ආවර්තිතා වගුව

නූතන ආවර්තිතා වගුව සම්පූර්ණයෙන්ම ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසයට අනුකූලව ගොඩනගා ඇත. සාමාන්‍ය පෙළ සඳහා ආවර්තිතා වගුවේ පහත සඳහන් කොටස මතක තබා ගත යුතු වේ.

I							O
H	II	III	IV	V	VI	VII	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca					Br	Kr
						I	Xe
						At	Rn

මූලද්‍රව්‍ය එවායේ පරමාණුක ක්‍රමාංකවල අනුපිළිවෙළට සකස් කළ විට පරමාණුක ක්‍රමාංකයේ යම් සමාන අන්තර වලදී සමාන ගුණ තිබෙන මූලද්‍රව්‍ය නැවත නැවත හමු වේ.

නූතන ආවර්තිතා නියමය

ආවර්තයක් දිගේ ඉදිරියට යන විට ආවර්තයක ලක්ෂණ විචලනය වන ආකාරය

1. පරමාණුක අරය අඩුවේ.
2. ප්‍රථම අයනීකරන ශක්තිය වැඩිවේ.
3. විද්‍යුත් ධනතාව අඩුවේ.
4. විද්‍යුත් සෘණතාව වැඩිවේ.
5. ලෝහ ලක්‍ෂණ අඩුවේ.
6. අලෝහ ලක්‍ෂණ වැඩිවේ.
7. ඔක්සිහාරක ගුණ අඩුවේ.
8. ඔක්සිකාරක ගුණ වැඩිවේ.

කාණ්ඩය පහළට

1. පරමාණුක අරය	1. ප්‍රථමඅයනීකරණ ශක්තිය
2. විද්‍යුත් ධනතාව	2. විද්‍යුත් සෘනතාව
3. ලෝහ ලක්ෂණ	3. ආලෝහ ලක්ෂණ
4. ඔක්සිහාරක ගුණ	4. ඔක්සිකාරක ගුණ
5. ලෝහ මූලද්‍රව්‍යය වල ප්‍රතික්‍රියාකාරීත්වය වැඩිවේ	5. ආලෝහ මූල ද්‍රව්‍යවල ප්‍රතික්‍රියාකාරීත්වය අඩුවේ.

- මූල ද්‍රව්‍ය පරමාණුවක බාහිර කවචයේ තිබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව කාණ්ඩයේ අංකයට සමාන වේ.
- මූල ද්‍රව්‍ය පරමාණුවක තිබෙන ඉලෙක්ට්‍රෝන සහිත ශක්ති මට්ටම් සංඛ්‍යාව එම මූල ද්‍රව්‍ය අයත්වන ආවර්තයේ අංකයට සමාන වේ. මූල ද්‍රව්‍ය වර්ගීකරණය පිළිබඳ ඉතාමත්ම හොඳ ක්‍රමය පළමුවෙන්ම ප්‍රකාශ කරන ලද්දේ ඩිමිට්‍රි මෙන්ඩලීෆ් විසිනි.

- ආවර්තයක් දිගේ ඉදිරියට යන විට ද්‍රවාංකය හා තාපාංකය iv වැනි කාණ්ඩයට යාමේදී ක්ෂණිකව වැඩි වී ඉන්පසු O කාණ්ඩය දක්වා අක්‍රමවත් ලෙස අඩු වේ.
- ආවර්තයක් දිගේ ඉදිරියට යාමේදී පරමාණුක අරය I කාණ්ඩයේ සිට VII කාණ්ඩය දක්වා අඩු වී ඉන්පසු O කාණ්ඩයට යාමේදී පුළු වශයෙන් වැඩි වේ.

ආවර්තනයක් දිගේ ඉදිරියට යාමේදී I කාණ්ඩයේ සිට III කාණ්ඩය දක්වා පරමාණුක පරිමාව අඩු වී ඉන්පසු O කාණ්ඩය දක්වා වැඩිවේ.

