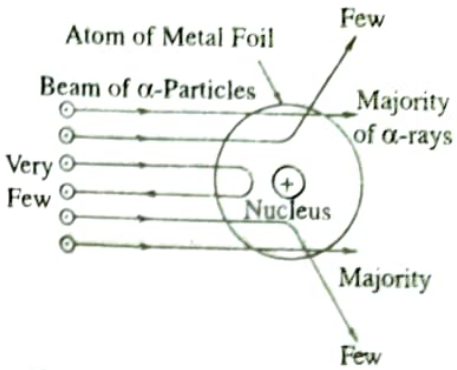
BENGALI VERSION

■ **পরমাণুর গঠন (Atomic Structure) :** 1803 খ্রীষ্টাব্দে ব্রিটিশ বিজ্ঞানী জন ডালটন তাঁর পারমাণবিক তত্ত্বের সাহায্যে ব্যাখ্যা করেন যে মৌলিক পদার্থের ক্ষুদ্রতম অংশ পরমাণু, পরমাণুগুলিকে ভাঙা যায় না বা, সৃষ্টি করা যায় না। প্রতিটি রাসায়নিক বিক্রিয়ায় এই পরমাণুগুলি অংশগ্রহণ করে। কিন্তু পরবর্তীকালে বিভিন্ন বিজ্ঞানীর গবেষণার ফলে প্রমাণিত হয় যে পরমাণুগুলি আরো অনেক ছোটো ছোটো কণার দ্বারা গঠিত। এই ছোট কণাগুলির মধ্যে প্রধান হল ইলেকট্রন, প্রোটন এবং নিউট্রন। পরমাণু অত্যন্ত ক্ষুদ্রকণা হলেও এর নির্দিষ্ট গঠন ও আকৃতি আছে। পরমাণুর গঠন সম্বন্ধে আধুনিক ধারণা পাওয়া যায় রাদারফোর্ডের পরীক্ষা থেকে।

■ **রাদারফোর্ডের পরীক্ষা (Rutherford's Experiment) :** রাদারফোর্ড একটি বায়ুশূন্য নলের মধ্যে 0.0004 mm. বেধবিশিষ্ট খুব পাতলা সোনার পাতের উপর তীব্র গতিসম্পন্ন α-রশ্মি চালনা করেন। **এর ফলে দেখা গেল**—(১) বেশিরভাগ α-রশ্মি কোনো বিক্ষেপ না করেই ধাতুপাত ভেদ করে সরলরেখায় বেরিয়ে যায়। (২) কিছু সংখ্যক α-কণা বড়ো কোণে বেঁকে যায়। (৩) খুব কম সংখ্যক α-কণা (20,000-এর মধ্যে একটি) যে পথে যায়, পরমাণুর কোনো ভারী অংশের সঙ্গে ধাক্কা খেয়ে আবার সেই পথে ফিরে আসে।



চিত্র ১.১ α-কণার বিচ্ছুরণ পরীক্ষা

এই ঘটনা দেখে রাদারফোর্ড এই সিদ্ধান্তে এলেন (From the above Experiment and Observations Rutherford Concluded that) :

(১) যেহেতু অধিকাংশ α-কণাই পাত ভেদ করে চলে যায় সুতরাং, ধরে নেওয়া হয় পরমাণুর অধিকাংশ স্থানই ফাঁকা।

(২) খুব কম সংখ্যক α-কণা পরমাণুর কোনো ভারী অংশের সঙ্গে ধাক্কা খেয়ে বিপরীত দিকে ফিরে যাওয়া থেকে ধারণা হয় যে পরমাণুর ভর ওর আয়তনের তুলনায় অতিক্ষুদ্র এক স্থানে অবস্থান করে ও সমগ্র Positive Charge ওই জায়গায় অবস্থান করে। একে **নিউক্লিয়াস** বলে।

(৩) Negative তড়িৎগ্রস্ত ইলেকট্রনগুলি থাকে নিউক্লিয়াসের বাইরে এবং নিউক্লিয়াসের চারদিকে নির্দিষ্ট কক্ষপথে আবর্তিত হয় ঠিক যেমন গ্রহগুলি সূর্যের চারদিকে নির্দিষ্ট কক্ষপথে ঘোরে।

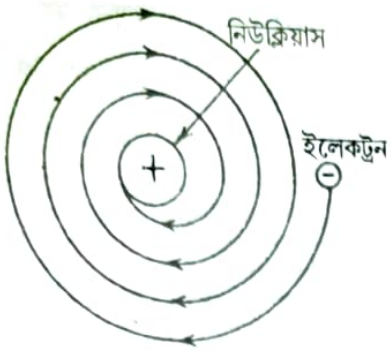
■ **রাদারফোর্ডের পরমাণুর মডেল ঃ (Rutherford's Nuclear Model of Atoms) :** রাদারফোর্ড-এর মতে পরমাণুর দুটি অংশ আছে—(i) নিউক্লিয়াস, (ii) নিউক্লিয়াস-এর বাইরে ইলেকট্রন মহল বা, Extra nuclear part।

* **পরমাণুর কেন্দ্র বা, নিউক্লিয়াস (Nucleus) ঃ** প্রতেক পরমাণুর কেন্দ্রে পরমাণুর সমগ্র আয়তনের তুলনায় অতি ক্ষুদ্র আয়তন বিশিষ্ট অংশে পরমাণুর সমগ্র ভর এবং পরমাণুর সমস্ত positive তড়িৎ অবস্থান করে। একে **নিউক্লিয়াস** বলে। নিউক্লিয়াস-এর মধ্যে positive তড়িৎগ্রস্ত প্রোটন ও নিস্তড়িত নিউট্রন থাকে, এদের একত্রে **নিউক্লিয়ন** বলে।

* **নিউক্লিয়াসের বাইরে ইলেকট্রন মহল (Extra Nuclear Part of an Atom) :** পরমাণু নিস্তড়িত হওয়ায় পরমাণুর মধ্যে মোট positive এবং negative charge -এর পরিমাণ সমান অর্থাৎ পরমাণুর নিউক্লিয়াসে মোট যতগুলি প্রোটন থাকে, ঠিক তত সংখ্যক ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের বাইরে বিভিন্ন কক্ষে আবর্তন করে। ইলেকট্রন গুলির মাঝে পরমাণুর বেশিরভাগ স্থানই ফাঁকা। ঠিক সৌরজগতের মতো পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে ইলেকট্রনগুলি তীব্র বেগে আবর্তন করে চলেছে। পরমাণুর মধ্যে প্রোটন এবং ইলেকট্রনগুলি কীভাবে বিন্যস্ত আছে তার একটি পরিষ্কার ছবি রাদারফোর্ড আমাদের সামনে তুলে ধরেন।

■ **রাদারফোর্ড-এর পরমাণু মডেলের ত্রুটি (Drawback's of Rutherford's Model) ঃ** এই জাতীয় মডেল পরমাণুর স্থায়িত্ব ব্যাখ্যা করতে পারে না।

(১) রাদারফোর্ড-এর মডেল অনুযায়ী ইলেকট্রনগুলি নিউক্লিয়াসের চারদিকে বৃত্তাকার কক্ষপথে অবিরাম গতিতে আর্বতন করে চলেছে। কিন্তু তড়িৎচুম্বকীয় তত্ত্ব অনুসারে যদি কোনো charged particle বেগে আবর্তন করে, তা ক্রমাগত শক্তি বিকিরণ করতে থাকে ফলে একসময় ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াসের উপর এসে পড়বে। অতএব রাদারফোর্ড-এর পরমাণু মডেলটি অস্থায়ী। কিন্তু দেখা গেছে **পরমাণু স্থায়ী এবং সাধারণ অবস্থায় শক্তি বিকিরণ করে না।**



চিত্র ১.২ আবর্তনশীল ইলেকট্রন ক্রমশঃ শক্তি হারিয়ে এক সময় নিউক্লিয়াসে গিয়ে পড়বে।

(২) আবার নিউক্লিয়াসের চারপাশে আবর্তনশীল ইলেকট্রন অবিরামভাবে শক্তি বিকিরণ করতে থাকলে নিরবচ্ছিন্ন বর্ণালি (Continuous spectrum) পাওয়ার কথা কিন্তু বাস্তবক্ষেত্রে দেখা যায় পরমাণু রেখা বর্ণালি অথবা বিচ্ছিন্ন বর্ণালি (Line spectrum or discontinuous spectrum) সৃষ্টি করে।

■ **বোরের পরমাণুতত্ত্ব—বোরের সিদ্ধান্ত (Bohr's Atomic Model—Bohr's Postulates) :** রাদারফোর্ড মডেলের ত্রুটি সংশোধন করে Bohr quantum theory-এর সাহায্যে পরমাণুর স্থায়িত্ব এবং পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট রেখা বর্ণালির এবং বিভিন্ন কক্ষপথে ইলেকট্রন-এর আবর্তনের যুক্তিপূর্ণ ব্যাখ্যা দেন। বোর-এর মত অনুযায়ী—

(১) কয়েকটি নির্দিষ্ট মানের ব্যাসার্ধের স্থায়ী বৃত্তাকার কক্ষপথ ছাড়া ইলেকট্রনগুলি ইচ্ছামত যে-কোনো ব্যাসার্ধের কক্ষপথে আবর্তন করতে পারে না। ইলেকট্রনগুলি কেবলমাত্র সেই সমস্ত সুস্থিত বৃত্তাকার কক্ষপথে ঘোরে যার কৌণিক ভরবেগ $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ যেখানে $n = 1, 2, 3, \ldots\ldots$ = Principal Quantum number এবং h = Plank's Constant.

