യൂണിറ്റ് 3

മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണവും സ്വഭാവങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും

S4K3Q7

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ സ്വഭാവത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വർഗീകരിക്കുന്നതിന്റെ ആശയം എങ്ങനെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ആവിർഭാവത്തിന് വഴി തെളിച്ചു എന്ന് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- ആവർത്തനനിയമം മനസിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു. ആവർത്തനവർഗീകരണത്തിൽ അറ്റോമിക സംഖ്യയുടേയും ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസത്തിന്റെയും പ്രാധാന്യത്തെക്കുറിച്ച് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- IUPAC സമ്പ്രദായം അനുസരിച്ച് അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ൽ കൂടുതലുള്ള മൂലകങ്ങൾക്ക് പേര് നൽകാൻ കഴിയുന്നു.
- മൂലകങ്ങളെ s, p, d, f എന്നീ ബ്ലോക്കുകളായി വർഗീകരിക്കാനും അവയുടെ പ്രധാന സവിശേഷതകളെക്കുറിച്ച് പഠിക്കാനും കഴിയുന്നു.
- ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണധർമങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകൾ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുന്നു.
- മൂലകങ്ങളുടെ ക്രിയാശീലത താരതമ്യപ്പെടുത്തുന്നതിനും, അതിനെ പ്രകൃതിയിലുള്ള അവയുടെ ലഭ്യതയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തുന്നതിനും കഴിയുന്നു.
- അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയും ലോഹസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തെ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയുന്നു.
- ആറ്റങ്ങളുടെ ചില പ്രധാനപ്പെട്ട ഗുണധർമ്മങ്ങളായ അറ്റോമിക/അയോണിക ആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത, മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകത എന്നിവയെ പറ്റിയുള്ള ആശയങ്ങൾ സംവേദനം നടത്താൻ ശാസ്ത്രപദാവലി ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്നു.

> *"വാസ്തവത്തിൽ രസതന്ത്രത്തിലെ താത്വികവും പ്രായോഗികവുമായ ഏറ്റവും പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു ആശയമാണ് ആവർത്തനപട്ടിക. ഇത് വിദ്യാർത്ഥികൾക്ക് ഒരു ദൈനംദിന സഹായമാകുകയും ഗവേഷകവൈജ്ഞാനികർക്ക് ഗവേഷണത്തിന്റെ പുതിയ വഴികൾ നിർദേശിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇത് രസതന്ത്രത്തിന്റെ ആകെക്കൂടിയുള്ള ഒരു സംക്ഷിപ്തരൂപം നൽകുന്നു. രാസമൂലകങ്ങൾ ക്രമരഹിതകൂട്ടമല്ലെന്നും മറിച്ച് പ്രവണതകൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നവയും കുടുംബങ്ങളായി ഒരുമിച്ച് നിൽക്കുന്നവയുമാണെന്നുമുള്ളതിന്റെ ശ്രദ്ധേയമായ ഒരു ബോധ്യപ്പെടുത്തലാണ് ഇത്. പ്രപഞ്ചത്തിന്റെ നിഗൂഢത പൊളിക്കാനും അതുപോലെ തന്നെ രസതന്ത്രത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനനിർമാണശിലകളായ രാസമൂലകങ്ങളിൽനിന്ന് പ്രപഞ്ചം എങ്ങനെ നിർമിക്കപ്പെട്ടു എന്നറിയുന്നതിനും ആഗ്രഹിക്കുന്ന ഏതൊരാൾക്കും ആവർത്തനപ്പട്ടികയെ കുറിച്ചുള്ള അറിവ് അത്യന്താപേക്ഷിതമാണ്."*
>
> – ഗ്ലെൻ റ്റി സീബർഗ്

ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഇന്നത്തെ രൂപത്തിലേക്കുള്ള വളർച്ചയുടെ ചരിത്രവും ആധുനിക ആവർത്തന നിയമവുമാണ് ഈ അധ്യായത്തിൽ നാം പഠിക്കാൻ പോകുന്നത്. മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന വർഗീകരണം അവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമായി എങ്ങനെ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്നും ഇവിടെ പ്രതിപാദിക്കുന്നു. മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ചില സ്വഭാവങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകളെക്കുറിച്ചും നാം ഈ അധ്യായത്തിൽ ചർച്ച ചെയ്യുന്നുണ്ട്.

3.1 മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണത്തിന്റെ ആവശ്യകത

എല്ലാ തരത്തിലുമുള്ള ദ്രവ്യങ്ങളുടെയും അടിസ്ഥാനഘടകം മൂലകങ്ങളാണെന്ന് നമുക്ക് അറിയാമല്ലോ. 1800 ൽ 31 മൂലകങ്ങൾ മാത്രമാണ് അറിയപ്പെട്ടിരുന്നതെങ്കിൽ 1865 ൽ അത് ഇരട്ടിയിലധികമായി, 63 വരെ എത്തി. എന്നാൽ ഇപ്പോൾ 118 മൂലകങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടുകഴിഞ്ഞു. ഇവയിൽ പുതുതായി കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടവ മനുഷ്യനിർമിതങ്ങളാണ്. പുതിയ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടെത്താനുള്ള ശ്രമങ്ങൾ അനുസ്യൂതം തുടരുന്നു. ഇത്രയധികം മൂലകങ്ങളുടേയും അവയുണ്ടാക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടേയും സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ച് പ്രത്യേകം പ്രത്യേകം പഠിക്കുക എന്നത് ശ്രമകരമാണല്ലോ. ഈ പ്രശ്നം പരിഹരിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിച്ചു കൊണ്ട് തങ്ങളുടെ അറിവിനെ ക്രമീകരിക്കുന്നതിനുള്ള ഒരു വ്യവസ്ഥാപിതമാർഗം ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ അന്വേഷിക്കുകയുണ്ടായി. മൂലകങ്ങളെ കുറിച്ച്

അറിയാവുന്ന വസ്തുതകൾ യുക്തിസഹമാക്കുക മാത്ര മല്ല തുടർ പഠനത്തിന് വേണ്ടി പുതിയവ പ്രവചിക്കുന്ന തിനും കൂടി ഇത്തരം വർഗ്ഗീകരണം സഹായിക്കണം എന്ന കാഴ്ചപ്പാടോടെയായിരുന്നു ഈ പ്രവർത്ത നങ്ങൾ.

3.2 മൂലകവർഗീകരണത്തിന്റെ ആദ്യകാല ശ്രമങ്ങൾ:

മൂലകങ്ങളെ ഗ്രൂപ്പുകളായി വർഗ്ഗീകരിച്ചതും ആവർത്തന നിയമത്തിന്റെയും ആവർത്തനപ്പട്ടികയു ടെയും ആവിർഭാവവും പുരോഗതിയും ശാസ്ത്ര ജ്ഞൻമാർ പരീക്ഷണനിരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ ആർജ്ജിച്ച അറിവുകൾ ക്രമപ്പെടുത്തിയതിന്റെ പരി ണതഫലങ്ങളാണ്. 1800 – കളുടെ തുടക്കത്തിൽ ജർമൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ജോഹൻ ഡൊബറൈനറാണ് മൂല കങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങളിലെ പ്രവണതകളെ ക്കുറിച്ച് ആദ്യം ചിന്തിച്ചത്. 1829 ൽ പല മൂലകങ്ങളുടെയും മൂന്നു വീതമുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിൽ (**ത്രികങ്ങൾ അഥവാ triads**) രാസപരവും ഭൗതീകവുമായ സ്വഭാവ സാദൃശ്യങ്ങൾ അദ്ദേഹം നിരീക്ഷിച്ചു. ഇത്തരത്തിലുള്ള ഓരോ ഗ്രൂപ്പിലും മധ്യത്തിൽ വരുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോ മികഭാരം മറ്റ് രണ്ട് മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക ഭാര ത്തിന്റെ ശരാശരി ആയിരുന്നു. മറ്റ് സ്വഭാവസവിശേഷ തകളിലും ഈ പ്രവണത ദർശിക്കാനായി. **ത്രിക നിയമം** എന്ന പേരിലറിയപ്പെട്ട ഈ വർഗീകരണം കൊണ്ട് വളരെക്കുറച്ച് മൂലകങ്ങളെ മാത്രമേ ക്രമീക രിക്കാൻ കഴിഞ്ഞുള്ളൂ. അതിനാൽ ഈ വർഗീകരണം പിന്തള്ളപ്പെട്ടു.

മൂലകവർഗീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട അടുത്ത പ്രവർത്തനങ്ങൾ നടത്തിയത് 1862 ൽ ഫ്രഞ്ച് ഭൂവിജ്ഞാനശാസ്ത്രജ്ഞനായ അലക്സാൺട്രേ.ഇ. ബി. ദി ചാൻകൊർട്ടോയിസാണ്. അന്നു വരെ കണ്ട് പിടിക്കപ്പെട്ട മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാര ത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ സിലിണ്ടറാകൃതി യിലുള്ള ഒരു പട്ടികയിൽ ക്രമീകരിച്ചുകൊണ്ട് സ്വഭാവ ങ്ങളിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം കാണിച്ചു തന്നു. എന്നാൽ ഇതും അത്ര ശ്രദ്ധ പിടിച്ചുപറ്റിയില്ല. 1865ൽ ഇംഗ്ലീഷ് ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ജോൺ അലക്സാ ണ്ടർ ന്യൂലാൻഡ്സ് **അഷ്ടകനിയമം (law of octaves)** ആവിഷ്കരിച്ചു. മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാര ത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ വിന്യസിച്ചപ്പോൾ എട്ടാ മത് വരുന്ന ഓരോ മൂലകവും ഒന്നാമത്തെ മൂലകത്തിന്റെ ഗുണങ്ങൾ ആവർത്തിക്കുന്നതായി അദ്ദേഹം കണ്ടെത്തി. (പട്ടിക 3.2). സംഗീതത്തിലെസ്വരാഷ്ടക ത്തിൽ (octaves) എട്ടാമത്തെ സ്വരം ഒന്നാമത്തെ സ്വര ത്തിന്റെ ആവർത്തനമാകുന്നത് പോലെയായിരുന്നു ഈ ബന്ധം. കാത്സ്യം വരെയുള്ള മൂലകങ്ങൾക്ക് മാത്രം ബാധകമായിരുന്നു അഷ്ടകനിയമം. അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആശയങ്ങൾ അന്ന് വ്യാപകമായി സ്വീകരിക്കപ്പെ ട്ടില്ലെങ്കിലും പിന്നീട് 1887 ൽ ലണ്ടൻ റോയൽ സൊസൈറ്റി അദ്ദേഹത്തെ ഡേവി മെഡൽ നൽകി ആദരിച്ചു.

ഇന്ന് നാം കാണുന്ന ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെ ആവിർഭാവത്തിന് റഷ്യൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ഡിമിട്രി മെൻഡലിയേവിനോടും (1834–1907) ജർമൻ രസതന്ത്ര ജ്ഞനായ ലോഥർ മേയറിനോടും (1830 –1895) കടപ്പെ

പട്ടിക 3.1 ഡൊബറൈനറുടെ ത്രികങ്ങൾ (Dobreiners triads)

മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം	മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം	മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

പട്ടിക 3.2 ന്യൂലാൻഡ്സിന്റെ അഷ്ടകങ്ങൾ

മൂലകം	Li	Be	B	C	N	O	F
അറ്റോ. ഭാരം	7	9	11	12	14	16	19
മൂലകം	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
അറ്റോ. ഭാരം	23	24	27	29	31	32	35.5
മൂലകം	K	Ca					
അറ്റോ. ഭാരം	39	40					

ട്ടിരിക്കുന്നു. സ്വതന്ത്രമായി പ്രവർത്തിച്ച ഈ രണ്ട് പേരും 1869 ൽ, മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ക്രമീകരിക്കുമ്പോൾ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങളിൽ ക്രമമായ ഇടവേളകളിൽ സാദൃശ്യങ്ങൾ പ്രകടമാക്കുന്നതായി പ്രസ്താവിച്ചു.ലോഥർ മേയർ അറ്റോമികവ്യാപ്തം, ദ്രവണാങ്കം, തിളനില തുടങ്ങിയ ഭൗതികഗുണങ്ങളെ അറ്റോമിക ഭാരത്തിന് എതിരായി ചിത്രീകരിച്ചപ്പോൾ ഒരു ക്രമാവർത്തിത രൂപം (periodically repeated pattern) ലഭിച്ചു. ന്യൂ ലാൻഡ്സിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി ലോഥർ മേയർ ക്രമാവർത്തന മാതൃകയ്ക്ക് ഒരു നീണ്ട ആവർത്തനക്രമം ദർശിച്ചു. 1868 ആയപ്പോഴേക്കും ലോഥർ മേയർ ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയോട് സാദൃശ്യമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഒരു പട്ടിക ആവിഷ്ക്കരിച്ചു. എന്നിരുന്നാലും ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വികസനവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തിയുള്ള ഡിമിട്രി മെൻഡലിയേവിന്റെ കണ്ടുപിടുത്തം പുറത്താവുന്നത് വരെ ലോഥർ മേയറുടെ പ്രവർത്തനങ്ങൾ വെളിപ്പെട്ടിരുന്നില്ല. ഡൊബറൈനറാണ് ക്രമാവർത്തനബന്ധങ്ങളുടെ പഠനത്തിന് തുടക്കം കുറിച്ചതെങ്കിലും ആദ്യമായി ആവർത്തനനിയമം പ്രസ്താവിച്ചതിന്റെ പ്രശസ്തി മെൻഡലിയേവിനാണ്. അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തന നിയമത്തെ ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം.

'മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആവർത്തനഫലനങ്ങളാണ്.'

ഒരേ ഗുണങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഒരേ ലംബനിരകളിൽ അഥവാ ഗ്രൂപ്പുകളിൽ വരത്തക്ക തരത്തിൽ മെൻഡലിയേവ് മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ തിരശ്ചീന വരികളായും ലംബനിരകളായും ക്രമീകരിച്ചു. മെൻഡലിയേവിന്റെ മൂലക വർഗീകരണസമ്പ്രദായം ലോഥർ മേയറിന്റേതിനേക്കാളും വിശാലമായ ഒന്നായിരുന്നു. ക്രമാവർത്തനത്തിന്റെ പ്രാധാന്യത്തെ അദ്ദേഹം പൂർണമായും തിരിച്ചറിയുകയും ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങളുടെ വ്യാപ്തി ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിക്കുകയും ചെയ്തു. പ്രത്യേകിച്ചും മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത രാസസൂത്രത്തെയും അവയുടെ ഗുണങ്ങളുടെ സാദൃശ്യങ്ങളേയുമാണ് മെൻഡലിയേവ് ആശ്രയിച്ചത്. അറ്റോമിക ഭാരത്തിന്റെ ക്രമം കൃത്യമായി പിൻതുടരുകയാണെങ്കിൽ ചില മൂലകങ്ങൾ അദ്ദേഹത്തിന്റെ വർഗീകരണവുമായി ചേർന്നുപോവുകയില്ലെന്ന് അദ്ദേഹം തിരിച്ചറിഞ്ഞു. അറ്റോമിക അളവുകളിലെ പിഴവുകളായിരിക്കാം എന്ന കാഴ്ചപ്പാടിൽ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ക്രമത്തെ അവഗണിച്ച് ഒരേ സ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങളെ അദ്ദേഹം ഒരുമിച്ച് ഉൾപ്പെടുത്തി. ഉദാഹരണമായി, ആറാം ഗ്രൂപ്പിലെ ടെലൂറിയത്തേക്കാൾ അറ്റോമികഭാരം കുറഞ്ഞ അയഡിനെ സ്വഭാവസാദൃശ്യങ്ങൾമൂലം ഏഴാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളായ ഫ്ളൂറിൻ, ക്ലോറിൻ, ബ്രോമിൻ എന്നിവയ്ക്കൊപ്പം ഉൾപ്പെടുത്തി. (ചിത്രം 3.1). അതേ സമയം തന്നെ ഒരേ സ്വഭാവങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങളെ ഒരേ ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുക എന്ന പ്രധാന ഉദ്ദേശത്തെ മുൻ നിർത്തി, ഇനിയും ചില മൂലകങ്ങൾ കണ്ടു പിടിക്കാനുണ്ടെന്ന് അദ്ദേഹം മുൻകൂട്ടി പ്രവചിക്കുകയും അവയ്ക്കായി ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ സ്ഥലങ്ങൾ ഒഴിച്ചിടുകയും ചെയ്തു. ഉദാഹരണമായി, മെൻഡലിയേവ് തന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക പ്രസിദ്ധീകരിക്കുന്ന അവസരത്തിൽ ഗാലിയവും ജർമേനിയവും കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടായിരുന്നില്ല. ഇവയ്ക്ക് അലൂമിനിയത്തിനും സിലിക്കണിനും താഴെയായി അദ്ദേഹം സ്ഥലം ഒഴിച്ചിടുകയും ഈ മൂലകങ്ങൾക്ക് **എകഅലൂമിനിയം, എകസിലിക്കൺ (Eka Aluminium, Eka Silicon)** എന്ന് നാമകരണം നടത്തുകയും ചെയ്തു. മെൻഡലിയേവ് ഗാലിയത്തിന്റെയും ജർമേനിയത്തിന്റെയും അസ്തിത്വം പ്രവചിക്കുക മാത്രമല്ല അവയുടെ ചില ഭൗതികഗുണങ്ങൾ പ്രതിപാദിക്കുകയും ചെയ്തു. ഈ മൂലകങ്ങൾ പിന്നീട് കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടു. മെൻഡലിയേവ് പ്രവചിച്ച ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ചില ഗുണങ്ങളും പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടെത്തിയവയും പട്ടിക 3.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

മെൻഡലിയേവിന്റെ പരിമാണികമായ (quantitative) പ്രവചനങ്ങളുടെ വ്യക്തതയും അവയുടെ തുടർന്നുള്ള വിജയവും അദ്ദേഹത്തേയും അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയേയും പ്രശസ്തമാക്കി. 1905 ൽ പ്രസിദ്ധീകരിച്ച മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക ചിത്രം 3.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

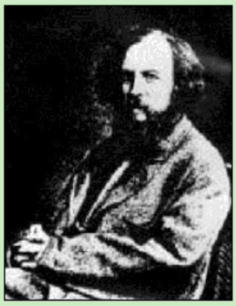
പട്ടിക 3.3 ഏക അലൂമിനിയത്തിന്റെയും (ഗാലിയം) ഏക സിലിക്കണിനെയും (ജർമേനിയം) കുറിച്ചുള്ള മെൻഡലിയേവിന്റെ പ്രവചനങ്ങൾ

