අ. පො. ස. (උසස් පෙළ)

රසායන විද්‍යාව

12 ශ්‍රේණිය

සම්පත් පොත

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

ප්‍රථම මුද්‍රණය – 2019

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

ශ්‍රී ලංකාව

ප්‍රකාශනය : මුද්‍රණාලය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

මහරගම

ශ්‍රී ලංකාව

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්ගේ පණිවිඩය

අධ්‍යාපනයේ ගුණාත්මකභාවය වර්ධනය කිරීම සඳහා ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය 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 ඵලදායි 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. විෂයමාලවේ අඩංගු විෂය කරුණුවල ප්‍රමාණය විශාල වශයෙන් අඩු කරන ලද අතර, ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ අනුක්‍රමයේ යම් යම් වෙනස්වීම් ද සිදු කරනු ලැබී ය. පැවති විෂයමාලා ද්‍රව්‍යයක් වූ ගුරු මාර්ගෝපදේශ සංග්‍රහය වෙනුවට ගුරු අත්පොතක් හඳුන්වා දෙන ලදි.

උසස් පෙළ විද්‍යා විෂය සඳහා ඉංග්‍රීසි භාෂාවෙන් සම්පාදිත, අන්තර්ජාතික වශයෙන් පිළිගත් ග්‍රන්ථ පරිශීලනය පසුගිය විෂයමාලා ක්‍රියාත්මක කිරීමේ දී අත්‍යවශ්‍ය විය. එහෙත් විවිධ පෙළපොත් භාවිත කිරීමේ දී පරස්පරවිරොධී 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 විෂයමලා කමිටුවෙන් ද අධ්‍යයන මණ්ඩලයෙන් ද පාලක සභාවෙන් ද අනුමැතිය ලබා ඔබ අතට පත් වන බැවින් ඉහළ ප්‍රමිතියෙන් යුතු බව නිර්දේශ කළ හැකි ය.

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

අනුශාසකත්වය
ආචාර්ය ටී.ඒ.ආර්.ජේ. ගුණසේකර
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 එම්.එන්. කෞමාල් - ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය (6 වන ඒකකය)

බාහිර සංස්කරණ මණ්ඩලය

ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එස්.පී. දූරණියගල - 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
දීපිකා නෙත්සිංහ මිය - ගුරු සේවය 1(**විශ්‍රාමික), කාන්තා විදුහල, කොළඹ** 07
සී.ඒ.එම්. පෙරේරා මෙය - ගුරු සේවය 1, වේල්ස් කුමරි විද්‍යාලය, මොරටුව
වී.කේ.ඩබ්.ඩී. සාලිකා මාධවී මිය - ගුරු සේවය 1, මුස්ලිම් කාන්තා විදුහල, කොළඹ 04
එච්.එම්.ඩී.ඩී දීපිකා මැණිකේ මිය - ගුරු සේවය 1, විහාර මහා දේවි බාලිකා විදුහල, කිරිබත්ගොඩ

භාෂා සංස්කරණය

ජයත් පියදසුන් මයා

ප්‍රධාන උප කර්තෘ - සිළුමිණ,

ලේක් හවුස්, කොළඹ 10

පිටුවැස්ම

ආර්.ආර්.කේ. පතිරණ මිය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විවිධ සහාය

ඩබ්.පී.පී. වීරවර්ධන මිය

මංගල වැලිපිටිය මයා

රංජිත් දයාවංශ මයා

:

පටුන

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්ගේ පණිවිඩය.. iii

අධ්‍යක්ෂතුමාගේ පණිවිඩය.. iv

විෂයමාලා කමිටුව v

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 ලවණ ද්‍රාව්‍යතාව

4.2.5 පහන් සිළු පරීක්ෂාව

***p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය**

4.3 13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 135

4.3.1 *p* ගොනුවේ නැඹුරුතා

4.3.2 ඇලුමිනියම්

4.4 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 136

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 139

4.5.1 15 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

4.5.2 නයිට්‍රජන්වල රසායනය

4.5.3 නයිට්‍රජන්වල ඔක්සො අම්ල

4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමොනීය 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

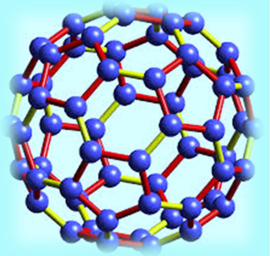
4.6.6 හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

4.6.7 සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග

4.6.8 සල්ෆර්වල ඔක්සෝ 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 කාණ්ඩ අයත් මූලද්‍රව්‍ය 157
4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ ප්‍රවණතා
4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල සරල සංයෝග
4.9 *s* සහ *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය මඟින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිතා වගුව 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 තෝරාගත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩවල රසායනය
4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග
4.10.7 සංකීර්ණ සංයෝගවල වර්ණ කෙරෙහි බලපාන සාධක
4.10.8 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල වැදගත්කම
4.10.9 *d* ගොනුවේ තෝරාගත් කැටායන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ

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 ද්‍රව්‍යතාව
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 ලවණ ද්‍රාව්‍යතාව
4.2.5 පහන් සිළු පරීක්‍ෂාව

p **ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය**

4.3 13 **වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය**
4.3.1 *p* ගොනුවේ 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 ඇමොනීය ලවණ
4.6 16 **වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය**
4.6.1 **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 අයත් 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 මූලද්‍රව්‍ය ඔක්සයිඩවල ඔක්සිකරණ අවස්ථා
4.10.4 සමහර තෝරා ගත් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ඔක්සයිඩවල රසායනය
4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග
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 පළමු භාගයේ *s* හා *p* ගොනුවල මූලද්‍රව්‍යවල භෞතික හා රසායනික ගුණ විස්තර කෙරේ. මේ සාකච්ඡාව, ආවර්තිතා වගුවේ මූලද්‍රව්‍යවල නැඹුරුතා සහ රටා හඳුනා ගැනීමට උපකාරි වේ. පළමුව අපි *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ සාකච්ඡා කරමු.

_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 වගුවේ සඳහන් තොරතුරු යොදා ගත හැකි ය. සංයෝග සාදන සෑම, අවස්ථාවක දී ම පළමු වන කාණ්ඩයේ ලෝහ +1 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්නුම් කරයි. බොහෝ සංයෝග ස්ථායි ඝන අයනික සංයෝග වේ.

