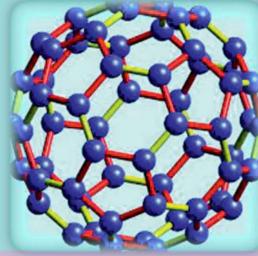


## 4. s, p හා d ගොනුවල මූලදුව්‍යවල රසායනය



### අන්තර්ගතය

#### s ගොනුවේ මූලදුව්‍ය

- 4.1** 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.1.1 1 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.1.2 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය ප්‍රතිත්ව්‍ය
  - 4.1.3 ලවණ්‍යවල තාප ජ්‍යෙයිතාව
  - 4.1.4 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණ්‍යවල ද්‍රව්‍යතාව
  - 4.1.5 පහන් සිලු පරීක්ෂාව
- 4.2** 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.2.1 2 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.2.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ප්‍රතිත්ව්‍ය
  - 4.2.3 ලවණ්‍යවල තාප ජ්‍යෙයිතාව
  - 4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණ්‍යවල ආච්‍යතාව
  - 4.2.5 පහන් සිලු පරීක්ෂාව

#### p ගොනුවේ මූලදුව්‍ය

- 4.3** 13 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.3.1 13 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.3.2 ඇලුම්නියම්
- 4.4** 14 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.4.1 14 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්
  - 4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් බිඳෝක්සයිඩ්
  - 4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල
- 4.5** 15 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.5.1 15 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.5.2 නයිටෝජන්වල රසායනය
  - 4.5.3 නයිටෝජන්වල ඔක්සො අම්ල
  - 4.5.4 ඇමෝංටියා හා ඇමෝංටියම් ලවණ
- 4.6** 16 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.6.1 16 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.6.2 16 වන කාණ්ඩයේ නයිටුයිඩ්
  - 4.6.3 ඔක්සිජන්
  - 4.6.4 සල්ගර්
  - 4.6.5 ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග
  - 4.6.6 නයිටුජන් පෙරෝක්සයිඩ්

- 4.6.7 සල්ගර් අඩංගු සංයෝග
- 4.6.8 සල්ගර්වල ඔක්සො අම්ල
- 4.7** 17 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.7.1 17 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.7.2 17 වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග
  - 4.7.3 ක්ලෝරීන්වල ප්‍රතිත්ව්‍ය
- 4.8** කාණ්ඩ 18 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය
  - 4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ නැශ්‍රීරුතා
  - 4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලදුව්‍යවල සරල සංයෝග
- 4.9** s සහ p ගොනුවේ මූලදුව්‍ය මගින් පෙන්වුම් කරන ආවර්තන නැශ්‍රීරුතා
  - 4.9.1 සංයුරුතා ඉලෙක්ට්‍රොන් වින්යාසය
  - 4.9.2 ලෝහක රුණය
  - 4.9.3 තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ් ජලය, අම්ල හා හස්ම සමඟ ප්‍රතිත්ව්‍ය
  - 4.9.4 නයිට්‍රොක්සයිඩ් සහ නයිට්‍රොයිඩ්වල අම්ල, හස්ම සහ උහයගුණී ස්වභාවය
  - 4.9.5 තුන්වන ආවර්තය ගරුණ තේලයිඩ්වල ස්වභාවය

#### d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය

- 4.10** ආන්තරික මූලදුව්‍ය
  - 4.10.1 පැවැත්ම
  - 4.10.2 හතරවන ආවර්තයට අයත් d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල රුණ
  - 4.10.3 d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල ඔක්සයිඩ්
  - 4.10.4 සමහර තොරා ගත් d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල ඔක්සයිඩ්වල රසායනය
  - 4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග
  - 4.10.6 සරල සංකිර්ණ අයන සහ සංයෝග නම් කිරීම
  - 4.10.7 සංකිර්ණ සංයෝගවල වරණ කෙරෙහි බලපාන සාධක
  - 4.10.8 d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල වැදගත්කම
  - 4.10.9 d ගොනුවේ තොරා ගත් කැටුයන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ

### හැඳින්වීම

මේ කොටසහි s, p හා d ගොනුවල මූලදුව්‍යවල හෝතික හා රසායනික ගුණ විස්තර කෙරේ. එසේම, ආවර්තිකා වගුවේ මූලදුව්‍යවල නැඹුරුතා සහ රටා හඳුනා ගැනීමට ද මේ කොටස උපකාරී වේ.

### s ගොනුවේ මූලදුව්‍ය

#### 4.1 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය

අලේජයක් වන හයිඩුජන් හැරැණු කොට පළමුවන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය සියල්ල ලෝහ වේ. අනෙකත් ලෝහ මෙන් තොව, ඒවා අඩු සනත්වලින් යුක්ත වේ. පළමු වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලදුව්‍යවල අවසන් කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය  $n^1$  වන බැවින් ඒවා බොහෝ ප්‍රතික්‍රියාකීලි වේ.

සේවනාවයේ  $\text{NaCl}$  (පාපාණ ලුණු) හා  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (බොයක්ස්) ආදි ලවණ ආකාරයෙන් ස්වාහාවිකව පවතී. ස්වාහාවිකව පවත්නා පොටැසියම් ලවණ සඳහා  $\text{KCl}$  (සිල්වයිට්) හා  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (කානලයිට්) නිදසුන් වේ.

##### 4.1.1 1 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

ස්ථාර ලෝහ සියල්ල දිලිසෙන සුළු ය. ඒවා ඉහළ විද්‍යුත් හා තාප සනත්තායක වේ. මේ ලෝහ මෘදු වන අතර කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම වඩාත් මෘදු වේ. පළමු වන කාණ්ඩයේ ලෝහවල ද්‍රව්‍යාංක කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම අඩු වේ. මේ මූලදුව්‍යවල පවත්නා නැඹුරුතා හඳුනා ගැනීමට 4.1 වගුවේ සඳහන් තොරතුරු යොදා ගත හැකි ය. සංයෝග සාධන සැම අවස්ථාවක දී ම පළමු වන කාණ්ඩයේ ලෝහ +1 ඔක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්වුම් කරයි. බොහෝ සංයෝග හේතුයි සන අයනික සංයෝග වේ.

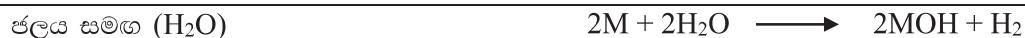
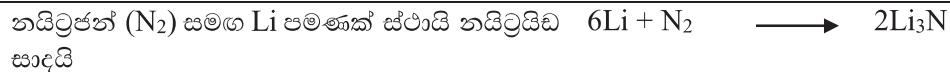
#### 4.1 වගුව 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ

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

Li සිට Cs දක්වා මේ මූලදුව්‍යවල පරමාණුක අරය වැඩි වේම කාණ්ඩය මස්සේ පහළට ඒවායේ අයනීකරණ ගක්තිය අඩු වීමට ගේතු වන අතර, පළමු වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල රසායනික ගුණ විස්තර කිරීමට ඉහත කි ලක්ෂණය යොදා ගත හැකි ය. පළමු වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියාකීලිත්වය කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට වැඩි වේ.

\*\* අකාබනික රසායනයේ දී ප්‍රතික්‍රියා ලියා දක්වන විට දී ප්‍රතික්‍රියක හා එලවල හෝතික අවස්ථා දැක්වීම සැම විට ම අත්‍යවශ්‍ය නො වේ. කෙසේ වෙතත් අංග සම්පූර්ණ පිළිතුරක් ලෙස සැලකීම සඳහා තුළින රසායනික සම්කරණ ලියා දැක්වීය යුතු වේ.

#### 4.1.2 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුච්‍යවල ප්‍රතික්‍රියා



#### ඡලය සමග ප්‍රතික්‍රියාව

1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුච්‍ය ඡලය සමග දක්වන ප්‍රතික්‍රියාකීලින්වය කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම වැඩිවේ. ඡලය සමග ප්‍රතික්‍රියා නැඹුරුව පහත පරිදි වේ.

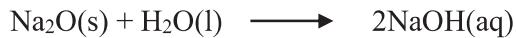
Li	Na	K	Rb	Cs
සාපේක්ෂව සෙමෙන්	ප්‍රබල ලෙස	ගිනි ගැනීමක් සහිතව ප්‍රබල ලෙස	පිපිරුම සහිතව	පිපිරුම සහිතව

ඡලය සමග හෝ වායුගෝලීය ජල වාෂ්ප සමග ලිතියම් ප්‍රබල නොවන ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු කරමින් ලිතියම් හයිඩ්බූක්සයිඩ් හා හයිටුජන් වායුව සාදයි. කෙසේ වෙතත්, සේවියම් හා පොටැසියම් ඡලය සමග ප්‍රබල ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් ලෝහ හයිඩ්බූක්සයිඩ් හා හයිටුජන් වායුව නිපදවයි. ලිතියම් සමග ප්‍රතික්‍රියාව හැරුණු කොට අනෙක් ඒවා ඉහළ තාපදායි ප්‍රතික්‍රියා වේ.

#### මක්සිජන්/ වාතය සමග ප්‍රතික්‍රියා

ලිතියම්වලට ඔක්සිජන් හා නයිටුජන් වායු දෙක සමග ම ප්‍රතික්‍රියා කළ හැකි ය. රත් කළ විට සුදු පැහැනි ක්වික් වන ලිතියම් ඔක්සයිඩ් ( $Li_2O$ ) සාම්ලින් ලිතියම් දහනය වේ. නයිටුජන් වායුව සමග ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් ලිතියම් නයිටුයිඩ් ( $Li_3N$ ) සාදයි. කෙසේ වෙතත් සේවියම් හා පොටැසියම් යන දෙවරිය ම නයිටුජන් හා ප්‍රතික්‍රියා නො කරයි. සේවියම් වාතයේ දහනය කළ විට සුදු ප්‍රමාණයක් සේවියම් ඔක්සයිඩ් සමග වැඩිපුර සේවියම් පෙරෙක්සයිඩ් නිපදවේ. පොටැසියම් වාතයේ දහනය කළ විට පොටැසියම් සුපර්මක්සයිඩ් ප්‍රධාන එලය ලෙසත් පොටැසියම් ඔක්සයිඩ් හා පොටැසියම් පෙරෙක්සයිඩ් අනෙකුත් එල ලෙසත් නිපදවේ. සේවියම් හෝ පොටැසියම් පෙරෙක්සයිඩ්වල දී ඔක්සිජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -1 වන අතර, පොටැසියම් සුපර්මක්සයිඩ්වල දී ඔක්සිකරණ අංක -1 හා 0 වේ.

1 වන කාණ්ඩයේ ලෝහ ඔක්සයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරමින් පහත දැක්වෙන පරිදි ලෝහ හයිබුක්සයිඩ් සාදයි.



රත් කිරීමේදී, නයිට්‍රොජන් සමග ලිතියම් ප්‍රතික්‍රියා කොට ලිතියම් නයිට්‍රොයිඩ් සාදයි. ලිතියම් පමණක් ස්ථායි ක්‍රාර-ලෝහ නයිට්‍රොයිඩ් සාදයි. ලිතියම් නයිට්‍රොයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෙෂ්නියා හා ලිතියම් හයිබුක්සයිඩ් නිපදවයි.



1 වන කාණ්ඩයේ හයිබුක්සයිඩ් කාබන් බියෝක්සයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියා කර අනුරුද කාබනේට සාදයි. මේ කාබනේට තව දුරටත් කාබන් බියෝක්සයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහ හයිබුජන් කාබනේට සාදයි.



සේවියම් කාබනේටවලට සාපේශ්‍යව සේවියම් හයිබුජන් කාබනේට් අඩු ජල දාව්‍යනාවක් පෙන්වුම් කරයි.

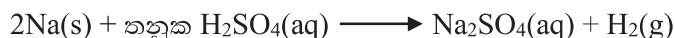
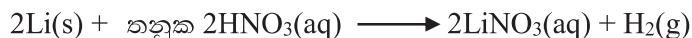
#### හයිබුජන් වායුව සමග ප්‍රතික්‍රියා

සන, අයනික ලෝහ හයිබුයිඩ් සාදමින් 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය හයිබුජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මේ හයිබුයිඩ්වලදී, හයිබුජන්වල ඔක්සිකරණ අංකය -1 වේ. මේ ලෝහ හයිබුයිඩ් ජලය සමග ප්‍රබල ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් හයිබුජන් වායුව නිපදවයි.



#### අම්ල සමග ප්‍රතික්‍රියාව

ලිතියම්, සේවියම් සහ පොටැසියම් තනුක අම්ල සමග වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කර හයිබුජන් වායුව සහ අදාළ ලෝහ ලවණ සාදයි. මේ ප්‍රතික්‍රියා විශාල වශයෙන් තාපදායක වන අතර පිළිරෙන සූලු වේ. ඒවායින් තෝරා ගත් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.



#### 4.1.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව

##### නයිට්‍රොට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ නයිට්‍රොට පොහොර හා පිළුරුම් ද්‍රව්‍ය වශයෙන් හාවිත කෙරේ. මේ නයිට්‍රොට තාපය භූම්‍ය වියෝජනය වේ. ලිතියම් ඔක්සයිඩ්, නයිට්‍රොජන් බියෝක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් ලබා දෙමින් ලිතියම් නයිට්‍රොයිඩ් වියෝජනය වේ. කෙසේ වෙතන් 1 වන කාණ්ඩයේ අනෙක් නයිට්‍රොට රත් කිරීමේදී අදාළ ලෝහ නයිට්‍රොයිඩ් හා ඔක්සිජන් නිපදවයි.



### කාබනේට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ කාබනේට ස්ථාපි වන අතර, වියෝජනය මීමට පෙර විලින තත්ත්වයට පත් වේ. කෙසේ වෙතත්,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ස්ථාපි බවින් අඩු බැවින් පහසුවෙන් වියෝජනය වේ.



### බධිකාබනේට වියෝජනය

1 වන කාණ්ඩයේ බධිකාබනේට තාප වියෝජනය පහත දැක්වේ.



තාප ස්ථාපිතාව කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යන් ම වැඩි වේ.

#### 4.1.4 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල දාව්‍යතාව

$\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  හා  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  වැනි ලිතියම් ලවණ හැර 1 වන කාණ්ඩයේ සියලු ලවණ ජලයේ දාව්‍ය වේ. ලවණයේ ඇනායනය සතු වරණයක් නැති නම් මේ ලවණ සියල්ලක් ම අවරණ වේ.

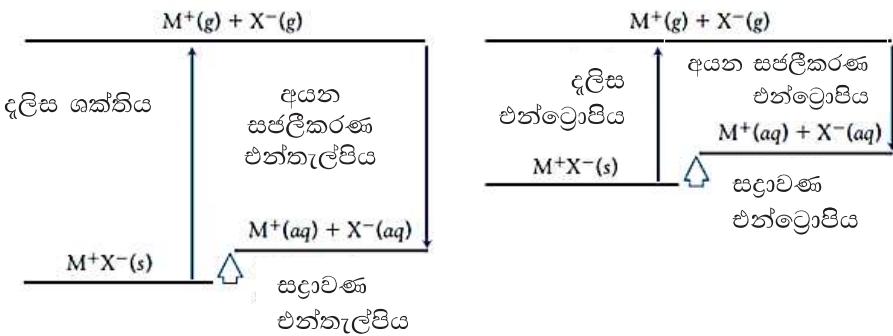
4.2 වගුවේ දැක්වෙන පරිදි 1 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල දාව්‍යතාව කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යන් ම වැඩි වේ.

#### 4.2 වගුව සෝඩියම් හේලියිඩ් ලවණවල දාව්‍යතාව

ලවණය	දාව්‍යතාව/ mol L <sup>-1</sup>
NaF	0.99
NaCl	6.2
NaBr	9.2
NaI	12.3

අයනික සනවල සඳාවන එන්තැල්පිය සඳහා වන ගක්ති වනු ආසුරෙන් දාව්‍යතාවේ විවෘතනය අවබෝධ කර ගත හැකි ය. ගිබිස් යෝජ්‍ය ගක්තිය යොදා ගනිමින් දාව්‍යතාව පැහැදිලි කළ හැකි ය. 1 වන කාණ්ඩයේ අයනික සන සියල්ලට ම සානු ගිබිස් යෝජ්‍ය ගක්තිය නිසා ජලයේ දාව්‍ය වේ.

සදාවන ක්‍රියාවලිය හා සම්බන්ධ එන්තැල්පි වතු හා එන්ටොපි වතු පහත දැක්වේ.



#### 4.1 රුපය සදාවන ක්‍රියාවලිය සඳහා එන්තැල්පි හා එන්ටොපි වතු

ඉහත ගක්ති සටහන් යොදා ගෙනා, සදාවනය හා සම්බන්ධ එන්තැල්පි හා එන්ටොපි වෙනස ගණනය කළ හැකි අතර, මේ ගණනය කරන ලද අගයන් 4.3 වගුවේ දැක්වේ. යෝජ්‍ය ගක්ති ගණනය කරනු ලබන්නේ පහත සම්කරණය යොදා ගනීමිනි.

$$\Delta G^\theta = \Delta H^\theta - T \Delta S^\theta$$

#### 4.3 වගුව සදාවන ක්‍රියාවලිය තුළ දී ලවණ යෝජ්‍ය ගක්ති වෙනස

ලවණය	එන්තැල්පි වෙනස/ kJ mol <sup>-1</sup>	එන්ටොපි වෙනස × T (K × kJ mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )	යෝජ්‍ය ගක්ති වෙනස/ kJ mol <sup>-1</sup>
NaF	+ 1	-2	+3
NaCl	+ 4	+13	-9
NaBr	-1	+18	-19
NaI	-9	+23	-32

සේඛියම් හේලුයිඩ් දාව්‍යතාව පිළිබඳ නැශ්‍රිරුතාව ගණනය කරන ලද ගිබිස් යෝජ්‍ය ගක්ති සමග ගැලපේ. සේඛියම් ග්ල්බෝර්ඩිඩ් සිට සේඛියම් ආයඩිඩ් දක්වා යෝජ්‍ය ගක්ති වඩාත් සාර්ථක වී ඇත.

#### 4.1.5 පහන් සිං පරීක්ෂාව

ක්ෂාර ලෝහ හා ඒවායේ සංයෝග හඳුනා ගැනීම සඳහා පහන් සිං පරීක්ෂාව යොදා ගත හැකිය. 1 වන කාණ්ඩයේ ලෝහ හා සංයෝග පහන් සිංවේ ඇති කරන වර්ණ පහත දැක්වේ.

ලිතියම් - රතු

සේඛියම් - කහ

රුධිඩියම් - රතුදම්

සිසියම් - නිල් දම්

පොටුසියම් - ලිලැක් (දම්)

## 4.2 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය

දෙවන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය ස්කෑරිය පාංගු ලෝහ ලෙස හැඳින්වේ. සංයුරුතා කවචයේ  $ns^2$  ඉලක්ටෝර්න වින්යාසය හේතුවෙන් 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවලට වඩා ප්‍රතික්‍රියාකළී බවින් අඩු ය.