ഗുണധർമങ്ങൾ	ഏക അലുമിനിയം (പ്രവചിച്ചത്)	ഗാലിയം (കണ്ടെത്തിയത്)	ഏക സിലിക്കൺ (പ്രവചിച്ചത്)	ജർമേനിയം (കണ്ടെത്തിയത്)
അറ്റോമിക ഭാരം	68	70	72	72.6
സാന്ദ്രത / (g/cm^3)	5.9	5.94	5.5	5.36
ദ്രവനില/K	കുറഞ്ഞത്	302.93	കൂടിയത്	1231
ഓക്സൈഡിന്റെ രാസവാക്യം	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
ക്ലോറൈഡിന്റെ രാസവാക്യം	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനഘടന, ഗ്രൂപ്പുകളിലും ശ്രേണികളിലും
(PERIODIC SYSTEM OF THE ELEMENTS IN GROUPS AND SERIES)

ശ്രേണികൾ	മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പുകൾ								
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	-	Hydrogen H 1.008	-	-					
2	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0	
3	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45	
4	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9, Cobalt Co 59, Nickel Ni 59 (Cu)
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95	
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0	-	Ruthenium Ru 101.7, Rhodium Rh 103.0, Palladium Pd 106.5 (Ag)
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9	
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140	-	-	-	
9		-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	-	Ytterbium Yb 173	-	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184	-	Osmium Os 191, Iridium Ir 193, Platinum Pt 194.9 (Au)
11		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208	-	-	
12	-	-	Radium Ra 224	-	Thorium Th 232	-	Uranium U 239		
	R	R_2O	RO	R_2O_3	HIGHER SALINE OXIDES: RO_2; HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS: RH_4	R_2O_5; RH_3	RO_3; RH_2	R_2O_7; RH	RO_4

ചിത്രം *3.1:* ആദ്യകാലത്ത് പ്രസിദ്ധീകരിച്ച മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക



ഡിമിട്രി ഇവാനോവിച്ച് മെൻഡലിയേവ്
(1834-1907)

മെൻഡലിയേവ് : മെൻഡലിയേവ് ജനിച്ചത് റഷ്യയിലെ സൈബീരിയയിലുള്ള ടബലസ്ക് എന്ന സ്ഥലത്താണ്. അച്ഛന്റെ മരണത്തെ തുടർന്ന് അദ്ദേഹത്തിന്റെ കുടുംബം സെൻപീറ്റേഴ്സ് ബർഗിലേക്ക് പോയി. അദ്ദേഹം രസതന്ത്രത്തിലുള്ള തന്റെ ഉന്നതബിരുദം 1856 ലും ഡോക്ടറൽ ബിരുദം 1865 ലും നേടി. 1867 ൽ അദ്ദേഹത്തിന് സെന്റ് പീറ്റേഴ്സ് യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിൽ ജനറൽ കെമിസ്ട്രി പ്രൊഫസറായി നിയമനം ലഭിച്ചു. രസതന്ത്രത്തിലെ തത്വങ്ങൾ എന്ന പുസ്തകവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട പ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹത്തെ മൂലകങ്ങളുടെ **ആവർത്തന നിയമം** പ്രസ്താവിക്കുന്നതിലേക്കും **ആവർത്തനപ്പട്ടിക**യുടെ നിർമ്മാണത്തിലേക്കും എത്തിച്ചു. ആറ്റങ്ങളുടെ ഘടനയെക്കുറിച്ച് യാതൊരു അറിവുമില്ലാതിരുന്ന അക്കാലത്ത് മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമിക മാസുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്ന മെൻഡലിയേവിന്റെ ആശയം തികച്ചും സാങ്കൽപികമായ ഒന്നായിരുന്നു. രാസപരമായ ഗുണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചില മൂലകങ്ങളെ കൃത്യമായ ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുന്നതിനായി മെൻഡലിയേവ് ചില ജോഡി മൂലകങ്ങളുടെ ക്രമം തിരിക്കുകയും അവയുടെ അറ്റോമിക മാസ് തെറ്റായിരുന്നുവെന്ന് ഉറപ്പിക്കുകയും ചെയ്തു. അക്കാലത്ത് അറിയപ്പെടാതിരുന്ന മൂലകങ്ങൾക്കായി സ്ഥലം ഒഴിച്ചിടുന്നതിനും അനുബന്ധമൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങളിൽ നിന്ന് അവയുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ പ്രവചിക്കുന്നതിനുമുള്ള ദീർഘദൃഷ്ടി മെൻഡലിയേവിനുണ്ടായിരുന്നു. മെൻഡലിയേവിന്റെ ഈ പ്രവചനങ്ങൾ ശരിയായിരുന്നുവെന്ന് പിന്നീട് ഈ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടപ്പോൾ അതിശയപ്പെടുത്തുന്ന തരത്തിൽ തെളിഞ്ഞു.

തുടർദശകങ്ങളിൽ മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപട്ടിക പല ഗവേഷണമേഖലകൾക്കും പ്രചോദനമായി. ആദ്യ രണ്ട് ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളായ ഹീലിയത്തിന്റെയും ആർഗണിന്റെയും (1890) കണ്ടുപിടുത്തം ഈ കുടുംബം നിറയുന്നതിന് അതേ പോലെയുള്ള മറ്റ് മൂലകങ്ങളുടെ സാധ്യത വെളിപ്പെടുത്തി. ഈ ആശയം ക്രിപ്റ്റണിന്റെയും സിനോണിന്റെയും വിജയകരമായ കണ്ടുപിടുത്തത്തിലേക്ക് റാംസെയെ നയിച്ചു. ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ ആദ്യവർഷങ്ങളിൽ യുറേനിയത്തിന്റെയും തോറിയത്തിന്റെയും റേഡിയോആക്ടീവ് അപചയശ്രേണികളിൽ നടന്ന ഉദ്യമങ്ങളും ആവർത്തനപ്പട്ടികയാൽ നയിക്കപ്പെട്ടതാണ്.

മെൻഡലിയേവ് ഒരു ബഹുമുഖ പ്രതിഭ ആയിരുന്നു. റഷ്യയിലെ പ്രകൃതിദത്തസ്രോതസ്സുകളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് ഒരുപാട് പ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം നടത്തിയിട്ടുണ്ട്. അദ്ദേഹം സൂക്ഷ്മമായ ഒരു ബാരോമീറ്റർ കണ്ടുപിടിച്ചു. 1890 ൽ അദ്ദേഹം പ്രൊഫസ്സർ പദവി രാജി വച്ചു. അളവുതൂക്കനിർവഹണവകുപ്പിന്റെ മേധാവിയായി അദ്ദേഹം നിയമിക്കപ്പെട്ടു. 1907ൽ മരിക്കുന്നതു വരെ വിവിധ മേഖലകളിലെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഗവേഷണപ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം തുടർന്നുകൊണ്ടേയിരുന്നു.

ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ 101-ാമത്തെ മൂലകത്തിന് മെൻഡലേവിയം എന്ന പേര് നൽകി അദ്ദേഹത്തിന്റെ നാമം അനശ്വരമാക്കി എന്ന് ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ (ചിത്രം 3.2) നിന്ന് നിങ്ങൾക്ക് മനസിലാക്കാം. ഈ മൂലകം കണ്ടു പിടിച്ച അമേരിക്കക്കാരനായ ശാസ്ത്രജ്ഞൻ ഗ്ലെൻ ടി. സീബർഗാണ് ഈ പേര് നിർദ്ദേശിച്ചത്. കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടില്ലാത്ത മൂലകങ്ങളുടെ രാസസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രവചിക്കുന്നതിന് മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന സമ്പ്രദായം ആദ്യമായി ഉപയോഗിച്ച് മാർഗം തെളിയിച്ച മഹാനായ റഷ്യൻ രസതന്ത്രജ്ഞന്റെ പ്രവൃത്തിക്കുള്ള അംഗീകാരമായിട്ടായിരുന്നു ഇത്. ഈ തത്വം യുറേനിയത്തിന് ശേഷമുള്ള മിക്കവാറും മൂലകങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടുത്തത്തിന്റെ താക്കോലായി മാറി.

3.3 ആധുനിക ആവർത്തന നിയമവും ആവർത്തന പട്ടികയുടെ ഇന്നത്തെ രൂപവും

മെൻഡലിയേവ് തന്റെ **ആവർത്തനപ്പട്ടിക** ആവിഷ്ക്കരിക്കുന്ന സമയത്ത് രസതന്ത്ര ശാസ്ത്രജ്ഞൻമാർക്ക് ആറ്റത്തിന്റെ ആന്തരിക ഘടനയെ ക്കുറിച്ച് ഒരു അറിവും ഇല്ലായിരുന്നു എന്ന് നാം ഓർക്കണം. എന്നാൽ ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ തുടക്കം ആറ്റത്തിന്റെ മൗലികകണങ്ങളെക്കുറിച്ചുള്ള സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെ അസാമാന്യമായ പുരോഗതിക്ക് സാക്ഷ്യം വഹിച്ചു. 1913ൽ ഇംഗ്ലീഷ് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ഹെൻറി മോസ്‌ലി മൂലകങ്ങളുടെ സവിശേഷ എക്സ് - റേ സ്പെക്ട്രത്തിലുള്ള (X-ray) ക്രമങ്ങൾ നിരീക്ഷിച്ചു. $\sqrt{\nu}$ (ഉൽസർജിക്കപ്പെട്ട കിരണങ്ങളുടെ ആവൃത്തിയാണ് ν) അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്ക് (z) എതിരായി രേഖപ്പെടുത്തിയപ്പോൾ ഒരു നേർരേഖ ലഭിച്ചു. എന്നാൽ അറ്റോമികമാസിന് എതിരെ ചിത്രീകരിച്ചപ്പോൾ അങ്ങനെ സംഭവിച്ചുമില്ല. അറ്റോമിക മാസല്ല മറിച്ച് അറ്റോമികസംഖ്യയാണ് ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ പ്രധാനപ്പെട്ട അടിസ്ഥാനഗുണമെന്ന് അതുവഴി അദ്ദേഹം കാണിച്ചു തന്നു. അതുകൊണ്ട് **മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനനിയമം** ഇതിനനുസരിച്ച് പരിഷ്ക്കരിച്ചു. ഇതിനെ **ആധുനിക ആവർത്തനനിയമം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഇത് ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം

'മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസികവുമായ ഗുണധർമങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യയുടെ ആവർത്തനഫലനങ്ങളാണ്'.

ആവർത്തനനിയമം പ്രകൃതിദത്തമായ 94 മൂലകങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള പ്രധാനപ്പെട്ട സാദൃശ്യങ്ങളെ വെളിപ്പെടുത്തുന്നു (നെപ്റ്റൂണിയവും പ്ലൂട്ടോണിയവും ആക്ടിനിയത്തെയും പ്രോട്ടോആക്ടീനിയത്തിനെയും പോലെ തന്നെ യുറേനിയത്തിന്റെ അയിരായ പിച്ച് ബ്ലെൻഡിൽ കാണപ്പെടുന്നു). ഇത് അകാർബണികരസതന്ത്രത്തിൽ ഒരു പുതിയ ഉണർവ് ജനിപ്പിക്കുകയും സമീപകാലത്ത് കൃത്രിമമായി നിർമിച്ച അൽപായുസായ മൂലകങ്ങളുടെ സൃഷ്ടിയിലേക്ക് കൊണ്ടെത്തിക്കുകയും ചെയ്തു.

ഒരു നിർവ്വീര്യ ആറ്റത്തിന്റെ അറ്റോമിക സംഖ്യ അതിന്റെ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിന് (അതായത്, പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം) അല്ലെങ്കിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും എന്ന് നമുക്ക് അറിവുള്ളതാണല്ലോ. അതിനാൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെയും (quantum number) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെയും പ്രാധാന്യം മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനഫലത്തിൽ ലളിതമായി കാണുവാൻ കഴിയും. മൂലകങ്ങളുടെയും അവയുടെ സംയുക്തങ്ങളുടെയും ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണധർമങ്ങൾ നിർണയിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ ആവർത്തന വ്യത്യാസങ്ങളാണ് ആവർത്തന നിയമത്തിന് നിദാനമെന്ന് ഇപ്പോൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്.

വിവിധ തരത്തിലുള്ള ആവർത്തനപ്പട്ടികകൾ പലകാലങ്ങളിലായി രൂപപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. ചിലവ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്കും സംയോജകതയ്ക്കും പ്രാധാന്യം നൽകിയപ്പോൾ മറ്റു ചിലവ മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിനാണ് പ്രാധാന്യം കൊടുത്തത്. കൂടുതൽ സൗകര്യപ്രദമായ **ദീർഘരൂപആവർത്തനപ്പട്ടിക (long form of periodic table)** എന്ന് വിളിക്കുന്ന ഒരു ആധുനികരൂപമാണ് ഇന്ന് ഏറ്റവും കൂടുതലായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നത്. തിരശ്ചീനമായുള്ള വരികളെ (മെൻഡലിയേവ് **ശ്രേണി** എന്ന് വിളിച്ചിരുന്നത്) **പീരീഡുകൾ** എന്നും ലംബമായുള്ള നിരകളെ **ഗ്രൂപ്പുകൾ** എന്നും വിളിക്കുന്നു. ആറ്റങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഒരേ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം വരുന്ന മൂലകങ്ങളെ **ഗ്രൂപ്പുകൾ അഥവാ കുടുംബങ്ങൾ (family)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഇവയെ ലംബമായുള്ള ഒരേ നിരകളിലായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. IUPAC യുടെ നിർദ്ദേശപ്രകാരം ഗ്രൂപ്പുകളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന പഴയ രീതിയായ IA - VIIA, VIII , IB - VIIB, 0 എന്നിവ മാറ്റി 1 മുതൽ 18 വരെയുള്ള സംഖ്യ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ആകെ കൂടി ഏഴ് പീരീഡുകൾ ഉണ്ട്. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ പീരീഡ് നമ്പർ ആ മൂലകത്തിന്റെ ഏറ്റവും ഉയർന്ന പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയ്ക്ക് (n) അനുസൃതമായിരിക്കും. ആദ്യ പീരീഡിൽ രണ്ട് മൂലകങ്ങളാണുള്ളത്. തുടർന്നുള്ള പീരീഡുകളിൽ യഥാക്രമം 8,8,18,18,32,32 വീതം മൂലകങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഈ രൂപത്തിൽ ആറാമത്തെയും ഏഴാമത്തെയും പീരീഡുകളിലെ 14 മൂലകങ്ങളെ (യഥാക്രമം ലാന്തനോയിഡുകളും ആക്ടിനോയിഡുകളും) പ്രത്യേക വിഭാഗമാക്കി താഴെ വിന്യസിച്ചിരിക്കുന്നു*.

* *ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ മധ്യകാലത്ത് പ്രവർത്തിച്ച ഗ്ലെൻ റ്റി സീബർഗിന്റെ പ്ലൂട്ടോണിയം കണ്ടുപിടുത്തത്തോട് കൂടി, അറ്റോമിക സംഖ്യ 94 മുതൽ 102 വരെയുള്ള എല്ലാ ട്രാൻസ് യുറാനിക് മൂലകങ്ങളുടെയും കണ്ടുപിടുത്തം സാധ്യമാവുകയും, ഇത് ആവർത്തനപട്ടികയുടെ പുനഃക്രമീകരണത്തിനും ആക്ടിനോയിഡുകളെ ലാന്തനോയിഡുകളുടെ അടിയിലായി സ്ഥാപിക്കുന്നതിനും ഇടയാക്കി. സീബർഗിന്റെ പ്രവർത്തനത്തിന് 1951ൽ അദ്ദേഹത്തിന് **നൊബേൽ സമ്മാനം** ലഭിക്കുകയുണ്ടായി. അദ്ദേഹത്തിനോടുള്ള ബഹുമാനാർത്ഥം 106 - ാമത്തെ മൂലകത്തിന് സീബോർഗിയം (Sg) എന്ന പേര് നൽകി.*

പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ | ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ | d - സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ | പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ | ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങൾ

പിരിയോഡിക് നമ്പർ

	1 I A	2 II A	3 III A	4 IV A	5 V A	6 VI A	7 VII A	8 ←	9 VIII	10 →	11 I B	12 II B	13 III B	14 IV B	15 V B	16 VI B	17 VII B	18 0
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $4f^{14}5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 *Tl* $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^17s^2$	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 NH	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

f - അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ

ലാന്തനോയിഡ്സ് $4f^n5d^{0-1}6s^2$	58 Ce $4f^25d^06s^2$	59 Pr $4f^35d^06s^2$	60 Nd $4f^45d^06s^2$	61 Pm $4f^55d^06s^2$	62 Sm $4f^65d^06s^2$	63 Eu $4f^75d^06s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^95d^06s^2$	66 Dy $4f^{10}5d^06s^2$	67 Ho $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
ആക്ടിനോയിഡുകൾ $5f^n6d^{0-2}7s^2$	90 Th $5f^06d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^66d^07s^2$	95 Am $5f^76d^07s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^96d^07s^2$	98 Cf $5f^{10}6d^07s^2$	99 Es $5f^{11}6d^07s^2$	100 Fm $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md $5f^{13}6d^07s^2$	102 No $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

ചിത്രം 3.2 *ദീർഘരൂപ ആവർത്തനപട്ടിക മൂലകങ്ങളും അവയുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യ നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലുള്ള ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമുൾപ്പെടെ 1984 ലെ IUPAC നിർദേശമനുസരിച്ച് ഗ്രൂപ്പ് 1 മുതൽ 18 വരെ നമ്പർ ചെയ്തിരിക്കുന്നു. ഈ രീതി IA VIIA, VIII, IB VIIB എന്ന പഴയ സമ്പ്രദായത്തെ മാറ്റിയിരിക്കുന്നു.*

3.4 അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ന് കൂടുതലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ നാമകരണം.

