අ. පො. ස. (උසස් පෙළ)

රසායන විද්‍යාව

12 ශ්‍රේණිය

සම්පත් පොත

1 ඒකකය - පරමාණුක ව්‍යුහය

2 ඒකකය - ව්‍යුහය සහ බන්ධනය

3 ඒකකය - රසායනික ගණනය

6 ඒකකය - *s*, *p* හා *d* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල රසායනය

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

රසායන විද්‍යාව

සම්පත් පොත

12 ශ්‍රේණිය

© ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

පළමු මුද්‍රණය - 2020
දෙවන මුද්‍රණය

ISBN – 978-955-654-886-0

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

ශ්‍රී ලංකාව

මුද්‍රණය : මුද්‍රණ හා ප්‍රකාශන දෙපාර්තමේන්තුව
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම
ශ්‍රී ලංකාව
www.nie.ac.lk

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්ගේ පණිවිඩය

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

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමාලා සංවර්ධන කණ්ඩායම, ජාතික විශ්වවිද්‍යාලවල විද්වතුන් සහ පාසැල් පද්ධතියේ පළපුරුදු ගුරුවරුන් මඟින් අතිරේක සම්පත් පොත් සකස් කර ඇත. 2017 දී ක්‍රියාත්මක කරන ලද අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) නව විෂය නිර්දේශයට අනුව මේ අතිරේක සම්පත් පොත් ලියා ඇති නිසා සිසුන්ට අදාළ විෂය කරුණු පිළිබඳ අවබෝධය පුළුල් කළ හැකි අතර වඩාත් ඵලදායී ඉගෙනුම් ඉගැන්වීම් ක්‍රියාකාරකම් සැලසුම් කිරීමට ගුරුවරුන්ට මේ කෘති පරිශීලනය කළ හැකි ය.

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ කාර්ය මණ්ඩලයේ සාමාජිකයන්ට සහ බාහිර විෂය ක්ෂේත්‍රයේ විද්වත් විශේෂඥයන්ට ඔබ වෙත මේ තොරතුරු ගෙන ඒම සඳහා ඔවුන්ගේ ශාස්ත්‍රීය දායකත්වය සැපයීම 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 කළ අතර, ඊට සමගාමීව ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ ක්‍රමවේදයේත්, ඇගයීම් හා තක්සේරුකරණයේත් යම් යම් වෙනස්වීම් අපේක්ෂා කරන ලදි. විෂයමාලාවේ 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 පරස්පරවිරෝධී විෂය කරුණු සඳහන් වීමත්, දේශීය විෂයමාලාවේ සීමා අභිභවා ගිය විෂය කරුණු ඒවායේ ඇතුළත් වීමත් නිසා ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට එම 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 මූලාශ්‍රවලින් අවශ්‍ය තොරතුරු ලබා ගැනීම වෙනුවට විෂයමාලාව මඟින් අපේක්ෂිත තොරතුරු ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට නිවැරදිව ලබා ගැනීමට මේ ග්‍රන්ථය උපකාරි වනු ඇත.

විෂය සම්බන්ධ විශ්වවිද්‍යාල ආචාර්යවරුන් හා ගුරුභවතුන් විසින් සම්පාදිත මේ ග්‍රන්ථය ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමාලා 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
අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

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

විෂය නායකත්වය
එම්.එස්. වික්‍රමසිංහ මිය
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 - රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කැලණිය විශ්වවිද්‍යාලය (1 වන ඒකකය)
ආචාර්ය එම්.ජී.බී. ප්‍රශාන්ත - රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය (2 වන ඒකකය)
ආචාර්ය එම්.එන්. කෞමාල් - රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය (3 වන සහ 6 වන ඒකක)

බාහිර සංස්කරණ මණ්ඩලය

ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එස්.පී. දැරණියගල - රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය
ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එම්.ඩී.පී. ද කොස්තා - රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය
ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එච්.එම්.ඩී.එම්. ප්‍රියන්ත - 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 විද්‍යාලය, කොළඹ 07
සී.ඒ.එම්. පෙරේරා මෙය - ගුරු සේවය 1, වේල්ස් කුමරි විද්‍යාලය, මොරටුව
වි.කේ.ඩබ්.ඩී. සාලිකා මාධවි 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

පිටුවැස්ම
ආර්.ආර්.කේ. පතිරණ මිය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විවිධ සහාය

ඩබ්.පී.පී. වීරවර්ධන මිය
මංගල වැලිපිටිය මයා
රංජිත් දයාවංශ මයා

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 සහසංයුජ 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 සඳහා විද්‍යුත්-සෘණතා හා ජ්‍යාමිතියේ බලපෑම

2.3.5 ද්විධ්‍රැව සූර්ණය
2.3.6 විද්‍යුත්-සෘණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක
2.4 අයනික බන්ධන/ අයනික අන්තර් ක්‍රියා 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 නීතී
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
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

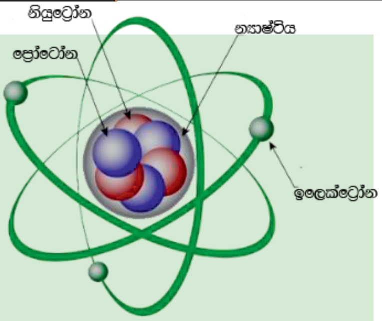
06 ඒකකය - *s, p* හා *d* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල රසායනය 125-179
s ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය
4.1 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 126
4.1.1 1 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

4.1.2 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රතික්‍රියා
4.1.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව
4.1.4 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රව්‍යතාව
4.1.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව
4.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 131
4.2.1 2 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.2.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියා
4.2.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව
4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව
4.2.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව

p ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය
4.3 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 135
4.3.1 13 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.3.2 ඇලුමිනියම්
4.4 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 137
4.4.1 14 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්
4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් ඩයොක්සයිඩ්
4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල
4.5 15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 140
4.5.1 15 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.5.2 නයිට්‍රජන්වල රසායනය
4.5.3 නයිට්‍රජන්වල ඔක්සො අම්ල
4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමෝනියම් ලවණ
4.6 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 145
4.6.1 16 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.6.2 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ
4.6.3 ඔක්සිජන්
4.6.4 සල්ෆර්
4.6.5 ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග
4.6.6 හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්
4.6.7 සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග
4.6.8 සල්ෆර්වල ඔක්සො අම්ල
4.7 17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 153
4.7.1 17 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.7.2 17 වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග
4.7.3 ක්ලෝරීන්වල ප්‍රතික්‍රියා
4.8 18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 157
4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල සරල සංයෝග
4.9 *s* සහ *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය මඟින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිත නැඹුරුතා 159
4.9.1 සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

4.9.2 ලෝහක ගුණය
4.9.3 තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ ජලය, අම්ල හා භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා
4.9.4 හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සහ හයිඩ්‍රයිඩවල අම්ල, භස්ම සහ උභයගුණී ස්වභාවය
4.9.5 තුන්වන ආවර්තය හරහා හේලයිඩවල ස්වභාවය

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය
4.10 ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය 163
4.10.1 පැවැත්ම
4.10.2 හතරවන ආවර්තයට අයත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ
4.10.3 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩ
4.10.4 සමහර තෝරා ගත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩවල රසායනය
4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග
4.10.6 සරල සංකීර්ණ අයන සහ සංයෝග නම් කිරීම
4.10.7 සංකීර්ණ සංයෝගවල වර්ණ කෙරෙහි බලපාන සාධක
4.10.8 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල වැදගත්කම
4.10.9 *d* ගොනුවේ තෝරා ගත් කැටායන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ



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 (පරීක්ෂාවලින් ලද නිරීක්ෂණ)

1.1.4 රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

1.1.5 පරමාණුක ක්‍රමාංකය, සමස්ථානික හා ස්කන්ධ ක්‍රමාංකය

1.1.6 පරමාණුක ස්කන්ධ

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
- $c = v\lambda$
- $E = hv, \lambda = \frac{h}{mV}$
- 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)
- භ්‍රමණ 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. **එම්පීඩෝක්ලීස් (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 දරූ 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 ක්‍රූක්ස්ගේ (1832-1919)** නිපැයුමක් වූ මේ උපකරණය **ක්‍රූක්ස් නළය** හෙවත් **කැතෝඩ කිරණ නළය** ලෙස හඳුන්වනු ලැබිණි.

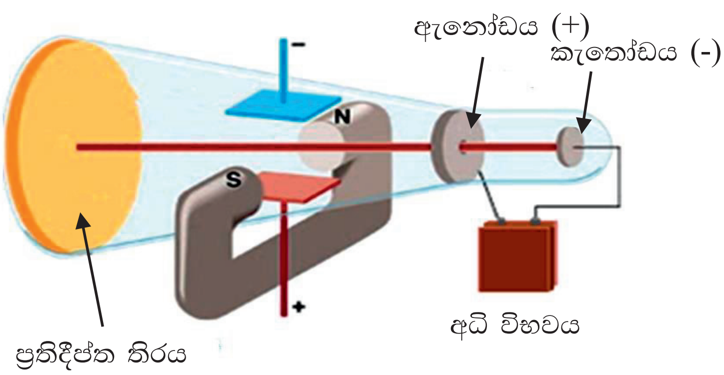
1.2 රූපය කැතෝඩ කිරණ නළය

ක්‍රූක්ස් හා සෙස්සන් විසින් කරන ලද මේ පරීක්ෂණයෙන්, ක්‍රූක්ස් නළයක ඉලෙක්ට්‍රෝඩ දෙකට ඉහළ වොල්ටීයතා ප්‍රභවයක් සන්ධි කළ විට රත් කළ සෘණ 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 සෘණ 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 තුළ 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 සෘණ 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

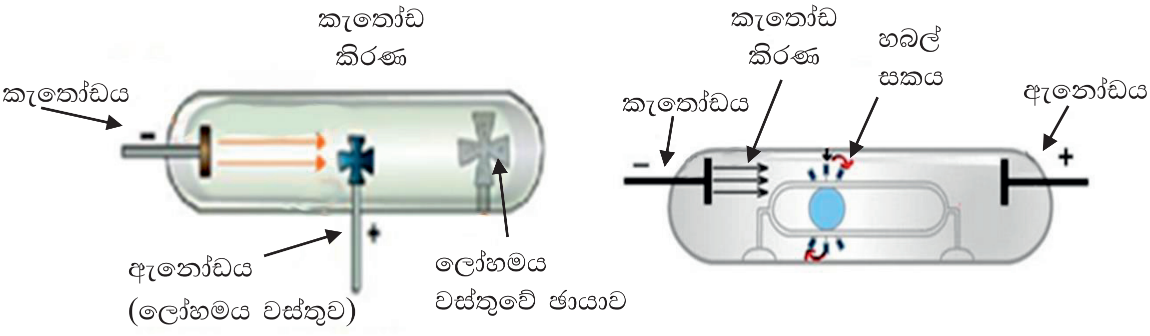
තොම්සන්ට ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණය හා ස්කන්ධය අතර අනුපාතය ගණනය කිරීමට හැකි වූ අතර, ඉන් ලද ප්‍රතිඵලය 1.76×10^8 C g^{-1} (ග්‍රෑමයට කූලෝම්) විය.



1.3 රූපය තොම්සන්ගේ කැතෝඩ කිරණ නළය

1.1.1 කැතෝඩ කිරණවල ගුණ (පරීක්ෂණාත්මක නිරීක්ෂණ)

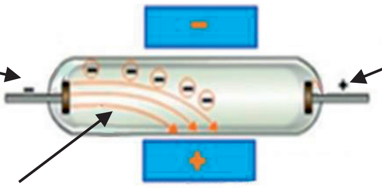
- කැතෝඩ කිරණවල පථය සරල රේඛීය වේ. විසර්ජන නළයක කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි ලෝහමය කුරුසයක් වැනි පාරාන්ධ වස්තුවක් තැබූ විට, කැතෝඩයට ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයෙහි ඒ කුරුසයේ ඡායාවක් ඇති වේ. මෙසේ සෙවණැලි ඇති වීමෙන් තහවුරු වන්නේ කැතෝඩ කිරණ සරල රේඛීය මාර්ගවල ගමන් කරන බවයි.



1.4 රූපය කැතෝඩ කිරණවල ගුණ

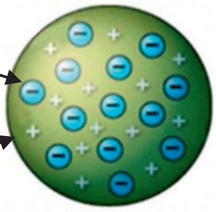
- කැතෝඩ කිරණ යනු ස්කන්ධයක් හා චාලක ශක්තියක් සහිත අංශු කදම්බයකි. විසර්ජන නළයක් තුළ කැතෝඩ කිරණවල පථයෙහි සැහැල්ලු හබල් සකයක් තැබූ විට එහි තල කරකැවේ.
  මෙය ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට (කැතෝඩ කිරණ) ගම්‍යතාවක් ඇති බව දක්වන නිරීක්ෂණයක් ලෙස සැලකේ (කෙසේ වෙතත් නළය තුළ උෂ්ණත්වය ඉහළ යෑම ද තලවල භ්‍රමණයට හේතුවන නිසා මේ නිගමනය ගැන සැකයක් ද පවතී).

- කැතෝඩ කිරණ සෘණ 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 සෘණ ආරෝපිත අංශුවක් උත්ක්‍රමණය වන දිශාවම වේ. එබැවින් කැතෝඩ කිරණ සෘණ ආරෝපිත බව තවදුරටත් තහවුරු වේ.



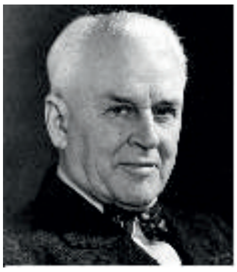
1.5 රූපය බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර සමග කැතෝඩ කිරණවල අන්තර් ක්‍රියා

- 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 ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයත් තොම්සන් විසින් සොයා ගන්නා ලද ආරෝපණය/ ස්කන්ධය අනුපාතයත් සම්බන්ධ කර ගනිමින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය ගණනය කළ හැකිවිය.



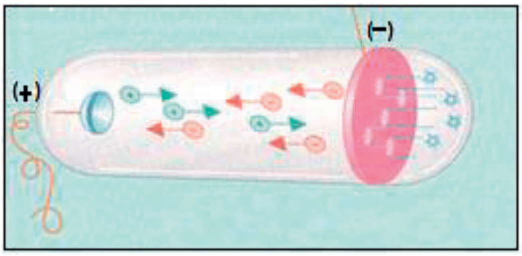
ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ස්කන්ධය $= \dfrac{1.602 \times 10^{-19}\,\text{C}}{1.76 \times 10^{8}\,\text{C/g}} = 9.10 \times 10^{-28}\,\text{g}$

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 නොනඟින 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.

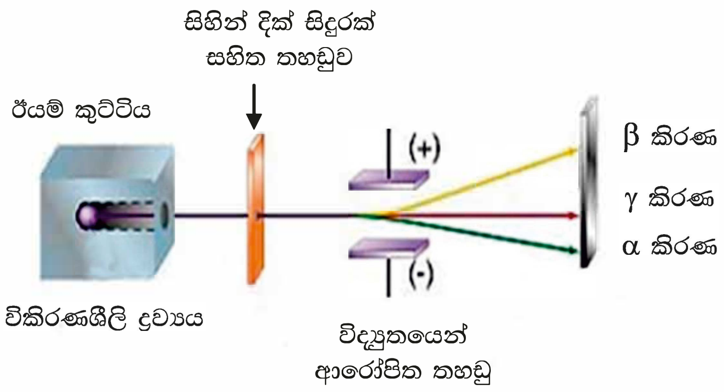
මේ 'කිරණ' චුම්බක ක්ෂේත්‍රයක දී කෙසේ උත්ක්‍රම වේ දැයි සෙවීම සඳහා 1907 දී කරන ලද අධ්‍යයනයකින් අනාවරණය වූයේ ඒවා නිර්මිත වී ඇති අංශු ස්කන්ධයෙන් එකිනෙකට වෙනස් බවයි. මේ අතරින් සැහැල්ලුතම අංශු සෑදෙන්නේ නළය තුළ හයිඩ්‍රජන් වායුව යම් තරමක් හෝ අන්තර්ගතව තිබෙන විට ය. ඒ අංශුවල ස්කන්ධය ඉලෙක්ට්‍රෝනයක ස්කන්ධය මෙන් 1840

ගුණයක් පමණ වේ. වෙනත් ධන අංශු, සැහැල්ලුම ධන අංශුවේ 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)

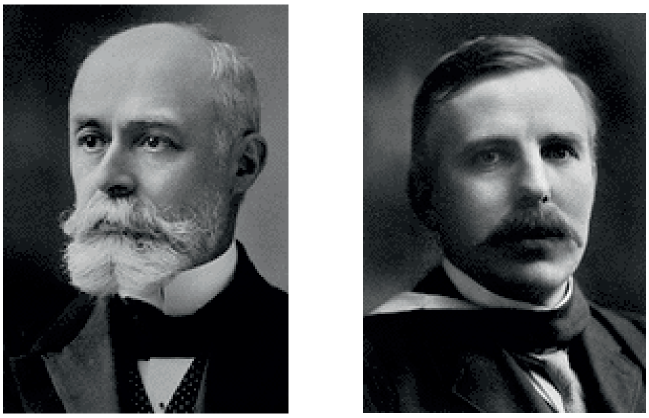
ප්‍රෝටෝනයක ආරෝපණය ඉලෙක්ට්‍රෝනයේ ආරෝපණයට සමාන හා ප්‍රතිවිරුද්ධ වේ. මේ අනුව ප්‍රෝටෝනයක නිරපේක්ෂ ආරෝපණය (ධන) කූලෝම් **1.6 × 10^{-19}**කි. ඕනෑ ම අංශුවක් විසින් දරන්නා වූ කුඩාතම ධන ආරෝපණය වන මෙය ඒකක 1ක ධන ආරෝපණයක් සේ සැලකේ. **ප්‍රෝටෝනයක සාපේක්ෂ ආරෝපණය +1 කි.**

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 සෘණ** 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), බීටා (β) සහ ගැමා (γ) කිරණවල හැසිරීම

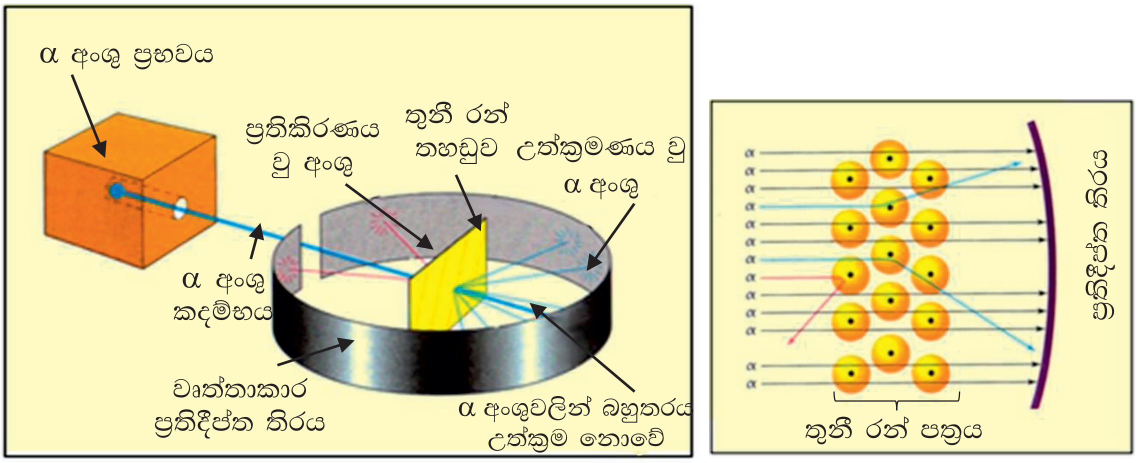


(a) (b)

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, විකිරණශීලී ප්‍රභවයකින් නිකුත් වන α අංශු, රන් ඇතුළු වෙනත් ලෝහවල ඉතා තුනී ලෝ පත් වෙත එල්ල කරමින් පරීක්ෂණ ගණනාවක් පැවැත්වී ය.

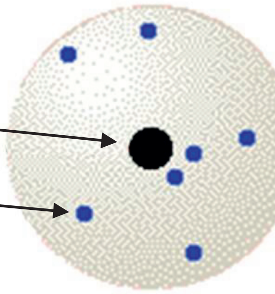


1.11 රූපය රදෆර්ඩ්ගේ රන්පත් පරීක්ෂාව

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.

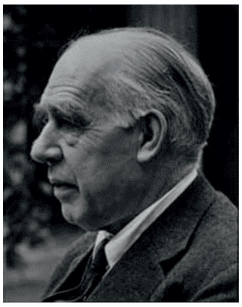
යෝජිත ව්‍යුහය, α අංශුවලින් බහුතරයක් උත්ක්‍රමයකින් තොර ව, නොඑසේ නම් ඉතා අල්ප උත්ක්‍රමයක් පමණක් ඇති ව රන්පත හරහා ගමන් කිරීම පැහැදිලි කරයි. පරමාණුවෙහි ධන ආරෝපණ සියල්ල එහි කේන්ද්‍රයෙහි වූ ඝන හරයක හෙවත් **න්‍යෂ්ටියක** ඒකරාශි වී ඇත. ප්‍රකිරණ පරීක්ෂාවේ දී α අංශුවක් න්‍යෂ්ටියට ආසන්නව පැමිණෙන කල්හි එය අධික විකර්ෂණ 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)

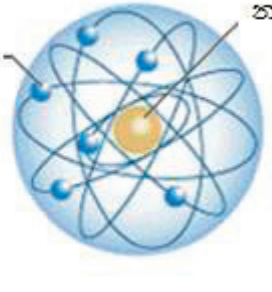


(b)

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

රදෆර්ඩ්ගේ 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

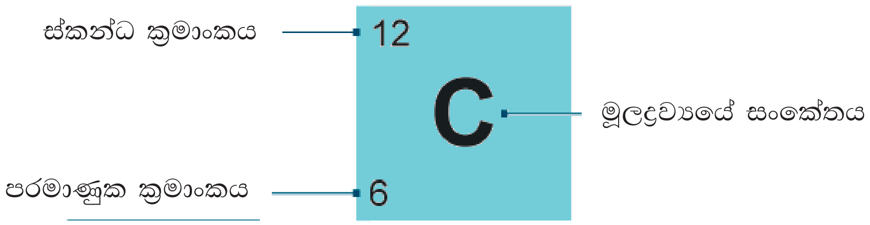
පරමාණුවක ශුද්ධ විද්‍යුත් ආරෝපණයක් නොමැති හෙයින් එහි ඇතුළත් ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව එම පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටියෙහි අඩංගු ප්‍රෝටෝන සංඛ්‍යාවට සමාන වේ. නිදසුනක් ලෙස කාබන් මූලද්‍රව්‍යයේ සියලු පරමාණු ප්‍රෝටෝන හයකින් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන හයකින් යුක්ත වන අතර, ඔක්සිජන්වල සියලු පරමාණුවල ප්‍රෝටෝන අටක් හා ඉලෙක්ට්‍රෝන අටක් අඩංගු 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 වෙත් 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?

පිළිතුර:

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

1 u = 1.66054×10^{-24} **g** හා **1g =** 6.02214×10^{23} **u හෝ 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.

පිළිතුර:

$(0.9893 \times 12.00\ u) + (0.0107 \times 13.00335\ u) = 12.01\ u$

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

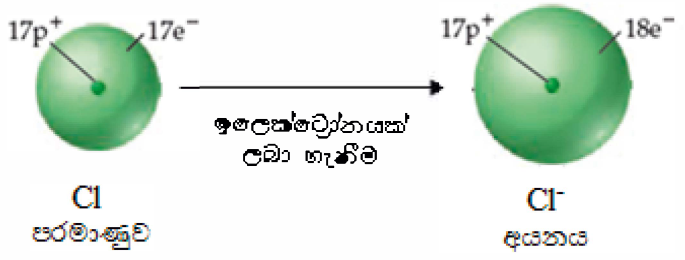
1.1.8 අයන

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

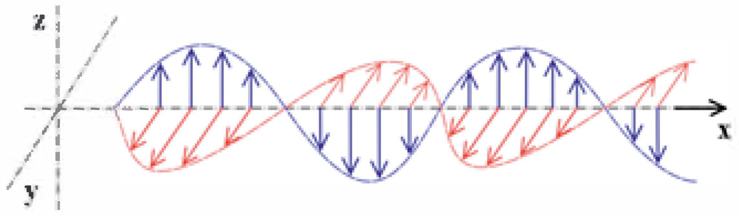
අයනයක මුළු ආරෝපණය දක්වනු ලබන්නේ පරමාණුක සංකේතයේ දකුණු පස උඩු පෙළක් ලෙස ය. එබැවින් (යකඩ පරමාණුවකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන තුනක් ඉවත් වී සෑදෙන) ෆෙරික් අයනයක් මෙසේ පෙන්නුම් කෙරේ.

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

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 සමග සම්පාත වූ විද්‍යුත් හා චුම්බක ක්ෂේත්‍ර වේ. මේ ක්ෂේත්‍ර දෙකෙහි දෝලන එකිනෙකට ලම්බක වන අතර, තරංගය ප්‍රචාරණය වන දිශාවට ද ලම්බ වේ.

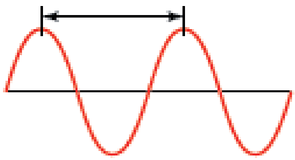


1.18 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක විකිරණ

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. ඒවා 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,

$$c = \nu\lambda$$



1.19 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක තරංගයක්

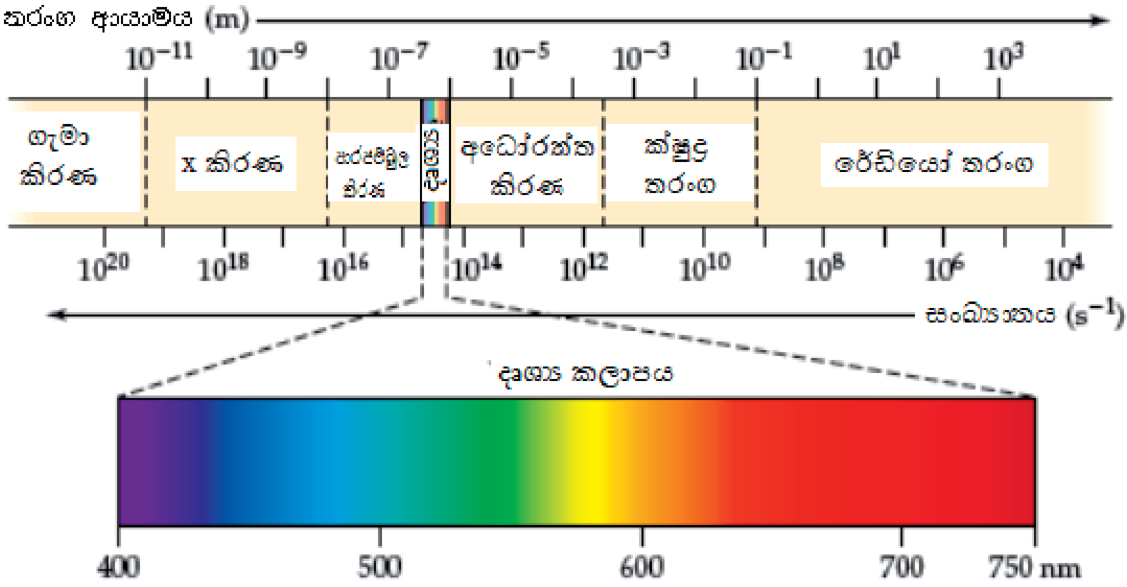
1.3 නිදසුන

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

පිළිතුර :

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

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.**



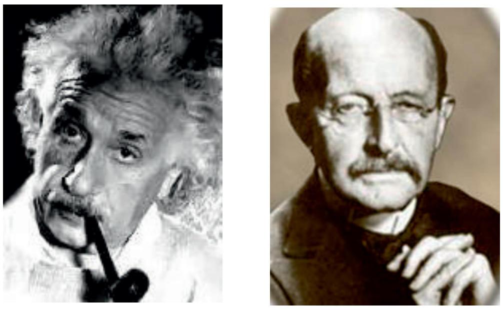
1.20 රූපය විද්‍යුත්-චුම්බක වර්ණාවලිය

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 (ජූල් 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.

පිළිතුර :

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

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

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

$= (6.02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1})\ (3.37 \times 10^{-19}\ \text{J})$

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

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 කළේ ය. ඉලෙක්ට්‍රෝනයක තරංග ආයාමය එහි ස්කන්ධය m හා එහි ප්‍රවේගය v මත රඳා 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 භෞම 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.

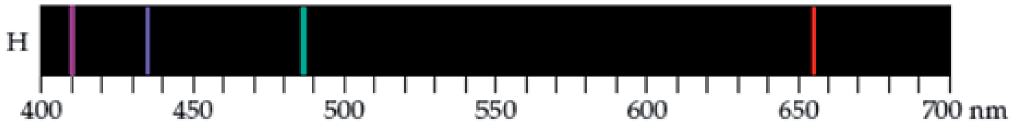
1.1 වගුව සෝඩියම්වල සිට ආගන් දක්වා මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්ති අගයයන් (I), (kJ mol^{-1})

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

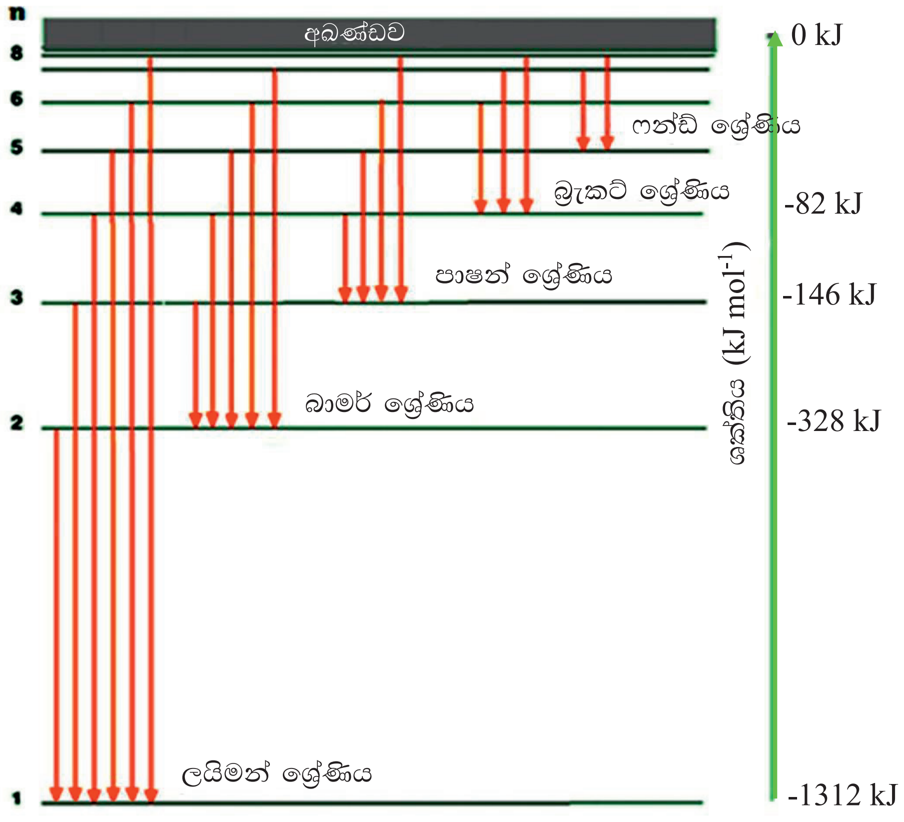
පහන්වල' අපට දක පුරුදු රතු-තැඹිලි වර්ණයෙන් යුත් දිලියුමයි. එවැනි නළවලින් නිකුත් වන ආලෝකය ප්‍රිස්මයක් හරහා යැවූ විට ප්‍රතිඵල වශයෙන් ලැබෙන වර්ණාවලියෙහි ඇත්තේ තරංග ආයාම කිහිපයක් පමණි. සුවිශේෂ තරංග ආයාම කිහිපයකට පමණක් අදාළ විකිරණවලින් යුත් වර්ණාවලියකට **රේඛා වර්ණාවලියක්** යැයි කියනු ලැබේ.



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.

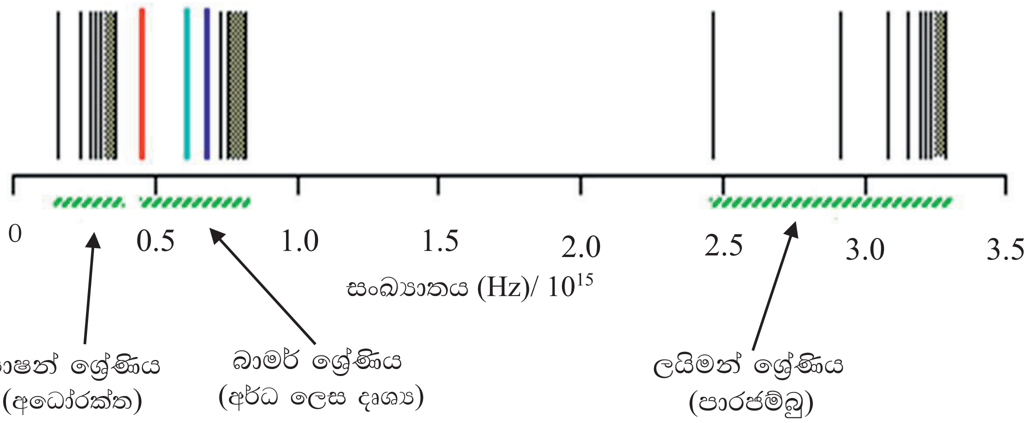


1.23 රූපය හයිඩ්‍රජන්වල සිදු විය හැකි ඉලෙක්ට්‍රෝන විමෝචනය

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

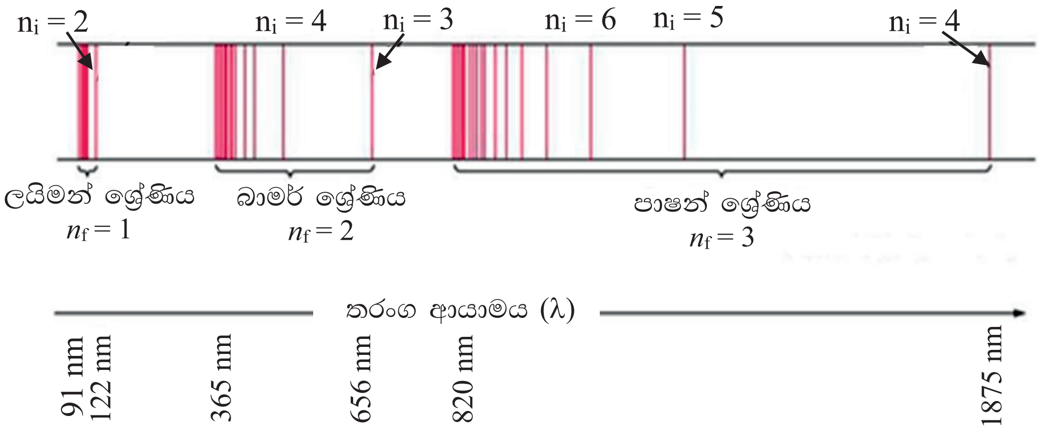
ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි පළමු කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට සමීපතම කක්ෂයෙහි) $n = 1$ වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන පැවතිය හැකි ඊළඟ කක්ෂයෙහි (න්‍යෂ්ටියට දෙවනුව සමීපතම කක්ෂයෙහි) $n = 2$ ආදි වශයෙන් වේ.

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 $\mathbf{E_{ෆෝටෝනය} = h\nu = hc/\lambda = -\Delta E = -(E_f - E_i)}$ වේ. n_i වලට වඩා n_f අඩු බැවින් විමෝචනය සඳහා ΔE සෘණ 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.

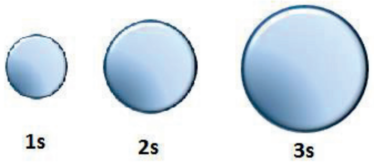


1.24 (b) රූපය හයිඩ්‍රජන්වල රේඛා වර්ණාවලිය

1.3.2 කාක්ෂිකවල හැඩ

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

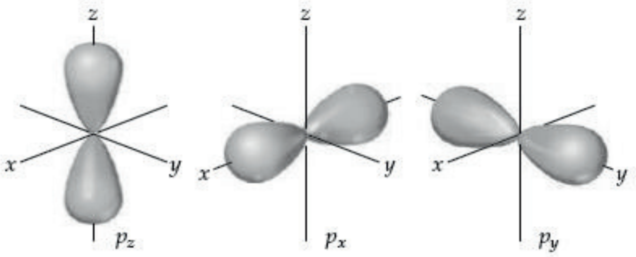
s කාක්ෂිකයක ඉලෙක්ට්‍රෝන ඝනත්වය ගෝලීයව සමමිතික වන අතර, න්‍යෂ්ටිය වටා කේන්ද්‍රගත වී ඇත. වෙනත් වචනවලින් කිවහොත් *s* කාක්ෂික හැඩයෙන් ගෝලීය ය.



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 මඟින් 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 අගයයන්	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.

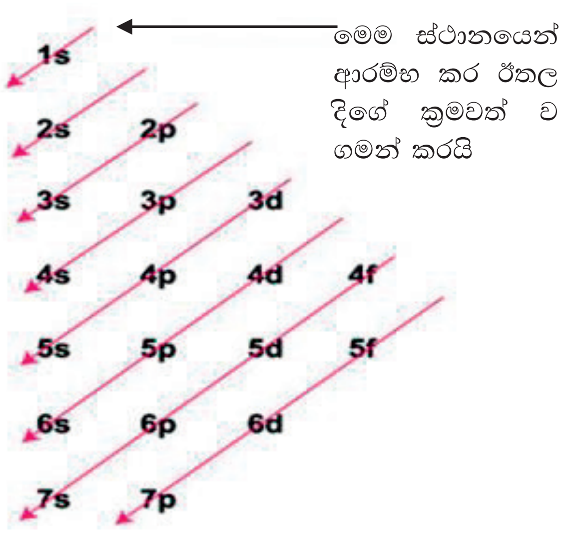
මෙහි ප්‍රතිඵලයක් වශයෙන් ඇති වන 1, 4, 9 සහ 16 යන කාක්ෂික සංඛ්‍යා ආවර්තිතා වගුවේ දක්නට ලැබෙන රටාවට සම්බන්ධ ය. ආවර්තිතා වගුවේ පේළිවල ඇති 2, 8, 18 සහ 32 යන මූලද්‍රව්‍ය සංඛ්‍යා ඉහත සංඛ්‍යාවල දෙගුණය බව අපට පෙනේ.

1.4 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාස

පරමාණුවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යුහය සලකා බලන කල්හි, දෙන ලද *n* අගයකින් යුත් බහු ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණුවක, lහි 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.

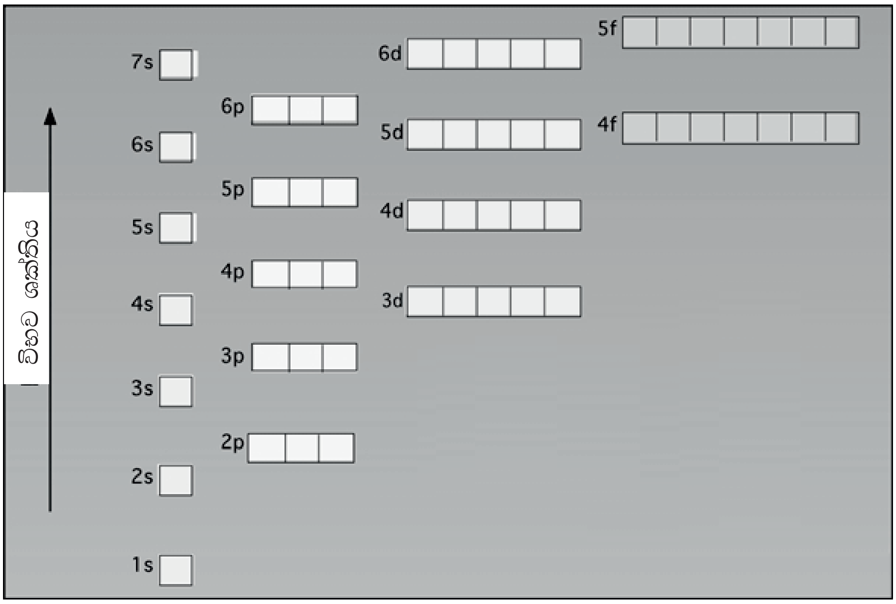
1.4.1 අවුෆ්බාවු මූලධර්මය

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 උපග්‍රහණය 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 කාක්ෂිකයකින් 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.

