3 මූලද්‍රව්‍ය හා සරල සංයෝග සමහරක ගුණ හා භාවිත

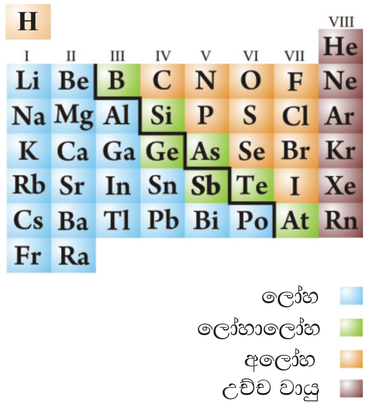
මෙම පාඩම හැදෑරීමෙන් පසු ව ඔබට,

- ලෝහ, අලෝහ, ලෝහාලෝහ හා උච්ච වායුවල ලාක්ෂණික ගුණ විමසා බැලීම,
- ලෝහ, අලෝහ, ලෝහාලෝහ හා උච්ච වායුවල භාවිත අවස්ථා අනාවරණය කරගැනීම,
- අම්ල, හස්ම හා ලවණ යන ද්‍රව්‍යවල ලාක්ෂණික ගුණ විමසා බැලීම,
- අම්ල, හස්ම හා ලවණ කිහිපයක භාවිත අවස්ථා පිළිබඳව අන්වේශනය කිරීමට,

අවශ්‍ය නිපුණතා ලබාගැනීමට හැකි වනු ඇත.

3.1 ලෝහ, අලෝහ, ලෝහාලෝහ හා උච්ච වායු

මිහි මත ජීවත් වන සෑම ජීවියකු මෙන් ම අජීවී සියලු දේ ද මූලද්‍රව්‍ය එකකින් හෝ කිහිපයකින් සෑදී ඇති බව ඔබ ඉගෙන ඇත. එම මූලද්‍රව්‍ය තව දුරටත් වර්ග කළ හැකි ක්‍රම විමසා බැලුව හොත් ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය, අලෝහ මූලද්‍රව්‍ය, ලෝහ ගුණ මෙන් ම අලෝහ ගුණ ද ඇති මූලද්‍රව්‍ය ආදී වශයෙන් දැක්විය හැකි වේ. දැනට හඳුනාගෙන ඇති මූලද්‍රව්‍ය ඒවායේ ගුණ අනුව විද්‍යාත්මක පදනමක් සහිත ව වර්ග කර ඇති ක්‍රමයක් ලෙස ආවර්තිතා වගුව හැඳින්විය හැකි ය (3.1 රූපය). ආවර්තිතා වගුවේ තුන් වන කාණ්ඩයේ බෝරෝන් සිට හත් වැනි කාණ්ඩයේ ඇස්ටටීන් දක්වා පියගැට පෙළක් මෙන් ඇඳ ඇති රටාව හඳුනාගන්න. එහි වම් පස නිල්පාටින් දක්වා ඇති කොටුවල දැක්වෙන මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ම ලෝහ වේ. දකුණු පස තැඹිලි පාටින් ඇඳ ඇති කොටුවල දැක්වෙන මූලද්‍රව්‍ය අලෝහ වේ. පියගැට පෙළ අවට ලා කොළ පාටින් දක්වා ඇති මූලද්‍රව්‍යවලට ලෝහ හා අලෝහවලට අතරමැදි ගුණ ඇත. ඒවා ලෝහාලෝහ ලෙස නම් කර ඇත. අට වැනි කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය වෙනත් මූලද්‍රව්‍යවලට වඩා සුවිශේෂී ගුණ දක්වන හෙයින් ඒවා උච්ච වායු (noble gases) නමින් හඳුන්වා ඇත.



3.1 රූපය ආවර්තිතා වගුව

ලෝහ (metals)

දැනට හඳුනාගෙන ඇති මූලද්‍රව්‍ය අතරින් අසූවකට වැඩි සංඛ්‍යාවක් ලෝහ වේ. මේවා ස්වභාවයේ නිදහස් (නිසග) ලෝහය ලෙස මෙන් ම ලෝහවල සංයෝග ලෙස ද පවතී. රන්, රිදී වැනි ලෝහ නිදහස් ලෝහය ලෙස ස්වභාවයේ හමු වන අතර යකඩ, ඇලුමිනියම්, මැග්නීසියම්, සෝඩියම් වැනි බොහෝ ලෝහ ඇත්තේ එම ලෝහවල සංයෝග වශයෙනි.

ලෝහවල භෞතික ගුණ

ආවේණික ලෝහක දීප්තියක් තිබීම ද (metallic lustre) ගැටීමේ දී රැව් දෙන හඬක් නැංවීම ද, සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී ඝන අවස්ථාවේ පැවතීම ද (මර්කරි රසදිය ලෝහයක් වුව ද ද්‍රවයකි) තුනී තහඩු බවට තැළිය හැකි බව ද (ආඝාතවර්ධ්‍යතාව malleability) කම්බියක් සේ ඇදිය හැකි බව ද (තන්‍යතාව ductility) හොඳ තාප හා විද්‍යුත් සන්නායක වීම ද බොහෝ විට ඉහළ ඝනත්වයක් හා ද්‍රවාංකයක් තිබීම ද ලෝහවල භෞතික ගුණ වේ.

ලෝහවල රසායනික ගුණ

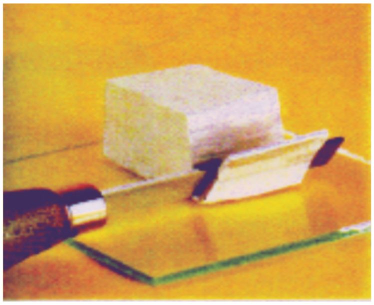
පොදුවේ ගත් කළ ලෝහ බොහොමයකට ධන අයන හෙවත් කැටායන සෑදීමේ හැකියාවක් ඇත. බොහෝ ලෝහ, ඔක්සිජන් සමඟ සංයෝජනය වී භාස්මික ඔක්සයිඩ සාදයි. එම ඔක්සයිඩ ජලයේ දිය වීමෙන් භාස්මික ද්‍රාවණ සෑදේ.

$$2Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2CaO(s)$$

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq)$$

ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක්

සෝඩියම් (sodium)



3.2 රූපය - සෝඩියම් ලෝහය පිහියකින් කපන ආකාරය

ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය අතරින් සෝඩියම් බෙහෙවින් ප්‍රතික්‍රියාශීලි ලෝහයකි. වාතය මෙන් ම ජලය සමඟ ශීඝ්‍රයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. එබැවින් සෝඩියම් ලෝහය වාතයට විවෘත ව තබා ගත නො හැකි ය. සෝඩියම් ගබඩා කර ඇත්තේ භූමිතෙල් වැනි පැරෆින් තෙල් වර්ග තුළ ය. වාතය සමඟ දක්වන අධික ප්‍රතික්‍රියාශීලී බව නිසා ම මෙම ලෝහය මතුපිට නිතර ම මලින වී පවතී. ලෝහමය දිස්නය දක්නට නැත. වෙනත් ලෝහවලට සාපේක්ෂ ව සෝඩියම් මෘදු ලෝහයකි. පිහියකින් ඉතා පහසුවෙන් කැපිය හැකි වේ. කැපූ පෘෂ්ඨයේ දිලිසෙන රිදීවන් ලෝහමය දිස්නය මැනවින් දැකගත හැකි ය. සෝඩියම් පරමාණු පහන් දැල්ලට දීප්තිමත් කහ පැහැයක් ලබා දෙයි. සෝඩියම්වල ඝනත්වය ජලයේ ඝනත්වයට වඩා අඩු ය. එනම් 975 $kg\,m^{3}$ කි. ජලයට වඩා ඝනත්වය අඩු නිසා සෝඩියම් ලෝහය ජලය මත පා වේ. ඉහළ තාප හා විද්‍යුත් සන්නායක ගුණ පෙන්වයි.

සෝඩියම් ලෝහයේ රසායනික ගුණ

- සෝඩියම් ලෝහය ඔක්සිජන් කෙරෙහි බලවත් ප්‍රතික්‍රියාශීලීත්වයක් දක්වයි. වාතයේ ඇති ඔක්සිජන් වායුව සමඟ ශීඝ්‍රයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහයේ ඔක්සයිඩය සාදයි.

$$4\,Na(s) + O_2(g) \rightarrow 2Na_2O(s)$$

මෙසේ සෑදෙන සෝඩියම් ඔක්සයිඩ් වාතයේ ඇති ජල වාෂ්ප සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් බවට හැරෙන අතර එය වාතයේ ඇති කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සමඟ තවදුරටත් ප්‍රතික්‍රියා කර සෝඩියම් කාබනේට් බවට ද පත් වේ.

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq)$$
$$2\,NaOH(aq) + CO_2\,(g) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

- සෝඩියම් සිසිල් ජලය සමඟ ශීඝ්‍රයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කර සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සාදයි.

$$2\,Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2\,(g)$$

- සෝඩියම් තනුක අම්ල සමඟ ප්‍රචණ්ඩ ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහයේ ලවණය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සාදයි (මෙය බෙහෙවින් අනතුරුදායක ප්‍රතික්‍රියාවක් නිසා අත්හද බැලීම් නොකරන්න).

$$2\,Na(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + H_2(g)$$

සෝඩියම් ලෝහයේ භාවිත අවස්ථා

රන් රිදී නිස්සාරණයට අවශ්‍ය සෝඩියම් සයනයිඩ් නිපදවීමට ද කාබනික රසායන විද්‍යාවේ දී ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ගන්නා සෝඩියම් සංරසය සෑදීමට ද භාවිත වේ. ටයිටේනියම්, සර්කෝනියම් වැනි ලෝහවල සංයෝගවලින් ලෝහය වෙන්කර ගැනීමේ දී ද කලිසම් රෙදි (ඩෙනිම්) වර්ණ ගැන්වීමට යොද ගන්නා ඉන්ඩිගෝ සායම් වර්ග නිපදවීමට ද විටමින් සී වැනි ඖෂධ නිපදවීමට හා සෝඩියම් වාෂ්ප ලාම්පුවලට ද සෝඩියම් යොද ගැනේ.

