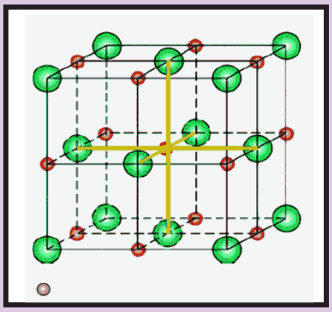
అధ్యాయం

10



# రసాయన బంధం

మీరు ముందు పాఠ్యాంశాలలో మూలకాల ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం ఆవర్తన పట్టిక గురించి నేర్చుకొని ఉన్నారు. అలాగే ఇప్పటి వరకు తెలిసిన మూలకాలు 115 పైగా ఉన్నట్లు తెలుసుకున్నారు.

- ఈ మూలకాలు ఏ స్థితిలో ఉంటాయి?
- అవి ఒంటరి ఒక పరమాణువులుగా ఉంటాయా? లేక కొన్ని పరమాణువుల సమూహంగా ఉంటాయా?

చాలా మూలకాలను ఉదాహరణకు ఆక్సిజన్, నైట్రోజన్ మరియు హైడ్రోజన్‌లను మనం ద్విపరమాణుక అణువులుగా చూస్తుంటాం. ఈ అణువులలో గల పరమాణువులను బంధించి ఉంచడానికి ఏ బలం పని చేస్తుంది?

- పరమాణువులుగా లభ్యమయ్యే మూలకాలు ఏమైన ఉన్నాయా?
- ఎందుకు కొన్ని మూలకాలు పరమాణువులుగా, మరి కొన్ని అణువులుగా ఉంటాయి?

క్రింది తరగతులలో మీరు రసాయన సంయోగ నియమాల గురించి నేర్చుకొని ఉన్నారు. అనేక మూలక పరమాణువులు వివిధ రకాల మూలకాల సంయోగం వలన రసాయన సమ్మేళనాలు ఏర్పడతాయి అనే విషయం అనేకమైన ప్రశ్నలను ఉత్పన్నం చేస్తుంది.

- ఎందుకు కొన్ని మూలకాలు సమ్మేళనాలు ఎక్కువ చర్యాశీలత కలిగి ఉంటాయి. ఎందుకు కొన్ని జడపదార్థాలుగా ఉంటాయి?
- నీటి యొక్క రసాయన సాంకేతికం ఎందుకు $H_2O$ గా ఉంటుంది? ఎందుకు $HO_2$ గా ఉండదు? సోడియం క్లోరైడ్ సాకేతికం NaCl గా ఎందుకు ఉండాలి ? $NaCl_2$ ఎందుకు ఉండకూడదు?
- ఎందుకు కొన్ని పరమాణువులు మాత్రమే ఎందుకు సంయోగం చెందుతాయి? మరి కొన్ని పరమాణువులు ఎందుకు సంయోగం చెందవు ?

ఇలాంటి ప్రశ్నలకు ఈ పాఠంలో సమాధానాలు తెలుసుకోడానికి ప్రయత్నిద్దాం.

- మూలకాలు మరియు సమ్మేళనాలు విడివిడి పరమాణువులను ప్రక్కప్రక్కన అమర్చడం వలన ఏర్పడినాయా?
- అలాంటి పరమాణువుల మధ్య ఏదైనా ఆకర్షణబలం ఉందా?

ఉదాహరణకు ఉప్పును తీసుకొందాం. దీని రసాయన పార్ములా NaCl. దీనిని ఒక కుదుపు యంత్రం(Shaking mechine)లో వేసి బాగా కుదిపినచో దానిలోని సోడియం మరియు క్లోరైడ్‌లు విడిపోతాయా? విడిపోవు.కదా! దీనిని బట్టి సోడియంక్లోరైడ్‌లో గల సోడియం క్లోరిన్ పరమాణువులు ఒకదానినొకటి చాలా గట్టిగా బందింపబడి ఉన్నాయని తెలుస్తుంది కదా!

- మరి వాటిని బంధించి ఉంచేది ఏమిటి ?

19వ శతాబ్దం చివరలో మరియు 20 వ శతాబ్దం ప్రారంభంలో శాస్త్రవేత్తలకు ప్రధానంగా మూడు రకాల బలాల గురించి మాత్రమే తెలుసు. అవి గురుత్వాకర్షణ, అయస్కాంత మరియు

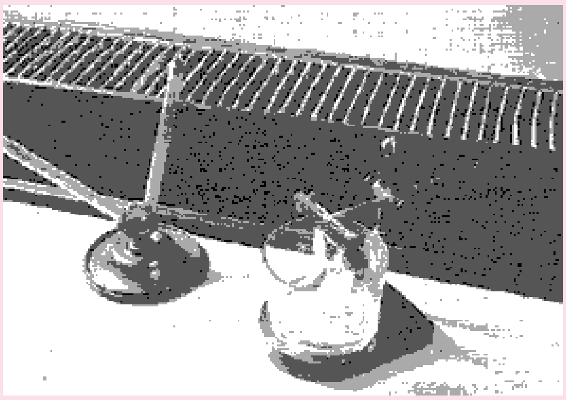
## మీకు తెలుసా?

ఓల్టాయిక్ పైల్

**దేవి ప్రయోగం :**

లండన్‌లోని రాయల్ ఇనిస్టిట్యూట్‌లో హంఫ్రిదేవి (1778-1819) అనే రసాయన శాస్త్రవేత్త, 250 లోహపు పలకలతో ఒక బ్యాటరీని నిర్మించాడు. 1807 సంవత్సరంలో ఈ బ్యాటరీ నుండి ఉత్పత్తి అయ్యే విద్యుత్‌ను ఉపయోగించి లవణ ద్రావణాల నుండి విద్యుత్ విశ్లేషణ ప్రక్రియ ద్వారా అధిక చర్యాశీలత మూలకాలైన పొటాషియం, సోడియంలను ఇతను రాబట్టాడు.

ఈ ప్రయోగంలో సంయోగ పదార్థాం (లవణ ద్రావణం)లోని లోహ భాగం ఋణధృవం వైపు, అలోహభాగం ధనధృవంవైపు కదలడాన్ని గమనించాడు. దీని ఆధారంగా లోహాలు ధనాత్మకమైనవని, అలోహాలు ఋణాత్మకమైనవి ఈ రెండు కూడా సంయోగ పదార్థంలో విద్యుదాకర్షణ బంధించే బంధించబడి ఉంటాయని అతను ప్రతిపాదించాడు.



దేవి ప్రయోగం ఏర్పాటు

ఈ వివరణతో నీవు ఏకీభవిస్తావా? ఎందుకు?

ఈ వివరణల ఆధారంగా NaC*l*, KC*l* వంటి సంయోగపదార్థాలలోని రసాయనబంధాలను కొంతవరకూ వివరించగలిగిప్పటికీ, కర్బన సమ్మేళనాలలో, ద్విపరమాణుక అణువులలో ఉండే బంధాలను వివరించలేకపోయాడు.

విద్యుదాకర్షణబలాలు. అప్పటికే ఎలక్ట్రాన్‌లు, ప్రోటాన్ల గురించి కూడా తెలుసు. కాబట్టి అణువులో పరమాణువులు విద్యుదాకర్షణ బలాలచే బంధింపబడి ఉన్నాయని వారు నమ్మారు. రెండు పరమాణువులు సాధ్యమైనంత దగ్గరగా వచ్చినపుడు ఒక పరమాణువులోని ఎలక్ట్రాన్‌లు రెండవ పరమాణువులో గల కేంద్రకం యొక్క ఆకర్షణకు లోనవుతాయి. అదే సమయంతో పరమాణువులోని రెండు కేంద్రకాలకుగల ధనావేశం వలన వానిమధ్య వికర్షణ బలం ఏర్పడుతుంది. ఇదే సమయంలో రెండు పరమాణువులలోని ఋణావేశంగల ఎలక్ట్రాన్‌లకు మధ్యగల వికర్షణ బలం వలన పరమాణువులు పరస్పరం వికర్షించుకుంటాయి. పరమాణువుల మధ్య ఉండే వికర్షణ, ఆకర్షణబలాల తీవ్రత బంధం ఏర్పాటును నిర్ణయిస్తుంది. ఆకర్షణ బలం కన్నా వికర్షణబలం ఎక్కువైతే ఆ పరమాణువులు సంయోగం చెందవు. రెండు పరమాణువులు సంయోగం చెందునపుడు కేంద్రకం గానీ, అంతర (వేలన్సీ) కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రానులు గానీ ప్రభావానికి గురికావు. కేవలం బాహ్యకక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రాన్‌లు మాత్రమే ప్రభావితమౌతాయి. కాబట్టి వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లు (చివరి కక్ష్యలోగల ఎలక్ట్రాన్‌లు) రెండు పరమాణువులు మధ్య బంధానికి కారణమవుతాయి అని చెప్పవచ్చు.

- ఎందుకు కొన్ని రసాయన చర్యలలో శక్తి గ్రహించబడటం మరి కొన్ని చర్యలలో శక్తి విడుదల అవడం జరుగుతుంది?
- ఆ గ్రహించినబడిన శక్తి ఎక్కడకుపోతుంది ?
- శక్తి మార్పులకు రసాయనబంధాల ఏర్పాటుకు ఏదైనా సంబంధం ఉందా?
- మూలకాల చర్యాశీలతలో తేడాలకు కారణం ఏమై ఉండవచ్చు?

## లూయిస్ గుర్తులు (లేదా) లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణాలు

మూలకాల వర్గీకరణ మరియు ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసాల ఆధారంగా ఆవర్తన పట్టికలో మూలకాల అమరిక రసాయన బంధం గురించి, ఒక క్రొత్త ఆలోచనకు అవకాశం కల్పించింది. సున్న గ్రూపుకు చెందిన జడ వాయువులు మిగతా మూలకాలతో పోలిస్తే విభిన్న ధర్మాలను కలిగి ఉంటాయి. ఈ వాయువులు చాలా తక్కువగా, లేదా అసలు ఎలాంటి రసాయన మార్పుచెందడం జరగదు. ఈ మూలక పరమాణువులు ఎక్కువ స్థిరత్వాన్ని కలిగి ఉండి, తమలో తాముగానీ, ఇతర మూలక పరమాణువులతోగానీ సంయోగం చెంది అణువులను ఏర్పరచడం జరగదు.

- దీనికి కారణం ఏమైఉండొచ్చు?

  తెలుసుకోవడానికి ప్రయత్నిద్దాం.

గత పాఠ్యాంశంలో ఇచ్చిన ఆవర్తన పట్టికను పరిశీలించి, క్రింది పట్టికను పూరించండి.

| మూలకం | పరమాణు సంఖ్య Z | ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం | | | | వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లు |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | K | L | M | N | |
| హీలియం (He) | 2 | 2 | | | | 2 |
| నియాన్ (Ne) | 10 | 2 | 8 | | | 8 |
| ఆర్గాన్(Ar) | 18 | 2 | 8 | 8 | | 8 |
| క్రిప్టాన్(Kr) | 36 | 2 | 8 | 18 | 8 | 8 |

పై పట్టికలో రెండవ, మూడవ నిలువు వరుసలను గమనించండి. పట్టికలోని సమాచారం ఆధారంగా హీలియం తప్ప మిగిలిన జడవాయువుల యొక్క చివరి కక్ష్యలో 8 ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉంటాయని తెలుస్తోంది కదూ!

పట్టిక-1లో జడవాయువులకు చెందిన పరమాణువులతో ఒక్కొక్క కక్ష్యలో ఎన్ని ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉన్నాయో సూచించడం జరిగింది. మూలక పరమాణువును మరియు దానిలోని వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను పటరూపంలో చూపించుటకు మరొక పద్ధతి కలదు. దీనినే 'లూయిస్ గుర్తు' లేదా "ఎలక్ట్రాన్ చుక్కల నిర్మాణం" అంటాం. పరమాణు కేంద్రకాన్ని లోపలి కక్ష్యలోని ఎలక్ట్రాన్‌లను ఆ మూలకం యొక్క గుర్తు ద్వారా మరియు పరమాణు బాహ్య కక్ష్యలోని ఎలక్ట్రాన్‌లను చుక్కలతో (.) లేదా గుణకారపు గుర్తు (x) తో సూచిస్తారు.

అది ఎలాగో ఇప్పుడు చూద్దాం!

- ఆర్గాన్ మరియు సోడియం పరమాణువులకు లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణం పరిశీలిద్దాం.

ఆర్గాన్ పరమాణువు చివరి కక్ష్యలో '8' ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉంటాయి.

ముందుగా ఆర్గాన్ మూలక సంకేతంను రాసుకోవాలి. **Ar**

ఈ సంకేతం చుట్టూ వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను చుక్కలతో గుర్తించాలి. సంకేతానికి నాలుగువైపులా ఒక్కొక్కవైపు రెండు చుక్కల చొప్పున వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్లన్నీ పూర్తిఅయ్యేవరకు గుర్తించాలి. అలా చేయడం ద్వారా క్రింది నిర్మాణం పొందుతాం.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Ar}}}:$$

అలాగే సోడియం పరమాణువులో ఒక వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్ ఉంటుంది. సోడియం పరమాణువు గుర్తు 'Na'. కావున సోడియం పరమాణువును, ఎలక్ట్రాన్ చుక్కల నిర్మాణంలో ఈ కింది విధంగా సూచించవచ్చు. ఈ పద్ధతిలో వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను సూచించడానికి గుణకారపు (x) గుర్తు కూడా వాడవచ్చు. అందువలన సోడియం పరమాణువుకు లూయిస్ నిర్మాణం కింది విధంగా ఉంటుంది.

$$\mathrm{Na}^{x}$$

జడవాయువుల మూలకపరమాణువుల లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణాలు క్రింది విధంగా ఉంటాయి.

| | | |
|---|---|---|
| $\ddot{\mathrm{He}}$ | $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Kr}}}:$ | $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Ne}}}:$ |
| $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Xe}}}:$ | $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Ar}}}:$ | $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Rn}}}:$ |

## కృత్యం 1

కింద పట్టికలో ఇవ్వబడిన మూలకాలకు లూయిస్ నిర్మాణాలను రాయండి. ఆవర్తన పట్టికను పరిశీలించి క్రింది మూలకాలు ఏ గ్రూపుకు చెందుతాయో గుర్తించండి.

## పట్టిక-2

| మూలకం నైట్రోజన్ | హైడ్రోజన్ ఆక్సిజన్ | హీలియం | బెరీలియం | బోరాన్ | కార్బన్ | నైట్రోజన్ | ఆక్సిజన్ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| గ్రూప్ సంఖ్య | 1 | | | | | | |
| వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌ల సంఖ్య | 1 | | | | | | |
| లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణం | H• | | | | | | |

పట్టికను గమనించండి. ఆవర్తన పట్టికలోని గ్రూప్ సంఖ్యలకు వాటిలోని వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌ల సంఖ్యకు ఏదైనా సంబంధం ఉందా? 1వ, 2వ మరియు 13 నుండి 18వ గ్రూప్‌లలోని మూలకాలకు వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లు కనుగొనుటకు ఆవర్తన పట్టికను ఉపయోగించుకోవచ్చు అని మీరు గమనించే ఉంటారు కదూ! 1వ గ్రూప్‌లోని మూలకాలన్నింటికి ఒక వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్, 2వ గ్రూప్‌లోని మూలకాలకు రెండు వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లు, 13 వ గ్రూప్‌లోని మూలకాలకు మూడు వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లు, మరియు అదే వరుసలో 14వ గ్రూప్‌లో నాలుగు వేలన్సీ ఎలక్ట్రానులు ఉంటాయి.