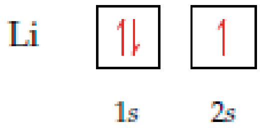
පරමාණුවක විවිධ කාක්ෂිකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පැතිරී ඇත්තේ ඒ ඒ කාක්ෂිකවල සාපේක්ෂ ශක්තීන් අනුව හා පව්ලිගේ බහිෂ්කාර මූලධර්මයට අනුව ය. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ති පරමාණුවේ **ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය** ලෙස හැඳින්වේ. භූමි අවස්ථා යනුවෙන් හැඳින්වෙන වඩාත් ම ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයේ දී ඉලෙක්ට්‍රෝන පවතින්නේ ඒවාට තිබිය හැකි 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 2*s* 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 1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
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 **බාහිර-කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන හෙවත් සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන** යනුවෙනි. බාහිර-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.

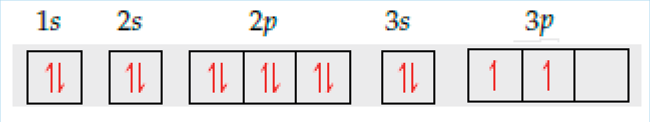
1.5 නිදසුන

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

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

විසඳුම

(a). $1s^22s^22p^63s^23p^2$ හෝ [Ne] $3s^23p^2$



(b) නිර්යුග්මක ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකකි.

අවුෆ්බාවු මූලධර්මයට අනුව උච්ච වායු මූලද්‍රව්‍යයක් වන ආගන්වලට ($1s^22s^22p^63s^23p^6$) පසුව ඉලෙක්ට්‍රෝන පිරීම සිදු වන්නේ $3d$ කාක්ෂිකයට නොව $4s$ කාක්ෂිකයට ය. එබැවින් ආගන්වලට පසුව එන ඊළඟ මූලද්‍රව්‍යය වන පොටෑසියම්වල (K) ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය වන්නේ $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ හෙවත් $[Ar]4s^1$ය. ඉලෙක්ට්‍රෝන 20 ක් ඇති කැල්සියම් හි වින්‍යාසය $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$ 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 ($4s^24p^6$) සම්පූර්ණ වන තුරු මෙය සිදු වෙයි.

සම්පූර්ණයෙන් පිරුණු නැතහොත් 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.

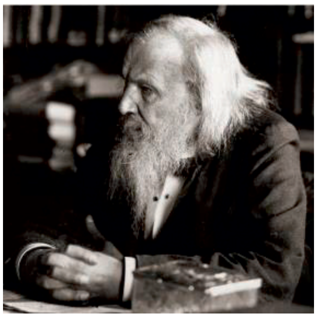
උදා: Zn; [Ar] $3d^{10}4s^2$, Mg; [Ne]$3s^2$, Ar; [Ne]$3s^23p^6$, N; [He]$2s^22p^3$ හා Mn; [Ar]$3d^54s^2$ සාපේක්ෂව ස්ථායිතාවෙන් වැඩි වින්‍යාස වේ.

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 සමඟ 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 මඟහැරවීම 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 nහි 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		

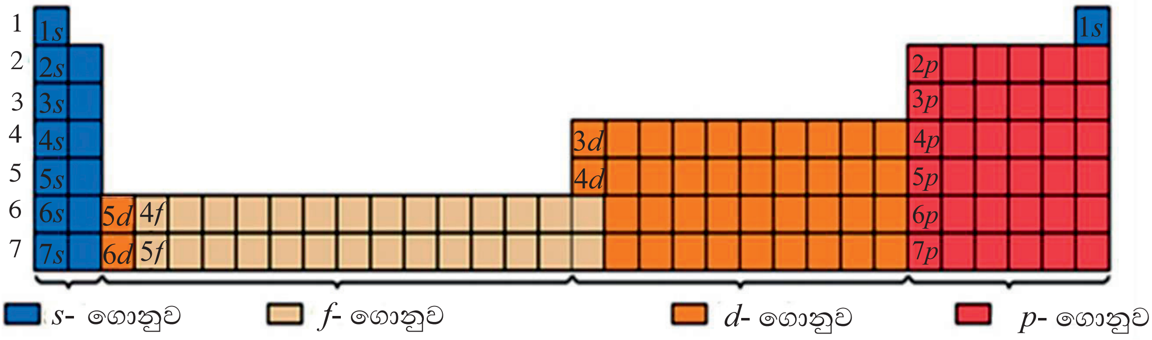
ආවර්තිතා වගුවේ එක ම කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය බොහෝ විට භෞතික හා රසායනික ගුණවල සමානතා පෙන්නුම් කරයි.

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 (1 කාණ්ඩය) 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 මෙහි 10 වන තීරුවට 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 රැඳී 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 රැඳී 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 රැඳී 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 මඟින් ඇති කෙරෙන විකර්ෂණවලට ද බඳුන් වේ. මේ ඉලෙක්ට්‍රෝන-ඉලෙක්ට්‍රෝන විකර්ෂණ මඟින්, 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, සෙසු ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් න්‍යෂ්ටියේ බලපෑමෙන් ආවරණය කෙරේ. මේ සංසිද්ධිය ඉලෙක්ට්‍රෝනවල **ආවරණ ආවරණය** හෙවත් **නිවාරක ආවරණය** යනුවෙන් නම් කෙරේ. මේ අනුව H පරමාණුව හැර අනෙක් සියලු පරමාණුවලට නිවාරක ආවරණය බලපායි.

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 සැම 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.

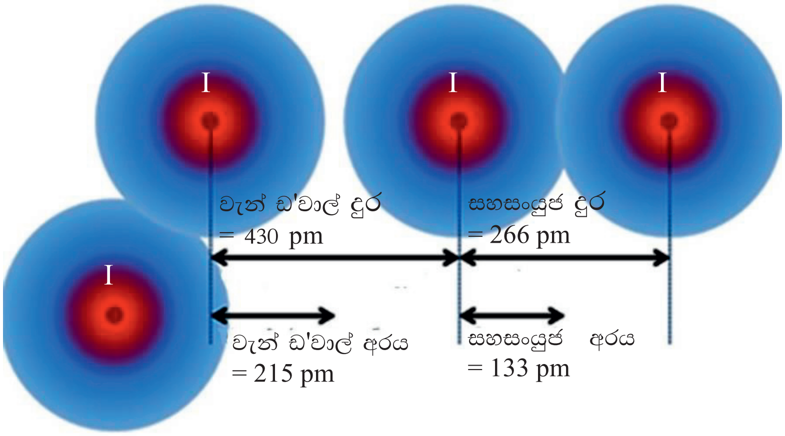
ආවර්තිතා වගුවේ ඕනෑ ම ආවර්තයක වමේ සිට දකුණට, සඵල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වේ. ආවර්තයක් හරහා හර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව නොවෙනස් ව පවත්නා නමුදු ප්‍රෝට්‍රෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. වැඩි වන න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය තුලනය කරමින් එකතු වන සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන විසින් ආවරණ කාර්යය සාර්ථක ව සිදු නො වේ. මේ නිසා Z_{eff} ආවර්තයක් හරහා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

1.6.1 පරමාණුවල සහ අයනවල තරම

අප බොහෝ දෙනෙකු 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'වාල්ස් අරය

සර්වසම නිර්බන්ධිත පරමාණු දෙකක්, ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායී සකස් වීමේ දී , එනම් ආකර්ශන බල උපරිම වන අවස්ථාවේ දී ඒවායේ න්‍යෂ්ටි අතර දුරෙන් අර්ධයක් වැන් ඩ'වාල්ස් අරය හෙවත් නිර්බන්ධිත අරය ලෙස සලකනු ලැබේ.



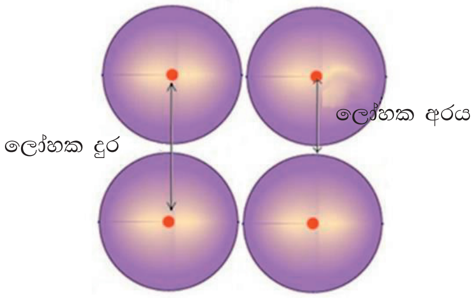
1.32 රූපය අයඩින් (I_2) වල සහසංයුජ අරය හා වැන් ඩ'වාල් අරය

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.

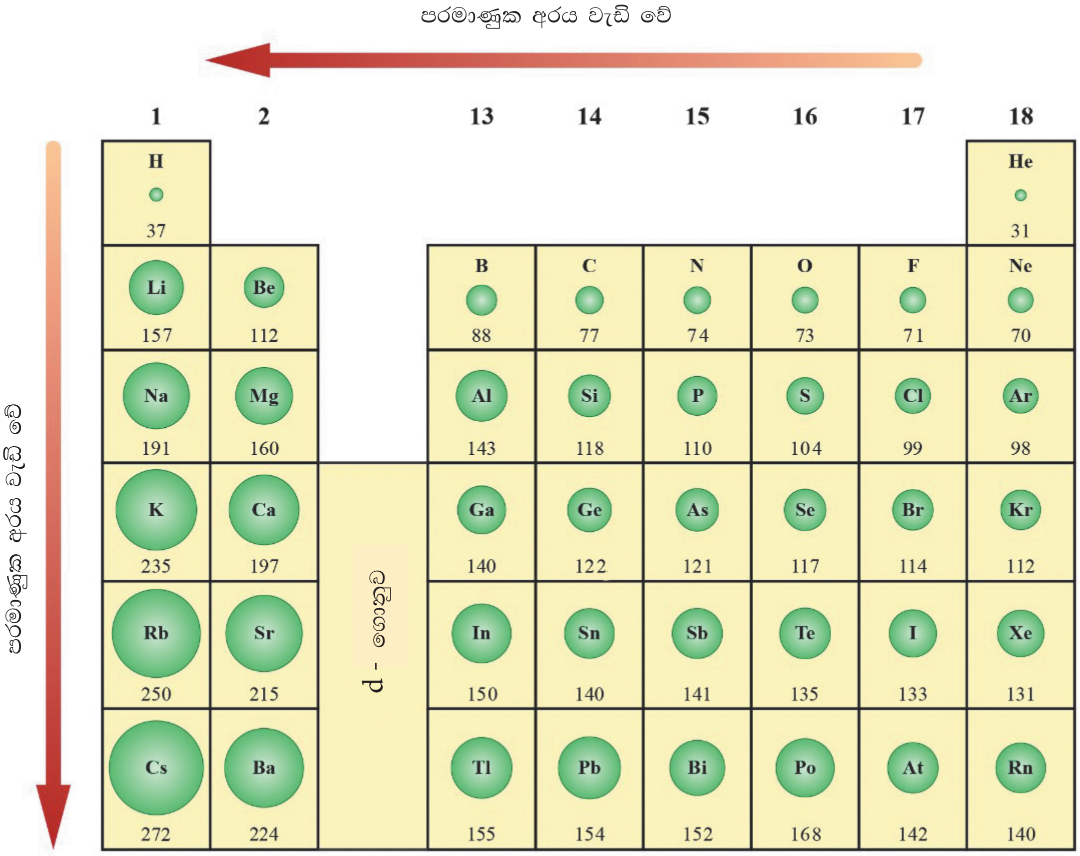


1.33 රූපය ලෝහක අරය

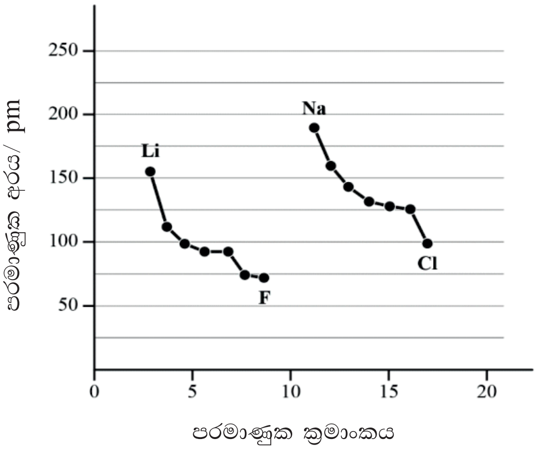
පරමාණුක අරයෙහි ආවර්තීය නැඹුරුතා

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.

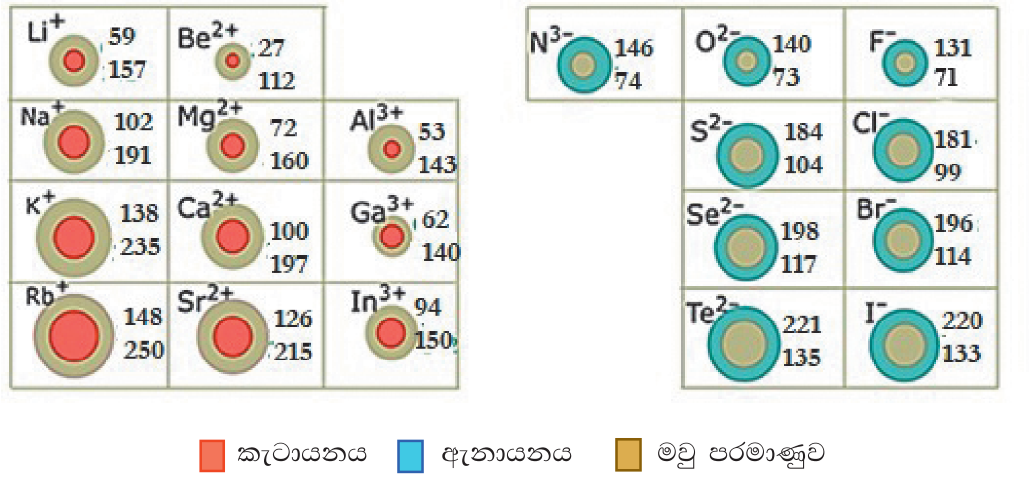
$$Fe^{2+}([Ar]3d^6) \rightarrow Fe^{3+}([Ar]3d^5) + e^-$$

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 රැඳී 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.

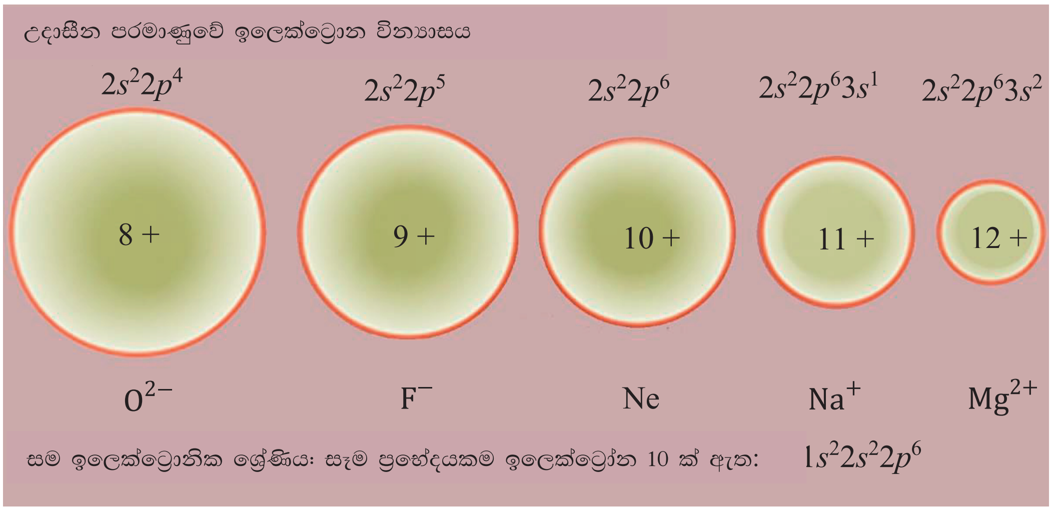


1.35 රූපය කැටායන සහ ඇනායනවල අර pm වලින් (මවු පරමාණුවලට සංසන්දනාත්මක ව)

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 ඉලෙක්ට්‍රෝන කෙරෙහි 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.

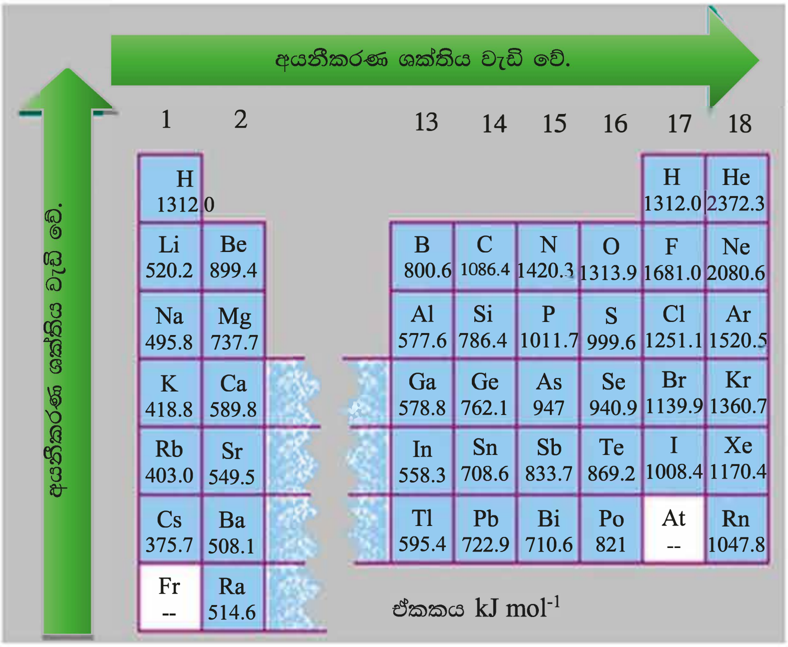
පළමු අයනීකරණ ශක්තිවල ආවර්තීය නැඹුරුතා

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

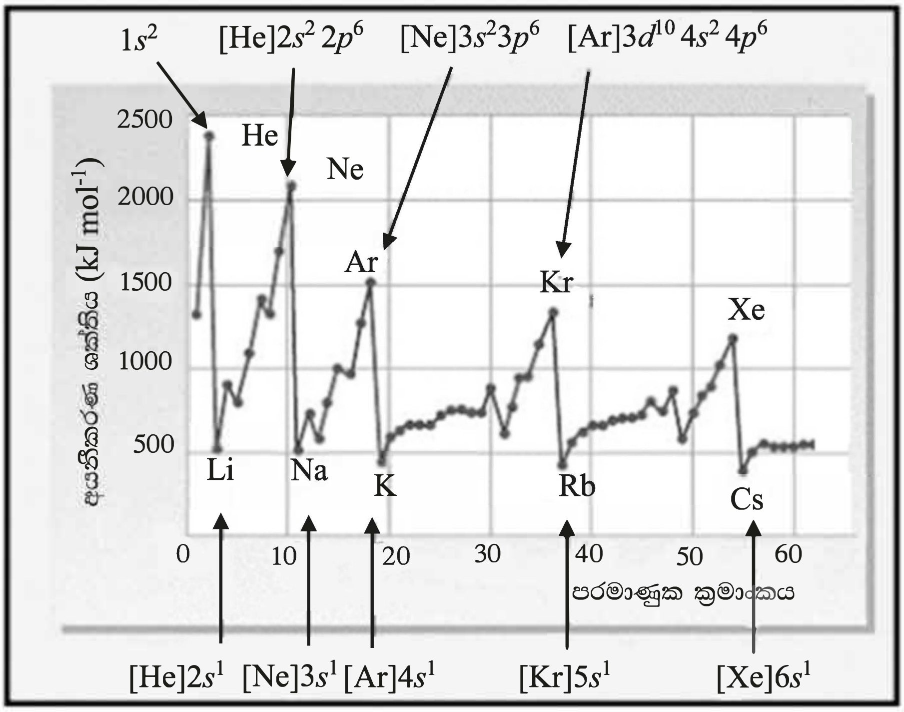
ආවර්තිතා වගුවේ කවර හෝ කාණ්ඩයක පහළට යත් ම සාමාන්‍යයෙන් පළමු අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වෙයි. නිදසුනක් ලෙස 1 කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල (ක්ෂාර ලෝහවල) අයනීකරණ ශක්ති Li > Na > K > Rb > Cs > Fr යන අනුපිළිවෙළින් අවරෝහණය වේ.

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.

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.

$$\text{ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ශක්තිය } (\Delta E_{EG}) = - \text{ ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව } (E_A)$$

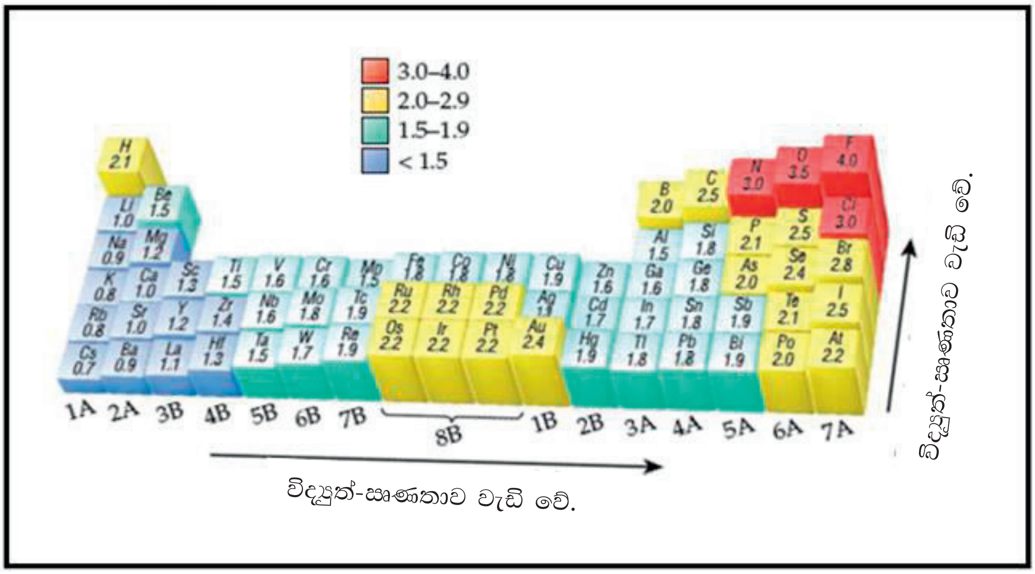
මෙසේ, පරමාණුක ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව, ΔE_{EG} හි අගයට කිට්ටු සම්බන්ධයක් තිබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව අර්ථ දක්වන්නේ මුලද්‍රව්‍යයේ වායුමය ඇනායනයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී සිදුවන ශක්ති වෙනස වශයෙනි.

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

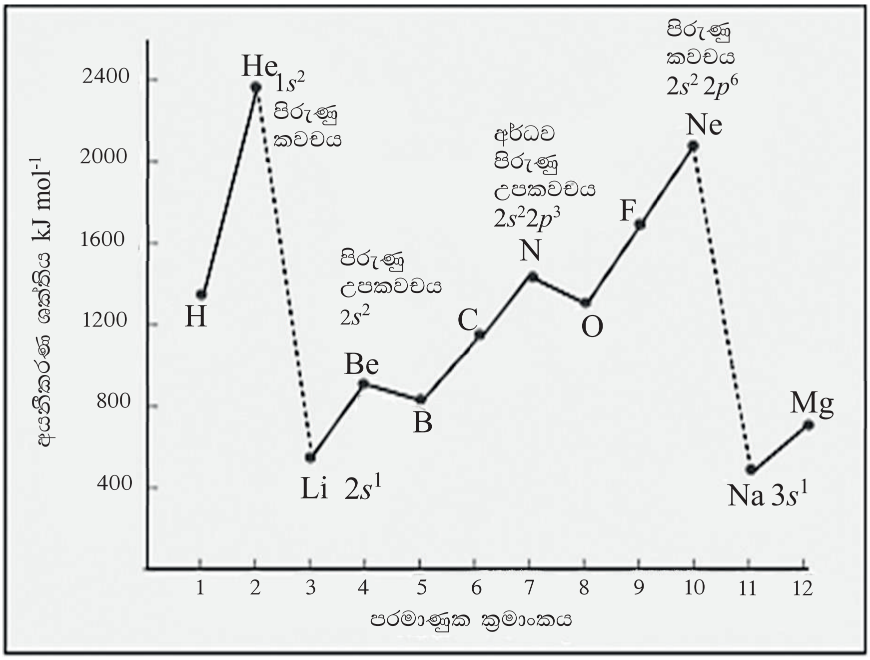
මෙම ශක්ති වෙනස, ΔE_{EG} හි අගයට විශාලත්වයෙන් සමාන වන අතර ලකුණින් ප්‍රතිවිරුද්ධ වේ. ආවර්තයක් හරහා ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව වඩාත් ධන වන අතර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන එහි ධන අගය අඩු වේ.

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 විද්‍යුත්සෘණතා 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 මඟින් බන්ධනයේ අයනික හෝ සහසංයුජ ස්වභාවය නිර්ණය කෙරේ.



1.40 රූපය පෝලිං විද්‍යුත්-සෘණතා අගයයන් හා ආවර්තිතා වගුවේ නැඹුරුතා



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. සෘණ අගය මඟින් 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.

1.6 වගුව සමීකරණවල 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) × (සමස්ථානික සුලභතා භාගය)
ආලෝකයේ ප්‍රවේගය = $c = \lambda\nu = 3.00 \times 10^{8}$ m s^{-1}
ෆෝටෝනයක ශක්තිය = $E = h\nu$ h යනු ප්ලාන්ක් නියතය වේ. එහි අගය 6.626×10^{-34} J s

2. ව්‍යුහය හා බන්ධන

අන්තර්ගතය

2.1 **සහ සංයුජ බන්ධන**

2.1.1 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 ද්විපිරමිඩාකාර 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/අයනික අන්තර්ක්‍රියා**

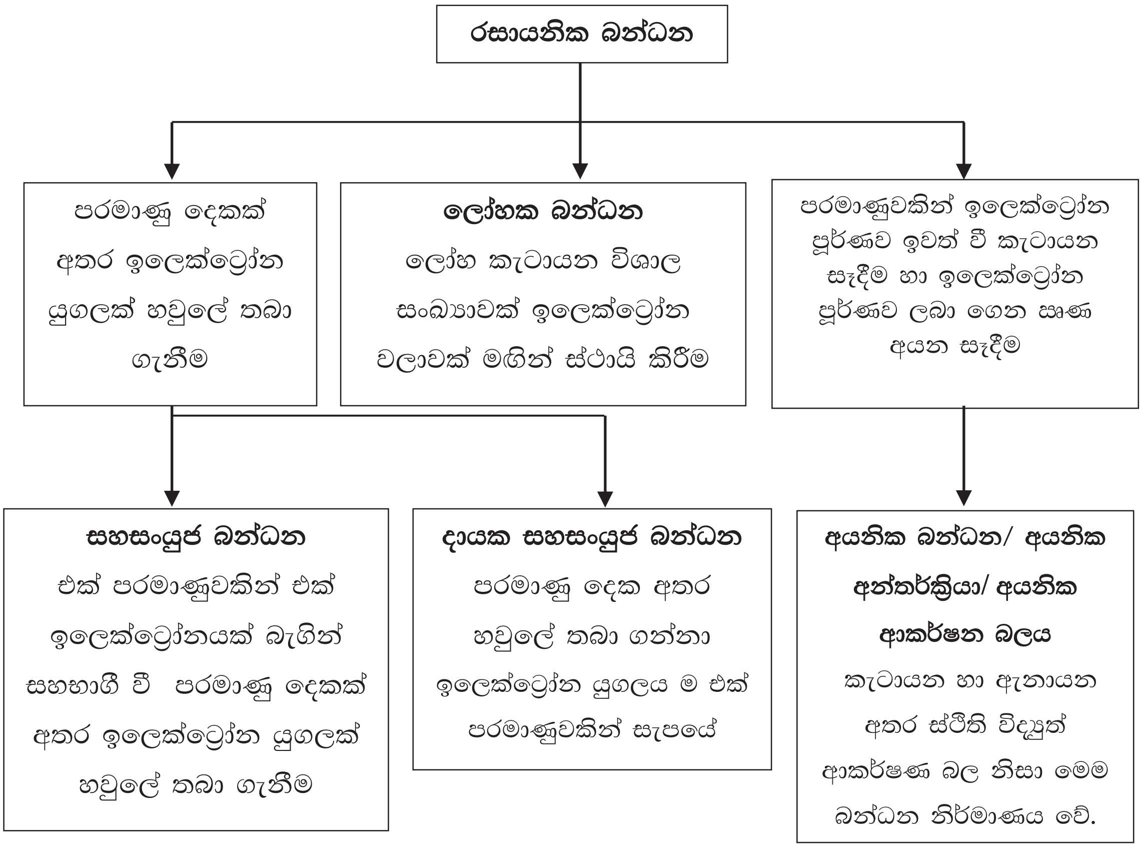
2.5 **ලෝහක බන්ධන**

2.6 **ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා**

- අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා
- අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා
- ද්විධ්‍රැව–ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව
- ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

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

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



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 නිසා ය. 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 ස්ථායී 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 සල්ෆර් පරමාණුව *d* කාක්ෂික සහභාගි කර නොගනිමින් අෂ්ටකය සම්පූර්ණ කර ගනී.

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

අණු හෝ අයන ආශ්‍රිත පරමාණුවල සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්ත වී ඇති ආකාරය විස්තර කිරීමට "ආකෘතියක්" **ගිල්බර්ට් ලුවිස්** විසින් ඉදිරිපත් කරන ලදි. එය 'ලුවිස් තිත් ව්‍යූහය' නම් වේ.

2.1.1 ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත් - ඉරි ව්‍යූහ

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 ව්‍යූහ වල බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්මයක් වෙනුවට පරමාණු අතර කෙටි ඉරක් සලකුණු කරනු ලැබේ.

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

Cl_2

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

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

එක් මධ්‍ය පරමාණුවක් ඇති අණු හෝ අයන සඳහා පහත කරුණු පිළිබඳව සැලකිලිමත් වීම ඉතා වැදගත් වේ.

(i) මධ්‍ය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණු හඳුනා ගැනීම.

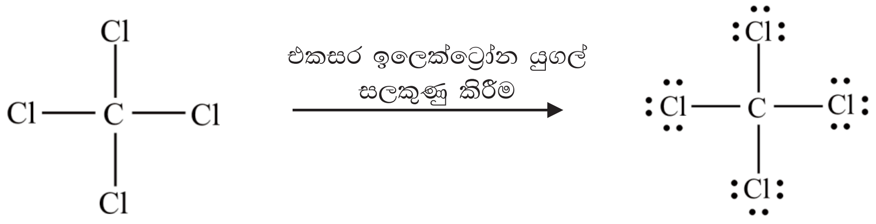
(ii) රසායනික සූත්‍රයේ සියලු පරමාණුවල සංයුජතා කවච ආශ්‍රිත මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව ගණනය කිරීම.
නිදසුනක් ලෙස, H_2O හි O මගින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් හා එක H පරමාණුවකින් එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් H පරමාණු දෙකෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක් සැපයෙන නිසා මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණන අටක් $(6 + 2(1) = 8)$ වේ.

සෘණ අයනයක් නම් සෘණ ආරෝපණ ගණන එකතු කළ යුතු ය.
නිදසුනක් ලෙස HO^- හි O මඟින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් ද H මඟින් 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 සමඟ අවම වශයෙන් එක් බන්ධනයකින් බැඳී ඇත.

(iv) බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල සඳහා තිත් යුගලක් (ලුවිස් තිත් සටහන) හෝ කෙටි ඉරක් (ලුවිස් තිත්- ඉරි සටහන) පළමුව සලකුණු කරයි. ඒ ආකාරයට කේන්ද්‍රීය පරමාණුව හා පර්යන්ත පරමාණු අතර බන්ධන සලකුණු කිරීමෙන් අනතුරු ව ඉතිරි වන ඉලෙක්ට්‍රෝන විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණුවල අෂ්ටකය සම්පූර්ණ වන පරිදි තිත් යුගල බැගින් (එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල) සලකුණු කරයි. විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි පරමාණු පර්යන්ත ව පිහිටන අවස්ථා ඇති විට දී අෂ්ටකය පූර්ණ වන ආකාරයට එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් සලකුණු කරනුයේ පර්යන්ත පරමාණු මත ය. නිදසුනක් ලෙස CCl_4 දැක්විය හැකි ය.



2.2 රූපය CCl_4 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

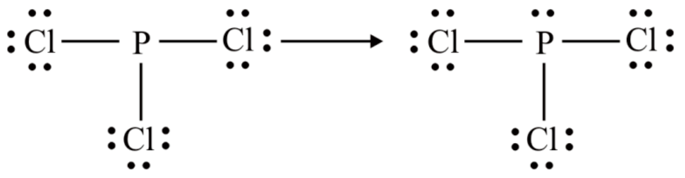
එහෙත් NH_3 අණුවේ පර්යන්ත පරමාණුව H නිසා ඉතිරි වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල මධ්‍ය පරමාණුව වූ N මත සටහන් කරයි.

2.3 රූපය NH_3 හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යූහය

ලුවිස් තිත් සටහන ඇඳීමේ දී 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 ව්‍යූහය

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

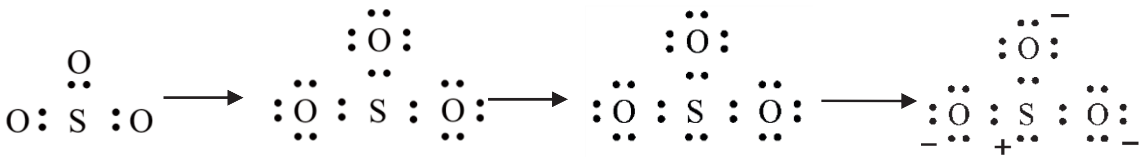
ප්‍රමුඛතාව දෙනු ලැබේ. මෙහි දී බන්ධනයකින් සම්බන්ධ වී ඇති පරමාණුවකට බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් පමණක් අයත් වන බව හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක දී ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකම එම පරමාණුවට අයත් වන බව සලකනු ලැබේ.

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 යුතු ය. මේ සඳහා එකසර යුගල, බන්ධන යුගල බවට ප්‍රතිසංවිධානය කළ යුතු ය.

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



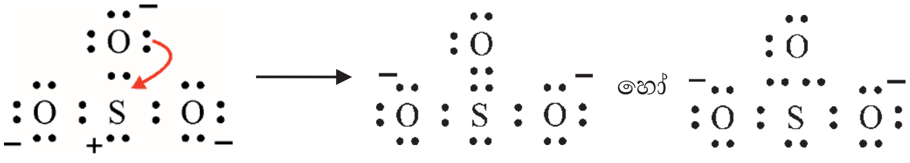
(a) (b) (c) (d)

බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන සලකුණු කිරීම

එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන සලකුණු කිරීම

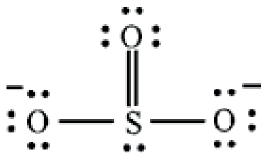
විධිමත් ආරෝපණ සලකුණු කිරීම

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



(d) (e) (e)

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

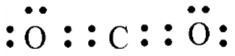
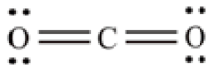
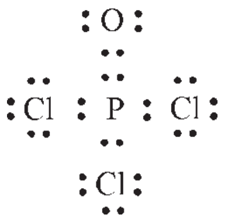
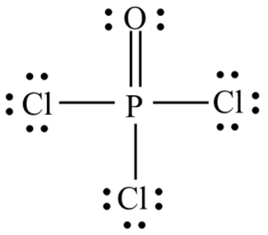
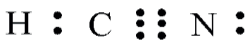
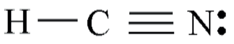
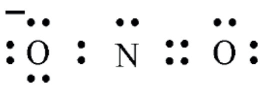
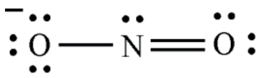
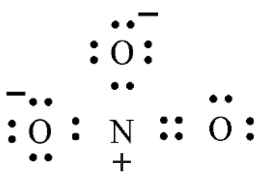
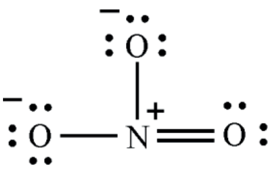
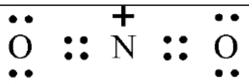
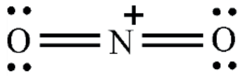


2.5 රූපය SO_3^{2-} හි ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය

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

කේන්ද්‍රික පරමාණු කීපයක් ඇති විට (උදා: C_3H_6O) ලුවිස් ව්‍යුහය නිර්මාණය කිරීම සඳහා පරමාණු සැකිල්ල නිවැරදි ව දැනගෙන සිටිය යුතු ය. පහත 2.1 වගුවෙහි අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ දක්වා ඇත.

2.1 වගුව තෝරා ගත් අණු සහ අයන කිහිපයක ලුවිස් තිත් සටහන් හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහ

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

නිදසුන 2.1

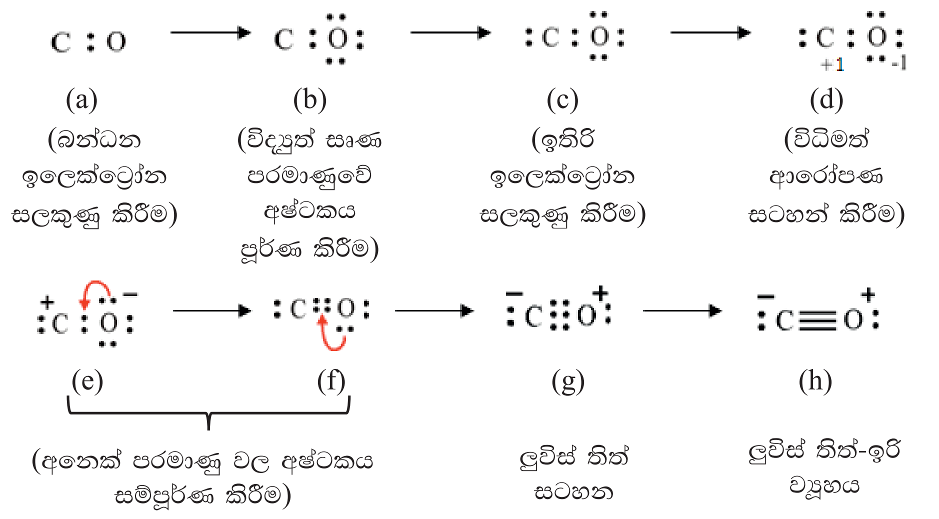
කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO)හි ලුවිස් තිත් සටහන හා ලුවිස් තිත්-ඉරි ව්‍යුහය නිර්මාණය කරන්න.

පිළිතුර :

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 විට දී 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. නැමී 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.

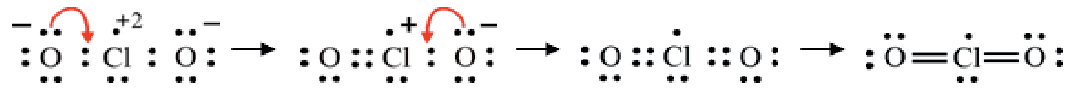


නිදසුන 2.2

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

පිළිතුර :

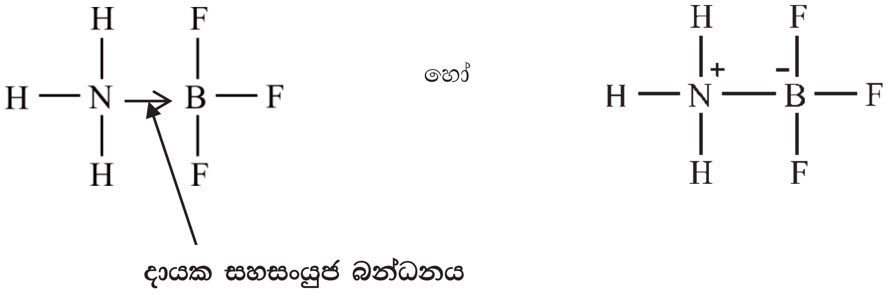
ඔත්තේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් ඇති ප්‍රභේද සඳහා නිදසුනක් ලෙස ClO_2 සලකමු. මෙහි මුළු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව (7e+2(6e)=19e) 19කි. ClO_2 වල මූලික ඉලෙක්ට්‍රෝන ව්‍යාප්තිය, ලුවිස් තිත් ව්‍යුහය හා ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය පහත රූපයේ දැක්වේ.



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

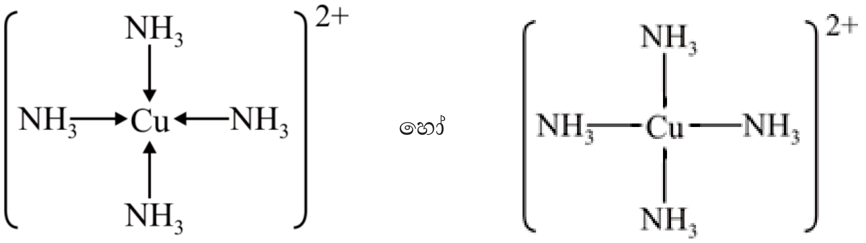
2.2 දායක සහසංයුජ බන්ධන

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 මඟින් 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 සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරමින් අෂ්ටකය සපුරා ගනී. උදාහරණ ලෙස BH_3 සමඟ CO වායුව ප්‍රතික්‍රියා කර බෝරේන් කාබනයිල් (Borane carbonyl) සෑදීම හා CN^- සමඟ BH_3 ප්‍රතික්‍රියාවෙන් සයනෝබෝරොහයිඩ්රයිඩ (cyano borohydride) සෑදීම දැක්විය හැකි ය. තවත් නිදසුනක් ලෙස NH_3 හා BF_3 අතර ප්‍රතික්‍රියා මඟින් 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 සමඟ 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 සමඟ 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 සෑදීමේ දී 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.



