STRUCTURE AND BONDING

(Part I)

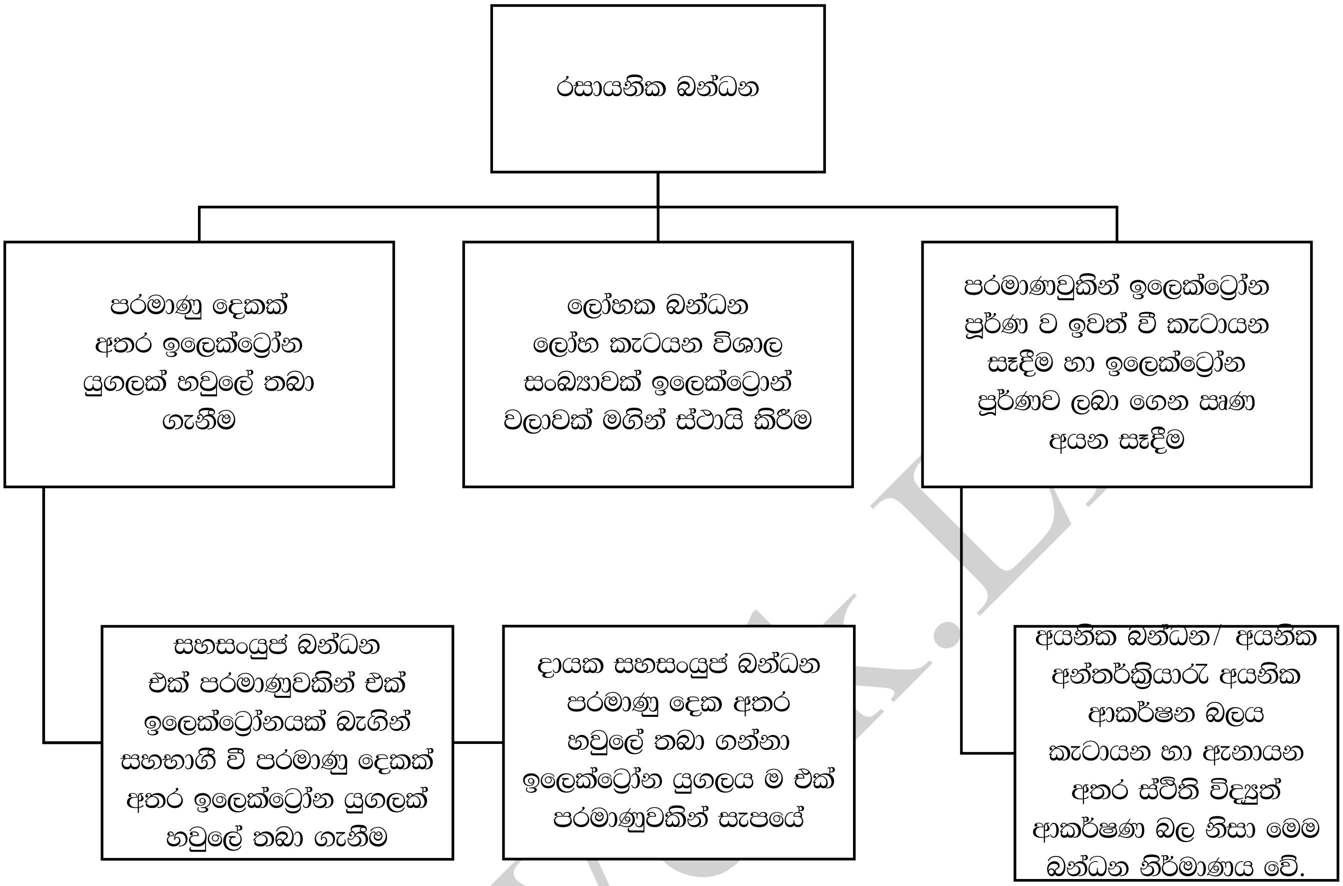
හැඳින්වීම

රසායනික බන්ධන සහ අණුවල ව්‍යූහ 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.

Class Work.LK



රසායනික බන්ධන වර්ග

සහසංයුජ බන්ධන

එකම 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 අත්කර ගනී.