බොලමොයිට්වල ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ) මැග්නීසියම් හා කැල්සියම් මූලදුව්‍ය දෙක ම ස්වාහාවිකව හමු වේ. මැග්නීසියම් අන්තර්ගත බනිජ සඳහා මැග්නසයිට් ( $\text{MgCO}_3$ ), කිසරයිට් ( $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) හා කානලයිට් ( $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) නිදසුන් වේ. ග්ලුවොරෝජ්පටයිට් [ $3(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot \text{CaF}_2$ ] හා ජ්ප්සම් ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) වාණිජ වටිනාකම්න් යුත් කැල්සියම් අඩ්ංගු බනිජ වේ.

### 4.2.1 2 වන කාණ්ඩයේ තැකුරුණා

බෙරිලියම් හා මැග්නීසියම් අඟ පැහැති ලෝහ වන අතර, 2 වන කාණ්ඩයේ අනෙක් ලෝහ මඟ හා රිදී පැහැයෙන් යුත්ත වේ. උහයගුණී ලක්ශණ පෙන්වුම් කරන  $\text{BeO}$  හැරුණු විට 2 වන කාණ්ඩයේ අනෙකුත් ලෝහ හාස්මික මික්සයිඩ් නිපදවයි. බෙරිලියම් ඇශ්‍රුම්නියම්වලට සමාන ලක්ශණ පෙන්වුම් කරන අතර මේ ලක්ශණය ආවර්තනා වගුවේ  $\text{Al}$  හා  $\text{Be}$  අතර පවත්නා විකරණ සම්බන්ධතාව ඇපුරෙන් අවබෝධ කර ගත හැකි ය.

1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය හා සසදන කළ 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය සතුව ඉහළ සනන්ව හා ප්‍රබල ලෝහක බන්ධන පවතී. ලෝහක බන්ධන සැදීමට ඒවා සතුව වැඩි ඉලක්ටෝර්න සංඛ්‍යාවක් පැවතීමන් පරමාණුක අරය කුඩා වීමන් හේතු වේ.

2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල  $ns^2$  ඉලක්ටෝර්න වින්යාසය හේතුවෙන් ඒවායේ ප්‍රථම අයනීකරණ ගක්තිය 1 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවලට වඩා වැඩි ය. කාණ්ඩය මස්සේ පහළට යන් ම මූලදුව්‍ය වඩා ප්‍රතික්‍රියාකාරී වන අතර, පහසුවෙන් +2 මික්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්වුම් කරයි. වගුව 4.4 හි 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ දැක්වේ.

## 4.4 වගුව 2 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ

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

#### 4.2.2 2 වන කාණ්ඩයේ (ක්ෂාරීය පාංශු ලෝහ) මූලෝච්ච ප්‍රතික්‍රියා

මක්සිජන් සමග ( $O_2$ )	$2M + O_2 \longrightarrow 2MO$
වැඩිපුර මක්සිජන් සමග ( $O_2$ ) Ba එහි පෙරෙක්සයිඩිය සාදයි	$Ba + O_2 \longrightarrow BaO_2$
ඉහළ උෂ්ණත්වවලදී නයිටෝජන් ( $N_2$ ), සමග	$3M + N_2 \longrightarrow M_3N_2$
කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ජලය ( $H_2O(l)$ ), සමග (නිදුසුන්: Ca, Sr හා Ba)	$M + 2H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + H_2$
ලංඡු ජලය ( $H_2O(l)$ ) සමග (නිදුසුන්: Mg සෙමෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි)	$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$
හුමාලය සමග ( $H_2O(g)$ )	$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$
අම්ල සමග ( $H^+$ )	$M + 2H^+ \longrightarrow M^{2+} + H_2$
හයිඩ්‍රූජන් ( $H_2$ ), ඉහළ උෂ්ණත්වයේ දී Ca, Sr, Ba සමගන් ඉහළ පිඩිනයේ දී Mg සමගන්	$M + H_2 \longrightarrow MH_2$
සාන්ද අම්ල සමග	$Mg + 2H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ $Mg + 4HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

#### ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා

බෙරිලියම් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා නොකරන මුත් හුමාලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ජලය සමග මැශේනිසියම් කාමර උෂ්ණත්වයේ දී සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියාව නොසලකා හැරිය හැකිය. කෙසේ වෙතන් මැශේනිසියම් උෂ්ඨ ජලය සමග සෙමෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. කුල්සියම්, ස්ටෝන්ට්‍රියම් හා බෙරිලිම් සිසිල් ජලය සමග පහසුවෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාවේ දී ලෝහ හයිඩ්‍රූක්සයිඩිය හා හයිඩ්‍රූජන් වායුව නිපදවනු ලැබේ.



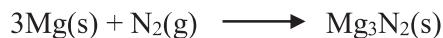
#### හයිඩ්‍රූජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා

බෙරිලියම් හැර 2 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලෝච්ච සන අයනික සංයෝග වන ලෝහ හයිඩ්‍රූජිඩ් සාදුම්න් හයිඩ්‍රූජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මේ හයිඩ්‍රූජිඩ්වල දී හයිඩ්‍රූජන් දක්වනුවේ -1 මක්සිකරණ අවස්ථාවයි. මේ ලෝහ හයිඩ්‍රූජිඩ් ජලය සමග ප්‍රබල ලෙස (1 වන කාණ්ඩයේ මෙන් දරුණු ලෙස නොවේ) ප්‍රතික්‍රියා කොට හයිඩ්‍රූජන් වායුව නිපදවයි.



#### නයිටෝජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා

නයිටෝජන් තුළ දහනය වෙමින් 2 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලෝච්ච නයිටෝජන් ( $M_3N_2$ ) සාදයි. මේ නයිටෝජන් ලිතියම් සිදු කළ ආකාරයට ම ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෙන්තියා නිපදවයි.





#### 4.2.3 ලවණවල තාප ස්ථායිතාව

නයිටේට්ටල තාප වියෝජනය

රත් කිරීමේදී, 2 වන කාණ්ඩයේ නයිටේට්ටල ලිතියම් නයිටේට්ටලට බොහෝ සමාන අන්දමින් හැසිරේ. දෙවන කාණ්ඩයේ නයිටේට්ටල ලෝහ ඔක්සයිඩ්, නයිට්‍රෝන් බියොක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් නිපදවමින් වියෝජනය වේ.



කාබනේට්ටල තාප වියෝජනය

මේ තාබනේට්ටල තාප ස්ථායිතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම වැඩි වේ. කැටායනයේ විශාලත්වය වැඩි විමත් සමග ද මේ කාබනේට්ටල තාප ස්ථායිතාව වැඩි වේ. කැටායනයේ ආරෝපණ සනත්වය අඩු වන බැවින් කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම කැටායනයේ බුළිකරණ බලය අඩු වේ.  $\text{Ba}^{2+}$  අයනයට සම්බන්ධ කාබනේට්ටි අයනයට වඩා  $\text{Mg}^{2+}$  අයනයට සම්බන්ධ කාබනේට්ටි අයනය වැඩිපුර බුළිකරණය වේ. වැඩි වශයෙන් බුළිකරණය වූ කාබනේට්ටි ඇතායනය තාප වියෝජනයට පහසුවෙන් ලක් වන අතර, එමගින්  $\text{BaCO}_3$  වලට වඩා අඩු අගයක  $\text{MgCO}_3$  හි තාප වියෝජන උෂ්ණත්වය පැවතීම පැහැදිලි කෙරේ. ලෝහ කාබනේට්ටල සාමාන්‍ය තාප වියෝජනය පහත දැක්වේ.



$\text{MgCO}_3$  හි වියෝජන උෂ්ණත්වය  $540^{\circ}\text{C}$  වන අතර,  $\text{BaCO}_3$  දක්වා යැමේ දී එම අගය  $1360^{\circ}\text{C}$  දක්වා වැඩි වේ.

බයිකාබනේට්ටල තාප වියෝජනය

දෙවන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රූජන් කාබනේට (බයිකාබනේට) ජලිය දාවණවලදී පමණක් ස්ථායි වන අතර දෙවන කාණ්ඩයේ සන හයිඩ්‍රූජන් කාබනේට කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ස්ථායි නොවේ.



#### 4.2.4 2 වන කාණ්ඩයේ ලවණවල දාව්‍යතාව

දෙවන කාණ්ඩයේ ලවණවල දාව්‍යතාව සංයෝගය මත රඳා පවතී. නයිටේට්ටල, නයිට්‍රෝයිට, හේලයිඩ්, හයිඩ්බූක්සයිඩ්, සල්ගයිඩ් හා බයිකාබනේට වැනි සංයෝග ජලයේ දාව්‍ය වේ. වගුව 4.5 හි දී ඇති රටා අනුව හයිඩ්බූක්සයිඩ්, සල්ගයිට, කාබනේට, පොස්ගේට හා ඔක්සලේට වැනි සමඟ සංයෝගවල දාව්‍යතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම විව්ලනය වේ.

ක්ලෝරයිඩ් හා නයිටේට්ටල වැනි ඒක සාණ අයන සමග පවතින 2 කාණ්ඩයේ ලෝහ සාදන ලවණ සාමාන්‍යයෙන් ජලදාව්‍ය වේ. කෙසේ වෙතත්, එකකට වඩා වැඩි ආරෝපණ දරන කාබනේට හා පොස්ගේට වැනි අයන හා සම්බන්ධව සාදන ලවණ අදාව්‍ය වේ.  $\text{BeCO}_3$  හැර සියලු කාබනේට අදාව්‍ය වේ. කාබනේට්ටලට වඩා හයිඩ්‍රූජන්කාබනේට දාව්‍ය වේ.  $\text{MgSO}_4$  සිට  $\text{BaSO}_4$  දක්වා දාව්‍යතාව සසඳන විට 2 වන කාණ්ඩයේ සල්ගේට දාව්‍ය තත්ත්වයේ සිට අදාව්‍ය තත්ත්වය දක්වා වෙනස් වේ. අනෙක් අතට හයිඩ්බූක්සයිඩ්වල දාව්‍යතාව කාණ්ඩයේ පහළට යත් ම අදාව්‍ය තත්ත්වයේ සිට දාව්‍ය තත්ත්වය කරා වෙනස් වේ. නිදුසුනක් ලෙස:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  අල්ප වශයෙන් දාව්‍ය වන අතර  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  දාව්‍ය මෙන්ම ප්‍රබල හාස්මික දාව්‍යතාවක් ද සාදයි.

#### 4.5 වගුව පලමුවන හා දෙවන කාණ්ඩයේ සංයෝගවල දාව්‍යතාව

	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+}$
$\text{Cl}^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{Br}^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{I}^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{OH}^-$	aq	aq	IS	SS	SS	aq
$\text{CO}_3^{2-}$	aq	aq	IS	IS	IS	IS
$\text{HCO}_3^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{NO}_2^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{NO}_3^-$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{S}^{2-}$	aq	aq	aq	aq	aq	aq
$\text{SO}_3^{2-}$	aq	aq	SS	IS	IS	IS
$\text{SO}_4^{2-}$	aq	aq	aq	SS	IS	IS
$\text{PO}_4^{3-}$	aq	aq	IS	IS	IS	IS
$\text{CrO}_4^{2-}$	aq	aq	aq	aq	IS	IS
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	aq	aq	SS	IS	IS	SS

aq – ගොවන, IS – අගොවන, SS – අල්ප වැශයෙන් දාවන

#### 4.2.5 පහන් සිල් පරික්ෂාව

ස්ථාරීය පාංශු ලේඛන හා සංයෝග පහන් සිල්වේ දී ලාභණික වර්ණ දක්වන අතර, පහන් සිල්වේ දී දක්වන වර්ණ ආසුරෙන් ඒ මූල්‍යවා මෙසේ හඳුනාගත හැකි ය.

කැල්සියම් - තැකිලි-රතු

ස්ටෝන්ටියම් - ක්‍රිමිසන් රතු

බෙරියම් - කහපැහැති කොල

**p ගොනුවේ මූලදුව්‍ය****4.3 13 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය****4.3.1 13 වන කාණ්ඩයේ නැගුරුතා**

බෝරේන් ලෝහාලෝහයක් වන අතර බෝරේන් සංයෝග බොහෝමයක් සහසංයුත් වේ. කෙසේ වෙතත්, ඇලුමිනියම් යනු උඩයගුණී ලක්ෂණ සහිත ලෝහයකි. ගැලීයම්, ඉන්ධියම් හා තැලියම් ලෝහ වේ. 13 වන කාණ්ඩයේ පළමු සාමාජිකයා වන B එහි කුඩා පරමාණුක අරය හේතුවෙන් අනෙක් සාමාජිකයන්ගෙන් වෙනස් වේ. බෝරේන් 14 වන කාණ්ඩයේ Si සමග ප්‍රබල විකර්ණ සම්බන්ධතාවක් පෙන්වයි. 13 වන කාණ්ඩයේ සියලු මූලදුව්‍ය +3 ලක්සිකරණ අවස්ථාව පෙන්නුම් කරයි. 13 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය ගුණ වගුව 4.6 හි දැක්වේ.

**4.6 වගුව 13 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ**

	<b>**B</b>	<b>Al</b>	<b>**Ga</b>	<b>**In</b>	<b>**Tl</b>
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික විනාශය	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>
ලෝහක අරය/ pm	-	143	141	166	171
සහසංයුත් අරය/ pm	80	125	125	150	155
ද්‍රව්‍යංකය/ °C	2300	660	30	157	304
M <sup>3+</sup> අයනයේ අරය/ pm	27	53	62	94	98
1 වන අයනිකරණ ගක්තිය/ kJ mol <sup>-1</sup>	799	577	577	556	590
2 වන අයනිකරණ ගක්තිය/ kJ mol <sup>-1</sup>	2427	1817	1979	1821	1971
3 වන අයනිකරණ ගක්තිය/ kJ mol <sup>-1</sup>	3660	2745	2963	2704	2878
**අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයන් නොවේ.					

**4.3.2 ඇලුමිනියම්**

පාලීවී කබොලෙහි තුන්වැනියට සුලබ ③ මූලදුව්‍යය ඇලුමිනියම් වේ. ඇලුමිනියම්වල නිරාවරණය වී පවතින පැහැයිය මත Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ස්තරයක් නිපදවේ. මේ ස්තරය මගින් ඇලුමිනියම් තවදුරටත් ඔක්සිජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා වීම කෙරෙහි ප්‍රතිරෝධයක් ඇති කරනු ලැබයි. මෙම අපාරාගමා ස්ථිරය හේතුවෙන් වාතය සමග ප්‍රතික්‍රියා නොකරන මූලදුව්‍යයක් ලෙස ඇලුමිනියම් හැඳින්වේ හැකි ය.

**ඇලුමිනියම්වල ප්‍රතික්‍රියා**

ඔක්සිජන් හා හැලුණ් සමග ඇලුමිනියම් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. N<sub>2</sub> සමග ද එය ප්‍රතික්‍රියා කරයි.



පළමු හා දෙවන කාණ්ඩවල මූලධ්‍යවලට සාපේශ්ඨව ඇශ්‍රුම්නියම් ප්‍රතිඵ්‍යායිලි බවින් අඩු ය. බෙරිලියම් ලෙසින් ම ඇශ්‍රුම්නියම් ද අම්ල හා හස්ම යන දෙවරුගය සමග ම ප්‍රතිඵ්‍යා කරයි.

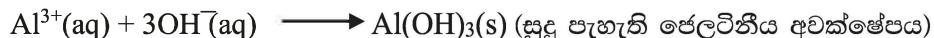
ඇශ්‍රුම්නියම් අම්ල හා හස්ම සමග සිදු කරන ප්‍රතිඵ්‍යා සඳහා පහත දැක්වේ.



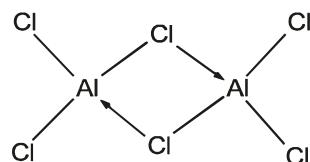
ඇශ්‍රුම්නියම් අයන ජලය දාවනවල දී hexaaquaaluminium ion ලෙස පවතී යැයි අපේක්ෂා කෙරේ. කෙසේ වෙතත් පහත පරිදි  $\text{Al}^{3+}$  අයන ජලවිවෙශ්දනය වී  $[\text{Al}(\text{OH}_2)_5(\text{OH})]^{2+}$  (pentaaquahydroxidoaluminium ion) නිපදවා අනතුරුව  $[\text{Al}(\text{OH}_2)_4(\text{OH})_2]^+$  (tetraaquadihydroxidoaluminium ion) නිපදවයි.



ඇශ්‍රුම්නියම් අයනවලට  $\text{OH}^-$  අයන ආකලනය විමෙන් පළමුව සුදු පැහැති ජෙලවිනීය අවක්ෂේපයක් වන ඇශ්‍රුම්නියම් හයිබාක්සයිඩ් නිපදවයි. අතිරික්ත  $\text{OH}^-$  අයන සමග අවක්ෂේපිත ඇශ්‍රුම්නියම් හයිබාක්සයිඩ්,  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  (tetrahydroxidoaluminate) සංකීර්ණ අයන බවට පත් වේ.



13 වන කාණ්ඩයේ මූලධ්‍ය සතු  $n^2np^1$  ඉලෙක්ට්‍රොනික වින්‍යාසය හේතුවෙන් ඒවාට සහසංශ්‍යා බන්ධන තුනක් සාදුමින් ඉලෙක්ට්‍රොන හයක් සිය සංයුරුතා කවචයේ පවත්වා ගත හැකි ය. එහි ප්‍රතිඵ්‍යායක් ලෙස 13 වන කාණ්ඩයේ බොහෝ සහසංශ්‍යා සංයෝග සතුව ඇත්තේ අසම්පුර්ණ ඉලෙක්ට්‍රොන අෂ්ටකයකි. ඒ අනුව ඒවාට ඉලෙක්ට්‍රොන දායකයකුගෙන් ඉලෙක්ට්‍රොන යුගලයක් ලබා ගන්නා ලුවිස් අම්ලයක් ලෙස කිරීමට හැකි ය. අසම්පුර්ණ ඉලෙක්ට්‍රොන අෂ්ටක සහිත මේ සංයෝග ඉලෙක්ට්‍රොන උග්‍ර සංයෝග ලෙස හැඳුන්වනු ලබයි. B හා Al යන දෙවරුගය ම සාදන අසම්පුර්ණ අෂ්ටක සහිත සංයෝග වායු අවස්ථාවේ දී අෂ්ටක නියමය සපුරාලනු පිණිස ද්‍රව්‍යාවයවික සාදනු ලැබේ (රුපය 4.2).



4.2 රුපය වායුමය  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ හි ව්‍යුහය

#### 4.4 14 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍ය

##### 4.4.1 14 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

සහස්‍යාරු බැන්ධන ජාල ව්‍යුහයක් තැනීම හේතුවෙන් 14 වන කාණ්ඩයේ පළමු මූලදුව්‍ය තුන සනුව ඉහළ ද්‍රව්‍ය පවතී. කාබන් අලෝගයක් වන අතර, සිලිකන් හා ජරමේනියම් ලෝභාලෝභ වේ. කාණ්ඩයේ අවසන් මූලදුව්‍ය දෙක වන වින් හා ලෙඩි ලෝභ වේ.

