1

പീരിയോഡിക് ടേബിളും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും

ആമുഖം

നിരവധി പരീക്ഷണ പ്രവർത്തനങ്ങളിലൂടെയും അനുമാനങ്ങളിലൂടെയുമാണ് ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള ധാരണ ശാസ്ത്രലോകം വളർത്തിയെടുത്തത്. ആധുനിക പീരിയോഡിക് ടേബിളിന്റെ ആവിഷ്കാരത്തോടെ മൂലകങ്ങളുടെ സവിശേഷതകൾ ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി ലളിതമായി വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞു. പിരിയോഡിക് ടേബിളിൽ മൂലകങ്ങളുടെ ക്രമീകരണവും ഗുണങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള പരസ്പര ബന്ധവും അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെയും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ താഴ്ന്ന ക്ലാസിൽ വിശകലനം ചെയ്തിട്ടുണ്ട്. ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള ആധുനിക സങ്കല്പനങ്ങൾ പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ മൂലക ക്രമീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി വിശദീകരിക്കാനാണ് പത്താംക്ലാസിലെ ഈ പാഠഭാഗം ശ്രമിക്കുന്നത്. ആറ്റത്തിൽ സബ്ഷെല്ലുകളിലായുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ക്രമീകരണവും അതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ വിവിധ ബ്ലോക്കുകളും കുട്ടികൾ ഈ പാഠഭാഗത്തിലൂടെ പരിചയപ്പെടുന്നു.

MODULE WISE PERIOD DISTRIBUTION

ആകെ പീരിയഡ് 10

യൂണിറ്റ് 1

പീരിയോഡിക് ടേബിളും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും

മൊഡ്യൂൾ 1 **പീരിയഡ് 6**

- ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഷെല്ലുകളിൽ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു.
- സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം.
- ക്രോമിയം, കോപ്പർ എന്നിവയിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ പ്രത്യേകത.
- സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും ബ്ലോക്കും.

മൊഡ്യൂൾ 2 **പീരിയഡ് 4**

- സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഗ്രൂപ്പ്, പീരിയഡ് എന്നിവ കണ്ടെത്താം.
  - s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ.
  - p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പറും മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകളും.
  - d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ, d-ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ.
  - f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ.

യൂണിറ്റ് ഫ്രെയിം **ആകെ പീരിയഡ് 10**

ആശയങ്ങൾ/ ധാരണകൾ/പ്രക്രിയാശേഷികൾ	പഠനപ്രവർത്തനങ്ങൾ/തന്ത്രങ്ങൾ	പഠനനേട്ടങ്ങൾ
മൊഡ്യൂൾ 1 **പീരിയഡ് 6** • ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത് വിവിധ ഷെല്ലുകളിലാണ്. • ഷെല്ലുകളിൽ s, p, d, f എന്നിങ്ങനെ സബ്ഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്. • ഉപഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണം ഓരോ ഷെല്ലിന്റെയും ക്രമനമ്പറിനു തുല്യമാണ്. • സബ്ഷെല്ലുകളിലാണ് ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്നത്. • ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് അകലുംതോറും ഷെല്ലുകളിലും സബ്ഷെല്ലുകളിലുമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജനിലയിൽ മാറ്റം വരുന്നു. • ഓരോ പീരിയഡിലും വരുന്ന മൂലക ആറ്റങ്ങളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളെ ഊർജത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു. • അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഓരോ മൂലകത്തിന്റെയും സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതാൻ കഴിയും.	• ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃകയുടെ വിശകലനം, ഐ.സി.റ്റി, പട്ടിക വിശകലനം, വർക്ക്ഷീറ്റ്, ചർച്ച എന്നിവ ഉൾപ്പെടുത്തി സബ്ഷെല്ലുകളെ കുറിച്ചുള്ള ധാരണ കൈവരിക്കുന്നു. • പട്ടിക വിശകലനം, പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൽ, ചർച്ച, ഐ.സി.റ്റി എന്നിവയിലൂടെ സബ്ഷെല്ലുകളിലെ ഊർജക്രമം തിരിച്ചറിയുന്നു. • ഐ.സി.റ്റി, പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൽ, വർക്ക്ഷീറ്റ് ചർച്ച ഇവയിലൂടെ മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുന്നു.	• ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത് ഏതെല്ലാം ഷെല്ലുകളിലാണെന്ന് തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുന്നു. • ഓരോ ഷെല്ലുകളിലുമുള്ള ഉപഷെല്ലുകൾ ഏതെല്ലാമെന്ന് കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു. • സബ്ഷെല്ലുകളിലെ ഊർജക്രമം തിരിച്ചറിഞ്ഞ് ക്രമപ്പെടുത്താൻ കഴിയുന്നു. • ഓരോ സബ്ഷെല്ലിലും ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു. • മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതാൻ കഴിയുന്നു.

യൂണിറ്റ് ഫ്രെയിം

ആകെ പിരിയഡ് 10

ആശയങ്ങൾ/ ധാരണകൾ/പ്രക്രിയാശേഷികൾ	പഠനപ്രവർത്തനങ്ങൾ/തന്ത്രങ്ങൾ	പഠനനേട്ടങ്ങൾ
മൊഡ്യൂൾ 2 **പീരിയഡ് 4** • സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം, ബ്ലോക്ക്, പീരിയഡ്, ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ. • ആറ്റത്തിലെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ മൂലകങ്ങളെ s, p, d, f എന്നിങ്ങനെ 4 ബ്ലോക്കുകളായി തരം തിരിക്കാം. • അവസാനം വന്നുചേരുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഏത് സബ്ഷെല്ലിൽ എന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ് ബ്ലോക്ക് നിർണയിക്കുന്നത്. • സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം വിശകലനം ചെയ്ത് ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, പീരിയഡ് എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ കഴിയും. • s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു. ഇവ ഗ്രൂപ്പിൽ സാദൃശ്യം കാണിക്കുന്നു. • d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു. – വ്യത്യസ്ത ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കാണിക്കുന്നു. – നിറമുള്ള സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. • f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ	• പീരിയോഡിക് ടേബിൾ ഉൾപ്പെടുത്തിയുള്ള ചർച്ച, പട്ടിക വിശകലനം. • വർക്ക്ഷീറ്റ്, ഐ.സി.ടി, പീരിയോഡിക് ടേബിൾ, പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൽ എന്നിവയിലൂടെ വിവിധ ബ്ലോക്കുകൾ, ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, പീരിയഡ് നമ്പർ എന്നിവ ഏതൊക്കെയാണെന്ന് കണ്ടെത്തുന്നു. • ചർച്ച, പട്ടിക വിശകലനം, വർക്ക് ഷീറ്റ് എന്നിവയിലൂടെ പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പിലെ സാദൃശ്യം വിശദമാക്കുന്നു. • ഐ.സി.ടി, ചർച്ച, ലാബിലെ രാസവസ്തുക്കളുടെ നിരീക്ഷണം, പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൽ • പട്ടിക വിശകലനം, പീരിയോഡിക് ടേബിൾ വിശകലനം.	• മൂലകങ്ങൾ ഏതൊക്കെ ബ്ലോക്കുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നുവെന്നു കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു. • മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, പീരിയഡ് നമ്പർ എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു. • d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ചില സംയുക്തങ്ങളിൽ നിന്ന് അവയുടെ വാലൻസി, ഓക്സീകരണാവസ്ഥ, സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു. • f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നു.

മുൻധാരണകൾ

- 8-ാം തരത്തിൽ ആറ്റം, തന്മാത്ര എന്നിവയെക്കുറിച്ച് ധാരണ നേടിയിട്ടുണ്ട്.
- 9 -ാം തരത്തിൽ ആറ്റത്തിലെ മൗലികകണങ്ങൾ, ആറ്റം ഘടന, മൂലകവർഗീകരണത്തിന്റെ പ്രസക്തി, വർഗീകരണ ശ്രമങ്ങൾ, ആധുനിക ആവർത്തന പട്ടിക, ഗ്രൂപ്പ്, പീരിയഡ്, പീരിയോഡിക് പ്രവണത, ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി, അയോണീകരണ ഊർജം എന്നിവയെക്കുറിച്ചും ധാരണയുണ്ട്.

