

p - ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය

13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

13 වන කාණ්ඩයේ නැමුරුතා

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

13 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	**B	Al	**Ga	**In	**Tl
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	[He]2s ² 2p ¹	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹
ලෝහක අරය/ pm	-	143	153	167	171
සහසංයුජ අරය/pm	88	130	122	150	155
උවෘංකය/ °C	2300	660	30	157	304
M ³⁺ අයනයේ අරය/ pm	27	53	62	80	89
1 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol ⁻¹	799	577	577	556	590
2 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol ⁻¹	2427	1817	1979	1821	1971
3 වන අයනීකරණ ශක්තිය/ kJ mol ⁻¹	3660	2745	2963	2704	2878

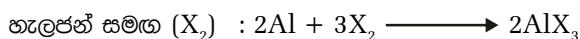
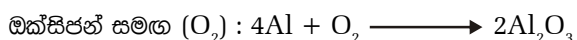
**අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යා විෂය නිර්දේශයට අයත් නොවේ.

ඇලුමිනියම්

පෘථිවි කබොලෙහි තුන්වැනියට සුලබ ම මූලද්‍රව්‍යය ඇලුමිනියම් වේ. ඇලුමිනියම්වල නිරාවරණය වී පවතින පෘෂ්ඨය මත Al₂O₃ ස්තරයක් නිපදවේ. මේ ස්තරය මගින් ඇලුමිනියම් තවදුරටත් ඔක්සිජන් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා වීම කෙරෙහි ප්‍රතිරෝධයක් ඇති කරනු ලබයි. වාතය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නොකරන මූලද්‍රව්‍යයක් ලෙස ඇලුමිනියම් හැඳින්විය හැකි ය.

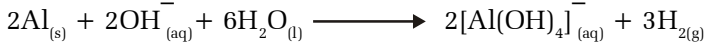
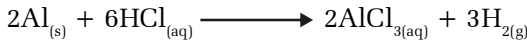
ඇලුමිනියම්වල ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිජන් හා හැලජන් සමඟ ඇලුමිනියම් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. N₂ සමඟ ද එය ප්‍රතික්‍රියා කරයි.



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

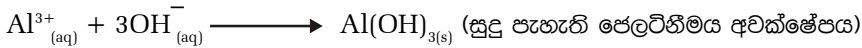
ඇලුමිනියම් අම්ල හා භස්ම සමග සිදු කරන ප්‍රතික්‍රියා සඳහා උදාහරණ පහත දැක්වේ.



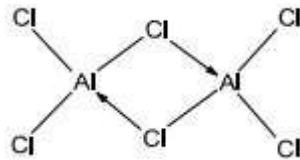
ඇලුමිනියම් අයන ජලීය ද්‍රාවණවල දී හෙක්සා ඇලුමිනියම් අයන ලෙස පවතී යැයි අපේක්ෂා කෙරේ. කෙසේ වෙතත් පහත පරිදි Al^{3+} අයන ජලවීච්ඡේදනය වී $[\text{Al}(\text{OH})_5(\text{OH})]^{2+}$ (පෙට්ටාඇක්වාහයිඩ්‍රොක්සයිඩො ඇලුමිනියම් අයන) නිපදවා අනතුරුව $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{OH})_2]^+$ (ටෙට්‍රාඇක්වාහයිඩ්‍රොක්සයිඩො ඇලුමිනියම් අයන) නිපදවයි.



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



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



වායුමය Al_2Cl_6 හි ව්‍යුහය

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

14 වන කාණ්ඩයේ නැමුරුතා

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

ගල් අඟුරු, බොරතෙල්, කැල්සියම් (CaCO₃), වායුගෝලීය CO₂, මැග්නීසියම් (MgCO₃) හා ඩොලමයිට් (CaCO₃·MgCO₃) යනු ස්වාභාවිකව කාබන් හමු වන ප්‍රභව වේ. මිනිරන්, දියමන්ති හා පුලරින් යනු කාබන්වල බහුරූපී ආකාරයන් ය. පුලරින් මෑත දී සොයා ගත් අතර වඩාත් සුපතළ පුලරින් ආකාරය C₆₀, හෙවත් බක්මිනිස්ටර් හුලරින් (හෝ බකි බෝල්) වේ. කාබන් ජීවයේ පදනම වන අතර කාබනික රසායනයේ දී වැදගත් ම මූලද්‍රව්‍යයයි. සිලිකන් හා ජර්මේනියම් අර්ධ සන්නායක කර්මාන්තයේ දී ප්‍රධාන වශයෙන් භාවිත කෙරේ. ඊට අමතරව, අකාබනික බහු අවයවික කර්මාන්තයේ දී සිලිකන් විශාල වශයෙන් භාවිත වේ.

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ පහත දැක්වේ.

14 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	C	**Si	**Ge	**Sn	**Pb
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	[He]2s ² 2p ²	[Ne]3s ² 3p ²	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	[Kr]3d ¹⁰ 5s ² 5p ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
ලෝහක අරය/ pm	-	-	-	158	175
සහසංයුජ අරය/pm	77	118	122	140	154
ද්‍රවාංකය/ °C	3730	1410	937	232	327
M ⁴⁺ අයනයේ අරය/ pm	-	-	53	69	78

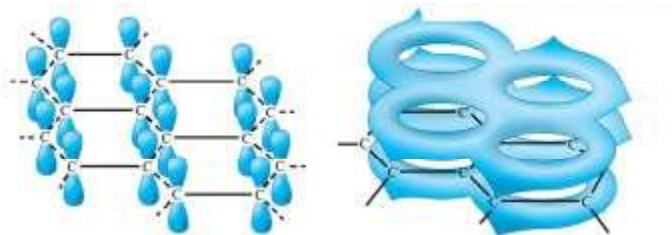
**අ.පො.ස (උ.පෙළ) රසායන විද්‍යාවේ නිර්දේශයට අයත් නොවේ.

දියමන්ති හා මිනිරන්

දියමන්ති හා මිනිරන් සම පරමාණුක (වක ම වර්ගයේ පරමාණු) දැලිස් ව්‍යුහවලින් සමන්විත වේ. දියමන්ති (sp³ මුහුම් කාබන්, චතුස්තලීය) සතුව වන්නේ ඝනාකාර ස්ඵටික ව්‍යුහයකි. මිනිරන් (sp² මුහුම් කාබන්, තලීය ත්‍රිකෝණාකාර) සමන්විත වන්නේ අට්ටි ගැසුණු ද්විමාන කාබන් ස්තරවලිනි. මුහුම්කරණයේ වෙනස හේතුවෙන් මිනිරන්වල (කාබන් - කාබන් බන්ධන දිග දියමන්තිවල කාබන් කාබන් බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය (දියමන්ති 154 pm සහ මිනිරන් 141 pm). මේ ස්ඵටිකරූපී දැලිස් ව්‍යුහ දැඩි වන අතර දියමන්තිවල දැලිස් ව්‍යුහය වඩාත් ම ශක්තිමත් ව්‍යුහය වේ. විස්ථානගත π ඉලෙක්ට්‍රෝන හේතුවෙන් මිනිරන් විද්‍යුත් සන්නායකයක් මෙන් ම තාප සන්නායකයක් ද වේ. මිනිරන්හි ස්තර අතර අන්තර් ක්‍රියා දුර්වල වන අතර, මේ නිසා මිනිරන් හොඳ ලිහිසි ද්‍රව්‍යයක් බවට පත්ව ඇත.

