

ৰাসায়নিক বান্ধনি আৰু আণৱিক গঠন

CHEMICAL BONDING AND MOLECULAR STRUCTURE

উদ্দেশ্য (Objectives)

এই অধ্যায়টো অধ্যয়ন কৰি তলত দিয়া বিষয়সমূহ সম্বন্ধে সবিশেষ জানিব পাৰিবা—

- ক'ছেল আৰু লিবিছৰ ৰাসায়নিক বন্ধন তত্ত্ব
- অষ্টক সূত্র (Octet Rule), ইয়াৰ সীমাবদ্ধতা আৰু সবল অণুৰ লিউবিছ গঠন
- বিভিন্ন প্ৰকাৰৰ বান্ধনিৰ গঠন আৰু ব্যাখ্যা
- VSEPR তত্ত্বৰ বিৱৰণ আৰু সবল অণুসমূহৰ জ্যামিতিক গঠন
- যোজ্যতা বন্ধন তত্ত্বৰ সহায়ত সহযোজী বান্ধনিৰ ব্যাখ্যা
- সহযোজী বান্ধনিৰ দিশাত্মক ধৰ্ম
- s , p আৰু d অৰবিটেলৰ সংকৰণ আৰু সংকৰণৰ ধাৰণাৰে সবল সহযোজী অণুৰ গঠন
- আণৱিক অৰবিটেল তত্ত্বৰ সহায়ত সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ গঠন
- হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ ব্যাখ্যা

Scientists are constantly discovering new compounds, orderly arranging the facts about them, trying to explain with the existing knowledge, organising to modify the earlier views or evolve theories for explaining the newly observed facts

আমি অসংখ্য ধৰণৰ পদাৰ্থৰ মাজতে আছোঁ। ইয়াৰে কিছুমান এবিধ মৌলৰে গঠিত, আনবোৰ একাধিক মৌলৰে গঠিত। মৌলবোৰৰ ভিতৰত অকল সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহে সাধাৰণ অৱস্থাত পৰমাণু ৰূপত থাকে। আন মৌলসমূহ সাধাৰণ অৱস্থাত স্বাধীন পৰমাণু হিচাপে পোৱা নাযায়। প্ৰায় সকলো পদাৰ্থকে একাধিক পৰমাণুৰদ্বাৰা গঠিত অণু হিচাপে পোৱা যায়। প্ৰতিবিধ অণুৰে বৈশিষ্ট্যপূৰ্ণ ধৰ্ম আছে। সেয়েহে অণু এটাত থকা পৰমাণুবোৰৰ মাজত কিবা এক আকৰ্ষণী বল থাকিব লাগিব, যিয়ে পৰমাণুবোৰক ধৰি ৰাখে। যি আকৰ্ষণী বলৰদ্বাৰা ৰাসায়নিক তন্ত্ৰ (species) এটাত থকা উপাদানসমূহ (পৰমাণু, আয়ন আদি) যোজিত হৈ থাকে তাকে ৰাসায়নিক বান্ধনি (chemical bond) বোলা হয়। বিভিন্ন মৌলৰ পৰমাণুবোৰে লগ লাগি সাধাৰণতে যৌগ উৎপন্ন কৰে। পৰমাণুবোৰে বেলেগ বেলেগ ধৰণে যোজিত হৈ যৌগ গঠন কৰে। এইখিনিতে বহুতো প্ৰশ্নৰ অৱতাৰণা হ'ব পাৰে— পৰমাণুবোৰে কিয়নো যোজিত হয়? পৰমাণুৰ মাজত কিছুমান নিৰ্দিষ্ট ধৰণৰ যোজনহে সম্ভৱ হয় কিয়? কিছুমান পৰমাণু যোজিত হয় যদিও আন কিছুমান যোজিত নহয়; ইয়াৰ কাৰণনো কি বাক? প্ৰতিটো অণুৰ কিয় নিৰ্দিষ্ট আকৃতি থাকে? এনে ধৰণৰ প্ৰশ্নবোৰৰ উত্তৰ দিবলৈ বিভিন্ন সময়ত বিভিন্ন বিজ্ঞানীসকলে কিছুমান ধাৰণা আৰু তত্ত্ব আগবঢ়াইছে। এইবোৰ হ'ল— ক'ছেল-লিবিছ ধাৰণা (Kössel-Lewis approach),

