শিরোনাম: পরমাণুর অভ্যন্তরে ইলেকট্রনের অবস্থান এবং পারমাণবিক বর্ণালীর চিত্র।

ক. ইলেকট্রন বিন্যাস: পরমাণুর কেন্দ্রে থাকে নিউক্লিয়াস। নিউক্লিয়াস প্রোটন ও নিউট্রনের সমন্বয়ে গঠিত। পরমাণুর প্রোটনের সংখ্যাকে পারমাণবিক সংখ্যা বলে। স্বাভাবিক অবস্থায় পরমাণুতে প্রোটন ও ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান থাকে। পরমাণুর নিউক্লিয়াস হতে বিভিন্ন দূরত্বে ভিন্ন ভিন্ন শক্তিস্তরে ইলেকট্রন নির্দিষ্ট নিয়মে অবস্থিত থাকে। কোনো পরমাণুর বিভিন্ন শক্তিস্তরে অরবিটালে ইলেকট্রনের নির্দিষ্ট নিয়ম অনুসারে অবস্থানকে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস বলে। ইলেকট্রন বিন্যাসের আবার কিছু নীতি রয়েছে।

যেমন-
- i. আউফবাউ নীতি।
- ii. হুন্ডের নীতি।
- iii. পলির বর্জন নীতি।

i. আউফবাউ নীতি: পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে আউফবাউ নীতি গুরুত্বপূর্ণ ভূমিকা পালন করে। আউফবাউ শব্দের অর্থ উপরের দিকে অগ্রসর হওয়া। কোনো পরমাণুতে ইলেকট্রন বিন্যাসকালে ইলেকট্রনগুলো প্রথমে কম শক্তিস্তর সম্পন্ন অরবিটালে এবং অরবিটাল পূর্ণ হওয়ার পর উচ্চশক্তিসম্পন্ন অরবিটালে পূর্ণ হতে শুরু করে।

অর্থাৎ বলা যায় নিম্ন শক্তিস্তরের অরবিটাল পূর্ণ হওয়ার আগে উচ্চ শক্তিস্তরের অরবিটালে প্রবেশ করবে না। অরবিটালের মধ্যে কোনটি বেশী শক্তিশালী তা (n+l) নীতি অনুসরণ করে নির্ণয় করা হয়, যেখানে, n হচ্ছে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান এবং l হচ্ছে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা, যার মান যেখানে s অরবিটালের জন্য $l=0$, p অরবিটালের জন্য $l=1$, d অরবিটালের জন্য $l=2$ এবং f অরবিটালের জন্য $l=3$।

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s
n+l=1+0	2+0	2+1	3+0	3+1	4+0	3+2	4+1	5+0
1	2	3	3	4	4	5	5	5

ক্রমবর্ধমান শক্তির ক্রমানুসারে উপস্তরগুলোকে সাজালে এমন হবে। এখানে দেখা যাচ্ছে, 2s ও 3p এর মধ্যে 2s এ আগে। আবার, 3d, 4s, 5s এর মধ্যে আগে 4s, পরে 3d, সবশেষে 5s এ ইলেকট্রন প্রবেশ করে।

উদাহরণ: $P(15) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$K(19) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

তবে বেশ কিছু মৌলের ক্ষেত্রে এই নিয়মের ব্যতিক্রম দেখা যায়।

$Cr(24) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

$Cu(29) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

ব্যাখ্যা: একই উপস্তরের অরবিটালগুলো অর্ধপূর্ণ বা পরিপূর্ণভাবে ইলেকট্রন দ্বারা হতে অপেক্ষাকৃত কম শক্তির প্রয়োজন হয় এবং পরবর্তীতে বিন্যাসটি সুস্থিত হয়। এ কারণে কোনো পরমাণুর d উপস্তরে চারটি বা নয়টি ইলেকট্রন অবস্থান করলে পরবর্তী উচ্চতর শক্তিস্তরের s অরবিটাল থেকে 1টি ইলেকট্রন d উপস্তরে চলে আসে অর্থাৎ ইলেকট্রনসংখ্যা 5 (অর্ধপূর্ণ) বা 10 (পরিপূর্ণ) হয়ে যায়।

