യൂണിറ്റ് 10

E8U1U8

s - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിച്ചു കഴിയുമ്പോൾ

- ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെയും അവയുടെ സംയുക്തങ്ങളുടെയും പൊതു സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- ക്ഷാരീയമൃത്തിക ലോഹങ്ങളുടെയും അവയുടെ സംയുക്തങ്ങളുടെയും പൊതുസവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- പോർട്ട് ലാൻഡ് സിമന്റ് ഉൾപ്പെടെ വ്യാവസായിക പ്രാധാന്യമുള്ള കാൽസ്യത്തിന്റെയും സോഡിയത്തിന്റെയും സംയുക്തങ്ങളുടെ വൻതോതിലുള്ള ഉൽപാദനത്തേയും അവയുടെ ഗുണധർമങ്ങളെയും കുറിച്ചു വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- സോഡിയം, പൊട്ടാസ്യം, മഗ്നീഷ്യം, കാൽസ്യം എന്നിവയുടെ ജീവശാസ്ത്രപരമായ പ്രാധാന്യം വിവേചിച്ചറിയാൻ കഴിയുന്നു.

"ക്ഷാരലോഹങ്ങളിലേയും ക്ഷാരീയ മൃത്തികാലോഹങ്ങളിലേയും ആദ്യ മൂലകം, ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റു മൂലകങ്ങളിൽനിന്നും വളരെയേറെ വ്യത്യസ്തത കാണിക്കുന്നു."

അവസാന ഇലക്ട്രോണുകൾ ബാഹ്യതമ *s*-ഓർബിറ്റലിൽ നിറയുന്ന മൂലകങ്ങളാണ് ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ *s*-ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ. *s*- ഓർബിറ്റലിന് രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളെ മാത്രമേ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയൂ എന്നതിനാൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ രണ്ട് ഗ്രൂപ്പുകൾ (1 & 2) ആണ് *s*- ബ്ലോക്കിൽ ഉൾപ്പെടുന്നത്. ആവർത്തനപട്ടികയിലെ ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിൽ ലിഥിയം, സോഡിയം, പൊട്ടാസ്യം, റുബീഡിയം, സീസിയം, ഫ്രാൻസിയം എന്നീ മൂലകങ്ങൾ ഉൾപ്പെടുന്നു. ഇവ പൊതുവെ "ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ" (Alkali metals) എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് കൂടുതൽ ക്ഷാരഗുണമുള്ള ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാകുന്നതിനാലാണ് അവ അങ്ങനെ അറിയപ്പെടുന്നത്. ബെറിലിയം, മഗ്നീഷ്യം, കാൽസ്യം, സ്ട്രോൺഷ്യം, ബേരിയം, റേഡിയം എന്നിവ രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുന്നു. ഇവയിൽ ബെറിലിയം ഒഴികെയുള്ളവ "ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ" (Alkaline earth metals) എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾ ഭൂവൽക്കത്തിൽ* കാണപ്പെടുന്നതിനാലും ഓക്സൈഡുകൾക്കും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾക്കും ക്ഷാരഗുണമുള്ളതിനാലും ഇവ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് മൂലകങ്ങൾ എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളിൽ സോഡിയവും പൊട്ടാസ്യവും പ്രകൃതിയിൽ ധാരാളം കാണപ്പെടുന്നു. എന്നാൽ റുബീഡിയം, ലിഥിയം, സീഷിയം എന്നിവ കുറഞ്ഞ അളവിൽ മാത്രമേ കാണപ്പെടുന്നുള്ളൂ (പട്ടിക 10.1). ഫ്രാൻസിയം അത്യന്തം റേഡിയോ ആക്ടീവതയുള്ള മൂലകമാണ്. 21 മിനിട്ട് അർദ്ധായുസ്സ് ഉള്ള ^{223}Fr എന്ന ഐസോടോപ്പിനാണ് ഏറ്റവും കൂടുതൽ ആയുസ് ഉള്ളത്. ഭൂവൽക്കത്തിലെ ലഭ്യതയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളിൽ കാൽസ്യം, മഗ്നീഷ്യം എന്നിവയ്ക്ക് യഥാക്രമം അഞ്ചും ആറും സ്ഥാനമാണുള്ളത്. സ്ട്രോൺഷ്യം, ബേരിയം എന്നിവയുടെ ലഭ്യത തീരെക്കുറവാണ്. ബെറിലിയം അപൂർവമായും റേഡിയം അത്യപൂർവമായും മാത്രമേ കാണപ്പെടുന്നുള്ളൂ. ആഗ്നേയ ശിലകളിൽ വെറും 10^{10} ശതമാനം മാത്രമേ റേഡിയത്തിന്റെ സാന്നിധ്യമുള്ളൂ. (പട്ടിക 10.2)

* (ഭൂവൽക്കം = പാറകളാലുള്ള ഭൂമിയുടെ ഘനം കുറഞ്ഞ ആവരണം)

* (മാഗ്മ ഘനീഭവിച്ചുണ്ടാകുന്ന പാറ)

s-ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പൊതു ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾക്ക് (ഉൽകൃഷ്ട വാതകം)ns^1 എന്നും ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾക്ക് (ഉൽകൃഷ്ടവാതകം)ns^2 എന്നും ആകുന്നു.

ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെയും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലേയും ആദ്യമൂലകങ്ങളായ ലിഥിയവും ബെറിലിയവും അവ ഉൾപ്പെടുന്ന ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽ നിന്നും വ്യത്യസ്തമായ ചില സ്വഭാവങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. ഇത്തരം അസംഗത ഗുണങ്ങളിൽ ഇവ തൊട്ടടുത്ത ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാം മൂലകവുമായി സാമ്യത പുലർത്തുന്നു. ലിഥിയം മഗ്നീഷ്യവുമായും, ബെറിലിയം അലൂമിനിയവുമായും സ്വഭാവ സാമ്യതകൾ ഉണ്ട്. ഇത്തരം വികർണ സാമ്യതയെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ വികർണ ബന്ധം (diagonal relationship) എന്ന് വിളിക്കുന്നു. അയോണിക വലിപ്പത്തിന്റെയോ ചാർജ്–ആര അനുപാതത്തിന്റെയോ അല്ലെങ്കിൽ ഇവയിലേതിന്റെയെങ്കിലുമോ സാമ്യതയാണ് വികർണ ബന്ധത്തിന് കാരണം. ഏക സംയോജക സോഡിയം പൊട്ടാസ്യം അയോണുകളും ദിസംയോജക കാൽസ്യം മഗ്നിഷ്യം അയോണുകളും ജീവദ്രവങ്ങളിൽ ധാരാളമായി കാണപ്പെടുന്നു. അയോണികതുലനം, നാഡീ ആവേഗ സംവഹനം തുടങ്ങിയ ജീവധർമ്മങ്ങളിൽ ഈ അയോണുകൾ മുഖ്യ പങ്ക് വഹിക്കുന്നു.

10.1 ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ – ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ

അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ അവയുടെ രാസസ്വഭാവങ്ങളിലും ഭൗതിക ഗുണങ്ങളിലും ക്രമമായ പ്രവണതകൾ കാണിക്കുന്നു. ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക സ്വഭാവം, ഭൗതിക സ്വഭാവം, രാസസ്വഭാവം എന്നിവ ചുവടെ പ്രതിപാദിച്ചിരിക്കുന്നു.

10.1.1 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

എല്ലാ ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾക്കും ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിനു പുറമേ ഒരു ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ ഉണ്ട് (പട്ടിക 10.1). ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ദൃഢമായി ബന്ധിക്കപ്പെടാത്ത s - ഇലക്ട്രോൺ ആണ് അവയെ വിദ്യുത്ധന ലോഹങ്ങളാക്കി

മൂലകം	പ്രതീകം	ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
ലിഥിയം	Li	$1s^2 2s^1$
സോഡിയം	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
പൊട്ടാസ്യം	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
റുബീഡിയം	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
സീസിയം	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ $4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ or [Xe] $6s^1$
ഫ്രാൻസിയം	Fr	[Rn]$7s^1$

മാറ്റുന്നത്. അവ വളരെപ്പെട്ടെന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ട് ഏകസംയോജക M^{-} അയോണുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. അതിനാൽ അവ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിൽ പ്രകൃതിയിൽ കാണപ്പെടുന്നില്ല.

10.1.2 അറ്റോമിക ആരവും അയോണിക ആരവും

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ഏതൊരു പീരീഡിലും ഏറ്റവും കൂടുതൽ വലിപ്പം ഉള്ളത് ക്ഷാര ലോഹ ആറ്റങ്ങൾക്കാണ്. അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ആറ്റത്തിന്റെ വലുപ്പം കൂടിവരുന്നു. മാതൃആറ്റങ്ങളെക്കാൾ വലുപ്പം കുറഞ്ഞവയാണ് അവയുടെ ഏകസംയോജക അയോണുകൾ (M^{+}). ക്ഷാര ലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക ആരവും അയോണിക ആരവും ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് വരുന്തോറും കൂടുന്നു. അതായത് Li മുതൽ Cs വരെ അവയുടെ വലുപ്പം കൂടുന്നു.

10.1.3 അയോണീകരണ എൻഥാൽപി

ക്ഷാര ലോഹങ്ങളുടെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങൾ തീരെ കുറവും അത് ഗ്രൂപ്പിൽ Li മുതൽ Cs വരെ താഴോട്ട് വരുമ്പോൾ കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ, ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിൽ നിന്നും മറയ്ക്കപ്പെടുന്നതു കൊണ്ടും അറ്റോമിക വലിപ്പത്തിലെ വർധനവ്, ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിലുള്ള വർധനവിനെ അധികരിക്കുന്നതിനാലുമാണ് ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്.

10.1.4 ജലസംയോജന എൻഥാൽപി

അയോണികവലുപ്പം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ക്ഷാര ലോഹ അയോണുകളുടെ ജലസംയോജന എൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങൾ കുറയുന്നു.

$$Li^{-} > Na^{+} > K^{-} > Rb^{-} > Cs^{-}$$

ഏറ്റവും ഉയർന്ന തോതിൽ ജലസംയോജനം സംഭവിക്കുന്നത് Li^{-} അയോണിന് ആയതുകൊണ്ട് ലിഥിയം ലവണങ്ങൾ കൂടുതലും ജലസംയോജിതമാണ്. ഉദാ: $LiCl \cdot 2H_2O$

10.1.5 ഭൗതിക സ്വഭാവങ്ങൾ

എല്ലാ ക്ഷാരലോഹങ്ങളും വെള്ളി നിറമുള്ളതും മൃദുവും ഘനം കുറഞ്ഞതുമാണ്. വലുപ്പ കൂടുതൽ കാരണം അവയ്ക്ക് സാന്ദ്രത കുറവാണ്. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് Li മുതൽ Cs വരെ അത് കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നാൽ പൊട്ടാസ്യത്തിന് സോഡിയത്തേക്കാൾ സാന്ദ്രത കുറവാണ്. അവയ്ക്ക് ദ്രവണാങ്കവും തിളനിലയും കുറവാണ്. ഒരു ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ളതിനാൽ ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളിൽ ലോഹീയ ബന്ധനം ദുർബലമാണെന്നാണ് ദ്രവണാങ്കവും തിളനിലയും സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ക്ഷാര ലോഹങ്ങളും അവയുടെ ലവണങ്ങളും ജ്വാലയ്ക്ക് പ്രത്യേകനിറം നൽകുന്നു. ഇതിനു കാരണം ജ്വാലയിൽ നിന്നുള്ള താപം

പട്ടിക 10.1 ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക-ഭൗതിക ഗുണധർമങ്ങൾ

ഗുണധർമങ്ങൾ	ലിഥിയം Li	സോഡിയം Na	പൊട്ടാസ്യം K	റുബീഡിയം Rb	സീസിയം Cs	ഫ്രാൻസിയം Fr
അറ്റോമികസംഖ്യ	3	11	19	37	55	87
അറ്റോമികമാസ് ($g\ mol^{-1}$)	6.94	22.99	39.10	85.47	132.91	(223)
ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം	[He] $2s^1$	[Ne] $3s^1$	[Ar] $4s^1$	[Kr] $5s^1$	[Xe] $6s^1$	[Rn] $7s^1$
അയോണീകരണ എൻഥാൽപി / $kJ\ mol^{-1}$	520	496	419	403	376	~375
ജലസംയോജന എൻഥാൽപി/$kJ\ mol^{-1}$	–506	–406	–330	–310	–276	–
ലോഹീയ ആരം / pm	152	186	227	248	265	–
അയോണിക ആരം M^+ / pm	76	102	138	152	167	(180)
ദ്രവണാങ്കം / K	454	371	336	312	302	–
തിളനില / K	1615	1156	1032	961	944	–
സാന്ദ്രത / $g\ cm^{-3}$	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90	–
പ്രമാണ പൊട്ടൻഷ്യൽ $E^⊖$/ V for (M^+ / M)	–3.04	–2.714	–2.925	–2.930	–2.927	–
ലിത്തോസ്ഫിയറിലെ ലഭ്യത†	18*	2.27**	1.84**	78-12*	2-6*	~ 10^{-18}*

*ppm (part per million), ** ഭാരശതമാനം; † ലിത്തോസ്ഫിയർ: ഭൂമിയുടെ പുറംപാളി ഭൂവൽക്കത്തിന്റെ ഭാഗവും മാന്റിലിന്റെ മുകൾഭാഗവും

ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോൺ സ്വീകരിക്കുകയും ഉയർന്ന ഊർജ നിലയിലേക്ക് മാറുകയും ചെയ്യുന്നു. ഉത്തേജിത ഇലക്ട്രോൺ താഴ്ന്ന നിലയിലേക്ക് തിരികെ വരുമ്പോൾ ഉൽസർജിക്കുന്ന വികിരണം ദൃശ്യപ്രകാശത്തിന്റെ മേഖലയിൽ താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രകാരം ദൃശ്യമാകുന്നു.

ലോഹം	Li	Na	K	Rb	Cs
നിറം	ക്രിംസൺ ചുവപ്പ്	മഞ്ഞ	വയലറ്റ്	ചുവപ്പ് കലർന്ന വയലറ്റ്	നീല
λ/nm	670 . 8	589 . 2	766 . 5	780 . 0	455 . 5

വഴി തിരിച്ചറിയാനും ഫ്ളെയിം ഫോട്ടോമെട്രി (Flame Photometry), അറ്റോമിക ആഗിരണ സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പി (atomic absorption spectroscopy) എന്നിവ വഴി അവയുടെ അളവ് കണ്ടെത്താനും കഴിയും. ഈ മൂലകങ്ങൾ പ്രകാശ പതനത്തിന് വിധേയമാക്കിയാൽ, ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന പ്രകാശോർജം ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടാൻ പര്യാപ്തമാണ്. ഈ സ്വഭാവം സീസിയം, പൊട്ടാസ്യം എന്നിവയെ ഫോട്ടോ ഇലക്ട്രിക് സെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോഡുകളാക്കി എടുക്കുന്നതിന് കാരണമാകുന്നു.

10.1.6 രാസ സ്വഭാവങ്ങൾ

കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയും കൂടിയ വലുപ്പവും കാരണം ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾക്ക് ക്രിയാശീലം കൂടുതലാണ്. പ്രസ്തുത ലോഹങ്ങളുടെ ക്രിയാശീലം ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് വരുന്തോറും കൂടുന്നു.

