1. தொகுதி மற்றும் அதன் கட்டமைப்பின் விவரங்கள்

கட்டக விவரம்	
பாடத்தின் பெயர்:	வேதியியல்
பாட நிரல்:	வேதியியல் 01 (பதினொன்றாம் வகுப்பு, செமஸ்டர் 01)
கட்டகத்தின் பெயர் / அணு அமைப்பு:	பகுதி 5
கட்டக ஐடி:	kech_10205
கற்கும் முன் தெரிந்திருக்கவேண்டியவை:	ஆர்பிட்டால்கள் குறித்த விவரங்கள், குவாண்டம் எண், அணு எண், மற்றும் s.p, d, f குறியீடுகள் குறித்த விவரங்கள்
குறிக்கோள்கள்:	இந்தக் கட்டகத்தைக் கற்ற பிறகு நீங்கள்: 1. ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்களை விவரிக்கவும் 2. பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவம் மற்றும் ஹூண்டின் விதி பற்றி புரிந்து கொள்ளவும் 3. வெவ்வேறு அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை எழுதவும் 4. முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட மற்றும் சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத்தன்மையைப் பற்றி விவாதிக்கவும் -தேவையான திறன்களைப் பெற்றிருப்பீர்கள்
முக்கியமான வார்த்தைகள்:	மின்னணு கட்டமைப்பு, ஆஃபாவ் கொள்கை, பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவம் மற்றும் ஹூண்டின் விதி, சமஆற்றல், செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை

2. அபிவிருத்தி குழு

பங்கு	பெயர்	இணைப்பு
தேசிய MOOC ஒருங்கிணைப்பாளர் (NMC)	பேராசிரியர் அமரேந்திர பி. பெஹெரா	CIET, NCERT, புது தில்லி

நிரல் ஒருங்கிணைப்பாளர்	டாக்டர் மொஹமட். மாமூர் அலி	CIET, NCERT, புது தில்லி
பாடநெறி ஒருங்கிணைப்பாளர் (சி.சி) / பி.ஐ. பாடநெறி ஒருங்கிணைப்பாளர் / இணை-பி.ஐ.	பேராசிரியர் ஆர்.கே.பராஷர் டாக்டர் ஏரம் கான்	DESM, NCERT, புது தில்லி CIET, NCERT, புது தில்லி
பாட நிபுணர் குழு	டாக்டர் கே கே அரோரா டாக்டர் கே கே சர்மா	ஜாகிர் ஹுசைன் டெல்லி கல்லூரி டெல்லி அரசு கல்லூரி அஜ்மீர்,ராஜஸ்தான்
மறுஆய்வு குழு	டாக்டர். நீதி மிஸ்ரா டாக்டர். ஏரம் கான்	ஆச்சார்ய நரேந்திர தேவ் கல்லூரி, புது தில்லி CIET, NCERT, புது தில்லி
மொழிபெயர்ப்பாளர்	S.V.K.SELVAKUMAR	GRADUATE TEACHER, M.Sc.,B.Ed.,M.PHIL. IN CHEMISTRY

பொருளடக்கம்

1.0 அறிமுகம்
2.0 ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள்
3.0 ஆர்பிட்டால்களை நிரப்புதல்
3.1 ஆஃபா தத்துவம்
3.2 பௌவுலி தவிர்ப்பு தத்துவம்
3.3 ஹூண்ட் விதி (ஹூண்டின் அதிகபட்ச பெருக்க விதி)
3.4 அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு
4.0 முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட மற்றும் சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட துணைக்கூடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை
5.0 பாடச்சுருக்கம்

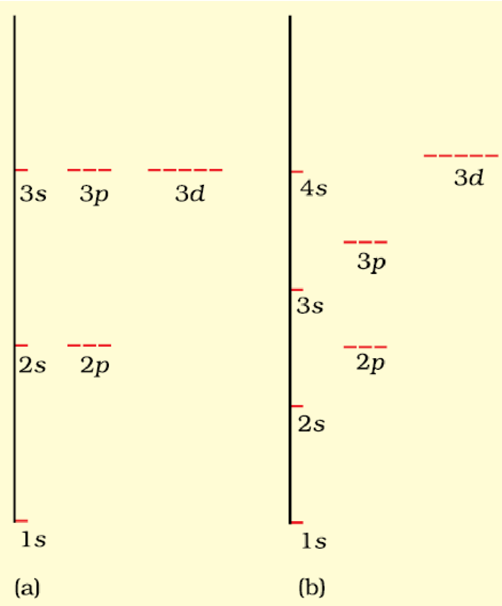
1.0 அறிமுகம்

முந்தைய கட்டகத்தில் நீங்கள் குவாண்டம் எண்கள், அவற்றின் முக்கியத்துவம் மற்றும் வெவ்வேறு ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் ஆகியவை பற்றி படித்தீர்கள். இப்பொழுது நாம் ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள் மற்றும் எந்த விதிகளின் அடிப்படையில் ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுகிறது என்பன பற்றிக் கற்றுக் கொள்ளப்போகிறோம்.

