অধ্যায়-০২
গুণগত রসায়ন

প্রশ্ন-:মূল কণিকা কি? এর শ্রেণী বিভাগ লিখ এবং সংজ্ঞা দাও।

উত্তরঃ মূল কণিকাঃ যে সব সূক্ষ্ম কণিকার সমন্বয়ে পরমাণু গঠিত তাদেরকে মূল কণিকা বলা হয়। যেমন ঃ ইলেকট্রন, প্রোটন, নিউট্রন ইত্যাদি।

শ্রেণী বিভাগ ঃ মূল কণিকা তিন প্রকার।যথা-

(i) স্থায়ী মূল কণিকা।
(ii) অস্থায়ী মূল কণিকা।
(iii) কম্পোজিট কণিকা।

(i) স্থায়ী মূল কণিকাঃ কতকগুলো মূল কণিকা আছে, যা সাধারণত সব মৌলের পরমাণুতে থাকে তাদের স্থায়ী মূল কণিকা বলে। স্থায়ী মূল কণিকা তিনটি । যেমন- ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রন।

(ii) অস্থায়ী মূল কণিকাঃ কতকগুলো মূল কণিকা আছে, যা কোন কোন মৌলের পরমাণুতে খুবই অল্প সময়ের জন্য অস্থায়ীভাবে থাকে, এদের অস্থায়ী মূল কণিকা বলে। যেমনঃ নিউট্রিনো, পজিট্রন, মেসন ইত্যাদি।

(iii) কম্পোজিট কণিকাঃ স্থায়ী ও অস্থায়ী মূল কণিকা ব্যতিত আর এক ধরণের ভারী কণিকা দেখা যায়, একে কম্পোজিট কণিকা বলে। যেমন- ডিউটেরণ কণা, আলফা কণা।

প্রশ্ন-:মূল কণিকা কি বুঝ ? তিনটি স্থায়ী মৌলিক কণিকার সংক্ষিপ্ত বিবরণ দাও।

উত্তরঃ মূল কণিকাঃ যে সব সূক্ষ্ম কণিকার সমন্বয়ে পরমাণু গঠিত তাদেরকে মূল কণিকা বলা হয়। যেমনঃ ইলেকট্রন, প্রোটন ইত্যাদি।

ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রনকে স্থায়ী মৌলিক কণিকা বলে। এদের সংক্ষিপ্ত বিবরণ নিম্নে দেয়া হল-

ইলেকট্রনঃ ১৮৯৭ খ্রিষ্টাব্দে স্যার জে.জে. থমসন ক্যাথোড রশ্মির উপর পরীক্ষার সময় ইলেকট্রনের অস্তিত্ব আবিস্কার করেন। ইলেকট্রনকে ‘e’ দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

ইলেকট্রনের বৈশিষ্ট্যঃ

(i) ইলেকট্রন পদার্থের ক্ষুদ্রতম কণিকা।
(ii) একটি ইলেকট্রনের ভর 9.11×10^{-28}g।
(iii) ইলেকট্রন ঋণাত্নক চার্জযুক্ত এবং এ চার্জের পরিমাণ -1.6×10^{-19}C।
(iv) ইলেকট্রন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের বাইরে অবস্থান করে।

প্রোটনঃ ১৯১৯ খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী রাদারফোর্ড প্রোটন আবিস্কার করেন। প্রটোনকে ‘p’ দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

প্রোটনের বৈশিষ্ট্যঃ

(i) প্রোটন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে বিদ্যমান ধনাত্নক চার্জ বিশিষ্ট একটি স্থায়ী কণিকা।
(ii) প্রোটনের ভর 1.673×10^{-24}g যা হাইড্রোজেন পরমাণুর ভরের প্রায় সমান।
(iii) প্রোটন ধনাত্নক চার্জযুক্ত এবং এ চার্জের পরিমাণ $+1.6 \times 10^{-19}$C।

নিউট্রনঃ ১৯৩২ খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী জেমস চ্যাডউইক নিউট্রন আবিস্কার করেন। নিউট্রনকে ‘n’ দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

নিউট্রনের বৈশিষ্ট্যঃ

(i) নিউট্রনের ভর 1.675×10^{-24}g।
(ii) নিউট্রন তড়িৎ চার্জ নিরপেক্ষ
(iii) নিউট্রন পরমাণুর কেন্দ্র নিউক্লিয়াসে অবস্থান করে।

$1\mu m = 10^{-6}m$
$1nm = 10^{-9}m$
$1\overset{0}{A} = 10^{-10}m$
$1pm = 10^{-12}m$

প্রশ্ন ঃ বিভিন্ন একক এবং রূপান্তর ।

উত্তর ঃ **$1dalton=1amu=1.6605\times10^{-24}g$**

$h=6.626\times10^{-34}Js$
$1F=96500C$
$10C=1emu=3.0\times10^{10}esu$
$R_H=109678cm^{-1}$

প্রশ্ন ঃ ইলেকট্রনের চার্জ ও ভর কিভাবে নির্ণয় করা হয় ?
উত্তর ঃ ইলেকট্রনের চার্জ নির্ণয় ঃ

ইলেকট্রনের চার্জ $=\frac{F}{N}$

$=\frac{96500}{6.023\times10^{23}}$ কুলম্ব

$=1.60\times10^{-19}$কুলম্ব

ইলেকট্রন একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত কণা। তাই এর চার্জ হল -1.60×10^{-19}কুলম্ব।

[1.60×10^{-19}কুলম্ব(C)= $1.60\times10^{-20}emu$ =$4.8\times10^{-10}esu$]

ইলেকট্রনের ভর নির্ণয় ঃ

অ্যাভোগ্রাডোর মতে, 1.023×1023টি হাইড্রোজেন পরমাণুর ভর = $1.00577g$

সুতরাং 1টি হাইড্রোজেন পরমাণুর ভর $=\frac{1.00757}{6.023\times10^{23}}g$

আবার, 1টি ইলেকট্রনের ভর 1টি হাইড্রোজেন পরমাণুর ভরের $1/1836$ গুণ

সুতরাং 1টি ইলেকট্রনের ভর $=\frac{1.00757}{6.023\times10^{23}}\times\frac{1}{1836}=9.11\times10^{-28}g$

প্রশ্ন-০৩:পারমাণবিক সংখ্যা ও পারমাণবিক ভর সংখ্যা বলতে কি বুঝ?

উত্তরঃ <u>পারমাণবিক সংখ্যাঃ</u> কোন মৌলের পরমাণুর প্রোটন সংখ্যাকে ঐ মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বলে। উদাহরণ- ম্যাগনেসিয়াম পরমাণুর নিউক্লিয়াসে 12টি প্রোট্রন আছে। তাই ম্যাগনেশিয়ামের পারমাণবিক সংখ্যা হল 12।

<u>পারমাণবিক ভরসংখ্যা বা নিউক্লিয়ন সংখ্যা:</u> কোন মৌলের পরমাণুর প্রোটন ও নিউট্রনের সংখ্যাকে ঐ মৌলের ভরসংখ্যা বলে।

উদাহরণঃ অক্সিজেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে 8 টি প্রোটন ও 8 টি নিউট্রন আছে।

তাই অক্সিজেন পরমাণুর ভরসংখ্যা, $A = 8+8 = 16$

প্রশ্ন-:আইসোটোপ, আইসোবার ,আইসোটোন , আইসোমার ও আইসো ইলেকট্রনিক, আইসোইলেকট্রনিক, আইসোস্টার, আইসোডায়াফার, নিউক্লিয়ার আইসোমার বলতে কী বুঝ?