പ്രധാന പ്രവർത്തന രീതികൾ

ഈ യൂണിറ്റിൽ പരീക്ഷണപ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക് സാധ്യത കുറവാണ്. കുട്ടികൾക്ക് ദ്വിമാന തലത്തിലുള്ള ആറ്റം മാതൃകയും, ഷെൽ സങ്കൽപവുമാണ് പരിചിതം. ഇതിൽ നിന്ന് ത്രിമാന തലത്തിലുള്ള സബ്ഷെൽ രീതിയിലേയ്ക്ക് കുട്ടിയുടെ ചിന്തയെ മാറ്റി എടുക്കേണ്ടതായിട്ടുണ്ട്. ഇതിനായി ഐ.സി.റ്റി പരമാവധി ഉപയോഗപ്പെടുത്താം.

പാഠപുസ്തകത്തിലെ പട്ടികയും, സമാന രീതിയിലുള്ള വിവിധ വർക്ക്ഷീറ്റുകളും പരമാവധി ഉപയോഗപ്പെടുത്തി കുട്ടികൾക്ക് സ്വയം അറിവ് നിർമിക്കുവാനുള്ള അവസരം നൽകുന്ന രീതി വളരെ പ്രയോജനകരമായിരിക്കും.

യൂണിറ്റിലേക്ക്...

മൊഡ്യൂൾ 1

ഷെല്ലിൽ നിന്ന് സബ്ഷെൽ സങ്കൽപത്തിലേക്ക് കുട്ടിയെ എത്തിക്കുകയാണ് പ്രധാന ലക്ഷ്യം. ഇതിനായി മുൻധാരണകൾ കുട്ടി നേടിയിട്ടുണ്ട് എന്ന് ഉറപ്പാക്കണം. മുൻധാരണയുടെ അഭാവത്തിൽ ഈ യൂണിറ്റിലെ ആശയങ്ങൾ നേടുവാൻ കുട്ടിക്ക് കഴിയില്ല.

മുൻധാരണ പരിശോധന - ചില മാർഗങ്ങൾ

- അറ്റോമിക നമ്പർ 11 ആയ മൂലകത്തിന്റെ പേരെന്ത്?
- ഇതിന്റെ ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.
- ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ കണ്ടെത്തുക.
- ഏത് പീരിയഡിലാണ് ഈ മൂലകം ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്?

ഇതുപോലെ വ്യക്തിഗതമായ പ്രവർത്തനങ്ങൾ നൽകുകയോ, വർക്ക്ഷീറ്റ് നൽകുകയോ ചെയ്തുകൊണ്ട് വിലയിരുത്തുക.

മുൻധാരണ ലഭിക്കാത്തവർക്കായി ആവശ്യമായ പ്രവർത്തനങ്ങൾ ആസൂത്രണം ചെയ്യുക.

വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ ബോർ ആറ്റം മാതൃകകൾ ചർച്ചയ്ക്ക് വിധേയമാക്കാവുന്നതാണ്.

ന്യൂക്ലിയസ്, ഷെൽ - ആകൃതി, വിവിധഷെല്ലുകൾ, ഓരോ ഷെല്ലുകളിലും ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകൾ, ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം തുടങ്ങിയവ ചർച്ചയിൽ ഉൾപ്പെടുത്തേണ്ടതാണ്.

അധികവിവരത്തിന്

ബോർ ആറ്റം മോഡൽ

റഥർഫോർഡിന്റെ ആറ്റം മാതൃകയുടെ പോരായ്മകൾ തിരുത്തിയാണ് നീൽസ് ബോർ എന്ന ഡാനിഷ് ശാസ്ത്രജ്ഞൻ (1885 – 1962) പ്രസിദ്ധമായ ബോർ ആറ്റം മാതൃക നിർദേശിച്ചത്.

ക്ലാസിക്കൽ ഇലക്ട്രോ മാഗ്നറ്റിക് നിയമമനുസരിച്ച് ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ ഊർജം തുടർച്ചയായി റേഡിയേഷൻ രൂപത്തിൽ പുറത്തുവിടും. ഇങ്ങനെ ഊർജം നഷ്ടപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ യഥാർഥത്തിൽ ന്യൂക്ലിയസിൽ ചെന്നു പതിക്കേണ്ടതാണ്. എന്നാൽ അങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നില്ല. ഇതിന് തൃപ്തികരമായ വിശദീകരണം ലഭിച്ചത് മാക്സ്പ്ലാങ്ക് ആവിഷ്കരിച്ച ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ ആവിർഭാവത്തോടെയാണ്. ഇതിന്റെ ചുവടുപിടിച്ചാണ് നീൽസ്ബോർ തന്റെ പുതിയ ആറ്റം മാതൃക മുന്നോട്ട് വച്ചത്.

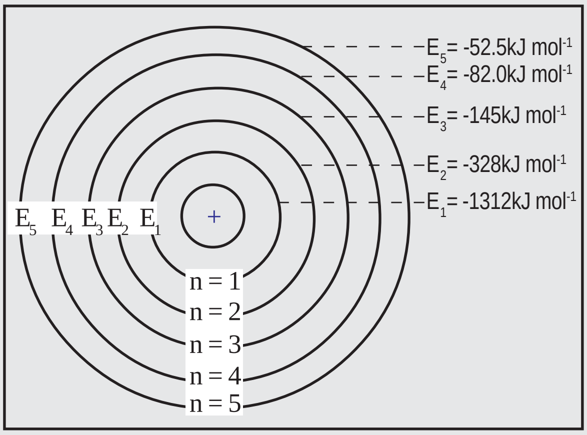
ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തമനുസരിച്ച് വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങൾ (electro magnetic radiation) പുറത്തുവിടുന്നതും ആഗിരണം ചെയ്യുന്നതും പ്രസരിക്കുന്നതും തുടർച്ചയായ ഊർജപ്രവാഹമായല്ല; മറിച്ച് ഊർജത്തിന്റെ ചെറുചെറു പാക്കറ്റുകൾ അഥവാ ക്വാണ്ടങ്ങൾ (quanta) ആയാണ്.

[Radiant energy is not emitted or absorbed continuously but discontinuously in the form of tiny bundles of energy known as quanta]

ഇതുപ്രകാരം ന്യൂക്ലിയസിന് ചുറ്റും ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഏതു പാതയും തിരഞ്ഞെടുക്കാൻ കഴിയില്ല. അവയ്ക്ക് അനുവദനീയമായ ചില സഞ്ചാരപഥങ്ങൾ ഉണ്ട്. അവയിൽക്കൂടി മാത്രമേ സഞ്ചരിക്കാൻ കഴിയൂ. ഈ പഥങ്ങളെ ഓർബിറ്റുകൾ അഥവാ ഷെല്ലുകൾ എന്നു വിളിക്കുന്നു. ഓരോ ഓർബിറ്റിനും ഒരു നിശ്ചിത അളവ് ഊർജമുണ്ടായിരിക്കും. അതിൽക്കൂടി ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണിനും ഒരു നിശ്ചിത ഊർജമുണ്ടെന്നർഥം. അതിനാൽ ഓർബിറ്റുകളെ ഊർജനിലകൾ (energy levels) എന്നും വിളിക്കുന്നു. ഈ ഊർജനിലകളുടെ ഊർജം ക്വാണ്ടം അളവിൽ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നതിനാൽ ഇവയെ quantised energy level എന്നും വിളിക്കാം.

ഒരു ഓർബിറ്റിന്റെ ഊർജം എല്ലായ്പ്പോഴും സ്ഥിരമായിരിക്കും. എന്നാൽ ഓരോന്നിന്റെയും ഊർജം മറ്റുള്ളവയിൽ നിന്നും വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും. ഇത്തരം നിശ്ചിത ഓർബിറ്റിൽ കൂടി ഇലക്ട്രോൺ സഞ്ചരിക്കുമ്പോൾ അവയ്ക്ക് ഊർജം ലഭിക്കുകയോ നഷ്ടപ്പെടുകയോ ചെയ്യുന്നില്ല. എന്നാൽ ചില പ്രത്യേക സാഹചര്യങ്ങളിൽ ഒരു ഓർബിറ്റിൽ നിന്നും മറ്റൊരു ഓർബിറ്റിലേക്ക് ഇലക്ട്രോൺ സംക്രമിച്ചേക്കാം. ഇത്തരം ഘട്ടത്തിൽ ആറ്റം ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്യുകയോ പുറത്തുവിടുകയോ ചെയ്യുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന് ഒരു ആറ്റത്തിലേക്ക് ഊർജം കൊടുക്കുന്നുവെന്നിരിക്കട്ടെ. ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഒരു നിശ്ചിത ക്വാണ്ടം ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്തുകൊണ്ട് അത് സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് ഉയർന്ന ഊർജനിലയുള്ള ഓർബിറ്റിലേക്ക് (excited state)

ചാടുന്നു. താഴ്ന്ന ഊർജനിലയിലേക്കാണ് ഇലക്ട്രോൺ മടങ്ങുന്നതെങ്കിൽ നേരത്തേ ആഗിരണം ചെയ്ത ഊർജം റേഡിയേഷൻ രൂപത്തിൽ ഉത്സർജിക്കുന്നു (emit). താഴ്ന്ന ഊർജനിലയിൽ നിന്ന് ഉയർന്ന ഊർജനിലയിലേക്ക് പോകുമ്പോൾ ഊർജം നൽകണമെന്നുള്ളതുകൊണ്ടുതന്നെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് അകലുന്തോറും ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം കൂടുകയാണ് ചെയ്യുന്നത്.



ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ വിവിധ ഊർജനിലയിലെ ഊർജം ബോർ സമീപനമനുസരിച്ച് ചിത്രീകരിച്ചത് ശ്രദ്ധിക്കുക.

ചില മാതൃകകൾ

$^{35}_{17}Cl$ – ന്റെ ആറ്റം മാതൃക വരയ്ക്കുക.

- ഈ മൂലകത്തിലെ ന്യൂക്ലിയോണുകൾ ഏവ? എത്ര വീതം?
- ഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണം, ഏതെല്ലാം? ഊർജക്രമം.

ധാരണ നേടാത്തവർക്കായി കൂടുതൽ പ്രവർത്തനങ്ങൾ ആസൂത്രണം ചെയ്ത് നടപ്പിലാക്കുക.

പട്ടിക 1.1. പൂർത്തിയാക്കുക.

മൂലകം	ഷെല്ലുകൾ		
	K	*L*	*M*
$_{11}Na$	2	8	1
$_{18}Ar$	2	8	8

തുടർന്ന് $_{19}K$ or $_{20}Ca$ - ന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുവാൻ കുട്ടികൾക്ക് അവസരം നൽകുക. $_{19}K$ ന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം 2, 8, 8, 1 ആണെന്ന് കുട്ടികൾക്കറിയാം.

ഈ സന്ദർഭത്തിൽ സബ്ഷെൽ എന്ന ആശയം ചർച്ചയ്ക്ക് വിധേയമാക്കാം.

അധിക വിവരത്തിന്

വേവ് മെക്കാനിക്സ്

ആറ്റത്തിന്റെ ഘടന സംബന്ധിച്ച ആധുനിക സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെ വെളിച്ചത്തിൽ ബോർ മുന്നോട്ടുവച്ച നിശ്ചിത ഓർബിറ്റ് എന്ന സങ്കല്പനത്തിന് നിലനിൽപ്പില്ലാതായി. എന്നാൽ ഊർജനില (energy level) എന്ന ആശയം അംഗീകരിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്തു. ബോർ മാതൃകയെ തുടർന്ന് വേവ് മെക്കാനിക്കൽ മോഡൽ എന്നപേരിൽ പുതിയ ആറ്റം മാതൃക വിഭാവനം ചെയ്യുകയുണ്ടായി. എർവിൻ ഷ്റോഡിംഗർ (Erwin Schrodinger) എന്ന Austrian ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ് ഇതിന്റെ ഉപജ്ഞാതാവ്. വേവ് മെക്കാനിക്സ് തത്ത്വത്തിന് ആധാരമായ ചില വസ്തുതകൾ താഴെക്കൊടുക്കുന്നു.

1. ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ദ്വൈതസ്വഭാവം (Dual Nature of electrons)

ഇലക്ട്രോണുകൾ കണങ്ങളുടെ സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നുവെന്നാണ് ആദ്യകാല പഠനങ്ങൾ സൂചിപ്പിച്ചിരുന്നത്. 1924ൽ ഫ്രഞ്ച് ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ലൂയി ദെ ബ്രോയ് (Lewis de Broglie) ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരേ സമയം തന്നെ കണങ്ങളുടെയും തരംഗത്തിന്റെയും സ്വഭാവം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നുവെന്ന് പറഞ്ഞു. ഇലക്ട്രോൺ പ്രവാഹത്തെ നിക്കൽ ലോഹ ക്രിസ്റ്റലിന്റെ സഹായത്തോടെ പ്രതിഫലിപ്പിക്കുകയും (reflection) പ്രകീർണനം (diffraction) നടത്തുകയും ചെയ്തപ്പോൾ അത് പ്രകാശത്തെപ്പോലെതന്നെ തരംഗസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നുവെന്ന് സി.ജെ ഡേവിസൺ, എൻ.എച്ച് ജർമർ എന്നീ ശാസ്ത്രജ്ഞർ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ പിന്നീട് തെളിയിക്കുകയും ചെയ്തു. ഈ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ തരംഗദൈർഘ്യം നിർണയിക്കാനും ($1.67\ \mathring{A}$) അവർക്കു കഴിഞ്ഞു.

$$(1\ \mathring{A} = 10^{-10} m)$$

2. ഹെയ്സൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വ തത്ത്വം (Heisenberg's Uncertainty Principle)

ഇലക്ട്രോൺ അടക്കമുള്ള സബ് അറ്റോമിക് കണങ്ങൾക്ക് തരംഗസ്വഭാവം കൂടിയുണ്ടെന്ന് അംഗീകരിച്ചതിനോടൊപ്പം ജർമൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ഹെയ്സൻബർഗ് (1927) മറ്റൊരു സിദ്ധാന്തം കൂടി ആവിഷ്കരിച്ചു.

ചലിക്കുന്ന ഒരു സബ്അറ്റോമിക് കണത്തിന്റെ (ഇലക്ട്രോൺ പോലെയുള്ളവ) സ്ഥാനവും പ്രവേഗവും ഒരേ സമയം ഒന്നിച്ച് കൃത്യമായി കണ്ടുപിടിക്കാൻ സാധ്യമല്ല എന്നാണ് ഹെയ്സൺ ബർഗ് കണ്ടെത്തിയത്. ഇതാണ് പ്രസിദ്ധമായ അനിശ്ചിതതത്ത്വം.

(It is not possible to determine simultaneously and precisely both the position and the momentum (or velocity) of a microscopic moving particle).

ഇലക്ട്രോണുകളെ സംബന്ധിച്ചും ഇത് ബാധകമായിരിക്കും. അതിനാൽ ആറ്റത്തിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സ്ഥാനം കണ്ടെത്താൻ ശ്രമിച്ചാൽ പ്രവേഗം അനിശ്ചിതമാകുന്നു. പ്രവേഗം അനിശ്ചിതമായാൽ ഊർജവും അനിശ്ചിതമായി. മറിച്ച്, പ്രവേഗം കൃത്യമായി കാണാൻ ശ്രമിക്കുകയാണെങ്കിൽ അതിന്റെ സ്ഥാനം അനിശ്ചിതമായിരിക്കും. അതിനാൽ ഒരേ സമയം ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗവും സ്ഥാനവും കൃത്യമായി കണക്കാക്കുക അസാധ്യമാണ്.

ഓർബിറ്റലുകൾ (Orbitals)

ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ദ്വൈതസ്വഭാവത്തിന്റെയും അനിശ്ചിതത്വത്തിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ ന്യൂക്ലിയസിനുചുറ്റും ഇലക്ട്രോണുകളെ കാണാൻ സാധ്യതയുള്ള മേഖലയെപ്പറ്റി മാത്രമാണ് പറയാൻ കഴിയുക. ഇലക്ട്രോണുകളെ കാണാൻ ഏറ്റവും കൂടുതൽ സാധ്യതയുള്ള ഇത്തരം മേഖലകളാണ് ഓർബിറ്റലുകൾ. ഓർബിറ്റലുകളുടെ സമുച്ചയമാണ് സബ്ഷെല്ലുകൾ എന്നുപറയാം. ഓരോ മുഖ്യ ഊർജനിലയിലേയും ഉപ ഊർജനിലകളായ സബ് ഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്. s, p, d, f എന്നിങ്ങനെയാണ് സബ്ഷെല്ലുകൾ നാമകരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത്. ഓരോ സബ്ഷെല്ലിലും നിശ്ചിത ആകൃതിയുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട്. s subshell ൽ ഒന്നും p സബ്ഷെല്ലിൽ മൂന്നും d സബ്ഷെല്ലിൽ അഞ്ചും f സബ്ഷെല്ലിൽ ഏഴും ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട്. s സബ്ഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളെ s ഓർബിറ്റൽ, p സബ്ഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളെ p ഓർബിറ്റൽ എന്നിങ്ങനെയും വിളിക്കാറുണ്ട്.