මැග්නීසියම් (magnesium)

මැග්නීසියම් ප්‍රතික්‍රියාශීලී සැහැල්ලු ලෝහයකි. නිදහස් ලෝහය ලෙස ස්වභාවයේ නො පවතී. මුහුදු ජලයේ එය මැග්නීසියම් ක්ලෝරයිඩ් ලෙස පවතී. ඝනත්වය 1740 $kg\ m^{-3}$ කි. ද්‍රවාංකය 650 ^{0}C වන අතර තාපාංකය 1100 ^{0}C වේ. වාතයට විවෘත ව ඇති විට ඉක්මනින් මලින වන නිසා දිස්නය දැකිය නො හැකි ය. එහෙත් වැලි කඩදාසියකින් මැදගත් විට දිස්නය දැකගත හැකි වේ. ඉහළ තාප හා විද්‍යුත් සන්නායක ගුණ පෙන්වයි.

රසායනික ගුණ

- මැග්නීසියම් ලෝහය වාතයේ රත් කළ විට දීප්තිමත් සුදු දැල්ලක් ඇති කරමින් දැවී සුදු පාට මැග්නීසියම් ඔක්සයිඩය සාදයි.

$$2\,Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\,MgO(s)$$

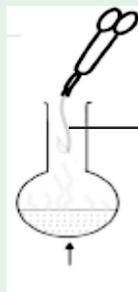
- මැග්නීසියම් ලෝහය සිසිල් ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාවක් නොදැක්වුව ද උණු ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාවක් දක්වයි.

$$Mg(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

මැග්නීසියම් හුමාලය තුළ තදින් රත්කළ විට මැග්නීසියම් ඔක්සයිඩ් හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සෑදෙයි. $Mg(s) + H_2O(g) \rightarrow MgO(s) + H_2(g)$

ක්‍රියාකාරකම 3.1

♦ මැග්නීසියම් ලෝහය ගිනිගන්නා තෙක් රත් කර රූපයේ දක්වා ඇති පරිදි හුමාලය හා ගැටීමට සලස්වන්න. මැග්නීසියම් හුමාලය තුළ දීප්තිමත් ව දැවෙන ආකාරය නිරීක්ෂණය කරන්න.



3.3 රූපය - මැග්නීසියම් හුමාලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව

- මැග්නීසියම් තනුක අම්ල සමඟ ශීඝ්‍රයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කර අදාළ මැග්නීසියම් ලවණය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සාදයි.

$$Mg\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

මැග්නීසියම් ලෝහයේ භාවිත අවස්ථා

මිශ්‍ර ලෝහ නිපදවීමට මැග්නීසියම් ලෝහය යොදා ගැනේ. මැග්නීසියම් සහ ඇලුමිනියම්, මිශ්‍ර කිරීමෙන් මැග්නේලියම් නම් ශක්තිමත්, සැහැල්ලු විඛාදනයට ඔරොත්තු දෙන මිශ්‍ර ලෝහයක් නිපදවනු ලැබේ. එය ගුවන් යානා, වාහන කොටස් ආදිය තැනීමේ දී භාවිත වේ. පොහොර නිපදවීමට ද මැග්නීසියම් ක්ෂීරය (milk of magnesia) වැනි ඖෂධ නිපදවීමට ද, ගිනිකෙළි කර්මාන්තයේ දී ද, විඛාදනය වැළැක්වීමට කැපවෙන ලෝහයක් ලෙස ද මැග්නීසියම් ලෝහය භාවිත වේ.

3.4 රූපය - මැග්නීසියම් ක්ෂීරය

අයන් (iron)

සාමාන්‍ය ව්‍යවහාරයේ දී යකඩ නමින් හැඳින්වේ. සුලබ ව භාවිත වන තරමක් ක්‍රියාශීලී ලෝහයකි. සංශුද්ධ අයන් මෘදු ය. අවි ආයුධ හෝ වෙනත් මෙවලම් සෑදීමට සංශුද්ධ අයන් සුදුසු නැත. එහෙත් සංශුද්ධ අයන්වලට සමහර මූලද්‍රව්‍ය එකතු කිරීමෙන් වඩා සවිමත් මිශ්‍ර ලෝහ සාද ගත හැකි වේ. අයන්වලට කාබන් 1.5% පමණ එකතු කිරීමෙන් වානේ (steel) සාදගන්නා අතර අයන්වලට 12% සිට 18% දක්වා ක්‍රෝමියම් ද 8% නිකල් ද මිශ්‍ර කිරීමෙන් මල නොබැඳෙන වානේ (stainless steel) සාදා ගනු ලැබේ. අයන් ලෝහයේ සුවිශේෂී ගුණයක් වනුයේ චුම්බක කෙරෙහි දක්වන ආකර්ෂණය යි. සෝඩියම් වැනි ලෝහ සමග සසඳන විට අයන්වල ඝනත්වය වැඩි ය (7900 $kg\ m^{-3}$). අයන්වල ද්‍රවාංකය ද සාපේක්ෂ ව ඉහළ ය (1525 ^0C).

අයන් ලෝහයේ රසායනික ගුණ

- වාතයට විවෘත ව ඇති විට වාතයේ ඇති ඔක්සිජන් වායුව හා තෙතමනය සමග අයන් ලෝහය ප්‍රතික්‍රියා කර රතු දුඹුරු පැහැති අයන් ඔක්සයිඩ තට්ටුවක් ලෝහයේ මතුපිට සෑදේ. මෙය යකඩ මල බැදීම යනුවෙන් හැඳින්වේ. යකඩ මල යනු සජල අයන් ඔක්සයිඩය යි.

$$4Fe(s) + 3H_2O(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3 . 3H_2O(s)$$

- අයන් කෙඳි වාතයේ රත් කළ විට පහසුවෙන් දැවී අයන් ඔක්සයිඩ් සෑදේ.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

- රක්ත තප්ත අයන් කෙඳි හෝ කුඩු මතින් හුමාලය යැවූ විට පෙරෝසෝ පෙරික් ඔක්සයිඩ් හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සෑදේ. මෙය ප්‍රතිවර්ත්‍ය ප්‍රතික්‍රියාවකි.

$$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$$

- තනුක අම්ල සමඟ අයන් ප්‍රතික්‍රියා කර අදාළ අම්ලයේ ලවණය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව නිපදවයි.

$$Fe\ (s) + 2HCl(aq) \rightarrow FeCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

අයන් ලෝහයේ භාවිත අවස්ථා

වානේ වැනි මිශ්‍රලෝහ නිපදවීමට ද චුම්බක තැනීමට ද කොන්ක්‍රීට්වල සවිමත් බව වැඩි කිරීමට ද, පාලම්, ගොඩනැගිලි, වහළ, යන්ත්‍ර සූත්‍ර ආදිය තැනීමට ද යකඩ ලෝහය භාවිත වේ. මේ හැර යකඩ ඇණ, කම්බි දැල්, කටු කම්බි ආදිය නිෂ්පාදනයේ දී ද අයන් අඩංගු ඖෂධ සෑදීමේ දී ද යොදා ගැනේ. ආවුද, බ්ලේඩ්, හැඳි ගෑරුප්පු ආදිය තැනීමට, වානේ පිහි සෑදීමට ද මල නොබඳින වානේ භාවිත වේ.

පැවරුම 1

ඔබ නිවෙසේ භාවිත වන ලෝහ භාණ්ඩ අතරින් සංශුද්ධ අයන් හෝ අයන්වල මිශ්‍ර ලෝහවලින් හෝ සාද ඇති භාණ්ඩ ලැයිස්තුවක් පිළියෙල කරන්න. එක් එක් භාණ්ඩය තැනීම සඳහා අයන් හෝ අයන්වල මිශ්‍ර ලෝහ හෝ යොදා ගැනීමේ ඇති වාසි අවාසි විමසා බලන්න.

නොමිලයේ බෙදා දීම සඳහා ය.

අලෝහ (non - metals)

3.5 රූපය - අලෝහ මූල ද්‍රව්‍ය කිහිපයක්

අලෝහවල බොහෝ විට ලෝහවලට ප්‍රතිවිරුද්ධ වූ ගුණ ඇත. නිදහස් ලෙස පවතින අලෝහ මෙන් ම වෙනත් ද්‍රව්‍ය සමඟ සංයෝග ලෙස පවතින අලෝහ ද ඇත. සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී ඝන අවස්ථාවේ පවතින අලෝහ මෙන් ම ද්‍රව හා වායු අවස්ථාවේ පවතින අලෝහ ද ඇත. කාබන්, සල්ෆර්, පොස්පරස්, අයඩීන් ඝන අවස්ථාවේ පවතී. බ්‍රෝමීන් සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී පවතින්නේ ද්‍රව අවස්ථාවේ ය. ක්ලෝරීන්, ෆ්ලුවොරීන්, නයිට්‍රජන් සහ ඔක්සිජන් වායු අවස්ථාවේ ඇති අලෝහ කිහිපයකි. අලෝහවලට ලෝහමය දිස්නයක් නැත. තහඩුවක් සේ තලා ගැනීමට හෝ කම්බියක් මෙන් ඇද ගැනීමට ද නොහැකි ය. බොහෝ අලෝහ භංගුර වන අතර දුර්වල විද්‍යුත් හා තාප සන්නායක ගති ලක්ෂණ දක්වයි. එහෙත් මිනිරන් අලෝහයක් වුව ද හොඳ විද්‍යුත් සන්නායකයකි. අලෝහවල ඝනත්වය සාපේක්ෂ ව අඩු ය. එසේ වුව ද දියමන්තිවල ඝනත්වය වැඩි ය.

අලෝහවල රසායනික ගුණ

- අලෝහ ඍණ අයන (ඇනායන) සාදයි.
- අලෝහ ඔක්සිජන් සමඟ සාදන බොහෝ ඔක්සයිඩ ආම්ලික වේ. මේවා බොහෝ විට වායු අවස්ථාවේ පවතී. ජලයේ පහසුවෙන් දිය වී අම්ල සාදයි.