(২) যতক্ষণ ইলেকট্রন একটি নির্দিষ্ট স্থায়ী কক্ষপথে ঘোরে, ততক্ষণ ওই ইলেকট্রন থেকে কোনো শক্তি বিকীর্ণ হয় না বা, ইলেকট্রনটি কোনো শক্তি গ্রহণ করে না। এই কক্ষপথগুলিকে বলে **stationary orbit.**

(৩) যখন ইলেকট্রন এক কক্ষপথ থেকে অন্য কক্ষপথে স্থানান্তরিত হয় তখন নির্দিষ্ট পরিমাণ শক্তির শোষণ বা, বর্জন ঘটে। যদি ইলেকট্রনটি E_2 শক্তিস্তর থেকে E_1 শক্তিস্তরের কক্ষপথে ($E_2 > E_1$) লাফিয়ে আসে তবে নির্গত শক্তির পরিমাণ $E_2 - E_1 = \Delta E = \nu h$; ν = নির্গত শক্তির কম্পাঙ্ক এবং h = Plank's Constant.

■ **রাদারফোর্ড-এর পরমাণু তত্ত্ব ও বোর-এর পরমাণু তত্ত্বের মধ্যে পার্থক্য (Differences between Rutherford's Model and Bohr's Model) :**

রাদারফোর্ড-এর পরমাণু তত্ত্ব (Rutherford's Atomic Model)	বোর-এর পরমাণু তত্ত্ব (Bohr's Atomic Model)
১। ইলেকট্রনগুলি নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে যে-কোনো ব্যাসার্ধের বৃত্তাকার কক্ষপথে আবর্তন করতে পারে।	১। ইলেকট্রনের আবর্তনের জন্য কয়েকটি স্থায়ী এবং নির্দিষ্ট কক্ষপথ আছে।
২। নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে বৃত্তাকার পথে আবর্তন করার সময় ইলেকট্রনের শক্তি ক্রমশ ক্ষয় হয় এবং পরমাণুটি অস্থায়ী।	২। বিভিন্ন শক্তিবিশিষ্ট কতকগুলি স্থায়ী কক্ষপথে আবর্তন করার সময় কোনো শক্তি ক্ষয় হয় না অর্থাৎ পরমাণুটি স্থায়ী।
৩। পরমাণু থেকে নিরবচ্ছিন্ন বর্ণালি পাওয়া উচিত, কিন্তু বাস্তবে বিচ্ছিন্ন রেখা বর্ণালি পাওয়া যায়।	৩। পরমাণু বিচ্ছিন্ন রেখা বর্ণালি সৃষ্টি করে।
৪। হাইড্রোজেন পরমাণুর বর্ণালি ব্যাখ্যা করা যায় না।	৪। হাইড্রোজেন পরমাণুর বর্ণালি ব্যাখ্যা করা যায়।

■ **বোর মডেলের সাফল্য (Success of Bohr Model) ঃ** (১) বোর-এর তত্ত্ব অনুযায়ী H-এর স্পেক্ট্রাম এবং হাইড্রোজেন-এর মতো এক ইলেকট্রন যুক্ত (He^+, Li^{+2}, Be^{+3}) পরমাণুর স্পেক্ট্রাম ব্যাখ্যা করা যায় কিন্তু একাধিক ইলেকট্রন-যুক্ত পরমাণুর স্পেক্ট্রাম ব্যাখ্যা করতে পারে না।

(২) এক ইলেকট্রনযুক্ত পরমাণুর স্থায়ী কক্ষপথের ব্যাসার্ধ নির্ণয় করা যায়।

(৩) বোর প্রথম quantum number এবং electronic transition-এর idea দেন।

বোরের তত্ত্বর ব্যর্থতা (Limitations of Bohr's Theory) ঃ (১) এই তত্ত্ব একের বেশি ইলেকট্রন-যুক্ত পরমাণু বা, আয়নের স্পেক্ট্রাম ব্যাখ্যা করতে পারে না।

(২) চুম্বক ও তড়িৎক্ষেত্রের প্রভাবে স্পেক্ট্রাম-এর একাধিক সূক্ষ্মতর রেখায় বিভাজনের কোনো ব্যাখ্যা পাওয়া যায় না। একাধিক সূক্ষ্মতর রেখায় বিভাজন থেকে প্রতিটি Principal quantum number-এর জন্য একাধিক সমশক্তি বিশিষ্ট স্তর আছে বোঝায় যা থেকে পরবর্তীকালে নতুন Quantum number-এর ধারণা আসে।

(৩) বোর-এর পরমাণুটি দ্বিমাত্রিক কিন্তু প্রকৃতপক্ষে পরমাণুর প্রকৃতি ত্রিমাত্রিক।

(৪) বোর-এর তত্ত্ব অনুযায়ী ইলেকট্রনগুলি নিউক্লিয়াস থেকে নির্দিষ্ট দূরত্বে এবং নির্দিষ্ট গতিবেগে nucleus-এর চারিদিকে ঘুরছে। কিন্তু এটি Heisenberg-এর নীতির বিপক্ষে যায় কারণ এই নীতি অনুযায়ী কোনো নির্দিষ্ট মুহূর্তে একই সঙ্গে একটি ইলেকট্রন-এর অবস্থান ও ভরবেগ অর্থাৎ গতি নির্ণয় করা সম্ভব নয়।

■ **ইলেকট্রনের দ্বৈতসত্তা অর্থাৎ ইলেকট্রনের কণা ধর্ম ও তরঙ্গ-ধর্ম (Dual Nature of Electron) : De Broglie Concept ঃ** বোরের পরমাণু মডেলে ইলেকট্রনকে কেবলমাত্র কণারূপে গণ্য করা হয়েছে এবং নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে ইলেকট্রনগুলি বিভিন্ন বৃত্তাকার কক্ষপথে অবিরাম আবর্তন করতে থাকে। কিন্তু ইলেকট্রনের এই কণা-ধর্মের সাহায্যে এর কিছু বৈশিষ্ট্যের সঠিক ব্যাখ্যা দেওয়া যায় না। **De Broglie** 1924 খ্রীষ্টাব্দে তাত্ত্বিক বিশ্লেষণের সাহায্যে সিদ্ধান্ত নেন যে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন বা, ওই জাতীয় ক্ষুদ্র কণিকার কিছুটা কণা-ধর্ম (particle nature) ও কিছুটা তরঙ্গ-ধর্ম (wave-nature) অবশ্যই থাকবে। এই দ্বৈত সত্তার (wave-particle dual nature) সাহায্যে ইলেকট্রনের সব ধর্মের সঠিক ব্যাখ্যা পাওয়া সম্ভব হয়েছে।

গতিশীল ইলেকট্রনের তরঙ্গদৈর্ঘ্যের (λ) মান হল— $\lambda = \frac{h}{mv}$ or $\lambda = \frac{h}{p}$ [$\therefore p = mv$ = ইলেকট্রনের ভরবেগ, h = প্লাঙ্কের ধ্রুবক, m = ইলেকট্রনের ভর এবং v = ইলেকট্রনের বেগ]

গতিশীল যে কোন পদার্থের (ছোট বা, বড়) ক্ষেত্রেই **De Broglie** ধারণা কার্যকরী ও সত্য হলেও এর প্রকৃত গুরুত্ব কিন্তু ইলেকট্রনের ন্যায় অতিক্ষুদ্র কণার ক্ষেত্রেই প্রযোজ্য।

■ **হাইজেনবার্গ-এর অনিশ্চয়তা নীতি (Heisenberg Uncertainity, Principle) ঃ** অনিশ্চয়তা নীতি, কোয়ান্টাম বলবিদ্যার অন্তর্গত একটি সমীকরণ, যা পারমাণবিক অপারমাণবিক জগতের একটি মৌলিক সীমা উল্লেখ করে যা একটি কণার প্রকৃত অবস্থান এবং ভরবেগের সীমা প্রকাশ করে।

■ **হাইজেনবার্গের অনিশ্চয়তা নীতির গাণিতিক সমীকরণ (Mathematical Equation of Heisenbery Uncertainity) ঃ** যদি Δx ইলেকট্রনের অবস্থান নির্ণয়ে ভুলের পরিমাণ বা, অনিশ্চয়তা এবং Δp ভরবেগ নির্ণয়ে ভুলের পরিমাণ বা, অনিশ্চয়তা প্রকাশ করে, হাইজেনবার্গ অনিশ্চয়তা নীতি অনুযায়ী,

$\Delta x \times \Delta p \geq h/4\pi$, যেখানে h = প্ল্যাঙ্কের ধ্রুবক। λ = পাই।

উপরের সমীকরণ হতে বলতে পারি, Δx ও Δp -এর গুণফল সর্বদাই একটা ধ্রুব সংখ্যা কারণ $h/4\pi$ একটি ধ্রুব সংখ্যা।

■ **কোয়ান্টাম সংখ্যা (Quantum Numbers) ঃ** পরমাণুর মধ্যে কোথায় কীভাবে ইলেকট্রন অবস্থান করবে তা নির্ধারণ করার জন্য অর্থাৎ পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রনের সঠিক পরিচয় পাওয়া যায় 4টি কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা ঃ **(১) মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যা, (২) গৌণ কোয়ান্টাম সংখ্যা, (৩) চৌম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা, (৪) ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা।**

১। মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যা (Principal Quantum Number) n ঃ Bohr-এর মত অনুযায়ী নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমবর্ধমান দূরত্ব অনুসারে অবস্থিত electronগুলির আবর্তনের সুস্থিত কক্ষপথগুলি এক একটি শক্তিস্তর নির্দেশ করে। এক একটি সুস্থিত কক্ষপথে আবর্তনকারী ইলেকট্রন-এর গড় শক্তির পরিমাণ নির্দিষ্ট থাকে। এজন্য এই কক্ষপথগুলিকে **মুখ্য শক্তিস্তর** বলে। নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমবর্ধমান দূরত্ব অনুযায়ী মুখ্য শক্তিস্তরগুলিকে নির্দেশ করার জন্য 1, 2, 3, 4, 5 বা K, L, M, N ইত্যাদি দ্বারা প্রকাশ করা হয়। এই সংখ্যাগুলিকে **Principal quantum number** বলে। নিউক্লিয়াস থেকে মুখ্য শক্তিস্তরের দূরত্ব যত বাড়ে, মুখ্য শক্তিস্তরের শক্তিও তত বাড়তে থাকে। প্রত্যেক মুখ্য শক্তিস্তরে সবচেয়ে বেশি যত সংখ্যক ইলেকট্রন থাকতে পারে সেটি হল $2n^2$ যেখানে n = 1, 2, 3... = Principal quantum number.