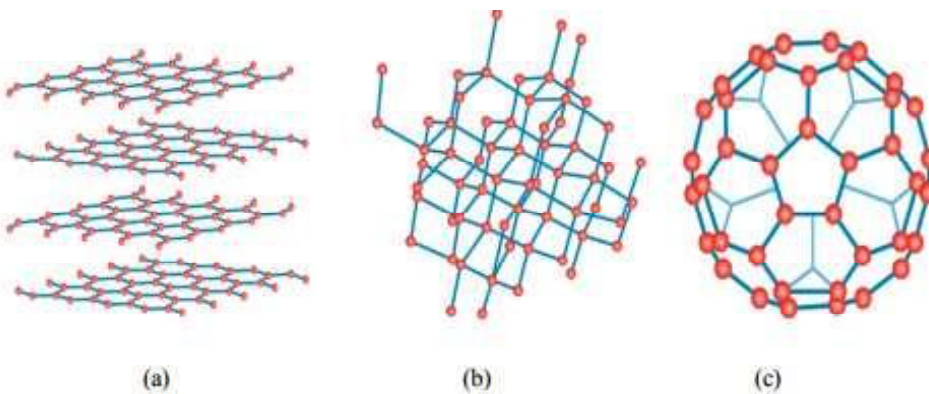
sp² මුහුම්කරණය

විස්ථානගත π කාක්ෂික



මිනිරන්හි π බන්ධන විස්ථානගත වීම

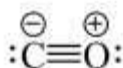
පුලරින් යනු කාබන්වල වෙනත් බහුරූපී ආකාරයකි. පුලරින්වල කාබන් පරමාණු ගෝලාකාරව එකිනෙකට සම්බන්ධ වී පවතී. මිනිරන්, දියමන්ති හා පුලරින් (C₆₀) ව්‍යුහ දැක්වේ.



(a) මිනිරන්, (b) දියමන්ති හා (c) පුලරින් (C₆₀)හි වායුව

කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා කාබන් ඩයොක්සයිඩ්

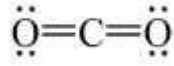
කාබන් මොනොක්සයිඩ් යනු අවර්ණ, ගන්ධයකින් තොර, ඉතා විෂ වායුවකි. කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි, CO බන්ධන දිග, දර්ශීය C=O බන්ධන දිගට වඩා අඩු ය. මිනි අදහස් වන්නේ කාබන් මොනොක්සයිඩ්හි C හා O අතර බන්ධනය දර්ශීය C = O බන්ධනයක් නොවන බවයි. එහි C හා O පරමාණු දෙක අතර ත්‍රිත්ව බන්ධන ස්වරූපයක් ඇත. CO හි ලුපිස් ව්‍යුහය දැක්වේ.



4.5 රූපය CO හි ලුපිස් ව්‍යුහය

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

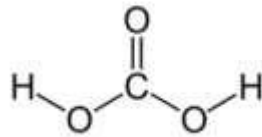
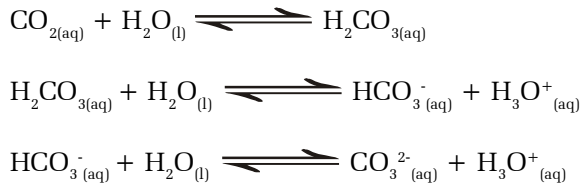
ලන්ඩන් ධල හේතුවෙන් පහළ උෂ්ණත්වවල දී හෝ අධික පීඩනවල දී කාබන් ඩයොක්සයිඩ් ඝනීභවනය වේ. සාමාන්‍ය වායුගෝලීය පීඩනයේ දී CO₂ (වියළි අයිස්) උෂ්ණත්වපාතනය වෙමින් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් වායුව සාදයි. ආහාර ක්ෂමාන්තයේ දී හිමායන කාරකයක් ලෙසත් කෘත්‍රීම වැසි ඇති කිරීමටත් එය සුලබව යොදා ගැනේ.



CO₂ හි ලුවීස් ව්‍යුහය

කාබන්වල ඔක්සෝ අම්ල

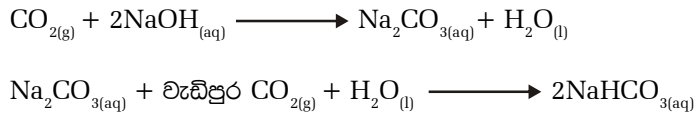
කාබන් සාදන ඔක්සෝ අම්ලය වන්නේ කාබොනික් අම්ලය (H₂CO₃) ලෙසින් හැඳින්වෙන දුබල අම්ලයයි. කාබොනික් අම්ලයේ ඛණ්ඩන ව්‍යුහය රූපය 4.7 හි දැක්වේ. පීඩනයක් යටතේ CO₂ වායුව ජලයේ දිය කර කාබොනික් අම්ලය හිපදවීය හැකි ය.



H₂CO₃ හි ඛණ්ඩන ව්‍යුහය

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

හස්ම සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර කාබනේට් අයන හිපදවමින් කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සිය ආම්ලික ලක්ෂණ පෙන්නුම් කරයි. එලෙස හිපදවූ 1 හා 2 කාණ්ඩවල කාබනේට් වැඩිපුර CO₂ හමුවේ හයිඩ්‍රජන් කාබනේට් සාදයි.



15 - කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

15 වන කාණ්ඩයේ හැඹුරුතා

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

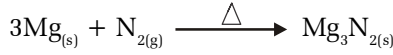
15 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

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

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

නයිට්‍රජන්වල රසායනය

වායුගෝලීය ජීවනය යටතේ නයිට්‍රජන් (තාපාංකය $-195.8 \text{ }^\circ\text{C}$) අල්ප වශයෙන් ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වන මුත් ජීවනය සමඟ ද්‍රාව්‍යතාව විශාල වශයෙන් වැඩි වේ. නයිට්‍රජන්හි බහුරූපී ආකාර නොපවතී. ඩයිනයිට්‍රජන් ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පමණක් සිදු කරන අතර, ඒවායෙන් එකක් පහත දී ඇත.



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



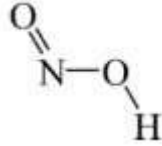
හයිඩ්‍රජන් -3 සිට +5 දක්වා ඔක්සිකරණ අවස්ථා පෙන්වුම් කරයි. මේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා දැක්වන සංයෝග වලට පහත දැක්වේ.

හයිඩ්‍රජන්වල ඔක්සිකරණ අවස්ථා

ඔක්සිකරණ අවස්ථා	සංයෝගය	සූත්‍රය	ඔන්ධන ව්‍යුහය
-3	ඇමෝනියා	NH ₃	
-2	හයිඩ්‍රජන්	N ₂ H ₄	
-1	හයිඩ්‍රොක්සිල් ඇමීන්	NH ₂ OH	
0	ඩයිනයිට්‍රජන්	N ₂	$N \equiv N$
+1	ඩයිනයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	N ₂ O	$N^{\ominus} = N^{\oplus} = O \leftrightarrow N \equiv N^{\ominus} - O^{\oplus}$
+2	නයිට්‍රජන් මොනොක්සයිඩ්	NO	$\dot{N} = O$
+3	ඩයිනයිට්‍රජන් ට්‍රයික්සයිඩ්	N ₂ O ₃	
+4	නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ්	NO ₂	
+4	ඩයිනයිට්‍රජන් ටේට්‍රොක්සයිඩ්	N ₂ O ₄	
+5	නයිට්‍රික් ඇසිඩ්	HNO ₃	
+5	ඩයිනයිට්‍රජන් පෙන්ටොක්සයිඩ්	N ₂ O ₅	

නයිට්‍රජන්වල ඔක්සෝ අම්ල

සාමාන්‍ය වායුගෝල තත්වය යටතේ අස්ථායී නයිට්‍රස් අම්ලය දුර්වල අම්ලයකි. රූපය 4.8 හි නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය දැක්වේ.

