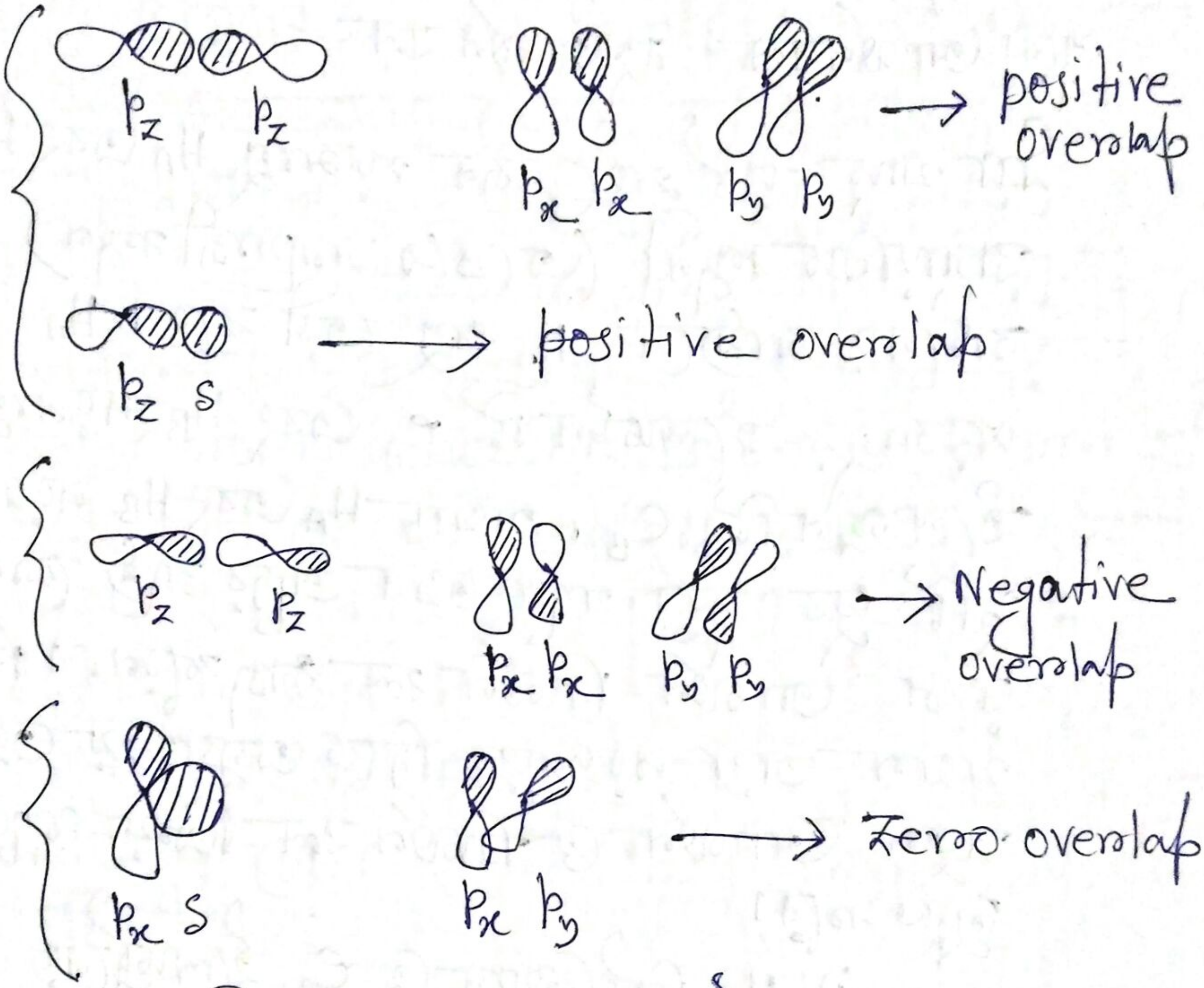
vi) অভিলেপন তিন প্রকার হতে পারে।

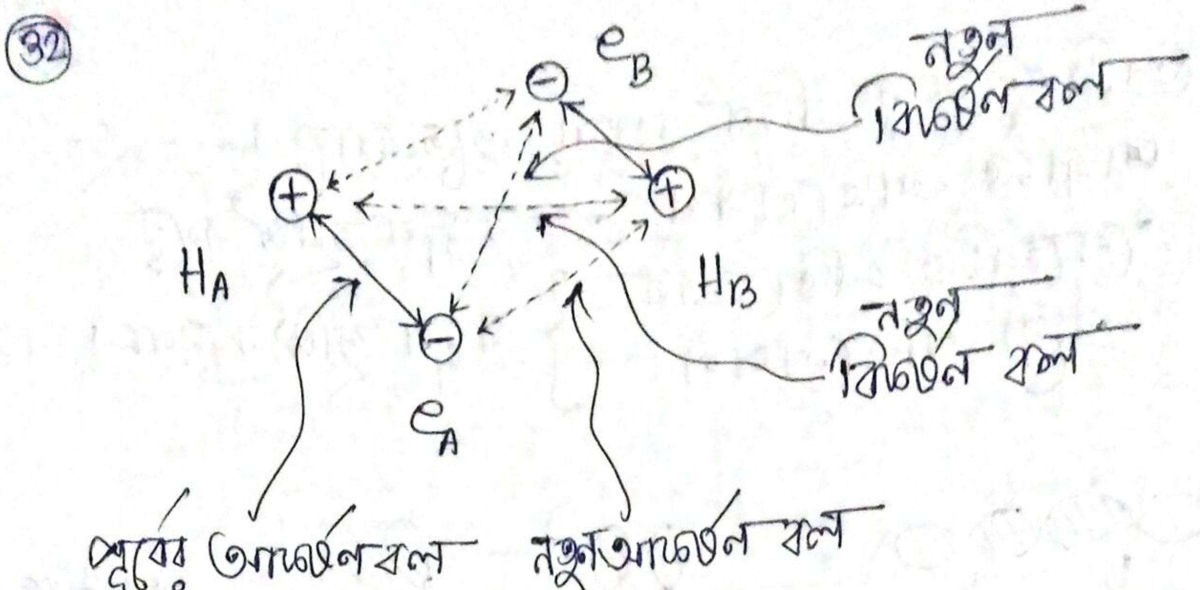
ধনাত্মক অভিলেপন — বন্ধন সৃষ্টি করে

ঋণাত্মক অভিলেপন }
শূন্য অভিলেপন } বন্ধন সৃষ্টি করে না।



⇒ <u>সমযোজী বন্ধনের শক্তি চিত্রে ব্যাখ্যা</u> →

সমযোজী বন্ধনে শক্তির অবনমন H_2 molecule গঠনের আলোচনা করলে নিম্নরূপ চিত্র পাওয়া যায়



ধরা যাক দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু H_A এবং H_B রাসায়নিক বন্ধনী (এক্ষেত্রে সমযোজী বন্ধন) তাদের মাধ্যমে H_2 অণু তৈরী করে। H_A পরমাণুর ইলেকট্রনটি e_A এবং H_B পরমাণুর ইলেকট্রনটি e_B। যখন H_A এবং H_B পরমাণু দুটি খুব দূরে থাকে তখন তাদের মধ্যে কোনও রকম আকর্ষণ-বিকর্ষণ বল কাজ করে না। কিন্তু যখন তারা পরস্পরের দিকে অগ্রসর হয় তখন নতুন আকর্ষণ ও বিকর্ষণ বল ক্রিয়া করতে শুরু করে।