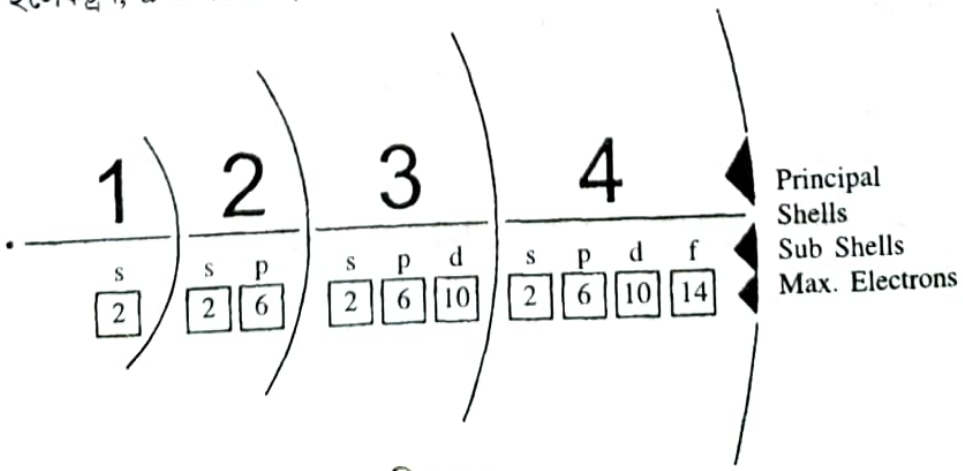
২। গৌণ কোয়ান্টাম সংখ্যা (Subsidiary / Azimuthal Quantum Number) l ঃ প্রত্যেকটি মুখ্য শক্তিস্তর এক বা, একাধিক উপ-শক্তিস্তরে বিভক্ত। Sommerfeld-এর মতানুসারে ইলেকট্রন গুলি শুধুমাত্র বৃত্তাকার পথেই আবর্তন করে না, তারা সমকেন্দ্রিক ক্রমবর্ধমান বিভিন্ন ব্যাসের বিভিন্ন তলে উপবৃত্তাকার কক্ষপথেও আবর্তন করে। মুখ্য শক্তিস্তরের অন্তর্গত বৃত্তাকার বা, উপবৃত্তাকার শক্তিস্তরগুলিকে উপ-শক্তিস্তর (sub-shell) বলে। উপ-শক্তিস্তরগুলিকে l দ্বারা প্রকাশ করা হয়। l-কে Azimuthal বা, গৌণ quantum number বলে। এটি **উপকক্ষের আকৃতি নির্দেশ করে।** একটি নির্দিষ্ট Principal quantum number (n)-এর ক্ষেত্রে l-এর মান 0 থেকে (n – 1) পর্যন্ত যে-কোনো পূর্ণ সংখ্যা হতে পারে। এই l-এর মান 1, 2, 3, 4 ইত্যাদির পরিবর্তে s, p, d, f দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

যখন $n = 1$, $l = 0$ অর্থাৎ একটি s উপস্তর থাকবে। একে $1s$ রূপে প্রকাশ করা হয়।

$n = 2$, $l = 0$, $l = 1$ অর্থাৎ একটি s ও একটি p উপ-শক্তিস্তর থাকবে।

$n = 3$, $l = 0$, $l = 1$ $l = 2$ অর্থাৎ 1টি s, 1টি p এবং 1টি d উপ-শক্তিস্তর থাকবে।

$n = 4$, $l = 0$, $l = 1$, $l = 2$, $l = 3$ অর্থাৎ 1টি s, 1টি p, 1টি d ও 1টি f উপস্তর থাকবে। একে $4s$ $4p$, $4d$ ও $4f$ রূপে প্রকাশ করা হয়। একই মুখ্য শক্তিস্তরে উপ-শক্তিস্তরের ক্রম $s < p < d < f$. প্রত্যেকটি উপ-শক্তিস্তরের সর্বোচ্চ ইলেকট্রন ধারণের ক্ষমতা $2(2l + 1)$ সংখ্যা দ্বারা প্রকাশ করা হয় যেখানে l = azimuthal quantum number. সুতরাং s উপস্তরে ($l = 0$) সর্বাধিক 2টি ইলেকট্রন থাকতে পারে, p উপস্তরে ($l = 1$) সর্বাধিক 6টি ইলেকট্রন, d উপস্তরে ($l = 2$) 10টি এবং f উপস্তরে ($l = 3$) 14টি ইলেকট্রন থাকতে পারে।



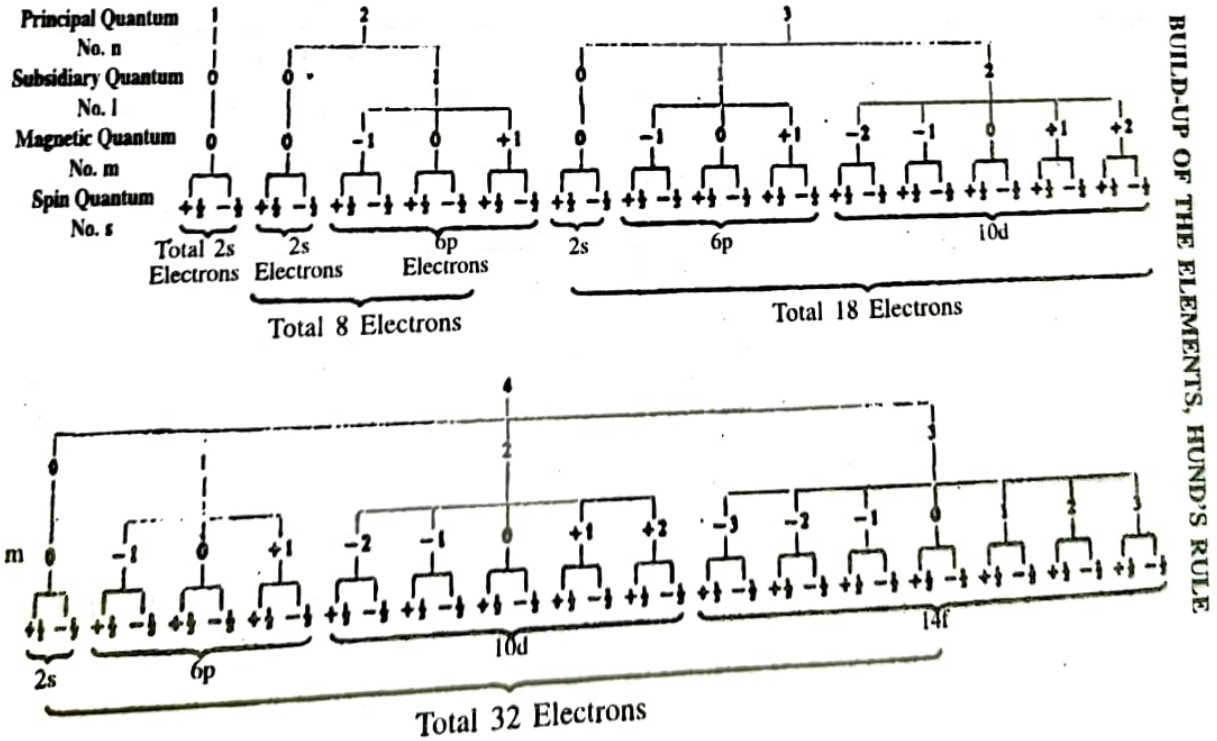
চিত্র ১.৩

৩। চৌম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা (Magnetic Quantum Number) m : যে-কোনো উপস্তরে একটি ঘূর্ণায়মান ইলেকট্রন তার চারদিকে একটি চৌম্বকীয় আবরণ সৃষ্টি করে। রেখা বর্ণালির চৌম্বকীয় ক্ষেত্রের দ্বারা অধিকতর সূক্ষ্ম একাধিক রেখায় বিভক্ত হয়ে যাওয়ার ঘটনার ব্যাখ্যা দেওয়ার জন্য magnetic quantum number-এর অবতারণা করা হয়। অর্থাৎ একই n এবং l দ্বারা প্রকাশিত উপস্তরগুলির মধ্যে কতকগুলি উপস্তর ত্রি-দিকে বিভিন্ন অভিমুখে বিন্যস্ত থাকে। কোন্ উপ-শক্তিস্তর ত্রি-দিকে কীভাবে বিন্যস্ত আছে, উপ-শক্তিস্তরটির magnetic quantum number (m) তাই প্রকাশ করে। একটি নির্দিষ্ট l-এর মানের জন্য m-এর মান $-l... -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3...+l$ হতে পারে এবং মোট সম্ভাব্য মানের সংখ্যা $(2l + 1)$।

যখন $l = 0$ (s-উপকক্ষ), $m = 1$ অর্থাৎ m-এর সম্ভাব্য মান হল 0, অর্থাৎ s-orbital-এর একটিমাত্র অভিমুখ আছে। যখন $l = 1$ (p-উপকক্ষ) $m = 3$ অর্থাৎ m-এর মান হবে $-1, 0, +1$ অর্থাৎ p orbital-এর তিন দিকে অভিমুখ আছে। $l = 2$(d-orbital) হলে $m = 5$ অর্থাৎ m-এর মান হবে $-2, -1, 0, +1, +2$, অর্থাৎ d-orbital-এর পাঁচ দিকে অভিমুখ আছে।

৪। ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা (Spin Quantum Number) s : উপরে বর্ণিত তিনটি কোয়ান্টাম সংখ্যা (n, l এবং m) দ্বারা পারমাণবিক বর্ণালির অতি সূক্ষ্ম বিভাজন ব্যাখ্যা করা সম্ভব হয় না। এজন্য চতুর্থ কোয়াণ্টাম সংখ্যার প্রবর্তন করেন বিজ্ঞানীদ্বয় উলেনবেক ও গুডস্মিড্। এটি ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা নামে পরিচিত।