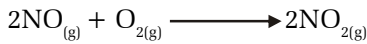


නයිට්‍රස් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය

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



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

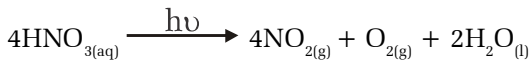


නයිට්‍රික් අම්ලය (රූපය 4.9) යනු උපද්‍රවකාරී තෛලමය ද්‍රවයකි. මේ අම්ලය ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් වන අතර, ප්‍රබල රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවලට බඳුන් වේ.



නයිට්‍රික් අම්ලයේ බන්ධන ව්‍යුහය

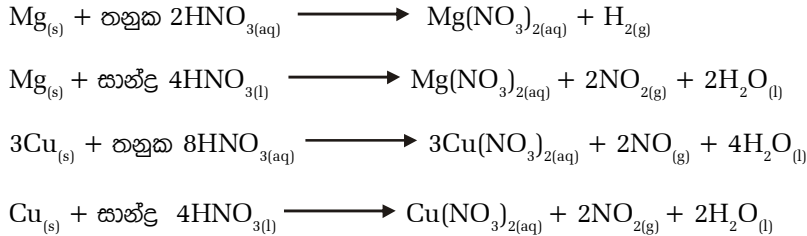
ආලෝක - ප්‍රේරිත විඝෝෂනය හේතුවෙන් නයිට්‍රික් අම්ලය ඔක්සිජන් හා නයිට්‍රජන් ඩයොක්සයිඩ් නිපදවයි.



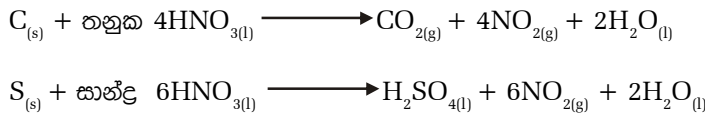
මේ ප්‍රතික්‍රියාව හේතුවෙන් රසායනාගාරය තුළ සාන්ද්‍ර නයිට්‍රික් අම්ලය ගබඩා කරනු ලබන්නේ දුඹුරු පැහැති බෝතල් තුළයි.

නයිට්‍රික් අම්ලයේ ඔක්සිකාරක ප්‍රතික්‍රියා

තනුක නයිට්‍රික් අම්ලය ලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ලෝහ නයිට්‍රේට් හා නයිට්‍රජන් වායුව නිපදවයි. මේ ප්‍රතික්‍රියාවලදී නයිට්‍රජන්වලට සාපේක්ෂව නයිට්‍රික් අම්ලය ඔක්සිකාරකයක් ලෙස කටයුතු කරයි. මැග්නීසියම් හා කොපර් සමඟ සාන්ද්‍ර නයිට්‍රික් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කළ විට එය නයිට්‍රජන්වලට සාපේක්ෂව ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.



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



ඇමෝනියා හා ඇමෝනියා ලවණ

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



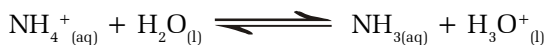
ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් දුබල භස්මයක් වන අතර, ඇමෝනියම් අයන සහ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවමින් භාහික වශයෙන් විඝටනය වේ.



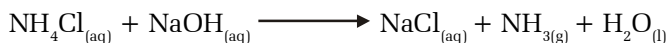
වෙනත් ඕනෑ ම භස්මයක් මෙන් ම ඇමෝනියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ද තනුක අම්ල සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ජලීය ලවණ සාදයි.



ඇමෝනියම් අයන ජලීය ද්‍රාවණවල දී ජලවිච්චේදනයට බදුන් වෙමින් සංයුග්මක භස්මය වන ඇමෝනියා නිපදවයි.

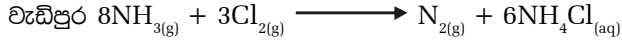


සියලු ඇමෝනියම් ලවණ ක්ෂාර සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා නිදහස් කරයි.



ඇමෝනියාවල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරින් සමඟ ඇමෝනියා ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කරන අතර, එකතු කරනු ලබන ඇමෝනියා හා ක්ලෝරින් ප්‍රමාණ මත නිපදවෙන ඵල වෙනස් වේ. කෙසේ වෙතත්, වැඩිපුර ක්ලෝරින් සමඟ ජලයේ විෂධීප නාශකයක් ලෙස භාවිතයට ගනු ලබන නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් එක් ඵලයක් ලෙස නිපදවේ.



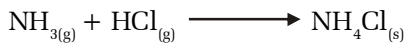
නිපදවනු HCl ප්‍රතික්‍රියාවට ලක් නොවූ ඇමෝනියා සමඟ NH₄Cl ලබා දේ



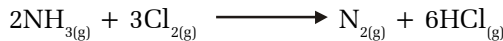
නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් යනු සහසංයුජ ක්ලෝරයිඩයකි. එය ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර ඇමෝනියා හා හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය සාදයි. (හයිපොක්ලෝරස් අම්ලය නිපදවීමේ හැකියාව හේතුවෙන්, නයිට්‍රජන් ට්‍රයික්ලෝරයිඩ් ජලයේ විෂධීප නාශකයක් වශයෙන් භාවිත කෙරේ.)



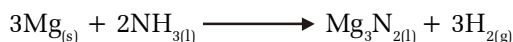
වායුමය ඇමෝනියා, හයිඩ්‍රජන් ක්ලෝරයිඩ් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් සුදු පැහැති දුමාරයක් වන ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් නිපදවේ. මෙය ඇමෝනියා තහවුරු කිරීමේ පරීක්ෂාවක් ලෙස යොදා ගත හැකි ය.



CuO හා Cl₂ සමඟ ඇමෝනියා දුබල ඔක්සිහාරකයක් වශයෙන් ක්‍රියා කරයි.

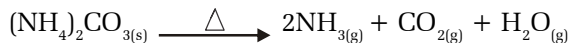


වියළි තත්වය යටතේ ලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේ දී ඇමෝනියා ඔක්සිහාරකයක් ලෙස මෙන් ම අම්ලයක් ලෙස ද ක්‍රියා කරයි.



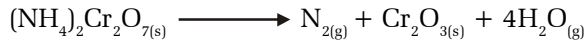
ඇමෝනියම් ලවණවල තාප වියෝජනය

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



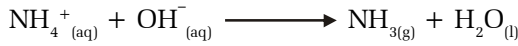
* මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ ඵල ප්‍රතික්‍රියා තත්වය මත වෙනස් විය හැකි ය.

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



ඇමෝනියම් ලවණ හඳුනා ගැනීම

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

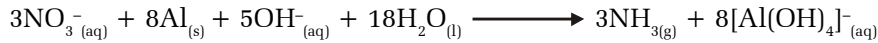


නයිට්‍රේට්වල ප්‍රතික්‍රියා

නයිට්‍රේට් අයන හඳුනා ගැනීම සඳහා අයන් (II)/ සාන්ද්‍ර H_2SO_4 හමුවේ නයිට්‍රේට් සමග සිදුකරන ප්‍රතික්‍රියාව යොදා ගත හැකි ය. මේ පරීක්ෂාව දුඹුරු වලයේ පරීක්ෂාව නම් වේ. පරීක්ෂාවේදී නළය තුළ ඇති වන දුඹුරු පැහැති $[\text{Fe}(\text{NO})]^{2+}$ වලය මගින් නයිට්‍රේට්වල පැවැත්ම තහවුරු වේ.



නයිට්‍රේට් Al හෝ දේවදාර මිශ්‍ර ලෝහය (Cu, Zn, Al)/ NaOH සමග ඇමෝනියා නිපදවයි.