উত্তরঃ <u>আইসোটোপ :</u> যে সব পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা সমান কিন্ত ভর সংখ্যা ভিন্ন হয়, তাদেরকে পরস্পরের আইসোটোপ বলে। যেমন- হাইড্রোজেনের তিনটি আইসোটোপ হল- ${}_1^1H$ = প্রোটিয়াম, ${}_1^2H$ = ডিউটেরিয়াম ${}_1^3H$ = ট্রিটিয়াম। প্রত্যেকটির প্রোটন সংখ্যা সমান কিন্তু ভর সংখ্যা ভিন্ন, তাই এরা পরস্পরের আইসোটোপ।

<u>আইসোবার :</u> যে সব পরমাণুর ভর সংখ্যা সমান কিন্ত পারমাণবিক সংখ্যা ভিন্ন হয়, তাদেরকে পরস্পরের আইসোবার বলে। যেমনঃ- টেলুরিয়াম ও আয়োডিনের আইসোটোপ যথাক্রমে ${}_{52}^{127}Te$ এবং ${}_{53}^{127}I$। এদের ভরসংখ্যা একই কিন্তু পারমাণবিক সংখ্যা ভিন্ন, তাই এরা পরস্পরের আইসোবার।

<u>আইসোটোন :</u> যে সব পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা সমান কিন্তু পারমাণবিক সংখ্যা ও ভর সংখ্যা ভিন্ন তাদেরকে পরস্পরের আইসোটোন বলে। যেমন- ${}_8^{16}O$ এবং ${}_6^{14}C$ উভয় পরমাণুতে পারমাণবিক সংখ্যা ও ভর সংখ্যা ভিন্ন কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা (8) একই। তাই এরা পরস্পরের আইসোটোন।

<u>আইসোমার :</u> যে সব পরমাণুর পারমাণবিক ও ভরসংখ্য সমান কিন্তু তাদের অভ্যন্তরীণ গঠন ও তেজস্ক্রিয় ধর্মের মধ্যে বৈসাদৃশ্য রয়েছে তাদেরকে পরস্পরের আইসোমার বলে। যেমন- ${}_{35}^{82}Br$ এবং ${}_{35}^{82}Br$

আইসোইলেকট্রনিকঃ যে সকল পরমাণু, অনু বা আয়নের মধ্যে ইলেকট্রন সংখ্যা সমান থাকে তাদেরকে পরস্পরের আইসোইলেকট্রনিক বলে। যেমন - F_2 অণুতে মোট ইলেকট্রন সংখ্যা = (9+9) =18, ইথেন (C_2H_6) অণুতে মোট ইলেকট্রন সংখ্যা =(6×2 + 1× 6) = 18, আর্গন (Ar) এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা =18, আবার ফসফোনিয়াম (PH_4^+) এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা =(15+13 + 0)= 18, তাই এরা পরস্পরের আইসোইলেকট্রনিক।

আইসোস্টারঃ যে সকল অণুর মধ্যে সমসংখ্যক পরমাণু ও সমসংখ্যক ইলেকট্রন থাকে তাদেরকে পরস্পরের আইসোস্টার বলে। যেমন – Cl_2 অণুতে পরমাণুর সংখ্যা 1 + 1 = 2 এবং মোট ইলেকট্রন সংখ্যা = (17× 2) = 34. আবার, FeO অণুতে পরমাণুর সংখ্যা 1 + 1 = 2 এবং মোট ইলেকট্রন সংখ্যা = (26 + 8) = 34. Cl_2 ও FeO পরস্পরের আইসোস্টার।

আইসোডায়াফারঃ যে সকল মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসে প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার পার্থক্য সমান তাদেরকে পরস্পরের আইসোডায়াফার বলে। যেমন- Na এর প্রোটন সংখ্যা 11 এবং নিউট্রন সংখ্যা 12. প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার পার্থক্য (12 – 11)= 1

আবার, Al এর প্রোটন সংখ্যা 13, এবং নিউট্রন সংখ্যা 14। প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার পার্থক্য = (14 – 13) = 1 কাজেই, Na ও Al পরস্পরের আইসোডায়াফার।

নিউক্লিয়ার আইসোমারঃ যে সব পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা এবং ভর সংখ্যা একই কিন্তু তেজস্ক্রিয় ধর্ম ভিন্ন, তাদেরকে পরস্পরের নিউক্লিয়ার আইসোমার বলে। যেমন – দুটি তেজস্ক্রিয় Zn, যার একটি Zn এর পারমাণবিক সংখ্যা 30 এবং ভরসংখ্য 69। এর অর্ধ-জীবন 13.8 ঘন্টা।

আবার আরেকটি Zn যার পারমাণবিক সংখ্যা 30 এবং ভর সংখ্যা 69. অর্ধ – জীবন 57 মিনিট। এরা পরস্পরের নিউক্লিয়ার আইসোমার।

প্রশ্ন-:রাদারফোর্ডের আলফা কণা বিচ্ছুরণ পরীক্ষার বর্ণনা দাও এবং উক্ত পরীক্ষা থেকে তিনি যে সিদ্ধান্তে উপনীত হন তা ব্যাখ্যা কর।

উত্তর : রাদারফোর্ডের পরীক্ষায় ব্যবহৃত উপকরণসমূহঃ

(i) তেজস্ক্রিয় মৌল (যেমন-রেডিয়াম-Ra)থেকে নির্গত - α কণা

(ii) পাতলা সোনার পাত (0.0004cm পুরু)

(iii) জিংক সালফাইড (ZnS)

রাদারফোর্ডের পরীক্ষার বর্ণনাঃ বিজ্ঞানী রাদারফোর্ড প্রচন্ড শক্তি সম্পন্ন আলফা কণাসমূহকে একটি পাতলা সোনার পাতের উপর নিক্ষেপ করেন। সোনার পাতের পিছনে জিংক সালফাইড আবরণ যুক্ত একটি গোলাকর পর্দা রাখেন।

পর্যবেক্ষণঃ তিনি লক্ষ্য করেন যে,

(i) প্রায় ৯৯% আলফা কণাই এ পাত ভেদ করে সোজাসুজি চলে যায় এবং ZnS পর্দাকে দীপ্তিমান বা আলোকিত করে।

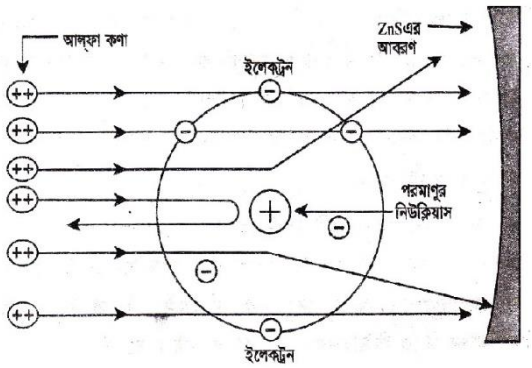
(ii) অল্প সংখ্যক আলফা কণা তাদের পথ বেঁকে যায়।

(iii) খুব অল্প সংখ্যক কণা (প্রায় ২০,০০০ এর মধ্যে ১টি) সোজা বিপরীত দিকে ফিরে আসে।

সিদ্ধান্তঃ এ পরীক্ষা থেকে রাদারফোর্ড নিম্নোক্ত সিদ্ধান্তসমূহ গ্রহণ করেন-

(i) পরমাণুর কেন্দ্রে তার সবটুকু ভর ও ধনাত্বক চার্জ পুঞ্জিভূত থাকে। একে নিউক্লিয়াস বলে। এই ধনাত্মক চার্জযুক্ত নিউক্লিয়াস দ্বারা আলফা কণা বিকর্ষিত হয় বলে কিছু সংখ্যক কণার গতিপথ আংশিক বা সম্পূর্ণ বেঁকে যায়।

