STRUCTURE AND BONDING (Part III)

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.

ClassWork.LK

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 සමග 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.

ClassWork.LK

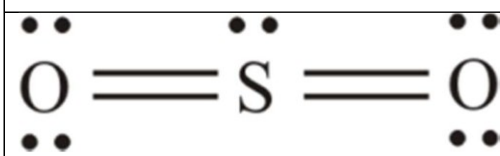
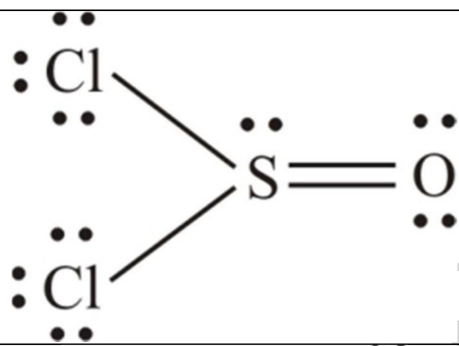
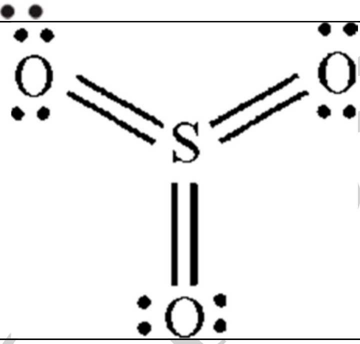
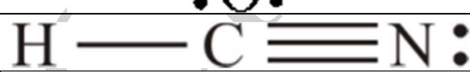
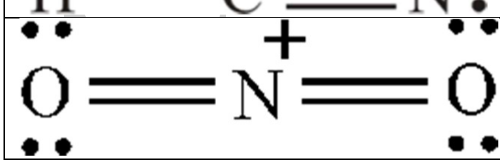
HCNහි කේන්ද්‍රීය කාබන් පරමාණුව, N පරමාණුව සමග ත්‍රිත්ව බන්ධනයක් සාදා ඇත. ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන, ත්‍රිත්ව බන්ධන හා එකසර යුගල් විකර්ෂණ ඒකක ලෙසට හැඳින්වේ. මේ විකර්ෂණ ඒකක (ඇතැම් විට) VSEPR ඒකක යන නමින්ද හැඳින්වේ.

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 විකර්ශණ 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 හැකිය. වගුවේ දක්වා ඇති නිදසුන් කීපය මගින් මධ්‍ය පරමාණුව වටා ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ගණන සහ VSEPR ඒකක ගණන හඳුනා ගන්නා අයුරු පෙන්වා දී ඇත.

Class Work LK

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

ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය	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

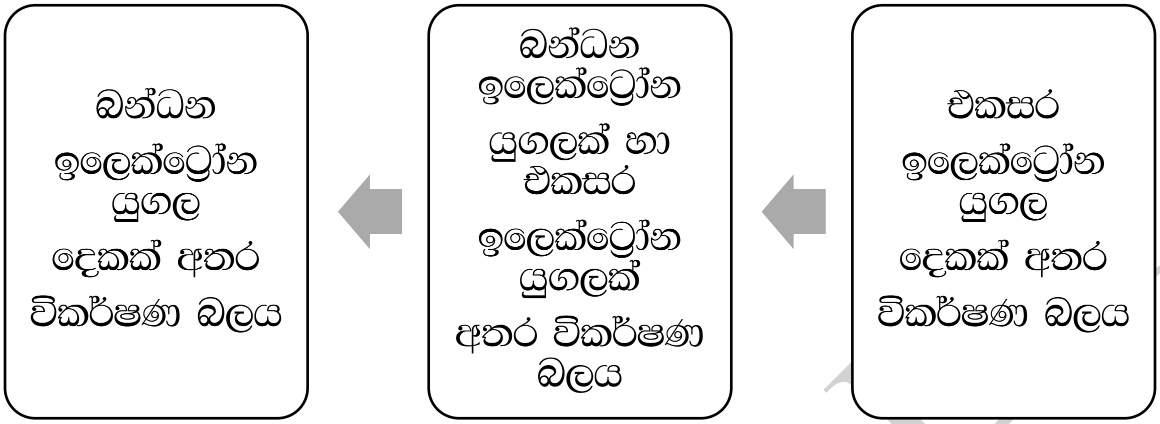
මේ VSEPR වාදය අනුව අණු සහ අයන ඒවා අතර විකර්ෂණ බලය අවම වන පරිදි විකර්ෂණ ඒකක එකිනෙකින් ඈත් වී, ඒවා අතර පරතරය වැඩිකරගෙන ස්ථායි වී ඇත.

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලේ අවකාශ ව්‍යාප්තිය (අවකාශ පරිමාවක්) බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක අවකාශ ව්‍යාප්තියට වඩා වැඩි ය.

එබැවින් එකසර යුගල් 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.

ClassWork.LK



බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල අතර විකර්ෂණ බල සංසන්දනය

විකර්ෂණ ඒකක (බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන හෝ එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන) එම ඒකක කේන්ද්‍රිය පරමාණුව මූලික කර ගනිමින් අවකාශයේ ව්‍යාප්ත වී ඇති රටාව 'ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය' වශයෙන් හැඳින්වේ.

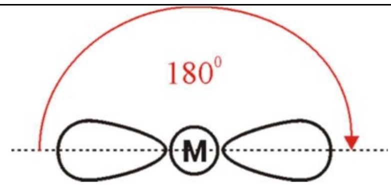
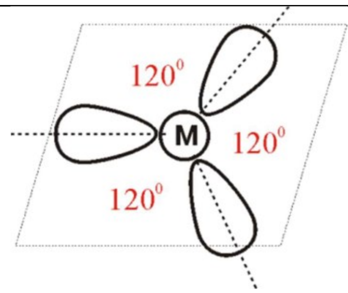
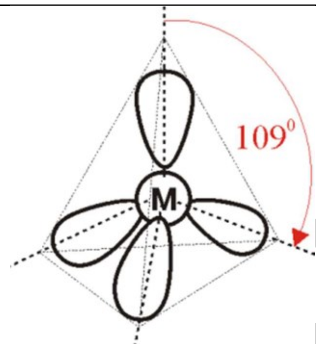
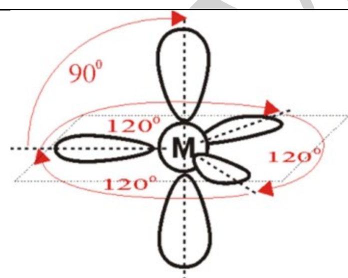
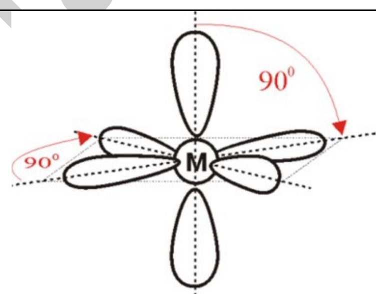
අණුවක හෝ අයනයක ජ්‍යාමිතියක් දක්වන විට බන්ධන කෝණයේ අගය දැක්විය යුතුය. පහත වගුවේ දක්වා ඇත්තේ කේන්ද්‍රිය පරමාණුව වටාඇති විකර්ෂණ ඒකක ත්‍රිමාණ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව පවතින ආකාරය අනුව ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතීන් වෙනස්වන අන්දම ය.

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.