ৰাসায়নিক বান্ধনি আৰু আণৱিক গঠন

যোজ্যতা খোলৰ ইলেকট্ৰন যুগ্মৰ বিকৰ্ষণ তত্ত্ব (valence shell electron pair repulsion theory বা সংক্ষেপে VSEPR), যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্ব (valence bond theory), আণৱিক অৰবিটেল তত্ত্ব (molecular orbital theory বা সংক্ষেপে MOT)। ৰাসায়নিক বান্ধনিৰ তত্ত্ব আৰু ধাৰণাসমূহৰ বিকাশৰ মূলতে আছে পৰমাণুৰ গঠন, মৌলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস আৰু পৰ্যাবৃত্ত তালিকা সম্বন্ধে চিন্তা-চৰ্চাৰ বিকাশ।

4.1 ৰাসায়নিক বান্ধনি সম্বন্ধে ক'ছেল-লিৰিছৰ ধাৰণা (Kössel-Lewis Approach to Chemical Bonding)

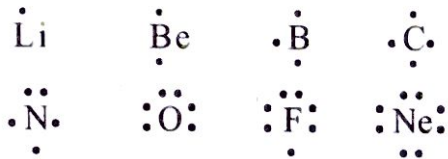
ৰাসায়নিক বান্ধনি গঠন হোৱা প্ৰক্ৰিয়াটো ইলেকট্ৰন সাপেক্ষে ব্যাখ্যা কৰিবলৈ বহুতো বিজ্ঞানীয়ে বিভিন্ন তত্ত্ব আগবঢ়াইছে। কিন্তু 1916 চনত ক'ছেল আৰু লিৰিছ (Kössel and Lewis) নামৰ বিজ্ঞানী দুজনে স্বতন্ত্ৰভাৱে ৰাসায়নিক বান্ধনিৰ গঠন সম্পৰ্কে সন্তোষজনক ব্যাখ্যা দাঙি ধৰিবলৈ সমৰ্থ হয়। তেওঁলোকে প্ৰথমে যোজ্যতাৰ এটা যুক্তিসন্মত ব্যাখ্যা দিয়ে। সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস আৰু নিষ্ক্ৰিয়তাৰ ওপৰত ভিত্তি কৰি এই ব্যাখ্যা তেওঁলোকে আগবঢ়ায়। ৰাসায়নিক বান্ধনিৰ ব্যাখ্যাৰ বাবে লিৰিছে পৰমাণু এটাক দুটা অংশৰ সমষ্টি বুলি বিবেচনা কৰিছিল। এটা অংশ হ'ল নিউক্লিয়াছক লৈ ভিতৰৰ খোলত থকা ইলেকট্ৰনবোৰ। এই অংশটোক তেওঁ কাৰ্ণেল (kernel) নামেৰে অভিহিত কৰিছিল। আন অংশটো হ'ল যোজ্যতা খোল, য'ত সৰ্বোচ্চ আঠটা ইলেকট্ৰন থাকিব পাৰে। তেওঁৰ ধাৰণা মতে, কাৰ্ণেলৰ চাৰিওফালে ঘনক এটাৰ আঠটা চুকত যোজ্যতা ইলেকট্ৰনসমূহে অৱস্থান কৰে। উদাহৰণ স্বৰূপে, ছ'ডিয়াম পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছ আৰু ভিতৰৰ খোলত