කාණ්ඩය	කාණ්ඩයේ නම	සංයුජතාවය
i	ක්ෂාර ලෝහ	1
ii	ක්ෂාර පාංශු ලෝහ	2
iii	උභයගුණී ලෝහ	3
iv	ලෝහාලෝහ	4
v	නයිට්‍රජන් කුලය	3
vi	ඔක්සිජන් කුලය	2
vii	හැලජන් කුලය	1
viii	උච්ච වායු	0

රසායනික ප්‍රතික්‍රියා

ඒක ප්‍රතිස්ථාපන ප්‍රතික්‍රියා

උදාහරණ

1. සක්‍රියතාවය අඩු ලෝහයකින් හට ගත් ලවණයක් සමග සක්‍රියතාවය වැඩි ලෝහයක් ප්‍රතික්‍රියාකර සක්‍රියතාවය අඩු ලෝහය විස්ථාපනය කරයි.
2. සක්‍රියතාවය අඩු හැලජනයකින් හටගත් හේලයිඩ අයනයක් සක්‍රියතාවය වැඩි හැලජනයක් මගින් විස්ථාපනය කරයි.

සක්‍රියතාවය වැඩි මූලද්‍රව්‍යයක් සංයෝග යක් තුළ සංයෝජිත තත්ත්වයේ තිබෙන සක්‍රියතාවය අඩු මූලද්‍රව්‍යක් විස්ථාපනය කිරීම මෙහිදී සිදුවේ.

ද්විත්ව ප්‍රතිස්ථාපන ප්‍රතික්‍රියා

උදාහරණ

1. අම්ලයක් + භෂ්මයක් → ලවණයක් + ජලය
2. අම්ලයක් + ලෝහඔක්සයිඩයක් → ලවණයක් + ජලය
3. භෂ්මයක් + අලෝහඔක්සයිඩයක් → ලවණයක් + ජලය
4. ලවණයක් + ලවණයක් → ලවණයක් + ලවණයක්
5. අම්ලයක් + ලවණයක් → අම්ලයක් + ලවණයක්

සංයෝග දෙකක් සංයෝජනය වී නව සංයෝග දෙකක් සෑදීම මෙම ප්‍රතික්‍රියා වලදී සිදු වේ.

සංයෝජන ප්‍රතික්‍රියා

මූලද්‍රව්‍ය හෝ සරල සංයෝග ප්‍රතික්‍රියා කර නව සංයෝගයක් සෑදීමේ ප්‍රතික්‍රියා සංයෝජන ප්‍රතික්‍රියා නම් වේ.

උදාහරණ

1. ලෝහයක් + අලෝහයක් → ලවණයක්
2. ලෝහයක් + ඔක්සිජන් වායුව → ලෝහඔක්සයිඩයක්
3. අලෝහයක් + ඔක්සිජන් වායුව → අලෝහඔක්සයිඩයක්
4. ලෝහඔක්සයිඩයක් + ජලය → භෂ්මයක්
5. අලෝහ ඔක්සයිඩයක් + ජලය → අම්ලයක්

වියෝජන ප්‍රතික්‍රියා

සංයෝගයක් රත් කරන විටදී සරල සංඝටක බවට පත්වීම වියෝජන ප්‍රතික්‍රියා වලදී සිදු වේ.

උදාහරණ

1. Li_2CO_3 හා ක්ෂාර පාංශු ලෝහවල කාබනේට් රත් කළ විට වියෝජනය වී ලෝහ ඔක්සයිඩය හා CO_2 බවට පත්වේ.
2. ක්ෂාර ලෝහවල නයිට්‍රේට් රත්කළ විට වියෝජනය වී ලෝහයේ නයිට්‍රයිට්‍ය හා O_2 බවට පත්වේ.
3. ක්ෂාර පාංශු ලෝහ වල නයිට්‍රේට් රත්කළ විට වියෝජනය වී ලෝහයේ ඔක්සයිඩය, NO_2 හා O_2 බවට පත් වේ.
4. ලෝහ මූලද්‍රව්‍යවලින් හට ගන්නා පර්මැංගනේට් රත් කළ විට වියෝජනය වී MnO_2, O_2 හා ලෝහ මැංගනේට් බවට පත් වේ.