i) H_A নিউক্লিয়াস ও e_B ইলেকট্রনের মধ্যে আকর্ষণ বল

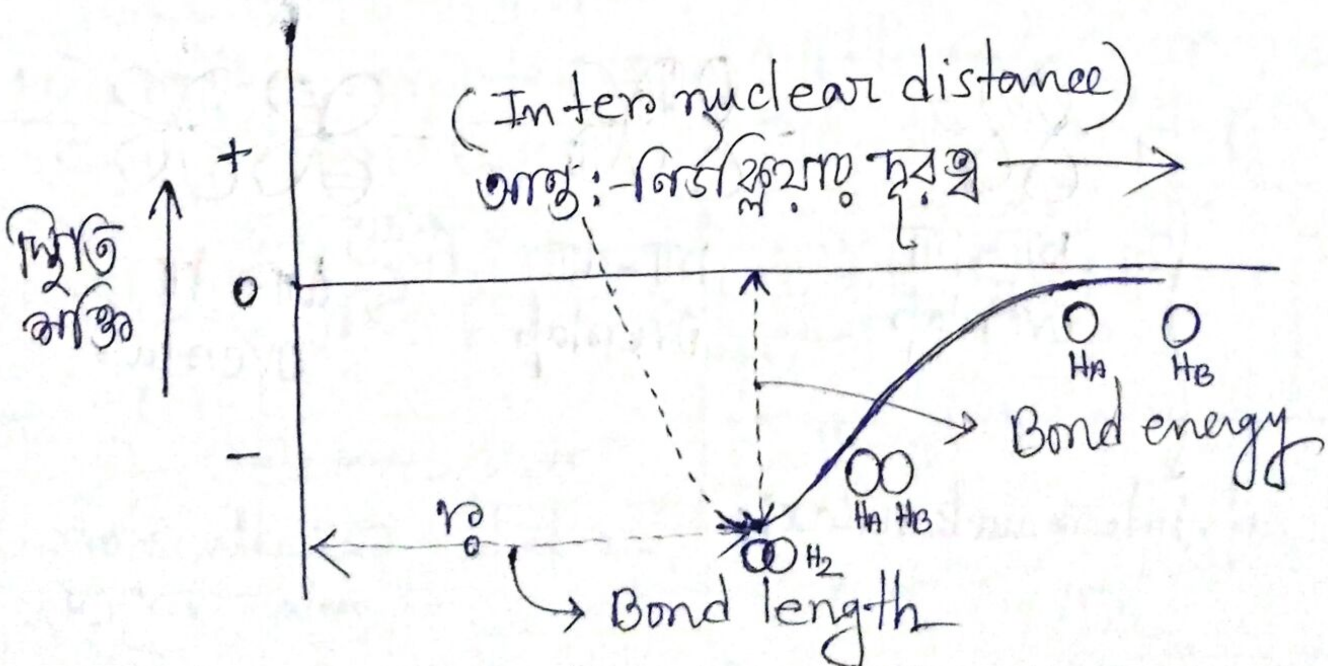
ii) H_B নিউক্লিয়াস ও e_A ইলেকট্রনের মধ্যে আকর্ষণ বল

iii) H_A ও H_B নিউক্লিয়াসের মধ্যে বিকর্ষণ

iv) e_A ও e_B ইলেকট্রনের মধ্যে বিকর্ষণ

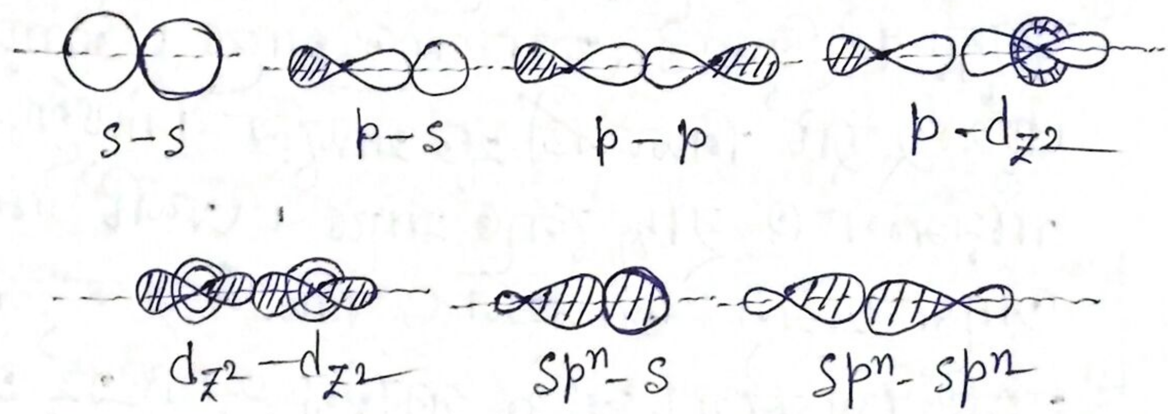
আকর্ষণ বল গুলি পরমাণু দুটিকে কাছাকাছি নিয়ে আসার চেষ্টা করে এবং বিকর্ষণ বল গুলি পরমাণু দুটিকে দূরে সরানোর চেষ্টা করে।