(i) വായുവുമായുള്ള പ്രവർത്തനം

ഈർപ്പരഹിത വായുവിൽ ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ മങ്ങുന്നതിനു കാരണം ഓക്സൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നതാണ്. ഇത് പിന്നീട് ഈർപ്പവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ ഓക്സിജനിൽ വീര്യത്തോടെ കത്തി ഓക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. ലിഥിയം, മോണോക്സൈഡും, സോഡിയം പെറോക്സൈഡും മറ്റുള്ളവ സൂപ്പർ ഓക്സൈഡും ഉണ്ടാക്കുന്നു. സൂപ്പർ ഓക്സൈഡ് O_2^- അയോണിന് K, Rb, Cs തുടങ്ങിയവയുടെ വലിയ കാറ്റയോണിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ മാത്രമേ സ്ഥിരതയുള്ളൂ.

$$4\,Li + O_2 \rightarrow 2\,Li_2O$$ (ഓക്സൈഡ്)
$$2\,Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$ (പെറോക്സൈഡ്)
$$M + O_2 \rightarrow MO_2$$ (സൂപ്പർ ഓക്സൈഡ്)
(M = K, Rb, Cs)

ഓക്സൈഡുകളിലെല്ലാം ആൽക്കലി ലോഹത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ +1 ആണ്. ലിഥിയത്തിന്റെ അനിതര സാധാരണമായ ഒരു വിശേഷതയാണ് അന്തരീക്ഷ വായുവിലെ നൈട്രജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് നൈട്രൈഡ് (Li_3N) ഉണ്ടാകുന്നത്. വായുവും വെള്ളവുമായുള്ള ഉയർന്ന പ്രവർത്തനശേഷി കാരണം ക്ഷാര ലോഹങ്ങളെ സാധാരണയായി മണ്ണെണ്ണയിലാണ് സൂക്ഷിക്കുന്നത്.

പ്രശ്നം 10.1

KO_2 ൽ K യുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എന്താണ്?

ഉത്തരം

സൂപ്പർ ഓക്സൈഡ് അയോൺ O_2^- എന്ന് പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു. സംയുക്തത്തിന് ചാർജ് ഇല്ലാത്തതിനാൽ +1 ആണ് പൊട്ടാസ്യത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ

(ii) ***ജലവുമായുള്ള പ്രവർത്തനം*** : ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ വെള്ളവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സൈഡും ഡൈ ഹൈഡ്രജനും ഉണ്ടാകുന്നു.

$$2\,M + 2H_2O \rightarrow 2\,M^+ + 2\,OH^- + H_2$$
(M = ക്ഷാര ലോഹം)

ഏറ്റവും കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് $E^\ominus$ വില ലിഥിയത്തിനാണെങ്കിലും (പട്ടിക 10.1) ജലവുമായുള്ള പ്രവർത്തനശേഷി, $E^\ominus$ മൂല്യം ഏറ്റവും കുറവ് നെഗറ്റീവ് വിലയുള്ള സോഡിയത്തേക്കാൾ കുറവാണ്. ലിഥിയത്തിന്റെ ഈ സ്വഭാവത്തിന് കാരണം അതിന്റെ വലിപ്പക്കുറവും വളരെ കൂടിയ ജലസംയോജന ഊർജവുമാണ്. ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് ലോഹങ്ങൾ ജലവുമായി സ്ഫോടനത്തോടു കൂടി പ്രവർത്തിക്കുന്നു. പ്രോട്ടോൺ ദാതാക്കളായ ആൽക്കഹോൾ, വാതക അമോണിയ, ആൽക്കൈനുകൾ എന്നിവയുമായും ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ഏർപ്പെടുന്നുണ്ട്.

(iii) ***ഡൈ ഹൈഡ്രജനുമായുള്ള പ്രവർത്തനം:*** ഏകദേശം 673K ൽ (ലിഥിയം 1073 K ൽ) ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ ഡൈഹൈഡ്രജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രൈഡുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. എല്ലാ ക്ഷാര ലോഹ ഹൈഡ്രൈഡുകളും ഉയർന്ന ദ്രവണാങ്കമുള്ള അയോണിക ഖരവസ്തുക്കളാണ്.

$$2\,M + H_2 \rightarrow 2\,M^+H^-$$

(iv) ***ഹാലൊജനുകളുമായുള്ള പ്രവർത്തനം*** : ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ ഹാലൊജനുകളുമായി വളരെ പെട്ടെന്ന് വീര്യത്തോടെ പ്രവർത്തിച്ച് അയോണിക ഹാലൈഡുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു (M^+X^-). എന്നാൽ ലിഥിയം ഹാലൈഡുകൾ ഏറെക്കുറെ സഹസംയോജക സംയുക്തങ്ങളാണ്. ഇതിന് കാരണം ലിഥിയം അയോണിന്റെ ഉയർന്ന ധ്രുവീകരണ കഴിവാണ്. (ഒരു കാറ്റയോണിനാൽ ആനയോണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘപടലത്തിനുണ്ടാകുന്ന അപഭ്രംശമാണ് ധ്രുവീകരണം) Li^+ അയോണിന്റെ വലിപ്പം വളരെ കുറവായതിനാൽ നെഗറ്റീവ് ഹാലൈഡ് അയോണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘപടലത്തിന് അപഭ്രംശം ഉണ്ടാക്കാനുള്ള പ്രവണത വളരെ കൂടുതൽ ആണ്. വലിപ്പക്കൂടുതലുള്ള അനയോണുകൾക്ക് പെട്ടെന്ന് അപഭ്രംശം സംഭവിക്കാം, എന്നുള്ളതുകൊണ്ട് ഹാലൈഡുകളിൽ ലിഥിയം അയഡൈഡിനാണ് ഏറ്റവും കൂടുതൽ സഹസംയോജക സ്വഭാവമുള്ളത്.

(v) ***നിരോക്സീകരണ സ്വഭാവം:*** ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ പ്രബല നിരോക്സീകാരികളാണ്; ലിഥിയത്തിന് ഏറ്റവും കൂടുതലും സോഡിയത്തിന് ഏറ്റവും കുറവും നിരോക്സീകരണശേഷിയാണുള്ളത് (പട്ടിക 10.1). നിരോക്സീകരണശേഷിയുടെ അളവായ സ്റ്റാൻഡേർഡ് ഇലക്ട്രോഡ് പൊട്ടൻഷ്യൽ ($E^\ominus$), ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള ആകമാന മാറ്റങ്ങളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു:

$M(s) \rightarrow M(g)$	ഉത്പതന എൻഥാൽപി
$M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$	അയോണീകരണ എൻഥാൽപി
$M^+(g) + H_2O \rightarrow M^+(aq)$	ജലസംയോജന എൻഥാൽപി

ലിഥിയം അയോണിന് വലിപ്പക്കുറവായതിനാൽ, അതിനാണ് ഏറ്റവും കൂടുതൽ ജലസംയോജന എൻഥാൽപി. അതാണ് ലിഥിയത്തിന്റെ കൂടിയ നിരോക്സീകരണശേഷിക്കും കൂടിയ നെഗറ്റീവ് $E^\ominus$ മൂല്യത്തിനും കാരണം.

പ്രശ്നം 10.2

$E^\ominus$ വിലകൾ യഥാക്രമം Cl_2/Cl^- +1.36, I_2/I^- +0.53, Ag^+/Ag +0.79, Na^+/Na –2.71, Li^+/Li –3.04 എന്നിങ്ങനെയാണെങ്കിൽ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന അയോണിക ഇനങ്ങളെ നിരോക്സീകരണ ശക്തിയുടെ അവരോഹണ ക്രമത്തിൽ എഴുതുക.

I^-, Ag, Cl^-, Li, Na

ഉത്തരം

$Li > Na > I^- > Ag > Cl^-$

(vi) ദ്രാവക അമോണിയയിലുള്ള ലായനി: ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ ദ്രാവക അമോണിയയിൽ ലയിച്ച് വൈദ്യുതചാലക സ്വഭാവമുള്ള കടും നീല ലായനി ഉണ്ടാകുന്നു.

$$M + (x+y)NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^+ + [e(NH_3)_y]^-$$

അമോണിയ തന്മാത്രകളാൽ ചുറ്റപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോൺ ദൃശ്യപ്രകാശ മേഖലയിൽ നിന്നും ഊർജ്ജം ആഗിരണം ചെയ്യുന്നതിനാലാണ് ലായനി നീല നിറത്തിൽ കാണപ്പെടുന്നത്. ലായനി പാരാമാഗ്നറ്റിക് ആണ്. ദീർഘനേരം വച്ചിരുന്നാൽ സാവധാനം ഹൈഡ്രജനെ പുറന്തള്ളുകയും അമൈഡ് ആയി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു.

$$M^+_{(am)} + e^- + NH_3(l) \rightarrow MNH_{2(am)} + \frac{1}{2}H_2(g)$$

(am എന്നത് അമോണിയയിലുള്ള ലായനിയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.) ഉയർന്ന ഗാഢതയുള്ള ലായനിയിൽ, നീല നിറം വെങ്കല നിറമായി മാറുകയും പ്രതികാന്തിക സ്വഭാവം കാണിക്കുകയും ചെയ്യും.

10.1.7 ഉപയോഗങ്ങൾ

ഉപയോഗപ്രദമായ നിരവധിലോഹസങ്കരങ്ങൾ നിർമിക്കാൻ ലിഥിയം ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി ലിഥിയം ലെഡുമായി ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന “വെളുത്ത ലോഹം” (White metal), മോട്ടോർ യന്ത്രങ്ങളിൽ ബെയറിങ്ങുകൾ നിർമിക്കാനുപയോഗിക്കുന്നു. അലുമിനീയവുമായി ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന ലോഹസങ്കരം വിമാനഭാഗങ്ങൾ നിർമിക്കാനും മഗ്നീഷ്യവുമായി ചേർന്നുണ്ടാകുന്നവ കവചങ്ങൾ നിർമിക്കാനും ഉപയോഗിക്കുന്നു. താപഅണുകേന്ദ്ര പ്രവർത്തനങ്ങളിലും വൈദ്യുതരാസസെല്ലുകളിലും ഉപയോഗിക്കുന്നു. $PbEt_4$, $PbMe_4$ എന്നിവ നിർമിക്കാനാവശ്യമായ Na/Pb ലോഹസങ്കരമുണ്ടാക്കാൻ സോഡിയം ആവശ്യമുണ്ട്. ഇത്തരം ഓർഗാനൊലെഡ് സംയുക്തങ്ങൾ മുൻകാലങ്ങളിൽ പെട്രോളിൽ അപസ്ഫോടനകാരകമായി ഉപയോഗിച്ചിരുന്നു. എന്നാൽ ഇക്കാലത്ത് വാഹനങ്ങളിൽ ലെഡ് രഹിത പെട്രോളാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ദ്രാവക സോഡിയം അതിവേഗ ബ്രീഡർ റിയാക്റ്ററിൽ ശീതീകാരി (Coolant) ആയി ഉപയോഗിക്കുന്നു. ജീവശാസ്ത്രപരമായി സുപ്രധാന ധർമം പൊട്ടാസ്യം നിർവഹിക്കുന്നു. പൊട്ടാസിയം ക്ലോറൈഡ് ഒരു രാസവളമായി ഉപയോഗിക്കുന്നു.

മൃദുസോപ്പുകൾ വ്യാവസായികമായി നിർമിക്കാൻ പൊട്ടാസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് ഉപയോഗിക്കുന്നു. പൊട്ടാസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് കാർബൺ ഡയോക്സൈഡിന്റെ നല്ല ഒരു അവശോഷകമാണ്. സീഷിയം ഫോട്ടോ ഇലക്ട്രിക്ക് സെല്ലുകൾ രൂപപ്പെടുത്തുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

10.2 ക്ഷാരലോഹ സംയുക്തങ്ങളുടെ പൊതു സ്വഭാവങ്ങൾ

ക്ഷാര ലോഹങ്ങളുടെ സാധാരണ സംയുക്തങ്ങൾക്കെല്ലാം പൊതുവെ അയോണിക സ്വഭാവം ഉണ്ട്. അവയുടെ ചില സംയുക്തങ്ങളുടെ പൊതുസ്വഭാവങ്ങൾ താഴെ പ്രതിപാദിച്ചിരിക്കുന്നു.

10.2.1 ഓക്സൈഡുകളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും

വായുവിന്റെ ആധിക്യത്തിൽ ജ്വലനം നടത്തിയാൽ ലിഥിയം പ്രധാനമായും Li_2O (കൂടാതെ കുറച്ച് പെറോക്സൈഡ് Li_2O_2) സോഡിയം, പെറോക്സൈഡും Na_2O_2 (കുറച്ച് സൂപ്പർ ഓക്സൈഡും) പൊട്ടാസ്യം, റുബീഡിയം, സീസിയം എന്നിവ സൂപ്പർ ഓക്സൈഡും (MO_2) ഉണ്ടാക്കുന്നു. അനുയോജ്യമായ സാഹചര്യങ്ങളിൽ ശുദ്ധമായ M_2O, M_2O_2, MO_2 എന്നിവ നിർമിക്കാൻ കഴിയും. ലോഹ അയോണിന്റെ വലുപ്പം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് പെറോക്സൈഡുകളുടേയും സൂപ്പർ ഓക്സൈഡുകളുടെയും സ്ഥിരത കൂടുന്നതിനുകാരണം, വലിയ ആനയോണിനെ വലിയ കാറ്റയോൺ ലാറ്റിസ് ഊർജപ്രഭാവങ്ങളിലൂടെ സ്ഥിരത നൽകുന്നതാണ്. ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തന പ്രകാരം ഓക്സൈഡുകൾ വളരെ വേഗം ജലവിശ്ലേഷണ വിധേയമായി ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളായി മാറുന്നുവെന്നുകാണാം.

$$M_2O + H_2O \rightarrow 2M^+ + 2OH^-$$

$$M_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2M^+ + 2OH^- + H_2O_2$$

$$2MO_2 + 2H_2O \rightarrow 2M^+ + 2OH^- + H_2O_2 + O_2$$

ശുദ്ധമായ ഓക്സൈഡുകളും പെറോക്സൈഡുകളും നിറമില്ലാത്തവയാണ്. എന്നാൽ സൂപ്പർ ഓക്സൈഡുകൾക്ക് മഞ്ഞയോ ഓറഞ്ച് നിറമോ ആണ്. അകാർബണിക രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ നല്ല ഒരു ഓക്സീകാരിയായി സോഡിയം പെറോക്സൈഡ് ഉപയോഗിക്കുന്നു. സൂപ്പർ ഓക്സൈഡുകൾ പാരാമാഗ്നറ്റിക് ആണ്.

പ്രശ്നം 10.3

എന്തുകൊണ്ടാണ് KO_2 പാരാമാഗ്നിറ്റിക് ആയിരിക്കുന്നത്?

ഉത്തരം

π^*2p മോളിക്കുലർ ഓർബിറ്റലിലെ ജോഡിയല്ലാത്ത ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ആണ് സൂപ്പർഓക്സൈഡ O_2^- പാരാമാഗ്നറ്റിക്ക് ആകാൻ കാരണം

ജലവുമായി ഓക്സൈഡുകൾ പ്രവർത്തിച്ചുണ്ടാകുന്ന ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ വെളുത്ത പരൽ രൂപത്തി

ലുള്ള ഖര വസ്തുക്കളാണ്. മറ്റെല്ലാ ക്ഷാരങ്ങളെയും അപേക്ഷിച്ച് ഏറ്റവും വീര്യമുള്ളവയാണ് ക്ഷാര ലോഹ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ. അതീവ ജലസംയോജനം കാരണം അത്യധികം താപം ഉൽസർജിച്ചുകൊണ്ട് ഇവ ജലത്തിൽ വളരെപ്പെട്ടെന്ന് ലയിക്കുന്നു.

