අ. පො. ස. (උසස් පෙළ)

රසායන විද්‍යාව

12 ශ්‍රේණිය

සම්පත් පොත

1 ඒකකය - පරමාණුක ව්‍යුහය

2 ඒකකය - ව්‍යුහය සහ බන්ධනය

3 ඒකකය - රසායනික ගණනය

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව
විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම
www.nie.lk

රසායන විද්‍යාව

සම්පත් පොත

12 ශ්‍රේණිය

© ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

පළමු මුද්‍රණය – 2018

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

ශ්‍රී ලංකාව

ප්‍රකාශනය : මුද්‍රණාලය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම
ශ්‍රී ලංකාව

අධ්‍යක්‍ෂ ජනරාල්ගේ පණිවිඩය

අධ්‍යාපනයේ ගුණාත්මකභාවය වර්ධනය කිරීම සඳහා ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය වරින් වර අවස්ථානුකූල පියවර ගනු ලබයි. අදාළ විෂයයන් සඳහා අතිරේක සම්පත් පොත් සකස් කිරීම එවන් එක් පියවරකි.

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමාලා සංවර්ධන කණ්ඩායමත්, ජාතික විශ්ව විද්‍යාලවල විද්වතුන් සහ පාසැල් පද්ධතියේ පළපුරුදු ගුරුවරුන් මගින් අතිරේක සම්පත් පොත් සකස් කර ඇත. 2017 දී ක්‍රියාත්මක කරන ලද අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) නව විෂය නිර්දේශයට අනුව මෙම අතිරේක සම්පත් පොත් ලියා ඇති නිසා සිසුන්ට අදාළ විෂය කරුණු පිළිබඳව අවබෝධය පුළුල් කළ හැකි අතර වඩාත් ඵලදායී ඉගෙනුම් ඉගැන්වීම් ක්‍රියාකාරකම් සැලසුම් කිරීමට ගුරුවරුන්ට මේවා පරිශීලනය කල හැක.

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ කාර්ය මණ්ඩලයේ සාමාජිකයින්ට සහ බාහිර විෂය ක්ෂේත්‍රයේ විද්වත් විශේෂඥයන්ට ඔබ වෙත මෙම තොරතුරු ලබා දීම සඳහා ඔවුන්ගේ ශාස්ත්‍රීය දායකත්වය ලබා දීම වෙනුවෙන් මාගේ අවංක කෘතඥතාව පළ කිරීමට කැමැත්තෙමි.

ආචාර්ය ටී. ඒ . ආර්. ජේ. ගුණසේකර
අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්,
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය,
මහරගම.

අධ්‍යක්‍ෂවරයාගේ පණිවිඩය

2017 වර්ෂයේ සිට ශ්‍රී ලංකාවේ සාමාන්‍ය අධ්‍යාපන පද්ධතියේ අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) සඳහා තාර්කීකරණයට ලක් කළ නව විෂයමාලාවක් ක්‍රියාත්මක වේ. ඉන් අදහස් වන්නේ මෙතෙක් පැවති විෂයමාලාව යාවත්කාලීන කිරීමකි. මේ කාර්යයේ දී අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) රසායන විද්‍යාව, භෞතික විද්‍යාව හා ජීව විද්‍යාව යන විෂයවල විෂය සන්ධාරයේත්, විෂය ආකෘතියේත්, විෂයමාලා ද්‍රව්‍යවලත් යම් යම් සංශෝධන සිදු කල අතර, ඊට සමගාමීව ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ ක්‍රමවේදයේත්, ඇගයීම් හා තක්සේරුකරණයේත් යම් යම් වෙනස්වීම් අපේක්ෂා කරන ලදි. විෂයමාලවේ අඩංගු විෂය කරුණුවල ප්‍රමාණය විශාල වශයෙන් අඩු කරන ලද අතර, ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ අනුක්‍රමයේ යම් යම් වෙනස්වීම් ද සිදු කරනු ලැබී ය. පැවති විෂයමාලා ද්‍රව්‍යයක් වූ ගුරු මාර්ගෝපදේශ සංග්‍රහය වෙනුවට ගුරු අත්පොතක් හඳුන්වා දෙන ලදි.

උසස් පෙළ විද්‍යා විෂය සඳහා ඉංග්‍රීසි භාෂාවෙන් සම්පාදිත, අන්තර්ජාතික වශයෙන් පිළිගත් ග්‍රන්ථ පරිශීලනය පසුගිය විෂයමාලා ක්‍රියාත්මක කිරීමේ දී අත්‍යවශ්‍ය විය. එහෙත් විවිධ පෙළපොත් භාවිත කිරීමේ දී පරස්පරවිරෝධ විෂය කරුණු සඳහන් වීමත්, දේශීය විෂයමාලාවේ සීමා අභිභවා ගිය විෂය කරුණු ඒවායේ ඇතුළත් වීමත් නිසා ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට ඒ ග්‍රන්ථ පරිහරණය පහසු වූයේ නැත. මේ ග්‍රන්ථය ඔබ අතට පත් වන්නේ ඒ අවශ්‍යතාව සපුරාලීමට ගත් උත්සාහයක ප්‍රතිඵලයක් ලෙස ය.

එබැවින් මේ ග්‍රන්ථය මඟින් දේශීය විෂයමාලාවේ සීමාවලට යටත්ව සිය මවුභාෂාවෙන් අදාළ විෂය සන්ධාරය පරිහරණය කිරීමට සිසුන්ට අවස්ථාව සලසා ඇත. එමෙන් ම විවිධ ග්‍රන්ථ, අතිරේක පන්ති වැනි මූලාශ්‍රයවලින් අවශ්‍ය තොරතුරු ලබා ගැනීම වෙනුවට විෂයමාලාව මඟින් අපේක්ෂිත තොරතුරු ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට නිවැරදිව ලබා ගැනීමට මේ ග්‍රන්ථය උපකාරි වනු ඇත.

විෂය සම්න්ධ විශේෂඥ ගුරුභවතුන් හා විශ්වවිද්‍යාල ආචාර්යවරුන් විසින් සම්පාදිත මේ ග්‍රන්ථය ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමලා කමිටුවෙන් ද අධ්‍යයන මණ්ඩලයෙන් ද පාලක සභාවෙන් ද අනුමැතිය ලබා ඔබ අතට පත් වන බැවින් ඉහළ ප්‍රමිතියෙන් යුතු බව නිර්දේශ කළ හැකි ය.

ආචාර්ය ඒ. ඩී. අසෝක ද සිල්වා.
අධ්‍යක්ෂ,
විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව,
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය.

අනුශාසකත්වය

ආචාර්ය ටී. ඒ . ආර්. ජේ. ගුණසේකර මිය

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

අධීක්ෂණය

ආචාර්ය ඒ. ඩී. ඒ. ද සිල්වා

අධ්‍යක්ෂ, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

ආර්. එස්. ජේ. පී. උඩුපෝරුව

හිටපු අධ්‍යක්ෂ, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විෂය නායකත්වය

එම්. එස්. වික්‍රමසිංහ

සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

අභ්‍යන්තර සංස්කරණ මණ්ඩලය

එල්. කේ. වඩුගේ මයා

ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

ජී.ජී.පී.එස්. පෙරේරා මිය

සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

වී. රාජුදේවන් මයා

සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

කතෘ මණ්ඩලය

ආචාර්ය රසල් සී. එල්. ඩි සිල්වා	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කැලණිය විශ්වවිද්‍යාලය (1 වන ඒකකය)
ආචාර්ය එම්. ඒ. බී. ප්‍රශාන්ත	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය (2 වන ඒකකය)
ආචාර්ය එම් එම් කෞමාල්	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය (3 වන ඒකකය)

බාහිර සංස්කරණ මණ්ඩලය

මහාචාර්ය එස්. පී. දූරණියගල	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය
මහාචාර්ය එම්. ඩී. පී. ද කොස්තා	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය
මහාචාර්ය එච්. එම්. ඩී. එම් ප්‍රියන්ත	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, පේරාදෙණිය විශ්වවිද්‍යාලය
මහාචාර්ය සුදන්ත ලියනගේ	-	ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය
කේ. ඩී. බන්දුල කුමාර මයා	-	නියෝජ්‍ය කොමසාරිස්, අධ්‍යාපන ප්‍රකාශන දෙපාර්තමේන්තුව, අධ්‍යාපන දෙපාර්තමේන්තුව
මුදිතා අතුකෝරල මිය	-	ගුරු සේවය 1, ප්‍රජාපතී බාලිකා විද්‍යාලය, හොරණ
දිපිකා නෙත්සිංහ මිය	-	ගුරු සේවය 1-(විශ්‍රාමික), කාන්තා විදුහල, කොළඹ 07

සී.ඒ.එම්. පෙරේරා මෙය	-	ගුරු සේවය 1, වේල්ස් කුමරි විද්‍යාලය, මොරටුව
වී. කේ. ඩබ්. ඩී සාලිකා මාධවී මිය	-	ගුරු සේවය 1, මුස්ලිම් කාන්තා විදුහල, කොළඹ 04
එච්. එම්. ඩී.ඩී දීපිකා මැණිකේ මිය	-	ගුරු සේවය 1, විහාර මහා දේවි බාලිකා විදුහල, කිරිබත්ගොඩ

භාෂා සංස්කරණය
ජයත් පියදසුන් මයා
ප්‍රධාන උප කර්තෘ - සිළුමිණ,
ලේක් හවුස්, කොළඹ 10

මුල් පිටුව
ආර්. ආර්. කේ. පතිරණ මිය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විවිධ සහාය
ඩබ්. පී. පී. වීරවර්ධන
මංගල වැලිපිටිය
රංජිත් දයාවංශ

:

පටුන

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්තුමියගේ පණිවිඩය…………………………………………………………….…… iii

අධ්‍යක්ෂතුමාගේ පණිවිඩය…………………………………………………………..…....... iv

විෂයමාලා කමිටුව ………………………………………………………………………..…... v

01 ඒකකය - පරමාණුක ව්‍යුහය …………………………………...……………......…01-42

1.1 පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුකවාදය …………………………………………………..……... 02

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

1.1.2 පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය

1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

1.1.4 රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

1.1.8 අයන

1.2 විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ ………………………………. 14

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටම්කරණය

1.3 පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශක්ති මට්ටම් ……………………………………….... 18

1.3.1 හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

1.3.3 කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

1.4 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ………………………………………………………………. 23

1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

1.4.2 පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1.4.3 හුන්ඩ් ගේ නීතිය

1.4.4 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

1.5 ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම ……………………………...……...…………. 28

1.6 *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා ………………………..……. 32

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

1.6.2 අයනීකරණ ශක්තිය

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

1.6.4 විද්‍යුත්-සෘණතාව

02 ඒකකය - ව්‍යුහය හා බන්ධන …………………….....……………………………...43-88

2.1 සහ සංයුජ බන්ධන ………………………………………………………………...44

2.1.1 ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යුහ

2.2 දායක සහසංයුජ බන්ධන ……………………………………………………………...51

2.3 සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය) ………………...52

2.3.1 පරමාණුක කාක්ෂිකවල මුහුම්කරණය

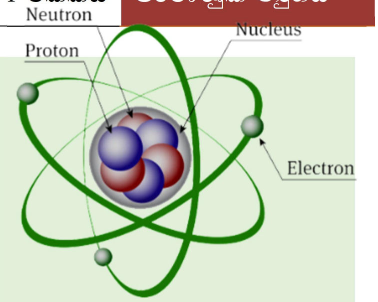
2.3.2 ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන ඇති වීම

2.3.3 සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

2.3.4 අණුවල ධ්‍රැවීයතාව හා විද්‍යුත්-සෘණතාව

2.3.5 ද්විධ්‍රැව සූර්ණය
2.3.6 විද්‍යුත්-සෘණතාවේ ප්‍රයෝජන හා බන්ධන ස්වභාවය
2.4 අයනික බන්ධන ……………………………………………………………...77
2.5 ලෝහක බන්ධන ……………………………………………………………..80
2.6 ද්විතීයික අන්තර් ක්‍රියා ……………………………………………………...81

03 ඒකකය - රසායනික ගණනය ………………………………………………89-124
3.1 ඔක්සිකරණ අංකය…………………………………………………………………90
3.1.1 අණුවක/ බහු පරමාණුක අයනයක හෝ සංයෝගයක ඇති පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීමේ දී භාවිත වන මූලික නීති
3.1.2 රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවල දී පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හුවමාරුව පිළිබඳ අවබෝධයක් ලැබීම සඳහා ඔක්සිකරණ අවස්ථා භාවිතය
3.2 අකාබනික සංයෝගවල නාමකරණය ……………………………………………95
3.2.1 ඒක පරමාණුක අයනවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම
3.2.2 එක් වර්ගයකට වැඩි කැටායන සාදන මූලද්‍රව්‍යවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම
3.2.3 සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම
3.2.4 බහු පරමාණුක අයන
3.2.5 අකාබනික අම්ල
3.3 පරමාණුක ස්කන්ධය, මවුල හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය……………………………100
3.3.1 පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, මවුලය හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය අතර සම්බන්ධතාව
3.3.2 මූලද්‍රව්‍යවල මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කිරීම
3.3.3 මවුලය
3.3.4 මවුලික ස්කන්ධය
3.4 රසායනික සූත්‍ර වර්ග ………………………………………………………102
3.4.1 රසායනික සූත්‍ර භාවිතයෙන් කෙරෙන රසායනික ගණනය
3.4.2 සංයෝගයක ආනුභවික සූත්‍රය සහ අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම
3.4.3 ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය හා අණුක ස්කන්ධය භාවිත කර අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම
3.5 මිශ්‍රණයක අඩංගු ද්‍රව්‍යයක සංයුතිය…………………………………………105
3.5.1 භාග ලෙස ප්‍රකාශිත සංයුති
3.5.2 ද්‍රාවණයක (සමජාතීය මිශ්‍රණයක) ප්‍රතිශත සංයුතිය
3.5.3 මවුලීයතාව
3.5.4 මවුලිකතාව (සාමාන්‍යයෙන් සාන්ද්‍රණය ප්‍රකාශ කිරීමට භාවිත වේ)
3.6 රසායනික සමීකරණ තුලිත කිරීම ………………………………………109
3.6.1 සෝදිසි ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලනය කිරීම
3.6.2 රෙඩොක්ස් ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලිත කිරීම
3.6.3 සරල න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා තුලනය
3.7 ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීම…………………………………………………117
3.8 **රසායනික ප්‍රතික්‍රියා පදනම් වූ ගණනය කිරීම් ……………………………119**



1. පරමාණුක ව්‍යුහය

අන්තර්ගතය

1.1 **පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුක වාදය**

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

1.1.2 පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය

1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

1.1.4 රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

1.1.8 අයන

1.2 **විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ**

- විද්‍යුත් - චුම්බක විකිරණ හා ඒවායේ ගුණ [ප්‍රවේගය (c), තරංග ආයාමය (λ), සංඛ්‍යාතය (u), ශක්තිය (E)]

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටම්කරණය

- විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලිය
- $c = \nu\lambda$
- $E = h\nu, \lambda = \frac{h}{mV}$
- පදාර්ථයේ අංශු-තරංග (ද්විත්ව) ස්වභාවය

1.3 **පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශක්ති මට්ටම්**

- මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

1.3.1 හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

- ශක්ති මට්ටම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝනවල පැවැත්ම

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

1.3.3 කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

- ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n)
- උද්දිගංශ ක්වොන්ටම් අංකය (l)
- චුම්භක ක්වොන්ටම් අංකය (m_l)
- බැමුම් ක්වොන්ටම් අංකය (m_s)

1.4 **ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස**

1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

1.4.2 පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1.4.3 හුන්ඩ් ගේ නීතිය

1.4.4 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

1.5 **ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම**

- ආවර්තිතා වගුවේ දීර්ඝ ආකාරය

1.6 ***s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා**

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

- වැන් ඩ'වාල් අරය
- සහසංයුජ අරය
- ලෝහක අරය
- පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා
- අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස
- අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

1.6.2 අයනීකරණ ශක්තිය

- පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

1.6.4 විද්‍යුත්-සෘණතාව

හැඳින්වීම

රසායන විද්‍යාව යනු පදාර්ථයේ ගුණ හා හැසිරීම පිළිබඳ අධ්‍යයනයයි. **පදාර්ථය**, විශ්වය තැනී ඇති භෞතික ද්‍රව්‍යයයි. ස්කන්ධයක් සහිත ඉඩක් ගන්නා ඕනෑ ම දෙයක් පදාර්ථයක් වේ.

අප ලෝකයේ ඇති ද්‍රව්‍ය ඒවායේ ගුණවලින් බෙහෙවින් වෙනස් වන්නේ වී නමුදු සෑම දෙයක් ම සෑදී ඇත්තේ මූලද්‍රව්‍ය සියයක් පමණ සංඛ්‍යාවකිනි; නොඑසේ නම් රසායනික වශයෙන් එකිනෙකින් වෙනස් වූ පරමාණු වර්ග සියයක පමණ සංඛ්‍යාවකිනි (මේ වන විට මූලද්‍රව්‍ය 118ක් පමණ සොයාගෙන ඇති නමුත්, වැඩි බර පරමාණුවලට ඇත්තේ කෙටි ආයු කාලයක් බැවින් ඒවා ස්වාභාවිකව නො පවතී).

1.1 පදාර්ථය පිළිබඳ පරමාණුකවාදය

ඈත අතීතයේ සිට ම ලෝකය සෑදී ඇති මූලික සංරචකවල ස්වභාවය පිළිබඳව දාර්ශනිකයෝ සමපේක්ෂණයේ යෙදුණහ. **එම්පිඩෝක්ලීස් (ක්‍රි.පූ. 440)** විශ්වාස කළේ සියලු දේ තැනී ඇත්තේ ගින්න, ජලය, වාතය සහ පස (ආපෝ, තේජෝ, වායෝ, පඨවි) යන මූලද්‍රව්‍ය සතරින් බවයි. හින්දූන්ගේ විශ්වාසය වූයේ ඉහත සඳහන් මූලද්‍රව්‍ය සතරින් හා අවකාශයෙන් ලෝකය නිර්මිතව ඇති බවයි. කෙසේ වුව ද **ඩෙමොක්‍රිටස් (ක්‍රි.පූ 460-370)** ඇතුළු තවත් ග්‍රීක දාර්ශනිකයෝ ද්‍රව්‍යමය ලෝකය ඉතා කුඩා, අදෘශ්‍ය, තව දුරටත් බෙදා වෙන් කිරීමට නොහැකි අංශුවලින් සෑදී ඇතැ යි විස්තර කළ අතර, ඒවා හැඳින්වීමට 'නොබෙදිය හැකි' හෙවත් 'කැඩිය නොහැකි' යන අරුතැති 'atomos' (පරමාණු) යන වදන යොදා ගත්හ.

එහෙත් පසු කාලීනව **ප්ලේටෝ** හා **ඇරිස්ටෝටල්** විසින් නොබෙදිය හැකි අත්‍යන්ත කුඩා අංශු පැවතිය නොහැකි ය යන මතය සූත්‍රගත කළ අතර, බටහිර සංස්කෘතියෙහි ඇරිස්ටෝටලියානු දර්ශනය ආධිපත්‍යය දැරූ ශත වර්ෂ ගණනාවක් තුළ ම පදාර්ථය පිළිබඳ මේ 'පරමාණුක' මතය යටපත් වී ගියේ ය.

අප පරමාණු ලෙස හඳුන්වන පදාර්ථයේ බෙදිය නොහැකි තැනුම් ඒකක සඳහා නිශ්චිත අර්ථ දැක්වීමක් ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ 1808 දී ඉංග්‍රීසි ජාතික විද්‍යාඥයකු හා පාසල් ගුරුවරයකු වූ **ජෝන් ඩෝල්ටන්** (1766-1844) විසිනි. ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුකවාදය ප්‍රධාන උපග්‍රහණ සතරක් පදනම් වී තිබේ.

1. මූලද්‍රව්‍ය සෑදී ඇත්තේ 'පරමාණු' යනුවෙන් හැඳින්වෙන, අතිශයින් ම කුඩා, බෙදිය නොහැකි අංශුවලිනි.
2. යම් මූලද්‍රව්‍යයක සියලු පරමාණු ස්කන්ධයෙන් හා තරමින් එකිනෙකට සමාන වන අතර යම් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු අන් සියලු මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුවලින් වෙනස් වේ.
3. රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවලින් එක් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු, තවත් මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු බවට වෙනස් කළ නොහැකි ය. එනම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී පරමාණු මැවීමට හෝ විනාශ වීමට භාජන නො වේ.
4. වෙන් වෙන් මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු දෙකක් හෝ වැඩි ගණනක් සරල සංඛ්‍යාත්මක අනුපාතවලින් සම්බන්ධ වීමෙන් සංයෝග ඇති වේ.

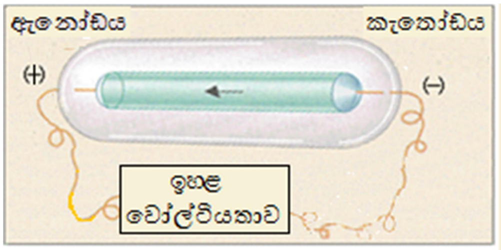
ඩෝල්ටන්ගේ පරමාණුක ආකෘතිය හැඳින්වෙන්නේ 'ගොල්ෆ් බෝල ආකෘතිය' යනුවෙනි.

(a) (b)

1.1 රූපය (a) ජෝන් ඩෝල්ටන් සහ (b) ගොල්ෆ් බෝල ආකෘතිය

1891 දී **ජොන්ස්ටන් ජී. ස්ටෝනි** (1826-1911) විසින් විද්‍යුතයෙහි මූලික අංශුව සඳහා 'ඉලෙක්ට්‍රෝනය' යන නම දෙන ලද නමුත් එහි පැවැත්ම පිළිබඳ කිසිදු පරීක්ෂණාත්මක සාක්ෂ්‍යයක් නො වීය.

1880 මැද භාගයේ දී විද්‍යාඥයන් සම්පූර්ණයෙන් ම වාගේ වාතය රේචනය කරන ලද වීදුරු නළ තුළ සිදු වන විද්‍යුත් විසර්ජන පිළිබඳව අධ්‍යයනය කිරීම ආරම්භ කර තිබිණි. බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික භෞතික හා රසායන විද්‍යාඥයකු වූ **ශ්‍රීමත් විලියම් ක්‍රෑක්ස්ගේ** (1832-1919) නිපැයුමක් වූ මේ උපකරණය **ක්‍රෑක්ස් නළය** හෙවත් **කැතෝඩ කිරණ නළය** ලෙස හඳුන්වනු ලැබිණි.



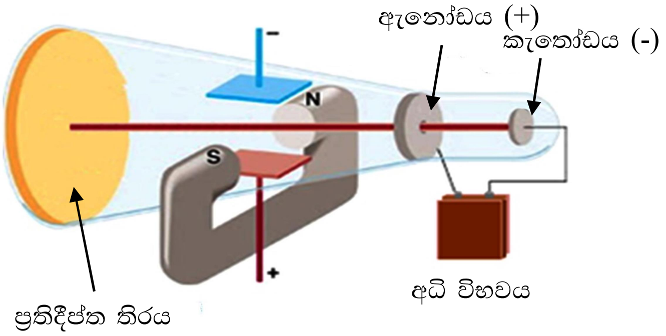
1.2 රූපය කැතෝඩ කිරණ නළය

ක්‍රෑක්ස් හා සෙස්සන් විසින් කරන ලද මේ පරීක්ෂණයෙන්, ක්‍රෑක්ස් නළයක ඉලෙක්ට්‍රෝඩ දෙකට ඉහළ වොල්ටීයතා ප්‍රභවයක් සන්ධි කළ විට රත් කළ ඍණ ආරෝපිත තහඩුවෙන් හෙවත් කැතෝඩයෙන් අදෘශ්‍යමාන කිරණ ධාරාවක් නිපදවෙන බව පෙන්නුම් කෙරිණි. මේ කිරණ ඇසට නොපෙනෙන නමුත්, අඩු පීඩනයක් යටතේ ඇති වායුවල දිලියුමක් ඇති කිරීමෙන් හා වෙනත් ඇතැම් ද්‍රව්‍යවල ප්‍රතිදීප්තියක් ඇති කිරීමෙන් හෙවත් ඒවායින් ආලෝකය පිට වීමට සැලැස්වීමෙන් ඒවායේ පැවැත්ම අනාවරණය කෙරිණ. කැතෝඩයෙන් නිකුත් වන මෙම කිරණ **'කැතෝඩ කිරණ'** යනුවෙන් හැඳින්විණ.

පසු ව මේ කිරණ චුම්බක ක්ෂේත්‍රයකින් උත්ක්‍රමයට ලක් කළ හැකි බව ද ඒවා ඍණ විද්‍යුත් ආරෝපණයක් දරන බව ද සොයා ගන්නා ලදි. ඇතැම් විද්‍යාඥයන් මේවා තරංග විශේෂයක් ලෙස විශ්වාස කළ අතර, තවත් සමහරකු නැඹුරු වූයේ ඒවා අංශු ලෙස සැලකීමට ය.

කැතෝඩය කුමන ද්‍රව්‍යයකින් සැදුණු එකක් වුවත් සහ නලය තුල ඇති වායුව කුමක් වුවත් කැතෝඩ කිරණ ස්වභාවයෙන් ඒකාකාර වන බව බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයකු වූ **ජේ.ජේ. තොම්සන්** (1856-1940) විසින් නිරීක්ෂණය කරන ලදි. 1897 දී කැතෝඩ කිරණ යනු ඍණ ලෙස ආරෝපිත වූ අංශු ධාරාවක් හැටියට හෙතෙම විස්තර කළේ ය. මැද සිදුරක් ඇති ඇනෝඩයක් සහිත කැතෝඩ කිරණ නළයක් යොදා ගනිමින් කරන ලද පරීක්ෂණයකින් හා ඉන් ලද ප්‍රතිඵලවලින්

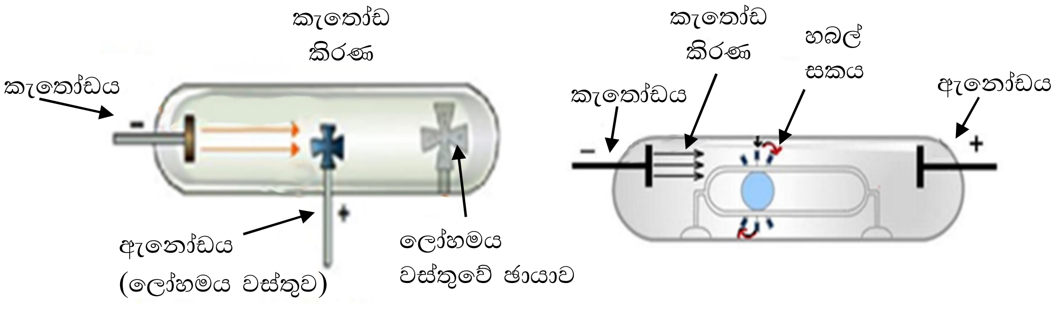
තොම්සන්ට ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය හා ස්කන්ධය අතර අනුපාතය ගණනය කිරීමට හැකි වූ අතර, ඉන් ලද ප්‍රතිඵලය 1.76×10^{8} C g^{-1} (ග්‍රෑමයට කූලෝම්) විය.



1.3 රූපය තොම්සන්ගේ කැතෝඩ කිරණ නළය

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

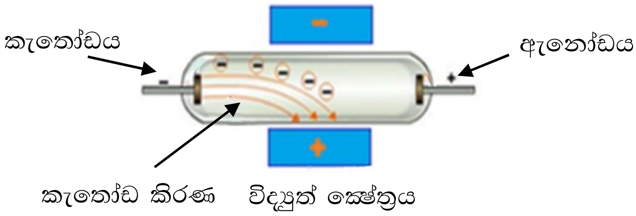
- කැතෝඩ කිරණවල පථය සරල රේඛීය වේ. විසර්ජන නළයක කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි ලෝහමය කුරුසයක් වැනි පාරාන්ධ වස්තුවක් තැබූ විට, කැතෝඩයට ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයෙහි ඒ කුරුසයේ ඡායාවක් ඇති වේ. මෙසේ සෙවණැලි ඇති වීමෙන් තහවුරු වන්නේ කැතෝඩ කිරණ සරල රේඛීය මාර්ගවල ගමන් කරන බවයි.



1.4 රූපය කැතෝඩ කිරණවල ගුණ

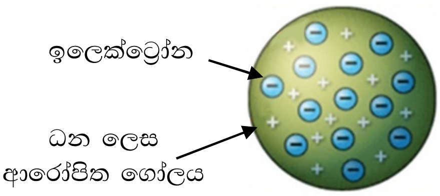
- කැතෝඩ කිරණ යනු ස්කන්ධයක් හා චාලක ශක්තියක් සහිත අංශු කදම්බයකි. විසර්ජන නළයක් තුළ කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි සැහැල්ලු හබල් සකයක් තැබූ විට එහි තල කරකැවේ.
  මෙය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට (කැතෝඩ කිරණ) ගම්‍යතාවක් ඇති බව දක්වන නිරීක්ෂණයක් ලෙස සැලකේ (කෙසේ වෙතත් නළය තුළ උෂ්ණත්වය ඉහළ යෑම ද තලවල භ්‍රමණයට හේතුවන නිසා මේ නිගමනය ගැන සැකයක් ද පවතී).
- කැතෝඩ කිරණ ඍණ ලෙස ආරෝපිත ය. කැතෝඩ කිරණ ගමන් ගන්නා පථයට විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් යෙදූ කල ඒවා ධන තහඩුව වෙත ආකර්ෂණය වේ. ඒවා චුම්බක

ක්ෂේත්‍රවල බලපෑමට ද යටත් වේ. මෙහිදී කිරණ උත්ක්‍රමණය වන දිශාව, වෙනත් ඕනෑම ඍණ ආරෝපිත අංශුවක් උත්ක්‍රමණය වන දිශාවම වේ. එබැවින් කැතෝඩ කිරණ ඍණ ආරෝපිත බව තවදුරටත් තහවුරු වේ.



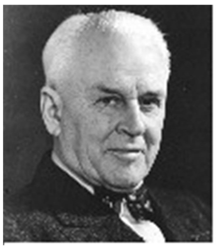
1.5 රූපය බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර සමඟ කැතෝඩ කිරණවල අන්තර් ක්‍රියා

- කැතෝඩ කිරණවල ස්වභාවය විසර්ජන නළය තුළ ඇති වායුව අනුව හෝ කැතෝඩය සෑදී ඇති ද්‍රව්‍යය අනුව හෝ වෙනස් නො වේ.
- විවිධ වායුවලින් ලැබෙන කැතෝඩ කිරණවල ආරෝපණය/ ස්කන්ධය අනුපාතය (e/m අනුපාතය) හරියටම සමාන වේ.



1.6 රූපය ජේ.ජේ. තොම්සන් සහ ඔහුගේ පරමාණුක ආකෘතිය

තම අනාවරණ පදනම් කර ගනිමින් 1899 දී **ජේ.ජේ. තොම්සන්** පරමාණුක ව්‍යුහය පිළිබඳ 'ප්ලම් පුඩිං' ආකෘතිය ඉදිරිපත් කළේ ය. 1909 දී තම තෙල් බින්දු පරීක්ෂණය පදනම් කර ගනිමින් **ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය** 1.602 × 10^{-19} **C** ලෙස අනාවරණය කර ගැනීමට **රොබට් මිලිකන්** (1868-1953) සමත් විය. පරීක්ෂණාත්මකව සොයා ගත් ඉලෙක්ට්‍රෝනික ආරෝපණයත් තොම්සන් විසින් සොයා ගන්නා ලද ආරෝපණය/ ස්කන්ධය අනුපාතයත් සම්බන්ධ කර ගනිමින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකි විය.



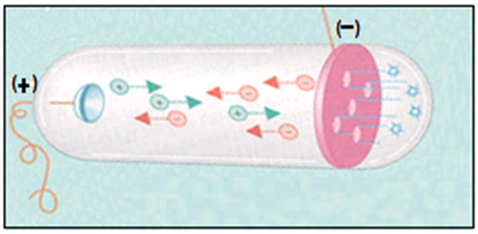
ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය $= \dfrac{1.602 \times 10^{-19}\ \mathrm{C}}{1.76 \times 10^{8}\ \mathrm{C/g}} = 9.10 \times 10^{-28}\ \mathrm{g}$

1.7 රූපය රොබට් මිලිකන් සහ ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය

මේ ස්කන්ධය සැහැල්ලුතම පරමාණුව වන හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් 1/1837කි. **ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ සාපේක්ෂ ආරෝපණය -1 කි.**

1.1.2 පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය

ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **එයුජන් ගෝල්ඩ්ස්ටයින්** පදාර්ථයේ ධන ආරෝපණවල පැවැත්ම පරීක්ෂණාත්මක ලෙස සනාථ කළේ ය. ඔහුගේ පරීක්ෂණවල දී ඉතා අඩු පීඩනයෙන් යුත් වාතය අඩංගු සිදුරු පිහිටි කැතෝඩයක් සහිත විසර්ජන නළයක් භාවිත කරන ලදි. වොල්ට් 10,000ක පමණ ඉහළ වෝල්ටීයතාවක් කැතෝඩයට යෙදූ විට සිදුරු සහිත කැතෝඩයට පිටුපසින් මඳ රත් පැහැ දිලිසුමක් ඇති වන බව හෙතෙම නිරීක්ෂණය කළේ ය. නළයට ඉහළ වෝල්ටීයතාවක් යෙදූ කල එහි විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රය වාතයේ අල්ප වශයෙන් ඇති අයන ත්වරණය කරයි. මේවා වායු පරමාණු සමඟ ගැටීමේ දී ඒවායින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ගැලවී ඉවත් වන හෙයින් තව තවත් ධන අයන සෑදේ. මේ අයන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන තව දුරටත් වායු පරමාණු හා ගැටෙමින් ධන අයන සංඛ්‍යාව වැඩි කරයි. ධන අයන සියල්ල ඍණ කැතෝඩය වෙත ආකර්ෂණය වන අතර, ඉන් සමහරක් කැතෝඩයේ සිදුරු හරහා ගමන් කරයි. කැතෝඩයේ සිදුරු තුළින් ගමන් කරන හෙයින් ගෝල්ඩ්ස්ටයින් විසින් මේ කිරණ නම් කරන ලද්දේ 'නාළ කිරණ' යනුවෙනි. සැබැවින් ම මේ කිරණ ධන ඉලෙක්ට්‍රෝඩයෙන් හෙවත් ඇනෝඩයෙන් පැන නොනගින නමුත් ඒවා කැතෝඩයෙන් ඈත ඇනෝඩය අසලින් උපදින හෙයින් 'ඇනෝඩ කිරණ' හෙවත් 'ධන කිරණ' යනුවෙන් ද හැඳින්වේ.



1.8 රූපය සිදුරු පිහිටි කැතෝඩයක් සහිත කැතෝඩ කිරණ නළය

1.1.3 ධන කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

- ධන කිරණ සරල රේඛීය මාර්ගවල ගමන් ගන්නා අතර, ඒවායෙහි පථයේ තබන ලද වස්තුවල ඡායා ඇති කරයි.
- ඒවාට ඒවායේ පථයේ තබන ලද හබල් සකයක් චලනය කළ හැකි ය.
- මෙම කිරණ ධන ලෙස ආරෝපිත වන අතර, විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයකට භාජන කළ විට ඒවා එහි ඍණ ලෙස ආරෝපිත තහඩුව වෙත උත්ක්‍රමය වේ.
- ධන කිරණවල ස්වභාවය, විසර්ජන නළයේ අඩංගු වායුව මත රඳා පවතී. විවිධ වායුවලින් ඇති වන්නේ වෙනස් ස්කන්ධ සහ වෙනස් ආරෝපණවලින් යුත් අංශුවලින් සමන්විත විවිධාකාර ධන කිරණයි. මේ නිසා වෙන් වෙන් වායුවලින් ලැබෙන ධන කිරණ අංශුවල e/m අනුපාතය නියත නො වේ.

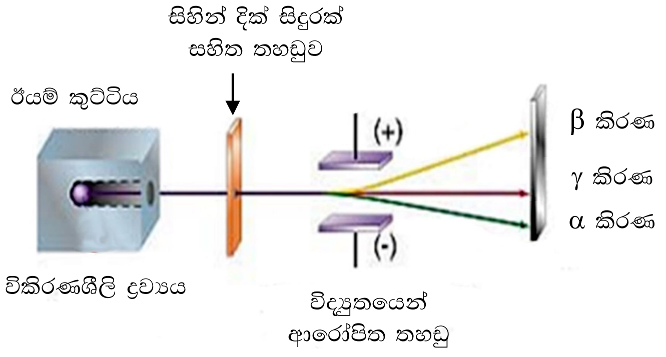
මේ 'කිරණ' චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක දී කෙසේ උත්ක්‍රම වේ දැයි සෙවීම සඳහා 1907 දී කරන ලද අධ්‍යයනයකින් අනාවරණය වූයේ ඒවා නිර්මිත වී ඇති අංශු ස්කන්ධයෙන් එකිනෙකට වෙනස් බවයි. මේ අතරින් සැහැල්ලුතම අංශු සෑදෙන්නේ නළය තුළ හයිඩ්‍රජන් වායුව යම් තරමක් හෝ අන්තර්ගතව තිබෙන විට ය. ඒ අංශුවල ස්කන්ධය ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ස්කන්ධය මෙන් 1840

ගුණයක් පමණ වේ. වෙනත් ධන අංශු, සැහැල්ලුම ධන අංශවේ ස්කන්ධයෙහි ගුණාකාර විය. එම නිසා මෙය උප පරමාණු අංශුවක් විය යුතුය. ඒවා ප්‍රෝටෝන ලෙස නම් කරන ලදී. ප්‍රෝටෝනයක සාපේක්ෂ ස්කන්ධය එකකි. මේ අනුව **ප්‍රෝටෝනයේ ස්කන්ධය 1.6 × 10^{-24} g** හෝ **1.007276 u** ^පරමාණුක ස්කන්ධය ඒකකය& හෝ **Da** ඩෝල්ටන් (Daltons). (පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, අතීතයේ දී amu ලෙස සංකේතවත් කර ඇත)

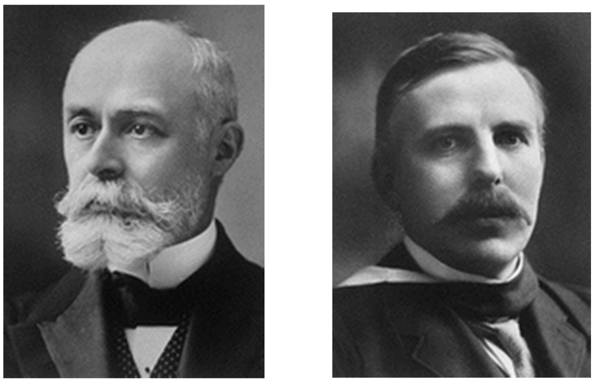
ප්‍රෝටෝනයක ආරෝපණය ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයට සමාන හා ප්‍රතිවිරුද්ධ වේ. මේ අනුව ප්‍රෝටෝනයක නිරපේක්ෂ ආරෝපණය (ධන) කූලෝම් **1.6 x 10^{-19}** කි. ඕනෑ ම අංශුවක් විසින් දරන්නා වූ කුඩාතම ධන ආරෝපණය වන මෙය ඒකක 1ක ධන ආරෝපණයක් සේ සැලකේ. **ප්‍රෝටෝනයක සාපේක්ෂ ආරෝපණය +1 කි.**

ප්‍රංශ ජාතික විද්‍යාඥයකු වූ **හෙන්රි බෙකරල් (1852-1908)** විසින් 1896 දී විකිරණශීලතාව සොයා ගැනීමෙන් ඉක්බිති බ්‍රිතාන්‍ය ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **ශ්‍රීමත් අර්නස්ට් රදෆර්ඩ් (1871-1973)** විකිරණශීලී ද්‍රව්‍යවලින් තුන් ආකාරයක විකිරණ, එනම් ඇල්ෆා (α), බීටා (β) හා ගැමා (γ) කිරණ නිකුත් වන බව පෙන්වා දුන්නේ ය. මින් α සහ β විකිරණ විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයකින් උත්ක්‍රමයට ලක් වේ.

ඇල්ෆා (α) කිරණ α අංශු යනුවෙන් හැඳින්වෙන ධන ලෙස ආරෝපිත අංශුවලින් සමන්විත වන අතර, එබැවින් ඒවා ධන ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්ක්‍රම වේ. **බීටා (β) කිරණ** β අංශුවලින් යුක්ත වන අතර, ඒවා අනන්‍යතාවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හා සම වේ. **β අංශු ඍණ** ලෙස ආරෝපිත තහඩුවකින් ඉවතට උත්ක්‍රම වේ. විකිරණශීලී විකිරණ අතුරින් තුන් වැනි වර්ගය අධිශක්ති විකිරණ වර්ගයක් වන **ගැමා (γ) කිරණයි**. X කිරණ සේ ම මේවා ද ආරෝපණයකින් තොර වන අතර, බාහිර විද්‍යුත් හෝ චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක බලපෑමට යටත් නො වේ.



