పుడూ కాపర్, ఆక్సిజన్, కార్బన్‌లు 5. 3:4:1 నిష్పత్తిలో ఉంటాయని కనుక్కున్నాడు.

జోసెఫ్ లూయీ ప్రూస్ట్

మరెన్నో ఇతర సమ్మేళనాల విషయంలో కూడా ప్రూస్ట్‌కి ఇలాంటి ఫలితమే గోచరించింది. ఈ ఫలితాలని ఆధారంగా చేసుకున్న ప్రూస్ట్ ఒక సార్వత్రికమైన నియమాన్ని ఈ విధంగా సూత్రీకరించాడు. ప్రతీ సమ్మేళనంలోను అందులో వుండే మూలకాలు ఎప్పుడూ కొన్ని కచ్చితమైన నిష్పత్తుల వద్దనే ఉంటాయి. ఇతర నిష్పత్తుల వద్ద ఉన్నట్లయితే అసలు ఆ సమ్మేళనమే ఏర్పడదు. దీన్నే నియత నిష్పత్తుల నియమం (Law of Definite Proportions) అంటారు. దీన్నే కొన్ని సార్లు ప్రూస్ట్ నియమం అని కూడా అంటారు. (అక్కడితో ఆగక ప్రూస్ట్ తన ప్రత్యర్థి అయిన బెర్థొలే ఎక్కడ పొరబడ్డాడో కూడా చూపించాడు. బెర్థొలే తను వాడిన రసాయనాలని తగినంతగా శుద్ధి చెయ్యలేదు. ఆ రసాయనాలలో కలిసిన కాలుష్యాల వల్ల ఒక్కొక్క సందర్భంలో అందులోని మూలకాల నిష్పత్తి ఒకొక్క విధంగా ఉన్నట్టు కనిపించింది.)

(ప్రూస్ట్ నియమానికి నిశ్చయంగా కొన్ని మినహాయింపులు వున్నాయి. వాటిలోని మూలకాల నిష్పత్తిలో కొంత వెసులుబాటు ఉంటుంది. అయితే ఇవి ప్రత్యేక సమ్మేళనాలు మాత్రమే. 1800 కాలంలో మన రసాయనికులకి అందుబాటులో

ఉండే రసాయనాలు ఈ కోవకి చెందినవి కావు. వాళ్లకి తెలిసిన రసాయనాలు మాత్రం కచ్చితంగా ప్రూస్ట్ నియమాన్ని తృప్తిపరిచాయి.)

పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశలలోనే ప్రూస్ట్ చెప్పింది నిజమని ఋజువు అయ్యింది. ప్రూస్ట్ సూత్రీకరించిన నియమాన్ని ఇతర రసాయన శాస్త్రవేత్తలు కూడా స్వతంత్రంగా ప్రయోగాలు చేసి రూఢి చేసుకున్నారు. ఈ నియమం రసాయన శాస్త్రంలో ఓ మూలస్తంభం అయ్యింది.

ప్రూస్ట్ నియమం నిజమని తేలిన దగ్గర్నుండి అసలు ఆ నియమానికి ఆధారం ఏమిటి అన్న విషయంలో ఎన్నో లోతైన ప్రశ్నలు తలెత్తడం మొదలెట్టాయి. అసలు ఈ నియత నిష్పత్తుల నియమం ఎందుకు నిజం అవుతోంది? ఉదాహరణకి ఒక సమ్మేళనంలో రెండు మూలకాలు ఎప్పుడూ 4:1 నిష్పత్తిలో మాత్రమే ఎందుకు ఉండాలి? 4. 1:1 నిష్పత్తిలో ఉండొచ్చుగా? లేకుంటే 3. 9:1 నిష్పత్తిలో ఎందుకు ఉండదు? పదార్థం అవిచ్ఛిన్న రాశి అయితే ఈ మూలకాల నిష్పత్తిలో కాస్త వెసులుబాటు ఉండే అవకాశం ఉంటుంది. నిష్పత్తి కాస్త అటు ఇటుగా వున్నా మూలకాలు కలిసి సమ్మేళనం ఏర్పడే అవకాశం వుంటుంది.

పోనీ పదార్థం నిజానికి అవిచ్ఛిన్న ఘన రాశి కాదేమో?దాన్ని విభజిస్తూ పోతే ఒక దశలో అంతకన్నా విభజించలేని అంశాలు మిగులుతాయేమో?అలాంటి అంశాలనే పరమాణువులు అని పిలిచేవారని అంతకు ముందు చెప్పుకున్నాం.

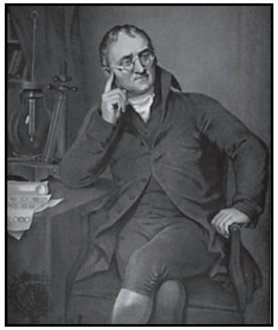
X మూలకానికి చెందిన ఒక పరమాణువు Y మూలకానికి చెందిన ఒక్క పరమాణువుతో మాత్రమే కలవగలదేమో? అలా పరమాణువులు కలియగా ఏర్పడ్డ సంయోగాలకే molecule (అణువు) అని పేరు పెట్టారు. (లాటిన్‌లో ఆ పదానికి “చిన్న రాశి” అని అర్థం.) X యొక్క ఒక్క పరమాణువు భారం Y యొక్క పరమాణువు భారానికి నాలుగు రెట్లు ఉంటుందేమో? అప్పుడు అలాంటి పరమాణువులు కలియగా ఏర్పడ్డ సమ్మేళనాలలో X, Y ల భారాల నిష్పత్తి 4:1 అవుతుంది.

ఆ నిష్పత్తులని మార్చాలంటే y యొక్క ఒక పరమాణువు x యొక్క ఒక పరమాణువు కన్నా కాస్త పెద్ద అంశంతోనో, కాస్త చిన్న అంశంతోనో కలవాలి. కాని డెమాక్రిటస్ కాలం నాటి నుండి కూడా పరమాణువుని విభజించడానికి, హెచ్చించడానికి గాని వీలు కాదన్న నమ్మకం చలామణిలో వుంది. కనుక ఒక మూలకం యొక్క పరమాణువు పరిమాణాన్ని పెంచడానికి గాని, తగ్గించడానికి గాని వీలు కాదు.

అందుచేత పదార్థం అంతా పరమాణు మయం అని అనుకుంటే “నియత

నిష్పత్తుల నియమం” దాని సహజ పర్యవసానం అవుతుంది. అంతేకాక, నియత నిష్పత్తుల నియమం అనేది ఒక వాస్తవం కనుక, దాని కారణంగా పరమాణు సిద్ధాంతం కూడా నిజమని నమ్మాల్సి వస్తుంది.

డాల్టన్ సిద్ధాంతం



జాన్ డాల్టన్ (1766–1844) అనే బ్రిటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఆ కోణం నుండి ఆలోచిస్తూ వచ్చాడు. అతడి ఆలోచనలకి అతను చేసిన కొన్ని అధ్యయనాలు మద్దతు నిచ్చాయి. కొన్ని సందర్భాల్లో రెండు మూలకాలు పలు నిష్పత్తుల వద్ద కలవగలవని అతడు గుర్తించాడు. అంతేకాక ఒక్కొక్క నిష్పత్తి వద్ద ఒక ప్రత్యేక సమ్మేళనం పుడుతోందని గుర్తించాడు.

అందుకు ఉదాహరణగా కార్బన్, ఆక్సిజన్‌లు కలిసిన సమ్మేళనాలు తీసుకుందాం. (భారాన్ని బట్టి) మూడు భాగాల కార్బన్ ఎనిమిది భాగాల ఆక్సిజన్‌తో కలిసినప్పుడు కార్బన్ దయాక్సయిడ్ పుడుతుంది. కాని మూడు భాగాల కార్బన్ నాలుగు భాగాల ఆక్సిజన్‌తో కలిసినప్పుడు కార్బన్ మోనాక్సయిడ్ పుడుతుంది. అలాంటి పరిస్థితుల్లో ఒక కచ్చితమైన కార్బన్ రాశితో కలిసే ఆక్సిజన్ మొత్తాన్ని పరిగణిస్తే, ఆ రెండు మొత్తాల భారం యొక్క నిష్పత్తిని సరళమైన పూర్ణ సంఖ్యల రూపంలో వ్యక్తం చెయ్యొచ్చని గుర్తించాడు డాల్టన్. కార్బన్ దయాక్సయిడ్‌లో ఉండే ఎనిమిది భాగాల ఆక్సిజన్, కార్బన్ మోనాక్సయిడ్ లో ఉండే నాలుగు భాగాల ఆక్సిజన్‌కి సరిగ్గా రెండు రెట్లు వుంది.

దీన్నే బహుళ నిష్పత్తుల నియమం (law of multiple proportions) అంటారు. ఎన్నో రసాయన చర్యలలో ఈ నియమం పని చేస్తుందని గుర్తించిన డాల్టన్ 1803 లో దీనికొక నియమంగా ప్రకటించాడు.

ఈ బహుళ నిష్పత్తుల నియమం కూడా కచ్చితంగా పరమాణు సిద్ధాంతంతో సరిపోతోంది. ఉదాహరణకి ఆక్సిజన్ పరమాణువులు కార్బన్ పరమాణువుల కన్నా 4/3 రెట్లు బరువు ఉన్నాయనుకుందాం. ఒక కార్బన్ పరమాణువు ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువుతో కలిసి ఒక కార్బన్ మోనాక్సయిడ్ ఏర్పడినప్పుడు ఆ సమ్మేళనంలో భారాన్ని బట్టి మూడు భాగాల కార్బన్ నాలుగు భాగాల ఆక్సిజన్ ఉండి తీరాలి.

అలాగే ఒక కార్బన్ పరమాణువు రెండు ఆక్సిజన్ పరమాణువులతో కలిసి

కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ఏర్పడినప్పుడు అందులో మూడు భాగాల కార్బన్, ఎనిమిది భాగాల ఆక్సిజన్ ఉండాలి.

ఆ విధంగా సరళమైన నిష్పత్తులలో మూలకాలు కలుస్తాయని గుర్తించినప్పుడు, సంపూర్ణ పరమాణువుల కలయిక చేత అణువులు ఏర్పడుతాయని అర్థం చేసుకోవచ్చు. మరి పదార్థంలో సర్వత్ర వున్నది పరమాణువులేనని అనుకుంటే పదార్థానికి పదార్థానికి మధ్య తేడా అందులోని పరమాణువుల కూర్పులోనే వస్తోందని సులభంగా గ్రహించవచ్చు. అందుచేత బహుళ నిష్పత్తుల నియమం ఎలా వచ్చిందో తెలుస్తుంది.

నియత నిష్పత్తుల నియమాన్ని, బహుళ నిష్పత్తుల నియమాన్ని ఆధారంగా చేసుకుంటూ 1803లో డాల్టన్ తన సొంత పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించినప్పుడు, అందులో డెమాక్రిటస్ సిద్ధాంతాలని ప్రస్తావించాడు. పదార్థంలో అతి సూక్ష్మమైన, అవిభాజ్యమైన అంశాలకి డెమాక్రిటస్ వాడిన "atom" అన్న పదాన్నే అతడు కూడా వాడాడు.

1808 లో అతడు "నూతన రసాయన తత్వం" అనే గ్రంథాన్ని ప్రచురించాడు. అందులో తన పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని విపులంగా చర్చించాడు. అదే సంవత్సరం అతడి బహుళ నిష్పత్తుల సిద్ధాంతాన్ని మరో బ్రిటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త స్వతంత్రంగా పరీక్షించి నిర్ధారించాడు. ఆ రసాయన శాస్త్రవేత్త పేరు విలియమ్ హైడ్ వొలాస్టన్ (1766–1828). రసాయనిక సమాజాలలో మంచి పరపతి గల ఈ వొలాస్టన్ డాల్టన్ సిద్ధాంతానికి వత్తాసు పలికాడు. ఆ కారణం చేత డాల్టన్ సిద్ధాంతాలని త్వరలోనే రసాయనిక శాస్త్ర సమాజం సమ్మతించింది.

కాని పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని సమ్మతిస్తే ఒక విధంగా పరుసవేదులు నమ్మినట్టుగా నిమ్న జాతి పదార్థాలని ఉత్తమ జాతి పదార్థాలుగా రూపాంతరీకరించ వచ్చున్న భావనకి సమాధి కట్టినట్టే అయ్యింది. ప్రత్యేక లోహాలలో ప్రత్యేక జాతి పరమాణువులు ఉంటాయన్న భావనకి ఆధారాలు పెరుగుతూ వచ్చాయి. పరమాణువులు అవిభాజ్యాలు కనుక, మార్పుకి లొంగనివి కనుక ఎట్టి పరిస్థితుల్లోని సీసపు పరమాణువుని బంగారపు పరమాణువుగా మార్చే ప్రసక్తి రాదని అర్థమయ్యింది. అందుచేత సీసాన్ని బంగారంగా మార్చడం అసంభవం.

డాల్టన్ ప్రతిపాదించిన పరమాణువులు మరీ చిన్నవి గనుక వాటిని సూక్ష్మదర్శినిలో చూడడానికి వీలుపడదు. కనుక ప్రత్యక్షంగా చూసి వాటి ఉన్కిని నిర్ధారించడం అసంభం. కాని పరోక్షంగా చేసిన కొలతల సహాయంతో వాటి ఉన్కిని గుర్తించడమే కాక వాటి సాపేక్ష భారాలని కూడా తెలుసుకోడానికి వీలయ్యింది.

ఉదాహరణకి ఒక భాగం హైడ్రోజెన్ ఎనిమిది భాగాల ఆక్సిజన్‌తో కలిసినప్పుడు నీరు ఏర్పడుతుంది. ఒక నీటి అణువులో ఒక హైడ్రోజెన్ పరమాణువు, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఉంటాయని అనుకుంటే హైడ్రోజెన్ పరమాణువు కన్నా ఆక్సిజన్ పరమాణువు బరువు ఎనిమిది రెట్లు ఎక్కువ అని అర్థమవుతుంది. కనుక హైడ్రోజెన్ పరమాణువు బరువు విలువ 1 అని ప్రమాణాత్మకంగా తీసుకున్నారు. హైడ్రోజెన్ పరమాణువు యొక్క బరువు 1 అయితే, ఆక్సిజన్ పరమాణువు బరువు 8 కావాలి.

అలాగే 1 భాగం హైడ్రోజెన్ 5 భాగాల నైట్రోజెన్‌తో కలిసి అమ్మోనియా ఏర్పడుతుంది. ఈ సందర్భంలో కూడా ఒక అమ్మోనియా అణువులో ఒక హైడ్రోజెన్ పరమాణువు, ఒక నైట్రోజెన్ పరమాణువు ఉన్నాయని అనుకుంటే నైట్రోజెన్ పరమాణువు బరువు 5 అని అనుకోవాలి.

ఈ పద్ధతిలో వాదిస్తూ డాల్టన్ మొట్టమొదటి పరమాణు భారాల పట్టికని ప్రకటించాడు. ఆ పట్టిక డాల్టన్ సాధించిన వైజ్ఞానిక విజయాలలో కెల్లా అత్యంత ముఖ్యమైనదే అయినా అందులో ఎన్నో దోషాలు ఉన్నాయని తరువాత తేలింది.

ఆ దోషాలకి ఒక మూల కారణం వుంది. రెండు పరమాణు జాతులు కలిసి ఒక అణువు ఏర్పడినప్పుడు సామాన్యంగా ఒక్కొక్క జాతి నుండి ఒక్కొక్క పరమాణువు కలిసి ఆ అణువు ఏర్పడింది అని భావించడమే డాల్టన్ చేసిన తప్పు. ఇక తప్పనిసరి అయితే తప్ప ఈ నమ్మకాన్ని వొలిదిపెట్టేవాడు కాదు.

తదనంతరం జరిగిన అధ్యయనాలలో ఒక్కొక్క పరమాణువు మాత్రమే కలిసి అణువులు ఏర్పడాలన్న నియమేమీలేదని తేటతెల్లం అయ్యింది. నిజానికి నీరు విషయంలో ఆ నియమం ఉల్లంఘింపబడుతుంది అన్న విషయం డాల్టన్ తన పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించటానికి ముందే తెలిసింది.

ఈ సందర్భంలోనే విద్యుత్ రంగానికి, రసాయనిక రంగానికి మధ్య మొట్టమొదటి సారిగా సంబంధం ఏర్పడుతుంది.

ప్రాచీన గ్రీకుల కాలం నుండి కూడా విద్యుచ్ఛక్తిని గురించిన పరిజ్ఞానం వుంది. సీమగుగ్గిలం (amber) ని రుద్దినప్పుడు అది వస్తువులని ఆకర్షించే లక్షణాన్ని సంతరించుకుంటుందని వారికి తెలుసు.

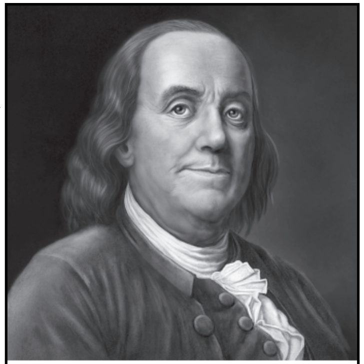
ఎన్నో శతాబ్దాల తరువాత బ్రిటిష్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త విలియమ్ గిల్బర్ట్ (1540–1603) ఈ రంగంలో మరింత ముందుకు వెళ్లాడు. రుద్దితే ఆకర్షణ శక్తి పుట్టటం అనేది కేవలం ఆంబర్‌కి మాత్రమే పరిమితం కాదని, మరెన్నో పదార్థాలు ఆ లక్షణాన్ని ప్రదర్శిస్తాయని అతడు గమనించాడు. 1600 ప్రాంతాల్లో అతడు ఈ రకమైన

పదార్థాలన్నిటికి ఉమ్మడిగా "ఎలక్ట్రిక్స్" అని పేరు పెట్టాడు. (ఆంబర్‌కి గ్రీకు పదం "ఎలక్ట్రిక్")

ఆ విధంగా రుద్దటం చేత గాని, మరే ఇతర ప్రక్రియ చేత గాని ఆకర్షణ శక్తిని సంతరించుకునే పదార్థాలలో "విద్యుదావేశం" (electric charge) లేదా విద్యుత్తు (electricity) ఉంటుందన్న భావన పుట్టుకొచ్చింది.

ఇలా వుండగా ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త చార్ల్ ఫ్రాన్సువా ద సిస్టర్నే దు ఫే (1698–1739) మరో ముఖ్యమైన సత్యాన్ని కనుక్కున్నాడు. 173 లో ఇతగాడు రెండు రకాల విద్యుదావేశాలు ఉన్నాయని తెలుసుకున్నాడు. మొదటి రకం విద్యుదావేశాన్ని గాజులో పుట్టించవచ్చు. దీనికి vitreous electricity అని పేరు పెట్టారు. రెండవ రకం విద్యుదావేశాన్ని ఆంబర్‌లో పుట్టించవచ్చు. దీన్ని resinous electricity అన్నారు. ఒక రకం విద్యుదావేశం గల వస్తువు రెండవ రకం విద్యుదావేశం గల వస్తువుని ఆకర్షిస్తుంది. కాని ఒకే రకం విద్యుదావేశం గల వస్తువులు పరస్పరం వికర్షించుకుంటాయి.

అలా అయితే రెండు రకాల విద్యుదావేశాలు ఎందుకు ఉన్నాయి, వాటి మధ్య సంబంధం ఏమిటి?అన్న ప్రశ్న తలెత్తింది. అందుకు సమాధానంగా ఓ ముఖ్యమైన సూచన చేసినవాడు అమెరికన్ శాస్త్రవేత్త బెంజమిన్ ఫ్రాన్క్లిన్ (1706–1790). బెంజమిన్ ఫ్రాన్క్లిన్ శాస్త్రవేత్త కావడమే కాక గొప్ప రాజకీయ నేత, దూత కూడా. ఇతడు ఒక దశలో అమెరికా అధ్యక్షుడు అయ్యాడు. 1740 ప్రాంతాలలో విద్యుచ్ఛక్తికి సంబంధించి ఇతగాడు ఓ ఆసక్తికరమైన సూచన చేశాడు. ఒక విధమైన విద్యుత్ ద్రవం ఉంటుందని ఇతడు సూచించాడు. ఏదైనా పదార్థంలో మామూలుగా కన్నా ఎక్కువ మోతాదులో ఆ విద్యుత్ ద్రవం ఉన్నప్పుడు అందులో ఒక రకమైన విద్యుదావేశం ఉంటుంది. మామూలుగా కన్నా తక్కువ మోతాదులో విద్యుత్ ద్రవం ఉన్నప్పుడు అందులో రెండవ రకం విద్యుదావేశం ఉంటుంది.



బెంజమిన్ ఫ్రాంక్లిన్

గాజులో మామూలుగా కన్నా ఎక్కువ మోతాదులో విద్యుత్ ద్రవం ఉంటుందని ఫ్రాన్క్లిన్ భావించాడు. అందుచేత గాజులో ఉన్న దాన్ని ధనాత్మక విద్యుదావేశం (positive charge) అన్నాడు. అందుకు వ్యతిరేకంగా రెసిన్ (resin) లో వున్నది ఋణాత్మక విద్యుదావేశం (negative charge) అన్నాడు. ఫ్రాన్క్లిన్ పరిచయం చేసిన పరిభాష ఇప్పటికీ వుంది. ఆ కారణం చేతనే మనం విద్యుత్ ప్రవాహపు దిశని వాస్తవ దిశకి వ్యతిరేకంగా నిర్వచించడం జరిగింది.

ఇలా వుండగా ఇటాలియన్ భౌతికశాస్త్రవేత్త అలెస్సాండ్రో వోల్టా (1745–1827) ఓ కొత్త విషయాన్ని కనుక్కున్నాడు.

రెండు లోహపు బద్దలని, వాటి మధ్య విద్యుదావేశానికి ప్రవేశాన్ని ఇచ్చే ద్రవం ఉండేలా అమర్చినప్పుడు అలాంటి ఏర్పాటు వల్ల నిరంతరాయంగా విద్యుదావేశం ప్రవహిస్తుందని నిరూపించాడు. ఆ విధంగా అతడు మొట్టమొదట బ్యాటరీని కనుక్కున్నవాడు అయ్యాడు. బ్యాటరీ సహాయంతో అతడి విద్యుత్ ప్రవాహాన్ని పుట్టించాడు.

అలెస్సాండ్రో వోల్టా

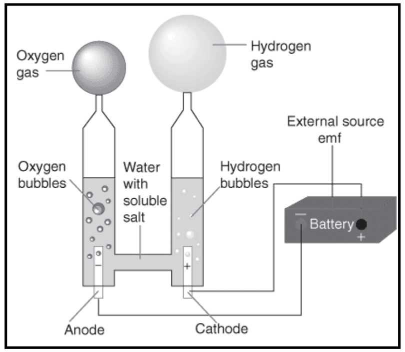
రెండు లోహాలు, వాటిని వేరు చేసే ద్రావకం కారణంగా ఈ విద్యుత్ ప్రవాహం ఏర్పడింది. వోల్టా కృషి వల్ల విద్యుత్తుకి రసాయన చర్యలకి మధ్య ఏదో సంబంధం వుందన్న సూచన బయటపడింది. కాని ఆ సూచన యొక్క పర్యవసానాలని విపులీకరించడానికి మరో శతాబ్ద కాలం ఆగాల్సి వచ్చింది. రసాయన్న చర్య వల్ల విద్యుచ్ఛక్తి పుట్టినప్పుడు, అందుకు వ్యతిరేక దిశలో ఆలోచిస్తే, విద్యుచ్ఛక్తి వల్ల రసాయన చర్య జరగవచ్చున్న అవకాశం గోచరించింది.

నిజానికి వోల్టా తన కృషిని ప్రకటించిన ఆరు వారాల లోపే విలియమ్ నికోల్సన్ (1753–1815), ఆంథొనీ కార్లైల్ (1768–1840) అనే ఇద్దరు బ్రిటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఆ వ్యతిరేక ప్రభావాన్ని నిరూపించారు. నీట్లోంచి విద్యుత్ ప్రవాహాన్ని పోనిచ్చినప్పుడు నీట్లో ముంచిన లోహపు బద్దల వద్ద ఏదో వాయువు బుడగల రూపంలో ఏర్పడడం ఆ శాస్త్రవేత్తలు గమనించారు. ఒక లోహపు బద్ద వద్ద ఏర్పడ్డ వాయువు హైడ్రోజెన్, రెండవ లోహపు బద్ద వద్ద ఏర్పడ్డ వాయువు ఆక్సిజన్ అని వాళ్లు నిరూపించారు.

కార్లైల్, నికోల్సన్ లు సాధించింది ఏమిటంటే నీటిని హైడ్రోజెన్, ఆక్సిజన్ వాయువులుగా విశ్లేషించ వచ్చని నిరూపించడం. విద్యుత్ ప్రవాహాన్ని వాడి ఆ విధంగా

పదార్థాన్ని విశ్లేషించే ప్రక్రియని "విద్యుత్ విశ్లేషణ" అంటారు. కావెండిష్ నిరూపించిన ఫలితానికి వ్యతిరేక ఫలితాన్ని వీళ్లు నిరూపించారు. హైడ్రోజెన్, ఆక్సిజన్ లని కలిపితే నీరు పుడుతుందని కావెండెష్ నిరూపిస్తే, నీటిని ఆ రెండు వాయువులుగా వేరు చేయొచ్చని ఈ ఇద్దరు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు నిరూపించారు.

ఈ ప్రయోగం ద్వార హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్ వాయువులని పుట్టించి వాటిని వేరు వేరు పాత్రలలో సేకరించినప్పుడు ఆక్సిజన్ కన్నా హైడ్రోజన్ ఘనపరిమాణం రెండు రెట్లు ఉందని గుర్తించబడింది. హైడ్రోజెన్ పరమాణువు ఆక్సిజన్ పరమాణువు కన్నా తేలికైనది అని తెలిసిందే. కాని దాని ఘనపరిమాణం ఎక్కువగా వుందంటే నీట్లో ఆక్సిజన్ కన్నా హైడ్రోజెన్ పరమాణువులు ఎక్కువగా ఉండాలని తెలుస్తోంది.



అంతే కాక పైన చెప్పుకున్న ప్రయోగం హైడ్రోజన్ ఘనపరిమాణం ఆక్సిజన్ ఘనపరిమాణం కన్నా రెండు రెట్లు వుంది కనుక, ఒక్క నీటి అణువులు రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఉంటుందని అనుకోడానికి అవకాశం ఏర్పడుతుంది. డాల్టన్ ఊహించినట్టు నీటి అణువులో ఒక హైడ్రోజన్ పరమాణువు, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఉండకపోవచ్చు.

ఘనపరిమాణం విషయం అలా ఉంటే బరువు విషయం కాస్త భిన్నంగా వుందని ముందు చూశాం. భారం బట్టి చూస్తే నీట్లో ఒక భాగం హైడ్రోజన్ ఎనిమిది భాగాల ఆక్సిజన్‌తో కలుస్తోంది. అంటే ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు బరువు, రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువుల మొత్తం బరువు కన్నా ఎనిమిది రెట్లు ఎక్కువై ఉండాలి. అంటే ఒక హైడ్రోజన్ పరమాణువు బరువు కన్నా ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు బరువు పదహారు రెట్లు బరువు ఎక్కువై ఉండాలి. అందుచేత హైడ్రోజన్ బరువు 1 అనుకుంటే ఆక్సిజన్ బరువు 16 కావాలి, 8 కాదు.

అవొగాడ్రో ప్రతిపాదన (Avogadro Hypothesis)

కార్లైల్, నికోల్సన్‌ల ప్రయోగ ఫలితాలు ఒక ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త చేసిన కృషికి మద్దతు నిచ్చాయి. జోసెఫ్ లూయీ గే లుసాక్ (1778-1850) అనబడే

ఇతడు పరిస్థితులని పూర్తిగా తలక్రిందులు చేశాడు. రెండు ఘనపరిమాణాల హైడ్రోజన్, ఒక ఘనపరిమాణపు ఆక్సిజన్‌తో కలిసి నీటిని ఏర్పరుస్తుందని ఇతడు గమనించాడు. అక్కడితో ఆగక వాయువులు కలిసి సమ్మేళనాలు ఏర్పడినప్పుడు ఎప్పుడూ ఆ వాయువులు సరళమైన, పూర్ణ సంఖ్యలతో కూడుకున్న నిష్పత్తులలోనే కలుస్తాయని ఇతడు గుర్తించాడు. తన ప్రయోగాల ఆధారంగా "ఘనపరిమాణాల కలయిక నియమం" (law of combining volumes) అనే నియమాన్ని 1808లో ప్రతిపాదించాడు.

హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్‌లు కలిసి నీటిన్ని ఏర్పరచిన పూర్ణసంఖ్యాత్మక నిష్పత్తిని గమనిస్తే ఒక నీటి అణువులో రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఉన్నట్టు కనిపించింది. అదే విధంగా అమ్మోనియా పరమాణువులో వున్నది ఒక హైడ్రోజన్, ఒక నైట్రోజన్ పరమాణువులు కావని, మూడు హైడ్రోజన్, ఒక నైట్రోజన్ పరమాణువులు ఉంటాయని ఒప్పుకోవలసి వుంటుంది. ఆ విధంగా నైట్రోజన్ యొక్క అణుభారం 5 కాదని, దాని అసలు విలువ 14 కావాలని అర్థమవుతుంది.

ఇప్పుడు హైడ్రోజన్‌ని, క్లోరిన్‌ని తీసుకుందాం. ఈ రెండు వాయువులు కలిస్తే మరో వాయువు పుడుతుంది. దాని పేరు హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్. ఒక భాగం హైడ్రోజెన్, ఒక భాగం క్లోరిన్‌తో కలుస్తుంది. అందుచేత ఒక హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువులో ఒక హైడ్రోజన్ పరమాణువు, ఒక క్లోరిన్ పరమాణువు కలుస్తాయని అనుకోవచ్చు.

ఇప్పుడు హైడ్రోజన్ వాయువులో హైడ్రోజన్ పరమాణువులు విడివిడిగా దూర దూరంగా ఉంటాయని అనుకుందాం. అలాగే క్లోరిన్ వాయువులులో క్లోరిన్ పరమాణువులు వేరు వేరుగా, దూరదూరంగా ఉన్నాయని అనుకుందాం. ఇప్పుడు ఈ రెండు వయువులు కలియగా ఏర్పడ్డ హైడ్రోజెన్ క్లోరైడ్‌లో కూడా హైడ్రోజెన్ క్లోరైడ్ అణువులు వేరు వేరుగా దూర దూరంగా ఉన్నాయని అనుకుందాం.

ఉదాహరణకి 100 హైడ్రోజెన్ పరమాణువులు, 100 క్లోరైడ్ పరమాణువులని తీసుకుంటే మొత్తం 200 రేణువులు ఉంటాయి. ఇవి 100 హైడ్రోజెన్ క్లోరైడ్ అణువులుగా ఏర్పడతాయి. దూర దూరంగా ఉన్న 200 రేణువులు (పరమాణువులు), దూర దూరంగా ఉన్న 100 రేణువులు (అణువులు)గా ఏర్పడ్డాయి. రెండు సందర్భాల్లోను రేణువుల మధ్య దూరం మారలేదు అనుకుంటే ఒక ఘనపరిమాణం హైడ్రోజన్, ఒక ఘనపరిమాణం క్లోరైడ్‌తో కలిసినప్పుడు ఒక ఘనపరిమాణం హైడ్రోజెన్ క్లోరైడ్ ఏర్పడాలి. కాని వాస్తవంలో అలా జరగదు.

వాస్తవంలో కొలిచి చూస్తే ఒక ఘనపరిమాణం హైడ్రోజన్, ఒక ఘనపరిమాణం క్లోరైడ్ తో కలిసినప్పుడు రెండు ఘనపరిమాణాల హైడ్రోజెన్ క్లోరైడ్ ఏర్పడుతుంది. మొదట్లోను చివర్లోను కూడా రెండు ఘనపరిమాణాల వాయువు ఉంది కనుక రెండు సందర్భాలలోను ఒకే సంఖ్యలో రేణువులు ఉండాలని అనిపిస్తుంది.

కాని ఇప్పుడు మరో విధంగా ఆలోచిద్దాం. హైడ్రోజన్ వాయువులో హైడ్రోజన్ వేరు వేరు పరమాణువులుగా కాక రెండేసి పరమాణువులు కలిసిన అణువులుగా ఉన్నాయని అనుకుందాం. అదే విధంగా క్లోరిన్‌లో కూడా రెండేసి క్లోరిన్ పరమాణువులు కలిసిన క్లోరిన్ అణువులు ఉన్నాయని అనుకుందాం. అప్పుడు 100 హైడ్రోజన్ పరమాణువులు 50 అణువులుగా దూర దూరంగా ఉంటాయి. అలాగే 100 క్లోరిన్ పరమాణువులు 50 క్లోరిన్ అణువులుగా దూరదూరంగా ఉంటాయి. ఇవి రెండూ కలిసినప్పుడు ఉండే 100 రేణువులలో సగం హైడ్రోజన్–హైడ్రోజన్ రూపంలోను, సగం క్లోరిన్–క్లోరిన్ రూపంలోను ఉంటాయి.

ఈ రెండు వాయువులు కలిసినప్పుడు అణువులలో పరమాణు విన్యాసం మారి హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువులు ఏర్పడతాయి. 100 హైడ్రోజన్ పరమాణువులు 100 క్లోరైడ్ పరమాణువులతో కలిసినప్పుడు 100 హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువులు ఏర్పడతాయి.

అంటే 50 హైడ్రోజన్ అణువులు, 50 క్లోరైడ్ అణువులతో కలిసినప్పుడు 100 హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువులు ఏర్పడతాయి. దీన్ని బట్టి ఒక ఘనపరిమాణం హైడ్రోజన్ ఒక ఘనపరిమాణం క్లోరైడ్‌తో కలిసినప్పుడు రెండు ఘనపరిమాణాల హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ ఎలా ఏర్పడుతుందో అర్థమవుతుంది.

పైన ఇంత వరకు మనం చెప్పుకున్న వాదనలలో ఒక విషయం గోచరిస్తోంది. వాయువు ఏదైనా, అందులో వున్నవి అణువులైనా, పరమాణువులైనా వాటి మధ్య దూరాలు మాత్రం ఒక్కటే నన్న విషయం ప్రస్ఫుటం అవుతోంది. అంటే ఒక నియత సంఖ్యలో రేణువులు ఉన్న వాయువు, ఆ వాయువు ఏదైనా సరే, దాని ఘనపరిమాణం ఒక్కటే కావాలి.

ఒకే సంఖ్యలో రేణువులు ఉన్న వాయువు ఘనపరిమాణం ఎప్పుడూ ఒక్కటే కావాలి అని మొట్టమొదట సూచించిన వాడు ఇటాలియన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త అమేడియో అవొగాడ్రో (1776–1856). 1811 లో చేయబడ్డ ఈ ప్రతిపాదనని అవొగాడ్రో ప్రతిపాదన (Avogadro hypothesis) అంటారు. అవొగాడ్రో ప్రతిపాదనని కచ్చితంగా అర్థం చేసుకుంటే హైడ్రోజన్ పరమాణువులకి, హైడ్రోజెన్ అణువులకి మధ్య తేడా గుర్తించొచ్చు. అలాగే ఇతర వాయువుల యొక్క అణువులకి,

పరమాణువులకి మధ్య తేడా కూడా గుర్తించొచ్చు. అయితే అవొగాడ్రో కాలం తరువాత ఒక అర్థశతాబ్ద కాలం పాటు ఈ ప్రతిపాదనని ఎవరూ పట్టించుకోలేదు. ముఖ్యమైన వాయువుల విషయంలో కూడా అణువులకి, పరమాణువులకి మధ్య తేడా తెలుసుకోకుండా అయోమయంగా వ్యవహరించేవారు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు. ఆ కారణం చేత ఎన్నో ముఖ్యమైన మూలకాల విషయంలో కూడా పరమాణుభారాన్ని అంచనా వెయ్యడంలో ఎంతో అనిశ్చితి ఉండేది.

అదృష్టవశాత్తు పరమాణు భారాలలోని దోషాలని సరిదిద్దటానికి ఇతర మార్గాలు బయటపడ్డాయి. ఉదాహరణకి 1818లో పియర్ లూయీ దులాంగ్ (1785–1838) అనే ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త, అలెక్సీ పియర్ పెతీ (1791–1820) అనే ఫ్రెంచ్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త కలిసి కృషి చేస్తూ అలాంటి ఓ మార్గాన్ని కనుక్కున్నారు. మూలకాల విశిష్టోష్ణం (specific heat) (ఒక కచ్చితమైన ఉష్ణాన్ని ఒక వస్తువు గ్రహించినప్పుడు దాని ఉష్ణోగ్రత ఎంత పెరుగుతుందో ఈ రాశి తెలుపుతుంది) వాటి పరమాణుభారాలకి విలోమంగా (inversely) మారుతుందని వాళ్లు కనుక్కున్నారు. ఉదాహరణకి x అనే మూలకం యొక్క పరమాణుభారం y అనే మూలకం యొక్క పరమాణు భారానికి రెండు రెట్లు ఉన్నట్లయితే, ఈ మూలకాలతో చెయ్యబడి ఒకే ద్రవ్యరాశి గల రెండు వస్తువులని తీసుకుంటే, ఆ రెండు వస్తువులు ఒకే విలువ గల ఉష్ణాన్ని గ్రహిస్తే, x యొక్క ఉష్ణోగ్రత పెరిగిన విలువ y యొక్క ఉష్ణోగ్రత పెరిగిన విలువలో సగమే ఉంటుంది. అంటే పరమాణు భారాలు ఎక్కువగా ఉండే మూలకాలు అంత సులభంగా వేడెక్కవు అన్నమాట. దీన్నే పరమాణు ఉష్ణ నియమం (Law of atomic heat) అంటారు.

ఆ కారణం చేత తెలియని పరమాణు భారం గల ఒక మూలకం యొక్క విశిష్టోష్ణాన్ని కొలిస్తే దాని పరమాణు భారం గురించి చూచాయగా నయినా తెలుస్తుంది. అయితే ఈ పద్ధతి ఘనరూపంలో ఉండే మూలకాల విషయంలో మాత్రమే పని చేసింది. కాని ఏమీ లేని దాని కన్నా ఈ పాక్షిక ఫలితమైనా మేలేనని అనుకోవాలి.

తదనంతరం ఐల్హార్డ్ మిట్షర్లిష్ (1794–1863) అనే జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త మరో ఆసక్తికరమైన సత్యాన్ని కనుక్కున్నాడు. 1819 లో ఇతడు ఒకే పరమాణువిన్యాసం గల సమ్మేళనాలు కలిసి స్ఫటికీకరిస్తాయి (crystallize) అన్న విషయాన్ని కనుక్కున్నాడు. అంటే ఒక సమ్మేళనానికి చెందిన అణువులు అలాంటి ఆకారమే గల రెండవ సమ్మేళనానికి చెందిన అణువుల మధ్య ఇంపుగా ఒదిగిపోతాయి అన్నమాట.

ఈ రకమైన ఏకరూపతా నియమానికి (Law of isomorphism) ఓ ముఖ్యమైన

పర్యవసానం కనిపించింది. రెండు సమ్మేళనాలు కలిసి స్ఫటికీకృతం కాగలవని తెలిస్తే, వాటిలో ఒక దాని నిర్మాణం తెలిస్తే, రెండవ దాని నిర్మాణం కూడా అదే విధంగా ఉంటుందని అర్థం చేసుకోవచ్చు. ఆ విధంగా ఏకరూపమైన స్ఫటికలతో చేసిన అధ్యయనాల ఆధారంగా ప్రాయోగికులు పరమాణు భారంలో వచ్చిన దోషాలని కొంతవరకు సరిదిద్దుకోగలిగారు.

భారాలు - చిహ్నాలు

మన కథలో తదుపరి ముఖ్యమైన మలుపు స్వీడిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జోన్స్ జేకబ్ బెర్జీలియస్ రంగప్రవేశం చెయ్యడంతో జరిగింది. డాల్టన్ తరువాత పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని కచ్చితంగా స్థాపించడంలో ఇతడు కీలకమైన పాత్ర పోషించాడు. 1807 లో బెర్జీలియస్ వివిధ సమ్మేళనాల పరమాణు విన్యాసాన్ని తెలుసుకునే ప్రయత్నంలో మునిగి వున్నాడు. వందలాని విశ్లేషణలు చేసి "నియత నిష్పత్తుల నియమాని"కి ఎన్నో తార్కాణాలు కనుక్కున్నాడు. అన్ని ఆధారాలు బయట పడ్డాక ఇక రసాయనిక సమాజాలు ఆ నియమాన్ని నిర్లక్ష్యం చెయ్యలేకపోయాయి. క్రమంగా పరమాణు సిద్ధాంతానికి మద్దతు పెరిగింది. ఆ విధంగా నియత నిష్పత్తుల నియమంలో వేళ్లూని పరమాణు సిద్ధాంతం స్థిరంగా ఎదిగింది.