Sub Shell	Spectroscopic Term
s	Sharp
p	Prinicipal
d	Diffuse
f	Fundamental

ഷ്റോഡിംഗർ വേവ് സമവാക്യത്തെ നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ ലഭിക്കുന്ന സാധ്യമായ ക്വാണ്ടം നമ്പറുകൾ ഉപയോഗിച്ച് ഓരോ ഇലക്ട്രോണിന്റെയും ഷെൽ, സബ്ഷെൽ, ഓർബിറ്റൽ എന്നിവ കണ്ടുപിടിക്കാൻ സാധിക്കും.

Quantum number കൾ നാല് തരമുണ്ട്.

1) **Principal Quantum number (n) :**

ഇത് മുഖ്യ ഊർജനിലകളുടെ ഊർജത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. *n* ന്റെ വിലകൾ 1, 2, 3 ... എന്നിങ്ങനെയാണ്.

n = 1 [K shell or First shell] n = 2, [L shell or second shell]

2) **Subsidiary azimnthal quantum number (*l*) or orbital angular momentum quantum number**

azimnthal quantum number വിലകൾ സബ്ഷെല്ലുകളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ***l*** ന് 0 മുതൽ n-1വരെയുള്ള വിലകൾ സാധ്യമാണ്.

ഉദാ: K shell ന്റെ n വില ആണ് 1.

അതിനാൽ ***l*** ന്റെ വില (0 to n - 1) ന്റെ വില പൂജ്യമായിരിക്കും.

അതായത് ***l*** ന് ഒരു വില മാത്രമായതിനാൽ K shell ൽ ഒരു സബ്ഷെൽ മാത്രമേ ഉള്ളൂ. ഇതിനെ 1s സബ്ഷെൽ എന്നു വിളിക്കുന്നു. L shell ൽ 2s, 2p എന്നീ രണ്ടു സബ്ഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്. M shell ൽ 3s, 3p, 3d എന്നീ മൂന്നു സബ്ഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്.

3) Magentic quantum number (m)

ഓരോ ഷെല്ലിലെയും സബ്ഷെല്ലിൽ എത്ര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട് എന്ന് Magentic quantum number വിലകൾ വിശദീകരിക്കുന്നു.

m ന് (2***l*** + 1) വിലകളാണുള്ളത്.

ഇത് -***l*** to +***l*** എന്ന് കണക്കാക്കുന്നു. (പൂജ്യം ഉൾപ്പെടെ) s സബ്ഷെല്ലിന്റെ ***l*** വില 0 ആണ്. അതിനാൽ അതിന്റെ m വിലയും 0 ആണ്. അതുകൊണ്ട് s സബ്ഷെല്ലിൽ ഒരു ഓർബിറ്റൽ മാത്രമേ ഉള്ളൂ.

p സബ്ഷെല്ലിലെ ***l*** ന്റെ വില 1 ആണ്

p subshell ലെ m ന്റെ വിലകൾ -1, 0, 1 എന്നിവയാണ്

അതിനാൽ p subshell ന് മൂന്ന് ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട്. ഇവ p_x, p_y, p_z എന്നിവയാണ്.

4) Spin Quantum number (s) :

ഒരു ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ Spin ആണ് Spin Quantum number വിലകൾ തരുന്നത്. 's' ന് +½ - ½ എന്നീ രണ്ട് വിലകൾ ആണുള്ളത്.

ഉദാഹരണത്തിന് M shell ൽ n = 3

l value 0, 1, 2

l = 0	s subshell	m = 0	one orbital (3s)
l = 1	p subshell	m = -1, 0, 1	p_x, p_y, p_z orbital ($3p_x$, $3p_y$, $3p_z$)
l = 2	d subshell	m = -2, -1, 0,1, 2	$3d_{xy}$, $3d_{xz}$, $3d_{zx}$, $3d_{(x^2-y^2)}$, $3d_{z^2}$

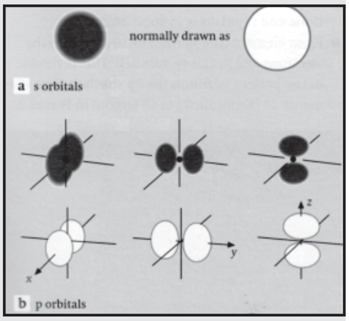
ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ നിറയുന്നതിന്റെ ക്രമം വിവിധ തത്ത്വങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പറയാൻ കഴിയും. ഇതിൽ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒന്ന് ***'ഒരു ഓർബിറ്റലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളിൽ കൂടുതൽ ഉൾക്കൊള്ളാനാവില്ല'*** *എന്നതാണ്* ***– ഇതാണ് Pauli's exclusion principle.***

(Pauli's exclusion principle states that it is impossible for any two electrons in the same atom to have all the four quantum numbers identical. Based on this it can be proved that an orbital can have only 2 electrons).

അതായത്, ഒരു ഓർബിറ്റലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 2 ആണ്. ഒന്നാമത്തെ മുഖ്യഊർജനിലയായ K ഷെല്ലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളുമെന്നതിനാൽ ഇതിൽ ഒരു ഓർബിറ്റൽ മാത്രമായിരിക്കും കാണുക. രണ്ടാമത്തെ മുഖ്യ ഊർജനിലയായ L ഷെല്ലിൽ 8 ഇലക്ട്രോണുകളാണല്ലോ നിറയുന്നത്. ഇതിൽ 4 ഓർബിറ്റലുകൾ അടങ്ങിയിരിക്കും. 3, 4, 5 ഊർജനിലകളിലായി യഥാക്രമം 9, 16, 25 ഓർബിറ്റലുകൾ അടങ്ങിയിരിക്കുമെന്ന് കണക്കാക്കാമല്ലോ.

ഒരു സബ്ഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകൾ തമ്മിൽ ഊർജനിലയിൽ വ്യത്യാസമില്ല. പക്ഷേ, സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ദിശയിലും ആകൃതിയിലും (shape) വ്യത്യാസം ഉണ്ടായിരിക്കും. ഓരോ സബ്ഷെല്ലിലും s, p, d, f ഓർബിറ്റലുകളുടെ സാധ്യമായ എണ്ണം യഥാക്രമം 1, 3, 5, 7 എന്നിങ്ങനെയാണ്. അപ്പോൾ s സബ്ഷെല്ലിൽ 2 ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് (1×2 = 2) സ്ഥാനമുണ്ടായിരിക്കും. p സബ്ഷെല്ലിൽ 6 ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും

(3×2 = 6), d സബ്ഷെല്ലിൽ 10 ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും (5×2 = 10) f സബ്ഷെല്ലിൽ 14 ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും (7×2 = 14) സ്ഥാനമുണ്ടായിരിക്കും.



ഓരോ ഊർജനിലയിലെയും ഏറ്റവും ഊർജം കുറഞ്ഞ സബ്ഷെൽ s ആയിരിക്കും. പിന്നെ p, d, f എന്നിങ്ങനെ കൂടിവരുന്നു. (s < p < d < f) ഒരു സബ്ഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളെ പ്രത്യേകം സൂചിപ്പിക്കണമെങ്കിൽ അതിനായുള്ള സൂചനകളും ഉണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, p സബ്ഷെല്ലിൽ മൂന്ന് ഓർബിറ്റലുകളാണല്ലോ ഉള്ളത്. ഇവയെ p_x, p_y, p_z എന്നിങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം.

*ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ നിറയുന്നതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട മറ്റൊരു പ്രധാന തത്ത്വം ആഫ്ബാ തത്ത്വമാണ് (Aufbau principle). **ഊർജം കൂടുന്ന ക്രമത്തിലാണ് സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ നിറയുന്നതെന്നാണ് ആഫ്ബാ തത്ത്വം പറയുന്നത്.***

(The Aufbau principle states that in the ground state of an atom, the orbital with a lower energy is filled up first before the filling of the orbital with a higher energy commences.

(Aufbau means building up) (German word)

ഇത് വ്യക്തമാക്കുന്ന ചിത്രം പാഠപുസ്തകത്തിൽ നൽകിയിട്ടുണ്ട്.

സബ്ഷെല്ലിനെ കുറിച്ചുള്ള ചർച്ച - സൂചകങ്ങൾ

- പ്രധാന ഊർജനിലകൾ : K, L, M, N etc.
- ബോർമാതൃക; പരിമിതി (കുട്ടികളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ)
- ത്രിമാന മേഖലയിലെ ഇലക്ട്രോൺ സഞ്ചാരം
- Orbitals
- Sub shells

പട്ടിക 1.2, 1.3 പൂർത്തിയാക്കി ഓരോ ഷെല്ലിലുമുള്ള സബ്ഷെല്ലുകൾ ഏതൊക്കെയാണെന്ന് കണ്ടെത്താം.