Class Work LK

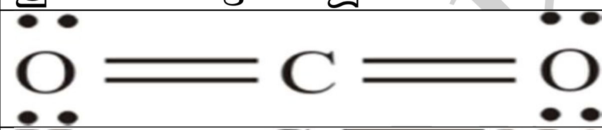
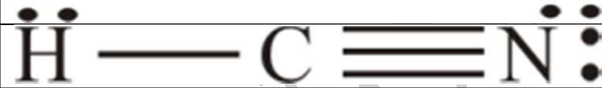
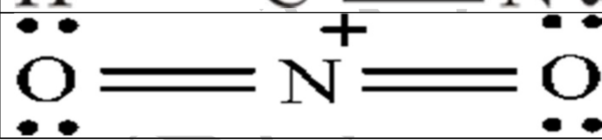
විකර්ෂණ ඒකක	ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය	
2		රේඛීය
3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
4		චතුස්තලීය
5		ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩය විකර්ෂණ ඒකක තුනක් එක ම තලයේ ඇත. එම ඒකක අතර කෝණය 120°කි. ඉතිරි ඒකක දෙක එම තලයට ලම්බක වන පරිදි වේ.
6		අෂ්ටතලීය එකම තලයක යුගල හතරකි. ඒවා අතර කෝණය 90°කි. එම තලයට ලම්බකව ඉතිරි යුගල දෙක පිහිටයි.

ClassWork.LK

<u>ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය රේඛීය වූ අවස්ථාව</u>

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.

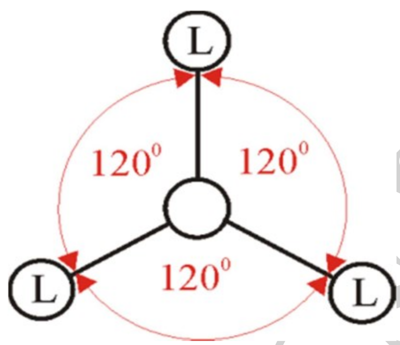
විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/ අයන

සූත්‍රය	ලුවිස්තිත්-ඉරි ව්‍යූහය	හැඩය
CO_2		රේඛීය
HCN		රේඛීය
NO_2^+		රේඛීය

ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව

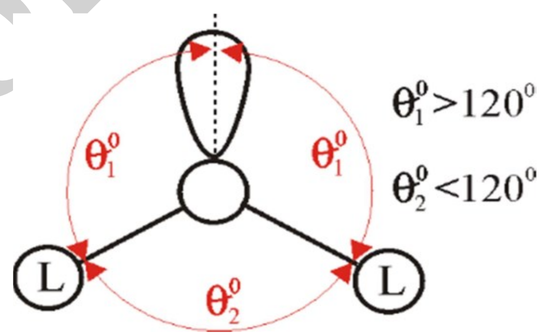
- ඒකසර හා බන්ධන ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වෙන් කළ විට දී, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතීන් ආකාර දෙකක් හඳුනා ගත හැක.

- 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 අවස්ථාව



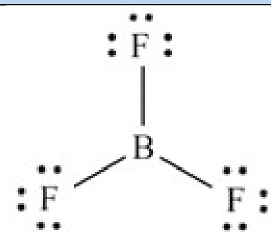
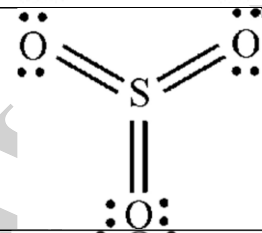
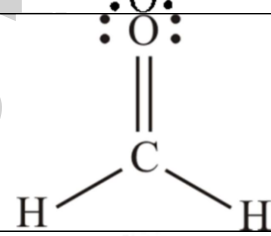
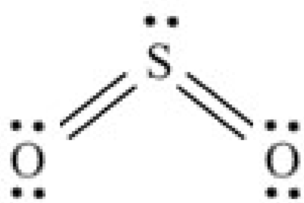
(b)

විකර්ෂණ ඒකක තුනෙන් දෙකක් බන්ධන හා එකක් ඒකසර වන අවස්ථාව

තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

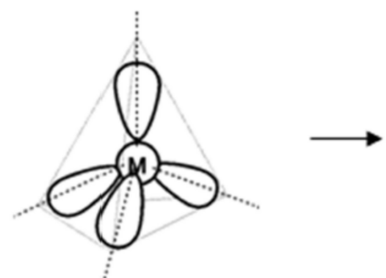
ClassWork.LK

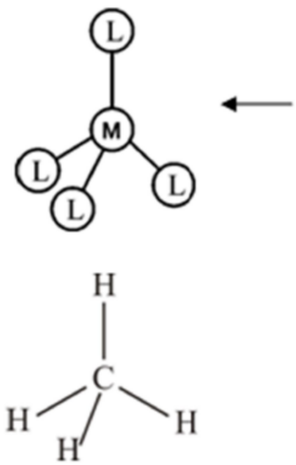
පහත වගුවේ දැක්වෙන BF_3, SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව ඒකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2 හි S මත ඒකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෝණික ය.

රසායනික සූත්‍රය	හැඩය නිරූපණය වන පරිදි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය	හැඩය
BF3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
SO3		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
H2CO		තලීය ත්‍රිකෝණාකාර
SO2		කෝණික

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 රූපයෙන් එම අවස්ථා තුන විදහා දැක්වේ.

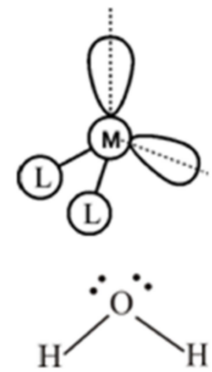




(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

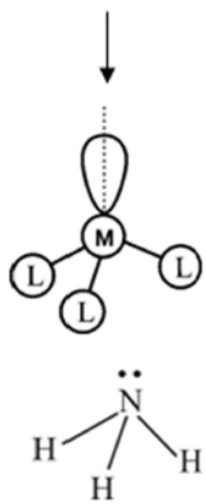
චතුස්තලීය (උදා: CH_4)



(c)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

කෝණික (උදා: H_2O)



(b)

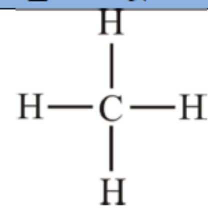
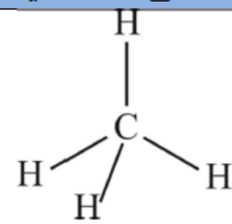
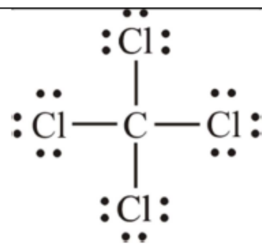
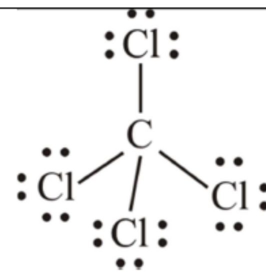
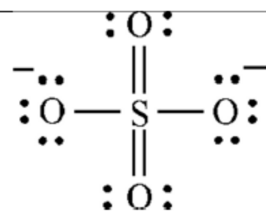
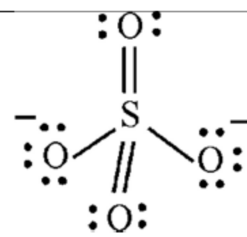
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

ත්‍රිආනත පිරමීඩාකාර (උදා: NH_3)

චතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

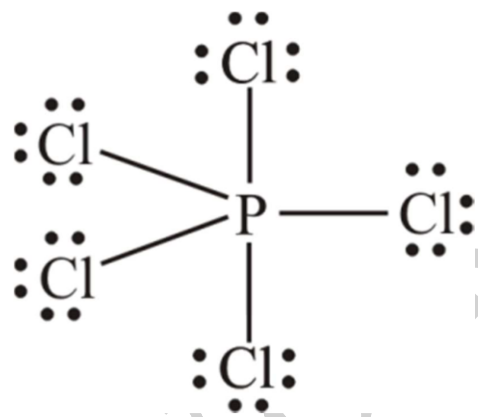
පහත වගුව චතුස්තලීය හැඩය සඳහා තවත් නිදසුන් කිහිපයක් පෙන්නුම් කරයි.