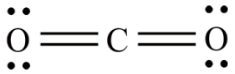
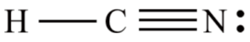
2.7 රූපය $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ සංකීර්ණයේ දායක සහසංයුජ බන්ධන

2.3 සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල විකර්ෂණ වාදය (VSEPR වාදය)

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

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

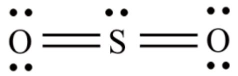
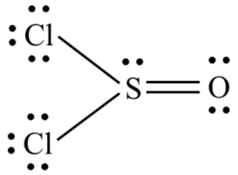
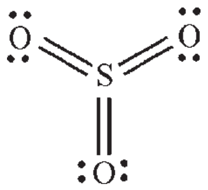
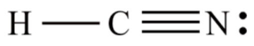
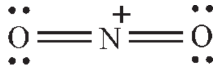
මධ්‍ය පරමාණුව පර්යන්ත පරමාණුවක් සමඟ සාදන සහසංයුජ බන්ධන සංඛ්‍යාව අනුව ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන හා ත්‍රිත්ව බන්ධන යනුවෙන් ආකාර තුනකි. ද්විත්ව හා ත්‍රිත්ව බන්ධන බහු බන්ධන ලෙස සැලකේ. CO_2හි දී මධ්‍ය කාබන් පරමාණුව එක් එක් ඔක්සිජන් පරමාණුව සමඟ ද්විත්ව බන්ධනයක් බැගින් සාදා ඇත. HCNහි කේන්ද්‍රීය කාබන් පරමාණුව, N පරමාණුව සමඟ 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 නමින් ද 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 මඟින් 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 තිත්ඉරි 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 දෙකක (එකසර යුගල ↔ එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාව, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙකක් (බන්ධන යුගල ↔ බන්ධන යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බලවල ප්‍රබලතාවට වඩා වැඩි යැයි සලකණු ලබයි. මේ නිසා එකසර යුගලක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් (බන්ධන යුගල ↔ එකසර යුගල) අතර ක්‍රියාත්මක වන විකර්ෂණ බල ප්‍රබලතාව සාපේක්ෂ වශයෙන් අතරමැදි ස්වභාවයකි.

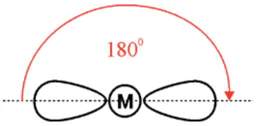
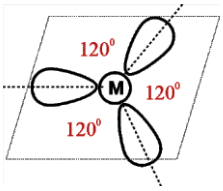
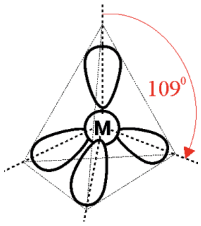
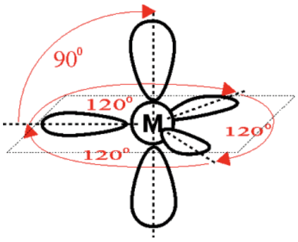
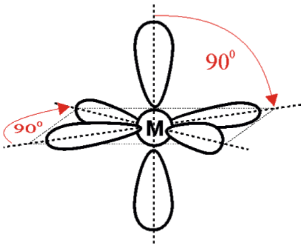
බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් අතර විකර්ෂණ බලය	<	එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකක් අතර විකර්ෂණ බලය

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 මඟින් 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 මඟින් පෙන්නුම් කරයි. ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය විකර්ෂණ ඒකකවල ජ්‍යාමිතිය පෙන්නුම් කරයි.

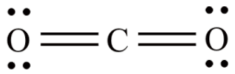
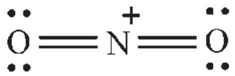
2.3 වගුව විකර්ෂණ ඒකකවල ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

(i) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය රේඛීය වූ අවස්ථාව

මෙහි දී කේන්ද්‍රීය පරමාණුව වටා VSEPR ඒකක දෙකක් ඇත. කේන්ද්‍රීය පරමාණුව තවත් පරමාණු දෙකක් හා බැඳී ඇති අවස්ථා සලකමු. එවැනි අණු හා අයනවල හැඩය රේඛීය වේ. රේඛීය හැඩය සඳහා නිදසුන් කීපයක් පහත වගුවේ දක්වා ඇත.

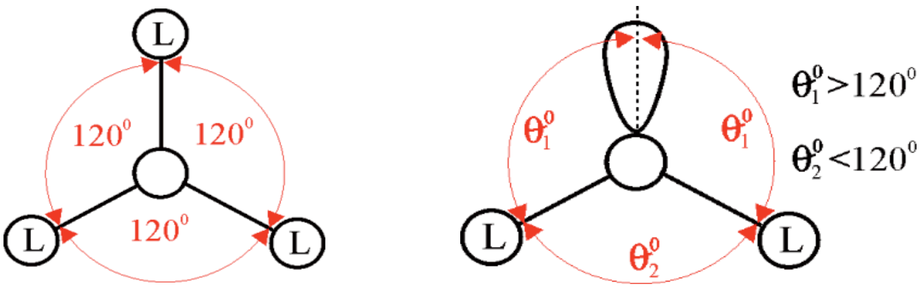
2.4 වගුව විකර්ෂණ ඒකක දෙකක් සහිත අණු/ අයන

සූත්‍රය	ලුවිස් තිත්ඉරි ව්‍යුහය	හැඩය
CO_2		රේඛීය
HCN		රේඛීය
NO_2^+		රේඛීය

(ii) **ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර අවස්ථාව**

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

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



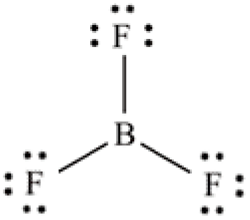
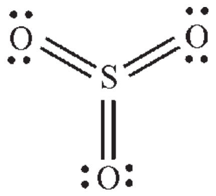
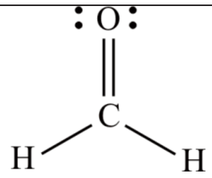
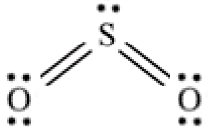
(a) විකර්ෂණ ඒකක තුන ම බන්ධන ලෙස වූ අවස්ථාව

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

2.9 රූපය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

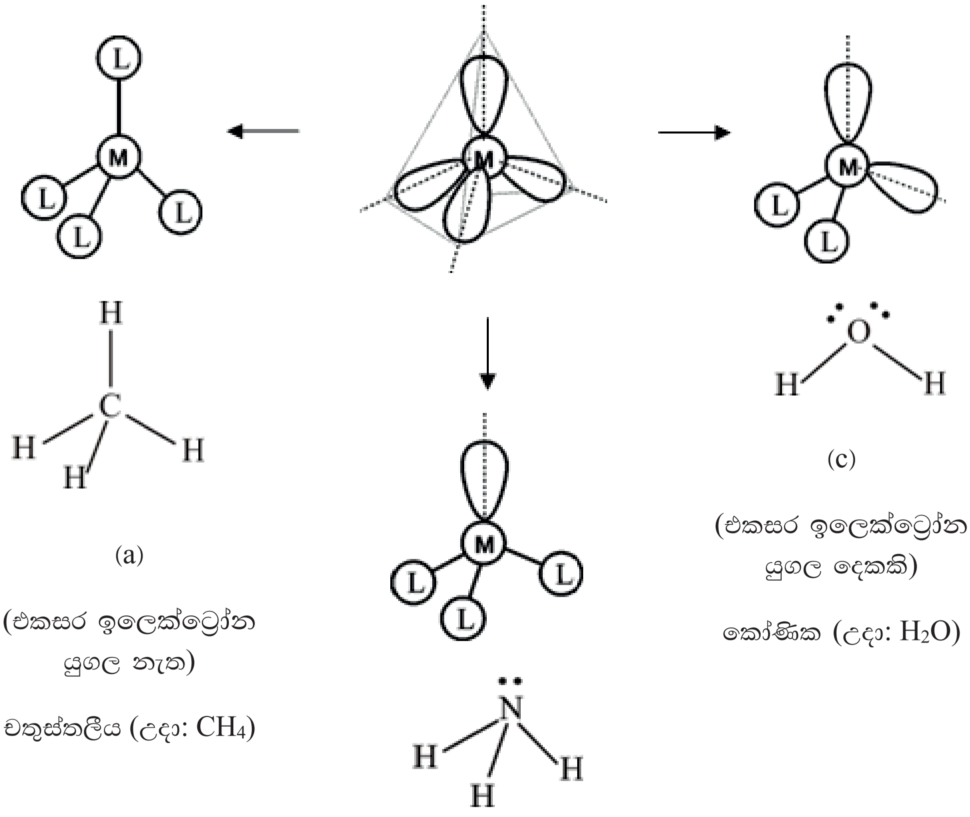
පහත 2.5 වගුවේ දැක්වෙන BF_3, SO_3 හා H_2CO අණුවල මධ්‍ය පරමාණුව ආශ්‍රිතව එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන නැත. එම නිසා හැඩය තලීය ත්‍රිකෝණාකාර වී ඇත. එහෙත් SO_2හි S මත එකසර යුගලක් තිබෙන නිසා හැඩය කෝණික ය.

2.5 වගුව විකර්ෂණ ඒකක තුනක් සහිත අණු/ අයන

රසායනික සූත්‍රය	හැඩය නිරූපණය වන පරිදි ලුවිස් තිත්ඉරි ව්‍යූහය	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)

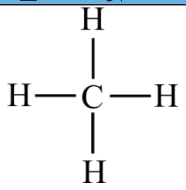
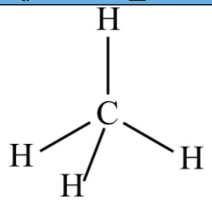
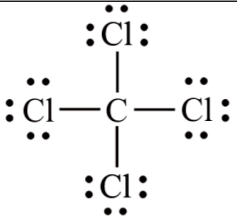
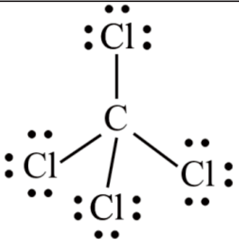
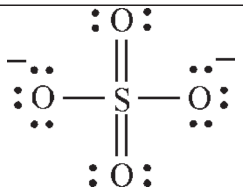
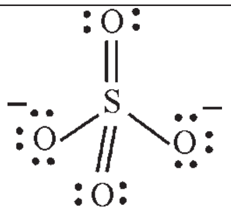
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

කෝණික (උදා: H_2O)

2.10 රූපය චතුස්තලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

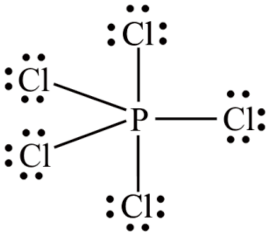
2.6 වගුව චතුස්තලීය අණු සහ අයන සඳහා නිදසුන්

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

(iv) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය ත්‍රිආනත ද්විපිරමීඩාකාර අවස්ථාව

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

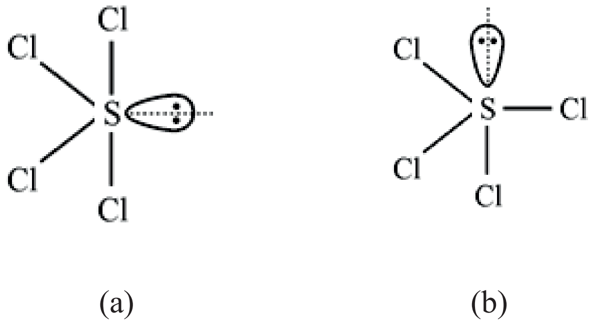
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක පහ ම බන්ධන සාදන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ලෙස පැවතීම. PCl_5 අණුව මීට නිදසුනක් වන අතර, එහි හැඩය පහත දක්වා ඇත.



2.11 රූපය PCl_5 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

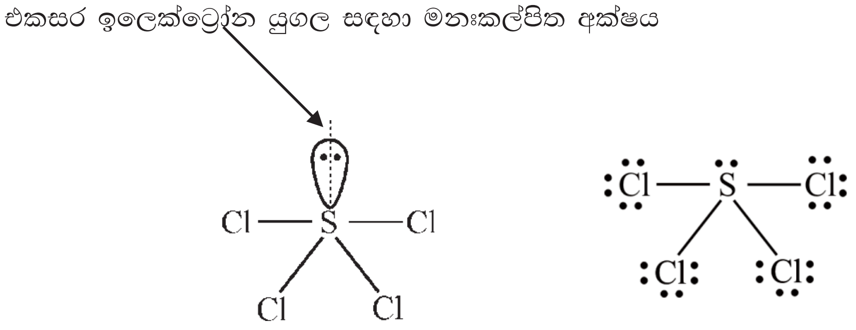
- මධ්‍ය පරමාණුව වටා වූ VSEPR ඒකක එකක් පමණක් එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලක් හා ඉතිරි ඒකක හතර ම බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල වීම. SCl_4 අණුව මීට නිදසුනකි.

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



ඉහත (b) ව්‍යුහයේ දීට වඩා (a) ව්‍යුහයේ දී විකර්ශනය අඩුය. එබැවින් VSEPR ආකෘතියට අනුව, (a) ව්‍යූහය (b) ව්‍යූහයට 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.



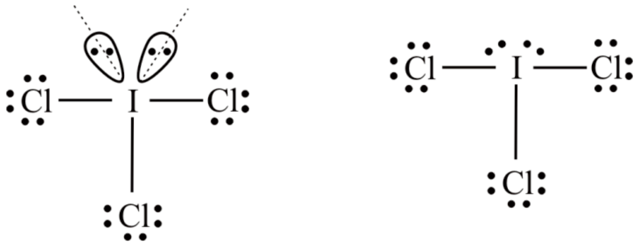
2.12 රූපය SCl_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

- විකර්ෂණ ඒකක තුනක් බන්ධන යුගල ලෙස ද අනෙක් දෙක එකසර යුගල ලෙස ද පැවතීම. නිදසුනක් ලෙස ICl_3.

එකසර යුගල දෙකක් හා බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල තුනක් ඇති ICl_3හි විකර්ෂණ බල අවම වන වඩාත් ම ස්ථායි අවස්ථාව පහත රූප සටහනෙන් දැක්වේ. එම සැකැස්ම භ්‍රමණය කළ විට දී පර්යන්ත පරමාණු T අක්ෂරයේ හැඩයට පිහිටන අවස්ථාවක් පවතී.

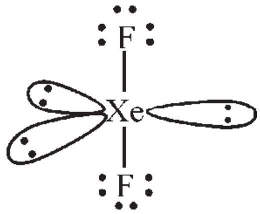
එහෙයින් එය **T හැඩැති අණුවක්** ලෙස (විකෘති T හැඩය/ අක්‍රමවත් T හැඩය) හැඳින්වේ. මෙහි එකසර යුගල දෙක හා එක් I – Cl බන්ධනයක් එක ම තලයේ පිහිටයි. එම තලයට ලම්බක වන පරිදි ඉතිරි I – Cl බන්ධන දෙක පිහිටයි.



2.13 රූපය ICl_3හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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

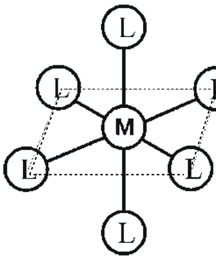
  මෙවැනි සංකලනයක දී සියලු පරමාණු එකම රේඛාවක පිහිටන හෙයින් **රේඛීය හැඩයක්** ඇතැයි කියනු ලැබේ. XeF_2හි හැඩය දක්වෙන පරිදි අඳින ලද ලුවිස් ව්‍යුහය පහත දක්වා ඇත. එහි එකසර යුගල් තුන ම එක ම තලයක පිහිටන අතර එය F-Xe – F අක්ෂයට ලම්බක වේ.



2.14 රූපය XeF_2 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

(v) ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය අෂ්ටතලීය අවස්ථාව

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

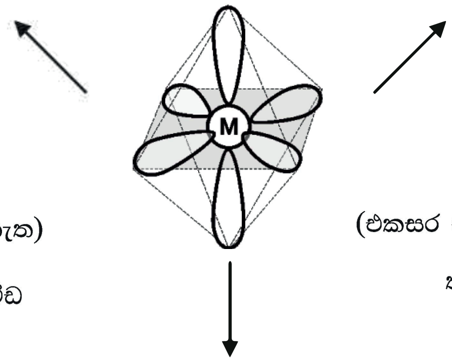


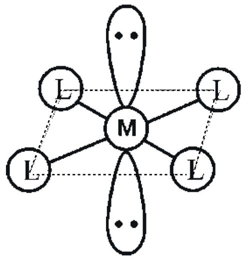
(a)

(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල නැත)

අෂ්ටතලීය/ සමචතුරස්‍ර ද්විපිරමීඩ

SF_6



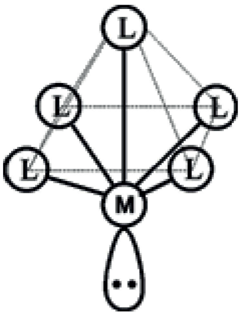


(c)

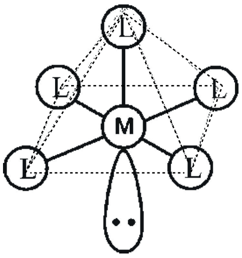
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල දෙකකි)

තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

XeF_4



හෝ



(b)

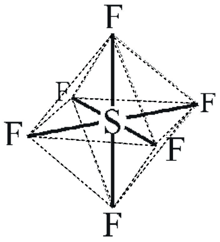
(එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකකි)

සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය/ විකෘති සමචතුරස්‍ර පිරමීඩය

$XeOF_4$

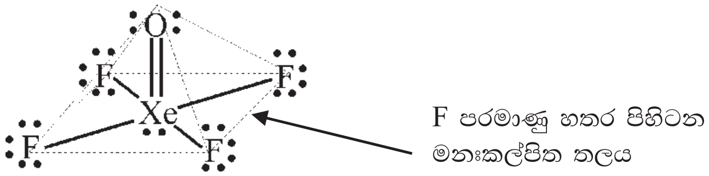
2.15 රූපය අෂ්ටතලීය ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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



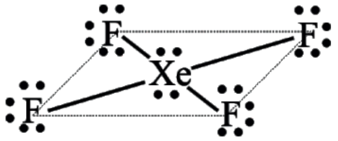
2.16 රූපය SF_6 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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



2.17 රූපය $XeOF_4$ හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

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



2.18 රූපය XeF_4 හි ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල ජ්‍යාමිතිය

XeF_4 අණුවෙහි;

ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් ජ්‍යාමිතිය = අෂ්ටතලීය

හැඩය = තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

ජ්‍යාමිතිය = තලීය සමචතුරස්‍රාකාර

සාමාන්‍ය ව්‍යවහාරයේ දී ජ්‍යාමිතිය යන වචනය යොදන විට කෝණය/ කෝණවල් සඳහන් කිරීම අවශ්‍ය නොවේ.

නිදසුන 2.3

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

(i) SO_3 (ii) CH_2Cl_2

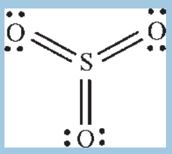
පිළිතුර:

(i) SO_3

S පරමාණුවෙන් ලැබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන = 6e

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

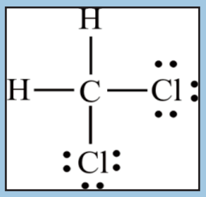
මුළු ඉලෙක්ට්‍රෝන =24e



ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යූහය

මෙම 24e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙළින් 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

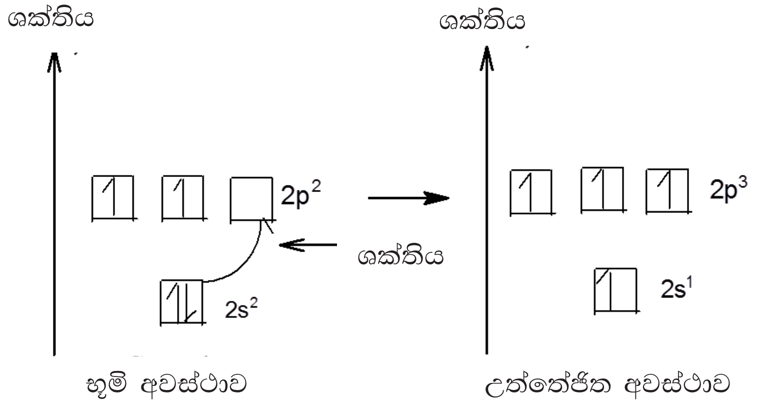


ලුවිස් තිත් ඉරි ව්‍යුහය

මෙම 20e ව්‍යාප්ත කර අනුපිළිවෙළින් 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 මඟින් H පරමාණු 4ක් සමඟ CH_4 අණුව සෑදුවේ නම්,

කාබන්වල 2*s* කාක්ෂිකයක් හා හයිඩ්‍රජන්වල 1*s* කාක්ෂිකයක් අතර සෑදෙන බන්ධනයකින් ද කාබන්වල 2*p* කාක්ෂික සමඟ 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 මඟින් 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 මඟින් 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 සමඟ 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.

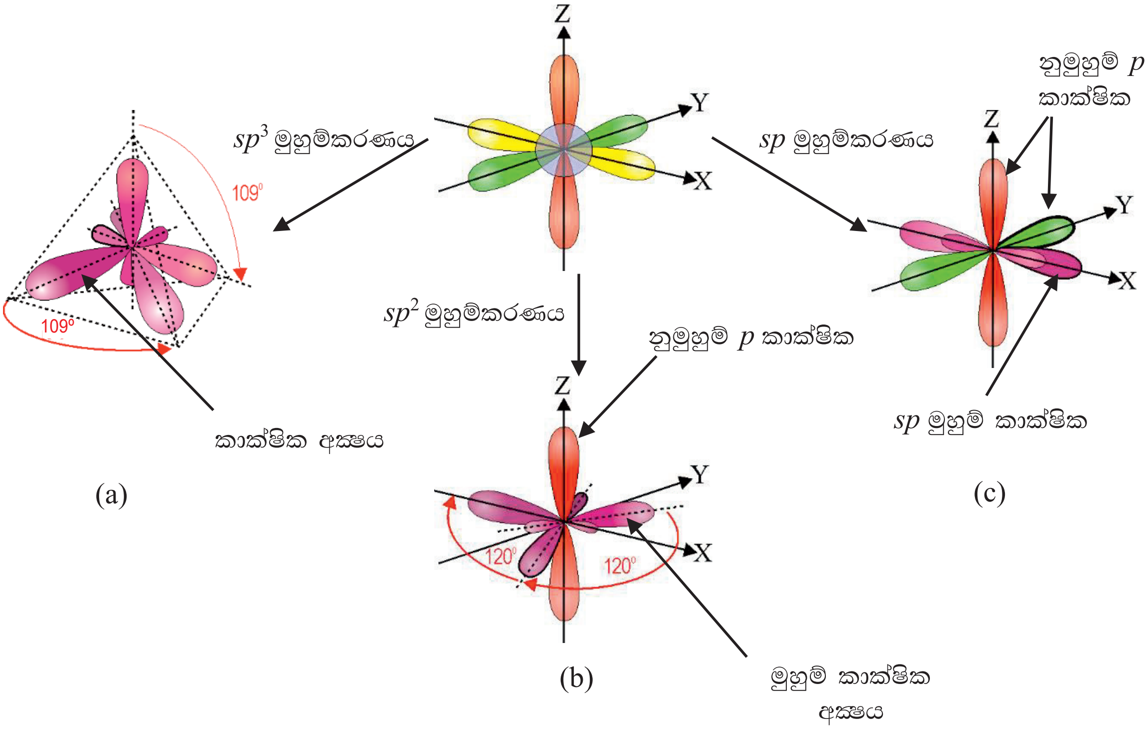
(iv) බන්ධන ඇතිවීම සඳහා කිසියම් පරමාණුවක මුහුම් කාක්ෂිකයක් වෙනත් පරමාණුවකට අයත් මුහුම් කාක්ෂිකයක් සමඟ හෝ වෙනත් පරමාණුවක නුමුහුම් කාක්ෂිකයක් සමඟ අතිච්ඡාදනය වේ (රේඛීය අතිච්ඡාදනය).

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 සමඟ *p* කාක්ෂික තුනම මිශ්‍ර වීමෙන් sp^3 මුහුම් කාක්ෂික හතරක් සෑදීම (චතුස්තලීය ජ්‍යාමිතිය)

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

(iii) *s* කාක්ෂිකය සමඟ *p* කාක්ෂික එකක් මිශ්‍ර වීමෙන් *sp* මුහුම් කාක්ෂික 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.

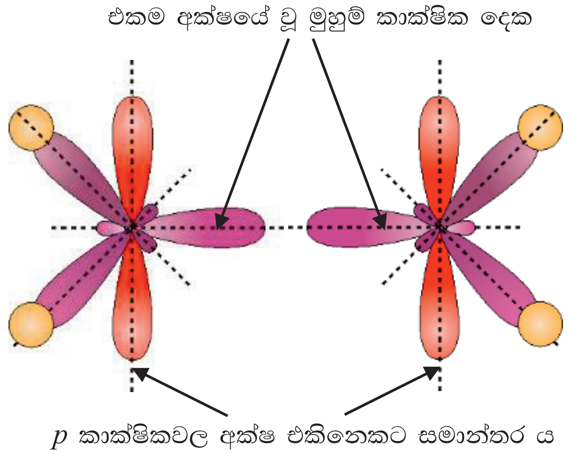
(c) **sp මුහුම් කාක්ෂිකවල දිශානතිය**

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

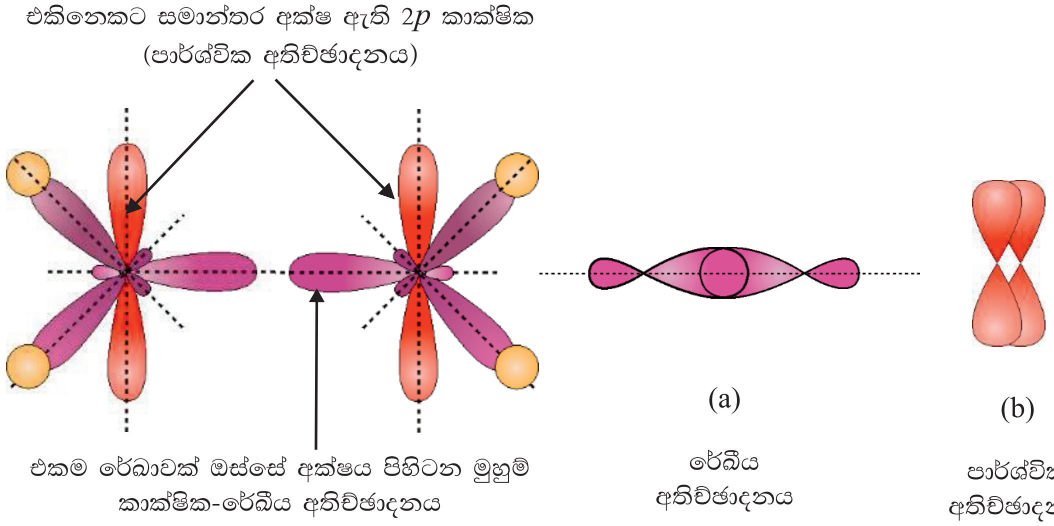
පරමාණු දෙකක් අතර බන්ධන දෙකක් ඇති විට ඉන් එක් බන්ධනයක් σ බන්ධනයකි. අනෙක් බන්ධනය π බන්ධනයකි. එතීන් (CH_2CH_2) හි කාබන් පරමාණු අතර ද්විත්ව බන්ධනය නිර්මාණය වන ආකාරය සලකමු.

මුහුම් කාක්ෂික දෙකක් අතර රේඛීය අතිච්ඡාදනය මගින් '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.



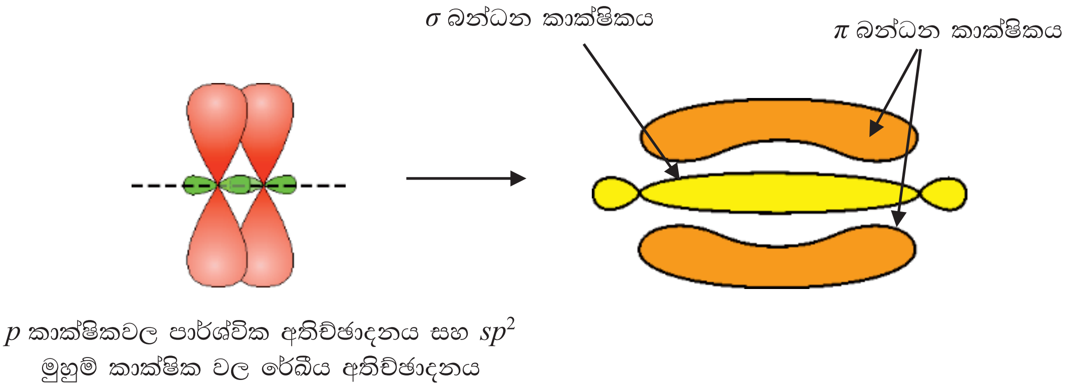
2.22 රූපය C_2H_4 අණුවේ p කාක්ෂික හා sp^2 මුහුම් කාක්ෂිකවල පිහිටීම

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.

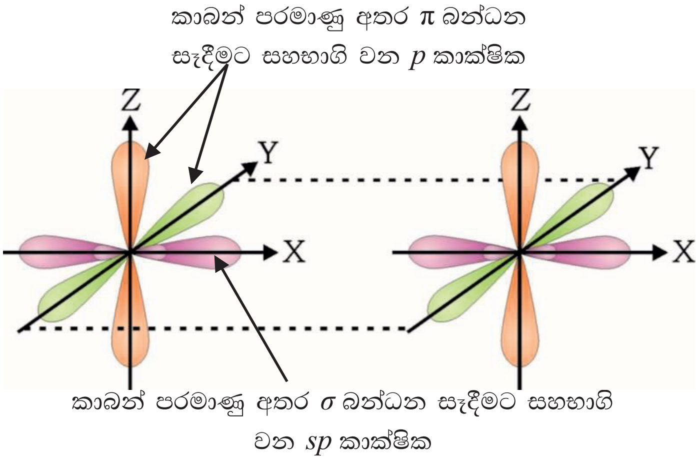


2.24 රූපය σ බන්ධන හා π බන්ධන

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 දැක්වේ.

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

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.



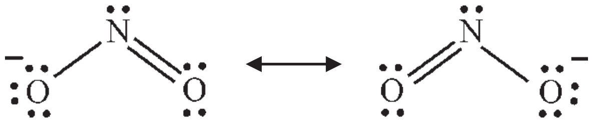
- p_y කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- p_z කාක්ෂික අක්ෂ දෙක සමාන්තරව පිහිටයි.
- x අක්ෂය මත එකිනෙකට මුහුණලා ඇති මුහුම් sp කාක්ෂික දෙක කාබන් පරමාණු දෙක අතර σ බන්ධනයක් සාදයි.

2.25 රූපය එතයින්හි කාබන් පරමාණු දෙකෙහි p කාක්ෂික හා sp මුහුම් කාක්ෂික අන්තර්ක්‍රියා

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

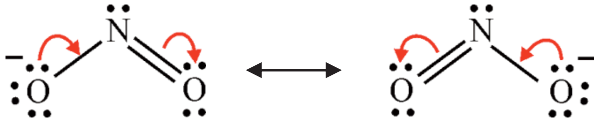
2.3.3 සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

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



2.26 රූපය NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

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



2.27 රූපය NO_2^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

සම්ප්‍රයුක්තතාවේ ලක්ෂණ

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

(ii) එක සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති විට දී සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමේ බන්ධන දිග එක සමාන වේ. (උදා: NO_2^- හි N-O බන්ධන දිග එක සමාන වේ).

(iii) සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට සාපේක්ෂව අඩු ශක්තියක් ඇති බැවින් අනෙක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවලට වඩා එය ස්ථායිතාවයෙන් වැඩි ය.

(iv) සමාන සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම සඳහා සමාන දායකත්වයක් දෙයි.

(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 ශූන්‍ය හෝ ශූන්‍යයට ආසන්න වේ නම් එය ස්ථායි ලුවිස් ව්‍යුහයක් ලෙස සැලකේ.

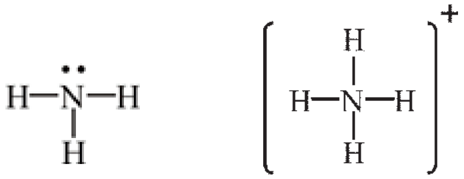
විධිමත් ආරෝපණය (FC) ගණනය කිරීමට පහත පියවර උදව් වේ.

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

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

(ii) විධිමත් ආරෝපණ සියල්ල එකතු කර එහි අගය සොයා ගන්න.
   (a) අණුවක විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව ශූන්‍ය වේ.
   (b) බහු පරමාණුක අයනයක, විධිමත් ආරෝපණවල එකතුව අයනයේ ආරෝපණයට සමාන වේ.

උදා ඃ



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

NH_3හි N පරමාණුව සඳහා

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

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

ඇමෝනියා හි N පරමාණුවේ විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

NH_3 හි H පරමාණුව සඳහා

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

$= 1 – (1 + 0) = 0$

ඇමෝනියා හි H පරමාණුවේ විධිමත් ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

NH_3 හි N හා H පරමාණුවල විධිමත් ආරෝපණ ශූන්‍ය නිසා අණුවේ සමස්ථ ආරෝපණය ද 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 ශුන්‍ය වේ. එබැවින් NH_4^+ අයනයේ විධිමත් ආරෝපණ වල එකතුව +1 වන අතර එය අයනයේ ආරෝපණය වේ.

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

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

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

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

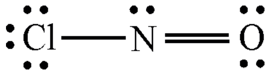
(a)

Cl සඳහා, FC = 7 - (2 + 4) = + 1

N සඳහා, FC = 5 - (3 + 2) = 0

O සඳහා, FC = 6 - (1 + 6) = - 1

(b)



Cl සඳහා, FC = 7 - (1 + 6) = 0

N සඳහා, FC = 5 - (3 + 2) = 0

O සඳහා, FC = 6 - (2 + 4) = 0

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

ආරෝපණ ව්‍යාප්තිය යන සංකල්පය තේරුම් කිරීමට (a) ව්‍යුහයේ N සහ Cl පරමාණු අතර ද්විත්ව බන්ධනයක් පෙන්වා ඇති නමුත් ලුවිස් තිත් - ඉරි/ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇඳීමේ දී බහු සහසංයුජ බන්ධන (multiple covalent bonds) ඇඳීම C, N, O, S සහ P අතර සහ හැලජන (Cl, Br, I) සහ ඔක්සිජන් (O) අතරට පමණක් සීමා වීමට මතක තබා ගන්න.

සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහවල සාපේක්ෂ ස්ථායිතාව පෙරයීම සඳහා නීති

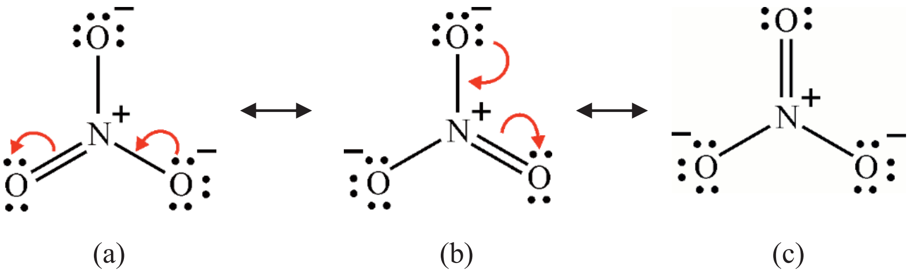
(i) වඩාත් ස්ථායි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයට අඩු ම විධිමත් ආරෝපණ වෙන් වීමක් ඇත. එසේම එහි වැඩි සහසංයුජ බන්ධන ගණනක් පවතින අතර, එය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට වැඩි දායකත්වයක් දෙයි. බන්ධන ගණන උපරිම කර ගැනීමත් අෂ්ටක නියමය තෘප්ත කර ගැනීමත් කළ යුතුය.

(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 ආරෝපණ ලැබීම අස්ථායි වේ.

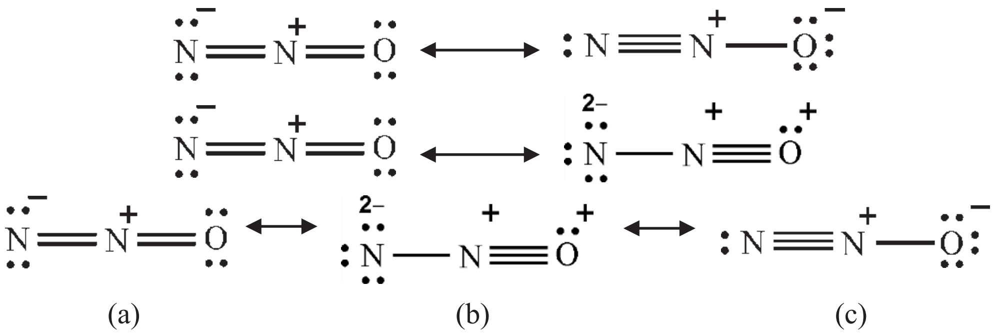
නයිට්‍රේට් අයනයේ (NO_3^-) සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ ඇති වීම පහත 2.28 රූපයේ දක්වා ඇත.



2.28 රූපය NO_3^- අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පරිවර්තනය

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

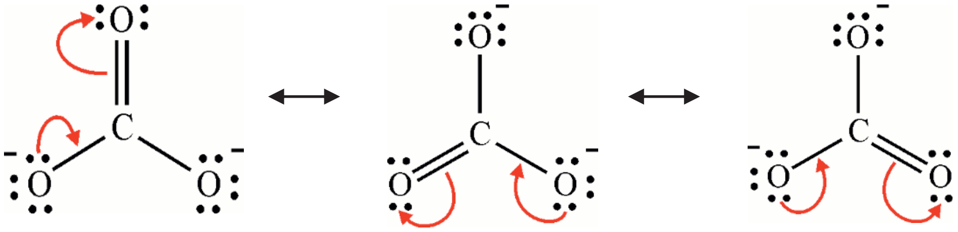
N_2Oහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ පහත දක්වා ඇත. ඒවා සියල්ලම අෂ්ටක නියමය සපුරා ඇත.



2.29 රූපය N_2O හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ

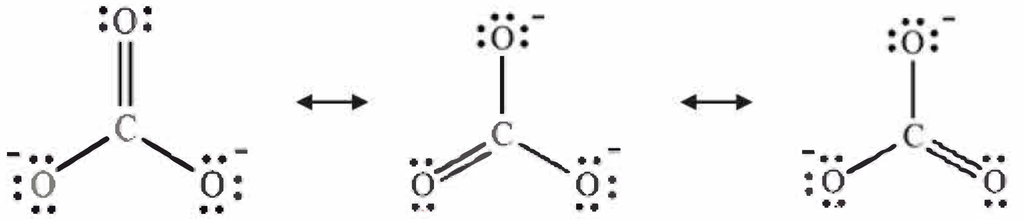
කෙසේ වෙතත් විධිමත් ආරෝපණ සංකල්පය අනුව මෙහි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහ වල ස්ථායිතාව එක සමාන නොවේ. දී ඇති (iii) නීතියට අනුව (b) ව්‍යුහය සම්ප්‍රයුක්ත මුහුමට අඩු ම දායකත්වයක් ලබා දේ. (b) ට සාපේක්ෂව (a) හා (c) ව්‍යුහ ස්ථායි වේ. එමනිසා එම ව්‍යුහ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම කෙරෙහි වැඩි දායකත්වයක් සපයයි.