జోన్స్ జేకబ్ బెర్జీలియస్

ఆ తరువాత బెర్జీలియస్ లోగడ డాల్టన్ వాడిన విధానాల కన్నా అధునాతన విధానాలు వాడి పరమాణుభారాలని కొలవడానికి ప్రయత్నించాడు. ఈ ప్రయత్నంలో బెర్జీలియస్ గతంలో దులాంగ్ మరియు పెతీ లు, మిట్షర్లిష్‌లు సాధించిన వైజ్ఞానిక ఫలితాలని వాడుకున్నాడు. అలాగే గే లుసాక్ ప్రతిపాదించిన ఘనపరిమాణాల కలయిక నియమాన్ని కూడా స్వీకరించాడు. (కాని అవొగాడ్రో ప్రతిపాదనను మాత్రం వినియోగించ లేదు.) 1828లో బెర్జీలియస్ ప్రచురించిన మొట్టమొదటి పరమాణు భారాల పట్టిక, రెండు మూడు మూలకాల విషయంలో తప్ప, ఆధునిక విలువలతో చక్కగా సరిపోతోంది.

డాల్టన్ పట్టికకి బెర్జీలియస్ పట్టికకి మధ్య ఓ ముఖ్యమైన తేడా వుంది. డాల్టన్

విషయంలో లాగా కాక బెర్జీలియస్ పట్టికలో పరమాణుభారాలలో చాలా మటుకు పూర్ణ సంఖ్యలు కావు. డాల్టన్ అంచనా వేసిన విలువలు, హైడ్రోజెన్ పరమాణు భారం 1 అన్న భావన మీద ఆధారపడి వున్నాయి కనుక, అవన్నీ పూర్ణ సంఖ్యలుగా ఇవ్వబడ్డాయి. ఈ భావనని పురస్కరించుకుని బ్రిటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త విలియమ్ ప్రూస్ట్ ఓ చిత్రమైన సూచన చేశాడు. 1815 లో ఇతగాడు మూలకాలన్నీ హైడ్రోజన్ తో కూర్చబడ్డవే నని సూచించాడు. (తోటి శాస్త్రవేత్తల విమర్శకి భయపడి కాబోలు మొదట్లో ఇతడు ఈ సూచనని అజ్ఞాతంగా చేశాడు.) ఈ వాదన ప్రకారం వివిధ పరమాణువులకి వివిధ పరమాణు భారాలు ఉండడానికి కారణం వాటిలో వివిధ సంఖ్యలో హైడ్రోజన్ పరమాణువులు ఉండడమే. ఈ వాదనకే తదనంతరం ప్రూస్ట్ ప్రతిపాదన అని పేరొచ్చింది.

ఈ సరళమైన, ఆకర్షణీయమైన వాదనని బెర్జీలియస్ పట్టిక వ్యతిరేకిస్తున్నట్టు అయ్యింది. (ఇది ఆకర్షణీయమైన వాదన ఎందుకయ్యింది అంటే ఇది మూలకాలు అన్నిటికీ మూలంగా ఒకే పదార్థం వుందని, అదే హైడ్రోజన్ అని సూచిస్తోంది. ఒక విధంగా అది గ్రీకుల భావాలకి కొత్త ఊపిరి పోస్తున్నట్టు అయ్యింది. అలా అనుకుంటే విశ్వంలో అందమైన క్రమం, సౌష్టవం ఉన్నట్టు అనిపించింది). కాని హైడ్రోజన్ వ 1 అనే కొలమానాన్ని స్వీకరిస్తే, ఆ కొలమానం ప్రకారం ఆక్సిజన్ పరమాణుభారం 15. 9 అవుతుంది. కాని ఆక్సిజన్ పరమాణువులో 15 సంపూర్ణ హైడ్రోజన్ పరమాణువులు, మరియు ఒక హైడ్రోజన్ పరమాణువులో 9/10 భాగం ఉంటాయని అనుకోడానికి ఇబ్బంది కరంగా అనిపించింది.

మరో శతాబ్ద కాలం పాటు ఇంకా ఇంకా కచ్చితమైన, నిర్దుష్టమైన పరమాణు భారాల పట్టికలు ప్రచురించబడుతూ వచ్చాయి. వీటిని బట్టి వివిధ మూలకాల పరమాణు భారాలు హైడ్రోజన్ పరమాణు భారానికి పూర్ణసంఖ్య గుణకాలు కావన్న విషయం క్రమంగా తేటతెల్లం కాసాగింది.

1860 లలో జాన్ సర్వే స్టాస్ (1813–1891) అనే బెల్జియన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త బెర్జీలియస్ చేసిన దాని కన్నా మరింత కచ్చితంగా పరమాణు భారాలు కొలిచాడు. అలాగే ఇరవయ్యవ శతాబ్దపు తొలి దశలలో తియోడోర్ విలియమ్ రిచర్డ్స్ (1868–1928) అనే అమెరిక రసాయన శాస్త్రవేత్త అసామాన్యమైన జాగ్రత్తలు తీసుకుంటూ, రసాయన విధాలతో సాధ్యమైనంత వరకు అత్యంత నిర్దుష్టమైన రీతిలో పరమాణుభారాలు కొలిచాడు.

బెర్జీలియస్ కృషిలో ఏమైనా లొసుగులు ఉంటే ఆ లొసుగులని స్టాస్, రిచర్డ్స్

ల కృషి పూరించింది. పరమాణు భారాల యొక్క అపూర్ణ సంఖ్యాత్మక విలువలని ఒప్పుకోక తప్పలేదు. ఈ అధ్యయనాలన్నీ ప్రూస్ట్ ప్రతిపాదన మీద చావుదెబ్బ కొడుతున్నట్టు అయ్యింది.

కాని రిచర్డ్స్ వంటి వారు ఒక పక్క అత్యంత నిర్దుష్టమైన ఫలితాలని ప్రకటిస్తున్నా మరో పక్క పరమాణు భారాల సమస్యని మూలం నుండి శోధించాల్సిన అవసరం కనిపించింది. అసలు పరమాణు భారం అంటే ఏమిటి అన్న ప్రశ్నకి కొత్తస సమాధానాలు వెతకాల్సిన అవసరం కనిపించింది. దాంతో సమాధి అయిపోయింది అనుకున్న ప్రూస్ట్ ప్రతిపాదన మళ్లీ కొత్త ఊపిరి పోసుకుంది.

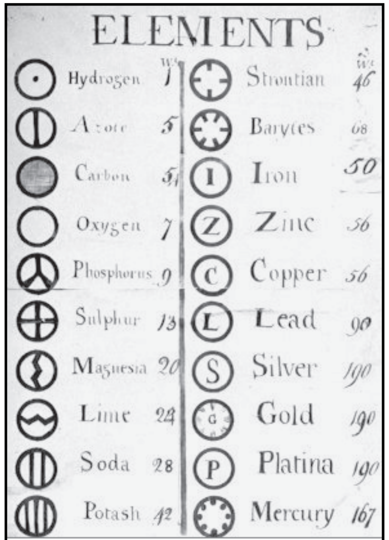
వివిధ మూలకాల పరమాణు భారాల మధ్య సరళ పూర్ణాంక నిష్పత్తులు లేవన్న వాస్తవం పరమాణు భారాల కొలమాన విధానాలని కొత్తగా సమీక్షించేలా చేసింది. హైడ్రోజన్‌ని ప్రమాణంగా తీసుకుని పరమాణుభారాలని అంత వరకు వ్యక్తం చేస్తూ వచ్చారు కనుక ఆ ప్రమాణాన్ని మరో సారి పరిశీలించేలా చేసింది. తేలికైనది కనుక హైడ్రోజన్ పరమాణు భారం 1 అనుకోవడం అత్యంత సహజమైన విషయంలా తోచింది. డాల్టన్, బెర్జీలియస్‌లు ఇద్దరూ ఆ ప్రమాణాన్ని స్వీకరించారు. కాని ఆ ప్రమాణాన్ని స్వీకరించడం వల్ల ఆక్సిజన్ పరమాణు భారం 15 9 అని వచ్చింది. పరమాణు భారాల కొలతలలో ఆక్సిజన్‌కి ముఖ్య స్థానం వుంది. ఎన్నో మూలకాలతో సులభంగా చర్య జరిపే ఆక్సిజన్‌ని వివిధ మూలకాలు ఏ నిష్పత్తులలో కలుస్తాయో తేల్చుకోడానికి ఆక్సిజన్‌ని వాడేవారు.

అందుచేత హైడ్రోజన్‌ని ప్రమాణంగా తీసుకోకుండా ఆక్సిజన్ ని ప్రమాణంగా తీసుకుని దాని పరమాణు భారాన్ని పూర్ణాంకం వచ్చేలా కొద్దిగా సవరించారు. ఆ విధంగా 15.9 అనుకున్న ఆక్సిజన్ పరమాణు భారం 16.0 అయ్యింది. ఆక్సిజన్ పరమాణు భారం 16 అనుకుంటే తదనుగుణంగా హైడ్రోజన్ పరమాణు భారం 1.008 అనుకోవాల్సి వచ్చింది. ఆక్సిజన్ = 16 అనే ప్రమాణాన్ని ఇరవయ్యవ శతాబ్దపు మధ్య దశ వరకు వాడుతూ వచ్చారు. ఆ దశలోనే పరమాణు భారాలని కాస్త సవరించి మరింత సహేతుకమైన ప్రమాణాన్ని ఎంచుకున్నారు.

పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని స్వీకరించడం జరిగాక ప్రతీ అణువులోను ఒక నియత సంఖ్యలో కొన్ని ప్రత్యేక మూలకాలకి చెందిన పరమాణువులు ఉంటాయని ఊహించుకోడానికి వీలయ్యింది. పరమాణువులని చిన్న చిన్న చక్రాలుగా వ్యక్తపరుస్తూ అణువులని అలాంటి చక్రాల సముదాయాలుగా చిత్రీకరించడానికి వీలయ్యింది.

ఈ విధమైన చిత్రీకరణని విస్తృతంగా వాడినవాళ్లలో డాల్టన్ ఒకడు. ఆక్సిజన్‌ని

ఓ మామూలు చక్రంతో వ్యక్తం చేసేవాడు. హైడ్రోజన్ పరమాణువుని లోన ఓ చుక్క వున్న చక్రంతో వ్యక్తం చేసేవాడు. నైట్రోజన్ పరమాణువుని లోన్న ఓ నిలువు గీత వున్న చక్రంతో వ్యక్తం చేసేవాడు. కార్బన్‌ని ఓ నల్లని చక్రంతో వ్యక్తం చేసేవాడు. ఇలా ప్రతీ మూలకానికి ఓ ప్రత్యేకమై చిత్రాన్ని ఊహించడం కొంచెం కష్టం కనుక చక్రాల్లో ఓ అక్షరాన్ని చొప్పిస్తూ కొన్ని మూలకాలకి ప్రతీకలు తయారుచేశాడు. ఉదాహరణకి సల్ఫర్ యొక్క ప్రతీకలో చక్రంలో "S" అక్షరం ఉంటుంది. ఫాస్ఫరస్ ప్రతీకలో చక్రంలో "P" అక్షరం ఉంటుంది.



డాల్టన్ సూచించిన మూలకాల చిహ్నాలు

ఈ చక్రాల చిత్రాలన్నీ చూసిన బెర్జీలియస్ అసలీ చక్రాలు అనవసరం అని, ఊరికే అక్షరాలని మూలకాలకి ప్రతీకలుగా వాడితే సరిపోతుందని భావించాడు. ప్రతీ మూలకాన్ని ఓ అక్షరంతో సూచించాలని, ఆ అక్షరం ఆ మూలకాన్నే కాక ఆ మూలకానికి చెందిన పరమాణువుని కూడా సూచించాలని అతడు ప్రతిపాదించాడు. ఆ అక్షరం ఆ మూలకం యొక్క లాటిన్ పేరులోని ప్రథమాక్షరం కావాలన్నాడు. (ఇలాంటి ఏర్పాటు ఇంగ్లీష్ భాష మాట్లాడే వారికి ఎంతో సౌకర్యంగా తోచింది. ఎందుకంటే మూలకాల లాటిన్ పేర్లు, ఇంగ్లీష్ పేర్లు ఇంచుమించు ఒకేలా ఉంటాయి). రెండు మూలకాల పేర్లలో మొదటి అక్షరం ఒక్కటే అయినప్పుడు రెండవ అక్షరం కూడా జత చేసేవారు. ఆ విధంగా మూలకాల యొక్క రసాయన చిహ్నాలు ఆవిర్భవించాయి. ఆ చిహ్నాలే అంతర్జాతీయంగా స్వీకరించబడి ఇప్పటికీ వాడుకలో వున్నాయి.

ఆ ప్రకారంగా కార్బన్, హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్, నైట్రోజన్, ఫాస్ఫరస్, సల్ఫర్‌లు వరుసగా C, H, O, N, P, S అనే చిహ్నాలని సంతరించుకున్నాయి. అదే విధంగా కాల్షియమ్, క్లోరిన్‌ల చిహ్నాలు వరుసగా Ca, Cl అయ్యాయి. కార్బన్‌కి చిహ్నంగా C ని ముందే వాడడం జరిగింది కనుక ఈ రెండు మూలకాల విషయంలో రెండవ అక్షరాన్ని వాడవలసి వచ్చింది. లాటిన్ పేర్లకి, ఇంగ్లీష్ పేర్లకి మధ్య మరీ ఎక్కువ తేడా వున్నప్పుడు ఇవ్వబడ్డ రసాయన చిహ్నాలు కాస్త విచిత్రంగా ఉంటాయి.

ఉదాహరణకి బంగారం (gold), వెండి (silver), సీసం (lead) మూలకాలకి ఇవ్వబడ్డ చిహ్నాలు వరుసగా Au ("Aurum"), Ag ("Argentum"), Pb ("Plumbum") అయ్యాయి.

ఈ చిహ్నాలతో ఒక అణువులో ఎన్ని పరమాణువులు ఉంటాయో కూడా సూచించవచ్చు. హైడ్రోజన్ అణువులో రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు ఉంటాయి కనుక దాన్ని H_2 తో సూచిస్తారు. నీటి అణువులో రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఉంటుంది కనుక దాన్ని H_2O తో సూచిస్తారు. మూలకం చిహ్నం పక్కన అంకె లేకపోతే ఆ మూలకానికి చెందిన ఒకే పరమాణువు ఉందన్నమాట. అలాగే కార్బన్ డయాక్సయిడ్ చిహ్నం CO_2, సల్ఫ్యూరిక్ ఆసిడ్ చిహ్నం H_2SO_4, హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ చిహ్నం HCl. ఈ సమ్మేళనాల రసాయనిక సూత్రాలు స్వయం విదితాలు.

ఈ రసాయనిక సూత్రాల సహాయంతో రసాయనిక చర్యలని వర్ణించే రసాయనిక సమీకరణాలని వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు. ఉదాహరణకి కార్బన్ ఆక్సిజన్‌తో కలిసినప్పుడు కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ఉత్పన్నం అవుతుంది అన్న సత్యాన్ని ఈ విధంగా వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

లెవోషియే సూచించిన ద్రవ్య నిత్యత్వ సూత్రాన్ని పై సమీకరణం తృప్తిపరచాలంటే సమీకరణానికి ఇరుపక్కలా ఉండే పరమాణువుల లెక్క సరిపోవాలి. ఉదాహరణకి పై సమీకరణంలో ఒక C పరమాణువు, రెండు O పరమాణువులతో కలిసినప్పుడు ఒక C రెండు O లు గల CO_2 ఏర్పడుతుంది.

అలాగే హైడ్రోజన్, క్లోరైడ్‌లు కలిస్తే హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ ఏర్పడుతుంది అన్న విషయాన్ని వ్యక్తం చెయ్యదలచుకున్నారు అనుకోండి. దాన్ని ఈ విధంగా వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

కాని పైన చూపించిన చర్యలో ముందు రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు, రెండు క్లోరైడ్ పరమాణువులు ఉన్నా చర్య జరిగాక ఒక హైడ్రోజన్, ఒక క్లోరైడ్ పరమాణువు ఉండడం కనిపిస్తుంది. ఈ దోషాన్ని సవరించడానికి పై చర్యని మనం సంతులిత రసాయన చర్య (balanced chemical reaction) గా మార్చుకోవాలి.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

అప్పుడు చర్యకి కుడి ఎడమ పక్కల పరమాణువుల సంఖ్య సరిపోతుంది.

అదే విధంగా హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్‌లు కలిసి నీటిని ఏర్పరచే చర్యని కూడా ఈ విధంగా ఓ సంతులిత చర్యగా వ్యక్తం చేయవచ్చు.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

విద్యుత్ విశ్లేషణ

లోగడ నికోల్సన్, కార్లైల్‌లు విద్యుత్ శక్తిని ఉపయోగించి ముఖ్యమైన రసాయన శాస్త్ర పరిశోధనలు చేసిన సంగతి చూశాం. విద్యుత్ శక్తిని ఉపయోగించి కొన్ని మూలకాల శుద్ధీకరణలో మరింత సంచలనాత్మక ఫలితాలు సాధించడానికి వీలయ్యింది.

ఒకటిన్నర శతాబ్ద కాలం క్రితం బాయిల్ మూలకాలని నిర్వచించిన నాటి నుండి ఆ నిర్వచనానికి సరిపోయే మూలకాలని గణనీయ సంఖ్యలో కనుక్కున్నారు. శాస్త్రవేత్తలని ఇబ్బంది పెట్టిన మరో విషయం ఏమిటంటే కొన్ని పదార్థాలు మూలకాలు కావని తెలుసు, వాటిలో అంతవరకు తెలియని కొత్త మూలకాలు ఏవో ఉన్నాయని కూడా తెలుసు. కాని ఆ మూలకాలని వెలికితీయడం ఎలాగో తెలియలేదు.

ఎన్నో సందర్భాలలో మూలకాలు ఆక్సిజన్ తో కలిసి ఆక్సయిడ్‌ల రూపంలో లభ్యం అవుతాయి. ఆక్సిజన్‌తో మరింత బలమైన అనుబంధం (affinity) గల మరో మూలకాన్ని ప్రవేశపెడితే, ఆక్సిజన్ మొదటి మూలకాన్ని వొదిలిపెట్టి రెండవ మూలకాన్ని ఆశ్రయించవచ్చు. ప్రయోగంలో ఆ విషయం నిర్ధారితం అయ్యింది. అలాంటి రెండవ మూలకం పాత్ర కార్బన్ చక్కగా పోషించింది. ఉదాహరణకి ముడి ఇనుములో ఉండేది అధికశాతం ఐరన్ ఆక్సయిడ్. దీన్ని కార్బన్ యొక్క శుద్ధరూపం అయిన కోక్‌తో కలిపి వేడిచేస్తారు. కార్బన్ ఆక్సిజన్‌తో కలిసి కార్బన్ మోనాక్సయిడ్, కార్బన్ డయాక్సయిడ్‌లు ఏర్పడతాయి. ఇవి వాయువులు కనుక పైకి ఎగిరిపోతాయి. ఇక లోహరూపంలో వున్న ఇనుము అడుగున మిగులుతుంది.

ఇప్పుడు సున్నాన్ని (lime) తీసుకుందాం. దాని లక్షణాల బట్టి చూస్తే సున్నం కూడా ఒక రకమైన ఆక్సయిడేననిపిస్తుంది. కాని మనకి తెలిసిన మూలకాలు ఏవీ కూడా ఆక్సిజన్‌తో కలిసి సున్నాన్ని ఏర్పాటు చెయ్యటం మనకి తెలియదు. ఆ అజ్ఞాత మూలకాన్ని శుద్ధి చెయ్యడం కోసం సున్నాన్ని, కోక్‌తో కలిపి వేడి చేసి చూడొచ్చు. కాని అలా చేసినందువల్ల ఏమీ జరగలేదు. ఆ అజ్ఞాత మూలకం ఏదో ఆక్సిజన్‌కి ఎంత బలంగా అతుక్కుపోయింది అంటే కార్బన్ దాన్ని దాని స్థానం నుంచి కదిలించలేక

పోయింది. కార్బనే కాక మరే ఇతర రసాయనం కూడా సున్నం నుండి ఆక్సిజన్‌ని వేరు చెయ్యలేకపోయింది.

అప్పుడు ఇంగ్లీష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త హంఫ్రీ డేవీకి (1778–1829) ఓ చిత్రమైన ఆలోచన వచ్చింది. రసాయనాల వల్ల సాధ్యం కానిది విద్యుత్తు వల్ల అవుతుందేమో అని ఇతడు ఆలోచించాడు. ఎందుకంటే రసాయనాలు ఏమీ చెయ్యలేకపోయిన కొన్ని సందర్భాలలో విద్యుచ్ఛక్తి యొక్క చిత్రమైన ప్రభావం వల్ల నీటిని విచ్ఛిన్నం చెయ్యడానికి వీలయ్యింది.

ఆ కారణం చేత డేవీ 250 లోహపు పళ్లాల దొంతరని ఏర్పాటు చేసి ఓ పెద్ద విద్యుత్ బ్యాటరీని నిర్మించడానికి పూనుకున్నాడు. అంత పెద్ద బ్యాటరీని గతంలో ఎవరూ నిర్మించలేదు. అజ్ఞాత మూలకాలు ఉన్నాయని అనుకున్న పదార్థాలు కలిసిన ద్రావకాలలో అధిక స్థాయిలో విద్యుత్ శక్తిని ప్రవేశపెట్టి చూశాడు. కాని అలా చెయ్యడం వల్ల నీట్లోంచి హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్‌లు వెలువడటం తప్ప మరేమీ జరగలేదు.

ద్రావక రూపంలో కాక పదార్థాన్ని ఘన రూపంలో తీసుకుంటే ఎలా వుంటుందని ఆలోచించాడు. కాని ఘన రూపంలో వున్న పదార్థం లోంచి విద్యుత్తుని ప్రవహింప జేయడం కష్టం అయ్యింది. అప్పుడు సమ్మేళనాలని కరిగించి ఆ కరిగిన పదార్థం లోంచి విద్యుత్తును పోనివ్వాలన్న ఆలోచన వచ్చింది.

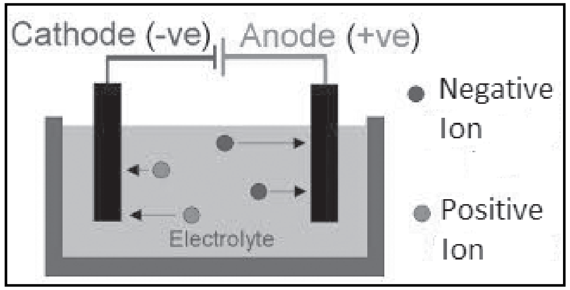
ఈ కొత్త ఉపాయం చక్కగా పని చేసింది. అక్టోబర్ 6, 1807 నాడు డేవీ ఓ ముఖ్యమైన ప్రయోగం చేశాడు. కరిగించిన పొటాష్ (పొటాషియమ్ కార్బనేట్) లోంచి విద్యుత్తును పోనిచ్చాడు. ఆ చర్య లోంచి చిన్న చిన్న లోహపు తునియలు వెలికి వచ్చాయి. దానికి అతడు పొటాషియమ్ అని పేరు పెట్టాడు. (ఈ లోహం ఎంత సక్రియంగా వుందంటే అది నీటికి తో చర్య జరిపి నీట్లోని ఆక్సిజన్‌ని వెలికి లాగి, నీట్లోని హైడ్రోజన్‌ని వెలికి తీసి, ఎంత శక్తి విడుదల చేస్తుందంటే ఆ చర్య జరిగినప్పుడు భగ్గున అగ్గి పుడుతుంది.) ఒక వారం తరువాత డేవీ సోడా (సోడియమ్ కార్బనేట్) నుంచి సోడియమ్‌ని శుద్ధి చేశాడు. ఇది పొటాషియమ్ కన్నా కాస్త తక్కువగా మాత్రమే సక్రియంగా వుంది).

తదనంతరం 1808 లో, బెర్జీలియస్ సూచించిన కాస్త భిన్నమైన విధానాన్ని ఉపయోగించి, డేవీ మరిన్ని లోహాలని వాటి ఆక్సయిడ్‌ల నుంచి శుద్ధీకరించాడు. మెగ్నీషియా నుంచి మెగ్నీషియమ్‌ని, స్ట్రాంషియా నుంచి స్ట్రాంషియమ్‌ని, బేరిటా నుంచి బేరియమ్‌ని, సున్నం నుంచి కాల్షియమ్‌ని శుద్ధీకరించాడు. (సున్నంని లాటిన్‌లో కాల్షియమ్ అంటారు.)

డేవీ మరికొన్ని విషయాలని కూడా కనుక్కున్నాడు. ఒక తరం క్రితం షీలే కాస్త ఆకుపచ్చ రంగులో ఉండే ఓ వాయువుని కనుక్కున్నాడు. అదొక ఆక్సయిడ్ ఏమో ననుకుని పొరబడ్డాడు. ఆ వాయువు ఆక్సయిడ్ కాదని అదొక మూలకమని డేవీ నిరూపించాడు. దానికి "క్లోరిన్" అని పేరు సూచించాడు. గ్రీకు భాషలో క్లోరిన్ అంటే ఆకుపచ్చ అని అర్థం. అలాగే శక్తివంతమైన ఆసిడ్ అయిన హైడ్రోక్లోరిక్ ఆసిడ్ లో ఆక్సిజన్ ఉండదని నిరూపించాడు డేవీ. ఆ విధంగా ప్రతీ ఆసిడ్ లోను తప్పకుండా ఆక్సిజన్ ఉంటుందన్న లెవోషియే సూచన తప్పని నిరూపించాడు.

విద్యుద్ విశ్లేషణలో డేవీ చేసిన కృషిని అతడు అనుచరుడు, అంతే సత్తా గల అంతేవాసి అయిన మైకేల్ ఫారడే (1791–1867) మరింత విస్తరింపజేశాడు. ఫారడే తన కృషితో గురువుని మించిన శిష్యుడు అనిపించుకున్నాడు. విద్యుద్ రసాయన శాస్త్రం (electrochemistry) లో పని చేసిన ఫారడే ఎన్నో ముఖ్యమైన పారిభాషిక పదాలని ప్రవేశపెట్టాడు. అవి ఇప్పటికీ వాడుకలో వున్నాయి. ఉదాహరణకి విద్యుత్ శక్తి యొక్క ప్రయోగంతో అణువులని భేదించే ప్రక్రియకి విద్యుత్ విశ్లేషణ (electrolysis) అని మొదట పేరు పెట్టింది ఇతడే. విలియమ్ వెవెల్ అనే ఇంగ్లీష్ సాహితీవేత్త చేసిన సూచన మేరకు విద్యుత్ ప్రవాహానికి ప్రవేశాన్నిచ్చే ద్రావకానికి ఎలెక్ట్రోలైట్ (electrolyte) అని పేరు పెట్టాడు. ఆ ద్రావకంలో ముంచే లోహపు కడ్డీలకి, లేదా బద్దలకి ఎలెక్ట్రోడ్‌లు (electrode) అని పేరు పెట్టాడు. ధనావేశం కలిగిన ఎలెక్ట్రోడ్‌ని ఆనోడ్ (anode) అన్నాడు. ఋణావేశం కలిగిన ఎలెక్ట్రోడ్‌ని కాథోడ్ (cathode) అన్నాడు.

ఎలెక్ట్రోలైట్‌లో విద్యుత్ ప్రవాహాన్ని మోసుకుపోయే రేణువులకి "అయాన్స్" (ions) అని పేరు పెట్టాడు. (గ్రీకు భాషలో "సంచారకులు" అనే అర్థం గల పదం నుండి ఈ పదం వచ్చింది.) ఆనోడ్ దిశగా ప్రయాణించే రేణువులని ఆనయాన్‌లు (anions) అన్నాడు. అలాగే కాథోడ్ దిశగా ప్రయాణించే రేణువులని కాటయాన్లు



(cations) అన్నాడు.

1832లో అతడు విద్యుత్ రసాయన శాస్త్రానికి చెందిన కొన్ని మౌలిక నియమాలని సంఖ్యాత్మకంగా వ్యక్తం చేశాడు. విద్యుత్ విశ్లేషణలో అతడు సూత్రీకరించిన మొదటి నియమం ఇది. విద్యుత్ విశ్లేషణలో ఒక ఎలెక్ట్రోడ్ వద్ద వెలువడ్డ పదార్థం యొక్క ద్రవ్యరాశి, ఆ ద్రావకంలోంచి ప్రవహించిన మొత్తం విద్యుత్తుని అనులోమంగా (proportional) ఉంటుంది. విద్యుత్ విశ్లేషణలో అతడి రెండవ నియమం ఇలా వుంటుంది. ఒక నియత మొత్తంలో ప్రవేశపెట్టబడ్డ విద్యుత్తుకు ఫలితంగా ఉత్పన్నం అయ్యే లోహం యొక్క భారం ఆ లోహం యొక్క తుల్యభారానికి (equivalent weight) అనులోమంగా ఉంటుంది.

ఉదాహరణకి ఒక నియత మొత్తం ఆక్సిజన్‌తో పొటాషియం కన్నా వెండి 2. 7 రెట్లు ఎక్కువ మొత్తంలో కలిసింది అనుకుందాం. అలాగే ఒక నియత మొత్తంలో విద్యుత్తు ఫలితంగా ఉత్పన్నమయ్యే పొటాషియమ్ కన్నా వెండి 2.7 రెట్లు ఎక్కువ ఉత్పన్నం అవుతుంది.

ఫారడే సూత్రీకరించిన విద్యుద్విశ్లేషణా నియమాల ఫలితంగా పదార్థంలో అతి సూక్ష్మమైన అంశాలు అణువులు అయినట్టే, విద్యుత్తులో కూడా అతి సూక్ష్మమైన “విద్యుత్ అణువులు” (atoms of electricity) ఉంటాయేమోనన్న భావన ఉదయించింది.

అందుచేత ఒక ఎలక్ట్రోలైట్‌లోంచి విద్యుత్తుని పంపించినప్పుడు పదార్థపు అణువులని ఈ “విద్యుత్ అణువులు” ఆనోడ్ వద్దకి గాని, కాథోడ్ వద్దకి గాని లాక్కుపోతాయేమో. అలాగే తరచు ఒక పదార్థపు అణువుని లాక్కెళ్లడానికి ఒక “విద్యుత్ అణువు” సరిపోతుందేమో. కొన్ని సార్లు రెండు, మూడు “విద్యుత్ అణువులు” అవసరం అవుతాయేమో. ఈ రకమైన వాదనలతో ఫారడే ప్రతిపాదించిన విద్యుద్విశ్లేషణా నియమాలని సమర్థించడానికి వీలవుతున్నట్టు తోచింది.

కాని ఈ “విద్యుత్ అణువులు” అసలేంటి, వాటి లక్షణాలేంటి అన్న విషయం పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు చివరి దశ దాకా తేటతెల్లం కాలేదు. కాని ఆశ్చర్యం ఏమిటంటే ఫారడేకే ఈ “విద్యుత్ అణువులు” అన్న భావనే కాక, అసలు అణువాదమే పెద్దగా నచ్చేది కాదు.

కర్బన రసాయన శాస్త్రం

ప్రాణవాదానికి ఆయువు చెల్లు

అగ్నిని కనుక్కున్న నాటి నుండి మనిషి పదార్థాలని మండేవి, మండనివి అని రెండు వర్గాలుగా విభజిస్తూ వచ్చాడు. ఆ రోజుల్లో కలప, కొవ్వు, చమురు – వీటినే ప్రధానంగా ఇంధనాలుగా వాడేవారు. కలప వృక్షప్రపంచం నుండి పుట్టిన ఉత్పత్తి అయితే, కొవ్వు, చమురు జీవప్రపంచం నుండి మాత్రమే కాక, వృక్షప్రపంచం నుండి కూడా వచ్చిన ఉత్పత్తులు. ఖనిజ ప్రపంచానికి చెందిన పదార్థాలలో అధికశాతం – నీరు, ఇసుక, రాళ్లు మొదలైనవి – మండేవి కావు. పైగా ఇవి నిప్పుని ఆర్పడానికి పనికొస్తాయి.

కనుక తొలి దశల్లో మండేవి, మండనివి అనే రెండు జాతుల పదార్థాలని జీవప్రపంచం నుండి వచ్చేవి, జీవప్రపంచం నుండి రానివి అనే రెండు వర్గాలుగా కూడా విభజించడం సహజంగా జరిగింది. (అయితే ఈ సూత్రానికి ఎన్నో మినహాయింపులు ఉన్నాయి. కార్బన్, సల్ఫర్ మూలకాలు జీవరహిత ప్రపంచం నుండి వచ్చే పదార్థాలలాగా కనిపిస్తాయి గాని అవి మండుతాయి.)

పద్దెనిమిదవ శతాబ్దంలో పెరుగుతున్న పదార్థ విజ్ఞానాన్ని ఆలంబనగా చేసుకున్న రసాయన శాస్త్రవేత్తలు జ్వలనీయత (మండటం) అనే ఒక్క లక్షణం బట్టి జీవప్రపంచపు ఉత్పత్తులని, జీవరహిత ప్రపంచపు ఉత్పత్తుల నుండి వేరు చెయ్యటం సాధ్యం కాదని తెలుసుకున్నారు. జీవరహిత ప్రపంచం నుండి వచ్చిన పదార్థాలు ఎంతో కరుకైన సంస్కారాలని కూడా తట్టుకుని మనగలిగేవి. కాని జీవపదార్థం మాత్రం, లేదా ఒకప్పుడు జీవం వున్న పదార్థం మాత్రం, అలాంటి సంస్కారాలని తట్టుకోగలిగేది కాదు. నీటిని మరిగించి మళ్లీ స్వేదనంతో నీటిగా మార్చవచ్చు. ఇనుమును, ఉప్పుని కరిగించి, మళ్లీ మూల స్థితికి వచ్చేలా గడ్డ కట్టేట్టు చెయ్యొచ్చు. ఇందుకు భిన్నంగా ఆలివ్

నూనెని, లేదా చక్కెరని, వేడి చేస్తే (మంట రాకుండా జాగ్రత్తలు తీసుకున్నా కూడా), వాటి లోంచి పొగ పుట్టి మసిబారతాయి. ఆ చర్య తరువాత అడుగున మిగిలేది ఆలివ్ నూనె గాని, చక్కెర గాని కాదు. అంతే కాక ఆ మిగిలిన అవశేషాల నుండి ఆలివ్ నూనెని, చక్కెరని తిరిగి సాధించడానికి వీలుపడదు.

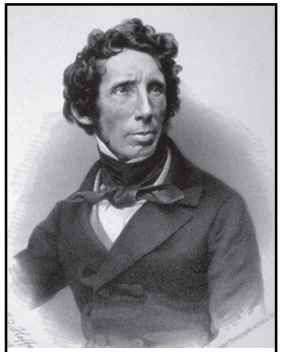
ఈ రకమైన భేదాలు చాలా మౌలికమైన భేదాల లాగా తోచాయి. 1807లో బెర్జీలియస్ ఆలివ్ నూనె, చక్కెర మొదలైన పదార్థాలన్నీ జీవప్రపంచానికి చెందిన ఉత్పత్తులు కనుక వాటిని organic (కర్బన రసాయనాలు) అనాలని సూచించాడు. ఇక జీవరహిత ప్రపంచానికి చెందిన నీరు, ఉప్పు మొదలైన పదార్థాలన్నీ inorganic (అకర్బన రసాయనాలు) అన్నాడు.

అయితే రసాయన శాస్త్రవేత్తలు గమనించిన విషయం ఒకటి వుంది. వేడి చెయ్యడం మొదలైన కరుకైన సంస్కారాల వల్ల కర్బన రసాయనాలు అకర్బన రసాయనాలుగా మారిపోతాయి అన్న సంగతి వాళ్లు గుర్తించారు. అయితే అకర్బన రసాయనాల నుండి కర్బన రసాయనాలుగా అంటే వ్యతిరేక దిశలో మర్పిడి మాత్రం పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశల వరకు తెలిసి రాలేదు.

ఆ రోజుల్లో ఎంతో మంది రసాయన శాస్త్రవేత్తలు జీవం అనేది ఓ ప్రత్యేక లక్షణం అని, భౌతిక ప్రపంచపు నియమాలు దాన్ని పాలించవని, ఆ నియమాలన్నీ జీవరహిత ప్రపంచానికే పరిమితమని భావించేవారు. జీవం పట్ల ఈ రకమైన వైఖరిని "ప్రాణవాదం" (vitalism) అంటారు. ఒక శతాబ్ద కాలం క్రితం ఫ్లాగిస్టాన్ ని కనుక్కున్న స్టాల్ దాన్ని బోధించేవాడు. ఈ ప్రాణవాదం ప్రకారం, అకర్బన రసాయనాలని కర్బన రసాయనాలుగా మార్చడానికి ఏదో "ప్రాణ శక్తి" (vital force) అవసరమని భావించేవారు. రసాయన శాస్త్రవేత్తలకి అప్పటికి తెలిసిన విధానాల సహాయంతో పరీక్షా నాళాలలో, ప్రయోగశాలలో ఈ "ప్రాణ శక్తి"ని ఎలా వినియోగించాలో, శాసించాలో అర్థం కాలేదు.

ఈ కారణం చేతనే అకర్బన రసాయనాలు ప్రకృతిలో విరివిగా దొరుకుతాయని మనుషులు భావించేవారు. జీవరహిత ప్రపంచంలోను, జీవ ప్రపంచంలోను కూడా అవి దొరుకుతాయి. ఉదాహరణకి నీరు సముద్రాలలో ఉంటుంది, రక్తంలో కూడా ఉంటుంది. ఇందుకు భిన్నంగా కర్బన రసాయనాలు మాత్రం కేవలం జీవప్రపంచానికే పరిమితమై ఉంటాయి.

ఈ రకమైన దృక్పథాన్ని 1828 లో ఫ్రెడెరిక్ వోలర్ (1800–1882) చేసిన కృషి సవాలు చేసింది. జర్మనీకి చెందిన ఈ రసాయన శాస్త్రవేత్త బెర్జీలియస్‌కి శిష్యుడు.



ఫ్రెడెరిక్ వోలర్

సయనైడ్లు, వాటికి సంబంధించిన ఇతర రసాయనాల మీదకి వోలర్ దృష్టి సారించాడు. ఒక రోజు అమ్మోనియం సయనేట్ అనే సమ్మేళనాన్ని వేడి చేస్తున్నాడు. (ఆ రోజుల్లో దీన్ని అందరూ అకర్బన రసాయనం అనుకునేవారు. దీనికి జీవపదార్థానికి ఏ సంబంధమూ లేదని అనుకునేవారు). అల వేడి చేస్తున్నప్పుడు ఏర్పడ్డ స్ఫటికలు యూరియాని పోలి వున్నాయని గుర్తించాడు వోలర్. ఈ యూరియా మనుషుల, జంతువుల మూత్రంలో అధిక మోతాదులో దొరికే ఒక పదార్థం. అంటే ఒక కర్బన రసాయనం. ఆ స్ఫటికాలని నిశితంగా పరీక్షిస్తే అవి నిజంగానే యూరియా స్ఫటికాలని తెలిసింది.

వోలర్ ఈ ప్రయోగాన్ని మళ్లీ మళ్లీ చేసి నిర్ధారించాడు. అమ్మోనియమ్ సయనేట్ లాంటి అకర్బన రసాయనాన్ని యూరియా వంటి కర్బన రసాయనంగా ఎప్పుడు కావాలంటే అప్పుడు మార్చుకోవచ్చు నని గుర్తించాడు. తను కనుక్కున్న విషయాన్ని గురువైన బెర్జీలియస్‌కి మనవి చేసుకుంటూ ఉత్తరం రాశాడు. ఈ బెర్జీలియస్ నూతన భావాలని సులభంగా ఒప్పుకునే రకం కాదు. కాని పదే పదే చెయ్యబడ్డ ప్రయోగ ఫలితాలని పరిశీలించిన మీదట జీవ, జీవరహిత రసాయనాలు అంటూ తను చేసిన విభజన అంత సరైనది కాదని ఒప్పుకున్నాడు.