(ii) কেন্দ্রস্থলে ক্ষুদ্র নিউক্লিয়াস ছাড়া পরমাণুর অভ্যন্তরে পুরো স্থান ফাঁকা। তাই অধিকাংশ আলফা কণিকা খুব সহজে স্বর্ণপাত ভেদ করে চলে যায়।



চিত্রঃ রাদারফোর্ডের আলফা কণা বিক্ষেপণ পরীক্ষা

(iii) নিউক্লিয়াসের আয়তন সমগ্র পরমাণুর আয়তনের তুলনায় খুবই ছোট(নিউক্লিয়াসের আয়তনের চেয়ে পরমাণুর আয়তন দশ হাজার থেকে একলক্ষ গুণ বড়) ।

প্রশ্ন : আলফা কণা বিচ্ছুরণ পরীক্ষায় পাতলা সোনার পাত ব্যবহার করা হয় কেন ?

উত্তর : সোনা হলো অভিজাত মৌল যা সহজে কোনো কিছুর সাথে বিক্রিয়া করে না এবং খুবই নমণীয় ধাতু। একে পিঠিয়ে খুবই পাতলা পুরুত্বের পাতে(10^{-7}m পর্যন্ত) পরিণত করা যায়। এর বেধ এত কম হওয়ায় ধরে নেওয়া হয় প্রতিটি আলফা কণা পাতের মধ্যস্থ একটি মাত্র পরমাণুর সাথে সংঘাত ঘটে। এ কারণে আলফা বিচ্ছুরণ পরীক্ষায় পাতলা সোনার পাত ব্যবহার করা হয়।

প্রশ্ন : আলফা কণা বিচ্ছুরণ পরীক্ষায় ZnS ব্যবহৃত হয় কেন ?

উত্তর : পদার্থের যে ধর্মের কারণে আপতিত আলোর উৎস বন্ধ করার পরও 10^{-4} থেকে10 সেকেন্ড পর্যন্ত আলো বিকিরিত হতে থাকে, পদার্থের এরূপ ধর্মকে অনুপ্রভা বলে। আলফা কণা প্রচন্ড গতি সম্পন্ন হওয়ায় এটি পাতলা সোনার পাত ভেদ করে অনুপ্রভা সৃষ্টিকারী পদার্থ ZnS এর আবরণযুক্ত পর্দাতে আলোক বিন্দু তৈরি হয় এবং স্থায়ী থেকে যায়, যা আলফা কণার গতিপথ এবং বিচ্যুতি শনাক্ত করতে সাহায্য করে। এজন্য আলফা কণা বিচ্ছুরণ পরীক্ষায় ZnS ব্যবহৃত হয়।

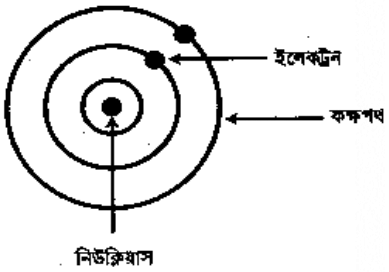
প্রশ্ন-:রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের বর্ণনা দাও এবং এর সীমাবদ্ধতা লিখ।

উত্তরঃ <u>রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলঃ</u> সৌরমন্ডলের গঠনের সাথে সাদৃশ্য রেখে ১৯১১ খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী রাদারফোর্ড পরমাণুর গঠন সম্পর্কে মতবাদ উপস্থাপন করেন। এ মতবাদটি রাদারফোর্ডের সোলার সিস্টেম পরমাণু মডেল নামে পরিচিত। এ মতবাদের প্রস্তাবগুলো নিম্নরূপ-

(i) পরমাণুর কেন্দ্রস্থলে একটি ধনাত্বক চার্জ বিশিষ্ট ভারী বস্তু থাকে। একে নিউক্লিয়াস বলে।

(ii) পরমাণুর মোট আয়তনের তুলনায় নিউক্লিয়াসের আয়তন অতি নগণ্য।

(iii) নিউক্লিয়াসে ধনাত্বক চার্জের সংখ্যা এবং কক্ষপথে পরিভ্রমনশীল ঋণাত্নক চার্জযুক্ত ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান। তাই পরমাণু চার্জ নিরপেক্ষ।



চিত্রঃ রাদার ফোর্ডের পরমাণু মডেল

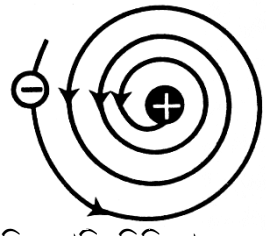
(iv) সৌরজগতে সূর্যের চারদিকে ঘূর্ণায়মান গ্রহসমূহের মত ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসের চারদিকে সতত ঘূর্ণায়মান। ধনাত্নক আধান বিশিষ্ট নিউক্লিয়াসের ও ঋণাত্নক আধান বিশিষ্ট ইলেকট্রনসমূহের পারস্পরিক স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণজনিত কেন্দ্রমুখী বল এবং ঘূর্ণায়মান ইলেকট্রনের কেন্দ্র বহির্মূখী বল পরস্পর সমান।

<u>রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের সীমাবদ্ধতাঃ</u>

(i) এ মডেলকে সৌরমন্ডলের গঠনের সঙ্গে সাদৃশ্যপূর্ণ দেখানো হয়েছে। কিন্তু সৌরমন্ডলের গ্রহসমূহ তড়িৎ নিরপেক্ষ কিন্তু ইলেকট্রনসমূহ ঋণাত্নক চার্জযুক্ত।

(ii) ম্যাক্সওয়েলের তত্ত্বানুসারে পরিভ্রমণরত চার্জযুক্ত ইলেকট্রন কণার অবিচ্ছিন্নভাবে শক্তি বিকিরণ করার কথা। এভাবে শক্তি হারাতে থাকলে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণে ইলেকট্রনের কক্ষপথ সর্পিল আকারে হ্রাস পেয়ে এক সময় ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসে পতিত হবে। তখন রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের অস্তিত্ব থাকবে না।

(iii) আর্বতনশীল ইলেকট্রনের কক্ষপথের আকার ও আকৃতি সম্মন্ধে কোন ধারণা এ মডেলে দেয়া হয়নি।



চিত্রঃ শক্তি বিকিরণ করে ইলেকট্রনের নিউক্লিয়াসে পতন।

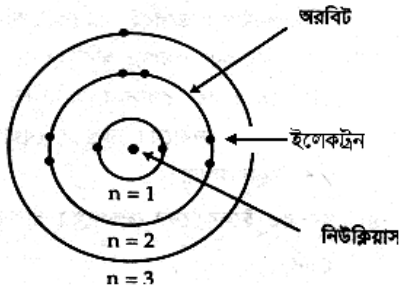
(iv) পরমাণুর বর্ণালী সম্মন্ধে কোন সুষ্ঠু ব্যাখ্যা এ মডেল দিতে পারে না।

(v) একাধিক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসকে কিভাবে প্রদক্ষিণ করবে এ সম্পর্কে রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলে কিছু উল্লেখ করা হয়নি।

প্রশ্ন- ঃ সীমাবদ্ধতাসহ পরমাণুর গঠন সম্পর্কিত বোর মতবাদের স্বীকার্যগুলো বর্ণনা কর।