1.9 රූපය විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක ඇල්ෆා (α), ඇල්ෆා (β) සහ ගැමා (γ) කිරණවල හැසිරීම

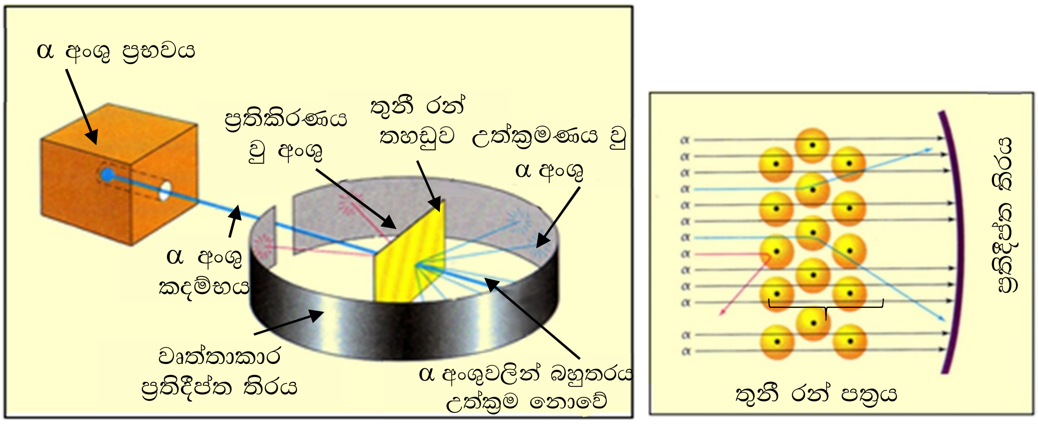


(a) (b)

1.10 රූපය (a) හෙන්රි බෙකරල් සහ (b) අර්නස්ට් රදෆර්ඩ් සාමිවරයා

1.1.4 රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1908-09 අතර කාලයේ දී රදෆර්ඩ් ඔහුගේ සහායක, ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥ **ජොහැන්ස් හාන්ස් විල්හෙල්ම් ගයිගර්ගේ** (1882-1945) හා එවකට උපාධි අපේක්ෂකයකු වූ **අර්නස්ට් මාස්ඩන්ගේ** ද සහාය ඇතිව, විකිරණශීලි ප්‍රභවයකින් නිකුත් වන α අංශු, රන් ඇතුළු වෙනත් ලෝහවල ඉතා තුනී ලෝ පත් වෙත එල්ල කරමින් පරීක්ෂණ ගණනාවක් පැවැත්වී ය.

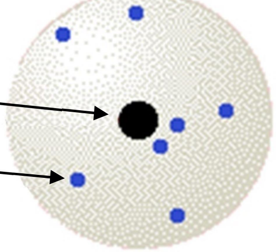


1.11 රූපය රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

අංශුවලින් බහුතරය උත්ක්‍රමයකින් තොරව, නැතහොත් ඉතා අල්ප උත්ක්‍රමයකින් යුක්තව රන්පත විනිවිද යන බව ඔවුහු නිරීක්ෂණය කළහ. ඒ අතර අංශුවලින් කිහිපයක් පමණක් විශාල කෝණයකින් උත්ක්‍රම වන බව හෙවත් ප්‍රකිරණයට ලක් වන බව ඔවුහු දුටහ. තව ද, අංශුවලින් ඉතා සුළු සංඛ්‍යාවක් රන් පත්‍රයේ වැදී පොලා පැනීම නිසා ඒවා පැමිණි දිශාවට ම පරාවර්තනය විය.

මේ පරීක්ෂණයේ ප්‍රතිඵල පැහැදිලි කරනු වස් පරමාණුවෙන් වැඩි කොටසක් හිස් අවකාශය විය යුතු යැයි යෝජනා කරමින් රදර්ෆඩ් පරමාණුව සඳහා නව ආකෘතියක් ඉදිරිපත් කළේ ය.

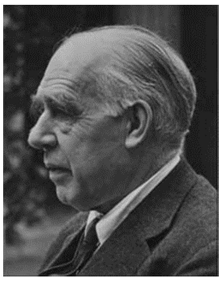
යෝජිත ව්‍යුහය, α අංශුවලින් බහුතරයක් උත්ක්‍රමයකින් තොර ව, නොඑසේ නම් ඉතා අල්ප උත්ක්‍රමයක් පමණක් ඇති ව රන්පත හරහා ගමන් කිරීම පැහැදිලි කරයි. පරමාණුවෙහි ධන ආරෝපණ සියල්ල එහි කේන්ද්‍රයෙහි වූ ඝන හරයක හෙවත් **න්‍යෂ්ටියක** ඒකරාශි වී ඇත. ප්‍රකිරණ පරීක්ෂාවේ දී α අංශුවක් න්‍යෂ්ටියට ආසන්නව පැමිණෙන කල්හි එය අධික විකර්ෂණ බලයකට පාත්‍ර වන අතර, එහෙයින් ම විශාල උත්ක්‍රමණයකට ද ලක් වේ. තව ද කෙළින් ම න්‍යෂ්ටිය එල්ලේ එන α අංශුවක් අතිප්‍රබල විකර්ෂණයකට භාජන වන බැවින් එයට චලනය වන අංශුව සම්පූර්ණයෙන් ම ආපසු හරවා යැවිය හැකි ය.



1.12 රූපය රදෆර්ඩ්ගේ පරමාණුක ආකෘතිය (1911)

පසුකාලීනව, විශේෂයෙන් ම ස්කන්ධ වර්ණාවලීක්ෂණය පදනම් කොට සිදු කරන ලද අධ්‍යයනවලින් පෙන්නුම් කරන ලද්දේ පරමාණුවල ස්කන්ධය, ඒවායේ ඇතුළත් ප්‍රෝටෝනවල හා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ස්කන්ධයට වඩා වැඩි බවයි. එම නිසා පරමාණුවේ ස්කන්ධයට දායක වන තවත් උප අංශුවක් තිබිය යුතු වේ. 1932 දී බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයකු වූ **ශ්‍රීමත් ජේම්ස් චැඩ්වික්** (1891-1972) විසින් **නියුට්‍රෝනය** සොයා ගනු ලැබිණි. **නියුට්‍රෝනයේ ආරෝපණය ශූන්‍ය (0)** වන අතර, එහි **ස්කන්ධය 1.6749×10^{-24} g** හෙවත් **1.008665 u** වේ.

(a)

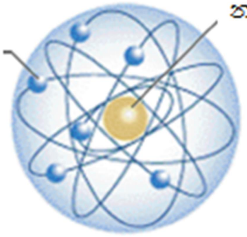


(b)

1.13 රූපය (a) ජේම්ස් චැඩ්වික් සහ (b) නීල්ස් බෝර්

රදර්ෆර්ඩ්ගේ කාලයේ පටන් භෞතික විද්‍යාඥයන් විසින් වඩ වඩාත් පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය ගැන හැදෑරීම් කරන ලදී. 1913 දී ඩෙන්මාර්ක් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයකු වූ **නීල්ස් හෙන්ඩ්‍රික් ඩේවිඩ් බෝර් (1885-1962)** එවකට දැන තිබූ අදහස් සම්පිණ්ඩනය කරමින්, හිරු වටා ග්‍රහලෝක පරිභ්‍රමණය වන්නේ යම් සේ ද පරමාණුක න්‍යෂ්ටිය ද ඒ වටා වූ කක්ෂවල

පරිභ්‍රමණය වන ඉලෙක්ට්‍රෝනවලින් වට වී ඇති බව යෝජනා කළේ ය. තව ද හේ ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුක කක්ෂවල ස්ථිර ව පිහිටීමට නම් න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර පවත්නා විද්‍යුත්-ස්ථිතික බල ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් මත ඇති කෙරෙන කේන්ද්‍රාපසාරී බලයට සමාන බව උපග්‍රහණය කළේ ය. වෙනත් වචනවලින් කිව හොත් ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට න්‍යෂ්ටියේ සිට ඇති දුර නියතව පවත්වා ගනිමින් ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට න්‍යෂ්ටිය වටා නියත වේගයකින් ගමන් කිරීමට සිදු වේ. බෝර් විසින් ඉදිරිපත් කරන ලද මේ පරමාණුක ආකෘතිය **රදෆර්ඩ්-බෝර් ආකෘතිය** හෙවත් **බෝර් ආකෘතිය** යනුවෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. න්‍යෂ්ටිය තුළ හමුවන අංශු **නියුක්ලියෝන** ලෙස හැඳින්වේ. එබැවින් පරමාණුවේ ප්‍රෝටෝන සහ නියුට්‍රෝන, නියුක්ලියෝනවල සංරචක වේ. නියුක්ලයිඩයක් යනු නිශ්චිත වූ ප්‍රෝටෝන සහ නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති පරමාණුවක න්‍යෂ්ටියකි. (නියුක්ලියෝන සියල්ල) එමනිසා නියුක්ලයිඩ යනු නියුක්ලියෝනවල සංයුක්ත අංශුන් වේ.



1.14 රූපය බෝර් ආකෘතිය

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

රදර්ෆර්ඩ්ගේ සම-සහකරුවෙකු වූ ඉංග්‍රීසි භෞතික විද්‍යාඥ **හෙන්රි ග්වින් ජෙෆ්රි මෝස්ලි** (1887-1915), න්‍යෂ්ටියෙහි ධන ආරෝපණ සංඛ්‍යාව වැඩි වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඒකක එකින් එක බව සොයා ගත්තේ ය. එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ පරමාණුවකට ඊට ම ලාක්ෂණික වූ ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවක් ඇත. කිසියම් සුවිශේෂ මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව එහි **පරමාණුක ක්‍රමාංකය** යනුවෙන් හැඳින්වේ.

පරමාණුක ක්‍රමාංකය (Z) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව = පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

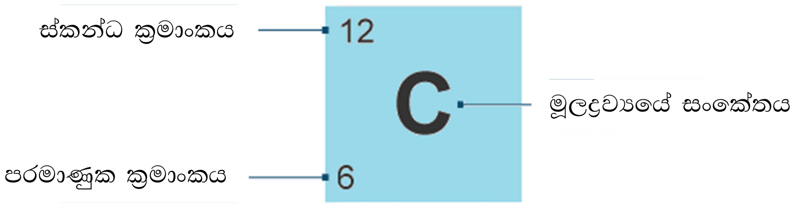
පරමාණුවක ශුද්ධ විද්‍යුත් ආරෝපණයක් නොමැති හෙයින් එහි ඇතුළත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව එම පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටියෙහි අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ. නිදසුනක් ලෙස කාබන් මූලද්‍රව්‍යයේ සියලු පරමාණු ප්‍රෝටෝන හයකින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන හයකින් යුක්ත වන අතර, ඔක්සිජන්වල සියලු පරමාණුවල ප්‍රෝටෝන අටක් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් අඩංගු ය. ඒ අනුව කාබන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 6 ද ඔක්සිජන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 8 ද වේ.

බ්‍රිතාන්‍ය විද්‍යාඥයන් වූ **ජේ.ජේ. තොම්සන්** සහ **ෆ්‍රැන්සිස් විලියම් ඇස්ටන්** (1877-1945) විසින් නිපදවන ලද ස්කන්ධ භේද මානය, මුල් ම වරට සමස්ථානික (නියෝන්වල) සොයා ගැනීම සඳහා 1912-13 අතර කාලයේ දී ඔවුන් විසින් භාවිත කරන ලදී. දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණු ඒවායේ අන්තර්ගත නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවෙන් වෙනස් විය හැකි ය. එබැවින් ඒවායේ ස්කන්ධය ද

එකිනෙකින් වෙනස් විය හැකි ය. පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවේ හා නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාවේ එකතුව එහි **ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය** නම් වේ.

ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (A) = ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව (Z) + නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

කිසියම් පරමාණුවක් දැක්වීම සඳහා මූලද්‍රව්‍යයේ සංකේතයෙහි වම් පස ඉහළ කෙළවරින් ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය ලියනු ලබන අතර, වම් පස පහළ කෙළවර වෙන් වන්නේ පරමාණුක ක්‍රමාංකය සඳහා ය. කෙසේ වුව ද රසායනික සංකේතයෙන් ද පරමාණුක ක්‍රමාංකය ගම්‍ය වන බැවින් සාමාන්‍යයෙන් එය සංකේතය සමඟ නො දැක්වේ.



1.15 රූපය කාබන්වල පරමාණුක සංකේත

1.1 නිදසුන

^{197}Au පරමාණුවක ඇති ප්‍රෝටෝන, නියුට්‍රෝන හා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව කවරේ ද?

විසඳුම:

උඩුපෙළ 197 ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය (ප්‍රෝටෝන + නියුට්‍රෝන) වේ. ආවර්තිතා වගුවේ පෙන්නුම් කෙරෙන පරිදි රන්වල පරමාණුක ක්‍රමාංකය 79 වේ. එහෙයින් ^{197}Au පරමාණුවක ප්‍රෝටෝන 79ක්, ඉලෙක්ට්‍රෝන 79ක් හා නියුට්‍රෝන 197 - 79 = 118ක් ඇතුළත් ය.

සමාන පරමාණුක ක්‍රමාංකවලින් යුත් එහෙත් වෙනස් ස්කන්ධ ක්‍රමාංක සහිත (එනම් එක ම ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යා සහ වෙනස් නියුට්‍රෝන සංඛ්‍යා සහිත) පරමාණු එකිනෙකෙහි **සමස්ථානික** යනුවෙන් හැඳින්වේ.

නිදසුනක් ලෙස කාබන්වල පරමාණුවලින් බොහොමයකට ඇත්තේ නියුට්‍රෝන 6ක් නමුදු ඇතැම් පරමාණුවලට ඊට වැඩි නියුට්‍රෝන ගණනක් ඇත. ප්‍රෝටෝන 6ක් හා නියුට්‍රෝන 6ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 12ක් වන අතර, ඒවා ^{12}C ලෙස නිරූපණය කෙරේ. එසේ ම ප්‍රෝටෝන 6ක් සහ නියුට්‍රෝන 7ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 13ක් වන අතර ඒවා ^{13}C ලෙස ද ප්‍රෝටෝන 6ක් හා නියුට්‍රෝන 8ක් ඇති කාබන් පරමාණුවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය 14ක් වන අතර, ඒවා ^{14}C ලෙස ද පෙන්නුම් කෙරේ.

මූලද්‍රව්‍යයක ස්වභාවයෙන් ස්ථායී වන සමස්ථානික **ස්ථායි සමස්ථානික** ලෙස ද, ස්ථායි නොවන සමස්ථානික **විකිරණශීලි සමස්ථානික** ලෙස ද හැඳින්වේ.

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ පරිමාණය

පරමාණු යනු ඉතා කුඩා පදාර්ථමය කොටස් බැවින් ඒවාට ස්කන්ධයක් ඇත. කෙසේ වුව ද මෙබඳු ඉතා කුඩා ස්කන්ධ ආශ්‍රිතව කටයුතු කිරීමේ දී ඒකීකරණය කරන ලද **පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය (u)** භාවිතයට ගැනීම පහසු ය.

$$1\ \mathbf{u}\ \text{හෝ}\ \mathbf{1Da}\ (\text{පෙර}\ \mathbf{amu}) = \frac{12\ \mathrm{g}}{6.02214 \times 10^{23}} \times \frac{1}{12} = 1.66054 \times 10^{-24}\mathrm{g}$$

$$1\ \mathbf{u} = 1.66054\times10^{-24}\ \mathbf{g} \quad \text{හා} \quad 1\mathrm{g} = 6.02214\times10^{23}\ \mathbf{u}\ \text{හෝ}\ \mathbf{Da}$$

මෙහි ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය (u), අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ කාබන්වල රසායනික වශයෙන් නොබැඳුණු ^{12}C සමස්ථානිකයේ පරමාණුක ස්කන්ධයෙන් හරියටම 1/12 ලෙස ය. මේ ඒකකයෙන් ^{1}H පරමාණුවක ස්කන්ධය 1.0078 u හෝ Da වන අතර ^{16}O පරමාණුවක ස්කන්ධය 15.9949 u හෝ Da වේ.

1.1.7 මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය සහ සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය

බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය ස්වභාවයෙහි පවතිනුයේ සමස්ථානික මිශ්‍රණ වශයෙනි. පරමාණුවක ස්කන්ධය, **සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය** හෝ **පරමාණුක ස්කන්ධය** ලෙස ලබා දිය හැක. මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය, මූලද්‍රව්‍යයේ සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ඒවායේ සාපේක්ෂ සුලභතාවලින් ගුණකර එකතු කිරීමෙන් ලබා ගත හැකි ය.

මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය = Σ (සමස්ථානික ස්කන්ධය) × (භාගික සමස්ථානික සුලභතාව)

1.2 නිදසුන

ස්වාභාවිකව පවත්නා කාබන් ^{12}C, 98.93%කින් ද ^{13}C, 1.07%කින් ද නොගිනිය හැකි තරම් ^{14}C ප්‍රමාණයකින් ද සමන්විත ය. එම මුල් සමස්ථානික දෙකෙහි ස්කන්ධ පිළිවෙළින් 12 u (හරියට ම) සහ 13.00335 u වේ. මේ අනුව කාබන්වල මධ්‍යක පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

(0.9893 × 12.00 u) + (0.0107 × 13.00335 u) = 12.01 u

පරමාණුක ස්කන්ධය, පරමාණු මවුලයක ස්කන්ධයක් ලෙස ($g\ mol^{-1}$ ඒකකවලින්) ප්‍රකාශ කරනු ලබන කල්හි ඊට මූලද්‍රව්‍යයේ නොහොත් පරමාණුවේ **මවුලික ස්කන්ධය** යැයි කියනු ලැබේ.

$1g = 6.02214 \times 10^{23}$ u හා පරමාණු මවුල එකක් පරමාණු 6.02214×10^{23} බැවින් කාබන්වල මවුලික ස්කන්ධය 12.01 $g\ mol^{-1}$ වේ.

සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය (**A_r**) මාන රහිත භෞතික රාශියකි. එය මූලද්‍රව්‍යයක පරමාණුවල මධ්‍යක ස්කන්ධය සහ (ඒකීකරණය කරන ලද පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය යනුවෙන් හැඳින්වෙන) කාබන්-12 පරමාණුවේ ස්කන්ධයෙන් 1/12 අතර අනුපාතයකි. එබැවින් කාබන්වල සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය 12.01 වේ.

ආවර්තිතා වගුවල, මූලද්‍රව්‍යයක සාපේක්ෂ පරමාණුක ස්කන්ධය සාමාන්‍යයෙන් මූලද්‍රව්‍යයේ සංකේතයට පහළින් දක්වනු ලැබේ.

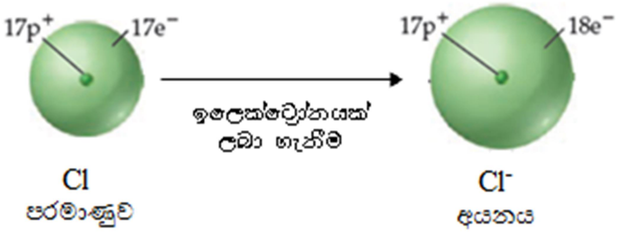
1.1.8 අයන

රසායනික ක්‍රියාවලියක් මඟින් පරමාණුවක න්‍යෂ්ටිය වෙනසකට භාජන නො වේ. එහෙත් ඇතැම් පරමාණුවලට පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට ද ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමට ද හැකි ය. පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වුව හොත්, නැත හොත් ඊට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වුව හොත් සෑදෙන්නේ ආරෝපිත අංශුවකි. එය **අයනයක්** යනුවෙන් හැඳින්වේ. ධන ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් **කැටායනයක්** යනුවෙන් ද ඍණ ආරෝපණයක් සහිත අයනයක් **ඇනායනයක්** යනුවෙන් ද නම් කෙරේ.

උදා: ප්‍රෝටෝන 11කින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන 11කින් යුත් සෝඩියම් පරමාණුවකට එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පහසුවෙන් බැහැර කළ හැකි ය. එහි ප්‍රතිඵලය වශයෙන් ඇති වන කැටායනයෙහි ඇත්තේ ප්‍රෝටෝන 11ක් සහ ඉලෙක්ට්‍රෝන 10කි. එනම්: එහි ශුද්ධ ආරෝපණය +1කි.

1.16 රූපය සෝඩියම් පරමාණුවක අයනීකරණය

උදා: ප්‍රෝටෝන 17කින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන 17කින් යුත් ක්ලෝරීන් පරමාණුවකට රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබා ගනිමින් Cl^- අයනයක් නිපදවිය හැකි ය.



1.17 රූපය ක්ලෝරයිඩ් අයනය සෑදීම

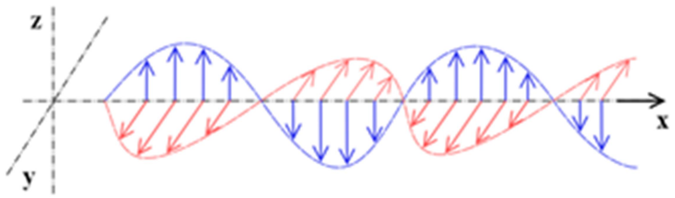
අයනයක මුළු ආරෝපණය දක්වනු ලබන්නේ පරමාණුක සංකේතයේ දකුණු පස උඩු පෙළක් ලෙස ය. එබැවින් (යකඩ පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනක් ඉවත් වී සෑදෙන) ෆෙරික් අයනයක් මෙසේ පෙන්නුම් කෙරේ.

$$^{58}_{26}Fe^{3+}$$

Na^+ හා Cl^- වැනි සරල අයනවලට අමතර ව NH_4^+ (ඇමෝනියම් අයනය) හා SO_4^{2-} (සල්ෆේට් අයනය) වැනි **බහුපරමාණුක අයන** ද වේ. අණුවල මෙන් ම මේවායෙහි ද එකිනෙකට බැඳුණු පරමාණු අඩංගු වන නමුත් ඒවාට ශුද්ධ ධන හෝ ශුද්ධ ඍණ ආරෝපණයක් ඇත.

1.2 විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ හා පදාර්ථයේ තරංගාකාර ගුණ

පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝනික ව්‍යුහය පිළිබඳව අප විසින් අවබෝධ කර ගෙන ඇති කරුණුවලින් බොහොමයක් පැමිණ ඇත්තේ ද්‍රව්‍ය මඟින් විමෝචනය කෙරෙන, නැත හොත් අවශෝෂණය කෙරෙන ආලෝකය විශ්ලේෂණයෙනි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ සමන්විත වී ඇත්තේ විද්‍යුත්-චුම්බක තරංගවලිනි. **විද්‍යුත්-චුම්බක තරංග** යනු රික්තයක් තුළ ආලෝකයේ වේගයෙන් ප්‍රචාරණය වන එකිනෙක සමඟ සම්පාත වූ විද්‍යුත් හා චුම්බක ක්ෂේත්‍ර වේ. මේ ක්ෂේත්‍ර දෙකෙහි දෝලන එකිනෙකට ලම්බක වන අතර, තරංගය ප්‍රචාරණය වන දිශාවට ද ලම්බ වේ.

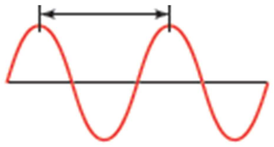


1.18 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ

අපේ ඇසින් අප දකින ආලෝකය හෙවත් දෘශ්‍ය ආලෝකය විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණවල එක් ස්වරූපයකි. සියලු ආකාරයේ විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ රික්තකයක් තුළ දී ආලෝකයේ

වේගයෙන් (c), එනම් 2.998×10^{8} m s^{-1} ක වේගයෙන් ගමන් ගන්නා අතර, තරංගාකාර ගුණවලින් යුක්ත ය. තරංග ආවර්තිත වේ. මෙයින් අදහස් වන්නේ ඒවායේ ශීර්ෂවල හා නිම්නවල රටාව නියත අන්තරවල දී යළි යළිත් පුනරාවර්තනය වන බව ය. යාබද ශීර්ෂ දෙකක් හෝ නිම්න දෙකක් අතර දුර (චක්‍රයක දුර) **තරංග ආයාමය** (λ) නම් වේ. තත්පරයක් තුළ යම් ලක්ෂ්‍යයක් පසු කර යන සම්පූර්ණ තරංග ආයාම සංඛ්‍යාව හෙවත් චක්‍ර සංඛ්‍යාව තරංගයේ **සංඛ්‍යාතය** (ν) නම් වේ. සංඛ්‍යාතය ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ තත්පරයට චක්‍ර ලෙස හෙවත් **හර්ට්ස්** (Hz) යන ඒකකයෙනි. චක්‍ර ඇති බව තහවුරු වූ බැවින් හර්ට්ස් ඒකකයෙන් බොහෝ විට ප්‍රකාශ වනුයේ 'තත්පරයට' යන්න හැඟවෙන s^{-1} ලෙස ය. මේ අනුව,

$$\mathbf{c = \nu\lambda}$$



1.19 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක තරංගයක්

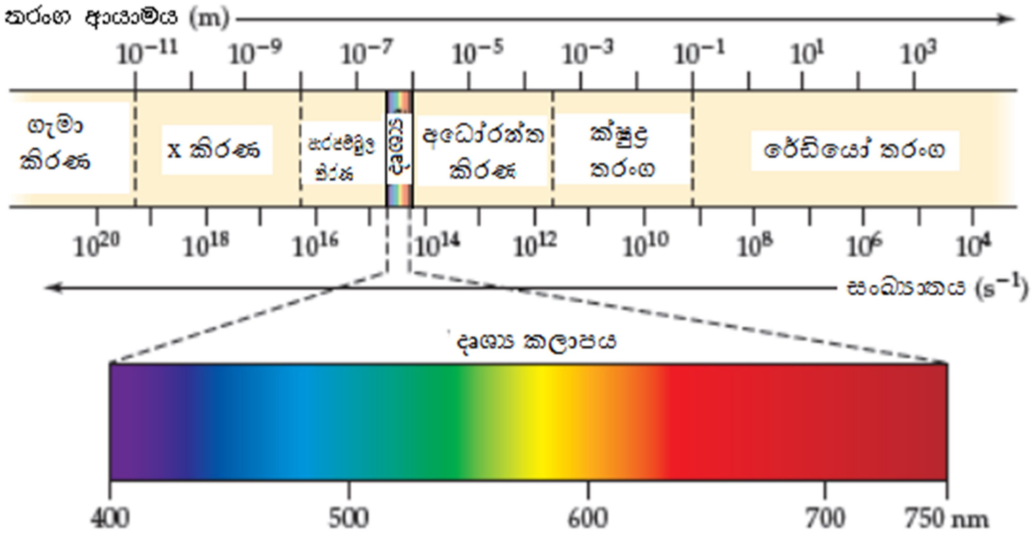
1.3 නිදසුන

පොදු ස්ථාන ආලෝකවත් කිරීමට යොදන සෝඩියම් වාෂ්ප පහන්වලින් නිකුත් කෙරෙන කහ ආලෝකයෙහි තරංග ආයාමය 589 nm වේ. මේ විකිරණයෙහි සංඛ්‍යාතය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \left(\frac{3.00\times10^{8}\ m/s}{589\ nm}\right)\left(\frac{1\ nm}{10^{-9}\ m}\right) = 5.09 \times 10^{14}\ s^{-1}$$

විවිධ වර්ගයේ විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ විවිධ ගුණවලින් යුක්ත ය. ඒ ඒවායේ තරංග ආයාම එකිනෙකින් වෙනස් බැවිනි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ ඒවායේ තරංග ආයාමවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව පෙළගැස්වූ විට ලැබෙන්නේ **විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලියයි.**



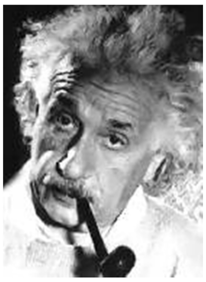
1.20 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලිය

1.2.1 ශක්ති ක්වොන්ටම්කරණය

1900 දී ජර්මන් ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයකු වූ **මැක්ස් ප්ලාන්ක්** (1958 - 1947) ශක්තිය ක්වොන්ටම්කරණය වී ඇති බව ප්‍රකාශ කළේ ය. මින් අදහස් වන්නේ පරමාණුවලින් ශක්තිය විමෝචනය වන්නේ, නැත හොත් අවශෝෂණය වන්නේ යම් අවමයකින් යුත් විවික්ත ප්‍රමාණ වශයෙන් බවයි. විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ ලෙස විමෝචනය විය හැකි, නො එසේ නම් අවශෝෂණය විය හැකි මේ කුඩාතම ශක්ති ප්‍රමාණවලට ප්ලාන්ක් විසින් දෙන ලද නම වූයේ 'නිශ්චිත ප්‍රමාණ' යන අරුතැති **ක්වොන්ටම** යන්නයි. ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලද පරිදි එක් ශක්ති ක්වොන්ටමයක ශක්තිය *E*, විකිරණයේ සංඛ්‍යාතය එක්තරා නියතයකින් ගුණ කළ විට ලැබෙන ගුණිතයට සමාන වේ.

$$E = h\nu$$

මෙහි ***h*** යනු **ප්ලාන්ක් නියතය** ලෙස හැඳින්වෙන නියතයක් වන අතර, එහි අගය 6.626×10^{-34} J s (ජුල් තත්පර) වේ.



(a) (b)

1.21 රූපය (a) ඇල්බට් අයින්ස්ටයින් හා (b) මැක්ස් ප්ලාන්ක්

ප්ලාන්ක්ගේ ක්වොන්ටම්වාදය තවදුරටත් අභිවර්ධනය කළ **ඇල්බට් අයින්ස්ටයින්** (1879-1955), 1905 දී අපෝහනය කළේ ලෝහ පෘෂ්ඨයකින් නිකුත් වන විකිරණ කුඩා ශක්ති පොදි වශයෙන් හැසිරෙන බව ය. 'ශක්ති අංශුවක්' ලෙස ක්‍රියා කරන එක් පොදියක් **ෆෝටෝනයක්** වශයෙන් හඳුන්වනු ලැබේ. එක් ෆෝටෝනයක අඩංගු ශක්තිය ප්ලාන්ක් නියතය, අදාළ තරංගයේ සංඛ්‍යාතයෙන් ගුණ කිරීමෙන් ලැබේ.

ෆෝටෝනයක ශක්තිය = $E = h\nu$

1.4 නිදසුන
තරංග ආයාමය 589 nm වූ කහ ආලෝකයේ ෆෝටෝනයක ශක්තිය ගණනය කරන්න.

විසඳුම:

$\nu = \frac{c}{\lambda} = 5.09 \times 10^{14}\ s^{-1}$

$E = h\nu = (6.626 \times 10^{-34}\ J\ s^{-1}) \times 5.09 \times 10^{14} s^{-1} = 3.37 \times 10^{-19}\ J$

විකිරණය වන එක් ෆෝටෝනයකින් සැපයෙන ශක්තිය 3.37×10^{-19} J නම්, මේ ෆෝටෝන මවුලයකින් සැපයෙන ශක්තිය

$= (6.02 \times 10^{23}\ mol^{-}) (3.37 \times 10^{-19}\ J)$

$= 2.03 \times 10^{5}\ J\ mol^{-1}$

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව සඳහා බෝර් ආකෘතිය සංවර්ධනය කිරීමට පසුකාලීන ව, පරීක්ෂණාත්මක තත්ත්වවලට අනුව, විකිරණවලට තරංගාකාර ගුණ හා අංශුමය (ෆෝටෝන) ගුණ තිබිය හැකි බව විද්‍යාඥයෝ තහවුරු කළහ.

ලුවී ඩී බ්‍රෝග්ලි (1892 – 1987) මේ අදහස තව දුරටත් අභිවර්ධනය කරමින්, උචිත තත්ත්ව යටතේ දී විකිරණ ශක්තියට අංශු ධාරාවක් (ෆෝටෝන) ලෙස හැසිරිය හැකි බවත්, පදාර්ථයට තරංගයක ගුණ ප්‍රදර්ශනය කළ හැකි බවත් පෙන්වා දුන්නේ ය.

පරමාණුවක න්‍යෂ්ටිය වටා චලනය වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට තරංගයක් ලෙස හැසිරිය හැකි බව ද එනයින් ඊට තරංග ආයාමයක් තිබෙන බව ද යෝජනා කලේ ය. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක තරංග ආයාමය එහි ස්කන්ධය m හා එහි ප්‍රවේගය v මත රැඳී පවතින බව ද, ඔහු විසින් යෝජනා කරන ලදී.

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

මෙහි h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. ඕනෑම වස්තුවක් සඳහා mv යන රාශිය එහි **ගම්‍යතාවය** (p) යනුවෙන් හැඳින්වේ.

ඩී බ්‍රෝග්ලි කල්පිතය සියලු පදාර්ථ විෂයයෙහි යෙදිය හැකි බැවින් හා (m) ස්කන්ධයෙන් හා (v) ප්‍රවේගයෙන් යුත් ඕනෑම වස්තුවකට ලාක්ෂණික පදාර්ථමය තරංගයක් බවට පත් විය හැක්කේ ය. කෙසේ වුව ද, ගොල්ෆ් බෝලයක් වැනි සාමාන්‍ය ප්‍රමාණයේ වස්තුවක් ආශ්‍රිත තරංග ආයාමය කෙතෙක් කුඩා ද යත් එය නිරීක්ෂණය කළ නොහැකි ය. එහෙත් ස්කන්ධයෙන් ඉතා කුඩා ඉලෙක්ට්‍රෝනයකට එය එසේ නො වේ.

1.3 පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශක්ති මට්ටම්

පරමාණුවක හෝ අයනයක **අයනීකරණ ශක්තිය** යනු භූම අවස්ථාවේ ඇති ඒකලිත වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි. අයනීකරණ ශක්තියේ විශාලත්වයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිට කිරීමට කොපමණ ශක්තියක් අවශ්‍ය දැයි ප්‍රකාශ වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහැර කිරීම වඩ වඩා දුෂ්කර වත් ම අයනීකරණ ශක්තිය ඉහළ යයි.

අනුයාත ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර වත් ම දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති අනුක්‍රමික ව වැඩි වේ. මෙසේ වන්නේ බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පාසා, ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කල යුතු වන්නේ වැඩි ධන ආරෝපණයක් දරන අයනයකින් වන බැවිනි. මෙහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ඒවා ඉවත් කිරීමට වැඩි ශක්තියක් යෙදවිය යුතු වීමයි.

අභ්‍යන්තර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහැර කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියේ සිදු වන තියුණු නැග්ම, ඉලෙක්ට්‍රෝන විවික්ත ශක්ති මට්ටම්වල පිහිටා ඇති බවට පැහැදිලි සාක්ෂ්‍යයකි.

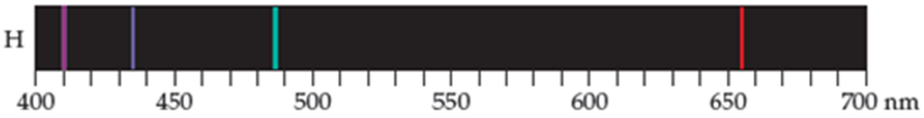
1.1 වගුව සෝඩියම්වල සිට ආගන් දක්වා මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් (I), (kJ mol^{-1})

මූලද්‍රව්‍යය	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4562					
Mg	738	1451	7733		(අභ්‍යන්තර කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන)		
Al	578	1817	2745	11577			
Si	786	1577	3232	4356	16091		
P	1012	1907	2914	4964	6274	21267	
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	27107
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11995

1.3.1 හයිඩ්‍රජන් වර්ණාවලිය

ආලෝක බල්බ සහ තාරකා ඇතුළු බොහෝ සාමාන්‍ය විකිරණ ප්‍රභව විවිධ තරංග ආයාම රාශියකින් යුත් විකිරණ නිපදවයි. එවැනි ප්‍රභවවලින් නිකුත් වන විකිරණ සංරචක තරංග ආයාමවලට වෙන් කළ විට ඇති වන්නේ **වර්ණාවලියකි.** සියලු තරංග ආයාමවලින් අන්තර්ගත මේ වර්ණ පරාසය **සන්තත වර්ණාවලියක්** යනුවෙන් හැඳින්වේ. සියලු විකිරණ ප්‍රභවවලින් සන්තත වර්ණාවලි නිපදවීමක් සිදු නො වේ. ඌනිත පීඩනයක් යටතේ ඇති විවිධ වායු අන්තර්ගත නළවලට අධික වෝල්ටීයතාවක් යෙදූ විට, එම වායු විවිධ වර්ණයෙන් යුත් ආලෝකය විමෝචනය කරයි. නිදසුන් ලෙස නියොන් වායුව නිකුත් කරන්නේ 'නියොන්

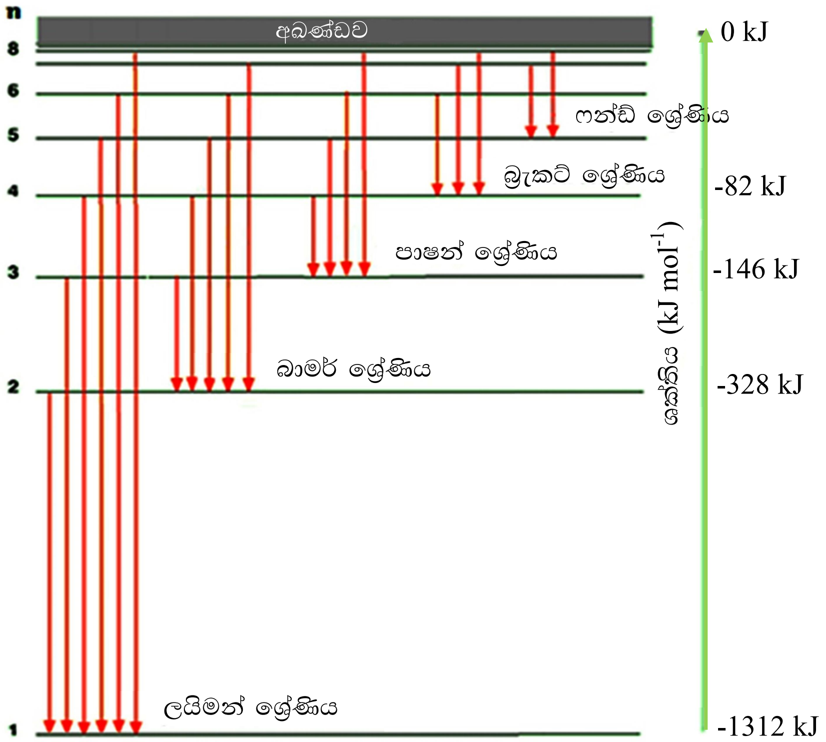
පහන්වල' අපට දක පුරුදු රතු-තැඹිලි වර්ණයෙන් යුත් දිලියුමයි. එවැනි නළවලින් නිකුත් වන ආලෝකය ප්‍රිස්මයක් හරහා යැවූ විට ප්‍රතිඵල වශයෙන් ලැබෙන වර්ණාවලියෙහි ඇත්තේ තරංග ආයාම කිහිපයක් පමණි. සුවිශේෂ තරංග ආයාම කිහිපයකට පමණක් අදාළ විකිරණවලින් යුත් වර්ණාවලියකට **රේඛා වර්ණාවලියක්** යැයි කියනු ලැබේ.



1.22 රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1800 මැද භාගයේ දී විද්‍යාඥයන් විසින් හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය ගැඹුරින් අධ්‍යයනය කරන ලදි. එවක නිරීක්ෂණයට හසු වූයේ තරංග ආයාම සතරකින් යුත් රේඛා සතරක් පමණි. ඒවා 410 nm (දම්), 434 nm (නිල්), 486 nm (නිල්-කොළ) සහ 656 nm (රතු) යන තරංග ආයාමවලට අනුරූප විය.

ශක්තිය ක්වොන්ටීකරණය වී ඇතැයි යන ප්ලාන්ක්ගේ අදහස හා බද්ධ වූ බෝර් පරමාණුක ආකෘතියට හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය පැහැදිලි කිරීමට හැකි වූයේ ය.

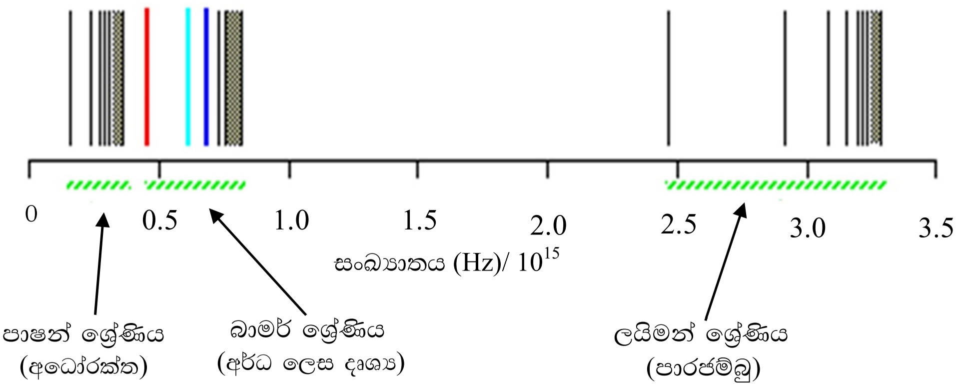


1.23 රූපය හයිඩ්‍රජන්වල සිදු විය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන විමෝචනය

පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි එක් එක් කක්ෂයක් කිසියම් *n* අගයකට අනුරූප ය (*n* බාමර් සූත්‍රයෙහි පූර්ණ සංඛ්‍යාවකි). *n* වැඩි වත් ම කක්ෂයේ අරය විශාල වේ. මේ අනුව

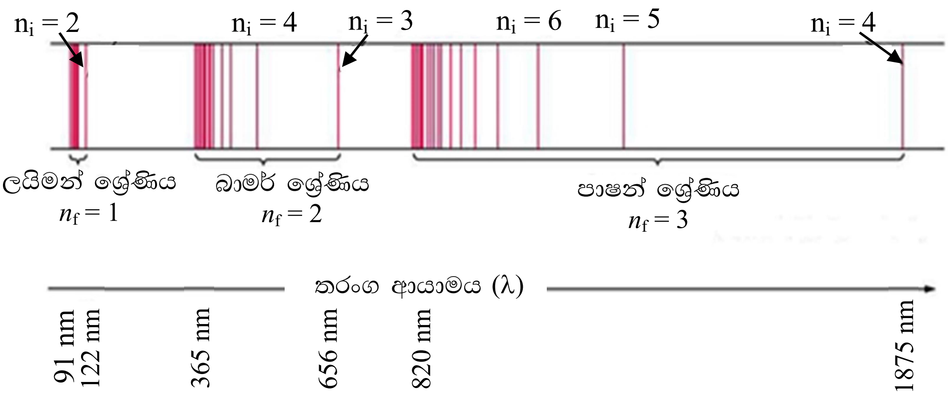
ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි පළමු කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට සමීපතම කක්ෂයෙහි) n = 1 වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි ඊළඟ කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට දෙවනුව සමීපතම කක්ෂයෙහි) n = 2 ආදි වශයෙන් වේ.

විමෝචන වර්ණාවලිය, විමෝචනය ආරම්භ වන ශක්ති මට්ටමේ (n_i) සිට එය අවසන් ශක්ති මට්ටමකට (n_f) ඉලෙක්ට්‍රෝන වැටෙන විට සිදු වන ශක්ති විමෝචනවල ප්‍රතිඵලයකි. එබැවින් මෙකී සංක්‍රමණවල $E_{ෆෝටෝනය} = h\nu = hc/\lambda = -\Delta E = -(E_f - E_i)$ වේ. n_i වලට වඩා n_f අඩු බැවින් විමෝචනය සඳහා ΔE ඍණ වේ. එනම් මෙහි දී ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් අඩු ශක්ති කක්ෂයකට පතනය වේ. මෙලෙස සිදු විය හැකි විමෝචනවල ප්‍රතිඵලය වන්නේ හයිඩ්‍රජන්වල දක්නට ලැබෙන රේඛා වර්ණාවලියයි.