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ශීඝ්‍රතාවය කෙරෙහි බලපාන සාධක

ප්‍රතික්‍රියක වල භෞතික ස්වභාවය

- ප්‍රතික්‍රියක වල මතුපිට පෘෂ්ඨ වර්ගඵලය වැඩිවන විට රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ශීඝ්‍රතාවය වැඩිවේ
- ප්‍රතික්‍රියක වල මතුපිට පෘෂ්ඨ වර්ගඵලය අඩුවන විට රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ශීඝ්‍රතාවය අඩුවේ.

ප්‍රතික්‍රියක වල

- ප්‍රතික්‍රියක වල සාන්ද්‍රණය වැඩිවන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය වැඩිවේ.
- ප්‍රතික්‍රියක වල සාන්ද්‍රණය අඩුවන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය අඩුවේ.

උෂ්ණත්වය

- උෂ්ණත්වය වැඩිවන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය වැඩිවේ.
- උෂ්ණත්වය අඩුවන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය අඩුවේ.

පීඩනය

- වායුමය ප්‍රතික්‍රියක වල පීඩනය වැඩිකරන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය වැඩිවේ.
- වායුමය ප්‍රතික්‍රියක වල පීඩනය අඩුකරන විට ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය අඩුවේ.

උත්ප්‍රේරක

ඍණ උත්ප්‍රේරක

- ප්‍රතික්‍රියාවල ශීඝ්‍රතාවය අඩුකරන උත්ප්‍රේරක ඍණ උත්ප්‍රේරක නම් වේ. ඍණ උත්ප්‍රේරක වලට උදාහරණ

(1) විරංජන කුඩුවල වියෝජන ශීඝ්‍රතාවය අඩු කිරීමට Ni කුඩු යොදා ගනී.

(2) H_2O_2 වල වියෝජන ශීඝ්‍රතාවය අඩු කිරීමට $FeCl_3$ යොදා ගනී.

ධන උත්ප්‍රේරක

- ප්‍රතික්‍රියාවල ශීඝ්‍රතාවය වැඩි කරන උත්ප්‍රේරක ධන උත්ප්‍රේරක නම් වේ.

ධන උත්ප්‍රේරක වලට උදාහරණ

(1) N_2 හා H_2 සංයෝජනය කර NH_3 නිෂ්පාදනය කිරීමේදී ධන උත්ප්‍රේරකයක් ලෙස Fe යොදා ගනී.

(2) මාගරින් නිෂ්පාදනය කරන ප්‍රතික්‍රියාවේ ශීඝ්‍රතාවය වැඩි කිරීමට ධන උත්ප්‍රේරකයක් ලෙස Ni යොදා ගනී.

(3) H_2O වල වියෝජන ශීඝ්‍රතාවය වැඩි කිරීමට MnO_2 ධන උත්ප්‍රේරකයක් ලෙස යොදා ගනී.

ප්‍රයෝජනවත් වායු තුනක්

හයිඩ්‍රජන් වායුව (H_2 වායුව)

ගුණ

- ගන්ධයක් නැත
- සැහැල්ලු වායුවකි.
- දහනය කළ හැකි වායුවකි (දාහ්‍ය වායුවකි)
- ජලයේ දිය නොවන තරම් වේ.
- උදාසීන වායුවකි.

නිපදවීම

- සින්ක් වැනි ලෝහයකට හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් (HCl අම්ලය) වැනි අම්ලයක් එක් කිරීම තුළින් H_2 ලැබේ.

