

2. ව්‍යුහය හා බන්ධන

අන්තර්ගතය

2.1 සහ සංයුත් බන්ධන

2.1.1 ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරු ව්‍යුහ

2.2 දායක සහසංයුත් බන්ධන

2.3 සංයුත්තා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)

- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය රේඛිය වූ අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකේත්ණාකාර අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය වත්සස්තලීය අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ත්‍රිආනත ද්විපිරමිඩාකාර අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

2.3.1 පරමාණුක කාක්ෂිකවල මූහුම්කරණය

2.3.2 ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම

2.3.3 සම්පූර්ක්ත ව්‍යුහ

- සම්පූර්ක්තතාවේ ලක්ෂණ
- විධිමත් ආරෝපණ
- සම්පූර්ක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයිම සඳහා නීති

2.3.4 අණුවල ඔැවීයතාව සඳහා විදුත්-සාර්ථක හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම

2.3.5 ද්විදුටු සුරුණය

2.3.6 විදුත් සාර්ථක වයේ විකාලන්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

2.4 අයනික බන්ධන/අයනික අන්තර්ත්වියා

2.5 ලේඛක බන්ධන

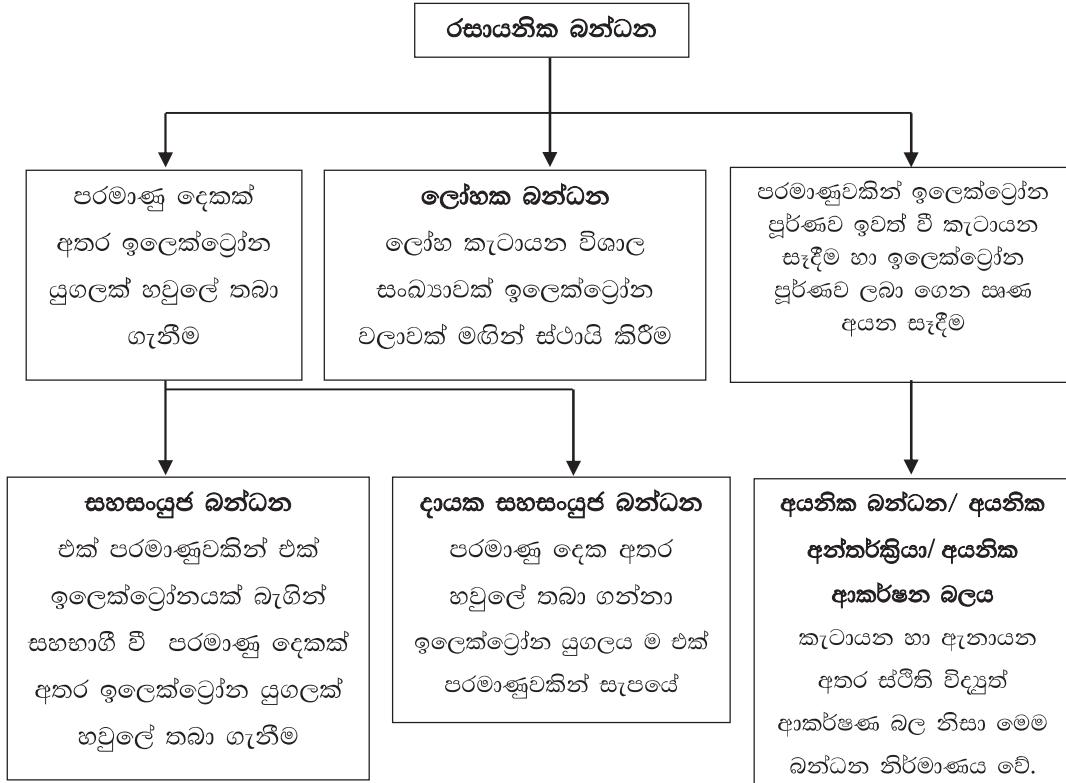
2.6 ද්විතියික අන්තර්ත්වියා

- අයන-ද්විදුටු අන්තර්ත්වියා
- ද්විදුටු-ද්විදුටු අන්තර්ත්වියා
- අයන-ප්‍රේරිත ද්විදුටු අන්තර්ත්වියා
- ද්විදුටු-ප්‍රේරිත ද්විදුටු
- ලන්ඩන් අන්තර්ත්වියා (බල) (ක්ෂේක ද්විදුටු-ප්‍රේරිත ද්විදුටු අන්තර්ත්වියා)

හැඳින්වීම

රසායනික බන්ධන සහ අණුවල ව්‍යුහ යනු පදාර්ථවල හෝතික හා රසායනික ගුණ විස්තර කිරීම සඳහා තුළතන පරමාණුක ආකෘතිය පදනම් කර ගනිමින් මිනිසා විසින් ගොඩනගන ලද ආකෘතියකි.

සංයුෂ්‍යතා කවචයේ ස්පායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාසයක් නොමැති මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු එම අඩුව සපුරා ගැනීමට දරන උත්සාහයේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස රසායනික බන්ධන නිර්මාණය වේ යැයි සලකනු ලබයි. රසායනික බන්ධන සඳහා සංයුෂ්‍යතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන සහභාගි වන ආකාරය පිළිබඳ දැනුව පිළිගත් ආකෘතින් හි ලුහුමු සටහන් පහත පරිදි දැක්වීය හැකි ය.



2.1 රුපය රසායනික බන්ධන වර්ග

2.1 සහසංයුෂ්‍ය බන්ධන

එක ම වර්ගයේ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු දෙකක් අතර හෝ එකිනෙකට වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හවුලේ තබා ගැනීම නිසා සහසංයුෂ්‍ය බන්ධන නිර්මාණය වේ. හවුලේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සමන්විත වී ඇත්තේ එම එක් පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැඟින් සැපයීම නිසා ය. සංයුෂ්‍යතා කවචයේ මූල ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සැලකු විට, ඉහත ක්‍රියාවලිය නිසා බොහෝ විට පරමාණු දෙක අනෙක්නා වශයෙන් ස්පායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්යාස අත් කර ගනී.

සහසංයුෂ්‍ය බන්ධන නිර්මාණය වීමේ දී සංයුෂ්‍යතා කවචයක උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් පැවතීම ස්පායි අවස්ථාව ලෙස කොස්සේල්, ලැන්ග්මුවර හා ලුවිස් විසින් සලකන ලදී. මෙය “අෂ්ටක නීතිය” ලෙස සැලකේ.

ඉලෙක්ටෝන් වින්යාස පිළිබඳ වර්තමාන දැනුම අනුව, දෙවන ආවර්තනයේ මූල්‍යවාවල සංයුෂ්‍ණ කවචයේ ($n = 2$) ඇති $2s$ හා $2p$ උපගක්ති මට්ටම්වල උපරිම ව පවත්වා ගත හැකි ඉලෙක්ටෝන් සංඛ්‍යාව අවක් වේ. මේ නිසා, බන්ධන සැදීමේ දී දෙවන ආවර්තනයේ මූල්‍යවාව පරමාණුවලට සංයුෂ්‍ණ කවචයේ උපරිමව ඉලෙක්ටෝන් අවක් පවත්වා ගනිමින් ඉහළ ස්ථායී අවස්ථාවකට පත් වීමේ හැකියාව පවතී. ඒ අනුව C, N, O හා F යන මූල්‍යවාව පරමාණු බන්ධන සැදීම මගින් අශ්වකය සපුරා ගත් අවස්ථාවට පත් වීමේ ඉහළ තැක්කුරුවක් ඇත.

තුන්වන ආවර්තනයේ හා රට පහළින් ඇති ආවර්තනවල මූල්‍යවාව පරමාණුවල සංයුෂ්‍ණ කවචය ආග්‍රිතව s හා p උපගක්ති මට්ටම්වලට අමතරව d උපගක්ති මට්ටම ඇත. එම නිසා මෙම පරමාණු බන්ධන සැදීමේ දී සංයුෂ්‍ණ කවචයේ පවත්වා ගන්නා ඉලෙක්ටෝන් සංඛ්‍යාව අවකට වැඩි වන අවස්ථා හඳුනා ගත හැකි ය. නිදුසුන් ලෙස: SO_2 හා SO_3 දැක්වීය හැකි ය. මෙම SO_2 හා SO_3 අණුවල වූ සල්ගර් පරමාණු ආග්‍රිත සංයුෂ්‍ණ කවචයේ ඉලෙක්ටෝන් සංඛ්‍යාව අට ඉක්මවා ඇත. මෙයට හේතුව, සල්ගර් පරමාණුවේ සංයුෂ්‍ණ කවචය ආග්‍රිත ව d උප ගක්ති මට්ටම ඇති විට දී (d කාක්ෂික) ඉලෙක්ටෝන් 18 දැක්වා සංයුෂ්‍ණ කවචයේ පවත්වා ගැනීමේ හැකියාව තිබේ. මෙම මූල්‍යවා අශ්වකය ඉක්මවන්නේ බන්ධන සැදීමට d කාක්ෂික සහභාගි කරවා ගැනීම නිසා ය. කෙසේ වුව ද එවැනි පරමාණු බන්ධන සැදීම සඳහා d කාක්ෂික හාවිතය සැම විටම සිදු නොවේ. ඒ සඳහා නිදුසුනක් ලෙස H_2S අණුව දැක්වීය හැකිය. එහි සල්පර් පරමාණුව d කාක්ෂික සහභාගි කර නොගනිමින් අශ්වකය සම්පූර්ණ කර ගනී.

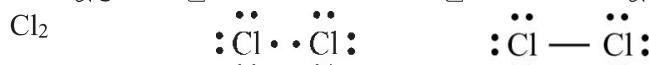
ඇතැම් මූල්‍යවාව පරමාණු ආග්‍රිතව අශ්වකය සපුරා ගැනීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අවස්ථා ඇත. නිදුසුන් ලෙස Be, B හා Al යන පරමාණු බන්ධන සාදන අවස්ථාවල අශ්වකය සපුරා නොගෙන ඉලෙක්ටෝන් උගනතාවක් සහිත සංයෝග සාදයි. BeCl_2 , BH_3 , BCl_3 හා AlCl_3 ආදිය මිට උදාහරණ වේ. හයිඩූල් පරමාණුවේ සංයුෂ්‍ණ කවචයේ $1s$ උපගක්ති මට්ටම පමණක් ඇති නිසා එය සංයුෂ්‍ණ කවචයේ උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ටෝන් දෙකක් පවත්වා ගනිමින් ස්ථායී වෙයි. ඉහත විස්තර කළ සැම අවස්ථාවක ම බන්ධන සැදීමෙන් පසු සංයුෂ්‍ණ කවචයේ ආග්‍රිතව ඇති ඉලෙක්ටෝන් ගණන ඉරවීමේ සංඛ්‍යාවකි. ඇතැම් විට සංයුෂ්‍ණ කවචයේ වූ මූල්‍යවාව ඉලෙක්ටෝන් ගණන ඔහුන් සංඛ්‍යාවක් වී අශ්වකය සපුරා නොගත් අවස්ථා ද වේ. නිදුසුන් ලෙස NO හා NO_2 දැක්වීය හැකි ය.

අණු හෝ අයන ආග්‍රිත පරමාණුවල සංයුෂ්‍ණ කවචයේ ඉලෙක්ටෝන් ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය විස්තර කිරීමට “ආකෘතියක්” ගිල්බර්ට් ලුවිස් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදී. එය ‘ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය’ නම් වේ.

2.1.1 ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහ

ලුවිස් තිත් සටහන යොදා ගනු ලබන්නේ යම් රසායනික සූත්‍රයකට අනුරූප වූ පරමාණුක සැකිල්ල, බන්ධන ස්වභාවය (තනි, ද්විත්ව හා තිත්ව බන්ධන) හා එම පරමාණුවල සංයුෂ්‍ණ කවචයේ ඉලෙක්ටෝන් ව්‍යාප්තිය විස්තර දැක්වීමට ය. ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ වල බන්ධන ඉලෙක්ටෝන් පුළුමයක් වෙනුවට පරමාණු අතර කෙටි ඉරක් සලකුණු කරනු ලැබේ.

රසායනික සූත්‍රය → ලුවිස් තිත් සටහන → ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය



ලුවිස් තිත් සටහන් ඇද දැක්වීමේ දී සැලකිලිමත් විය යුතු කරුණු කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

- H හා F යන ඒක සංයුරු මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු සාමාන්‍යයෙන් මධ්‍ය පරමාණු බවට පත් නොවේ. මධ්‍ය පරමාණු බවට පත් වන්නේ බන්ධන කීපයක් සඳිය හැකි මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුය.
- විද්‍යුත්-සාණනාව අඩු පරමාණුව සාමාන්‍යයෙන් මධ්‍ය පරමාණුව වේ.

එක් මධ්‍ය පරමාණුවක් ඇති අණු හෝ අයන සඳහා පහත කරුණු පිළිබඳව සැලකිලිමත් වීම ඉතා වැදගත් වේ.

(i) මධ්‍ය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණු හඳුනා ගැනීම.

(ii) රසායනික සූත්‍රයේ සියලු පරමාණුවල සංයුරුතා කවච ආග්‍රිත මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ගණනය කිරීම.

නිදුසුනක් ලෙස, H_2O හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් හා එක H පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහින් H පරමාණු දෙකෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් සැපයෙන නිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අවක් (6 + 2(1) = 8) වේ.

සාණ අයනයක් නම් සාණ ආරෝපණ ගණන එකතු කළ යුතු ය.

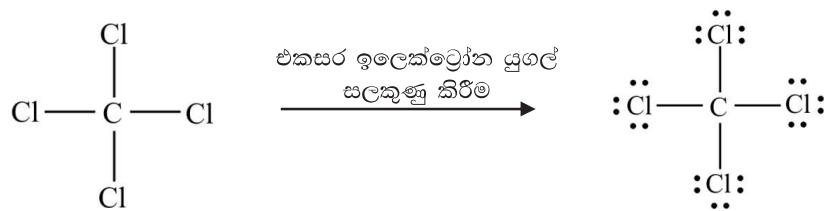
නිදුසුනක් ලෙස HO^- හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද H මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ද සාණ ආරෝපණ සඳහා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඇත. එමනිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අවක් (6 + 1 + 1 = 8).

ඒන අයනයක් නම් ඒන ආරෝපණ ගණන අඩු කෙරේ.

නිදුසුනක් ලෙස NH_4^+ අයනයේ N පරමාණුවෙන් හා H පරමාණු හතරෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනින් (9) ඒන ආරෝපණ ගණන අඩු කරන නිසා (-1) මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අවක් (5 + 4 -1= 8).

(iii) බන්ධන නිරුපණය කිරීමට මධ්‍ය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණුව අතර තිත් යුගලක් බැහින් සටහන් කිරීම. සැම පර්යන්ත පරමාණුවක් ම මධ්‍ය පරමාණුව සමග අවම වශයෙන් එක් බන්ධනයකින් බැඳී ඇත.

(iv) බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සඳහා තිත් යුගලක් (ලුවිස් තිත් සටහන) හෝ කෙටි ඉරක් (ලුවිස් තිත්- ඉර සටහන) පළමුව සලකුණු කරයි. ඒ ආකාරයට කේත්දිය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණු අතර බන්ධන සලකුණු කිරීමෙන් අනතුරු ව ඉතිරි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන විද්‍යුත්-සාණනාව වැඩි පරමාණුවල අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වන පරිදි තිත් යුගල බැහින් (එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල) සලකුණු කරයි. විද්‍යුත්-සාණනාව වැඩි පරමාණු පර්යන්ත ව පිහිටන අවස්ථා ඇති වට දී අෂ්ටකය පූර්ණ වන ආකාරයට එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් සලකුණු කරනුයේ පර්යන්ත පරමාණු මත ය. නිදුසුනක් ලෙස CCl_4 දැක්වීය හැකි ය.



2.2 රැපය CCl₄හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

එහෙත් NH₃ අණුවේ පරියන්ත පරමාණුව H නිසා ඉතිරි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල මධ්‍ය පරමාණුව වූ N මත සටහන් කරයි.

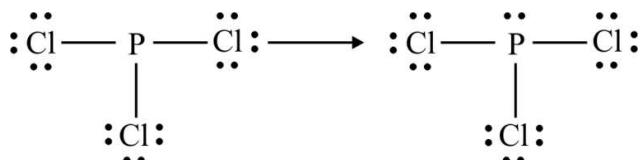


2.3 රැපය NH₃හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

ලුවිස් තිත් සටහන ඇදිමේ දී පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන පහත සඳහන් ආකාරවලට නිරුපණය කළ හැකි ය.

| | |
|---------------------------|---|
| එශක බන්ධනය | $\longrightarrow M : L$ හෝ $M \cdots L$ |
| ද්විත්ව බන්ධනය | $\longrightarrow M :: L$ |
| ත්‍රිත්ව බන්ධනය | $\longrightarrow M \ddot{\cdot} L$ |
| දායක බන්ධනය L සිට M දක්වා | $\longrightarrow L : M$ |

- (v) පරියන්ත පරමාණු වටා එකසර යුගල් සටහන් කිරීම (අෂ්ටකය පුරුණ වන පරිදි) පුරුණ කළ පසු තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ඉතිරි වේ නම්, එහි මධ්‍ය පරමාණුව මත එම ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සලකුණු කරනු ලැබේ.



2.4 රැපය PCl₃හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

- (vi) ඉලෙක්ට්‍රෝන සටහන් කිරීම අවසන් වූ පසු එක් එක් පරමාණු වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නිදහස් පරමාණුක අවස්ථාවේ වූ සංයුෂ්තතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සමග සසදා ආරෝපිත තත්ත්වය (විධිමත් ආරෝපණය) සලකුණු කිරීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පුරුණ වී ඇති දැයි හඳුනා ගැනීම කළ යුතු ය. අෂ්ටකය පුරුණ වීම කෙරෙහි

ප්‍රමුඛතාව දෙනු ලැබේ. මෙහි දී බන්ධනයකින් සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවකට බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් පමණක් අයන් වන බව හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකම එම පරමාණුවට අයන් වන බව සලකනු ලැබේ.

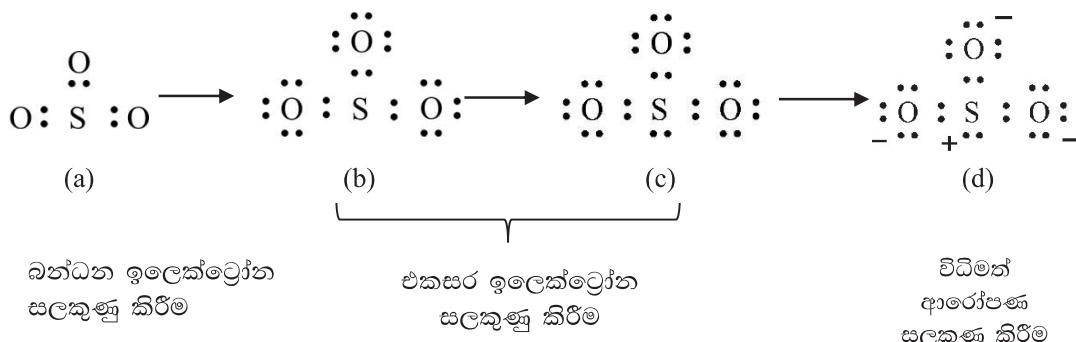
නිදුසුන් ලෙස NH_2^- අයනය සලකමු.



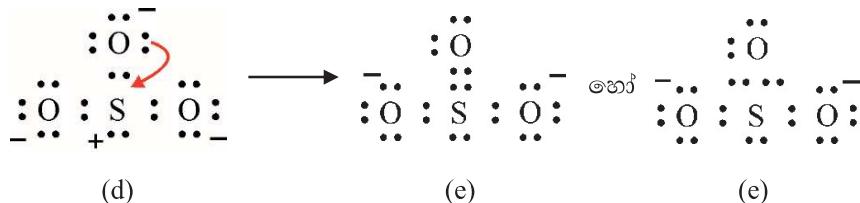
මෙහි N පරමාණුව වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන අවකි. නයිට්‍රෝන් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පහක් සපයා ඇතින් ඉහත ලුවිස් තිත් සටහන අනුව N මගින් සපයන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන හයකි. එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් වැඩිපුර ඇති නිසා Nහි විධිමත් ආරෝපණය -1 කි. එම ආරෝපණය N පරමාණුව අසලින් සටහන් කර ඇත.

- (vii) පරමාණු මත පවතින ආරෝපණ ඇවම වන පරිදි හා අෂ්ටකය පූර්ණ වන පරිදි ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය ප්‍රතිසංවිධානය කිරීම සිදු කළ යුතු ය. මේ සඳහා එකසර යුගල, බන්ධන යුගල බවට ප්‍රතිසංවිධානය කළ යුතු ය.