1.24 (a) රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1.24 (a) රූපයෙහි සංඛ්‍යාතය සමඟ විචලනය වන වර්ණාවලිය දැක්වෙන අතර 1.24 (b) රූපයෙහි තරංග ආයාමය සමඟ විචලනය වන වර්ණාවලිය දැක්වේ.

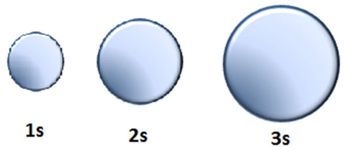


1.24 (b) රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

පරමාණුවක් වටා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පිහිටීමේ සම්භාවිතාව, එහි න්‍යෂ්ටිය වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය (කාක්ෂිකවල හැඩය) අපට පෙන්වා දෙයි.

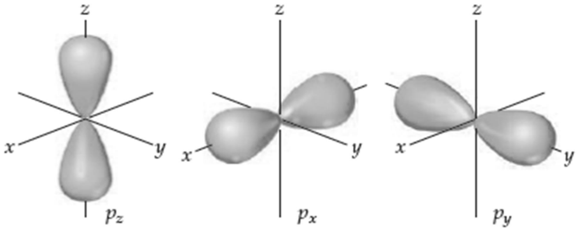
s කාක්ෂිකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීයව සමමිතික වන අතර, න්‍යෂ්ටිය වටා කේන්ද්‍රගත වී ඇත. වෙනත් වචනවලින් කිවහොත් *s* කාක්ෂික හැඩයෙන් ගෝලීය ය.



1.25 රූපය *s* කාක්ෂිකවල හැඩය

එක් *p* උපකවචයක් සඳහා m_l ට ගත හැකි අගයන් වන -1, 0 සහ +1 ට අනුරූප ව කාක්ෂික තුනක් වෙයි. *s* කාක්ෂිකවල මෙන් මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීය ව ව්‍යාප්ත වී නැත. ඒ වෙනුවට න්‍යෂ්ටිය දෙපසින් වූ ඩම්බෙල් ආකාර ප්‍රදේශ දෙකක, ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය සාන්ද්‍රණය වී ඇත. මේ ඩම්බෙල් ආකාර කාක්ෂිකයක් ඛණ්ඩිකා දෙකකින් යුක්ත වන අතර, එම ඛණ්ඩිකා න්‍යෂ්ටිය මඟින් වෙන් වී පවතී.

එක් එක් අගය සඳහා වූ *p* කාක්ෂික තුන එක ම තරමින් හා හැඩයෙන් යුක්ත වන අතර එකිනෙකට වෙනස් වන්නේ අවකාශීය දිශානතියෙනි. මේවා p_x, p_y සහ p_z ලෙස නම් කිරීම සුදුසු ය. යටි අකුරින් ප්‍රකාශ වන්නේ කාක්ෂිකය දිශානත වී ඇති කාටීසියානු අක්ෂයයි.



1.26 රූපය *p* කාක්ෂිකවල හැඩය

දෙන ලද කවචයක ඇති *d* කාක්ෂික විවිධ හැඩවලින් යුක්ත වන අතර, ඒවායේ අවකාශීය දිශානති ද වෙනස් ය. *f* කාක්ෂිකවල හැඩ *d* කාක්ෂිකවල හැඩවලට ද වඩා සංකීර්ණ ය.

1.3.3 කාක්ෂික හා ක්වොන්ටම් අංක

බෝර් ආකෘතිය මගින් කක්ෂයක් විස්තර කෙරෙන *n* නම් වූ එක් ක්වොන්ටම් අංකයක් හඳුන්වා දෙන ලදී. ක්වොන්ටම් යාන්ත්‍ර විද්‍යා ආකෘතිය, පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන සැරිසරන කාක්ෂියක් විස්තර කිරීම සඳහා ගණිතමය වශයෙන් ව්‍යුත්පන්න කරන ලද n, l හා m_l නම් වූ ක්වොන්ටම් අංක තුනක් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ බැමීම විස්තර කරන්නා වූ m_s නමැති තවත් ක්වොන්ටම් අංකයක් ද භාවිතයට ගනී.

1. **ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය, *n***

මෙය 1, 2, 3… ලෙස යන ධන පූර්ණ සංඛ්‍යා දරයි. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝනය පරමාණුව තුළ අත්පත් කර ගන්නා වූ ප්‍රධාන ශක්ති මට්ටම (ඉලෙක්ට්‍රෝන කවචය) අර්ථ දක්වෙයි. n හි අගය වැඩි වත් ම කාක්ෂිකය වඩ වඩා විශාල වන අතර, ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටියට දුරස්ථ ව ගත කරන කාලය වැඩි වෙයි.

2. කෝණික ගම්‍යතා (හෙවත් උද්දිගංශ) ක්වොන්ටම් අංකය, l

එක් එක් n අගය විෂයයෙහි, මෙයට 0 සිට (n-1) දක්වා වූ පූර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් තිබිය හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන් කාක්ෂිකයෙහි හැඩය අර්ථ දක්වෙයි. ඒ ඒ කාක්ෂිකයට හිමි වන 0, 1, 2, 3 යන l හි අගයවලට අනුරූප ව ඒවා s, p, d සහ f යන අක්ෂරවලින් සංකේතවත් වෙයි.

එක ම n හා l අගයන් දරන්නා වූ කාක්ෂික කුලකයක් **උපකවචයක්** යනුවෙන් හැඳින්වේ. එක් එක් උපකවචය සංඛ්‍යාවකින් (n හි අගය) හා l හි අගයට අනුරූපව අක්ෂරයකින් (s, p, d හෝ f) සංකේතවත් කෙරේ. නිදසුනක් ලෙස n=3 හා l=2 වන කාක්ෂික 3d කාක්ෂික ලෙස හැඳින්වෙන අතර, ඒවා 3d උපකවචයට අයත් වේ.

3. චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකය, m_l

මෙය 0 ද ඇතුළුව -l සිට +l දක්වා වූ පූර්ණ සංඛ්‍යාත්මක අගයන් ගත හැකි ය. මේ ක්වොන්ටම් අංකයෙන්, අවකාශයෙහි කාක්ෂිකයේ දිශානතිය විස්තර වේ. lට තිබිය හැකි අගයන් සංඛ්‍යාවෙන් උපකවචයක තිබිය හැකි කාක්ෂික සංඛ්‍යාව ප්‍රකාශ වේ. නිදසුන් ලෙස l= 2 වන කල්හි, m_l සඳහා තිබිය හැකි අගයයන් වන්නේ 2, 1, 0, -1 සහ -2 ය. d උපකවචයට කාක්ෂික පහක් අයත් වන බව මින් ප්‍රකාශිත ය.

4. භ්‍රමණ ක්වොන්ටම් අංකය, m_s

+ ½ හා – ½ යනුවෙන් මීට අත් කර ගත හැකි අගයයන් දෙකකි. ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ බැමීම සිදු විය හැකි දෙදිශාව මින් ප්‍රකාශිත ය. භ්‍රමණය වන ආරෝපණයකට චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක් නිපදවිය හැකි ය. එබැවින් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණ විසින් ප්‍රතිවිරුද්ධ ලෙස දිශානත වූ චුම්බක ක්ෂේත්‍ර ජනනය කෙරේ.

1.2 වගුව n, l සහ m_l අගයන් අතර සම්බන්ධතාව

n	l ට තිබිය හැකි අගයන්	උපකවචය	m_l ට තිබිය හැකි අගයයන්	උපකවචයක ඇති කාක්ෂික සංඛ්‍යාව	කවචයක ඇතුළත් මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	-1, 0, 1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	-1, 0, 1	3	
	2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	-1, 0, 1	3	
	2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5	
	3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	

පැවැතිය හැකි ක්වොන්ටම් අංකවල සීමා, පහත දැක්වෙන ඉතා වැදගත් නිරීක්ෂණවලට තුඩු දෙයි.

1. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංක n වූ කවචයක් හරියට ම n උපකවච සංඛ්‍යාවක් දරයි.

එක් එක් උපකවචය l හි අගය 0 සිට (n-1) දක්වා වූ අගය අතුරින් කිසියම් අගයකට අනුරූප වේ. ඒ අනුව පළමු (n=1) කවචය *1s* (l = 0) යන එක ම උපකවචය ද දෙවැනි (n = 2) කවචය 2*s* (l = 0) හා 2*p* (l = 1) යන උපකවච දෙක ද තුන් වැනි (n = 3) කවචය 3*s*, 3*p*, 3*d* යනාදි වශයෙන් ද උපකවච තුනක් දරයි.

2. එක් එක් උපකවචයක නිශ්චිත කාක්ෂික සංඛ්‍යාවක් අන්තර්ගත ය.

එක් එක් කාක්ෂිකය, m_l සඳහා ගත හැකි යම් අගයකට අනුරූප ය. දෙන ලද l අගයක් සඳහා $-l$ සහ $+l$ අතර පරාසයක පිහිටි අගයන් $(2l + 1)$ සංඛ්‍යාවක් ගත හැකිය. මේ අනුව එක් *s* (l = 0) උපකවචයකට එක් කාක්ෂිකයක් පවතී ; එක් *p* (l = 1) උපකවචයකට කාක්ෂික තුනක් පවතී; එක් *d* (l = 2) උපකවචයකට කාක්ෂික පහක් ආදි වශයෙන් වේ.

3. ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය n වන කවචයක ඇති මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව n^2 වේ.

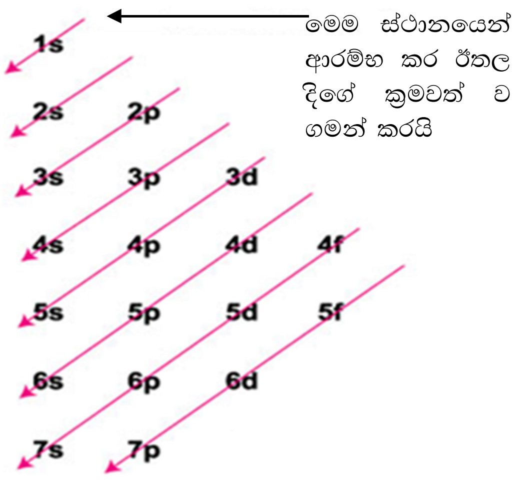
මෙහි ප්‍රතිඵලයක් වශයෙන් ඇති වන 1, 4, 9 සහ 16 යන කාක්ෂික සංඛ්‍යා ආවර්තිතා වගුවේ දක්නට ලැබෙන රටාවට සම්බන්ධ ය. ආවර්තිතා වගුවේ පේළිවල ඇති 2, 8, 18 සහ 32 යන මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යා ඉහත සංඛ්‍යාවල දෙගුණය බව අපට පෙනේ.

1.4 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යුහය සලකා බලන කල්හි, දෙන ලද *n* අගයකින් යුත් බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක, *l*හි අගය වැඩි වත් ම කාක්ෂිකයක ශක්තිය වැඩි වේ. නිදසුන් ලෙස *n*=3 වන කාක්ෂිකවල ශක්තිය 3*s* < 3*p* <3*d* යන පිළිවෙළින් ආරෝහණය වේ. ඒ අතර හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවේ සේ ම, දෙන ලද උපකවචයක සියලු කාක්ෂිකවල (උදා. 3*d* කාක්ෂික පහේ) ශක්තිය සමාන වේ. සමාන ශක්තියෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට **පිරිහුණු කාක්ෂික** යැයි කියනු ලැබේ.

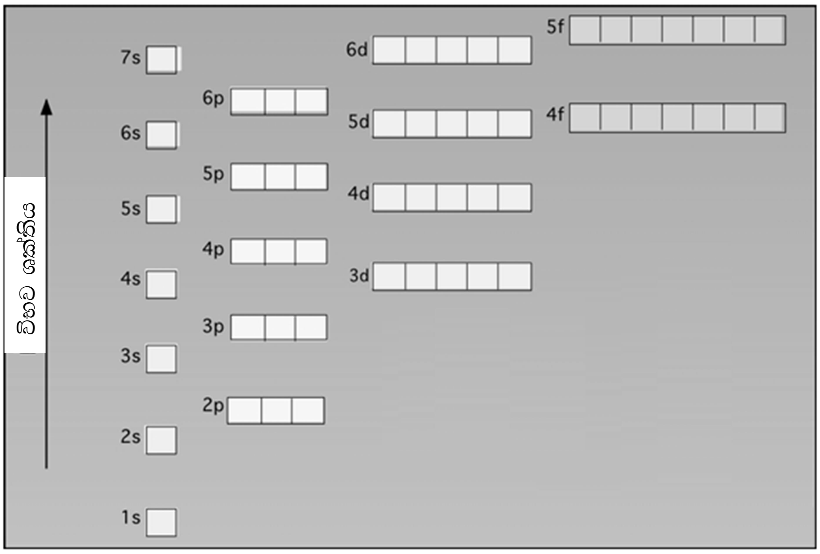
1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

අවුෆ්බාවු මූලධර්මයට අනුව පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම ආරම්භ වන්නේ අවම ශක්තියෙන් යුත් උපශක්ති මට්ටමෙනි. අනතුරු ව ශක්තිය ආරෝහණය වන අනුපිළිවෙළට ඉහළ ශක්ති මට්ටම්වලට ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වේ. (‘අවුෆ්බාවු’ යන ජර්මන් වචනයෙහි තේරුම ‘ගොඩනැඟීම’ යන්නයි).



1.27 රූපය ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීමේ අනුපිළිවෙළ

මේ අනුව ශක්ති මට්ටම්වල හා උප ශක්ති මට්ටම්වල සාමාන්‍ය ශක්ති ආරෝහණ අනුපිළිවෙළ පහත දැක්වෙන පරිදි වේ (**1.28** රූපය).



1.28 රූපය පරමාණුවක ශක්ති මට්ටම් පිහිටන අනුපිළිවෙළ

1.4.2 පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය

1925 දී **වොල්ෆ්ගැංග් පව්ලි** විසින් උපගුහණය කිරීමට යෙදුණු **පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මයෙන්** ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ යම් පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකට එක ම ක්වොන්ටම් අංක කුලකයක් (n, l, m_l හෝ m_s) පැවැතිය නොහැකි බව ය.

දෙන ලද කාක්ෂිකයකට n, l, m_l සහ m_s සඳහා ස්ථාවර අගයක් වේ. එබැවින් පව්ලි බහිෂ්කාර මූලධර්මය තෘප්ත වන පරිදි අප විසින් කාක්ෂිකයකට එකකට වැඩි ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනක් ඇතුළු කිරීමට අවශ්‍ය නම් එය කළ හැකි එක ම ක්‍රමය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට එකිනෙකට වෙනස් m_s අගයයන් පැවරීමයි. මෙයින් ගම්‍ය වන්නේ යම් කාක්ෂිකයකට රඳවා ගත හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකක් බවත් ඒවායේ බැමුම් එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ බවත් ය. මේ සීමා කිරීම නිසා අපට පරමාණුවක ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන, ක්වොන්ටම් අංකවලින් අංකනය කිරීමට අවකාශ ලැබේ.

මෙසේ එක් කාක්ෂියකින් පමණක් සමන්විත s උපකවචයකට උපරිම වශයෙන් දැරිය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකකි. කාක්ෂික තුනකින් යුත් p උපකවචයකට උපරිම වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් දැරිය හැකි ය. කාක්ෂික පහකින් යුත් d උපකවචයකට දැරිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දහයකි, යනාදි වශයෙනි.

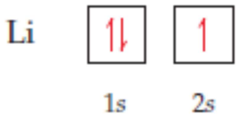
පරමාණුවක විවිධ කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පැතිරී ඇත්තේ ඒ ඒ කාක්ෂිකවල සාපේක්ෂ ශක්තීන් අනුව හා පව්ලිගේ බහිෂ්කාර මූලධර්මයට අනුව ය. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ති පරමාණුවේ **ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය** ලෙස හැඳින්වේ. භූමි අවස්ථා යනුවෙන් හැඳින්වෙන වඩාත් ම ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින්නේ ඒවාට තිබිය හැකි අවම ශක්ති තත්ත්වවල ය.

කෙසේ වුව ද පව්ලිගේ බහිෂ්කාර මූලධර්මය අනුව එක් කාක්ෂිකයක තිබිය යුතු වැඩි ම ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන දෙකකි. එබැවින් ශක්තිය වැඩි වන පිළිවෙළින් කාක්ෂික පිරීම සිදු වන්නේ කාක්ෂිකයකට ඇතුළු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දෙකකට නොවැඩි වන පරිද්දෙනි.

උදාහරණයක් ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනකින් යුත් ලිතියම් පරමාණුවෙහි, 1*s* කාක්ෂිකයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් දැරිය හැකි ය. තුන් වැනි ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඊළඟ අවම ශක්ති කාක්ෂිකය වන 2s කාක්ෂිකයට ගමන් කරයි.

ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වී ඇති උපකවචයෙහි සංකේතය ලියා, එහි උඩු පෙළ ලෙස එම උපකවචයේ අඩංගු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ලිවීමෙන් කිසියම් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් නිරූපණය කළ හැකි ය. නිදසුන් ලෙස ලිතියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2 2s^1$ ලෙස ද සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ලෙස ද අපි ලියමු.

කාක්ෂික රූපසටහන් නමින් දක්වන තවත් නිරූපණයක දී කාක්ෂිකයක් කොටුවකින් හෝ වෘත්තයකින් ද ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බාග ඊතලයකින්/ පූර්ණ ඊතලයකින් ද දැක්වේ. ඉහළට යොමු වන අඩ/ පූර්ණ ඊතලයෙන් ධන භ්‍රමණ චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද (m_s = + ½) පහළට යොමු වන අඩ/ පූර්ණ ඊතලයෙන් ඍණ භ්‍රමණ චුම්බක ක්වොන්ටම් අංකයක් ද (m_s = - ½) සංකේතවත් කෙරේ.



ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන එක ම කාක්ෂිකයේ පවතින විට ඒවා යුග්මික ව ඇතැයි කියනු ලැබේ. ප්‍රතිවිරුද්ධ භ්‍රමණයක් සහිත හවුල්කාර ඉලෙක්ට්‍රෝනයකින් තොර ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් යනුවෙන් හැඳින්වේ.
ලිතියම් පරමාණුවෙහි 1*s* කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක යුග්මික වන අතර 2*s* කාක්ෂිකයෙහි ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය නිර්යුග්මක වේ.

1.4.3 හුන්ඩ් ගේ නීතිය

පිරිහුණු කාක්ෂිකවල ශක්තිය අවම වන්නේ සමාන භ්‍රමණයකින් යුත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව උපරිම වන විට බව **හුන්ඩ් ගේ නීතියෙන්** ප්‍රකාශ වේ.

මින් අදහස් වන්නේ හැකි උපරිමයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන තනි තනි ව කාක්ෂිකවලට ඇතුළු වන බවත් දෙන ලද උපකවචයක ඇති සියලු තනි ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට එක ම භ්‍රමණ ක්වොන්ටම් අංකය ඇති බවත් ය. මේ ආකාරයට සකස් වී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනවල බැමීම සමාන්තර යැයි කියනු ලැබේ.

නිදසුන: කාබන් පරමාණුවෙහි 2*p* ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක 2*p* කාක්ෂික තුනෙන් දෙකක් තනිව අත්පත් කර ගන්නා අතර ඒවා බැමීම අතින් සම වන අතර එකිනෙකට සමාන්තර වේ.

1.3 වගුව දෙවන සහ තුන්වන ආවර්තයේ පිහිටි සැහැල්ලු මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය

මූලද්‍රව්‍යය	මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන	කාක්ෂික සටහන				ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
		1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	
Li	3	↑↓	↑	[ ][ ][ ]	[ ]	$1s^2\ 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓	[ ][ ][ ]	[ ]	$1s^2\ 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	[↑][ ][ ]	[ ]	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	[↑][↑][ ]	[ ]	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	[↑][↑][↑]	[ ]	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Ne	10	↑↓	↑↓	[↑↓][↑↓][↑↓]	[ ]	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
Na	11	↑↓	↑↓	[↑↓][↑↓][↑↓]	↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

1.4.4 සම්පිණ්ඩිත ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

පරමාණුක ක්‍රමාංකය 11 වූ සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය (ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය යනුවෙන් ද හැඳින්වේ) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ලෙස ලියනු ලැබේ. කෙසේ වුව ද මෙහි $2p$ උප ශක්ති මට්ටම පිරී අවසන් වීමේ දී ඊට අත් වන්නේ පිටත කවචය ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකින් (අෂ්ටකය) යුත් නියොන්වල ස්ථායි වින්‍යාසයයි. ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යය වන සෝඩියම්වල දී ආවර්තිතා වගුවෙහි නව පේළියක් ඇරඹේ. සෝඩියම්වලට නියොන්වල ස්ථායී වින්‍යාසය ඉක්මවා එක් $3s$ ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇත. එබැවින් සෝඩියම්වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සංක්ෂිප්ත ව $[Ne]3s^1$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

මෙහි හතරැස් වරහන් තුළ වූ සංකේතයෙන් නිරූපණය වන්නේ පරමාණුවේ උච්ච වායු හරයයි. සාමාන්‍යයෙන් මේ අභ්‍යන්තර කවචවල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ **හර ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙනි.

උච්ච වායු හරයට පිටතින් ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන හැඳින්වෙන්නේ **බහිර්-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන හෙවත් සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙනි. බහිර්-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට රසායනික බන්ධන සෑදීමට සහභාගි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ද ඇතුළත් වන හෙයින් ඒවා **සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙන් ද හඳුන්වනු ලැබේ.

මේ ආකාරයට ඉලෙක්ට්‍රෝන 15කින් යුත් පොස්පරස් $1s^22s^22p^63s^23p^3$ හෝ $[Ne]3s^23p^3$ ලෙස නිරූපණය කළ හැකි ය.

1.5 නිදසුන

(a) 14 වැනි මූලද්‍රව්‍යය වන සිලිකන්වල භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ලියන්න.

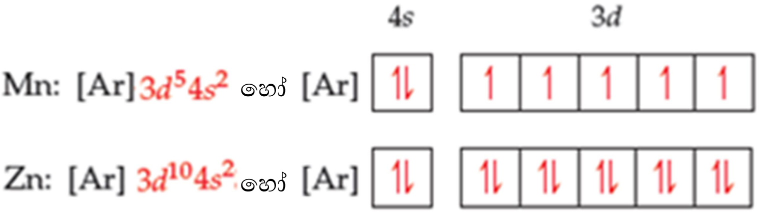
(b) භූමි අවස්ථාවේ ඇති සිලිකන් පරමාණුවක නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන කොපමණ තිබේ ද?

විසඳුම

(a). $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ හෝ [Ne] $3s^2 3p^2$

(b) නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකි.

අවුෆ්බාවු මූලධර්මයට අනුව උච්ච වායු මූලද්‍රව්‍යයක් වන ආගන්වලට ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) පසුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ $3d$ කාක්ෂිකයට නොව $4s$ කාක්ෂිකයට ය. එබැවින් ආගන්වලට පසුව එන ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යය වන පොටෑසියම්වල (K) ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වන්නේ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ හෙවත් [Ar]$4s^1$ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන 20 ක් ඇති කැල්සියම් හි වින්‍යාසය $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ හෝ [Ar]$4s^2$ වේ. $4s$ කාක්ෂිකය සම්පූර්ණයෙන් පිරීමෙන් ඉක්බිතිව (මෙය කැල්සියම් පරමාණුවෙහි සිදු වේ.) පිරෙන ඊළඟ කාක්ෂික වන්නේ $3d$ ය.



එක් එක් කාක්ෂිකයකට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක බැගින් සියලු $3d$ කාක්ෂික පිරී අවසන් වීමෙන් පසු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ $4p$ කාක්ෂිකවලට ය. පරමාණුක ක්‍රමාංකය 36 වූ තවත් උච්ච වායුවක් වන ක්‍රිප්ටොන්හි (Kr) බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකය ($4s^2 4p^6$) සම්පූර්ණ වන තුරු මෙය සිදු වෙයි.

සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු නැත හොත් අර්ධ ලෙස පිරුණු, උප ශක්ති මට්ටම්වලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව වඩා ස්ථායි බව පෙනෙන්නට තිබේ. එබැවින් s^2, p^6 හා d^{10} යන අවසන් වින්‍යාස සහිත මූලද්‍රව්‍ය වඩාත් ස්ථායි වේ.

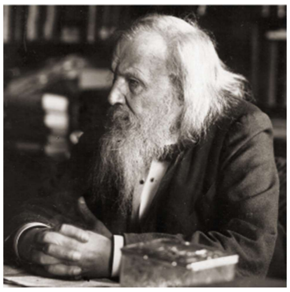
උදා: Zn; [Ar] $3d^{10}4s^2$, Mg; [Ne]$3s^2$, Ar; [Ne]$3s^23p^6$, N; [He]$2s^22p^3$ හා Mn; [Ar]$3d^54s^2$ සාපේක්ෂව ස්ථායිතාවෙන් වැඩි වින්‍යාස වේ.

ඇතැම් මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය, ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට සම්බන්ධ නීතිවලින් අපගමනය වන බවක් දක්නට ලැබේ. නිදසුනක් ලෙස ක්‍රෝමියම් (24) මූලද්‍රව්‍යයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය අප අපේක්ෂා කරන පරිදි [Ar] $3d^44s^2$ නොව [Ar]$3d^54s^1$ යි. තව ද කොපර්වල (29) වින්‍යාසය [Ar]$3d^94s^2$ නොව [Ar]$3d^{10}4s^1$ ය. මේ අසාමාන්‍ය හැසිරීම ප්‍රධාන කොට ම $3d$ හා $4s$ කාක්ෂිකවල ශක්ති අතර සමීප බවෙහි ප්‍රතිඵලයකි. උපශක්ති මට්ටමක් හරියට ම අර්ධ ව පිරීමට (ක්‍රෝමියම්වල මෙන්) සහ උපශක්ති මට්ටමක් සම්පූර්ණයෙන් පිරීමට ප්‍රමාණවත් ඉලෙක්ට්‍රෝන තිබෙන විට (කොපර්වල මෙන්) එහි ප්‍රතිඵලය වන්නේ ස්ථායීතාවෙන් සාපේක්ෂව වැඩි වින්‍යාසයකි ($3d$ කාක්ෂික පිරෙන්නේ $4s$ වලට පසුව බව මතක තබා ගන්න). එහෙත් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ලිවීමේ දී බොහෝවිට පළමුව $3d$ ද පසුව $4s$ ද ලියනු ලැබේ).

1.5 ආවර්තිතා වගුව ගොඩනැගීම

රසායනික මූලද්‍රව්‍ය සොයා ගැනීම ඈත අතීතයේ සිට ම නොකඩවා සිදුවන්නකි. රන් (Au) වැනි මූලද්‍රව්‍ය නිසග තත්ත්වයෙන් ස්වභාවයෙහි පවතින අතර අවුරුදු දහස් ගණනකට පෙර ඒවා සොයා ගනු ලැබ ඇත්තේ ය. එසේ වුව ද ටෙක්නීසියම් (Tc) වැනි තවත් සමහර මූලද්‍රව්‍ය විකිරණශීලී වන අතර නිසර්ගයෙන් ම අස්ථායී ය. ඒවා සොයා ගන්නා ලද්දේ තාක්ෂණය දියුණු වීමෙන් පසු විසි වැනි සියවසේ දී ය.

දන්නා මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යාව වැඩි වත් ම විද්‍යාඥයෝ ඒවා වර්ගීකරණය කිරීම ආරම්භ කළහ. 1869 දී රුසියාවේ **දිමිත්‍රි ඉවනෝවිච් මෙන්ඩලීෆ්** සහ ජර්මනියේ **ලෝදර් මේයර්** බොහෝ දුරට සමාන වූ වර්ගීකරණ පටිපාටි දෙකක් ප්‍රකාශයට පත් කළහ. මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ පරමාණුක ස්කන්ධවල ආරෝහණ පිළිවෙළ අනුව තැබූ විට සමාන භෞතික සහ රසායනික ගුණවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පුනරාවර්ති වන බව මේ ප්‍රකාශනවලින් පෙන්වා දෙන ලදී. එවක සිටි විද්‍යාඥයන්ට පරමාණුක ක්‍රමාංකය ගැන දැනුමක් නොවිණි. කෙසේ වුව ද පරමාණුක ක්‍රමාංකය පිළිබඳ සංකල්පය හඳුන්වා දීමත් සමග නූතන ආවර්තිතා වගුව ගොඩනංවනු ලැබිණි.



(a)

(b)

1.29 රූපය (a) දිමිත්‍රි මෙන්ඩලීෆ් සහ (b)ලෝදර් මේයර්

යතුර:

පරමාණුක ක්‍රමාංකය
සංකේතය
සාම්ප්‍රදායික පරමාණුක ස්කන්ධය
සම්මත පරමාණුක ස්කන්ධය

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]																	2 **He** helium 4.0026
3 **Li** lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 **Be** beryllium 9.0122											5 **B** boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 **C** carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 **N** nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 **O** oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 **F** fluorine 18.998	10 **Ne** neon 20.180
11 **Na** sodium 22.990	12 **Mg** magnesium 24.305 [24.304, 24.307]											13 **Al** aluminium 26.982	14 **Si** silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 **P** phosphorus 30.974	16 **S** sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 **Cl** chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 **Ar** argon 39.948
19 **K** potassium 39.098	20 **Ca** calcium 40.078 (4)	21 **Sc** scandium 44.956	22 **Ti** titanium 47.867	23 **V** vanadium 50.942	24 **Cr** chromium 51.996	25 **Mn** manganese 54.938	26 **Fe** iron 55.845 (2)	27 **Co** cobalt 58.933	28 **Ni** nickel 58.693	29 **Cu** copper 63.546 (3)	30 **Zn** zinc 65.38 (2)	31 **Ga** gallium 69.723	32 **Ge** germanium 72.630 (8)	33 **As** arsenic 74.922	34 **Se** selenium 78.971 (8)	35 **Br** bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 **Kr** krypton 83.798 (2)
37 **Rb** rubidium 85.468	38 **Sr** strontium 87.62	39 **Y** yttrium 88.906	40 **Zr** zirconium 91.224 (2)	41 **Nb** niobium 92.906	42 **Mo** molybdenum 95.95	43 **Tc** technetium	44 **Ru** ruthenium 101.07 (2)	45 **Rh** rhodium 102.91	46 **Pd** palladium 106.42	47 **Ag** silver 107.87	48 **Cd** cadmium 112.41	49 **In** indium 114.82	50 **Sn** tin 118.71	51 **Sb** antimony 121.76	52 **Te** tellurium 127.60 (3)	53 **I** iodine 126.90	54 **Xe** xenon 131.29
55 **Cs** caesium 132.91	56 **Ba** barium 137.33	57 **La** lanthanum 138.91	72 **Hf** hafnium 178.49 (2)	73 **Ta** tantalum 180.95	74 **W** tungsten 183.84	75 **Re** rhenium 186.21	76 **Os** osmium 190.23 (3)	77 **Ir** iridium 192.22	78 **Pt** platinum 195.08	79 **Au** gold 196.97	80 **Hg** mercury 200.59	81 **Tl** thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 **Pb** lead 207.2	83 **Bi** bismuth 208.98	84 **Po** polonium	85 **At** astatine	86 **Rn** radon
87 **Fr** francium	88 **Ra** radium	89 **Ac** actinium	104 **Rf** rutherfordium	105 **Db** dubnium	106 **Sg** seaborgium	107 **Bh** bohrium	108 **Hs** hassium	109 **Mt** meitnerium	110 **Ds** darmstadtium	111 **Rg** roentgenium	112 **Cn** copernicium	113 **Nh** nihonium	114 **Fl** flerovium	115 **Mc** moscovium	116 **Lv** livermorium	117 **Ts** tennessine	118 **Og** oganesson

58 **Ce** cerium 140.12	59 **Pr** praseodymium 140.91	60 **Nd** neodymium 144.24	61 **Pm** promethium	62 **Sm** samarium 150.36 (2)	63 **Eu** europium 151.96	64 **Gd** gadolinium 157.25 (3)	65 **Tb** terbium 158.93	66 **Dy** dysprosium 162.50	67 **Ho** holmium 164.93	68 **Er** erbium 167.26	69 **Tm** thulium 168.93	70 **Yb** ytterbium 173.05	71 **Lu** lutetium 174.97
90 **Th** thorium 232.04	91 **Pa** protactinium 231.04	92 **U** uranium 238.03	93 **Np** neptunium	94 **Pu** plutonium	95 **Am** americium	96 **Cm** curium	97 **Bk** berkelium	98 **Cf** californium	99 **Es** einsteinium	100 **Fm** fermium	101 **Md** mendelevium	102 **No** nobelium	103 **Lr** lawrencium

1.30 රූපය මූලද්‍රව්‍යවල ආවර්තිතා වගුව

මෙහි තීරු (කාණ්ඩ) අංකනය කර ඇති ආකාරය යම් තරමකට අභිමත වේ. අතීතයේ දී බහුලව භාවිත කරන ලද අංකන ක්‍රමයේ අරාබි ඉලක්කම් සහ A සහ B අක්ෂර ඇතුළත් විය. එහි දී 1A - 8A දක්වාත් 1B - 8B දක්වාත් අංක යොදා ගන්නා ලදි. මෙහි දී ෆ්ලෝරීන් (F) වලින් ආරම්භ වන කාණ්ඩය වන්නේ 7A ය.

එයට සමාන තවත් අංකන ක්‍රමයක දී A හා B යන අක්ෂර ද අරාබි ඉලක්කම් වෙනුවට රෝම ඉලක්කම් ද යොදා ගැනේ.

මේ අවුල් සහගත තත්ත්වය මගහැරවීම සඳහා ශුද්ධ හා ව්‍යවහාරික රසායන විද්‍යාව පිළිබඳ අන්තර්ජාතික සංගමය (International Union of Pure and Applied Chemistry-IUPAC) විසින් වෙනත් සම්මුතියක් යෝජනා කරනු ලැබ ඇත. ඒ අනුව, ඉහත 1.30 රූපයේ දක්වා ඇති පරිදි කාණ්ඩ 1 සිට 18 දක්වා සංඛ්‍යාවලින් අංකනය කරනු ලබනු අතර A හා B අක්ෂර භාවිතයට ගැනීමක් නො කෙරේ.

මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස ආවර්තිතා වගුවේ ඒවා දරන ස්ථානවලට අනුරූප වේ. වගුවෙහි පේළි ආවර්ත යනුවෙන් හැඳින්වෙන අතර, එක ම ආවර්තයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ ඇතැම් ගුණවල නැඹුරුතා ප්‍රදර්ශනය කරයි.

වගුවෙහි තීරු හඳුන්වනුයේ කාණ්ඩ යනුවෙනි. එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ අවසන් කවචයෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝනවල (සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝනවල) වින්‍යාසය අතින් සබඳතාවක් පෙන්වයි. නිදසුන් ලෙස 2 කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍යවලට ns^2 යන බහිර් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඇති අතර 3 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ns^2np^1 යන බහිර් ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය දරයි. එක් එක් තීරුවේ පහළට යත් ම n හි අගය වැඩි වේ.

1.4 වගුව 2 හා 13 කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

2 කාණ්ඩය		13 කාණ්ඩය	
Be	[He]2s^2	B	[He]2s^2 2p^1
Mg	[Ne]3s^2	Al	[Ne]3$s^2$3p^1
Ca	[Ar]4s^2	Ga	[Ar]4$s^2$4p^1
Sr	[Kr]5s^2	In	[Kr]5$s^2$5p^1
Ba	[Xe]6s^2	Tl	[Xe]6$s^2$6p^1
Ra	[Rn]7s^2		

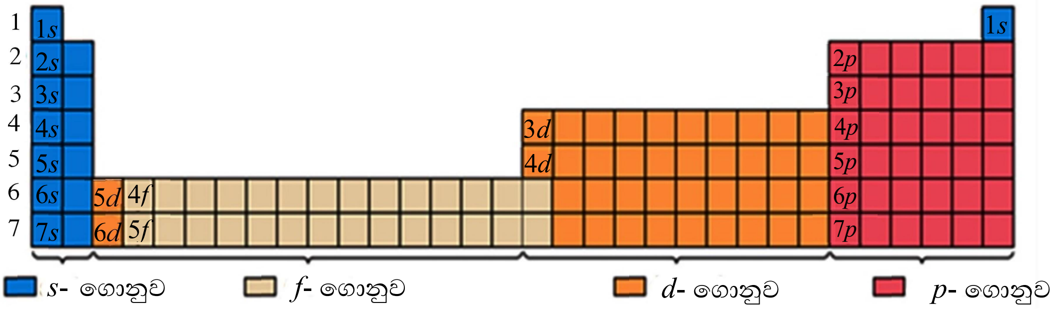
ආවර්තිතා වගුවේ එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය බොහෝ විට භෞතික හා රසායනික ගුණවල සමානතා පෙන්නුම් කරයි.

1.5 වගුව ආවර්තිතා වගුවේ ඇතැම් කාණ්ඩවල නාම

කාණ්ඩය	නාමය	මූලද්‍රව්‍ය
1	ක්ෂාර ලෝහ	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2	ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
16	කැල්කොජන	O, S, Se, Te, Po
17	හැලජන	F, Cl, Br, I, At
18	උච්ච වායු (විරල වායු)	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

කවචයක ඇති මුළු කාක්ෂික සංඛ්‍යාව n^2 ට සමාන බැවින් එම කාක්ෂික සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 1, 4, 9 සහ 16 වේ. එක් කාක්ෂිකයකට ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් රඳවා ගත හැකි බැවින් ඒ ඒ කවචවල ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා $2n^2$, එනම් 2, 8, 18, සහ 32 වේ. ආවර්තිතා වගුවේ සමස්ත ව්‍යුහය මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවල පිළිබිඹුවකි. වගුවේ ඒ ඒ පේළිවල ඇති මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යා 2, 8, 18, සහ 32 වේ.

කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිළිවෙළ පදනම් කර ගනිමින් ආවර්තිතා වගුව තව දුරටත් ගොනු හතරකට බෙදිය හැකි ය.



1.31 රූපය ආවර්තිතා වගුවේ කලාප

වගුවෙහි වම් පස තීරු දෙකෙහි ඇතුළත් ක්ෂාර ලෝහ (1කාණ්ඩය) සහ ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ (2 කාණ්ඩය), *s* සංයුජතා කාක්ෂික පිරෙන මූලද්‍රව්‍ය වේ. මේ තීරු දෙක ආවර්තිතා වගුවෙහි ***s* ගොනුව** තනයි.

දකුණු පස කෙළවරට වන්නට පිහිටන තීරු සය (13 කාණ්ඩයේ සිට 18 කාණ්ඩය දක්වා) ***p* ගොනුව** සාදන අතර, ඒවායෙහි *p* සංයුජතා කාක්ෂිකවල පිරීම සිදු වෙයි. *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පොදුවේ **නියෝජක මූලද්‍රව්‍ය** ලෙස ද ඇතැම් විට **ප්‍රධාන කාණ්ඩ මූලද්‍රව්‍ය** ලෙස ද හඳුන්වනු ලැබේ.

p ගොනුවට පෙරාතුව ඇති ගොනුවට තීරු දහයක් ඇතුළත් වන අතර ඒවායේ ඇතුළත් මූලද්‍රව්‍ය වන්නේ **අන්තරික ලෝහයි.** කෙසේ වුවද සාමාන්‍යයෙන් 1 වන සහ 10 වන කාණ්ඩ

වලට අයත් මූලද්‍රව්‍ය අන්තරික ලෝහ ලෙස සලකන්නේ නැත. *d* සංයුජතා කාක්ෂික පිරීම සිදු වන්නේ මේ මූලද්‍රව්‍යවල වන අතර, එහෙයින් එම කොටස ***d* ගොනුව** යනුවෙන් ද නම් කරනු ලැබේ.

s හා *d* ගොනු අතර ඇති තීරු 14කින් හා පේළි දෙකකින් යුත් කොටස ***f* ගොනුව** වේ. එහි ඇතුළත් මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ *f* සංයුජතා කාක්ෂිකවලට ය (කෙසේ වුව ද මේවායෙහි ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම හා එනයින් ඒවායේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස සංකීර්ණ ය). මේ මූලද්‍රව්‍ය හැඳින්වෙන්නේ ***f* ගොනුවේ ලෝහ** හෙවත් **ඇතුළු අන්තරික මූලද්‍රව්‍ය** යන නමිනි.

එක් එක් ගොනුවෙහි ඇති තීරු සංඛ්‍යාවෙන් එක් එක් උපකවචයක පැවතිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව දැක්වේ. *s*, *p*, *d*, සහ *f* උපකවචවලට පිරවිය හැකි උපරිම ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා පිළිවෙළින් 2, 6, 10 සහ 14 වේ.

1.6 *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍ය පෙන්වන ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුවල ගුණ රඳී පවතින්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හා පරමාණුවේ බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය වෙතට කොතරම් තදින් ආකර්ෂණය වී තිබේ ද යන්න මත ය. විද්‍යුත් ආරෝපණ දෙකක් අතර පවතින අන්තර්ක්‍රියාවෙහි ප්‍රබලතාව, ආරෝපණවල විශාලත්වය සහ ඒවා අතර දුර යන සාධක මත රඳී පවතින බව කූලෝම් නියමය පෙන්වා දෙයි. එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සහ න්‍යෂ්ටිය අතර පවත්නා ආකර්ෂණ බලය, න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ විශාලත්වය සහ න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර මධ්‍යන්‍ය දුර යන සාධක මත රඳී පවතී. න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමග මේ බලය වැඩි වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියෙන් දුරස්ථ වත් ම බලය අඩු වේ.

බහු-ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවල, එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය න්‍යෂ්ටිය වෙත ආකර්ෂණය වීමට අමතරව, එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය මත අනෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් ඇති කෙරෙන විකර්ෂණවලට ද බඳුන් වේ. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන-ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණ මගින්, න්‍යෂ්ටිය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝන කෙරෙහි ඇති කෙරෙන ආකර්ෂණ බලවලින් සමහරක් උදාසීන කෙරෙන බැවින්, ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් න්‍යෂ්ටියට දක්වන ආකර්ෂණය, අනෙක් ඉලෙක්ට්‍රෝන එහි නොමැති කල එය යටත් වන ආකර්ෂණයට වඩා අඩු ය.