ගල් අගුරු, බොරතෙල්, කැල්සයිට් (CaCO<sub>3</sub>), වායුගෝලීය CO<sub>2</sub>, මැග්නසයිට් (MgCO<sub>3</sub>) හා බොලමයිට් (CaCO<sub>3</sub>·MgCO<sub>3</sub>) යන ස්වාහාවිකව කාබන් හමු වන ප්‍රහව වේ. මිනිරන්, දියමන්ති හා පුලුරින් යනු කාබන්වල බහුරුපී ආකාරයන් ය. පුලුරින් මැන දී සොයා ගත් අතර වඩාත් සුපතල පුලුරින් ආකාරය C<sub>60</sub>, හෙවත් බක්මිනිස්ටර් පුලුරින් (හෝ බක් බෝල්) වේ. කාබන් ජ්වයේ පදනම වන අතර කාබනික රසායනයේදී වැදගත් ම මූලදුව්‍යයයි. සිලිකන් හා ජරමේනියම් අරඹ සන්නායක කරමාන්තයේදී ප්‍රධාන වශයෙන් හාවිත කෙරේ. රට අමතරව, අකාබනික බහු අවයවික කරමාන්තයේදී සිලිකන් විශාල වශයෙන් හාවිත වේ.

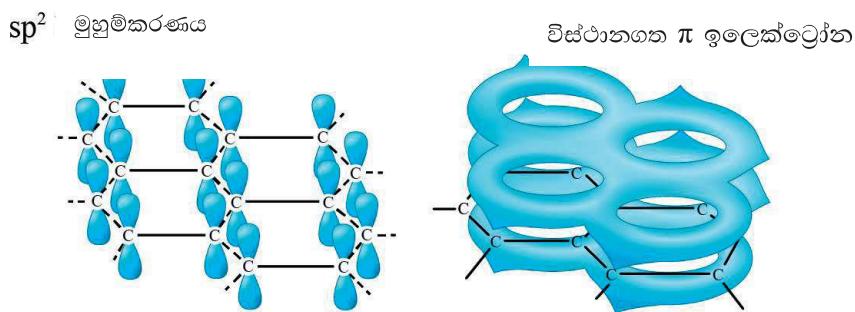
14 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ වගුව 4.7 හි දැක්වේ.

##### 4.7 වගුව 14 වන කාණ්ඩයේ මූලදුව්‍යවල ගුණ

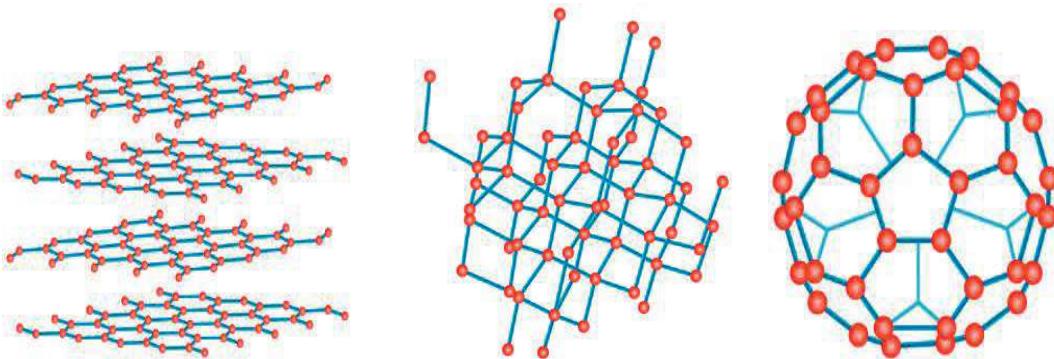
	C	**Si	**Ge	**Sn	**Pb
හුම් අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික විනාෂායය	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	[Kr]3d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>
ලෝභක අරය/ pm	-	-	-	158	175
පරමාණුක අරය/ pm	77	117	122	140	154
ද්‍රව්‍ය ද්‍රව්‍යය / °C	3730	1410	937	232	327
M <sup>4+</sup> අයනයේ අරය/ pm	-	-	53	69	78
*අ.පො.ස (උ.පොල) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයන් හොඳේ.					

##### 4.4.2 දියමන්ති හා මිනිරන්

දියමන්ති හා මිනිරන් සමපරමාණුක (එක ම වර්ගයේ පරමාණු) දැලිස් ව්‍යුහවලින් සමන්විත වේ. දියමන්ති (sp<sup>3</sup> මුහුම් කාබන්, වතුස්තලිය) සනු වන්නේ සනාකාර ස්ථිරික ව්‍යුහයකි. මිනිරන් (sp<sup>2</sup> මුහුම් කාබන්, තලිය තිකෙක්ණාකාර) සමන්විත වන්නේ අවටි ගැසුණු ද්වීමාන 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 ස්ථිරිකරුපී දැලිස් ව්‍යුහ දැඩි වන අතර දියමන්තිවල දැලිස් ව්‍යුහය වඩාත් ම ගක්තිමත් ව්‍යුහය වේ. විස්ථානගත ප ඉලෙක්ට්‍රොන හේතුවෙන් මිනිරන් විද්‍යාත් සන්නායකයක් මෙන් ම තාප සන්නායකයක් ද වේ (රැපය 4.3). මිනිරන්හි ස්තර අතර අන්තර ක්‍රියා දුර්වල වන අතර, මේ නිසා මිනිරන් හොඳි ලිහිස්සි ද්‍රව්‍යයක් බවට පත්ව ඇතේ.

4.3 රුපය මිනිරන්ති  $\pi$  ඉලෙක්ට්‍රෝන විස්තානගත වීම

ග්‍රැෆ්ට් යනු කාබන්වල වෙනත් බහුරුපී ආකාරයකි. ග්‍රැෆ්ට් කාබන් පරමාණු ගේලාකාරව එකිනෙකට සම්බන්ධ වී පවතී. මිනිරන්, දියමන්ති හා ග්‍රැෆ්ට් ( $C_{60}$ ) වූහ රුපය 4.4හි දක්වේ.

4.4 රුපය (a) මිනිරන්, (b) දියමන්ති හා (c) ග්‍රැෆ්ට් ( $C_{60}$ )හි වූහ

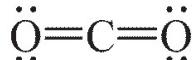
#### 4.4.3 කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් බයොක්සයිඩ්

කාබන් මොනොක්සයිඩ් යනු අවර්ත්, ගන්ධයකින් තොර, ඉතා විෂ වායුවකි. කාබන් මොනොක්සයිඩ් හි බන්ධන එන්තැල්පිය,  $C=O$  ද්විත්ව බන්ධනයේ බන්ධන එන්තැල්පියට වඩා වැඩි ය. කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි  $CO$  බන්ධන දිග, දර්ඝීය  $C=O$  බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය. මින් අදහස් වන්නේ කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි  $C$  හා  $O$  අතර බන්ධනය දර්ඝීය  $C=O$  බන්ධනයක් නොවන බවයි. එහි  $C$  හා  $O$  පරමාණු දෙක අතර ත්‍රිත්ව බන්ධන ස්වරුපයක් ඇත. රුපය 4.5හි  $CO$ හි ලුවිස් වූහය දක්වේ.

4.5 රුපය  $CO$ හි ලුවිස් වූහය

යකඩ නිෂ්පාදනයේ දී කාබන් මොනොක්සිඩයේ ඔක්සිජාරකයක් ලෙස සුලඟව හාටිත කෙරේ. C පරමාණුව මත පවතින එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල හේතුවෙන් බොහෝ උත්ස්වේරක ප්‍රතිත්වාය සඳහා ලිගනයක් ලෙසින් කටයුතු කරමින් CO වැදගත් මෙහෙයක් ඉටු කරයි.

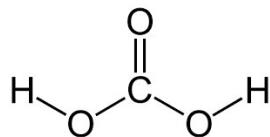
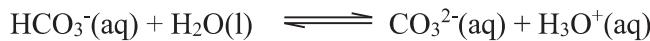
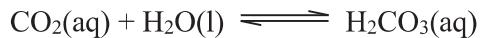
ලන්ඩන් බල හේතුවෙන් පහළ උෂ්ණත්වවල දී හෝ අධික පිඩනවල දී කාබන් බියොක්සිඩයේ (රුපය 4.6) සනීහවනය වේ. සාමාන්‍ය වායුගොලීය පිඩනයේ දී සන CO<sub>2</sub> (වියලි අයිස්) උර්ධඩාතනය වෙමින් කාබන් බියොක්සිඩයේ වායුව සාදයි. ආහාර කරමාන්තයේ දී හිමායන කාරකයක් ලෙසත් කාත්‍රිත වැසි ඇති කිරීමටත් එය සුලබව ගොදා ගැනේ.



#### 4.6 රුපය CO<sub>2</sub> හි ලුවිස් ව්‍යුහය

##### 4.4.4 කාබන්වල ඔක්සො අම්ල

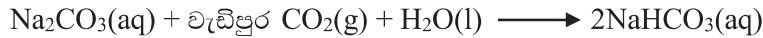
කාබන් සාදන ඔක්සො අම්ලය වන්නේ කාබොනික් අම්ලය (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) ලෙසින් හැඳින්වෙන දුබල අම්ලයයි. කාබොනික් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය රුපය 4.7 හි දක්වේ. පිඩනයක් යටතේ CO<sub>2</sub> වායුව ජලයේ දිය කර කාබොනික් අම්ලය නිපදවීය හැකි ය.



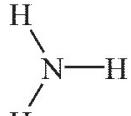
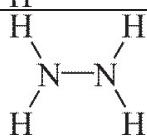
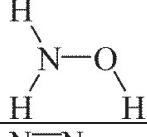
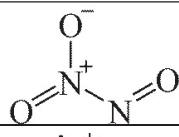
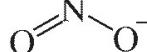
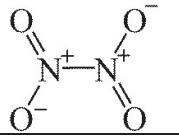
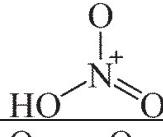
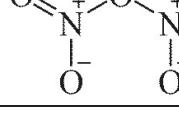
#### 4.7 රුපය H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> හි බන්ධන ව්‍යුහය

ඔක්සිජන් පරමාණුවලට සාපුරුව ම බැයුණු H පරමාණු පෝෂෝන ලෙස මුදා හරිමින් කාබොනික් අම්ලයට ආම්ලික ලක්ෂණ පෙන්වුම් කළ හැකි ය.

හස්ම සමග ප්‍රතිත්වාය කර කාබනේට් අයන නිපදවමින් කාබන් බියොක්සිඩයේ සිය ආම්ලික ලක්ෂණ පෙන්වුම් කරයි. එලෙස නිපදවූ 1 හා 2 කාණ්ඩවල කාබනේට වැඩිපුර CO<sub>2</sub> හමුවේ හයිඩ්‍රෝන් කාබනේට සාදයි.



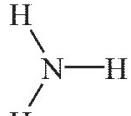
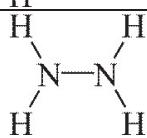
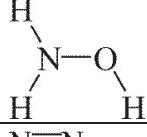
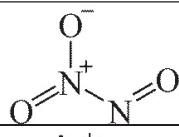
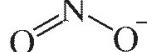
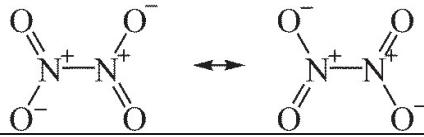
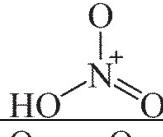
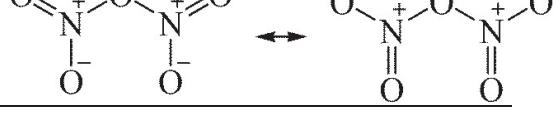
#### 4.9 වගුව නයිට්‍රෝන්ටල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

අක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සුතුය	බන්ධන ව්‍යුහය
-3	ඇමෝර්නියා	NH <sub>3</sub>	
-2	හයිඩ්‍යුයීන්	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	
-1	හයිඩ්‍යුඥාක්සිල් ඇමීන්	NH <sub>2</sub> OH	
0	බයිනයිට්‍රන්	N <sub>2</sub>	
+1	බයිනයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O	$\bar{N}=\bar{N}=O \leftrightarrow N\equiv N^+-O^-$
+2	නයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	NO	
+3	බයිනයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
+4	නයිට්‍රන් බයොක්සයිඩ්	NO <sub>2</sub>	
+4	බයිනයිට්‍රන් වේලෝක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	
+5	නයිට්‍රික් ඇකිඩ්	HNO <sub>3</sub>	
+5	බයිනයිට්‍රන් පෙන්වොක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

#### 4.5.3 නයිට්‍රන්ටල ඔක්සො අම්ල

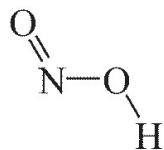
සාමාන්‍ය වායුගේල තත්ත්වය යටතේ අස්ථායි නයිට්‍රෝ අම්ලය දුරටත අම්ලයකි. රුපය 4.8 හි නයිට්‍රෝ අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය දැක්වේ.

#### 4.9 වගුව නයිට්‍රෝන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

මක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සුත්‍රය	බන්ධන ව්‍යුහය
-3	ඇමෝර්නියා	NH <sub>3</sub>	
-2	හයිඩ්‍යුයීන්	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	
-1	හයිඩ්‍යුඥාක්සිල් ඇමීන්	NH <sub>2</sub> OH	
0	බයිනයිට්‍රන්	N <sub>2</sub>	
+1	බයිනයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O	$\bar{N}=\bar{N}=O \leftrightarrow N\equiv N^+-O^-$
+2	නයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	NO	
+3	බයිනයිට්‍රන් මොනාක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
+4	නයිට්‍රන් බයොක්සයිඩ්	NO <sub>2</sub>	
+4	බයිනයිට්‍රන් වේලෝක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	
+5	නයිට්‍රෝ අම්ලය	HNO <sub>3</sub>	
+5	බයිනයිට්‍රන් පෙන්වොක්සයිඩ්	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

#### 4.5.3 නයිට්‍රන්වල ඔක්සො අම්ල

සාමාන්‍ය වායුගේල තත්ත්වය යටතේ අස්ථිර නයිට්‍රෝ අම්ලය දුරටත් අම්ලයකි. රුපය 4.8 හි නයිට්‍රෝ අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය දැක්වේ.

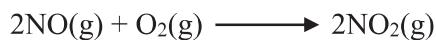


#### 4.8 රුපය නයිට්‍රෝ අම්ලයේ බිජ්‍යා ව්‍යුහය

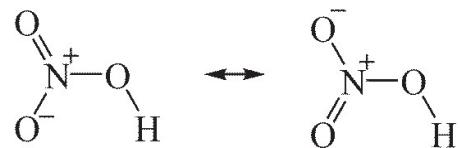
නයිට්‍රෝ අම්ලය හා අවරුණ වායුවක් වන නයිට්‍රෝන් මොනොක්සයිඩ් නිපදවමින් නයිට්‍රෝ අම්ලයට දැඩිඩාකරණයට ලක් විය හැකි ය.



මක්සිජන් සමග නයිට්‍රෝන් මොනොක්සයිඩ් වායුව වැඩිදුරටත් ප්‍රතිත්‍යා කර, රතු-දුමුරු පැහැති වායුවක් වන නයිට්‍රෝන් බිජ්‍යා නිපදවයි.



නයිට්‍රෝ අම්ලය (රුපය 4.9) යනු උපදුවකාරී තෙතෙලමය දුවයකි. මේ අම්ලය ප්‍රබල මක්සිකාරකයක් වන අතර, ප්‍රබල රසායනික ප්‍රතිත්‍යාවලට බඳුන් වේ.



#### 4.9 රුපය නයිට්‍රෝ අම්ලයේ බිජ්‍යා ව්‍යුහය

ආලෙංක - ප්‍රේරිත විශේෂනය හේතුවෙන් නයිට්‍රෝ අම්ලය මක්සිජන් හා නයිට්‍රෝන් බිජ්‍යා නිපදවයි.



මේ ප්‍රතිත්‍යාව හේතුවෙන් රසායනාගාර කුළ සාන්ද නයිට්‍රෝ අම්ලය ගබඩා කරනු ලබන්නේ දුමුරු පැහැති බෝතල් තුළයි.

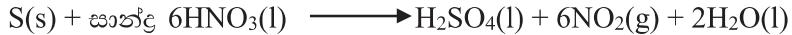
**නයිට්‍රෝ අම්ලයේ මක්සිකාරක ප්‍රතිත්‍යා**

තනුක නයිට්‍රෝ අම්ලය ලෝහ සමග ප්‍රතිත්‍යා කර ලෝහ නයිට්‍රෝ හා නයිට්‍රෝන් වායුව නිපදවයි. මේ ප්‍රතිත්‍යාවල දී නයිට්‍රෝ අම්ලයේ හයිඩ්‍රෝන් මක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි. මැග්නීසියම් හා කොපර් සමග සාන්ද නයිට්‍රෝ අම්ලය ප්‍රතිත්‍යා කළ විට නයිට්‍රෝ අම්ලයේ නයිට්‍රෝන් මක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.





කාබන් හා සල්ගර වැනි අලෝහ සමග තයිටික් අම්ලය ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරන ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.



#### 4.5.4 ඇමෝනියා හා ඇමෝනියම් ලවණ

ඇමෝනියා ලක්ෂණීක ප්‍රබල ගන්ධයකින් යුත් අවරණ වායුවකි. පහසුවෙන් ජලයේ දාවා වායුවක් වන ඇමෝනියා හාස්ථික වේ.



ඇමෝනියම් හයිබුෂක්සයිඩ් දුබල හස්මයක් වන අතර, ඇමෝනියම් අයන සහ හයිබුෂක්සයිඩ් අයන නිපදවමින් හාගික වශයෙන් විස්තරය වේ.



වෙනත් ඔනෑ ම හස්මයක් මෙන් ම ඇමෝනියම් හයිබුෂක්සයිඩ් ද තනුක අම්ල සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ජලිය ලවණ සාදයි.



ඇමෝනියම් අයන ජලිය දාවණවල දී ජලවිවිශේදනයට බඳුන් වෙමින් සංයුග්මක හස්මය වන ඇමෝනියා නිපදවයි.



සියලු ඇමෝනියම් ලවණ ක්ෂාර සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා නිදහස් කරයි.



#### ඇමෝනියාවල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරින් සමග ඇමෝනියා ඔක්සිනාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරන අතර, එකතු කරනු ලබන ඇමෝනියා හා ක්ලෝරින් ප්‍රමාණ මත නිපදවන එල වෙනස් වේ. වැඩිපුර ඇමෝනියා සමග ක්ලෝරින් ප්‍රතික්‍රියාවෙන් එක් එලයක් ලෙස නයිට්‍රොන් වායුව නිපදවයි. කෙසේ වෙතත්, වැඩිපුර ක්ලෝරින් සමග ජලයේ විෂධිජ නාගකයක් ලෙස හාවිතයට ගනු ලබන නයිට්‍රොන් මූලික්ලෝරයිඩ් එක් එලයක් ලෙස නිපදවේ.



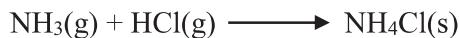
සැදුණු HCl ප්‍රතික්‍රියාවට ලක් නොවූ ඇමෝනියා සමග NH<sub>4</sub>Cl ලබා දේ



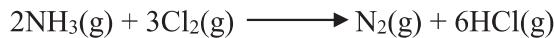
නයිටුජන් චුයික්ලෝරයිඩ් යනු සහසංසුජ ක්ලෝරයිඩ් තිබුණු සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝශනියා හා හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය සාදයී. (හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය නිපදවීමේ හැකියාව හේතුවෙන්, නයිටුජන් චුයික්ලෝරයිඩ් ජලයේ විෂ්වීජ නාභකයක් වශයෙන් හාවිත කෙරේ).



