2. ව්‍යුහය හා බන්ධන

අන්තර්ගතය

2.1.1 **සහ සංයුජ බන්ධන**
2.1.2 ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහ
2.2 දායක සහසංයුජ බන්ධන
2.3 සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය රේඛීය වූ අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය චතුස්තලීය අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩාකාර අවස්ථාව
- ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

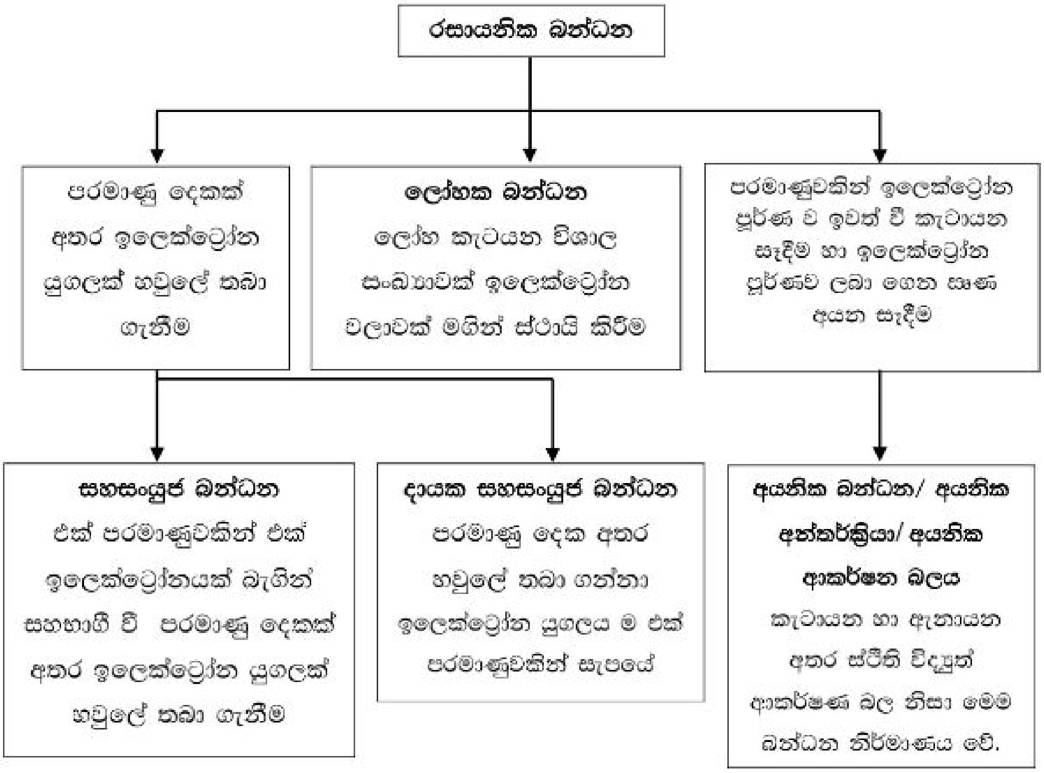
2.3.1 පරමාණුක කාක්ෂිකවල මුහුම්කරණය
2.3.2 ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම
2.3.3 සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ
- සම්ප්‍රයුක්තතාවේ ලක්ෂණ
- විධිමත් ආරෝපණ
- සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයීම සඳහා නීති

2.3.4 අණුවල ධ්‍රැවීයතාව සඳහා විද්‍යුත්-සෘණතා හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම
2.3.5 ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය
2.3.6 විද්‍යුත් සෘණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක
2.4 අයනික බන්ධන
2.5 ලෝහක බන්ධන
2.6 ද්විතීයික අන්තර් ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා
- අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා
- අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව–ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව
- ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (තත්කාල ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා)

හැඳින්වීම

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

සංයුජතා කවචයේ ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් නොමැති මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු එම අඩුව සපුරා ගැනීමට දරන උත්සාහයේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස රසායනික බන්ධන නිර්මාණය වේ යැයි සලකනු ලබයි. රසායනික බන්ධන සඳහා සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන සහභාගී වන ආකාරය පිළිබඳ දැනට පිළිගත් ආකෘතීන් හි ලුහුඬු සටහන් පහත පරිදි දැක්විය හැකි ය.



2.1 රූපය රසායනික බන්ධන වර්ග

2.1 සහසංයුජ බන්ධන

එක ම වර්ගයේ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු දෙකක් අතර හෝ එකිනෙකට වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හවුලේ තබා ගැනීම නිසා සහසංයුජ බන්ධන නිර්මාණය වේ. හවුලේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සමන්විත වී ඇත්තේ එම එක් පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැගින් සැපයීම නිසාය. සංයුජතා කවචයේ මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සැලකූ විට, ඉහත ක්‍රියාවලිය නිසා බොහෝ විට පරමාණු දෙක අන්‍යෝන්‍ය වශයෙන් ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස අත් කර ගනී.

සහසංයුජ බන්ධන නිර්මාණය වීමේ දී සංයුජතා කවචයක උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් පැවතීම ස්ථායි අවස්ථාව ලෙස කොස්සෙල්, ලැන්ග්මුවර් හා ලුවිස් විසින් සලකන ලදී. මෙය "අෂ්ටක නීතිය" ලෙස සැලකේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස පිළිබඳ වර්තමාන දැනුම අනුව, දෙවන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතා කවචයේ (n = 2) ඇති 2*s* හා 2*p* උපශක්ති මට්ටම්වල උපරිම ව පවත්වා ගත හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව අටක් වේ. මේ නිසා, බන්ධන සෑදීමේ දී දෙවන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලට සංයුජතා කවචයේ උපරිමව ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් පවත්වා ගනිමින් ඉහළ ස්ථායි අවස්ථාවකට පත් වීමේ හැකියාව පවතී. ඒ අනුව C, N, O හා F යන මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු බන්ධන සෑදීම මගින් අෂ්ටකය සපුරා ගත් අවස්ථාවට පත් වීමේ ඉහළ නැඹුරුවක් ඇත.

තුන්වන ආවර්තයේ හා ඊට පහළින් ඇති ආවර්තවල මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල සංයුජතා කවචය ආශ්‍රිතව *s* හා *p* උපශක්ති මට්ටම්වලට අමතරව *d* උපශක්ති මට්ටම ඇත. එම නිසා මෙම පරමාණු බන්ධන සෑදීමේ දී සංයුජතා කවචයේ පවත්වා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව අටකට වැඩි වන අවස්ථා හඳුනා ගත හැකි ය. නිදසුන් ලෙස: SO_2 හා SO_3 දැක්විය හැකි ය. මෙම SO_2 හා SO_3 අණුවල වූ සල්ෆර් පරමාණු ආශ්‍රිත සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව අට ඉක්මවා ඇත. මෙයට හේතුව, සල්ෆර් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචය ආශ්‍රිත ව *d* උප ශක්ති මට්ටම ඇති විට දී, (*d* කාක්ෂික) ඉලෙක්ට්‍රෝන 18 දක්වා සංයුජතා කවචයේ පවත්වා ගැනීමේ හැකියාව තිබීමයි. මෙම මූලද්‍රව්‍ය අෂ්ටකය ඉක්මවන්නේ බන්ධන සෑදීමට *d* කාක්ෂික සහභාගි කරවා ගැනීම නිසා ය. කෙසේ වුව ද එවැනි පරමාණු බන්ධන සෑදීම සඳහා *d* කාක්ෂික භාවිතය සෑම විටම සිදු නොවේ. ඒ සඳහා නිදසුනක් ලෙස H_2S අණුව දැක්විය හැකිය. එහි සල්ෆර් පරමාණුව *d* කාක්ෂික සහභාගි කර නොගනිමින් අෂ්ටකය සම්පූර්ණ කර ගනී.

ඇතැම් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ආශ්‍රිතව අෂ්ටකය සපුරා ගැනීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අවස්ථා ඇත. නිදසුන් ලෙස Be, B හා Al යන පරමාණු බන්ධන සාදන අවස්ථාවල අෂ්ටකය සපුරා නොගෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන ඌනතාවක් සහිත සංයෝග සාදයි. $BeCl_2$, BH_3, BCl_3 හා $AlCl_3$ ආදිය මීට උදාහරණ වේ. හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයෙහි 1*s* උපශක්ති මට්ටම පමණක් ඇති නිසා එය සංයුජතා කවචයේ උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පවත්වා ගනිමින් ස්ථායි වෙයි. ඉහත විස්තර කල සෑම අවස්ථාවක ම බන්ධන සෑදීමෙන් පසු සංයුජතා කවච ආශ්‍රිතව ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන ඉරට්ටේ සංඛ්‍යාවකි. ඇතැම් විට සංයුජතා කවචයෙහි වූ මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන ඔත්තේ සංඛ්‍යාවක් වී අෂ්ටකය සපුරා නොගත් අවස්ථා ද වේ. නිදසුන් ලෙස NO හා NO_2 දැක්විය හැකි ය.

අණු හෝ අයන ආශ්‍රිත පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය විස්තර කිරීමට "ආකෘතියක්" **ගිල්බර්ට් ලුවිස්** විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදි. 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 ත්‍රිත්ව බන්ධන) හා එම පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය විදහා දැක්වීමට ය. ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ වල බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් වෙනුවට පරමාණු අතර කළ කෙටි ඉරක් සලකුණු කරනු ලැබේ.

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

Cl_2

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

- H හා F යන ඒක සංයුජ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු සාමාන්‍යයෙන් මධ්‍ය පරමාණු බවට පත් නො වේ. මධ්‍ය පරමාණු බවට පත් වන්නේ බන්ධන කීපයක් සෑදිය හැකි මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ය.
- විද්‍යුත්-සෘණතාව 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.

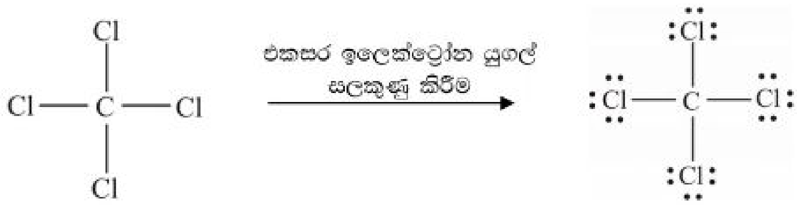
(ii) රසායනික සූත්‍රයේ සියලු පරමාණුවල සංයුජතා කවච ආශ්‍රිත මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ගණනය කිරීම.
නිදසුනක් ලෙස, H_2O හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් හා එක H පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් H පරමාණු දෙකෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් සැපයෙන නිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටක් $(6 + 2(1) = 8)$ වේ.

සෘණ අයනයක් නම් සෘණ ආරෝපණ ගණන එකතු කළ යුතු ය.
නිදසුනක් ලෙස HO^- හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද H මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් ද සෘණ ආරෝපණ සඳහා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඇත. එමනිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටකි $(6 + 1 + 1 = 8)$.

ධන අයනයක් නම් ධන ආරෝපණ ගණන අඩු කෙරේ.
නිදසුනක් ලෙස NH_4^+ අයනයේ N පරමාණුවෙන් හා H පරමාණු හතරෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනින් (9) ධන ආරෝපණ ගණන අඩු කරන නිසා (-1) මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටකි $(5 + 4 - 1 = 8)$.

(iii) බන්ධන නිරූපණය කිරීමට මධ්‍ය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණුව අතර තිත් යුගලක් බැගින් සටහන් කිරීම. සෑම 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- ඉරි සටහන) පළමුව සලකුණු කරයි. ඒ ආකාරයට කේන්ද්‍රීය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණු අතර බන්ධන සලකුණු කිරීමෙන් අනතුරු ව ඉතිරි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණුවල අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වන පරිදි තිත් යුගලී බැගින් (එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල) සලකුණු කරයි. විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණු පර්යන්ත ව පිහිටන අවස්ථා ඇති විට දී අෂ්ටකය පූර්ණ වන ආකාරයට එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් සලකුණු කරනුයේ පර්යන්ත පරමාණු මත ය. නිදසුනක් ලෙස CCl_4 දැක්විය හැකි ය.



2.2 රූපය CCl_4 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

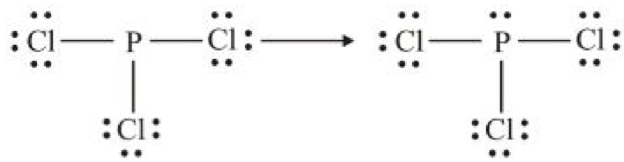
එහෙත් NH_3 අණුවේ පර්යන්ත පරමාණුව H නිසා ඉතිරි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල මධ්‍ය පරමාණුව වූ N මත සටහන් කරයි.

2.3 රූපය NH_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

ලුවිස් තිත් සටහන ඇඳීමේදී පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන පහත සඳහන් ආකාරවලට නිරූපණය කළ හැකි ය.

ඒක බන්ධනය →	M : L හෝ M •• L
ද්විත්ව බන්ධනය →	M :: L
ත්‍රිත්ව බන්ධනය →	M ⁝⁝ L
දායක බන්ධනය L සිට M දක්වා →	L : M

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



2.4 රූපය PCl_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

(vi) ඉලෙක්ට්‍රෝන සටහන් කිරීම අවසන් වූ පසු එක් එක් පරමාණු වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නිදහස් පරමාණුක අවස්ථාවේ වූ සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සමඟ සසඳා ආරෝපිත තත්ත්වය (විධිමත් ආරෝපණය) සලකුණු කිරීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වී ඇති දැයි හඳුනා ගැනීම කළ යුතු ය. අෂ්ටකය

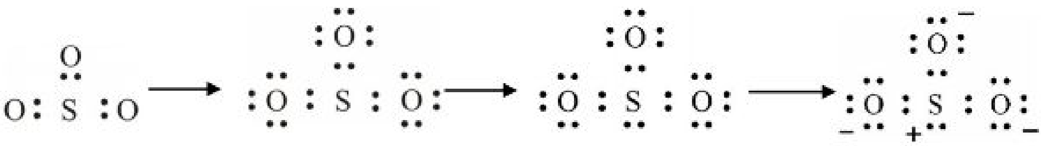
පූර්ණ වීම කෙරෙහි ප්‍රමුඛතාව දෙනු ලැබේ. මෙහි දී බන්ධනයකින් සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවකට බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් පමණක් අයත් වන බව හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලකදී ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකම එම පරමාණුවට අයත් වන බව සලකනු ලැබේ.

නිදසුන් ලෙස NH_2^- අයනය සලකමු.

මෙහි N පරමාණුව වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකි. නයිට්‍රජන් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පහක් සපයා ඇතත් 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 අවම වන පරිදි හා අෂ්ටකය පූර්ණ වන පරිදි ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය ප්‍රතිසංවිධානය කිරීම සිදු කළ යුතුය. මේ සඳහා එකසර යුගල, බන්ධන යුගල බවට ප්‍රතිසංවිධානය කළ යුතු ය.

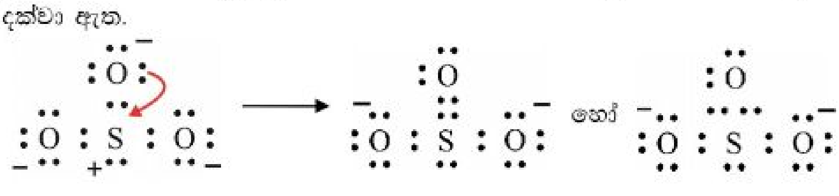
නිදසුන් ලෙස SO_3^{2-} අයනය සලකමු. සල්ෆර් පරමාණුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද එක් O පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හය බැගින් O පරමාණු තුනෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන 18 ක් හා සෘණ 2 ආරෝපණය නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද සැලකූ විට දී SO_3^{2-} අයනයේ ලුවිස් තිත් සටහන සඳහා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 26කි.



(a) (b) (c) (d)

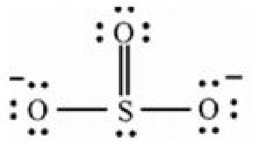
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන සලකුණු කිරීම — (a)
එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන සලකුණු කිරීම — (b), (c)
විධිමත් ආරෝපණ සලකුණු කිරීම — (d)

(d) නැමති ලුවිස් තිත් සටහනේ සෑම පරමාණුවක්ම අෂ්ටකය සපුරා ඇතත් විධිමත් ආරෝපණ ව්‍යාප්තවීම උපරිම වී ඇති බැවින් එය ස්ථායි නොවේ. එම නිසා විධිමත් ආරෝපණ අවම වන පරිදි ඉහත (d) සටහනේ වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන පිහිටීම ප්‍රතිසංවිධානය කරනු ලැබේ. පහත සටහන මගින් ප්‍රතිසංවිධානය සිදුකරන අයුරු දක්වා ඇත.



(d) (e) (e)

අවසාන වශයෙන් SO_3^{2-} සඳහා ලුවිස් තිත් ඉරි සටහන පහත දැක්වේ.

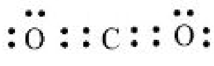
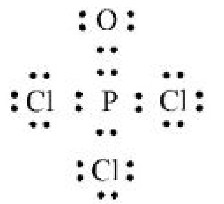
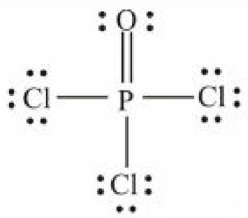
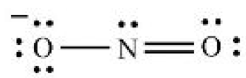
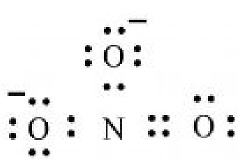
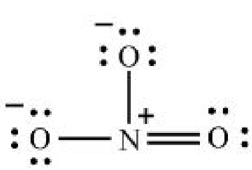
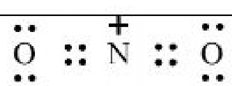
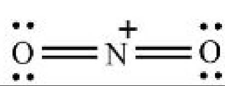


2.5 රූපය SO_3^{2-} හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

සෑම O පරමාණුවක ම අෂ්ටකය සපුරා ඇත. සල්ෆර් පරමාණුව වටා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 10කි. සල්ෆර් පරමාණුව අෂ්ටකය ඉක්මවා ඇත. එයට හේතුව සල්ෆර් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ *p* කාක්ෂික වලට අමතරව හිස් *d* කාක්ෂික තිබීමයි.