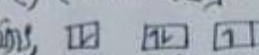
ii. হুন্ডের নীতি: পরমাণুতে ইলেকট্রনের সঠিক বিন্যাসের আরেকটি নীতি হলো হুন্ডের নীতি। নীতিটি হচ্ছে-
সমশক্তিসম্পন্ন অরবিটালগুলোতে ইলেকট্রন প্রবেশের সময় যতক্ষণ অরবিটালগুলো খালি থাকবে, ততক্ষণ ইলেকট্রনগুলো আলাদাভাবে অরবিটালে প্রবেশ করবে এবং অযুগ্ম অরবিটালগুলোর স্পিন একমুখী হবে।

s উপস্তরে একটিমাত্র অরবিটাল থাকে। সেজন্য s অরবিটালে নতুন ইলেকট্রন প্রবেশ করার সময় হুন্ডের নীতি প্রয়োগ করা যায় না। তাই, s, p ও d, f অরবিটালের ক্ষেত্রেই এই নীতিটি প্রযোজ্য।

যেমন- N(7) মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস, $N(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

অর্থাৎ,

↑↓	↑↓	↑	↑	↑
$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^1$



এখানে, p অরবিটালে তিনটি ইলেকট্রন বিদ্যমান। তবে এই অরবিটালের প্রত্যেকটি অরবিটালে একক বা অযুগ্মভাবে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। একটি অরবিটালে দুটি ইলেকট্রন এবং অপর অরবিটালটি খালি থাকে না।

পাউলির বর্জন নীতি: পরমাণুতে ইলেকট্রন বিন্যাসের নীতির মধ্যে আর একটি নীতি হচ্ছে পাউলির বর্জন নীতি। পাউলি চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার উপর ভিত্তি করে এই নীতি প্রস্তাব করেন।

নীতিটি হলো-

একই পরমাণুতে যেকোনো দুটি ইলেকট্রনের জন্য চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান কখনো একই হতে পারে না। যেকোনো একটির মান ভিন্ন হয়।

যেমন- দুটি ইলেকট্রনবিশিষ্ট একটি পরমাণুতে,

প্রথম ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে, $n=1$, $l=0$, $m=0$, $s=+\frac{1}{2}$

দ্বিতীয় ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে, $n=1$, $l=0$, $m=0$, $s=-\frac{1}{2}$

অর্থাৎ, একটি পরমাণুতে দুটি ইলেকট্রনের কক্ষপথের আকার (n) আকৃতি (l), কৌণিক অবস্থান (m) একই হতে পারে যদি তাদের নিজ নিজ অক্ষের উপর ঘূর্ণনের দিক পরস্পর

বিপরীতমুখী হয়।

কোয়ান্টাম সংখ্যা:

যে সকল সংখ্যা দ্বারা পরমাণুর কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলির আকার, আকৃতি, ত্রিমাত্রিক বিন্যাস, ঘূর্ণনের দিক নিয়ে আলোচনা করা হয়, তাকে কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যা হচ্ছে-

i) প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা।

ii) সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা।

iii) চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা।

iv) স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা।

(i) প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা: যে কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা পরমাণুর কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলির আকার সম্পর্কে আলোচনা করা হয়, তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে n দ্বারা প্রকাশ করা হয়। n এর মান যথাক্রমে 1,2,3,4... প্রভৃতি পূর্ণ সংখ্যা। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান বৃদ্ধি পেলে নিউক্লিয়াস হতে প্রধান স্তরের দূরত্ব এবং অরবিটালের আকার বৃদ্ধি পায়। বোর তত্ত্ব মতে $n=1$ হলে, তম

শক্তিস্তর বা K শেল। $n=2$ হলে ২য় শক্তিস্তর বা L শেল। $n=3$ হলে, M শেল এবং $n=4$ হলে N শেল। এগুলো প্রধান শক্তিস্তর সর্বোচ্চ $2n^2$ ইলেকট্রন ধারণ করতে পারে।

(ii) **সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা:** যে কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা পরমাণুর কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলোর আকৃতি সম্পর্কে আলোচনা করা হয়, তাকে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা l এর মান 0 থেকে $(n-1)$ পর্যন্ত হতে পারে। বোরের তত্ত্বানুসারে পরমাণু ছিল বর্তুলাকার। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাতে উপশক্তিস্তর $(2l+1)$ এবং উপশক্তিস্তরে $2(2l+1)$ সংখ্যক ইলেকট্রন থাকতে পারে।

(iii) **চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা:** যে কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা পরমাণুর কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলির ত্রিমাত্রিক বিন্যাস সম্পর্কে আলোচনা করা হয়, তাকে চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। চৌম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা, m এর

মান (l) এর উপর নির্ভরশীল। $m=0$ থেকে $\pm l$ । $m=+l$ থেকে শূন্যসহ $-l$ মান ধরা হয়। আবার প্রতিটি l এর যেকোনো মানের জন্য m এর সম্ভাব্য মানের জন্য সংখ্যা $(2l+1)$। যেমন-