পৃথিবী যেমন সূর্যের চারিদিকে আবর্তন করার সাথে সাথে নিজ অক্ষের চারিদিকেও আবর্তন করে তেমনি ইলক্ট্রনগুলি ও নিজ নিজ অক্ষের চারপাশে ঘোরে। ইলেকট্রনের ঘড়ির কাঁটার দিকে ও ঘটির কাঁটার বিপরীত দিকে ঘূর্ণনের উপর নির্ভর করে এর মান $+\frac{1}{2}$ ও- $\frac{1}{2}$ ধরা হয় এবং একে ‘s’ দ্বারা প্রকাশ করা হয়। ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা এই দুই ধরণের ঘূর্ণনকে এবং এই দুই ধরণের ঘূর্ণনের জন্য ইলেকট্রনের শক্তির সূক্ষ্ম পার্থক্যকে প্রকাশ করে। এই + এবং – চিহ্ন ঘূর্ণনের দুটি বিপরীত দিক নির্দেশ করে মাত্র। অর্থাৎ ঘূর্ণণ কোয়াণ্টাম সংখ্যা (s) দ্বারা কোন ইলেকট্রনের নিজের অক্ষের চারিদিকে ঘূর্ণনের প্রকৃতি জানা যায়।

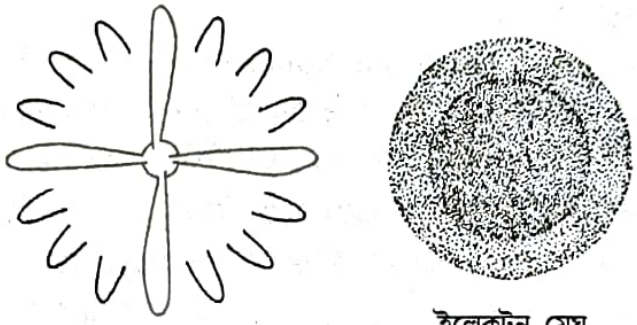


চিত্র ১.৪

■ সুতরাং দেখা গেল উপরোক্ত 4টি Quantum Number দ্বারা পরমাণুর মধ্যে কোনো ইলেকট্রনের সঠিক পরিচয় পাওয়া যায়। Principal Quantum Number (n) দ্বারা পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রনটি কোন্ কক্ষপথে আবর্তন করছে এবং কক্ষপথটির আকার কি তা জানা যায়। Azimuthal Quantum Number (l) দ্বারা উপকক্ষপথের আকৃতি জানা যায়। Magnetic quantum number (m) দ্বারা কোনো উপকক্ষ ত্রি-দিকে কীভাবে বিন্যস্ত আছে জানা যায় এবং Spin quantum number দ্বারা ইলেকট্রনের নিজ নিজ অক্ষে ঘূর্ণনের প্রকৃতি জানা যায়। (চিত্র ১.৪)

■ **কক্ষ (Orbit) ঃ** নিউক্লিয়াসের চারদিকে আবর্তনকারী ইলেকট্রন-এর পথকে কক্ষ বলা হয়। ইহা দ্বিমাত্রিক।

■ **কক্ষক (Orbital) ঃ** পরমাণুর কেন্দ্রস্থ নিউক্লিয়াসকে ঘিরে যে ত্রিমাত্রিক অঞ্চলে ইলেকট্রন-এর উপস্থিতি সর্বাধিক হয় তাকেই ওই ইলেকট্রন-এর কক্ষক বা, orbital বলে।



পাখা ইলেকট্রন মেঘ

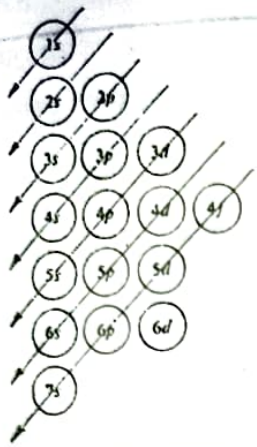
চিত্র ১.৫ স্থির অবস্থায় পাখা বৃত্তের অংশমাত্র অধিকার করে থাকে। কিন্তু দ্রুত ঘূর্ণনের সময় ইহা কার্যত বৃত্তের সমগ্র স্থানে অবস্থান করে। একই ঘটনা পরিলক্ষিত হয় যখন ইলেকট্রনগুলি তার কক্ষের চারিদিকে দ্রুত ঘূর্ণনের ফলে ইলেকট্রন মেঘ গঠন করে।

■ **কক্ষ এবং কক্ষকের মধ্যে পার্থক্য (Difference between Orbit and Orbital):**

কক্ষ (Orbit)	কক্ষক (Orbital)
১. নিউক্লিয়াসের চারদিকে আবর্তনকারী ইলেকট্রনের পথকে কক্ষ বলা হয়। এই পথ বৃত্তাকার বা, উপবৃত্তাকার হতে পারে।	১. পরমাণুর কেন্দ্রস্থ নিউক্লিয়াসকে ঘিরে যে ত্রিমাত্রিক অঞ্চলে ইলেকট্রনের উপস্থিতি সর্বাধিক তাকেই ঐ ইলেকট্রনের পারমাণবিক কক্ষক (atomic orbital) বলে।
২. কক্ষ ইলেকট্রনের একমাত্রিক বা, দ্বিমাত্রিক অঞ্চলের অবস্থান নির্দেশ করে অর্থাৎ সমতলের মধ্যে এর কার্য সীমাবদ্ধ।	২. নিউক্লিয়াসকে ঘিরে ইলেকট্রনের ত্রি-মাত্রিক গতি প্রকাশ করে।
৩. ইলেকট্রনগুলিকে কণারূপে বিবেচনা করে কক্ষপথের অবতারণা করা হয়।	৩. ইলেকট্রনের মেঘ-রূপ কল্পনা করে পারমাণবিক কক্ষকের অবতারণা করা হয়।

■ **বিভিন্ন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস (Arrangement of Electrons in Different Atoms) ঃ** কোনো পরমাণুর মধ্যে কোনো ইলেকট্রনের সঠিক পরিচয় পাওয়ার জন্য যেমন 4টি quantum number-এর প্রয়োজন তেমনি পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নলিখিত 3টি নীতি অনুযায়ী ঘটে ঃ

১। Pauli-এর নীতি (Pauli's Exclusion Principle) ঃ কোনো পরমাণুর যে-কোনো শক্তিস্তরে অবস্থিত কোনো দুটি ইলেকট্রনের 4টি বিভিন্ন quantum number-এর মান কখনো এক হতে পারে না। এই নীতি অনুযায়ী কোনো orbital-এ দুটির বেশি ইলেকট্রন থাকতে পারে না এবং ইলেকট্রন দুটির ঘূর্ণন (spin) সর্বদা বিপরীতমুখী হতে হবে।



চিত্র ১.৬ বিভিন্ন কক্ষকে ইলেকট্রন ভর্তি হওয়ার ক্রম

২। Hund-এর নীতি (Hunds Rule of Maximum Multiplicity) ঃ অনুরূপ (প্রায় সমান) শক্তিমাত্রার orbital গুলিতে ইলেকট্রনগুলি জোড়বদ্ধ না থেকে এককভাবে ওই সব orbital এ অবস্থান করে। এককভাবে প্রায় সমশক্তিসম্পন্ন orbital পূর্ণ হওয়ার পর ইলেকট্রনগুলি জোড়াবদ্ধ হয়।

৩। Aufbau নীতি (Aufbau Principle) ঃ পরমাণুর ভেতরে ইলেকট্রনগুলি শক্তিস্তরের ক্রমবর্ধমান শক্তি অনুসারে বিভিন্ন খালি কক্ষকে পূর্ণ হয়। অর্থাৎ প্রথমে নিম্ন-শক্তিস্তরের কক্ষক পূর্ণ করে তবেই উচ্চ-শক্তিস্তরের কক্ষকে যেতে পারে। এটাই **Aufbau Principle.**

ক্রমবর্ধমান শক্তি অনুসারে কক্ষকগুলিকে সাজালে দেখা যায় $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p$.

১.৬ চিত্রে কোন্ orbital-এর পর কোন্ orbital ইলেকট্রন দ্বারা ভর্তি হবে তা দেখানো হয়েছে।

■ Half-filled অথবা full-filled *d*-orbital-এর শক্তি কম হওয়ায় এরা অন্য যে-কোনো ইলেকট্রন বিন্যাসের চেয়ে বেশি স্থায়ী হয়। d^5, d^{10} বিন্যাস বেশি স্থায়ী।

■ প্রত্যেক মুখ্য শক্তি স্বরে সর্বাধিক $2n^2$ সংখ্যক ইলেকট্রন থাকতে পারে এবং উপকক্ষে বর্তমান ইলেকট্রন-এর সংখ্যা পাওয়া যায় যতগুলি উপকক্ষ আছে তাকে 2 দিয়ে গুণ করে। যেমন *s* কক্ষে $1 \times 2 = 2$ টি ইলেকট্রন, p কক্ষে $2 \times 3 = 6$টি ইলেকট্রন, *d* কক্ষে $5 \times 2 = 10$টি ইলেকট্রন থাকতে পারে।

❑ **Electronic Configuration of the First 36 Elements :**

At. No.	Element	Electronic Configuration
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$1s^2\ 2s^1$
4	Be	$1s^2\ 2s^2$
5	B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
6	C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
7	N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
8	O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
9	F	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
10	Ne	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
11	Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
12	Mg	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
13	Al	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
14	Si	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2,\ 3p^2$
15	P	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
16	S	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
17	Cl	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
18	Ar	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
19	K	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 4s^1$
20	Ca	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 4s^2$
21	**Sc**	$\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2}$

At. No.	Element	Electronic Configuration
22	Ti	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^2$ $4s^2$
23	V	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^3$ $4s^2$
24	**Cr**	**$1s^2$ $2s^2$, $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^5$ $4s^1$**
25	Mn	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^5$ $4s^2$
26	Fe	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^6$ $4s^2$
27	Co	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^7$ $4s^2$
28	Ni	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^8$ $4s^2$
29	**Cu**	**$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^1$**
30	Zn	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$
31	Ga	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^1$
32	Ge	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^2$
33	As	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^3$
34	Se	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$
35	Br	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$
36	Kr	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$