అయితే వోలర్ సాధించిన విజయాన్ని ఆకాశానికి ఎత్తటానికి లేదు. నిజానికి ఇది అంత గొప్ప ఫలితమేమీ కాదు. అసలు అమ్మోనియమ్ సయనేట్ అకర్బన రసాయనమే కాదని వాదించడానికి కొన్ని ఆధారాలు వున్నాయి. పోనీ కర్బన రసాయనమే అనుకున్నా కూడా అమ్మోనియమ్ సయనేట్ యూరియాగా మారడానికి కారణం ఆ అణువులోని పరమాణువుల స్థానాలలో కాస్త మార్పు రావడమే కావచ్చు. యూరియా అణువు లో వున్నవి నిజానికి పూర్తిగా కొత్త అంశాలేమీ కావు.

అలాగని వోలర్ సాధించిన ఫలితాన్ని పూర్తిగా కొట్టేయడానికి కూడా లేదు. ఎందుకంటే ఎంతైనా అది మనుషుల మనసుల మీద ప్రాణవాదపు పట్టు సడలేలా చేసింది. ఆ ఫలితం రసాయన శాస్త్రవేత్తలకి కర్బన రసాయనాలని సంయోజించే దిశగా ప్రోత్సాహాన్నిచ్చింది.

1845లో వోలర్ శిష్యుడైన అడోల్ఫ్ విల్హెల్మ్ హర్మన్ కోల్బ్ (1818–1884) అసెటిక్ ఆసిడ్‌ని సంయోజించడంలో కృతకృత్యుడు అయ్యాడు. ఈ అసెటిక్ ఆసిడ్

కర్బన రసాయనం అనటంలో సందేహం లేదు. అంతేకాక తను వినియోగించిన విధానంలో మూలాంశాలైన కార్బన్, హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్‌ల నుండి క్రమబద్ధంగా జరిగే రసాయన చర్యల ఫలితంగా చివరిలో అసెటిక్ ఆసిడ్ ఎలా ఉత్పన్నం అవుతుందో కనిపిస్తుంది. ఈ రకంగా మూలకాలతో మొదలుపెట్టి ఒక పదార్థాన్ని సంయోజించడాన్ని "పూర్ణ సంయోజనం" (total synthesis) అంటారు. ఒక రసాయన శాస్త్రవేత్త ఇంతకన్నా కోరుకునేది మరేమీ ఉండదు. యూరియాని సంయోజించటంలో వోలర్ సాధించిన విజయం వల్ల పని కాలేదు అనుకుంటే, కోల్బ్ సాధించిన అసెటిక్ ఆసిడ్ సంయోజనం వల్ల మాత్రం ప్రాణవాదం భూస్థాపితం అయిపోయింది.

ఈ విజయాన్ని మరింత ముందుకు తీసుకు వెళ్లిన ఓ ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఉన్నాడు. అతడి పేరు పియర్ యూజీన్ మార్సెలాన్ బెర్థెలో (1827–1907). 1850 లలో ఇతడు అధిక సంఖ్యలో కర్బన రసాయనాలని సంయోజిస్తూ వచ్చాడు. మిథైల్ ఆల్కహాల్, ఇథైల్ ఆల్కహాల్, మీథేన్, బెంజీన్, అసెటిలిన్ మొదలుకొని ఎన్నో ముఖ్యమైన కర్బన రసాయనాలని సంయోజించాడు. ఈ దెబ్బతో అకర్బన రసాయన ప్రపంచం నుండి కర్బన రసాయన ప్రపంచంలోకి ప్రవేశించడం ఓ విశేషంలా తోచడం మానేసింది. అదొక సర్వసామాన్యమైన విషయం అయిపోయింది.

జీవలోకపు పునాది రాళ్లు

వోలర్, కోల్బ్, బెర్థెలో మొదలైన వారు సంయోజించిన కర్బన రసాయనాలు కాస్త సరళమైన పదార్థాలు. జీవలోకానికి ప్రత్యేకమైన మరింత సంక్లిష్టమైన పదార్థాలెన్నో వున్నాయి. పిండి పదార్థం (starch), కొవ్వు (fat), ప్రోటీన్లు మొదలైనవి అలాంటి రసాయనాలకి తార్కాణాలు. వాటిని శోధించడం మరింత కష్టం. వాటి మౌలిక అంశాల విశ్లేషణ మరింత జటిలం. అప్పుడప్పుడే అంకురిస్తున్న కర్బన రసాయన శాస్త్రానికి ఈ పదార్థాలు దుస్తరమైన సవాళ్లుగా దాపురించాయి.

అయితే ఈ సంక్లిష్టమైన కర్బన రసాయనాలని కూడా సజల ఆసిడ్‌లతో గాని, సజల బేస్‌లతో గాని కలిపి వేడి చేస్తే అవి మరింత సరళమైన "పునాది రాళ్లు"గా విడిపోతాయని ఆ రోజుల్లో తెలిసిన విషయమే. గాట్లీబ్ సిగిస్మండ్ కిర్షాఫ్ (1764–1833) అనే రష్యన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఈ విషయంలో అగ్రగామి. 1812 లో ఇతడు పిండి పదార్థాన్ని (ఆసిడ్‌తో కలిపి వేడి చేసి) ఒక ప్రత్యేక చక్కెరగా మార్చగలిగాడు. ఆ చక్కెరకే తదనంతరం గ్లూకోస్ అని పేరు పెట్టారు.

1820 లో ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త హెన్రీ బ్రాకానో కూడా ప్రోటీన్ జెలటిన్‌ని అదే విధంగా సంస్కారం చేశాడు. అప్పుడు గ్లైసిన్ అనే సమ్మేళనం ఉత్పన్నం అయ్యింది. ఇది నైట్రోజన్ కలిగిన ఒక కర్బన రసాయన ఆసిడ్. ఈ రకమైన ఆసిడ్ల జాతికి తదనంతరం బెర్జీలియస్ ఉమ్మడిగా అమినో ఆసిడ్లు అని పేరు పెట్టాడు. ఇరవై వివిధ అమినో ఆసిడ్లలో ఈ గ్లైసన్ మొదటిది అని తరువాత తెలిసింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దంలో ఈ అమినో ఆసిడ్లు అన్నిటినీ ప్రకృతి సహజంగా లభ్యమయ్యే ప్రోటీన్ల నుండి సంయోజించ గలిగారు.

పిండి పదార్థం లోను, ప్రోటీన్ల లో కూడా పెద్ద పెద్ద అణువులు ఉంటాయి. పిండి పదార్థంలో గ్లూకోస్ అంశాల పొడవాటి మాలికలు ఉంటాయి. అలాగే ప్రోటీన్లలో అమినో ఆసిడ్ల మాలికలు ఉంటాయి. ప్రయోగశాలలో అలాంటి మాలికలని సంయోజించడంలో పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు పెద్దగా పురోగమించలేకపోయారు. కాని కొవ్వు విషయంలో పరిస్థితి వేరేగా వుంది.

మిచెల్ యూజీన్ చెవెరూల్ (1786–1889) అనే ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త తన సుదీర్ఘమైన వృత్తి జీవనంలో అధిక భాగం కొవ్వు పదార్థాల పరిశోధనకే కేటాయించాడు. 1809 లో అతడు సబ్బుని (కొవ్వు పదార్థాన్ని ఆల్కలీతో వేడి చేసి సబ్బు తయారు చేస్తారు) ఆసిడ్ తో సంస్కారం చేసి మనం ఇప్పుడు ఫాటీ ఆసిడ్లు (fatty acids) అని పిలిచే పదార్థాలని సంయోజించగలిగాడు. కొవ్వుని సబ్బుగా మార్చినప్పుడు అందులోంచి గ్లిసరాల్ తొలగించబడుతుందని కూడా తరువాత అతడు కనుక్కున్నాడు.

గ్లిసరాల్ కాస్త సరళమైన అణువే. అందులో మూడు స్థానాల వద్ద అదనపు పరమాణు బృందాలు అతుక్కోడానికి వీలు ఉంటుంది. 1840ల కల్లా ఒక విషయం స్పష్టమయ్యింది. పిండి పదార్థం లోను, ప్రోటీన్ల లోను ఉండే మౌలిక అంశాలు అధిక సంఖ్యలో ఉండొచ్చుగాని, కొవ్వు పదార్థాలలో మాత్రం కేవలం నాలుగు అంటే నాలుగే అంశాలు – గ్లిసరాల్ మరియు మూడు ఫాటీ ఆసిడ్లు – ఉంటాయని తెలుసుకున్నారు.

ఇక్కడే బెర్థెలే రంగప్రవేశం చేశాడు. 1854 లో అతడు గ్లిసరాల్ ని స్టియరిక్ ఆసిడ్‌తో సంస్కారం చేశాడు. ఈ ఆసిడ్ కొవ్వు పదార్థాలలో దొరికే ఓ సర్వ సామాన్యమైన ఆసిడ్. అలా చెయ్యటం వల్ల ఒక గ్లిసరాల్ అంశం, మూడు స్టియరిక్ ఆసిడ్ అంశాలతో కలిసిన ఓ అణువు ఉత్పన్నం అయ్యింది. దాని పేరు ట్రై స్టియరిన్ (tristearin). సహజ కొవ్వు నుండి పుట్టే ట్రై స్టియరిన్‌కి దీనికి తేడా లేదని

తెలుసుకున్నారు. అప్పటి వరకు సంయోజించపడ్డ సహజ పదార్థాలు అన్నిట్లోకి ఇది అత్యంత సంక్లిష్టమైనది అని చెప్పుకోవచ్చు.

ఆ తరువాత బెర్థెలో మరింత కఠినమైన కార్యాని తలపెట్టాడు. స్టియరిక్ ఆసిడ్ కి బదులుగా ఇతడు వేరే ఆసిడ్లని తీసుకున్నాడు. ఇవి సహజ కొవ్వు పదార్థాల నుండి తీసుకున్నవి కాకపోయినా అలాంటి ఆసిడ్లని పోలి వున్నాయి. ఈ కొత్త ఆసిడ్లని గ్లిసరాల్‌తో కలిపి వేడి చేస్తే మామూలు కొవ్వు పదార్థాలని పోలిన పదార్థాలు ఉత్పన్నం అయ్యాయి. కాని ఇవి ప్రకృతిలో లభ్యమయ్యే కొవ్వు పదార్థాల లాగా లేవు.

ఈ రకమైన సంయోజనా ప్రయత్నాల వల్ల ఒక విషయం అర్థమయ్యింది. జీవ పదార్థపు ఉత్పత్తులని కృత్రిమంగా ప్రయోగశాలలో సృష్టించడంతో రసాయన శాస్త్రవేత్త పని అయిపోలేదు. కర్బన రసాయనాలని పోలిన లక్షణాలు కలిగినా, జీవ పదార్థంలోని లేని సమ్మేళనాలని కూడా సంయోజించడానికి వీలవుతుందని అర్థమయ్యింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు రెండవ అర్థభాగంలో ఈ పద్ధతిలో కర్బన రసాయనాలని కృత్రిమంగా సంయోజించే ప్రయత్నం మహత్తర స్థాయిలో జరిగింది.

మూలాలు జీవపదార్థంలో వున్నాయా లేదా అన్న ప్రవేశార్హతను బట్టి సమ్మేళనాలని కర్బనం, అకర్బనం అని వర్గీకరించే పద్ధతి పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు నడిమి కాలానికల్లా నిరర్థకం అని తెలిసింది. ఏ జీవ శరీరంలోను దొరకని కొత్త కర్బన రసాయనాలని సృజించడానికి వీలయ్యింది. అయినా కూడా అలాంటి విభజన పూర్తిగా నిరుపయోగంగా తోచలేదు. ఎందుకంటే ఈ రెండు వర్గాల సమ్మేళనాల మధ్య కొన్ని ముఖ్యమైన తేడాలు వున్నాయి. ఆ తేడాలు ఎంత ముఖ్యమైనవి అంటే ఒక కర్బన రసాయన శాస్త్రవేత్త వాడే రసాయన విధానాలకి ఒక అకర్బన రసాయన శాస్త్రవేత్త వాడే రసాయన విధానాలకి మధ్య ఎంతో తేడా వుంది.

పోగా పోగా ఈ రెండు రసాయన వర్గాలకి మధ్య రసాయనిక విన్యాసంలోనే ఎంతో తేడా వుందని అర్థమయ్యింది. రెండిట్లో ఉండే అణువులు వేరనిపించింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు వ్యవహరించిన అకర్బన రసాయనాలలో అధిక శాతం చిన్న అణువులే ఉండేవి. అణువుకి రెండు నుండి ఎనిమిది పరమాణువులకి మించి వుండేవి కావు. డజనుకి పైగా పరమాణువులు వుండి అంతో ఇంతో ప్రాముఖ్యత గల అకర్బన రసాయనాలు బహు తక్కువ.

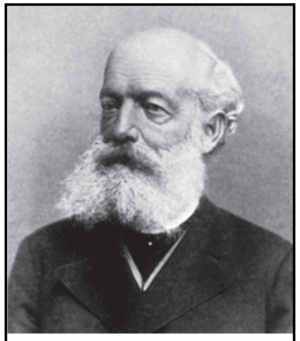
కాని కర్బన రసాయనాలలో అతి సామాన్యమైన వాటిలో కూడా డజనుకి పైగా పరమాణువులు ఉంటాయి. ఇక పిండి పదార్థం, ప్రోటీన్లు మొదలైన రసాయనాల

విషయంలో అయితే, వాటిలో వుండే బృహత్తర అణువులలో వేల, లక్షల సంఖ్యలో పరమాణువులు ఉంటాయి.

అందుచేతనే ఎంతో సంక్లిష్టమైన కర్బన రసాయనాలని అతి సులభంగా, పూర్వ స్థితికి మరలచ్చలేని విధంగా బద్దలు కొట్టొచ్చు. కొద్దిగా వెచ్చజేయడం లాంటి అతి సున్నితమైన విఘాతకారక ప్రభావాలకే అవి ఛిన్నాభిన్నం అయిపోతాయి.

అందుకు విరుద్ధంగా అతి కఠినమైన పరిస్థితులని కూడా అకర్బన రసాయనాలు తట్టుకోగలుగుతాయి.

క్రమంగా కర్బన రసాయనాల విషయంలో మరో సత్యం తేటతెల్లం కాసాగింది. ప్రతి కర్బన రసాయనంలోను మినహాయింపు లేకుండా ఒకటి, లేక అనేక కార్బన్ పరమాణువులు ఉన్నట్టు తెలిసింది. ఇంచుమించు అన్నిట్లోను కార్బన్‌తో పాటు హైడ్రోజన్ కూడా వుంటుంది. కార్బన్, హైడ్రోజన్ మూలకాలు జ్వలనీయాలు కనుక అవి ముఖ్యాంశాలుగా గల కర్బన రసాయనాలు కూడా మండే లక్షణం కలిగి ఉండడంలో ఆశ్చర్యం లేదు.



ఫ్రెడెరిక్ ఆగస్ట్ కేకులే

ఇలా ఉండగా ఫ్రెడెరిక్ ఆగస్ట్ కేకులే ఫాన్ స్ట్రాడొనిట్జ్ (ఇతణ్ణి సామాన్యంగా కేకులే అని పిలుస్తారు) అనే ఓ జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఓ సహేతుకమైన కార్యాన్ని చేపట్టాడు. 1861 లో ప్రచురించబడ్డ ఓ కర్బన రసాయన శాస్త్ర పాఠ్య పుస్తకంలో ఇతడు కర్బన రసాయనాలని “కార్బన్ సమ్మేళనాలకి చెందిన రసాయన శాస్త్రం”గా నిర్వచించాడు. దాన్ని బట్టి అకర్బన రసాయన శాస్త్రం అంటే కార్బన్ లేని సమ్మేళనాల శాస్త్రం అని అర్థమయ్యింది. ఈ నిర్వచనాన్ని అందరూ సమ్మతించారు. అయితే కొన్ని కర్బన సమ్మేళనాలు (ఉదాహరణకి కార్బన్ డయాక్సయిడ్, కాల్షియమ్ కార్బనేట్) సామాన్యమైన కర్బన సమ్మేళనాల కన్నా సామాన్య అకర్బన సమ్మేళనాలని పోలి ఉండడం కనిపించింది. అలాంటి కర్బన సమ్మేళనాలని అకర్బన రసాయన శాస్త్ర పాఠ్యపుస్తకాలలోనే విపులంగా చర్చించడం జరుగుతుంది.

సరూపకాలు (isomers) – ప్రాతిపదికలు (radicals)

పద్దెనిమిదవ శతాబ్దంలో జరిగిన రసాయన శాస్త్ర పురోగతి కారణంగా ఎన్నో

సరళమైన అకర్బన రసాయన సమ్మేళనాల లక్షణాలని పరమాణు పరంగా వివరించడానికి సాధ్యమయ్యింది. ప్రతీ అణువులోను ఏఏ పరమాణువులు, ఎన్నెన్ని ఉన్నాయో తెలిస్తే చాలు అన్నట్టు అయ్యింది. ఆక్సిజన్ అణువును O_2 అని, హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్‌ని HCl అని, అమోనియాని NH_3 అని, సోడియమ్ సల్ఫేట్‌ని Na_2SO_4 ఇలా వ్యక్తం చెయ్యడానికి వీలయ్యింది.

ఆ విధంగా ఒక అణువులో ఏఏ రకాల, ఎన్నెన్ని పరమాణువులు ఉంటాయో తెలిపే ఈ సూత్రాలని "ప్రయోగవేద్య సూత్రాలు" (empirical formulas) అంటారు. (empirical అంటే ప్రయోగం చేత తెలుసుకోదగ్గది అని అర్థం). పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశాబ్దాలలో ప్రతి సమ్మేళనానికి ప్రత్యేకమైన, విలక్షణమైన ప్రయోగ వేద్య సూత్రం ఉంటుందని, ఏ రెండు సమ్మేళనాలకి ఒకే ప్రయోగవేద్య సూత్రం ఉండదని అనుకోవడం ఎంతో సహజంగా అనిపించింది.

పెద్ద పెద్ద అణువులు గల కర్బన రసాయనాల విషయంలో మొదటి నుంచి పెద్ద చిక్కే ఏర్పడింది. మార్ఫిన్ (morphine) (ప్రోటీన్లతో పోల్చితే ఇది చాలా సరళమైన కర్బన రసాయనం) యొక్క ప్రయోగవేద్య సూత్రం $C1_7H1_9NO_3$. పందిమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశల్లో లభ్యమైన పద్ధతుల సహాయంతో మార్ఫిన్ సూత్రం ఈ రెండిట్లో ఏది? $C1_7H1_9NO_3$ లేక $C1_6H_{20}NO_3$ – అన్నది తేల్చుకోవడం చాలా కష్టమై ఉండేది. ఇంచుమించు అసంభవమై ఉండేది. అలాగే మార్ఫిన్ కన్నా మరింత సరళమైన ప్రయోగవేద్య సూత్రం గల ఎసెటిక్ ఆసిడ్ (acetic acid) ప్రయోగవేద్య సూత్రం %ఖు2s4o%2. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి సగభాగంలో ఈ సమ్మేళనం విషయంలో పెద్ద వివాదం తలెత్తింది. అందుచేత కర్బన రసాయనాల అణువిన్యాసాల విషయంలో ఎన్ని ఇబ్బందులు ఎదురవుతున్నా ప్రయోగవేద్య సూత్రాలతో ప్రారంభించడం కాకుండా మరో దారి కనిపించలేదు.

1780లలో లెవోషియే కర్బన సమ్మేళనాలలో కార్బన్, హైడ్రోజన్ యొక్క పాళ్లు తెలుసుకోవటం కోసం ఆ సమ్మేళనాలని మండించి అలా పుట్టిన కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ని, నీటిని కొలిచేవాడు. అతడి ఫలితాలలో నిర్దుష్టత కొరవడింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశల్లో పై ఫలితానికి మెరుగులు దిద్దిబడ్డాయి. ఆ మెరుగులు దిద్దినవారు ఫ్రాన్స్ కి చెందిన గే-లుసాక్ (కలిసే ఘనపరిమాణాల నియమాన్ని కనుక్కున్న వాడు) మరియు అతడి సహోద్యోగి లూయి జాక్ తెనార్ (1777-1857) లు. శోధించ గోరిన కర్బన రసాయనాన్ని వాళ్లు పొటాషియమ్ క్లోరేట్ వంటి ఆక్సీకరణ పదార్థంతో కలిపారు. ఆ మిశ్రమాన్ని వేడి చేయగా ఆక్సిజన్ పుట్టింది. కర్బన రసాయనంతో

ఆక్సిజన్ బాగా కలియడంతో శీఘ్రమైన, సంపూర్ణమైన జ్వలనం సంభవించింది. అలా జ్వలనం నుండి పుట్టిన కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ని, నీటిని సేకరించి, కొలవటం ద్వార మూల రసాయనంలో హైడ్రోజన్, కార్బన్‌ల సాపేక్ష పాళ్లు ఎంతో గే-లుసాక్, తెనార్‌లు తెలుసుకోగలిగారు. ఇప్పుడు డాల్టన్ సిద్ధాంతం కూడా ఉండనే వుంది కనుక ఆ పాళ్లని పరమాణు పరంగా కూడా వ్యక్తం చెయ్యటానికి వీలయ్యింది.

ఎన్నో కర్బన రసాయనాలలో కార్బన్, హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్‌లు మాత్రమే ఉంటాయి. కార్బన్, హైడ్రోజన్‌లని ముందుగా అంచనా వేస్తే, ఇక మిగిలింది ఆక్సిజనే నని అనుకుంటే ఆ విలువల బట్టి ప్రయోగవేద్య సూత్రాన్ని సులభంగా కనుక్కోవచ్చు. ఆ విధంగా 1811 కల్లా గే-లుసాక్ కొన్ని సరళమైన చక్కెర అణువుల ప్రయోగవేద్య సూత్రాలని అంచనా వేశాడు.

ఈ పద్ధతికి జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జస్టస్ ఫాన్ లీబిగ్ (1807-1873) మరింత మెరుగులు దిద్దాడు. 1831 కన్నా ఈ లీబిగ్ ఎన్నో కర్బన సమ్మేళనాల ప్రయోగవేద్య సూత్రాలని ఎంతో కచ్చితంగా అంచనా వేశాడు. 1833లో జాన్ బాప్టిస్ట్ ఆంద్రే ద్యుమా (1800-1884) అనే ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త పై పద్ధతిని కాస్త సవరించాడు. ఈ కొత్త పద్ధతి సహాయంతో జ్వలనం నుండి పుట్టిన నైట్రోజన్ ని కూడా సేకరించి కొలవటానికి వీలయ్యింది. ఈ విధంగా కర్బన రసాయనాలలో నైట్రోజన్ పాలుని కూడా కొలవటానికి వీలయ్యింది.

పైన చెప్పుకున్న పరిశోధనలన్నీ "కర్బన విశ్లేషణ" లో తొలిమెట్లు అయ్యాయి. అలాంటి తొలి ప్రయత్నాలు చేసిన పురోగాముల కృషి ఫలితంగా ప్రయోగవేద్య సూత్రం అంత ముఖ్యం కాదన్న ఓ అమూల్యమైన సత్యం బట్టబయలు అయ్యింది. ఆ విజయం ఇలా సంభవించింది.

1824 లో లీబిగ్ fulminates (ఫల్మినేట్లు) అనే ప్రత్యేక కుటుంబానికి చెందిన సమ్మేళనాలని అధ్యయనం చేస్తున్నాడు. అదే సమయంలో వోలర్ cyanates (సయనేట్లు) అనబడే మరో కుటుంబానికి చెందిన సమ్మేళనాలని శోధిస్తున్నాడు. (ఈ వోలర్ తదనంతరం లీబిగ్‌కి మంచి స్నేహితుడు అవుతాడు.) ఇద్దరూ తమ పరిశోధనా ఫలితాలని గే-లుసాక్ సంపాదకీయం వహించిన ఒక పత్రికకి పంపించారు.

ఈ రెండు కుటుంబాలకి చెందిన సమ్మేళలనాల ప్రయోగవేద్య సూత్రాలు ఒక్కలాగే ఉండడం గే-లుసాక్ గమనించాడు. కాని చిత్రం ఏంటంటే వాటి రసాయన లక్షణాలు మాత్రం పూర్తిగా భిన్నంగా వున్నాయి. (ఉదాహరణకి సిల్వర్ ఫల్మినేట్‌లోను, సిల్వర్ సయనేట్‌లోను ఒక సిల్వర్, ఒక కార్బన్, ఒక నైట్రోజన్, ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు

వున్నాయి.)

గే-లుసాక్ తను గమనించిన విశేషాన్ని బెర్జీలియస్‌కి విన్నవించాడు. బెర్జీలియస్ ఈ విషయాన్ని నమ్మలేకపోయాడు. తదనంతరం 1830 లో బెర్జీలియస్ స్వయంగా ఇలాంటిదే మరో ఫలితాన్ని మరి రెండు కర్బన రసాయనాల విషయంలో గుర్తించాడు. రేసెమిక్ ఆసిడ్ (racemic acid), టార్టారిక్ ఆసిడ్ (tartaric acid) ల రసాయన లక్షణాలు బాగా వేరుగా వున్నా వాటి ప్రయోగ వేద్య సూత్రాలు ఒక్కటే (అది $C_4H_6O_6$).

ఈ రెండు సమ్మేళనాలలోను మూలకాలు ఒకే నిష్పత్తిలో ఉండటం వల్ల బెర్జీలియస్ వీటికి సరూపకాలు (isomers) అని పేరు పెట్టాడు. ఆ సూచనని వైజ్ఞానిక సమ్మతించింది. ఆ తరువాత కొన్ని దశాబ్దాలలో సరూపకతకి చెందిన మరిన్ని తార్కాణాలు దొరికాయి.

రెండు అణువులలో ఒకే రకం పరమాణువులు ఒకే సంఖ్యలో ఉన్నా కూడా ఆ అణువుల రసాయనిక లక్షణాలు వేరుగా వున్నప్పుడు, ఆ తేడా ఆ అణువులలో పరమాణువుల అమరిక వల్లనే వస్తోంది అన్న విషయం మాత్రం క్రమంగా స్పష్టమయ్యింది. కాస్త సరళమైన, సుపరిచితమైన అకర్బన సమ్మేళనాలకి చెందిన అణువులలో బహుశ కేవలం ఒకే విధమైన పరమాణు విన్యాసం సాధ్యం కావచ్చు. కనుక అలాంటి సమ్మేళనాలకి సరూపకాలు ఉండవు. అలాంటప్పుడు ప్రయోగవేద్య సూత్రం సరిపోతుంది. అందుచేత H_2O కేవలం నీరు తప్ప మరొకటి కాలేదు.

కాని మరింత సంక్లిష్టమైన కర్బన సమ్మేళనాలలో పలు అణువిన్యాసాలకి అవకాశం వుంటుంది. అందుకే సరూపకాలు ఉంటాయి. సయనేట్లు, ఫల్మినేట్ల విషయంలో ఆ పలు విన్యాసాలని కనుక్కోవడం పెద్ద కష్టం కాలేదు. ఎందుకంటే ఆ అణువులలోని పరమాణువుల సంఖ్య చిన్నదే. సిల్వర్ సయనేట్ సూత్రం AgOCN అయితే, సిల్వర్ ఫల్మినేట్ సూత్రం AgNCO.

ఈ అణువులలో ఉన్నవి నాలుగే పరమాణువులు. పరమాణువుల సంఖ్య పెరుగుతున్న కొద్ది వివిధ విన్యాసాల సంఖ్య కూడా పెరుగుతుంది. అప్పుడు ఏ విన్యాసం ఏ సమ్మేళనంతో సరిపోతుందో తేల్చుకోవటం కష్టం అవుతుంది. రాసెమిక్ ఆసిడ్, టార్టారిక్ ఆసిడ్ల విషయంలో కూడా, వాటిలో పదహారు పరమాణువులు ఉంటాయి కనుక, పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి సగభాగంలో ఆ సమస్యని ఛేదించడం దుస్సాధ్యం అయ్యింది. ఇంకా పెద్ద అణువుల విషయంలో అయితే సమస్యని ఛేదించడం ఇంచుమించు అసంభవం అనిపించింది.

అణువిన్యాసాలకి సంబంధించిన సమస్యని గుర్తించిన తొలి దశల్లో అసలీ సమస్యని ఛేదించడం అసంభవం అన్నంత కఠినంగా తోచింది. కాని త్వరలోనే సమస్యని సరళీకరించే మార్గం ఒకటి కనిపించింది.

1810 లో, (ఆ తరువాత కూడా) గే-లుసాక్, తెనార్‌లు కలిసి హైడ్రోజన్ సయనైడ్ (HCN) మీద పని చేస్తూ అదొక ఆసిడ్ అని, అంతేకాక అందులో ఆక్సిజన్ లేదని నిరూపించారు. (ఇటువంటి సత్యాన్నే డేవీ హైడ్రోక్లోరిక్ ఆసిడ్ విషయంలో నిరూపించాడు. ఆ విధంగా ఆసిడ్లు అన్నిటిలోను ఆక్సిజన్ ఉంటుందని లెవోషియే చాటిన నమ్మకం వమ్మయ్యింది.) ఈ ఆసిడ్ గురించి గే-లుసాక్, తెనార్‌లు మరో విషయం కూడా కనుక్కున్నారు. హైడ్రోజన్ సయనైడ్‌లో వుండే CN సముదాయాన్ని (దీన్నే సయనైడ్ సముదాయం (cyanide group) అంటారు) ఒక సమ్మేళనం నుండి మరో సమ్మేళనానికి యథాతథంగా, కార్బన్‌కి నైట్రోజన్‌కి మధ్య ఉండే బంధాలని తెంచకుండా, మార్చవచ్చని కనుక్కున్నారు. నిజానికి ఈ CN సముదయం ఒక అఖిలరాశిగా ప్రవర్తిస్తోందని, ఏకైక క్లోరిన్ పరమాణువు లాగానో, బ్రోమిన్ పరమాణువు లాగానో ప్రవర్తిస్తోందని తెలుసుకున్నారు. అందుకే సోడియమ్ సయనైడ్‌కి (NaCN), సోడియమ్ క్లోరైడ్ (NaCl) కి, అలాగే సోడియమ్ బ్రోమైడ్ (NaBr) కి మధ్య కొన్ని సామాన్య లక్షణాలు జ ఉన్నాయని తెలిసింది.

("కొన్ని సామాన్య లక్షణాలు" అంటే కొన్ని మాత్రమే, అన్నీ ఒకేలా ఉన్నాయని మాత్రం ససేమిరా కాదు. ఉదాహరణకి సోడియమ్ క్లోరైడ్ జీవితానికి ప్రధానమైన రసాయనం. సోడియమ్ బ్రోమైడ్‌కి కాస్తంత విష ప్రభావం ఉంటుంది. సోడియమ్ సయనైడ్ మహోగ్ర వేగంతో పని చేసే విషపదార్థం.)

ఆ విధంగా సమగ్రరాశిలా ప్రవర్తిస్తూ, ఒక అణువు నుండి మరో అణువుకి యథాతథంగా మారగలిగే పరమాణు సముదాయాలని ప్రాతిపదిక (radical) అంటారు. ఈ radical అన్న పథం లాటిన్‌లో "వేరు" (root) అన్న అర్థం గల పదం నుండి వచ్చింది. పరమాణువులు ఎప్పుడూ కొన్ని ప్రత్యేక సముదాయాలుగా ఏర్పడతాయని, ఎంత సంక్లిష్టమైన అణువైనా అందులో కొన్ని ప్రత్యేక పరమాణు సముదాయాల చేతనే నిర్మించబడి వుంటుందని ఊహించుకోడానికి వీలయ్యింది. Radical లు అనే వేళ్ల లోంచి అణువు అనే వృక్షం పుట్టుకొచ్చిందని అనుకోసాగారు.

అయితే CN సముదాయం చాలా సరళమైన సముదాయం. కాని అంతకన్నా చాలా సంక్లిష్టమైన మరో తార్కాణాన్ని వోలర్, లీబిగ్‌లు కలిసి ఛేదించారు. బెంజాయిల్ సముదాయాన్ని ఒక అణువు నుండి మరో అణువుకి సమగ్రంగా మార్చవచ్చని తెలుసుకున్నారు. బెంజాయిల్ సముదాయం యొక్క ప్రయోగవేద్య సూత్రం C_7H_5O

అని ఇప్పుడు మనకి తెలుసు.

ఈ పరిశోధనల చరిత్ర బట్టి మనకి ఒక విషయం అర్థమవుతుంది. బృహత్ అణువుల నిర్మాణ రహస్యం అర్థం కావాలంటే వాటిలో వుండే కొన్ని ప్రత్యేక పరమాణు సమూహాలు, అంటే ఈ ప్రాతిపదికల, నిర్మాణ రహస్యాలు తెలియాలి. అవి తెలిస్తే మరింత సంక్లిష్టమైన అణువులని నిర్మించే రహస్యాలు పట్టుబడతాయి అని ఊహించసాగారు. రసాయన శాస్త్ర సమాజాలలో ఓ కొత్త ఆశాభావం చిగురించింది.

అధ్యాయం 7

అణువిన్యాసం

వర్గాల సిద్ధాంతం

ప్రాతిపదికలు (radicals) మూలాంశాలుగా కర్బన రసాయన అణువులు నిర్మితమవుతాయి అన్న భావన బెర్జీలియస్‌కి చాలా అర్థవంతంగా కనిపించింది. అకర్బన అణువులు ఎలాగైతే ప్రత్యేక అణువుల చేత నిర్మితమవుతాయో, కర్బన అణువులు ఈ ప్రాతిపదికల చేత నిర్మితమవుతాయి అని భావించాడు. ఎలాగైతే పరమాణువులు అవిభాజ్యంగా, సమగ్రంగా ఉంటాయో, అదే విధంగా ప్రాతిపదికలు కూడా అవిభాజ్యమై సమగ్రంగా ఉంటాయని అనుకున్నాడు.

అకర్బన అణువులో గాని, కర్బన అణువులో గాని వివిధ పరమాణువులని కలిపి వుంచే శక్తి విద్యుత్ శక్తి అని బెర్జీలియస్ భావించాడు. (ఆ భావనే తదనంతరం నిజం అయ్యింది). అలాంటప్పుడు ప్రతీ అణువు లోను కొన్ని ధనావేశాలు, కొన్ని ఋణావేశాలు ఉండి తీరాలి. ఎందుకంటే భిన్న ఆవేశాల మధ్యనే ఆకర్షణ ఉంటుంది.

సరళమైన అకర్బన రసాయనాల విషయంలో (ఉదాహరణకి సోడియమ్ క్లోరైడ్) ఈ ధన, ఋణ అనే భావన వాస్తవాలతో చక్కగా సరిపోతోంది. ఈ సూత్రాన్ని కర్బన రసాయనాలకి వర్తింపజేయటం కోసం ప్రాతిపదికలలో ఉన్నవి కేవలం హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్ పరమాణువులు మాత్రమే నని అనుకున్నాడు. అందులో కార్బన్‌కి ఋణావేశం ఉంటే, హైడ్రోజన్ కి ధనావేశం ఉంటుంది. ఆ విధంగా ఆలోచిస్తూ బెంజాయిల్ ప్రాతిపదికలో (C_7H_5O) ఆక్సిజన్ ఉండదని అనుకున్నాడు. అలా పొరబడటం వల్ల ఆ ప్రాతిపదిక మీద చేసిన అధ్యయనాలలో దోషాలు తలెత్తాయి. బెర్జీలియస్ మరో విషయాన్ని కూడా ఊహించాడు. ఒక ధనాంశం స్థానంలో ఓ ఋణాంశాన్ని ప్రవేశపెట్టడం సాధ్యం కాదని అనుకున్నాడు. ఎందుకంటే అలా చేస్తే ఆ రసాయనం యొక్క లక్షణాలలో సమూలమైన మార్పులు వస్తాయి.

కాని ఈ ఆఖరు భావనలో అతడు పొరబడ్డట్టు త్వరలోనే తెలిసింది. ద్యుమా ఎప్పుడూ బెర్జీలియస్ నే గట్టిగా సమర్ధించేవాడు. కాని ద్యుమా శిష్యులలో ఒకడైన అగస్త్ లొరోన్ (1807–1853) అన్నవాడు 1836 ఈథైల్ ఆల్కహాల్ (ethyl alcohol) అణువులో హైడ్రోజన్‌లకి బదులు క్లోరిన్ పరమాణువులని ప్రతిక్షేపించి చూపించాడు. ఆ ప్రయోగం బెర్జీలియస్ భావాలకి గొడ్డలి పెట్టు అయ్యింది. ఎందుకంటే క్లోరిన్ కి ఋణావేశం వుందని, హైడ్రోజన్‌కి ధనావేశం ఉందని తెలిసిన విషయమే. కాని ఒక దాని స్థానంలో మరొక దాన్ని ప్రతిక్షేపించినా సమ్మేళనం యొక్క లక్షణాలలో పెద్దగా మార్పు రాలేదు.

పైగా ఈ క్లోరినీకృత సమ్మేళనంలో క్లోరిన్ నేరుగా కార్బన్‌కి అతుక్కోవాలి. కాని రెండిటికీ వున్నది ఋణావేశమే అయితే అది ఎలా సాధ్యం? ఋణావేశాలు ఒక దాన్నొకటి వికర్షించుకోవాలిగా? (అంతెందుకు? అసలు క్లోరిన్ అణువులో రెండు క్లోరిన్ పరమాణువులు ఎలా కలిసి వుంటాయి? మరో శతాబ్ద కాలం దాకా ఈ సమస్యకి సమాధానం దొరకలేదు.)

వయసు పైబడ్డ బెర్జీలియస్‌కి చాదస్తం కూడా కాస్త హెచ్చు కావడంతో తన భావాలలోని దోషాలని సులభంగా ఒప్పుకోలేక పోయాడు. లొరోన్ ప్రచురించిన నివేదిక గురించి వినగానే దాని మీద దుమ్మెత్తి పోశాడు. 1839 లో ద్యుమా స్వయంగా అసెటిక్ ఆసిడ్లోని మూడు హైడ్రోజన్ స్థానాలలో క్లోరిన్ లని ప్రతిక్షేపించాడు. కాని పెద్దాయన బెర్జీలియస్ కి ఎదురు చెప్పలేక తన సొంత ఆవిష్కరణలని పక్కబెట్టడమే కాకుండా, లొరోన్ కనుక్కున్న సత్యాలని త్రోసిపుచ్చాడు.

ఈ వ్యతిరేకత చూసిన లొరోన్ మాత్రం చెక్కుచెదరలేదు. బెర్జీలియస్ మొండిగా నమ్మినట్టుగా ప్రాతిపదికలు (radicals) అవిభాజ్యమైనవి కావని నిరూపించడానికి మరిన్ని ఆధారాలు సేకరిస్తూ పోయాడు. అంతేకాక ధన, ఋణావేశాల విషయంలో బెర్జీలియస్ నమ్మకాలు తప్పని లొరోన్‌కి అనిపించింది. లొరోన్ ప్రదర్శించిన ఈ ధిక్కారాన్ని బెర్జీలియస్ సహించలేకపోయాడు. ప్రముఖ ప్రయోగశాలల్లో లొరోన్ కి ప్రవేశం దక్కకుండా చేశాడు. తన భావాలకి విరుద్ధంగా ఆధారాలు పోగవుతున్నా కేవలం రంగంలో పెద్ద వాడు కనుక బతికినంత కాలం ఈ విషయంలో మాత్రం బెర్జీలియస్ మాటే చెల్లుతూ వచ్చింది. కాని 1848 లో బెర్జీలియస్ మరణంతో పాటు అతడి సిద్ధాంతం కూడా భూస్థాపితం అయిపోయింది. అదే సమయంలో లొరోన్ సిద్ధాంతం కొత్త ఊపిరి పోసుకుంది.

ప్రాతిపదికల అవగాహనలో విద్యుత్ శక్తులకి ప్రాధాన్యత నిచ్చే పద్ధతిని పక్కన

పెట్టాడు లొరోన్. ప్రతీ కర్బన అణువుకి ఒక కేంద్రాంశం (అది కేవలం ఒక పరమాణువు కావచ్చు) ఉంటుందని, ప్రాతిపదికలు అన్నీ ఆ కేంద్రాంశానికి అతుక్కుని ఉంటాయని అతడు భావించాడు. అప్పుడు కర్బన రసాయనాలని కొన్ని కుటుంబాలుగా లేక వర్గాలుగా వర్గీకరించడానికి వీలవుతుంది. దీన్నే వర్గాల సిద్ధాంతం (theory of types) అంటారు. ఒకే వర్గానికి చెందిన అణువులు అన్నిట్లోను ఒకే రకమైన కేంద్రాంశం ఉంటుంది. ఒక ప్రత్యేక కోవకి చెందిన ప్రాతిపదికలలో ఏవైనా ఆ కేంద్రాంశానికి అతుక్కోవచ్చు. ఇక ప్రాతిపదికలలో కూడా ఎంతో వైవిధ్యానికి అవకాశం ఉంటుంది.