සහසංයුජ බන්ධන නිර්මාණය වීමේදී සංයුජතා කවචයක උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් පැවතීම ස්ථායි අවස්ථාව ලෙස කොස්සෙල්ල ලැන්ග්මුවර් හා ලුවිස් විසින් සලකන ලදි. මෙය “අෂ්ටක නීතිය” ලෙස සැලකේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස පිළිබඳ වර්තමාන දැනුම අනුව, දෙවන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍යවල සංයුජතා කවචයේ (n = 2) ඇති 2s හා 2p උපශක්ති මට්ටම්වල උපරිම ව පවත්වා ගත හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව අටක් වේ.

ClassWork.LK

මේනිසා, බන්ධන සෑදීමේ දී දෙවන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලට සංයුජතා කවචයේ උපරිමව ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් පවත්වා ගනිමින් ඉහල ස්ථායි අවස්ථාවකට පත් වීමේ හැකියාව පවතී. ඒ අනුව C, N, O හා F යන මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු බන්ධන සෑදීම මඟින් අෂ්ටකය සපුරා ගත් අවස්ථාවට පත් වීමේ ඉහල නැඹුරුවක් ඇත.

තුන්වන ආවර්තයේ හා ඊට පහළින් ඇති ආවර්තවල මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවල සංයුජතා කවචය ආශ්‍රිතව s හා ච 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.

ClassWork.LK

මෙයට හේතුව, සල්ෆර් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචය ආශ්‍රිතව 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 නිසාය.

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 සල්පර් පරමාණුව d කාක්ෂික සහභාගි කර නොගනිමින් අෂ්ටකය සම්පූර්ණ කරගනී.

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.

ClassWork.LK

$BeCl_2$, BH_3, BCl_3 හා $AlCl_3$ ආදිය මීට උදාහරණ වේ. හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයෙහි 1s 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 ව්‍යූහය" නම් වේ.

Class work.LK

ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යූහ

ලුවිස් තිත් සටහන යොදා ගනු ලබන්නේ යම් රසායනික සූත්‍රයකට අනුරූප වූ පරමාණුක සැකිල්ලල බන්ධන ස්වභාවය (තනිල ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) හා එම පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය විදහා දැක්වීමට ය.

ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහ වල බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් වෙනුවට පරමාණු අතර කළ කෙටි ඉරක් සලකුණු කරනු ලැබේ.

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

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.

ClassWork.Lk

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 මඟින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද H මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක්ද සෘණ ආරෝපණ සඳහා එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ද ඇත. එමනිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටකි (6 + 1 + 1 = 8) වේ.

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).

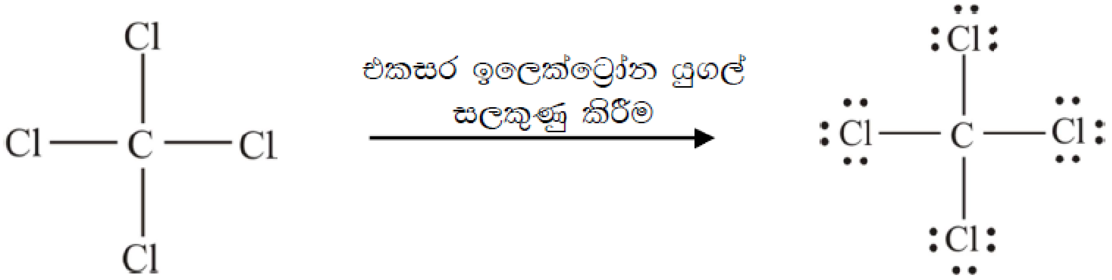
ClassWork.LK

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 යුගල බැගින් (එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල) සලකුණු කරයි.

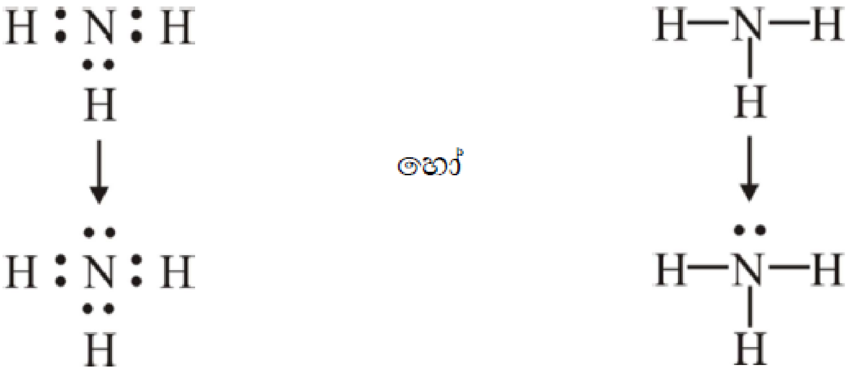
විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණු පර්යන්ත ව පිහිටන අවස්ථා ඇති විට දී අෂ්ටකය පූර්ණ වන ආකාරයට එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් සලකුණු කරනුයේ පර්යන්ත පරමාණු මත ය. නිදසුනක් ලෙස CCl_4 දැක්විය හැකි ය.