ප්‍රයෝජන

- කාලගුණ තොරතුරු ලබා ගැනීමට අවශ්‍ය උපකරණ සහිත බැලුන් ඉහළ යැවීමට.
- ඇමෝනියා නිපදවීමට.
- රොකට්වල ඉන්ධන ලෙස.
- ලෝහ පෑස්සීමට ගන්නා ඔක්සිහයිඩ්‍රජන් දැල්ල නිපදවීමට.
- ලෝහ නිස්සාරණයට.
- මාජරින් නිපදවීමට
- හයිඩ්‍රොක්ලෝරික් අම්ලය නිපදවීමට.
- ගල් අඟුරුවලින් පෙට්‍රල් ලබා ගැනීමට.

ඔක්සිජන් වායුව (O_2 වායුව)

ගුණ

- අවර්ණයි
- ගන්ධයක් නැත.
- ලෝහ හා අලෝහ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කරයි.
- දහන පෝෂක වායුවකි.

රත්කරන විට O_2 පිටකරන ද්‍රව්‍ය

- කෝන්ඩිස්.
- රෙඩ් ලෙඩ්.
- පොටෑසියම් නයිට්‍රේට්
- පොටෑසියම් ක්ලෝරේට්
- සෝඩියම් නයිට්‍රේට්
- හයිඩ්‍රජන් පෙරොක්සයිඩ්

ප්‍රයෝජන

- ජීවීන්ගේ ශ්වසනය සඳහා
- විවිධ ද්‍රව්‍ය දහනය සඳහා
- ශ්වසන ආබාධ සහිත රෝගීන් හට O_2 ලබා දෙයි.
- අභ්‍යවකාශ ගාමීන් හට O_2 වායුව ලබා දෙයි.
- ලෝහ පෑස්සීමට ගන්නා ඔක්සි ඇසිටිලීන් දැල්ල නිපදවීමට.
- යකඩ නිස්සාරණයේදී අපද්‍රව්‍ය ලෙස තිබෙන කාබන් ඉවත් කිරීමට.

කාබන්ඩයොක්සයිඩ් වායුව (CO_2 වායුව)

- අවර්ණයි
- ගන්ධයක් නැත
- වාතයට වඩා බර වැඩියි
- ආම්ලිකයි.
- ජලයේ දියවේ.
- දහනය නොවේ.
- දහන පෝෂක වායුවකි.
- හුණුගල්, සිප්පි කටු, බිත්තර කටු, කොරල්පර වැනි ද්‍රව්‍යයකට අම්ලයක් දැමූ විට CO_2 වායුව පිට වේ.

ප්‍රයෝජන :

- ගිනි නිවීම සඳහා
- සෝඩා වතුර නිපදවීමට
- යූරියා නිපදවීමට
- ශීතකාරකයක් ලෙස
- පාන්, කේක් සෑදීමට.
- කෘත්‍රිම වැසි ඇති කිරීමට.
- ආහාර කල් තබා ගැනීමට.
- සතුන්ගේ සිහිව නණ ගැසීමට

අයනික බන්ධන

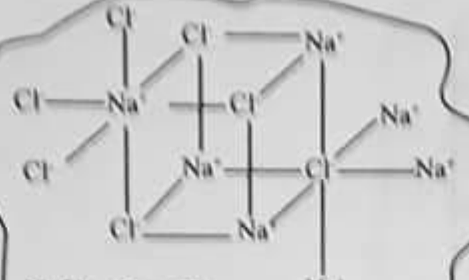
මූලික කරුණු

- අයනික බන්ධන සෑදීමට පෙළඹෙන්නේ මූලද්‍රව්‍ය පරමාණු ඒවායේ ආසන්නතම උච්ච වායු වින්‍යාසයට පත්වීම සඳහා බව 1916 දී කොසල් පෙන්වා දෙන ලදී.
- ලෝහ පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන පිටකර ධන අයන සාදයි. අලෝහ පරමාණු ඉලෙක්ට්‍රෝන ලබාගෙන සෘණ අයන සාදයි.
- ධන අයන හා සෘණ අයන අතර ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණයක් ඇතිවීමෙන් අයනික බන්ධන හට ගනී.
- Na වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 1 වේ. Na වල බාහිර කවචයේ එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ඇත. එම ඉලෙක්ට්‍රෝනය පිටකර Na^+ අයන සාදමින් සෝඩියම් උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබාගනී.