වායුමය ඇමෝශනියා, හයිඩුජන් ක්ලෝරයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් සුදු පැහැති දුමාරයක් වන ඇමෝශනියම් ක්ලෝරයිඩ් නිපදවේ. මෙය ඇමෝශනියා තහවුරු කිරීමේ පරිජ්‍යාවක් ලෙස යොදා ගත හැකි ය.



CuO හා Cl<sub>2</sub> සමග ඇමෝශනියා දුබල ඔක්සිභාරකයක් වශයෙන් ක්‍රියා කරයි.

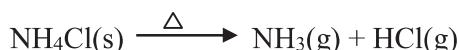


වියලි තත්ත්වය යටතේ ලෝහ සමග ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී ඇමෝශනියා ඔක්සිභාරකයක් ලෙස මෙන්ම අම්ලයක් ලෙස ද ක්‍රියා කරයි.



ඇමෝශනියම් ලවණ්‍යවල තාප වියෝග්‍රනය

තාපය නමුවේ සමහර ඇමෝශනියම් ලවණ වියෝග්‍රනය වෙමින් ඇමෝශනියා වායුව හා ආම්ලික වායු සාදයී.



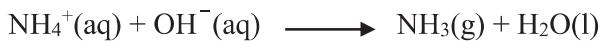
\*මෙම ප්‍රතික්‍රියාවේ එල ප්‍රතික්‍රියා තත්ත්වය මත වෙනස් විය හැකි ය.

කෙසේ වෙතත්, ඇමෝශනියම් ලවණ්‍යවල තිබෙන සමහර ඇනායනවලට රන් කිරීමේ දී විවිධ එල සාදුමින් ඇමෝශනියම් අයනය ඔක්සිකරණය කළ හැකි ය.



### ඇමෝෂියම් ලවණ හඳුනා ගැනීම

NaOH හමුවේ උණුසුම් කිරීමේ දී සියලු ඇමෝෂියම් ලවණ ඇමෝෂියා වායුව නිපදවයි. මේ වායුවට සාන්ද හසිබුක්ලෝරික් අම්ලයෙන් තෙත් කළ කුරක් යොමු කළ විට සුදු පැහැති ඇමෝෂියම් ක්ලෝරයිඩ් දුමාරය නිපදවේ.



### නයිටෝට්ටල ප්‍රතික්‍රියා

නයිටෝට්ටල අයන හඳුනා ගැනීම සඳහා Fe (II)/ සාන්ද H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> හමුවේ නයිටෝට්ටල සමග සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියාව යොදා ගත හැකි ය. මේ පරික්ෂාව දුම්‍රිරු වලදේ පරික්ෂාව නම් වේ. පරික්ෂාවේ දී නළය තුළ ඇති වන දුම්‍රිරු පැහැති [Fe(NO)]<sup>2+</sup> වලය මගින් නයිටෝට්ටල පැවැත්ම තහවුරු වේ.



නයිටෝට්ටල Al / NaOH සමග ඇමෝෂියා නිපදවයි.



## 4.6 16 වන කාණ්ඩයේ මූල්‍යව්‍ය

### 4.6.1 16 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුනා

16 වන කාණ්ඩයේ ප්‍රථම මූල්‍යව්‍ය වන ඔක්සිජන් කාණ්ඩයේ අනෙකත් මූල්‍යව්‍යවලින් වෙනස් වූ ලක්ශණ දක්වයි. කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම ලෝහමය ස්වභාවය වැඩි වේ. කෙසේ වෙතත්, 16 වන කාණ්ඩයේ එකදු මූල්‍යව්‍යයක් වන් සැබැඳු ලෝහ ලෙස ක්‍රියා නොකරයි. ඔක්සිජන් හා සල්ංර්යන දෙවර්ගය ම අලෝහ වන අතර, කාණ්ඩයේ අනෙක් මූල්‍යව්‍ය ලෝහමය හා අලෝහමය ලක්ශණ පෙන්වුම් කරයි. ඔක්සිජන් පමණක් වායුවක් ලෙස පවතින අතර කාණ්ඩයේ අනෙක් මූල්‍යව්‍ය සන අවස්ථාවේ පවතී. ඔක්සිජන් හැර කාණ්ඩයේ අනෙකත් මූල්‍යව්‍යවලට -2 සිට +6 දක්වා වූ ඉරට්ටෙම් සංඛ්‍යා ඔක්සිකරණ අවස්ථා ලෙස දක්වීය හැකි ය. ඔක්සිකරණ අවස්ථාව +6 හා -2 හි ස්ථාපිත කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම අඩු වන අතර +4 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ස්ථාපිත වැඩි වේ.

#### 4.10 වගුව 16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගැණ

	O	S	**Se	**Te	**Po
හුම් අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රොනික් වින්‍යාසය	[He] $2s^22p^4$	[Ne] $3s^23p^4$	[Ar] $3d^{10}4s^24p^4$	[Kr] $4d^{10}5s^25p^4$	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$
X <sup>2-</sup> අයනයේ අරය/ pm	140	184	198	221	-
සහසංයුත් අරය/ pm	74	104	117	137	140
ද්‍රව්‍යාකය/ °C	-218	113(a)	217	450	254
පෝලීං විද්‍යුත් සාණනාව	3.5	2.5	2.4	2.1	2.0
1 වන ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ	-141	-200	-195	-190	-183
එන්තැල්පය/ kJ mol <sup>-1</sup> X(g) + e → X <sup>-</sup> (g)	844	532	-	-	-
2 වන ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ					
එන්තැල්පය/ kJ mol <sup>-1</sup> X <sup>-</sup> (g) + e → X <sup>2-</sup> (g)					
** අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නීරද්ධීයට අයන් නොවේ.					

#### 4.6.2 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩුඩිඩ්

16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය හයිඩුඩ් සමග සරල හයිඩුඩිඩ් සාදයි. මෙවා සියල්ල සහසංයුත් හයිඩුඩිඩ් වේ. කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට හයිඩුඩිඩ්වල තෝරා ගත් ගණවල විවෘතය වගුව 4.11 මගින් දැක්වේ.

#### 4.11 වගුව 16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩුඩිඩ්

	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> Te
ද්‍රව්‍යාකය/ °C	0.0	-85.6	-65.7	-51
තාපාශ්‍රීකාරක තාපාශ්‍රීකාරක/ °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 හයිඩුඩිඩ්වලට වඩා ගක්තිමත් හයිඩුඩ් බන්ධන හේතුවෙන්, H<sub>2</sub>O අසාමාන්‍ය ලෙස ඉහළ ද්‍රව්‍යාක හා තාපාශ්‍රීකාරක පෙන්වයි. කාණ්ඩයේ සියලු හයිඩුඩිඩ් අතුරින් විෂදායී නොවන්නේ ජලය පමණි.

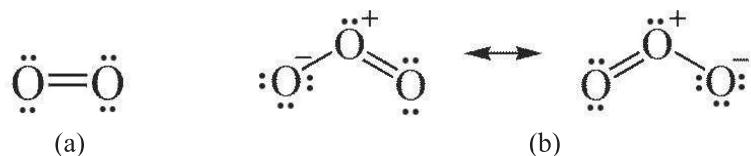
මධ්‍ය පරමාණුවේ ප්‍රමාණය විශාල වීම හේතුවෙන් සහසංයුත් හයිඩුඩිඩ්වල බන්ධන දිගෙහි නිරික්ෂිත විවෘතය ඇති වේ. ඒ නිසා කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන දිග වැඩි වේ.

කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට මධ්‍ය පරමාණුවේ විද්‍යුත් සාණනාව අඩු වීමේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රොනවල පවත්නා අඩු විකර්ෂණ හේතුවෙන් කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන කෝණය අඩු වේ. H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se හා H<sub>2</sub>Te හි බන්ධන කෝණය 90° ට ආසන්න වේ. විශේෂයෙන් හයිඩුඩ්න් හා

බැඳීමේ දී බොහෝ සෙයින් සෙලිනියම් හා වෙලියුරියම්වල p කාක්ෂික පැවතීම මෙයින් හෙළි වේ.

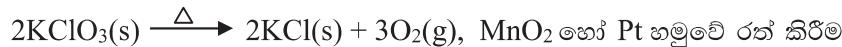
#### 4.6.3 ඔක්සිජන්

බයිඩක්සිජන් ( $O_2$ ) හා වුයිඩක්සිජන් (මිසෝන්  $O_3$ ) යනුවෙන් ඔක්සිජන් සතු බහුරුපී ආකාර දෙකක් ඇතු. බයිඩක්සිජන් යනු අවරුණ හා ගන්ධයකින් තොර ජලයේ අල්ප වගයෙන් දාව්‍ය වායුවකි. මිසෝන් සතුව කටුක ගන්ධයක් ඇතු. මිසෝන්හි බන්ධන කෝණය  $111.5^\circ$ කි. මේ බහුරුපී ආකාර දෙකහි ව්‍යුහ පහත දී ඇතු.



#### 4.10 රුපය ඔක්සිජන් හා මිසෝන්හි ව්‍යුහ

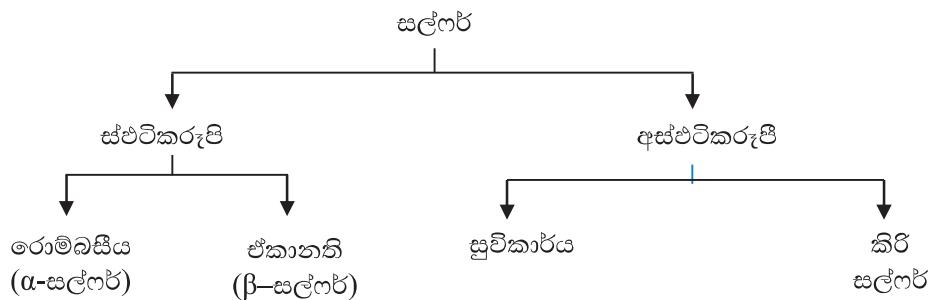
පොටැසියම් ක්ලෝරෝට් හා හයිටුජන් පෙරෝක්සයිඩ් උත්ප්‍රේරිත වියෝගනය, ඔක්සිජන් නිපදවීම සඳහා යොදා ගත හැකි ය.



ලෙංහ ඔක්සයිඩ නිපදවමින් ලෙංහ බයිඩක්සිජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. මිසෝන් යනු බයිඩක්සිජන්වලට වඩා ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයකි. සාවර්ධනිත රටවල් රෝක ජලයේ ක්ෂේත්‍ර එවින් නසන විෂ්වීත නායකයක් ලෙස මිසෝන් හාවිත කෙරේ. ක්ලෝරෝන් මෙන් නොව, විෂ්වීත නායක ක්‍රියාවලියේ දී මිසෝන් කිසිදු හානිදායක අතුරුලිලයක් නිපදවන්නේ නැතු.

#### 4.6.4 සල්ගර

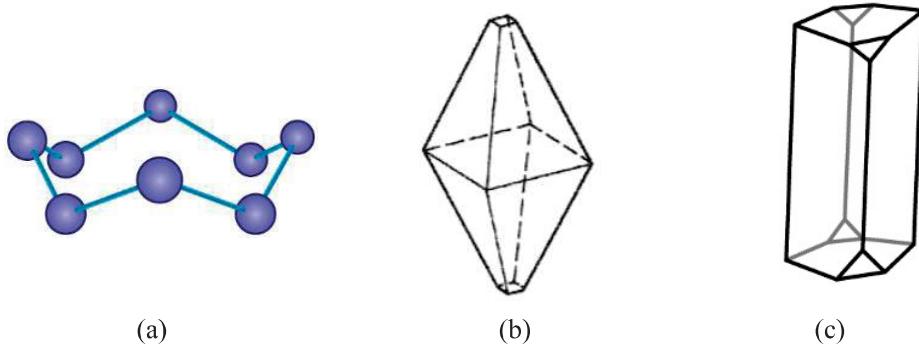
පහත විස්තර කර ඇති ආකාරයට සල්ගර වර්ගීකරණය කළ හැකි ය.



#### 4.11 රුපය සල්ගර වර්ගීකරණය

ඔක්සිජන් මෙන් නොව, සල්ගර සිය පරමාණු සමග ද්‍රව්‍යවල බන්ධන සාදනවාට වඩා ඒක බන්ධන සාදයි. වඩාත් ම සුලබ බහුරුපී ආකාරය වන්නේ α-සල්ගර ( $\alpha\text{-S}_8$ ) යනුවෙන් හැඳින්වෙන රොම්බසිය සල්ගරය. පහත පෙන්වා දී ඇති පරිදි එය සල්ගර පරමාණු අවකින් සමන්විත ව්‍යුත්‍ය අක්වක් (zigzag) සැකසුමකින් යුත්, මුළුන්නක හැඩයෙන් යුත් වේ.  $93^\circ\text{C}$  ට වඩා ඉහළ

උෂේණත්වයට රත් කිරීමේ දී සුලබව හමු වන අනෙක් බහුරුපි ආකාරය වන ඒකානති සල්ගර් බ්-සල්ගර් ( $\beta\text{-S}_8$ ) බවට සිය ඇසුරුම් ආකාරය වෙනස් කර ගනියි. මේ ආකාර දෙක එකිනෙකහි බහුරුපි ආකාර වේ.



**4.12 රුපය (a) ඔවුනු ආකාර  $S_8$  (b) රෝම්බසිය සල්ගර් (c) ඒකානති සල්ගර්**

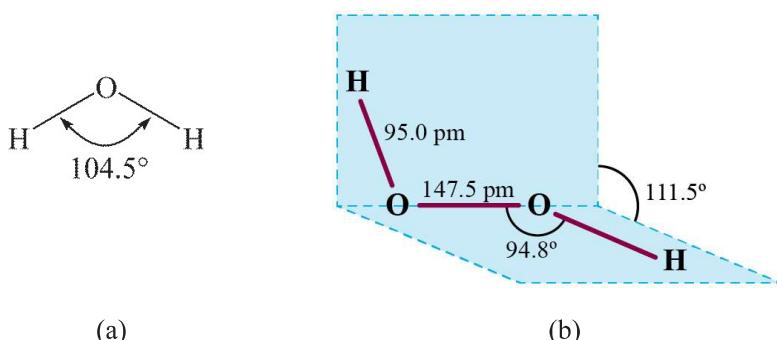
රෝම්බසිය හා ඒකානති යන ස්ථිරිකරුපි ආකාර ඔවුනු හැඩයේ  $S_8$  විකුවලින් සමන්විත වේ. මේ වතු දෙයකාරයට ඇසිරීමෙන් රෝම්බසිය ස්ථිරික හා ඉදිකුටු හැඩුති ඒකානති සල්ගර් ස්ථිරික සැදේ.  $95^{\circ}\text{C}$ ට අඩු උෂේණත්වවල දී වඩාම ස්ථායි බහුරුපි ආකාරය වන්නේ රෝම්බසිය සල්ගර් වේ.

අස්ථිරිකරුපි සල්ගර් යනු විලින සල්ගර්වල සුවිකාරය ආකාරයයි. දුට වූ සල්ගර් සිසිල් ජලයට වත් කිරීමෙන් එය ලබා ගත හැකි ය. විලින සල්ගර් ක්ෂේකිව සිසිල් කිරීමේ දී විවෘත දාම සහිත අස්ථිරිකරුපි, සුවිකාරය සල්ගර් බවට පරිවර්තනය වේ. කාලය ගතවෙන් ම මෙම සුවිකාරය සල්ගර්, ස්ථිරිකරුපි සල්ගර් බවට හැමේ. සල්ගර්වල අස්ථිරිකරුපි ආකාරය ආහනය වන නමුත් අස්ථායි වේ.

#### 4.6.5 මක්සිජන් අඩංගු සංයෝග

ජලය සහ හයිඩ්‍රිජන් පෙරෙක්සයිඩ්

පහත රුපයේ  $\text{H}_2\text{O}$  හා වායුමය  $\text{H}_2\text{O}_2$  ව්‍යුහය දැක්වේ.



**4.13 රුපය (a)  $\text{H}_2\text{O}$  ව්‍යුහය හා (b)  $\text{H}_2\text{O}_2$  ව්‍යුහය**

ජලය යනු වැඩිපුර ම හාවිත වන දාවකයයි. ජලය පහත පරිදි අයනීකරණය වේ. මෙය ජලයේ ස්වයං අයනීකරණය ලෙස හැඳින්වේ.



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

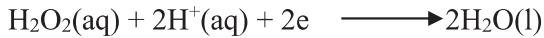


#### 4.6.6 හයිඩූජන් පෙරෝක්සයිඩ්

හයිඩූජන් පෙරෝක්සයිඩ් යනු ඒකතලීය තොවන අණුවකි. ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) එක ම තලයේ තොපවතින  $\text{OH}$  කාණ්ඩ දෙකකින්  $\text{H}_2\text{O}_2$  අණුව සමන්විත අතර, වායුමය අවස්ථාවේදී  $\text{H-O-O}$  බන්ධන කේතය  $94.8^\circ$  වන කේතීක හැඩයෙන් යුතු වේ. ඔක්සිජන් පරමාණු මත පවතින එකසර යුතු අතර විකර්ෂණ අවම වන පරිදි සැකසුණු ව්‍යුහය රුපය  $4.13$  හි දැක්වේ.  $\text{H-O}$  කාණ්ඩ දෙක එකතෙක අතර ද්විත්ල කේතය  $111.5^\circ$  වන සේ පිහිටයි.

ප්‍රබල හයිඩූජන් බන්ධන හේතුවෙන්,  $\text{H}_2\text{O}_2$  දුස්සාව් ද්‍රවයක් වේ. ඔක්සිකාරකයක් මෙන් ම ඔක්සිජනාරකයක් ලෙසන්  $\text{H}_2\text{O}_2$  වලට හැසිරිය හැකි ය. එය ඔක්සිජන් බවට ඔක්සිකරණය වන අතර, ජලය බවට ඔක්සිජනාරණය වේ.

ඔක්සිජනරණ අර්ථ ප්‍රතික්‍රියාව:



ඔක්සිකරණ අර්ථ ප්‍රතික්‍රියාව:

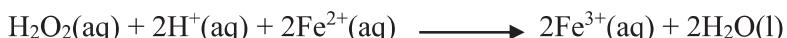
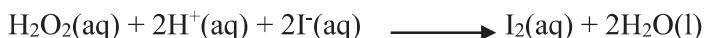


ද්විධාකරණය



#### $\text{H}_2\text{O}_2$ වල ප්‍රතික්‍රියා

$\text{H}_2\text{O}_2$  ඔක්සිජනාරකයක් ලෙස:



$\text{H}_2\text{O}_2$  ඔක්සිජනාරකයක් ලෙස:



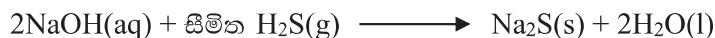
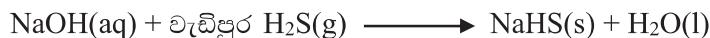
#### 4.6.7 සල්ගර අඩංගු සංයෝග

##### හයිඩ්‍රිජන් සල්ගයිඩ්

හයිඩ්‍රිජන් සල්ගයිඩ් යනු නරක් වූ බිත්තර ගන්ධයෙන් යුත්ත, අවරුණ විෂදායි හා ආම්ලික වායුවක් වේ. ලෝහ සල්ගයිඩ් ප්‍රබල අම්ල හා ප්‍රතික්‍රියා කරවීමෙන්  $\text{H}_2\text{S}$  නිපදවිය හැකි ය. ද්‍රබල ආම්ලික දාවණයක් සාදුමින් එය ජලයේ දිය වේ.