থকা ইলেকট্ৰনবোৰ ($1s^2 2s^2 2p^6$) হ'ল কাৰ্ণেল। ইয়াৰ এটা যোজ্যতা ইলেকট্ৰন ($3s^1$) আছে। কাৰ্ণেলৰ চাৰিওফালে এটা ঘনক থকা বুলি ভাবিলে যোজ্যতা ইলেকট্ৰনটো ঘনকটোৰ যিকোনো এটা চুকত থাকিব। তেনেদৰে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ (He-ৰ বাহিৰে) পৰমাণুত যোজ্যতা ইলেকট্ৰন আঠটা থাকে। ইয়াৰ কাৰ্ণেলক আৱৰি কল্পনা কৰা ঘনকটোৰ প্ৰতিটো চুকত এটাকৈ যোজ্যতা ইলেকট্ৰন থাকিব। যোজক খোলত ইলেকট্ৰনৰ এই অষ্টক (Octet) বিন্যাসটো হ'ল সুস্থিৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস। লিৰিছৰ ধাৰণা মতে, পৰমাণুবোৰে ৰাসায়নিক বান্ধনিৰদ্বাৰা যোজিত হৈ সুস্থিৰ অষ্টক বিন্যাস (বহিৰতম খোলত আঠটা ইলেকট্ৰন) লাভ কৰে। উদাহৰণ স্বৰূপে, ছ'ডিয়াম আৰু ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰ কথাকেই ল'ব পাৰি। ছ'ডিয়াম পৰমাণুৰ যোজক ইলেকট্ৰনটো ক্ল'ৰিন পৰমাণুলৈ স্থানান্তৰিত হয়। ফলত Na^+ আৰু Cl^- উৎপন্ন হয়। Na^+ আৰু Cl^- -ৰ প্ৰত্যেকতে যোজ্যতা খোলত আঠটাকৈ ইলেকট্ৰন থাকে বাবে ইহঁত সুস্থিৰ। H_2 , Cl_2 , F_2 আদি অণুত পৰমাণুবোৰে ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি বান্ধনি গঠন কৰে। এই প্ৰক্ৰিয়াত প্ৰতিটো পৰমাণুৱে বহিৰতম খোলত সুস্থিৰ অষ্টক বিন্যাস লাভ কৰে।

লিৰিছ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্ন (Lewis Electron Dot Symbols)

পৰমাণুৰ বহিঃখোলৰ ইলেকট্ৰনবোৰে ৰাসায়নিক মিলনত ভাগ লৈ অণু গঠন কৰে। সেয়ে বহিঃখোলত থকা ইলেকট্ৰনবোৰক যোজ্যতা ইলেকট্ৰন (valence electrons) বোলা হয়। ভিতৰৰ খোলত থকা ইলেকট্ৰনবোৰে সাধাৰণতে ৰাসায়নিক বান্ধনিত প্ৰত্যক্ষভাৱে ভাগ নলয়। পৰমাণুৰ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনবোৰ দেখুৱাবলৈ আমেৰিকান ৰাসায়নবিদ জি. এন. লিৰিছে (G. N.

Lewis) এক ধৰণৰ সবল সংকেত ব্যৱহাৰ কৰিছিল। এই সংকেতক লিৱিছ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্ন (Lewis electron dot symbol) বোলা হয়। এই চিহ্নত পৰমাণুৰ কাৰ্গেলটোক মৌলটোৰ চিহ্নৰে বুজোৱা হয় আৰু যোজ্যতা ইলেকট্ৰনবোৰক ফুটৰ (dot) সহায়ত বুজোৱা হয়। যেনে, ছ'ডিয়ামৰ ইলেকট্ৰন ফুট সংকেতত কাৰ্গেলটো (অৰ্থাৎ ছ'ডিয়ামৰ নিউক্লিয়াছ আৰু ভিতৰৰ খোলৰ 10 টা ইলেকট্ৰনক) Na চিনেৰে বুজোৱা হয়। ছ'ডিয়ামৰ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনটোক মৌলটোৰ চিহ্নৰ কাষত এটা ফুটেৰে (dot) নিৰ্দেশ কৰা হয়; অৰ্থাৎ ছ'ডিয়ামৰ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্নটো হ'ব Na•। তেনেদৰে দ্বিতীয় পৰ্যায়ৰ মৌলসমূহৰ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্নবোৰ হ'ব—



লিৱিছ চিহ্নৰ বৈশিষ্ট্য

(Significance of Lewis Symbols)