■ **পারমাণবিক সংখ্যা বা, পরমাণু ক্রমাঙ্ক (Atomic Number) ঃ** নিউক্লিয়াসের মধ্যস্থ প্রোটনের সংখ্যাই পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা বা, পরমাণু ক্রমাঙ্ক (Atomic number) নির্দেশ করে। অর্থাৎ নিউক্লিয়াসের মধ্যস্থ পজিটিভ চার্জের মোট সংখ্যাই হল পারমাণবিক সংখ্যা বা, পরমাণু ক্রমাঙ্ক (Z) এর সমান।

নিউক্লিয়াসে বর্তমান প্রোটন এবং নিউট্রনের মিলিত ভরই হল পরমাণুর ভর (M) কারণ ইলেকট্রনের ভর নগণ্য। পরমাণুর ভর = M, প্রোটন সংখ্যা অর্থাৎ পরমাণু ক্রমাঙ্ক = Z এবং নিউট্রনের সংখ্যা = N হলে $M = Z + N$, সুতরাং নিউক্লিয়াসে বর্তমান নিউট্রনের সংখ্যা $N = M - Z$।

■ **আইসোটোপ (Isotope) ঃ** একই মৌলের বিভিন্ন পরমাণু, যাদের পারমাণবিক সংখ্যা একই (অর্থাৎ প্রোটন সংখ্যা একই), কিন্তু নিউক্লিয়াসে বিভিন্ন সংখ্যক নিউট্রন থাকার জন্য এদের ভরসংখ্যা বিভিন্ন হয়, তাদের **আইসোটোপ** বলে। যেমন—$_1H^1$, $_1H^2$, $_1H^3$ $_{17}Cl^{35}$, $_{17}Cl^{37}$ ইত্যাদি। এদের রাসায়নিক ধর্ম একই হয়।

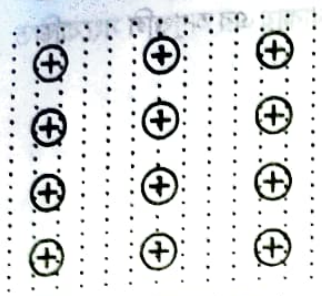
■ **আইসোটোন (Isotone) :** যেসব মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মধ্যে নিউট্রন সংখ্যা একই কিন্তু প্রোটন সংখ্যা বিভিন্ন তাদের **আইসোটোন বলে**। এদের ভর সংখ্যা বিভিন্ন হয় এবং ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম বিভিন্ন হয় কারণ এদের নিউক্লিয়াসের মধ্যে প্রোটন সংখ্যা এক নয়। যেমন—$_{14}Si^{30}$, $_{16}P^{31}$, $_{16}S^{32}$ এবং $_6C^{14}$, $_7N^{15}$, $_8O^{16}$।

■ **আইসোবার (Isobar) :** বিভিন্ন পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট কিন্তু একই ভরসংখ্যা বিশিষ্ট পরমাণুগুলিকে **আইসোবার** বলে। আইসোবারগুলি ভিন্ন মৌলের পরমাণু, কারণ এদের ভরসংখ্যা এক হলেও পারমাণবিক সংখ্যা অর্থাৎ প্রোটন সংখ্যা পৃথক। এদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম ভিন্ন হয়। যেমন—$_{19}K^{40}$, $_{20}Ca^{40}$, $_{18}Ar^{40}$।

■ **রাসায়নিক বন্ধনী (Chemical Bonding) ঃ** নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলির ক্ষেত্রে দেখা যায় যে He ছাড়া (২টি ইলেকট্রন) অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলির সবচেয়ে বাইরের কক্ষে ৮টি করে ইলেকট্রন থাকায় এরা প্রত্যেকেই সুস্থিত। এর থেকে ধারণা হয় যে, অন্যান্য পরমাণুগুলিও নিজেদের সবচেয়ে বাইরের কক্ষের ইলেকট্রন বিন্যাস এদের নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো রেখে সুস্থিত হতে চেষ্টা করে। এইভাবে পরমাণুগুলি পরস্পরের সঙ্গে ইলেকট্রন আদান-প্রদান বা, ইলেকট্রন-জোড় গঠন করে নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের কাঠামো লাভ করে এবং সুস্থিত হয় যার ফলে একটি পরমাণুর সঙ্গে অন্য পরমাণুর যুক্ত হওয়ার ক্ষমতা সৃষ্টি হয়।

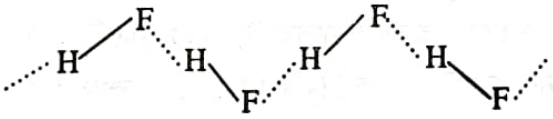
বিভিন্ন পরমাণুর মধ্যে সংযুক্ত হওয়ার পদ্ধতিগুলি হল—(১) তড়িৎযোজ্যতা বা, আয়নীয় যোজ্যতা, (২) সমযোজ্যতা এবং (৩) অসমযোজ্যতা।

■ **ধাতব বন্ধন (Metallic Bond) :** ধাতুর মধ্যে পরমাণুগুলি পরস্পরকে তীব্র আকর্ষণ করে কেলাসাকারে থাকে। যে শক্তি ধাতব মৌলের পরমাণুগুলিকে পরস্পরের সঙ্গে দৃঢ়ভাবে ধরে রাখে, সেই শক্তিকে **ধাতব বন্ধন** বলে। এটি কোনো বিশেষ রাসায়নিক বন্ধন নয়। বলা হয় যে, (i) ধাতব পরমাণুর আয়নিকরণ শক্তি কম, (ii) বহিঃস্থ কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা কম এবং (iii) শূন্য কক্ষকের সংখ্যা **বেশি** হওয়ায় তাদের যোজক ইলেকট্রনগুলি আলগাভাবে থাকে এবং কেলাসের সর্বত্র এমনভাবে ছড়িয়ে পড়ে যে মনে হয় যেন ধনাত্মক আয়নের সমষ্টি গতিশীল ইলেকট্রনের সমুদ্রে নিমজ্জিত। ধাতব পরমাণুগুলির সবচেয়ে বাইরের কক্ষের ইলেকট্রনগুলি এক পরমাণু থেকে অন্য পরমাণুতে অবাধে যাতায়াতের ফলে ধাতব পরমাণুগুলির মধ্যে তীব্র আকর্ষণ শক্তি জন্মায় যা ধাতব মৌলের পরমাণুগুলিকে দৃঢ়ভাবে ধরে রাখে। মুক্ত, গতিশীল ইলেকট্রনের উপস্থিতির জন্যই ধাতুগুলি তড়িৎ এবং তাপের সুপরিবাহী হয়।



চিত্র ১.৭ ধাতব বন্ধন

■ **হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen Bonding) :** যখন হাইড্রোজেন পরমাণু একটি তীব্র ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌলের (যেমন, F, O, N) পরমাণুর সঙ্গে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকা সত্ত্বেও অন্য একটি এক জাতীয় বা ভিন্ন জাতীয় অণুর তীব্র ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌলের পরমাণুর সঙ্গে তড়িৎ আকর্ষণে আবদ্ধ হয়ে অণু দুটির মধ্যে যে বন্ধনের সৃষ্টি করে তাকে **হাইড্রোজেন বন্ধন** বলে। ইহা খুবই দুর্বল বন্ধন এবং এটিকে dotted line দিয়ে দেখানো হয়।



চিত্র ১.৮

■ **হাইড্রোজেন বন্ধন দু'প্রকারের হয় (Two Types of Hydrogen Bond) :** (১) আন্তঃআণবিক (Inter-molecular) হাইড্রোজেন বন্ধন। (২) অনুমধ্যস্থ অর্থাৎ একই অণুর বিভিন্ন অংশের মধ্যে সৃষ্ট (Intra-molecular) হাইড্রোজেন বন্ধন।

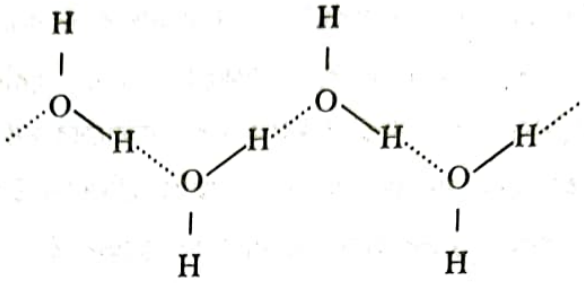
(১) আন্তঃআণবিক (Inter-molecular) হাইড্রোজেন বন্ধনী হয় অন্য অণুর (একই বা, ভিন্ন) মধ্যে যা আমরা HF, H_2O, C_2H_5OH, প্যারা নাইট্রোফেনল ইত্যাদিতে দেখতে পাই। (২) অণুমধ্যস্থ (Intra-molecular) হাইড্রোজেন বন্ধনী হয় একই অণুর মধ্যে অবস্থিত দুটি পরমাণুর মধ্যে। যেমন স্যালিস্যালডিহাইড, অর্থো নাইট্রোফেনল ইত্যাদি।

হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাব (Effect of Hydrogen-Bonding) :

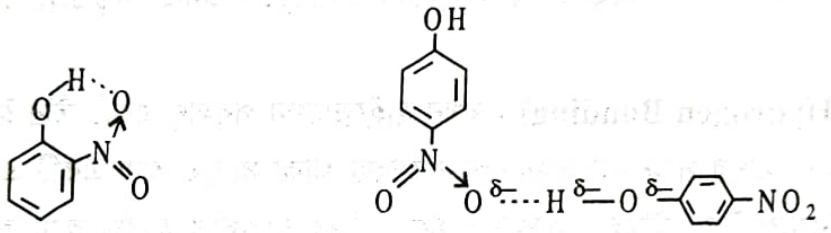
(১) আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাবে যৌগের অণুগুলি সংযোজিত অবস্থায় থাকার জন্য যৌগটির আপাত আণবিক গুরুত্ব বাড়ে ফলে ওদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বেড়ে যায় এবং উদ্‌বায়িতা কমে যায়।