  $Na \longrightarrow Na^+ + e$
- Cl වල ඉලෙක්ට්‍රෝන වින්‍යාසය 2, 8, 7 වේ. Cl වල බාහිර කවචයේ ඉලෙක්ට්‍රෝන 7 ක් ඇත. Cl^- එක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් ලබාගෙන Cl අයන සාදමින් උච්ච වායු වින්‍යාසය ලබාගනී.

  $Cl + e \longrightarrow Cl^-$
- Na^+ අයන හා Cl^- අයන ස්ථිති විද්‍යුත් ලෙස ආකර්ෂණය වීමෙන් NaCl සෑදේ. Na^+වල සෑම ධන අයනයක් වටාම සෘණ අයන 6 ක් අෂ්ටතලීයව සමමිතිකවද සෑම සෘණ අයනයක් වටාම ධන අයන 6 ක් අෂ්ටතලීයව සමමිතිකවද ඇත. මේ නිසා NaCl අණු වශයෙන් වෙන් කළ නොහැක. මෙසේ අණු වෙන් කළ නොහැකි ලෙස එකිනෙකට සම්බන්ධව ඇති ස්ඵටික ව්‍යුහවලට අයනික දැලිසක් යැයි කියනු ලැබේ.

අයනික දැලිසක්



NaCl අයනික දැලිස

ප්‍රධාන ලක්ෂණ

1. අයනික සංයෝග ප්‍රතිවිරුද්ධ අයනවලින් සෑදුණු යෝධ අණු හෙවත් අයනික දැලිස් ලෙස සැලකිය හැකිය. අයනික දැලිස් අයනවලට වෙන් කිරීමට අධික ශක්තියක් අවශ්‍ය වේ. මේ නිසා අයනික සංයෝග ඉහළ තාපාංක හා ඉහළ ද්‍රවාංක සහිත ඝන ද්‍රව්‍ය වේ.
2. අයන දැඩි ලෙස බැඳී පවතින නිසා අයනික සංයෝග ඝන අවස්ථාවේදී විද්‍යුතය සන්නයනය නොකරණ මුත් විලීන අවස්ථාව හෝ ජලීය ද්‍රාවණ විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි.
3. අයනික සංයෝගවල ජලයේ ද්‍රාව්‍යතාවය වැඩියි.
4. අයනික සංයෝගවල ජලීය ද්‍රාවණ විද්‍යුත් විච්ඡේද්‍යය ලෙස ක්‍රියා කරයි.
5. අයනික සංයෝග දෘඩ හංගුර ස්ඵටික සාදයි. (එනම් තැලීමේදී කුඩු වේ.)

අර්ථ දැක්වීම

ඉලෙක්ට්‍රෝන එකක් හෝ කීපයක් හෝ පරමාණු අතර සම්පූර්ණයෙන් සංක්‍රමණය වීමෙන් ඇතිවන සංයෝජනය අයනික බන්ධනයක් ලෙස හඳුන්වයි.

සංසන්දනය කිරීම

අයනික සංයෝග	සහසංයුජ සංයෝග
1. සෑදී ඇත්තේ අයන වලිනි. අණු නොමැත. අයනික දැලිස් ඇත.	සෑදී ඇත්තේ සරල අණු වලිනි. අයන නොමැත.
2. ද්‍රවාංකය හා තාපාංකය ඉහළ අගයක් ගනී.	ද්‍රවාංකය හා තාපාංකය පහළ අගයක් ගනී.
3. ජලයේ ද්‍රාව්‍යතාවය වැඩියි.	ජලයේ ද්‍රාව්‍යතාවය අඩුයි.
4. ජලීය ද්‍රාවණ සහ විලීන ද්‍රාවණ තුළින් විද්‍යුතය සන්නයනය කරයි.	සහසංයුජ සංයෝග විද්‍යුතය සන්නයනය නොකරයි.
5. ජලීය ද්‍රාවණ සහ විලීන ද්‍රාවණ විද්‍යුත් විච්ඡේද්‍ය ලෙස ක්‍රියා කරයි.	විද්‍යුත් විච්ඡේද්‍ය ලෙස ක්‍රියා නොකරයි.