కొన్ని అణువర్గాలు అకర్బన రసాయనాల కోవకి కూడా చెందే అవకాశం వుంది.

ఉదాహరణకి ఒక నీటి అణువుని (H_2O) కేంద్రంలో ఒక O పరమాణువు ఉన్నట్టుగాను, దానికి రెండు H పరమాణువులు అతుక్కుని వున్నట్టుగాను ఊహించుకోవచ్చు. ఇప్పుడు ఆ H పరమాణువు స్థానంలో ఎన్నో రకాల ప్రాతిపదికలని ప్రతిక్షేపించవచ్చు. ఆ విధంగా ఒక సమ్మేళనాల వర్గం ఏర్పడుతుంది. ఆ వర్గంలో నీరు కూడా ఉంటుంది. మరి కొన్ని అకర్బన రసాయనాలు కూడా ఈ వర్గంలో ఉండొచ్చు.

హైడ్రోజన్ స్థానంలో ఒక మిథైల్ (CH_3) సముదాయాన్నో (group), ఒక ఇథైల్ సముదాయాన్నో (C_2H_5) ప్రతిక్షేపిస్తే అప్పుడు వరుసగా మిథైల్ ఆల్కహాల్ (CH_3OH), ఇథైల్ ఆల్కహాల్ (C_2H_5OH) ఏర్పడతాయి. అధిక సంఖ్యలో ఆల్కహాళ్లని ఈ విధంగా నిర్మించొచ్చు. నిజానికి ఆల్కహాళ్లలో ఎన్నో సామాన్య లక్షణాలు ఉండటమే కాకుండా, ఆల్కహాళ్ల వర్గానికి నీటికి మధ్య ఎన్నో పోలికలు వున్నాయి. మిథైల్ ఆల్కహాల్, ఇథైల్ ఆల్కహాల్ లాంటి సరళమైన ఆల్కహాళ్లనే తీసుకుంటే ఇవి నీటిలో ఏ నిష్పత్తిలో నైనా కలిసిపోతాయి. సోడియమ్ లోహం కూడా నీటితో చర్య జరిపినట్టే ఆల్కహాళ్లతో కూడా చర్య జరుపుతుంది. అయితే నీటితో పోల్చితే ఈ చర్య మరి కాస్త మంద గతిలో సాగుతుంది.

1850, 1852 ప్రాంతాల్లో ఇంగ్లీష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త అలెగ్జాండర్ విలియమ్ విలియమ్సన్ (1824–1904) ఓ ఆసక్తికరమైన విషయాన్ని కనుక్కున్నాడు. ఈథర్‌లు (ethers) అనబడే ఓ కొత్త కర్బన రసాయనాల కుటుంబాన్ని కూడా ఈ "నీటి" వర్గాన్ని ఆధారం చేసుకుని నిర్మించవచ్చని అతడు నిరూపించాడు. అలా చెయ్యడానికి నీటిలో ఉండే రెండు హైడ్రోజన్లని తొలగించి వాటి స్థానంలో కర్బన ప్రాతిపదికలని

ప్రతిక్షేపించాలి. రెండు హైడ్రోజన్ల స్థానంలో ఇథైల్ సముదాయాలని (C_2H_5) ప్రతిక్షేపిస్తే వచ్చేదే అప్పుడప్పుడే మత్తుమందుగా వినియోగించబడుతున్న, అతి సామాన్యమైన ఈథర్ ($C_2H_5OC_2H_5$).

అంతకు మునుపు 1848 లో చార్లెస్ అడోల్ఫ్ వుర్జ్ అనే ఓ ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త (1817–1884) ఓ ముఖ్యమైన జాతికి చెందిన కర్బన రసాయనాలని అధ్యయనం చేశాడు. అమోనియాకి (NH_3) సంబంధించిన ఈ కర్బన రసాయనాల వర్గాన్ని అమీన్లు (amines) అంటారు. నైట్రోజన్ కేంద్రాంశంగా గల అణువులివి. అమ్మోనియాలో నైట్రోజన్ కి మూడు హైడ్రోజన్లు అతుక్కుని వుంటాయి. అమీన్లలో ఈ హైడ్రోజన్ల స్థానంలో కర్బన ప్రాతిపదికలు ప్రతిక్షేపించడం జరుగుతుంది.

వర్గాల సిద్ధాంతానికి క్రమేపీ ప్రాముఖ్యత పెరిగింది. కుప్పలు తెప్పలుగా పుట్టుకొస్తున్న కర్బన రసాయనాలని ఈ సిద్ధాంతం సహాయంతో ఒక క్రమంలో అమర్చటానికి వీలయ్యింది. ఫ్రీడ్రిక్ కొన్రాడ్ బైల్స్టయిన్ అనే రుస్సో-జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఓ విస్తారమైన కర్బన రసాయనాల కోశాన్ని 1880 లో ప్రచురించాడు. లొరోన్ ప్రతిపాదించిన వర్గాల సిద్ధాంతాన్ని ఉపయోగించి ఇతగాడు ఆ కర్బన రసాయనాలని ఒక తార్కికమైన క్రమంలో అమర్చాడు.

ఇన్ని సత్ఫలితాలని ఇచ్చినా కూడా లొరోన్ రూపొందించిన వర్గాల సిద్ధాంతం అసంపూర్ణమని తేలింది. అది ప్రాతిపదికలని (radicals) ముఖ్యాంశాలుగా తీసుకుంది. అణువిన్యాసానికి సంబంధించిన ప్రశ్నలని దాటేసిందే గాని విపులంగా శోధించలేదు. ఆ ప్రశ్నకి సరైన సమాధానం రాబట్టాలంటే ముందసలు ప్రాతిపదికల అణువిన్యాసాన్ని అర్థం చేసుకోవాలి.

సంయోజకత (Valence)

వర్గాల సిద్ధాంతాన్ని లోతుగా పరిశీలించిన రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఒక విషయాన్ని గమనించారు. ఆక్సిజన్ పరమాణువు ఎప్పుడూ నియమం తప్పకుండా రెండు ప్రాతిపదికలతో గాని, లేక రెండు పరమాణువులతో గాని కలుస్తుంది. రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులతో కలిసి నీటిని పుట్టించవచ్చు. లేక ఒక హైడ్రోజన్ పరమాణువుతోను, మరో కర్బన ప్రాతిపదిక తోను కలిసి ఆల్కహాల్ని ఏర్పరచవచ్చు. లేదా రెండు ప్రాతిపదికలతో కలిసి ఈథర్ ని పుట్టించవచ్చు. కాని ప్రతీ సందర్భంలోను ఆక్సిజన్ మరి రెండు భాగాలతో కలియడం కనిపిస్తుంది.

అదే విధంగా నైట్రోజన్ పరమాణువు ఎప్పుడూ మూడు పరమాణువులతో గాని, ప్రాతిపదికలతో గాని కలుస్తుంది. ఇవన్నీ చూసిన కోల్బే వంటి రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఆక్సిజన్, నైట్రోజన్ వంటి పరమాణువులు కలిసే ఇతర అంశాల సంఖ్య యొక్క విలువ ఓ మారని విలువ అని గుర్తించారు. ఆ గుర్తింపే వారు సూత్రీకరించిన ఎన్నో రసాయన సూత్రాలలో ప్రతిబింబిస్తుంది.

ఒక పరమాణువు ఎప్పుడూ ఒక నియత సంఖ్యలో ఇతర అంశాలతో కలుస్తుంది అన్న అవగాహనని ఎడ్వర్డ్ ఫ్రాంక్లాండ్ (1825–1899) అనే ఇంగ్లీష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త మరింత విస్తరింపజేశాడు. కర్బన-లోహ సమ్మేళనాల మీద దృష్టి పోనిచ్చినవారిలో ఇతడు బహుశ ప్రథముడు. ఈ సమ్మేళనాలలో కర్బన సమూహాలు జింక్ వంటి లోహాలతో కలుస్తాయి. (అసలైన కర్బన-లోహపు సమ్మేళనాలలో లోహపు పరమాణువు స్థిరంగా కార్బన్ పరమాణువుతో అతుక్కుంటుంది. జింక్ అసిటేట్ (ఈ రసాయనం గురించి ఎడ్వర్డ్ కాలానికి ముందు నుండి తెలుసు) వంటి సమ్మేళనాలు కర్బన ఆసిడ్ల నుండి పుట్టిన లవణాలు. అలాంటి లవణాలలో లోహపు పరమాణువు ఆక్సిజన్ కి అతుక్కుని వుంటుంది. కనుక వాటిని అసలైన కర్బన-లోహపు సమ్మేళనాలుగా జమ కట్టరు). ఈ కర్బన-లోహపు సమ్మేళనాల అధ్యయనం వల్ల అర్థమైనది ఏంటంటే ప్రతీ లోహం ఒక ప్రత్యేక సంఖ్యలోనే కర్బన సమూహాలకి అతుక్కుంటుంది. లోహాన్ని బట్టి ఆ సంఖ్య మారుతూ ఉంటుంది. జింక్ పరమాణువులు ఎప్పుడూ రెండు కర్బన సమూహాలతో మాత్రమే కలుస్తాయి. అంతకన్నా తక్కువా కాదు, ఎక్కువా కాదు.

1852 లో ఫ్రాంక్లాండ్ ఒక సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించాడు. దానికే తదనంతరం "సంయోజకత సిద్ధాంతం" (theory of valence) అని పేరు వచ్చింది. (Valence అనే లాటిన్ మూలం నుండి పుట్టిన పదానికి "బలం" అన్న అర్థం వుంది.) ఉదాహరణకి సాధారణ పరిస్థితుల్లో హైడ్రోజన్ పరమాణువు ఎప్పుడూ మరొక పరమణువుతోనే కలుస్తుంది. సోడియమ్, క్లోరిన్, సిల్వర్, బ్రోమిన్, పొటాషియమ్ మూలకాల విషయంలో కూడా ఇదే కనిపిస్తుంది. అంటే వాటి సంయోజకత విలువ 1 అన్నమాట.

అలాగే ఆక్సిజన్ పరమాణువులు రెండు పరమాణువులతో కలుస్తాయి. కాల్షియమ్, సల్ఫర్, మెగ్నీషియమ్, బేరియమ్ మూలకాల విషయంలో ఇదే కనిపించింది. అంటే ఈ మూలకాల సంయోజకత విలువ 2. అలాగే ఇనుము యొక్క సంయోజకత 2 గాని 3 గాని కావచ్చు. ఈ సంయోజకత అన్న భావన మొదట్లో చాలా సరళంగానే అనిపించినా పోగా పోగా అదంత సులభమైన విషయం కాదని అర్థమయ్యింది. కాని ప్రాథమిక రూపంలోనే వున్నా ఈ సిద్ధాంతం అత్యంత

అమూల్యమైనదని రసాయనిక శాస్త్రవేత్తలు త్వరలోనే గుర్తించారు.

సంయోజకత అన్న భావన వల్ల పరమాణు భారానికి (atomic weight) తుల్య భారానికి (equivalent weight) కి మధ్య తేడా ఏంటో అర్థమయ్యింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు మధ్య దశ వరకు కూడా చాలా మంది ఈ రెండు రాశుల మధ్య తేడా తెలియక తికమక పడేవారు.

ఒక భాగం హైడ్రోజన్ 35.5 భాగాల క్లోరిన్‌తో కలుస్తుందని నిరూపించొచ్చు. ఎందుకంటే 1 హైడ్రోజన్ పరమాణువు 1 క్లోరిన్ పరమాణువుతో కలిసి హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ ని ఏర్పరుస్తుందని మనకి తెలుసు. పైగా హైడ్రోజన్ పరమాణువు కన్నా క్లోరిన్ పరమాణువు బరువు 35.5 రెట్లు ఎక్కువ. హైడ్రోజన్ పరమాణు భారం 1 అయితే క్లోరిన్ పరమాణు భారం విలువ 35.5. కాని ఒక భాగం హైడ్రోజన్ అన్ని మూలకాల తోను వాటి పరమాణుభారాల నిష్పత్తిలో కలవదు. ఉదాహరణకి ఆక్సిజన్ యొక్క పరమాణు భారం విలువ 16. కాని ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువు రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులతో కలుస్తుంది. ఎందుకంటే ఆక్సిజన్ యొక్క సంయోజకత విలువ 2. అందుచేత 16 భాగాల ఆక్సిజన్ 2 భాగాల హైడ్రోజన్‌తో కలుస్తుంది. ఆక్సిజన్ యొక్క తుల్యభారం అంటే ఒక భాగం హైడ్రోజన్‌తో కలిసే ఆక్సిజన్ యొక్క మొత్తం (బరువులో). ఆ విలువ 16/2 వ 8 అవుతుంది.

అలాగే నైట్రోజన్ యొక్క పరమాణు భారం 14. మూడు హైడ్రోజన్ పరమాణువులతో కలుస్తుంది కనుక దాని సంయోజకత విలువ 3. అందుచేత దాని తుల్యభారం విలువ 14/3 లేదా 4.7.

ఒక పరమాణువు యొక్క తుల్యభారం విలువ వ దాని పరమాణు భారం/సంయోజకత.

ఫారడే ప్రతిపాదించిన రెండవ విశ్లేషణా నియమాన్ని బట్టి ఒక నియత మొత్తపు విద్యుత్ ప్రవాహం మూలంగా వెలువడ్డ లోహపు బరువు ఆ లోహపు తుల్యభారానికి అనులోమంగా ఉంటుంది. అంటే ఒక నియత మొత్తం విద్యుత్తు ప్రవేశపెట్టటం వల్ల వెలువడ్డ 1 సంయోజకత గల లోహం బరువు ఎంత ఉంటుందో, ఇంచుమించు అంతే పరమాణు భారం కలిగి 2 సంయోజకత కలిగిన లోహం అయితే అందులో సగం మాత్రమే వెలువడుతుంది.

ఈ పర్యవసానాన్ని వివరించటం కోసం 1 సంయోజకత గల పరమాణువుని మోయటానికి "ఒక విద్యుత్ పరమాణువు" అవసరమని అనుకోవాల్సి వస్తుంది. అలాగే 2 సంయోజకత గల పరమాణువుని మోయటానికి రెండు "విద్యుత్

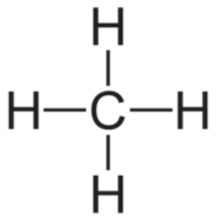
పరమాణువులు" కావాలి. ఈ సంయోజకతకి "విద్యుత్ పరమాణువుల"కి మధ్య సంబంధాన్ని పూర్తిగా అర్థం చేసుకోటానికి మరో అర్థ శతాబ్దం ఆగవలసి వచ్చింది.

నిర్మాణ సూత్రాలు (Structural Formulas)

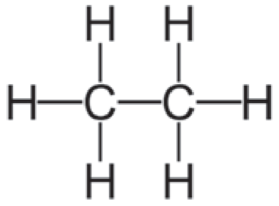
కర్బన అణువుల అధ్యయనంలో ఈ సంయోజకత అనే భావనని ఎంతో సమర్థవంతంగా వాడినవారిలో ప్రథముడు కెకులే. కార్బన్ యొక్క సంయోజకత 4 అనే భావనతో ఇతడు 1858 లో తన అధ్యయనాలు ప్రారంభిస్తూ కాస్త సరళమైన కర్బన రసాయనాల, ప్రాతిపదికల అణువిన్యాసాన్ని శోధించే పనిలో పడ్డాడు. సంయోజకత అన్న భావనకి దృశ్య రూపాన్ని ఇచ్చినవాడు స్కాటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఆర్చిబాల్డ్ స్కాట్ కూపర్ (1831–1892). రెండు పరమాణువులని కలిపే బలాలని చిన్న గీతలతో సూచించవచ్చని ఇతడు సూచించాడు. (ఆ బలాలనే ఇప్పుడు మనం "బంధాలు" (bonds) అంటాము.) అలా గీతలతో చిత్రిస్తూ కర్బన అణువులని కొలుసు కట్టు నిర్మాణాలుగా చిత్రీకరించవచ్చు.

ఈ రకమైన చిత్రీకరణతో అకర్బన రసాయనాల కన్నా కర్బన రసాయనాలు ఎందుకంత పెద్దగా, అంత సంక్లిష్టంగా ఉంటాయో అర్థం చేసుకోటానికి వీలయ్యింది. కెకులే భావన ప్రకారం కార్బన్ పరమాణువులు వాటి నాలుగు సంయోజక బంధాలని ఉపయోగించి పొడవాటి గొలుసులుగా ఏర్పడతాయని ఊహించుకోడానికి వీలయ్యింది. ఆ గొలుసులు నేరుగా ఉండొచ్చు, లాదా శాఖలుగా విడివడి వుండొచ్చు. ఇలా పొడవాటి గొలుసుగానో, శాఖోపశాఖలుగానో విస్తరించే లక్షణంలో కార్బన్ ని మించిన పరమాణువు లేదని అనిపించింది.

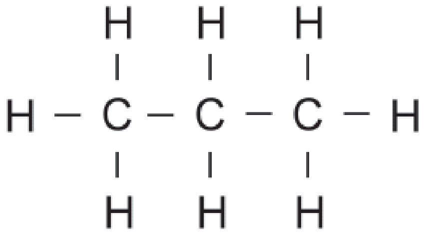
ఇప్పుడు అత్యంత సరళమైన మూడు హైడ్రోకార్బన్లని తీసుకుందాం. (హైడ్రోకార్బన్లు అంటే కేవలం హైడ్రోజన్, కార్బన్ పరమాణువులతో కూర్చబడ్డ అణువు). అవి మీథేన్ (CH_4), ఈథేన్ (C_2H_6), మరియు ప్రోపేన్ (C_3H_8). ఇందులో ప్రతీ కార్బన్‌కి నాలుగు బంధాలు ఉన్నట్లుగా చిత్రించుకోవచ్చు.



మీథేన్

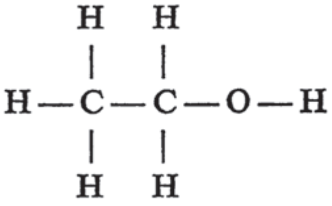


ఈథేన్

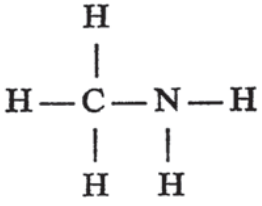


ప్రొపేన్

పై చిత్రంలో చూపించినట్టుగా కార్బన్ పరమాణువులని గొలుసుకట్టుగా అనంతంగా కూర్చుతూ పోవచ్చు. ఆక్సిజన్‌కి రెండు బంధాలు, నైట్రోజన్‌కి మూడు బంధాలు ఇస్తే ఈథైల్ ఆల్కహాల్‌ని (C_2H_6O), మీథైల్ అమీన్ (CH_5N) ని ఈ విధంగా చిత్రించుకోవచ్చు.

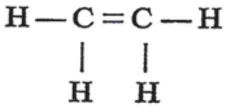


ethyl alcohol

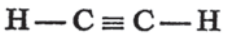


methylamine

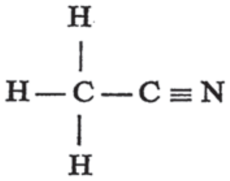
పక్క పక్క వుండే పరమాణువుల మధ్య ద్విబంధాలు, త్రికబంధాలు కూడా సాధ్యమయ్యే అవకాశాన్ని ఏర్పరచుకుంటే, ఇథిలీన్ (C_2H_4), అసెటెలిన్ (C_2H_2), మిథైల్ సయనైడ్ (C_2H_3N), అసిటోన్ (C_3H_6O), అసెటిక్ ఆసిడ్ ($C_2H_4O_2$) మొదలైన అణువులని ఈ కింది విధంగా చిత్రీకరించొచ్చు.



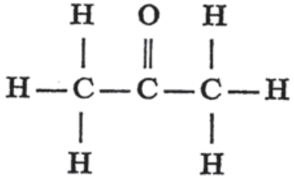
ethylene



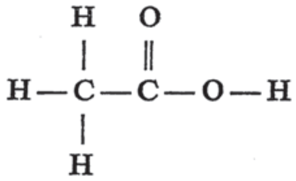
acetylene



methyl cyanide



acetone



acetic acid

ఈ నిర్మాణ సూత్రాలు ఎంతో ప్రయోజకంగా కనిపించటం వల్ల రసాయన శాస్త్రవేత్తలు వీటిని తొందరగానే స్వీకరించారు. కర్బన అణువులన్నీ ప్రాతిపదికలతో కూర్చబడ్డ నిర్మాణాలు అన్న భావన త్వరగా మూలనపడింది. అణువులో ఒక్కొక్క పరమాణువు కచ్చితంగా ఎక్కడ వుంటుందో నిర్వచించే ఒరవడి మొదలయ్యింది.

ఈ కొత్త పద్ధతిని బాగా సమర్థించిన వారిలో అలెగ్జాండర్ మికాయ్లొవిచ్ బట్లెరోవ్ (1828–1886) కూడా వున్నాడు. 1860 లలో ఇతడు ఈ కొత్త నిర్మాణ సూత్రాల సహాయంతో సరూపకాల (isomers) ఉనికిని వివరించడానికి ప్రయత్నించాడు. ఉదాహరణకి ఇథైల్ ఆల్కహాల్, డైమిథైల్ ఈథర్ లనే తీసుకుందాం. వీటి రెండిటి ప్రయోగవేద్య సూత్రం ఒక్కటే - C_2H_6O. ఈ రెండు సమ్మేళనాల నిర్మాణ సూత్రాలు ఇలా వుంటాయి.

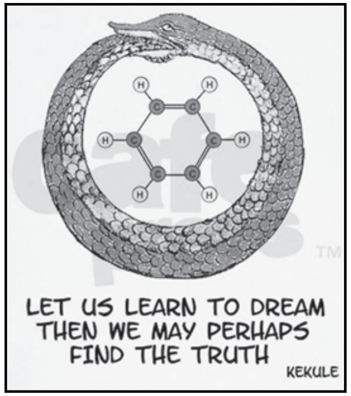
పైన కనిపిస్తున్నట్టు పరమాణువుల అమరికలో మార్పు వల్ల పూర్తిగా భిన్న లక్షణాలు గల సమ్మేళనాలు ఏర్పడుతున్నాయంటే ఆశ్చర్యం లేదు. ఇథైల్ ఆల్కహాల్ విషయంలో అయితే ఆరు హైడ్రోజన్ పరమాణువులలో ఒకటి ఆక్సిజన్‌కి అతుక్కుని వుంటుంది. అలా కాకుండా డైమిథైల్ ఈథర్ విషయంలో అయితే ఆ ఆరు కార్బన్ పరమాణువులకి అతుక్కుని వుంటాయి. అయితే ఆక్సిజన్ పరమాణువు కార్బన్ పరమాణువు కన్నా హైడ్రోజన్ పరమాణువుని మరి కాస్త బలహీనంగా పట్టుకుంటుంది. కనుక ఇథైల్ ఆల్కహాల్‌కి సోడియమ్ లోహాన్ని కలిపినప్పుడు అది అందులో ఆరో వంతు హైడ్రోజన్‌ని స్థానభ్రంశం చేస్తుంది. కాని సోడియమ్‌ని డైమిథైల్ ఈథర్‌కి

కలిపినప్పుడు అది హైడ్రోజన్ ని స్థానభ్రంశం చెయ్యదు. కనుక రసాయన చర్యలు నిర్మాణ సూత్రాల రూపురేఖలని సూచిస్తాయి. అదే విధంగా నిర్మాణ సూత్రాలు రసాయన చర్యలని అర్థం చేసుకోవటానికి పనికొస్తాయి.

బట్లరోవ్ ఒక ప్రత్యేకమైన సరూపకతని (isomerism) అధ్యయనం చేశాడు. దాన్నే tautomerism అంటారు. దీంట్లో కొన్ని పదార్థాలు ఎప్పుడూ రెండు సమ్మేళనాల మిశ్రమాలలా కనిపిస్తాయి. ఆ పదార్థం లోంచి ఒక సమ్మేళనాన్ని శుద్ధి చేసి వెలికి తీస్తే ఆ పదార్థం పాక్షికంగానైనా రెండవ సమ్మేళనంగా మారిపోతుంది. ఇలాంటి ప్రవర్తనకి కారణాన్ని బట్లరోవ్ ఇలా వివరించాడు. ఆక్సిజన్ తో అతుక్కున్న హైడ్రోజన్ ఆ బంధాన్ని తెంపుకుని పక్కనే ఉన్న కార్బన్ తో బంధాన్ని ఏర్పరచుకోవడమే (ఆ మార్పు వ్యతిరేక దిశలోకూడా జరగొచ్చు) ఇందుకు కారణం అని బట్లరోవ్ నిరూపించాడు.

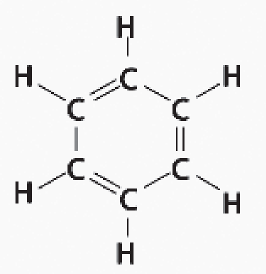
నిర్మాణ సూత్రాలు చలమాణిలోకి వచ్చిన తొలి రోజుల్లో ఒక అణువుకి మాత్రం నిర్మాణ సూత్రం కనుక్కోవటం కొంచెం కష్టమయ్యింది. ఆ అణువు బెంజీన్ అనే హైడ్రోకార్బన్. దాని ప్రయోగవేద్య సూత్రం C_6H_6. ఏ నిర్మాణ సూత్రాన్ని సూచించినా అది అందులోని వివిధ పరమాణువుల సంయోజకతల విలువలని తృప్తిపరచలేక పోవడం జరిగింది. పైగా ఆ అణువు యొక్క అసాధారణమైన స్థిరత్వాన్ని కూడా వివరించడానికి కష్టమయ్యింది. మొట్టమొదట్లో ఈ అణువుకి సూచించబడ్డ నిర్మాణ సూత్రాలు కొన్ని అస్థిరమైన ఇతర అణువులని పోలి వున్నాయి.

ఈ సారి కూడా కేకులే ఆదుకున్నాడు. కేకులే స్వయంగా చెప్పుకున్న ఒక కథనం ప్రకారం 1865 లో ఒకసారి అతడు ఓ బస్సులో ప్రయాణిస్తూ తూగు వచ్చి నిద్రలోకి జారుకున్నాడు. ఆ నిద్రలో కొన్ని పరమాణువులు వేగంగా కదులుతూ నాట్యాలు చేస్తున్నట్టు ఓ స్వప్న దృశ్యం కనిపించింది. ఉన్నట్లుండి ఆ పరమాణువులు ఓ గొలుసుకట్టుగా ఏర్పడగా, ఆ గొలుసు యొక్క తోక దాని తలకి అతుక్కుంది. అలా ఏర్పడ్డ పరమాణు వలయం గిర్రున తిరుగుతూ కనిపించింది.



అంతవరకు వివిధ కర్బన రసాయనాల నిర్మాణ సూత్రాలు ఎప్పుడూ కార్బన్ యొక్క గొలుసుల రూపంలోనే వుండేవి. కాని ఇప్పుడు కేకులే మొట్టమొదటి సారిగా కేకులే కార్బన్

అణువులు వలయాలుగా ఏర్పడతాయని కూడా గుర్తించాడు. ఆ ప్రకారంగా అతడు బెంజీన్‌కి ఈ కింది నిర్మాణ సూత్రాన్ని ప్రతిపాదించాడు.


బెంజీన్

ఈ వివరణ త్వరలోనే సమ్మతించబడింది. ఇలాంటి విజయాలతో నిర్మాణ సూత్రం అనే భావనకి మద్దతు పెరుగుతూ వచ్చింది.

(కాని బెంజీన్‌లో ముదు ద్విబంధాలు ఉండటం వల్ల కొన్ని సమస్యలు తలెత్తాయి. సామాన్యంగా ద్విబంధాలు ఉండే రసాయనాలు కొన్ని చర్యలలో పాల్గొంటాయి. కాని బెంజీన్ సామాన్యంగా అలాంటి చర్యలలో పాల్గొనదు. తదనంతరం ఓ ముప్పావు శతాబ్ద కాలం తరువాతే ఇలా మామూలు ద్విబంధాల లాగా ప్రవర్తించని ఈ ప్రత్యేక ద్విబంధాల రహస్యం వివరించబడింది.)

కాంతీయ సాదృశ్యం (optical isomerism)

కేకులే సూచించిన నిర్మాణ సూత్రాలు ఎంత ప్రయోజకంగా అనిపించినా, ఒక ప్రత్యేకమైన, సూక్ష్మమైన సాదృశ్యాన్ని మాత్రం అవి వివరించలేకపోయాయి. ఆ సాదృశ్యం కాంతికి సంబంధించినది. దాని గురించి క్లుప్తంగా ప్రస్తావిద్దాం.

థామస్ యంగ్ (1773–1821) ఓ అసామాన్యుడైన బ్రిటిష్ శాస్త్రవేత్త. అతడు కన్ను పని తీరుని అర్థం చేసుకున్న మొట్టమొదటి శాస్త్రవేత్త. 1801 లో ఇతగాడు ఓ చక్కని ప్రయోగం చేసి కాంతి చిన్న చిన్న తరంగాలుగా ప్రవర్తిస్తుందని నిరూపించాడు. తరువాత 1814 లో అగస్టిన్ జాన్ ఫ్రెనెల్ (1788–1827) అనే ఫ్రెంచ్ శాస్త్రవేత్త కాంతి తరంగాలు "తిర్యక్ తరంగాలు" (transverse waves) అనే ఓ ప్రత్యేక కోవకి చెందిన తరంగాలని నిరూపించాడు. ఇలాంటి తరంగాలు తరంగం కదిలే దిశకి లంబ దిశలో కంపిస్తాయి. ఇలాంటి తరంగాలని ఊహించుకోవాలంటే నీటి తరంగాలని గమనించవచ్చు. నిశ్చలమైన నీటిలో ఓ చిన్న రాయి పడేస్తే ఆ పడేసిన బిందువు నుండి ఓ తరంగం పుట్టి అన్ని దిశలలోను వ్యాపిస్తుంది. అలాంటి నీటి మీద చిన్న కాగితపు ముక్కలు పడేస్తే తరంగం నీటి ఉపరితలం మీద కదులుతున్నా, కాగితం ముక్కలు మాత్రం వున్న చోటే పైకి కిందకి కదలడం కనిపిస్తుంది.

అయితే కాంతి తరంగాలు దేని "ఉపరితలానికి" పరిమితం కావు. కాబట్టి అవి "పైకి, కిందకి" కదలవు. అవి కుడి/ఎడమ, పైకి/కిందకి ఇలా అన్ని దిశలలోను

కదులుతాయి. కాంతి కదులుతున్న దిశకి లంబంగా అనంతకోటి దిశలలో కాంతి తరంగం కంపించగలదు. ఒక కాంతి పుంజంలో కొన్ని కాంతి తరంగాలు ఒక దిశలోను, మరి కొన్ని కాంతి తరంగాలు మరొక దిశలోను – ఇలా నానా దిశలలోను కదులుతాయి. ఒక ప్రత్యేకమైన దిశలో మాత్రమే కదులుతాయని నియమం ఏమీ లేదు.

అలాంటి కాంతి పుంజాన్ని మాత్రం కొన్ని రకాల స్ఫటికాల (crystals) లోంచి పోనిస్తే ఆ స్ఫటికాలలో ఉండే క్రమబద్ధమైన పరమాణు అమరిక మూలంగా, కాంతి తరంగాలు ఒక ప్రత్యేకమైన తలం లో మాత్రమే కంపిస్తాయి. (నిలువు కటకటాల లోంచి దూరి మనిషి తప్పించుకున్నట్టు) ఆ తలంలో మాత్రమే కొన్ని పరమాణు వరుసల మధ్య నుండి దూరి కాంతి తరంగం స్ఫటిక లోంచి బయటపడగలదు.

అలా ఒక తలంలో మాత్రమే కంపించే కాంతిని ధృవీకృత కాంతి (polarized light) అంటారు. ఎతియెన్ లూయీ మాలస్ (1775–1812) అనే ఫ్రెంచ్ శాస్త్రవేత్త 1808 లో ఈ పేరు పెట్టాడు. అప్పటికి ఇంకా కాంతి తరంగ సిద్ధాంతాన్ని వైజ్ఞానిక సమాజాలు పూర్తిగా సమ్మతించలేదు. అందుచేత కాంతిలో ఉత్తర, దక్షిణ ధృవాలు ఉండే రేణువులు ఉంటాయని, ధృవీకృత కాంతిలో ఆ రేణువుల ధృవాలన్నీ ఒకే దిశలో తిరిగి ఉండేలా అమరుతాయని మాలస్ ఊహించుకున్నాడు. ఈ సిద్ధాంతం త్వరలోనే విస్మరించబడింది. కాని ఆ పేరు మాత్రం మిగిలింది.

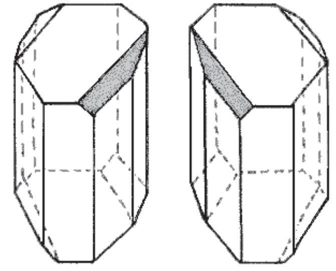
ధృవీకృత కాంతి యొక్క లక్షణాలు, ప్రవర్తన అంతా 1815 వరకు భౌతిక శాస్త్ర పరిధికే పరిమితమై వుండేవి. కాని ఆ ఏడాది జాన్ బాప్టిస్ట్ బయో (1774–1862) అనే ఫ్రెంచ్ శాస్త్రవేత్త ధృవీకృత కాంతి యొక్క ఓ చిత్రమైన ప్రవర్తనని బయటపెట్టాడు. ధృవీకృత కాంతిని కొన్ని ప్రత్యేక స్ఫటికాల లోంచి పోనిచ్చినప్పుడు కాంతి కంపించే తలం తిరుగుతుంది. ఆ భ్రమణం (rotation) కొన్ని సార్లు సవ్య దిశలోను (clockwise) మరి కొన్ని సార్లు అపసవ్య (anticlockwise) దిశలోను తిరుగుతుంది. సవ్య దిశలో జరిగే తిరుగుడుని dextrorotation అని, అపసవ్య దిశలో జరిగితే దాన్ని levorotation అని అంటారు.

ఈ రకమైన కాంతీయ ప్రవృత్తి (optical activity) ని కనబరిచే స్ఫటికలలో అధికశాతం కర్బన రసాయన పదార్థాలు కావడం విశేషం. ఇంకా విచిత్రం ఏంటంటే ఈ కర్బన రసాయనాలలో కొన్ని (ఉదాహరణకి కొన్ని రకాల చక్కెరలు) స్ఫటిక రూపంలోనే కాక ద్రావణ రూపంలో వున్నప్పుడు కూడా ఇలాంటి కాంతీయ ప్రవృత్తిని కనబరిచాయి.

క్రమంగా అర్థమైంది ఏంటంటే ఈ పదార్థాలలో నిజంగానే కాంతి సంబంధిత లక్షణాలలో తేడాలు వున్నాయి. మిగతా అన్ని విధాలుగా సమాన లక్షణాలు గల ఈ

పదార్థాల జంటలు ధృవీకృత కాంతి తలాన్ని తిప్పే విషయంలో మాత్రం బేధం చూపిస్తాయి. ఒకటి సవ్యంగా తిప్పితే, మరొకటి అపసవ్య దిశలో తిప్పటం గమనార్హం. ఇక కొన్ని పదార్థాలు అయితే కాంతి ధృవణ తలాన్ని తిప్పనే తిప్పవు. బెర్జీలియస్ కనుక్కున్న రేసెమిక్ ఆసిడ్, టార్టారిక్ ఆసిడ్ వంటి సదృశాలు (isomers) ఈ కాంతి సంబంధిత లక్షణంలో తేడా కలిగి వున్నాయి. అందుకే ఇవి కాంతీయ సదృశాలు (optical isomers) అయ్యాయి.

కేకులే ప్రతిపాదించిన నిర్మాణ సూత్రాలతో ఈ కాంతీయ సాదృశ్యాన్ని వివరించడానికి వీలుపడలేదు.



సోడియమ్ అమోనియమ్ టార్టరేట్ స్ఫటికాలలో అసౌష్టవం

ఈ రకమైన కాంతీయ ప్రవృత్తి యొక్క అవగాహనలో తొలి పురోగతి 1848 లో సంభవించింది. సోడియమ్ అమోనియమ్ టార్టరేట్ స్ఫటికాల మీద ఫ్రెంచ్ శాస్త్రవేత్త లూయీ పాశ్చర్ (1822–1895) చేసిన కృషి వల్ల అది సాధ్యమయ్యింది.

స్ఫటికలలో అసౌష్టవం ఉందని పాశ్చర్ గుర్తించాడు. వజ్రానికి ముఖాలు ఉన్నట్టుగానే స్ఫటికాలకి అనేక సమతలీయ ముఖాలు (planar faces) ఉంటాయి. సోడియమ్ అమోనియమ్ టార్టరేట్ స్ఫటికాలని నిశితంగా భూతద్దంతో పరిశీలించిన పాశ్చర్ ఆ స్ఫటికాలలో రెండు రకాలు వున్నాయని గుర్తించాడు. ఆ స్ఫటికాలలో ఒక పక్క ఒక చిన్న ముఖం ఉంటుంది (పైన చిత్రం). కొన్ని స్ఫటికాలలో ఆ ముఖం కుడి పక్కన వుంటే, కొన్నిటిలో ఎడమ పక్కన ఉంటుంది. స్ఫటికాలని భూతద్దంలో చూస్తూ రెండు జాతులుగా వేరు చేశాడు పాశ్చర్. అలా వేరు చేసిన స్ఫటికాలతో వేరు వేరుగా ద్రావణాలు తయారు చేశాడు. ఆ ద్రావణాల రసాయనిక లక్షణాలన్నీ ఒక్క లాగానే వున్నాయి. ఒక్క కాంతీయ సాదృశ్యం (optical isomerism) లోనే తేడా కనిపించింది. ఒక ద్రావణం dextrorotatory అయితే మరొక ద్రావణం levorotatory అయ్యింది.

ఆ విధంగా స్ఫటికాకృతిలోని అసౌష్టవం వల్ల కాంతీయ సాదృశ్యం ఏర్పడుతోందని అనిపించింది. అలాగే స్ఫటిక లోంచి ప్రసరించిన కాంతి కుడి పక్కకి తిరుగుతోందా, ఎడమ పక్కకి తిరుగుతోందా అన్నది ఆ స్ఫటికలో వున్నది “కుడి చేతి” అసౌష్టవమా, “ఎడమ చేతి” అసౌష్టవమా అన్న దాని మీద ఆధారపడి వుంటుంది.

స్ఫటికల విషయంలో ఈ సిద్ధాంతం బాగానే పని చేసింది కాని, ద్రావణాల విషయంలో మాత్రం ఒక విధంగా విఫలం అయ్యింది. ఎందుకంటే ద్రావణంలో ఇక స్ఫటికాకృతి వుండదు. స్ఫటికలన్నీ ద్రావణంలో కరిగిపోయి ఇష్టం వచ్చినట్టు తేలుతూ ఉంటాయి. కాంతీయ ప్రవృత్తికి కారణం అసౌష్టవమే అయితే ఆ అసౌష్టవం స్ఫటిక స్థాయిలో కాక, అణు విన్యాసం స్థాయిలో ఉండాలని అనిపించింది.

కేకులే ప్రతిపాదించిన నిర్మాణ సూత్రాలు ఈ అసౌష్టవాన్ని వ్యక్తం చెయ్యలేకపోవచ్చు గాక. అలాగని అసౌష్టవానికి కాంతీయ ప్రవృత్తికి సంబంధం లేదని కాదు. ఆలోచించి చూస్తే ఈ నిర్మాణ సూత్రాలలో ఒక విషయం అర్థమవుతుంది. ఇవన్నీ ఒక తలం మీద, అంటే ఒక కాగితం మీదనో, లేక బోర్డు మీదనో రాసే ద్విమితీయ (two-dimensional) సూత్రాలు. సూత్రాలు ద్విమితీయాలే కావచ్చు గాని, వాస్తవంలో అవి వ్యక్తపరిచే అణువులు ద్విమితీయ నిర్మాణాలు కావాలని నియమం ఏమీ లేదే?