කේන්ද්‍රික පරමාණු කීපයක් ඇති විට (උදා: C_3H_6O) ලුවිස් ව්‍යුහය නිර්මාණය කිරීම සඳහා පරමාණු සැකිල්ල නිවැරදි ව 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

සූත්‍රය	සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	ලුවිස් තිත් සටහන	ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ
CO_2	16		
$POCl_3$	32		
HCN	10		
NO_2^-	18		
NO_3^-	24		
NO_2^+	16		

නිදසුන 2.1

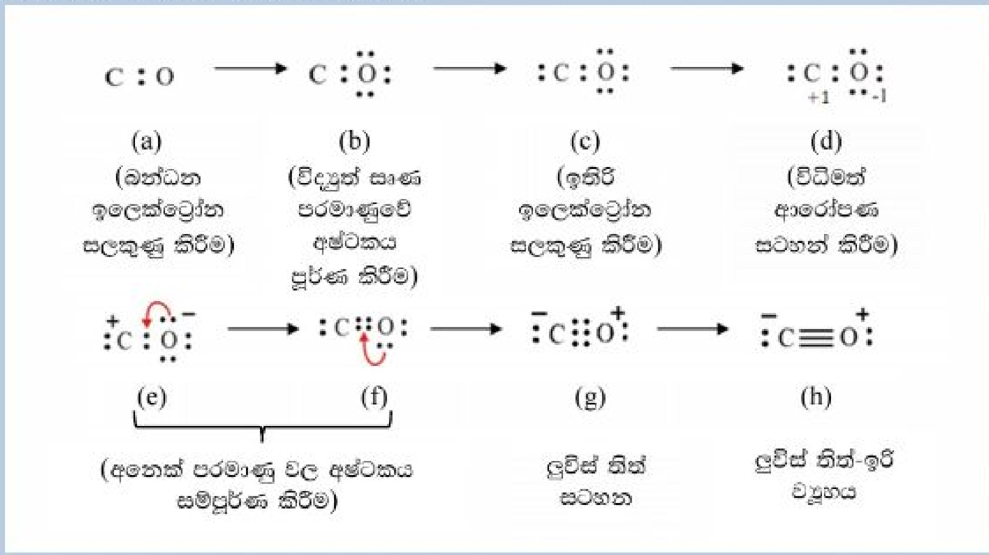
කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO)හි ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය නිර්මාණය කරන්න.

විසඳුම :

Cහි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන = 4e
Oහි සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන = 6e
මුළු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව = 4e + 6e = 10e

බන්ධන සෑදීම සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් සලකුණු කළ නිසා ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටකි. ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන, පහත පරිදි අෂ්ටකය සපිරීමට විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි ඔක්සිජන් වටා යුගල් ලෙස සලකුණු කළ විටදී තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් ඉතිරි වේ. එම යුගල කාබන් මත සලකුණු කෙරේ .

මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය පහත පරිදි දැක්විය හැකි ය. එම සටහනට අනුව කාබන් වල අෂ්ටකය සපිරී නැත. මේ නිසා ඔක්සිජන්හි එකසර යුගලක් බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් ලෙස ප්‍රතිසංවිධානය කළ යුතු ය. නැමි ඊතල මඟින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානය (e) හා (f) හි දක්වා ඇත්තේ (g) අවස්ථාව අවම විධිමත් ආරෝපණ සහිත හා අෂ්ටකය සම්පූර්ණ අවස්ථාව ලබා ගැනීම පිණිස ය. (g) ව්‍යුහය හි ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය ලෙස සැලකේ. මේ නිසා කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහය පහත (h) මඟින් දැක්විය හැකි ය. සාමාන්‍යයෙන් විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණු ධන ආරෝපණ දරා ගැනීමට අඩු නැඹුරුතාවක් ඇතත් මෙහි දී විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි ඔක්සිජන් මත ධන ආරෝපණය සටහන් කිරීම සිදු කර ඇත. මෙයට හේතුව අෂ්ටකය සම්පූර්ණ කිරීම කෙරෙහි ප්‍රමුඛතාව දීමයි. ආරෝපණය රඳා පවතින පරමාණුව තීරණය කිරීමට පෙර අෂ්ටකය සම්පූර්ණ කිරීමට හැකි සෑම විට ම ඒ සඳහා ප්‍රමුඛතාව දිය යුතු බැව් වටහා ගැනීමට මෙය නිදසුනකි. මෙය අෂ්ටක නියමයේ මූලික අදහසයි.



නිදසුන 2.2

ClO_2හි ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය නිර්මාණය කරන්න.

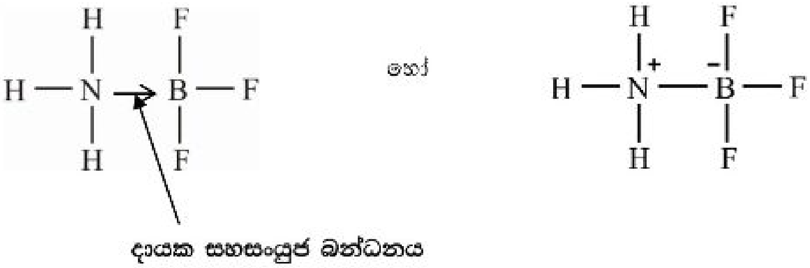
විසඳුම:

ඔත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති ප්‍රභේද සඳහා නිදසුනක් ලෙස ClO_2 සලකමු. මෙහි මුළු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව (7e+2(6e)=19e) 19කි. ClO_2 වල මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය, ලුවිස් තිත් ව්‍යූහය හා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යූහය පහත රූපයේ දැක්වේ.

(a)	(b)	(c)	(d)
උපරිම ආරෝපණ ව්‍යාප්තියක් ඇත. (අස්ථායි)		ලුවිස් තිත් සටහන	ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

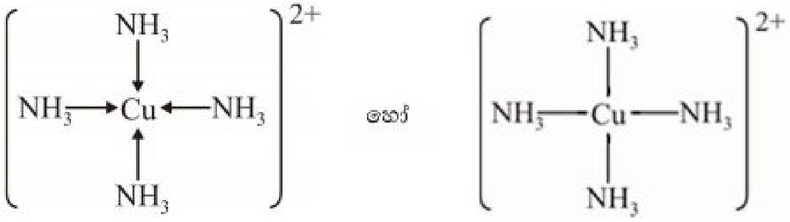
2.2 දායක සහසංයුජ බන්ධන

යම් අයනයක හෝ අණුවක, පරමාණු ආශ්‍රිතව හිස් කාක්ෂික ඇති විට ඒවා, එකසර යුගල ඇති පරමාණු සමග අන්තර්ක්‍රියාවෙන් දායක බන්ධන නිර්මාණය වේ. ඇතැම් විට නිදහස් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවේ සංයුජතා කවචය සතු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව හතරට වඩා අඩු වූ විට (Be, B), එම පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් සෑදිය හැකි සහසංයුජ බන්ධන ගණන හතරට වඩා අඩු වේ. එනිසා අෂ්ටකය සපුරා ගත නොහැකි වේ. මේ නිසා ම මෙවැනි ප්‍රභේද, මධ්‍ය පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඌනතාව මගහැරගැනීමට ඉලෙක්ට්‍රෝන සපිරි විශේෂ හෙවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රදානය කළ හැකි එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සහිත ප්‍රභේද සමග ප්‍රතික්‍රියා කරමින් අෂ්ටකය සපුරා ගනී. උදාහරණ ලෙස BH_3 සමග CO වායුව ප්‍රතික්‍රියා කර බෝරේන් කාබනයිල් (Borane carbonyl) සෑදීම හා CN^- සමග BH_3 ප්‍රතික්‍රියාවෙන් සයනෝබෝරොහයිඩ්රයිඩ (cyano borohydride) සෑදීම දැක්විය හැකි ය. තවත් නිදසුනක් ලෙස NH_3 හා BF_3 අතර ප්‍රතික්‍රියා මගින් N හා B අතර දායක බන්ධනය ඇති වීම දැක්විය හැකි ය. ඇමෝනියාහි N පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල, BF_3හි B පරමාණුවේ හිස් කාක්ෂික සමග අන්තර්ක්‍රියා කිරීම නිසා N හා B පරමාණු අතර දායක සහසංයුජ බන්ධනයක් නිර්මාණය වේ. සෑදෙන රසායනික ව්‍යූහය සඳහා නිශ්චිත තනි පරමාණුවක් කේන්ද්‍රීය පරමාණුව ලෙස නම් කළ නොහැකිය. ඇමෝනියා අණුවේ N පරමාණුව BF_3 හි B පරමාණුව සමග බන්ධනය ඇති කිරීමට ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සපයන නිසා එම බන්ධනය ඊතලයකින් නිරූපණය කළ හැකිය. ඉලෙක්ට්‍රෝන සපයන පරමාණුවෙන් ඊතලය ආරම්භ වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන ඌනතාව ඇති පරමාණුව වෙත ඊ හිස සලකුණු කර ඇත. පහත පෙන්වා ඇති පරිදි විධිමත් ආරෝපණ මගින් ද මෙම දායක බන්ධනය නිරූපණය කළ හැකි ය.



2.6 රූපය දායක සහසංයුජ බන්ධන (H_3N-BF_3)

ලෝහ අයන හෝ ඇතැම් ලෝහ පරමාණු එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත අණු හෝ අයන සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර (H_2O, NH_3, CO අණු හා CN^- අයන) සංකීර්ණ සෑදීමේදී ද මෙම දායක සහසංයුජ බන්ධන සෑදීම සිදු වේ. පහත දක්වා ඇත්තේ Cu^{2+} අයනය සමඟ NH_3 අණු හතරක් එක් වී දායක සහසංයුජ බන්ධන සහිත සංකීර්ණ අයනයක් සාදන අවස්ථාවකි.



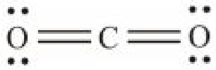
2.7 රූපය $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ සංකීර්ණයේ දායක සහසංයුජ බන්ධන

2.3 සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)

අණු වල හෝ අයන වල මධ්‍ය පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ටෝන යුගල, ඒවා අතර අවකාශ පරතරය හැකි තරම් වැඩි වන ආකාරයට සැකසී ඇතැයි යන අදහසක් **රොනල්ඩ් ගිලෙස්පෙයි** හා **රොනල්ඩ් සිඩ්නි නයිහෝල්ම්** විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදි. ගිලෙස්පි විසින් ප්‍රධාන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍ය මධ්‍ය පරමාණුව වන විට දී අණුවල හැඩය පිළිබඳව ද නයිහෝල්ම් විසින් අන්තරික මූලද්‍රව්‍ය මධ්‍ය පරමාණුව වන විට දී අණු අත් කර ගන්නා හැඩ පිළිබඳව ද විග්‍රහ කරන ලදි. වසර 1963 වන විට ගිලෙස්පි විසින් VSEPR වාදය ලෙස හඳුන්වන ලද මේ අදහස් අණුවල හා අයනවල හැඩ නිර්ණය කිරීම සඳහා යොදා ගැනිණි.

මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ප්‍රධාන වශයෙන් ආකාර දෙකකි. න්‍යෂ්ටි දෙකක ආකර්ෂණයට යටත්ව ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෙවත් බන්ධන සෑදීමේ නිරත වී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල පළමුවන ආකාරයයි. දෙවන වර්ගය වනුයේ බන්ධන සෑදීමට සහභාගි නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෙවත් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ය. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන තනි න්‍යෂ්ටියක ආකර්ෂණ බලයට යටත් නිසා බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලවලට වඩා වැඩි අවකාශ පරිමාවක ව්‍යාප්තව පවතියි. යම් පරමාණුවක් ආශ්‍රිතව වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හා බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ ඒකක ලෙස ක්‍රියාකරමින් ඒවා අතර පරතරය වැඩිකර ගැනීමට නැඹුරු වේ. පරමාණු දෙකක් අතර බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) ඇති විට දී එම එක් බහු බන්ධනයක් එක් විකර්ෂණ ඒකකයක් ලෙස සලකනු ලබයි.

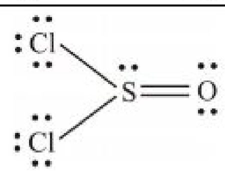
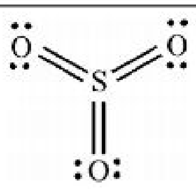
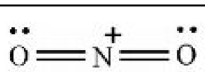
මධ්‍ය පරමාණුව පර්යන්ත පරමාණුවක් සමඟ සාදන සහසංයුජ බන්ධන සංඛ්‍යාව අනුව ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන යනුවෙන් ආකාර තුනකි. ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන බහු බන්ධන ලෙස සැලකේ. CO_2හි දී මධ්‍ය කාබන් පරමාණුව එක් එක් ඔක්සිජන් පරමාණුව සමග ද්විත්ව බන්ධනයක් බැගින් සාදා ඇත. HCNහි කේන්ද්‍රීය කාබන් පරමාණුව, N පරමාණුව සමග ත්‍රිත්ව බන්ධනයක් සාදා ඇත. ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන, ත්‍රිත්ව බන්ධන හා එකසර යුගල් විකර්ෂණ ඒකක ලෙසට හැඳින්වේ. මේ විකර්ෂණ ඒකක (ඇතැම් විට) VSEPR ඒකක යන නමින්ද හැඳින්වේ.



නිදසුනක් ලෙස HCN හි ත්‍රිත්ව බන්ධනයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනම තනි විකර්ෂණ ඒකකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි. එම බහු බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් තුන ම N හා C පරමාණු දෙක අතර ස්ථානගත වී ඇති නිසා එම යුගල තුනට එකිනෙකට ස්වාධීනව චලනය විය නොහැකි වේ. එම නිසා ත්‍රිත්ව බන්ධනය විකර්ශන ඒකක එකක් හෝ VSEPR ඒකක එකක් ලෙස සැලකේ.

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

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

ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය	මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ගණන	මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක ගණන **(VSEPR ඒකක ගණන)**
	5	3
	5	4
	6	3
	4	2
	4	2

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

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලේ අවකාශ ව්‍යාප්තිය (අවකාශ පරිමාවක්) බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක අවකාශ ව්‍යාප්තියට වඩා වැඩි ය. එබැවින් එකසර යුගල් දෙකක් (එකසර යුගල ↔ එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාව, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙකක් (බන්ධන යුගල ↔ බන්ධන යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාවට වඩා වැඩි යැයි සලකණු ලබයි. මේ නිසා එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් (බන්ධන යුගල ↔ එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බල ප්‍රබලතාව සාපේක්ෂ වශයෙන් අතරමැදි ස්වභාවයකි.

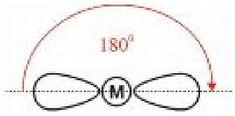
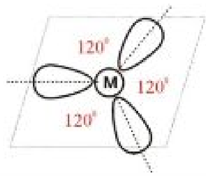
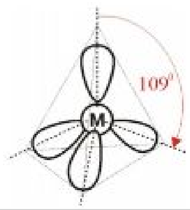
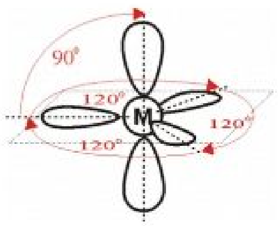
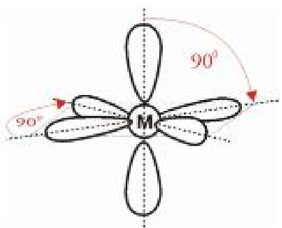
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය

2.8 රූපය බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල අතර විකර්ෂණ බල සංසන්දනය

විකර්ෂණ ඒකක (බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන හෝ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන) එම ඒකක කේන්ද්‍රීය පරමාණුව මූලික කර ගනිමින් අවකාශයේ ව්‍යාප්ත වී ඇති රටාව 'ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය' වශයෙන් හැඳින්වේ. අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතියක් දක්වන විට බන්ධන කෝණයේ අගය දැක්විය යුතු ය. පහත 2.3 වගුවේ දක්වා ඇත්තේ කේන්ද්‍රීය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක ත්‍රිමාණ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව පවතින ආකාරය අනුව ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතීන් වෙනස්වන අන්දම ය. අණුවක හෝ අයනයක හැඩය දැක්වීමේ දී කෝණය දැක්වීම අනිවාර්ය නො වේ. එහෙත් අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතිය දැක්වීමේ දී කෝණය දැක්වීම අනිවාර්ය වේ. මේ නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය, අණුවක හෝ අයනයක හෝ හැඩය හා අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතිය යනු වෙනස් අවස්ථා තුනකි.

අණුවල ජ්‍යාමිතිය මගින් එහි හැඩය හා කෝණ ගෙන දෙනු ලබයි. අණුවල ජ්‍යාමිතිය, හැඩය නිරූපණය වන ලුවිස් ව්‍යුහයේ බන්ධන කෝණ හා සම්බන්ධ වී ඇත. බන්ධන කෝණ නොමැතිව හැඩය නිරූපණය කිරීමට අණුවේ හැඩය ලුවිස් ව්‍යුහය මගින් පෙන්නුම් කරයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය විකර්ෂණ ඒකකවල ජ්‍යාමිතිය පෙන්නුම් කරයි.