16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

16 වන කාණ්ඩයේ නැඹුරුතා

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

16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	O	S	**Se	**Te	**Po
හුම් අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴
X ²⁻ අයනයේ අරය/ pm	140	184	198	221	-
සහසංයුජ අරය/pm	73	103	117	137	140
උෂ්‍නකය/ °C	-218	113(α)	217	450	254
පෝලිං විද්‍යුත් සාණතාව	3.4	2.6	2.6	2.1	2.0
1 වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ kJ mol ⁻¹	-141	-200	-195	-190	-183
X(g) + e → X ⁻ (g)					
2 වන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ එන්තැල්පිය/ kJ mol ⁻¹	844	532	-	-	-
X ⁻ (g) + e → X ²⁻ (g)					

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

16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ්

16 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය හයිඩ්‍රජන් සමඟ සරල හයිඩ්‍රයිඩ් සාදයි. මේවා සියල්ල සහසංයුජ හයිඩ්‍රයිඩ් වේ. කාණ්ඩය දිගේ පහළට යන විට හයිඩ්‍රයිඩ්වල තෝරා ගත් ගුණවල විචලනය වගුව පහත දැක්වේ.

16 වන කාණ්ඩයේ හයිඩ්‍රයිඩ්

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
උෂ්‍නකය/ °C	0.0	-85.6	-65.7	-51
තාපාංකය/ °C	100.0	-60.3	-41.3	-4
බන්ධන දිග/ pm	96	134	146	169
බන්ධන කෝණය/ °	104.5	92.1	91	90

කාණ්ඩයේ අනෙක් හයිඩ්‍රයිඩ්වලට වඩා ශක්තිමත් හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හේතුවෙන්, H₂O අසාමාන්‍ය ලෙස ඉහළ ද්‍රවාංක හා තාපාංක පෙන්වයි. කාණ්ඩයේ සියලු හයිඩ්‍රයිඩ් අතුරින් විෂදායී නොවන්නේ ජලය පමණි.

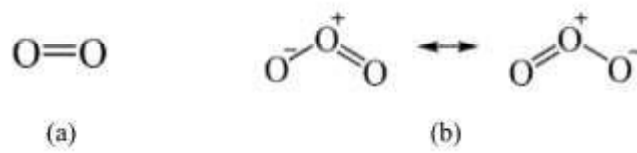
මධ්‍ය පරමාණුවේ ප්‍රමාණය විශාල වීම හේතුවෙන් සහසංයුජ හයිඩ්‍රයිඩ්වල බන්ධන දිගෙහි නිරීක්ෂිත විචලනය ඇති වේ. ඒ හිසා කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන දිග වැඩි වේ.

කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට මධ්‍ය පරමාණුවේ විද්‍යුත් ඍණතාව අඩු වීමේ ප්‍රතිඵලයක් ලෙස බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝනවල පවත්නා අඩු විකර්ෂණ හේතුවෙන් කාණ්ඩයේ පහළට බන්ධන කෝණය අඩු වේ. H₂S, H₂Se හා H₂Te හි බන්ධන කෝණය 90° ට ආසන්න වේ.

විශේෂයෙන් හයිඩ්‍රජන් හා බැඳීමේ දී බොහෝ සෙයින් සෙලීනියම් හා ටෙලූරියම්වල p කාක්ෂික පැවතීම මේ මගින් හෙළි වේ.

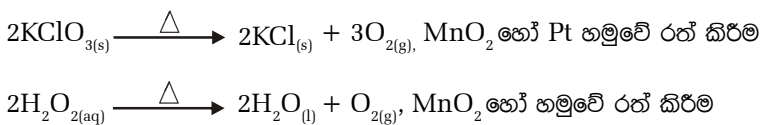
ඔක්සිජන්

ඩයිඔක්සිජන් (O₂) හා ට්‍රයිඔක්සිජන් (ඕසෝන් O₃) යනුවෙන් ඔක්සිජන් සතු බහුරූපී ආකාර දෙකක් ඇත. ඩයිඔක්සිජන් යනු අවර්ණ හා ගන්ධයකින් තොර ජලයේ අල්ප වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය වායුවකි. ඕසෝන් සතුව කටුක ගන්ධයක් ඇත. ඕසෝන්හි බන්ධන කෝණය 111.5° කි. මේ බහුරූපී ආකාර දෙකෙහි ව්‍යුහ පහත දී ඇත.



ඔක්සිජන් හා ඕසෝන්හි ව්‍යුහ

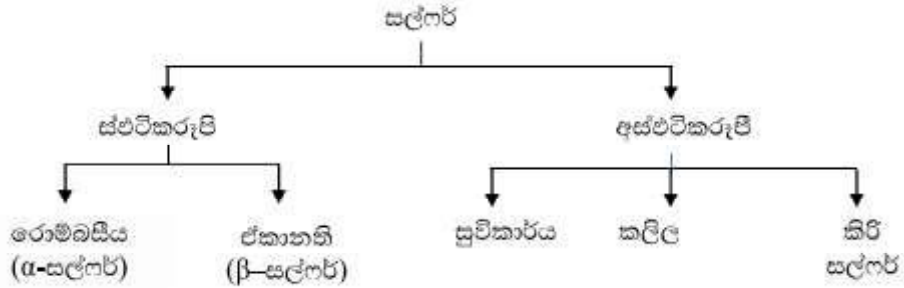
පොටෑසියම් ක්ලෝරේට්හි උත්ප්‍රේරක විශේෂනය හා හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් ඔක්සිජන් හිපදවීම සඳහා යොදා ගත හැකි ය.



ලෝහ ඔක්සයිඩ් හිපදවමින් ලෝහ ඩයිඔක්සිජන් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ඕසෝන් යනු ඩයිඔක්සිජන්වලට වඩා ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයකි. සංවර්ධිත රටවල් රැසක ජලයේ ක්ෂුද්‍ර ජීවීන් හසන විෂබීජ නාශකයක් ලෙස ඕසෝන් භාවිත කෙරේ. ක්ලෝරීන් මෙන් නොව, විෂබීජ නාශක ක්‍රියාවලියේ දී ඕසෝන් කිසිදු හානිදායක අතුරුඵලයක් හිපදවන්නේ නැත.

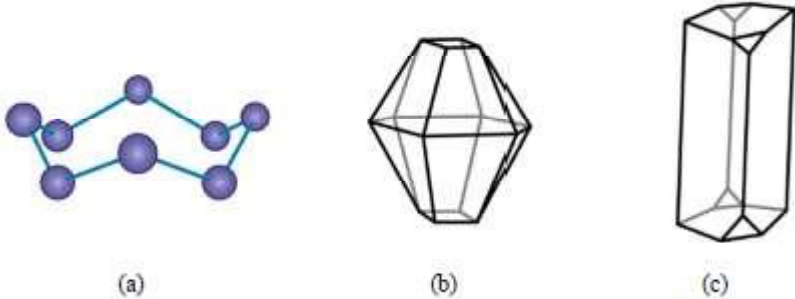
සල්ෆර්

පහත විස්තර කර ඇති ආකාරයට සල්ෆර් වර්ගීකරණය කළ හැකි ය.



සල්ෆර් වර්ගීකරණය

ඔක්සිජන් මෙන් නොව, සල්ෆර් සිය පරමාණු සමග ද්විත්ව බන්ධන සාදනවාට වඩා ඒක බන්ධන සාදයි. වඩාත් ම සුලබ බහුරූපී ආකාරය වන්නේ α සල්ෆර් (α-S₈) යනුවෙන් හැඳින්වෙන රොම්බයිස සල්ෆර්ය. හත පෙත්වා දී ඇති පරිදි එය සල්ෆර් පරමාණු අටකින් සමන්විත වක්‍රීය අක්වක් (zigzag) සැකසුමකින් යුත්, ඔටුන්නක හැඩයෙන් යුක්ත වේ. 93 °C ට වඩා ඉහළ උෂ්ණත්වයට රත් කිරීමේ දී සුලබව හමු වන අනෙක් බහුරූපී ආකාරය වන ඒකානනි සල්ෆර් β සල්ෆර් (β-S₈) බවට සිය ඇසුරුම් ආකාරය වෙනස් කර ගනියි. මේ ආකාර දෙක එකිනෙකෙහි බහුරූපී ආකාර වේ.