4.11 වගුව 1 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය 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	60	95	133	148	169
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 සෑම 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 මූලද්‍රව්‍ය ප්‍රතික්‍රියා

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

ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාව

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

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

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

ඔක්සිජන්/ වාතය සමග ප්‍රතික්‍රියා

ලිතියම්වලට ඔක්සිජන් හා නයිට්‍රජන් වායු දෙක සමග ම ප්‍රතික්‍රියා කළ හැකි ය. රත් කළ විට සුදු පැහැති කුඩක් වන ලිතියම් ඔක්සයිඩ් (Li_2O) සාදමින් ලිතියම් දහනය වේ. නයිට්‍රජන් වායුව සමග ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් රතු පැහැති කුඩක් වන 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 සමග 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 සමග ප්‍රතික්‍රියා කරමින් පහත දැක්වෙන පරිදි ලෝහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සාදයි.

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

රත් කිරීමේ දී, ඔක්සිජන් සමග ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කොට ලිතියම් නයිට්‍රයිඩ් සාදයි. ලිතියම් පමණක් ස්ථායි ක්ෂාර-ලෝහ නයිට්‍රයිඩ සාදයි. ලිතියම් නයිට්‍රයිඩ් ජලය සමග 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 සමග ප්‍රතික්‍රියා කර අනුරූප කාබනේට සාදයි. මේ කාබනේට තව දුරටත් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සමග 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 සමග ප්‍රතික්‍රියා

ඝන, අයනික ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ සාදමින් 1 වන කාණ්ඩයේ ලෝහ හයිඩ්‍රජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මේ හයිඩ්‍රයිඩවලදී, හයිඩ්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -1 වේ. මේ ලෝහ හයිඩ්‍රයිඩ ජලය සමග 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 සමග ප්‍රතික්‍රියාව

ලිතියම්, සෝඩියම් සහ පොටෑසියම් තනුක අම්ල සමග 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.

$$2Li(s) + dil.2HNO_3(aq) \longrightarrow 2LiNO_3(aq) + H_2(g)$$

$$2Na(s) + dil.H_2SO_4(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + H_2(g)$$

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 නයිට්‍රයිඩය 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.

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

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.

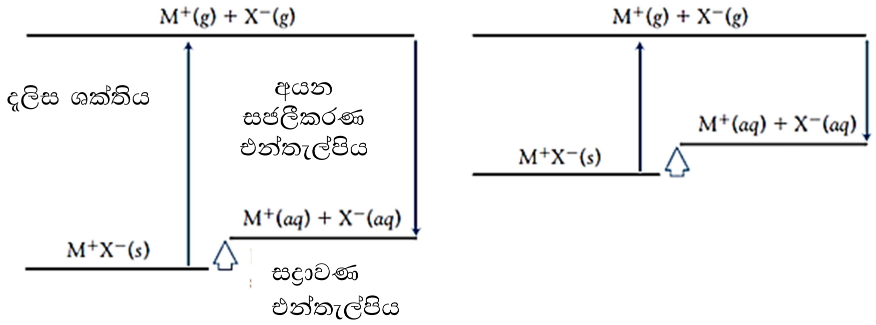
4.2 වගුවේ දැක්වෙන පරිදි 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම වැඩි වේ.

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 ආශ්‍රිත 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.

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

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 සමඟ නො 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 - ක්‍රිම්සන් රතු
සෝඩියම් - කහ
කැල්සියම් - රතුදම්
සීසියම් - නිල් දම්
පොටෑසියම් - ලිලැක්

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. ෆ්ලුවොරො ඇපටයිට් [$3(Ca_3(PO_4)_2)CaF_2$] හා ජිප්සම් ($CaSO_4.2H_2O$) 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. උභයගුණි 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 ඉහළඝනත්ව හා ප්‍රබල ලෝහක බන්ධන පවතී. ලෝහක බන්ධන සෑදීමට ඒවා සතුව විශාල ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාවක් පැවතීමත් පරමාණුක අරය කුඩා වීමත් හේතු වේ.

2 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ns^2 ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඒවායේ හේතුවෙන් 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	160	197	215	224
ද්‍රවාංකය/ °C	1560	923	1115	1040	973
M^{2+} අයනයේ අරය/ pm	30	65	99	113	135
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ $kJ\ mol^{-1}$	899	337	589	594	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) සමඟ,Ca, Sr, Ba ඉහළ උෂ්ණවලදී Mg සමඟ	$M + H_2 \longrightarrow MH_2$
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 හයිඩ්‍රොක්සයිඩ 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.

$$2Mg(NO_3)_2(s) \longrightarrow 2MgO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$$

කාබනේට් 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, එමගින් $BaCO_3$ වලට වඩා අඩු අගයක $MgCO_3$ හි තාප වියෝජන උෂ්ණත්වය පැවතීම පැහැදිලි කෙරේ. ලෝහ කාබනේටවල සාමාන්‍ය තාප වියෝජනය පහත දැක්වේ.

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

තාප වියෝජන උෂ්ණත්වය 540 °C වන $MgCO_3$ එම අගය 1360 °C වන $BaCO_3$ දක්වා යෑමේ දී අදාළ රාශියේ අගය වැඩි වී ඇත.

බයිකාබනේටවල වියෝජනය

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

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව

දෙවන කාණ්ඩයේ ලවණවල ද්‍රාව්‍යතාව සංයෝගය මත රඳා පවතී. නයිට්‍රේට, නයිට්‍රයිඩ, 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 ජලද්‍රාවණ 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 ලෙස: $Mg(OH)_2$ 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 උභයගුණි 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	$[He]2s^2 2p^1$	$[Ne]3s^2 3p^1$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^1$	$[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$
ලෝහක අරය/ pm	-	143	153	167	171
සහසංයුජ අරය/pm	88	130	122	150	155
ද්‍රවාංකය/ °C	2300	660	30	157	304
M^{3+} අයනයේ අරය/ pm	27	53	62	80	89
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. 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) : $4Al + O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

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 ප්‍රතික්‍රියාශීලි 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 හෙක්සා ඇලුමිනියම් අයන ලෙස පවතී යැයි අපේක්ෂා කෙරේ. කෙසේ වෙතත් පහත පරිදි Al^{3+} අයන ජලවිච්ඡේදනය වී $[Al(OH_2)_5(OH)]^{2+}$ (පෙන්ටාඇක්වාහයිඩ්‍රොක්සයිඩො ඇලුමිනියම් අයන) නිපදවා අනතුරුව $[Al(OH_2)_4(OH)_2]^+$ (ටෙරොඇක්වාඩයිහයිඩ්රොක්සයිඩො ඇලුමිනියම් අයන) නිපදවයි.