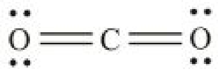
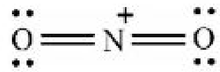
2.3 වගුව විකර්ෂණ ඒකකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක	ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය	
2		රේඛීය
3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
4		චතුස්තලීය
5		ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩය විකර්ෂණ ඒකක තුනක් එක ම තලයේ ඇත. එම ඒකක අතර කෝණය 120°කි. ඉතිරි ඒකක දෙක එම තලයට ලම්බක වන පරිදි වේ.
6		අෂ්ටතලීය එකම තලයක යුගල හතරකි. ඒවා අතර කෝණය 90°කි. එම තලයට ලම්බකව ඉතිරි යුගල දෙක පිහිටයි.

(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 සලකමු. එවැනි අණු හා අයනවල හැඩය රේඛීය වේ. රේඛීය හැඩය සඳහා නිදසුන් කීපයක් පහත වගුවේ දක්වා ඇත.

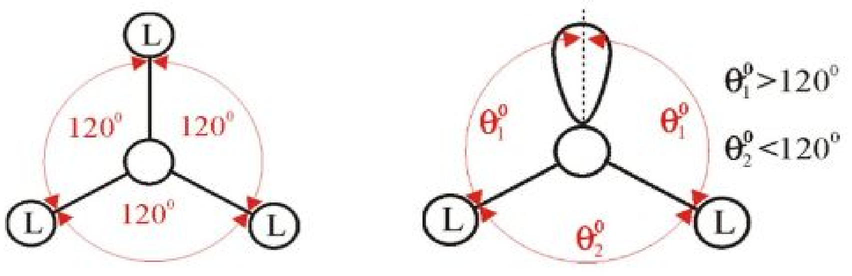
2.4 වගුව විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/ අයන

සූත්‍රය	ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය	හැඩය
CO_2		රේඛීය
HCN		රේඛීය
NO_2^+		රේඛීය

(ii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව

එකසර හා බන්ධන ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වෙන් කළ විට දී, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතීන් 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



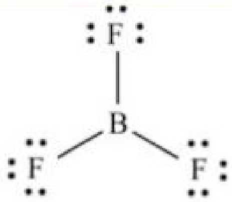
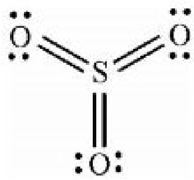
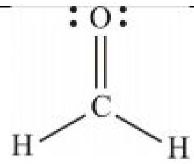
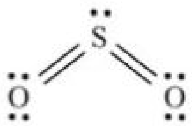
(a) විකර්ෂණ ඒකක තුන ම බන්ධන ලෙස වූ අවස්ථාව

(b) විකර්ෂණ ඒකක තුනෙන් දෙකක් බන්ධන හා එකක් එකසර වන අවස්ථාව

2.9 රූපය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

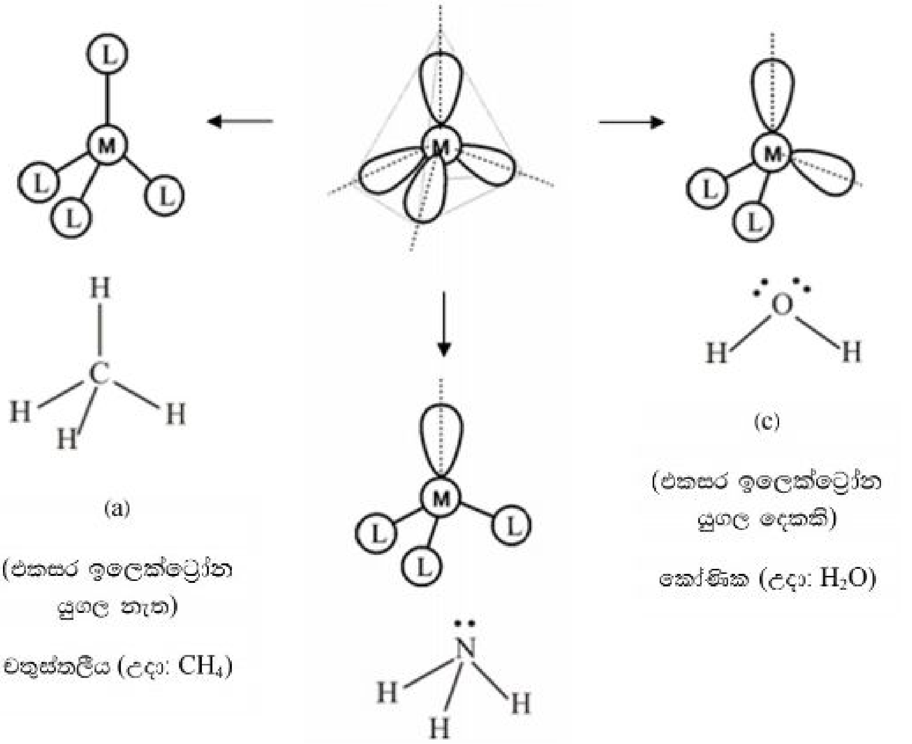
පහත 2.5 වගුවේ දැක්වෙන BF_3, SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2හි S මත එකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෝණික ය.

2.5 වගුව විකර්ෂණ ඒකක තුනක් සහිත අණු/ අයන

රසායනික සූත්‍රය	හැඩය නිරූපණය වන පරිදි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය	හැඩය
BF_3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
SO_3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
H_2CO		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
SO_2		කෝණික

(iii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය චතුස්තලීය අවස්ථාව

විකර්ෂණ ඒකක (VSEPR යුගල) හතරක් ඇති අවස්ථාව සැලකූ විට, ඒවා බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල ලෙස වෙන් කිරීමෙන්, ආකාර තුනක් ලබා ගත හැක. පහත 2.10 රූපයෙන් එම අවස්ථා තුන විදහා දැක්වේ.



(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

චතුස්තලීය (උදා: CH_4)

(b)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

ත්‍රිආනත පිරමීඩාකාර (උදා: NH_3)

(c)

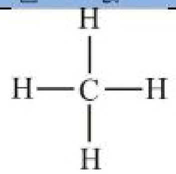
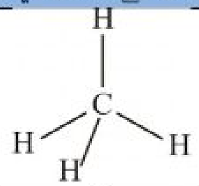
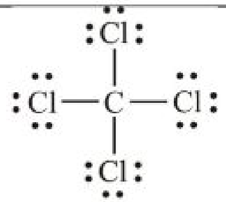
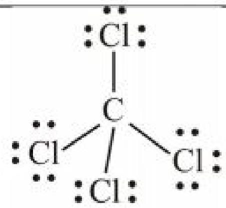
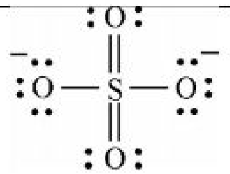
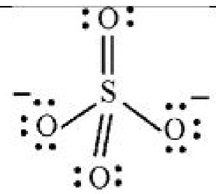
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

කෝණික (උදා: H_2O)

2.10 රූපය චතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

පහත 2.6 වගුව, චතුස්තලීය හැඩය සඳහා තවත් නිදසුන් කිහිපයක් පෙන්නුම් කරයි.

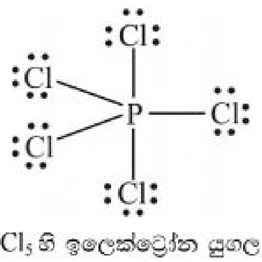
2.6 වගුව චතුස්තලීය අණු සහ අයන සඳහා නිදසුන්

අණුව	ලුවිස් ව්‍යුහය	හැඩය දැක්වෙන ලුවිස් ව්‍යුහය
CH_4		
CCl_4		
SO_4^{2-}		

(iv) **ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩාකාර අවස්ථාව**

මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති විකර්ෂණ ඒකක හෙවත් VSEPR ඒකක පහකි. බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන ලෙසට වෙන් කිරීමෙන් හැඩයන් ආකාර හතරකි.

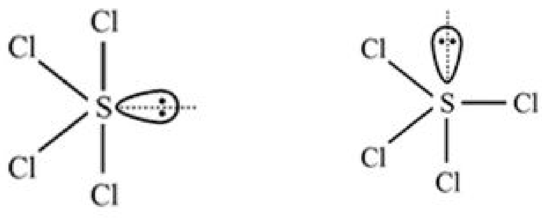
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක පහ ම බන්ධන සාදන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙස පැවතීම. PCl_5 අණුව මීට නිදසුනක් වන අතර, එහි හැඩය පහත දක්වා ඇත.



2.11 රූපය PCl_5 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක එකක් පමණක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා ඉතිරි ඒකක හතර ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වීම. SCl_4 අණුව මීට නිදසුනකි.

  පහත දැක්වෙන පරිදි මෙහි සල්ෆර් පරමාණුවේ ඇති එකසර යුගලට තිබිය හැකි පිහිටීම් දෙකකි.

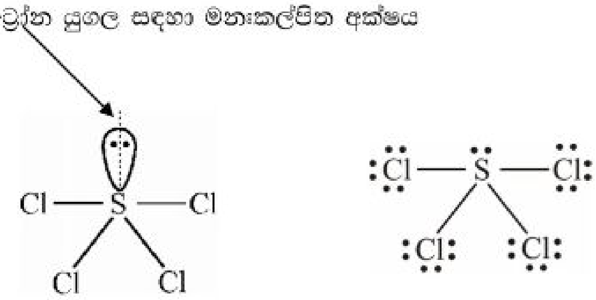


(a) (b)

ඉහත (b) ව්‍යුහයේ දීට වඩා (a) ව්‍යුහයේදී විකර්ශනය අඩුය. එබැවින් VSEPR ආකෘතියට අනුව, (a) ව්‍යුහය (b) ව්‍යුහයට වඩා ස්ථායී වේ.

- එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හතරක් ඇති අවස්ථාවට සෛද්ධාන්තික ලෙස **සීසෝ හැඩයක් (විකෘත සීසෝ හැඩයක්/ අක්‍රමවත් සීසෝ හැඩයක්)** ඇතැයි කියනු ලැබේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලෙහි ව්‍යාප්තිය දැක්වෙන මනඃකල්පිත අක්ෂය සහ S-Cl බන්ධන දෙකක් එක් තලයක ඇත. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි S-Cl බන්ධන දෙක පිහිටා ඇත.

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සඳහා මනඃකල්පිත අක්ෂය

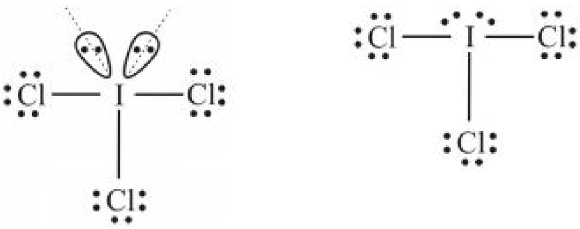


2.12 රූපය SCl_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

කෙසේ වෙතත් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයෙන් S-Cl බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන මත ඇතිවන විකර්ෂණ බල නිසා නියමාකාර සීසෝ හැඩය ස්වල්ප වශයෙන් විකෘති වේ. එම නිසා SCl_4 හි හැඩය විකෘති වූ චතුස්තලය/ විකෘති සීසෝ හැඩය/ අක්‍රමවත් සීසෝ හැඩය වශයෙන් ද හඳුන්වනු ලැබේ.

- විකර්ෂණ ඒකක තුනක් බන්ධන යුගල ලෙස ද අනෙක් දෙක එකසර යුගල ලෙස ද පැවතීම. නිදසුනක් ලෙස ICl_3.
  එකසර යුගල දෙකක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් ඇති ICl_3හි විකර්ෂණ බල අවම වන වඩාත් ම ස්ථායි අවස්ථාව පහත රූප සටහනෙන් දැක්වේ. එම සැකැස්ම භ්‍රමණය කළ විට දී පර්යන්ත පරමාණු T අක්ෂරයේ හැඩයට පිහිටන අවස්ථාවක් පවතී. එහෙයින් එය **T හැඩැති අණුවක්** ලෙස (විකෘති T හැඩය/ අක්‍රමවත් T හැඩය) හැඳින්වේ. මෙහි එකසර යුගල දෙක හා එක් I – Cl බන්ධනයක්

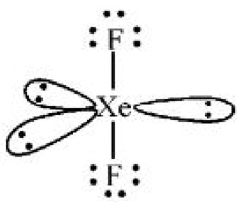
එක ම තලයේ පිහිටයි. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි I – Cl බන්ධන දෙක පිහිටයි.



2.13 රූපය ICl_3හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

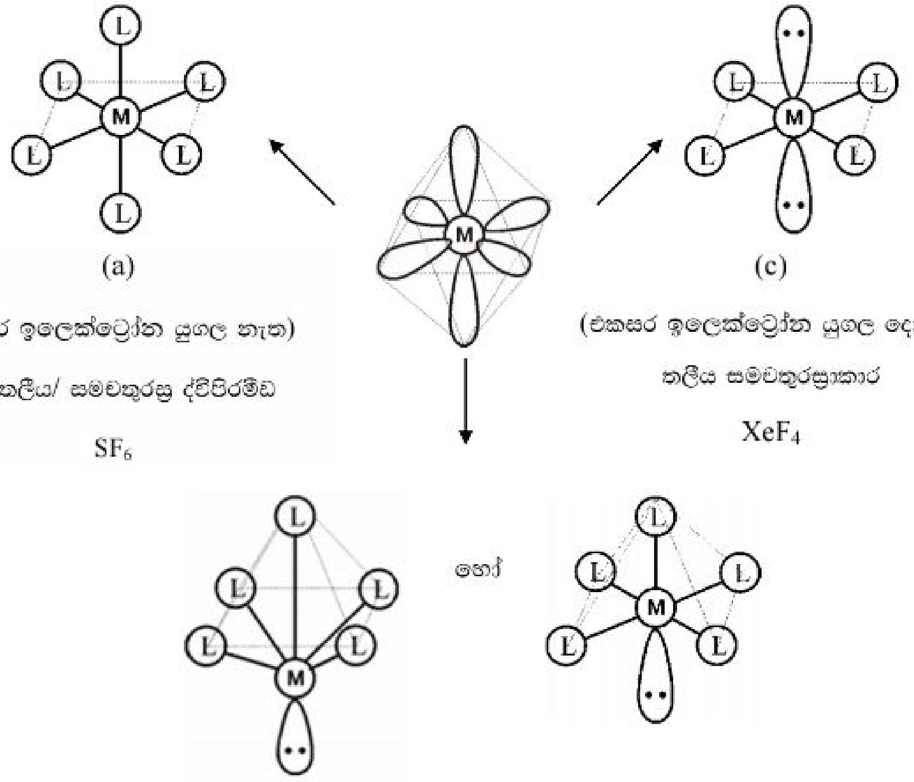
  මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් රේඛීය හැඩයක් ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2හි හැඩය දක්වෙන පරිදි අඳින ලද ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත. එහි එකසර යුගල් තුන ම එක ම තලයක පිහිටන අතර එය F-Xe – F අක්ෂයට ලම්බක වේ.



2.14 රූපය XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

(v) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

මෙම ජ්‍යාමිතියේ දී සෑම යාබද විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් අතර කෝණය 90^0කි. පහත 2.15 රූපයෙන් අෂ්ටතලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ඇති අණුවක් සඳහා තිබිය හැකි හැඩ තුනක් පෙන්නුම් කෙරේ. ඒකක හතරක් එක ම තලයක ඇත. ඉතිරි ඒකක දෙක එම තලයට ලම්බකව ඇත.



(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

අෂ්ටතලීය/ සමචතුරස්‍ර ද්විපිරමීඩ

SF_6

(c)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

XeF_4

හෝ

(b)

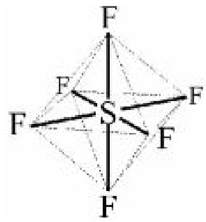
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය/ විකෘති සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය

$XeOF_4$

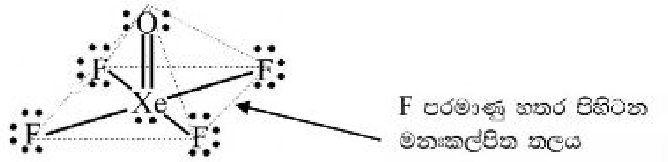
2.15 රූපය අෂ්ටතලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක සියල්ල බන්ධන බවට පත් වූ අවස්ථාවක් (උදා: SF_6) සලකමු. වඩාත් පර්යන්තව ඇති යාබද පරමාණු මනඃකල්පිත රේඛාවකින් (කඩ ඉරි) යා කළ විට තල අටකින් වට වූ අෂ්ටතලයක් නිර්මාණය වේ. එම නිසා මෙවැනි අණු වල හැඩය අෂ්ටතලීය වේ.



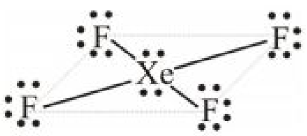
2.16 රූපය SF_6 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක හයෙන් පහක් ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන නියෝජනය කරන හා ඉතිරි විකර්ෂණ ඒකකය එකසර යුගලක් වන අවස්ථාව සලකමු ($XeOF_4$). $XeOF_4$ හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය වේ. වඩාත් පර්යන්ත පරමාණු මනඃකල්පිත රේඛාවකින් යා කළ විට, පාදස්ථය සමචතුරස්‍රයක් වූ පිරමීඩයක් නිර්මාණය වේ. එනිසා හැඩය සමචතුරස්‍ර පිරමීඩාකාර ය. පහත රූපයෙන් පෙන්නුම් කෙරෙන $XeOF_4$ මීට නිදසුනකි. නමුත් Xe පරමාණුව මත වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයෙන් Xe – F බන්ධන මත වූ විකර්ෂන බල නිසා ක්‍රමවත් හැඩය වෙනස් වී අක්‍රමවත් චතුරස්‍ර පිරමීඩාකාර හැඩයක් ඇති වී ඇතැයි සලකනු ලැබේ.



2.17 රූපය $XeOF_4$ හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

විකර්ෂණ ඒකක හයෙන් දෙකක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ද, ඉතිරි ඒකක හතර බන්ධන යුගල ද වන අවස්ථාව සලකමු. එහි හැඩය තලීය සමචතුරස්‍රාකාර යැයි කියනු ලැබේ. XeF_4 අණුව මීට නිදසුනකි. එය පහත රූපයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ.