Class work.LK



CCl_4 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

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



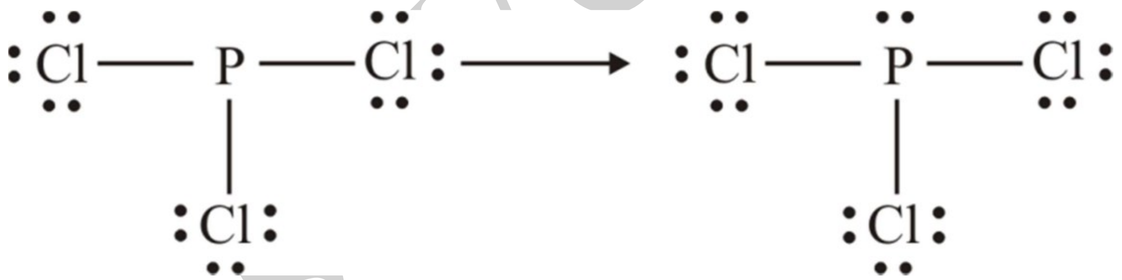
NH_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

Class.LK

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 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.



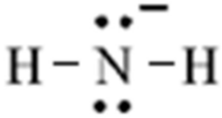
PCl_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

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.

හෝ



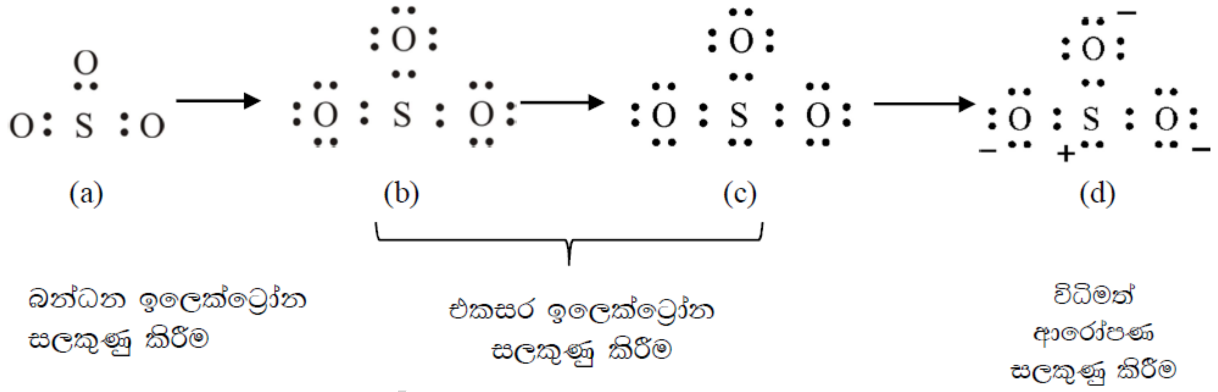
මෙහි N පරමාණුව වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකි. නයිට්‍රජන් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පහක් සපයා ඇතත් ඉහත ලුවිස් තිත් සටහන අනුව N මගින් සපයන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන හයකි.

එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් වැඩිපුර ඇති නිසා Nහි විධිමත් ආරෝපණය -1 කි. එම ආරෝපණය N පරමාණුව අසලින් සටහන් කර ඇත.

