COCHIN-11
6438
620

# ആധുനികരസതന്ത്രം തിരഞ്ഞെടുത്ത ഭാഗങ്ങൾ

റിസ്‌ക്കൊവിഷ്

# രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതി

6638

6438

MUNAVIRUL ISLAM HIGH SC
COCHIN-11.
ERNAKULAM

# രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതിയും

Malayalam

**Rasa Bandhavum Thanmathra Jyamithiyum**
(Chemical Bonding and Geometry of Molecules)

By G. E. RYSCHKEWITSCH

Translated by:
P. K. RAVINDRAN
and
C. A. NARAYANA PANICKER

Edited by:
P. K. Ravindran

First Published: July 1973

Copies: 2000

Printed at: Vijnana Mudranam Press, Trivandrum

Price: Rs. 3.50

Publishers:
State Institute of Languages, Trivandrum

© Reinhold Publishing Corporation (English version)
© State Institute of Languages, Trivandrum

*This book is the Malayalam translation of the 1967 edition of the original English book entitled "Chemical Bonding and Geometry of Molecules" by G. E. Ryschkewitsch, published by Reinhold Publishing Corporation. Published under the centrally sponsored scheme for production of text books in regional languages at the University level, of the Government of India, Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.*

SIL / 187

6438
MUNAVIRUL ISLAM HIGH SCHOOL
COCHIN-11.
ERNAKULAM

# രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതിയും

ജോർജ് ഇ. റിസ്‌ക്കെവിഷ്

തർജ്ജമ

പി. കെ. രവീന്ദ്രൻ

സി. എ. നാരായണ പണിക്കർ

കേരള ഭാഷാ ഇൻസ്റ്റിററ്യൂട്ട്

തിരുവനന്തപുരം

*ജനറൽ എഡിറ്റർ*

എൻ. വി. കൃഷ്ണവാരിയർ

*ചീഫ് എഡിറ്റർ*

പ്രൊ. സി. കെ. മൂസ്സത്ത്

*എഡിറ്റർ*

പി. കെ. രവീന്ദ്രൻ

*പ്രൂഫ്*

മാത്യൂ ഫിലിപ്പ്

ഒന്നാം പതിപ്പ് : ജൂലൈ 1973

അച്ചടി : വിജ്ഞാനമുദ്രണം പ്രസ്സ്
തിരുവനന്തപുരം

വില : ക. 3.50

6638

# ആമുഖം

സർവകലാശാലാ നിലവാരത്തിലുള്ള പുസ്തകങ്ങൾ മലയാളത്തിൽ തയ്യാറാക്കുന്നതിനു് ഒരു പദ്ധതി കേന്ദ്രഗവണ്മെൻറിൻെറ ധനസഹായത്തോടുകൂടി കേരള ഭാഷാ ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ട് നടപ്പിലാക്കിക്കൊണ്ടിരിക്കുകയാണു്. ഈ പദ്ധതിയിലുൾപ്പെടുത്തിയാണു് ''രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതിയും'' പ്രസിദ്ധപ്പെടുത്തുന്നതു്.

അണുക്കൾ, തന്മാത്രകൾ, അയോണുകൾ, ക്രിസ്റ്റലുകൾ എന്നിവയുടെ ഘടനകളും പദാർഥങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളും തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെടുത്തലാണു് ആധുനിക രസതന്ത്രത്തിൻെറ ഒരു പ്രധാനഭാഗം. അണുഘടനയിൽ നിന്നു തുടങ്ങി തന്മാത്രാജ്യാമിതി വരെ, ഘടനാസവിശേഷതകളും ജ്യാമിതീയ പ്രരൂപങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട പ്രശ്നങ്ങൾ എല്ലാം തന്നെ ഈ പുസ്തകത്തിൽ ചർച്ചചെയ്യപ്പെടുന്നുണ്ടു്. രസതന്ത്രപഠനം ശാസ്ത്രീയമാകണമെങ്കിൽ രാസഅടിസ്ഥാനങ്ങളെപ്പററിയുള്ള ഇത്തരം ഗ്രന്ഥങ്ങൾ അത്യന്താപേക്ഷിതങ്ങളാകുന്നു. പ്രൊഫ. റിസ്ക്വെവിഷ് തൻെറ ദീർഘകാലത്തെ അധ്യാപന ഗവേഷണ പരിചയം ഉപയോഗപ്പെടുത്തി നിർമിച്ച ഈ ഗ്രന്ഥം ബിരുദതലത്തിലും ബിരുദാനന്തര തലത്തിലും രസതന്ത്രപഠനത്തിനു് ഒരു മുതൽക്കൂട്ടാണു്.

തിരുവനന്തപുരം ഗവണ്മെൻറു് ആർട്ട്സ് കോളേജിൽ രസതന്ത്രാധ്യാപകനായിരുന്നു് ഇപ്പോൾ കേരള ഭാഷാ ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ടിൽ പ്രവർത്തിക്കുന്ന പി. കെ. രവീന്ദ്രനും തിരുവനന്തപുരം വിമൻസ് കോളേജിലെ രസതന്ത്രാധ്യാപകനായ സി. എ. നാരായണപ്പണിക്കരുമാണു് ഈ പുസ്തകം മലയാളത്തിലേക്കു വിവർത്തനം ചെയ്തതു്.

വിജ്ഞാനകുതുകികളായ വായനക്കാരുടെ മുമ്പിൽ ഞങ്ങൾ ഈ പുസ്തകം സമർപ്പിക്കുന്നു. ഇതിലെ കുററങ്ങളും കുറവുകളും ചൂണ്ടിക്കാണിച്ചുതരുന്നവരോടു് ഞങ്ങൾ കൃതജ്ഞരായിരിക്കും. കൂടുതൽ മെച്ചപ്പെട്ട ഒരു രണ്ടാം പതിപ്പു തയ്യാറാക്കാൻ ക്രിയാത്മകങ്ങളായ നിർദേശങ്ങൾ ഉപകരിക്കുമല്ലൊ.

തിരുവനന്തപുരം
10 ജൂലൈ, 1973

എൻ. വി. കൃഷ്ണവാരിയർ
പി. കെ. രവീന്ദ്രൻ

6438.

## ഉപദേശക എഡിററുടെ പ്രസ്താവന

ആധുനിക രസതന്ത്രത്തിന്റെ ഹൃദയംതന്നെ പദാർഥങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളും അവയെ നിർമിക്കുന്ന അണുക്കൾ, തന്മാത്രകൾ, അയോണുകൾ, ക്രിസ്റ്റലുകൾ എന്നിവയുടെ ഘടനകളും തമ്മിലുള്ള ബന്ധമാണ്. രസതന്ത്രജ്ഞന്മാർ ദ്രവ്യഘടനയെപ്പററിയും പദാർഥഘടന പദാർഥങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളെ നിയന്ത്രിക്കുന്ന രീതിയെപ്പററിയും കൂടുതൽ കൂടുതൽ പഠിച്ചതിനാൽ രസതന്ത്രം അപകപമായ എംപരികതയിൽ നിന്ന് നിഗമനസ്വഭാവത്തോടുകൂടിയ വളർച്ചയെത്തിയ ശാസ്ത്രമായിത്തീർന്നിട്ടുണ്ട്. ഇക്കാരണം കൊണ്ടും പ്രൊഫ. റിസ്ക്കെവിഷിന്റെ പ്രതിപാദനരീതിയുടെ പ്രത്യേകതകൊണ്ടും "രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതിയും" ആധുനിക രസതന്ത്രത്തിലെ തിരഞ്ഞെടുത്ത ഭാഗങ്ങൾ എന്ന പരമ്പരയിലെ ഒരു മുതൽക്കൂട്ടായി കണക്കാക്കാൻ ഞങ്ങൾക്കു സന്തോഷമുണ്ട്.

സാമാന്യ രസതന്ത്രവും അകാർബണിക രസതന്ത്രവും പഠിപ്പിക്കുന്ന പ്രഗൽഭനായ ഒരധ്യാപകനാണ് പ്രൊഫസർ റിസ്ക്കെവിഷ്. അധ്യാപന പ്രാഗൽഭ്യത്തോടൊപ്പം ഒരു നിർമാണാത്മക പരീക്ഷണ രസതന്ത്രജ്ഞന്റെ അറിവും പരിചയസമ്പത്തും വേണ്ടവിധം ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിവുണ്ട് അദ്ദേഹത്തിന്. ഹൈഡ്രോകാർബൺ വ്യുൽപന്നങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച ഗവേഷണങ്ങൾക്ക് അദ്ദേഹം പ്രസിദ്ധനാണ്. ഗവേഷണ തത്വങ്ങൾ അറിയാമെന്നുമാത്രമല്ല അവ പ്രായോഗികമാക്കാനും തനിക്കറിയാം എന്ന് ഡോ. റിസ്ക്കെവിഷിന്റെ ഈ പുസ്തകം തെളിയിക്കുന്നു. ഈ പുസ്തകം വായിക്കുമ്പോൾ ആധുനിക രസതന്ത്രഗവേഷണത്തിന്റെ സത്ത കുറെയൊക്കെ മനസ്സിലാകുമെന്നു ഞങ്ങൾ വിശ്വസിക്കുന്നു.

ഹാരി. എച്ച്. സിസ്ലർ
കാൽവിൻ എ. വാൻഡർവെർഫ്

6438

MUNAVIRUL ISLAM HIGH SCHOOL
COCHIN-11.
ERNAKULAM

# വായനക്കാരോട്

തന്മാത്രകളുടെയും ക്രിസ്റ്റലുകളുടെയും ഘടനയെപ്പററിയുള്ള പഠനങ്ങളും അവ പദാർത്ഥങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തലും ഇന്നു് രസതന്ത്രത്തിൻെറ ഒരു കേന്ദ്രപ്രമേയമാണു്. ഈ വിഷയം പൂർണമായി മനസ്സിലാക്കുന്നതിനു് ഗണിതത്തിലും ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രത്തിലും നല്ല അടിത്തറ ആവശ്യമാണു്. അതിനാൽ പ്രായോഗിക രാസപ്രശ്നങ്ങളിൽ ഉപയോഗിക്കത്തക്കരീതിയിലുള്ള ആധുനിക ഘടനാസങ്കല്പനങ്ങളുടെ ചർച്ച സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെ വിശദാംശങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കാൻ വേണ്ട ഗണിതജ്ഞാനം വിദ്യാർത്ഥിക്കു ലഭിച്ചശേഷം മതി എന്നു വാദിക്കുന്നവരുണ്ടു്. ഈ ചിന്താഗതി വിജ്ഞാനകുതുകിയായ വിദ്യാർത്ഥിക്കു് അനാവശ്യമായ ഒരു പോരായ്മയുണ്ടാക്കും എന്നെനിക്കു തോന്നുന്നു. ആദ്യക്ലാസുകളിലെ അടിസ്ഥാനങ്ങളെപ്പററിയുള്ള അറിവില്ലായ്മ അർധസത്യങ്ങളും തെററായ സങ്കല്പനങ്ങളും കൊണ്ടു തൃപ്തിപ്പെടാൻ വിദ്യാർത്ഥിയെ പ്രേരിപ്പിക്കുമെന്നതു് കൂടുതൽ ഗുരുതരമാണു്.

തത്വങ്ങൾക്കുള്ള സുവ്യക്തമായ തെളിവുകളെ സംബന്ധിച്ച ബുദ്ധിമുട്ടുകളും ഈ തത്വങ്ങൾ രാസപ്രശ്നങ്ങളിൽ പ്രയോഗിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന സങ്കീർണതകളും തെളിവുകൾ പൂർണമായി മനസ്സിലാക്കാതെയും ഗുണാത്മക പ്രയോഗങ്ങൾക്കു് ശ്രമിക്കാതെയും ഈ തത്വങ്ങൾ സ്വീകരിക്കുന്നതിനെ തടയരുതെന്നെനിക്കു തോന്നുന്നു.

ഘടനാത്മകരസതന്ത്രത്തിലെ ആധുനിക ചിന്തകൾ ബിരുദതലവിദ്യാർത്ഥിക്കു് വെളിപ്പെടുത്തിക്കൊടുക്കുകയും ബഹുവിധങ്ങളായ രാസപ്രതിഭാസങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കുന്നതിനും പരസ്പരം ബന്ധപ്പെടുത്തുന്നതിനും സഹായകമായ സങ്കല്പനോപകരണങ്ങൾ നൽകുകയുമാണു് ഗ്രന്ഥകാരൻെറ ഉദ്ദേശ്യം. ഈ ലക്ഷ്യം സഫലീകൃതമായിട്ടുണ്ടെന്നും, പരസ്പരബന്ധമില്ലെന്നു തോന്നിക്കുന്ന പ്രതിഭാസങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കുന്നതിലുള്ള സന്തോഷം വായനക്കാർക്കനുഭവപ്പെടുമെന്നും ഗ്രന്ഥകാരൻ ആശിക്കുന്നു. അന്തിമ വിശകലനത്തിൽ വൈയക്തിക ജിജ്ഞാസ തൃപ്തമാക്കലാണു് വിജ്ഞാനവർധനവിൻെറ പ്രധാന പ്രേരകശക്തി എന്നതാണിതിനു കാരണം.

ഈ ഗ്രന്ഥം വിദ്യാർഥികൾക്ക് കുറെയെങ്കിലും ബൗദ്ധിക ഉത്തേജനം നൽകു മെങ്കിൽ എന്നെ പരിശീലിപ്പിച്ചവരോടും ഈ പുസ്തകമെഴുതാൻ പ്രോത്സാഹിപ്പി ക്കുകയും സഹായിക്കുകയും ചെയ്തവരോടുമുള്ള കടമ അൽപമെങ്കിലും നിറവേററി യെന്നു കരുതാം.

ഗെയ്ൻസ്‌വില്ലെ, ഫ്ളോറിഡ — ജോർജ് ഇ. റിസ്‌ക്കെവിഷ്
ഒക്ടോബർ, 1962

6438.

# ഉള്ളടക്കം


| | | |
|---|---|---|
| 1 | അണുഘടന | 1 |
| 2 | അണുവിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടന | 8 |
| 3 | രാസബന്ധം: അയോണിക യൗഗികങ്ങൾ | 28 |
| 4 | രാസബന്ധം: സഹസംയോജക യൗഗികങ്ങൾ | 56 |
| | അധികവായനക്ക് | 103 |
| | ശബ്ദാവലി | 105 |
| | സൂചിക | 107 |

66 38.

അധ്യായം ഒന്നു്

# അണുഘടന

ദ്രവ്യത്തിന്റെ സംഘടനവും ഗുണധർമങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഒരു പരീക്ഷണ ശാസ്ത്രമാണു് രസതന്ത്രം. നിരീക്ഷിത സത്യങ്ങൾക്കു് തമ്മിൽ തമ്മിലുള്ള ബന്ധമാണു് സാമാന്യവൽകൃതമായ മനച്ചിത്രങ്ങളുടെ രൂപപ്പെടൽ, പരികല്പനങ്ങൾ എന്നിവയുടെ അടിത്തറ. എണ്ണമററ വസ്തുസ്ഥിതികളെപ്പററി സൗകര്യപ്രദമായ രീതിയിൽ തർക്കരീത്യാ സംസാരിക്കാൻ കഴിയത്തക്ക വിധത്തിൽ ലളിതമായ, ദ്രവ്യസംബന്ധികളായ സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെയും അടിത്തറ ഇതു തന്നെയാണു്. സിദ്ധാന്തങ്ങൾ പുതിയ പരീക്ഷണങ്ങളുടെ ഫലപ്രവചനത്തിനു് ഉപയോഗിക്കാം. ഒരു സിദ്ധാന്തത്തിൻെറ പരിശോധന ഈ പ്രവചനങ്ങൾ നിരീക്ഷണങ്ങളുമായി എത്രമാത്രം യോജിക്കുന്നു എന്നതാണു്.

*അണു, തന്മാത്ര* എന്നിവയെപ്പററിയുള്ള പരീക്ഷണങ്ങൾ കൊണ്ടു് ഉറപ്പിച്ച പരികല്പനകളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയവയാണു് ദ്രവ്യത്തിൻെറ രാസഗുണധർമങ്ങളുടെ നൂതന വിശദീകരണങ്ങൾ. ദ്രവ്യത്തിൻെറ എല്ലാ രൂപങ്ങളും, രാസ പരിണാമങ്ങളിൽ താന്താങ്ങളുടെ വ്യക്തിത്വം നിലനിർത്തുന്ന ധാരാളം ചെറിയ മൗലികകണങ്ങൾ (അണുക്കൾ) ഉൾക്കൊള്ളുന്നവയാണെന്നു് കരുതിയിരിക്കുന്നു. അണുക്കൾ തമ്മിൽ തമ്മിൽ ചേർന്നു് സാമാന്യം സ്ഥിരമായ സംയോജനങ്ങൾ (തന്മാത്രകൾ) നിർമിക്കുന്നു. ഈ തന്മാത്രകളിലെ പരിണാമങ്ങളാണു് രാസ പരിണാമങ്ങൾ അഥവാ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ. അപ്പോൾ "അണുക്കളുടെ ഏതു് സംയോജനമാണു് സ്ഥിരം?", "അവയുടെ സ്ഥിരതക്കാവശ്യമായ പരിതസ്ഥിതികൾ ഏവ?", "ഒരു തരം അണുസംയോജനത്തിൻെറ മറെറാന്നിലേക്കുള്ള മാററം സാധ്യമാക്കുന്നതു് ഏതേതവസ്ഥകളാണു്?" എന്നീ ചോദ്യങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതാണു് രസതന്ത്രത്തിൻെറ ഒരു പ്രധാന ഭാഗം. മറെറാരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ തന്മാത്രകളുടെ *വ്യക്തിത്വം, സ്ഥിരത, ക്രിയാശീലത* എന്നിവയെ പററിയുള്ള ചോദ്യങ്ങളാണു് രസതന്ത്രത്തിൻെറ ഒരു പ്രധാന ഭാഗം.

ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്കു് ഉത്തരം കണ്ടെത്തുന്നതിനു്, അണുവിൻെറ ഘടന പരിശോധിച്ചു് അതിൽ കൂടുതൽ ചെറിയ ഘടകങ്ങൾ ഉണ്ടോ ഇല്ലയോ എന്നു് നോക്കാം.

## അണുവിൻെറ സംഘടനം

### മൗലികകണങ്ങൾ

അണുവിൻെറ സാംഘടനത്തെപ്പററിയുള്ള നമ്മുടെ പരിഗണനയിൽ വൈദ്യുത ശ്ലേഷണം, റേഡിയോആക്ററീവ് അവക്ഷയം, ഹീലിയം കണങ്ങൾ കൊണ്ടുള്ള ബൊംബാർഡനം എന്നിവയിൽ നിന്നുള്ള തെളിവുകൾ അണുവിന്റെ ഇന്നത്തെ രൂപവുമായി എത്രമാത്രം ഗാഢമായി ബന്ധിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്ന് കാണാം. പരിഗണനാവിധേയമാകുന്ന ആദ്യ ചോദ്യം അണുവിൻെറ അടിസ്ഥാനഘടകങ്ങളെപ്പററിയുള്ളതാണ്.

ജലത്തിൻെറ വൈദ്യുതശ്ലേഷണത്തിൽ ജലത്തിലൂടെ വൈദ്യുതി കടന്നു പോകുമ്പോൾ ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ വാതകങ്ങളിൽ ഓരോന്നിന്റെയും അളവ് ജലത്തിലൂടെ കടത്തിവിട്ട വൈദ്യുതിയുടെ പരിമാണത്തിന് ആനുപാതികമാണ്. വെള്ളം കൂടാതെ മററു പദാർഥങ്ങളും ഇതേ പരിമാണം വൈദ്യുതി കൊണ്ട് വൈദ്യുതശ്ലേഷണം നടത്തിയാൽ ഉണ്ടാകുന്ന വസ്തുക്കളുടെ അളവുകൾ (മോളുകളിൽ) തമ്മിൽ ഒരു പൂർണസംഖ്യാനുപാതമുണ്ടായിരിക്കും. ദ്രവ്യം വൈദ്യുത സ്വഭാവമുള്ളതാണെന്നും വൈദ്യുതി അണുക്കൾക്കിടയിൽ കൃത്യമായ മാത്രകളിൽ കൈമാററം ചെയ്യപ്പെടുന്നുവെന്നും ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ദ്രവ്യവും വൈദ്യുതിയുമായുള്ള അന്യോന്യ പ്രവത്തനത്തെപ്പററിയുള്ള കൂടുതൽ പരീക്ഷണങ്ങൾ ഒരു പ്രത്യേക കണം—ഇലക്ട്രോൺ—ആണ് വൈദ്യുതിയുടെ മൗലിക വാഹകം എന്നു തെളിയിച്ചു. ഏററവും ഭാരം കുറഞ്ഞ അണുവിനോട് താരതമ്യപ്പെടുത്തിയാൽ പോലും വളരെ ചെറിയ ഒരു ദ്രവ്യമാനം മാത്രമേ ഇലക്ട്രോണിനുള്ളവെന്ന് തെളിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്. ഈ കണത്തിന് ഒരു ഋണ ചാർജ് കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

ഭാരം തീരെ കുറഞ്ഞ ഋണ ചാർജിത ഇലക്ട്രോണുകൾ അണുക്കളിലുണ്ടെന്നു കരുതിയാൽ സാമാന്യേന വൈദ്യുതീയമായി ഉദാസീനമായ ദ്രവ്യത്തിൽ ധന ചാർജും ദ്രവ്യമാനവും വഹിക്കുന്ന കണങ്ങൾ നിലനിൽക്കുന്നുണ്ടോ എന്ന ചോദ്യമുദിക്കുന്നു.

റേഡിയോആക്ററീവ് അവക്ഷയത്തെ സംബന്ധിച്ച നിരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന് ഇതിനുള്ള തെളിവ് കിട്ടുന്നു. അണുവിന്റെ വിഘടന ഫലമായി രണ്ടു പ്രധാന കണങ്ങൾ കൂടി നിരീക്ഷിക്കാം. അളവിൽ ഇലക്ട്രോണിന്റേതിന് തുല്യവും എന്നാൽ ചിഹ്നത്തിൽ നേർവിപരീതവുമായ ചാർജ് വഹിക്കുന്ന, ഇലക്ട്രോണിൻെറ ഏകദേശം 2000 ഇരട്ടി ദ്രവ്യമാനമുള്ള പ്രോട്ടോണാണ് ഇതിൽ ഒന്ന്. മറേറതു് ന്യൂട്രോണാണ്. അതു് വൈദ്യുത ഉദാസീനവും പ്രോട്ടോണിന്റെ അത്രതന്നെ ദ്രവ്യമാനമുള്ളതും ആണ്. അങ്ങിനെ ദ്രവ്യമാനത്തിൻെറ രണ്ടു വാഹകങ്ങൾ (അതിലൊന്ന് ധനചാർജും വഹിക്കുന്നു) അണുവിലുണ്ട്.

പട്ടിക 1.1 മൗലികകണങ്ങൾ

| കണം | ദ്രവ്യമാനം (അണുഭാര മാത്ര)* | ചാർജ്ജ് (ഇലക്ട്രോൺ ചാർജ്ജ്) |
|---|---|---|
| ഇലക്ട്രോൺ | 0.00055 | − 1 |
| പ്രോട്ടോൺ | 1.00732 | + 1 |
| ന്യൂട്രോൺ | 1.00871 | 0 |

* അണുഭാര മാത്ര = $1.66035 \times 10^{-24}$ ഗ്രാം.

6638.

## കണങ്ങളുടെ വിതരണം

മൗലികകണങ്ങളുടെ അസ്ഥിത്വം അനുവദിച്ചു കൊടുത്തു കൊണ്ട് അവയുടെ വിതരണത്തെയും വിന്യാസത്തെയും സംബന്ധിച്ച ഒരു പ്രധാന പ്രശ്നത്തെ അഭിമുഖീകരിക്കാം. ഭാരവും ചാർജ്ജും അണുവിൽ സമാംഗമായി വിതരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുകയാണോ അതോ ചില പ്രത്യേക് പ്രദേശങ്ങളിൽ സാന്ദ്രിതമായിരിക്കുകയാണോ ?. ഹീലിയം അണുവിന്റെ ഭാരമുള്ള ചാർജിത കണങ്ങൾ ഒരു ലോഹത്തകിടിലൂടെ ഉയർന്ന വേഗതയിൽ കടന്നുപോകുമ്പോൾ വ്യതിചലിക്കുന്നു എന്ന് കാണിച്ച ഒരു പരീക്ഷണത്തിൽ നിന്നാണ് ഇതിനുള്ള ഉത്തരം കിട്ടിയത്. ഭാരവും വലുപ്പവും അറിയുന്ന കാണാൻ കഴിയാത്ത ഒരു ഉരുക്ക് വെടിയുണ്ടയ്ക്ക് എളുപ്പം കടന്നുപോകാൻ കഴിയത്തക്കവണ്ണം കനം കുറഞ്ഞ സമാംഗമായ തകിട് ചുരുട്ടിയുണ്ടാക്കിയതാണോ, അതോ ലോഹം ബാറുകളായി ചില സ്ഥലങ്ങളിൽ സാന്ദ്രിതമായ രൂപത്തിൽ കുററിയടിച്ച് വേലി കെട്ടിയതു പോലെ നിർമിച്ചതാണോ എന്നു് സംശയിക്കുന്ന സാങ്കല്പിക സ്ഥിതിവിശേഷത്തിന് സമാനമാണ് ഇതു്. അങ്ങിനെയുള്ള ഒരു സാങ്കല്പിക വസ്തുവിൽ വെടിവെച്ചാൽ വെടിയുണ്ടയുടെ ഇടസ്ഥിടങ്ങളുള്ള തിരിച്ചു വരവ് സാധ്യമാകണമെങ്കിൽ വെടിയുണ്ട ഭാരമേറിയ വസ്തുവുമായി ഏററുമുട്ടണം. ഇതു് രണ്ടാമതു പറഞ്ഞ കാര്യത്തിൽ സംഭവിക്കും. അണുതലത്തിൽ ഹീലിയം അണു ഇടസ്ഥിടക്ക് വിചലിക്കുന്നതായി കണ്ടു. അണുവിന്റെ ഭാരവിതരണം സമാംഗമല്ല എന്നിതു് കാണിക്കുന്നു.

## അണുമാതൃക

അണുവിന്റെ, പരീക്ഷണ തെളിവുകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്ന സംഘടനവും വിതരണവും താഴെ പറയുന്ന മാതൃകയുമായി ബന്ധപ്പെടുന്നു. പ്രോട്ടോണുകളും ന്യൂട്രോണുകളും കൊണ്ട് നിർമിച്ച ധന ചാർജിതമായ കേന്ദ്ര പ്രദേശമാണ് അണുവിന്റെ ദ്രവ്യമാനം മിക്കവാറും വഹിക്കുന്നതു്. ഈ പ്രദേശത്തെ അണുകേന്ദ്രം എന്നു പറയുന്നു. അണുവിന്റെ മിക്കവാറും പ്രദേശവും കയ്യടക്കിയിരിക്കുന്ന ഋണ ചാർജിത ഇലക്ട്രോണുകൾ അണുകേന്ദ്രത്തിനു് ചുററുമാണ്. ഒരു ഉദാസീന അണു

വിൽ ധനചാർജ് ഋണ ചാർജിനെ കൃത്യമായി ഉദാസീനീകരിക്കേണ്ടതിനാൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം അണുകേന്ദ്രത്തിലെ ആകെ പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണത്തോടു തുല്യമായിരിക്കണം. ഈ രണ്ടു തരം കണങ്ങളിലേതെങ്കിലും ഒന്നിന്റെ ആകെ എണ്ണത്തെ *അണുസംഖ്യ* എന്ന് പറയുന്നു. ഇത് ഒരു ഉദാസീന അണുവിൽ അണുകേന്ദ്രത്തിലുള്ള ആകെ ധന ചാർജിന് അഥവാ അണുകേന്ദ്രത്തിന് പുറത്തുള്ള ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിനു തുല്യമാണ്. ഒരു അണുവിലെ അല്ലെങ്കിൽ തന്മാത്രയിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം രാസ സ്വഭാവത്തെ കാര്യമായി സ്വാധീനിക്കുന്നതിനാൽ മൂലകങ്ങളുടെ രാസ വർഗീകരണത്തിന്റെ ഒരു പ്രധാന അടിസ്ഥാനം അണുസംഖ്യയാണ്.

അണുകേന്ദ്രത്തിന്റെ *ദ്രവ്യമാനം* നിർണയിക്കുന്നത് അതിൽ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന പ്രോട്ടോണുകളുടെയും ന്യൂട്രോണുകളുടെയും എണ്ണമാണ്. ഈ തുകയെ *ദ്രവ്യമാന സംഖ്യ* എന്നു പറയുന്നു. പ്രോട്ടോണിനും ന്യൂട്രോണിനും ഏകദേശം ഒരു *അ. ദ്ര. മാ. (അണു ദ്രവ്യമാന മാത്ര)* ഭാരമുള്ളതിനാൽ ഈ സംഖ്യ അണുകേന്ദ്രത്തിന്റെ *ഏകദേശ ദ്രവ്യമാനം* തരുന്നു. ന്യൂക്ലീയ ഊർജത്തിന്റെ *ദ്രവ്യമാന* തുല്യാങ്കം അറിയാമെങ്കിൽ കൃത്യമായ ഭാരം പ്രോട്ടോൺ—ന്യൂട്രോൺ ഭാരത്തുകയിൽ നിന്ന് ലഭിക്കാവുന്നതാണ്.

അണുക്കളുടെയും തന്മാത്രകളുടെയും ഭാരം നിർണയിക്കുകയും അതുവഴി രാസ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിലെ ഭാര സംബന്ധിയായ ബന്ധങ്ങളെ നിയന്ത്രിക്കുകയും ചെയ്യുന്നതായതിനാൽ അണുവിന്റെ ദ്രവ്യമാനം പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നതാണ്. എന്നിരുന്നാലും അണുദ്രവ്യമാനങ്ങൾ രാസബന്ധത്തിന്റെ ബലത്തെയോ, ജ്യാമിതിയെയോ കാര്യമായി സ്വാധീനിക്കുന്നില്ല. അങ്ങിനെ അണുകേന്ദ്രത്തിന്റെ ദ്രവ്യമാനത്തിൽ മാത്രം വ്യത്യസ്തങ്ങളും ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും അണുകേന്ദ്രത്തിന്റെ ചാർജും ഒന്നു തന്നെയായതും ആയ അണുക്കൾ രാസപരമായി തുല്യങ്ങളാണ്. ഇത്തരം അണുക്കൾ ഐസോടോപ്പുകളാണ്.

### അണുകേന്ദ്രങ്ങൾക്കുള്ള ചുരുക്കെഴുത്തു രൂപം

അണുകേന്ദ്രത്തെപ്പററിയുള്ള ചർച്ചകൾക്ക് സൗകര്യമുണ്ടാക്കുവാൻ ദ്രവ്യമാന സംഖ്യയും അണുസംഖ്യയും മൂലകത്തിന്റെ പേരും ഒരു പ്രതീകത്തിൽ കൊടുക്കുന്ന ഒരു ചുരുക്കെഴുത്ത് രൂപം മിക്കപ്പോഴും ഉപയോഗിക്കാറുണ്ട്. അങ്ങിനെ $_{30}Z^{65}$ ഒരു സിങ്ക് അണുകേന്ദ്രത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അണുസംഖ്യയായ 30 കീഴ്ക്കുറി കൊണ്ടും ദ്രവ്യമാന സംഖ്യയായ 65 മേൽക്കുറി കൊണ്ടും സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നു.

### ബന്ധബലങ്ങളുടെ സ്വഭാവം

ഈ അധ്യായത്തിന്റെ ആരംഭത്തിൽ ഉന്നയിച്ച ചോദ്യങ്ങളിൽ അവസാനത്തേത് ''സ്ഥായിയായ അണുവിന്യാസങ്ങൾ സാധ്യമാക്കുന്ന ബലങ്ങളുടെ

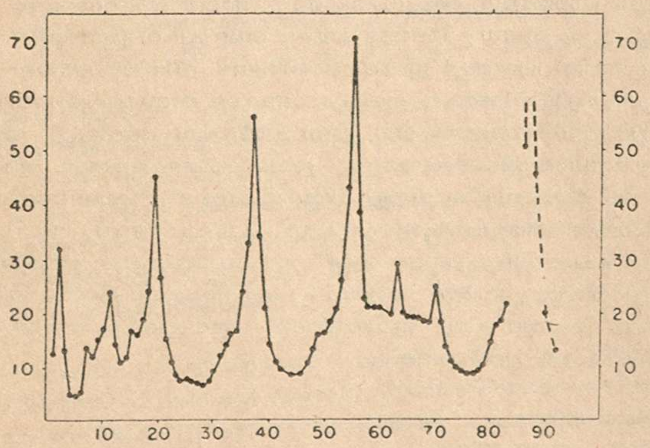
MUNAVVIRUL ISLAM HIGH SCHOOL COCHIN-11. ERNAKULAM

സ്വഭാവം എന്താണ്'' എന്നതാണ്. ഇതിന്നു് കുറച്ചു വാക്കുകളിൽ ഉത്തരം പറയുക എളുപ്പമല്ല. ഈ വിഷയത്തെപ്പററി ധാരാളം വിവരങ്ങൾ കിട്ടിയിട്ടുണ്ട്. അതു പോലെ തന്നെ അണുകേന്ദ്രത്തിലെ പ്രോട്ടോണുകളുടെയും, ന്യൂട്രോണുകളുടെയും ബന്ധങ്ങൾ വിവരിക്കുന്ന വിലയേറിയ സിദ്ധാന്തങ്ങളുണ്ട്. അണുകേന്ദ്രങ്ങൾക്ക് രാസ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ മാററം സംഭവിക്കാത്തതിനാൽ രസതന്ത്രത്തിൽ ഈ മണ്ഡലം താരതമ്യേന അപ്രധാനമാണ്. അതിനാൽ, രസതന്ത്രം ന്യൂക്ലീയ ബലങ്ങളിന്മേലും ബന്ധ ഊർജങ്ങളിന്മേലും വെളിച്ചം വീശുന്നില്ല. രസതന്ത്രം അണുകേന്ദ്രത്തിന്നു് പുറത്തുള്ള ഇലക്ട്രോൺകളുടെ വിന്യാസത്തിലെ മാററങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോണുകളെ അണുകേന്ദ്രവുമായി ബന്ധിപ്പിച്ച് നിർത്തുന്ന ബലങ്ങൾ ധന, ഋണ ചാർജുകൾ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണ ബലങ്ങളാണെന്നതിൽ സംശയമില്ല. ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ കോടിക്കണക്കിന്നു് മടങ്ങ് വലുപ്പവും ഭാരവുമുള്ള വസ്തുക്കളിലുള്ള നിരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്നു് ഈ ബന്ധവുമായി നാം പരിചയപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. പക്ഷേ അണുവ്യൂഹത്തിലെ മാത്രകൾ വളരെ ചെറുതാണ്. അതുകൊണ്ട് ഈ ബലങ്ങളെയും ഇവയുടെ ഇലക്ട്രോണുകളിന്മേലുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങളാൽ പ്രകാശിതമാകുന്ന ഊർജത്തെയും വിവരിക്കുന്നതിന്നു് മറെറാരു രീതി ആവശ്യമാണ്. ഈ പ്രശ്നം അടുത്ത അധ്യായത്തിൽ വിശദമായി പ്രതിപാദിക്കാം.

## ആവർത്തന നിയമം

രാസഗുണധർമങ്ങൾ നിർണയിക്കുന്നതു് ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമാണെന്ന സങ്കല്പനം ഈ ഘട്ടത്തിൽ കൊണ്ടുവരികയാണെങ്കിൽ മൂലകങ്ങളെ അണുസംഖ്യയുടെ വർധമാനക്രമത്തിൽ വിന്യസിച്ച് മൂലകങ്ങളുടെയും അവയുടെ യൗഗികങ്ങളുടെയും ഗുണധർമങ്ങൾ താരതമ്യം ചെയ്യുന്നതു് നന്നായിരിക്കും എന്നു തോന്നും. ഇത്തരം സ്ഥിതികളിൽ ഗുണധർമങ്ങളിൽ ഒരു ആവർത്തന വ്യതിയാനം ദൃശ്യമാകും. ഒരേ ഗുണധർമങ്ങൾ ഒരു നിശ്ചിത ഇടവേളക്കു ശേഷം വീണ്ടും പ്രത്യക്ഷമാകുന്നു. ഉദാഹരണമായി 2, 10, 18, 36, 54, 86 എന്നീ അണുസംഖ്യകളുള്ള ഹീലിയം, നിയോൺ, ആർഗൺ, ക്രിപ്ടോൺ, സെനോൺ, റാഡോൺ എന്നീ നിഷ്ക്രിയ വാതകങ്ങൾ സാധാരണ പരിതസ്ഥിതികളിൽ മററു മൂലകങ്ങളുമായി യൗഗികങ്ങൾ നിർമിക്കുന്നില്ല. അണുസംഖ്യകൾ ക്രമത്തിൽ 3, 11, 19, 37, 55 87 എന്നിങ്ങനെ ആയ ലിഥിയം, സോഡിയം, പൊട്ടാസിയം, റുബീഡിയം, സീഷിയം, ഫ്രാൻസിയം എന്നീ മൂലകങ്ങൾ തമ്മിൽ തമ്മിൽ സമാനങ്ങളാണ്. ഇവയെല്ലാം ജലവുമായി രൂക്ഷമായി പ്രതിപ്രവർത്തിക്കുന്നവയാണ്. ഈ മൃദുലോഹങ്ങളുടെ മറെറാരു പ്രധാന പ്രത്യേകത LiCl, NaCl, KCl എന്നിങ്ങനെയുള്ള ഒരേ തരം സൂത്രത്തോടുകൂടിയ യൗഗികങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുക എന്നതാണ്. മററനേകം ഗുണധർമങ്ങളും ഇത്തരം ആവർത്തക വ്യതിയാനങ്ങൾ കാണിക്കുന്നു. ചിത്രം 1.1 അണുവ്യാപ്തത്തിന്റെ അണുസംഖ്യക്കെതിരെയുള്ള പ്ലോട്ടു കാണിക്കുന്നു. ആവർത്തകതയുടെ ഏററക്കുറവുകൾ ഇതിൽ വ്യക്തമായി കാണാം.

പട്ടിക 1.2 മൂലകങ്ങളുടെ അണുസംഖ്യയനുസരിച്ചുള്ള ഒരു ക്രമീകരണം തരുന്നു. ഇതും സമാനമൂലകങ്ങളെ ഒരേ കോളത്തിൽ ഉൾപ്പെടുത്തിക്കൊണ്ടു് ഗുണധർമങ്ങളുടെ ആവർത്തക വ്യതിയാനം കണക്കിലെടുക്കുന്നു. ഒരു നിഷ്ക്രിയ




ചിത്രം 1.1 അണുവ്യാപ്തത്തിന്റെ ആവർത്തക വ്യതിയാനം

വാതകത്തിലവസാനിക്കുന്ന പട്ടികയിലെ വിലങ്ങൻ വരികളെ കാലങ്ങൾ എന്നു പറയുന്നു. ഒരു കാലത്തിനകത്തു് ഇടത്തു നിന്നു് വലത്തോട്ടു നീങ്ങുമ്പോൾ അണു

പട്ടിക 1.2 ആവർത്തന പട്ടിക

| | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $_{1}$H | | | | | | | | |
| $_{3}$Li | $_{4}$Be | | | | സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ | | | |
| $_{11}$Na | $_{12}$Mg | | | | | | | |
| $_{19}$Na | $_{20}$Ca | $_{21}$Sc | $_{22}$Ti | $_{23}$V | $_{24}$Cr | $_{25}$Mn | $_{26}$Fe | $_{27}$Co |
| $_{37}$Rb | $_{38}$Sr | $_{39}$Y | $_{40}$Zr | $_{41}$Nb* | $_{42}$Mo | $_{43}$Tc* | $_{44}$Ru* | $_{45}$Rh* |
| $_{55}$Cs | $_{56}$Ba | $_{57}$La | $_{72}$Hf | $_{73}$Ta | $_{74}$W* | $_{75}$Re | $_{76}$Os | $_{77}$Ir |
| $_{87}$Fr | $_{88}$Ra | $_{89}$Ac | | | | | | |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $_{58}$Ce | $_{59}$Pr | $_{60}$Nd | $_{61}$Pm | $_{62}$Sm | $_{63}$Eu | $_{64}$Gd |
| Th | $_{91}$Pa* | $_{92}$U* | $_{93}$Np* | $_{94}$Pu* | $_{95}$Am | $_{96}$Cm* |

സംഖ്യയും തൻമൂലം ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും വർധിക്കുന്നു. ഇതേ സമയം രാസഗുണധർമങ്ങളിലും ഗണ്യമായ വ്യത്യാസം ഉണ്ടാകുന്നു. കുത്തൻ കോളങ്ങൾ മൂലകങ്ങളുടെ കുടുംബങ്ങളെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു. രണ്ടു മൂലകങ്ങൾ ഒരേ കുടുംബത്തിൽ പെടണമെങ്കിൽ ഒന്നുകിൽ അവയ്ക്ക് തൊട്ടു മുൻപുള്ള നിഷ്ക്രിയ വാതകത്തെക്കാൾ ഒരേ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾ കൂടുതലുണ്ടായിരിക്കുകയോ (IA, IIA, IIIB ഗ്രൂപ്പുകൾ) അല്ലെങ്കിൽ തൊട്ടു പിന്നിൽ വരുന്ന നിഷ്ക്രിയ വാതകത്തെക്കാൾ ഒരേ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾ കുറവായിരിക്കുകയോ ചെയ്യണമെന്ന് പട്ടികയുടെ പരിശോധനയിൽ നിന്നു കാണാം. ഉദാഹരണമായി ${}_{30}Zn$ (സിങ്ക്) ഉം ${}_{80}Hg$ (മെർകുറി)യും ഒരേ ഗ്രൂപ്പിൽപെടുന്നു. രണ്ടിനും തൊട്ടടുത്ത നിഷ്ക്രിയ വാതകങ്ങളായ ${}_{36}Kr$ നെക്കാളും ${}_{86}Ru$ നെക്കാളും ആറ് ഇലക്ട്രോണുകൾ കുറവാണ്.

രാസ സ്വഭാവത്തെ പരസ്പരം ബന്ധപ്പെടുത്തുന്നതിനുള്ള ഏററവും ശക്തമായ ആയുധങ്ങളിലൊന്നാണ് മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന പട്ടിക. അതേസമയം അണുവിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിന്യാസം വിശദമായി കാണിക്കുന്നതിനും ഈ പട്ടിക ഉപയോഗിക്കാം. വാസ്തവത്തിൽ ഈ വസ്തുതകൾ രാസഗുണധർമങ്ങളും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തെ ചൂണ്ടിക്കാണിക്കുന്നു. ഇക്കാര്യം അടുത്ത അധ്യായത്തിൽ ചർച്ച ചെയ്യുന്നുണ്ട്.

| | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | | | ${}_{2}He$ |
| | | | ${}_{5}B$ | ${}_{6}C$ | ${}_{7}N$ | ${}_{8}O$ | ${}_{9}F$ | ${}_{10}Ne$ |
| | | | ${}_{13}Al$ | ${}_{14}Si$ | ${}_{15}P$ | ${}_{16}S$ | ${}_{17}Cl$ | ${}_{18}Ar$ |
| ${}_{28}Ni$ | ${}_{29}Cu$ | ${}_{30}Zn$ | ${}_{31}Ga$ | ${}_{32}Ge$ | ${}_{33}As$ | ${}_{34}Se$ | ${}_{35}Br$ | ${}_{36}Kr$ |
| ${}_{46}Pa$* | ${}_{47}Ag$ | ${}_{48}Cd$ | ${}_{49}In$ | ${}_{50}Sn$ | ${}_{51}Sb$ | ${}_{52}Te$ | ${}_{53}I$ | ${}_{54}Xe$ |
| ${}_{78}Pt$* | ${}_{79}Au$ | ${}_{80}Hg$ | ${}_{81}Tl$ | ${}_{82}Pb$ | ${}_{83}Bi$ | ${}_{84}Po$ | ${}_{85}At$ | ${}_{86}Rn$ |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| ${}_{65}Tb$ | ${}_{66}Dy$ | ${}_{67}Ho$ | ${}_{68}Er$ | ${}_{69}Tm$ | ${}_{70}Yb$ | ${}_{71}Lu$ |
| ${}_{97}Bk$* | ${}_{98}Cf$* | ${}_{99}Es$* | ${}_{100}Fm$* | ${}_{101}Md$* | ${}_{102}No$* | ${}_{103}Lw$ |

അദ്ധ്യായം രണ്ട്

# അണുവിൻെറ ഇലക്ട്രോണിക ഘടന

ഒരു രത്നവ്യാപാരി ഒരു വജ്റത്തിൻെറ ഓരോ മുഖവും വിശദമായി നോക്കി പൂർണ്ണത പരിശോധിച്ച ശേഷം മാത്രം മുഴുവൻ വജ്റത്തിന്റെയും ഗുണനിർണയം നടത്തുന്നതുപോലെ തന്നെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയും രാസ സ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തിൻെറ വിശദ പരിശോധന സാധ്യമാകുന്നതിനു് മുൻപു് ഇലക്ട്രോണിക ഘടന പരിഗണിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഇപ്രകാരം ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയിലേക്കു് വെളിച്ചം വീശുന്ന സിദ്ധാന്തങ്ങളെയും വസ്തുതകളെയും ഒന്നൊന്നായി പഠിക്കാം. ഈ പ്രശ്നത്തിൻെറ പരസ്പരം വൈരുധ്യങ്ങളായ വശങ്ങൾ, അല്ലെങ്കിൽ ഒത്തുപോകാൻ ബുദ്ധിമുട്ട തോന്നുന്ന വശങ്ങളെങ്കിലും അങ്ങിനെ കുറച്ചുകൂടി നല്ല ഒരു വീക്ഷണകോണത്തിലൂടെ പരിശോധിക്കാം.

### സ്ഥിര വൈദ്യുത സിദ്ധാന്തത്തിൻെറ പ്രസക്തി

ഇലക്ട്രോണുകളെപ്പററി ഇതുവരെ പറഞ്ഞ കാര്യങ്ങൾ അവ അണുക്കളോടു് ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നതു് സരളമായ സ്ഥിര വൈദ്യുത ബന്ധങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചാണെന്നു കരുതാൻ പ്രേരിപ്പിക്കുന്നു.

ഇപ്രകാരം $Ze$ ചാർജുള്ള ഒരണുകേന്ദ്രം $e$ ചാർജുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ ആകർഷിക്കുന്നു. കൂളം നിയമപ്രകാരം ഈ കണങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ബന്ധത്തെ

$$F = \frac{Ze^2}{\varepsilon r^2} \qquad 2.1$$

എന്നു വ്യംജിപ്പിക്കാം.

ഇവിടെ $Z$ അണുസംഖ്യയും $r$ അണുകേന്ദ്രത്തിനും ഇലക്ട്രോണിനും ഇടയ്ക്കുള്ള ദൂരവും ആണു്. നിർവാതത്തിൽ $\varepsilon$ ഒന്നാണു്. ഈ ബലം ഒരാകർഷണ ബലമായതിനാൽ ഇലക്ട്രോണിനെ ത്വരിപ്പിക്കുന്നു. സ്ഥിരമായി നൽകുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഇപ്രകാരം അണുകേന്ദ്രത്തിലേക്കു് വലിക്കപ്പെടുന്നു. പക്ഷേ ഇലക്ട്രോൺ ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുകയാണെങ്കിൽ, ഈ ആകർഷണ ബലം ഇലക്ട്രോണിനെ അണുകേന്ദ്രത്തെ ചുററിയുള്ള ഒരു ഭ്രമണപഥത്തിൽ നിർത്തുന്ന *ഒരു സംകേന്ദ്രബലം* നൽകുന്നു.

ഇവിടെ ലഭിക്കുന്ന ചിത്രം ഭ്രമണം ചെയ്തുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഉപഗ്രഹത്തിന്റേതിനു് സമാനമാണു്; ഗുരുത്വാകർഷണം സ്ഥിര വൈദ്യുതാകർഷണം കൊണ്ടു് പ്രതിസ്ഥാപിച്ചിരിക്കുന്നു എന്നു മാത്രം. ഇപ്പോൾ ഇലക്ട്രോണിനു് അണുകേന്ദ്രത്തിന്റെ സ്ഥിര വൈദ്യുത മണ്ഡലത്തിലുള്ള അതിന്റെ സ്ഥാനം മൂലം സ്ഥിതിജ ഊർജവും അതിൻെറ ചലനംമൂലം ഗതിജ ഊർജവും ഉണ്ടായിരിക്കും. ആകെ ഊർജം ഈ രണ്ടു് ഊർജ പദങ്ങളുടെയും തുകയായിരിക്കും. സ്ഥിര വൈദ്യുത പൊടെൻഷ്യൽ V കൊണ്ടു പ്രതിനിധീകരിച്ചു് അതിൻെറ മൂല്യം കൂളം നിയമത്തിൽ നിന്നു വ്യുല്പാദിക്കാം.

6638

$$V = \frac{-Ze^2}{r} \qquad 2.2$$

ദ്രവ്യമാനം $m$ ഉം പ്രവേഗം $v$ യുമുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിൻെറ ഗതിജ ഊർജം

$$E_K = \tfrac{1}{2} mv^2 \qquad 2.3$$

ആണു്. അതുകൊണ്ടു് ആകെ ഊർജം

$$E_{\text{ആകെ}} = V + E_K = -\frac{Ze^2}{r} + \tfrac{1}{2} mv^2 \qquad 2.4$$

ആയിത്തീരുന്നു. ബലതന്ത്രത്തിൽ വക്രപഥത്തിലൂടെ സഞ്ചരിക്കുന്ന ഒരു കണത്തിൻെറ *സംകേന്ദ്ര ബലം* അതിൻെറ ദ്രവ്യമാനം, പ്രവേഗം, പഥത്തിൻെറ ത്രിജ്യ എന്നിവയുമായി താഴെപ്പറയുന്ന വ്യംജകപ്രകാരം ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

$$F_{\text{സംകേന്ദ്രം}} = \frac{mv^2}{r} \qquad 2.5$$

ഇലക്ട്രോണിനു് സ്ഥിരമായ ഒരു ഭ്രമണപഥം ഉണ്ടായിരിക്കണമെങ്കിൽ സ്ഥിരവൈദ്യുത ബലവും സംകേന്ദ്രബലവും ഒന്നു തന്നെയായിരിക്കണം. അതിനാൽ സമീകരണം (2-1) ഉം (2-5) ഉം കൂടി.

$$\frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \qquad 2.6$$

എന്നു തരുന്നു. സമീകരണം (2.6) ൻെറ രണ്ടു വശങ്ങളും $\frac{r}{2}$ കൊണ്ടു ഗുണിച്ചാൽ

$$\frac{Ze^2}{2r} = \tfrac{1}{2} mv^2 \qquad 2.7$$

എന്നു കിട്ടുന്നു. സമീ (2-2) ലും (2-3) ലും നിന്നു്

$$E_K = \frac{Ze^2}{2r} = \frac{1}{2} V \qquad 2.8$$

അതിനാൽ ആകെ ഊർജം

$$E = V + E_K = V - \frac{1}{2} V = \frac{1}{2} V$$

$$E = - \frac{Ze^2}{2r} \qquad 2.9$$

ആണ്.

ഈ സമീകരണത്തിൽ നിന്നു് $r$ അനന്തമായി വലുതാകുമ്പോൾ ഊർജം പൂജ്യമാകാൻ തുടങ്ങുന്നുവെന്നു കാണാം. അതേ സമയം തന്നെ സമീകരണം 2–1 പ്രകാരം ബലവും പൂജ്യമാകാൻ തുടങ്ങുന്നു. നിശ്ചിത ദൂരങ്ങളിൽ ആകർഷണബലത്തിനു് ഏതെങ്കിലും അളവുള്ളപ്പോൾ ഊർജത്തിനു് ഒരു ഋണ മൂല്യമുണ്ടു്. വാസ്തവത്തിൽ $r$ കുറയുംതോറും ഊർജം കൂടുതൽ ഋണം അഥവാ കുറഞ്ഞതു് ആയിത്തീരും. അങ്ങിനെ ഊർജത്തിൻെറ ഋണമൂല്യം സ്ഥിരതയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അതിനാൽ ഈ സിദ്ധാന്തം അണുക്കളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സ്ഥിരതയെ വിശദീകരിക്കുമെന്നു തോന്നുന്നു.

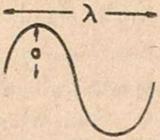
പക്ഷേ അണുക്കളുടേതല്ലാത്ത വ്യൂഹങ്ങളിൽ വക്രപഥങ്ങളിൽ സഞ്ചരിക്കുന്ന ചാർജ്ജുകൾ വിദ്യുത് കാന്തിക വികിരണത്തിൻെറ രൂപത്തിൽ ഊർജം പുറത്തുവിടുന്നതായി നിരീക്ഷിക്കപ്പെട്ടു. ഈ ഊർജനഷ്ടം $E$യെ കൂടുതൽ ഋണമായ മൂല്യത്തിലേക്കു കുറയ്ക്കും. ഇതുമൂലം $r$ കുറയുകയും ഒടുവിൽ ഇലക്ട്രോൺ അണുകേന്ദ്രത്തിലേക്കു് വീഴുകയും ചെയ്യും. ഈ അവസ്ഥയെ ഒരുപഗ്രഹം മേൽ അന്തരീക്ഷത്തിൽ വെച്ചു് ഘർഷണം മൂലം ഊർജം നഷ്ടപ്പെടുന്നതിൻെറ ഫലമായി നശിച്ചു പോകുന്നതിനോടുപമിക്കാം.