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

$$H_2O(l) + CO_2(g) \rightarrow H_2CO_3(aq)$$ (කාබොනික් අම්ලය)

අලෝහ මූලද්‍රව්‍ය සමහරක්

නයිට්‍රජන් (nitrogen)

වායු ගෝලයේ නිදහස් වායුවක් ලෙස පවතී. වාතයේ පරිමාවෙන් 78.1%ක් පමණ නයිට්‍රජන් වායුව ඇත. සත්ත්ව හා ශාක ප්‍රෝටීන්වල සංඝටකයක් ලෙස නයිට්‍රජන් මූල ද්‍රව්‍යය අඩංගු ය. පසෙහි පාංශු වාතයේ සංඝටකයක් ලෙස ද හියුමස් වැනි කාබනික ද්‍රව්‍යවල ද නයිට්‍රේට, නයිට්‍රයිට ඇමෝනියම් සංයෝග ආදියේ ද සංඝටක මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස නයිට්‍රජන් පවතී.

වර්ණයක් හෝ ගන්ධයක් හෝ නැත. දහන අපෝෂක වායුවකි. වාතයට වඩා මඳක් සැහැල්ලු ය. ජලයේ සුලු වශයෙන් දිය වේ. ද්‍රවාංකය - 195.7 ^0C කි.

රසායනික ගුණ

- ප්‍රතික්‍රියතාව ඉතා අඩු වායුවකි. එහෙත් ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී නයිට්‍රජන් වායුව ඔක්සිජන්, හයිඩ්‍රජන්, කාබන්, සිලිකන් වැනි අලෝහ සමඟ මෙන් ම මැග්නීසියම්, ඇලුමිනියම් වැනි ලෝහ මූලද්‍රව්‍ය සමඟ ද ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

ප්‍රබල විද්‍යුත් චාපයක් අතරින් වාතය යැවූ විට වාතයේ ඇති ඔක්සිජන් සමඟ නයිට්‍රජන් සංයෝජනය වී අස්ථායි නයිට්‍රික් ඔක්සයිඩ් වායුව සෑදෙයි. මෙසේ සෑදෙන නයිට්‍රික් ඔක්සයිඩ් වායුව වාතයේ ඇති ඔක්සිජන් සමඟ තවදුරටත් ප්‍රතික්‍රියා වී ආම්ලික වායුවක් වන නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් සෑදේ.

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$$

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

- නයිට්‍රජන් වායුව හයිඩ්‍රජන් සමඟ විශේෂිත තත්ත්ව යටතේ දී ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා වායුව සාදයි.

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

කාර්මික වශයෙන් ඇමෝනියා වායුව නිපදවනු ලබන්නේ මෙම ක්‍රමයෙනි. මෙසේ සාදගත් ඇමෝනියා වායුව ඇමෝනියා පොහොර නිපදවීම හා පුපුරන ද්‍රව්‍ය නිපදවීම සඳහා අමුද්‍රව්‍යයක් ලෙස භාවිත කෙරේ.

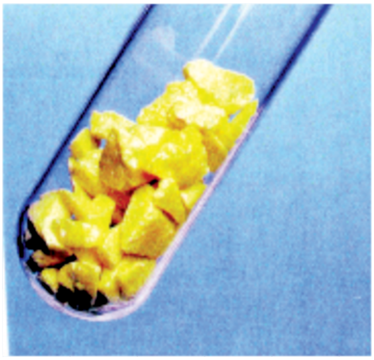
- නයිට්‍රජන් වායුව මැග්නීසියම් වැනි ලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී ලෝහයේ නයිට්‍රයිඩය සාදයි.

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

නයිට්‍රජන් වායුවේ භාවිත අවස්ථා

සාමාන්‍ය වාතය ද්‍රවකර භාගික ආසවනයට ලක්කිරීමෙන් නයිට්‍රජන් වායුව කාර්මික ව නිපදවා ගැනේ. කාර්මික වශයෙන් ඇමෝනියා නිපදවීමට ද රසායනික පොහොර නිපදවීමට හා වෙනත් නයිට්‍රජන් සංයෝග නිපදවීමට ද නයිට්‍රජන් භාවිත වේ. අක්‍රිය වායුවක් නිසා විදුලි ලාම්පු , උෂ්ණත්වමාන ආදිය පිරවීමට ද එය යොදගැනේ. ඉලෙක්ට්‍රොනික උපාංග සෑදීමේ දී නයිට්‍රජන් වායු පරිසරයක් භාවිත කෙරේ. සමහර ද්‍රව්‍ය ගබඩා කිරීමේදී ආවරණ වායුවක් (blanketing gas) ලෙස භාවිත වේ. කිරිපිටි පැකට්වල ඇසිරීමේ දී ඒවා තුළ අඩංගු කර ඇත්තේ නයිට්‍රජන් වායුව ය. ද්‍රව නයිට්‍රජන් සිසිලනකාරකයක් ලෙස ද භාවිත වේ.

සල්ෆර් (sulphur)



3.6 රූපය - ස්ඵටිකරූපී සල්ෆර් කැබලි

සාමාන්‍ය ව්‍යවහාරයේ ගෙන්දගම් නමින් හැඳින්වේ. ස්වභාවයේ විවිධ ස්වරූපවලින් පවතී. කිසියම් මූලද්‍රව්‍යයක් ස්වභාවයේ විවිධ ස්වරූපවලින් ඇති විට ඒවා එම මූලද්‍රව්‍යයේ බහුරූපී ආකාර (allotropes) ලෙස හැඳින්වේ. සල්ෆර් බිඳෙන සුලු, දිලිසෙන, කහ පැහැති ස්ඵටික ස්වරූපයෙන් ද (3.6 රූපය) සුදු පැහැති කුඩු වැනි අස්ඵටික ස්වරූපයෙන් ද පවතී. ස්වභාවයේ නිදහස් මූලද්‍රව්‍යය ලෙස මෙන් ම සල්ෆේට , සල්ෆයිඩ වැනි සංයෝග ලෙස ද හමුවේ. ජීවීන්ගේ දේහ තුළ ඇති සමහර ඇමයිනෝ අම්ලවල සංඝටක මූලද්‍රව්‍යයකි. පැහැදිලි ලෙස අලෝහ ගුණ දක්වයි. ආවේණික රසයක් හෝ ගන්ධයක් හෝ නැත. විද්‍යුත් කුසන්නායකයකි. ජලයේ අද්‍රාව්‍ය ය. කාබනික ද්‍රාවකවල සුළු වශයෙන් ද කාබන් ඩයිසල්ෆයිඩ් දියරයේ ඉතා හොඳින් ද දිය වේ. ද්‍රවාංකය 113 ^{0}C කි.

රසායනික ගුණ

- සල්ෆර් නිල් දැල්ලක් සහිත ව වාතයේ දැවී සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි.

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

- බොහෝ ලෝහ සල්ෆර් සමග රත් කළ විට ලෝහයේ සල්ෆයිඩය සෑදෙයි.

$$Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$$

ක්‍රියාකාරකම 3.2

සල්ෆර් කැබැල්ලක් අඬුවකින් ගෙන දැල්ලක් වෙතට ළං කරන්න. සල්ෆර් නිල්පාට දැල්ලක් සහිත ව දැවෙන ආකාරයත් , සුදු පාට දුමාරයක් ලෙස සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් වායුව පිටවන ආකාරයත් නිරීක්ෂණය කරන්න.

සල්ෆර්වල භාවිත අවස්ථා.

සල්ෆියුරික් අම්ලය නිපදවීමට ද, රබර් වල්කනයිස් කිරීමට ද කැල්සියම් හා මැග්නීසියම් සල්ෆයිට සෑදීමට ද (මේවා ලී පල්ප විරංජනය සඳහා භාවිත වේ) සල්ෆයිඩ අඩංගු සායම් වර්ග, කාබන් ඩයිසල්ෆයිඩ් වැනි ද්‍රාවක, සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් වායුව, ගිනිකූරු, රතිඤ්ඤා හා වෙඩි බෙහෙත් නිපදවීමට ද භාවිත වේ. වයින් හා බීර නිපදවීමේ දී ද, දිලීර නාශකයක් ලෙස ද ඖෂධ වර්ග නිපදවීමට ද සල්ෆර් යොදා ගැනේ.

කාබන් (carbon)

බහුල වශයෙන් පවතින ආලෝහ මූලද්‍රව්‍යයකි. වායුගෝලයේ කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව ලෙස කාබන් පවතී. සත්ත්ව හා ශාක පටකවලත් සියලු ම කාබනික සංයෝග හා ගල් අඟුරු, පෙට්‍රෝලියම් නිෂ්පාදන යනාදියේත් වෙනත් හයිඩ්‍රොකාබනවලත් කාබන් අඩංගු ය. කාබන් ද බහුරූපීතාව (allotropy) දක්වන මූලද්‍රව්‍යයකි. කාබන්වල ස්ඵටික ආකාර (crystalline) මෙන් ම අස්ඵටිකරූපී (amorphous) ආකාර ද ඇත.

ස්ඵටිකරූපී කාබන් : දියමන්ති, මිනිරන්

අස්ඵටිකරූපී කාබන් : අඟුරු, ලාම්පු දැලි, ගල් අඟුරු

කාබන්වල භෞතික ලක්ෂණ ඒ ඒ කාබන් ස්වරූපය අනුව වෙනස් වේ. දියමන්ති හැර අනෙකුත් කාබන් ස්වරූප කළු පැහැතිය. ඝන අවස්ථාවේ පවතී. ඝනත්වය සාපේක්ෂ ව අඩු ය. එහෙත් දියමන්ති වැඩි ම ඝනත්වයක් ඇති කාබන් ස්වරූපය වේ. ඉහළ වර්තනාංකය හා දැඩි බව යන ගුණ නිසා දියමන්තිවලට විශාල වටිනාකමක් ලැබී ඇත. දියමන්ති විද්‍යුත් කුසන්නායක ද්‍රව්‍යයකි. එහෙත් මිනිරන් විද්‍යුත් සන්නායකයකි. අඟුරුවලට වායු වර්ග අධිශෝෂණය (adsoption) කර ගැනීමේ හැකියාව ඇත.