2.18 රූපය XeF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

නිදසුන 2.3

පහත දැක්වෙන අණු සඳහා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහ ඇඳ, ඒවායේ හැඩය අපෝහණය කරන්න.

(i) SO_3 (ii) CH_2Cl_2

විසඳුම:

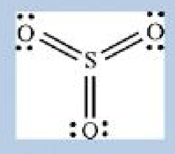
පිළිතුර

(i) SO_3

S පරමාණුවෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 6e

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

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන =24e



ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

මෙම 24e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙලින් ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.

මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 3

S පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0

හැඩය = තලීය ත්‍රිකෝණාකාර

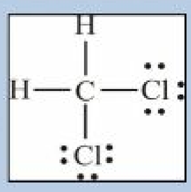
(ii) CH_2Cl_2

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 තිත් ඉරි ව්‍යුහය

මෙම 20e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙලින් ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.

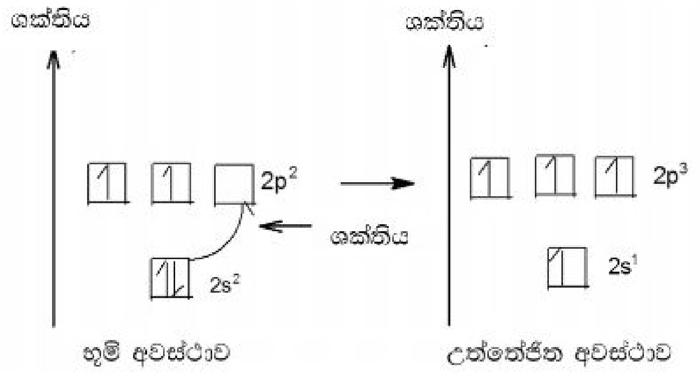
මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 4

C පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0

හැඩය = චතුස්තලීය

2.3.1 පරමාණුක කාක්ෂිකවල මුහුම්කරණය

කාබන් පරමාණුව නිදසුනක් ලෙස සලකමින් මේ මුහුම්කරණ සංකල්පය/ ආකෘතිය ගුණාත්මකව පැහැදිලි කරගත හැකි ය. කාබන්හි භූමි අවස්ථාවේ දී සංයුජතා කවචයේ ($2s^2$ $2p^2$) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් හා වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ඇත. සහසංයුජ බන්ධන හතරක් සෑදීමට අවශ්‍ය නම් වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැගින් අඩංගු කාක්ෂික හතරක් පැවතිය යුතු ය. මේ භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිසංවිධානයක් වී වියුග්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇති උත්තේජිත අවස්ථාවට පත් වේ.



2.19 රූපය භූමි අවස්ථාවේ හා උත්තේජිත අවස්ථාවේ කාබන් පරමාණුවේ ශක්ති මට්ටම් සටහන

සංයුජතා කවචයේ $2s$ උපශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ශක්තිය ලබා ගෙන $2p$ උපශක්ති මට්ටමේ හිස් කාක්ෂිකයට ඇතුළු වේ (2.19 රූපය). $2s$ හා $2p$ උප ශක්ති මට්ටම් අතර ශක්ති පරතරය සාපේක්ෂව අඩු නිසා මෙම සංක්‍රමණය සිදු වේ. දැන් ඉහත දක්වා ඇති ආකාරයට පරමාණුව $2s$ හා $2p$ ශක්ති මට්ටම්වල යුගලනය නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිතව උත්තේජිත අවස්ථාවට පත් වී ඇත. එහි නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක් ඇතත් ඒවා ඇත්තේ එකිනෙකට වෙනස් උපශක්ති මට්ටම් දෙකක වන අතර ඒවායේ කාක්ෂිකවල හැඩ ද සමාන නොවෙයි (ගෝලාකාර s කාක්ෂිකයක හා ඩම්බෙල් හැඩ p කාක්ෂික). මේ තත්ත්වය යටතේ ඇති C පරමාණුව මඟින් H පරමාණු 4ක් සමඟ CH_4 අණුව

සෑදුවේ නම්, කාබන්වල 2*s* කාක්ෂිකයක් හා හයිඩ්‍රජන්වල 1*s* කාක්ෂිකයක් අතර සෑදෙන බන්ධනයකින් ද කාබන්වල 2*p* කාක්ෂික සමග හයිඩ්‍රජන්හි 1*s* අතිච්ඡාදනය වී සෑදෙන C-H බන්ධන තුනකින් ද CH_4 අණුව සමන්විත විය යුතු ය. එබැවින් CH_4 අණුවෙහි එකිනෙකට වෙනස් බන්ධන කෝණ වලින් යුත් දෙආකාරයක C-H බන්ධන පවතිනැයි අපේක්ෂිත ය.

එහෙත් CH_4 අණුවේ C-H බන්ධන හතර හා බන්ධන කෝණ සමාන ය. එනිසා බන්ධන සෑදීමට පෙර මේ 2*p* කාක්ෂික තුන හා 2*s* කාක්ෂිකය එක් වී හැඩයෙන් හා ශක්තියෙන් සමාන කාක්ෂිකවලට පරිවර්තනය වේ යැයි උපකල්පනය කෙරේ. මෙම සංකල්පය **"මුහුම්කරණය"** නම් වේ. මුහුම්කරණ සංකල්පය නොමැති ව කාබන්හි 2*s* කාක්ෂිකය හා 2*p* කාක්ෂික මගින් එකිනෙකට සමාන C-H බන්ධන 4 සහිත CH_4 අණුව සඳහා ව්‍යුහයක් ඉදිරිපත් කිරීම අපහසු ය. එපරිදිම පරීක්ෂණාත්මකව අනාවරණය කර ඇති පරිදි HCH බන්ධන කෝණය 109.5° වීම ද පැහැදිලි කළ නොහැකි ය.

පරමාණුවක කාක්ෂික මුහුම්කරණය වටහා ගැනීමට පහත දැක්වෙන කරුණු වැදගත් වේ.

(i) හුදෙකලා පරමාණුවකට මුහුම්කරණය නැමැති සංකල්පය යොදන්නේ නැත. යම් අණුවක ඇති පරමාණුවක් මගින් බන්ධන සෑදීම විස්තර කිරීමට මුහුම්කරණය යොදා ගනු ලැබේ.

(ii) මෙහි දී හැඩයෙන් හා ශක්තියෙන් සමාන නොවන වෙනස් උපශක්ති මට්ටම්වලට අයත් කාක්ෂික දෙකක් අවම වශයෙන් මිශ්‍ර විය යුතු ය.
නිදසුන්: *s* කාක්ෂිකය සමග එම පරමාණුවේ *p* කාක්ෂිකයක් හෝ *p* කාක්ෂික කිහිපයක් (3 ක් දක්වා) මුහුම්කරණයට සහභාගි වේ. මේ නිසා මුහුම් කාක්ෂිකවලට පිරිසිදු අනන්‍යතාවක් නොමැත. එබැවින් මුහුම් කාක්ෂිකවල හැඩය මුහුම්කරණයට සහභාගි වන කාක්ෂිකවල හැඩයට වඩා වෙනස් ය.

(iii) මුහුම්කරණයට සහභාගි වූ පරමාණුක කාක්ෂික ගණනට සමාන මුහුම් කාක්ෂික සංඛ්‍යාවක් ප්‍රතිඵල ලෙස සෑදේ. මුහුම්කරණයට සහභාගි වන කාක්ෂිකවල ශක්ති මට්ටම් වෙනස් වුව ද සෑදෙන මුහුම් කාක්ෂික එකම ශක්ති මට්ටමක පිහිටයි. *s* හා *p* පරමාණුක කාක්ෂික මුහුම්කරණය නිසා ප්‍රතිඵල ලෙස සෑදුණු මුහුම් කාක්ෂික හැඩයෙන් හා ශක්තියෙන් සමාන ය. එහෙත් ඒවා ත්‍රිමාන අවකාශයේ දිශානත වී ඇති ආකාරයෙන් වෙනස් වේ.

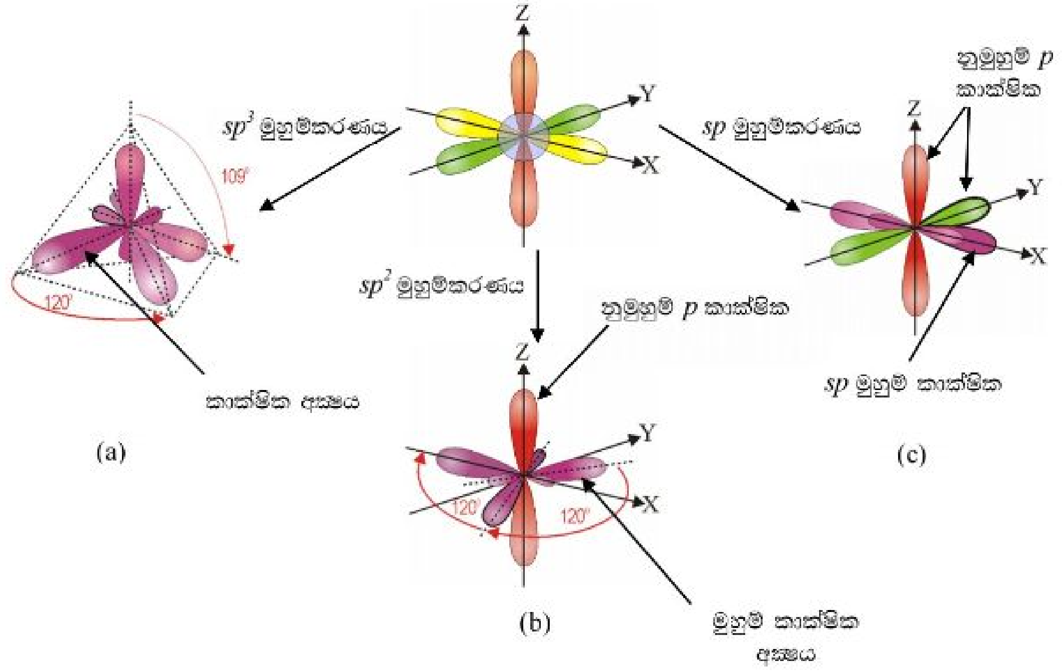
(iv) බන්ධන ඇතිවීම සඳහා කිසියම් පරමාණුවක මුහුම් කාක්ෂිකයක් වෙනත් පරමාණුවකට අයත් මුහුම් කාක්ෂිකයක් සමග හෝ වෙනත් පරමාණුවක නුමුහුම් කාක්ෂිකයක් සමග අතිච්ඡාදනය වේ (රේඛීය අතිච්ඡාදනය).

මුහුම්කරණය නැමැති ක්‍රියාවලිය සත්‍ය වශයෙන් ම සිදු වන භෞතික ක්‍රියාවලියක් නොව සංකල්පයක් ලෙස ඉදිරිපත් කරන අපූර්ව මනඃකල්පිත ක්‍රියාවලියකි. මේ මනඃකල්පිත සංකල්පීය ක්‍රියාවට අනුව උත්තේජිත අවස්ථාවේ වූ කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකිනෙකට වෙනස් මුහුම්කරණ අවස්ථා තුනක් පවතියි. කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිත මුහුම්කරණය පහත සාරාංශ කර දක්වා ඇත.

(i) *s* කාක්ෂිකය සමග *p* කාක්ෂික තුනම මිශ්‍ර වීමෙන් sp^3 මුහුම්කාක්ෂික හතරක් සෑදීම (චතුස්තලීය ජ්‍යාමිතිය)

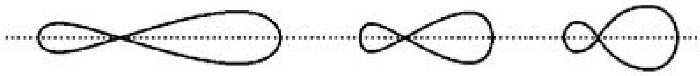
(ii) *s* කාක්ෂිකය සමග *p* කාක්ෂික දෙකක් මිශ්‍ර වීමෙන් sp^2 මුහුම්කාක්ෂික තුනක් සෑදීම (තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ජ්‍යාමිතිය)

(iii) *s* කාක්ෂිකය සමග *p* කාක්ෂික එකක් මිශ්‍ර වීමෙන් *sp* මුහුම්කාක්ෂික දෙකක් සෑදීම (රේඛීය ජ්‍යාමිතිය)



2.20 රූපය sp^3, sp^2 හා sp මුහුම්කරණය

පහත දී ඇති රූප සටහනෙන් sp^3, sp^2 හා sp මුහුම් කාක්ෂිකවල හැඩය හා s හා p කාක්ෂික ගුණ ප්‍රතිශතය සංසන්දනය කෙරේ.



	sp^3 මුහුම් කාක්ෂික	**sp^2 මුහුම් කාක්ෂික**	**sp මුහුම් කාක්ෂික**
***s* කාක්ෂික ගුණ**	25%	33.3%	50%
***p* කාක්ෂික ගුණ**	75%	66.3%	50%

2.21 රූපය sp^3, sp^2 හා sp මුහුම් කාක්ෂික සංසන්දනය

(a) **sp^3 මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය**

මුහුම් කාක්ෂික චතුස්තලයක් තුළ පිහිටා ඇත. කාක්ෂික අක්ෂ අතර කෝණය 109^0 28′ වේ.

(b) **sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය**

මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ තුන එක ම තලයක පිහිටා ඇත. මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ අතර කෝණය 120^0කි. මුහුම්කරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂිකය මෙම තලයට ලම්බක වේ.

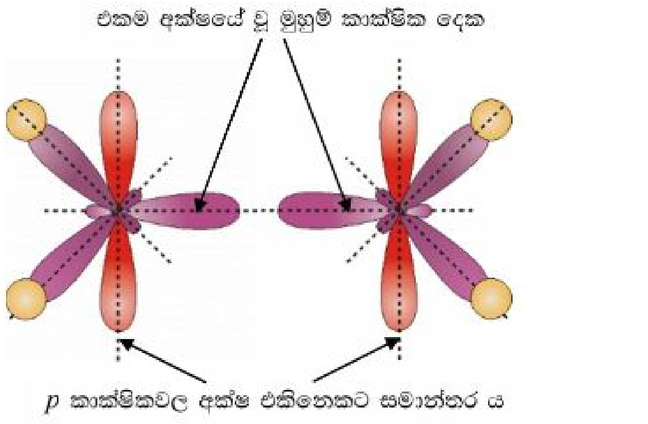
(c) **sp මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය**

මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ දෙක ම එක ම සරල රේඛාවක පවතී. මුහුම් කාක්ෂික අක්ෂ අතර කෝණය 180^0කි. මුහුම්කරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂික අක්ෂ එකිනෙකටත් sp මුහුම් කාක්ෂික අක්ෂයටත් ලම්බකව ඇත.

2.3.2 ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම

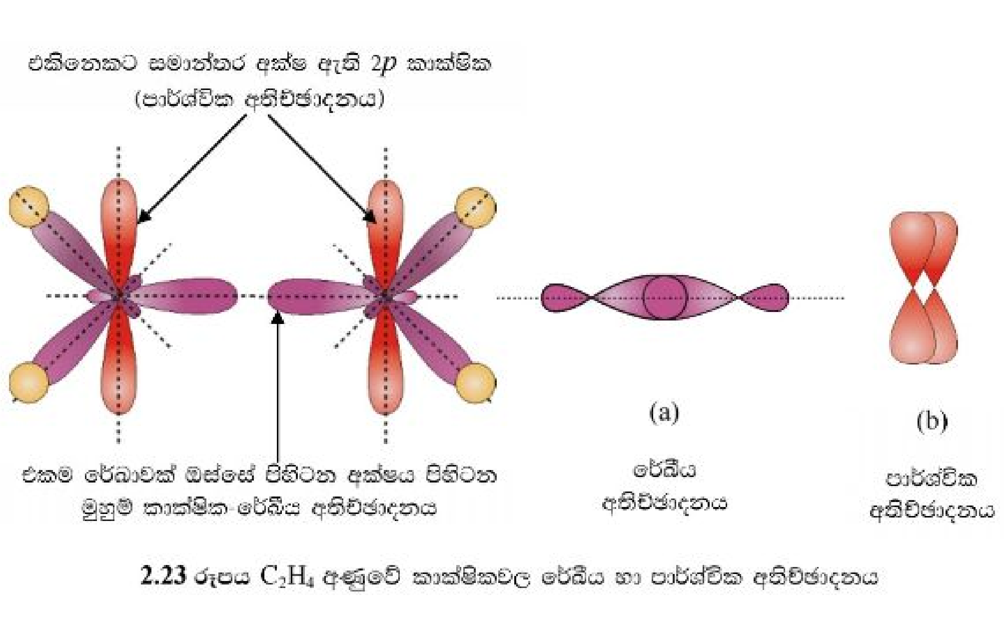
පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන දෙකක් ඇති විට ඉන් එක් බන්ධනයක් σ බන්ධනයකි. අනෙක් බන්ධනය π බන්ධනයකි. එතීන් (CH_2CH_2) හි කාබන් පරමාණු අතර ද්විත්ව බන්ධනය නිර්මාණය වන ආකාරය සලකමු.

මුහුම් කාක්ෂික දෙකක් අතර රේඛීය අතිච්ඡාදනය මඟින් 'σ' බන්ධනය සෑදෙයි. 'π' බන්ධන සෑදීමට මුහුම් කාක්ෂික භාවිත නො වේ. π බන්ධනය සෑදෙන්නේ මුහුම්කරණයට ලක් නොවූ ඩම්බෙලාකාර $2p$ කාක්ෂික දෙකක් අතර වූ පාර්ශ්වික අතිච්ඡාදනය මඟිනි.