##### හයිඩ්‍රිජන් සල්ගයිඩ්වල ප්‍රතික්‍රියා

$\text{H}_2\text{S}$  ප්‍රබල හක්ම හමුවේ අම්ලයක් ලෙස:



$\text{H}_2\text{S}$  ලෝහ සමග අම්ලයක් ලෙස මෙන් ම ඔක්සිභාරකයක් ලෙස ද ප්‍රතික්‍රියා කරයි:



$\text{H}_2\text{S}$  ඔක්සිභාරකයක් ලෙස:



##### සල්ගර බියොක්සයිඩ්

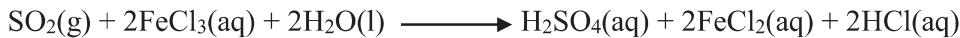
සල්ගර බියොක්සයිඩ් අවරුණ වායුවක් වන අතර, ජලයේ දාව්‍ය වේ. ඔක්සිභාරකයක් හා ඔක්සිභාරකයක් ලෙස සල්ගර බියොක්සයිඩ්වලට ක්‍රියා කළ හැකි ය.

##### සල්ගර බියොක්සයිඩ් ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිභාරකයක් ලෙස:



මක්සිභාරකයක් ලෙස:

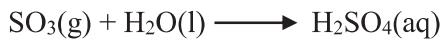


#### 4.6.8 සල්ගර්වල මක්සේ අම්ල

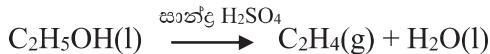
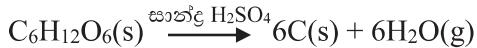
සල්ගර්වල පුලුව මක්සිකරණ අංක -2, 0, +2, +4 හා +6 වේ.

සල්ගියුරික් අම්ලය

සල්ගියුරික් අම්ලය යනු ප්‍රබල ද්‍රව්‍යීකරණ අම්ලයකි.



සාන්ද සල්ගියුරික් අම්ලයට විෂලකාරකයක් ලෙස හැසිරිය හැකි ය.



චණු සාන්ද සල්ගියුරික් අම්ලයට මක්සිකාරයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

ලෙස්හ සමග,



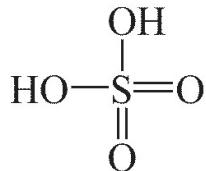
අමශ්‍ර සමග,



තනුක  $\text{H}_2\text{SO}_4$  අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.



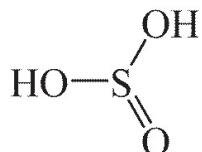
ප්‍රබල අම්ලයක් වන තහැක සල්ගියුරික් අම්ලයට පහත දැක්වෙන පරිදි ජලයට  $H^+$  අයන දෙකක් ලබා දිය හැකි ය.



4.14 රුපය සල්ගියුරික් අම්ලයේ ව්‍යුහය

#### සල්ගියුරස් අම්ලය

වාතය හමුවේ සල්ගියුරස් අම්ලය ඔක්සිකරණ වීම හේතුවෙන් එහි සැම විට ම සුළු ප්‍රමාණයක් සල්ගියුරික් අම්ලය අඩංගු වේ. වායුමය සල්ගර බියොක්සයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ගියුරස් අම්ලය නිපදවයි. ජලයේ දාවිත ඔක්සිජන් සමග සල්ගියුරස් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ගියුරික් අම්ලය නිපදවයි. සල්ගියුරස් අම්ලයේ ව්‍යුහය පහත දැක්වේ. මේ අම්ලය සල්ගියුරික් අම්ලයට වඩා දුබල අම්ලයක් වේ.



4.15 රුපය සල්ගියුරස් අම්ලයේ ව්‍යුහය

#### තයෝසල්ගියුරික් අම්ලය

තයෝසල්ගියුරික් අම්ලයේ ලවණ පමණක් ස්ථාපි වේ. තයෝසල්ගේට අයන ඔක්සිකරණය හා ඔක්සිජනය වේ.

තයෝසල්ගියුරික් යනු දුබල අම්ලයකි. ජලය දාවණවල දී සල්ගර අඩංගු සංයෝග මිශ්‍රණයක් බවට තයෝසල්ගියුරික් අම්ලය වියෝජනය විය හැකි ය.



තයෝසල්ගේට අයනයට ඔක්සිජනයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.



තයෝසල්ගියුරික් අම්ලයේ සහ තයෝසල්ගේට අයනයේ ව්‍යුහ පහත දැක්වේ. ව්‍යුහ දෙකෙහි ම මධ්‍ය සල්ගර පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාව +4 වන අතර, අග්‍රස්ථ සල්ගර පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා ඩින්ස්ට් වේ.



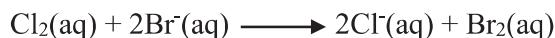
4.16 රුපය තයෝසල්ගියුරික් අම්ලය සහ තයෝසල්ගේට අයනය

#### 4.7 17 වන කාණ්ඩයේ මූලදුච්‍ය

##### 4.7.1 17 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

හැලුණ ප්‍රතික්‍රියාකීලි වන අතර ස්වභාවයේ සංයෝග ලෙස පමණක් හමු වේ. වඩාත් ම විද්‍යාත් සානු මූලදුච්‍යය ග්ලෝරින් වන අතර, -1 හා 0 ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වුම් කරයි. ග්ලෝරින් හැර අනෙක් හැලුණ -1 සිට +7. දක්වා පැවතිය හැකි සැම ඔක්සිකරණ අවස්ථාවට ම පාහේ අනුරුප වන ස්ථායි සංයෝග සාදයි. කෙසේ වෙතත් බෝලින්වල +7 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ පවතින සංයෝග අස්ථායි වේ. කුඩා පරමාණුක අරය හේතුවෙන්, අනෙක් මූලදුච්‍යවල ඉහළ ඔක්සිකරණ අවස්ථා ස්ථායි කිරීම ග්ලෝරින්වලට හැකි ය,

හැලුණවල ඔක්සිකරණ හැකියාව කාණ්ඩයේ පහළටයත් ම අඩු වේ. ග්ලෝරින් ප්‍රබල ඔක්සිකාරයක් වේ, හැලුණවල ප්‍රතික්‍රියාකීලින්වය කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට යත් ම අඩු වේ, මෙය හැලුණවල ප්‍රතිස්ථාපන ප්‍රතික්‍රියා ආසුරෙන් පැහැදිලි කළ හැකි ය,



කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ග්ලෝරින්, ලා කහ පැහැති හා ක්ලෝරින්, ලා කොල පැහැති වායුන් වේ. බෝලින් රතු දුමුරු පාට දුම් දමන ද්‍රවයකි. අයවින් කළ දීම් පාට දිලිසෙන සනයකි.

ග්ලෝරින් පරමාණුවල බන්ධන තොසැදු ඉලෙක්ට්‍රොන යුගලවල විකර්ෂණ හේතුවෙන්  $\text{F}_2$ වල බන්ධන ගක්තිය ( $155 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) ක්ලෝරින්වල ඒ අයට ( $240 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) වඩා අඩු ය, ග්ලෝරින් වායුවේ අධික ප්‍රතික්‍රියාකීලින්වයට හේතුව මෙයයි. 17 වන කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට බන්ධන ගක්ති ක්‍රමානුකූල අඩු වීමක් පෙන්වුම් කරයි. ( $\text{Cl}_2 = 240 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $\text{Br}_2 = 190 \text{ kJ mol}^{-1}$  හා  $\text{I}_2 = 149 \text{ kJ mol}^{-1}$ ).

#### 4.12 වගුව 17වන කාණ්ඩයේ මූලදුච්‍යවල ගුණ

	F	Cl	Br	I	**At
හුම් අවස්ථාවේ					
ඉලෙක්ට්‍රොනික	$[\text{He}]2s^22p^5$	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$
වින්‍යාසය					
වැන් බ'වාල්ස් අරය/ pm	135	180	195	215	-
අයතික අරය/ pm	131	181	196	220	-
සහසංයුත් අරය/ pm	71	99	114	133	-
ද්‍රව්‍යංකය/ °C	-220	-101	-7.2	114	-
තාපාංකය/ °C	-188	-34.7	55.8	184	-
පෙරේලිං විද්‍යාත්	4.0	3.0	2.8	2.5	-
සාණනාව					
ඉලෙක්ට්‍රොන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ $\text{kJ mol}^{-1}$	-328	-349	-325	-295	-
$\text{X}(\text{g}) + e \longrightarrow \text{X}^-(\text{g})$					
** අ.පො.ස. (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයන් නොවේ.					

#### 4.7.2 17වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග

හයිටුජන් හේලයිඩ්

ඡලයේ දී හයිටුජන් හේලයිඩ් ආම්ලික වේ. ප්‍රබල හයිටුජන් බන්ධන සැදීමේ හැකියාව HF සතු වන නමුත් වායුගෝලිය පිඩිනයේ දී හා උප්පන්ත්වයේ දී HF වායුවක් (තාපාංකය 20 °C) වේ.

ඡලය දාවණවල දී හයිටුජන් හේලයිඩ්වල ආම්ලික ස්වභාවය



අනෙක් හයිටුජන් හේලයිඩ් සඳහා (HCl, HBr හා HI);



ඡලය මාධ්‍යයේ දී HF දුබල අම්ලයක් වන අතර, අනෙකුත් හයිටුජන් හේලයිඩ් ප්‍රබල අම්ල වේ. HF වලට ඉහළ බන්ධන ගක්තියක් ඇති අතර (ප්‍රහළ සහසංයුත බන්ධන), එයට ඡලයේ දී විස්ටනය වී  $\text{H}^+$  අයන ලබා දීමට අපහසු වේ. 17 කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට හයිටුජන් හේලයිඩ්වල ආම්ලික ප්‍රහළනාව වැඩි වේ. ඉහත සඳහන් කළ කරුණු ආගුමෙන් එය පැහැදිලි කළ හැකි ය. කාණ්ඩ 17ට අයත් හයිටුජන් හේලයිඩ්වල තෝරා ගත් ගුණ කිහිපයක් 4.13 වශ්‍යවේ දැක්වේ.

#### 4.13 වශ්‍යව 17 කාණ්ඩයට අයත් හයිටුජන් හේලයිඩ්වල තෝරා ගත් ගුණ

	<b>HF</b>	<b>HCl</b>	<b>HBr</b>	<b>HI</b>
දාවාංකය/ °C	-84	-114	-89	-51
තාපාංකය/ °C	20	-85	-67	-35
බන්ධන දිග් pm	92	127	141	161
බන්ධන විස්ටන ගක්තිය/ kJ mol⁻¹	570	432	366	298

සිල්වර හේලයිඩ්

හේලයිඩ (ක්ලෝරයිඩ, මෙට්මයිඩ සහ අයිඩයිඩ) හදුනා ගැනීම සඳහා සිල්වර හේලයිඩ භාවිත කළ හැකි ය. එහි දී සැදෙන අවක්ෂේපයේ වර්ණය සැලකිල්ලට ගනු ලැබේ.

#### 4.14 වශ්‍යව 17 කාණ්ඩයට අයත් සිල්වර හේලයිඩ්

<b>සිල්වර හේලයිඩ්</b>	<b>වර්ණය</b>	<b>අැමෝනියාවල දාව්‍යතාව</b>
AgCl	සුළු	තනුක ඡලය ඇමෝනියාවල දිය වේ.
AgBr	ලා කහ	සාන්ද ඡලය ඇමෝනියාවල දිය වේ.
AgI	කහ	තනුක ඡලය ඇමෝනියා සහ සාන්ද ඡලය ඇමෝනියාවල දිය නොවේ.

### ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ් සහ ඔක්සේ අම්ල

ක්ලෝරින් විසින් විවිධ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩ් සහ ඔක්සේ ඇනායන කිහිපයක් සාදනු ලබයි. ඔක්සේ ඇනායන කිහිපයක් ප්‍රබල ඔක්සිභාරක වේ. තෝරා ගත් ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ් වගුව 4.15 මගින් දැක්වේ.

#### 4.15 වගුව ක්ලෝරින්වල තෝරා ගත් ඔක්සයිඩ් සහ ඔක්සේ ඇනායන

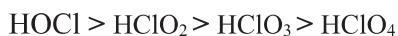
මක්සිකරණ අවස්ථා	මක්සයිඩ්වල සූත්‍රය	මක්සේ ඇනායන සූත්‍රය	මක්සේ ඇනායන ව්‍යුහය
+1	Cl <sub>2</sub> O	ClO <sup>-</sup>	
+3	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
+5	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
+6	ClO <sub>3</sub> සහ Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub>		
+7	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	

ක්ලෝරින් ඔක්සේ අම්ල වර්ග හතරක් සාදයි. ක්ලෝරින් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි වීමත් සමග ආම්ලික ප්‍රබලතාව වැඩි වේ. ඔක්සේ අම්ලවල ව්‍යුහය සහ ඔක්සිකරණ අංකය 4.16 වගුව මගින් දෙනු ලැබේ.

#### 4.16 වගුව ක්ලෝරින් ඔක්සේ අම්ලවල ව්‍යුහය

	HOCl	HClO <sub>2</sub>	HClO <sub>3</sub>	HClO <sub>4</sub>
මක්සිකරණ	+1	+3	+5	+7
තත්ත්වය				
ව්‍යුහය				

මක්සේ අම්ලවල ක්ලෝරින්හි ඔක්සිකාරක බලය පහත ආකාරයට වෙනස් වේ.



HOCl, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>වල ඇති ක්ලෝරින්වල ඔක්සිකරණ අංකය පිළිවෙළින් +1, +3, +5 සහ +7 වේ. ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි අම්ලය ප්‍රබල අම්ලය වේ. ඒ නිසා ආම්ලික ප්‍රබලතාව HOCl < HClO<sub>2</sub> < HClO<sub>3</sub> < HClO<sub>4</sub> ලෙස විවෘත වේ.

### හේලයිඩ්

බොහෝ සහස්‍යාත්මක හේලයිඩ් ජලය සමග වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.  $\text{CCl}_4$  ජල විවේදනයට භාජනය නොවේ. බොහෝ ආලෝරයිඩ් සහ සමහර හේලයිඩ් නිෂ්ප්‍ර වේ. 14 සහ 15 කාණ්ඩවලට අයන් මූලුදුව්‍යවල ක්ලොරයිඩ් ජලය අඩු ප්‍රමාණයක් සමග පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

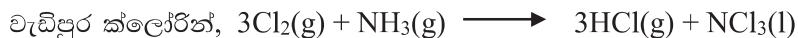
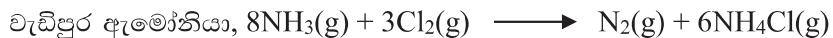
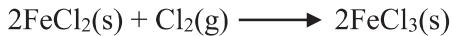
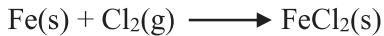
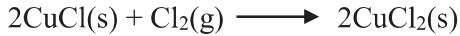
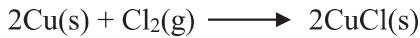


කාණ්ඩ 14 සහ කාණ්ඩ 15 අයන් මූලුදුව්‍යවල ක්ලොරයිඩ් වැඩිපුර ජලය සමග පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.



### ක්ලොරීන්වල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලොරීන්, ආලෝරීන්වලට වඩා අඩුවෙන් ප්‍රතික්‍රියාදිලි වේ. එහෙන් ක්ලොරීන් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙයි. ක්ලොරීන් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙන ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.



### ක්ලෝරීන්වල ද්‍රව්‍යාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

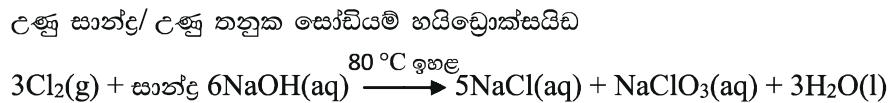
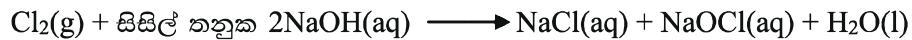
ක්ලෝරීන් ජලය සහ හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඔක්සිහරණය සහ ඔක්සිකරණය එකිනෙකට සමගාමීව සිදු කරයි.

ක්ලෝරීන් හා ජලය අතර ප්‍රතික්‍රියාව:



මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී ක්ලෝරීන්හි ( $\text{Cl}_2$ ) ඔක්සිකරණ තත්ත්වය ගුනායේ සිට +1 ( $\text{HOCl}$ ) දක්වා ඔක්සිකරණය වන අතර, -1 ( $\text{Cl}^-$ ) දක්වා ඔක්සිහරණය වේ.

සෝඩ්‍යුම් හයිබුෂක්සයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියාව;  
සිසිල් තනුක සෝඩ්‍යුම් හයිබුෂක්සයිඩ් සමග

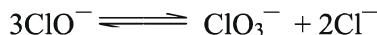


### මක්සො ඇනායනවල ප්‍රතික්‍රියා

අඩු උෂ්ණත්වයේ දී  $\text{ClO}^-$  ස්ථාපි වන අතර, ඉහළ උෂ්ණත්වයේ දී ද්‍රව්‍යාකරණය වී  $\text{Cl}^-$  සහ  $\text{ClO}_3^-$  අයන සාදයි. කෙසේ වෙතත්  $\text{BrO}^-$  සහ  $\text{IO}^-$  යන දෙක ම අඩු උෂ්ණත්වයේ දී පවා ස්ථාපි නොවන අතර ද්‍රව්‍යාකරණයට හානිය වේ.

### හයිපොක්ලෝරයිවල ද්‍රව්‍යාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

හයිපොක්ලෝරයිව ද්‍රව්‍යාකරණය වී ක්ලෝරයිව යන ක්ලෝරයිඩ් සැදීම පහත ආකාරයට ලිවිය හැකි ය.



ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ,  $\text{ClO}^-$  ට වඩා  $\text{HOCl}$  ස්ථාපි වේ. ඒ නිසා භාස්මික තත්ත්ව යටතේ ද්‍රව්‍යාකරණ ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමුඛ වේ.

## 4.8 18 වන කාණ්ඩයේ මූලුව්‍ය

### 4.8.1 18 වන කාණ්ඩයේ නැශ්චිරුණා

18 කාණ්ඩයට අයත් මූලුව්‍ය සියල්ල ප්‍රතික්‍රියාකීලි නැති ඒක පරමාණුක වායු වේ.  $\text{Xe}$  පමණක් සැලකිය යුතු සංයෝග ප්‍රමාණයක් සාදයි. කාණ්ඩ 18 අයත් සියලු මූලුව්‍යවල ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්ජේපී සඳහා දින අයයක් අනු. එයට හේතුව, ලබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝනය අලුත් ගක්ති මට්ටමට අයත් වීම සි.