චතුස්තලීය අණු සහ අයන සදහා නිදසුන්

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

<u>ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩාකාර අවස්ථාව</u>

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

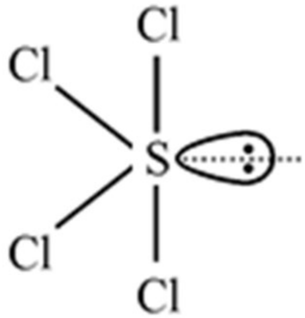


PCl_5 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

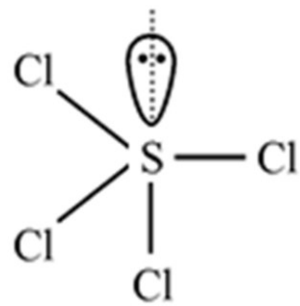
මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක එකක් පමණක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා ඉතිරි ඒකක හතර ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වීම. SCl_4 අණුව මීට නිදසුනකි.

ClassWork.LK

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



(a)

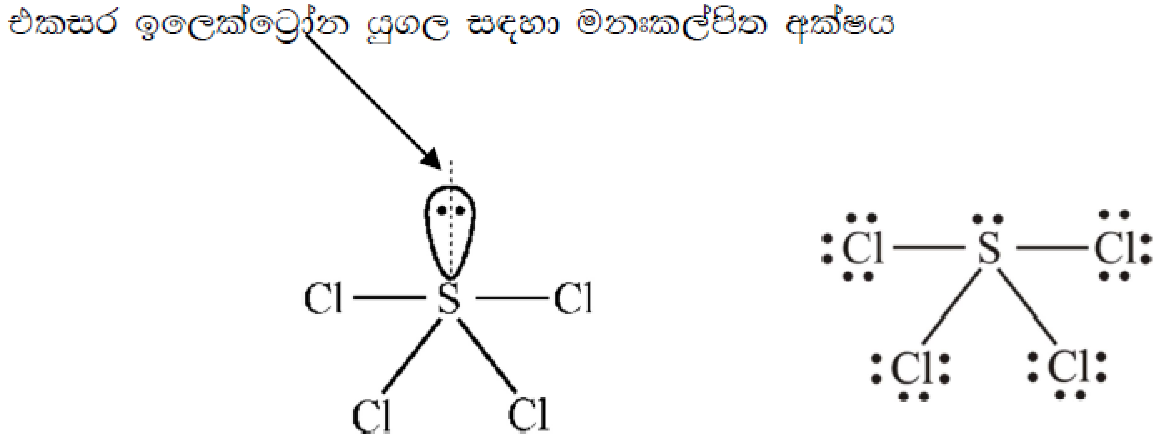


(b)

ඉහත (b) ව්‍යුහයේ දීට වඩා (a) ව්‍යුහයේදී විකර්ශණය 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.

Class Work L

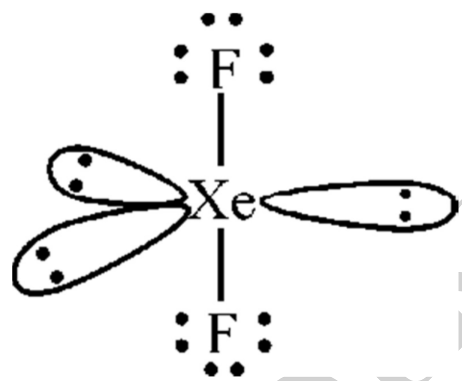
එම සැකැස්ම භ්‍රමණය කළ විට දී පර්යන්ත පරමාණු T අක්ෂරයේ හැඩයට පිහිටන අවස්ථාවක් පවතී. එහෙයින් එය T හැඩැති අණුවක් ලෙස (විකෘති T හැඩය/ අක්‍රමවත් T හැඩය) හැඳින්වේ. මෙහි එකසර යුගල දෙක හා එක් I – Cl බන්ධනයක් එක ම තලයේ පිහිටයි. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි I – Cl බන්ධන දෙක පිහිටයි.

ICl_3හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

ClassWork LK

මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් රේඛීය හැඩයක් ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2හි හැඩය දැක්වෙන 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.

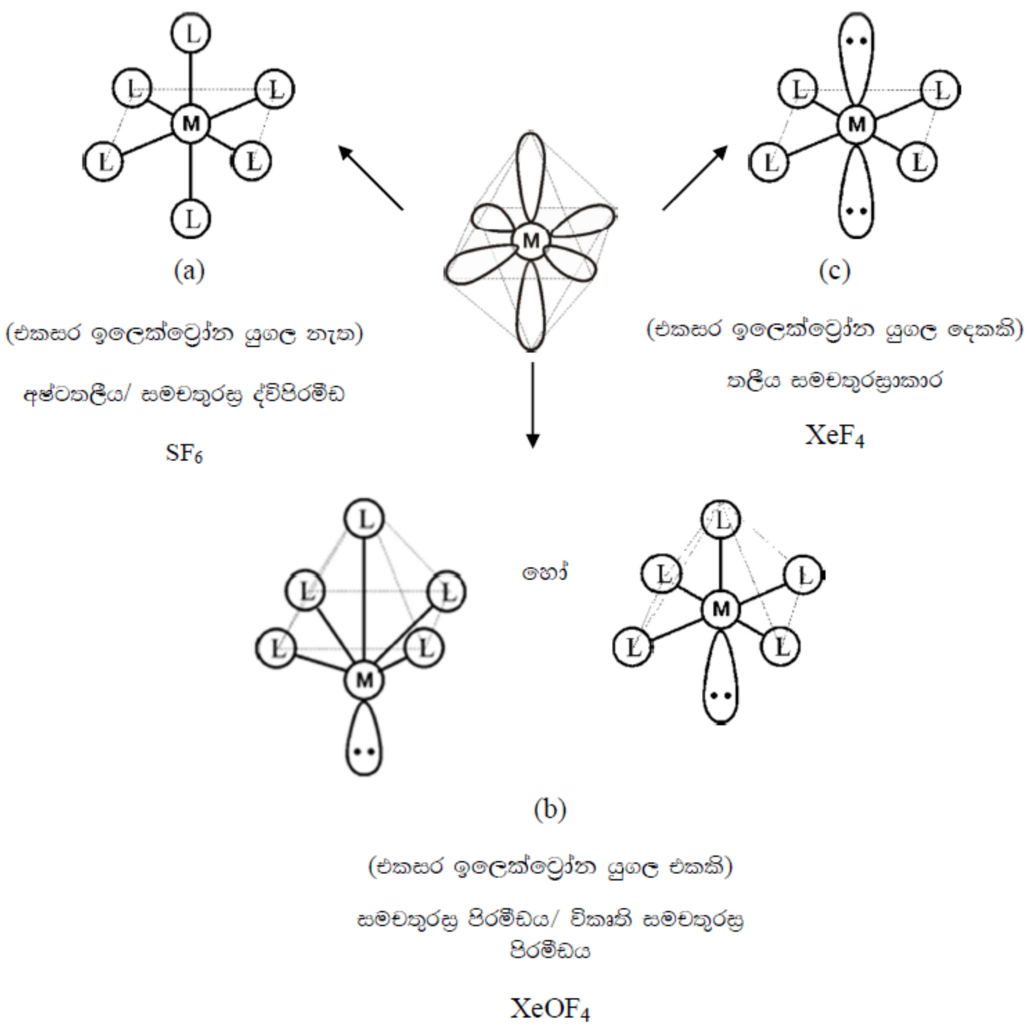


XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

ClassWork.LK

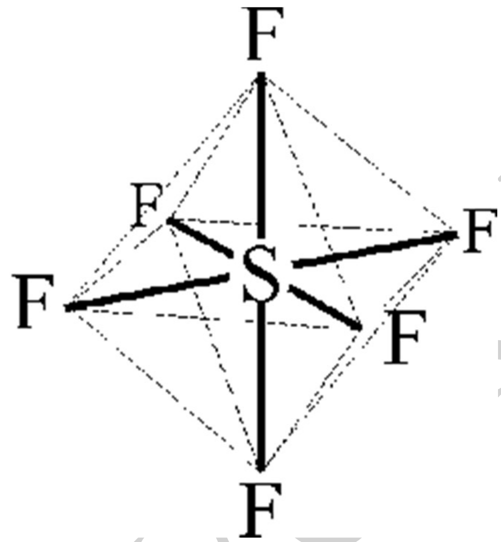
ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

මෙම ජ්‍යාමිතියේ දී සෑම 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.