**గమనిక :** ఎలక్ట్రాన్‌లను సూచించే చుక్కలు (.) లేదా గుణకారపు (x) గుర్తులకు ఎలక్ట్రాన్ ఆకారంతో గానీ, పరిమాణంతో గానీ ఎలాంటి సంబంధం లేదని అర్థం చేసుకోవాలి.

- జడవాయువుల లూయిస్ చుక్క నిర్మాణానికి, పట్టిక-1లో సూచించిన మూలకాలక ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసాలమధ్య ఏం తేడా గమనించారు?

రసాయన చర్యలలో పాల్గొనే మూలకాలు అష్టక విన్యాసం లేదా $ns^2 np^6$ విన్యాసం (జడ వాయువుల ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసంతో పోలిన విన్యాసం) పొందడాన్ని గమనించి ఉంటారు. ఇలా చేయడం వలన ఆ మూలకాలు రసాయనికంగా జడత్వం మరియు స్థిరత్వాలను పొందుతాయి. అష్టక విన్యాసం ఇప్పటికీ ఒక సాధారణీకరమే గాని, అది ఒక నియమం కాదు. ఎందుకంటే దీనికి కొన్ని పరిమితులున్నాయి.

### వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్ సిద్ధాంతం :

ఎలక్ట్రాన్‌ల పరంగా పరమాణువుల మధ్య రసాయన బంధాన్ని వివరించడానికి చాలా ప్రయత్నాలు జరిగినప్పటికీ కొసెల్ మరియు లూయి అను శాస్త్రవేత్తలు 1916 వ సంవత్సరంలో దీనికి సంతృప్తికరమైన వివరణ ఇచ్చారు. ఎలక్ట్రాన్‌ల ఆధారంగా వేలన్సీని నిర్వచించడమే వీరి సిద్ధాంతానికి మూలధారం. వీరు జడవాయువుల రసాయనిక జడత్వం ఆధారంగా వేలన్సీకి ఒక తార్కిక వివరణ ఇవ్వగలిగారు. ఇది అష్టక సిద్ధాంతానికి దారి తీసింది.

ప్రధాన గ్రూపులలో (గ్రూపు IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA మరియు సున్న గ్రూప్ లేదా VIIIA గ్రూప్‌లలో) గల మూలక పరమాణువులను రసాయనిక చర్యలలో పాల్గొన్నప్పుడు గమనిస్తే అవి అన్ని కూడా జడవాయువుల లేదా అష్టక ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం పొందడానికి ప్రయత్నం చేస్తున్నట్లు గమనించవచ్చు.

క్రింది ఉదాహరణలు గమనిద్దాం!

IA గ్రూప్ మూలకాలు (Li నుండి Cs వరకు) వాని పరమాణు బహ్యకక్ష్య నుండి ఒక

ఎలక్ట్రాన్‌ను కోల్పోయి దానికి సంబంధించిన ఏకమాత్ర ధనాత్మక అయాన్ ఏర్పరచడం ద్వారా తమ బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉండే విధంగా మార్పు చెందడానికి ప్రయత్నిస్తాయి.

ఉదా : $_{11}Na \rightarrow 2, 8, 1$ ; $_{11}Na^{+} \rightarrow 2, 8$

IIA గ్రూప్ మూలకాల (Mg నుండి Ba) పరమాణువులు రసాయనిక చర్యలలో పాల్గొనేటప్పుడు తమ బాహ్యకక్ష్య నుండి రెండు వాలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోయి ద్విమాత్రక ధనాత్మక అయాన్‌గా ఏర్పడడం ద్వారా తమ బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలాక్ట్రాన్‌లు ఉండేలా మార్పుచెందడానికి ప్రయత్నిస్తాయి.

ఉదా : $_{12}Mg \rightarrow 2, 8, 2$ ; $_{12}Mg^{2+} \rightarrow 2, 8$

అదే విధంగా IIIA గ్రూప్ మూలకాలు మూడు వాలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోయి వాటికి సంబంధించిన అయాన్‌లా ఏర్పడడానికి ప్రయత్నిస్తాయి.

ఉదా : $_{13}Al \rightarrow 2, 8, 3$ ; $_{13}Al^{3+} \rightarrow 2, 8$

VIA గ్రూప్ మూలకాలు పరమాణువులు రసాయన మార్పుకు లోనయ్యేటప్పుడు రెండు ఎలక్ట్రాన్‌లను గ్రహించి వాటికి సంబంధించిన 'ఆనయాన్'లుగా ఏర్పడడం ద్వారా వాని బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉండేలా మార్పు చెందుతాయి.

ఉదా : $_{8}O \rightarrow 2, 6$ ; $_{8}O^{2-} \rightarrow 2, 8$

VIIA గ్రూప్ మూలకాల పరమాణువులు రసాయన మార్పుకు లోనయ్యేటప్పుడు ఒక ఎలక్ట్రాన్‌ను గ్రహించి, వాటికి సంబంధించిన 'ఆనయాన్'లుగా ఏర్పడడం ద్వారా వాని బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉండేలా మార్పు చెందుతాయి.

ఉదా : $_{9}F \rightarrow 2, 7$ ; $_{9}F^{-} \rightarrow 2, 8$

VIIIA గ్రూప్ మూలకాలు సాధారణంగా ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోవడానికి గానీ, గ్రహించడానికి గానీ ప్రయత్నించవు. సాధారణంగా హీలియం మరియు నియాన్‌లు రసాయన మార్పులలో పాల్గొనవు. VIIIA గ్రూప్‌కు చెందిన మిగతా మూలకాలు కూడా రసాయన మార్పులలో పాల్గొన్నప్పటికీ ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోవడంగానీ గ్రహించడంగానీ జరగదు.

ఉదా: $_{10}Ne \rightarrow 2, 8$, నియాన్ పరమాణువు ఎలక్ట్రాన్‌ను కోల్పోడం లేదా గ్రహించడం గాని జరగదు. క్రింది పట్టికను పరిశీలించండి.

ఎలక్ట్రాన్ పొందినపుడు ↓ | అష్టకం | ఎలక్ట్రాన్ కోల్పోయినపుడు ↓

| అయాన్‌లపై ఉండే ఫలిత ఆవేశం | −3 | −2 | −1 | | +1 | +2 | +3 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | V | VI | VII | VIII | I | II | III |
| | N | O | F | Ne | Na | Mg | Al |
| | P | S | Cl | Ar | K | Ca | Ga |
| | As | Se | Br | Kr | Rb | Sr | In |
| | Sb | Te | I | Xe | Cs | Ba | Tl |
| | Bi | Po | At | Ra | Fr | Ra | |
| | అలోహాలు | | | జడవాయువులు | లోహాలు | | |

- ప్రధానగ్రూపులకు చెందిన మూలకాలకు సంబంధించి పైన వివరించిన సాధారణీకరణాల ద్వారా మీరేం గమనించారు?
- మూలక పరమాణువులు ఎందుకు అణువులుగా సంయోగం చెందుతాయి?

VIIIA గ్రూప్‌కు చెందిన పరమాణువులు (జడవాయువులు) వాని చివరికక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉంటాయి. అయితే హీలియం ఈ రకమైన ఏర్పాటుకు మినహాయింపు. ఎందుకంటే హీలియంలో ఒకే కక్ష్య ఉంటుంది. అది రెండు ఎలక్ట్రాన్‌లతో నిండి ఉంటుంది. తమ చివరి కక్ష్యలో 8 ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉండే జడవాయువులు రసాయనికంగా అధిక స్థిరత్వాన్ని కలిగి ఉంటాయి. ఇవి చాలా అరుదుగా రసాయన చర్యలలో పాల్గొంటాయి. కావున ఏ పరమాణువు లేదా అయాన్ అయితే దాని వాలన్సీ కక్ష్యలో 8 ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉంటుందో అది రసాయనికంగా స్థిరమైనది అని చెప్పవచ్చు.

- రసాయన చర్యలు జరిగేటప్పుడు IA గ్రూప్ నుండి IIIA గ్రూప్ వరకు గల మూలకాలు వాటి అయానుల రూపంలో ఉన్నప్పుడు వాని చివరి కక్ష్యలో జడవాయు పరమాణువులను పోలిన విధంగా '8' ఎలక్ట్రాన్లు ఉండడం కేవలం యాదృచ్ఛికమా?

ఇది కేవలం యాదృచ్ఛికం అని మనం భావించలేం. ఎందుకంటే బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్లు ఉండడం వలన ఆ పరమాణువుకు గానీ, అయానుకుగానీ స్థిరత్వం వస్తుంది. ఈ పరిశీలనల ఆధారంగా 'అష్టక నియమం' నిర్వచించడం జరిగింది.

### అష్టక నియమం(Octet rule)

"మూలకాలకు చెందిన పరమాణువులు తమ బాహ్యకక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్‌లు మిగిలి ఉండేలా రసాయనిక మార్పు చెందడానికి ప్రయత్నిస్తాయి." దీనిని అష్టక నియమం అంటారు.

లూయిస్ పరమాణువును ధనావేశముతో కూడిన కెర్నెల్ (అంతర కక్ష్యలోని ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉన్న కేంద్రకం) మరియు గరిష్టంగా '8' ఎలక్ట్రాన్లు నింపుకోగలిగే బాహ్య కక్ష్యను చూపే ఊహ చిత్రంగా చూపించాడు.

రసాయనికంగా చర్యాశీలత గల మూలకాలకు చెందిన పరమాణువులు వాటి వాలన్సీ కక్ష్యలలో అష్టక విన్యాసాన్ని కలిగి ఉండవు. అవి అష్టకాన్ని పొందడానికి అదే మూలకానికి చెందిన పరమాణువులతో గానీ, వేరే మూలకానికి చెందిన పరమాణువుతోగానీ సంయోగం చెందడానికి ప్రయత్నించడం ద్వారా వీటికి ఈ చర్యాశీలత సంక్రమిస్తుంది.

ఇప్పుడు కొన్ని రసాయన బంధాలను పరిశీలిద్దాం!

రెండు పరమాణువుల మధ్యగానీ, లేదా పరమాణువుల సమూహాల మధ్యగాని పనిచేసే బలం ఒక స్థిరమైన పదార్థం ఏర్పడడానికి దారితీస్తే దానిని "రసాయన బంధం" అంటాం. రసాయన బంధాలు చాలా రకాలు గలవు. కానీ ఇక్కడ మనం అయానికి బంధం, సంయోజనీయ బంధం గురించి మాత్రమే నేర్చుకుంటాం.

## లూయీస్ చుక్కల పద్ధతిలో అయానిక మరియు సంయోజనీయబంధాల వివరణ

### అయానిక బంధం(ionic bond)

'కొశ్శల్' అను శాస్త్రవేత్త కింది అంశాలను ఆధారం చేసుకొని అయానిక బంధం (స్థిర విద్యుత్ ఆకర్షణ బంధం)ను ప్రతిపాదించాడు.

(i) రెండు వేరు వేరు మూలకాలకు చెందిన పరమాణువుల మధ్య ఒక పరమాణువు నుండి మరొక పరమాణువుకు ఎలక్ట్రాన్ మార్పిడి వలన అయానిక బంధం ఏర్పడుతుంది.

(ii) ఆవర్తన పట్టికకు ఎడమవైపున, ఎక్కువ చర్యాశీలత గల లోహాలు అదేవిధంగా కుడివైపున ఎక్కువ చర్యాశీలత కలిగిన అలోహాలు ఉన్నాయి.

(iii) జడవాయువులలో హీలియం తప్ప మిగిలిన అన్ని మూలకాల పరమాణువులు వాని బాహ్యకక్ష్యలలో '8' ఎలక్ట్రాన్‌లను కల్గి ఉంటాయి. ఇవి తక్కువ చర్యాశీలతను, ఎక్కువ స్థిరత్వాన్ని ప్రదర్శిస్తాయి.

(iv) బాహ్యకక్ష్యలో ఒకటి, రెండు లేదా మూడు ఎలక్ట్రాన్‌లు కలిగి ఉండే లోహ పరమాణువులు వాని చివరి కక్ష్యలో '8' ఎలక్ట్రాన్లు పొంది జడవాయువుకు సమానమైన విన్యాసం పొందుట కొరకు, ఆ ఎలక్ట్రాన్లను కోల్పోయి కేటయాన్‌లుగా పిలువబడే స్థిర ధనాత్మక 'అయాన్‌లను' ఏర్పరుస్తాయి.

ఉదా : $_{11}Na \rightarrow 2, 8, 1$ ; $_{11}Na^{+} \rightarrow 2, 8$

$_{12}Mg \rightarrow 2, 8, 2$ ; $_{12}Mg^{2+} \rightarrow 2, 8$

$_{13}Al \rightarrow 2, 8, 3$ ; $_{13}Al^{3+} \rightarrow 2, 8$

**మీకు తెలుసా?**

ఒక లోహ పరమాణువు దాని వాలన్సీ కక్ష్యనుండి కోల్పోయే ఎలక్ట్రాన్‌లను సంఖ్య దాని గ్రూప్ సంఖ్యకు సమానం.

ఉదా : సోడియం మరియు మెగ్నీషియం వేలన్సీలు వరుసగా 1 మరియు 2. ఇది వాని గ్రూప్ సంఖ్యకు సమానం.

(v) 5,6,7 వేలెన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగిన అలోహ పరమాణువులు వాని చివరికక్ష్యలో '8' ఎలక్ట్రాన్లు పొందుటకు వరుసగా 3,2,1 ఎలక్ట్రాన్లన్ గ్రహించడం ద్వారా ఆనయాన్ (anion) అనే ఋణాత్మక 'ఆనయాన్'లను ఏర్పరుస్తాయి.

ఉదా : $_{15}P$ 2, 8, 5 ; $P^{3-}$ 2, 8, 8

$_{16}S$ 2, 8, 6 ; $S^{2-}$ 2, 8, 8

$_{17}Cl$ 2, 8, 7 ; $Cl^{-}$ 2, 8, 8

**మీకు తెలుసా?**

అలోహ మూలకం దాని పరమాణువు కోసం గ్రహించే ఎలక్ట్రాన్ల సంఖ్యనే దాని 'వేలన్సీ' అంటాం. ఇది కూడా ఆ మూలకం యొక్క గ్రూపు సంఖ్యకు సమానం అవతుంది.

ఉదా : క్లోరిన్ వేలెన్సీ (8-7) = 1.