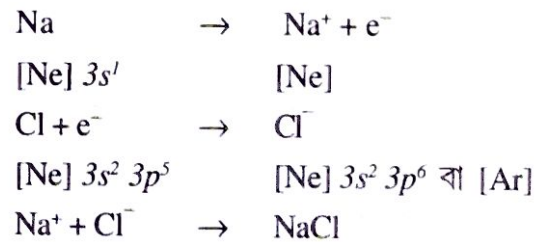
লিৱিছ চিহ্নত মৌলটোৰ চিহ্নৰ চাৰিওফালে থকা ফুটৰ সংখ্যাই যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা বুজায়। যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যাই মৌলটোৰ যোজ্যতা আৰু মৌলটোৰ বৰ্গ যোজ্যতা (group valence) গণনা কৰাত সহায় কৰে। মৌলৰ বৰ্গ যোজ্যতা হ'ল লিৱিছ চিহ্নত থকা ফুটৰ সংখ্যা (যোজক ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা) নাইবা {8- (যোজক ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা)}।

ৰাসায়নিক বান্ধনি সম্পৰ্কত ক'ছেলে তলত উল্লেখ কৰা তথ্যসমূহত মনোনিবেশ কৰিছিল—

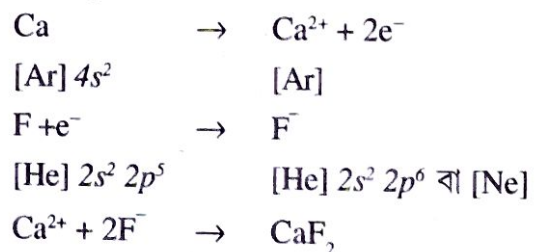
- পৰ্যাবৃত্ত তালিকাত তীৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক হেল'জেনসমূহক (বৰ্গ 17) তীৰ বিদ্যুৎধনাত্মক ক্ষাৰ ধাতুসমূহৰপৰা (বৰ্গ 1) সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহে (বৰ্গ 18) পৃথক কৰি ৰাখিছে।

- হেল'জেনৰ পৰমাণু এটাই ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ কৰি ঋণাত্মক আয়ন আৰু ক্ষাৰ ধাতুৰ পৰমাণু এটাই ইলেকট্ৰন ত্যাগ কৰি ধনাত্মক আয়ন উৎপন্ন কৰে।
- এইদৰে উৎপন্ন হোৱা ঋণাত্মক আয়ন আৰু ধনাত্মক আয়নে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস লাভ কৰে। হিলিয়ামৰ বাহিৰে (ইয়াৰ যোজ্যতা খোলত দুটা ইলেকট্ৰন থাকে) আন সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহৰ পৰমাণুৰ বহিৰতম খোলত আঠটা ইলেকট্ৰন (অষ্টক) থাকে। অৰ্থাৎ সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ যোজ্যতা খোলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল ns^2np^6 । সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহ সুস্থিৰ বাবে এই ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসটো সুস্থিৰ বুলি ক'ব পাৰি।

• ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক আয়নবোৰে স্থিতিবৈদ্যুতিক আকৰ্ষণী বলবদ্বাৰা লগ লাগি সুস্থিৰতা লাভ কৰে। উদাহৰণ স্বৰূপে, ছ'ডিয়াম আৰু ক্ল'ৰিনৰপৰা ছ'ডিয়াম ক্ল'ৰাইড গঠন হোৱা প্ৰক্ৰিয়াটো তলত দিয়া ধৰণে দেখুৱাব পাৰোঁ—



একেদৰে CaF_2 ৰ গঠনো দেখুৱাব পাৰি -



ধনাত্মক আয়ন আৰু ঋণাত্মক আয়নৰ মাজত স্থিতিবৈদ্যুতিক আকৰ্ষণী বলৰ ফলত সৃষ্টি হোৱা বান্ধনিক ইলেকট্ৰ'যোজী বান্ধনি (electrovalent bond) বোলা হয়। এনেদৰে যোজিত হওঁতে আয়নবোৰত থকা একক আধানৰ সংখ্যাকে (number of unit charges)

মৌলটোৰ ইলেকট্ৰ'যোজ্যতা (electrovalence) বোলা হয়। ওপৰৰ উদাহৰণত ছ'ডিয়ামৰ ধনাত্মক ইলেকট্ৰ'-যোজ্যতা 1, কেলছিয়ামৰ 2, ক্ল'ৰিন আৰু ফ্ল'ৰিন প্ৰত্যেকৰে ঋণাত্মক ইলেকট্ৰ'যোজ্যতা 1 হ'ব।