එනම්, බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනය, ඇතුළත ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් න්‍යෂ්ටියේ බලපෑමෙන් ආවරණය කෙරේ. මේ සංසිද්ධිය ඉලෙක්ට්‍රෝනවල **ආවරණ ආවරණය** හෙවත් **නිවාරක ආවරණය** යනුවෙන් නම් කෙරේ.

එබැවින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් පාත්‍ර වන ශුද්ධ ආකර්ෂණය, වෙනත් ඉලෙක්ට්‍රෝන නොමැති කල එය භාජන වන ආකර්ෂණයට වඩා අඩු ය. මෙසේ ආංශික ලෙස ආවරණය වූ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයකට **සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය, Z_{eff}** යැයි කියනු ලැබේ. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සෑම විට ම සැබෑ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයට වඩා අඩු ය ($Z_{eff} < Z$).

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් කෙරෙහි වැඩිපුර බලපවත්වන්නේ න්‍යෂ්ටියට වඩාත් සමීප වූ හර ඉලෙක්ට්‍රෝන ය. මෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ හර කවච සංඛ්‍යාව වැඩිවත් ම, නිවාරක ආවරණය වැඩි ය.

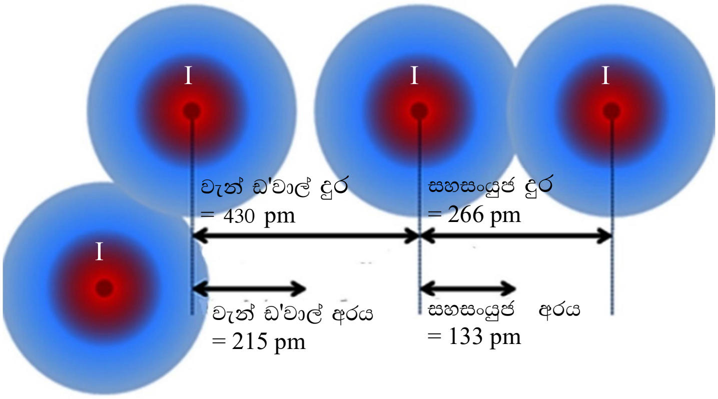
ආවර්තිතා වගුවේ ඕනෑ ම ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ. ආවර්තයක් හරහා හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නොවෙනස් ව පවත්නා නමුදු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. වැඩි වන න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය තුලනය කරමින් එකතු වන සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් ආවරණ කාර්යය සාර්ථක ව සිදු නො වේ. මේ නිසා Z_{eff} ආවර්තයක් හරහා අඛණ්ඩව වැඩි වේ.

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

අප බොහෝ දෙ නෙකු සිතා සිටින පරිදි පරමාණු දෘඪ ගෝලාකාර වස්තු නො වේ. ක්වොන්ටම් යාන්ත්‍රික ආකෘතියට අනුව පරමාණුවලට තියුණු මායිම් තිබිය නොහැකි ය. විවිධ තත්ත්ව යටතේ පරමාණු අතර පවත්නා දුර පදනම් කර ගනිමින් අපට පරමාණුවල තරම විවිධාකාරයෙන් අර්ථ දැක්විය හැකි ය.

වැන් ඩ'වාල් අරය

සර්වසම නිර්බන්ධිත පරමාණු දෙකක්, ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායී සකස් වීමේදී , එනම් ආකර්ශන බල උපරිම වන අවස්ථාවේදී ඒවායේ න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන් ඩ'වාල් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



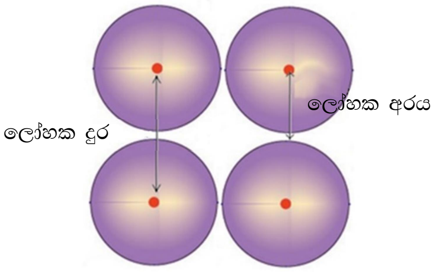
1.32 රූපය අයඩින් (I_2) වල සහසංයුජ අරය හා වැන් ඩ'වාල් අරය

සහසංයුජ අරය

රසායනික බන්ධනයක් යනු අණුවක ඕනෑ ම යාබද පරමාණු දෙකක් අතර ආකර්ෂණීය අන්තර්ක්‍රියාවකි. බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකක් අතර දුර, නිර්බන්ධනීය සංඝට්ටනයක දී ඒවා අතර දුරට වඩා අඩු ය. අණුවක ඇති ඕනෑ ම පරමාණුවක බන්ධන පරමාණුක අරය, බන්ධන දිගෙන් (බන්ධනය වූ පරමාණු දෙකෙහි න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන්) අඩකට සමාන වේ. බන්ධන පරමාණුක අරය හෙවත් සහසංයුජ අරය, නිර්බන්ධිත පරමාණුක අරයට වඩා කුඩා ය.

ලෝහක අරය

ලෝහමය ව්‍යුහයක ඇති ලෝහ පරමාණු එකිනෙකට බන්ධනය වී ඇත්තේ ලෝහක බන්ධනවලිනි. ඝන ලෝහමය ව්‍යුහයක, එකිනෙකට යාබද ලෝහ පරමාණු දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය (න්‍යෂ්ටි දෙකක් අතර දුරෙන් අර්ධය) **ලෝහක අරය** නම් වේ.

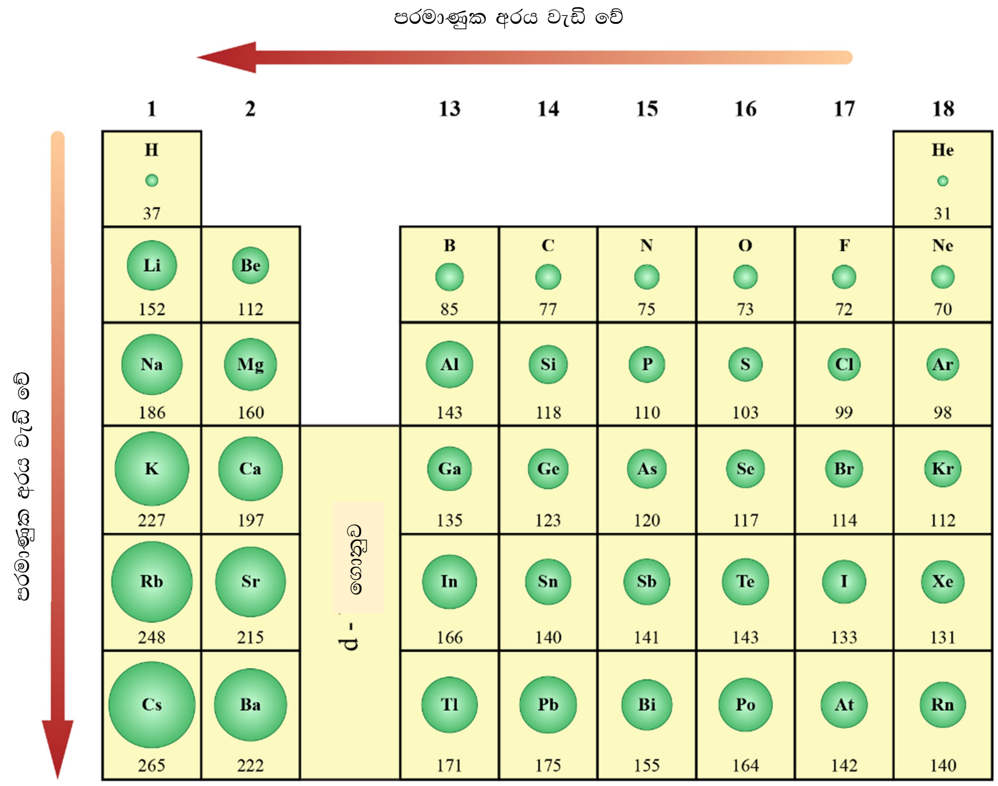


1.33 රූපය ලෝහක අරය

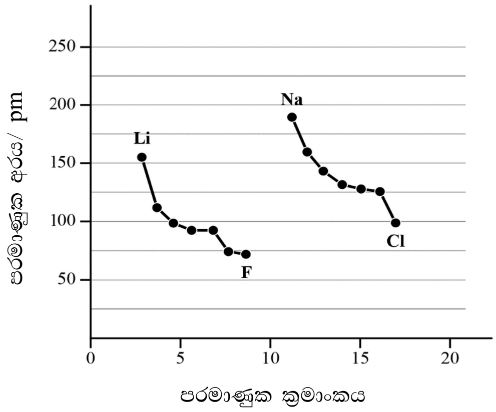
පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුක තරම ආවර්තිතා වගුව තුළ සිත්ගන්නාසුලු නැඹුරුතා දෙකක් පෙන්නුම් කරයි. එක් එක් කාණ්ඩ තුළ පරමාණුක අරය ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. මේ නැඹුරුව ප්‍රධාන කොට ම පිටත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය (n) වැඩි වීමෙහි ප්‍රතිඵලයකි. තීරයක පහළට යත් ම බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට බැහැරින් පැවතීමේ සම්භාවිතාව වැඩි වන හෙයින් පරමාණුක අරය වැඩි වේ.

කිසියම් ආවර්තයක් තුළ සාමාන්‍යයෙන් වමේ සිට දකුණට පරමාණුක අරය සාමාන්‍යයෙන් අඩු වීමට නැඹුරු වේ. මේ ප්‍රවණතාවට බලපාන ප්‍රධානතම සාධකය වන්නේ ආවර්තයක් හරහා සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීමයි. වැඩි වන සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය වෙත ඇද ගන්නා අතර, එය පරමාණුක අරය අඩු වීමට හේතු වේ.



1.34 **(a)** රූපය ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන (pm වලින්)



1.34 **(b)** රූපය ආවර්තිතා වගුවේ පරමාණුක අරයයන්ගේ විචලන

අයනවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වී කැටායනයක් සෑදෙන හැම විට ම, ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර වන්නේ ඉහළ ම ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකයෙන් (n) යුත් පිරී ඇති කාක්ෂිකවලිනි.

උදාහරණයක් ලෙස, සෝඩියම් පරමාණුවකින් ($1s^22s^22p^63s^1$) එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් වන විට බැහැර වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය වන්නේ $3s^1$ ඉලෙක්ට්‍රෝනයයි.

$$Na\ (1s^22s^22p^63s^1 \text{ හෝ } [Ne]3s^1) \rightarrow Na^+\ (1s^22s^22p^6 \text{ හෝ } [Ne]) + e^-$$

දෙන ලද n අගයක් සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත උපකවච එකකට වැඩි ගණනක් ඇති විට, පළමුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වන්නේ ඉහළ ම l අගයෙන් යුත් කාක්ෂිකවලිනි. නිදසුනක් ලෙස බෝරෝන් පරමාණුව $2s$ ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට පෙර $2p$ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කරයි.

$$B\ (1s^22s^22p^1) \rightarrow B^+\ (1s^22s^2) + e^-$$

$$B^+(1s^22s^2) \rightarrow B^{3+}(1s^2) + 2e^-$$

Fe ($[Ar]3d^64s^2$) පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් පිට වීමේ දී එසේ වන්නේ ඉලෙක්ට්‍රෝන $4s^2$ වලින් මිස, $4s$වලට පසුව පිරෙන $3d$ වලින් නො වේ.

$$Fe\ ([Ar]\ 3d^64s^2) \rightarrow Fe^{2+}([Ar]3d^6) + 2e^-$$

එහෙත් Fe^{3+} අයනයක් සෑදීමේ දී ඉවත් වන අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝනය පැමිණෙන්නේ $3d$ කාක්ෂිකයකිනි. ඒ $n = 4$ වන සියලු කාක්ෂික හිස් ව ඇති බැවිනි.

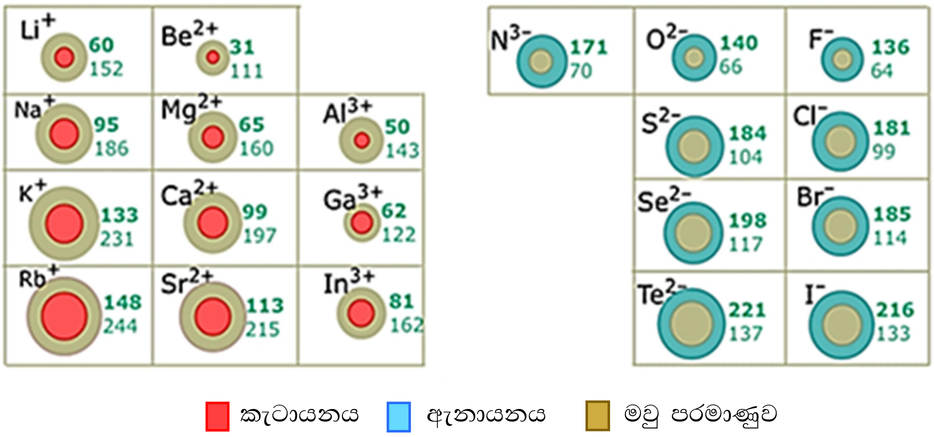
$$Fe^{2+}([Ar]3d^6) \rightarrow Fe^{3+}([Ar]3d^5) + e^-$$

ඇනායනයක් සෑදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වන්නේ, සංයුජතා කවචයට අයත් හිස් හෝ භාගික ලෙස පිරුණු, උපරිම n අගයෙන් යුත් කාක්ෂිකවලට ය. නිදසුනක් ලෙස ෆ්ලුවෝරීන් පරමාණුවෙන් F^- අයනයක් සෑදීමේ දී එකතු වන ඉලෙක්ට්‍රෝනය $2p$ උපකවචයෙහි හිස්ව ඇති එක ම ස්ථානයට ගමන් කරයි.

$$F(1s^22s^22p^5) + e^- \rightarrow F^-\ (1s^22s^22p^6)$$

අයනික අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

පරමාණුවක තරම සේ ම අයනික තරම ද එහි න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය, එය දරන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සහ සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින කාක්ෂික යන සාධක මත රඳා පවතී. උදාසීන පරමාණුවකින් කැටායනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට වීම සිදු වන්නේ වඩාත් ම න්‍යෂ්ටියෙන් ඈත් වන සේ අවකාශයේ ව්‍යාප්තව ඇති පිරුණු පරමාණුක කාක්ෂිකවලිනි. තව ද කැටායනයක් සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණය අඩු වේ. එබැවින් ඒවායේ මවු පරමාණුවලට වඩා කැටායන තරමින් කුඩා ය.

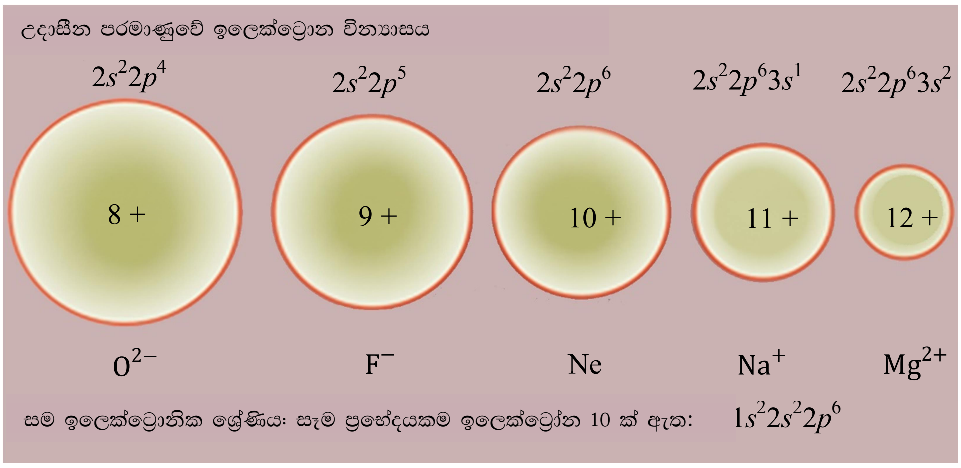


1.35 රූපය කැටායන සහ ඇනායනවල අර pm වලින් (මවු පරමාණුවලට සංසන්දනාත්මක ව)

මෙහි විලෝමය ඇනායන සඳහා සත්‍ය වේ. ඇනායනයක් සෑදීමේ දී පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු වේ. මෙවිට ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණය වැඩි වන බැවින් එය ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩ වඩා අවකාශය තුළ පැතිරීමට හේතු වේ. එබැවින් ඇනායන මවු පරමාණුවලට වඩා විශාල ය.

සමාන විශාලත්වයෙන් යුත් ආරෝපණ (ධන හෝ ඍණ දරන අයනවල), අයනික අරය ආවර්තිතා වගුවේ තීරුවල ඉහළ සිට පහළට වැඩි වේ. වෙනත් වචනවලින් කිව හොත් අයනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරී ඇති බාහිර කවචයක ප්‍රධාන ක්වොන්ටම් අංකය වැඩි වත් ම අයනයේ අරය වැඩි වේ.

සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක් යනු සමාන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් දරන විශේෂ සමූහයකි. නිදසුන් ලෙස O^{2-}, F^-, Ne, Na^+ හා Mg^{2+} යන සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියෙහි සියල්ලෙහිම මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව 10 ක් වේ. ඕනෑම සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වෙයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නියත ව පවත්නා බැවින් න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ වැඩි වීමත් සමඟ ඉලෙක්ට්‍රෝන වඩ වඩා ප්‍රබල ලෙස න්‍යෂ්ටිය වෙත ආකර්ෂණය කෙරෙන බැවින් අයනික අරය අඩු වේ.



1.36 රූපය සම ඉලෙක්ට්‍රෝනික ශ්‍රේණියක අර

1.6.2 අයනීකරණ ශක්තිය

1.3 කොටස ආරම්භයේ දී පැහැදිලි කරන ලද ආකාරයට පරමාණුවක හෝ අයනයක **අයනීකරණ ශක්තිය** යනු භූමි අවස්ථාවේ ඇති හුදෙකලා වායුමය පරමාණුවකින් හෝ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි.

සමාන්‍යයෙන්, පළමු අයනීකරණ ශක්තිය (I_1) යනු උදාසීන වායුමය පරමාණුවකින් ඊට ලිහිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය අවම ශක්තියයි. නිදසුනක් ලෙස ලිතියම් පරමාණුවේ ප්‍රථම අයනීකරණය ශක්තිය යනු පහත දැක්වෙන ක්‍රියාවලිය සඳහා අවශ්‍ය ශක්තියයි.

$$Li(g) \rightarrow Li^+(g) + e^-$$

දෙවැනි අයනීකරණ ශක්තිය යනු වායුමය ද්විසංයුජ කැටායනයක් සෑදෙන පරිදි වායුමය ඒකසංයුජ කැටායනයකින් ඊට ලිහිල්ව ම බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීම සඳහා අවශ්‍ය ශක්තියයි. ඒ අනුව ලිතියම් පරමාණුවේ දෙවැනි අයනීකරණ ශක්තිය යනු පහත දැක්වෙන ක්‍රියාවලිය ආශ්‍රිත ශක්තියයි.

$$Li^+(g) \rightarrow Li^{2+}(g) + e^-$$

අනුයාත ඉලෙක්ට්‍රෝනවල ඉවත් වීමක් සමඟ දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක අයනීකරණ ශක්ති ආරෝහණය වේ. ($I_1 < I_2 < I_3$) මේ ප්‍රවණතාවට හේතුව, අනුයාත ලෙස ඉවත් වන ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් සමඟ, වැඩි වන ධන ආරෝපණයෙන් යුත් අයනය විසින් ඉලෙක්ට්‍රෝනකෙරෙහි යෙදෙන අනුක්‍රමික ව වැඩි වන ඇදීම මැඩ, ඒවා ඉවත් කිරීම සඳහා වැඩි ශක්තියක් යෙදවීමට සිදු වීමයි. මෙයට අමතර ව, පිටත කවචවලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන බැහැර කිරීමට සාපේක්ෂව, ඇතුළත කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී අයනීකරණ ශක්තියෙහි අධිකතර ආරෝහණයක් සිදු වේ. මීට හේතුව ඇතුළු කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට සමීප වීම කරණ කොට ගෙන ඒවා වඩාත් තදින් ඊට ආකර්ෂණය වීමයි.

අයනීකරණ ශක්තිය බොහෝ විට පරමාණු හෝ අයන මවුලයක් සලකා kJ mol^{-1} යන ඒකකයෙන් ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ.

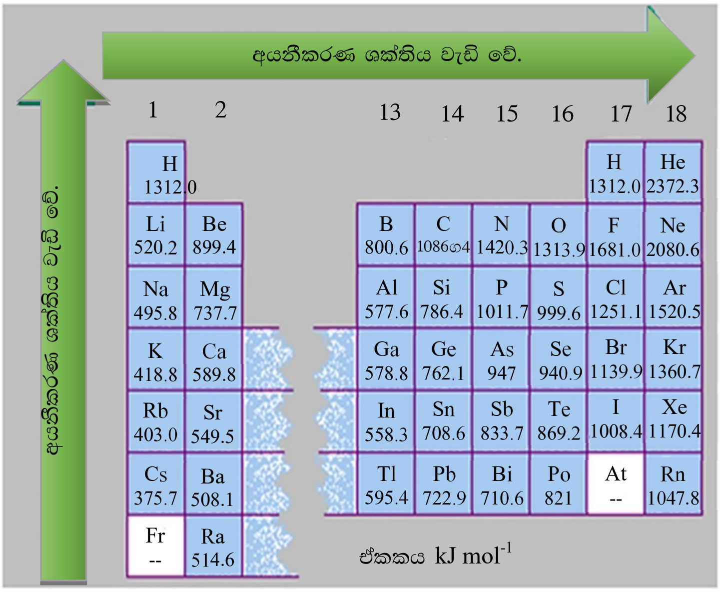
පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා

සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක් හරහා පළමු අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වේ. ක්ෂාර ලෝහ ආවර්තයක අවම අයනීකරණ ශක්තිය පෙන්නුම් කරන අතර උච්ච වායුවල අයනීකරණ ශක්තිය උපරිම වේ.

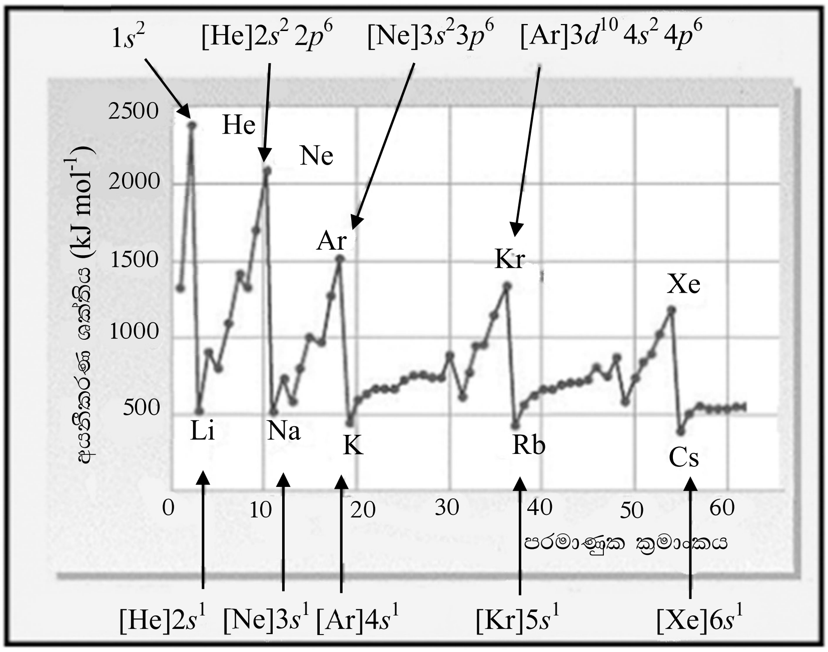
ආවර්තිතා වගුවේ කවර හෝ කාණ්ඩයක පහළට යත් ම සාමාන්‍යයෙන් පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වෙයි. නිදසුනක් ලෙස 1 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල (ක්ෂාර ලෝහවල) අයනීකරණ ශක්ති Li > Na > K > Rb > Cs > Fr යන අනුපිළිවෙළින් අවරෝහණය වේ.

අන්තරික ලෝහ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් පුළුල් පරාසයක පිහිටයි. සාමාන්‍යයෙන් ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට යන විට අන්තරික ලෝහවල අයනීකරණ ශක්ති වැඩි වන්නේ මඳ වශයෙනි.

අයනීකරණ ශක්ති කෙරෙහි බලපාන්නේ ද පරමාණුක තරම කෙරෙහි බලපාන සාධක ම ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත බාහිර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය සහ න්‍යෂ්ටියේ සිට ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති මධ්‍යන්‍ය දුර මත රඳා පවතී. සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීම හා ඉලෙක්ට්‍රෝනයට ඇති දුර අඩු වීම, න්‍යෂ්ටිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අතර ආකර්ෂණ බලය වැඩි කරයි. මේ ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම ඉලෙක්ට්‍රෝනය බැහැර කිරීම වඩ වඩා අපහසු වන අතර එය අයනීකරණ ශක්තිය වැඩි වීමට හේතු වේ.



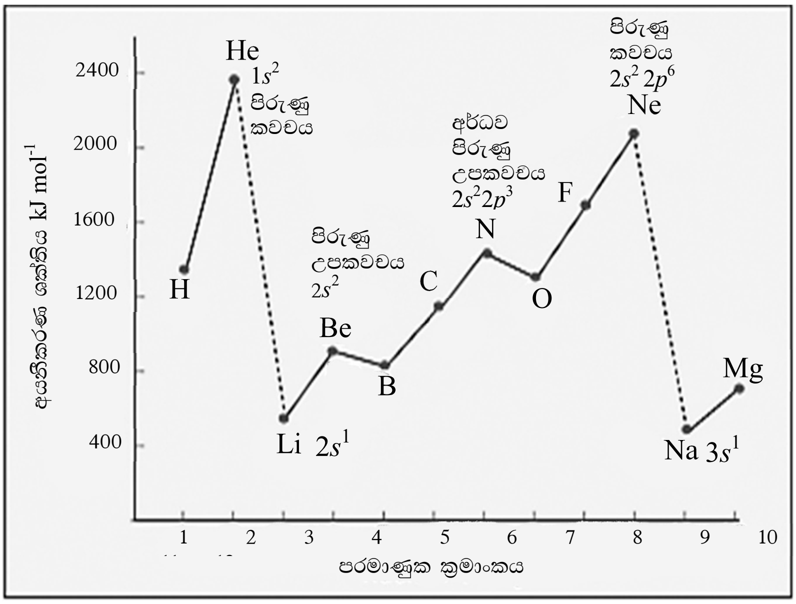
1.37 රූපය ආවර්තිතා වගුවේ ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල නැඹුරුව



1.38 රූපය මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ක්‍රමාංකය සමඟ පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල විචලනය

දෙන ලද ආවර්තයක පළමු අයනීකරණ ශක්තියේ නැඹුරුතාවල අක්‍රමවත් බව අල්ප නමුදු එම රටාවන් හොඳින් පැහැදිලි කළ හැකි ය. සාමාන්‍යයෙන් ස්ථායී වන සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු උපකවචයකින් (උදා - 2, 12 සහ 18 කාණ්ඩ) හෝ අර්ධ වශයෙන් පිරුණු උපකවචයකින් (උදා 7 සහ 15 කාණ්ඩ) ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කිරීමට වැඩි ශක්තියක් අවශ්‍ය වේ. එබැවින් ඒවායේ අයනීකරණ ශක්තීන් අපේක්ෂිත අගයට වඩා ඉහළ වේ.

නිදසුනක් ලෙස දෙවැනි ආවර්තයෙහි ඉහළ ම පළමු අයනීකරණ ශක්තිය ඇත්තේ සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු කවචයකින් යුත් නියොන්වලට ය. පූර්ණව පිරුණු s උපමට්ටමකින් යුත් බෙරිලියම්වල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අපේක්ෂිත අගයට වඩා වැඩි අතර, එය බෝරෝන්වල I_1 ද ඉක්මවා සිටී. එසේ ම අර්ධ ව පිරුණු p කවචයකින් යුත් නයිට්‍රජන්හි I_1, පොදු ප්‍රවණතාවට අනුව පෙරයනු ලැබූ අගයට වඩා ඉහළ වේ.



1.39 රූපය පළමු හා දෙවැනි ආවර්තවල ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිවල විචලන

1.6.3 ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය

වායුමය පරමාණුවකට ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එක් කිරීමේ දී සිදු වන ශක්ති විපර්යාසය **ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය** යනුවෙන් හැඳින්වේ. බොහෝ පරමාණුවලට ඉලෙක්ට්‍රෝන එක් කිරීමේ දී ශක්තිය පිට වේ.

නිදසුනක් ලෙස, පහත ක්‍රියාවලියේ දැක්වෙන පරිදි ක්ලෝරීන් පරමාණුවක ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය -349 kJ mol^{-1}වේ. ඍණ අගය මගින් පෙන්නුම් කරන්නේ මෙම ක්‍රියාවලියේ දී ශක්තිය විමෝචනය වන බව ය.

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(ΔE_{EG} = ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්ති වෙනස)

කෙසේ වුවත් පරමාණු ස්වල්පයක් සඳහා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්ති වෙනස ධන අගයකි. උදාහරණයක් ලෙස ගත හැක. මෙසේ සිදු වන්නේ සාපේක්ෂව ස්ථායී ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයකට (Be - s^2 හා N - p^3) ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු කිරීම තරමක් අපහසු වන බැවිනි. එහිදී ඉලෙක්ට්‍රෝන - ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණ බල ප්‍රමුඛ සාධකය වේ.

$$N(g) + e \longrightarrow N^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = +134 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$Be(g) + e \longrightarrow Be^-(g) \qquad \Delta E_{EG} = +231 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තියෙහි ධන අගය අඩු වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට එම අගය වඩාත් ධන වේ.

පරමාණුවක්, ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් කෙරෙහි දක්වන ආකර්ෂණය මැන ගැනීම සඳහා යොදා ගත හැකි ප්‍රමාණාත්මක භෞතික ගුණයක් ලෙස ΔE_{EG} භාවිතා කිරීම අන්තර්ජාතිකව පිළිගෙන ඇත. එය "ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව" කෙරෙහි පහත ආකාරයට සම්බන්ධ වේ.

ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය (ΔE_{EG}) = - ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව (E_A)

මෙසේ, පරමාණුක ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව, ΔE_{EG} හි අගයට කිට්ටු සම්බන්ධයක් තිබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව අර්ථ දක්වන්නේ මූලද්‍රව්‍යයේ වායුමය ඇනායනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේදී සිදුවන ශක්ති වෙනස වශයෙනි.

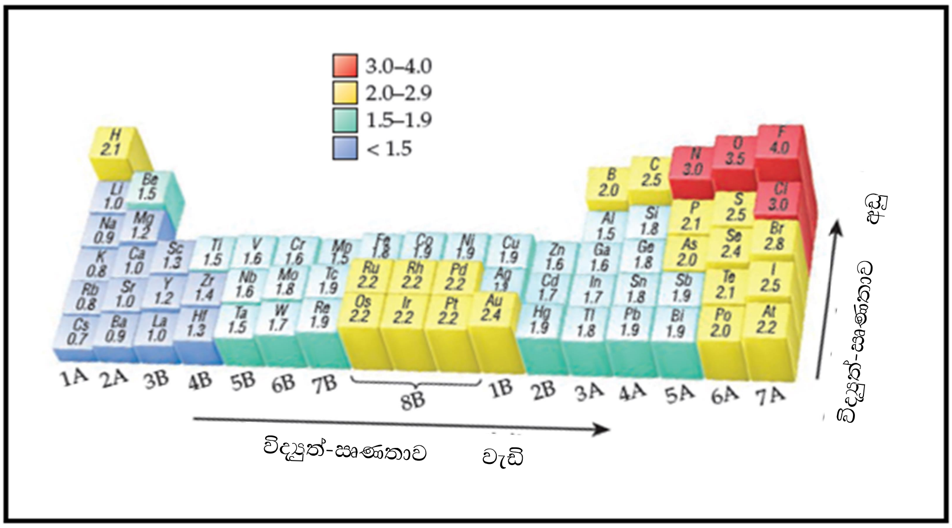
$$A^-(g) \longrightarrow A(g) + e; \Delta E = E_A$$

මෙම ශක්ති වෙනස, ΔE_{EG} හි අගයට විශාලත්වයෙන් සමාන වන අතර ලකුණින් ප්‍රතිවිරුද්ධ වේ. ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව වඩාත් ධන වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට ධන අගය අඩු වේ.

1.6.4 විද්‍යුත්-සෘණතාව

විද්‍යුත්-සෘණතාව අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ අණුවක ඇති පරමාණුවක් ඒ වෙත ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමට ඇති හැකියාව ලෙස ය. පරමාණුවක විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි වන තරමට, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන ආකර්ෂණය කිරීමේ හැකියාව ද වැඩි ය.

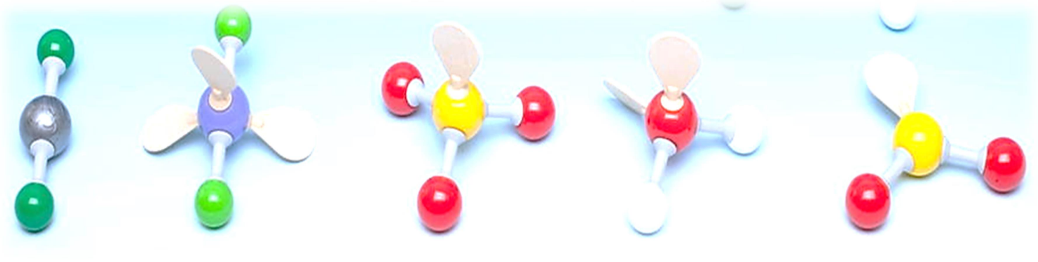
විද්‍යුත්-සෘණතාව ප්‍රකාශ කිරීමේ ප්‍රථම හා වඩාත් ම බහුල ව භාවිත කරනු ලබන පරිමාණය ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ ඇමරිකානු ජාතික රසායන විද්‍යාඥයකු වූ **ලීනස් පෝලිං** (1901 - 1944) විසිනි. මෙය **පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා පරිමාණය** ලෙස හැඳින්වේ. ආවර්තිතා වගුවේ වමේ සිට දකුණට සමාන්‍යයෙන් සිදු වන්නේ විද්‍යුත්-සෘණතාවෙහි වැඩි වීමකි. එසේ වුව ද ඇතැම් අපගමන ද වෙයි. (විශේෂයෙන් ආන්තරික ලෝහවල) පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ වැඩි වීමත් සමඟ විද්‍යුත්-සෘණතාව අඩු වෙයි. පෝලිං පරිමාණයට අනුව උච්ච වායුවලට ඇත්තේ ඉතා අඩු, නමුත් ශුන්‍ය නොවන විද්‍යුත්-සෘණතාවකි. අණුවල, බන්ධන සාදන පරමාණු දෙකක් අතර විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස විසින් බන්ධනයේ අයනික හෝ සහසංයුජ ස්වභාවය නිර්ණය කෙරේ.



1.40 රූපය පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා අගයයන් හා ආවර්තිතා වගුවේ නැඹුරුතා

1.6 වගුව සමීකරණ වල සාරාංශය

සමීකරණවල සාරාංශය
පරමාණුක ක්‍රමාංකය **(Z)** = ප්‍රෝටෝන ගණන = ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය **(A)** = ප්‍රෝටෝන ගණන **(Z)** + නියුට්‍රෝන ගණන
1 u හෝ **Da**= 1.66054×10^{-24} g හා 1 g = 6.02214×10^{23} **u** හෝ **Da**
පරමාණුක ස්කන්ධය = Σ (සමස්ථානික ස්කන්ධය) $\times$ (සමස්ථානික සුලභතා භාගය)
ආලෝකයේ ප්‍රවේගය = $c = \lambda\nu$ = **3.00 x 10^{8} m s^{-1}**
ෆෝටෝනයක ශක්තිය $= E = h\nu$ ***h*** යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. එහි අගය **6.626 x 10^{-34} (J s)**



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

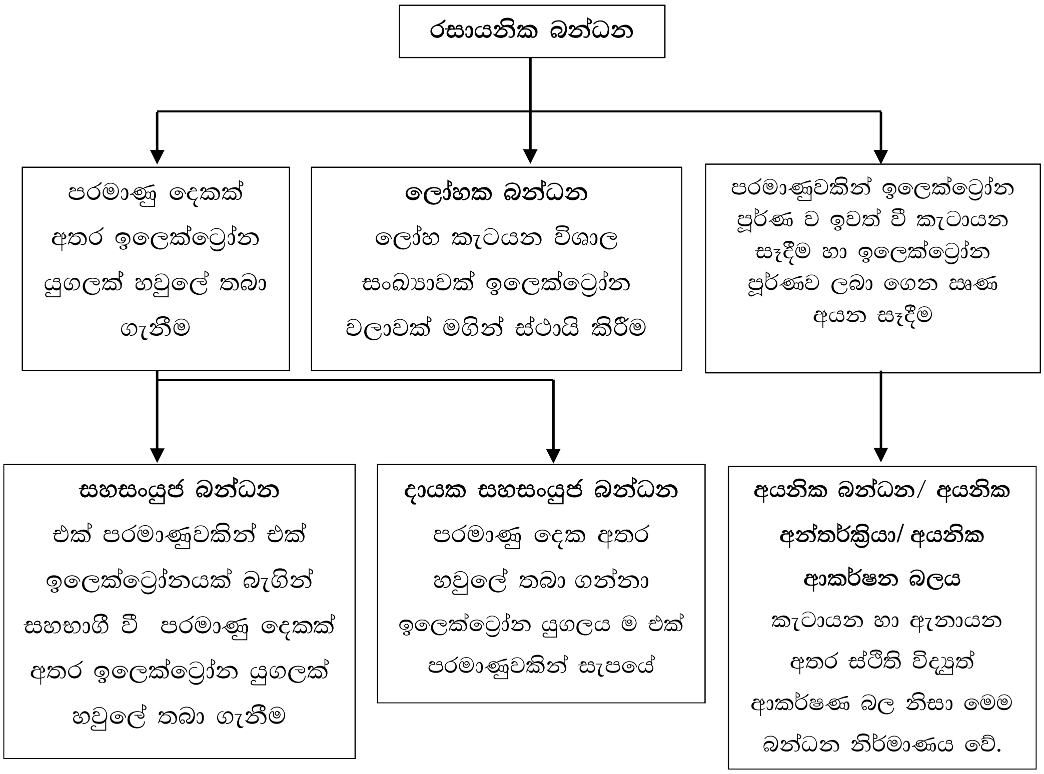
2.5 ලෝහක බන්ධන

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 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.



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 ලදි. 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 මඟින් 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 සල්පර් 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 කළ 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.

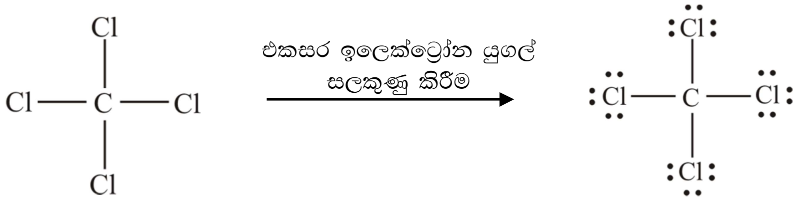
(ii) රසායනික සූත්‍රයේ සියලු පරමාණුවල සංයුජතා කවච ආශ්‍රිත මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ගණනය කිරීම.
නිදසුනක් ලෙස, H_2O හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් හා එක H පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් H පරමාණු දෙකෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් සැපයෙන නිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටක් $(6 + 2(1) = 8)$ වේ.

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 යුගලි 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

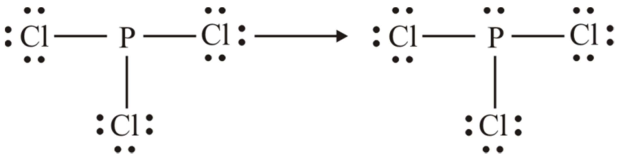
එහෙත් NH_3 අණුවේ පර්යන්ත පරමාණුව H නිසා ඉතිරි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල මධ්‍ය පරමාණුව වූ N මත සටහන් කරයි.

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 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.



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

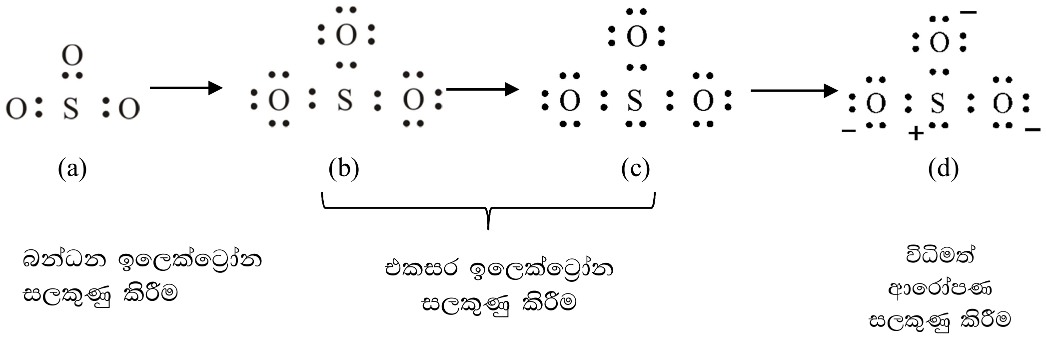
පූර්ණ වීම කෙරෙහි ප්‍රමුඛතාව දෙනු ලැබේ. මෙහි දී බන්ධනයකින් සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවකට බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් පමණක් අයත් වන බව හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලකදී ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකම එම පරමාණුවට අයත් වන බව සලකනු ලැබේ.

නිදසුන් ලෙස NH_2^- අයනය සලකමු.

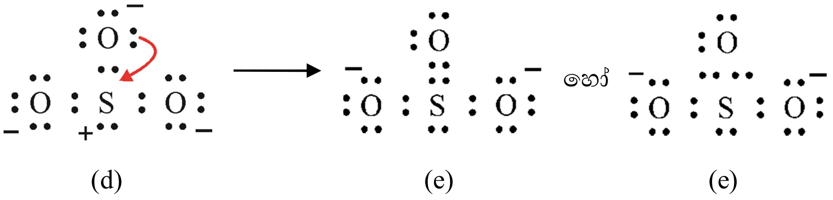
මෙහි N පරමාණුව වටා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටකි. නයිට්‍රජන් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පහක් සපයා ඇතත් ඉහත ලුවිස් තිත් සටහන අනුව N මගින් සපයන ලද ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන හයකි. එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් වැඩිපුර ඇති නිසා Nහි විධිමත් ආරෝපණය -1 කි. එම ආරෝපණය N පරමාණුව අසලින් සටහන් කර ඇත.