ഇക്കാരണത്താൽ സ്ഥിരവൈദ്യുത സിദ്ധാന്തത്തിനു് വളരെ ഗൗരവമായ എതിർപ്പുകളുണ്ടു്. ഇതു് വിദ്യുത് കാന്തിക വികിരണമെന്ന വിഷയത്തിൻെറ (അണുക്കളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതു കൊണ്ടു്) വിശദ പരിശോധന ആവശ്യമാക്കുന്നു.

## വിദ്യുത് കാന്തിക വികിരണം

വിദ്യുത് കാന്തിക വികിരണം ഊർജത്തിൻെറ ഒരു രൂപമാണു്. X–വികിരണം, അൾട്രാ വയലററ്, ദൃശ്യപ്രകാശങ്ങൾ, വികിരണതാപം, റേഡിയോ തരംഗങ്ങൾ എന്നിവ ഊർജത്തിൻെറ ഈ രൂപത്തിനുദാഹരണങ്ങളാണു്. ഈ ഊർജത്തിൻെറ സ്പേസിലൂടെയുള്ള സംചരണം അഥവാ കൈമാററം തരംഗചലനം കൊണ്ടു് ഏററവും സൗകര്യപ്രദമായ രീതിയിൽ വിവരിച്ചിരിക്കുന്നു. സംചരണ വേഗത വളരെ ഉയർന്നതാണു്. $2.908 \times 10^{10}$ സെമീ സെ$^{-1}$ ആണു് നിർവാത

ത്തിലുള്ള പ്രകാശവേഗത. ഊർജതരംഗങ്ങൾ, ചിത്രം 2.1 ൽ കാണിച്ചതുപോലെ സാധാരണയായി λ എന്ന പ്രതീകം കൊണ്ടു സൂചിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന അവയുടെ




ചിത്രം 2.1 തരംഗ ചലനം

തരംഗ നീളം, ആയാമം a എന്നിവയാൽ അഭിലക്ഷണമാക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. തരംഗചലനത്തിന്റെ ആവൃത്തി, ($\nu$) അതായത് സെക്കണ്ടു പ്രതിയുള്ള കമ്പനങ്ങളുടെ എണ്ണം താഴെ പറയുന്ന വ്യംജകം വഴി തരംഗനീളവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

$$\lambda\nu = c \qquad 2.10$$

ഇവിടെ $c$ പ്രകാശപ്രവേഗമാണ്. വികിരണ ഊർജം വ്യക്തമായ ഘട്ടങ്ങളായാണ് പദാർഥങ്ങളിലേക്ക് കൈമാററം ചെയ്യപ്പെടുന്നതെന്ന് കണ്ടിട്ടുണ്ട്. ഓരോ ഘട്ടവും വികിരണത്തിന്റെ ആവൃത്തിക്കാനുപാതികമായ പ്രകാശത്തിന്റെ ഒരു ക്വാണ്ടം അഥവാ ഒരു ഫോട്ടോൺ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. ഈ നിരീക്ഷണമാണ് ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജവും ആവൃത്തിയും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനം.

$$E = h\nu \qquad 2.11$$

ആനുപാതിക സ്ഥിരാങ്കം $h$ ന് ഊർജ–സമയ അളവുകളുണ്ട്. അതിന്റെ മൂല്യം $6.62 \times 10^{-27}$ എർഗ്–സെക്കണ്ട് ആണ്. ഇതിനെ പ്ലാങ്ക് സ്ഥിരാങ്കം എന്നു പറയുന്നു. എല്ലാത്തരം വികിരണങ്ങൾക്കും ഇതൊന്നു തന്നെയാണ്. ഊർജം വ്യക്തമായ മാത്രകളിൽ വരുന്നതായി കാണപ്പെടുന്നതിനാൽ ഈ ക്വാണ്ടീകരണം വികിരണത്തെയും കണങ്ങൾ—ഫോട്ടോണുകൾ—ആയി കാണാൻ അനുവദിക്കുന്നു. അണുക്കൾ ഫോട്ടോൺ അവശോഷിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ഊർജം ഒരു ഫോട്ടോണിന്റെ തുല്യാങ്കമായ $h\nu$ എന്ന അളവിൽ വർധിക്കുന്നു.

**അണു സ്പെക്ട്ര**

ഇനി അണുവ്യൂഹങ്ങൾ വികിരണ ഊർജം മോചിപ്പിക്കുന്ന എതിർ പ്രക്രിയ നോക്കാം. ഇതു് താഴെ കാണുന്ന തരത്തിൽ പ്രതീകരൂപേണ പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

$$\text{അണു A } (E_1) \longrightarrow \text{അണു A } (E_2) + \text{ഫോട്ടോൺ } (E = h\nu)$$

ഈ പ്രക്രിയയിൽ ഊർജ മാററങ്ങൾ നടക്കുന്നുവെന്ന് ഇതു് കാണിക്കുന്നു. $\nu$ ആവൃത്തിയോടുകൂടിയ വികിരണ രൂപത്തിൽ ഫോട്ടോൺ ഊർജം വഹിച്ചു

കൊണ്ടു പോകുന്നതിനാലും പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ ഊർജം സംരക്ഷിക്കപ്പെടുന്നതിനാലും

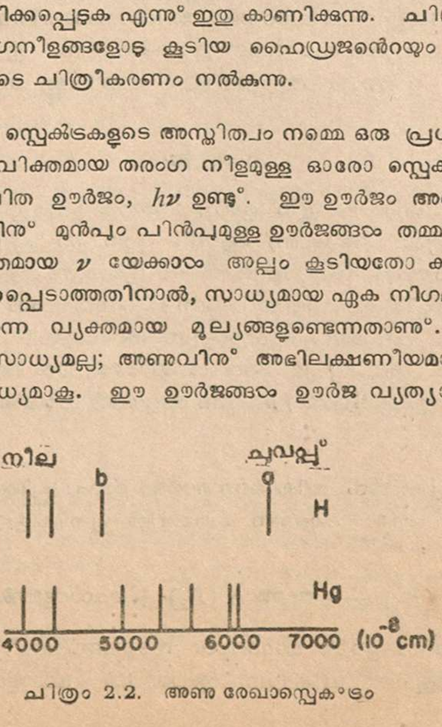
$$E_1 = E_2 + h\nu$$

അഥവാ

$$E_1 - E_2 = h\nu. \qquad 2.12$$

അതുകൊണ്ടു് $E_1, E_2$ വിനേക്കാൾ $h\nu$ അധികമാണു്. അണുക്കളിൽ നിന്നുള്ള വികിരണ ഉൽസർജനം എളുപ്പം നിരീക്ഷിക്കപ്പെടുന്നു. അതിനാൽ ഉൽസർജിത വികിരണത്തിന്റെ ആവൃത്തി പഠനങ്ങൾ അണുവ്യൂഹങ്ങളുടെ ഊർജങ്ങളെപ്പററി വിലയേറിയ അറിവുകൾ തരുന്നു. ഉദാഹരണമായി ഒരു ജ്വാലയിൽ അഥവാ വൈദ്യുത ആർക്കിൽ താരതമ്യേന ഉയർന്ന ഊർജാവസ്ഥയിലുള്ള (ഉത്തേജിതാവസ്ഥ) വാതക അണുക്കളെ ഉണ്ടാക്കാം. താഴ്ന്ന ഊർജത്തിലേക്കു് ഈ ഉത്തേജിതാവസ്ഥകൾ തിരിച്ചുവരുമ്പോൾ ആ അണുവിനു് അഭിലക്ഷണീയമായ ഒരു നിറത്തിലുള്ള പ്രകാശം ഉൽസർജിച്ചു കൊണ്ടു് ഒരു പ്രത്യേക രേഖാസ്പെക്ട്രം ഉണ്ടാകുന്നു. വിവിക്തവും കൃത്യമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ടതുമായ തരംഗനീളമാണു് നിരീക്ഷിക്കപ്പെടുക എന്നു് ഇതു കാണിക്കുന്നു. ചിത്രം 2.2 നിരീക്ഷിതമായ ചില തരംഗനീളങ്ങളോടു കൂടിയ ഹൈഡ്രജന്റെയും മെർകുറിയുടെയും രേഖാസ്പെക്ട്രങ്ങളുടെ ചിത്രീകരണം നൽകുന്നു.

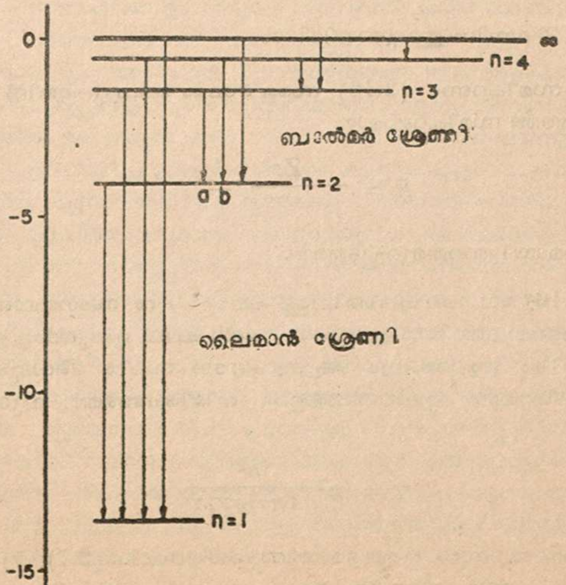
പ്രത്യേക അണു സ്പെക്ട്രകളുടെ അസ്തിത്വം നമ്മെ ഒരു പ്രധാന നിഗമനത്തിലെത്തിക്കുന്നു. വിവിക്തമായ തരംഗ നീളമുള്ള ഓരോ സ്പെക്ട്രരേഖയ്ക്കും സംഗതമായ ഒരു നിശ്ചിത ഊർജം, $h\nu$ ഉണ്ടു്. ഈ ഊർജം അണുവിന്റെ വികിരണ ഉൽസർജനത്തിനു് മുൻപും പിൻപുമുള്ള ഊർജങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസമാണു്. നിരീക്ഷിതമായ $\nu$ യേക്കാൾ അല്പം കൂടിയതോ കുറഞ്ഞതോ ആയ ആവൃത്തികൾ കാണപ്പെടാത്തതിനാൽ, സാധ്യമായ ഏക നിഗമനം അണുക്കളുടെ ഊർജങ്ങൾക്കു് തന്നെ വ്യക്തമായ മൂല്യങ്ങളുണ്ടെന്നതാണു്. ചിന്തിക്കത്തക്ക എല്ലാ ഊർജങ്ങളും സാധ്യമല്ല; അണുവിനു് അഭിലക്ഷണീയമായ ചില ഊർജങ്ങൾ മാത്രമേ സാധ്യമാകൂ. ഈ ഊർജങ്ങൾ ഊർജ വ്യത്യാസങ്ങളുടെ അല്പം




ചിത്രം 2.2. അണു രേഖാസ്പെക്ട്രം

സംയോജനങ്ങളും തന്മൂലം വികിരണ ഉൽസർജനത്തിൽ അല്പം ചില തരംഗ നീളങ്ങളും മാത്രമാണ് സാധ്യമാകുന്നത്. അങ്ങനെ ഒരു ഊർജതലത്തിൽ നിന്ന് മറെറാന്നിലേക്കുള്ള സ്ഥാനാന്തരണം കൊണ്ട് അനന്ത സൂക്ഷ്മമായി വ്യത്യാസപ്പെട്ടുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഒരു അനുസ്യൂത മാററത്തിനു പകരം ഊർജത്തിൻെറ പെട്ടെന്നുള്ള ഒരു ചാട്ടമാണ് സംഭവിക്കുന്നത്.

ഊർജമാററങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണിക ഊർജത്തിലെ മാററമായി കണക്കാക്കിയാൽ രേഖാസ്പെക്ട്രകളുടെ വിശദ പരിശോധനയിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്ത അണുക്കൾക്കും അവയിൽ നിന്ന് വ്യുൽപാദിക്കപ്പെടുന്ന ചാർജിത അയോണകൾക്കും ഉള്ള ഊർജനില ആരേഖങ്ങൾ നിർമിക്കാൻ കഴിയും. ചിത്രം 2.3 ഒരു ആംശിക ആരേഖത്തിന്റെ ഉദാഹരണമാണ്. ഇതു് ഹൈഡ്രജൻ അണുവിന്റെ ഏററവും താഴ്ന്ന നാല് ഊർജതലങ്ങളും ഉയർന്ന തലങ്ങളിൽ നിന്ന് അവയിലേക്കുള്ള സാധ്യമായ സ്ഥാനാന്തരങ്ങളും കാണിക്കുന്നു. ഈ സ്ഥാനാന്തരങ്ങൾ അവ ഓരോന്നിൻെറയും കണ്ടുപിടുത്തക്കാരുടെ പേരുകളിൽ അറിയപ്പെടുന്ന സ്പെക്ട്ര രേഖകളുടെ ശ്രേണികൾക്ക് സംഗതമാണ്. ചിത്രം 2.2 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രേഖ ബാൽമർ ശ്രേണിയിൽ a എന്നും b എന്നും അടയാളപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്ന സ്ഥാനാന്തരങ്ങൾ കൊണ്ടാണ്.




ചിത്രം 2.3. ഹൈഡ്രജൻ അണുവിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക ഊർജതല ആരേഖം

കണക്കാക്കാവുന്ന ഊർജതലങ്ങൾ വർധിച്ചുവരുന്ന ഊർജക്രമത്തിൽ ക്രമീകരിച്ച് 1, 2, 3, 4 എന്നിങ്ങനെ എണ്ണിയാൽ ഊർജവും സംഗതമായ ക്രമസംഖ്യ $n$ ഉം തമ്മിൽ രസാവഹമായ ഒരു ബന്ധം ഉള്ളതായി കാണാം. ഊർജത്തിന്റെയും $n$ ന്റെ വർഗത്തിന്റെയും ഗുണനഫലം ഒരു സ്ഥിരാങ്കമായിരിക്കും.

$$n^2E = \text{സ്ഥിരാങ്കം} = a \qquad 2.13$$

അഥവാ

$$E = \frac{a}{n^2} \qquad n = 1, 2, 3\ldots \qquad 2{,}14$$

ദത്തങ്ങളിൽ നിന്നും നിർണയിച്ച സ്ഥിരാങ്കം $a$ യുടെ മൂല്യം

$$a = \frac{4\pi^2mZ^2e^4}{2h} \qquad 2.15$$

അതു കൊണ്ട് പദങ്ങൾ പുനക്രമീകരിച്ചാൽ നമുക്കിങ്ങനെ എഴുതാം.

$$E = -\frac{Ze^2}{2}\left(\frac{1}{n^2}\,\frac{4\pi^2mZe^2}{h^2}\right) \qquad n = 1, 2, 3 \qquad 2.16$$

ഹൈഡ്രജന് $Z$ ഒന്നിനു തുല്യമായിരിക്കും.

ഇപ്പോൾ സമീകരണം (2.16) സരള സ്ഥിര വൈദ്യുതത്തിൽ നിന്ന് വ്യുൽപാദിതമായ ഊർജ സമീകരണമായ

$$E = -\frac{Ze^2}{2}\cdot\frac{1}{r}.$$

സമീ (2.9) ഉമായി താരതമ്യപ്പെടുത്താം.

സമീ. (2.16) ലെ കോഷ്ഠകത്തിലുള്ള പദം $1/r$ നു സംഗതമാണ്. ഇലക്ട്രോണിക ഭ്രമണപഥത്തിന്റെ ത്രിജ്യക്ക് $r$ ന്റെ ചില മൂല്യങ്ങളേ ഉണ്ടാകൂ എന്ന ഒരു അഭിഗ്രഹീതം ആരെങ്കിലും കൊണ്ടുവന്നാൽ സ്ഥിര വൈദ്യുത സിദ്ധാന്തത്തിന് വിവിക്തമായ ഊർജതലങ്ങളുടെ നിരീക്ഷണത്തെ വ്യാഖ്യാനിക്കാൻ കഴിയും.

$$r = n^2\frac{h^2}{4\pi^2mZe^2} \qquad 2.17$$

ഇവിടെ $n$ ധനസംഖ്യ മാത്രമായിരിക്കും. സമീ. (2.7) ൽ നിന്നു കാണുന്നതു പോലെ $r$ ന്റെ നിശ്ചിത മൂല്യം ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേഗമായ $v$ ക്കും ഒരു നിശ്ചിത മൂല്യമുണ്ടെന്ന് കാണിക്കുന്നു.

നീൽസ് ബോർ 1913 ൽ മുന്നോട്ടു വെച്ച ഈ അഭിഗ്രഹീതം അണു ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തത്തിൻെറ തുടക്കം കുറിക്കുന്നു.

ഈ സിദ്ധാന്തം ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രത്തെയും $He^+$, $Li^{++}$ മുതലായ ഒററ ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള അയോണുകളുടെ സ്പെക്ട്രകളെയും വ്യാഖ്യാനിക്കുന്നു. പക്ഷേ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള വ്യൂഹത്തിൽ നിരീക്ഷിതമായതിനെക്കാൾ കുറച്ചു രേഖകൾ മാത്രമേ പ്രവചിക്കപ്പെട്ടുള്ളു. കാന്തിക മണ്ഡലത്തിൻെറ സാന്നിധ്യത്തിൽ അണു സ്പെക്ട്രകളെ വിശദീകരിക്കുന്നതിൽ ഇതു പരാജയപ്പെട്ടു. നിരീക്ഷിതമായ സ്പെക്ട്ര രേഖകളുടെ തീവ്രതയെപ്പററി യാതൊരു വിവരവും ഇതു് തരികയുണ്ടായില്ല.

**ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രം**

ബോർ സിദ്ധാന്തത്തിൻെറ പരിഷ്കരണം ഇലക്ട്രോണിൻെറ സ്ഥാനവും പ്രവേഗവും ഒന്നിച്ചു് നിശ്ചയിക്കൽ ആവശ്യമാക്കുന്നു. ഇതു പ്രകാരം സിദ്ധാന്തവും പരീക്ഷണവും തമ്മിലുള്ള വ്യതിയാനത്തിൽ നിന്നു് തിരുത്തലുകൾ നടത്തുക സാധ്യമാകുന്നു. നമുക്കു് കാണാവുന്നതുപോലെ ഇത്തരം കൃത്യമായ നിർണയങ്ങൾ നടത്താൻ സാധ്യമല്ല എന്നതൊരു സത്യമാണു്.

എല്ലാ ഭൗതിക മാപനങ്ങളും വസ്തുവും മാപനോപകരണവും തമ്മിൽ എന്തോ അന്യോന്യ പ്രവർത്തനമുണ്ടെന്നു് കാണിക്കുന്നു. നമുക്കു് നേരിട്ടു് ദൃശ്യവേദ്യമാകുന്ന ലോകത്തിൽ ഈ അന്യോന്യ പ്രവർത്തനങ്ങൾ നാം അളക്കുന്ന പരിമാണങ്ങളോടു് താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ നിസ്സാരമാണു്. ഉദാഹരണത്തിനു്, നമ്മുടെ ദൃശ്യമണ്ഡലത്തിൽ ഒരു വസ്തുവിൻെറ സ്ഥാനം നിശ്ചയിക്കപ്പെടുന്നതു് ആ വസ്തുവിൽ നിന്നു് പ്രതിഫലിച്ച പ്രകാശം നമ്മുടെ കണ്ണിലെത്തുമ്പോഴാണു്. ഇവിടെ രണ്ടു് അന്യോന്യ പ്രവർത്തനങ്ങൾ നടക്കുന്നു. ഫോട്ടോണിൻെറ വസ്തുവിന്മേലുള്ള പതനവും പ്രകീർണനവുമാണു് ആദ്യത്തേതു്. രണ്ടാമത്തേതു് ഈ പ്രതിഫലിച്ച ഫോട്ടോണിനെ കണ്ണിന്റെ റെററിന അവശോഷിക്കുന്നതാണു്. ഫോട്ടോണിൻെറ ഊർജം നാഡിയിലെ ആവേഗം ആയി മാറുന്നു. പക്ഷേ പഠനവിധേയമായ വസ്തുവിൻെറ ഭാരം വളരെ ചെറുതാകുമ്പോൾ, ഉദാ: ഇലക്ട്രോൺ, വളരെ ചെറിയ ഫോട്ടോണിൻെറ പതനവും പ്രതിഫലനവും ഇലക്ട്രോണിൻെറ സ്ഥാനത്തിൽ ഗണ്യമായ വ്യത്യാസം വരുത്തുന്നു. ഇതിൻെറ ഫലമായി ഇലക്ട്രോണിൻെറ സഞ്ചാരദിശയും വേഗതയും വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു. അങ്ങനെ ഇലക്ട്രോണിൻെറ സ്ഥാനം നിർണയിക്കുക എന്ന ഒരു പ്രവൃത്തി അതിൻെറ പ്രവേഗം മാററുന്നു. മറെറാരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഏററവും നല്ല അന്വേഷണവിധി പോലും (അതായതു് ഒരു ഫോട്ടോൺ പുഞ്ജം) ഇലക്ട്രോണിൻെറ വളരെ ചെറിയ ദ്രവ്യമാനം മൂലം വളരെ അപരിഷ്കൃതമായിത്തീരുന്നു. തുടർന്നുള്ള മാപനങ്ങൾ ആദ്യത്തെ ഈ വ്യതികരണം മൂലം തെററുള്ളവയായിരിക്കും.

ഇത്തരം ഒരു വാദഗതിയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി ഡബ്ലിയു. ഹെയ്സൻബർഗിനു് സംവേഗവും സ്ഥാനവും ഒന്നിച്ചു നിർണയിക്കേണ്ടിവരുമ്പോൾ മാപനവിധിമൂലം സംവേഗത്തിലുണ്ടാകുന്ന തെററ് $\triangle (mv)$ സ്ഥാനത്തിലുള്ള തെററ് $\triangle x$ ഉമായി ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിഞ്ഞു. (ദ്രവ്യമാനത്തിൻെറയും പ്രവേഗത്തിൻെറയും ഗുണനഫലമാണു് സംവേഗം; $\triangle$ തെററ് അഥവാ അനിശ്ചിതത്വത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന ഒരു വ്യത്യാസമാണു്.) ഹെയ്സൻ ബർഗ് അനിശ്ചിതത്വത്തിൻെറ ഒരു ചുരുക്ക പ്രസ്താവം·

$$\triangle x \cdot \triangle mv \geqq 2\,h$$

$$h = 6.6 \times 10^{-27} \text{ എർഗ്–സെക്കണ്ട്} \qquad 2.18$$

എന്നാണു്. എത്ര ആദർശപരമായ അവസ്ഥകളിൽ പരീക്ഷണം നടത്തിയാലും ഈ രണ്ടു തെററുകളുടെയും ഗുണനഫലം ഒരിക്കലും പ്ലാങ്ക് സ്ഥിരാങ്കത്തിൻെറ ഇരട്ടിയെക്കാൾ കുറവായിരിക്കുകയില്ല എന്നിതു കാണിക്കുന്നു. ദൃശ്യവേദ്യമായ വസ്തുക്കളെ സംബന്ധിച്ചിടത്തോളം ഒരേ സമയത്തുള്ള മാപനങ്ങളുടെ കൃത്യതയിലുള്ള ഈ കുറവു് അപ്രധാനമാണു്. എന്നാൽ അണുവ്യൂഹങ്ങൾ പോലുള്ള ചെറിയ വ്യൂഹങ്ങൾക്കു് ഇതു് ഗണ്യമായതാണു്.

ഈ വൈഷമ്യം കാരണം അളന്നു കിട്ടിയ ഭൗതിക പരിമാണങ്ങളെക്കുറിച്ചു് പരിപൂർണമായ കൃത്യതയോടു കൂടിയ പ്രസ്താവനകൾ നടത്താൻ സാധ്യമല്ല. അവയിലെല്ലാം അനിശ്ചിതത്വം കാണാം. എന്നിരുന്നാലും ഒററക്കൊററക്കായുള്ള ധാരാളം മാപനങ്ങളിൽ നിന്നു് സാംഖ്യികവിശ്ലേഷണം വഴി ശരിയാകാൻ വളരെയധികം സംഭവ്യതയുള്ള മൂല്യങ്ങൾ കിട്ടാവുന്നതാണു്. ഈ സംഭവ്യതയും കണക്കാക്കാവുന്നതാണു്. ശരിയായി പറഞ്ഞാൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിനു് അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നു് ഏതു ദൂരവും സാധ്യമാണെങ്കിലും ചില ദൂരങ്ങൾ മററുള്ളവയെക്കാൾ കൂടുതൽ സംഭവ്യങ്ങളാണു്. ഇവയിൽ ഒന്നു് ഏററവും കൂടുതൽ സംഭവ്യതയുള്ളതായിരിക്കും. ഹെയ്സൻബർഗിൻെറ കണ്ടുപിടിത്തം പ്രസക്തമായ പ്രവചനങ്ങൾ നടത്തുന്നതിനും അവ നിരീക്ഷിക്കപ്പെടാനുള്ള സംഭവ്യത പ്രസ്താവിച്ചുകൊണ്ടു് ഈ പ്രവചനങ്ങളെ മെച്ചപ്പെടുത്താനും സാധ്യമാക്കുന്ന ഒരു സിദ്ധാന്തത്തിലെത്തിക്കുന്നു. ഇത്തരം സിദ്ധാന്തങ്ങൾക്കുള്ള ആരംഭം കുറിച്ചതു് പദാർഥ കണികകൾക്കു് തരംഗങ്ങളെപ്പോലെ പെരുമാറാൻ കഴിയുമെന്ന ദെ ബ്രോഗ്ളിയുടെ അഭിപ്രായമാണു്. മുൻപു പ്രതിപാദിച്ചതുപോലെ കണങ്ങളുടെ ധാരകൾ പോലെയും പെരുമാറാൻ കഴിയുന്ന ഊർജതരംഗങ്ങൾക്കൊരു സമാന്തരമാണിതു്. X–രശ്മി പോലെ തന്നെ ഇലക്ട്രോണും ദ്രവ്യത്തിലൂടെ കടന്നുപോകുമ്പോൾ വിഭംഗനം ചെയ്യപ്പെടുന്നു എന്ന നിരീക്ഷണത്തിൽ നിന്നു് ഇതിനുള്ള പരീക്ഷണ സ്ഥിരീകരണം കിട്ടി. ഇലക്ട്രോൺ പോലുള്ള ഒരു പദാർഥ കണത്തിനു സംഗതമായ തരംഗനീളം

$$\lambda = \frac{h}{mv} \qquad 2,19$$

എന്ന സമീകരണത്തിൽ നിന്നു കിട്ടുന്നു. സമീകരണം 2.19 ബോർ അണുമാതൃകയിൽ പ്രയോഗിച്ചപ്പോഠം അതിശയകരമായ ഒരുത്തരം കിട്ടി. സമീ (2.7) ന്റെയും (2.19) ന്റെയും സംയോജനം ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേഗത്തിന്

$$v = \frac{2\pi Ze^2}{nh} \qquad 2.20$$

എന്ന വ്യംജകം തരുന്നു. ഇതിന്റെ സമീ (2.19) ലുള്ള പ്രതിസ്ഥാപനം

$$n\lambda = 2\pi \frac{n^2h^2}{4\pi^2 mZe^2} = 2\pi r, n = 1, 2, 3, \dots \qquad 2.21$$

എന്ന ഫലം നൽകുന്നു.

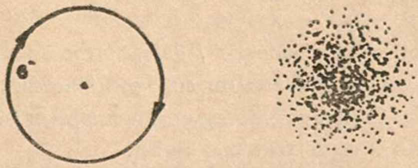
ഇത് ബോർ അണുവിന്റെ, ചുററളവ്, $2\pi r$ അണുവിലെ ഇലക്ട്രോണുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തരംഗനീളങ്ങളുടെ പൂർണ സംഖ്യാ ഗുണനഫലമാണെന്നർഥമാകുന്നു. വാസ്തവത്തിൽ സമീ 2.21 ഒരു സ്ഥിര തരംഗം ബോർ അണുവിൽ സ്ഥിതിചെയ്യിക്കാവുന്ന അവസ്ഥയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

അണുവിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിവരണത്തിന് പൂർണമായും തരംഗ ഗണിത സിദ്ധാന്തം പ്രയോഗിക്കാൻ ഹെയ്സൻബർഗിനും, ഇ. ഷ്റോഡിംഗർക്കും വെവ്വേറെ സാധ്യമായി. അണു ത്രിജ്യകളുടെ ചില മൂല്യങ്ങളിലേക്കുള്ള ചുരുങ്ങൽ, സമീ 2.17 ൽ പ്രസ്താവിച്ച ക്വാണ്ടീകരണ അഭികല്പന, ഇപ്പോഠം പദാർഥ തരംഗങ്ങളുടെ രൂപത്തിൽ മനസ്സിലാക്കാം. തരംഗങ്ങളെ കമ്പനം ചെയ്തുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഒരു വയലിൻ കമ്പിയിലെ സ്ഥിര തരംഗങ്ങളുടെ രീതിയിൽ തന്നെ ഗണിതപരമായി വിവരിക്കാം. പിന്നീട് തരംഗ സമീകരണങ്ങഠം സംഭവ്യതാ പദങ്ങളിലുള്ള വ്യാഖ്യാനങ്ങഠംക്ക് ഉപയോഗിക്കാൻ സാധ്യമാകുന്നു. അങ്ങനെ ഇലക്ട്രോണിക ചലനത്തെപ്പററി പരീക്ഷണങ്ങഠംക്ക പിൻതാങ്ങാൻ കഴിയുന്നതിനെക്കാഠം കൃത്യതയുള്ള പ്രസ്താവങ്ങഠം നടത്തുക ആവശ്യമില്ലാതെ വന്നു. അനിശ്ചിതത്വം മൂലമുണ്ടായ സന്നിഗ്ധാവസ്ഥ അങ്ങനെ പരിഹരിക്കപ്പെട്ടു. അവസാനമായി, ബോർ സിദ്ധാന്തം പരാജയപ്പെട്ടിടത്തു് കൃത്യമായ പ്രവചനങ്ങഠം നടത്താൻ ഈ സിദ്ധാന്തത്തിനു കഴിഞ്ഞു.

ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രം അഥവാ തരംഗ ബലതന്ത്രം എന്നറിയപ്പെടുന്ന ഈ സിദ്ധാന്തമാണ് അണു വ്യൂഹങ്ങളുടെ ആധുനിക വിവരണത്തിന്റെ അടിത്തറ. ഗണിതപരമായി ഇതു വളരെ സങ്കീർണമാണ്. ധാരാളം പ്രശ്നങ്ങഠംക്ക് വിപുലമായ പരികലനങ്ങഠം ആവശ്യമാണ്. മററു പലതും ഗണിത പരിജ്ഞാനത്തിന്റെ കുറവുമൂലം ധാരണം ചെയ്യാൻ കഴിയുകയില്ല. എന്നിരുന്നാലും ഏകദേശമായ—ഗുണാത്മകമായ—ഉത്തരങ്ങഠം കണ്ടുപിടിക്കാവുന്നതാണ്. ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രത്തിന്റെ ചില ആധുനിക നിഗമനങ്ങഠം നമുക്കു പരിശോധിക്കാം.

കക്ഷകങ്ങൾ

തരംഗ സമീകരണത്തിന്റെ വിശദീകരണം ഇലക്‌ട്രോണിന്റെ കൃത്യമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ട പാത അഥവാ ഭ്രമണപഥത്തിന്റെ ആശയത്തിനു പകരം കക്ഷകത്തെ കുറിച്ചുള്ള സങ്കല്പം കൊണ്ടുവരുന്നു. കക്ഷകം ഒരു പ്രത്യേക ഇലക്‌ട്രോണിക ഊർജതലത്തിന് സംഗതമായ വളരെ സങ്കീർണമായ ഒരു ഗണിത വ്യംജകമാണ്. ഇതു് സ്പേസിൽ ഇലക്‌ട്രോൺ ഉണ്ടാകാവുന്ന ഓരോ ബിന്ദുവിനും, ഒരു പരീക്ഷണത്തിൽ ഇലക്‌ട്രോൺ വാസ്തവത്തിൽ ആ ബിന്ദുവിലായിരിക്കാനുള്ള സംഭവ്യത വിശദീകരിക്കുന്നു. ഒരു സരളചിത്രം കൊണ്ട് ഒരു കക്ഷകത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുക എളുപ്പമല്ല. എന്നാലും ചിത്രം 2.4 പഴയതും പുതിയതുമായ ആശയങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു താരതമ്യം നൽകാൻ ശ്രമിക്കുന്നു. കക്ഷകത്തെ

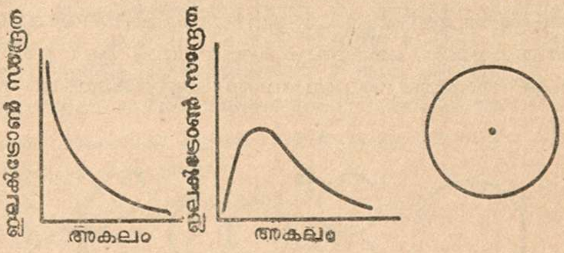


ചിത്രം 2.4 കക്ഷ്യയും കക്ഷകവും
(a) ബോർ കക്ഷ്യ (b) കക്ഷകസംഭവ്യതാ സാന്ദ്രത (ഇലക്‌ട്രോൺ മേഘം)

ഒരു ഷേഡു ചെയ്ത ചിത്രം കൊണ്ടു കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ഷേഡിന്റെ തീവ്രത ആ പ്രത്യേക പ്രദേശത്തു് ഒരിലക്‌ട്രോണിനെ കാണുന്നതിനുള്ള ആപേക്ഷിക സംഭവ്യതക്കു സംഗതമാണ്. അങ്ങനെ സംഭവ്യതാ സാന്ദ്രത അഥവാ ഇലക്‌ട്രോൺ സാന്ദ്രതയെപ്പററി പറയാം. ധാരാളം നിരീക്ഷണങ്ങളിൽ, ഈ ചിത്രം ഇലക്‌ട്രോൺ അണുകേന്ദ്രത്തിനു ചുററുമുള്ള സ്പേസിൽ വിതറിയിരിക്കുന്നുവെന്ന് —അതായതു് ഒരു ഖര കണമില്ല, വിസര മേഘമേയുള്ളു എന്ന്—സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നുള്ള അകലം വർധിക്കുംതോറും ഈ ഇലക്‌ട്രോൺ മേഘത്തിന്റെ കനം കുറയുന്നു.

കക്ഷകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ ഗ്രാഫികമായി അവതരിപ്പിക്കുന്നതിനുള്ള മററു മൂന്നു വിധികൾ ചിത്രം 2.5ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ചിത്രം 2.5 (a) തത്വത്തിൽ 2.5 (b) ക്കു് സമാനമാണ്. രണ്ടാമത്തെ ഗ്രാഫ് ഇലക്‌ട്രോണുകളുടെ അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്ന് ഒരു നിശ്ചിത ദൂരത്തിലുള്ള ആപേക്ഷിക സാന്ദ്രത തരുന്നു— അതായതു് ഒരു ഗോളത്തിന്മേലുള്ള സാന്ദ്രതയും ത്രിജ്യ മാറുന്നതിന്നനുസരിച്ചുള്ള സാന്ദ്രതാമാററവും. വളരെ അടുത്ത ദൂരത്തിൽ വളരെ കുറഞ്ഞ സംഭവ്യതയേയുള്ളു. ഈ ആരേഖത്തിൽ മാത്രാവ്യാപ്തത്തിലുള്ള സാന്ദ്രതയെ ഗോളത്തിന്റെ പ്രതല വിസ്തീർണം കൊണ്ടു ഗുണിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്നതും ത്രിജ്യ കുറയുന്നതോടുകൂടി ഗോളത്തിന്റെ വിസ്തീർണം വളരെയധികം കുറയുന്നുവെന്നതുമാണിതിനു കാരണം. ഈ വക്രത്തിലെ ഉച്ചതമം അണു കേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നുള്ള ഏററവും കൂടുതൽ സംഭവ്യത

യോടുകൂടി ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്താവുന്ന ദൂരത്തിനു സംഗതമാണ്. അവസാനമായി ചിത്രം 2.5 (c) ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിൻെറ ആകൃതിയുടെ ഒരു ഛേദ




ചിത്രം 2,5 ഇലക്ട്രോൺ വിതരണ ആരേഖങ്ങൾ

തലം തരുന്നു. ഈ പ്രത്യേക സന്ദർഭത്തിൽ (ഹൈഡ്രജൻ അണു) തുല്യദൂരത്ത് തുല്യ സാന്ദ്രതയോടു കൂടിയ ഇലക്ട്രോൺ മേഘം ഗോളീയമാണ്. മററ് ആകൃതികൾ പിന്നീട് പരിഗണിക്കും.

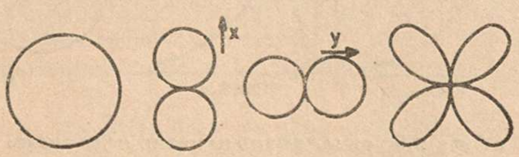
## ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ

തരംഗ സമീകരണങ്ങളുടെ നിർധാരണങ്ങളിൽ നിന്നു് നാലുതരം ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. സാധ്യമായ ഓരോ അണു കക്ഷകത്തെയും നാലു ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടെ ഒരു ഗണം അഭിലക്ഷണമാക്കുന്നു. അനേകം ഇലക്ട്രോണുകളോടു കൂടിയ അണുവിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജങ്ങളും ഈ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളും തമ്മിലും ബന്ധമുണ്ട്.

**മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ** $n$, അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നു് ഇലക്ട്രോണിനുള്ള ഏകദേശ ദൂരവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതായതിനാൽ ബോർ സിദ്ധാന്തത്തിൽ കണ്ടുമുട്ടിയ $n$ നു് സദൃശമാണ്. $n$ നു് 1, 2, 3 മുതലായ ധനപൂർണസംഖ്യാമൂല്യങ്ങൾ ഉണ്ടാകാം. ഒരിലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം നിർണയിക്കുന്നതിനുള്ള ഒരു സുപ്രധാന ഘടകമാണ് മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ. മററു ഘടകങ്ങൾ സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ $n$ ൻെറ മൂല്യം കുറയുന്നതനുസരിച്ച് ഊർജവും കുറവായിരിക്കും. ചിലപ്പോൾ അക്കങ്ങൾക്കു പകരം അക്ഷര ചിഹ്നവും ഉപയോഗിക്കാറുണ്ട്. $n = 1$നു് പകരം $K$, $n = 2$ നു് $L$, $n = 3$നു് M എന്നിങ്ങനെ.

**ദിഗംശീയ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ** $l$, ഈ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ കക്ഷകത്തിൻെറ ആകൃതിയുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. $l$ നും പൂർണ സംഖ്യാമൂല്യങ്ങളാണുള്ളതു്. പക്ഷേ ഉച്ചതമ മൂല്യം കക്ഷകവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട $n$ ന്റെ മൂല്യത്താൽ നിയന്ത്രിക്കപ്പെടുന്നു. $l$ ൻെറ മൂല്യങ്ങൾ 0, 1, 2, 3. . . .$n$–1 വരെയാകാം. ഉദാഹരണമായി $n = 4$ ആയ കക്ഷകങ്ങൾക്കു് 0, 1, 2, അഥവാ 3 എന്നീ മൂല്യങ്ങൾ

ആകാം. അങ്ങനെ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ നാലാണെങ്കിൽ ദിഗംശീയ ക്വാണ്ടം സംഖ്യക്ക് നാലു വ്യത്യസ്ത മൂല്യങ്ങളാകാം. സാധാരണ ഉപയോഗിക്കുന്ന അക്ഷര ചിഹ്നങ്ങൾ $l=0$ ന് s, $l=1$ ന് $p$, $l=2$ ന് $d$, $l=3$ ന് $f$ എന്നിവയാണ്. ചിത്രം 2.6 ആദ്യത്തെ മൂന്നിന്റെയും ആകൃതികളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. $n$ ന്റെ മൂല്യം നിശ്ചിതമായാൽ $l$ ന്റെ മൂല്യം കുറയുന്നതോടു കൂടി ഊർജവും കുറയുന്നു. $s$ കക്ഷകങ്ങൾക്ക് അതേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള $p$ കക്ഷകങ്ങളേക്കാൾ ഊർജം കുറവാണ്.




ചിത്രം 2.6 കക്ഷക ആകൃതികൾ

കാന്തിക ക്വാണ്ടം സംഖ്യ, $m_l$.

ഈ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ മിക്കവാറും ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിന്റെ സ്പേസിലുള്ള ഉച്ചതമ വിസ്തരണത്തിന്റെ ദിശയെയാണ് അഭിലക്ഷണമാക്കുന്നത്. $ml$ ന്റെ മൂല്യങ്ങളും പൂർണ സംഖ്യകളാണ്. ഒരു പ്രത്യേക $l$ മൂല്യത്തിന് ഇത് $+l$ മുതൽ $-l$ വരെയുള്ള പരിധിക്കുള്ളിൽ മാറാം. അതിനാൽ സാധ്യമായ $ml$ മൂല്യങ്ങളുടെ ആകെ എണ്ണം $2l+1$ ആണ്. ഉദാഹരണമായി $l=1$ ന് കാന്തിക ക്വാണ്ടം സംഖ്യ $-1, 0$ അഥവാ $+1$ ആകാം എന്നതിനാൽ മൂന്നു തരം p കക്ഷകങ്ങളുണ്ട്. ഈ p കക്ഷകങ്ങൾ പരസ്പരം ലംബകോണങ്ങളിലാണ്. അവയെ മിക്കപ്പോഴും കാർതീയ നിർദേശാങ്കങ്ങളിലുള്ള വിസ്തരണത്തിന്റെ ദിശകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനു വേണ്ടി $p_x$, $p_y$, $p_z$ എന്നിങ്ങനെ പറയുന്നു. ഒരേ $n, l$ മൂല്യങ്ങളും വ്യത്യസ്ത $m_l$ മൂല്യങ്ങളുമുള്ള കക്ഷകങ്ങൾക്ക് തീവ്ര വിദ്യുത് അഥവാ കാന്തിക മണ്ഡലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിലൊഴികെ ഒരേ ഊർജം തന്നെയാണ് ഉള്ളത്.

ചക്രണ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ, $m_s$.

ഈ സംഖ്യക്ക് ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിന്റെ സ്പേസിലുള്ള ക്രമീകരണവുമായി യാതൊരു ബന്ധവും ഇല്ല. ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഒരു ഗുണധർമമായ ചക്രണവുമായി മാത്രമാണ് അത് ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത്. ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഏതോ ഒരു അക്ഷത്തെ ആധാരമാക്കി ചക്രണം ചെയ്തുകൊണ്ടിരിക്കുന്നതായി സങ്കല്പിക്കാം. ഇലക്ട്രോൺ ചാർജിതമായതിനാൽ ഒരു സോളിനോയ്ഡിന്റെ ലൂപ്പിലൂടെ വൈദ്യുതി കടന്നുപോകുമ്പോഴുണ്ടാകുന്നതിന് സമാനമായ ഒരു

കാന്തിക മണ്ഡലം ഇവിടെയും ഉണ്ടാകും. ചക്രണത്തിൻെറ ഭ്രമണ രീതിക്കനുസരിച്ച് (പ്രദക്ഷിണമോ, അപ്രദക്ഷിണമോ) ഈ മണ്ഡലം രണ്ടു വിപരീത ദിശകളിലാകാം. ഒരു ഇലക്ട്രോണിനു് അങ്ങിനെ രണ്ടുതരം ചക്രണങ്ങളിൽ ഏതെങ്കിലുമൊന്നുണ്ടാകാം. ഇതു് $m_s = +\frac{1}{2}$ അഥവാ $m_s = -\frac{1}{2}$ എന്നീ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളാൽ അഭിലക്ഷണമാക്കപ്പെടുന്നു. ഇതു പ്രകാരം $n$, $l$, $m_l$ എന്നീ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളാൽ അഭിലക്ഷണമാക്കപ്പെട്ട ഓരോ സ്പേസ് കക്ഷകത്തിനും മിക്കവാറും ഒരേ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ചക്രണത്തിൻെറ രണ്ടു വ്യത്യസ്ത വിന്യാസത്തിനു് സാധ്യതയുണ്ടു്.

### അപവർജന നിയമം

ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടെ പ്രധാന്യം അവ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വർഗീകരണം സാധ്യമാക്കുന്നു എന്നതാണ്. പട്ടിക 2.1 ഉം 2.2 ഉം സാധ്യമായ വർഗങ്ങളെയെല്ലാം കാണിക്കുന്നു. ഈ നിരീക്ഷണങ്ങൾ കാണിക്കുന്ന വളരെ പ്രധാനമായ ഒരു വസ്തുത ധാരാളം ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള അണുവിലെ ഒരു രണ്ടിലക്ട്രോണുകൾക്കും പൂർണമായും തുല്യമായ ഒരു കക്ഷകം ഇല്ല എന്നുള്ളതാണ്. ഓരോ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും അതിൻേറതായ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടെ ഒരു ഗണമുണ്ടായിരിക്കും. ഇതാണ് ആ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചലനം വിവരിക്കുന്നതു്. ഒരു സ്പേസ് കക്ഷകത്തിനു് എതിർ ചക്രണങ്ങളുള്ള രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമേ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയൂ എന്നിതർഥമാക്കുന്നു. ഈ ഫലം പൗളിയുടെ അപവർജന തത്വമെന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഈ തത്വം ക്വാണ്ടം സ്ഥിതികൾക്കു് പുറമേ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിനു് രണ്ടാമതൊരു നിയന്ത്രണം കൂടി കൊണ്ടുവരുന്നു.

പട്ടിക 2.1 വ്യത്യസ്ത മുഖ്യനിലകളിൽ സാധ്യമായ ഉപകക്ഷകങ്ങൾ

| $l =$ | $n = 1$ | $n = 2$ | $n = 3$ | $n = 4$ |
|---|---|---|---|---|
| 0 | *s* | *s* | *s* | *s* |
| 1 | – | *p* | *p* | *p* |
| 2 | – | – | *d* | *d* |
| 3 | – | – | – | *f* |

### ഊർജനിലകളും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങളും

കക്ഷകങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജങ്ങളിൽ നിന്നു് ഇത്രതന്നെ ഗൗരവമല്ലാത്ത മൂന്നാമതൊരു നിയന്ത്രണം കൂടിയുണ്ടാകുന്നു. സാധ്യമായ ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജം ഉള്ള അവസ്ഥയിലേക്കു് എല്ലാ ഭൗതിക വ്യൂഹങ്ങളും മാറുമെന്നു് ഒരു സാധാരണ നിയമമെന്ന നിലയിൽ പ്രസ്താവിക്കാം. ഈ അവസ്ഥ അണുക്കളിലും തന്മാത്ര

പട്ടിക 2.2 ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടെയും കക്ഷകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ധാരിതയുടെയും സംയോജനം

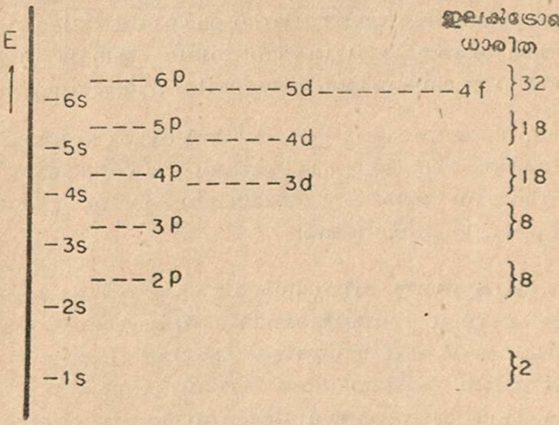
| അക്ഷര ചിഹ്നം | $l$ | $m_l$ | സ്പേസ് കക്ഷകങ്ങളുടെ സംഖ്യ | $m_s$ | വ്യത്യസ്ത ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം |
|---|---|---|---|---|---|
| $s$ | 0 | 0 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| $p$ | 1 | +1 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | 0 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | −1 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | | 3 | | 6 |
| $d$ | 2 | +2 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | +1 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | 0 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | −1 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | −2 | 1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 |
| | | | 5 | | 10 |

കളിലും മൂല അവസ്ഥയെന്നറിയപ്പെടുന്നു. വ്യൂഹത്തിൻെറ സ്ഥായിയായ അവസ്ഥ ഇതാണ്. സാധാരണ സ്ഥിതികളിൽ അണുക്കൾ (തന്മാത്രകളും) അവയുടെ സാധ്യമായ ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജാവസ്ഥയിലായിരിക്കും. താഴെ കൊടുക്കുന്ന ചർച്ച അണു മൂല അവസ്ഥകളുടെ ചുരുക്കമായ പരിഗണനയാണ്.

ഒരണുവിൻെറ ആകെ ഇലക്ട്രോണിക ഊർജം ഒററയൊററയായിട്ടുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജങ്ങളുടെ തുകയായിട്ടെടുക്കാം. ഓരോ ഇലക്ട്രോണും അതു് ഉൾക്കൊള്ളുന്ന കക്ഷകത്തിനു് സംഗതമായ ഊർജം സംഭാവന ചെയ്യുന്നു. ചിത്രം 2.7 കക്ഷകങ്ങൾ കൊണ്ടു് വർഗീകൃതമായ ഇലക്ട്രോണിക ഊർജ നിലകളുടെ ഒരു വ്യവസ്ഥാചിത്രം നൽകുന്നു.

ആദ്യ അക്കം $n$ ൻെറ മൂല്യം കാണിക്കുന്നു. ചിത്രത്തിലെ ഓരോ രേഖയും ഒരു ഊർജനിലയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. ഓരോന്നിനും വിപരീത ചക്രണമുള്ള രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളാം. ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം തന്നിട്ടുണ്ടെങ്കിൽ ഇപ്പോൾ അണുക്കളുടെ മൂല അവസ്ഥാ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം നിർണയിക്കാം. ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജമുള്ള അവസ്ഥ ലഭിക്കുന്നതിനു് ആദ്യത്തെ ഇലക്ട്രോൺ ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജമുള്ള അവസ്ഥയിലേക്കു് (1s) പോകേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഈ നില അതിൻെറ ധാരിതവരെ നിറച്ചു കഴി

ഞ്ഞാൽ (രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകൾ) അടുത്ത ഏററവും താഴ്ന്ന നില ($2s$) ഉപയോഗിക്കും. ഇതങ്ങനെ തുടർന്നുപോകുന്നു. ഈ പ്രക്രിയ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം നിർമിച്ചെടുക്കലാണു്. ഉദാഹരണമായി $_7N$ നു് $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$ എന്ന വിന്യാസമാണു് മൂല അവസ്ഥയിലുള്ളതു്. മേൽക്കുറി ഓരോ ഉപനില




ചിത്രം 2.7 ആപേക്ഷിക ഇലക്ട്രോണിക ഊർജങ്ങൾ

യിലുമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഉദാസീന അണുക്കൾക്കു് അണുസംഖ്യയുടെയത്ര ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളെ ചേർക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു ($Z$ = ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം). *ഊർജനിലകൾ ഏററവും താഴ്ന്നതു മുതൽ, ഒന്നു ധാരിതവരെ നിറച്ചതിനു് ശേഷം മാത്രം അടുത്തതു് എന്ന രീതിയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ടു നിറയ്ക്കുന്നു എന്നതാണു് പൊതുതത്വം.* ഈ ഊർജനിലക്രമം ചിത്രം 2.7 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഇതു് അണുക്കൾക്കു് അഥവാ അയോണുകൾക്കു് അവയുടെ സാധാരണ അവസ്ഥയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം തരുന്നു (മൂല അവസ്ഥ, ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജം).