പുതിയതായി കണ്ടുപിടിക്കുന്ന മൂലകങ്ങൾക്ക് പേര് നൽകുന്നതിനുള്ള അവകാശം അവ കണ്ടു പിടിക്കുന്നവർക്കാണ് പരമ്പരാഗതമായി നൽകിവരുന്നത്. അത് പിന്നീട് IUPAC ശരി വയ്ക്കുന്നു. സമീപകാലത്തായി ഇത് ചില തർക്കങ്ങൾക്ക് കാരണമായിട്ടുണ്ട്. അറ്റോമിക നമ്പർ വളരെ ഉയർന്ന മൂലകങ്ങൾ വളരെ അസ്ഥിരങ്ങളും നേരിയ അളവിൽ മാത്രം (ചിലപ്പോൾ ഏതാനും ആറ്റങ്ങൾ മാത്രം) ലഭിക്കുന്നവയുമാണ്. അതിനാൽ അവയുടെ നിർമാണത്തിനും സ്വഭാവസവിശേഷതകളെ കണ്ടെത്തുന്നതിനും വളരെ സങ്കീർണവും വിലപിടിപ്പുള്ള ഉപകരണങ്ങളുള്ളതുമായ ലബോറട്ടറി ആവശ്യമാണ്. മത്സരബുദ്ധിയോടെ അത്തരം പ്രവർത്തനങ്ങൾ നടത്തുന്ന ചുരുക്കം ലബോറട്ടറികളേ ലോകത്ത് ഉള്ളൂ. വിശ്വാസയോഗ്യമായ പൂർണവിവരങ്ങൾ ശേഖരിക്കുന്നതിന് മുൻപേ തന്നെ പുതിയ മൂലകങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടുത്തത്തെക്കുറിച്ച് അവകാശപ്പെടാനുള്ള പ്രവണത ശാസ്ത്രജ്ഞൻമാർക്ക് ഉണ്ട്. ഉദാഹരണത്തിന്, അറ്റോമികനമ്പർ 104 ഉള്ള മൂലകത്തിന്റെ അവകാശം അമേരിക്കയും സോവിയറ്റ് യൂണിയനും ഒരു പോലെ ആവശ്യപ്പെട്ടു. അമേരിക്കൻ ശാസ്ത്രജ്ഞൻമാർ അതിനെ റൂഥർഫോഡിയം എന്നും സോവിയറ്റ്കാർ കുർചറ്റോവിയം എന്നും നാമകരണം ചെയ്തു. ഇത്തരം

പട്ടിക 3.4 മൂലകങ്ങളുടെ IUPAC നാമകരണത്തിനുള്ള സൂചകങ്ങൾ

അക്കം	പേര്	ചുരുക്കെഴുത്ത്
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

പട്ടിക 3.5 അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ന് പുറത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ നാമകരണം

അറ്റോമിക സംഖ്യ	IUPAC അനുസരിച്ചുള്ള പേര്	പ്രതീകം	IUPAC ഔദ്യോഗിക നാമം	IUPAC പ്രതീകം
101	Unnilunium	Unu	മെൻഡലീവിയം	Md
102	Unnilbium	Unb	നൊബിലീയം	No
103	Unniltrium	Unt	ലോറൻഷ്യം	Lr
104	Unnilquadium	Unq	റുഥർഫോഡിയം	Rf
105	Unnilpentium	Unp	ഡുബ്നിയം	Db
106	Unnilhexium	Unh	സീബോർഗിയം	Sg
107	Unnilseptium	Uns	ബോറിയം	Bh
108	Unniloctium	Uno	ഹാസ്സിയം	Hs
109	Unnilennium	Une	മീറ്റ്നേറിയം	Mt
110	Ununnillium	Uun	ഡർമ്സ്റ്റാട്ട്റ്റിയം	Ds
111	Unununnium	Uuu	റോൺട്ജെനിയം	Rg
112	Ununbium	Uub	കോപ്പർനീഷ്യം	Cn
113	Ununtrium	Uut	നിഹോണിയം	Nh
114	Ununquadium	Uuq	ഫ്ളേറോവിയം	Fl
115	Ununpentium	Uup	മോസ്കോവിയം	Mc
116	Ununhexium	Uuh	ലിവർമോറിയം	Lv
117	Ununseptium	Uus	ടെന്നിസിൻ	Ts
118	Ununoctium	Uuo	ഒഗനെസോൺ	Og

പ്രശ്നങ്ങൾ പരിഹരിക്കുന്നതിനായി IUPAC ഒരു മൂലകത്തിന്റെ കണ്ടു പിടുത്തം സ്ഥിരീകരിച്ച് നിയമപരമായി അംഗീകാരം ലഭിക്കുന്നതുവരെ തുടരാനായി മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ നാമകരണം ചെയ്യുന്ന ഒരു രീതി ആവിഷ്കരിച്ചു. അതിനനുസരിച്ച് പൂജ്യത്തിനും ഒന്ന് മുതൽ ഒൻപതുവരെയുമുള്ള അക്കങ്ങൾക്കും സംഖ്യാസൂചകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുകയാണ് ചെയ്യുന്നത് (പട്ടിക 3.4). അറ്റോമികനമ്പറിലെ അക്കങ്ങൾക്ക് അനുസരിച്ചുള്ള സംഖ്യാധിഷ്ഠിത ഘടകങ്ങൾ ഒരുമിച്ചെഴുതിയ ശേഷം അവസാനമായി 'ഇയം' (ium) എന്ന് കൂടി ചേർക്കുന്നു. അറ്റോമികനമ്പർ 100ന് മുകളിലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ IUPAC നാമങ്ങൾ പട്ടികയിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു (പട്ടിക 3.5).

അത്തരത്തിൽ പുതിയ മൂലകങ്ങൾക്ക് ആദ്യം മൂന്ന് അക്ഷരങ്ങൾ അടങ്ങുന്ന പ്രതീകാത്മകമായ ഒരു താൽക്കാലികപേര് നൽകുന്നു. പിന്നീട് ഓരോ രാജ്യത്ത് നിന്നുമുള്ള പ്രതിനിധികളുടെ വോട്ടോടെ സ്ഥിരമായ പേരും പ്രതീകവും നൽകുന്നു. മൂലകം കണ്ടുപിടിച്ച രാജ്യത്തിന്റെയോ (അല്ലെങ്കിൽ ആ രാജ്യത്തിലെ ഒരു സംസ്ഥാനത്തിന്റെയോ) പ്രശസ്തരായ ശാസ്ത്രകാരൻമാരോടുള്ള ബഹുമാനാർഥം അവരുടെ പേരോ ആണ് മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥിരനാമമായി നൽകുന്നത്. ഇതുവരെ കണ്ടു പിടിക്കപ്പെട്ട 118 മൂലകങ്ങൾക്കും ഔദ്യോഗികമായ നാമവും പ്രതീകവും നൽകപ്പെട്ടു കഴിഞ്ഞു.

പ്രശ്നം 3.1

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള ഒരു മൂലകത്തിന്റെ IUPAC നാമവും പ്രതീകവും എന്തായിരിക്കും?

ഉത്തരം:

പട്ടിക 3.4 ൽ നിന്ന് 1,2,0 എന്നിവയുടെ റൂട്ടുകൾ യഥാക്രമം un, bi, nil എന്നിവയാണ്. അതു കൊണ്ട് ഈ മൂലകത്തിന്റെ പ്രതീകവും പേരും യഥാക്രമം Ubn എന്നും അൺബൈനിലിയം എന്നുമാകുന്നു.

3.5 മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയും:

ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സ്വഭാവം നിർവചിക്കുന്നത് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ മുഖേനയാണെന്ന് മുൻ അധ്യായത്തിൽ നാം കണ്ടു കഴിഞ്ഞു. ഇവയിൽ പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (n) **ഷെൽ** എന്ന് അറിയപ്പെടുന്ന മുഖ്യ ഊർജനിലയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഒരു ആറ്റത്തിലെ വിവിധ **ഓർബിറ്റലുകളിൽ** (s, p, d, f) അഥവാ ഉപഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺപൂരണം നടക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്നും നാം പഠിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഒരു ആറ്റത്തിലെ വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഇത്തരം ക്രമീകരണത്തെ **ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥാനം അതിന്റെ അവസാനം പൂരണം നടന്ന ഓർബിറ്റലിന്റെ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾക്ക് അനുസരിച്ചായിരിക്കും. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും ദീർഘരൂപാവർത്തനപ്പട്ടികയും തമ്മിൽ നേരിട്ടുള്ള ബന്ധത്തെ കുറിച്ചാണ് ഈ ഭാഗത്ത് നാം നിരീക്ഷിക്കുവാൻ പോകുന്നത്.

a) പിരീഡുകളിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം:

ഏറ്റവും പുറമേയുള്ള ഷെല്ലിന്റെ (valence shell) അഥവാ ബാഹ്യതമഷെല്ലിന്റെ n ന്റെ വില സൂചിപ്പിക്കുന്നതാണ് പീരീഡ്. മറ്റൊരർഥത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ തുടർച്ചയായ പീരീഡുകൾ അടുത്ത ഉയർന്ന ഊർജനിലകളിലെ ($n = 1$, $n = 2$ തുടങ്ങിയവ) പൂരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഓരോ പീരീഡിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ എണ്ണം പൂരണം നടന്നുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഊർജനിലയിലെ സാധ്യമായ **ഓർബിറ്റലുകളുടെ** എണ്ണത്തിന്റെ ഇരട്ടിയായിരിക്കും എന്ന് വ്യക്തമായി മനസ്സിലാക്കാം. ആദ്യ പീരീഡ് ($n = 1$) ആരംഭിക്കുന്നത് ഏറ്റവും താഴ്ന്ന ഊർജ നിലയിൽ (1s) പൂരണം നടന്നു കൊണ്ടാണ്. അതുകൊണ്ടുതന്നെ അവിടെ രണ്ട് മൂലകങ്ങളാണ് ഉള്ളത്. ഹൈഡ്രജനും ($1s^1$) ഹീലിയവും ($1s^2$) ആകുമ്പോഴേക്കും ആദ്യ ഷെൽ (K) പൂർത്തിയാകുന്നു. രണ്ടാംപീരീഡ് ($n = 2$) ലിഥിയത്തിൽ തുടങ്ങുന്നു. അതിലെ മൂന്നാം ഇലക്ട്രോൺ 2s ഓർബിറ്റലിൽ പ്രവേശിക്കുന്നു. അടുത്ത മൂലകമായ ബെറിലിയത്തിൽ നാല് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. അതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം $1s^2 2s^2$ എന്നാണ്. ബോറോൺ മുതൽ 2p ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺ നിറയാൻ ആരംഭിച്ച് നിയോൺ ആകുമ്പോഴേക്കും ($2s^2 2p^6$) L ഷെൽ പൂർത്തിയാകുന്നു. അപ്രകാരം രണ്ടാംപീരീഡിൽ എട്ട് മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. മൂന്നാമത്തെ പീരീഡ് ($n = 3$) സോഡിയത്തിൽ ആരംഭിക്കുകയും ഇലക്ട്രോൺ 3s ഓർബിറ്റലിലേക്ക് പ്രവേശിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. സോഡിയം മുതൽ ആർഗോൺ വരെയുള്ള എട്ട് മൂലകങ്ങളുടെ മൂന്നാം പീരീഡ്, 3s, 3p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം വഴി ഉണ്ടായതാണ്. പൊട്ടാസ്യത്തിൽ ആരംഭിക്കുന്ന നാലാം പീരീഡിൽ ($n = 4$) ഇലക്ട്രോണുകൾ പ്രവേശിക്കുന്നത് 4s ഓർബിറ്റലിലാണ്. 4p ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്നതിന് മുൻപേ 3d ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്നതാണ് ഊർജപരമായി അനുകൂലമെന്ന് നിങ്ങൾ മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. അങ്ങനെയാണെങ്കിൽ ഈ പീരീഡിൽ **3d സംക്രമണമൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നവയെ കാണാം. ഇവ $3d^1 4s^2$ എന്ന ഇലക്ട്രോൺ

വിന്യാസമുള്ള സ്കാൻഡിയത്തിൽ (Z = 21) ആരംഭിക്കുന്നു. $3d^{10}4s^2$ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള സിങ്ക് (Z = 30) വരെ 3d ഓർബിറ്റലുകളിൽ പൂരണം നടക്കുന്നു. നാലാം പീരീഡ്, 4p ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം പൂർത്തിയാകുന്ന ക്രിപ്റ്റണിൽ അവസാനിക്കുന്നു. നാലാം പീരീഡിൽ ആകെ 18 മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. റുബീഡിയത്തിൽ ആരംഭിക്കുന്ന അഞ്ചാമത്തെ പീരീഡ് (n =5) നാലാമത്തെ പീരീഡിലുള്ളതു പോലെ യിട്രിയത്തിൽ (Z = 39) തുടങ്ങുന്ന 4d **സംക്രമണശ്രേണി** ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. 5p ഓർബിറ്റലുകളിലെ പൂരണം പൂർത്തിയാകുന്ന സിനോണിൽ എത്തുമ്പോൾ ഈ പീരീഡ് അവസാനിക്കുന്നു. ആറാം പീരീഡിൽ (n = 6) 32 മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഇവിടെ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണുകൾ 6s, 4f, 5d, 6p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ക്രമമായി പ്രവേശിക്കുന്നു. 4f ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം സീറിയത്തിൽ (Z = 58) തുടങ്ങി ലൂട്ടീഷ്യത്തിൽ (Z = 71) അവസാനിക്കുന്നു. ഇവയാണ് **ലാന്തനോയിഡ് ശ്രേണി** എന്ന് വിളിക്കുന്ന **4f – അന്ത: സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ** (inner transition elements). ഏഴാമത്തെ പീരീഡിൽ (n = 7) ആറാമത്തെ പീരീഡിനെപ്പോലെ 7s, 5f, 6d, 7p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിലെ പൂരണമാണ് നടക്കുന്നത്. മിക്കവാറുമുള്ള മനുഷ്യനിർമിത റേഡിയോ ആക്ടീവ് മൂലകങ്ങൾ ഈ പീരീഡിൽ ഉൾപ്പെടുന്നു. ഈ പീരീഡ് അറ്റോമികസംഖ്യ 118 ഉള്ള ഉൽകൃഷ്ടവാതക കുടുംബത്തിൽ ഉൾപ്പെടുന്ന മൂലകത്തിൽ അവസാനിക്കുന്നു. ആക്ടീനിയത്തിന് (Z = 89) ശേഷം 5f ഓർബിറ്റലുകളിൽ പൂരണം നടക്കുന്നത് **ആക്ടിനോയിഡ് ശ്രേണികൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്ന 5f - **അന്ത:സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ** രൂപീകരണത്തിന് വഴിതെളിച്ചു. ഒരേസ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഒരേ നിരയിൽ വരണം എന്ന തത്വം പാലിക്കുന്നതിനും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഘടന നിലനിർത്തുന്നതിനും വേണ്ടി 4f ഉം 5f ഉം അടങ്ങുന്ന അന്ത:സംക്രമണമൂലകങ്ങൾക്ക് ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ പ്രത്യേക സ്ഥലത്ത് ഇടം നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 3.2

5-ാം പീരീഡിൽ 18 മൂലകങ്ങളുടെ സാന്നിദ്ധ്യം നിങ്ങൾ എങ്ങനെ ന്യായീകരിക്കും.

ഉത്തരം:

n = 5, l=0,1,2,3,4. 5s, 5p, 4d എന്ന ഇവയിൽ ലഭ്യമായ ബാഹ്യതമഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമം 5s<4d<5p. ഇതിൽ ആകെയുള്ള ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം 9 ഉം, ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 18 ഉം ആണ്. അതിനാൽ 5-ാം പീരീഡിലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ എണ്ണം 18 ആണ്.

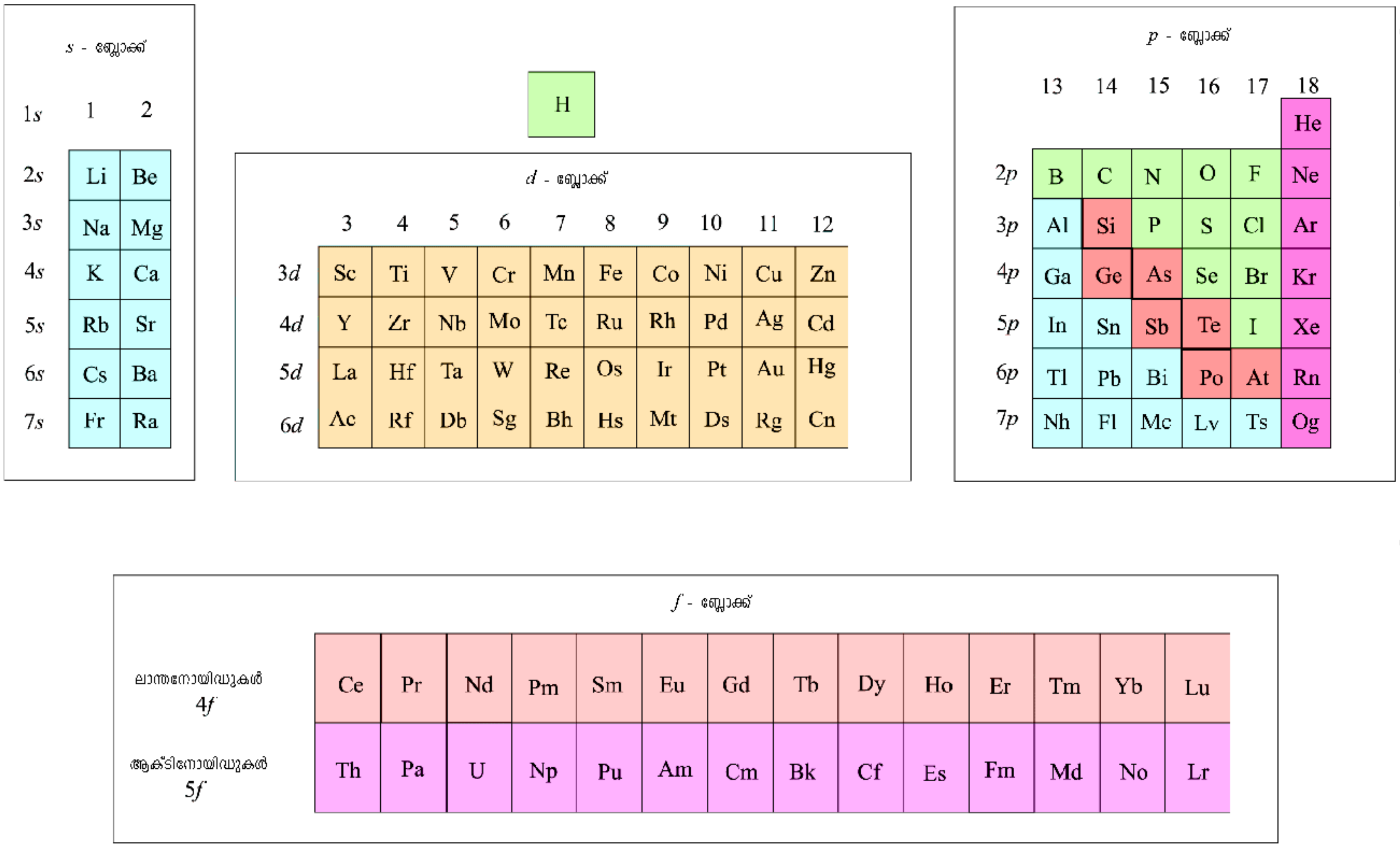
(b) ഗ്രൂപ്പ് അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരേ ഗ്രൂപ്പിൽ അഥവാ ലംബമായി ഒരേ നിരയിൽ വരുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും അവയുടെ വിന്യാസവും ഒരേ പോലെ ആയിരിക്കും. മാത്രവുമല്ല അവയ്ക്ക് ഒരേ സ്വഭാവവും ആയിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന് ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്കെല്ലാം അവയുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ചുവടെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതു പോലെ ns^1 ആയിരിക്കും. അപ്രകാരം ഒരു മൂലകത്തിന്റെ സ്വഭാവം അതിന്റെ ആപേക്ഷിക അറ്റോമികമാസിനല്ല മറിച്ച് അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്ക് ക്രമാവർത്തനമാണെന്ന് കാണാം.