క్రమంగా అణువులలోని పరమాణువులు త్రిమితీయ ఆకాశంలో (three-dimensional space) విస్తరించి వుంటాయని అర్థమయ్యింది. అదే నిజమైతే ఆ విస్తరణలో వుండే అసౌష్టవంలో కాంతీయ ప్రవృత్తికి కారణాలు వెతకొచ్చు. కాని అణువు యొక్క త్రిమితీయ విన్యాసాన్ని తెలుసుకోవడం ఎలా?

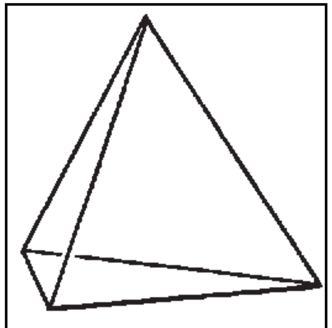
మొదటి నుంచి కూడా మనుషులు పరమాణువులని రసాయన చర్యలని వివరించడానికి అనువైన ఊహావస్తువులుగానే పరిగణిస్తూ వచ్చారు. కాని వాటిని వాస్తవ వస్తువులుగాని, త్రిమితీయ ఆకాశంలో ఓ ప్రత్యేకమైన విన్యాసం గల వస్తువులుగా పరిగణించడం సమంజసమేనా?

ఈ ప్రశ్నకి సమాధానం చెప్పడం ఒక యువకుడి వల్ల, ఓ దుడుకువాడి వల్ల సాధ్యం అయ్యింది. ఎందుకంటే వయసుతో వచ్చే వివేకం, నెమ్మది ఆ కుర్రాడిలో లేకపోయింది.

మూడు మితులలో అణువులు

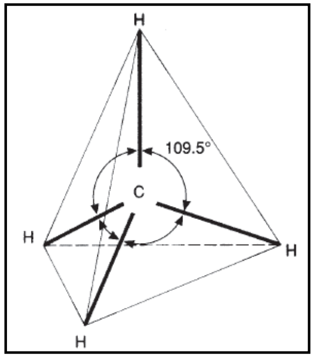
ఆ యువకుడు జాకోబస్ హెన్రికస్ వాంట్ హోఫ్ అనే డచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త. 1874 లో ఆ యువకుడు పీ.హెచ్.డి. చేస్తున్నాడు. అప్పటికి తన పరిశోధన ఇంకా పూర్తి కాలేదు. అణువిన్యాసాల గురించి ఆలోచిస్తూ అతడు ఓ విప్లవాత్మకమైన సూచన చేశాడు. కార్బన్ పరమాణువు యొక్క నాలుగు బంధాలు మూడు మితులలో విస్తరించి వుంటాయని, ఒక టెట్రహెడ్రన్ యొక్క నాలుగు మొనల దిశగా తిరిగి ఉంటాయని

అతడు సూచించాడు.


టెట్రహెడ్రన్

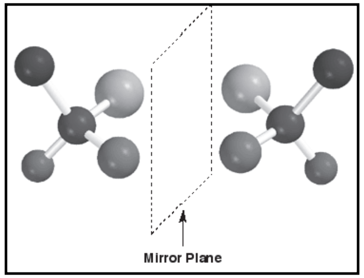
ఈ అమరికని ఊహించుకోవాలంటే కార్బన్ యొక్క మూడు బంధాలని ఒక ట్రైపాడ్ బల్ల యొక్క మూడు కాళ్ల లాగా ఊహించుకోవచ్చు. నాలుగవ బంధం నేరుగా పైకి తిరిగి వుంటుంది. ప్రతీ బంధం ఇతర బంధాల నుండి సమదూరంలో ఉంటుంది. ప్రతీ బంధానికి దానికి ఇరుగు పొరుగు బంధాలకి మధ్య కోణం సుమారు 109 డిగ్రీలు ఉంటుంది.

టెట్రహెడ్రన్ ఆకారంలో కార్బన్ పరమాణువు. దాని నాలుగు బంధాలు టెట్రహెడ్రన్ యొక్క నాలుగు కొసల దిశలో తిరిగి వున్నాయి.



ఆ విధంగా కార్బన్ పరమాణువులోని నాలుగు బంధాలు ఆ పరమాణువు చుట్టూ సౌష్టవంగా అమరి ఉంటాయి. ఆ బంధాలకి వేరు వేరు రకాల ఇతర పరమాణువులు గాని, పరమాణు సమూహాలు గాని అతుక్కున్నప్పుడే అసౌష్టవం ఏర్పడుతుంది. అలాంటప్పుడు ఆ నాలుగు సమూహాలని సరిగ్గా రెండు భిన్న రీతుల్లో ఏర్పాటు చెయ్యవచ్చు. ఆ రెండూ ఒక దానికొకటి ప్రతిబింబంలా ఉంటాయి. పాశ్చర్ తన స్ఫటికాలలో గమనించిన అసౌష్టవం కూడా కచ్చితంగా ఇలాంటిదే.

ఇంచుమించు అదే సమయంలో ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జోసెఫ్ అచీల్ ల బెల్ (1847–1930) అలాంటి సూచనే చేశాడు. అందుకే కార్బన్ పరమాణువు టెట్రహెడ్రన్ ఆకారంలో ఉంటుంది అన్న సిద్ధాంతాన్ని వాంట్ హోఫ్ – ల బెల్ సిద్ధాంతం అంటారు.



ఈ కొత్త టెట్రహెడ్రన్ సిద్ధాంతంతో ఎన్నో వైజ్ఞానిక విశేషాలని వివరించడానికి వీలయ్యింది. అందుకే దాన్ని త్వరలోనే వైజ్ఞానిక సమాజం సమ్మతించింది. ఆ సిద్ధాంతం యొక్క

ఫలితాలని వర్ణిస్తూ 1887 లో యోహానెస్ అడోల్ఫ్ విస్లిసెనుస్ అనే జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఓ పుస్తకం కూడా రాశాడు. ఆ విధంగా ఆ సిద్ధాంతానికి మంచి పరపతి గల సీనియర్ శాస్త్రవేత్త అండదండలు దొరికాయి.

శాస్త్రవేత్తల ఆమోదాన్ని పక్కన బెడితే ఈ కొత్త సిద్ధాంతం ఇచ్చిన సత్ఫలితాలు గణనీయంగా వున్నాయి. అసౌష్టవమైన బంధాలు గల కార్బన్ పరమాణువులు (వివిధ బంధాలకి వివిధ పరమాణు సమూహాలు అతుక్కుని వున్నవి) ఉన్న సమ్మేళనాలలో కాంతీయ ప్రవృత్తి కనిపించింది. అలాంటి అసౌష్టవం లేని కర్బన రసాయనాలలో అలాంటి ప్రవృత్తి కనిపించలేదు. అంతేకాక కాంతీయ సదృశాల సంఖ్య ఎప్పుడూ వాంట్ హోఫ్ – ల బెల్ సిద్ధాంతం నిర్ణయించిన సంఖ్యతో కచ్చితంగా సరిపోయింది.

జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త విక్టర్ మెయెర్ (1848–1897) నైట్రోజన్ పరమాణువు యొక్క బంధాలని త్రిమితీయ ఆకాశంలో విస్తరించి వున్నట్టుగా పరిగణిస్తే కొన్ని రకాల కాంతీయ సదృశాలని వివరించొచ్చని నిరూపించాడు. ఇవే సూత్రాలు సల్ఫర్, సిలీనియమ్, టిన్ మొదలైన పరమాణువులకి కూడా వర్తిస్తాయని ఇంగ్లీష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త విలియమ్ జాక్సన్ పోప్ (1870–1939) నిరూపించాడు. ఈ అధ్యయనాలని కోబాల్ట్, క్రోమియమ్, రోడియమ్ మొదలైన లోహాలకి విస్తరింపజేసిన వాడు జర్మన్–స్విస్ శాస్త్రవేత్త ఆల్ఫ్రెడ్ వెర్నర్ (1866–1919).

1891 లో వెర్నర్ మనసులో అణువిన్యాసాన్ని వివరించే ఓ కొత్త "సంతులనాత్మక సిద్ధాంతం" (coordination theory) రూపుదిద్దుకోవడం ఆరంభించింది. ఈ ఆలోచన అతడికి నిద్రలో వచ్చింది, అర్ధరాత్రి 2 గంటలకి ఆ ఆలోచన రాగానే హఠాత్తుగా మెలకువ వచ్చిందని చెప్పుకుంటాడు. అణువులో పరమాణువుల మధ్య నిర్మాణ సంబంధాలు (structural relationships) మామూలు సంయోజనీయ బంధాలకే (covalent bonds) పరిమితం కాదని ఈ సిద్ధాంతం చెప్తుంది. ముఖ్యంగా కొన్ని సమ్మేళనాలలో, ప్రత్యేకించి కొన్ని సంక్లిష్టమైన అకర్బన అణువులలో, ఒక కేంద్ర పరమాణువు చుట్టూ పరమాణు సమూహాలు కొన్ని జ్యామితిబద్ధమైన సూత్రాలని అనుసరించి విస్తరించి వుంటాయని, ఆ విస్తరణకి సంయోజకతతో సంబంధం లేదని ఈ సిద్ధాంతం ప్రతిపాదిస్తుంది. ఇలాంటి నవీన భావాలు వేళ్లూని ఆమోదం పొందడానికి మరో అర్ధశతాబ్ద కాలం పట్టింది. సంయోజకత అన్న భావనకి మరిన్ని మెరుగులు దిద్దారు. తదనంతరం ఫ్రాంక్లాండ్, కేకులే మొదలగువారు అందించిన భావాలతో ఒక పక్క సరళమైన సమ్మేళనాలని వివరించడానికి వీలైనట్టే, వెర్నర్ ప్రతిపాదించిన భావాలతో మరింత సంక్లిష్టమైన "సంతులనాత్మక సమ్మేళనాల"ని

(coordination compounds) కూడా వివరించడానికి వీలయ్యింది.

అణువులకి త్రిమితీయ విన్యాసం ఉంటుందనే భావన మరెన్నో సత్పరిమాణాలకి దారి తీసింది. మామూలుగా ఒక పరమాణు సమూహం తక్కిన అణువుతో ఒకే బంధంతో ముడివడి వున్న పరిస్థితిలో ఆ పరమాణు సమూహం ఆ బంధం మీదుగా తిరగగలదు. కాని కొన్ని సార్లు ఆ అణువులో ఉన్న తక్కిన పరమాణువులు అడ్డుపడడం వల్ల అలాంటి భ్రమణం సాధ్యం కాదని విక్టర్ మెయెర్ నిరూపించాడు. అలాంటి అవరోధాన్ని steric hindrance అంటారు. దీనికి ఓ చిన్న పోలికని చెప్పుకోవాలంటే... మామూలుగా తలుపు దాని ఇరుసు మీద సాఫీగా తిరుగుతుంది. కాని తలుపు వెనుక ఏదైనా అవరోధం ఉన్నప్పుడు అలా తిరగలేకపోతుంది. ఈ స్టీరిక్ హింద్రన్స్ వల్ల ఒక అణువు అసౌష్టవంగా ప్రవర్తించే అవకాశం వుందని పోప్ నిరూపించాడు. అణువులోని పరమాణువుల స్థాయిలో అసౌష్టవం లేకపోయినా స్టీరిక్ హింద్రన్స్ వల్ల అణువు మొత్తం మీద అసౌష్టవం ఏర్పడటం వల్ల అలాంటి సమ్మేళనం కాంతీయ సాదృశ్యాన్ని ప్రదర్శించగలదు.

జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త యోహాన్ ఫ్రీడ్రిక్ విల్హెల్మ్ అడోల్ఫ్ ఫాన్ బాయర్ (1835–1917) కూడా ఈ దిశలో కొన్ని ముఖ్యమైన పరిశోధనలు చేశాడు. 1885 లో ఇతడు అణువుల త్రిమితీయ దర్శనాన్ని విస్తరింపజేస్తూ తలీయ వలయాలుగా (planar rings) ఏర్పాటైన కార్బన్ పరమాణువులని అధ్యయనం చెయ్యసాగాడు. కార్బన్ పరమాణువులోని నాలుగు బంధాలు ఒక టెట్రాహెడ్రన్ యొక్క నాలుగు కొసలని సూచిస్తున్నప్పుడు ఆ బంధాలలో ఏ రెండు బంధాల మధ్యన అయినా 109. 5 డిగ్రీల కోణం ఉంటుంది. ఏ కర్బన అణువులోనైనా కార్బన్ బంధాల మధ్య కోణం దాని సహజ విలువకి వీలైనంత సన్నిహితంగా ఉండే ప్రవృత్తి వుంటుందని బాయర్ వాదించాడు. ఆ కోణాన్ని బలవంతంగా మార్చినప్పుడు ఆ పరమాణువు మీద వత్తిడి తెచ్చినట్టు అవుతుంది.

మూడు కార్బన్ పరమాణువులు వలయాకారంలో సంధించబడితే అవి ఒక సమబాహు త్రిభుజాన్ని (equilateral triangle) ఏర్పాటు చేస్తాయి. అంటే పక్క పక్క బంధాల మధ్య కోణం 60 డిగ్రీలు ఉంటుంది. కార్బన్ బంధాల మధ్య సహజ కోణం అయిన 109.5 డిగ్రీలకి ఈ కోణానికి మధ్య చాలా తేడా వుంది. ఆ కారణం చేత మూడు కార్బన్ పరమాణువుల చేత ఏర్పడ్డ వలయాలని రూపొందించడం కష్టమని, ఒక వేళ అవి రూపొందినా వాటిని విచ్ఛిన్నం చెయ్యడం చాలా సులభమని బాయర్ వాదించాడు.

అలాగే నాలుగు కార్బన్లు ఒక వలయంలా ఏర్పడినప్పుడు ఒక చదరం ఏర్పడుతుంది. అంటే పక్క పక్క బంధాల మధ్య 90 డిగ్రీలు అవుతుంది. ఐదు కార్బన్ల వలయం పంచభుజి (pentagon) అవుతుంది. అందులో కోణం 108 డిగ్రీలు అవుతుంది. ఆరు కార్బన్ల వలయం షడ్భుజిగా ఏర్పడగా అందులో కోణం 120 డిగ్రీలు అవుతుంది. దీన్ని బట్టి ఐదు కార్బన్ల వలయంలో కార్బన్ పరమాణువుల మధ్య పెద్దగా ఒత్తిడి వుండదని అర్థమవుతోంది. అలాగే 6 కార్బన్ల వలయంలో కొద్దిగా ఒత్తిడి ఉంటుందని తెలుస్తోంది. ఆ విధంగా ఐదు గాని, ఆరు గాని కార్బన్ పరమాణువులు ఉన్న వలయాలు ప్రకృతిలో ఎందుకు మరింత అధికంగా ఉంటాయో, ఐదుకి తక్కువ గాని, ఆరు కన్నా ఎక్కువగాని కార్బన్లు వున్న వలయాలు ఎందుకంత తక్కువో బాయర్ చెప్పిన ఈ ఒత్తిడి సిద్ధాంతం వివరిస్తుంది.

ఇంత కన్నా సంచలనాత్మకమైన ఫలితాలు జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఎమిల్ ఫిషర్ (1852–1919) సరళమైన చక్కెరల మీద చేసిన పరిశోధనల నుండి పుట్టాయి. ఎన్నో సర్వసామాన్యమైన చక్కెరలకి ఒకే రసాయన సూత్రం ఉండడం గమనార్హం. ఆ సూత్రం - $C_6H1_2O_6$. అలాగే వాటన్నిటికీ ఎన్నో సామాన్య రసాయన లక్షణాలు కూడా వున్నాయి. కొన్ని తేడాలు కూడా వున్నాయి. ఆ తేడాలు వాటి కాంతీయ ప్రవృత్తికి సంబంధించినవి.

ఈ చక్కెరలలో ప్రతి ఒక్క దాంట్లో నాలుగు అసౌష్టవమైన కార్బన్‌లు ఉంటాయని ఫిషర్ నిరూపించాడు. ఆ కారణం చేత వాంట్ హోఫ్ – ల బెల్ సిద్ధాంతం బట్టి పదహారు కాంతీయ సదృశాలు ఉండాలని కూడా నిరూపించాడు. ఈ సదృశాలని ఎనిమిది జంటలుగా ఏర్పరచవచ్చని కూడా చూపించాడు. ప్రతీ జంటలోను ఒక రసాయనం ధృవీకృత కాంతిని సవ్య దిశలో ఎంత మేరకి తిప్పితే, అదే జంటలో రెండవ రసాయనం ఆ కాంతిని అంతే మేరకు అపసవ్య దిశలో తిప్పుతుంది.

ఈ పదహారు సదృశాలలో పరమాణువుల అమరిక కచ్చితంగా ఎలా వుందో పరిశోధించడం మొదలుపెట్టాడు ఫిషర్. ఆరు కార్బన్లు ఉన్న చక్కెరలలో కచ్చితంగా పదహారు సదృశాలు ఉండడం, వాటిని ఎనిమిది జంటలుగా విభజించడానికి వీలుకావడం, మొదలైనవి వాంట్ హోఫ్ – ల బెల్ సిద్ధాంతానికి మరింత సమర్ధనని తెచ్చిపెట్టాయి. ఇలాంటి సైద్ధాంతిక ఫలితాలు మరిన్ని ఇతర చక్కెరల విషయం లోను, అమినో ఆసిడ్ల విషయంలోను, తదితర అన్ని రకాల సమ్మేళనాలలోను సాధించడానికి వీలయ్యింది.

1900 కల్లా అణువులని త్రిమితీయ ఆకాశంలో వర్ణించే పద్ధతికి విశ్వజనీనమైన ఆమోదం దక్కింది.

ఆవర్తన పట్టిక

అస్తవ్యస్తంగా మూలకాలు

పందొమ్మిదవ శతాబ్దానికి చెందిన కర్బన రసాయన చరిత్రకి, అకర్బన రసాయన చరిత్రకి మధ్య లోతైన పోలికలు ఉన్నాయి. ఆ శతాబ్దపు తొలి దశలలో కర్బన రసాయనాల సంఖ్య పెరుగుతూ వచ్చింది. అలాగే మూలకాల సంఖ్య కూడా పెరుగుతూ వచ్చింది. ఆ శతబ్దంలో ఐదవ, ఏడవ దశకాల మధ్య కాలంలో కేకులే అందించిన సూత్రాల పుణ్యమా అని కర్బన రసాయనాలని ఒక క్రమంలో ఏర్పాటు చెయ్యడానికి వీలయ్యింది. అలాగే మూలకాలని కూడా ఒక క్రమంలో ఇమడ్చడానికి వీలయ్యింది. ఈ పరిణామాలకి కారణభూతమైన సంఘటనలలో ఓ అతిముఖ్య సంఘటన రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఏర్పటు చేసుకున్న ఓ ప్రముఖ అంతర్జాతీయ సమావేశం.

ఆ కథ గురించి చెప్పుకోబోయే ముందు శతాబ్దపు ఆరంభంలో ఉండే అల్లకల్లోల పరిస్థితితో మొదలుపెడదాం.

ప్రాచీనులకి తెలిసిన తొమ్మిది మూలకాల గురించి, మధ్యయుగపు పరుసవేదులకి తెలిసిన నాలుగు మూలకాల గురించి ఈ పుస్తకం ఒకటవ భాగంలో నాలుగవ అధ్యాయంలో చెప్పుకున్నాం. వాయురూపంలో ఉండే మూలకాలైన నైట్రోజన్, హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్, క్లోరిన్‌లు పద్దెనిమిదవ శతాబ్దంలోనే కనుగొనబడ్డాయి. అలాగే లోహాలైన కోబాల్ట్, ప్లాటినమ్, నికెల్, మాంగనీస్, టంగ్స్టన్, మాలిబ్డినమ్, యురేనియమ్, టైటేనియమ్, క్రోమియమ్ లని కూడా ఆ శతాబ్దంలోనే కనుక్కున్నారు.

పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశకంలోనే పద్నాలుగు కొత్త మూలకాలు అంతవరకు తెలిసిన మూలకాల పట్టికకు తోడయ్యాయి. ఈ పుస్తకంలో (మొదటి భాగంతో కలుపుకుని) పేర్కొన్న రసాయన శాస్త్రవేత్తలనే తీసుకుంటే విద్యుత్ విశ్లేషణా పద్ధతితో డేవీ ఆరు మూలకాలని శుద్ధి చేశాడు. గే-లుసాక్ మరియు థెనార్‌లు

బోరాన్‌ని (boron) శుద్ధి చేశారు. వొలాస్టన్ పలాడియమ్‌ని (palladium), రోడియమ్‌ని (rhodium) శుద్ధి చేశాడు. బెర్జీలియస్ సీరియమ్ (cerium)ని కనుక్కున్నాడు.

అలాగే బ్రిటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త స్మిత్సన్ టెనంట్ (1761-1815) (వొలాస్టన్ ఇతడి వద్దనే అనుచరుడిగా పని చేశాడు) ఆస్మియమ్ (osmium) ని, ఇరిడియమ్ (iridium) ని కనుక్కున్నాడు. చార్లెస్ హాచెట్ (1765-1847) అనే మరో బ్రిటిష్ శాస్త్రవేత్త కొలంబియమ్ (columbium) ని శుద్ధి చేశాడు. దీన్నే ఇప్పుడు సాధికారికంగా నియోబియమ్ (niobium) అంటున్నారు. ఆండర్స్ గస్టాఫ్ ఎక్బర్గ్ (1767-1813) అనే స్వీడిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త టాంటలమ్ ని కనుక్కున్నాడు.

తదుపరి దశకాలలో వచ్చిన ఫలితాలు అంత ఘనంగా లేకపోయినా మూలకాల సంఖ్య మాత్రం పెరుగుతూనే వుంది. బెర్జీలియస్ మరి నాలుగు మూలకాలు కనుక్కున్నాడు. అవి - సిలీనియమ్ (selenium), సిలికాన్ (silicon), జిర్కోనియమ్ (zirconium), థోరియమ్ (thorium). 1797 లో లూయీ నికొలాస్ వాక్వెలిన్ బెరీలియమ్ (beryllium) ని కనుక్కున్నాడు.

1830 కల్లా యాభై ఐదు విభిన్న మూలకాలు కనుక్కోబడ్డాయి. ఇన్ని మూలకాలని అధ్యయనం చేసి వాటి లక్షణాలని ఏకరువు పెట్టడం రసాయన శాస్త్రవేత్తలకి తలకి మించిన భారం అయ్యింది. మూలకాల లక్షణాలలో గొప్ప వైవిధ్యం కనిపించింది. వాటి లక్షణాలలో ఒక అమరిక, క్రమం లోపించసాగింది. అసలు అన్ని మూలకాలు ఎందుకు ఉన్నాయి? కనుక్కోవలసినవి ఇంకెన్ని వున్నాయి? పదా? వందా? వెయ్యా? అనంతమా?

తెలిసిన మూలకాలలో ఒక క్రమాన్ని వెతకడం సహజమే. ఆ క్రమం ఏమిటో తెలిస్తే అప్పుడు అన్ని మూలకాలు ఎందుకు ఉన్నాయో అర్థమవుతుందేమో? అప్పుడు వాటి లక్షణాలలో అంత వైవిధ్యం ఎందుకు వుందో అర్థం అవుతుందేమో?

మూలకాలలో అంతర్లీనంగా ఉన్న క్రమం యొక్క తొలి ఆనవాళ్లు పసిగట్టినవాడు యోహాన్ వొల్ఫ్గాంగ్ డోబ్రైనర్ (1780-1849). 1829 లో అతడు బ్రోమిన్‌ని పరిశీలించసాగాడు. ఈ మూలకం అంతకు మూడేళ్ల క్రితమే ఆంత్వాన్ జెరోమ్ బలార్ (1802-1876) అనే ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త చేత కనుక్కోబడింది. లక్షణాలలో బ్రోమిన్ సరిగ్గా క్లోరిన్‌కి, అయొడిన్‌కి మధ్యస్థంగా ఉండడం డోబ్రైనర్ గమనించాడు. అయొడిన్‌ని బెర్నర్ కూర్ట్వా (1777-1833) అనే మరో ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త కనుక్కున్నాడు. క్లోరిన్, బ్రోమిన్, అయొడినలలో రంగు, చర్యశీలత

మొదలైన లక్షణాలలో ఓ చక్కని వరుసక్రమం కనిపించడమే కాకుండా, బ్రోమిన్ పరమాణు భారం సరిగ్గా క్లోరిన్, అయొడిన్‌లకి మధ్యస్థంగా ఉండడం గమనార్హం. ఇది కేవలం కాకతాళీయం అనుకోవాలా?

అదే విధంగా మూలకాలని అధ్యయనం చేస్తూ పోయిన డోబ్రైనర్ అలాగే లక్షణాలలో చక్కని వరుసక్రమం గల మూడేసి మూలకాలు గల రెండు గుంపులని కనుక్కున్నాడు. 1) కాల్షియమ్, స్ట్రాంషియమ్, బేరియమ్, 2) సల్ఫర్, సిలీనియమ్, టెలూరియమ్. ఈ రెండు గుంపులలోను మధ్యలో వున్న మూలకం యొక్క పరమాణుభారం మిగతా రెండు మూలకాల పరమాణుభారాలకి మధ్యలో వుంది. ఇదీ కాకతాళీయమేనా?

డోబ్రైనర్ ఈ గుంపులని "త్రికాలు" (triads) అంటాడు. ఇలాంటి గుంపుల కోసం మరింత గాలించినా ఫలితం లేకపోయింది. అప్పటికి తెలిసిన మూలకాలలో 5/6 వంతు మూలకాలని ఏ రకమైన త్రికాలుగాను ఏర్పాటు చెయ్యలేకపోవడం చూసి డోబ్రైనర్ కనుక్కున్న త్రికాలు కేవలం కాకతాళీయాలు అని రసాయనిక శాస్త్రవేత్తలు భావించసాగారు. పైగా డోబ్రైనర్ త్రికాలలో పరమాణుభారాలు ఇతర లక్షణాలతో పాటు చక్కగా ఒక క్రమంలో ఇమిడే తీరు ఇతర రసాయనిక శాస్త్రవేత్తలకి అంత నమ్మశక్యంగా అనిపించలేదు. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు మొదటి భాగంలో పరమాణు భారాలని తక్కువ అంచనా వేసేవారు. రసాయనిక లెక్కలలో పరమాణు భారాలని ఉపయోగించేవారు కాని, మూలకాలని ఒక వరుస క్రమంలో అమర్చడానికి ఆ విలువలని వాడాలని అంతవరకు ఎవరికీ అనిపించలేదు.

అంతేకాక రసాయనిక లెక్కలు చెయ్యడానికి అసలు పరమాణు భారాలు నిజంగా ఉపయోగపడుతున్నాయా లేదో కూడా కాస్త సందేహమే. కొందరు రసాయనిక శాస్త్రవేత్తలు పరమాణు భారానికి (atomic weight) అణుభారానికి (molecualar weight) మధ్య తేడా గమనించేవారు కారు. అలాగే మరి కొందరు పరమాణు భారానికి తుల్యభారానికి (equivalent weight) మధ్య తేడా గుర్తించేవారు కారు. ఉదాహరణకి ఆక్సిజన్ యొక్క తుల్యభారం 8 అయితే, పరమాణు భారం 16, అణుభారం 32. రసాయనిక లెక్కలలో తుల్యభారం చాలా వీలుగా తోచేది. అందుకు దాన్నే విరివిగా వాడేవారు. కనుక మూలకాల క్రమంలో ఆక్సిజన్ స్థానాన్ని నిర్ణయించేందుకు గాను దాని పరమాణు భారాన్ని (16) ఎందుకు వాడాలో ఎవరికీ అర్థమయ్యేది కాదు.

తుల్యభారం, పరమాణు భారం, అణుభారం - ఈ విలువల అవగాహనలో

ఏర్పడ్డ అయోమయ పరిస్థితి మూలకాల వరుసక్రమాన్ని అర్థం చేసుకునే ప్రయత్నం మీదే కాక, అసలు మొత్తం రసాయన శాస్త్రం మీదే దాని కల్లోలపు ప్రభావాన్ని విస్తరింపజేసింది. మూలకాల తుల్యభారాల విషయంలో తలెత్తిన విభేదాలు, ఒక అణువులో ఎన్ని పరమాణువులు ఉంటాయి అన్న విషయంలో వివాదాలకి దారితీశాయి.

నిర్మాణ సూత్రాలకి దారి తీసిన తన పరిశోధనలని ప్రచురించిన తరువాత కేకులే ఓ ముఖ్యమైన హెచ్చరిక చేశాడు. రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ముందు ప్రయోగవేద్య (empirical formulas) సూత్రాల విషయంలో ఒక ఏకాభిప్రాయానికి రాకపోతే ఈ నిర్మాణ సూత్రాలు ఎందుకూ పనికిరావు అన్నాడు. ఈ ముఖ్యమైన అంశాన్ని చర్చించడానికి యూరప్ లోని రసాయన శాస్త్రవేత్తలు అంతా సమావేశం కావాలి అన్నాడు. అందుకు స్పందనగా చరిత్రలోనే మొట్టమొదటి అంతర్జాతీయ వైజ్ఞానిక సమావేశం జరిగింది. దాని పేరు ప్రథమ అంతర్జాతీయ రసాయనిక సమావేశం (First International Chemical Congress). 1860లో జర్మనీలోని కార్ల్స్రుహే నగరంలో ఆ సమావేశం జరిగింది.

ఆ సమావేశంలో నూట నలభై మంది సభ్యులు హాజరు అయ్యారు. వారిలో ఇటాలియన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త స్టానిస్లావ్ కానిత్సారో (1826–1910) కూడా వున్నాడు. రెండేళ్ల క్రితమే ఈ కానిత్సారో తన స్వదేశీయుడైన అవొగాడ్రో పరిశోధనల గురించి తెలుసుకున్నాడు. అవొగాడ్రో ప్రతిపాదన ఉపయోగించి ముఖ్యమైన వాయు మూలకాల విషయంలో అణుభారానికి, పరమాణు భారానికి మధ్య తేడా ఎలా గుర్తించవచ్చో అర్థం చేసుకున్నాడు. అలాంటి విచక్షణ సహాయంతో మూలకాల అణుభారాల సమస్యని ఎలా పరిష్కరించవచ్చో తెలుసుకున్నాడు. అలాగే అణుభారానికి, తుల్యభారానికి మధ్య తేడా గుర్తించడం కూడా ఎంత ముఖ్యమో అతడు తెలుసుకున్నాడు.

ఈ విషయం మీద కానిత్సారో ఆ సమావేశంలో గట్టిగా బల్లగుద్ది ప్రసంగించాడు. ప్రసంగం తరువాత తన పరిశోధనలని మరింత వివరంగా వర్ణించే పరిశోధనా పత్రం యొక్క ప్రతులని సమావేశంలో నలుగురికీ పంచాడు. తన ప్రయాసకి ఫలితంగా నెమ్మదిగా రసాయనిక ప్రపంచం అతడి భావాల దిశగా మొగ్గు చూపింది. అప్పటి నుండి అణుభారాల విషయంలో స్పష్టత ఏర్పడింది. బెర్జీలియస్ ప్రచురించిన అణుభారాల పట్టిక యొక్క ప్రాముఖ్యత అందరికీ అర్థమయ్యింది.

కర్బన రసాయన చరిత్రలో ఈ సమావేశం ఒక మైలు రాయి అనుకోవాలి. ఈ

పరిణామంతో ప్రయోగవేద్య సూత్రాలని అందరూ ఒప్పుకునే పరిస్థితి ఏర్పడింది. ప్రయోగవేద్య సూత్రాలు కుదురుకున్నాక వాటిని ఉపయోగించి నిర్మాణ సుత్రాలని రూపొందించడానికి వీలయ్యింది. ఆ నిర్మాణ సూత్రాలని కూడా ముందు రెండు మితులు గల సమతలంలోను, తరువాత త్రిమితీయ ఆకాశంలోను రూపొందించడానికి వీలయ్యింది. ఈ రకమైన రూపకల్పనకి కొన్ని ఉదాహరణలు కిందటి అధ్యాయంలో ఇవ్వబడ్డాయి.

అకర్బన రసాయన శాస్త్రంలో కూడా ఈ పరిణామాలకి ఎన్నో సత్ఫలితాలు కనిపించాయి. ఇప్పుడు మూలకాలని ఒక హేతుబద్ధమైన క్రమంలో, పెరుగుతున్న పరమాణు భారపు క్రమంలో, ఏర్పాటు చెయ్యడానికి వీలయ్యింది. అది జరిగాక రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఆ పట్టికని ఓ నవీన దృక్పథంతో చూడడం మొదలెట్టారు.

మూలకాల అమరిక

1864 లో ఇంగ్లీష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జాన్ అలెగ్జాండర్ రెయినా న్యూలాండ్స్ (1837–1898) ఉన్న మూలకాలు అన్నిటినీ పరమాణు భారాల ఆరోహణా క్రమంలో అమర్చాడు. అలా అమర్చాక చూస్తే మూలకాల లక్షణాలు కనీసం పాక్షికంగానైనా ఒక క్రమంలో ఏర్పడడం కనిపించింది. మూలకాలు అన్నిటినీ ఏడేసి గడులు ఉన్న నిలువు గడులలో అమర్చితే, ఒకే పోలికలో ఉండే మూలకాలు ఒకే అడ్డుగడిలో ఉండడం కనిపించింది. ఆ విధంగా పొటాషియమ్ సోడియమ్ పక్కన చేరింది. సల్ఫర్ ఉండే అడ్డుగడిలోనే సిలీనియమ్ కూడా చేరింది. కాల్షియమ్ మెగ్నీషియమ్ పక్కన చేరింది. లోగడ డోబ్రైనర్ గుర్తుపట్టిన మూడు త్రికాలు కూడా ఈ అడ్డుగడులలోనే చేరడం కనిపించింది.

న్యూలాండ్స్ ఈ క్రమానికి "సప్తపదుల నియమం" (Law of Octaves) అని పేరు పెట్టాడు. (సంగీతంలో ఎలాగైతే స, రి, గ, మ, ప, ద, ని తరువాత మళ్లీ "స"

	No.		No.		No.		No.		No.		No.		No.		No.
H	1	F	8	Cl	15	Co & Ni	22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt & Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Os	51
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba & V	45	Hg	52
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	25	Ce & La	33	U	40	Ta	46	Tl	53
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Pb	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di & Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro & Ru	35	Te	43	Au	49	Th	56

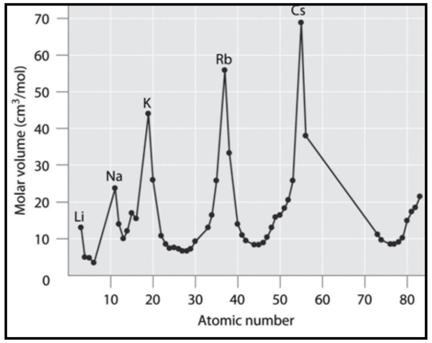
న్యూలాండ్స్ నిర్మించిన మూలకాల పట్టిక

వస్తుందో, అంటే సప్తస్వరాలు మళ్లీ మళ్లీ ఎలా వస్తుంటాయో, అదే విధంగా మూలకాల క్రమంలో ప్రతీ ఎనిమిదవ మూలకం మళ్లీ మొదటి మూలకాన్ని పోలి వుంటుందన్న భావన ఇది.) అయితే దురదృష్టవశాత్తు ఈ పట్టికలో కొన్ని అడ్డ వరుసలలో బాగా పోలికలు ఉన్న మూలకాలు ఉన్నా, కొన్ని వరుసలలో బాగా వైవిధ్యం ఉన్న మూలకాలు కూడా ఉన్నాయి. న్యూలాండ్స్ ఎత్తి చూపుతున్న పోలికలు కేవలం కాకతాళీయాలు అని కొందరు రసాయన శాస్త్రవేత్తలకి అనిపించింది. అందుచేత న్యూలాండ్స్ కి తన పరిశోధనలని ప్రచురించడానికి సాధ్యం కాలేదు.

రెండేళ్ల తరువాత ఫ్రెంచ్ భౌగోళిక శాస్త్రవేత్త అలెగ్జాండ్ర్ ఎమీల్ బెగుయే ద చాంకుర్వా (1820–1886) కూడా మూలకాలని పరమాణు భారాల ఆరోహణా క్రమంలో ఏర్పాటు చేశాడు. అయితే ఇతడు మూలకాలని ఒక రకమైన స్తంభాకారపు గ్రాఫు (cylindrical graph) లో చిత్రించాడు. ఈ పట్టికలో కూడా మూలకాలు కొన్ని నిలువు గడులలో అమరాయి. అతడు తన పరిశోధనలని ప్రచురించగలిగాడు గాని ఆ గ్రాఫుని ప్రచురించలేకపోయాడు. ఇతడి పరిశోధనని కూడా ఎవరూ పెద్దగా పట్టించుకోలేదు.

జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జూలియస్ లోథార్ మెయర్ (1830–1895) మరి కాస్త ముందుకు వెళ్లాడు. మెయర్ నియత బరువులు ఉన్న, వివిధ మూలకాలతో చెయ్యబడ్డ వస్తువులని తీసుకున్నాడు. ఆ వస్తువుల ఘనపరిమాణాలని కొలిచాడు. ప్రతీ వస్తువులోను ఆ మూలకం యొక్క పరమాణువుల సంఖ్య ఒకేలా ఉండేలా పరిస్థితులు ఏర్పాటు చేశాడు. వస్తువులన్నిటిలోను పరమాణువుల సంఖ్య ఒక్కటే కనుక, వాటి ఘనపరిమాణాలలో తేడా వాటిలోని పరమాణువుల ఘనపరిమాణం వల్లనే వస్తోంది. అంటే వస్తువుల ఘనపరిమాణాల మధ్య నిష్పత్తి వాటిలోని పరమాణువుల ఘనపరిమాణాల మధ్య నిష్పత్తితో సమానం అని వాదించాడు మెయర్. అలా కొలిచిన రాశికి “పరమాణు ఘనపరిమాణం” (atomic size) అని పేరు పెట్టాడు.

మూలకాల “పరమాణు ఘనపరిమాణాల”ని వాటి పరమాణు భారాలకి వ్యతిరేకంగా ఓ గ్రాఫు రూపంలో చిత్రిస్తే లయబద్ధంగా పడి లేచే రేఖ కనిపించింది. ఆల్కలీ లోహాల (సోడియమ్, పొటాషియమ్, రుబీడియమ్, సీషియమ్,) వద్ద ఆ గ్రాఫులో గరిష్ఠ స్థానాలు కనిపించాయి. ఆ రేఖలో గరిష్ఠ స్థానాలు పదే పదే వస్తుంటాయి కనుక రెండు గరిష్ఠ స్థానాల మధ్య తేడాని మూలకాల పట్టికలో ఒక “ఆవృత్తి” (period) గా పరిగణించడం సహజంగా తోచింది. ప్రతీ ఆవృత్తిలోను పరమాణు



ఘనపరిమాణమే కాకుండా, మరెన్నో ఇతర రసాయన లక్షణాలు కూడా, లయబద్ధంగా మారడం కనిపించింది.

మూలకాలలో మొదటిదైన హైడ్రోజన్ (దాని పరమాణు భారం అన్నిటి కన్నా తక్కువ) ఒక ప్రత్యేక మూలకంలా అనిపించింది. ఒక మొత్తం ఆవృత్తిని ఈ ఒక్క మూలకానికే కేటాయించారు. అంటే మొదటి ఆవృత్తిలో ఒక్క హైడ్రోజన్ మాత్రమే ఉంటుంది అన్నమాట. మెయర్ పట్టికలో న్యూలాండ్ పట్టికలో ఉన్నట్టే రెండవ, మూడవ ఆవృత్తులలో ఏడేసి మూలకాలు ఉన్నాయి. కాని ఆ తరువాత వచ్చిన రెండు ఆవృత్తులలో ఏడు కన్నా ఎక్కువ మూలకాలు ఉండడం కనిపించింది. ఇక్కడే న్యూలాండ్ ఎక్కడ పొరబడ్డాడో స్పష్టంగా కనిపించింది. “సప్తపదుల నియమం” మొత్తం మూలకాల పట్టిక అంతా వర్తిస్తుందని అనుకోవడం పొరపాటు. తరువాత వచ్చే ఆవృత్తులు తొలి ఆవృత్తుల కన్నా దీర్ఘమైనవి.