10.2.2 ഹാലൈഡുകൾ

എല്ലാ ക്ഷാര ലോഹ ഹാലൈഡുകളും MX, (X=F, Cl, Br, I) ഉയർന്ന ദ്രവണാങ്കമുള്ള പരൽരൂപത്തിലുള്ള ഖരവസ്തുക്കളാണ്. അനുയോജ്യമായ ഓക്സൈഡിനെയോ, ഹൈഡ്രോക്സൈഡിനെയോ കാർബണേറ്റുകളെയോ ജലീയ ഹൈഡ്രോഹാലിക് അമ്ലവുമായി *(H X)* പ്രതിപ്രവർത്തിപ്പിച്ച്, ഹാലൈഡുകൾ നിർമിക്കാം. എല്ലാ ഹാലൈഡുകൾക്കും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് രൂപീകരണഎൻഥാൽപിയാണുള്ളത്. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും ഫ്ളൂറൈഡുകളുടെ $\Delta_f H^\ominus$ നെഗറ്റീവ് വില കുറയുന്നു. എന്നാൽ ക്ലോറൈഡ്, ബ്രോമൈഡ്, അയൊഡൈഡ് എന്നിവയ്ക്ക് $\Delta_f H^\ominus$ വില വ്യത്യാസപ്പെടുന്നത് നേരെ തിരിച്ചാണ്. ഒരു നിശ്ചിത ലോഹത്തെ സംബന്ധിച്ച് $\Delta_f H^\ominus$ ന്റെ നെഗറ്റീവ് വില ഫ്ളൂറൈഡിൽ നിന്നും അയൊഡൈഡിലേക്ക് കുറഞ്ഞു വരുന്നു.

ദ്രവണാങ്കവും തിളനിലയും എല്ലായ്പ്പോഴും ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രവണത പിന്തുടരുന്നു. ഫ്ളൂറൈഡ് > ക്ലോറൈഡ് > ബ്രോമൈഡ്> അയൊഡൈഡ്. എല്ലാ ഹാലൈഡുകളും ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്നവയാണ്. LiF ന്റെ ജലത്തിലെ ലേയത്വകുറവിന് കാരണം അതിന്റെ ഉയർന്ന ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപി ആണ്. രണ്ട് അയോണുകളുടെയും കുറഞ്ഞ ജലസംയോജന എൻഥാൽപി ആണ്, CsI യുടെ ലേയത്വ കുറവിന് കാരണം. ലിഥിയത്തിന്റെ മറ്റ് ഹാലൈഡുകൾ എഥനോൾ, അസിറ്റോൺ, ഈഥൈൽ അസിറ്റേറ്റ് എന്നിവയിൽ ലയിക്കും. LiCl പിരീഡിനിലും ലയിക്കും.

10.2.2 ഓക്സോ ആസിഡുകളുടെ ലവണങ്ങൾ

അസിഡിക് പ്രോട്ടോൺ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു ഹൈഡ്രോക്സിൽ ഗ്രൂപ്പും ഒരു ഓക്സോ ഗ്രൂപ്പും ഒരേ ആറ്റത്തിൽ ബന്ധിതമായിരിക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളാണ് ഓക്സോ ആസിഡുകൾ. ഉദാ. കാർബോണിക് ആസിഡ് H_2CO_3 $(OC(OH)_2)$; സൾഫ്യൂരിക് ആസിഡ് H_2SO_4 $(O_2S\ (OH)_2)$ എല്ലാ ഓക്സോ ആസിഡുകളുമായും പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് ക്ഷാര ലോഹങ്ങൾ ലവണങ്ങളുണ്ടാക്കുന്നു. അവ പൊതുവെ ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്നവയും താപസ്ഥിരതയുള്ളവയുമാണ്. അവയുടെ കാർബണേറ്റുകളും $(M_2(CO_3)$ മിക്ക ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റുകളും ഉയർന്ന താപസ്ഥിരതയുള്ളവയാണ്. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് വിദ്യുത്ധനത കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കാർബണേറ്റുകളുടെയും ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റുകളുടെയും സ്ഥിരത കൂടുന്നു. ലിഥിയം കാർബണേറ്റ് അത്ര താപ സ്ഥിരതയുള്ള സംയുക്തം അല്ല; ലിഥിയം അയോൺ വളരെ ചെറുതായതിനാൽ വലിയ CO_3^{2-} അയോണിനെ ധ്രുവീകരണം നടത്തി കൂറേക്കൂടി സ്ഥിരതയുള്ള Li_2O യും CO_2 യും ആയി മാറുന്നു. ലിഥിയത്തിന്റെ ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് ഖരാവസ്ഥയിൽ കാണപ്പെടുന്നില്ല.

10.3 ലിഥിയത്തിന്റെ അസാധാരണമായ ഗുണവിശേഷങ്ങൾ (സ്വഭാവങ്ങൾ)

ആറ്റത്തിന്റെയും അയോണിന്റെയും അനിതര സാധാരണമായ വലുപ്പക്കുറവും ഉയർന്ന ധ്രുവീകരണശേഷിയുമാണ് (അതായത് ചാർജ്/ആരം അനുപാതം) ലിഥിയത്തിന്റെ അസാധാരണമായ ഗുണവിശേഷങ്ങൾക്ക് കാരണം. തത്ഫലമായി ലിഥിയം സംയുക്തങ്ങൾക്ക് ഓർഗാനിക് ലായകങ്ങളിൽ ലയിക്കത്തക്കരീതിയിൽ ഉയർന്ന സഹസംയോജക ഗുണം കൈവരുന്നു. കൂടാതെ താഴെ വിവരിച്ചിരിക്കുന്ന വിധത്തിൽ മഗ്നീഷ്യവുമായി വികർണബന്ധം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നുണ്ട്.

10.3.1 ലിഥിയവും മറ്റ് ക്ഷാരലോഹങ്ങളും തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസങ്ങൾ

(i) ലിഥിയത്തിന് കാഠിന്യം കൂടുതലാണ്. മറ്റ് ക്ഷാര ലോഹങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് ദ്രവണാങ്കവും തിളനിലയും കൂടുതലാണ്.

(ii) ക്ഷാര ലോഹങ്ങളിൽ വച്ച് ഏറ്റവും കുറവ് രാസപ്രവർത്തനശേഷിയും ഏറ്റവും കൂടുതൽ നിരോക്സീകാര ശേഷിയും ലിഥിയത്തിനാണ്. മറ്റ് ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി ലിഥിയം, വായുവിൽ ജ്വലനം നടന്ന് പ്രധാനമായും മോണോക്സൈഡും (Li_2O) നൈട്രൈഡും (Li_3N) ഉണ്ടാക്കുന്നു.

(iii) LiCl ഈർപ്പമുള്ള വായുവിൽ അലിയുന്നതും തുടർന്ന് $LiCl.\ 2H_2O$ എന്ന ഹൈഡ്രേറ്റിന്റെ പരൽ ആയി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നാൽ മറ്റ് ക്ഷാര ലോഹ ഹാലൈഡുകൾ ഹൈഡ്രേറ്റുകൾ രൂപീകരിക്കുന്നില്ല.

(iv) ലിഥിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് ഖരാവസ്ഥയിൽ ലഭിക്കുന്നില്ല. എന്നാൽ മറ്റെല്ലാ മൂലകങ്ങളുടെയും ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റുകൾ ഖരാവസ്ഥയിൽ ലഭിക്കുന്നു.

(v) മറ്റ് ക്ഷാര ലോഹങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി ലിഥിയം ഈഥൈനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് എഥിനൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നില്ല.

(vi) ലിഥിയം നൈട്രേറ്റിനെ ചൂടാക്കുമ്പോൾ ലിഥിയം ഓക്സൈഡ് Li_2O ഉണ്ടാകുന്നു. എന്നാൽ മറ്റ് ക്ഷാരലോഹ നൈട്രേറ്റുകൾ ചൂടാക്കുമ്പോൾ വിഘടിച്ച് അതാത് നൈട്രൈറ്റ് ഉണ്ടാകുന്നു.

$$4LiNO_3 \rightarrow 2Li_2O + 4NO_2 + O_2$$

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

(vii) LiF, Li_2O എന്നിവയ്ക്ക് മറ്റ് ക്ഷാരലോഹ സംയുക്തങ്ങളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ജലത്തിലെ ലേയത്വം കുറവാണ്.

10.3.2 ലിഥിയവും മഗ്നീഷ്യവും തമ്മിലുള്ള സാമ്യതകൾ

വലിപ്പത്തിലുള്ള സാദൃശ്യം കൊണ്ട് ലിഥിയവും മഗ്നിഷ്യവും തമ്മിൽ എടുത്തു പറയത്തക്ക സാമ്യതകളാണുള്ളത്.

അറ്റോമിക ആരം: Li = 152 pm, Mg = 160 pm; , അയോണിക ആരം: Li^+ = 76 pm, Mg^{2+}= 72 pm അവ തമ്മിലുള്ള പ്രധാന സാമ്യതകൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

(i) അതാത് ഗ്രൂപ്പുകളിലെ മൂലകങ്ങളേക്കാൾ ലിഥിയവും മഗ്നീഷ്യവും കാഠിന്യമുള്ളതും സാന്ദ്രത കുറഞ്ഞതുമാണ്.

(ii) ലിഥിയവും മഗ്നീഷ്യവും ജലവുമായി സാവധാനം മാത്രമേ പ്രവർത്തിക്കുന്നുള്ളൂ. അവയുടെ ഓക്സൈഡുകളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും ജലത്തിൽ വളരെ കുറച്ച് മാത്രമെ ലയിക്കുന്നുള്ളൂ. ചൂടാക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ വിഘടിക്കുന്നു. നൈട്രജനുമായി നേരിട്ട് പ്രവർത്തിച്ച് രണ്ടും നൈട്രൈഡുകൾ (Li_3N ഉം Mg_3N_2) ഉം ഉണ്ടാക്കുന്നു.

(iii) Li_2O, MgO എന്നീ ഓക്സൈഡുകൾ അധികം ഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് സൂപ്പർ ഓക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നില്ല.

(iv) ചൂടാക്കുമ്പോൾ ലിഥിയത്തിന്റെയും മഗ്നിഷ്യത്തിന്റെയും കാർബണേറ്റുകൾ വിഘടിച്ച് ഓക്സൈഡും CO_2 ഉം ആയി മാറുന്നു. അവ ഖര ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നില്ല.

(v) LiCl, $MgCl_2$ ഇവ എഥനോളിൽ ലയിക്കും.

(vi) LiCl, $MgCl_2$ എന്നിവയ്ക്ക് വായുവിൽ അലിയുന്ന സ്വഭാവമുണ്ട്. ജലീയ ലായനിയിൽ നിന്നും $LiCl \cdot 2H_2O$, $MgCl_2 \cdot 8H_2O$ എന്നീ ഹൈഡ്രേറ്റുകളായി പരലീകരിക്കപ്പെടുന്നു.

10.4 സോഡിയത്തിന്റെ ചില പ്രധാന സംയുക്തങ്ങൾ

സോഡിയം കാർബണേറ്റ്, സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്, സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്, സോഡിയം ബൈകാർബണേറ്റ് എന്നിവ സോഡിയത്തിന്റെ വ്യാവസായിക പ്രാധാന്യമുള്ള സംയുക്തങ്ങളാണ്. അവയുടെ വൻതോതിലുള്ള ഉത്പാദനരീതിയും ഉപയോഗങ്ങളും ചുവടെ വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു:

സോഡിയം കാർബണേറ്റ് (അലക്ക് കാരം) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

സോൾവേ പ്രക്രിയ വഴിയാണ് സോഡിയം കാർബണേറ്റ് ഉൽപാദിപ്പിക്കുന്നത്. സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റിന്റെ കുറഞ്ഞ ലേയത്വം ഇതിൽ ഉപയോഗപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് അവക്ഷിപ്തപ്പെടുന്നത് സോഡിയം ക്ലോറൈഡും അമോണിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റും തമ്മിൽ പ്രവർത്തിക്കുമ്പോഴാണ്. അമോണിയ കൊണ്ട് പൂരിതമാക്കിയ ഗാഢ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ലായനിയിലേക്ക് CO_2 കടത്തിവിടുമ്പോൾ ആദ്യം അമോണിയം കാർബണേറ്റും തുടർന്ന് അമോണിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റും ഉണ്ടാകുന്നു. നിർമാണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട എല്ലാ രാസവാക്യങ്ങളും ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

$$2NH_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow (NH_4)_2CO_3$$

$$(NH_4)_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2NH_4HCO_3$$

$$NH_4HCO_3 + NaCl \rightarrow NH_4Cl + NaHCO_3$$

പരലായി രൂപീകരിക്കപ്പെടുന്ന സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റിനെ ചൂടാക്കി സോഡിയം കാർബണേറ്റ് ഉണ്ടാക്കുന്നു.

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

ഈ പ്രക്രിയയുടെ ഫലമായി ലഭിക്കുന്ന NH_4Cl ഉൾപ്പെട്ട ലായനിയെ $Ca(OH)_2$ മായി പ്രവർത്തിപ്പിച്ച് NH_3 വീണ്ടെടുക്കുന്നു. ഉപോൽപ്പന്നമായി കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡ് ലഭിക്കുന്നു.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NH_3 + CaCl_2 + H_2O$$

സോൾവേ പ്രക്രിയ പൊട്ടാസ്യം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് നിർമാണത്തിനുപയോഗിക്കാൻ കഴിയില്ല. കാരണം, പൊട്ടാസ്യം ക്ലോറൈഡും അമോണിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റും പ്രവർത്തിച്ചുണ്ടാകുന്ന പൊട്ടാസ്യം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് അവക്ഷിപ്തപ്പെടാത്തത്ര ലേയത്വം കൂടുതലുള്ള പദാർഥമാണ്.

സവിശേഷതകൾ

ഡെക്കാ ഹൈഡ്രേറ്റ് $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ ആയി നിലനിൽക്കുന്ന സോഡിയം കാർബണേറ്റ് വെളുത്ത പരൽ രൂപത്തിലുള്ള ഖരപദാർഥമാണ്. ഇത് അലക്കുകാരം എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു. ജലത്തിൽ വളരെപ്പെട്ടെന്ന് ലയിക്കും. ചൂടാക്കുമ്പോൾ ക്രിസ്റ്റലീയ ജലം നഷ്ടപ്പെ

ടുത്തി മോണോഹൈഡ്രേറ്റ് ഉണ്ടാകുന്നു. 373 K നുമുകളിൽ ചൂടാക്കുമ്പോൾ, മോണോഹൈഡ്രേറ്റ്, പൂർണമായും നിർജലീകരിച്ച് സോഡാ ആഷ് എന്നറിയപ്പെടുന്ന വെളുത്ത പൊടിയായി മാറുന്നു.

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \xrightarrow{375\,K} Na_2CO_3 \cdot H_2O + 9H_2O$$
$$Na_2CO_3 \cdot H_2O \xrightarrow{>373\,K} Na_2CO_3 + H_2O$$

സോഡിയം കാർബണേറ്റിന്റെ കാർബണേറ്റ് ഭാഗം ജലവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമായി ഒരു ക്ഷാരലായനി ഉണ്ടാകുന്നു.