അറ്റോമിക സംഖ്യ	പ്രതീകം	ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
3	Li	$1s^22s^1$ **(or)** $[He]2s^1$
11	Na	$1s^22s^22p^63s^1$ **(or)** $[Ne]3s^1$
19	K	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ **(or)** $[Ar]4s^1$
37	Rb	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$ **(or)** $[Kr]5s^1$
55	Cs	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^1$ **(or)** $[Xe]6s^1$
87	Fr	$[Rn]7s^1$

3.6 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും മൂലകങ്ങളുടെ തരംതിരിക്കലും: *s-, p-, d-, f-* ബ്ലോക്കുകൾ

ആഫ്ബാ (Aufbau principle) നിയമവും ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയ്ക്ക് സൈദ്ധാന്തികമായ ഒരു അടിസ്ഥാനം നൽകി. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ലംബമായ നിരകളിലെ മൂലകങ്ങൾ ഒരു ഗ്രൂപ്പ് അഥവാ കുടുംബം രൂപീകരിക്കുകയും ഒരേ സ്വഭാവങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.



ചിത്രം 3.3 *പൂരണം നടക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകളെ അടിസ്ഥാനപ്പെടുത്തിയുള്ള ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ഇനങ്ങൾ ( ), മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ഉപലോഹങ്ങൾ എന്നീ വർഗ്ഗീകരണവും കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ( ), ( ).*

ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും ക്രമീകരണവും ഒരേ പോലെ ആയതു കൊണ്ടാണ് ഇവ ഒരേ സ്വഭാവം കാണിക്കുന്നത്. ഇല ക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്ന ബാഹ്യതമഓർബിറ്റലിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മൂലകങ്ങളെ **s ബ്ലോക്ക്, p ബ്ലോക്ക്, d ബ്ലോക്ക്, f ബ്ലോക്ക്** എന്നിങ്ങനെ നാലായി തരം തിരിക്കാം. ഇത് ചിത്രം 3.3 ൽ വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഈ വർഗീകരണത്തിൽ രണ്ട് വ്യതിയാനങ്ങൾ കാണാവുന്നതാണ്. ഹീലിയം തീർച്ചയായും s ബ്ലോക്കിൽ ഉൾപ്പെടുത്തേണ്ട ഒരു മൂലകമാണ്. എന്നാൽ അതിന് p ബ്ലോക്കിൽ മറ്റ് 18 -ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്കൊപ്പം സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. അതിന് കാരണം അതിന്റെ പൂർത്തീകരിച്ച ബാഹ്യതമഷെല്ല് ($1s^2$) ആണ്. തൽഫലമായി അത് മറ്റ് ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളെ പോലെയുള്ള സവിശേഷസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. മറ്റൊരു മാറ്റം ഹൈഡ്രജന്റെ കാര്യത്തിലാണ്. ഒരു s ഇലക്ട്രോണേ ഉള്ളൂ എന്നതിനാൽ അതിന് ഒന്നാംഗ്രൂപ്പിൽ (ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ) സ്ഥാനം നൽകാവുന്നതാണ്. ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ക്രമീകരണം ലഭിക്കാനായി ഇതിന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂടി സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയും എന്നുള്ളതുകൊണ്ട് 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളെ (ഹാലൊജനുകൾ) പോലെയും പെരുമാറാൻ കഴിയുന്നു. ഇതൊരു സവിശേഷമായ കാര്യമായതുകൊണ്ട് ചിത്രം 3.2 ലും 3.3 ലും കാണിച്ചിരിക്കുന്നതു പോലെ ഹൈഡ്രജന് ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മുകൾ ഭാഗത്ത് പ്രത്യേകമായി സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ അടയാളപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്ന നാല് തരം മൂലകങ്ങളുടെ മുഖ്യസവിശേഷതകളെക്കുറിച്ച് നമുക്ക് സംക്ഷിപ്തമായി ചർച്ച ചെയ്യാം. ഈ മൂലകങ്ങളെ കുറിച്ച് കൂടുതലായി നിങ്ങൾ പിന്നീട് പഠിക്കുന്നതാണ്. അവയുടെ സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കുമ്പോൾ ഭാഗം 3.7 ൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുള്ളതു പോലെയുള്ള ചില പ്രത്യേക പദാവലികൾ ഉപയോഗിക്കാറുണ്ട്.

3.6.1 *s* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ns^1 (ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ) അല്ലെങ്കിൽ ns^2 (ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹങ്ങൾ) ഉള്ള ഒന്നാംഗ്രൂപ്പിലെയും രണ്ടാംഗ്രൂപ്പിലെയും മൂലകങ്ങളാണ് **s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ**. ഇവയെല്ലാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കുറഞ്ഞ, ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹങ്ങളാണ്. ഇവ വളരെ വേഗം ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്തി യഥാക്രമം +1 അല്ലെങ്കിൽ +2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥയിലുള്ള അയോണുകളായി മാറുന്നു. ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുംതോറും ഇവയുടെ ലോഹീയ സ്വഭാവവും ക്രിയാശീലതയും കൂടി വരുന്നു. ക്രിയാശീലം കൂടുതലായതിനാൽ ഇവ പ്രകൃതിയിൽ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിൽ കാണുന്നില്ല. ലിഥിയത്തിന്റേയും ബെറിലിയത്തിന്റെയും ഒഴികെ ബാക്കിയുള്ള s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങൾ ഗണ്യമായ അയോണികസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

3.6.2 *p* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

13 മുതൽ 18 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള മൂലകങ്ങളാണ് **p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ. ഇവയേയും s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളെയും കൂടി ചേർത്ത് പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ (representative elements) അഥവാ പ്രധാന ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ (main group elements)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഓരോ പീരീഡിലെയും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $ns^2\ np^1$ മുതൽ $ns^2\ np^6$ വരെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ns^2np^6 എന്ന പൂർത്തീകരിച്ച ബാഹ്യ ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തോട് കൂടിയ ഒരു **ഉൽകൃഷ്ടവാതകമൂലകമാണ്** ഓരോ പീരീഡിന്റെയും അവസാനം വരുന്നത്. ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളും ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് പൂർണമായി നിറഞ്ഞവ ആണ്. അതു കൊണ്ട് തന്നെ ഇലക്ട്രോണുകളെ ചേർത്തോ മാറ്റിയോ ഈ വിന്യാസത്തിന് മാറ്റം വരുത്താൻ ബുദ്ധിമുട്ടാണ്. ആയതിനാൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങൾ വളരെ കുറഞ്ഞ ക്രിയാശീലം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. ഉൽകൃഷ്ട വാതകകുടുംബത്തിന് മുൻപേയുള്ള രണ്ട് അലോഹ ഗ്രൂപ്പുകൾ രാസപരമായി വളരെയേറെ പ്രാധാന്യമുള്ളവയാണ്. **ഹാലൊജനുകളും** (ഗ്രൂപ്പ് 17) **ചാൽക്കോജനുകളു** (ഗ്രൂപ്പ് 16) മാണ് അവ. ഈ രണ്ട് ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങളെല്ലാം തന്നെ വളരെ ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപിയുള്ളവയായതിനാൽ (electron gain enthalpy) വളരെ എളുപ്പത്തിൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം ലഭിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി യഥാക്രമം ഒന്നോ രണ്ടോ ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്നും വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും അലോഹ സ്വഭാവം കൂടുന്നു. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്നും താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ലോഹീയസ്വഭാവം കൂടുന്നു.

3.6.3 *d* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ (സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ)

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മധ്യഭാഗത്തുള്ള 3 മുതൽ 12 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിലെ മൂലകങ്ങളാണിവ. ഉള്ളിലുള്ള d ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺപൂരണം നടക്കുന്നു

എന്നുള്ളത് ഇവയുടെ പ്രത്യേകതയാണ്. ആയതിനാൽ ഇവയെ **d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഈ മൂലകങ്ങൾക്ക് പൊതുവായ $(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$ എന്ന ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമാണുള്ളത്. ഇവയെല്ലാം തന്നെ ലോഹങ്ങളാണ്. മിക്കവാറും ഇവയെല്ലാം തന്നെ നിറമുള്ള അയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. ഇവ വിവിധ സംയോജകത (variable valence) (ഓക്സീകരണാവസ്ഥ) പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. ഇവ അനുകാന്തികങ്ങളും (paramagnetic) മിക്കവാറും ഉൽപ്രേരകങ്ങളായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നവയും ആണ്. എന്നിരുന്നാലും $(n-1)d^{10}ns^2$ എന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള Zn, Cd,. Hg എന്നിവ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ മിക്കവാറുമുള്ള ഗുണധർമങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നില്ല. ഒരർഥത്തിൽ d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ രാസപരമായി ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹങ്ങളായ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾക്കും ഗ്രൂപ്പ് 13 ലെയും 14 ലെയും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ മൂലകങ്ങൾക്കും ഇടയിലുള്ള ഒരു പാലമായി വർത്തിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് അവയ്ക്ക് **സംക്രമണമൂലകങ്ങൾ (transition elements)** എന്ന പേര് ലഭിച്ചിരിക്കുന്നു.

3.6.4 *f* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ (അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ)

ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ താഴെ രണ്ട് നിരകളിലായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്ന **ലാന്തനോയിഡുകളും** [Ce (Z = 58 - Lu (Z= 71)] **ആക്ടിനോയിഡുകളും** [Th (Z =90)- Lr (Z = 103)] പൊതുവായി കാണിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ എന്നാണ്. ഓരോ മൂലകത്തിലേക്കും അവസാനമായി ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ f ഓർബിറ്റലിലാണ് നിറയുന്നത്. ഈ രണ്ട് നിര മൂലകങ്ങളെ അതുകൊണ്ട് **അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ (inner transition elements) (f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. അവയെല്ലാം തന്നെ ലോഹങ്ങളാണ്. ഓരോ നിരയിലുമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ ഏറെക്കുറെ ഒരേ പോലെയാണ്. ആദ്യ ആക്ടിനോയിഡുകൾക്ക് നിരവധി ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ സാധ്യമായതിനാൽ അവയുടെ രസതന്ത്രം അനുബന്ധ ലാന്തനോയിഡുകളേക്കാൾ സങ്കീർണമാണ്. ആക്ടിനോയിഡുകൾ റേഡിയോ ആക്ടീവ് മൂലകങ്ങൾ ആണ്. മിക്കവാറുമുള്ള ആക്ടിനോയിഡ് മൂലകങ്ങളെ ന്യൂക്ലിയർ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വഴി നാനോഗ്രാം അളവിലോ അതിൽ കുറഞ്ഞ അളവിലോ ആണ് നിർമിക്കുന്നത്. അവയുടെ രസതന്ത്രം പൂർണമായും പഠിച്ചിട്ടില്ല. യുറേനിയത്തിന് ശേഷമുള്ള മൂലകങ്ങളെ **ട്രാൻസ്യുറേനിയം മൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 3.3

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള മൂലകം ഇതുവരെ കണ്ടുപിടിച്ചിട്ടില്ല. ഈ മൂലകത്തെ നിങ്ങൾ ഏത് കുടുംബത്തിൽ/ഗ്രൂപ്പിലാണ് ഉൾപ്പെടുത്തുക. അതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

ഉത്തരം:

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള മൂലകത്തെ രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലാണ് ഉൾപ്പെടുത്തുക (ക്ഷാരമൃത്തികാലോഹങ്ങൾ). അതിന് വരാവുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $[Og]8s^2$ എന്നാണ്.

3.6.5 ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ഉപലോഹങ്ങൾ:

s, p, d, f എന്ന വർഗീകരണത്തെ കൂടാതെ ചിത്രം 3.3 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് അവയുടെ ഗുണധർമങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി മറ്റൊരു വിശാല വർഗീകരണം കൂടിയുണ്ട്. മൂലകങ്ങളെ **ലോഹങ്ങളെന്നും അലോഹങ്ങളെന്നും** വിഭജിക്കാൻ കഴിയും. അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ 78%-ൽ അധികവും ലോഹങ്ങളാണ്. അവ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയു**ടെ ഇടതു ഭാഗത്തായി കാണപ്പെടുന്നു. സാധാരണ താപനിലയിൽ പൊതുവെ ലോഹങ്ങളെല്ലാം (മെർക്കുറി ഒഴികെ) ഖരാവസ്ഥയിൽ കാണപ്പെടുന്നു. (ഗാലിയം (303 K), സീഷിയം (302 K) എന്നിവയ്ക്ക് വളരെ താഴ്ന്ന ദ്രവണാങ്കമാണ്). ലോഹങ്ങൾക്ക് പൊതുവെ ഉയർന്ന ദ്രവനിലയും തിളനിലയുമുണ്ട്. അവ താപത്തിന്റെയും വൈദ്യുതിയുടേയും നല്ല ചാലകങ്ങളാണ്. അവ പത്രണീയതയുള്ളവയും (malleable) (അടിച്ചു പരത്തി തകിടുകളാക്കാൻ കഴിയുന്നവ) തന്യതയുള്ളവയും (ductile) (വലിച്ചു നീട്ടി കമ്പികളാക്കാൻ കഴിയുന്നവ) ആണ്. ഇതിനു വിപരീതമായി അലോഹങ്ങൾ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയു**ടെ വലതുമുകൾ ഭാഗത്തായി കാണപ്പെടുന്നു. യഥാർഥത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ഒരു തിരശ്ചീനനിരയിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും ലോഹസ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് അലോഹസ്വഭാവങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങളായി മാറുന്നു. സാധാരണ താപനിലയിൽ അലോഹങ്ങൾ കുറഞ്ഞ ദ്രവനിലയും തിളനിലയുമുള്ള ഖരങ്ങളോ വാതകങ്ങളോ ആയിരിക്കും. (ബോറോണും കാർബണും ഇതിന് അപവാദങ്ങളാണ്). ഇവ താപത്തിന്റെയും വൈദ്യുതിയുടേയും നല്ല ചാലകങ്ങൾ അല്ല. മിക്കവാറുമുള്ള അലോഹങ്ങൾ പൊട്ടിപ്പോകുന്നവയും, പത്രണീയതയോ തന്യതയോ ഇല്ലാത്തവയുമാണ്. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരും തോറും മൂലകങ്ങൾ കൂടു

തൽ ലോഹസ്വഭാവമുള്ളവയായി മാറുന്നു. **ആവർത്തന പ്പട്ടികയിൽ** കുറുകെ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും അലോഹസ്വഭാവം കൂടുന്നു. ലോഹ സ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് അലോഹ സ്വഭാവത്തിലേക്കുള്ള മാറ്റം ചിത്രം 3.3 ൽ കനമുള്ള സിഗ് - സാഗ് വര കൊണ്ട് കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ വളരെ പെട്ടെന്നു സംഭവി ക്കുന്നതല്ല. ഈ രേഖയുടെ അതിർത്തിയിൽ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയു**ടെ വികർണസ്ഥാനങ്ങളിൽ ഉള്ള മൂലകങ്ങൾ (സിലിക്കൺ, ജർമേനിയം, ആഴ്സനിക്, ആന്റിമണി, ടെലൂറിയം) ലോഹത്തിന്റേയും അലോഹ ത്തിന്റേയും സവിശേഷഗുണങ്ങൾ കാണിക്കുന്നു. ഇത്തരം മൂലകങ്ങളെ **അർധലോഹങ്ങൾ (semi metals)** അഥവാ **ഉപലോഹങ്ങൾ (metalloids)** എന്നു വിളിക്കു ന്നു.

പ്രശ്നം 3.4

അറ്റോമിക സംഖ്യയുടേയും ആവർത്തനപ്പട്ടിക യിലെ സ്ഥാനത്തിന്റേയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളെ അവ യുടെ ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമ ത്തിൽ എഴുതുക: Si, Be, Mg, Na, P.

ഉത്തരം:

ലോഹസ്വഭാവം ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരും തോറും കൂടുകയും പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്നും വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട് ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമം P< Si < Be<Mg < Na.

3.7 മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകൾ:

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോഴും പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വല ത്തേക്ക് പോകുമ്പോഴും മൂലകങ്ങളുടെ രാസപരവും ഭൗതീകവുമായ ഗുണങ്ങളിൽ പ്രകടമായ ഒന്നിലധികം ക്രമങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഉദാഹരണമായി ഒരു പീരീഡിൽ മൂല കങ്ങളുടെ രാസക്രിയാശീലത ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് ലോഹമൂ ലകങ്ങളിൽ ഉയർന്നതും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മധ്യ ഭാഗത്തേക്ക് വരുന്തോറും കുറയുകയും പിന്നീട് ഉയർന്ന് പതിനേഴാം ഗ്രൂപ്പ് അലോഹങ്ങളിൽ ഉച്ചനിലയിലെത്തു കയും ചെയ്യുന്നു. ഇതുപോലെ പ്രാതിനിധ്യ ലോഹമൂ ലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പിൽ (ഉദാഹരണത്തിന് ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ) മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുന്തോറും ക്രിയാശീലത കൂടുന്നു. എന്നാൽ അലോഹഗ്രൂപ്പിൽ (ഉദാഹരണത്തിന് ഹാലൊജനുകളിൽ) മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ക്രിയാശീലത കുറയുന്നു. പക്ഷേ എന്തു കൊണ്ടാണ് മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണങ്ങൾ ഈ പ്രവ ണത പിൻതുടരുന്നത്? അതു പോലെ നമുക്ക് എങ്ങനെ ഈ ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും? ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഉത്തരം നൽകുന്നതിനായി ആറ്റ ത്തിന്റെ ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള സിദ്ധാന്തങ്ങളും ആറ്റ ത്തിന്റെ സ്വഭാവങ്ങളും നമുക്ക് നോക്കേണ്ടതുണ്ട്. ഈ ഭാഗത്തിൽ രാസപരവും ഭൗതീകവുമായ ചില ഗുണ ങ്ങളുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളെക്കുറിച്ച് ചർച്ച ചെയ്യുകയും അവയെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന്റെയും ഊർജ നിലകളുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാൻ ശ്രമിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

3.7.1 ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളിലുള്ള ക്രമാവർത്ത നങ്ങൾ.

മൂലകങ്ങൾ അവയുടെ ദ്രവനില, തിളനില, ഉരുകൽ താപം, ബാഷ്പീകരണതാപം, അറ്റോമീകരണതാപം തുടങ്ങിയ നിരവധി ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളിൽ ആവർത്തന വ്യതിയാനം കാണിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും അറ്റോമിക ആരം, അയോണികആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി (ionization enthalpy), ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി (electrongain enthalpy), വിദ്യുത്ഋണത (electron negativity) തുടങ്ങിയവയിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകളെക്കുറിച്ചാണ് നാം ചർച്ച ചെയ്യാൻ പോകുന്നത്.