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

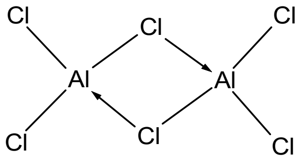
$$[Al(OH_2)_5(OH)]^{2+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons [Al(OH_2)_4(OH)_2]^+(aq) + H_3O^+(aq)$$

ඇලුමිනියම් අයනවලට OH^- අයන ආකලනය වීමෙන් පළමුව සුදු පැහැති ජෙලටිනීය අවක්ෂේපයක් වන ඇලුමිනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවයි. අතිරික්ත OH^- අයන සමඟ අවක්ෂේපිත ඇලුමිනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්, ටෙට්රාහයිඩ්‍රොක්සයිඩො ඇලුමිනේට් සංකීර්ණ අයන බවට පත් වේ.

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

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

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 සාදන 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 පුලරීන් යනු කාබන්වල බහුරූපී ආකාරයන් ය. පුලරීන් මෑත දී සොයා ගත් අතර වඩාත් සුපතළ පුලරීන් 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 දැක්වේ.

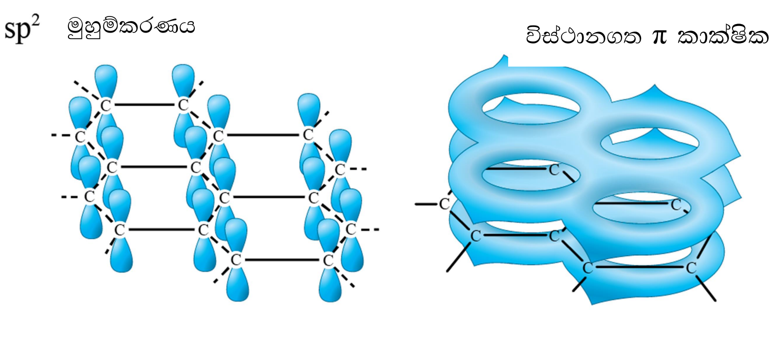
4.7 වගුව 14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	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
සහසංයුජ අරය/pm	77	118	122	140	154
ද්‍රවාංකය/ °C	3730	1410	937	232	327
M^{4+} අයනයේ අරය/ pm	-	-	53	69	78

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

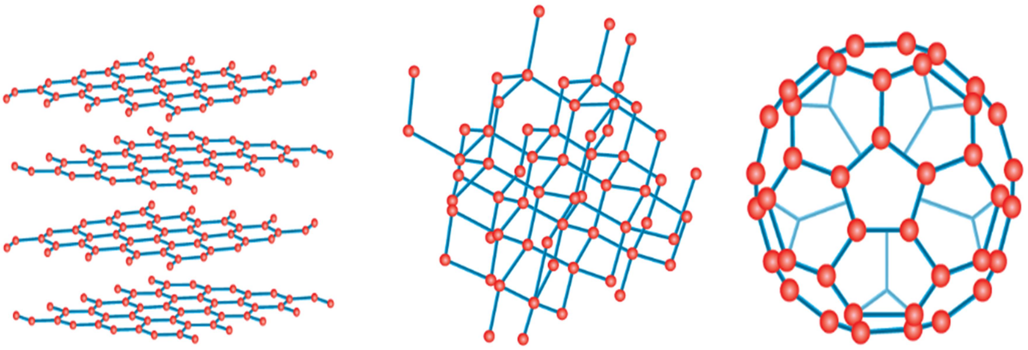
4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්

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 විස්ථානගත වීම

පුලරීන් යනු කාබන්වල වෙනත් බහුරූපී ආකාරයකි. පුලරීන්වල කාබන් පරමාණු ගෝලාකාරව එකිනෙකට සම්බන්ධ වී පවතී. මිනිරන්, දියමන්ති හා පුලරීන් (C_{60}) ව්‍යූහ රූපය 4.4හි දැක්වේ.



(a) (b) (c)

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

4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් ඩයොක්සයිඩ්

කාබන් මොනොක්සයිඩ් යනු අවර්ණ, ගන්ධයකින් තොර, ඉතා විෂ වායුවකි. කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි CO බන්ධන දිග, ද්විශීය C=O බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය. මින් අදහස් වන්නේ කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි C හා O අතර බන්ධනය ද්විශීය C=O බන්ධනයක් නොවන බවයි. එහි C හා O පරමාණු දෙක අතර ත්‍රිත්ව බන්ධන ස්වරූපයක් ඇත. රූපය 4.5හි COහි ලුවිස් ව්‍යූහය දැක්වේ.

$$:\overset{\ominus}{C}\equiv\overset{\oplus}{O}:$$

4.5 රූපය COහි ලුවිස් ව්‍යූහය

යකඩ නිෂ්පාදනයේ දී කාබන් මොනොක්සයිඩ් ඔක්සිහාරකයක් ලෙස සුලභව භාවිත කෙරේ. C පරමාණුව මත පවතින එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හේතුවෙන් බොහෝ උත්ප්‍රේරක ප්‍රතික්‍රියා සඳහා ලිහනයක් 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 සහ CO_2 (වියළි අයිස්) ඌර්ධ්වපාතනය වෙමින් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි. ආහාර කර්මාන්තයේ දී හිමායන කාරකයක් ලෙසත් කෘත්‍රිම වැසි ඇති කිරීමටත් එය සුලබව යොදා ගැනේ.

$$\underset{..}{\ddot{O}}=C=\underset{..}{\ddot{O}}$$

4.6 රූපය CO_2 හි ලුවිස් ව්‍යූහය

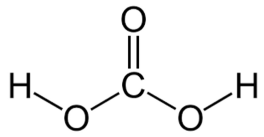
4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල

කාබන් සාදන ඔක්සො අම්ලය වන්නේ කාබොනික් අම්ලය (H_2CO_3) ලෙසින් හැඳින්වෙන දුබල අම්ලයයි. කාබොනික් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය රූපය 4.7 හි දක්වේ. 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 ව්‍යුහය

ඔක්සිජන් පරමාණුවලට සෘජුව 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.