ক'ছেলৰ স্বীকাৰ্যাসমূহ হ'ল ইলেকট্ৰন ত্যাগ বা গ্ৰহণৰদ্বাৰা আয়ন গঠন হোৱা প্ৰক্ৰিয়াৰ আধুনিক ধাৰণাৰ মূল ভেঁটি। আয়নীয় যেশ্বাৰ গঠন প্ৰক্ৰিয়া প্ৰণালীবদ্ধভাবে বুজি পোৱাত ক'ছেলৰ এই ধাৰণাৰ অৱদান অপৰিসীম। অৱশ্যে এই ধাৰণাৰে বহুসংখ্যক অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰিব পৰা নাযায় বুলি তেওঁ স্বীকাৰ কৰিছিল।

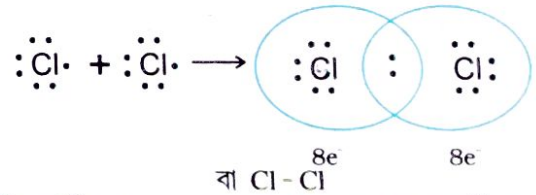
4.1.1. অষ্টক নিয়ম (Octet Rule)

জি এন ক'ছেল আৰু লিৰিছে 1916 চনত বিভিন্ন পৰমাণুৰ মাজত হোৱা বাসায়নিক সংযোগৰ ব্যাখ্যা দিবলৈ এটা উল্লেখযোগ্য তত্ত্ব আগবঢ়ায়। ইয়াকে বাসায়নিক বান্ধনিৰ ইলেকট্ৰনীয় তত্ত্ব (electronic theory of chemical bonding) বোলা হয়। এই তত্ত্ব মতে, পৰমাণুৱে ইলেকট্ৰন আদান-প্ৰদান কৰি (transferring electrons) বা ভাগ-বতৰা কৰি (sharing electrons) যোজ্যতা খোলত আঠটা ইলেকট্ৰন (অষ্টক, নিষ্ক্ৰিয় গেছৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস) লাভ কৰে। ইয়াকে অষ্টক নীতি (octet rule) বোলা হয়। পৰমাণুৱে এনেদৰে ইটোৱে সিটোৰ সৈতে ইলেকট্ৰনৰ আদান-প্ৰদান বা ভাগ-বতৰা কৰি যোজিত হয়।

4.1.2. সহযোজী বান্ধনি (Covalent Bond)

লিৰিছে আগবঢ়োৱা ইলেকট্ৰনৰ ঘনাকাৰৰ সজ্জা সংক্ৰান্তীয় ধাৰণাটো 1919 চনত লেংমূৰে (Langmuir) পৰিত্যাগ কৰি সংশোধন কৰে। লগে লগে তেওঁ সহযোজী বান্ধনিৰ ধাৰণা আগবঢ়ায়। ক্ল'ৰিনৰ অণুৰ (Cl_2) গঠন ব্যাখ্যা কৰি

আমি লিৰিছ-লেংমূৰ তত্ত্ব (Lewis-Langmuir theory) আলোচনা কৰিম। ক্ল'ৰিন পৰমাণুত (Cl পৰমাণু) ($[Ne] 3s^2 3p^5$) ইয়াৰ নিকটতম সম্ভ্ৰান্ত গেছ আৰ্গনৰ পৰমাণুতকৈ এটা ইলেকট্ৰন কম থাকে। অৰ্থাৎ সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস পাবলৈ Cl পৰমাণুক এটা ইলেকট্ৰন লাগে। সেইবাবে দুটা Cl পৰমাণুৱে প্ৰতিটোৰ এটাকৈ ইলেকট্ৰন (মুঠতে দুটা ইলেকট্ৰন) ভাগ-বতৰা (share) কৰি Cl_2 অণু গঠন কৰে। ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰন দুটাক বান্ধনি যোৰ বা বান্ধনি যুগ্ম (bond pair) বোলা হয়। দুটা ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰা বাবে প্ৰতিটো Cl পৰমাণুৰ বহিৰতম খোলত আঠটা ইলেকট্ৰন থকাৰ নিচিনা হয়।