(a) ඔටුනු ආකාරය S₈ (b) රොම්බයිස සල්ෆර් (c) ඒකානනි සල්ෆර්

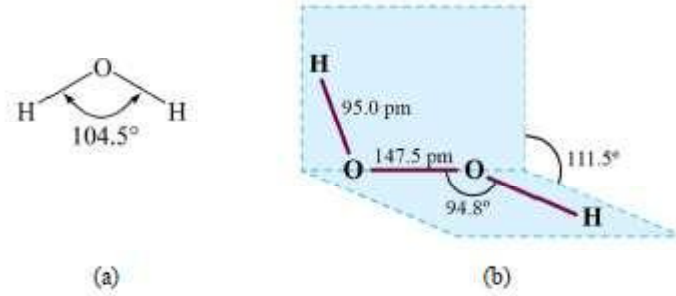
රොම්බයිස හා ඒකානනි යන ස්ඵටිකරූපී ආකාර ඔටුනු හැඩයේ S₈ වක්‍රවලින් සමන්විත වේ. මේ වක්‍ර 95°C ට පහළ උෂ්ණත්වල දී සල්ෆර්වල වඩාත් ම ස්ථායී අස්ඵටිකරූපී සල්ෆර් යනු විලීන සල්ෆර්වල සුවිකාර්ය ආකාරයයි.

සංවෘත දාම සහිත විලීන සල්ෆර් ක්ෂණිකව සිසිල් කිරීමේ දී ද්‍රව සල්ෆර් විවෘත දාම සහිත තාප සුවිකාර්ය සල්ෆර් බවට පරිවර්තනය වේ. කාලය ගතවෙත් ම සුවිකාර්ය සල්ෆර් ස්ඵටිකරූපී සල්ෆර් බවට හැරේ. සල්ෆර්වල අස්ඵටිකරූපී ආකාරය ආතනය වන නමුත් අස්ථායී වේ.

ඔක්සිජන් අඩංගු සංයෝග

ජලය සහ හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

පහත රූපයේ H₂O හා වායුමය H₂O₂ ව්‍යුහය දැක්වේ.

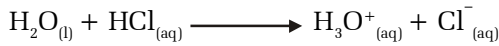


(a) H₂O ව්‍යුහය හා (b) H₂O₂ ව්‍යුහය

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



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

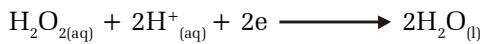


හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

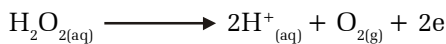
හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් යනු ඒකතලීය නොවන අණුවකි. (H₂O₂) එක ම තලයේ නොපවතින OH කාණ්ඩ දෙකකින් H₂O₂ අණුව සමන්විත අතර, වායුමය අවස්ථාවේ දී H-O-O බන්ධන කෝණය 94.8° වන කෝණික හැඩයෙන් යුක්ත වේ. ඔක්සිජන් පරමාණු මත පවතින එකසර යුගල අතර විකර්ෂණ අවම වන පරිදි සැකසුණු ව්‍යුහය රූපය 4.13 හි දැක්වේ. 'O' H-O කාණ්ඩ දෙක එකිනෙක අතර ද්විතල කෝණය 111.5° වන සේ පිහිටයි.

ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් බන්ධන හේතුවෙන්, H₂O₂ දුස්ප්‍රාවී ද්‍රවයක් වේ. ඔක්සිකාරකයක් මෙන් ම ඔක්සිහාරකයක් ලෙසත් H₂O₂ වලට හැසිරිය හැකි ය. එය ඔක්සිජන් බවට ඔක්සිකරණය වන අතර, ජලය බවට ඔක්සිහරණය වේ.

ඔක්සිහරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව:



ඔක්සිකරණ අර්ධ ප්‍රතික්‍රියාව:

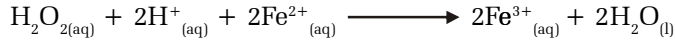
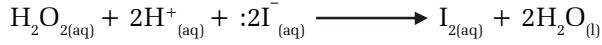


ද්විධාකරණය

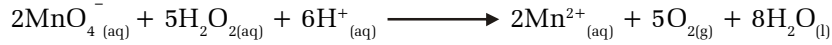


H₂O₂ වල ප්‍රතික්‍රියා

H₂O₂ ඔක්සිකාරකයක් ලෙස:



H₂O₂ ඔක්සිහාරකයක් ලෙස,



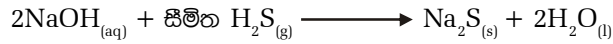
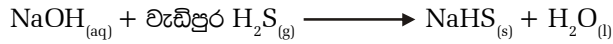
සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග

හයිඩ්‍රජන් සල්ෆයිඩ්

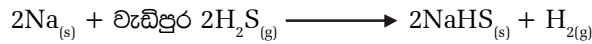
හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ් යනු නරක් වූ බිත්තර ගන්ධයෙන් යුක්ත, අවර්ණ විෂදායී හා ආම්ලික වායුවක් වේ. ලෝහ සල්ෆර් ප්‍රබල අම්ල හා ප්‍රතික්‍රියා කරවීමෙන් H₂S නිපදවිය හැකි ය. දුබල ආම්ලික ද්‍රාවණයක් සාදමින් එය ජලයේ දිය වේ.

හයිඩ්‍රජන් සල්ෆයිඩ්වල ප්‍රතික්‍රියා

H₂S ප්‍රබල හස්ම හමුවේ අම්ලයක් ලෙස:



H₂S ලෝහ සමග අම්ලයක් ලෙස මෙන් ම ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ද ප්‍රතික්‍රියා කරයි:



H₂S ඔක්සිහාරකයක් ලෙස:

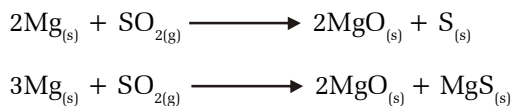


සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ්

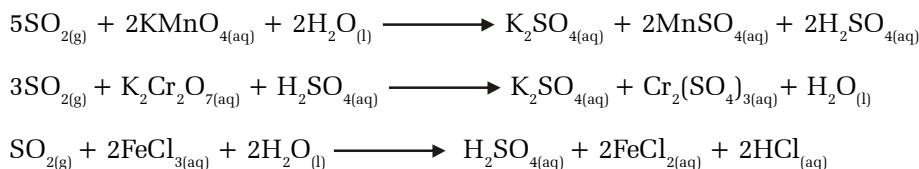
සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් අවර්ණ වායුවක් වන අතර, ජලයේ ද්‍රාව්‍ය වේ. ඔක්සිකාරකයක් හා ඔක්සිහාරකයක් ලෙස සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ්වලට ක්‍රියා කළ හැකි ය.

සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ප්‍රතික්‍රියා

ඔක්සිකාරකයක් ලෙස:



ඔක්සිහාරකයක් ලෙස:

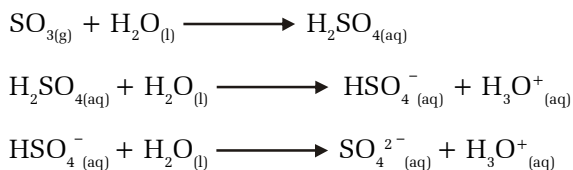


සල්ෆර්වල ඔක්සෝ අම්ල

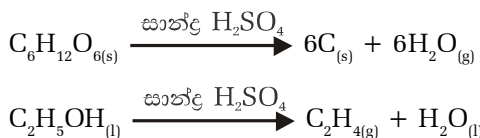
සල්ෆර්වල සුලබ ඔක්සිකරණ අංක -2, 0, +2, +4 හා +6 වේ.