(২) কতকগুলি সমযোজী যৌগ যেমন, NH_3, CH_3OH বা, C_2H_5OH প্রভৃতির অণুগুলি জলের অণুর সঙ্গে H-বন্ধন দ্বারা যুক্ত হওয়ার ফলে যৌগগুলি জলে দ্রবীভূত হয়।

■ Ortho-nitrophenol-এ Intra-molecular H-বন্ধনী থাকায় এর এক একটি অণু একক অবস্থায় থাকে। ফলে স্ফুটনাঙ্ক কম হয় এবং তা উদ্বায়ী। কিন্তু Para-nitrophenol-এ Inter-molecular H-বন্ধনী থাকায় এর অণুগুলি সংযোজিত অবস্থায় থাকে এবং স্ফুটনাঙ্ক বেশি হয়। তাই এটি উদ্বায়ী নয়।



চিত্র ১.৯



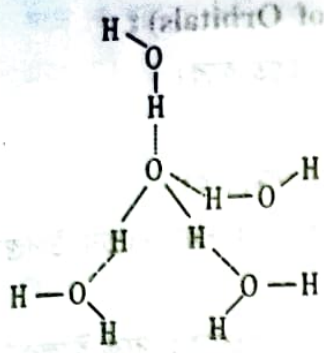
o - নাইট্রোফেনল *p* - নাইট্রোফেনল

চিত্র ১.১০

■ **সাধারণ উষ্ণতায় H_2S গ্যাস কিন্তু H_2O তরল পদার্থ—ব্যাখ্যা করো (H_2O is a liquid, but H_2S is a gas at ordinary temperature) ঃ** O-পরমাণুর ইলেকট্রো-নেগেটিভিটি S-পরমাণুর চেয়ে অনেক বেশি এবং O-পরমাণুর আকার S-এর চেয়ে অনেক ছোটো। ফলে H_2O অণুগুলি পরস্পর H-বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়ে সংযোজিত অবস্থায় থাকে। এই H-বন্ধনকে ছিন্ন করতে প্রচুর তাপের প্রয়োজন। তাই সাধারণ উষ্ণতায় H_2O তরল এবং এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক H_2S-এর চেয়ে বেশি। অন্যদিকে S-পরমাণুর আকার বড়ো এবং ইলেকট্রো-নেগেটিভিটি কম হওয়ায় H_2S-এর মধ্যে H-বন্ধন সৃষ্টি হয় না—ফলে H_2S অণুগুলি সংযোজিত অবস্থায় থাকতে পারে না অর্থাৎ বিচ্ছিন্ন এক একটি একক অণুর মতো থাকে। তাই সাধারণ উষ্ণতায় H_2S গ্যাস।

■ **HF একক্ষারীয় অ্যাসিড কিন্তু উহার অ্যাসিড লবণ KHF_2 হয় কিন্তু $KHCl_2$, $KHBr_2$ এবং KHI_2 পাওয়া যায় না—কারণ দেখাও (HF Forms the Bifluoride Salt KHF_2 but Salts like $KHCl_2$, $KHBr_2$ KHI_2 do not Exist–Explain) ঃ** HF অণুতে আকারে খুবই ছোটো এবং তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু F থাকায় H-বন্ধন গঠনের দ্বারা HF অণু HF_2^- আয়ন উৎপন্ন করে যা K^+ আয়নের সঙ্গে KHF_2 লবণ উৎপন্ন করে। Cl পরমাণু এইরকম H-বন্ধন গঠন করতে পারে না, তাই $KHCl_2$ লবণের অস্তিত্ব নেই। $K^+(F–H..F)^-$

■ **বরফ গললে আয়তন কমে কেন বা, জলের চেয়ে বরফের ঘনত্ব কম কেন? (Density of Ice is less than that of Water) ঃ** বরফের এক-একটি কেলাসের মধ্যে প্রতিটি O-পরমাণু 4টি H-পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত হয়ে একটি চতুস্তলকীয় গঠনে আবদ্ধ থাকে। এই 4টি H-পরমাণুর মধ্যে দুটি H-পরমাণু সমযোজী বন্ধন দ্বারা এবং অপর দুটি H-পরমাণু H-বন্ধন দ্বারা O-পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত থাকে। H বন্ধনী দ্বারা যুক্ত H–O বন্ধন দূরত্ব সমযোজী বন্ধন দ্বারা



চিত্র ১.১১ বরফের কেলাস

যুক্ত H–O বন্ধন দূরত্বের প্রায় দ্বিগুণ। এইভাবে দেখা যায় যে, বরফের প্রতিটি কেলাসে এক একটি জলের অণু অন্য চারটি জলের অণু দ্বারা পরিবেষ্টিত হয়ে অতিকায় অণুর কেলাস গঠন করে। একটি বরফের কেলাসে এইরকম চতুস্তলীয় গঠনের জন্য জলের অণুগুলির মধ্যে বেশ কিছুটা শূন্যস্থান থেকে যায়। ফলে বরফের ঘনত্ব জলের থেকে কম হয় এবং বরফ জলে ভাসে।

বরফ যখন গলে জলে পরিণত হয় তখন তাপের প্রভাবে কিছুটা H বন্ধন ভেঙে যায় এবং তরল অবস্থায় জলের অণুগুলি কাছাকাছি চলে আসে এবং আরও জলের অণু বরফের শূন্য স্থানগুলি পূর্ণ করে। তাই বরফ গলালে আয়তনে কমে ও ঘনত্বে বাড়ে।

■ **পারমাণবিক কক্ষকের সংকরায়ণ (Hybridisation of Atomic Orbitals) :** আমরা জানি কোনো মৌলের সমযোজ্যতা সেই মৌলের পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে অর্ধপূর্ণ কক্ষকের সমান। এই ধারণা যদি C, Be এবং B-এর ক্ষেত্রে প্রয়োগ করা যায় তাহলে দেখা যায় যে কার্বনের সমযোজ্যতা 2, Be-এর 0 এবং B-এর 1 হওয়া উচিত। কিন্তু বাস্তবক্ষেত্রে দেখা যায় C-এর সমযোজ্যতা 4, Be-এর 2 এবং B-এর 3। এদের যোজ্যতা ব্যাখ্যা করার জন্য মনে করা হয় যে বিক্রিয়া করার আগে এদের পরমাণুগুলি উত্তেজিত হয় ফলে 2s কক্ষকে উপস্থিত ইলেকট্রন জোড় বিজোড় হয়ে 2p কক্ষকে চলে যায়।

$_6C$	—	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p^0$ Ground State	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ Excited State
$_4Be$	—	$1s^2 2s^2 2p_x^0 2p_y^0 2p_Z^0$ Ground State	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ Excited State
$_5B$	—	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ Ground State	$1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ Excited State

উত্তেজিত অবস্থায় (excited state) পরমাণুগুলির ইলেকট্রন বিন্যাস লক্ষ্য করলে দেখা যায় যে C, Be, B পরমাণুতে যথাক্রমে 4টি, 2টি এবং 3টি অযুগ্ম ইলেকট্রন উৎপন্ন হয়েছে। এই কারণে এদের যোজ্যতা যথাক্রমে 4, 2 ও 3 হওয়া সম্ভব। বন্ধন গঠনের সময় যে শক্তি মুক্ত হয়, সেই শক্তি থেকেই পরমাণুগুলি উত্তেজিত হওয়ার শক্তি সংগ্রহ করে। CH_4-এ কার্বন পরমাণুর চারটি যোজ্যতার সমতুল্যতা ব্যাখ্যা করার জন্য সংকরায়ণের ধারণা প্রবর্তন করা হয়। এই তত্ত্ব অনুসারে বন্ধন গঠনের আগে পরমাণুর অর্ধপূর্ণ কক্ষকগুলি পরস্পরের সঙ্গে মিশে যায় ফলে নতুন সদৃশধর্মী বা, সমতুল্য কক্ষক উৎপন্ন হয়। এই কক্ষগুলিকে সংকরায়িত কক্ষক বা, সংকর কক্ষক বলে। **সুতরাং যোজ্যতা স্তরের পারমাণবিক কক্ষকের মিশ্রণের ফলে উৎপন্ন সমশক্তি সম্পন্ন এবং সমআকৃতি যোজ্যতা কক্ষক বা, সদৃশধর্মী বা, সমতুল্য যোজ্যতা কক্ষক উৎপন্ন হওয়াকে সংকরায়ণ বলে।**

কার্বন পরমাণুর ক্ষেত্রে উত্তেজিত অবস্থায় 2s স্তরের একটি অর্ধপূর্ণ কক্ষক এবং 2p স্তরের তিনটি অর্ধপূর্ণ কক্ষক পরস্পরের সঙ্গে মিশে গিয়ে চারটি সদৃশধর্মী বা, সমতুল্য কক্ষক উৎপন্ন করে। এই কক্ষকগুলির প্রতিটিকে **sp^3 সংকরায়িত কক্ষক** এবং সংকরায়ণকে sp^3 সংকরায়ণ বলে।

■ **সংকরায়ণের কতকগুলি শর্ত হল (Conditions for Hybridisation of Orbitals) ঃ**

১। যে সকল কক্ষকগুলি সংকরায়ণে অংশগ্রহণ করে তাদের শক্তি পার্থক্য কম হতে হবে।

২। সংকরায়িত কক্ষকগুলির শক্তি এবং আকার সদৃশ হয়।

৩। সংকরায়ণে অংশগ্রহণকারী কক্ষকের সংখ্যা এবং সংকরায়িত কক্ষকের সংখ্যা সমান হয়।

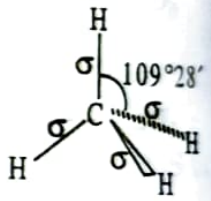
৪। সংকরায়ণে পূর্ণ এবং অর্ধপূর্ণ কক্ষক অংশগ্রহণ করতে পারে। অর্থাৎ সংকরায়ণের সময় নীচের উপস্তর থেকে ওপরের উপস্তরে ইলেকট্রনের স্থানান্তর হতেই হবে এমন নয়।

৫। সংকরায়িত কক্ষকের ইলেকট্রন ঘনত্ব পরমাণুর কেন্দ্রের দিকে বেশি হয়। অর্থাৎ কেন্দ্রকের দিকে ইলেকট্রন মেঘের পরিমাণ তুলনামূলকভাবে বেশি থাকে।

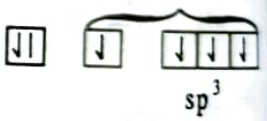
৬। যেহেতু সংকর কক্ষকগুলির ক্ষেত্রে অধিক্রমণ (overlapping) সবথেকে বেশি হয়, তাই সংকর কক্ষকদ্বারা গঠিত বন্ধনের শক্তি সংকরায়িত নয় এমন কক্ষক দ্বারা গঠিত বন্ধনের শক্তি অপেক্ষা বেশি।

■ **বিভিন্ন প্রকার সংকরায়ণ (Different Types of Hybridisation) ঃ** বিভিন্ন কক্ষকের অংশগ্রহণের ভিত্তিতে বিভিন্ন প্রকার সংকরায়ণ সম্ভব। যেমন—sp^3, sp^2, sp ইত্যাদি। এখানে আমাদের আলোচ্য সংকরায়ণগুলি হল sp^3, sp^2 এবং sp.