ചിത്രം 2.7 ൽ നിന്നു കാണാവുന്നതു പോലെ ചില നിലകൾക്കു് വളരെ സമാനമായ ഊർജമാണുള്ളതു്. അങ്ങിനെ സമാനമായ ഊർജങ്ങളുള്ള നിലകളുടെ ഗ്രൂപ്പുകൾ തമ്മിൽ വലിയ ഊർജ വ്യത്യാസമുണ്ടു്. ഉദാഹരണത്തിനു് $3s3p$, $4s3d4p$, $6s5d4f6p$ എന്നിവ അത്തരം ഗ്രൂപ്പുകളാണു്. ഊർജനിലകളുടെ ഒരു ഗ്രൂപ്പിലുള്ള ഉപനിലകൾക്കു് മിക്കവാറും ഒരേ ഊർജം തന്നെ ഉണ്ടാകാമെന്നും ആരേഖം കാണിക്കുന്നു (ഉദാ: $5s$ ഉം $4d$ ഉം, $6s$ ഉം $5d$ ഉം $4f$ ഉം). ഇങ്ങിനെയുള്ള സന്ദർഭങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തെപ്പററി കൃത്യമായ ഒരു പ്രവചനം നടത്തുക സാധ്യമല്ല. വനേഡിയ ($_{23}V$) ത്തിനു് ഏററവും ഉയർന്ന ഊർജ ഗ്രൂപ്പിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കു് $4s^2\ 3d^3$ എന്ന വിന്യാസമുണ്ടു്,

എന്നാൽ ക്രോമിയത്തിന് ($_{24}Cr$)$4s^23d^4$ എന്നതിന് പകരം $4s^13d^5$ എന്ന വിന്യാസമാണുള്ളത്. ഏററവും ഉയർന്ന ഊർജ ഗ്രൂപ്പിൽ വനേഡിയത്തിൻെറ അത്രതന്നെ ഊർജമുള്ള നിയോബിയം ($_{41}Nb$) ത്തിന് s നില അപൂർണമായി വിട്ടു കൊണ്ടുള്ള $5s^14d^4$ എന്ന വിന്യാസമാണുള്ളത്. ഇത്തരം ക്രമക്കേടുകൾ മിക്കപ്പോഴും സമാനമായ ഊർജമുള്ള ഉപനിലകളുള്ളപ്പോൾ മാത്രമേ കാണപ്പെടുന്നുള്ളൂ. ഇങ്ങിനെയുള്ള സന്ദർഭങ്ങളിൽ വിവിധ ഉപനിലകളിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങൾ തമ്മിൽ അനുഭവവേദ്യമാകുന്ന ബലം ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം നിർണയിക്കുന്നതിൽ പ്രാധാന്യം നേടുന്നു.

ഒററപ്പെട്ട ഉദാസീന അണുക്കളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൻെറ ചുരുക്കം പട്ടിക 2.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. പട്ടികയിലെ ഓരോ കോളവും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം, അതായത് അണുവിലെ ഏററവും കൂടുതൽ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിന്യാസം തരുന്നു.

ബാഹ്യമായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം വഴിയുള്ള ക്രമീകരണം ആവർത്തന പട്ടികയിലുള്ളതു പോലെ തന്നെയാണെന്ന് വ്യക്തമാണ് (പട്ടിക 1.2). ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിലെ ആവർത്തനീയത ഭൗതിക അഥവാ രാസ ഗുണധർമങ്ങളിലെ ആവർത്തനീയത പോലെ തന്നെയാണ്. ആവർത്തന പട്ടികയിലെ തുടർച്ചയായുള്ള ഓരോ വരിയും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ നിലയുടെ മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെ വർധനക്ക് സംഗതമായതാണ്. താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം (അന്തർ ഇലക്ട്രോണുകൾ അഥവാ ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ) ഓരോ വരിയുടെയും അഥവാ കാലത്തിൻെറയും മുമ്പിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. തലക്കെട്ടുകളിൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ള വിന്യാസങ്ങൾക്ക് ചില അപവാദങ്ങളുണ്ട്. ഇവ ഒരു s ഇലക്ട്രോൺ കുറവും d ഇലക്ട്രോൺ കൂടുതലുമുള്ള $_{41}Nb$, $_{43}Tc$, $_{44}Ru$, $_{45}Rh$, $_{74}W$, $_{78}Pt$ എന്നീ മൂലകങ്ങളും $4d^{10}$ വിന്യാസമുള്ള പല്ലേഡിയവുമാണ് ($_{46}Pd$). ആക്ററിനാഡി ശ്രേണയിൽ 91 മുതൽ 94 വരെയും 95 മുതൽ 102 വരെയുമുള്ള മൂലകങ്ങൾക്ക് മിക്കവാറുമുള്ള ഒരു $f$ ഇലക്ട്രോണിൻെറ കുറവ് കൂടുതലായുള്ള ഒരു $p$ ഇലക്ട്രോൺ കൊണ്ട് പരിഹരിക്കപ്പെടുന്നു. അവസാനമായി, ക്വാണ്ടംസഖ്യകളുടെ നിയന്ത്രണം മൂലം He ക്ക് $1p$ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടായിരിക്കുകയില്ല. ഇതേ കാരണം കൊണ്ട് തന്നെ രണ്ടാമത്തെ വരിയിൽ $2d$ ഇലക്ട്രോണുകളും ഉണ്ടായിരിക്കുകയില്ല.

ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൻെറ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മൂലകങ്ങളെ ചില വർഗങ്ങളായി തിരിച്ചിട്ടുണ്ട്. $d$ കക്ഷകങ്ങൾ നിറഞ്ഞുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങൾ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളും $f$ കക്ഷകങ്ങൾ നിറഞ്ഞുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങൾ ലന്ഥാനാഡികളും അക്ററിനാഡികളുമാണ്. ബാക്കിയുള്ള മൂലകങ്ങളെ പ്രതിനിധി മൂലകങ്ങൾ എന്നു പറയുന്നു.

## പട്ടിക 2.3. അണുക്കളുടെ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങൾ

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ഉള്ളിലെ | ns | 1 | 2 | 2 | 2 | 2 | 1 | 2 | 2 | 2 | 2 | 1 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | np | — | — | — | — | — | — | — | — | — | — | — | — | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| e | (n-1)d | — | — | 1 | 2 | 3 | 5 | 5 | 6 | 7 | 8 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 |
| 0 | n = 1 | $_{1}$H | | | | | | | | | | | | | | | | | $_{2}$He |
| 2 | n = 2 | $_{3}$Li | $_{4}$Be | | | | | സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ | | | | | | $_{5}$B | $_{6}$C | $_{7}$N | $_{8}$O | $_{9}$F | $_{10}$Ne |
| 10 | n = 3 | $_{11}$Na | $_{12}$Mg | | | | | | | | | | | $_{13}$Al | $_{14}$Si | $_{15}$P | $_{16}$S | $_{17}$Cl | $_{18}$Ar |
| 18 | n = 4 | $_{19}$K | $_{20}$Ca | $_{21}$Sc | $_{22}$Ti | $_{23}$V | $_{24}$Cr | $_{25}$Mn | $_{26}$Fe | $_{27}$Co | $_{28}$Ni | $_{29}$Cu | $_{30}$Zn | $_{31}$Ga | $_{32}$Ge | $_{33}$As | $_{34}$Se | $_{35}$Br | $_{36}$Kr |
| 36 | n = 5 | $_{37}$Rb | $_{38}$Sr | $_{39}$Y | $_{40}$Zr | $_{41}$Nb* | $_{42}$Mo | $_{43}$Tc* | $_{44}$Ru* | $_{45}$Rh* | $_{46}$Pa* | $_{47}$Ag | $_{48}$Cd | $_{49}$In | $_{50}$Sn | $_{51}$Sb | $_{52}$Te | $_{53}$I | $_{54}$Xe |
| 54 | n = 6 | $_{55}$Cs | $_{56}$Ba | $_{57}$La | $_{72}$Hf | $_{73}$Ta | $_{74}$W* | $_{75}$Re | $_{76}$Os | $_{77}$Ir | $_{78}$Pt* | $_{79}$Au | $_{80}$Hg | $_{81}$Tl | $_{82}$Pb | $_{83}$Bi | $_{84}$Po | $_{85}$At | $_{86}$Rn |
| 86 | n = 7 | $_{87}$Fr | $_{88}$Ra | $_{89}$Ac | | | | | | | | | | | | | | | |

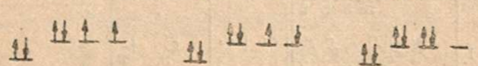
| | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | ns | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 | 2 |
| | (n-1)d | — | — | — | — | — | — | 1 | — | — | — | — | — | — | 1 |
| ഉള്ളിലെ e | (n-2)f | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 7 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 14 |
| ലന്ഥാനാദികൾ | | | | | | | | | | | | | | | |
| 54 | n = 6 | $_{58}$Ce | $_{59}$Pr | $_{60}$Nd | $_{61}$Pm | $_{62}$Sm | $_{63}$Eu | $_{64}$Gd | $_{65}$Tb | $_{66}$Dy | $_{67}$Ho | $_{68}$Er | $_{69}$Tm | $_{70}$Yb | $_{71}$Lu |
| അക്റ്റിനാദികൾ | | | | | | | | | | | | | | | |
| 86 | n = 7 | $_{90}$Th | $_{91}$Pa* | $_{92}$U* | $_{93}$Np* | $_{94}$Pu* | $_{95}$Am | $_{96}$Cm* | $_{97}$Bk* | $_{98}$Cf* | $_{99}$Es* | $_{100}$Fm* | $_{101}$Md* | $_{102}$No* | $_{103}$Lw |

* അപവാദങ്ങൾക്ക് വിവരണം നോക്കുക

ഇതേവരെ ചർച്ച ചെയ്തതു് ഉദാസീന അണുക്കളെപ്പററി മാത്രമായിരുന്നു. ഇലക്ട്രോണുകൾ അണുക്കളിൽ ചേർത്തോ അണുക്കളിൽ നിന്നു് കളഞ്ഞോ കിട്ടുന്ന സരള അയോണുകളും മിക്കവാറും ഇതേ തത്വം തന്നെ അനുസരിക്കുന്നു. അണു സ്പീഷിസുകൾ സമ ഇലക്ട്രോണികങ്ങളാണെങ്കിൽ അതായതു് അവയിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം തുല്യമെങ്കിൽ, ചാർജിതമായാലും ഉദാസീനമായാലും ഒരേ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം തന്നെയായിരിക്കും ഉണ്ടാവുക. അങ്ങിനെ $Ca^{++}$, $K^{+}$, $Cl^{-}$ $S^{=}$ എന്നിവക്കു് ആർഗോണിനുള്ളതുതന്നെ ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ടു്. അവയ്ക്കെല്ലാം തന്നെ അവസാനതലത്തിൽ $3s^2 3p^6$ വിന്യാസമാണുള്ളതു്. ഈ നിയമത്തിനുള്ള അപവാദങ്ങൾ, $s$, $d$, $f$ കക്ഷങ്ങൾക്കു് മിക്കവാറും ഒരേ ഊർജം തന്നെയുള്ള സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ, ലന്ഥാനാദികൾ, ആക്ററിനാദികൾ എന്നിവയിൽ മാത്രമാണു് ഉണ്ടാവുക. ഇവിടെ സാധാരണയായി ധന അയോണിന്റെ രൂപീകരണത്തിൽ s ഇലക്ട്രോണുകളാണു് നീക്കപ്പെടുക. ഈ വസ്തുത ധന അയോണുകൾക്കു് ഉദാസീന അണുക്കളിൽ നിന്നു് വ്യത്യസ്തമായ വിന്യാസങ്ങളുണ്ടാകാൻ കാരണമാകുന്നു. $Fe^{++}$, ഉദാസീന ക്രോമിയം അണുവിനെ പോലെ $4s^1 4d^5$ ആകുന്നതിനു് പകരം $3d^6$ ആണു്. ഒരു ലന്ഥാനാദി മൂലകമായ ഗഡോലിനിയം $_{64}Gd(6s^2 5d^1 4f^7)$ സമ ഇലക്ട്രോണികമായ $_{61}P_m$ ലെ $6s^2\ 4f^5$ വിന്യാസത്തിനു് പകരം $4f^7$ വിന്യാസമുള്ള $Gd^{+++}$ അയോണാണു തരുന്നതു്. പക്ഷേ $Eu^{++}$ നും $4f^7$ വിന്യാസമാണുള്ളതു്. അപൂർണമായി നിറഞ്ഞിട്ടുള്ള $d$ തലത്തിനും $f$ തലത്തിനും സമ ഇലക്ട്രോണിക ധന അയോണുകൾക്കു് ഒരേ വിന്യാസം തന്നെയാണുള്ളതെന്നും ഉദാസീന അണുക്കൾ മാത്രമേ വ്യത്യാസപ്പെടുന്നുള്ളു എന്നും മനസ്സിലാക്കാം.

### ഇലക്ട്രോൺ ചക്രണം

സ്പേസ് കക്ഷകങ്ങളെ പരിഗണിച്ചു് മാത്രമാണു് നാം ഇതുവരെ വിന്യാസങ്ങളെപ്പററി ചർച്ച ചെയ്തതു്; ഇലക്ട്രോൺ ചക്രണത്തിന്റെ ക്രമീകരണം പരിഗണിച്ചിട്ടില്ല. ഓക്സിജനിൽ കാണപ്പെടുന്ന $2s^2 2p^4$ വിന്യാസത്തിനു് വ്യക്തമായും ധാരാളം ഇലക്ട്രോൺ ചക്രണ ക്രമീകരണങ്ങളുണ്ടാകാം. ചിത്രം 2.8



മൂല അവസ്ഥ

a. b. c.

ചിത്രം 2.8.

ചക്രണത്തിന്റെ രണ്ടു വിപരീത ദിശകളെ ↑ അഥവാ ↓ എന്നീ അമ്പടയാളങ്ങൾ കൊണ്ടു് സൂചിപ്പിച്ചു കൊണ്ടു് മൂന്നു സാധ്യതകൾ കാണിക്കുന്നു. എല്ലാ ക്രമീകരണത്തിലും നിർമാണ തത്വത്തിനു് അനുസരണമായി ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജം കിട്ടുന്നതിനു വേണ്ടി $2s$ കക്ഷകം പൂർണമായി നിറച്ചിരിക്കുന്നു. ബാക്കിയുള്ള $2p$ കക്ഷകത്തിലെ നാലു് ഇലക്ട്രോണുകൾക്കു് ഒന്നുകിൽ വിപ

MUHAVIRUL ISLAM HIGH ... COCHIN-11 ERNAKULAM

രീത ചക്രണങ്ങളോടു കൂടി തുല്യ ഊർജമുള്ള രണ്ടു ജോഡിയായി മൂന്നിൽ രണ്ടു തലങ്ങൾ നിറയ്ക്കാം (ചിത്രം 2.8c) അല്ലെങ്കിൽ അവയ്ക്ക് ഒരു ജോഡിയും രണ്ട് ഒററ ഇലക്ട്രോണുകളും ആയി മൂന്നു സ്പേസ് കക്ഷകങ്ങളിലും വിതരണം ചെയ്യപ്പെടാം. ഈ ഒററ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഒരേ ചക്രണമോ (സമാന്തര ചക്രണം) വിപരീത ചക്രണമോ ആകുകയും ചെയ്യാം (ചിത്രം 2.8 (a) യും 2.8 (b) യും). സമാന്തര ചക്രണം ഈ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ മൂലം അണുവിന് കാന്തിക ഗുണങ്ങളുണ്ടാകും. വിപരീത ചക്രണമാകട്ടെ പരസ്പരം ഇല്ലാതാവുകയും ചെയ്യും. മൂല അവസ്ഥയിൽ ഈ ചക്രണങ്ങൾ സമാന്തരണമാണെന്നും സാധ്യമാകാവുന്ന ഏററവുമധികം കാന്തിക സംവേഗമുണ്ടാകുന്നുണ്ടെന്നും പരീക്ഷണപരമായി കണ്ടിട്ടുണ്ട്. ഓക്സിജന്റെ ഈ പെരുമാററം ഒരു പൊതു തത്വത്തിന്റെ ഉദാഹരണമാണ്. ഇലക്ട്രോണുകൾ അണുവിലെ ഒരേ ഊർജമുള്ള നിലകളിൽ നിറയുമ്പോൾ സാധ്യമാകാവുന്നത്ര സമാന്തര ചക്രണമുള്ള അയുഗ്മിത ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള വിന്യാസമാണ് ഏററവും സ്ഥിരമായത്. ഈ പ്രസ്താവന ഹണ്ട് നിയമം എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു.

തുല്യ ഊർജമുള്ള എല്ലാ കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കുമ്പോഴാണ് ഏററവുമധികം എണ്ണം അയുഗ്മിത ഇലട്രോണുകളുണ്ടാകുന്നത്. ഓരോ കക്ഷകത്തിനും സ്പേസിൽ സംഗതമായ ഒരു പ്രത്യേക ദിശയുള്ളതു കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ സാധ്യമാകുമ്പോഴെല്ലാം ഒരേ സ്പേസിൽ തന്നെ യുഗ്മിതമാകുന്നതിനേക്കാൾ (ഒരേ സ്പേസ് കക്ഷകത്തിൽ) തമ്മിൽ അകന്നു മാറാൻ ഇഷ്ടപ്പെടുന്നു (കൂടുതൽ ഊർജമുള്ള കക്ഷകത്തിലേക്ക് പോകാതെ). ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഋണ ചാർജാണുള്ളതെന്ന് ഓർക്കുകയാണെങ്കിൽ അവ പരസ്പര വികർഷണം കുറക്കുന്നതിന് സാധ്യമാകുന്നത്ര തമ്മിൽ അകന്നുപോകുമെന്ന് ധരിക്കാൻ എളുപ്പമാണ്. കൂടുതൽ താൽപര്യം സമാന്തര ചക്രണത്തോടാണ് എന്നതിൽ നിന്ന് സമാന്തര ചക്രണ വിന്യാസം (കൂടുതൽ സംഭവ്യതയോടെ) ഇലക്ട്രോണുകളെ എളുപ്പം തമ്മിൽ അകന്നു പോകാൻ സഹായിക്കുമെന്ന് നിഗമിക്കാം. ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്ര പരികലനങ്ങൾ ഇത് വാസ്തവമാണെന്ന് കാണിക്കുന്നു.

6438.

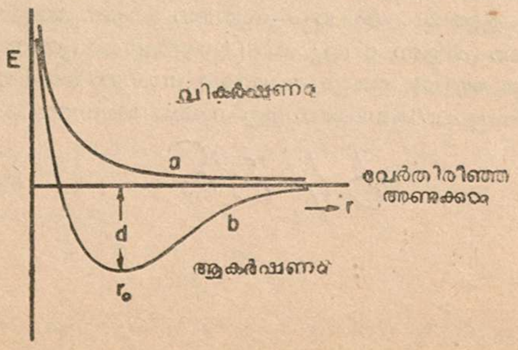
## അധ്യായം മൂന്ന്

# രാസബന്ധം: അയോണിക യൗഗികങ്ങൾ

അണുവിൻെറ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയെപ്പററിയും ഇലക്ട്രോണിക ഊർജ ങ്ങളെപ്പററിയും നടത്തിയ ചർച്ചയോടുകൂടി ''എന്തുകൊണ്ട് അണുക്കൾ സംയോജിക്കുന്നു'' എന്ന ചോദ്യം പരിശോധിക്കുവാനുള്ള രംഗം സജ്ജമാക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. നമുക്ക് വ്യക്തമായറിയാവുന്നതുപോലെ ഈ ചോദ്യത്തിനുള്ള ഉത്തരം രണ്ടണുക്കൾ പരസ്പരം അടുക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന ഊർജവ്യത്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ രണ്ടണുക്കൾ വളരെ അടുത്തു വരുമ്പോൾ എന്തു സംഭവിക്കുന്നു എന്നു പഠിക്കേണ്ടതു് ഇത്തരുണത്തിൽ ആവശ്യമാണ്.

### ബന്ധപ്രരൂപങ്ങൾ

രണ്ടണുക്കളുടെ സ്ഥിതിജ ഊർജം അവയ്ക്കിടയിലുള്ള ദൂരം r, നെതിരെ പ്ലോട്ടു ചെയ്ത ഒരു വ്യവസ്ഥാ ആരേഖമാണ് ചിത്രം 3.1. രണ്ടണുക്കൾ അടുത്തുവരുമ്പോൾ രണ്ടു വ്യത്യസ്ത സാധ്യതകൾ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുമെന്നതാണ് പ്രധാന




ചിത്രം 3.1 സ്ഥിതിജ ഊർജ വക്രം

മായ വസ്തുത. ഈ സാധ്യതകൾ സ്ഥായിയായ ഒരു സംയോജനമോ, സംയോജനം സാധ്യമാകാതിരിക്കലോ ആണ്. രണ്ടാമത്തെ സന്ദർഭത്തിൽ അണുക്കളുടെ

ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങൾ അന്യോന്യം പ്രവർത്തിച്ച് തമ്മിലുള്ള ദൂരം കുറയും തോറും വർധിക്കുന്ന ഒരു വികർഷണമുണ്ടാകുന്നു. ഇത് വ്യൂഹത്തിന്റെ സ്ഥിതിജ ഊർജ വർധനയിൽ മാത്രമല്ല (വക്രം (a) യിലേതു പോലെ) ഒരു അസ്ഥിര അവസ്ഥ സംജാതമാകുന്നതിലും കൂടി പ്രതിഫലിച്ചു കാണാം. ഇത്തരം അവസ്ഥയിലുള്ള അണുക്കൾ താഴ്ന്ന സ്ഥിതിജ ഊർജത്തിന്റെ ദിശയിലേക്ക് അതായത് അനന്ത അകൽച്ചയിലേക്ക്, തമ്മിൽ തമ്മിൽ അകന്നുപോകാൻ ശ്രമിക്കുന്നു.

മറുവശത്ത് സ്ഥിര സംയോജനത്തിന്റെ സംഭവനത്തിലേക്കു നയിക്കുന്ന അവസ്ഥകളെ നമുക്ക് അല്പ സമയത്തേക്ക് പരിഗണിക്കാം. അടുക്കുംതോറും വർധിക്കുന്ന അൽപമായ ഒരാകർഷണമുണ്ടെങ്കിൽ അണുക്കൾ അടുത്തു വരുംതോറും സ്ഥിതിജ ഊർജം കുറയുന്നു. അണുക്കൾ കുറേക്കൂടി താഴ്ന്ന ഒരു ഊർജ നിലയിലേക്കു നീങ്ങുകയും വക്രം (b) യിൽ കാണിച്ചതു പോലെ അടുത്തടുത്തു വരികയും ചെയ്യുന്നു. എന്നിരുന്നാലും വളരെ ചെറിയ ദൂരങ്ങളിൽ, വികർഷണ ബലങ്ങൾ ഏതാകർഷണത്തെക്കാളും വളരെ വേഗത്തിൽ വർധിക്കുന്നതിനാൽ ഊർജ വർധനവുണ്ടാകുന്നു. രണ്ട് ആന്തരിക ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങൾ തമ്മിലും രണ്ട് ധന അണുകേന്ദ്രങ്ങൾ തമ്മിലും ഉണ്ടാകുന്ന വർധിച്ച വികർഷണമാണിതിനു കാരണം. ഈ ആകർഷണ വികർഷണ ബലങ്ങളുടെ അന്യോന്യ പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ മൊത്തം ഫലം വേർതിരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന അണുക്കൾക്ക് ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള ഒരു പ്രദേശം സ്ഥിതിജ ഊർജ വക്രത്തിൽ ഉണ്ടാവുക എന്നതാണ്. ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജം എത്തുന്ന ദൂരത്തെ സന്തുലന അന്തരാ അണുകേന്ദ്ര ദൂരം $r_0$ എന്നു പറയുന്നു. $r_0$ യുടെ രണ്ടു വശത്തേക്കുമുള്ള നീക്കം ഊർജം വർധിപ്പിക്കുന്നു. സംയോജിക്കുന്ന ഒരു ജോഡി അണുക്കൾ ഈ നിമ്നതമം എത്തുന്നതു വരെ അടുത്തുവരികയും അതിനു ശേഷം ഈ *സ്ഥാനത്തെ ആധാരമാക്കി കമ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.* നിമ്നതമ ഊർജമുള്ള സ്ഥായിയായ വിന്യാസം നശിപ്പിച്ച് അണുക്കളെ വീണ്ടും വേർതിരിക്കുവാൻ വ്യൂഹത്തിന് വിയോജന ഊർജം, $d$, നൽകേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. $d$, സംയോജിത അണുക്കൾക്കും വേർതിരിക്കപ്പെട്ട അണുക്കൾക്കും തമ്മിലുള്ള സ്ഥിതിജ ഊർജ വ്യത്യാസമാണ്.

ചിത്രം 3.1 ലെപ്പോലെ ഒരു സരള ദ്വിമാന ആരേഖം വരയ്ക്കാൻ കഴിയില്ലെങ്കിലും സ്ഥിതിജ ഊർജത്തിന്റെ താഴ്ചയോടു കൂടിയ സ്ഥിര സംയോജനത്തിന്റെ ചിത്രം രണ്ടിലധികം അണുക്കൾക്കു കൂടി വ്യാപകമാക്കാം എന്നിവിടെ സൂചിപ്പിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. നമ്മുടെ ശ്രദ്ധ ഈ സ്ഥിതിജ ഊർജത്താഴ്ചയിലേക്ക് ഫോക്കസ്സുകയാണെങ്കിൽ വളരെ മൗലികമായ ഒരു ചോദ്യം ഉയർന്നുവരുന്നു. ''എന്താണ് ഈ ഊർജത്താഴ്ചയുണ്ടാക്കുന്നത്?''.

പരത്തിപ്പറഞ്ഞാൽ ഒരണുവിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിൽ മറേറ അണുവിന്റെ സ്വാധീനം മൂലം ഉണ്ടാകുന്ന പുനക്രമീകരണമാണ് ഈ ഊർജവ്യത്യാസത്തിന് കാരണം. രണ്ടണുക്കൾ വളരെ അടുത്ത ദൂരത്തിലാകുമ്പോൾ അവ അതാതു് അണു

കേന്ദ്രങ്ങളിലേക്കു് ആകർഷിക്കപ്പെടുന്നതു കൂടാതെ മറേറ അണുവിൻെറ അണുകേന്ദ്രത്തിലേക്കും വലിക്കപ്പെടുന്നു. അങ്ങേ അററത്തെ നിലയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ പൂർണമായി *വിയോജിക്കപ്പെട്ട്* മറേറ അണുകേന്ദ്രത്തിലേക്കു വലിയുന്നു.

### സഹ സംയോജക ബന്ധം

രണ്ടണുക്കളിലേക്കു് ഇലക്ട്രോണുകൾ ആകർഷിക്കപ്പെടുമ്പോൾ ഇലക്ട്രോൺ പങ്കുവെക്കൽ അഥവാ സഹസംയോജക ബന്ധത്തെപ്പററി പറയുന്നു. വാതക അണു ഹൈഡ്രജൻ പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് രണ്ടു് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളുൾക്കൊള്ളുന്ന തന്മാത്രകളുള്ള ഹൈഡ്രജൻ വാതകം ഉണ്ടാകുന്നതു് ഇതിന്നൊരുദാഹരണമായെടുക്കാം.

$$H\cdot (g) + H. (g) \longrightarrow H{:}H (g) \qquad 3.1$$

പ്രതീകങ്ങളിലെ കുത്തുകൾ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. രണ്ടണുക്കൾക്കിടയിൽ പങ്കുവെക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ള ഓരോ ഇലക്ട്രോണും പ്രാരംഭ അണുവിലെ ഒരു അണുകേന്ദ്രത്തിൻെറതിനു് പകരം രണ്ടു് അണുകേന്ദ്രങ്ങളുടെ സ്വാധീനത്തിൽ ആയതിനാൽ ഇവിടെ ഊർജം കുറയുന്നു. സഹസംയോജക ബന്ധത്തിൻെറ വിവരണത്തിൽ കക്ഷക സങ്കല്പം വളരെ അധികം ഉപയോഗിക്കപ്പെടും. ബന്ധിതമായ രണ്ടണുക്കളെയും യോജിപ്പിക്കുന്ന ഒരു വരകൊണ്ടു് സഹസംയോജക ബന്ധത്തെ സൂചിപ്പിക്കാം. ഉദാഹരണത്തിനു് H—H·

### അയോണിക ബന്ധം

ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരണുവിൽ നിന്നു വിടർത്തപ്പെട്ടു് മറെറാരണുവിൽ ചേർക്കപ്പെടുന്ന രണ്ടാമത്തെ സന്ദർഭത്തിനു് ഒരു ഉത്തമ ഉദാഹരണം അണുക സോഡിയം വാതകവും അണുക വാതക ക്ലോറിനും തമ്മിൽ പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് NaCl, ഉണ്ടാകുന്നതാണു് (ഇതു് നടത്താൻ കഴിയുന്ന ഒരു സാധാരണ പ്രതിപ്രവർത്തനമല്ല എന്നതു് സത്യം തന്നെ: പക്ഷേ ചർച്ച ചെയ്യാൻ സരളമായ ഒന്നാണു്)

$$Na. (g) + Cl\cdot (g) \longrightarrow NaCl(s) \qquad 3.2$$

ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ സോഡിയം അണുവിൽ നിന്നു് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാററി ധന ചാർജിത സോഡിയം അയോണുണ്ടാകുന്നു.

$$Na(g) \longrightarrow Na^{+} (g) + e^{-} \qquad 3.3$$

ഈ ഇലക്ട്രോൺ ക്ലോറിൻ അണുവിൽ ചേർക്കുമ്പോൾ ഒരു ഋണ ചാർജിത ക്ലോറൈഡു് അയോണുണ്ടാകുന്നു.

$$Cl (g) + e^{-} \longrightarrow Cl^{-}(g) \qquad 3.4$$

ഇങ്ങിനെ ഉണ്ടാകുന്ന അയോണുകൾക്ക് വിപരീത ചാർജ്ജുകൾ ഉള്ളതിനാൽ അവ പരസ്പരം ആകർഷിക്കപ്പെട്ട് ധനവും ഋണവുമായ അയോണുകളുടെ ഒരുകൂട്ടം, അതായത് ഖര സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നു.

$$n\,Na^+\,(g) + nCl^-\,(g) \longrightarrow (NaCl)_n\,(s) \qquad 3.5$$

എണ്ണം കൃത്യമായറിയാത്ത വളരെ അധികം $Na^+$, $Cl^-$ അയോണുകളുണ്ട് ഖര സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ എന്നു കാണിക്കാനാണ് സമീകരണത്തിൽ $n$ എന്ന കീഴ്ക്കുറി ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഇവിടെ ഊർജത്താഴ്ച സംഭവിക്കുന്നത് മുഖ്യമായും വിപരീത ചാർജ്ജുള്ള അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള സ്ഥിര വൈദ്യുത ആകർഷണം മൂലമാണ്. അയോണിക അഥവാ വിദ്യുത് സംയോജകത കൊണ്ടാണ് ഇപ്പോൾ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ചേർന്നു നിൽക്കുന്നത്. സഹസംയോജക അയോണിക ബന്ധങ്ങൾ കൂടുതൽ വിശദമായി പ്രതിപാദിക്കപ്പെടുന്നതാണ്.

## ബന്ധപൂരണം

സമീകരണങ്ങൾ 3.1, 3.2 എന്നിവ പ്രതിനിധീകരിച്ച പരീക്ഷണ സത്യങ്ങൾ ബന്ധത്തെക്കുറിച്ച് കുറെക്കൂടി പ്രധാനമായ ചില ചോദ്യങ്ങൾ ഉയർത്തുന്നതിനാൽ കൂടുതൽ പരിഗണനാവിധേയമാക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. അണു ഹൈഡ്രജന്റെ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രകളുണ്ടാകുന്നു. എന്നാൽ രണ്ടിൽക്കൂടുതൽ ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന തന്മാത്രകളുണ്ടാകുന്നില്ല. ഇതു് അണുക്കൾക്ക് ബന്ധമുണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവിനു് ഒരു നിശ്ചിത പരിധിയുണ്ടെന്നു്, അതായതു് ബന്ധ ബലത്തിനു് ഒരു പൂരണമുണ്ടെന്നു് കാണിക്കുന്നു. സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ഉദാഹരണത്തിലും ഒരു സമാന അവസ്ഥ കാണാം. $Na^{++}$ ഓ $Cl^{--}$ ഓ അയോണുകൾ ഒട്ടുംതന്നെയുണ്ടാകുന്നില്ല. ഇവിടെ സോഡിയം അണുവിൽ നിന്നു് നീക്കാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിനും ക്ലോറിൻ അണുവിനോടു ചേർക്കാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിനും പരിധിയുണ്ട്. പക്ഷേ ഖര NaCl ഉണ്ടാകുന്നതിനു് സംയോജിക്കാവുന്ന $Na^+$—$Cl^-$ ജോഡികളുടെ എണ്ണത്തിനു് പരിധിയില്ല.

# അയോണിക ബന്ധം

## സംഘടനവും സൂത്രങ്ങളും

ഘടക അയോണുകളിന്മേലുള്ള ചാർജാണ് ഒരു അയോണിക യൗഗികത്തിന്റെ സംഘടനം നിർണയിക്കുന്നത്. വിപരീത ചാർജ്ജുള്ള കണങ്ങൾ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന ഒരു പദാർഥം മൊത്തത്തിൽ വിദ്യുത് ഉദാസീനമായിരിക്കണമെങ്കിൽ ധന ചാർജ്ജുകളുടെ എണ്ണം ഋണ ചാർജ്ജുകളുടെ എണ്ണത്തിനു് തുല്യമായിരിക്കണം. ഉദാഹരണമായി സോഡിയം അയോണിനു് +1 ചാർജ്ജും ക്ലോറൈഡ് അയോണിനു് −1 ചാർജ്ജുമാണുള്ളതെങ്കിൽ അയോണിക സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ

ഓരോ ക്ലോറൈഡ് അയോണിനും ഓരോ സോഡിയം അയോൺവീതമുണ്ടായിരിക്കണം. എന്നാൽ മാത്രമേ ചാർജുകൾ തുല്യമാകൂ. അലുമിനിയം അയോണിന് $+3$ ചാർജും ഓക്സൈഡ് അയോണിന് $-2$ ചാർജും ആണുള്ളത്. ആകെ $3\times2$ അഥവാ 6 ഋണ ചാർജുകളുള്ള 3 ഓക്സൈഡ് അയോണുകൾ രണ്ട് അലുമിനിയം അയോണുകളുടെ ആകെ ചാർജിനെ കൃത്യമായി ഉദാസീനീകരിക്കുന്നു. അങ്ങനെ അലുമിനിയം ഓക്സൈഡിൽ അലുമിനിയം അയോണുകളുടെയും ഓക്സൈഡ് അയോണുകളുടെയും അനുപാതം 2:3 ആയിരിക്കണം; സൂത്രം $Al_2O_3$ ആയിരിക്കും. അയോണുകളിന്മേലുള്ള ചാർജിനെപ്പററിയുള്ള അറിവ് അയോണിക യൗഗികങ്ങളുടെ സംഘടനങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കുന്നതിന് വളരെ സഹായകമാണ്. പക്ഷേ ഒരു സൂത്രത്തിന്റെ പ്രവചനം ഒരു പ്രത്യേക യൗഗികത്തിന്റെ നിലനിൽപിനുള്ള തെളിവല്ല; അതു് സംഘടനത്തിൻെറ പരീക്ഷണ നിർണയങ്ങളിൽ നിന്ന് ലഭിക്കണം.

### അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ

അണുക്കളിൽ നിന്നുള്ള അയോണിക ഖരങ്ങളുടെ സംഭവനത്തിൽ താഴെ പറയുന്ന വിവിധ ഘട്ടങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നതായി നാം ഊഹിച്ചു. അണുവിൽ നിന്ന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നീങ്ങി ധന അയോൺ ഉണ്ടാകുന്നതു് (സമീ 3.3); ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മറെറാരണുവിനോടു ചേർന്ന് ഋണ അയോൺ ഉണ്ടാകുന്നതു് (സമീ 3.4); അവസാനമായി ധാരാളം ധന ഋണ അയോണുകൾ കണ്ഡൻസീകരിച്ച് മൊത്തത്തിൽ ഉദാസീനമായ ഒരു അയോണിക പുഞ്ജം, അയോണിക ഖരം, ഉണ്ടാകുന്നതു് (സമീ 3.5). ഇനി നമുക്ക് ഓരോ ഘട്ടത്തിലും ഉള്ള മാററങ്ങൾ പ്രത്യേകം പ്രത്യേകമായി പരിഗണിക്കാം.

ഒരു വാതക അണുവിൽ നിന്ന് ഒരിലക്ട്രോൺ പൂർണമായും നീക്കുന്നതിനാവശ്യമായ ഊർജം നേരിട്ടു നിർണയിക്കുന്നതിന് ധാരാളം വിധികളുണ്ട്. ഒരു ഇലക്ട്രോണിൻെറ പൂർണമായ മാററൽ ഇലക്ട്രോണിനെ അനന്തമായി ഉയർന്ന മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (ചിത്രം 2.3 നോക്കുക) യുള്ള ഊർജ നിലയിലേക്ക് ഉത്തേജിപ്പിക്കുന്നതിന് സംഗതമാണ്. അതുകൊണ്ട് അണുരേഖാ സ്പെക്ട്രയുടെ വിശദമായ വിശ്ലേഷണം ഈ ഊർജത്തെപ്പററി വിവരം തരുന്നു. ഇപ്രകാരം, മൂല അവസ്ഥയിലുള്ള ഒരണുവിൽ നിന്ന് മൂല അവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു ധന അയോണും ഒരു ഇലക്ട്രോണും നിർമിക്കുന്ന പ്രക്രിയക്ക് ഊർജം ചെലവാക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഈ ഊർജത്തെ ഒരണുവിൻെറ ഒന്നാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ അഥവാ അയോണീകരണ ഊർജം എന്നു പറയുന്നു. പ്രക്രിയ ഇപ്രകാരം പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

$$\text{ഒന്നാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ} + A(g) \longrightarrow A^{+}(g) + e^{-} \quad (3.6)$$

ഇതിൽ സമീകരണത്തിൽ ആവശ്യമായ ഊർജം കൂടി ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ധന അയോണിന് ആവശ്യമായ ഊർജം നൽകിക്കൊണ്ട് രണ്ടാമതൊരു ഇലക്ട്രോൺ

മാററാൻ തീർച്ചയായും സാധ്യമാണ്. ഈ ഊർജം A യുടെ രണ്ടാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ എന്നു പറയപ്പെടുന്നു.

രണ്ടാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ $+ A^{+}(g) \longrightarrow A^{++}(g) + e^{-}$ 3.7

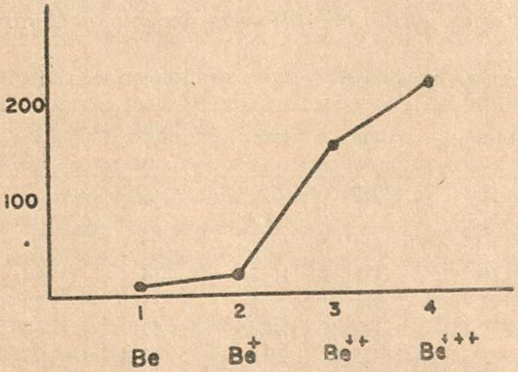
മൂലകങ്ങളുടെയും ധാരാളം ധന അയോണുകളുടെയും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ അളന്നിട്ടുണ്ട്. ഈ ഊർജം സാധാരണയായി ഇലക്ട്രോൺ വോൾട്ടിലാണ് (ഇ. വോ) കൊടുക്കുന്നത്. ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വോൾട്ട് $1.60 \times 10^{-12}$ എർഗ് അയോൺ$^{-1}$ അഥവാ 23.0 കി. കലോറി അയോൺ മോൾ$^{-1}$ന് തുല്യമാണ്. പട്ടിക 3.1 മൂലകങ്ങളുടെയും ധന അയോണുകളുടെയും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളുടെ ഒരു ഭാഗിക ലിസ്റ്റ് തരുന്നു.

പട്ടിക 3.1 ചില മൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ

| അണുസംഖ്യ | മൂലകം | ഒന്നാം | രണ്ടാം | മൂന്നാം | നാലാം | അഞ്ചാം |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | H | 13.6 | ... | ... | ... | ... |
| 2 | He | 24.6 | 54.4 | ... | ... | ... |
| 3 | Li | 5.4 | 75.6 | 122 | ... | ... |
| 4 | Be | 9.3 | 18.2 | 154 | 218 | ... |
| 5 | B | 8.3 | 25.1 | 37.9 | 259 | 340 |
| 6 | C | 11.3 | 24.4 | 47.9 | 64 | 392 |
| 7 | N | 14.5 | 29.6 | 47.4 | 77 | 97 |
| 8 | O | 13.6 | 35.1 | 54.9 | ... | ... |
| 9 | F | 17.4 | 35.0 | 62.6 | ... | ... |
| 10 | Ne | 21.6 | 41.0 | 64 | ... | ... |
| 11 | Na | 5.1 | 47.3 | 71.7 | ... | ... |
| 12 | Mg | 7.6 | 15.0 | 80.1 | 109 | ... |
| 13 | Al | 6.0 | 18.8 | 28.4 | 120 | 154 |
| 14 | Si | 8.1 | 16.3 | 33.5 | 45 | 167 |
| 15 | P | 11.0 | 19.7 | 30.2 | ... | ... |
| 16 | S | 10.4 | 23.4 | 35.0 | ... | ... |
| 17 | Cl | 13.0 | 23.8 | 39.9 | ... | ... |
| 18 | Ar | 15.8 | 27.6 | 40.9 | ... | ... |
| 19 | K | 4.3 | 31.8 | 46 | ... | ... |
| 20 | Ca | 6.1 | 11.9 | 51.2 | 67 | ... |
| 37 | Rb | 4.2 | 27.4 | ... | ... | ... |
| 38 | Sr | 5.7 | 11.0 | ... | ... | ... |
| 55 | Cs | 3.9 | 23.4 | ... | ... | ... |
| 56 | Ba | 5.2 | 10.0 | ... | ... | ... |
| 88 | Ra | 5.2 | 10.1 | ... | ... | .. |

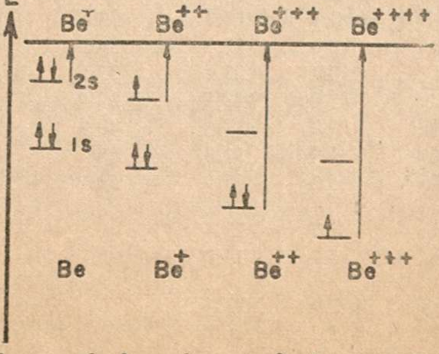
## ചാർജ് പരിധി

ഈ ദത്തങ്ങളുടെ പരിശോധന ചില പ്രധാന അനുക്രമങ്ങൾ വ്യക്തമാക്കുന്നു. ഇവയിൽ ഒന്നാമത്തേത് കൂടുതൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ മാററും തോറും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലും വർധിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്നു എന്നതാണ്. ബെറീലിയത്തിന്റെ അടുത്തടുത്ത അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളിലെ ഈ വിവരണം ചിത്രം 3.2 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഒരു ഉദാസീന അണുവിൽ നിന്നെന്നതിനു പകരം ഒരു ധന ചാർജിത അയോണിൽ നിന്നാണ് രണ്ടാമത്തെ ഇലക്ട്രോൺ നീക്കേണ്ടത്. ഇലക്ട്രോൺ ധന അയോണിനോട് ഉദാസീന അണുവി




ചിത്രം 3.2 ബെറിലിയത്തിൻെറ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ

നെക്കാൾ വളരെയധികം ശക്തമായി ബന്ധിച്ചിരിക്കും എന്നതിനാൽ ചിത്രം 3.2 ലെ വ്യത്യാസങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കാവുന്നതാണ്. മററൊരു തരത്തിൽ പറ




ചിത്രം 3.3 ബെറിലിയത്തിനും അതിൻെറ അയോണുകൾക്കുമുള്ള
അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളും ഊർജ നിലകളും

ഞാൽ പ്രഭാവി ധന ചാർജു കാരണം ഒരു ധന അയോണിലെ ഏററവും കൂടുതൽ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണിന്ന് സംഗതമായ ഉദാസീന അണുവിലെ ഏററവും കൂടുതൽ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണിനെക്കാൾ ഊർജം കുറവായിരിക്കും. ചിത്രം 3.3 ഈ വസ്തുത വിശദമാക്കുന്നു (ബെറിലിയത്തിന്ന്).

ഈ ഏക ഘടകം മാത്രമല്ല അടുത്തടുത്ത അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളുടെ വർധനക്കു കാരണമാകുന്നത്. പട്ടിക 3.1ൽ നിന്നോ ചിത്രം 3.2ൽ നിന്നോ കാണാവുന്നതുപോലെ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളിൽ വലിയ ചാട്ടങ്ങളും സംഭവിക്കുന്നു. രണ്ടും മൂന്നും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം ഒന്നും രണ്ടും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ തമ്മിലുള്ളതിനെക്കാൾ വളരെ വലുതാണ്. ഇതു് വർധമാനമായ ചാർജിന്റെ പ്രഭാവം കൊണ്ടുള്ളതു മാത്രമായിരുന്നെങ്കിൽ മൂന്നും നാലും പൊടെൻഷ്യലുകൾ തമ്മിൽ കൂടുതൽ വലിയ വ്യത്യാസം പ്രതീക്ഷിക്കാം. പക്ഷേ ഇതങ്ങനെയല്ല. എന്തുകൊണ്ട്? ചിത്രം 3.3ൽ നിന്ന് ഇതിനുള്ള വിശദീകരണം ലഭിക്കുന്നു. രണ്ടിലക്ട്രോണുകൾ നീക്കിക്കഴിഞ്ഞ ശേഷം മൂല ബെറിലിയം അണു ($1s^2$, $2s^2$) വിൻെറ വിന്യാസം $_2He$ ക്കു സമ ഇലക്ട്രോണികമായ $Be^{++}(1s^2)$ ആയിത്തീരുന്നു. മൂന്നാമത്തെ ഇലക്ട്രോൺ 2s തലത്തിനു പകരം താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള $1s$ തലത്തിൽ നിന്ന് നീക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ വർധിച്ചതു് ചാർജ് വർധന കൊണ്ടു മാത്രമല്ല. ഈ വർധന, മുഖ്യമായും, താഴ്ന്ന മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള ഒരു തലത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കേണ്ടി വന്നതു മൂലമാണ്. പട്ടിക 3.1 മററണുക്കൾക്കും ഉള്ള ഈ പ്രഭാവം വളരെ വ്യക്തമായി കാണിക്കുന്നു. ഒരു നിഷ്ക്രിയ വാതക തരം വിന്യാസം എത്തിയ ഉടൻ തന്നെ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിൽ ഒരു വർധന ഉണ്ടാകുന്നു. ഇതു് നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസത്തിന്റെ വിശേഷ ഗുണം കൊണ്ടല്ല; താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള "ഉള്ളിലെ" അഥവാ അകത്തുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ നീക്കേണ്ടിവരുന്നതു കൊണ്ടാണ്.

ഈ അവസ്ഥക്ക് അയോണിക യൗഗികങ്ങളുടെ സംഘടനത്തിന്മേൽ വളരെ കാര്യമായ സ്വാധീനമുണ്ട്. ഇതു് താഴെ പറയുന്ന കാരണങ്ങൾ മൂലമാണ്. അയോണിക യൗഗികങ്ങളുടെ സംഭവനത്തിലേക്ക് നയിക്കുന്ന രാസപ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ ധന അയോൺ ഉണ്ടാകാൻ ആവശ്യമായ ഊർജം മൊത്തം പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൻെറ മറെറാരു ഭാഗത്തു നിന്നു പുറത്തു വിടേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി അയോണുകളിൽ നിന്ന് ഖരമുണ്ടാകുമ്പോൾ സ്ഥിര വിദ്യുത് ബലങ്ങളുടെ പ്രവർത്തനഫലമായി ഊർജം ലഭിക്കുന്നു. ഊർജം പുറത്തു വിടുന്ന ഘട്ടങ്ങൾക്ക് അങ്ങേ അററം 25 അഥവാ 30 ഇലക്ട്രോൺ വോൾട്ട് (600—700 കി. കലോറി മോൾ$^{-1}$) ഊർജം മാത്രമേ നൽകാൻ കഴിയൂ. പക്ഷേ പട്ടിക 3.1 പ്രകാരം നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ. (ഉദാ $Be^{++}$ ($1s^2$) : 154 ഇ. വോ) ഈ മൂല്യത്തെക്കാൾ വളരെ ഉയർന്നതാണ്

അതുകൊണ്ട് രാസവിധികൾ വഴിയുണ്ടാക്കാവുന്ന ഒരു സരള അയോണിന്മേൽ സാധ്യമായ ഉച്ചതമ ധന ചാർജ് ഒരു നിഷ്ക്രിയ വാതക ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിനു സംഗതമായതാണ്. രാസ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ ലഭ്യ ഊർജത്തിന്റെ അളവിൽ നിയന്ത്രിതമായതിനാലാണ് ഈ പരിധി ചുമത്തേണ്ടിവരുന്നത്.

സാധാരണയായി, നിഷ്ക്രിയ വാതകങ്ങളെ തൊട്ടടുത്ത് പിൻതുടരുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ യൗഗികങ്ങളിൽ ഈ ഉച്ചതമ ചാർജ് ലഭ്യമാകുന്നു. ഉദാഹരണത്തിനു് $ns^1$ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള (നിഷ്ക്രിയ വാതകത്തെക്കാൾ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂടുതൽ) ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ എളുപ്പം നഷ്ടപ്പെട്ട് ഏക ചാർജിതമായ ധന അയോണുകളുണ്ടാക്കുന്നു. നിഷ്ക്രിയ വാതകത്തേക്കാൾ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ കൂടുതലുള്ള ക്ഷാരീയ മൃത് ലോഹങ്ങൾ (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) അയോണിക യൗഗികങ്ങളിൽ ദ്വിചാർജിതമായ ധന അയോണുകളുണ്ടാക്കുന്നു. ധാരാളം സന്ദർഭങ്ങളിൽ ഒരു നിഷ്ക്രിയ വാതകത്തോട് സമ ഇലക്ട്രോണികമായ ഒരു സരള അയോണിന്മേൽ + 3 ചാർജും ഉണ്ടാകുന്നു. ഉദാ $_{13}Al^{+3}$, $_{21}Sc^{+3}$, $_{39}Y^{+3}$, $_{57}La^{+3}$ എന്നിവ. എന്നിരുന്നാലും ഒരു സരള $B^{+3}$ അയോൺ ഇതേവരെ യൗഗികങ്ങളിൽ കണ്ടെത്തിയിട്ടില്ല. ബോറോണിന്റെ മൂന്നാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ ഒരു + 3 അയോൺ നിർമാണം സാധ്യമാകാത്തത്ര വലുതാണ് (38 ഇ. വോ) എന്നതാണിതിനുള്ള വിശദീകരണം. അയോണിന്മേലുള്ള ആകെ ചാർജ് വർധിക്കുന്നതിനാൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലും വർധിക്കുന്നതുകൊണ്ട് ഈ സന്ദർഭത്തിൽ നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസം എത്തുന്നതിനു മുൻപു തന്നെ "അയോണിക സംയോജകത" പൂരിതമാകുന്നു. വാസ്തവത്തിൽ, ഇങ്ങനെയുള്ള സന്ദർഭങ്ങളിൽ അയോണിക ബന്ധത്തിനു് പകരം സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുന്നതു കാണാം. ബോറോണും അതിമാത്ര ക്ലോറിനും തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ ബോറോണിനു് + 2 ചാർജ് മാത്രമുള്ള അയോണിക യൗഗികമുണ്ടാകുന്നതിനു് പകരം

$$B(s) + Cl_2(g) \longrightarrow BCl_2(s) \quad (3.8)$$

പ്രതിപ്രവർത്തനം താഴെ പറയും പ്രകാരം നടന്ന് മൂന്ന് സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുള്ള $BCl_3$ യൗഗികമുണ്ടാകാം.

$$2B(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2BCl_3(g) \quad (3.9)$$

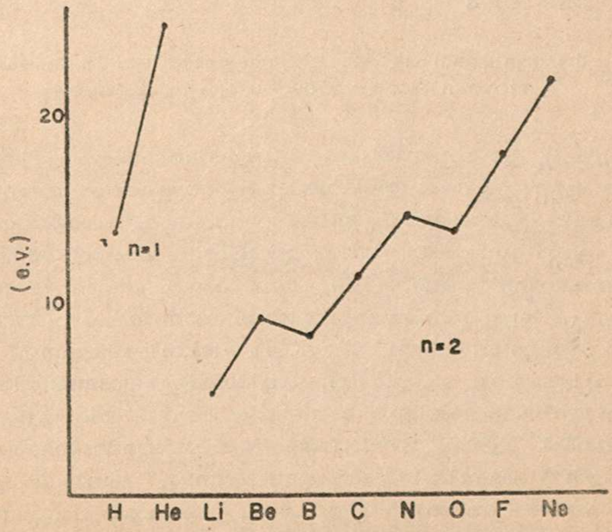
സരള ധന അയോണുകളിന്മേലുള്ള ചാർജ്, പൊതുവെ നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസം എത്തിയില്ലെങ്കിൽ പോലും പരമാവധി മൂന്നാക്കി നിയന്ത്രിച്ചിരിക്കുന്നു എന്നു കാണാം. അങ്ങിനെ സംക്രമണ ശ്രേണിയിലെ എല്ലാ മൂലകങ്ങളും രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ നഷ്ടപ്പെട്ട്, (ആദ്യം S ഇലക്ട്രോണുകൾ നഷ്ടപ്പെടുന്നു) അയോണിക യൗഗികങ്ങളിൽ ദ്വിധന അയോണുകൾ നൽകുന്നു. ഇവയിൽ ധാരാളം മൂലകങ്ങൾ + 3 അയോണുകൾ തരുന്നു. സമാനമായി ഒരു നിയമമെന്ന

6638.