සල්ෆියුරික් අම්ලය

සල්ෆියුරික් අම්ලය යනු ප්‍රබල ද්විප්‍රෝටික අම්ලයකි.

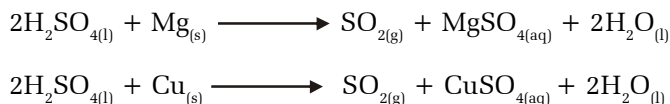


සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයට විචලකාරකයක් ලෙස හැසිරිය හැකි ය.



උණු සාන්ද්‍ර සල්ෆියුරික් අම්ලයට ඔක්සිකාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.

ලෝහ සමඟ,



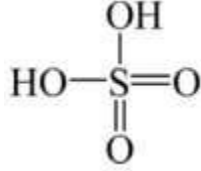
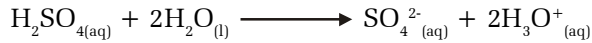
අලෝහ සමඟ,



තනුක H_2SO_4 අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කරයි.



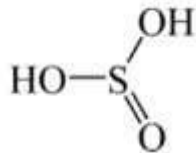
ප්‍රබල අම්ලයක් වන තනුක සල්ෆියුරික් අම්ලයට පහත දැක්වෙන පරිදි ජලය H⁺ අයන දෙකක් ලබා දිය හැකි ය.



සල්ෆියුරික් අම්ලයේ ව්‍යුහය

සල්ෆියුරික් අම්ලය

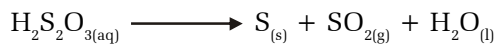
වාතය හමුවේ සල්ෆියුරික් අම්ලය ඔක්සිකරණ වීම හේතුවෙන් එහි සැම විට ම සුළු ප්‍රමාණයක් සල්ෆියුරික් අම්ලය අඩංගු වේ. වායුමය සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ෆියුරික් අම්ලය නිපදවයි. ජලයේ ද්‍රාවිත ඔක්සිජන් සමග සල්ෆියුරික් අම්ලය ප්‍රතික්‍රියා කර සල්ෆියුරික් අම්ලය නිපදවයි. සල්ෆියුරික් අම්ලයේ ව්‍යුහය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



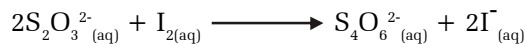
සල්ෆියුරික් අම්ලයේ ව්‍යුහය

තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය

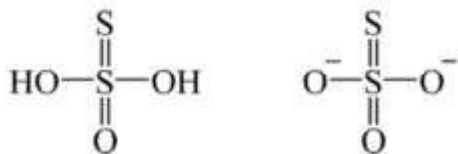
තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලයේ ලවණය පමණක් ඔක්සිකරණය මෙන් ම ඔක්සිහරණය වෙමින් ඵල ලෙස සල්ෆර් හා සල්ෆර් ඩයොක්සයිඩ් ලබා දේ. තයෝසල්ෆියුරික් යනු දුබල අම්ලයකි. ජලීය ද්‍රාවණවල දී සල්ෆර් අඩංගු සංයෝග මිශ්‍රණයක් බවට තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය විශෝජනය විය හැකි ය.



තයෝසල්ෆේට් අයනයට ඔක්සිහාරකයක් ලෙස ක්‍රියා කළ හැකි ය.



තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලයේ සහ තයෝසල්ෆේට් අයනයේ ව්‍යුහය පහත දැක්වේ. ව්‍යුහ දෙකෙහි ම මධ්‍ය සල්ෆර් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථාව +4 වන අතර, අනුස්ථ සල්ෆර් පරමාණුවේ ඔක්සිකරණ අවස්ථා බිත්දුව වේ.



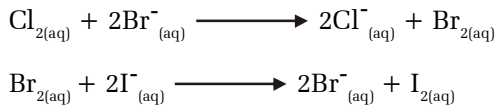
තයෝසල්ෆියුරික් අම්ලය සහ තයෝසල්ෆේට් අයනය

17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍ය

17 වන කාණ්ඩයේ නැමුරතා

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

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



ලෝරින් පරමාණුවල බන්ධන නොසැදූ ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගලවල විකර්ෂණ හේතුවෙන් F₂ වල බන්ධන ශක්තිය (155 kJ mol⁻¹) ක්ලෝරින්වල ඒ අගයට (240 kJ mol⁻¹) වඩා අඩු ය. ලෝරින් වායුවේ අධික ප්‍රතික්‍රියාශීලීත්වයට හේතුව මෙයයි. 17 වන කාණ්ඩය ඔස්සේ පහළට බන්ධන ශක්ති ක්‍රමානුකූල අඩු වීමක් පෙන්නුම් කරයි. (Cl₂ = 240 kJ mol⁻¹, Br₂ = 190 kJ mol⁻¹ හා I₂ = 149 kJ mol⁻¹).

17 වන කාණ්ඩයේ මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

	F	Cl	Br	I	**At
භූමි අවස්ථාවේ ඉලෙක්ට්‍රෝනික වින්‍යාසය	[He]2s ² 2p ⁵	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
වැන්ඩර් වාල්ස් අරය/ pm	135	180	195	215	-
අයනික අරය/ pm	133	181	196	220	-
සහසංයුජ අරය/ pm	71	99	114	133	-
ද්‍රවාංකය/ °C	-220	-101	-7.2	114	-
නාපාංකය/ °C	-188	-34.7	55.8	184	-
පෝලිං විද්‍යුත් සංඛ්‍යාව	4.0	3.2	3.0	2.7	-
ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ ඊන්තර්ජීය/ kJ mol ⁻¹	-328	-349	-325	-295	-
X(g) + e → X ⁻ (g)					

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

17 වන කාණ්ඩයේ සරල සංයෝග

හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්

ජලයේ දී හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ් ආම්ලික වේ. ප්‍රබල හයිඩ්‍රජන් ඛණ්ඩන සෑදීමේ හැකියාව HF සතු වන නමුත් වායුගෝලීය පීඩනයේ දී හා උෂ්ණත්වයේ දී HF වායුවක් (තාපාංකය 20 °C) වේ. ජලීය ද්‍රාවණවල දී හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්වල ආම්ලික ස්වභාවය සඳහා



අනෙක් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ් සඳහා (HCl, HBr හා HI)



ජලීය මාධ්‍යයේ දී HF දුබල අම්ලයක් වන අතර, අනෙකුත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ් ප්‍රබල අම්ල වේ. HF වලට ඉහළ ඛණ්ඩන ශක්තියක් ඇති අතර (ප්‍රභල සහසංයුජ ඛණ්ඩන), එයට ජලයේ දී විඝටනය වී H⁺ අයන ලබා දීමට අපහසු වේ. කාණ්ඩ 17 දීමේ පහළට යන විට හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්වල ආම්ලික ප්‍රභලතාව වැඩි වේ. ඉහත සඳහන් කළ කරුණු ආශ්‍රයෙන් එය පැහැදිලි කළ හැකිය. කාණ්ඩ 17ට අයත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්වල තෝරා ගත් ගුණ කිහිපයක් පහත වගුවේ දැක්වේ.

17 කාණ්ඩයට අයත් හයිඩ්‍රජන් හේලයිඩ්වල තෝරා ගත් ගුණ

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

සිල්වර් හේලයිඩ්

හේලයිඩ් (ක්ලෝරයිඩ්, බ්‍රෝමයිඩ් සහ අයිඩයිඩ්) හඳුනා ගැනීම සිදුකර සිල්වර් හේලයිඩ් භාවිත කළ හැකි ය. එහි දී සෑදෙන අවක්ෂේපයේ වර්ණය සැලකිල්ලට ගනු ලැබේ.