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

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

4.5 15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

4.5.1 15 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

15 වන කාණ්ඩයේ පළමුවන මූලද්‍රව්‍යය වන නයිට්‍රජන් මෙ කාණ්ඩයේ අනෙකුත් මූලද්‍රව්‍යවලින් වෙනස් වූ ලක්ෂණ දක්වයි. 15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ලෝහක ගුණ කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම වැඩි වේ. නයිට්‍රජන් හා පොස්ෆරස් අලෝහ වන අතර -3 සිට +5 දක්වා ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වයි. නයිට්‍රජන්වලට ඔක්සිජන් හා ෆ්ලෝරින් සමඟ +5 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව ළඟා කර ගත හැකි ය. ප්‍රබල ත්‍රිත්ව බන්ධනය (942 kJ mol^{-1}) හේතුවෙන් ඩයිනයිට්‍රජන් N_2, සමාන්‍ය තත්ත්ව යටතේ විශාල වශයෙන් ස්ථායි (නිෂ්ක්‍රිය) වේ. නයිට්‍රජන් හැර සෙසු මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ඝන අවස්ථාවේ පවතී. ඉහළ විද්‍යුත් ඍණතාව, කුඩා පරමාණුක අරය සහ *d* කාක්ෂික නැති වීම හේතුවෙන් නයිට්‍රජන් අනෙක් මූලද්‍රව්‍යවලින් වෙනස් වේ.

4.8 වගුව 15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	N	**P	**As	**Sb	**Bi
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	[He]$2s^2 2p^3$	[Ne]$3s^2 3p^3$	[Ar]$3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Kr]$3d^{10} 5s^2 5p^3$	[Xe]$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
ලෝහක අරය/ pm	-	-	-	-	182
සහසංයුජ අරය/ pm	75	110	122	143	152
ද්‍රවාංකය/ °C	-210	44 (white) 590 (red)	613	630	271
පෝලිං විද්‍යුත් සෘණතාව	3.0	2.2	2.2	2.0	2.0

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

4.5.2 නයිට්‍රජන්වල රසායනය

වායුගෝලීය පීඩනය යටතේ නයිට්‍රජන් (තාපාංකය -195.8 °C) අල්ප වශයෙන් ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වන මුත් පීඩනය සමඟ ද්‍රාව්‍යතාව විශාල වශයෙන් වැඩි වේ. නයිට්‍රජන්හි බහුරූපී ආකාර නොපවතී. ඩයිනයිට්‍රජන් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පමණක් සිදු කරන අතර, ඒවායෙන් එකක් පහත දී ඇත.

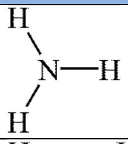
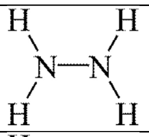
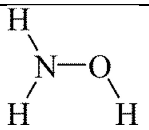
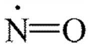
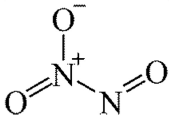
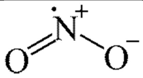
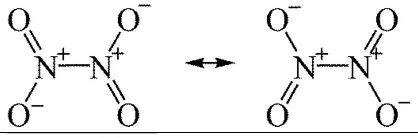
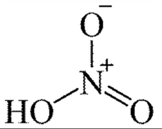
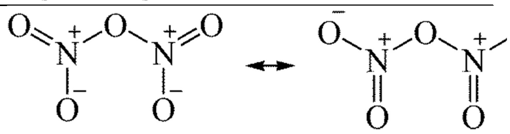
$$3Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2(s)$$

නයිට්‍රජන් නිෂ්ක්‍රීය වායුවක් වන නිසා එහි ප්‍රතික්‍රියා සිදු වන්නේ ප්‍රබල තත්ත්ව යටතේ දී ය. නිදසුනක් ලෙස විද්‍යුත් චාපයක් මඟින් සැපයෙන බාහිර ශක්තිය යටතේ නයිට්‍රජන් වායුව ඔක්සිජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. අකුණු ගැසීමේ දී මේ ප්‍රතික්‍රියාව ස්වාභාවිකව සිදු වේ.

$$N_2(g) + 2O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

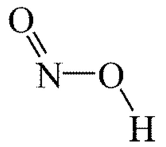
නයිට්‍රජන් -3 සිට +5 දක්වා ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්නුම් කරයි. මේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා දක්වන සංයෝග වගුව 4.9හි දක්වේ.

4.9 වගුව නයිට්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

ඔක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සූත්‍රය	බන්ධන ව්‍යූහය
-3	ඇමෝනියා	NH_3	
-2	හයිඩ්‍රජන්	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 ව්‍යූහය දැක්වේ.



4.8 රූපය නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය

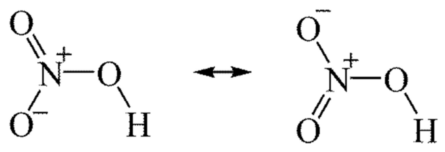
නයිට්‍රික් අම්ලය හා අවර්ණ වායුවක් වන නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ් නිපදවමින් නයිට්‍රස් අම්ලයට ද්විධාකරණයට ලක් විය හැකි ය.

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

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 ව්‍යුහය

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 රසායනාගාරය තුළසාන්ද්‍ර නියිට්‍රික් 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 හයිඩ්‍රජන්වලට සාපේක්ෂව නයිට්‍රික් අම්ලය ඔක්සිකාරකයක් ලෙස කටයුතු කරයි. මැග්නීසියම් හා කොපර් සමඟ සාන්ද්‍ර නයිට්‍රික් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කළ විට එය නයිට්‍රජන්වලට සාපේක්ෂව ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.

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

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

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

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

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

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

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

4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමෝනීය 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 හයිඩ්‍රොක්යිඩ් 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.

$$2NH_4OH(aq) + \text{dil. } H_2SO_4(aq) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

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 පල වෙනස් වේ. කෙසේ වෙතත්, වැඩිපුර ක්ලෝරීන් සමග ජලයේ විෂබීජ නාශකයක් ලෙස භාවිතයට ගනු ලබන නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් එක් ඵලයක් ලෙස නිපදවේ.

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

නිපදවනු HCl ප්‍රතික්‍රියාවට ලක් නොවූ ඇමෝනියා සමග NH_4Cl ලබා දේ

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

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).

$$NCl_3(l) + 4H_2O(l) \longrightarrow NH_4OH(g) + 3HOCl(aq)$$

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 ඔක්සිහාරකයක් 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.

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

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

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

*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 අයන(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.

$$2NO_3^-(aq) + 4H_2SO_4(l) + 6Fe^{2+}(aq) \longrightarrow 6Fe^{3+}(aq) + 2NO(g) + 4SO_4^{2-}(aq) + 4H_2O(l)$$

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

නයිට්‍රේට Al හෝ දේවදාර මිශ්‍ර ලෝහය (Cu, Zn, 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	$[He]2s^2 2p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^4$	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^4$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^4$
X^{2-} අයනයේ අරය/ pm	140	184	198	221	-
සහසංයුජ අරය/pm	73	103	117	137	140
ද්‍රවාංකය/ °C	-218	113(α)	217	450	254
පෝලිං විද්‍යුත් සෘණතාව	3.4	2.6	2.6	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.

