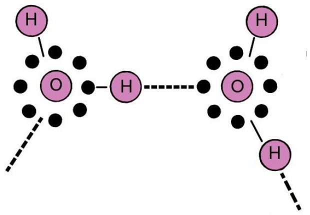
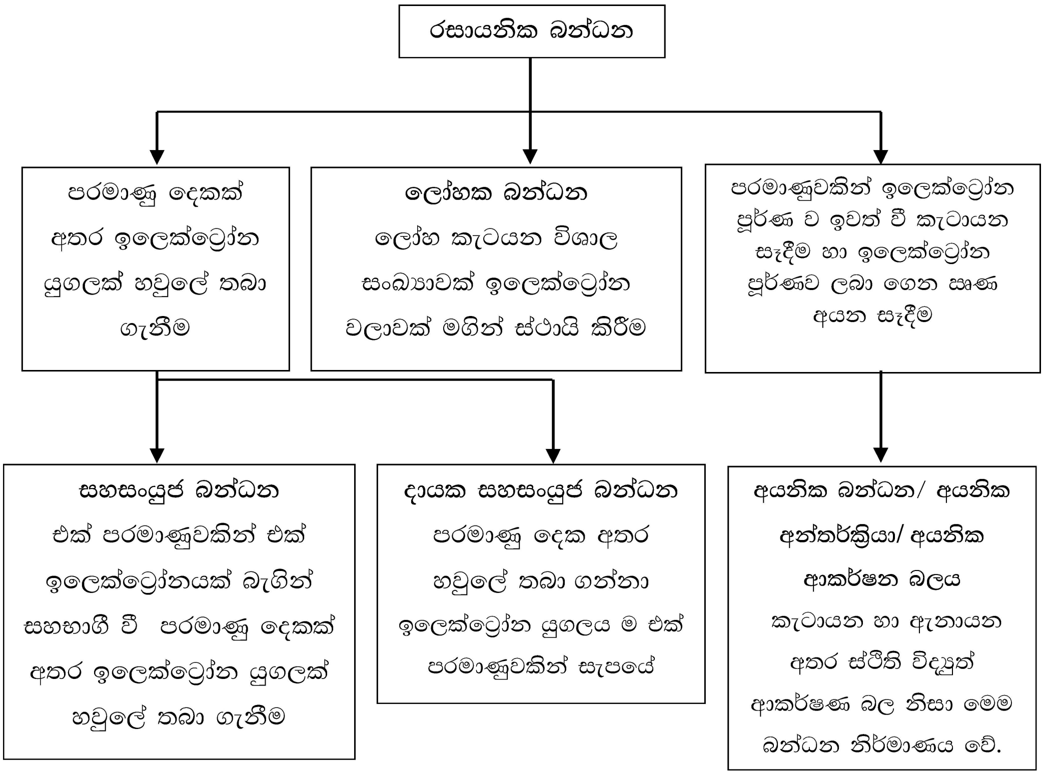
ව්‍යුහය හා බන්ධන



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 සහභාගි වන ආකාරය පිළිබඳ දැනට පිළිගත් ආකෘතින් හි ලුහුඬු සටහන් පහත පරිදි දැක්විය හැකි ය.

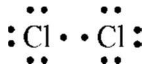
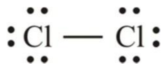


සහසංයුජ බන්ධන

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.

ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහ

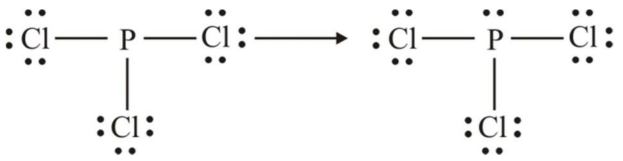
ලුවිස් තිත් සටහන යොදා ගනු ලබන්නේ යම් රසායනික සූත්‍රයකට අනුරූප වූ පරමාණුක සැකිල්ල, බන්ධන ස්වභාවය (තනි, ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) හා එම පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය විදහා දැක්වීමට ය. ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ වල බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් වෙනුවට පරමාණු අතර කළ කෙටි ඉරක් සලකුණු කරනු ලැබේ.