### అయానిక బంధం ఏర్పడడం

లోహ పరమాణువుల నుండి ఆలోహపరమాణువులకు ఎలక్ట్రాన్‌ల బదలాయింపు వలన ఏర్పడిన ధనాత్మక అయాన్లు (కాటయాన్లు) మరియు ఋణాత్మక అయాన్లు (ఆనయాన్లు) మధ్య స్థిర విద్యుదాకర్షణ బలాల వల్ల అవి ఆకర్షణకు గురికాబడి రసాయన బంధం

ఏర్పడుతుంది. ఈ బంధం రెండు అవేశపూరిత కణాలయిన అయాన్ల మధ్య ఏర్పడడం చేత దీనిని 'అయానిక బంధం' అంటాం. ఆనయాన్‌ల మధ్య పని చేస్తున్న బలాలు, స్థిర విద్యుదాకర్షణ బలాలు కావడం చేత ఈ బంధాన్ని 'స్థిర విద్యుత్ బంధం' (electro static bond)అని కూడా అంటారు. వాలన్సీ భావనను ఎలక్ట్రాన్‌ల పరంగా వివరించారు కాబట్టి దీనిని 'ఎలక్ట్రోవాలెంట్ బంధం' (electrovalent bond ) అని కూడా అంటారు.

పై వివరణల ఆధారంగా అయానిక బంధాన్ని కింది విధంగా నిర్వచించవచ్చు. "లోహ పరమాణువుల నుండి ఆలోహ పరమాణువులకు ఎలక్ట్రాన్‌ల బదలాయింపు వలన ఏర్పడిన కేటయాను, ఆయాన్‌ల మధ్య పనిచేసే స్థిరవిద్యుత్ ఆకర్షణ బలం ఆ రెండింటిని కిలిపి ఉంచి విద్యుత్‌పరంగా తటస్థంగా ఉండే ఒక నూతన సంయోగ పదార్థంను ఏర్పరచడాన్ని అయానిక బంధం అంటారు.

ఇపుడు మనం $NaCl$, $MgCl_2$, $Na_2O$ మరియు $MF_3$ అనే అణువులు ఏర్పడే విధానంను లూయిస్ ఎలక్ట్రాన్ చుక్కల నిర్మాణం ద్వారా తెలుసుకుందాం.

**ఉదా 1 : సోడియా క్లోరైడ్ ఏర్పడుట (NaCl) :**

సోడియం క్లోరైడ్ అణువు, సోడియం మరియు క్లోరిన్‌ల మూలక పరమాణువులు సంయోగం చెందడం వలన ఏర్పడుతుంది. సోడియమ్ క్లోరైడ్ ఏర్పడే విధానంను మనం కింది విధంగా వివరించవచ్చు.

**కాటయాన్ ఏర్పడుట :** సోడియం పరమాణువు తనబాహ్య కక్ష్యలో అష్టకంను పొందుటకు 1 ఎలక్ట్రాన్‌ను కోల్పోయి $Na^+$అయాన్‌గా ఏర్పడం ద్వారా నియాన్ (Ne) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసాన్ని పొందుతుంది.

$${}_{11}Na_{(g)} \rightarrow {}_{11}Na^+_{(g)} + e^-$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం : 2, 8, 1 2, 8

లేదా [Ne] $3s^1$ [Ne]

**ఆనయాన్ ఏర్పాడుట :** క్లోరిన్ పరమాణువు దాని చివరి కక్ష్యలో అష్టకంను పొందడానికి దానికి 1 ఎలక్ట్రాన్ అవసరం. కావున సోడియం కోల్పోయిన ఆ ఎలక్ట్రాన్‌ను క్లోరిన్ గ్రహించి ($Cl^-$) ఆనయాన్‌గా ఏర్పడం ద్వారా ఆర్గాన్ (Ar) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసంను పొందుతుంది.

$${}_{17}Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2, 8, 7 2, 8, 8

లేదా [Ne] $3s^2 3p^5$ [Ne] $3s^2 3p^6$ లేదా [Ar]

**అయాన్ల నుండి NaCl ఏర్పడుట:**

సోడియం (Na) మరియు క్లోరిన్ (Cl) పరమాణువుల మధ్య ఎలక్ట్రాన్ మార్పిడి వలన ఏర్పడిన $Na^+$ మరియు $Cl^-$అయాన్లు మధ్య స్థిర విద్యుదాకర్షణబలాల వల్ల అవి రెండూ పరస్పరం ఆకర్షణకు గురయినప్పుడు సోడియంక్లోరైడ్ NaCl అనే కొత్త సంయోగ పదార్థం ఏర్పడుతుంది.

$$Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \rightarrow Na^+Cl^-_{(s)} \text{ or } NaCl$$

**ఉదాహరణ 2 : మెగ్నీషియం క్లోరైడ్ అణువు ఏర్పడుట ($MgCl_2$) :**

మెగ్నీషియం క్లోరైడ్, మెగ్నీషియం మరియు క్లోరిన్‌ల మూలక పరమాణువులు సంయోగం చెందడం వలన ఏర్పడుతుంది. దీన్ని సంక్షిప్తంగా రసాయన సమీకరణాలనుపయోగించి కింది విధంగా వివరించవచ్చు.

**కాటయాన్ ఏర్పడడం:**

$$_{12}Mg_{(g)} \rightarrow {}_{12}Mg^{2+}_{(g)} + 2e^-$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2, 8, 2    2, 8

లేదా    [Ne] $3s^2$    [Ne]

**ఆనయాన్ ఏర్పాటు :**

$$2Cl_{(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(g)}$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం    2, 8, 7    2, 8, 8

లేదా    [Ne] $3s^2 3p^5$    [Ne] $3s^2 3p^6$ లేదా [Ar]

**మెగ్నీషియం మరియు క్లోరిన్‌ల అయాన్ల నుండి $MgCl_2$ ఏర్పడుట :**

మెగ్నీషియం రెండు ఎలక్ట్రాన్లను కోల్పోయి నియాన్ (Ne) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసాన్ని, క్లోరిన్ పరమాణువు ఒక ఎలక్ట్రాన్‌ను గ్రహించి ఆర్గాన్ (Ar)ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసాన్ని పొందాయి.

$$Mg^{2+}_{(g)} + 2Cl^-_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)}$$

ఒక మెగ్నీషియం పరమాణువు రెండు ఎలక్ట్రానులను ఒక్కొక్క క్లోరిన్‌కు ఒక ఎలక్ట్రాన్‌చొప్పున రెండు క్లోరిన్ పరమాణువులకు ఇస్తుంది. ఈ విధగా ఏర్పడిన $Mg^{2+}$ మరియు $2Cl^-$లు పరస్పరం ఆకర్షింపబడి $MgCl_2$ ఏర్పడును.

**ఉదాహరణ 3 : డై సోడియం మోనాక్సైడ్ ఏర్పడుట ($Na_2O$)**

దీని ఏర్పాటును కింది విధంగా వివరించవచ్చు.

**కాటయాన్ ఏర్పడడం :** (Na ఏర్పడడం)

$$2Na_{(g)} \rightarrow 2Na^+_{(g)} + 2e^-$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2, 8, 1    2, 8

లేదా    [Ne] $3s^1$    [Ne]

**ఆనయాన్ ఏర్పడడం :** ($O^{2-}$ ఏర్పడడం):

$$O_{(g)} + 2e^- \rightarrow O^{2-}_{(g)}$$

ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం    2, 6    2, 8

లేదా [Ne] $2s^2 2p^4$    [He] $2s^2 2p^6$ లేదా [Ne]

**సోడియం ($Na^+$) మరియు ఆక్సైడ్ ( $O^{2-}$) అయాన్లనుండి డై సోడియం మోనా ఆక్సైడ్ ($Na_2O$) ఏర్పడుట :**

రెండు సోడియం పరమాణువులు ఒక్కొక్క ఆక్సిజన్‌కు ఒక ఎలక్ట్రాన్ చొప్పన మార్పిడి చేస్తాయి. ఆ రెండు ఎలక్ట్రాన్‌లను ఆక్సిజన్ పరమాణువు తీసుకుంటుంది. తద్వారా $2Na^+$ మరియు $O^{2-}$ అయాన్‌లు నియాన్ (Ne) విన్యాసాన్ని పొందుతాయి. ఈ రెండు అయాన్లు పరస్పరం ఆకర్షింపబడి ($2Na^+$ మరియు $O^{2-}$) $Na_2O$ ఏర్పడుతుంది.

$$2Na^+_{(g)} + O^{2-}_{(g)} \rightarrow Na_2O_{(s)}$$

**ఉదాహరణ 4 : అల్యూమినియం క్లోరైడ్ ఏర్పడుట ($AlCl_3$) :**

$AlCl_3$ అణువు ఏర్పడే విధానంను క్రింది విధంగా వివరించవచ్చు.

**కాటయాన్ ఏర్పడడం :** అల్యూమినియం అయాన్ ($Al^{3+}$).

| | | | |
|---|---|---|---|
| | ${}_{13}Al_{(g)}$ | → | $Al^{3+}{}_{(g)} + 3e^-$ |
| ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం | 2, 8, 3 | | 2, 8 |
| లేదా | [Ne] $3s^2 3p^1$ | | [Ne] |

**ఆనయాన్ ఏర్పడడం :** క్లోరైడ్ అయాన్ ($Cl^-$)

| | | | |
|---|---|---|---|
| | $3Cl_{(g)}$ | $+ \quad 3e^- \rightarrow$ | $3Cl^-_{(g)}$ |
| ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం | 2, 8, 7 | | 2, 8,8 |
| లేదా | [Ne] $3s^2 3p^5$ | | [Ne] $3s^2 3p^6$ లేదా [Ar] |

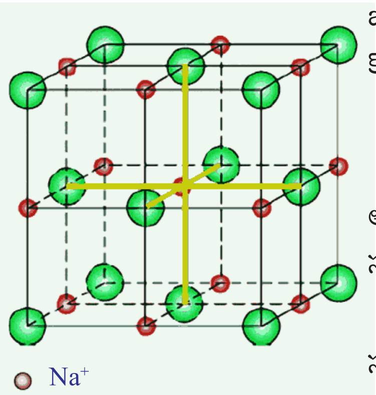
అల్యూమినియం పరమాణువు '3' ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోవడం ద్వారా $Al^{3+}$ అయాన్‌గా మారుతుంది . మూడు క్లోరిన్ పరమాణువులు ఒక్కొక్క ఎలక్ట్రాన్ చొప్పున గ్రహించి మూడు $Cl^-$ అయాన్‌లగా మారుతాయి. $Al^{3+}$ మరియు $3Cl^-$ మధ్య స్థిర విద్యుదాకర్షణ బలాల వల్ల $AlCl_3$ అనే సమ్మేళనం ఏర్పడుతుంది.

$$Al^{3+}{}_{(g)} + 3Cl^-_{(g)} \rightarrow AlCl_{3\,(s)}$$

**అయానిక పదార్థాలలో అయానుల అమరిక :**

- ఘనస్థితిలో గల అయానిక పదార్థంలో కాటయాన్లు, ఆనయాన్లు ఎలా అమరి ఉంటాయి? సోడియం క్లోరైడ్‌ను ఉదాహరణగా తీసుకొని దీనిని వివరిద్దాం.
- సోడియం క్లోరైడ్ స్ఫటికంలో $Na^+$ , $Cl^-$ అయానులు జతలుగా ఉంటాయనీ మీరు భావిస్తున్నారా?

ఇలా ఆలోచించినట్లయితే అది తప్పవుతుంది. విద్యుదాకర్షణ బలాలు దిశా నియమంలేనివని మనకు తెలుసు. కాబట్టి ఒక $Na^+$ అయాన్ ఒక $Cl^-$ అయాన్ చేత ఒక ప్రత్యేక దిశలో ఆకర్షింపబడడానికి, అదే విధంగా ఒక $Cl^-$ అయాన్ ఒక $Na^+$ అయాన్ చేత ఆకర్షింపబడడానికీ అవకాశం లేదు. అయాన్‌పై ఉండే ఆవేశం మరియు ఆ అయాన్ పరిమాణం దానిచేత ఎన్ని వ్యతిరేఖ ఆవేశం గల అయాన్లు ఆకర్షింపబడతాయి అనే దానిని నిర్ణయిస్తుంది. అయితే ఈ సంఖ్య ప్రతి అయాన్‌కు నిర్దిష్టంగా ఉంటుంది. ఉదాహరణకు సోడియం క్లోరైడ్ స్ఫటికంలో ప్రతి సోడియం అయాన్ ($Na^+$) చుట్టూ 6 క్లోరిన్ అయాన్‌లు, అదే విధంగా ప్రతి క్లోరిన్ అయాన్ చుట్టూ 6 సోడియం అయాన్‌లు ఉంటాయి. స్ఫటిక రూపంలో గల అయానిక పదార్థాంలో వ్యతిరేఖ ఆవేశం గల అయాన్‌లు బలమైన విద్యుదాకర్షణ బలాలచే బంధించబడి త్రిమితీయ నిర్మాణంలో అమరి ఉంటాయి. సోడియం క్లోరైడ్ నిర్మాణం (స్ఫటికరూపంలో) పటం–1లో చూపించడం జరిగింది.



పటం-1

ఘనరూప NaCl ముఖకేంద్రక స్ఫటిక నిర్మాణాన్ని కలిగి ఉంటుంది.

ఒక నిర్దిష్ట ఆవేశంగా అయాన్ చుట్టూ ఎన్ని వ్యతిరేక ఆవేశం గల అయానులు అమరి ఉన్నాయో తెలిపే సంఖ్యను ఆ అయాన్ యొక్క సమన్వయ సంఖ్య **(coordination number)** అంటాం.

ఉదాహరణకు సోడియం క్లోరైడ్ స్ఫటికంలో, $Na^+$ యొక్క సమన్వయ సంఖ్య 6 అదే విధంగా $Cl^-$ యొక్క సమన్వయ సంఖ్య కూడా 6కు సమానం.

**కాటయాన్లు, ఆనయాన్ల అమరికను ప్రభావితం చేయు అంశాలు :**

ఆవర్తన పట్టికలో పీరియడ్‌లు, గ్రూప్‌లలో మూలకాల లోహ, అలోహ ధర్మాలు ఏ విధంగా మార్పు చెందుతాయో మీరు తెలుసుకొన్నారు. మూలకాల యొక్క లోహ, అలోహ ధర్మాలను మరలా ఒకసారి గుర్తుచేసుకోండి.

సాధారణంగా లోహ మూలకాలు తమ బాహ్య కక్ష్య నుండి ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోయి అష్టక విన్యాసం పొందడానికి ప్రయత్నిస్తాయి. ఈ విధమైన స్వభావాన్నే 'లోహ ధర్మం' లేదా **'ధన విద్యుదాత్మకత'** అంటాం. ధన విద్యుదాత్మకత ధర్మం గల మూలకాలు 'కాటయాన్' (cation)లను ఏర్పరుస్తాయి. అదే విధంగా అలోహ మూలకాలైన ఆక్సిజన్, ($O_2$), ఫ్లోరిన్ ($_9F$) మరియు క్లోరిన్ ($_{17}Cl$) లు ఎలక్ట్రాన్‌లను గ్రహించడం ద్వారా అష్టక విన్యాసం పొందటానికి ప్రయత్నిస్తాయి. ఈ స్వభావాన్నే **'ఋణవిద్యుదాత్మకత'** అంటాం. సాధారణంగా ఋణ విద్యుదాత్మకత స్వభావం గల మూలకాలు ఆనయాన్(ions)లను ఏర్పరుస్తాయి.

- పైన వివరించిన అంశాలకు కారణాలు చెప్పగలరా?

రెండు మూలకాలకు చెందిన పరమాణువులు అయానిక బంధంలో పాల్గొనాలంటే వాటి మధ్య ఋణవిద్యుదాత్మకతల మధ్య తేడా 1.9 గానీ అంతకంటే ఎక్కువ గానీ ఉండాలి.