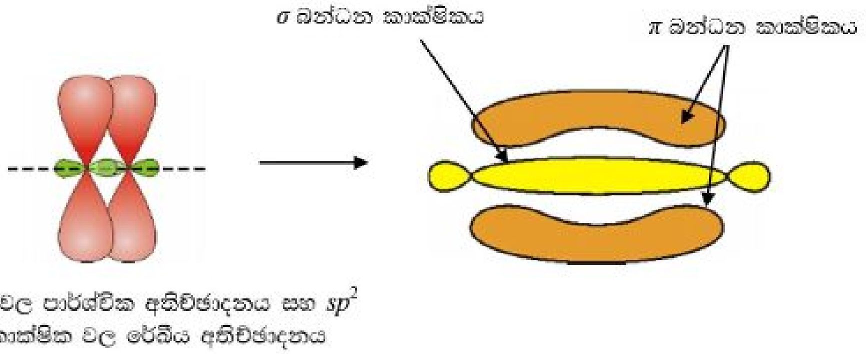
2.22 රූපය C_2H_4 අණුවේ p කාක්ෂික හා sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල පිහිටීම

p කාක්ෂික අක්ෂ එකිනෙකට සමාන්තර නිසා ඩම්බෙලාකාර p කාක්ෂික දෙක එකිනෙක සමග පාර්ශ්වික වශයෙන් අතිච්ඡාදනය වේ. එහෙත් p කාක්ෂික අක්ෂ සමාන්තර නොවන විට දී කාක්ෂික අතිච්ඡාදනය වීමට ඇති ඉඩකඩ අඩු වේ. මුහුම් කාක්ෂික අක්ෂ එක ම අක්ෂයක් ඔස්සේ පිහිටන නිසා ඒවා අතර අතිච්ඡාදනයට රේඛීය අතිච්ඡාදනය යැයි කියනු ලැබේ.



2.23 රූපය C_2H_4 අණුවේ කාක්ෂිකවල රේඛීය හා පාර්ශ්වික අතිච්ඡාදනය

2.24 රූපය මගින් ද්විත්ව බන්ධනයෙ හි බන්ධන කාක්ෂික සැකසී ඇති ආකාරය පිළිබඳ වූ ආකෘතියෙන් ගම්‍ය වන සාමාන්‍ය අදහස නිරූපණය කරයි.

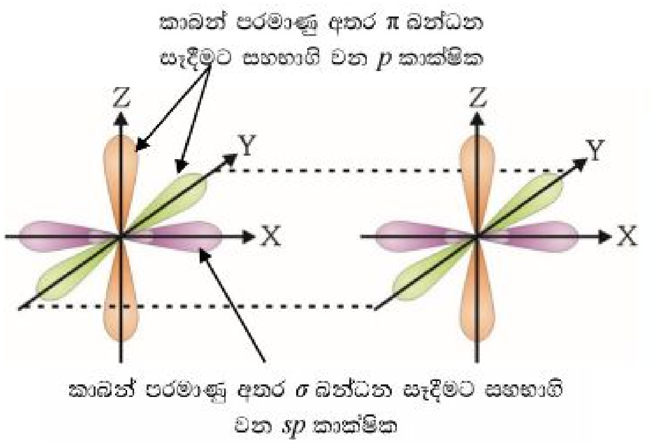


2.24 රූපය σ බන්ධන හා π බන්ධන

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

$$\mathrm{H - C \equiv C - H}$$

එතයින්හි එක් කාබන් පරමාණුවක් σ බන්ධන දෙකක් (C-C හා C-H) බැගින් සාදයි. මේ නිසා කාබන් පරමාණු *sp* මුහුම්කරණයේ ඇති අතර පරමාණු දෙකෙහි *p* කාක්ෂික දෙකෙහි අක්ෂ එකිනෙකට සමාන්තර වන පරිදි පිහිටයි. එය පහත 2.25 රූපයෙන් දක්වා ඇත.



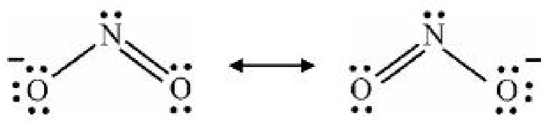
- p_y කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- p_z කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- x අක්ෂය මත එකිනෙකට මුහුණලා ඇති මුහුම් *sp* කාක්ෂික දෙක කාබන් පරමාණු දෙක අතර σ බන්ධනයක් සාදයි.

2.25 රූපය එතයින්හි කාබන් පරමාණු දෙකෙහි *p* කාක්ෂික හා *sp* මුහුම්කාක්ෂික අන්තර්ක්‍රියා

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

2.3.3 සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

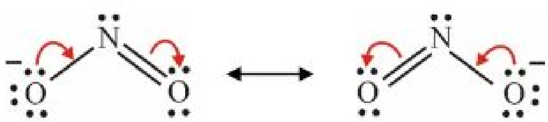
ඇතැම් අණු හෝ අයන හෝ සඳහා ලුවිස් ව්‍යුහ ගණනක් ඉදිරිපත් කළ හැකි අවස්ථා ඇත. එවැනි අවස්ථාවල දී එම එක් එක් ලුවිස් ව්‍යුහයන් හි පරමාණු සැකිල්ල හෝ පරමාණු පිහිටීම් සමාන අතර ඒවා **"සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ" (Resonance structures)** ලෙස හැඳින්වේ. බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) පවතින විටදී පරමාණු සැකැස්ම (අණුවේ සැකිල්ල) වෙනස් නොකර එකිනෙකට වෙනස් ස්ථාන ආශ්‍රිතව π බන්ධනය හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය පැවතීමට ඇති හැකියාව මෙයට හේතු වේ. නිදසුන් ලෙසට NO_2^- අයනය සඳහා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් පහත රූපය 2.26 පරිදි දැක්විය හැකි ය. ඒවායේ පරමාණු සැකැස්ම වෙනස් නොවී π බන්ධන පිහිටි ස්ථාන වෙනස් වී ඇත.



(a) (b)

2.26 රූපය NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

මෙම NO_2^- අයනයේ සෘණ ආරෝපණය හා π බන්ධන පිහිටන ස්ථාන වෙනස් වීම නිසා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් ඉදිරිපත් කළ හැකිය. මෙම (a) හා (b) යන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙක සමාන වේ. එක් ව්‍යුහයක් අනෙක් ව්‍යුහයෙන් වෙන් කර හඳුනා ගත නොහැකි ය. එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය නිර්මාණය වන ආකාරය නැමි ඊතල භාවිතයෙන් (2.27 රූපය) විස්තර කෙරේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හෝ π බන්ධන සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණය වීම පෙන්වීමට නැමි ඊතලය භාවිත කරන අතර, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සංක්‍රමණය වූ ස්ථානය ඊ හිස මගින් නිරූපණය වේ. පහත රූපය මඟින් NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම දක්වා ඇත.



(a) (b)

2.27 රූපය NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්ප්‍රයුක්තතාවේ ලක්ෂණ

(i) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයන් (දායකත්ව ව්‍යුහ) ස්වභාවයේ සත්‍ය වශයෙන් නො පවතී. මෙම ව්‍යුහ සටහන් අණුවල සත්‍ය ස්වභාවය වටහා ගැනීමේ පහසුව සඳහා අඳින ලද මනඃකල්පිත ව්‍යුහයන් වේ. එමනිසා අණු හෝ අයන වල සත්‍යය ස්වභාවය සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය මඟින් නිරූපණය වේ යැයි සලකනු ලැබේ. .

(ii) එක සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති විට දී සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමේ බන්ධන දිග එක සමාන වේ. (උදා: NO_2^- හි N-O බන්ධන දිග එක සමාන වේ).
(iii) සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට සාපේක්ෂව අඩු ශක්තියක් ඇති බැවින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවලට වඩා එය ස්ථායිතාවයෙන් වැඩි ය.
(iv) සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම සඳහා සමාන දායකත්වයක් දේ.
(v) එකිනෙකට අසමාන ව්‍යුහ මුහුමට දක්වන දායකත්වය ද අසමාන වන අතර වඩා ම ස්ථායි ව්‍යුහය වැඩි ම දායකත්වයක් දෙයි.

විධිමත් ආරෝපණ

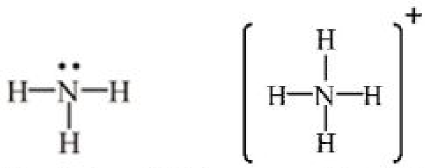
විධිමත් ආරෝපණ (formal charge) යනු අණුවක හෝ බහු පරමාණුක අයනයක ඇති පරමාණුවක් මත පවතින මනඃකල්පිත ආරෝපණය වේ. මෙම සංකල්පය සලකා බලනුයේ ශක්තිමය වශයෙන් වඩාත් ස්ථායිව පැවතිය හැකි ලුවිස් ව්‍යුහය සොයා ගැනීමට ය. සාමාන්‍යයෙන් සෑම පරමාණුවක් මත ම ඇති විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය හෝ ශුන්‍යයට ආසන්න වේ නම් එය ස්ථායි ලුවිස් ව්‍යුහයක් ලෙස සැලකේ.

විධිමත් ආරෝපණය (FC) ගණනය කිරීමට පහත පියවර උදව් වේ.

FC =(පරමාණුවේ සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන)-[(බන්ධන ගණන) + (එකසර යුගලවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන)]

(i) ලුවිස් සූත්‍රයක, ඇති පරමාණුවක කාණ්ඩ අංකයට සමාන බන්ධන ගණනක් පවතී නම් එහි විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍යය වේ.
(ii) විධිමත් ආරෝපණ සියල්ල එකතු කර එහි අගය සොයාගන්න.
    (a) අණුවක විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව ශුන්‍ය වේ.
    (b) බහු පරමාණුක අයනයක, විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව අයනයේ ආරෝපණයට සමාන වේ.

උදා ඃ



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

NH_3හි N පරමාණුව සඳහා
FC = (පරමාණුවේ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන) - [(බන්ධන ගණන) + (බන්ධන සඳහා හවුල් නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන)]

$= 5 - (3+2) = 0$

ඇමෝනියා හි N පරමාණුවේ විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය වේ.

NH_3 හි H පරමාණුව සඳහා
FC = (පරමාණුවේ සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන) -[(බන්ධන ගණන) + (බන්ධන සඳහා හවුලේ තබා නොගත් ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන)]

$= 1 - (1+0) = 0$

ඇමෝනියා හි H පරමාණුවේ විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය වේ.

NH_3 හි N හා H පරමාණුවල විධිමත් ආරෝපණ ශුන්‍ය නිසා අණුවේ සමස්ථ ආරෝපණයද ශුන්‍යය.

ඇමෝනියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව බන්ධන 4 ක් සාදා ඇති අතර හවුල් නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන N පරමාණුව මත නැත. එමනිසා ඇමෝනියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව මත විධිමත් ආරෝපණය +1 කි. එහි සෑම H පරමාණුවකම විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය වේ. එබැවින් NH_4^+ අයනයේ විධිමත් ආරෝපණ වල එකතුව +1 වන අතර එය අයනයේ ආරෝපණය වේ.

(i) අණුවක හෝ අයනයක වඩාත් ම සුදුසු ලුවිස් ව්‍යුහය වන්නේ සෑම පරමාණුවක් මත ම විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය හෝ ශුන්‍යයට ළඟා ව ඇති අවස්ථාවයි.

(ii) ඍණ විධිමත් ආරෝපණ වැඩිපුර ම පවතිනුයේ වැඩි විද්‍යුත්-ඍණතාවයක් ඇති මූලද්‍රව්‍ය මත වේ.

(iii) යම් ලුවිස් ව්‍යුහයක යාබද පරමාණුවල එකම වර්ගයේ විධිමත් ආරෝපණයක් ඇත්නම් ස්ථායි නොවේ. එම නිසා නිවැරදි නිරූපණයක් නො වේ.

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

(a)

Cl සඳහා, FC = 7 - (2 + 4) = + 1

N සඳහා, FC = 5 - (3 + 2) = 0

O සඳහා, FC = 6 - (1 + 6) = - 1

(b)

Cl සඳහා, FC = 7 - (1 + 6) = 0

N සඳහා, FC = 5 - (3 + 2) = 0

O සඳහා, FC = 6 - (2 + 4) = 0

මෙම ලුවිස් ව්‍යුහ දෙකම අෂ්ටක නියමය සපුරන ලෙසට ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ත වී ඇත. නමුත් (b) ව්‍යුහය ශක්තිමය වශයෙන් වඩාත් ස්ථායි වනුයේ එහි සෑම පරමාණුවකම විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍ය වීම නිසාය.

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයීම සඳහා නීති

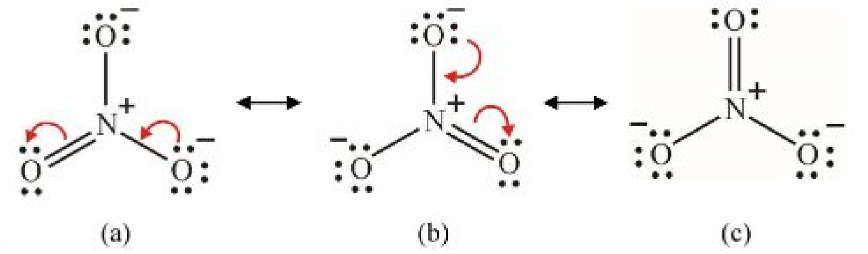
(i) වඩාත් ස්ථායි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයට අඩු ම විධිමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුජ බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තෘප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.

(ii) යාබද පරමාණුවල සමාන වර්ගයේ විධිමත් ආරෝපණ ඇති ව්‍යුහ සාපේක්ෂව අස්ථායි වේ.

(iii) යාබද පරමාණු මත ප්‍රතිවිරුද්ධ විධිමත් ආරෝපණ ඇති විට, විද්‍යුත්-ධන පරමාණු මත ධන ආරෝපණ තැබිය යුතු වන අතර, විද්‍යුත්-ඍණ පරමාණු මත ඍණ ආරෝපණ තැබිය යුතු ය.

(iv) O, F වැනි ඉහළ විද්‍යුත් ඍණතාවක් ඇති පරමාණු මතට ධන ආරෝපන ලැබීම අස්ථායි වේ.

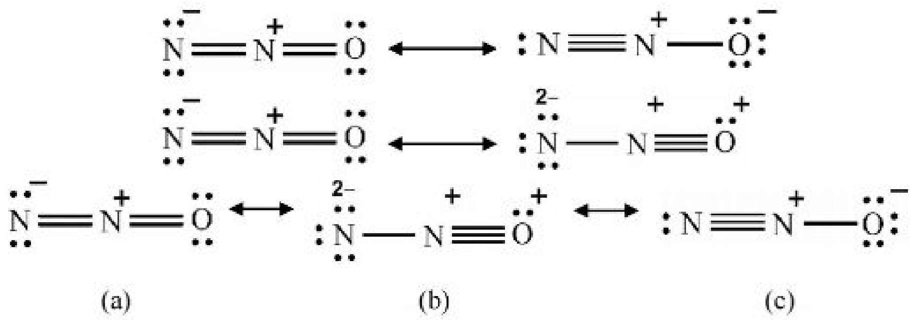
නයිට්‍රේට් අයනයේ (NO_3^-) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම පහත 2.28 රූපයේ දක්වා ඇත.



2.28 රූපය NO_3^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ එක සමාන වේ. එම නිසා ඒවායේ ස්ථායිතාව ද එක සමාන වේ. එබැවින් සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම සඳහා ඒවායේ දායකත්වය එකම වේ.

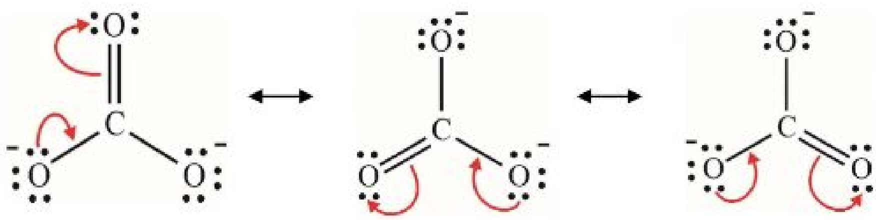
N_2Oහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පහත දක්වා ඇත. ඒවා සියල්ලම අෂ්ටක නියමය සපුරා ඇත.



2.29 රූපය N_2O හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

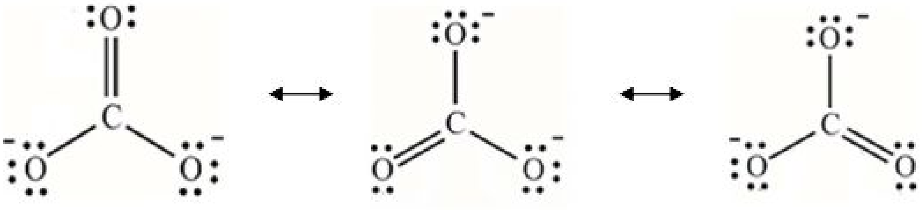
කෙසේ වෙතත් විධිමත් ආරෝපණ සංකල්පය අනුව මෙහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ වල ස්ථායිතාව එක සමාන නො වේ. දී ඇති (iii) නීතියට අනුව (b) ව්‍යුහය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට අඩු ම දායකත්වයක් ලබා දේ. (b) ට සාපේක්ෂව (a) හා (c) ව්‍යුහ ස්ථායි වේ. එමනිසා එම ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම කෙරෙහි වැඩි දායකත්වයක් සපයයි.

කාබනේට් අයනයේ (CO_3^{2-}) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය හා එම ව්‍යුහ ඇති වීම පහත 2.30 රූපයෙන් පැහැදිලි කෙරේ.