රසායනික ගුණ

කාබන් ප්‍රතික්‍රියාශීලී බවෙන් අඩු මූලද්‍රව්‍යයකි. ඉතා ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ඔක්සිජන් සමග සංයෝජනය වන අතර අම්ල, භස්ම, ක්ලෝරීන් යනාදිය සමග ප්‍රතික්‍රියාවක් නො දක්වයි. අඟුරු වැනි අස්ඵටික ආකාර රසායනික ව ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

- අඟුරු තදින් රත් කර ජ්වලනය කළ විට ඔක්සිජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා වී කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි.

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

- ඉහළ උෂ්ණත්වයේ දී කාබන්, කැල්සියම් ඔක්සයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියා කර කැල්සියම් කාබයිඩ් සාදයි.

$$2CaO(s) + 5C(s) \rightarrow 2CaC_2(s) + CO_2(g)$$

කාබන්වල භාවිත අවස්ථා

කාබන්වල බහුරූපී ස්වරූප විවිධාකාරයෙන් ප්‍රයෝජනයට ගැනේ. කාබන්වල ප්‍රයෝජන සමහරක් පහත වගුවෙහි දක්වා ඇත.

කාබන් ස්වරූපය	ප්‍රයෝජන
අස්ඵටික කාබන්	• කළුපාට තීන්ත වර්ග නිපදවීමට • රබර් වල්කනයිස් කිරීමට
ගල් අඟුරු	• ඉන්ධනයක් ලෙස
මිනිරන්	• පැන්සල් නිෂ්පාදනයට • විදුලි කෝෂවල ඉලෙක්ට්‍රෝඩ සෑදීමට හා ස්නේහකයක් ලෙස
දියමන්ති	• ආභරණ සෑදීමට ද මැණික් කැපීමට හා වීදුරු කැපීමට ද යන්ත්‍රසූත්‍රවල හා තරාදි ආදියේ ගෙවී යන තැන්වලට යොදා ගනී.
අඟුරු	• වායු අවශෝෂණයට, ජලය පිරිසිදු කිරීමට
කාබන් තන්තු	• අභ්‍යවකාශයානාවල කොටස්, අභ්‍යවකාශ ඇඳුම්, මිසයිල ආදිය නිෂ්පාදනයේ දී යොදගැනේ. මේවා සර්ෂණය නිසා ඇති වන අධික තාපයට ඔරොත්තු දෙයි.

3.7 රූපය කාබන් තන්තු

ක්ලෝරීන් (chlorine)

සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී වායු අවස්ථාවේ පවතී. කොළ පැහැයට හුරු ලා කහ පැහැති වායුවකි. ආවේණික කටුක ගඳක් ඇත. වාතයට වඩා බරින් වැඩි වායුවකි. ජලයේ තරමක් දිය වේ. ද්‍රවාංකය 101^{0}C කි. තාපාංකය 34.5^{0}C වේ.

රසායනික ගුණ

ක්ලෝරීන් ඉහළ ප්‍රතික්‍රියාශීලී බවක් පෙන්වයි. බොහෝ ලෝහ මෙන් ම අලෝහ සමඟ ද ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

• ක්ලෝරීන් වායුව හයිඩ්‍රජන් කෙරෙහි බලවත් ප්‍රතික්‍රියාශීලීත්වයක් දක්වයි. හයිඩ්‍රජන් හා ක්ලෝරීන් වායු මිශ්‍රණයක් සූර්යාලෝකයේ දී ස්ඵෝටනයක් සහිත ව ප්‍රතික්‍රියා කර හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් සාදයි.

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$$

• ක්ලෝරීන් වායුව ජලයේ පහසුවෙන් දිය වේ. එහි දී ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් හා හයිපොක්ලෝරස් අම්ල මිශ්‍රණයක් සෑදේ. මෙම අස්ථායි හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය වියෝජනය වී පරමාණුක ඔක්සිජන් සෑදේ. මෙම පරමාණුක ඔක්සිජන්වලට විරංජන හැකියාව ඇත. වර්ණවත් තෙත් මලක් ක්ලෝරීන් වායු සරාවකට දැමූ විට එම මලෙහි වර්ණය විරංජනය වී අවර්ණ වන ආකාරය ඔබට අත්හද බැලිය හැකි ය. මෙහි දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාව පහත සඳහන් පරිදි වේ.

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

$$HOCl(aq) \rightarrow HCl(aq) + 'O'(g)$$

වර්ණවත් ද්‍රව්‍යය + පරමාණුක ඔක්සිජන් (O) → අවර්ණ ද්‍රව්‍යය

ක්ලෝරීන්වල භාවිත අවස්ථා

විරංජන කාරකයක් ලෙස ශාක ද්‍රව්‍ය, හණ, නූල්, කඩදාසි, පල්ප, රෙදි යනාදිය විරංජනය කිරීමට ද විරංජන කුඩු සෑදීමට ද බීමට ගන්නා ජලය හා නාන තටාකවල ජලය ජීවාණුහරණයට ද රත්‍රං ලෝහ නිස්සාරණයේ දී ද හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය, කාබන් ටෙට්‍රාක්ලෝරයිඩ් හා PVC වැනි කාබනික බහුඅවයවක නිපදවීමේ දී ද භාවිතයට ගැනේ.

ලෝහාලෝහ (metalloids)

ලෝහමය ගුණ හා අලෝහමය ගුණවලට අතරමැදි ගුණ දක්වන මූලද්‍රව්‍ය ලෝහාලෝහ වේ. බෝරෝන්, සිලිකන්, ජ'මේනියම්, ආසනික්, ඇන්ටිමනි වැනි මූලද්‍රව්‍ය මෙම කාණ්ඩයට අයත් ය. මේවා යෝධ අණුක ව්‍යුහ ඇති සංයෝග සාදයි. සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී ඝන අවස්ථාවේ පවතී. ද්‍රවාංක, තාපාංක සාපේක්ෂ ව ඉහළ ය. අඩු විද්‍යුත් සන්නායකතාවක් දක්වයි. එහෙත් උෂ්ණත්වය වැඩි කිරීමෙන් හෝ වෙනත් අපද්‍රව්‍ය සුළු වශයෙන් එකතු කිරීමෙන් හෝ ඒවායේ විද්‍යුත් සන්නායකතාව වැඩි කරගත හැකි වේ.

ලෝහාලෝහ සමහරක්

සිලිකන් (silicon)

3.8 රූපය සිලිකන් කුරක් හා පෙති

පෘථිවි කබොලෙහි ඔක්සිජන් හැරුනු විට වැඩි වශයෙන් ම දක්නට ඇති මූලද්‍රව්‍යය සිලිකන්ය. සිලිකන් සංයෝග ස්වභාවයේ ස්ඵටිකරූපී මෙන් ම අස්ඵටිකරූපී ආකාර ලෙස ද පවතී. තිරුවාන හා වැලි, එමරල්ඩ් වැනි මැණික් වර්ග ස්ඵටිකරූපී සිලිකන් සංයෝග වේ. මැටි අස්ඵටිකරූපී සිලිකන් සංයෝගයකි. සිලිකන්වල ද්‍රවාංකය $1410\,^0C$ වේ.

3.9 රූපය සිලිකා ජෙල ඇසුරුම්වල දී භාවිත වන අවස්ථාවක්

සිලිකන්වල භාවිත අවස්ථා

ට්‍රාන්සිස්ටර් , ඩයෝඩ , සංගෘහිත පරිපථ වැනි ඉලෙක්ට්‍රෝනික උපාංග සෑදීමේ දී ද වීදුරු, ගෙබිම් පොලිෂ් වර්ග, ජලරෝධක ද්‍රව්‍ය සෑදීමේ දී ද යොදගැනේ. බොහෝ මැණික් වර්ග සිලිකන් සංයෝග වේ. සිලිකා ජෙල (silica gel) ද සිලිකන් සංයෝගයකි. අණ්වීක්ෂ, දුරේක්ෂ ආදී උපකරණ ඇසිරීමේ දී තෙතමනය ඉවත් කිරීමට මෙය භාවිත කෙරේ (3.9 රූපය).

ජ'මේනියම් (germanium)

සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී ඝන අවස්ථාවේ පවතී. අළුවන් සුදු පැහැති ය. බිඳෙන සුලු (හංගුර) වේ. බොහෝ ගති ලක්ෂණවලින් සිලිකන්වලට සමාන ය. අර්ධ සන්නායක ද්‍රව්‍යයකි. ද්‍රවාංකය $2830\,^0C$ කි. ජර්මේනියම් ට්‍රාන්සිස්ටර් සෑදීමේ දී යොදගැනේ.

බෝරෝන් (boron)

සංශුද්ධ බෝරෝන් කළු පැහැති ස්ඵටිකරූපී ඝන මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස පවතී. බෝරෝන්වල ඝනත්වය 3300 $kg\ m^{-3}$ වන අතර ද්‍රවාංකය 2200 ^0C වේ. ප්‍රතික්‍රියාශීලී බව සාපේක්ෂ ව අඩු ය. ඒ නිසා වාතය තුළ දී ඉහළ උෂ්ණත්වවලට රත් කළ ද ප්‍රතික්‍රියා නො කරයි. අස්ඵටිකරූපී බෝරෝන් ඉතා ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ඔක්සිජන්, නයිට්‍රජන්, නයිට්‍රික් අම්ලය, සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලය, කාබන්, සල්ෆර් වැනි ද්‍රව්‍ය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර අනුරූප සංයෝග සාදයි.

භාවිත අවස්ථා

බෝරික් අම්ලය ලෙස ඖෂධ වශයෙන් ද චර්ම ආලේපන යනාදිය සෑදීමට ද සමහර වීදුරු වර්ග සෑදීමේ දී හා මැටි භාණ්ඩ ග්ලේස් කිරීමේ දී ද ලෝහ පෑස්සීමේ දී ද අර්ධ සන්නායක සෑදීමේ දී මාත්‍රණය සඳහා ද යොදගනු ලැබේ.