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow HCO_3^- + OH^-$$

ഉപയോഗങ്ങൾ:

(i) ജലം മൃദുവാക്കുന്നതിനും, തുണി അലക്കുന്നതിനും ശുചീകരണത്തിനും ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(ii) ഗ്ലാസ്, സോപ്പ്, ബൊറാക്സ്, കാസ്റ്റിക് സോഡ ഇവ വ്യവസായികമായി ഉൽപ്പാദിപ്പിക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(iii) പേപ്പർ, പെയിന്റ്, തുണി എന്നീ വ്യവസായങ്ങളിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(iv) ഗുണാത്മകവും പാരിമാണികവുമായ അപഗ്രഥനങ്ങളിൽ അഭികർമകം ആയി പരീക്ഷണശാലകളിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്, NaCl

2.7 മുതൽ 2.9% വരെ (പിണ്ഡശതമാനം) സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന കടൽ ജലമാണ് ഇതിന്റെ ഏറ്റവും വലിയ സ്രോതസ്സ്. ഇന്ത്യയെപ്പോലെയുള്ള ഉഷ്ണമേഖലാ രാജ്യങ്ങളിൽ കടൽജലം ബാഷ്പീകരിച്ചാണ് ഉപ്പ് ഉണ്ടാക്കുന്നത്. ഓരോ വർഷവും ഏകദേശം 50 ലക്ഷം ടൺ ഉപ്പ് സൗര ബാഷ്പീകരണം വഴി നിർമ്മിക്കപ്പെടുന്നു. ബ്രൈൻ ലായനിയുടെ ബാഷ്പീകരണം വഴി ലഭിക്കുന്ന അസംസ്കൃത ഉപ്പിൽ സോഡിയം സൾഫേറ്റ്, കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ്, കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡ് ($CaCl_2$), മഗ്നീഷ്യം ക്ലോറൈഡ് ($MgCl_2$) എന്നിവ മാലിന്യമായി ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡ്, മഗ്നീഷ്യം ക്ലോറൈഡ് എന്നിവ മാലിന്യമാകാൻ കാരണം അവ ഡെലിക്വസെന്റ് (അന്തരീക്ഷത്തിൽ നിന്നും ഈർപ്പത്തെ ആഗിരണം ചെയ്യുന്നു) ആയത് കൊണ്ടാണ് ശുദ്ധമായ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ലഭിക്കുന്നതിനായി അസംസ്കൃത ഉപ്പിനെ കുറഞ്ഞ അളവ് ജലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച് അലേയ മാലിന്യങ്ങളെ അരിച്ച് മാറ്റുന്നു. ആ ലായനിയെ പിന്നീട് ഹൈഡ്രജൻ ക്ലോറൈഡ് വാതകം ഉപയോഗിച്ച് പൂരിതമാക്കുന്നു. അപ്പോൾ ശുദ്ധമായ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് പരലുകൾ വേർതിരിയുന്നു. കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡിനും മഗ്നീഷ്യം ക്ലോറൈഡിനും കൂടുതൽ ലേയത്വം ഉള്ളതിനാൽ ലായനിയിൽത്തന്നെ അവശേഷിക്കുന്നു.

സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് 1081K ൽ ഉരുകുന്നു. 273 K ൽ 100g ജലത്തിൽ 36g എന്ന കണക്കിനാണ് അതിന്റെ ലേയത്വം. ഊഷ്മാവ് കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ലേയത്വം ഗണ്യമായി കൂടുന്നില്ല.

ഉപയോഗങ്ങൾ:

(i) വീടുകളിൽ കറിയുപ്പായി ഉപയോഗിക്കാം

(ii) Na_2O_2, NaOH, Na_2CO_3 എന്നിവയുടെ നിർമാണത്തിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (കാസ്റ്റിക് സോഡ) NaOH

കാസ്റ്റ്നർ – കെൽനർ സെല്ലിൽ സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ വൈദ്യുത വിശ്ലേഷണത്തിലൂടെയാണ്, സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് വ്യാവസായികമായി ഉൽപാദിപ്പിക്കുന്നത്. മെർക്കുറി കാഥോഡും കാർബൺ ആനോഡും ഉപയോഗിച്ച് ബ്രൈൻ ലായനിയെ വൈദ്യുതവിശ്ലേഷണം നടത്തുന്നു. കാഥോഡിൽ മോചിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന ലോഹസോഡിയം മെർക്കുറിയുമായി യോജിച്ച് സോഡിയം അമാൽഗം ഉണ്ടാകുന്നു. ആനോഡിൽ ക്ലോറിൻ സ്വതന്ത്രമാക്കപ്പെടുന്നു.

കാഥോഡ് : $Na^+ + e^- \xrightarrow{Hg} Na - \text{amalgam}$

ആനോഡ് : $Cl^- \rightarrow \frac{1}{2}Cl_2 + e^-$

അമാൽഗം ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡും ഹൈഡ്രജൻ വാതകവും ഉണ്ടാകുന്നു.

$2Na$- അമാൽഗം $+ 2H_2O \rightarrow 2NaOH + 2Hg + H_2$

വെളുത്ത അർദ്ധതാര്യ ഖരവസ്തുവാണ് സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്. അത് 591 Kൽ ഉരുകുന്നു. ഇത് ജലത്തിൽ നന്നായി ലയിച്ച് വീര്യമേറിയ ക്ഷാരലായനി ഉണ്ടാകുന്നു. സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് പരലുകൾ ഈർപ്പം ആഗിരണം ചെയ്ത് അലിയുന്ന തരത്തിലുള്ളതാണ് (deliquescent). അന്തരീക്ഷത്തിലെ CO_2 വുമായി പ്രവർത്തിച്ച് NaOH ലായനിയുടെ പ്രതലത്തിൽ Na_2CO_3 ഉണ്ടാകുന്നു.

ഉപയോഗങ്ങൾ: ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന നിർമിക്കാൻ N_aOH ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(i) വിവിധതരം രാസവസ്തുക്കൾ, കൃത്രിമപ്പട്ട്, പേപ്പർ, സോപ്പ്

(ii) പെട്രോളിയം ശുദ്ധീകരണത്തിൽ

(iii) ബോക്സൈറ്റിന്റെ ശുദ്ധീകരണത്തിൽ

(iv) കോട്ടൺ തുണികളെ മെർസിറൈസ് ചെയ്യുന്നതിന്
(v) ശുദ്ധമായ കൊഴുപ്പ്, എണ്ണ ഇവ നിർമിക്കുന്നതിന്.
(vi) പരീക്ഷണശാലയിലെ രാസവസ്തുവായി.

സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് (ബേക്കിങ്ങ് സോഡ), $NaHCO_3$

ചൂടാക്കുമ്പോൾ വിഘടിച്ച് കാർബൺഡയോക്സൈഡ് കുമിളകൾ ഉണ്ടാകുന്നതിനാൽ കേക്കുകളിലും പല ഭക്ഷണസാധനങ്ങളിലും സുഷിരങ്ങളുണ്ടായി അവ മൃദുവും ഘനക്കുറവുള്ളതും ആക്കുന്നതിനാൽ സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് അപ്പക്കാരം എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു.

സോഡിയം കാർബണേറ്റ് ലായനിയെ കാർബൺ ഡയോക്സൈഡ് കടത്തിവിട്ട് പൂരിതമാക്കി സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് നിർമിക്കാം. ലേയത്വം കുറ വായതിനാൽ വെളുത്ത പരൽ രൂപത്തിൽ അത് വേർതി രിയുന്നു.

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2\,NaHCO_3$$

ത്വക്കിലെ അണുബാധയ്ക്കുള്ള വീര്യം കുറഞ്ഞ ആന്റി സെപ്റ്റിക് ആണ് സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബ ണേറ്റ്. അഗ്നിശമനോപാധികളിൽ ഇത് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

10.5 സോഡിയത്തിന്റെയും പൊട്ടാസ്യത്തിന്റെയും ജീവശാസ്ത്രപരമായ പ്രാധാന്യം

70 kg ഉള്ള ഒരു മാതൃകാമനുഷ്യനിൽ 5 g ഇരുമ്പും 0.06 g ചെമ്പുമാണ് അടങ്ങിയിരിക്കുന്നതെങ്കിൽ ഏക ദേശം 90 g സോഡിയവും 170 g പൊട്ടാസ്യവും അട ങ്ങിയിരിക്കുന്നു. രക്തത്തിലെ പ്ലാസ്മയിലും കോശാന്തര സ്ഥലങ്ങളിലെ ദ്രാവകങ്ങളിലും ആണ് സോഡിയം മുഖ്യമായും കാണപ്പെടുന്നത്. പഞ്ചസാരയും അമിനോ അമ്ലങ്ങളും കോശങ്ങളിലേക്ക് കടത്തിവിടുന്നതിനും കോശസ്തരങ്ങളിലൂടെയുള്ള ജലത്തിന്റെ ഒഴുക്ക് നിയ ന്ത്രിക്കുന്നതിനും കാരണമായ നാഡീ ആവേഗങ്ങളുടെ പ്രസരണത്തിൽ ഈ അയോണുകൾ പങ്കു വഹിക്കു ന്നു. സോഡിയവും പൊട്ടാസ്യവും രാസപരമായി ഒരു പോലെയാണെങ്കിലും കോശസ്തരങ്ങളിലൂടെ കടന്നു പോകുന്നതിലും സഞ്ചാരക്രിയാവിധിയിലും എൻസൈ മുകളെ ഉത്തേജിപ്പിക്കുന്നതിലും ഉള്ള കഴിവിൽ പാരാ മാണികമായ വ്യത്യസ്തത പുലർത്തുന്നു. കോശദ്രവ ത്തിൽ ഏറ്റവും കൂടുതൽ കാണപ്പെടുന്ന കാറ്റയോൺ പൊട്ടാസ്യമാണ്. അത് എൻസൈമുകളെ ഉത്തേജിപ്പി ക്കുകയും ഗ്ലൂക്കോസിനെ ഓക്സീകരിച്ച ATP നിർമി ക്കുന്നതിലും പങ്കുവഹിക്കുന്നു. നാഡീ ആവേഗങ്ങളുടെ പ്രസരണത്തിൽ സോഡിയത്തോടൊപ്പം പൊട്ടാസ്യവും പങ്കെടുക്കുന്നു.

കോശസ്തരങ്ങളുടെ എതിർ വശങ്ങളിലുള്ള ഗാഢത യിൽ സോഡിയത്തിനു പൊട്ടാസ്യത്തിനും ഗണ്യമായ വ്യതിയാനമുണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, രക്തപ്ലാസ്മയിൽ സോഡിയത്തിന്റെ അളവ് 143 മില്ലിമോൾ/ലിറ്റർ എന്നാൽ പൊട്ടാസ്യത്തിന്റെ ഗാഢത 5 മില്ലിമോൾ/ലിറ്റർ മാത്രമാണ്. ചുവന്ന രക്താണുക്കളുടെ കോശത്തിൽ ഈ ഗാഢത 10 മില്ലിമോൾ/ലിറ്ററിലേക്കും (Na), 105 മില്ലി മോൾ/ലിറ്ററിലേക്കും (K) വ്യതിയാനം സംഭവിക്കുന്നു. അയോണുകളുടെ ഇത്തരത്തിലുള്ള ക്രമേണയുള്ള ഗാഢതാവ്യതിയാനം, കോശസ്തരങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള സോഡിയം പൊട്ടാസ്യം പമ്പ് എന്ന വിവേചനാത്മക ക്രിയാവിധി വിശദീകരിക്കുന്നു. ഈ പ്രക്രിയയ്ക്കായി വിശ്രമാവസ്തയിലുള്ള മൃഗങ്ങളിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെ ടുന്ന ATP യുടെ മൂന്നിൽ ഒന്നിൽ കൂടുതലും വിശ്രമാവ സ്ഥയിലുള്ള മനുഷ്യനിൽ 24 മണിക്കൂറിൽ ഏകദേശം 15kg ATP യും ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു.

10.6 രണ്ടാംഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ: ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ

ബെറിലിയം, മഗ്നീഷ്യം, കാൽസ്യം, സ്ട്രോൺഷ്യം, ബേരിയം, റേഡിയം എന്നിവയാണ് രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലുൾ പ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങൾ. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ക്ഷാരലോ ഹങ്ങൾക്കുശേഷമാണിവ വരുന്നത്. ബെറിലിയം ഒഴി കെയുള്ളവ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ എന്ന റിയപ്പെടുന്നു. ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽനിന്നും ബെറി ലിയം വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുകയും അലൂമിനിയവുമായി വികർണബന്ധം പ്രകടിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ക്ഷാരീയ മൃത്തിക ലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക, ഭൗതിക സ്വഭാവങ്ങൾ പട്ടിക 10.2 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

10.6.1 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

ഈ മൂലകങ്ങൾക്ക് ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ s ഓർബിറ്റലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. (പട്ടിക. 10.2) അവയുടെ പൊതു ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം [ഉൽകൃഷ്ട വാതകം] ns^2 എന്ന് പ്രതിനിധീകരിക്കാം. ക്ഷാരലോഹങ്ങളെ പ്പോലെ ഈ മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങളും മുഖ്യ മായും അയോണികമാണ്.

മൂലകം	പ്രതീകം	ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
ബെറിലിയം	Be	$1s^22s^2$
മഗ്നീഷ്യം	Mg	$1s^22s^22p^63s^2$
കാൽസ്യം	Ca	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
സ്ട്രോൺഷ്യം	Sr	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^2$
ബേരിയം	Ba	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^2$ or $[Xe]6s^2$
റേഡിയം	Ra	$[Rn]7s^2$

പട്ടിക 10.2 ക്ഷാരീയ മൃത്തികലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക-ഭൗതിക ഗുണധർമങ്ങൾ

ഗുണധർമങ്ങൾ	ബെറിലിയം Be	മഗ്നീഷ്യം Mg	കാൽസ്യം Ca	സ്ട്രോൺഷ്യം Sr	ബേരിയം Ba	റേഡിയം Ra
അറ്റോമികസംഖ്യ	4	12	20	38	56	88
അറ്റോമികഭാരം ($g\,mol^{-1}$)	9.01	24.31	40.08	87.62	137.33	226.03
ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം	[He] $2s^2$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^2$	[Xe] $6s^2$	[Rn] $7s^2$
അയോണീകരണ എൻഥാൽപി (I) / $kJ\,mol^{-1}$	899	737	590	549	503	509
അയോണീകരണ എൻഥാൽപി (II) / $kJ\,mol^{-1}$	1757	1450	1145	1064	965	979
ജലസംയോജന എൻഥാൽപി (kJ/mol)	–2494	–1921	–1577	–1443	–1305	–
ലോഹിയ ആരം / pm	111	160	197	215	222	–
അയോണിക ആരം M^{2+} / pm	31	72	100	118	135	148
ദ്രവണാങ്കം / K	1560	924	1124	1062	1002	973
തിളനില / K	2745	1363	1767	1655	2078	(1973)
സാന്ദ്രത / $g\,cm^{-3}$	1.84	1.74	1.55	2.63	3.59	(5.5)
പ്രമാണ പൊട്ടൻഷ്യൽ $E^\ominus$ / V ന് (M^{2+}/ M)	–1.97	–2.36	–2.84	–2.89	–2.92	–2.92
ലിത്തോസ്ഫിയറിലെ ലഭ്യത	2*	2.76**	4.6**	384*	390 *	10^{-6}*

**ppm (part per million); ** percentage by weight*

10.6.2 അറ്റോമിക ആരവും അയോണിക ആരവും

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെ അറ്റോമിക ആരവും അയോണിക ആരവും അതാത് പീരിയഡുക ളിൽ ക്ഷാരലോഹങ്ങളേക്കാൾ കുറവാണ്. അവയുടെ ഉയർന്ന ന്യൂക്ലിയർ ചാർജാണ് ഇതിന് കാരണം. ഗ്രൂപ്പിൽ അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് അറ്റോമിക ആരവും അയോണിക ആരവും വർധിക്കുന്നു.