అయానిక బంధంలో పాల్గొనే పరమాణువులు ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోవడం ద్వారా గానీ, గ్రహించడం ద్వారా గానీ వాని బాహ్య కక్ష్యలో అష్టక విన్యాసంను పొందుతాయి. ఇక్కడ ఒక పరమాణువు నుండి మరొక పరమాణువుకు ఎలక్ట్రాన్‌ల మార్పిడి జరుగుతుంది మీరు తెలుసుకొన్నారు.

ఎలాక్ట్రాన్‌లను కోల్పోయి కాటయన్‌గా మారే స్వభావం లేదా ఎలక్ట్రాన్‌లను గ్రహించి ఆనయాన్ మారే స్వభావం క్రింది అంశాలపై ఆధారపడుతుంది.

i) పరమాణు పరిమాణం

ii) అయనీకరణ శక్మం

iii) ఎలక్ట్రాన్ ఎఫినిటీ

iV) ఋణ విద్యుదాత్మకత

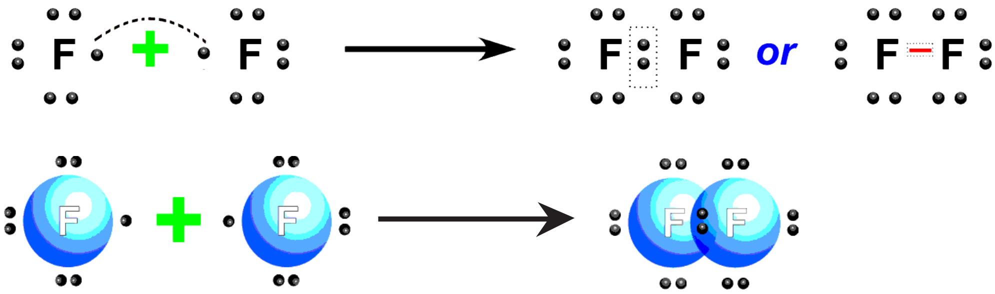
తక్కువ అయనీకరణ శక్మం, తక్కువ ఎలక్ట్రాన్ ఎఫినిటీ మరియు ఎక్కువ పరమాణు పరిమాణం గల మూలకాల పరమాణువులు 'కాటయాన్'లను ఏర్పరుస్తాయి. అలాగే అధిక అయనీకరణశక్మం, అధిక ఎలక్ట్రాన్ ఎఫినిటీ, మరియు తక్కువ పరమాణం గల మూలకాల పరమాణువులు 'ఆనయాన్' (ions) లను ఏర్పరుస్తాయి.

**B. సమయోజనీయ బంధం (Covalent bond)**

1916వ సం॥ జి.యన్. లూయిస్ పరమాణువుల మధ్య ఎలక్ట్రాన్‌ల మార్పిడి జరగకుండానే వాటి బాహ్యకక్ష్యలో అష్టక విన్యాసం పొందుతాయని ప్రతిపాదించాడు. పరమాణువులు, వాని వేలెన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను ఒకటి గానీ అంతకంటే ఎక్కువగానీ పరమాణువులతో పంచుకోవడం వలన అష్టకవిన్యాసాన్ని ప్రదర్శిస్తాయి.

రెండు పరమాణువుల మధ్య పంచుకోబడిన ఎలక్ట్రాన్‌లు ఆ రెండు పరమాణువులకు చెందినవిగా ఉంటాయి. మరియు ఈ ఎలక్ట్రాన్‌లు రెండు పరమాణుకేంద్రకాల చుట్టూ పరిభ్రమిస్తూ ఉంటాయి. రెండు పరమాణువులు ఒక దానికొకటి దగ్గరగా వచ్చినప్పుడు అవి ఎలక్ట్రాన్‌లను పరస్పరం పంచుకోవడం వల్ల ఏర్పడే బంధమే "సంయోజనీయబంధం".

ఉదాహరణకు రెండు ఫ్లోరిన్ పరమాణువులు కలసి $F_2$ అనే స్థిర అణువు ఏర్పరచడాన్ని పరిశీలిద్దాం. ఇక్కడ బంధం ఏర్పడడానికి ఒక్కొక్క ఫ్లోరిన్ ఒక ఎలక్ట్రాన్‌ను ఇస్తుంది. ఇలా ఏర్పడిన ఎలక్ట్రాన్ జంటను రెండు ఫ్లోరిన్ పరమాణువులు పరస్పరం పంచుకొంటాయి. దీనివలన ప్రతి ఫ్లోరిన్ పరమాణువు తమ బాహ్యకక్ష్యలో అష్టక విన్యాసం పొందుతాయి.



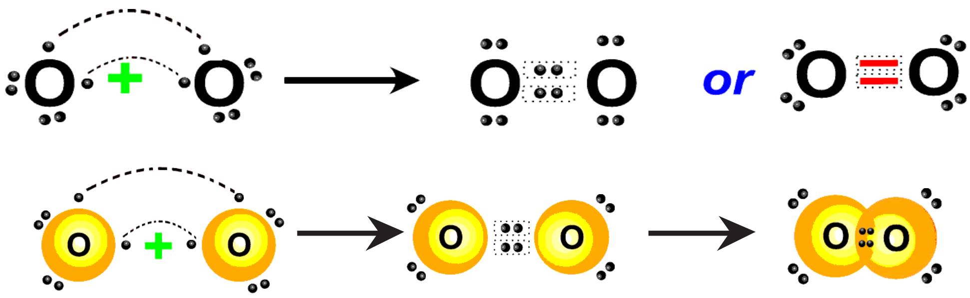
ఫ్లోరిన్ చుట్టూ గల చుక్కలు ఆయా పరమాణువుల వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌లను సూచిస్తాయి. "రెండు పరమాణువుల మధ్య వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్‌ల పంచుకోవడం వల్ల రెండు పరమాణువుల తమ బాహ్యకక్ష్యలో అష్టక విన్యాసం లేదా రెండు ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసంను పొందడం ద్వారా ఏర్పడిన రసాయన బందాన్ని **'సంయోజనీయ బంధం'** (covalent bond) అంటారు".

covalent bond అనే పదం ముందు భాగా Co - అంటే రెండూ సమానమే లేదా రెండు కలిసాయి అని తెలియజేయడానికి వాడతాం. ప్రతి పరమాణువు బాహ్య కక్ష్య నుండి ఒక ఎలక్ట్రాను రసాయన బంధంలో పాల్గొంటుంది. అందుకే దీనికి 'సంయోజనీయ బంధం' అని పిలుస్తాం. (covalent అనే పేరు సమానసంఖ్యలో వేలన్సీ ఎలక్ట్రానులు బంధంలో పాల్గొంటాయనే విషయాన్ని తెలియచేస్తుంది).

### $O_2$ అణువు ఏర్పడుట

ఆక్సిజన్ ($_8O$)ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2,6 ఆక్సిజన్ పరమాణువు చివరికక్ష్యలో '6' ఎలక్ట్రానులున్నాయి. అష్టక విన్యాసం పొందడానికి దీనికి మరో రెండు ఎలక్ట్రానులు అవసరం. ఇలాంటి రెండు ఆక్సిజన్ పరమాణువులు దగ్గరగా వచ్చినపుడు అవి పరస్పరం రెండు ఎలక్ట్రాన్ జంటలను పంచుకొంటాయి. దీని వలన వాటి మధ్య రెండు సంయోజనీయబంధాలు ఏర్పడి $O_2$ అణువు ఏర్పడుతుంది.

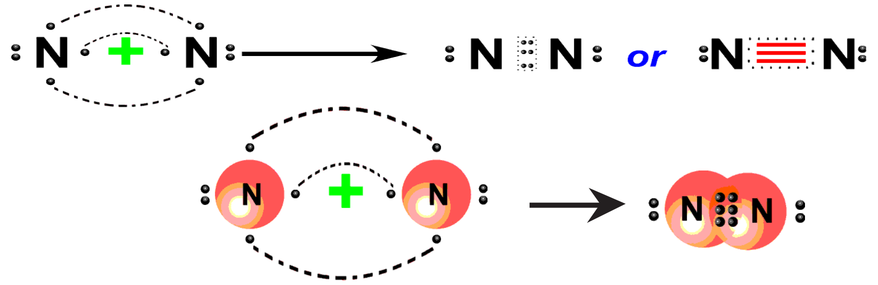
అందుకే ఆక్సిజన్ అణువులో పరమాణువుల మధ్య 'ద్విబంధం' ఏర్పడిందని చెప్తాం. ఈ క్రింది చిత్రాలను గమనించండి.



- నైట్రోజన్ అణువులోని పరమాణువుల మధ్య ఎలాంటి బంధం ఉంటుందో చెప్పగలవా?

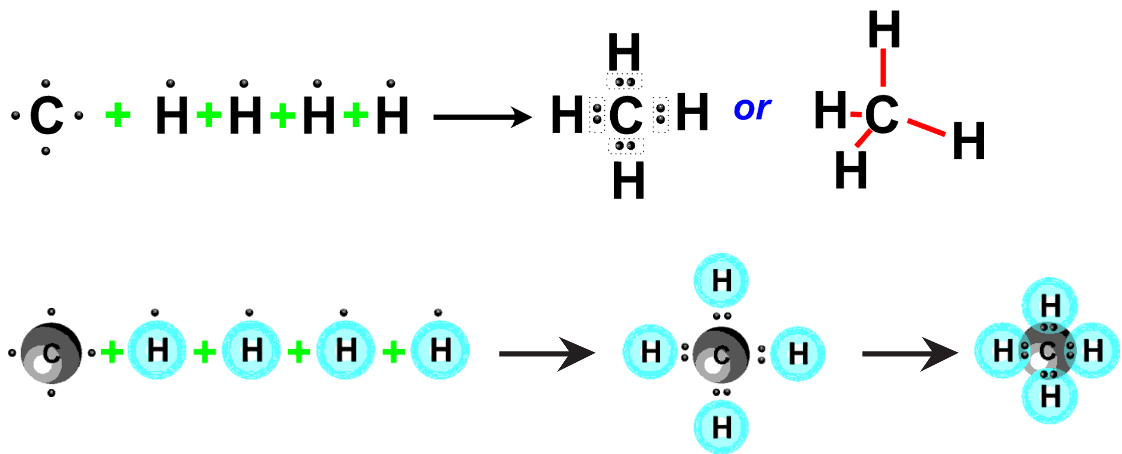
### నైట్రోజన్ ($N_2$) అణువు

నైట్రోజన్ ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2,5. దీని వేలెన్సీ కక్ష్యలో అష్టక విన్యాసం పొందుటకు నైట్రోజన్‌కు '3' ఎలక్ట్రానులు అవసరం. రెండు నైట్రోజన్ పరమాణువులు దగ్గరగా వచ్చి బంధంలో పాల్గొనేటప్పుడు అవి మూడు ఎలక్ట్రాన్ జంటలను పంచుకొంటాయి. కాబట్టి రెండు నైట్రోజన్ పరమాణువుల మధ్య త్రిబంధం ఏర్పడి నైట్రోజన్ అణువు ($N_2$) ఏర్పడుతుంది.



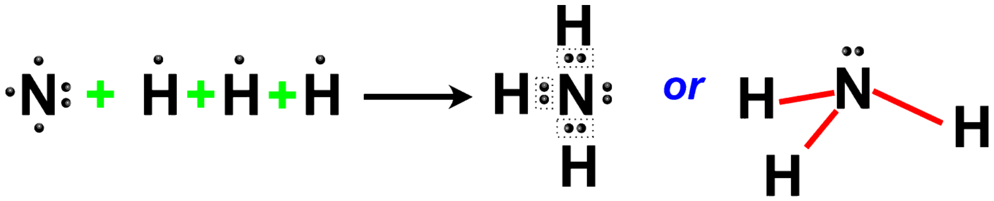

### మీథేన్ ($CN_4$) అణువు

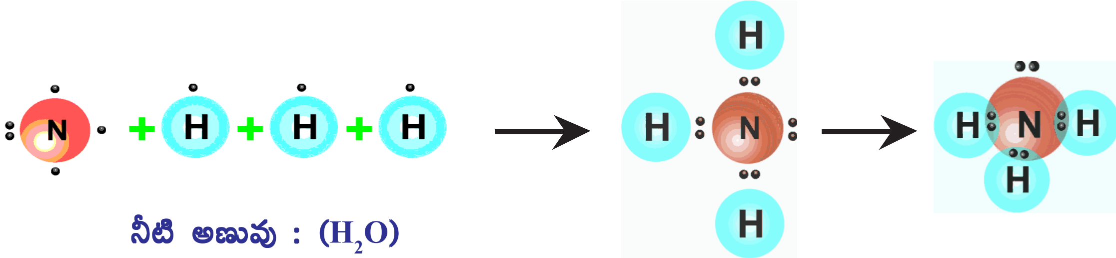
మీథేన్ అణువు ఏర్పడానికి, బంధానికి కావలసిన కార్బన్ పరమాణువు 4 ఎలక్ట్రాన్లను ఇస్తుంది. (ఒక్కొక హైడ్రోజన్ పరమాణువుకు ఒక ఎలక్ట్రాన్ చొప్పున) అదే విధంగా ఒక్కొక్క హైడ్రోజన్ పరమాణువు ఒక ఎలక్ట్రాన్ చొప్పున ఇస్తాయి. కావున $CN_4$ అణువులో నాలుగు $C-H$ సంయోజనీయ బందాలు ఏర్పడతాయి. ఈ అమరికను మనం క్రింద గమనించవచ్చు.




### అమ్మోనియా ($NH_3$) అణువు

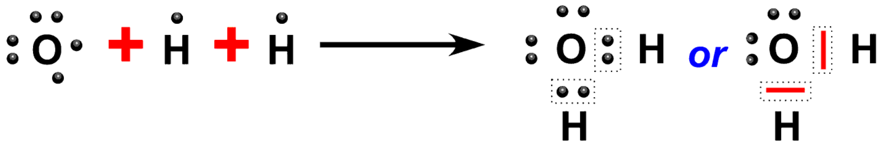
అమ్మోనియా అణువులో మూడు $N-H$ ఏక సంయోజనీయ బంధాలు ఉంటాయి. ఇవి ఎలా ఏర్పడతాయో ఇపుడు తెలుసుకుందాం. నైట్రోజన్ ($_7N$) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2, 5 మరియు హైడ్రోజన్ ($_1H$) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం ఒక నైట్రోజన్ తన వ్యేలన్సీ కక్ష్యలో అష్టక విన్యాసం పొందడానికి దానికి 3 ఎలక్ట్రానులు అవసరం. ఒక్కొక్క హైడ్రోజన్ వేలన్సీ కక్ష్యలో ఒక ఎలక్ట్రాన్ ఉంటుంది. అందువలన నైట్రోజన్‌లోని మూడు ఎలక్ట్రానులు ఒక్కొక్క హైడ్రోజన్‌లో గల ఎలక్ట్రాన్‌తో కలిపి మూడు జతల ఎలక్ట్రాన్‌లను పంచుకోవడం వలన మూడు $N-H$ సంయోజనీయ బంధాలతో అమ్మోనియా అణువు ఏర్పడుతుంది. అమ్మోనియా అణువు ఏర్పడే విధానాన్ని తెలియజేసే కింది పటాన్ని చూడండి.