උච්ච වායු (noble gases)

ආවර්තිතා වගුවෙහි අට වැනි කාණ්ඩයට අයත්, හීලියම්, නියොන්, ආගන්, ක්‍රිප්ටන්, සෙනෝන් හා රේඩොන් යන වායු උච්ච වායු ලෙස හඳුන්වා ඇත. මේවා ස්වභාවයේ අංශු මාත්‍ර ලෙස පවතින නිසා විරල වායු ලෙස ද, වෙනත් මූලද්‍රව්‍ය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරන බවක් මුල දී හඳුනාගෙන නො තිබූ නිසා නිෂ්ක්‍රිය වායු ලෙස ද හඳුන්වා තිබිණි. පසු කාලීන ව සෙනෝන්, ක්‍රිප්ටන්, රේඩොන් වැනි වායුවල සංයෝග ඇති බව හඳුනා ගැනීමෙන් පසු ඒවා තවදුරටත් නිෂ්ක්‍රිය වායු නො වන බව පැහැදිලි විය. වාතයේ අල්ප මාත්‍ර වශයෙන් පවතී. උච්ච වායු බොහොමයක් නිපදවා ගනු ලබන්නේ ද්‍රව වාතයේ භාගික ආසවනයෙනි. මේවා ඒකපරමාණුක වායු වශයෙන් පවතී. මේවායේ පරමාණුවලට ස්ථායි ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයක් ඇත.

හීලියම් (helium)

සූර්යයාගේ අවට ස්තරවල හීලියම් වායුව ඇත. එම වායුවට හීලියම් යන නම ලැබී ඇත්තේ ද ග්‍රීක බසින් සූර්යයාට කියන 'Helios' ඇසුරිනි. පෘථිවි වායුගෝලයේ හීලියම් ඇත්තේ 0.0005% තරම් වූ සුළු ප්‍රමාණයකි. වර්ණයක් හෝ ගන්ධයක් නොමැති විෂ රහිත වායුවකි. තාපාංකය 268.7 ^0C ක් වන අතර ද්‍රවාංකය 272 ^0C ක් වේ. සැහැල්ලු වායුවක් වීමත්, ගිනි නොගන්නා වායුවක් වීමත් නිසා ගුවන් බැලුන් පිරවීමට යොදා ගැනේ. වර්ණවත් ආලෝක ලබා ගැනීම සඳහා ප්‍රතිදීප්ත පහන්වල යොදා ඇත.

නියොන් (neon)

වර්ණයක් හෝ ගන්ධයක් හෝ නැති විෂ රහිත වායුවකි. ද්‍රවාංකය 248.7 ^0C වන අතර තාපාංකය 245.9 ^0C වේ. පෘථිවි වායු ගෝලයේ 0.00123%ක් පමණ නියෝන් වායුව ඇත. සංඥා පහන්වල රතු වර්ණය ලබා ගැනීමට නියොන් භාවිත වේ.

ආගන් (argon)

පෘථිවි වායු ගෝලයේ ආගන් වායුව 0.93 % ක් ඇත. ආගන් වායුවේ තාපාංකය 186 ^0C කි. සාමාන්‍යයෙන් අක්‍රිය මූලද්‍රව්‍යයක් වුව ද ආගන්වල හයිඩ්‍රේට පිළිබඳ ව වාර්තා වෙයි. විදුලි බුබුළු පිරවීමට ද ලෝහ නිස්සාරණ ක්‍රියාවලියේ දී ආවරණ වායුවක් ලෙස ද (blanketing gas) භාවිත වේ.

3.2. අම්ල, භස්ම හා ලවණ

එදිනෙදා ජීවිතයේ නොයෙක් කටයුතු සඳහා විවිධ රසායනික ද්‍රව්‍ය භාවිත වේ. ඒවා අතරින් අම්ල, භස්ම හා ලවණ වැදගත් තැනක් ගනී.

3.10 රූපය.

අම්ල (Acids)

ජලීය ද්‍රාවණයේ දී අයනීකරණය වී හයිඩ්‍රජන් අයන මුදාහරින රසායනික සංයෝග අම්ල ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. අම්ලයක ආම්ලික ගුණවලට හේතු වී ඇත්තේ මෙම H^+ අයනය වේ. හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය ජලීය ද්‍රාවණයේ දී පහත ආකාරයට අයනීකරණය වෙයි.

$$Hcl\,(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-\,(aq)$$

ප්‍රබල අම්ල හා දුර්වල අම්ල

ජලීය ද්‍රාවණයේ දී පූර්ණ ලෙස අයනීකරණය වන අම්ල, ප්‍රබල අම්ල (strong acids) ලෙසත් සුළු වශයෙන් අයනීකරණය වන අම්ල දුර්වල අම්ල (weak acids) ලෙසත් හැඳින්වේ. හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය, සල්ෆියුරික් අම්ලය, නයිට්‍රික් අම්ලය ප්‍රබල අම්ල කිහිපයක් වන අතර ඇසිටික් අම්ලය, කාබොනික් අම්ලය, පොස්පොරික් අම්ලය දුබල අම්ලවලට නිදසුන් ය.

විද්‍යාගාර ගබඩාවල ඇති බොහොමයක් අම්ල සාන්ද්‍ර අම්ල (concentrated acids) වේ. සාන්ද්‍ර අම්ලයක් ජලයෙන් තනුක කිරීමෙන් තනුක අම්ලයක් පිළියෙල කරගත හැකි ය. මේ තනුක කිරීම කළයුත්තේ ජලයට අම්ලය එකතු කිරීමෙනි.

අම්ලවල භෞතික ගුණ

අම්ලවලට ආවේණික වූ ඇඹුල් රසයක් ඇත. ජලයේ දිය වේ. ජලීය ද්‍රාවණයේ දී H^+ අයන මුදා හරින අතර විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. අම්ලවල ජලීය ද්‍රාවණයක් නිල් ලිට්මස් රතු පාටට හරවන අතර එහි pH අගය 7ට අඩු වේ.

අම්ලවල රසායනික ගුණ

- සක්‍රියතාවයෙන් වැඩි බොහෝ ලෝහ අම්ල සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහයේ ලවණය හා හයිඩ්‍රජන් වායුව සාදයි.

$$Mg\,(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

- අම්ල, කාබනේට මෙන් ම බයිකාබනේට සමඟ ද ප්‍රතික්‍රියා වී කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි.

$$Na_2CO_3(s) + 2HCl\,(aq) \rightarrow 2NaCl\,(aq) + H_2O(l) + CO_2\,(g)$$

$$NaHCO_3\,(s) + HCl\,(aq) \rightarrow NaCl\,(aq) + H_2O\,(l) + CO_2\,(g)$$

අම්ලයක් භස්මයක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලවණයක් හා ජලය සාදයි.

$$H_2SO_4\,(aq) + 2KOH\,(aq) \rightarrow K_2SO_4\,(aq) + 2H_2O(l)$$

හස්ම (Bases)

ජලීය ද්‍රාවණයේ දී අයනීකරණය වී හයිඩ්‍රොක්සිල් (OH^-) අයන මුදා හරින රසායනික සංයෝග හස්ම ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. හස්මයක භාස්මික ගුණවලට හේතු වී ඇත්තේ මෙම OH^- අයන වේ. සෝඩියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ් හස්මය ජලීය ද්‍රාවණයේ දී පහත දැක්වෙන ආකාරයට අයනීකරණය වෙයි.

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

ලෝහ ඔක්සයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාවීමෙන් හස්ම සාදයි. ප්‍රබල හස්ම මෙන් ම දුර්වල හස්ම ද ඇත. ජලීය ද්‍රාවණයේ දී පූර්ණ ලෙස අයනීකරණය වන හස්ම ප්‍රබල හස්ම වේ. සෝඩියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්, පොටෑසියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ් ප්‍රබල හස්ම කිහිපයකි.

ඇමෝනියා ජලීය ද්‍රාවණයේ දී සුළු වශයෙන් අයනීකරණය වන දුර්වල හස්මයකි.

හස්ම අතරින් ජලයේ හොඳින් දිය වන හස්ම ක්ෂාර (allkalivs) නමින් හැඳින්වේ. පොටෑසියම් හයිඩ්රොක්සයිඩ්, සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්, ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් එවැනි ක්ෂාර කිහිපයකි. මැග්නීසියම් හා ඇලුමිනියම්වල හයිඩ්රොක්සයිඩ් ජලයේ හොඳින් දිය නො වේ.

හස්මවල භෞතික ගුණ

ලාක්ෂණික තිත්ත රසයක් ඇත. අතින් ස්පර්ශ කළ විට සබන් වැනි ලිස්සන ගතියක් දනේ. ජලීය ද්‍රාවණය විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. ජලීය ද්‍රාවණය රතු ලිට්මස් නිල් පාටට හරවයි. pH අගය 7ට වැඩි ය (>7).

හස්මවල රසායනික ගුණ

හස්මයක් අම්ලයක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලවණයක් හා ජලය සාදයි.

$$NaOH\ (aq) + HCl\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

මෙබඳු ප්‍රතික්‍රියා උදාසීනීකරණ ප්‍රතික්‍රියා ලෙස හැඳින්වේ.

අම්ල හස්ම උදාසීනීකරණ ප්‍රතික්‍රියා භාවිතයේ යෙදෙන අවස්ථා

- ආමාශයේ ඇති වන අම්ල ගතිය උදාසීන කිරීම සඳහා මිල්ක් ඔෆ් මැග්නීසියා හෝ එවැනි ප්‍රතිඅම්ලයක් භාවිත කෙරේ.
- පසෙහි ආම්ලික බව නැති කිරීමට අළු, පිලිස්සූ හුනු (කැල්සියම් ඔක්සයිඩ්) වැනි භාස්මික ද්‍රව්‍ය පසට එකතු කෙරේ.
- මී මැසි දෂ්ට කිරීමක දී වේදනාවක් ඇති වන්නේ සම තුළට ඇතුළු වන ආම්ලික විෂ ද්‍රව්‍යයක් නිසා ය. දෂ්ට කළ ස්ථානයේ බේකින් සෝඩා ($NaHCO_3$), කැල්සියම් කාබනේට් ($CaCO_3$) වැනි දුර්වල භාස්මික ද්‍රව්‍යයක් යෙදීමෙන් වේදනාව අඩු වේ.
- දෙබර විෂ භාස්මික වේ. ඒ නිසා දෙබරකු දෂ්ට කළ ස්ථානයේ දෙහි යුෂ, විනාකිරි වැනි දුබල තනුක අම්ලයක් ආලේප කරනු ලැබේ.