10.6.3 അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങൾ

ആറ്റങ്ങളുടെ സാമാന്യ വലുപ്പക്കൂടുതൽ കാരണം ക്ഷാരീയമൃത്തികാ ലോഹങ്ങൾക്ക് അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കുറവാണ്. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകു ന്തോറും വലുപ്പം കൂടുന്നതിനാൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കുറയുന്നു (പട്ടിക 10.2). ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി അനുയോജ്യമായ ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് ലോഹ ങ്ങളുടേതിനേക്കാൾ ഉയർന്നതാണ്. ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെ രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി അതാത് പീരിഡിലെ ക്ഷാരലോഹങ്ങളേ ക്കാൾ വളരെക്കുറവാണെന്നത് താൽപര്യജനകമായ ഒരു നിരീക്ഷണമാണ്.

10.6.4 ജലസംയോജന എൻഥാൽപികൾ (Hydration Enthalpies)

ക്ഷാര ലോഹ അയോണുകളെപ്പോലെ ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ ങ്ങളുടെ അയോണിക വലുപ്പം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് അവയുടെ ജലസംയോജന എൻഥാൽപി കുറയുന്നു.

$$Be^{2+} > Mg^{2+} > Ca^{2+} > Sr^{2+} > Ba^{2+}$$

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ അയോണുകളുടെ ജല സംയോജന എൻഥാൽപി ക്ഷാരലോഹ അയോണുക ളുടേതിനേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. അതിനാൽ ആൽക്ക ലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങൾ ക്ഷാരലോഹസംയുക്തങ്ങളേക്കാൾ കൂടുതൽ അളവിൽ ജലസംയോജനത്തിന് വിധേയമാകുന്നു.

ഉദാ: $MgCl_2$, $CaCl_2$ എന്നിവ $MgCl_2.6H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ എന്നീ രൂപങ്ങളിൽ നിലനിൽക്കുന്നു. എന്നാൽ NaCl, KCl എന്നിവ ജലസംയോജിത രൂപങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നില്ല.

10.6.5 ഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ പൊതുവെ വെള്ളി നിറമുള്ളതും തിളക്കമുള്ളതും താരതമ്യേന

മൃദുവും എന്നാൽ ക്ഷാരലോഹങ്ങളേക്കാൾ കാഠിന്യമുള്ളതുമാണ്. ബെറിലിയം മഗ്നീഷ്യവും ഏറെക്കുറെ ചാരനിറമുള്ളതായി കാണപ്പെടുന്നു. വലിപ്പം കുറവായതിനാൽ ഇവയുടെ ദ്രവണാങ്കവും തിളനിലയും അതാത് പീരിഡിലെ ക്ഷാരലോഹങ്ങളേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. എന്നാൽ ഈ പ്രവണത ക്രമാനുഗതമല്ല. അവയുടെ കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കാരണം അവ തീവ്ര വിദ്യുത്ധനതാ സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. Be മുതൽ Ba വരെ ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് ഇവയുടെ വിദ്യുത്ധനത കൂടുന്നു. കാൽസ്യം,, സ്ട്രോൺഷ്യം, ബേരിയം എന്നിവ ജ്വാലയ്ക്ക് യഥാക്രമം ചുടുകട്ട നിറം, കടുംചുവപ്പ് (ക്രിംസൺ) നിറം, ആപ്പിൾ പച്ചനിറം എന്നിവ പകരുന്നു. ജ്വാലയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉന്നത ഊർജനിലയിലേക്ക് ഉത്തേജിക്കപ്പെടുകയും അവ സാധാരണ അവസ്ഥയിലേക്ക് തിരികെയെത്തുമ്പോൾ ദൃശ്യപ്രകാശത്തിന്റെ രൂപത്തിൽ ഊർജം ഉൽസർജിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ബെറിലിയം മഗ്നീഷ്യം എന്നിവയിൽ ഇലക്ട്രോൺ ശക്തമായി ബന്ധിച്ചിരിക്കുന്നതിനാൽ ജ്വാലയാൽ ഉത്തേജിക്കപ്പെടുന്നില്ല. അതിനാൽ അവ ജ്വാലയ്ക്ക് നിറം പകരുന്നില്ല. ഗുണാത്മക അപഗ്രഥനത്തിൽ Ca, Sr, Ba എന്നിവയുടെ സാന്നിധ്യം മനസ്സിലാക്കുന്നതിന് ജ്വാലാപരീക്ഷണവും അവയുടെ അളവ് കണക്കാക്കുന്നതിന് ഫ്ളെയിം ഫോട്ടോമെട്രിയും ഉപയോഗപ്രദമാണ്. ലോഹങ്ങളുടെ പ്രധാന സവിശേഷതയായ ഉയർന്ന വൈദ്യുത ചാലകതയും താപചാലകതയും ക്ഷാരലോഹങ്ങളെപ്പോലെ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾക്കുമുണ്ട്.

10.6.6 രാസ സവിശേഷതകൾ

ക്ഷാരലോഹങ്ങളേക്കാൾ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾക്ക് ക്രിയാശീലത കുറവാണ്. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ക്രിയാശീലത വർധിച്ചു വരുന്നു.

i) വായുവും ജലവുമായുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം

ഉപരിതലത്തിൽ ഓക്സൈഡ് പാളിരൂപപ്പെടുന്നതിനാൽ ബെറിലിയവും മഗ്നീഷ്യവും രാസഗതിക നിർജീവാവസ്ഥയിലാണ്. അതിനാൽ ഓക്സിജനും ജലവുമായി പ്രതിപ്രവർത്തിക്കുന്നില്ല. എന്നാൽ പൊടിച്ച ബെറിലിയം വായുവിൽ കത്തിക്കുമ്പോൾ ഉജ്ജ്വലമായി ജ്വലിച്ച് BeO, Be_3N_2 എന്നിവ രൂപപ്പെടുന്നു. മഗ്നിഷ്യം കൂടുതൽ വിദ്യുത്ധനതയുള്ളതും വായുവിൽ കണ്ണഞ്ചിപ്പിക്കുന്ന ജ്വാലയോടെ കത്തി MgO, Mg_3N_2 എന്നിവ ഉണ്ടാക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. കാൽസ്യം, സ്ട്രോൺഷ്യം ബേരിയം എന്നിവ വായുവുമായി ഉടനടി പ്രവർത്തിച്ച് ഓക്സൈഡും നൈട്രൈഡും ഉണ്ടാകുന്നു. അവ ജലവുമായി തീവ്രമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നു.

ii) ഹാലൊജനുകളുമായുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം

എല്ലാ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത്ലോഹങ്ങളും ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിൽ ഹാലൊജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് അവയുടെ ഹാലൈഡുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു.

$$M + X_2 \rightarrow MX_2 \left(X = F, Cl, Br, I\right)$$

BeF_2 നിർമിക്കാനുള്ള ഏറ്റവും നല്ലരീതി $(NH_4)_2BeF_4$ ന്റെ താപീയ വിഘടനമാണ്. $BeCl_2$ ഓക്സൈഡിൽ നിന്നും സൗകര്യപ്രദമായി നിർമിക്കാം.

$$BeO + C + Cl_2 \rightarrow BeCl_2 + CO$$

iii) ഹൈഡ്രജനുമായുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം:

ബെറിലിയം ഒഴികെ എല്ലാ മൂലകങ്ങളും ചൂടാക്കുമ്പോൾ ഹൈഡ്രജനുമായി സംയോജിച്ച് അവയുടെ ഹൈഡ്രൈഡുകൾ MH_2 ഉണ്ടാകുന്നു. $BeCl_2$, $LiAlH_4$ ഇവ പ്രതിപ്രവർത്തിപ്പിച്ച് BeH_2 നിർമിക്കാം.

$$2BeCl_2 + LiAlH_4 \rightarrow 2BeH_2 + LiCl + AlCl_3$$

iv) അമ്ലങ്ങളുമായുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ അമ്ലങ്ങളുമായി വളരെപ്പെട്ടെന്ന് പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് ഡൈഹൈഡ്രജൻ സ്വതന്ത്രമാക്കുന്നു.

$$M + 2HCl \rightarrow MCl_2 + H_2$$

v) നിരോക്സീകരണ സ്വഭാവം

ക്ഷാരലോഹങ്ങളെപ്പോലെ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളും തീവ്രതയേറിയ നിരോക്സീകാരികളാണ്. ഇത് അവയുടെ ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് നിരോക്സീകരണ പൊട്ടൻഷ്യൽ മൂല്യം കൊണ്ട് സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നു (പട്ടിക 10.2). എന്നിരുന്നാലും അവയുടെ നിരോക്സീകരണശേഷി ബന്ധപ്പെട്ട ക്ഷാര ലോഹങ്ങളേക്കാൾ കുറവാണ്. മറ്റ് ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് ബെറിലിയത്തിന് കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് മൂല്യമാണുള്ളത്. എന്നിരുന്നാലും അതിന്റെ നിരോക്സീകരണ സ്വഭാവത്തിന് കാരണം Be^{2} ന്റെ വലുപ്പക്കുറവുകൊണ്ട് അതിനുണ്ടായ ഉയർന്ന ജലസംയോജന (ഹൈഡ്രേഷൻ) ഊർജവും താരതമ്യേന ഉയർന്ന അറ്റോമികീകരണ എൻഥാൽപിയും ആണ്.

vi) ദ്രാവക അമോണിയയിലുള്ള ലായനി

ക്ഷാരലോഹങ്ങളേപ്പോലെ ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹങ്ങളും ദ്രവ അമോണിയയിൽ ലയിച്ച് അമോ

ണിയേറ്റഡ് അയോണുകൾ രൂപം കൊള്ളുകയും കറുപ്പ് കലർന്ന കടുംനീല ലായനി ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു.

$$M + (x+y)NH_3 \rightarrow \left[M(NH_3)_x\right]^{2-} + 2\left[c(NH_3)_y\right]^{-}$$

ഈ ലായനികളിൽ നിന്നും അമോണിയേറ്റുകളെ $[M(NH_3)_6]^{2}$ വീണ്ടെടുക്കാൻ കഴിയും.

10.6.7 ഉപയോഗങ്ങൾ

ലോഹസങ്കരങ്ങളുടെ വ്യാവസായിക നിർമാണത്തിന് ബെറിലിയം ഉപയോഗിക്കുന്നു. ദൃഢതയേറിയ സ്പ്രിങ്ങുകൾ നിർമിക്കാനാവശ്യമായ കോപ്പർ-ബെറിലിയം ലോഹസങ്കരം ഉണ്ടാക്കുന്നതിന് ബെറിലിയം ഉപയോഗിക്കുന്നു. X - വികിരണ ട്യൂബുകളുടെ ജാലകം നിർമിക്കാൻ ബെറിലിയം ലോഹം ഉപയോഗിക്കുന്നു. അലുമിനിയം, സിങ്ക്, മാംഗനീസ് എന്നിവയുമായി മഗ്നീഷ്യം ലോഹസങ്കരമുണ്ടാക്കുന്നുണ്ട്. സാന്ദ്രത കുറഞ്ഞ മഗ്നീഷ്യം - അലുമിനിയം ലോഹസങ്കരം വിമാനം നിർമിക്കാനുപയോഗിക്കുന്നു. മഗ്നീഷ്യം പൊടിയും നാടയും, ഫ്ളാഷ് പൗഡർ, ഫ്ളാഷ് ബൾബ്, സ്ഫോടന ബോംബുകൾ, അടയാളങ്ങൾ എന്നിവയിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നു. കാർബൺ ഉപയോഗിച്ച് നിരോക്സീകരിക്കാൻ കഴിയാത്ത ലോഹങ്ങളെ അവയുടെ ഓക്സൈഡുകളിൽ നിന്നും ലോഹനിഷ്ക്കർഷണം നടത്താൻ കാൽസ്യം ഉപയോഗിക്കുന്നു. ജലത്തിൽ വിലയനം ചെയ്തിട്ടുള്ള മഗ്നീഷ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (മിൽക്ക് ഓഫ് മഗ്നീഷ്യ) ചികിത്സാരംഗത്ത് ഒരു അന്റാസിഡ് ആയി ഉപയോഗിക്കുന്നു. ടൂത്ത് പേസ്റ്റിന്റെ ഒരു ഘടകമാണ് മഗ്നീഷ്യം കാർബണേറ്റ്. ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിൽ ഓക്സിജനും നൈട്രജനുമായി കാൽസ്യത്തിനും ബേറിയത്തിനും പ്രവർത്തിക്കാനുള്ള കഴിവുള്ളതു കൊണ്ട് വാക്വം ട്യൂബിൽ നിന്നും വായു നിർമാർജ്ജനം ചെയ്യാൻ അവ ഉപയോഗിക്കുന്നു. വികിരണങ്ങളുപയോഗിച്ചുള്ള അർബുദചികിത്സയിൽ റേഡിയം ലവണങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

10.7 ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹസംയുക്തങ്ങളുടെ പൊതുസവിശേഷതകൾ

രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രകടമായ സംയോജകത അവയുടെ ദ്വിധന ഓക്സീകരണാവസ്ഥ (M^{2}) ആണ്. ക്ഷാര ലോഹ സംയുക്തങ്ങളേക്കാൾ അയോണികത കുറവും എന്നാൽ മുന്തിയ തോതിൽ അയോണികവുമായ സംയുക്തങ്ങളാണ് ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ രൂപീകരിക്കുന്നത്. ഉയർന്ന ന്യൂക്ലിയർ ചാർജും വലുപ്പക്കുറവുമാണ് ഇതിനു കാരണം. Ca, Sr, Ba എന്നീ വലുപ്പം കൂടിയ മൂലകങ്ങൾ രൂപീകരിക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളേക്കാൾ സഹസംയോജകമാണ് ബെറിലിയം മഗ്നീഷ്യം എന്നിവയുടെ ഓക്സൈഡുകളും മറ്റ് സംയുക്തങ്ങളും. ക്ഷാരീയ മൃത്തികാലോഹങ്ങളുടെ ചില സംയുക്തങ്ങളുടെ പൊതുസവിശേഷതകൾ ചുവടെ വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു.

(i) ഓക്സൈഡുകളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും:

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ ഓക്സിജനിൽ ജ്വലനം നടന്ന് മോണോക്സൈഡ് (MO) ഉണ്ടാക്കുന്നു. BeO ഒഴികെ മറ്റുള്ളവയ്ക്കെല്ലാം കല്ലുപ്പിന്റെ ഘടനയാണുള്ളത്. BeO യ്ക്ക് സഹസംയോജക സ്വഭാവമാണുള്ളത്. ഓക്സൈഡുകളുടെ രൂപീകരണ എൻഥാൽപി നന്നേ ഉയർന്നതായതിനാൽ അവയ്ക്ക് താപീയ സ്ഥിരത കൂടുതലാണ്. BeO ഉഭയധർമ്മിയാണ്. അതേ സമയം മറ്റ് മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡുകൾ അയോണിക സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. BeO ഒഴികെ മറ്റെല്ലാ ഓക്സൈഡുകളും ക്ഷാരസ്വഭാവമുള്ളതും ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ രൂപീകരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

$$MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$$

$Mg(OH)_2$ മുതൽ $Ba(OH)_2$ വരെ അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളുടെ ലേയത്വം, താപീയസ്ഥിരത, ക്ഷാരസ്വഭാവം എന്നിവ വർദ്ധിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾ ക്ഷാരലോഹഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളെ അപേക്ഷിച്ച് സ്ഥിരത കുറഞ്ഞതും ക്ഷാരസ്വഭാവം കുറഞ്ഞതുമാണ്. അമ്ലവുമായും ക്ഷാരവുമായും പ്രതിപ്രവർത്തിക്കുന്നതിനാൽ ബെറിലിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് ഉഭയധർമ്മി സ്വഭാവമുള്ളതാണ്.