প্রথমদিকে, পরমাণু দুটি যত নিজেদের দিকে অগ্রসর হতে থাকে আকর্ষণ বলের পরিমাণ ~~বিক বিকর্ষণ বলের থেকে~~ বেশি থাকে। ফলে তাদের স্থিতিশক্তি হ্রাস পেতে থাকে। আবার পরমাণু দুটি নিকটবর্তী হতে থাকলে বিকর্ষণ বলের পরিমাণও বৃদ্ধি পেতে থাকে। একটি সময় আসে যখন আকর্ষণ ও বিকর্ষণ বল সমান হয় এবং সিস্টেমের শক্তি সর্বনিম্ন হয়। এই অবস্থায় H_A এবং H_B পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মধ্যে যে দূরত্ব হয় তাকে H_2 অণুর সমযোজী বন্ধন (দৈর্ঘ্য) বলে। এর পরে H_A ও H_B কে আরও নিকটে নিয়ে যাওয়ার চেষ্টা করলে বিকর্ষণ বল খুব দ্রুত বৃদ্ধি পায়।

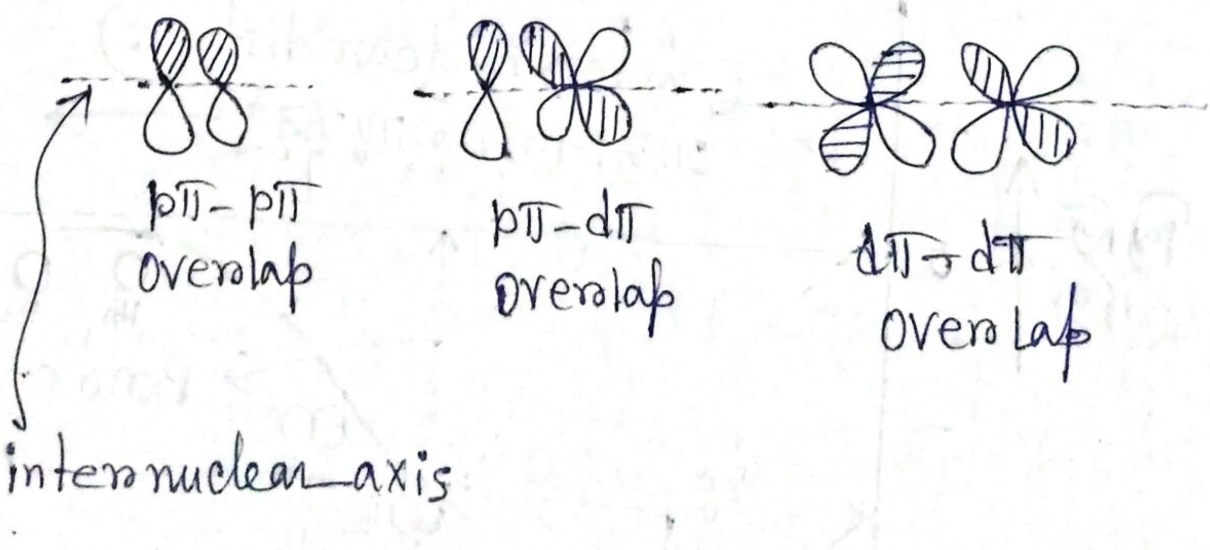


⇒ Types of Overlaps and Nature of Covalent Bond

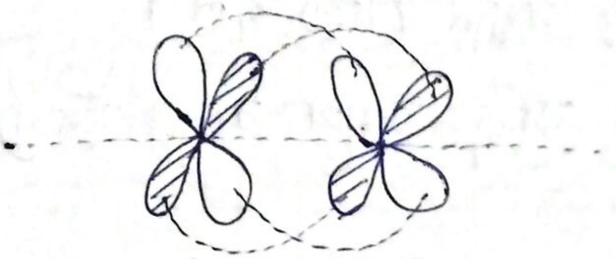
i) **σ-bond** ⇒ দুটি পারমাণবিক কক্ষকের internuclear axis বরাবর overlap কে head-on overlap বলে এবং এইরূপ overlap এর ফলে সৃষ্ট সমযোজী বন্ধন কে σ-বন্ধন বলে।



ii) **π-বন্ধন** ⇒ যখন দুটি পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপন তাদের internuclear axis এর লম্ব বরাবর হয়, তখন সেই overlap কে lateral overlap বলে এবং এইরূপ overlap এর ফলে সৃষ্ট বন্ধন কে π-bond বলে।