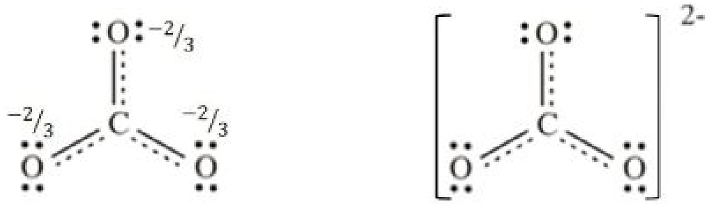
2.30 රූපය CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යුහය ඇතිවන අයුරු

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



2.31 රූපය CO_3^{2-} අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම විස්තර කිරීමට කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ භාවිතා කල හැකිය. කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සැලකූ විට සෑම ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ආශ්‍රිතව අවම වශයෙන් එකසර යුගල දෙකක් සෑම විට ම පවතී. එහෙත් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සෑදීමේ දී π බන්ධනයේ පිහිටීම වෙනස් වන බැවින් තුන් වැනි එකසර යුගල ඔක්සිජන් පරමාණු මත පිහිටීමට හෝ නොපිහිටීමට හැකි ය. π බන්ධන පිහිටන අවස්ථාව වෙනස් වන නිසා එම π බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව C-O බන්ධන තුන පුරා ම ව්‍යාප්ත වී විස්ථානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් ලෙස ඇතැයි සලකනු ලැබේ. CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම 2.32 රූපයේ දැක්වේ. කඩ ඉරි මගින් මෙම විස්ථානගත ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව දක්වා ඇත. සත්‍ය ව්‍යුහය සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ තුනෙහිම ලක්ෂණවල එකතුවක් වන බැවින් CO_3^{2-} අයනයේ සියළුම බන්ධන දිගින් සමානය.

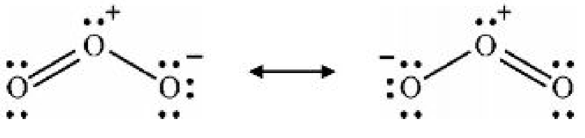


(a) (b)

2.32 රූපය (a) ආරෝපණ සහිතව CO_3^{2-} අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය (b) පර්යන්ත පරමාණු මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

ඉහත දක්වන ලද එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ සල කුණු කරන ලද සම්පයුක්ත මුහුම වලංගු වන්නේ මුහුම ලබාගැනීම සඳහා අඳින ලද සියලු සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ එක සමාන වන විට පමණි (උදා: O_3, NO_3^-, CO_3^{2-}, NO_2^- වැනි) කෙසේ වුවද අසමමිතික අණු/ අයන (උදා: N_2O, $S_2O_3^{2-}$) සඳහා ඉහත ආකාරයේ නිරූපනයක් වලංගු නොවේ.

ඕසෝන් අණුව, සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් මගින් පහත පරිදි නිරූපණය කළ හැකි ය.



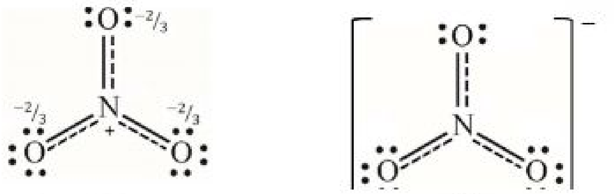
2.33 රූපය O_3 හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

O_3 අණුවේ කේන්ද්‍රීය ඔක්සිජන් පරමාණුව ඉතිරි ඔක්සිජන් පරමාණු දෙක සමඟ සාදන බන්ධන දෙකෙහි දිග එක සමාන වන අතර, O_3 අණුව ඉහත ව්‍යූහ දෙකෙහි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමක් ලෙස සලකනු ලැබේ. O_3 හි මෙම සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම පහත දැක්වෙන පරිදි නිරූපණය කෙරේ.

(a) (b)

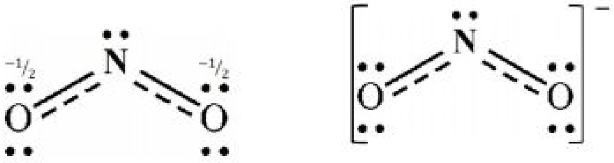
2.34 රූපය (a) ආරෝපණ සහිතව O_3 අණුවේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය (b) එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය

මෙසේම NO_3^- හා NO_2^- හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ 2.35 හා 2.36 යන රූපසටහන්වල පිළිවෙලින් දක්වා ඇත.



(a) (b)

2.35 රූපය (a)ආරෝපණ සලකුණු කල NO_3^- හි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම (b) පර්යන්ත/ මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය



(a) (b)

2.36 රූපය (a) ආරෝපණ සලකුණු කල NO_2^- හි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම (b) පර්යන්ත/ මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය

2.3.4 අණුවල ධ්‍රැවීයතාව සඳහා විද්‍යුත්-සෘණතා හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම

බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකෙහි විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස විශාල නම් එම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ධ්‍රැවීකරණය වී ඇතැයි සලකනු ලැබේ. බන්ධන ධ්‍රැවීය විට දී සහසංයුජ බන්ධනය සාදා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන වැඩිපුර ගැවසෙන්නේ විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණුව ආශ්‍රිතව ය. බන්ධනයක් ධ්‍රැවීය වනුයේ එම පරමාණු දෙක අතර ඇති විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස නිසා ය. විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස වැඩි තරමට ධ්‍රැවීයතාව වැඩි වේ. එහෙත් සමස්ත අණුව ධ්‍රැවීය වීම කෙරෙහි එම අණුවේ ජ්‍යාමිතිය මගින් ද බලපෑමක් ඇති වේ. නිදසුන් ලෙස, C=O බන්ධනය ධ්‍රැවීය වුවත් CO_2 අණුව නිර්ධ්‍රැවීය වේ. එයට හේතුව CO_2 අණුව සමමිතික වීම හා

රේඛීය වීමයි. එසේ ම C-Cl බන්ධනය ධ්‍රැවීය වුවත් CCl_4 නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. එයට හේතුව CCl_4 හි සමස්ථ සමමිතිය හා චතුස්තලීය වීමයි. ඒකම මූලද්‍රව්‍යයේ ද්විපරමාණුක අණු (උදා :- Cl_2, O_2, N_2) සරල නිර්ධ්‍රැවීය අණු සඳහා උදාහරණ වේ. මුළුමනින්ම නිර්ධ්‍රැවීය ගුණ ඇති සහ සංයුජ බන්ධන සඳහා උදාහරණ ලෙසට මේ Cl_2, O_2 හා N_2 වැනි අණු වල බන්ධන දැක්විය හැකි ය.

2.37 රූපය CCl_4 සහ CO_2 අණු

2.3.5 ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය

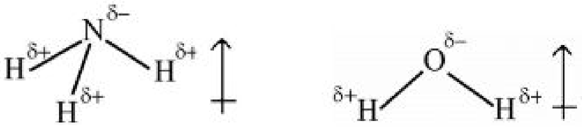
මේ සංකල්පය තේරුම් ගැනීම සඳහා එක් තනි බන්ධනයක් ඇති H-Cl සලකමු. ධ්‍රැවීය අණුවක එක් අන්තයක ඍණ ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. ඊට සාපේක්ෂව ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයක ධන ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. මේ අනුව HCl අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය Cl මත ද ධන ධ්‍රැවය H පරමාණුව මත ද පිහිටයි. සම්මුතියක් ලෙස ධ්‍රැවීය බන්ධන පහත දැක්වෙන පරිදි සටහන් කෙරේ.

$$^{\delta+}H - Cl^{\delta-}$$

ද්විධ්‍රැවය " $+\!\!\!\longrightarrow$ " ලෙස සංකේතවත් කෙරෙන අතර, ඊ හිස ඍණ ධ්‍රැවය දෙසට යොමු වන පරිදි සලකුණු කෙරේ.

$$\begin{array}{c} ^{\delta+}H - Cl^{\delta-} \\ +\!\!\!\longrightarrow \end{array}$$

උදා:



අණුවක නිත්‍ය ද්විධ්‍රැවයක් ඇති විට එක් එක් ධ්‍රැවයේ ප්‍රතිවිරුද්ධ ආරෝපණ විශාලත්වයන් සමාන නිසා සමස්ත අණුව විද්‍යුත් වශයෙන් උදාසීන වේ. එක් ධ්‍රැවයක ආරෝපණයත් එම ධ්‍රැව දෙක අතර පරතරයක් අතර ගුණිතය මගින් ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය ගණනය කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස HCl අණුව සැලකූ විට දී එහි බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝනවල අසමාකාර ව්‍යාප්තිය නිසා එක් ධ්‍රැවයක් H පරමාණුව ආශ්‍රිතව ද අනෙක් ධ්‍රැවය Cl පරමාණුව ආශ්‍රිතව ද ඇත. HCl අණුවේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය පහත පරිදි ගණනය කළ හැකි ය.

ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ විශාලත්වය (μ) = ධ්‍රැවයක ආරෝපණය (δ) × බන්ධන දිග

මෙම සමීකරණයේ δ හි ඒකක කූලෝම් (C) වන අතර r හි ඒකක මීටර් (m) වන බැවින් ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ ඒකක Cm වේ.

අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය (එයට විශාලත්වයක් හා දිශාවක් ඇති බැවින් දෛශික රාශියක් වේ). සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රකාශ කරන්නේ ඩෙබයි (Debye) යන ඒකකයෙනි. D මඟින් එය සංකේතවත් කෙරේ. $1D = 3.34 \times 10^{-3}$ Cm

මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවක විද්‍යුත්-සෘණතාව මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එම පරමාණුව දෙසට ආකර්ෂණය වීමේ හැකියාව විස්තර කරන බැවින් විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස මගින් අයනික ගුණ ප්‍රතිශතය ගණනය කිරීමට හැකි ආකෘතීන් ඇත. ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණ තොරතුරු හා බන්ධන දිග පදනම් කරගනිමින් අයනික ගුණ ප්‍රතිශතය ගණනය කළ හැකිය. එහෙත් ඒවා පරීක්ෂණාත්මක තොරතුරු ඇසුරෙන් තහවුරු විය යුතු ය. වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය දෙකක් අතර බන්ධනය ශුද්ධ ලෙස ම සහසංයුජ නො වේ. එහි යම් ප්‍රතිශතයක අයනික ගුණ පවතී.

2.3.6 විද්‍යුත් සෘණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

යම් මූලද්‍රව්‍යයක විද්‍යුත්-සෘණතාව නියතයක් යැයි උපකල්පනය කලත්, මූලද්‍රව්‍යයේ පරිසරය මත තරමක් දුරට වෙනස් වේ. විද්‍යුත් - සෘණතාව කෙරෙහි බලපාන වැදගත් සාධක හතරක් පහත දැක්වේ.

- **මුහුම්කරණය**
  s ලක්ෂණ වැඩි වූ විට, විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩිවේ. C වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $C(sp^3) < C\ (sp^2) < C\ (sp)$ එම නිසා CH_4, C_2H_4 සහ C_2H_2 යන අණුවල C පරමාණු වේ. විද්‍යුත් - සෘණතාව පහත ආකාරයට වැඩිවේ. $CH_4 < C_2H_4 < C_2H_2$

- **ආරෝපණය**
  උදා :- N වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $NH_2^- < NH_3 < NH_4^1$ සියළු N පරමාණු sp^3 මුහුකරණය ලබා ගෙන ඇත. $N^- < N < N^+$ විද්‍යුත්-සෘණතාව වෙනස් වන ආකාරය ඉහත දැක්වේ. පරමාණුවේ ධන ආරෝපණ වැඩි වන විට එහි විද්‍යුත් - සෘණතාව උදාසීන පරමාණුවකට වඩා වැඩිවේ. තව ද සෘන අරෝපිත අයනයක විද්‍යුත් - සෘණතාව ට වඩා උදාසීන පරමාණුවක විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩිවේ.

- **ඔක්සිකරණ අංකය**
  H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^2 යන ප්‍රභේදවල S පරමාණුවේ මුහුම්කරණය sp^3 වේ. S පරමාණුවේ අරෝපණය ශුන්‍යය. දී ඇති අණුවල මුහුම්කරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. එම නිසා දී ඇති ප්‍රභේදවල S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව එක් එක් ප්‍රභේදයේ ඇති S වල ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවති. H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රභේදවල S වල ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් -2, +4 සහ +6 වේ. එම නිසා S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විචලනය වේ.

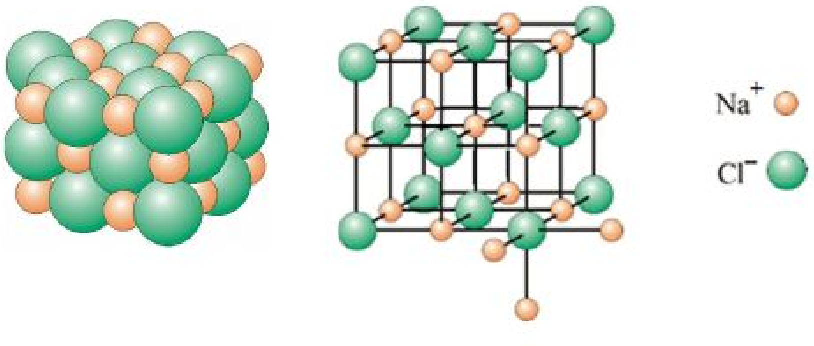
- අණුවේ සලකා බලන පරමාණුවකට සම්බන්ධ අනෙකුත් පරමාණුවල ස්වභාවය
  උදා :- CF_4 වල C වල විද්‍යුත් - සෘණතාව CCl_4 වලට වඩා විශාලය. ෆ්ලෝරීන්වල ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාව නිසා C පරමාණුව ෆ්ලොරින් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ වී පැවතීම ක්ලෝරින් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ ව පවතිනවාට වඩා ඉහළ ධනතාවයකින් යුක්ත ය. මෙය ෆ්ලෝරීන්වලට සම්බන්ධ ව පවතින කාබන්වලට ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාවක් ඇති කරයි.

ඉහත නීති යෙදීමේ දී, විවිධ අණුවල අඩංගු මූලද්‍රව්‍ය 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 නයිට්‍රජන්වල මුහුම්කරණය එකට වේ. එබැවින් මෙම ප්‍රභේද දෙකෙහි නයිට්‍රජන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සෘණතාවය තීරණය කරනු ලබන්නේ අරෝපණය මගිනි. NH_3 වල නයිට්‍රජන් පරමාණුව උදාසීන වන අතර, NH_4^+ හි නයිට්‍රජන් පරමාණුව ධන අරෝපිත බැවින් NH_4^+ හි නයිට්‍රජන් පරමාණුව වඩාත් විද්‍යුත් සෘණ වේ.

එසේ ම මුහුම්කරණය හා අරෝපණය එකට වේ නම්, එවිට ඔක්සිකරණ අංකය සැලකිල්ලට ගත හැකි වේ. උදාහරණයක් වශයෙන් CH_3F හා CH_4 වල මුහම්කරණය සහ අරෝපණය එකම වේ. CH_3F හි කාබන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -2 වන අතර, CH_4 හි -4 වේ. එබැවින් විද්‍යුත් - සෘණතාවය ඔක්සිකරණ අංකය පදනම් කරගෙන නිර්ණය කළ හැකි ය. ඉහළ ඔක්සිකරණ අංකයක් ඇති CH_3F හි කාබන්වල විද්‍යුත් - සෘණතාවය, CH_4 වලට වඩා වැඩිවේ, මුහුම්කරණය අරෝපණය හා ඔක්සිකරණ අංකය එකම වන විට, අනෙකුත් පරමාණුවල බලපෑම සැලකිය යුතු යි. උදාහරණයක් වශයෙන් $CHCl_3$ හා CHF_3 වල කාබන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සෘණතාවය කාබන් පරමාණුවට සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවල විද්‍යුත් - සෘණතාව සංසන්දනය කළ හැකි ය. ඒ අනුව, CHF_3 හි කාබන් පරමාණුව $CHCl_3$ වලට වඩා විද්‍යුත් සෘණ වේ.

2.4 අයනික බන්ධන/ අයනික අන්තර් ක්‍රියා

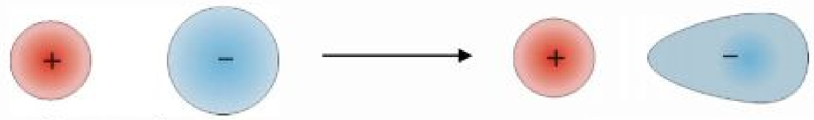
ධන හා සෘණ අයන අතර හටගන්නා ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් අයනික බන්ධන සෑදේ. මෙම ධන හා සෘණ අයන ඝන (ස්ඵටික) අවස්ථාවේ දී එක්තරා රටාවකට ඇසිරී ඇත. එය **"දැලිස් ව්‍යූහයක්"** ලෙස හැඳින්වේ. සෑම ධන අයනයක් වටා සෘණ අයන ද සෑම සෘණ අයනයක් වටා ධන අයන ද වන පරිදි කිසියම් රටාවකට අයන ඇසිරී ඇත. නිදසුන් ලෙස NaCl දැලිසෙහි Na^+ අයනය වටා Cl^- අයන හයක් ද Cl^- අයනය වටා Na^+ අයන හයක් ද වන පරිදි දැලිස් ව්‍යූහය සැකසී ඇත.



2.38 රූපය NaCl හි දැලිස් ව්‍යූහය

අයනික දැලිසේ ඇති කුඩා අයනය කැටායනය වන අතර, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව න්‍යෂ්ටියට තදින් බැඳී පවතී. අයනික දැලිසේ ඇති විශාල අයනය ඇනායනය වන බැවින් කැටායනයට සාපේක්ෂව එහි බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට ලිහිල්ව බැඳී ඇත. බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් මඟින් ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවේ හැඩය පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කැටායනයේ ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණය මඟින් විශාල ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවේ හැඩය ඉතා පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කැටායනයේ ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඒ වෙතට

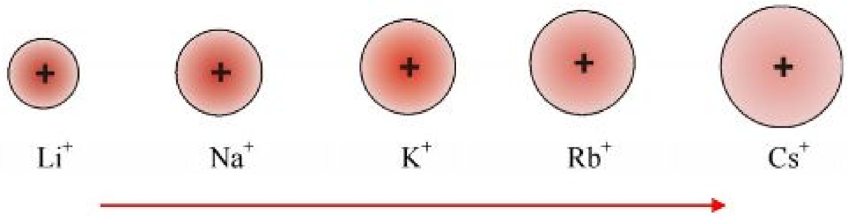
ඇද ගනී. ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඇද ගැනීමට කැටායනයකට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවීකාරක බලය** ලෙස හැඳින්වේ. කැටායනය, ඇනායනය වෙත ආසන්න වීමේ දී එහි ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ගෝලාකාර හැඩයේ වෙනස් වීමට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවණශීලතාව** ලෙස හැඳින්වේ.