රසායනික සූත්‍රය →	ලුවිස් තිත් සටහන	→ ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය
Cl_2		

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

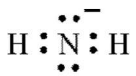
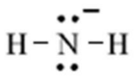
ඒක බන්ධනය	→	M : L හෝ M ·· L
ද්විත්ව බන්ධනය	→	M :: L
ත්‍රිත්ව බන්ධනය	→	M ⁝⁝ L
දායක බන්ධනය L සිට M දක්වා	→	L : M

පර්යන්ත පරමාණු වටා එකසර 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.



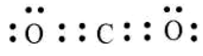
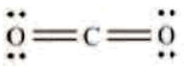
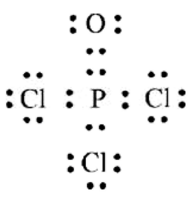
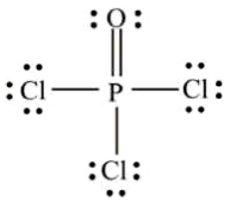
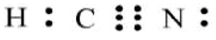
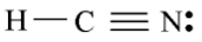
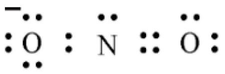
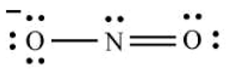
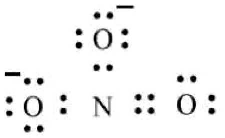
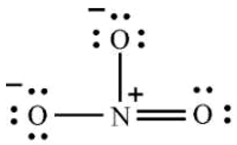
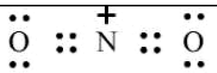
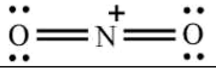
PCl_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

NH_2^- අයනය සලකමු

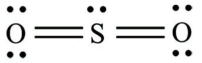
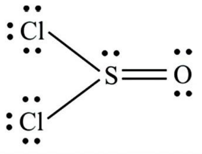
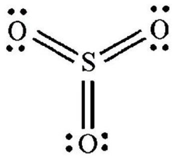
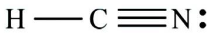
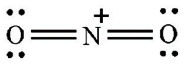
 හෝ 

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 N හි විධිමත් ආරෝපණය -1 කි. එම ආරෝපණය N පරමාණුව අසලින් සටහන් කර ඇත.

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		

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

VSEPR වාදය

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 දෙකක (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.

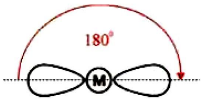
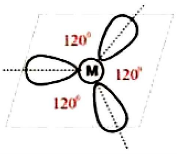
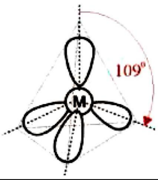
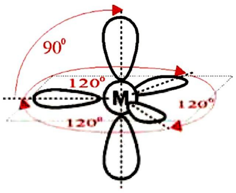
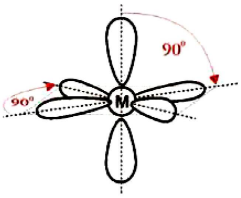
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය	〈	බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් අතර විකර්ෂණ බලය	〈	එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය

බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල අතර විකර්ෂන 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 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.

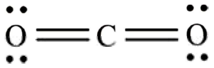
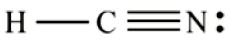
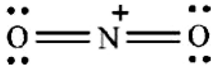
විකර්ෂණ ඒකකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.

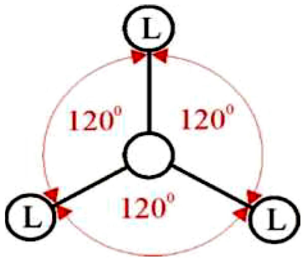
විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/අයන

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

(ii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව

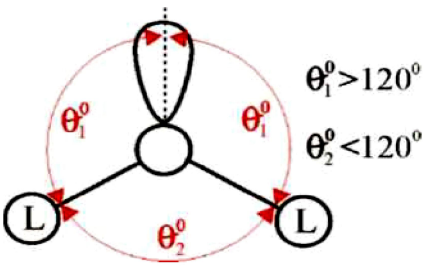
ඒකසර හා බන්ධන ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වෙන් කළ විට දී, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතීන් ආකාර දෙකක් හඳුනා ගත හැක.