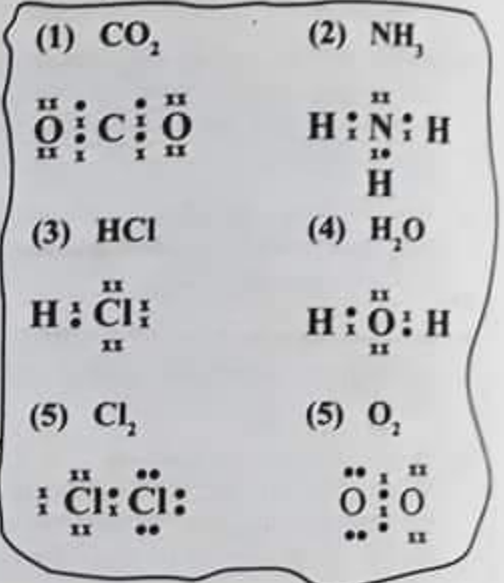
සහ සංයුජ බන්ධන

මූලික කරුණු

සහ සංයුජ බන්ධන

- එක් එක් පරමාණුව සමාන යුගල නොවූ ඉලෙක්ට්‍රෝන ගණනක් සපයමින් පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල එකක් දෙකක් හෝ තුනක් හවුල් වීමෙන් ඇතිවන බන්ධන සහ සංයුජ බන්ධන ලෙස හඳුන්වයි.
- බොහොමයක් මූල ද්‍රව්‍ය ඒවායේ අවසාන ශක්ති මට්ටමේ ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව උච්ච වායු වින්‍යාසයට පත්කර ගැනීමට සහ සංයුජතාව දක්වයි. එහෙත් මෙය සැම සහ සංයුජ බන්ධනයකදීම සිදු නොවේ.
- තිත් - කතිර සටහන් ඇඳීමේදී උපයෝගී කරගනු ලබන්නේ බාහිර කවචවල ඉලෙක්ට්‍රෝන පමණි.
- සහ සංයුජ බන්ධන සෑදීමේදී හවුලේ තබා ගන්නා ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව සංයුජතාවයට සමාන වේ.

තිත් කතිර සටහන්



වර්ගීකරණය

සහ සංයුජ බන්ධන වර්ග 03 ක් ඇත.

1. ඒක බන්ධන - පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් එකක් හවුලේ තබා ගෙන සෑදෙන සහ සංයුජ බන්ධන.
   උදා:- H- H, Cl - Cl, Br - Br
2. ද්විත්ව බන්ධන - පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් දෙකක් හවුලේ තබාගෙන සෑදෙන සහ සංයුජ බන්ධන
   උදා:- O = O, C = C, C=O
3. ත්‍රිත්ව බන්ධන - පරමාණු දෙකක් අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් තුනක් හවුලේ තබාගෙන සෑදෙන සහසංයුජ බන්ධන.
   උදා:- C ≡ C, N ≡ N

ප්‍රධාන ලක්ෂණ

සහ සංයුජ සංයෝගවල ප්‍රධාන ලක්ෂණ

- සරල අණු ලෙස පවතී.
- ද්‍රවාංකය හා තාපාංකය අඩු අගයක් ගනී.
- ජලයේ ද්‍රාව්‍යතාවය අඩුයි.
- විද්‍යුතය සන්නයනය නොකරයි.
- සාමාන්‍යයෙන් දැලිස් ව්‍යුහයක් නොමැත.
- සාමාන්‍යයෙන් කාමර උෂ්ණත්වයේදී ද්‍රව හෝ වායු අවස්ථාවල පවතී.
- විරල වශයෙන් සහ සංයුජ දැලිස් සාදමින් ඝන අවස්ථාවේ පවතින සහ සංයුජ සංයෝග ද ඇත. උදාහරණය : වැලි (SIO_2)