iii) π-bond ⇒ দুটি পারমাণবিক কক্ষকের যখন পার্শ্বীয় লোব-ই overlap-এ অংশ গ্রহণ করে তখন π-বন্ধনের সৃষ্টি হয়



⇒ σ-bond এবং π-bond এর পার্থক্য →

σ-bond	π-bond
i) দুটি পারমাণবিক কক্ষকের head-on overlap এর ফলে σ-bond সৃষ্টি হয়।	i) দুটি পারমাণবিক কক্ষকের lateral overlap এর ফলে π-bond সৃষ্টি হয়।
ii) অভিলেপনের বিস্তার (extent of overlap) বেশি হওয়ার জন্য σ-bond অনেক শক্তিশালী	ii) অভিলেপনের বিস্তার কম হওয়ার জন্য π-bond অনেক কম শক্তিশালী।
iii) head-on overlap এর জন্য σ-bond ~~এর~~ কে ~~অক্ষদিকে~~ কেন্দ্র করে পরমাণু দুটির মুক্ত ঘূর্ণন সম্ভব।	iii) lateral overlap এর জন্য π-bond কে কেন্দ্র করে পরমাণু দুটির মুক্ত ঘূর্ণন সম্ভব নয়।
iv) σ-skeleton কোনো molecule এর shape প্রদান করে	iv) π-skeleton কোনো molecule এর shape প্রদান করে না।

⇒ **Bond parameters :**

i) বন্ধন দৈর্ঘ্য (Bond length) :—
সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দূরত্ব কে ঐ বন্ধনের বন্ধন দৈর্ঘ্য বলে।