പോലെ ലന്ഥാനാദി മൂലകങ്ങളും 3 ഇലക്ട്രോണുകൾ നഷ്ടപ്പെട്ട് + 3 അയോണുകൾ നൽകുന്നു. അവശേഷിക്കുന്ന അയോണുകൾക്ക് അപൂർണമായി നിറഞ്ഞ $d$ തലങ്ങളും (ലന്ഥാനാദികൾക്ക് $f$ തലങ്ങളും) ഉണ്ടായിരിക്കും. തൊട്ടടുത്ത അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ വളരെ ഉയർന്നതാകയാൽ അവ നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസം എത്തുന്നില്ല. ഉദാഹരണമായി $TiCl_4$ ആദ്യ കാഴ്ചയിൽ ഓരോ 4 $Cl^-$ അയോണുകൾക്കും ഒരു $Ti^{+4}$ അയോൺ വീതമുള്ളതെന്നു സംശയിച്ചേക്കാം. കഴിഞ്ഞ ചർച്ചയുടെ വെളിച്ചത്തിൽ Ti യിന്മേലുള്ള കൂടിയ ധന ചാർജ് കാരണം $TiCl_4$ അയോണിക ബന്ധം ഉപയോഗിച്ചു വിവരിക്കുന്നതു് തൃപ്തികരമാകുകയില്ല. വാസ്തവത്തിൽ $TiCl_4$ ഒററ ഒററ തന്മാത്രകളായി നിലനില്ക്കുന്നു. അതിൻെറ സ്ഥിരത സഹസംയോജക ബന്ധം ഉപയോഗിച്ച് വിശദീകരിക്കാം.

## അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിന്റെ ഒരു കാലത്തിലുള്ള വിചലനം

നിരീക്ഷിതമായ മറെറാരു അനുക്രമം ഒരു വിലങ്ങൻ കാലത്തിൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിലുള്ള വിചലനമാണ്. ചിത്രം. 3.4 അണുസംഖ്യ വർ

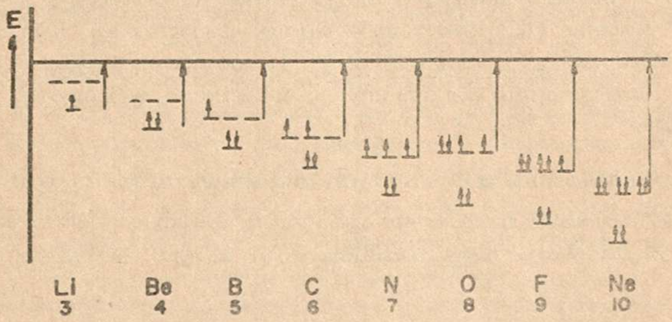



ചിത്രം 3.4 ഒരു കാലത്തിൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിനുള്ള പ്രവണത

ധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിൽ ഒരു പൊതു വർധന കാണിക്കുന്നു. ഈ പ്രഭാവം അണുകേന്ദ്ര ചാർജിലുള്ള വർധന കൊണ്ടാണെന്നു പറയാം. കാരണം ഉയർന്ന ചാർജ് ഇലക്ട്രോണിന്മേൽ കൂടുതൽ ആകർഷണ

മുണ്ടാക്കി അതിന്റെ ഊർജം കുറയ്ക്കുക വഴി അണുവിൽ നിന്നു് ഇലക്ട്രോൺ മാററൽ കൂടുതൽ വിഷമകരമാക്കുന്നു.

Li ത്തിൽ നിന്നു് Ne ലേക്കു് പോകുമ്പോൾ $2s$, $2p$ കക്ഷക ഊർജങ്ങളുടെ വിചലനത്തിൻെറ ഒരു വ്യവസ്ഥാ ആരേഖമാണു് ചിത്രം 3.5. ഈ ഊർജതലങ്ങളിലുള്ള എല്ലാ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയാണുള്ള



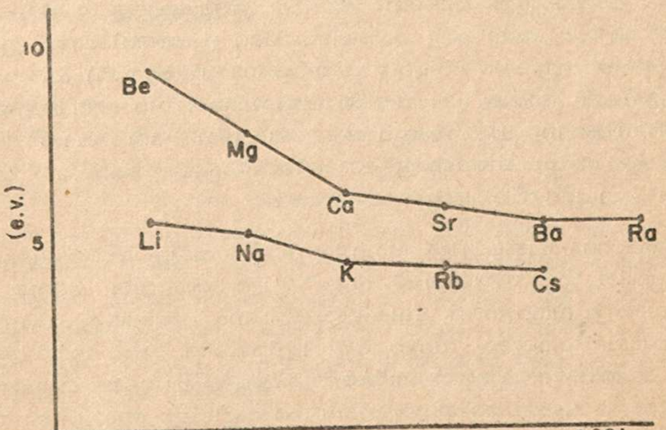

ചിത്രം 3.5 ആവർത്തന പട്ടികയിൽ ഒന്നാം വരിയിലെ 2s. 2p കക്ഷകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളും ഊർജങ്ങളും

തെന്നും ($n=2$) ഈ ശ്രേണിയിലെ എല്ലാ അണുക്കൾക്കും He വിന്യാസമുള്ള ($1s^2$) ഒരേ എണ്ണം ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളാണുള്ളതെന്നും കാണാം. $1s$ ഇലക്ട്രോൺ, തീർച്ചയായും ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളെ വികർഷിക്കുന്നുണ്ടു്. പക്ഷേ ഇവയുടെ എണ്ണം സ്ഥിരമായതിനാൽ ഈ പ്രഭാവം കൊണ്ടു് യാതൊരു പ്രവണതയും ഉണ്ടാകുന്നില്ല. ബെറിലിയവും ബോറോണും തമ്മിൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിലുള്ള ചെറിയ കുറവ് $s$ ഇലക്ട്രോണിനേക്കാൾ അയഞ്ഞു ബന്ധപ്പെട്ടിട്ടുള്ള $p$ ഇലക്ട്രോണാണു് B ($2s^2\ 2p$) യിൽ നീക്കപ്പെടുന്നതു് എന്നതു കൊണ്ടാണു് (ചിത്രം 3.5). പൊതുവിൽ മുകളിലേക്കുള്ള പ്രവണതയിൽ രണ്ടാമത്തെ മുറിയൽ കാണിക്കുന്ന ഓക്സിജനും നൈട്രജനും തമ്മിൽ താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഓക്സിജനിൽ. $2s^2\ 2p^4$, നാലാമത്തെ $p$ ഇലക്ട്രോൺ മറെറാരു $p$ ഇലക്ട്രോണുമായി യുഗ്മിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു എന്നു കാണാം, രണ്ടാം അധ്യായത്തിൻെറ അവസാനത്തിൽ ചൂണ്ടിക്കാണിച്ചതുപോലെ ഇത്തരം ഒരു വിന്യാസം വിപരീത ചക്രണമുള്ള രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്പേസിൽ ഒരേ പ്രദേശത്തു് പ്രതിഷ്ഠിക്കുന്നു. ഇതു് യുഗ്മിതമാകുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾക്കു് ഒററയ്ക്കു നിൽക്കാൻ കഴിയുന്ന നൈട്രജനോടു് താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ ഊർജം വർധിപ്പിക്കുന്നു. ഫ്ളൂറിനും നിയോണും ഓക്സിജനെപ്പോലെയാണു്. ഈ മൂന്നു സന്ദർഭങ്ങളിലും യുഗ്മിത $p$ ഇലക്ട്രോണാണു് നീക്കപ്പെടുന്നതു്.

രണ്ടാം അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിലും ഒരു കാലത്തിൽ ഇടത്തുനിന്നു് വലത്തോട്ടു് ഇതേ മേലോട്ടുള്ള പ്രവണത തുടരുന്നു. ഇവയുടെ അനന്തരഫലമായി ആവർത്തന പട്ടികയുടെ ഇടതു വശത്തുള്ള മൂലകങ്ങളിൽ നിന്നു മാത്രമാണു് രാസപരമായി ധന അയോണുകളുണ്ടാകുന്നതു്. വലതു വശത്തേക്കു പോകുംതോറുമുള്ള അയോണീകരണ ഊർജ വർധന ധന അയോൺ നിർമാണം ഊർജപരമായി കൂടുതൽ ചെലവുള്ളതാക്കുന്നു. പക്ഷേ ആവർത്തന പട്ടികയുടെ വലതുഭാഗത്തുള്ള മൂലകങ്ങൾക്കു് ഋണ അയോണുകളുടെയോ, സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുടെയോ സംഭവനം വഴി പ്രതിപ്രവർത്തിക്കാൻ കഴിയും.

## അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിലുള്ള വിചലനം
### ഒരു കുടുംബത്തിൽ

ആവർത്തന പട്ടികയിലെ ഒരു കോളത്തിൽ താഴോട്ടു പോകുമ്പോൾ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലിൽ ഒരു ക്രമമായ കുറവു് കാണാം (ചിത്രം 3.6). മൂലകത്തിൽ നിന്നു മൂലകത്തിലേക്കുള്ള കുറവു് വളരെ കുറവായതിനാൽ കുടുംബ




ചിത്രം 3.6 ഒരു കുടുംബത്തിൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ പ്രവണത.

ത്തിൽ ആകമാനം താരതമ്യേന ചെറിയ വ്യത്യാസമേയുള്ളു. ഒരു കുടുംബത്തിൽ രാസപെരുമാററത്തിലുള്ള സാമ്യത്തിനു് ഈ വസ്തുത ഭാഗികമായി ഉത്തരവാദിയാണു്.

അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകളുടെ അന്തിമ ഫലങ്ങളെയും അവയുടെ പ്രവണതകളെയും നിയന്ത്രിക്കുന്നതു് ധാരാളം വിപരീത ഘടകങ്ങളാണ്. ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴോട്ടു പോകുന്തോറും അണുകേന്ദ്ര ചാർജിൽ വർധനയുണ്ട്. ഇതു് ഇലക്ട്രോണിക ഊർജം കുറക്കാൻ ശ്രമിക്കുന്നതിനാൽ അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ വർധിക്കുമെന്നു് പ്രതീക്ഷിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. പക്ഷേ ഇതിനു് വിപരീതമായ മററു് രണ്ടു ഘടകങ്ങൾ ഉണ്ട്. ആദ്യമായി നഷ്ടപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണിനു് കുടുംബത്തിലെ ഓരോ മൂലകത്തിനും വ്യത്യസ്ത മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയാണുള്ളതു്. വാസ്തവത്തിൽ ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴോട്ടു പോകുന്തോറും ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ വർധിക്കുന്നു. അതിനാൽ അവ എളുപ്പത്തിൽ നീക്കംചെയ്യാം. സംയോജകതാ ഇലക്ട്രോണിൻെറ നീക്കംചെയ്യൽ സൗകര്യപ്രദമാക്കുന്ന രണ്ടാമത്തെ ഘടകം ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിലുള്ള വ്യത്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ മിക്കവാറും അണുകേന്ദ്രത്തിനും സംയോജകതാ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കുമിടയ്ക്കു് സാന്ദ്രിതമായിരിക്കുന്നു. ഇവ സംയോജകതാ ഇലക്ട്രോണുകളെ വികർഷിക്കുന്നു. ഈ വികർഷണം അകത്തെ ഇലക്ട്രോണുകളോടൊപ്പം വർധിക്കുന്നു. അങ്ങിനെ അണുകേന്ദ്രം ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളിൽ നിന്നു് മറയ്ക്കപ്പെട്ടതു പോലെ, അഥവാ തടുക്കപ്പെട്ടതു പോലെ, ഉള്ളിലെ ചാർജ് മേഘം അണുകേന്ദ്ര ചാർജിനെതിരെ പ്രവർത്തിക്കുന്നു. ഈ ഘടകങ്ങളുടെ (അണുകേന്ദ്ര ചാർജ്, മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ, മറയ്ക്കൽ) പരസ്പര പ്രവർത്തനത്തിൻെറ ആകെ പ്രഭാവം ഒരു കുടുംബത്തിലെ അടുത്തടുത്ത അംഗങ്ങളുടെ അയോണീകരണപൊടെൻഷ്യലിൽ പൊതുവെ ഒരു കുറവു് വരുത്തുന്നു. ഇതിൻെറ അർഥം അണുകേന്ദ്ര ചാർജിൻെറ പ്രഭാവത്തെക്കാൾ വളരെ കൂടുതലാണ് മററു രണ്ടു ഘടകങ്ങളുടേതെന്നാണ്.

ആവർത്തന പട്ടികയിൽ ലന്ഥാനാദികളുടെ വലതു വശത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ ഈ നിയമത്തിൽ നിന്നു് വ്യതിയാനങ്ങൾ കാണാം. ഇവിടെ കൂടുതലായുള്ള ലന്ഥാനാദി മൂലകങ്ങൾ കാരണം അണുകേന്ദ്ര ചാർജ് മുൻപിലെ വരിയിലേതിനെക്കാൾ വളരെ വർധിച്ചിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ ഈ മൂലകങ്ങളിൽ പലതിൻെറയും അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾ ആവർത്തന പട്ടികയിൽ അതേ കുടുംബത്തിൽ മുൻപിലെ വരികളിലുള്ള അംഗങ്ങളുടേതിനെക്കാൾ കൂടുതലാണ് (ഇതു് ലന്ഥാനാദി ചുരുക്കവുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുക).

### ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത

സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൻെറ സംഭവനത്തിലെ ഒരു ഘട്ടം വാതക ക്ലോറിൻ അണുവിനോടു് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂട്ടിച്ചേർത്തു് ക്ലോറൈഡ് അയോൺ നിർമിക്കുന്നതാണ്.

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \quad 3.10$$

ഋണ അയോണിന്റെ നിർമാണം തീർച്ചയായും സരള അയോണിക യൗഗികങ്ങളുടെ സംഭവനത്തിലെ ഒരു പൊതു പ്രതിഭാസമാണ്. ഖര അയോണിക ക്രിസ്റ്റലുകളിൽ ഈ അയോണുകൾ കണ്ടുവരുന്നുണ്ട്. വാതക അവസ്ഥയിൽ ഋണ അയോണുകളുടെ സംഭവനം ചുരുക്കത്തിൽ പരിഗണിക്കുന്നതു് ഗുണകരമായിരിക്കും. വാതക ഋണ അയോണുകളുടെ നിർമാണത്തിലുണ്ടാകുന്ന ഊർജ വ്യത്യാസങ്ങളെപ്പററി അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യലുകളുടെ അത്രതന്നെ അറിവില്ല. ഒരു വാതക അണുവിനോട്ട് ഇലക്ട്രോൺ ചേർന്നു് വാതക അയോൺ ഉണ്ടാകുമ്പോൾ മോചിതമാകുന്ന ഊർജ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 3.2 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 3.2 ചില മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുതകൾ

| | E. A. (ev) | | *E. A. (ev)** |
|---|---|---|---|
| H | 0.75 | O | – 7 |
| F | 3.9 | S | – 3.5 |
| Cl | 4.0 | Se | – 4.2 |
| Br | 3.8 | | |
| I | 3.4 | | |

* –2 അയോൺ രൂപീകരണത്തിനു്

ഈ ഊർജ പരിമാണം അണുവിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത എന്നു പറയപ്പെടുന്നു. ഹൈഡ്രജനിലും ഹലജൻ ശ്രേണിയിലും (F മുതൽ I വരെ) വാതക ഋണ അയോണിന്റെ സംഭവനത്തിൽ ഊർജം മോചിതമാകുന്നുവെന്നും ഹലൈഡ് അയോണുകളിൽ എളുപ്പം ഉണ്ടാകുന്നവ ക്ലോറൈഡും ഫ്ളൂറൈഡും അയോണുകളാണെന്നും ഈ ദത്തങ്ങൾ കാണിക്കുന്നു. പട്ടിക 3.2 ൽ കൊടുത്ത എല്ലാ ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുതാ മൂല്യങ്ങളും നിഷ്ക്രിയ വാതകതരം ഋണ അയോണുകളുടെ സംഭവനത്തിനാണ്. കൂടുതൽ ഋണ ചാർജ് ഉണ്ടാക്കിക്കൊണ്ടു് ഈ അയോണുകളോട്ട് കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ചേർത്താൽ കൂടുതലായി ചേർക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ കൂടിയ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള തലത്തിൽ ചേർക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഇതു് ധാരാളം ഊർജത്തിന്റെ വിനിമയം ആവശ്യമാക്കുമെന്നതു് നിസ്സംശയമാണ്. തൽഫലമായി

$$\underset{(2s^22p^6)}{O^{--}_{(g)}} + e^- \longrightarrow \underset{(2s^22p^63s^1)}{O^{-3}_{(g)}} \qquad 3.11$$

എന്ന പ്രക്രിയക്ക് രാസപരമായി അതു് നടത്താൻ സാധ്യമാകാത്തത്ര ഊർജം ആവശ്യമായി വരും. വാസ്തവത്തിൽ, നിഷ്ക്രിയ വാതക ഘടനയോട്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ ചേർത്തു് ഋണ അയോണുകൾ നിർമിക്കാനുള്ള എല്ലാ ശ്രമങ്ങളും പരാജയപ്പെട്ടിരിക്കുകയാണ്. അങ്ങിനെ നിഷ്ക്രിയ വാതക വിന്യാസം ഉണ്ടായിക്കഴിഞ്ഞാൽ സരള ഋണ അയോണുകളിലെ ഉച്ചതമ ചാർജ് എത്തുന്നു.

സരള ധന അയോണുകളുടെ കാര്യത്തിലെന്നതു പോലെ തന്നെ ഒരു സരള അയോണിന്മേലുണ്ടായിരിക്കാവുന്ന ചാർജിന് മറെറാരു പരിമിതി കൂടിയുണ്ട്. ഒരു അണുവിന്മേൽ രണ്ടു ഋണ ചാർജുകൾ ഉണ്ടാകുമ്പോൾ ആ അണുവിന്മേലുള്ള ഋണ ചാർജിൻെറ വികർഷണത്തിന്നെതിരായാണ് രണ്ടാമത്തെ ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കേണ്ടതു്. ഫലം ഈ പ്രക്രിയയിൽ ഊർജം അവശോഷിക്കപ്പെടുന്നു എന്നതാണ്. ദ്വിചാർജിതമായ ഒരു ഋണ അയോണിനോടു് മൂന്നാമതൊരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കുന്നതിന് ഇതിലും വളരെ കൂടുതൽ ഊർജം ആവശ്യമാണ്. ഇതിൻെറ അനന്തര ഫലമായി സരള ഋണ അയോണുകളിന്മേലുള്ള ചാർജ്, കൂടിയതു് 3 ആയി പരിമിതപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി സിലിക്കണിനോടു് ($3s^2 3p^2$), തൊട്ടു് മുകളിലെ തലം ഉപയോഗിക്കേണ്ടി വരുന്നതിന് മുൻപു തന്നെ നാലു് ഇലക്ട്രോണുകൾ ചേർക്കാമെങ്കിലും യൗഗികങ്ങളിൽ $Si^{-4}$ അയോണുകൾ കാണപ്പെടുന്നില്ല. അതിനു പകരം സിലിക്കൺ കൂടുതലോ കുറവോ ധ്രുവതയുള്ള (>>) നാലു സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളോടു് കൂടിയ തന്മാത്രകളുണ്ടാകുന്നു. ഇതാണ് താരതമ്യേന കുറഞ്ഞ, ഋണ ചാർജുള്ള സിലിസൈഡ് യൗഗികങ്ങളേക്കാൾ കൂടുതൽ ഉണ്ടാകുന്നതു്. ഋണ അയോണുകളുടെ കാര്യവും അപ്പോൾ ധന അയോണുകളുടേതിന് സമാനമാണ്. അതായതു് രാസ പ്രക്രിയകളിൽ കൂടുതൽ ചാർജുള്ള അയോണുകൾ ഉണ്ടാകുന്നില്ല.

ഇതുവരെയുള്ള ചർച്ച സരള അയോണുകളെ, അതായതു് ഒരണു മാത്രം ഉള്ള അയോണുകളെകുറിച്ചായിരുന്നു എന്ന് ഓർക്കേണ്ടതാണ്. $SO_4^{--}$, $CO_3^{--}$, $PO_4^{-3}$ എന്നിങ്ങനെയുള്ള തന്മാത്രാ അയോണുകളിൽ ആകെയുള്ള ഋണ ചാർജ് ധാരാളം അണുക്കളിന്മേലായി വിതരണം ചെയ്യുകയും സമാന ചാർജുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം ലഘൂകരിക്കുകയും ചെയ്യാം. അങ്ങിനെ ചാർജിത തന്മാത്ര വലുതും ചാർജുകൾ തന്മാത്രയിന്മേൽ സ്വയം വിതരണം ചെയ്യപ്പെടാവുന്നതുമാണെങ്കിൽ വളരെ ഉയർന്ന ചാർജുള്ള സങ്കീർണ ഋണ അയോണുകൾ ഉണ്ടാകാം.

### അയോണിക ഖരങ്ങളുടെ സംഭവനം

സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൻെറ സംഭവനത്തിലേക്കു് തിരിച്ചു വരുമ്പോൾ, വാതക സോഡിയം അയോണിൻെറ $Na^+(g)$ നിർമാണത്തിന് 5.1 *ev* ഊർജം ഉപയോഗിക്കപ്പെടുമ്പോൾ $Cl^-(g)$ അയോണിൻെറ സംഭവനം 4.0 *ev* ഊർജം മോചിപ്പിക്കുന്നു എന്ന് കാണാം. അങ്ങിനെ

$$Na(g) + Cl(g) \longrightarrow Na^+(g) + Cl^-(g) \qquad 3.12$$

പ്രതിപ്രവർത്തനം ഒരു സോഡിയം അണുവിനു് $5.1 - 4.0 = 1.1$ ev ഊർജം വീതം ഉപയോഗിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ടു് വെവ്വേറെ വാതക അയോണുകളുടെ ഈ ജോഡിക്കു് അണു ജോഡിയെക്കാൾ ഊർജം കൂടുതലുണ്ടു്. തന്മൂലം ഈ അയോണുകളുണ്ടാകുന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനം നടക്കുമെന്ന് പ്രതീക്ഷിക്കാൻ

വയ്യ. പൊതുവെ; $Z_+$ ധനചാർജും $Z_-$ ഋണ ചാർജുമുള്ള കേന്ദ്രങ്ങൾ തമ്മിൽ $d$ ദൂരത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന രണ്ടു അയോണുകളുടെ സ്ഥിതിജ ഊർജം

$$V_{+-} = -\frac{Z_+Z_-e^2}{d} \tag{3.13}$$

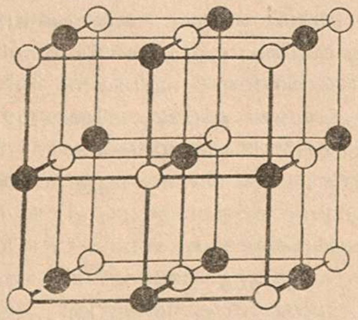
എന്ന വ്യംജകത്തിൽ നിന്നു് കിട്ടുന്നു. തങ്ങളുടെ വിപരീത ചാർജുകൾ മൂലം തമ്മിൽ തമ്മിൽ ആകർഷിക്കുന്ന ഈ അയോണുകൾ അടുത്തു വരാൻ അനുവദിച്ചാൽ അവയുടെ ഊർജം കുറയുന്നു. സമീകരണം 3.13 പ്രകാരം ഏററവും ഋണമായ അഥവാ ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജം ലഭിക്കുക ഈ ദൂരം $d$, പൂജ്യം ആകുമ്പോഴാണ്. പക്ഷേ ഋണ ചാർജിതമായ ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങൾ തമ്മിൽ കൂടികലരുന്നതു കൊണ്ടു് ചിത്രം 3.1 അനുസരിച്ചുള്ള വികർഷണ ബലങ്ങളും പ്രവർത്തിക്കുന്നതിനാൽ ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജം $d_0$ എന്ന ഒരു ദൂരത്തിലാണ് ലഭിക്കുക. ധാരാളം ചാർജുകളുടെ വിതരണം പരിഗണിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നതു കൊണ്ടു് വികർഷണം മൂലമുള്ള ഊർജവർധന ആകർഷണ പൊടെൻഷ്യൽ പോലെ എളുപ്പം കണക്കാക്കാൻ കഴിയുകയില്ല. എന്നിരുന്നാലും നിമ്നതമ ഊർജത്തിൽ വികർഷണ പൊടെൻഷ്യൽ അയോണുകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിനനുസരിച്ച് ആകർഷണ പൊടെൻഷ്യലിൻെറ 10—15% വരെയുണ്ടെന്നു് (തീർച്ചയായും എതിർ ചിഹ്നത്തോടു കൂടി) പരീക്ഷണപരമായി കണ്ടിട്ടുണ്ടു്. അപ്പോൾ സോഡിയം ക്ലോറൈഡിനു് ഒരു അയോൺ ജോഡിയുണ്ടാകുമ്പോൾ ($Z_+ = 1$, $Z_- = 1$) മൊത്തത്തിലുള്ള ഏകദേശ ഊർജത്താഴ്ച

$$V^0_{+-} = -\frac{e^2}{d_0}(1-0.15) \tag{3.14}$$

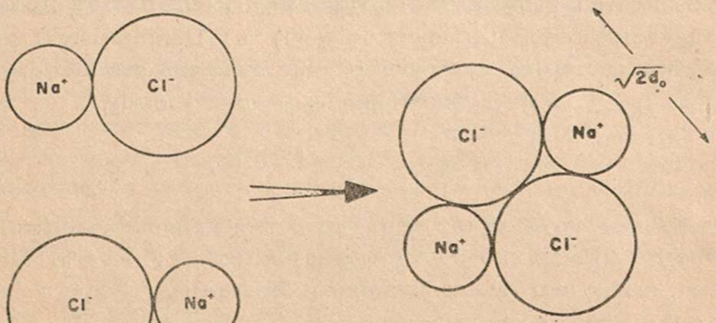
ആയിരിക്കും. നിരീക്ഷിതമായ സന്തുലന അന്തര അണുകേന്ദ്ര ദൂരത്തിൽ സ്ഥിര വൈദ്യുത ഊർജത്തിൻെറ മൂല്യം ഏകദേശം 4.5 *e v*. ആയിരിക്കും. ഇതു് തുടക്ക നിലയിലെ വാതക അണുക്കളെ അപേക്ഷിച്ച് $Na^+Cl^-$ അയോൺ ജോഡി സ്ഥിരമാക്കാൻ പര്യാപ്തമാണു്.

സമീ 3.2 ലെ പ്രവർത്തനത്തിൻെറ യഥാർഥ ഫലം ചിത്രം 3.7 ലേതു പോലുള്ള ഒരു അയോണിക ഖരത്തിൻെറ സംഭവനമാണ്, ചാർജിത കണങ്ങളുടെ സ്ഥിര വൈദ്യുത ചാർജ് മണ്ഡലങ്ങൾ എല്ലാ ദിശയിലും വ്യാപിക്കുന്നതിനാൽ അയോണിക ജോഡികൾക്കു് വീണ്ടും തമ്മിൽ തമ്മിൽ പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് കുറെക്കൂടി വിപുലമായ ഒരു ക്രമീകരണം നൽകാൻ കഴിയും. കൂളം അയോണിക ആകർഷണം പൂരിതമാക്കാൻ കഴിയുകയില്ല. ചിത്രം 3.8 അടുത്ത ദൂരത്തിലുള്ള രണ്ടു അയോൺ ജോഡികൾക്കിടയിൽ സംഭവിക്കുന്ന അന്യോന്യ പ്രവർത്തനങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുന്നു. അണുക്കൾ അടുത്തു വരുമ്പോൾ ആദ്യ ആകർഷണം നിലനിൽക്കുന്നതു് കൂടാതെ ഊർജക്കുറവിലേക്കു് നയിക്കുന്ന രണ്ടു പുതിയ ശക്തമായ ആകർഷണ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ കൂടി ഉണ്ടാകുന്നു.

ഈ അടുത്ത ദൂരത്തിൽ സമാന ചാർജ്ജുള്ള അയോണുകൾ തീർച്ചയായും തമ്മിൽ തമ്മിൽ വികർഷിക്കും. ഈ വികർഷണം പ്രവർത്തിക്കുന്ന ദൂരം ആകർഷണം പ്രവർത്തിക്കുന്ന ദൂരത്തെക്കാൾ വലുതാണ്. മൊത്തം ഫലം വീണ്ടും ഊർജത്താഴ്ച യാണ്.



ചിത്രം 3.7 NaCl ക്രിസ്റ്റൽ ജാലിക




ചിത്രം 3.8 രണ്ട് അയോൺ ജോഡികളുടെ കൂട്ടായുള്ള സംയോജനം

ഒരു ലഘു പരികലനം ഈ കാര്യം വ്യക്തമാക്കും. $d_0$ ദൂരത്തിലുള്ള രണ്ട് പുതിയ ആകർഷണങ്ങൾ $2\ V°_{+-}$ ന്റെ സ്ഥിതിജ ഊർജം തരുന്നു; $\sqrt{2}\,d_0$ ദൂരത്തിലുള്ള വികർഷണങ്ങൾ വിപരീത ചിഹ്നത്തോടുകൂടിയ $-2V°_{+-}/\sqrt{2}$ ന്റെ സ്ഥിതിജ ഊർജം നൽകുന്നു. അപ്പോൾ ആകെ വ്യത്യാസം, രണ്ട് അയോൺ ജോഡികൾക്ക് $2V°_{+-}(1-1/\sqrt{2}) = 0.V6°_{+-}$ അഥവാ ഓരോ അയോൺ ജോഡിക്കും $0.3V°_{+-}$. അങ്ങനെ രണ്ട് അയോൺ ജോഡികളുടെ ഒരു കൂട്ടം വെവ്വേറെയുള്ള രണ്ട് അയോൺ ജോഡികളെക്കാൾ സ്ഥിരമാണ്.

ഓരോ പുതിയ അയോൺ ജോഡി ഈ കൂട്ടത്തോട്ട ചേരുമ്പോഴും ഊർജം തുടർച്ചയായി കുറഞ്ഞുകൊണ്ടു് ഈ കട്ടകൂടൽ തുടർന്നുപോകാം. ഈ അർഥത്തിൽ നിയത വലുപ്പമുള്ള ക്രിസ്റ്റലുകളിൽ അയോണിക ബന്ധന ശക്തി ഒരിക്കലും പൂരിതമാകുന്നില്ല. വളരെ വലിയ ഒരു ക്രിസ്റ്റലിന്റെ സ്ഥിതിജ ഊർജ പരിധി നിർണയിക്കുന്നതു് അതിൻെറ ജ്യാമിതിയിലാണു്. നമുക്കു് ദൃഷ്ടിഗോചരമായ ക്രിസ്റ്റലുകളിലാണു് പ്രായോഗികമായി ഈ പരിധി എത്തുന്നതു്. മാഡലുങ്ങ് സ്ഥിരാങ്കം എന്ന ഒരു സ്ഥിരാങ്കം $A$ ഉപയോഗിച്ചു് ഈ ജ്യാമിതീയ ഘടകം സ്ഥിതിജ ഊർജ വ്യംജകത്തിൽ ഉൾപ്പെടുത്താൻ കഴിയും. ഇതിൻെറ ഫലമായുണ്ടാകുന്ന

$$U_o = -\frac{Z_+ Z_- e^2}{d_o} N(1-a)A \qquad 3.15$$

പൊതു വ്യംജകം ആണു്. $U_o$ ക്രിസ്റ്റലിൻെറ ജാലിക ഊർജം എന്നറിയപ്പെടുന്നു $N$ അവൊഗാഡ്രോ സംഖ്യയാണു്. ഇതു് അയോൺ ജോഡി പ്രതിയുള്ള ഊർജം മോൾ പ്രതിയാക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളുടെ വികർഷണം കണക്കിലെടുക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്ന തിരുത്തൽ ഘടകമാണു് $a$; അപ്പോൾ ആവശ്യമായ എണ്ണം ധന അയോണുകളും ഋണ അയോണുകളും അയോണിക ക്രിസ്റ്റലായി കണ്ഡൻസീകരിച്ചു് ഒരു മോൾ യൗഗികമുണ്ടാകുമ്പോൾ മോചിതമാകുന്ന ഊർജത്തിനു സംഗതമാണു് ജാലിക ഊർജം $U_o$.

അയോണിക ചാർജ് $Z$ വർധിക്കുകയും അയോണുകൾക്കിടയിലുള്ള ദൂരം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നതനുസരിച്ചു് വാതക അയോണുകളെ അപേക്ഷിച്ചു് അയോണിക ഖരങ്ങളുടെ സ്ഥിരത വർധിക്കുമെന്നു് സമീ 3.15 സൂചിപ്പിക്കുന്നു. $MgCl$ എന്ന യൗഗികം നിലനിൽക്കാത്തതിൻെറ കാരണം ഇതാണു്. ഈ യൗഗികത്തിൽ $Mg^+$ അയോണുകൾ ഉണ്ടായിരിക്കും. ഈ ക്രിസ്റ്റലന വസ്തു മഗ്നീഷ്യം അണുവിനു് രണ്ടു ധന ചാർജുകളുള്ള $MgCl_2$ ക്രിസ്റ്റലുകളുടെ അത്ര സ്ഥിരമായിരിക്കുകയില്ല. വാതക അയോണുകളിൽ നിന്നു് അയോണിക ഖരങ്ങളുണ്ടാകുമ്പോൾ മോചിക്കപ്പെടുന്ന ധാരാളം ഊർജമാണു് അയോണിക യൗഗികങ്ങളുടെ നിർമാണത്തിലെ പ്രധാന പ്രവർത്തന ബലം.

### അയോണിക വലുപ്പം

അണുവിനെപ്പററിയുള്ള ആധുനിക ധാരണകൾ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണം അനന്തതയിലേക്കു് വ്യാപിപ്പിക്കുന്നതിനാൽ അയോണിക വലുപ്പം എന്ന സങ്കല്പം അത്ര ശരിയല്ല. എന്നിരുന്നാലും ഒരു യൗഗികത്തിലെ അണുക്കളുടെ കേന്ദ്രങ്ങൾ തമ്മിൽ വ്യക്തമായ അകലം സ്ഥാപിക്കപ്പെടുന്നു എന്നതു് വാസ്തവമാണു്. അതിനാൽ, ഉദാഹരണമായി ഖര സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ $Na^+$ ഉം $Cl^-$ ഉം തമ്മിലുള്ള ദൂരം ധന അയോണിൽ നിന്നും ഋണ അയോണിൽ നിന്നും ഉള്ള സംഭാവനകളുടെ തുകയാണെന്നു് ധരിക്കുന്നതു് സ്വാഭാവികമാണു്. ഇതു്

ഓരോ അയോണിക യൗഗികത്തിലും അയോണിക ത്രിജ്യകളുടെ തുക, സന്തുലന ത്തിൽ നിരീക്ഷിതമായ അന്തരാ അയോണിക ദൂരത്തിനു് തുല്യമാണ് എന്ന രൂപ ത്തിൽ അയോണുകളുടെ വലുപ്പത്തെ നിർവചിക്കുന്നു.

$$d_o = r_+ + r_- \qquad 3.16$$

അകലം വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രതകൾ വളരെ വേഗം കുറയുന്നതിനാൽ ഒരു അയോണിനു ചുററുമുള്ള ആകെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘം മിക്ക വാറും, താരതമ്യേന ചെറിയ ഒരുവ്യാപ്തത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കും എന്നതുകൊണ്ടു് അയോണിക വലുപ്പത്തെപ്പററിയുള്ള ഈ ധാരണ തെററെന്നു് പറഞ്ഞുകൂട (ചിത്രം 2.5). ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം ദൂരം കുറയുന്നതനുസ രിച്ച് ശക്തമാകുകയും അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നു് താരതമ്യേന കുറഞ്ഞ ദൂരങ്ങളിൽ വളരെ വേഗം വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു എന്നതു് ഈ ചിന്താഗതിക്കു് മറെറാരു താങ്ങാണു്. ഇതും ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത മിക്കവാറും അണുകേന്ദ്രത്തിനടുത്ത ഒരു വ്യാപ്തത്തിലാണെന്നു് അർഥമാക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും സന്തുലന ദൂരം $d_o$ ആകർഷണങ്ങളും വികർഷണങ്ങളും തമ്മിലുള്ള തുലനത്തിന്റെ ഫലമായതിനാൽ $d_o$ കുറെയൊക്കെ ആകർഷണ ഊർജത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുമെന്നു കാണേണ്ടിയി രിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ടു് അയോണിക വലുപ്പങ്ങൾ ഏറെക്കുറെ ബന്ധത്തിൻെറ ശക്തിയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു എന്നു മനസ്സിലാക്കാം. ഈ സ്ഥിതി അണുക്രമ ത്തിലുള്ള എല്ലാ വലുപ്പ നിർണയങ്ങളെയും കുറിച്ചുള്ള ധാരണ വിഷമമുള്ളതാ ക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും സാധാരണ അയോണുകൾക്കു് സമീ 3.16 പ്രകാരമുള്ള ത്രിജ്യകൾ നൽകാൻ കഴിഞ്ഞിട്ടുണ്ടു്. ഭാഗ്യവശാൽ ഈ ത്രിജ്യകൾ ത്രിജ്യാപരി കലനത്തിനുപയോഗിച്ച യൗഗികങ്ങളുടെ അന്തരാ അയോണിക ദൂരം വീണ്ടും തരു ന്നതിനു പുറമെ മററു യൗഗികങ്ങൾക്കും താരതമ്യേന കൃത്യമായ മൂല്യങ്ങൾ നൽ കുന്നു. അങ്ങിനെ NaF, KCl, RbBr എന്നിവയിൽ നിന്നുള്ള ദത്തങ്ങൾ ഈ ആറു അയോണുകളുടെ അയോണിക ത്രിജ്യ പരികലനം ചെയ്യാൻ ഉപയോഗി ക്കാം. ഇപ്രകാരം കിട്ടുന്ന ത്രിജ്യകൾ NaCl, NaBr, KF, KBr, RbF, RbCl എന്നിവയുടെ അന്തരാ അയോണിക ദൂരം കണക്കാക്കാൻ ഉപയോഗിക്കാം.

പട്ടിക 3.3 അയോണിക ത്രിജ്യകളുടെ ഒരു സംഹിത തരുന്നു. സമ ഇലക് ട്രോണിക അയോണുകൾക്കു് മൊത്തം ധന ചാർജ് വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ത്രിജ്യ കുറയുന്നതായി കാണാം. ആവർത്തന പട്ടികയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തു മ്പോൾ ഒരു കാലത്തിൽ ഇടത്തു നിന്നു് വലത്തോട്ടു് അയോൺ വലുപ്പം കുറയുന്നു. അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യലുകൾ വർധിക്കാൻ ഇടയാക്കുന്ന കാരണങ്ങൾ കൊണ്ടു തന്നെയാണിതും; ഇലക്ട്രോണുകൾ അണുകേന്ദ്രത്തോടു് കൂടുതൽ അടുത്തു ദൃഢമായി ചേർന്നിരിക്കുന്നു. ഒരു ആവർത്തന കുടുംബത്തിൽ താഴോട്ടു പോകു മ്പോൾ വർധിക്കുന്ന മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയും ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊ ണ്ടുള്ള മറയ്ക്കലും അയോണിക വലുപ്പത്തിൽ ഒരു വർധന ഉണ്ടാക്കുന്നതായി കാണാം.

പട്ടിക 3.3 അയോണിക ത്രിജ്യകൾ (A യിൽ)

| ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം | −3 | −2 | −1 | +1 | +2 | +3 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| A. നിഷ്ക്രിയ വാതക തരം അയോണുകൾ | | | | | | |
| He | ... | ... | H | Li | Be | ... |
| | ... | ... | 2.08 | 0.60 | 0.31 | ... |
| Ne | N | O | F | Na | Mg | Al |
| | | 1.40 | 1.36 | 0.95 | 0.65 | 0.50 |
| Ar | P | S | Cl | K | Ca | Sc |
| | | 1.84 | 1.81 | 1.33 | 0.99 | 0.81 |
| Kr | As | Se | Br | Rb | Sr | Y |
| | | 1.98 | 1.95 | 1.48 | 1.13 | 0.93 |
| Xe | Sb | Te | I | Cs | Ba | La |
| | 2.45 | 2.21 | 2.16 | 1.69 | 1.35 | 1.15 |
| B. സംക്രമണ ലോഹ അയോണുകൾ (+ചാർജ്ജ്) | | | | | | |
| Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni |
| 0.90 | 0.88 | 0.84 | 0.80 | 0.76 | 0.74 | 0.72 |

ലന്ഥാനാദി ശ്രേണിയിൽ ഒരേ ചാർജ്ജുള്ള തൊട്ടടുത്ത അയോണുകൾ തമ്മിൽ ഒരിലക്ട്രോണിന്റെ വ്യത്യാസമുണ്ട്. ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തോട്ട് ഇലക്ട്രോൺ സംഖ്യയിൽ ഈ വർധനയുണ്ടായിട്ടും അയോണിക വലുപ്പം കുറയുന്നു. അയോണിക പൊടെൻഷ്യലിലെന്ന പോലെ സ്ഥിര മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയിൽ ഉള്ള വർധമാനമായ അണുകേന്ദ്ര ചാർജ് മൊത്തത്തിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ബന്ധനം വർധിപ്പിക്കുകയും അയോണിക ത്രിജ്യയിൽ സംഗതമായ ചുരുക്കം ഉണ്ടാക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

### ലന്ഥാനാദി സങ്കോചനം

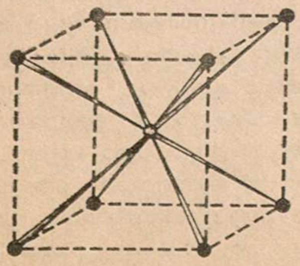
ഒരു കാലത്തിൽ വർധിക്കുന്ന അണുകേന്ദ്ര ചാർജിനനുസരിച്ച് അയോണിക വലുപ്പത്തിലുണ്ടാകുന്ന കുറവ് $_{57}La^{+3}$ മുതൽ തുടങ്ങുന്ന സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ അവസാന കാലത്തിൽ പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധേയമാണ്. $_{57}La$ നും $_{72}Hf$ നും ഇടക്ക് (ലന്ഥാനാദികൾ അഥവാ അപൂർവ മൃത് മൂലകങ്ങൾ) പതിനാല് മൂലകങ്ങളുണ്ട്. എല്ലാ ലന്ഥാനാദികളും $a + 3$ അയോണുകളുണ്ടാക്കുകയും $4f$ (അഥവാ $5d$) അയോണുകളുടെ എണ്ണത്തിൽ വ്യത്യസ്തമാവുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ ശ്രേണിയിൽ തീർച്ചയായും അണുകേന്ദ്ര ചാർജിലുള്ള വർധനയിൽ നിന്നുണ്ടാകുന്ന ഒരു വലുപ്പ കുറവുണ്ട്. ഹാഫ്നിയം എത്തുമ്പോഴേക്കു്, ഹാഫ്നിയത്തിന്റെ വലുപ്പം ആവർത്തന പട്ടികയിൽ അതിന് തൊട്ടു മുകളിലുള്ള സിർക്കോണിയത്തിന്റെ വലുപ്പത്തിന് ഏകദേശം തുല്യമാകത്തക്കവണ്ണം വലുതാകുന്നു ഈ സങ്കോചനം. ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴെയുള്ള അംഗങ്ങൾ മുകളിലുള്ളവയെക്കാൾ വലുതായിരിക്കുമെന്ന പൊതു നിയമത്തിനെതിരാണിതു്. ലന്ഥാനാദി സങ്കോചനം എന്നു പറ

യപ്പെടുന്ന ഈ പ്രതിഭാസം കൊണ്ടു് ഹാഫ്നിയത്തെ തുടർന്നു വരുന്ന മൂലകങ്ങളും അപ്രതീക്ഷിതമായത്ര ചെറുതാണ്.

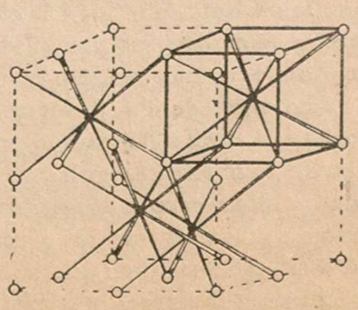
വലുപ്പത്തിലുള്ള ഈ സാമ്യം രാസഗുണധർമങ്ങളിലും വളരെ അടുത്ത സാമ്യത്തിനു് കാരണമാകുന്നു. ഹാഫ്നിയം, സിർക്കോണിയം യൗഗികങ്ങൾ പ്രകൃതിയിൽ ഒന്നിച്ചു കാണപ്പെടുന്നു. അവ തമ്മിൽ തിരിച്ചറിയാൻ വലിയ ബുദ്ധിമുട്ടാണ്. സിർക്കോണിയത്തെയും ഹാഫ്നിയത്തെയും തുടരുന്ന മററു ജോഡികളും ഒരു കുടുംബത്തിലെ അടുത്തടുത്ത രണ്ടംഗങ്ങൾക്കു് സാധാരണ ഉള്ളതിനെക്കാൾ കൂടുതൽ പരസ്പര സാമ്യം പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു.

## ക്രിസ്റ്റൽ ജ്യാമിതി

ചിത്രം 3.7, 3.9, പട്ടിക 3.4 എന്നിവ ധാരാളം ക്രിസ്റ്റൽ പ്രരൂപങ്ങളുടെ ജ്യാമിതകൾക്കു് ഉദാഹരണങ്ങൾ തരുന്നു. ഒരു യൗഗികത്തിനു് സാധ്യമായ ജ്യാമിതികൾ അതിൻെറ സൂത്രപ്രരൂപം, അയോണുകളുടെ ആപേക്ഷിക വലുപ്പം എന്നിവ പരിമിതപ്പെടുത്തുന്നു. NaCl പോലുള്ള ഒരു 1:1 യൗഗികത്തിനു് $CaF_2$ തരം ഘടന നിറക്കുവാൻ കഴിയുകയില്ല. NaCl ൽ ഇവിടെ ആവശ്യമുള്ളതിൻെറ പകുതി മാത്രം ഋണ അയോണുകളുള്ളതിനാൽ $CaF_2$ ജാലികയിലെ ഋണ അയോൺ സ്ഥാനങ്ങളിൽ പകുതി ഒഴിഞ്ഞുകിടക്കും എന്നതാണിതിനു കാരണം. ആപേക്ഷിക അയോൺ വലുപ്പങ്ങൾ മൂലം ക്രിസ്റ്റൽ ജ്യാമിതിയിന്മേലുള്ള നിയന്ത്രണങ്ങൾ ഇത്ര ഗൗരവമല്ല. NaCl ൻെറയും CsCl ൻെറയും ചിത്രങ്ങൾ താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ ഈ ഘടനകളിൽ അയോണുകൾക്കുള്ള തൊട്ടടുത്ത അയൽക്കാരുടെ എണ്ണത്തിൽ വ്യത്യാസമുണ്ടെന്നു് കാണാം. NaCl ൽ ഓരോ അയോണും വിപരീത ചാർജുള്ള ആറു് മററു് അയോണുകളാൽ ചുററപ്പെട്ടിരിക്കുമ്പോൾ CsCl ൽ ഓരോ അയോണിനും എട്ടു് തൊട്ടടുത്ത അയൽക്കാരുണ്ടു്. അവസാനമായി $CaF_2$ ൽ ഓരോ $Ca^{++}$ ഉം എട്ടു് $F^-$ കൊണ്ടും ഓരോ $F^-$ ഉം നാലു് $Ca^{++}$ കൊണ്ടും വലയപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. തൊട്ടടുത്ത അയൽക്കാരുടെ എണ്ണത്തെ ആ അയോണിൻെറ കോ ഓർഡിന സംഖ്യ എന്നു പറയുന്നു.



ചിത്രം 3.9a. $CaF_2$ ജാലിക



ചിത്രം 3.9b CsCl ജാലിക

പട്ടിക 3.4 ചില ക്രിസ്റ്റൽ ജ്യാമിതികൾ

| ഘടന | ഉദാഹരണങ്ങൾ | കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ | A |
|---|---|---|---|
| വുർട്സൈറ്റ് | ZnS, AlN, BeO | 4 | 1.641 |
| പാറയുപ്പ് | NaCl, CaO, AgCl, NaH | 6 | 1.748 |
| സീസിയം ക്ലോറൈഡ് | CsCl, TlCl, LiHg, CsCN | 8 | 1.763 |
| β-ക്വാർട്ട്സ് | $SiO_2$, $GeO_2$ | 2,4 | 2.220 |
| റൂട്ടൈൽ | $TiO_2$, $MgF_2$ | 3,6 | 2.408 |
| ഫ്ളൂറൈറ്റ് | $CaF_2$, $SrCl_2$, $Na_2O$ | 4,8 | 2.519 |
| കൊറണ്ടം | $Al_2O_3$, $Fe_2O_3$, $Cr_2O_3$ | 4,6 | 4.172 |

കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യക്ക് മാഡലുങ്ങ് സ്ഥിരാങ്കം A യിന്മേലും അതുവഴി ജാലികാ ഊർജത്തിന്മേലുമുള്ള പ്രഭാവം പട്ടിക 3.4 ൽ ഒരേ തരം സൂത്രമുള്ള പ്രരൂപങ്ങൾ താരതമ്യം ചെയ്യപ്പോൾ വ്യക്തമായി വെളിപ്പെടുത്തിയിട്ടുണ്ട്. ഇതു തീർച്ചയായും സാധ്യമായ ധാരാളം ആകർഷണ അന്യോന്യ പ്രവർത്തനങ്ങൾ മൂലമാണ്. ആകപ്പാടെ ഈ വിചലനം ജാലികാ ഊർജത്തിൻെറ ഒരു ചെറിയ ശതമാനം മാത്രമേ ആകുന്നുള്ളു. ഒരു പ്രത്യേക കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യയോടുകൂടിയ ഒരു ഘടന സ്ഥിരമാകണമെങ്കിൽ ഓരോ അയോണിനു ചുററും ഏററവുമടുത്ത അയൽക്കാർക്കു മുഴുവൻ താമസിക്കുന്നതിനു വേണ്ട സ്ഥലം ആവശ്യമാണ്. കേന്ദ്ര അയോൺ വളരെ ചെറുതാണെങ്കിൽ, കേന്ദ്ര അയോണുമായി സമ്പർക്കം നിലനിർത്താൻ ശ്രമിക്കുന്ന, ചുററുമുള്ള വിപരീത ചാർജോടുകൂടിയ വലിയ അയോണുകൾ ശക്തമായ വികർഷണങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. ധന, ഋണ അയോണുകളുടെ ത്രിജ്യാനുപാതമാണ് ശക്തമായ വികർഷണങ്ങൾ ഇല്ലാതിരിക്കുന്ന ഉച്ചതമ കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ നിർണയിക്കുന്നത്. എല്ലാ അയോണുകളും പരസ്പരം സമ്പർക്കത്തിലിരിക്കുന്ന ഈ ത്രിജ്യാനുപാതം ഓരോ കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യക്കും ഒരു ഋജുവായ മാർഗത്തിൽ ഖര ജ്യാമിതിയിൽ നിന്ന് കണക്കാക്കാം. ത്രിജ്യാനുപാതം ഈ ക്രാന്തിക മൂല്യത്തെക്കാൾ വളരെ കുറവാണെങ്കിൽ ശക്തമായ വികർഷണങ്ങൾ ഇത്തരമൊരു ഘടന നിലനിൽക്കാനുള്ള സാധ്യതകൾ വിരളമാക്കുന്നു. പട്ടിക 3.5 ഇത്തരം സമാനീത ത്രിജ്യാനുപാതങ്ങളുടെ ഒരു ലിസ്റ്റ് തരുന്നു.

ഈ സംഖ്യകളിൽ നിന്ന് BeO (വുർട്ട്സൈറ്റ്, കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ 4) യുടെയും MgO (പാറയുപ്പ്, കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ 6) യുടെയും ഘടനകൾ എന്തുകൊണ്ടാണ് വ്യത്യസ്തമാകുന്നത് എന്നെളുപ്പം കാണാൻ കഴിയുന്നു. Mg:O അനുപാതമായ 0.47 ഷഡ് കോ ഓർഡിനേഷൻെറ പരിധിയായ 0.414 നു വളരെ മീതെയാണ്. പക്ഷേ Be : O അനുപാതമായ 0.23 ചതുഷ്ഫലകീയ ചതുർ കോ ഓർഡിനേഷൻെറ പരിധി മൂല്യത്തിന് തൊട്ടു മുകളിലാണ്.