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



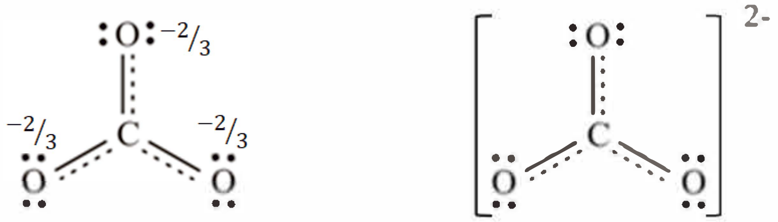
2.30 රූපය CO_3^{2-} අයනයේ එක් සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යුහයක් මගින් අනෙක් ව්‍යුහය ඇතිවන අයුරු

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



2.31 රූපය CO_3^{2-} අයනයේ සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ

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

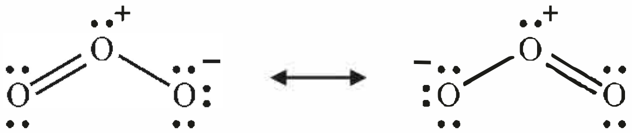


(a) (b)

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

ඉහත දක්වන ලද එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ සලකුණු කරන ලද සම්පයුක්ත මුහුම වලංගු වන්නේ මුහුම ලබා ගැනීම සඳහා අඳින ලද සියලු සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ එක සමාන වන විට පමණි (උදා: O_3, NO_3^-, CO_3^{2-}, NO_2^- වැනි) කෙසේ වුව ද අසමමිතික අණු/ අයන (උදා: N_2O, $S_2O_3^{2-}$) සඳහා ඉහත ආකාරයේ නිරූපණයක් වලංගු නොවේ.

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



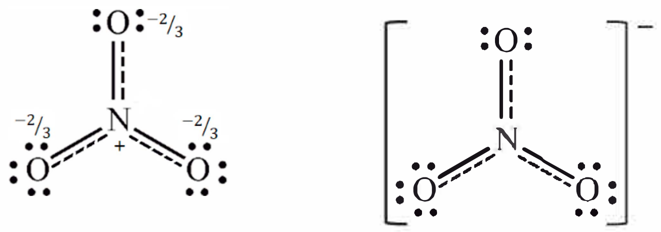
2.33 රූපය O_3 හි සම්ප්‍රයුක්ත ව්‍යූහ

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

(a) (b)

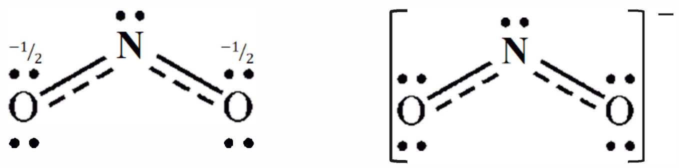
2.34 රූපය (a) ආරෝපණ සහිතව O_3 අණුවේ සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම (b) එක් එක් පරමාණුව මත ආරෝපණ නොදක්වන ලද සම්ප්‍රයුක්ත මුහුම

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 මුහුම



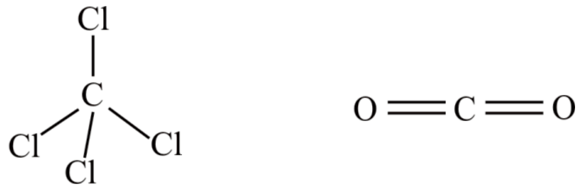
(a) (b)

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

2.3.4 අණුවල ධ්‍රැවීයතාව සඳහා විද්‍යුත්සෘණතා 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 මඟින් 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 සහසංයුජ බන්ධන සඳහා උදාහරණ ලෙසට මේ Cl_2, O_2 හා N_2 වැනි අණු වල බන්ධන දැක්විය හැකි ය.



2.37 රූපය CCl_4 සහ CO_2 අණු

2.3.5 ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය

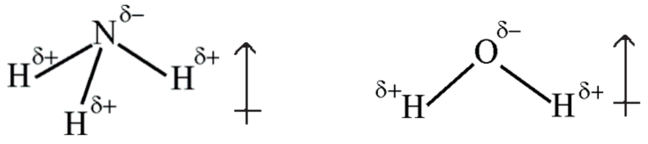
මේ සංකල්පය තේරුම් ගැනීම සඳහා එක් තනි බන්ධනයක් ඇති H-Cl සලකමු. ධ්‍රැවීය අණුවක එක් අන්තයක ඍණ ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. ඊට සාපේක්ෂව ප්‍රතිවිරුද්ධ අන්තයක ධන ධ්‍රැවය නිර්මාණය වේ. මේ අනුව HCl අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය Cl මත ද ධන ධ්‍රැවය H පරමාණුව මත ද පිහිටයි. සම්මුතියක් ලෙස ධ්‍රැවීය බන්ධන පහත දැක්වෙන පරිදි සටහන් කෙරේ.

$$^{\delta+}H — Cl^{\delta-}$$

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

$$^{\delta+}H — Cl^{\delta-}$$
$$+\!\!\longrightarrow$$

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 මඟින් 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 (r)

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

අණුවල ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණය (එයට විශාලත්වයක් හා දිශාවක් ඇති බැවින් දෛශික රාශියක් වේ). සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රකාශ කරන්නේ ඩෙබයි (Debye) යන ඒකකයෙනි. D මගින් එය සංකේතවත් කෙරේ. $1\text{D} = 3.34 \times 10^{-30}$ C m

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

2.3.6 විද්‍යුත් - සෘණතාවයේ විශාලත්වය කෙරෙහි බලපාන සාධක

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

- **මුහුම්කරණය**

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

  $CH_4 < C_2H_4 < C_2H_2$

- **ආරෝපණය**

  උදා :- N වල විද්‍යුත් - සෘණතාව: $NH_2^- < NH_3 < NH_4^+$

  සියලු N පරමාණු sp^3 මුහුකරණය ලබා ගෙන ඇත. $N^- < N < N^+$ විද්‍යුත්-සෘණතාව වෙනස් වන ආකාරය ඉහත දැක්වේ. පරමාණුවේ ධන ආරෝපණ වැඩි වන විට එහි විද්‍යුත් - සෘණතාව උදාසීන පරමාණුවකට වඩා වැඩිවේ. තව ද සෘණ අරෝපිත අයනයක විද්‍යුත් - සෘණතාව ට වඩා උදාසීන පරමාණුවක විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩි වේ.

- **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. එමනිසා දී ඇති ප්‍රභේදවල S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව එක් එක් ප්‍රභේදයේ ඇති S වල ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවති. H_2S, SO_3^{2-} සහ SO_4^{2-} යන ප්‍රභේදවල S වල ඔක්සිකරණ අංක පිළිවෙළින් -2, +4 සහ +6 වේ. උදාසීන පරමාණු හා සසඳන විට ආරෝපණයේ ධන අගය වැඩි වන විට විද්‍යුත් - සෘණතාව වැඩි වේ. එමනිසා S වල විද්‍යුත් - සෘණතාව $H_2S < SO_3^{2-} < SO_4^{2-}$ ආකාරයට විචලනය වේ.

- **අණුවේ සලකා බලන පරමාණුවකට සම්බන්ධ අනෙකුත් පරමාණුවල ස්වභාවය**

  උදා :- CF_4 වල C වල විද්‍යුත් - සෘණතාව CCl_4 වලට වඩා විශාල ය. ෆ්ලෝරීන්වල ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාව නිසා C පරමාණුව ෆ්ලෝරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ වී පැවතීම ක්ලෝරීන් පරමාණු හතරකට සම්බන්ධ ව පවතිනවාට වඩා ඉහළ ධනතාවයකින් යුක්ත ය. මෙය ෆ්ලෝරීන්වලට සම්බන්ධ ව පවතින කාබන්වලට ඉහළ විද්‍යුත් - සෘණතාවක් ඇති කරයි.

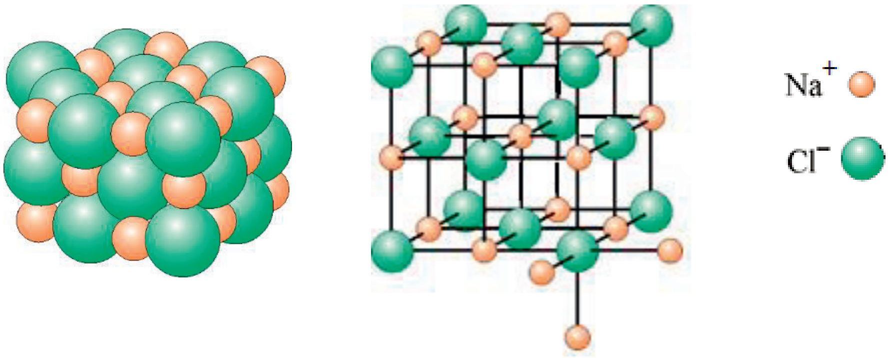
ඉහත නීති යෙදීමේ දී, විවිධ අණුවල අඩංගු මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුව සැලකීමේ දී, පරමාණුවේ අරෝපණයට වඩා මුහුම්කරණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. මුහුම්කරණය සමාන නම්, පරමාණුවේ ආරෝපණයට ප්‍රමුඛත්වය දෙනු ලැබේ. උදාහරණයක් වශයෙන් NH_3 හා NH_4^+ හි නයිට්‍රජන්වල මුහුම්කරණය එකම වේ. එබැවින් මෙම ප්‍රභේද දෙකෙහි නයිට්‍රජන් පරමාණුවේ විද්‍යුත් - සෘණතාවය තීරණය කරනු ලබන්නේ අරෝපණය මඟිනි. 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 එකම 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 වැඩි වේ.

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, එයට සම්බන්ධ වී ඇති අනෙකුත් පරමාණුවලට අනුව සංසන්දනය කළ හැකි ය. ඒ අනුව, CHF_3 හි කාබන් පරමාණුව $CHCl_3$ වලට වඩා විද්‍යුත් සෘණ වේ.

2.4 අයනික බන්ධන/ අයනික අන්තර්ක්‍රියා

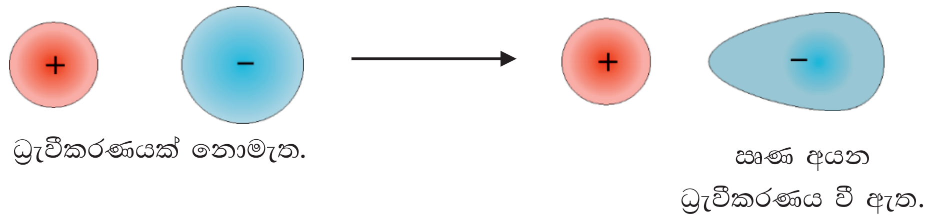
ධන හා සෘණ අයන අතර හටගන්නා ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් අයනික බන්ධන සෑදේ. මෙම ධන හා සෘණ අයන ඝන (ස්ඵටික) අවස්ථාවේ දී එක්තරා රටාවකට ඇසිරී ඇත. එය **"දැලිස් ව්‍යුහයක්"** ලෙස හැඳින්වේ. සෑම ධන අයනයක් වටා සෘණ අයන ද සෑම සෘණ අයනයක් වටා ධන අයන ද වන පරිදි කිසියම් රටාවකට අයන ඇසිරී ඇත. නිදසුන් ලෙස NaCl දැලිසෙහි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



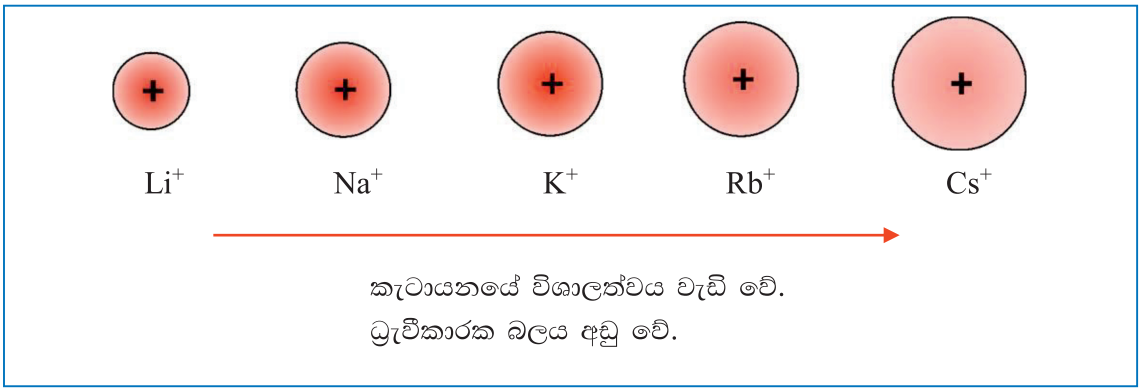
2.38 රූපය NaCl හි දැලිස් ව්‍යුහය

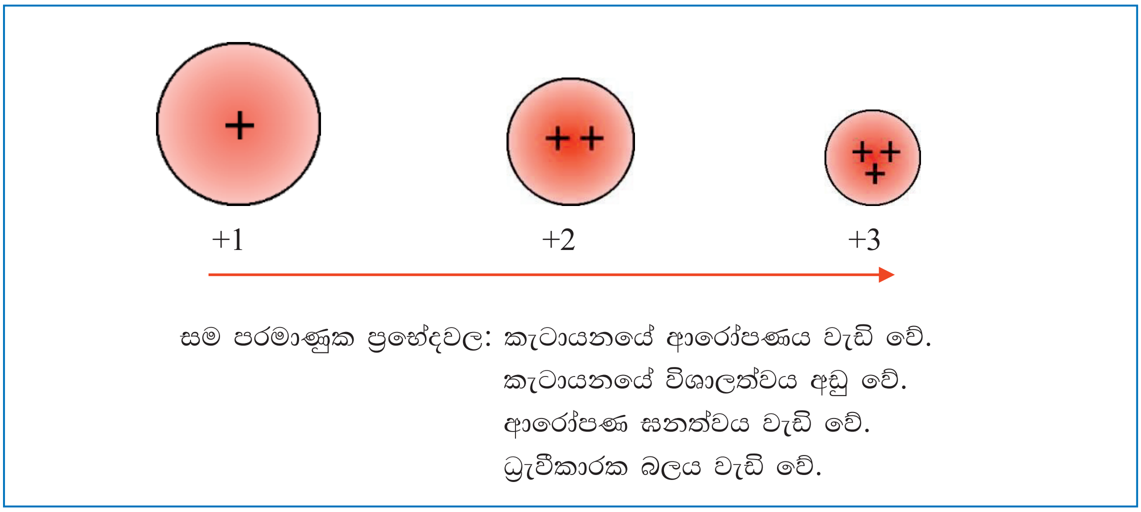
අයනික දැලිසේ ඇති කුඩා අයනය කැටායනය වන අතර, එහි ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව න්‍යෂ්ටියට තදින් බැඳී පවතී. අයනික දැලිසේ ඇති විශාල අයනය ඇනායනය වන බැවින් කැටායනයට සාපේක්ෂව එහි බාහිර ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට ලිහිල්ව බැඳී ඇත. බාහිර විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍රයක් මඟින් ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාවේ හැඩය පහසුවෙන් වෙනස් වේ. කැටායනයේ ස්ථිති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

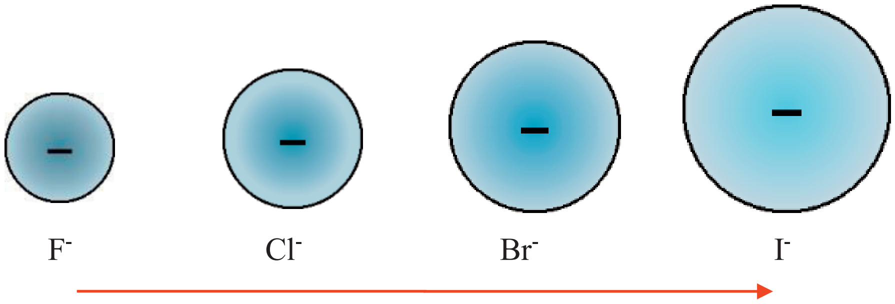
ඇද ගනී. ඇනායනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ඇද ගැනීමට කැටායනයකට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවීකාරක බලය** ලෙස හැඳින්වේ. කැටායනය, ඇනායනය වෙත ආසන්න වීමේ දී එහි ක්ෂේත්‍ර ප්‍රබලතාව නිසා ඇනායනයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව ගෝලාකාර හැඩයෙන් වෙනස් වීමට ඇති හැකියාව **ධ්‍රැවණශීලතාව** ලෙස හැඳින්වේ.



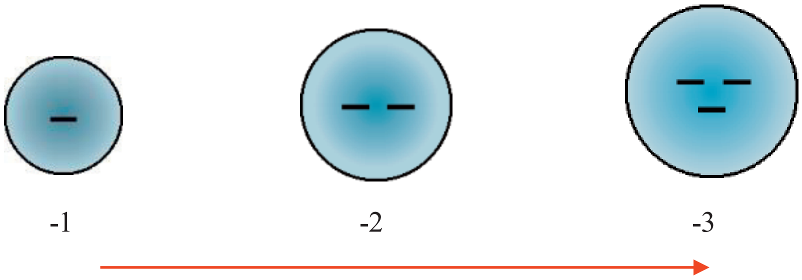
කැටායනයේ ධ්‍රැවීකරණ බලය ප්‍රබල වන්නේ එය කුඩා වන විට හා ආරෝපණය වැඩි වන විට ය.







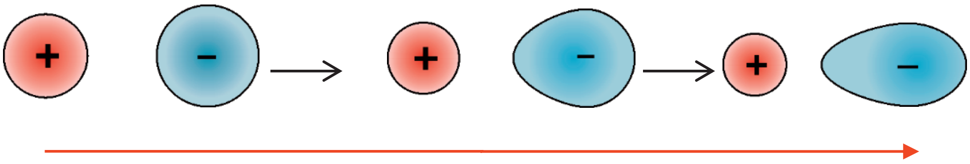
ඇනායනයේ විශාලත්වය වැඩි වේ.
ධ්‍රැවණශීලතාව වැඩි වේ.



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 ධ්‍රැවීකරණය වැඩි වේ.
- 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 සෝඩියම්වල තාප සන්නායක ගුණ පවතින නිසා ය. අයනික හා සහසංයුජ සංයෝග හා සසඳන විට දී ලෝහ සතු මෙම වෙනස්කම් පැහැදිලි කිරීම පිණිස සහසංයුජ බන්ධන ආකෘතිය හෝ අයනික බන්ධන ආකෘතිය සමත් නොවේ.

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 මැඬ පවත්වමින් ඒවා යම් දැලිස් ව්‍යුහයක් තුළ ස්ථායී ව පවත්වා ගනු ලැබේ. ඉලෙක්ට්‍රෝන වලාව තුළ 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 යනා දී 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 ප්‍රබලතාවය 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 අන්තර්ක්‍රියා

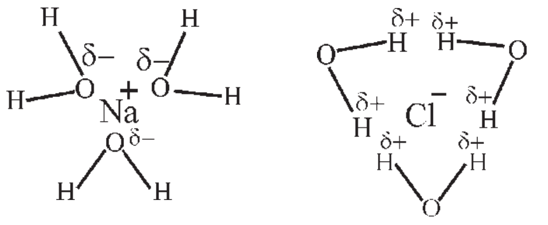
අණු අතර පවතින සෑම වර්ගයකම අන්තර්ක්‍රියා, ද්විතික අන්තර්ක්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ. මේවා පොදුවේ වැන් ඩ'වාල්ස් අන්තර්ක්‍රියා ලෙස ද හැඳින්වේ. අන්තර්-අණුක බල වර්ග පහකට වෙන් කළ හැක.

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

වැන් ඩ'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

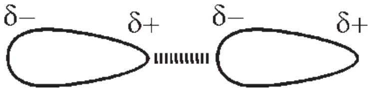
ජලය තුළ NaCl වැනි අයනික ලවණ දිය වනුයේ එහි ඇති ධන අයන හා ඍණ අයන ජල අණු සමඟ ඇති කර ගන්නා ද්විතීයික අන්තර්ක්‍රියා නිසා ය. අයනික සංයෝගවල ධන අයන (NaCl හි Na^+ අයන) සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ ඍණ ධ්‍රැවය δ- (H_2O හි O පරමාණුව) අන්තර්ක්‍රියා කරයි. ඍණ අයන සමඟ ධ්‍රැවිත අණුවේ (ජලයේ) δ+ ධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා කරයි. මේ අන්තර්ක්‍රියා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



2.39 රූපය NaCl අයන හා H_2O අතර අයන-ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

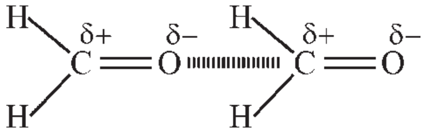
ද්විධ්‍රැව - ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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



2.40 රූපය ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

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

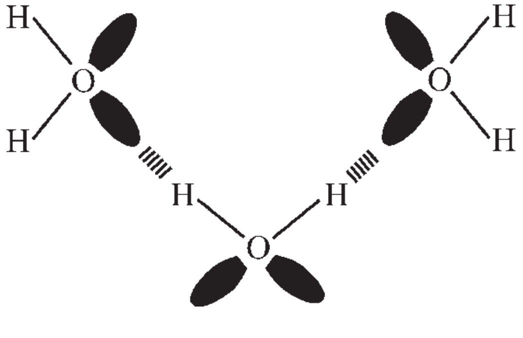


2.41 රූපය ෆෝමැල්ඩිහයිඩ්හි ද්විධ්‍රැව-ද්විධ්‍රැව අන්තර් ක්‍රියා

හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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

හයිඩ්‍රජන් පරමාණුව N,O හෝ F පරමාණුවකට බැඳී ඇති විට එම H මත ගොඩනැගී ඇති භාගික ධන ආරෝපණය (δ+) අනෙකුත් පරමාණු සමඟ H පරමාණුව බැඳී ඇති අවස්ථාවන්ට සාපේක්ෂව විශාල ය. මෙයට හේතුව H හා මෙම පරමාණු (N,O,F) අතර වූ විද්‍යුත්-ඍණතා වෙනස සාපේක්ෂව ඉහළ වීම ය. H පරමාණුව සාපේක්ෂව කුඩා නිසා ඒ ආශ්‍රිත ආංශික ධන ආරෝපණයක් ඇති විට දී පවතින ස්ථිති විද්‍යුත් ක්ෂේත්‍ර තීව්‍රතාව ද සාපේක්ෂව ඉහළ ය. මෙලෙස δ+ ලෙස ධ්‍රැවිත H පරමාණු සමඟ, δ- ලෙස ධ්‍රැවිත N,O හෝ F පරමාණු ආශ්‍රිත අන්තර්ක්‍රියාව **හයිඩ්‍රජන් බන්ධන** ලෙස හැඳින්වේ. මෙසේ δ- ලෙස ආරෝපිත N,O හෝ F පරමාණුවක් H පරමාණුවක් සමඟ බැඳී තිබීම අත්‍යවශ්‍ය නොවන අතර, එය වෙනත් පරමාණුවක් වුව ද විය හැකි ය. (උදා: $CHCl_3$ හි H පරමාණුව හා ඇසිටෝන් හි O පරමාණුව අතර වූ හයිඩ්‍රජන් බන්ධන)

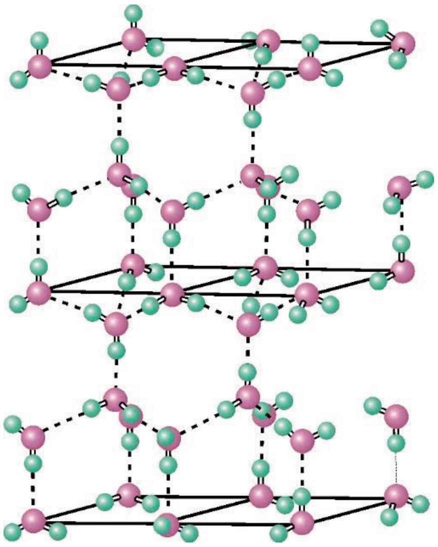


2.42 රූපය ජලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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

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

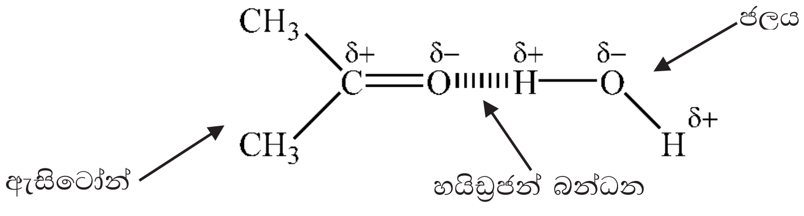
0 °C දී ජලය අයිස් බවට පත් වේ. ජලය 0 °C තෙක් සිසිල් කිරීමේ දී ජල අණුවල චාලක ශක්තිය අඩුවෙත්ම ජල අණුවක් වටා ඇති විය හැකි හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. 0 °C දක්වා සිසිල් කිරීමේ දී තාපජ ශක්තිය ඉවත් වීමෙන් චාලක ශක්තිය අඩු වීම නිසා ජල අණුවක් සාදන හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාව වැඩි වී අණු ක්‍රමවත් රටාවකට ඇහිරේ. මෙහි දී එක් එක් ජල අණුව ඒ වටා ඇති ජල අණු සමඟ උපරිම හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සංඛ්‍යාවක් සාදයි.



2.43 රූපය අයිස් තුළ 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 හැකි ය. 0 °C දී සෑම ජල අණුවක් වටාම චතුස්තලීය ආකාරයට හයිඩ්‍රජන් බන්ධන 4 බැගින් ඇති වේ. ද්‍රව ජලයේ ඇති නිදහස් අවකාශ වලට වඩා වැඩි නිදහස් අවකාශ අයිස් වල පවතින්නේ ජල අණුවල ක්‍රමවත්ව ඇහිරීම නිසා ය. 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 අදාළ සිසිලන තත්වයන් මත රඳා පවතී.

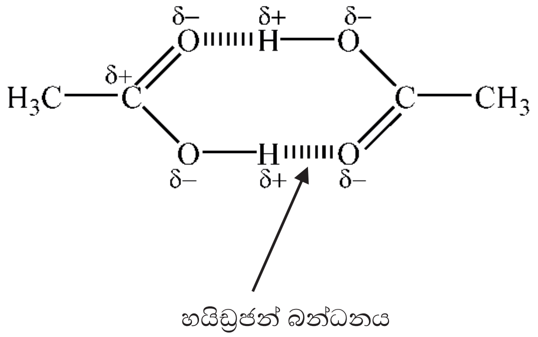
කෙසේ වුවද එකිනෙකට වෙනස් අණු අතර පවා හයිඩ්‍රජන් බන්ධන ඇති වේ. නිදසුන් ලෙසට ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය දැක්විය හැකි ය.



2.44 රූපය ජලය හා ඇසිටෝන් මිශ්‍රණය තුළ 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 විද්‍යුත්-සෘණ පරමාණුව සෑම විටම හයිඩ්‍රජන් වලට බැඳී තිබීම අත්‍යවශ්‍ය සාධකයක් නොවේ. හයිඩ්‍රජන් බන්ධනයක් ඇති වීමට තරම්

ප්‍රමාණවත් ධ්‍රැවියතාවයක් H පරමාණුවට හා අනෙක් විද්‍යුත්-සෘණ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණුවකට (O, N, F) තිබිය යුතු බැව් මෙයින් පෙනී යයි.



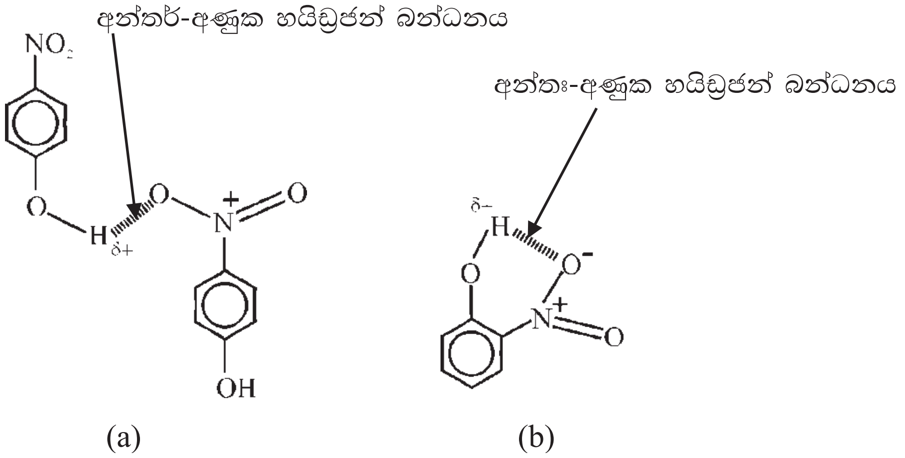
2.45 රූපය ඇසිටික් අම්ලය තුල ඇති H බන්ධන

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 තුළ ඇති H බන්ධන, (b) NaF හා HF තුළ ඇති H බන්ධන

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

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

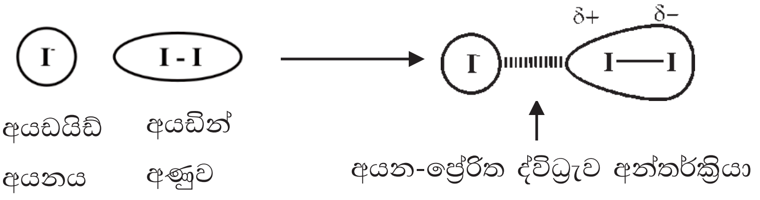


2.47 රූපය (a) *පැරා*-නයිට්‍රොෆීනෝල් හා (b) *ඕතෝ*-නයිට්‍රොෆීනෝල් වල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන

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

අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

අයඩීන් (I_2) නිර්ධ්‍රැවීය නිසා ජලය තුළ දියවන්නේ ඉතා මඳ වශයෙනි. එහෙත් ජලීය KI තුළ ඝන අවස්ථාවේ වූ අයඩීන් දිය වේ. මේ නිරීක්ෂණය පැහැදිලි කළ හැක්කේ අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා සංකල්පය මඟිනි. 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.



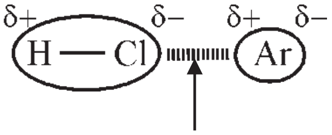
2.48 රූපය අයන-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

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

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



ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

2.49 රූපය ද්විධ්‍රැව – ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා

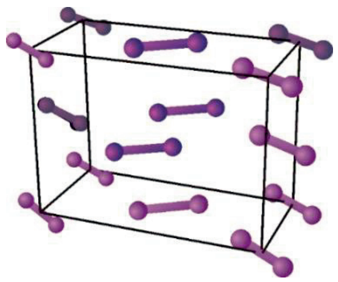
ලන්ඩන් අන්තර්ක්‍රියා (බල) (ක්ෂණික ද්විධ්‍රැව-ප්‍රේරිත ද්විධ්‍රැව අන්තර්ක්‍රියා)

නිර්ධ්‍රැවීය සංයෝගවල දී එම අණු එකිනෙක රඳවා ගනු ලබන්නේ එම අණු අතර හටගන්නා ඉතා දුර්වල අන්තර්ක්‍රියා විශේෂයක් මඟින් ය. ඝන, ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේ දී 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. ඝන අවස්ථාවේ ඇති අයඩීන් අණුවල අණුක චලිතය සඳහා කාමර උෂ්ණත්වයේ ඇති තාප ශක්තිය ප්‍රමාණවත් නො වේ. ඝන අවස්ථාවේ දී ලන්ඩන් බල මඟින් අයඩීන් අණු ක්‍රමවත් සැකැස්මක තබා ගනී. අයඩීන් අණුවල විශාල පෘෂ්ඨීය වර්ගඵලය විසින් යාබද අණු සමඟ 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 ඝූර්ණය හා අන්තර්-අණුක බල ඇසුරෙන් තාපාංකවල විචලන පහදා දිය හැකි ය.

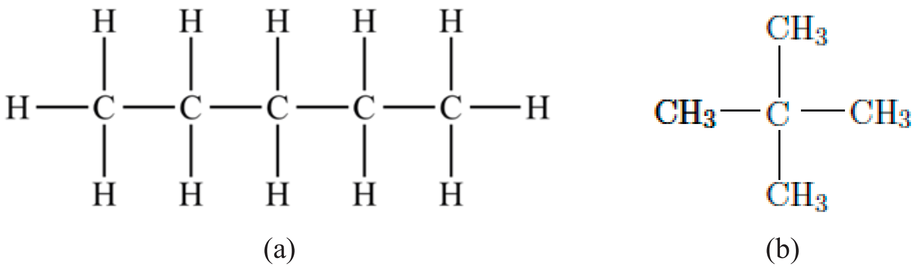
2.7 වගුව සරල අණු කිහිපයක තාපාංක හා ද්විධ්‍රැව ඝූර්ණ

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

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

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 9 °C දී ය. අණු අතර ආකර්ෂණය වැඩි වත් ම තාපාංක ඉහළ 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.



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 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

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 කිරීම්

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 ඉලෙක්ට්‍රෝන පරමාණු අතර සමව හවුලේ තබාගෙන නැත. මෙවැනි බන්ධනවල, බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉහළ ම විද්‍යුත්-සෘණතාවෙන් යුත් පරමාණුවට පැවරේ. එබැවින් ධන හා සෘණ ඔක්සිකරණ අංක පැන නැඟේ.

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 නීතී

සරල අණු, අණුක අයන සහ සංයෝගවල අඩංගු පරමාණුවලට හා අයනවලට ඔක්සිකරණ අංක පැවරීම සඳහා භාවිත වන මූලික නීතී 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 නීතී දෙක භාවිත කරන ආකාරය පහත නිදසුන් මඟින් පෙන්වා ඇත.

අණුවල අඩංගු පරමාණුවක ඔක්සිකරණ අංකය නිර්ණය කිරීම.

1 නිදසුනඃ 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 නිදසුනඃ 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 නිදසුනඃ සල්ෆේට් අයනය (SO_4^{2-})

SO_4^{2-} හි S වල ඔක්සිකරණ අංකය

SO_4^{2-} හි සමස්ථ 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 නිදසුනඃ කැල්සියම් ඔක්සයිඩ් (CaO)

CaO හි Ca වල ඔක්සිකරණ අංකය

CaO සමස්ථ ආරෝපණය ශූන්‍ය වේ.

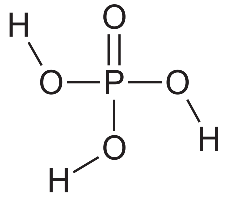
[Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය]+[O හි ඔක්සිකරණ අංකය] = 0

[Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය]+[-2] = 0

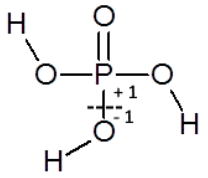
Ca හි ඔක්සිකරණ අංකය = +2

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.

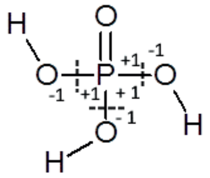
1 නිදසුන : ෆොස්ෆොරික් අම්ලය (H_3PO_4)



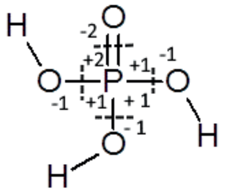
1 පියවර
සංයෝගයේ බන්ධන ව්‍යුහය අඳින්න.



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.

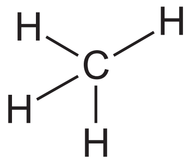


4 පියවර
ඉලක්ක මූලද්‍රව්‍යය වටා ඇති සියලු පවරන ලද අගයන් එකතු කරන්න.
ෆොස්ෆරස් = (+2) + (+1) + (+1) + (+1)=+5
මධ්‍ය ෆොස්ෆරස් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය +5 වේ.

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

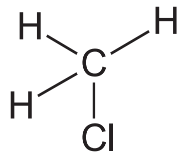
මධ්‍යයේ කාබන් පරමාණුවක් ඇති සංයෝග කිහිපයක කාබන් හි ඔක්සිකරණ අංකය

1 නිදසුන : මෙතේන් (CH_4)



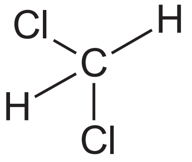
C හි ඔක්සිකරණ අංකය = -4

2 නිදසුන : ක්ලෝරොමෙතේන් (CH_3Cl)



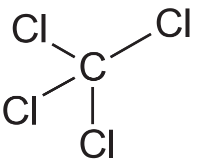
C හි ඔක්සිකරණ අංකය = -2

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 පිළිවෙලින් 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	$^{x}CH_3{}^{y}CH_2{}^{z}CH_3(g)$	+ $5O_2(g)$	⟶	$3CO_2(g)$	+ $4H_2O(l)$
ඔක්සිකරණ අංකය	^{x}C= -3, ^{y}C= -2, ^{z}C= -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 සමස්ථ 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 ඵලයේ දී H^+ දෙකක් සෑදීමේ දී හයිඩ්‍රජන්වලින් ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙකක **බැහැර වීමක්** සිදු වෙයි. මේ අනුව හයිඩ්‍රජන් ඔක්සිකරණය වේ.

ඔක්සිහරණ ප්‍රතික්‍රියාව : $CH_3CH_2CH_3$ (g) සෑදීමේ දී CH_3CHCH_2(g) දී හි කාබන් ඔක්සිහරණය වේ.

ඔක්සිකරණ ප්‍රතික්‍රියාව : $CH_3CH_2CH_3$(g) සෑදීමේ 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^-	hydride
Na^+	sodium	Cl^-	chloride
K^+	potassium	Br^-	bromide
Ca^{2+}	calcium	O^{2-}	oxide
Al^{3+}	aluminium	S^{2-}	sulfide
Zn^{2+}	zinc	N^{3-}	nitride

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

1. හැම විට ම කැටායනයේ නාමය පළමුවෙන් සඳහන් කළ යුතු ය.
2. කැටායනයේ නාමය වන්නේ එම මූලද්‍රව්‍යයේ නාමයයි.
3. ඇනායනයේ නාමය වන්නේ *-ide* 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 ː NaCl – sodium chloride
MgO – magnesium oxide
CsBr – caesium bromide

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 *-ic* ප්‍රත්‍යය ද පහළ ආරෝපණයක් (පහළ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවක්) ඇති කැටායන සඳහා *-ous* 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+}	ferrous	iron(II)
Fe^{3+}	ferric	iron(III)
Cu^{+}	cuprous	copper(I)
Cu^{2+}	cupric	copper(II)
Co^{2+}	cobaltous	cobalt(II)
Co^{3+}	cobaltic	cobalt(III)
Sn^{2+}	stannous	tin(II)
Sn^{4+}	stannic	tin(IV)
Pb^{2+}	plumbous	lead(II)
Pb^{4+}	plumbic	lead(IV)
Hg_2^{2+}	mercurous	mercury(I)
Hg^{2+}	mercuric	mercury(II)

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

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 *-ide* 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 ලෙස පිළිගැනේ. කෙසේ වුවත් නාමකරණයේ දී sulfide පමණක් පිළිගැනේ.

ඉහත සංයෝග සඳහා සුළු නාම පහත දී ඇත.

FeS – ferrous sulfide
Fe_2S_3 – ferric sulfide
CuCl - cuprous chloride
$CuCl_2$ – cupric chloride

3.2.3 සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම

බොහෝ මූලද්‍රව්‍ය සහසංයුජ සංයෝග සාදයි. මේ ආකාරයේ සංයෝග නාමකරණයේ දී ධන ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයේ නම පළමුවෙන් ද සෘණ ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍ය පසුව ද ලිවිය යුතු ය.

සරල සහසංයුජ සංයෝගවල නාම ලිවීම සඳහා නීතිः

1. නාමයේ පළමු කොටසින් විද්‍යුත්-සෘණතාව අඩු මූලද්‍රව්‍යය නියෝජනය වන අතර නාමයේ දෙ වැනි කොටසින් විද්‍යුත්-සෘණතාව වැඩි මූලද්‍රව්‍යය දැක්වේ.
2. නාමයේ පළමු කොටස හා දෙවැනි කොටස අතර පරතරයක් තබනු ලැබේ.
3. ඉහළ ම විද්‍යුත්-සෘණතාවෙන් යුත් මූලද්‍රව්‍ය නාමයට *-ide* 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 ඇනැයන *-ide*, *-ite* හා *-ate* යන ප්‍රත්‍යවලින් කෙළවර වේ.

සුලබ බහු පරමාණුක අයනවල නාම 3.4 වගුවෙන් ඉදිරිපත් කෙරේ.

3.4 වගුව සුලභ බහු පරමාණුක 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 නීතිවලට අනුව සංයෝග 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 බහු පරමාණුක කැටායනයක් හා බහු පරමාණුක ඇනායනයක් අන්තර්ගත ය.
කැටායන කොටසෙහි නාමය = ammonium
ඇනායන කොටසෙහි නාමය = dichromate
සංයෝගයේ නාමය = ammonium dichromate

බහු පරමාණුක 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 *hydro*- උපසර්ගය භාවිත වේ. ඉන්පසු *-ic* ප්‍රත්‍යය යෙදීමෙන් විකරණය කරන ලද අනෙක් අලෝහයේ හෝ අලෝහ කාණ්ඩයේ නාමය ලියනු ලැබේ. සම්පූර්ණ නාමය ලිවීමේ දී අගට acid 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. 3.5 වගුවේ ක්ලෝරෝ ඔක්සො අම්ල හා ඒවායේ සෝඩියම් ලවණ දක්වා ඇත.

3.5 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 අනුව ය.

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 එකක ස්කන්ධය පරමාණුක ස්කන්ධ ඒකක වලින් ප්‍රකාශ කල විටයි. මූලද්‍රව්‍යවල සමස්ථානික කිහිපයක් 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 තවදුරටත් 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}) × (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.