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



(a)

විකර්ෂණ ඒකක තුන ම බන්ධන ලෙස වූ අවස්ථාව

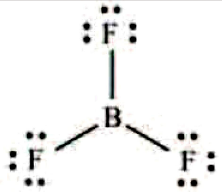
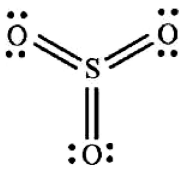
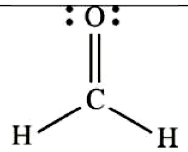
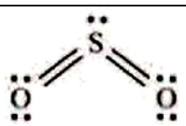


(b)

විකර්ෂණ ඒකක තුනෙන් දෙකක් බන්ධන හා එකක් ඒකසර වන අවස්ථාව

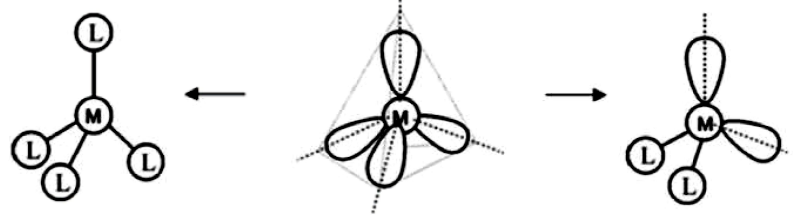
පහත දැක්වෙන BF_3, SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව ඒකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2 හි S මත ඒකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෝණික ය.

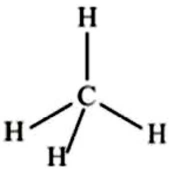
විකර්ෂණ ඒකක තුනක් සහිත අණු/අයන

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 කිරීමෙන්ල ආකාර තුනක් ලබා ගත හැක. පහත එම අවස්ථා තුන විදහා දැක්වේ.

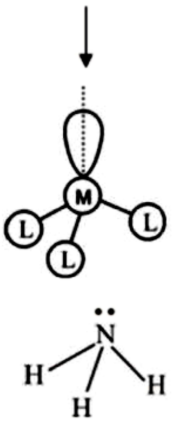




(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

චතුස්තලීය (උදා: CH_4)



(b)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

ත්‍රිආනති පිරමීඩාකාර (උදා:NH_3)

(c)

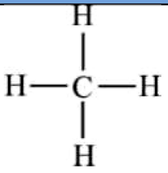
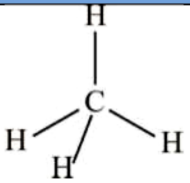
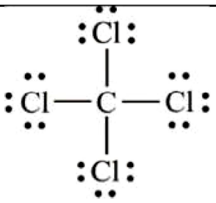
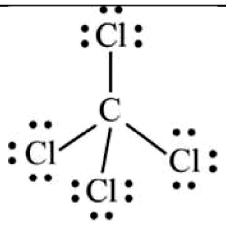
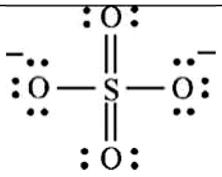
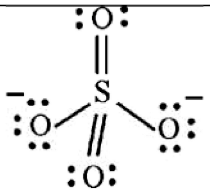
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

කෝණික (උදා: H_2O)

චතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

චතුස්තලීය හැඩය සඳහා තවත් නිදසුන් කිහිපයක් පෙන්නුම් කරයි.

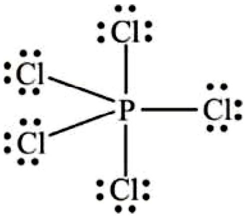
චතුස්තලීය අනු සහ අයන සඳහා නිදසුන්

අණුව	ලුවිස් ව්‍යුහය	හැඩය දක්වෙන 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.