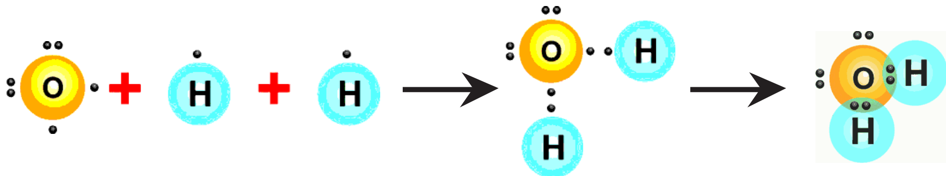




### నీటి అణువు : ($H_2O$)

నీటి అణువులో రెండు O – H ఏక సంయోజనీయ బంధాలు ఉంటాయి. ఇవి ఎలా ఏర్పడతాయో తెలుసుకుందాం. ఆక్సిజన్ ($_8O$) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 2,6 మరియు హైడ్రోజన్ ($_1H$) ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం 1 . ఆక్సిజన్ పరమాణువు అష్టక విన్యాసం పొందాలంటే దానికి మరోరెండు ఎలక్ట్రానులు అవసరం. కాబట్టి ఆక్సిజన్ పరమాణువు దాని చివరికక్ష్యలో ఉన్న ఎలక్ట్రానులను రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులలో గల ఒక్కొక్క ఎలక్ట్రాన్‌తో పంచుకోవడం వలన $H_2O$ అణువు ఏర్పడుతుంది.





పై ఉదాహరణలు మీరు గమనించినట్లైతే సంయోజనీయ బంధం ఏర్పడి పరమాణువులనుండి అణువులు ఏర్పడేటప్పుడు, రెండు పరమాణువుల మధ్య ఒక జత ఎలక్ట్రానులుగానీ, రెండు జతల ఎలక్ట్రానులు గానీ ($O_2$ అణువులో) మూడు జతల ఎలక్ట్రానులు ($N_2$ అణువులో) గానీ పంచుకోవడం గమనించవచ్చు.

రెండు పరమాణువుల మధ్య పంచుకోబడే ప్రతి ఎలక్ట్రాన్ జంట ఒక సంయోజనీయ బంధాన్ని సూచిస్తుంది. సంయోగం చెందే పరమాణువుల మధ్య రెండు ఎలక్ట్రాన్ జంటలు పంచుకోబడితే ఆ బందాన్ని 'ద్విబంధం అంటాం'. అదే విధంగా సంయోగం చెందే రెండు పరమాణువుల మధ్య మూడు ఎలక్ట్రాన్ జంటలు పంచుకోబడితే ఆ బంధాన్ని 'త్రిబంధం' అంటాం. ఒక మూలక పరమాణువు ఎన్ని సంయోజనీయ బంధాలను ఏర్పరచగలిగి తెలిపే సంఖ్యనే ఆ మూలకం యొక్క " సంయోజనీయత" అంటాం.

### సంయోజనీయబందాలలో బంధ దూరాలు మరియు బంధశక్తులు

సంయోజనీయ బంధంతో కలుపబడిన రెండు పరమాణువుల కేంద్రకాల మధ్య సమతాస్థితి వద్ద గల దూరాన్నే బంధదూరం లేదా బంధదైర్ఘ్యం అంటాం. దీన్ని సాధారణంగా నానో మీటర్‌లలో (*nm*) గానీ, ఆంగ్‌స్ట్రామ్ ($A^0$)లలో గానీ తెలియజేస్తాం.

## మీకు తెలుసా?

- 1 ఆంగ్‌స్ట్రామ్ $10^{-10}$ మీ.లకు సమానం ఆంగ్‌స్ట్రామ్ అనేది పొడవునకు SI ప్రమాణం కాదు. దీని విలువ 0.1 నానోమీటర్లకు లేదా 100 పికోమీటర్లకు సమానం
- 1 నానోమీటర్ $10^{-9}$ మీటర్లు.

### వేలన్సీ ఎలక్ట్రాన్ సిద్ధాంతంలోని లోపాలు

(1) రెండు పరమాణువుల మధ్య సంయోజనీయ బంధం ఏర్పడితే, ఆ అణువులోని పరమాణువుల స్వభావం వాటి నిమిత్తం లేకుండా వాని బంధ దూరాలు, బంధశక్తులు ఒకే విధంగా ఉండాలి. ఎందుకంటే రెండు పరమాణువుల మధ్య పంచుకోబడే ఎలక్ట్రాన్‌లు అన్ని రకాలుగా సమానమైనవి కావడం. కానీ ప్రయోగాత్మకంగా కనుక్కోబడిన బంధదూరాలు, బంధశక్తులు విలువలు పరమాణువుల జంటలు మారినపుడు వేరువేరుగా ఉండటాన్ని గమనించారు. పట్టిక-3ను పరిశీలించండి.

- బంధదూరాలు, బంధశక్తుల నుండి మీరేం అర్థం చేసుకున్నారు?
- వేరువేరు పరమాణువుల మధ్య బంధం ఏర్పడేటప్పుడు విలువలు సమానంగా ఉంటాయా?

**పట్టిక-3**

| బంధం | బంధదూరం (Å) | బంధ శక్తి (వియోగ శక్తి) ($KJmol^{-1}$) |
|---|---|---|
| H – H | 0.74 | 436 |
| F – F | 1.44 | 159 |
| $Cl – Cl$ | 1.95 | 243 |
| Br – Br | 2.28 | 193 |
| I – I | 2.68 | 151 |
| H – F | 0.918 | 570 |
| $H – Cl$ | 1.27 | 432 |
| H – Br | 1.42 | 366 |
| H – I | 1.61 | 298 |
| H – O (of $H_2O$) | 0.96 | 460 |
| H – N (of $NH_3$) | 1.01 | 390 |
| H – C (of $CH_4$) | 1.10 | 410 |

(2) ఈ సిద్ధాంతం వివిధ అణువులలో బంధ కోణాలు వేరువేరుగా ఉండటానికి కారణాన్ని వివరించలేక పోయింది. ఉదాహరణకు $BeCl_2$ అణువులో $Cl\hat{Be}Cl$ $180^0$గా, $BF_3$ అణువులో $F\hat{B}F$ $120^0$గా, $CH_4$ అణువులో $H\hat{C}H$ $109^0.28^1$గా, $NH_3$ అణువులో $H\hat{N}H$ $107^0 18^1$గా, $H_2O$ అణువులో $H\hat{O}H$ $104^0.31^1$గా ఎందుకు ఉంటాయో తెలపలేదు. అనగా అణువుల ఆకృతులను వివరించడంలో ఈ సిద్ధాంతం విఫలమైనది.

### *VSEPRT* సిద్ధాంతం

మూడు, అంతకంటే ఎక్కువ పరమాణువుల కలయిన వలన ఏర్పడిన అణువులలో అన్ని పరమాణువులు ఒక కేంద్రక పరమాణువులతో సమయోజనీయ బంధంతో బంధింపబడి ఉన్నప్పుడు, వాని మధ్య బంధకోణాలు వివరించడానికి ఒక సిద్ధాంతాన్ని అభివృద్ధిపరచారు.

దీనినే ***VSEPRT*** సిద్ధాంతం అంటాం. ***VSEPRT*** అనగా *Valance-shall-electron-pair-rapulsion-theory* అని అర్థం. ఈ సిద్ధాంతాన్ని సిడ్జివిక్ మరియు పావెల్‌లు 1940లో ప్రతిపాదించారు. దీనిని గిలెస్పీ మరియు నైహోమ్ 1957లో దీనిని మరింతగా అభివృద్ధిపరిచారు.

**ఈ సిద్ధాంతం క్రింది విషయాల గురించి వివరిస్తుంది.**

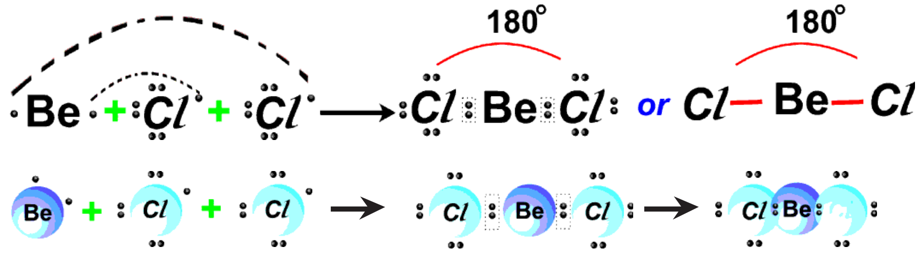
1. సంయోజనీయ బంధాలలో వేలన్సీ కక్ష్యలోని ఎలక్ట్రానులు మరియు బంధంలో పాల్గొనని ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు సాధ్యమైనంత వరకు ఒకదానికొకటి దూరంగా ఉండేందుకు ప్రయత్నిస్తాయి. అందువలననే అణువులకు ప్రత్యేక ఆకారాలు వస్తాయి.

2. వేలన్సీకక్ష్యలో సంయోజనీయ బంధంలో ఉండే ఎలక్ట్రాన్ జంటల సంఖ్య, మధ్య పరమాణువుపై ఉండే ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటల సంఖ్య తెలిస్తే ఆ ఎలక్ట్రాన్ జంటలు మధ్య పరమాణువు యొక్క కేంద్రకం చుట్టు ఏ విధంగా అమర్చబడి ఉన్నయో అంచనా వేయడానికి, తద్వారా అణువుల ఆకృతులు అంచనా వేయడానికి మనకు వీలవుతుంది.

3. మధ్య పరమాణువు చుట్టూ బంధ జంటల కంటే ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు ఎక్కువ ఖాళీని ఆక్రమిస్తాయి. ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు (అంటే బంధంలో పాల్గొననివి లేదా పంచుకోబడనివి) కేవలం ఒక కేంద్రకం చేతనే ఆకర్షింపబడతాయి. కానీ బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంట మాత్రం రెండు పరమాణువు కేంద్రకాలచే పంచుకోబడతాయి. మధ్య పరమాణువుపైగల ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటల కారణంగానే అణువుల ఆకారం మరియు బంధకోణాలు మామూలుగా ఉండేదానికన్నా కొద్దిగా మార్పు వస్తుంది. కేంద్రకంపై నుండి ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలకు, బంధఎలక్ట్రాన్ జంటలకు మధ్య వికర్షణ మరీ ఎక్కువైతే, సాధారణంగా పరమాణువుల మధ్య ఉండే బంధకోణాలు కచ్చితంగా తగ్గాలి.

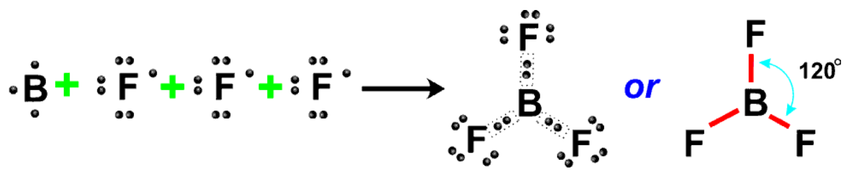
**4. i)** సంయోజనీయబంధంలో మధ్య పరమాణువు కేంద్రకం చుట్టూవేలన్సీ కక్ష్యలో రెండు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలున్నట్లయితే, వాటి మధ్య వికర్షణ బలాన్ని తగ్గించడానికి వాటిని $180^0$ ల కోణంలో వేరుచేయాలి. అలా చేయడంవల్ల అణువు రేఖీయాకృతిలో ఉంటుంది.

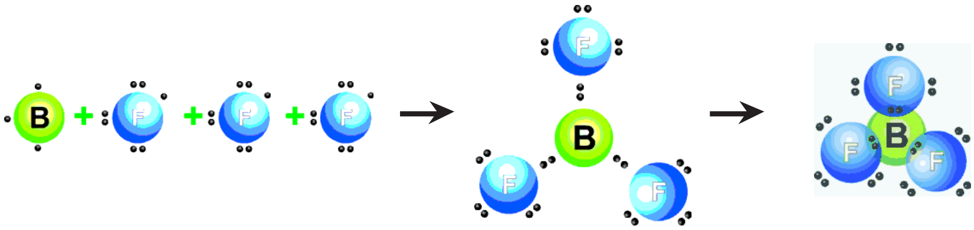
**ఉదా :**




**4.ii)** సంయోజనీయ బంధంలో మధ్య పరమాణువు కేంద్రకం చుట్టూ వేలన్సీ కక్ష్యలో మూడు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలున్నట్లయితే, అవి $120^0$ల కోణంలో త్రిభుజంలోని మూడు మూలలకు చేరుతాయి. అందువల్లనే అణువు 'రేఖీయ త్రిభుజం'. ఆకృతిలో ఉంటుంది.

**ఉదా:**



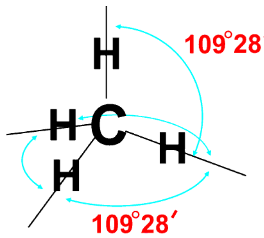


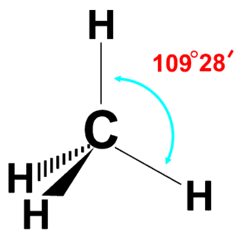

**గమనిక :** $BeCl_2$ మరియు $BF_3$ అణువులలో మధ్య పరమాణువు Be మరియు Bలలోని చివరి కక్ష్యలలో 8 ఎలక్ట్రాన్లు లేకపోవడాన్ని. మీరు గమనించే ఉంటారు. వాటిలో 4 మరియు 6 ఎలక్ట్రానులు మాత్రమే ఉన్నాయి. ఇలాంటి అణువులను ఎలక్ట్రాన్ లేమి అణువులు అంటారు.

**4.iii)** ఒకవేళ సంయోజనీయ బంధంలో మధ్య పరమాణుకేంద్రకం చుట్టూ వేలన్సీ కక్ష్యలో నాలుగు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలున్నట్లయితే అవి చతుర్ముఖీయ (త్రిమితీయ ఆకృతి) ఆకారంలో నాలుగు మూలలకు వేరుచేయబడతాయి. మరియు బంధకోణం సుమారుగా $109^0.28^1$ ఉంటుంది..

ఉదా: మీథేన్

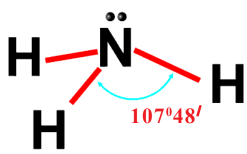
- ☛ మీథేన్ అణువులో ($CH_4$), $H\hat{C}H$ మధ్యబంధకోణం $109^0.28^1$ ఉంటుంది. ఎందుకంటే మధ్యలో గల కార్బన్‌పై నాలుగు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలుంటాయి. దీని ఆకారం క్రింది విధంగా ఉంటుంది.