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

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

ලවය හා හරය එකම ඒකක මඟින් 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)	=	$\frac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^3$	$g\ kg^{-1}$ $mg\ g^{-1}$
මිලියනයට කොටස් (ppm)	=	$\frac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^6$	$mg\ kg^{-1}$ $\mu g\ g^{-1}$
බිලියනයට කොටස් (ppb)	=	$\frac{\text{ද්‍රාව්‍යයේ ස්කන්ධය}}{\text{ද්‍රාවණයේ ස්කන්ධය}} \times 10^9$	$\mu g\ kg^{-1}$

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

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

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 $= 200.0 \text{ g}/ 34 \text{ g mol}^{-1} = 5.88$ mol

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

H_2O_2 මවුල භාගය $= 5.88 \text{ mol}/ (5.88 + 44.44) \text{ mol} = 0.116$

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 $= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය}} = \dfrac{\text{mol}}{\text{kg}}$	mol kg^{-1}
මවුලීයතාව $= \dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මිලිමවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවක ස්කන්ධය}} = \dfrac{\text{mmol}}{\text{kg}}$	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 අදාළ 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	=	$\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවණ පරිමාව}} = \dfrac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	mol dm^{-3}
මවුලිකතාව	=	$\dfrac{\text{ද්‍රාව්‍ය මිලිමවුල ප්‍රමාණය}}{\text{ද්‍රාවණ පරිමාව}} = \dfrac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$	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 :

ද්‍රාවණයේ 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) × 10^6
= (0.01 g/(500 + 0.01)g)× 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 නොවේ. 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.

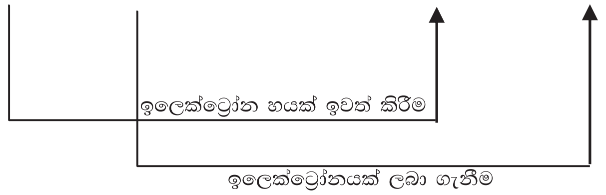
1 පියවර : රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවේ ප්‍රතික්‍රියක වල හා ඵලවල සූත්‍ර නිවැරදිව ලියන්න.

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

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

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

0 +5 +6 +4



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 ප්‍රතික්‍රියා 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.

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

$(+6) \times 2 \qquad (+3) \times 2$

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.

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

මුළු ආරෝපණය -8   මුළු ආරෝපණය +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 :

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

$(+4) \qquad (+6)$

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.

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

මුළු ආරෝපණය ශූන්‍යයි   මුළු ආරෝපණය -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,

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

අදාළ 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 දැක්වෙන 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
එමනිසා අවශ්‍ය N_2 මවුල ප්‍රමාණය < තිබෙන N_2 මවුල ප්‍රමාණය
එමනිසා වැඩිපුර ප්‍රතික්‍රියකය වන්නේ N_2 ය. සීමාකාරී ප්‍රතික්‍රියකය (H_2) පදනම් කර ගනිමින් සැදුනු ඵලයේ (NH_3) ප්‍රමාණය ගණනය කළ හැකි ය.

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

3.6.3 සරල න්‍යෂ්ටික ප්‍රතික්‍රියා තුලනය

විකිරණශීලි 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 විකිරණශීලි 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 ${}^{226}_{88}Ra$ විකිරණශීලි 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		දුහිතෘ න්‍යෂ්ටිය (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		දුහිතෘ න්‍යෂ්ටිය (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 මඟින් ප්‍රාමාණිකරණය කරනු ලැබේ. මේ ප්‍රාමාණික (සම්මත) ද්‍රාවණ පිළියෙල කිරීම සඳහා අතිශයින්ම සංශුද්ධ, ස්ථායී, සජලනය නොවූ, ඉහළ අණුක ස්කන්ධයක් හා ඉහළ 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, නිවැරදිව 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) 1 mol 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^{3}ක් 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^3 ලකුණ 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^{3}නම්,

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^{3}ක් 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 සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. අඥාත ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයක් අඩංගු

ද්‍රාවණය **ප්‍රාමාණික ද්‍රාවණයක්** සමඟ 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^3ක් සමඟ 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.

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

තුලිත සමීකරණයට අනුව HNO_3 මවුල දෙකක් $Ba(OH)_2$ මවුල එකක් සමඟ 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 $= 0.1\ mol \times \frac{34.00\ cm^3}{1000\ cm^3} = 0.0034\ mol$

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 $\times \frac{25.00\ dm^3}{1000} \times 2$

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

2 නිදසුන: රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාවක්

0.25 mol dm^{-3} $Fe(NO_3)_2$ ද්‍රාවණයකින් 27.00 cm^3 සමඟ 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.

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

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 සමග සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී අවක්ෂේප වන $BaSO_4$ ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

අදාළ 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 $= 0.2\ \text{mol dm}^{-3} \times \frac{30.00\ \text{cm}^3}{1000\ \text{cm}^3} = 0.006\ \text{mol}$

අවක්ෂේප වූ $BaSO_4$ ප්‍රමාණය $= 0.006\ \text{mol}$

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

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 යකඩවල 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 සංශුද්ධතාව 66.4% වන Fe_2O_3 නිධියෙහි අවශ්‍ය 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 $= 1 kg \times \frac{100\ g}{66.4\ g} \times \frac{100\ g}{70\ g}$

$= 2.151\ kg$

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

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

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

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

NaCl මවුල ප්‍රමාණය + KCl මවුල ප්‍රමාණය = 0.088 mol

$0.088 \text{ mol} = \frac{\text{NaClවල ස්කන්ධය}}{58.48 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{\text{KClවල ස්කන්ධය}}{74.5 \text{ g mol}^{-1}}$

NaClවල ස්කන්ධය + KClවල ස්කන්ධය = 5.48 g

NaCl වල ස්කන්ධය x යැයි උපකල්පනය කරමු.

KCl වල ස්කන්ධය = (5.48 g – x)

මුළු Cl^- අයන මවුල යොදා ගනිමින් x ගණනය කිරීම

$$0.088 \text{ mol} = \frac{x}{58.48 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{(5.48 \text{ g} - x)}{74.5 \text{ g mol}^{-1}}$$

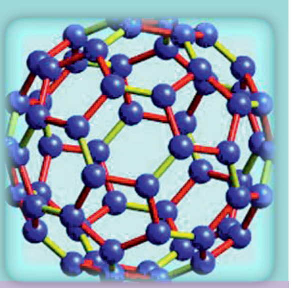
$$x = 3.93 \text{ g}$$

NaCl වල ස්කන්ධ ප්‍රතිශතය $= \frac{3.93 \text{ g}}{5.48 \text{ g}} \times 100 = 71.71\%$

3.8 වගුව සමීකරණවල සාරාංශය

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

4. *s, p* හා *d* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල රසායනය



අන්තර්ගතය

***s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය**

4.1 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.1.1 1 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.1.2 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රතික්‍රියා
4.1.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව
4.1.4 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව
4.1.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව
4.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.2.1 2 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.2.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියා
4.2.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව
4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව
4.2.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව

***p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය**

4.3 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.3.1 13 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.3.2 ඇලුමිනියම්
4.4 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.4.1 14 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්
4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් ඩයොක්සයිඩ්
4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල
4.5 15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.5.1 15 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.5.2 නයිට්‍රජන්වල රසායනය
4.5.3 නයිට්‍රජන්වල ඔක්සො අම්ල
4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමෝනියම් ලවණ
4.6 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.6.1 16 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.6.2 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ
4.6.3 ඔක්සිජන්
4.6.4 සල්ෆර්
4.6.5 ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග
4.6.6 හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්
4.6.7 සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග
4.6.8 සල්ෆර්වල ඔක්සො අම්ල
4.7 17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.7.1 17 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.7.2 17 වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග
4.7.3 ක්ලෝරීන්වල ප්‍රතික්‍රියා
4.8 කාණ්ඩ 18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය
4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා
4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල සරල සංයෝග
4.9 *s* සහ *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය මඟින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිත නැඹුරුතා
4.9.1 සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය
4.9.2 ලෝහක ගුණය
4.9.3 තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ ජලය, අම්ල හා භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා
4.9.4 හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සහ හයිඩ්‍රයිඩවල අම්ල, භස්ම සහ උභයගුණී ස්වභාවය
4.9.5 තුන්වන ආවර්තය හරහා හේලයිඩවල ස්වභාවය

***d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය**

4.10 ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය
4.10.1 පැවැත්ම
4.10.2 හතරවන ආවර්තයට අයත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ
4.10.3 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩ
4.10.4 සමහර තෝරා ගත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩවල රසායනය
4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග
4.10.6 සරල සංකීර්ණ අයන සහ සංයෝග නම් කිරීම
4.10.7 සංකීර්ණ සංයෝගවල වර්ණ කෙරෙහි බලපාන සාධක
4.10.8 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල වැදගත්කම
4.10.9 *d* ගොනුවේ තෝරා ගත් කැටායන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ

හැඳින්වීම

මේ කොටසෙහි *s*, *p* හා *d* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල භෞතික හා රසායනික ගුණ විස්තර කෙරේ. එසේම, ආවර්තිතා වගුවේ මූලද්‍රව්‍යවල නැඹුරුතා සහ රටා හඳුනා ගැනීමට ද මේ කොටස උපකාරි වේ.

s ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය

4.1 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

අලෝහයක් වන හයිඩ්‍රජන් හැරුණු කොට පළමුවන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ලෝහ වේ. අනෙකුත් ලෝහ මෙන් නොව, ඒවා අඩු ඝනත්වවලින් යුක්ත වේ. පළමු වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍යවල අවසන් කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ns^1 වන බැවින් ඒවා බොහෝ ප්‍රතික්‍රියාශීලි වේ.

සෝඩියම් ස්වභාවයේ NaCl (පාෂාණ ලුණු) හා $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (බොරැක්ස්) ආදි ලවණ ආකාරයෙන් ස්වාභාවිකව පවතී. ස්වාභාවිකව පවත්නා පොටෑසියම් ලවණ සඳහා KCl (සිල්වයිට්) හා $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ (කානලයිට්) නිදසුන් වේ.

4.1.1 1 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

ක්ෂාර ලෝහ සියල්ල දිලිසෙන සුළු ය. ඒවා ඉහළ විද්‍යුත් හා තාප සන්නායක වේ. මේ ලෝහ මෘදු වන අතර කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම වඩාත් මෘදු වේ. පළමු වන කාණ්ඩයේ ලෝහවල ද්‍රවාංක කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම අඩු වේ. මේ මූලද්‍රව්‍යවල පවත්නා නැඹුරුතා හඳුනා ගැනීමට 4.1 වගුවේ සඳහන් තොරතුරු යොදා ගත හැකි ය. සංයෝග සාදන සැම අවස්ථාවක දී ම පළමු වන කාණ්ඩයේ ලෝහ +1 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්නුම් කරයි. බොහෝ සංයෝග ස්ථායි ඝන අයනික සංයෝග වේ.

4.1 වගුව 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	Li	Na	K	Rb	Cs
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය	$[He]2s^1$	$[Ne]3s^1$	$[Ar]4s^1$	$[Kr]5s^1$	$[Xe]6s^1$
ලෝහක අරය/ pm	152	186	231	244	262
ද්‍රවාංකය/ °C	180	98	64	39	29
M^+ අයනයේ අරය/ pm	59	102	138	148	174
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	520	495	418	403	375
2 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	7298	4562	3052	2633	2234

Li සිට Cs දක්වා මේ මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණුක අරය වැඩි වීම කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට ඒවායේ අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වීමට හේතු වන අතර, පළමු වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල රසායනික ගුණ විස්තර කිරීමට ඉහත කී ලක්ෂණය යොදා ගත හැකි ය. පළමු වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වය කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට වැඩි වේ.

** අකාබනික රසායනයේ දී ප්‍රතික්‍රියා ලියා දක්වන විට දී ප්‍රතික්‍රියක හා ඵලවල භෞතික අවස්ථා දැක්වීම සැම විට ම අත්‍යවශ්‍ය නො වේ. කෙසේ වෙතත් අංග සම්පූර්ණ පිළිතුරක් ලෙස සැලකීම සඳහා තුලිත රසායනික සමීකරණ ලියා දැක්විය යුතු වේ.

4.1.2 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිජන් සමඟ (O_2)	$4M + O_2$	$\longrightarrow$	$2M_2O$
වැඩිපුර ඔක්සිජන් (O_2) සමඟ Na පෙරොක්සයිඩ සාදයි	$2Na + O_2$	$\longrightarrow$	Na_2O_2
වැඩිපුර ඔක්සිජන් (O_2) සමඟ K, Rb සහ Cs සුපර්ඔක්සයිඩ සාදයි	$M + O_2$	$\longrightarrow$	MO_2
නයිට්‍රජන් (N_2) සමඟ Li පමණක් ස්ථායි නයිට්‍රයිඩ සාදයි	$6Li + N_2$	$\longrightarrow$	$2Li_3N$
හයිඩ්‍රජන් සමඟ (H_2)	$2M + H_2$	$\longrightarrow$	$2MH$
ජලය සමඟ (H_2O)	$2M + 2H_2O$	$\longrightarrow$	$2MOH + H_2$
අම්ල සමඟ (H^+)	$2M + 2H^+$	$\longrightarrow$	$2M^+ + H_2$

ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව

1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ජලය සමඟ දක්වන ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වය කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම වැඩි වේ. ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නැඹුරුව පහත පරිදි වේ.

Li	Na	K	Rb	Cs
සාපේක්ෂව සෙමෙන්	ප්‍රබල ලෙස	ගිනි ගැනීමක් සහිතව ප්‍රබල ලෙස	පිපිරුම් සහිතව	පිපිරුම් සහිතව

ජලය සමඟ හෝ වායුගෝලීය ජල වාෂ්ප සමඟ ලිතියම් ප්‍රබල නොවන ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු කරමින් ලිතියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සාදයි. කෙසේ වෙතත්, සෝඩියම් හා පොටෑසියම් ජලය සමඟ ප්‍රබල ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් ලෝහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවයි. ලිතියම් සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව හැරුණු කොට අනෙක් ඒවා ඉහළ තාපදායි ප්‍රතික්‍රියා වේ.

ඔක්සිජන්/ වාතය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

ලිතියම්වලට ඔක්සිජන් හා නයිට්‍රජන් වායු දෙක සමඟ ම ප්‍රතික්‍රියා කළ හැකි ය. රත් කළ විට සුදු පැහැති කුඩක් වන ලිතියම් ඔක්සයිඩ් (Li_2O) සාදමින් ලිතියම් දහනය වේ. නයිට්‍රජන් වායුව සමඟ ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් ලිතියම් නයිට්‍රයිඩ් (Li_3N) සාදයි. කෙසේ වෙතත් සෝඩියම් හා පොටෑසියම් යන දෙවර්ගය ම නයිට්‍රජන් හා ප්‍රතික්‍රියා නො කරයි. සෝඩියම් වාතයේ දහනය කළ විට සුළු ප්‍රමාණයක් සෝඩියම් ඔක්සයිඩ් සමඟ වැඩිපුර සෝඩියම් පෙරොක්සයිඩ් නිපදවේ. පොටෑසියම් වාතයේ දහනය කළ විට පොටෑසියම් සුපර්ඔක්සයිඩ් ප්‍රධාන ඵලය ලෙසත් පොටෑසියම් ඔක්සයිඩ් හා පොටෑසියම් පෙරොක්සයිඩ් අනෙකුත් ඵල ලෙසත් නිපදවේ. සෝඩියම් හෝ පොටෑසියම් පෙරොක්සයිඩවල දී ඔක්සිජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -1 වන අතර, පොටෑසියම් සුපර්ඔක්සයිඩවල දී ඔක්සිකරණ අංක -1 හා 0 වේ.

1 වන කාණ්ඩයේ ලෝහ ඔක්සයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරමින් පහත දැක්වෙන පරිදි ලෝහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සාදයි.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq)$$

රත් කිරීමේ දී, නයිට්‍රජන් සමඟ ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කොට ලිතියම් නයිට්‍රයිඩ් සාදයි. ලිතියම් පමණක් ස්ථායි ක්ෂාර-ලෝහ නයිට්‍රයිඩ සාදයි. ලිතියම් නයිට්‍රයිඩ් ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා හා ලිතියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවයි.

$$Li_3N(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow 3LiOH(aq) + NH_3(g)$$

1 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර අනුරූප කාබනේට සාදයි. මේ කාබනේට තව දුරටත් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහ හයිඩ්‍රජන් කාබනේට සාදයි.

$$2NaOH(aq) + CO_2(g) \longrightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

$$Na_2CO_3(aq) + CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaHCO_3(s)$$

සෝඩියම් කාබනේටවලට සාපේක්ෂව සෝඩියම් හයිඩ්‍රජන් කාබනේට් අඩු ජල ද්‍රාව්‍යතාවක් පෙන්නුම් කරයි.

හයිඩ්‍රජන් වායුව සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

ඝන, අයනික ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ සාදමින් 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය හයිඩ්‍රජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මේ හයිඩ්‍රයිඩවලදී, හයිඩ්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -1 වේ. මේ ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රබල ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවයි.

$$2Na(s) + H_2(g) \longrightarrow 2NaH(s)$$

$$NaH(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(aq) + H_2(g)$$

අම්ල සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව

ලිතියම්, සෝඩියම් සහ පොටෑසියම් තනුක අම්ල සමඟ වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කර හයිඩ්‍රජන් වායුව සහ අදාළ ලෝහ ලවණ සාදයි. මේ ප්‍රතික්‍රියා විශාල වශයෙන් තාපදායක වන අතර පිපිරෙන සුලු වේ. ඒවායින් තෝරා ගත් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

$$2Li(s) + \text{තනුක } 2HNO_3(aq) \longrightarrow 2LiNO_3(aq) + H_2(g)$$

$$2Na(s) + \text{තනුක } H_2SO_4(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + H_2(g)$$

4.1.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව

නයිට්‍රේට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ නයිට්‍රේට පොහොර හා පිපුරුම් ද්‍රව්‍ය වශයෙන් භාවිත කෙරේ. මේ නයිට්‍රේට තාපය හමුවේ වියෝජනය වේ. ලිතියම් ඔක්සයිඩ්, නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් ලබා දෙමින් ලිතියම් නයිට්‍රේට වියෝජනය වේ. කෙසේ වෙතත් 1 වන කාණ්ඩයේ අනෙක් නයිට්‍රේට රත් කිරීමේ දී අදාළ ලෝහ නයිට්‍රයිටය හා ඔක්සිජන් නිපදවයි.

$$4LiNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2Li_2O(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$$

$$2KNO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2KNO_2(s) + O_2(g)$$

කාබනේට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ කාබනේට ස්ථායි වන අතර, වියෝජනය වීමට පෙර විලීන තත්ත්වයට පත් වේ. කෙසේ වෙතත්, Li_2CO_3 ස්ථායි බවින් අඩු බැවින් පහසුවෙන් වියෝජනය වේ.

$$Li_2CO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Li_2O(s) + CO_2(g)$$

බයිකාබනේට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ බයිකාබනේට තාප වියෝජනය පහත දැක්වේ.

$$2NaHCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

තාප ස්ථායිතාව කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම වැඩි වේ.

4.1.4 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව

LiF, Li_2CO_3 හා Li_3PO_4 වැනි ලිතියම් ලවණ හැර 1 වන කාණ්ඩයේ සියලු ලවණ ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වේ. ලවණයේ ඇනායනය සතු වර්ණයක් නැති නම් මේ ලවණ සියල්ලක් ම අවර්ණ වේ.

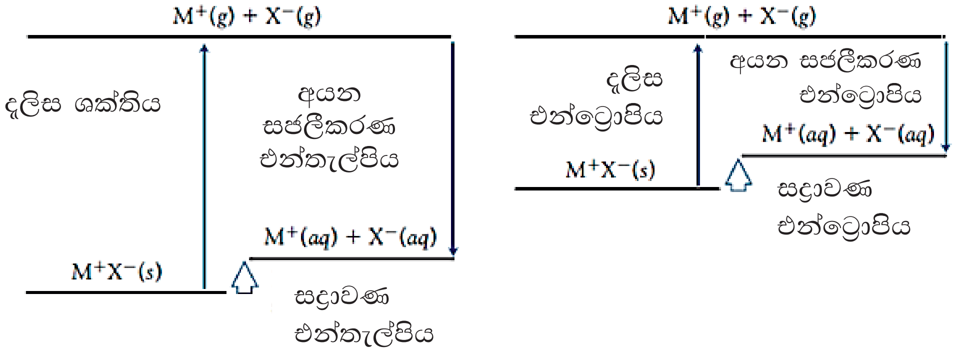
4.2 වගුවේ දැක්වෙන පරිදි 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම වැඩි වේ.

4.2 වගුව සෝඩියම් හේලයිඩවල ද්‍රාව්‍යතාව

ලවණය	**ද්‍රාව්‍යතාව/ mol L^{-1}**
NaF	0.99
NaCl	6.2
NaBr	9.2
NaI	12.3

අයනික ඝනවල සද්‍රාවණ එන්තැල්පිය සඳහා වන ශක්ති චක්‍ර ඇසුරෙන් ද්‍රාව්‍යතාවේ විචලනය අවබෝධ කර ගත හැකි ය. ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය යොදා ගනිමින් ද්‍රාව්‍යතාව පැහැදිලි කළ හැකි ය. 1 වන කාණ්ඩයේ අයනික ඝන සියල්ලට ම ඍණ ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය නිසා ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වේ.

සද්‍රාවණ ක්‍රියාවලිය හා සම්බන්ධ එන්තැල්පි චක්‍ර හා එන්ට්‍රොපි චක්‍ර පහත දැක්වේ.



4.1 රූපය සද්‍රාවණ ක්‍රියාවලිය සඳහා එන්තැල්පි හා එන්ට්‍රොපි චක්‍ර

ඉහත ශක්ති සටහන් යොදා ගෙන, සද්‍රාවණය හා සම්බන්ධ එන්තැල්පි හා එන්ට්‍රොපි වෙනස ගණනය කළ හැකි අතර, මේ ගණනය කරන ලද අගයයන් 4.3 වගුවේ දැක්වේ. යෝජ්‍ය ශක්තිය ගණනය කරනු ලබන්නේ පහත සමීකරණය යොදා ගනිමිනි.

$$\Delta G^{\theta} = \Delta H^{\theta} - \mathrm{T}\,\Delta S^{\theta}$$

4.3 වගුව සද්‍රාවණ ක්‍රියාවලිය තුළ දී ලවණ යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස

ලවණය	එන්තැල්පි වෙනස/ kJ mol^{-1}	එන්ට්‍රොපි වෙනස × T (K × kJ mol^{-1}K^{-1})	යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස/ kJ mol^{-1}
NaF	+ 1	-2	+3
NaCl	+ 4	+13	-9
NaBr	-1	+18	-19
NaI	-9	+23	-32

සෝඩියම් හේලයිඩ් ද්‍රාව්‍යතාව පිළිබඳ නැඹුරුතාව ගණනය කරන ලද ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්ති සමග ගැළපේ. සෝඩියම් ෆ්ලුවොරයිඩ් සිට සෝඩියම් අයඩයිඩ් දක්වා යෝජ්‍ය ශක්ති වඩාත් ඍණ වී ඇත.

4.1.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව

ක්ෂාර ලෝහ හා ඒවායේ සංයෝග හඳුනා ගැනීම සඳහා පහන් සිළු පරීක්ෂාව යොදා ගත හැකි ය. 1 වන කාණ්ඩයේ ලෝහ හා සංයෝග පහන් සිළුවේ ඇති කරන වර්ණ පහත දැක්වේ.

ලිතියම් - රතු
සෝඩියම් - කහ
රුබීඩියම් - රතුදම්
සීසියම් - නිල් දම්
පොටෑසියම් - ලිලැක් (දම්)

4.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

දෙවන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ ලෙස හැඳින්වේ. සංයුජතා කවචයේ ns^2 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හේතුවෙන් 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා ප්‍රතික්‍රියාශීලි බවින් අඩු ය.

ඩොලමයිට්වල ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) මැග්නීසියම් හා කැල්සියම් මූලද්‍රව්‍ය දෙක ම ස්වාභාවිකව හමු වේ. මැග්නීසියම් අන්තර්ගත ඛනිජ සඳහා මැග්නසයිට් ($MgCO_3$), කීසරයිට් ($MgSO_4 \cdot H_2O$) හා කානලයිට් ($KMgCl_3 \cdot 6H_2O$) නිදසුන් වේ. ෆ්ලුවොරොඇපටයිට් [$3(Ca_3(PO_4)_2) \cdot CaF_2$] හා ජිප්සම් ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) වාණිජ වටිනාකමින් යුත් කැල්සියම් අඩංගු ඛනිජ වේ.

4.2.1 2 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

බෙරිලියම් හා මැග්නීසියම් අළු පැහැති ලෝහ වන අතර, 2 වන කාණ්ඩයේ අනෙක් ලෝහ මෘදු හා රිදී පැහැයෙන් යුක්ත වේ. උභයගුණී ලක්ෂණ පෙන්නුම් කරන BeO හැරුණු විට 2 වන කාණ්ඩයේ අනෙකුත් ලෝහ භාස්මික ඔක්සයිඩ නිපදවයි. බෙරිලියම් ඇලුමිනියම්වලට සමාන ලක්ෂණ පෙන්නුම් කරන අතර මේ ලක්ෂණය ආවර්තිතා වගුවේ Al හා Be අතර පවත්නා විකර්ණ සම්බන්ධතාව ඇසුරෙන් අවබෝධ කර ගත හැකි ය.

1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය හා සසඳන කල 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සතුව ඉහළ ඝනත්ව හා ප්‍රබල ලෝහක බන්ධන පවතී. ලෝහක බන්ධන සෑදීමට ඒවා සතුව වැඩි ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් පැවතීමත් පරමාණුක අරය කුඩා වීමත් හේතු වේ.

2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ns^2 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය හේතුවෙන් ඒවායේ ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිය 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා වැඩි ය. කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම මූලද්‍රව්‍ය වඩා ප්‍රතික්‍රියාකාරි වන අතර, පහසුවෙන් +2 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්නුම් කරයි. වගුව 4.4 හි 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ දැක්වේ.

4.4 වගුව 2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය	[He]$2s^2$	[Ne]$3s^2$	[Ar]$4s^2$	[Kr]$5s^2$	[Xe]$6s^2$
ලෝහක අරය/ pm	112	150	197	215	217
ද්‍රවාංකය/ °C	1280	650	850	768	714
M^{2+} අයනයේ අරය/ pm	27	72	100	126	142
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	899	736	589	548	502
2 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	1757	1451	1145	1064	965
3 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	14850	7733	4912	4138	3619

4.2.2 2 වන කාණ්ඩයේ (ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ) මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිජන් සමඟ (O_2)	$2M + O_2 \longrightarrow 2MO$
වැඩිපුර ඔක්සිජන් සමඟ (O_2) Ba එහි පෙරොක්සයිඩය සාදයි	$Ba + O_2 \longrightarrow BaO_2$
ඉහළ උෂ්ණත්වවලදී නයිට්‍රජන් (N_2), සමඟ	$3M + N_2 \longrightarrow M_3N_2$
කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ජලය ($H_2O(l)$), සමඟ (නිදසුන්: Ca, Sr හා Ba)	$M + 2H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + H_2$
උණු ජලය ($H_2O(l)$) සමඟ (නිදසුන්: Mg සෙමෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි)	$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$
හුමාලය සමඟ ($H_2O(g)$)	$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$
අම්ල සමඟ (H^+)	$M + 2H^+ \longrightarrow M^{2+} + H_2$
හයිඩ්‍රජන් (H_2), ඉහළ උෂ්ණත්වයේ දී Ca, Sr, Ba සමඟත් ඉහළ පීඩනයේ දී Mg සමඟත්	$M + H_2 \longrightarrow MH_2$
සාන්ද්‍ර අම්ල සමඟ	$Mg+2H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4+SO_2+2H_2O$ $Mg+4HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2+2NO_2+2H_2O$

ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

බෙරිලියම් ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නොකරන මුත් හුමාලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ජලය සමඟ මැග්නීසියම් කාමර උෂ්ණත්වයේ දී සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියාව නොසලකා හැරිය හැකිය. කෙසේ වෙතත් මැග්නීසියම් උණු ජලය සමඟ සෙමෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. කැල්සියම්, ස්ට්‍රොන්ටියම් හා බේරියම් සිසිල් ජලය සමඟ පහසුවෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ජලය සමඟ ප්‍රතිකියාවේ දී ලෝහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවනු ලැබේ.

$$Ca(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

හයිඩ්‍රජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

බෙරිලියම් හැර 2 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍ය ඝන අයනික සංයෝග වන ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ සාදමින් හයිඩ්‍රජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මේ හයිඩ්‍රයිඩවල දී හයිඩ්‍රජන් දක්වනුවේ -1 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවයි. මේ ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රබල ලෙස (1 වන කාණ්ඩයේ මෙන් දරුණු ලෙස නොවේ) ප්‍රතික්‍රියා කොට හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවයි.

$$Ca(s) + H_2(g) \longrightarrow CaH_2(s)$$

$$CaH_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(aq) + 2H_2(g)$$

නයිට්‍රජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

නයිට්‍රජන් තුළ දහනය වෙමින් 2 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍ය නයිට්‍රයිඩ (M_3N_2) සාදයි. මේ නයිට්‍රයිඩ ලිතියම් සිදු කළ ආකාරයට ම ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා නිපදවයි.

$$3Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$$

$$Mg_3N_2(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 3Mg(OH)_2(aq) + 2NH_3(g)$$

4.2.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව

නයිට්‍රේටවල තාප වියෝජනය

රත් කිරීමේ දී, 2 වන කාණ්ඩයේ නයිට්‍රේට ලිතියම් නයිට්‍රේටවලට බොහෝ සමාන අන්දමින් හැසිරේ. දෙවන කාණ්ඩයේ නයිට්‍රේට ලෝහ ඔක්සයිඩ, නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් නිපදවමින් වියෝජනය වේ.

$$2Mg(NO_3)_2(s) \xrightarrow{\Delta} 2MgO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$$

කාබනේටවල තාප වියෝජනය

මේ කාබනේටවල තාප ස්ථායිතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම වැඩි වේ. කැටායනයේ විශාලත්වය වැඩි වීමත් සමඟ ද මේ කාබනේටවල තාප ස්ථායිතාව වැඩි වේ. කැටායනයේ ආරෝපණ ඝනත්වය අඩු වන බැවින් කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම කැටායනයේ ධ්‍රැවීකරණ බලය අඩු වේ. Ba^{2+} අයනයට සම්බන්ධ කාබනේට් අයනයට වඩා Mg^{2+} අයනයට සම්බන්ධ කාබනේට් අයනය වැඩිපුර ධ්‍රැවීකරණය වේ. වැඩි වශයෙන් ධ්‍රැවීකරණය වූ කාබනේට් ඇනායනය තාප වියෝජනයට පහසුවෙන් ලක් වන අතර, එමඟින් $BaCO_3$ වලට වඩා අඩු අගයක $MgCO_3$ හි තාප වියෝජන උෂ්ණත්වය පැවතීම පැහැදිලි කෙරේ. ලෝහ කාබනේටවල සාමාන්‍ය තාප වියෝජනය පහත දැක්වේ.

$$MCO_3 \xrightarrow{\Delta} MO + CO_2$$

$MgCO_3$ හි වියෝජන උෂ්ණත්වය 540 °C වන අතර, $BaCO_3$ දක්වා යෑමේ දී එම අගය 1360 °C දක්වා වැඩි වේ.

බයිකාබනේටවල තාප වියෝජනය

දෙවන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රජන් කාබනේට (බයිකාබනේට) ජලීය ද්‍රාවණවලදී පමණක් ස්ථායි වන අතර දෙවන කාණ්ඩයේ ඝන හයිඩ්‍රජන් කාබනේට කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ස්ථායි නොවේ.

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \xrightarrow{\Delta} CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව

දෙවන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව සංයෝගය මත රඳා පවතී. නයිට්‍රේට, නයිට්‍රයිට, හේලයිඩ, හයිඩ්‍රොක්සයිඩ, සල්ෆයිඩ හා බයිකාබනේට වැනි සංයෝග ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වේ. වගුව 4.5 හි දී ඇති රටා අනුව හයිඩ්‍රොක්සයිඩ, සල්ෆේට, සල්ෆයිට, කාබනේට, පොස්ෆේට හා ඔක්සලේට වැනි සමහර සංයෝගවල ද්‍රාව්‍යතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම විචලනය වේ.

ක්ලෝරයිඩ හා නයිට්‍රේට වැනි ඒක ඍණ අයන සමඟ පවතින 2 කාණ්ඩයේ ලෝහ සාදන ලවණ සාමාන්‍යයෙන් ජලද්‍රාව්‍ය වේ. කෙසේ වෙතත්, එකකට වඩා වැඩි ආරෝපණ දරන කාබනේට හා පොස්ෆේට් වැනි අයන හා සම්බන්ධව සාදන ලවණ අද්‍රාව්‍ය වේ. $BeCO_3$ හැර සියලු කාබනේට අද්‍රාව්‍ය වේ. කාබනේටවලට වඩා හයිඩ්‍රජන්කාබනේට ද්‍රාව්‍ය වේ. $MgSO_4$ සිට $BaSO_4$ දක්වා ද්‍රාව්‍යතාව සසඳන විට 2 වන කාණ්ඩයේ සල්ෆේට ද්‍රාව්‍ය තත්ත්වයේ සිට අද්‍රාව්‍ය තත්ත්වය දක්වා වෙනස් වේ. අනෙක් අතට හයිඩ්‍රොක්සයිඩවල ද්‍රාව්‍යතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම අද්‍රාව්‍ය තත්ත්වයේ සිට ද්‍රාව්‍ය තත්ත්වය කරා වෙනස් වේ. නිදසුනක් ලෙසඃ $Mg(OH)_2$ අල්ප වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය වන අතර $Ba(OH)_2$ ද්‍රාව්‍ය මෙන්ම ප්‍රබල භාස්මික ද්‍රාවණයක් ද සාදයි.

4.5 වගුව පළමුවන හා දෙවන කාණ්ඩයේ සංයෝගවල ද්‍රාව්‍යතාව

	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Cl^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
Br^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
I^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
OH^-	aq	aq	IS	SS	SS	aq
CO_3^{2-}	aq	aq	IS	IS	IS	IS
HCO_3^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
NO_2^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
NO_3^-	aq	aq	aq	aq	aq	aq
S^{2-}	aq	aq	aq	aq	aq	aq
SO_3^{2-}	aq	aq	SS	IS	IS	IS
SO_4^{2-}	aq	aq	aq	SS	IS	IS
PO_4^{3-}	aq	aq	IS	IS	IS	IS
CrO_4^{2-}	aq	aq	aq	aq	IS	IS
$C_2O_4^{2-}$	aq	aq	SS	IS	IS	SS

aq – ද්‍රාව්‍ය, IS – අද්‍රාව්‍ය, SS – අල්ප වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය

4.2.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව

ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ හා සංයෝග පහන් සිළුවේ දී ලාක්ෂණික වර්ණ දක්වන අතර, පහන් සිළුවේ දී දක්වන වර්ණ ඇසුරෙන් ඒ මූලද්‍රව්‍ය මෙසේ හඳුනාගත හැකි ය.

කැල්සියම් - තැඹිලි-රතු

ස්ට්‍රොන්ටියම් - ක්‍රිම්සන් රතු

බේරියම් - කහපැහැති කොළ

p ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය

4.3 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.3.1 13 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

බෝරෝන් ලෝහාලෝහයක් වන අතර බෝරෝන් සංයෝග බොහොමයක් සහසංයුජ වේ. කෙසේ වෙතත්, ඇලුමිනියම් යනු උභයගුණී ලක්ෂණ සහිත ලෝහයකි. ගැලියම්, ඉන්ඩියම් හා තැලියම් ලෝහ වේ. 13 වන කාණ්ඩයේ පළමු සාමාජිකයා වන B එහි කුඩා පරමාණුක අරය හේතුවෙන් අනෙක් සාමාජිකයන්ගෙන් වෙනස් වේ. බෝරෝන් 14 වන කාණ්ඩයේ Si සමඟ ප්‍රබල විකර්ණ සම්බන්ධතාවක් පෙන්වයි. 13 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලද්‍රව්‍ය +3 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්නුම් කරයි. 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය ගුණ වගුව 4.6 හි දැක්වේ.

4.6 වගුව 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	**B	Al	**Ga	**In	**Tl
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	$[He]2s^22p^1$	$[Ne]3s^23p^1$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$
ලෝහක අරය/ pm	-	143	141	166	171
සහසංයුජ අරය/pm	80	125	125	150	155
ද්‍රවාංකය/ °C	2300	660	30	157	304
M^{3+} අයනයේ අරය/ pm	27	53	62	94	98
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	799	577	577	556	590
2 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	2427	1817	1979	1821	1971
3 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	3660	2745	2963	2704	2878

***අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයත් නොවේ.*

4.3.2 ඇලුමිනියම්

පෘථිවි කබොලෙහි තුන්වැනියට සුලබ ම මූලද්‍රව්‍යය ඇලුමිනියම් වේ. ඇලුමිනියම්වල නිරාවරණය වී පවතින පෘෂ්ඨය මත Al_2O_3 ස්තරයක් නිපදවේ. මේ ස්තරය මඟින් ඇලුමිනියම් තවදුරටත් ඔක්සිජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වීම කෙරෙහි ප්‍රතිරෝධයක් ඇති කරනු ලබයි. මෙම අපාරගම්‍ය ස්ථරය හේතුවෙන් වාතය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නොකරන මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස ඇලුමිනියම් හැඳින්විය හැකි ය.

ඇලුමිනියම්වල ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිජන් හා හැලජන් සමඟ ඇලුමිනියම් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. N_2 සමඟ ද එය ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

ඔක්සිජන් සමඟ (O_2) : $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

හැලජන් සමඟ (X_2) : $2Al + 3X_2 \longrightarrow 2AlX_3$

නයිට්‍රජන් සමඟ (N_2) : $2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$

පළමු හා දෙවන කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව ඇලුමිනියම් ප්‍රතික්‍රියාශීලී බවින් අඩු ය. බෙරිලියම් ලෙසින් ම ඇලුමිනියම් ද අම්ල හා භස්ම යන දෙවර්ගය සමඟ ම ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

ඇලුමිනියම් අම්ල හා භස්ම සමඟ සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියා සඳහා පහත දැක්වේ.

$$2Al(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$$

$$2Al(s) + 2OH^-(aq) + 6H_2O(l) \longrightarrow 2[Al(OH)_4]^-(aq) + 3H_2(g)$$

ඇලුමිනියම් අයන ජලීය ද්‍රාවණවල දී hexaaquaaluminium ion ලෙස පවතී යැයි අපේක්ෂා කෙරේ. කෙසේ වෙතත් පහත පරිදි Al^{3+} අයන ජලවිච්ඡේදනය වී $[Al(OH_2)_5(OH)]^{2+}$ (pentaaquahydroxidoaluminium ion) නිපදවා අනතුරුව $[Al(OH_2)_4(OH)_2]^+$ (tetraaquadihydroxidoaluminium ion) නිපදවයි.

$$[Al(OH_2)_6]^{3+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons [Al(OH_2)_5(OH)]^{2+}(aq) + H_3O^+(aq)$$

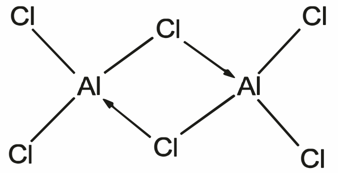
$$[Al(OH_2)_5(OH)]^{2+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons [Al(OH_2)_4(OH)_2]^+(aq) + H_3O^+(aq)$$

ඇලුමිනියම් අයනවලට OH^- අයන ආකලනය වීමෙන් පළමුව සුදු පැහැති ජෙලටිනීය අවක්ෂේපයක් වන ඇලුමිනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවයි. අතිරික්ත OH^- අයන සමඟ අවක්ෂේපිත ඇලුමිනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්, $[Al(OH)_4]^-$ (tetrahydroxidoaluminate) සංකීර්ණ අයන බවට පත් වේ.

$$Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \longrightarrow Al(OH)_3(s)$$ (සුදු පැහැති ජෙලටිනීය අවක්ෂේපය)

$$Al(OH)_3(s) + OH^-(aq) \longrightarrow [Al(OH)_4]^-(aq) \text{ හෝ } (AlO_2^-(aq) + 2H_2O(l))$$

13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය සතු ns^2np^1 ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය හේතුවෙන් ඒවාට සහසංයුජ බන්ධන තුනක් සාදමින් ඉලෙක්ට්‍රෝන හයක් සිය සංයුජතා කවචයේ පවත්වා ගත හැකි ය. එහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස 13 වන කාණ්ඩයේ බොහෝ සහසංයුජ සංයෝග සතුව ඇත්තේ අසම්පූර්ණ ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටකයකි. ඒ අනුව ඒවාට ඉලෙක්ට්‍රෝන දායකයකුගෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලයක් ලබා ගන්නා ලුවිස් අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කිරීමට හැකි ය. අසම්පූර්ණ ඉලෙක්ට්‍රෝන අෂ්ටක සහිත මේ සංයෝග ඉලෙක්ට්‍රෝන **ඌන සංයෝග** ලෙස හඳුන්වනු ලබයි. B හා Al යන දෙවර්ගය ම සාදන අසම්පූර්ණ අෂ්ටක සහිත සංයෝග වායු අවස්ථාවේ දී අෂ්ටක නියමය සපුරාලනු පිණිස ද්විඅවයවික සාදනු ලැබේ (රූපය 4.2).