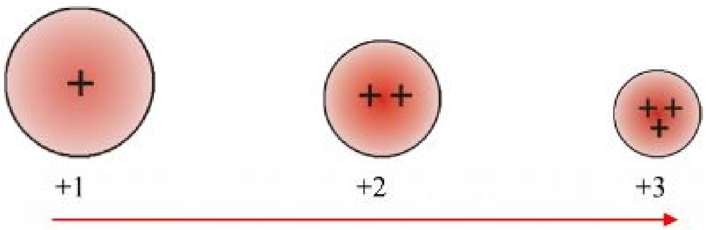
ධ්‍රැවීකරණයක් නොමැත.

ඍණ අයන
ධ්‍රැවීකරණය වී ඇත.

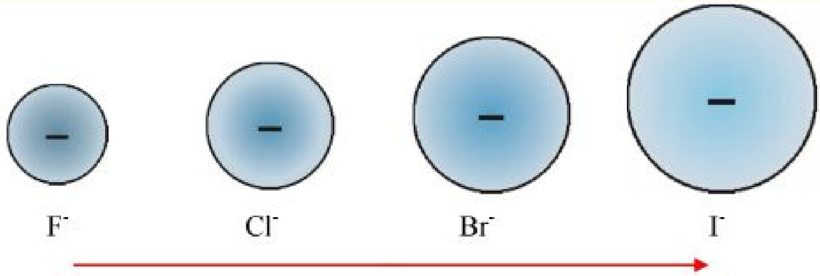
කැටායනයේ ධ්‍රැවීකරණ බලය ප්‍රබල වන්නේ එය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විටය.



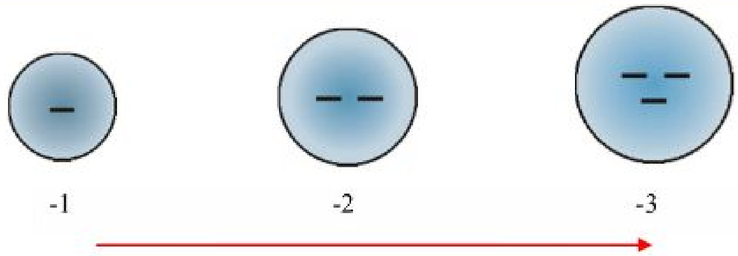
කැටායනයේ විශාලත්වය වැඩිවේ.
ධ්‍රැවීකාරක බලය අඩු වේ.



සම පරමාණුක ප්‍රභේදවල: කැටායනයේ ආරෝපණය වැඩි වේ.
කැටායනයේ විශාලත්වය අඩු වේ.
ආරෝපණ ඝනත්වය වැඩි වේ.
ධ්‍රැවීකාරක බලය වැඩි වේ.



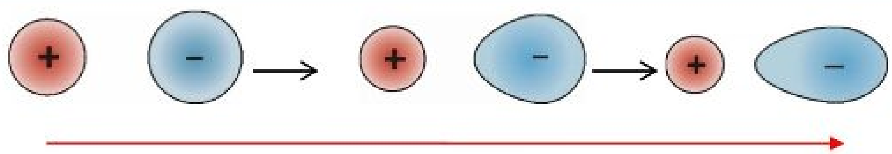
ඇනායනයේ විශාලත්වය වැඩිවේ.
ධ්‍රැවණශීලතාව වැඩි වේ.



සම පරමාණුක ප්‍රභේදවල: ඇනායනයේ ආරෝපණය වැඩි වේ.
ඇනායනයේ විශාලත්වය වැඩි වේ.
ධ්‍රැවණශීලතාව වැඩි වේ.

බන්ධනයක අයනික ලක්ෂණ හා සහසංයුජ ලක්ෂණ පවතින ප්‍රමාණය ධ්‍රැවීකරණය (කැටායනයේ ධ්‍රැවීකාරක බලය සහ ඇනායනයේ ධ්‍රැවණශීලතාව) මත රඳා පවතී.

- කැටායනයේ ප්‍රමාණය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට
- ඇනායනයේ ප්‍රමාණය විශාල වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට ධ්‍රැවීකරණය වැඩි වේ.



ධ්‍රැවීකරණය වැඩි වන නිසා අයනික ලක්ෂණ අඩු වේ.
සහසංයුජ ලක්ෂණ වැඩි වේ.

2.5 ලෝහක බන්ධන

සාමාන්‍යයෙන් අයනික සංයෝගවලට සාපේක්ෂව, සරල සහසංයුජ බන්ධන ඇති කුඩා අණු වලට ඇත්තේ පහළ ද්‍රවාංකයකි. අයනික සංයෝග ඝන අවස්ථාවේ දී විද්‍යුතය සන්නයනය නොකළ ද ද්‍රව අවස්ථාවේ දී (විලයනය වූ) සචල අයන හේතුවෙන් විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. ලෝහවල ද්‍රවාංක පුළුල් පරාසයක ව්‍යාප්ත වී ඇති අතර, ඝන හා ද්‍රව අවස්ථාවේ ඇති ලෝහ ඉතා හොඳින් විද්‍යුතය හා තාපය සන්නයනය කරයි. රසදියවල (Hg) ද්‍රවාංකය -39°C වන අතර, ටන්ග්ස්ටන්වල (W) ද්‍රවාංකය 3410 °C තරම් ඉතා ඉහළ අගයක් ගනී. න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියාකාරක හි දී ද්‍රව සෝඩියම් ශීතකාරකයක් ලෙස භාවිත කරන්නේ ද්‍රව සෝඩියම් වල තාප සන්නායක ගුණ පවතින නිසා ය. අයනික හා සහ සංයුජ සංයෝග හා සසඳන විටදී ලෝහ සතු මෙම වෙනස්කම් පැහැදිලි කිරීම පිණිස සහසංයුජ බන්ධන ආකෘතිය හෝ අයනික බන්ධන ආකෘතිය සමත් නො වේ.

වායුවල හැසිරීම පිළිබඳ චාලක ආකෘතිය පදනම් කර ගනිමින් **පෝල් කාල් ලුඩ්විග් ඩ්රූඩ්** හා **හෙන්ඩ්‍රික් ලෝරෙන්ස්** විසින් ලෝහක බන්ධන ආකෘතිය නිර්මාණය කරන ලදී. ඩ්රූඩ් හා ලෝරෙන්ස් ආකෘතිය අනුව ලෝහ පරමාණු, ඒවායේ සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ලෝහක බන්ධන සෑදීමට ප්‍රදානය කරමින් ධන අයන බවට පත් වේ. පරමාණු ඉතා විශාල ප්‍රමාණයකින් සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉතා විශාල සංඛ්‍යාවක් අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවක් නිර්මාණය වේ. මෙම ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව මඟින්, එම ධන අයන අතර විකර්ෂණ බල මැඩ පවත්වමින් ඒවා යම් දැලිස් ව්‍යුහයක් තුළ ස්ථායී ව පවත්වා ගනු ලැබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව තුල දැලිස් ව්‍යුහයේ සමස්ථ සැකැස්ම අන්තර්ගත වූ ධන අයන (කැටායනය) හා ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව අතර වූ ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ශන බලය ලෝහක බන්ධනය ලෙස හැඳින්විය හැකිය. ධන අයන අතිවිශාල ප්‍රමාණයකින් සමන්විත වූ දැලිස ස්ථායි වන පරිදි සචල ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව සමස්ත දැලිස පුරා අනවරතව චලනය වේ. ලෝහක බන්ධනයක ප්‍රබලතාව මූලික වශයෙන් සාධක තුනක් මත රඳා පවතී.

- **ලෝහක බන්ධනය නිර්මාණය වීමට පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන**

නිදසුන් ලෙසට සැලකූ විට දී සෝඩියම් පරමාණුවකින් එහි සංයුජතා කවචයේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇති නිසා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඒ පරිදි මැග්නීසියම් පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද යනාදි වශයෙන් පරමාණුවකින් සපයන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන වැඩි වත් ම ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව වැඩි වේ.

- **අයනික අරය**

ධන අයන විශාල වත් ම ලෝහක බන්ධනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය අඩු වී, ලෝහක බන්ධන ප්‍රබලතාව ය අඩු වේ.

- **අයනික ස්වභාවය**

සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන කොතරම් දුරකට ලෝහක බන්ධන සඳහා දායකත්වයක් සපයන් ද යන්න මින් අදහස් කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස සෝඩියම් පරමාණුව එහි සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන මුළුමනින් ම ලෝහක බන්ධන සඳහා නිදහස් කරයි. නමුත් අයනිකරණ ශක්තිය 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 මූලද්‍රව්‍යවල දී මේ සාධකයේ බලපෑම සැලකිය යුතු ය.

2.6 ද්විතියික අන්තර් ක්‍රියා

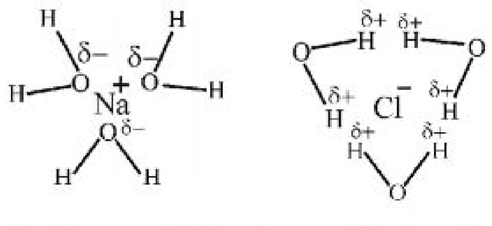
අණු අතර පවතින සෑම වර්ගයකම අන්තර්ක්‍රියා, ද්විතික අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන්ඩ්'වාල් අන්තර්ක්‍රියා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හැක.

- අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා හා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන
- අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- අපකිරණ බල (ලන්ඩන් බල)

වැන්ඩ්'වාල්ස් බල යනු අණුක ප්‍රභේද අතර හෝ එකම අණුවක කාණ්ඩ අතර ක්‍රියාත්මක වන ආකර්ෂණ හෝ විකර්ෂණ බලයි. ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා, ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා හා ලන්ඩන් අපකිරණ බල ඊට ඇතුළත් ය.

අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

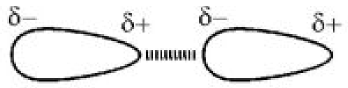
ජලය තුළ NaCl වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති ධන අයන හා ඍන අයන ජල අණු සමඟ ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසා ය. අයනික සංයෝග වල ධන අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය δ- (H_2O හි O පරමාණුව)අන්තර්ක්‍රියා කරයි. ඍණ අයන සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ (ජලයේ) δ+ ධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා කරයි. මේ අන්තර්ක්‍රියා අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ලෙසට නම් කර ඇත. ජලීය NaCl ද්‍රාවණයක වූ Na^+අයන හා Cl^- අයන ජල අණුවලින් වට වී ද්‍රාවණ අවස්ථාවේ ස්ථායීව පවතින්නේ මේ අයන-ද්විධ්‍රැව බන්ධන නිසා ය.



2.39 රූපය NaCl අයන හා H_2O අතර අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

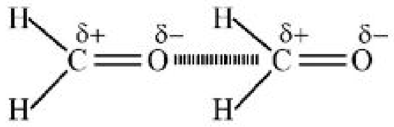
ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

යම් අණුවක ස්ථිර ද්විධ්‍රැවයක් ඇත්නම්, එවැනි අණු අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා **ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා** වේ. පහත 2.40 රූපය මඟින් පහසුවෙන් එය වටහා ගැනීමට හැකි ය. මේ ආකර්ෂණ ප්‍රබලතාව 0.5 - 15 $kJ\ mol^{-1}$ තරම් පරාසයක පැතිරී ඇත.



2.40 රූපය ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

ධ්‍රැවිත අණුවක δ+ ලෙස ආරෝපිත ධ්‍රැවය හා අනෙක් ධ්‍රැවිත අණුවේ δ- ධ්‍රැවය ආශ්‍රිත ආකර්ෂණ ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. නිදසුන් ලෙස ෆෝමැල්ඩිහයිඩ් අණු අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා දැක්විය හැකි ය.



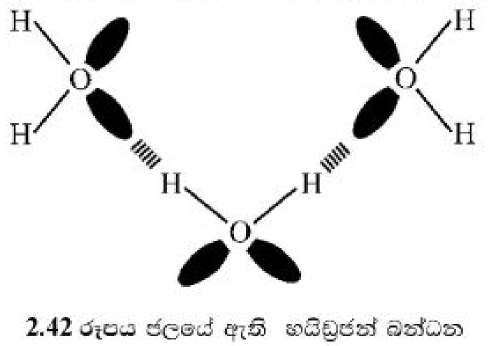
2.41 රූපය ෆෝමැල්ඩිහයිඩ්හි ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

හයිඩ්‍රජන් බන්ධන, ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා ස්වරූපයක් වන අතර සමහර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අනෙක් ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියාවලට වඩා (0.5 – 1.5 kJ mol^{-1}) ප්‍රබල වේ. බොහෝ විට හයිඩ්‍රජන් බන්ධනවල ශක්තිය 4 – 40 kJ mol^{-1} වූ පරාසයක පැතිරී ඇත.

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව N,O හෝ F පරමාණුවකට බැඳී ඇති විට එම H මත ගොඩනැගී ඇති භාගික ධන ආරෝපණය (δ+) අනෙකුත් පරමාණු සමග H පරමාණුව බැඳී ඇති අවස්ථාවන්ට සාපේක්ෂ ව විශාල ය. මෙයට හේතුව H හා මෙම පරමාණු (N,O,F) අතර වූ විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස සාපේක්ෂව ඉහළ වීම ය. H පරමාණුව සාපේක්ෂව කුඩා නිසා ඒ ආශ්‍රිත ආංශික ධන ආරෝපණයක් ඇති විට දී පවතින ස්ථිති විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර තීව්‍රතාව ද සාපේක්ෂව ඉහළ ය. මෙලෙස δ+ ලෙස ධ්‍රැවිත H පරමාණු සමඟ, δ- ලෙස ධ්‍රැවිත N,O හෝ F පරමාණු ආශ්‍රිත අන්තර්ක්‍රියාව **හයිඩ්‍රජන් බන්ධන** ලෙස හැඳින්වේ. මෙසේ δ- ලෙස ආරෝපිත N,O හෝ F පරමාණුවක් H පරමාණුවක් සමඟ බැඳී තිබීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අතර, එය වෙනත් පරමාණුවක් වුව ද විය හැකි ය.

(උදා: $CHCl_3$ හි H පරමාණුව හා ඇසිටෝන් හි O පරමාණුව අතර වූ හයිඩ්‍රජන් බන්ධන)

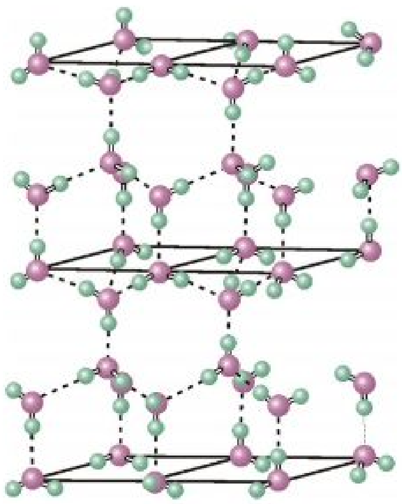


2.42 රූපය ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඉහත රූපයේ දැක්වෙන පරිදි එක් ජල අණුවක් තවත් ජල අණු සමඟ හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මඟින් බැඳී ඇත. සජාතීය අණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති අවස්ථා සඳහා ද්‍රව NH_3 හා H_2O නිදසුන් ය.

ජලය වැනි අණුක ද්‍රව්‍යයන්ගේ හැසිරීම හා ගුණාංග ධ්‍රැවියතා ආකෘතිය සමග ගළපා ගත හැකි ය. අයිස් හි ඝනත්වය ජලයේ ඝනත්වයට වඩා 9%ක් පමණ අඩු නිසා අයිස් ජලය මත පා වේ. සිසිල් කිරීමේ දී ජලයේ තාපජ ශක්තිය ඉවත් වන නිසා අණුවල චාලක ශක්තිය අඩු වීමෙන්

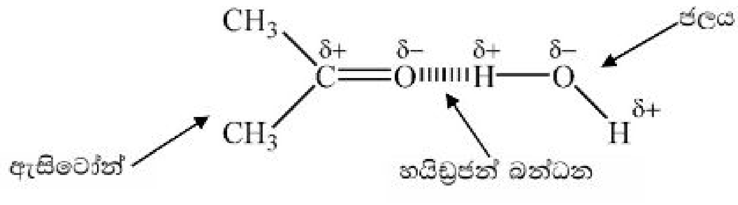
$0^{\circ}C$ දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ. ජලය $0^{\circ}C$ තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල චාලක ශක්තිය අඩුවෙත්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩිවේ. $0^{\circ}C$ දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාපජ ශක්තිය ඉවත් වීමෙන් චාලක ශක්තිය අඩුවීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී අණු ක්‍රමවත් රටාවකට ඇහිරේ. මෙහිදී එක් එක් ජල අණුව ඒ වටා ඇති ජල අණු සමඟ උපරිම හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාවක් සාදයි.