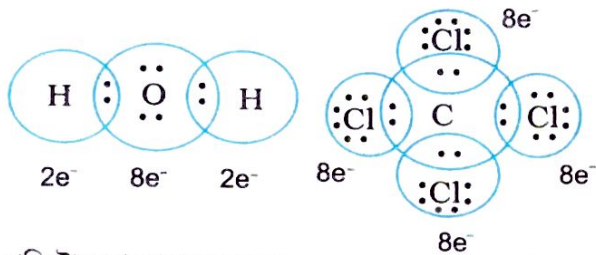
দুটা ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰ মাজত হোৱা সহযোজী বান্ধনি ওপৰৰ চিত্ৰত প্ৰতিটো ফুটেৰে এটাকৈ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনক সূচোৱা হৈছে। ফুটবোৰ লিৰিছ ইলেকট্ৰন ফুট ছবি অনুসৰি দিয়া হৈছে।

ইলেকট্ৰন ফুট ছবিৰ সহায়ত অন্যান্য অণুৰ গঠনো উপস্থাপন কৰিব পাৰি। অণুবোৰত থকা পৰমাণুবোৰ একে বা ভিন ভিন মৌলৰ হ'ব পাৰে। সহযোজী বান্ধনিৰ গঠনৰ গুৰুত্বপূৰ্ণ কথাখিনি হ'ল—

- দুটা পৰমাণুৱে এযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰাৰ ফলত এডাল বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়।
- বান্ধনি গঠনত ভাগ লোৱা প্ৰতিটো পৰমাণুৱে কমেও এটাকৈ ইলেকট্ৰন যোগায়।
- যোজিত হোৱা পৰমাণুবোৰে ইলেকট্ৰনবোৰ ভাগ-বতৰা কৰি নিকটতম সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস লাভ কৰে। বান্ধনি গঠনত প্ৰত্যক্ষভাবে অংশগ্ৰহণ নকৰা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ যোৰক অনাৱদ্ধ ইলেকট্ৰন যুগ্ম বা একাকী যুগ্ম (যোৰ) (lone pair) বোলা হয়।

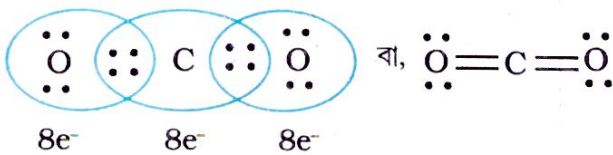
পানী আৰু কাৰ্বন টেট্ৰাক্ল'ৰাইডৰ অণুত

সহযোজী বান্ধনিৰ গঠন তলত দিয়া ধৰণে দেখুৱাব পাৰি—

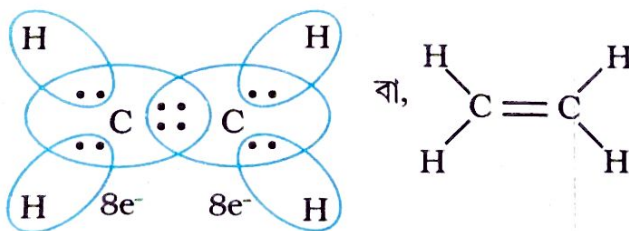


প্রতিটো H পৰমাণুৱে যোজক খোলত দুটাকৈ আৰু O পৰমাণুৱে অষ্টক লাভ কৰে।
 প্রতিটো Cl পৰমাণু আৰু C-পৰমাণুৱে অষ্টক লাভ কৰে।

এইদৰে দুটা পৰমাণুৱে এযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰিলে পৰমাণু দুটাক একক সহযোজী বান্ধনিৰে (single covalent bond) বা একবান্ধনিৰে যোজিত হৈ থকা বুলি কোৱা হয়। দুটা পৰমাণুৱে দুয়োৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি সৃষ্টি কৰা বান্ধনিক দ্বিবান্ধনি (double bond) বোলা হয়। যেনে, CO_2 অণুত কাৰ্বন আৰু প্রতিটো অক্সিজেন পৰমাণুৰ মাজত দ্বিবান্ধনি আছে। একেদৰে, ইথিন অণুত কাৰ্বন পৰমাণু দুটা দ্বিবান্ধনিৰদ্বাৰা যোজিত হৈ থাকে।