ලවණ (Salts)

අම්ලයක ඇති H^+ අයන එකක් හෝ වැඩි ගණනක් කැටායනයකින් හෙවත් ධන අයනයකින් ප්‍රතිස්ථාපනය වීමෙන් සෑදෙන සංයෝග ලවණ වේ. සාමාන්‍යයෙන් ලවණ සන අයනික සංයෝග වේ.

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

ලවණය සෑදීමේ දී එකිනෙක සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරන අම්ලයේ හෝ භස්මයේ හෝ ප්‍රබලතාව අනුව සෑදෙන ලවණය ආම්ලික, භාස්මික හෝ උදාසීන ගතිගුණ පෙන්වයි.

පූර්ණ ලවණ හා අර්ධ ලවණ

අම්ල භස්ම ප්‍රතික්‍රියාවක දී අම්ලයේ ඇති සියලු ම හයිඩ්‍රජන් පරමාණු ලෝහ අයනවලින් ප්‍රතිස්ථාපනය වීමෙන් සෑදෙන ලවණ, පූර්ණ ලවණ ලෙස හඳුන්වා ඇත.

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

අම්ලයේ ඇති හයිඩ්‍රජන් අයනවලින් කොටසක් පමණක් ලෝහ අයනවලින් ප්‍රතිස්ථාපනය වීමෙන් සෑදෙන ලවණ අර්ධ ලවණ නම් වේ.

$$H_2SO_4(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaHSO_4(aq) + H_2O(l)$$

මෙසේ සෑදෙන සෝඩියම්හයිඩ්‍රජන් සල්ෆේට් ලවණයේ අයනීකරණය විය හැකි හයිඩ්‍රජන් පරමාණුවක් අඩංගු වී තිබීම එහි ආම්ලික ගුණයට හේතු වේ.

සජල ලවණ (hydrated salts)

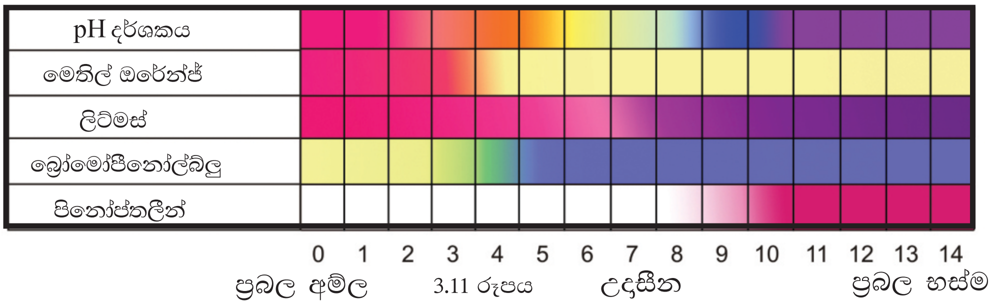
සමහර ලවණ ස්ඵටික සෑදීමේ දී ඒවායේ අණුක සංයුතිය තුළ ජල අණු ද අඩංගු වේ. එසේ සෑදෙන ලවණ සජල ලවණ නමින් හැඳින්වේ.
සජල කොපර් සල්ෆේට් ($CuSO_4.5H_2O$), සජල සෝඩියම් කාබනේට් ($Na_2CO_3.10H_2O$) එබඳු සජල ලවණ කිහිපයකි. සජල ලවණයක් රත් කරන විට ලවණයේ ජල අණු ඉවත් වී නිර්ජලීය ලවණය ඉතිරි වෙයි.

$$CuSO_4.5H_2O(s) \xrightarrow{\Delta} CuSO_4(s) + 5H_2O(g)$$

සජල ලවණය (නිල් ස්ඵටික) නිර්ජලීය ලවණය (සුදු කුඩු)

දර්ශක (Indicators)

ආම්ලික හා භාස්මික ද්‍රව්‍යවලට සමහර සංයෝගවල වර්ණය වෙනස් කිරීමේ හැකියාව ඇත. විවිධ ආම්ලිකභාෂ්මික පරාසවල දී වර්ණ වෙනස්වීම් දක්වන මෙවැනි සංයෝග දර්ශක ලෙස හැඳින්වෙයි. එවැනි ද්‍රව්‍ය භාවිතයෙන් සාදාගත් දර්ශක අම්ල හා භස්ම හඳුනාගැනීම සඳහා භාවිත කෙරේ. ලිට්මස්, මෙතිල් ඔරේන්ජ්, පිනෝල්ප්තලීන් එවැනි දර්ශක කිහිපයකි. දර්ශකයක් (pH දර්ශකය) අන්තර්ගත කර නිපදවා ඇති pH කඩදාසි ද මේ සඳහා භාවිත කළ හැකි ය. දර්ශක කිහිපයක් ආම්ලික හා භාස්මික මාධ්‍යවල දී දක්වන වර්ණ විපර්යාස 3.11 රූපයෙහි දක්වා ඇත.



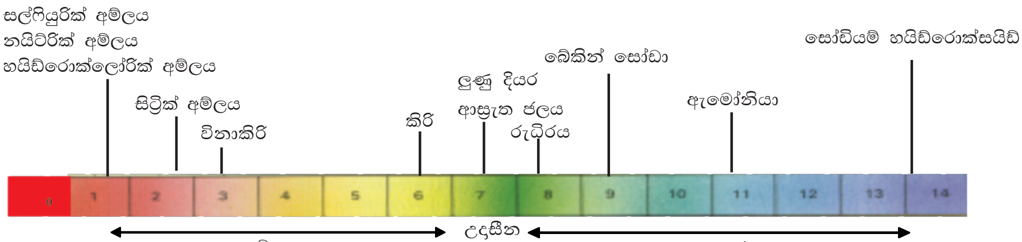
3.11 රූපය

පැවරුම 2

එදිනෙදා භාවිතයේ ඇති ආම්ලික ද්‍රව්‍ය භාස්මික ද්‍රව්‍ය හා ලවණ ද ඒවායේ භාවිත අවස්ථා ද පිළිබඳ තොරතුරු එකතුවක් සාදන්න.

pH දර්ශකය

pH දර්ශකයෙන් ආම්ලික හෝ භාස්මික බව පමණක් නො ව ඒවායේ ප්‍රබලතාව ද පරීක්ෂා කළ හැකි වේ. pH දර්ශකය ද්‍රාවකයේ ආම්ලික හෝ භාස්මික බව අනුව වර්ණ විපර්යාසයක් දක්වයි. ආම්ලිකතාව හෝ භාස්මිකතාව සොයා ගැනීම සඳහා සම්මත වර්ණ පරිමාණයක්, pH කඩදාසි සමඟ සපයා ඇත (3.12 රූපය).



3.12 රූපය සම්මත pH පරිමාණය

pH පරිමාණයේ 1 සිට 14 දක්වා වූ වර්ණ පරාසයක් ඇත. අංක 1න් ප්‍රබල අම්ල දක්වයි. 1 සිට 7 දක්වා යන විට ආම්ලික බව ක්‍රමයෙන් අඩු වේ. අංක 7 උදාසීන වේ. 7 සිට 14 දක්වා යන විට භාස්මික බව ක්‍රමයෙන් වැඩි වේ. අංක 14න් ප්‍රබල භස්ම දැක්වේ.

භාවිතයේ ඇති අම්ල කිහිපයක්

හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය (HCl)

මෙය විද්‍යාගාරයේ ඇති ප්‍රබල අම්ලයකි. හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් වායුව ජලයේ දිය කරගැනීමෙන් හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය සාද ගනු ලැබේ.

එය අවර්ණ දියරයකි. ජලයට වඩා වැඩි ඝනත්වයක් ඇති මෙහි ඝනත්වය 1160 $kg\,m^{-3}$ වේ. නිල් ලිට්මස්වල වර්ණය රතු පාටට හරවයි. සාන්ද්‍ර අම්ලයට විඛාදක ගුණ ඇත. කඩදාසි , ලී , සම ආදිය මත වැටුන විට එම පෘෂ්ඨය විඛාදනය කරයි.

හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ල වාෂ්පය ඇමෝනියා වායුව සමඟ ගැටුණු විට ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් සුදු දුමාරයක් සෑදේ.

ක්‍රියාකාරකම 3.2

සාන්ද්‍ර HCl අම්ල බෝතලයක මූඩිය විවෘත කර, ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් බෝතලයක කට අසලට එම මූඩිය ළං කරන්න. බෝතලයේ කට අසලින් සුදු දුමාරයක් ලෙස ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් සෑදෙන ආකාරය ඔබට දැක ගත හැකි වේ (3.13 රූපය).

3.13 රූපය - හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය ඇමෝනියා සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව

හයිඩ්රොක්ලෝරික් අම්ලයේ භාවිත අවස්ථා

වානේ භාණ්ඩවල මල ඉවත් කිරීමට ද ආහාර තාක්ෂණයේ දී අස්ථිමය කොටස්වලින් ජෙලටින් සාද ගැනීමට ද, පිෂ්ඨය සරල සීනිවලට හැරවීමට ද යොද ගනී. එසේ ම සාමාන්‍ය ලුණු සංශුද්ධ කිරීමට ද රෙදි, නූල් ආදිය විරංජනයට අවශ්‍ය ක්ලෝරීන් වායුව නිපදවා ගැනීමට ද රාජ අම්ලය සෑදීමට ද භාවිත වේ. රාජ අම්ලය (aqua- regia) යනු පිළිවලින් 1:3 අනුපාතයට මිශ්‍ර කළ සාන්ද්‍ර HNO_3 හා සාන්ද්‍ර HCl ද්‍රාවණ මිශ්‍රණයකි. රන්, ප්ලැටිනම් වැනි ලෝහ දිය කිරීම සඳහා රාජ අම්ලය භාවිත කෙරේ.