2.0 ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள்

ஹைட்ரஜன் அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரானின் ஆற்றலானது,
முதன்மை குவாண்ட எண்ணால் மட்டுமே தீர்மானிக்கப்படுகிறது.
இதனால் ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் பின்வருமாறு அதிகரிக்கிறது:
1s <2s = 2p <3s = 3p = 3d <4s = 4p = 4d = 4f
இது படம் 1. இல் சித்தரிக்கப்பட்டுள்ளது. 2s மற்றும் 2p ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் வேறுபட்டிருந்தாலும், எலக்ட்ரானின் ஆற்றலானது ஒரே அளவாக உள்ளது, அதாவது, எலக்ட்ரானின் ஆற்றலானது 2s ஆர்பிட்டாலில் இருக்கும் பொழுது எவ்வளவு ஆற்றலைக் கொண்டுள்ளதோ அதே அளவு ஆற்றலை 2p ஆர்பிட்டாலில் இருக்கும் பொழுதும் பெற்றுள்ளது. இது போன்று ஆர்பிட்டால்கள் ஒரே அளவு ஆற்றலைக் கொண்டிருப்பது சம ஆற்றல் என்று அழைக்கப்படுகிறது.ஹைட்ரஜன் அணுவில் உள்ள 1s ஆர்பிட்டால், ஏற்கெனவே கூறியது போல்,அதிக நிலைப்புத்தன்மை நிலைக்கு ஒத்திருக்கிறது, இந்த அதிக நிலைப்புத்தன்மை நிலையானது இயல்பு ஆற்றல் நிலை

என்று அழைக்கப்படுகிறது. மேலும், இந்த ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான் உட்கருவின் மிகவும் வலுவான கட்டுப்பாட்டில் உள்ளது. ஹைட்ரஜன் அணுவில் 2s, 2p அல்லது உயர் ஆற்றல் நிலை ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் இருப்பது கிளர்வுற்ற நிலை எனப்படும்.



படம் 1 எலக்ட்ரான் கூடுகளின் ஆற்றல் நிலை வரைபடங்கள் (அ) ஹைட்ரஜன் அணு மற்றும் (ஆ) பல எலக்ட்ரான் அணு.

ஹைட்ரஜன் அணுவில், ஒத்த முதன்மை குவாண்டம் எண் மதிப்பு கொண்ட ஆர்பிட்டால்கள் வெவ்வேறு கோண உந்தக் குவாண்ட எண்ணிற்கும் ஒரே ஆற்றலைக் கொண்டுள்ளன என்பதை நினைவில் கொள்க. பல எலக்ட்ரான் அணுவில், ஒரே முதன்மைக் குவாண்ட எண் கொண்ட ஆர்பிட்டால்கள் வெவ்வேறு கோண உந்தக் குவாண்டம் எண்களுக்கு வெவ்வேறு ஆற்றல்களைக் கொண்டுள்ளது.

பல எலக்ட்ரான்கள் கொண்ட அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரானின் ஆற்றல், ஹைட்ரஜன் அணுவைப் போல் முதன்மை குவாண்டம் எண்ணை(கூடு) மட்டும் சாராது துணைக் குவாண்டம் எண்ணையும் சேர்த்து சார்ந்துள்ளது (துணைக்கூடு). அதாவது, கொடுக்கப்பட்ட முதன்மை குவாண்டம்

எண்ணில் உள்ள s, p, d, f... அனைத்தும் வேறுபட்டவை ஆற்றல்கள் கொண்டவை. துணைக்கூடுகள் இது போன்று வெவ்வேறு ஆற்றல்களைபெற்றிருப்பதற்கான முக்கிய காரணம் பல எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே உள்ள பரஸ்பர விலக்கு விசையே ஆகும்.

ஹைட்ரஜன் அணுவில் உள்ள ஒரே ஒருமின்னியல் தொடர்பு என்பது அதிலுள்ள எதிர்மின்சுமை எலக்ட்ரானுக்கும் நேர்மின்சுமை அணுக்கருவிற்கும் இடையேய உள்ள கவர்ச்சி விசை மட்டுமே ஆகும்.

பல எலக்ட்ரான்கள் கொண்ட அணுவில், எலக்ட்ரானுக்கும் உட்கருவிற்கும் இடையேயான ஈர்ப்பு விசை மட்டுமல்லாது ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானுக்கும் மற்ற எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே விலக்கு விசையும் காணப்படுகிறது.

இவ்வாறு, பல எலக்ட்ரான் அணுவில், விலக்கு விசையை விட மொத்த கவர்ச்சி விசை அதிகமாக இருப்பதே எலக்ட்ரானின் நிலைப்புத்தன்மைக்கு காரணமாக உள்ளது.

பொதுவாக, வெளிக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரானுக்கும் உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரானுக்கும் இடையேயான விலக்கு விசை இன்றியமையாததாக உள்ளது. நேர்மாறாக, எலக்ட்ரான்களுக்கிடையேயான கவர்ச்சி விசை, உட்கருவின் நேர் மின்சுமை(Ze) அதிகரிக்க அதிகரிக்க அதற்கு இணையாக அதிகரிக்கிறது.

உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் காரணமாக வெளிக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள், அணுக்கருவின் முழுமையான நேர் மின்சுமையை (Ze) உணர்வதில்லை.

இது அணுக்கருவில் உள்ள உள்கூடு எலக்ட்ரான்களின் ஒரு பகுதியை தடுப்பதனால் குறைக்கப்படுகிறது.உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவிற்கும் வெளிக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கிடையேயும் ஒரு கவசம் அல்லது திரைபோல செயல்படுகிறது,இவ் விளைவு திரைமறைப்பு விளைவு அல்லது மறைத்தல் விளைவு என்றழைக்கப்படுகிறது. இதன் விளைவாக வெளிக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களால் உணரப்படும் நிகர மின்சுமை செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை என்று அழைக்கப்படுகிறது(Z^{eff} e).

இதுபோன்று, அணுக்கருவிலிருந்து, வெளிப்புற எலக்ட்ரான்களை உள்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்கள் கவசம் செய்தாலும், அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிக்கும் பொழுது வெளிக்கூடு எலக்ட்ரான்களால் உணரப்படும் கவர்ச்சிவிசையும் அதிகரிக்கவே செய்கிறது.
வேறு விதமாக சொல்வதென்றால், அணு எண்(Z) அதிகரிக்க அதிகரிக்க அணுக்கருவிற்கும் எலக்ட்ரானிற்கும் இடையேயான ஆற்றல் (ஆர்பிட்டால் ஆற்றல்) குறைந்து கொண்டே வருகிறது என்றும் கூறலாம்.

எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி மற்றும் விலக்கு விசை இரண்டும் அது பொதிந்துள்ள கூடு மற்றும் ஆர்பிட்டாலின் வடிவத்தைப் பொறுத்தே அமைந்துள்ளது. உதாரணமாக,கோளவடிவ s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள், p ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களை விட அதிக செயல்திறனுடன் வெளிப்புற எலக்ட்ரான்களை அணுக்கருவிலிருந்து திரைமறைப்பு செய்கின்றன.

அதேபோல், p ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களும், d ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களை விட அதிக செயல்திறனுடன் திரைமறைப்பு செய்கின்றன. இந்த ஆர்பிட்டால்கள் அனைத்தும் ஒரே கூட்டில் தான் அமைந்துள்ளது என்பதை கருத்தில் கொள்ள வேண்டும்.

மேலும், ஒரே கூட்டில் உள்ள ஆர்பிட்டால்களில், கோள வடிவமாக இருப்பதனால் s ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்கள், p மற்றும் dஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களைக் காட்டிலும் அணுக்கருவுடன் அதிக நெருக்கமாகவும், அதிக நேரம் உடனிருக்கவும் முடிகிறது. வேறு விதமாகச் சொல்வதென்றால், கொடுக்கப்பட்டுள்ள கூட்டின்
(முதன்மை குவாண்டம் எண்), எலக்ட்ரான்கள் செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையை உணர்வது கோண உந்தக் குவாண்டம் எண் (l) அதிகரிக்கும் பொழுது குறைகிறது.

இது s ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்கள், p மற்றும் d ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களை விட மிகவும் இறுக்கமாக அணுக்கருவுடன் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது என்பதைக் குறிக்கிறது.

s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் ஆற்றல் (அதிக எதிர்மின்சுமை), p ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களை விடக் குறைவான ஆற்றலையும், p ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்கள் d ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்களை விடக் குறைவான ஆற்றலையும் கொண்டுள்ளன.

அணுக்கருவிலிருந்து எலக்ட்ரானை மறைப்பது வெவ்வேறு வகை ஆர்பிட்டால்களுக்கு வேறுபடுவதால் , இது ஒரே கூட்டில் உள்ள ஆற்றல் மட்டங்களை(அல்லது அதே முதன்மை குவாண்டம் எண்) பிரிக்க வழிவகுக்கிறது. அதாவது, ஒரு ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரானின் ஆற்றல், முன்பு குறிப்பிட்டபடி, n மற்றும் l இன் மதிப்புகளைச் சார்ந்துள்ளது. கணித ரீதியாக, ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் n மற்றும் l ஆர்பிட்டால்களைச் சார்ந்திருப்பது என்பது மிகவும் சிக்கலானது, ஆனால் எளிய விதிப்படி (n + l)-ன் மதிப்பு ஒரு

ஆர்பிட்டாலுக்கு குறையும் பொழுது, அதன் ஆற்றலும் குறைகிறது. இரு ஆர்பிட்டால்கள் சமமான (n + l) மதிப்பைக் கொண்டிருந்தால், எந்த ஆர்பிட்டால் குறைந்த n மதிப்பைப் பெற்றுள்ளதோ அந்த ஆர்பிட்டாலே குறைந்த ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும்.

அட்டவணை 1 (n + l) விதியையும், படம் 2 பல எலக்ட்ரான்கள் அணுக்களின் ஆற்றல் மட்டங்களையும் சித்தரிக்கிறது. பல எலக்ட்ரான்கள் கொண்ட அணுவில் ஒரு குறிப்பிட்ட கூட்டின் வெவ்வேறு துணைக்கூடுகள் வெவ்வேறு ஆற்றல்களைக் கொண்டுள்ளன.இருப்பினும், ஹைட்ரஜன் அணுவில், இவை ஒரே மாதிரியான ஆற்றலைக் கொண்டுள்ளன. ஒரே துணைக் கூட்டிலுள்ள ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள் அணு எண் (Z^{eff}) அதிகரிக்கும்பொழுது குறைகின்றன, என்று இறுதியாகக் குறிப்பிடலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் அணுவின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலானது லித்தியத்தின் 2s ஆற்றலை விட அதிகமாகவும், லித்தியத்தின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலானது சோடியத்தின் 2s ஆர்பிட்டால் ஆற்றலை விட அதிகமாகவும் உள்ளன, அதாவது,

E2s (H)> E2s (Li)> E2s (Na)> E2s (K).

அட்டவணை 1 (*n+l*) விதி அடிப்படையில் அதிகரிக்கும் ஆற்றல் வரிசையில் ஆர்பிட்டால்களின் சீரமைப்பு

ஆர்பிட்டால்	n-ன் மதிப்பு	l-ன் மதிப்பு	(*n+l*)-ன் மதிப்பு	
1s	1	0	1+0=1	
2s	2	0	2+0=2	
2p	2	1	2+1=3	2p(n=2) விடக் குறைவான ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது
3s	3	0	3+0=3	3s(n=3)
3p	3	1	3+1=4	3p(n=3) விடக் குறைவான ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது
4s	4	0	4+0=4	4s(n=4)

3d	3	2	3+2=5	3d(n=3) விடக் குறைவான ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது
4p	4	1	4+1=5	4p(n=4)

3.0 ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுதல்

ஆஃபா தத்துவம்,பௌலி தவிர்க்கைத் தத்துவம், ஹுண்ட்விதி ஆகிய விதிகள் மற்றும் ஆர்பிட்டால்களின் ஒப்புஆற்றல்களுக்கிணங்க வெவ்வேறு வகையான அணுக்களில் உள்ள ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுகின்றன.