4.2 රූපය වායුමය Al_2Cl_6හි ව්‍යුහය

4.4 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.4.1 14 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

සහසංයුජ බන්ධන ජාල ව්‍යුහයක් තැනීම හේතුවෙන් 14 වන කාණ්ඩයේ පළමු මූලද්‍රව්‍ය තුන සතුව ඉහළ ද්‍රවාංක පවතී. කාබන් අලෝහයක් වන අතර, සිලිකන් හා ජර්මේනියම් ලෝහාලෝහ වේ. කාණ්ඩයේ අවසන් මූලද්‍රව්‍ය දෙක වන ටින් හා ලෙඩ් ලෝහ වේ.

ගල් අඟුරු, බොරතෙල්, කැල්සයිට් ($CaCO_3$), වායුගෝලීය CO_2, මැග්නසයිට් ($MgCO_3$) හා ඩොලමයිට් ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) යන ස්වාභාවිකව කාබන් හමු වන ප්‍රභව වේ. මිනිරන්, දියමන්ති හා ෆුලරීන් යනු කාබන්වල බහුරූපී ආකාරයන් ය. ෆුලරීන් මෑත දී සොයා ගත් අතර වඩාත් සුපතළ ෆුලරීන් ආකාරය C_{60}, හෙවත් බක්මිනිස්ටර් ෆුලරීන් (හෝ බකී බෝල්) වේ. කාබන් ජීවයේ පදනම වන අතර කාබනික රසායනයේ දී වැදගත් ම මූලද්‍රව්‍යයයි. සිලිකන් හා ජර්මේනියම් අර්ධ සන්නායක කර්මාන්තයේ දී ප්‍රධාන වශයෙන් භාවිත කෙරේ. ඊට අමතරව, අකාබනික බහු අවයවික කර්මාන්තයේ දී සිලිකන් විශාල වශයෙන් භාවිත වේ.

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ වගුව 4.7 හි දක්වේ.

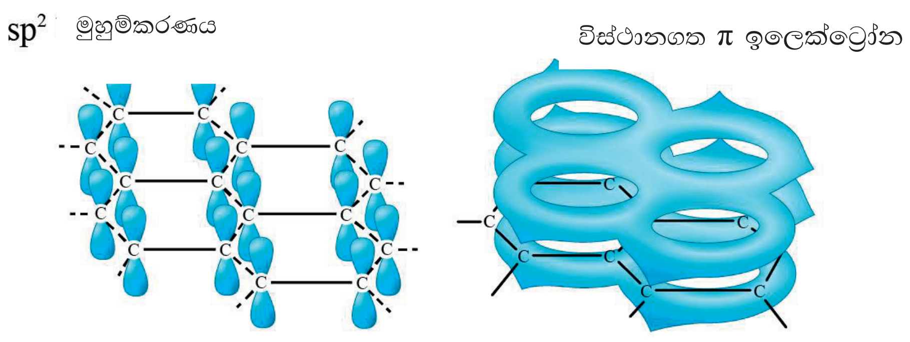
4.7 වගුව 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	C	**Si	**Ge	**Sn	**Pb
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය	[He]$2s^22p^2$	[Ne]$3s^23p^2$	[Ar]$3d^{10}4s^24p^2$	[Kr]$3d^{10}5s^25p^2$	[Xe]$4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$
ලෝහක අරය/ pm	-	-	-	158	175
පරමාණුක අරය/pm	77	117	122	140	154
ද්‍රවාංකය/ °C	3730	1410	937	232	327
M^{4+} අයනයේ අරය/ pm	-	-	53	69	78

***අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයත් නොවේ.*

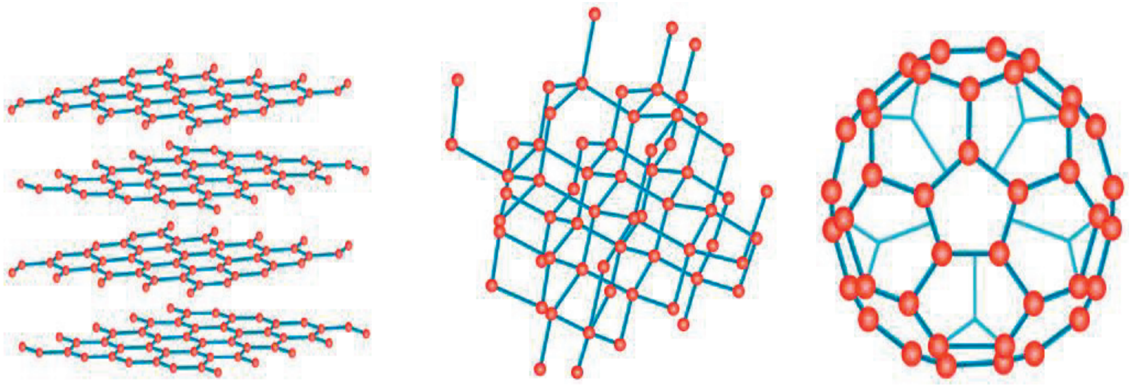
4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්

දියමන්ති හා මිනිරන් සමපරමාණුක (එක ම වර්ගයේ පරමාණු) දැලිස් ව්‍යුහවලින් සමන්විත වේ. දියමන්ති (sp^3 මුහුම් කාබන්, චතුස්තලීය) සතු වන්නේ ඝනාකාර ස්ඵටික ව්‍යුහයකි. මිනිරන් (sp^2 මුහුම් කාබන්, තලීය ත්‍රිකෝණාකාර) සමන්විත වන්නේ අට්ටි ගැසුණු ද්විමාන කාබන් ස්තරවලිනි. මුහුම්කරණයේ වෙනස හේතුවෙන් මිනිරන්වල කාබන් කාබන් බන්ධන දිග දියමන්තිවල කාබන් කාබන් බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය (දියමන්ති 154 pm සහ මිනිරන් 141 pm). මේ ස්ඵටිකරූපී දැලිස් ව්‍යුහ දැඩි වන අතර දියමන්තිවල දැලිස් ව්‍යුහය වඩාත් ම ශක්තිමත් ව්‍යුහය වේ. විස්ථානගත π ඉලෙක්ට්‍රෝන හේතුවෙන් මිනිරන් විද්‍යුත් සන්නායකයක් මෙන් ම තාප සන්නායකයක් ද වේ (රූපය 4.3). මිනිරන්හි ස්තර අතර අන්තර් ක්‍රියා දුර්වල වන අතර, මේ නිසා මිනිරන් හොඳ ලිහිස්සි ද්‍රව්‍යයක් බවට පත්ව ඇත.



4.3 රූපය මිනිරන්හි π ඉලෙක්ට්‍රෝන විස්ථානගත වීම

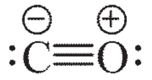
ෆුලරීන් යනු කාබන්වල වෙනත් බහුරූපී ආකාරයකි. ෆුලරීන්වල කාබන් පරමාණු ගෝලාකාරව එකිනෙකට සම්බන්ධ වී පවතී. මිනිරන්, දියමන්ති හා ෆුලරීන් (C_{60}) ව්‍යුහ රූපය 4.4හි දක්වේ.



4.4 රූපය (a) මිනිරන්, (b) දියමන්ති හා (c) ෆුලරීන් (C_{60})හි ව්‍යුහ

4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් ඩයොක්සයිඩ්

කාබන් මොනොක්සයිඩ් යනු අවර්ණ, ගන්ධයකින් තොර, ඉතා විෂ වායුවකි. කාබන් මොනොක්සයිඩ් හි බන්ධන එන්තැල්පිය, C=O ද්විත්ව බන්ධනයේ බන්ධන එන්තල්පියට වඩා වැඩි ය. කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි CO බන්ධන දිග, දර්ශීය C=O බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය. මින් අදහස් වන්නේ කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි C හා O අතර බන්ධනය දර්ශීය C=O බන්ධනයක් නොවන බවයි. එහි C හා O පරමාණු දෙක අතර ත්‍රිත්ව බන්ධන ස්වරූපයක් ඇත. රූපය 4.5හි COහි ලුවිස් ව්‍යුහය දක්වේ.



4.5 රූපය COහි ලුවිස් ව්‍යුහය

යකඩ නිෂ්පාදනයේ දී කාබන් මොනොක්සයිඩ් ඔක්සිහාරකයක් ලෙස සුලභව භාවිත කෙරේ. C පරමාණුව මත පවතින එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හේතුවෙන් බොහෝ උත්ප්‍රේරක ප්‍රතික්‍රියා සඳහා ලිගනයක් ලෙසින් කටයුතු කරමින් CO වැදගත් මෙහෙයක් ඉටු කරයි.

ලන්ඩන් බල හේතුවෙන් පහළ උෂ්ණත්වවල දී හෝ අධික පීඩනවල දී කාබන් ඩයොක්සයිඩ් (රූපය 4.6) ඝනීභවනය වේ. සාමාන්‍ය වායුගෝලීය පීඩනයේ දී ඝන CO_2 (වියළි අයිස්) ඌර්ධ්වපාතනය වෙමින් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි. ආහාර කර්මාන්තයේ දී හිමායන කාරකයක් ලෙසත් කෘත්‍රිම වැසි ඇති කිරීමටත් එය සුලබව යොදා ගැනේ.

4.6 රූපය CO_2 හි ලුවිස් ව්‍යූහය

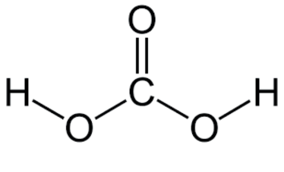
4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල

කාබන් සාදන ඔක්සො අම්ලය වන්නේ කාබොනික් අම්ලය (H_2CO_3) ලෙසින් හැඳින්වෙන දුබල අම්ලයයි. කාබොනික් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යූහය රූපය 4.7 හි දැක්වේ. පීඩනයක් යටතේ CO_2 වායුව ජලයේ දිය කර කාබොනික් අම්ලය නිපදවිය හැකි ය.

$$CO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$$

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$



4.7 රූපය H_2CO_3හි බන්ධන ව්‍යූහය

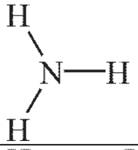
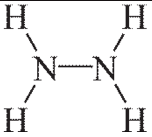
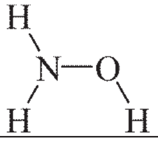
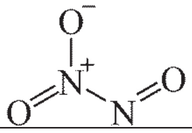
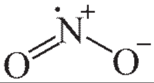
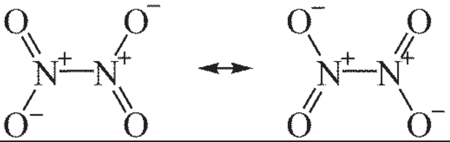
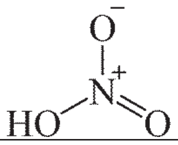
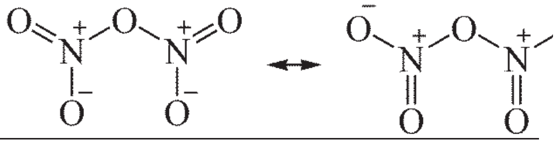
ඔක්සිජන් පරමාණුවලට ඍජුව ම බැඳුණු H පරමාණු ප්‍රෝටෝන ලෙස මුදා හරිමින් කාබොනික් අම්ලයට ආම්ලික ලක්ෂණ පෙන්නුම් කළ හැකි ය.

භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර කාබනේට් අයන නිපදවමින් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සිය ආම්ලික ලක්ෂණ පෙන්නුම් කරයි. එලෙස නිපදවූ 1 හා 2 කාණ්ඩවල කාබනේට වැඩිපුර CO_2 හමුවේ හයිඩ්‍රජන් කාබනේට සාදයි.

$$CO_2(g) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

$$Na_2CO_3(aq) + \text{වැඩිපුර } CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaHCO_3(aq)$$

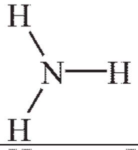
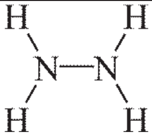
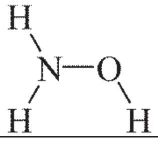
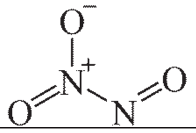
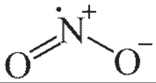
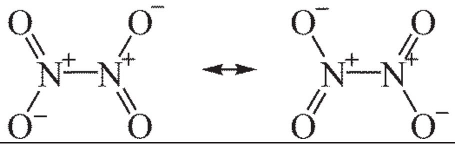
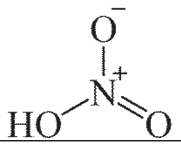
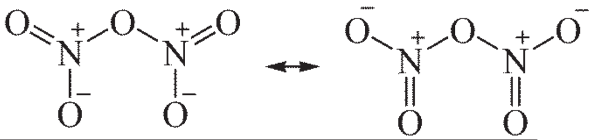
4.9 වගුව නයිට්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

ඔක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සූත්‍රය	බන්ධන ව්‍යුහය
-3	ඇමෝනියා	NH_3	
-2	හයිඩ්‍රසීන්	N_2H_4	
-1	හයිඩ්‍රොක්සිල් ඇමීන්	NH_2OH	
0	ඩයිනයිට්‍රජන්	N_2	$N\equiv N$
+1	ඩයිනයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	N_2O	
+2	නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	NO	
+3	ඩයිනයිට්‍රජන් ට්‍රයිඔක්සයිඩ්	N_2O_3	
+4	නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ්	NO_2	
+4	ඩයිනයිට්‍රජන් ටෙට්‍රොක්සයිඩ්	N_2O_4	
+5	නයිට්‍රික් ඇසිඩ්	HNO_3	
+5	ඩයිනයිට්‍රජන් පෙන්ටොක්සයිඩ්	N_2O_5	

4.5.3 නයිට්‍රජන්වල ඔක්සො අම්ල

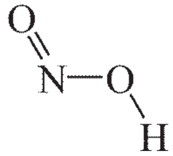
සාමාන්‍ය වායුගෝල තත්ත්වය යටතේ අස්ථායි නයිට්‍රස් අම්ලය දුර්වල අම්ලයකි. රූපය 4.8 හි නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය දැක්වේ.

4.9 වගුව නයිට්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

ඔක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සූත්‍රය	බන්ධන ව්‍යුහය
-3	ඇමෝනියා	NH_3	
-2	හයිඩ්‍රසීන්	N_2H_4	
-1	හයිඩ්‍රොක්සිල් ඇමීන්	NH_2OH	
0	ඩයිනයිට්‍රජන්	N_2	$N\equiv N$
+1	ඩයිනයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	N_2O	$\overset{-}{N}=\overset{+}{N}=O \longleftrightarrow N\equiv\overset{+}{N}-\overset{-}{O}$
+2	නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	NO	$\dot{N}=O$
+3	ඩයිනයිට්‍රජන් ට්‍රයිඔක්සයිඩ්	N_2O_3	
+4	නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ්	NO_2	
+4	ඩයිනයිට්‍රජන් ටෙට්‍රොක්සයිඩ්	N_2O_4	
+5	නයිට්‍රික් අම්ලය	HNO_3	
+5	ඩයිනයිට්‍රජන් පෙන්ටොක්සයිඩ්	N_2O_5	

4.5.3 නයිට්‍රජන්වල ඔක්සො අම්ල

සාමාන්‍ය වායුගෝල තත්ත්වය යටතේ අස්ථායි නයිට්‍රස් අම්ලය දුර්වල අම්ලයකි. රූපය 4.8 හි නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය දැක්වේ.



4.8 රූපය නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යූහය

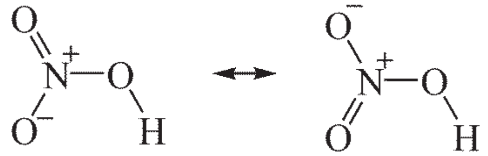
නයිට්‍රික් අම්ලය හා අවර්ණ වායුවක් වන නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ් නිපදවමින් නයිට්‍රස් අම්ලයට ද්විධාකරණයට ලක් විය හැකි ය.

$$3HNO_2(aq) \longrightarrow HNO_3(aq) + 2NO(g) + H_2O(l)$$

ඔක්සිජන් සමඟ නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ් වායුව වැඩිදුරටත් ප්‍රතික්‍රියා කර, රතු-දුඹුරු පැහැති වායුවක් වන නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් නිපදවයි.

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

නයිට්‍රික් අම්ලය (රූපය 4.9) යනු උපද්‍රවකාරී තෛලමය ද්‍රවයකි. මේ අම්ලය ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් වන අතර, ප්‍රබල රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවලට බඳුන් වේ.



4.9 රූපය නයිට්‍රික් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යූහය

ආලෝක - ප්‍රේරිත වියෝජනය හේතුවෙන් නයිට්‍රික් අම්ලය ඔක්සිජන් හා නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් නිපදවයි.

$$4HNO_3(aq) \xrightarrow{hv} 4NO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(l)$$

මේ ප්‍රතික්‍රියාව හේතුවෙන් රසායනාගාර තුළ සාන්ද්‍ර නයිට්‍රික් අම්ලය ගබඩා කරනු ලබන්නේ දුඹුරු පැහැති බෝතල් තුළයි.

නයිට්‍රික් අම්ලයේ ඔක්සිකාරක ප්‍රතික්‍රියා

තනුක නයිට්‍රික් අම්ලය ලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහ නයිට්‍රේට හා හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවයි. මේ ප්‍රතික්‍රියාවල දී නයිට්‍රික් අම්ලයේ හයිඩ්‍රජන් ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි. මැග්නීසියම් හා කොපර් සමඟ සාන්ද්‍ර නයිට්‍රික් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කළ විට නයිට්‍රික් අම්ලයේ නයිට්‍රජන් ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.

$$Mg(s) + \text{තනුක } 2HNO_3(aq) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(aq) + H_2(g)$$

$$Mg(s) + \text{සාන්ද්‍ර } 4HNO_3(l) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(aq) + 2NO_2(g) + 2H_2O(l)$$

$$3Cu(s) + \text{තනුක } 8HNO_3(aq) \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2(aq) + 2NO(g) + 4H_2O(l)$$

$Cu(s)$ + සාන්ද්‍ර $4HNO_3(l) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2NO_2(g) + 2H_2O(l)$

කාබන් හා සල්ෆර් වැනි අලෝහ සමග නයිට්‍රික් අම්ලය ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරන ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.

$C(s)$ + සාන්ද්‍ර $4HNO_3(l) \longrightarrow CO_2(g) + 4NO_2(g) + 2H_2O(l)$

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

4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමෝනියම් ලවණ

ඇමෝනියා ලක්ෂණික ප්‍රබල ගන්ධයකින් යුත් අවර්ණ වායුවකි. පහසුවෙන් ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වායුවක් වන ඇමෝනියා භාස්මික වේ.

$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4OH(aq)$

ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් දුබල භස්මයක් වන අතර, ඇමෝනියම් අයන සහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් අයන නිපදවමින් භාගික වශයෙන් විඝටනය වේ.

$NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

වෙනත් ඕනෑ ම භස්මයක් මෙන් ම ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ද තනුක අම්ල සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ජලීය ලවණ සාදයි.

$2NH_4OH(aq)$ + තනුක $H_2SO_4(aq) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$

ඇමෝනියම් අයන ජලීය ද්‍රාවණවල දී ජලවිච්ඡේදනයට බඳුන් වෙමින් සංයුග්මක භස්මය වන ඇමෝනියා නිපදවයි.

$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(l)$

සියලු ඇමෝනියම් ලවණ ක්ෂාර සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා නිදහස් කරයි.

$NH_4Cl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + NH_3(g) + H_2O(l)$

ඇමෝනියාවල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරීන් සමග ඇමෝනියා ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරන අතර, එකතු කරනු ලබන ඇමෝනියා හා ක්ලෝරීන් ප්‍රමාණ මත නිපදවෙන ඵල වෙනස් වේ. වැඩිපුර ඇමෝනියා සමග ක්ලෝරීන් ප්‍රතික්‍රියාවෙන් එක් ඵලයක් ලෙස නයිට්‍රජන් වායුව නිපදවයි. කෙසේ වෙතත්, වැඩිපුර ක්ලෝරීන් සමග ජලයේ විෂබීජ නාශකයක් ලෙස භාවිතයට ගනු ලබන නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් එක් ඵලයක් ලෙස නිපදවේ.

වැඩිපුර $8NH_3(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 6NH_4Cl(aq)$

සෑදුණු HCl ප්‍රතික්‍රියාවට ලක් නොවූ ඇමෝනියා සමග NH_4Cl ලබා දේ

වැඩිපුර $3Cl_2(g) + NH_3(g) \longrightarrow 3HCl(g) + NCl_3(l)$

නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් යනු සහසංයුජ ක්ලෝරයිඩයකි. එය ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා හා හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය සාදයි. (හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය නිපදවීමේ හැකියාව හේතුවෙන්, නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් ජලයේ විෂබීජ නාශකයක් වශයෙන් භාවිත කෙරේ).

$$NCl_3(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow NH_3(g) + 3HOCl(aq)$$

වායුමය ඇමෝනියා, හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් සුදු පැහැති දුමාරයක් වන ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් නිපදවේ. මෙය ඇමෝනියා තහවුරු කිරීමේ පරීක්ෂාවක් ලෙස යොදා ගත හැකි ය.

$$NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$$

CuO හා Cl_2 සමඟ ඇමෝනියා දුබල ඔක්සිහාරකයක් වශයෙන් ක්‍රියා කරයි.

$$3CuO(s) + 2NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3Cu(s) + 3H_2O(g)$$

$$2NH_3(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 6HCl(g)$$

වියළි තත්ත්වය යටතේ ලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී ඇමෝනියා ඔක්සිකාරකයක් ලෙස මෙන් ම අම්ලයක් ලෙස ද ක්‍රියා කරයි.

$$2Na(s) + 2NH_3(l) \longrightarrow 2NaNH_2(l) + H_2(g)$$

$$3Mg(s) + 2NH_3(l) \longrightarrow Mg_3N_2(l) + 3H_2(g)$$

ඇමෝනියම් ලවණවල තාප වියෝජනය

තාපය හමුවේ සමහර ඇමෝනියම් ලවණ වියෝජනය වෙමින් ඇමෝනියා වායුව හා ආම්ලික වායු සාදයි.

$$(NH_4)_2CO_3(s) \xrightarrow{\triangle} 2NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$NH_4Cl(s) \xrightarrow{\triangle} NH_3(g) + HCl(g)$$

$$(NH_4)_2SO_4(s) \xrightarrow{\triangle} NH_3(g) + H_2SO_4(g)^*$$

*මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ ඵල ප්‍රතික්‍රියා තත්ත්වය මත වෙනස් විය හැකි ය.

කෙසේ වෙතත්, ඇමෝනියම් ලවණවල තිබෙන සමහර ඇනායනවලට රත් කිරීමේ දී විවිධ ඵල සාදමින් ඇමෝනියම් අයනය ඔක්සිකරණය කළ හැකි ය.

$$NH_4NO_2(s) \longrightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

$$NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + 2H_2O(g)$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7(s) \longrightarrow N_2(g) + Cr_2O_3(s) + 4H_2O(g)$$

ඇමෝනියම් ලවණ හඳුනා ගැනීම

NaOH හමුවේ උණුසුම් කිරීමේ දී සියලු ඇමෝනියම් ලවණ ඇමෝනියා වායුව නිපදවයි. මේ වායුවට සාන්ද්‍ර හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලයෙන් තෙත් කළ කූරක් යොමු කළ විට සුදු පැහැති ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් දුමාරය නිපදවේ.

$$NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow NH_3(g) + H_2O(l)$$

$$NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$$ සුදු පැහැති දුමාරය

නයිට්‍රේටවල ප්‍රතික්‍රියා

නයිට්‍රේට අයන හඳුනා ගැනීම සඳහා Fe (II)/ සාන්ද්‍ර H_2SO_4 හමුවේ නයිට්‍රේට සමඟ සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියාව යොදා ගත හැකි ය. මේ පරීක්ෂාව දුඹුරු වලයේ පරීක්ෂාව නම් වේ. පරීක්ෂාවේ දී නළය තුළ ඇති වන දුඹුරු පැහැති $[Fe(NO)]^{2+}$ වලය මඟින් නයිට්‍රේටවල පැවැත්ම තහවුරු වේ.

$$NO_3^-(aq) + 2H_2SO_4(l) + 3Fe^{2+}(aq) \longrightarrow 3Fe^{3+}(aq) + NO(g) + 2SO_4^{2-}(aq) + 2H_2O(l)$$

$$Fe^{2+}(aq) + NO(g) \longrightarrow [Fe(NO)]^{2+}(aq)$$ දුඹුරු පැහැය

නයිට්‍රේට Al / NaOH සමඟ ඇමෝනියා නිපදවයි.

$$3NO_3^-(aq) + 8Al(s) + 5OH^-(aq) + 18H_2O(l) \longrightarrow 3NH_3(g) + 8[Al(OH)_4]^-(aq)$$

4.6 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.6.1 16 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

16 වන කාණ්ඩයේ ප්‍රථම මූලද්‍රව්‍යය වන ඔක්සිජන් කාණ්ඩයේ අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවලින් වෙනස් වූ ලක්ෂණ දක්වයි. කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම ලෝහමය ස්වභාවය වැඩි වේ. කෙසේ වෙතත්, 16 වන කාණ්ඩයේ එකදු මූලද්‍රව්‍යයක් වත් සැබෑ ලෝහ ලෙස ක්‍රියා නොකරයි. ඔක්සිජන් හා සල්ෆර් යන දෙවර්ගය ම අලෝහ වන අතර, කාණ්ඩයේ අනෙක් මූලද්‍රව්‍ය ලෝහමය හා අලෝහමය ලක්ෂණ පෙන්නුම් කරයි. ඔක්සිජන් පමණක් වායුවක් ලෙස පවතින අතර කාණ්ඩයේ අනෙක් මූලද්‍රව්‍ය ඝන අවස්ථාවේ පවතී. ඔක්සිජන් හැර කාණ්ඩයේ අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවලට -2 සිට +6 දක්වා වූ ඉරට්ටේ සංඛ්‍යා ඔක්සිකරණ අවස්ථා ලෙස දැක්විය හැකි ය. ඔක්සිකරණ අවස්ථාව +6 හා -2 හි ස්ථායිතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම අඩු වන අතර +4 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ස්ථායිතාව වැඩි වේ.

4.10 වගුව 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	O	S	**Se	**Te	**Po
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික් වින්‍යාසය	$[He]2s^22p^4$	$[Ne]3s^23p^4$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^4$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^4$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$
X^{2-} අයනයේ අරය/ pm	140	184	198	221	-
සහසංයුජ අරය/pm	74	104	117	137	140
ද්‍රවාංකය/ °C	-218	113(α)	217	450	254
පෝලිං විද්‍යුත් සෘණතාව	3.5	2.5	2.4	2.1	2.0
1 වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ $kJ\ mol^{-1}$ $X(g) + e \longrightarrow X^-(g)$	-141	-200	-195	-190	-183
2 වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පය/ $kJ\ mol^{-1}$ $X^-(g) + e \longrightarrow X^{2-}(g)$	844	532	-	-	-

*** අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයත් නොවේ.*

4.6.2 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ

16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය හයිඩ්‍රජන් සමඟ සරල හයිඩ්‍රයිඩ සාදයි. මේවා සියල්ල සහසංයුජ හයිඩ්‍රයිඩ වේ. කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට හයිඩ්‍රයිඩවල තෝරා ගත් ගුණවල විචලනය වගුව 4.11 මඟින් දැක්වේ.

4.11 වගුව 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ

	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
ද්‍රවාංකය/ °C	0.0	-85.6	-65.7	-51
තාපාංකය/ °C	100.0	-60.3	-41.3	-4
බන්ධන දිග/ pm	96	134	146	169
බන්ධන කෝණය/ °	104.5	92.1	91	90

කාණ්ඩයේ අනෙක් හයිඩ්‍රයිඩවලට වඩා ශක්තිමත් හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හේතුවෙන්, H_2O අසාමාන්‍ය ලෙස ඉහළ ද්‍රවාංක හා තාපාංක පෙන්වයි. කාණ්ඩයේ සියලු හයිඩ්‍රයිඩ අතුරින් විෂදායී නොවන්නේ ජලය පමණි.

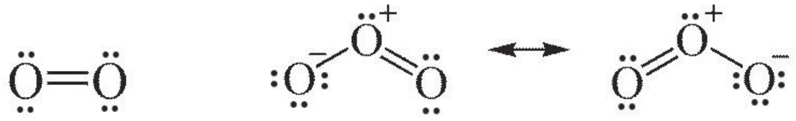
මධ්‍ය පරමාණුවේ ප්‍රමාණය විශාල වීම හේතුවෙන් සහසංයුජ හයිඩ්‍රයිඩවල බන්ධන දිගෙහි නිරීක්ෂිත විචලනය ඇති වේ. ඒ නිසා කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන දිග වැඩි වේ.

කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට මධ්‍ය පරමාණුවේ විද්‍යුත් සෘණතාව අඩු වීමේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝනවල පවත්නා අඩු විකර්ෂණ හේතුවෙන් කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන කෝණය අඩු වේ. H_2S, H_2Se හා H_2Te හි බන්ධන කෝණය 90° ට ආසන්න වේ. විශේෂයෙන් හයිඩ්‍රජන් හා

බැඳීමේ දී බොහෝ සෙයින් සෙලීනියම් හා ටෙලියුරියම්වල *p* කාක්ෂික පැවතීම මෙයින් හෙළි වේ.

4.6.3 ඔක්සිජන්

ඩයිඔක්සිජන් (O_2) හා ට්‍රයිඔක්සිජන් (ඕසෝන් O_3) යනුවෙන් ඔක්සිජන් සතු බහුරූපී ආකාර දෙකක් ඇත. ඩයිඔක්සිජන් යනු අවර්ණ හා ගන්ධයකින් තොර ජලයේ අල්ප වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය වායුවකි. ඕසෝන් සතුව කටුක ගන්ධයක් ඇත. ඕසෝන්හි බන්ධන කෝණය 111.5°කි. මේ බහුරූපී ආකාර දෙකෙහි ව්‍යූහ පහත දී ඇත.



(a) (b)

4.10 රූපය ඔක්සිජන් හා ඕසෝන්හි ව්‍යූහ

පොටෑසියම් ක්ලෝරේට් හා හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්හි උත්ප්‍රේරිත වියෝජනය, ඔක්සිජන් නිපදවීම සඳහා යොදා ගත හැකි ය.

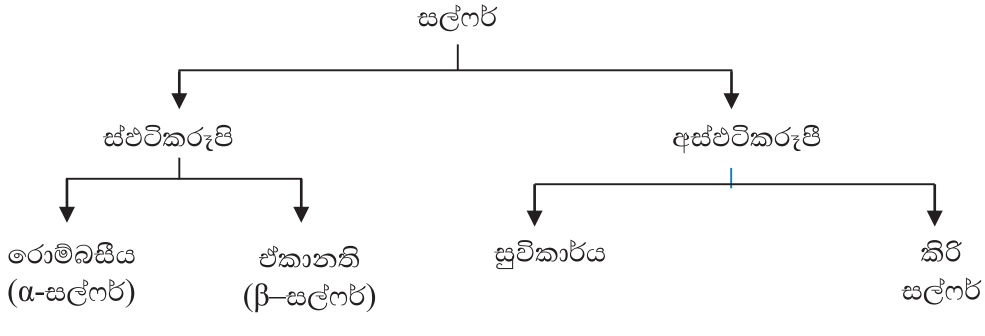
$$2KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2KCl(s) + 3O_2(g),$$ MnO_2 හෝ Pt හමුවේ රත් කිරීම

$$2H_2O_2(aq) \xrightarrow{\Delta} 2H_2O(l) + O_2(g),$$ MnO_2 හමුවේ රත් කිරීම

ලෝහ ඔක්සයිඩ නිපදවමින් ලෝහ ඩයිඔක්සිජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඕසෝන් යනු ඩයිඔක්සිජන්වලට වඩා ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයකි. සංවර්ධිත රටවල් රැසක ජලයේ ක්ෂුද්‍ර ජීවීන් නසන විෂබීජ නාශකයක් ලෙස ඕසෝන් භාවිත කෙරේ. ක්ලෝරීන් මෙන් නොව, විෂබීජ නාශක ක්‍රියාවලියේ දී ඕසෝන් කිසිදු හානිදායක අතුරුඵලයක් නිපදවන්නේ නැත.

4.6.4 සල්ෆර්

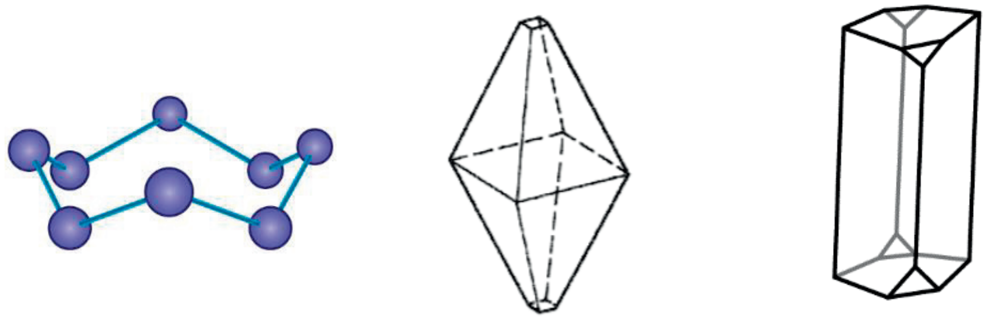
පහත විස්තර කර ඇති ආකාරයට සල්ෆර් වර්ගීකරණය කළ හැකි ය.



4.11 රූපය සල්ෆර් වර්ගීකරණය

ඔක්සිජන් මෙන් නොව, සල්ෆර් සිය පරමාණු සමඟ ද්විත්ව බන්ධන සාදනවාට වඩා ඒක බන්ධන සාදයි. වඩාත් ම සුලබ බහුරූපී ආකාරය වන්නේ α-සල්ෆර් (α-S_8) යනුවෙන් හැඳින්වෙන රොම්බසීය සල්ෆර්ය. පහත පෙන්වා දී ඇති පරිදි එය සල්ෆර් පරමාණු අටකින් සමන්විත චක්‍රීය අක්වක් (zigzag) සැකසුමකින් යුත්, ඔටුන්නක හැඩයෙන් යුක්ත වේ. 93 °C ට වඩා ඉහළ

උෂ්ණත්වයට රත් කිරීමේ දී සුලබව හමු වන අනෙක් බහුරූපි ආකාරය වන ඒකානති සල්ෆර් β-සල්ෆර් (β-S_8) බවට සිය ඇසුරුම් ආකාරය වෙනස් කර ගනියි. මේ ආකාර දෙක එකිනෙකෙහි බහුරූපි ආකාර වේ.



(a) (b) (c)

4.12 රූපය (a) ඔටුනු ආකාර S_8 (b) රොම්බසීය සල්ෆර් (c) ඒකානති සල්ෆර්

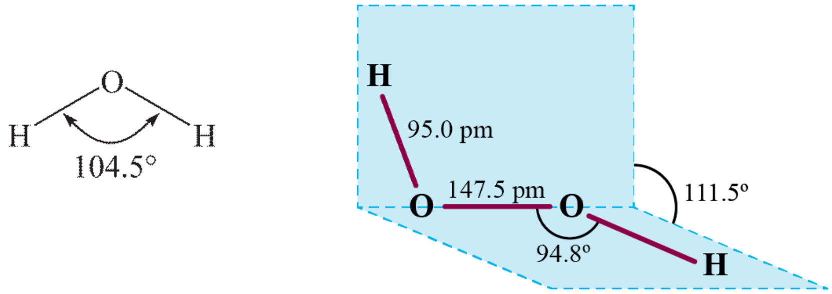
රොම්බසීය හා ඒකානති යන ස්ඵටිකරූපි ආකාර ඔටුනු හැඩයේ S_8 චක්‍රවලින් සමන්විත වේ. මේ චක්‍ර දෙයාකාරයට ඇසිරීමෙන් රොම්බසීය ස්ඵටික හා ඉදිකටු හැඩැති ඒකානති සල්ෆර් ස්ඵටික සෑදේ. 95 °Cට අඩු උෂ්ණත්වවල දී වඩාම ස්ථායි බහුරූපී ආකාරය වන්නේ රොම්බසීය සල්ෆර් වේ.

අස්ඵටිකරූපි සල්ෆර් යනු විලීන සල්ෆර්වල සුවිකාර්ය ආකාරයයි. ද්‍රව වූ සල්ෆර් සිසිල් ජලයට වත් කිරීමෙන් එය ලබා ගත හැකි ය. විලීන සල්ෆර් ක්ෂණිකව සිසිල් කිරීමේ දී විවෘත දාම සහිත අස්ඵටිකරූපි, සුවිකාර්ය සල්ෆර් බවට පරිවර්තනය වේ. කාලය ගතවෙත් ම මෙම සුවිකාර්ය සල්ෆර්, ස්ඵටිකරූපි සල්ෆර් බවට හැරේ. සල්ෆර්වල අස්ඵටිකරූපි ආකාරය ආහන්‍ය වන නමුත් අස්ථායි වේ.

4.6.5 ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග

ජලය සහ හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

පහත රූපයේ H_2O හා වායුමය H_2O_2 ව්‍යුහය දැක්වේ.



(a) (b)

4.13 රූපය (a) H_2O ව්‍යුහය හා (b) H_2O_2 ව්‍යුහය

ජලය යනු වැඩිපුර ම භාවිත වන ද්‍රාවකයයි. ජලය පහත පරිදි අයනීකරණය වේ. මෙය ජලයේ ස්වයං අයනීකරණය ලෙස හැඳින්වේ.

$$2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

උභය ප්‍රෝටික අණුවකට ප්‍රෝටෝනයක් දායක කිරීම හෝ ප්‍රතිග්‍රහණය කිරීම සිදු කළ හැකි ය. ඒ නිසා එයට අම්ලයක් ලෙස හා භස්මයක් ලෙස හැසිරිය හැකි ය. ප්‍රෝටෝනයක් ප්‍රතිග්‍රහණය කිරීමේ හා මුදා හැරීමේ හැකියාව ඇති බැවින් ජලය උභය ප්‍රෝටික සංයෝගයක් වේ.

$$H_2O(l) + HCl(aq) \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$H_2O(l) + NH_3(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

4.6.6 හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් යනු ඒකතලීය නොවන අණුවකි. (H_2O_2) එක ම තලයේ නොපවතින OH කාණ්ඩ දෙකකින් H_2O_2 අණුව සමන්විත අතර, වායුමය අවස්ථාවේ දී H-O-O බන්ධන කෝණය 94.8° වන කෝණික හැඩයෙන් යුක්ත වේ. ඔක්සිජන් පරමාණු මත පවතින එකසර යුගල අතර විකර්ෂණ අවම වන පරිදි සැකසුණු ව්‍යූහය රූපය 4.13 හි දැක්වේ. H-O කාණ්ඩ දෙක එකිනෙක අතර ද්විතල කෝණය 111.5° වන සේ පිහිටයි.

ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හේතුවෙන්, H_2O_2 දුස්ස්‍රාවී ද්‍රවයක් වේ. ඔක්සිකාරකයක් මෙන් ම ඔක්සිහාරකයක් ලෙසත් H_2O_2 වලට හැසිරිය හැකි ය. එය ඔක්සිජන් බවට ඔක්සිකරණය වන අතර, ජලය බවට ඔක්සිහරණය වේ.