**4.iv)** ఒకవేళ సంయోజనీయ బంధంలో పాల్గొనే అణువులో మధ్య పరమాణువుపై మూడు బంధఎలక్ట్రాన్ జంటలు, ఒక ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంట (అంటే పంచుకోబడని ఎలక్ట్రాన్ జంట) ఉన్నట్లయితే, ఆ ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంట కేంద్రకం చుట్టూ ఎక్కువఖాళీ ప్రదేశాన్ని ఆక్రమించి, మిగతా మూడు ఎలక్ట్రాన్ జంటలు దగ్గరగా వస్తాయి. ($NH_3$ అణువులో మాదిరిగా)

ఉదా : $NH_3$ (అమ్మోనియా అణువు)

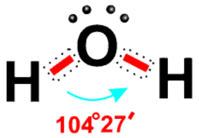



అమ్మోనియా అణువులో, మధ్య మూలకం నైట్రోజన్ కేంద్రకం చుట్టూ దాని బాహ్యకక్ష్యలో మూడు బంధఎలక్ట్రాన్ జంటలు, ఒక ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంట ఉంటుంది. రెండుబంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటల మధ్య ఉండే వికర్షణ కన్నా, ఒక బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంట మరియు ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటల మధ్య వికర్షణ బలం ఎక్కువగా ఉంటుంది. కాబట్టి $NH_3$ అణువు ఆకృతి నాలుగు ఎలక్ట్రాన్ జంటలతో చతుర్ముఖీయంగా ఉంటుంది.

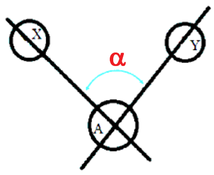
ఈ అణువులో $H\hat{N}H$ బంధకోణం= $109^028^1$ గా ఉండవలసినది. కాని బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంట ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటల మధ్య వికర్షణ వల్ల $107^0.48^1$గా ఉంటుంది అందువల్ల $NH_3$ అణువు త్రికోణీయ ద్విపిరిమిడ్ ఆకృతిలో ఉంటుంది.

**4.v)** ఒకవేళ సంయోజనీయ బంధంలో పాల్గొనే అణువులో మధ్య పరమాణువు కేంద్రకానికి చుట్టూ రెండు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలు మరియు రెండు ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు ఉన్నట్లయితే, ఒంటరి-ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటల మధ్య ఉండే వికర్షణ బలం, బంధ-బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటల మధ్య ఉండే వికర్షణ బలం కన్నా ఎక్కువగా ఉంటుంది. కాబట్టి బంధ జంటల మధ్య దూరం కారణం తగ్గుతుంది.

ఉదా : నీరు ($H_2O$)




నీటి అణువులో మధ్య పరమాణువు ఆక్సిజన్ కేంద్రకం చుట్టూ రెండు ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు, రెండు బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటలు ఉంటాయి. అందువల్ల మీథేన్ అణువులాగా చతుర్ముఖీయ ఆకృతి కాకుండా ఒంటరి-ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంటలు, ఒంటరి-బంధ ఎలక్ట్రాన్ జంటల వికర్షణవల్ల $H_2O$ అణువు V ఆకృతిని పొందుతుంది. $H\hat{O}H$ లో బంధకోణం $104^0.31^1$.




- ఒక అణువులో బంధకోణం అంటే ఏమిటి?

మధ్యపరమాణువు సంయోజనీయ బంధంలో పాల్గొనే మిగతా పరమాణువుల కేంద్రకాల గుండా వేళ్ళే ఊహారేఖలు, మధ్యపరమాణువు కేంద్రం వద్ద చేయుకోణాని 'బంధకోణం' అంటాం.

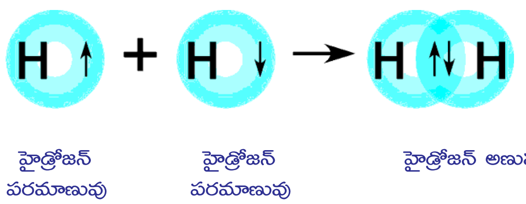
ఈ వెస్పర్ట్ సిద్ధాంతం (VSEPRT) ప్రధానంగా బంధశక్తులను వివరించడంలో విఫలమైంది. ఎందుకంటే ప్రధానంగా ఈ సిద్ధాంతం లూయిస్ ప్రతిపాదించిన సంయోజనీయ బంధం ఏర్పాటు మీద ఆధారపడింది. ఈ సంయోజనీయ బంధాలలో ఎలక్ట్రానిక్ స్వభావం గురించి ఈ సిద్ధాంతం వివరించలేదు.

## వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంతం

సమయోజనీయ బంధాన్ని వివరించడానికి లైనస్ పౌలింగ్ (1954) వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించినారు. ఈ సిద్ధాంతం ప్రకారం

1. వేలన్సీ కక్ష్యలో జతకూడని ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉన్న రెండు పరమాణువులు దగ్గరగా చేరినపుడు, ఆ రెండు పరమాణువులలో వ్యతిరేక స్పిన్ కలిగి ఉన్న జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిసి పంచుకోవటం వలన సమయోజనీయ బంధం ఏర్పడుతుంది. రెండు పరమాణువుల యొక్క అతివ్యాప్తం చెందిన ఆర్బిటాళ్ళలోని ఎలక్ట్రాన్‌లను రెండు కేంద్రకాలు కలిపి పంచుకోవటం వలన రెండు పరమాణువుల మధ్య బంధం ఏర్పడుతుంది.

ఉదా : $H_2$ అణువు ఏర్పడటాన్ని పరిశీలిస్తే, ఒక 'H' పరమాణువు ఒంటరి లేదా జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉన్న 1s ఆర్బిటల్‌ను కలిగి ఉంటుంది. అందువలన అది మరొక 'H' పరమాణువు యొక్క 1s ఆర్బిటల్‌లోని వ్యతిరేక స్పిన్‌ను కలిగి ఉన్న ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌తో కలిసి పంచుకోవటం వలన H-H బంధం ఏర్పడి $H_2$ అణువు ఏర్పడుతుంది.



2. ఆర్బిటాళ్ళు ఎంతగా అతిపాతం చెందితే, అంత బలమైన బంధం ఏర్పడుతుంది. 's' ఆర్బిటాల్ కాకుండా వేరే ఆర్బిటాళ్ళు బంధంలో పాల్గొనపుడు అవి బంధానికి దిశాత్మక లక్షణాన్ని కల్గిస్తాయి.

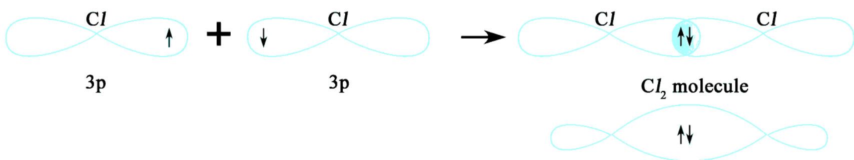
3. బంధంలో పాల్గొనే ప్రతి పరమాణువు తన సొంత ఆర్బిటాళ్ళను కలిగి ఉంటుంది. కాని అతిపాతం చెందిన ఆర్బిటాళ్ళలోని ఎలక్ట్రాన్‌ల జతను మాత్రం అతిపాతంలో పాల్గొనే రెండు పరమాణువులు కలిసి పంచుకొంటాయి.

4. రెండు పరమాణువుల మధ్య బహుబంధాలు ఏర్పడినపుడు, వాని మధ్య ఏర్పడే మొదటి బంధం, ఆ పరమాణువుల కేంద్రకాలను కలిపే అక్షీయరేఖ వెంబడి ఆర్బిటాళ్ళ అతిపాతం (overlap) వలన ఏర్పడే సిగ్మా (σ) బంధం అవుతుంది. ఈ సిగ్మా (σ) బంధం ఏర్పడిన తర్వాత ఆర్బిటాళ్ళ పార్శ్వ అతిపాతంలను π, బంధాలు ఏర్పడుతాయి. ఆర్బిటాళ్ళ శీర్షభాగాల అతిపాతం వలన ఏర్పడిన సిగ్మా (σ) బంధంలో ఎలక్ట్రాన్ జంట రెండు పరమాణువు కేంద్రకాల మధ్య కేంద్రీకృతమై ఉండటం వలన ఈ సిగ్మా (σ) బంధం బలమైనదిగా ఉంటుంది. కాని పై (π) బంధం సిగ్మా బంధంతో పోల్చినపుడు బలహీనమైనది. ఎందుకంటే 'P' ఆర్బిటాళ్ళు పార్శ్వంగా అతిపాతం చెందటం వలన అంత బలమైన బంధాలనేర్పరచలేవు.

### *Cl* -*Cl* అణువులో బంధాన్ని పరిశీలిద్దాం.

$_{17}Cl$ - $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p_z^2 3py^2 3p_z^1$

క్లోరిన్ ($Cl_2$) అణువు ఏర్పడటాన్ని పరిశీలిస్తే, ఒక క్లోరిన్ పరమాణువులోని $3P_z$ ఆర్బిటాల్‌లో ఉండే ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్, మరో క్లోరిన్ పరమాణువులో వ్యతిరేక స్పిన్‌లోగల ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌ను కల్గి ఉన్న $3P_z$ ఆర్బిటాల్‌తో అతిపాతం చెందుతుంది.

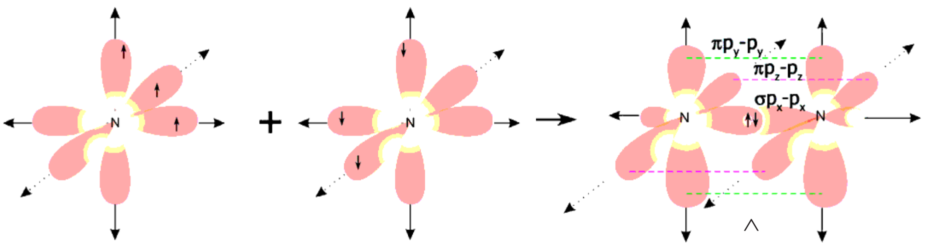



- H*Cl* అణువు ఎలా ఏర్పడుతుంది?

H పరమాణువులో ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉన్న '1s' ఆర్బిటాల్, క్లోరిన్ పరమాణువు యొక్క వ్యతిరేక స్పిన్‌ను కలిగి ఉన్న ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉన్న '3p' ఆర్బిటాల్‌తో అతిపాతం చెందటం మూలంగా H*Cl* ఏర్పడుతుంది.

### $N_2$ అణువు ఏర్పడుట

$_7N$ యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2\ 2s^2 2p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$ ఒక నైట్రోజన్ పరమాణువులోని '$P_x$' ఆర్బిటాల్, వేరొక నైట్రోజన్ పరమాణువులోని '$P_x$' ఆర్బిటాల్‌తో అతిపాతం చెందటం దార్వా పరమాణువు కేంద్రాకాలను కలిపే అక్షంపైన 'సిగ్మా' (σ) $P_x$ - $P_x$ బంధం ఏర్పడుతుంది. నైట్రోజన్ పరమాణువులో మిగిలిన $P_y$ మరియు $P_z$ ఆర్బిటాళ్ళు వేరొక నైట్రోజన్ పరమాణువులోని $P_y$, $P_z$ ఆర్బిటాళ్ళతో పార్శ్వ అతిపాతం చెందుతాయి. ఈ బంధాలు పరమాణువు కేంద్రాకాలను కలిపే అక్షీయరేఖకు లంబంగా ఉండే రెండు 'పై' (π) ($P_y$ - $P_y$ మరియు π $P_z$ - $P_z$) బంధాలను ఏర్పరుస్తాయి. ఈ విధంగా $N_2$ అణువులోని రెండు నైట్రోజన్ పరమాణువుల మధ్యలో త్రిబంధం ఏర్పడుతుంది.




### $O_2$ అణువు ఏర్పడుట :

ఆక్సిజన్ పరమాణువు యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^2 2p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$.

ఆక్సిజన్ పరమాణువలో '$P_y$' ఆర్బిటాల్, మరొక ఆక్సిజన్ పరమాణువులోని '$P_y$' ఆర్బిటాల్‌తో పరమాణువు కేంద్రాకాలను కలిపే అక్షీయరేఖ వెంబడి అతిపాతం చెందటం మూలంగా సిగ్మా బంధం ($\sigma P_y - P_y$) ఏర్పడుతుంది. ఒక ఆక్సిజన్ పరమాణువులో ఉండే $P_z$ ఆర్బిటాల్ వేరొక ఆక్సిజన్ పరమాణువులో ఉండే $P_z$ ఆర్బిటాల్‌తో పార్శ్వ అతిపాతం చెందడం వలన పరమాణువు కేంద్రాకాలను కలిపే అక్షీయరేఖకు లంబంగా 'పై' ($\pi$) $P_z - P_z$)బంధం ఏర్పడుతుంది. ఈ విధంగా ఆక్సిజన్ అణువులోని రెండు పరమాణువుల మధ్య ద్విబంధం ఏర్పడుతుంది.

## వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంతం – సంకరీకరణం (Hybridisation).

### బెరీలియం క్లోరైడ్ క్లోరైడ్ ($BeCl_2$) అణువు ఏర్పడుట.

బెరీలియం ($_4Be$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^2$ దీనిలో జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌లు ఏమిలేవు. కావున ఇది సమయోజనీయ బంధాలను ఏర్పర్చకూడదు. కాని బెరీలియం పరమాణువు ఒక్కొక్క క్లోరిన్ పరమాణువుతో ఒక బంధం చెప్పున రెండు సమయోజనీయ బంధాలనేర్పరుస్తుంది.

- ఇది ఏ విధంగా సాధ్యపడునో ఊహించగలరా?

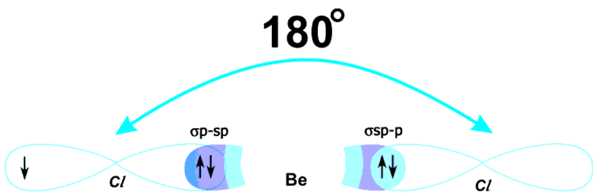
బెరీలియం పరమాణువు ఉత్తేజిత స్థితిలో ఉన్నప్పుడు దాని '2s' స్థాయిలోని ఒక ఎలక్ట్రాన్ $2P_x$ స్థాయిలోనికి వెళ్ళటం వలన దాని ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^1 2Px^1$ గా మారుతుంది.

అలాగే క్లోరిన్ పరమాణువు ($_{17}Cl$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_2^1$ అని మనకు తెలుసు.

ఈ స్థితిలో ఒకవేళ బెరీలియం పరమాణువు, రెండు క్లోరిన్ పరమాణువులతో కలిసి రెండు సమయోజనీయ బంధాలను ఏర్పరచినట్లయితే, బెరిలియ యొక్క 2s ఆర్బిటాల్ ఒక క్లోరిన్ పరమాణవు యొక్క $3p_2$ ఆర్బిటాల్‌లో అతిపాతం చెందటం వలన ఒక సిగ్మా ($\sigma$2s-3p) బంధం ఏర్పడుతుంది. అలాగే బెరిలియం యొక్క $2p_x$ ఆర్బిటాల్, మరో క్లోరిన్ పరమాణువు యొక్క 3p ఆర్బిటాల్‌తో అతిపాతం చెందటం వలన సిగ్మా 2p-3p ($\sigma$2p-3p) బంధం కూడా ఏర్పడుతుంది. అయితే s-p మరియు p-p ఆర్బిటాళ్ళ మధ్య అతిపాతం వేర్వేరుగా ఉండటం వలన Be-$Cl$ ల మధ్యగల రెండు బంధాల బలాలు కూడా వేర్వేరుగా ఉండాలి. కాని, ఈ రెండు బంధాలు సమాన బలాన్ని కలిగి ఉండటం వలన $ClBeCl$ బంధకోణం $180^0$ గా ఉంటుంది. ఈ తేడాలను (discrepancies) వివరించడానికే

'లైనస్ పౌలింగ్' (1931) అనే శాస్త్రవేత్త "పరమాణు ఆర్బిటాళ్ళ సంకరీకరణం" అనే దృగ్విషయాన్ని లైనస్ ప్రతిపాదించాడు.