- পরমাণুর আকারে বৃদ্ধির সাথে বন্ধন দৈর্ঘ্য বৃদ্ধি পায়।

$$H-F < H-Cl < H-Br < H-I$$

- Bond multiplicity বৃদ্ধির সহিত বন্ধন দৈর্ঘ্য হ্রাস পায়।

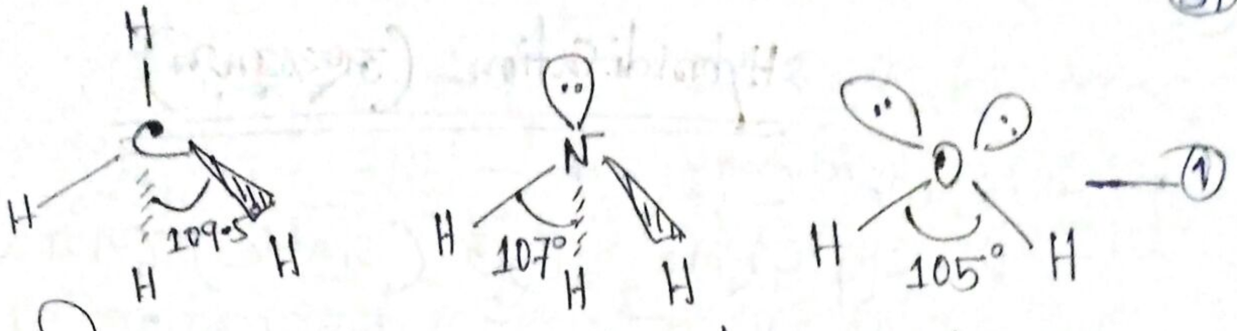
$$C-C > C=C > C\equiv C$$

- সংকর কক্ষকের s-character বৃদ্ধির সহিত ঐ কক্ষকের সঙ্গে অন্য পারমাণবিক কক্ষকের অধিক্রমণের ফলে সৃষ্ট বন্ধন-এর দৈর্ঘ্য হ্রাস পায় কারণ s-কক্ষকে অন্যান্য p-কক্ষকে বা d-কক্ষকে অপেক্ষা কেন্দ্রকের অধিক নিকটবর্তী।

$$C(sp^3)-H > C(sp^2)-H > C(sp)-H$$

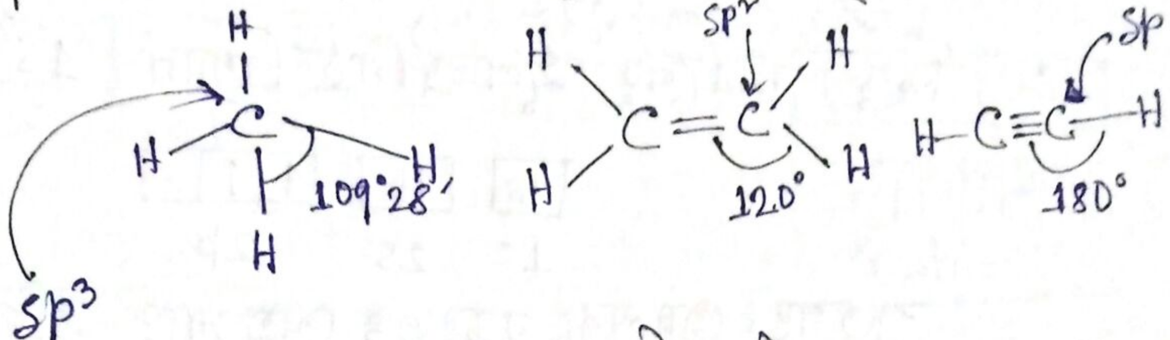
ii) বন্ধন কোণ (Bond angle)

- একই পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত দুটি সমযোজী বন্ধনের মধ্যে যে কোণ উৎপন্ন হয় তাকে বন্ধন কোণ বলে।



• কেন্দ্রীয় পরমাণুর Hybridisation state এর উপর বন্ধন কোণ নির্ভর করে। s-character বৃদ্ধির সহিত বন্ধন কোণেরও মান বৃদ্ধি পায়।

•



• কেন্দ্রীয় পরমাণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা বৃদ্ধি পেলে বন্ধন কোণ হ্রাস পায়।

— (1) নং সমীকরণের উদাহরণ দেখ।

iii) বন্ধন শক্তি (Bond Energy)

Hybridisation (সংকরায়ণ)

- বাস্তবে দেখা গেছে যে —
  i) CH_4 একটি সুস্থিত (stable) যৌগ এবং এই যৌগে কার্বনের সমযোজ্যতা = 4
  ii) সমস্ত C–H বন্ধনের দৈর্ঘ্য এবং শক্তি সমান iii) ∠HCH বন্ধন কোণ সমান

- কিন্তু কার্বনের ইলেকট্রনিক বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^2$

  [↑↓] [↑↓] [↑ | ↑ |]
  1s 2s 2p

সুতরাং ভ্যালেন্স বন্ড তত্ত্ব অনুসারে দুটি অর্ধপূর্ণ বিশুদ্ধ 2p কক্ষকের অভিলেপনের ফলে দুটি সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হওয়া উচিত। অর্থাৎ কার্বনের সমযোজ্যতা 2 হওয়া উচিত।