ඔක්සිහරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව:

$$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e \longrightarrow 2H_2O(l)$$

ඔක්සිකරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව:

$$H_2O_2(aq) \longrightarrow 2H^+(aq) + O_2(g) + 2e$$

ද්විධාකරණය

$$2H_2O_2(aq) \longrightarrow O_2(g) + 2H_2O(l)$$

H_2O_2වල ප්‍රතික්‍රියා

H_2O_2 ඔක්සිකාරකයක් ලෙස:

$$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2I^-(aq) \longrightarrow I_2(aq) + 2H_2O(l)$$

$$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2Fe^{2+}(aq) \longrightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 2H_2O(l)$$

H_2O_2 ඔක්සිහාරකයක් ලෙස:

$$2MnO_4^-(aq) + 5H_2O_2(aq) + 6H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5O_2(g) + 8H_2O(l)$$

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3H_2O_2(aq) + 8H^+(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l) + 3O_2(g)$$

4.6.7 සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග

හයිඩ්‍රජන් සල්ෆයිඩ්

හයිඩ්‍රජන් සල්ෆයිඩ් යනු නරක් වූ බිත්තර ගන්ධයෙන් යුක්ත, අවර්ණ විෂදායි හා ආම්ලික වායුවක් වේ. ලෝහ සල්ෆයිඩ් ප්‍රබල අම්ල හා ප්‍රතික්‍රියා කරවීමෙන් H_2S නිපදවිය හැකි ය. දුබල ආම්ලික ද්‍රාවණයක් සාදමින් එය ජලයේ දිය වේ.

හයිඩ්‍රජන් සල්ෆයිඩ්වල ප්‍රතික්‍රියා

H_2S ප්‍රබල භස්ම හමුවේ අම්ලයක් ලෙසඃ

$$NaOH(aq) + \text{වැඩිපුර } H_2S(g) \longrightarrow NaHS(s) + H_2O(l)$$

$$2NaOH(aq) + \text{සීමිත } H_2S(g) \longrightarrow Na_2S(s) + 2H_2O(l)$$

H_2S ලෝහ සමඟ අම්ලයක් ලෙස මෙන් ම ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ද ප්‍රතික්‍රියා කරයිඃ

$$2Na(s) + \text{වැඩිපුර } 2H_2S(g) \longrightarrow 2NaHS(s) + H_2(g)$$

$$2Na(s) + \text{සීමිත } H_2S(g) \longrightarrow Na_2S(s) + H_2(g)$$

$$Mg(s) + H_2S(g) \longrightarrow MgS(s) + H_2(g)$$

H_2S ඔක්සිහාරකයක් ලෙසඃ

$$2KMnO_4(aq)+3H_2SO_4(aq)+5H_2S(g) \longrightarrow K_2SO_4(aq)+5S(s)+2MnSO_4(aq)+8H_2O(l)$$

$$K_2Cr_2O_7(aq)+4H_2SO_4(aq)+3H_2S(g) \longrightarrow K_2SO_4(aq)+Cr_2(SO_4)_3(aq)+3S(s)+7H_2O(l)$$

$$2H_2S(aq) + SO_2(g) \longrightarrow 3S(s) + 2H_2O(l)$$

සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ්

සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් අවර්ණ වායුවක් වන අතර, ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වේ. ඔක්සිකාරකයක් හා ඔක්සිහාරකයක් ලෙස සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ්වලට ක්‍රියා කළ හැකි ය.

සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිකාරකයක් ලෙසඃ

$$2Mg(s) + SO_2(g) \longrightarrow 2MgO(s) + S(s)$$

$$3Mg(s) + SO_2(g) \longrightarrow 2MgO(s) + MgS(s)$$

ඔක්සිහාරකයක් ලෙසː

$$5SO_2(g) + 2KMnO_4(aq) + 2H_2O(l) \longrightarrow K_2SO_4(aq) + 2MnSO_4(aq) + 2H_2SO_4(aq)$$

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

$$SO_2(g) + 2FeCl_3(aq) + 2H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq) + 2FeCl_2(aq) + 2HCl(aq)$$

4.6.8 සල්ෆර්වල ඔක්සො අම්ල

සල්ෆර්වල සුලබ ඔක්සිකරණ අංක -2, 0, +2, +4 හා +6 වේ.

සල්ෆියුරික් අම්ලය

සල්ෆියුරික් අම්ලය යනු ප්‍රබල ද්විප්‍රෝටික අම්ලයකි.

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$$

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HSO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයට විජලකාරකයක් ලෙස හැසිරිය හැකි ය.

$$C_6H_{12}O_6(s) \xrightarrow{\text{සාන්ද්‍ර } H_2SO_4} 6C(s) + 6H_2O(g)$$

$$C_2H_5OH(l) \xrightarrow{\text{සාන්ද්‍ර } H_2SO_4} C_2H_4(g) + H_2O(l)$$

උණු සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයට ඔක්සිකාරයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

ලෝහ සමඟ,

$$2H_2SO_4(l) + Mg(s) \longrightarrow SO_2(g) + MgSO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

$$2H_2SO_4(l) + Cu(s) \longrightarrow SO_2(g) + CuSO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

අලෝහ සමඟ,

$$S(s) + 2H_2SO_4(l) \longrightarrow 3SO_2(g) + 2H_2O(l)$$

$$C(s) + 2H_2SO_4(l) \longrightarrow CO_2(g) + 2SO_2(g) + 2H_2O(l)$$

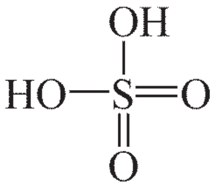
තනුක H_2SO_4 අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.

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

$$H_2SO_4(aq) + Mg(s) \longrightarrow MgSO_4(aq) + H_2(g)$$

ප්‍රබල අම්ලයක් වන තනුක සල්ෆියුරික් අම්ලයට පහත දැක්වෙන පරිදි ජලයට H^+ අයන දෙකක් ලබා දිය හැකි ය.

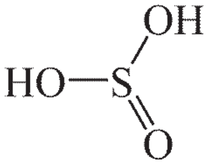
$$H_2SO_4(aq) + 2H_2O(l) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2H_3O^+(aq)$$



4.14 රූපය සල්ෆියුරික් අම්ලයේ ව්‍යූහය

සල්ෆියුරස් අම්ලය

වාතය හමුවේ සල්ෆියුරස් අම්ලය ඔක්සිකරණ වීම හේතුවෙන් එහි සෑම විට ම සුළු ප්‍රමාණයක් සල්ෆියුරික් අම්ලය අඩංගු වේ. වායුමය සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ෆියුරස් අම්ලය නිපදවයි. ජලයේ ද්‍රාවිත ඔක්සිජන් සමඟ සල්ෆියුරස් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ෆියුරික් අම්ලය නිපදවයි. සල්ෆියුරස් අම්ලයේ ව්‍යූහය පහත දැක්වේ. මේ අම්ලය සල්ෆියුරික් අම්ලයට වඩා දුබල අම්ලයක් වේ.



4.15 රූපය සල්ෆියුරස් අම්ලයේ ව්‍යූහය

තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය

තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලයේ ලවණ පමණක් ස්ථායි වේ. තයෝසල්ෆේට් අයන ඔක්සිකරණය හා ඔක්සිහරණය වේ.

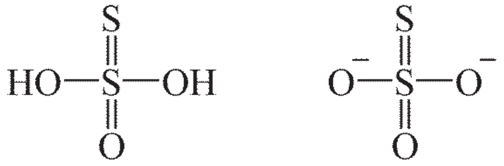
තයෝසල්ෆියුරික් යනු දුබල අම්ලයකි. ජලීය ද්‍රාවණවල දී සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග මිශ්‍රණයක් බවට තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය වියෝජනය විය හැකි ය.

$$H_2S_2O_3(aq) \longrightarrow S(s) + SO_2(g) + H_2O(l)$$

තයෝසල්ෆේට් අයනයට ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

$$2S_2O_3^{2-}(aq) + I_2(aq) \longrightarrow S_4O_6^{2-}(aq) + 2I^-(aq)$$

තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලයේ සහ තයෝසල්ෆේට් අයනයේ ව්‍යූහ පහත දැක්වේ. ව්‍යූහ දෙකෙහි ම මධ්‍ය සල්ෆර් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාව +4 වන අතර, අග්‍රස්ථ සල්ෆර් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා බින්දුව වේ.



4.16 රූපය තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය සහ තයෝසල්ෆේට් අයනය

4.7 17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.7.1 17 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

හැලජන ප්‍රතික්‍රියාශීලි වන අතර ස්වභාවයේ සංයෝග ලෙස පමණක් හමු වේ. වඩාත් ම විද්‍යුත් සෘණ මූලද්‍රව්‍යය ෆ්ලෝරීන් වන අතර, -1 හා 0 ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්නුම් කරයි. ෆ්ලෝරීන් හැර අනෙක් හැලජන -1 සිට +7. දක්වා පැවතිය හැකි සෑම ඔක්සිකරණ අවස්ථාවට ම පාහේ අනුරූප වන ස්ථායි සංයෝග සාදයි. කෙසේ වෙතත් බ්‍රෝමීන්වල +7 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ පවතින සංයෝග අස්ථායි වේ. කුඩා පරමාණුක අරය හේතුවෙන්, අනෙක් මූලද්‍රව්‍යවල ඉහළ ඔක්සිකරණ අවස්ථා ස්ථායි කිරීම ෆ්ලෝරීන්වලට හැකි ය,

හැලජනවල ඔක්සිකරණ හැකියාව කාණ්ඩයේ පහළටයත් ම අඩු වේ. ෆ්ලෝරීන් ප්‍රබල ඔක්සිකාරයක් වේ, හැලජනවල ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වය කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම අඩු වේ, මෙය හැලජනවල ප්‍රතිස්ථාපන ප්‍රතික්‍රියා ඇසුරෙන් පැහැදිලි කළ හැකි ය,

$$Cl_2(aq) + 2Br^-(aq) \longrightarrow 2Cl^-(aq) + Br_2(aq)$$

$$Br_2(aq) + 2I^-(aq) \longrightarrow 2Br^-(aq) + I_2(aq)$$

කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ෆ්ලෝරීන්, ලා කහ පැහැති හා ක්ලෝරීන්, ලා කොළ පැහැති වායූන් වේ. බ්‍රෝමීන් රතු දුඹුරු පාට දුම් දමන ද්‍රවයකි. අයඩීන් කළු දම් පාට දිලිසෙන ඝනයකි.

ෆ්ලෝරීන් පරමාණුවල බන්ධන නොසෑදූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලවල විකර්ෂණ හේතුවෙන් F_2වල බන්ධන ශක්තිය (155 kJ mol^{-1}) ක්ලෝරීන්වල ඒ අගයට (240 kJ mol^{-1}) වඩා අඩු ය, ෆ්ලෝරීන් වායුවේ අධික ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වයට හේතුව මෙයයි. 17 වන කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට බන්ධන ශක්ති ක්‍රමානුකූල අඩු වීමක් පෙන්නුම් කරයි. (Cl_2 = 240 kJ mol^{-1}, Br_2 = 190 kJ mol^{-1} හා I_2 = 149 kJ mol^{-1}).

4.12 වගුව 17වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	F	Cl	Br	I	**At
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය	[He]$2s^22p^5$	[Ne]$3s^23p^5$	[Ar]$3d^{10}4s^24p^5$	[Kr]$4d^{10}5s^25p^5$	[Xe]$4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$
වැන් ඩ'වාල්ස් අරය/ pm	135	180	195	215	-
අයනික අරය/ pm	131	181	196	220	-
සහසංයුජ අරය/pm	71	99	114	133	-
ද්‍රවාංකය/ °C	-220	-101	-7.2	114	-
තාපාංකය/ °C	-188	-34.7	55.8	184	-
පෝලිං විද්‍යුත් සෘණතාව	4.0	3.0	2.8	2.5	-
ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ kJ mol^{-1} $X(g) + e \longrightarrow X^-(g)$	-328	-349	-325	-295	-

*** අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයත් නොවේ.*

4.7.2 17වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග

හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්

ජලයේ දී හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ් ආම්ලික වේ. ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන සෑදීමේ හැකියාව HF සතු වන නමුත් වායුගෝලීය පීඩනයේ දී හා උෂ්ණත්වයේ දී HF වායුවක් (තාපාංකය 20 °C) වේ.

ජලීය ද්‍රාවණවල දී හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩවල ආම්ලික ස්වභාවය

සඳහා HF; $HF(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$

අනෙක් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ සඳහා (HCl, HBr හා HI);

$$HX(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

ජලීය මාධ්‍යයේ දී HF දුබල අම්ලයක් වන අතර, අනෙකුත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ ප්‍රබල අම්ල වේ. HF වලට ඉහළ බන්ධන ශක්තියක් ඇති අතර (ප්‍රභල සහසංයුජ බන්ධන), එයට ජලයේ දී විඝටනය වී H^+ අයන ලබා දීමට අපහසු වේ. 17 කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩවල ආම්ලික ප්‍රභලතාව වැඩි වේ. ඉහත සඳහන් කළ කරුණු ආශ්‍රයෙන් එය පැහැදිලි කළ හැකි ය. කාණ්ඩ 17ට අයත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩවල තෝරා ගත් ගුණ කිහිපයක් 4.13 වගුවේ දක්වේ.

4.13 වගුව 17 කාණ්ඩයට අයත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩවල තෝරා ගත් ගුණ

	HF	HCl	HBr	HI
ද්‍රවාංකය/ °C	-84	-114	-89	-51
තාපාංකය/ °C	20	-85	-67	-35
බන්ධන දිග/ pm	92	127	141	161
බන්ධන විඝටන ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	570	432	366	298

සිල්වර් හේලයිඩ

හේලයිඩ (ක්ලෝරයිඩ, බ්‍රෝමයිඩ සහ අයිඩයිඩ) හඳුනා ගැනීම සඳහා සිල්වර් හේලයිඩ භාවිත කළ හැකි ය. එහි දී සෑදෙන අවක්ෂේපයේ වර්ණය සැලකිල්ලට ගනු ලැබේ.

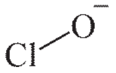
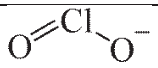
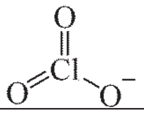
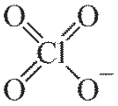
4.14 වගුව 17 කාණ්ඩයට අයත් සිල්වර් හේලයිඩ

සිල්වර් හේලයිඩ	වර්ණය	ඇමෝනියාවල ද්‍රාව්‍යතාව
AgCl	සුදු	තනුක ජලීය ඇමෝනියාවල දිය වේ.
AgBr	ලා කහ	සාන්ද්‍ර ජලීය ඇමෝනියාවල දිය වේ.
AgI	කහ	තනුක ජලීය ඇමෝනියා සහ සාන්ද්‍ර ජලීය ඇමෝනියාවල දිය නොවේ.

ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සො අම්ල

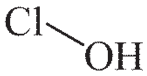
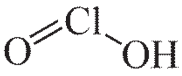
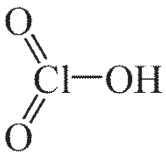
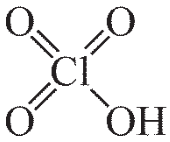
ක්ලෝරින් විසින් විවිධ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සො ඇනායන කිහිපයක් සාදනු ලබයි. ඔක්සො ඇනායන කිහිපයක් ප්‍රබල ඔක්සිහාරක වේ. තෝරා ගත් ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ වගුව 4.15 මඟින් දැක්වේ.

4.15 වගුව ක්ලෝරින්වල තෝරා ගත් ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ ඇනායන

ඔක්සිකරණ අවස්ථා	ඔක්සයිඩවල සූත්‍රය	ඔක්සෝ ඇනායන සූත්‍රය	ඔක්සෝ ඇනායන ව්‍යුහය
+1	Cl_2O	ClO^-	
+3	Cl_2O_3	ClO_2^-	
+5	Cl_2O_5	ClO_3^-	
+6	ClO_3 සහ Cl_2O_6		
+7	Cl_2O_7	ClO_4^-	

ක්ලෝරින් ඔක්සො අම්ල වර්ග හතරක් සාදයි. ක්ලෝරින් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි වීමත් සමඟ ආම්ලික ප්‍රබලතාව වැඩි වේ. ඔක්සො අම්ලවල ව්‍යුහය සහ ඔක්සිකරණ අංකය 4.16 වගුව මඟින් දෙනු ලැබේ.

4.16 වගුව ක්ලෝරින් ඔක්සො අම්ලවල ව්‍යුහය

	HOCl	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
ඔක්සිකරණ තත්ත්වය	+1	+3	+5	+7
ව්‍යුහය				

ඔක්සො අම්ලවල ක්ලෝරින්හි ඔක්සිකාරක බලය පහත ආකාරයට වෙනස් වේ.
$HOCl > HClO_2 > HClO_3 > HClO_4$

HOCl, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$වල ඇති ක්ලෝරින්වල ඔක්සිකරණ අංකය පිළිවෙළින් +1, +3, +5 සහ +7 වේ. ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි අම්ලය ප්‍රබල අම්ලය වේ. ඒ නිසා ආම්ලික ප්‍රබලතාව $HOCl < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$ ලෙස විචලනය වේ.

හේලයිඩ

බොහෝ සහසංයුජ හේලයිඩ ජලය සමඟ වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. CCl_4 ජල විච්ඡේදනයට භාජනය නොවේ. බොහෝ ෆ්ලෝරයිඩ සහ සමහර හේලයිඩ නිෂ්ක්‍රිය වේ. 14 සහ 15 කාණ්ඩවලට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලොරයිඩ ජලය අඩු ප්‍රමාණයක් සමඟ පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

$$SiCl_4(l) + 2H_2O(l) \longrightarrow 4HCl(aq) + SiO_2(s)$$

$$PCl_5(s) + H_2O(l) \longrightarrow POCl_3(aq) + 2HCl(aq)$$

කාණ්ඩ 14 සහ කාණ්ඩ 15ට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ වැඩිපුර ජලය සමඟ පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

$$SiCl_4(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow 4HCl(aq) + H_2SiO_3(aq)$$

$$NCl_3(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow NH_3(aq) + 3HOCl(aq)$$

$$PCl_3(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_3(aq) + 3HCl(aq)$$

$$PCl_5(s) + 4H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(aq) + 5HCl(aq)$$

$$AsCl_3(s) + 3H_2O(l) \rightleftharpoons H_3AsO_3(aq) + 3HCl(aq)$$

$$SbCl_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons SbOCl(s) + 2HCl(aq)$$

$$BiCl_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BiOCl(s) + 2HCl(aq)$$

4.7.3 ක්ලෝරීන්වල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරීන්, ෆ්ලෝරීන්වලට වඩා අඩුවෙන් ප්‍රතික්‍රියාශීලි වේ. එහෙත් ක්ලෝරීන් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙයි. ක්ලෝරීන් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙන ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

$$2Cu(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2CuCl(s)$$

$$2CuCl(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2CuCl_2(s)$$

$$Fe(s) + Cl_2(g) \longrightarrow FeCl_2(s)$$

$$2FeCl_2(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2FeCl_3(s)$$

වැඩිපුර ඇමෝනියා, $8NH_3(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 6NH_4Cl(g)$

වැඩිපුර ක්ලෝරීන්, $3Cl_2(g) + NH_3(g) \longrightarrow 3HCl(g) + NCl_3(l)$

ක්ලෝරීන්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරින් ජලය සහ හස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඔක්සිහරණය සහ ඔක්සිකරණය එකිනෙකට සමගාමීව සිදු කරයි.

ක්ලෝරීන් හා ජලය අතර ප්‍රතික්‍රියාව:

$$Cl_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow HOCl(aq) + HCl(aq)$$

මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී ක්ලෝරීන්හි (Cl_2) ඔක්සිකරණ තත්ත්වය ශූන්‍යයේ සිට +1 (HOCl) දක්වා ඔක්සිකරණය වන අතර, -1 (Cl^-) දක්වා ඔක්සිහරණය වේ.

සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව;

සිසිල් තනුක සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් සමඟ

$$Cl_2(g) + \text{සිසිල් තනුක } 2NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + NaOCl(aq) + H_2O(l)$$

උණු සාන්ද්‍ර/ උණු තනුක සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ

$$3Cl_2(g) + \text{සාන්ද්‍ර } 6NaOH(aq) \xrightarrow{80\ ^\circ C \text{ ඉහළ}} 5NaCl(aq) + NaClO_3(aq) + 3H_2O(l)$$

ඔක්සො ඇනායනවල ප්‍රතික්‍රියා

අඩු උෂ්ණත්වයේ දී ClO^- ස්ථායි වන අතර, ඉහළ උෂ්ණත්වයේ දී ද්විධාකරණය වී Cl^- සහ ClO_3^- අයන සාදයි. කෙසේ වෙතත් BrO^- සහ IO^- යන දෙක ම අඩු උෂ්ණත්වයේ දී පවා ස්ථායි නොවන අතර ද්විධාකරණයට භාජනය වේ.

හයිපොක්ලෝරයිට්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

හයිපොක්ලෝරයිට් ද්විධාකරණය වී ක්ලෝරේට් යන ක්ලෝරයිඩ් සෑදීම පහත ආකාරයට ලිවිය හැකි ය.

$$3ClO^- \rightleftharpoons ClO_3^- + 2Cl^-$$

ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ, ClO^- ට වඩා HOCl ස්ථායි වේ. ඒ නිසා භාස්මික තත්ත්ව යටතේ ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමුඛ වේ.

4.8 18 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

18 කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ප්‍රතික්‍රියාශීලි නැති ඒක පරමාණුක වායු වේ. Xe පමණක් සැලකිය යුතු සංයෝග ප්‍රමාණයක් සාදයි. කාණ්ඩ 18 අයත් සියලු මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පි සඳහා ධන අගයක් ඇත. එයට හේතුව, ලබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අලුත් ශක්ති මට්ටමට අයත් වීම යි.

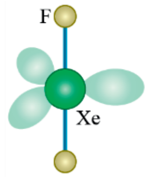
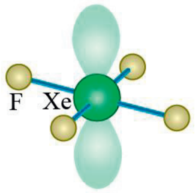
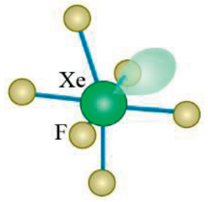
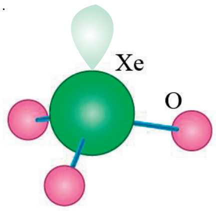
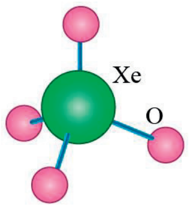
4.17 වගුව කාණ්ඩ 18 අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	He	Ne	Ar	Kr	Xe
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාසය	$1s^2$	$[He]2s^22p^6$	$[Ne]3s^23p^6$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^6$	$[Xe]4d^{10}5s^25p^6$
සහසංයුජ අරය/ pm	99	160	192	197	217
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol^{-1}	2373	2080	1520	1350	1170
ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ kJ mol^{-1}	48.2	115.8	96.5	96.5	77.2

4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල සරල සංයෝග

සෙනෝන්වල සංයෝගවලට +2, +4, +6 සහ +8. ඔක්සිකරණ අංක ඇත. සෙනෝන් කෙළින් ම ෆ්ලෝරීන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. සමහර Xe සංයෝග වගුව 4.18 මඟින් පෙන්වනු ලැබේ.

4.18 වගුව Xeවල තෝරා ගත් සංයෝග කිහිපයක්

ඔක්සිකරණ අංකය	සංයෝගය	ව්‍යුහය
+2	XeF_2	
+4	XeF_4	
+6	XeF_6	
+6	XeO_3	
+8	XeO_4	

4.9 *s* සහ *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය මඟින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිත නැඹුරුතා

4.9.1 සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය මඟින් ඒ මූලද්‍රව්‍ය ආවර්තිතා වගුවේ ඇති ස්ථානය අනාවරණය කළ හැකි ය.

කාණ්ඩ අංකය	1	2	13	14	15	16	17	18
සංයුජතා කවච ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

4.9.2 ලෝහක ගුණය

ලෝහවල අයනීකරණ ශක්ති අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍ය සමඟ සංසන්දනය කරන විට අඩු අගයක් ගනී. ඒ නිසා, ලෝහ පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන මුදාහැර කැටායන සාදයි. කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පරමාණුක අරය වැඩි වන අතර, අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ. ඒ නිසා, ලෝහක ගුණය වැඩි වේ.

තුන්වන ආවර්තය සැලකීමේ දී මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංකය ක්‍රමයෙන් වැඩි වී නැවත අඩු වීමක් සිදු වේ. තුන්වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය බහුලව පවතින පරමාණු ආකාරය, සමාන පරමාණු අතර පවතින බන්ධන සහ ද්‍රවාංක පහත දැක්වේ.

4.19 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය බහුලව පවතින පරමාණු ආකාර, සමාන පරමාණු අතර පවතින බන්ධන සහ ද්‍රවාංක

	Na	Mg	Al	Si	P_4	S_8	Cl_2	Ar
ද්‍රවාංකය/ °C	98	649	660	1420	44	119	-101	-189
බන්ධන ස්වභාවය	M	M	M	NC	C	C	C	-

ලෝහ – M, ජාල සහසංයුජ– NC, සහසංයුජ - C

ඔක්සයිඩවල අම්ල, භස්ම සහ උභයගුණී ස්වභාවය

තුන්වන ආවර්තය හරහා එක් එක් මූලද්‍රව්‍යවල උපරිම ඔක්සිකරණ අවස්ථාවට අදාළ ඔක්සයිඩවල බන්ධන ආකාර පහත දක්වේ.

4.20 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ සංසන්දනය

	$Na_2O(s)$	$MgO(s)$	$Al_2O_3(s)$	$SiO_2(s)$	$P_4O_{10}(s)$	$SO_3(g)$	$Cl_2O_7(l)$
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
බන්ධන ආකාරය	I	I	I	NC	C	C	C
ස්වභාවය	ප්‍රබල B	B	Am	බොහෝ දුබල A	දුබල A	A	ප්‍රබල A

අයනික – I, ජාල සහසංයුජ– NC, සහසංයුජ - C

භාස්මික – B, උභයගුණී – Am, ආම්ලික - A

ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩවල රසායනික ස්වභාවය සංසන්දනය කළ හැකි ය. වම් පස සිට දකුණු පස දක්වා යෑමේ දී ප්‍රබල භාස්මික ස්වභාවය, ප්‍රබල ආම්ලික ස්වභාවය දක්වා වෙනස් වන බව දැකිය හැකි ය. ශ්‍රේණියේ මැද උභයගුණී ස්වභාවය දැකිය හැකි ය.

4.9.3 තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ ජලය, අම්ල හා භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

සෝඩියම් සහ මැග්නීසියම්වල ඔක්සයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී හයිඩ්‍රොක්සයිඩ නිපදවයි.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq)$$

$$MgO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(s)$$

මේ ඔක්සයිඩ දෙකම භාස්මික නිසා, ඒවා අම්ල සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සහ ජලය සාදයි.

$$Na_2O(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow 2NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$MgO(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(l)$$

ඇලුමිනියම් ඔක්සයිඩ උභයගුණී වන අතර, ඒවා අම්ල සමඟ මෙන් ම භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සාදයි.

$$Al_2O_3(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$$

$$Al_2O_3(s) + 2NaOH(aq) + 3H_2O(l) \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4](aq)$$

SiO_2 දුබල ආම්ලික වන අතර, ප්‍රබල භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. එසේ ම, SiO_2 ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාවක් නොදක්වයි.

$$SiO_2(s) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SiO_3(aq) + H_2O(l)$$

P_4O_{10}, SO_3, සහ Cl_2O_7 ආම්ලික වන අතර, ජලයේ දිය වීමෙන් අම්ල සාදයි. මේ ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.

$$P_4O_{10}(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 4H_3PO_4(aq)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$$

$$Cl_2O_7(l) + H_2O(l) \longrightarrow 2HClO_4(aq)$$

මේ ඔක්සයිඩ භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සහ ජලය සාදයි.

$$P_4O_{10}(s) + 12NaOH(aq) \longrightarrow 4Na_3PO_4(aq) + 6H_2O(l)$$

$$SO_3(g) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + H_2O(l)$$

$$Cl_2O_7(l) + 2NaOH(aq) \longrightarrow 2NaClO_4(aq) + H_2O(l)$$

4.9.4 හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සහ හයිඩ්‍රයිඩවල අම්ල, භස්ම සහ උභයගුණී ස්වභාවය

තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ ඒ ආවර්තයේ ම ඔක්සයිඩවලට සමාන ප්‍රවණතාවක් පෙන්නුම් කරයි. පහත දී ඇති වගුව මඟින් තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සංසන්දනය කරයි.

4.21 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සංසන්දනය

	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	$Si(OH)_4$	$P(OH)_5$	$S(OH)_6$	$Cl(OH)_7$
ස්ථායි ආකාරය				H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
බන්ධන ආකාරය	I	I	C	C	C	C	C
ස්වභාවය	ප්‍රබල B	දුබල B	Am	බොහෝ දුබල A	දුබල A	ප්‍රබල A	ඉතා ප්‍රබල A

අයනික – I, ජාල සහසංයුජ – NC, සහසංයුජ - C

භාස්මික – B, උභයගුණී – Am, ආම්ලික - A

තුන්වන ආවර්තය හරහා හයිඩ්‍රයිඩවල ස්වභාවය ප්‍රබල භාස්මික සිට ප්‍රබල ආම්ලික දක්වා වෙනස් වේ. උභයගුණී ස්වභාවය ආවර්තයේ මැද දැකිය හැකි ය.

4.22 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රයිඩ සංසන්දනය

	NaH(s)	MgH_2(s)	$(AlH_3)_x$(s)	SiH_4(g)	PH_3(g)	H_2S(g)	HCl(g)
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	-4	-3	-2	-1
ජලීය ද්‍රාවණයේ ස්වභාවය	ප්‍රබල B	දුබල B	Am	ඉතා දුබල A	N	දුබල A	ඉතා ප්‍රබල A
බන්ධන ආකාරය	I	I	NC	C	C	C	C

අයනික – I, ජාල සහසංයුජ– NC, සහසංයුජ - C

භාස්මික – B, උභයගුණී – Am, ආම්ලික – A, උදාසීන - N

සෝඩියම් සහ මැග්නීසියම්වල හයිඩ්‍රයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර භාස්මික සංයෝග සාදයි.

$$NaH(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(aq) + H_2(g)$$

$$MgH_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(s) + 2H_2(g)$$

$$AlH_3(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow Al(OH)_3(s) + 3H_2(g)$$

PH_3 ජලයෙහි දුබල ලෙස ද්‍රාවණය වන අතර උදාසීන ද්‍රාවණයක් සාදයි. H_2S සහ HCl ආම්ලික වන අතර ජලීය ද්‍රාවණ ආම්ලික වේ.

$$H_2S(g) + H_2O(l) \longrightarrow HS^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

4.9.5 තුන්වන ආවර්තය හරහා හේලයිඩවල ස්වභාවය

ආවර්තයක් හරහා වමේ සිට දකුණට යෑමේ දී මූලද්‍රව්‍යවල විද්‍යුත් ඍණතාව වැඩි වන නිසා ක්ලෝරයිඩ ජලවිච්ඡේදනය වීමේ හැකියාව වැඩි වේ. අදාළ ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ. තුන්වන ආවර්තයේ ඇත. *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ අයනික වන අතර *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ සහසංයුජ වේ.

4.23 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ ක්ලෝරයිඩ සංසන්දනය

	$NaCl(s)$	$MgCl_2(s)$	$AlCl_3(s)$	$SiCl_4(l)$	$PCl_5(s)$	$SCl_2(g)$
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+2
බන්ධන වර්ගය	I	I	C	C	C	C
ජලීය ද්‍රාවණයේ ස්වභාවය	N	ඉතා දුබල A	A	A	A	A

අයනික – I, සහසංයුජ - C

භාස්මික – B, උභයගුණී – Am, ආම්ලික – A, උදාසීන - N

තුන්වන ආවර්තයේ සහසංයුජ ක්ලෝරයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා,

$$AlCl_3(s) + 7H_2O(l) \longrightarrow [Al(H_2O)_5OH]^{2+}(aq) + 3Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$SiCl_4(l) + 2H_2O(l) \longrightarrow SiO_2(s) + 4HCl(aq)$$

$$PCl_5(s) + 4H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_4(aq) + 5HCl(aq)$$

$$2SCl_2(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_3(aq) + S(s) + 4HCl(aq)$$

15 කාණ්ඩයේ පහළට යන විට මූලද්‍රව්‍යවල ගතිගුණ විචලනය හඳුනා ගැනීමට 15 කාණ්ඩය යොදා ගත හැකි ය. කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වන අතර, ලෝහක ගුණය වැඩි වේ. කාණ්ඩ 15 සඳහා දී ඇති තොරතුරු භාවිත කර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට අයනීකරණ ශක්තිය විචලනය ලෝහක ගුණවල වැඩි වීම සමග සහසම්බන්ධ බව සඳහන් කළ හැකි ය. N සහ P යන දෙක ම අලෝහ වන අතර ආම්ලික ඔක්සයිඩ සාදයි. කෙසේ වෙතත්, As සහ Sb වල ඔක්සයිඩ උභයගුණී වන අතර බිස්මත් ඔක්සයිඩ භාස්මික වේ.

15 කාණ්ඩයේ හේලයිඩ ජලය සමඟ දක්වන ප්‍රතික්‍රියා 17 කාණ්ඩයේ හේලයිඩ යටතේ සඳහන් කර ඇත.

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය

3 සිට 12 දක්වා කාණ්ඩවල මූලද්‍රව්‍ය සමූහයක් ලෙස d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය වර්ගීකරණය කළ හැකි ය. d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල අවසාන ඉලෙක්ට්‍රෝනය d කාක්ෂිකයේ පිරෙනු ලැබේ. මේ මූලද්‍රව්‍ය ආන්තරික සහ ආන්තරික නොවන මූලද්‍රව්‍ය ලෙස වර්ග දෙකකට වර්ගීකරණය කළ හැකි ය.

4.10 ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය අතරින් මූලද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ දී d උපශක්ති මට්ටම අසම්පූර්ණයෙන් පිරී ඇති හෝ අවම වශයෙන් අසම්පූර්ණයෙන් පිරී ඇති d උපශක්ති මට්ටම ඇති එක් ස්ථායි අයනයක් හෝ සෑදිය හැකි මූලද්‍රව්‍ය, ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය වේ. ඒ නිසා d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලින් d^{10} ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය පමණක් ඇති අයන සාදන මූලද්‍රව්‍ය ආන්තරික නොවන මූලද්‍රව්‍ය ලෙස සැලකේ.

උදා. : Znවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය : $[Ar]3d^{10}4s^2$

Zn^{2+}වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය : $[Ar]3d^{10}4s^0$

Sc වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය : $[Ar]3d^14s^2$

Sc^{3+}වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය : $[Ar]3d^04s^0$

Zn සහ Sc මූලද්‍රව්‍ය දෙක ම d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය වේ. කෙසේ නමුත් මූලද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ සහ Zn^{2+}අයන අවස්ථාවේ d උපශක්ති මට්ටමේ අර්ධ වශයෙන් පිරුණු ඉලෙක්ට්‍රෝන නැති නිසා Zn ආන්තරික මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස සලකනු නො ලැබේ. Sc මූලද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ අර්ධ වශයෙන් පිරුණු d උපශක්ති මට්ටම් ඇති නිසා එය ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය ලෙස සැලකේ.

4.24 වගුව හතරවන ආවර්තයේ d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ සැසඳීම

කාණ්ඩය	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
මූලද්‍රව්‍යය	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
පෝලිං විද්‍යුත් සෘණතාව	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6
පරමාණුක අරය/ pm	162	147	134	128	127	126	125	125	128	137
සහසංයුජ අරය/ pm	144	132	122	118	117	117	116	115	117	125
අයනික අරය (M^{2+})/ pm	-	100	93	87	81	75	79	83	87	88

ප්‍රධාන කාණ්ඩ මූලද්‍රව්‍ය සමග සංසන්දනය කරන විට ආවර්තයක් දිගේ යාමේ දී ආන්තරික ලෝහ අයනවල පරමාණුක අරය වෙනස් වීම අඩු වේ. වගුව 4.24 අනුව පරමාණුක අරය සුළු වශයෙන් අඩු වන අතර, පසුව වැඩි වේ. ආවර්තයක් දිගේ එක් එක් d ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් එකතු වීමත් සමග න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය ද එකකින් වැඩි වේ. ආවර්තයේ මැද දක්වා (Sc සිට Ni දක්වා) පරමාණුක අරයේ අඩු වීමට හේතුව න්‍යෂ්ටික ආරෝපණයේ ආකර්ෂණ බලය

ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණ බලයට වඩා වැඩි වීමයි. කෙසේ වෙතත් ආවර්තය අවසානයේ (Cu සහ Zn), *d* කාක්ෂිකවල යුගල් වූ ඉලෙක්ට්‍රෝන අතර විකර්ෂණය වැඩි වීම හේතුවෙන් පරමාණුක අරය වැඩි වේ.

4.10.1 පැවැත්ම

3*d* ශ්‍රේණියේ වම්පස ඇති මූලද්‍රව්‍ය (*d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය අයත් 4 වන ආවර්තය) ස්වභාවයේ ලෝහ ඔක්සයිඩ ලෙස පොදුවේ පවතින අතර කැටායන ඇනායන සමඟ සම්බන්ධව පවතී.

උදාහරණ කිහිපයක් පහත දක්වේ.

4.25 වගුව හතරවන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පැවැත්ම

මූලද්‍රව්‍යය	උදාහරණ
Ti	$FeTiO_3$ (ඉල්මනයිට්) සහ TiO_2 (රූටයිල්)
Fe	Fe_2O_3 (හිමටයිට්), Fe_3O_4 (මැග්නටයිට්) සහ $FeCO_3$ (සිදරයිට්)
Cu	$CuFeS_2$ (කොපර් පයිරයිට්)

4.10.2 හතරවන ආවර්තයට අයත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

ඔක්සිකරණ අවස්ථා සහ අයනිකරණ ශක්ති

හතරවන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලින් Sc සහ Zn හැර අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවලට විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අවස්ථා ඇති ස්ථායි කැටායන සෑදිය හැකි ය. ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ විචල්‍යතාවට හේතුව බන්ධන සෑදීම සඳහා විචල්‍ය *d* ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් සහභාගි වීමයි.

Zn (+2) සහ Sc (+3) යන දෙක ම තනි ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති අයන සාදන අතර, මේ අයනවලට අර්ධ වශයෙන් පිරුණු *d* කාක්ෂික නැත. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සහ ඔක්සිකරණ අවස්ථා වගුව 4.26 මගින් දක්වේ. Sc, Sc^{3+} අයනය පමණක් සාදයි. Sc හැර අනෙකුත් සියලු මූලද්‍රව්‍යවල +2 ඔක්සිකරණ අංකය ඇත. එයට හේතුව 3*d* කාක්ෂිකයේ ඉලෙක්ට්‍රෝනවලට පෙර 4*s* කාක්ෂිකයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන අයනීකරණය මගින් පිට කළ හැකි වීමයි. බාහිරතම කවචයේ ඇති 4*s* කාක්ෂිකයේ පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක මත ඇති කරන සඵල න්‍යෂ්ටික අරෝපණය 3*d* කාක්ෂික මත ඇති කරන සඵල න්‍යෂ්ටික අරෝපණයට වඩා අඩු වීමයි.

$3d^{10}4s^1$ වින්‍යාසයේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස සාමාන්‍යයෙන්, Cuවලට +1 ඔක්සිකරණ අංකය ලබා ගත හැකි ය. කෙසේ වෙතත්, Cr වලට $3d^5 4s^1$ වින්‍යාසය ඇති නමුත් Cr^+ අතිශයින්ම දුබල වන අතර අස්ථායි වේ.

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය පෙන්නුම් කළ හැකි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකය 4*s* සහ 3*d* ඉලෙක්ට්‍රෝනවල එකතුවට සමාන වේ. ආන්තරික මූලද්‍රව්‍යවලට විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අවස්ථා සැපයීමේ හැකියාව ඇති අතර, එය *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට සමාන වේ. එසේ ම ඒවායේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා වෙනස් කිරීමේ හැකියාව ඇත. ඒ නිසා ඒවාට ඔක්සිකාරක සහ ඔක්සිහාරක ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

සියලු 4*s* සහ 3*d* ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වීමෙන් පළමු වන මූලද්‍රව්‍ය සහ තිබිය හැකි උපරිම ඔක්සිරණ අවස්ථා ලබා ගනී. ආවර්තයේ දකුණු පස ඉහළට 3*d* ඉලෙක්ට්‍රෝන වැඩියෙන් පිරීමත්

සමග පරමාණුවේ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණ වැඩි වී 3*d* කාක්ෂිකවල ශක්තිය වැඩි වේ. මෙමගින් *d* ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම අපහසු වේ. මේ මූලද්‍රව්‍ය 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම හේතුවෙන් බහුල ඔක්සිකරණ අංකය +2 ලබා ගනී.