#### 4.17 වගුව කාණ්ඩ 18 අයත් මූල්‍යවත් ගුණ

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

#### 4.8.2 18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූල්‍යවත් සරල සංයෝග

සෙනොන් වල සංයෝගවලට +2, +4, +6 සහ +8. ඔක්සිකරණ අංක ඇත. සෙනොන් කෙළින් ම ම්ලෝරින් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. සමහර Xe සංයෝග වගුව 4.18 මගින් පෙන්වනු ලැබේ.

#### 4.18 වගුව Xeවල තෙවරා ගත් සංයෝග කිහිපයක්

මික්සිකරණ අංකය	සංයෝගය	ව්‍යුහය
+2	XeF <sub>2</sub>	
+4	XeF <sub>4</sub>	
+6	XeF <sub>6</sub>	
+6	XeO <sub>3</sub>	
+8	XeO <sub>4</sub>	

#### 4.9 $s$ සහ $p$ ගොනුවේ මූලුධ්‍රව මගින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිත නැශ්චිරුතා

##### 4.9.1 සංයුරුතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

සංයුරුතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය මගින් ඒ මූලුධ්‍රව ආවර්තිත වුවේ ඇති ස්ථානය අනාවරණය කළ හැකි ය.

කාණ්ඩා අංකය	1	2	13	14	15	16	17	18
සංයුරුතා කව්ල	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය								

##### 4.9.2 ලෝහක ගුණය

ලෝහවල අයනිකරණ ගක්ති අනෙකුත් මූලුධ්‍රව සමග සංසන්දිතය කරන විට අඩු අගයක් ගනී. ඒ නිසා, ලෝහ පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන මූදාහැර කුටායන සාදයි. කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පරමාණුක අරය වැඩි වන අතර, අයනිකරණ ගක්තිය අඩු වේ. ඒ නිසා, ලෝහක ගුණය වැඩි වේ.

තුන්වන ආවර්තය සැලකීමේ දී මූලුධ්‍රවවල ද්‍රව්‍යකය කුමයෙන් වැඩි වී නැවත අඩු වීමක් සිදු වේ. තුන්වන ආවර්තයේ මූලුධ්‍රව බහුලව පවතින පරමාණු ආකාරය, සමාන පරමාණු අතර පවතින බන්ධන සහ ද්‍රව්‍යක පහත දැක්වේ.

**4.19 වගුව** තුන්වන ආවර්තයේ මූලුධ්‍රව බහුලව පවතින පරමාණු ආකාර, සමාන පරමාණු අතර පවතින බන්ධන සහ ද්‍රව්‍යක

	Na	Mg	Al	Si	P <sub>4</sub>	S <sub>8</sub>	Cl <sub>2</sub>	Ar
ද්‍රව්‍යකය / °C	98	649	660	1420	44	119	-101	-189
බන්ධන ස්වභාවය	M	M	M	NC	C	C	C	-
ලෝහ - M, ජාල සහසංයුර - NC, සහසංයුර - C								

##### මක්සයිඩ්වල අම්ල, හස්ම සහ උහයගුණී ස්වභාවය

තුන්වන ආවර්තය හරහා එක් එක් මූලුධ්‍රවවල උපරිම මක්සයිකරණ අවස්ථාවට අදාළ මක්සයිඩ්වල බන්ධන ආකාර පහත දැක්වේ.

##### 4.20 වගුව තුන්වන ආවර්තයේ මක්සයිඩ් සංසන්දිතය

	Na <sub>2</sub> O(s)	MgO(s)	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	SiO <sub>2</sub> (s)	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (s)	SO <sub>3</sub> (g)	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (l)
මක්සයිකරණ	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
අංකය	I	I	I	NC	C	C	C
බන්ධන							
ආකාරය							
ස්වභාවය	ප්‍රඛල B B	B	Am	බොහෝ දුබල දුබල A A	A	A	ප්‍රඛල A
අයනික - I, ජාල සහසංයුර - NC, සහසංයුර - C භාස්මීක - B, උහයගුණී - Am, ආම්ලීක - A							

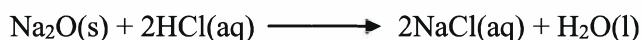
ඉහළ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩ්වල රසායනික ස්වභාවය සංසන්දනය කළ හැකි ය. වම් පස සිට දකුණු පස දක්වා යැමේ දී ප්‍රබල භාස්මික ස්වභාවය, ප්‍රබල ආම්ලික ස්වභාවය දක්වා වෙනස් වන බව දැකිය හැකි ය. ග්‍රේනියේ මැද උහයගුණික ස්වභාවය දැකිය හැකි ය.

#### 4.9.3 තුන්වන ආවර්තනයේ ඔක්සයිඩ් ජලය, ආම්ල හා හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා

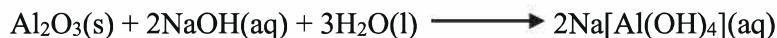
සෝඩියම් සහ මැග්නේසියම්වල ඔක්සයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා වී හයිබුාක්සයිඩ් නිපදවයි.



මේ ඔක්සයිඩ් දෙකම භාස්මික නිසා, ඒවා ආම්ල සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලැබුණු සහ ජලය සාදයි.



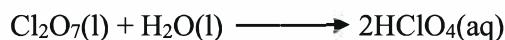
අලුමිනියම් ඔක්සයිඩ් උහයගුණික වන අතර, ඒවා ආම්ල සමග මෙන් ම හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලැබුණු සාදයි.



$\text{SiO}_2$  දුබල ආම්ලික වන අතර, ප්‍රබල හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. එසේ ම,  $\text{SiO}_2$  ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාවක් නොදක්වයි.



$\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{SO}_3$ , සහ  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  ආම්ලික වන අතර, ජලයේ දිය විමෙන් ආම්ල සාදයි. මේ ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.



මේ ඔක්සයිඩ් හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලැබුණු සහ ජලය සාදයි.



#### 4.9.4 ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಸಹ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಅಥವಾ, ಹಣ್ಣಿ ಸಹ ಉಣಿಯಾಗಿ ಸೆಂಟ್ರಾವಿಯ

ತುನ್ನಿನ ಆವರ್ತನಯೆ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಲೇ ಆವರ್ತನಯೆ ಮತ್ತು ಒಂದು ಪ್ರಾಣಿಕಾರಕ ಪೆನ್ನನ್ನಾಗಿ ಕರಡಿ. ಪಹಿ ದ್ವಿತೀಯ ವರ್ಷದಲ್ಲಿ ತುನ್ನಿನ ಆವರ್ತನಯೆ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಸಂಸನ್ದರ್ಭದಲ್ಲಿ ಕರಡಿ.

#### 4.21 ವರ್ಷದಲ್ಲಿ ತುನ್ನಿನ ಆವರ್ತನಯೆ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಸಂಸನ್ದರ್ಭದಲ್ಲಿ

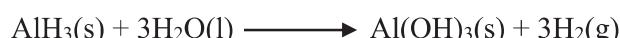
	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	Si(OH) <sub>4</sub>	P(OH) <sub>5</sub>	S(OH) <sub>6</sub>	Cl(OH) <sub>7</sub>
ಸೆಲ್ಲಾಟಿ				H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>
ಆಕಾರಗಳು							
ಒಂದುಕಿರಣ	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
ಅಂತರಗಳು							
ಬಹಿದಿನ	I	I	C	C	C	C	C
ಆಕಾರಗಳು							
ಸೆಂಟ್ರಾವಿಯ	ಪ್ರಾಬಲ್	ಡ್ರಾಬಲ್	Am	ಬೋಹೆಂ	ಡ್ರಾಬಲ್	ಪ್ರಾಬಲ್	ಡ್ರಾಬಲ್
	B	B		ಡ್ರಾಬಲ್ A	A	A	A
ಘಟನೆಗಳ - I, ಈಗಳ ಜಾಸಂಪ್ರಾರ್ಥ - NC, ಜಾಸಂಪ್ರಾರ್ಥ - C ಖಾಸೆಂಟ್ - B, ಉಣಿಯಾಗಿ - Am, ಆಮಿಲೆಕ್ - A							

ತುನ್ನಿನ ಆವರ್ತನಯೆ ನರಹಾ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಪ್ರಾಬಲ್ ಹಾಸೆಂಟ್ ಕಿರಿಯ ಪ್ರಾಬಲ್ ಆಮಿಲೆಕ್ ದ್ವಿತೀಯ ವೆನಷ್ಟೆ ವೆಂಬೆ. ಉಣಿಯಾಗಿ ಸೆಂಟ್ರಾವಿಯ ಆವರ್ತನಯೆ ಮೆದ್ದಿನ ದ್ವಿತೀಯ ಹೈಕಿ ಯ.

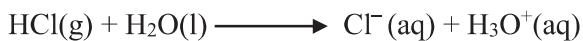
#### 4.22 ವರ್ಷದಲ್ಲಿ ತುನ್ನಿನ ಆವರ್ತನಯೆ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಸಂಸನ್ದರ್ಭದಲ್ಲಿ

	NaH(s)	MgH <sub>2</sub> (s)	(AlH <sub>3</sub> ) <sub>x</sub> (s)	SiH <sub>4</sub> (g)	PH <sub>3</sub> (g)	H <sub>2</sub> S(g)	HCl(g)
ಒಂದುಕಿರಣ	+1	+2	+3	-4	-3	-2	-1
ಅಂತರಗಳು							
ಶಲ್ಲಿಯ	ಪ್ರಾಬಲ್	ಡ್ರಾಬಲ್	Am	ಡ್ರಾಬಲ್ A	N	ಡ್ರಾಬಲ್ A	ಡ್ರಾಬಲ್ A
ಡ್ರಾಬಲುಗಳು	B	B					
ಸೆಂಟ್ರಾವಿಯ							
ಬಹಿದಿನ	I	I	NC	C	C	C	C
ಆಕಾರಗಳು							
ಘಟನೆಗಳ - I, ಈಗಳ ಜಾಸಂಪ್ರಾರ್ಥ - NC, ಜಾಸಂಪ್ರಾರ್ಥ - C ಖಾಸೆಂಟ್ - B, ಉಣಿಯಾಗಿ - Am, ಆಮಿಲೆಕ್ - A, ಉಣಿಯಾಗಿ - N							

ಬೆಂಬೆಯಿಂದ ಸಹ ಮೈಕ್ರೋಸಿಯಾಮಿಲ್ ಹಡಿಬೋಕ್ಸೆಸಡಿಬಿ ಶಲ್ಲಿಯ ಸಂಖ್ಯೆ ಪ್ರತಿಕ್ರಿಯಾ ಕರ ಹಾಸೆಂಟ್ ಸಂಖ್ಯೆಗೆ ಸಾಧ್ಯ.



$\text{PH}_3$  ජලයෙහි දුබල ලෙස දාවණය වන අතර උදාසීන දාවණයක් සාදයි.  $\text{H}_2\text{S}$  සහ  $\text{HCl}$  ආම්ලික වන අතර ජලීය දාවණ ආම්ලික වේ.



#### 4.9.5 තුන්වන ආවර්තන භරණ හේලයිඩ්වල ස්වභාවය

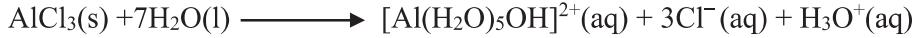
ආවර්තනයක් භරණ වමේ සිට දකුණට යැමි දී මූල්‍යවාල විද්‍යුත් සාණනාව වැඩි වන නිසා ක්ලෝරයිඩ්වල පිළි හැකියාව වැඩි වේ. අදාළ ප්‍රතික්‍රියා පහත දක්වේ. තුන්වන ආවර්තනයේ ඇත්.  $N$  ගොනුවේ මූල්‍යවාල ක්ලෝරයිඩ්වල අයනික වන අතර  $p$  ගොනුවේ මූල්‍යවාල ක්ලෝරයිඩ්වල සහසංයුත් වේ.

#### 4.23 වගුව තුන්වන ආවර්තනයේ ක්ලෝරයිඩ්වල සංසන්දනය

	NaCl(s)	MgCl <sub>2</sub> (s)	AlCl <sub>3</sub> (s)	SiCl <sub>4</sub> (l)	PCl <sub>5</sub> (s)	SCl <sub>2</sub> (g)
මක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+2
බන්ධන වර්ගය	I	I	C	C	C	C
ජලීය දාවණයේ ස්වභාවය	N	ඉතා දුබල	A	A	A	A
			A			

ඇයනික - I, සහසංයුත් - C  
භාස්මික - B, උහයැලිණ - Am, ආම්ලික - A, උදාසීන - N

තුන්වන ආවර්තනයේ සහසංයුත් ක්ලෝරයිඩ්වල ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා,



15 කාණ්ඩයේ පහළට යන විට මූල්‍යවාල ගෙනිගුණ විවෘතය හඳුනා ගැනීමට 15 කාණ්ඩය යොදා ගත හැකි ය. කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට අයනීකරණ ගක්තිය අඩු වන අතර, ලෝහක ගුණය වැඩි වේ. කාණ්ඩ 15 සඳහා දී ඇති තොරතුරු හාවිත කර කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට අයනීකරණ ගක්තිය විවෘතය ලෝහක ගුණවල වැඩි වීම සමග සහසම්බන්ධ බව සඳහන් කළ හැකි ය. N සහ P යන දෙක ම අලෝහ වන අතර ආම්ලික මක්සයිඩ්වල සාදයි. කෙසේ වෙතත්, As සහ Sb වල මක්සයිඩ්වල ප්‍රතික්‍රියා වන අතර බිජ්‍යමන් මක්සයිඩ්වල හාස්මික වේ.

15 කාණ්ඩයේ හේලයිඩ්වල ජලය සමග දක්වන ප්‍රතික්‍රියා 17 කාණ්ඩයේ හේලයිඩ්වල යටතේ සඳහන් කර ඇත.

### d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය

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

#### 4.10 ආන්තරික මූලදුව්‍ය

d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය අතරින් මූලදුව්‍ය අවස්ථාවේදී d උපගක්ති මට්ටම අසම්පූර්ණයෙන් පිරි ඇති හේ අවම වශයෙන් අසම්පූර්ණයෙන් පිරි ඇති d උපගක්ති මට්ටම ඇති එක් ස්ථායි අයනයක් හේ සැදිය හැකි මූලදුව්‍ය, ආන්තරික මූලදුව්‍ය වේ. ඒ නිසා d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවලින්  $d^{10}$  ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය පමණක් ඇති අයන සාදන මූලදුව්‍ය ආන්තරික නොවන මූලදුව්‍ය ලෙස සැලකේ.



Zn සහ Sc මූලදුව්‍ය දෙක ම d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය වේ. කෙසේ නමුත් මූලදුව්‍ය අවස්ථාවේ සහ  $\text{Zn}^{2+}$  අයන අවස්ථාවේ d උපගක්ති මට්ටමේ අර්ථ වශයෙන් පිරුණු ඉලෙක්ට්‍රෝන තැනි නිසා Zn ආන්තරික මූලදුව්‍යයක් ලෙස සලකනු නො ලැබේ. Sc මූලදුව්‍ය අවස්ථාවේ අර්ථ වශයෙන් පිරුණු d උපගක්ති මට්ටම් ඇති නිසා එය ආන්තරික මූලදුව්‍ය ලෙස සැලකේ.

#### 4.24 වගුව හතරවන ආවර්තනයේ d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල ගුණ සැසැසීම

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

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

ඉලෙක්ටෝන් අතර විකර්ෂණ බලයට වඩා වැඩි වීමයි. කෙසේ වෙතන් ආවර්තනය අවසානයේ (Cu සහ Zn), d කාක්ෂිකවල යුගල් වූ ඉලෙක්ටෝන් අතර විකර්ෂණය වැඩි වීම හේතුවෙන් පරමාණුක අරය වැඩි වේ.

#### 4.10.1 පැවැත්ම

3d ග්‍රෑනියේ වම්පස ඇති මූලදුව්‍ය (d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය අයන් 4 වන ආවර්තනය) ස්වභාවයේ ලෝන ඔක්සයිඩ් ලෙස පොදුවේ පවතින අතර කැටායන ඇන්නායන සමග සම්බන්ධව පවතී.

උදාහරණ කිහිපයක් පහත දැක්වේ.

#### 4.25 වගුව හතරවන ආවර්තනයේ d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල පැවැත්ම

මූලදුව්‍යය	උදාහරණ
Ti	FeTiO <sub>3</sub> (ඉල්මනයිට්) සහ TiO <sub>2</sub> (රුට්‍යිල්)
Fe	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (හිමටයිට්), Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (මැංකටයිට්) සහ FeCO <sub>3</sub> (සිද්‍රයිට්)
Cu	CuFeS <sub>2</sub> (කොපර පයිරයිට්)

#### 4.10.2 හතරවන ආවර්තනයට අයන් d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල ගුණ

මක්සිකරණ අවස්ථා සහ අයනිකරණ ගක්ති

හතරවන ආවර්තනයේ d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවලින් Sc සහ Zn හැර අනෙකුත් මූලදුව්‍යවලට විවෘත ඔක්සිකරණ අවස්ථා ඇති ස්ථායි කැටායන සැදිය හැකි ය. ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ විවෘතතාවට හේතුව බන්ධන සැදීම සඳහා විවෘත d ඉලෙක්ටෝන සංඛ්‍යාවක් සහභාගි වීමයි.

Zn (+2) සහ Sc (+3) යන දෙක ම තනි ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ ඇති අයන සාදන අතර, මේ අයනවලට අර්ථ වශයෙන් පිරුණු d කාක්ෂික නැත. d ගොනුවේ මූලදුව්‍යවල ඉලෙක්ටෝන වින්‍යාසය සහ ඔක්සිකරණ අවස්ථා වගුව 4.26 මගින් දැක්වේ. Sc, Sc<sup>3+</sup> අයනය පමණක් සාදයි. Sc හැර අනෙකුත් සියලු මූලදුව්‍යවල +2 ඔක්සිකරණ අංකය ඇතු. එයට හේතුව 3d කාක්ෂිකයේ ඉලෙක්ටෝනවලට පෙර 4s කාක්ෂිකයේ ඉලෙක්ටෝන අයනිකරණය මගින් පිට කළ හැකි වීමයි. බාහිරතම කවචයේ ඇති 4s කාක්ෂිකයේ පවතින ඉලෙක්ටෝන දෙක මත ඇති කරන ස්ථිල ත්‍යාපිත අරෝපණය 3d කාක්ෂික මත ඇති කරන ස්ථිල ත්‍යාපිත අරෝපණයට වඩා අඩු වීමයි.