(a) അറ്റോമികആരം (Atomic radius)

ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കണക്കാക്കുന്നത് ഒരു പന്തിന്റെ ആരം അളക്കുന്നതിനേക്കാൾ എത്രയോ സങ്കീർണമാണ് എന്ന് നിങ്ങൾക്ക് സങ്കൽപ്പിക്കുവാൻ കഴിയും. അത് എന്ത് കൊണ്ടാണെന്ന് അറിയാമോ? ഒന്നാമത് ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം തീരെ ചെറുതാണ് (~ 1.2 A° i.e., 1.2×10^{-10} m). രണ്ടാമതായി ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ പടലത്തിന് ഒരു നിശ്ചിത അതിർത്തി ഇല്ലാത്തതിനാൽ ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പ നിർണയം അത്ര കൃത്യമായിരിക്കുകയുമില്ല. മറ്റൊരർഥ ത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം അളക്കു ന്നതിന് യാതൊരു പ്രായോഗിക മാർഗവും നിലവിലില്ല എന്നതാണ്. എന്നാലും ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം അള ക്കുന്നതിനായി സംയുക്താവസ്ഥയിലുള്ള ആറ്റങ്ങളുടെ ഇടയിലുള്ള അകലം അറിഞ്ഞാൽ മതിയാകും. ഒരു അലോഹ ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കണക്കാക്കുന്നതിനുള്ള പ്രായോഗികമാർഗം എന്നു പറയുന്നത് ഇത്തരം ആറ്റ ങ്ങൾ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സഹസംയോജക തന്മാത്ര യിലെ ഏകബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന രണ്ട് ആറ്റ ങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള അകലം അളക്കുക എന്നുള്ളതാണ്.

ഈ വിലയിൽ നിന്ന് അവയുടെ **സഹസംയോജക ആരം** കണ്ടെത്താവുന്നതാണ്. ഉദാഹരണമായി ക്ലോറിൻ തന്മാത്രയുടെ ബന്ധനദൈർഘ്യം 198pm ആണ്. ഇതിന്റെ പകുതി ദൈർഘ്യത്തെ (99pm) ക്ലോറിൻ ആറ്റത്തിന്റെ അറ്റോമിക ആരമായി എടുക്കാവുന്നതാണ്. എന്നാൽ ലോഹആറ്റങ്ങളുടെ വലിപ്പം സൂചിപ്പിക്കുവാൻ **ലോഹീയആരമാണ് (metallic radius)** ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഇത് ഒരു ലോഹപരലിലെ ലോഹകോറുകളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലുള്ള അകലത്തിന്റെ പകുതിയാണ്. ഉദാഹരണമായി കോപ്പർക്രിസ്റ്റലിലെ അടുത്തടുത്ത രണ്ട് കോപ്പർ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള അകലം 256pm ആണ്. അതുകൊണ്ട് കോപ്പറിന്റെ ലോഹീയ ആരം 128pm ആയി എടുത്തിരിക്കുന്നു. സൗകര്യത്തിനു വേണ്ടി ഈ പുസ്തകത്തിൽ ലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ ലോഹീയ ആരത്തിനും അലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ സഹസംയോജകആരത്തിനും പകരമായി **അറ്റോമിക ആരം** എന്ന പദമാണ് ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്നത്. X - റേ അല്ലെങ്കിൽ മറ്റ് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിക് മാർഗങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് അറ്റോമികആരം അളക്കാവുന്നതാണ്.

ചില മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമികആരം പട്ടിക 3.6 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ രണ്ട് പ്രവണതകൾ വ്യക്തമാണ്. ഈ പ്രവണതകളെ നമുക്ക് ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിന്റെയും ഊർജനിലകളുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാം. രണ്ടാം പീരീഡ്മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക വലിപ്പം സാധാരണയായി പട്ടിക 3.4 (a) യിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ ഒരു പീരീഡിൽ കുറഞ്ഞു വരുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരേ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലാണ് ചേർക്കപ്പെടുന്നത്. എന്നാൽ സഫല ന്യൂക്ലിയർചാർജ് (effective nuclear charge) അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുന്നു. ഈ ഉയർന്ന ന്യൂക്ലിയർചാർജ് ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് കൂടുതലായി ആകർഷിക്കുന്നു. തൽഫലമായി അറ്റോമികവലിപ്പം കുറയുന്നു. **ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ** ഒരു കുടുംബത്തിൽ അഥവാ ലംബമായനിരയിൽ അറ്റോമിക ആരം അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ക്രമമായി കൂടി വരുന്നു. പട്ടിക 3.4 (b) ശ്രദ്ധിക്കുക. ക്ഷാര മൂലകങ്ങൾക്കും ഹാലൊജനുകൾക്കും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുംതോറും പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ കൂടുന്നു. തൽഫലമായി ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് കൂടുതൽ അകലുന്നു. ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് നിറഞ്ഞ ഉള്ളിലുള്ള ഊർജനിലകൾ ബാഹ്യഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ആകർഷണത്തിൽ നിന്ന് തടയുന്ന ഒരു മറ പോലെ പ്രവർത്തിക്കുന്നതു കൊണ്ടാണ് ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്. തൽഫലമായി അറ്റോമികആരത്തിന്റെ വിലകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ ആറ്റോമികവലിപ്പം കൂടുന്നു.

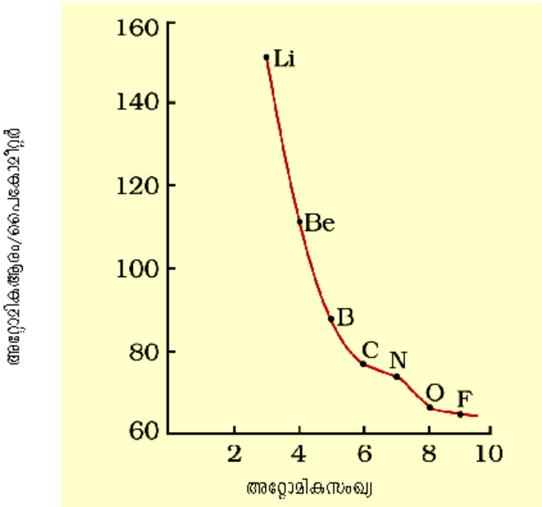
ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ അറ്റോമികആരം ഇവിടെ പരിഗണിച്ചിട്ടില്ല എന്നുള്ളത് ശ്രദ്ധിക്കുക. ഏക ആറ്റോമികങ്ങളായതിനാൽ അവയുടെ ബന്ധനരഹിത ആരങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ വളരെ വലുതാണ്. യഥാർഥത്തിൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ആരങ്ങൾ മറ്റു മൂലകങ്ങളുടെ സഹസംയോജക ആരങ്ങളുമായല്ല മറിച്ച് അവയുടെ വാണ്ടർവാൾസ് ആരവുമായി (VanderWaals radius) വേണം താരതമ്യപ്പെടുത്തേണ്ടത്.

പട്ടിക 3.6(a) അറ്റോമികആരം/pm ഒരു പീരിഡിൽ ഉടനീളം

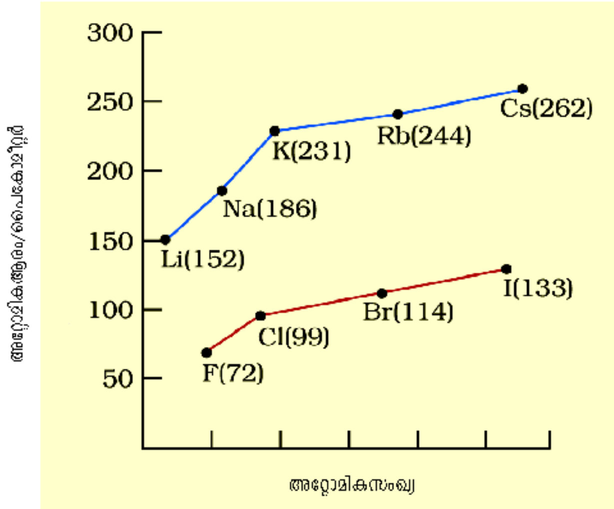
ആറ്റം (പീരിഡ് II)	Li	Be	B	C	N	O	F
അറ്റോമികആരം	152	111	88	77	74	66	64
ആറ്റം (പീരിഡ് III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
അറ്റോമികആരം	186	160	143	117	110	104	99

പട്ടിക 3.6(b) അറ്റോമികആരം/pm ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴേക്ക്

ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് I)	അറ്റോമിക ആരം	ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് 17)	അറ്റോമിക ആരം
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



ചിത്രം 3.4 (a) *രണ്ടാം പീരീഡിലെ അറ്റോമികസംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ച് അറ്റോമികആരത്തിലുള്ള വ്യതിയാനം*



ചിത്രം 3.4 (b) *ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടേയും ഹാലൊജനുകളുടേയും അറ്റോമികസംഖ്യയനുസരിച്ചുള്ള അറ്റോമിക ആരത്തിലെ വ്യതിയാനം*

(b) അയോണിക ആരം (Ionic radius)

ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ടാൽ **കാറ്റയോണും** ആറ്റം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നേടിയാൽ **ആനയോണും** ഉണ്ടാകുന്നു. ഒരു അയോണിക പരലിലെ കാറ്റയോണും ആനയോണും തമ്മിലുള്ള അകലത്തിൽ നിന്ന് അയോണികആരം കണക്കാക്കാം. മൂലകങ്ങളുടെ അയോണികആരങ്ങളിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ അറ്റോമിക ആരത്തിന്റേതിന് സമാനമാണ്. ഒരു കാറ്റയോണിന്റെ വലിപ്പം അതിന്റെ മാതൃ ആറ്റത്തേക്കാൾ ചെറുതായിരിക്കും. ന്യൂക്ലിയാർചാർജ് സ്ഥിരമായിരിക്കെത്തന്നെ അതിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കുറയുന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. ഒരു ആനയോണിന്റെ വലിപ്പം അതിന്റെ മാതൃആറ്റത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതൽ ആയിരിക്കും. ഒന്നോ അതിലധികമോ ഇലക്ട്രോണുകൾ ചേരുമ്പോൾ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം വർധിക്കുകയും, സഫല ന്യൂക്ലിയർചാർജ് കുറയുകയും ചെയ്യുന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. ഉദാഹരണത്തിന് ഫ്ളൂറൈഡ് ആനയോണിന്റെ ആരം 136pm ആണ്. എന്നാൽ ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റത്തിന് ആരം 64pm മാത്രമേ ഉള്ളൂ. Na ന്റെ അയോണിക ആരമായ 95pm-മായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ സോഡിയത്തിന്റെ അറ്റോമികആരം 186pm ആണ്.

തുല്യ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള ആറ്റങ്ങളെയോ അയോണുകളെയോ നാം കാണാറുണ്ട്. അവ **സമ ഇലക്ട്രോണിക സ്പീഷീസ് (isoelectronic species)*** എന്നാണ് അറിയപ്പെടുന്നത്. O^{2-}, F^{-}, Na^{+}, Mg^{2+} എന്നിവയ്ക്ക് തുല്യ എണ്ണം (10) ഇലക്ട്രോണുകളാണ് ഉള്ളത്. അവയുടെ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് വ്യത്യസ്തമായതിനാൽ ആരവും വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും. ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കാറ്റയോണിന്റെ ആരം ഏറ്റവും കുറവ് ആയിരിക്കും. ഇതിന് കാരണം ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള ഉയർന്ന ആകർഷണബലമാണ്. കൂടിയ നെഗറ്റീവ്ചാർജുള്ള ആനയോണിന്റെ ആരം ഏറ്റവും കൂടുതൽ ആയിരിക്കും. ഇവിടെ, ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള ആകെ വികർഷണം ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ആകർഷണത്തെക്കാളും മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നതിന്റെ ഫലമായി അയോണിന്റെ വലിപ്പം കൂടുന്നു.

പ്രശ്നം 3.5

താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏറ്റവും കൂടിയ വലിപ്പമുള്ളവയും ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ വലിപ്പമുള്ളവയും ഏത് Mg, Mg^{2+}, Al, Al^{3+}.

ഉത്തരം:

ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് അറ്റോമികആരം കുറയുന്നു. കാറ്റയോണുകൾ അവയുടെ മാതൃ ആറ്റത്തേക്കാൾ ചെറുതാണ്. സമ ഇലക്ട്രോണിക സ്പീഷീസിൽ ന്യൂക്ലിയസിന് ഏറ്റവും ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ളവയ്ക്ക് ആരം ഏറ്റവും കുറവായിരിക്കും. അതുകൊണ്ട് ഏറ്റവും വലിപ്പമുള്ളത് Mg ഉം ഏറ്റവും ചെറുത് Al^{3+}ഉം ആണ്.

(c) അയോണീകരണ എൻഥാൽപി [Ionization enthalpy]

ഒരു മൂലകത്തിന് ഇലക്ട്രോണിനെ നഷ്ടപ്പെടുത്താനുള്ള കഴിവ് അളക്കാനുള്ള ഏകകം ആണ് **അയോ**

* *തുല്യഎണ്ണം ആറ്റങ്ങളും തുല്യഎണ്ണം സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളും ഒരേ ഘടനയുമുള്ള (അവയിലുൾപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവം പരിഗണിക്കാതെ) രണ്ടോ അതിലധികമോ സ്പീഷീസ്)*

ണീകരണഎൻഥാൽപി. വാതകാവസ്ഥയിൽ നിമ്ന ഊർജനിലയിലുള്ള (ground state) ഒറ്റപ്പെട്ട ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് {X(g)} ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിനാവശ്യമായ ഊർജമാണ് അയോണികരണ എൻഥാൽപി. സമവാക്യം 3.1 സൂചിപ്പിക്കുന്ന പ്രവർത്തനം നടക്കുമ്പോൾ ഉണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് അയോണീകരണഎൻഥാൽപി.

$$X(g) \rightarrow X^{+}(g) + e^{-} \qquad (3.1)$$

അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയുടെ ഏകകം കിലോ ജൂൾസ് / മോൾ ആണ്. ഒരു ധനചാർജുള്ള അയോണിൽ നിന്ന് ഏറ്റവും കൂടുതൽ അസ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യാൻ ആവശ്യമായ ഊർജമാണ് രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി. സമവാക്യം 3.2 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് രണ്ടാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി.

$$X^{+}(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^{-} \qquad (3.2)$$

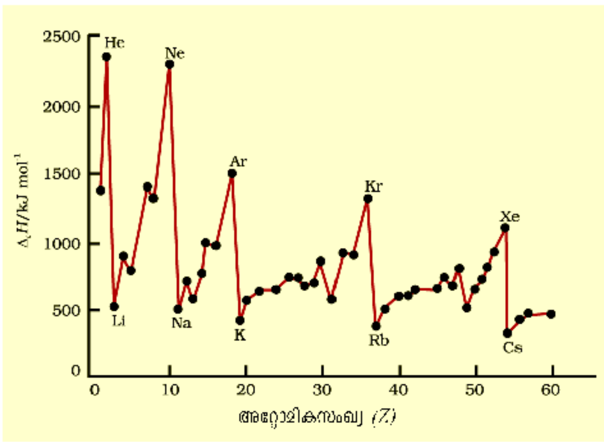
ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കംചെയ്യാൻ ഊർജം ആവശ്യമാണ് എന്നുള്ളതു കൊണ്ട് തന്നെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി എപ്പോഴും പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും. ധനചാർജുള്ള അയോണിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കംചെയ്യുന്നത് നിർവീര്യമായ ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് നീക്കംചെയ്യുന്നതിനേക്കാൾ കൂടുതൽ പ്രയാസമായതിനാൽ രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയേക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കും. ഇത്തരത്തിൽ, മൂന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി രണ്ടാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയേക്കാൾ ഉയർന്നതായിരിക്കും. പ്രത്യേകമായി പരാമർശിച്ചിട്ടില്ലെങ്കിൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി എന്ന പദത്തെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ആയി കണക്കാക്കുന്നു.

അറ്റോമിക നമ്പർ 60 വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ചിത്രം 3.5 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. രൂപരേഖയുടെ ക്രമാവർത്തനം തികച്ചും ശ്രദ്ധേയമാണ്. പൂർത്തിയായ ഇലക്ട്രോൺ ഷെല്ലുകളും വളരെ സ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമുള്ള ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്കാണ് പരമാവധി മൂല്യങ്ങൾ കാണാൻ കഴിയുക. അതുപോലെ, ഏറ്റവും കുറവ് ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾക്കുമാണ്. അവയുടെ കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി അവയുടെ ഉയർന്ന ക്രിയാശീലതയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. ഇതുകൂടാതെ, അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയിൽ രണ്ട് പ്രവണതകൾ കാണാവുന്നതാണ്. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി കൂടുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് പോകുംതോറും കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ രണ്ടാം പീരീഡിലെയും ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ ഈ പ്രവണതകൾ യഥാക്രമം ചിത്രം 3.6 (a) യിലും 3.6 (b) യിലും കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. അയോണീകരണഊർജവും അറ്റോമികആരവും പരസ്പര ബന്ധമുള്ള ഗുണങ്ങളാണെന്ന് നിങ്ങൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്. ഈ പ്രവണത മനസിലാക്കുന്നതിന് രണ്ട് ഘടകങ്ങൾ പരിഗണിക്കേണ്ടതാണ്.

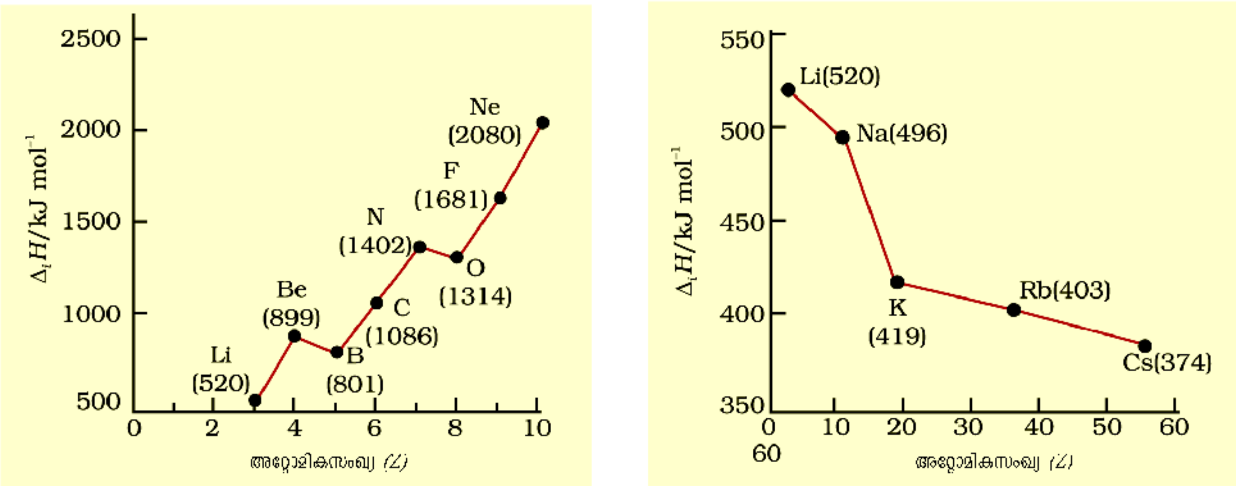
i) ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകർഷണം

ii) ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം.