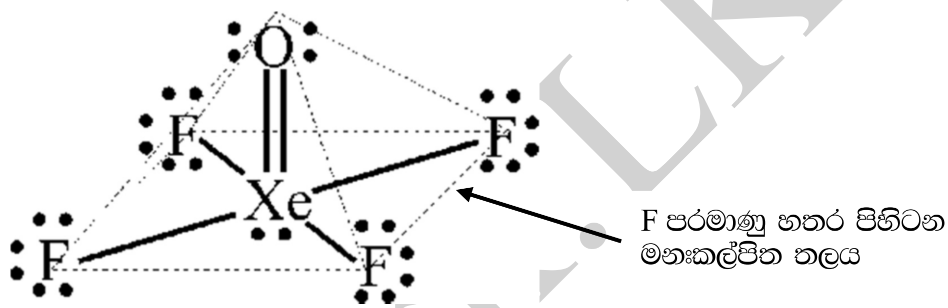


SF_6 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.

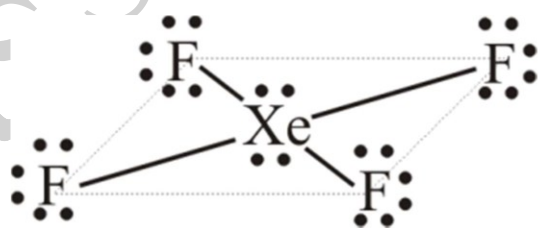
වඩාත් පර්යන්ත පරමාණු මනඃකල්පිත රේඛාවකින් යා කළ විට, පාදස්ථය සමචතුරස්‍රයක් වූ පිරමීඩයක් නිර්මාණය වේ.

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 පිරමිඩාකාර 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. $XeOF_4$ අණුව මීට නිදසුනකි. එය පහත රූපයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ.



XeF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

ClassWork.LK

නිදසුන

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

(i) SO_3 (ii) CH_2Cl_2

විසඳුම :

පිලිතුර :

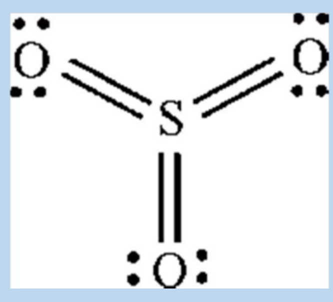
(i) SO_3

S පරමාණුවෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 6e

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

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන =24e

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



ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යූහය

මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 3

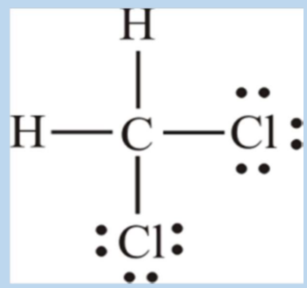
S පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0

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

මෙම 20e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙලින් ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.
මධ්‍ය පරමාණුව වටා විකර්ෂණ ඒකක = 4
C පරමාණුව මත එකසර යුගල = 0
හැඩය = චතුස්තල

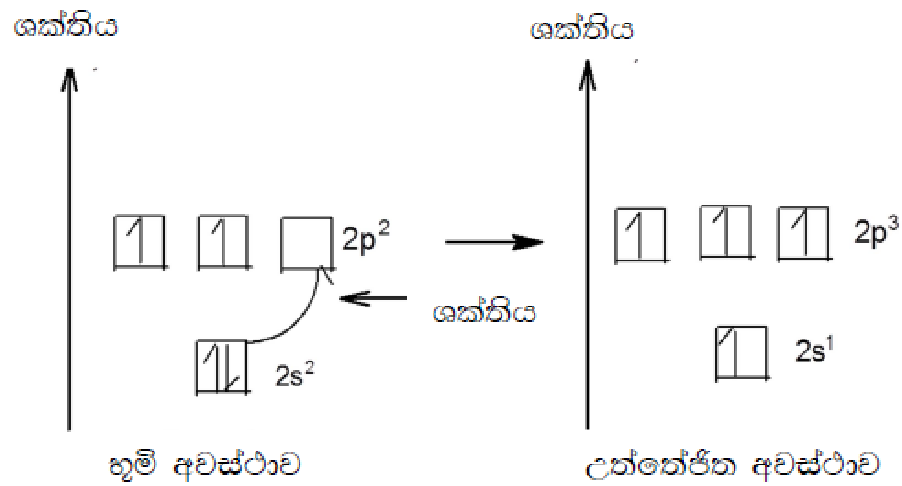


ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

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.



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. 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 මගින් H පරමාණු 4ක් සමග CH_4 අණුව සෑදුවේ නම්, කාබන්වල 2s කාක්ෂිකයක් හා හයිඩ්‍රජන්වල 1s කාක්ෂිකයක් අතර සෑදෙන බන්ධනයකින් ද කාබන්වල 2ච කාක්ෂික සමග හයිඩ්‍රජන්හි 1s අතිච්ඡාදනය වී සෑදෙන C-H බන්ධන තුනකින්ද CH4 අණුව සමන්විත විය යුතුය.

ClassWork.LK

එබැවින් CH_4 අණුවෙහි එකිනෙකට වෙනස් බන්ධන කෝණ වලින් යුත් දෙආකාරයක C-H බන්ධන පවතිතැයි අපේක්ෂිතය.

එහෙත් CH_4 අණුවේ C-H බන්ධන හතර හා බන්ධන කෝණ සමාන ය. එනිසා බන්ධන සෑදීමට පෙර මේ 2p කාක්ෂික තුන හා 2s කාක්ෂිකය එක් වී හැඩයෙන් හා ශක්තියෙන් සමාන කාක්ෂිකවලට පරිවර්තනය වේ යැයි උපකල්පනය කෙරේ. මෙම සංකල්පය "මුහුම්කරණය" නම් වේ.

මුහුම්කරණ සංකල්පය නොමැති ව කාබන්හි 2s කාක්ෂිකය හා 2p කාක්ෂික මගින් එකිනෙකට සමාන C-H බන්ධන 4 සහිත CH_4 අණුව සඳහා ව්‍යුහයක් ඉදිරිපත් කිරීම අපහසුය. එපරිදිම පරීක්ෂණාත්මකව අනාවරණය කර ඇති පරිදි HCH බන්ධන කෝණය 109.5° වීමද පැහැදිලි කළ නොහැකි ය.

Class Work LK

පරමාණුවක කාක්ෂික මුහුම්කරණය වටහා ගැනීමට පහත දැක්වෙන කරුණු වැදගත් වේ.

I. හුදෙකලා පරමාණුවකට මුහුම්කරණය නැමැති සංකල්පය යොදන්නේ නැත. යම් අණුවක ඇති පරමාණුවක් මඟින් බන්ධන සෑදීම විස්තර කිරීමට මුහුම්කරණය යොදාගනු 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 ච කාක්ෂිකයක් හෝ p කාක්ෂික කිහිපයක් (3 ක් දක්වා) මුහම් කරණයට සහභාගි වේ. මේ නිසා මුහුම් කාක්ෂිකවලට පිරිසිදු අනන්‍යතාවක් නොමැත. එබැවින් මුහුම් කාක්ෂිකවල හැඩය මුහුම්කරණයට සහභාගි වන කාක්ෂිකවල හැඩයට වඩා වෙනස් ය.