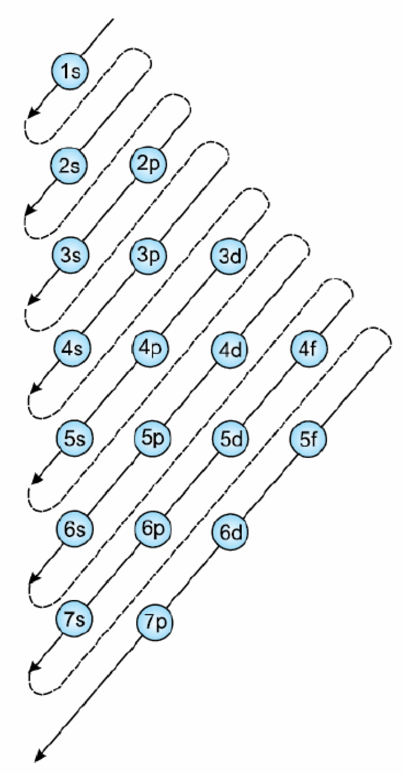
3.1 ஆஃபா தத்துவம்

ஜெர்மன் மொழியில் 'ஆஃபா' என்ற சொல்லுக்கு 'கட்டமைத்தல்' என்று பொருள். ஆர்பிட்டால்களை கட்டமைத்தல் என்பது ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்களை நிரப்புதல் ஆகும். ஆஃபா தத்துவப்படி, இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் உள்ள அணுவின் ஆர்பிட்டால்கள் அவற்றின் ஆற்றலின் ஏறுவரிசையில் நிரப்பப்படுகின்றன. அதாவது, எலக்ட்ரான்கள் , அவை நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்புள்ள ஆர்பிட்டால்களில், எந்த ஆர்பிட்டால் குறைந்த ஆற்றலுடையதோ அந்த ஆர்பிட்டாலில் முதலில் நிரம்பும். குறைவான ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட பின்னரே , எலக்ட்ரானானது அடுத்த உயர் ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்களுக்குள் நுழையும்.

ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் ஏறு வரிசை மற்றும் ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும் ஏறுமுக வரிசையும் பின்வருமாறு அமைகிறது:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 4f, 5d, 6p, 7s ...

இந்த வரிசையை படம் 2-ல் கொடுக்கப்பட்ட முறையைப் பயன்படுத்தி நினைவில் கொள்ளலாம். மேலிருந்து தொடங்கும் அம்புக்குறிகளின் திசையானது ஆர்பிட்டால்களை நிரப்புவதற்கான வரிசையைக் காட்டுகிறது. அது வலது மேல்புறத்திலிருந்து தொடங்கி இடது கீழ்புறத்தில் வருவதைக் காணலாம்.



படம்.2. ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படும் வரிசை

3.2 பௌலி தவிர்ப்பு தத்துவம்

ஆஸ்திரிய விஞ்ஞானி வொல்ப்காங் பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவப்படி பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை கட்டுப்படுத்தப்படுகிறது. இவரது தத்துவப்படி ஓர் அணுவில் உள்ள எந்த இரு எலக்ட்ரான்களுக்கும் அவற்றின் நான்கு குவாண்டம் எண்களின் மதிப்பின்

தொகுப்பும் ஒன்றாக இருக்காது. பௌலியின் தவிர்ப்பு விதியானது மேலும் "ஒரு ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே இருக்கலாம் மேலும் அந்த இரு எலக்ட்ரான்களும் எதிர் சுழற்சியைக் கொண்டிருக்க வேண்டும்" என்றும் குறிப்பிடுகிறது.

அதாவது ஒரு அணுவில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள், அதிகபட்சமாக மூன்று குவாண்டம் எண்களின் மதிப்பை(n, l மற்றும் m) ஒரே அளவாகப் பெற்றிருக்கலாம் ஆனால் நான்காவது குவாண்டம் எண்ணின் மதிப்பு கட்டாயமாக எதிர் சுழல் குவாண்டம் எண்ணாக இருக்கும். பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவத்தால் விதிக்கப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக் கட்டுப்பாடு, எந்த துணைக்கூட்டில் எவ்வளவு எலக்ட்ரான்களை நிரப்பமுடியும் என்ற திறனைக் கணக்கிட உதவுகிறது.
எடுத்துக்காட்டாக, துணைக்கூடு1s ஒரு ஆர்பிட்டாலை உள்ளடக்கியது, இதனால் அதிகபட்சமாக இது இரு எலக்ட்ரான்களையும் p மற்றும் d துணைக்கூடுகளில், அதிகபட்சமாக முறையே 6 மற்றும் 10 எலக்ட்ரான்களையும் கொண்டிருக்க முடியும். எனவே கூடுகளில் அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்கள் முதன்மை குவாண்டம் எண் n என்பது 2n2 விற்கு சமம்.

3.3 ஹூண்ட் விதி

ஹூண்ட் விதியானது ஒரே துணைக்கூட்டிலுள்ள ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்களை நிரப்புவதை விளக்குகிறது. (சமமான ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்கள் சமஆற்றல் ஆர்பிட்டால்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன). ஒரு துணைக்கூட்டிலுள்ள சம ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும்போது, நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்புள்ள அனைத்து சம ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்களும் ஒற்றை எலக்ட்ரானால் நிரப்பப்பட்ட (அதாவது ஒற்றை நிரவுதல்) பின்னரே, எலக்ட்ரான் இரட்டையாதல் (electron pairing) நிகழும். மூன்று p ஆர்பிட்டால்கள், ஐந்து d ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் ஏழு f ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளன என நாம் அறிவோம். இந்த ஆர்பிட்டால்களில் முறையே ,நான்காவது, ஆறாவது மற்றும் எட்டாவது எலக்ட்ரான்கள் நுழையும்போது மட்டுமே எலக்ட்ரான் இரட்டையாதல் துவங்கும். பாதி நிரப்பப்பட்ட மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட சம ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்கள் அவற்றின் சமச்சீர்மை காரணமாக கூடுதல் நிலைப்புத்தன்மையைப் பெறுகின்றன .