കൂടുതൽ സൗകര്യപ്രദമായ ജാലികാ ഊർജം തരുന്ന ഉയർന്ന മാഡലുങ്ങ് സ്ഥിരാങ്കമുണ്ടായിട്ടും KBr സീസിയം ക്ലോറൈഡ് ഘടനയിൽ ക്രിസ്റ്റലീകരിക്കു

ന്നില്ല. K:Br ത്രിജ്യാനുപാതമായ 0.68 CsCl ലെപ്പോലെ കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ എട്ടായുള്ള ഒരു സ്ഥിര അന്തഃകേന്ദ്രിത ക്യൂബിക വിന്യാസത്തിന്റെ നിമ്നതമ മൂല്യ (0.732) ത്തെക്കാൾ കുറവാണ്. KBr ന് കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ നാലായുള്ള ഷഡ്ഫലകീയ ജാലിക (വുർട്ട്സൈറ്റ്) ഉണ്ടാക്കാമെങ്കിലും ഷഡ് കോ ഓർഡിനേഷന്റെ കുറഞ്ഞ ഊർജം സൗകര്യപ്രദമായ ഘടന NaCl ആക്കുന്നു. കാഴ്ചയിൽ സമാനങ്ങളായ യൗഗികങ്ങളുടെ ഘടനാവ്യത്യാസങ്ങൾക്കുള്ള മറ്റുദാഹരണങ്ങൾ പട്ടിക 3.4 ൽ നിന്ന് വ്യക്തമാണ് (NaCl–CsCl, $SiO_2$–$TiO_2$, $MgF_2$–$CaF_2$).

അപ്പോൾ പൊതുവിൽ പറഞ്ഞാൽ ധന അയോൺ ചെറുതെങ്കിൽ ഋണ അയോണുമായുള്ള അതിന്റെ കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യ ചെറുതായിരിക്കും.

## ജാലികാ ഊർജത്തിലെ പ്രവണതകൾ

അയോണിക ക്രിസ്റ്റലുകളുടെ ജാലികാ ഊർജത്തെ അയോണുകളുടെ കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യകളും (പട്ടിക 3.4) പരസ്പര സമ്പർക്കത്തിലുള്ള അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണവും (സമീ 3.14) കുറെയൊക്കെ സ്വാധീനിക്കുന്നുണ്ടെന്നു നാം കണ്ടു. അയോണിക ചാർജിന്റെയും വലുപ്പത്തിന്റെയും പ്രഭാവവുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ ഈ ഘടകങ്ങൾ അൽപപ്രധാനങ്ങളാണ്.

മറ്റു ഘടകങ്ങൾ തുല്യങ്ങളായിരിക്കുമ്പോൾ അയോണുകളുടെ ചാർജ് വലുതെങ്കിൽ ജാലികാ ഊർജത്തിന്റെ കേവല മൂല്യവും വലുതായിരിക്കുമെന്ന് സമീ 3.15 സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അന്തരാ അയോണിക ദൂരങ്ങൾ മിക്കവാറും സമമായ (പട്ടിക 3.3 കാണുക) NaCl, $Na_2O$, $CaF_2$, CaO എന്നിവയുടെ താരതമ്യത്തിൽ അയോണിക ചാർജിന്റെ ഉന്നത പ്രഭാവം പട്ടിക 3.6 വ്യാഖ്യാനിക്കുന്നു.

പട്ടിക 3.5 പരിധീയ ത്രിജ്യാനുപാതങ്ങൾ

| കോ ഓർഡിന സംഖ്യ | വിന്യാസം | പരിധീയ ത്രിജ്യാനുപാതങ്ങൾ |
|---|---|---|
| 3 | ത്രികോണീയം | .155 |
| 4 | ചതുഷ്ഫലകീയം | .225 |
| 6 | അഷ്ടഫലകീയം | .414 |
| 8 | ത്രിഘാതം | .732 |

പട്ടിക 3.6 ജാലികോർജങ്ങൾ

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| NaF | −214 | $CaF_2$ | −618 | ... | |
| $Na_2O$ | −602 | CaO | −841 | MgO | −760 |
| RbI | −147 | $CaCO_3$ | −714 | $MgCO_3$ | −938 |

അയോണിക വലുപ്പ വ്യത്യാസത്തിന്റെ പ്രഭാവം NaF ഉം RbI ഉം CaO ഉം $CaCO_3$ യും തമ്മിലുള്ള താരതമ്യങ്ങൾ കൊണ്ടു വിശദീകരിക്കുന്നു. രണ്ടു സന്ദർഭ

ത്തിലും രണ്ടാമത്തെ യൗഗികം വലിയ അയോണുകളുംക്കൊള്ളുന്നു. ജാലികോർജത്തിന്റെ ചെറിയ കേവല മൂല്യങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ ഈ ക്രിസ്റ്റലുകൾ സ്ഥിരത കുറഞ്ഞവയാകുന്നു. അന്തരാ അയോണിക ദൂരം വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് $U_0$ ന്റെ കേവല മൂല്യത്തിൽ കുറവു പ്രവചിക്കുന്ന സമീ 3.15 ന് അനുസൃതമാണ് ഇതു്.

## അനുപ്രയോഗങ്ങൾ

ഒരു അയോണിക യൗഗികം ഉണ്ടാവുകയോ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുകയോ ചെയ്യുന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കുന്നതിനു് ജാലികോർജ ബന്ധങ്ങൾ അതിപ്രധാനങ്ങളാണ്. പ്രതിപ്രവർത്തന പ്രരൂപങ്ങളുടെ ഉദാഹരണങ്ങൾ ബാഷ്പീകരണം (അയോണിക ഖരം ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു) മൂലകങ്ങളിൽ നിന്നു് അയോണിക ഖരത്തിന്റെ സംഭവനം (അയോണിക ഖരം ഉണ്ടാകുന്നു) സങ്കീർണ്ണ ആനയോണുകളോടു കൂടിയ ലവണങ്ങളുടെ താപവിയോജനം എന്നിവയാണ്. പ്രതിപ്രവർത്തനം ധാരാളം ഘട്ടങ്ങളിലായി നടക്കുന്നു എന്നു സങ്കല്പിച്ചു കൊണ്ടു് ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിലെ മൊത്തം ഊർജമാററം വിശകലനം ചെയ്യാം. ഇവയിലൊരു ഘട്ടത്തിൽ ജാലികോർജം ചേർക്കപ്പെടുകയോ മോചിപ്പിക്കപ്പെടുകയോ ചെയ്യുന്നു ഊർജമാററത്തിന്റെ ഋണമൂല്യം പ്രതിപ്രവർത്തന ഉൽപന്നം തുടക്ക വസ്തുക്കളെക്കാൾ സ്ഥിരമാണെന്നർഥമാക്കുന്നുവെന്ന് ഇവിടെ ഓർമിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു ഉർജമാററം കൂടുതൽ ഋണമാകുംതോറും സ്ഥിരതാവ്യത്യാസം വലുതാകുകയും പ്രതിപ്രവർത്തനം നടക്കുവാനുള്ള പ്രവണത കൂടുതലാവുകയും ചെയ്യും.

നമുക്ക് ഖര ലോഹ (M) ത്തിൽ നിന്നും $\frac{1}{2}$ മോൾ മൂലകാവസ്ഥയിലുള്ള വാതക ഹലജ ($X_2$) നിൽ നിന്നുമുള്ള ക്ഷാരലോഹ ഹലൈഡി (ഖരം MX) ന്റെ സംഭവനം ഒരുദാഹരണമെന്ന നിലക്കെടുക്കാം. ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമാററത്തെ $Q$ എന്നു സൂചിപ്പിച്ചുകൊണ്ടു്

$$M(s) + \tfrac{1}{2}X_2(g) \xrightarrow{Q} MX(s)$$

എന്നെഴുതാം.

ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തെ ധാരാളം ഘട്ടങ്ങളായി മുറിക്കാം: ഖര ലോഹം ഉൽപതിച്ച് വാതകം കിട്ടുന്നു. പിന്നീടു് ഈ വാതക ലോഹ അണുവിൽ നിന്നു് ഒരിലക്ട്രോൺ നീക്കുമ്പോൾ ധന അയോണുണ്ടാകുന്നു. ഇതു സാധ്യമാക്കാൻ ഉൽപതന താപവും $(S)$ അയോണീകരണ പൊടൻഷ്യലിന്നു $(I)$ സംഗതമായ ഊർജവും നൽകേണ്ടിയിരിക്കുന്നു.

$$M(g) \xrightarrow{S} M(s) \xrightarrow{I} M^+(g) + e^-$$

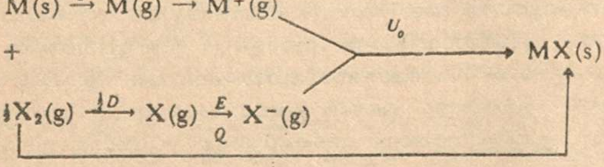
വിയോജന ഊർജത്തിൻെറ ($D$) പകുതി നൽകിക്കൊണ്ട് ഹലജൻ തന്മാത്രയെ അണുക്കളായി വിഭജിക്കുകയും ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത ($E$) ക്ക് സംഗതമായ ഊർജം മോചിപ്പിച്ചു കൊണ്ട് ഈ അണുവിൽ ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കുകയുമാണ് മറുവശം.

$$\tfrac{1}{2}X_2(g) \xrightarrow{1/2 D} X(g) \xrightarrow[+e^-]{-E} X^-(g)$$

അവസാനമായി ഈ അയോണുകൾ അടുത്തുവന്ന് ഖരമുണ്ടാവുകയും ജാലികോർജം മോചിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

$$M^+(g) + X^-(g) \xrightarrow{-U_0} MX(s)$$

അങ്ങിനെ ഘട്ടംഘട്ടമായുള്ള പ്രക്രിയയും നേരിട്ടുള്ള പ്രക്രിയയിൽ ലഭിക്കുന്ന ഉൽപന്നം തന്നെ നൽകുന്നു. വെവ്വേറെ ഘട്ടങ്ങളിലുള്ള ഊർജമാററങ്ങളുടെ തുക നേരിട്ടുള്ള ഉർജമാററത്തിനു തുല്യമായിരിക്കണം.




$$Q = \tfrac{1}{2}D + E + S + I + U_0.$$

ഈ ആരേഖം ഊർജ ചക്രത്തിൻെറ, പ്രത്യേകിച്ചും ബോൺ-ഹാബർ ചക്രത്തിൻെറ ഒരുദാഹരണമാണ്. ഇതിൽ നിന്നു് വ്യുൽപാദിപ്പിച്ച ഊർജ സമീകരണം (സമീ 3.17) ആൽക്കലി ലോഹ ഫ്ളൂറൈഡുകളുടെയും ക്ലോറൈഡുകളു

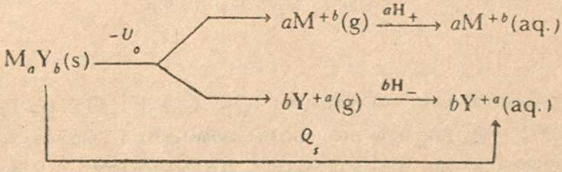
പട്ടിക 3.7 ആൽക്കലി ലോഹ ഹലൈഡുകളുടെ സംഭവന താപങ്ങളും ജാലികോർജങ്ങളും*

| | ഫ്ളൂറൈഡുകൾ | | | | ക്ലോറൈഡുകൾ | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | $S+I$ | $-Q$ | $-U_0$ | $1/2D-E$ | $-Q$ | $-U_0$ | $1/2D-E$ |
| Li | 162.1 | 144.7 | 240.5 | −66.3 | 97.5 | 196.0 | −63.6 |
| Na | 144.0 | 136.6 | 214.3 | −66.3 | 98.5 | 178.6 | −63.6 |
| K | 121.3 | 134.5 | 189.5 | −66.3 | 104.9 | 162.6 | −63.6 |
| Rb | 115.8 | 132.8 | 182.3 | −66.3 | 104.9 | 157.1 | −63.6 |
| Cs | 108.5 | 131.5 | 173.7 | −66.3 | 106.6 | 151.5 | −63.6 |
| ആകെ | 53.6 | | 66.3 | | | 44.5 | |

*മുഴുവൻ ഊർജങ്ങളും കി. കലോറിയിൽ

ടെയും സംഭവന താപങ്ങളിലുള്ള പ്രവണതകൾ ചർച്ചചെയ്യാനുപയോഗിക്കാം. പട്ടിക 3.7 ലെ $Q$ മൂല്യങ്ങളിൽ നിന്ന് ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴോട്ടു പോകുംതോറും ഫ്ളൂറൈഡുകൾ കൂടുതൽ അസ്ഥിരമാകുന്നുവെന്ന് കാണാം. പക്ഷേ ക്ലോറൈഡുകൾ ഇതിന്റെ വിപരീത പ്രവണതയാണ് കാണിക്കുന്നത്. എന്തുകൊണ്ട്?

ഒരു ഹലൈഡ് ശ്രേണിക്ക് $Q$ വിലുള്ള പ്രവണത $S + I$ യിലുള്ള കുറവും $U_0$ വിലുള്ള ഒരു എതിർമാററവും കൊണ്ടാണുണ്ടാകുന്നത്. രണ്ടു ശ്രേണികളിലും ആൽക്കലി ലോഹ അയോണിന്റെ വലുപ്പ വർധന മൂലം ജാലികോർജത്തിന്റെ കേവലമൂല്യം കുറയുന്നു. ധന അയോണിന്റെ വലുപ്പത്തിലുള്ള വ്യത്യാസം, ഋണ അയോൺ (ഫ്ളൂറൈഡിന്റെ $F^-$ കാര്യത്തിലെന്ന പോലെ) ചെറുതാകുമ്പോൾ അന്തരാ അയോണിക ദൂരത്തിൽ ആപേക്ഷികമായി വലിയ വ്യത്യാസം വരുത്തുന്നതിനാൽ ഫ്ളൂറൈഡുകൾ ക്ലോറൈഡുകളെക്കാൾ വളരെ കൂടുതൽ മാറുന്നു. അങ്ങിനെ ഫ്ളൂറൈഡിന്റെ സംഭവന താപ പ്രവണത നിർണയിക്കുന്നതിൽ പ്രധാന സ്വാധീനം ജാലികോർജ മാററത്തിനാണ്. എന്നാൽ ഉൽപതന താപത്തിലും അയോണീകരണ പൊടൻഷ്യലിലുമുള്ള മാററങ്ങളാണ് ക്ലോറൈഡുകളുടെ പ്രവണതകൾ നിർണയിക്കുന്നത്.




ഒരു പൊതു ഊർജ ചക്രമുപയോഗിച്ചുള്ള സമാനമായ വിശ്ലേഷണംകൊണ്ട് ലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വത്തിലുള്ള പൊതു പ്രവണതകൾ മനസ്സിലാക്കാം. ഇവിടെ $Qs$ ലയനത്തിന്റെ താപമാററവും $H$ ഒരു മോൾ ധന അയോണോ ഋണ അയോണോ ജലയോജിതമാകുമ്പോഴത്തെ താപമാററവുമാണ്. മററു ഘടകങ്ങൾ തുല്യമായിരുന്നാൽ ലയിക്കുമ്പോൾ കൂടുതൽ താപം മോചിപ്പിക്കുന്ന യൗഗികം കൂടുതൽ ലേയമായിരിക്കും. ഊർജബന്ധത്തിൽ നിന്ന് ജാലികോർജത്തിന്റെ ഉയർന്ന ഋണമൂല്യം (സ്ഥിര ക്രിസ്റ്റൽ) $Qs$ ന് ഒരു ധന മൂല്യം നൽകുന്നതായി കാണാം.

$$Q_s = -U_0 + aH_+ + bH_- \qquad 3.18$$

ഇതു് ലയനത്തെ തടയുകയും ലേയത്വം കുറയ്ക്കുകയും ചെയ്യും.

ഇതു പ്രകാരം ധാരാളം ഫ്ളൂറൈഡുകൾ (ചെറിയ അയോൺ, ഉയർന്ന $U_0$) ക്ലോറൈഡുകളെക്കാൾ ലേയത്വം കുറഞ്ഞവയാണ്. ആൽക്കലി ഹലൈഡുകൾ, നൈട്രേറുകൾ, പെർക്ലോറേറുകൾ മുതലായവ പോലുള്ള ഏക ചാർജിത അയോ

ണുകളുള്ള (താഴ്ന്ന $U_0$) യൗഗികങ്ങൾ പൊതുവെ ക്ഷാരീയ മൃത്‌ലവണങ്ങൾ, കാർബണേററുകൾ, സൽഫേററുകൾ, ഓക്‌സാലേററുകൾ, ഫോസ്ഫേററുകൾ, സിലിക്കേററുകൾ എന്നിവ പോലുള്ള ബഹുചാർജിത അയോണുകളുള്ള യൗഗികങ്ങളെക്കാൾ ലേയത്വം കൂടിയവയാണ്. ക്ഷാരീയമൃത് ഹൈഡ്രോക്സൈഡുകൾക്ക് Be ത്തിൽ നിന്നു് Ba ത്തിലേക്ക് പോകുമ്പോൾ വലുപ്പം വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ലേയത്വം വർധിക്കുന്നതും ജാലികോർജത്തിലെ പ്രവണതക്കനുസരിച്ചാണ്. എന്നിരുന്നാലും കൃത്യമായ താരതമ്യങ്ങളിൽ ജലയോജന ഊർജങ്ങളിലുള്ള താരതമ്യവും കണക്കിലെടുക്കേണ്ടിവരും.

അവസാനമായി നമുക്ക് ഒരു ലോഹ കാർബണേററ്, $MCO_3$ യുടെ കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡും ലോഹ ഓക്സൈഡും ആയുള്ള വിഘടനം പരിഗണിക്കാം.

$$MCO_3(s) \xrightarrow{-U_R} M^{++}(g) + CO_3^{=}(g) \xrightarrow[Q_D]{D} M^{++}(g) + O^{=}(g) + CO_2(g) \xrightarrow{U_P} MO(s) + CO_2(g)$$

$$Q_D = D - U_R + U_P$$

ഇവിടെ വിഘടനത്തിലെ താപമാററം $Q_D$, $CO_3^{=}$, $O^{=}$ ഉം $CO_2$ ഉം ആയി വിഘടിക്കുവാൻ ആവശ്യമായ താപവും ഓക്സൈഡും കാർബണേററും തമ്മിൽ ജാലികോർജങ്ങളിലുള്ള വ്യത്യാസവും ചേർന്നതാണ്. ഈ വ്യത്യാസം $U_P - U_R$ ഓക്സൈഡ്, $O^{=}$ വലുപ്പം കുറഞ്ഞതാകയാൽ ഋണമാണ്. ഫ്ളൂറൈഡും ക്ലോറൈഡും തമ്മിലുള്ള താരതമ്യത്തിലെന്ന പോലെ, കാർബണേററിൽ നിന്ന് ഓക്സൈഡിലേക്ക് പോകുമ്പോൾ, ഋണ അയോണിന്റെ വലുപ്പം വ്യത്യാസപ്പെടുമ്പോൾ ധന അയോണുകൾ ചെറുതാകുംതോറും ജാലികോർജത്തിന്മേലുള്ള പ്രഭാവം വലുതായിരിക്കും. അങ്ങിനെ ചെറിയ ധന അയോണുകൾക്ക് $U_P - U_R$ ഉം $Q_D$ യും കൂടുതൽ ഋണമായിരിക്കും. അപ്പോൾ ധന അയോൺ ഏററവും ചെറുതാകുമ്പോൾ ഒരു കാർബണേററ് എളുപ്പം വിഘടിക്കണം. കാരണം കുറച്ച് ഊർജമേ ചെലവാക്കേണ്ടിവരൂ.

ഈ പ്രവചനം വാസ്തവത്തിൽ ശരിയാണ്. ഉദാഹരണമായി ക്ഷാരീയമൃത് കാർബണേററുകൾ പരിഗണിക്കാം. ക്ഷാരീയമൃത് കുടുംബത്തിൽ താഴോട്ടു പോകും തോറും (കാററയോൺ വലുപ്പം കൂടുന്നു) താപസ്ഥിരതയിൽ ഒരു ക്രമവർധന കാണാം. ഈ ശ്രേണി യൗഗികങ്ങൾക്ക് തുടർച്ചയായി ഉയർന്ന വിഘടന താപനിലകൾ ആവശ്യമാണ് (പട്ടിക 3.8).

പട്ടിക 3.8 $MCO_3(s) \longrightarrow MO(s) + CO_2(g)$
എന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൻെറ വിഘടന താപനിലകൾ

| $MCO_3$ | $MgCO_3$ | $CaCO_3$ | $SrCO_3$ | $BaCO_3$ |
|---|---|---|---|---|
| താപനില. °C | 350 | 547 | 778 | 998 |

മററു ധാരാളം വിഘടനങ്ങൾക്കും സമാനമായ യുക്തികൾ പ്രയോഗിക്കാം. ഉദാ:

$$MSO_4(s) \longrightarrow MO(s) + SO_3(g)$$
$$M(OH)_2(s) \longrightarrow MO(s) + H_2O(g)$$
$$MBF_4(s) \longrightarrow MF(s) + BF_3(g)$$

ഈ സന്ദർഭങ്ങളിലെല്ലാം ഏററവും ചെറിയ ധന അയോണോടു കൂടിയ ലവണം ഏററവും താഴ്ന്ന താപസ്ഥിരത പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു.

അധ്യായം നാല്

## രാസബന്ധം: സഹസംയോജക യൗഗികങ്ങൾ

അധ്യായം 3 ൽ ചൂണ്ടിക്കാണിച്ചതുപോലെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിലെ പുനക്രമീകരണം ബന്ധസംഭവനത്തിലെത്താം. പക്ഷേ ഈ മാററങ്ങൾ ഒരു അണുവിൽ നിന്ന് മറെറാന്നിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണുകളെ പൂർണമായും മാററുന്ന തരം ആയിക്കൊള്ളണമെന്നില്ല. വാസ്തവത്തിൽ ഈ മാററങ്ങൾ ഒന്നോ അതിലധികമോ ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ രണ്ടു അണുക്കൾ തമ്മിൽ പങ്കിട്ട് സഹസംയോജക ബന്ധം ഉണ്ടാകുന്നതിലെത്താം. അണുക്കൾ അടുത്തുവരുന്നതിന്റെ ഫലമായുണ്ടാകുന്ന ഊർജത്താഴ്ചയാണ് സംഗതമാണ് ബന്ധത്തിന്റെ ബലം. ഒരു ഇലക്ട്രോൺ രണ്ട് അണുക്കൾക്ക് ഇടയിലുള്ള പ്രദേശത്ത് അവ രണ്ടും വളരെ അടുത്തായി വരുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന അധിക ആകർഷണം മൂലമാണ് ഊർജതാഴ്ച ഉണ്ടാകുന്നത്. അങ്ങിനെ ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധത്തിന്റെ ഊർജം കണക്കാക്കൽ ഒരു അണുവിലുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം കണക്കാക്കുന്നത് പോലെ തന്നെയാണ്; ഒന്നിനു പകരം രണ്ടു അണുകേന്ദ്രങ്ങൾ പരിഗണിക്കണം എന്നു മാത്രം. ഈ വസ്തുത അടിസ്ഥാനപരമായി തോന്നിയേക്കാമെങ്കിലും ഇതു് നമ്മുടെ വാദഗതിയെ കാര്യമായി പുരോഗമിപ്പിക്കുന്നു. അണുക്കളിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിലേക്ക് പരിമിതപ്പെടുത്തുന്നതിന് പകരം തന്മാത്രയിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണം പരിഗണിച്ചു കൊണ്ട് നമുക്ക് തന്മാത്രാ കക്ഷകങ്ങളെപ്പററി സംസാരിക്കാം.

വിവിധ അണുകക്ഷകങ്ങളിലെന്ന പോലെ തന്മാത്രാകക്ഷകങ്ങളിലും ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളുടെ വ്യത്യസ്ത ജ്യാമിതികളുണ്ട്. അണു കക്ഷകങ്ങളിലെന്ന പോലെ തന്നെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോഡികളായാണ് തന്മാത്രാ കക്ഷകങ്ങളിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത്. അവയുടെ ചക്രണങ്ങൾ വിപരീതമായിരിക്കും. ഇലക്ട്രോണുകൾ പൊതുവെ ജോഡികളായി പങ്കു വെക്കപ്പെടുന്നു. സഹസംയോജക ബന്ധത്തെ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ബന്ധം എന്നും പറയാം.

ഈ അധ്യായത്തിൽ നമുക്ക് ആദ്യമായി സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ കടലാസ്സിൽ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നതിന് സൗകര്യപ്രദമായ ഒരു വഴി പരിശോ

ധിക്കാം. പിന്നീട് തന്മാത്രകളുടെ സംഘടനം നിർണയിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ, ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടലിന്റെ പരിധി, ബന്ധബലം, തന്മാത്രകളുടെ ജ്യാമിതി എന്നിവ ചർച്ച ചെയ്യാം.

### കക്ഷകങ്ങളുടെ അതിവ്യാപനം

ഏററവും സരളമായ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ബന്ധം ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയിൽ രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ളതാണ്. ഹൈഡ്രജനിൽ രണ്ട് പ്രോട്ടോണുകളും രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളും ഉള്ളതിനാൽ അത് ഉദാസീനമാണ്. ആദ്യമായി നമുക്ക് ഈ തന്മാത്രയുടെ ഘടകങ്ങൾ പരിശോധിക്കാം; അവയിൽ ചിലവ അടുപ്പിച്ചു കൊണ്ടുവരുമ്പോൾ എന്തു സംഭവിക്കുമെന്നും.

ഒരു ഹൈഡ്രജൻ അണുവും ഒരു ഇലക്ട്രോണും തമ്മിലുള്ള അന്യോന്യ പ്രവർത്തനം പരിഗണിക്കുക. ഹൈഡ്രജൻ അണുവിനോട് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കുമ്പോൾ 0.74 *ev*. (ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത) ഊർജം മോചിക്കപ്പെടുന്നു.

$$H\cdot(g) + e^- \longrightarrow H:^-(g) + 0.74\ ev \qquad 4.1$$

ഊർജമോചനം പ്രോട്ടോണിനു് ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകളുമായി ചേർന്നു് ഒരു സ്ഥിരവസ്തു ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവുണ്ടെന്നു് കാണിക്കുന്നു. മറുവശത്തു് ഒരു ഹൈഡ്രജൻ അണുവും പ്രോട്ടോണും തമ്മിലുള്ള അന്യോന്യ പ്രവർത്തനവും പരിഗണിക്കുക. രണ്ടും അടുക്കുമ്പോൾ ഊർജം വീണ്ടും മോചിക്കപ്പെടുന്നു. രണ്ടു പ്രോട്ടോണുകൾക്കും ഇടക്കുള്ള പ്രദേശത്തു് രണ്ട് അണുകേന്ദ്രങ്ങളും ഇലക്ട്രോണിനെ ആകർഷിക്കുന്നതിനാൽ ഇലക്ട്രോണിനു് രണ്ട് അണുക്കളിന്മേലും താമസിക്കാൻ കഴിയുന്നു എന്നതാണ് ഇതിനു് കാരണം ഇപ്പോൾ ഒരു പ്രോട്ടോണും ഒരു ഇലക്ട്രോണും ഹൈഡ്രജൻ അണുവിനെ സമീപിക്കുമ്പോൾ ഊർജം മോചിക്കപ്പെടുന്നു എന്നതിൽ അതിശയമില്ല. വ്യൂഹം കുറഞ്ഞ ഊർജത്തോടു കൂടിയ കൂടുതൽ സ്ഥിരമായ അവസ്ഥയിലെത്തുന്നു. രണ്ടാമതു പറഞ്ഞ അന്യോന്യപ്രവർത്തനം മൂലം ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ രണ്ടു പ്രോട്ടോണുകൾക്കിടയിൽ പങ്കുവെക്കപ്പെട്ടു് 4.72 *ev*. ഊർജം മോചിക്കപ്പെടുന്നു.

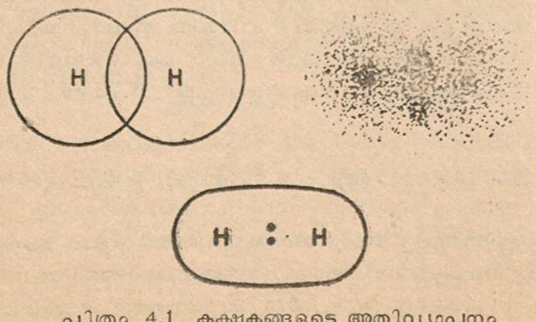
$$H\cdot(g) + H\cdot(g) \longrightarrow H:H(g) + 4.72\ ev \qquad 4.2$$

അണുവിനെപ്പററിയുള്ള നമ്മുടെ സങ്കല്പവുമായി ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടലിനെ എങ്ങിനെ ബന്ധപ്പെടുത്താം. ഓരോ അണു കക്ഷകത്തിനും സംഗതമായി ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകളെ (വിപരീത ചക്രണമുള്ള) ഉൾക്കൊള്ളുന്നതിനു് കൂടുതൽ സംഭവ്യതയുള്ള ഒരു പ്രദേശം സ്പേസിലുണ്ടു് എന്ന കാര്യം ഓർക്കണം. ഈ വ്യവസ്ഥകളിൽ 1*s* കക്ഷകങ്ങളോടു കൂടിയ രണ്ടു് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കൾ തമ്മിൽ അടുത്തു വരുമ്പോൾ അവയുടെ കക്ഷകങ്ങൾ അന്യോന്യം തുളച്ചുകയറും

അഥവാ അതിവ്യാപിക്കും. അങ്ങിനെ രണ്ടു പ്രോട്ടോണുകൾക്കുമിടക്കുള്ള പ്രദേശത്തു് ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത പ്രബലമാവുകയും തൽഫലമായുണ്ടാകുന്ന സംയോജിത ഇലക്ട്രോൺ മേഘം രണ്ടണുക്കളുടെയും മീതെ എത്തുകയും ചെയ്യുന്നു. വാസ്തവത്തിൽ മുഖ്യമായും രണ്ടു് അണുകേന്ദ്രങ്ങളിൽ നിന്നുള്ള ആകർഷണം മൂലം അണുക്കൾക്കിടയിൽ ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളുടെ വെറും കൂടിച്ചേരൽ കൊണ്ടുണ്ടാകുന്നതിനെക്കാൾ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോൺചാർജ് സാന്ദ്രീകരിക്കപ്പെടുന്നു. ഈ അർഥത്തിൽ രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകളും രണ്ടു് അണുക്കൾക്കിടയിൽ പങ്കിടപ്പെടുന്നു. അതിനാൽ തന്മാത്രാ കക്ഷകത്തെ ഓരോ അണുവിൽ നിന്നും ഓരോ കക്ഷകം വീതമുള്ള രണ്ടു് അണു കക്ഷകങ്ങളുടെ അതിവ്യാപന സംയോജന ഫലമായി ചിത്രീകരിക്കാം. ഒരു സാധാരണ സഹസംയോജക ബന്ധത്തിൽ ഈ തന്മാത്രാ കക്ഷകം ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു.

എന്നിരുന്നാലും ഈ പ്രക്രിയ രണ്ടു അണുക്കളുടെയും പൂർണമായ ഒന്നിക്കലിലേക്കു് നയിക്കുന്നില്ല. കാരണം വികർഷണ ബലങ്ങളും പ്രവർത്തിക്കുന്നുണ്ടു്. ഇതിനുള്ള കാരണങ്ങൾ ധന ചാർജിതങ്ങളായ രണ്ടു് അണുകേന്ദ്രങ്ങളും വികർഷിക്കുന്നതും ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള അന്തരാ ഇലക്ട്രോണിക വികർഷണങ്ങളുമാണു്. രണ്ടു് അണുക്കളും തമ്മിലുള്ള അകലം വളരെ ചെറുതാകുമ്പോൾ ഈ രണ്ടു് വികർഷണങ്ങളും പ്രബലങ്ങളാകുന്നു. അതു കൊണ്ടു് ചിത്രം 4.1 ൽ കാണിച്ചതു പോലെ ഏററവും കുറഞ്ഞ ഊർജം തരുന്ന ഒരു സന്തുലനം ഈ ആകർഷണ വികർഷണങ്ങൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്നു.

സംയോജക ബന്ധത്തെ അണുകക്ഷകളുടെ അതിവ്യാപനത്തിന്റെ രൂപത്തിൽ വിവരിക്കുന്നതു് അണുകക്ഷക സങ്കല്പം നിലനിർത്താനുള്ള ആഗ്രഹത്തിൽ നിന്നുണ്ടായതാണു്. ഒററപ്പെട്ട അണുക്കളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണം




ചിത്രം 4.1 കക്ഷകങ്ങളുടെ അതിവ്യാപനം

വിശദീകരിക്കുവാൻ വേണ്ടിയാണു് അണുകക്ഷകം രൂപപ്പെടുത്തിയതു്. എങ്ങനെയായാലും ഒററപ്പെട്ട അണുക്കളുടെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘം മററൊരു അണു

വിന്റെ ധന ചാർജിനു് വളരെ അടുത്തെത്തുമ്പോൾ വികൃതമാക്കപ്പെട്ടും എന്നു കരുതേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. സഹസംയോജക ബന്ധത്തിന്റെ കൂടുതൽ വിശദമായ വിവരണത്തിൽ ഈ വികൃതമാക്കലും കൂടി ഉൾപ്പെടുത്തേണ്ടിയിരിക്കുന്നു.

ഊർജത്താഴ്ച കക്ഷക അതിവ്യാപനം മൂലമുണ്ടാകുന്നതാണെന്നു് വിചാരിക്കുന്നതിനാൽ ഏററവും ഫലവത്തായ ബന്ധം കക്ഷകങ്ങളുടെ ഏററവും കൂടിയ അതിവ്യാപനം കൊണ്ടാകണം ഉണ്ടാകേണ്ടതു്. പക്ഷേ ഒരു കക്ഷകത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത ധന കേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നുള്ള അകലം വർധിക്കുംതോറും കുറയുന്നു (ചിത്രം 2 5). ഇതിന്റെ അർഥം ഫലവത്തായ ഒരു ബന്ധമുണ്ടാകുന്നതിനു് അണുക്കൾ തമ്മിൽ വളരെ അടുത്തായിരിക്കണമെന്നാണു്. പ്രത്യേക ദിശകളുള്ള കക്ഷകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ ($p$ അഥവാ $d$ കക്ഷകങ്ങൾ) കൂടുതൽ അതിവ്യാപനം ഉണ്ടാകണമെങ്കിൽ കക്ഷകങ്ങളുടെ കൃത്യമായ ക്രമീകരണം ആവശ്യമാണു്.

ചെറിയ അകലത്തിനുള്ള വ്യവസ്ഥകൾ, ദിശാ ആശ്രയത്വം, കക്ഷകങ്ങളുടെ അതിവ്യാപനം എന്നിവ സഹസംയോജക, അയോണിക ബന്ധങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ഒരു മുഖ്യ വ്യത്യാസം കാണിക്കുന്നു. അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള കൂളും ആകർഷണം വലിയ ദൂരങ്ങളിലും പ്രവർത്തിക്കുമെന്നും ഇതു് എല്ലാ ദിശകളിലും തുല്യമായി പ്രവർത്തിക്കുമെന്നും മൊത്തത്തിൽ ഉദാസീനമായ അയോൺ പുഞ്ജങ്ങളിൽ പോലും ഇതു് പൂരിതമല്ലെന്നും അധ്യായം 3ൽ ചൂണ്ടിക്കാണിക്കുകയുണ്ടായി. ഇതിനു് വിരുദ്ധമായി സഹസംയോജക ബന്ധം ചെറിയ ദൂരങ്ങളിൽ മാത്രമാണു് പ്രബലമാകുന്നതു്. അതിവ്യാപനം ആവശ്യമായതു കൊണ്ടു് അതു് ദിശയെ ആശ്രയിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി കൊണ്ടു് സാധാരണയായി ഒന്നിലധികം സഹസംയോജക ബന്ധം ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയാറില്ല. സഹസംയോജക ബലങ്ങൾ അങ്ങിനെ പൂരിതമാക്കാം. ഒരു അണുവിനു് ഒരു ക്ലിപ്ത എണ്ണം ബന്ധങ്ങളേ ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയുകയുള്ളു.

ഇതിന്റെ ഫലമായി കുറച്ചു് അണുക്കൾ ചേർന്നുണ്ടായ ഉദാസീനമോ, സഫല ചാർജുള്ളതോ ആയ വ്യക്തമായും സഹസംയോജിതമായ തന്മാത്രകൾ ഉണ്ടു്. ഖരാവസ്ഥയിൽ പോലും തന്മാത്രാ ഗ്രൂപ്പുകൾ പൊതുവെ അവയുടെ വ്യക്തിത്വം സൂക്ഷിക്കുന്നു. പഞ്ചസാര ക്രിസ്റ്റലുകളിൽ ഒററയൊററ പഞ്ചസാര തന്മാത്രകൾ തിരിച്ചറിയാം. സോഡിയം ക്ലോറൈഡു് പോലുള്ള ഒരു അയോണിക ക്രിസ്റ്റലിൽ ഒററയൊററ അയോൺ ജോഡികൾ തിരിച്ചറിയുക സാധ്യമല്ല.

നാം കണ്ടതു പോലെ ഓരോ സഹസംയോജക ബന്ധത്തിനും ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകളും ഒരു ജോഡി അതിവ്യാപന കക്ഷകങ്ങളും ആവശ്യമാണു്; ഓരോ കക്ഷകവും ബന്ധത്തിൽ പങ്കാളികളായ അണുക്കളിൽ നിന്നു വരുന്നു.

അതിനാൽ

കക്ഷകം (അണു 1) + കക്ഷകം (അണു 2) + ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ⟶
സഹസംയോജക ബന്ധം 4.3

എന്നെഴുതാം.

പൊതുവെ, എല്ലാ ഇലക്ട്രോണുകളും ബന്ധസംഭവനത്തിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നില്ല. അതിനാൽ ചില ബന്ധ ശൂന്യ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ ചില കക്ഷകങ്ങളിലുണ്ടായിരിക്കും. ഇവയെ ഒററപ്പെട്ട അഥവാ പങ്കിടാത്ത ജോഡികൾ എന്നു പറയുന്നു. ഇതിപ്രകാരം വ്യംജിപ്പിക്കാം.

കക്ഷകം (അണു 1) + ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ⟶ ഒററപ്പെട്ട ജോഡി (അണു 1)
4.4

നമുക്കിവിടെ പരിഗണിക്കേണ്ടതു് ഏററവും കൂടുതൽ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ (സംയോജകതാ ഇലക്ട്രോണുകൾ), അതായതു് $ns$, $np$ ഇലക്ട്രോണുകളും കുറെയൊക്കെ $(n-1)d$ ഇലക്ട്രോണുകളും ആണു്. ഇവിടെ $n$ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയാണു്. പ്രതിനിധി മൂലകങ്ങൾക്കു് (പൂർണമായി നിറഞ്ഞതോ പൂർണമായി ഒഴിഞ്ഞതോ ആയ $d$ തലങ്ങളോടു് കൂടിയ മൂലകങ്ങൾ) $s$ ഉം $p$ ഉം ഇലക്ട്രോണുകളേ പരിഗണിക്കേണ്ടതുള്ളു. ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ സഫല ബന്ധത്തിനു് ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുകയില്ല. കാരണം അവ അവയുടെ തന്നെ അണുക്കളോടു് വളരെ ദൃഢമായി ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നതിനാൽ ബന്ധപ്രദേശത്തേക്കു് കൊണ്ടുവരിക എളുപ്പമല്ല. അവ ആകപ്പാടെയുള്ള ബന്ധ ചിത്രത്തിലേക്കു് അല്പം മാത്രം വികർഷണം സംഭാവന ചെയ്യുന്നു. ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ അകത്തുള്ള കക്ഷകങ്ങൾ പൂർണമായി നിറക്കുന്നതിനാൽ ബന്ധ പരിഗണനകളിൽ നിന്നു് ഈ കക്ഷകങ്ങളെയും ഒഴിവാക്കാം. പട്ടിക 4.1 ചില പ്രതിനിധി മൂലകങ്ങളുടെ ഒരു ലിസ്റ്റു് തരുന്നു. ബന്ധസംഭവനത്തിനു കിട്ടാവുന്ന $s$ ഉം $p$ ഉം ഇലക്ട്രോണുകൾ കുത്തുകൾ കൊണ്ടു് സൂചിപ്പിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഈ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന ഗ്രൂപ്പു് സംഖ്യകളു് സംഗതമാണെന്നു് കാണാം.

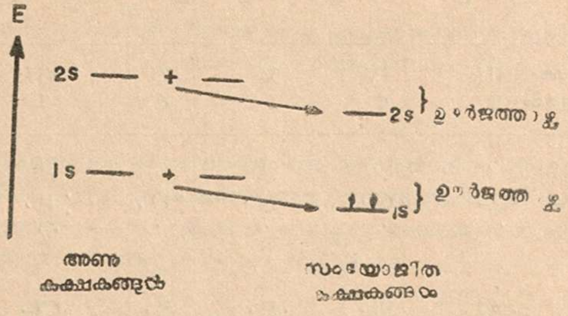
സഹസംയോജക ബന്ധത്തിൽ പങ്കെടുക്കാൻ കഴിവുള്ള കക്ഷകങ്ങൾക്കു് സ്പേസിൽ ആവശ്യമുള്ളത്ര വ്യാപനം ആവശ്യമാണു്. എങ്കിലേ അവയ്ക്കു് മററു് അണുക്കളുടെ കക്ഷകങ്ങളുമായി ഫലപ്രദമായി അതിവ്യാപിക്കാൻ കഴിയുകയുള്ളു. അതിവ്യാപന ഫലമായി മൊത്തത്തിൽ ഒരു സ്ഥിരതാ ലാഭം ഉണ്ടാകണമെങ്കിൽ ഈ കക്ഷകങ്ങളുടെ ഊർജങ്ങൾ താരതമ്യേന താഴ്ന്നതാകണം. ചിത്രം 4.2 ഹൈഡ്രജന്റെ കാര്യത്തിൽ $1s$ ഉം $2s$ ഉം കക്ഷകങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചു് ഈ വസ്തുത വ്യക്തമാക്കുന്നു. രണ്ടു് $1s$ കക്ഷകങ്ങളുടെയോ $2s$ കക്ഷക

6638.

*പട്ടിക 4.1 ചില പ്രതിനിധി മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ കുത്ത് സൂത്രങ്ങൾ*

| വിവിധ ഇലക്ട്രോൺ ഗ്രൂപ്പുകൾ | III<br>3 | IV<br>4 | V<br>5 | VI<br>6 | VII<br>7 | VIII<br>8 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | ·B· | ·C· | ·N· | :O· | :F· | :Ne: |
| | ·Al· | ·Si· | ·P· | :S· | :Cl· | :Ar: |
| | ·Ga· | ·Ge· | ·As· | :Se· | :Br· | :Kr: |
| | ·In· | ·Sn· | ·Sb· | :Te· | :I· | :Xe: |
| | ·Tl· | ·Pb· | ·Bi· | | | |

ങ്ങളുടെയോ അതിവ്യാപനം ഊർജത്താഴ്ച ഉണ്ടാക്കും. ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയിൽ, തീർച്ചയായും, ഇലക്ട്രോൺ ഏററവും താഴ്ന്ന ഊർജാവസ്ഥയിലേക്ക് പോകും. താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള 1*s* കക്ഷകത്തിന്റെ അതിവ്യാപനം കൊണ്ടാണ് ഇതുണ്ടാകുന്നത്. ഒരു പൊതു നിയമമെന്ന നിലക്ക് ബന്ധസംഭവനത്തിൽ ഉപയോഗിക്കാവുന്ന ഒരു കക്ഷക സമുച്ചയത്തിന് സംയോജകതാ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന അണുകക്ഷകങ്ങളുടെ ഊർജങ്ങൾക്ക് സമാനമായ ഊർജങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കണം. ഹൈഡ്രജന് ഈ തരത്തിൽപെടുന്ന ഒരു കക്ഷകം മാത്രമേയുള്ളു; 1*s* കക്ഷകം. അതു കൊണ്ട് ഹൈഡ്രജന് ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധം മാത്രമേ ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയൂ. മററു പ്രതിനിധി മൂലകങ്ങളെല്ലാം തന്നെ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ തലത്തിലുള്ള ഒരു *s* ഉം മൂന്നു *p* ഉം കക്ഷകങ്ങളുപയോഗിച്ചേക്കാം. കാരണം ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള *s* ഉം *p* ഉം കക്ഷകങ്ങൾക്ക് സമാന ഊർജങ്ങളാണുള്ളത്. ഓരോ സഹസംയോജക ബന്ധവും ഒരു കക്ഷകം വീതം ഉപയോഗിക്കുന്നതു കൊണ്ട് കക്ഷകങ്ങളുടെ ലഭ്യത ഓരോ അണുവിനും ഉണ്ടാക്കാവുന്ന സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുടെ എണ്ണത്തെ പരിമിതപ്പെടുത്തുന്നു.




ചിത്രം 4.2 ഉയർന്ന ഊർജം അഥവാ താഴ്ന്ന ഊർജ കക്ഷകങ്ങളുടെ സംയോജനം

## ഇലക്ട്രോൺ അഷ്ടകങ്ങൾ

ഇതുവരെയുള്ള വിശദീകരണങ്ങൾ അഷ്ടക നിയമമെന്നറിയപ്പെടുന്ന നിയമത്തിന് അടിസ്ഥാനം നൽകുന്നു. ഈ നിയമം ആവർത്തന പട്ടികയിൽ ഹീലിയത്തെ തുടർന്നു വരുന്ന കാലങ്ങളിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് മാത്രമേ ബാധകമാകുന്നുള്ളൂ. ഒരണുവിനു ചുറ്റും എട്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ അഥവാ നാല് ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടാകുന്നതുവരെ ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ തുടരുന്നു എന്നതാണ് അഷ്ടക നിയമം സ്ഥാപിക്കുന്നത്. ഹൈഡ്രജനിൽ ഈ പങ്കിടൽ ഒരു ജോഡിയിലേക്ക് പരിമിതപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു. ''ഇലക്ട്രോൺ കുത്തു സൂത്രങ്ങൾ'' ഉപയോഗിച്ച് ചില ഉദാഹരണങ്ങൾ കൊണ്ട് ഈ നിയമത്തിന്റെ പ്രയോഗം ചിത്രീകരിക്കാം. ഈ സൂത്രങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണുകളെ സംബന്ധിച്ച വിവരങ്ങൾ നൽകുന്നു.

ഫ്ളൂറിൻ വാതകം രണ്ടു ഫ്ളൂറിൻ അണുക്കളുള്ള തന്മാത്രകൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. ഓരോ ഫ്ളൂറിൻ അണുവിനും ഏഴ് ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ട്. ഒരു തന്മാത്രാസംഭവനം താഴെ കാണിക്കുന്നതു പോലെ ചിത്രീകരിക്കാം.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}: \qquad 4.5$$

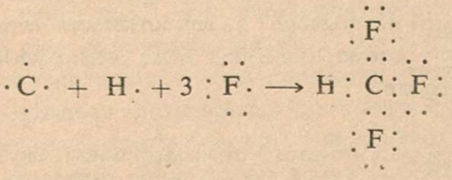
ഇവിടെ ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധം ഉണ്ടാകുന്നതായി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഓരോ ഫ്ളൂറിൻ അണുവും നാല് ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് ചുററപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു; ഒരു ജോഡി ബന്ധത്തിലും, മൂന്ന് പങ്കിടാത്ത ജോഡികൾ ഓരോ അണുവിലും. ഓരോ ഫ്ളൂറിൻ അണുവിൽ നിന്നും ലഭ്യമായ നാല് കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. മൂന്നു കക്ഷകങ്ങളിൽ പങ്കിടാത്ത ജോഡികളും നാലാമത്തേതിൽ ബന്ധ ജോഡിയും ആണുള്ളത്.

ഫ്ളൂറിൻ തന്മാത്ര വീണ്ടും ബന്ധമുണ്ടാക്കുന്നില്ല. $F_2$ തന്മാത്രയിലേക്ക് മറ്റൊരു ഫ്ളൂറിൻ അണു ചേർത്ത് കിട്ടുന്ന ഇരുപത്തൊന്ന് ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള സാങ്കല്പിക $F_3$ തന്മാത്ര പരിഗണിച്ചുകൊണ്ട് നമുക്ക് ഇത് വിശദീകരിക്കാം.

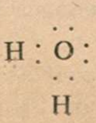
4.6

ഇവിടെ കേന്ദ്രത്തിലുള്ള ഫ്ളൂറിൻ അണുവിന് രണ്ടു ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകാം. പക്ഷേ വലതു വശത്തുള്ള ഫ്ളൂറിൻ അണുവിന് അഷ്ടകത്തിനു പുറത്ത് ഒരു ഇലക്ട്രോണുണ്ട്. ഈ ഇലക്ട്രോണിന് നിലവിലുള്ള നാലു് കക്ഷകങ്ങൾക്ക് പുറമെ മറ്റൊരു കക്ഷകം ആവശ്യമാണ്. ഫ്ളൂറിന്റെ ബന്ധക്ഷമത $F_2$ തന്മാത്രയുണ്ടാകുമ്പോൾ പൂരിതമാകുന്നു.

ഫ്ളൂറോഫോം, $CHF_3$, തന്മാത്ര കണക്കിലെടുക്കാം. കാർബണിലുള്ള നാലു് കക്ഷകങ്ങൾക്കും നാലു് ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും നാലു് ബന്ധങ്ങളുണ്ടാക്കാം; ഒന്ന് ഹൈഡ്രജനോടും മൂന്നെണ്ണം മൂന്നു ഫ്ളൂറിൻ അണുക്കളോടും. ഇവിടെയും കാർബണിനും ഫ്ളൂറിനും അവയുടെ എല്ലാ ഇലക്ട്രോണുകളും കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കപ്പെട്ട് പൂർണ അഷ്ടകങ്ങളുണ്ടാകുന്നു.


4.7

ജലത്തിൽ $H_2O$, ഓക്സിജൻ ആറും ഓരോ ഹൈഡ്രജനും ഒന്നു വീതവും ഇലക്ട്രോണുകൾ സംഭാവന ചെയ്ത് ആകെ എട്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. ഓരോ ബന്ധവും ഒരു ജോഡി ഉപയോഗിക്കുന്നു; ഒരു ഹൈഡ്രജൻ കക്ഷകവും ഒരു ഓക്സിജൻ കക്ഷകവും. ബാക്കി രണ്ടു ജോഡികൾ ഓക്സിജനിൽ ബാക്കിയുള്ള രണ്ടു കക്ഷകങ്ങളിൽ തന്നെയിരുന്ന് അഷ്ടകം പൂർണമാക്കുന്നു.



ചാർജിത സ്പീഷിസുകളും ഇതു പോലെ തന്നെ വിവരിക്കാം. ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് അയോൺ, $OH^-$,

$$[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H]^-$$

കൊണ്ട് പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

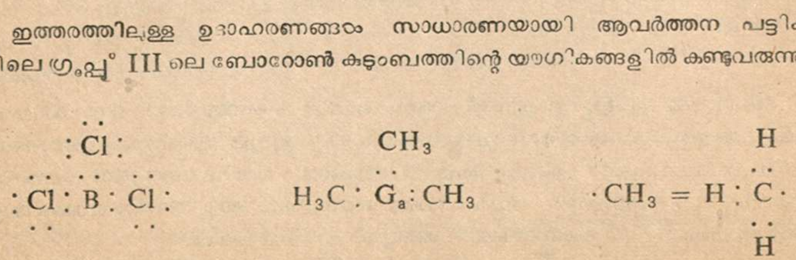
ഋണ ചാർജ്, ഉദാസീന ഓക്സിജൻ അണുവും ഉദാസീന ഹൈഡ്രജൻ അണുവും സംഭാവന ചെയ്ത ഏഴ് ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ അധികമുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

ഈ ഉദാഹരണങ്ങളുടെ വെളിച്ചത്തിൽ നിഷ്ക്രിയ വാതകങ്ങൾ ഇത്ര മാത്രം പ്രതിപ്രവർത്തനക്ഷമമല്ലാതാവുന്നതു് എന്തുകൊണ്ടെന്നു് മനസ്സിലാക്കാം. അവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൽ എല്ലാ കക്ഷകങ്ങളും ജോഡികൾ കൊണ്ട് നിറഞ്ഞിരിക്കുന്നതിനാൽ സ്ഥിര കക്ഷകങ്ങളിൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകളെ ചേർക്കാൻ കഴിയുകയില്ല.

## അപൂർണ അഷ്ടകങ്ങൾ

ഏററവുമധികം എണ്ണം സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുക എന്നതു് ബന്ധസംഭവനത്തിൻെറ ഒരു ശക്തമായ നിയന്ത്രണ ബലമാണ്. എന്നിരുന്നാലും ലഭ്യമായ എല്ലാ കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കാത്ത തന്മാത്രകൾക്ക് ഉദാഹരണങ്ങളുണ്ട്. ഇതു് അണുവിനെ ചുററി നാലു് ജോഡിയിൽ കുറവു് ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള ഘടനകളാണ്.

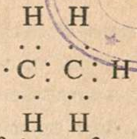
ഇത്തരത്തിലുള്ള ഉദാഹരണങ്ങൾ സാധാരണയായി ആവർത്തന പട്ടികയിലെ ഗ്രൂപ്പ് III ലെ ബോറോൺ കുടുംബത്തിന്റെ യൗഗികങ്ങളിൽ കണ്ടുവരുന്നു.



