কোয়ান্টাম সংখ্যা

চারটি রাশি ইলেকট্রন এর কক্ষ পথ এর আকার, আকৃতি, ত্রিমাত্রিক দিক বিন্যাস এবং ইলেকট্রন এর অক্ষ বরাবর ঘূর্ণন প্রকাশ করে। এ চারটি রাশিকে আমরা একত্রে কোয়ান্টাম সংখ্যা বলি।

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা অরবিট বা শক্তিস্তরের শক্তি ও আকার প্রকাশ করে। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যাকে n দিয়ে নির্দেশ করা হয়।

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা

এ সংখ্যা দ্বারা ইলেকট্রন এর প্রধান শক্তিস্তরের যে উপশক্তিস্তর রয়েছে তা প্রকাশ করা যায়। এটিকে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। অরবিট এর একটি অংশ হচ্ছে উপশক্তিস্তর। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাকে l দিয়ে প্রকাশ করা হয়।l এর মান হচ্ছে 0 থেকে (n-1) পর্যন্ত। l এর মান 0, 1, 2, 3 হলে উপশক্তিস্তর কে যথাক্রমে s, p, d, f দ্বারা চিহ্নিত করা হয়।

প্রধান শক্তিস্তর, n=1 হলে l = 0 অর্থাৎ ১ম শক্তিস্তরে উপশক্তি স্তর ১টি, 1s
প্রধান শক্তিস্তর, n=2 হলে l = 0, 1 অর্থাৎ ২য় শক্তিস্তরে উপশক্তি স্তর ২টি, 2s, 2p
প্রধান শক্তিস্তর, n=3 হলে l = 0, 1, 2 অর্থাৎ ৩য় শক্তিস্তরে উপশক্তি স্তর ৩টি, 3s, 3p, 3d
প্রধান শক্তিস্তর, n=4 হলে l = 0, 1, 2, 3 অর্থাৎ ৪র্থ শক্তিস্তরে উপশক্তি স্তর ৪টি, 4s, 4p, 4d, 4f

উপস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা বের করার জন্য একটি সহজ পদ্ধতি হলো 2 (2l+1) l যেমনঃ l = 0 হলে উপস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 2(2 x 0 + 1) = 2

চুম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা

আমরা জানি যে পরমানুর কেন্দ্রে পজিটিভ ও নেগেটিভ চার্জ থাকে। এই চার্জের ফলে একটি চুম্বক ক্ষেত্র তৈরি হয়। এর প্রভাবে ইলেকট্রনের বিভিন্ন অরবিটাল এর ত্রিমাত্রিক দিক স্থিতি ঘটে। চুম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যাকে m দিয়ে প্রকাশ করা হয়। m এর মান হচ্ছে + l থেকে – l

উপশক্তিস্তর, s এর জন্য l = 0; m = 0
s উপশক্তিস্তরে অরবিটাল ১টি

উপশক্তিস্তর, p এর জন্য l = 1; m = +1, 0, -1
p উপশক্তিস্তরে অরবিটাল ৩টি

উপশক্তিস্তর, d এর জন্য l = 2; m = +2, +1, 0, -1, -2
d উপশক্তিস্তরে অরবিটাল ৫টি উপশক্তিস্তর,

f এর জন্য l = 3; m = +3, +2, +1, 0, −1, −2, −3, f উপশক্তিস্তরে অরবিটাল ৭টি

প্রতিটি অরবিটালে ইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা ২ করে। s উপশক্তিস্তরের ইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা ২। p উপশক্তিস্তরের ইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা ৬। d উপশক্তিস্তরেরইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা ১০। f উপশক্তিস্তরের ইলেকট্রন ধারন ক্ষমতা ১৪।

স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা

আমরা জানি যে ইলেকট্রন তার অক্ষ বরাবর ঘুরতে থাকে। স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা সেই ঘোরার দিককে প্রকাশ করে।আমরা যদি ঘড়ির কাটার দিক কে +½ ধরি তাহলে ঘড়ির কাটার বিপরীত দিক হবে −½।

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা	প্রধান শক্তিস্তর n	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা l = (n-1)	উপস্তর	উপস্তরের সংখ্যা	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	অরবিটাল সংখ্যা	উপস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা = 2(2l + 1)	মোট ইলেকট্রনের সংখ্যা
K	n = 1	l = 0	1s	1	0	1	2(2 x 0 + 1) = 2	2
L	n = 2	l = 0 1	2s 2p	2	0 -1, 0, +1	1 3	2(2 x 0 + 1) = 2 2(2 x 1 + 1) = 6	8
M	n = 3	l = 0 1 2	3s 3p 3d	3	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2	1 3 5	2(2 x 0 + 1) = 2 2(2 x 1 + 1) = 6 2(2 x 2 + 1) = 10	18
N	n = 4	l = 0 1 2 3	4s 4p 4d 4f	4	0 -1, 0, +1 -2, -1, 0, +1, +2 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	1 3 5 7	2(2 x 0 + 1) = 2 2(2 x 1 + 1) = 6 2(2 x 2 + 1) = 10 2(2 x 3 + 1) = 14	32

সমস্যা−১: 2f অরবিটাল সম্ভব কি?

2f অরবিটালে n এর মান 2। আমরা জানি যে n এর মান 2 এর জন্য l এর মান 0,1 হবে (l = 0 থেকে n-1)। আমরা আবার এটাও জানি যে s অরবিটাল এর জন্য l এর মান 0, p অরবিটাল এর জন্য l এর মান 1, d অরবিটাল এর জন্য l এর মান 2, f অরবিটাল এর জন্য l এর মান 3।এখানে lএর মান হবে 0, 1।তাই 2f অরবিটাল সম্ভব নয়।

আউফবাউ নীতি: যেসব অরবিটালের শক্তি কম, ইলেকট্রন সেগুলোতে প্রথমে যাবে। কারণ হলো কম শক্তির অরবিটালের স্থায়িত্ব বেশি। পরে ইলেকট্রনগুলো ধাপে ধাপে উঁচু স্তরের অরবিটালে যায়।

অরবিটালের শক্তি তার প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা ‘n’ এবং সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা ‘l’ এর মান থেকে হিসেব করে বের করা হয়। হিসেব গুলো আমরা ধাপে ধাপে বের করবো, কোন অরবিটালের (n+l) এর মান যদি কম হয় তবে সেই অরবিটালের শক্তি কম। যেমন:

3d অরবিটালের জন্য, n=3 এবং l=2 তাহলে, (n+l) = (3+2) = 5
4s অরবিটালের জন্য, n=4 এবং l=0 তাহলে, (n+l) = (4+0) = 4

আবার, দুটি অরবিটালের মধ্যে যদি (n+l) এর মান সমান হয় তবে তাদের মধ্যে যার n এর মান কম ইলেকট্রন ঐ অরবিটালে আগে যাবে। যেমন:

3d অরবিটালের জন্য, n=3 এবং l=2 তাহলে, (n+l) = 3+2 = 5
4p অরবিটালের জন্য, n=4 এবং l=1 তাহলে, (n+l) = 4+1 = 5

দেখা যাচ্ছে যে, 3d এবং 4p অরবিটালের (n+l) এর মান সমান। কিন্তু 3d এর ক্ষেত্রে n এর মান 3 এবং 4p এর ক্ষেত্রে n এর মান 4। তাহলে বলা যায় যে, 4p এর চেয়ে 3d এর শক্তি কম। 3d এর স্থায়িত্ব বেশি। তাই 3d তে ইলেকট্রন আগে প্রবেশ করবে।

এভাবেও লিখা যায়:1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s<4f<5d<6p<7s