మెయర్ తన పరిశోధనలని 1870 లో ప్రచురించాడు. కాని అప్పటికే అతడు ఆలస్యం చేశాడు. అంతకు ముందు సంవత్సరమే రష్యన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త డిమిత్రీ ఇవనోవిచ్ మెండెలేవ్ (1834–1907) కూడా స్వతంత్రంగా పరిశోధనలు జరిపి మూలకాల ఆవృత్తులలో పొడవులో తేడాలు ఉన్నట్టు గుర్తించాడు. అలా తన సొంత పట్టిక ఏర్పాటు చేసి దాని పర్యవసానాలని సంచలనాత్మకంగా ప్రకటించాడు.

విశేషం ఏంటంటే కార్ల్స్రూహే సమావేశానికి మెండెలేవ్ కూడా హాజరు అయ్యాడు. అప్పటికి అతడు ఇంకా ఉన్నత చదువులు చదువుకునే విద్యార్థి. పరమాణు భారాల గురించి కానిత్సారో చేసిన ప్రసంగం విన్నాడు. తిరిగి రష్యాకి వెళ్లాక తను కూడా పరమాణు భారాల ఆరోహణా క్రమంలో మూలకాల పట్టికని అధ్యయనం చెయ్యడం మొదలెట్టాడు.

సంయోజకత (valence) దృష్టితో సమస్యని చూడడం మొదలెట్టాడు మెండెలేవ్. మూలకాల తొలి పట్టికలలో సంయోజతకత క్రమబద్ధంగా పెరగడం గుర్తించాడు. హైడ్రోజన్ సంయోజకత 1, లిథియమ్‌కి 1, బెరిలియమ్‌కి 2, బోరాన్‌కి 3, కార్బన్‌కి 4, నైట్రోజన్‌కి 3, సల్ఫర్‌కి 2, ఫ్లోరిన్‌కి 1, సోడియమ్‌కి 1, మెగ్నీషియమ్‌కి 2, అలూమినమ్‌కి 3, సిలికాన్‌కి 4, ఫాస్ఫరస్‌కి 3, ఆక్సిజన్‌కి 2, క్లోరిన్‌కి 1 – ఇలా

వున్నాయి వివిధ మూలకాల సంయోజకతలు.

అణుభారాల ఆరోహణా క్రమంలో మూలకాలని పరిశీలిస్తే వాటి సంయోజకత లయబద్ధంగా పెరుగుతూ తరుగుతూ వస్తోంది. మొదటి ఆవృత్తిలో హైడ్రోజన్ ఒంటరిగా ఉంది. తరువాత ఏడేసి మూలకాలు గల రెండు ఆవృత్తులు. తరువాత ఏడు కన్నా ఎక్కువ పొడవు ఉన్న ఆవృత్తులు. మెండెలేవ్ తన వద్ద ఉన్న సమాచారంతో, తనకి ముందు మెయర్ మరియు బెగుయే ద చాంకూర్ట్వా లు చేసినట్టుగా, కేవలం గ్రాఫులు గియ్యకుండా, న్యూలాండ్స్ చేసినట్టుగా పట్టికలు తయారు చేశాడు.

అలా తయారైన "మూలకాల ఆవర్తన పట్టిక" గ్రాఫు కన్నా మరింత స్పష్టంగా, మరింత విజ్ఞాన దాయకంగా కనిపించింది. ఆవృత్తులు అన్నీ ఒకే పొడవు గలవై ఉండాలని న్యూలాండ్ అనుకున్నట్టుగా మెండెలేవ్ పొరబాటు చెయ్యలేదు.

మెండెలేవ్ తన పట్టికని 1869 లో ప్రచురించాడు. అది మెయర్ తన ఫలితాలని ప్రచురించిన దానికి ముందు సంవత్సరం. అయితే ఆవర్తన పట్టికని ఆవిష్కరించిన ఘనతలో అధికశాతం మెండెలేవ్ కే దక్కడానికి కేవలం అతడు తన ఫలితాలని కాస్త ముందు ప్రచురించడం మాత్రమే కాదు. మెండెలేవ్ తన పట్టికని చాలా తెలివిగా వాడుకున్నాడు.

Mendeleev's Periodic Table of 1871[1]

	I --- R_20	II --- RO	III --- R_2O_3	IV RH_4 RO_2	V RH_3 R_2O_3	VI RH_2 RO_3	VII RH R_2O_7	VIII --- RO_4
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni,Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh. Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? Di 138	? Ce 140	?	?	?	?, ?, ?, ?
9	?	?	?	?	?	?	?	
10	?	?	? Er 178	?? La 180	Ta 182	W 184	?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	?	?	
12	?	?	?	Th 231	?	U 240	?	

మెండెలేవ్ ప్రచురించిన ఆవర్తన పట్టిక

ప్రతీ నిలువు గడిలోను ఒకే సంయోజకత గల మూలకాలు ఉండాలనే నియమాన్ని తృప్తిపరచడానికి గాను మెండెలేవ్ కొన్ని చోట్ల కాస్త ఎక్కువ పరమాణు భారం గల మూలకాన్ని అంత కన్నా తక్కువ పరమాణుభారం గల మూలకం కన్నా ముందుకు తెచ్చి పెట్టాడు. ఆ విధంగా టెలీరియమ్ (పరమాణు భారం 127.6, సంయోజకత 2) అయొడిన్ (పరమాణు భారం 126.9, సంయోజకత 1) కన్నా ముందుకి వచ్చింది. అలా చెయ్యడం వల్ల టెలీరియమ్ సంయోజత 2 గల నిలువు గడిలో చేరుతుంది. అయొడిన్ సంయోజకత 1 గల నిలువు గడిలో చేరుతుంది.

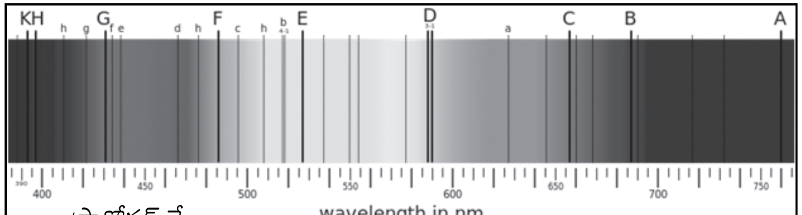
ఇది చాలనట్టు పట్టికలో కొన్ని చోట్ల ఏకంగా ఖాళీలు వదిలేశాడు మెండెలేవ్. అలాంటి ఖాళీలు పట్టికలో దోషాలకి సంకేతాలుగా ఒప్పుకోకపోగా, ఆ ఖాళీలు అప్పటికి ఇంకా తెలియని మూలకాలకి చిహ్నాలని సూచించాడు.

1871 లో మెండెలేవ్ అలాంటి మూడు ఖాళీలని సూచించాడు. అవి ఆ ఏడు కొత్తగా ప్రచురితమైన మూలకాల పట్టికలో బోరాన్, అలూమినమ్, సిలికాన్ మూలకాల పక్కన ఉన్నాయి. ఆ ఖాళీలని పూరించాల్సిన కొత్త, అజ్ఞాత మూలకాలకి పేర్లు కూడా పెట్టాడు. చిత్రం ఏంటంటే రష్యన్ అయిన మెండెలేవ్ ఆ పేర్లలో సంస్కృత శబ్దాలు వాడాడు. ఆ కొత్త మూలకాలకి "ఏక బోరాన్", ("ఏక" అంటే సంస్కృతంలో "ఒకటి"!), "ఏక-అలూమినమ్, " "ఏక-సిలికాన్" అని పేర్లు పెట్టాడు. ఖాళీలకి పైన కింద ఉండే మూలకాల లక్షణాలని బట్టి, ఆ అజ్ఞాత మూలకాల లక్షణాలు ఎలా ఉండాలో కూడా ఊహించి చెప్పాడు. ఆ విధంగా మెండెలేవ్ డోబ్రైనర్ ఆరంభించిన బాటకి అంతాన్ని చేరుకున్నాడు.

కుర్రాడైన మెండెలేవ్ సాధించిన ఫలితాలని నమ్మాలో లేదో తెలియక వైజ్ఞానిక ప్రపంచం మొదట్లో కాస్త తటపటాయించింది. కాని మెండెలేవ్ చేసిన విప్లవాత్మకమైన ప్రకటనలు త్వరలోనే ప్రయోగాల చేత నిరూపించబడ్డాయి. ఓ కొత్త రసాయనిక పరికరం సహాయంతో ఆ నిరూపణ సాధ్యమయ్యింది. ఆ పరికరం పేరు వర్ణమానిని (spectroscope).

ఖాళీలని పూరించడం

1814 లో జోసెఫ్ ఫాన్ ఫ్రౌనోఫర్ (1786-1821) అనే ఓ జర్మన్ కళ్లజోళ్ల నిపుణుడు తను తయారు చేసే అద్భుతమైన పట్టకాలని (prisms) పరీక్షిస్తున్నాడు. ఓ సన్నని చీలిక (slit) లోంచి ముందు కాంతిని పోనిచ్చాడు. తరువాత ఆ కాంతిని త్రికోణాకారపు గాజు పట్టకాల లోంచి పోనిచ్చాడు. పట్టకం లోంచి బయటికి వచ్చిన



ఫ్రాన్హోఫర్ రేఖలు

కాంతిలో పలు రంగుల చారలు కనిపించాయి. అయితే ఆ రంగు చారల మధ్య కొన్ని నల్లని గీతలు కూడా కనిపించాయి. సుమారు ఆరు వందలకి పైగా ఆ నల్లని గీతలు ఉన్నట్టు అతడు లెక్కించాడు. ఆ గీతల స్థానాలు కూడా జాగ్రత్తగా కొలిచాడు.

ఆ గీతల నుండి తదనంతరం అసాధారణమైన సమాచారాన్ని రాబట్టడానికి వీలయ్యింది. ఆ ప్రయత్నం 1850 ల జరిగింది. జర్మన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త గస్టావ్ రాబర్ట్ కిర్ఛాఫ్ (1824–1887) జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త రాబర్ట్ విల్హెల్మ్ బున్సెన్ తో (1811–1899) కలిసి కృషి చేస్తూ ఈ ఫలితాలని సాధించాడు.

బున్సెన్ బర్నర్

వాళ్లు వినియోగించిన కాంతి మూలం (light source) ఒక బున్సెన్ బర్నర్. బున్సెన్ కనిపెట్టిన ఈ దీపం గురించి రసాయన శాస్త్రంలో తొలిప్రయోగాలు చేసే ప్రతీ విద్యార్థికి తెలుసు. ఈ దీపంలో ఒక జ్వలనీయ వాయువుని గాలితో కలపగా పుట్టిన మంటని వాడతారు. ఇందులో పుట్టే మంట బాగా వేడిగా ఎక్కువగా కాంతి లేనిదై ఉంటుంది. కిర్ఛాఫ్ అందులో వివిధ రసాయనాలకి చెందిన స్ఫటికాలు ఉంచాడు. అప్పుడా రసాయనం కొన్ని ప్రత్యేక రంగులు గల కాంతిని వెలువరిస్తూ మండేది. రసాయనాలని మండించగా పుట్టిన కాంతిని పట్టకం లోంచి పోనిచ్చినప్పుడు అది కొన్ని కాంతి చారలుగా విడిపోయేది.

ఒక మూలకాన్ని, అది మండి కాంతిని వెలువరించే స్థాయికి వచ్చిన వరకు వేడి చేస్తే, అందులోంచి పుట్టిన కాంతి చారలు ఆ మూలకానికి మాత్రమే ప్రత్యేకమైనవై ఉంటాయని నిరూపించాడు కిర్ఛాఫ్. అంటే ప్రతీ మూలకం నుండి ఆ మాలకానికే విలక్షణమైన కాంతి చారలు పుడతాయి అన్నమాట. ఆ విధంగా ప్రతీ మూలకం నుండి వేడి చేయగా పుట్టిన కాంతిని బట్టి ఆ మూలకం యొక్క “వేలి ముద్రలని”

కొలవడం మొదలెట్టాడు కిర్ఛాఫ్. ఆ విధంగా ఒక సారి మూలకాల “వేలి ముద్రలని” కనుక్కున్నాక, ఏదైనా కొత్త స్ఫటికని పరీక్షించినప్పుడు దాని కాంతి చారల బట్టి అందులో ఏ మూలకం వుందో గుర్తించడానికి వీలయ్యింది. ఆ విధంగా మూలకాల విశ్లేషణ కోసం రూపొందిన పద్ధతిని, పరికరాన్ని వర్ణమానిని (spectroscope) అంటారు. అది ప్రదర్శించే కాంతి చారల విన్యాసాన్ని వర్ణపటం (spectrum) అంటారు.

పరమాణువులో జరిగే కొన్ని సంఘటనల వల్ల కాంతి పుడుతుందని మనకి ఇప్పుడు తెలుసు. ఒక్కొక్క పరమాణువులోను ఒక్కొక్క రకమైన సంఘటనలు జరుగుతాయి. కనుక ప్రతీ మూలకం కొన్ని ప్రత్యేక “తరంగ దైర్ఘ్యాల” (wavelengths) వద్ద మాత్రమే కాంతిని వెలువరిస్తుంది.

కాంతిని వాయువుల ద్వార ప్రసారం చేసినప్పుడు, వాయువు యొక్క పరమాణువులలో పైన చెప్పుకున్న సంఘటనలు వ్యతిరేక దిశలో జరిగేలా చెయ్యవచ్చు. పైన చెప్పుకున్న సందర్భంలో పదార్థం నుండి కాంతి వెలువరించబడితే, ఈ సారి కొన్ని తరంగ దైర్ఘ్యాల వద్ద కాంతి ఆ వాయువు చేతలోనికి గ్రహించబడుతుంది (absorption). ఇంకా ఆసక్తికరమైన విషయం ఏంటంటే రెండు సందర్భాలలోను జరిగే సంఘటనలు ఒక్కటే కనుక (ఒక దాంట్లో సంఘటనలు ఒక దిశలో జరిగితే, రెండవ దాంట్లో సంఘటనలు వ్యతిరేక దిశలో జరుగుతాయి), ఒక సందర్భంలో వాయువులు లోనికి ఏఏ తరంగ దైర్ఘ్యాల వద్ద కాంతిని లోనికి గ్రహిస్తాయో, మరో సందర్భంలో వాయువులు అవే తరంగ దైర్ఘ్యాల వద్ద కాంతిని వెలువరిస్తాయి.

పై విశ్లేషణని సూర్య కాంతికి వర్తింపజేస్తే కొన్ని ఆసక్తికరమైన విషయాలు బయటపడ్డాయి. సూర్యకాంతి వర్ణపటంలో కూడా నల్లని చారలు కనిపించాయి. సూర్యుడు ఉపరితలం వద్ద వుండే వాయువులు కొన్ని ప్రత్యేక తరంగదైర్ఘ్యాల వద్ద కాంతిని లోనికి గ్రహిస్తాయి. కనుక సూర్య కాంతిలో ఆ తరంగ దైర్ఘ్యాల వద్ద కాంతి లోపిస్తుంది. ఆ కాంతికి చెందినవే వర్ణపటంలో కనిపించే నల్లని చారలు. వర్ణపటంలో ఆ నల్లని చారల స్థానాల బట్టి సూర్యుడి ఉపరితలం మీద ఉండే వాయువుల గురించి తెలుసుకోడానికి వీలయ్యింది.

వర్ణమానినితో పరిశీలనలు జరిపి సూర్యుడిలో ఉండే మూలకాలు (అలాగే ఇతర తారలలోని మూలకాలే కాక, తారల మధ్య తారాంతర ధూళిలో ఉండే మూలకాలు కూడా) ఇక్కడ భూమిలో ఉండే మూలకాలు ఒక్కటేనని తెలుసుకోడానికి వీలయ్యింది. ఈ పరిశీలనలు అనాదిగా వస్తున్న అరిస్టాటిల్ భావాలని పటాపంచలు

చేశాయి. ఖగోళ వస్తువులలో ఉండే పదార్థాలు, భూమిలో ఉండే పదార్థాలు పూర్తిగా వేరని చెప్పే అరిస్టాటిల్ సిద్ధాంతాలు తప్పని తెలిసింది.

కొత్త మూలకాలని కనిపెట్టడానికి ఈ వర్ణమానిని ఓ అధునాతనమైన, శక్తివంతమైన పరికరంగా పరిణమించింది. ఒక రసయనాన్నో, ఖనిజాన్నో మండించినపుడు పుట్టే వర్ణపటం అంతవరకు తెలిసిన ఇతర వర్ణపటాలతో పోలనప్పుడు, ఆ వర్ణపటం ఏదో కొత్త పదార్థానికి చెందినది అని అనుకోవలసి ఉంటుంది.

ఈ కొత్త విధానాన్ని ఉపయోగించి బున్సెన్, కిర్షాఫ్ లు 1860 లో ఓ కొత్త మూలకం కోసం వెతుకుతూ కొన్ని పదార్థాలని పరీక్షించారు. చివరికి ఆ మూలకాన్ని కనుక్కున్నారు. అదొక ఆల్కలీ లోహం అని తేల్చారు. ఆ లోహానికి సోడియమ్, పొటాషియమ్ లని పోలిన లక్షణాలు ఉన్నాయని తెలుసుకున్నారు. దానికి సీషియమ్ (cesium) అని పేరు పెట్టారు. లాటిన్ లో ఆ పదానికి అర్థం "ఆకాశ నీలం." సీషియమ్ యొక్క వర్ణపటంలో ఆ రంగు వద్ద చార చాలా ప్రస్ఫుటంగా కనిపిస్తుంది. 1861 లో ఇదే విధంగా మళ్లీ కృషి చేసి మరో ఆల్కలీ లోహాన్ని కనుక్కున్నారు. దీనికి రుబీడియమ్ (rubidium) అని పేరు పెట్టారు. లాటిన్ లో "ఎరుపు" అన్న అర్థంగల పదం నుండి ఈ పదం వచ్చింది. దాని వర్ణపటంలో ఎర్ర చార స్ఫుటంగా కనిపిస్తుంది.

ఈ కొత్త అద్భుత పరికరాన్ని ఇతర రసాయన శాస్త్రవేత్తలు కూడా వాడడం మొదలెట్టారు. అలాంటి వారిలో ఒకడు ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త పాల్ ఎమీల్ లకాక్ ద బ్వాబౌద్రాన్ (1838–1912). ఇతగాడు తను ఉండే "పిరినీ" అనబడే ఫ్రెంచ్ ప్రాంతంలో దొరికే స్థానిక ఖనిజాలని పదిహేనేళ్లుగా వర్ణమానినితో పరిశీలిస్తూ వస్తున్నాడు. 1875 లో అతడు కొన్ని ఖనిజాలలో కొత్త వర్ణ రేఖలు కనుక్కున్నాడు. జింక్ వున్న ముడి పదార్థంలో అతడికి ఓ కొత్త మూలకం దొరికింది. దానికి గాలియమ్ (gallium) అని పేరు పెట్టాడు. ఈ పదం ఫ్రాన్స్ యొక్క సాంప్రదాయక నామం అయిన Gaul నుండి వచ్చింది.

కొంత కాలం తరువాత "ద బ్వాబౌద్రాన్" తగు మోతాదులో గాలియమ్ ని శుద్ధి చేసి దాని లక్షణాలని పరీక్షించాడు. ఈ పరిశోధనల మీద అతడు రాసిన నివేదిక తరువాత మెండెలేవ్ చేతిలో పడింది. గాలియమ్ అంటే మరేదో కాదని, తాను లోగడ ముద్దుగా "ఏక-అలూమినమ్" అని పేరు పెట్టిన మూలకం ఇదేనని మెండెలేవ్ వెంటనే గుర్తించాడు. మరిన్ని లోతైన పరీక్షలు జరిపిన మీదట ఆ సంగతి నిజమేనని తేలింది. మెండెలేవ్ ఊహించి చెప్పిన ఏక-అలూమినమ్ యొక్క లక్షణాలు

గాలియమ్ లక్షణాలతో చక్కగా సరిపోయాయి.

మెండెలేవ్ జోస్యం చెప్పి నిర్ణయించిన మరి రెండు మూలకాలని సాంప్రదాయక పద్ధతులతోనే కనుక్కోవడం జరిగింది. 1879 లో స్వీడిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త లార్స్ ఫ్రెడెరిక్ నిల్సన్ (1840–1899) ఓ కొత్త మూలకాన్ని కనుక్కున్నాడు. దానికి అతడు స్కాండియమ్ (స్కాండినావియా నుండి వచ్చిందీ పేరు) అని పేరు పెట్టాడు. దాని లక్షణాలు ప్రచురితం అయినప్పుడు స్వీడిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త పర్ థియోడోర్ క్లీవ్ (1840–1905) ఈ మూలకానికి లోగడ మెండెలేవ్ వర్ణించిన ఏక-బోరాన్ కి మధ్య పోలికని ఇట్టే గుర్తించాడు.

చివరికి 1886 లో జర్మన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త క్లెమెన్స్ అలెగ్జాండర్ వింక్లర్ (1838–1904) వెండి ముడి పదార్థాన్ని విశ్లేషిస్తూ అందులో వున్న తెలిసిన మూలకాల మొత్తం భారం ఆ పదార్థం యొక్క మొత్తం భారంలో 93% మాత్రమే వుందని గమనించాడు. మిగిలిన 7% పదార్థాన్ని విశ్లేషించగా అది జర్మానియమ్ అనే కొత్త మూలకం అని తేలింది. మాండెలేవ్ చెప్పిన ఏక-సిలికాన్ ఇదేనని తరువాత తేలింది.

ఆ విధంగా మూడు కొత్త మూలకాల ఉనికిని మెండెలేవ్ ఊహించి చెప్పిన పదిహేనేళ్ల లోపే ఆ మూడు మూలకాలని కనుక్కోవడం జరిగింది. ఆ మూడింటి లక్షణాలని మెండెలేవ్ ఎంతో కచ్చితంగా ముందే వర్ణించగలగడం విశేషం. నాటి నుండి ఆవర్తన పట్టిక లోని సత్యాన్ని గాని, దాని ప్రయోజకత్వాన్ని గాని ఎవరూ ప్రశ్నించలేదు.

కొత్త మూలకాల గుంపులు

మెండెలేవ్ రూపొందించిన వ్యవస్థ కొత్త మూలకాల ప్రవేశానికి వీలు కల్పించాల్సి వుంది. కొత్త మూలకాలు కూడా ఆవర్తన పట్టికలో తీరుగా ఒదిగిపోగలిగి నప్పుడే ఆ పట్టికకి పూర్తి ఆమోదం దొరుకుతుంది.

1794 లో యోహాన్ గాడొలిన్ (1760–1852) అనే ఫిన్నిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఓ ఖనిజంలో కొత్త లోహపు ఆక్సయిడ్ కనుక్కున్నాడు. ఆ ఖనిజపు శకలం అతడికి స్వీడెన్ లోని స్టాక్హోమ్ నగరం వద్ద యిటర్బీ అనే రాతిగని (quarry) లో దొరికింది. సిలికా, సున్నం, మెగ్నీషియా మొదలైన ఖనిజాల కన్నా ఇది భూమిలో (earth) మరింత అరుదుగా (rare) దొరుకుతుంది కనుక దీనికి rare earth అని పేరు కుదిరింది. అది దొరికిన ప్రాంతం బట్టి గాడొలిన్ ఈ కొత్త ఖనిజానికి యిట్రియా (yttria) అని పేరు పెట్టాడు. దాని నుండి తదనంతరం యిట్రియమ్ (yttrium)

అనే కొత్త మూలకాన్ని వెలికి తీయడానికి వీలయ్యింది. ఈ రేర్ ఎర్త్ ఖనిజాలని పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు నడిమి కాలంలో విస్తారంగా విశ్లేషించారు. వాటిలో ఏకంగా ఓ మొత్తం మూలకాల వర్గమే దాగి వున్నట్టు తెలిసింది. ఆ మూలకాలకి rare earth elements అని పేరు పెట్టారు. 1830, 1840 ల దరిదాపుల్లో స్వీడిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త కార్ల్ గస్టావ్ మోసాండర్ (1797–1858) నాలుగు రేర్ ఎర్త్ మూలకాలని కనుక్కున్నాడు. అవి లాంతనమ్ (lanthanum), ఎర్బియమ్ (erbium), టెర్బియమ్ (terbium), డిడీమియమ్ (didymium). నిజానికి ఇందులో ఐదు మూలకాలు ఉన్నాయి. 1885 లో ఆస్ట్రియన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త కార్ల్ ఆవర్ బారన్ ఫాన్ వెల్స్బాక్ (1858–1929) డిడీమియమ్ ని విశ్లేషించి అది నిజానికి రెండు మూలకాల సమ్మేళనం అని తెలుసుకున్నాడు. అవి – ప్రేసియోడిమియమ్ (praseodymium), నియోడిమియమ్ (neodymium). లకాక్ ద బ్వాబౌద్రాన్ కూడా మరి రెండు మూలకాలు కనుక్కున్నాడు. 1879 లో సమారియమ్‌ని (samarium), 1886లో డిస్ప్రోసియమ్ (dysprosium) ని అతడు కనుక్కున్నాడు. 1879లో క్లేవ్ రెండు మూలకాలు కనుక్కున్నాడు – అవి హోల్మియమ్ (holmium), తూలియమ్ (thulium). 1907 లో ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జార్జ్ అర్బెయిన్ (1872–1938) రేర్ ఎర్త్ మూలకమైన లుటీషియమ్ (lutetium) ని కనుక్కున్న నాటికి ఈ వర్గానికి చెందిన పద్నాలుగు మూలకాలు కనుక్కోబడ్డాయి.

రేర్ ఎర్త్ మూలకాల రసాయన లక్షణాలలో ఎంతో పోలిక ఉంటుంది. అన్నిటికి సంయోజకత విలువ 3. అందుచేత అవన్నీ ఆవర్తన పట్టికలో ఒకే నిలువ వరుసలో చేరుతాయని అని అనుకుంటాం. కాని అది సాధ్యం కాదు. పద్నాలుగు మూలకాలు పట్టేటంత పొడవైన నిలువు గడి ఆ పట్టికలో లేదు. పైగా ఆ పద్నాలుగు రేర్ ఎర్త్ మూలకాల పరమాణు భారం విలువలు చాలా దగ్గర దగ్గరిగా ఉంటాయి. అందుచేత కేవలం పరమాణు భారం దృష్ట్యా చూస్తే వాటన్నిటినీ ఒకే అడ్డువరుసలో (అంటే ఒక ఆ వృత్తిలో) పెట్టడం సమంజసం. కావాలంటే ఆరవ ఆవృత్తిలో, అది మిగతా ఆవృత్తుల కన్నా మరింత పొడవైనది అనుకుంటే, అక్కడ కొంచెం చోటు చేసి వీటిని కుదించే ప్రయత్నం చెయ్యాలి. రెండు, మూడు ఆవృత్తుల కన్నా నాలుగు, ఐదు ఆవృత్తులు మరింత పొడవైనవి అనుకున్నట్టే, నాలుగు, ఐదు ఆవృత్తుల కన్నా ఆరో ఆవృత్తి మరింత పొడవైనది అనుకోవడంలో తప్పులేకపోవచ్చు. ఏదేతేనేం, 1920 ల వరకు కూడా రేర్ ఎర్త్ మూలకాల రసాయన లక్షణాలలో పోలికలు ఎందుచేత ఏర్పడుతున్నాయో ఓ అర్థం కాని ప్రశ్నగానే మిగిలిపోయింది. అంత పెద్ద మూలకాల

వర్గానికి స్థానం కల్పించలేకపోవడం ఒక విధంగా ఆవర్తన పట్టిక యొక్క వైఫల్యాన్ని సూచిస్తున్నట్టు అయ్యింది.

మెండెలేవ్ కాలంలో ఎవరూ పసిగట్టని మరో మూలకాల వర్గం కూడా వుంది. కాని ఒక సారి వాటిని కనుక్కున్నాక వాటికి ఆవర్తన పట్టికలో స్థానాన్ని కల్పించడం పెద్ద కష్టం కాలేదు.

ఈ మూలకాల గురించిన విజ్ఞానం ఇంగ్లీష్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త జాన్ విలియమ్ స్ట్రట్ (లేదా లార్డ్ రాలీ) (1842–1919) చేసిన కృషితో అంకురించింది. 1880 లలో ఈ లార్డ్ రాలీ ఆక్సిజన్, హైడ్రోజన్, నైట్రోజన్‌ల పరమాణు భారాలని ఎంతో నిశితంగా కొలిచే ప్రయత్నం చేస్తున్నాడు. నైట్రోజన్ విషయంలో ఆ వాయువుని ఏ మూలం నుండి వెలికి తీశాం అన్న దాన్ని బట్టి నైట్రోజన్ పరమాణు భారం ఆధారపడుతోందని అతడు గుర్తించాడు. మట్టిలోని రసాయనాల నుండి తీసిన నైట్రోజన్ కన్నా గాల్లోంచి తీసిన నైట్రోజన్ యొక్క పరమాణు భారం కాస్త ఎక్కువగా ఉంది.

స్కాటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త విలియమ్ రామ్సే (1852–1916) ఈ సమస్య మీదకి తన దృష్టి మళ్లించాడు. గతంలో కావెండిష్ చేసిన ప్రయోగం ఒకటి అతడికి గుర్తొచ్చింది. ఆ ప్రయోగంలో అతడు గాల్లోంచి తీసిన నైట్రోజన్ ని ఆక్సిజన్ తో కలపడానికి ప్రయత్నించాడు. ఆ ప్రయోగాన్ని అంతా ఎప్పుడో మర్చిపోయారు. ఆ ప్రయోగంలో ఆఖరులో కాస్తంత వాయువు మిగిలిపోయింది. ఎంత ప్రయత్నించినా అది ఆక్సిజన్ తో కలియలేదు. అలా ఆఖరున మిగిలిన కాస్తంత వాయువు నైట్రోజన్ కాకపోవచ్చు. గాలి లోంచి తీసిన నైట్రోజన్‌లో మరేదో వాయువు ఒక మాలిన్యం (impurity) లా కలిసిపోయి ఉండొచ్చు. దాని సాంద్రత నైట్రోజన్ కన్నా కాస్త ఎక్కువై ఉండొచ్చు. అందుకే గాలి లోంచి తీసిన నైట్రోజన్ భూమి లోంచి తీసిన నైట్రోజన్ కన్నా కాస్త బరువు ఎక్కువై ఉండొచ్చు.

1894 లో రామ్సే లోగడ కావెండిష్ చేసిన ప్రయోగం మళ్లీ చేసి చూశాడు. కాని ఈ సారి చేసినప్పుడు కావెండిష్ వద్ద లేని ఓ విశ్లేషణా పరికరాన్ని (analytical instrument) వాడి చూశాడు. ప్రయోగం ఆఖరులో మిగిలిపోయిన వాయువుని వేడి చేసి దాని వర్ణపటాన్ని పరిశీలించాడు రామ్సే. ఆ వర్ణపటంలో కనిపించే ప్రముఖ రేఖలు అంతవరకు తెలిసిన ఏ మూలకంతోను సరిపోవడం లేదు. ఆ వాయువు ఏదో కొత్త వాయువు అన్నమాట. నైట్రోజన్ కన్నా దాని సాంద్రత కాస్త ఎక్కువ. వాయుమండలంలో అది 1% ఘనపరిమాణాన్ని ఆక్రమిస్తోంది. అది రసాయనికంగా జడంగా ఉంది. మరే ఇతర మూలకంతోను చర్య జరపడం లేదు. కనుక దానికి

ఆర్గాన్ (argon) అని పేరు పెట్టారు. ఆర్గాన్ అంటే గ్రీకులో "జడం" అని అర్థం.

ఆర్గాన్ పరమాణు భారం 40 కన్నా కాస్త తక్కువని తేలింది. అంటే అది ఆవర్తన పట్టికలో ఈ కింది మూలకాలు ఉన్న ప్రాంతాల్లో ఎక్కడో ఇమడాలి. ఆ మూలకాలు – సల్ఫర్ (పరమాణు భారం 32), క్లోరిన్ (పరమాణు భారం 35. 5), పొటాషియం (పరమాణు భారం 39), కాల్షియం (పరమాణు భారం 40 కన్నా కాస్త ఎక్కువ).

కేవలం ఆర్గాన్ యొక్క పరమాణు భారం బట్టి చూస్తే దాని స్థానం పొటాషియం కి, కాల్షియమ్ కి మధ్యన ఉండాలి. కాని పరమాణు భారం కన్నా సంయోజకత ముఖ్యం అని మెండెలేవ్ రూఢి చేశాడు. కాని మరి ఆర్గాన్ మరే ఇతర మూలకంతోను కలియడం లేదు. అందుచేత దాని సంయోజకత 0 అనుకోవాలి. ఇలాంటి మూలకానికి స్థానం ఏది?

సల్ఫర్ సంయోజకత 2, క్లోరిన్‌ది 1, పొటాషియమ్‌ది 1, కాల్షియమ్‌ది 2. ఆవర్తన పట్టికలో ఈ ప్రాంతంలో సంయోజకతల విలువలు వరుసగా ఇలా వున్నాయి – 2, 1, 1, 2. కనుక 0 సంయోజతక రెండు 1 ల మధ్య చక్కగా ఇముడుతుంది. ఇలా – 2, 1, 0, 1, 2. అందుచేత ఆర్గాన్‌ని క్లోరిన్‌కి పొటాషియమ్‌కి మధ్య ఉంచారు.

కాని ఆవర్తన పట్టికలో అంతర్లీనంగా ఉన్న తర్కాన్ని మనం ఈ సందర్భంలో కూడా అనుసరించినట్టయితే, ఆర్గాన్ ఒక ప్రత్యేక మూలకం కారాదు. అదొక మూలకాల వర్గానికి ప్రతినిధి కావాలి. అది 0 సంయోజకత గల జడవాయువుల (inert gases) కుటుంబంలో ఒకటి కావాలి. అలాంటి కుటుంబం సరిగ్గా 1 సంయోజకత గల హాలొజెన్‌లకి (క్లోరిన్, బ్రోమిన్ మొదలైనవి) ఆల్కలీ లోహాలకి (సోడియమ్, పొటాషియమ్ మొదలైనవి) మధ్యన ఇమడాలి.

రామ్సే అన్వేషణ ఆరంభించాడు. అమెరికాలో ఏదో యురేనియమ్ ఖనిజం నుండి కొన్ని వాయువులని వెలికి తీశారని (ఆ వాయువు నైట్రోజన్ అని ఆ రోజుల్లో తప్పుగా అనుకున్నారు) 1895 లో రామ్సే విన్నాడు. రామ్సే ఆ ప్రయోగాన్ని సొంతంగా చేసి అందు లోంచి వెలువడ్డ వాయువుని వర్ణమానిని సహాయంతో విశ్లేషించాడు. అలా వచ్చిన వర్ణపటం నైట్రోజన్‌కి గాని, ఆర్గాన్‌కి గాని చెందనిదని తెలిసింది. అన్నిటి కన్నా చిత్రమైన విషయం ఏంటంటే వర్ణపటంలో అలాంటి రేఖలని లోగడ ఫ్రెంచ్ ఖగోళ శాస్త్రవేత్త పియర్ జూల్స్ సేసర్ యాన్సెన్ (1824–1907) 1868లో జరిగిన సూర్యగ్రహణ సందర్భంలో కనిపెట్టాడు. ఆ సందర్భంలో ఇంగ్లీష్ ఖగోళవేత్త

జోసెఫ్ నార్మన్ లాక్యర్ (1836–1920) తను హీలియమ్ (helium) అని పేరు పెట్టిన ఓ కొత్త మూలకానికి ఆ వర్ణపటాన్ని ఆపాదించాడు. హీలోస్ అంటే గ్రీకు భాషలో సూర్యుడు అని అర్థం.

మరి ఎందుచేతనో కేవలం వర్ణపట ఫలితాల ఆధారంగా సూర్యుడిలో ఓ కొత్త మూలకం ఉండొచ్చనే అవకాశాన్ని రసాయన శాస్త్రవేత్తలు పెద్దగా లక్ష్యపెట్టలేదు. రామ్సే కృషి వల్ల ఆ మూలకం భూమి మీద కూడా దొరుకుతుందని తెలిసింది. హీలియమ్ అని లాక్యర్ ఇచ్చిన పేరునే రామ్సే కూడా స్వీకరించాడు. జడ వాయువులు అన్నిట్లోకి హీలియమ్ అతి తేలికైనది. అతితక్కువ పరమాణు భారం గల హైడ్రోజన్ పక్కగా హీలియమ్ తన సముచిత స్థానాన్ని ఆక్రమించింది.

1898 లో రామ్సే ద్రవ రూపంలో ఉండే గాలిని జాగ్రత్తగా మరిగించి అందులోంచి మొదట జడ వాయువులు ఉత్పన్నం అవుతాయేమో నని చూశాడు. అతడికి మూడు వాయువులు దొరికాయి. వాటికి "నియాన్" (neon, "కొత్తది"), "క్రిప్టాన్" (krypton, "రహస్యమైనది"), జెనాన్ (xenon, "చిత్రమైనది") అని పేర్లు పెట్టాడు.

జడ వాయువుల గురించి ఎవరో ఛాందస రసాయన శాస్త్రవేత్తలకి తప్ప ఇంకెవరికీ అక్కర్లేని రసాయనిక వైపరీత్యాలుగా మొదట్లో భావించేవారు. కాని 1910 లో మొదలైన పరిశోధనల లో ఓ ఆసక్తికరమైన విషయం బయటపడింది. నియాన్ వంటి వాయువుల లోంచి కరెంటు పంపించినప్పుడు ఓ సున్నితమైన, రంగు కాంతి పుడుతుందని ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జార్జ్ క్లాడ్ (1870–1960) ప్రదర్శించాడు.

అలాంటి వాయువుతో పూరించబడ్డ నాళాలని అక్షరాలుగా, పదాలుగా, చిహ్నాలుగా నానా ఆకారాలలో వంచి దాంతో కాంతులీనే చిహ్నాలు తయారు చెయ్యసాగారు. 1940 ల కల్లా ఈ కొత్త దీపాలు ఎన్నో నగరాలలో ముఖ్య దారులని అలంకరించాయి.

అధ్యాయం 9

భౌతిక రసాయన శాస్త్రం

ఉష్ణం

పదిహేడు, పద్దెనిమిదవ శతాబ్దాల వరకు భౌతిక, రసాయన శాస్త్రాల మధ్య కచ్చితమైన భేదం ఉండేది. అణువిన్యాసం స్థాయిలో జరిగే మార్పులని అధ్యయనం చేసే శాస్త్రం రసాయన శాస్త్రం. అలాంటి మార్పులతో సంబంధం లేని పరిణామాలు అధ్యయనం చేసేది భౌతిక శాస్త్రం.

పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు తొలి దశల్లో, డేవీ అకర్బన రసాయనాల అణువిన్యాసాన్ని అధ్యయనం చేసే పనిలో ఉండగా, బెర్థెలొ కర్బన రసాయనాల అణువిన్యాసంలో మార్పులు అధ్యయనం చేసే పనిలో ఉండగా, మరో పక్క భౌతిక శాస్త్రవేత్తలు ఉష్ణ ప్రవాహాన్ని అధ్యయనం చేస్తున్నారు. ఉష్ణప్రవాహాన్ని చదివే శాస్త్రాన్నే ఉష్ణగతి శాస్త్రం (thermodynamics) అంటారు (అంటే ఉష్ణం యొక్క చలనాన్ని వర్ణించే శాస్త్రం).

ఈ రంగంలో ప్రముఖులు ఇంగ్లీష్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త జేమ్స్ ప్రెస్కాట్ జూల్ (1818–1889) మరియు జర్మన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్తలు జూలియస్ రాబర్ట్ ఫాన్ మెయర్ (1814–1878), హర్మన్ లూడ్విగ్ ఫెర్డినాండ్ ఫాన్ హెల్మ్హోల్జ్ (1821–1894). వీరి వైజ్ఞానిక కృషి వల్ల ఓ ముఖ్యమైన వైజ్ఞానిక సత్యం బోధపడింది. ఉష్ణం మొదలైన శక్తి రూపాలలో మార్పు వచ్చినప్పుడు, ఒక శక్తి రూపం మరో శక్తి రూపంగా మారుతుందే గాని, శక్తి యొక్క ఉత్పత్తిగాని, క్షయం గాని జరగవు. ఈ నియమాన్నే శక్తి నిత్యత్వ సూత్రం (law of conservation of energy) అని, ఉష్ణగతి శాస్త్రపు మొదటి నియమం (first law of thermodynamics) అని అంటారు.