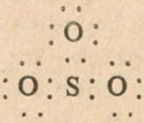
ബോറോൺ ട്രൈക്ലോറൈഡ് ട്രൈമെഥിൽ ഗാലിയം മെഥിൽ റാഡിക്കൽ

ആവർത്തന പട്ടികയിലെ മററു കുടുംബങ്ങളിൽ നിന്നുള്ള ഉദാഹരണങ്ങൾ ബെറിലിയവും, സൽഫർ (VI) ഓക്സൈഡും (സൽഫർ ട്രൈഓക്സൈഡ്) ആണ്.

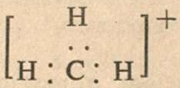
MUNAVVIRUL ISLAM HIGH SCHOOL COCHIN-11. ERNAKULAM

$H_5C_2 : Be : C_2H_5$ ഇവിടെ $\cdot C_2H_5 =$ 

ഡൈഎഥിൽ ബെറിലിയം — എഥിൽ റാഡിക്കൽ



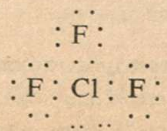
പലപ്പോഴും അപൂർണ്ണ അഷ്ടകങ്ങളോടു കൂടിയ യൗഗിക സ്പീഷീസുകൾ ചില സങ്കീർണ്ണ രാസ പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ മാധ്യമിക ഉല്പന്നങ്ങളായി കണ്ടെത്താറുണ്ട്. ഉദാ. മെഥിൽ കാർബോണിയം അയോൺ.



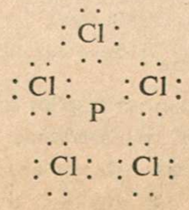
ഈ അയോൺ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന യൗഗികങ്ങൾ നിർമിക്കുവാനും തുടർന്നുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം ഇല്ലാതെ സൂക്ഷിക്കുവാനും വളരെ വിഷമമാണെന്ന വസ്തുത ഇവയുടെ ഉയർന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനക്ഷമത തെളിയിക്കുന്നു. ഇതു് ഒഴിഞ്ഞ ഒരു കക്ഷകം (ഇവിടെ നാലാമതൊരു ബന്ധമുണ്ടാകാം) ഉപയോഗിച്ച് വിശദീകരിക്കാം. ഇത്തരം പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ പിന്നീട് ചർച്ച ചെയ്യുന്നതാണ്.

**അഷ്ടകവികസനം**

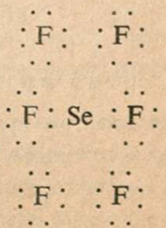
അഷ്ടക നിയമം ലഭ്യമായ നാലു കക്ഷകങ്ങൾ മാത്രമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ വളരെ ശരിയാണ്. ഈ സന്ദർഭങ്ങളിലെല്ലാം അതിവ്യാപനം വഴി അങ്ങേ അററം നാലു ബന്ധങ്ങൾ ഉണ്ടാകാം. ഒരു കേന്ദ്ര അണുവുമായി അഞ്ചോ ആറോ സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുന്ന തന്മാത്രകളും ധാരാളമുണ്ട്. ആവർത്തന പട്ടികയുടെ മൂന്നാമത്തെയും തുടർന്നുമുള്ള കാലങ്ങളിലെ മൂലകങ്ങളാണ് ഈ സ്വഭാവം പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നതു്. ആവർത്തന പട്ടികയുടെ രണ്ടാമത്തെ വരിയിലുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഈ സ്വഭാവം ഒരിക്കലും പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നില്ല. ഇത്തരത്തിലുള്ള ചില തന്മാത്രകൾ താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.



ക്ലോറിൻ (III) ഫ്ലൂറൈഡ്
ക്ലോറിൻ ട്രൈഫ്ലൂറൈഡ്



ഫോസ്ഫറസ് (V) ക്ലോറൈഡ്, ഫോസ്ഫറസ് പെൻറാക്ലോറൈഡ്



സെലിനിയം (VI) ഫ്ലൂറൈഡ്, സെലിനിയം ഹെക്സാഫ്ലൂറൈഡ്

63-73 6

കക്ഷക അതിവ്യാപന ചിത്രീകരണമുപയോഗിച്ച് ഇതെങ്ങനെ വിശദമാക്കാം. നാലിൽ അധികം സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുന്നതിനു നാലിലധികം കക്ഷകങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കണമെന്നതു് സ്പഷ്ടമാണ്. ഇലക്ട്രോണിക ഊർജനിലാ ആരേഖം (ചിത്രം 2.7) നോക്കിയാൽ ഫോസ്ഫറസ്സിനു് $3p$ തലങ്ങൾക്കു് മീതെയുള്ള അടുത്ത ഉയർന്ന ഊർജ കക്ഷകങ്ങൾ $4s$ കക്ഷകങ്ങളോ $3d$ കക്ഷകങ്ങളോ ആണെന്നു കാണാം. സ്പേസിലേക്കു് കൂടുതലായുള്ള വ്യാപനംവഴി $d$ കക്ഷകങ്ങൾക്കു് $s$ കക്ഷകങ്ങളെക്കാൾ ഫലപ്രദമായി അതിവ്യാപിക്കുവാൻ സാധിക്കുമെന്നു് പരികലനം വഴി കാണിക്കാവുന്നതാണ്. ഒന്നോ രണ്ടോ $d$ കക്ഷകങ്ങൾക്കു് അതിവ്യാപനത്തിൽ പങ്കെടുക്കാമെന്നു സങ്കൽപിച്ചാൽ $PCl_5$ ലെയും $SeF_6$ ലെയും സഹസംയോജക ബന്ധം വിശദീകരിക്കാവുന്നതാണ്. $2d$ കക്ഷകങ്ങളില്ലാത്തതിനാൽ രണ്ടാം കാല മൂലകങ്ങൾക്കു് ഈ ബന്ധ സാധ്യതയില്ല. $NCl_5$ അഥവാ $OF_6$ എന്നിങ്ങനെയുള്ള തന്മാത്രകൾ സ്ഥിരമായിരിക്കാനിടയില്ല. ഇതു് വസ്തുതകൾക്കനുസൃതമാണ്.

മൂന്നും തുടർന്നുമുള്ള കാലങ്ങളിലെ മൂലകങ്ങൾ രണ്ടു് $d$ കക്ഷകങ്ങൾ കൂടി ബന്ധസംഭവനത്തിൽ ഉപയോഗിച്ചേക്കാമെന്നു് ഒരു പൊതു നിയമമായി പറയാം. അവയുടെ യൗഗികങ്ങളിൽ ആറു സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ വരെ ഉണ്ടാകാമെന്നും ഈ അണുക്കൾക്കു ചുററും പന്ത്രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ടാകാമെന്നുമാണു് ഇതർഥമാക്കുന്നതു്. ഈ സന്ദർഭങ്ങളിൽ അഷ്ടക നിയമം സാധുവല്ല.

മൂന്നും തുടർന്നുമുള്ള കാലങ്ങളിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ധാരാളം യൗഗികങ്ങളിൽ കേന്ദ്ര അണുവിനു ചുററും നാലു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമേ ഉള്ളുവെന്നതു് വാസ്തവമാണ്. ഇവയും ഇതേപോലുള്ള രണ്ടാംകാല യൗഗികങ്ങളും തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം $d$ കക്ഷകങ്ങൾ കൂടി ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ടു് വീണ്ടുമുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം ഇവയിൽ തീർച്ചയായും സാധ്യമാണെന്നതാണ്. സമീ 4.8 ഉം 4.9 ഉം ഈ വ്യത്യാസം വിശദീകരിക്കുന്നു.

$$:NCl_3 + Cl_2 \longrightarrow \text{പ്രതിപ്രവർത്തനമില്ല} \qquad 4.8$$

പക്ഷേ

$$:PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5 \qquad 4.9$$

### ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ദാനം

ഇതേവരെ സൂചിപ്പിച്ച ഉദാഹരണങ്ങളിൽ ഓരോ അണുവും ബന്ധത്തിലേക്കു് ഒരിലക്ട്രോൺ നൽകിയതായി വിചാരിക്കാം. ഈ സങ്കൽപം ആവശ്യമില്ല. ബന്ധം എങ്ങനെ ഉണ്ടായതായി വിചാരിക്കാം എന്നതു് അത്ര പ്രധാനമല്ല. രണ്ടു് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളും ഒരു ഓക്സിജൻ അണുവും ചേർന്നുണ്ടായതായാലും രണ്ടു പ്രോട്ടോണുകളുടെയും ഒരു ഓക്സൈഡ് അയോണിന്റെയും പ്രതിപ്രവർത്തനം കൊണ്ടുണ്ടായതായാലും ഒരു ജല തന്മാത്ര ഒരു സ്ഥിരവസ്തുവാണ്.

$$\mathrm{H\cdot + \cdot\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}\cdot + \cdot H \longrightarrow H:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}:H} \qquad 4.10$$

അഥവാ

$$\mathrm{H^{+} + \;:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}:^{=} + H^{+} \longrightarrow H:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}:H} \qquad 4.11$$

സമീ 4.11 ൽ ഒഴിഞ്ഞ കക്ഷകത്തോടു കൂടിയ ഒരു പ്രോട്ടോണും ഒരു ഓക്സിജൻ കക്ഷകവും ഓക്സിജനിലെ ഒരു ഏകാകി യുഗ്മവും ചേർന്നാണ് ബന്ധമുണ്ടായതു്. രണ്ടു് ഇലക്ട്രോണുകളും നൽകിയതു് ഓക്സൈഡ് അയോൺ ആണ്. മൊത്തം ഫലം ഒന്നു തന്നെയാണ്; രണ്ടു സ്ഥിര സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ.

അണു അഥവാ തന്മാത്രാ സ്പീഷീസുകളിലെ ഒഴിഞ്ഞ കക്ഷകങ്ങൾ, പങ്കുവെക്കപ്പെട്ടിട്ടില്ലാത്ത ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി നൽകാൻ കഴിയുന്ന തന്മാത്രകളുമായോ അണുക്കളുമായോ ഉള്ള പ്രതിപ്രവർത്തന ക്ഷമതയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. ബന്ധസംഭവനത്തിനു് വേണ്ട വ്യവസ്ഥകൾ ഇവിടെ ഒത്തുചേരുന്നു (രണ്ടു കക്ഷകങ്ങളും ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ജോഡിയും.സമീ 4.3).

ഉദാഹരണത്തിനു് ജലത്തിലെ ഓക്സിജൻ അണുവിന്മേൽ പങ്കുവെക്കപ്പെട്ടിട്ടില്ലാത്ത രണ്ടു് ഏകാകി ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ ഉണ്ടു്. $H^+$ പോലുള്ള ഒഴിഞ്ഞ കക്ഷകത്തോടു കൂടിയ സ്പീഷീസുമായി ബന്ധസംഭവനത്തിനു് ഇതിൽ ഒരു ജോഡി ഉപയോഗിക്കാം. ഇതിന്റെ ഫലമായുണ്ടാകുന്ന ഹൈഡ്രോണിയം

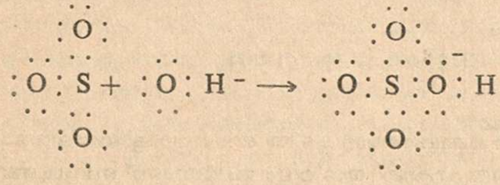
$$\begin{array}{ccccc} & \ddot{\;} & & \ddot{\;} & \\ \mathrm{H^{+}} + & :\mathrm{O}:\mathrm{H} & \longrightarrow & \mathrm{H}:\mathrm{O}:\mathrm{H^{+}} & \\ & \cdot\cdot & & \cdot\cdot & \\ & \mathrm{H} & & \mathrm{H} & \end{array} \qquad 4.12$$

അയോൺ ധന ചാർജ് വഹിക്കുന്നു. വ്യൂഹത്തിലെ മറ്റു ബന്ധങ്ങളെ ഉപദ്രവിക്കാതെ തന്നെ ഒരു പുതിയ സഹസംയോജക ബന്ധമുണ്ടാകാൻ കഴിയും എന്ന വസ്തുതയാണ് ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തെ നയിക്കുന്ന ബലം.

ഈ പ്രതിപ്രവർത്തന തരത്തിനു് മറ്റുദാഹരണങ്ങൾ ബോറോൺ ട്രൈക്ലോറൈഡിലേക്കു് അമോണിയ ചേരുന്നതും സൽഫർ (VI) ഓക്സൈഡും (സൽഫർ

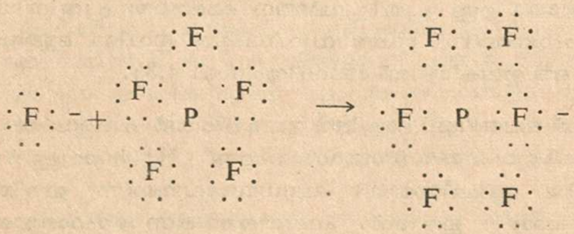
$$\begin{array}{ccccc} \mathrm{H} & & :\ddot{\mathrm{Cl}}: & & \mathrm{H}:\ddot{\mathrm{Cl}}: \\ \mathrm{H}:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{\mathrm{N}}}: & + & \mathrm{B}:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{\mathrm{Cl}}}: & \longrightarrow & \mathrm{H}:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{\mathrm{N}}}:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{\mathrm{B}}}:\underset{\cdot\cdot}{\ddot{\mathrm{Cl}}}: \\ \mathrm{H} & & :\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}: & & \mathrm{H}:\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}: \end{array} \qquad 4.13$$

ടൈഓക്സൈഡ്) ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് അയോണും തമ്മിൽ പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രജൻ സൽഫേററ്, $HSO_4^-$, അയോൺ തരുന്നതുമാണ്.



4.14

*d* കക്ഷകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കപ്പെടാവുന്ന അവസരങ്ങളിൽ അവയിലേക്കും ഇലക്ട്രോണുകൾ ദാനം ചെയ്യപ്പെടാം. സങ്കീർണ്ണ ഹെക്സാ ഫ്ളൂറോ ഫോസ്ഫേററ് അയോൺ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ധാരാളം യൗഗികങ്ങൾ ഉദാഹരണങ്ങളാണ്. ഈ അയോൺ താഴെ കാണിക്കുന്ന പ്രകാരമാണ് ഉണ്ടാകുന്നത്.



4.15

ആറാമത്തെ ബന്ധമുണ്ടായതു് ഫ്ളൂറൈഡിലെ ഒരു ഏകാകി ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മവും ഫോസ്ഫറസ്സിലെ *d* കക്ഷകവുമുപയോഗിച്ചു കൊണ്ടാണ്. $PF_6^-$ അയോണിൽ ഫോസ്ഫറസ്സിലെ ലഭ്യമായ എല്ലാ കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്.

### ഒററ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്രകൾ

രാസ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ ബന്ധസംഭവന പ്രക്രിയ ഘട്ടങ്ങളായാണ് നടക്കുന്നതു്. സമീ 4.10 ൽ കാണിച്ചിട്ടുള്ള മൊത്തം പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ രണ്ടു് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളും ഒരു ഓക്സിജൻ അണുവും ഒരേ സമയത്തു് അടുത്തു വരിക എന്നതു് മിക്കവാറും അസംഭാവ്യമാണ്. അപ്പോൾ ഹൈഡ്രജൻെറയും ഓക്സിജൻെറയും അണുക്കൾ ഉപയോഗിച്ചുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ, $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:H^-$ ഹൈഡ്രോക്സിൽ റാഡിക്കൽ പോലുള്ള സ്പീഷീസ് ഉണ്ടാകുന്നുണ്ടാകാം. ഹൈഡ്രോക്സിൽ റാഡിക്കൽ ഒററ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്രക്കോ അഥവാ സ്വതന്ത്ര റാഡിക്കലിനോ ഉദാഹരണമാണ്. പങ്കുവെക്കപ്പെടാത്ത ഒററ ഇലക്ട്രോണുള്ളതുകൊണ്ടാണ് ഇങ്ങനെ പറയുന്നതു്. ഇത്തരം തന്മാത്രകൾ പൊതുവെ അത്യധികം പ്രതിപ്രവർത്തനക്ഷമങ്ങളാണ്. അതിവ്യാപനത്തിന് ഒരു കക്ഷകവും ഒരു ഇലക്ട്രോ

ണം നൽകിക്കൊണ്ടു് തമ്മിൽതന്നെയോ അതോ മററു ഒററ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്രകളുമായോ ഇവയ്ക്കു് സംയോജിക്കാം. ഉദാഹരണമായി OH റാഡിക്കലിനു് കൂടുതൽ ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളുമായോ മററു OH റാഡിക്കലുകളുമായോ പ്രതിപ്രവർത്തിക്കാം.

$$\mathrm{H}\cdot + \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} \longrightarrow \mathrm{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} \qquad 4.16$$

$$\mathrm{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}\cdot + \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} \longrightarrow \mathrm{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} \qquad 4.17$$

രണ്ടാമത്തെ സന്ദർഭത്തിൽ $H_2O_2$, ഹൈഡ്രജൻ പെറോക്സൈഡ് ആണുണ്ടാകുന്നതു്. ഒററ ഇലക്ട്രോൺ അങ്ങിനെ തന്മാത്രയിലെ ഏററവും പ്രതിപ്രവർത്തന ക്ഷമമായ ഒരു ബിന്ദുവിനെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. ഈ ഉയർന്ന പ്രതിപ്രവർത്തന ക്ഷമത കാരണം സ്വതന്ത്ര റാഡിക്കലുകൾക്കു് അന്തരീക്ഷ താപനിലയിൽ നിലനിൽപില്ല തന്നെ. അന്തരീക്ഷ താപനിലയിൽ നിലനിൽപുള്ള ചുരുക്കം ചില ഒററ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്രകളിൽ നൈട്രജൻ (II) ഓക്സൈഡ് NO, നൈട്രജൻ (IV) ഓക്സൈഡ്, $NO_2$, ക്ലോറിൻ ഡൈഓക്സൈഡ് $ClO_2$ എന്നിവ ഉൾപ്പെടുന്നു.

എന്നിരുന്നാലും സ്വതന്ത്ര റാഡിക്കലുകൾ പലപ്പോഴും രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിലെ പ്രധാന മാധ്യമിക ഉൽപന്നങ്ങളാണു്. വാതകങ്ങളിലൂടെയുള്ള വൈദ്യുത ഡിസ്ചാർജ്, വികിരണത്തിന്റെ പ്രവർത്തനം എന്നിവ വഴിയും ജ്വാലയിലെ ഉയർന്ന താപനിലയിലും ഉയർന്ന പ്രതിപ്രവർത്തന ക്ഷമതയുള്ള സ്വതന്ത്ര റാഡിക്കലുകൾ നിർമിക്കാം. ഈ വിധികളെല്ലാം ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധത്തെ മുറിക്കാൻ ആവശ്യമായ ഊർജാവസ്ഥ സൃഷ്ടിക്കുന്നു. താൽക്കാലിക ഫലം അപ്പോൾ രണ്ടു റാഡിക്കലുകളാണു്.

$$\mathrm{H}:\mathrm{H} + \text{വൈദ്യുത ഡിസ്ചാർജ്} \longrightarrow \mathrm{H}\cdot + \cdot\mathrm{H} \qquad 4.18$$

$$\mathrm{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} + \text{താപം} \longrightarrow \mathrm{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}\cdot + \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{O}}}:\mathrm{H} \qquad 4.19$$

### ബഹുബന്ധം

അണുക്കൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ ഏക ബന്ധത്തിനു മാത്രമായി പരിമിതപ്പെടുത്തിയിട്ടില്ല. രണ്ടണുക്കൾക്കിടയിൽ രണ്ടോ മൂന്നോ ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകാം. ബഹുബന്ധം ഒരേ അണുക്കളോ വ്യത്യസ്ത അണുക്കളോ തമ്മിലു

ണ്ടാകാം. പക്ഷേ ലഭ്യ കക്ഷകങ്ങളും ഇലക്ട്രോണുകളുമാണിതിന്റെ പരിധി നിർണയിക്കുന്നതു്.

:N: : :N: — നൈട്രജൻ

:C: : :N:⁻ — സയനൈഡ് അയോൺ

H:C: :O: (H) — ഫോർമാൽഡിഹൈഡ്

:O: :C: :O: — കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ്

:O: :N: :O:⁺ — നൈട്രോണിയം അയോൺ

:O: :S:O: — സൾഫർ ഡൈഓക്സൈഡ്

:Cl: :P: :O: (:Cl: മുകളിലും താഴെയും) — ഫോസ്ഫറസ് ഓക്സിക്ലോറൈഡ്

ഉദാഹരണത്തിനു് സയനൈഡ് അയോണിലെ ത്രിബന്ധം മൂന്നു് ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികളുപയോഗിക്കുന്നു. ഇതു് മൂന്നു് നൈട്രജൻ ഇലക്ട്രോണുകളുടെയും മൂന്നു കാർബൺ ഇലക്ട്രോണുകളുടെയും അതിവ്യാപനം മൂലമുണ്ടായതാണു്. ഓരോ അണുവിന്മേലും ഒരു കക്ഷകം വീതം ബാക്കിയുണ്ടു്. ആകെ പത്തു് ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ടു്; നാലെണ്ണം കാർബണിൽ നിന്നും, അഞ്ചെണ്ണം നൈട്രജനിൽ നിന്നും, തന്മാത്രക്കു് –1 ചാർജു കൊടുത്തുകൊണ്ടു് ഒരധിക ഇലക്ട്രോണും. ബന്ധ ഇലക്ട്രോണുകൾ ആറും തന്മാത്രാ കക്ഷകങ്ങളിലായതിനു ശേഷം ബാക്കിയുള്ള നാലു ഇലക്ട്രോണുകൾ ബാക്കിയുള്ള രണ്ടു് അണു കക്ഷകങ്ങളിൽ ജോഡികളായി നിൽക്കുന്നു. ഒരിലക്ട്രോൺ കുറവുള്ള ഉദാസീന CN റാഡിക്കലുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ സയനൈഡ് അയോൺ സ്ഥിരമാണു്. അധികമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ അപൂർണമായി നിറഞ്ഞ കാർബൺ കക്ഷകത്തിൽ എളുപ്പം സ്ഥാപിക്കാമെന്നതുകൊണ്ടാണിതെന്നു സംശയിച്ചേക്കാം.

$$e^- + \cdot C: : :N: \longrightarrow :C: : :N: \qquad 4.20$$

ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ കാർബൺ അണുവിലേക്കു് ആകർഷിക്കപ്പെടുന്നതിനാൽ ഈ പ്രക്രിയ ഊർജം മോചിപ്പിക്കുന്നു.

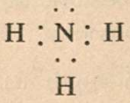
ഭാരക്കൂടുതലുള്ള മൂലകങ്ങളിൽ *d* കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിക്കപ്പെടാം. മുകളിൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ള അവസാനസൂത്രം (ഫോസ്ഫറസ് ഓക്സിക്ലോറൈഡ്)

ഇതു ചിത്രീകരിക്കുന്നു. ഫോസ്ഫറസ്സിനു ചുററും അഞ്ച് ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികളുള്ളതിനാൽ നാലു് *s* ഉം *p* യും കക്ഷകങ്ങൾക്കു പുറമെ ഒരു *d* കക്ഷകം കൂടി ഉപയോഗിക്കുന്നു.

രണ്ടണുക്കൾ തമ്മിൽ ഉണ്ടാകാവുന്ന ഏററവും വലിയ ബന്ധസംഖ്യ മൂന്നാണ്. ഈ പരിധി ബന്ധത്തിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്ന കക്ഷകങ്ങളുടെ ജ്യാമിതി മൂലമുണ്ടാകുന്നതാണ്. അതു പിന്നീടു പ്രതിപാദിക്കപ്പെടും.

**ചാർജ്**

ഇലക്ട്രോണുകൾ കുത്തുകൊണ്ടടയാളപ്പെടുത്തുന്ന സൂത്രങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണുകൾ എങ്ങിനെയാണ് തന്മാത്രകളിൽ യുഗ്മിതമായിരിക്കുന്നതെന്ന ആശയം വ്യക്തമാക്കുന്നു. ബന്ധിത അണുക്കൾ തമ്മിൽ ഇലക്ട്രോൺജോഡി തുല്യമായി പങ്കുവെക്കപ്പെടുന്നു എന്ന കാഴ്ചപ്പാടിൽ തന്മാത്രയിലെ ചാർജ് വിതരണത്തെ വ്യാഖ്യാനിക്കാം. അമോണിയ തന്മാത്ര കണക്കിലെടുക്കാം.



ബന്ധഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ മൂന്നും ഹൈഡ്രജനും നൈട്രജനുമിടക്കു് തുല്യമായി പങ്കിടപ്പെടുകയാണെങ്കിൽ ഓരോ ബന്ധത്തിൻെറ പകുതി ചാർജ് വീതം ഓരോ അണുവിലും ആരോപിക്കാം. അങ്ങിനെ ഓരോ ഹൈഡ്രജൻ അണുവിനും ഒന്നുവീതവും നൈട്രജൻ അണുവിനു് മൂന്നും ഏകാകി ഇലക്ട്രോൺ ജോഡിയുടേതായ രണ്ടും ഇലക്ട്രോണിക ചാർജ് ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ അടിസ്ഥാനത്തിൽ തന്മാത്രയിലെ അണുക്കൾക്കുള്ള ഇലക്ട്രോണിക ചാർജിൻെറ പങ്ക് ഉദാസീന തന്മാത്രയിലുണ്ടായിരുന്നതുതന്നെയായിരിക്കും ; ഹൈഡ്രജനു് ഒന്നും നൈട്രജനു് അഞ്ചും. തന്മാത്രയിലെ എല്ലാ അണുക്കളിന്മേലുമുള്ള ചാർജ് പൂജ്യമാണെന്നു പറഞ്ഞുകൊണ്ടു് ഇതു വ്യംജിപ്പിക്കാം.

$NH_3$ യുടെയും $BF_3$ യുടെയും സങ്കലന യൗഗികമെടുക്കാം.

സ്വതന്ത്ര അണുവിലുള്ളതുപോലെ ഓരോ ഹൈഡ്രജൻ അണുവിനും ഒരിലക്ട്രോണിൻെറ തുല്യാങ്കവും പൂജ്യം ചാർജും ഉണ്ടെന്നു വിചാരിക്കുക. ഫ്ളൂറിൻ അണുവിനു് ബന്ധജോഡിയിൽ നിന്നു കിട്ടുന്ന ഒന്നും മൂന്നു് ഏകാകിയുഗ്മങ്ങ

ളിലെ ആറും കൂടി ആകെ ഏഴ് ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ട്. ഇവിടെയും ചാർജ് പൂജ്യം തന്നെ. പക്ഷേ ഈ യൗഗികത്തിൽ നൈട്രജന് നാല് ഇലക്ട്രോണിന്റെ തുല്യാങ്കമേ ഉള്ളൂ—ഉദാസീന അണുവിലുള്ളതിനേക്കാൾ ഒന്നു കുറവ്—എന്നതിനാൽ ഒരു + 1 ചാർജ് ഉണ്ട്. ബോറോൺ അണുവിനാകട്ടെ ഉദാസീന അണുവിലുള്ള മൂന്നിനേക്കാൾ ഒരിലക്ട്രോൺ കൂടുതലുള്ളതിനാൽ — 1 ചാർജും. തന്മാത്ര ഉദാസീനമായതിനാൽ ആകെ ചാർജ് പൂജ്യമാണ്.

നൈട്രജൻ അണുവിന്മേലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത സങ്കലനയൗഗികം ഉണ്ടായതിനുശേഷം അമോണിയയിലേതിനെക്കാൾ കുറഞ്ഞിട്ടുണ്ടെന്ന ആശയം ഈ ചിത്രം വ്യക്തമാക്കുന്നു. ചാർജുകൾ തെററിപ്പോകാതിരിക്കാൻ പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധിക്കണം. സാധാരണയായി ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ തുല്യമായല്ല. അതിനാൽ യഥാർഥത്തിലുള്ള ചാർജ് സാന്ദ്രണം മുമ്പു സൂചിപ്പിക്കപ്പെട്ടതിനേക്കാൾ കുറവാണ്. മുൻപു പരിഗണിച്ച ഉദാഹരണത്തിൽ നൈട്രജനിലെ ഏകാകിയുഗ്മം മിക്കവാറും നൈട്രജനോട് വളരെ അടുത്ത് (ബോറോണിനെക്കാളും) സ്ഥിതിചെയ്യുന്നു. അതിനാൽ നൈട്രജനിന്മേലുള്ള ചാർജ് ഒരു മുഴുവൻ ധനചാർജിന്റെ ഒരു ചെറിയ അംശം മാത്രമാണ്.

കടലാസ്സിൽ എഴുതാവുന്ന സൂത്രങ്ങളുടെ പരിധികളുള്ളിൽ ഇത്തരം വിവരങ്ങൾ വ്യംജിപ്പിക്കുക വളരെ വിഷമമാണ്. ''കുത്തുസൂത്രങ്ങൾ'' വളരെ സരളമാണെങ്കിലും യഥാർഥ തന്മാത്രകളുടെ അപൂർണ പ്രതിനിധീകരണങ്ങൾ മാത്രമാണെന്ന് ഇതു സ്ഥാപിക്കുന്നു.

### ബന്ധങ്ങളുടെ ധ്രുവത

തുല്യമല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ കുത്തുസൂത്രങ്ങൾ ചാർജ് ഉണ്ടെന്നു സൂചിപ്പിക്കുന്ന തന്മാത്രകളിൽ മാത്രമേ ആകാവൂ എന്നില്ല. ഹൈഡ്രജൻ ഹലൈഡുകൾ HX (X = ഹലജൻ അണു) ഉദാഹരണമായെടുക്കാം.

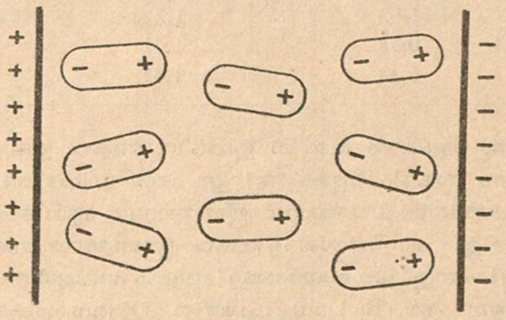
$$\mathrm{H} : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{X}}} :$$

ഈ തന്മാത്രകളിൽ രണ്ടണുക്കൾക്കും ചാർജ് പൂജ്യമാണ്. പക്ഷേ ഭൗതിക ഗുണധർമങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതു് ഹൈഡ്രജൻ അണുവിന്മേലും ഹലജൻ അണുവിന്മേലും വിപരീതചിഹ്നങ്ങളുള്ള ചെറിയ ചാർജുകൾ ഉണ്ടെന്നാണ്.

### ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം

ഹൈഡ്രജൻ ഹലൈഡുകളുടെ ഡൈഇലക്ട്രിക സ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ പരിശോധനയിൽ നിന്നാണ് ഇതിനുള്ള തെളിവു കിട്ടുന്നതു്. ഒരു വൈദ്യുതമണ്ഡലത്തിൽ (ഒരു കണ്ടൻസറിന്റെ പ്ലേററുകൾക്കിടയിൽ) ചാർജ് വേർതിരിയലുള്ള തന്മാത്രകൾ വൈദ്യുതമണ്ഡലത്തിനൊത്ത് വിന്യസിക്കപ്പെടും. ഇത്തരം

തന്മാത്ര *വൈദ്യുത ദ്വിധ്രുവങ്ങൾ* പോലെ പെരുമാറുന്നു (ചിത്രം 4.3). ഇവയെ ധ്രുവീയതന്മാത്രകൾ എന്നു പറയുന്നു. എത്ര വരെ വിന്യസിക്കപ്പെടുന്നു എന്നതു് ഡൈഇലക്ട്രിക സ്ഥിരാങ്കത്തിൻെറ വ്യത്യാസത്തിൽ നിന്നു മനസ്സിലാക്കാം. ഈ വ്യത്യാസം കണ്ഡൻസറിൻെറ ധാരിതയിലുള്ള മാററത്തിൽനിന്നു് നിർണയിക്കാവുന്നതാണു്. ഈ വിന്യാസപ്രവണതക്കെതിരായാണു് തന്മാത്ര



ചിത്രം 4.3 ദ്വിധ്രുവങ്ങൾ ഒരു മണ്ഡലത്തിൽ

കളുടെ താപീയചലനം പ്രവർത്തിക്കുന്നതു്. തന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി വേഗത താപനിലയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ താപനിലക്കനുസരിച്ചുള്ള ഡൈഇലക്ട്രിക സ്ഥിരാങ്കമാററത്തിൽ നിന്നു് തന്മാത്രാദ്വിധ്രുവങ്ങളുടെ ശക്തി കണക്കാക്കിയെടുക്കാവുന്നതാണു്.

ഒരു ദ്വിധ്രുവത്തിൻെറ ശക്തി അതിൻെറ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം കൊണ്ടു് അളക്കപ്പെടുന്നു. ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം, $\mu$, ചാർജ്ജുകളുടെ പരിമാണത്തിൻെറയും അവ തമ്മിലുള്ള ദൂരത്തിൻെറയും ഗുണനഫലമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

$$\mu = \delta . e . d$$

$e$ = ഒരു ഇലക്ട്രോണിലെ ചാർജ്, $4.80 \times 10^{-10}$ സ്ഥിരവൈദ്യുതമാത്രകൾ, $\delta$ = വേർതിരിയപ്പെട്ട ആംശിക ഇലക്ട്രോൺ ചാർജ്.

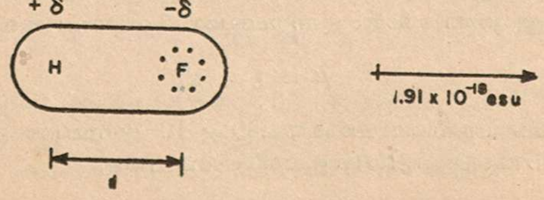
പട്ടിക 4.2 ഹൈഡ്രജൻ ഹാലൈഡുകൾക്കുള്ള ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണങ്ങൾ തരുന്നു. ഈ തന്മാത്രകളിൽ അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള ദൂരം അറിയാവുന്നതിനാൽ ആംശിക ചാർജ്ജ് കണക്കാക്കാം. ചാർജ്ജ് വേർതിരിയൽ HF ൽ ഏററവും കൂടുതലാണെന്നും HF, HCl, HBr, HI എന്ന ശ്രേണിയിൽ ക്രമമായി കുറയുന്നുണ്ടെന്നും കണ്ടിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 4.2. ഹൈഡ്രജൻ ഹാലൈഡുകളുടെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം

| | ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ($10^{-18}$ esu) | ബന്ധദൂരം ($10^{-8}$ സെമീ) | ആംശിക ഇലക്ട്രോണിക ചാർജം |
|---|---|---|---|
| HF | 1.91 | 0.92 | 0.43 |
| HCl | 1.03 | 1.27 | 0.17 |
| HBr | 0.78 | 1.41 | 0.12 |
| HI | 0.38 | 1.61 | 0.05 |

ഹൈഡ്രജനും ഹലജനും തമ്മിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ തുല്യമായി പങ്കുവെക്കപ്പെടുന്നില്ല എന്നു സങ്കൽപിച്ചുകൊണ്ടു് ഈ ദത്തം വിശദീകരിക്കാവുന്നതാണ്. പക്ഷേ ദ്വിധ്രുവത്തിന്റെ ധനഅററവും ഋണഅററവും എവിടെയെന്നു് ഈ ദത്തം കാണിച്ചുതരുന്നില്ല. മററു രാസതെളിവുകൾ (ഋണഅയോണുണ്ടാകാനുള്ള പ്രവണത) സൂചിപ്പിക്കുന്നതു് ഈ സന്ദർഭങ്ങളിലെല്ലാം ഹലജൻ അണുക്കളാണ് ഋണഅററങ്ങളെന്നാണ്. ഇതിന്റെ വെളിച്ചത്തിൽ HX തന്മാത്രകളിൽ, ഇലക്ട്രോണുകൾ ഫ്ളൂറിൻ അണുവിന്നടുത്തേക്കു് ഏററവും കൂടുതൽ വിസ്ഥാപിക്കപ്പെട്ടും അയൊഡിൻ അണുവിന്നടുത്തേക്കു് ഏററവും കുറവു വിസ്ഥാപിക്കപ്പെട്ടും ഇരിക്കണം. ഇതിന്റെ അർഥം ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വന്തം ഭാഗത്തേക്കു വലിച്ചടുപ്പിക്കുന്നതിൽ മററു് ഹലജൻ അണുക്കളെക്കാൾ കഴിവു് ഫ്ളൂറിൻ അണുവിനാണെന്നാണ്; ഹൈഡ്രജന്റെ ഈ കഴിവു് ഹലജനുകളുടേതിലും കുറവാണ്.

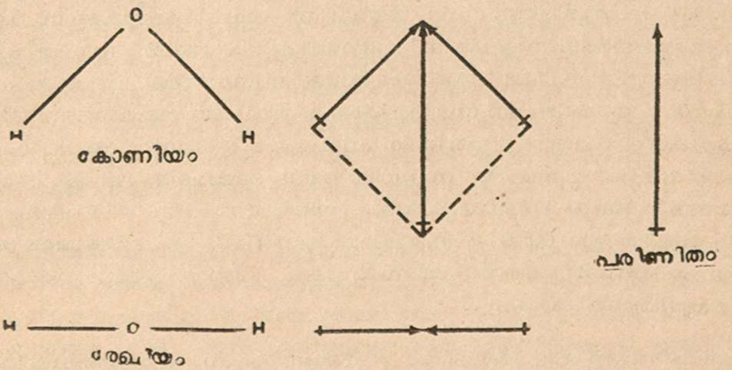
ചിത്രം 4.4 ഹൈഡ്രജൻ ഫ്ളൂറൈഡു തന്മാത്രയുടെ ഒരു ദ്വിധ്രുവമെന്ന രീതിയിലുള്ള പ്രതിനിധീകരണമാണ്. ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ധനഅററത്തേക്കു




ചിത്രം 4.4 ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം

ചൂണ്ടിക്കൊണ്ടുള്ള ഒരമ്പുകൊണ്ടു കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണത്തിനു് പരിമാണവും ദിശയുമുള്ളതിനാൽ ബലങ്ങളും പ്രവേഗവും പോലെ തന്നെ അതും ഒരു സദിശ പരിമാണമാണ്.

ഒരു ബന്ധം മാത്രമുള്ള ദ്വിഅണുകതന്മാത്രകളിൽ ബന്ധത്തിന്റെ ഒരു ഗുണധർമം, ബന്ധആഘൂർണം, എന്ന നിലക്ക് ദ്വിധ്രുവആഘൂർണത്തെ ബന്ധപ്പെടുത്താം. പക്ഷേ ബഹുഅണുകതന്മാത്രകളിലെ തന്മാത്രാദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ധാരാളം ബന്ധ ആഘൂർണങ്ങളുടെ അന്യോന്യ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ ഫലമാണ്. ഒററയൊററ ബന്ധആഘൂർണങ്ങൾ സദിശങ്ങളെപ്പോലെ കൂടിച്ചേർന്ന് പരിണിതഫലമെന്ന നിലയിൽ തന്മാത്രാദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം തരുന്നു. ജലം ഉദാഹരണമായെടുത്തുകൊണ്ട് ചിത്രം 4.5 ൽ ഇതു് വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഈ




ചിത്രം 4·5 ബന്ധആഘൂർണങ്ങൾ കൂട്ടൽ

കോണീയതന്മാത്രയിൽ ഒരു പരിണിതതന്മാത്രാ ആഘൂർണം ഉണ്ടാകുന്നു. ജലതന്മാത്ര രേഖീയമായിരുന്നുവെങ്കിൽ ബന്ധആഘൂർണങ്ങൾ വിപരീതമാവുകയാൽ തമ്മിൽ റദ്ദാവുന്നു. ഫലം പൂജ്യം ആഘൂർണമായിരിക്കും. ജലത്തിനു് ഗണ്യമായ ഒരു ദ്വിധ്രുവആഘൂർണമുണ്ടെന്ന വസ്തുത ($1.8 \times 10^{-18}$ esu) ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും തമ്മിൽ തുല്യമായല്ല ഇലക്ട്രോണുകൾ പങ്കിടപ്പെട്ടിരിക്കുന്നതു് എന്നുമാത്രമല്ല ജലതന്മാത്ര രേഖീയമല്ല എന്നു കൂടി സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണത്തിന്റെ കുറച്ചു കൂടി പരിഷ്കരിച്ച ഒരു വിതരണത്തിനു് ഏകാകിയുഗ്മങ്ങൾ കൂടി തന്മാത്രാ ആഘൂർണത്തിലേക്കു് സംഭാവന നൽകുന്നുണ്ട് എന്നതു് പരിഗണിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഏകാകിയുഗ്മങ്ങൾ ദിശാത്മകങ്ങളായ ഗോളീയമല്ലാത്ത കക്ഷകങ്ങളിലാകുമ്പോൾ ഇതിനു് പ്രാധാന്യം വരുന്നു. ഇത്തരം സന്ദർഭങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിലെ ഋണ ചാർജിന്റെ കേന്ദ്രവും ധനചാർജിന്റെ കേന്ദ്രമായ അണുകേന്ദ്രവും സംപതിക്കുന്നില്ല. ഫലം തന്മാത്രക്കു് ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ഉണ്ടാവുക എന്നതാണ്. ചില സന്ദർഭങ്ങളിൽ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണത്തിലേക്കുള്ള ഏകാകിയുഗ്മത്തിന്റെ സംഭാവന പരിഗണനാർഹമായിരിക്കും.

### വിദ്യുത് ഋണത

പങ്കുവെച്ച ഒരു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകളോടുള്ള ആപേക്ഷിക ആകർഷണ ശക്തിയിൽ അണുക്കൾ തമ്മിൽ വ്യത്യാസമുണ്ടെന്നു് പട്ടിക 4.2 വ്യക്തമാക്കുന്നു. അതായതു് അവയ്ക്കു് വിദ്യുത് ഋണതയിൽ വ്യത്യാസമുണ്ടെന്നു്. സഹസംയോജക ബന്ധത്തിലെ അണുക്കളുടെ ആപേക്ഷിക ഇലക്ട്രോൺ ആകർഷണ ശക്തി ഏതു ഘടകം കൊണ്ടു് വിശദീകരിക്കാം എന്ന ചോദ്യമുദിച്ചേക്കാം.

പരിഗണനായോഗ്യമായ ഘടകങ്ങളിൽ ഒന്നായ ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത വിവരിച്ചു കഴിഞ്ഞിട്ടുണ്ടു്. ഒരു അണുവിനു് ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിച്ചു് ഋണ അയോണാകുവാനുള്ള കഴിവിനെയാണു് ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുത പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നതു്. പക്ഷേ സഹസംയോജക ബന്ധത്തിൽ ഒരു അണു പങ്കാളിയിൽ നിന്നു് ഇലക്ട്രോൺ സ്വീകരിക്കുക മാത്രമല്ല ഒരു ഇലക്ട്രോൺ അങ്ങോട്ടു കൊടുക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലം പങ്കിടലാണു്. അപ്പോൾ അണുവിന്റെ വിദ്യുത് ഋണതയെ സ്വാധീനിക്കുന്ന രണ്ടാമത്തെ ഘടകം അതിന്റെ അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യലാണു്. അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യൽ കൂടുതലാണെങ്കിൽ തുല്യമായി പങ്കുവെക്കപ്പെടുന്നതിനു് ഇലക്ട്രോണുകൾ സംഭാവന ചെയ്യുവാൻ കൂടുതൽ പ്രയാസമുണ്ടാകും. ധാരാളം ഊർജം കൊടുക്കേണ്ടി വരും എന്നതാണു് കാരണം.

ഇലക്ട്രോൺ ബന്ധുതയുടെയും അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യലിന്റെയും ശരാശരി എടുത്തു കൊണ്ടു് മൂലകങ്ങളുടെ ആപേക്ഷിക വിദ്യുത് ഋണതകൾ കണക്കാക്കിയിട്ടുണ്ടു്. ഇങ്ങിനെ ലഭിച്ച മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 4.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു

*പട്ടിക 4.3 വിദ്യുത് ഋണതകൾ*

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Li | Be | H | B | C | N | O | F |
| 1.0 | 1.5 | 2.1 | 2.0 | 2.5 | 3.0 | 3.5 | 4.0 |
| Na | Mg | | Al | Si | P | S | Cl |
| 0.9 | 1.2 | | 1.5 | 1.8 | 2.1 | 2.5 | 3.0 |
| K | Ca | | | Ge | As | Se | Br |
| 0.8 | 1.0 | | | 1.8 | 2.0 | 2.4 | 2.8 |
| Rb | Sr | | | Sn | Se | Te | I |
| 0.8 | 1.0 | | | 1.8 | 1.9 | 2.1 | 2.5 |
| Cs | Ba | | | Pb | Bi | | |
| 0.7 | 0.9 | | | 1.8 | 1.9 | | |

ഈ മൂല്യങ്ങളിലുള്ള പ്രവണതകൾ മിക്കവാറും അയോണീകരണ പൊട്ടെൻഷ്യലിലുള്ളതു് തന്നെയാണു്. ഒരു കാലത്തിൽ ഇടത്തു നിന്നു് വലത്തോട്ടു പോകുമ്പോൾ വിദ്യുത് ഋണതയിൽ ക്രമമായ വർധന കാണാം; എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ

മുകളിൽ നിന്നു് താഴോട്ട് പോകുമ്പോൾ വിദ്യുത് ഋണത കുറയുന്നു. അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യലുകൾക്കെന്ന പോലെ ഒരു കാലത്തിനകത്തുള്ള ആകെ വിദ്യുത് ഋണതാമാററം ഒരു കുടുംബ ഗ്രൂപ്പിലുള്ളതിലും കൂടുതലാണു്. അങ്ങിനെ ഏററവും കൂടുതൽ വിദ്യുത് ഋണതയുള്ള മൂലകങ്ങൾ ആവർത്തന പട്ടികയുടെ വലത്തെ അററത്തു് മുകളിലെ മൂലയിലും വിദ്യുത് ഋണത ഏററവും കുറഞ്ഞവ ഇടത്തു് താഴെ മൂലയിലും കാണുന്നു.

താരതമ്യത്തിനുള്ള അടിസ്ഥാനം വിദ്യുത് വ്യത്യാസങ്ങളായെടുക്കുമ്പോൾ കണക്കു് കൂട്ടിയെടുത്ത വിദ്യുത് ഋണതാ മൂല്യങ്ങൾ രാസപരമായ വസ്തുതകൾക്കനുസൃതമാണെന്നു് കാണാം. വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസം ഇല്ലാത്തതോ വളരെ കുറച്ചു മാത്രം വ്യത്യാസം ഉള്ളതോ ആയ ബന്ധങ്ങൾ ധ്രുവേതരങ്ങളാണു്. ഇവയിൽ ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ തുല്യമാണെന്നു കരുതാം. വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസം വലുതാകുന്തോറും ബന്ധം കൂടുതൽ ധ്രുവീയമാകുകയും യൗഗികത്തിലെ ചാർജ് വേർതിരിയൽ കൂടുതലാവുകയും ചെയ്യുന്നു.

ഹൈഡ്രജൻ യൗഗികങ്ങൾ നല്ല ഒരു ഉദാഹരണം തരുന്നു. HF, $H_2O$, $NH_3$ എന്നിവയിൽ ഹൈഡ്രജൻ ഭാഗികമായ ധനചാർജ് വഹിക്കുന്ന ശക്തമായ ധ്രുവീയ സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുണ്ടാക്കുന്നു. C ഉം H ഉം തമ്മിലും B യും H ഉം തമ്മിലും ഉള്ള വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസം വളരെ ചെറുതാകയാൽ $CH_4$ ലും $BH_3$ യിലും അല്പം മാത്രം ധ്രുവതയുള്ള ബന്ധങ്ങളാണുള്ളതു്. ഹൈഡ്രജനിന്മേലുള്ള ഭാഗിക ചാർജിന്റെ ചിഹ്നം ബോറോണിനും ഹൈഡ്രജനും ഇടക്കു് വിപരീതമാണു്. പക്ഷേ ബെറിലിയം ഹൈഡ്രൈഡിൽ, $BeH_2$, ശക്തമായ ധ്രുവീയ ബന്ധങ്ങളുണ്ടു്. ലിഥിയം ഹൈഡ്രൈഡ്, LiH, ഋണ ഹൈഡ്രൈഡ് അയോണുകളുള്ള ഒരു അയോണിക ഖരമായി ചിത്രീകരിക്കുകയാവും നല്ലതു്. ഈ അവസാന യൗഗികത്തിൽ കൂടുതൽ വിദ്യുത് ഋണമായ യൗഗികത്തിലേക്കുള്ള ചാർജ് മാററൽ മിക്കവാറും പൂർണമായിരിക്കുന്നു. ഈ ശ്രേണി ഹൈഡ്രജൻ യൗഗികങ്ങളുടെ രാസ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ ഒരു ക്രമാനുഗതമായ രീതിയിൽ വിവരിക്കുന്നു. വിദ്യുത് ഋണതക്കനുസൃതമായി ഹൈഡ്രജനു് ഭാഗിക ഋണചാർജുള്ളപ്പോൾ ഋണ ഹൈഡ്രജന്റെ അഭിലക്ഷണ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ കാണുന്നു. ഭാഗിക ചാർജ് ധനമാകുമ്പോൾ, അതായതു് HF ലോ $H_2O$ ലോ ഉള്ളതുപോലെ ഹൈഡ്രജനിൽ ആപേക്ഷികമായി ഇലക്ട്രോൺ കുറവുള്ളപ്പോൾ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ സാധാരണമായി ഇലക്ട്രോണുകളെ കൂട്ടാതെ പ്രോട്ടോണുകൾ നീക്കംചെയ്യപ്പെടുന്നു. ഇതു് പ്രതീക്ഷക്കനുസൃതമാണു്.

## അയോണിക, സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള താരതമ്യം

അയോണികവും സഹസംയോജകവുമായ ബന്ധങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസത്തിലെ ഒരു പ്രധാന വസ്തുത വിശദമാക്കാൻ ഈ വസ്തുത ഉപകരിക്കുന്നു.

ആദർശ അവസ്ഥകളെ സമീപിക്കുന്ന കൃത്യമായ ഉദാഹരണങ്ങളിന്മേലാണ് ഈ വ്യത്യാസം അടിസ്ഥാനമാക്കിയിട്ടുള്ളത്. വാസ്തവത്തിൽ ഈ വ്യത്യാസങ്ങൾ സാധാരണയായി അത്ര വ്യക്തമല്ല. ധ്രുവീയ തന്മാത്രകളിൽ തുല്യമല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോൺ പങ്കിടൽ കാണാം എന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. ഇവയിൽ ഒരു അണുവിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്കുള്ള ചാർജ് മാററം നടക്കുന്നു. ഇത് പൂർണ ചാർജ് മാററം നടക്കുന്ന അയോണിക ബന്ധത്തിലെ മൂലകത്തിലേതു പോലെയാണെന്ന് പറയാം. ഈ അർഥത്തിൽ ധ്രുവീയ ബന്ധങ്ങൾക്ക് കുറെയൊക്കെ അയോണിക സ്വഭാവമുണ്ട്.

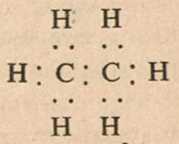
"അയോണിക സ്വഭാവത്തിന്റെ അളവ്" എന്ന പദവും വിദ്യുത് ഋണതയുമായുള്ള അതിന്റെ ബന്ധവും കൃത്യമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ടിട്ടില്ല. പരിമാണാത്മക ബന്ധങ്ങൾ സ്ഥാപിക്കാൻ പല ശ്രമങ്ങളും നടന്നിട്ടുണ്ടെങ്കിലും ഇത് സാധ്യമായിട്ടില്ല. Ca ക്കും Cl നും ഇടക്ക് 2.0 വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസമുള്ള $CaCl_2$ ഒരു അയോണിക യൗഗികമാണ്. അത് ഉരുകുമ്പോൾ വിദ്യുത് ചാലകമായ ഒരു ദ്രാവകം ഉണ്ടാകുന്നു. എന്നാൽ ഇതേ വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസമുള്ള (2.0) ബോറോൺ ട്രൈഫ്ളൂറൈഡ് ദ്രവീകരിച്ചാൽ വൈദ്യുതി ചാലനം ചെയ്യുന്നില്ല. ധ്രുവീയ ബന്ധങ്ങളുള്ള സഹസംയോജക തന്മാത്രകളായാണ് അത് ചിത്രീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത്. മുൻപ് പ്രതിപാദിച്ച ഹൈഡ്രജൻ യൗഗികങ്ങളിലെ പോലെ അണുക്കളിലൊന്ന് മാററമില്ലാതെ നിൽക്കുന്ന ഒരു ശ്രേണി യൗഗികങ്ങളിലെ ബന്ധ സ്വഭാവത്തിലെ മാററങ്ങൾ ഗുണാത്മകമായി വിവരിക്കാനാണ് വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസം കാര്യമായും ഉപയോഗിക്കുന്നത്.