3d<sup>10</sup>4s<sup>1</sup> වින්‍යාසයේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස සාමාන්‍යයෙන්, Cuවලට +1 ඔක්සිකරණ අංකය ලබා ගත හැකි ය. කෙසේ වෙතන්, Cr වලට 3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup> වින්‍යාසය ඇති නමුත් Cr<sup>+</sup> අනියින්ම දුබල වන අතර අස්ථායි වේ.

d ගොනුවේ මූලදුව්‍ය පෙන්වුම කළ හැකි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකය 4s සහ 3d ඉලෙක්ටෝනවල එකතුවට සමාන වේ. ආන්තරික මූලදුව්‍යවලට විවෘත ඔක්සිකරණ අවස්ථා සැපයීමේ හැකියාව ඇති අතර, එය p ගොනුවේ මූලදුව්‍යවලට සමාන වේ. එසේ ම ඒවායේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා වෙනස් කිරීමේ හැකියාව ඇතු. ඒ නිසා ඒවාට ඔක්සිකාරක සහ ඔක්සිභාරක ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

සියලු 4s සහ 3d ඉලෙක්ටෝන ඉවත් වීමෙන් පළමු වන මූලදුව්‍ය සහ තිබිය හැකි උපරිම ඔක්සිකරණ අවස්ථා ලබා ගනී. ආවර්තනයේ දකුණු පස ඉහළට 3d ඉලෙක්ටෝන වැඩියෙන් පිරිමන්

සමග පරමාණුවේ න්‍යුත්වීම් ආරෝපණ වැඩි වී  $3d$  කාක්ෂීකවල ගක්තිය වැඩි වේ. මෙහින්  $d$  ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම අපහසු වේ. මේ මූලදුච්‍ය 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන පිට කිරීම හේතුවෙන් බහුල මක්සිකරණ අංකය +2 ලබා ගනී.

### ප්‍රතික්‍රියාකීලිකාව

$d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා තොකරන අතර, s ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල ජලය සමග වෙශයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඉහළ න්‍යුත්වීම් ආරෝපණය නිසා s ගොනුවේ මූලදුච්‍යවලට වඩා  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යුත්වීයට තදින් බැඳී පවතී.  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල පළමුවන අයනීකරණ ගක්තිය s හා p ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල ඉහත අයනීකරණ ගක්තිය අතරමැදි අයක් ගනී.

### 4.26 වගුව $d$ ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල මක්සිකරණ අවස්ථා සහ ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

මූලදුච්‍ය	භූම් අවස්ථාවේ වින්‍යාසය	මක්සිකරණ අවස්ථා
	$3d4s$	
Sc	[Ar] $3d^14s^2$	
Ti	[Ar] $3d^24s^2$	
V	[Ar] $3d^34s^2$	
Cr	[Ar] $3d^54s^1$	
Mn	[Ar] $3d^64s^2$	
Fe	[Ar] $3d^64s^2$	
Co	[Ar] $3d^74s^2$	
Ni	[Ar] $3d^84s^2$	
Cu	[Ar] $3d^{10}4s^1$	
Zn	[Ar] $3d^{10}4s^2$	

\*වරහන් තුළ දුල මක්සිකරණ අවස්ථා දක්වා ඇති.

$d$  ගොනුවේ හතරවන ආවර්තයට අයන් මූලදුච්‍යවල අයනීකරණ ගක්තින් s ගොනුවේ ඒ ආවර්තයට ම අයන් මූලදුච්‍යවල අයනීකරණ ගක්තින්ට වඩා විශාල වේ.

ආවර්තයක් දිගේ වමේ සිට දකුණට යැමේ දී  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල පළමු අයනීකරණ ගක්තිය සුළු වශයෙන් වැඩි වේ.  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල පළමු අයනීකරණ ගක්තියේ විවෘතය s සහ p ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල පළමු අයනීකරණ ගක්ති වෙනස් වීමට වඩා අඩු වේ. හතරවන ආවර්තයේ  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල න්‍යුත්වීම් ආරෝපණය වැඩි වීමත් සමග 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යුත්වීය දියාවට ඇති කරන ආකර්ෂණය වැඩි වේ. කෙසේ වෙතත්,  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල අතිරේක ඉලෙක්ට්‍රෝන 3d කාක්ෂීයට ම ඇතුළු වීමත් සමග,  $d$  ඉලෙක්ට්‍රෝන මගින් 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන න්‍යුත්වීය කෙරෙහි දක්වන ආකර්ෂණය තිවාරණය කරයි. ඉහත බලපෑම් දෙක නිසා  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල අයනීකරණ ගක්තිය ආවර්තයක් දිගේ යැමේ දී සුළු වශයෙන් වැඩි වේ. 4 වන ආවර්තයේ  $d$  ගොනුවේ මූලදුච්‍යවල අනුයාත අයනීකරණ ගක්තිය පහත වගුව අනුව වෙනස් වේ.

**4.27 වගව** හතරවන ආවර්තයේ d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල හා K සහ Caවල අනුයාත අයනීකරණ ගක්තිය\*\*

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

\*\* අභ්‍යන්තර කවචකින් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් ඉවත් කිරීමේ දී සිදුවන ගක්ති වැඩිවීම අවබෝධ කර ගැනීම සඳහා K වල පළමුවන සහ දෙවන අයනීකරණ ගක්ති දෙකම දී ඇත.

d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල පළමු අයනීකරණ ගක්ති අගයන් ඒ ආවර්තයේ ඇති s ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවලට වඩා වැඩි වේ. මෙමගින් d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍ය s ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවලට වඩා අඩු ප්‍රතික්‍රියාකැලීන්වයෙන් යුත්ත බව පැහැදිලි වේ.

සියලු d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍ය ලෝහ වේ. එයට හේතුව d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල 4s ඉලෙක්ට්‍රොන පහසුවෙන් ඉවත් වී කැටුයන සැදිමයි. d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල ලෝහ ගුණ කාණ්ඩයේ පහළට යන් ම වැඩි වේ.

හතරවන ආවර්තයේ ඇති සියලු d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍ය ඉහළ ද්‍රව්‍යංක සහ තාපාංක ඇති සහ ද්‍රව්‍ය වේ. s හා p ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවලට සාපේක්ෂව d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල ද්‍රව්‍යංක සහ තාපාංක අනියියින් රහළ වේ. d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍ය තරමක් ප්‍රතික්‍රියාකැලී වේ.

3d<sup>0</sup> සහ 3d<sup>10</sup> ඉලෙක්ට්‍රොන වින්‍යාසය ඇති ලෝහ අයන හැර, d ගොනුවේ ලෝහ සංයෝගවලට ආවේණික වර්ණයක් ඇත. මෙහි අදහස ආන්තරික ලෝහ අයන වර්ණවත් සංකීර්ණ සංයෝග සාදන බවයි. d ගොනුවේ බොහෝ ලෝහ අයන සංකීර්ණ සංයෝග සාදයි.

### විද්‍යුත් සාණනාව

පහත වගුව මගින් d ගොනුවේ මූලෝච්චවල විද්‍යුත් සාණනා අයයන් ඉදිරිපත් කරන අතර එමගින් හතරවන ආවර්තනයේ ඇති d ගොනුවේ මූලෝච්චවල විද්‍යුත් සාණනා විවෘතය අවබෝධ කර ගත හැකි ය. විද්‍යුත් සාණනාව පරමාණුක කුමාංකය අනුව වැඩි වේ. කෙසේ නමුත් Mn සහ Znවල ස්ථායී ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට අනුව මේ ප්‍රවණනාව වෙනස් වේ. න්‍යාශේරික ආරෝපණය වැඩි වීමත් සමග, d ගොනුවේ මූලෝච්චවලට s ගොනුවේ මූලෝච්චවලට වඩා වැඩි විද්‍යුත් සාණනාවක් ඇතේ.

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

කිසියම් පරමාණුවක් විවෘත ඔක්සිකරණ අංක පෙන්වයි නම්, එහි ඉහළ ම ඔක්සිකරණ අංකයට ඉහළ විද්‍යුත් සාණනාවක් ඇතේ.

### උත්ප්‍රේරක ගුණ

අර්ථ වශයෙන් හෝ හිස් d කාසික පැවතීම හේතුවෙන් බොහෝ ආන්තරික ලෝහ සහ සංයෝග උත්ප්‍රේරක ලෙස හැසිරේ. මෙමගින් d කාසික කිවලට ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීම හෝ දායක කිරීම සිදු කළ හැකි ය. එම ගුණය තිසා උත්ප්‍රේරක සතු ක්‍රියාකාරී කොටස ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය. හයිඩ්‍රෑජනිකරණය සඳහා Pd, ඇමෝෂ්නියා තයිඩ්‍රෑජන් ඔක්සයිඩ් බවට ඔක්සිකරණය කිරීම සඳහා Pt/Rh සහ  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  බවට ඔක්සිකරණය සඳහා  $\text{V}_2\text{O}_5$  ද එතින් බහුඅවයවීකරණය සඳහා  $\text{TiCl}_3/\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_6$  ද d ගොනුවේ මූලෝච්ච හා ඒවායේ සංයෝග උත්ප්‍රේරක ලෙස ක්‍රියා කිරීමට උදාහරණ කිහිපයකි.

### ආන්තරික ලෝහ අයනවල වර්ණ

ඡලිය දාවණවල ඇති බොහෝ ආන්තරික මූලෝච්ච අයන විද්‍යුත් වුම්බක වර්ණාවලියේ දායා ප්‍රදේශයේ ඇති විකිරණ අවශ්‍යාත්‍යන්‍ය කර විවිධ වර්ණ නිපදවයි. මේ හැකියාව ඇති වන්නේ අර්ථ ලෙස පිරැණු d උප කාසික පැවතීම තිසා ය. තව ද s ගොනුවේ ඇති ලෝහ අයන අවර්ණ වන අතර, ඒවායේ සම්පූර්ණ ලෙස පිරැණු d උප කාසික ඇතේ. පහත වගුව මගින් ඡලිය දාවණවල ඇති ආන්තරික ලෝහ අයනවල වර්ණ සහ ඔක්සයේ ඇනායනවල වර්ණ පෙන්වුම් කරයි. උදාහරණ ලෙස,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  හි පැහැය රෝස වන අතර,  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  ලා රෝස පැහැය වේ. අර්ථ වශයෙන් පිරැණු d කාසික නොපැවතීම හේතුවෙන් ඡලිය  $\text{Sc}^{3+}$  සහ  $\text{Zn}^{2+}$  අයන අවර්ණ වේ. තව ද, ඡලිය දාවණවල දී  $d^0$  හෝ  $d^{10}$  වින්‍යාසය ඇති අයන අවර්ණ වේ.  $\text{MnO}_4^-$  හා  $\text{CrO}_4^{2-}$ වල වර්ණ ඇති වීම සිදු වන්නේ d කාසික අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන සංක්‍රමණ තිසා නොවේ.

තෙරු ගත් සමහර ඔක්සයේ ඇනායනවල වර්ණ වගුව 4.28 මගින් දැක්වේ.

**4.28 වගුව** ජලිය දාවණවල දී d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල සහ ඔක්සේයා ඇත්තායනවල වර්ණ (ලෝහ අයනයට පිටතින් වරහන් තුළ 3d සහ 4s ඉලෙක්ට්‍රෝන පෙන්වා ඇතේ.)

අයනය	වර්ණය	අයනය	වර්ණය
Sc <sup>3+</sup> (d <sup>0</sup> s <sup>0</sup> )	අවර්ණ	Fe <sup>3+</sup> (d <sup>5</sup> s <sup>0</sup> )	දුමුරු කහ
Ti <sup>4+</sup> (d <sup>0</sup> s <sup>0</sup> )	අවර්ණ	Fe <sup>2+</sup> (d <sup>6</sup> s <sup>0</sup> )	ලා කොල
Cr <sup>3+</sup> (d <sup>5</sup> s <sup>0</sup> )	නිල් දම්	Co <sup>2+</sup> (d <sup>7</sup> s <sup>0</sup> )	රෝස්
Mn <sup>2+</sup> (d <sup>5</sup> s <sup>0</sup> )	ලා රෝස්	Ni <sup>2+</sup> (d <sup>8</sup> s <sup>0</sup> )	කොල
		Cu <sup>2+</sup> (d <sup>9</sup> s <sup>0</sup> )	නිල්
		Cu <sup>+</sup> (d <sup>10</sup> s <sup>0</sup> )	අවර්ණ
		Zn <sup>2+</sup> (d <sup>10</sup> s <sup>0</sup> )	අවර්ණ
මුක්සේ ඇත්තායනය		මුක්සේ ඇත්තායනය	
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	දම්	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	කහ
MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	කොල	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	තැඹිලි

#### 4.10.3 d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල ඔක්සයිඩ්

සියලු සංයුත්තා ඉලෙක්ට්‍රෝන ඉවත් විමෙන් පළමුවන මූල්‍යව්‍ය හතර ඔක්සයිඩ් නිපදවයි. ප්‍රධාන කාණ්ඩා මූල්‍යව්‍ය මෙන් නොව, ආන්තරික මූල්‍යව්‍යවලට විවිධ ඔක්සයිකරණ අංක ඇතේ. සමහර d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල ලෝහ පරමාණුවලට ඔක්සයිකරණ අංක දෙකක් සහිත ඔක්සයිඩ් සැදිය හැකි ය. Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> සහ Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> යන සංයෝග දෙක ද්වී ඔක්සයිඩ් සඳහා උදාහරණ වේ. (මෙවා ඔක්සයිකරණ අංක දෙකකින් සමන්විත වේ). Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> යනු Mn(II) සහ Mn(III) හි මිශ්‍රණයකි. තවද Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> යනු Fe(II) සහ Fe(III) හි මිශ්‍රණයකි.)

#### 4.10.4 සමහර තෝරා ගත් d ගොනුවේ මූල්‍යව්‍යවල ඔක්සයිඩ්වල රසායනය

##### කොළඹම් සහ මැන්ගනීස් ඔක්සයිඩ්

ඔක්සයිඩ්වල ගුණ ඔක්සයිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. බන්ධන ස්වභාවය ඔක්සයිකරණ අංකය මත රඳා පවතී. බන්ධන ස්වභාවයේ වෙනස් වීම මගින් ලෝහ ඔක්සයිඩ්වල අම්ල-හස්ම ස්වභාවය තීරණය කරයි. ඉහළ ඔක්සයිකරණ අංක සහිත ඔක්සයිඩ්වල සහසරුව බන්ධන ඇති අතර ඒවා ආම්ලික වේ. අඩු ඔක්සයිකරණ අංක සහිත ඔක්සයිඩ්වලට අයනික ලක්ෂණ ඇති අතර ඒවා භාස්මික වේ.

#### 4.29 වගුව කොළඹම් ඔක්සයිඩ්වල ආම්ලික-භාස්මික ස්වභාවය

ඔක්සයිඩ්	අම්ල-හස්ම ස්වභාවය	ඔක්සයිකරණ	
		අංකය	
CrO	දුබල භාස්මික	+2	අඩු ඔක්සයිකරණ අංකය
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	උහයගුණී	+3	මධ්‍යම ඔක්සයිකරණ අංක
CrO <sub>2</sub>	දුබල ආම්ලික	+4	
CrO <sub>3</sub>	ආම්ලික	+6	ඉහළ ඔක්සයිකරණ අංකය

සාමාන්‍යයෙන් ලෝහයේ ඔක්සයිකරණ අංකය අඩු නම් ඒ ඔක්සයිඩ් භාස්මික වේ. තවද මධ්‍යම ඔක්සයිකරණ අංක ඇති ලෝහ ඔක්සයිඩ් උහයගුණී වන අතර, ඉහළ ඔක්සයිකරණ අංක ඇති ලෝහ ඔක්සයිඩ් ආම්ලික වේ.

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

#### 4.30 වගුව මැන්ගනීස්හි ඔක්සයිඩ්වල ආම්ලික-හාස්මික ගුණ

ඔක්සයිඩ්ය	ආම්ලික-හාස්මික ගුණ	ඔක්සිකරණ අංක
MnO	හාස්මික	+2
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	දුබල හාස්මික	+3
MnO <sub>2</sub>	උහයගුණී	+4
MnO <sub>3</sub>	දුබල ආම්ලික	+6
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	ආම්ලික	+7

තෙරු ගත් කොළඹම්වල ඔක්සේ ඇුනායන කිහිපයක ප්‍රතික්‍රියා

කහ පැහැති කොළඹම්ව අයන උදාසීන හෝ හාස්මික තත්ත්වවල පවතී. ආම්ලික තත්ත්ව වලදී එය තැංකිලි පැහැති බිඩිකොළඹම්ව අයනය බවට පත් කරනු ලබයි.



අරඹ වශයෙන් පිරුණු d කාක්ෂික නැතත් (Cr +6 ඔක්සිකරණ අවස්ථාවේ දී), Cr හා Oවල බන්ධ කාණ්ඩ අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන ආරෝපණවල පුවමාරුව හේතුවෙන් කොළඹම්ව හා බිඩිකොළඹම්ව යන දෙක ම වර්ණ පෙන්වුම් කරයි. කෙසේ නමුත් මේ ක්‍රියාවලිය විස්තර කිරීම වත්මන් විෂය නිරදේශයේ අඩංගු නොවේ.

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  බවට ඔක්සිහරණය සිදු වන්නේ ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී පමණි. ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී  $\text{CrO}_4^{2-}$  අයන  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  අයන බවට පරිවර්තනය වේ. එබැවින් ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී  $\text{Cr}^{6+}$  පවතින්නේ  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ලෙස පමණි.

කොළඹම්වල ඔක්සේ ඇුනායනවල වැදගත් රෙඛාක්ස් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.



$\text{CrO}_4^{2-}$ -වල ඔක්සිකරණ අංකය +6 වේ. එබැවින් එයට ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ නැකි ය. ආම්ලික මාධ්‍යයේ දී Cr(VI), Cr(III) බවට ඔක්සිහරණය වේ.

### මැංගනීස්හි ඔක්සයිඩ්වල හා ඔක්සේ ඇනායනවල ප්‍රතික්‍රියා

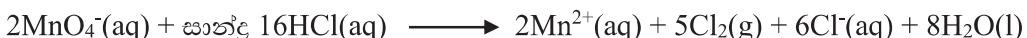
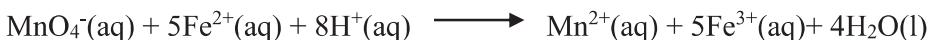
KMnO<sub>4</sub> දීම් පැහැති සනයකි. MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> වල වර්ණයට හේතු වන්නේ මධ්‍ය Mn පරමාණුව හා O බන්ධ කාණ්ඩ අතර ඉලෙක්ට්‍රොන් සංකුමණයයි. ආම්ලික මාධ්‍යයේ පර්මැංගනෙන්ට අයනයට ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය. MnO<sub>2</sub> හා KMnO<sub>4</sub> වල වර්ණ පහත දැක්වේ.

#### 4.31 වගුව MnO<sub>2</sub> හා KMnO<sub>4</sub> වල වර්ණ

සංයෝගය	වර්ණ
MnO <sub>2</sub>	තද දුමුරු / කළ
KMnO <sub>4</sub>	දීම්

MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> වල සමහර වැදගත් රෙඛොක්ස් ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.

ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ:



මෙම සියලු ප්‍රතික්‍රියාවල ආම්ලික තත්ත්ව යටතේ MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, Mn<sup>2+</sup> බවට ඔක්සිජිනය වේ.