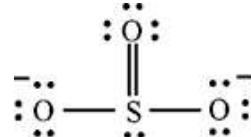
නිදුසුන් ලෙස SO_3^{2-} අයනය සලකමු. සල්ංර පරමාණුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද එක් O පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හය බැහින් O පරමාණු තුනෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන 18 ක් හා සාන් 2 ආරෝපණය නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද සැලකු විට දී SO_3^{2-} අයනයේ ලුවිස් තිත් සටහන සඳහා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 26කි.



(d) තැමති ලුවිස් තිත් සටහනේ සෑම පරමාණුවක්ම අෂ්ටකය සපුරා ඇතෙන් විධිමත් ආරෝපණ ව්‍යාප්ති වීම උපරිම වී ඇති බැවින් එය ස්ථාපි නොවේ. එම නිසා විධිමත් ආරෝපණ ඇවම වන පරිදි ඉහත (d) සටහනේ වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන පිහිටීම ප්‍රතිසංවිධානය කරනු ලැබේ. පහත සටහන මගින් ප්‍රතිසංවිධානය සිදුකරන අයුරු දක්වා ඇත.



අවසාන වගයෙන් SO_3^{2-} සයනා ලුවිස් තිත් ඉරි සටහන පහත දැක්වේ.



2.5 රැපය SO_3^{2-} හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

සැම O පරමාණුවක ම අෂේෂකය සපුරා ඇත. සල්ගර් පරමාණුව වටා මූල් ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 10කි. සල්ගර් පරමාණුව අෂේෂකය ඉක්මවා ඇත. එයට හෙතුව සල්ගර් පරමාණුවේ සංයුත්තා කවචයේ p කාක්ෂීක වලට අමතරව හිස් d කාක්ෂීක තිබීමයි.

කේන්දික පරමාණු කිපයක් ඇති විට (උදා: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) ලුවිස් ව්‍යුහය නිර්මාණය කිරීම සයනා පරමාණු සැකිල්ල නිවැරදිව දැනගෙන සිටිය යුතු ය. පහත 2.1 වගුවෙහි අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ දක්වා ඇත.

2.1 වගුව තෝරා ගත් අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ

| සුතුය | සංයුත්තා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන | ලුවිස් තිත් සටහන | ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ |
|-----------------|---------------------------------|--|--|
| CO_2 | 16 | $\ddot{\text{:O}} \text{:} \text{:} \text{C} \text{:} \text{:} \ddot{\text{O}}$ | $\ddot{\text{O}} = \text{C} = \ddot{\text{O}}$ |
| POCl_3 | 32 | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:Cl:} \quad \text{:P:} \quad \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{:Cl:} \quad \text{:O:} \\ \text{:Cl:} \quad \text{:P:} \quad \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:} \end{array}$ |
| HCN | 10 | $\text{H} \text{:} \text{C} \text{:} \text{:} \text{N} \text{:}$ | $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}:$ |
| NO_2^- | 18 | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{:} \text{N} \text{:} \text{:} \text{O:}$ | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{-} \text{N} = \text{O:}$ |
| NO_3^- | 24 | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{:} \text{N} \text{:} \text{:} \text{O:}$ | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{-} \text{N}^+ = \text{O:}$ |
| NO_2^+ | 16 | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{:} \text{N} \text{:} \text{:} \text{O:}$ | $\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{:O:} \end{array} \text{=} \text{N}^+ = \text{O:}$ |

නිදුසුන 2.1

කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO)හි ලුටිස් තිත් සටහන හා ලුටිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය නිරමාණය කරන්න.

පිළිතුර :

$$\text{C} \text{හි} \text{ සංයුරුතා} \text{ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන} = 4e$$

$$\text{O} \text{හි} \text{ සංයුරුතා} \text{ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන} = 6e$$

$$\text{මුළු සංයුරුතා} \text{ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව} = 4e + 6e = 10e$$

බන්ධන සැදීම සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් සලකුණු කළ නිසා ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අවකි. ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන, පහත පරිදි අෂේශකය සහිත විදුත්-සාණනාව වැඩි ඔක්සිජන් වටා යුගල් ලෙස සලකුණු කළ විට දී තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් ඉතිරි වේ. එම යුගල කාබන් මත සලකුණු කෙරේ.

මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය පහත පරිදි දැක්විය හැකි ය. එම සටහනට අනුව කාබන් වල අෂේශකය සහිත නැතු. මේ නිසා ඔක්සිජන්හි එකසර යුගලක් බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් ලෙස ප්‍රතිසංචිතානය කළ යුතු ය. නැම් ර්තල මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංචිතානය (e) හා (f) හි දක්වා ඇත්තේ (g) අවස්ථාව අවම විධිමත් ආරෝපණ සහිත හා අෂේශකය සම්පූර්ණ අවස්ථාව ලබා ගැනීම පිළිස ය. (g) ව්‍යුහය හි ලුටිස් තිත් ව්‍යුහය ලෙස සැලකේ. මේ නිසා කාබන් මොනොක්සයිඩ් ලුටිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහය පහත (h) මගින් දැක්විය හැකි ය. සාමාන්‍යයෙන් විදුත්-සාණනාව වැඩි පරමාණු දන ආරෝපණ දරා ගැනීමට අඩු නැඹුරුනාවක් ඇත්තේ මෙහි දී විදුත්-සාණනාව වැඩි ඔක්සිජන් මත දන ආරෝපණය සටහන් කිරීම සිදු කර ඇතේ. මෙයට හේතුව අෂේශකය සම්පූර්ණ කිරීම කෙරෙහි ප්‍රමුඛතාව දීමයි. ආරෝපණය රඳා පවතින පරමාණුව තීරණය කිරීමට පෙර අෂේශකය සම්පූර්ණ කිරීමට හැකි සැම විට ම ඒ සඳහා ප්‍රමුඛතාව දිය යුතු බැවි වටහා ගැනීමට මෙය නිදුසුනකි. මෙය අෂේශක තියමයේ මූලික අදහසයි.



(a)

(බන්ධන
ඉලෙක්ට්‍රෝන
සලකුණු කිරීම)
සුරණ කිරීම)

(b)

(විදුත් සාණ
පරමාණුවේ
අෂේශකය
සුරණ කිරීම)

(c)

(ඉතිරි
ඉලෙක්ට්‍රෝන
සලකුණු කිරීම)
සටහන කිරීම)

(d)

(විධිමත්
ආරෝපණ
සටහන කිරීම)



(e)

(අනෙක් පරමාණු වල අෂේශකය
සම්පූර්ණ කිරීම)

(f)

(g)

ලුටිස් තිත්
සටහන

(h)

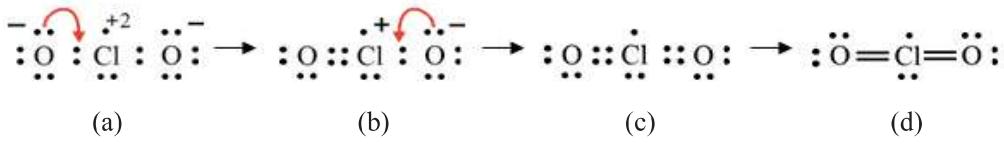
ලුටිස් තිත්-ඉරි
ව්‍යුහය

නිදුසුන 2.2

ClO_2 හි ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය නිර්මාණය කරන්න.

පිළිබඳ :

මත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති ප්‍රහේද සඳහා නිදුසුනක් ලෙස ClO_2 සලකමු. මෙහි මුළු සංයුෂ්‍යතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ($7e+2(6e)=19e$) 19කි. ClO_2 වල මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යුහ්තිය, ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය හා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය පහත රුපයේ දැක්වේ.



උපරිම ආරෝපණ
ව්‍යුහ්තියක් ඇත.
(අස්ථායී)

පුවිස් තිත් සටහන
පුවිස් තිත්-ඉරි
ව්‍යුහය

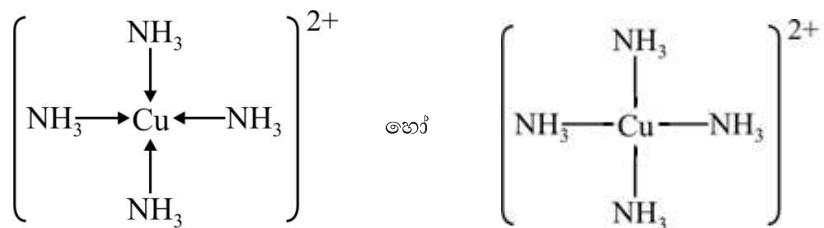
2.2 දායක සහසංයුත් බන්ධන

යම් අයනයක හෝ අණුවක, පරමාණු ආග්‍රිතව හිස් කාක්ෂික ඇති විට ඒවා, එකසර යුගල ඇති පරමාණු සමග අන්තර්ත්‍යාවෙන් දායක බන්ධන නිර්මාණය වේ. ඇතැම් විට නිදහස් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවේ සංයුෂ්‍යතා කවචය සතු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව හතරට වඩා අඩු වූ විට (Be , B), එම පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් සැදිය හැකි සහසංයුත් බන්ධන ගණන හතරට වඩා අඩු වේ. එනිසා අෂ්ටකය සපුරා ගත නොහැකි වේ. මේ නිසා ම මෙවැනි ප්‍රහේද, මධ්‍ය පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන උග්‍රන්තාව මගැහැරගැනීමට ඉලෙක්ට්‍රෝන සපිර විශේෂ හෙවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රභානය කළ හැකි එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සහිත ප්‍රහේද සමග ප්‍රතිත්‍යා කරමින් අෂ්ටකය සපුරා ගනී. උදාහරණ ලෙස BH_3 සමග CO වායුව ප්‍රතිත්‍යා කර බෝරේන් කාබනයිල් (Borane carbonyl) සැදීම හා CN^- සමග BH_3 ප්‍රතිත්‍යාවෙන් සයනෝබෝරොහයිඩිඩිඩ් (cyano borohydride) සැදීම දැක්විය හැකි ය. තවත් නිදුසුනක් ලෙස NH_3 හා BF_3 අතර ප්‍රතිත්‍යා මගින් N හා B අතර දායක බන්ධනය ඇති විම දැක්විය හැකි ය. ඇමේනියාහි N පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල, BF_3 හි B පරමාණුවේ හිස් කාක්ෂික සමග අන්තර්ත්‍යා කිරීම නිසා N හා B පරමාණු අතර දායක සහසංයුත් බන්ධනයක් නිර්මාණය වේ. සැදෙන රසායනික ව්‍යුහය සඳහා නිශ්චිත තනි පරමාණුවක් තේශ්‍යා පරමාණුව ලෙස නම් කළ නොහැකිය. ඇමේනියා අණුවේ N පරමාණුව BF_3 හි B පරමාණුව සමග බන්ධනය ඇති කිරීමට ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සපයන නිසා එම බන්ධනය රේතලයකින් නිරුපණය කළ හැකිය. ඉලෙක්ට්‍රෝන සපයන පරමාණුවෙන් රේතලය ආරම්භ වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන උග්‍රන්තාව ඇති පරමාණුව වෙත ඊ හිස සලකුණු කර ඇත. පහත පෙන්වා ඇති පරිදි විධිමත් ආරෝපණ මගින් ද මෙම දායක බන්ධනය නිරුපණය කළ හැකි ය.



2.6 රුපය දායක සහසංයුත් බන්ධන ($\text{H}_3\text{N}-\text{BF}_3$)

ලේඛන නො ඇතැම් ලේඛන පරමාණු එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත අණු නො ඇතා සමග ප්‍රතිත්ව්‍යා කර (H_2O , NH_3 , CO අණු හා CN^- අයන) සංකීර්ණ සැදීමේ දී ද මෙම දායක සහසංයුත් බන්ධන සැදීම සිදු වේ. පහත දක්වා ඇත්තේ Cu^{2+} අයනය සමග NH_3 අණු හතරක් එක් වී දායක සහසංයුත් බන්ධන සහිත සංකීර්ණ අයනයක් සාදන ඇවස්ථාවකි.



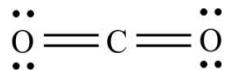
2.7 රුපය $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ සංකීර්ණයේ දායක සහසංයුත් බන්ධන

2.3 සංයුත්තා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)

අණු වල නො ඇතා වල මධ්‍ය පරමාණුවේ සංයුත්තා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල, ඒවා අතර අවකාශ පරතරය හැකි තරම් වැඩි වන ආකාරයට සැකසී ඇතැයි යන අදහසක් රෝනල්ඩ් ගිලෙස්පෙයි හා රෝනල්ඩ් සිඩිනි නයිහෝල්ම් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදී. ගිලෙස්පි විසින් ප්‍රධාන කාණ්ඩාවල මූලධාරා මධ්‍ය පරමාණුව වන විට දී අණුවල හැඩා පිළිබඳව ද නයිහෝල්ම් විසින් අන්තරික මූලධාරා මධ්‍ය පරමාණුව වන විට දී අණු අත් කර ගන්නා හැඩා පිළිබඳව ද විශ්‍රාජිත කරන ලදී. වසර 1963 වන විට ගිලෙස්පි විසින් VSEPR වාදය ලෙස හඳුන්වන ලද මේ අදහස් අණුවල හා අයනවල හැඩා නිර්ණය කිරීම සඳහා යොදා ගැනීමි.

මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ප්‍රධාන වශයෙන් ආකාර දෙකකි. න්‍යාෂ්ටී දෙකක ආකර්ෂණයට යටත්ව ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෙවත් බන්ධන සැදීමේ නිරත වී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල පළමුවන ආකාරයයි. දෙවන වර්ගය වනුයේ බන්ධන සැදීමට සහභාගි නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෙවත් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ය. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන තනි න්‍යාෂ්ටීයක ආකර්ෂණ බලයට යටත් නිසා බන්ධන සැදීමට සහභාගි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලවලට වඩා වැඩි අවකාශ පරිමාවක ව්‍යාප්තව පවතියි. යම් පරමාණුවක් ආසුනුව වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හා බන්ධන සැදීමට සහභාගි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ එකක ලෙස ක්‍රියාකාරමින් ඒවා අතර පරතරය වැඩිකර ගැනීමට නැතුරු වේ. පරමාණු දෙකක් අතර බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා ක්‍රිතව බන්ධන) ඇති විට දී එම එක් බහු බන්ධනයක් එක් විකර්ෂණ එකකයක් ලෙස සලකනු ලබයි.

මධ්‍ය පරමාණුව පරමාණුවක් සමග සාදන සහසංයුත් බන්ධන සංඛ්‍යාව අනුව ඒක බන්ධන, ද්වීත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන යනුවෙන් ආකාර තුනකි. ද්වීත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන බහු බන්ධන ලෙස සැලකේ. CO_2 හි දී මධ්‍ය කාබන් පරමාණුව එක් එක් ඔක්සිජන් පරමාණුව සමග ද්වීත්ව බන්ධනයක් බැහැන් සාදා ඇත. HCN හි කේන්දුය කාබන් පරමාණුව, N පරමාණුව සමග ත්‍රිත්ව බන්ධනයක් සාදා ඇත. ඒක බන්ධන, ද්වීත්ව බන්ධන, ත්‍රිත්ව බන්ධන හා එකසර යුගල් විකර්ෂණ ඒකක ලෙසට හැඳින්වේ. මේ විකර්ෂණ ඒකක (ඇතැම් විට) VSEPR ඒකක යන නමින් ද හැඳින්වේ.



නිදුසුනක් ලෙස HCN හි ත්‍රිත්ව බන්ධනයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනම තහි විකර්ෂණ ඒකකයක් ලෙස කියා කරයි. එම බහු බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් තුන ම N හා C පරමාණු දෙක අතර ස්ථානගත වී ඇති නිසා එම යුගල තුනට එකිනෙකට ස්ථාධින්ව වලනය විය තොහැකි වේ. එම නිසා ත්‍රිත්ව බන්ධනය විකර්ෂණ ඒකක එකක් හෝ VSEPR ඒකක එකක් ලෙස සැලකේ.

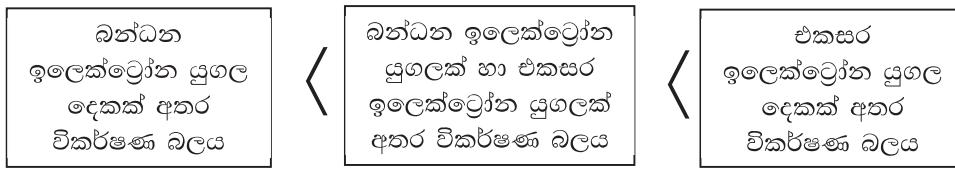
ලුවිස් ව්‍යුහය පදනම් කර ගනිමින් ඉතා නිවැරදි ලෙස මධ්‍ය පරමාණුව ආස්ථිතව ඇති විකර්ෂණ ඒකක ගණන හඳුනා ගත හැකි ය. පහත 2.2 වගුවේ දක්වා ඇති නිදුසුන් කීපය මගින් මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ගණන සහ VSEPR ඒකක ගණන හඳුනා ගන්නා අයුරු පෙන්වා දී ඇත.

2.2 වගුව තොරා ගත් අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තින්-ඉරි ව්‍යුහ, මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් සහ විකර්ෂණ ඒකක

| ලුවිස් තින්-ඉරි ව්‍යුහය | මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ගණන | මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක ගණන (VSEPR ඒකක ගණන) |
|--|--|--|
| $\begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array} = \text{S} = \begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array}$ | 5 | 3 |
| $\begin{array}{c} \text{:Cl} \\ \text{:Cl} \\ \text{:Cl} \end{array} \begin{array}{c} \text{:} \\ \text{:} \\ \text{:} \end{array} \text{S} = \begin{array}{c} \text{:} \\ \text{:} \\ \text{:} \end{array} \begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array}$ | 5 | 4 |
| $\begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array} = \text{S} = \begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array}$ \parallel :O: | 6 | 3 |
| $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}:$ | 4 | 2 |
| $\begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array} = \text{N}^+ = \begin{array}{c} \ddot{\text{:}} \\ \text{O} \\ \ddot{\text{:}} \end{array}$ | 4 | 2 |

මේ VSEPR වාදය අනුව අණු සහ අයන ඒවා අතර විකර්ෂණ බලය අවම වන පරිදි විකර්ෂණ ඒකක එකිනෙකින් ඇත් වී, ඒවා අතර පරතරය වැඩිකරගෙන ස්ථාපි වී ඇත.

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලේ අවකාශ ව්‍යාප්තිය (අවකාශ පරිමාවක්) බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක අවකාශ ව්‍යාප්තියට වඩා වැඩි ය. එබැවින් එකසර යුගලේ දෙකක (එකසර යුගල \leftrightarrow එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාව, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලේ දෙකක් (බන්ධන යුගල \leftrightarrow බන්ධන යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාවට වඩා වැඩි යයි සලකනු ලබයි. මේ නිසා එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් (බන්ධන යුගල \leftrightarrow එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බල ප්‍රබලතාව සාපේක්ෂ වගයෙන් අතරමැදි ස්වභාවයකි.



2.8 රුපය බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල අතර විකර්ෂණ බල සංස්කරණය

විකර්ෂණ ඒකක (බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන හෝ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන) එම ඒකක කේන්දුය පරමාණුව මූලික කර ගනිමින් අවකාශයේ ව්‍යාප්ති වී ඇති රටාව ‘ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය’ වගයෙන් හැඳින්වේ. අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතියක් දැක්වන විට බන්ධන කේත්තයේ අයය දැක්විය යුතු ය. පහත 2.3 වගුවේ දක්වා ඇත්තේ කේන්දුය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක ත්‍රිමාණ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව පවතින ආකාරය අනුව ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතින් වෙනස්වන අන්දම ය. අණුවක හෝ අයනයක හැඩිය දැක්වීමේ දී කේත්තය දැක්වීම අනිවාර්ය නො වේ. එහෙත් අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතිය දැක්වීමේ දී කේත්තය දැක්වීම අනිවාර්ය වේ. මේ නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය, අණුවක හෝ අයනයක හෝ හැඩිය හා අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතිය යනු වෙනස් අවස්ථා තුනකි.

අණුවල ජ්‍යාමිතිය මගින් එහි හැඩිය හා කේත්ත ගෙන දෙනු ලබයි. අණුවල ජ්‍යාමිතිය, හැඩිය නිරුපණය වන ලුවිස් ව්‍යුහයේ බන්ධන කේත්ත හා සම්බන්ධ වී ඇත. බන්ධන කේත්ත නොමැතිව හැඩිය නිරුපණය කිරීමට අණුවේ හැඩිය ලුවිස් ව්‍යුහය මගින් පෙන්නුම කරයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය විකර්ෂණ ඒකකවල ජ්‍යාමිතිය පෙන්නුම කරයි.