වගුව 17 කාණ්ඩයට අයත් සිල්වර් හේලයිඩ්

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

ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ අම්ල

ක්ලෝරින් විසින් විවිධ ඔක්සිකරණ අංක ඇති ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ ඇනායන කිහිපයක් සාදනු ලබයි. ඔක්සෝ ඇනායන කිහිපයක් ප්‍රබල ඔක්සිහාරක වේ. තෝරා ගත් ක්ලෝරින්වල ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ ඇනායන

ක්ලෝරින්වල තෝරා ගත් ඔක්සයිඩ සහ ඔක්සෝ ඇනායන

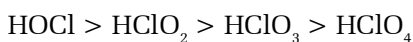
ඔක්සිකරණ අවස්ථා	ඔක්සයිඩවල සූත්‍රය	ඔක්සෝ ඇනායන සූත්‍රය	ඔක්සෝ ඇනායන ව්‍යුහය
+1	Cl ₂ O	ClO ⁻	
+3		ClO ₂ ⁻	
+5		ClO ₃ ⁻	
+6	ClO ₃ සහ Cl ₂ O ₆		
+7	Cl ₂ O ₇	ClO ₄ ⁻	

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

ක්ලෝරින් ඔක්සෝ අම්ලවල ව්‍යුහය

	HOCl	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
ඔක්සිකරණ අවස්ථා	+1	+3	+5	+7
ව්‍යුහය				

ඔක්සෝ අම්ලවල ක්ලෝරිනි ඔක්සිකාරක බලය පහත ආකාරයට වෙනස් වේ.



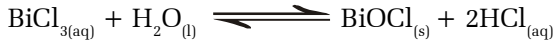
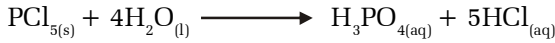
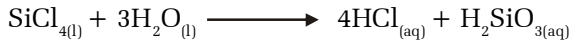
HOCl, HClO₂, HClO₃, HClO₄ වල ඇති ක්ලෝරින්වල ඔක්සිකරණ අංකය පිළිවෙලින් +1, +3, +5 සහ +7 වේ. ඔක්සිකරණ අංකය වැඩි අම්ලය ප්‍රබල අම්ලය වේ. ඒ නිසා ආම්ලික ප්‍රබලතාව HOCl < HClO₂ < HClO₃ < HClO₄ ලෙස විචලනය වේ.

හේලයිඩ්

ඩොනෝ සහසංයුජ හෙල් ශීඩ ජලය සමග වේගයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි. CCl_4 ජල විච්ඡේදනයට භාජනය නො වේ. ඩොනෝ ෆ්ලෝරයිඩ් සහ සමහර හේලයිඩ් නිෂ්ක්‍රිය වේ. කාණ්ඩ 14 සහ 15ට අයත් මූලද්‍රව්‍ය ජලය අඩු ප්‍රමාණයක් සමග පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

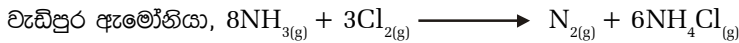
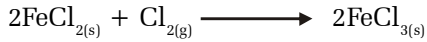


කාණ්ඩ 14 සහ කාණ්ඩ 15ට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ් වැඩිපුර ජලය සමග පහත ආකාරයෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.



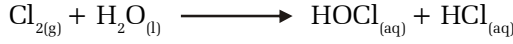
ක්ලෝරින්වල ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරින්, ෆ්ලෝරින්වලට වඩා අඩු ප්‍රතික්‍රියාශීලී වේ. එහෙත් ක්ලෝරින් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙයි. ක්ලෝරින් වායුව ප්‍රබල ඔක්සිකාරකයක් ලෙස හැසිරෙන ප්‍රතික්‍රියා කිහිපයක් පහත දැක්වේ.



ක්ලෝරීන්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

ක්ලෝරීන් ජලය සහ හස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ඔක්සිහරණය සහ ඔක්සිකරණය විකිනෙකට සමගාමීව සිදු කරයි. ක්ලෝරීන් සමග ජලය ප්‍රතික්‍රියාව :



මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ දී ක්ලෝරීන් (Cl_2) ඔක්සිකරණය තත්ත්වය ශුන්‍යයේ සිට +1 (HOCl)

ඔක්සිකරණය වන අතර, -1 (Cl^-) දක්වා ඔක්සිහරණය වේ.

සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් සමග ප්‍රතික්‍රියාව ;

සිසිල් තනුක සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් සමග



උණු සාන්ද්‍ර / උණු තනුක සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ්



ඔක්සෝ ඇහායනවල ප්‍රතික්‍රියා

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

හයිපොක්ලෝරයිට්වල ද්විධාකරණ ප්‍රතික්‍රියා

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



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

18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය

18 වන කාණ්ඩයේ ප්‍රවණතා

18 කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍ය සියල්ල ප්‍රතික්‍රියාශීලී නැති ඒක පරමාණුක වායු වේ. Xe පමණක් සැලකිය යුතු සංයෝග ප්‍රමාණයක් සාදයි. කාණ්ඩ 18 අයත් සියලු මූලද්‍රව්‍යවලට ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබා ගැනීමේ චන්තැල්පියක් ඇත. එයට හේතුව ලබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝන අලුත් ශක්ති මට්ටමට අයත් වීම යි.

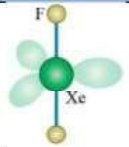
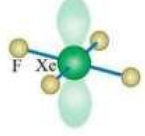
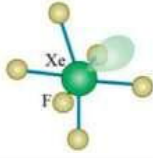
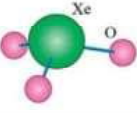
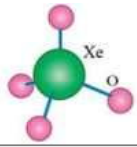
වගුව කාණ්ඩ 18 අයත් මූලද්‍රව්‍යවල ගුණ

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

18 වන කාණ්ඩයට අයත් මූලද්‍රව්‍යවල සරල සංයෝග

සෙනෝන්වල සංයෝගවලට +2, +4, +6 සහ +8, ඔක්සිකරණ අංක ඇත. සෙනෝන් කෙලිප් ම ජ්‍රෝර්න් සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. සමහර Xe සංයෝග වගුව මගින් පෙන්වනු ලැබේ.

Xe වල තෝරා ගත් සංයෝග කිහිපයක්

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

s සහ p ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍ය මගින් පෙන්නුම් කරන ආවර්තිතා නැඹුරුතා

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය

සංයුජතා ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය මගින් ඒ මූලද්‍රව්‍ය ආවර්තිතා වගුවේ ඇති ස්ථානය අනාවරණය කළ හැකිය.

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

ලෝහක ගුණය

ලෝහවල අයනීකරණ ශක්ති අනෙකුත් ලෝහ සමඟ සංසන්දනය කරන විට අඩු අගයක් ගනී. ඒ නිසා, ලෝහ පහසුවෙන් ඉලෙක්ට්‍රෝන මුදාහර කැටායන සාදයි. කාණ්ඩයක් දිගේ පහළට යන විට පරමාණුක අරය වැඩි වන අතර, අයනීකරණ ශක්තිය අඩු වේ. ඒ නිසා ලෝහක ගුණය වැඩි වේ. තුන්වන ආවර්තය සැලකීමේ දී මූලද්‍රව්‍යවල ද්‍රවාංකය ක්‍රමයෙන් වැඩි වී නැවත අඩු වීමක් සිදු වේ. තුන්වන ආවර්තයේ මූලද්‍රව්‍ය බහුලව පවතින පරමාණු ආකාරය, සමාන පරමාණු අතර පවතින බන්ධන සහ ද්‍රවාංක පහත දැක්වේ.