తదనంతరం ఫ్రెంచ్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త నికొలాస్ లియొనార్ సాడీ కార్నో (1796–1832), ఇంగ్లీష్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త విలియమ్ థామ్సన్ (ఇతడికే తరువాత లార్డ్ కెల్విన్ అని పేరు వచ్చింది) (1824–1907), జర్మన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త రడోల్ఫ్ జూలియస్ ఎమాన్యుయల్ క్లాసియస్ (1822–1888) మొదలైన ప్రముఖ శాస్త్రవేత్తలు ఈ రంగంలో మరింత ముందుకు వెళ్లారు. ఉష్ణాన్ని దానంతకి దాన్ని ఏ బాహ్య ప్రభావమూ లేకుండా ప్రవహించనిస్తే అది ఎప్పుడూ అధిక ఉష్ణోగ్రత నుండి తక్కువ ఉష్ణోగ్రత ఉన్న స్థానాల వద్దకి ప్రవహిస్తుంది. ఉష్ణోగ్రతా భేదం వుండి ఉష్ణం ప్రవహిస్తున్న సందర్భాలలోనే ఉష్ణం నుండి శక్తిని (పనిని) రాబట్టొచ్చు. ఈ నియమాన్ని మరింత సార్వజనీన రూపంలో కూడా వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు. అధిక తీక్షణత నుండి తక్కువ తీక్షణత దిశగా శక్తి ప్రవహిస్తున్నప్పుడే దాని నుండి శక్తిని (అంటే పనిని) వెలికితీయవచ్చు.

1850 లో క్లాసియస్ "ఎంట్రొపీ" అనే పేరు పరిచయం చేశాడు. ఆ పదం వివిక్తంగా (వేరుగా, బాహ్య పరిసరాలతో సంబంధం లేకుండా, isolated) ఉండే వ్యవస్థలోని మొత్తం ఉష్ణానికి, ఆ వ్యవస్థ యొక్క నిరపేక్ష ఉష్ణోగ్రతకి మధ్య నిష్పత్తిని సూచిస్తుంది. ఒక వ్యవస్థ యొక్క శక్తి లో అప్రయత్నంగా ఏ మార్పు జరిగినా అందు వల్ల వ్యవస్థ ఎంట్రొపీ పెరుగుతుందని నిరూపించాడు. ఈ సూత్రాన్నే ఉష్ణగతి శాస్త్రంలో రెండవ నియమం అంటారు.

భౌతిక శాస్త్రంలో వచ్చే ఈ ఒరవడులని రసాయన శాస్త్రంతో సంబంధం లేకుండా ఉంచడానికి వీలుపడలేదు. ఎందుకంటే పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు ఉష్ణ మూలాలలో, సూర్యుణ్ణి పక్కన పెడితే, మిగతావి చెక్క, బొగ్గు, చమురు మొదలైన జ్వలనీయ పదార్థాల జ్వలన చర్యలే.

మరి కొన్ని రసాయన చర్యలలో కూడా ఉష్ణం ఉత్పన్నం అవుతుంది. ఉదాహరణకి బేస్‌ల చేత ఆసిడ్ల తటస్థీకరణ చర్య ఆ కోవకి చెందినదే. నిజానికి రసాయన చర్యలన్నీ ఏదో రకమైన ఉష్ణ మార్పిడికి గురి అవుతాయి. రసాయన చర్య లోంచి ఉష్ణం (లేదా కాంతి) బాహ్య ప్రపంచంలోకి వెలువరించబడడం, లేదా బాహ్య ప్రపంచం నుండి ఉష్ణం (లేదా కాంతి) రసాయన చర్య చేత లోనికి గ్రహించబడడం జరుగుతుంది.

1840లలో ఈ భౌతిక, రసాయన ప్రపంచాలు సంగమించే తరుణం వచ్చింది. స్విస్-రష్యన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జర్మేన్ హెన్రీ హెస్ (1802–1850) కృషిలో ఆ కలియక సంభవించింది. నియత మొత్తాల వద్ద రసాయన పదార్థాల మధ్య జరిగిన చర్యలలోంచి పుట్టిన ఉష్ణాన్ని ఇతడు చాలా కచ్చితమైన పద్ధతుల సహాయంతో కొలిచాడు. ఒక పదార్థం నుండి మరో పదార్థాన్ని ఉత్పత్తి చేసే క్రమంలో పుట్టే (లేదా గ్రహించబడే) ఉష్ణం యొక్క మొత్తం విలువ, ఆ మార్పుకి కారణమైన రసాయన

మార్గం ఎలాంటిదైనా, అందులో ఎన్ని దశలు ఉన్నా, ఎప్పుడూ ఒక్కటేనని హెస్ నిరూపించాడు. ఇలాంటి సార్వత్రికమైన నియమానికి సూత్రధారుడు కనుక హెస్‌ని కొన్ని సార్లు ఉష్ణరసాయన శాస్త్రానికి (thermochemistry) మూలకర్తగా చెప్పుకుంటారు.

హెస్ నియమం వల్ల శక్తి నిత్యత్వ సూత్రం భౌతిక మార్పులకే కాక రసాయనిక మార్పులకి కూడా వర్తిస్తుందని తెలిసింది. ఈ సార్వత్రీకరణ ప్రయత్నంలో మరింత ముందుకు వెళ్తూ ఉష్ణ గతి శాస్త్రపు నియమాలన్నీ రసాయన శాస్త్రంలో కూడా పని చేస్తాయేమో నన్న భావన ఉదయించింది.

ఆ విధంగా ఉష్ణగతి శాస్త్రంలోని చింతనా సరళి రసాయన శాస్త్రానికి కూడా విస్తరించింది. భౌతిక చర్యలలో లాగానే, రసాయన చర్యలలో కూడా స్వతహాగా ఒక అప్రయత్న పరిణామ దిశ ఉంటుందని, ఆ దిశలో ఎంట్రొపీ ఎప్పుడూ పెరుగుతుందని అనిపించింది. అయితే ఎంట్రొపీని సూటిగా కొలవడం అంత సులభం కాదు. భౌతిక శాస్త్రంలో చలనానికి కారణం "బలం" (force). అలాగే రసాయన శాస్త్రంలో చర్య యొక్క పురోగతికి కారణమైన "బలాలని" నిర్వచించే ప్రయత్నంలో పడ్డారు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు.

1860 లలో కర్బన రసాయన సంయోజనంలో అమూల్యమైన కృషి చేసిన బెర్థెలొ ఉష్ణరసాయన శాస్త్రం మీదకి దృష్టి సారించాడు. స్థిరమైన ఉష్ణోగ్రత వద్ద ఉంచబడ్డ నీటిలో నిక్షిప్తమైన ఓ మూసిన మందిరంలో రసాయన చర్యలు నిర్వహించే పద్ధతి కనిపెట్టాడు. రసాయన చర్య జరిగినప్పుడు చుట్టూ ఉండే నీటిలో ఉష్ణోగ్రతలో వచ్చే మార్పుల బట్టి చర్యలో వచ్చే శక్తి మార్పుల గురించి తెలుసుకోవచ్చు. చర్య చివరిలో నీటి ఉష్ణోగ్రత ఎంత పెరిగిందో తెలిస్తే దాన్ని బట్టి చర్య నుండి ఎంత ఉష్ణోగ్రత వెలువడిందో తెలుసుకోవచ్చు.

ఈ రకమైన "ఉష్ణమానిని" (calorimeter) సహాయంతో కొన్ని వందలాది వివిధ రసాయన చర్యల నుండి వెలువడ్డ ఉష్ణాన్ని చాలా కచ్చితంగా కొలిచాడు బెర్థెలొ. స్వతంత్రంగా పని చేస్తూ డేనిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త హన్స్ పీటర్ యోర్గెన్ జూలియస్ థామ్సన్ (1826–1909) కూడా అలాంటి ప్రయోగాలే చేశాడు.

ఉష్ణాన్ని వెలువరించే రసాయన చర్యలు అప్రయత్నంగా వాటికవే జరుగుతున్నాయని, ఉష్ణాన్ని లోనికి గ్రహించే చర్యలు అందుకు భిన్నంగా ఉన్నాయని బెర్థెలో కి అనిపించింది. ఉష్ణాన్ని వెలువరించే ఏ రసాయన చర్యని అయినా, వ్యతిరేక దిశలో జరిగేలా ప్రోద్బలం చేస్తే అందులోకి తప్పనిసరిగా ఉష్ణాన్ని లోనికి గ్రహిస్తుంది

కనుక, ప్రతీ రసాయన చర్య సహజంగా, అప్రయత్నంగా ఒక దిశలోనే సాగుతుందని, అలా సాగుతున్నప్పుడు అది ఉష్ణాన్ని వెలువరిస్తుందని అర్థమయ్యింది.

ఉదాహరణకి హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్ల కలయికలో నీరు ఏర్పడినప్పుడు, ఆ చర్యలో అపారమైన ఉష్ణం ఉత్పన్నం అవుతుంది. ఆ చర్య అప్రయత్నంగా జరుగుతుంది. ఒకసారి మొదలైతే వేగంగా ముగింపు వరకు – చాలా విస్ఫోటాత్మకంగా – సాగిపోతుంది.

కాని ఆ చర్య వ్యతిరేక దిశలో జరగాలంటే (అంటే నీటిని హైడ్రోజన్, ఆక్సిజన్లుగా వేరు చెయ్యాలంటే) అందుకు శక్తిని వెచ్చించాలి. ఆ శక్తిని ఉష్ణం రూపంలో ఇవ్వొచ్చు. లేదా విద్యుత్ శక్తి రూపంలో ఇవ్వొచ్చు. కనుక నీటి అణువు యొక్క విచ్ఛిత్తి అప్రయత్నంగా జరగదు. శక్తిని సరఫరా చేసినంత వరకు అది జరగదు. అప్పుడు కూడా శక్తి సరఫరా నిలిచిపోయిన మరు క్షణం ఆ చర్య కూడా ఆగిపోతుంది.

కాని బెర్థెలొ ప్రతిపాదించిన ఈ సార్వత్రిక నియమం వినటానికి బాగానే వున్నా అందులో దోషం వుంది. మొదటి విషయం ఏంటంటే అప్రయత్నంగా జరిగే రసాయన చర్యలన్నీ శక్తిని వెలువరించవు. కొన్ని నిజానికి ఉష్ణాన్ని గ్రహిస్తాయి. అలా జరిగినప్పుడు పరిసరాల ఉష్ణోగ్రత కాస్త తగ్గుతుంది కూడా.

రెండవ విషయం ఏంటంటే కొన్ని ఉత్క్రమణీయ (reversible) చర్యలు ఉంటాయి. అలాంటి చర్యలలో A, B అనే రెండు పదార్థాలు కలిసి C, D అనే పదార్థాలుగా మారొచ్చు. అలాగే C, D పదార్థాలు కూడా కలిసి తిరిగి A, B పదార్థాలుగా సహజంగా, అప్రయత్నంగా మారొచ్చు. మరి చర్య ముందుకి నడుస్తున్నప్పుడు ఉష్ణం ఉత్పన్నమైతే, వ్యతిరేక దిశలో అది ఉష్ణాన్ని లోనికి గ్రహించాలి. దీనికి ఒక చిన్న ఉదాహరణ హైడ్రోజన్ అయొడైడ్. ఇది హైడ్రొజన్, అయొడైడ్‌ల మిశ్రమంగా విడిపోతుంది. ఆ మిశ్రమం మళ్లీ హైడ్రోజన్ అయొడైడ్ గా మారగలదు. ఇలాంటి చర్యని ఈ కింది రసాయన సమీకరణంతో వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు.

$$2HI \longleftrightarrow H_2 + I_2$$

జంట బాణాలు ఉత్క్రమణీయ చర్యని సూచిస్తాయి.

బెర్థెలో నాటికే ఉత్క్రమణీయ చర్యల గురించి తెలుసు. 1850 లో వాటిని మొట్టమొదట విలియమ్సన్ ప్రత్యేకమైన శ్రద్ధతో అధ్యయనం చేశాడు. ఆ అధ్యయనాలే ఈథర్‌ల మీద తను చేసిన పరిశోధనలకి దారి తీసింది. అతడు కొన్ని రసాయన చర్యలలో A, B అనే మిశ్రమంతో మొదలెడితే C, D అనే పదార్థాలు ఏర్పడడం

గమనించాడు. అలాగే C, D ల మిశ్రమంతో మొదలెడితే A, B లు ఉత్పన్నం కావడం చూశాడు. రెండు సందర్భాలలో చివర్లో A, B, C, D లు నాలుగూ మిగలడం కనిపించింది. ఆ నాలుగింటి మధ్య స్థిర నిష్పత్తులు ఉండడం కనిపించింది. ఆ మిశ్రమం సమతాస్థితి (equilibrium) వద్ద ఉన్నట్టు తెలిసింది.

చివర్లో నాలుగు పదార్థాలు స్థిరమైన మోతాదుల్లో ఉండడం చూసి ఇక చర్య జరగడం ఆగిపోయిందని విలిమ్సన్ పొరబడలేదు. అలాంటి స్థితిలో కూడా A, B లు C, D లతో చర్య జరుపుతున్నాయనే అనుకున్నాడు. ఆ చర్య రెండు దిశలలోను నడుస్తూనే వుంది. అయితే ఒక దిశలో సాధించిన పురోగతి, రెండవ దిశలో జరిగిన మార్పు వమ్ము చేస్తోంది. కనుక తటస్థంగా ఉన్న భ్రాంతి కలుగుతుంది. ఈ స్థితినే చలిత సమతాస్థితి అంటారు (dynamic equilibrium).

%విలియమ్సన్ కృషి రసాయనిక చలన శాస్త్రానికి నాంది పాడింది. ఒక రసాయన చర్య ముందుకు సాగాలంటే అది కేవలం ఉష్ణం వెలువడడం మీద ఆధారపడి లేదని విలియమ్సన్ కృషి వల్ల తెలిసింది. ఒక పక్క బెర్థెలో, థామ్సన్ లు ఉష్ణమానినితో కొలతలు తీసుకుంటుంటే, మరో పక్క ఉష్ణం కాకపోతే రసాయన చర్య యొక్క గమన దిశని నిర్ధారించే ఆ "అదనపు కారణం" ఏమిటి అన్న విషయం మీద లోతైన కృషి జరుగుతోంది. కాని ఆ కొత్త భావాలు ఎవరికీ అర్థం గాక ఆ కృషి ఎంతో కాలం మూలనపడింది.

రసాయనిక ఉష్ణగతిశాస్త్రం (chemical thermodynamics)

1863 లో కాటో మాక్సిమిలియన్ గుల్బర్గ్ (1836–1902), పీటర్ వాగే (1833–1900) అని నార్వేకి చెందిన ఇద్దరు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు అప్రయత్నంగా జరిగే రసాయన చర్యల గురించి ఓ పత్రం రాశారు. అర్థ శతాబ్దం క్రితం బెర్థెలో ఈ విషయం గురించి ఓ సూచన చేశాడు. ఒక చర్య ఏ దిశలో పురోగమిస్తుంది అన్నది అందులోని అంశాల ద్రవ్యరాశి మీద ఆధారపడుతుంది అన్నది బెర్థెలో ఆలోచన. నార్వేకి చెందిన ఇద్దరు రసాయన శాస్త్రవేత్తలు ఈ సూచన మీదకి దృష్టి పోనిచ్చారు.

పై ప్రశ్నకి సమాధానం పూర్తిగా ద్రవ్యరాశిలో లేదని గుల్బర్గ్, వాగేలు అభిప్రాయ పడ్డారు. ద్రవ్యరాశి మీద కాక ఒక నియత ఘనపరిమాణంలో ఎంత ద్రవ్యరాశి కుదించబడింది అన్న దాని మీద, అంటే ఆ పదార్థపు గాఢత (concentration) మీద పై ప్రశ్నకి సమాధానం ఆధారపడిందని వీరి అభిప్రాయం.

ఉదాహరణకి A, B ల మధ్య చర్య జరిగినప్పుడు C, D లు పుడతాయని అనుకుందాం. అలాగే C, D ల మధ్య చర్య జరిగినప్పుడు తిరిగి A, B లు పుడతాయి. ఈ ద్వంద్వ చర్యని ఇలా వ్యక్తం చెయ్యొచ్చు–

$$A + B \leftrightarrow C + D$$

పైన చెప్పుకున్న చర్య విలియమ్సన్ చెప్పిన ఉత్క్రమణీయ చర్యల లాంటిదే. ఇలాంటి చర్యలు సమతాస్థితిని చేరుకుంటాయని, ఆ స్థితిలో A, B, C, D లు అన్నీ ఆ రసాయనిక వ్యవస్థలో కలిసి వుంటాయని మనకి ఇప్పుడు తెలుసు. A, Bల మధ్య చర్య జరిగే వేగం (రేటు 1) బట్టి C, D లు చర్య జరిపే వేగం (రేటు 2) ఎంత ఎక్కువ (లేక తక్కువ) అన్న దాని మీద సమతాస్థితి ఆధారపడుతుంది.

రేటు 1 రేటు 2 కన్నా బాగా ఎక్కువ అనుకుందాం. అప్పుడు A, B ల మధ్య వేగంగా చర్య సాగుతుంది. అధిక మొత్తంలో C, D లు ఉత్పన్నమవుతాయి. మరో పక్క C, D లు నెమ్మదిగా చర్య జరపగా తక్కువ మోతాదులో A, B లు ఉత్పన్నమవుతాయి. అందుచేత A, B లు అధిక శాతం C, D లుగా మారిపోతాయి. వ్యతిరేక దిశలో పెద్దగా మార్పు జరగలేదు. కనుక సమతాస్థితి వద్ద ఎక్కువగా C, D లే కనిపిస్తాయి. పైన ఇవ్వబడ్డ సమీకరణాన్ని గమనిస్తే అలాంటి పరిస్థితుల్లో సమతాస్థితి బాగా కుడి పక్కకి జరిగింది అంటాము.

అదే విధంగా రేటు 2 రేటు 1 కన్నా బాగా ఎక్కువైనప్పుడు అందుకు విరుద్ధమైన ఫలితాలు వస్తాయి. అలాంటప్పుడు C, D ల మధ్య వేగంగా చర్య జరిగి, A, B లు అధిక మొత్తంలో పుడతాయి. A, B ల మధ్య చర్య అంత వేగంగా సాగడం లేదు కనుక అవి అలాగే ఉండిపోతాయి. ఈ పరిస్థితుల్లో సమతాస్థితి వద్ద ఎక్కువగా A, B లే ఉంటాయి. అలాంటప్పుడు సమతాస్థితి బాగా ఎడమ పక్కకి జరిగింది అంటాము.

కాని రేటు 1, A యొక్క అణువు ఎంత తరచుగా B యొక్క అణువుని ఢీకొంటుంది అన్న దాని మీద ఆధారపడుతుంది. ఎందుకంటే అణువులు ఢీకొన్నప్పుడే చర్య జరుగుతుంది. పైగా ఢీ కొన్నంత మాత్రాన చర్య జరగాలని లేదు. అదే విధంగా రేటు 2, C యొక్క అణువు D యొక్క అణువుతో ఎంత తరచుగా ఢీ కొంటుంది అన్నదాని మీద ఆధారపడుతుంది.

ఇప్పుడు ఆ వ్యవస్థ యొక్క ఘనపరిమాణాన్ని మార్చకుండా కాస్త అదనంగా A గాని లేక B గాని (లేక రెండూ గాని) ఆ వ్యవస్థకి కలిపాము అనుకుందాం. A, B ల గాఢత పెరిగింది కనుక వాటి అణువుల మధ్య అభిఘాతాలు (collisions) మరింత తరచుగా జరుగుతాయి. (దీనికి సారూప్యాన్ని చెప్పుకోవాలంటే రోడ్డు మీద ట్రాఫిక్ ఎక్కువగా ఉన్నప్పుడు వాహనాలు ఒకదాన్నొకటి గుద్దుకునే ఆస్కారం ఎక్కువగా

ఉంటుంది. అర్ధరాత్రి పూట ట్రాఫిక్ పలచగా ఉన్నప్పుడు ఆ అవకాశం తక్కువ.)

అందుచేత A యొక్క B యొక్క (లేదా రెండిటి యొక్క) గాఢత పెంచినప్పుడు రేటు 1 పెరుగుతుంది. గాఢత తగ్గిస్తే రేటు కూడా తగ్గుతుంది. అలాగే C యొక్క లేక D ల యొక్క (లేదా రెండిటి యొక్క) గాఢత పెంచితే రేటు 2 పెరుగుతుంది. ఆ విధంగా రేటు 1 ని గాని, రేటు 2 ని గాని మార్చి సమతాస్థితిలో ఉండే పదార్థాల గాఢతలని నియంత్రించొచ్చు. చర్యలో పాల్గొనే పదార్థాల గాఢతలని మార్చి ఆ విధంగా సమతాస్థితిని వీలుగా మార్చుకోవచ్చు.

సమతాస్థితి వద్ద A, B, C, D ల గాఢతలు మారుతాయని, మార్చుకోవచ్చని తెలుసుకున్న గుల్బర్గ్, వాగేలు మరో ముఖ్యమైన విషయం గమనించారు. A, B, C, D లు మారుతున్నా వాటి వెనుక మారకుండా నేపథ్యంలో ఒక రాశి వుందని గుర్తించారు. ద్వంద్వ బాణాలకి ఎడమ పక్క ఉన్న రసాయనాల గాఢతల లబ్ధానికి, అలాగే కుడి పక్కన ఉన్న రసాయనాల గాఢతల లబ్ధానికి మధ్య నిష్పత్తి, సమతాస్థితి వద్ద మారకుండా ఉండడం గమనించారు.

ఒక ప్రత్యేక పదార్థం యొక్క గాఢతని ఆ పదార్థం యొక్క చిహ్నానికి ఇరు పక్కల బ్రాకెట్లు పెట్టి సూచించొచ్చు అనుకుందాం. అప్పుడు సమతాస్థితి వద్ద ఈ కింది రాశి స్థిరాంకం అవుతుంది.

$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = K$$

పై సమీకరణంలో K ని సమతాస్థితి స్థిరాంకం (equilibirium constant) అంటారు. ఒక ప్రత్యేక ఉష్ణోగ్రత వద్ద ఏ ఉత్క్రమణీయ చర్యకైనా ఇలాంటి స్థిరాంకం ఒకటి ఉంటుంది.

ఆ విధంగా గుల్బర్గ్, వాగే లు ప్రతిపాదించిన ఈ "సమిష్టి ప్రభావపు నియమం (law of mass action)" ఉత్క్రమణీయ చర్యలని చక్కగా వివరించగలిగింది. బెర్థొలే చేసిన తప్పుడు సూచన కన్నా ఇది ఎంతో మేలని తేలింది. అయితే దురదృష్టవశాత్తు గుల్బర్గ్, వాగేలు తమ కృషి గురించి నార్వేజియన్ భాషలో రాసి ప్రచురించారు. అందుచేత 1879 లో దాన్ని జర్మన్ భాషలోకి తర్జుమా చేసిన దాకా దాని గురించి ప్రపంచానికి పెద్దగా తెలియలేదు.

ఈ మధ్య కాలంలో అమెరికన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త జోసయా విలార్డ్ గిబ్స్ (1839–1903) ఉష్ణ గతి శాస్త్రపు నియమాలని క్రమబద్ధంగా రసయన చర్యలకి వర్తింపజేస్తూ వచ్చాడు. 1876 – 1878 మధ్య కాలంలో ఈ అంశం మీద ఎన్నో పత్రాలు ప్రచురించాడు.

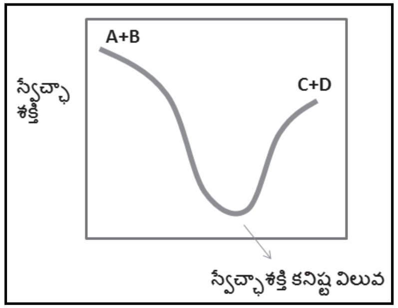
గిబ్స్ "స్వేచ్ఛా శక్తి (free energy)" అనే కొత్త భావనని రూపొందించాడు. ఉష్ణాన్ని, ఎంట్రొపీని తనలోనే కలుపుకున్న వినూత్న రాశి ఇది. ఒక రసాయన చర్య జరిగినప్పుడు దాని స్వేచ్ఛా శక్తి మారుతుంది. స్వేచ్ఛా శక్తి తగ్గితే, ఎంట్రొపీ పెరుగుతుంది – అలాంటి పరిస్థితుల్లో రసాయన చర్య ఎప్పుడూ ముందుకు సాగుతుంది. (స్వేచ్ఛా శక్తి ఎందుకు ప్రాముఖ్యత పొందింది అంటే ఎంట్రొపీ కన్నా దాన్ని కొలవడం సులభం.) ఒక వ్యవస్థలో ఉష్ణం ఎంత మారింది అన్నది ఆ వ్యవస్థలో స్వేచ్ఛా శక్తి ఎంత తగ్గింది, ఎంట్రొపీ ఎంత పెరిగింది అన్న దాని మీద ఆధారపడుతుంది. సామాన్యంగా అప్రయత్నంగా జరిగే చర్యలో ఉష్ణం తగ్గడం, అంటే ఆ ఉష్ణం వెలువడడం జరుగుతుంది. కాని కొన్ని సందర్భాలలో, అప్రయత్నంగా జరిగే చర్యలో కూడా, దాని స్వేచ్ఛా శక్తి లోను, ఎంట్రొపీ లోను వచ్చే మార్పు ఎలా వుంటుందంటే, ఆ చర్యలో వ్యవస్థ బయట నుండి ఉష్ణాన్నిలోనికి తీసుకుంటుంది.

ఒక వ్యవస్థలోని రసాయనాల గాఢతను బట్టి ఆ వ్యవస్థ యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తి ఆధారపడుతుంది అని కూడా గిబ్స్ చెప్పాడు. ఉదాహరణకి A + B యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తికి C + D యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తికి మధ్య పెద్దగా తేడా లేదని అనుకుందాం. అప్పుడు గాఢతలలో కొద్దిగా మార్పు తెచ్చి తద్వార A + B యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తి C + D యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తి అన్నా కొన్ని గాఢతల దగ్గర ఎక్కువ, కొన్ని గాఢతల దగ్గర తక్కువగా ఉండేలా చెయ్యొచ్చు. అలాంటప్పుడు కొన్ని గాఢతల వద్ద చర్య అప్రయత్నంగా ఒక దిశలో పురోగమిస్తే, మరి కొన్ని గాఢతల వద్ద వ్యతిరేక దిశలోను పురోగమిస్తుంది.

ఒక వ్యవస్థలో ఒక ప్రత్యేక రసాయనం యొక్క గాఢతని బట్టి దాని స్వేచ్ఛా శక్తి ఎలా మారుతుందో తెలిపే రాశిని "రసాయన శక్మం" (chemical potential) అంటారు. ఈ రసాయన శక్మమే రసాయన చర్యని ముందుకి తోసే "ప్రోద్బలం" అని గిబ్స్ నిరూపించాడు. హెచ్చు ఉష్ణోగ్రత ఉన్న స్థితి నుండి తక్కువ ఉష్ణోగ్రత ఉన్న స్థితి వైపుగా ఉష్ణం ప్రవహించినట్టే, హెచ్చు రసాయన శక్మం ఉన్న స్థితి నుండి తక్కువ రసాయన శక్మం ఉన్న స్థితి వైపుగా రసాయన చర్య పురోగమిస్తుంది.

ఈ విధంగా గిబ్స్ "సమిష్టి ప్రభావపు నియమాని"కి (law of mass action) ఓ కొత్త అర్థాన్ని ఇచ్చాడు. సమతాస్థితి వద్ద వ్యవస్థలోని మొత్తం అన్ని రసాయనాల

రసాయన శక్మాల మొత్తం కనిష్ట విలువ దగ్గర ఉంటుంది. కనుక A + B తో ఆరంభిస్తే, ఆ వ్యవస్థ రసాయన శక్మం అనే "కొండ వాలు" మీదుగా కిందికి దిగుతూ వస్తుంటే C + D ఏర్పడతాయి. అలాగే C + D తో ఆరంభిస్తే, అది మళ్లీ వాలు మీదుగా కిందికి దిగుతుంటే A + B ఏర్పడతాయి. ఆ రెండు కొండల మధ్య ఉండే "లోయ" లో సమతాస్థితి ఉంటుంది.



పదార్థం యొక్క వివిధ దశల (phases of matter) (ఘన, ద్రవ, వాయు దశలు) మధ్య ఉండే సమతాస్థితులకి గిబ్స్ ఉష్ణగతి శాస్త్ర ధర్మాలని వర్తింపజేస్తూ పోయాడు. నీరు, నీటి ఆవిరి కొన్ని ఉష్ణోగ్రతల వద్ద, పీడనాల (pressures) వద్ద కలసి ఉండగలవు. ఉష్ణోగ్రత మారితే, సమతాస్థితిని నిలుపుకునేందుకు గాను, తదనుగుణంగా పీడనంలో కూడా మార్పు రావాలి. కాని ద్రవ నీరు, నీటి ఆవిరి, మంచు గడ్డ – ఈ మూడు దశలు కలిసి ఉండడం అనేది ఒక ప్రత్యేక ఉష్ణోగ్రత, పీడనం వద్ద మాత్రమే సాధ్యం అవుతుంది.

ఈ విషయాలని గణితపరంగా వర్ణించడానికి గిబ్స్ phase rule (దశా నియమం) అని ఓ చక్కని సూత్రాన్ని ప్రతిపాదించాడు. ఈ నియమం వ్యవస్థ యొక్క ఉష్ణోగ్రత, పీడనం మాత్రమే కాక వివిధ అంతర అంశాల (components) యొక్క గాఢతలని మార్చుతుంటే సమతాస్థితి ఎలా మారుతుందో చెప్తుంది.

ఆ విధంగా రసాయన ఉష్ణగతి శాస్త్రం ఎంత క్షుణ్ణంగా, ఎంత నిర్దుష్టంగా రూపొందించబడింది అంటే గిబ్స్ తరువాత ఈ రంగంలో ప్రవేశించిన వారికి చెయ్యడానికి ఇక పెద్దగా ఏమీ మిగలలేదు. గిబ్స్ అంత ప్రతిభావంతమైన, ప్రధానమైన కృషి చేసినా తన రచనలన్నీ అమెరికన్ పత్రికలలో మాత్రమే ప్రచురితం అయ్యాయి కనుక, యూరప్ కి చెందిన శాస్త్రవేత్తలు ఆ పరిశోధనలని పెద్దగా పట్టించుకోలేదు.

(అయితే ఇందుకు ఒక ముఖ్యమైన మినహాయింపు ఉంది. ఈ సందర్భంలో మరో అమెరికన్ రసాయన శాస్త్రవేత్త గిల్బర్ట్ న్యూటన్ లువిస్ (1875–1946) కృషి గురించి కూడా చెప్పుకోవాలి. 1923 లో అతడు ఉష్ణగతి శాస్త్రం మీద రాసిన ఓ ప్రముఖ కృతిలో "వృత్తి" (activity) అన్న భావనని పరిచయం చేశాడు. ఒక రసాయనం యొక్క గాఢత, దాని వృత్తి – ఈ రెండూ అభిన్నం కాదు. కాని రెండిటికీ సంబంధం వుంది. గాఢత బదులుగా ఈ వృత్తి అనే రాశిని ప్రక్షేపిస్తే రసాయన

ఉష్ణగతి శాస్త్రపు సమీకరణాలు వాస్తవానికి మరింత కచ్చితంగా సరిపోతాయి).

ఉత్ప్రేరణ (catalysis)

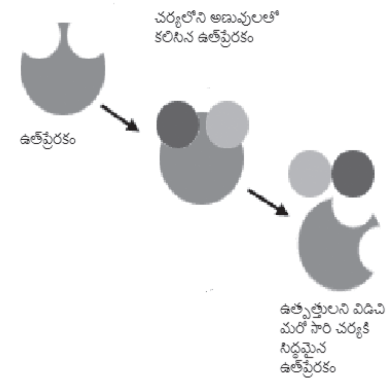
పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు చివరి దశలో రసాయన చర్యలకి సంబంధించిన భౌతిక పరిణామాల అధ్యయనంలో జర్మనీ దేశం ప్రపంచంలో అగ్రస్థానంలో ఉండేది. భౌతిక రసాయన శాస్త్రంలో విశ్వవిఖ్యాతి పొందిన రష్యన్–జర్మన్ శాస్త్రవేత్త ఒకడు ఉన్నాడు. అతడి పేరు ఫ్రీడ్రిక్ విల్హెల్మ్ ఓస్వాల్డ్ (1853–1932). అతడి ఏకైక కృషి ఫలితంగానే భౌతిక రసాయన శాస్త్రం ఒక ప్రముఖమైన రంగంగా పేరు తెచ్చుకుంది. 1887 లో అతడు ఆ రంగంలో మొట్టమొదటి పాఠ్య పుస్తకం రాశాడు. ఈ రంగానికే అనితరంగా కేటాయించబడ్డ ఓ వైజ్ఞానిక పత్రికను కూడా ప్రారంభించాడు.

ఓస్వాల్డ్

గిబ్స్ యొక్క కృషిని గుర్తించి, మెచ్చుకున్న యూరోపియన్లలో మరి ఓస్వాల్డ్ మొట్టమొదటి వాడయ్యాడు. ఉష్ణగతిశాస్త్రం మీద గిబ్స్ రాసిన పరిశోధనా పత్రాలని ఓస్వాల్డ్ 1892 లో జర్మన్ భాషలోకి అనువదించాడు. ఉత్ప్రేరణకి సంబంధించి గిబ్స్ సిద్ధాంతాలని ఓస్వాల్డ్ ఇంచుమించు వెనువెంటనే ఆచరణలో పెట్టడం ప్రారంభించాడు.

Catalysis (ఉత్ప్రేరణ) అనే పదాన్ని 1835లో బెర్జీలియస్ సూచించాడు. ఉత్ప్రేరణ అంటే ఒక ప్రత్యేక కోవకి చెందిన రసాయనాలని చాలా చిన్న మోతాదుల్లో వాడి, ఒక రసాయన చర్యని మరింత వేగవంతం చేసే ఒక ప్రక్రియ. ఆ ప్రత్యేక రసాయనాలనే catalysts (ఉత్ప్రేరకాలు) అంటారు. అలా వేగవంతం అయిన చర్యలో ఈ ఉత్ప్రేరకాలు మాత్రం పాల్గొనకపోవడం విశేషం. ఉదాహరణకి ప్లాటినమ్ లోహపు పొడి ఆక్సిజన్, హైడ్రోజన్ ల మధ్య చర్యని వేగవంతం చేస్తుంది. అలాగే వివిధ కర్బన రసాయనాలతో హైడ్రోజన్ కలయికకి కూడా ఈ లోహం ఉత్ప్రేరకంగా పని చేస్తుంది. ఈ నిజాన్ని 1816 లో (సోడియమ్, పొటాషియమ్ మూలకాలని శుద్ధి చేసిన) డేవీ మొట్టమొదట కనుక్కున్నాడు. అలాగే ఎన్నో కర్బన రసాయనాలు మరింత సరళ అంశాలుగా విచ్ఛిన్నం కావడానికి ఆసిడ్లు ఉత్ప్రేరకాలుగా పని చేస్తాయి. 1812 లో జి. ఎస్. కిర్షాఫ్ ఈ విషయాన్ని మొట్టమొదట ప్రదర్శించాడు. అలాంటి చర్య

ముగిశాక, దానికి ఉత్ప్రేరకంగా పని చేసిన ప్లాటినమ్ గాని, ఆసిడ్ గాని చర్య మొదట్లో ఉన్నంతే మిగులుతుంది.



ఉత్ప్రేరకం పని తీరు

1894 లో ఓస్వాల్డ్ మరెవరో రాసిన ఓ పరిశోధనా పత్రం యొక్క సంక్షిప్త రూపాన్ని తయారు చేశాడు. దాన్ని తన పత్రికలో ప్రచురించాలని అతడి ఉద్దేశం. ఆహారపదార్థాలు మండేటప్పుడు పుట్టే ఉష్ణం గురించి ఆ పత్రం ప్రస్తావిస్తుంది (అలాంటి చర్యల అధ్యయనం జీర్ణ ప్రక్రియ గురించి అవగాహన పెంచుతుంది). ఆ పత్రాన్ని రాసిన రచయిత భావాలని పూర్తిగా వ్యతిరేకిస్తూ, ఆ సందర్భంలో ఉత్ప్రేరణ గురించి వ్యాఖ్యానిస్తూ తన పత్రికలో రశాడు.

ఓస్వాల్డ్ తన వ్యాఖ్యానంలో ఉత్ప్రేరణ విషయంలో గిబ్స్ సిద్ధాంతాలని చర్చించాడు. పదార్థాల మధ్య శక్తిపరమైన సంబంధాలని మార్చకుండా, ఉత్ప్రేరకాలు చర్యలని వేగవంతం చేస్తాయని వాదించాడు. చర్యలో పాల్గొనే రసాయనంతో ఉత్ప్రేరకం కలిసి ఒక మధ్యగత పదార్థాన్ని ఏర్పరుస్తుంది. ఆ మధ్యగత పదార్థం మళ్లీ విచ్ఛిన్నమై ఆఖరులో రావలసిన ఉత్పత్తులని విడుదల చేస్తుంది. ఆ కారణం చేత ఉత్ప్రేరకం మాత్రం మొదట్లో ఉన్న స్థితికి వచ్చేస్తుంది.

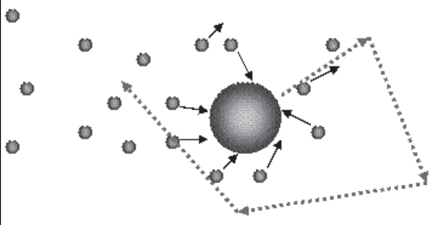
ఉత్ప్రేరకంతో కలిసిన మధ్యగత పదార్థమే లేకుంటే ఆ చర్య మరింత నెమ్మదిగా నడిచేది. కొన్ని సందర్భాల్లో ఆ నడక ఎంత నెమ్మదిగా ఉంటుందంటే అసలు చర్య జరుగుతోందని గుర్తుపట్టడమే కష్టం. కనుక ఉత్ప్రేరకం తాను మారకుండా చర్యని మాత్రం వేగవంతం చేస్తుంది. మరో విషయం ఏంటంటే ఈ చర్యలో ఉత్ప్రేరకం యొక్క అణువుని పదే పదే వాడడం జరుగుతుంది కనుక, ఉత్ప్రేరకం అతి తక్కువ మోతాదులో ఉన్నా చాలు చర్య గణనీయంగా త్వరితం అవుతుంది.

ఉత్ప్రేరణ పట్ల ఈ రకమైన దృక్పథాన్ని ఈ నాటికీ శాస్త్రం ఒప్పుకుంటుంది. ఉత్ప్రేరకాలుగా పనిచేసే ప్రోటీన్ల (వీటిని ఎన్జైమ్ లు అంటారు) చర్యని ఈ తీరులో అర్థం చేసుకోడానికి వీలయ్యింది. జీవ పదార్థంలో రసాయన చర్యలని ఈ ఎన్జైమ్ లు త్వరితం చేస్తాయి.

ఆస్ట్రియాకి చెందిన భౌతికశాస్త్రవేత్త, తాత్వికుడు అయిన ఎర్నెస్ట్ మాక్ (1838–

1916) సిద్ధాంతాలతో ఓస్వాల్డ్ పూర్తిగా ఏకీభవించేవాడు. ప్రత్యక్షంగా కొలవదగ్గ రాశులతో మాత్రమే భౌతిక శాస్త్రవేత్తలు వ్యవహరించాలని, కేవలం పరోక్షమైన ఆధారాల మీద నిలిచే గణిత నమూనాలు నిర్మించడం మంచిది కాదని మాక్ అనేవాడు. ఆ కారణం చేత ఓస్వాల్డ్ "పరమాణువులు" అనే భావనని ఒప్పుకునేవాడు కాదు. ఎందుకంటే వాటి ఉన్కిని తెలిపే ప్రత్యక్ష ఆధారాలు లేవు. ప్రముఖ శాస్త్రవేత్తలలో పరమాణు సిద్ధాంతాన్ని నమ్మని వారిలో ఇతడు ఆఖరి వాడని చెప్పుకోవచ్చు. (కాని పరమాణు సిద్ధాంతానికి సత్ప్రయోజనాలు ఉన్నాయని మాత్రం ఓస్వాల్డ్ ఒప్పుకునేవాడు.)

ఈ సందర్భంలోనే "బ్రౌనియన్ చలనం" అనే సంగతి ప్రస్తావనకి వచ్చింది. నీటిలో విస్తరించిన సన్నని రేణువులు చంచలంగా కదులుతుంటాయి. మైక్రోస్కోప్ లో కూడా చూడదగ్గ ఆ కదలికనే బ్రౌనియన్ చలనం అంటారు. ఈ చలనాన్ని మొట్టమొదట (1827 లో) స్కాటిష్ వృక్ష శాస్త్రవేత్త రాబర్ట్ బ్రౌన్ (1773–1858) గమనించాడు.