2.3 වගුව විකර්ෂණ ඒකකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

| විකර්ෂණ ඒකක | ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය |
|-------------|---|
| 2 | <p style="text-align: center;">180°</p> <p style="text-align: right;">රේඛීය</p> |
| 3 | <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: right;">තලීය ත්‍රිකෝණාකාර</p> |
| 4 | <p style="text-align: center;">109°</p> <p style="text-align: right;">වතුස්තලීය</p> |
| 5 | <p style="text-align: center;">90°</p> <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: center;">120°</p> <p style="text-align: right;">ත්‍රිඥානත ද්විපිරමිඩය</p> <p>විකර්ෂණ ඒකක තුනක් එක ම තලයේ ඇත. එම ඒකක අතර කේශය 120° කි. ඉතිරි ඒකක දෙක එම තලයට ලම්බන වන පරිදි වේ.</p> |
| 6 | <p style="text-align: center;">90°</p> <p style="text-align: right;">අඡ්‍රතලීය</p> <p>එකම තලයක යුගල හතරකි. එවා අතර කේශය 90° කි. එම තලයට ලම්බන ඉතිරි යුගල දෙක පිහිටයි.</p> |

(i) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය රේඛීය වූ අවස්ථාව

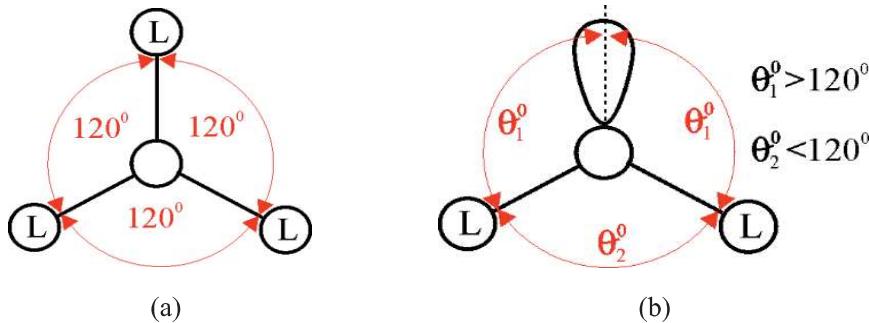
මෙහි දී කේන්ද්‍රීය පරමාණුව වටා VSEPR ඒකක දෙකක් ඇත. කේන්ද්‍රීය පරමාණුව තවත් පරමාණු දෙකක් හා බැඳී ඇති අවස්ථා සලකම්. එවැනි අණු හා අයනවල හැඩය රේඛීය වේ. රේඛීය හැඩය සඳහා නිදසුන් කිහිපයක් පහත වගුවේ දක්වා ඇත.

2.4 වගුව විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/ අයන

| සූචිය | ලුවස් තින්ඹරි ව්‍යුහය | හැඩය |
|-----------------|--|-------|
| CO_2 | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \text{..} \\ \text{..} \end{math} = \text{C} = \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{..} \\ \text{..} \end{array}$ | රේඛීය |
| HCN | $\text{H} — \text{C} \equiv \text{N}:$ | රේඛීය |
| NO_2^+ | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \text{..} \\ \text{..} \end{array} = \text{N}^+ = \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{..} \\ \text{..} \end{array}$ | රේඛීය |

(ii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තළිය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව එකසර හා බන්ධන ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වෙන් කළ විට ඇ, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතින් ආකාර දෙකක් හඳුනා ගත හැක.

- විකර්ෂණ ඒකක (VSEPR ඒකක) තුන ම බන්ධන වන අවස්ථාව
- විකර්ෂණ ඒකක (VSEPR ඒකක) තුනෙන් දෙකක් බන්ධන ද ඉතිරි VSEPR ඒකකය එකසර යුගලක් ද වන අවස්ථාව



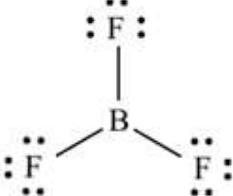
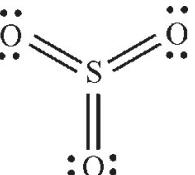
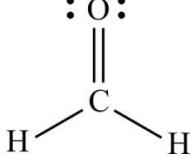
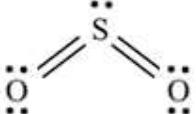
විකර්ෂණ ඒකක තුන ම බන්ධන ලෙස වූ අවස්ථාව

විකර්ෂණ ඒකක තුනෙන් දෙකක් බන්ධන හා එකක් එකසර වන අවස්ථාව

2.9 රුපය තළිය ත්‍රිකෝණාකාර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

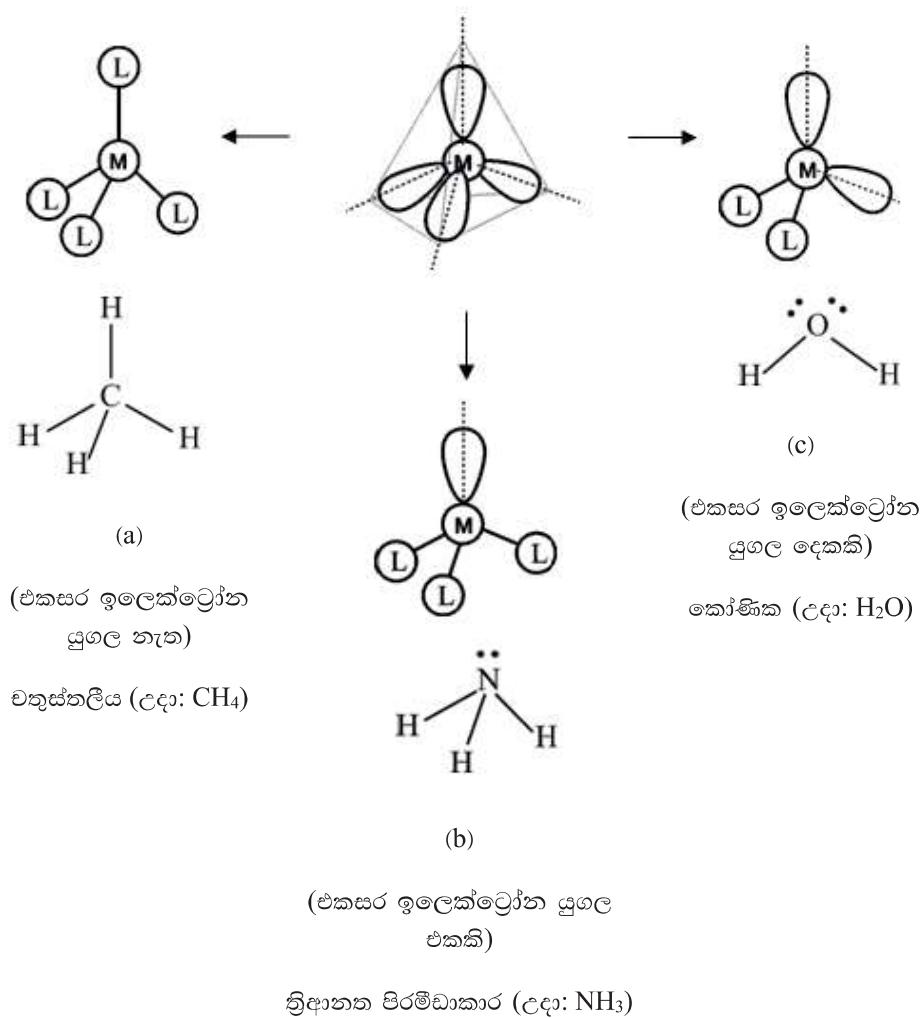
පහත 2.5 වගුවේ දැක්වෙන BF_3 , SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තළිය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2 හි S මත එකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෙශීක ය.

2.5 වගුව විකර්ෂණ ඒකක තුනක් සහිත අණු/ අයන

| රසායනික සූත්‍රය | හැඩය නිරුපණය වන පරිදි ලුවිස් තිතුරු ව්‍යුහය | හැඩය |
|-----------------------|---|-------------------|
| BF_3 |  | තලිය ත්‍රිකෝණාකාර |
| SO_3 |  | තලිය ත්‍රිකෝණාකාර |
| H_2CO |  | තලිය ත්‍රිකෝණාකාර |
| SO_2 |  | කේංසීක |

(iii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජාමිතිය වතුස්ථලිය අවස්ථාව

විකර්ෂණ ඒකක (VSEPR යුගල) භතරක් ඇති අවස්ථාව සැලකු විට, ඒවා බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල ලෙස වෙන් කිරීමෙන්, ආකාර තුනක් ලබා ගත හැක. පහත 2.10 රුපයෙන් එම අවස්ථා තුන විද්‍යා දැක්වේ.



2.10 රුපය වතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

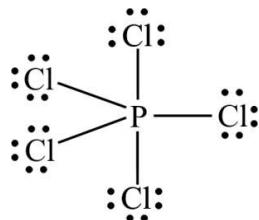
පහත 2.6 වගුව, වතුස්තලීය නැඩය සඳහා තවත් නිදුසුන් කිහිපයක් පෙන්වුම් කරයි.

2.6 වගුව වතුස්තලීය අණු සහ අයන සඳහා නිදුසුන්

| අණුව | ලුචිස් ව්‍යුහය | හැඩය දැක්වෙන ලුචිස් ව්‍යුහය |
|--------------------|---|---|
| CH_4 | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ |
| CCl_4 | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ :\ddot{\text{Cl}}-\text{C}-\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ :\ddot{\text{Cl}}: \end{array}$ | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ :\ddot{\text{Cl}} \quad :\ddot{\text{Cl}}: \end{array}$ |
| SO_4^{2-} | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ -\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}- \\ \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array}$ | $\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \\ \text{S} \\ / \quad \backslash \\ -\ddot{\text{O}} \quad -\ddot{\text{O}}- \\ \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array}$ |

(iv) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය විඳානත ද්‍රව්‍යීරම්බාකාර ප්‍රවස්ථාව මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක හෙවත් VSEPR ඒකක පහකි. බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන ලෙසට වෙන් කිරීමෙන් හැඩයන් ආකාර හතරකි.

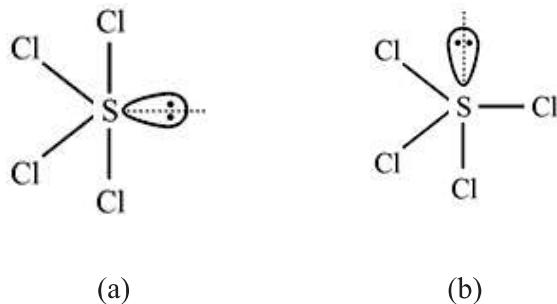
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා තුළ VSEPR ඒකක පහ ම බන්ධන සාදන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙස පැවතීම. PCl_5 අණුව මේ නිදුසුනක් වන අතර, එහි හැඩය පහත දක්වා ඇත.



2.11 රූපය PCl_5 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

- මධ්‍ය පරමාණුව වටා තුළ VSEPR ඒකක එකක් පමණක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා ඉතිරි එකක හතර ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වීම. SCl_4 අණුව මේ නිදුසුනකි.

පහත දැක්වෙන පරිදි මෙහි සල්ගර පරමාණුවේ ඇති එකසර යුගලට තිබිය හැකි පිහිටීම දෙකකි.



ඉහත (b) ව්‍යුහයේ දීට වඩා (a) ව්‍යුහයේ දී විකර්ශනය අවුය. එබැවින් VSEPR ආකෘතියට අනුව, (a) ව්‍යුහය (b) ව්‍යුහයට වඩා ස්ථාපි වේ.

- එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හතරක් ඇති අවස්ථාවට සෙයදාන්තික ලෙස සිසේෂ් හැඩයක් (විකාත සිසේෂ් හැඩයක්/ අකුමවත් සිසේෂ් හැඩයක්) ඇතැයි කියනු ලැබේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලෙහි ව්‍යාප්තිය දැක්වෙන මනාකල්පිත අක්ෂය සහ S-Cl බන්ධන දෙකක් එක් තලයක ඇත. එම තලයට ලමිඛක වන පරිදි ඉතිරි S-Cl බන්ධන දෙක පිහිටා ඇත.

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සඳහා මනාකල්පිත අක්ෂය



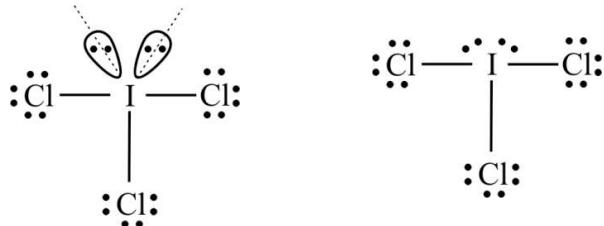
2.12 රුපය SCl_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

කෙසේ වෙතත් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයෙන් $\text{S}-\text{Cl}$ බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන මත ඇතැවත විකර්ශන බල නිසා නියමාකාර සිසේෂ් හැඩය ස්වල්ප වශයෙන් විකාති වේ. එම නිසා SCl_4 හි හැඩය විකාති වූ වත්ස්තලය / විකාති සිසේෂ් හැඩය / අකුමවත් සිසේෂ් හැඩය වශයෙන් ද හඳුන්වනු ලැබේ.

- විකර්ශන එකක තුනක් බන්ධන යුගල ලෙස ද අනෙක් දෙක එකසර යුගල ලෙස ද පැවතීම. නිදුසුනක් ලෙස ICl_3 .

එකසර යුගල දෙකක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් ඇති ICl_3 හි විකර්ශන බල අවම වන වඩාන් ම ස්ථාපි අවස්ථාව පහත රුප සටහනෙන් දැක්වේ. එම සැකැස්ම නුමණය කළ විට දී පරියන්න පරමාණු T අක්ෂරයේ හැඩයට පිහිටා අවස්ථාවක් පවතී.

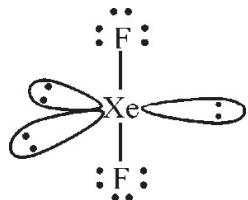
එහෙයින් එය T හැඩැති අණුවක් ලෙස (විකාති T හැඩය/ අකුම්වත් T හැඩය) හැඳින්වේ. මෙහි එකසර යුගල දෙක හා එක I – Cl බන්ධනයක් එක ම තලයේ පිහිටයි. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි I – Cl බන්ධන දෙක පිහිටයි.



2.13 රුපය ICl_3 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

- එකසර යුගල තුනක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අඩංගු අවස්ථාව සඳහා නිදුසුනක් ලෙස XeF_2 සලකා බලමු.

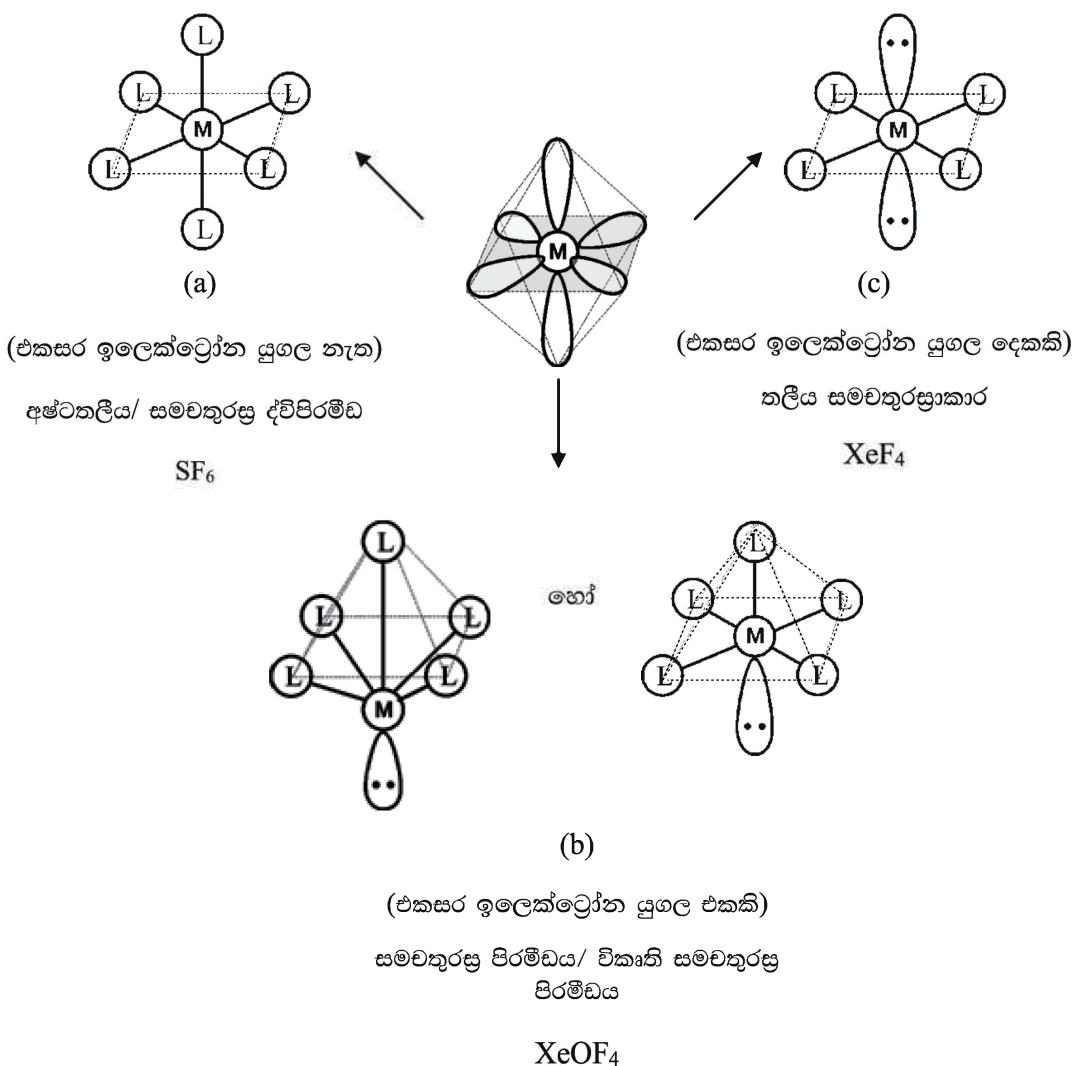
මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් රේඛීය හැඩයක් ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2 හි හැඩය දැක්වෙන පරිදි අදින ලද ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇතේ. එහි එකසර යුගල් තුන ම එක ම තලයක පිහිටන අතර එය F-Xe – F අක්ෂයට ලම්බක වේ.



2.14 රුපය XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

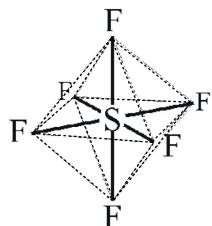
(v) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අඡ්ටනලිය අවස්ථාව

මෙම ජ්‍යාමිතියේ දී සැම යාබද විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් අතර කෝණය 90° කි. පහත 2.15 රුපයෙන් අඡ්ටනලිය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ඇති අණුවක් සඳහා තිබිය හැකි හැඩ තුනක් පෙන්නුම කෙරේ. ඒකක හතරක් එක ම තලයක ඇතේ. ඉතිරි ඒකක දෙක එම තලයට ලම්බකව ඇතේ.



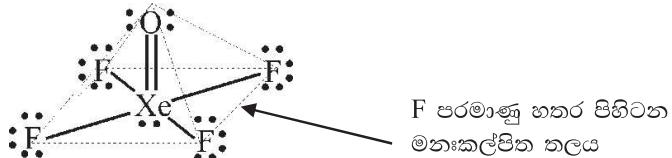
2.15 රුපය අෂ්වතලිය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක සියලුල බන්ධන බවට පන් වූ අවස්ථාවක් (ලදා: SF₆) සලකමු. වඩාත් පරියන්තව ඇති යාබද පරමාණු මන්කල්පිත රේඛාවකින් (කඩ ඉරි) යා කළ විට තල අවකින් වට වූ අෂ්වතලයක් නිර්මාණය වේ. එම නිසා මෙවැනි අණු වල භැඩය අෂ්වතලිය වේ.