3.4 அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

ஒரு அணுவில் உள்ள, வெவ்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் அந்த அணுவின் எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படுவதை குறிப்பது எலக்ட்ரான் அமைப்பு

எனப்படும். வெவ்வேறு வகையான அணுக்களில் ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவதற்கான விதிகளை நன்கு அறிந்திருந்தால் அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பை எளிதாக எழுதிவிட முடியும்.

அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை பின் வரும் இரு வழிகளில் குறிப்பிட முடியும். உதாரணமாக

(i) sa pbdc ...... குறியீடு

(ii) ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

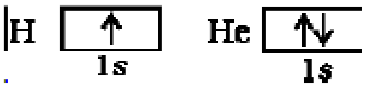
முதல் குறியீட்டில், துணைக்கூடு அந்தந்த எழுத்து சின்னமாகவும் மற்றும் துணைக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட் ரான்களின் எண்ணிக்கைகள் a, b, c, ... போன்ற வரைவு மேல் எழுத்தாகவும் குறிக்கப்படுகிறது.

வெவ்வேறு கூடுகளிலுள்ளஒத்த துணைக் கூடுகளை வேறுபடுத்திக்காட்டுவதற்கு சார்ந்த துணைக்கூட்டின் எழுத்து முன்பு அதன் முதன்மைக் குவாண்டம் எண் குறிப்பிடப்படுகிறது.

இரண்டாவது குறியீட்டில் ஒவ்வொரு துணைக்கூட்டிலுள்ள ஆர்பிட்டாலும் ஒரு பெட்டி வடிவத்தினுள் குறிக்கப்படுகிறது. எலக்ட்ரான் நேர்மறை சுழற்சிக்கு மேல் நோக்கிய ஒரு அம்பு (↑)க் குறியும், எதிர்மறை சுழற்சிக்கு கீழ் நோக்கிய ஒரு அம்பு (↓)க் குறியும் குறிக்கப்படுகிறது.

இரண்டாவது குறியீட்டு முறை நான்கு குவாண்டம் எண்களையும் குறிப்பிடுவதால், முதல் குறியீட்டு முறையைவிட இரண்டாவது குறியீட்டு முறை சிறந்ததாக அமைகிறது.

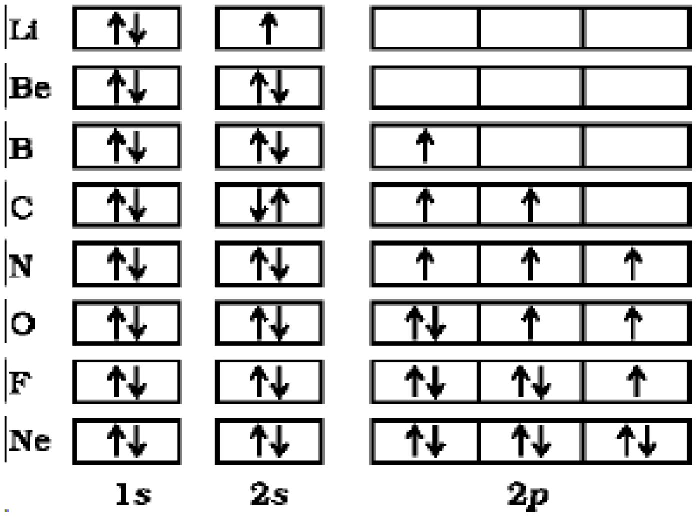
ஒரே ஒரு எலக்ட்ரானை க் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜன் அணு குறைவான ஆற்றலுடைய 1s ஆர்பிட்டாலில் இடம் கொள்கிறது. ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^1$ ஆகும். இது 1s ஆர்பிட்டாலில் ஒரு எலக்ட்ரான் உள்ளது என்ற பொருளைத் தருகிறது. ஹீலியத்தில் (He) உள்ள இரண்டாவது எலக்ட்ரானும் 1s ஆர்பிட்டாலை நிரப்ப முடியும். ஆனால், அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு 1s2 ஆகும். மேலே குறிப்பிட்டுள்ளபடி, இந்த இரண்டு எலக்ட்ரான்களும்ஆர்பிட்டால் வரைபடத்தில் எதிரெதிர் சுழற்சியுடன் ஒன்றுக்கொன்று வேறுபட்டு இருப்பதைக் காணமுடியும்.



பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவப்படி லித்தியத்தின் (Li) மூன்றாவது எலக்ட்ரானிற்கு 1s ஆர்பிட்டாலில் அனுமதியில்லை. எனவே, அது அடுத்து கிடைக்கக்கூடிய தெரிவான 2s ஆர்பிட்டாலை தேர்ந்தெடுக்கிறது. லித்தியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^1$ ஆகும். இதில் 2s ஆர்பிட்டால் மேலும் ஒரு எலக்ட்ரானுக்கு இடமளிக்க முடியும். எனவே, பெரிலியம் (Be) அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு 1s2 2s2 என அமைகிறது.

(தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் காண அட்டவணை 2 ஐ பார்க்கவும்).