(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.

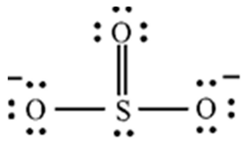
නිදසුන් ලෙස SO_3^{2-} අයනය සලකමු. සල්ෆර් පරමාණුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද එක් O පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හය බැගින් O පරමාණු තුනෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන 18 ක් හා සෘණ 2 ආරෝපණය නිසා ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් ද සැලකූ විට දී SO_3^{2-} අයනයේ ලුවිස් තිත් සටහන සඳහා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන 26කි.



(d) නැමති ලුවිස් තිත් 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 ඉලෙක්ට්‍රෝන පිහිටීම ප්‍රතිසංවිධානය කරනු ලැබේ. පහත සටහන මගින් ප්‍රතිසංවිධානය සිදුකරන අයුරු දක්වා ඇත.



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

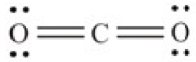
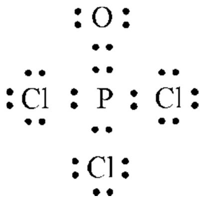
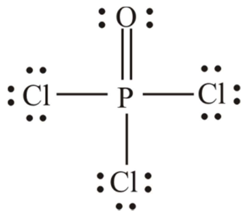
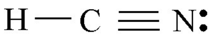
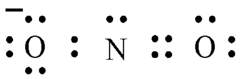
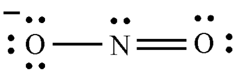
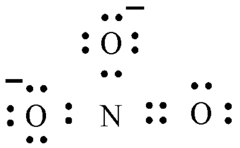
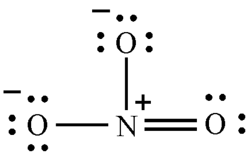
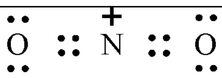
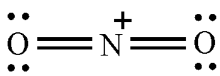


2.5 රූපය SO_3^{2-} හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

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		

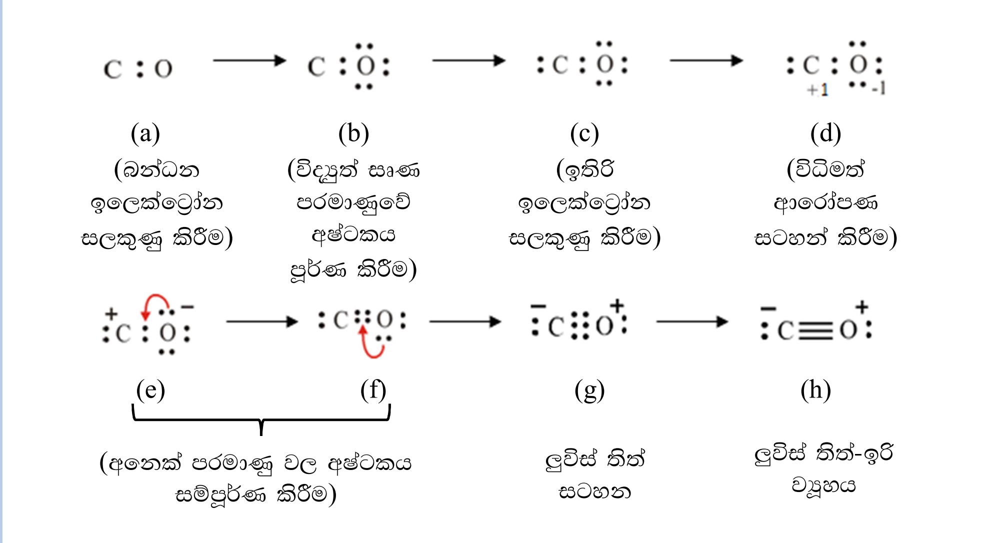
නිදසුන 2.1
කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO)හි ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය නිර්මාණය කරන්න.

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 මගින් 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) මගින් 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.

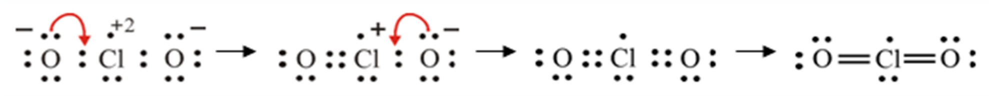


නිදසුන 2.2

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

විසඳුම:

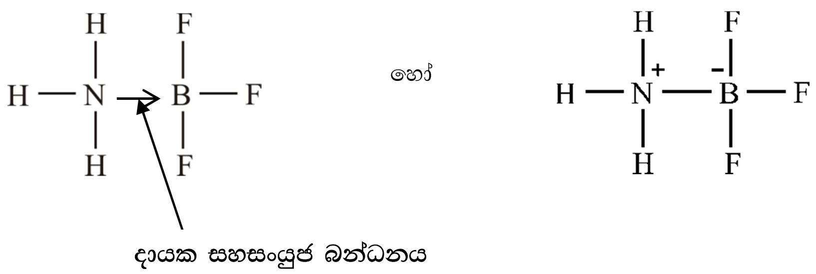
ඔත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති ප්‍රභේද සඳහා නිදසුනක් ලෙස ClO_2 සලකමු. මෙහි මුළු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව (7e+2(6e)=19e) 19කි. ClO_2 වල මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය, ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය හා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය පහත රූපයේ දැක්වේ.



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

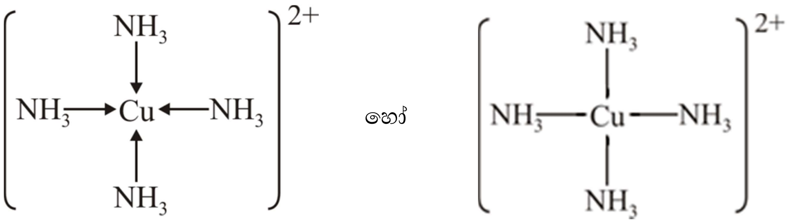
2.2 දායක සහසංයුජ බන්ධන

යම් අයනයක හෝ අණුවක, පරමාණු ආශ්‍රිතව හිස් කාක්ෂික ඇති විට ඒවා, එකසර යුගල ඇති පරමාණු සමඟ 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 ව්‍යුහය 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 මඟින් 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 සමග 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 සමග NH_3 අණු හතරක් එක් වී දායක සහසංයුජ බන්ධන සහිත සංකීර්ණ අයනයක් සාදන අවස්ථාවකි.



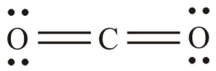
2.7 රූපය $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ සංකීර්ණයේ දායක සහසංයුජ බන්ධන

2.3 සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)

අණු වල හෝ අයන වල මධ්‍ය පරමාණුවේ සංයුජතා කවචයේ ඇති ඉලෙක්ටෝ්‍රන 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.

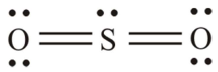
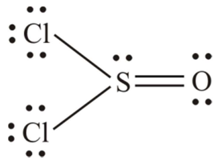
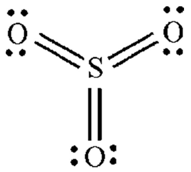
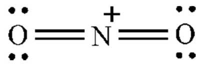
මධ්‍ය පරමාණුව පර්යන්ත පරමාණුවක් සමග සාදන සහසංයුජ බන්ධන සංඛ්‍යාව අනුව ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන යනුවෙන් ආකාර තුනකි. ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන බහු බන්ධන ලෙස සැලකේ. CO_2හි දී මධ්‍ය කාබන් පරමාණුව එක් එක් ඔක්සිජන් පරමාණුව සමග ද්විත්ව බන්ධනයක් බැගින් සාදා ඇත. HCNහි කේන්ද්‍රීය කාබන් පරමාණුව, 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 කීපය 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 දෙකකි (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.

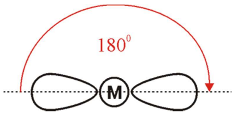
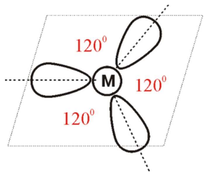
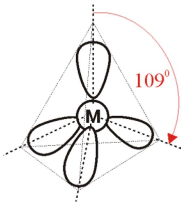
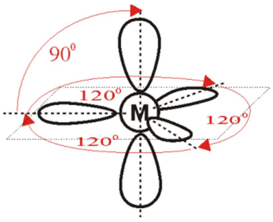
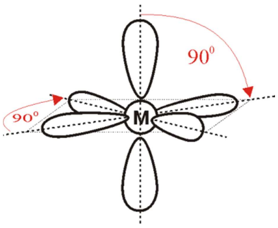
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය

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.

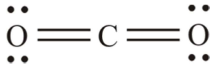
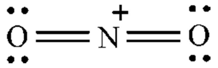
2.3 වගුව විකර්ෂණ ඒකකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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 කිපයක් පහත වගුවේ දක්වා ඇත.

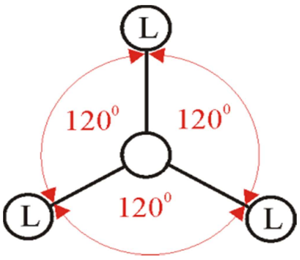
2.4 වගුව විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/ අයන

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

(ii) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව

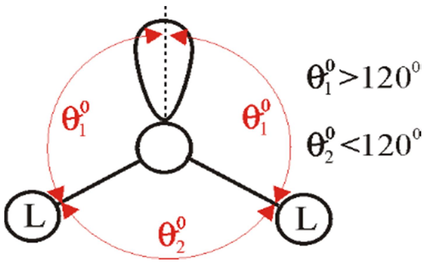
එකසර හා බන්ධන ලෙස ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වෙන් කළ විට දී, ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතීන් ආකාර දෙකක් හඳුනා ගත හැක.

- 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



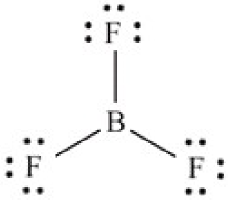
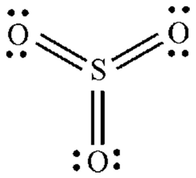
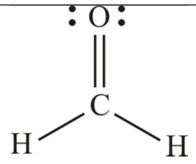
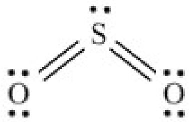
(b)

විකර්ෂණ ඒකක තුනෙන් දෙකක් බන්ධන හා එකක් එකසර වන අවස්ථාව

2.9 රූපය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

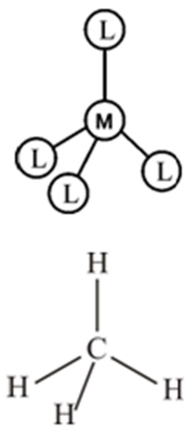
පහත 2.5 වගුවේ දැක්වෙන BF_3, SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2හි S මත එකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෝණික ය.

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

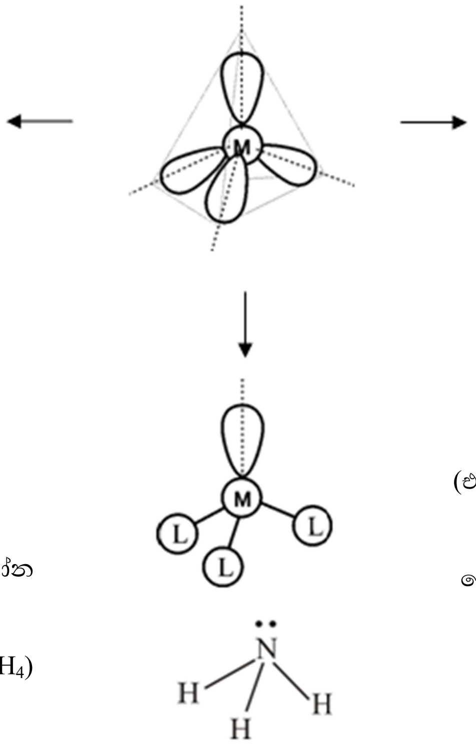
විකර්ෂණ ඒකක (VSEPR යුගල) හතරක් ඇති අවස්ථාව සැලකූ විට, ඒවා බන්ධන යුගල හා එකසර යුගල ලෙස වෙන් කිරීමෙන්, ආකාර තුනක් ලබා ගත හැක. පහත 2.10 රූපයෙන් එම අවස්ථා තුන විදහා දැක්වේ.



(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

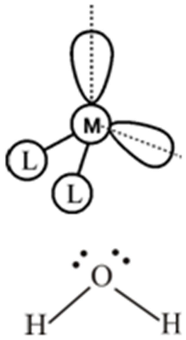
චතුස්තලීය (උදා: CH_4)



(b)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

ත්‍රිආනත පිරමීඩාකාර (උදා: NH_3)



(c)

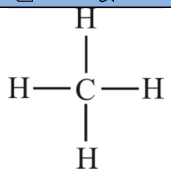
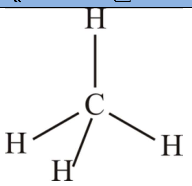
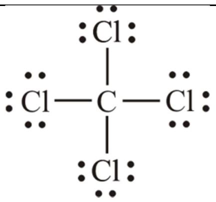
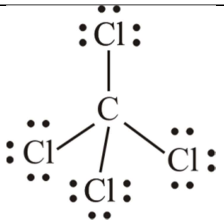
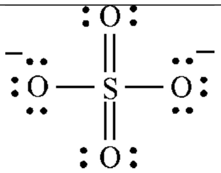
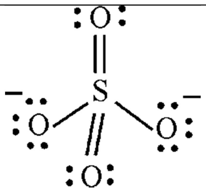
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

කෝණික (උදා: H_2O)

2.10 රූපය චතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

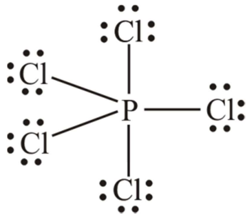
2.6 වගුව චතුස්තලීය අණු සහ අයන සඳහා නිදසුන්

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.

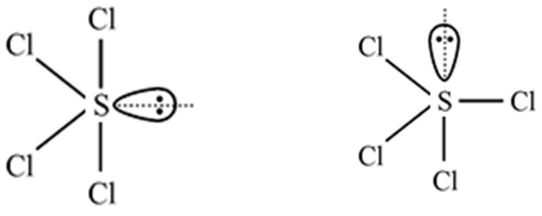
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක පහ ම බන්ධන සාදන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙස පැවතීම. PCl_5 අණුව මීට නිදසුනක් වන අතර, එහි හැඩය පහත දක්වා ඇත.



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.

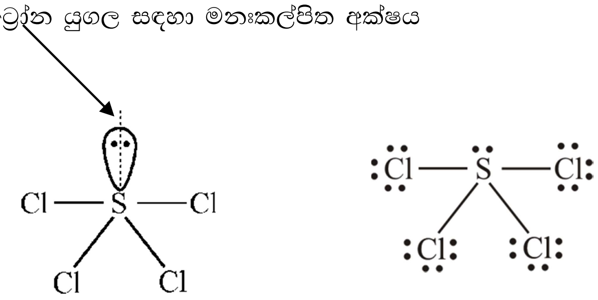


(a) (b)

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

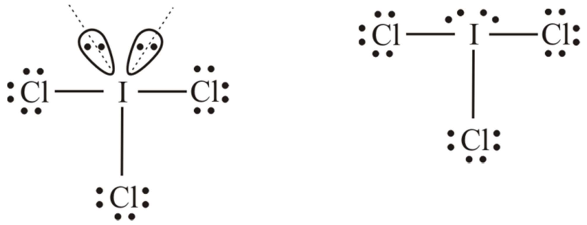


2.12 රූපය SCl_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

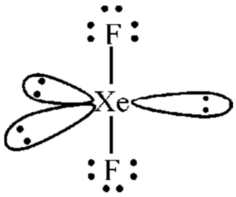
එක ම තලයේ පිහිටයි. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි I – Cl බන්ධන දෙක පිහිටයි.



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.

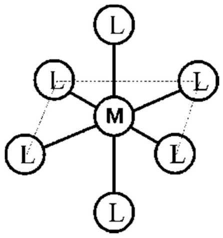
  මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් **රේඛීය හැඩයක්** ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2හි හැඩය දක්වෙන පරිදි අඳින ලද ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත. එහි එකසර යුගල් තුන ම එක ම තලයක පිහිටන අතර එය F-Xe – F අක්ෂයට ලම්බක වේ.



2.14 රූපය XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

(v) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

මෙම ජ්‍යාමිතියේ දී සැම 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.

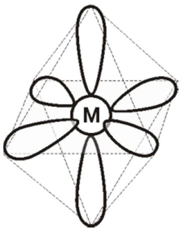


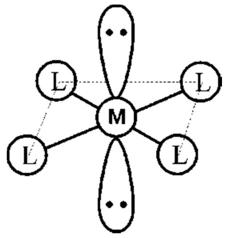
(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

අෂ්ටතලීය/ සමචතුරස්‍ර ද්විපිරමීඩ

SF_6



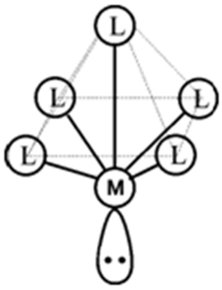


(c)

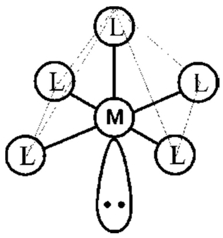
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

XeF_4



හෝ



(b)

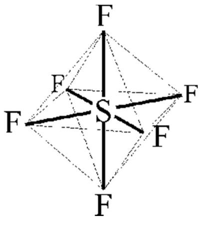
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය/ විකෘති සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය

$XeOF_4$

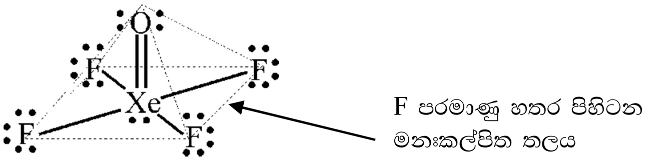
2.15 රූපය අෂ්ටතලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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.



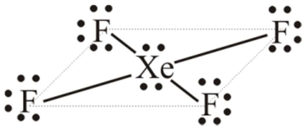
2.16 රූපය SF_6 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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 පිරමිඩාකාර 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:

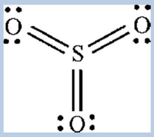
පිළිතුර

(i) SO_3

S පරමාණුවෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 6e

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

මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන =24e



ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

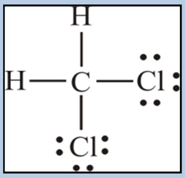
මෙම 24e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙලින් ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය ලබා ගන්න.

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

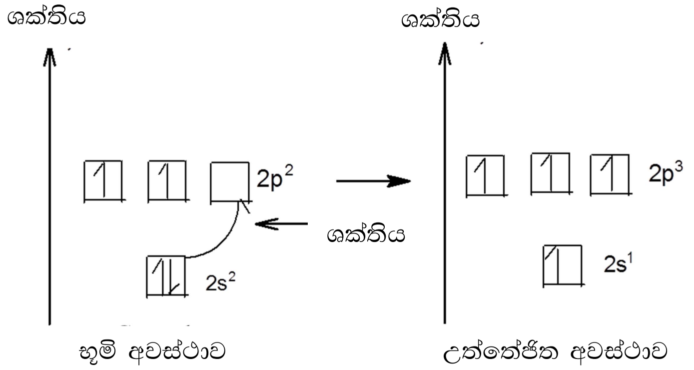


ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

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 2*s* උපශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයෙන් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ශක්තිය ලබා ගෙන 2*p* උපශක්ති මට්ටමේ හිස් කාක්ෂිකයට ඇතුළු වේ (2.19 රූපය). 2*s* හා 2*p* උප ශක්ති මට්ටම් අතර ශක්ති පරතරය සාපේක්ෂව අඩු නිසා මෙම සංක්‍රමණය සිදු වේ. දැන් ඉහත දක්වා ඇති ආකාරයට පරමාණුව 2*s* හා 2*p* 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 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 පවතිතැයි 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.

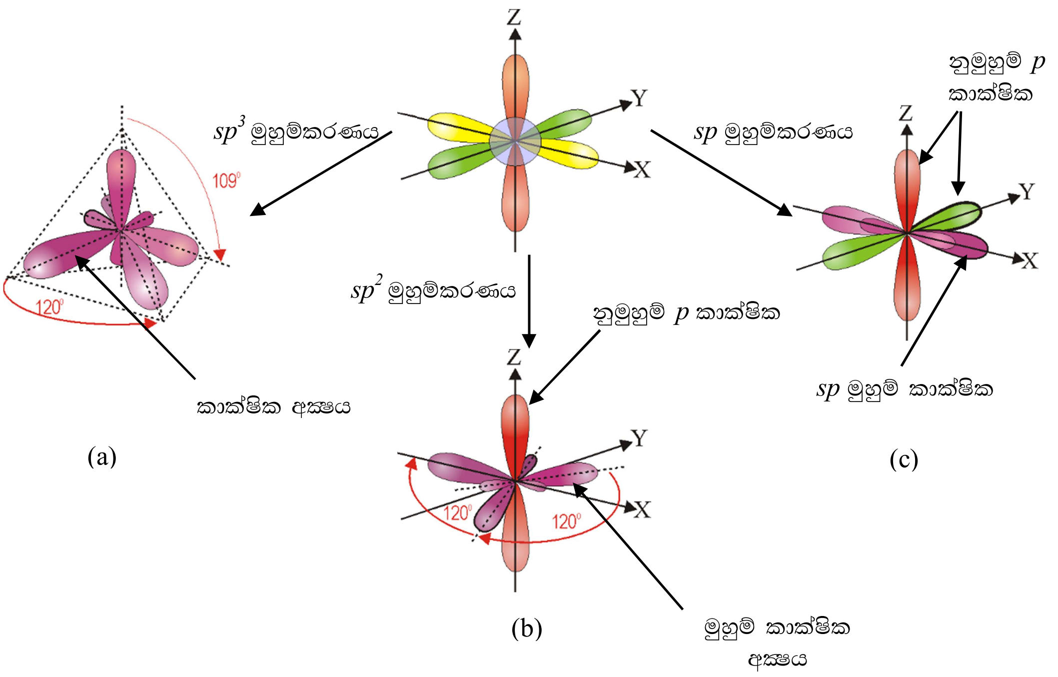
(iv) බන්ධන ඇතිවීම සඳහා කිසියම් පරමාණුවක මුහුම් කාක්ෂිකයක් වෙනත් පරමාණුවකට අයත් මුහුම් කාක්ෂිකයක් සමග හෝ වෙනත් පරමාණුවක නුමුහුම් කාක්ෂිකයක් සමග අතිච්ඡාදනය වේ (රේඛීය අතිච්ඡාදනය).

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)

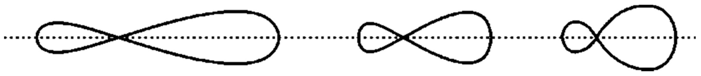
(ii) *s* කාක්ෂිකය සමග *p* කාක්ෂික දෙකක් මිශ්‍ර වීමෙන් sp^2 මුහුම්කාක්ෂික තුනක් සෑදීම (තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ජ්‍යාමිතිය)

(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.

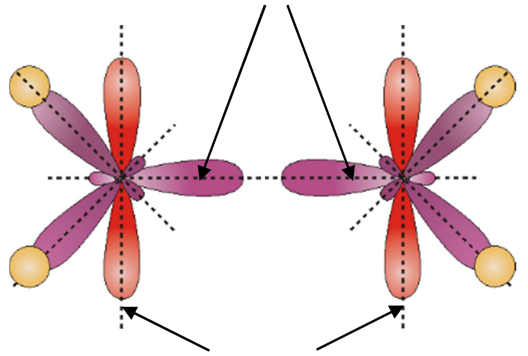
(b) **sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය**
මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ තුන එක ම තලයක පිහිටා ඇත. මුහුම් කාක්ෂිකවල අක්ෂ අතර කෝණය 120^0කි. මුහුම්කරණයට සහභාගි නොවූ p කාක්ෂිකය මෙම තලයට ලම්බක වේ.

(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

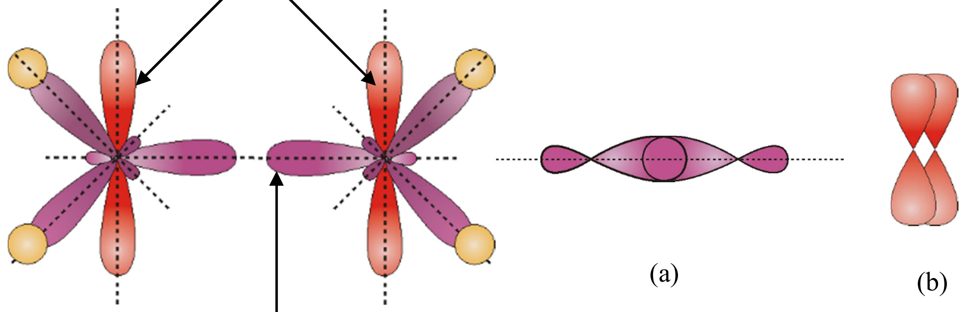
පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන දෙකක් ඇති විට ඉන් එක් බන්ධනයක් σ බන්ධනයකි. අනෙක් බන්ධනය π බන්ධනයකි. එතීන් (CH_2CH_2) හි කාබන් පරමාණු අතර ද්විත්ව බන්ධනය නිර්මාණය වන ආකාරය සලකමු.

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 මගිනි.



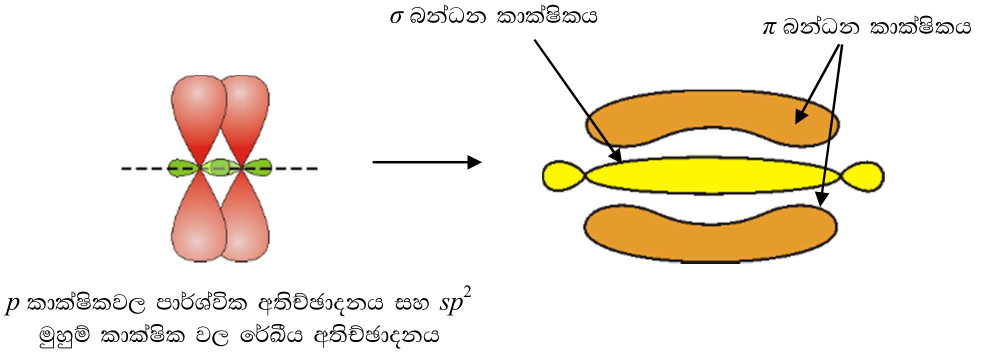
2.22 රූපය C_2H_4 අණුවේ p කාක්ෂික හා sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල පිහිටීම

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.

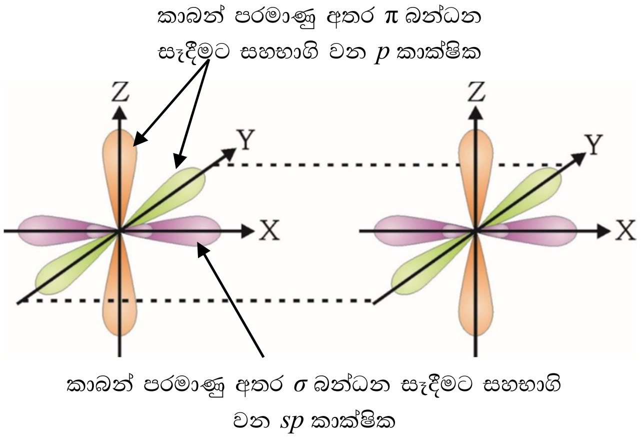


2.24 රූපය σ බන්ධන හා π බන්ධන

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 දක්වේ.

$$H - C \equiv C - H$$

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.



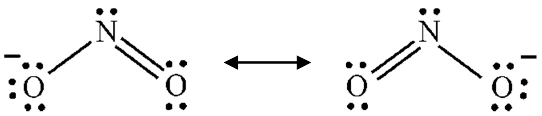
- p_y කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- p_z කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- x අක්ෂය මත එකිනෙකට මුහුණලා ඇති මුහුම් *sp* කාක්ෂික දෙක කාබන් පරමාණු දෙක අතර σ බන්ධනයක් සාදයි.

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 ව්‍යූහ

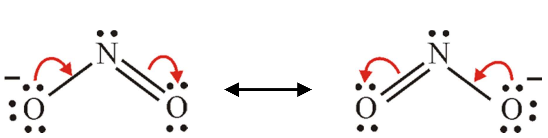
ඇතැම් අණු හෝ අයන හෝ සඳහා ලුවිස් ව්‍යුහ ගණනක් ඉදිරිපත් කළ හැකි අවස්ථා ඇත. එවැනි අවස්ථාවල දී එම එක් එක් ලුවිස් ව්‍යූහයන් හි පරමාණු සැකිල්ල හෝ පරමාණු පිහිටීම් සමාන අතර ඒවා **"සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ" (Resonance structures)** ලෙස හැඳින්වේ. බහු බන්ධන (ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන) පවතින විටදී පරමාණු සැකැස්ම (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 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 ව්‍යූහ

මෙම NO_2^- අයනයේ සෘණ ආරෝපණය හා π බන්ධන පිහිටන ස්ථාන වෙනස් වීම නිසා සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ දෙකක් ඉදිරිපත් කළ හැකිය. මෙම (a) හා (b) යන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ දෙක සමාන වේ. එක් ව්‍යූහයක් අනෙක් ව්‍යූහයෙන් වෙන් කර හඳුනා ගත නොහැකි ය. එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහයක් මගින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය 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 ව්‍යූහ ඇති වීම දක්වා ඇත.



(a) (b)

2.27 රූපය NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ පරිවර්තනය

සම්ප්‍රයුක්තතාවේ ලක්ෂණ

(i) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහයන් (දායකත්ව ව්‍යූහ) ස්වභාවයේ සත්‍ය වශයෙන් නො පවතී. මෙම ව්‍යූහ සටහන් අණුවල සත්‍ය ස්වභාවය වටහා ගැනීමේ පහසුව සඳහා අඳින ලද මනඃකල්පිත ව්‍යූහයන් වේ. එමනිසා අණු හෝ අයන වල සත්‍යය ස්වභාවය සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහය මගින් 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)]

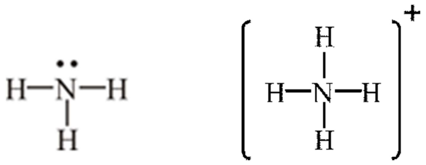
(i) ලුවිස් සූත්‍රයක, ඇති පරමාණුවක කාණ්ඩ අංකයට සමාන බන්ධන ගණනක් පවතී නම් එහි විධිමත් ආරෝපණය ශුන්‍යය වේ.

(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 ශූන්‍ය නිසා අණුවේ සමස්ථ ආරෝපණයද ශූන්‍යය.

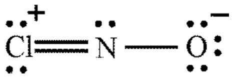
ඇමෝනියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව බන්ධන 4 ක් සාදා ඇති අතර හවුල් නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන N පරමාණුව මත නැත. එමනිසා ඇමෝනියම් අයනයේ වූ N පරමාණුව මත විධිමත් ආරෝපණය +1 කි. එහි සෑම H පරමාණුවකම විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ. එබැවින් NH_4^+ අයනයේ විධිමත් ආරෝපණ වල එකතුව +1 වන අතර එය අයනයේ ආරෝපණය වේ.

(i) අණුවක හෝ අයනයක වඩාත් ම සුදුසු ලුවිස් ව්‍යුහය වන්නේ සෑම පරමාණුවක් මත ම විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය හෝ ශූන්‍යයට 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.

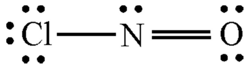
අප දැන් නයිට්‍රොසිල් ක්ලෝරයිඩ්වල (NOCl), ලුවිස් ව්‍යුහ කීපයක් සහ ඒවායේ විධිමත් ආරෝපණ නිර්ණය කරන අයුරු සලකමු. එහි Cl පරමාණුව හා O පරමාණුව N පරමාණුවට බැඳී ඇත. විධිමත් ආරෝපණ සමාන නොවන අෂ්ටක නියමයට අනුකූල වන ලුවිස් ව්‍යුහ දෙකක් වන්නේ,

(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 ශූන්‍ය වීම නිසාය.

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයීම සඳහා නීති

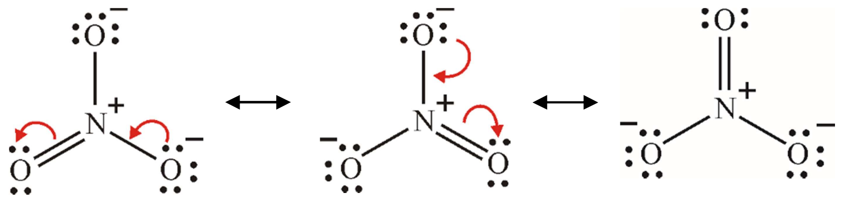
(i) වඩාත් ස්ථායි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයට අඩු ම විධිමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුජ බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තෘප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.

(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.

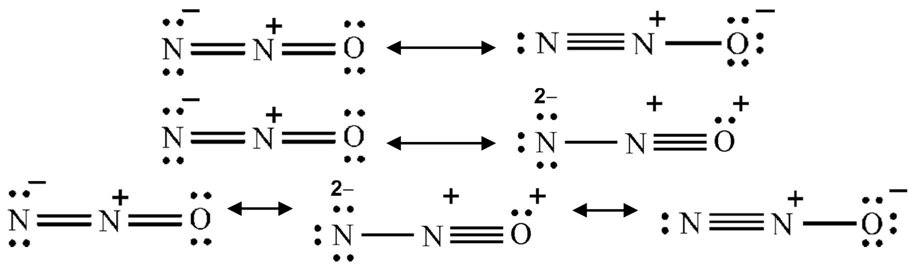


(a) (b) (c)

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.

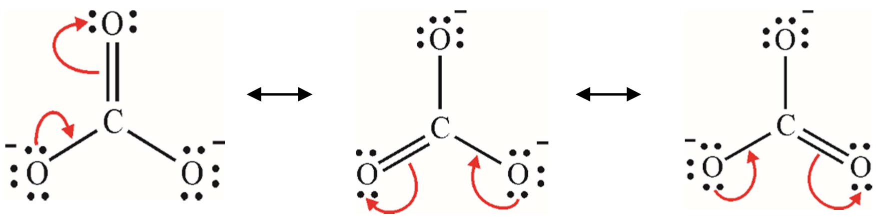


(a) (b) (c)

2.29 රූපය N_2O හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

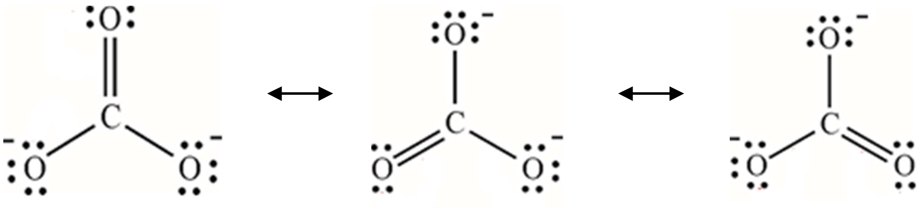
කෙසේ වෙතත් විධිමත් ආරෝපණ සංකල්පය අනුව මෙහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ වල ස්ථායිතාව එක සමාන නො වේ. දී ඇති (iii) නීතියට අනුව (b) ව්‍යුහය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට අඩු ම දායකත්වයක් ලබා දේ. (b) ට සාපේක්ෂව (a) හා (c) ව්‍යුහ ස්ථායි වේ. එමනිසා එම ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම කෙරෙහි වැඩි දායකත්වයක් සපයයි.

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



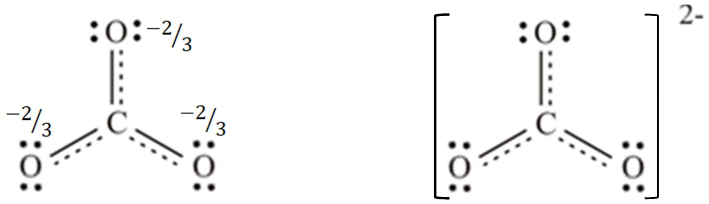
2.30 රූපය CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යුහය ඇතිවන අයුරු

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.

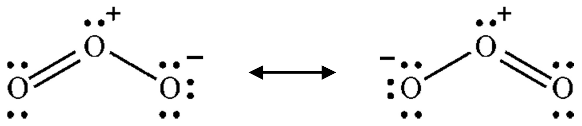


(a) (b)

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 මඟින් පහත පරිදි නිරූපණය කළ හැකි ය.



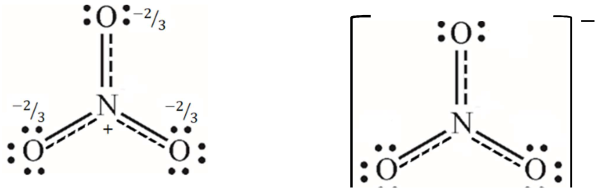
2.33 රූපය O_3 හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

O_3 අණුවේ කේන්ද්‍රීය ඔක්සිජන් පරමාණුව ඉතිරි ඔක්සිජන් පරමාණු දෙක සමග 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)

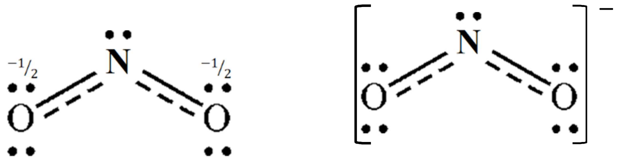
2.34 රූපය (a) ආරෝපණ සහිතව O_3 අණුවේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය (b) එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහය

මෙසේම NO_3^- හා NO_2^- හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ 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 ව්‍යුහය



(a) (b)

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

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. 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.

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.

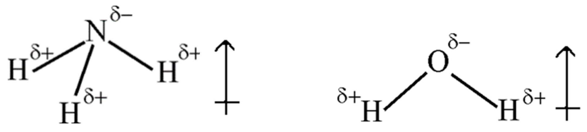
$$^{\delta+}H - Cl^{\delta-}$$

ද්විධ්‍රැවය " +⟶ " 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) × 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-ඍණතාව මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එම පරමාණුව දෙසට ආකර්ෂණය වීමේ හැකියාව විස්තර කරන බැවින් විද්‍යුත්-ඍණතා 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 ඍණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

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

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

- **ආරෝපණය**
  උදා :- N වල විද්‍යුත් - ඍණතාව $:NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$ සියළු N පරමාණු sp^3 මුහුකරණය ලබා ගෙන ඇත. $N^- < N < N^+$ විද්‍යුත්-ඍණතාව වෙනස් වන ආකාරය ඉහත දක්වේ. පරමාණුවේ ධන ආරෝපණ වැඩි වන විට එහි විද්‍යුත් - ඍණතාව උදාසීන පරමාණුවකට වඩා වැඩිවේ. තව ද ඍන අරෝපිත අයනයක විද්‍යුත් - ඍණතාව ට වඩා උදාසීන පරමාණුවක විද්‍යුත් - ඍණතාව 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 - ඍණතාව 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 - ඍණතාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විචලනය වේ.

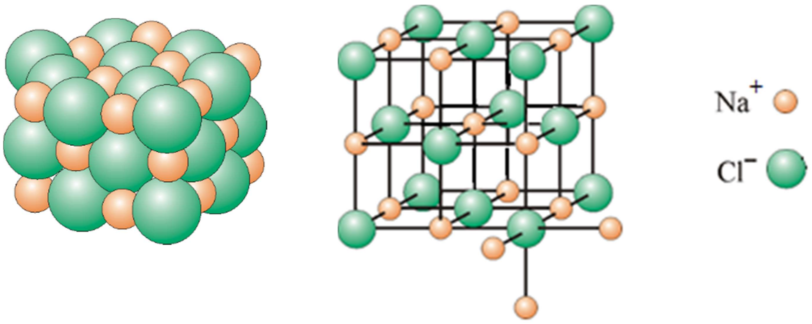
- අණුවේ සලකා බලන පරමාණුවකට සම්බන්ධ අනෙකුත් පරමාණුවල ස්වභාවය
  උදා :- CF_4 වල C වල විද්‍යුත් - ඍණතාව CCl_4 වලට වඩා විශාලය. ෆ්ලෝරීන්වල ඉහළ විද්‍යුත් - ඍණතාව නිසා C පරමාණුව ෆ්ලොරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ වී පැවතීම ක්ලෝරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ ව පවතිනවාට වඩා ඉහළ ධනතාවයකින් යුක්ත ය. මෙය ෆ්ලෝරීන්වලට සම්බන්ධ ව පවතින කාබන්වලට ඉහළ විද්‍යුත් - ඍණතාවක් 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

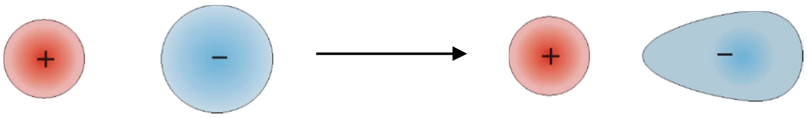
ධන හා සෘණ අයන අතර හටගන්නා ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් අයනික බන්ධන සෑදේ. මෙම ධන හා සෘණ අයන ඝන (ස්ඵටික) අවස්ථාවේ දී එක්තරා රටාවකට ඇසිරී ඇත. එය **"දැලිස් ව්‍යුහයක්"** ලෙස හැඳින්වේ. සෑම ධන අයනයක් වටා සෘණ අයන ද සෑම සෘණ අයනයක් වටා ධන අයන ද වන පරිදි කිසියම් රටාවකට අයන ඇසිරී ඇත. නිදසුන් ලෙස NaCl දැලිසෙහි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



2.38 රූපය NaCl හි දැලිස් ව්‍යුහය

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

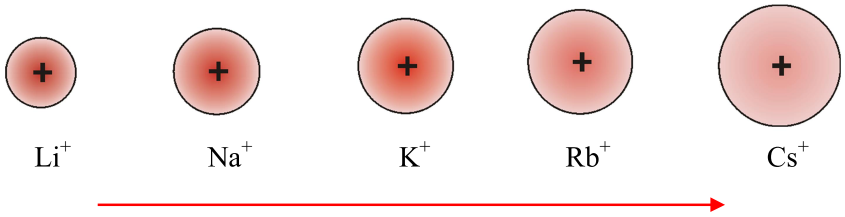
ඇද ගනී. ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඇද ගැනීමට කැටායනයකට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවීකාරක බලය** ලෙස හැඳින්වේ. කැටායනය, ඇනායනය වෙත ආසන්න වීමේ දී එහි ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ගෝලාකාර හැඩයේ වෙනස් වීමට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවණශීලතාව** ලෙස හැඳින්වේ.