উত্তরঃ ১৯১৩ খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী নিল্স বোর রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের সীমাবদ্ধতাসমূহ সংশোধন করে একটি পরমাণু মডেলের অবতারণা করেন। তাঁর নামানুসারে একে বোর পরমাণু মডেল বলা হয়। এ মডেলের স্বীকার্যসমূহ নিম্নরূপ-

(i) **শক্তিস্তর সম্পর্কিত প্রস্তাবঃ** পরমাণুর ইলেকট্রনসমূহ নির্দিষ্ট শক্তির কতকগুলো বৃত্তাকার স্থায়ী কক্ষপথে নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে আবর্তন করে। এসব কক্ষপথে আবর্তনের সময় ইলেকট্রন কোন শক্তি শোষণ বা বিকিরণ করে না। এই কক্ষপথগুলো শক্তিস্তর বা অরবিট নামে পরিচিত। নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমান্বয়ে দূরবর্তী শক্তিস্তরসমূহকে ১ম, ২য়, ৩য় প্রভৃতি শক্তিস্তর বা অরবিট বলা হয়। যে শক্তিস্তর নিউক্লিয়াস থেকে যত বেশি দূরে তার শক্তি তত অধিক।



(ii) **কৌণিক ভরবেগ সম্পর্কিত প্রস্তাবঃ** একটি নির্দিষ্ট শক্তিস্তরে পরিভ্রমণরত ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগ নির্দিষ্ট

এবং তা $\frac{h}{2\pi}$ এর গুণিতক। অর্থাৎ কৌণিক ভরবেগ, $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ ।

এখানে,
m = ইলেকট্রনের ভর।
v = ইলেকট্রনের গতিবেগ।
r = শক্তিস্তরের ব্যসার্ধ।
h = প্ল্যাঙ্কের ধ্রুবক।
n = 1, 2, 3 প্রভৃতি শক্তিস্তর।

(iii) **শক্তির শোষণ বা বিকিরণ সম্পর্কিত প্রস্তাবঃ** ইলেকট্রন এক শক্তিস্তর থেকে অপর শক্তিস্তরে স্থানান্তরিত হলে শক্তির শোষণ বা বিকিরণ ঘটে। ইলেকট্রন উচ্চ শক্তিস্তর থেকে নিম্ন শক্তিস্তরে স্থানান্তরিত হলে শক্তির বিকিরণ এবং নিম্ন শক্তিস্তর থেকে উচ্চ শক্তিস্তরে স্থানান্তর ঘটলে শক্তির শোষণ হয়। শোষিত বা বিকিরিত শক্তিকে নিম্নরূপে দেখানো যায়।

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$$

এখানে,
ΔE = দুটি শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের শক্তির পার্থক্য
h = প্ল্যাঙ্ক ধ্রুবক
ν = বিকিরিত তড়িৎ চুম্বকীয় রশ্মির ফ্রিকোয়েন্সি।

বোর পরমাণু মডেলের সীমাবদ্ধতাঃ

(i) বোর পরমাণু মডেল হাইড্রোজেন পরমাণুর বর্ণালী ব্যাখ্যা করতে পারলেও, এর সাহায্যে বহু ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী ব্যাখ্য করা যায় না।

(ii) এক শক্তিস্তর থেকে অপর শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের প্রতিটি স্থানান্তরের জন্য এ মডেল অনুসারে বর্ণালীতে এক একটি রেখা পাওয়া যেত কিন্তু উচ্চ শক্তির বর্ণালী বীক্ষণের সাহায্যে কোন কোন রেখার উপর একাধিক বর্ণালী রেখা পতিত হয়েছে। এর কারণ বোর মডেল ব্যাখ্যা করতে পারে না।

(iii) বোর পরমাণু মডেলে ইলেকট্রনের অবস্থান ও ভরবেগ একই সাথে নির্ণয় করা সম্ভব কিন্তু হাইজেনবার্গের অনিশ্চয়তা নীতি অনুযায়ী একই সাথে ইলেকট্রনের অবস্থান এবং ভরবেগ নির্ণয় করা যায় না।

প্রশ্ন : পরমাণুর গঠন ব্যাখ্যায় রাদার ফোর্ড পরমাণু মডেল অপেক্ষা বোর পরমাণু মডেল অধিক গ্রহণযোগ্য কেন ?

উত্তর : রাদার ফোর্ড ১৯১১ সালে পরমাণু মডেল উপস্থাপন করেন। এরপর নীলস বোর ১৯১৩ সালের রাদার ফোর্ড এর পরমাণু মডেলের কিছু সীমাবদ্ধতা সংশোধন করে তার মডেল উপস্থাপন করেন। উভয় মডেল এক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর গঠন ব্যাখ্যা করতে পারলেও বহু ইলেকট্রনবিশিষ্ট পরমাণুর গঠন ব্যাখ্যা করতে পারে না। নিম্নে রাদার ফোর্ড পরমাণু মডেলের সীমাবদ্ধতা এবং বোর পরমাণু মডেলের সফলতা ছক আকারে দেখানো হলো-

রাদার ফোর্ড পরমাণু মডেল	বোর পরমাণু মডেল
১। রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলে শক্তিস্তরের আকার ও আকৃতি সম্বন্ধে কোন ধারণা দেওয়া হয়নি।	১। বোরের পরমাণু মডেলে বৃত্তাকার শক্তিস্তরের ধারণা দেওয়া হয়েছে।
২। রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের সাহায্যে পারমাণবিক বর্ণালী ব্যাখ্যা করা যায় না।	২। বোরের পরমাণু মডেলে বর্ণালী সম্পর্কে ব্যাখ্যা দেওয়া হয়েছে।
৩। রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেল ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগের ধারণা দেয় না।	৩। বোরের পরমাণু মডেলে ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগের ধারণা দেওয়া হয়েছে।
৪। শক্তির শোষণ বা বিকিরণ সম্বন্ধে কোন ধারণা রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলে দেওয়া হয়নি।	৪। বোরের পরমাণু মডেলে শক্তির শোষণ ও বিকিরণ সম্পর্কে ধারণা দেওয়া হয়েছে।

উপরের আলোচনা থেকে এটা স্পষ্ট যে, পরমাণুর গঠন ব্যাখ্যায় রাদার ফোর্ড অপেক্ষা বোর পরমাণু মডেল অধিকতর উপযোগী।

প্রশ্ন-: কোয়ান্টাম সংখ্যা বলতে কি বুঝ? কোয়ান্টাম সংখ্যা কত প্রকার কি কি ? প্রত্যেকটির বর্ণনা দাও।

উত্তরঃ কোয়ান্টাম সংখ্যাঃ পরমাণুতে অবস্থিত ইলেকট্রনের শক্তিস্তরের আকার, আকৃতি, শক্তিস্তরের বিন্যাস প্রকরণ এবং নিজ অক্ষের চর্তুদিকে আবর্তনের দিক প্রকাশক সংখ্যাসমূহকে কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে।

প্রকারভেদঃ কোয়ান্টাম সংখ্যা চার প্রকার। যথা-

(i) প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা
(ii) সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা
(iii) ম্যাগনেটিক বা চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা
(iv) স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা।

(i) **প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যাঃ** একটি ইলেকট্রন কোন্ প্রধান শক্তিস্তরে থেকে নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে আবর্তনশীল, তা যে কোয়ান্টাম সংখ্যার সাহায্যে প্রকাশ করা হয়, তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে 'n' দ্বারা চিহ্নিত করা হয়। n = 1 হলে ১ম শক্তিস্তর বা K-শেল বুঝায়। n = 2 হলে ২য় প্রধান শক্তিস্তর বা L- শেল বুঝায়।অনুরূপভাবে, n = 3, 4, 5, 6 ইত্যাদি হলে ৩য়, ৪র্থ, ৫ম ও ৬ষ্ঠ প্রধান শক্তিস্তর বা M, N,O, P প্রভৃতি শেল বুঝায়।