$l=0$ হলে, $m=0$

$l=1$ হলে, $m=0, \pm 1$ বা, $-1, 0, 1$

$l=2$ হলে, $m=0, \pm 1, \pm 2$ বা, $-2, -1, 0, 1, 2$

(iv) **স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা:** যে কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা পরমাণুর কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলির [illegible] [illegible] সম্পর্কে ~~বা~~ ঘূর্ণনের দিক প্রকাশ করা যায়, তাকে স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে s দ্বারা প্রকাশ করা হয়। পরমাণুর ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে ঘূর্ণনের সময় নিজ অক্ষের চারদিকেও ঘুরতে থাকে। নিজ অক্ষের চতুর্দিকে ইলেকট্রনের ঘূর্ণনের দিক প্রকাশকারী সংখ্যাই স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা। প্রতিটি m এর মানের s এর মান, $\pm \frac{1}{2}$ ।

নিম্নে চতুর্থ শক্তিস্তরে অরবিটাল ও ইলেকট্রন ধারণ ক্ষমতা হিসাব করা হলো-

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	অরবিটাল সংখ্যা	স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা (s)	ইলেকট্রন সংখ্যা
$n=4$	0	0	1	$\pm\frac{1}{2}$	2
	1	-1, 0, 1	3	$3(\pm\frac{1}{2})$	6
	2	-2, -1, 0, 1, 2,	5	$5(\pm\frac{1}{2})$	10
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	$7(\pm\frac{1}{2}$	14
মোট অরবিটাল = 16				মোট ইলেকট্রন = 32	

∴ চতুর্থ শক্তিস্তরে অরবিটাল সংখ্যা = 16 এবং

মোট ইলেকট্রন ধারণ ক্ষমতা = 32 Ans.

অরবিটালের বর্ণনা ও আকৃতি: নিচে s, p, d অরবিটালের বর্ণনা এবং আকৃতি ব্যাখ্যা করা হলো-

① s-উপস্তর: নিউক্লিয়াসের চারপাশে কোনো নির্দিষ্ট দূরত্বের সবদিকেই যেকোনো প্রধান স্তরের s-উপস্তরের ইলেকট্রন থাকার সম্ভাবনা থাকে। এজন্য এর আকৃতি গোলকের মতো।

s এর মান, $\pm\frac{1}{2}$.

ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব গোলকের পৃষ্ঠতলে সর্বাধিক এবং মেঘের ঘনত্ব নির্দিষ্ট দিকে প্রসারিত হয় না। s-উপস্তরে কোনো উপ-উপস্তর নেই বলে একে s-অরবিটালও বলে। যার কেন্দ্রে নিউক্লিয়াস থাকে। s অরবিটাল প্রতিসমভাবে x, y, z অক্ষের বিস্তৃত থাকে। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এর মানের বৃদ্ধির সাথে s অরবিটালের আকারও বাড়তে থাকে। এবং আয়তনও বাড়ে।

যেমন- $1s < 2s < 3s$ .....

2p-উপস্তর: নিউক্লিয়াসের বিপরীত দিকে দুটি অংশে p উপস্তরের ইলেকট্রন ঘনত্ব সর্বাধিক হওয়ার সম্ভাবনা বেশী। এর ফলে p উপস্তর সমকক্ষিসম্পন্ন ডাম্বেল আকারের মতো ডাম্বেলের যে বিন্দুতে দুটি বিন্দু মিলিত হয়েছে, সেখানেই নিউক্লিয়াস অবস্থিত। ডাম্বেলের দুই অংশের পৃষ্ঠতলেই ইলেকট্রন ঘনত্ব থাকার সম্ভাবনা সমান। এছাড়া নিউক্লিয়াসের ভিতর দিয়ে একটি কল্পিত তল থাকে যেখানে p উপস্তরের ইলেকট্রন থাকার সম্ভাবনা শূন্য।

s এর মান, $\pm\frac{1}{2}$.

যে তলকে নোডাল তল বলে। p অরবিটালের ক্ষেত্রে সহকারী, চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা $l=1$ এবং $m=-1,0,1$। এ কারণে p অরবিটাল তিন প্রকার সমশক্তিসম্পন্ন ডাম্বেল অরবিটালে বিভক্ত। এদের আকৃতি একই। ওরা x, y ও z অক্ষে পরস্পরের উপর লম্বভাবে থাকে। P_x, P_y ও P_z অরবিটালের প্রত্যেকটি অক্ষের দুদিকে উপর সমান্তরালে অবস্থান করে। সমশক্তিসম্পন্ন ডাম্বেল আকৃতির এ ডাম্বেল অরবিটালগুলোতে দুটি করে লোব থাকে। এ লোব দুটি যে বিন্দুতে মিলিত হয়, তাকে নোডাল বিন্দু বলে। কি দ্বিতীয় শক্তিস্তরের ক্ষেত্রে $n=2$ হয়। তখন $l=0,1$ এ দুটি মান পাওয়া যায়। 2p অরবিটালের ক্ষেত্রে এগুলোকে $2P_x$, $2P_y$, $2P_z$ দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

3d অরবিটাল: d অরবিটালের ক্ষেত্রে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা $l=2$। চুম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা, $m=-2,-1,0,1,2$। এ কারণে d অরবিটাল পাঁচ প্রকার যা পাঁচটি

যে তলকে নোডাল তল বলে। p অরবিটাল ...