ප්‍රතික්‍රියාශීලිතාව

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා නොකරන අතර, *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය ජලය සමග වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඉහළ න්‍යෂ්ටික අරෝපණය නිසා *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටියට තදින් බැඳී පවතී. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමුවන අයනීකරණ ශක්තිය *s* හා *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඉහත අයනීකරණ ශක්තිය අතරමැද අගයක් ගනී.

4.26 වගුව *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සිකරණ අවස්ථා සහ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

මූලද්‍රව්‍යය	භූමි අවස්ථාවේ වින්‍යාසය	3*d*	4*s*	ඔක්සිකරණ අවස්ථා
Sc	$[Ar]3d^1 4s^2$	[↑][ ][ ][ ][ ]	[↑↓]	+3
Ti	$[Ar]3d^2 4s^2$	[↑][↑][ ][ ][ ]	[↑↓]	(+2), +3, +4
V	$[Ar]3d^3 4s^2$	[↑][↑][↑][ ][ ]	[↑↓]	(+2), (+3), +4, +5
Cr	$[Ar]3d^5 4s^1$	[↑][↑][↑][↑][↑]	[↑]	+2, +3, (+4), (+5), +6
Mn	$[Ar]3d^5 4s^2$	[↑][↑][↑][↑][↑]	[↑↓]	+2, +3, +4, (+5), (+6), +7
Fe	$[Ar]3d^6 4s^2$	[↑↓][↑][↑][↑][↑]	[↑↓]	+2, +3, (+4), (+5), (+6)
Co	$[Ar]3d^7 4s^2$	[↑↓][↑↓][↑][↑][↑]	[↑↓]	+2, +3, (+4)
Ni	$[Ar]3d^8 4s^2$	[↑↓][↑↓][↑↓][↑][↑]	[↑↓]	+2, (+3), (+4)
Cu	$[Ar]3d^{10} 4s^1$	[↑↓][↑↓][↑↓][↑↓][↑↓]	[↑]	+1,+2, (+3), (+4)
Zn	$[Ar]3d^{10} 4s^2$	[↑↓][↑↓][↑↓][↑↓][↑↓]	[↑↓]	+2

**වරහන් තුළ දුලබ ඔක්සිකරණ අවස්ථා දක්වා ඇත.*

d ගොනුවේ හතරවන ආවර්තයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල අයනීකරණ ශක්තීන් *s* ගොනුවේ ඒ ආවර්තයට ම අයත් මූලද්‍රව්‍යවල අයනිකරණ ශක්තීන්ට වඩා විශාල වේ.

ආවර්තයක් දිගේ වමේ සිට දකුණට යෑමේ දී *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්තිය සුළු වශයෙන් වැඩි වේ. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්තියේ විචලනය *s* සහ *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති වෙනස් වීමට වඩා අඩු වේ. හතරවන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල න්‍යෂ්ටික අරෝපණය වැඩි වීමත් සමග 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය දිශාවට ඇති කරන ආකර්ෂණය වැඩි වේ. කෙසේ වෙතත්, *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝන 3*d* කාක්ෂියට ම ඇතුළු වීමත් සමග, *d* ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යෂ්ටිය කෙරෙහි දක්වන ආකර්ෂණය නිවාරණය කරයි. ඉහත බලපෑම් දෙක නිසා *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල අයනීකරණ ශක්තිය ආවර්තයක් දිගේ යෑමේ දී සුළු වශයෙන් වැඩි වේ. 4 වන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල අනුයාත අයනිකරණ ශක්තිය පහත වගුව අනුව වෙනස් වේ.

4.27 වගුව හතරවන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල හා K සහ Caවල අනුයාත අයනීකරණ ශක්තිය**

මූලද්‍රව්‍යය	පළමු වන අයනීකරණ ශක්තිය/ $kJ\ mol^{-1}$	දෙවන අයනීකරණ ශක්තිය/ $kJ\ mol^{-1}$	තෙවන අයනීකරණ ශක්තිය/ $kJ\ mol^{-1}$
K	418	3052	
Ca	589	1145	4912
Sc	631	1235	2389
Ti	658	1310	2652
V	650	1414	2828
Cr	653	1496	2987
Mn	717	1509	3248
Fe	759	1561	2957
Co	758	1646	3232
Ni	737	1753	3393
Cu	746	1958	3554
Zn	906	1733	3833

** අභ්‍යන්තර කවචයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඉවත් කිරීමේ දී සිදුවන ශක්ති වැඩිවීම අවබෝධ කර ගැනීම සඳහා K වල පළමුවන සහ දෙවන අයනීකරණ ශක්ති දෙකම දී ඇත.

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති අගයන් ඒ ආවර්තයේ ඇති *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා වැඩි වේ. මෙමඟින් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා අඩු ප්‍රතික්‍රියාශීලිත්වයෙන් යුක්ත බව පැහැදිලි වේ.

සියලු *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය ලෝහ වේ. එයට හේතුව *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන පහසුවෙන් ඉවත් වී කැටායන සෑදීමයි. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ලෝහ ගුණ කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම වැඩි වේ.

හතරවන ආවර්තයේ ඇති සියලු *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය ඉහළ ද්‍රවාංක සහ තාපාංක ඇති ඝන ද්‍රව්‍ය වේ. *s* හා *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංක සහ තාපාංක අතිශයින් ඉහළ වේ. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය තරමක් ප්‍රතික්‍රියාශීලි වේ.

$3d^0$ සහ $3d^{10}$ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඇති ලෝහ අයන හැර, *d* ගොනුවේ ලෝහ සංයෝගවලට ආවේණික වර්ණයක් ඇත. මෙහි අදහස ආන්තරික ලෝහ අයන වර්ණවත් සංකීර්ණ සංයෝග සාදන බවයි. *d* ගොනුවේ බොහෝ ලෝහ අයන සංකීර්ණ සංයෝග සාදයි.

විද්‍යුත් සෘණතාව

පහත වගුව මඟින් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල විද්‍යුත් සෘණතා අගයන් ඉදිරිපත් කරන අතර එමඟින් හතරවන ආවර්තයේ ඇති *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල විද්‍යුත් සෘණතා විචලනය අවබෝධ කර ගත හැකි ය. විද්‍යුත් සෘණතාව පරමාණුක ක්‍රමාංකය අනුව වැඩි වේ. කෙසේ නමුත් Mn සහ Znවල ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට අනුව මේ ප්‍රවණතාව වෙනස් වේ. න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීමත් සමඟ, *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා වැඩි විද්‍යුත් සෘණතාවක් ඇත.

මූලද්‍රව්‍යය	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
විද්‍යුත් සෘණතාව	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6

කිසියම් පරමාණුවක් විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අංක පෙන්වයි නම්, එහි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකයට ඉහළ විද්‍යුත් සෘණතාවක් ඇත.

උත්ප්‍රේරක ගුණ

අර්ධ වශයෙන් හෝ හිස් *d* කාක්ෂික පැවතීම හේතුවෙන් බොහෝ ආන්තරික ලෝහ සහ සංයෝග උත්ප්‍රේරක ලෙස හැසිරේ. මෙමඟින් *d* කාක්ෂිකවලට ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම හෝ දායක කිරීම සිදු කළ හැකි ය. එම ගුණය නිසා උත්ප්‍රේරක සතු ක්‍රියාකාරී කොටස ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය. හයිඩ්‍රජනීකරණය සඳහා Pd, ඇමෝනියා නයිට්‍රජන් ඔක්සයිඩ බවට ඔක්සිකරණය කිරීම සඳහා Pt/Rh සහ SO_2, SO_3 බවට ඔක්සිකරණය සඳහා V_2O_5 ද එතීන් බහුඅවයවීකරණය සඳහා $TiCl_3/Al(C_2H_5)_6$ ද *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය හා ඒවායේ සංයෝග උත්ප්‍රේරක ලෙස ක්‍රියා කිරීමට උදාහරණ කිහිපයකි.

ආන්තරික ලෝහ අයනවල වර්ණ

ජලීය ද්‍රාවණවල ඇති බොහෝ ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය අයන විද්‍යුත් චුම්බක වර්ණාවලියේ දෘශ්‍ය ප්‍රදේශයේ ඇති විකිරණ අවශෝෂණය කර විවිධ වර්ණ නිපදවයි. මේ හැකියාව ඇති වන්නේ අර්ධ ලෙස පිරුණු *d* උප කාක්ෂික පැවතීම නිසා ය. තව ද *s* ගොනුවේ ඇති ලෝහ අයන අවර්ණ වන අතර, ඒවායේ සම්පූර්ණ ලෙස පිරුණු *d* උප කාක්ෂික ඇත. පහත වගුව මඟින් ජලීය ද්‍රාවණවල ඇති ආන්තරික ලෝහ අයනවල වර්ණ සහ ඔක්සෝ ඇනායනවල වර්ණ පෙන්නුම් කරයි. උදාහරණ ලෙස, $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ හි පැහැය රෝස වන අතර, $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ලා රෝස පැහැය වේ. අර්ධ වශයෙන් පිරුණු *d* කාක්ෂක නොපැවතීම හේතුවෙන් ජලීය Sc^{3+} සහ Zn^{2+} අයන අවර්ණ වේ. තව ද, ජලීය ද්‍රාවණවල දී d^0 හෝ d^{10} වින්‍යාසය ඇති අයන අවර්ණ වේ. MnO_4^- හා CrO_4^{2-}වල වර්ණ ඇති වීම සිදු වන්නේ *d* කාක්ෂික අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණ නිසා නොවේ.

තෝරා ගත් සමහර ඔක්සෝ ඇනායනවල වර්ණ වගුව 4.28 මඟින් දක්වේ.

4.28 වගුව ජලීය ද්‍රාවණවල දී d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල සහ ඔක්සෝ ඇනායනවල වර්ණ (ලෝහ අයනයට පිටතින් වරහන් තුළ 3d සහ 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන පෙන්වා ඇත.)

අයනය	වර්ණය	අයනය	වර්ණය
Sc^{3+} (d^0s^0)	අවර්ණ	Fe^{3+}(d^5s^0)	දුඹුරු කහ
Ti^{4+}(d^0s^0)	අවර්ණ	Fe^{2+}(d^6s^0)	ලා කොළ
Cr^{3+}(d^3s^0)	නිල් දම්	Co^{2+}(d^7s^0)	රෝස
Mn^{2+}(d^5s^0)	ලා රෝස	Ni^{2+}(d^8s^0)	කොළ
		Cu^{2+}(d^9s^0)	නිල්
		Cu^{+}($d^{10}s^0$)	අවර්ණ
		Zn^{2+}($d^{10}s^0$)	අවර්ණ
ඔක්සො ඇනායනය	**වර්ණය**	**ඔක්සො ඇනායනය**	**වර්ණය**
MnO_4^-	දම්	CrO_4^{2-}	කහ
MnO_4^{2-}	කොළ	$Cr_2O_7^{2-}$	තැඹිලි

4.10.3 d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩ

සියලු සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් වීමෙන් පළමුවන මූලද්‍රව්‍ය හතර ඔක්සයිඩ නිපදවයි. ප්‍රධාන කාණ්ඩ මූලද්‍රව්‍ය මෙන් නොව, ආන්තරික මූලද්‍රව්‍යවලට විවිධ ඔක්සිකරණ අංක ඇත. සමහර d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ලෝහ පරමාණුවලට ඔක්සිකරණ අංක දෙකක් සහිත ඔක්සයිඩ සෑදිය හැකි ය. Mn_3O_4 සහ Fe_3O_4 යන සංයෝග දෙක ද්වි ඔක්සයිඩ සඳහා උදාහරණ වේ. (මේවා ඔක්සිකරණ අංක දෙකකින් සමන්විත වේ). Mn_3O_4 යනු Mn(II) සහ Mn(III) හි මිශ්‍රණයකි. තව ද Fe_3O_4 යනු Fe(II) සහ Fe(III) හි මිශ්‍රණයකි.)

4.10.4 සමහර තෝරා ගත් d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩවල රසායනය

ක්‍රෝමියම් සහ මැන්ගනීස් ඔක්සයිඩ

ඔක්සයිඩවල ගුණ ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. බන්ධන ස්වභාවය ඔක්සිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. බන්ධන ස්වභාවයේ වෙනස් වීම මගින් ලෝහ ඔක්සයිඩවල අම්ල-භස්ම ස්වභාවය තීරණය කරයි. ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක සහිත ඔක්සයිඩවල සහසංයුජ බන්ධන ඇති අතර ඒවා ආම්ලික වේ. අඩු ඔක්සිකරණ අංක සහිත ඔක්සයිඩවලට අයනික ලක්ෂණ ඇති අතර ඒවා භාස්මික වේ.

4.29 වගුව ක්‍රෝමියම් ඔක්සයිඩවල ආම්ලික-භාස්මික ස්වභාවය

ඔක්සයිඩය	අම්ල-භස්ම ස්වභාවය	ඔක්සිකරණ අංකය	
CrO	දුබල භාස්මික	+2	අඩු ඔක්සිකරණ අංකය
Cr_2O_3	උභයගුණී	+3	මධ්‍යම ඔක්සිකරණ අංක
CrO_2	දුබල ආම්ලික	+4	
CrO_3	ආම්ලික	+6	ඉහළ ඔක්සිකරණ අංකය

සාමාන්‍යයෙන් ලෝහයේ ඔක්සිකරණ අංකය අඩු නම් ඒ ඔක්සයිඩ භාස්මික වේ. තව ද මධ්‍යම ඔක්සිකරණ අංක ඇති ලෝහ ඔක්සයිඩ උභයගුණී වන අතර, ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ලෝහ ඔක්සයිඩ ආම්ලික වේ.

මෙමඟින් 4.29 හා 4.30 වගුවල අඩංගු අඩු ඔක්සිකරණ අංක සහිත සංයෝග වඩාත් ලෝහමය ගුණාංග දැක්වීම හා අඩු ඔක්සිකරණ අංක සහිත සංයෝග වඩාත් අලෝහමය ගුණාංග දැක්වීම විස්තර කරයි.

4.30 වගුව මැන්ගනීස්හි ඔක්සයිඩවල ආම්ලික-භාස්මික ගුණ

ඔක්සයිඩය	ආම්ලික-භාස්මික ගුණ	ඔක්සිකරණ අංක	
MnO	භාස්මික	+2	අඩු ඔක්සිකරණ අංක
Mn_2O_3	දුබල භාස්මික	+3	
MnO_2	උභයගුණි	+4	අතරමැදි ඔක්සිකරණ අංක
MnO_3	දුබල ආම්ලික	+6	
Mn_2O_7	ආම්ලික	+7	ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක

තෝරා ගත් ක්‍රෝමියම්වල ඔක්සො ඇනායන කිහිපයක ප්‍රතික්‍රියා
කහ පැහැති ක්‍රෝමේට් අයන උදාසීන හෝ භාස්මික තත්ත්වවල පවතී. ආම්ලික තත්ත්ව වලදී එය තැඹිලි පැහැති ඩයික්‍රෝමේට් අයනය බවට පත් කරනු ලබයි.

$$2CrO_4^{2-}(aq) + 2H^+(aq) \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

අර්ධ වශයෙන් පිරුණු *d* කාක්ෂික නැතත් (Cr +6 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ දී), Cr හා Oවල බන්ධ කාණ්ඩ අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන ආරෝපණවල හුවමාරුව හේතුවෙන් ක්‍රෝමේට් හා ඩයික්‍රෝමේට් යන දෙක ම වර්ණ පෙන්නුම් කරයි. කෙසේ නමුත් මේ ක්‍රියාවලිය විස්තර කිරීම වත්මන් විෂය නිර්දේශයේ අඩංගු නොවේ.

$Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+} බවට ඔක්සිහරණය සිදු වන්නේ ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී පමණි. ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී CrO_4^{2-} අයන $Cr_2O_7^{2-}$ අයන බවට පරිවර්තනය වේ. එබැවින් ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී Cr^{6+} පවතින්නේ $Cr_2O_7^{2-}$ ලෙස පමණි.

ක්‍රෝමියම්වල ඔක්සො ඇනායනවල වැදගත් රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3H_2S(g) + 8H^+(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3S(s) + 7H_2O(l)$$

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

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

$$Cr_2O_7^{2-}(s) + \text{සාන්ද්‍ර } 14HCl(aq) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3Cl_2(g) + 8Cl^-(aq) + 7H_2O(l)$$

CrO_4^{2-}වල ඔක්සිකරණ අංකය +6 වේ. එබැවින් එයට ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය. ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී Cr(VI), Cr(III) බවට ඔක්සිහරණය වේ.

මැංගනීස්හි ඔක්සයිඩවල හා ඔක්සෝ ඇනායනවල ප්‍රතික්‍රියා

$KMnO_4$ දම් පැහැති ඝනයකි. MnO_4^- වල වර්ණයට හේතු වන්නේ මධ්‍ය Mn පරමාණුව හා O බන්ධ කාණ්ඩ අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණයයි. ආම්ලික මාධ්‍යයේ පර්මැංගනේට් අයනයට ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය. MnO_2 හා $KMnO_4$වල වර්ණ පහත දැක්වේ.

4.31 වගුව MnO_2 හා $KMnO_4$වල වර්ණ

සංයෝගය	වර්ණ
MnO_2	තද දුඹුරු/ කළු
$KMnO_4$	දම්

MnO_4^-වල සමහර වැදගත් රෙඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.

ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ:

$$2MnO_4^-(aq) + 5H_2O_2(l) + 6H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5O_2(g) + 8H_2O(l)$$

$$2MnO_4^-(aq) + 5H_2S(g) + 6H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5S(g) + 8H_2O(l)$$

$$2MnO_4^-(aq) + 5SO_2(g) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq)$$

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

$$2MnO_4^-(aq) + 10I^-(aq) + 16H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5I_2(aq) + 8H_2O(l)$$

$$2MnO_4^-(aq) + 5NO_2^-(aq) + 6H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5NO_3^-(aq) + 3H_2O(l)$$

$$2MnO_4^-(aq) + \text{සාන්ද්‍ර } 16HCl(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 5Cl_2(g) + 6Cl^-(aq) + 8H_2O(l)$$

$$2MnO_4^-(aq) + 5C_2O_4^{2-}(aq) + 16H^+(aq) \longrightarrow 2Mn^{2+}(aq) + 10CO_2(g) + 8H_2O(l)$$

මේ සියලු ප්‍රතික්‍රියාවල අම්ලික තත්ත්ව යටතේ MnO_4^-, Mn^{2+} බවට ඔක්සිහරණය වේ.

තනුක ක්ෂාරීය/ උදාසීන තත්ත්ව යටතේ:

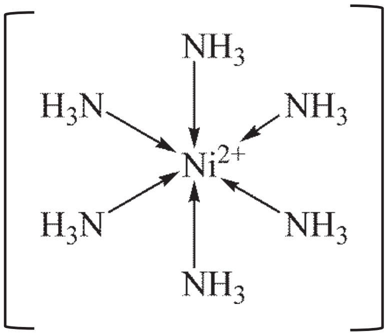
$$2MnO_4^-(aq) + I^-(aq) + H_2O(l) \longrightarrow 2MnO_2(s) + IO_3^-(aq) + 2OH^-(aq)$$

$$2MnO_4^-(aq) + 3SO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \longrightarrow 2MnO_2(s) + 3SO_4^{2-}(aq) + 2OH^-(aq)$$

4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග

ආන්තරික ලෝහ අයන ආවේණික සංගත සංයෝග සාදයි. මේ සංගත සංයෝග සංකීර්ණ අයනවලින් සමන්විත වේ. මේ සංකීර්ණ සංයෝග මධ්‍ය ලෝහ අයනයකින් සහ ඒක දන්තුර ලිගන දෙකකින් හෝ කිහිපයකින් වට වී සෑදී තිබේ (මේ ලිගන මඟින් මධ්‍ය ලෝහ අයන වටා බන්ධන එකක් හෝ කිහිපයක් සාදයි). උදාහරණයක් ලෙස, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ යන සංයෝගය සැලකූ විට එය $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණ අයනයක් සහ Cl^- බාහිර අයනයකින් (රූපය 4.17) සමන්විත වේ.

ලිගන (ලුවිස් භස්ම) මඟින් මධ්‍ය ලෝහ අයනයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දායක කර (ලුවිස් අම්ල) එය සමඟ දායක බන්ධන සාදයි.

$[Ni(NH_3)_6]Cl_2 =$  $2Cl^-$

සංකීර්ණ අයනය　　　　පිටත අයනය

4.17 රූපය සංගත සංයෝග

මේ උදාහරණයේ ඇමෝනියා අණු ඇම්මින් ලිගන ලෙස මධ්‍ය පරමාණුව වූ Ni^{2+} සමඟ බන්ධනය වී ඇත. මේ සංකීර්ණ අයනයේ ආරෝපණය පහත සමීකරණ භාවිත කර පහසුවෙන් ගණනය කළ හැකි ය.

සංකීර්ණයේ ආරෝපණය	=	මධ්‍ය ලෝහ පරමාණු හෝ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය	+	සියලු ලිගනවල මුළු ආරෝපණය

මධ්‍ය ලෝහ අයනයක ඔක්සිකරණ අංකය ගණනය කිරීම

සංගත සංකීර්ණයක මධ්‍ය ලෝහ අයනයක ඔක්සිකරණ අංකය පහත ක්‍රමය මඟින් නිර්ණය කළ හැකි ය.

නිදසුන 4.1

$[Ni(H_2O)_3Cl_3]^-$ සංකීර්ණ අයනයේ මධ්‍ය ලෝහ පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

සංකීර්ණයේ ආරෝපණය	=	මධ්‍ය ලෝහ පරමාණුවේ හෝ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය	+	සියලු ලිගනවල මුළු ආරෝපණය

සංකීර්ණ අයනයේ ආරෝපණය = - 1

ලිගනවල ආරෝපණය = H_2O අණු තුනක: $3 \times 0 = 0$,

Cl අයන තුනක : 3(-1) = -3

සමීකරණය භාවිතයෙන්;

-1 = Niවල ඔක්සිකරණ අංක + 0 + (-3)

Niවල ඔක්සිකරණ අංක = +2

4.10.6 සරල සංකීර්ණ අයන සහ සංයෝග නම් කිරීම

ලෝහ සංකීර්ණයක නම මඟින් මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය, ලිගන වර්ගය සහ සංඛ්‍යාව පිළිබඳ තොරතුරු සපයනු ලබයි. සංකීර්ණ අයනයක නාමය ලිවීමේ දී IUPAC නීති භාවිත කරනු ලැබේ.

ලිගන නම් කිරීම

සංකීර්ණ අයනයක ලිගනයක් ලෙස නම් කිරීමේ දී ඇනායනයේ නමෙහි අග ඇති අකුර ඉවත් කර අගට 'o' අකුර එකතු කරනු ලැබේ. උදාසීන අණු ලිගන ලෙස ක්‍රියා කිරීමේ දී සාමාන්‍යයෙන් අණුවට දෙනු ලබන නම යොදනු ලැබේ. කෙසේ වෙතත් මේවාට පරිබාහිරව ද නම් ඇති නමුත් ඒවා දැනට පවතින අ.පො.ස. (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයේ දී සාකච්ඡා කරනු නොලැබේ.

ඇනායනික ලිගන		උදාසීන ලිගන	
Cl^-	chlorido	NH_3	ammine
Br^-	bromido	H_2O	aqua
CN^-	cyanido	CO	carbonyl
OH^-	hydroxido		

පවතින ලිගන සංඛ්‍යාව උපසර්ගයක් මඟින් දක්වනු ලැබේ. භාවිත කරනු ලබන උපසර්ග වන්නේ *di* – 2, *tri* – 3, *tetra* – 4, *penta* – 5, *hexa* – 6 ආදී වශයෙනි.

සංකීර්ණ කැටායන නම් කිරීම

සංකීර්ණ අයනයක් නම් කිරීමේ දී හිඩැසක් නොතබා තනි වචනයක් ලෙස ලිවිය යුතු අතර, lower case (simple English letters) ඉංග්‍රීසි අකුරු භාවිත කරනු ලැබේ. ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය ලෝහයේ නම අග රෝම ඉලක්කම් මඟින් පෙන්නුම් කරනු ලැබේ.

උදා: $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ - hexaamminenickel(II) ion

$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - tetraamminecopper(II) ion

$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ - hexaaquachromium(III) ion

සංකීර්ණ ඇනායන නම් කිරීම

සෘණ ආරෝපිත සංකීර්ණ අයන සඳහා (සංකීර්ණ ඇනායන) ලෝහයේ නමට පිටුපසින් '*ate*'යන ප්‍රත්‍යය යොදනු ලැබේ.

උදා: $[CuCl_4]^{2-}$ - tetrachloridocuprate(II) ion

$[CoCl_4]^{2-}$ - tetrachloridocobaltate(II) ion

4.32 වගුව ඇනායනික සංකීර්ණවල ඇති ලෝහ නම් කිරීම

ලෝහය	අයනික සංකීර්ණ සඳහා භාවිත වන නාමය	ලෝහය	අයනික සංකීර්ණ සඳහා භාවිත වන නාමය
Cr	chromate	Co	cobaltate
Cu	cuprate	Fe	ferrate
Mn	manganate	Ni	nickelate
Ag	argentate	Hg	mercurate
Au	aurate		

සංකීර්ණ සංයෝගයක නාමය ලිවීමේ දී කැටායන නාමය පළමුවත්, ඇනායන නාමය දෙවනුවත් ලියනු ලැබේ. මේ නම් දෙක අතර හිදැසක් තබනු ලැබේ.

උදා: $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ - hexaamminenickel(II) chloride

$Na_2[CoCl_4]$ - sodium tetrachloridocobaltate(II)

සංගත අංකය

මධ්‍ය ලෝහ අයනය සහ ලිගන අතර සෑදෙන සංගත බන්ධන සංඛ්‍යාව සංගත අංකය ලෙස අර්ථ දක්වනු ලැබේ. සමහර ලිගන මඟින් මධ්‍ය ලෝහ අයන සමඟ සංගත බන්ධන එකකට වඩා සාදන බැවින් මධ්‍ය ලෝහ අයනය සමඟ බැදෙන බන්ධ කාණ්ඩ (ලිගන) සංඛ්‍යාව, සංගත අංකය ලෙස දැක්වීම නිවැරදි නොවේ. මධ්‍ය ලෝහ අයනයක ප්‍රමාණය, ආරෝපණය, ලිගනවල ස්වභාවය සහ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය සංගත අංකය කෙරෙහි බලපායි.

4.33 වගුව *d* ගොනුවේ අයනවල පොදු සංගත අංක

M^+	සංගත අංක	M^{2+}	සංගත අංක	M^{3+}	සංගත අංක
Cu^+	2, 4	Mn^{2+}	4, 6	Sc^{3+}	6
		Fe^{2+}	6	Cr^{3+}	4,6
		Co^{2+}	4, 6	Co^{3+}	4,6
		Ni^{2+}	4, 6		
		Cu^{2+}	4, 6		
		Zn^{2+}	4, 6		

4.10.7 සංකීර්ණ සංයෝගවල වර්ණ කෙරෙහි බලපාන සාධක

ආන්තරික ලෝහ පරමාණු සහ අයන මඟින් වර්ණවත් සංකීර්ණ සාදයි. මේ සංකීර්ණවල වර්ණය පහත සාධක මත රඳා පවතී. වගුව 4.34 මඟින් මේ සාධකවල බලපෑම නිරූපණය කරයි.

1. මධ්‍ය ලෝහ අයනය
2. මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය
3. ලිගනවල ස්වභාවය

4.34 වගුව ආන්තරික ලෝහ අයන සංකීර්ණවල වර්ණ රඳා පවතින සාධක

1. මධ්‍ය ලෝහ අයනය

Mn(II)	Ni(II)	Cu(II)
$[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ලා රෝස	$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ කොළ	$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ලා නිල්

2. මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය

Co(II)	Co(III)	Fe(II)	Fe(III)
$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ රෝස	$[Co(H_2O)_6]^{3+}$ නිල්	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ ලා කොළ	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ කහ - දුඹුරු

3. ලිගනවල ස්වභාවය

H_2O	NH_3	Cl^-
$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ රෝස	$[Co(NH_3)_6]^{2+}$ කහ පැහැති දුඹුරු	$[CoCl_4]^-$ නිල්

ආන්තරික ලෝහ මූලද්‍රව්‍යවලින් වර්ණවත් සංයෝග සෑදීම එහි එකීය ලක්ෂණයකි. සමහර පොදු ලෝහ සංකීර්ණ මඟින් දෙනු ලබන වර්ණ වගුව 4.35 මඟින් දැක්වේ.

4.35 වගුව ලෝහ සංකීර්ණ වර්ණ

ලෝහය	ලිගනයේ ස්වභාවය			
	$H_2O(l)$	**$OH^-(aq)$**	**$NH_3(aq)$**	**$Cl^-(aq)$**
Cr	$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ නිල්-දම්	$Cr(OH)_3$ නිල්-කොළ අවක්ෂේපය	$Cr(OH)_3$ නිල්-කොළ අවක්ෂේපය	
Mn	$[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ලා රෝස	$Mn(OH)_2$ අව පැහැ සුදු/ක්‍රීම් පැහැ අවක්ෂේපය	$Mn(OH)_2$ අව පැහැ සුදු/ ක්‍රීම් පැහැ අවක්ෂේපය	$[MnCl_4]^{2-}$ කහ
Fe	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ ලා කොළ	$Fe(OH)_2$ කැත කොළ අවක්ෂේපය	$Fe(OH)_2$ කැත කොළ අවක්ෂේපය	
	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ කහ-දුඹුරු	$Fe(OH)_3$ රතු-දුඹුරු අවක්ෂේපය	$Fe(OH)_3$ රතු-දුඹුරු අවක්ෂේපය	$[FeCl_4]^-$ කහ
Co	$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ රෝස	$Co(OH)_2$ රෝස අවක්ෂේපය	$[Co(NH_3)_6]^{2+}$ කහ පැහැති දුඹුරු $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ දුඹුරු පැහැ රතු	$[CoCl_4]^{2-}$ නිල්
Ni	$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ කොළ	$Ni(OH)_2$ කොළ අවක්ෂේපය	$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ නිල්	$[NiCl_4]^{2-}$ කහ
Cu	$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ලා නිල්	$Cu(OH)_2$ නිල් අවක්ෂේපය	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ තද නිල්	$[CuCl_4]^{2-}$ කහ
Zn	$[Zn(H_2O)_6]^{2+}$ අවර්ණ	$Zn(OH)_2$ සුදු අවක්ෂේපය වැඩිපුර OH^- $[Zn(OH)_4]^{2-}$ අවර්ණ	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ අවර්ණ	$[ZnCl_4]^{2-}$ අවර්ණ

$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ ප්‍රතික්‍රියා

ජලීය NH_3, සමඟ නිල් දම් පැහැති ජලීය $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ ද්‍රාවණය, නිල්-කොළ ජෙලටිනිය අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 3NH_3(aq) \longrightarrow Cr(OH)_3(s) + 3NH_4^+(aq) + 3H_2O(l)$$

$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල හස්ම (NaOH); රෝස පැහැති $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය සමඟ රෝස පැහැති අවක්ෂේපයක් සාදයි.

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Co(OH)_2(s) + 6H_2O(l)$$

NH_3 සමඟ

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 6NH_3(aq) \longrightarrow [Co(NH_3)_6]^{2+}(aq) + 6H_2O(l)$$

ආරම්භයේ දී රෝස පැහැති $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ සාන්ද්‍ර NH_3 සීමිත ප්‍රමාණයක් සමඟ රෝස පැහැති $Co(OH)_2$ අවක්ෂේපයක් සාදන අතර, සාන්ද්‍ර NH_3 තවදුරටත් එකතු කිරීමත් සමඟ කහ පැහැ දුඹුරු $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණ අයනයක් සාදයි. කෙසේ වෙතත් ස්වයං ඔක්සිකරණය නිසා $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණය දුඹුරු පැහැ රතු $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ බවට පරිවර්තනය වේ. මේ හේතුව නිසා ද්‍රාවණය ඉහත වර්ණ දෙකෙහි එකතුවක් පෙන්වයි.

සාන්ද්‍ර HCl සමඟ රෝස පැහැති $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ ද්‍රාවණය, නිල් පැහැති ද්‍රාවණයක් බවට පත් වේ.

$$[Co(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4Cl^-(aq) \longrightarrow [CoCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l)$$

$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල හස්මයක් සමඟ කොළ පැහැති $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය කොළ අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Ni(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 6H_2O(l)$$

වැඩිපුර $NH_3(aq)$ සමඟ, කොළ පැහැති $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ ද්‍රාවණය නිල් පැහැති ද්‍රාවණයක් බවට පත් වේ.

$$[Ni(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 6NH_3(aq) \longrightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+}(aq) + 6H_2O(l)$$

සාන්ද්‍ර HCl, සමඟ කොළ පැහැති ද්‍රාවණය කහ පැහැති ද්‍රාවණයක් බවට පත් වේ.

$$[Ni(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4Cl^-(aq) \longrightarrow [NiCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l)$$

$[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල හස්මයක් සමඟ ලා රෝස පැහැති $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය අව පැහැ සුදු/ක්‍රීම් පැහැති අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Mn(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Mn(OH)_2(s) + 6H_2O(l)$$

ජලීය NH_3, සමඟ ලා රෝස පැහැති ද්‍රාවණය, අව පැහැ සුදු/ක්‍රීම් පැහැති අවක්ෂේපක් බවට පත් වේ.

$$[Mn(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2NH_3(aq) \longrightarrow Mn(OH)_2(s) + 2NH_4^+(aq) + 4H_2O(l)$$

$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$වල ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල භස්මයක් සමඟ කහ-දුඹුරු පැහැති $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ද්‍රාවණය රතු-දුඹුරු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \longrightarrow Fe(OH)_3(s) + 6H_2O(l)$$

ජලීය NH_3 සමඟ කහ-දුඹුරු පැහැති $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ ජලීය ද්‍රාවණය, රතු-දුඹුරු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+}(aq) + 3NH_3(aq) \longrightarrow Fe(OH)_3(s) + 3NH_4^+(aq) + 3H_2O(l)$$

$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$වල ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල භස්මයක් සමඟ ලා නිල් පැහැති ජලීය $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ද්‍රාවණය නිල් පැහැති අවක්ෂේපයක් බවට පත්වේ.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(s) + 6H_2O(l)$$

ජලීය NH_3 සුළු ප්‍රමාණයක් සමඟ ලා නිල් පැහැති ද්‍රාවණය, නිල් අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2NH_3(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(s) + 2NH_4^+(aq) + 4H_2O(l)$$

වැඩිපුර ජලීය NH_3, සමඟ ලා නිල් පැහැති ද්‍රාවණය, තද නිල් පැහැති සංකීර්ණයක් බවට පත් වේ.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4NH_3(aq) \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq) + 6H_2O(l)$$

සාන්ද්‍ර HCl සමඟ ලා නිල් පැහැති ද්‍රාවණය, කහ පැහැති ද්‍රාවණයට හැරෙයි.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4Cl^-(aq) \longrightarrow [CuCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l)$$

$[Zn(H_2O)_6]^{2+}$වල ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල භස්මයක සීමිත ප්‍රමාණයක් සමඟ අවර්ණ $[Zn(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය, සුදු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

$$[Zn(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Zn(OH)_2(s) + 6H_2O(l)$$

වැඩිපුර ප්‍රබල භස්මයක් සමඟ සුදු අවක්ෂේපය අවර්ණ පැහැදිලි ද්‍රාවණයක් බවට පත් වේ.

$$Zn(OH)_2(s) + 2OH^-(aq) \longrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}(aq)$$

4.10.8 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල වැදගත්කම

1. ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය (Au, Ag හා Cu), හොඳ තාප සන්නායක වන අතර ඒවා ආහන්‍ය, තන්‍ය හා දිලිසෙන සුළු වේ. තරම සමාන නිසා ඒවා මිශ්‍ර කර මිශ්‍ර ලෝහ සෑදිය හැකි ය. මේ මිශ්‍ර ලෝහ අතීතයේ සිට ම භාවිත කර ඇත. මිශ්‍ර ලෝහ මඟින් ලෝහවල ගුණ වෙනස් කළ හැකි ය.
2. විකිරණශීලී කොබෝල්ට් සමස්ථානික (^{60}Co) විකිරණ ප්‍රභවයක් ලෙස භාවිත කෙරේ.
3. උත්ප්‍රේරක ගුණ ඇති සංයෝගවල උත්ප්‍රේරක ක්‍රියාව වර්ධනය කිරීම සඳහා ආන්තරික ලෝහ පරමාණු සහ අයන භාවිත කරනු ලබන අතර, මේවා උත්ප්‍රේරක ලෙස විවිධ කර්මාන්තවල දී භාවිත කරනු ලබයි.
4. ආන්තරික ලෝහ විවිධ වූ වර්ණවත් සංයෝග සාදන නිසා මේවා තීන්ත නිෂ්පාදනයේ දී වර්ණක ලෙස භාවිත කරනු ලබයි. තව ද මේවා වර්ණවත් වීදුරු සහ වීදුරු බෝතල් නිපදවීමට ද යොදා ගනු ලැබේ.
5. Ni සහ Cd වැනි *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය නැවත ආරෝපණය කළ හැකි කෝෂ නිපදවීම සඳහා භාවිත කරනු ලැබේ.
6. ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රකාශ වෝල්ටීය කෝෂවල ඇති කැඩ්මියම් ටෙලුරයිඩ් (CdTe) සහ කොපර් ඉන්ඩියම් ඩයිසෙලිනයිඩ් වැනි සංයෝග නිෂ්පාදනයට භාවිත කරනු ලැබේ. සූර්ය කෝෂ යනු ප්‍රකාශ වෝල්ටීය කෝෂවලට උදාහරණයකි..

4.10.9 *d* ගොනුවේ තෝරාගත් කැටායන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ

1. Fe^{2+}

   Fe^{2+} හඳුනා ගැනීමට $K_3[Fe(CN)_6]$ සමඟ $KFe[Fe(CN)_6]$ තද නිල් අවක්ෂේපය සෑදීම යොදා ගත හැකි ය.

   $$Fe^{2+}(aq) + K_3[Fe(CN)_6](aq) \longrightarrow KFe[Fe(CN)_6](s) + 2K^+(aq)$$

2. Fe^{3+}

   Fe^{3+} හඳුනා ගැනීමට $K_4[Fe(CN)_6]$ සමඟ $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ ප්‍රශියන් නිල් අවක්ෂේපය සෑදීම යොදා ගත හැකි ය.

   $$4Fe^{3+}(aq) + K_4[Fe(CN)_6](aq) \longrightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3(s) + 4K^+(aq)$$

   Fe^{3+} හඳුනා ගැනීමට තරමක් දුරට ආම්ලික NH_4SCN ද්‍රාවණය මඟින් $[Fe(SCN)(H_2O)_5]^{2+}$ රතු පැහැ සංකීර්ණය සෑදීම යොදා ගත හැකි ය.

   $$[Fe(H_2O)_6]^{3+} + NH_4SCN(aq) \longrightarrow [Fe(SCN)(H_2O)_5]^{2+} + NH_4^+(aq)$$

3. Cr^{3+}

Cr^{3+}ද්‍රාවණයට වැඩිපුර සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් එකතු කර, ඊට පසු 6% හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ස්වල්පයක් එකතු කළ විට කහ පැහැති CrO_4^{2-} සෑදේ.

$$Cr^{3+}(aq) + 3NaOH(aq) \longrightarrow Cr(OH)_3(s) + 3Na^+(aq)$$

$$4OH^-(aq) + 2Cr(OH)_3(s) + 3H_2O_2(aq) \longrightarrow 2CrO_4^{2-}(aq) + 8H_2O(l)$$

පරිශීලන ග්‍රන්ථ:

Atkins, P. Overton, T. *Shriver and Atkins' Inorganic Chemistry*, 5th Edition, 2010.

Brown, T. E. LeMay, H. E. Bursten, B. E. *Chemistry: The Central Science,* 13th Edition, 2015

Prakash, S. *Advanced Inorganic Chemistry*, 2000

Sodhi, G. S. *Principle of Inorganic Chemistr,* 2nd Edition, 2015

Svehla, G. *Vogel's Qualitative Inorganic Analysis*, 6th Edition, 1987

Tuli, G. D. Madan, R. D Malik, W. U *Selected Topics in Inorganic Chemistry,* 5th Edition, 2014

NOMENCLATURE OF INORGANIC CHEMISTRY (IUPAC Recommendations 2005)

Rayner-Canham, Geoff *Descriptive Inorganic Chemistry*, 6th Edition, 2013.

Lee, J. D. *Concise inorganic chemistry*, 5th Edition, 1996.