ഒരു ആറ്റത്തിലെ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിന് അനുഭവപ്പെടുന്ന സഫല ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് (effective nuclear charge) യഥാർഥ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനേക്കാൾ കുറവാണ്. ബാഹ്യതമഷെല്ലിനും ന്യൂക്ലിയസിനും ഇടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ (കോർ ഇലക്ട്രോണുകൾ) ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് ഒരു **കവചം പോലെ മറയ്ക്കുന്ന**തിനാലാണ് ഇത് സംഭവിക്കുന്നത്. ഇതിനെ പരിരക്ഷണപ്രഭാവം (shielding effect) അല്ലെങ്കിൽ കവച പ്രഭാവം (screening effect) എന്നു പറയുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, ലിഥിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളെ ഉള്ളിലുള്ള 1s ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് മറയ്ക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ അനുഭവിക്കുന്ന സഫല പോസിറ്റീവ് ചാർജ് യഥാർഥത്തിലുള്ള +3 ചാർജിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. പൊതുവെ ഉള്ളിലുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾ പൂർണമായും നിറഞ്ഞതാണെങ്കിൽ **മറയ്ക്കൽ (screening)** കൂടുതൽ ശക്തിയുള്ളതായിരിക്കും. ഉൽകൃഷ്ടവാതക വിന്യാസത്തിന് ശേഷം ഒരു ബാഹ്യ



ചിത്രം 3.5 *Z = 1 മുതൽ 60 വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ചുള്ള അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയിലുള്ള ($\Delta_i H$) പ്രവണതകൾ*



3.6 (a) *3.6 (b)*

ചിത്രം 3.6(a) *രണ്ടാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി ($\Delta_i H$) അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യയു (Z) മായി ബന്ധിപ്പിച്ച്* **(b)** *ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെ $\Delta_i H$ അവയുടെ Z മായി ബന്ധിപ്പിച്ച്.*

തമ ns ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ ഇത് സംഭവിക്കുന്നു.

രണ്ടാം പീരീഡിൽ ലിഥിയത്തിൽ നിന്ന് ഫ്ളൂറിനിലേക്ക് പോകുന്തോറും തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ ഉള്ള ഓർബിറ്റലിലേക്കാണ് ചേർക്കപ്പെടുന്നത്. ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളും ന്യൂക്ലിയസ്സും തമ്മിലുള്ള കൂടിയ ആകർഷണ ബലത്തെ പരിഹരിക്കത്തക്കവിധം ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജിൽ നിന്ന് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളെ മറയ്ക്കാൻ സാധിക്കുന്നില്ല. അപ്രകാരം ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ന്യൂക്ലിയർ പരിരക്ഷണ ചാർജിന്റെ വർധനവ്, ഷീൽഡിംഗ് പ്രഭാവത്തേക്കാൾ മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നു. തൽഫലമായി, ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ കൂടുതൽ ശക്തിയോടെ ആകർഷിക്കപ്പെടുകയും അയോണീകരണ എൻഥാൽപി പീരീഡിൽ കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരും തോറും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് വളരെ അകലത്തിലാകുന്നു. അതിനാൽ ഉള്ളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനെ കൂടുതലായി മറയ്ക്കുന്നു. ഇവിടെ കൂടുന്ന ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനെ, ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വർധിതമായ പരിരക്ഷണപ്രഭാവം മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നതിനാൽ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിനെ പുറത്താക്കുന്നതിന് കുറഞ്ഞ ഊർജം മതിയാകും.

ബോറോണിന്റെ (Z=5) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ് ബെറിലിയ (Z=4) ത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതലാണെങ്കിലും അതിന്റെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ബെറിലിയത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവാണെന്ന് ചിത്രം 3.6 (a) ൽ നിന്ന് വ്യക്തമാണ്. ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം നിലയിലെ s ഇലക്ട്രോണുകൾ p ഇലക്ട്രോണുകളേക്കാൾ കൂടുതലായി ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് ആകർഷിക്കപ്പെടുന്നു. ബെറിലിയത്തിൽ അയോണീകരണം നടക്കുമ്പോൾ നീക്കം ചെയ്യപ്പെടുന്നത് s ഇലക്ട്രോൺ ആണെങ്കിൽ ബോറോണിൽ അത് p ഇലക്ട്രോണാണ്. ഒരു 2s ഇലക്ട്രോണിന്റെ ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള അന്തർഗമനശക്തി (penetrating power) 2p ഇലക്ട്രോണിനേക്കാൾ കൂടുതലായതിനാൽ, ബോറോണിലെ 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ ബെറിലിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളേക്കാൾ, ഉള്ളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് കൂടുതലായി ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് തടയപ്പെടുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ബോറോണിലെ 2p ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യാൻ ബെറിലിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളേക്കാൾ എളുപ്പമാണ്. അങ്ങനെ ബോറോണിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ബെറിലിയത്തേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. ഓക്സിജന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി നൈട്രജനേക്കാൾ കുറഞ്ഞിരിക്കുന്നത് മറ്റൊരു അസ്വഭാവികതയാണ്. ഇതുണ്ടാകാനുള്ള കാരണം നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിൽ മൂന്ന് 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ വ്യത്യസ്ത അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നു എന്നുള്ളതാണ് (ഹണ്ട്സ് നിയമം). എന്നാൽ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിൽ നാല് 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ളതിൽ രണ്ട് എണ്ണം ഒരേ 2p ഓർബിറ്റലിൽ സ്ഥിതി ചെയ്തേ മതിയാകൂ. ഇത് വർധിച്ച ഇലക്ട്രോൺ - ഇലക്ട്രോൺ വികർഷണത്തിന് കാരണമാകുന്നു. തൽഫലമായി ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് നാലാമത്തെ 2p ഇലക്ട്രോണിനെ പുറത്താക്കുന്നത് നൈട്രജനിലെ മൂന്നാമത്തെ 2p ഇലക്ട്രോണുകളിലൊന്നിനെ പുറത്താക്കുന്നതിനേക്കാൾ എളുപ്പമാണ്.

പ്രശ്നം 3.6

മൂന്നാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളായ Na, Mg, Si, എന്നിവയുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി ($\Delta_i H$) യഥാക്രമം 496, 737, 786 കിലോജൂൾസ്/മോൾ വീതമാണ്. അലൂമിനിയത്തിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ ഊർജം ($\Delta_i H$) 575 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടാണോ 760 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടാണോ കൂടുതൽ അടുത്തിരിക്കുന്നത്. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം ന്യായീകരിക്കുക.

ഉത്തരം:

അത് 575 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടായിരിക്കും കൂടുതൽ അടുത്തിരിക്കുന്നത്. 3p ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് 3s ഇലക്ട്രോണുകൾ ശക്തമായി മറയ്ക്കുന്നതിനാൽ അലുമിനിയത്തിന്റെ അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യം മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും.

(d) ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി [electron gained enthalpy]:

ഒരു നിർവീര്യമായ വാതക ആറ്റത്തിലേക്ക് (X) ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർത്ത് അതിനെ ഒരു നെഗറ്റീവ് അയോണാക്കി മാറ്റുന്ന പ്രവർത്തനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യതിയാനത്തെ **ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി** ($\Delta_{eg}H$) എന്ന് വിളിക്കുന്നു. സമവാക്യം 3.3 സൂചിപ്പിക്കുന്നത് പോലെ ഒരു ആറ്റം ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർത്ത് ഒരു ആനയോണായി മാറാനുള്ള അനായാസതയെ കാണിക്കുന്ന ഒരു തോതാണ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി.

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) \qquad (3.3)$$

ഒരു മൂലകത്തെ സംബന്ധിച്ച്, ഒരു ആറ്റം ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കുന്ന പ്രവർത്തനം താപമോചകമോ താപശോഷകമോ ആകാം. മിക്കവാറും മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കപ്പെടുമ്പോൾ ഊർജം ഉൽസർജിക്കപ്പെടുകയാണ് ചെയ്യുന്നത്. അതു കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി നെഗറ്റീവ് ആയിരിക്കും. ഉദാഹരണമായി, 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്ക് (ഹാലൊജനുകൾ) വളരെ കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയാണ് ഉള്ളത്. കാരണം ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർത്തുകൊണ്ട് അവയ്ക്ക് ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു. ഇതിനു വിപരീതമായി, ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്ക് ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ആണ് ഉള്ളത്. കാരണം ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേശിക്കേണ്ടി വരുന്നത് അടുത്ത ഉയർന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്കാണ്. ഇത് വളരെ അസ്ഥിരമായ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന് വഴിതെളിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിക്ക് ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് വിലകൾ വരുന്നത് ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വലതു മുകൾ ഭാഗത്ത്, ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്ക് തൊട്ടു മുൻപായിട്ടാണ് എന്നത് ശ്രദ്ധിക്കുമല്ലോ.

ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയുടെ വ്യതിയാനങ്ങൾ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുടേത് പോലെ അത്ര ക്രമമായിട്ടല്ല. പൊതുവെ പറഞ്ഞാൽ, ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത ഊർജം അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുന്നു. സഫല ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തോക്ക് പോകുന്തോറും കൂടുന്നു. അതിനനുസരിച്ച് ഒരു ചെറിയ ആറ്റത്തിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കാൻ എളുപ്പമാകുന്നു. ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസിനോട് കൂടുതൽ അടുത്തായതാണ് ഇതിന് കാരണം. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴോട്ട് വരുംതോറും ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കൂടുന്നതിനാൽ ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് വളരെ അകലെ ആയിരിക്കും. അതു കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്കു വരും തോറും കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് മൂല്യമായി മാറുന്നു. ഇതാണ് പൊതുവായ പ്രവണത. (പട്ടിക 3.7). എന്നിരുന്നാലും ഓക്സിജന്റേയും (O) ഫ്ളൂറിന്റേയും (F) നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി തൊട്ടടുത്ത മൂലകത്തിനേക്കാൾ (യഥാക്രമം S, Cl) കുറവാണ്. ഇതിനുകാരണം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കപ്പെടുമ്പോൾ, അത് പ്രവേശിക്കുന്നത് താഴ്ന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്കാണ് (n=2). ഇത് അതേ നിലയിലുള്ള മറ്റ് ഇലക്ട്രോണുകളിൽ നിന്നുള്ള കൂടിയ വികർഷണ ബലത്തിന് കാരണമാകുന്നു. n = 3 എന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്ക് ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ (S or Cl) കൂടുതൽ വിസ്തൃതമായ മേഖലയിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത് കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ - ഇലക്ട്രോൺ വികർഷണം വളരെ കുറവായിരിക്കും.

പ്രശ്നം 3.7

ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത് ഏതിനാണ്? ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത് ഏതിനാണ്? P, S, Cl, F. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം വിശദീകരിക്കുക.

പട്ടിക 3.7 ചില പ്രധാന ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപികൾ* / കിലോ ജൂൾ മോൾ ($kJ\ mol^{-1}$)

ഗ്രൂപ്പ് 1	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 16	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 17	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 0	$\Delta_{eg}H$
H	– 73					**He**	+ 48
Li	– 60	**O**	– 141	**F**	– 328	**Ne**	+ 116
Na	– 53	**S**	– 200	**Cl**	– 349	**Ar**	+ 96
K	– 48	**Se**	– 195	**Br**	– 325	**Kr**	+ 96
Rb	– 47	**Te**	– 190	**I**	– 295	**Xe**	+ 77
Cs	– 46	**Po**	– 174	**At**	– 270	**Rn**	+ 68

ഉത്തരം:

ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി സാധാരണയായി കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുന്നു. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരും തോറും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയുടെ നെഗറ്റീവ് വില കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നിരുന്നാലും 2p ഓർബിറ്റലിലേക്ക് ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന വികർഷണം വലിപ്പമുള്ള 3p ഓർബിറ്റലിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്നതിനേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. ആയതിനാൽ കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ക്ലോറിനും, കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഫോസ്ഫറസിനുമാണ്.

(e) ഇലക്ട്രോൺ ഋണത [electronegativity]:

രാസസംയുക്തത്തിലെ ഒരു ആറ്റത്തിന്, പങ്കു വയ്ക്കപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോണുകളെ അതിന്റെ സമീപത്തേക്ക് ആകർഷിക്കാനുള്ള കഴിവിന്റെ ഗുണാത്മക തോതാണ് **ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി** അഥവാ **ഇലക്ട്രോൺ ഋണത.** അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയേയോ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയേയോ പോലെ അളന്നു കണ്ടുപിടിക്കാൻ കഴിയുന്നതല്ല ഇലക്ട്രോൺ ഋണത എന്നിരുന്നാലും മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനായി പോളിങ് സ്കെയിൽ (Pauling scale), മുല്ലിക്കൺ-ജാഫേ (Mullikan - Jaffe)) സ്കെയിൽ, ആൽറെഡ് - റോച്ചോ (Allred-Rochow) സ്കെയിൽ എന്നിങ്ങനെ ഒന്നിൽ കൂടുതൽ സമ്പ്രദായങ്ങൾ രൂപപ്പെടുത്തിയിട്ടുണ്ട്. പോളിങ് സ്കെയിലാണ് ഏറ്റവും കൂടുതലായി ഉപയോഗിക്കുന്നത്. 1922 ൽ അമേരിക്കൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ലീനസ് പോളിങ്, ഇലക്ട്രോണുകളെ ആകർഷിക്കാനുള്ള കഴിവ് ഏറ്റവും കൂടുതലുണ്ട് എന്ന് കരുതുന്ന ഫ്ളൂറിന് 4 എന്ന വില നൽകി. ചില മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുടെ ഏകദേശ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 3.8 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. (പട്ടിക 3.8 (a)) (പട്ടിക 3.8 (b))

ഒരു മൂലകത്തിന്റെയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണത സ്ഥിരമായ ഒന്നല്ല. ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങൾക്കനുസരിച്ച് അതിന് മാറ്റങ്ങൾ ഉണ്ടാകാം. അളക്കാവുന്ന ഒരു ഗുണം അല്ലെങ്കിൽപ്പോലും ആറ്റങ്ങളെ കൂട്ടിച്ചേർത്ത് നിർത്തുന്ന ബലത്തിന്റെ സ്വഭാവം നിർവചിക്കാൻ ഇത് സഹായിക്കുന്നു. അത്തരത്തിലുള്ള ബന്ധങ്ങളെ കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പിന്നീട് മനസിലാക്കുന്നുണ്ട്.

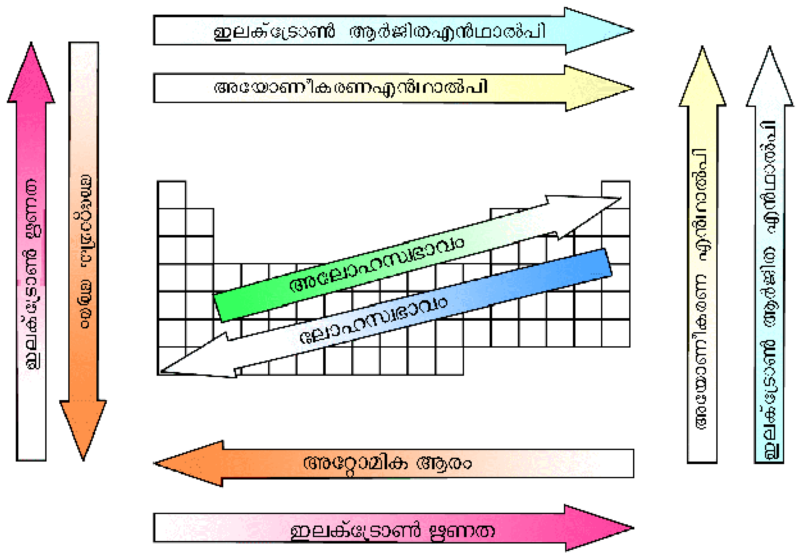
ഇലക്ട്രോൺ ഋണത ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് (ഉദാ : ലിഥിയം മുതൽ ഫ്ളൂറിൻ വരെ) കൂടുകയും, ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്നും താഴേക്ക് (ഉദാ: ഫ്ളൂറിൻ മുതൽ അസ്റ്റാറ്റിൻ വരെ) കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ പ്രവണതയെ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും? പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുമ്പോൾ കുറയുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കൂടുകയും ചെയ്യുന്ന അറ്റോമികആരവുമായി ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയെ ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിയുമോ ? ഒരു പീരീഡിൽ അറ്റോമികആരം കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് ഏറ്റവും പുറമേയുള്ള (ബാഹ്യതമ) ഇലക്ട്രോണുകളും ന്യൂക്ലിയസും തമ്മിലുള്ള ആകർഷണം കൂടുകയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണത വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുപോലെ തന്നെ ഗ്രൂപ്പിൽ

* *പല പുസ്തകങ്ങളിലും സമവാക്യം 3.3 ൽ പ്രതിപാദിച്ചിരിക്കുന്ന പ്രക്രിയയുടെ നെഗറ്റീവ് എൻഥാൽപി വ്യതിയാനം, പരിഗണനയിലുള്ള ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റിയായിട്ടാണ് (A_e) നിർവചിച്ചിട്ടുള്ളത്. ഒരാറ്റത്തിലേക്ക് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂട്ടിച്ചേർക്കുമ്പോൾ ഊർജം ബഹിർഗമിക്കുകയാണെങ്കിൽ, ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റി പോസിറ്റീവായിരിക്കും. ഇത് താപഗതികരീതിക്ക് വിപരീതമാണ്. ഒരു ആറ്റത്തിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ കൂട്ടിച്ചേർക്കാൻ ഊർജം നൽകുകയാണെങ്കിൽ ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റിക്ക് നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നമായിരിക്കും നൽകുക. ഏതുവിധമായാലും ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റി നിർവചിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത് കേവല പൂജ്യത്തിലാകയാൽ, മറ്റേത് താപനിലയിലും (T) ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും അഭികാരകങ്ങളുടെയും താപധാരിതകൂടി പരിഗണിക്കേണ്ടതായുണ്ട്* $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2\ RT$.

മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ അറ്റോമിക ആരം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കുറയുന്നു. ഈ പ്രവണത അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റേതിന് സമാനമാണ്.

ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും അറ്റോമികആരവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തിന്റെ അറിവ് വച്ചുകൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും അലോഹസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുമോ? അലോഹ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോണുകളെ നേടാൻ ശക്തമായ പ്രവണതയുണ്ട്. അതുകൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ഋണത മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവങ്ങളുമായി നേരിട്ട് ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. കുറച്ചു കൂടി വിശദീകരിച്ചു പറഞ്ഞാൽ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹസ്വഭാവവുമായി വിപരീതാനുപാതത്തിലാണ്. അതുപ്രകാരം ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവവും കൂടുന്നു (അഥവാ ലോഹസ്വഭാവം കുറയുന്നു). അതുപോലെ തന്നെ, ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക്, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവവും കുറയുന്നു (അഥവാ ലോഹസ്വഭാവം കൂടുന്നു).