✱ **sp^3 সংকরায়ণ (sp^3 Hybridisation) ঃ** এই সংকরায়ণে উত্তেজিত অবস্থায় একটি s-কক্ষক এবং তিনটি p-কক্ষক সংকরায়িত হয়ে সমশক্তি সম্পন্ন এবং অভিন্ন আকারের সংকর বন্ধন উৎপন্ন করে। প্রত্যেকটি sp^3 সংকর বন্ধনে বন্ধনটির s-চরিত্র 25% এবং p-চরিত্র 75%। বন্ধনগুলি গঠিত হওয়ার পর এদের মধ্যে বিকর্ষণের ফলে বন্ধনগুলির অবস্থান এমন হয় যাতে বিকর্ষণজনিত বল সবথেকে কম হয় এবং অণুটির স্থিতিশক্তি সবথেকে কম হয়। এটি সম্ভব, যদি সংকর কক্ষকগুলি একটি সুষম চতুস্তলকের চারটি কোণের অভিমুখী হয়। অর্থাৎ বন্ধন কোণের মান 109°28′ হয়।



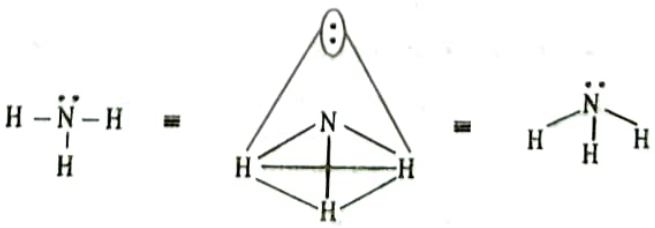
✱ $CH_3 - CH_3$ (ইথেন) অণুর গঠনে প্রত্যেকটি C-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের কক্ষকগুলি sp^3 সংকরায়িত অবস্থায় আছে এবং বন্ধন কোণের মান 109°28′ এবং গঠন সমচতুস্তলকীয়।



চিত্র ১.১২

sp^3 সংকরায়ণ দ্বারা গঠিত অন্যান্য যৌগের উদাহরণ ঃ CCl_4, SiC, হীরে (diamond), NH_3, H_2O, $SiCl_4$, $SnCl_4$ ইত্যাদি।

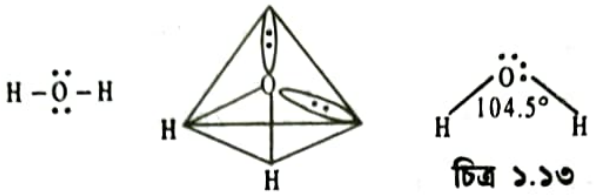
✱ **NH_3-এর গঠন ঃ** NH_3-এর N-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে 5টি ইলেকট্রন আছে। এদের 3টি, 3টি H-পরমাণুর সঙ্গে সমযোজী N – H বন্ধন গঠন করে।



N-পরমাণুর ওপর একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকায় NH_3-এর গঠন চতুস্তলকীয় হওয়ার কথা। কিন্তু N – H বন্ধনের বিকর্ষণের চেয়ে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় H – N – H বন্ধন কোণ 109°28′-এর পরিবর্তে কমে 106°45′ হয় এবং অণুটি পিরামিডের আকার ধারণ করে সুস্থিতি লাভ করে। 3টি H-পরমাণুর

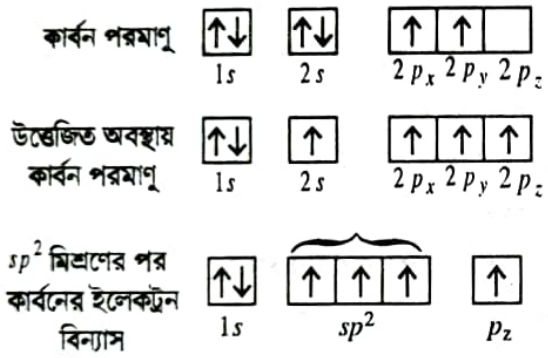
সঙ্গে N-পরমাণু 3টি সমযোজী σ-বন্ধন সৃষ্টি করে। এই 3টি সমযোজী বন্ধন নাইট্রোজেনের sp^3 সংকরায়ণ কক্ষক এবং হাইড্রোজেনের 1s কক্ষকের মাধ্যমে তৈরি হয়।

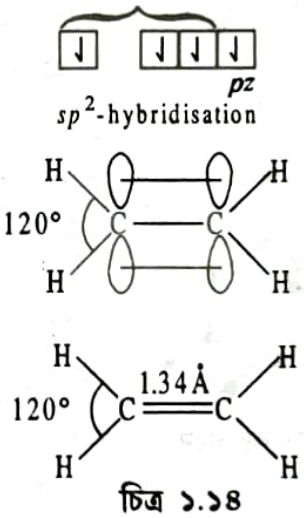
* **H_2O অণুর গঠন :** O-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে 6টি ইলেকট্রন আছে। H_2O গঠনের সময় এদের দুটি O – H বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত হয়। বাকি দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় অক্সিজেন পরমাণুর ওপর থাকে। যোজ্যতা স্তরে চারটি ইলেকট্রন জোড় থাকার ফলে অণুটি চতুস্তলকীয় হওয়ার কথা কিন্তু দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় অণুটির আকারকে বিকৃত করে। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় দুটি বন্ধন জোড়কে বিকর্ষণ করার ফলে বন্ধন কোণ 109°28′ থেকে কমে 104.5° হয় এবং H_2O অণুর গঠন দেখতে 'V'-এর মতো হয়।



চিত্র ১.১৩

* **sp^2 সংকরায়ণ (sp^2 Hybridisation) :** এই সংকরায়ণে উত্তেজিত পরমাণুর একটি s-কক্ষক এবং দুটি *p*-কক্ষক সংকরায়িত হয়ে sp^2-সংকর কক্ষক উৎপন্ন করে। sp^2-সংকর কক্ষকগুলি একই সমতলে থাকে এবং এদের অভিমুখ একটি সমবাহু ত্রিভুজের কোণের দিকে হয় এবং বন্ধন কোণের মান হয় 120°।

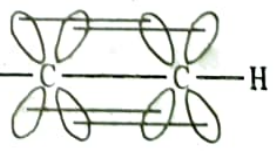




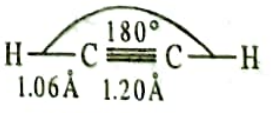
চিত্র ১.১৪

প্রত্যেকটি sp^2-সংকরায়ণে s-চরিত্র $\frac{1}{3}$ এবং p-চরিত্র $\frac{2}{3}$ অংশ। sp^2-সংকরায়ণকে ত্রিকৌণিক সংকরায়ণ (Trigonal hybridisation) বলে। sp^2-সংকরায়ণের ফলে উৎপন্ন অণুর আকার হয় ত্রিভুজাকার এবং সমতলীয়।

* **sp সংকরায়ণ (sp Hybridisation) :** এই সংকরায়ণে যোজ্যতা স্তরের একটি s-কক্ষক এবং একটি p কক্ষকের সংকরায়ণ ঘটে ফলে দুটি সমশক্তি সম্পন্ন একই আকৃতির দুটি সংকরায়িত কক্ষক উৎপন্ন হয়। sp সংকর কক্ষক দুটি পরস্পরের সঙ্গে 180° কোণে অবস্থান করে। sp সংকর কক্ষকের s-চরিত্র 50% এবং p চরিত্র 50%। এই সংকর কক্ষক দুটি পরস্পরের সঙ্গে 180° কোণ করে অবস্থান করে বলে sp সংকরায়ণ দ্বারা গঠিত অণু সরলরৈখিক (linear) হয়।



* **$BeCl_2$ অণুর গঠন :** $BeCl_2$ অণুতে sp সংকরায়ণ বর্তমান। ইহা একটি সমযোজী যৌগ যার গঠন সরল রৈখিক এবং বন্ধন কোণের মান 180°।

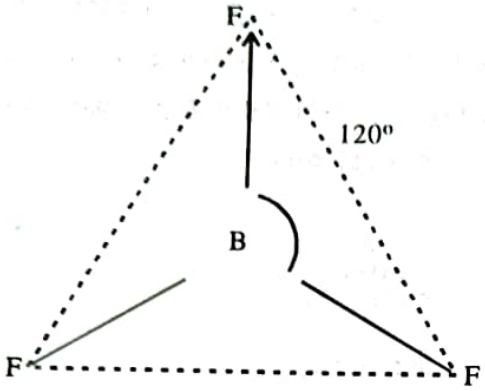


চিত্র ১.১৫

Be : $1s^2\ 2s^2$
Cl : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

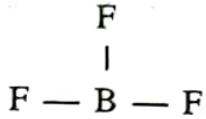
চিত্র ১.১৬

■ **বোরন ট্রাইফ্লোরাইড হাইব্রিডাইজেশন (Boron Trifluoride Hybridization) : উদাহরণ →**