ClassWork.LK

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).

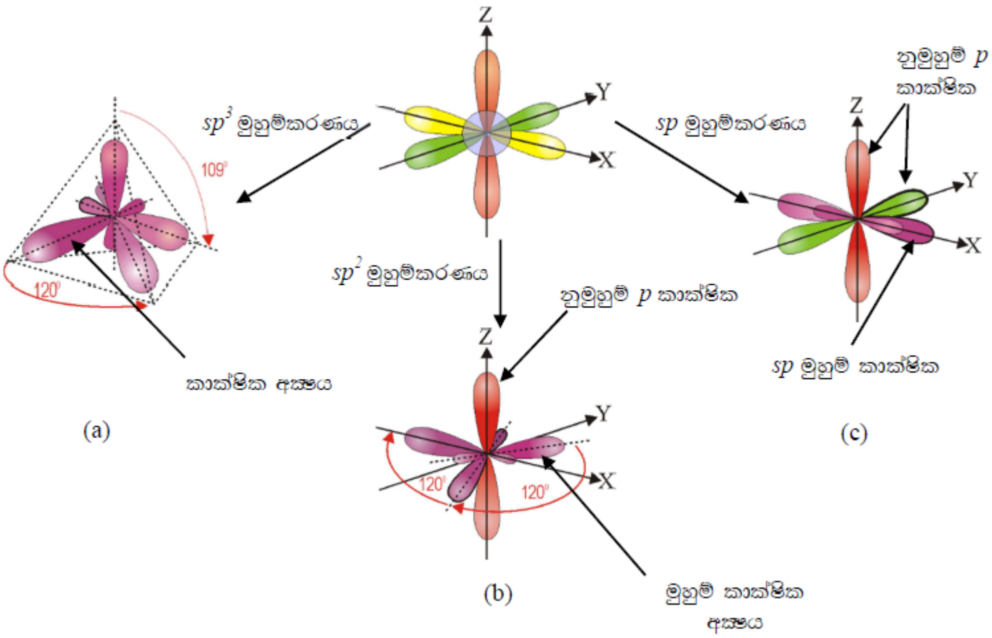
මුහුම්කරණය නැමැති ක්‍රියාවලිය සත්‍ය වශයෙන් ම සිදු වන භෞතික ක්‍රියාවලියක් නොව සංකල්පයක් ලෙස ඉදිරිපත් කරන අපූර්ව මනඃකල්පිත ක්‍රියාවලියකි.

ClassWork.LK

මේ මනඃකල්පිත සංකල්පීය ක්‍රියාවට අනුව උත්තේජිත අවස්ථාවේ වූ කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකිනෙකට වෙනස් මුහුම්කරණ අවස්ථා තුනක් පවතියි. කාබන් පරමාණුව ආශ්‍රිත මුහුම්කරණය පහත සාරංශ 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 මුහුම් කාක්ෂික තුනක් සෑදීම (තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ජ්‍යාමිතිය)
III. s කාක්ෂිකය සමග ච කාක්ෂික එකක් මිශ්‍ර වීමෙන් sp මුහුම්කාක්ෂික දෙකක් සෑදීම (රේඛීය ජ්‍යාමිතිය)

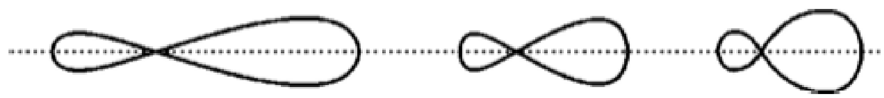
ClassWork.LK



sp³, sp² හා sp මුහුම්කරණය

Class Work

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%

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

I. sp^3 මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය

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

II. 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.

ClassWork.

III. sp මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය

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

ClassWork.LK

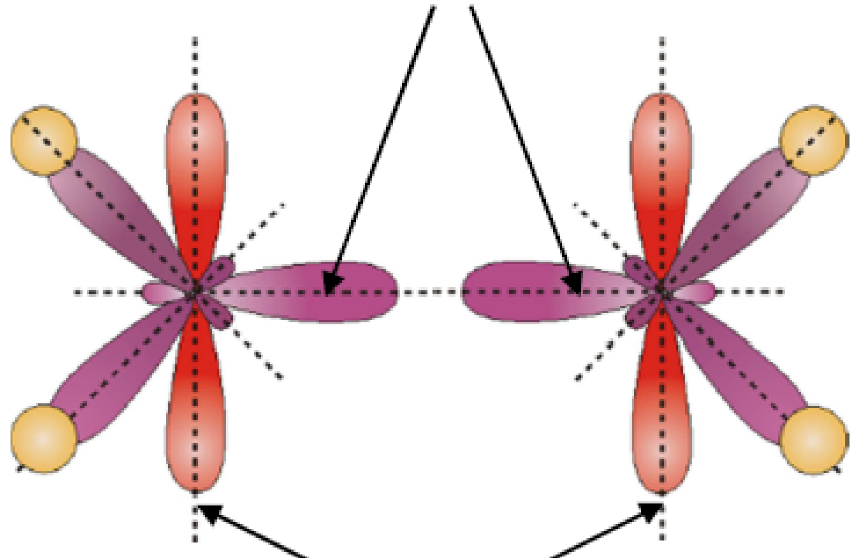
ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම

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 මගිනි.

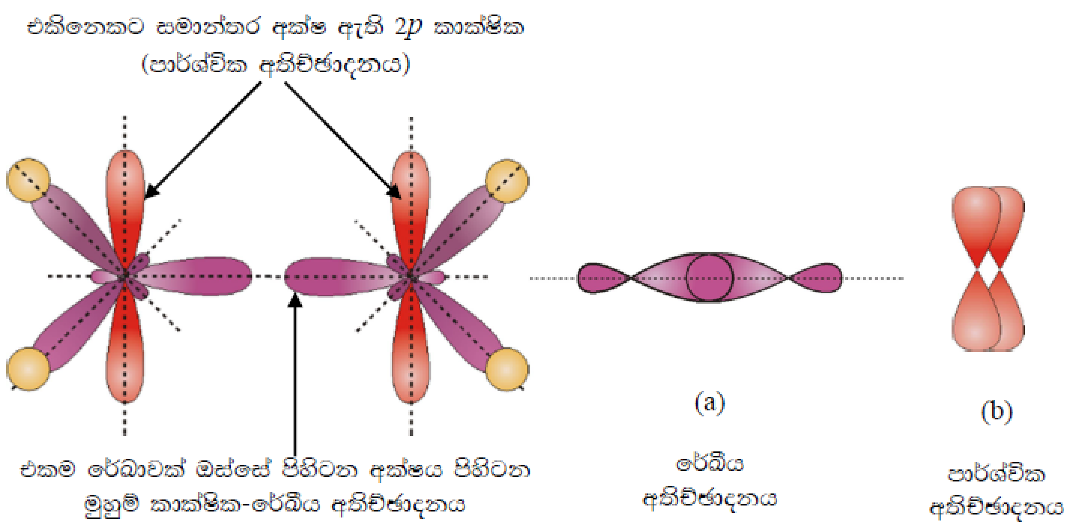
ClassWork.LK



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.