සල්ෆියුරික් අම්ලය (H_2SO_4)

කාර්මික කටයුතු සඳහා වැඩියෙන්ම භාවිත වන අම්ලය සල්ෆියුරික් අම්ලය වේ. අනෙකුත් අම්ලවලට සාපේක්ෂ ව ඝනත්වය වැඩි ය. එහි ඝනත්වය 1840 $kg\ m^{-3}$ කි. අවර්ණ තෙල් වැනි දියරයකි. ද්‍රවාංකය 10.5^0C වේ. ද්‍රවාංකයෙන් පහළට සිසිල් කිරීමෙන් සුදුපාට ස්ඵටික බවට පත් වේ. සංශුද්ධ අම්ලය විද්‍යුත් විච්ඡේදයක් නොවූව ද තනුක ද්‍රාවණය විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. බෙහෙවින් විඛාදක ගුණ ඇති අම්ලයකි. ලී, කඩදාසි, රෙදි, සම් වැනි ඕනෑ ම කාබනික ද්‍රව්‍යයක් මත වැටුණ විට ශීඝ්‍රයෙන් විඛාදනය වී කාබන් පමණක් ඉතිරි වේ. සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලය ජලය කෙරෙහි බලවත් ආකර්ෂණයක් දක්වයි. එය හයිඩ්‍රජන් හා ඔක්සිජන් අඩංගු ද්‍රව්‍ය වියෝජනය කර එම ද්‍රව්‍යයෙන් ජලය ඉවත් කරගනී. කාබන් පමණක් ඉතිරි කරයි. මෙම හැකියාව අම්ලයේ විජලකාරක ගුණය නම් වේ.

අවවාදය

සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලය සම මත වැටුණු විට දරුණු පිළිස්සීම් ඇති කරයි. කිසිවිටෙකත් සාන්ද්‍ර අම්ලයට ජලය දැමීම නොකරන්න. බෙහෙවින් අනතුරුදායකය. එහෙයින් අම්ලය තනුක කිරීමේ දී ජලයට අම්ලය ස්වල්පය බැගින් එකතු කර කලතමින් තනුක ද්‍රාවණය පිළියෙල කරගත යුතු ය.

ක්‍රියාකාරකම 3.3

සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයේ විජලකාරක ගුණය ආදර්ශනය කිරීම. (ගුරු ආදර්ශනයකි)

3.14 රූපය.

සීනි තේ හැන්දක් පමණ ඔරලෝසු තැටියකට ගෙන ඒ මතට පරිස්සමින් සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලය ස්වල්පයක් බැගින් එකතු කරන්න. සිදු වන දේ නිරීක්ෂණය කරන්න.

මෙහි දී සාන්ද්‍ර අම්ලය සීනි (සුක්රෝස්) වියෝජනය වී එහි ඇති හයිඩ්‍රජන් හා ඔක්සිජන් ජලය බවට පත් කරයි. ජලය වාෂ්ප ලෙස ඉවත් වී යන අතර කාබන් පමණක් ඉතිරි වේ.

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} \xrightarrow{\text{සාන්ද්‍ර } H_2SO_4} 12\ C_{(s)} + 11\ H_2O_{(g)}$$

සල්ෆියුරික් අම්ලයේ භාවිත අවස්ථා

ඇමෝනියම් සල්ෆේට්, සුපර් පොස්පේට් වැනි පොහොර වර්ග නිපදවීමට ද සායම් වර්ග, ප්ලාස්ටික්, ඖෂධ වර්ග, ක්ෂාලක (detergent) හා කෘත්‍රිම සිල්ක් නිපදවීමට භාවිත වේ. ඊයම් සංචායක කෝෂවල විද්‍යුත් විච්ඡේද්‍යය ලෙස යොදා ගැනේ. එමෙන් ම විජලකාරකයක් ලෙස බොහෝ වායු වර්ග වියළා ගැනීමේ දී ද, පෙට්‍රෝලියම් නිෂ්පාදන පිරිපහදු කිරීමේ දී ද ලෝහ වර්ග පිරිසිදු කිරීමේදී ද භාවිත වේ.

ඇසිටික් අම්ලය (CH_3COOH)

දුර්වල අම්ලයකි. කාර්මික වශයෙන් වැදගත් වේ. සංශුද්ධ ඇසිටික් අම්ලය ග්ලේසියල් ඇසිටික් අම්ලය (glacial acetic acid) නමින් ද හැඳින් වේ. (ග්ලේසියල් යනු හිම යන අදහස ඇති වචනයකි) අවර්ණ දියරයකි. ද්‍රවාංකය $17\,^{0}C$ කි. සංශුද්ධ ඇසිටික් අම්ලය විද්‍යුතය සන්නයනය නො කරයි. එහෙත් තනුක අම්ලය විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි. තනුක ඇසිටික් අම්ලය හානිකර නොවූව ද සංශුද්ධ ඇසිටික් අම්ලය විඛාදකයකි. සම මත පිලිස්සීම් ඇති කරයි. විනාකිරිවල අන්තර්ගත ව ඇත්තේ ඇසිටික් අම්ලය යි. වෙනත් අම්ල මෙන් ලෝහ සමඟ මෙන් ම කාබනේට හා බයිකාබනේට සමග ද ප්‍රතික්‍රියා කරන නමුත් ප්‍රබල අම්ලවලදී තරම් ප්‍රතික්‍රියාව වේගවත් නො වේ.

ඇසිටික් අම්ලයේ භාවිත අවස්ථා

ආහාර සැකසීමේ දී ද (විනාකිරි), රබර් කිරි මුදවීමේ දී ද, ඡායාරූප පටල නිපදවීමේදී ද කඩදසි කර්මාන්තයේ දී ද, පේෂ කර්මාන්තයේ දී කෘත්‍රිම නූල් නිපදවීමට ද භාවිත වේ.

භාවිතයේ ඇති භස්ම කිහිපයක්

සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් (NaOH)

භෞතික ගුණ

ප්‍රබල ක්‍ෂාරයකි. සුදු පැහැති ඝන කැටිති ලෙස පවතී. ජලාකර්ෂක ද්‍රව්‍යයකි. මේ ගුණය නිසා වාතයට විවෘත ව ඇති විට වාතයේ ඇති ජල වාෂ්ප උරාගෙන තෙත් වේ. ද්‍රවාංකය $318^{0}C$ කි. ජලයේ දිය වේ. එය තාපදායක ප්‍රතික්‍රියාවකි. බෙහෙවින් විඛාදක ගුණ දක්වයි. සත්ත්ව හා ශාක පටක විඛාදනය කරයි.

රසායනික ගුණ

ලෝහවල ලවණ ද්‍රාවණ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී ලෝහයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩය සාදයි.

$$CuSO_4(aq) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow Na_2SO_4\,(aq) + Cu(OH)_2(s)$$

සිලිකන්, පොස්පරස්, සල්ෆර්, හැලජන් වැනි අලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඇලුමිනියම්, සින්ක් වැනි ලෝහ සමඟ ද ප්‍රතික්‍රියා කරමින් හයිඩ්‍රජන් වායුව නිදහස් කරයි. සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් වීදුරු සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඒ නිසා වීදුරු භාජනවල ගබඩා කිරීම සුදුසු නැත.

ඔබ දන්නවා ද ?

භාස්මික ද්‍රව්‍යයක් අතින් ස්පර්ශ කළ විට සබන් වැනි ලිස්සන ගතියක් දැනීමට හේතුව ඇඟිලි තුඩුවල සමෙහි ඇති තෙල් සමග භාස්මික ද්‍රව්‍යය ප්‍රතික්‍රියා වී සබන් වැනි ද්‍රව්‍යයක් සෑදෙන නිසා ය.

සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්වල භාවිත අවස්ථා

සබන්, කඩදාසි, ඖෂධ හා කෘත්‍රිම සිල්ක් නිපදවීමේ දී පෙට්‍රෝලියම් නිෂ්පාදන පිරිපහදු කිරීමේ දී ද සායම් වර්ග නිපදවීමේ දී ද භාවිත වේ.

කැල්සියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් [($Ca(OH)_2$]

සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් තරම් ප්‍රබල භස්මයක් නො වේ. පිළිස්සූ හුනුවලට ජලය එකතු කිරීමෙන් කැල්සියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් සාදගනු ලැබේ. ඒ නිසා මෙය දියගැසූ හුනු යන නමින් ද හැඳින්වේ.

$$CaO\ (s) + H_2O\ (l) \rightarrow Ca(OH)_2\ (s)$$

කැල්සියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ජලයේ දිය කර පෙරා ගැනීමෙන් සාදගන්නා අවර්ණ දියරය හුනු දියර (lime water) නම් වේ. හුනු දියර තුළට කාබන්ඩයොක්සයිඩ් වායුව යැවූ විට හුනු දියර කිරිපාට වෙයි. එයට හේතුව ද්‍රාවණය තුළ අද්‍රාව්‍ය කැල්සියම් කාබනේට් සෑදීම ය.

$$Ca\ (OH)_2(aq) + CO_2\ (g) \rightarrow CaCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

මෙම ද්‍රාවණයට වැඩිපුර කාබන්ඩයොක්සයිඩ් යැවූවිට ද්‍රාවණයේ කිරි පැහැය ක්‍රමයෙන් නැති වී යයි. එයට හේතුව කැල්සියම් කාබනේට් වැඩිපුර කාබන්ඩයොක්සයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී කැල්සියම් හයිඩ්‍රජන් කාබනේට් නමැති ද්‍රාව්‍ය ලවණය සෑදීම ය.

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

භාවිත අවස්ථා

- ගොඩනැගිලි කර්මාන්තයේ දී හුනු බදාම සෑදීමට හා බිත්තිවල ආලේපනයට ද සෝඩාලයිම් සෑදීමට ද විද්‍යාගාරයේ දී කාබන්ඩයොක්සයිඩ් වායුව හඳුනාගැනීමට ද භාවිත වේ.