(ii) **সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাঃ** কোন ইলেকট্রন একটি প্রধান শক্তিস্তরের কোন্ উপস্তরে রয়েছে তা প্রকাশের জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহার করা হয় তাকে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে 'l' দ্বারা সূচিত করা হয়। l এর মান উপস্তরের সংখ্যা নির্দেশ করে। l এর মান ০ থেকে (n-1) পর্যন্ত। যেমন-

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা, n	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা, l	শক্তিস্তরে উপস্তরের সংখ্যা	উপশক্তি স্তরের নাম
1	0	১ম শক্তিস্তরে উপস্তর 1 টি	1s
2	0, 1	২য় শক্তিস্তরে উপস্তর 2 টি	2s,2p
3	0, 1, 2	৩য় শক্তিস্তরে উপস্তর 3 টি	3s,3p,3d

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা l-এর মান 0, 1, 2 এবং 3 হলে উপস্তরকে যথাক্রমে s, p, d এবং f দ্বারা চিহ্নিত করা হয়।

(iii) **ম্যাগনেটিক বা চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যাঃ** চৌম্বকক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রনের কক্ষপথের বিভিন্ন দিক বিন্যাস ঘটে। এই বিন্যাস প্রকরণসমূহ প্রকাশ করার জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয়, তাকে ম্যাগনেটিক কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে 'm' দ্বারা সূচিত করা হয়। m এর মান ০ থেকে $\pm l$ পর্যন্ত। নিম্নে n ও l এর বিভিন্ন মানের জন্য m এর মান দেখানো হল-

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (*l*)	উপস্তর	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	অরবিটালের সংখ্যা	মোট অরবিটাল সংখ্যা
1	0	1টি (1s)	0	1	1
2	0	2 টি (2s, 2p)	0	1	4
	1		0 , ± 1	3	

(iv) **স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যাঃ** ইলেকট্রন নিজ অক্ষের উপর ঘড়ির কাঁটার আবর্তনের দিকে বা তার বিপরীত দিকে লাঠিমের মত ঘুরতে ঘুরতে নিউক্লিয়াসকে পরিভ্রমণ করে। নিজস্ব অক্ষের চতুর্দিকে ইলেকট্রনের ঘূর্ণনের দিক প্রকাশকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাকে স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। একে 's' দ্বারা সূচিত করা হয়।

s এর মান $+\frac{1}{2}$ কিংবা - $\frac{1}{2}$।

প্রশ্ন-:পরমাণুতে কোন ইলেকট্রনের পূর্ণ পরিচিতির জন্য চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার প্রয়োজন কেন ?

উত্তরঃ পরমাণুতে একটি ইলেকট্রনের পূর্ণ পরিচিতির জন্য চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার প্রয়োজন হয়। এর ব্যাখ্যা নিম্নে দেয়া হল-

(i) **প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n):** একটি ইলেকট্রন কোন্ প্রধান শক্তিস্তরে থেকে নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে আবর্তনশীল, তা যে কোয়ান্টাম সংখ্যার সাহায্যে প্রকাশ করা হয়, তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা ইলেকট্রনের কক্ষপথের আকার, নিউক্লিয়াস থেকে শক্তিস্তরের দূরত্ব এবং ইলেকট্রনের শক্তির পরিমাণ প্রকাশ করে।

(ii) **সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (*l*):** কোন ইলেকট্রন একটি প্রধান শক্তিস্তরের কোন্ উপস্তরে রয়েছে তা প্রকাশের জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহার করা হয় তাকে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা প্রধান শক্তিস্তরের যে উপস্তরে ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে তার আকৃতি বা অরবিটালের আকৃতি প্রকাশ করে।

(iii) **ম্যাগনেটিক বা চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m):** চৌম্বকক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রনের কক্ষপথের বিভিন্ন দিক বিন্যাস ঘটে। এই বিন্যাস প্রকরণসমূহ প্রকাশ করার জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয়, তাকে ম্যাগনেটিক কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা অরবিটালের কৌণিক দিক বিন্যাস প্রকাশ করে।

(iv) **স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা (s):** ইলেকট্রন নিজ অক্ষের উপর ঘড়ির কাঁটার আবর্তনের দিকে বা তার বিপরীত দিকে লাঠিমের মত ঘুরতে ঘুরতে নিউক্লিয়াসকে পরিভ্রমণ করে। স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা ইলেকট্রনের নিজ অক্ষে ঘূর্ণনের দিক নির্দেশ করে।

প্রশ্ন-:অরবিট ও অরবিটাল বলতে কি বুঝ? এদের মধ্যে পার্থক্য লিখ।

উত্তরঃ অরবিটঃ পরমাণুতে ইলেকট্রনের আবর্তনের জন্য নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে কতকগুলো নির্দিষ্ট শক্তির কক্ষপথ রয়েছে। এই কক্ষপথগুলোকে অরবিট বলে।

অরবিটালঃ নিউক্লিয়াসের চর্তুদিকে ইলেকট্রন প্রাপ্তির সর্বাধিক সম্ভাব্য অঞ্চলকে অরবিটাল বলে।

নিম্নে অরবিট এবং অরবিটালের মধ্যে পার্থক্য দেয়া হল-

অরবিট		অরবিটাল	
১।	অরবিটসমূহ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার সাথে সম্পর্কিত।	১।	অরবিটালসমূহ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা, সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা ও চৌম্বক সংখ্যার সাথে সম্পর্কিত।
২।	অরবিটসমূহকে K, L, M, N প্রভৃতি দ্বারা চিহ্নিত করা হয়। n = 1 হলে K অরবিট, n = 2 হলে L অরবিট, এভাবে অরবিটসমূহকে চিহ্নিত করা হয়।	২।	অরবিটাল সমূহকে s, p, d, f দ্বারা চিহ্নিত করা হয়।

৩।	প্রতিটি অরবিটে $2n^2$ সংখ্যক ইলেকট্রন থাকতে পারে। n = 1, 2, 3 ইত্যাদি।	৩।	প্রতিটি অরবিটালে সর্বোচ্চ ২টি বিপরীত মুখী স্পিনের ইলেকট্রন থাকতে পারে।
৪।	বিভিন্ন অরবিটে ইলেকট্রনের শক্তি ভিন্ন ভিন্ন থাকে। যেমন- শক্তির উচ্চক্রম অনুসারে- 1< 2< 3 <4 < 5	৪।	একই উপস্তরের অরবিটালসমূহের শক্তি সমান। যেমন- p উপস্তরে p_x, p_y ও p_z অরবিটাল তিনটির শক্তি সমান।
৫।	অরবিট পরমাণুর আকার বা আয়তন প্রকাশ করে।	৫।	অরবিটাল পরমাণুর আকৃতি প্রকাশ করে। যেমন- s অরবিটাল বর্তুলাকার, p অরবিটাল ডাম্বেল আকৃতির।

প্রশ্ন-: পলির বর্জন নীতি কি? ব্যাখ্যা কর।

উত্তরঃ পরমাণুতে বিভিন্ন শক্তিস্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস সম্পর্কে বিজ্ঞানী পলি ১৯২৫ খ্রিষ্টাব্দে একটি নীতি উদ্ভাবন করেন। তাঁর নামানুসারে একে পলির বর্জন নীতি বলা হয়।