ക്രോഡീകരിക്കേണ്ടത്

ആറ്റത്തിന്റെ ഒന്നാമത്തെ ഷെല്ലിൽ s സബ്ഷെല്ലും രണ്ടാമത്തെ ഷെല്ലിൽ s, p സബ്ഷെല്ലുകളും മൂന്നാമത്തെ ഷെല്ലിൽ s, p, d സബ്ഷെല്ലുകളും നാലാമത്തെ ഷെല്ലിൽ s, p, d, f എന്നീ സബ് ഷെല്ലുകളുമാണ് ഉള്ളത്. ഓരോ സബ് ഷെല്ലിലും ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം.

$s \rightarrow 2,\ p \rightarrow 6,\ d \rightarrow 10,\ f \rightarrow 14$

സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

ഓരോ ഷെല്ലിലെയും ഊർജം വ്യത്യാസമായതുകൊണ്ട് സബ്ഷെല്ലുകളുടെയും ഊർജം വ്യത്യാസമായിരിക്കും.

ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ സബ്ഷെല്ലുകളിൽ വിന്യസിക്കപ്പെടുമ്പോൾ ഊർജം കുറഞ്ഞ സബ്ഷെല്ലിൽ നിന്ന് കൂടിയതിലേക്ക് ക്രമമായി നിറയുന്നു എന്ന ധാരണ കുട്ടികൾക്ക് ലഭിക്കേണ്ടതാണ്. ഇതിനായി ടെക്സ്റ്റ്ബുക്കിലെ ചിത്രം 1.1 വിശകലനം ചെയ്ത് ഊർജം കൂടി വരുന്ന ക്രമത്തിൽ സബ്ഷെല്ലുകളെ എഴുതിക്കുക.

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < ... എന്നിങ്ങനെ.

ഓരോ സബ്ഷെല്ലുകളിലും ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം പഠിതാവിന് ബോധ്യമാകുന്ന തരത്തിൽ വർക്ക്ഷീറ്റുകൾ നൽകാം. അല്ലെങ്കിൽ പട്ടിക 1.4 പൂർത്തിയാക്കുക.

ഓരോ ഷെല്ലിലെയും സബ്ഷെല്ലുകൾ തിരിച്ചറിയുവാൻ ടെക്സ്റ്റ് ബുക്കിന് പുറമെ വർക്ക്ഷീറ്റുകളും നൽകുമല്ലോ.

ഉദാ:

- 2s എന്നതുകൊണ്ട് എന്തെല്ലാം ആശയങ്ങൾ ലഭിക്കും?

  (രണ്ടാമത്തെ ഷെല്ലിലെ (സെക്കന്റ് ഊർജനിലയിലെ) s സബ്ഷെൽ)
- 3p - ൽ എത്ര ഇലക്ട്രോണുകളെ പരമാവധി ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയും.
- ഈ സബ്ഷെല്ലിനോടൊപ്പം മൂന്നാമത്തെ ഷെല്ലിൽ കാണപ്പെടുന്ന മറ്റ് സബ്ഷെല്ലുകൾ ഏതൊക്കെയായിരിക്കാം?

സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

$_3$Li സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുന്ന രീതി ചർച്ച ചെയ്യുക. ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം വായിക്കുന്ന രീതിയും പരിചയപ്പെടുത്തുക.

തുടർന്ന് പട്ടിക 1.5 പൂർത്തിയാക്കുവാൻ (ഗ്രൂപ്പ് അടിസ്ഥാനത്തിൽ) കുട്ടികൾക്ക് സാധിക്കുമല്ലോ?

ഐ.സി.റ്റി സാധ്യത ഇവിടെ ഉപയോഗപ്പെടുത്താം.

IT @ School KALZIUM

ഇവിടെ ഗ്രൂപ്പ് അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഒരു മത്സരം നടത്തിയാലോ?

- അറ്റോമിക നമ്പർ നൽകി സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതി വായിക്കൽ
- തെറ്റായ സബ്ഷെൽ വിന്യാസം കണ്ടെത്തൽ
- തെറ്റായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ശരിയാക്കൽ
- അപൂർണമായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം പൂർത്തിയാക്കൽ

ഇതുപോലുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങൾ ഗ്രൂപ്പ് മത്സരത്തിന് ഉപയോഗപ്പെടുത്താം.

$_{19}$K ന്റെ ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം 2, 8, 9 എന്നാകാതെ 2, 8, 8,1 ആയത് എന്തുകൊണ്ടാണെന്ന് സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജത്തിന്റെയും ചിത്രം 1.2 ന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഗ്രൂപ്പിൽ ചർച്ച ചെയ്ത് കണ്ടെത്തുവാൻ കഴിയുമല്ലോ.

കൂടുതൽ മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുന്ന പ്രവർത്തനം നൽകാം.

$_{21}Sc$ $_{23}V$ etc.

ഇവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം എഴുതുന്നതിലെ പ്രത്യേകതയും ചർച്ച ചെയ്യേണ്ടതുണ്ട്.

$_{21}Sc$ ന്റെ ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം 2, 8, 9, 2 ആയതും ചർച്ചയ്ക്ക് വിധേയമാക്കാം. സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ചുരുക്കി എഴുതുന്ന രീതി പരിശോധിക്കാം.

$_{21}Sc \rightarrow [Ar]\ 3d^1\ 4s^2$

$_{20}Ca \rightarrow [Ar]\ 4s^2$

$_{12}Mg \rightarrow [Ne]\ 3s^2$

$_{27}Co \rightarrow [Ar]\ 3d^7\ 4s^2$

ഈ രീതി ക്ലാസ് റൂമിൽ വിശകലനം ചെയ്യാമല്ലോ.

ക്രോമിയത്തിന്റെയും കോപ്പറിന്റെയും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിലെ പ്രത്യേകത

പകുതി നിറഞ്ഞ സബ്ഷെല്ലുകൾക്കും മുഴുവൻ നിറഞ്ഞ സബ്ഷെല്ലുകൾക്കും കുറഞ്ഞ ഊർജവും ഉയർന്ന സ്ഥിരതയുമായിരിക്കും ഉണ്ടാകുക.

4-ാം പീരിയഡിലെ ചില മൂലകങ്ങളിലെ 4s ൽ നിന്ന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ 3d യിലേക്ക് ഷിഫ്റ്റ് ചെയ്തുകൊണ്ട് $3d^5$ or $3\ d^{10}$ ക്രമീകരണം നടത്തുവാൻ സാധ്യതയുണ്ടെങ്കിൽ ആ ക്രമീകരണം സ്വീകരിക്കും.

ഉദാ: $_{24}Cr \rightarrow [Ar]\ 3d^5\ 4s^2$

$_{29}Cu \rightarrow [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1$

പേജ് 13-ലെ ചോദ്യത്തിന്റെ ഉത്തരം

- 3 ഷെല്ലുകൾ
- 1-ാമത്തെ ഷെല്ലിൽ 1s

2-ാമത്തെ ഷെല്ലിൽ 2s, 2p

3-ാമത്തെ ഷെല്ലിൽ 3s, 3p, 3d എന്നാൽ ഇവിടെ 3s ൽ മാത്രമേ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്നുള്ളൂ.

ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 12.

അറ്റോമിക നമ്പർ 12.

$[Ne]\ 3s^2$ എന്ന് ചുരുക്കി എഴുതാം.

IT @ KALZIUM, TB പീരിയോഡിക് ടേബിൾ എന്നിവയുടെ സഹായത്തോടെ s, p, d, f ബ്ലോക്കുകൾ പരിചയപ്പെടുത്താമല്ലോ. ഈ ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ കണ്ടെത്തുവാൻ വേണ്ടി പട്ടിക 1.7 കുട്ടികൾ പൂർത്തിയാക്കട്ടെ.

മൂലകം	അറ്റോമിക നമ്പർ	സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം	അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടന്ന സബ്ഷെൽ	ബ്ലോക്ക്
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	s	s
Mg	12	$1s\ ...\ 3s^2$	s	s
N	7	$...\ 2p^3$	p	p
Sc	21	$[Ar]\ 3d^14s^2$	d	d

പീരിയോഡിക് ടേബിൾ നോക്കി ബ്ലോക്ക് കണ്ടുപിടിച്ചതിൽ നിന്നും അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടന്ന സബ്ഷെല്ലും ആ മൂലകം ഉൾപ്പെട്ട ബ്ലോക്കും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം കുട്ടികൾ കണ്ടെത്തട്ടെ. കൂടുതൽ മൂലകങ്ങൾ നൽകി ഗ്രൂപ്പിൽ കുട്ടികൾ കണ്ടെത്തുന്ന ബ്ലോക്കുകൾ ശരിയാണോ എന്ന് IT, TB സഹായത്തോടെ അവർ ഉറപ്പു വരുത്തട്ടെ.