- ভ্যালেন্স বন্ড তত্ত্ব এবং পরীক্ষালব্ধ ফলের মধ্যে এই অসঙ্গতি দূর করার জন্য পাউলিং ও স্লেটার Hybridisation এর ধারণা দেন।

- এই ধারণা অনুযায়ী, যোজ্যতা কক্ষকের যুগ্ম ইলেকট্রন গুলি সমযোজী বন্ধন গঠনের সময় বাইরে থেকে শক্তি শোষণ করে উচ্চশক্তি সম্পন্ন কক্ষকে অযুগ্ম অবস্থায় স্থানান্তরিত হয়। এই রূপে অর্ধপূর্ণ যোজ্যতা কক্ষকের সংখ্যা বৃদ্ধি পায়।

[↑↓] [↑ | ↑ |] —+E→ [↑] [↑ | ↑ | ↑]
2s 2p 2s 2p

- এরপর অযুগ্ম/অর্ধপূর্ণ যোজ্যতা কক্ষকগুলি পরস্পর মিশ্রিত হয়ে আকার এবং সমশক্তি সম্পন্ন কক্ষকের সেট তৈরি করে। এইরূপ মিশ্রণের ফলে সৃষ্ট আকার ও সমশক্তি সম্পন্ন কক্ষকে গুলিকে বলে সংকর (Hybrid) কক্ষক এবং এই ঘটনা ~~কে~~ ~~ঘটনা~~ বা প্রকৃতিকে বলে সংকরায়ণ (Hybridisation)

1

2s

1	1	1

2p

—— hybridisation ——→

1	1	1	1

sp^3 hybrid orbitals

বৈশিষ্ট্য :—

i) সংকরায়ন একটি ~~ঐ~~ তাত্ত্বিক ধারণা (Theoritical Concept) যার প্রবর্তন করা হয়েছে আণবিক গঠন (Moleculer Structure), আণবিক আকৃতি (Moleculer shape) এবং বন্ধন সমতা (Bond equivalency) ব্যাখ্যা করার জন্য।

ii) সংকরায়ণের পূর্বে ~~উপস্থিত কক্ষ~~ অংশগ্রহণকারী পারমাণবিক কক্ষকের সংখ্যা অর্থাৎ সংকরায়ণের ফলে উৎপন্ন সংকর কক্ষকের সংখ্যার সঙ্গে সমান হয়।

iii) সংকরায়নে অংশগ্রহণকারী পারমাণবিক কক্ষকের শক্তি সমান বা প্রায় সমান হতে হয়।

iv) সংকরায়ণের ফলে উৎপন্ন সংকর কক্ষকগুলির আকার, আকৃতি ও শক্তি সমান হয়।

v) সংকরিত কক্ষকগুলি তাদের সমশক্তি বিশিষ্ট স্থানে সুনির্দিষ্ট ভাবে বিন্যস্ত থাকে যাতে করে তাদের মধ্যে minimum repulsion কাজ করে এবং তাদের স্থায়িত্ব সর্বাধিক হয়। অর্থাৎ সংকরায়নের প্রকারভেদ (Type of hybridisation) অণুর জ্যামিতিক আকৃতি নিয়ন্ত্রণ করে।

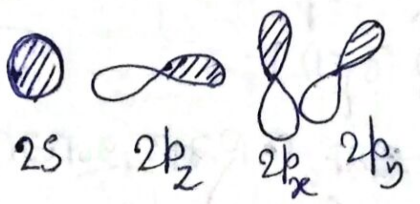
⇒ সংকরায়নের প্রকারভেদ :—

a) sp3 hybridisation ⇒

i) C → ($2s^2 2p^2$)

2s: [1↓] 2p: [1 | 1 |]

↓ Excitation



2s: [1] 2p: [1 | 1 | 1]

↓ hybridisation

sp^3: [1 | 1 | 1 | 1]

4 sp^3 orbitals (Tetrahedral)

→