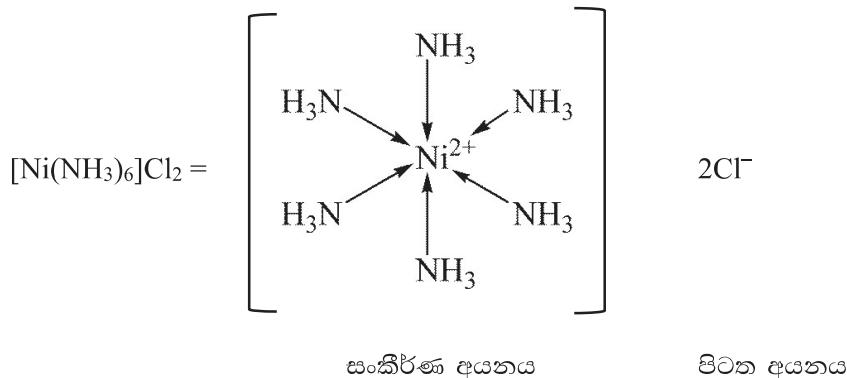
තනුක ක්ෂාරීය/ උදාසීන තත්ත්ව යටතේ:



#### 4.10.5 ආන්තරික ලෝහ අයනවල සංගත සංයෝග

ආන්තරික ලෝහ අයන ආවේණික සංගත සංයෝග සාදයි. මෙම සංගත සංයෝග සංකීර්ණ අයනවලින් සමන්විත වේ. මෙම සංකීර්ණ සංයෝග මධ්‍ය ලෝහ අයනයකින් සහ ඒක දන්තුර ලිගන දෙකකින් හෝ කිහිපයකින් වට වී සැදී තිබේ (මෙම ලිගන මගින් මධ්‍ය ලෝහ අයන වටා බන්ධන එකක් හෝ කිහිපයක් සාදයි). උදාහරණයක් ලෙස, [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>2</sub> යන සංයෝගය සැලකු විට එය [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> සංකීර්ණ අයනයක් සහ Cl<sup>-</sup> බාහිර අයනයකින් (රුපය 4.17) සමන්විත වේ.

ලිගන (ශ්‍රවිස් භස්ම) මගින් මධ්‍ය ලෝහ අයනයට ඉලෙක්ට්‍රෝන දායක කර (ශ්‍රවිස් අම්ල) එය සමග දායක බන්ධන සාදයි.



#### 4.17 රැජය සංගත සංයෝග

මේ උදාහරණයේ ඇමෝනියා අණු ඇම්මිත් ලිගන ලෙස මධ්‍ය පරමාණුව වූ  $\text{Ni}^{2+}$  සමග බන්ධනය වී ඇත. මේ සංකීර්ණ අයනයේ ආරෝපණය පහත ස්කීකරණ භාවිත කර පහසුවෙන් ගණනය කළ හැකි ය.



මධ්‍ය ලෝහ අයනයක මක්සිකරණ අංකය ගණනය කිරීම  
 සංගත සංකීර්ණයක මධ්‍ය ලෝහ අයනයක මක්සිකරණ අංකය පහත ක්‍රමය මගින් නිර්ණය කළ හැකි ය.

#### නිදුසුන 4.1

$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]^-$  සංකීර්ණ අයනයේ මධ්‍ය ලෝහ පරමාණුවේ මක්සිකරණ අංකය ගණනය කරන්න.

#### පිළිබඳ:



සංකීර්ණ අයනයේ ආරෝපණය = -1

ලිගනවල ආරෝපණය =  $\text{H}_2\text{O}$  අණු තුනක:  $3 \times 0 = 0$ ,

$\text{Cl}$  අයන තුනක :  $3(-1) = -3$

ස්කීකරණය භාවිතයෙන්;

-1 =  $\text{Ni}$ වල මක්සිකරණ අංක + 0 + (-3)

$\text{Ni}$ වල මක්සිකරණ අංක = +2

#### 4.10.6 සරල සංකීර්ණ අයන සහ සංයෝග නම් කිරීම

ලෝහ සංකීර්ණයක නම් මගින් මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය, ලිගන වර්ගය සහ සංඩාව පිළිබඳ තොරතුරු සපයනු ලැබයි. සංකීර්ණ අයනයක නාමය ලිවිමේ දී IUPAC නීති භාවිත කරනු ලැබේ.

#### ලිගන නම් කිරීම

සංකීර්ණ අයනයක ලිගනයක් ලෙස නම් කිරීමේ දී ඇනායනයේ නමෙහි අග ඇති අකුර ඉවත් කර අගට '0' අකුර එකතු කරනු ලැබේ. උදාසීන අණු ලිගන ලෙස ක්‍රියා කිරීමේ දී සාමාන්‍යයෙන් අණුවට දෙනු ලබන නම යොදනු ලැබේ. කෙසේ වෙතත් මේවාට පරිභාහිරව ද නම් ඇති නමුත් ඒවා දැනට පවතින අ.පො.ස. (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිරද්‍රේශයේ දී සාකච්ඡා කරනු නොලැබේ.

ඇනායනික ලිගන	උදාසීන ලිගන
$\text{Cl}^-$ chlorido	$\text{NH}_3$ ammine
$\text{Br}^-$ bromido	$\text{H}_2\text{O}$ aqua
$\text{CN}^-$ cyanido	$\text{CO}$ carbonyl
$\text{OH}^-$ hydroxido	

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

#### සංකීර්ණ කුටුයන නම් කිරීම

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

උදා:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  - hexaamminenickel(II) ion

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  - tetraamminecopper(II) ion

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  - hexaaquachromium(III) ion

#### සංකීර්ණ ඇනායන නම් කිරීම

සාමාන්‍ය ආරෝපිත සංකීර්ණ අයන සඳහා (සංකීර්ණ ඇනායන) ලෝහයේ නමට පිටුපසින් 'ate' යන ප්‍රතිඵල යොදනු ලැබේ.

උදා:  $[\text{CuCl}_4]^{2-}$  - tetrachloridocuprate(II) ion

$[\text{CoCl}_4]^{2-}$  - tetrachloridocobaltate(II) ion

#### 4.32 වගුව ඇනායනික සංකීරණවල ඇති ලෝහ නම් කිරීම

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

සංකීරණ සංයෝගයක නාමය ලිවීමේ දී කැටායන නාමය පළමුවන්, ඇනායන නාමය දෙවනුවන් ලියනු ලැබේ. මේ නම් දෙක අතර හිදුසක් තබනු ලැබේ.



#### සංගත අංකය

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

#### 4.33 වගුව d ගොනුවේ අයනවල පොදු සංගත අංක

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

#### 4.10.7 සංකීරණ සංයෝගවල වරණ කෙරෙහි බලපාන සාධක

ආන්තරික ලෝහ පරමාණු සහ අයන මගින් වරණවත් සංකීරණ සාධකයි. මේ සංකීරණවල වරණය පහත සාධක මත රදා පවතී. වගුව 4.34 මගින් මේ සාධකවල බලපෑම නිරැපණය කරයි.

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

#### 4.34 වගුව ආන්තරික ලෝහ අයන සංකීරණවල වරණ රදා පවතින සාධක

1. මධ්‍ය ලෝහ අයනය

Mn(II)	Ni(II)	Cu(II)
$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
ලා රෝස්	කොල	ලා තිල්

2. මධ්‍ය ලෝහ අයනයේ ඔක්සිකරණ අංකය

Co(II)	Co(III)	Fe(II)	Fe(III)
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
රෝස්	තිල්	ලා කොල	කහ - දුමුරු

3. ලිගනවල ස්වභාවය

H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup>
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$[\text{CoCl}_4]^-$
රෝස්	කහ පැහැති දුමුරු	තිල්

ආන්තරික ලෝහ මූල්‍යවත්වලින් වරණවත් සංයෝග සැදීම එහි එකීය ලක්ෂණයකි. සමහර පොදු ලෝහ සංකීරණ මගින් දෙනු ලබන වරණ වගුව 4.35 මගින් දක්වේ.

### 4.35 වගුව ලේඛන සංකීරණ වර්ණ

ලේඛය	ලිගනයේ ස්වභාවය			
	H <sub>2</sub> O(l)	OH <sup>-</sup> (aq)	NH <sub>3</sub> (aq)	Cl <sup>-</sup> (aq)
Cr	[Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> නිල්-දම්	Cr(OH) <sub>3</sub> නිල්-කොල අවක්ෂේපය	Cr(OH) <sub>3</sub> නිල්-කොල අවක්ෂේපය	
Mn	[Mn(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ලා රෝස	Mn(OH) <sub>2</sub> අව පැහැ සුදු/තීම් පැහැ අවක්ෂේපය	Mn(OH) <sub>2</sub> අව පැහැ සුදු/ තීම් පැහැ අවක්ෂේපය	[MnCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> කහ
Fe	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ලා කොල	Fe(OH) <sub>2</sub> කැන කොල අවක්ෂේපය	Fe(OH) <sub>2</sub> කැන කොල අවක්ෂේපය	
	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> කහ-දුමුරු	Fe(OH) <sub>3</sub> රතු-දුමුරු අවක්ෂේපය	Fe(OH) <sub>3</sub> රතු-දුමුරු අවක්ෂේපය	[FeCl <sub>4</sub> ] <sup>-</sup> කහ
Co	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> රෝස	Co(OH) <sub>2</sub> රෝස අවක්ෂේපය	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> කහ පැහැති දුමුරු [Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup> දුමුරු පැහැ රතු	[CoCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> නිල්
Ni	[Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> කොල	Ni(OH) <sub>2</sub> කොල අවක්ෂේපය	[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> නිල්	[NiCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> කහ
Cu	[Cu(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> ලා නිල්	Cu(OH) <sub>2</sub> නිල් අවක්ෂේපය	[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> තද නිල්	[CuCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> කහ
Zn	[Zn(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> අවර්ණ	Zn(OH) <sub>2</sub> සුදු අවක්ෂේපය	[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup> අවර්ණ	[ZnCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> අවර්ණ
	වැඩිපුර OH <sup>-</sup> [Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> අවර්ණ			

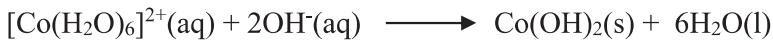
#### [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> ප්‍රතික්‍රියා

ඡලිය NH<sub>3</sub>, සමග නිල් දම් පැහැති ඡලිය [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> දාවණය, නිල්-කොල ජේලරිනිය අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.



### $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල හස්ම (NaOH); රෝස පැහැති  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  ජලීය දාවණය සමග රෝස පැහැති අවක්ෂේපයක් සාදයි.



NH<sub>3</sub> සමග



ආරම්භයේදී රෝස පැහැති  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  සාන්ද NH<sub>3</sub> සීමිත ප්‍රමාණයක් සමග රෝස පැහැති Co(OH)<sub>2</sub> අවක්ෂේපයක් සාදන අතර, සාන්ද NH<sub>3</sub> කවදුරටත් එකතු කිරීමත් සමග කහ පැහැදුමුරු  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  සංකීරණ අයනයක් සාදයි. කෙසේ වෙතත් ස්වයං මක්සිකරණය නිසා  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  සංකීරණය දුමුරු පැහැර රතු  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  බවට පරිවර්තනය වේ. මේ හේතුව නිසා දාවණය ඉහත වර්ණ දෙකෙහි එකතුවක් පෙන්වයි.

සාන්ද HCl සමග රෝස පැහැති  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  දාවණය, නිල් පැහැති දාවණයක් බවට පත් වේ.

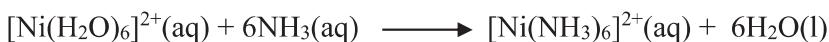


### $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ සමග ප්‍රතික්‍රියා

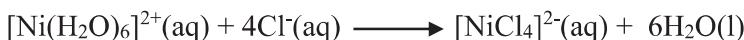
ප්‍රබල හස්මයක් සමග කොළ පැහැති  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  ජලීය දාවණය කොළ අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.



වැඩිපුර NH<sub>3</sub>(aq) සමග, කොළ පැහැති  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  දාවණය නිල් පැහැති දාවණයක් බවට පත් වේ.

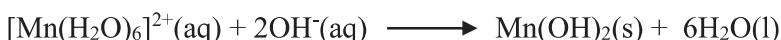


සාන්ද HCl, සමග කොළ පැහැති දාවණය කහ පැහැති දාවණයක් බවට පත් වේ.



### $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ සමග ප්‍රතික්‍රියා

ප්‍රබල හස්මයක් සමග ලා රෝස පැහැති  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  ජලීය දාවණය අව පැහැදු/කීම් පැහැති අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

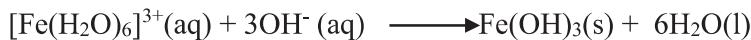


ජලීය NH<sub>3</sub>, සමග ලා රෝස පැහැති දාවණය, අව පැහැදු/කීම් පැහැති අවක්ෂේපක් බවට පත් වේ.



**[Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup>වල ප්‍රතික්‍රියා**

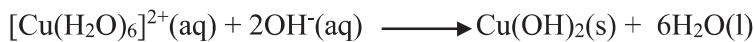
ප්‍රබල හස්මයක් සමග කහ-දුමුරු පැහැති [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> දාවණය රතු-දුමුරු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.



ඡලීය NH<sub>3</sub> සමග කහ-දුමුරු පැහැති [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> ඡලීය දාවණය, රතු-දුමුරු අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.

**[Cu(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup>වල ප්‍රතික්‍රියා**

ප්‍රබල හස්මයක් සමග ලා නිල් පැහැති ඡලීය [Cu(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> දාවණය නිල් පැහැති අවක්ෂේපයක් බවට පත්වේ.



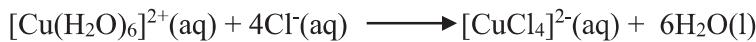
ඡලීය NH<sub>3</sub> සුදු ප්‍රමාණයක් සමග ලා නිල් පැහැති දාවණය, නිල් අවක්ෂේපයක් බවට පත් වේ.



වැඩිපුර ඡලීය NH<sub>3</sub>, සමග ලා නිල් පැහැති දාවණය, තද නිල් පැහැති සංකීරණයක් බවට පත්වේ.



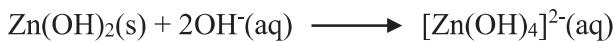
සාන්ද HCl සමග ලා නිල් පැහැති දාවණය, කහ පැහැති දාවණයට හැරෙයි.

**[Zn(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup>වල ප්‍රතික්‍රියා**

ප්‍රබල හස්මයක සීමිත ප්‍රමාණයක් සමග අවර්ණ [Zn(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> ඡලීය දාවණය, සුදු අවක්ෂේපයක් බවට පත්වේ.



වැඩිපුර ප්‍රබල හස්මයක් සමග සුදු අවක්ෂේපය අවර්ණ පැහැදිලි දාවණයක් බවට පත්වේ.



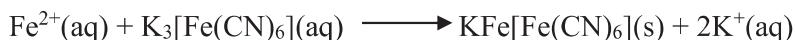
#### 4.10.8 d ගොනුවේ මූලුදුව්‍යවල වැදගත්කම

1. ආන්තරික මූලුදුව්‍ය (Au, Ag හා Cu), නොදු තාප සන්නායක වන අතර ඒවා ආහන්‍ය, තන්ත්‍ර හා දිලිසේන සුළු වේ. තරම සමාන නිසා ඒවා මිශ්‍ර කර මිශ්‍ර ලෝහ සැදිය හැකි ය. මේ මිශ්‍ර ලෝහ අනිතයේ සිට ම හාවිත කර ඇත. මිශ්‍ර ලෝහ මගින් ලෝහවල ගුණ වෙනස් කළ හැකි ය.
2. විකිරණයීල් කොබෝල්ට් සමස්ථානික ( $^{60}\text{Co}$ ) විකිරණ ප්‍රහවයක් ලෙස හාවිත කෙරේ.
3. උත්පේරක ගුණ ඇති සංයෝගවල උත්පේරක ක්‍රියාව වර්ධනය කිරීම සඳහා ආන්තරික ලෝහ පරමාණු සහ අයන හාවිත කරනු ලබන අතර, මේවා උත්පේරක ලෙස විවිධ කරමාන්තවල දී හාවිත කරනු ලබයි.
4. ආන්තරික ලෝහ විවිධ වූ වර්ණවත් සංයෝග සාදන නිසා මේවා තීන්ත තීෂ්පාදනයේ දී වර්ණක ලෙස හාවිත කරනු ලබයි. තවද මේවා වර්ණවත් විදුරු සහ විදුරු බෝතල් තීපද්‍රිමට ද යොදා ගනු ලැබේ.
5. Ni සහ Cd වැනි d ගොනුවේ මූලුදුව්‍ය නැවත ආරෝපණය කළ හැකි කෝෂ තීපද්‍රිම සඳහා හාවිත කරනු ලැබේ.
6. ආන්තරික මූලුදුව්‍ය ප්‍රකාශ වෝල්ටේය කෝෂවල ඇති කැඩිමියම් වෙළුරයිඩ් (CdTe) සහ කොපර ඉන්ඩියම් බිඩිසේලිනයිඩ් වැනි සංයෝග තීෂ්පාදනයට හාවිත කරනු ලැබේ. සුරුය කෝෂ යනු ප්‍රකාශ වෝල්ටේය කෝෂවලට උදාහරණයකි..

#### 4.10.9 d ගොනුවේ කෝරාගත් කැටුවායන හඳුනා ගැනීමේ පරීක්ෂණ



$\text{Fe}^{2+}$  හඳුනා ගැනීමට  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  සමග  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  තඳ නිල් අවක්ෂේපය සැදීම යොදා ගත හැකි ය.



$\text{Fe}^{3+}$  හඳුනා ගැනීමට  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  සමග  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  ප්‍රකියන් නිල් අවක්ෂේපය සැදීම යොදා ගත හැකි ය.

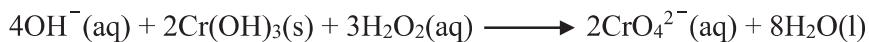


$\text{Fe}^{3+}$  හඳුනා ගැනීමට තරමක් දුරට ආම්ලික  $\text{NH}_4\text{SCN}$  දාවණය මගින්  $[\text{Fe}(\text{SCN})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$  රතු පැහැ සංකීරණය සැදීම යොදා ගත හැකි ය.



3.  $\text{Cr}^{3+}$ 

$\text{Cr}^{3+}$  දාවනයට වැඩිපුර සේවීයම් හයිලොක්සයිඩ් එකතු කර, රට පසු 6% හයිලුජන් පෙරෙක්සයිඩ් ස්වල්පයක් එකතු කළ විට කහ පැහැති  $\text{CrO}_4^{2-}$  සැදේ.



## පරිශීලන ග්‍රන්ථ:

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

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

Prakash, S. *Advanced Inorganic Chemistry*, 2000

Sodhi, G. S. *Principle of Inorganic Chemistry*, 2<sup>nd</sup> Edition, 2015

Svehla, G. *Vogel's Qualitative Inorganic Analysis*, 6<sup>th</sup> Edition, 1987

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

*NOMENCLATURE OF INORGANIC CHEMISTRY* (IUPAC Recommendations 2005)

Rayner-Canham, Geoff *Descriptive Inorganic Chemistry*, 6<sup>th</sup> Edition, 2013.

Lee, J. D. *Concise inorganic chemistry*, 5<sup>th</sup> Edition, 1996.