அடுத்த ஆறு தனிமங்களில் – போரான் (B, $1s^2 2s^2 2p^1$), கார்பன் (C, $1s^2 2s^2 2p^2$), நைட்ரஜன் (N, $1s^2 2s^2 2p^3$), ஆக்சிஜன் (O, $1s^2 2s^2 2p^4$), ஃப்ளோரின் (F, $1s^2 2s^2 2p^5$) மேலும் நியான் (Ne, $1s^2 2s^2 2p^6$), என 2p ஆர்பிட்டால்கள் படிப்படியாக நிரப்பப்பட்டது. இந்த செயல்முறை நியான் அணுவுடன் நிறைவுகிறது. இந்த தனிமங்களின் ஆர்பிட்டால் வரைபடங்களை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்:



சோடியம் (Na, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) முதல் ஆர்கான் (Ar, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) வரையுள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பானது, லித்தியம் முதல் நியான் வரையிலான தனிமங்களில் பின்பற்றப்பட்ட அதே ஆர்பிட்டால் நிரப்பும் முறையைப் பின்பற்றி

3s மற்றும் 3p ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுகின்றன. இந்த முறையை இன்னும் எளிதாக முதல் இரண்டு கூடுகளில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் மொத்த

எண்ணிக்கையை நியான் (Ne) பெயரால் குறிப்பிடுவதன் மூலம் எளிமைப்படுத்த முடியும். இம்முறைப்படி எழுதினால் சோடியம் முதல் ஆர்கான் வரையுள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை சோடியம் (Na, $[Ne]3s^1$) முதல் ஆர்கான் (Ar, $[Ne]3s^2 3p^6$) எனக் குறிப்பிட முடியும். முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட கூடுகளில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் கோர் எலக்ட்ரான்கள் எனவும் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடன் இணைக்கப்படும் அதிக முதண்மைக் குவாண்ட எண் கொண்ட எலக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. உதாரணமாக நியானில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் கோர் எலக்ட்ரான்கள் எனவும், Na முதல் Ar வரையிலான எலக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

பொட்டாசியம் (K) மற்றும் கால்சியத்தில் (Ca), 4s ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் 3d ஆர்பிட்டால்களை விடக் குறைவாக இருப்பதால் முறையே ஒன்று மற்றும் இரண்டு எலக்ட்ரான்களால் நிரப்பப்படுகின்றன.

ஸ்காண்டியம் (Sc) இலிருந்து ஒரு புதிய முறை பின்பற்றப்படுகிறது. 4p ஆர்பிட்டாலை விட 3d ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றல் குறைவாக இருப்பதால் 3d ஆர்பிட்டால் முதலில் நிரப்பப்படுகின்றன. அடுத்த 10 தனிமங்களானஸ்காண்டியம் (Sc), டைட்டானியம் (Ti), வெனடியம் (V), குரோமியம் (Cr), மாங்கனீசு (Mn), இரும்பு (Fe), கோபால்ட் (Co), நிக்கல் (Ni), தாமிரம் (Cu) மற்றும் துத்தநாகம் (Zn) இவைகளில் ஐந்து 3d ஆர்பிட்டால்கள் படிப்படியாக நிரப்பப்படுகின்றன.

குரோமியம் மற்றும் தாமிரம் ஐந்து மற்றும் பத்து எலக்ட்ரான்களை 3d ஆர்பிட்டாலில் கொண்டிருப்பதால் குழப்பமடையக்கூடும். மேற்கண்டுள்ளவாறு எலக்ட்ரான் அமைப்பு காணப்படுவதற்கு பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட ஆர்ப்பிட்டால்கள் மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்கள் அதிக நிலைப்புத் தன்மையினை பெற்று விளங்குவது காரணமாக அமைகிறது. அதாவது பகுதியளவு அல்லது முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட p^3, p^6, d^5, d^{10}, f^7 மற்றும் f^{14} ஆர்பிட்டால்கள் அதிகநிலைப்புத் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளன. எனவே காப்பரும் குரோமியமும் d^5 மற்றும் d^{10} அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.(எச்சரிக்கை: விதிவிலக்குகள் உள்ளன)

3d ஆர்பிட்டால்கள் முழுவதும் நிரம்பியவுடன், 4p ஆர்பிட்டால் நிரப்பப்படுவது காலியம் (Ga) இல் தொடங்கி கிரிப்டனில் (Kr) முடிகிறது. ரூபிடியம் (Rb) முதல் செனான் (Xe) வரையிலான அடுத்த பதினெட்டு தனிமங்களில், 5s, 4d மற்றும் 5p ஆர்பிட்டால்களை நிரப்பும் முறை 4s, 3d மற்றும் 4p ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பும் முறையை ஒத்ததாகும். இது ஏற்கெனவே மேலே விவரிக்கப்பட்டுள்ளது.

அடுத்ததாக 6s ஆர்பிட்டால் வருகிறது. சீசியம் (Cs) மற்றும் பேரியம் (Ba ஆகியவற்றின் ஆர்பிட்டால்களில் முறையே ஒன்று மற்றும் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. பின்னர் லந்தனம் (La) முதல்

பாதரசம் (Hg), எலக்ட்ரான்களை நிரப்புவது 4f மற்றும் 5d ஆர்பிட்டால்களில் நடைபெறுகிறது. இதற்குப் பிறகு, நிரப்புதல் 6 p, பின்னர் 7s மற்றும் இறுதியாக 5f மற்றும் 6d ஆர்பிட்டால்களில் நடைபெறுகின்றன. யுரேனிய(U)த்திற்குப் பின் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் குறுகிய வாழ்நாள் கொண்டவை மேலும் இவை அனைத்தும் செயற்கையாக தயாரிக்கப்பட்டவை. ஸ்பெக்ட்ரோஸ்கோபிக் முறைகளால் தீர்மானிக்கப்பட்ட இவைகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் அட்டவணை 2- இல் அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பைஅறிந்து கொள்வதால் என்ன பயன்பாடு என்று கேட்கலாம். வேதியியல் பண்புகளைப் புரிந்து கொள்ள, எலக்ட்ரான்களின் பங்கீடுகளையே நவீன முறை வேதியியல் முழுவதுமாக நம்பியுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஏன் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகிறது?, ஏன் சில தனிமங்களை உலோகங்கள் எனவும், மற்றவற்றை அலோகங்கள் என்றும் கூறுகிறோம்? ஹீலியம் மற்றும் ஆர்கான் போன்றவை ஏன் வினைபுரியாதவையாக இருக்கின்றன? ஆனால் ஹாலஜன்கள் வினைபுரிகின்றனவே? போன்ற சிறு விளக்கங்களை எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு மூலம் தெரிந்து கொள்ளலாம். இது போன்ற கேள்விகளுக்கு டால்டோனிய அணுவின் மாதிரியில் எந்த பதிலும் இல்லை. அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு பற்றிய விரிவான புரிதல், நவீன வேதியியலின் பல்வேறு அம்சங்களைப் பற்றிய நுண்ணறிவைப் பெறுவதற்கு மிகவும் அவசியமாக இருக்கிறது.