সমশক্তিসম্পন্ন পাঁচটি অরবিটাল বিদ্যমান। d অরবিটালের জ্যামিতিক আকার অপেক্ষাকৃত জটিল ও ভিন্নতর। d অরবিটালে পাঁচটি সংখ্যা সমশক্তিসম্পন্ন হলেও প্রত্যেকটির আকৃতি ভিন্ন। এদেরকে $d_{xy}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}$, এবং d_{xz}, d_{z^2} দ্বারা প্রকাশ করা হয়। এদের প্রত্যেকটিতে চারটি করে লোব থাকে, এবং একটি নোডাল বিন্দু থাকে। d অরবিটালে মোট লোবের সংখ্যা $= (4\times4+2\times1) = 18$ টি। নোডাল বিন্দুর সংখ্যা পাঁচটি। এবং এই পাঁচটি নোডাল বিন্দু একটি বিন্দুতে মিলিত হয়। এ মিলন বিন্দুই হলো নিউক্লিয়াস। এজন্য সমস্ত d অরবিটালের নোডাল তলের সংখ্যা একটি হয়। বিভিন্ন অরবিটালের জন্য চুম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m) এর মান

d_{xy} অরবিটাল $= -2$,

d_{yz} অরবিটাল $= -1$,

d_{zx} অরবিটাল $= +1$,

$d_{x^2-y^2}$ অরবিটাল $= +2$, d_{z^2} অরবিটালের জন্য $m = 0$ হয়

যে তরঙ্গে শোষণ করা হয়। এ ক্ষেত্রে ...

হাইড্রোজেন এর পারমানবিক বর্ণালী ও শক্তি গাণিতিক বিশ্লেষণ ও রেখাচিত্র:

হাইড্রোজেন মৌলের পারমানবিক সংখ্যা এক। তাই হাইড্রোজেন পরমানুর নিউক্লিয়াসে একটি প্রোটন একটি ইলেকট্রন থাকে। হাইড্রোজেন পরমানুর ঐ শক্তিস্তরের একটি মাত্র ইলেকট্রন তার কেন্দ্রের প্রোটনটিকে ঘিরে পরিভ্রমন করে। বাইরের কোনো উৎস হতে হাইড্রোজেন পরমানুতে শক্তি প্রয়োগ করা হলে ইলেকট্রন শক্তি শোষন করে নিম্ন হতে উচ্চ শক্তিস্তরে গমন করে। প্রথম প্রথম ক্ষেত্রে শোষন বর্ণালীর এবং দ্বিতীয় ক্ষেত্রে নিঃসরন বর্ণালীর সৃষ্টি হয়। আমরা ইলেকট্রন ফিরে আসার জন্য যে সমীকরণটি জানি। তা হলো-

$$\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \quad \text{--- (i)}$$

ইলেকট্রনের উচ্চ শক্তিস্তর থেকে নিম্ন শক্তিস্তর পরিভ্রমনের জন্য যে বর্ণালীর সৃষ্টি হয়, তা বিজ্ঞানীরা

যে তলকে বোঝান তল বলে। p উপস্তরের ...

বিভিন্নভাবে বর্ণনা করেছেন।

① **লাইম্যান সিরিজ:** হাইড্রোজেন পরমাণুর বর্ণালীর যে, অঞ্চলে, $n_1=1$ এবং $n_2=2,3,4 \ldots$ হয় তাকে লাইম্যান সিরিজ বলে।

(i) নং অসমীকরণে n_1 এবং n_2 এর মান বসিয়ে পাই,

$$\frac{1}{\lambda} = \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) R_H$$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 0.75 \times 1.097156 \times 10^{7} \ m^{-1}$$

$$\Rightarrow \lambda = 1.2152 \times 10^{-7}$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{1.2152 \times 10^{-7}}{10^{-9}} \ nm$$

$$= 121.53 \ nm$$

হাইড্রোজেন বর্ণালীর অতিবেগুনী অঞ্চলে এই সিরিজের উদ্ভব ঘটে।