ClassWorkLK

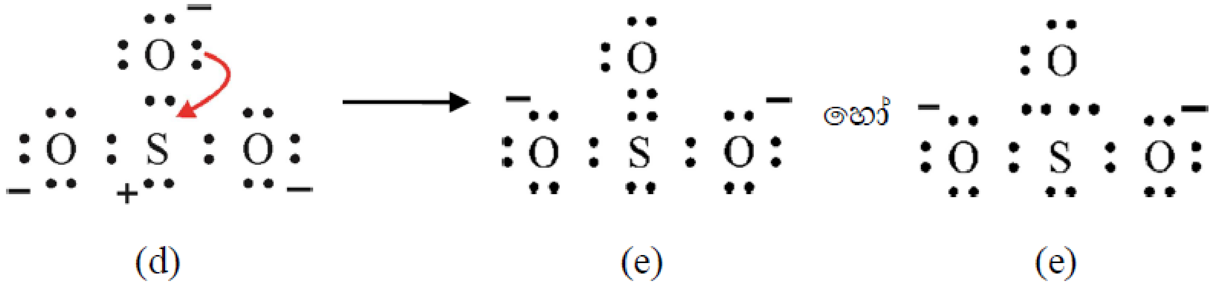
VII. පරමාණු මත පවතින ආරෝපණ අවම වන පරිදි හා අෂ්ටකය පූර්ණ වන පරිදි ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය ප්‍රතිසංවිධානය කිරීම සිදුකළ යුතුය. මේ සඳහා එකසර යුගල, බන්ධන යුගල බවට ප්‍රතිසංවිධානය කළ යුතු ය.

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

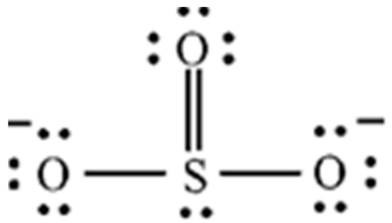


(d) නැමති ලුවිස් තින් සටහනේ සෑම පරමාණුවක්ම අෂ්ඨකය සපුරා ඇතත් විධිමත් ආරෝපණ ව්‍යාප්තවීම උපරිම වී ඇති බැවින් එය ස්ථායි නොවේ.

එම නිසා විධිමත් ආරෝපණ අවම වන පරිදි ඉහත (d) සටහනේ වූ එකසර ඉලෙක්ට්‍රොන් පිහිටීම ප්‍රතිසංවිධානය කරනු ලැබේ. පහත සටහන මගින් ප්‍රතිසංවිධානය සිදුකරන අයුරු දක්වා ඇත.



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



SO_3^{2-} හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

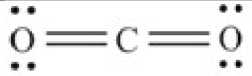
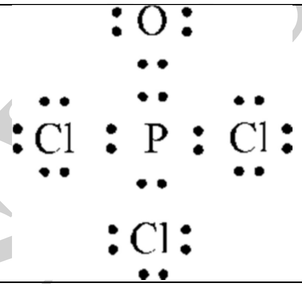
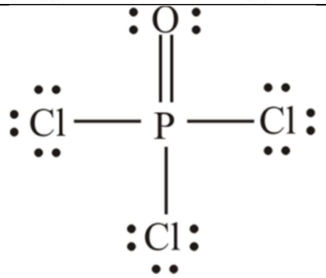
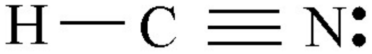
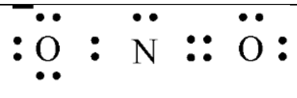
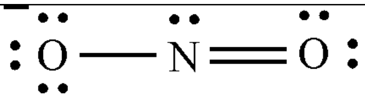
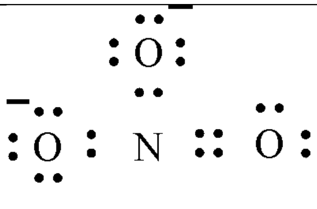
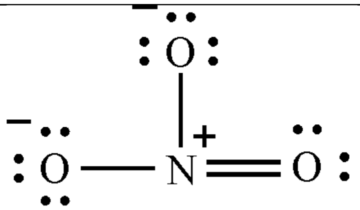
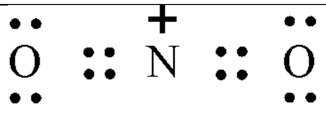
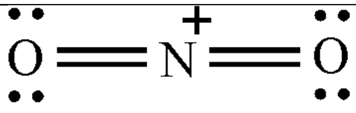
සෑම O පරමාණුවකම අෂ්ටකය සපුරා ඇත. සල්ෆර් පරමාණුව වටා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 10කි. සල්ෆර් පරමාණුව අෂ්ටකය ඉක්මවා ඇත. එයට හේතුව සල්ෆර් පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ p කාක්ෂික වලට අමතරව හිස් d කාක්ෂික තිබීමයි.