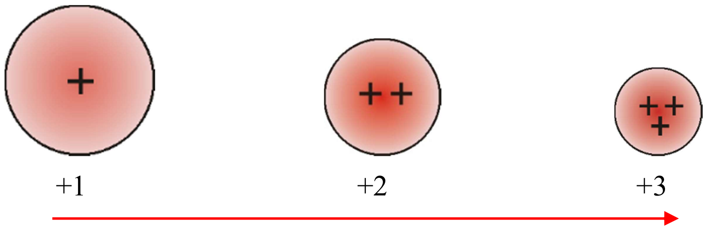
ධ්‍රැවීකරණයක් නොමැත.

සෘණ අයන
ධ්‍රැවීකරණය වී ඇත.

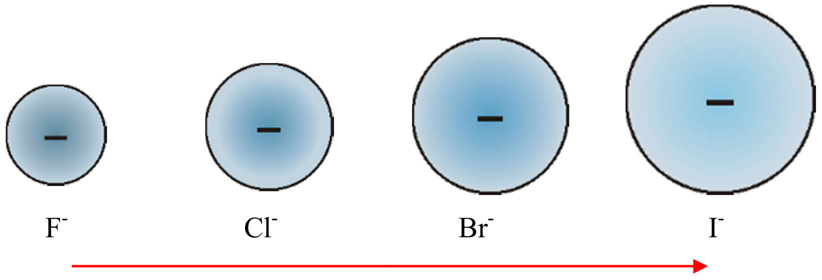
කැටායනයේ ධ්‍රැවීකරණ බලය ප්‍රබල වන්නේ එය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විටය.



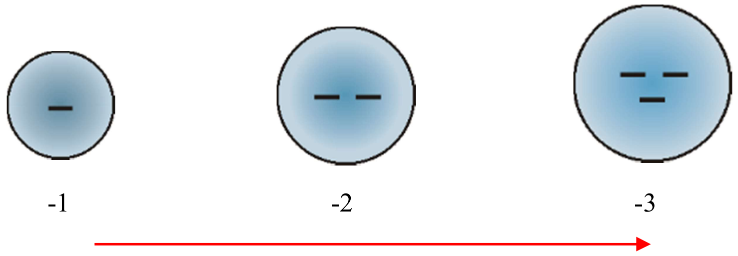
කැටායනයේ විශාලත්වය වැඩිවේ.
ධ්‍රැවීකාරක බලය අඩු වේ.



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



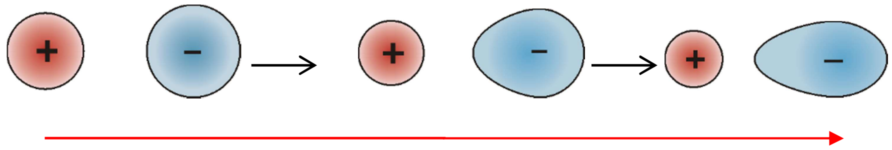
ඇනායනයේ විශාලත්වය වැඩිවේ.
ධ්‍රැවණශීලතාව වැඩි වේ.



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 හී 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 සපයත් 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 ද්විතීයික අන්තර් ක්‍රියා

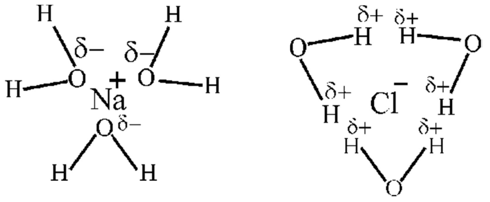
අණු අතර පවතින සෑම වර්ගයකම අන්තර්ක්‍රියා, ද්විතික අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන්ඩ'වාල් අන්තර්ක්‍රියා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හැක.

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

වැන්ඩ'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

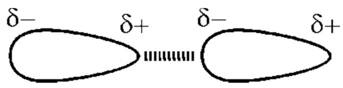
ජලය තුළ NaCl වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති ධන අයන හා ඍන අයන ජල අණු සමඟ ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසා ය. අයනික සංයෝග වල ධන අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය δ- (H_2O හි O පරමාණුව)අන්තර්ක්‍රියා කරයි. ඍණ අයන සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ (ජලයේ) δ+ ධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා කරයි. මේ අන්තර්ක්‍රියා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



2.39 රූපය NaCl අයන හා H_2O අතර අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

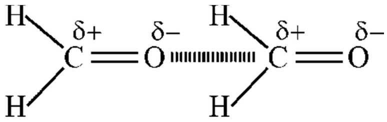
ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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.



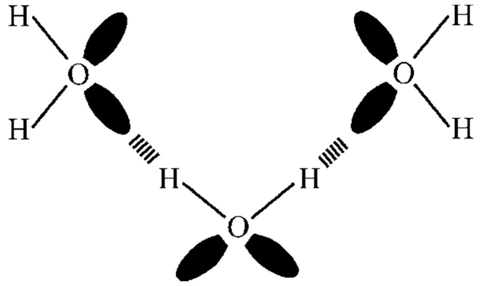
2.41 රූපය ෆෝමැල්ඩිහයිඩ්හි ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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 සමග 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)

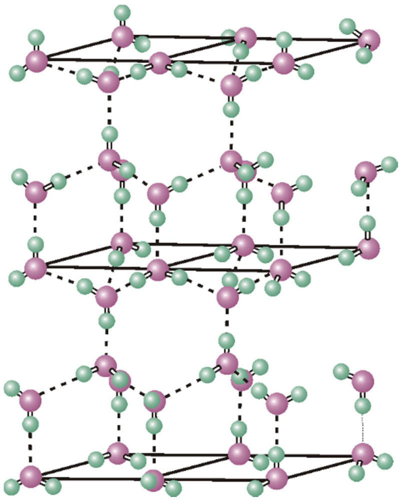


2.42 රූපය ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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

ජලය වැනි අණුක ද්‍රව්‍යයන්ගේ හැසිරීම හා ගුණාංග ධ්‍රැවීයතා 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

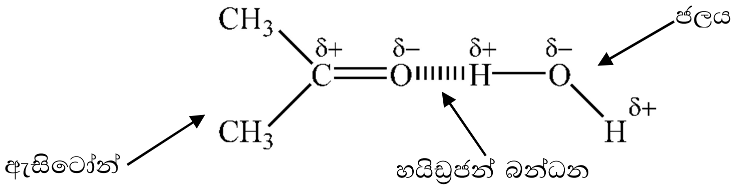
$0^{\circ}C$ දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ. ජලය $0^{\circ}C$ තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල චාලක ශක්තිය අඩුවෙත්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩිවේ. $0^{\circ}C$ දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාපජ ශක්තිය ඉවත් වීමෙන් චාලක ශක්තිය අඩුවීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී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

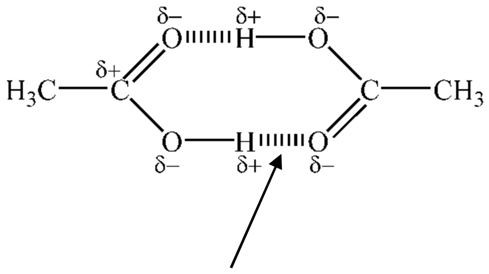
කෙසේ වුවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදසුන් ලෙසට ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය දැක්විය හැකිය.



2.44 රූපය ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය තුල ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

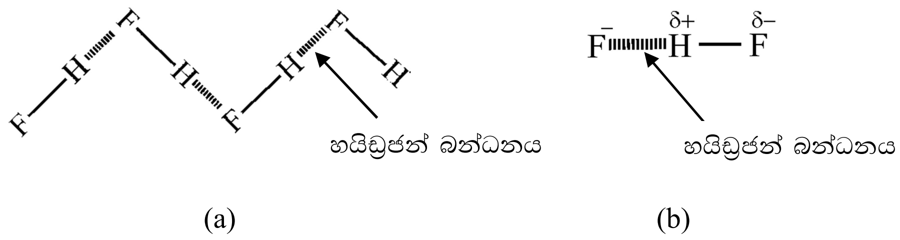
පහත දැක්වෙන පරිදි, ඇසිටික් අම්ලයට එහි කාබොක්සිලික් කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව හා එම කාණ්ඩයට අයත් කාබොනිල් කාණ්ඩයේ (C=O) ඔක්සිජන් පරමාණුව අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන තැනිය හැකි ය. මේ අනුව δ- ආරෝපණය සහිත විද්‍යුත්සෘණ පරමාණුව සෑම විටම හයිඩ්රජන් වලට බැඳී තිබීම අතවශ්‍ය සාධකයක් නොවේ. හයිඩ්‍රජන් බන්ධනයක් ඇතිවීමට

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



2.45 රූපය ඇසිටික් අම්ලය තුල ඇති H බන්ධන

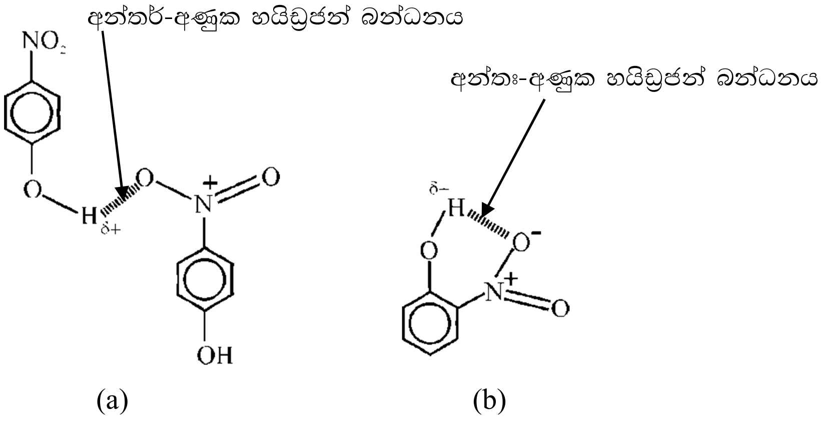
සංශුද්ධ HF හි ද හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇත. සංශුද්ධ HF හි අණු සැකසී ඇති ආකාරය පහත 2.46(a) රූපයේ දැක්වේ. HF අණු හා F^- අයන අඩංගු ද්‍රාවණයක F^- අයන සමග HF අණුවක $\delta+$ ආරෝපිත හයිඩ්‍රජන් පරමාණු අතර හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති විය හැකි ආකාරය පහත (b) රූපයේ දක්වේ.



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

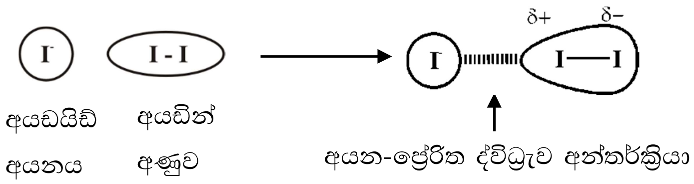


2.47 රූපය (a) *පැරා*-නයිට්‍රොෆීනෝල් හා (b) *ඕතෝ*-නයිට්‍රොෆීනෝල් වල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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 ඇතුළත් වන පරිදි FONCl ලෙසට තවත් නීතියක් ඇත. නමුත් සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වනුයේ $+\delta$ ලෙසට ධ්‍රැවිත H පරමාණුවක් සමග $-\delta$ 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 සන 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.



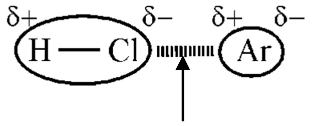
2.48 රූපය අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

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.



2.49 රූපය ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

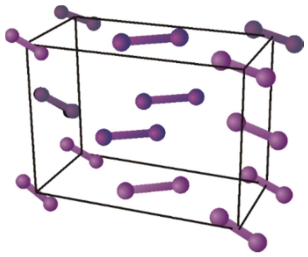
ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

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 අයඩීන් වල දැලිස ව්‍යුහය

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

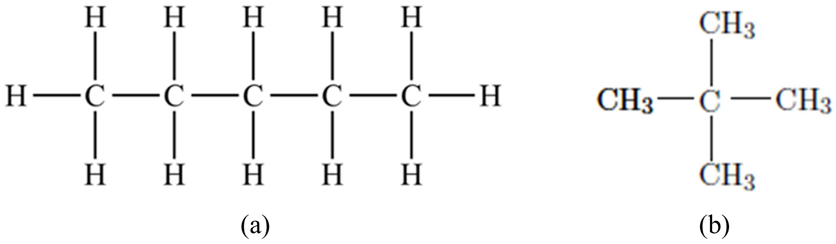
2.7 වගුව සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විධ්‍රැව සූර්ණ

අණුව	මවුලික ස්කන්ධය/ g mol^{-1}	ද්විධ්‍රැව සූර්ණය	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 සූර්ණය හා ධ්‍රැවීයතාව පිළිබඳ ආකෘතිය මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කිරීමට භාවිත කළ හැකි ය. NO, එකිනෙකට වෙනස් විද්‍යුත්-සෘණතාවලින් යුත් මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවලින් සෑදි අණුවකි. එහෙයින් එය ධ්‍රැවීය අණුවක් වන අතර, එහි ද්විධ්‍රැව සූර්ණය 0.153 D වේ. ඔක්සිජන් අණුව ශුන්‍ය ද්විධ්‍රැව සූර්ණයෙන් 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.

බ්‍රෝමීන් අණු (Br_2) හා අයඩීන් මොනොක්ලොරයිඩ් අණු (ICl) සමඉලෙක්ට්‍රොනික වේ. බ්‍රෝමීන් අණු නිර්ධ්‍රැවීය වන අතර, ද්‍රව බ්‍රෝමීන් 59 $^{\circ}$C දී නටයි. ICl අණු ධ්‍රැවීය වන අතර, එම සංයෝගය නටන්නේ 97 $^{\circ}$C දී ය. එය බ්‍රෝමීන්හි තාපාංකයට වඩා 40 $^{\circ}$Cක් 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 °C දී නටන අතර නියෝ-පෙන්ටේන් නටන්නේ 90 °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 මඟින් 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 ව්‍යුහ

3. රසායනික ගණනය

අන්තර්ගතය

3.1 ඔක්සිකරණ අංකය

3.1.1 අණුවක/ බහු පරමාණුක අයනයක හෝ සංයෝගයක ඇති පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීමේ දී භාවිත වන මූලික නීති

3.1.2 රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවල දී පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හුවමාරුව පිළිබඳ අවබෝධයක් ලැබීම සඳහා ඔක්සිකරණ අවස්ථා භාවිතය

3.2 අකාබනික සංයෝගවල නාමකරණය

3.2.1 ඒක පරමාණුක අයනවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම

3.2.2 එක් වර්ගයකට වැඩි කැටායන සාදන මූලද්‍රව්‍යවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම

3.2.3 සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම

3.2.4 බහු පරමාණුක අයන

3.2.5 අකාබනික අම්ල

3.3 පරමාණුක ස්කන්ධය, මවුල හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය

3.3.1 පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, මවුලය හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය අතර සම්බන්ධතාව

3.3.2 මූලද්‍රව්‍යවල මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කිරීම

3.3.3 මවුලය

3.3.4 මවුලික ස්කන්ධය

3.4 රසායනික සූත්‍ර වර්ග

3.4.1 රසායනික සූත්‍ර භාවිතයෙන් කෙරෙන රසායනික ගණනය

3.4.2 සංයෝගයක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම

3.4.3 ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය හා අණුක ස්කන්ධය භාවිත කර අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම

3.5 මිශ්‍රණයක අඩංගු ද්‍රව්‍යයක සංයුතිය

3.5.1 භාග ලෙස ප්‍රකාශිත සංයුති

3.5.2 ද්‍රාවණයක ප්‍රතිශත සංයුතිය

3.5.3 මවුලීයතාව

3.5.4 මවුලිකතාව

3.6 රසායනික සමීකරණ තුලිත කිරීම

3.6.1 සෝදිසි ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලනය කිරීම

3.6.2 රෙඩොක්ස් ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලිත කිරීම

3.6.3 සරල න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා තුලනය

3.7 ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීම

3.8 රසායනික ප්‍රතික්‍රියා පදනම් වූ ගණනය කිරීම

හැඳින්වීම

මේ කොටසෙන් රසායන විද්‍යාවේ භාවිත මූලික ගණනය කිරීමේ කුසලතා හා රසායන විද්‍යා මූලධර්ම අවබෝධය සඳහා අවශ්‍ය දැනුම ශිෂ්‍යයා තුළ වර්ධනය කිරීම අපේක්ෂා කෙරේ.

3.1 ඔක්සිකරණ අංකය

සංයෝග හා අණුවල පරමාණු/ අයන, අතර සංක්‍රමණය වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ගැන අවබෝධයක් ලැබීම සඳහා ඔක්සිකරණ අංකය භාවිතයට ගැනේ. රසායනික සංයෝගයක පරමාණුවක් විසින් ප්‍රදානය කෙරෙන, නැතහොත් ප්‍රතිග්‍රහණය කෙරෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව විස්තර කෙරෙනුයේ ඔක්සිකරණ අංකයෙනි. ඔක්සිකරණ අංකය යනු, සංසංයුජ සංරචකයකින් තොරව සියලු බන්ධන අයනික සේ සලකන ලද නම් යම් පරමාණුවකට අත් වන ආරෝපණය සේ සැලකිය හැකි ය. සහසංයුජ සංයෝගයක ඇති පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය සොයා ගනු ලබන්නේ පහත දී ඇති පරිදි එම පරමාණුවට, පරමාණු විසින් හවුලේ තබා ගෙන ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවරීමෙනි.

(a) **සම පරමාණු අතර ඇති සහසංයුජ බන්ධන** සඳහා: බන්ධන සෑදූ පරමාණු දෙක අතර විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනසක් නොමැති විට, ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණු අතර සම ව බෙදෙන අතර පරමාණුවල ඔක්සිකරණ අංකය ශූන්‍ය වේ.

(b) **වෙනස් පරමාණු අතර ඇති සහසංයුජ බන්ධන** සඳහා: සහසංයුජ අණුව වෙනස් පරමාණු වලින් සෑදී ඇති විට බන්ධනය සෑදූ ඉලෙක්ට්‍රොන පරමාණු අතර සමව හවුලේ තබාගෙන නැත. මෙවැනි බන්ධනවල, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉහළ ම විද්‍යුත්-සෘණතාවෙන් යුත් පරමාණුවට පැවරේ. එබැවින් ධන හා සෘණ ඔක්සිකරණ අංක පැන නැගේ.

3.1 වගුව පරමාණු/ අයන විසින් ප්‍රදර්ශනය කෙරෙන විවිධාකාර ඔක්සිකරණ අංකය සඳහා නිදසුන්

වර්ගය	ඔක්සිකරණ අංක	නිදසුන්
මූලද්‍රව්‍ය තත්ත්වයේ පරමාණු	ශූන්‍ය ය	Na(s), He(g), Hg(l), N_2(g)
ඒක පරමාණුක අයන	ආරෝපණයට සමාන වේ	Na^+, O^{2-},Ca^{2+}
ෆ්ලුවොරීන්	සැමවිටම -1	NaF, OF_2
ඔක්සිජන්	-2 +2 -1 -1 හා ශූන්‍ය	H_2O, P_2O_5 OF_2 පමණි. පෙරොක්සයිඩ/ O_2^{2-} සුපර්ඔක්සයිඩ/ O_2^-
හයිඩ්‍රජන්	+1 -1	H_2O, CH_4 ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ පමණි (NaH)

3.1.1 අණුවක/ බහු පරමාණුක අයනයක හෝ සංයෝගයක ඇති පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීමේ දී භාවිත වන මූලික නීති

සරල අණු, අණුක අයන සහ සංයෝගවල අඩංගු පරමාණුවලට හා අයනවලට ඔක්සිකරණ අංක පැවරීම සඳහා භාවිත වන මූලික නීති දෙකක් පහත දැක්වේ.

(a) සංයෝගයක සියලු පරමාණුවල ඔක්සිකරණ අංකවල ඓක්‍යය ශූන්‍ය වේ.

(b) අයනයක ඇතුළත් සියලු පරමාණුවල ඔක්සිකරණ අංකවල ඓක්‍යය එහි ආරෝපණයට සමාන වේ.

ඉහත දී ඇති නීති දෙක භාවිත කරන ආකාරය පහත නිදසුන් මඟින් පෙන්වා ඇත.

අණුවල අඩංගු පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීම.

1 නිදසුන: ෆොස්ෆීන් (PH_3)

PH_3 හි P වල ඔක්සිකරණ අංකය

PH_3 හි සමස්ථ ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

3 [H ඔක්සිකරණ අංකය]+ [P හි ඔක්සිකරණ අංකය] = 0

3[+1]+[P හි ඔක්සිකරණ අංකය] = 0

P හි ඔක්සිකරණ අංකය = -3

2 නිදසුන: ෆොස්ෆොරික් අම්ලය (H_3PO_4)

H_3PO_4 හි P වල ඔක්සිකරණ අංකය

H_3PO_4 හි සමස්ථ ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

3[H හි ඔක්සිකරණ අංකය] + [P හි ඔක්සිකරණ අංකය]+ 4[O හි ඔක්සිකරණ අංකය]=0

3[+1] + [P හි ඔක්සිකරණ අංකය]+ 4[-2] =0

P හි ඔක්සිකරණ අංකය = +5

බහු පරමාණුක අයනවල අඩංගු පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීම.

1 නිදසුන: සල්ෆේට් අයනය (SO_4^{2-})

SO_4^{2-} හි S වල ඔක්සිකරණ අංකය

SO_4^{2-} හි සමස්ත ආරෝපණය -2 වේ.

4[O හි ඔක්සිකරණ අංකය] + [S හි ඔක්සිකරණ අංකය] = -2 වේ.

4[-2] + [S හි ඔක්සිකරණ අංකය] = -2

S හි ඔක්සිකරණ අංකය = +6

සංයෝගවල අඩංගු පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීම.

1 නිදසුන: කැල්සියම් ඔක්සයිඩ් (CaO)

CaO හි Ca වල ඔක්සිකරණ අංකය

CaO සමස්ත ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

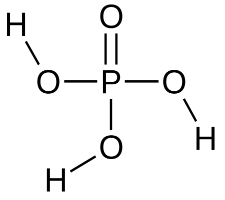
[Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය]+[O හි ඔක්සිකරණ අංකය] = 0

[Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය]+[-2] = 0

Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය = +2

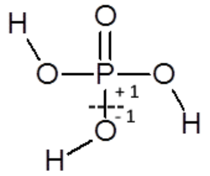
අණුවක ව්‍යුහ සූත්‍රය එහි ව්‍යුහය නිරූපණය කරන අතර අණුවක පරමාණු කෙසේ සකස් වී ඇත්දැයි පෙන්නුම් කරයි. සංඝටිත පරමාණුවල විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස උපයෝගී කර ගනිමින් අණුවක එක් එක් පරමාණුවට ඔක්සිකරණ අංක පැවරීමට ද එය යොදා ගත හැකි ය. මේ ප්‍රවේශය ප්‍රධාන වශයෙන් සහසංයුජ බන්ධනවලින් බැඳුණු පරමාණුවල ඔක්සිකරණ අංක නිර්ණය සඳහා භාවිත වේ. මෙම ක්‍රමයේ දී සහසංයුජ බන්ධනයක ඇති එක් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලය වඩාත් විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණුවට පැවරේ. වඩාත් ම විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝනය ප්‍රතිග්‍රහණය කරන අතර එය (-1) ආරෝපණයකින් සලකුණු කෙරේ. අඩු විද්‍යුත්-සෘණතාවෙන් යුත් පරමාණුව ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැහැර කරන අතර එය (+1) ආරෝපණයකින් සලකුණු කෙරේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන එසේ පැවරීමෙන් පසු මධ්‍ය පරමාණුවට අත් වන අවසන් ආරෝපණය එහි ඔක්සිකරණ අංකය වේ. මෙය පහත දැක්වෙන නිදසුන් ඇසුරින් පැහැදිලි කෙරේ.

1 නිදසුන : ෆොස්ෆොරික් අම්ලය (H_3PO_4)



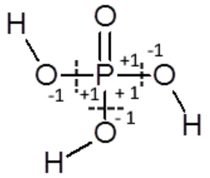
1 පියවර

සංයෝගයේ බන්ධන ව්‍යුහය අඳින්න.



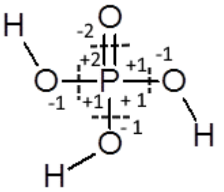
2 පියවර

විද්‍යුත්-සෘණතා වෙනස පදනම් කර ගනිමින් බන්ධනය වී ඇති පරමාණුවලට +1 හා -1 පවරන්න.



3 පියවර

ඉලක්ක මූලද්‍රව්‍යය වටා ඇති සියලු බන්ධන විෂයයෙහි 2 පියවර ක්‍රියාත්මක කරන්න.



4 පියවර

ඉලක්ක මූලද්‍රව්‍යය වටා ඇති සියලු පවරන ලද අගය එකතු කරන්න.

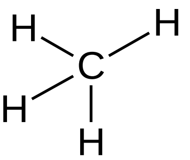
ෆොස්ෆරස් = (+2) + (+1) + (+1) + (+1)=+5

මධ්‍ය ෆොස්ෆරස් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය +5 වේ.

3.1 රූපය ෆොස්ෆොරික් අම්ලයෙහි (H_3PO_4) P වල පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීමේ පියවර

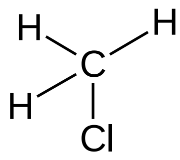
මධ්‍යයේ කාබන් පරමාණුවක් ඇති සංයෝග කිහිපයක කාබන් හි ඔක්සිකරණ අංකය

1 නිදසුන : මෙතේන් (CH_4)



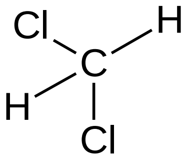
C හි ඔක්සිකරණ අංකය = -4

2 නිදසුන : ක්ලෝරොමෙතේන් (CH_3Cl)



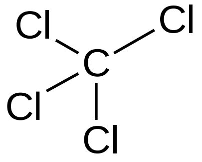
C හි ඔක්සිකරණ අංකය = -2

3 නිදසුන : ඩයික්ලෝරොමෙතේන් (CH_2Cl_2)



C හි ඔක්සිකරණ අංකය = 0

4 නිදසුන : ටෙට්‍රාක්ලෝරොමෙතේන් (CCl_4)



C හි ඔක්සිකරණ අංකය = +4

3.1.2 රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවල දී පරමාණු අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන හුවමාරුව පිළිබඳ අවබෝධයක් ලැබීම සඳහා ඔක්සිකරණ අංක භාවිතය

රසායන ද්‍රව්‍ය ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී එක් පරමාණුවකින් තවත් පරමාණුවක් වෙත ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණය වීමෙන් අලුත් ඵල සෑදෙයි. ඝන සෝඩියම් සහ ක්ලෝරීන් වායුව අතර ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී සෝඩියම් හා ක්ලෝරීන් මූලද්‍රව්‍ය පිළිවෙළින් ධන ලෙස ආරෝපිත සෝඩියම් අයන (Na^+) හා ඍණ ලෙස ආරෝපිත ක්ලෝරයිඩ් අයන (Cl^-) බවට පත් වේ.

එවැනි ප්‍රතික්‍රියාවල දී එක් පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් හෝ වැඩි ගණනක් තවත් පරමාණුවකට මාරු වේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන මාරු වීමක් සහිතව සිදු වන එබඳු ප්‍රතික්‍රියා **ඔක්සිකරණ - ඔක්සිහරණ ප්‍රතික්‍රියා** හෙවත් **රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා** යනුවෙන් හඳුන්වනු ලැබේ.

- පරමාණුවකින්/ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක්/ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වීම **ඔක්සිකරණයයි.**
- විලෝම වශයෙන්, පරමාණුවකින්/ අයනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක්/ ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිග්‍රහණය කිරීම **ඔක්සිහරණයයි.**

ඔක්සිකරණය (ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වීම) $Na(g) \longrightarrow Na^+(g) + e$

0 +1

ඔක්සිකරණයේ දී පරමාණුවක/ අයනයක ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි වේ. එබැවින් සෝඩියම්, සෝඩියම් අයනය බවට ඔක්සිකරණය වේ.

ඔක්සිහරණය (ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම) $Cl_2(g) + 2e \longrightarrow 2Cl^-(g)$

0 -1

ඔක්සිහරණයේ දී පරමාණුවක/ අයනයක ඔක්සිකරණ අංකය අඩු වේ. එබැවින් ක්ලෝරීන්, ක්ලෝරයිඩ් අයනය බවට ඔක්සිහරණය වේ. ඉහත නිදර්ශනයෙහි, ක්ලෝරීන් ඔක්සිකාරකය වන අතර සෝඩියම් ඔක්සිහාරකය වේ.

රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවල දී සිදු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණය පිළිබඳ අවබෝධයක් ලබනු පිණිස තවත් නිදසුන් කිහිපයක් පහත දී ඇත.

1 නිදසුන: මෙතේන් වල (CH_4) දහනය :

මෙය පහත දී ඇති තුලිත සමීකරණයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ. මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී CO_2 හා H_2O ඵල ලෙස සෑදීමේ දී C වල හා O වල ඔක්සිකරණ අංක වෙනස් වේ.

ප්‍රතික්‍රියාව	$CH_4(g)$ +	$2O_2(g)$	⟶	$CO_2(g)$ +	$2H_2O(l)$
ඔක්සිකරණ අංකය	C = -4	O = 0		C = +4	H = +1
	H = +1			O = -2	O = -2

හයිඩ්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථාව වෙනස් නො වේ.
කාබන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථාව -4 සිට +4 දක්වා වෙනස් වේ. එබැවින් කාබන් ඔක්සිකරණය වේ.
ඔක්සිජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථාව 0 සිට -2 දක්වා වෙනස් වේ. එබැවින් ඔක්සිජන් ඔක්සිහරණය වේ.

ඔක්සිකරණ ප්‍රතික්‍රියාව : CH_4 හි කාබන් ඔක්සිකරණය වී CO_2 නිපදවයි. එක් කාබන් පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන 8ක් ඉවත් වේ.

ඔක්සිහරණ ප්‍රතික්‍රියාව : ඔක්සිජන් ඔක්සිහරණය වී H_2O හා CO_2 නිපදවයි. එක් ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ඉලෙක්ට්‍රෝන 2ක් ලබා ගනී.

2 නිදසුන : ප්‍රොපේන්වල (C_3H_8) දහනය
මෙය පහත දී ඇති තුලිත සමීකරණයෙන් නිරූපිත ය. මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ ඵල ලෙස CO_2 හා H_2O සෑදීමේ දී C වල හා O වල ඔක්සිකරණ අංක වෙනස් වේ.

ප්‍රතික්‍රියාව	$^xCH_3{}^yCH_2{}^zCH_3(g)$ +	$5O_2(g)$	⟶	$3CO_2(g)$ +	$4H_2O(l)$
ඔක්සිකරණ අංකය	^xC= -3, ^yC= -2, ^zC= -3	O = 0		C = +4	O = -2
කාබන්වල ඔක්සිකරණ අංකවල එකතුව	(-3)+(-2)+(-3) = - 8			(+4)×3 = +12	

කාබන් පරමාණු තුනෙහි සමුච්චිත ඔක්සිකරණ අංකය -8 සිට +12 දක්වා වෙනස් වේ. එබැවින් CO_2 ඵලය සෑදීමේ දී සමස්ථ වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන 20 ක **ඉවත් වීමක්** සිදු වේ. එබැවින් කාබන් ඔක්සිකරණය වේ.

ඔක්සිජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය 0 සිට -2 දක්වා වෙනස් වේ. එබැවින් O^{2-} ඵල දෙකක් සෑදීමේ දී සමස්ත වශයෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන හතරක **ප්‍රතිග්‍රහණයක්** සිදු වෙයි. එබැවින් ඔක්සිජන් ඔක්සිහරණය වේ.

ඔක්සිකරණ ප්‍රතික්‍රියාව : CO_2 සෑදීමේ දී $CH_3CH_2CH_3$ හි කාබන් ඔක්සිකරණය වේ.

ඔක්සිහරණ ප්‍රතික්‍රියාව : H_2O හා CO_2 නිපදවෙන විට ඔක්සිජන් ඔක්සිහරණය වේ.

3 නිදසුන : ප්‍රොපීන්වලින් (C_3H_6) ප්‍රොපේන් (C_3H_8) සෑදීම
මෙය පහත දැක්වෙන තුලිත සමීකරණයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ. මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී C_3H_8 නිපදවීමේ දී C_3H_6 හි C වල ඔක්සිකරණ අංක වෙනස් වේ. එය පහත දැක්වෙන පරිදි පෙන්නුම් කළ හැකි ය.

ප්‍රතික්‍රියාව	$^{x}CH_3{}^{y}CH{}^{z}CH_2(g)$	+	$H_2(g)$ ⟶	$^{x}CH_3{}^{y}CH_2{}^{z}CH_3(g)$
ඔක්සිකරණ අංකය	$^{x}C= -3,\ {}^{y}C =-1,\ {}^{z}C= -2$		H=0	$^{x}C= -3,\ {}^{y}C= -2,\ {}^{z}C= -3$
කාබන්වල ඔක්සිකරණ අංකවල එකතුව	(-3)+(-1)+(-2) = -6			(-3) + (-2) + (-3) = -8

කාබන් පරමාණු තුනෙහි සමුච්චිත ඔක්සිකරණ අවස්ථාව -6 සිට -8 දක්වා වෙනස් වෙයි. එබැවින් ඵලය සෑදීමේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක සමස්ථ **ප්‍රතිග්‍රහණයක්** සිදු වෙයි. එබැවින් කාබන් ඔක්සිහරණය වේ.

හයිඩ්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථාව 0 සිට ඵලයෙහි ඔක්සිකරණ අවස්ථාව වන +1 දක්වා වෙනස් වෙයි. එබැවින් C_3H_8 ඵලයේදී H^+ දෙකක් සෑදීමේ දී හයිඩ්‍රජන්වලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක **බැහැර වීමක්** සිදු වෙයි. මේ අනුව හයිඩ්‍රජන් ඔක්සිකරණය වේ.

ඔක්සිහරණ ප්‍රතික්‍රියාව : $CH_3CH_2CH_3$ (g) නිපදීමේ දී CH_3CHCH_2(g) දී හි කාබන් ඔක්සිහරණය වේ.
ඔක්සිකරණ ප්‍රතික්‍රියාව : $CH_3CH_2CH_3$(g) නිපදීමේ දී හයිඩ්‍රජන් ඔක්සිකරණය වේ.

3.2 අකාබනික සංයෝගවල නාමකරණය

විධිමත් ආකාරයට සංයෝග නම් කිරීමේ දී නාමකරණය සඳහා වූ IUPAC (ශුද්ධ හා ව්‍යවහාරික රසායන විද්‍යාව පිළිබඳ ජාත්‍යන්තර සංගමය) නිර්දේශ අනුගමනය කෙරේ. මේ කොටසෙහි දී අකාබනික සංයෝගවල නාමකරණය කෙරෙහි පමණක් අවධානය යොමු කෙරේ. නාමකරණය ආධාරයෙන් රසායනික සංයෝග වෙන් වෙන් ද්‍රව්‍ය ලෙස පහසුවෙන් හඳුනා ගත හැකි ය.

IUPAC නාමවලට අතිරේකව ඇතැම් සංයෝග සඳහා සුළු නාම ද (IUPAC නාමකරණය හඳුන්වා දීමට පෙර භාවිත කරන ලද නාම) තවමත් බොහෝ විට භාවිතයට ගැනේ.

3.2.1 ඒක පරමාණුක අයනවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම

ඒක පරමාණුක කැටායනය සඳහා වෙනස් නොකරන ලද නාමය ලියනු ලබන අතර ඉන්පසු ඒක පරමාණුක ඇනායනය සඳහා -ide ප්‍රත්‍යය එක් කිරීමෙන් නවීකරණය කරන ලද නාමය ද ලියන ආකාරය 3.2 වගුවේ පෙන්වා ඇත.

3.2 වගුව සුලබ ඒක පරමාණුක අයනවල නාම

කැටායනය	නාමය	ඇනායනය	නාමය
H^+	hydrogen	H^-	hydr<u>ide</u>
Na^+	sodium	Cl^-	chlor<u>ide</u>
K^+	potassium	Br^-	brom<u>ide</u>
Ca^{2+}	calcium	O^{2-}	ox<u>ide</u>
Al^{3+}	aluminium	S^{2-}	sulf<u>ide</u>
Zn^{2+}	zinc	N^{3-}	nitr<u>ide</u>

එක් වර්ගයක කැටායන පමණක් සාදන්නා වූ මූලද්‍රව්‍යයක් සහිත අයනික සංයෝගවල නාම ලිවීම සඳහා නීති :

1. හැම විට ම කැටායනයේ නාමය පළමුවෙන් සඳහන් කළ යුතු ය.
2. කැටායනයේ නාමය වන්නේ එම මූලද්‍රව්‍යයේ නාමයයි.
3. ඇනායනයේ නාමය වන්නේ - අයිඩ් ප්‍රත්‍යය එක් කරන ලද අදාළ මූලද්‍රව්‍යයේ නමෙන් කොටසකි.
4. කැටායන නාමය හා ඇනායන නාමය අතර පරතරයක් තැබිය යුතු ය.

මේ නීතිවල භාවිත පහත දී ඇති නිදසුන්වලින් පැහැදිලි වේ.

උදා : NaCl - සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්
MgO - මැග්නීසියම් ඔක්සයිඩ්
CsBr - සීසියම් බ්‍රෝමයිඩ්

3.2.2 එක් වර්ගයකට වැඩි කැටායන සාදන මූලද්‍රව්‍යවලින් ව්‍යුත්පන්න අයනික සංයෝගවල නාම

විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වන ලෝහ, කැටායන වර්ග එකකට වැඩි ගණනක් සාදයි. සුළු නාමවල දී ඉහළ ආරෝපණයක් (ඉහළ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවක්) ඇති කැටායනය සඳහා - ඉක් ප්‍රත්‍යය ද පහළ ආරෝපණයක් (පහළ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවක්) ඇති කැටායන සඳහා - අස් ප්‍රත්‍යය ද යෙදේ.

Fe^{2+} ෆෙරස් ලෙස හා Fe^{3+} ෆෙරික් ලෙස නම් කිරීමේ දී මෙය විද්‍යමාන ය. සුලබ කැටායනවල සුළු නාම හා ක්‍රමානුකූල නාම 3.3 වගුවේ දක්වා ඇත. ක්‍රමානුකූල නාමකරණයේ දී ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවට අනුව ලෝහයේ ආරෝපණය, ලෝහයේ නාමයට පසුව වරහන් තුළ රෝම ඉලක්කමෙන් දක්වනු ලැබේ. මෙය 3.3 වගුවේ පෙන්නුම් කර ඇත.

3.3 වගුව ධන ආරෝපිත අයන එකකට වැඩි ගණනක් සාදන මූලද්‍රව්‍යවල කැටායනවල නාම

කැටායනය	සුළු නාමය	ක්‍රමානුකූල (IUPAC) නාමය
Fe^{2+}	ෆෙරස්	iron(II)
Fe^{3+}	ෆෙරික්	iron(III)
Cu^{+}	කියුප්‍රස්	copper(I)
Cu^{2+}	කියුප්‍රික්	copper(II)
Co^{2+}	කොබොල්ටස්	cobalt(II)
Co^{3+}	කොබොල්ටික්	cobalt(III)
Sn^{2+}	ස්ටැනස්	tin(II)
Sn^{4+}	ස්ටැනික්	tin(IV)
Pb^{2+}	ප්ලම්බස්	lead(II)
Pb^{4+}	ප්ලම්බික්	lead(IV)
Hg_2^{2+}	ම'කියුරස්	mercury(I)
Hg^{2+}	ම'කියුරික්	mercury(II)

විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වන මූලද්‍රව්‍යවලින් සෑදි අයනික සංයෝගවල IUPAC නාම ලිවීම සඳහා නීති :

1. හැම විට ම කැටායන නාමය මුලින් ලිවිය යුතු ය.
2. කැටායන නාමය ලෙස යොදනු ලබන්නේ මූලද්‍රව්‍ය නාමයයි. කැටායන නාමයට පසු කැටායනයේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාව (ආරෝපණය) කැපිටල් රෝම ඉලක්කමෙන් වරහන් තුළ දක්වනු ලැබේ.
3. ඇනායන නාමය වන්නේ - අයිඩ් ප්‍රත්‍යය අගට එකතු කරන ලද මූලද්‍රව්‍ය නාමයේ කොටසකි.
4. කැටායන නාමය හා ඇනායන නාමය අතර පරතරයක් තැබිය යුතු ය.

උදා : FeS - iron(II) sulfide**
Fe_2S_3 - iron(III) sulfide
CuCl - copper(I) chloride
$CuCl_2$ - copper(II) chloride

** sulfide සහ sulphide යන දෙකම නිවැරදි හා පිළිගැනේ. කෙසේ වුවත් නාමකරණයේ දී sulfide පමණක් පිළිගැනේ.

ඉහත සංයෝග සඳහා සුළු නාම පහත දී ඇත.

FeS - ෆෙරස් සල්ෆයිඩ්
Fe_2S_3 - ෆෙරික් සල්ෆයිඩ්
CuCl - කියුප්‍රස් ක්ලෝරයිඩ්
$CuCl_2$ - කියුප්‍රික් ක්ලෝරයිඩ්

3.2.3 සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම

බොහෝ මූල ද්‍රව්‍ය සහසංයුජ සංයෝග සාදයි. මේ ආකාරයේ සංයෝග නාමකරණයේ දී ධන ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයේ නම පළමුවෙන් ද ඍණ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍ය පසු ව ද ලිවිය යුතු ය.

සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම ලිවීම සඳහා නීති:

1. නාමයේ පළමු කොටසින් විද්‍යුත්-ඍණතාව අඩු මූලද්‍රව්‍ය නියෝජනය වන අතර නාමයේ දෙ වැනි කොටසින් විද්‍යුත්-ඍණතාව වැඩි මූලද්‍රව්‍යය දැක්වේ.
2. නාමයේ පළමු කොටස හා දෙවැනි කොටස අතර පරතරයක් තබනු ලැබේ.
3. ඉහළ ම විද්‍යුත්-ඍණතාවෙන් යුත් මූලද්‍රව්‍ය නාමයට - අයිඩ් ප්‍රත්‍යය එකතු කෙරේ.
4. සංයෝගයක ඇති එකම වර්ගයට අයත් පරමාණු සංඛ්‍යාව දැක්වීම පිණිස උපසර්ග භාවිත වේ. ඒ ඒ පරමාණු සංඛ්‍යාවට අදාළ ව පහත දැක්වෙන උපසර්ග යොදා ගනු ලැබේ.
   1 = *mono*, 2 = *di*, 3 = *tri*, 4 = *tetra*, 5 = *penta*, 6 = *hexa*, 7 = *hepta*, 8 = *octa*

   කෙසේ වුව ද පළමු කොටසට අයත් මූලද්‍රව්‍ය සඳහා '*mono*' උපසර්ගය භාවිත නො කෙරේ.

5. ඉංග්‍රීසි උපසර්ගය ‘a’ හෝ ‘o’ අකුරින් අවසන් වන විට හා දෙ වැනි මූලද්‍රව්‍ය නාමය ‘a’ හෝ ‘o’ අකුරෙන් ආරම්භ වන අවස්ථාවල දී උච්චාරණ පහසුව සඳහා උපසර්ගයේ අවසානයට ඇති ස්වරය ලොප් කෙරේ.

උදා : mono + oxide = monoxide
tetra + oxide = tetroxide

උදා :

CO - carbon monoxide
H_2S - dihydrogen monosulfide
SO_3 - sulfur trioxide
N_2O_3 - dinitrogen trioxide
N_2O_4 - dinitrogen tetroxide
P_4O_6 - tetraphosphorus hexoxide
H_2O - dihydrogen monoxide
OF_2 - oxygen difluoride

3.2.4 බහු පරමාණුක අයන

ඇතැම් අලෝහ පරමාණු සහසංයුජ ලෙස බැඳී බහු පරමාණුක අයන සාදයි. බහු පරමාණුක කැටායනවලට වඩා බහුපරමාණුක ඇනායන සුලභ ය.

බහු පරමාණුක අයන නම් කිරීම සඳහා නීති :

1. බහු පරමාණුක කැටායන - *ium* ප්‍රත්‍යයෙන් කෙළවර වේ.
2. බහු පරමාණුක ඇනායන - *ide, -ite* හා *-ate* යන ප්‍රත්‍යවලින් කෙළවර වේ.

සුලබ බහුපරමාණුක අයනවල නාම 3.4 වගුවෙන් ඉදිරිපත් කෙරේ.

3.4 වගුව සුලභ බහුපරමාණුක අයනවල සූත්‍ර හා නාම

අයනය	නාමය	අයනය	නාමය
NH_4^+	ammonium	NO_3^-	nitrate
OH^-	hydroxide	ClO_3^-	chlorate
CN^-	cyanide	MnO_4^{2-}	manganate
HS^-	hydrogen sulfide	MnO_4^-	permanganate
O_2^{2-}	peroxide	CrO_4^{2-}	chromate
O_2^-	superoxide	$Cr_2O_7^{2-}$	dichromate
SO_3^{2-}	sulfite	$C_2O_4^{2-}$	oxalate
NO_2^-	nitrite	CO_3^{2-}	carbonate
ClO_2^-	chlorite	HCO_3^-	hydrogen carbonate
HSO_3^-	hydrogen sulfite	$S_2O_3^{2-}$	thiosulfate
SO_4^{2-}	sulfate	$S_4O_6^{2-}$	tetrathionate
HSO_4^-	hydrogen sulfate	PO_4^{3-}	phosphate
AlO_2^-	aluminate	HPO_4^{2-}	hydrogen phosphate
ZnO_2^{2-}	zincate	$H_2PO_4^-$	dihydrogen phosphate

බහු පරමාණුක අයන සහිත සංයෝග නම් කිරීම
ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද නීතීවලට අනුව සංයෝගයක කිහිපයක නම් කිරීම පහත විස්තර කෙරේ.

$K_2Cr_2O_7$ සරල කැටායනයකින් හා බහු පරමාණුක ඇනායනයකින් සමන්විත ය.

කැටායන කොටසෙහි නාමය	=	potassium
ඇනායන කොටසෙහි නාමය	=	dichromate
සංයෝගයේ නාමය	=	potassium dichromate

$(NH_4)_2Cr_2O_7$ හි බහුපරමාණුක කැටායනයක් හා බහුපරමාණුක ඇනායනයක් අන්තර්ගත ය.

කැටායන කොටසෙහි නාමය	=	ammonium
ඇනායන කොටසෙහි නාමය	=	dichromate
සංයෝගයේ නාමය	=	ammonium dichromate

බහුපරමාණුක ඇනායන සහිත සුලබ සංයෝග කිහිපයක නාම

KH_2PO_4 = potassium dihydrogen phosphate
FeC_2O_4 = iron(II) oxalate
$NaHCO_3$ = sodium hydrogen carbonate

3.2.5 අකාබනික අම්ල

ජලීය මාධ්‍යයේ අයනීකරණය වන ප්‍රෝටෝන එකක් හෝ වැඩි ගණනක් ඇත්තා වූත් **ඔක්සිජන් රහිත ඇනායනයකින්** යුක්ත වූත් සංයෝග නම් කිරීමේ දී හයිඩ්රො - උපසර්ගය භාවිත වේ. ඉන්පසු - ඉක් ප්‍රත්‍යය යෙදීමෙන් විකරණය කරන ලද අනෙක් අලෝහයේ හෝ අලෝහ කාණ්ඩයේ නාමය ලියනු ලැබේ. සම්පූර්ණ නාමය ලිවීමේ දී අගට - අම්ලය යන පදය එකතු කෙරේ.

HCl (hydrogen chloride) = hydrochloric acid
HBr (hydrogen bromide) = hydrobromic acid
HCN (hydrogen cyanide) = hydrocyanic acid
H_2S (dihydrogen sulfide) = hydrosulfuric acid

ජලීය ද්‍රාවණයේ අයනීකරණය වන ප්‍රෝටෝන එකක් හෝ වැඩි ගණනක් ඇති හා **ඔක්සිජන් සහිත ඇනායනයකින්** යුත් සංයෝගවලට ඔක්සොඅම්ල යැයි කියනු ලැබේ. ඇනායනයේ නමට අදාළ උපසර්ගයක් වන අතර අම්ලය නම් කෙරෙනුයේ ඊට අනුරූපව ය.

ඇනායන නාමය –*ate* ප්‍රත්‍යයෙන් කෙළවර වන විට අම්ලය සඳහා වන ප්‍රත්‍යය –*ic* වේ.
H_2SO_4 (ඇනායනය SO_4^{2-}- sulfate) = sulfuric acid

ඇනායන නාමය –*ite* ප්‍රත්‍යයෙන් කෙළවර වන විට අම්ලය සඳහා වන ප්‍රත්‍යය –*ous* වේ.
H_2SO_3 (ඇනායනය SO_3^{2-}- - sulfite) = sulfurous acid

එක ම මධ්‍ය පරමාණුවෙන් යුත් විවිධ ඔක්සොඇනායන නම් කිරීම

ඔක්සොඇනායනයක් හෙවත් ඔක්සිඇනායනයක් යනු $A_xO_y^{z-}$ යන සූත්‍රයෙන් යුත් අයනයකි. මෙහි A වලින් යම් මූලද්‍රව්‍යයක් ද O වලින් ඔක්සිජන් පරමාණුවක් ද නිරූපණය වේ. සමහර මූලද්‍රව්‍යවලට එකිනෙකට වෙනස් ඔක්සිජන් පරමාණු සංඛ්‍යාවක් සහිත ඔක්සොඇනායන එකකට වැඩි සංඛ්‍යාවක් සෑදීමට පුළුවන. විවිධ ඔක්සිජන් පරමාණු සංඛ්‍යා අඩංගු ඔක්සොඇනායන ශ්‍රේණියක් සාමාන්‍යයෙන් නම් කෙරෙනුයේ පහත දැකවෙන පරිදි ය.

ඉහළ ඔක්සිජන් පරමාණු සංඛ්‍යාවක් අඩංගු ඇනායනය සඳහා *per* - උපසර්ගය ද පහළ ඔක්සිජන් පරමාණු සංඛ්‍යාවක් අඩංගු ඇනායනය සඳහා *hypo* - උපසර්ගය ද භාවිත වේ.

ඔක්සෝඇනායනයේ මධ්‍ය පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ආරෝහණ පිළිවෙල අනුව පහත දැක්වෙන පරිදි ඇනායන නාමය ව්‍යුත්පන්න කළ හැකි ය.

hypo____ite	*____ite*	*____ate*	*per____ate*
ClO^- = hypochlorite	ClO_2^- = chlorite	ClO_3^- = chlorate	ClO_4^- = perchlorate
(+1)	(+3)	(+5)	(+7)

මේ ඔක්සොඇනායන ඔක්සොඅම්ල හා ලවණ ලෙස පවතී. 3.4 වගුවේ ක්ලෝරෝ ඔක්සො අම්ල හා ඒවායේ සෝඩියම් ලවණ දක්වා ඇත.

3.4 වගුව ක්ලෝරෝ ඔක්සො අම්ල හා ඒවායේ සෝඩියම් ලවණවල සූත්‍ර හා නාම

Cl හි ඔක්සිකරණ අවස්ථාව	අම්ලයේ සූත්‍රය	අම්ලයේ නාමය	ලවණයේ සූත්‍රය	ලවණයේ නාමය
+1	HClO	hypochlorous acid	NaClO	sodium hypochlorite
+3	$HClO_2$	chlorous acid	$NaClO_2$	sodium chlorite
+5	$HClO_3$	chloric acid	$NaClO_3$	sodium chlorate
+7	$HClO_4$	perchloric acid	$NaClO_4$	sodium perchlorate

* අ.පො.ස (උ/පෙ) රසායන විද්‍යාව විෂය නිර්දේශයට අනුව නාමකරණය සලකා ඇත්තේ 2005 IUPAC රතු පොතට අනුවය.

3.3 පරමාණුක ස්කන්ධය, මවුල හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය

3.3.1 පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය, මවුලය හා ඇවගාඩ්රෝ නියතය අතර සම්බන්ධතාව

පරමාණු ඉතා කුඩා බැවින් ඒවායේ ස්කන්ධය ප්‍රකාශ කිරීම සඳහා ස්කන්ධයේ සාමාන්‍ය ඒකක වන ග්‍රෑම් හා කිලෝග්‍රෑම් ආදිය ඒ සඳහා නුසුදුසු ය. එබැවින් ඒවායේ ස්කන්ධය ප්‍රකාශ කිරීම සඳහා පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකකය (u) නමැති වඩා කුඩා ස්කන්ධ ඒකකයක් හඳුන්වා දෙන ලදී.

පරමාණුක ස්කන්ධය යනු රසායනික මූලද්‍රව්‍යයක මවුල ඒකක ස්කන්ධය පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකක වලින් ප්‍රකාශ කල විටයි. මූලද්‍රව්‍යවල සමස්ථානික කීපය බැගින් හමුවේ. නිදසුනක් ලෙස ^{12}C, ^{13}C හා ^{14}C යනු කාබන්වල සමස්ථානික තුනකි. එබැවින් සාමාන්‍යයෙන්, පරමාණුක ස්කන්ධය ලෙස භාවිත වන්නේ මූලද්‍රව්‍යයක මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය යි.

3.3.2 මූලද්‍රව්‍යවල මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කිරීම

කාබන් හා ක්ලෝරීන් දර්ශීය මූලද්‍රව්‍ය ලෙස ගනිමින්, පහත ගණනය කරන ලද පරිදි ඕනෑම පරමාණුවක මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකි ය.

1 නිදසුන

ස්වාභාවික කාබන්වල මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කිරීම.

කාබන් නියැදියක සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය ^{12}C, 98.89% හා ^{13}C, 1.11% එහි ^{14}C ප්‍රමාණය නොසැලකිය තරම් අල්ප ය.

ස්වභාවික කාබන්වල පරමාණු 100ක ස්කන්ධය $= [(98.89 \times 12\ u) + (1.11 \times 13\ u)]$

ස්වාභාවික කාබන් පරමාණුවක මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය $= [(98.89 \times 12\ u) + (1.11 \times 13\ u)]/ 100$

$= 12.01\ u$

2 නිදසුන

ක්ලෝරීන්වල මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය ගණනය කිරීම

ක්ලෝරීන් නියැදියක සමස්ථානිකවල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය ^{35}Cl, 75.77% හා ^{37}Cl, 24.23% වේ.

ස්වාභාවික ක්ලෝරීන්වල පරමාණු 100ක ස්කන්ධය $= [(75.77 \times 35\ u) + (24.23 \times 37\ u)]$

ස්වාභාවික ක්ලෝරීන්වල පරමාණුවක මධ්‍යන්‍ය පරමාණුක ස්කන්ධය $= [(75.77 \times 34.97\ u)+(24.23 \times 36.97\ u)]/100$

$= 35.45\ u$

3.3.3 මවුලය

^{12}C සමස්ථානිකයේ හරියට ම 12 g ක අඩංගු පරමාණු සංඛ්‍යාවට හෙවත් ඇවගාඩ්රෝ සංඛ්‍යාවට සමාන ඒකක/ භූතාර්ථ සංඛ්‍යාවක් ඇතුළත් ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයක් මවුලයක් ලෙස හැඳින්වේ.

පරමාණු, අණු හා අයන මවුලයක් සඳහා නිදසුන් පහත දක්වා ඇත.

^{12}C 1 mol ක, ^{12}C පරමාණු 6.022×10^{23} ක් අඩංගු ය.
$C_6H_{12}O_6$ 1 mol ක, $C_6H_{12}O_6$ අණු 6.022×10^{23} ක් අඩංගු ය.
$CaCl_2$ 1 mol ක, Ca^{2+} පරමාණු 6.022×10^{23} ක් අඩංගු ය.

පරමාණු සංඛ්‍යාව ගණන් කිරීමට අදාළව u හා ග්‍රෑම් ඒකක අතර සම්බන්ධතාව ගැන අවබෝධයක් ලැබීමට මේ සංකල්පය තව දුරටත් භාවිතයට ගත හැකි ය. ^{12}C පරමාණු 6.022×10^{23} ක ස්කන්ධය 12 g බැවින් එක් ^{12}C පරමාණුවක ස්කන්ධය 12 u වේ. එබැවින්,

$1\ u = 1.66 \times 10^{-24}\ g$
$6.022 \times 10^{23}\ u = 1\ g$
(පරමාණු 6.022×10^{23}) $\times$ (පරමාණු 12 u/1) = 12.00 g

3.3.4 මවුලික ස්කන්ධය

මවුලික ස්කන්ධය යනු ද්‍රව්‍යයක එක් මවුලයක ස්කන්ධයයි. දෙන ලද ද්‍රව්‍යයක (රසායනික මූලද්‍රව්‍යයක හෝ රසායනික සංයෝගයක) ස්කන්ධය එහි අඩංගු (මවුල) ප්‍රමාණයෙන් බෙදූ විට ලැබෙන අගය ලෙස මෙය අර්ථ දක්වනු ලැබේ. මවුලික ස්කන්ධයේ SI ඒකකය $kg\ mol^{-1}$ වේ. එසේ වුව ද සාමාන්‍යයෙන් මවුලික ස්කන්ධය ප්‍රකාශ කෙරෙනුයේ $g\ mol^{-1}$ ඒකකයෙනි.

O හි මවුලික ස්කන්ධය $= 16.00\ g\ mol^{-1}$

H_2 හි මවුලික ස්කන්ධය $= 2 \times 1.008\ g\ mol^{-1} = 2.016\ g\ mol^{-1}$

H_2O හි මවුලික ස්කන්ධය $= (2 \times 1.008\ g\ mol^{-1}) + 16.00\ g\ mol^{-1}$
$= 18.016\ g\ mol^{-1}$

ජලයෙහි 18.016 g ක ස්කන්ධයක ජල අණු ඇවගාඩ්රෝ සංඛ්‍යාවක් (මවුලයක්) අඩංගු ය.

3.1 නිදසුන

NaCl හි මවුලික ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර :

Na^+ හි මවුලික ස්කන්ධය $= 22.99\ g\ mol^{-1}$

Cl^- හි මවුලික ස්කන්ධය $= 35.45\ g\ mol^{-1}$

NaCl හි මවුලික ස්කන්ධය $= 22.99\ g\ mol^{-1} + 35.45\ g\ mol^{-1}$
$= 58.44\ g\ mol^{-1}$

NaCl 58.44 g ක ස්කන්ධයක Na^+ අයන මවුල එකක් හා Cl^- අයන මවුල එකක් අඩංගු ය.

3.4 රසායනික සූත්‍ර වර්ග

ඒ ඒ පරමාණු අතර සාපේක්ෂ අනුපාත පෙන්නුම් කරමින් පරමාණු වර්ග හා සංඛ්‍යා මූලද්‍රව්‍ය සංකේත අනුසාරයෙන් නිරූපණය කරනු පිණිස රසායනික සූත්‍රයක් යොදා ගනු ලැබේ. සංයෝගයක් පිළිබඳ තොරතුරු දැක්වීම සඳහා රසායනික සූත්‍ර එකකට වැඩි සංඛ්‍යාවක් භාවිතයට ගත හැකි ය. රසායනික ගණනයේ දී භාවිතයට ගනු ලබන රසායනික සූත්‍ර දෙවර්ගයක් ගැන මේ කොටසේ දී සාකච්ඡා කරනු ලැබේ.

(a) ආනුභවික සූත්‍රය

සංයෝගයක අඩංගු මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක ස්කන්ධවලින් ව්‍යුත්පන්න කර ගත හැකි සරලතම සූත්‍රය මෙය වේ. ආනුභවික සූත්‍රයෙන් සංයෝගයක ඒ ඒ මූලද්‍රව්‍යවල සාපේක්ෂ පරමාණු සංඛ්‍යා පෙන්නුම් කළ හැකි ය.

උදා :

හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්වල (H_2O_2) ආනුභවික සූත්‍රය HO වේ.

එතේන්වල (C_2H_6) ආනුභවික සූත්‍රය CH_3 වේ.

බෙන්සීන්වල (C_6H_6) ආනුභවික සූත්‍රය CH වේ.

එතයින්වල (C_2H_2) ආනුභවික සූත්‍රය CH වේ.

(b) අණුක සූත්‍රය
සංයෝගයක එක් අණුවක අඩංගු වන එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ නියම පරමාණු සංඛ්‍යාව දැක්වෙන සූත්‍රය

උදා :
හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්වල අණුක සූත්‍රය H_2O_2 වේ.
එතේන්වල අණුක සූත්‍රය C_2H_6 වේ.
බෙන්සීන්වල අණුක සූත්‍රය C_6H_6 වේ.
එතයින්වල අණුක සූත්‍රය C_2H_2 වේ.

3.4.1 රසායනික සූත්‍ර භාවිතයෙන් කෙරෙන රසායනික ගණනය

රසායනික සූත්‍රයක අඩංගු මූලද්‍රව්‍යවල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය
සංයෝගයක ඇතුළත් දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යයක ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය පහත දැක්වෙන සමීකරණය භාවිතයෙන් නිර්ණය කළ හැකි ය.

$$\text{A මූල ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධ \%} = \frac{\text{සූත්‍රයේ A මවුල ප්‍රමාණය} \times \text{A හි පරමාණුක ස්කන්ධය } (\text{g mol}^{-1})}{\text{සංයෝගයේ මවුලික ස්කන්ධය } (\text{g mol}^{-1})} \times 100$$

හැම විට ම සංයෝගයක ඇතුළත් සියලු මූලද්‍රව්‍යවල සමුච්චිත ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය 100% ක් වේ. නිදසුනක් ලෙස එතේන් සංයෝගයේ කාබන්වල හා හයිඩ්‍රජන්වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය ගණනය කිරීම පහත දැක්වේ.

3.2 නිදසුන
එතේන් හි කාබන්වල හා හයිඩ්‍රජන් වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය ගණනය කිරීම

පිළිතුර:
එතේන්වල අණුක සූත්‍රය C_2H_6 වේ.
එතේන් මවුලයක කාබන් මවුල දෙකක් හා හයිඩ්‍රජන් මවුල හයක් අඩංගු ය.

$$\text{කාබන්වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය} = \frac{2\text{ mol} \times 12\text{ g mol}^{-1}}{(2\text{ mol} \times 12\text{ g mol}^{-1}) + (6\text{ mol} \times 1\text{ g mol}^{-1})} \times 100$$
$$= 80\%$$

$$\text{හයිඩ්‍රජන්වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය} = \frac{6\text{ mol} \times 1\text{ g mol}^{-1}}{(2\text{ mol} \times 12\text{ g mol}^{-1}) + (6\text{ mol} \times 1\text{ g mol}^{-1})} \times 100$$
$$= 20\%$$

3.4.2 සංයෝගයක ආනුභවික සූත්‍රය සහ අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම

ආනුභවික සූත්‍රය නිර්ණය කිරීමේ මූලික පියවර

(1) සංයෝගයේ ඇති එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය ග්‍රෑම් වලින් ලබා ගන්න.

(2) එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ මවුල ප්‍රමාණ ලබා ගනු පිණිස එක් එක් ස්කන්ධය අනුරූප මූලද්‍රව්‍යයේ මවුලික ස්කන්ධයෙන් බෙදන්න.

(3) කුඩාතම සංඛ්‍යාව 1 වන පරිදි එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයේ මවුල ප්‍රමාණය 2 පියවරේ දී ලැබුණු කුඩා ම මවුල ප්‍රමාණයෙන් බෙදන්න. ලැබෙන සියලු සංඛ්‍යා පූර්ණ සංඛ්‍යා වෙත් නම් හෝ පූර්ණ සංඛ්‍යාවලට ඉතා ආසන්න වෙත් නම්, එකී සංඛ්‍යා අනුභවික සූත්‍රයේ ඒ ඒ මූලද්‍රව්‍යවලට අනුරූප යටි පෙළ සංඛ්‍යා නියෝජනය කරයි. එහෙත් සංඛ්‍යා එකක් හෝ වැඩි ගණනක් පූර්ණ සංඛ්‍යා නොවෙතොත්, පියවර 4ට යන්න.

(4) තුන් වැනි පියවර අවසානයේ ලැබෙන සංඛ්‍යා සියල්ල පූර්ණ සංඛ්‍යාවලට හරවන කුඩා ම පූර්ණ සංඛ්‍යාවෙන් ඒවා ගුණ කරන්න. (දශම ඉලක්කම 2 හෝ 8 වෙතොත් එය ආසන්නතම පූර්ණ සංඛ්‍යාවට වටයන්න). මේ සංඛ්‍යා ආනුභවික සූත්‍රයේ ඒ ඒ මූලද්‍රව්‍යයේ යටි පෙළ අගයන් නියෝජනය කරයි.

3.4.3 ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය හා අණුක ස්කන්ධය භාවිත කර අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම

(1) ආනුභවික සූත්‍රයෙන් ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

(2) අණුක ස්කන්ධය, ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධයෙන් බෙදන්න.

(3) මෙසේ බෙදීමේ දී පූර්ණ සංඛ්‍යාවක් ලැබේ.

(4) අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කිරීම සඳහා ආනුභවික සූත්‍රයේ යටි පෙළ සංඛ්‍යා මේ පූර්ණ සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කරන්න.

මේ ක්‍රියාවලිය තේරුම් ගැනීම සඳහා උදාහරණයක් පහත දැක්වේ.

3.3 නිදසුන

මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රතිශතය Cl = 71.65%, C =24.27% හා H = 4.07% සහ මවුලික ස්කන්ධය 98 g mol^{-1} වූ සංයෝගයක අණුක සූත්‍රය නිර්ණය කරන්න.

පිළිතුර :

පියවර 01: ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය : Cl = 71.65%, C = 24.27%, H = 4.07%

පියවර 02: සංයෝගයේ 100 g ක අඩංගු ස්කන්ධය;
Cl= 71.65 g, C=24.27 g හා H=4.07 g
පරමාණුක ස්කන්ධ ; Cl = 35.5, C = 12 හා H = 1.
සංයෝගයේ 100 g ක අඩංගු මවුල ප්‍රමාණ ;
Cl මවුල ප්‍රමාණ = 71.65 g/35.5 g mol^{-1} = 2.043 mol
C මවුල ප්‍රමාණ = 24.27 g/ 12 g mol^{-1} = 2.022 mol
H මවුල ප්‍රමාණ = 4.07 g/ 1 g mol^{-1} = 4.07 mol

පියවර 03: Cl = 2.043 ÷ 2.022 = 1.01   C = 2.022 ÷ 2.022 = 1   H = 4.07 ÷ 2.022 = 2.01

පියවර 04: ආනුභවික සූත්‍රය = CH_2Cl
ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය = 49 g mol^{-1}
සංයෝගයේ මවුලික ස්කන්ධය දතහොත් එහි රසායනික සූත්‍රය නිර්ණය කළ හැකි ය.

පියවර 05: $\frac{\text{අණුක සූත්‍ර ස්කන්ධය}}{\text{ආනුභවික සූත්‍ර ස්කන්ධය}}$ = 98 g mol^{-1} ÷ 49 g mol^{-1} = 2

අණුක සූත්‍රය = (ආනුභවික සූත්‍රය) × 2
= $(CH_2Cl)_2 \times 2$ = $C_2H_4Cl_2$

3.5 මිශ්‍රණයක අඩංගු ද්‍රව්‍යයක සංයුතිය

3.5.1 භාග ලෙස ප්‍රකාශිත සංයුති

භාගික අගයන් පදනම් කර ගනිමින් මිශ්‍රණයක ඇතුළත් ද්‍රව්‍යයක සංයුතිය ප්‍රකාශ කිරීම සඳහා බහුලව යොදා ගනු ලබන ක්‍රම තුනක් වේ.

සමීකරණය		
A හි ස්කන්ධ භාගය (w/w)	=	$\frac{\text{A හි ස්කන්ධය}}{\text{මිශ්‍රණයේ ද්‍රව්‍යවල මුළු ස්කන්ධය}}$
A හි පරිමා භාගය (v/v)	=	$\frac{\text{A හි පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ මුළු පරිමාව}}$
A හි මවුල භාගය (X_A)	=	$\frac{\text{A හි මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{මිශ්‍රණයේ මුළු මවුල ප්‍රමාණය}}$

මවුල භාගය භාවිතයෙන් භාග පැහැදිලි කිරීම

මවුල භාගය (X) යනු, මිශ්‍රණයක අඩංගු දෙන ලද සංරචකයක මවුල ප්‍රමාණය හා මිශ්‍රණයේ සියලු සංරචකවල මුළු මවුල ප්‍රමාණය අතර අනුපාතයයි.

උදා : ද්‍රාවණයක ද්‍රවණය කරන ලද A නම් ද්‍රාව්‍යයේ මවුල භාගය ලබා ගන්නේ එම ද්‍රාව්‍යයේ මවුල ප්‍රමාණය (n_A) ද්‍රාවණයේ සියලු සංරචකවල මුළු මවුල ප්‍රමාණයෙන් ($n_A + n_B + n_C + \ldots$) බෙදීමෙනි.

$$\text{A හි මවුල භාගය, } (X_A) = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \ldots}$$

3.5.2 ද්‍රාවණයක (සමජාතීය මිශ්‍රණයක) ප්‍රතිශත සංයුතිය

සමීකරණය	
ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය (w/w)	$= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 100$
පරිමා ප්‍රතිශතය (v/v)	$= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ පරිමාව}}{\text{ද්‍රාවණයේ පරිමාව}} \times 100$
මවුල ප්‍රතිශතය	$= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ මවුල සංඛ්‍යාව}}{\text{ද්‍රාව්‍යයේ හා ද්‍රාවකයේ මුළු මවුල සංඛ්‍යාව}} \times 100$

ලවය හා හරය එකම ඒකක මගින් ප්‍රකාශිත බැවින්, අවසාන ප්‍රකාශනයට ඒකකයක් නොමැත.

දෙන ලද ද්‍රාවණ ප්‍රමාණයක ඇතුළත් ද්‍රාව්‍ය ප්‍රමාණය භාවිත කර ද්‍රාවණයක සංයුතිය සුවිශේෂව ප්‍රකාශ කළ හැකි ය. ද්‍රාවණයක සංයුතිය විස්තර කිරීමේ එබඳු සුලබ ක්‍රමයක් නම් ස්කන්ධය නොහොත් බර අනුව ප්‍රතිශතය දැක්වීමයි. එය පහත දැක්වේ.

$$\text{ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය} = \frac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 100\%$$

$$\text{ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය} = \frac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය} + \text{ද්‍රාවකයේ ස්කන්ධය}} \times 100\%$$

ද්‍රාවණයේ (සමජාතීය මිශ්‍රණයේ) ස්කන්ධයට සාපේක්ෂව ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය ඉතා කුඩා නම් ද්‍රාව්‍යයේ සංයුතිය පහත දැක්වෙන ආකාරයට ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

සමීකරණය		සංයුතිය දැක්වෙන විකල්ප ප්‍රකාශනය
දහසකට කොටස් (ppt)	$= \dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^3$	g kg^{-1} mg g^{-1}
මිලියනයට කොටස් (ppm)	$= \dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^6$	mg kg^{-1} µg g^{-1}
බිලියනයට කොටස් (ppb)	$= \dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^9$	µg kg^{-1}

ද්‍රාවණයක (සමජාතීය මිශ්‍රණයක) පරිමාවට සාපේක්ෂ ව ද්‍රාව්‍යයේ පරිමාව ඉතා අල්ප නම් ද්‍රාව්‍යයේ සංයුතිය පහත දැක්වෙන පරිදි ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

සමීකරණය		සංයුතිය දැක්වෙන විකල්ප ප්‍රකාශනය
දහසකට කොටස් (ppt)	$= \dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ පරිමාව}} \times 10^3$	mL L^{-1}
මිලියනයට කොටස් (ppm)	$= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ පරිමාව}} \times 10^6$	µL L^{-1}
බිලියනයට කොටස් (ppb)	$= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ පරිමාව}} \times 10^9$	nL L^{-1}

තනුක ද්‍රාවණවල සංයුතිය බර/ පරිමාව භාවිතයෙන් ප්‍රකාශ කළ හැකි ය. එය ppm හෝ ppb ලෙස දැක්විය හැකි ය. මේවා පිළිවෙලින් mg dm^{-3} හා μg dm^{-3} යන ඒකකවලින් ද ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

ප්‍රමාණයෙන් වෙනස් ඒකක වෙන් කර දැක්වීම සඳහා මෙට්‍රික් උපසර්ගය භාවිත කරනු ලැබේ. වඩාත් විද්‍යාත්මක ලෙස රාශි විස්තර කිරීම සඳහා එය ප්‍රයෝජනවත් වේ. **(3.6 වගුව).**

3.6 වගුව මෙට්‍රික් උපසර්ග

මෙට්‍රික් උපසර්ගය	මෙට්‍රික් සංකේතය	ගුණාකාරය	මෙට්‍රික් උපසර්ගය	මෙට්‍රික් සංකේතය	ගුණාකාරය
ටෙරා -	T	10^{12}	ඩෙසි -	d	10^{-1}
ගිගා -	G	10^{9}	සෙන්ටි -	c	10^{-2}
මෙගා -	M	10^{6}	මිලි -	m	10^{-3}
කිලෝ -	k	10^{3}	මයික්‍රො -	μ	10^{-6}
හෙක්ටො -	h	10^{2}	නැනෝ -	n	10^{-9}
ඩෙකා -	da	10^{1}	පිකෝ -	p	10^{-12}

3.4 නිදසුන

ස්කන්ධය අනුව 20.0% හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ද්‍රාවණයක මවුල භාගය හා මවුල ප්‍රතිශතය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර :

H_2O_2 හි මවුල භාගය, $(X_{H_2O_2})$ $= n_{H_2O_2} / n_{මුළු}$

$$= \frac{H_2O_2 \text{ මවුල ප්‍රමාණය}}{H_2O_2 \text{ මවුල ප්‍රමාණය} + H_2O \text{ මවුල ප්‍රමාණය}}$$

හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ද්‍රාවණයක ඇති H_2O_2 ස්කන්ධය = 200.0 g

H_2O ස්කන්ධය = 800.0 g

H_2O_2 මවුල ප්‍රමාණය = 200.0 g/ 34 g mol^{-1} = 5.88 mol

H_2O මවුල ප්‍රමාණය = 800.0 g/ 18 g mol^{-1} = 44.44 mol

H_2O_2 මවුල භාගය = 5.88 mol/ (5.88 + 44.44) mol = 0.116

H_2O_2 මවුල ප්‍රතිශතය H_2O_2 = මවුල භාගය $(X_{H_2O_2}) \times 100 = 11.6\%$

3.5.3 මවුලීයතාව*

ද්‍රාවණයක මවුලීයතාව (m) යනු ද්‍රාවක කිලෝග්‍රෑමයක ද්‍රවණය වී ඇති ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණයයි.

සමීකරණය	ඒකකය
මවුලීයතාව $= \frac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය}} = \frac{mol}{kg}$	mol kg^{-1}
මවුලීයතාව $= \frac{\text{ද්‍රාව්‍ය මිලිමවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය}} = \frac{mmol}{kg}$	mmol kg^{-1}

උදා: සුක්‍රෝස් ද්‍රාවණයක හැම ජල (ද්‍රාවක) කිලෝග්‍රෑමයක ම සුක්‍රෝස් (ද්‍රාව්‍යය) 1.25 mol ක් අඩංගු ය. එබැවින් සුක්‍රෝස් ද්‍රාවණයේ මවුලීයතාව 1.25 mol kg^{-1} වේ.

*වර්තමාන අ.පො.ස (උ/පෙළ) රසායන විද්‍යාව විෂය නිර්දේශයට අදාල නොවේ.

3.5.4 මවුලිකතාව (සාමාන්‍යයෙන් සාන්ද්‍රණය ප්‍රකාශ කිරීමට භාවිත වේ)

ද්‍රාවණයක ස්කන්ධයට වඩා පහසුවෙන් එහි පරිමාව මැනිය හැකි ය. ද්‍රාවණයක සාන්ද්‍රණය, ද්‍රාවණ ලීටරයක හෙවත් ඝන ඩෙසිමීටරයක අඩංගු ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය ලෙස අර්ථ දැක්වේ. මවුලිකතාවේ (M) SI ඒකකය mol m^{-3} වේ. එහෙත් වඩා සුලබව භාවිත කරන ඒකකය වන්නේ mol dm^{-3}හෙවත් mol L^{-1} ය.

උදා : 1.25 mol dm^{-3} හෙවත් 1.25 M සුක්‍රෝස් ද්‍රාවණයක 1 dm^3 ක සුක්‍රෝස් (ද්‍රාව්‍යය) 1.25 mol අඩංගු වේ.

සමීකරණය			ඒකකය
මවුලිකතාව	=	$\frac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවණ පරිමාව}} = \frac{mol}{dm^3}$	mol dm^{-3}
මවුලිකතාව	=	$\frac{\text{ද්‍රාව්‍ය මිලිමවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවණ පරිමාව}} = \frac{mmol}{dm^3}$	mmol dm^{-3}

ඝනත්ව සාධක කරණ කොට ගෙන 1.25 mol dm^{-3} හා 1.25 mol kg^{-1} සුක්‍රෝස් ද්‍රාවණ දෙකක් පිළියෙල කිරීමට අවශ්‍ය ජලය ප්‍රමාණය එක ම වන්නේ නැත. මෙහි අර්ථය නම්, දෙන ලද ද්‍රාවණයක මවුලිකතාව හා මවුලීයතාව එක ම නො වන බව ය. එහෙත්, තනුක ද්‍රාවණ සඳහා මේ වෙනස නොසලකා හැරිය හැකි ය.

3.5 නිදසුන

NaCl 10 mg ක් හා ජලය 500 g ක් මිශ්‍ර කර සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් ද්‍රාවණයක් පිළියෙල කර ඇත. ද්‍රාවණයේ මවුලීයතාව හා සංයුතිය (ppm වලින්) ගණනය කරන්න.

පිළිතුරු :

ද්‍රවණයේ මවුලීයතාව ගණනය කිරීම

මවුලීයතාව (m) = ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය/ ද්‍රාවක ස්කන්ධය

NaCl මවුල ප්‍රමාණය = 0.01 g/ 58.5 g mol^{-1} = 1.71×10^{-4} mol

මවුලීයතාව (m) = ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය/ ද්‍රාවක ස්කන්ධය = 1.71×10^{-4} mol/ 0.5 kg
= 3.42×10^{-4} mol kg^{-1}

NaCl සංයුතිය (ppm) = NaCl ස්කන්ධ (ග්‍රෑම්) / ද්‍රාවණ ස්කන්ධ (ග්‍රෑම්) $\times 10^6$
= (0.01 g/(500 + 0.01)g)$\times 10^6$ = 19.9 ppm

3.6 රසායනික සමීකරණ තුලිත කිරීම

ප්‍රතික්‍රියාවක් ආරම්භයේ දී ඊට සහභාගි වන රසායන ද්‍රව්‍යවලට ප්‍රතික්‍රියක යැයි කියනු ලැබේ. රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක දී සෑදෙන ද්‍රව්‍ය ඵල නම් වේ. රසායනික විපර්යාසවල දී ඵල එකක් හෝ වැඩි ගණනක් සෑදිය හැකි ය.

කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සාදමින් කාබන් හා ඔක්සිජන් සංයෝජනය වීම වැනි රසායනික විපර්යාසයක් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා උදාහරණයකි. මෙවැනි ප්‍රතික්‍රියාවක්, පහත දැක්වෙන පරිදි රසායනික සමීකරණයකින් නිරූපණය කළ හැකි ය.

$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$$

ප්‍රතික්‍රියක　　　　　　　ඵල

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක දී පරමාණු ඇති නොවේ; විනාශ ද නො වේ. එබැවින්, ප්‍රතික්‍රියක හා ඵල අතර ස්කන්ධය තුලිතය. එබැවින්, ප්‍රතික්‍රියාව ආරම්භයේ දී ඊට සහභාගී වූ සියලු ම පරමාණු තුලිත සමීකරණයේ ඵලවල අඩංගු විය යුතු ය. ඉහත සඳහන් ආකාරයට ද්‍රව්‍ය තුලිතව ඇති රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක්, **තුලිත රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක්** ලෙස හැඳින්වේ.

ඕනෑම තුලිත රසායනික සමීකරණයක් මේ නීතිවලට අනුකූල විය යුතු ය.

රසායනික සමීකරණයක් තුලිත කිරීමේ නීති

(a) ප්‍රතික්‍රියක පැත්තෙහි පරමාණු සංඛ්‍යා, ඵල පැත්තෙහි ඇති ඒ ඒ පරමාණු සංඛ්‍යාවලට සමාන විය යුතු ය.
(b) දෙන ලද රසායනික සමීකරණයක් තුලනය කිරීම සඳහා කිසි විටෙකත් ප්‍රතික්‍රියකවල හා ඵලවල සූත්‍ර වෙනස් නො කළ යුතු ය.
(c) නව තුලිත සමීකරණයක් ලැබෙන පරිදි, තුලිත රසායනික සමීකරණයක සියලු කොටස් ගුණ කළ හැකි ය; බෙදිය හැකි ය.
(d) හොඳ ම (පිළිගත්) තුලිත සමීකරණය වන්නේ කුඩා ම පූර්ණ සංඛ්‍යා ඇතුළත් වන සමීකරණයයි. මේ පූර්ණ සංඛ්‍යා වලට තුලිත සමීකරණයේ **'සංගුණක'** යැයි කියනු ලැබේ. මෙම සංගුණක සංඛ්‍යා තුලිත සමීකරණයේ **ස්ටොයිකියෝමිතික අංක** ලෙස ප්‍රකාශ වේ.

රසායනික සමීකරණ තුලනය කිරීමේ ක්‍රම දෙකක් වේ.
(a) සෝදිසි ක්‍රමය
(b) රෙඩොක්ස් ක්‍රමය

3.6.1 සෝදිසි ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලනය කිරීම

1 පියවර : ප්‍රතික්‍රියක, ඵල හා ඒවායේ භෞතික තත්ත්ව හඳුනා ගන්න. උචිත සූත්‍ර හා තුලනය නො වූ සමීකරණය ලියන්න.

2 පියවර : අවම ස්ථාන සංඛ්‍යාවක දිස්වන මූලද්‍රව්‍යය වලින් ආරම්භ කරමින්, සෝදිසි ක්‍රමයට සමීකරණය තුලනය කරන්න. ප්‍රතික්‍රියක පැත්තේ හා ඵල පැත්තේ පරමාණු තුලනය කිරීමට අවශ්‍ය සංගුණක නිර්ණය කරනු පිණිස මෙය ඒ ඒ මූලද්‍රව්‍යය විෂයෙහි අඛණ්ඩව සිදු කරන්න.

3 පියවර : ඊතලය දෙපැත්තේ ඇති පරමාණු/ අයන තුලනය වන පරිදි සංගුණක යොදන්න. යොදන ලද සංගුණක සමීකරණය තුලනය කිරීම සඳහා අවශ්‍ය කුඩාතම පූර්ණ සංඛ්‍යා දැයි පරීක්ෂා කරන්න.

සෝදිසි ක්‍රමය සාමාන්‍යයෙන් භාවිත වන්නේ සරල රසායනික සමීකරණ තුලනය කිරීමට ය. පහත දැක්වෙන උදාහරණ විමසා බලන්න.

1 නිදසුන : සල්ෆියුරික් අම්ලය හා සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ප්‍රතික්‍රියා කර සෝඩියම් සල්ෆේට් හා ජලය සෑදීම

1 පියවර : ප්‍රතික්‍රියක = සල්ෆියුරික් අම්ලය හා සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්
ඵල = සෝඩියම් සල්ෆේට් හා ජලය
අසමතුලිත සමීකරණය = $H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

2 පියවර: ඵල පැත්තේ සෝඩියම් පරමාණු සංඛ්‍යාව උපයෝගී කර ගනිමින් රසායනික සමීකරණය තුලිත කිරීම.
ඵල පැත්තේ ඇති මුළු සෝඩියම් පරමාණු සංඛ්‍යාව දෙකකි. එබැවින් සෝඩියම් අනුබද්ධව ප්‍රතික්‍රියාවේ සංගුණකය 2 වේ. ඒ අනුව ලැබෙන රසායනික සමීකරණය වන්නේ,

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

3 පියවර: ඊතලය දෙපසින් ඇති අනෙකුත් පරමාණු / අයන තුලනය කිරීමේ තුලිත සමීකරණය වන්නේ :

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

අවස්ථා සංකේත සහිත තුලිත රසායනික සමීකරණය මෙසේ ය.