পলির বর্জন নীতিঃ ''একই পরমাণুতে যে কোন দুটি ইলেকট্রনের চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যা মান কখনও একই হতে পারে না। ''

এই নীতি অনুসারে একই পরমাণুতে দুটি ইলেকট্রনের 3টি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান একই হলেও চতুর্থ কোয়ন্টাম সংখ্যার মান অবশ্যই ভিন্ন হবে। যেমন- 2 টি ইলেকট্রন বিশিষ্ট একটি পরমাণুতে,

১ম ইলেকট্রনের জন্য, $n = 1 \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}$

২য় ইলেকট্রনের জন্য, $n = 1 \quad l = 0, \quad m = 0, s = -\frac{1}{2}$

অর্থাৎ একই পরমাণুতে 2টি ইলেকট্রনের কক্ষপথের আকার (n), আকৃতি (l) এবং কৌণিক অবস্থান (m) একই হতে পারে যদি তাদের নিজ অক্ষের উপর ঘুর্ণনের দিক পরস্পর বিপরীতমুখী হয়। সুতরাং পলির বর্জন নীতির মূল কথা হল- ''একটি অরবিটালে সর্বোচ্চ দুইটি ইলেকট্রন থাকতে পারে যদি তাদের স্পিন বিপরীতমূখী হয়।''

প্রশ্ন-:পলির বর্জন নীতি অনুসারে বিভিন্ন শক্তিস্তরে অরবিটাল সংখ্যা এবং সর্বোচ্চ ইলেকট্রন সংখ্যা নির্ণয় কর।

উত্তরঃ এই নীতি অনুসারে কোন পরমাণুর নির্দিষ্ট শক্তিস্তরে সর্বোচ্চ n^2 সংখ্যক অরবিটাল এবং সর্বোচ্চ $2n^2$ সংখ্যক ইলেকট্রন থাকতে পারে।

শেলের নাম	প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	অরবিটালের সংখ্যা (n^2)	সর্বোচ্চ ইলেকট্রনের সংখ্যা ($2n^2$)
K	1	1	2
L	2	4	8
M	3	9	18
N	4	16	32

প্রশ্ন-:টীকা লিখঃ (ক) আউফবাউ নীতি (খ) হুন্ডের নীতি।

উত্তরঃ আউফবাউ (aufbau) হল জার্মান শব্দ। এর অর্থ হল উপর দিকে তৈরি করা (building up)

আউফবাউ নীতিঃ পরামণুতে ইলেকট্রনসমূহ প্রথমে নিমণ শক্তির অর্বিটালে এবং পরে ক্রমশ উচ্চশক্তির অর্বিটালে প্রবেশ করতে শুরু করে। অর্বিটালগুলো ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হওয়ার এ নিয়মকে আউফবাউ নীতি বলা হয়। এ নিয়মকে $(n+l)$ নিয়মও বলে।

ব্যাখ্যাঃ দুটি অরবিটালের মধ্যে কোনটির শক্তি কম তা নির্ভর করে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) এবং সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (l)এর মানের উপর। যে অর্বিটালের $(n+l)$ এর মান নিম্ন তারই শক্তি নিম্ন এবং তাতেই প্রথমে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে। যদি দুটি অর্বিটালের $(n+l)$ এর মান সমান হয়। সেক্ষেত্রে যে অর্বিটালের n এর মান কম সেখানে ইলেকট্রন প্রথমে প্রবেশ করবে।

যেমন- 3d ও 4s এর ক্ষেত্রে,

3d এর ক্ষেত্রে, $n = 3$ এবং $l = 2$ সুতরাং $n+l = 3+2 = 5$

4s এর ক্ষেত্রে , $n = 4$ এবং $l = 0$ সুতরাং $n+l = 4+0 = 4$

এখানে 4s এর শক্তি 3d অপেক্ষা কম, কাজেই 4s এ ইলেকট্রন আগে প্রবেশ করবে।

আবার 3d ও 4p এর ক্ষেত্রে,

4p এর ক্ষেত্রে, n = 3 এবং $l = 2$ সুতরাং $n+l = 3+2= 5$
4p ” ” n = 4 ” $l = 1$ সুতরাং $n+l = 4+1 = 5$
এখানে, 3d ও 4p উভয় অর্বিটালের শক্তি সমান। কিন্তু 3d অর্বিটালে n এর মান কম। কাজেই 3d অর্বিটালে প্রথমে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে। বিভিন্ন অর্বিটালে শক্তির ক্রম নিম্নরূপঃ-
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$

হুন্ডের নীতিঃ “সমশক্তি সম্পন্ন বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রনসমূহ পারস্পারিক বিকর্ষণ এড়ানোর জন্য প্রথমে একটি করে প্রবেশ করে এবং স্পিন একই মুখী হয়। সব অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন প্রবেশ না করা পর্যন্ত কোন অরবিটালে দুটি ইলেকট্রন প্রবেশ করে না। যখন কোন অরবিটালে দুটি ইলেকট্রন প্রবেশ করে তখন এদের স্পিন বিপরীতমুখী হয়।”

উদাহরণ- নাইট্রোজেন পরমানুর ইলেকট্রন বিন্যাস হুন্ডের নীতির আলোকে দেখানো হল।

	1s	2s	2p		
N(7) →	↿⇂	↿⇂	↿	↿	↿

‘↿’ চিহ্ন দ্বারা ইলেকট্রনের স্পিনের দিক নির্দেশ করা হয়েছে। নাইট্রোজেনের ক্ষেত্রে 2p অর্বিটালে ইলেকট্রন তিনটি একইমূখী স্পিনে প্রবেশ করে।

প্রশ্ন-:1p , 2s, 2d, 3s, 3f অরবিটালসমূহের মধ্যে কোনটি অসম্ভব এবং কেন ?

উত্তরঃ 1p , 2s, 2d, 3s, 3f অরবিটালসমূহের মধ্যে 1p , 2d এবং 3f অসম্ভব। এর কারণ নিম্নে ব্যাখ্যা করা হল-
1p এর ক্ষেত্রে, n = 1 সুতরাং $l = 0$ কিন্তু p অরবিটালের জন্য $l = 1$ । তাই 1p অসম্ভব।
2d এর ক্ষেত্রে, n = 2 সুতরাং $l = 0, 1$ কিন্তু d অরবিটালের জন্য $l = 2$ । তাই 2d অসম্ভব।
3f এর ক্ষেত্রে, n = 3 সুতরাং $l = 0, 1, 2$ কিন্তু f অরবিটালের জন্য $l = 3$ । তাই 3f অসম্ভব।

প্রশ্ন-:পটাসিয়াম পরমাণুতে ১৯তম ইলেকট্রনটি 3d-অরবিটালে না গিয়ে 4s-অরবিটালে যায় কেন ?

উত্তরঃ আউফবাউ নীতি অনুযায়ী পরমাণুতে ইলেকট্রনসমূহ বিভিন্ন অরবিটালে শক্তির উচ্চ ক্রমানুসারে প্রবেশ করে। দুটি অরবিটালের মধ্যে কোনটির শক্তি বেশি তা n ও l এর মানের উপর নির্ভর করে।
3d এর ক্ষেত্রে, n = 3 সুতরাং $l = 2$ সুতরাং $n + l = 3 + 2 = 5$
4s এর ক্ষেত্রে, n = 4 সুতরাং $l = 0$ সুতরাং $n + l = 4 + 0 = 4$
4s এর $(n + l)$-এর মান 3d অপেক্ষা কম। তাই 4s এর শক্তি 3d অপেক্ষা কম। কাজেই আউফবাউ নীতি অনুসারে পটাসিয়ামের ১৯তম ইলেকট্রনটি 3d-অরবিটালে না গিয়ে 4s-অরবিটালে যায়। পটাসিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ-

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

প্রশ্ন- :Cr এবং Cu এর ইলেকট্রন বিন্যাসে আউফবাউ নীতির ব্যতিক্রম ঘটে কেন ?