పరమాణువుల చివరి కక్ష్యలో ఉండే దాదాపు సమానశక్తి కలిగిన పరమాణు ఆర్బిటాళ్ళు పరస్పరం కలిసిపోయి, పునర్వ్యవస్థీకరించబడడం ద్వారా అదే సంఖ్యలో బంధశక్తి, ఆకారం వంటి ధర్మాలు ఒకే విధంగా ఉండే సర్వసమాన ఆర్బిటాళ్ళను ఏర్పరచే దృగ్విషయాన్ని సంకరీకరణం (hybridisation) అంటాం.



బెరీలియం క్లోరైడ్

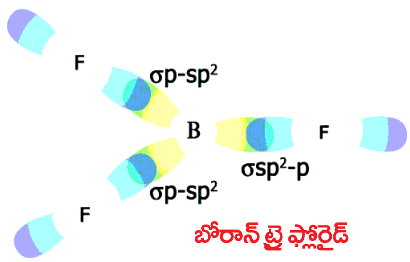
బెరీలియం పరమాణువు ఉత్తేజిత స్థితిలో ఉన్నపుడు దానిలోని జతకూడని ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగిఉన్న 2s ఆర్బిటాల్ మరియు $2P_x$ ఆర్బిటాల్‌ను పరస్పరం కలిసిపోయి (intermix) పునర్వ్యవస్థీకరించబడడం ద్వారా రెండు సర్వసమానమైన ఆర్బిటాళ్ళు ఏర్పడతాయి. హూడ్ నియమం ప్రకారం, సంకరీకరణం ద్వారా ఏర్పడిన ప్రతి ఆర్బిటాల్ ఒక ఎలక్ట్రాన్ కలిగి ఉంటుంది. సంకరీకరణంలో పాల్గొన్న ఆర్బిటాళ్ళ రకాలను బట్టి ఏర్పడిన ఈ నూతన ఆర్బిటాళ్ళను sp ఆర్బిటాళ్ళు అంటాం. రెండు sp ఆర్బిటాళ్ళ మధ్య బంధకోణం $180^0$గా ఉంటుంది.

బెరీలియంతో బంధంలో పాల్గొనే రెండు క్లోరిన్ పరమాణువులలో ప్రతి క్లోరిన్ పరమాణువు యొక్క $3P_Z^{\ 1}$ ఆర్బిటాల్, బెరిలియం యొక్క sp సంకర ఆర్బిటాల్‌తో పటంలో చూపినట్లు అతిపాతం చెందటం వలన రెండు సర్వసమానమైన Be-C*l* సిగ్మాబంధాలు (σ sp-p బంధాలు) ఏర్పడుతాయి. అందుకే ClBeC*l* బంధకోణం $180^0$గా ఉండే సమాన బలాలు గల రెండు బంధాలు ఏర్పడతాయి.

### బోరాన్ ట్రై ఫ్లోరైడ్ ($BF_3$) అణువు ఏర్పడుట

బోరాన్ పరమాణువు ($_5B$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^22s^22p_x^{\ 1}$. బోరాన్ పరమాణువులో ($2p_x^{\ 1}$) ఆర్బిటాల్ ఒక జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉంటుంది. కనుక ఇది ఒక సమయోజనీయ బంధాన్ని మాత్రమే కల్గి ఉండే B-F అనే అణువును ఏర్పరచాలి.

కాని ప్రయోగాత్మకంగా మనం $BF_3$ అణువును పొందగలుగుతున్నాం.



బోరాన్ ట్రై ఫ్లోరైడ్

- దీనికి కారణమేమై ఉంటుందో మీరు ఊహించగలరా?

  తెలుసుకుందాం.

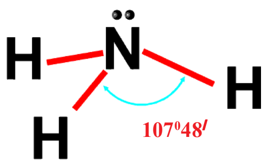
i) బోరాన్ పరమాణువు ($_5B$) ఉత్తేజిత స్థితిలోనికి వెళ్ళినపుడు దాని ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^22s^12p_x^{\ 1}2p_y^{\ 1}$గా మారుతుంది.

ii) $BF_3$ అణువులోని బోరాన్ పరమాణువు మూడు ఫ్లోరిన్ ($_9F$) పరమాణువులతో కలిసి మూడు సమానమైన B-F బంధాలను ఏర్పరుస్తుంది ఇలా జరగడానికి కారణం బోరాన్ ఉత్తేజిత స్థితిలో సంకరీకరణం చెందటం అని చెప్పవచ్చు. ఉత్తేజిత స్థితిలో ఉన్నపుడు బోరాన్ పరమాణువులో ఉండే 2s, $2p_x$, $2p_y$ ఆర్బిటాళ్ళు పరస్పరం కలిసిపోయి పునర్వ్యవస్థీకరణ వలన సర్వసమానమైన

మూడు $sp^2$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళుగా ఏర్పడుతాయి. ఈ మూడు $sp^2$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళు మధ్య కనీస వికర్షణ ఉండడం వలన ఏ రెండు సంకర ఆర్బిటాళ్ళ మధ్యనైనా బంధకోణం $120^0$ ఉంటుంది. ప్రతి $sp^2$ సంకర ఆర్బిటాల్‌లో ఒక ఎలక్ట్రాన్ జంట ఉంటుంది. ఫ్లోరిన్ ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $_9F$-$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ అని మనకు తెలుసు. బోరాన్ యొక్క మూడు $sp^2$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళ మూడు ఫ్లోరిన్ పరమాణువులలో ఉండే $2p_z$ ఆర్బిటాళ్ళలోని ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌లలో జతకూడి మూడు $\sigma sp^2$-p బంధాలను ఏర్పరుస్తాయి (క్రింది పటంను చూడండి)

**అమ్మోనియా ($NH_3$) ఏర్పడుట :**

అమ్మోనియా అణువులో ఒక నైట్రోజన్ పరమాణువు మరియు మూడు హైడ్రోజన్ పరమాణువులు ఉంటాయి. అన్నీ N-H బంధాలు ఒకే బంధశక్తిని మరియు $H\hat{N}H$ బంధకోణం $107^0 48^1$ను కలిగి ఉంటాయి.



అమ్మోనియం అణువు

నైట్రోజన్ పరమాణువు ($_7N$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

ఒకవేళ మూడు హైడ్రోజన్ పరమాణువులలో ఉండే 1s ఆర్బిటాళ్ళు, నైట్రోజన్ పరమాణువులోని మూడు 'p' ఆర్బిటాళ్ళతో అతిపాతం చెందితే ఒకేరకమైన $\sigma$p-s బంధాలు ఏర్పడి $H\hat{N}H$ బంధకోణం $90^0$ ఉండాలి. కాని బంధకోణం $107^0 48^1$గా ఉంటుంది. ఈ భేదానికి కారణం నైట్రోజన్ పరమాణువులో ఏర్పడే $sp^3$ సంకరీకరణం. సంకరీకరణం ప్రక్రియలో నైట్రోజన్ పరమాణువులో ఉండే ఒక '2s' ఆర్బిటాల్ మరియు మూడు 2p ఆర్బిటాళ్ళు $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ కలిసిపోయి నాలుగు $sp^3$ సంకర ఆర్బిటాళు ్ళ ఏర్పడతాయి. ఈ నాలుగు $sp^3$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళలోని ఒక ఆర్బిటాల్ మాత్రమే ఒక జత ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉంటుంది. మిగిలిన మూడు $sp^3$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళు ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉంటాయి. ఇప్పుడు హైడ్రోజన్ పరమాణువుతో ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉన్న 1s ఆర్బిటాళ్ళు, నైట్రోజన్ పరమాణువులో జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌ను కలిగి ఉన్న $sp^3$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళతో అతిపాతం చెందటం మూలంగా మూడు $\sigma s$-$sp^3$ బంధాలు ఏర్పడతాయి. $sp^3$ సంకరీకరణానికి $H\hat{N}H$ బంధకోణం $109^0 28^1$గా ఉండాలి. కాని ఒక $sp^3$ ఆర్బిటాల్‌లో ఎలక్ట్రాన్ జత ఉండటం వలన దానికి బంధంలో పాల్గొనే ఎలక్ట్రాన్‌ల జతకు మధ్య వికర్షణ ఎక్కువ ఉండడం వలన $H\hat{N}H$ బంధకోణం $107^0 48^1$కు తగ్గించబడుతుంది.

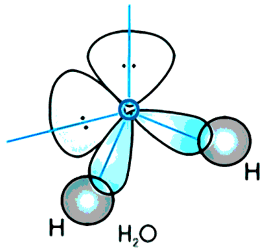
**నీటి అణువు ఆకృతి**

నీటి అణువులోని $H\hat{O}H$ బంధకోణం $104^0 31^1$ ఉన్నట్లు కనుగొనబడింది. ఆక్సిజన్ పరమాణువు ($_8O$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ మరియు హైడ్రోజన్ పరమాణువు ($_1H$) యొక్క ఎలక్ట్రాన్ విన్యాసం $1s^1$.

కావున, రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువులలో ఉండే s ఆర్బిటాళ్ళు, ఆక్సిజన్ పరమాణువులో జతకూడని ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉన్న 'p' ఆర్బిటాళ్ళతో అతిపాతం చెందడం మూలంగా రెండు $\sigma s$-p బంధాలు ఏర్పడాలి మరియు $H\hat{O}H$ బంధకోణం $90^0$ ఉండాలి.

కాని $H\hat{O}H$ యొక్క బంధకోణం $104^0 31^1$ ఉన్నట్లు కనుగొనబడింది. కాబట్టి

బంధకోణంలోని ఈ తేడాను వివరించడానికి మనం ఆక్సిజన్ పరమాణువు యొక్క వేలెన్సీ ఆర్బిటాళ్ళ సంకరీకరణం పరిశీలించాలి. ఆక్సిజన్ పరమాణువులో ఉండే ఒక s ఆర్బిటాల్ (2s) మరియు మూడు 'p' ఆర్బిటాళ్ళు ($2p_x$, $2p_y$ , $2p_z$) పరస్పరం కలిసిపోయి సంకరీకరణం చెందడం వలన నాలుగు సర్వసమానమైన $sp^3$ సంకర ఆర్బిటాళ్ళు ఏర్పడతాయి. ఆక్సిజన్ పరమాణువులో మొత్తం ఆరు (6) ఎలక్ట్రాన్‌లు ఉ ండడం వలన, రెండు $sp^3$ ఆర్బిటాళ్ళు ఒక్కొక్క దానిలో ఒక ఎలక్ట్రాన్ జత, మిగిలిన రెండు $sp^2$ ఆర్బిటాళ్ళు ఒక్కొక్కటి ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ కల్గి ఉంటాయి. ఆక్సిజన్ పరమాణువులో ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్‌లను కల్గి ఉన్న ఈ రెండు $sp^3$ ఆర్బిటాళ్ళు రెండు హైడ్రోజన్ పరమాణువుల యొక్క s - ఆర్బిటాళ్ళతో అతిపాతం చెంది రెండు $\sigma sp^3$-s బంధాలను ఏర్పరుస్తాయి. అయితే రెండు జతకూడిన ఎలక్ట్రాన్‌లను కల్గి ఉన్న ఆర్బిటాళ్ళ మధ్యగల వికర్షణ, బంధంలో పాల్గొన్న మరియు పాల్గొనని ఎలక్ట్రాన్‌ల జతల మధ్యగల వికర్షణల ఫలితంగా HOH బంధకోణం $109^0 28^1$ నుండి $104^0 31^1$ కు తగ్గించబడుతుంది. (దీనికి $sp^3$ టెట్రాహైడ్రల్ సంకరీకరణ బంధకోణం మినహాయింపు).



నీటి అణువు

మీథేన్ ($CH_4$) ఈథేన్ ($C_2H_4$) మరియు ఎసిటలీన్ ($C_2H_2$) అణువులు వాని నిర్మాణాలను గురించి కార్బన్ మరియు దాని సమ్మేళనాలు అనే పాఠంలో మీరు తరువాత నేర్చుకుంటారు.

ఈ సంయోజనీయ బంధాన్ని వివరించడానికి లీనస్ పౌలింగ్ (1954) "వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంతం" అనే క్వాంటం మెకానికల్ సిద్ధాంతాన్ని ప్రతిపాదించాడు. దీనిని గురించి మీరు పై తరగతులలో నేర్చుకుంటారు.

## అయానిక మరియు సంయోజనీయ పదార్థాల ధర్మాలు

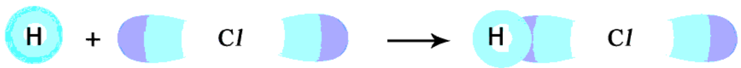
Na*Cl*, H*Cl* మరియు $C_2H_6$ ల ధర్మాలను గమనించండి.

| వ.సం | ధర్మం | Na*Cl* (అయానిక) | H*Cl* (ధృవసంయోజనీయ) | $C_2H_6$ (సంయోజనీయ) |
|---|---|---|---|---|
| 1. | ఫార్ములా ద్రవ్యరాశి | 58.5 | 36.5 | 30.0 |
| 2. | భౌతికస్థితి | తెల్లని స్ఫటికరూప ఘనపదార్థం | రంగులేనివాయువు | రంగులేనివాయువు |
| 3. | బంధం | అయానిక | ధృవసంయోజనీయ | సంయోజనీయ |
| 4. | ద్రవీభవనస్థానం | 801 °C | -115 °C | -183 °C |
| 5. | బాష్పీభవనస్థానం | | 1413 °C | -84.9 °C -88.63 °C |
| 6. | ద్రావణీయత | ధృవద్రావణంలాంటి నీటిలో కరుగును. అధృవద్రావణాలలో కరుగదు | నీరు వంటిద్రవద్రావణాలలో కరుగుతాయి. కొద్ది పరమాణంలో అధృవద్రావణాలలో కూడా కరుగుతాయి. | అధృవద్రావణాలలో కరుగుతాయి కాని నీరు వంటి ధృవద్రావణాలలో కరుగవు. |
| 7. | రసాయన చర్య | ధృవద్రావణాలలో అధిక చర్యశీలతను కలిగి ఉంటాయి. చర్యలు అతి వేగంగా జరుగుతాయి. | మధ్యస్థ చర్యాశీలత నెమ్మదిగా జరుగుతాయి. | రసాయనిక చర్యలు గది ఉష్ణోగ్రత వద్ద నెమ్మదిగా లేక అతి నెమ్మదిగా జరుగుతాయి. |

పై పట్టిక నుండి, గది ఉష్ణోగ్రత వద్ద $NaCl$ వంటి అయానిక పదార్థాలు ఘనపదార్థాలుగా ఉంటాయని మనకు తెలుస్తుంది.