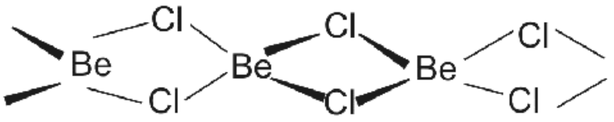
$$Bc(OH)_2 + 2OH \rightarrow [Bc(OH)_4]^{2}$$

ബെറിലേറ്റ് അയോൺ

$$Bc(OH)_2 + 2HCl + 2H_2O \rightarrow [Bc(OH)_4]Cl_2$$

(ii) ഹാലൈഡുകൾ:

ബെറിലിയം ഹാലൈഡൊഴികെ മറ്റെല്ലാ ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ ഹാലൈഡുകളും അയോണിക സ്വഭാവമുള്ളവയാണ്. ബെറിലിയം ഹാലൈഡുകൾ അടിസ്ഥാനപരമായി സഹസംയോജകവും കാർബണിക ലായകങ്ങളിൽ ലയിക്കുന്നവയുമാണ്. ബെറിലിയം ക്ലോറൈഡിന് ഖരാവസ്ഥയിൽ ചുവടെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ ശൃഖലാഘടനയാണുള്ളത്.



ബാഷ്പാവസ്ഥയിൽ $BeCl_2$ ക്ലോറിൻ ബന്ധിത ഡൈമർ രൂപീകരിക്കുകയും 1200 K എന്ന ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിൽ വിഘടിച്ച് രേഖീയ മോണോമർ ഉണ്ടാവുകയും ചെയ്യുന്നു. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും ഹാലൈഡ് ഹൈഡ്രേറ്റുകൾ രൂപീകരിക്കാനുള്ള പ്രവണത കുറഞ്ഞു വരുന്നു (ഉദാ: $MgCl_2 \cdot 8H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6H_2O$, $SrCl_2 \cdot 6H_2O$ and $BaCl_2 \cdot 2H_2O$) Ca, Sr, Ba എന്നിവയുടെ ജലസംയോജിത ക്ലോറൈഡുകളും ബ്രോമൈഡുകളും അയോഡൈഡുകളും ചൂടാക്കുമ്പോൾ നിർജലീകരണം സംഭവിക്കുന്നു. എന്നാൽ Be, Mg ഇവയുടെ ജലസംയോജിത ഹാലൈഡുകളെ ചൂടാക്കുമ്പോൾ അവ ജലവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമാകുന്നു. ഉയർന്ന ജാലിക എൻഥാൽപി മൂലം ഫ്ളൂറൈഡുകൾക്ക് ക്ലോറൈഡുകളെ അപേക്ഷിച്ച് താരതമ്യേന കുറഞ്ഞ ലേയത്വമാണുള്ളത്.

(iii) ഓക്സോ അമ്ലങ്ങളുടെ ലവണങ്ങൾ: ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളും ഓക്സോ അമ്ലങ്ങളുടെ ലവണങ്ങൾ രൂപീകരിക്കുന്നു. അവയിൽ ചിലത്:

കാർബണേറ്റുകൾ: ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെ കാർബണേറ്റുകൾ ജലത്തിൽ അലേയമാണ്. ഈ ലോഹങ്ങളുടെ ലവണലായനികളിൽ സോഡിയം കാർബണേറ്റോ അമോണിയം കാർബണേറ്റോ ചേർത്ത് കാർബണേറ്റുകൾ അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്താം. ലോഹ അയോണുകളുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ജലത്തിൽ കാർബണേറ്റുകളുടെ ലേയത്വം കുറയുന്നു. എല്ലാ കാർബണേറ്റുകളും ചൂടാക്കുമ്പോൾ വിഘടിച്ച് കാർബൺ ഡയോക്സൈഡും ഓക്സൈഡും ഉണ്ടാകുന്നു. ബെറിലിയം കാർബണേറ്റ് അസ്ഥിരമാണ്. അതിനാൽ CO_2 അന്തരീക്ഷത്തിൽ മാത്രമേ അതിനെ സൂക്ഷിക്കാൻ കഴിയൂ. ധനഅയോണിന്റെ വലുപ്പം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് താപീയ സ്ഥിരത വർധിക്കുന്നു.

സൾഫേറ്റുകൾ: ക്ഷാരീയ മൃത്തികാലോഹങ്ങളുടെ സൾഫേറ്റുകൾ താപീയ സ്ഥിരതയുള്ള വെളുത്ത ഖരപദാർഥങ്ങളാണ്. $BeSO_4$, $MgSO_4$ എന്നിവ ജലത്തിൽ ഉടനടി ലയിക്കുന്നവയാണ്. $CaSO_4$ മുതൽ $BaSO_4$ വരെ ലേയത്വം കുറയുന്നു. Be^{2+}, Mg^{2+} എന്നിവയുടെ ഉയർന്ന ജലസംയോജന എൻഥാൽപി, ജാലിക എൻഥാൽപിയെ മറികടക്കുന്നതുകൊണ്ട് അവയുടെ സൾഫേറ്റുകൾ ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്നു.

നൈട്രേറ്റുകൾ: കാർബണേറ്റുകളെ നേർപ്പിച്ച നൈട്രിക് അമ്ലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച് നൈട്രേറ്റുകൾ നിർമ്മിക്കാം. ആറ് ജലതന്മാത്രകൾ ഉൾക്കൊണ്ടാണ് മഗ്നീഷ്യം നൈട്രേറ്റ് ക്രിസ്റ്റലീകരിക്കുന്നത്. അതേസമയം ബേരിയം നൈട്രേറ്റ് നിർജല ലവണമായാണ് ക്രിസ്റ്റലീകരിക്കുന്നത്. അതായത് ഹൈഡ്രേഷൻ എൻഥാൽപി കുറയുന്നതിനനുസരിച്ചും വലുപ്പം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ചും ഹൈഡ്രേറ്റ് രൂപം കൊള്ളാനുള്ള പ്രവണത കുറയുന്നു. ലിഥിയം നൈട്രേറ്റിനെപ്പോലെ ഈ നൈട്രേറ്റുകളും ചൂടാക്കുമ്പോൾ വിഘടിച്ച് ഓക്സൈഡ് രൂപപ്പെടുന്നു.

$$2M(NO_3)_2 \rightarrow 2MO + 4NO_2 + O_2$$

(M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba)

പ്രശ്നം 10.4

ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് വരുന്തോറും ക്ഷാരീയ മൃത്തികാ ലോഹ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളുടെ ജലത്തിലെ ലേയത്വം വർധിക്കുന്നതെന്തുകൊണ്ട്?

ഉത്തരം

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളിൽ ആനയോൺ (ഋണഅയോൺ) എല്ലാറ്റിനും ഒരേപോലെയായതിനാൽ ധനഅയോണിന്റെ ആരം (വലുപ്പം) ജാലിക എൻഥാൽപിയെ സ്വാധീനിക്കുന്നു. അയോണിക വലുപ്പം വർദ്ധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ജാലിക എൻഥാൽപി, ജലസംയോജന എൻഥാൽപിയേക്കാൾ വർധിച്ച അളവിൽ കുറയുന്നതിനാൽ ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും ലേയത്വം കൂടുന്നു.

പ്രശ്നം 10.5

ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹ കാർബണേറ്റുകളുടേയും സൾഫേറ്റുകളുടേയും ജലത്തിലുള്ള ലേയത്വം ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും കുറയുന്നതെന്തുകൊണ്ട് ?

ഉത്തരം

ആനയോണുകളുടെ വലുപ്പം കാറ്റയോണുകളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ വളരെ കൂടുതലായതിനാൽ ജാലിക എൻഥാൽപി ഒരു പ്രത്യേക ഗ്രൂപ്പിൽ ഏതാണ്ട് സ്ഥിരമായിരിക്കുന്നു. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ഹൈഡ്രേഷൻ എൻഥാൽപി കുറയുന്നതിനാൽ, ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹ കാർബണേറ്റുകളിലും സൾഫേറ്റുകളിലും ലേയത്വം കുറയുന്നതായി കാണപ്പെടുന്നു.

10.8 ബെറിലിയത്തിന്റെ അസാധാരണ സ്വഭാവങ്ങൾ

രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെ ഒന്നാം അംഗമായ ബെറിലിയം, മഗ്നീഷ്യവും ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് അംഗങ്ങളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ അസാധാരണ സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. കൂടാതെ അലുമിനിയവുമായി വികർണ ബന്ധവും കാണിക്കുന്നുണ്ട്, ഇത് തുടർന്ന് വിശദീകരിക്കുന്നതാണ്.

(i) മറ്റ് അംഗങ്ങളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യാൻ പറ്റാത്ത വിധം അസാധാരണമാം വിധം ചെറിയ

അറ്റോമിക വലുപ്പവും അയോണിക വലുപ്പവുമാണ് ബെറിലിയത്തിനുള്ളത്. ഉയർന്ന അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയും കുറഞ്ഞ വലുപ്പവും കാരണം അനായാസം ജലവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമാകുന്ന സഹസംയോജക സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങൾ ബെറിലിയം രൂപീകരിക്കുന്നു.

(ii) ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിൽ നാല് ഓർബിറ്റലുകൾ മാത്രമുള്ളതിനാൽ ബെറിലിയം നാലിൽ കൂടിയ ഉപസംയോജക സംഖ്യ പ്രകടിപ്പിക്കുന്നില്ല. അവശേഷിക്കുന്ന അംഗങ്ങൾ, d- ഓർബിറ്റിൽ ഉപയോഗപ്പെടുത്തുന്നതു കൊണ്ട് ഉപസംയോജക സംഖ്യ ആറാണ്.

(iii) ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളുടെ ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളിൽ നിന്നും വ്യത്യസ്തമായി ബെറിലിയത്തിന്റെ ഓക്സൈഡുകളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും ഉഭയധർമി സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു.

10.8.1 ബെറിലിയവും അലുമിനിയവും തമ്മിലുള്ള വികർണ ബന്ധം

Be^{2+} ന്റെ അയോണിക ആരം 31 pm എന്നാണ് കണക്കാക്കിയിരിക്കുന്നത്. ചാർജ്/ആരം അനുപാതം Al^{3+} അയോണിന്റേതിന് ഏകദേശം തുല്യമാണ്. അതിനാൽ ബെറിലിയം അലുമിനിയവുമായി ചില സാമ്യതകൾ പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. ചില സാമ്യതകൾ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

(i) ലോഹത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിൽ ഓക്സൈഡ് പാളി രൂപപ്പെടുന്നതിനാൽ അലുമിനിയത്തെപ്പോലെ ബെറിലിയവും അമ്ലവുമായി ഉടനെ പ്രതിപ്രവർത്തിക്കുന്നില്ല.

(ii) അലുമിനിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്, അലുമിനേറ്റ് അയോൺ $[Al(OH)_4]^-$ ലഭ്യമാക്കുന്നതുപോലെ ബെറിലിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് അമിത ആൽക്കലിയിൽ ലയിച്ച് ബെറിലേറ്റ് അയോൺ $[Be(OH)_4]^{2-}$ ലഭ്യമാകുന്നു.

(iii) അലുമിനിയത്തിന്റെയും ബെറിലിയത്തിന്റെയും ക്ലോറൈഡുകൾക്ക് ബാഷ്പാവസ്ഥയിൽ Cl^- ബന്ധിത ക്ലോറൈഡ് ഘടനയാണുള്ളത്. രണ്ട് ക്ലോറൈഡുകളും പ്രബല ലൂയിസ് അമ്ലങ്ങളും കാർബണിക ലായകങ്ങളിൽ ലയിക്കുന്നവയുമാണ്. അവ ഫ്രീഡൽ ക്രാഫ്റ്റ് ഉൽപ്രേരകമായി ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(iv) ബെറിലിയത്തിന്റെയും അലൂമിനിയത്തിന്റെയും അയോണുകൾ BeF_4^{2-}, AlF_6^{3-} പോലെയുള്ള ഉപസംയോജകവർഗങ്ങൾ രൂപീകരിക്കാൻ ശക്തമായ പ്രവണത പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു.

10.9 കാൽസ്യത്തിന്റെ ചില പ്രധാനപ്പെട്ട സംയുക്തങ്ങൾ

കാൽസ്യം ഓക്സൈഡ്, കാൽസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്, കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ്, കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ്, സിമെന്റ് എന്നിവ കാൽസ്യത്തിന്റെ പ്രധാന സംയുക്തങ്ങളാണ്. ഇവ വ്യാവസായികമായി പ്രാധാന്യമുള്ള സംയുക്തങ്ങളാണ്. ഇവയുടെ വലിയ തോതിലുള്ള നിർമ്മാണവും ഉപയോഗങ്ങളും ചുവടെ വിവരിച്ചിരിക്കുന്നു.

കാൽസ്യം ഓക്സൈഡ് അഥവാ നീറ്റുകക്ക (ക്വിക്ക് ലൈം) CaO

ചുണ്ണാമ്പുകല്ല് ($CaCO_3$) ഒരു റോട്ടറി ചൂളയിൽ 1070-1270 K താപനിലയിൽ ചൂടാക്കി കാൽസ്യം ഓക്സൈഡ് വ്യാവസായികമായി നിർമ്മിക്കുന്നു.

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$$

രാസപ്രവർത്തനം പൂർണതയിലേക്കെത്തിക്കുന്നതിനുവേണ്ടി, ഉണ്ടാകുന്ന മാത്രയിൽത്തന്നെ കാർബൺ ഡയോക്സൈഡിനെ നീക്കം ചെയ്തുകൊണ്ടിരിക്കുന്നു.

കാൽസ്യം ഓക്സൈഡ് വെളുത്ത അമോർഫസ് ഖരമാണ്. 2870 K ആണ് ഇതിന്റെ ദ്രവണാങ്കം. അന്തരീക്ഷത്തിൽ തുറന്നിരുന്നാൽ ഇത് ഈർപ്പവും കാർബൺഡയോക്സൈഡും ആഗിരണം ചെയ്യുന്നു.

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

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$

നിയന്ത്രിത അളവിൽ ജലം ചേർത്താൽ ലൈം കട്ട പൊടിയുന്നു. ഈ പ്രക്രിയയെ "സ്ലേക്കിങ്ങ് ഓഫ് ലൈം" (കക്കയുടെ നീറ്റൽ) എന്നു വിളിക്കുന്നു. ക്വിക്ക് ലൈം, സോഡ ഉപയോഗിച്ച് നീറ്റുകയാണെങ്കിൽ ഖരരൂപത്തിലുള്ള സോഡാലൈം ലഭിക്കുന്നു. ഒരു ക്ഷാര ഓക്സൈഡായതിനാൽ അമ്ല ഓക്സൈഡുകളുമായി ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിൽ ഇത് സംയോജിക്കുന്നു.

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

$$6CaO + P_4O_{10} \rightarrow 2Ca_3(PO_4)_2$$

ഉപയോഗങ്ങൾ

(i) ഇത് ആൽക്കലിയുടെ ഒരു വില കുറഞ്ഞ രൂപവും സിമെന്റ് നിർമ്മിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ ഒരു പ്രധാന പ്രാഥമിക വസ്തുവും ആണ്.