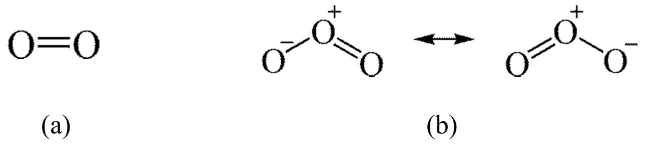
මධ්‍ය පරමාණුවේ ප්‍රමාණය විශාල වීම හේතුවෙන් සහසංයුජ හයිඩ්‍රයිඩවල බන්ධන දිගෙහි නිරීක්ෂික විචලනය ඇති වේ. ඒ නිසා කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන දිග වැඩි වේ.

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 මේගින් 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 ව්‍යුහ පහත දී ඇත.



4.10 රූපය ඔක්සිජන් හා ඕසෝන්හි ව්‍යුහ

පොටෑසියම් ක්ලෝරේට්හි උත්ප්‍රේරික වියෝජනය හා හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ඔක්සිජන් නිපදවීම සඳහා යොදා ගත හැකි ය.

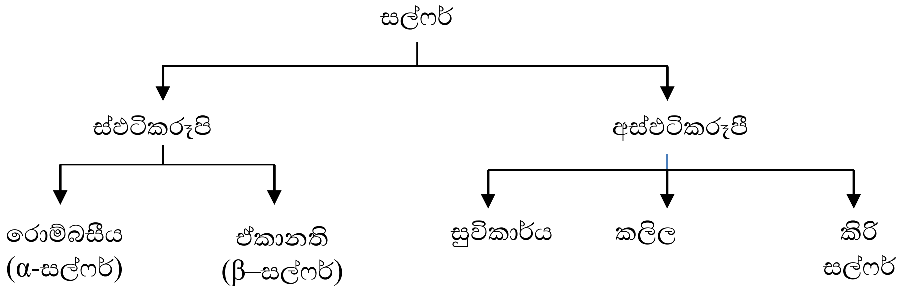
$$2KClO_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2KCl(s) + 3O_2(g)$$, MnO_2 හෝ Pt හමුවේ රත් කිරීම

$$2H_2O_2(aq) \xrightarrow{\Delta} 2H_2O(l) + O_2(g)$$, MnO_2 හෝ 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 කිසිඳු හානිදායක අතුරුඵලයක් නිපදවන්නේ නැත.

4.6.4 සල්ෆර්

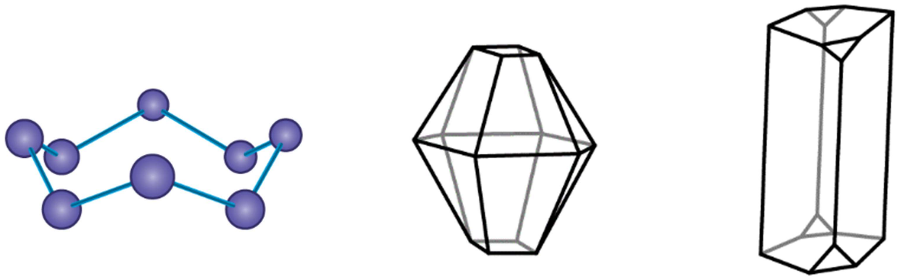
පහත විස්තර කර ඇති ආකාරයට සල්ෆර් වර්ගීකරණය කළ හැකි ය.



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 වක්‍රීය අක්වක් (zigzag) සැකසුමකින් යුත්, ඔටුන්නක හැඩයෙන් යුක්ත වේ. 93 °C ට වඩා ඉහළ උෂ්ණත්වයට රත් කිරීමේ දී සුලබව හමු වන අනෙක් බහුරූපී 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 ආකාරය S_8 (b) රොම්බසීය සල්ෆර් (c) ඒකානති සල්ෆර්

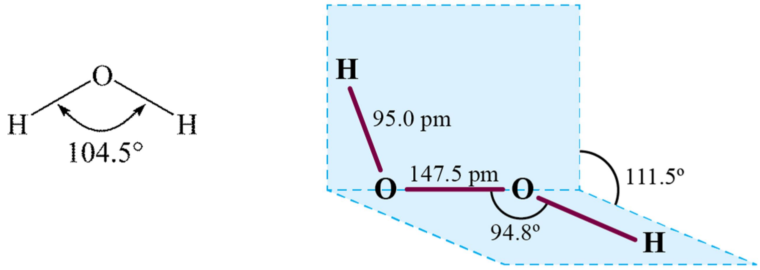
රොම්බසීය හා ඒකානති යන ස්ඵටිකරූපි ආකාර ඔටුනු හැඩයේ S_8 චක්‍රවලින් සමන්විත වේ. මේ චක්‍ර 95 °C ට පහළ උෂ්ණත්වල දී සල්ෆර්වල වඩාත් ම ස්ථායි අස්ඵටිකරූපි සල්ෆර් යනු විලීන සල්ෆර්වල සුවිකාර්ය ආකාරයයි.

සංවෘත දාම සහිත විලීන සල්ෆර් ක්ෂණිකව සිසිල් කිරීමේ දී ද්‍රව සල්ෆර් විවෘත දාම සහිත තාප සුවිකාර්ය සල්ෆර් බවට පරිවර්තනය වේ. කාලය ගතවෙත් ම සුවිකාර්ය සල්ෆර් ස්ඵටිකරූපි සල්ෆර් බවට හැරේ. සල්ෆර්වල අස්ඵටිකරූපි ආකාරය ආතන්‍ය වන නමුත් අස්ථායි වේ.

4.6.5 ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග

ජලය සහ හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

පහත රූපයේ H_2O හා වායුමය H_2O_2 ව්‍යූහය දැක්වේ.



(a) (b)

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

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 ව්‍යුහය රූපය 4.13 හි දැක්වේ. 'O' 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 පෙරොක්සයිඩ් යනු නරක් වූ බිත්තර ගන්ධයෙන් යුක්ත, අවර්ණ විෂදායී හා ආම්ලික වායුවක් වේ. ලෝහ සල්ෆර් 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 ලෙස:

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

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

H_2S ලෝහ සමඟ අම්ලයක් ලෙස මෙන් ම ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ද ප්‍රතික්‍රියා කරයි:

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

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

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

H_2S ඔක්සිහාරකයක් ලෙස:

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

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

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

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 ලෙස:

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

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

ඔක්සිහාරකයක් ලෙස:

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

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

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

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,

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

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

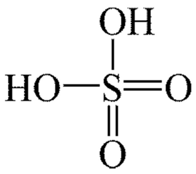
තනුක H_2SO_4 අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.