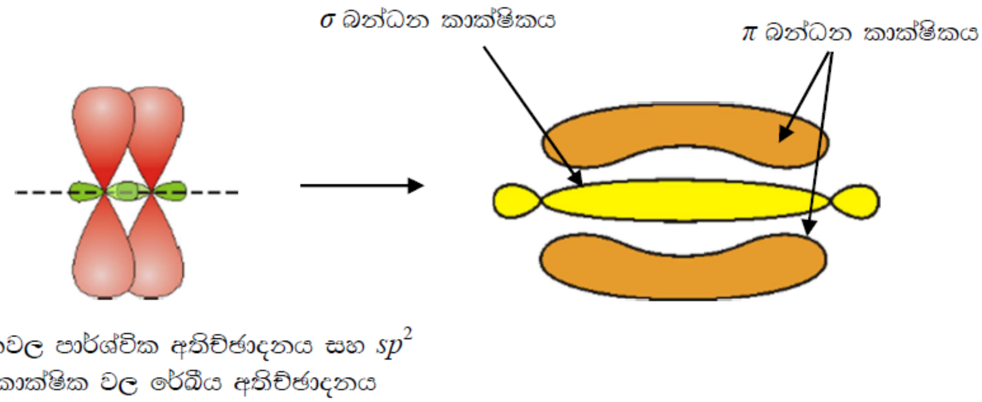
ClassNote



C_2H_4 අණුවේ කාක්ෂිකවල රේඛීය හා පාර්ශ්වික අතිච්ඡාදනය

ClassWork.

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



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.

ClassNo

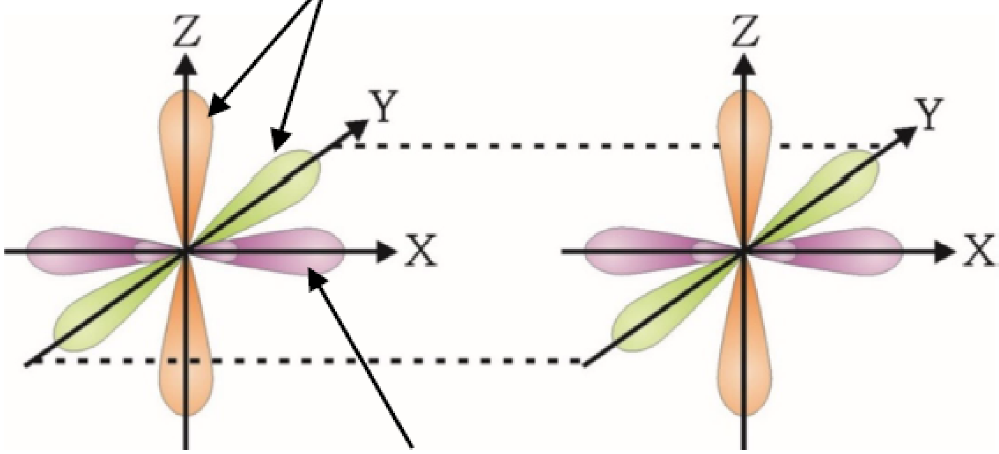
එතයින් වල ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දැක්වේ.

H - C =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 රූපයෙන් දක්වා ඇත.

කාබන් පරමාණු අතර π බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වන *p* කාක්ෂික



කාබන් පරමාණු අතර σ බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වන *sp* කාක්ෂික

- py කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයිග
- pz කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයිග
- x අක්ෂය මත එකිනෙකට මුහුණලා ඇති මුහුම් sp කාක්ෂික දෙක කාබන් පරමාණු දෙක අතර σ බන්ධනයක් සාදයි.

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.

ClassWork.LK

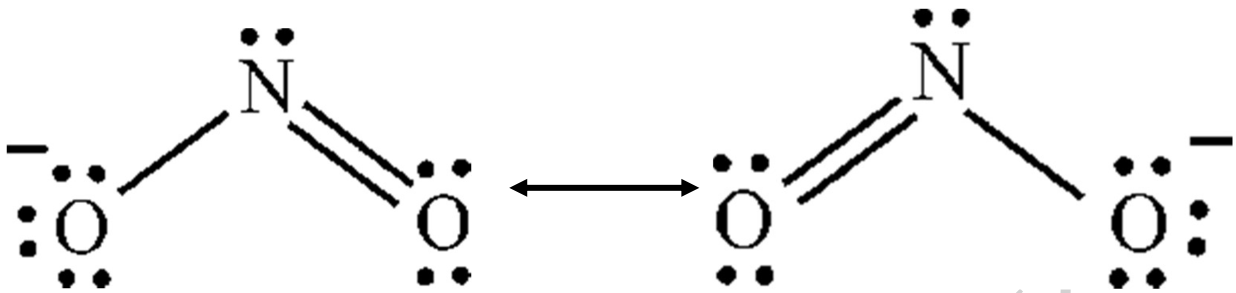
සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ

ඇතැම් අණු හෝ අයන හෝ සඳහා ලුවිස් ව්‍යූහ ගණනක් ඉදිරිපත් කළ හැකි අවස්ථා ඇත. එවැනි අවස්ථාවල දී එම එක් එක් ලුවිස් ව්‍යූහයන් හි පරමාණු සැකිල්ල හෝ පරමාණු පිහිටීම් සමාන අතර ඒවා "සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ" (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 ව්‍යූහ දෙකක් පහත රූපයේ පරිදි දැක්විය හැකිය. ඒවායේ පරමාණු සැකැස්ම වෙනස් නොවී π බන්ධන පිහිටි ස්ථාන වෙනස් වී ඇත.

ClassWork.LK



NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

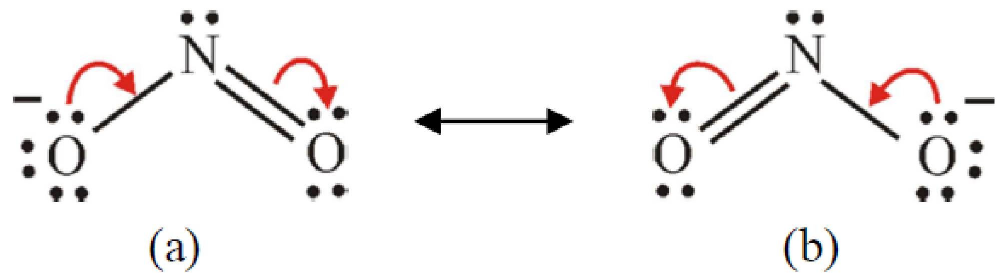
මෙම NO_2^- අයනයේ ඍණ ආරෝපණය හා π බන්ධන පිහිටන ස්ථාන වෙනස් වීම නිසා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙකක් ඉදිරිපත් කළ හැකිය. මෙම (a) හා (b) යන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ දෙක සමාන වේ.

එක් ව්‍යුහයක් අනෙක් ව්‍යුහයෙන් වෙන් කර හඳුනා ගත නොහැකි ය. එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය නිර්මාණය වන ආකාරය නැමි ඊතල භාවිතයෙන් 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.

ClassWork.LK

පහත රූපය මඟින් NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ ඇති වීම දක්වා ඇත.



අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ පරිවර්තනය

ClassWork.LK

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 සමානවේ. (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.

ClassWork.LK

V. එකිනෙකට අසමාන ව්‍යූහ මුහුමට දක්වන දායකත්වය ද අසමාන වන අතර වඩා ම ස්ථායි ව්‍යූහය වැඩි ම දායකත්වයක් දෙයි.

ClassWork.LK

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 ශූන්‍ය හෝ ශූන්‍යයට 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)]

Class Work.LK

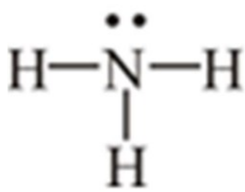
I. ලුවිස් සූත්‍රයක, ඇති පරමාණුවක කාණ්ඩ අංකයට සමාන බන්ධන ගණනක් පවතී නම් එහි විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍යය වේ.

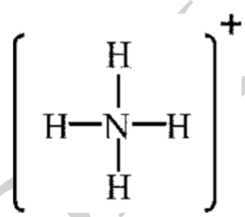
II. විධිමත් ආරෝපණ සියල්ල එකතු කර එහි අගය සොයාගන්න.

   a) අණුවක විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව ශූන්‍ය 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_3 හි 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 ශූන්‍ය වේ.