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

	Na	Mg	Al	Si	P ₄	S ₈	Cl ₂	Ar
ද්‍රවාංකය/ °C	98	649	660	1420	44	119	-101	-189
බන්ධන ස්වභාවය	M	M	M	NC	C	C	C	-

ලෝහ - M, ජාල සහසංයුජ - NC, සහසංයුජ - C

ඔක්සයිඩවල අම්ල, භස්ම සහ උභයගුණි ස්වභාවය

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

තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ සංසන්දනය

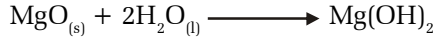
	Na ₂ O(s)	MgO(s)	Al ₂ O ₃ (s)	SiO ₂ (s)	P ₄ O ₁₀ (s)	SO ₃ (g)	Cl ₂ O ₇ (l)
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
බන්ධන ආකාරය	I	I	I	NC	C	C	C
ස්වභාවය	ප්‍රබල B	B	Am	බොහෝ දුබල A	දුබල A	A	ප්‍රබල A

අයනික - I, ජල සහසංයුජ - NC, සහසංයුජ - C
භාස්මික - B, උභයගුණි - Am, ආම්ලික - A

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

තුන්වන ආවර්තයේ ඔක්සයිඩ් ජලයල අම්ල හා භස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා

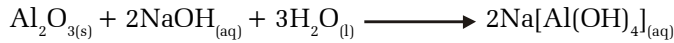
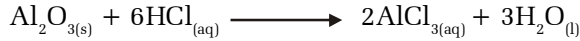
සෝඩියම් සහ මැග්නීසියම්වල ඔක්සයිඩ් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා වී හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් නිපදවයි.



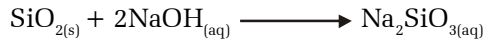
මේ ඔක්සයිඩ් දෙකම භාස්මික නිසා, ඒවා අම්ල සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සහ ජලය සාදයි.



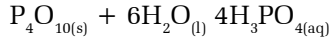
ඇලුමිනියම් ඔක්සයිඩ් උභයගුණි වන අතර, ඒවා අම්ල සමග මෙන් ම භස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සාදයි.



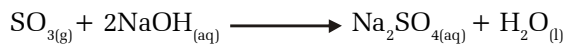
SiO₂ දුබල ආම්ලික වන අතර, ප්‍රබල භස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. එසේ ම, SiO₂ ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියාවක් නොදක්වයි.



P₄O₁₀, SO₃, සහ Cl₂O₇ ආම්ලික වන අතර, ජලයේ දිය වීමෙන් අම්ල සාදයි. මේ ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ.



මේ ඔක්සයිඩ් භස්ම සමග ප්‍රතික්‍රියා වී ලවණ සහ ජලය සාදයි.



හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සහ හයිඩ්‍රික්වල අම්ල, හස්ම සහ උභයගුණී ස්වභාවය

තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ වී ආවර්තයේ ම ඔක්සයිඩ්වලට සමාන ප්‍රවණතාවක් පෙන්නුම් කරයි. පහත දී ඇති වගුව මගින් තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සංසන්දනය කරයි.

තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ සංසන්දනය

	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	Si(OH) ₄	P(OH) ₃	S(OH) ₆	Cl(OH) ₇
ස්ථායී ආකාරය				H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
බන්ධන ආකාරය	I	I	C	C	C	C	C
ස්වභාවය	ප්‍රබල B	B	Am	බොහෝ දුබල A	දුබල A	ප්‍රබල A	ඉතා ප්‍රබල A

*අයනීය - I, ජල සහසංයුජ - NC, සහසංයුජ - C
හාස්මික - B, උභයගුණී - Am, ආම්ලික - A*

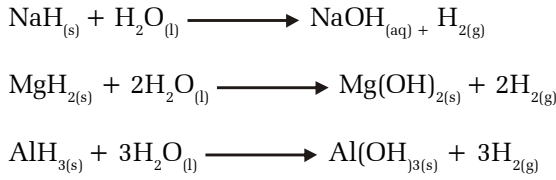
තුන්වන ආවර්තය හරහා හයිඩ්‍රික්වල ස්වභාවය ප්‍රබල හාස්මික සිට ප්‍රබල ආම්ලික දක්වා වෙනස් වේ. උභයගුණී ස්වභාවය ආවර්තයේ මැද ප්‍රදේශය හැකි ය.

තුන්වන ආවර්තයේ හයිඩ්‍රයිඩ සංසන්දනය

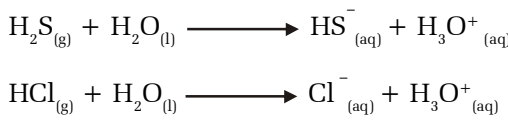
	NaH(s)	MgH ₂ (s)	(AlH ₃) ₃ (s)	SiH ₄ (g)	PH ₃ (g)	H ₂ S(g)	HCl(g)
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	-4	-3	-2	-1
ජලීය ද්‍රාවණයේ ස්වභාවය	ප්‍රබල B	දුබල B	Am	ඉතා දුබල A	N	දුබල A	ඉතා ප්‍රබල A
බන්ධන ආකාරය	I	I	NC	C	C	C	C

*අයනීය - I, ජල සහසංයුජ - NC, සහසංයුජ - C
හාස්මික - B, උභයගුණී - Am, ආම්ලික - A, උදාසීන - N*

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



PH₃ ජලයෙහි දුබල ලෙස ද්‍රාවණය වන අතර උදාසීන ද්‍රාවණයක් සාදයි. H₂S සහ HCl ආම්ලික වන අතර ජලීය ද්‍රාවණ ආම්ලික වේ.



තුන්වන ආවර්තය හරහා හේලයිඩවල ස්වභාවය

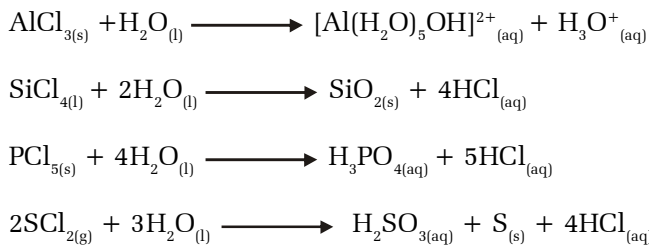
ආවර්තයක් හරහා වමේ සිට දකුණට යෑමේ දී මූලද්‍රව්‍යවල විද්‍යුත් ඍණතාව වැඩි වන නිසා ක්ලෝරයිඩ ජලවිච්ඡේදනය වීමේ හැකියාව වැඩි වේ. අදාළ ප්‍රතික්‍රියා පහත දැක්වේ. තුන්වන ආවර්තයේ ඇති s ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ අයනික වන අතර p ගොනුවේ මූලද්‍රව්‍යවල ක්ලෝරයිඩ සහසංයුජ වේ.

තුන්වන ආවර්තයේ ක්ලෝරයිඩ සංසන්දනය

	NaCl(s)	MgCl ₂ (s)	AlCl ₃ (s)	SiCl ₄ (l)	PCl ₅ (s)	SCl ₂ (g)
ඔක්සිකරණ අංකය	+1	+2	+3	+4	+5	+2
බන්ධන වර්ගය	I	I	C	C	C	C
ජලීය ද්‍රාවණයේ ස්වභාවය	N	ඉතා දුබල A	A	A	A	A

*අයනික - I, සහසංයුජ - C
භාස්මික - B, උභයගුණි - Am, ආම්ලික - A, උදාසීන - N*

තුන්වන ආවර්තයේ සහසංයුජ ක්ලෝරයිඩ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා,



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

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