$HCl$ లాంటి ధృవసమ్మేళనాలలో ద్రవీభవన, బాష్పీభవన స్థానాలు చర్యాశీలత, ద్రావణీయత లాంటి ధర్మాలు అయానికి మరియు సంయోజనీయ పదార్థాలకు మధ్యగా ఉంటాయి. రెండు విభిన్న పరమాణువుల మధ్య సమయోజనీయ బంధం ఏర్పడినపుడు రెండు పరమాణువులచే పంచుకోబడిన ఎలక్ట్రాన్‌ల జంట ఋణవిద్యుదాత్మకత ఎక్కువగా ఉన్న పరమాణువు వైపు జరుగుతుంది. అనగా అణువులో ఉండే అధిక ఋణవిద్యుదాత్మకత గల పరమాణువులు స్వల్ప ఋణావేశంను మరియు అల్ప ఋణావిద్యుదాత్మకతగల పరమాణువులు స్వల్ప ధనావేశంను కల్గి ఉంటాయి. ఒక అణువులో సంయోగం చెందే పరమాణువులపై స్వల్పఆవేశాలను కల్గి ఉండి తటస్థంగా ఉండే అణువులను ధృవాత్మకత అణువులు అంటారు. ఇలాంటి అణువులలోని పరమాణువుల మధ్య ఏర్పడే బంధాన్ని *ధృవాత్మకత సమయోజనీయ బంధం* లేదా *పాక్షిక అయానిక మరియు పాక్షిక సంయోజనీయ బంధం* అంటాం.

ఉదా: $H + Cl \rightarrow \overset{+\delta}{H} - \overset{-\delta}{Cl}$




అణువులలో అయానిక బంధాలు ఏర్పడినప్పుడు వాటిలోని అయానుల మధ్య శక్తివంతమైన స్థిర విద్యుదాకర్షణ బలాలు ఉంటాయి. అందువలననే అవి ఘన పదార్థాలుగా ఉండి అధిక, ద్రవీభవన, బాష్పీభవన స్థానాలు కలిగి ఉంటాయి.

" ఒకే రకంగా ఉన్నవి వానిలోనే కరుగుతాయి" అనే ధర్మం ఆధారంగా, ఎక్కువ ధృవాత్మకత అయానిక పదార్థాలు ధృవద్రావణిలో మాత్రమే కరుగుతాయి. అయానిక పదార్థాల ద్రావణాల రసాయనిక చర్యలను మనం గమనిస్తే వాటి అయానులు వాటంతటఅవే సర్దుకుంటాయి మరియు ఈ చర్యలు చాలా వేగంగా జరుగుతాయి.

సంయోజనీయ అణువులలో ఆకర్షణ బలాలు చాలా బలహీనంగా ఉంటాయి. అందువలననే సంయోజనీయ పదార్థాలు తక్కువ ద్రవీభవన, బాష్పీభవన స్థానాలు కలిగి ఉంటాయి. "ఒకే రకంగా ఉన్నవి దానిలోనే కరుగుతాయి" అనే సూత్రం ఆధారంగా సంయోజనీయ పదార్థాలు అధృవ ద్రావణిలో కరుగుతాయి. ఎందుకంటే సంయోజనీయ పదార్థాల అణువులు అధృవ స్వభావంను కలిగి ఉంటాయి. ఇవి రసాయన చర్యలలో పాల్గొన్నప్పుడు పదార్థాలు మధ్య బంధం ఏర్పడడంగాని, బంధ వచ్చిందిగాని జరిగి క్రొత్త పదార్థాలు ఏర్పడతాయి. ఈ చర్యలన్నీ చాలా నెమ్మదిగా, మితవేగంతో జరుగుతాయి.

## కీలక పదాలు

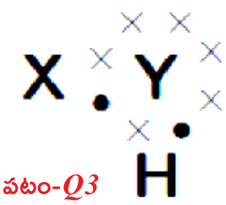
ఎలక్ట్రానులు, జడవాయువులు, లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణాలు, అష్టకనియమం, రసాయనబంధం, అయానిక బంధం, సంయోజనీయబంధం, కాటయాను, ఆనయాను, స్థిర విద్యుదాకర్షణ బలం, ఎలక్ట్రోవలెంటం, ధృద్రావణి, అధృవద్రావణి, అణువులు, అయానిక పదార్థాలు, సంయోజనీయ పదార్థాలు, ధనవిద్యుదాత్మక ధర్మం, ఋణవిద్యుదాత్మకధర్మం, ధృవబంధాలు, బంధఎలక్ట్రాన్ జంట, ఒంటరి ఎలక్ట్రాన్ జంట, బంధదూరం, బంధశక్తి, అణువు ఆకృతి, రేఖీయం, చతుర్ముఖీయం, అయానిక పదార్థాలు, సమయోజనీయ పదార్థాలు.

## మనం ఏం నేర్చుకున్నాం?

- మూలకాల మధ్య ఎలాంటి బంధం ఏర్పడుతుందో తెలుసుకోడానికి ఆవర్తన పట్టికలోని వాటిస్థానం ఉపయోగపడుతుంది.
- ఎలక్ట్రాన్లను కోల్పోవడం వల్ల లేదా గ్రహించడం వల్ల అయాన్‌లు ఏర్పడతాయి.
- రెండు పరమాణువులు లేదా పరమాణువుల సమూహాల మధ్య ఆకర్షణబలం వల్ల రసాయనబంధం ఏర్పడుతుంది.
- చివరి కక్ష్యలో వేలన్సీ కక్ష్య అని, ఆ కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రాన్లను వాలన్సీ ఎలక్ట్రానులు అని అంటాం.
- '0' గ్రూపు మూలకాలను (వాయువులను) జడవాయువులు అంటారు. హీలియం తప్ప మిగతా జడవాయువుల చివరికక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్లు ఉంటాయి.
- రసాయనికంగా చర్యాశీలతగల మూలకాలకు చివరికక్ష్యలో ఎనిమిది ఎలక్ట్రాన్లు (అష్టకం) ఉండవు.
- వేలన్సీ కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రానుల సంఖ్య రసాయన బంధాన్ని నిర్ణయిస్తుంది.
- ఎలక్ట్రాన్లను స్వీకరించే స్వభావం గల మూలకాలకు ఋణవిద్యుదాత్మక ధర్మం ఉండి, అవి ఆనయాన్‌లను ఏర్పరుస్తాయి.
- అయానిక బంధం ఏర్పడుటలో ధన విద్యుదాత్మకత స్వభావంగల మూలకాలు ఎలక్ట్రాన్‌లను కోల్పోతాయి. ఋణవిద్యుదాత్మక స్వభావం కలవి ఎలక్ట్రాన్లను గ్రహిస్తాయి. ఆ విధంగా రెండూ అష్టక విన్యాసం పొందుతాయి.
- అయానిక బంధంలో ధనాత్మక అయాన్ (కాటయాన్)కు, ఋణాత్మక అయాన్ (ఆనయాన్)కు మధ్యలో స్థిరవిద్యుదాకర్షణబలం పనిచేస్తుంది.
- అయానిక పదార్థాలు సాధారణంగా స్ఫటిక రూపఘన పదార్థాలు మరియు ఇవి అధిక ద్రవీభవన, బాష్పీభవనస్థానాలు కలిగి ఉంటాయి.
- ఎలక్ట్రాన్ జంటను రెండు పరమాణువులు పంచుకోవడం వల్ల సంయోజనీయబంధం ఏర్పడుతుంది.
- వాలన్సీ కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రానులను పంచుకోవడం ద్వారా రెండు ములకాలకు చివరికక్ష్యలో అష్టకం వస్తుంది. తద్వారా సంయోజనీయబంధం ఏర్పడుతుంది.
- ప్రతి బంధఎలక్ట్రాన్ జంట ఒక సంయోజనీయ బంధం ఏర్పరుస్తుంది.
- రెండు పరమాణువుల మధ్య ఎలక్ట్రానులు ఎప్పుడూ కూడా సమానంగా పంచుకోబడపోవచ్చు. దీనినే 'ధనాత్మక బంధం' అంటాం.
- అణువులలో బందకోణాలను (VSEPRT) వెస్పర్ట్ సిద్ధాంతం ద్వారా వివరించవచ్చు.

## అభ్యసనాన్ని మెరుగుపరచుకుందాం

1. రెండు పరమాణువుల మధ్య ఎలాంటి బంధం ఏర్పడుతుంది. అనే దానిని నిర్ణయించే అంశాలను పేర్కొనండి. (AS1)
2. సంయోజక ఎలక్ట్రాన్లకు, సంయోజకతకు గల తేడా ఏమిటి? (AS1)
3. ఈ క్రింది లూయిస్ గుర్తు ఏ సమ్మేళనానికి ఉంటుంది? (AS1)
   a) Y మూలకముపై ఎన్ని వాలన్సీ ఎలక్ట్రానులున్నాయి?



పటం-$Q3$

b) 'Y' యొక్క వాలన్సీ ఎంత?

c) 'X' యొక్క వాలన్సీ ఎంత?

d) ఆ అణువులో ఎన్ని సంయోజనీయ బంధాలున్నాయి?

e) X మరియు Y లకు సరియైన పేర్లు సూచించండి?

4. బాహ్యకక్ష్యలో ఉన్న ఎలక్ట్రానులు మాత్రమే బంధంలో పాల్గొంటాయి? లోపలి కక్ష్యలో ఎలక్ట్రాన్లు పాల్గోనవు. ఎందుకు? (AS1)

5. ఎలక్ట్రాన్ మార్పిడి సిద్ధాంతం ప్రకారం సోడియంక్లోరైడ్ మరియు కాల్షియంఆక్సైడ్ ఏర్పాటును వివరించండి? (AS1)

6. A, B మరియు C అనేవి వరుసగా పరమాణు సంఖ్య 6,11 మరియు 17 గల మూలకాలు. అయిన (AS1)

i) ఏవి అయానిక బంధాన్ని ఏర్పరచవు? ఎందుకు?

ii) ఏవి సంయోజనీయబంధం ఏర్పరచవు? ఎందుకు?

iii) ఏవి అయానిక మరియు సంయోజనీయ బంధాలను ఏర్పరచగలవు?

7. అణువులయొక్క బంధశక్తులు, బంధకోణాలు, వాని రసాయన ధర్మాలను అంచనా వేయడంలో ఏ విధంగా ఉపయోగపడతాయి (AS1)

8. అయానిక సమ్మేళనాలతో పోల్చినపుడు, సమయోజనీయ సమ్మేళనాలు, అల్ప ద్రవీభవన స్థానాలను కల్గి ఉండడానికి కారణాలను ఊహించండి ? (AS2)

9. సమయోజనీ సమ్మేళనాల ధర్మాలకు, ఉపయోగాలకు సంబంధించిన సమాచారంను సేకరించండి. ఒక నివేదికను తయారుచేయండి.(AS4)

10. ఈ క్రింది అణువులలో ఎలక్ట్రాన్ల అమరికను చూపే పటాలను గీయండి (AS5)

a) కాల్షియం ఆక్సైడ్ (CaO) b) నీరు ($H_2O$) c) క్లోరిన్ ($Cl_2$)

11. లూయిస్ గుర్తును ఉపయోగించి $H_2O$ అణువును ఎలా సూచిస్తారు (AS5)

12. క్రింద ఇవ్వబడిన అణువులు లూయిస్ గుర్తు ద్వారా సూచించండి.(AS5)

a) బెరీలియం b) కాల్షియం c) లిథియం

13. క్రింది అణువులను లూయిస్ గుర్తు ద్వారా సూచించండి.(AS5)

a) బ్రోమిన్ వాయువు ($Br_2$) b) కాల్షియం క్లోరైడ్ ($CaCl_2$)

c) కార్బన్‌డైఆక్సైడ్ d) పై మూడు అణువులలో ఏది ద్విబంధం కలిగి ఉంటుంది?

14. నైట్రోజన్ మరియు హైడ్రోజన్ చర్యపొంది అమ్మోనియా ఏర్పరుచును.

కార్బన్, హైడ్రోజన్‌లతో బంధంలో పాల్గోని ($CH_4$) మీథేన్ అణువు ఏర్పరుచును.

పైన తెల్పబడిన రెండు చర్యలలో

a) చర్యలో పాల్గొన్న ప్రతి పరమాణువు యొక్క వేలన్సీ ఎంత? (AS1)

b) ఏర్పడిన పదార్థాల యొక్క రసాయన ఫార్ములా ఏమిటి? (AS5)

15. లూయిస్ చుక్కల నిర్మాణం, పరమాణువుల మధ్య బంధం ఏర్పడే విధానాన్ని అవగాహన చేసుకోవడంలో ఏ విధంగా ఏర్పడుతుంది. (AS6)

16. అష్టక సిద్ధాంతం అనగానేమి? మూలకాల రసాయన ధర్మాలను వివరించడం అష్టక సిద్ధాంతం యొక్క పాత్రను నీవు ఎలా అభినందిస్తావు ? (AS5)

17. ఈ క్రింది అణువులు ఏర్పడే విధానంను వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంత ఆధారంగా వివరించండి. (AS1)

a) $N_2$ అణువు b) $O_2$ అణువు

18. సంకరీకరణం అనగా నేమి? సంకరీకరణం ఆధారంగా ఈ క్రింది అణువులు ఏర్పడే విధానంను వివరించండి. (AS1)

a) $BeCl_2$ అణువు b) $BF_3$ అణువు

## ఖాళీలను పూరించండి

1. ______________ కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రానులను వేలన్సీ ఎలక్ట్రానులు అంటారు.
2. ______________ తప్ప మిగతా జడవాయువులన్నీ వాని వేలన్సీ కక్ష్యలో '8' ఎలక్ట్రాన్‌లను కలిగి ఉంటాయి.
3. మూలకాలు "సంయోజకత" అనేది ఒక పరమాణువు ఏర్పరచే ______________ యొక్క సంఖ్యను తెలుపుతుంది.
4. వేలన్సీ బంధ సిద్ధాంతంను ప్రతిపాదించిన శాస్త్రవేత్త ______________
5. వాలన్సీ ఎలక్ట్రానులను రెండు పరమాణువుల మధ్య పంచుకోవడం వల్ల ______________ బంధం ఏర్పడుతుంది.

## సరైన సమాధానాన్ని ఎన్నుకోండి

1. ఈ క్రింది వాటిలో ఏవి ఋణవిద్యుదాత్మక మూలకాలు? [ ]

a) సోడియం b) ఆక్సిజన్ c) మెగ్నీషియం d) కాల్షియం

2. ఒక మూలకం ${}_{11}X^{23}$, 'Y' అనే మూలకంతో అయానిక బంధం ఏర్పరచును అయితే 'x' చే ఏర్పడే అయాన్‌పై గల ఆవేశం, [ ]

a) +1 b) +2 c) −1 d) −2

3. 'A' అనే మూలకం $ACl_4$ను ఏర్పరచును. 'A' యొక్క వ్యేలన్సీ కక్ష్యలో గల ఎలక్ట్రానుల సంఖ్య [ ]

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

4. బాహ్య స్థాయిలో అష్టక విన్యాసం లేని జడవాయు మూలకం [ ]

a) హీలియం b) ఆర్గాన్ c) క్రిప్టాన్ d) రెడాన్

5. మీథేన్ అణువులోగల సమయోజనీయ బంధాల సంఖ్య [ ]

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

6. పరమాణు ఆర్బిటాళ్ల సంకరీకరణ భావనను ప్రవేశపెట్టినది [ ]

a) లైనస్ పౌలింగ్ b) మోస్లే c) లూయీ d) కోసల్

7. బెరీలియం క్లోరైడ్‌లో బంధ కోణం విలువ [ ]

a) $180^0$ b) $120^0$ c) $110^0$ d) $104.31^0$