വിദ്യുത് ഋണതയിലുള്ള വലിയ വ്യത്യാസം അയോണിക ബന്ധത്തെ സഹായിക്കുന്നുവെന്ന് പൊതുവെ പറയാം. സമാന ഹാലൈഡ് ശ്രേണിയിൽ ഫ്ളൂറൈഡുകളായിരിക്കും ഏററവും കൂടുതൽ അയോണികമായ യൗഗികങ്ങൾ. ഓക്സൈഡുകൾ സൽഫൈഡുകളേക്കാൾ അയോണികമായിരിക്കും, എന്നിങ്ങനെ. ആവർത്തന പട്ടികയുടെ ഇടതു വശത്തുള്ള മൂലകങ്ങൾ വിദ്യുത് ഋണത ഏററവും കുറഞ്ഞവയാകയാൽ വലതു വശത്തുള്ള ഏററവും വിദ്യുത് ഋണങ്ങളായ അലോഹങ്ങളുമായി അയോണിക യൗഗികങ്ങളുണ്ടാക്കുന്നു. അയോണിക സ്വഭാവത്തെ സഹായിക്കുന്ന മററ് ഘടകങ്ങൾ, താഴ്ന്ന ഓക്സീകരണ സംഖ്യ, ധനഭാഗത്തിന്മേലുള്ള കുറഞ്ഞ യഥാർഥ ചാർജ് എന്നിവയും സരള ഋണ അയോണുകളുടെ വലുപ്പക്കുറവുമാണ് (അധ്യായം 3). ഉദാഹരണത്തിന് $TiCl_2$ ഉം $TiCl_3$ ഉം മിക്കവാറും അയോണികമാണ്. പക്ഷേ വ്യക്തമായ $TiCl_4$ തന്മാത്രകളോടുകൂടി $TiCl_4$ മിക്കവാറും സഹസംയോജകമാണ് (Ti യിന്മേലുള്ള കൂടിയ ചാർജ് അഥവാ കൂടിയ ഓക്സീകരണ സംഖ്യ). ലെഡ് യൗഗികങ്ങൾ ലെഡ് അണുവിന്റെ വലുപ്പക്കൂടുതൽ കാരണം സംഗതമായ സിലിക്കൺ യൗഗികങ്ങളെക്കാൾ അയോണികമാണ്.

## സഫല വിദ്യുത് ഋണതയുടെ വിചലനം

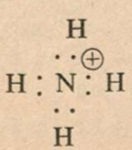
പട്ടിക 4.3 ൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ള വിദ്യുത് ഋണതകൾ സംയോജിത അണുക്കളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതാണ്. യൗഗികങ്ങളിൽ മററ് വ്യത്യസ്ത അണുക്കൾ ചുററുമുണ്ടാകുമ്പോൾ അണുക്കളുടെ ചുററുപാടുകൾ മാറുന്നു. അതു കൊണ്ട് ബന്ധത്തിൽ കാര്യമായ വ്യത്യാസങ്ങളുള്ളപ്പോൾ അണുവിന്റെ വിദ്യുത് ഋണത സ്ഥിരമായിരിക്കുകയില്ലെന്നും പ്രസ്താവിച്ച മൂല്യത്തിൽ നിന്ന് രണ്ടു ഭാഗത്തേക്കും അല്പാല്പമായ വ്യത്യാസം കാണിക്കുമെന്നും പ്രതീക്ഷിക്കാം. സഫല വിദ്യുത് ഋണതയിൽ വ്യത്യാസം വരുത്തുന്ന ഘടകങ്ങൾ ബഹുബന്ധങ്ങൾ, കോഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യയിലെ വ്യത്യാസം, ചാർജ്, സമീപസ്ഥ അണുക്കളുടെ സ്വഭാവം എന്നിവയാണ്. ഉദാഹരണമായി അസെററിലീനിന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ടു കൊണ്ട് പ്രതിപ്രവർത്തിക്കാൻ കഴിയും. പക്ഷേ ഈഥേൻ ഇത്തരത്തിൽ പ്രതിപ്രവർത്തിക്കുന്നതു് വളരെ ദുഷ്കരമാണ്.

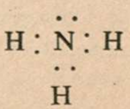
അസെററിലീൻ



ഈഥേൻ

ഒരു ത്രിബന്ധത്തിന്റെ സാന്നിധ്യം കാർബണിന്റെ വിദ്യുത് ഋണത കാര്യമായി വർധിപ്പിച്ചിട്ടുണ്ടെന്നു സങ്കല്പിച്ചു കൊണ്ട് ഇതു് വിശദീകരിക്കപ്പെട്ടേക്കാം. ഒരു ധന ചാർജ് സംയോജിത അണുവിന്റെ വിദ്യുത് ഋണത വർധിപ്പിക്കാം. ഈ അധിക ചാർജ് ഇലക്ട്രോണുകളെ അതിനടുത്തേക്കു് വലിക്കുന്നു എന്നതാണ് ഇതിനു് കാരണം. അങ്ങിനെ ഹൈഡ്രജനിലുള്ള +1 ചാർജ് കാരണം അമോണിയം അയോണിലെ N – H ബന്ധം അമോണിയയിലെ NH ബന്ധത്തെക്കാൾ ധ്രുവീയമാണ്.





ഇതിന്റെ ഫലമായി അമോണിയം അയോണിലെ നാലു് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളിന്മേലും വർധിതമായ ഭാഗിക ധനചാർജുണ്ട്. ചാർജ് പ്രഭാവത്തിന്റെ പ്രവർത്തനത്തിനു് അയോണിന്റെ അററ ചാർജിനെ തന്മാത്രയുടെ പുറമേ ആകമാനം വിതരണം ചെയ്യാൻ കഴിയുന്നു. അല്ലാതെ നൈട്രജൻ അണുവിന്മേൽ കേന്ദ്രീകൃതമാവുകയല്ല ചെയ്യുന്നതു്.

സമീപസ്ഥ അണുക്കളുടെ പ്രഭാവം മെഥനോൾ, $CH_3OH$, ഹൈപ്പോക്ലോറസ് അമ്ലം, ClOH എന്നീ യൗഗികങ്ങളിലെ വ്യത്യാസത്തിൽ നിന്നു് വ്യക്തമാകുന്നു.

```
  H−δ + δ             −δ + δ
    ..  ..             ..  ..
H : C : O : H        : Cl : O : H
    ..  ..             ..  ..
    H
```

ഒററ നോട്ടത്തിൽ രണ്ടു O – H ബന്ധങ്ങളും ഒന്നുതന്നെയായിരിക്കണം. പക്ഷേ മെഥനോളിലെ $CH_3$ കു പകരം Cl അണു പ്രതിസ്ഥാപിക്കുന്നതിന്റെ ഫലം ഓക്സിജനിൽ നിന്നു് അകലേക്കുള്ള ഇലക്ട്രോൺ നീക്കമാണു്. കാരണം ക്ലോറിൻ മെഥിൽ റാഡിക്കലിനെക്കാൾ വിദ്യുത് ഋണമാണു്. ഇതു് ഓക്സിജൻ ഇലക്ട്രോണുകളോടു് വർധിച്ച ആകർഷണം ഉണ്ടാക്കുകയും ഫലത്തിൽ തന്മാത്രയിലെ ഓക്സിജൻ അണുവിന്റെ വിദ്യുത് ഋണത വർധിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അങ്ങിനെ ഓക്സിജൻ—ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധം കൂടുതൽ ധ്രുവീയമാകുന്നു. ഹൈപ്പോക്ലോറസ് അമ്ലം മെഥനോളിനെക്കാൾ വളരെ എളുപ്പം $H^+$ അയോൺ ദാനം ചെയ്യുന്നു. സമീപസ്ഥ അണുക്കളുടെ വിദ്യുത് ഋണതാ വ്യത്യാസത്തിന്റെ ഈ പരോക്ഷ സ്വാധീനത്തെ "പ്രേരണ പ്രഭാവം" എന്നു പറയുന്നു. സാമ്യമുള്ള യൗഗിക ശ്രേണികളുടെ പ്രതിപ്രവർത്തന ക്ഷമതകളിലും സ്ഥിരതകളിലുമുള്ള വ്യത്യാസങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുന്നതിനു് പ്രേരണ പ്രഭാവം സാധാരണയായി ഉപയോഗിക്കാറുണ്ടു്.

## തന്മാത്രാ ജ്യാമിതി

തന്മാത്രാ ജ്യാമിതിയെപ്പററിയുള്ള ചർച്ച പ്രധാനമായും രണ്ടു ഘടകങ്ങളെക്കുറിച്ചാണു്: അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള ദൂരവും (ബന്ധ ദൂരം) അണുക്കൾ ബന്ധിതമായിരിക്കുന്ന ദിശകളും (ബന്ധ കോണങ്ങൾ). X–രശ്മി, ഇലക്ട്രോൺ വിഭംഗനങ്ങൾ വഴിയും സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിയിലെ പ്രത്യേക ടെക്നിക്കുകൾ വഴിയും വ്യത്യസ്തമായ ധാരാളം യൗഗികങ്ങളുടെ ബന്ധ ദൂരങ്ങളും ബന്ധ കോണങ്ങളും പരീക്ഷണപരമായി നിർണയിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടു്.

## സഹസംയോജക ത്രിജ്യ

അയോണിക യൗഗികങ്ങൾക്കെന്ന പോലെ (സമീ. 3.16) സഹസംയോജകമായി ബന്ധിതമായ അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള നിരീക്ഷിതമായ ദൂരം രണ്ടു സംഭാവനകളുടെ തുകയായി വ്യംജിപ്പിക്കുവാൻ ശ്രമങ്ങൾ നടന്നിട്ടുണ്ടു്. ഇവിടെ ഓരോ പദവും ഒരു അണുവിന്റെ ത്രിജ്യക്കു് സംഗതമായിരിക്കണം. ഇതിന്റെ ഫലം, സഹസംയോജക ത്രിജ്യകളുടെ ഒരു ലിസ്റ്റ് പട്ടിക 4.4 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 4.4 സഹസംയോജക ത്രിജ്യ (Å)

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| ഏകബന്ധങ്ങൾ | | | | | | |
| | | B | C | N | O | F |
| | | 0.80 | 0.77 | 0.74 | 0.74 | 0.72 |
| | H | | Si | P | S | Cl |
| | 0.37 | | 1.17 | 1.10 | 1.04 | 0.99 |
| | | | Ge | As | Se | Br |
| | | | 1.22 | 1.21 | 1.17 | 1.14 |
| | | | Sn | Sb | Te | I |
| | | | 1.40 | 1.41 | 1.37 | 1.33 |
| ദ്വിബന്ധങ്ങൾ | | | | | | |
| | | | C | N | O | |
| | | | 0.67 | 0.62 | 0.62 | |
| | | | | P | S | |
| | | | | 1.00 | 0.94 | |
| ത്രിബന്ധങ്ങൾ | | | | | | |
| | | | C | N | | |
| | | | 0.60 | 0.55 | | |

സഹസംയോജക ത്രിജ്യ അയോണിക ത്രിജ്യയിൽ നിന്നു വ്യത്യസ്തമാണ്. രണ്ടു തരം ബന്ധങ്ങളിലുമുള്ള ആകർഷണ വികർഷണ ബലങ്ങൾ വ്യത്യസ്തങ്ങളായതിനാൽ വ്യത്യസ്തങ്ങളായ സന്തുലന അന്തരാ അണുകേന്ദ്ര (ചിത്രം 3.1) ദൂരമായിരിക്കും രണ്ടു സന്ദർഭങ്ങളിലും ഉണ്ടാവുക. കൂടാതെ ആവർത്തന പട്ടികയിലൂടെയുള്ള സഹസംയോജക ത്രിജ്യയിലെ വിചരണം അയോണിക ത്രിജ്യകളുടെ വിചരണത്തിന്റെ അതേ പ്രവണത തന്നെ കാണിക്കുന്നു.

ആവർത്തന പട്ടികയുടെ വലതു ഭാഗത്തേക്കു പോകുമ്പോൾ സഹസംയോജക ത്രിജ്യയിൽ കുറവു കാണുന്നു. ഈ കുറവ് മുൻപെന്നപോലെ ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യാനിലയിൽ തന്നെയുള്ള ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളെ അടുത്തേക്കു വലിക്കുന്ന വർധിച്ച അണുകേന്ദ്ര ചാർജ് മൂലമാണെന്നു പറയാം. ഒരു കുടുംബത്തിൽ കാലങ്ങൾ തോറും ത്രിജ്യ വർധിക്കുന്നു. ഇവിടത്തെ പ്രധാന പ്രഭാവം നിറഞ്ഞ ഉൗനിലകളുടെ എണ്ണത്തിലെ വർധനയുടേതാണെന്നതാണിതിനു കാരണം. ഈ നിറഞ്ഞ ഊർജനിലകൾ അണുകേന്ദ്ര ചാർജിനെ ഫലവത്തായി മറയ്ക്കുകയും അണുസംഖ്യാ വർധനയുടെ സങ്കോചന പ്രഭാവത്തെ ബലഹീനമാക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

63-73. 7.

ബഹുബന്ധങ്ങളിൽ അണുക്കൾ തമ്മിൽ ഏകബന്ധത്തിലുള്ളതിനേക്കാൾ കൂടുതൽ ആകർഷണമുള്ളതിനാൽ ഒരു വ്യത്യസ്ത വിഭാഗം ത്രിജ്യകളുപയോഗിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഈ അധിക ആകർഷണത്തിൻെറ ഫലമായി വികർഷണം ഊർജ വർധനവുണ്ടാക്കുന്നതിനു മുൻപ് അണുക്കൾക്ക് കൂടുതൽ അടുത്തുവരാൻ കഴിയുന്നു. ബഹുബന്ധ ത്രിജ്യകൾ അതിനാൽ ഏകബന്ധ ത്രിജ്യകളേക്കാൾ ചെറുതാണ്.

സഹ സംയോജക ത്രിജ്യകളുടെ തുകയെന്ന നിലയ്ക്കുള്ള ബന്ധദൂര പരികലനം സാധാരണയായി നിരീക്ഷിത ദൂരവുമായി പൊരുത്തപ്പെടുന്നുണ്ട്. തന്മാത്രകളിലെ പരികലനങ്ങൾക്കുപയോഗിക്കുന്ന മററു പ്രാചരങ്ങൾക്കെന്ന പോലെ ചെറിയ വ്യതിയാനങ്ങൾ ഇവിടെയും കാണാവുന്നതാണ്. ഉദാഹരണത്തിനു് ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധത്തിലുള്ള അല്പം അയോണിക സ്വഭാവം ബന്ധദൂരത്തെ കുറച്ചു ചെറുതാക്കിയേക്കാം. പക്ഷേ പരികലനം ചെയ്തുകിട്ടുന്ന മൂല്യം കുറച്ചുകൂടി വലുതായിരിക്കും. കോ ഓർഡിനേഷൻ സംഖ്യയിലെ വർധന ബന്ധ ദൂരത്തെ പരികലനം ചെയ്തുകിട്ടുന്ന മൂല്യത്തെക്കാൾ വലുതാക്കിയേക്കാം. ചില തന്മാത്രകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഒരു തരത്തിലുള്ള പങ്കിടൽ കൊണ്ടു മാത്രം ബന്ധം വ്യാഖ്യാനിക്കപ്പെടുന്നില്ല. ഇത്തരം സന്ദർഭങ്ങളിലും ബന്ധദൂരം പരികലനം ചെയ്തുകിട്ടുന്ന മൂല്യത്തിൽ നിന്നു വ്യത്യസ്തമാണ്. അനുനാദവും ഇലക്ട്രോൺ വിസ്ഥാനീകരണവും ചർച്ച ചെയ്യുമ്പോൾ ഇക്കാര്യം കൂടുതൽ വിശദമായി പരിഗണിക്കപ്പെടുന്നതാണ്.

### ബന്ധകോണങ്ങൾ

ഒരു തന്മാത്രയിലെ രണ്ടു ബന്ധങ്ങളുടെ ദിശകൾക്കിടയിലുള്ള കോണത്തെ ബന്ധകോണം എന്നു പറയുന്നു. പട്ടിക 4.5 ൽ കുറെ ഉദാസീന തന്മാത്രകളുടെയും തന്മാത്രാ അയോണുകളുടെയും ബന്ധ കോണങ്ങൾ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണങ്ങൾ സമാന ബന്ധകോണങ്ങളുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളായി തരംതിരിച്ചിരിക്കുകയാണ്. സമാന ബന്ധകോണങ്ങളുള്ള തന്മാത്രാ സ്പീഷീസുകൾക്ക് മറെറന്തെല്ലാം സാമ്യങ്ങളാണുള്ളത്?

ഓരോ ഗ്രൂപ്പിലുമുള്ള പ്രധാന സാമ്യം തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ കുത്തുസൂത്രങ്ങളുടേതാണ്. ഈ സൂത്രങ്ങൾ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണ ചിത്രത്തെ കുറെയൊക്കെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന നിലക്ക് ഒരു ബന്ധ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ബന്ധിത അണുക്കളെ തമ്മിൽ യോജിപ്പിക്കുന്ന രേഖയുടെ ദിശയിലായിരിക്കും മിക്കവാറും സാന്ദ്രിതമായിരിക്കുന്നതു്. ബഹുബന്ധങ്ങളിൽ ഒന്നിലധികം ജോഡി മുഖ്യമായും ഈ ദിശയിൽ കിടക്കുന്നു. പങ്കുവെക്കപ്പെടാത്ത ജോഡികൾ അവ ദിശാത്മക കക്ഷകങ്ങളിലാണെങ്കിൽ കക്ഷകത്തിൻെറ ദിശയിൽ സാന്ദ്രിതമായിരിക്കും.

പട്ടിക 4.5

ചില തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധകോണങ്ങൾ

| നാലു ദിശകം |  |  | മൂന്നു ദിശകം |  |  |
|---|---|---|---|---|---|
| സ്പീഷിസ് | കോണം |  | സ്പീഷിസ് | കോണം |  |
| $CH_4$ | HCH | 109° | $BF_3$ | FBF | 120° |
| $NH_4$ | HNH | 109° | $SO_3$ | OSO | 120° |
| $BF_4^-$ | FBF | 109° | $NO_3^-$ | ONO | 120° |
| $NH_3$ | HNH | 107° | NOCl | ClNO | 116° |
| $N_2H_4$ | HNH | 108° | $CH_3NO_2$ | CNO | 116° |
| $H_2O$ | HOH | 105° |  | ONO | 128° |
| $POCl_3$ | ClPCl | 106° | $H_2CO$ | HCH | 119° |

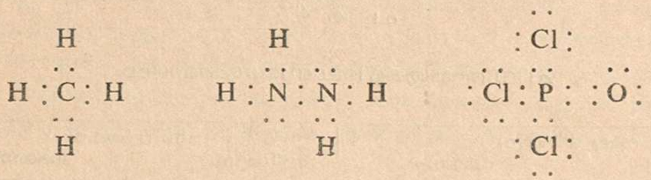
| രണ്ടു ദിശകം |  |  | ആറു ദിശകം |  |  |
|---|---|---|---|---|---|
| സ്പീഷിസ് | കോണം |  | സ്പീഷിസ് | കോണം |  |
| $CO_2$ | OCO | 180° | $SF_6$ | FSF | 90° |
| HCN | HCN | 180° | $PCl_6^-$ | ClPCl | 90° |
| $Hg(CH_3)_2$ | CHgC | 180° |  |  |  |

ഉദാഹരണമായി പട്ടിക 4.5 ൽ "രണ്ടു് ദിശകം" എന്ന തലക്കെട്ടിനു താഴെ എല്ലാ സൂത്രങ്ങളും നടുവിലുള്ള അണുവിൽ നിന്നു് രണ്ടു ദിശകളിൽ സാന്ദ്രിതമായ തായി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. $CO_2$ ൽ ഓരോ ദിശയിലും രണ്ടു ജോഡികൾ വീതവും HCN ൽ ഒന്നും മൂന്നും ജോഡികളും മെർകുറി ഡൈമെഥിൽ, $Hg(CH_3)_2$ ൽ ഓരോ ജോഡി വീതവും ആണുള്ളതു്.

:Ö: :C: :Ö:     H : C : : : N:     $H_3C$ : Hg : $CH_3$

ഈ യൗഗികങ്ങളെല്ലാം മധ്യ അണുവിനെ ആധാരമാക്കി രേഖീയമാണു്, അതായതു് ബന്ധകോണം 180° ആണു്.

"നാലു ദിശകം" എന്ന തലക്കെട്ടിനു താഴെയുള്ള എല്ലാ കുത്തുസൂത്രങ്ങളും ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത കേന്ദ്ര അണുവിന്റെ നാലു ദിശകളിലേക്കുമാണെന്നർഥമാക്കുന്നു; ഓരോ ജോഡിയും അഥവാ ജോഡികളും ഓരോ ബന്ധത്തിലും, ഓരോ ഏകാകിയുഗ്മവും ഓരോ ദിശക്കും എന്ന നിലക്കു്.



കുത്തു സൂത്രങ്ങൾ മററു ഗ്രൂപ്പുകൾക്കെഴുതുമ്പോഴും ഇതേ സാമ്യം തന്നെ കാണാവുന്നതാണ്.

പട്ടിക 4.6 ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികളുടെ ജ്യാമിതി

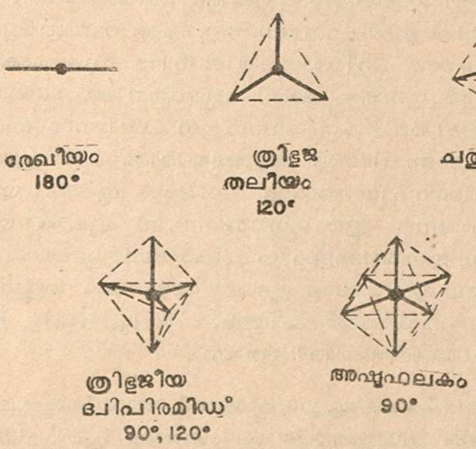
| ചാർജും സാന്ദ്രതാ സംഖ്യ | വിന്യാസം | ഏററവും കുറഞ്ഞ വികർഷണത്തിൻെറ കോണം | സങ്കരണം |
|---|---|---|---|
| 2 | രേഖീയം | 180° | $sp$ |
| 3 | ത്രിഭുജതലീയം | 120° | $sp^2$ |
| 4 | ചതുഷ്ഫലകീയം | 109° | $sp^3$ |
| 5 | ത്രിഭുജീയ ദ്വിപിരമിഡീയം | 90°120° | $dsp^3$ |
| 6 | അഷ്ടഫലകീയം | 90° | $d^2sp^3$ |

## സ്ഥിര വൈദ്യുത മാതൃക

നിരീക്ഷിതമായ ബന്ധകോണങ്ങൾ ഗുണാത്മക രീതിയിൽ വ്യാഖ്യാനിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഒരു മാതൃക ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികളുടെ സ്ഥിര വൈദ്യുത വികർഷണത്തിൻെറ പരിഗണനയിൽ നിന്നു കിട്ടുന്നു. ഒരണുവിനു ചുററുമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളെ ഏതാണ്ട് ഗോളീയമായ പ്രതലത്തിലെ ചാർജ് സാന്ദ്രതയായും, ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോഡികളായി സഞ്ചരിക്കുന്നവയായും കരുതാം. മററു ബലങ്ങൾ കണക്കാക്കാതെ സാധ്യമാകുന്ന ഏററവും നല്ല വിന്യാസം ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ തമ്മിൽ തമ്മിൽ ഏററവും കുറവ് വികർഷണം പ്രകടിപ്പിക്കുമ്പോഴുള്ളതാണ്. ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിൽ കഴിയുന്നത്ര അകലത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുമ്പോഴാണിതുണ്ടാകുന്നത്. ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരു ഗോളത്തിലേക്കുള്ള സങ്കല്പനം കൊണ്ട് നിയന്ത്രിതമാകയാൽ അവയ്ക്കിടയിലുള്ള ഏററവും കൂടുതൽ ദൂരം, അവയുടെ സ്ഥാനവും ഗോളത്തിൻെറ കേന്ദ്രവും തമ്മിലുള്ള ഗോളത്തിനു സംഗതമാണ്.

രണ്ടു ചാർജുകൾ ഒരു ഗോളത്തിന്മേൽ വിപരീത സ്ഥാനങ്ങളിലേക്കു് (തമ്മിൽ 180° കോണത്തിൽ) നീങ്ങാൻ ശ്രമിക്കുമെന്നു് ഖരജ്യാമിതിയും കൂളും

നിയമവും ഉപയോഗിച്ച് കാണിക്കാൻ കഴിയും. ഇതേപോലെ മൂന്നു ചാർജ്ജുകൾ മധ്യരേഖാ തലത്തിലേക്ക് തമ്മിൽ തമ്മിൽ 120° കോണത്തിൽ നീങ്ങി ഒരു ത്രിഭുജീയ തലത്തിന്റെ മൂന്നു മൂലകളിലാകാൻ ശ്രമിക്കുമെന്നും കാണാം. ഈ മാതൃകയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പ്രതീക്ഷിക്കാവുന്ന വിന്യാസങ്ങൾ കോണങ്ങളോടുകൂടി പട്ടിക 4.6 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. പ്രസക്തമായ ജ്യാമിതീയ രൂപങ്ങളും പ്രതീക്ഷിതമായ ചാർജ് വിതരണ ദിശകളും ചിത്രം 4.6 ൽ നിന്നു കിട്ടുന്നു.




ചിത്രം 4.6 ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി വിതരണങ്ങളുടെ ജ്യാമിതി

മൂലയിലെ തുല്യ ദൂരങ്ങളിലല്ലാത്ത ഏക ജ്യാമിതീയ രൂപം ത്രിഭുജീയ ദ്വിപിരമിഡ് ആണ്. ഒരു ഗോളത്തിന്മേൽ അഞ്ചു ബിന്ദുക്കൾ തുല്യ ദൂരത്തു് വിന്യസിക്കുക എന്നതു് ജ്യാമിതീയമായി സാധ്യമാണ്.

ഒരു പ്രത്യേക അടിസ്ഥാന ജ്യാമിതി, ഇവിടെ ചതുഷ്ഫലകീയം, യിൽ നിന്നുണ്ടാകാവുന്ന വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാ വിന്യാസങ്ങൾ ചിത്രം 4.7 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. പ്രസക്തമായ ഒരു തന്മാത്രാ ശ്രേണി $ClO_4^-$, $ClO_3^-$, $ClO_2^-$ എന്നി

ചിത്രം 4.7 സാധ്യമായ തന്മാത്രാ രൂപങ്ങൾ

വയുടെ ശ്രേണിയാണ്. പെർക്ലോറേററ് അയോൺ, $ClO_4^-$ വ്യക്തമായും ചതുഷ്ഫലകീയമാണ്. $ClO_3^-$ യിൽ ഏകാകി യുഗ്മത്തെ കൂട്ടാതെ ഓക്സിജൻ അണു ഒരു ത്രിഭുജീയ പിരമിഡിൻെറ ആധാരവും ക്ലോറിൻ ശീർഷവും രചിക്കുന്നതായി കാണാൻ കഴിയും. $ClO_2^-$, ക്ലോറൈറ്റ് അയോണിനു് V ആകൃതിയാണുള്ളതു്.

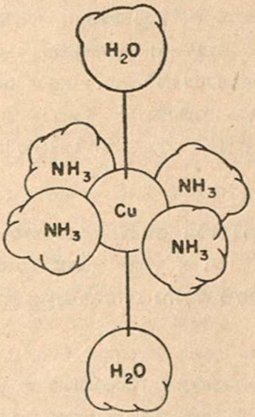
പട്ടിക 4.5 ലെ ദത്തങ്ങൾ പട്ടിക 4.6 ലെ പ്രവചനങ്ങളുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ അല്പം വ്യതിയാനങ്ങളോടു കൂടിയ തൃപ്തികരമായ യോജിപ്പു പ്രകടമാകുന്നു. ഏകാകി യുഗ്മങ്ങളോ ബഹുബന്ധങ്ങളോ ഉള്ള തന്മാത്രകളിലാണ് വ്യതിയാനങ്ങൾ കാണുന്നതെന്നു് പരിശോധനയിൽ നിന്നു വ്യക്തമാകുന്നു. ഇതു് ഒരു താർക്കിക രീതിയിൽ ഗുണാത്മകമായി വ്യാഖ്യാനിക്കാവുന്നതാണ്. ഒരു ഏകാകി യുഗ്മത്തിന്റെ ചാർജ് കേന്ദ്രം ബന്ധ യുഗ്മത്തിനോടെന്നതിനെക്കാൾ അത് അധിവസിക്കുന്ന അണുവിനോട്ട് അടുത്തായിരിക്കുമെന്നു് പ്രതീക്ഷിക്കാം. മററു ബന്ധിത അണുവിൻെറ പുറത്തേക്കുള്ള വലിക്കൽ ഏകാകി യുഗ്മത്തിനില്ല എന്നതാണിതിനു കാരണം. ഇങ്ങിനെയാണെങ്കിൽ ഏകാകി യുഗ്മം മററു ചാർജുകളിന്മേൽ ബന്ധ യുഗ്മങ്ങളെക്കാൾ വികർഷണം ഉണ്ടാക്കുന്നു. ഏകാകി യുഗ്മം അങ്ങിനെ ബന്ധ യുഗ്മങ്ങളെ കൂടുതൽ അടുത്തേക്കു തള്ളുകയും ബന്ധങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള കോണം കുറക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. $NH_3$, $N_2H_4$, $H_2O$ എന്നീ ഉദാഹരണങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ സ്ഥിതി ഇതാണ്.

ബഹുബന്ധങ്ങൾ അധികമായുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ മൂലം സ്പേസിൽ കുറെക്കൂടി കൂടുതൽ ചാർജ് സാന്ദ്രതയുള്ള പ്രദേശങ്ങളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. അതിനാൽ ഏകബന്ധത്തേക്കാൾ കൂടുതൽ വികർഷണമുണ്ടാക്കുകയും ചെയ്യും. ഇതു് ബഹുബന്ധങ്ങൾക്കും ഏക ബന്ധങ്ങൾക്കും ഇടയ്ക്കുള്ള കോണം വർധിപ്പിക്കുകയും വ്യൂഹത്തിലെ മററു് ഏകബന്ധ കോണങ്ങൾ ചുരുക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. $POCl_3$. $H_2CO$ എന്നിവ ഇതിന്നുദാഹരണങ്ങളാണ്.

നൈട്രോമീഥേനിൽ, $CH_3NO_2$, രണ്ടു N–O ബന്ധങ്ങൾക്കും ബഹുബന്ധസ്വഭാവമുണ്ട്. ഇതു പിന്നീട് വിശദീകരിക്കുന്നതാണ്. ONO കോണം ഏകബന്ധ കോണത്തേക്കാൾ വലുതാകാനും തൽഫലമായി CNO കോണം കുറയാനും ഇതു കാരണമാകുന്നു.

ഈ മാതൃക കൊണ്ടു് വ്യാഖ്യാനിക്കാൻ കഴിയാത്ത തന്മാത്രാ ജ്യാമിതികളുടെ ഉദാഹരണം ചതുര സമതലീയം മാത്രമാണ്. ഇവിടെ ഒരു കേന്ദ്ര അണു ഒരേ തലത്തിലുള്ള മററു നാലു ഗ്രൂപ്പുകളോ അണുക്കളോ കൊണ്ടു ചുററപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. Cu, Pd, Pt എന്നിവയുടെ $Cu(NH_3)_4^{+2}$ പോലുള്ള സങ്കീർണങ്ങൾ ഉദാഹരണങ്ങളാണ്. ഇവിടെ *d* ഇലക്ട്രോണുകളുടെ പ്രത്യേക വിന്യാസം കൊണ്ടു് സ്ഥിതിഗതികൾ കൂടുതൽ വിഷമം പിടിച്ചതാകുന്നു. പക്ഷേ $Cu\ (NH_3)_4^{+2}$ ന്റെ ജലലായനിയിൽ, അയോൺ ചതുര സമതലത്തിനു് മുകളിലും താഴെയുമായി

അല്പം അകലത്തിലുള്ള രണ്ടു് അധിക ജല തന്മാത്രകളോടു കൂടിയ വികൃത അഷ്ട ഫലകമാണെന്നതിനു് തെളിവുകളുണ്ടു് (ചിത്രം 4.8).




ചിത്രം 4.8 ചതുരസമതലീയ $Cu(NH_3)_4^{++}$
വാസ്തവത്തിൽ അഷ്ടഫലകീയ $Cu(NH_3)_4^{++}.2H_2O$

ഈ സരള സ്ഥിര വൈദ്യുത മാതൃക കൊണ്ടു് കുറേശ്ശെ വികൃതമാക്കാവുന്ന കുറച്ചു് ആദർശ വിന്യാസങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ തന്മാത്രാ ജ്യാമിതികൾ തൃപ്തികരമായി വ്യാഖ്യാനിക്കാം.

സങ്കരണം

സഹസംയോജക ബന്ധത്തിന്റെ തൃപ്തികരമായ വിവരണം തന്മാത്രാ ജ്യാമിതി, അതായതു് ബന്ധങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ദിശകൾ കൂടി വ്യാഖ്യാനിക്കാൻ ശക്തമായിരിക്കണം. ഒരു ത്രിഭുജീയ സമതലീയ തന്മാത്രയായ ബോറോൺ ട്രൈഫ്ളൂറൈഡ് ഉദാഹരണമായെടുക്കാം. ഫ്ളൂറിൻ അണുക്കളുമായി പരിപൂർണമായും തുല്യമാനങ്ങളായ മൂന്നു ബന്ധങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുവാൻ ബോറോൺ മൂന്നു കക്ഷകങ്ങളുപയോഗിക്കുന്നു.

ബോറോണിനു് ലഭ്യമായ ഒരു $s$ ഉം മൂന്നു $p$ ഉം കക്ഷകങ്ങളുള്ളതിനാൽ ഇവയിൽനിന്നൊരു തിരഞ്ഞെടുപ്പു നടത്തേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. മൂന്നു് $p$ കക്ഷകങ്ങളിൽ നിന്നു് തീർച്ചയായും മൂന്നു് തുല്യമാന ബന്ധങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നതാണു്. പക്ഷേ $p$ കക്ഷകങ്ങൾ പരസ്പരം ലംബകോണങ്ങളിലുള്ള ദിശകളിൽ വ്യാപിച്ചു കിടക്കുന്നു. ഏററവുമധികം അതിവ്യാപനവും ശക്തമായ ബന്ധവുമുണ്ടാകണമെങ്കിൽ മൂന്നു B—F ബന്ധങ്ങളും പരസ്പരം ലംബ കോണങ്ങളിലായിരിക്കണം.

ഇതിൻെറ ഫലം ബോറോൺ ശീർഷത്തിലുള്ള ഒരു പിരമിഡീയ തന്മാത്രയായിരിക്കും. ബോറോൺ ഫ്ളൂറൈഡ് സമതലീയ തന്മാത്രയാണെന്ന വാസ്തവവുമായി ഇതു യോജിക്കുന്നില്ല. ഒരു $s$ ഉം രണ്ടു $p$ യും കക്ഷകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുകയാണെങ്കിൽ ബന്ധങ്ങൾ തീർച്ചയായും രണ്ടു $p$ കക്ഷകങ്ങൾ നിർവചിക്കുന്ന തലത്തിലായിരിക്കും. പക്ഷേ $s$ കക്ഷകവുമായി അതിവ്യാപിച്ചിട്ടുള്ള ബലം വ്യത്യസ്തവും അശക്തവുമായിരിക്കും. ഇതിനു കാരണം $s$ കക്ഷകത്തിന്റെ സ്പേസിലുള്ള കുറഞ്ഞ വ്യാപനമാണ്. ഇതിൻെറയെല്ലാം ഫലമായി സരള അണുകക്ഷകങ്ങളുപയോഗിച്ച് $BF_3$ യുടെ നിരീക്ഷിത ജ്യാമിതി തൃപ്തികരമായി വിവരിക്കുക സാധ്യമല്ല.

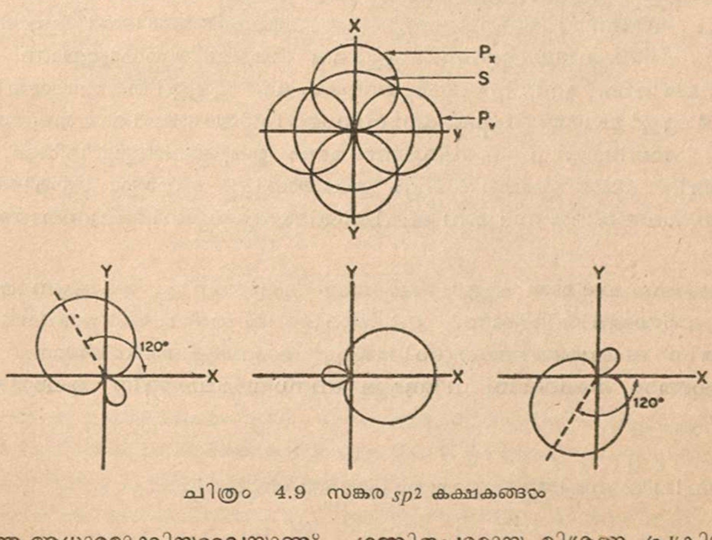
ഭാഗ്യവശാൽ സങ്കരണത്തിൻെറ സങ്കല്പമുപയോഗിച്ച് ഈ പ്രശ്നം എളുപ്പം വ്യാഖ്യാനിക്കാവുന്നതാണ്. ഒരു $s$ ഉം രണ്ടു $p$ യും കക്ഷകങ്ങളിലെ മൂന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ ബോറോൺ അണുവിന്മേലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

ഈ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണവും സംഗതമായ ഊർജവും ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിലുള്ള $(2s^2p_xp_y)$, ബോറോൺ അണുവിന് അഭിലക്ഷണീയമാണ്. ഈ അവസ്ഥയിൽ ബോറോൺ അണുവിന് പങ്കുവെക്കപ്പെടാത്ത മൂന്നു ഇലക്ട്രോണുകളുമായി ചേർന്ന് മൂന്ന് സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുണ്ടാക്കാൻ കഴിയും. ഒരു $2s$ ഉം വെവ്വേറെയുള്ള $2p$ യും ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളുടെ അധ്യാരോപണം കൊണ്ടുണ്ടാകുന്ന മൊത്തം ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തെയാണ്, ഒററക്കൊററക്കുള്ള ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളെയല്ല നാം പരിഗണിക്കുന്നതെന്ന് മനസ്സിലാക്കേണ്ടതു് അത്യാവശ്യമാണ്. പ്രത്യേക $s, p$ കക്ഷകങ്ങളിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള ഉത്തേജിത ബോറോൺ അണുവിൻെറ വിതരണം ആകെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിൻെറ ഭാഗങ്ങളെപ്പററി ചിന്തിക്കുന്നതിനുള്ള പല വഴികളിൽ ഒന്നാണ്. മററു വിവരണങ്ങളും സാധ്യമാണ്. മൂന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉപയോഗിക്കുകയും മൊത്തം ഇലക്ട്രോൺ വിതരണം ഒന്നു തന്നെയായിരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നിടത്തോളം ഇവയും ശരിയായിരിക്കും. ബോറോൺ അണുവിൻെറ ഒരു പ്രത്യേക ഇലക്ട്രോണിനെ നിരീക്ഷിക്കുകയും അതു് ഏതു് കക്ഷകത്തിലാണെന്ന് പറയുകയും അസാധ്യമായതിനാൽ ഈ വാദഗതി ന്യായീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

ആകെയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തെ തുല്യ ചാർജും വ്യത്യസ്ത ആകൃതിയും (അതായതു് പകുതി നിറഞ്ഞ $2s$, $2p_x$, $2p_y$ കക്ഷകങ്ങളിൽ) ഉള്ള മൂന്ന് ഭാഗങ്ങളായി തിരിക്കുന്നതിനു പകരം ഒരേ ആകൃതിയും കൂടിയുള്ള മൂന്നു ഭാഗങ്ങളായി തിരിക്കാൻ ശ്രമിക്കാവുന്നതാണ്. ഈ പ്രശ്നം നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ അണുകക്ഷകങ്ങൾ ഗണിതപരമായ വ്യംജകങ്ങളാണെന്നും ഭാഗംവെക്കലിന് സംഗതമായ ഗണിത പ്രക്രമമുണ്ടായിരിക്കുമെന്നും ഓർക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ഒരു

പക്ഷേ ഒരു ഉദാഹരണം ഇക്കാര്യം വ്യക്തമാക്കിയേക്കാം. ഒരു ആപ്പിൾ തോൽ, കാതൽ,, പഴത്തിന്റെ കാമ്പ് എന്നിവ ഉൾക്കൊള്ളുന്നതായി കരുതാം. ഈ വിധത്തിൽ തന്നെയാണ് ആപ്പിൾ ഭാഗിക്കപ്പെടുന്നതും. പക്ഷേ ആപ്പിൾ സമാനമായ മൂന്നു ഖണ്ഡങ്ങളായും ഭാഗിക്കാവുന്നതാണ്. ഇങ്ങിനെ ഭാഗിക്കുമ്പോൾ ഓരോ ഭാഗത്തിലും മൂന്നിലൊന്ന് തോലും മൂന്നിലൊന്ന് കാതലും മൂന്നിലൊന്ന് കാമ്പും ഉണ്ടായിരിക്കും.

ഇതുപോലെ തന്നെ ഒരു *s* കക്ഷകവും രണ്ട് *p* കക്ഷകങ്ങളും നിറഞ്ഞിരിക്കുന്ന ഉത്തേജിത ബോറോൺ അണുവിന്റെ കാര്യത്തിലും ആകെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തെ മൂന്നു ഭാഗങ്ങളായി തിരിക്കാവുന്നതാണ്. ഓരോ ഭാഗവും ഒരു *s* ഉം രണ്ട് *p* യും കക്ഷകങ്ങളുടെ മിശ്രിതത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലം സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ എന്നു വിളിക്കുന്ന മൂന്ന് പുതിയ കക്ഷകങ്ങളാണ്. ഘടക അണു കക്ഷകങ്ങളുടെ എണ്ണവും തരവും സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനു വേണ്ടി ഇവയെ $sp^2$ എന്ന പ്രതീകം കൊണ്ട് കുറിക്കുന്നു. ഓരോ കക്ഷകവും *s* കക്ഷകത്തിന്റെ മൂന്നിലൊന്നും ബാക്കി മൂന്നിൽ രണ്ട് *p* കക്ഷകങ്ങളുടെയും ഉൾക്കൊള്ളുന്നുവെന്ന് തീർച്ചയാക്കിയാൽ മൂന്ന് $sp^2$ സങ്കര കക്ഷകങ്ങളും തമ്മിൽ തുല്യമാനങ്ങളാക്കാവുന്നതാണ്. മിശ്രണം സ്വേച്ഛാപരമല്ലാതിരിക്കാൻ തൃപ്തമാക്കേണ്ടതായ ചില ഗണിത നിയമങ്ങളുണ്ട്. ഇവ ആധുനിക ക്വാണ്ടംസിദ്ധാ




ചിത്രം 4.9 സങ്കര $sp^2$ കക്ഷകങ്ങൾ

ന്തത്തെ ആധാരമാക്കിയുള്ളവയാണ്. ഗണിതപരമായ മിശ്രണ പ്രക്രിയയുടെ ഒരു ചൈത്രികമായ ഉദാഹരണം ചിത്രം 4.9 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ചിത്രം 4.9 ൽ കാണിച്ചിട്ടുള്ളതു പോലെ എല്ലാ $sp^2$ കക്ഷകങ്ങൾക്കും അടിസ്ഥാനപര

മായി ഒരേ ആകൃതിയാണുള്ളതു്. അവ സരള അണു കക്ഷകങ്ങളെക്കാരം കൂടുതലായി സ്പേസിലെ പ്രത്യേക ദിശകളിലുള്ള പ്രദേശങ്ങളിൽ സാന്ദ്രിതമായിരിക്കുകയാണു്. ഉദാഹരണമായി സരള $p$ കക്ഷകത്തിനു് സ്പേസിൽ അണുകേന്ദ്രത്തിൽ നിന്നു് വിപരീത ദിശകളിലുള്ള രണ്ടു് പ്രദേശങ്ങളുണ്ടു്. ഇവ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നതു് കക്ഷകത്തിനു് ഗണ്യമായ ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രതയുള്ളിടത്താണു് (ചിത്രം 2.6). $sp^2$ കക്ഷകത്തിൽ ഇതിൽ ഒരു പ്രദേശം ചുരുങ്ങി വളരെ ചെറുതാവുകയും വിപരീത ദിശയിലുള്ള പ്രദേശം വികസിക്കുകയും ചെയ്തിട്ടുണ്ടു്. ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത മുഖ്യമായും ഈ രണ്ടാമത്തെ പ്രദേശത്താണു്. സങ്കര കക്ഷകങ്ങളുടെ സ്പേസിലുള്ള ഉച്ചതമ വ്യാപനത്തിന്റെ ദിശകരം തമ്മിൽ തമ്മിൽ 120° കോണത്തിലാണു്. ഈ ദിശകളെല്ലാം ഒരേ തലത്തിലാണുതാനും. ഒടുവിൽ പറഞ്ഞ വസ്തുത ഖരജ്യാമിതിയുടെ പ്രയോഗം കൊണ്ടു് എളുപ്പം കാണിക്കാവുന്നതാണു്.

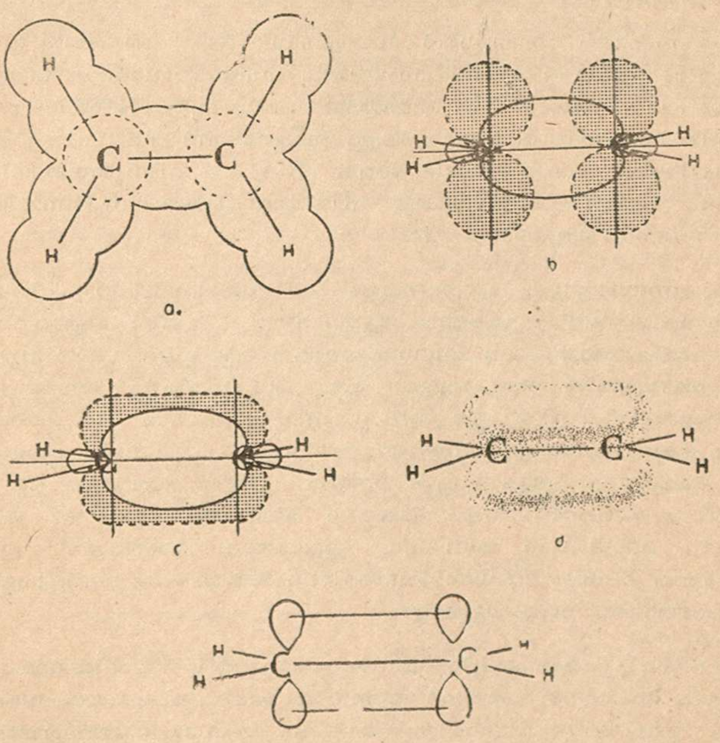
ബോറോൺ ട്രൈഫ്ളൂറൈഡിൽ ഓരോ ബോറോൺ–ഫ്ളൂറിൻ ബന്ധവും ബോറോണിന്റെ ഒരു $sp^2$ കക്ഷകം ഒരു ഫ്ളൂറിൻ കക്ഷകവുമായി അതിവ്യാപിക്കുക വഴിയാണുണ്ടാവുക. ഏററവും ശക്തമായി ബന്ധം നൽകുന്ന ഏററവും കൂടുതൽ അതിവ്യാപനം സങ്കര കക്ഷകത്തിനു് ഏററവും കൂടുതൽ വ്യാപനമുള്ള ദിശയിലാണു് നടക്കുക. അതുകൊണ്ടു് രണ്ടു് B—F ബന്ധങ്ങരംക്കിടയിലുള്ള കോണം നിർണയിക്കുന്നതു് രണ്ടു് $sp^2$ കക്ഷകങ്ങരംക്കിടയിലുള്ള കോണമാണു്. 120° ബന്ധ കോണങ്ങളുള്ള ഒരു സമതലീയ തന്മാത്രയാണു് അവസാനം ലഭിക്കുക. മൂന്നു് $sp^2$ കക്ഷകങ്ങരംക്കും ഒരേ ആകൃതി തന്നെയായതിനാൽ അതിൽ ഏതു് ഉപയോഗിച്ചുണ്ടാകുന്ന ബന്ധത്തിന്റെയും ശക്തി ഒന്നു തന്നെയായിരിക്കും. അതിനാൽ B—F ബന്ധങ്ങരം മൂന്നും തുല്യമാനങ്ങളായിരിക്കും. ഈ വിധത്തിൽ സങ്കര കക്ഷക സങ്കല്പം ഉപയോഗിച്ചു് തന്മാത്രാ ജ്യാമിതിയുടെ പ്രധാന വശങ്ങരം ഒരു സ്വാഭാവിക രീതിയിൽ വ്യാഖ്യാനിക്കാവുന്നതാണു്.

സങ്കരണം ലഭ്യമായ എല്ലാ കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗിച്ചു കൊള്ളണമെന്നില്ല എന്നു് ഓർക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. $sp^2$ കാര്യത്തിൽ മൂന്നാമത്തെ $p$ കക്ഷകം $sp^2$ തലത്തിനു് ലംബമായി വിന്യസിക്കപ്പെട്ടു് മാററമില്ലാതെ നിൽക്കുന്നു. പൊതുവെ ഇത്തരം കക്ഷകങ്ങരം വീണ്ടുമുള്ള ബന്ധസംഭവനത്തിനു് ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു.

എഥിലീൻ ഇതിനു് നല്ല ഒരു ഉദാഹരണമാണു്.

$$\begin{array}{c} H\!:\!\underset{\cdot\cdot}{C}\!:\;:\!\underset{\cdot\cdot}{C}\!:\!H \\ \;\;H\quad\;\; H \end{array}$$

എഥിലീനിലെ ബന്ധകോണങ്ങൾ 120° യും കാർബണിന്റെ സങ്കരണം $BF_3$ ലേതു പോലെ $sp^2$ ഉമാണ്. ഓരോ കാർബൺ അണുവും രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കളുമായി രണ്ട് ബന്ധങ്ങളും മറേറ കാർബൺ അണുവുമായി




ചിത്രം 4.10 എഥിലീനിലെ σ, π ബന്ധങ്ങൾ

ഒരു ബന്ധവും ഉണ്ടാക്കുകയും മൂന്ന് $sp^2$ കക്ഷകങ്ങളും ഉപയോഗപ്പെടുത്തുകയും ചെയ്യുന്നു. ഓരോ കാർബൺ അണുവിന്മേലും C–H ഉം C–C ഉം ബന്ധങ്ങൾക്കു ലംബമായി ഒരു $p$ കക്ഷകം ബാക്കിയുണ്ട്. ഈ രണ്ടു കക്ഷകങ്ങളും ബാക്കിയുള്ള രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളുമുപയോഗിച്ച് കാർബൺ അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള രണ്ടാമത്തെ ബന്ധം ഉണ്ടാകാവുന്നതാണ്. രണ്ടാമത്തെ ബന്ധത്തിൽ $p$ കക്ഷകങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള അതിവ്യാപനം വ്യത്യസ്തമാണ്; കാരണം അത് ''പാർശ്വത്തിലൂടെ'' നടക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു.

സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങളുടെ ദിശീയ ഗുണധർമങ്ങൾ സരള അണുകക്ഷകങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലെന്നതിനെക്കാൾ നന്നായി സങ്കര കക്ഷകങ്ങളുടെ അതിവ്യാപനത്തെ അടിസ്ഥാനമാക്കി വിവരിച്ചിട്ടുള്ള ധാരാളം ഉദാഹരണങ്ങളിൽ രണ്ടെണ്ണം മാത്രമാണ് ബോറോൺ ട്രൈഫ്ളൂറൈഡും എഥിലീനും.

ഉദാഹരണമായി ഹൈഡ്രജൻ സയനൈഡ്, HCN (മാരകമായ വിഷം) തന്മാത്രയുടെ ജ്യാമിതിയും സഹസംയോജക ബന്ധ വിവരണവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം പരിഗണിക്കാം. ഈ തന്മാത്രയുടെ കുത്തു സൂത്രം H : C : : : N : കാർബണിനു ചുററും രണ്ട് ദിശയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ചാർജ് സാന്ദ്രീകരണം സൂചിപ്പിക്കുന്നു. സ്ഥിര വൈദ്യുത മാതൃക H—C—N വിന്യാസത്തിനു് 180° കോണം പ്രവചിക്കുകയും ചെയ്യും. പരീക്ഷണപരമായി നിർണയിക്കപ്പെട്ട ബന്ധകോണവും ഇതുതന്നെയാണ്.