4.0 முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட மற்றும் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட துணைக்கூடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை

ஒரு தனிமத்தின் அணுவின் இயல்பு நிலை எலக்ட்ரான் அமைப்பு எப்போதும் அதற்கு இணையான மிகக் குறைந்த மொத்த மின்னணு ஆற்றலின் நிலையை ஒத்துள்ளது. பெரும்பாலான அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு மேலே குறிப்பிடப்பட்டுள்ள அடிப்படை விதிகளைப் பின்பற்றியே உள்ளன. இருப்பினும், Cu, அல்லது Cr போன்ற சில தனிமங்களில் இரண்டு துணைக்கூடுகளில் (4s மற்றும் 3d) அவற்றின் ஆற்றல்களில் சற்று வேறுபடுகின்றன. ஒரு எலக்ட்ரான் குறைவான ஆற்றல் (4s) கொண்ட துணைக்கூட்டிலிருந்து அதிக ஆற்றல் (3d) கொண்ட துணைக்கூட்டிற்கு பெயர்வதன் மூலம் அந்தத் துணைக் கூட்டிலுள்ள அனைத்து ஆர்பிட்டால்களும் அதிக ஆற்றலைப் பெற்று முழுமையாக நிரம்பிய அல்லது சரிபாதியளவு நிரம்பியவையாக மாறுகின்றன. எனவே, Cr மற்றும் Cu இன் இணைதிற எலக்ட்ரான் அமைப்பு 3d5 4s1 மற்றும் 3d10 4s1 என்று குறிக்கப்படுகிறது,முறையே 3d4 4s2 மற்றும் 3d9 4s2 எனக்

குறிக்கப்படுவதில்லை. இந்த எலக்ட்ரான் அமைப்புகளுக்கு கூடுதல் நிலைப்புத்தன்மை இருப்பது கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட மற்றும் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட துணைக்கூடுகளின் நிலைப்புத்தன்மைக்கான காரணங்கள் பின்வருமாறு:

1. எலக்ட்ரான்களின் சமச்சீர் பங்கீடு:

சமச்சீர் தன்மை நிலைப்புத்தன்மைக்கு வழிவகுக்கிறது என்பது அனைவரும் அறிந்ததே. முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட அல்லது பாதி நிரப்பப்பட்ட துணைக்கூடுகள் எலக்ட்ரான்களின் சமச்சீர் பங்கீட்டைக் கொண்டுள்ளன, எனவே அவை நிலைப்புத் தன்மை கொண்டுள்ளது. ஒரே துணைக்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் (இங்கே 3d) சம ஆற்றல்களைப் பெற்றுள்ளன ஆனால் வெவ்வேறு இடப்பங்கீட்டைக் கொண்டுள்ளன. இதன் விளைவாக, ஒரு எலக்ட்ரான் மற்றொரு எலக்ட்ரானை மறைக்கும் விளைவு ஒப்பீட்டளவில் சிறியதாகவும் அணுக்கருவால் அதிக கவர்ச்சி விசையுடனும் ஈர்க்கப்படுகின்றன, இதனால் நிலைப்புத்தன்மை அதிகரிக்கின்றது.

2. பரிமாற்ற ஆற்றல்:

சம ஆற்றல் உடைய ஆர்பிட்டால்களில், இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஒரே சுழற்சி உடைய எலக்ட்ரான்கள் இருக்குமாயின், உறுதிப்படுத்தும் விளைவு ஏற்படுகிறது. இந்த எலக்ட்ரான்கள் அவைகளின் இடங்களை பரிமாறிக் கொள்வதற்கான வாய்ப்பு ஏற்படுகிறது,அப்போது ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது. அந்த ஆற்றல் பரிமாற்ற ஆற்றல் என்றழைக்கப்படுகிறது. அதிக எண்ணிக்கையில் பரிமாற்றங்கள் நிகழ்வதற்கு சரிபாதியளவு மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டுள்ள நேர்வுகளில் மட்டுமே (படம்.2.18), வாய்ப்புகள் அதிகம். வாய்ப்புகள் இருப்பின், வெளியிடப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பும் அதிகமாக இருக்கும்.

பரிமாற்ற ஆற்றல் விதியே ஹூண்ட் விதியின் அடிப்படையாகவும் இருப்பதை கவனித்திருக்க முடியும், அதில் எலக்ட்ரான்கள் சம ஆற்றலுடைய ஒத்த சுழற்சியுடைய ஆர்பிட்டால்களில் மட்டுமே முடிந்தவரை நுழையும். வேறு விதமாகக் கூறுவதானால், பாதி நிரப்பப்பட்ட மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட துணைக்கூடுகளின் கூடுதல் நிலைப்புத்தன்மைக்குக் காரணம் :

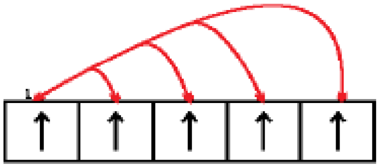
(i) ஒப்பீட்டளவில் சிறிய மறைத்தல் விளைவு,

(ii) சிறிய கூலம்பிக் விலக்கும் ஆற்றல் மற்றும்

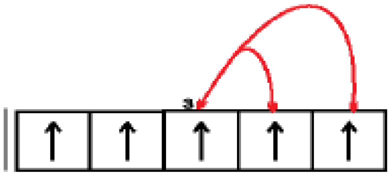
(iii) அதிகமான பரிமாற்ற ஆற்றல்.