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

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

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

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

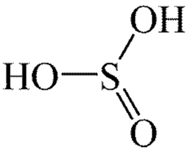


4.14 රූපය සල්ෆියුරික් අම්ලයේ ව්‍යුහය

සල්ෆියුරස් අම්ලය

වාතය හමුවේ සල්ෆියුරස් අම්ලය ඔක්සිකරණ වීම හේතුවෙන් එහි සැම 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 ව්‍යුහය පහත දැක්වේ. මේ අම්ලය සල්ෆියුරික් අම්ලයට වඩා දුබල අම්ලයක් වේ.

.



4.15 රූපය සල්ෆියුරස් අම්ලයේ ව්‍යුහය

තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය

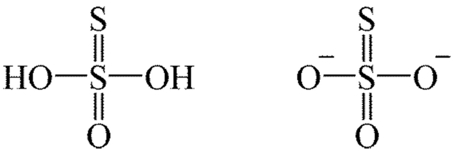
තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලයේ ලවණය පමණක් ඔක්සිකරණය මෙන් ම ඔක්සිහරණය වෙමින් එල ලෙස සල්ෆර් හා සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ලබා දේ. තයෝසල්ෆියුරික් යනු දුබල අම්ලයකි. ජලීය ද්‍රාවණවල දී සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග මිශ්‍රණයක් බවට තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය වියෝජනය විය හැකි ය.

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

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 ව්‍යුහය පහත දැක්වේ. ව්‍යුහ 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,

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

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

ෆ්ලෝරීන් පරමාණුවල බන්ධන නොසැදූ 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]$4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$
වැන්ඩර් වාල්ස් අරය/ pm	135	180	195	215	-
අයනික අරය/ pm	133	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	3.2	3.0	2.7	-
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. කාණ්ඩ 17 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.

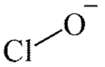
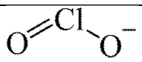
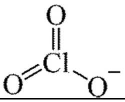
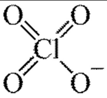
4.14 වගුව 17 කාණ්ඩයට අයත් සිල්වර් හේලයිඩ

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

ක්ලෝරීන්වල ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සො අම්ල

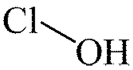
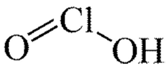
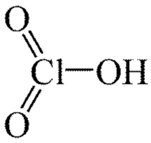
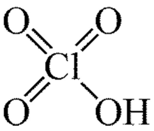
ක්ලෝරීන් විසින් විවිධ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සො ඇනායන කිහිපයක් සාදනු ලබයි. ඔක්සො ඇනායන කිහිපයක් ප්‍රබල ඔක්සිහාරක වේ. තෝරා ගත් ක්ලෝරීන්වල ඔක්සයිඩ වගුව 4.15 මඟින් දක්වේ.

4.15 වගුව ක්ලෝරීන්වල තෝරා ගත් ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ ඇනායන

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

ක්ලෝරීන් ඔක්සො අම්ල වර්ග හතරක් සාදයි. ක්ලෝරීන් 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 ක්ලෝරීන් ඔක්සො අම්ලවල ව්‍යුහය

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

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

$HOCl$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$වල ඇති ක්ලෝරීන්වල ඔක්සිකරණ අංකය පිළිවෙළින් +1, +3, +5 සහ +7වේ. 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 නො වේ. බොහෝ ෆ්ලෝරයිඩ සහ සමහර හේලයිඩ නිෂ්ක්‍රිය වේ. කාණ්ඩ 14 සහ 15ට අයත් මූලද්‍රව්‍ය 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.

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

$$NCl_3(l) + 4H_2O(l) \longrightarrow NH_4OH(aq) + 3HOCl(aq)$$

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

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

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

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

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

4.7.3 ක්ලෝරීන්වල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරීන්, ෆ්ලෝරීන්වලට වඩා අඩු ප්‍රතික්‍රියාශීලී 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, $3Cl_2(g) + NH_3(g) \longrightarrow 3HCl(g) + NCl_3(l)$

ක්ලෝරින්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා
ක්ලෝරින් ජලය සහ භස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඔක්සිහරණය සහ ඔක්සිකරණය එකිනෙකට සමගාමීව සිදු කරයි.
ක්ලෝරින් සමඟ ජලය ප්‍රතික්‍රියාව:

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

මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී ක්ලෝරින් (Cl_2) ඔක්සිකරණය තත්ත්වය ශූන්‍යයේ සිට +1 (HOCl) 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.

හයිපොක්ලෝරයිඩ්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා
හයිපොක්ලෝරයට් ද්විධාකරණය වී ක්ලෝරේට් යන ක්ලෝරයිට් සෑදීම පහත ආකාරයට ලිවිය හැකි ය.

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

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

4.8 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය

4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ ප්‍රවණතා
18 කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ප්‍රතික්‍රියාශීලී නැති ඒක පරමාණුක වායු වේ. Xe පමණක් සැලකිය යුතු සංයෝග ප්‍රමාණයක් සාදයි. කාණ්ඩ 18 අයත් සියලු මූලද්‍රව්‍යවලට ධන ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පියක් ඇත. එයට හේතුව ලබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අලුත් ශක්ති මට්ටමට අයත් වීම යි.

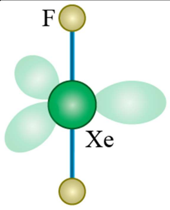
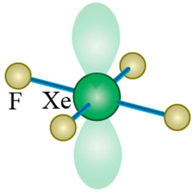
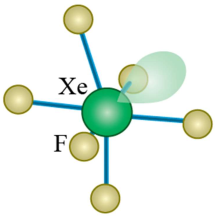
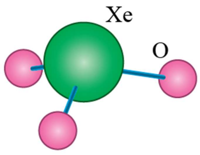
4.17 වගුව කාණ්ඩ 18 අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

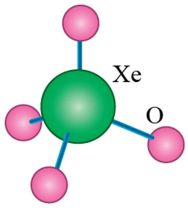
	He	Ne	Ar	Kr	Xe
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාසය	$1s^2$	$[He]2s^22p^6$	$[Ne]3s^23p^6$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^6$	$[Xe]4d^{10}5s^25p^6$
පරමාණුක අරය/ pm	99	160	192	197	240
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ $kJ\ mol^{-1}$	2373	2080	1520	1350	1170
ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ $kJ\ mol^{-1}$	48.2	115.8	96.5	96.5	77.2

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 මගින් 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 ලෝහ 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 උභයගුණි ස්වභාවය

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

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, ජල සහසංයුජ– NC, සහසංයුජ - C			
				භාස්මික – B, උභයගුණි – 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 උභය ගුණ 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.