(ii) കാസ്റ്റിക് സോഡയിൽ നിന്നും സോഡിയം കാർബണേറ്റ് നിർമ്മിക്കാനുപയോഗിക്കുന്നു.

(iii) ചായങ്ങൾ നിർമ്മിക്കുവാനും പഞ്ചസാരയുടെ ശുദ്ധീകരണത്തിനും ഇത് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

കാൽസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (സ്ലേക്കഡ് ലൈം), ചുണ്ണാമ്പ് / കുമ്മായം $Ca(OH)_2$

ക്വിക്ക് ലൈമിൽ (CaO) ജലം ചേർത്താണ് കാൽസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് നിർമ്മിക്കുന്നത്.

ഇത് വെളുത്ത അമോർഫസ് പൊടിയാണ്. ഇത് ജലത്തിൽ കുറച്ച് മാത്രമേ ലയിക്കുന്നുള്ളൂ. ഇതിന്റെ ജലീയ ലായനിയെ "ചുണ്ണാമ്പ് വെള്ളം" എന്നും ജലത്തിൽ ലയിക്കാതെ നിൽക്കുന്ന സ്ലേക്കഡ് ലൈമിനെ "ചുണ്ണാമ്പ് പാൽ (മിൽക്ക് ഓഫ് ലൈം) എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു.

കാർബൺഡയോക്സൈഡ് ചുണ്ണാമ്പ് വെള്ളത്തിലൂടെ കടത്തി വിടുമ്പോൾ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് രൂപപ്പെടുന്നതിനാൽ അത് പാൽനിറമാകുന്നു.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

അമിതമായി കാർബൺഡയോക്സൈഡ് കടത്തിവിട്ടാൽ അവക്ഷിപ്തം ലയിച്ച് കാൽസ്യം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് രൂപപ്പെടുന്നു.

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

ചുണ്ണാമ്പ് പാൽ ക്ലോറിനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ബ്ലീച്ചിംങ് പൗഡറിന്റെ ഘടകമായ ഹൈപ്പോക്ലോറൈറ്റ് ഉണ്ടാകുന്നു.

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + \underset{\text{ബ്ലീച്ചിങ് പൗഡർ}}{Ca(OCl)_2} + 2H_2O$$

ഉപയോഗങ്ങൾ

(i) കെട്ടിട നിർമ്മാണ വസ്തുവായ ചുണ്ണാമ്പ് ചാന്തിന്റെ നിർമ്മാണത്തിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(ii) ഇതിന്റെ അണുനാശക സ്വഭാവം മൂലം വെള്ള പൂശുന്നതിനായി ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(iii) ഗ്ലാസ്സ് ഉണ്ടാക്കുന്നതിനും തുകൽ ഊറയ്ക്കിടുന്ന വ്യവസായത്തിലും ബ്ലീച്ചിങ് പൗഡർ നിർമ്മിക്കുന്നതിനും പഞ്ചസാര ശുദ്ധീകരിക്കുന്നതിനും ഉപയോഗിക്കുന്നു.

കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ്, $CaCO_3$

ചുണ്ണാമ്പ് കല്ല്, ചോക്ക്, മാർബിൾ എന്നീ വ്യത്യസ്ത രൂപങ്ങളിൽ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് പ്രകൃതിയിൽ കാണപ്പെടുന്നു. കാർബൺഡയോക്സൈഡ് സ്ളേക്കഡ് ലൈമിലൂടെ കടത്തി വിടുന്നതിലൂടെയോ കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡിൽ സോഡിയം കാർബണേറ്റ് ചേർത്തോ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് നിർമ്മിക്കാം.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$$

ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്ന കാൽസ്യം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് രൂപപ്പെടുമെന്നതിനാൽ അമിത തോതിലുള്ള കാർബൺഡയോക്സൈഡ് ഒഴിവാക്കേണ്ടതാണ്.

കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് വെളുത്ത മൃദുലമായ പൊടിയാണ്. ഇത് ജലത്തിൽ ഏറെക്കുറെ അലേയമാണ്. 1200 K ഊഷ്മാവിൽ ചൂടാക്കിയാൽ ഇത് വിഘടിച്ച് കാർബൺഡയോക്സൈഡ് പുറന്തള്ളുന്നു.

$$CaCO_3 \xrightarrow{1200\,K} CaO + CO_2$$

ഇത് നേർപ്പിച്ച അമ്ലങ്ങളുമായി പ്രവർത്തിച്ച് കാർബൺഡയോക്സൈഡ് സ്വതന്ത്രമാക്കുന്നു.

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$$

ഉപയോഗങ്ങൾ:

മാർബിളിന്റെ രൂപത്തിൽ കെട്ടിട നിർമ്മാണ സാമഗ്രിയായും ക്വിക്ക് ലൈമിന്റെ നിർമ്മാണത്തിനും ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഇരുമ്പ് പോലെയുള്ള ലോഹങ്ങളുടെ സംസ്കരണത്തിൽ ഫ്ളക്സായി മഗ്നീഷ്യം കാർബണേറ്റിനൊപ്പം കാൽസ്യം കാർബണേറ്റും ഉപയോഗിക്കുന്നു. പ്രത്യേകമായി അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്തിയെടുത്ത കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് ഉന്നത ഗുണനിലവാരമുള്ള പേപ്പറിന്റെ നിർമ്മാണത്തിന് വ്യാപകമായി ഉപയോഗിക്കുന്നു. സൗന്ദര്യവർദ്ധക വസ്തുക്കളിലെയും ച്യൂയിങ്ഗമിന്റെയും ഒരു ഘടകമായും ടൂത്ത്പേസ്റ്റിൽ മിനുസപ്പെടുത്താനുള്ള വസ്തുവായും പ്രത്യമ്ല (antacid) മായും) ഉപയോഗിക്കുന്നു.

കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ് (പ്ലാസ്റ്റർ ഓഫ് പാരീസ്), $CaSO_4 \cdot \frac{1}{2} H_2O$

കാൽസ്യം സൾഫേറ്റിന്റെ അർദ്ധഹൈഡ്രേറ്റാണിത്. ജിപ്സം, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, 393 K ൽ ചൂടാക്കുമ്പോൾ ഇത് ലഭിക്കും.

$$2(CaSO_4 . 2H_2O) \rightarrow 2(CaSO_4).H_2O + 3H_2O$$

393 K താപനിലയ്ക്ക് മുകളിൽ ക്രിസ്റ്റലീകരണ ജലം നഷ്ടപ്പെടുകയും നിർജ്ജലീയ കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ് $CaSO_4$ രൂപം കൊള്ളുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിനെ "ഡെഡ് ബേർണ്ട് പ്ലാസ്റ്റർ" (dead burnt plaster) എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ഇതിന് ജലവുമായി സംയോജിച്ച് കട്ടിയാവാനുള്ള സവിശേഷ സ്വഭാവം ഉണ്ട്. പര്യാപ്തമായ ജലവുമായി ഇത് മിശ്രണം ചെയ്യുമ്പോൾ പ്ലാസ്റ്റിക് സ്വഭാവമുള്ള ഒരു വസ്തു ഉണ്ടാവുകയും അത് 5 മുതൽ 15 മിനിട്ട് കൊണ്ട് ഉറച്ച് കാഠിന്യമുള്ള വസ്തുവായി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു.

ഉപയോഗങ്ങൾ

കെട്ടിട നിർമ്മാണ വ്യവസായത്തിനും പ്ലാസ്റ്ററിനുമാണ് പ്ലാസ്റ്റർ ഓഫ് പാരീസ് വൻതോതിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഉളുക്ക്, എല്ലൊടിവ് എന്നിവ സംഭവിച്ച ശരീരഭാഗം

ചലനം തട്ടാതെ സൂക്ഷിക്കുവാൻ ഇതുപയോഗിക്കുന്നു. പ്രതിമകൾ നിർമ്മിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ മൂശ (അച്ച്) നിർമ്മിക്കുന്നതിനും, ദന്തവൈദ്യത്തിലും അലങ്കാരപ്പണികളിലും ഇതുപയോഗിക്കുന്നു.

സിമന്റ്

ഒരു പ്രധാന കെട്ടിട നിർമ്മാണ വസ്തുവാണ് സിമന്റ്. ഇംഗ്ലണ്ടിൽ 1842 ൽ ജോസഫ് ആസ്പിഡിൻ (Joseph Aspdin) ആണ് ഈ വസ്തു ആദ്യമായി പരിചയപ്പെടുത്തിയത്. ഇംഗ്ലണ്ടിലെ പോർട്ട്ലാന്റ് ദ്വീപിൽ നിന്നും ഖനനം ചെയ്തെടുത്ത പ്രകൃതിദത്ത ചുണ്ണാമ്പ് കല്ലിനോട് സാദൃശ്യമുള്ളതിനാൽ ഇതിനെ പോർട്ട്ലാന്റ് സിമന്റ് എന്നും വിളിക്കുന്നു.

ലൈം (CaO) ധാരാളമായി അടങ്ങിയിട്ടുള്ള വസ്തുക്കളും SiO_2 സിലിക്ക ഒപ്പം അലുമിനിയം, ഇരുമ്പ്, മഗ്നീഷ്യം എന്നിവയുടെ ഓക്സൈഡുകളും അടങ്ങിയ കളിമണ്ണും സംയോജിപ്പിച്ചുണ്ടാകുന്ന ഉൽപ്പന്നമാണ് സിമന്റ്. പോർട്ട്ലാന്റ് സിമന്റിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ഘടകങ്ങളുടെ ശരാശരി അളവ് ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നു. CaO, 50-60 %, SiO_2, 20-25 %; Al_2O_3, 5-10 %; MgO, 2-3%; Fe_2O_3, 1-2 % ; SO_3, 1-2 %. നല്ല ഗുണനിലവാരമുള്ള സിമന്റിൽ സിലിക്കയും (SiO_2) അലുമിനയും (Al_2O_3) തമ്മിലുള്ള അനുപാതം 2.5 നും 4 നും ഇടയ്ക്കും ലൈമും (CaO) സിലിക്കൺ, അലുമിനിയം, അയൺ ഇവയുടെ ആകെയുള്ള ഓക്സൈഡുകളും തമ്മിലുള്ള അനുപാതം രണ്ടിനടുത്തായിരിക്കുകയും വേണം.

ചുണ്ണാമ്പ്കല്ലും (limestone) കളിമണ്ണുമാണ് സിമന്റ് നിർമിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ അസംസ്കൃത വസ്തുക്കൾ. കളിമണ്ണും ലൈമും മിശ്രണം ചെയ്ത് ശക്തമായി ചൂടാക്കുമ്പോൾ അവ ഉരുകി പരസ്പരം പ്രവർത്തിച്ച് 'സിമന്റ് ക്ലിങ്കർ' ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ ക്ലിങ്കർ 2–3% ഭാരം ജിപ്സവുമായി ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) കൂട്ടിക്കലർത്തി സിമന്റ് രൂപപ്പെടുത്തുന്നു. ഇപ്രകാരം, 26% ഡൈകാൽസ്യം സിലിക്കേറ്റ് (Ca_2SiO_4), 51 % ട്രൈകാൽസ്യം സിലിക്കേറ്റ് (Ca_3SiO_5), 11 % ട്രൈകാൽസ്യം അലൂമിനേറ്റ് ($Ca_3Al_2O_6$) എന്നിവയാണ് പോർട്ട് ലാന്റ് സിമന്റിലെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഘടകങ്ങൾ.

സിമന്റിന്റെ സെറ്റിങ്ങ്:

ജലവുമായി കൂട്ടിക്കലർത്തുമ്പോൾ സിമന്റിന് സെറ്റിങ്ങ് നടന്ന് കട്ടി കൂടിയ പദാർഥമുണ്ടാകുന്നു. ഘടക തന്മാത്രകളുടെ ജലസംയോജനവും പുനഃക്രമീകരണവുമാണ് ഇതിന് കാരണം. നന്നായി കട്ടിയാകത്തക്ക വിധത്തിൽ സിമന്റ് സെറ്റാകാനുള്ള സമയം ദീർഘിപ്പിക്കുക എന്നതാണ് ജിപ്സത്തിന്റെ ധർമ്മം.

ഉപയോഗങ്ങൾ:

ഇരുമ്പും ഉരുക്കും കഴിഞ്ഞാൽ, എല്ലാ രാജ്യങ്ങളുടെയും ഒരു പ്രധാന അവശ്യവസ്തുവാണ് സിമന്റ്. പാലങ്ങൾ, അണക്കെട്ടുകൾ, കെട്ടിടങ്ങൾ എന്നിവയുടെ നിർമ്മാണത്തിൽ കോൺക്രീറ്റ്, ബലപ്പെടുത്തിയ കോൺക്രീറ്റ് പ്ലാസ്റ്ററിംങ് എന്നിവയ്ക്ക് സിമന്റ് ഉപയോഗിക്കുന്നു.

10.10 മഗ്നീഷ്യത്തിന്റെയും കാൽസ്യത്തിന്റെയും ജീവശാസ്ത്രപരമായ പ്രാധാന്യം

പ്രായപൂർത്തിയായ ശരീരത്തിൽ 0.06 g കോപ്പറും 5g അയണുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഏകദേശം 25g മഗ്നീഷ്യവും 1200 g കാൽസ്യവും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. 200 മുതൽ 300 mg വരെയാണ് കാൽസ്യത്തിന്റെയും മഗ്നീഷ്യത്തിന്റെയും ദിനംപ്രതിയുള്ള ആവശ്യകത എന്ന് കണക്കാക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

ഫോസ്ഫേറ്റ് സ്ഥാനാന്തരപ്രക്രിയയിൽ ATP ഉപയോഗിക്കുന്ന എല്ലാ രാസാഗ്നികൾക്കും മഗ്നീഷ്യം സഹഘടകങ്ങൾ (Cofactor) ആയി ആവശ്യമുണ്ട്. സസ്യങ്ങളിൽ പ്രകാശം ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന പ്രധാന വർണകമായ ക്ലോറോഫിലിൽ മഗ്നീഷ്യം ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. ശരീരത്തിലെ 99 % കാൽസ്യവും എല്ലുകളിലും പല്ലുകളിലുമാണ് ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്നത്. നാഡീ- മാംസപേശീ സംബന്ധിത പ്രവർത്തനങ്ങളിലും അന്തർനാഡീകോശ പ്രസരണങ്ങളിലും കോശസ്തര സമഗ്രതയിലും രക്തം കട്ടപിടിക്കുന്നതിലും കാൽസ്യം പ്രധാന പങ്കു വഹിക്കുന്നു. പ്ലാസ്മയിൽ കാൽസ്യത്തിന്റെ ഗാഢത 100 mg/ L എന്ന തോതിൽ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ ഗാഢത നിലനിർത്തുന്നത് കാൽസിടോണിൻ പാരാതൈറോയിഡ് ഹോർമോൺ എന്നീ രണ്ട് ഹോർമോണുകളാണ്. എല്ല് ഒരു നിർജീവവും നിശ്ചേതനവുമായ ഒന്നല്ല എന്നും ദിനംപ്രതി 400 mg എന്ന നിരക്കിൽ ലയിക്കുകയും വീണ്ടും അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്തുകയും ചെയ്യുന്ന ഒന്നാണെന്ന് നിങ്ങൾക്കറിയാമോ? ഇതിനാവശ്യമായ കാൽസ്യം കടന്നുപോകുന്നത് പ്ലാസ്മയിലൂടെയാണ്.