මැග්නීසියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ($Mg(OH)_2$)

දුර්වල භස්මයකි. ජලයේ ඉතා සුළු වශයෙන් දිය වේ. මැග්නීසියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ජලීය ද්‍රවණයේ දී කිරි පැහැති අවලම්බනයක් (suspension) ලෙස පවතී. මුහුදු ජලයේ මැග්නීසියම් අයන ඇත. මුහුදු ජලයෙන් ලුණු නිස්සාරණය කිරීමේ දී මැග්නීසියම් අයන ඉවත් කළ යුතු වේ. එහි දී මැග්නීසියම් අයන ඉවත් කරනු ලබන්නේ අද්‍රාව්‍ය මැග්නීසියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ලෙස අවක්ෂේප කිරීමෙනි.

භාවිත අවස්ථා

උදරයේ අම්ල ගතිය සමනය කිරීමට ප්‍රතිඅම්ලයක් (antacid) ලෙස $Mg(OH)_2$ අවලම්බය (මිල්ක් ඔෆ් මැග්නීසියා) භාවිත කෙරේ. සීනි කර්මාන්තයේ දී උක්පැණි සංශුද්ධ කිරීමට ද යොදගනී.

ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් (NH_4OH)

ඇමෝනියා වායුව ජලයේ දිය වීමෙන් සෑදෙන ද්‍රාවණය ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නම් වේ. මෙය දුර්වල භස්මයකි. ඇමෝනියා දියරයෙන් ඇමෝනියා වායුව පහසුවෙන් පිට වේ. ඒ නිසා ඇමෝනියා දියරය අඩංගු බෝතලයක් ඇමෝනියා වායුවට ආවේණික කටුක ගන්ධය නිසා පහසුවෙන් හඳුනාගත හැකි වේ.

භාවිත අවස්ථා

පොහොර නිෂ්පාදනයේ දී සහ ජලයෙන් ලුණු නිස්සාරණය කිරීමේ දී මුහුදු ජලයේ ඇති මැග්නීසියම් අයන ඉවත් කිරීමට ද යොදා ගනී.

භාවිතයේ ඇති ලවණ කිහිපයක්

සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් (NaCl)

මිනිස් ජීවිතයට බෙහෙවින් සමීප ලවණයකි. සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් යනු ලවණ අතරින් වඩාත් සුලබ ලවණය ද වේ. මුහුදු ජලයේ බර අනුව 3.5%(w/w)ක්, සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ් ඇත. අයනික සංයෝගයකි. සාමාන්‍ය උෂ්ණත්වයේ දී සුදු පැහැති ස්ඵටික ලෙස පවතී. ජලයේ පහසුවෙන් දිය වේ. උෂ්ණත්වය වැඩි වන විට ලුණුවල ද්‍රාව්‍යතාව වැඩි වන්නේ සුළු වශයෙනි. සෝඩියම් ක්ලෝරයිඩ්වල ද්‍රවාංකය 801 ^{0}C කි.

භාවිත අවස්ථා

ආහාර පිළියෙල කිරීමේ දී රස කාරකයක් ලෙස හා ආහාර කල්තබා ගැනීමේ දී පරිරක්ෂණකාරකයක් ලෙස යොදගනී. ක්ලෝරීන්, හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය වැනි සංයෝග නිපදවීමට ද සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවීමට ද සොල්වේ ක්‍රමයෙන් සෝඩියම් කාබනේට් නිපදවීමට ද මැටි භාණ්ඩ ග්ලේස් කිරීමේ දී ද සබන් වර්ග සෑදීමේ දී හා සම් පදම් කිරීමේ දී භාවිත වේ.

කැල්සියම් කාබනේට් ($CaCO_3$)

ස්වභාවයේ විවිධ ස්වරූපවලින් පවතින සුදු පැහැති සංයෝගයකි. ජලයේ අද්‍රාව්‍ය ය. කැල්සියම් කාබනේට්වල ස්ඵටිකරූපී ස්වරූප මෙන් ම අස්ඵටිකරූපි ස්වරූප ද ඇත. කිරිගරුඬ (marble) හා කැල්සයිට් ස්ඵටිකරූපී කැල්සියම් කාබනේට් ස්වරූපයකි. හුනුගල් හා හුනු කුරු (chalk) අස්ඵටිකරූපී කැල්සියම් කාබනේට් ස්වරූපයන් ය. ජලයේ අද්‍රාව්‍ය වුව ද වැඩිපුර කාබන්ඩයොක්සයිඩ් වායුව දිය වූ අල්පාම්ලිත ජලයේ දිය වේ. එහි දී සිදු වන්නේ ද්‍රාව්‍ය හයිඩ්‍රජන් කාබනේටය සෑදීම ය.

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

ඉහළ උෂ්ණත්වයකට රත් කළ විට කැල්සියම් කාබනේට් වියෝජනය වී කැල්සියම් ඔක්සයිඩ් (පිළිස්සූ හුනු) සෑදේ. හුනු පෝරණු තුළ පිළිස්සූ හුනු නිපදවාගන්නේ මෙසේ ය.

$$CaCO_3\,(s) \rightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

අම්ල සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වී අම්ලයේ අනුරූප ලවණය සාදන අතර කාබන්ඩයොක්සයිඩ් වායුව නිදහස් වේ.

$$CaCO_3\,(s) + 2\,HCl\,(aq) \rightarrow CaCl_2\,(aq) + H_2O\,(l) + CO_2\,(g)$$

භාවිත අවස්ථා

හුනුගල් වියෝජනයෙන් පිළිස්සූ හුනු නිපදවාගැනීමට භාවිත වේ. කිරිගරුඬ ගෘහ නිර්මාණ කටයුතුවල දී හා ප්‍රතිමා නෙළීමට ගනී. හුනු කුරු සෑදීමට අස්ඵටිකරූපී කැල්සියම් කාබනේට් යොදගනී. සිමෙන්ති නිෂ්පාදනයේ දී ප්‍රධාන අමුද්‍රව්‍යයක් ලෙස භාවිත වේ.

සෝඩියම් හයිඩ්‍රජන් කාබනේට් ($NaHCO_3$)

මෙය භාස්මික ලවණයකි. සුදු පැහැති කුඩු ආකාරයෙන් පවතී. ජලයේ ද්‍රාව්‍ය ය. සෝඩියම් හයිඩ්‍රජන් කාබනේට් තදින් රත් කළ විට වියෝජනය වී සෝඩියම් කාබනේට් හා කාබන්ඩයොක්සයිඩ් බවට පත් වේ.

$$2\,NaHCO_3\,(s) \rightarrow Na_2CO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(g)$$

භාවිත අවස්ථා

කේක් පිපීම සඳහා යොදගන්නා බේකින් පවුඩර් (baking powder) සාදාගනු ලබන්නේ සෝඩියම් හයිඩ්‍රජන් කාබනේට්වලට ටාටරික් අම්ලය ස්වල්පයක් මිශ්‍ර කිරීමෙනි. ආප්ප සෝඩා නමින් භාවිත වන්නේ ද මෙම ලවණය යි. සෝඩා අම්ල ගිනි නිවනය තුළ ද මෙය භාවිත වේ.

කොපර් සල්ෆේට්

ස්ඵටිකරූපී සජල ලවණයකි. නිල් පැහැති ය. ජලයේ පහසුවෙන් දිය වේ. තදින් රත් කළ විට කොපර් සල්ෆේට්වල ස්ඵටික බිඳී ජලය ඉවත් වී යයි. සුදු පැහැති කුඩක් ලෙස නිර්ජලීය කොපර් සල්ෆේට් ඉතිරි වේ.

භාවිත අවස්ථා

පුස් හා වෙනත් දිලීර නාශකයක් ලෙස කෘෂිකාර්මික කටයුතුවල දී භාවිත කරයි. එමෙන්ම රසායනික ප්‍රතිකාරක සෑදීමේ දී (බෙනඩික්ට් හා ෆේලිං ද්‍රාවණ සෑදීමේ දී භාවිත කරයි) සායම් කර්මාන්තයේ දී හා විද්‍යුත් ලෝහාලේපනයේ දී යොද ගැනෙයි.

අභ්‍යාස

1. ලෝහ හා අලෝහවල ගුණ සන්සන්දනය කරන්න.

2. පහත සඳහන් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දක්වන තුලිත සමීකරණ ලියන්න.
   i. සෝඩියම් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාව
   ii. අයන් හුමාලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියාව
   iii. මැග්නීසියම් හුමාලය සමග ප්‍රතික්‍රියාව
   iv. කැල්සියම් කාබනේට් රත් කිරීමේ දී වියෝජනය වීම.

3. පහත සඳහන් එකිනෙකට විද්‍යාත්මක හේතු දක්වන්න.
   i. කිරිපිටි ඇසිරීමේ දී එම පැකට් ඇතුළත හිස් කොටස නයිට්‍රජන් වායුවෙන් පුරවා තිබේ.
   ii. කෝස්ටික් සෝඩා අතින් ස්පර්ශ කළ විට සබන් වැනි ගතියක් දූනේ.
   iii. සෝඩියම් ලෝහය ගබඩා කර ඇත්තේ භූමිතෙල් තුළ ය.
   iv. ඇමෝනියා බෝතලයක ඇබය HCl බෝතලයක කට අසලට ළං කළ විට සුදු දුමාරයක් සෑදේ.
   v. සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලය බිඳක් මේසය මත වැටුණු විට කළුපාට වේ.

4. පහත සඳහන් එකිනෙක ආදර්ශනය සඳහා ක්‍රියාකාරකම බැගින් සැලසුම් කරන්න.
   a. මැග්නීසියම් හුමාලය තුළ දැවීම.
   b. සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයේ විජලකාරක ගුණය.

5. පොළොව කැනීමක දී දිගු කලක් පස යට වී තිබූ බර ඇති භාණ්ඩයක් හමුවූයේ නම් එය ලෝහමය භාණ්ඩයක් දැයි නිශ්චිත ව දැනගැනීම සඳහා ඔබ අනුගමනය කරන ක්‍රියා පිළිවෙළ ලියා දක්වන්න.