ഇത്തരത്തിലുള്ള എല്ലാ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും ചിത്രം 3.7 ൽ സംഗ്രഹിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 3.7 മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ആവർത്തനപ്രവണതകൾ

പട്ടിക 3.8(a) ഒരു പീരിഡിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാമൂല്യങ്ങൾ (പോളിങ് സ്കെയിലിൽ)

ആറ്റം (പിരീഡ് II)	**Li**	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**
ഇലക്ട്രോൺ ഋണത	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
ആറ്റം (പിരീഡ് III)	**Na**	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**
ഇലക്ട്രോൺ ഋണത	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

പട്ടിക 3.8(b) ഒരു ഗ്രൂപ്പിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാമൂല്യങ്ങൾ (പോളിങ് സ്കെയിൽ)

ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് I)	ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാ മൂല്യങ്ങൾ	ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് 17)	ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാ മൂല്യങ്ങൾ
Li	1.0	**F**	4.0
Na	0.9	**Cl**	3.0
K	0.8	**Br**	2.8
Rb	0.8	**I**	2.5
Cs	0.7	**At**	2.2

3.7.2 രാസ ഗുണങ്ങളിലെ ആവർത്തനപ്രവണതകൾ: (periodic trends in chemical properties)

വികർണബന്ധങ്ങൾ (diagonal relationships), അലസ ജോഡിപ്രഭാവം (inert pair effect), ലാന്തനോയിഡ് സങ്കോചത്തിന്റെ (lanthanoid contraction) സ്വാധീനം എന്നിവ പോലെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ രാസഗുണങ്ങളിലെ മിക്കവാറുമുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ വരുന്ന അധ്യായങ്ങളിൽ ഓരോ ഗ്രൂപ്പിനോടൊപ്പം കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നുണ്ട്. മൂലകങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്ന സംയോജകാവസ്ഥയുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും രണ്ടാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളുടെ അസംഗത ഗുണങ്ങളെയും (anomalous properties) കുറിച്ചാണ് നമ്മൾ ഈ ഭാഗത്ത് പഠിക്കാൻ പോകുന്നത് (ലിഥിയം മുതൽ ഫ്ളൂറിൻ വരെ).

a) സംയോജകത അഥവാ ഓക്സീകരണാവസ്ഥയിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (periodicity in valency or oxidation state):

ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഏറ്റവും സവിശേഷമായ ഗുണമാണ് അതിന്റെ സംയോജകത.മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ അത് മനസിലാക്കാൻ കഴിയും. പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകത ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ സാധാരണയായി (ഉറപ്പായിട്ടല്ലെങ്കിൽ പോലും) ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്ല്യമോ അല്ലെങ്കിൽ എട്ടിൽ നിന്ന് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കുറയ്ക്കുമ്പോൾ കിട്ടുന്ന സംഖ്യയോ ആയിരിക്കും.

ഇപ്പോൾ സംയോജകതയ്ക്ക് പകരമായി ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എന്ന പദമാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഓക്സിജൻ അടങ്ങുന്ന രണ്ട് സംയുക്തങ്ങൾ എടുക്കാം : OF_2 ഉം Na_2O ഉം. ഈ സംയുക്തങ്ങളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന മൂന്ന് മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയിലുള്ള ക്രമം F>O>Na എന്നാണ്. OF_2 എന്ന സംയുക്തത്തിൽ, $2s^2 2p^5$ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള ഓരോ ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റവും ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വീതം ഓക്സിജനുമായി പങ്കുവച്ചിരിക്കുന്നു. ഏറ്റവും ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുള്ള മൂലകമായതു കൊണ്ട് ഫ്ളൂറിന് ഓക്സീകരണാവസ്ഥ –1 എന്ന് നൽകിയിരിക്കുന്നു. ഈ സംയുക്തത്തിൽ രണ്ട് ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉള്ളതു കൊണ്ട് $2s^2 2p^4$ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള ഓക്സിജൻ, ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റങ്ങളുമായി രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ പങ്ക് വച്ച് +2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. Na_2O യിൽ ഓക്സിജൻ ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുള്ള മൂലകമായതിനാൽ ഓരോ സോഡിയത്തിൽ നിന്ന് ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം, ആകെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ സ്വീകരിച്ച് –2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കാണിക്കുന്നു. നേരെ മറിച്ച് $3s^1$ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള സോഡിയത്തിന്, ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഓക്സിജന് കൊടുത്തതുകൊണ്ട് +1 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ നൽകിയിരിക്കുന്നു. അപ്രകാരം ഒരു പ്രത്യേക സംയുക്തത്തിലെ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എന്നത് ആ മൂലകത്തിന്റെ ആറ്റം സംയുക്തത്തിലെ മറ്റ് ആറ്റങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയ്ക്കനുസൃതമായി നേടിയ ചാർജ് ആയിരിക്കും.

പ്രശ്നം 3.8

ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകജോടികൾ ചേർന്ന് രൂപീകരിക്കാവുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെ തൻമാത്രാവാക്യങ്ങൾ ആവർത്തനപ്പട്ടിക ഉപയോഗിച്ച് പ്രവചിക്കുക.

(a) സിലിക്കൺ, ബ്രോമിൻ
(b) അലുമിനിയം സൾഫർ

ഉത്തരം:

സിലിക്കൺ, സംയോജകത 4 ഉള്ള 14–ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകവും, ബ്രോമിൻ, സംയോജകത 1 ഉള്ള ഹാലൊജൻ ആറ്റവും ആണ്. അതിനാൽ ഇവ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സംയുക്തത്തിന്റെ തൻമാത്രാവാക്യം $SiBr_4$ എന്നായിരിക്കും

സംയോജകത 3 ഉള്ള 13–ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകമായ അലൂമിനിയവും, സംയോജകത 2 ഉള്ള 16–ാം ഗ്രൂപ്പ് ആറ്റമായ സൾഫറും ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സംയുക്തത്തിന്റെ തൻമാത്രാവാക്യം Al_2S_3 എന്നായിരിക്കും.

മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകതയിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (ഹൈഡ്രൈഡുകളും ഓക്സൈഡുകളും) പട്ടിക 3.9 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. അത്തരത്തിൽ മൂലകങ്ങളുടെ രാസസ്വഭാവങ്ങളിൽ സംഭവിക്കുന്ന മറ്റ് ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ ഈ പുസ്തകത്തിന്റെ മറ്റ് ഭാഗങ്ങളിൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുണ്ട്.

ഗ്രൂപ്പ്	1	2	13	14	15	16	17	18
സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം.	1	2	3	4	5	6	7	8
സംയോജകത	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

പട്ടിക 3.9 സംയുക്തങ്ങളുടെ വാക്യങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകതയിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകൾ

ഗ്രൂപ്പ്	1	2	13	14	15	16	17
ഹൈഡ്രൈഡുകളുടെ വാക്യങ്ങൾ	LiH NaH KH	CaH_2	B_2H_6 AlH_3	CH_4 SiH_4 GeH_4 SnH_4	NH_3 PH_3 AsH_3 SbH_3	H_2O H_2S H_2Se H_2Te	HF HCl HBr HI
ഓക്സൈഡുകളുടെ വാക്യങ്ങൾ	Li_2O Na_2O K_2O	MgO CaO SrO BaO	B_2O_3 Al_2O_3 Ga_2O_3 In_2O_3	CO_2 SiO_2 GeO_2 SnO_2 PbO_2	N_2O_3, N_2O_5 P_4O_6, P_4O_{10} As_2O_3, As_2O_5 Sb_2O_3, Sb_2O_5 Bi_2O_3 –	SO_3 SeO_3 TeO_3 –	– Cl_2O_7 – –

വ്യത്യസ്ത സംയോജകത പുലർത്തുന്ന ഒന്നിലധികം മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഇത് പ്രത്യേകിച്ചും സംക്രമണമൂലകങ്ങളുടെയും ആക്ടിനോയിഡുകളുടേയും സവിശേഷതആണ്. അത് നാം പിന്നീട് പഠിക്കും.

3.7.2(b)രണ്ടാം പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങളുടെ അസംഗതഗുണങ്ങൾ:

ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെയും(ലിഥിയം) രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെയും (ബെറിലിയം) 13 മുതൽ 17 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിലെയും (ബോറോൺ മുതൽ ഫ്ളൂറിൻ വരെ) ആദ്യ മൂലകങ്ങൾ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് പല തരത്തിലും വ്യത്യസ്തത കാണിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന് ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകമായ ലിഥിയവും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകമായ ബെറിലിയവും അവയുടെ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി സഹസംയോജകസംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. അതേസമയം ഈ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങൾ പ്രധാനമായും അയോണിക സംയുക്തങ്ങളാണുണ്ടാക്കുന്നത്. വാസ്തവത്തിൽ ലിഥിയത്തിന്റേയും ബെറിലിയത്തിന്റേയും സ്വഭാവങ്ങൾ യഥാക്രമം അടുത്ത ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാമത്തെ മൂലകങ്ങളായ മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേയും അലൂമിനിയത്തിന്റേയും സ്വഭാവങ്ങളുമായി സാദൃശ്യം കാണിക്കുന്നു. ഈ തരത്തിലുള്ള ക്രമാവർത്തനസാദൃശ്യങ്ങൾ **വികർണബന്ധങ്ങൾ (diagonal relationship)** എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ഗുണധർമങ്ങൾ	മൂലകങ്ങൾ		
ലോഹീയആരം M/pm	**Li**	**Be**	**B**
	152	111	88
	Na	**Mg**	**Al**
	186	160	143
അയോണികആരം M^+/pm	**Li**	**Be**	
	76	31	
	Na	**Mg**	
	102	72	

s-ബ്ലോക്കിലെയും p- ബ്ലോക്കിലെയും ഒന്നാമത്തെ മൂലകങ്ങൾക്ക് അതേ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് വ്യത്യസ്ത രാസസ്വഭാവങ്ങൾ ഉണ്ടാകാനുള്ള കാരണങ്ങൾ എന്തായിരിക്കും? അവയുടെ താരതമ്യേനയുള്ള വലിപ്പക്കുറവും കൂടിയ ചാർജ് – ആരാനുപാതവും ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുമാണ് ഈ അസംഗതഗുണങ്ങൾക്ക് കാരണം. കൂടാതെ ഒരു ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകങ്ങൾക്ക് രാസബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെടുന്നതിന് നാല് ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകൾ (2s, 2p) മാത്രമേ ഉള്ളൂ. എന്നാൽ, അതേ ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാമത്തെ മൂലകത്തിന് ഒൻപത് ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകൾ (3 s, 3 p, 3 d) ഉണ്ട്. തൽഫലമായി ഓരോ ഗ്രൂപ്പിലെയും ആദ്യമൂലകത്തിന് പ്രദർശിപ്പിക്കാവുന്ന പരമാവധി സഹസംയോജകത നാല് ആണ് (ഉദാഹരണത്തിന് ബോറോണിന് $[BF_4]$ മാത്രമേ ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയൂ). എന്നാൽ, ഗ്രൂപ്പിലെ ബാക്കി മൂലകങ്ങൾക്ക് നാല് ജോഡിയിൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകളുൾക്കൊള്ളാവുന്ന വിധം അവയുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിനെ വികസിപ്പിക്കാൻ കഴിയും. (ഉദാഹരണത്തിന് അലൂമിനിയം $[AlF_6]^{3-}$

എന്ന സംയുക്തം ഉണ്ടാക്കുന്നു). ഇതിനുമുപരിയായി, p ബ്ലോക്കിലെ ആദ്യ അംഗങ്ങൾക്ക് അതേഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റു മൂലകങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് സ്വയമായോ (ഉദാ C = C, C ≡ C, N = N, N ≡ N) രണ്ടാം പീരീഡിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളുമായോ (ഉദാ C = O, C = N, C ≡ N, N = O ബഹുബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുവാനുള്ള കഴിവ് വളരെ കൂടുതലാണ്.

പ്രശ്നം 3.9

$[AlCl(H_2O)_5]^{2+}$ ൽ അലുമിനിയത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥയും സംയോജകതയും ഒന്നുതന്നെയാണോ?

ഉത്തരം:

അല്ല. ഈ സംയുക്തത്തിൽ അലൂമിനിയത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ + 3 യും സംയോജകത 6 ഉം ആണ്.

3.7.3 ആവർത്തനപ്രവണതകളും രാസക്രിയാശീലവും (periodic trends and chemical reactivity).

അറ്റോമികആരം, അയോണികആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, സംയോജകത എന്നിവ പോലെയുള്ള അടിസ്ഥാന ഗുണങ്ങളുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (periodic trends) നാം കണ്ടുകഴിഞ്ഞു. ആവർത്തന ഫലനങ്ങൾ (periodicity) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്ന് ഇപ്പോൾ നമുക്ക് അറിയാം. അതായത്, ഭൗതീകവും രാസപരവുമായ എല്ലാ ഗുണങ്ങളും മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ ബഹിർപ്രകടനങ്ങളാണ്. അങ്ങനെയാണെങ്കിൽ, നമുക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഈ അടിസ്ഥാനഗുണങ്ങൾക്ക് അവയുടെ രാസക്രിയാശീലവുമായുള്ള ബന്ധത്തെ കുറിച്ച് പഠിക്കാം.

നമുക്ക് അറിയാവുന്നത് പോലെ അറ്റോമികആരവും അയോണികആരവും സാധാരണയായി ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും കുറയുന്നു. തൽഫലമായി സാധാരണയായി പീരീഡിൽ ഉടനീളം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കൂടുകയും (ഭാഗം 3.7.1 (a) ൽ പ്രതിപാദിച്ചതു പോലെ ചില അപവാദങ്ങൾ ഉണ്ട്), ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുകയും ചെയ്യുന്നു. മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഒരു പീരീഡിലെ ഇടത്തേയറ്റം സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഏറ്റവും കുറവും വലത്തേ അറ്റത്തുള്ള മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവും ആയിരിക്കും. (കുറിപ്പ്: പൂർണമായും നിറഞ്ഞ ഷെല്ലുകളുള്ള ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിക്ക് താരതമ്യേന പോസിറ്റീവ് മൂല്യങ്ങളാണ്). ഇത് പീരീഡുകളിലെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങളിലെയും ഉയർന്ന ക്രിയാശീലതയ്ക്കും മധ്യഭാഗത്തെ കുറഞ്ഞ ക്രിയാശീലതയ്ക്കും കാരണമാകുന്നു. അങ്ങനെ, പീരീഡിൽ ഏറ്റവും ഇടത്തേ അറ്റത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ (ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ) ഉയർന്ന ക്രിയാശീലത ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ട് കാറ്റയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവ് കൊണ്ടും വലത്തേ അറ്റത്തുള്ളവയുടേത് (ഹാലൊജനുകൾക്കിടയിൽ) ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിച്ചു കൊണ്ട് ആനയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവ് കൊണ്ടുള്ളതുമാണ്. ഈ ഗുണത്തെ നിങ്ങൾ പഠിക്കാൻ പോകുന്ന നിരോക്സീകരണ ഓക്സീകരണസ്വഭാവങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. എന്നിരുന്നാലും, ഇവിടെ അതിനെ മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹ/അലോഹ സവിശേഷതകളുമായി നേരിട്ട് ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. അങ്ങനെ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ലോഹീയസ്വഭാവം ഏറ്റവും കൂടുതലുള്ളത് ഇടത്തേ അറ്റത്താണ്. വലത്തോട്ടുപോകുന്തോറും അത് കുറയുകയും അലോഹ സ്വഭാവം കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഓക്സിജനുമായും ഹാലൊജനുകളുമായും ഒരു മൂലകത്തിനുള്ള രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വഴിയാണ് അതിന്റെ രാസക്രിയാശീലത ഏറ്റവും വ്യക്തമായി കാണിച്ചുതരാൻ കഴിയുന്നത്. പക്ഷേ, ഇവിടെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഓക്സിജനുമായുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങൾ മാത്രമാണ് പരിഗണിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഒരു പീരീഡിൽ രണ്ടറ്റത്തുമുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഓക്സിജനുമായി വളരെ വേഗം പ്രവർത്തിച്ച് ഓക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. പീരീഡിൽ ഏറ്റവും ഇടത്തേ അറ്റത്തെ മൂലകം ഉണ്ടാക്കുന്ന സാധാരണ ഓക്സൈഡുകൾ ഏറ്റവും ഉയർന്ന ക്ഷാരസ്വഭാവമുള്ളതും (ഉദാ Na_2O) എന്നാൽ ഏറ്റവും വലത്തേ അറ്റത്തുള്ള മൂലകത്തിന്റെ ഓകസൈഡ് ഉയർന്ന അമ്ലസ്വഭാവമുള്ളതും (ഉദാ Cl_2O_7) ആയിരിക്കും. മധ്യഭാഗത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡുകൾ നിർവീര്യമോ (ഉദാ: CO, NO, N_2O) ദ്വൈതസ്വഭാവമുള്ളതോ (amphoteric) (ഉദാ: Al_2O_3, As_2O_3) ആയിരിക്കും. ദ്വൈത സ്വഭാവമുള്ള ഓക്സൈഡുകൾ ഒരു ക്ഷാരത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ അമ്ലത്തെപ്പോലെയും ഒരു അമ്ലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ ക്ഷാരത്തെപ്പോലെയുമുള്ള സ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു. എന്നാൽ നിർവീര്യ ഓക്സൈഡുകൾക്ക് ക്ഷാരഗുണമോ അമ്ലഗുണമോ ഇല്ല.

പ്രശ്നം 3.10

ജലവുമായുള്ള പ്രവർത്തനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ Na_2O ഒരു ക്ഷാരഓക്സൈഡ് ആണെന്നും Cl_2O_7 ഒരു അമ്ലഓക്സൈഡ് ആണെന്നും തെളിയിക്കുക.

ഉത്തരം:

Na_2O ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ശക്തിയേറിയ ക്ഷാരവും Cl_2O_7 ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ശക്തിയേറിയ അമ്ലവും ഉണ്ടാക്കുന്നു.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$$

ഗുണാത്മകമായി അവയുടെ ക്ഷാരസ്വഭാവവും അമ്ലസ്വഭാവവും ലിറ്റ്മസ്പേപ്പർ ഉപയോഗിച്ച് പരിശോധിക്കാവുന്നതാണ്.

സംക്രമണമൂലകങ്ങൾക്കിടയിൽ (3d ശ്രേണി) ഒരു പീരീഡിലെ അറ്റോമികആരത്തിലുള്ള വ്യത്യാസം പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങളുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ വളരെ ചെറുതാണ്. അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾക്കിടയിൽ (4f ശ്രേണി) ഈ വ്യത്യാസം പിന്നെയും കുറവാണ്. s - ബ്ലോക്കിന്റെയും p - ബ്ലോക്കിന്റെയും അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങളുടെ ഇടയിലുള്ള അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യമാണ് സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾക്കുള്ളത്. തൽഫലമായി അവ ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിനെയും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിനെയും അപേക്ഷിച്ച് കുറഞ്ഞ ഇലക്ട്രോൺ ധനതയുള്ള (electro positive) മൂലകങ്ങളാണ്.