ഈ ബന്ധം വിശദീകരിക്കുന്നതിനു് കാർബണിൽ വിപരീത ദിശകളിൽ സാന്ദ്രിതമായ രണ്ട് കക്ഷകങ്ങൾ ആവശ്യമാണ്. എങ്കിൽ മാത്രമേ ഹൈഡ്രജനും നൈട്രജനുമായി രണ്ടു ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുവാനുള്ള ഉച്ചതമ അതിവ്യാപനം 180° കോണത്തിൽ നടക്കുകയുള്ളു. ഈ പ്രശ്നത്തിൻെറ ഗണിതപരമായ വിശ്ലേഷണത്തിൽ നിന്നു് ഈ ആവശ്യം നിറവേററുന്നതിനു് ഒരു *s* കക്ഷകവും ഒരു *p* കക്ഷകവും ചേർന്നുള്ള സങ്കരണം വഴി രണ്ട് പുതിയ സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ, —*sp* കക്ഷകങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നു എന്നു കാണാം. പുതിയ കക്ഷകങ്ങൾ ഓരോന്നും പകുതി *s* കക്ഷകത്തിൻെറയും പകുതി *p* കക്ഷകത്തിൻെറയും ഒരു മിശ്രിതമാണ്. നൈട്രജൻെറ അവസ്ഥയും ഇതുപോലെ തന്നെയാണ്. ഇവിടെ രണ്ടാമത്തെ കക്ഷകം ബന്ധസംഭവനത്തിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നില്ല; ഏകാകി യുഗ്മത്തെയാണ് ഉൾക്കൊള്ളുന്നതു്.

പ്രതീക്ഷിച്ച കോണങ്ങളിൽ ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുന്നതിനു് പററിയ സങ്കര കക്ഷകങ്ങളുടെ സംഭവനം കാർബൺ അണുവിൽ രണ്ട് *p* കക്ഷകങ്ങൾ ബാക്കിയാക്കുന്നു. ഇവ തമ്മിൽ തമ്മിലും *sp* ദിശയോടും ലംബകോണത്തിലായിരിക്കും. ഇതുപോലെ തന്നെ രണ്ട് *p* ഇലക്ട്രോണുകൾ നൈട്രജനിലും ബാക്കിയുണ്ട്. ബാക്കിയുള്ള നാല് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് രണ്ട് *p* കക്ഷക ഗണങ്ങളിൽ നിവസിക്കാവുന്നതാണ്; എഥിലീനിലേതുപോലെ പാർശ്വത്തിലൂടെ അതിവ്യാപിച്ചു കൊണ്ട്. അങ്ങിനെ കാർബണിനും നൈട്രജനും ഇടയ്ക്ക് മൂന്നു ബന്ധങ്ങളുണ്ടാകുന്നു. പക്ഷേ ഇവയിലൊന്നിൽ മാത്രമേ സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുകയും നേരിട്ടുള്ള അതിവ്യാപനം നടക്കുകയും ചെയ്യുന്നുള്ളു.

ഈ രണ്ടു തരം സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾക്കും പുറമെ (*sp* ഉം $sp^2$ ഉം) അണുകക്ഷകങ്ങളുടെ വ്യത്യസ്ത മിശ്രണങ്ങളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന മററനേകം സങ്കരണങ്ങളുമുണ്ട്. ഇവയും ദിശീയ സഹസംയോജക ബന്ധങ്ങൾ വിവരിക്കുന്നതിനു്

സാധാരണയായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു. ഉദാഹരണമായി ഒരു $s$ ഉം മൂന്ന് $p$ യും കക്ഷകങ്ങൾ നാല് $sp^3$ കക്ഷകങ്ങളും, രണ്ട് $d$ യും ഒരു $s$ ഉം മൂന്നു $p$ യും കക്ഷകങ്ങൾ ആറ് $d^2sp^3$ സങ്കര കക്ഷകങ്ങളും തരുന്നു. ഇവിടെയുള്ള പൊതു നിയമം താഴെ പറയും പ്രകാരമാണ്. (1) സങ്കര കക്ഷകങ്ങളുടെ എണ്ണം അവയുടെ നിർമാണത്തിന് ഉപയോഗിച്ച അണുകക്ഷകങ്ങളുടേതു തന്നെയായിരിക്കും. (2) ഒരു തരത്തിലുള്ള സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം അവയുടെ സ്പേസിലുള്ള ദിശയിൽ മാത്രമാണ്.

സങ്കീർണമായ ഗണിത പരികലനങ്ങൾ കൂടാതെ ഒരു കൂട്ടം സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള കോണം പ്രവചിക്കുന്നതിന് എളുപ്പമാർഗങ്ങളൊന്നുമില്ല. അതിനാൽ ആരംഭ വിദ്യാർഥികൾക്ക് കക്ഷകങ്ങളുടെ ജ്യാമിതി ഓർക്കുക മാത്രമേ നിവൃത്തിയുള്ളു. സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ സ്പേസിലെ ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിൽ അണു കക്ഷകങ്ങളെക്കാൾ കൂടുതൽ സാന്ദ്രിതമായിരിക്കുന്നു എന്നതാണ് ഈ രണ്ടു തരം കക്ഷകങ്ങളും തമ്മിലുള്ള പ്രധാന വ്യത്യാസം. സങ്കര കക്ഷകങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ജ്യാമിതീയ ബന്ധവും വ്യത്യസ്തമാണ്. പട്ടിക 4.7 ൽ ധാരാളം സങ്കര കക്ഷകങ്ങളും അവയുടെ സാമാന്യ ജ്യാമിതിയും കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. അതിവ്യാപന ബലം എന്നതിന് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സംഖ്യകൾ കക്ഷകങ്ങളുടെ ഒരു ദിശയിലുള്ള ആപേക്ഷിക സാന്ദ്രതയുടെ അളവു നൽകുന്നു.

പട്ടിക 4.7 സങ്കരകക്ഷകങ്ങൾ

| | കക്ഷക സംഖ്യ | ജ്യാമിതി | അതിവ്യാപന ബലം |
|---|---|---|---|
| $sp$ | 2 | രേഖീയം | 1.932 |
| $sp^2$ | 3 | സമതലീയം, 120° | 1.991 |
| $sp^3$ | 4 | ചതുഷ്ഫലകീയം | 2·000 |
| $dsp^2$ | 4 | സമചതുരതലീയം | 2·694 |
| $dsp^3$ | 5 | ത്രിഭുജ ദ്വിപിരമിഡീയം | മാറുന്നു |
| $d^2sp^3$ | 6 | അഷ്ടഫലകീയം | 2·923 |
| $s$ | 1 | – | 1·000 |
| $p$ | 3 | – | 1 732 |

ധാരാളം തന്മാത്രകളിലെയും അയോണുകളിലെയും സങ്കരണത്തിന്റെ ഉദാഹരണങ്ങൾ പട്ടിക 4.8 ൽ കൊടുത്തിട്ടുണ്ട്. ഇവയിൽ ചിലതിന്റെ കുത്തു സൂത്രങ്ങൾ എഴുതി സങ്കരണ തരവും പട്ടിക 4.5 ൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ള ബന്ധകോണങ്ങളും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം മനസ്സിലാക്കുന്നതു് നല്ലതാണ്.

### σ ബന്ധവും π ബന്ധവും

ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിൻെറ സമമിതിയിൽ വ്യത്യാസമുള്ള രണ്ടു തരം ബന്ധങ്ങൾ എഥിലീനിൽ (ചിത്രം 4.10) തിരിച്ചറിയുക സാധ്യമാണ്. ബന്ധദിശ അക്ഷമായുള്ള ഒരു സിലിണ്ഡറാകാരസമമിതീയ ഇലക്ട്രോൺ മേഘമാണ് ഏകബന്ധത്തിലെ നേരിട്ടുള്ള അതിവ്യാപനം വഴിയുണ്ടാകുന്നത്. ബന്ധദിശക്കു ലംബമായി, ഇലക്ട്രോൺ മേഘത്തിലൂടെയുള്ള ഒരു ഛേദതലത്തിൽ, ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത തുല്യമായ ബിന്ദുക്കൾ ഒരു വൃത്തത്തിന്മേൽ സ്ഥിതിചെയ്യുമെന്നാണിതർഥമാക്കുന്നത്. ഇത്തരം ബന്ധത്തെ *സിഗ്മ ബന്ധം* എന്നു പറയുകയും ഗ്രീക്കക്ഷരം σ കൊണ്ടു ചുരുക്കിക്കാണിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. പാർശ്വത്തിലൂടെയുള്ള അതിവ്യാപനംവഴി ബന്ധദിശയിൽ സമമിതിതലമുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മേഘമാണുണ്ടാകുന്നത്. തലത്തിനു മീതെയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ മേഘം തലത്തിനു താഴെയുള്ളതിൻെറ പ്രതിഫലനമാണ്. ആ തലത്തിൽ ഇലക്ട്രോൺ ഉണ്ടാകുന്നതിനുള്ള സംഭവ്യത പൂജ്യമാണ്; ഘടകങ്ങളായ *p* കക്ഷകങ്ങൾക്കെന്നപോലെ. ഇത്തരമൊരു ബന്ധത്തെ π എന്ന

*പട്ടിക 4.8 ചില സാധാരണ സ്പീഷീസുകളിലെ സങ്കരണം.*

| | |
|---|---|
| *sp* | $CO, \underline{C}O_2, \underline{C}_2H_2, \underline{N}_2, H\underline{C}N, \underline{CN}^-, \underline{N}_3^-$ |
| *sp*² | $\underline{S}O_3, \underline{S}O_2, \underline{B}Cl_3, \underline{C}_2H_4, H_2\underline{C}O, \underline{C}H_3^+, CH_3COOH, \underline{N}O_3^-, \underline{C}O_3^{--}$ |
| *sp*³ | $\underline{N}H_3, \underline{N}H_4^+, \underline{C}H_4, \underline{C}H_3^-, \underline{C}_2H_6, \underline{Cl}O_3^-, \underline{Cl}O_4^-, \underline{B}F_4^-, \underline{S}O_4^{--}$ |
| *dsp*³ | $\underline{P}F_5, \underline{P}Cl_5, \underline{S}Cl_4, \underline{Cl}F_3$ |
| *d*²*sp*³ | $\underline{P}F_6^-, \underline{S}F_6, \underline{Al}F_6^{---}, H_5\underline{I}O_6$ |

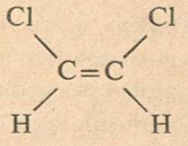
പ്രതീകംകൊണ്ടു സൂചിപ്പിക്കുന്ന *പൈ ബന്ധം* എന്നു പറയുന്നു. അപ്പോൾ എഥിലീനിൽ ഹൈഡ്രജൻ അണുക്കൾ σ ബന്ധങ്ങൾ കൊണ്ടും കാർബൺ അണുക്കൾ ഒരു σ ബന്ധവും ഒരു π ബന്ധവും കൊണ്ടും ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. C − C ബന്ധബലം 83 കി. കലോറി മോൾ$^{-1}$ ആണ്. C = C ബന്ധം 146 കി. കലോറി മോൾ$^{-1}$ ഉം; C − C ബലത്തിൻെറ ഇരട്ടിയേക്കാൾ കുറവ്. അധികമായ π ബന്ധം ഉണ്ടാകുന്നതുവഴി ഉള്ള ഊർജത്താഴ്ച, ആദ്യത്തെ ബന്ധം മൂലമുള്ള അത്രക്കില്ല. ഇതു് π ബന്ധത്തിൻെറ കുറഞ്ഞ അതിവ്യാപനം മൂലമായിരിക്കാം. പൊതുവിൽ പറഞ്ഞാൽ രണ്ടണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള ആദ്യത്തെ ബന്ധം എപ്പോഴും σ ബന്ധമായിരിക്കും.

### നിയന്ത്രിതഘൂർണനം

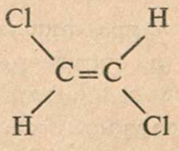
*p* കക്ഷകങ്ങൾ പരസ്പരം സമാന്തരങ്ങളാവുമ്പോഴാണ് π ബന്ധത്തിൽ ഏററവും അധികം അതിവ്യാപനം സാധ്യമാകുന്നതെന്നു് മനസ്സിലാക്കാൻ

കഴിയും. ബന്ധദിശയെ ആധാരമാക്കിയുള്ള ഈ കക്ഷകങ്ങളുടെ ഏതു ഘൂർണ്ണനവും അതിവ്യാപനം കുറക്കും. $p$ കക്ഷകങ്ങളുടെ ദിശ $\sigma$ ബന്ധതലത്തിന് ലംബകോണത്തിൽ ആയതിനാൽ ഏററവും അധികം $\pi$ അതിവ്യാപനത്തോടു കൂടിയ, എഥിലീനിൻെറ ഏററവും സ്ഥിരമായ വിന്യാസം $\sigma$ ബന്ധതലങ്ങൾ സംപതിക്കുമ്പോഴാണുണ്ടാകുന്നതു്. മററൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ തന്മാത്രയിലെ എല്ലാ അണുക്കളും ഒരേ തരത്തിലായിരിക്കണം. എഥിലീനിന്റെ കാര്യത്തിൽ ഇതു ശരിയാണുതാനും. രണ്ടു $CH_2$ പകുതികളെ $C = C$ ആധാരമാക്കി തിരിച്ചാൽ സ്ഥിതിജ ഊർജത്തിൽ വർധനയുണ്ടാകുന്നു എന്നു് പരീക്ഷണങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. എഥിലീനിൽ നിയന്ത്രിത ഘൂർണ്ണനമുണ്ടു്. ശുദ്ധമായ $\sigma$ ബന്ധങ്ങളെ ആധാരമാക്കിയുള്ള തിരിയൽ ഇതുപോലെ നിയന്ത്രിതമല്ല.

എഥിലീൻ പോലുള്ള ഒരു യൗഗികത്തിലെ തലീയജ്യാമിതിയും നിയന്ത്രിത ഘൂർണ്ണനവും ജ്യാമിതീയ ഐസോമറുകളുടെ നിലനിൽപ്പ് സാധ്യമാക്കുന്നു. ഇവ ഒരേ സൂത്രവും ഒരേതരം ബന്ധങ്ങളും ഉള്ള, ജ്യാമിതീയ വിന്യാസത്തിൽ മാത്രം വ്യത്യസ്തമായ യൗഗികങ്ങളാണ്. ഈ രണ്ടു് ഐസോമറുകളും തമ്മിൽ മാററുക സാധ്യമല്ല; കാരണം ദ്വിബന്ധത്തെ ആധാരമാക്കി തിരിയാൻ കഴിയുകയില്ല.



*സിസ്* ഡൈക്ലോറോഎഥിലീൻ



*ട്രാൻസ്* ഡൈക്ലോറോഎഥിലീൻ

ബഹുബന്ധപരിധി

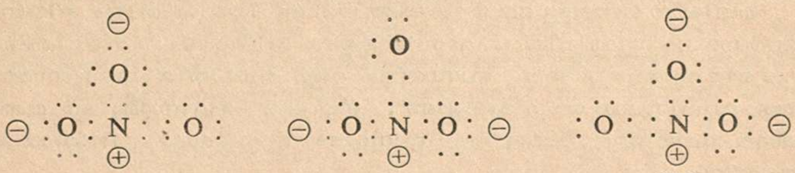
$\sigma$ ബന്ധവും $\pi$ ബന്ധവും തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം രണ്ടണുക്കൾ തമ്മിൽ ഒരേ സമയത്തുണ്ടാക്കാവുന്ന ബന്ധങ്ങളുടെ എണ്ണത്തിലെ നിയന്ത്രണങ്ങൾ വ്യക്തമാക്കുന്നു. ഒരു $\sigma$ ബന്ധമേ ഉണ്ടാകാൻ കഴിയൂ. ആദ്യത്തെ ബന്ധം കാരണം സാന്ദ്രമായ നിറഞ്ഞ സ്പേസിലേക്കാണ് രണ്ടാമത്തെ ബന്ധത്തിൻെറ ഇലക്ട്രോണുകളെ കൊണ്ടുവരേണ്ടതു് എന്നതാണിതിനു കാരണം. പക്ഷേ രണ്ടു $\pi$ ബന്ധങ്ങൾ സാധ്യമാണ്. ആദ്യത്തെ ബന്ധം ഉപയോഗിക്കാതെ വിട്ട പ്രദേശത്തു് രണ്ടാമത്തെ ബന്ധത്തിൻെറ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കു് കഴിയാം എന്നതുകൊണ്ടാണിതു സാധ്യമാകുന്നതു് (ആദ്യബന്ധത്തിനു് ലംബദിശയിൽ $p$ കക്ഷകങ്ങൾ അതിവ്യാപിച്ചുകൊണ്ടു്). ഇത്രയുമായാൽ ബന്ധപ്രദേശം ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ടു പൂരിതമാകുന്നു; ശരിയായ സമമിതിയോടുകൂടിയ ഒരിലക്ട്രോണും ബാക്കിയില്ലതാനും. ഒരു ജോഡി അണുക്കൾ തമ്മിലുള്ള ആകെ ബന്ധങ്ങളുടെ ഉയർന്നപരിധി മൂന്നു് ആണ്.

## അനുനാദവും ഇലക്ട്രോൺ വിസ്ഥാനീകരണവും

ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മനവും പങ്കുവെക്കലും ഒരൊററവഴിക്ക മാത്രം സാധ്യമായ ഉദാഹരണങ്ങൾ മാത്രമുപയോഗിച്ചാണ് ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മനം ചർച്ചചെയ്തതും കുത്തു സൂത്രങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് അവ വ്യാഖ്യാനിച്ചതും. എല്ലായ്പോഴും സ്ഥിതി ഇതല്ല.

### അനുനാദം

നൈട്രേററ് അയോണിൻെറ കുത്തു സൂത്രങ്ങൾ പരിഗണിക്കാം. ഈ അയോണിലെ ഇരുപത്തിനാല് ഇലക്ട്രോണുകൾ യുഗ്മിതമാകാവുന്ന ധാരാളം വഴികളുണ്ട്. ചാർജോടുകൂടിയ സൂത്രങ്ങൾ താഴെ കൊടുക്കുന്നു.



I II III

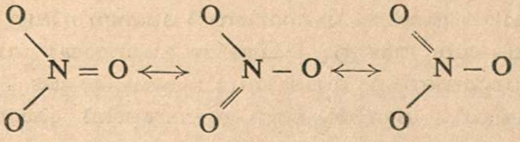
ഒരേ എണ്ണം ബന്ധങ്ങളും ഒരേ തലീയ ജ്യാമിതിയും പ്രവചിക്കാവുന്നതുകൊണ്ട് ഈ സൂത്രങ്ങളെല്ലാം തുല്യമാനങ്ങളാണ്. പക്ഷേ ഓരോന്നിലും ദ്വിബന്ധിതമായ ഓക്സിജൻ അണു വ്യത്യസ്തമാണ്. ഇവയിൽ ഏതെങ്കിലുമൊരു സൂത്രം മററുള്ളവയെക്കാൾ നന്നായി നൈട്രേററ് അയോണിനെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു എന്നു പറയുന്നതിൽ അർഥമില്ല. വാസ്തവത്തിൽ ഇവയിൽ ഒരു സൂത്രവും പൂർണമല്ല. കാരണം $NO_3^-$ യിലെ എല്ലാ ഓക്സിജൻ അണുക്കളും രാസപരമായി തുല്യമാനങ്ങളാണ്. എന്നാൽ ഈ സൂത്രങ്ങളിലെല്ലാം ഒരു ഓക്സിജൻ അണു മററു രണ്ടെണ്ണത്തിൽ നിന്നും വ്യത്യസ്തമാണ്.

നൈട്രേററ് അയോണിലെ ഓക്സിജൻ അണുക്കളുടെ നിരീക്ഷിതമായ തുല്യമാന സ്വഭാവം വിശദീകരിക്കുന്നതിനു വേണ്ടി കുത്തുസൂത്രങ്ങളുടെ അർഥം മാറേറണ്ടിയിരിക്കുന്നു. അല്ലെങ്കിൽ തന്മാത്രാഘടനയിലെ പ്രധാന സംഗതികൾ വ്യാഖ്യാനിക്കുന്നതിലുള്ള അവയുടെ ഉപയോഗം തള്ളിക്കളയേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. കുത്തുസൂത്രങ്ങളുടെ മററുതരത്തിലുള്ള പ്രയോജനങ്ങൾ കണക്കിലെടുത്ത് ആദ്യം പറഞ്ഞ മാർഗമാണ് സ്വീകരിക്കുന്നത്.

ഓരോ സൂത്രവും നൈട്രേററ് അയോൺ ഘടനയുടെ ചില വശങ്ങൾ മാത്രമേ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നുള്ളുവെന്നും ഈ വശങ്ങളുടെയെല്ലാം അധ്യാരോപണം നൈട്രേററ് അയോണിൻെറ ശരിയായ ആശയം തരുമെന്നും വിചാരിച്ചാൽ കുത്തുസൂത്രം ഇനിയും നിലനിർത്താവുന്നതാണ്. ഈ മൂന്നു സൂത്രങ്ങളും (I, II, III)

തുല്യഅളവിലാണെങ്കിൽ ഒരു പ്രത്യേക നൈട്രജൻ-ഓക്സിജൻ ബന്ധത്തിന് ഫലത്തിൽ മൂന്നിലൊന്ന് ദ്വിബന്ധസ്വഭാവമുണ്ടായിരിക്കും. ഈ മൂന്നു സൂത്രങ്ങളിൽ ഒന്നിൽ മാത്രമേ ഈ പ്രത്യേക ഓക്സിജനുമായി ദ്വിബന്ധമുള്ളു. അതുപോലെ ഒരു പ്രത്യേക ഓക്സിജൻ അണുവിന് മൂന്നിൽ രണ്ട് ഋണചാർജ് ഉണ്ടായിരിക്കും. കാരണം മൂന്നിൽ രണ്ടു സൂത്രങ്ങളിലും ഈ ഓക്സിജൻ അണുവിന്മേൽ $-1$ ചാർജ് ഉണ്ട്. എല്ലാ സൂത്രങ്ങളിലും നൈട്രജന് $+1$ ചാർജ് ഉള്ളതിനാൽ നൈട്രജൻ അണുവിന് $+1$ ചാർജ് ഉണ്ടായിരിക്കും. ഈ കാഴ്ചപ്പാട് എല്ലാ ഓക്സിജൻ അണുക്കളെയും ഒരുപോലെയാക്കുകയും $N-O$ ബന്ധദൂരം ഏകബന്ധത്തിനും ദ്വിബന്ധത്തിനും പ്രതീക്ഷിക്കപ്പെടുന്നവയുടെ ഇടക്കുള്ളതായിരിക്കുമെന്നു പ്രവചിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. നൈട്രേററുകളിൽ ഇതു വാസ്തവമാണുതാനും.

ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മനത്തിന്റെ (കുത്തുസൂത്രം) വിവിധ വ്യവസ്ഥകളുപയോഗിച്ചുകൊണ്ടുള്ള തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഘടനാവിവരണമാണ് *അനുനാദം*. ഓരോ വ്യവസ്ഥയുടെയും സവിശേഷതകൾ അവസാനവിവരണത്തിലേക്കു സംഭാവന ചെയ്യുന്നു. ഒററയൊററയായ യുഗ്മനമാതൃകകളെ അനുനാദഘടനകളെന്നു പറയുന്നു. അനുനാദ ഘടനകൾ തന്മാത്രകളുടെ ഭാഗിക സങ്കൽപങ്ങളാണ്. മററെല്ലാ പ്രസക്ത അനുനാദഘടനകളുമായും സംയോജിക്കുമ്പോൾ മാത്രമേ ഇവയ്ക്ക് ഭൗതിക അർഥം ഉണ്ടാകുന്നുള്ളു. നൈട്രേററ് അയോണിന് അപ്പോൾ ഇങ്ങിനെ എഴുതാം.



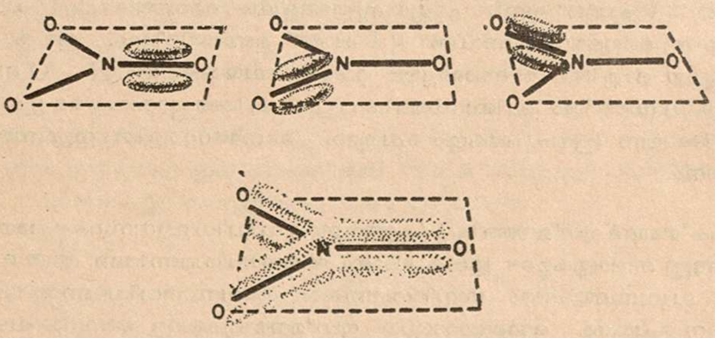
ബന്ധങ്ങൾ വരകൾകൊണ്ടു സൂചിപ്പിച്ചും അനുനാദഘടനകൾ തമ്മിൽ അമ്പുകൾ കൊണ്ടു യോജിപ്പിച്ചുമാണിതെഴുതിയിരിക്കുന്നത്.

### ഇലക്ട്രോൺ വിസ്ഥാനീകരണം

ചിത്രം 4.11 ൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ളതുപോലുള്ള $NO_3$ യിലെ പ്രതീക്ഷിത ഇലക്ട്രോൺ വിതരണത്തിന്റെ ചൈത്രീകമായ പ്രതിനിധീകരണം നോക്കി മനസ്സിലാക്കുന്നതു നന്നായിരിക്കും. ആദ്യത്തെ മൂന്നു ചിത്രങ്ങളും അനുനാദ ഘടനകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ മേഘങ്ങളെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു. അവയ്ക്ക് യഥാർഥമായ ഭൗതിക അർഥമില്ല. ഇവയുടെ അധ്യാരോപണ ഫലം തന്മാത്രയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. $\pi$ ബന്ധത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ഒരു $N-O$ പ്രദേശത്തേക്കു മാത്രം നിയന്ത്രിതമല്ലെന്നും തന്മാത്രയിലാകമാനം ചലിക്കാൻ സ്വാത

63-73 8

ന്ത്യമുള്ളതാണെന്നും ഇതു സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ഒരു ബന്ധത്തിന്മേൽ സ്ഥാനീകൃതമല്ല; മൂന്നു ബന്ധങ്ങളിന്മേലുമായി വിസ്ഥാനീകൃതമാണ്. ഒന്നിലധികം തരത്തിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മനത്തിന്റെ സ്വാഭാവിക ഫലമാണ് വിസ്ഥാനീകരണം.



ചിത്രം 4.11 $NO_3^-$-ലെ ഇലക്ട്രോൺ വിസ്ഥാനീകരണം

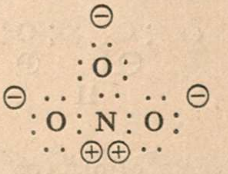
വിസ്ഥാനീകരണത്തിന്റെ സാമാന്യ വ്യവസ്ഥകളെന്തെല്ലാമാണെന്നു ചോദിച്ചേക്കാം. $NO_3^-$ലെ അവസ്ഥ വീണ്ടും പരിഗണിക്കാം. രണ്ടു σ ബന്ധങ്ങളുണ്ടാവുകയും രണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ ഓരോ ഓക്സിജൻ അണുവിലും സ്ഥാനീകൃതമാവുകയും ചെയ്തതിനു ശേഷം ഒരണുവിന്മേൽ ഒന്നെന്ന നിലയ്ക്ക് ആകെ നാലു ഒഴിഞ്ഞ $p$ കക്ഷകങ്ങൾ തന്മാത്രാ തലത്തിനു ലംബമായി ബാക്കിയാകുന്നു. മൂന്നു ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകളും ബാക്കിയുണ്ട്; കക്ഷകങ്ങളുടെ എണ്ണത്തേക്കാൾ ഒന്ന് (ജോഡി) കുറവ്. ഒന്നിൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി ഘടനകൾ എഴുതാവുന്നിടത്തെല്ലാം σ ബന്ധങ്ങളും ഏകാകി യുഗ്മങ്ങളും സ്ഥാനം പിടിച്ചതിനു ശേഷം ബാക്കിയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികളുടെ എണ്ണത്തേക്കാൾ കൂടുതൽ കക്ഷകങ്ങൾ ബാക്കിയുണ്ടായിരിക്കുമെന്നു കാണാം. ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾ ബാക്കിയുള്ള കക്ഷകങ്ങളിലെല്ലാമായി വിസ്ഥാനീകരിക്കപ്പെടുന്നു. ഈ അർത്ഥത്തിൽ ഓക്സിജനിൽ നിന്നുള്ള മൂന്നു $p$ കക്ഷകങ്ങളുടെയും നൈട്രജനിൽ നിന്നുള്ള ഒരു $p$ കക്ഷകത്തിന്റെയും അതിവ്യാപനം വഴിയുണ്ടായ വിസ്ഥാനീകൃത തന്മാത്രാ കക്ഷകങ്ങളിലാണ് $NO_3^-$ യിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നതെന്നു് പറയാം.

ഈ ചിത്രത്തിന്റെ പ്രധാന പ്രയോഗം ലോഹങ്ങളിലുള്ള ബന്ധം വിവരിക്കുന്നതിലാണ്. നാലു കക്ഷകങ്ങൾക്ക് ഒരിലക്ട്രോൺ പ്രതി അണു എന്ന നിലക്കുള്ള സോഡിയം അണു ഉദാഹരണമായെടുക്കാം. ഇവിടെ ഒരിലക്ട്രോൺ ജോഡിയുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ വളരെ അധികം കക്ഷകങ്ങൾ കൂടുതലു

ണ്ടെന്നതു് സ്പഷ്ടമാണ്. ഖര സോഡിയത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ മററു ലോഹങ്ങളിലെന്നപോലെ ലോഹ ക്രിസ്റ്റലിലാകമാനമായി വിസ്ഥാനീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുകയാണ്. ഈ ആശയമുപയോഗിച്ചു് ലോഹങ്ങളുടെ വിദ്യുത് ചാലകത തൃപ്തികരമായി വിശദീകരിക്കാവുന്നതാണ്. ലോഹങ്ങളെക്കുറിച്ചുള്ള വിശദമായ ചർച്ച വിസ്താരഭയത്താൽ ചേർക്കുന്നില്ല.

## അനുനാദ ഘടനകളുടെ ആപേക്ഷിക പ്രാധാന്യം

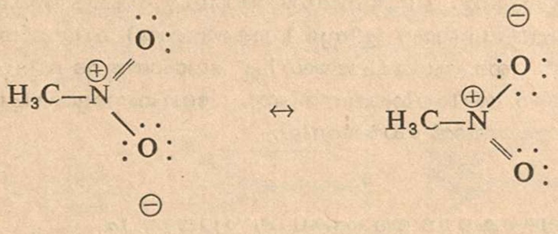
മൊത്തം സംയോജനത്തിൽ പരിഗണനാ വിധേയമാകുന്നതിനു് എല്ലാ ഇലക്ട്രോൺ കുത്തു സൂത്രങ്ങളും (യുഗ്മന വ്യവസ്ഥകൾ) തുല്യമാനങ്ങളായിക്കൊള്ളണമെന്നില്ല. ഉദാഹരണമായി $NO_3^-$ നു് ബഹുബന്ധങ്ങളൊന്നുമില്ലാത്ത ഒരു സൂത്രവും പരിഗണിക്കപ്പെടാം.



തന്മാത്രയുടെ മൊത്തം വിവരണത്തിൽ ഈ അനുനാദഘടനയുടെ സവിശേഷതകളും പരിഗണിക്കപ്പെടും. പക്ഷേ ഇതു് മററു അനുനാദ ഘടനകളുടെ അത്ര പ്രധാനമല്ല. ഉദാഹരണത്തിനു് ശരാശരിയായി കിട്ടാവുന്ന നൈട്രജനിലെ $+2$ ചാർജ് നാലിൽ ഒന്നായി കണക്കാക്കാറില്ല; അതിലും വളരെ കുറവായി മാത്രമെ പരിഗണിക്കപ്പെടാറുള്ളു.

തുല്യമാനങ്ങളല്ലാത്ത സംഭാവനകളുടെ പ്രാമുഖ്യം ശരിയായി കണക്കാക്കുന്നതിനു് പരിമാണാത്മകമായ ഗണിത വിധികളുണ്ടു്. ഗുണാത്മകമായി പറഞ്ഞാൽ ബന്ധങ്ങളുടെ എണ്ണം കുറയുകയും ചാർജ് വേർതിരിയൽ കൂടുകയും അടുത്തടുത്ത അണുക്കളിന്മേൽ ചാർജ് ഉണ്ടായിരിക്കുകയും ചെയ്താൽ ആ യുഗ്മന വ്യവസ്ഥയുടെ പ്രാമുഖ്യം കുറയുന്നു. രാസസ്വഭാവങ്ങൾ ആവശ്യാനുസരണം വ്യാഖ്യാനിക്കുന്ന വിവരണങ്ങളിൽ $NO_3^-$ യിൽ ചെയ്തതു പോലെ വളരെ പ്രധാനമായ അൽപം ഘടനകൾ മാത്രം പരിഗണിച്ചാൽ മതിയാകും.

ഉദാഹരണമായി നൈട്രോ മീഥേൻ, ഏകബന്ധിതമായ സൂത്രങ്ങൾ ഒഴിവാക്കിക്കൊണ്ടു് രണ്ടു് സൂത്രങ്ങൾ കൊണ്ടു പ്രതിനിധീകരിക്കാം.



രണ്ടു സൂത്രങ്ങളും തുല്യമാനങ്ങളായതിനാൽ ഓരോ N–O ബന്ധത്തിലും പകുതി ദ്വിബന്ധ സ്വഭാവമുണ്ടെന്നിതു സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

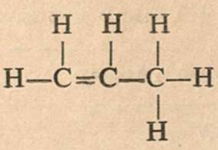
കാർബൺ മോണോക്സൈഡ് താഴെ പറയും പ്രകാരം വിവരിക്കാം.

I II III

ഇതിലെ ആദ്യത്തെ യുഗ്മന വ്യവസ്ഥക്ക് ചാർജില്ല എന്ന മെച്ചമുണ്ട്. രണ്ടാമത്തേതിനു് പ്രതികൂലമായ ചാർജ് ഉണ്ടെങ്കിലും മൂന്നു് ബന്ധങ്ങളുണ്ട് എന്നതുകൊണ്ടതു പരിഹരിക്കപ്പെടുന്നു. മൂന്നാമത്തെ വ്യവസ്ഥ വ്യക്തമായും മററു രണ്ടു വ്യവസ്ഥകളെക്കാളും അപ്രധാനമാണ്; അധികമുള്ള ചാർജ് കൂടുതൽ ബന്ധങ്ങൾ കൊണ്ടു പരിഹൃതമാകുന്നില്ല. കാർബൺ മോണോക്സൈഡ് പ്രധാനമായും ആദ്യത്തെ രണ്ടു തരം ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മനം കൊണ്ട് വിവരിക്കാം. ഈ യുഗ്മന വ്യവസ്ഥകൾ തുല്യപ്രധാനങ്ങളാണോ എന്നു തീർച്ചയാക്കാൻ കഴിയുകയില്ല; പരിമാണാത്മകമായ പരികലനം ആവശ്യമാണ്. എങ്ങിനെയായാലും CO യിൽ കുറെ ത്രിബന്ധ സ്വഭാവവും പ്രതീക്ഷിക്കാവുന്നതാണ്.

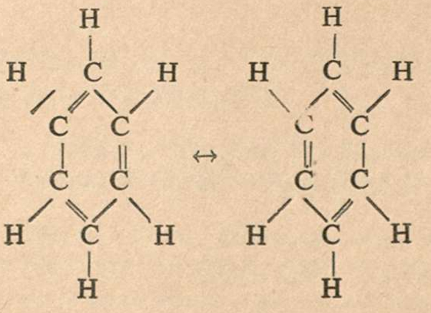
ഊർജ ബന്ധങ്ങൾ

അണുക്കളിൽ നിന്നു് തന്മാത്രയുണ്ടാകുമ്പോൾ മോചിതമാകുന്ന മൊത്തം ഊർജം ഓരോ ബന്ധത്തിൽ നിന്നുമുള്ള വെവ്വേറെ സംഭാവനകൾ ചേർന്നുണ്ടായതാണ് എന്ന സങ്കൽപത്തിന്മേൽ വ്യാഖ്യാനിക്കാവുന്നതാണ്. പട്ടിക 4.9 ൽ ചില ഉദാഹരണങ്ങൾ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. സാമാന്യം കൃത്യമായ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ യുഗ്മന സൂത്രം മാത്രമുള്ളപ്പോൾ ഇപ്രകാരം കണക്കാക്കുന്ന ഊർജങ്ങൾ പരീക്ഷണപരമായ നിർണയങ്ങളുമായി യോജിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിനു് പ്രൊപ്പിലീനിൽ



ആകെ ഊർജം $E=8E_{C-H}+E_{C-C}+E_{C=C}$ ആയിരിക്കും.

ബെൻസീനിലെപ്പോലെ ഒരൊററ ബന്ധസൂത്രം എഴുതാൻ കഴിയാതെ വരുമ്പോൾ



ഒരു സൂത്രത്തെ മാത്രം അടിസ്ഥാനമാക്കി കണക്കാക്കിയ ഊർജം 40 കി. കലോറി/മോൾ കുറവാണ്. ഇതിന്റെ അർത്ഥം C-C ബന്ധത്തിന്മേലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിസ്ഥാനീകരണം സങ്കലന നിയമം തെററാകത്തക്ക വണ്ണം ബന്ധ ഊർജം മാററുന്നു എന്നതാണ്. അനുനാദ വിവരണം പ്രായോഗികമാക്കാവുന്നിടത്തെല്ലാം ബന്ധസംഭവനം കൊണ്ടുണ്ടാകുന്ന ഊർജത്താഴ്ച ഒരു യുഗ്മന സൂത്രത്തെ അടിസ്ഥാനമാക്കി പ്രവചിക്കുവാൻ കഴിയുന്നതിലും കൂടുതലായിരിക്കും എന്നതാണ് പ്രധാന വസ്തുത. വ്യത്യാസം *അനുനാദ ഊർജം* അഥവാ *വിസ്ഥാനീകരണ ഊർജം* എന്നു് അറിയപ്പെടുന്നു. ഈ ഊർജങ്ങൾ തന്മാത്രയെ ഒരൊററ ഇലക്ട്രോൺ കുത്തു സൂത്രവും ബന്ധ ഊർജ സങ്കലനനിയമവും ഉപയോഗിച്ചു വിവരിച്ചതിലുള്ള തെററിന്റെ ഒരു വ്യംജകമാണ്. അങ്ങിനെ അനുനാദ വിവരണം പ്രധാനമാകുന്ന തന്മാത്രകൾ വിചാരിക്കുന്നതിനേക്കാൾ സ്ഥിരത കൂടിയവയാകുന്നു.

അനുനാദം അഥവാ ഇലക്ട്രോൺ വിസ്ഥാനീകരണം വഴിയുണ്ടാകുന്ന സ്ഥിരതാവർധന ധാരാളം രാസപ്രശ്നങ്ങളുടെ ചർച്ചയിൽ പ്രാധാന്യമുള്ളതാണ്. ചായങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ, അൾട്രാവയലററ് അവശോഷണം, ബന്ധ ബലങ്ങൾ, താപസ്ഥിരത, സ്വതന്ത്ര റാഡിക്കൽ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ, പ്രതിപ്രവർത്തന താപങ്ങൾ എന്നിവയും പൊതുവിൽ രാസപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ നിരക്കും ബന്ധപ്പെട്ട രാസ സ്പീഷീസിലെ അനുനാദ സ്ഥിരീകരണം കൊണ്ടു് സ്വാധീനിക്കപ്പെടുന്നു.

പട്ടിക 4.9 ബന്ധ ഊർജങ്ങൾ

| | E കി. (കലോറി/മോൾ) | | E കി. (കലോറി/മോൾ) |
|---|---|---|---|
| C–H | 98.7 | | |
| C–O | 85.5 | C=O | 176 |
| C–C | 82.6 | C=C | 145.8 |

## അധിക വായനയ്ക്കു്


1. Schroedinger, E., "What is Life and Other Scientific Essays", Doubleday Anchor Books, Garden City, N. Y, 1956.

   സാങ്കേതികേതരവും അന്വേഷണപരവുമായ വായിച്ചിരിക്കേണ്ട ലേഖനങ്ങൾ.

2. Herzberg, G., "Atomic Spectra and Atomic Structure," 2nd ed., Dover Publications, New York, 1944.

3. Devault, D. J., "A Method of Teaching the Electronic Structure of the Atom." Journal of Chemical Education 21, 575 (1944).

4. Keller, R. N. "Energy Level Diagrams and Extranuclear Building of the Elements." *J. Chem. Educ.* 39, 289(1962).

   ഇപ്പറഞ്ഞ മൂന്നു റഫറൻസുകൾ അണുവിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയുടെ ഒരു നല്ല ചിത്രം നൽകുന്നു.

5. Rice, O. K., "Electronic Structure and Chemical Binding," McGraw-Hill Book Co., Inc New York, 1940.

   അയോണിക ബന്ധത്തെപ്പറ്റിയുള്ള അധ്യായം പ്രത്യേകിച്ചും ഉപയോഗമുള്ളതാണു്.

6. Wells, A. F., "Structural Inorganic Chemistry," 3rd ed., Oxford University Press, 1961.

   തന്മാത്രാ–ക്രിസ്റ്റൽ ജ്യാമിതികളെക്കുറിച്ചുള്ള വസ്തുതകൾക്കു്

7. Waddington, T. C., "Lattice Energies and Their Significance in Inorganic Chemistry" *in* "Advances in Inorganic Chemistry and Radiochemistry." Vol. I, Academic Press, Inc., New York, 1959.

   ലളിതവും ഉയർന്ന നിലവാരമുള്ളതുമായ ജാലികോർജ പരികലനം—ധാരാളം ഉപയോഗങ്ങൾ.

8. Coulson, C. A., "Valence," Oxford University Press, 1952.

9. Pauling, L., "The Nature of the Chemical Bond," 3rd ed., Cornel University Press, Ithaca, N. Y., 1960.

10. Cartmell, E., and Fowles, G. W. A., "Valency aud Molecular structure," Academic Press, Inc., New York, 1956.

ഇവ സഹസംയോജകബന്ധത്തിന്റെ ആധുനിക സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെ പൊതു റഫറൻസുകളാണ്.

11. Noller C. R. "A Physical Picture of Covalent Bonding and Resonance in Organic Chemistry," *J. Chem. Educ.* 27, 504 (1950).

വ്യക്തമായെഴുതിയ ഒരു ലേഖനം

12. Gillespie, R. J. and Nyholm, R. S."Inorganic Stereochemistry." *Quart Revs. London* 11, 339(1957).

താന്മാത്രാ ജ്യാമിതിയെപ്പററിയുള്ള ഒരു ലേഖനം

13. Demitz, J. D., and Orgel, L. E. "Stereochemistry of Ionic Solids" *in* "Advances in Inorganic Chemistry and Radiochemistry," Vol. 2., Academic Press, Inc., New York, 1960.

പ്രധാനമായും സംക്രമണ ലോഹ യൗഗികങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച്

14. Liehr, A. D., "Molecular orbital, Valence Bond, and Ligand Field," *J. Chem. Educ.* 39, 135 (1962).

വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാ ജ്യാമിതികൾക്കുള്ള തന്മാത്രാ ഊർജനില ആരേഖങ്ങൾ തരുന്നു.

66

# ശബ്ദാവലി

| | |
|---|---|
| അതിവ്യാപനം | overlapping |
| അധ്യാരോപണം | superposition |
| അനുനാദം | resonance |
| അന്യോന്യപ്രവർത്തനം | interaction |
| അപവർജനം | exclusion |
| അഭിലക്ഷണം | characteristic |
| അയോണീകരണം | ionization |
| അവശോഷണം | absorption |
| അവക്ഷയം | decay |
| അഷ്ടകം | octet |
| ആഘൂർണം | moment |
| ആയാമം | amplitude |
| ആവർത്തന നിയമം | periodic law |
| ആവൃത്തി | frequency |
| ഇലക്ട്രോൺ മേഘം | electron cloud |
| ഉദാസീനം | neutral |
| ഉൽപതനം | sublimation |
| ഉൽസർജനം | emission |
| കമ്പനം | vibration |
| കക്ഷകങ്ങൾ | orbitals |
| കക്ഷ്യ | orbit |
| കാലം | period |
| കോഓർഡിന സംഖ്യ | co-ordination number |
| ക്രിയാശീലത | activity |
| ഗതിജ | kinetic |
| ഘടന | structure |
| ചക്രണം | spin |
| ജലയോജനം | hydration |
| ജാലിക | lattice |
| ജ്യാമിതി | geometry |
| തന്മാത്രാകക്ഷകം | molecular orbital |
| തരംഗനീളം | wave length |
| തുല്യാങ്കം | equivalent |
| ത്രിജ്യ | radius |
| ദിഗംശീയ | azimuthal |
| ദ്വിധ്രുവം | dipole |
| ദ്വിമാന | two dimensional |
| ദ്രവ്യമാനം | mass |
| ധാരിത | capacity |
| നിർവാതം | vacuum |
| നിഷ്ക്രിയം | inert |
| പരികല്പന | hypothesis |
| പരിണിതം | resultant |
| പൂരണം | saturation |
| പ്രതീകം | symbol |
| പ്രേരണപ്രഭാവം | inductive effect |
| ബന്ധം | bond |
| ബന്ധകോണം | bond angle |
| ബന്ധബലം | binding force |
| ബന്ധുത | affinity |
| ബഹുബന്ധം | multiple bond |
| ബോംബാർഡനം | bombardment |
| മറയ്ക്കൽ | screening |
| മാധ്യമികം | intermediate |
| വർഗീകരണം | classification |
| വികർഷണം | repulsion |
| വികിരണം | radiation |
| വികൃതം | destorted |
| വിചലനം | variation |
| വിദ്യുത്ഋണത | electronegativity |
| വിദ്യുത്കാന്തിക | electromagnetic |
| വിന്യാസം | configuration |
| വിഭംഗനം | diffraction |
| വിസ്ഥാനീകരണം | delocalization |
| വൈദ്യുതശ്ലേഷണം | electrolysis |
| വ്യംജകം | expression |
| വ്യതിയാനം | deviation |
| വ്യൂഹം | system |
| സംകേന്ദ്രബലം | centripetal force |
| സംഘടനം | composition |
| സംചരണം | propagation |

63-73 9

| | | | |
|---|---|---|---|
| സംഭവനം | formation | സഹസംയോജക | covalant |
| സംഭവ്യത | probability | സാംഖ്യികം | statistics |
| സംയോജനം | combination | സ്ഥിതിജ | potential |
| സംവേഗം | momentum | സ്ഥിരവൈദ്യുത | electrostatic |
| സങ്കരണം | hobridization | സ്ഥിരാങ്കം | constant |

# സൂചിക


അക്ററിനാദീകം 24–25
അപവർജന നിയമം 21
അപൂർണ അഷ്ടകം 64
—, ഉദാഹരണം 64–65
അണുമാത്രക 3–4
അണുരേഖാസ്പെക്ട്രം 12
അണുസ്പെക്ട്ര 11
അതിവ്യാപനം 57–60
അതിവ്യാപന ബലം 93
അനുനാദം 96–98
അനുനാദ ഊർജം 101
അനുനാദ ഘടന, ആപേക്ഷിക
പ്രാധാന്യം 99
അയോണിക ഖരം, സംഭവനം 42
അയോണിക ബന്ധം 30
അയോണിക ത്രിജ്യ, പട്ടിക 47
അയോണിക വലുപ്പം 45
അയോണികസംയോജകത 36
അയോണീകരണ പൊടെൻഷ്യൽ 32
—, പട്ടിക 33
—, ബെറിലിയത്തിൻെറ 34
അയോണീകരണ ബന്ധ സൂത്രങ്ങൾ 31
അഷ്ടകവികസനം 65
ആവർത്തനനിയമം 5
—, പട്ടിക 7
ഇലക്ട്രോൺ അഷ്ടകം 62
ഇലക്ട്രോൺകുത്തുസൂത്രം, 62
—, പട്ടിക 61
ഇലക്ട്രോൺചക്രണം 26
ഇലക്ട്രോൺജോഡികളുടെ
ജ്യാമിതി 84
ഇലക്ട്രോൺബന്ധുത 40
—, പട്ടിക 41
ഇല്ക്ട്രോൺദാനം 66–67
ഇലക്ട്രോൺധാരിത 22
ഇലക്ട്രോൺവിസ്ഥാനീകരണം 97
ഊർജതലആരേഖം, ഹൈഡ്രജൻ അണുവിൻെറ 13
ഊർജനിലയും ഇലക്ട്രോൺ
വിന്യാസവും 21
ഒററ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്ര 68–69
കക്ഷകങ്ങൾ 18
കൂളംനിയമം 8–9
കോഓർഡിനസംഖ്യ 48
ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രം 15
ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ 19–21
—, കാന്തിക 20
—, ചക്രണ 20
—, ദിഗംശീയ 19
—, മുഖ്യ 19
ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടെ
നിയന്ത്രണം 24
ക്രിസ്റ്റൽജാലിക, 44, 48
—, സോഡിയംക്ലോറൈഡ് 44
ക്രിസ്റ്റൽജ്യാമിതി 48
ക്രിസ്ററൽജ്യാമിതി, പട്ടിക 49
ചാർജ്പരിധി 34
ചാർജ്വിതരണം 71
ചുരുക്കെഴുത്ത്, അണുകേന്ദ്രത്തിൻെറ 4
ജലം, വൈദ്യുതശ്ലേഷണം 2
ജാലികഊർജം 45
ജാലികഊർജം, പ്രയോഗങ്ങൾ, 51
—, ആൽക്കലിഹലൈഡുകളുടെ 52
ജാലികഊർജപ്രവണതകൾ 50
—, പട്ടിക 50
ജ്യാമിതീയ ഐസോമറുകൾ 95
തന്മാത്രാകക്ഷകം 56
താരതമ്യം, അയോണികസഹസംയോജകബന്ധങ്ങൾ 78
ത്രിജ്യാനുപാതം, പരിധി 50
ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം 72–75
—, ഹൈഡ്രജൻഹലൈഡുകളുടെ 74
ധ്രുവത, ബന്ധങ്ങളുടെ 72
നിയന്ത്രിത ഘൂർണനം 94
നീൽസ്ബോർ, 15
പൈബന്ധം 94

പൗളി 21
ഫ്ളൂറോഫോം 63
ഫോട്ടോൺ 11
ബഹുബന്ധപരിധി 95
ബന്ധഊർജപട്ടിക 102
ബന്ധങ്ങൾ, ഊർജപരം 100–102
ബന്ധകോണങ്ങൾ 82,
—, പട്ടിക 83
ബന്ധപൂരണം 31
ബന്ധപ്രരൂപങ്ങൾ 28
ബന്ധബലങ്ങൾ 5
ബഹുബന്ധം 69
ബാഹ്യഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം 25
ബോൺ–ഹാബർചക്രം 52
മൗലികകണങ്ങൾ 2–3
—, വിതരണം 3
ലന്ഥാനാദികൾ 24–25
ലന്ഥാനാദിസങ്കോചനം 47
വിചലനം, അയോണീകരണ
പൊട്ടെൻഷ്യൽ 37–40
—, —, കാലത്തിൽ 37
—, —, കുടുംബത്തിൽ 39
—, വിദ്യുത്ഋണതയുടെ 79
വിദ്യുത്ഋണത 76–77
—, പട്ടിക 76
വിദ്യുത്കാന്തികവികിരണം, 10
ഷ്റോഡിംഗർ. ഇ. 17
സംഭവനതാപം, ആൽക്കലി
ഹലൈഡുകളുടെ 52
സങ്കരകക്ഷകങ്ങൾ, പട്ടിക 93
സങ്കരകക്ഷകങ്ങൾ, $sp^2$ 89
സങ്കരണം 87–91
സങ്കരണം, ചില സാധാരണ
സ്പീഷീസുകളിൽ 94
സഹസംയോജകബന്ധം 30, 56–62
—, പരിധി 61
സഹസംയോജകത്രിജ്യ 81
—, പട്ടിക 81
സിഗ്മബന്ധം 94
സ്ഥിതിജഊർജവക്രം, 28
സ്ഥിരവൈദ്യുത മാതൃക 84
സ്ഥിരവൈദ്യുത സിദ്ധാന്തം 8
ഹെയ്സൻബർഗ്, 16
ഹൈഡ്രജൻസയനൈഡ് 92

6438

ഈ പരമ്പരയിലെ മററു ചില ഗ്രന്ഥങ്ങൾ

ഫെൽഡലിൻ-ന്യൂബർഗ്

ചില ജൈവപ്രക്രിയകളുടെ രസതന്ത്രം

റോച്ചൊ

കാർബണിക ലോഹ രസതന്ത്രം

സിസ്‌ലർ

ജലേതര ലായകങ്ങളിലെ രസതന്ത്രം

മോയ്‌ലർ

ലന്ഥാനാദികളുടെ രസതന്ത്രം

ഓഡ്രിസ്കോൾ

വലിയ പോളിമറുകളുടെ പ്രകൃതവും രസതന്ത്രവും

വാൻഡെർവെർഫ്

ആസിഡും, ബേസും, സഹസംയോജകബന്ധത്തിന്റെ രസതന്ത്രവും

...-ഐറിങ്

... രാസഗതികം

...ർമാൻ

...ലെ അടിസ്ഥാനതത്വങ്ങൾ

...ർമാൻ

... സങ്കീർണ യൗഗികങ്ങൾ

...കിഫർ

...നം രസതന്ത്രത്തിൽ

...ഷാ ഇൻസ്റ്റിററ്യൂട്ട്

...വനന്തപുരം

MUNAVVIRUL ISLAM HIGH SCHOOL
COCHIN-11

6438

# ആധുനികരസതന്ത്രം തിരഞ്ഞെടുത്ത ഭാഗങ്ങൾ

670

റിസ്ക്കോവിഷ്

# രാസബന്ധവും തന്മാത്രാജ്യാമിതി