കൂടുതൽ ചോദ്യാവലിയുടെയോ, വർക്ക്ഷീറ്റിന്റെയോ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആശയങ്ങൾ ക്രോഡീകരിക്കാം.

ചില ചോദ്യങ്ങൾ:

- മൂലകങ്ങളുടെ അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടന്ന സബ്ഷെല്ലും ബ്ലോക്കും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം എന്ത്?
- ഏതെല്ലാം ഗ്രൂപ്പുകളിൽ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ കാണപ്പെടുന്നു?
- s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ വാലൻസി എത്രയൊക്കെ ആകാം?
- p, d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ ഏതൊക്കെ ഗ്രൂപ്പുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നു?

മൊഡ്യൂൾ 2

സമയം : 3 പീരിയഡ്

സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പിരീയഡ് നമ്പർ കണ്ടെത്തുന്ന രീതി

സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിലെ ഏറ്റവും കൂടിയ ഷെൽ നമ്പറാണ് പിരീയഡ് നമ്പർ.

ഈ ആശയം നേടുവാനായി പട്ടിക 1.8 കുട്ടികൾ പൂർത്തിയാക്കട്ടെ. അവർ കണ്ടെത്തിയ പീരിയഡ് നമ്പർ ശരിയാണോ എന്ന് പീരിയോഡിക് ടേബിൾ നോക്കി ഉറപ്പുവരുത്തുവാൻ അവസരം നൽകുമല്ലോ.

കൂടുതൽ മൂലകങ്ങൾ നൽകി പട്ടിക വിപുലപ്പെടുത്തുവാൻ ശ്രമിക്കേണ്ടതാണ്.

s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ

s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യ s സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണമായിരിക്കും ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ.

s സബ്ഷെല്ലിൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്ന മൂലകങ്ങളാണ് s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളെന്ന് കുട്ടികൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്.

യാന്ത്രികമായി പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കാതെ s ബ്ലോക്കിൽ എത്ര ഗ്രൂപ്പുകൾ കാണുവാൻ സാധ്യതയുണ്ട്, എങ്ങനെ അവയെ തിരിച്ചറിയാം എന്നിങ്ങനെയുള്ള സൂചനകൾ ഉൾപ്പെടുത്തി ചെറിയ ചർച്ചകൾക്ക് ശേഷം പട്ടിക 1.9 പൂർത്തിയാക്കിയാൽ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ കണ്ടെത്തുന്നതിന്റെ യുക്തി കുട്ടിക്ക് ബോധ്യപ്പെടുമല്ലോ.

1-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളായ ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ +1 ഓക്സീകരണാവസ്ഥയും, രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ (ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങൾ) +2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ നേടുവാനുള്ള കാരണം മുൻധാരണകളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചർച്ച ചെയ്ത് ക്രോഡീകരിക്കാമല്ലോ.

ടി.ബി. യിലെ ചോദ്യങ്ങളും വർക്ക്ഷീറ്റുകളും ഉപയോഗപ്പെടുത്താം.

ലാബിൽ ലഭ്യമായ ആൽക്കലികളുടെ ലിറ്റ്മസ് ടെസ്റ്റ് നടത്തുവാൻ കുട്ടികൾക്ക് അവസരം നൽകണം.

പാഠപുസ്തകത്തിൽ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ചില പ്രത്യേകതകൾ നൽകിയിട്ടുണ്ട്. 9-ാം ക്ലാസിൽ പീരിയോഡിക് പ്രവണത കുട്ടികൾ മനസ്സിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. അവയെ പുതിയ സാഹചര്യത്തിൽ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വീണ്ടും ചർച്ച ചെയ്ത് ഓരോ പ്രത്യേകതയുടെയും കാരണം കണ്ടെത്തുവാൻ കഴിയും.

p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ

s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങളാണ്. 13 മുതൽ 18 വരെ ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളാണ് p ബ്ലോക്കിലുള്ളത്.

s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾക്കും, d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾക്കും ശേഷമാണ് PT ൽ വലത് വശത്ത് p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ കാണപ്പെടുന്നത്. s സബ്ഷെല്ലിലും d സബ്ഷെല്ലില്ലും ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം യഥാക്രമം 2, 10 എന്നിങ്ങനെയാണ്. ഇതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ കണ്ടെത്തുന്നത് യുക്തിഭദ്രമായിരിക്കും. ഈ ചർച്ചകൾക്ക് ശേഷം പട്ടിക 1.10 വിശകലനം ചെയ്താൽ ആശയരൂപീകരണം സുഗമമായിരിക്കും.

p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ ഐ.സി.ടി. യുടെ സഹായത്തോടെ കുട്ടികൾ സ്വയം കണ്ടെത്തി പട്ടിക 1.11 പൂർത്തിയാക്കട്ടെ.

മറ്റ് പ്രത്യേകതകൾ ചർച്ച ചെയ്യാം.

- p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളിൽ ഏറ്റവും കൂടുതൽ ക്രിയാശീലത 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്കാണുള്ളതെന്ന് ബാഹ്യ സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ എണ്ണവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി കണ്ടെത്താമല്ലോ. ഇവ p സബ്ഷെൽ പൂർത്തിയാക്കി അഷ്ടക സംവിധാനം നേടാൻ ശ്രമിക്കുന്നതിനാൽ സാധാരണ -1 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ നേടുന്നു. ഇവയ്ക്ക് അലോഹ സ്വഭാവം കൂടുതൽ ആയിരിക്കും.

ലോഹസ്വഭാവം

p സബ്ഷെല്ലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഉള്ളവയാണ് 13-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ. ഇവ മൂന്ന് ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്ന പ്രവണതയുള്ളതിനാൽ +3 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കാണിക്കുന്നു. ഇവയ്ക്ക് ലോഹീയ സ്വഭാവം കൂടുതലാണ്.

p – ബ്ലോക്കിൽ -ve, +ve ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ കാണിക്കുന്ന മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്.

19-ാം പേജിലെ ചോദ്യവിശകലനം.

അറ്റോമിക നമ്പർ 16 ആയ മൂലകത്തിന്റെ

- സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ : 16
- പീരിയഡ് നമ്പർ : 3
- ബ്ലോക്ക് : p

  വാലൻസ് ഷെൽ $3s^2 3p^5$ ആയ മൂലകത്തിന്റെ പൂർണ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- അറ്റോമിക നമ്പർ : 17
- പിരീയഡ് നമ്പർ : 3
- അലോഹ മൂലകം
- വാലൻസി – 1

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ ഗ്രൂപ്പ് 3 മുതൽ 12 വരെ ഉള്ളവയാണ്. ഇടതുവശത്തെ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾക്ക് ശേഷമാണ് പി.ടി. ൽ ഇവയുടെ സ്ഥാനം. ഇവയുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ കണ്ടെത്തുവാൻ ബാഹ്യ s സബ് ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം + d ലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം. എന്നാൽ സ്ഥിരതയ്ക്കായി ചിലപ്പോൾ s ൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ d യിലേക്ക് ഷിഫ്റ്റ് ചെയ്യാറുണ്ട്. അതിനാൽ

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യ s സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും തൊട്ടുമുമ്പുള്ള d സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും കൂട്ടുന്നതിന് തുല്യമായിരിക്കും ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ.

പട്ടിക 1.12 വിശകലനം, ചർച്ച എന്നിവയിലൂടെ ഇവയുടെ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ കണ്ടെത്താം.

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ

- ഇവ സംക്രമണമൂലകങ്ങളാണ്
- ലോഹങ്ങളാണ്
- അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്നത് ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിന് തൊട്ടുമുമ്പുള്ള ഷെല്ലിലാണ്. ഇവ പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ 3 മുതൽ 12 വരെ ഗ്രൂപ്പുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നു.

ഗ്രൂപ്പിൽ മൂലകങ്ങൾ സാദൃശ്യം കാണിക്കുന്നു.

ആറ്റങ്ങളിലെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളാണ് രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്നത്. ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഒരേ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകളായിരിക്കും ഉണ്ടാകുക. ഇത്തരം ചർച്ചയിലൂടെ ഗ്രൂപ്പിലെ സാദൃശ്യ സ്വഭാവം കൂടുതൽ വിശദമാക്കാമല്ലോ.