பரிமாற்ற ஆற்றல் பற்றிய கூடுதல் விவரங்கள் உயர் வகுப்புகளில் கையாளப்படும்.

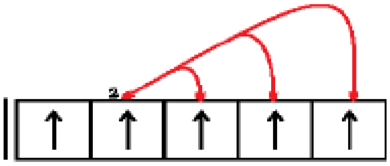
படம் 3 ஒரு d5 உள்ளமைவுக்கு சாத்தியமான பரிமாற்றம்



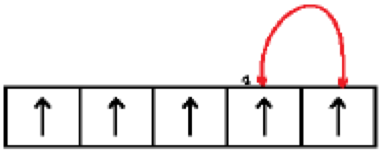
எலக்ட்ரான்களின் 4 பரிமாற்றங்கள்



எலக்ட்ரான்களின் 2 பரிமாற்றங்கள்



எலக்ட்ரான்களின் 3 பரிமாற்றங்கள்



எலக்ட்ரான்களின் 1பரிமாற்றம்

படம்.3. d5 ஆர்பிட்டால் பரிமாற்றத்திற்காண வாய்ப்புகள்

அட்டவணை-2.

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள்

Element	Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
H	1	1																	
He	2	2																	
Li	3	2	1																
Be	4	2	2																
B	5	2	2	1															
C	6	2	2	2															
N	7	2	2	3															
O	8	2	2	4															
F	9	2	2	5															
Ne	10	2	2	6															
Na	11	2	2	6	1														
Mg	12	2	2	6	2														
Al	13	2	2	6	2	1													
Si	14	2	2	6	2	2													
P	15	2	2	6	2	3													
S	16	2	2	6	2	4													
Cl	17	2	2	6	2	5													
Ar	18	2	2	6	2	6													
K	19	2	2	6	2	6		1											
Ca	20	2	2	6	2	6		2											
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2											
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2											
V	23	2	2	6	2	6	3	2											
Cr*	24	2	2	6	2	6	5	1											
Mn	25	2	2	6	2	6	5	2											
Fe	26	2	2	6	2	6	6	2											
Co	27	2	2	6	2	6	7	2											
Ni	28	2	2	6	2	6	8	2											
Cu*	29	2	2	6	2	6	10	1											
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2											
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1										
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2										
As	33	2	2	6	2	6	10	2	3										
Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4										
Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5										
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6										
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6			1							
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6			2							
Y	39	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2							
Zr	40	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2							
Nb*	41	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1							
Mo*	42	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1							
Tc	43	2	2	6	2	6	10	2	6	5		2							
Ru*	44	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1							
Rh*	45	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1							
Pd*	46	2	2	6	2	6	10	2	6	10									
Ag*	47	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1							
Cd	48	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2							
In	49	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1						
Sn	50	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2						
Sb	51	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3						
Te	52	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4						
I	53	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5						
Xe	54	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6						

Element	Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
Cs	55	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1			
Ba	56	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2			
La*	57	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2			
Ce*	58	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2			
Pr	59	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2			
Nd	60	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2			
Pm	61	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2			
Sm	62	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2			
Eu	63	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2			
Gd*	64	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2			
Tb	65	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2			
Dy	66	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2			
Ho	67	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2			
Er	68	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2			
Tm	69	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2			
Yb	70	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2			
Lu	71	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2			
Hf	72	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2			
Ta	73	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2			
W	74	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2			
Re	75	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2			
Os	76	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2			
Ir	77	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2			
Pt*	78	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1			
Au*	79	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1			
Hg	80	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
Tl	81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1		
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2		
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3		
Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4		
At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5		
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2
Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2
Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2
Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6		2
Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6		2
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6		2
Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6		2
No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	2
Db	105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	3	2
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	4	2
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	5	2
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	2
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	2
Ds	110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	8	2
Rg**	111	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	1

* விதிவிலக்காண எலக்ட்ரான் அமைப்புகளக் கொண்ட தனிமங்கள்

5.0 பாடச்சுருக்கம்

ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜனை ஒத்த அமைப்புகளின் (He + மற்றும் Li2 + போன்றவை) கூடுகளிலுள்ள அனைத்து ஆர்பிட்டால்களும் ஒரே அளவான ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது.

பல எலக்ட்ரான் அணுவில் உள்ள ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல் n மற்றும் l இன் மதிப்புகளைப் பொறுத்தது.

குறைந்த (n + l) மதிப்பு கொண்ட ஒரு ஆர்பிட்டாலானது, குறைவான ஆற்றலைக் கொண்டிருக்கும். இரண்டு ஆர்பிட்டால் இருந்து அவை இரண்டும் ஒரே (n + l) மதிப்பைக் கொண்டிருந்தால், குறைந்த n மதிப்பைக் கொண்ட ஆர்பிட்டால் குறைந்த ஆற்றலைக் கொண்டிருக்கும்.

ஒரு அணு ....not clear இத்தகைய ஆர்பிட்டால்களில் சாத்தியமாகும், மேலும் அந்த ஆர்பிட்டால்களில் ஆற்றலை அதிகரிக்கும் வரிசையில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுகின்றன.

பௌலியின் தவிர்ப்பு தத்துவம்: ஒரு அணுவில் உள்ள எந்த இரு எலக்ட்ரான்களுக்கும் அவற்றின் நான்கு குவாண்டம் எண்களின் மதிப்பின் தொகுப்பும் ஒன்றாக இருக்காது.

ஹூண்ட் விதி: ஒரு துணைக்கூட்டிலுள்ள சம ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும்போது, நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்புள்ள அனைத்து ஆர்பிட்டால்களும் ஒற்றை எலக்ட்ரானால் நிரப்பப்பட்ட பின்னரே , எலக்ட்ரான் இரட்டையாதல் (electron pairing) நிகழும்.