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

2 නිදසුන : ඇමෝනියා සාදමින් නයිට්‍රජන් හා හයිඩ්‍රජන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීම

1 පියවර : ප්‍රතික්‍රියක = නයිට්‍රජන් හා හයිඩ්‍රජන්
ඵල = ඇමෝනියා
අසමතුලිත රසායනික සමීකරණය :

$$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$$

2 පියවර: ඵල පැත්තෙහි ඇති නයිට්‍රජන් පරමාණු සංඛ්‍යාව භාවිත කරමින් රසායනික සමීකරණය තුලනය කිරීම ඵල පැත්තේ ඇති නයිට්‍රජන් පරමාණු සංඛ්‍යාව 2 වේ. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියාවේ නයිට්‍රජන් අනුබද්ධ සංගුණකය 2 වේ. ඒ අනුව රසායනික සමීකරණය මෙසේ වෙයි.

$$N_2 + H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

3 පියවර: සංගුණක භාවිතයට ගනිමින් ඊතලය දෙපසෙහි ඇති පරමාණු/ අයන සංඛ්‍යා තුලනය කිරීම
තුලිත රසායනික සමීකරණය මෙසේ ය:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

අවස්ථා සංකේත ඇතුලත් කරන ලද තුලිත සමීකරණය පහත දැක්වේ.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

3.6.2 රෙඩොක්ස් ක්‍රමයෙන් රසායනික සමීකරණයක් තුලිත කිරීම

රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා යනු පරමාණුවල ඔක්සිකරණ අවස්ථාව වෙනසකට භාජන වන වර්ගයේ ප්‍රතික්‍රියා ය. පහත දැක්වෙන ක්‍රම භාවිත කර රෙඩොක්ස් සමීකරණ තුලනය කරනු ලැබේ.

01 ක්‍රමය - ඔක්සිකරණ අංක වෙනස උපයෝගී කර ගන්නා ක්‍රමය

මෙහි දී ඔක්සිකරණ අංක වෙනස සැලකිල්ලට ගනු ලබන අතර ඒවා ප්‍රතික්‍රියක වල සංගුණක ලෙස යෙදේ.

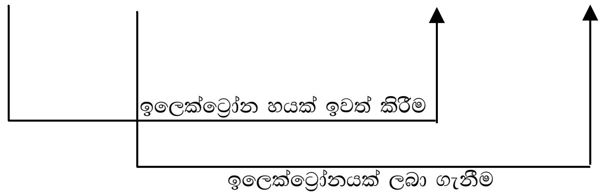
පහත දැක්වෙන S හා HNO_3 අතර ප්‍රතික්‍රියාව මීට නිදසුනකි. ඊට අදාළ සමීකරණය තුලිත කිරීම පිණිස පහත දී ඇති පියවර භාවිත වේ.

1 පියවර : රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවේ ප්‍රතික්‍රියක වල හා ඵලවල සූත්‍ර නිවැරදිව ලියන්න.

$$S(s) + HNO_3(aq) \longrightarrow H_2SO_4(aq) + NO_2(aq) + H_2O(l)$$

2 පියවර : ඔක්සිකරණයට හා ඔක්සිහරණයට භාජන වන පරමාණු මොනවා දැයි හඳුනා ගන්න. පහත දී ඇති නිදසුනේ පෙන්වා ඇති පරිදි ඔක්සිකරණ වෙනස ගණනය කරන්න.

$$\underset{0}{S(s)} + \underset{+5}{HNO_3(aq)} \longrightarrow \underset{+6}{H_2SO_4(aq)} + \underset{+4}{NO_2(aq)} + H_2O(l)$$



3 පියවර : ඔක්සිකරණ අංක වල වෙනස සමාන නොවේ නම්, පහත දැක්වෙන පරිදි, එම සංඛ්‍යා සමාන වන සේ ඒවා ගුණ කරන්න. (හුවමාරු වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන සමාන විය යුතු යි.)

$$S(s) + 6HNO_3(aq) \longrightarrow H_2SO_4(aq) + 6NO_2(aq) + H_2O(l)$$

4 පියවර : ඉතිරි පරමාණු තුලනය කරන්න.

$$S(s) + 6HNO_3(aq) \longrightarrow H_2SO_4(aq) + 6NO_2(aq) + 2H_2O(l)$$

02 ක්‍රමය - අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා ක්‍රමය

හැම රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවක දී ම එක් ප්‍රතික්‍රියකයක් ඔක්සිකරණයට ද තවත් ප්‍රතික්‍රියකයක් ඔක්සිහරණයට ද භාජන වේ. සමහර අවස්ථා වලදී ප්‍රතික්‍රියකයක එකම පරමාණුවක් ඔක්සිකරණයට මෙන්ම ඔක්සිහරණයට ද භාජනය වේ. එය ද්විධාකරණය නම් වේ. මේ ප්‍රතික්‍රියා දෙක (ඔක්සිකරණය හා ඔක්සිහරණය) අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. රෙඩොක්ස් හඳුනාගැනීම හා ප්‍රතික්‍රියාවක් තුලනය කිරීමේ පියවර පහත දැක්වේ.

රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවල සමීකරණය තුලිත කිරීමේ පියවර

A පියවර : ප්‍රතික්‍රියාව අර්ධ අයනික ප්‍රතික්‍රියා දෙකට වෙන් කරන්න.

B පියවර : අර්ධ අයනික සමීකරණ දෙක වෙන වෙන ම තුලනය කරන්න.

C පියවර : සරල තුලිත සමීකරණය හා අවසන් තුලිත රසායනික සමීකරණය ලැබෙන පරිදි අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා දෙක ඒකාබද්ධ කරන්න.

නිදසුන: ප්‍රධාන ඵල ලෙසට Cr^{3+} අයන සහ SO_4^{2-} අයන සාදමින් $H_2SO_4(aq)$ හමුවේ $K_2Cr_2O_7$ හා SO_2 අතර ප්‍රතික්‍රියාව

A පියවර: ප්‍රතික්‍රියාව අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා දෙකට වෙන් කරන්න.

$$Cr_2O_7^{2-} + SO_2 \longrightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-}$$

අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා දෙක වන්නේ

$$Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$$

$$SO_2 \longrightarrow SO_4^{2-}$$

B පියවර: අර්ධ අයනික සමීකරණ දෙක වෙන වෙන ම තුලනය කරන්න.

B පියවරෙහි ක්‍රමවේදය:

1 පියවර : ප්‍රතික්‍රියාවේ එක් එක් පැත්තෙහි එක් එක් මූලද්‍රව්‍යය සඳහා ඔක්සිකරණ අංක පවරන්න.

2 පියවර : ඔක්සිකරණයට හා ඔක්සිහරණයට පාත්‍ර වූ එක් එක් මූලද්‍රව්‍යයෙහි පරමාණු තුලිත කරන්න.

3 පියවර : පැති දෙකෙහිම ''සමස්ත'' ඔක්සිකරණ අංකය ලබා ගැනීමට ඔක්සිකරණ අංකය , එම පරමාණු සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කරන්න.

4 පියවර : අනෙක් පසට ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු කිරීමෙන් අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාවේ ඔක්සිකරණ අංකයේ වෙනස තුලනය කරන්න.

5 පියවර : ජලීය මාධ්‍යයේ සිදුවන ප්‍රතික්‍රියාවල දී ආම්ලික මාධ්‍යයේ නම් H^+ අයන ද ක්ෂාරීය මාධ්‍යයේ නම් OH^- අයන ද එකතු කිරීමෙන් ආරෝපණ තුලිත කරන්න.

6 පියවර : ජලීය මාධ්‍යයේ දී H_2O අණු එකතු කිරීමෙන් හයිඩ්‍රජන්/ ඔක්සිජන් තුලනය කරන්න.

7 පියවර : දෙපැත්තේ පරමාණු සංඛ්‍යා පරීක්ෂා කර බලන්න.

පහත දැක්වෙන පරිදි B පියවරෙහි එක් එක් අර්ධ සමීකරණය තුලනය කරන්න.

ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+} අයන බවට ඔක්සිහරණය කිරීම.

1 පියවර : ක්‍රෝමියම් වල ඔක්සිකරණ අංකය ඊට පවරන්න.

$$\underset{(+6)}{Cr_2O_7^{2-}(aq)} \longrightarrow \underset{(+3)}{Cr^{3+}(aq)}$$

2 පියවර : දෙපැත්තේ ක්‍රෝමියම් පරමාණු තුලනය කරන්න.

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq)$$

3 පියවර: දෙපැත්තේ සමස්ත ඔක්සිකරණ අංකය ලබා ගැනීමට ඔක්සිකරණ අංකය පරමාණු සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කරන්න.

$Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq)$

(+6) × 2 (+3) × 2

ඔක්සිකරණ අංක වල වෙනස හයකි.

(+12 සිට +6)

4 පියවර : ඔක්සිකරණ අංක වල වෙනස තුලනය කරනු පිණිස ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු කරන්න.

$6e + Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq)$

දෙපැත්තේ ම මුළු ආරෝපණය ගණනය කරන්න.

$6e + Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq)$

මුළු ආරෝපණය මුළු ආරෝපණය

-8 +6

5 පියවර : ආරෝපණ තුලනය කිරීම සඳහා H^+ අයන එකතු කරන්න.

$14H^+(aq) + 6e + Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq)$

6 පියවර : H තුලනය කිරීම සඳහා H_2O එකතු කරන්න.

$14H^+(aq) + 6e + Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(aq)$

7 පියවර : දෙපැත්තේ පරමාණු තුලනය වී ඇත්දැයි පරීක්ෂා කර බලන්න.

$14H^+(aq) + 6e + Cr_2O_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(aq)$

ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී SO_2, SO_4^{2-} අයන බවට ඔක්සිකරණය වීම.

1, 2 හා 3 පියවර :

$SO_2(g) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq)$

(+4) (+6)

ඔක්සිකරණ අංක වල වෙනස +2

4 පියවර : ඔක්සිකරණ අංකය තුලනය කරනු පිණිස ඉලෙක්ට්‍රෝන එකතු කරන්න.

$SO_2(g) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2e$

5 පියවර : දෙපැත්තෙහිම මුළු ආරෝපණය ගණනය කරන්න.

$SO_2(g) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2e$

මුළු ආරෝපණය මුළු ආරෝපණය

ශුන්‍යයි -4

අනතුරුව ආරෝපණ තුලනය කිරීම සඳහා H^+ අයන එකතු කරන්න.

$SO_2(g) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2e + 4H^+(aq)$

6, 7 පියවර : H තුලනය කිරීම සඳහා H_2O අණු එකතු කරන්න.

$2H_2O(aq) + SO_2(g) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2e + 4H^+(aq)$

C පියවර : සරල තුලිත සමීකරණය හා අවසන් තුලිත රසායනික සමීකරණය ලැබෙන පරිදි අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා දෙක ඒකාබද්ධ කරන්න.

දෙපස ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යා තුලනය කිරීම පිණිස ඔක්සිකරණ අර්ධ සමීකරණය 3න් ගුණ කරන්න.

සංයෝජිත සමීකරණය මෙසේ ය.

$14H^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3SO_2(g) + 6H_2O(aq) + 6e \longrightarrow$
$2Cr^{3+}(aq) + 3SO_4^{2-}(aq) + 12H^+(aq) + 7H_2O(aq) + 6e$

සරල බවට පත් කල විට ලැබෙන සමීකරණය (තුලිත අයනික සමීකරණය) වන්නේ,

$2H^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3SO_2(g) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3SO_4^{2-}(aq) + H_2O(aq)$

අදාල තුලිත සමීකරණය වන්නේ,

$H_2SO_4(aq) + K_2Cr_2O_7(aq) + 3SO_2(g) \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3(aq) + K_2SO_4(aq) + H_2O(aq)$

තුලිත සමීකරණවලින් ලබා ගත හැකි තොරතුරු

- ප්‍රතික්‍රියාවක දී එකිනෙක සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරන ප්‍රතික්‍රියක මවුල ප්‍රමාණය
- සෑදෙන ඵල මවුල ප්‍රමාණය
- රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවකට සම්බන්ධ වන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව

මේ අනුව $H_2SO_4(aq)$ හමුවේ $K_2Cr_2O_7(aq)$ හා SO_2 (aq) අතර සිදුවන ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද ප්‍රතික්‍රියාවේ දී,

1) $K_2Cr_2O_7$ අයනික සංයෝගයකි. $Cr_2O_7^{2-}$ අයනයක්, SO_2 අණු තුනක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි.
2) $K_2Cr_2O_7$ මවුලයක්, SO_2 මවුල 3ක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී $Cr_2(SO_4)_3$ මවුල 1ක්, K_2SO_4 මවුල 1ක් හා H_2O මවුල 1ක් නිපදවයි.

අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා ක්‍රමය භාවිතයෙන් සමීකරණ තුලනය සඳහා තවත් නිදසුන් දෙකක් පහත දැක්වේ.

නිදසුන 3.6

$Fe^{2+}(aq)$ හා $NO_3^-(aq)$ අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා වන පහත දැක්වෙන රෙඩොක්ස් අයනික සමීකරණය තුලනය කරන්න.

භාස්මික තත්ත්ව යටතේ දී,

$Fe^{2+}(aq) + NO_3^-(aq) \longrightarrow Fe^{3+}(aq) + NO(g)$

පිළිතුර:

අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා තුලිත කිරීම

ඔක්සිකරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව $Fe^{2+}(aq) \longrightarrow Fe^{3+}(aq) + e$ ---(1)

ඔක්සිහරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව $NO_3^-(aq) + 2H_2O(l) + 3e \longrightarrow NO(g) + 4OH^-(aq)$ ---(2)

(1) ඔක්සිකරණ අර්ධ සමීකරණය 3න් ගුණ කරන්න.

$3[Fe^{2+}(aq) \longrightarrow Fe^{3+}(aq) + e]$

$3Fe^{2+}(aq) \longrightarrow 3Fe^{3+}(aq) + 3e$ ----- (3)

(2) , (3) අර්ධ සමීකරණ සංයෝජනය කරන්න.

$3Fe^{2+}(aq) + NO_3^-(aq) + 2H_2O(l)\ ) + 3e \longrightarrow 3Fe^{3+}(aq) + NO(g) + 4OH^-(aq) + 3e$

ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් කරන්න.

$3Fe^{2+}(aq) + NO_3^-(aq) + 2H_2O(l) \longrightarrow 3Fe^{3+}(aq) + NO(g) + 4OH^-(aq)$

නිදසුන 3.7

$MnO_4^-(aq)$ හා Fe අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා වන පහත දැක්වෙන රෙඩොක්ස් අයනික සමීකරණය තුලනය කරන්න.

භාස්මික තත්ත්ව යටතේ දී,

$MnO_4^- + Fe \longrightarrow MnO_2 + Fe^{2+}$

පිළිතුර :

අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා තුලිත කිරීම

ඔක්සිකරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව : $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e$ ------ (1)

ඔක්සිහරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව: $2H_2O + 3e + MnO_4^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$ ----- (2)

ඔක්සිකරණ අර්ධ සමීකරණය (1) 3න් ගුණ කරන්න. ඔක්සිහරණ අර්ධ සමීකරණ(2) 2න් ගුණ කරන්න. ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත්වන පරිදි අර්ධ ප්‍රතික්‍රියා දෙක සංයෝජනය කරන්න.

$3Fe + 2MnO_4^- + 4H_2O \longrightarrow 3Fe^{2+} + 2MnO_2 + 8OH^-$

සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියකය/ ප්‍රතිකාරකය

ප්‍රතික්‍රියාවක දී සම්පූර්ණයෙන් වැය කෙරෙන ප්‍රතික්‍රියකයට සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියකය යැයි කියනු ලැබේ. අනෙකුත් ප්‍රතික්‍රියක වැඩිපුර පවතින ප්‍රතික්‍රියක නම් වේ. දෙන ලද ප්‍රතික්‍රියාවකින් නිපදෙන ඵල ප්‍රමාණය ගණනය කිරීම සඳහා සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියක සංකල්පය භාවිතයට ගන්නා ආකාරය පහත දක්වෙන නිදසුනෙන් පැහැදිලි කෙරේ.

නිදසුන: N_2 මවුල 3කින් හා H_2 මවුල 6 කින් කොපමණ ඇමෝනියා මවුල ප්‍රමාණයක් නිපදවා ගත හැකි ද?

තුලිත සමීකරණය;

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

N_2 මවුල 3ක් සම්පූර්ණයෙන් ම වැය කිරීම සඳහා අවශ්‍ය H_2 මවුල ප්‍රමාණය
= N_2 මවුල ප්‍රමාණය $N_2 \times 3 = 9$ mol
එම නිසා අවශ්‍ය H_2 මවුල ප්‍රමාණය > තිබෙන H_2 මවුල ප්‍රමාණය
එබැවින් සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියකය වන්නේ H_2 ය.

H_2 මවුල 6ක් සම්පූර්ණයෙන් භාවිතයට ගැනීම සඳහා තිබිය යුතු N_2 මවුල ප්‍රමාණය
= H_2 මවුල ප්‍රමාණය $\times 1/3 = 2$ mol
එම නිසා අවශ්‍ය N_2 මවුල ප්‍රමාණය < තිබෙන N_2 මවුල ප්‍රමාණය
එම නිසා වැඩිපුර ප්‍රතික්‍රියකය වන්නේ N_2 ය. සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියකය (H_2) පදනම් කර ගනිමින් සෑදුනු ඵලයේ (NH_3) ප්‍රමාණය ගණනය කළ හැකි ය.

= H_2 මවුල ප්‍රමාණය $\times 2/3 = 6$ mol $\times 2/3 = 4$ mol NH_3

3.6.3 සරල න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා තුලනය

විකිරණශීලී නියුක්ලයිඩ, න්‍යෂ්ටික අංශු/ ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීමෙන් හෝ ගැමා (γ) විකිරණ ලෙස ශක්තිය නිපදවීමෙන් හෝ විකිරණශීලී ක්‍ෂය වීමට භාජන වේ. එසේ පිට වන විකිරණවල සාමාන්‍ය ලක්‍ෂණ 3.7 වගුවේ දක්වා ඇත.

3.7 **වගුව** α, β හා γ විකිරණවල ලක්‍ෂණ

නම	සංකේතය	ආරෝපණය	ස්කන්ධය
ඇල්ෆා	${}^{4}_{2}He^{2+}$, ${}^{4}_{2}\alpha$	+2	හීලියම් පරමාණුවක ස්කන්ධයට සමාන ය.
බීටා	${}^{0}_{-1}e$, ${}^{0}_{-1}\beta$	-1	ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ස්කන්ධයට සමාන ය.
ගැමා	${}^{0}_{0}\gamma$, γ	0	ස්කන්ධයක් නැත.

එක් මූලද්‍රව්‍යයක විකිරණශීලී සමස්ථානිකයක්, එම මූලද්‍රව්‍යයේ ම හෝ වෙනත් මූලද්‍රව්‍යයක සමස්ථානිකයක් බවට ස්වයංසිද්ධ ව පරිවර්තනය වීම විකිරණශීලිතාව යනුවෙන් හැඳින්වේ. එබඳු විපර්යාසවලට න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා හෙවත් තත්ත්වාන්තරණ (Trasmutation) යැයි කියනු ලැබේ. උදාහරණයක් ලෙස ${}^{226}_{88}Ra$ විකිරණශීලී ක්ෂයවීමට භාජන වී ${}^{222}_{86}Rn$ සෑදීම පහත දක්වෙන පරිදි ලියා දක්විය හැකි ය.

$$\underset{\text{මාතෘ න්‍යෂ්ටිය}}{{}^{226}_{88}Ra} \longrightarrow \underset{\text{දුහිතෘ න්‍යෂ්ටිය}}{{}^{222}_{86}Rn} + {}^{4}_{2}He$$

න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා තුලනය කිරීමේ නීති

1. නීතිය : ප්‍රතික්‍රියා කරන න්‍යෂ්ටිවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකවල ඓක්‍යය, නිපදෙන න්‍යෂ්ටිවල ස්කන්ධ ක්‍රමාංකවල ඓක්‍යයට සමාන විය යුතු ය.
2. නීතිය : ප්‍රතික්‍රියා කරන න්‍යෂ්ටිවල පරමාණුක ක්‍රමාංකවල ඓක්‍යය, නිපදෙන න්‍යෂ්ටිවල පරමාණුක ක්‍රමාංකවල ඓක්‍යයට සමාන විය යුතු ය.

මේ නීති වල භාවිතය පහත දී ඇති උදාහරණ දෙකෙන් පැහැදිලි කෙරේ.

නිදසුන 1:

$^{226}_{88}Ra$	$\longrightarrow$	$^{4}_{2}He$	+	$^{222}_{86}Rn$
මාතෘ න්‍යෂ්ටිය (රේඩියම් 226)		ඇල්ෆා අංශුව		දුහිතෘන්‍යෂ්ටිය (රේඩොන් 222)
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය : 226	$\longrightarrow$	4	+	222
පරමාණුක ක්‍රමාංකය: 88	$\longrightarrow$	2	+	86

නිදසුන 2:

$^{7}_{4}Be$	+	$^{0}_{-1}e$	$\longrightarrow$	$^{7}_{3}Li$
මාතෘ න්‍යෂ්ටිය (බෙරිලියම් 7)		බීටා අංශුව		දුහිතෘන්‍යෂ්ටිය (ලිතියම් 7)
ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය : 7	+	0	$\longrightarrow$	7
පරමාණුක ක්‍රමාංකය: 4	+	-1	$\longrightarrow$	3

ඇතැම් න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියාවලට ප්‍රෝටෝන ($^{1}_{1}p$) හා නියුට්‍රෝන ($^{1}_{0}n$) ද සහභාගි වේ.

3.7 ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීම

ද්‍රාව්‍යයක්, ද්‍රාවකයක ද්‍රවණය කර සාදන සමජාතීය මිශ්‍රණයක් ද්‍රාවණයක් යනුවෙන් හඳුන්වනු ලැබේ.

හරියටම දන්නා සාන්ද්‍රණයකින් යුත් ද්‍රාවණ **ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණ** යනුවෙන් හැඳින්වේ. මෙම සම්මත ද්‍රාවණ ප්‍රාථමික සම්මත මගින් ප්‍රාමාණිකරණය කරනු ලැබේ. මේ ප්‍රාමාණික (සම්මත) ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීම සඳහා අතිශයින්ම සංශුද්ධ, ස්ථායී, සජලනය නොවූ, ඉහල අණුක ස්කන්ධයක් හා ඉහල ජල ද්‍රාව්‍යතාවයක් ඇති ද්‍රව්‍ය භාවිත කලේ නම්, ප්‍රාථමික සම්මත ද්‍රාවණ ලෙස හැඳින්වේ.

එවැනි සංයෝග කිහිපයකට උදාහරණ කිහිපයක් වන්නේ නිර්ජලීය Na_2CO_3, $K_2Cr_2O_7$ සහ KIO_3. ප්‍රාථමික සම්මත ද්‍රාවණයක් යොදාගෙන ප්‍රාමාණිකරණය කරන ලද ද්‍රාවණයක් ද ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණයක් ලෙස භාවිතා කල හැකි ය. මේවා ද්විතියික සම්මත ද්‍රාවණ නම් වේ. මේ ද්‍රාවණ විද්‍යාගාරවල විශේෂිත විශ්ලේෂණ සඳහා යොදා ගනු ලැබේ.

පහත දැක්වෙන ක්‍රම උපයෝගී කර ගනිමින් දන්නා සාන්ද්‍රණයකින් යුත් ද්‍රාවණ පිළියෙල කර ගත හැකි ය. ආදර්ශ ලෙස ගත හැකි ක්‍රම පහත දී ඇත.

(1) සංශුද්ධ සංයෝගයක, පරෙස්සමෙන් මිනුම් කරන ලද ස්කන්ධයක් හෝ පරිමාවක් සුදුසු ද්‍රාවකයක ද්‍රවණය කිරීම

(2) ස්ටොක් ද්‍රාවණය (Stock Solution) තනුකකරණය කිරීම

ඉහත සඳහන් ක්‍රම දෙක භාවිත කරමින් ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීමේ විවිධ ආකාර

1. 1 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණයකින් 500.00 cm^3 ක් පිළියෙල කිරීම

(a) අවශ්‍ය Na_2CO_3 මවුල ප්‍රමාණය හා ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

(b) අවශ්‍ය Na_2CO_3 තුලාවක් භාවිතයෙන් ප්‍රමාණය නිවැරදි ව කිරා ගන්න.

(c) කිරා ගත් Na_2CO_3 ප්‍රමාණය 500.00 cm^{3}පරිමාමිතික ප්ලාස්කුවකට දමා ආසුැත ජලයේ හොඳින් ද්‍රවණය කරන්න. (අවම ජල ප්‍රමාණයක් භාවිත කරමින්, ද්‍රාව්‍යය සම්පූර්ණයෙන් දිය කළ යුතුයි.)

(d) 500.00 cm^{3}ලකුණ දක්වා ආසුැත ජලයෙන් තනුකරණය කර, සමජාතීය ද්‍රාවණයක් සෑදෙන පරිදි හොඳින් මිශ්‍ර කරන්න.

2. ඝනත්වය 1.17 g ml^{-3} (1.17 g cm^{-3}) වූ සාන්ද්‍ර HCl ද්‍රාවණයකින් (36% w/w) 1mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 ක් පිළියෙල කිරීම

(a) පළමුව පහත දක්වා ඇති ආකාරයට සාන්ද්‍ර HClහි සාන්ද්‍රණය ගණනය කිරීම.

හයිඩ්රොක්ලෝරික් අම්ල ද්‍රාවණයේ 1dm^3 ක ඇති HCl ස්කන්ධය $=1.17\ g\ dm^{-3} \times 1000\ cm^3 \times 36\%$

$= 421.2\ g$

හයිඩ්රොක්ලෝරික් අම්ල ද්‍රාවණයේ 1dm^3 ක ඇති HCl මවුල ප්‍රමාණය $= 421.2\ g \div 36.5\ g\ mol^{-1}$

හයිඩ්රොක්ලෝරික් අම්ල ද්‍රාවණයේ සාන්ද්‍රණය = 11.5 mol dm^{-3}

(b) අභිමත ද්‍රාවණය පිළියෙල කිරීම සඳහා අවශ්‍ය මවුල සංඛ්‍යාව ගණනය කිරීම.

1 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 ක අඩංගු HCl මවුල ප්‍රමාණය $= (1\ mol\ dm^{-3} \times 250) \div 1000\ cm^3$

$= 0.25\ mol$

සාන්ද්‍ර ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව V cm^{3}නම්,

V පරිමාව ගණනය කිරීම :

$0.25\ mol = (11.5\ mol \times V) \div 1000\ cm^3$

$V = 21.7\ cm^3$

(c) ද්‍රාවණය පිළියෙල කිරීම.

සාන්ද්‍ර HCl ද්‍රාවණයෙන් නිවැරදි ව මැනගත් 21.7 cm^{3}ක පරිමාවක් 250 cm^3 දක්වා තනුක කිරීමෙන් 1 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^{3}ක් පිළියෙල කර ගත හැකි වේ.

3. 1.0 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ස්ටොක් ද්‍රාවණයක් භාවිතා කර 0.2 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණ 100.00 cm^3ක් පිළියෙල කිරීම

(a) 0.2 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණ 100.00 cm^3 ඇති Na_2CO_3 මවුල ප්‍රමාණය ගණනය කරන්න.

(b) 0.2 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණ 100.00 cm^3 ඇති මවුල ප්‍රමාණය අඩංගු 1 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණයක පරිමාව ගණනය කරන්න.

(c) ගණනය කරන ලද පරිමාව 1.0 mol dm^{-3} Na_2CO_3 ද්‍රාවණයෙන් නිවැරදි ව මැන 100.00 cm^3 පරිමාමිතික ප්ලාස්කුවකට දමන්න.

(d) ද්‍රාවණ 100.00 cm^3ලකුණ දක්වා ආස්‍රැත ජලයෙන් තනුකරණය කරන්න.

4. 6 mol dm^{-3} HCl ස්ටොක් ද්‍රාවණයකින් 1 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 ක් පිළියෙල කර ගැනීම.

6 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව V නම්,

V පරිමාව ගණනය කිරීම :

0.25 mol = (6 mol × V)/ 1000 cm^3

V = 41.6 cm^3

1 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 පිළියෙල කිරීම සඳහා 6 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් නිවරුදි ව මැන ගත් 41.6 cm^3 ක පරිමාවක් පරිමාමිතික ප්ලාස්කුවකට දමා 250.00 cm^3 දක්වා තනුකරණය කළ යුතු ය.

5. හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ල ස්ටොක් ද්‍රාවණ දෙකක් (3 mol dm^{-3} HCl හා 0.5 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ) මිශ්‍ර කිරීමෙන් 1 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 පිළියෙල කිරීම.

3 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව V cm^3නම්,

0.5 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව (250.00-V) cm^3 වේ.

සාදනු ලබන ද්‍රාවණය සඳහා අවශ්‍ය HCl මවුල සංඛ්‍යාව 0.25 mol වේ.

V පරිමාව ගණනය කිරීම :

[(V × 3 mol dm^{-3}/1000) + (250.00-V)] × 0.5 mol dm^{-3} /1000) = 0.25 mol

V = 50 cm^3

3 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව = 50.00 cm^3

0.5 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණයෙන් අවශ්‍ය පරිමාව = (250.00-50.00) cm^3

1 mol dm^{-3} ද්‍රාවණ 250.00 cm^3 ක් පිළියෙල කිරීම සඳහා 3 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 50 cm^3 ක් හා 0.5 mol dm^{-3} HCl ද්‍රාවණ 200 cm^3ක් මිශ්‍ර කර මුළු ද්‍රාවණ පරිමා 250.00 cm^3 තෙක් තනුකරණය කළ යුතු ය.

3.8 රසායනික ප්‍රතික්‍රියා පදනම් වූ ගණනය කිරීම්

ඥාත සාන්ද්‍රණයකින් යුත් ද්‍රාවණයක් භාවිත කරමින් අඥාත ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයක් අඩංගු ජලීය ද්‍රාවණයක සාන්ද්‍රණය නිර්ණය කිරීම සඳහා රසායනික සමීකරණ ප්‍රතික්‍රියා භාවිතයට ගත හැකි ය. ඥාත සාන්ද්‍රණයෙන් යුත් ද්‍රාවණය **(ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණය)** දන්නා ස්ටොයිකියොමිතියකට අනුව අඥාත සාන්ද්‍රණයෙන් යුත් ද්‍රාවණයක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. අඥාත ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයක්

අඩංගු ද්‍රාවණය **ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණයක්** සමග සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරන අවස්ථාවේ දී ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණයේ සාන්ද්‍රණය හා ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්ටොයිකියෝමිතිය උපයෝගී කර ගනිමින් අඥාත සාන්ද්‍රණය ගණනය කළ හැකි ය.

1 නිදසුන : අම්ල - භෂ්ම ප්‍රතික්‍රියාවක්

$0.1\ mol\ dm^{-3}$ ප්‍රාමාණික HNO_3 අම්ල ද්‍රාවණයක් හා ප්‍රතික්‍රියා කරවන ලද $Ba(OH)_2$ ද්‍රාවණයක සාන්ද්‍රණය ගණනය කරන්න. $Ba(OH)_2$ ද්‍රාවණයේ $25.00\ cm^3$ක් සමග සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමට අවශ්‍ය වූ $0.1\ mol\ dm^{-3}$ HNO_3 ද්‍රාවණ පරිමාව $34.00\ cm^3$ කි.

බේරියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් හා නයිට්‍රික් අම්ලය අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා තුලිත සමීකරණය මෙසේ ය.

$$2\,HNO_3\,(aq) + Ba(OH)_2\,(aq) \longrightarrow Ba(NO_3)_2\,(aq) + 2\,H_2O\,(l)$$

තුලිත සමීකරණයට අනුව HNO_3 මවුල දෙකක් $Ba(OH)_2$ මවුල එකක් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. එබැවින් $HNO_3 : Ba(OH)_2$ ස්ටොයිකියෝමිතිය 2:1 වේ.

වැය වූ HNO_3 මවුල ප්‍රමාණය ගණනය කිරීම

වැය වූ HNO_3 මවුල ප්‍රමාණය $= 0.1\ mol \times \dfrac{34.00\ cm^3}{1000\ cm^3} = 0.0034\ mol$

වැය වූ HNO_3 මවුල ප්‍රමාණය $= 25.00\ cm^3$ හි වූ $Ba(OH)_2$ මවුල ප්‍රමාණය $\times 2$

$0.0034\ mol$ $=$ $Ba(OH)_2$ ද්‍රාවණයේ සාන්ද්‍රණය $\times \dfrac{25.00\ dm^3}{1000} \times 2$

$Ba(OH)_2$ ද්‍රාවණයේ සාන්ද්‍රණය $= 0.068\ mol\ dm^{-3}$

2 නිදසුන: රිඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවක්

$0.25\ mol\ dm^{-3}$ $Fe(NO_3)_2$ ද්‍රාවණයකින් $27.00\ cm^3$ සමග සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීම සඳහා අවශ්‍ය $0.6\ mol\ dm^{-3}$ $KMnO_4$ ද්‍රාවණයක පරිමාව ගණනය කරන්න.

MnO_4^- හා Fe^{2+} අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා තුලිත සමීකරණය මෙසේ ය.

$$MnO_4^-(aq) + 5\,Fe^{2+}(aq) + 8H^+(aq) \longrightarrow 5\,Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$$

MnO_4^- හා Fe^{2+} අතර ස්ටොයිකියොමිතිය 1 : 5

වැය වූ Fe^{2+} මවුල ප්‍රමාණය $= 0.25\ mol \times 27.00\ cm^3 / 1000\ cm^3$

$= 6.75 \times 10^{-3}\ mol$

අවශ්‍ය MnO_4^- මවුල ප්‍රමාණය $= 6.75 \times 10^{-3}\ mol / 5$

$KMnO_4$ ද්‍රාවණයේ අවශ්‍ය පරිමාව v නම්

$$6.75 \times 10^{-3}\ mol / 5 = 0.6\ mol\ dm^{-3} \times v$$

$$v = 0.00225\ dm^3$$

$$v = 2.25\ cm^3$$

3 නිදසුන : ස්කන්ධමිතික ක්‍රමය

0.1 mol dm^{-3} $Ba(OH)_2$ **ද්‍රාවණයක්,** 0.2 mol dm^{-3} H_2SO_4 අම්ල **ද්‍රාවණයක** 30.00 cm^3 ක් සමඟ සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී අවක්ෂේප වන $BaSO_4$ ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

අදාල තුලිත රසායනික සමීකරණය මෙසේ ය.

$$H_2SO_4(aq) + Ba(OH)_2(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2H_2O(l)$$

තුලිත සමීකරණය පදනම් කර ගනිමින් සෑදුණු $BaSO_4(s)$ ස්කන්ධය ගණනය කිරීම

වැය වූ H_2SO_4 ප්‍රමාණය = $0.2 \text{ mol dm}^{-3} \times \dfrac{30.00 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.006 \text{ mol}$

අවක්ෂේප වූ $BaSO_4$ ප්‍රමාණය = 0.006 mol

$BaSO_4$ හි මවුලික ස්කන්ධය = 233 g mol^{-1}

අවක්ෂේප වූ $BaSO_4$ ස්කන්ධය = $0.006 \text{ mol} \times 233 \text{ g mol}^{-1} = 1.4 \text{ g}$

විසඳූ ගැටලු

ප්‍රශ්න 1:

පස් නියැදියක ප්‍රධාන සංයෝගය ලෙස හිමටයිට් (අයන්(III) ඔක්සයිඩ්) අඩංගු වේ.

(a) අයන්(III) ඔක්සයිඩ්වල ඇති යකඩ වල හා ඔක්සිජන්වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශත කවරේ ද?

(b) Fe_2O_3 කිලෝග්‍රෑමයකින් නිස්සාරණය කර ගත හැකි යකඩවල ස්කන්ධය කොපමණ ද?

(c) යකඩ කිලෝග්‍රෑමයක් නිස්සාරණය කර ගැනීමට අවශ්‍ය හීමටයිට් 66.4% Fe_2O_3 නිධියෙහි ස්කන්ධය කොපමණ ද?

විසඳුම

(a) යකඩවල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය

$$\frac{\text{Fe මවුල 2ක ස්කන්ධය}}{\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ මවුලයක ස්කන්ධය}} \times 100 = \frac{112\ g}{160\ g} \times 100 = 70\%$$

ඔක්සිජන්වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය

ස්කන්ධ % O = 100% - ස්කන්ධ % Fe = 100% - 70 % = 30%

(b) Fe_2O_3 1 kg කින් නිස්සාරණය කරගත හැකි යකඩ ස්කන්ධය

Fe_2O_3 ස්කන්ධය $= 1.0 \times 10^3 g$

Fe_2O_3 වල යකඩ ප්‍රතිශතය $= 70\%$

Fe ස්කන්ධය $= 1.0 \times 10^3 g \times \frac{70\ g}{100\ g}$

$= 700\ g$

(c) අවශ්‍ය හීමටයිට් ස්කන්ධය

Fe_2O_3 ස්කන්ධය $= 1\ kg \times \frac{100\ g}{66.4\ g}$

අවශ්‍ය හීමටයිට් නිධියෙහි ස්කන්ධය $= 1kg \times \frac{100\ g}{66.4\ g} \times \frac{100\ g}{70\ g}$

$= 2.151\ kg$

ප්‍රශ්න 2:

ශිෂ්‍යයෙක් සෝඩියම් අයන 4.00 mg (NaCl ආකාරයෙන්), ග්ලූකෝස් ($C_6H_{12}O_6$) 4.00 gක් හා ජලය 96 gක් මිශ්‍ර කර ද්‍රාවණයක් පිළියෙල කරයි.

(a) මේ ද්‍රාවණයේ ග්ලූකෝස්වල මවුලීයතාව කොපමණ ද?

(b) මේ ද්‍රාවණයේ අඩංගු Na^+ අයන වල සංයුතිය ppmවලින් කොපමණ ද?

විසඳුම

(a) මවුලීයතාව $= \frac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය (kg)}}$

ග්ලූකෝස් මවුල ප්‍රමාණය $= \frac{4.0\ g}{180\ g\ mol^{-1}} = 0.022\ mol$

ද්‍රාවකයේ (ජලයේ) ස්කන්ධය = 0.096 kg

මවුලීයතාවය $= \frac{0.022 \text{ mol}}{0.096 \text{ kg}} = 0.23 \text{ mol kg}^{-1}$

(b) ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය = 0.004 g + 4.00 g + 96 g = 100.004 g

ppm of $Na^+ = \frac{Na^+ \text{ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණ ස්කන්ධය}} \times 10^6$

$= \frac{0.004 \text{ g}}{100.004 \text{ g}} \times 10^6 = 39.99 \text{ ppm}$

ප්‍රශ්න 3:

NaCl හා KCl මිශ්‍රණයක ස්කන්ධය 5.48 g වේ. මෙම සාම්පලය ජලයේ දිය කර එයට වැඩිපුර සිල්වර් නයිට්‍රේට් ($AgNO_3$) එකතු කරන ලදී. ලැබුණු AgCl අවක්ෂේපයේ ස්කන්ධය 12.70 g වේ. මිශ්‍රණයේ NaClහි ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය කොපමණ ද?

$AgNO_3(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NO_3^-(aq)$

විසඳුම:

AgCl මවුල ප්‍රමාණය $= \frac{12.70 \text{ g}}{143.32 \text{ g mol}^{-1}} = 0.088 \text{ mol}$

AgCl මවුල ප්‍රමාණය + KCl මවුල ප්‍රමාණය = 0.0886 mol

$0.088 \text{ mol} = \frac{\text{NaClවල ස්කන්ධය}}{58.5\text{g mol}^{-1}} + \frac{\text{KClවල ස්කන්ධය}}{74.5 \text{ g mol}^{-1}}$

NaClවල ස්කන්ධය + KClවල ස්කන්ධය = 5.48 g

NaCl වල ස්කන්ධය x යැයි උපකල්පනය කරමු.

KCl වල ස්කන්ධය = $(5.48 \text{ g} - x)$

මුලු Cl^- අයන මවුල යොදා ගනිමින් x ගණනය කිරීම

$$0.088 \text{ mol} = \frac{x}{58.44 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{(5.48 \text{ g} - x)}{75.55 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$x = 4.06 \text{ g}$$

NaCl වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය $= \frac{4.06 \text{ g}}{5.48 \text{ g}} \times 100 = 74.01\%$

3.8 වගුව සමීකරණවල සාරාංශය

සමීකරණ	ඒකක
A හි ස්කන්ධ භාගය (w/w) = $\dfrac{\text{A හි ස්කන්ධය}}{\text{මිශ්‍රණයේ ද්‍රව්‍යවල මුළු ස්කන්ධය}}$	-
A හි පරිමා භාගය (v/v) = $\dfrac{\text{A හි පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ මුළු පරිමාව}}$	-
A හි මවුල භාගය(X_A) = $\dfrac{\text{A හි මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{මිශ්‍රණයේ මුළු මවුල ප්‍රමාණය}} = \dfrac{n_A}{n_A+n_B+n_C+\ldots}$	-
X මූලද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධ % = $\dfrac{\text{සූත්‍රයේ } x \text{ මවුල ප්‍රමාණය} \times x \text{ හි මවුලික ස්කන්ධය } (\text{g mol}^{-1}) \times 100}{\text{සංයෝගයේ මවුලික ස්කන්ධය}}$	-
ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය (w/w) = $\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය ස්කන්ධය}}{\text{මිශ්‍රණයේ ස්කන්ධය}} \times 100\,\%$	-
පරිමා ප්‍රතිශතය (v/v) = $\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ පරිමාව}}{\text{මිශ්‍රණයේ පරිමාව}} \times 100\,\%$	-
දහසකට කොටස් (ppt) = $\dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^3$	-
මිලියනයට කොටස් (ppm) = $\dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^6$	-
බිලියනයට කොටස් (ppb) = $\dfrac{\text{ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^9$	-
මවුලීයතාව (m) = $\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය}}$	mol kg^{-1}
මවුලිකතාව (M) = $\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවණ පරිමාව}}$	mol dm^{-3}