ClassWork.LK

කේන්ද්‍රික පරමාණු කීපයක් ඇති විට (උදා: C_3H_6O) ලුවිස් ව්‍යුහය නිර්මාණය කිරීම සඳහා පරමාණු සැකිල්ල නිවැරදි ව දැනගෙන සිටිය යුතු ය.

පහත වගුවෙහි අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ දක්වා 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		

නිදසුන 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

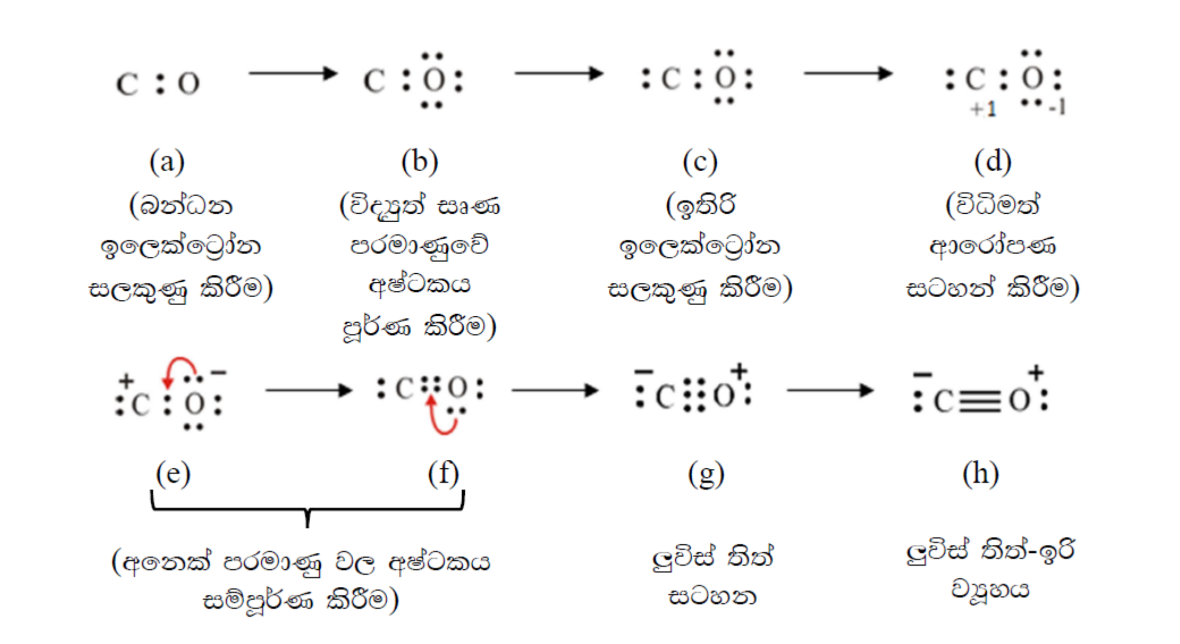
බන්ධන සෑදීම සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් සලකුණු කළ නිසා ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටකි. ඉතිරි ඉලෙක්ට්‍රෝන, පහත පරිදි අෂ්ටකය සපිරීමට විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි ඔක්සිජන් වටා යුගල් ලෙස සලකුණු කළ විටදී තවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් ඉතිරි වේ. එම යුගල කාබන් මත සලකුණු කෙරේ .

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.

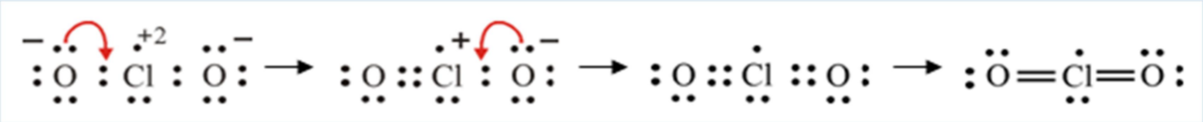


නිදසුන 2 :

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) උපරිම ආරෝපණ ව්‍යාප්තයික් ඇත. (අස්ථායි)

(b)

(c) ලුවිස් තිත් සටහන

(d) ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

ClassWork.LK