উত্তরঃ Cr এর ক্ষেত্রেঃ আউফবাউ নীতি অনুসারে Cr এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ-

$$\mathbf{Cr}(24) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$$

কিন্তু সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালসমূহ অর্ধপূর্ণ কিংবা সম্পূর্ণভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হলে সে ইলেকট্রন বিন্যাস অধিকতর সুস্থিতি লাভ করে। এ জন্য **Cr** এর $3d^4 4s^2$ বিন্যাসের চেয়ে $3d^5 4s^1$ বিন্যাস অধিকতর সুস্থিত। তাই **Cr** এর সঠিক ইলেকট্রন বিন্যাস হল- $\mathbf{Cr}(24) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
উপরোক্ত কারণে **Cr** এর ইলেকট্রন বিন্যাসে আউফবাউ নীতির ব্যতিক্রম ঘটে।

Cu এর ক্ষেত্রেঃ আউফবাউ নীতি অনুসারে **Cu** এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ-

$$\mathbf{Cu}(29) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$$

কিন্তু সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালসমূহ অর্ধপূর্ণ কিংবা সম্পূর্ণভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হলে সে ইলেকট্রন বিন্যাস অধিকতর সুস্থিতি লাভ করে। এ জন্য **Cu** এর $3d^9 4s^2$ বিন্যাসের চেয়ে $3d^{10}4s^1$ বিন্যাস অধিকতর সুস্থিত। তাই **Cu** এর সঠিক ইলেকট্রন বিন্যাস হল- **Cu**(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

উপরোক্ত কারণে **Cu** এর ইলেকট্রন বিন্যাসে আউফবাউ নীতির ব্যতিক্রম ঘটে।

প্রশ্ন- :পরমাণুর ৩য় ও ৪র্থ শক্তিস্তরে *l* এবং m এর মান হিসাব করে মোট অরবিটাল ও ইলেকট্রনের সংখ্যা নির্ণয় কর।

উত্তরঃ

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (*l*)	উপশক্তিস্তর	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	অরবিটালের সংখ্যা	মোট অরবিটাল সংখ্যা	মোট ইলেকট্রন সংখ্যা
3	0	3 টি (3s,3p, 3d)	0	1	9	18
	1		$0, \pm 1$	3		
	2		$0, \pm 1, \pm 2$	5		
4	0	4 টি (4s,4p, 4d, 4f)	0	1	16	32
	1		$0, \pm 1$	3		
	2		$0, \pm 1, \pm 2$	5		
	3		$0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$	7		

প্রশ্ন-(ক) : N, P,Cr পরমাণুর ক্ষেত্রে চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান নির্ণয় কর।

উত্তর ঃ

N(7) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (*l*)	উপশক্তিস্তর	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	ইলেকট্রনের সংখ্যা	স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা(s)
1	0	1s	0	2	+1/2,-1/2
2	0	2s	0	2	+1/2,-1/2
	1	2p	-1,0,+1	3	+1/2, +1/2, +1/2

P(15) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (*l*)	উপশক্তিস্তর	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	ইলেকট্রনের সংখ্যা	স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা(s)
1	0	1s	0	2	+1/2,-1/2
2	0	2s	0	2	+1/2,-1/2
	1	2p	-1,0,+1	6	3(±1/2)
3	0	3s	0	2	+1/2,-1/2
	1	3p	-1,0,+1	3	+1/2, +1/2,+1/2

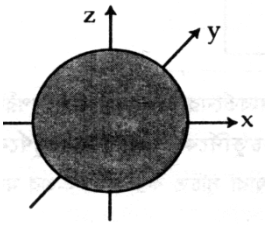
Cr(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n)	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা (l)	উপশক্তিস্তর	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (m)	ইলেকট্রনের সংখ্যা	স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা(s)
1	0	1s	0	2	+1/2,-1/2
2	0	2s	0	2	+1/2,-1/2
	1	2p	-1,0,+1	6	3(±1/2)
3	0	3s	0	2	+1/2,-1/2
	1	3p	-1,0,+1	6	3(±1/2)
	2	3d	0, ±1, ±2	5	+1/2, +1/2,+1/2,+1/2,+1/2
4	0	4s	0	1	+1/2

প্রশ্ন- : s, p এবং d-অরবিটালের আকার-আকৃতির বর্ণনা দাও।

উত্তরঃ <u>s-অরবিটালঃ</u>

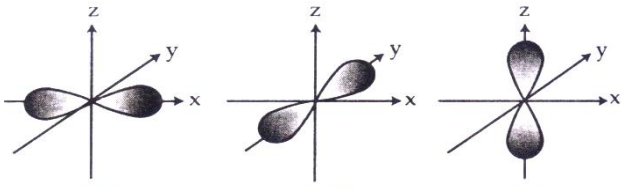
প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) এর যে কোন মানের জন্য s-অরবিটালের ক্ষেত্রে $l = 0$ এবং $m = 0$ হয় বলে s-অরবিটালের একটি ত্রিমাত্রিক বিন্যাস সম্ভব। তাই s-অরবিটালের আকৃতি বর্তুলাকার। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের উপর s-অরবিটালের আকার নির্ভর করে। যেমন- 1s- অরবিটাল অপেক্ষা 2s-অরবিটালের আকার অনেক বড়।



s-অরবিটাল

<u>p -অরবিটালঃ</u>

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা, $l = 1$ এর জন্য $m = +1, 0, -1$। সুতরাং p অরবিটালের সংখ্যা হল তিনটি যথা- p_x, p_y ও p_z । প্রত্যেকটি p অরবিটাল সমশক্তি সম্পন্ন। p অরবিটাল দেখতে অনেকটা ডাম্বেল বা মুগুরের মত ।

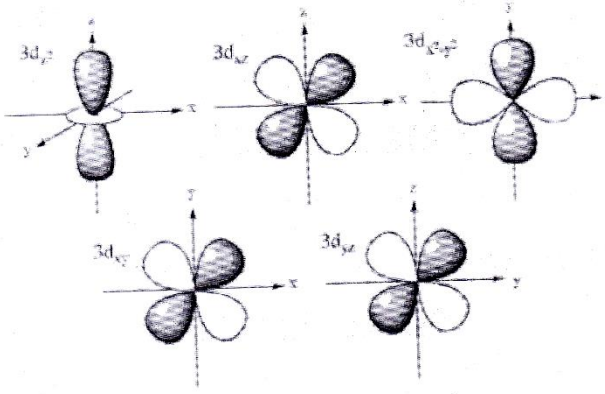


p_x-অরবিটাল p_y-অরবিটাল p_z-অরবিটাল

<u>d -অরবিটালঃ</u>

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা, $l = 2$ এর জন্য $m = -2,-1, 0, +1,+2$। সুতরাং d-অরবিটালের সংখ্যা হল পাঁচটিটি যথা-d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, $d_{x^2-y^2}$ এবং d_{z^2}। প্রত্যেকটি d-অরবিটাল সমশক্তি সম্পন্ন। এদের ডিজেনারেট অবস্থা বলে। d-অরবিটাল দেখতে অনেকটা ডাবল ডাম্বেল বা মুগুরের মত ।