బ్రౌనియన్ చలనం - అణువుల తాపులకి సంచలనంగా కదులుతున్న రేణువు

1905 లో జర్మన్-స్విస్ శాస్త్రవేత్త ఆల్బర్ట్ ఐన్స్టయిన్ (1879–1955) బ్రౌనియన్ చలనాల విషయంలో ఓ ముఖ్యమైన సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించాడు. నీటిలో విస్తరించిన రేణువులని నీటి అణువులు తన్నే తాపుల వల్ల ఆ రేణువులు అలా కదులుతున్నాయని ఐన్స్టయిన్ సూచించాడు. నీటి అణువులు అల్లకల్లోలంగా కదులుతుంటాయి కనుక వాటి తాపులకి నీటిలో మునిగిన రేణువులు కూడా అలజడిగా కదులుతుంటాయి. అలా కదిలే రేణువుల చలనాలని కచ్చితంగా కొలిచినప్పుడు, ఆ కొలతల నుండి నీటి అణువుల పరిమాణాన్ని అంచనా వేయొచ్చని ఐన్స్టయిన్ గణితపరంగా నిరూపించాడు.

1908 లో ఫ్రెంచ్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త జాన్ బాప్టిస్ట్ పెరిన్ (1870–1942) పై సిద్ధాంతానికి అవసరమైన కొలతలు తీసుకునే ఏర్పాటు చేశాడు. ఆ కొలతల ఆధారంగా అణువుల, పరమాణువుల వ్యాసాల మొట్టమొదటి అంచనాలు చేశాడు. బ్రౌనియన్ చలనం అనేది పరమాణువుల, అణువుల ఉనికికి ఇంచుమించు ప్రత్యక్షమైన సాక్ష్యం కనుక ఓస్వాల్డ్ పరమాణు సిద్ధాంతం పట్ల తన ప్రతికూల వైఖరిని మార్చుకోవలసి వచ్చింది.

(పెరిన్ కాలంలోనే పరమాణువుల ఉనికికి ఆధారాలు క్రమంగా పెరుగుతూ వచ్చాయి. పరమాణువుల వ్యాసం రమారమి 1/250, 000, 000 ఇంచి ఉంటుందని తొలి అంచనాలు తెలిపాయి. ఈ పుస్తకం మూడవ భాగంలోని చివరి అధ్యాయాలలో ఆ ఆధారాలని వివరంగా సమీక్షించడం జరుగుతుంది. గ్రీకు తాత్వికుడు డెమాక్రిటస్ ఆరంభించిన ఈ పరమాణు గాథలో పతాకసన్నివేశంగా జర్మన్-అమెరికన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త ఎర్విన్ విల్హెల్మ్ ముల్లర్ (1911-1977) field-emission microscopeని కనిపెట్టాడు. 1950 ల నడిమి కాలంలో ఈ పరికరంతో తీసిన పరమాణువుల ఫోటోలు సంచలనాన్ని సృష్టించాయి. ఓ సన్నని లోహపు సూది మొన మీద నిలుపబడ్డ పరమాణువుల అమరికని ఈ పరికరం ప్రస్ఫుటం చెయ్యగలిగింది.)

1890 లలో గిబ్స్ యొక్క ఘనతని గుర్తించిన వాడు ఓస్వాల్డ్ ఒక్కడే కాదు. డచ్ భౌతిక రసాయన శాస్త్రవేత్త హెండ్రిక్ విలెమ్ బఖ్విస్ రోజెబూమ్ (1854-1907) యూరప్ అంతటా గిబ్స్ "దశా నియమాన్ని" (phase rule) బాగా ప్రచారం చేశాడు.

అలాగే 1899లో ఫ్రాన్స్‌కి చెందిన హెన్రీ లూయీల షాట్లియే (1850-1936) గిబ్స్ పరిశోధనలని ఫ్రెంచ్ లోకి అనువదించాడు. భౌతిక రసాయన శాస్త్రవేత్త అయిన "ల షాట్లియే" పేరు మనకి ఇప్పుడు అతడి పేరుతో ఉన్న "ల షాట్లియే సూత్రం" వల్ల తెలుసు. 1888 ఇతగాడు ప్రతిపాదించిన సూత్రానికి "ల షాట్లియే సూత్రం" అని పేరు వచ్చింది. ఆ సూత్రాన్ని ఇలా నిర్వచించవచ్చు. "సమతా స్థితి వద్ద వ్యవస్థలో, ఆ స్థితికి కారణమైన ఏ ఒక్క కారణాంకాన్ని అయిన కొద్దిగా మార్చినప్పుడు, దాని ఫలితంగా వ్యవస్థలో వచ్చే పరిణామాలు మొదటి మార్పుని వీలైనంత వరకు తగ్గించే దిశలో ఉంటాయి."

ఉదాహరణకి సమతాస్థితిలో ఉన్న వ్యవస్థ యొక్క పీడనాన్ని పెంచితే ఆ వ్యవస్థ వీలైనంత తక్కువ చోటుని ఆక్రమించే విధంగా పరిణామం చెందొచ్చు. ఆ కారణం చేత పీడనం కొద్దిగా పడుతుంది.

అలాగే సమతాస్థితిలో వ్యవస్థ ఉన్నప్పుడు ఉష్ణోగ్రత పెంచితే, ఆ పెంపుని తగ్గించే విధంగా వ్యవస్థలో మార్పులు వస్తాయి. ఈ రకమైన పరిణామాలు అన్నిటిని గిబ్స్ రూపొందించిన రసయన ఉష్ణగతి శాస్త్రం వివరించగలిగింది.

యూరొపియన్లు గిబ్స్ ని ఆలస్యంగా గుర్తించినా కూడా భౌతిక రసాయన శాస్త్ర పురోగతి అనుకున్నంతగా నెమ్మదించలేదు. ఎందుకంటే గిబ్స్ కనుక్కున్న ఎన్నో విషయాలని 1880 లలో వాంట్ హాఫ్ స్వచ్ఛందంగా కనుక్కున్నాడు. (టెట్రాహెడ్రల్ కార్బన్ పరమాణు నమూనాని ప్రతిపాదించిన వాడిగా వాంట్ హాఫ్ గురించి లోగడ చెప్పుకున్నాం.)

భౌతిక రసాయన శాస్త్ర రంగంలో ఓస్వాల్డ్ తరువాత వాంట్ హాఫ్ పేరే చెప్పుకోవాల్సి వుంటుంది. అతడు ప్రత్యేకించి ద్రావణాలు (solutions) కి సంబంధించిన సమస్యల మీద పని చేశాడు. 1886 కల్లా ఇతడు ద్రావణాల అవగాహనలో ఎంతో పురోగమించాడు. ద్రావణంలో కరిగిన పదార్థానికి (solvent, ద్రావణి) చెందిన అణువులు ద్రావణం అంతటా వ్యాపించి ఉన్నందు వల్ల అవి వాయువులోని అణువులు అనుసరించే ధర్మాలని పోలిన ధర్మాలని అనుసరిస్తాయని వాంట్ హాఫ్ కనుక్కున్నాడు.

ఈ కొత్త భౌతిక రసాయన శాస్త్రం రసాయన చర్యల మీద కేవలం ఉష్ణం యొక్క ప్రభావాన్ని మాత్రమే అధ్యయనం చెయ్యలేదు. మరింత సామాన్యంగా శక్తికి రసాయన చర్యలకి మధ్య సంబంధాన్ని అధ్యయనం చేసింది. ఉదాహరణకి ఉష్ణం లాగానే రసాయన చర్యల నుండి విద్యుత్తు కూడా పుట్టొచ్చు. అలాగే విద్యుత్తు వల్ల రసాయన చర్యలు ఏర్పడవచ్చు కూడా.

వాల్టర్ హర్మన్ నెర్న్స్ (1864-1941) అనే జర్మన్ శాస్త్రవేత్త ఉష్ణగతి శాస్త్ర ధర్మాలని బ్యాటరీలో జరిగే రసాయన చర్యల అధ్యయనంలో వర్తింపజేశాడు. ఈ అధ్యయనాల వల్ల 1889 లో ముఖ్యమైన విషయం బయట పడింది. బ్యాటరీలో పుట్టే కరెంటు లక్షణాల బట్టి ఆ కరెంటుని పుట్టించే రసాయన చర్య యొక్క స్వేచ్ఛా శక్తిని అంచనా వేయొచ్చని నెర్న్స్ తెలుసుకున్నాడు.

రసాయన చర్యల లోంచి పుట్టే మరో ముఖ్యమైన శక్తిస్వరూపం కాంతి. కాంతి వల్ల రసాయన చర్యలు సంభవించగలవు కూడా. ఈ విషయాలు పందొమ్మిదవ శతాబ్దానికి ముందే తెలుసు. ముఖ్యంగా కాంతి కొన్ని రకాల సిల్వర్ సమ్మేళనాలని విచ్ఛిన్నం చెయ్యగలదు. అలా విచ్ఛిన్నమైన పదార్థం నుండి నల్లని వెండి రజను పుడుతుంది. ఈ విధంగా కాంతి ప్రభావం మీద నడిచే రసాయన చర్యల అధ్యయనాన్ని కాంతిరసాయన శాస్త్రం (photochemistry) అంటారు.

1830 లలో వెండి సమ్మేళనాల మీద కాంతి ప్రభావాన్ని ఆధారంగా చేసుకుని సూర్యకాంతిని వాడి చిత్రాలు గీసే ఓ పద్ధతిని కనిపెట్టారు. ఒక గాజు ఫలకం మీద ఆ వెండి సమ్మేళనాన్ని సన్నని పూతగా పూస్తారు. ఆ ఫలకం మీద కటకం (lens) సహాయంతో సూర్య కాంతిని కేంద్రీకరించి దాని మీద ఓ దృశ్యం పడేలా చేస్తారు. ఫలకం మీద వివిధ స్థానాలలో కాంతి వివిధ తీక్షణతల వద్ద పడుతుంది. కాంతి ఎక్కువ పడ్డ చోట సిల్వర్ సమ్మేళనంలో నల్లని వెండి రజనుగా విచ్ఛిన్నం అయ్యే ప్రవృత్తి ఎక్కువ అవుతుంది. తక్కువ పడ్డ చోట ఆ ప్రవృత్తి మరింత తక్కువగానే ఉంటుంది.

ఇప్పుడా సిల్వర్ సమ్మేళనాన్ని లోహపు సిల్వర్‌గా విచ్ఛిన్నం చేసే రసాయనాలతో చర్య జరుపుతారు. ఫలకం మీద తీక్షణమైన కాంతి పడ్డ ప్రాంతాలలో మరింత సులభంగా నల్లని వెండి రజను ఏర్పడుతుంది. వెండి సమ్మేళనంలో ఈ వికాసాన్ని (development) సరైన దశలో ఆపేస్తే తెలుపు (మారని వెండి సమ్మేళనం ఉన్న చోట), నలుపు (నల్లని వెండి రజను ఏర్పడ్డ చోట) చారలు ఏర్పడతాయి. ఆ చారలు బాహ్య దృశ్యానికి చక్కగా అద్దం పడతాయి.

అలా ఏర్పడ్డ చారలని మరిన్ని విస్తారమైన రసాయన చర్యలకి గురి చేస్తే (ఆ వివరాలు ఈ పుస్తకంలో అప్రస్తుతం) అలాంటి ప్రక్రియ వల్ల బాహ్య దృశ్యాల యొక్క కచ్చితమైన చిత్తరువులని తయారు చెయ్యడానికి వీలవుతుంది. ఈ ప్రక్రియనే ఫోటోగ్రఫీ (photography) అంటాం. ఈ కొత్త విధానానికి ఊపిరి పోసిన వ్యక్తులు ఎంతో మంది వున్నారు. వారిలో కొందరు – ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జోసెఫ్ నైసెఫోర్ నీస్ (1765–1833), ఫ్రెంచ్ చిత్రకారుడు లూయీ జాక్ మాందే దాగెర్ (1789–1851) , ఇంగ్లీష్ ఆవిష్కర్త విలియమ్ హెన్రీ ఫాక్స్ టాల్బట్ (1800–1877).

పై ప్రక్రియలలో కాంతి ఓ ఉత్ప్రేరకంలా ప్రవర్తించడం చాలా విశేషం. హైడ్రోజన్, క్లోరిన్ వాయువుల మిశ్రమం మీద కాస్తంత కాంతి ప్రసరిస్తే విస్ఫోటాత్మకమైన చర్య జరుగుతుంది గాని, చీకట్లో అసలు చర్యే జరగదు.

ఇలా ఎందుకు జరుగుతుంది అనే ప్రశ్నకి వివరణ 1918 లో నెర్న్స్ట్ ఇచ్చాడు. కాస్తంత కాంతి ఒక క్లోరిన్ అణువుని, రెండు క్లోరిన్ పరమాణువులుగా భేదించగలదు. క్లోరిన్ అణువులో ఉన్నప్పటి కన్నా విడివడ్డ క్లోరిన్ పరమాణువు మరింత సక్రియంగా ఉంటుంది. అలా విడివడ్డ క్లోరిన్ పరమాణువు హైడ్రోజన్ అణువు లోంచి ఓ హైడ్రోజన్ పరమాణువుని వేరు చేసి, దాంతో చర్య జరిపి హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువుని ఏర్పరుస్తుంది. అప్పుడు ఒంటరిగా మిగిలిన రెండవ క్లోరిన్ పరమాణువు అలాగే ఒంటరిగా మిగిలిన రెండవ హైడ్రోజన్ పరమాణువుతో చర్య జరిపి మరో హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువుగా ఏర్పరుస్తుంది.

ఆ విధంగా మొదట ప్రసరించిన ఆ కాస్తంత కాంతి వల్ల ఇలా వరుసగా చర్యలు జరిగి హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ ఏర్పడుతుంది. ఇది ఒక విధమైన కాంతి రసాయనిక గొలుసుకట్టు చర్య (chain reaction). దీని వల్ల అధిక సంఖ్యలో హైడ్రోజన్ క్లోరైడ్ అణువులు విస్ఫోటాత్మకంగా ఏర్పడతాయి.

అయానిక విఘటన (onic Dissociation)

ఆర్హీనియస్

ఓస్వాల్డ్, వాంట్ హాఫ్‌లతో పాటు భౌతిక రసాయన శాస్త్రంలో మహామహుడైన మరో పేరు కూడా చెప్పుకోవాలి. అతడు స్వీడెన్ కి చెందిన స్వంటె అగస్ట్ ఆర్హీనియస్ (1859–1927). విద్యార్థి దశలోనే ఇతడు ఎలక్ట్రోలైట్ ల మీదకి దృష్టి సారించాడు. ఎలక్ట్రోలైట్ లు అంటే కరెంటు ప్రవాహానికి ప్రవేశాన్నిచ్చే ద్రావకాలు.

ఫారడే విద్యుత్ విశ్లేషణా ధర్మాలని సూత్రీకరించిన విషయం లోగడ మనం చెప్పుకున్నాం. ఆ ధర్మాల బట్టి పదార్థం లాగానే విద్యుత్తు కూడా చిన్న చిన్న రేణువుల రూపంలో ఉంటుందని అర్థమయ్యింది. ద్రావణాలలో విద్యుత్తుని మోసుకుపోయే రేణువులకి ఫారడే అయాన్లు అని పేరు పెట్టాడు. ఆ తరువాత ఓ అర్ధదశాబ్ద కాలం వరకు కూడా ఆ అయాన్లు ఏమిటో, ఎలా ఉంటాయో ఎవరూ తెలుసుకోలేకపోయారు. అలాగని ఆ రంగంలో అసలు కృషే జరగలేదని కాదు. 1853 లో జర్మన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త యోహాన్ విల్హెల్మ్ హిటార్ఫ్ (1824–1914) కొన్ని అయాన్లు మరి కొన్ని అయాన్ల కన్నా వేగంగా ప్రయాణించగలవని నిరూపించాడు. ఈ పరిశీలనల ఆధారంగా “రవాణా సంఖ్య” (transport number) అనే భావన ఆవిర్భవించింది. అయాన్లు విద్యుత్ కరెంటును మోసుకుపోయే రేటుని ఈ సంఖ్య తెలుపుతుంది. ఈ రేటు గురించి తెలిసినా అసలు అయాన్లు అంటే ఏంటి అన్న ప్రశ్న ఎప్పట్లాగే మిగిలిపోయింది.

ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త ఫ్రాన్సువా మారీ రోల్ట్ (1830–1901) కృషి వల్ల ఆర్హీనియస్ ఈ రంగంలోకి ప్రవేశించాడు. వాంట్ హాఫ్ లాగానే రోల్ట్ కూడా ద్రావణాలని పరిశోధించాడు. అతడి పరిశోధనలకి పరాకాష్ఠగా 1887 లో అతడు “రోల్ట్ నియమం” (Roalt Law) ని ప్రతిపాదించాడు. “ద్రావణంతో సమతాస్థితిలో వున్న ద్రావణి ఆవిరి యొక్క పాక్షిక పీడనం ఆ ద్రావణి యొక్క మోల్ ఫ్రాక్షన్‌కి (mole fraction) అనులోమంగా ఉంటుంది,” అని ఆ నియమం చెప్తుంది.

మోల్ ఫ్రాక్షన్ ని ఇప్పుడు నిర్వచించబోయే ప్రయత్నం చెయ్యబోవడం లేదు. కాని ఒక్కటి మాత్రం సరళంగా చెప్పొచ్చు. ఒక ద్రావకంలో ఒక పదార్థం (solute, ద్రావితం) కరిగినప్పుడు, ఆ పదార్థం యొక్క రేణువులు (లేదా పరమాణువులు,

అణువులు, లేకుంటే ఇంకా సరిగ్గా అర్థం కాని అయాన్లు) ఎంత సంఖ్యలో అందులో కరుగుతాయో రోల్ట్ సూత్రం చెప్తుంది.

తన పరిశోధనా కార్యక్రమాల్లో రోల్ట్ వివిధ ద్రావణాల ఘనీభవన బిందువులని (ద్రావకం గడ్డకట్టే ఉష్ణోగ్రత) కొలిచాడు. శుద్ధ ద్రావణిల (pure solvents) కన్నా ద్రావణాల (solutions) యొక్క ఘనీభవన బిందువు కాస్త తక్కువగా ఉండడం గమనించాడు. ద్రావణంలో ద్రావిత (solute) పదార్థపు రేణువుల సంఖ్య పెరుగుతున్న కొద్దీ ఆ ద్రావణం యొక్క ఘనీభవన బిందువు అంతగా పడుతుందని రోల్ట్ నిరూపించాడు.

కాని ఇక్కడే ఒక సమస్య తలెత్తింది. ఒక ద్రావణి (solvent) లో (ఉదాహరణకి నీరే తీసుకుంటే) ఒక పదార్థం కరిగినప్పుడు ఆ పదార్థం వేరు వేరు అణువులుగా విడిపోతుంది. ఎలక్ట్రోలైట్‌లు కాని ద్రావకాలనే తీసుకుంటే (ఉదాహరణకి చక్కెర పానకాన్నే తీసుకుంటే) దాని ఘనీభవన బిందువులో వచ్చే తరుగుదల ఆశించిన రీతిలోనే ఉంటుంది. అలా కాకుండా ఉప్పు (NaCl) నీట్లో కలియగా ఏర్పడ్డ ఎలక్ట్రోలైట్ ఘనీభవన బిందువు యొక్క తరుగుదల అనుకున్న దానికి రెట్టింపు స్థాయిలో ఉంటుంది. ఈ సందర్భంలో ఆ ఎలక్ట్రోలైట్ కరిగిన రేణువుల సంఖ్య ఉప్పు అణువుల సంఖ్య రెట్టింపుగా వుంది. అలాగే బేరియమ్ క్లోరైడ్ ($BaCl_2$) కరిగినప్పుడు కరిగిన రేణువుల సంఖ్య అణువుల సంఖ్యకి మూడింతలు ఉంటుంది.

ఒక సోడియమ్ క్లోరైడ్ అణువులో రెండు పరమాణువులు ఉంటాయి. ఒక బేరియమ్ క్లోరైడ్ అణువులో మూడు పరమాణువులు ఉంటాయి. నీరు లాంటి కొన్ని ద్రావణాలలో పదార్థాలు కలిసినప్పుడు ఆ పదార్థపు అణువులు పూర్తిగా పరమాణువులుగా విడిపోతాయాని ఆర్హీనియస్ కి అనిపించింది. పైగా అలా విచ్ఛిన్నం అయిన అణువుల వల్ల దావకం కరెంటును పోనిచ్చేది. అందుకు భిన్నంగా చక్కెర నీట్లో కలిసినప్పుడు చక్కెర అణువులు పరమాణువుల స్థాయి వరకు విడిపోవడం జరగదు కనుక, చక్కెర పానకం కరెంటుని పోనివ్వదు. అందుచేత కొన్ని ద్రావణిలలో పదార్థాలు కరిగినప్పుడు ఆ పదార్థపు అణువులు కేవలం మామూలు పరమాణువులుగా విడిపోవడం కాకుండా, విద్యుదావేశం గల పరమాణువులుగా విడిపోతాయని ఆర్హీనియస్ అర్థం చేసుకున్నాడు.

ఫారడే ప్రతిపాదించిన అయాన్లు అంటే మరేదో కాదని, అవి కేవలం ఋణమో, ధనమో విద్యుదావేశం గల పరమాణువులే (లేకుంటే పరమాణు సముదాయాలు) నని ఆర్హీనియస్ సూచించాడు. అందుచేత అయాన్లే "విద్యుత్ పరమాణువులు" (atoms of electricity) కావాలి, లేదా అవి "విద్యుత్ పరమాణువుల"ని మోస్తూ ఉండాలి. ఆర్హీనియస్ ఈ అయానిక విఘటన అనే వర్ణన సహాయంతో విద్యుత్ రసాయన శాస్త్రానికి చెందిన ఎన్నో ప్రభావాలని చక్కగా వర్ణించగలిగాడు.

ఆర్హీనియస్ ఈ భావాలని తన పి. హెచ్. డి. థీసిస్‌లో విపులీకరించాడు. అయితే ఆ భావాలకి చాలా వ్యతిరేకత ఎదురయ్యింది. థీసిస్‌ని ఇంచుమించు తిరస్కరించినంత పనయ్యింది. కాని ఓస్వాల్డ్ మాత్రం ఆర్హీనియస్ ప్రతిభకి మురిసిపోయాడు. ఆర్హీనియస్‌కి తగిన ఉద్యోగం ఇచ్చి భౌతిక రసాయన శాస్త్రంలో తను చేస్తున్న కృషి కొనసాగించమని చెయ్యమని ప్రోత్సహించాడు.

1889 లో ఆర్హీనియస్ మరో ప్రయోజనకరమైన సూచన చేశాడు. రెండు అణువులు ఢీకొంటున్నప్పుడు ఆ అభిఘాతంలో తగినంత శక్తి ఉంటే తప్ప ఆ అణువుల మధ చర్య జరగదని ఆర్హీనియస్ సూచించాడు. ఆ శక్తినే "ఉత్తేజన శక్తి" (energy of activation) అంటారు. ఉత్తేజన శక్తి తక్కువగా ఉంటే రసాయన చర్యలు సాఫీగా, చురుగ్గా సాగిపోతాయి. ఉత్తేజన శక్తి ఎక్కువగా ఉంటే చర్యలు మందగతిలో కళ్లీడ్చుకుంటూ సాగుతాయి!

రసాయన చర్య నెమ్మదిగా సాగుతున్నప్పుడు ఉష్ణోగ్రతని పెంచితే, ఎన్నో అణువులకి ఉత్తేజన శక్తి అందడం వల్ల, చర్య వేగవంతం అవుతుంది. కొన్ని సార్లు విస్ఫోటకంగా జరుగుతుంది కూడా. జ్వలన ఉష్ణోగ్రతని (ignition temperature) చేరుకున్న ఆక్సిజన్-హైడ్రోజన్ మిశ్రమం ఇందుకు చక్కని తార్కాణం.

ఉత్తేజన శక్తి పరంగా చర్య యొక్క వేగాన్ని నిర్ణయించే ఈ పద్ధతిని వాడి ఉత్ప్రేరణని వివరించే ఓ కొత్త సిద్ధాంతాన్ని రూపొందించాడు ఓస్వాల్డ్. ఉత్ప్రేరకంతో కలియక వల్ల ఏర్పడ్డ మధ్యగత రాశికి ఉత్తేజన శక్తి తక్కువ కావడం వల్ల ఉత్ప్రేరకం యొక్క జోక్యంతో చర్య మరింత వేగంగా సాగుతుందని వివరించాడు.

వాయువుల గురించి మరిన్ని విషయాలు

పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు చివరి దశలో, భౌతిక రసాయన శాస్త్రం అప్పుడప్పుడే అంకురిస్తున్న స్థితిలో, వాయు ధర్మాలని ఓ కొత్త కోణం నుండి చూస్తూ పరిశోధనలు జరిగాయి. మూడు శతాబ్దాల క్రితమే బాయిల్ తన "బాయిల్ నియమాన్ని" ప్రతిపాదించాడు. ఒక వాయు రాశి యొక్క పీడనం, ఘనపరిమాణం విలోమంగా మారుతాయని ఈ నియమం చెప్తుంది. (ఈ నియమం వర్తించాలంటే ఉష్ణోగ్రత స్థిరంగా ఉండాలని తరువాత తెలిసింది).

అయితే ఈ నియమం అంత కచ్చితమైనది కాదని తరువాత అర్థమయ్యింది. పందొమ్మిదవ శతాబ్దపు మధ్య దశలో జర్మన్-ఫ్రెంచ్ రసాయన శాస్త్రవేత్త హెన్రీ విక్టర్ రెనాల్ట్ (1810–1878) వాయువుల యొక్క ఘనపరిమాణాల గురించి, పీడనాల గురించి ఎన్నో కొలతలు తీసుకుని, పీడనాన్ని బాగా పెంచినా, ఉష్ణోగ్రతని మరీ తగ్గించినా, వాయువులు బాయిల్ నియమాన్ని అనుసరించవని నిరూపించాడు.

ఇంచుమించు అదే సమయంలో స్కాటిష్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త జేమ్స్ క్లార్క్ మాక్స్వెల్ (1831–1879), ఆస్ట్రియన్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త లూడ్విగ్ బోల్జ్మన్ (1844–1906) వాయువులని గణిత, సైద్ధాంతిక పద్ధతులతో అధ్యయనం చేస్తూ వచ్చారు. వాయువులు అల్లకల్లోలంగా కదిలే అణువుల సందోహాలు అనే భావన మీద ఆధారపడ్డ ఈ సిద్ధాంతానికి “వాయు చలన సిద్ధాంతం” (kinetic theory of gases) అని పేరు. ఈ సిద్ధాంతం సహాయంతో బాయిల్ నియమాన్ని వివరించడానికి వీలయ్యింది. అయితే అలా నిరూపించడానికి రెండు పూర్వభావనలు (assumptions) అవసరమయ్యాయి –

1) వాయు అణువుల మధ్య ఆకర్షక శక్తులు ఉండకూడదు

2) వాయు అణువులు బిందు పరిమాణంలో ఉండాలి

ఈ రెండు నిబంధనలకి ఒడంబడి ఉండే వాయువులని పరిపూర్ణ వాయువులు (perfect gases) అంటారు.

అయితే ఈ రెండు పూర్వభావనలు పూర్తిగా నిజం కాదు. వాయు అణువుల మధ్య కాస్తో కూస్తో ఆకర్షణ ఉండకపోదు. అలాగే అణువులు అత్యంత సూక్ష్మమైనవే గాని వాటి పరిమాణం సున్నా కాదు. ఆ కారణం చేత ఏ వాయువూ పూర్తిగా పరిపూర్ణం అనడానికి లేదు. అయితే హైడ్రోజన్ వాయువు, ఆ తరువాత కనుక్కోబడ్డ హీలియమ్ వాయువు పరిపూర్ణ వాయు స్థితికి అత్యంత సన్నిహితంగా వస్తాయని తరువాత తెలిసింది.

ఈ విషయాలన్నిటిని పరిగణనలోకి తీసుకున్న డచ్ భౌతికశాస్త్రవేత్త యోహానెస్ డిడెరిక్ వాన్ డెర్ వాల్స్ (1837–1923) 1873 లో వాయువుల యొక్క ఘనపరిమాణం, పీడనం, ఉష్ణోగ్రతల మధ్య సంబంధాన్ని తెలిపే ఓ సమీకరణాన్ని సూపొందించాడు. ఈ సమీకరణంలో a, b అనే రెండు స్థిరాంకాలు వస్తాయి. విభిన్న వాయువులకి ఈ స్థిరాంకాలు విభిన్నంగా ఉంటాయి. ఈ స్థిరాంకాలు అణువుల మధ్య ఆకర్షణని, అణువుల పరిమాణాన్ని వ్యక్తం చేస్తాయి.

ఆ విధంగా వాయువుల పట్ల అవగాహన పెరగడం వల్ల వాటిని ద్రవీకరించే

సమస్యని పరిష్కరించడానికి వీలయ్యింది.

1799 నాటికే అమోనియా వాయువుని ద్రవీకరించే ప్రయత్నాలు జరిగాయి. ఆ ప్రయత్నంలో ఉష్ణోగ్రతని తగ్గిస్తూ, పీడనాన్ని పెంచుతూ వస్తారు. పీడనాన్ని పెంచినప్పుడు వాయువు యొక్క ద్రవీకరణ బిందువు (అది ద్రవంగా మారే ఉష్ణోగ్రత) పెరుగుతుంది. అంటే దాన్ని మరింత హెచ్చు ఉష్ణోగ్రత వద్దనే ద్రవీకరించడానికి వీలవుతుంది. ఈ రకమైన పరిశోధనల్లో ఫారడే చురుగ్గా పాల్గొనేవాడు. 1845లో ఎన్నో వాయువులని ద్రవీకరించగలిగాడు. వాటిలో క్లోరిన్, సల్ఫర్ డయాక్సయిడ్ కూడా ఉన్నాయి. ద్రవీకరించబడ్డ వాయువు మీద పీడనాన్ని తగ్గిస్తే అది వెంటనే ఆవిరి కావడం మొదలెడుతుంది. ఆవిరి అవుతున్న వాయువు ఉష్ణాన్ని లోనికి తీసుకుంటుంది. అప్పుడు మిగతా ద్రవం యొక్క ఉష్ణం గణనీయంగా పడిపోతుంది. అలాంటి పరిస్థితుల్లో ద్రవ కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ఘన కార్బన్ డయాక్సయిడ్గా మారిపోతుంది. ఘన కార్బన్ డయాక్సయిడ్ని ఈథర్తో కలిపి –78 C అంత తక్కువ ఉష్ణోగ్రతని సాధించగలిగాడు ఫారడే.

కాని ఇలాంటి ద్రవీకరణకి లొంగని మొండి వాయువులు కొన్ని ఉన్నాయి. అవి ఆక్సిజన్, నైట్రోజన్, హైడ్రోజన్, కార్బన్ మోనాక్సయిడ్, మీథేన్ ఆ కోవకి చెందిన వాయువులు. వాటి మీద పీడనాన్ని ఎంత పెంచినా ఫారడే వాటిని ద్రవీకరించ లేకపోయాడు. అవి “శాశ్వత వాయువులు” అని తలపోయసాగారు.

1860 లలో ఐరిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త థామస్ ఆండ్రూస్ (1813–1885) కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ని ద్రవీకరించే ప్రయత్నంలో ఉన్నాడు. కేవలం పీడనం మాత్రమే పెంచి ఉష్ణోగ్రతని మరీ తగ్గించకుండా అతడు కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ని ద్రవీకరించగలిగాడు. అంచెలంచెలుగా ఉష్ణోగ్రతని పెంచుతూ, కార్బన్ డయాక్సయిడ్ ని ద్రవ స్థితిలో ఉంచాలంటే, పెరుగుతున్న ఉష్ణోగ్రతకి అనుగుణంగా పీడనాన్ని కూడా ఏ రీతిలో పెంచాలో ఇతడు పరిశీలించాడు. ఉష్ణోగ్రత 31 C వద్ద ఉంటే ఇక పీడనాన్ని ఎంత పెంచినా చాలదని ఇతడు గుర్తించాడు. ఆ ఉష్ణోగ్రత వద్ద నిజానికి వాయుదశ, ద్రవదశ ఒక దాంట్లో ఒకటి కరిగిపోతున్నట్టుగా, లీనమైపోతున్నట్టుగా ఉంటుంది. అందుచేత ప్రతీ వాయువుకి ఒక కీలక ఉష్ణోగ్రత (critical temperature) ఉంటుందని, ఉష్ణోగ్రత అంతకన్నా ఎక్కువ అయితే పీడనాన్ని ఎంత పెంచినా ఇక వాయువు ద్రవం కాదని (1869 లో) ఆండ్రూస్ సూచించాడు. అందుచేత శాశ్వత వాయువులు అనేవి లేవని అర్థమయ్యింది. అంతవరకు ప్రయోగశాలలో సాధ్యమైన ఉష్ణోగ్రతల కన్నా ఆ వాయువుల కీలక ఉష్ణోగ్రతలు ఇంకా తక్కువగా ఉండడం వల్ల

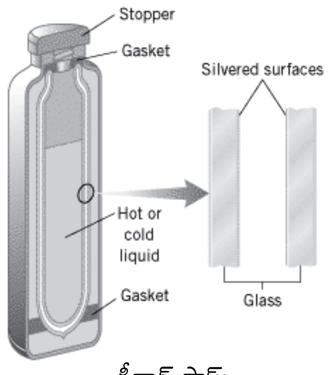
వాటిని ద్రవీకరించే ప్రయత్నాలు విఫలం అయ్యాయి.

ఇదిలా ఉండగా ఉష్ణం మీద పరిశోధనలు చేసిన జూల్, థామ్సన్‌లు ఒక విషయాన్ని గుర్తించారు. వాయువులని వ్యాకోచించనివ్వడం ద్వార వాటిని చల్లార్చవచ్చని వాళ్లు తెలుసుకున్నారు. ఈ ప్రభావం ఆధారంగా వాయువులని ద్రవీకరించడానికి ఒక మార్గం ఏర్పడింది. వాయువులని ముందు వ్యాకోచించనివ్వాలి. అప్పుడవి కొంత ఉష్ణాన్ని పోగొట్టుకుని చల్లబడతాయి. తరువాత అవి పోగొట్టుకున్న ఉష్ణాన్ని తిరిగి లోనికి గ్రహించే అవకాశం లేకుండా చేసి, వాటిని మళ్లీ సంకోచింప జేయాలి. ఇలా వాటిని మళ్లీ మళ్లీ వ్యాకోచింప జేసి, సంకోచింప జేస్తుంటే వాటిలో ఉష్ణం క్రమంగా తరిగిపోయి, ఉష్ణోగ్రత క్రమంగా పడిపోతుంది. ఉష్ణోగ్రత కీలక ఉష్ణోగ్రత కన్నా తక్కువ అయినప్పుడు, పీడనాన్ని తగు స్థాయికి పెంచితే వాయువు ద్రవంగా మారుతుంది.

ఫ్రెంచ్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త లూయీ పాల్ కాయితే (1832–1913), స్విస్ రసాయన శాస్త్రవేత్త రోల్ పిచే (1846–1929) ఈ విధానాన్ని ఉపయోగించి 1877లో ఆక్సిజన్, నైట్రోజన్, కార్బన్ మోనాక్సయిడ్‌లని ద్రవీకరించారు. హైడ్రోజన్ మాత్రం ఈ ప్రయత్నాలకి ఇంకా లొంగలేదు.

వాన్ డెర్ వాల్ కృషి ఫలితంగా హైడ్రోజన్ విషయంలో జూల్–థామ్సన్ ప్రభావం ఒక ప్రత్యేక ఉష్ణోగ్రత కిందనే పని చేస్తుందని అర్థమయ్యింది. సంకోచ, వ్యాకోచ చక్రాన్ని ప్రారంభించక ముందే దాని ఉష్ణోగ్రతని తగినంతగా తగ్గించాలి.

1890 లలో స్కాటిష్ రసాయన శాస్త్రవేత్త జేమ్స్ డీవార్ (1842–1923) ఈ సమస్య మీద పని చెయ్యడం మొదలెట్టాడు. అతడు ద్రవ ఆక్సిజన్ ని తగు మోతాదులో సిద్ధం చేసి దాన్ని డీవార్ ఫ్లాస్క్‌లో నిలువచేశాడు. ఈ ఫ్లాస్క్‌లో రెండు గోడలు ఉంటాయి. వాటి మధ్య శూన్యం ఉంటుంది. ఉష్ణవహనం (thermal conduction) చేత గాని, సంవహనం (convection) చేత గాని శూన్యం ఉష్ణాన్ని ప్రసారం చెయ్యదు. ఎందుకంటే ఈ రెండు రకాల ఉష్ణ ప్రసారానికి పదార్థం కావాలి. శూన్యం గుండా ఉష్ణం వికిరణం (radiation) చేత మాత్రమే ప్రసారం అవుతుంది. గోడలకి వెండి పూత పూసి ఆ విధంగా గోడల మీద పడే వికిరణాలు (radiation) పరావర్తనం చెందేటట్లు, గోడలు ఉష్ణాన్ని లోనికి గ్రహించకుండా ఉండేటట్లు డీవార్ జాగ్రత్తలు తీసుకున్నాడు. ఈ విధంగా వికిరణం చేత కూడా ఉష్ణ నష్టం బాగా తగ్గిపోయింది. (ఈ డీవార్ ఫ్లాస్క్‌కి మూత పెడితే వచ్చేదే మనం ఇంట్లో వాడే థర్మోస్ ఫ్లాస్క్.)



డీవార్ ఫ్లాస్క్

ఇలాంటి ఫ్లాస్క్‌లలో నిలువ ఉంచబడ్డ ద్రవ ఆక్సిజన్ లో ముంచడం ద్వార హైడ్రోజన్ వాయువు యొక్క ఉష్ణోగ్రతని బాగా తగ్గించడానికి వీలయ్యింది. ఆ విధంగా 1898 లో డీవార్ ద్రవ హైడ్రోజన్ ని తయారు చెయ్యగలిగాడు.

హైడ్రోజన్ 20 K వద్ద ద్రవీకరించింది. అది నిరపేక్ష 0 డిగ్రీల కన్నా కేవలం 20 డిగ్రీలు ఎక్కువ. అయితే ద్రవీకరణ బిందువులు అన్నిట్లోకి ఇది కనిష్ఠ విలువ మాత్రం కాదు. 1890 లలో జడ వాయువులు కనుక్కోబడ్డాయి. వీటిలో ఒకటైన హీలియమ్ ద్రవీకరణ బిందువు ఇంకా తక్కువ.

డచ్ భౌతిక శాస్త్రవేత్త హైకే హామర్లింగ్ ఓన్స్ (1853–1926) ఈ రంగంలో చివరి అవరోధాన్ని అతిక్రమించగలిగాడు. 1908 లో ఇతగాడు హీలియమ్‌ని ముందు ఓ హైడ్రోజన్ బట్టీలో ముంచి చల్లబరిచి, అలా చల్లారిన హైడ్రోజన్ మీద జూల్–థామ్సన్ ప్రభావాన్ని ప్రయోగించాడు. ఆ పద్ధతి ద్వార 4 K వద్ద హీలియమ్‌ని ద్రవీకరించడానికి వీలయ్యింది.

(నిరపేక్ష సున్నా (absolute zero) అంటే సాధ్యమైన కనిష్ఠ ఉష్ణోగ్రత అని అర్థం. ఈ భావనని 1848 లో థామ్సన్ (లార్డ్ కెల్విన్) ప్రతిపాదించాడు. ఆ ప్రతిపాదనకి గుర్తింపుగా నిరపేక్ష ఉష్ణోగ్రతా మానాన్ని oK అనే సంకేతంతో సూచిస్తారు. 1905 లో నిరపేక్ష సున్నా వద్ద వ్యవస్థ యొక్క ఎంట్రొపీ సున్నా అవుతుందని నెర్న్స్ట్ నిరూపించాడు. దీన్నే ఉష్ణగతి శాస్త్రపు మూడవ నియమం అంటారు. దీన్ని బట్టి తెలిసేదేమంటే నిరపేక్ష సున్నాకి వీలైనంత సన్నిహితంగా సమీపించవచ్చు గాని దాన్ని ఎన్నటికీ చేరుకోలేము.)

(రసాయన శాస్త్రం రెండవ భాగం సమాప్తం)