සක්‍රියතා ශ්‍රේණිය

සක්‍රියතා ශ්‍රේණිය

Li, K, Ba, Ca, Na — සිසිල් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe — හුමාලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

Li ... Pb — HCl අම්ලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

↑ ලෝහ සක්‍රියතාව / සක්‍රියතාව

- සක්‍රියතා ශ්‍රේණිය හා එහි ප්‍රතික්‍රියා මතක තබා ගැනීමට පහත සඳහන් කවිය යොදා ගත හැක.

ලී	පො	බෙස්	කැ	සෝ	ඇල් ජලයෙන් H_2
Li	K	Ba	Ca	Na	
මැ	ඇල්	මැං	සි	ක්‍රෝ	යකඩ හුමාලයෙන් H_2
Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe
කැඩ්	කො	නි	ටි	ලෙඩ්	තනුක අම්ලයෙන් H_2
Cd	Co	Ni	Sn	Pb	
හ	ත	ර	රිදී	ප්ලැටිනම්	රන් අක්‍රියයි
H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

සක්‍රියතා ශ්‍රේණියේ Na සිට ඉහළට තිබෙන ලෝහ සිසිල් ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි. ශ්‍රේණියේ ඉහළට යනට විට ප්‍රතික්‍රියාව වඩාත් බලගතු වේ.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$
$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$$
$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

සක්‍රියතා ශ්‍රේණියේ Fe වල සිට ඉහළට තිබෙන ලෝහ හුමාලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$
$$2Al + 3H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2$$
$$Zn + H_2O \longrightarrow ZnO + H_2$$
$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

(ප්‍රත්‍යාවර්ත ප්‍රතික්‍රියාවකි)

- සක්‍රියතා ශ්‍රේණියේ Fe වලට පහළින් තිබෙන ලෝහ හුමාලය සමගවත් ප්‍රතික්‍රියා නොකරයි.
- Na හා K වැනි සක්‍රියතා ශ්‍රේණියේ ඉහළින් තිබෙන ලෝහ වාතය සමග පහසුවෙන් ප්‍රතික්‍රියා කරයි.

Na ලෝහය වාතයට විවෘතව තැබූ විට සිදුකරන ප්‍රතික්‍රියා.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$
$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$
$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2O$$
$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$
$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2NaHCO_3$$

Na, K වැනි ලෝහ වාතයේ දහනය කළ විට ඔක්සයිඩ හා ප 'ඔක්සයිඩ සාදයි.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$
$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

Mg වැනි ලෝහ වාතයේ දහනය කළ විට ඔක්සයිඩ හා නයිට්‍රයිඩ මිශ්‍රණයක් සාදයි.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$
$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

Al වාතය තුළ දහනය කරන විට ඔක්සයිඩ පටලයක් සාදන බැවින් දහනය නොවේ.

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

Zn ද Zn ලෝහ පටි / කැබලි ලෙස රත් කළ විට ඔක්සයිඩ පටලයක් සාදන නිසා නොදැවේ. නමුත් Zn කුඩු රත් කළ විට දැල්වේ.

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

Pb ලෝහයද ඔක්සයිඩ පටලයක් සාදන නිසා දහනය නොවේ.

$$2Pb + O_2 \longrightarrow 2PbO$$

සක්‍රියතා ශ්‍රේණියේ H ට වඩා ඉහළින් තිබෙන ලෝහ HCl අම්ලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර H_2 පිට කරයි. H ට වඩා පහළින් තිබෙන ලෝහ HCl අම්ලය සමග ප්‍රතික්‍රියා නොකරයි.

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2$$
$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$
$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$