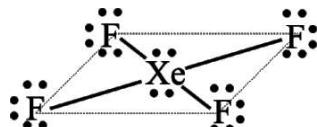
2.16 රුපය SF₆හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක හයෙන් පහක් ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන තියෙන්තනය කරන හා ඉතිරි විකර්ෂණ ඒකකය එකසිර යුගලක් වන අවස්ථාව සලකමු (XeOF_4). XeOF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂේෂතලීය වේ. වඩාත් පරායන්ත පරමාණු මන්කල්පිත රේබාවකින් යා කළ විට, පාදස්ථිය සමවතුරසුයක් වූ පිර්මිචියක් නිරමාණය වේ. එනිසා හැඩය සමවතුරසු පිර්මිචිකාර ය. පහත රුපයෙන් පෙන්නුම් කෙරෙන XeOF_4 මේ නිදුසුනකි. නමුත් Xe පරමාණුව මත වූ එකසිර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයෙන් $\text{Xe} - \text{F}$ බන්ධන මත වූ විකර්ෂණ බල නිසා ක්‍රමවත් හැඩය වෙනස් වී ඇතුම්වත් වතුරසු පිර්මිචිකාර හැඩයක් ඇති වී ඇතැයි සලකනු ලැබේ.



2.17 රුපය XeOF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක හයෙන් දෙකක් එකසිර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ද, ඉතිරි ඒකක හතර බන්ධන යුගල ද වන අවස්ථාව සලකමු. එහි හැඩය තලීය සමවතුරසුකාර යැයි කියනු ලැබේ. XeF_4 අණුව මේ නිදුසුනකි. එය පහත රුපයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ.



2.18 රුපය XeF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

XeF_4 අණුවහි;

ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතිය = අෂේෂතලීය

හැඩය = තලීය සමවතුරසුකාර

ජ්‍යාමිතිය = තලීය සමවතුරසුකාර

සාමාන්‍ය ව්‍යවහාරයේ දී ජ්‍යාමිතිය යන වචනය යොදන විට කෝණය / කෝණවල් සඳහන් කිරීම අවශ්‍ය නොවේ.

නිදුසුන 2.3

පහත දැක්වෙන අණු සඳහා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහ ඇද, ඒවායේ හැඩය අපෝහනය කරන්න.

- (i) SO_3
- (ii) CH_2Cl_2

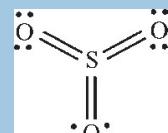
පිළිතුර:

- (i) SO_3

S පරමාණුවන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = $6e$

O පරමාණු 3න් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = $3(6e) = 18e$

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන = $24e$



ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

මෙම 24e වහාප්ත කර අනුපිළිවෙළින් ලුවිස් තින් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.

මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 3

S පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0

හැඩය = තලීය තිකෝණාකාර

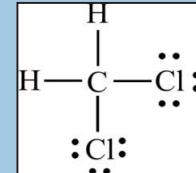
(ii) CH_2Cl_2

C පරමාණුවෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 4e

H පරමාණු 2න් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 2(1e) = 2e

Cl පරමාණු 2න් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 2(7e) = 14e

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන = 20e



ලුවිස් තින් ඉරි ව්‍යුහය

මෙම 20e වහාප්ත කර අනුපිළිවෙළින් ලුවිස් තින් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.

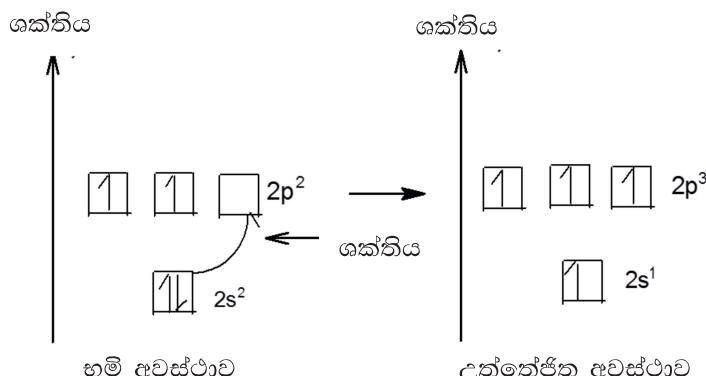
මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 4

C පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0

හැඩය = වතුස්තලීය

2.3.1 පරමාණුක කාක්ෂිකවල මූහුමිකරණය

කාබන් පරමාණුව නිදිසුනක් ලෙස සලකමින් මේ මූහුමිකරණ සංකල්පය / ආකෘතිය ගුණාත්මකව පැහැදිලි කරගත හැකි ය. කාබන්හි භුමි අවස්ථාවේ දී සංයුෂ්ථතා කවචයේ ($2s^2 2p^2$) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් හා වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ඇතු. සහසංයුෂ්ථ බන්ධන හතරක් සැදීමට අවශ්‍ය නම් වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැහින් අඩංගු කාක්ෂික හතරක් පැවතිය යුතු ය. මේ භුමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානයක් වී වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇති උත්තේෂ්ඨ අවස්ථාවට පත් වේ.



2.19 රුපය භුමි අවස්ථාවේ හා උත්තේෂ්ඨ අවස්ථාවේ කාබන් පරමාණුවේ ගක්ති මට්ටම් සටහන

සංයුෂ්ථතා කවචයේ $2s$ උපගක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ගක්තිය ලබා ගෙන $2p$ උපගක්ති මට්ටමේ හිස් කාක්ෂිකයට ඇතුළ වේ (2.19 රුපය). $2s$ හා $2p$ උප ගක්ති මට්ටම් අතර ගක්ති පරතරය සාපේක්ෂව අඩු නිසා මෙම සංක්මණය සිදු වේ. දැන් ඉහත දක්වා ඇති ආකාරයට පරමාණුව $2s$ හා $2p$ ගක්ති මට්ටම්වල යුගලනය නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිතව උත්තේෂ්ඨ අවස්ථාවට පත් වී ඇත. එහි නිරුයුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇතෙන් එවා ඇත්තේ එකිනෙකට වෙනස් උපගක්ති මට්ටම් දෙකක වන අතර එවායේ කාක්ෂිකවල හැඩ ද සමාන නොවේයි (ගෝලාකාර s කාක්ෂිකයක හා බ්ලේබල් හැඩ p කාක්ෂික). මේ තත්ත්වය යටතේ ඇති C පරමාණුව මගින් H පරමාණු 4ක් සමග CH_4 අණුව සැදුවේ නම්,

කාබන්වල $2s$ කාක්ෂීකයක් හා හයිඩූජන්වල $1s$ කාක්ෂීකයක් අතර සැදෙන බන්ධනයකින් ද කාබන්වල $2p$ කාක්ෂීක සමග හයිඩූජන්හි $1s$ අතිච්‍රාදනය වී සැදෙන C-H බන්ධන තුනකින් ද CH_4 අණුව සමන්විත විය යුතු ය. එබැවින් CH_4 අණුවහි එකිනෙකට වෙනස් බන්ධන කෝණ වලින් යුත් දෙඟාකාරයක C-H බන්ධන පවතිතයි අපේක්ෂිතය.

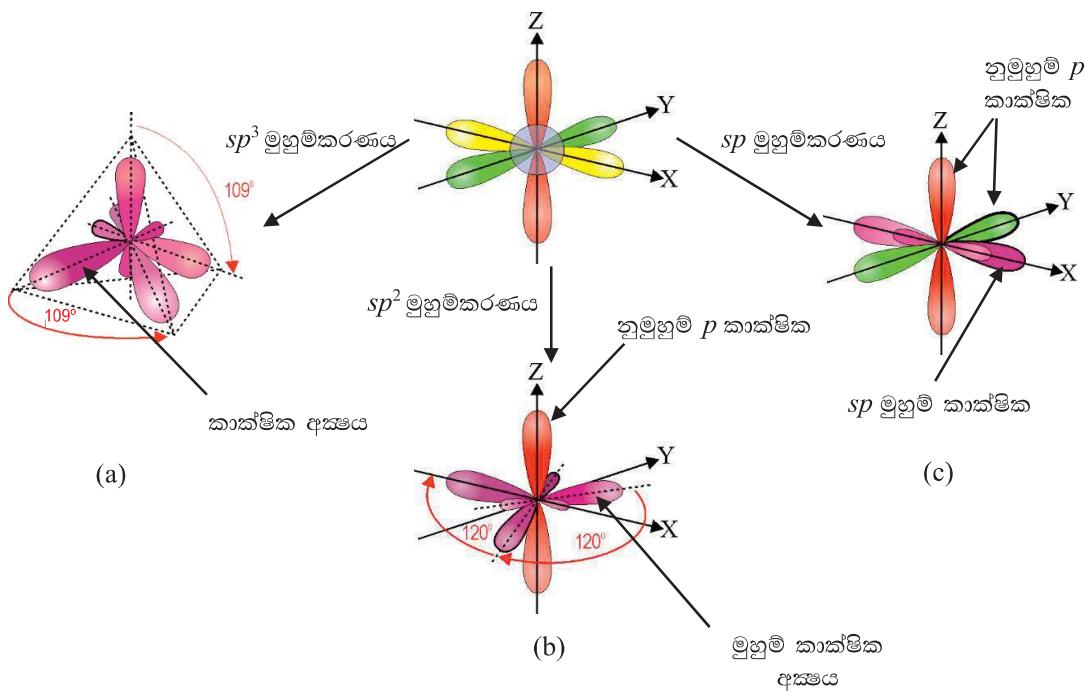
එහෙත් CH_4 අණුවේ C-H බන්ධන හතර හා බන්ධන කෝණ සමාන ය. එනිසා බන්ධන සැදීමට පෙර මේ $2p$ කාක්ෂීක තුන හා $2s$ කාක්ෂීකය එක් වී හැඩෙයන් හා ගක්තියෙන් සමාන කාක්ෂීකවලට පරිවර්තනය වේ යැයි උපක්ල්පනය කෙරේ. මෙම සංකල්පය “මුහුමිකරණය” නම් වේ. මුහුමිකරණ සංකල්පය තොමැති ව කාබන්හි $2s$ කාක්ෂීකය හා $2p$ කාක්ෂීක මගින් එකිනෙකට සමාන C-H බන්ධන 4 සහිත CH_4 අණුව සඳහා වුයුහයක් ඉදිරිපත් කිරීම අපහසු ය. එපරිදිම පරීක්ෂණයේමකට අනාවරණය කර ඇති පරිදි HCH බන්ධන කෝණය 109.5° වීම ද පැහැදිලි කළ තොහැකි ය.

පරමාණුවක කාක්ෂීක මුහුමිකරණය වටහා ගැනීමට පහත දැක්වෙන කරුණු වැදගත් වේ.

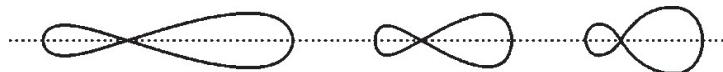
- (i) පුදෙකලා පරමාණුවකට මුහුමිකරණය තැමැති සංකල්පය යොදන්නේ නැත. යම් අණුවක ඇති පරමාණුවක් මගින් බන්ධන සැදීම විස්තර කිරීමට මුහුමිකරණය යොදා ගෙනු ලැබේ.
- (ii) මෙහි දී හැඩෙයන් හා ගක්තියෙන් සමාන තොවන වෙනස් උපගක්ති මට්ටම්වලට අයත් කාක්ෂීක දෙකක් අවම වශයෙන් මිශ්‍ර විය යුතු ය.
- (iii) නිදුසුන්: s කාක්ෂීකය සමග එම පරමාණුවේ p කාක්ෂීකයක් හෝ p කාක්ෂීක කිහිපයක් (3 ක් දක්වා) මුහුමිකරණයට සහභාගි වේ. මේ නිසා මුහුමි කාක්ෂීකවලට පිරිසිදු අනාත්තාවක් තොමැති. එබැවින් මුහුමි කාක්ෂීකවල හැඩිය මුහුමිකරණයට සහභාගි වන කාක්ෂීකවල හැඩියට වඩා වෙනස් ය.
- (iv) මුහුමිකරණයට සහභාගි වූ පරමාණුක කාක්ෂීක ගණනට සමාන මුහුමි කාක්ෂීක සංඛ්‍යාවක් ප්‍රතිඵල ලෙස සැදේ. මුහුමිකරණයට සහභාගි වන කාක්ෂීකවල ගක්ති මට්ටම් වෙනස් ව්‍යව ද සැදෙන මුහුමි කාක්ෂීක එකම ගක්ති මට්ටමක පිහිටයි. s හා p පරමාණුක කාක්ෂීක මුහුමිකරණය නිසා ප්‍රතිඵල ලෙස සැදුණු මුහුමි කාක්ෂීක හැඩෙයන් හා ගක්තියෙන් සමාන ය. එහෙත් ඒවා ත්‍රිමාන අවකාශයේ දිගානත වී ඇති ආකාරයෙන් වෙනස් වේ.
- (v) බන්ධන ඇතිවිම සඳහා කිසියම් පරමාණුවක මුහුමි කාක්ෂීකයක් වෙනත් පරමාණුවකට අයත් මුහුමි කාක්ෂීකයක් සමග හෝ වෙනත් පරමාණුවක නුමුහුමි කාක්ෂීකයක් සමග අතිච්‍රාදනය වේ (රේඛීය අතිච්‍රාදනය).

මුහුමිකරණය තැමැති ක්‍රියාවලිය සත්‍ය වශයෙන් ම සිදු වන හොතික ක්‍රියාවලියක් තොව සංකල්පයක් ලෙස ඉදිරිපත් කරන අපුරුව මනාකල්පිත ක්‍රියාවලියකි. මේ මනාකල්පිත සංකල්පිය ක්‍රියාවට අනුව උත්තේත්ත අවස්ථාවේ වූ කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකිනෙකට වෙනස් මුහුමිකරණ අවස්ථා තුනක් පවතියි. කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිත මුහුමිකරණය පහත සාරාග කර දක්වා ඇත.

- (i) s කාක්ෂීකය සමග p කාක්ෂීක තුනම මිශ්‍ර වීමෙන් sp^3 මුහුමි කාක්ෂීක හතරක් සැදීම (වතුස්තලිය ජ්‍යාමිතිය)
- (ii) s කාක්ෂීකය සමග p කාක්ෂීක දෙකක් මිශ්‍ර වීමෙන් sp^2 මුහුමි කාක්ෂීක තුනක් සැදීම (තලිය තිකෙන්ණාකාර ජ්‍යාමිතිය)
- (iii) s කාක්ෂීකය සමග p කාක්ෂීක එකක් මිශ්‍ර වීමෙන් sp මුහුමි කාක්ෂීක දෙකක් සැදීම (රේඛීය ජ්‍යාමිතිය)

2.20 රුපය sp^3 , sp^2 හා sp මුහුමිකරණය

පහත දී ඇති රුප සටහනෙන් sp^3 , sp^2 හා sp මුහුමිකරණවල හැඩය හා s හා p කාක්ෂීක ගුණ ප්‍රතිගතය සංසන්දනය තෙරේ.



| | sp^3 මුහුමිකරණය | sp^2 මුහුමිකරණය | sp මුහුමිකරණය |
|---------------|-------------------|-------------------|-----------------|
| s කාක්ෂීක ගුණ | 25% | 33.3% | 50% |
| p කාක්ෂීක ගුණ | 75% | 66.3% | 50% |

2.21 රුපය sp^3 , sp^2 හා sp මුහුමිකරණය

(a) sp^3 මුහුමිකරණවල දිගානතිය

මුහුමිකරණවල වතුස්තලයක් තුළ පිහිටා ඇත. කාක්ෂීක අක්ෂ අතර කෝරෝනය 109° 28' වේ.

(b) sp^2 මුහුමිකරණවල දිගානතිය

මුහුමිකරණවල අක්ෂ තුන එක ම තලයක පිහිටා ඇත. මුහුමිකරණවල අක්ෂ අතර කෝරෝනය 120° කි. මුහුමිකරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂීකය මෙම තලයට ලම්බක වේ.

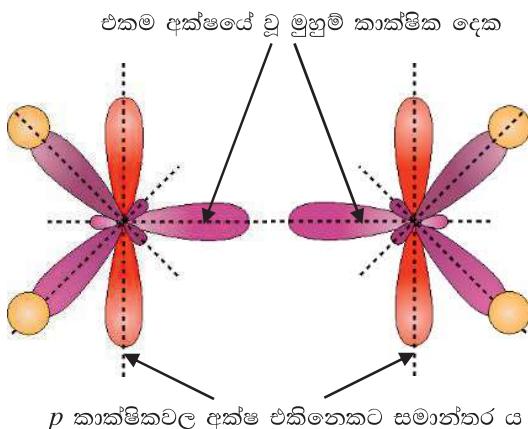
(c) sp මුහුමිකරණවල දිගානතිය

මුහුමිකරණවල අක්ෂ දෙක ම එක ම සරල රේඛාවක පවතී. මුහුමිකරණ අක්ෂ අතර කෝරෝනය 180° කි. මුහුමිකරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂීක අක්ෂ එකිනෙකටත් sp මුහුමිකරණ අක්ෂයටත් ලම්බකව ඇත.

2.3.2 ද්‍රව්‍ය හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම

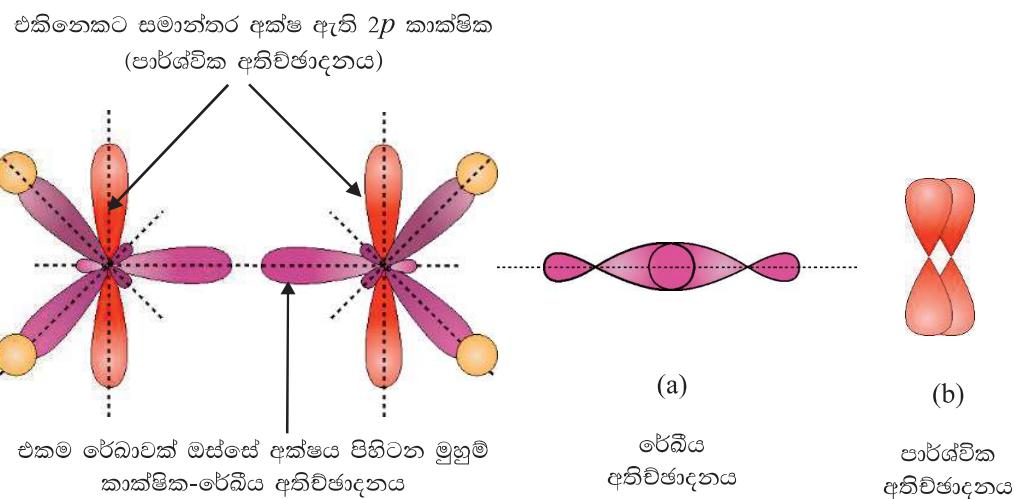
පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන දෙකක් ඇති විට ඉන් එක් බන්ධනයක් හා බන්ධනයකි. අනෙක් බන්ධනය පිළිබඳ බන්ධනයකි. එහින් (CH_2CH_2) හි කාබන් පරමාණු අතර ද්‍රව්‍ය බන්ධනය නිරමාණය වන ආකාරය සලකමු.

මුහුම් කාක්ෂික දෙකක් අතර රේඛිය අතිව්‍යාදනය මගින් 'σ' බන්ධනය සැදැයි. 'π' බන්ධන සැදීමට මුහුම් කාක්ෂික භාවිත නො වේ. π බන්ධනය සැදෙන්නේ මුහුම්කරණයට ලක් නොවූ බ්‍රිජ්‍යෝග්‍ය පිහිටුවක් නොවූ ප්‍රතිච්‍යාසික ප්‍රශ්නය මගිනි.



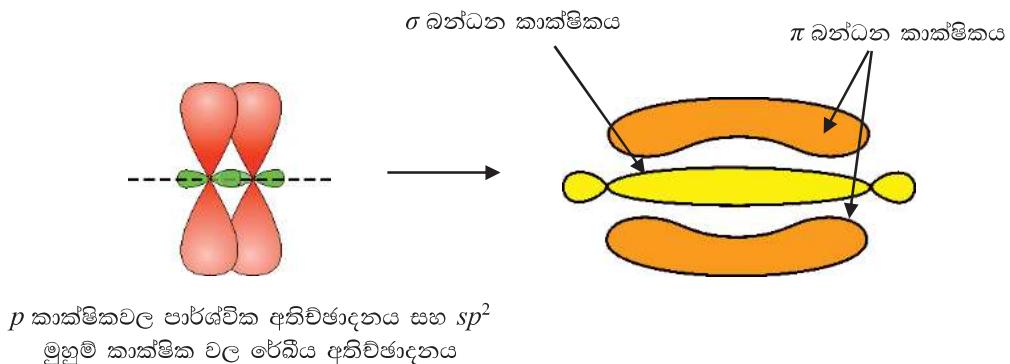
2.22 රුපය C_2H_4 අනුවේ p කාක්ෂික හා sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල පිහිටීම

p කාක්ෂික අක්ෂ එකිනෙකට සමාන්තර නිසා බ්‍රිජ්‍යෝග්‍ය පිහිටුවක් නොවන විට දී කාක්ෂික අතිව්‍යාදනය වීමට ඇති ඉඩක් අවශ්‍ය වේ. මුහුම් කාක්ෂික අක්ෂ එක ම අක්ෂයක් ඔස්සේ පිහිටන නිසා එවා අතර අතිව්‍යාදනයට රේඛිය අතිව්‍යාදනය යැයි කියනු ලැබේ.