NH_3 හි H පරමාණුව සඳහා

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

= 1 – (1 + 0) = 0

ඇමෝනියා හි H පරමාණුවේ විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

NH_3 හි N හා H පරමාණුවල විධිමත් ආරෝපණ ශූන්‍ය නිසා අණුවේ සමස්ථ ආරෝපණයද ශූන්‍යය.

ClassWork.LK

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 සැම H පරමාණුවකම විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ. එබැවින් NH_4^+ අයනයේ විධිමත් ආරෝපණ වල එකතුව +1 වන අතර එය අයනයේ ආරෝපණය වේ.

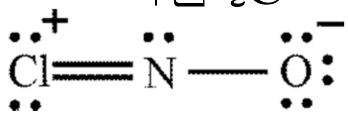
I. අණුවක හෝ අයනයක වඩාත් ම සුදුසු ලුවිස් ව්‍යූහය වන්නේ සැම පරමාණුවක් මත ම විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය හෝ ශූන්‍යයට ළඟා ව ඇති අවස්ථාවයි.

II. සෘණ විධිමත් ආරෝපණ වැඩිපුර ම පවතිනුයේ වැඩි විද්‍යුත්-සෘණතාවයක් ඇති මූලද්‍රව්‍ය මත වේ.

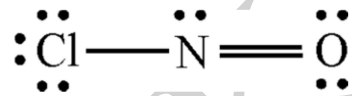
III. යම් ලුවිස් ව්‍යූහයක යාබද පරමාණුවල එකම වර්ගයේ විධිමත් ආරෝපණයක් ඇත්නම් ස්ථායි නොවේ. එම නිසා නිවැරදි නිරූපණයක් නො වේ.

ClassWork.LK

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.

Class Work.LK

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරැයීම සඳහා නීති

I. වඩාත් ස්ථායි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහයට අඩු ම විධිමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුජ බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්ප්‍රයුක්ත මුහමු ට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තෘප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.

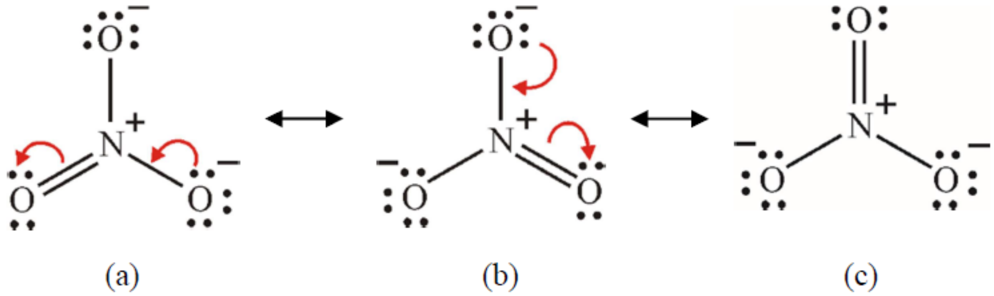
II. යාබද පරමාණුවල සමාන වර්ගයේ විධිමත් ආරෝපණ ඇති ව්‍යූහ සාපේක්ෂව අස්ථායි වේ.

III. යාබද පරමාණු මත ප්‍රතිවිරුද්ධ විධිමත් ආරෝපණ ඇති විට, විද්‍යුත්-ධන පරමාණු මත ධන ආරෝපණ තැබිය යුතු වන අතර, විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණු මත සෘණ ආරෝපණ තැබිය යුතු ය.

IV. O, F වැනි ඉහළ විද්‍යුත් සෘණතාවක් ඇති පරමාණු මතට ධන ආරෝපන ලැබීම අස්ථායි වේ.

ClassWork.LK

නයිට්‍රේට් අයනයේ (NO_4^+) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම පහත රූපයේ දක්වා ඇත.

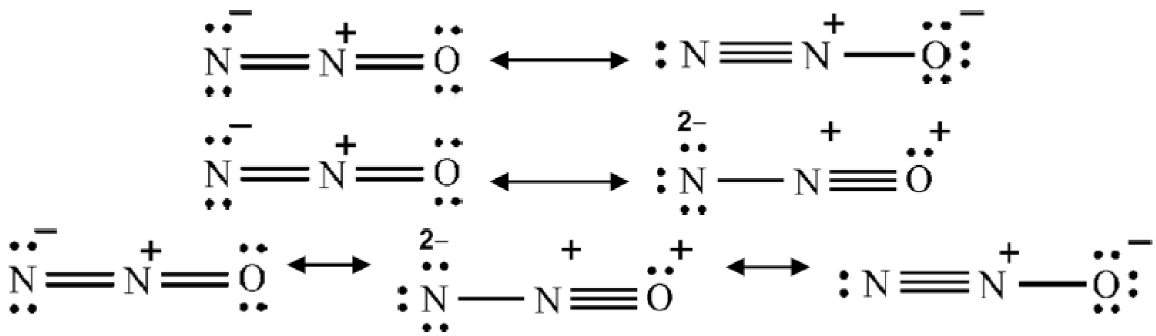


NO4+ අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

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

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

Class Work.LK



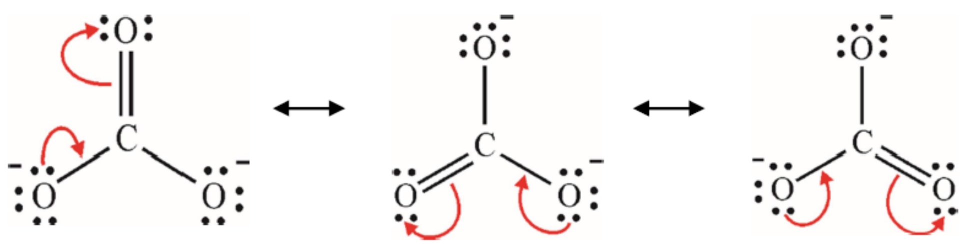
(a) (b) (c)

N_2O සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ

ClassWork.LK

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

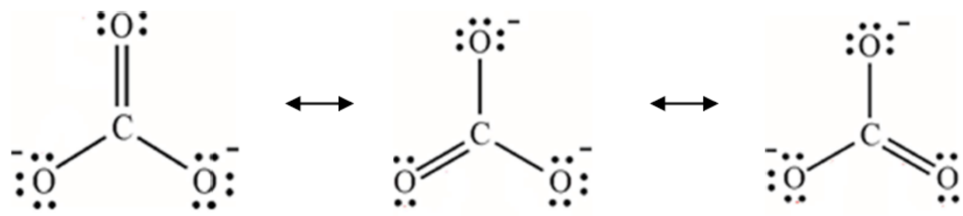
කාබනේට් අයනයේ (CO_3^{2-}) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය හා එම ව්‍යූහ ඇති වීම පහත රූපයෙන් පැහැදිලි කෙරේ.



CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යූහය ඇතිවන අයුරු

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

Class Work



CO_3^{2-} අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ

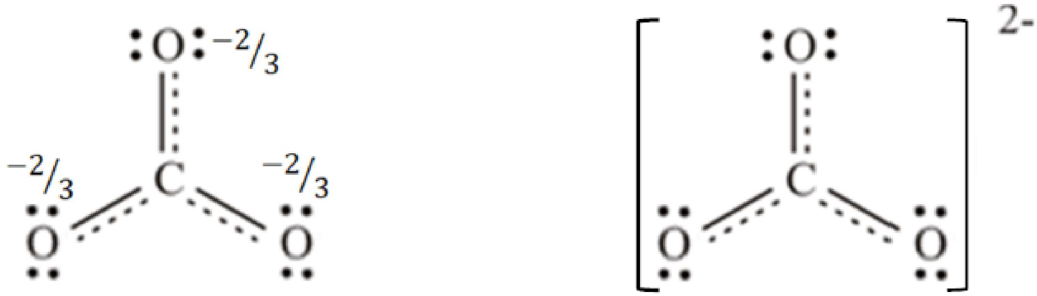
සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම විස්තර කිරීමට කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ භාවිතා කල හැකිය. කාබනේට් අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ සැලකූ විට සෑම ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ආශ්‍රිතව අවම වශයෙන් එකසර යුගල දෙකක් සෑම විට ම පවතී.