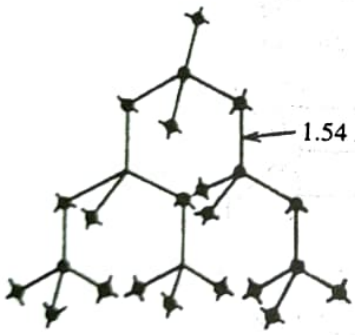


চিত্র ১.১৭

BF_3 অণুর গঠন ঃ
B : $1s^2 2s^2 2p^1$
F : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



কেন্দ্রীয় বোরন পরমাণুতে 3টি যোজ্যতা ইলেকট্রন বর্তমান। এই 3টি ইলেকট্রন F -এর সঙ্গে যুক্ত হয়ে তিনটি B–F বন্ধন উৎপন্ন করে। BF_3 অণুতে সমযোজী বন্ধন বর্তমান এবং ইহা sp^2 সংকরায়নের মাধ্যমে ট্রাইগোনাল প্ল্যানার আকৃতি সম্পন্ন হয় যার বন্ধন কোণের মান 120°।



চিত্র ১.১৮ হীরকের গঠন

■ **হীরক (Diamond) ঃ** হীরকে প্রতিটি কার্বন পরমাণু sp^3 সংকরায়িত অবস্থায় থাকে এবং প্রত্যেকটি কার্বন পরমাণু সমযোজী বন্ধন দ্বারা অপর চারটি কার্বন পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত হয়ে সমচতুস্তলকের চারটি শীর্ষ বিন্দুতে অবস্থান করে যার কেন্দ্রে একটি করে কার্বন পরমাণু থাকে। এর ফলে হীরকের সম্পূর্ণ কেলাসটি গোটা একটা বিরাট ঘনকাকার অণুর মতো ব্যবহার করে, যার C–C বন্ধন দূরত্ব 1.54Å এবং বন্ধন কোণ 109°28´। বিরাট সংখ্যক C–C সমযোজী বন্ধন থাকায় C-পরমাণুগুলির মধ্যে তীব্র আকর্ষণ বল কাজ করে সেইজন্য হীরককে ভাঙা অত্যন্ত কঠিন—এর জন্যই হীরক কঠিনতম পদার্থ।

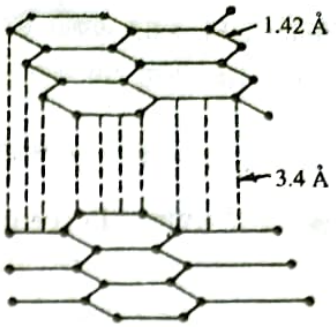
এই বিরাট সংখ্যক দৃঢ় সমযোজী বন্ধনকে ভাঙতে হলে প্রচুর তাপশক্তির প্রয়োজন, এইজন্যই হীরকের গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক অনেক বেশি।

কার্বন পরমাণুগুলি sp^3 সংকরায়িত হওয়ায় সব যোজক ইলেকট্রনগুলি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করার কাজে ব্যবহৃত হয় ফলে হীরকের মধ্যে কোনো মুক্ত ইলেকট্রন থাকে না, তাই হীরক তড়িৎ পরিবহন করতে পারে না।

ব্যবহার (Uses) ঃ মূল্যবান রত্ন হিসাবে, কাঁচ এবং অন্যান্য জিনিস কাটার জন্য ব্যবহৃত হয়, হীরকচূর্ণ পালিশ করার কাজে লাগে।

■ **গ্রাফাইট (Graphite) ঃ গ্রাফাইটে প্রতিটি কার্বন পরমাণু sp^2 সংকরায়িত অবস্থায় থাকে** এবং প্রত্যেকটি কার্বন পরমাণু দৃঢ় সমযোজী বন্ধন দ্বারা অপর তিনটি কার্বন পরমাণু সঙ্গে যুক্ত হয়ে সুষম ষড়্ভুজের আকারে থাকে। গ্রাফাইটের কেলাস সুষম ষড়্ভুজের আকারে সাজানো কতকগুলি কার্বন পরমাণুর স্তর দ্বারা গঠিত। প্রত্যেকটি স্তর অনুভূমিক বিভিন্ন তলে সমান্তরালভাবে অবস্থান করে। গ্রাফাইটে কার্বন পরমাণুগুলি sp^2 সংকরায়িত হওয়ায় চতুর্থ ইলেকট্রনটি মুক্ত ও গতিশীল থাকে যার ফলে গ্রাফাইট তাপ ও তড়িৎ পরিবহন করতে পারে। ষড়ভুজে দ্বিমাত্রিক স্তরে অবস্থিত C–C বন্ধন দূরত্ব 1.42Å এবং পরপর অবস্থিত দুটি সমান্তরাল স্তরের দূরত্ব 3.4Å যে-কোনো দুটি স্তরের

মধ্যে দূরত্ব বেশি হওয়ার জন্য গ্রাফাইটের ঘনত্ব হীরকের চেয়ে কম। প্রতিটি সমান্তরাল স্তরের মধ্যে দূরত্ব অনেক বেশি এবং পারস্পরিক বন্ধন শক্তি খুবই দুর্বল হওয়ায় একটি স্তর সহজেই অন্যটির উপর পিছলে যেতে পারে। তাই গ্রাফাইট নরম এবং পিচ্ছিল হয় এবং পিচ্ছিলকারক পদার্থ (lubricant) হিসাবে ব্যবহৃত হয়। একটি সুষম ষড়্ভুজের স্তরে কার্বন পরমাণুগুলির মধ্যে শক্তিশালী সমযোজী বন্ধন শক্তি থাকায় গ্রাফাইটের উচ্চ গলনাঙ্ক (3500°C) হয়।



চিত্র ১.১৯ গ্রাফাইটের গঠন

ব্যবহার (Uses) ঃ পিচ্ছিল কারক পদার্থ হিসাবে, তড়িদ্দ্বার রূপে, পেনসিলের সিস প্রস্তুতিতে।

■ দ্রাব, দ্রাবক এবং দ্রবণ সম্পর্কে ধারণা (Idea of Solute, Solvent and Solution) ঃ

*** দ্রাব (Solute) ঃ** দুটি বা, ততোধিক পদার্থ মিশে যখন দ্রবণ প্রস্তুত করে; যদি দুটি পদার্থ এক দশায় হয়, তাতে যেটির পরিমাণ ওজন বা, আয়তনের ভিত্তিতে কম থাকে সেটিকে দ্রাব বলে। যদি উভয়ে ভিন্ন দশার হয়, যে উপাদানটি নিজস্ব দশা বিনষ্ট করে সেটিকে দ্রাব বলা যেতে পারে।

*** দ্রাবক (Solvent) ঃ** দুটি বা, ততোধিক পদার্থ মিশে যখন দ্রবণ প্রস্তুত করে; যদি দুটি পদার্থ একই দশার হয়, তাতে যেটির পরিমাণ ওজন বা, আয়তনের ভিত্তিতে বেশি থাকে সেটিকে দ্রাবক বলে। যদি, উভয়ে ভিন্ন দশার হয়, দ্রবণ যেটির দশা ধারণ করে সেটিকে দ্রাবক বলা যেতে পারে।

*** দ্রবণ (Solution) ঃ** দ্রবণ হলো দুই বা, ততোধিক পদার্থের এমন মিশ্রণ যেখানে পদার্থগুলো নিজ নিজ আনবিক রাসায়নিক ধর্ম বজায় রেখে একসাথে সূক্ষ্মভাবে মিশে একটি সমসত্ত্ব এবং একটিমাত্র দশা সম্পন্ন মিশ্রণ উৎপন্ন করে এবং উপাদানগুলির আপেক্ষিক পরিমাণ একটি নির্দিষ্ট সীমা পর্যন্ত পরিবর্তন করা যায়।

■ দ্রবীভূত দ্রবণের পদ্ধতির ব্যখ্যা (Methods to Express the Concentration of Solution) :

■ মোলারিটি (Molarity) ঃ কোনো দ্রবণের প্রতি লিটার আয়তনে যত গ্রাম অণু (বা, মোল) দ্রাব দ্রবীভূত থাকে। সেই সংখ্যাটিকে ওই দ্রবণের মোলারিটি বলে। যেমন— 1 লিটার দ্রবণে 98 গ্রাম (এক গ্রাম-অণু) H_2SO_4 দ্রবীভূত থাকলে ওই দ্রবণের মোলারিটি। এবং 1 লিটার দ্রবণে 98 × 3 গ্রাম (3 গ্রাম-অণু) H_2SO_4 দ্রবীভূত থাকলে ওই দ্রবণের মোলারিটিও।

$$\text{মোলারিটি} = \frac{\text{1 লিটার দ্রবণে দ্রাবের ওজন}}{\text{দ্রাবের আণবিক ওজন}}$$

■ পি পি এম (PPM) ঃ এটিকে সংক্ষেপে বলা হয় "প্রতি মিলিয়াম অংশের" জন্য এবং এটি লিটার প্রতি মিলি গ্রাম (এম জি/এল) হিসাবে প্রকাশ করা যেতে পারে। জলের কোনো নমুনার প্রতি দশ লক্ষ (10^6) ভাগে যতভাগ ওজনের $CaCO_3$ উপস্থিত থাকে। ততভাগ ওজন অর্থাৎ তত পিপিএম-ই হল জলের ক্ষরতা। কারণ জলের ক্ষরতাকে পিপিএম এককে প্রকাশ করা হয়।

■ ভর শতাংশ (Mass Percentage) ঃ ভর শতাংশ একটি ঘনত্ব প্রকাশ বা, একটি নির্দিষ্ট মিশ্রণে উপাদানটি বর্ণনা করার একটি উপায়। কোনো দ্রাব বা, উপাদানের ভরকে, যৌগের ভর দিয়ে ভাগ করে, ফলাফলকে 100 দিয়ে গুণ করলে, ভর শতাংশ পাওয়া যায়।

$$\text{ভর সংখ্যা} = \frac{\text{গ্রামে দ্রাবের ওজন} \times 100}{\text{গ্রামে (দ্রাব + দ্রাবকের) ওজন}}$$