(i) d_{xy}-অরবিটালের চারটি লোব x ও y অক্ষের মাঝখানে, d_{yz}-অরবিটালের চারটি লোব y ও z অক্ষের মাঝখানে এবং d_{zx}-অরবিটালের চারটি লোব z ও x অক্ষের মাঝখানে। এ তিনটি অরবিটালের সেটকে t_{2g} সেট বলে।


চিত্র ঃ d-অরবিটালের আকৃতি

(ii) $d_{x^2-y^2}$-অরবিটালের চারটি লোব x ও y অক্ষ বরাবর প্রসারিত এবং d_{z^2}-অরবিটালের দুইটি লোব z অক্ষ বরাবর প্রসারিত এবং অপর লোব দুটি z অক্ষ বরাবর লোব দুটির সংযোগস্থলের চারদিকে আংটির মত চক্রাকারে অবস্থান করে। এ দুটি অরবিটালের সেটকে e_g সেট বলে।

প্রশ্ন: সংজ্ঞা লিখ-নোড, নোডাল তল, লোব এবং নোডাল বিন্দু

উত্তর :

নোড : অরবিটালের মধ্যে যে জায়গায় ইলেকট্রন প্রাপ্তির সম্ভাবনা শূন্য যে অঞ্চলকে নোড বলে। নোড দুই প্রকার।

(ক) রেডিয়াল নোড : এ ধরণের নোড সংখ্যা নির্ণয় করা হয় $(n-l-1)$ দ্বারা ।

যেখানে, n=প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা

s অরবিটালের জন্য $l=0$

p অরবিটালের জন্য $l=1$

d অরবিটালের জন্য $l=2$

f অরবিটালের জন্য $l=3$

(খ) কৌণিক নোড : এ ধরণের নোড সংখ্যা নির্ণয় করা হয় l দ্বারা ।

s অরবিটালের জন্য $l=0$

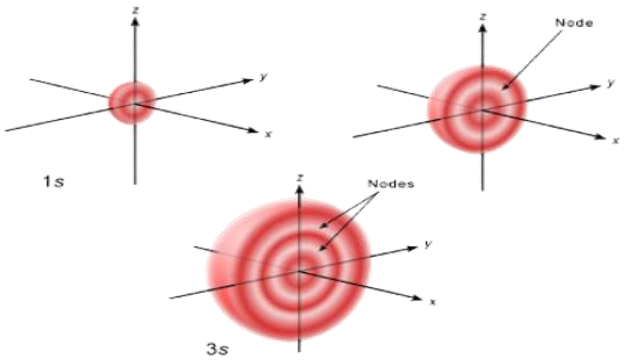
p অরবিটালের জন্য $l=1$

d অরবিটালের জন্য $l=2$

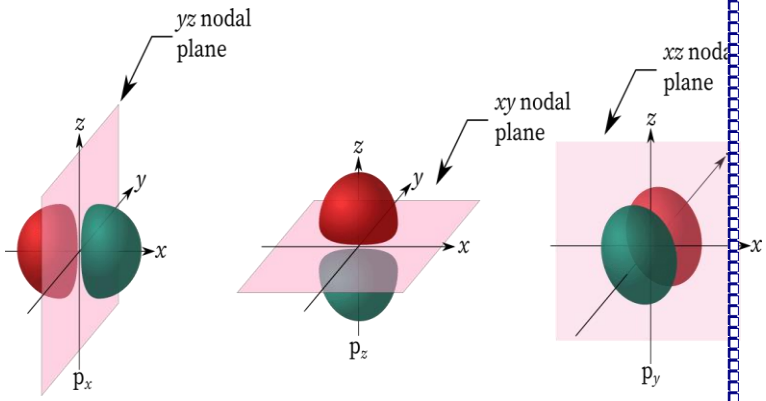
f অরবিটালের জন্য $l=3$

মোট নোড সংখ্যা :

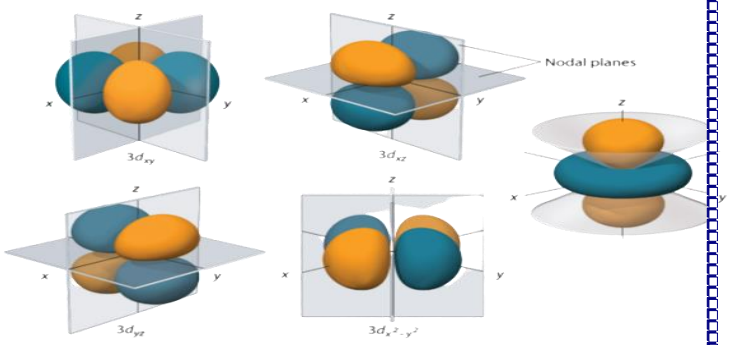
$(n-l-1)+l=(n-1)$



নোডাল তল : যে তল বা তলসমূহ নোডকে ধারণ করে তাকে নোডাল তল বলে।



লোব : ডাম্বেলের মতো অরবিটালে যে দুটি অংশে ইলেকট্রনের ঘনত্ব বেশি থাকে , সে দুটি অংশের প্রত্যেকটিকে লোব বলে। যেমন-p_x,p_y ও pz প্রতিটিতে ২টি করে লোব থাকে। আবার d_{xy},d_{yz},d_{zx}, $d_{x^2-y^2}$ প্রতিটিতে 4টি করে এবং d_{z^2} এ 2টি লোব থাকে।



নোডাল বিন্দু: দুটি লোবের যে বিন্দুতে ইলেকট্রনের ঘনত্ব শূন্য তাকে নোডাল বিন্দু বলে।

প্রশ্ন- : অরবিটালসমূহকে s, p, d, f দ্বারা চিহ্নিত করা হয় কেন ?

উত্তরঃ ইলেকট্রন বিভিন্ন শক্তির অরবিটালে স্থানান্তরের ফলে বর্ণালীর সৃষ্টি হয়। বিভিন্ন অর্বিটাল হতে উৎপন্ন বর্ণালী দেখতে বিভিন্ন রকমের হয়। দৃশ্যমান বর্ণালীগুলো sharp(তীক্ষ্ণ), principal (প্রধান), diffuse(পরিব্যপ্ত) এবং fundamental(মৌলিক) এ চার প্রকারের হয়ে থাকে। যে কোন পরমাণুর বর্ণালীই বাস্তবে এ চার প্রকার হয়ে থাকে যদিও তাত্ত্বিকভাবে তা অসংখ্য রকমের হতে পারে। বর্ণালীর এ ধরনের প্রকৃতি হতেই অরবিটালসমূহকে s, p, d, f দ্বারা চিহ্নিত করা হয়।

প্রশ্ন- : নিম্নলিখিত পরমাণু/আয়নসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস লিখ ?

(ক) Al (13) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Al^{3+} (13) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

(খ) P (15) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

P^{3-} (15) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(গ) S (16) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

S^{2-} (16) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(ঘ) Cl (17) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Cl^- (17) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(ঙ) K(19) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

K^+(19) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(চ) Ca(20) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Ca^{2+}(20) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(ছ) Sc(21) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

Sc^{3+}(21) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(জ) Cr(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Cr^{2+}(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$

Cr^{3+}(24) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$

(ঝ) Fe(26) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Fe^{2+}(26) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

Fe^{3+}(26) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

(ঞ) Ni (28) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Ni^{2+} (28) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$

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

Cu^+(29) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

Cu^{2+}(29) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

(ঠ) Zn (30) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Zn^{2+} (30) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

(ড) I (53) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$

I^-(53) $\longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$