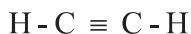
2.23 රුපය C_2H_4 අනුවේ කාක්ෂිකවල රේඛිය හා පාර්ශ්වික අතිව්‍යාදනය

2.24 රුපය මගින් දැව්ත්ව බන්ධනය හි බන්ධන කාක්ෂික සැකසී ඇති ආකාරය පිළිබඳ වූ ආකෘතියෙන් ගමන වන සාමාන්‍ය අදහස නිරුපණය කරයි.

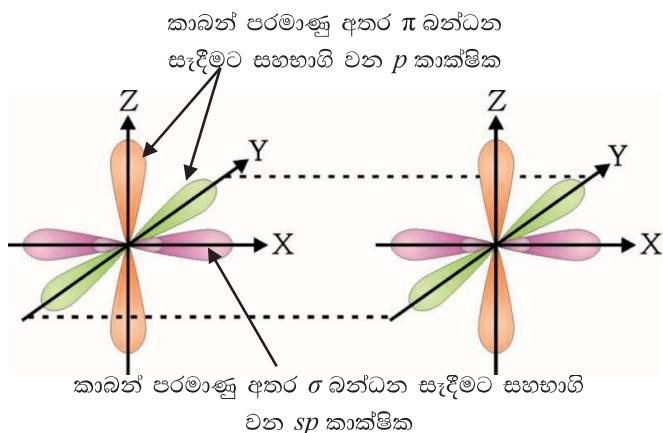


2.24 රුපය σ බන්ධන හා π බන්ධන

තිත්ව බන්ධන නිර්මාණය වන ආකාරය අධ්‍යයනය සඳහා නිදසුන් ලෙස එතයින්හි කාබන් පරමාණු දෙක අතර වූ තිත්ව බන්ධනය නිර්මාණය වන ආකාරය සලකමු. කාබන් පරමාණු දෙක අතර වූ තිත්ව බන්ධනයේ සංයුතිය අනුව එක් බන්ධනයක් σ බන්ධනයකි. ඉතිරි බන්ධන දෙක, π බන්ධන දෙකකි. එතයින් වල ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වේ.



එතයින්හි එක් කාබන් පරමාණුවක් σ බන්ධන දෙකක් ($\text{C}-\text{C}$ හා $\text{C}-\text{H}$) බැඟින් සාදයි. මේ නිසා කාබන් පරමාණු sp මුහුමිකරණයේ ඇති අතර පරමාණු දෙකෙහි p කාක්ෂික දෙකෙහි අක්ෂ එකිනෙකට සමාන්තර වන පරිදි පිහිටයි. එය පහත 2.25 රුපයෙන් දක්වා ඇත.



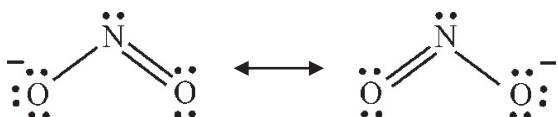
- p_y කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- p_z කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- X අක්ෂය මත එකිනෙකට මුහුණලා ඇති මුහුම් sp කාක්ෂික දෙක කාබන් පරමාණු දෙක අතර σ බන්ධනයක් සාදයි.

2.25 රුපය එතයින්හි කාබන් පරමාණු දෙකෙහි p කාක්ෂික හා sp මුහුම් කාක්ෂික අන්තර්ක්‍රියා

එක් π බන්ධනයක් සැදීමට සහභාගි වන p කාක්ෂික අක්ෂ දෙක එකිනෙකට සමාන්තර අතර එම අක්ෂයන් දෙවන π බන්ධනය සාදන p කාක්ෂික අක්ෂවලට ලම්බක වේ. නිත්ව බන්ධනයේ වූ π කාක්ෂික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය සඳහා වූ මන්කල්පිත තල එකිනෙකට ලම්බක වේ.

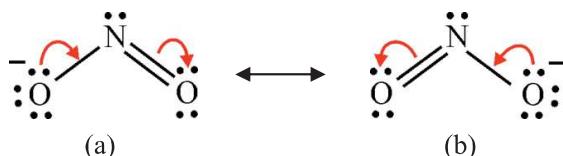
2.3.3 සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ

අනැමි අණු හෝ අයන හෝ සඳහා ලුවිස් ව්‍යුහ ගණනක් ඉදිරිපත් කළ හැකි අවස්ථා ඇත. එවැනි අවස්ථාවල දී එම එක් එක් ලුවිස් ව්‍යුහයන් හි පරමාණු සැකිල්ල හෝ පරමාණු පිහිටීම් සමාන අතර ඒවා “සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ” (Resonance structures) ලෙස හැඳින්වේ. බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා නිත්ව බන්ධන) පවතින විට දී පරමාණු සැකැස්ම (අණුවේ සැකිල්ල) වෙනස් නොකර එකිනෙකට වෙනස් ස්ථාන ආක්‍රිතව π බන්ධනය හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය පැවතීමට ඇති හැකියාව මෙයට හේතු වේ. නිදුස්න් ලෙසට NO_2^- අයනය සඳහා සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ දෙකක් පහත රුපය 2.26 පරිදි දැක්වාය හැකිය. ඒවායේ පරමාණු සැකැස්ම වෙනස් නොවී π බන්ධන පිහිටි ස්ථාන වෙනස් වී ඇත.



(a) (b)
2.26 රුපය NO_2^- අයනයේ සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ

මෙම NO_2^- අයනයේ සාමාන්‍ය ආරෝපණය හා π බන්ධන පිහිටන ස්ථාන වෙනස් වීම නිසා සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ දෙකක් ඉදිරිපත් කළ හැකිය. මෙම (a) හා (b) යන සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ දෙක සමාන වේ. එක් ව්‍යුහයක් අනෙක් ව්‍යුහයෙන් වෙන් කර භදුනා ගත නොහැකිය. එක් සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහය නිර්මාණය වන ආකාරය නැමි ර්තල හාවිතයෙන් (2.27 රුපය) විස්තර කෙරේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෝ π බන්ධන සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංකීර්ණය වූ ස්ථානය ර් හිස මගින් නිරුපණය වේ. පහත රුපය මගින් NO_2^- අයනයේ සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම දක්වා ඇත.



(a) (b)
2.27 රුපය NO_2^- අයනයේ සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්පූෂ්ක්තතාවේ ලක්ෂණ

- (i) සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහයන් (දායකත්ව ව්‍යුහ) ස්වභාවයේ සත්‍ය වගයෙන් නො පවතී. මෙම ව්‍යුහ සටහන් අණුවල සත්‍ය ස්වභාවය වටහා ගැනීමේ පහසුව සඳහා අදින ලද මන්කල්පිත ව්‍යුහයන් වේ. එමනිසා අණු හෝ අයන වල සත්‍යය ස්වභාවය සම්පූෂ්ක්ත ව්‍යුහය මගින් නිරුපණය වේ යැයි සලකනු ලැබේ.

- (ii) එක සමාන සම්පූර්ණක්ත ව්‍යුහ ඇති විට දී සම්පූර්ණක්ත මූහුමේ බන්ධන දිග එක සමාන වේ. (දැන: NO_2^- හි N-O බන්ධන දිග එක සමාන වේ).
- (iii) සම්පූර්ණක්ත මූහුමට සාපේක්ෂව අඩු ගක්තියක් ඇති බැවින් අනෙක් සම්පූර්ණක්ත ව්‍යුහවලට වඩා එය ස්ථාපිතාවයෙන් වැඩි ය.
- (iv) සමාන සම්පූර්ණක්ත ව්‍යුහ සම්පූර්ණක්ත මූහුම සඳහා සමාන දායකත්වයක් දෙයි.
- (v) එකිනෙකට අසමාන ව්‍යුහ මූහුමට දක්වන දායකත්වය ද අසමාන වන අතර වඩා ම ස්ථාපිත ව්‍යුහය වැඩි ම දායකත්වයක් දෙයි.

විධීමත් ආරෝපණ

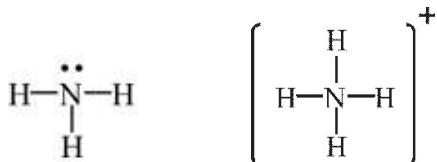
විධීමත් ආරෝපණ (formal charge) යනු අණුවක හෝ බහු පරමාණුක අයනයක ඇති පරමාණුවක් මත පවතින මන්කල්පිත ආරෝපණය වේ. මෙම සංකල්පය සලකා බලනුයේ ගක්තිමය වශයෙන් වඩාත් ස්ථාපිත පැවතිය හැකි ලුවිස් ව්‍යුහය සොයා ගැනීමට ය. සාමාන්‍යයෙන් සැම පරමාණුවක් මත ම ඇති විධීමත් ආරෝපණය ගුනා හෝ ගුනායට ආසන්න වේ නම් එය ස්ථාපිත ලුවිස් ව්‍යුහයක් ලෙස සැලකේ.

විධීමත් ආරෝපණය (FC) ගණනය කිරීමට පහත පියවර උදවු වේ.

$$\text{FC} = (\text{පරමාණුවේ සංපූර්ණ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන}) - [(\text{බන්ධන ගණන}) + (\text{එකසර යුගලවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන})]$$

- (i) ලුවිස් ඇතුළුයක, ඇති පරමාණුවක කාණ්ඩ අංකයට සමාන බන්ධන ගණනක් පවතී නම් එහි විධීමත් ආරෝපණය ගුනාය වේ.
- (ii) විධීමත් ආරෝපණ සියල්ල එකතු කර එහි අගය සොයා ගන්න.
- (a) අණුවක විධීමත් ආරෝපණවල එකතුව ගුනා වේ.
 - (b) බහු පරමාණුක අයනයක, විධීමත් ආරෝපණවල එකතුව අයනයේ ආරෝපණයට සමාන වේ.

චදා :



NH_3 හි N පරමාණුවට බන්ධන 3ක් හා බන්ධන සඳහා හැඩා තබා නොගත් ඉලෙක්ට්‍රෝන 2ක් ඇත.

NH_3 හි N පරමාණුව සඳහා

$$\begin{aligned} \text{FC} &= (\text{පරමාණුවේ සංපූර්ණ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන}) - [(\text{බන්ධන ගණන}) + (\text{එකසර යුගලවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන})] \\ &= 5 - (3 + 2) = 0 \end{aligned}$$

ඇමෙර්නියා හි N පරමාණුවේ විධීමත් ආරෝපණය ගුනා වේ.

NH_3 හි H පරමාණුව සඳහා

$$\begin{aligned} \text{FC} &= (\text{පරමාණුවේ සංපූර්ණ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන}) - [(\text{බන්ධන ගණන}) + (\text{එකසර යුගලවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන})] \\ &= 1 - (1 + 0) = 0 \end{aligned}$$

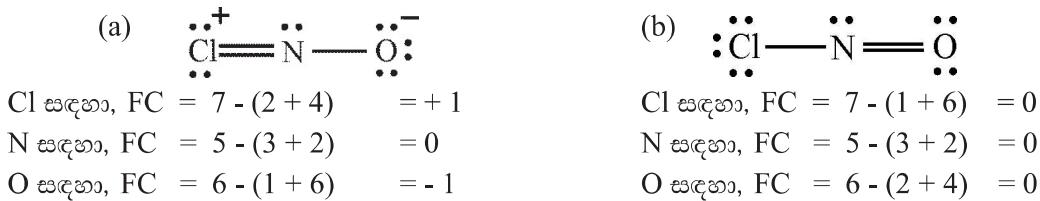
ඇමෙර්නියා හි H පරමාණුවේ විධීමත් ආරෝපණය ගුනා වේ.

NH_3 හි N හා H පරමාණුවල විධීමත් ආරෝපණ ගුනා නිසා අණුවේ සමස්ථ ආරෝපණය ද ගුනායය.

ඇමේන්තියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව බන්ධන 4 ක් සාදා ඇති අතර හටුවල් නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන N පරමාණුව මත නැත. එමනිසා ඇමේන්තියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව මත විධීමත් ආරෝපණය +1 කි. එහි සැම H පරමාණුවකම විධීමත් ආරෝපණය ගුනා වේ. එබුචින් NH_4^+ අයනයේ විධීමත් ආරෝපණ වල එකතුව +1 වන අතර එය අයනයේ ආරෝපණය වේ.

- අණුවක හෝ අයනයක වඩාත් ම සුදුසු ලුවිස් ව්‍යුහය වන්නේ සැම පරමාණුවක් මත ම විධීමත් ආරෝපණය ගුනා හෝ ගුනායට ලගා ව ඇති ආවස්ථාවයි.
- සානු විධීමත් ආරෝපණ වැඩිපුර ම පවතිනුයේ වැඩි විදුත්-සාණනාවයක් ඇති මුදුව්‍ය මත වේ.
- යම ලුවිස් ව්‍යුහයක යාබදු පරමාණුවල එකම වර්ගයේ විධීමත් ආරෝපණයක් ඇත්තාම් ස්ථායි නොවේ. එම නිසා නිවැරදි නිරුපණයක් නො වේ.

අප දැන් නයිටෝසිල් ක්ලේරයිඩ්වල (NOCl), ලුවිස් ව්‍යුහ කිපයක් සහ ඒවායේ විධීමත් ආරෝපණ නිර්ණය කරන අයුරු සලකමු. එහි Cl පරමාණුව හා O පරමාණුව N පරමාණුවට බැඳී ඇත. විධීමත් ආරෝපණ සමාන නොවන අෂ්ටක නියමයට අනුකූල වන ලුවිස් ව්‍යුහ දෙකක් වන්නේ,



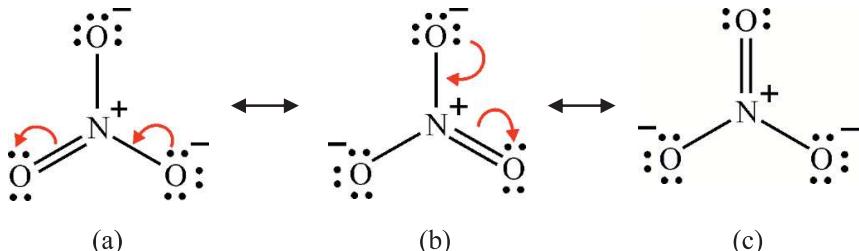
මෙම ලුවිස් ව්‍යුහ දෙකම අෂ්ටක නියමය සපුරාන ලෙසට ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ත වේ ඇත. නමුත් (b) ව්‍යුහය ගක්තිමය වශයෙන් වඩාත් ස්ථායි වනුයේ එහි සැම පරමාණුවකම විධීමත් ආරෝපණය ගුනා වීම නිසාය.

ආරෝපණ ව්‍යාප්තිය යන සංකල්පය තෝරු කිරීම (a) ව්‍යුහයේ N සහ Cl පරමාණු අතර ද්වීතීය බන්ධනයක් පෙන්වා ඇති නමුත් ලුවිස් තිත් - ඉරි/ සම්පූරුක්ත ව්‍යුහ ඇදීමේ දී බහු සහසංයුත් බන්ධන (multiple covalent bonds) ඇදීම C, N, O, S සහ P අතර සහ හැලුණ (Cl, Br, I) සහ ඔක්සිජන් (O) අතරට පමණක් සීමා වීමට මතක තබා ගන්න.

සම්පූරුක්ත ව්‍යුහවල සාමේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයීම සඳහා නීති

- වඩාත් ස්ථායි සම්පූරුක්ත ව්‍යුහයට අඩු ම විධීමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුත් බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්පූරුක්ත මුහුමට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තාප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.
- යාබදු පරමාණුවල සමාන වර්ගයේ විධීමත් ආරෝපණ ඇති ව්‍යුහ සාමේක්ෂව අස්ථායි වේ.
- යාබදු පරමාණු මත ප්‍රතිවිරෝධ විධීමත් ආරෝපණ ඇති විට, විදුත්-ධන පරමාණු මත දන ආරෝපණ තැබිය යුතු වන අතර, විදුත්-සාණ පරමාණු මත සානු ආරෝපණ තැබිය යුතු ය.
- O, F වැනි ඉහළ විදුත් සාණතාවක් ඇති පරමාණු මතට දන ආරෝපණ ලැබීම අස්ථායි වේ.

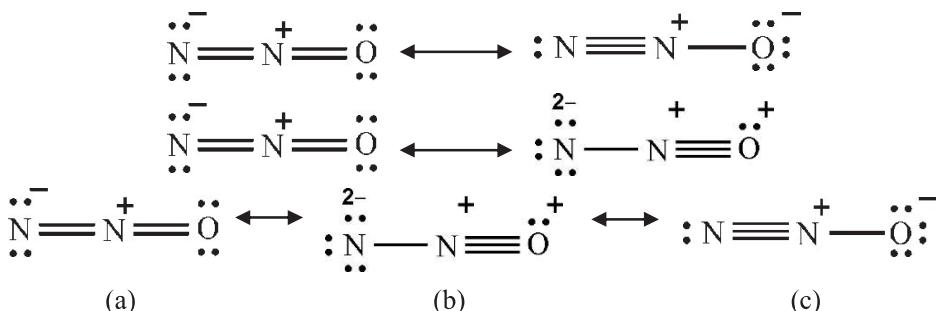
නයිලෝටි අයනයේ (NO_3^-) සම්පූර්ණ ව්‍යුහ ඇති වීම පහත 2.28 රුපයේ දක්වා ඇත.



2.28 රුපය NO_3^- අයනයේ සම්පූර්ණ ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්පූර්ණ ව්‍යුහ එක සමාන වේ. එමතිසා ඒවායේ ස්ථායිතාව ද එක සමාන වේ. එබැවින් සම්පූර්ණ මුහුම සඳහා ඒවායේ දායකත්වය එකම වේ.

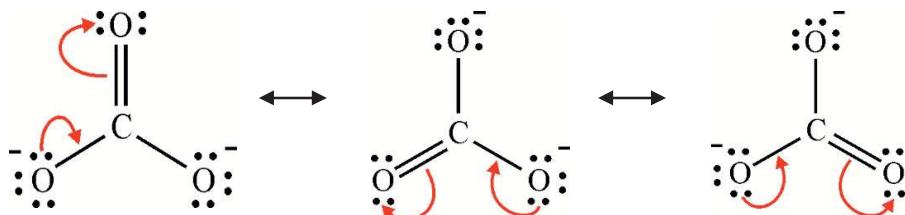
N_2O හි සම්පූර්ණ ව්‍යුහ පහත දක්වා ඇත. ඒවා සියල්ලම අෂ්ටක නියමය සපුරා ඇත.



2.29 රුපය N_2O හි සම්පූර්ණ ව්‍යුහ

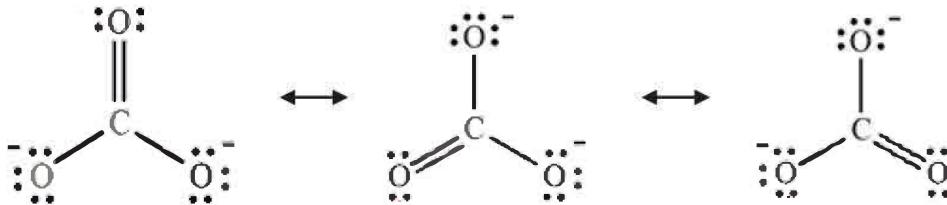
කෙසේ වෙතත් විධිමත් ආරෝපණ සංකල්පය අනුව මෙහි සම්පූර්ණ ව්‍යුහ වල ස්ථායිතාව එක සමාන නොවේ. දී ඇති (iii) නීතියට අනුව (b) ව්‍යුහය සම්පූර්ණ මුහුමට අඩු ම දායකත්වයක් ලබා දේ. (b) ව සාපේක්ෂව (a) හා (c) ව්‍යුහ ස්ථායි වේ. එමතිසා එම ව්‍යුහ සම්පූර්ණ මුහුම කෙරෙහි වැඩි දායකත්වයක් සපයයි.

කාබනෝටි අයනයේ (CO_3^{2-}) සම්පූර්ණ ව්‍යුහය හා එම ව්‍යුහ ඇති වීම පහත 2.30 රුපයෙන් පැහැදිලි කෙරේ.



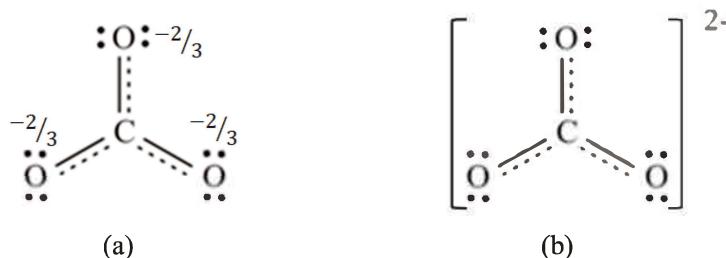
2.30 රුපය CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්පූර්ණ ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යුහය ඇතිවන අයුරු

කාබනේට් අයනයේ (CO_3^{2-}) සම්පූර්ණ ව්‍යුහ පහත දක්වා ඇත.