സംഗ്രഹം

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ s **ബ്ലോക്കിൽ ഒന്നാം** ഗ്രൂപ്പും (ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ) **രണ്ടാം** ഗ്രൂപ്പും (ക്ഷാരീയ മൃത്തികാലോഹങ്ങൾ) ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്നു. അവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾക്കും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾക്കും ക്ഷാരഗുണമുള്ളതിനാലാണ് അവയെ അപ്രകാരം വിളിക്കുന്നത്. ക്ഷാരലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഒരു s ഇലക്ട്രോണും ക്ഷാരീയ മൃത്തികാ ലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ രണ്ട് s ഇലക്ട്രോണുകളും ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഇവ വളരെയധികം ക്രിയാശീലതയുള്ളവയും യഥാക്രമം ഏകധന (M^+) അയോണുകളും ദ്വിധന (M^{2+}) അയോണുകളും രൂപീകരിക്കുന്നവയുമാണ്.

അറ്റോമിക സംഖ്യം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെ രാസഭൗതിക സ്വഭാവങ്ങൾ ക്രമമായി വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ട് പോകുന്തോറും അവയുടെ **അറ്റോമിക വലുപ്പവും അയോണിക വലുപ്പവും** കൂടുകയും **അയോണീകരണ എൻഥാൽപി** കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ക്ഷാരീയമൃത്തിക ലോഹങ്ങളും ഏതാണ്ട് ഇതേ സ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യമൂലകമായ ലിഥിയവും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യമൂലകമായ ബെറിലിയവും തൊട്ടടുത്ത ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാം മൂലകവുമായി സ്വഭാവസാമ്യത പ്രകടമാക്കുന്നു. ഈ സാമ്യത '**വികർണ ബന്ധം**' എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഗ്രൂപ്പിന്റെ പൊതുസ്വഭാവവുമായി ഇവ വ്യത്യസ്തത പുലർത്തുകയും ചെയ്യുന്നു.

ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ വെള്ളിപോലെ വെളുത്തതും മൃദുവും താഴ്ന്ന ദ്രവണാങ്കം ഉള്ളവയുമാണ്. അവയ്ക്ക് ഉയർന്ന ക്രിയാശീലതയാണുള്ളത്. ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങൾ പ്രധാനമായും അയോണിക സംയുക്തങ്ങളാണ്. അവയുടെ ഓക്സൈഡുകളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും ജലത്തിൽ ലയിച്ച് തീവ്രത കൂടിയ ആൽക്കലികൾ ഉണ്ടാകുന്നു. സോഡിയം കാർബണേറ്റ്, സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്, സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്, സോഡിയം ഹൈഡ്രജൻ കാർബണേറ്റ് എന്നിവ സോഡിയത്തിന്റെ പ്രധാന സംയുക്തങ്ങളാണ്. **കാസ്റ്റ്നർ കെൽനർ** പ്രക്രിയ വഴി സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡും **സോൾവേ** പ്രക്രിയ വഴി സോഡിയം കാർബണേറ്റും വ്യാവസായികമായ ഉൽപാദിപ്പിക്കുന്നു.

ക്ഷാരീയമൃത്തികാ ലോഹങ്ങളുടെ രസതന്ത്രം ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടേതിന് ഏകദേശം സമമാണ്. എന്നിരുന്നാലും ക്ഷാരീയ മൃത്തികാ ലോഹങ്ങളുടെ കുറഞ്ഞ അയോണിക വലുപ്പവും അറ്റോമിക വലുപ്പവും, കൂടിയ കാറ്റയോണിക ചാർജും കാരണം ചില വ്യത്യസ്തതകൾ പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. അവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾക്കും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾക്കും ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡിനേക്കാളും ഹൈഡ്രോക്സൈഡിനേക്കാളും ക്ഷാരഗുണം കുറവാണ്. കാൽസ്യം ഓക്സൈഡ് (lime), കാൽസ്യം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (ചുണ്ണാമ്പ്), കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ് (**പ്ലാസ്റ്റർ ഓഫ് പാരീസ്**), കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് (ചുണ്ണാമ്പ് കല്ല്), സിമന്റ് എന്നിവ കാൽസ്യത്തിന്റെ വ്യാവസായിക പ്രാധാന്യമുള്ള സംയുക്തങ്ങളാണ്. ഒരു പ്രധാന നിർമാണവസ്തുവാണ് **പോർട്ട്‌ലാന്റ് സിമന്റ്**. പൊടിച്ച ചുണ്ണാമ്പ്കല്ലും കളിമണ്ണും റോട്ടറി ചൂളയിൽ ചൂടാക്കിയാണ് സിമെന്റ് നിർമിക്കുന്നത്. അപ്രകാരം ലഭിച്ച ക്ലിങ്കറിനെ 2–3 % ജിപ്സവുമായി ചേർത്ത് സിമന്റ് നിർമ്മിക്കുന്നു. വിവിധ മേഖലകളിൽ ഈ സംയുക്തങ്ങളെല്ലാം പല രീതിയിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു.

ജൈവദ്രവങ്ങളിൽ ഏകസംയോജക സോഡിയം പൊട്ടാസ്യം എന്നീ അയോണുകളും ദ്വിസംയോജക മഗ്നീഷ്യം കാൽസ്യം എന്നീ അയോണുകളും ഉയർന്ന അനുപാതത്തിൽ കാണപ്പെടുന്നു. അയോൺ സംതുലനം, നാഡീ ആവേഗചാലനം എന്നീ ജീവശാസ്ത്രധർമ്മങ്ങളിൽ ഈ അയോണുകൾ മുഖ്യപങ്ക് വഹിക്കുന്നു.

പരിശീലനപ്രശ്നങ്ങൾ

10.1 ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെ പൊതുവായ രാസഭൗതിക സവിശേഷതകൾ ഏവ ?

10.2 ക്ഷാരീയ മൃത്തികാലോഹങ്ങളുടെ പൊതുസ്വഭാവങ്ങളുടെ ക്രമാനുഗതമായ വ്യതിയാനം വിശദമാക്കുക.

10.3 ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ പ്രകൃതിയിൽ കാണപ്പെടാത്തതെന്തുകൊണ്ട് ?

10.4 Na_2O_2 എന്ന സംയുക്തത്തിൽ സോഡിയത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കണ്ടുപിടിക്കുക.

10.5 പൊട്ടാസ്യത്തേക്കാൾ സോഡിയത്തിന്റെ ക്രിയാശീലത കുറവായിരിക്കുന്നതെന്തുകൊണ്ടെന്ന് വിശദീകരിക്കുക.

10.6 ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നവയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി ക്ഷാരലോഹങ്ങളെയും ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹങ്ങളെയും താരതമ്യം ചെയ്യുക.
(i) അയോണീകരണ എൻഥാൽപി (ii) ഓക്സൈഡുകളുടെ ക്ഷാരസ്വഭാവം
(iii) ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളുടെ ലേയത്വം.

10.7 ഏതെല്ലാം രീതിയിലാണ് ലിഥിയം മഗ്നീഷ്യവുമായി രാസസ്വഭാവത്തിൽ സാമ്യത പുലർത്തുന്നത്.

10.8 ക്ഷാരലോഹങ്ങളും ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹങ്ങളും നിരോക്സീകരണ രീതികളിലൂടെ ലഭ്യമാകാത്തതെന്തുകൊണ്ടെന്ന് വിശദീകരിക്കുക.

10.9 ഫോട്ടോ ഇലക്ട്രിക് സെല്ലുകളിൽ, ലിഥിയത്തെ അപേക്ഷിച്ച് പൊട്ടാസ്യവും സീസിയവും ഉപയോഗിക്കുന്നതെന്തുകൊണ്ടെന്ന് വിശദീകരിക്കുക?

10.10 ആൽക്കലി ലോഹം ദ്രവീകൃത അമോണിയയിൽ ലയിക്കുമ്പോൾ ലായനിക്ക് വ്യത്യസ്ത നിറമുണ്ടാകുന്നു. ഇത്തരം നിറവിത്യാസത്തിന്റെ കാരണം വിശദീകരിക്കുക.

10.11 ബെറിലിയവും മഗ്നീഷ്യവും ഒഴികെ മറ്റെല്ലാ ക്ഷാരീയമൃത്തികാ ലോഹങ്ങളും ജ്വാലയ്ക്ക് നിറം പകരുന്നു. എന്തുകൊണ്ട് ?

10.12 സോൾവേ പ്രക്രിയയിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന വ്യത്യസ്ത രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വിശദമാക്കുക.

10.13 സോൾവേ പ്രക്രിയ വഴി പൊട്ടാസ്യം കാർബണേറ്റ് നിർമ്മിക്കാൻ സാദ്ധ്യമല്ല. എന്തുകൊണ്ട്?

10.14 Li_2CO_3 താഴ്ന്ന ഊഷ്മാവിലും Na_2CO_3 ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിലും വിഘടിക്കുന്നതെന്തു കൊണ്ട്?

10.15 ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെയും ക്ഷാരീയ മൃത്തികാ ലോഹങ്ങളുടെയും ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെ ലേയത്വവും താപീയ സ്ഥിരതയും താരതമ്യം ചെയ്യുക.

(a) നൈട്രേറ്റുകൾ (b) കാർബണേറ്റുകൾ (c) സൾഫേറ്റുകൾ

10.16 സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ നിന്നും (i) സോഡിയം ലോഹം (ii)സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (iii) സോഡിയം പെറോക്സൈഡ് (iv) സോഡിയം കാർബണേറ്റ് എന്നിവ നിർമ്മിക്കുന്നതെങ്ങനെ ?

10.17 ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്ന പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ എന്ത് സംഭവിക്കും ?
(i) മഗ്നീഷ്യം വായുവിൽ കത്തിക്കുമ്പോൾ
(ii) ക്വിക്ക് ലൈം (നീറ്റുകക്ക) സിലിക്ക ചേർത്ത് ചൂടാക്കുമ്പോൾ
(iii) ക്ലോറിൻ, കുമ്മായവുമായി പ്രവർത്തിക്കുമ്പോൾ
(iv) കാൽസ്യം നൈട്രേറ്റ് ചൂടാക്കുമ്പോൾ

10.18 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയുടെ ഏതെങ്കിലും രണ്ട് പ്രധാന ഉപയോഗങ്ങൾ വിശദമാക്കുക.

(i) കോസ്റ്റിക്ക് (Caustic Soda)

(ii) സോഡിയം കാർബണേറ്റ്

(iii) നീറ്റുകക്ക (quick lime)

10.19 (i) $BeCl_2$ (ബാഷ്പം)(ii) $BeCl_2$ (ഖരം) ഇവയുടെ ഘടന വരയയ്ക്കുക.

10.20 സോഡിയത്തിന്റെയും പൊട്ടാസ്യത്തിന്റെയും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും കാർബണേറ്റുകളും ജലത്തിൽ സുഗമമായി ലയിക്കുന്നു. എന്നാൽ മഗ്നീഷ്യത്തിന്റെയും കാൽസ്യത്തിന്റെയും ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകളും കാർബണേറ്റുകളും ജലത്തിൽ വളരെ കുറച്ച് മാത്രമേ ലയിക്കുന്നുള്ളൂ. വിശദീകരിക്കുക.

10.21 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയുടെ പ്രാധാന്യം വിശദമാക്കുക.

(i) ചുണ്ണാമ്പ് കല്ല് (ii) സിമന്റ് (iii) പ്ലാസ്റ്റർ ഓഫ് പാരീസ്

10.22 ലിഥിയം ലവണങ്ങൾ സാധാരണയായി ജല സംയോജിതമായിരിക്കുകയും (ഹൈഡ്രേറ്റഡ്) എന്നാൽ മറ്റ് ആൽക്കലി ലോഹലവണങ്ങൾ നിർജ്ജലീകൃതമായും നിലനിൽക്കുന്നതെന്തുകൊണ്ട് ?

10.23 LiF ജലത്തിൽ അലേയമായിരിക്കുകയും എന്നാൽ LiCl ജലത്തിലും അസിറ്റോണിലും ലയിക്കുകയും ചെയ്യുന്നതെന്തുകൊണ്ട് ?

10.24 ജൈവദ്രവങ്ങളിൽ (biological fluids) സോഡിയം, പൊട്ടാസ്യം, മഗ്നീഷ്യം, കാൽസ്യം എന്നിവയുടെ പ്രാധാന്യം വിശദീകരിക്കുക.

10.25 ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്ന പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ എന്ത് സംഭവിക്കും ?

(i) സോഡിയം ലോഹം ജലത്തിലിടുമ്പോൾ

(ii) സോഡിയം ലോഹം ധാരാളം വായുവിൽ ചൂടാക്കുമ്പോൾ

(iii) സോഡിയം പെറോക്സൈഡ് ജലത്തിൽ ലയിക്കുമ്പോൾ

10.26 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഓരോ നിരീക്ഷണങ്ങളെക്കുറിച്ചും അഭിപ്രായം രേഖപ്പെടുത്തുക.

(a) $Li^{+} < Na^{+} < K^{+} < Rb^{+} < Cs^{+}$ ഈ രീതിയിലാണ് ക്ഷാരലോഹ അയോണുകളുടെ ജലീയ ലായനിയിലുള്ള ചലന ക്ഷമത.

(b) നേരിട്ട് നൈട്രൈഡ് രൂപീകരിക്കുന്ന ഒരേയൊരു ക്ഷാരലോഹം ലിഥിയം ആണ്.

(c) $M^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow M(s)$ (ഇവിടെ $(M = Ca, Sr \text{ or } Ba)$ ഈ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ $E^{\ominus}$ മൂല്യം ഏകദേശം സ്ഥിരസംഖ്യയാണ്.

10.27 എന്തുകൊണ്ടെന്ന് പ്രസ്താവിക്കുക ?

(a) Na_2CO_3 ലായനി ക്ഷാരഗുണമുള്ളതാണ്.

(b) ഉരുകിയ ക്ലോറൈഡുകളുടെ വൈദ്യുതവിശ്ലേഷണം വഴിയാണ് ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ നിർമിക്കുന്നത്.

(c) സോഡിയം പൊട്ടാസ്യത്തേക്കാൾ കൂടുതൽ ഉപയോഗപ്രദമായി കാണപ്പെടുന്നു.

10.28 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവ തമ്മിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലിത രാസസമവാക്യം എഴുതുക.

(a) Na_2O_2 വും ജലവും

(b) KO_2 വും ജലവും

(c) Na_2O യും CO_2 വും

10.29 ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്ന നിരീക്ഷണങ്ങളെ വിശദീകരിക്കുക.

(i) BeO ഏകദേശം അലേയവും എന്നാൽ $BeSO_4$ ജലത്തിൽ ലേയവുമാണ്.

(ii) BaO ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്നതും എന്നാൽ $BaSO_4$ അലേയവുമാണ്.

(iii) എഥനോളിൽ LiI, KI യേക്കാൾ കൂടുതൽ ലയിക്കുന്നു.

10.30 ഏറ്റവും കുറവ് ദ്രവണാങ്കമുള്ള ക്ഷാരലോഹമേത് ?

(a) Na (b) K (c) Rb (d) Cs

10.31 ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്ന ക്ഷാരലോഹങ്ങളിൽ ഏതാണ് ജലീയ ലവണമുണ്ടാക്കുന്നത് ?

(a) Li (b) Na (c) K (d) Cs

10.32 താപീയ സ്ഥിരത ഏറ്റവും ഉയർന്ന ക്ഷാരീയമൃത്തികാ ലോഹ കാർബണേറ്റ് ഏത്?

(a) $MgCO_3$ (b) $CaCO_3$ (c) $SrCO_3$ (d) $BaCO_3$