එහෙත් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ 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.

ClassWork.LK

CO_3^{2-} අයනයෙහි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම පහත 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.

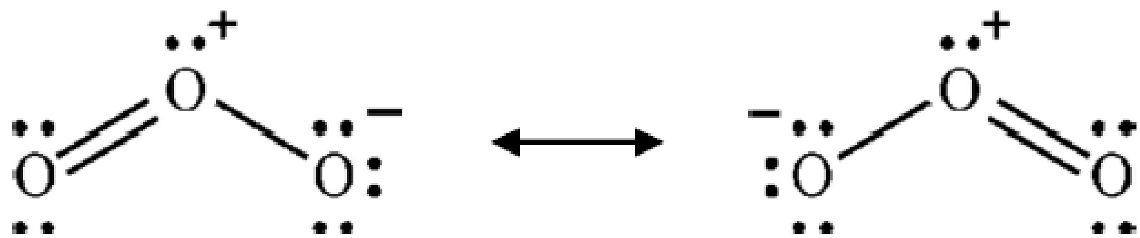


(a) (b)

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

Class Wor

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.



O_3 හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

Class Work

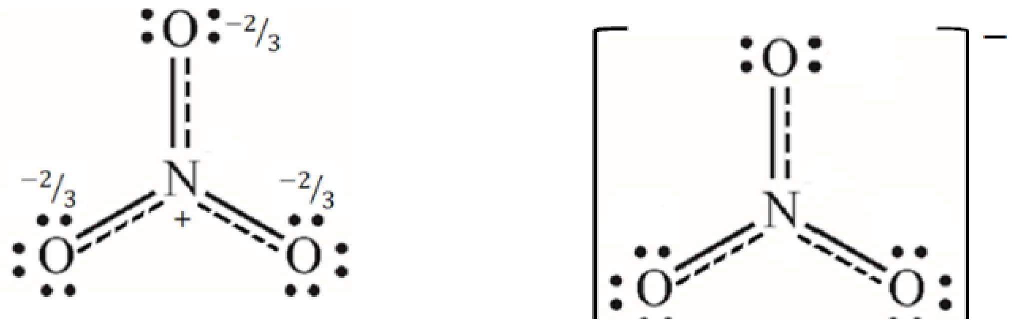
O_3 අණුවේ කේන්ද්‍රීය ඔක්සිජන් පරමාණුව ඉතිරි ඔක්සිජන් පරමාණු දෙක සමඟ සාදන බන්ධන දෙකෙහි දිග එක සමාන වන අතර, O_3 අණුව ඉහත ව්‍යුහ දෙකෙහි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමක් ලෙස සලකනු ලැබේ. O_3 හි මෙම සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම පහත දැක්වෙන පරිදි නිරූපණය කෙරේ.

(a) (b)

(a) ආරෝපණ සහිතව O_3 අණුවේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

(b) එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

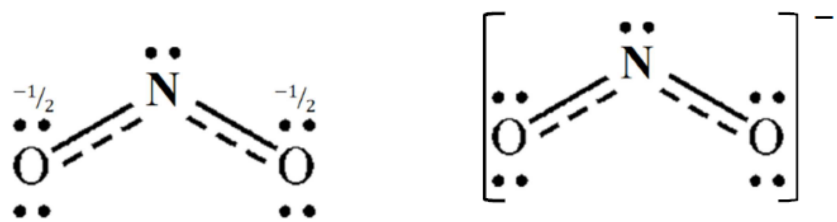
මෙසේම NO_3^- හා NO_2^- හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පහත රූපසටහන්වල පිළිවෙලින් දක්වා ඇත.



(a) (b)

(a)ආරෝපණ සලකුණු කල NO_3^- හි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම

(b)පර්යන්ත/ මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය



(a) (b)

(c) ආරෝපණ සලකුණු කල NO_2^- හි සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම

(d) පර්යන්ත/ මාධ්‍ය පරමාණු මත ආරෝපණ සලකුණු නොකළ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

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.

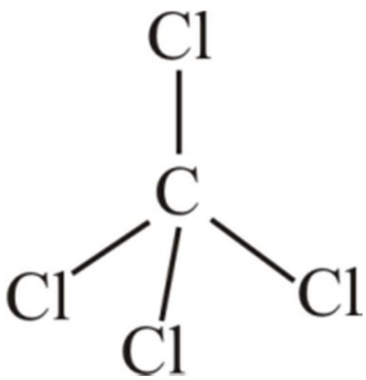
බන්ධනයක් ධ්‍රැවීය වනුයේ එම පරමාණු දෙක අතර ඇති විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස නිසා ය. විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස වැඩි තරමට ධ්‍රැවීයතාව වැඩි වේ. එහෙත් සමස්ත අණුව ධ්‍රැවීය වීම කෙරෙහි එම අණුවේ ජ්‍යාමිතිය මගින් ද බලපෑමක් ඇති වේ.

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.

ClassWork.LK

එකම 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.



CCl_4 සහ CO_2 අණු

ClassWork.LK

ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය

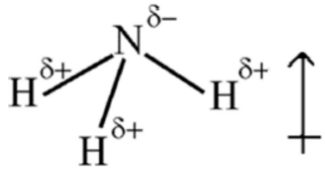
මේ සංකල්පය තේරුම් ගැනීම සඳහා එක් තනි බන්ධනයක් ඇති H-Cl සලකමු. ධ්‍රැවීය අණුවක එක් අන්තයක ඍණ ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. ඊට සාපේක්ෂව ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයක ධන ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ.

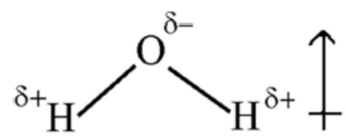
මේ අනුව HCl අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය Cl මත ද ධන ධ්‍රැවය H පරමාණුවු මත ද පිහිටයි. සම්මුතියක් ලෙස ධ්‍රැවීය බන්ධන පහත දැක්වෙන පරිදි සටහන් කෙරේ.

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

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

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) $\times$ බන්ධන දිග

මෙම සමීකරණයේ δ හි ඒකක කූලෝම් (C) වන අතර ර 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

ClassWork.LK

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 යුතුය. වෙනස් මූලද්‍රව්‍ය දෙකක් අතර බන්ධනය ශුද්ධ ලෙසම සහසංයුජ නොවේ. එහි යම් ප්‍රතිශතයක අයනික ගුණ පවතී.

ClassWork.LK

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 ($NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$ 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.

ClassWork.LK

- ඔක්සිකරණ අංකය

  H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^{2} යන ප්‍රභේදවල S පරමාණුවේ මුහුම්කරණය sp^3 වේ. S පරමාණුවේ ආරෝපණය ශූන්‍යය. දී ඇති අණුවල මුහුම්කරණය සහ ආරෝපණය එකම වේ. එම නිසා දී ඇති ප්‍රභේදවල S වල විද්‍යුත් - ඍෘණතාව එක් එක් ප්‍රභේදයේ ඇති S වල ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවතී.

  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 - ඍෘණතාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විචලනය වේ.

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

ClassWork LK

ඉහත නීති යෙදීමේ දී, විවිධ අණුවල අඩංගු මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුව සැලකීමේ දී, පරමාණුවේ අරෝපණයට වඩා මුහුම්කරණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ.

මුහමු කරණය 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 - ඍණතාවය 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 ඍණ 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.

ClassWork.LK

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.

ClassWork.LK

ClassWork.LK