എന്നാൽ പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങൾ പിരീയഡിൽ സാദൃശ്യം കാണിക്കുമോ? ചർച്ച നടത്താം. തുടർന്ന് പട്ടിക 1.13 വിശകലനം ചെയ്ത് d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ പിരീയഡിൽ സാദൃശ്യം കാണിക്കുവാനുള്ള കാരണം കുട്ടികൾ കണ്ടെത്തട്ടെ. അതുപോലെ ഗ്രൂപ്പിലും.

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ

ഒരു സംയുക്തത്തിലെ ആറ്റങ്ങൾ ഓരോന്നിന്റെയും ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കണ്ടെത്തുന്ന രീതി 9-ാം ക്ലാസിൽ ഉൾപ്പെടുത്തിയതാണ്. ഈ ആശയം കുട്ടി നേടിയെന്ന് ഉറപ്പ് വരുത്തേണ്ടതുണ്ട്.

ഉദാ: NaCl തന്മാത്രയിൽ Cl-ന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ -1 ആണെങ്കിൽ Na ന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എത്രയായിരിക്കും?

വർക്ക്ഷീറ്റ് 1

തന്മാത്ര	തന്മാത്രയിലെ ഒരാറ്റത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ	സംയുക്തത്തിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥകളുടെ ആകെ തുക	മറ്റേ ഘടക ആറ്റത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ
Na_2O	$Na \rightarrow +1$	0	-
HCl	$Cl \rightarrow -1$	0	-

$FeCl_2$, $FeCl_3$ ലെ Fe യുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കണ്ടെത്തി പട്ടിക 1.14 പൂർത്തിയാക്കുക.

സംയുക്തങ്ങൾ	Fe യുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ	Fe യുടെ അയോണുകളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
$FeCl_2$	+2	Fe^{2+}-[Ar]$3d^6$
$FeCl_3$	+3	Fe^{3+}-[Ar]$3d^5$

Fe യുടെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ $FeCl_2$-ൽ +2 ആയതും $FeCl_3$ ൽ +3 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ നേടിയതും പാഠപുസ്തകത്തിൽ നൽകിയ ചർച്ചാസൂചകങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ബോധ്യപ്പെടുമല്ലോ.

സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യ സബ്ഷെല്ലിന്റെയും തൊട്ട് ഉള്ളിലെ d സബ്ഷെല്ലിന്റെയും ഊർജത്തിൽ നേരിയ വ്യത്യാസമേ ഉള്ളൂ. ഇത് ചിത്രം 1.2 ൽ വിശകലനം ചെയ്തതാണ്.

ഇതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ വ്യത്യസ്ത ഓക്സീകരണാവസ്ഥ സ്വീകരിക്കുവാനുള്ള കാരണം കണ്ടെത്താമല്ലോ.

ഈ ചർച്ചയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പട്ടിക 1.15 പൂർത്തിയാക്കാം.

സംയുക്തം	Mn ന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ	സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
$MnCl_2$	+2	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^5$
MnO_2	+4	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^3$
Mn_2O_3	+3	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^4$
Mn_2O_7	+7	$1s^22s^22p^63s^23p^6$

നിറമുള്ള സംയുക്തങ്ങൾ

നിറമുള്ള ലവണങ്ങളിൽ മിക്കവയും സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങളാണ്. അവയിലെ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ അയോണുകളുടെ സാന്നിധ്യമാണ് നിറത്തിന് കാരണമെന്നാണ് ഈ ഭാഗത്തുനിന്ന് ക്രോഡീകരിക്കേണ്ടത്. കോപ്പർ സൾഫേറ്റ്, ഫെറസ് സൾഫേറ്റ് തുടങ്ങിയവയുടെ നിറം കുട്ടികൾക്ക് ലായനികളിൽ നിന്ന് ബോധ്യമാകുമല്ലോ. തുടർന്ന് $MgSO_4$, Na_2SO_4 എന്നിവയുടെ ലായനികൾ നിരീക്ഷിക്കാൻ ആവശ്യപ്പെടുക. ഇതിൽ നിന്ന് സൾഫേറ്റ് (SO_4^{2-}) റാഡിക്കലിന്റെ സാന്നിധ്യമല്ല ലായനിയുടെ നിറത്തിന് കാരണമെന്ന് ബോധ്യമാകും. സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ അയോണുകളുടെ സാന്നിധ്യമാണ് കാരണം എന്ന് തിരിച്ചറിയുകയും ചെയ്യും.

d^0	Sc^{3+}	നിറമില്ല
d^1	Ti^{3+}	പർപ്പിൾ
d^2	V^{3+}	പച്ച
d^3	Cr^{3+}	പച്ച
d^5	Mn^{2+}	പിങ്ക്
d^6	Fe^{2+}	ഇളം പച്ച
d^7	Co^{2+}	പിങ്ക്
d^8	Ni^{2+}	പച്ച
d^9	Cu^{2+}	പച്ച
d^{10}	Zn^{2+}	നിറമില്ല
d^5	Fe^{2+}	മഞ്ഞ

ഐ.സി.ടി. സഹായത്തോടെ കൂടുതൽ ലായനികളുടെ നിറം പരിശോധിക്കുക.

ലായനി	നിറം
$MnCl_2$	നിറമില്ല
$CuSO_4$	നീല
$NiSO_4$	പച്ച
$FeSO_4$	ഇളം പച്ച
$MgSO_4$	നിറമില്ല
$CuCl_2$	നീല കലർന്ന പച്ച
$Co(NO_3)_2$	ഇളം പിങ്ക്

അധിക വിവരത്തിന്

നിറമുള്ള അയോണുകൾ

പല സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെയും സംയുക്തങ്ങൾ ഖരാവസ്ഥയിലോ ലായനി ആയിരിക്കുമ്പോഴോ നിറമുള്ളവയായിരിക്കും.

ഉദാ: Ti^{3+} അയോൺ - പർപ്പിൾ
V^{3+} അയോൺ - പച്ച
Cu^{2+} അയോൺ - നീല
Fe^{2+} അയോൺ - ഇളം പച്ച

ചിലത് നിറമില്ലാത്തതും ഉണ്ട്. ഉദാ: Sc^{3+}, Ti^{4+}, Zn^{2+} മുതലായവ.

d ഓർബിറ്റുകളിലെ ജോഡിചേരാത്ത ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സാന്നിധ്യമാണ് ഇവയുടെ നിറത്തിന് കാരണം. സംയുക്തങ്ങൾ രൂപീകരിക്കുമ്പോൾ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ d സബ്ഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകൾ രണ്ട് വ്യത്യസ്ത ഊർജ നിലകളായി വിഭജിക്കപ്പെടുന്നു. ഈ ഊർജനിലകൾ തമ്മിൽ ഊർജവ്യത്യാസം വളരെ കുറവായിരിക്കും. അതിനാൽ ഒരു ഊർജ നിലയിൽ നിന്ന് അടുത്ത ഊർജനിലയിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണുകളെ ഉത്തേജിപ്പിക്കാൻ ചെറിയ ഊർജം മതിയാവും. ദൃശ്യപ്രകാശത്തിന് ഇത് എളുപ്പം നൽകാൻ കഴിയും. അതിനാൽ സംക്രമണ മൂലക സംയുക്തങ്ങളിലെ d ഇലക്ട്രോണുകൾ ദൃശ്യപ്രകാശത്തിലെ നിറങ്ങളെ ആഗിരണം ചെയ്യുകയും ഒരു ഊർജനിലയിൽ നിന്ന് അടുത്ത ഊർജ നിലയിലേക്ക് ഉത്തേജിപ്പിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലമായാണ് സംക്രമണ മൂലക സംയുക്തങ്ങൾ നിറമുള്ളതായി കാണുന്നത്.

$CuSO_4.5H_2O$ എന്ന സംയുക്തം നീല നിറമായി കാണുവാൻ കാരണം ഇത് ഓറഞ്ച് നിറത്തെ ആഗിരണം ചെയ്യുകയും നീല നിറത്തെ വിസരണം ചെയ്യുകയും ചെയ്യുന്നതു കൊണ്ടാണ്.