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

$$MgO(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2$$

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 උභයගුණි 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.

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

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	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 ද්‍රාවණයවන 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 සෘණතාව 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,

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

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

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

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

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 සමඟ 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.

කාණ්ඩ 15 හේලයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කාණ්ඩ 17 හේලයිඩ යටතේ සඳහන් කර ඇත.

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය

කාණ්ඩ 3 සිට 12 දක්වා 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 මූලද්‍රව්‍යවල මූලද්‍රව්‍ය අවස්ථාවේ *d* උපශක්ති මට්ටම අසම්පූර්ණයෙන් පිරී ඇති හෝ අවම වශයෙන් අසම්පූර්ණයෙන් පිරී ඇති *d* උපශක්ති මට්ටම ඇතිඑක් ස්ථායි අයනයක් 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 : $[Ar]3d^{1}4s^2$

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

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 ඍණතාව	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.9	1.9	1.9	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 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 දැක්වේ.

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. මඟින් දැක්වේ. 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 මඟින් පිට කළ හැකි වීමයි. බාහිරතම කවචයේ ඇති 4*s* කාක්ෂිකයේ පවතින ඉලෙක්ට්‍රෝන දෙක මඟින් ඇති කරන සඵල න්‍යෂ්ටික අරෝපණය 3*d* කාක්ෂික මගින් ඇති කරන සඵල න්‍යෂ්ටික අරෝපණයට වඩා අඩු වීමයි.

$3d^{10}4s^1$ වින්‍යාසයේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස පොදුවේ, Cuවලට +1 ඔක්සිකරණ අංකය ලබා ගත හැකි ය. කෙසේ වෙතත්, Cr^+ අතිශයින් දුලබ 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 සමඟ 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 සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නොකරන අතර, *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය ජලය සමඟ වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඉහළ න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය 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 අයනීකරණ ශක්තීන් *s* ගොනුවේ ඒ ආවර්තයට ම අයත් 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 වෙනස් වීමට වඩා අඩු වේ. හතරවන ආවර්තයේ *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල න්‍යෂ්ටික ආරෝපණය වැඩි වීමත් සමඟ 4*s* ඉලෙක්ට්‍රෝන දිශාවට ඇති කරන ආකර්ෂණය වැඩි වේ. කෙසේ වෙතත්, *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝන 3*d* කාක්ෂියට ම ඇතුළු වීමත් සමඟ, *d* ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් 4s 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 අයනිකරණ ශක්තිය/ **kJ mol^{-1}**	දෙවන අයනිකරණ ශක්තිය/ **kJ mol^{-1}**	තෙවන අයනිකරණ 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

** K සඳහා, අභ්‍යන්තර කවචයේ ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිට කිරීමට අදාළ පළමුවන සහ දෙවන අයනීකරණ ශක්තිය දී ඇත.

d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ශක්ති අගයත් ඒ ආවර්තයේ ඇති *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වැඩි වේ.

මෙමඟින් *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය *s* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා 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 මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංක සහ තාපාංක *s* හා *p* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලට සාපේක්ෂව අතිශයින් වැඩි වේ. *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය තරමක් ප්‍රතික්‍රියාශීලි වේ. $3d^0$ සහ $3d^{10}$ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය ඇති ලෝහ අයන හැර, *d* ගොනුවේ ලෝහ සංයෝගවලට ආවේණික වර්ණයක් ලබා දේ. මෙහි අදහස ආන්තරික ලෝහ අයන සංකීර්ණ වර්ණවත් සංයෝග සෑදීමයි. බොහෝ *d* ගොනුවේ 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 ඍණතාවක් ඇත.

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

කිසියම් පරමාණුවක් විචල්‍ය ඔක්සිකරණ අංකය පෙන්වයි නම්, එහි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකයට ඉහළ විද්‍යුත් ඍණතාවක් 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. මේ ලක්ෂණය උත්ප්‍රේරක ගුණ ඵලදායි බව පෙන්වයි. හයිඩ්‍රජනීකරණය සඳහා Pd, ඇමෝනියා නයිට්‍රජන් ඔක්සයිඩ බවට ඔක්සිකරණය කිරීම Pt/Rh සහ SO_2, SO_3 බවට ඔක්සිකරණය 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, $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ළා 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	$Fe^{2+}(d^6s^0)$	ළා කොළ
$Cr^{3+}(d^3s^0)$	දම්	$Co^{2+}(d^7s^0)$	රෝස
$Mn^{2+}(d^5s^0)$	ළා රෝස	$Ni^{2+}(d^8s^0)$	කොළ
		$Cu^{2+}(d^9s^0)$	දුඹුරු
		$Cu^{+}(d^{10}s^0)$	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 අංකය ඇත. සමහර d ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවලලෝහ පරමාණුවලට ඔක්සිකරණ අංක දෙකක් සහිත ඔක්සයිඩ සෑදිය හැකි ය. Mn_3O_4 සහ Fe_3O_4 යන දෙක ද්වි ඔක්සයිඩ සඳහා උදාහරණ වේ. (මේවා ඔක්සිකරණ අංක දෙකකින් සාදයි). 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 සංයෝගවල සහ-සංයුජ බන්ධන ඇති අතර ඒවා ආම්ලික වේ.අඩු ඔක්සිකරණ අංක සහිත සංයෝග 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 මැන්ගනීස් 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	තරමක් ඔක්සිකරණ අංක
MnO_3	දුර්වල ආම්ලික	+6	
Mn_2O_7	ආම්ලික	+7	ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක

සමහර තෝරා ගත් ක්‍රෝමියම්වල ඔක්සො ඇනායනවල ප්‍රතික්‍රියා

කහ පැහැති ක්‍රෝමේට් අයන උදාසීන හෝ භාස්මික තත්ත්වවල පවතී. ආම්ලික තත්ත්ව වලදී එය තැඹිලි පැහැති ඩයික්‍රෝමේට් අයනය බවට පත් කරනු ලබයි.

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

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 නො වේ.

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

ක්‍රෝමියම්වල ඔක්සො ඇනායනවල වැදගත් රිඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියාකිහිපයක් පහත දැක්වේ.