പ്രധാനഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളിൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് അറ്റോമികആരവും അയോണികആരവും കൂടുന്നു. ഇത് അയോണിക എൻഥാൽപിയിൽ ചെറിയ തോതിലുള്ള ഒരു കുറവും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയിൽ ഒരു ക്രമമായ കുറവും സൃഷ്ടിക്കുന്നു. (ഭാഗം 3.7.1 (d) ൽ സൂചിപ്പിച്ചത് പോലെ മൂന്നാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളിൽ ചില വ്യതിയാനങ്ങൾ ഉണ്ട്).

അപ്രകാരം ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുന്തോറും ലോഹസ്വഭാവം കൂടുകയും അലോഹ സ്വഭാവം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ പ്രവണതയെ അവയുടെ ഓക്സീകരണ-നിരോക്സീകരണ സ്വഭാവങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. അതിനെക്കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പിന്നീട് പഠിക്കും. അങ്ങനെയാണെങ്കിലും, സംക്രമണ മൂലകങ്ങളിൽ വിപരീതമായ ഒരു പ്രവണതയാണ് കാണുന്നത്. ഇതിനെ അറ്റോമികവലുപ്പത്തിന്റെയും അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.

സംഗ്രഹം

ഈ യൂണിറ്റിൽ **ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെയും** ആവിർഭാവത്തെക്കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പഠിച്ചു. മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക അറ്റോമികഭാരത്തെ അടിസ്ഥാനപ്പെടുത്തി ഉള്ളതാണ്. ആധുനിക **ആവർത്തനപ്പട്ടിക** മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യയുടെ ക്രമത്തിൽ ഏഴ് തിരശ്ചീനമായ വരികളായും (**പീരീഡുകൾ**) പതിനെട്ട് ലംബ നിരകളായും (**ഗ്രൂപ്പുകൾ അഥവാ കുടുംബങ്ങൾ**) ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ അറ്റോമികസംഖ്യ തുടർച്ചയായുള്ളതാണ്. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ അവ ഒരു ക്രമമായ രൂപത്തിൽ കൂടുന്നു. ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് **സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളും** ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണവും ഒരേ പോലെ ആണ്. അതുകൊണ്ട് അവ ഒരേ രാസസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും, ഒരേ പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തേക്ക് ഇലക്ട്രോണുകൾ വർധിച്ചു വരുന്നതുകൊണ്ട് വ്യത്യസ്ത സംയോജകതയാണ്. ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂലകങ്ങളെ **s, p, d, f എന്നിങ്ങനെ നാല് ബ്ലോക്കുകളായി** തിരിച്ചിരിക്കുന്നു. 1s ഓർബിറ്റലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള **ഹൈഡ്രജന്** ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു പ്രത്യേക സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ 78% ത്തിൽ അധികവും **ലോഹങ്ങളാണ്.** 25 എണ്ണത്തിൽ താഴെ മാത്രം വരുന്ന **അലോഹങ്ങൾ** ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വലതുവശത്ത് മുകൾഭാഗത്ത് കാണപ്പെടുന്നു. ലോഹങ്ങളുടെയും അലോഹങ്ങളുടെയും ഇടയിലുള്ള അതിർത്തിയിൽ കാണപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങൾ **ഉപലോഹങ്ങൾ** അഥവാ **അർധലോഹങ്ങൾ** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് ലോഹസ്വഭാവം കൂടുകയും ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്ന് വലത്തേക്ക് കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങൾ അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ച് ക്രമമായി വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു.

മൂലകങ്ങളുടെ **അറ്റോമികവലിപ്പം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത, സംയോജകത** എന്നീ ഗുണധർമങ്ങളിൽ **ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ** ദർശിക്കാനാകും. അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും അറ്റോമികആരം കുറഞ്ഞു വരുന്നു. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് അറ്റോമികആരം കൂടുന്നു. അയോണികരണ എൻഥാൽപി സാധാരണയായി ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുമ്പോൾ കൂടുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും സമാനമായ പ്രവണത കാണിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി പൊതുവായി ഒരു പീരീഡിലുടനീളം കൂടുതൽ നെഗറ്റീവാകുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ നെഗറ്റീവ് മൂല്യം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. സംയോജകതയിലും ചില ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങൾക്കിടയിലെ സംയോജകത ഒന്നുകിൽ ഏറ്റവും പുറമേയുള്ള ഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്ല്യമോ അല്ലെങ്കിൽ എട്ടിൽ നിന്ന് ഇത് കുറയ്ക്കുമ്പോൾ കിട്ടുന്ന സംഖ്യയോ ആയിരിക്കും. **രാസക്രിയാശീലം** പീരീഡിന്റെ രണ്ടഗ്രങ്ങളിലും വളരെ കൂടുതലും മധ്യഭാഗത്ത് കുറവും ആണ്. ഇടത്തേയറ്റത്തെ കൂടിയ ക്രിയാശീലത ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്നതിലുള്ള എളുപ്പം (കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി) കൊണ്ടുണ്ടായതാണ്. ക്രിയാശീലം കൂടിയ മൂലകങ്ങൾ പ്രകൃതിയിൽ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിൽ കാണപ്പെടുന്നില്ല. അവ സാധാരണയായി സംയുക്താവസ്ഥയിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. ഇടതുഭാഗത്തെ മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്ന ഓക്സൈഡുകൾ ക്ഷാരഗുണമുള്ളവയും വലതു ഭാഗത്തുള്ളവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾ അമ്ലഗുണമുള്ളവയും ആയിരിക്കും. എന്നാൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മധ്യഭാഗത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡുകൾ ദ്വൈതസ്വഭാവമുള്ളവയോ നിർവീര്യമോ ആയിരിക്കും.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

3.1 ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ക്രമപ്പെടുത്തലിന്റെ അടിസ്ഥാനപ്രമേയം (theme) എന്ത് ?

3.2 മെൻഡലിയേവ് അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിക്കുന്നതിനുപയോഗിച്ച പ്രധാന ഗുണധർമ്മമേത് ? അദ്ദേഹം അതിൽ ഉറച്ച് നിന്നിരുന്നോ ?

3.3 മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും ആധുനിക ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും സമീപനത്തിലുള്ള അടിസ്ഥാന വ്യത്യാസമെന്ത് ?

3.4 ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ആറാമത്തെ പീരീഡിൽ 32 മൂലകങ്ങളാണുണ്ടാകേണ്ടതെന്ന് ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ന്യായീകരിക്കുക.

3.5 അറ്റോമികസംഖ്യ Z=114 ഉള്ള മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥാനം പീരീഡിന്റെയും ഗ്രൂപ്പിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ കണ്ടെത്തുക.

3.6 ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂന്നാം പീരീഡിൽ പതിനേഴാം ഗ്രൂപ്പിൽ വരുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമിക സംഖ്യ എഴുതുക.

3.7 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതിന്റെ പേരിൽ നാമകരണം ചെയ്തിരിക്കുന്നത് ഏത് മൂലകമാണെന്നാണ് നിങ്ങൾ കരുതുന്നത് ?

(i) ലാറൻസ് ബെർക്കലി ലാബോറട്ടറി,

(ii) സീബർഗിന്റെ ഗ്രൂപ്പ്.

3.8 എന്തു കൊണ്ടാണ് ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങൾ ഒരേ പോലെ ആയിരിക്കുന്നത് ?

3.9 അറ്റോമികആരം അയോണികആരം എന്നിവ കൊണ്ട് നിങ്ങൾ അർത്ഥമാക്കുന്നത് എന്ത് ?

3.10 അറ്റോമികആരം ഒരു പീരീഡിലും ഗ്രൂപ്പിലും എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു? ഈ വ്യതിയാനത്തെ നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും?

3.11 സമഇലക്ട്രോണികവർഗങ്ങൾ എന്നതു കൊണ്ട് അർത്ഥമാക്കുന്നത് എന്ത് ? ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഓരോ ആറ്റത്തിനും അല്ലെങ്കിൽ അയോണിനും സമഇലക്ട്രോണികമായി വരുന്ന ഒരു സ്പീഷീസിന്റെ പേര് എഴുതുക.

(i) F^- (ii) Ar (iii) Mg^{2+} (iv) Rb^-

3.12 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയെ നിരീക്ഷിക്കുക.
N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} and Al^{3+}

(a) ഇവയിൽ പൊതുവായ കാര്യം ഏത് ?

(b) ഇവയെ അയോണികആരത്തിന്റെ ആരോഹണ ക്രമത്തിൽ എഴുതുക.

3.13 മാതൃആറ്റത്തിന്റെ ആരത്തേക്കാൾ കാറ്റയോണിന്റെ ആരം ചെറുതും ആനയോണിന്റെ ആരം വലുതും ആയത് എന്ത് കൊണ്ട് ?

3.14 അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയേയും, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയേയും നിർവചിക്കുന്ന സമയത്ത് ഒറ്റപ്പെട്ട വാതകആറ്റം, നിമ്നോർജാവസ്ഥ എന്നിങ്ങനെയുള്ള പദങ്ങൾക്കുള്ള പ്രാധാന്യം എന്ത് ?

സൂചന : താരതമ്യപഠനത്തിന്റെ ആവശ്യത്തിന്.

3.15 നിമ്നോർജനിലയിലുള്ള ഹൈഡ്രജനാറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം -2.18×10^{-18}J ജൂൾസ് ആണ്. അറ്റോമികഹൈഡ്രജന്റെ ജൂൾസ്/മോളിലുള്ള അയോണീകരണ ഊർജം കണക്കാക്കുക.

സൂചന : ഉത്തരം കണ്ടെത്തുന്നതിന് മോൾ സങ്കല്പനം ഉപയോഗിക്കുക.

3.16 രണ്ടാം പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങളുടെ യഥാർഥ അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റെ ക്രമം Li < B < Be < C < O < N < F < Ne. എന്നാണ്. ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവ വിശദീകരിക്കുക.

(i) Be ക്ക് B യെക്കാൾ $\Delta_i H$ കൂടുതലാണ്

(ii) 'O' ന് N നേക്കാളും F നേക്കാളും $\Delta_i H$ കുറവാണ്.

3.17 സോഡിയത്തിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവും രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതലും ആണ് എന്ന വസ്തുത നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും ?

3.18 പ്രധാന ഗ്രൂപ്പുമൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കുറയുന്നതിനുള്ള വ്യത്യസ്ത ഘടകങ്ങൾ ഏവ?

3.19 13-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ ഊർജമൂല്യങ്ങൾ (കിലോ ജൂൾ/മോൾ) ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

പൊതുപ്രവണതയിൽ നിന്നുള്ള ഈ വ്യതിയാനത്തെ നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും?

3.20 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏത് ജോഡി മൂലകങ്ങൾക്കാണ് കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത്?

(i) O or F (ii) F or Cl

3.21 ഓക്സിജന്റെ രണ്ടാം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി പോസിറ്റീവാണ് എന്നാണോ അതോ ഒന്നാം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയേക്കാൾ, കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആണെന്നാണോ അതോ കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ആണെന്നാണോ നിങ്ങൾ പ്രതീക്ഷിക്കുന്നത് ? നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം ന്യായീകരിക്കുക.

3.22 ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും തമ്മിലുള്ള അടിസ്ഥാന വ്യത്യാസങ്ങൾ എന്ത് ?

3.23 എല്ലാ നൈട്രജൻ സംയുക്തങ്ങളിലും നൈട്രജന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത പോളിംഗ് സ്കെയിലിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ 3.0 ആണെന്ന പ്രസ്താവനയോട് നിങ്ങൾ എങ്ങനെ പ്രതികരിക്കുന്നു?

3.24 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മാറ്റം സംഭവിക്കുമ്പോൾ ആറ്റത്തിന്റെ ആരത്തിനുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട സിദ്ധാന്തം വിശദീകരിക്കുക.

(a) ഇലക്ട്രോണിനെ സ്വീകരിക്കുന്നു.

(b) ഇലക്ട്രോണിനെ നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്നു.

3.25 ഒരു മൂലകത്തിന്റെ രണ്ട് ഐസോടോപ്പുകളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒരുപോലെ ആയിരിക്കുമെന്നാണോ വ്യത്യസ്തമായിരിക്കുമെന്നാണോ നിങ്ങൾ പ്രതീക്ഷിക്കുന്നത്. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരത്തെ ന്യായീകരിക്കുക.

3.26 ലോഹങ്ങളും അലോഹങ്ങളും തമ്മിലുള്ള പ്രധാന വ്യത്യാസങ്ങൾ ഏവ?

3.27 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ആവർത്തനപ്പട്ടിക ഉപയോഗിച്ച് ഉത്തരം കണ്ടെത്തുക.

(a) ബാഹ്യതമ ഉപഷെല്ലിൽ അഞ്ച് ഇലക്ട്രോണുകൾ വരുന്ന ഒരു മൂലകം.

(b) രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്താൻ പ്രവണതയുള്ള ഒരു മൂലകം.

(c) രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളെ നേടുവാൻ പ്രവണതയുള്ള ഒരു മൂലകം.

(d) സാധാരണ താപനിലയിൽ ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ദ്രാവകങ്ങൾ, വാതകങ്ങൾ എന്നിവ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു ഗ്രൂപ്പ്.

3.28 ക്രിയാശീലതയുടെ ആരോഹണക്രമം ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പുമൂലകങ്ങളിൽ Li < Na < K < Rb <Cs എന്നും 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളിൽ F > Cl > Br > I എന്നും ആണ്. വിശദീകരിക്കുക.

3.29 *s*-, *p*-, *d*-, *f*- ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പൊതുവായ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

3.30 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ സ്ഥാനം കണക്കാക്കുക.

(i) ns^2np^1 യിൽ n=3 (ii) $(n-1)d^2ns^2$ ൽ n=4 (iii) $(n-2)f^7(n-1)d^1ns^2$ ൽ n=6

3.31 ചില മൂലകങ്ങളുടെ കിലോജൂൾ/മോളിലുള്ള ഒന്നും രണ്ടും അയോണീകരണ എൻഥാൽപികളും ($\Delta_i H_1$ & $\Delta_i H_2$) ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയും ($\Delta_{eg}H$) ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

മൂലകങ്ങൾ	ΔH_1	ΔH_2	$\Delta_{eg}H$
I	520	7300	–60
II	419	3051	–48
III	1681	3374	–328
IV	1008	1846	–295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	–40

മുകളിൽ പറഞ്ഞിരിക്കുന്നവയിൽ ഏത് മൂലകമാണ് സാധാരണഗതിയിൽ

(a) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ മൂലകം.

(b) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹം.

(c) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കൂടിയ അലോഹം.

(d) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ അലോഹം.

(e) MX_2 എന്ന സൂത്രവാക്യമുള്ള സ്ഥിരത കൂടിയ ഒരു ദ്വയാംഗഹാലൈഡ് ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയുന്ന ലോഹം.

(f) MX എന്ന സൂത്രവാക്യമുള്ള സ്ഥിരത കൂടിയ ഒരു സഹസംയോജകഹാലൈഡ് ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിവുള്ള ലോഹം.

3.32 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകജോടികൾ ചേർന്നുണ്ടാക്കാവുന്ന സ്ഥിരതയുള്ള ദ്വയാംഗ സംയുക്തങ്ങളുടെ സൂത്രവാക്യം പ്രവചിക്കുക.

(a) ലിഥിയവും ഓക്സിജനും (b) മഗ്നീഷ്യവും നൈട്രജനും

(c) അലൂമിനിയവും അയോഡിനും (d) സിലിക്കണും ഓക്സിജനും

(e) ഫോസ്ഫറസും ഫ്ളൂറിനും (f) 71-ാമത്തെ മൂലകവും ഫ്ളൂറിനും

3.33 ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ പീരീഡ് സൂചിപ്പിക്കുന്ന മൂല്യം:

(a) അറ്റോമികസംഖ്യ

(b) അറ്റോമികമാസ്

(c) പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

(d) അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

3.34 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രസ്താവനകളിൽ ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് ശരിയല്ലാത്തത് ഏത് ?

(a) p ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലുമായി പരമാവധി 6 ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്നത് കൊണ്ട് p ബ്ലോക്കിൽ 6 നിരകൾ ഉണ്ട്.

(b) d ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലുമായി പരമാവധി 8 ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്നത് കൊണ്ട് d ബ്ലോക്കിൽ 8 നിരകൾ ഉണ്ട്.

(c) ഓരോ ബ്ലോക്കിലും ഉൾപ്പെടുന്ന നിരകളുടെ എണ്ണം ആ ഉപഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.

(d) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമെഴുതുമ്പോൾ അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേശിക്കുന്ന ഉപഷെല്ലിന്റെ അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെ (l) മൂല്യത്തെയാണ് ബ്ലോക്ക് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്.

3.35 ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിനെ സ്വാധീനിക്കുന്ന എന്തും മൂലകത്തിന്റെ രസതന്ത്രത്തെയും സ്വാധീനിക്കും. ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഘടകങ്ങളിൽ ബാഹ്യതമഷെല്ലിനെ സ്വാധീനിക്കാത്തത് ഏത് ?

(a) ബാഹ്യതമ പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

(b) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ്ജ്

(c) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ മാസ്സ്.

(d) കോർ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം.

3.36 F^-, Ne, Na^+ എന്നീ ഐസോ ഇലക്ട്രോണിക് സ്പീഷീസുകളുടെ വലിപ്പത്തെ സ്വാധീനിക്കുന്നത് :

(a) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ് (Z)

(b) ബാഹ്യതമ പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (n)

(c) ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ.

(d) അവയുടെ വലിപ്പം തുല്യമായതിനാൽ ഈ ഒരു ഘടകവും സ്വാധീനിക്കുന്നില്ല.

3.37 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തെറ്റായ പ്രസ്താവന ഏത് ?

(a) ഓരോ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണിനും അനുസരിച്ച് അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കൂടുന്നു.

(b) ഉൽകൃഷ്ട വാതക ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിനുള്ള അയോണിക എൻഥാൽപി വർധനവാണ് ഏറ്റവും കൂടുതൽ

(c) സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകൾ തീർന്നുകഴിഞ്ഞാൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയിൽ വളരെ വലിയ വർധനവ് ഉണ്ടാകുന്നു.

(d) കുറഞ്ഞ n വിലകളുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകളെ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിന് കൂടിയ n വിലകളുള്ളവയിൽ നിന്ന് നീക്കംചെയ്യുന്നതിനേക്കാൾ എളുപ്പമാണ്.

3.38 B, Al, Mg,, K, എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ശരിയായ ക്രമം :

(a) B > Al > Mg > K (b) Al > Mg > B > K

(c) Mg > Al > K > B (d) K > Mg > Al > B

3.39 B, C, N, F, Si, എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ അലോഹ സ്വഭാവത്തിന്റെ ശരിയായ ക്രമം :

(a) B > C > Si > N > F (b) Si > C > B > N > F

(c) F > N > C > B > Si (d) F > N > C > Si > B

3.40 F, Cl, O, N, എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിച്ചാൽ, അവയുടെ ഓക്സീകരണ സ്വഭാവത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള രാസക്രിയാശീലതയുടെ ശരിയായ ക്രമം:

(a) F > Cl > O > N (b) F > O > Cl > N

(c) Cl > F > O > N (d) O > F > N > Cl