2.43 රූපය අයිස් තුල ඇති H_2O අණුවල සැකසීම

සෑම ජල අණුවකටම H පරමාණු දෙක මගින් හයිඩ්‍රජන් බන්ධන දෙකක් සෑදිය හැකි අතර, O පරමාණුව මත ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙක යොදා ගැනීමෙන් තවත් බන්ධන දෙකක් සෑදිය හැකිය. $0^{\circ}C$ දී සෑම ජල අණුවක් වටාම චතුස්තලීය ආකාරයට හයිඩ්‍රජන් බන්ධන 4 බැගින් ඇතිවේ. ද්‍රව ජලයේ ඇති නිදහස් අවකාශ වලට වඩා වැඩි නිදහස් අවකාශ අයිස් වල පවතින්නේ ජල අණුවල ක්‍රමවත්ව ඇහිරීම නිසාය. මේ නිසා ද්‍රව ජලයේ වූ නිදහස් පරිමාවට වඩා 9% කින් පමණ වැඩි නිදහස් අවකාශයක් අයිස් වල ඇත. අයිස් හි ස්ඵටික ව්‍යුහ ගණනාවක් ඇති අතර, ඒවායේ ස්වභාවය අදාල සිසිලන තත්වයන් මත රඳා පවතී.

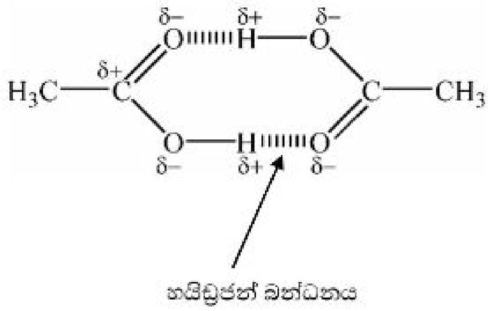
කෙසේ වුවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදසුන් ලෙසට ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය දැක්විය හැකිය.



2.44 රූපය ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය තුල ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

පහත දැක්වෙන පරිදි, ඇසිටික් අම්ලයට එහි කාබොක්සිලික් කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව හා එම කාණ්ඩයට අයත් කාබොනිල් කාණ්ඩයේ (C=O) ඔක්සිජන් පරමාණුව අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන තැනිය හැකි ය. මේ අනුව δ- ආරෝපණය සහිත විද්‍යුත්සෘණ පරමාණුව සෑම විටම හයිඩ්රජන් වලට බැඳී තිබීම අතවශ්‍ය සාධකයක් නොවේ. හයිඩ්‍රජන් බන්ධනයක් ඇතිවීමට

තරම් ප්‍රමාණවත් ධ්‍රැවීතතාවයක් H පරමාණුවට හා අනෙක් විද්‍යුත්සෘණ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවකට (O, N, F) තිබිය යුතු බැව් මෙයින් පෙනී යයි.



2.45 රූපය ඇසිටික් අම්ලය තුළ ඇති H බන්ධන

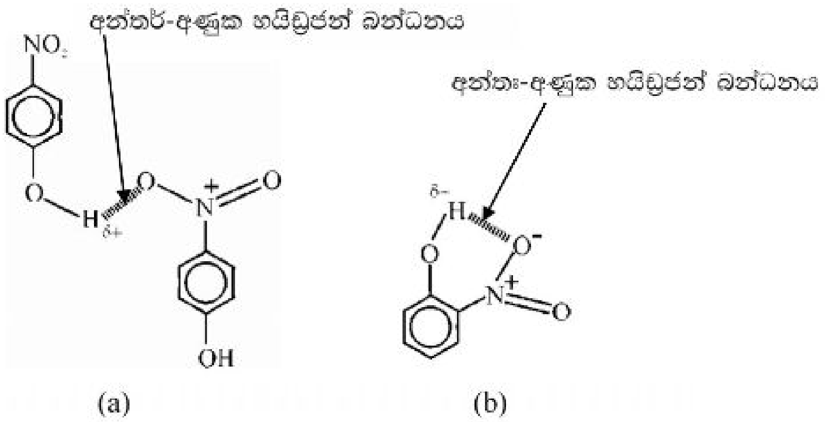
සංශුද්ධ HF හි ද හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇත. සංශුද්ධ HF හි අණු සැකසී ඇති ආකාරය පහත 2.46(a) රූපයේ දැක්වේ. HF අණු හා F^- අයන අඩංගු ද්‍රාවණයක F^- අයන සමග HF අණුවක $\delta+$ ආරෝපිත හයිඩ්‍රජන් පරමාණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති විය හැකි ආකාරය පහත (b) රූපයේ දැක්වේ.

(a) (b)

2.46 රූපය (a) HF තුළ ඇති H බන්ධන, (b) NaF හා HF තුළ ඇති H බන්ධන

අණු දෙකක් අතර ක්‍රියාත්මක වන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන **අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන** ලෙස හැඳින්වේ. එක ම අණුවේ හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවක් හා විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණුවක් අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති විට ඒවා **අන්තඃ-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන** ලෙස හැඳින්වේ.

2.47 රූපයෙන් ඕතෝ-නයිට්‍රොෆීනෝල්වල හා පැරා-නයිට්‍රොෆීනෝල්වල ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන මගින් අන්තර්-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හා අන්තඃ-අණුක හයිඩ්‍රජන් බන්ධන අතර වෙනස විදහා දැක්වේ.



2.47 රූපය (a) *පැරා*-නයිට්‍රොෆීනෝල් හා (b) *ඕතෝ*-නයිට්‍රොෆීනෝල් වල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

ඇතැම් අවස්ථා හි දී විද්‍යුත්සෘණ පරමාණුව ලෙස Cl පරමාණුව ඇති විට දී (හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ප්‍රබලතාව තරමක් අඩු ය) හයිඩ්‍රජන් බන්ධන පවතින බවට ද අර්ථ දැක්වේ. මේ නිසා Cl පරමාණුව ඇතුලත් වන පරිදි FONCl ලෙසට තවත් නීතියක් ඇත. නමුත් සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වනුයේ $+\delta$ ලෙසට ධ්‍රැවිත H පරමාණුවක් සමඟ $-\delta$ ලෙසට ධ්‍රැවිත N, O හෝ F පරමාණු අතරය.

අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

අයඩීන් (I_2) නිර්ධ්‍රැවීය නිසා ජලය තුළ දියවන්නේ ඉතා මඳ වශයෙනි. එහෙත් ජලීය KI තුළ ඝන අවස්ථාවේ වූ අයඩීන් දිය වේ. මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කළ හැක්කේ අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා සංකල්පය මගිනි. අයඩයිඩ් (I^-) අයනය ඇති කරන බලපෑම නිසා නිර්ධ්‍රැවීය I_2 අණුව ප්‍රේරණයට පාත්‍ර වී ද්විධ්‍රැවයක් ඇති තත්ත්වයට පත් වේ. මේ ප්‍රේරණය වූ ද්විධ්‍රැවයේ වූ ධන ධ්‍රැවය හා I^- අයනය අතර වූ අන්තර්ක්‍රියාව නිසා I_3^- අයනය සෑදේ. එබැවින් I_2 පහසුවෙන් ජලීය KI තුළ දිය වේ.

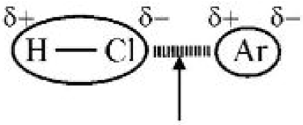
2.48 රූපය අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

එබැවින් අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා වලට ජලීය KI ද්‍රාවණය තුළ I_2 පහසුවෙන් දියවීමට සැලැස්විය හැක.

ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

මේවා ඉතා දුර්වල අන්තර් අණුක බල වන අතර, ධ්‍රැවීය අණුවක් මගින් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවක් හෝ පරමාණුවක් ප්‍රේරණය කිරීමෙන් මේවා ඇති වේ. ධ්‍රැවීය අණුවේ ද්විධ්‍රැවයේ ඇති ස්ථිති විද්‍යුත් බල හේතුවෙන් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවේ හෝ පරමාණුවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ධ්‍රැවීකරණ වේ. මේ අන්තර්ක්‍රියාවල ශක්තිය $1/r^6$ ට සමානුපාතික වේ. "r" යනු අණු දෙක අතර දුර වේ.

ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැවයේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයේ අගය නිර්ධ්‍රැවීය අණුවේ හෝ පරමාණුවේ ධ්‍රැවණශීලතාව මත හෝ ධ්‍රැවීය අණුවේ ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය මත රඳා පවතී. Ar පරමාණුව හා HCl අණුව අතර ඇති අන්තර්ක්‍රියා මෙයට නිදසුනකි.



ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

2.49 රූපය ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

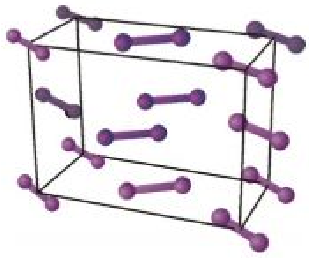
ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

නිර්ධ්‍රැවීය සංයෝගවල දී එම අණු එකිනෙක රඳවා ගනු ලබන්නේ එම අණු අතර හටගන්නා ඉතා දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා විශේෂයක් මගින් ය. ඝන, ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේදී නිෂ්ක්‍රිය මූලද්‍රව්‍ය ආශ්‍රිතව මෙවැනි දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා ඇත. මේවා **ලන්ඩන් බල** නම් වේ. අණුව නිර්ධ්‍රැවීය වුවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන අඛණ්ඩ චලිතයේ යෙදෙන නිසා යම් ක්ෂණයක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය වැඩි පෙදෙසක් ඇති වන අතර, එම පෙදෙසට සාපේක්ෂව ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය අඩු පෙදෙසක් ඇති වේ. ඊළඟ ක්ෂණයේ දී එම ධ්‍රැව දෙකෙහි පිහිටීම වෙනස් වේ. මෙවන් අවස්ථාවක එක් ක්ෂණයක දී ඇති වන ද්විධ්‍රැවයක් සමඟ තවත් අණුවක ඇති වන එවැනි ම ද්විධ්‍රැවයක ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස ආරෝපිත (δ^{+}--- δ^{-}) ධ්‍රැව අතර වූ අන්තර්ක්‍රියා අපකිරණ බල හෝ ලන්ඩන් බල ලෙස හැඳින්වේ. අණුවක පෘෂ්ඨීක වර්ගඵලය වැඩි නම් මෙවැනි අන්තර්ක්‍රියා ඇති වීමේ හැකියාව වැඩි වේ. අණු දෙකක පෘෂ්ඨීක වර්ගඵලය සාපේක්ෂව විශාල නම් ඒවා අතර ඇති වන සම්ප්‍රයුක්ත ආකර්ෂණ බල සැලකිය යුතු තරම් ය.

ධ්‍රැවීය වුව ද නිර්ධ්‍රැවීය වුව ද සියලු ආකාර පරමාණු හා අණු අතර ලන්ඩන් බල පවතී. විශාල අණුක ස්කන්ධ සහිත අණුවල භෞතික ගුණ නිර්ණය කිරීමේ දී ලන්ඩන් බල හෙවත් අපකිරණ බල, ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව බල වලට වඩා වැදගත් ය. ඝන අවස්ථාවේ දී අයඩීන් අණු වල ක්‍රමවත් ඇසිරීම සම්බන්ධයෙන් වඩාත් ප්‍රමුඛ ආකර්ෂණ බල වන්නේ ලන්ඩන් බලය.

ඝන අවස්ථාවේ දී අයඩීන් අණු වල සුසංහිත ඇසුරුම

අයඩීන් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. ඝන අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුක ස්ඵටිකයක් ලෙස සැලකේ. අයඩීන් අණුව (I_2) බරින් වැඩි විශාල අණුවකි. ඝණ අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුවල අණුක චලිතය සඳහා කාමර උෂ්ණත්වයේ ඇති තාප ශක්තිය ප්‍රමාණවත් නො වේ. ඝණ අවස්ථාවේ දී ලන්ඩන් බල මගින් අයඩීන් අණු ක්‍රමවත් සැකැස්මක තබා ගනී. අයඩීන් අණුවල විශාල පෘෂ්ඨීය වර්ගඵලය විසින් යාබද අණු සමග ඇති කෙරෙන ලන්ඩන් බල නිසා අණුක දැලිස ව්‍යුහයක් නිර්මාණය වේ. අයඩීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය බැවින් ධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවලට වඩා අධ්‍රැවීය ද්‍රාවකවල අයඩීන්හි ද්‍රාව්‍යතාව වැඩි ය.



2.50 රූපය අයඩින් වල දැලිස ව්‍යූහය

සරල අණු කිහිපයක තාපාංකවල විවිධත්වය පහත වගුවෙන් පෙන්නුම් කෙරේ. ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය හා අන්තර්-අණුක බල ඇසුරෙන් තාපාංකවල විචලන පහදා දිය හැකි ය.

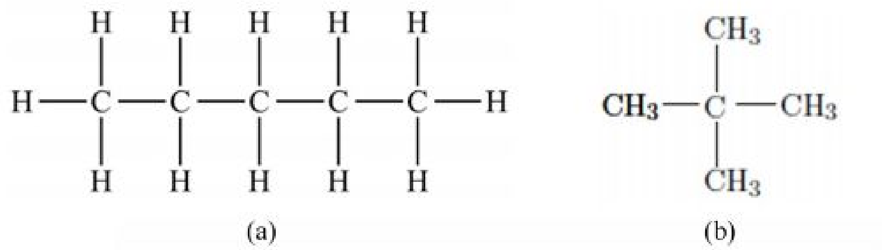
2.7 වගුව සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණ

අණුව	මවුලික ස්කන්ධය/ g mol^{-1}	ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය	තාපාංකය/ ^{0}C	ප්‍රමුඛ අන්තර්ක්‍රියා වර්ගය
O_2	32	0	-183	ලන්ඩන් බල
NO	30	0.153	-152	ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව
Kr	83.8	0	-152	ලන්ඩන් බල
HBr	81	0.82	-62	ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව
Br_2	160	0	59	ලන්ඩන් බල
ICl	162.5	1.6	97	ද්විධ්‍රැව

NO හා O_2 හි මවුලික ස්කන්ධ සංසන්දනාත්මක වන නමුත් NO හි තාපාංකය, O_2 හි තාපාංකයට වඩා ඉහළ ය. එබැවින් NO හි අන්තර්-අණුක ආකර්ෂණ බල ප්‍රබලතාව, O_2 හි අන්තර්-අණුක බලවල ප්‍රබලතාවට වඩා වැඩි ය. අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය හා ධ්‍රැවීයතාව පිළිබඳ ආකෘතිය මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කිරීමට භාවිත කළ හැකි ය. NO, එකිනෙකට වෙනස් විද්‍යුත්-සෘණතාවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලින් සැදි අණුවකි. එහෙයින් එය ධ්‍රැවීය අණුවක් වන අතර, එහි ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය 0.153 D වේ. ඔක්සිජන් අණුව ශූන්‍ය ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණයෙන් යුත් නිර්ධ්‍රැවීය අණුවකි. ධ්‍රැවීය NO අණු අතර ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව ආකර්ෂණ පවතී. නිර්ධ්‍රැවීය ඔක්සිජන් අණු අතර ඇත්තේ සාපේක්ෂ වශයෙන් දුර්වල ලන්ඩන් බලයි. එබැවින් ද්‍රව අවස්ථාවේ දී අන්තර්-අණුක බල බිඳීම සඳහා ඔක්සිජන් වලට වඩා වැඩි තාප ශක්තියක් NO සඳහා අවශ්‍ය වේ.

බ්‍රෝමින් අණු (Br_2) හා අයඩින් මොනොක්ලෝරයිඩ් අණු (ICl) සමඉලෙක්ට්‍රොනික වේ. බ්‍රෝමින් අණු නිර්ධ්‍රැවීය වන අතර, ද්‍රව බ්‍රෝමින් 59 $^{\circ}C$ දී නටයි. ICl අණු ධ්‍රැවීය වන අතර, එම සංයෝගය නටන්නේ 97 $^{\circ}C$ දී ය. එය බ්‍රෝමින්හි තාපාංකයට වඩා 40 $^{\circ}C$ක් පමණ ඉහළ වූ උෂ්ණත්වයකි. Br_2 අණු අතර ඇති අන්තර්-අණුක බලවලට වඩා ICl අණු අතර ඇති අන්තර්-අණුක බල ප්‍රබල බව මේ තාපාංකවලින් පෙනී යයි. ප්‍රබල ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව බල සහිත ඕනෑ ම ද්‍රව්‍යයකට විලයනයට හා නැටීමට සැලකිය යුතු තරම් වැඩි ශක්තියක් අවශෝෂණය විය යුතු ය.

අණු අතර වූ ආකර්ශන බල හි සම්ප්‍රයුක්ත ප්‍රබලතාව, අණුවල හැඩය මත ද රඳා පවතී. දිගින් වැඩි අණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා පහසුවෙන් ධ්‍රැවීකරණයට හා විස්ථාපනයට පාත්‍ර වේ. නිදසුනක් ලෙස n-පෙන්ටේන් 36 $^{\circ}$C දී නටන අතර නියෝ-පෙන්ටේන් නටන්නේ 90 $^{\circ}$C දී ය. අණු අතර ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම තාපාංක ඉහල යයි. එබැවින් n-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බල නියෝ-පෙන්ටේන්හි ලන්ඩන් බලවලට වඩා ප්‍රබල වේ. මෙයට හේතුව, නියෝ-පෙන්ටේන් අණුව සාපේක්ෂව ගෝලාකාර වීම හා එහි C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන CH_3 කාණ්ඩ මගින් හොඳින් ආවරණය වී තිබීමත් n-පෙන්ටේන් දාමාකාර අණුවක් වී එහි වූ එම C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලන්ඩන් බල ඇති වීමට හැකි පරිදි වඩා නිරාවරණය වී තිබීම විය යුතුය. හැඩය අනුව එහි C-C බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වටපිටාවෙන් හොඳින් ආවරණය වී තිබීමත්, n-පෙන්ටේන්වල එම බන්ධනවල සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩා නිරාවරණය වන ලෙස පෘෂ්ඨයට සමීප ව පිහිටා තිබීමත් ය.



2.51 රූපය (a) n -පෙන්ටේන් හා (b) නියෝ -පෙන්ටේන්වල ව්‍යූහ