2.31 රුපය CO_3^{2-} අයනයේ සම්පූර්ණ ව්‍යුහ

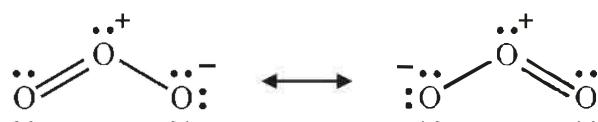
සම්පූර්ණ මුහුම විස්තර කිරීමට කාබනේට් අයනයේ සම්පූර්ණ ව්‍යුහ හැවිනා කළ හැකිය. කාබනේට් අයනයේ සම්පූර්ණ ව්‍යුහ සැලකු විට සැම ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ආස්ථිතව අවම වශයෙන් එකසර යුගල දෙකක් සැම විට ම පවතී. එහෙන් සම්පූර්ණ ව්‍යුහ සැදීමේ දී ප බන්ධනයේ පිහිටීම වෙනස් වන බැවින් තුන් වැනි එකසර යුගල ඔක්සිජන් පරමාණු මත පිහිටීමට හෝ නොපිහිටීමට හැකි ය. ප බන්ධන පිහිටන අවස්ථාව වෙනස් වන නිසා එම ප බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව C-O බන්ධන තුන පුරා ම ව්‍යාප්ත වී විස්තානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් ලෙස ඇතුළු සලකනු ලැබේ. CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්පූර්ණ මුහුම 2.32 රුපයේ දැක්වේ. කඩ ඉරි මගින් මෙම විස්තානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව දක්වා ඇත. සත්‍ය ව්‍යුහය සම්පූර්ණ ව්‍යුහ තුනෙහිම ලක්ෂණවල එකතුවක් වන බැවින් CO_3^{2-} අයනයේ සියලුම බන්ධන දිගින් සමානය.



2.32 රුපය (a) ආරෝපණ සහිත CO_3^{2-} අයනයේ සම්පූර්ණ මුහුම (b) පරියන්ත පරමාණු මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්පූර්ණ මුහුම

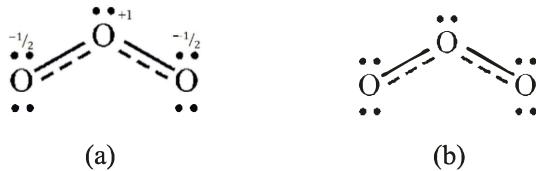
ඉහත දක්වන ලද එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ සලකනු කරන ලද සම්පූර්ණ මුහුම වලංගු වන්නේ මුහුම ලබා ගැනීම සඳහා අදින ලද සියලු සම්පූර්ණ ව්‍යුහ එක සමාන වන විට පමණි (ලදා: O_3 , NO_3^- , CO_3^{2-} , NO_2^- වැනි) කෙසේ වූව ද අසම්මිතික අණු/අයන (ලදා: N_2O , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) සඳහා ඉහත ආකාරයේ නිරුපණයක් වලංගු නොවේ.

මිසෝන් අණුව, සම්පූර්ණ ව්‍යුහ දෙකක් මගින් පහත පරිදි නිරුපණය කළ හැකි ය.



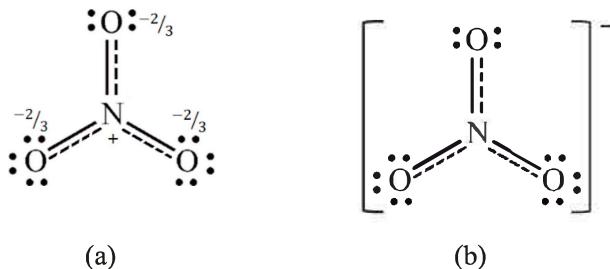
2.33 රුපය O_2^- හා සම්පූර්ණ ව්‍යුහ

O_3 අණුවේ කේන්දිය මක්සිජන් පරමාණුව ඉතිරි මක්සිජන් පරමාණු දෙක සමග සාදන බන්ධන දෙකෙහි දිග එක සමාන වන අතර, O_3 අණුව ඉහත ව්‍යුහ දෙකෙහි සම්පූර්ණක් මූහුමක් ලෙස සලකනු ලැබේ. O_3 හි මෙම සම්පූර්ණක් මූහුම පහත දැක්වන පරිදි නිරුපණය කෙරේ.

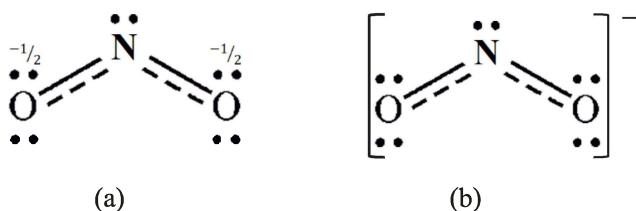


2.34 රුපය (a) ආරෝපණ සහිතව O_3 අණුවේ සම්පූර්ණක් මූහුම (b) එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද සම්පූර්ණක් මූහුම

මෙසේම NO_3^- හා NO_2^- හි සම්පූර්ණක් ව්‍යුහ 2.35 හා 2.36 යන රුපසටහන්වල පිළිවෙළන් දක්වා ඇතේ.



2.35 රුපය (a) ආරෝපණ සලකුණු කළ NO_3^- හි සම්පූර්ණක් මූහුම (b) පර්යන්ත/මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්පූර්ණක් මූහුම

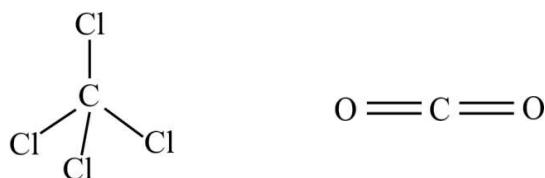


2.36 රුපය (a) ආරෝපණ සලකුණු කළ NO_2^- හි සම්පූර්ණක් මූහුම (b) පර්යන්ත/මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්පූර්ණක් මූහුම

2.3.4 අණුවල බුළීයතාව සඳහා විද්‍යුත්සාණතා හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම

බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකෙහි විද්‍යුත්-සාණතා වෙනස විභාෂ නම් එම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව බුළීකරණය වී ඇතැයි සලකනු ලැබේ. බන්ධන බුළීය විට දී සහසංයුජ බන්ධනය සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන විශේෂිත ගැවසෙන්නේ විද්‍යුත්-සාණතාව වැඩි පරමාණුව ප්‍රාග්‍රිතව ය. බන්ධනයක් බුළීය වනුයේ එම පරමාණු දෙක අතර ඇති විද්‍යුත්-සාණතා වෙනස නිසා ය. විද්‍යුත්-සාණතා වෙනස වැඩි තරමට බුළීයතාව වැඩි වේ. එහෙත් සමස්ත අණුව බුළීය වීම කෙරෙහි එම අණුවේ ජ්‍යාමිතිය මගින් ද බලපෑමක් ඇති වේ. නිදුස්න් ලෙස, $C=O$ බන්ධනය බුළීය ව්‍යවත් CO_2 අණුව නිරුළීය වේ. එයට හේතුව CO_2 අණුව සමම්තික වීම හා රේඛීය වීමයි.

එසේ ම C-Cl බන්ධනය ඉවැවිය වුවත් CCl_4 නිරුවැවිය අණුවකි. එයට හේතුව CCl_4 හි සමස්ථ සම්මිතය හා වතුස්ථලීය වීමයි. එකම මූලද්‍රව්‍යයේ ද්වීපරමාණක අණු (දෙනා :- Cl_2 , O_2 , N_2) සරල තිරුවැවිය අණු සඳහා උදාහරණ වේ. මූලමනින්ම නිරුවැවිය ගුණ ඇති සංස්කීර්ණ බන්ධන සඳහා උදාහරණ ලෙසට මේ Cl_2 , O_2 හා N_2 වැනි අණු වල බන්ධන දැක්විය හැකි ය.



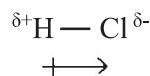
2.37 ର୍ତ୍ତବ୍ୟ CCl_4 ଓ CO_2 ଫ୍ଲ୍ୟୁସ୍

2.3.5 ද්‍රව්‍යාල සුරණය

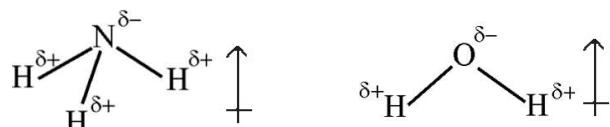
මෙ සංක්ලේෂය තේරුම් ගැනීම සඳහා එක් තනි බන්ධනයක් ඇති H-Cl සලකමු. ඉවීය අණුවක එක් අන්තරාක්‍රියා සාන් බුවුය නිරමාණය වේ. එට සාපේක්ෂව ප්‍රතිච්චිත අන්තරාක්‍රියා දහ බුවුය නිරමාණය වේ. මෙ අනුව HCl අණුවේ සාන් බුවුය Cl මත ද දහ බුවුය H පරමාණුව මත ද පිහිටයි. සම්මතියක් ලෙස බුවීය බන්ධන පහත දැක්වෙන පරිදි සටහන් කෙරේ.



දේවුටුවය “ → ” ලෙස සංකේතවත් කෙරෙන අතර, ඊ හිස සාම බුටුවය දෙසට යොමු වන පරිදි සලකනු කෙරේ.



८५०:



අණුවක නිතා ද්වීපුවයක් ඇති විට එක් එක් බුවයේ ප්‍රතිචිරදේ ආරෝපණ විභාලත්වයන් සමාන නිසා සමස්ත අණුව විදුත් වශයෙන් උදාසීන වේ. එක් බුවයක ආරෝපණයත් එම බුව දෙක අතර පරතයක් අතර ගුණිතය මගින් ද්වීපුව සූර්යනය ගණනය කෙරේ. නිදුසුතක් ලෙස HCl අණුව සැලක විට දී එහි බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රොන්වල අසමාකාර ව්‍යාප්තිය නිසා එක් බුවයක් H පරමාණුව ආග්‍රිතව ද අනෙක් බුවය Cl පරමාණුව ආග්‍රිතව ද ඇත. HCl අණුවේ ද්වීපුව සූර්යනය පහත පරිදි ගණනය කළ හැකි ය.

දුට්ඩුව සූර්යනේ විශාලත්වය (μ) = බැවයක ආරෝපණය (δ) \times බන්ධන දිග (r)

මෙම ස්ථිකරණයේ r හි ඒකක කුලෝම (C) වන අතර r හි ඒකක මීටර (m) වන බැවින් ද්‍රීඩුව සූර්යානෙයේ ඒකක $C \text{ m}$ වේ.

අණුවල ද්‍රීඩුව සූර්යය (එයට විශාලත්වයක් හා දිගාවක් ඇති බැවින් දෙදික රාජියක් වේ). සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රකාශ කරන්නේ බෛඩි (Debye) යන ඒකකයෙනි. D මගින් එය සංකේතවත් කෙරේ. $1D = 3.34 \times 10^{-30} \text{ C m}$

මූලධාරා පරමාණුවක විද්‍යුත්-සාණනාව මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එම පරමාණුව දෙසට ආකර්ෂණය වීමේ හැකියාව විස්තර කරන බැවින් විද්‍යුත්-සාණනා වෙනස මගින් අයනික ගුණ ප්‍රතිශතය ගණනය කිරීමට හැකි ආකෘතින් ඇතේ. ද්‍රීඩුව සූර්ය තොරතුරු හා බන්ධන දිග පදනම් කරගනිමින් අයනික ගුණ ප්‍රතිශතය ගණනය කළ හැකිය. එහෙත් ඒවා පරික්ෂණාත්මක තොරතුරු අසුරෙන් තහවුරු විය යුතු ය. වෙනස් මූලධාරා දෙකක් අතර බන්ධනය ගුද්ධ ලෙස ම සහසංශ්‍යුත නො වේ. එහි යම් ප්‍රතිශතයක අයනික ගුණ පවතී.

2.3.6 විද්‍යුත් - සාණනාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

යම් මූලධාරායක විද්‍යුත්-සාණනාව නියතයක් යැයි උපකළුපනය කළත්, මූලධාරායේ පරිසරය මත තරමක් දුරට වෙනස් වේ. විද්‍යුත් - සාණනාව කෙරෙහි බලපාන වැදගත් සාධක හතරක් පහත දක්වේ.

- **මුහුමිකරණය**

S ලක්ෂණ වැඩි වූ විට, විද්‍යුත් - සාණනාව වැඩි වේ. C වල විද්‍යුත් - සාණනාව, $C(sp^3) < C(sp^2) < C(sp)$ වේ. එම නිසා CH_4, C_2H_4 සහ C_2H_2 යන අණුවල C පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සාණනාව පහත ආකාරයට වැඩිවේ.



- **ආරෝපණය**

ලදා :- N වල විද්‍යුත් - සාණනාව: $NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$

සියලු N පරමාණු sp^3 මුහුමිකරණය ලබා ගෙන ඇතේ. $N^- < N < N^+$ විද්‍යුත්-සාණනාව වෙනස් වන ආකාරය ඉහත දක්වේ. පරමාණුවේ දහ ආරෝපණ වැඩි වන විට එහි විද්‍යුත් - සාණනාව උදාසීන පරමාණුවකට වඩා වැඩිවේ. තවද ද සාන් අරෝපිත අයනයක විද්‍යුත් - සාණනාව ව වඩා උදාසීන පරමාණුවක විද්‍යුත් - සාණනාව වැඩි වේ.

- **මක්සිකරණ අංකය**

H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රෙන්ද්‍රල S පරමාණුවේ මුහුමිකරණය sp^3 වේ. S පරමාණුවේ අරෝපණය ඉනතුය. දී ඇති අණුවල මුහුමිකරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. එමනිසා දී ඇති ප්‍රෙන්ද්‍රල S වල විද්‍යුත් - සාණනාව එක් එක් ප්‍රෙන්ද්‍රයේ ඇති S වල මක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රෙන්ද්‍රල S වල මක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් -2, +4 සහ +6 වේ. උදාසීන පරමාණු හා සසදන විට ආරෝපණයේ දහ අයය වැඩි වන විට විද්‍යුත් - සාණනාව වැඩි වේ. එමනිසා S වල විද්‍යුත් - සාණනාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විවෘත වේ.

- **අණුවේ සලකා බලන පරමාණුවකට සම්බන්ධ අනෙකුත් පරමාණුවල ස්වභාවය**

ලදා :- CF_4 වල C වල විද්‍යුත් - සාණනාව CCl_4 වලට වඩා විශාල ය. ග්ලෝරින්වල ඉහළ විද්‍යුත් - සාණනාව නිසා C පරමාණුව ග්ලෝරින් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ වී පැවතිම ක්ලෝරින් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ ව පවතිනවාට වඩා ඉහළ දහනාවයකින් යුත්ත ය. මෙය ග්ලෝරින්වලට සම්බන්ධ ව පවතින කාබන්වලට ඉහළ විද්‍යුත් - සාණනාවක් ඇති කරයි.

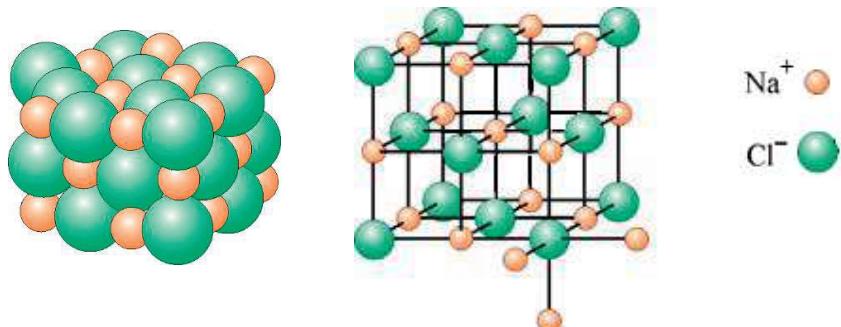
ඉහත නීති යෙදීමේ දී, විවිධ අණුවල අඩංගු මූලුවා පරමාණුව සැලකීමේ දී, පරමාණුවේ අරෝපණයට වඩා මුහුම්කරණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. මුහුම්කරණය සමාන නම්, පරමාණුවේ ආරෝපණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. උදාහරණයක් වශයෙන් NH_3 හා NH_4^+ හි නයිට්‍රෝන් වල මුහුම්කරණය එකම වේ. එබැවින් මෙම ප්‍රහේද දෙකෙහි නයිට්‍රෝන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සාණනාවය තීරණය කරනු ලබන්නේ අරෝපණය මගිනි. NH_3 වල නයිට්‍රෝන් පරමාණුව උදාසීන වන අතර, NH_4^+ හි නයිට්‍රෝන් පරමාණුව දන අරෝපිත බැවින් NH_4^+ හි නයිට්‍රෝන් පරමාණුව වඩාත් සාරා වේ.

එසේ ම මුහුම්කරණය හා අරෝපණය එකම වේ නම්, එවිට ඔක්සිකරණ අංකය සැලකිල්ලට ගත හැකි වේ. උදාහරණයක් වශයෙන් CH_3F හා CH_4 වල මුහුම්කරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. CH_3F හි කාබන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -2 වන අතර, CH_4 හි -4 වේ. එබැවින් විද්‍යුත් - සාණනාවය ඔක්සිකරණ අංකය පදනම් කරගෙන තීරණය කළ හැකි ය. ඉහළ ඔක්සිකරණ අංකයක් ඇති CH_3F හි කාබන්වල විද්‍යුත් - සාණනාවය, CH_4 වලට වඩා වැඩි වේ.

මුහුම්කරණය, අරෝපණය හා ඔක්සිකරණ අංකය එකම වන විට, අනෙකුත් පරමාණුවල බලපැම සැලකිය යුතු වේ. උදාහරණයක් වශයෙන් CHCl_3 හා CHF_3 වල කාබන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සාණනාවය, එයට සම්බන්ධ වී ඇති අනෙකුත් පරමාණුවලට අනුව සංස්ක්‍රිතය කළ හැකි ය. ඒ අනුව, CHF_3 හි කාබන් පරමාණුව CHCl_3 වලට වඩා විද්‍යුත් සාරා වේ.

2.4 අයනික බන්ධන / අයනික අන්තර්ක්‍රියා

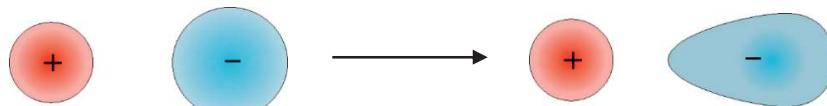
දන හා සාරා අයන අතර හටගන්නා ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් අයනික බන්ධන සැදේ. මෙම දන හා සාරා අයන සන (ස්ථිරික) අවස්ථාවේ දී එක්තරා රටාවකට ඇසිරි ඇත. එය “දුලිස් ව්‍යුහයක්” ලෙස හැඳින්වේ. සැම දන අයනයක් වටා සාරා අයන ද සැම සාරා අයනයක් වටා දන අයන ද වන පරිදි කිසියම් රටාවකට අයන ඇසිරි ඇත. නිදුසුත් ලෙස NaCl දුලිසෙහි Na^+ අයනය වටා Cl^- අයන හයක් ද Cl^- අයනය වටා Na^+ අයන හයක් ද වන පරිදි දුලිස් ව්‍යුහය සැකසී ඇත.



2.38 රුපය NaCl හි දුලිස් ව්‍යුහය

අයනික දුලිස් ඇති කුඩා අයනය කුටායනය වන අතර, එහි ඉලෙක්ට්‍රොන් වලාව න්‍යාෂ්ටියට තදින් බැඳී පවතී. අයනික දුලිස් ඇති විශාල අයනය ඇනායනය වන බැවින් කුටායනයට සාපේක්ෂව එහි බාහිර ඉලෙක්ට්‍රොන න්‍යාෂ්ටියට ලිහිල්ව බැඳී ඇත. බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් මගින් ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රොන වලාවේ හැඩය පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කුටායනයේ ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණය මගින් විශාල ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රොන වලාවේ හැඩය ඉතා පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කුටායනයේ ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රොන වලාව ඒ වෙතට

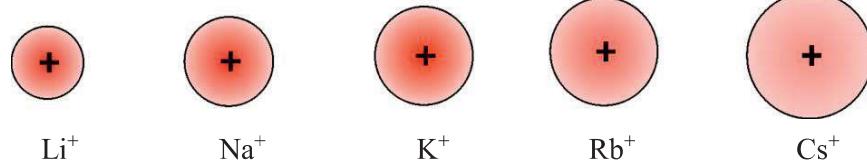
අදා ගනී. ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව අදා ගැනීමට කැට්ටායනයකට ඇති හැකියාව බුළේකාරක බලය ලෙස හැඳින්වේ. කැට්ටායනය, ඇනායනය වෙත ආසන්න වීමේදී එහි ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ගෝලාකාර හැඩයෙන් වෙනස් වීමට ඇති හැකියාව බුළුණුකිලතාව ලෙස හැඳින්වේ.