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

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

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

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

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

$$8H^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq) + 3e \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + 4H_2O(l)$$

මැංගනීස් ඔක්සයිඩවල හා ඔක්සො 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 රිඩොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.
ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

තනුක ක්ෂාරීය තත්ත්ව යටතේ:

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

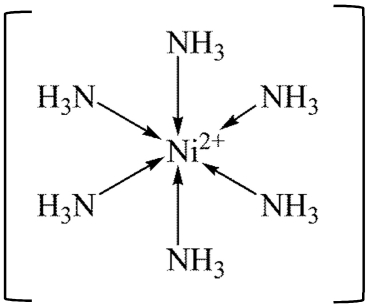
$$2MnO_4^-(aq) + 3SO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \longrightarrow 2MnO_2(s) + 3SO_4^{2-}(aq) + 2OH^-(aq)$$

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 මගින් මධ්‍ය ලෝහ අයන වටා බන්ධන එකක් හෝ කිහිපයක් සාදයි). උදාහරණයක් ලෙස, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණ අයනයක් සහ Cl^- බාහිර අයනයකින් (රූපය 4.17) සමන්විත වේ.

ලිගන (ලුවිස් හස්ම) 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 ඇමින ලෙස මධ්‍ය පරමාණුව වූ Ni^{2+}. 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 මධ්‍යලෝහ පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

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

Total charge of all ligands

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 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

ඍණ 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 tetrachlorocoboltate(II)

සංගත අංකය

මධ්‍ය ලෝහ අයනය සහ ලිගන අතර සෑදෙන සංගත බන්ධන සංඛ්‍යාව සංගත අංකය ලෙස අර්ථ දක්වනු ලැබේ. සමහර ලිගන මගින් මධ්‍ය ලෝහ අයන සමඟ සංගත බන්ධන එකකට වඩා සාදන බැවින් මධ්‍ය ලෝහ අයනය සමඟ සාදන සංගත බන්ධන සංඛ්‍යාව ලෙස අර්ථ 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 4.33 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 පහත සාධක මත රඳා පවතී.

1. මධ්‍ය ලෝහ අයනය

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

2. මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය

Mn(II)	Fe(II)	Fe(III)
$[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ළා රෝස	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ ළා කොළ	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ කහ

3. ලිගනවල ස්වභාවය

H_2O	NH_3	Cl^-
$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ රෝස	$[Co(NH_3)]^{2+}$ 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 දක්වේ.

4.35 වගුව ලෝහ සංකීර්ණ වර්ණ

ලෝහය	ලිගනයේ ස්වභාවය			
	$H_2O(l)$	**$OH^-(aq)$**	**$NH_3(aq)$**	**$Cl^-(aq)$**
Cr	$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ දම්	$Cr(OH)_3$ නිල්-කොළ අවක්ෂේපය	$Cr(OH)_3$ නිල්-කොළ අවක්ෂේපය	
Mn	$[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ළා දම්	$Mn(OH)_2$ සුදු/ක්‍රීම් පැහැ අවක්ෂේපය	$Mn(OH)_2$ සුදු/ක්‍රීම් පැහැ අවක්ෂේපය	$[MnCl_4]^{2-}$ කොළ පැහැ කහ
Fe	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ ළා 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 පැහැ 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	$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ළා නිල්	$Cu(OH)_2$ නිල් අවක්ෂේපය	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ තද කහ	$[CuCl_4]^{2-}$ 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 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 භස්ම (NaOH); රෝස පැහැති $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය සමඟ තද පැහැති ද්‍රාවණයක් සාදයි.

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

$Co(OH)_2$ රෝස පැහැති අවක්ෂේපයක් වේ.

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 $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ සීමිත සාන්ද්‍ර NH_3 ප්‍රමාණයක් සමඟ රෝස පැහැති $Co(OH)_2$ අවක්ෂේපයක් සාදන අතර, සාන්ද්‍ර NH_3 තවදුරටත් එකතු කිරීම සමඟ කහ පැහැති $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණ අයනයක් සාදයි. කෙසේ වෙතත් ස්වයං ඔක්සිකරණය නිසා $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ සංකීර්ණය දුඹුරු පැහැති $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ බවට පරිවර්තනය වේ. මේ හේතුව නිසා ද්‍රාවණය කහ-දුඹුරු පැහැයෙන් පෙනේ.

සාන්ද්‍ර HCl, සමඟ දම් පැහැ 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 භස්මයක් 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 තද නිල් පැහැ 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 පැහැ ද්‍රාවණය කහ පැහැ 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 භස්මයක් සමඟ ළා රෝස පැහැති $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ ජලීය ද්‍රාවණය අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

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

ජලය NH_3, සමඟ ළා රෝස පැහැ ද්‍රාවණයක් 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 පැහැති $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ද්‍රාවණය රතු-දුඹුරු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

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

ජලය NH_3, සමඟ කහ 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 නිල් පැහැති ජලීය $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ද්‍රාවණය නිල් පැහැ අවක්ෂේපයක් බවට පත්වේ.

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

සීමිත ජලය NH_3, සමඟ 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 සාන්ද්‍රණය NH_3, සමඟ නිල් පැහැති ද්‍රාවණය තද නිල් පැහැ 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 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.

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

අවර්ණ ද්‍රාවණය සුදු අවක්ෂේපයක්බවට පත් වී, පසුව වැඩිපුර භස්මය දැමූ විට ඒ අවක්ෂේපය දිය වී අවර්ණ ද්‍රාවණයක් සාදයි.

4.10.8 *d* ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල වැදගත්කම

1. ආන්තරික මූලද්‍රව්‍ය (Au, Ag හා Cu), හොඳ තාප සන්නායක වන අතර ආන්තරික මූලද්‍රව්‍යවල පරමාණු 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. විකිරණ කොබෝල්ට් සමස්ථානික ^{60}Co විකිරණ ප්‍රභවයක් ලෙස භාවිත කෙරේ.
3. උත්ප්‍රේරක ගුණ ඇති සංයෝග සංවර්ධනය කිරීම සඳහා ආන්තරික ලෝහ පරමාණු සහ අයනය භාවිත කරනු ලබන අතර, මේවා උත්ප්‍රේරක ලෙස විවිධ කර්මාන්තවල දී ද 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 කැල්සියම් 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+} ඔක්සිකරණය වී කහ පැහැති ද්‍රාවණයක් වූ CrO_4^{2-} සාදයි. Cr^{3+} ද්‍රාවණයට වැඩිපුර සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් එකතු කර, ඊට පසු 6% හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ස්වල්පයක් එකතු කළ විට කහ පැහැති CrO_4^{2-} සෑදේ.

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

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

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.