PCl_5 **හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය**

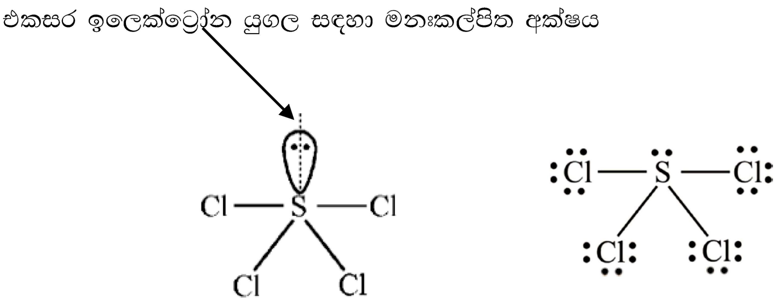
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක එකක් පමණක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා ඉතිරි ඒකක හතර ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වීම. SCl_4 අණුව මීට නිදසුනකි.

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

(a) (b)

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

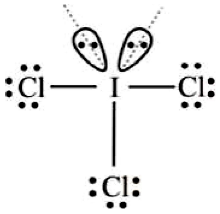
- එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හතරක් ඇති අවස්ථාවට සෛද්ධාන්තික ලෙස සීසෝ හැඩයක් (විකෘත සීසෝ හැඩයක්/ අක්‍රමවත් සීසෝ හැඩයක්) ඇතැයි කියනු ලැබේ. එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලෙහි ව්‍යාප්තිය දැක්වෙන මනඃකල්පිත අක්ෂය සහ S-Cl බන්ධන දෙකක් එක් තලයක ඇත. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි S-Cl බන්ධන දෙක පිහිටා ඇත.

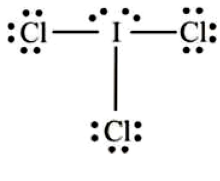


SCl_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.

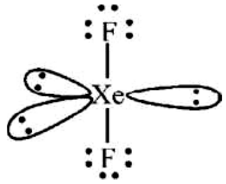
- විකර්ෂණ ඒකක තුනක් බන්ධන යුගල ලෙස ද අනෙක් දෙක එකසර යුගල ලෙස ද පැවතීම. නිදසුනක් ලෙස ICl_3. එකසර යුගල දෙකක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් ඇති ICl_3 හි විකර්ෂණ බල අවම වන වඩාත් ම ස්ථායි අවස්ථාව පහත රූප සටහනෙන් දැක්වේ. එම සැකැස්ම භ්‍රමණය කළ විට දී පර්යන්ත පරමාණු T අක්ෂරයේ හැඩයට පිහිටන අවස්ථාවක් පවතී. එහෙයින් 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.





ICl_3 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

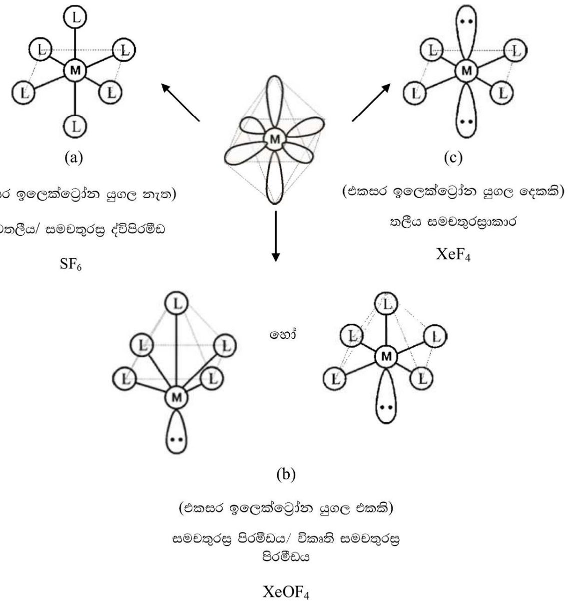
- එකසර යුගල තුනක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අඩංගු අවස්ථාව සඳහා නිදසුනක් ලෙස XeF_2 සලකා බලමු. මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් රේඛීය හැඩයක් ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2 හි හැඩය දැක්වෙන පරිදි අඳින ලද ලුවිස් ව්‍යූහය පහත දක්වා ඇත. එහි එකසර යුගල් තුන ම එක ම තලයක පිහිටන අතර එය F - Xe –F අක්ෂයට ලම්බක වේ.



XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

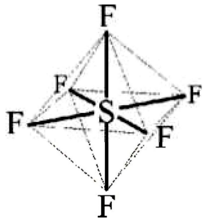
(v) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

මෙම ජ්‍යාමිතියේ දී සැම යාබද විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් අතර කෝණය 90^0කි. පහත 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.



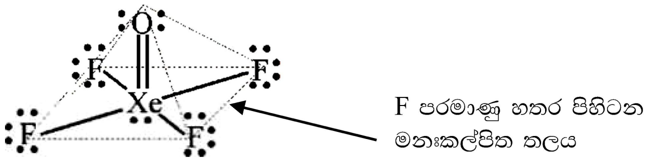
අෂ්ටතලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.



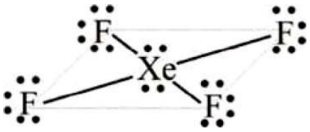
SF_6 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.



$XeOF_4$ 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.



XeF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

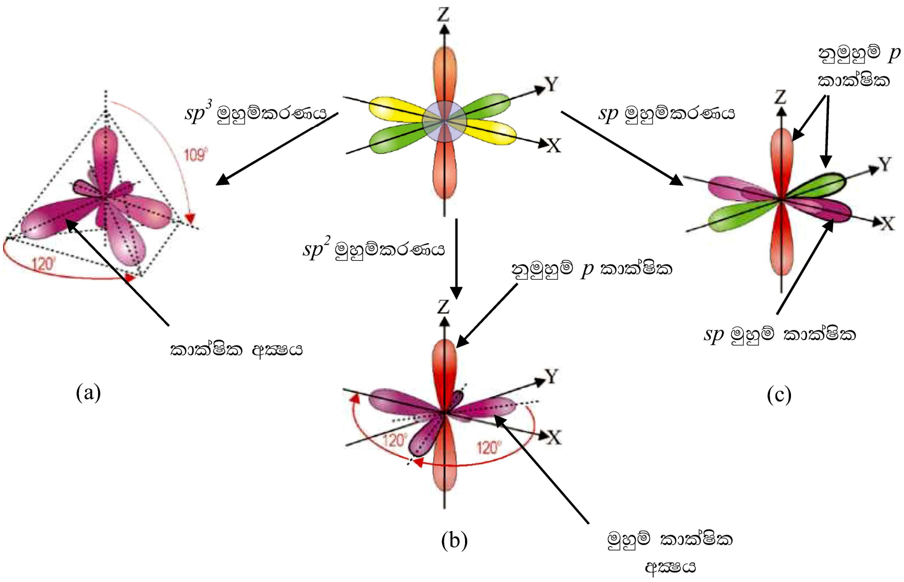
මුහුම්කරණය

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.

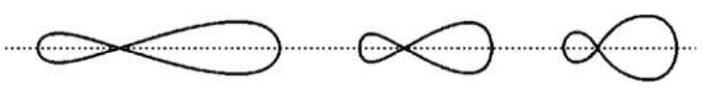
(i) s කාක්ෂිකය සමග p කාක්ෂික තුනම මිශ්‍ර වීමෙන් sp^3 මුහුම්කාක්ෂික හතරක් සෑදීම (චතුස්තලීය ජ්‍යාමිතිය)

(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)



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%

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

මුහුම් කාක්ෂික චතුස්තලයක් තුළ පිහිටා ඇත. කාක්ෂිකවල අක්ෂ අතර කෝණය $109^0\ 28^/$ වේ.

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

මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ තුන එක ම තලයක පිහිටා ඇත. මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ අතර කෝණය 120^0 කි. 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 180^0 කි. මුහුම්කරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂික අක්ෂ එකිනෙකටත් sp මුහුම් කාක්ෂික අක්ෂයටත් ලම්බකව ඇත.