Zn, Cd, Hg തുടങ്ങിയ സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ നിറമുള്ള സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നില്ല. (ചില പ്രത്യേക സാഹചര്യങ്ങൾകൊണ്ട് CdS, HgI തുടങ്ങിയ സംയുക്തങ്ങളിൽ നിറം ഉണ്ടാകാം. ഖരാവസ്ഥയിലെ സവിശേഷ സ്വഭാവം കൊണ്ടാണിത്.) കാരണം അവയുടെ d സബ്ഷെല്ലുകൾ പൂർണമായും നിറഞ്ഞവയാണ്. d ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇല്ലാത്തതിനാൽ Sc^{3+}, Ti^{4+} എന്നീ അയോണുകളും നിറമുള്ള സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നില്ല.

Sc^{3+} - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$CdCl_2$ ന് നിറമില്ല

CdS ന് മഞ്ഞനിറമാണ്. ഇതിനു കാരണം S^{2-}ൽ നിന്നും Cd^{2+} ലേക്കുള്ള charge transfer ആണ്.

$KMnO_4$ ലെ Mn -ൽ d സബ്ഷെല്ലിൽ ഇലക്ട്രോൺ ഇല്ല. MnO_4^- ൽ Mn ന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ +7 ആണ്. d സബ്ഷെല്ലിൽ ഇലക്ട്രോൺ ഇല്ലെങ്കിലും കടും പർപ്പിൾ നിറമുണ്ട്. ഇതിന് കാരണം O^{2-} ൽ നിന്നും Mn ലേക്കുള്ള charge transfer ആണ്.

കരിമരുന്ന് പ്രയോഗത്തിൽ കൂടുതലും s-block മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങളാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഇവ തീനാളത്തിന് നിറം കൊടുക്കുന്നു.

സംയുക്തം	നിറം
$Sr(NO_3)_2$	ചുവപ്പ്
LiCl	പർപ്പിൾ ചേർന്ന കടുംചുവപ്പ്
$CaCl_2$	ഇഷ്ടികച്ചുവപ്പ്
NaCl	മഞ്ഞ
$BaCl_2$	പച്ച

നിറം നൽകുവാനായി പെയിന്റ് നിർമാണത്തിൽ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങൾ കൂടുതലായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നുണ്ട്.

f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ

f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളെ പരിചയപ്പെടുത്തുക മാത്രമാണ് ഇവിടെ ചെയ്തിട്ടുള്ളത്. പട്ടികയിൽ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം വിശകലനത്തിനായി മാത്രമാണ് ഉൾപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നത്. കുട്ടികൾ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം ചെയ്യേണ്ടതില്ല. ആറ്റത്തിൽ f സബ്ഷെല്ലിന്റെ സ്ഥാനം പുറത്തുനിന്ന് അകത്തേക്ക് മൂന്നാമത്തേതാണ്. ഇതിനെ antie-penultimate shell എന്നു വിളിക്കാം.

ഉദാ: 6-ാം പിരീയഡിൽ വരുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ 4-ാം ഷെല്ലിലെ f സബ്ഷെല്ലിലായിരിക്കും [(n-2)f] അവസാന ഇലക്ട്രോണുകൾ വന്നു ചേരുക.

4 ബ്ലോക്കുകളിലെയും ജനറൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

s - ns^{1-2}
p - ns^2np^{1-6}
d - $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1,\ 2}$
f - $(n-2)\ f^{\ 1-14}\ (n-1)\ d^{0-1}\ ns^2$

പ്രധാന പഠനനേട്ടങ്ങൾ

TB യിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പഠനനേട്ടങ്ങൾ കുട്ടി കൈവരിച്ചിട്ടുണ്ടോ എന്ന് വിലയിരുത്തുവാൻ ചെക്ക് ലിസ്റ്റ് തയാറാക്കി നൽകാം. ഇതുപോലെ തുടർന്നു വരുന്ന അധ്യായങ്ങളിൽ ക്ലാസ്റൂം അന്തരീക്ഷത്തിന് യോജിക്കുന്ന തരത്തിൽ വിലയിരുത്തൽ സൂചകങ്ങൾ നൽകാൻ ശ്രദ്ധിക്കുമല്ലോ.

വിലയിരുത്താം

1. 1s, 2s, 2p, 3s എന്നീ സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കും.

   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$

2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

   28

   d ബ്ലോക്ക്

   പിരീയഡ് നമ്പർ 4

   ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ 10

3. a) $1s^2 2s^2 2p^7$

   b) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$

   c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^1$

4. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

   b) പിരീയഡ് നമ്പർ 3

   c) YX_3

5. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

   b) ഉണ്ട് (ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കൊപ്പം തൊട്ടുതാഴെയുള്ള d സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോണും രാസപ്രവർത്തനവേളയിൽ ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നു).

   c) $CuCl_2$ or CuCl

6. a) 2d, 3f

   b) 4-ാമത്തെ ഊർജനില മുതലേ f സബ്ഷെൽ ഉണ്ടാകുകയുള്ളൂ. 3-ാമത്തെ ഷെല്ലു മുതലേ d സബ്ഷെൽ തുടങ്ങുകയുള്ളൂ.

തുടർപ്രവർത്തനങ്ങൾ

- 4s-ൽ 1 ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള മൂലകം A
- E
- നിറമുള്ള സംയുക്തം ഉണ്ടാകണം. D, C
- പ്രവർത്തന ശേഷികൂടിയ ലോഹം A
- ക്രിയാശീലത കുറവുള്ള മൂലകം - F
- 4p-ൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്ന മൂലകം - H അറ്റോമിക് നമ്പർ 35

കുട്ടിയുടെ വിലയിരുത്തൽ

ക്രമ നം.	സൂചകം	അതെ	ഇല്ല
1.	ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത് ഏതെല്ലാം ഷെല്ലുകളിലാണെന്ന് തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും.		
2.	ഓരോ ഷെല്ലിലുമുള്ള ഉപഷെല്ലുകൾ ഏതെല്ലാമെന്ന് കണ്ടെത്താൻ സാധിക്കുന്നു.		
3.	ഉപഷെല്ലുകളിലെ ഊർജ്ജക്രമം തിരിച്ചറിഞ്ഞ് ക്രമപ്പെടുത്താൻ കഴിയും		
4.	ഓരോ സബ്ഷെല്ലിലും ഉൾകൊള്ളുവാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.		
5.	മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതാൻ കഴിയും.		
6.	മൂലകങ്ങളുടെ ബ്ലോക്ക് ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, പിരീഡ് നമ്പർ എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.		
7.	s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും.		
8.	d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ചില സംയുക്തങ്ങളിൽ നിന്ന് അവയുടെ വാലൻസി, ഓക്സീകരണാവസ്ഥ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.		
9.	f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.		

ടീച്ചറുടെ വിലയിരുത്തൽ

നം.	സൂചകം	മികച്ചത്	ശരാശരി	മെച്ചപ്പെടേണ്ടത്
1.	ആറ്റത്തിലെ ഇൽക്ട്രോണുകൾ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത് ഏതെല്ലാം ഷെല്ലുകളിലാണെന്ന് വിദ്യാർഥികൾക്ക് കണ്ടെത്താൻ കഴിയുന്നുണ്ട്.			
2.	ഇതിനു സ്വീകരിച്ച പഠനപ്രവർത്തനങ്ങൾ അനുയോജ്യമായിരുന്നു.			
3.	ഓരോ ഷെല്ലിലുമുള്ള ഉപഷെല്ലുകൾ ഏതെല്ലാമാണെന്ന് വിദ്യാർഥികൾ കണ്ടെത്തി, ഊർജക്രമം തിരിച്ചറിഞ്ഞ് ക്രമപ്പെടുത്തുന്നു			
4.	മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ എല്ലാ വിദ്യാർഥികൾക്കും സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതാൻ കഴിയും.			
5.	മൂലകങ്ങളെ ബ്ലോക്ക് അടിസ്ഥാനത്തിൽ തരംതിരിച്ച് അവയുടെ പ്രത്യേകതകൾ കണ്ടെത്താൻ വിദ്യാർഥികൾക്ക് കഴിയുന്നു.			
6.	സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ, പിരീഡ് നമ്പർ എന്നിവ കണ്ടെത്താൻ പ്രയോഗിച്ച പഠനരീതി.			
7.	വിദ്യാർഥികൾക്ക് ഈ പഠനനേട്ടം കൈവരിക്കാൻ കഴിയുന്നുണ്ട്.			
8.	d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകതകൾ വിദ്യാർഥികൾക്ക് തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും.			

ഓരോ അധ്യായത്തിലും ഇത്തരത്തിൽ ടീച്ചറുടെ വിലയിരുത്തൽ നടത്തി കുട്ടികളെ മികച്ച നിലവാരത്തിൽ എത്തിക്കാനായുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങൾ ആസൂത്രണം ചെയ്യുമല്ലോ.