බුළේකරණයක් තොමැති.

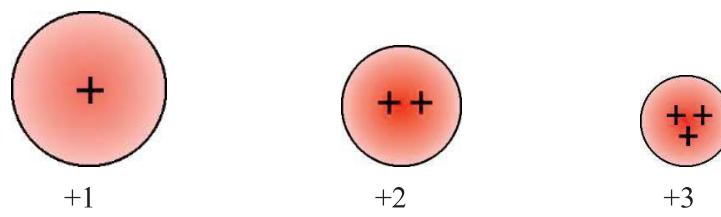
සාම් අයන
බුළේකරණය වී ඇත.

කැට්ටායනයේ බුළේකරණ බලය ප්‍රහළ වන්නේ එය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට ය.



කැට්ටායනයේ විශාලත්වය වැඩි වේ.

බුළේකාරක බලය අඩු වේ.

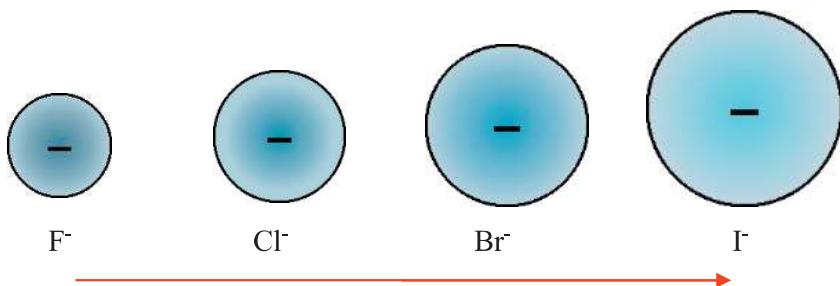


සම පරමාණුක ප්‍රහේදවල: කැට්ටායනයේ ආරෝපණය වැඩි වේ.

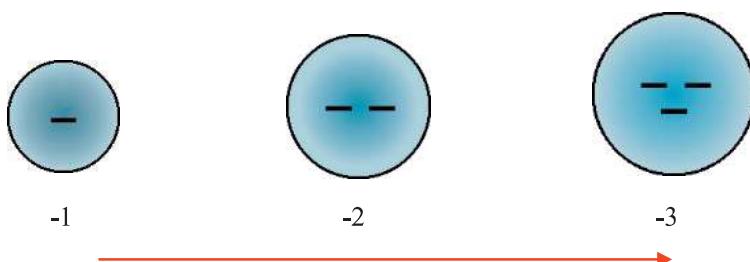
කැට්ටායනයේ විශාලත්වය අඩු වේ.

ආරෝපණ සනාත්වය වැඩි වේ.

බුළේකාරක බලය වැඩි වේ.



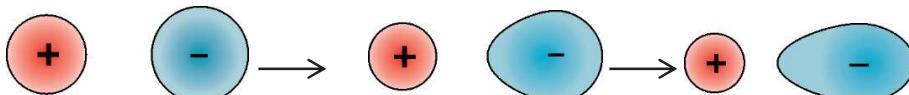
අනායනයේ විශාලත්වය වැඩි වේ.
මුළුවන්දිලතාව වැඩි වේ.



සම පරමාණුක ප්‍රහේදවල: අනායනයේ ආරෝපණය වැඩි වේ.
අනායනයේ විශාලත්වය වැඩි වේ.
මුළුවන්දිලතාව වැඩි වේ.

බන්ධනයක අයනික ලක්ෂණ හා සහස්‍යුත ලක්ෂණ පවතින ප්‍රමාණය, බුළුවීකරණය (කැටායනයේ බුළුවීකාරක බලය සහ අනායනයේ මුළුවන්දිලතාව) මත රඳා පවතී.

- කැටායනයේ ප්‍රමාණය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට බුළුවීකරණය වැඩි වේ.
- අනායනයේ ප්‍රමාණය විශාල වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට බුළුවීකරණය වැඩි වේ.



බුළුවීකරණය වැඩි වන නිසා අයනික ලක්ෂණ අඩු වේ.
සහස්‍යුත ලක්ෂණ වැඩි වේ.

2.5 ලෝහක බන්ධන

සාමාන්‍යයෙන් අයනික සංයෝගවලට සාපේක්ෂව, සරල සහසංයුත් බන්ධන ඇති කුඩා අණුවලට ඇත්තේ පහළ ද්‍රව්‍ය කියකි. අයනික සංයෝග සන අවස්ථාවේ දී විද්‍යුතය සන්නයනය නොකළ ද ද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ දී (විශාලය වූ) සවල අයන හේතුවෙන් විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. ලෝහකවල ද්‍රව්‍යක ප්‍රමාණයක ව්‍යාප්ත වී ඇති අතර, සන හා ද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ ඇති ලෝහ ඉතා හොඳින් විද්‍යුතය හා තාපය සන්නයනය කරයි. රසදියවල (Hg) ද්‍රව්‍යකය -39°C වන අතර, ටන්ස්ස්ට්ටන්වල (W) ද්‍රව්‍යකය 3410 °C තරම් ඉතා ඉහළ අයක් ගනී. න්‍යාෂ්ටික ප්‍රතිත්වාකාරක හී දී ද්‍රව්‍ය සේවියම් ශිතකාරකයක් ලෙස හාවිත කරන්නේ ද්‍රව්‍ය සේවියම්වල තාප සන්නයක ගුණ පවතින නිසා ය. අයනික හා සහසංයුත් සංයෝග හා සහස්‍රනාඩන විට දී ලෝහ සනු මෙම වෙනස්කම් පැහැදිලි කිරීම පිණිස සහසංයුත් බන්ධන ආකෘතිය හෝ අයනික බන්ධන ආකෘතිය සමත් නොවේ.

වායුවල හැකිරීම පිළිබඳ වාලක ආකෘතිය පදනම් කර ගනිමින් පෝල් කාල් ලුච්චිල් ඩිරුඩ් හා හෙන්ඩ්‍රික් ලෝරේන්ස් විසින් ලෝහක බන්ධන ආකෘතිය නිර්මාණය කරන ලදී. ඩිරුඩ් හා ලෝරේන්ස් ආකෘතිය අනුව ලෝහ පරමාණු, ඒවායේ සංයුතතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ලෝහක බන්ධන සැදිමට ප්‍රදානය කරමින් දන අයන බවට පත් වේ. පරමාණු ඉතා විශාල ප්‍රමාණයකින් සංයුතතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉතා විශාල සංඛ්‍යාවක් අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් නිර්මාණය වේ. මෙම ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව මගින්, එම දන අයන අතර විකර්ෂණ බල මැංඩ් පවත්වමින් ඒවා යම් දැලිස ව්‍යුහයක් තුළ ස්ථාපි ව පවත්වා ගනු ලැබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව තුළ දැලිස ව්‍යුහයේ සමස්ථ සැකැසීම අන්තර්ගත වූ දන අයන (කැටුවනය) හා ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව අතර වූ ස්ථීති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බලය ලෝහක බන්ධනය ලෙස හැඳින්විය හැකිය. දන අයන අතිවිශාල ප්‍රමාණයකින් සමන්විත වූ දැලිස ස්ථාපි වන පරිදි සවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව සමස්ත දැලිස පුරා අනවත්ව වෙනය වේ. ලෝහක බන්ධනයක ප්‍රබලතාව මූලික වශයෙන් සාධක තුනක් මත රඳා පවතී.

- ලෝහක බන්ධනය නිර්මාණය වීමට පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන නිදසුන් ලෙසට සැලකු විට දී සේවියම් පරමාණුවකින් එහි සංයුතතා කවචයේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇති නිසා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඒ පරිදි මැංඩ් නිස්ත්‍රීයම් පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද යනා දී වශයෙන් පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන වැඩි වත් ම ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව වැඩි වේ.

• අයනික අරය

දන අයන විශාල වත් ම ලෝහක බන්ධනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සනත්වය අඩු වී, ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාවය අඩු වේ.

• අයනික ස්වභාවය

සංයුතතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන කොතරම් දුරකට ලෝහක බන්ධන සඳහා දායකත්වයක් සපයන් ද යන්න මින් අදහස් කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස සේවියම් පරමාණුව එහි සංයුතතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන මුළමනින් ම ලෝහක බන්ධන සඳහා නිදහස් කරයි. නමුත් අයනිකරණ ගක්තිය වැඩි වත් ම ලෝහක බන්ධන සඳහා එම ඉලෙක්ට්‍රෝන නිදහස් කිරීමේ ප්‍රවණතාව අඩු වේ. ක්ෂාරීය ලෝහ හා ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ කෙරෙහි මේ සාධකයේ බලපෑමක් නොමැති තරම් ය. එහෙත් අන්තරික මූලුව්‍යවල දී මේ සාධකයේ බලපෑම සැලකිය යුතු ය.

2.6 ද්‍රව්‍යීයික අන්තර්ක්‍රියා

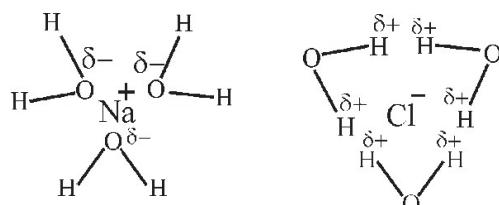
අණු අතර පවතින සැම වර්ගයකම අන්තර්ත්‍යා, ද්වීතික අන්තර්ත්‍යා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන් බ්වාල්ස් අන්තර්ත්‍යා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හඳු.

- අයන-ද්විඩුව අන්තර්ක්‍රියා
 - ද්විඩුව-ද්විඩුව අන්තර් ක්‍රියා හා හයේවුණන් බන්ධන
 - අයන-ප්‍රේරිත ද්විඩුව අන්තර්ක්‍රියා
 - ද්විඩුව-ප්‍රේරිත ද්විඩුව අන්තර්ක්‍රියා
 - අපකිරණ බල (ලන්බන් බල)

වත්නේ බ්‍රාල්ස් බල යනු අණුක ප්‍රහේද අතර හෝ එකම අණුවක කාණ්ඩ අතර ක්‍රියාත්මක වන ආකර්ෂණ හෝ විකර්ෂණ බලයි. ද්වීඛැව-ද්වීඛැව අන්තර්ක්‍රියා, ද්වීඛැව-ප්‍රේරිත ද්වීඛැව අන්තර්ක්‍රියා හා ලන්බන් ප්‍රකිරීත බල රට අනුලත් ය.

ଅଯନ - ଦୀର୍ଘିଷ୍ଠାତା ଅନ୍ତର କ୍ରିୟା

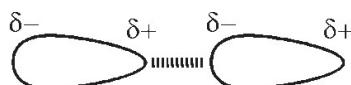
ඡලය තුළ NaCl වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති දහ අයන හා සාන් අයන ජල අණුසමග ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසාය. අයනික සංයෝගවල දහ අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමග මුළුව අණුවේ සාන් මුළුය ද- (H_2O හි O පරමාණුව) අන්තර්ක්‍රියා කරයි. සාන් අයන සමග මුළුව අණුවේ (ඡලයේ) $\delta+$ මුළුව අන්තර්ක්‍රියා කරයි. මේ අන්තර්ක්‍රියා අයන-ද්විමුළුව අන්තර්ක්‍රියා ලෙසට නම් කර ඇත. ඡලය NaCl දාවණයක වූ Na^+ අයන හා Cl^- අයන ජල අණුවලින් වට වී දාවණ අවස්ථාවේ ස්ථාපිත පවතින්නේ මේ අයන-ද්විමුළුව බන්ධන නිසාය.



2.39 රුපය NaCl අයන හා H₂O අතර අයන-ද්වීඩිල අන්තරකියා

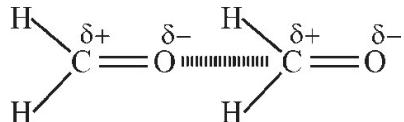
ද්විඩුව - ද්විඩුව අන්තර කියා

යම් අණුවක ස්ථීර ද්‍රව්‍යයක් ඇත්තම්, එවැනි අණු අතර වූ අන්තර්ගතිය ද්‍රව්‍යවල-ද්‍රව්‍යවල අන්තර්ගතිය වේ. පහත 2.40 රුපය මගින් පහසුවෙන් එය වටහා ගැනීමට නැකි ය. මේ ආකර්ෂණ ප්‍රබලතාව $0.5 - 15 \text{ kJ mol}^{-1}$ තරම් පරාසයක පැනිරි ඇත.



2.40 රුපය ද්විධැව-ද්විධැව අන්තර කියා

මුළුව අණුවක $\delta+$ ලෙස ආරෝපිත බැටුවය හා අනෙක් මුළුව අණුවේ $\delta-$ -බැටුවය ආසූ ආකර්ෂණ ද්වීඩූල-ද්වීඩූල අන්තර්ත්ව්‍ය ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. නිදසුන් ලෙස ගෝමැල්ඩිනයිඩ් අණු අතර වූ අන්තර්ත්ව්‍ය දැක්විය හැකි ය.

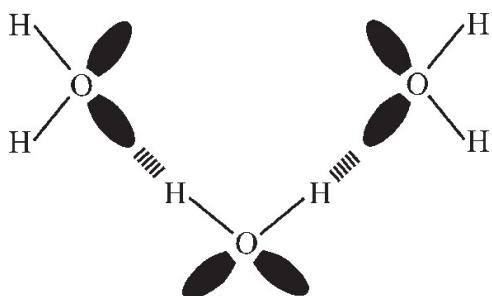


2.41 රුපය ගෝමැල්ඩිනයිඩ් ද්වීඩූල-ද්වීඩූල අන්තර්ත්ව්‍ය

හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන

හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන, ද්වීඩූල-ද්වීඩූල අන්තර්ත්ව්‍ය ස්වරුපයක් වන අතර සමගර හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන අනෙක් ද්වීඩූල-ද්වීඩූල අන්තර්ත්ව්‍යවලට වඩා ($0.5 - 1.5 \text{ kJ mol}^{-1}$) ප්‍රබල වේ. බොහෝ විට හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධනවල ගක්තිය $4 - 40 \text{ kJ mol}^{-1}$ වූ පරාජයක පැතිරි ඇත.

හයිඩ්‍රෝජන් පරමාණුව N_2O හෝ F පරමාණුවකට බැඳී ඇති විට එම H මත ගොඩනගේ ඇති භාගික දන ආරෝපණය ($\delta+$) අනෙකුත් පරමාණු සමග H පරමාණුව බැඳී ඇති අවස්ථාවන්ට සාපේක්ෂව විශාල ය. මෙයට හේතුව H හා මෙම පරමාණු ($\text{N}_2\text{O}, \text{F}$) අතර වූ විද්‍යුත්-සාණනා වෙනස සාපේක්ෂව ඉහළ වීම ය. H පරමාණුව සාපේක්ෂව කුඩා නිසා ඒ ආසූ ආක්‍රිත ආංගික දන ආරෝපණයක් ඇති විටදී පවතින ජ්‍යෙෂ්ඨ ක්ෂේත්‍ර තීවුතාව ද සාපේක්ෂව ඉහළ ය. මෙලෙස $\delta+$ ලෙස මුළුව අන්තර්ත්ව්‍ය සමග, $\delta-$ ලෙස මුළුව N_2O හෝ F පරමාණු ආසූ ආක්‍රිත අන්තර්ත්ව්‍යව හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන ලෙස හැඳින්වේ. මෙසේ $\delta-$ ලෙස ආරෝපිත N_2O හෝ F පරමාණුවක් H පරමාණුවක් සමග බැඳී තිබීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අතර, එය වෙනත් පරමාණුවක් වුව ද විය හැකි ය. (ලදා: CHCl_3 හි H පරමාණුව හා ඇසිලෝන් හි O පරමාණුව අතර වූ හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන)

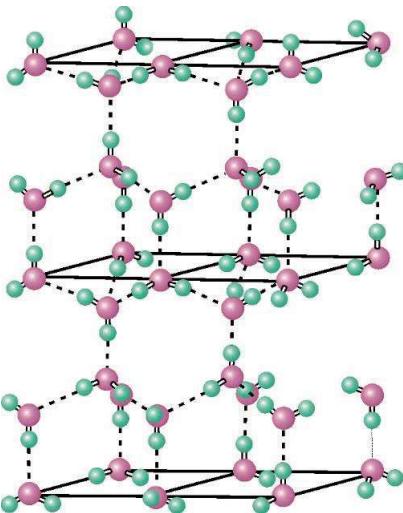


2.42 රුපය ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන

ඉහත රුපයේ දැක්වෙන පරිදි එක් ජල අණුවක් තවත් ජල අණු සමග හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන මගින් බැඳී ඇත. සජාතීය අණු අතර හයිඩ්‍රෝජන් බන්ධන ඇති අවස්ථා සඳහා දව NH_3 හා H_2O නිදසුන් ය.

ජලය වැනි අණුක දව්‍යයන්ගේ හැසිරීම හා ගුණාංග මුළුවයනා ආකෘතිය සමග ගළපා ගත හැකි ය. ඇයිස් හි සනන්වය ජලයේ සනන්වයට වඩා 9%ක් පමණ අඩු නිසා ඇයිස් ජලය මත පාවේ. සිසිල් කිරීමේ දී ජලයේ තාප්ත ගක්තිය ඉවත් වන නිසා අණුවල වාලක ගක්තිය අඩු වීමෙන්

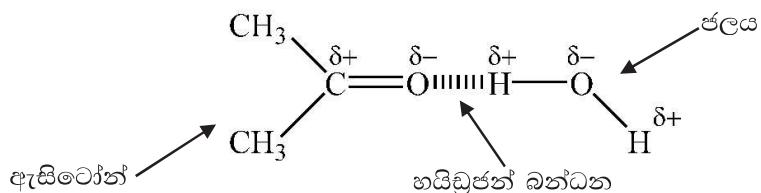
0°C දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ. ජලය 0°C තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල වාලක ගක්තිය අඩුවෙන්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩූජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. 0°C දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාප්‍ර ගක්තිය ඉවත් වීමෙන් වාලක ගක්තිය අඩු වීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩූජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී අණු ක්‍රමවත් රටාවකට ඇහිරේ. මෙහි දී එක් එක් ජල අණුව ඒ වටා ඇති ජල අණු සමග උපරිම හයිඩූජන් බන්ධන සංඛ්‍යාවක් සාදයි.



2.43 රුපය අයිස් තුළ ඇති H_2O අණුවල සැකසීම

සැම ජල අණුවකටම H පරමාණු දෙක මගින් හයිඩූජන් බන්ධන දෙකක් සඳිය හැකි අතර, O පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙක යොදා ගැනීමෙන් තවත් බන්ධන දෙකක් සඳිය හැකි ය. 0°C දී සැම ජල අණුවක් වටාම වතුස්තුලිය ආකාරයට හයිඩූජන් බන්ධන 4 බැහින් ඇති වේ. දුට ජලයේ ඇති නිදහස් අවකාශ වලට වඩා වැඩි නිදහස් අවකාශ අයිස් වල පවතින්නේ ජල අණුවල ක්‍රමවත්ව ඇහිරිම නිසා ය. මේ නිසා දුට ජලයේ වූ නිදහස් පරිමාවට වඩා 9% කින් පමණ වැඩි නිදහස් අවකාශයක් අයිස් වල ඇත. අයිස් හි ස්ථ්‍රීක ව්‍යුහ ගණනාවක් ඇති අතර, ඒවායේ ස්වභාවය අදාළ සිසිලන තත්ත්වයන් මත රඳා පවතී.

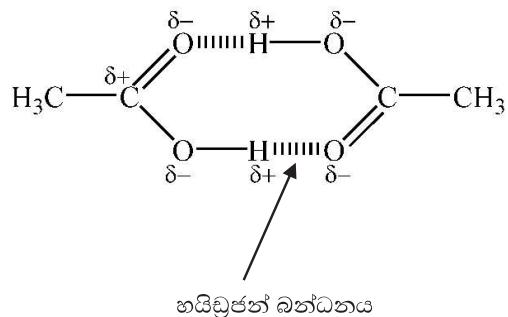
කෙසේ ව්‍යවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩූජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදුසුන් ලෙසට ජලය හා ඇයිටෝන් මිගුණය තුළ ඇති හයිඩූජන් බන්ධන නිශ්චිත නොවේ.



2.44 රුපය ජලය හා ඇයිටෝන් මිගුණය තුළ ඇති හයිඩූජන් බන්ධන

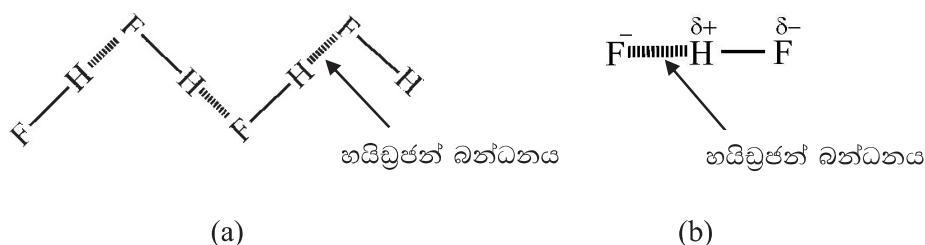
පහත දැක්වෙන පරිදි, ඇයිටික් අම්ලයට එහි කාබොක්සිලික් කාණ්ඩයේ හයිඩූජන් පරමාණුව හා එම කාණ්ඩයට අයත් කාබොනිල් කාණ්ඩයේ ($\text{C}=\text{O}$) ඔක්සිජන් පරමාණුව අතර හයිඩූජන් බන්ධන තැනිය හැකි ය. මේ අනුව δ - ආරෝපණය සහිත විද්‍යුත්-සාණ පරමාණුව සැම විටම හයිඩූජන් වලට බැඳී තිබීම අතවගා සාධකයක් නොවේ. හයිඩූජන් බන්ධනයක් ඇති වීමට තරම්

ಪ್ರಮಾಣವಿನ್‌ ವೈಲೆಯನಾವಯಕ್ ಗಳ ಪರಮಾಣ್ವಿತ ಹಾ ಅನೇಕ ವಿದ್ಯುತ್-ಸಾಂಕ್ಷಿಕ ಪರಮಾಣ್ವಿತಗಳ (O, N, F) ತಿನಿಯ ಘಟನ್ ಬೈಲಿ ಮೆಡಿನ್ ಪೆನ್‌ ಯಡಿ.



2.45 ರೈಫಾ ಐಸಿರಿಕ್ ಅಮಿಲಿಡ ತ್ವಲ ಆತಿ H ಬಹಳಿಕ

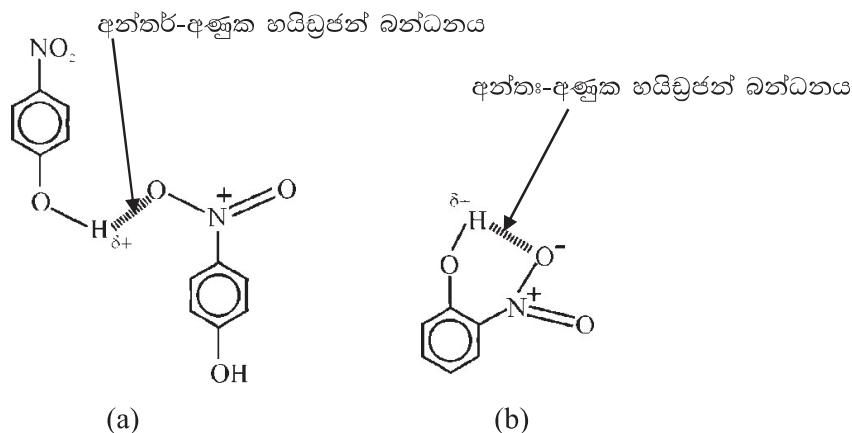
ಸಂಘರ್ಷದ HF ಹಿ ದ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಆತಿ. ಸಂಘರ್ಷದ HF ಹಿ ಅಣ್ಣ ಸೈಕಲಿ ಆಕಾರಯ ಪಹನ 2.46(a) ರೈಫಾಯೆ ದ್ವಿತೀಯ. HF ಅಣ್ಣ ಹಾ F⁻ ಅಯನ ಅಬಿಂದು ಟ್ರಾವಣಯಕ F⁻ ಅಯನ ಸಮತ HF ಅಣ್ಣವಕ δ+ ಆರೋಪಿತ ಹಡಿವಿಶನ್ ಪರಮಾಣ್ಣ ಅಥವ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಆತಿ ವಿಯ ಹೈಕಿ ಆಕಾರಯ ಪಹನ (b) ರೈಫಾಯೆ ದ್ವಿತೀಯ.



2.46 ರೈಫಾ (a) HF ತ್ವಲ ಆತಿ H ಬಹಳಿಕ, (b) NaF ಹಾ HF ತ್ವಲ ಆತಿ H ಬಹಳಿಕ

ಅಣ್ಣ ಡೆಕಕ್ ಅಥವ ಸ್ಥಿಯಾತ್ಮಕ ಲಭಿ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಅನ್ತರರ-ಅಣ್ಣಕ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಲೆಸ ಹಾಡಿನ್‌ವೆ. ಲಕ ಮ ಅಣ್ಣವೆ ಹಡಿವಿಶನ್ ಪರಮಾಣ್ವಿತಗೆ ಹಾ ವಿದ್ಯುತ್-ಸಾಂಕ್ಷಿಕ ಪರಮಾಣ್ವಿತಗೆ ಅಥವ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಆತಿ ವಿತ ಲೇವಾ ಅನ್ತರಾ-ಅಣ್ಣಕ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಲೆಸ ಹಾಡಿನ್‌ವೆ.

2.47 ರೈಫಾಯನ್ ಮಿತೋ-ನಡಿವಿರೋಗಿನೊಲ್ವಲ ಹಾ ಪ್ರಾ-ನಡಿವಿರೋಗಿನೊಲ್ವಲ ಆತಿ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಮತಿನ್ ಅನ್ತರರ-ಅಣ್ಣಕ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಹಾ ಅನ್ತರಾ-ಅಣ್ಣಕ ಹಡಿವಿಶನ್ ಬಹಳಿಕ ಅಥವ ಲೆನಿಸ ವಿದ್ಯಾ ದ್ವಿತೀಯ.

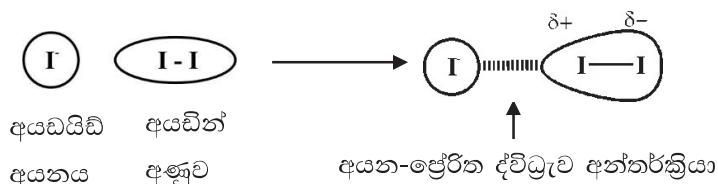


2.47 රුපය (a) පැරුනයිටරෙහිනෝලොජි හා (b) මිනෝනයිටරෙහිනෝලොජි වල හයිවුණන් බලන්න

අනුම් අවස්ථා හි දී විද්‍යුත්-සෑණ පරමාණුව ලෙස Cl පරමාණුව ඇති විට දී (හයිඩූජන් බන්ධන ප්‍රබලතාව තරමක් අඩු ය) හයිඩූජන් බන්ධන පවතින බවට ද අර්ථ දැක්වේ. මේ නිසා Cl පරමාණුව ඇතුළත් වන පරිදි FONCl ලෙසට තවත් නීතියක් ඇත. නමුත් සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රබල හයිඩූජන් බන්ධන ඇති වනුයේ +δලෙසට බැවිත H පරමාණුවක් සමග -δලෙසට බැවිත N, O හෝ F පරමාණු පතර ය.

ଅଯନ-ପ୍ରେରିତ ଦ୍ୱାରିବୁଲେ ଅନ୍ତରକ୍ଷିଯା

අයඩ්න් (I₂) නිරුවූවීය නිසා ජලය කුළ දියවත්තේ ඉතා මද වකයෙනි. එහෙත් ජලය KI තුළ සන අවස්ථාවේ වූ අයඩ්න් දිය වේ. මේ නිරික්ෂණය පැහැදිලි කළ හැකිකේ අයන-ප්‍රේරන ද්වීමුව අන්තර්ත්විය සංකල්පය මගිනි. අයඩ්ටිඩ් (I) අයනය ඇති කරන බලපෑම නිසා නිරුවීය I₂ අණුව ප්‍රේරණයට පාතු වී ද්වීමුවයක් ඇති තත්ත්වයට පත් වේ. මේ ප්‍රේරණය වූ ද්වීමුවයේ වූ දෙන මුළුය හා I අයනය අතර වූ අන්තර්ත්වියාව නිසා I₃⁻ අයනය සැමේ. එබැවින් I₂ පහසුවෙන් ජලය KI තුළ දිය වේ.



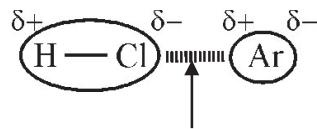
2.48 රුපය අයන-පේරිත ද්වීඩූල අන්තරකියා

ඒබැවින් අයන-පේරිත ද්විධැව අන්තර්ක්‍රියා වලට ජලිය KI දාවණය තුළ I₂ පහසුවෙන් දියවීමට සැලැස්වය හැක.

ද්වියැව-පෝරිත ද්වියැව අන්තර්ඛිය

මෙවා ඉතා දුරටල අන්තර් අණුක බල වන අතර, ඔබේය අණුවක් මගින් නිරභූතීය අණුවක් හෝ පරමාණුවක් ප්‍රේරණය කිරීමෙන් මෙවා ඇති වේ. ඔබේය අණුවේ ද්‍රව්‍යවයේ ඇති ස්ථීති විද්‍යාත් බල හේතුවෙන් නිරභූතීය අණුවේ හෝ පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රොන් වලාව ඔබේයකරණ වේ. මේ අන්තර්කියාවල ගක්තිය $1/r^6$ ට සමානපාතික වේ. “r” යන අනු දෙක අතර උර වේ.

ප්‍රේරිත ද්‍රීඩුවයේ ද්‍රීඩුව සූර්යයේ අය නිරඹුවේ අණුවේ හෝ පරමාණුවේ බැවුන්සිලතාව මත හෝ බැවුය අණුවේ ද්‍රීඩුව සූර්යය මත රඳා පවතී. Ar පරමාණුව හා HCl අණුව අතර ඇති අන්තර්ක්‍රියා මෙයට නිදුසුතියි.



ද්‍රීඩුව – ප්‍රේරිත ද්‍රීඩුව අන්තර්ක්‍රියා

2.49 රුපය ද්‍රීඩුව – ප්‍රේරිත ද්‍රීඩුව අන්තර්ක්‍රියා

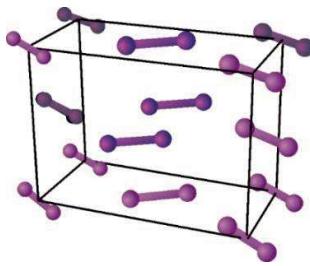
ලන්ඛන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂේණක ද්‍රීඩුව-ප්‍රේරිත ද්‍රීඩුව අන්තර්ක්‍රියා)

නිරඹුවේ සංයෝගවල දී එම අණු එකිනෙක රඳවා ගනු ලබන්නේ එම අණු අතර හටගන්නා ඉතා දුරවල අන්තර්ක්‍රියා විශේෂයක් මගින් ය. සන, ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේ දී නිෂ්ප්‍රක්‍රිය මූලධාරීවා ආග්‍රිතව මෙවැනි දුරවල අන්තර්ක්‍රියා ඇත. මෙවා ලන්ඛන් බල නම් වේ. අණුව නිරඹුවේ වුවත් ඉලෙක්ට්‍රූන් අඛණ්ඩ වලිනයේ යෙදෙන නිසා යම් ක්ෂේණයක දී ඉලෙක්ට්‍රූන් සනත්වය වැඩි පෙදෙසක් ඇති වන අතර, එම පෙදෙසට සාපේක්ෂව ඉලෙක්ට්‍රූන් සනත්වය අඩු පෙදෙසක් ඇති වේ. ජ්‍යෙෂ්ඨ ක්ෂේණයේ දී එම බුව දෙකෙහි පිහිටීම වෙනස් වේ. මෙවන් අවස්ථාවක එක් ක්ෂේණයක දී ඇති වන ද්‍රීඩුවයක් සමග තවත් අණුවක ඇති වන එවැනි ම ද්‍රීඩුවයක ප්‍රතිච්‍රියා ලෙස ආරෝපිත ($\delta^+ \cdots \delta^-$) බුව අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා අපකිරණ බල හෝ ලන්ඛන් බල ලෙස හැඳින්වේ. අණුවක පෘත්‍යාධික වර්ගාලය වැඩි නම් මෙවැනි අන්තර්ක්‍රියා ඇති විශේෂිකාව වැඩි වේ. අණු දෙකක පෘත්‍යාධික වර්ගාලය සාපේක්ෂව විශාල නම් ඒවා අතර ඇති වන සම්පූද්‍යක්තා ආකර්ෂණ බල සැලකිය යුතු තරම් ය.

බැවුය වුව ද නිරඹුවේ වුව ද සියලු ආකාර පරමාණු හා අණු අතර ලන්ඛන් බල පවතී. විශාල අණුක ස්කන්ද සහිත අණුවල හෙළුතික ගුණ නිර්ණය කිරීමේ දී ලන්ඛන් බල හෙවත් අපකිරණ බල, ද්‍රීඩුව-ද්‍රීඩුව බල වලට වඩා වැදගත් ය. සන අවස්ථාවේ දී අයඩින් අණු වල ක්‍රමවත් ඇසිරීම සම්බන්ධයෙන් වඩාත් ප්‍රමුඛ ආකර්ෂණ බල වන්නේ ලන්ඛන් බලය.

සන අවස්ථාවේ දී අයඩින් අණු වල සූසංහිත ඇසුරුම

අයඩින් නිරඹුවේ අණුවකි. සන අවස්ථාවේ ඇති අයඩින් අණුක ස්ථිරිකයක් ලෙස සැලකේ. අයඩින් අණුව (I_2) බරින් වැඩි විශාල අණුවකි. සන අවස්ථාවේ ඇති අයඩින් අණුවල අණුක වලිනය සඳහා කාමර උෂ්ණත්වයේ ඇති තාප ගක්තිය ප්‍රමාණවත් තො වේ. සන අවස්ථාවේ දී ලන්ඛන් බල මගින් අයඩින් අණු ක්‍රමවත් සැකැස්මක තබා ගනී. අයඩින් අණුවල විශාල පෘත්‍යාධික වර්ගාලය විසින් යාබද අණු සමග ඇති කෙරෙන ලන්ඛන් බල නිසා අණුක දැලීස ව්‍යුහයක් නිර්මාණය වේ. අයඩින් අණු නිරඹුවේ බැවින් බැවුය අමුවීය දාවකවලට වඩා අමුවීය දාවකවල අයඩින්හි දාවනතාව වැඩි ය.



2.50 රුපය අයවේන් වල දැලීස ව්‍යුහය

සරල අණු කිහිපයක තාපාංකවල විවිධත්වය පහත වගුවෙන් පෙන්නුම් කෙරේ. ද්විමැට සූර්ණය හා අන්තර්-අණුක බල ඇසුරෙන් තාපාංකවල විවෘත පහදා දිය හැකි ය.

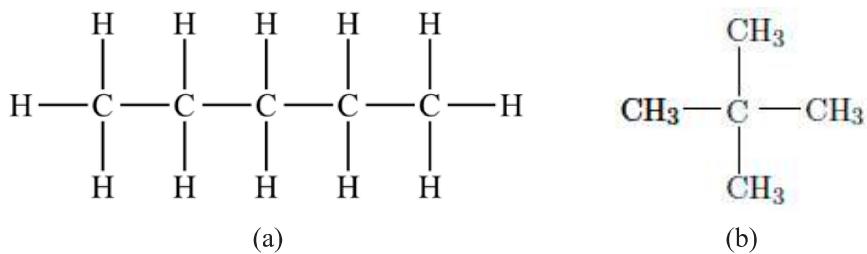
2.7 වගුව සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විමැට සූර්ණ

| අණුව | මුළුලික ස්කන්ධය/ g mol ⁻¹ | ද්විමැට සූර්ණය | තාපාංකය / °C | ප්‍රමුඛ අන්තර්ක්‍රියා වර්ගය |
|-----------------|---|-------------------|--------------|-----------------------------------|
| O ₂ | 32 | 0 | -183 | ලන්ඩන් බල |
| NO | 30 | 0.153 | -152 | ද්විමැට-ද්විමැට |
| Kr | 83.8 | 0 | -152 | ලන්ඩන් බල |
| HBr | 81 | 0.82 | -62 | ද්විමැට-ද්විමැට |
| Br ₂ | 160 | 0 | 59 | ලන්ඩන් බල |
| ICl | 162.5 | 1.6 | 97 | ද්විමැට-ද්විමැට |

NO හා O₂ හි මුළුලික ස්කන්ධ සංස්දිනාත්මක වන නමුත් NO හි තාපාංකය, O₂ හි තාපාංකයට වඩා ඉහළ ය. එබැවින් NO හි අන්තර්-අණුක ආකර්ෂණ බල ප්‍රහැරුවාව, O₂ හි අන්තර්-අණුක බලවල ප්‍රහැරුවාවට වඩා වැඩි ය. අණුවල ද්විමැට සූර්ණය හා මුළුවායාව පිළිබඳ ආකෘතිය මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කිරීමට හාවිත කළ හැකි ය. NO, එකිනෙකට වෙනස් විද්‍යුත්-සාක්ෂාත්වලින් යුත් මුදුලවා පරමාණුවලින් සැදි අණුවකි. එහෙයින් එය මුළුව අණුවක් වන අතර, එහි ද්විමැට සූර්ණය 0.153 D වේ. මක්සිජන් අණුව ගුහා ද්විමැට සූර්ණයෙන් යුත් නිරුමුවාය අණුවකි. මුළුව අණු අතර ද්විමැට-ද්විමැට ආකර්ෂණ පවතී. නිරුමුවාය මක්සිජන් අණු අතර ඇත්තේ සාපේක්ෂ වශයෙන් දුරවල ලන්ඩන් බලයි. එබැවින් ද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ දී අන්තර්-අණුක බල බැඳීම සඳහා මක්සිජන් වලට වඩා වැඩි තාප ගක්තියක් NO සඳහා අවශ්‍ය වේ.

බෝමින් අණු (Br₂) හා අයවේන් මොනොක්ලාරයිඩ් අණු (ICl) සමුළුලක්මොනික වේ. බෝමින් අණු නිරුමුවාය වන අතර, ද්‍රව්‍ය බෝමින් 59 °C දී නවති. ICl අණු මුළුව වන අතර, එම සංයෝගය නටත්තේ 97 °C දී ය. එය බෝමින්හි තාපාංකයට වඩා 40 °C ක් පමණ ඉහළ වූ උෂ්ණත්වයකි. Br₂ අණු අතර අඩි අන්තර්-අණුක බලවලට වඩා ICl අණු අතර අඩි අන්තර්-අණුක බල ප්‍රබල බව මේ තාපාංකවලින් පෙනී යයි. ප්‍රබල ද්විමැට-ද්විමැට බල සහිත ඕනෑම දුව්‍යයකට විශාලය හා තැබීමට සැලකිය යුතු තරම් වැඩි ගක්තියක් අවශ්‍ය සංයෝගය විය යුතු ය.

අණු අතර වූ ආකර්ෂන බල හි සම්පූර්ණ ප්‍රබලතාව, අණුවල හැඩය මත ද රඳා පවතී. දිගින් වැඩි අණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වචා පහසුවෙන් ඉළුත්කරණයට හා විස්තාපනයට පාතු වේ. නිදසුනක් ලෙස n-පෙන්ටේන් 36 °C දී නටන අතර නියෝ-පෙන්ටේන් නටන්නේ 9 °C දී ය. අණු අතර ආකර්ෂණය වැඩි වන් ම තාපාංක ඉහළ යයි. එබැවින් n-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩින් බල නියෝ-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩින් බලවලට වචා ප්‍රබල වේ. මෙයට හේතුව, නියෝ-පෙන්ටේන් අණුව සාලේක්ෂව ගෝලාකාර වීම හා එහි C-C බන්ධනවල සංයුතතා ඉලෙක්ට්‍රෝන CH₃කාණ්ඩ මගින් හොඳින් ආවරණය වී තිබේමත් n-පෙන්ටේන් දාමාකාර අණුවක් වී එහි වූ එම C-C බන්ධනවල සංයුතතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලන්ඩින් බල ඇති වීමට හැකි පරිදි වචා නිරාවරණය වී තිබේ විය යුතුය.



2.51 රුහය (a) n -පෙන්ටේන් හා (b) නියෝ -පෙන්ටේන්වල ව්‍යුහ