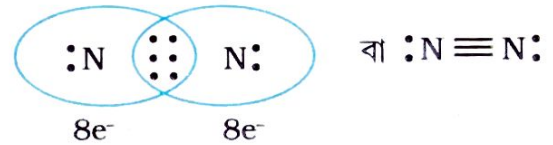


CO_2 অণুত থকা দ্বিবান্ধনি

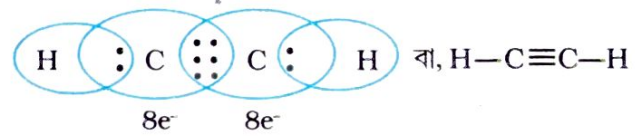


C_2H_4 অণুত থকা দ্বিবান্ধনি

দুটা পৰমাণুৱে তিনিযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি যি সহযোজী বান্ধনিৰ সৃষ্টি কৰে সেই বান্ধনিক ত্ৰিবান্ধনি (triple bond) বুলি কোৱা হয়। যেনে, N_2 , C_2H_2 অণুত ত্ৰি-সহযোজী বান্ধনি থাকে।



N_2 অণু



C_2H_2 অণু

দ্বিবান্ধনি আৰু ত্ৰিবান্ধনিক একেলগে বহু-বান্ধনি (multiple bonds) বোলা হয়।

4.1.3. লিৰিছৰ ধাৰণাৰে সৰল অণুৰ উপস্থাপন (লিৰিছৰ গঠন)

Lewis Representation of Simple Molecules (the Lewis Structures)

অষ্টক নীতি আৰু বান্ধনি যোৰসমূহৰ (ইলেকট্ৰন) সহায়ত অণু বা আয়নত থকা বান্ধনিৰ গঠন লিৰিছ ইলেকট্ৰন ফুট ছবিৰে উপস্থাপন কৰিব পাৰি। অৱশ্যে এই ছবিৰ সহায়ত অণুৰ বান্ধনি বা ধৰ্মৰ সম্পূৰ্ণ ব্যাখ্যা সম্ভৱ নহয়। তথাপিও ইয়াৰ সহায়ত অণুৰ গঠন আৰু ধৰ্মৰ কিছু আভাস পোৱা যায়। সেয়ে লিৰিছ ইলেকট্ৰন ফুট ছবিৰে অণু উপস্থাপন কৰাটো আৱশ্যকীয়। কোনো অণু বা আয়নৰ ইলেকট্ৰন ফুট ছবি আঁকিবলৈ হ'লে তলত উল্লেখ কৰা ধৰণে আগবাঢ়িব লাগে।

- অণু বা আয়নটোত থকা মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা (N_1) গণনা কৰা। যেনে, মিথেন (CH_4) অণুত মুঠতে ৪ টা যোজ্যতা ইলেকট্ৰন আছে। ইয়াৰে ৪ টা C পৰমাণুৰ আৰু বাকী ৪ টা ইলেকট্ৰন H পৰমাণুৰ চাৰিটাৰ।

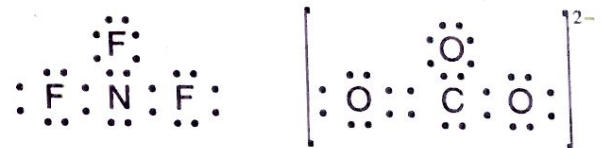
- এনায়নৰ ক্ষেত্ৰত, প্ৰতি একক ঋণাত্মক আধানৰ বাবে অতিৰিক্ত এটা ইলেকট্ৰন যোগ হ'ব। তেনেদৰে কেটায়নৰ বাবে প্ৰতি একক ধনাত্মক আধানৰ বাবে মুঠ ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যাতকৈ এটাকৈ ইলেকট্ৰন কম থাকে। যেনে, CO_3^{2-} আয়নত দুই একক ঋণাত্মক আধান থকাৰ অৰ্থ হ'ল যে পৰমাণুবোৰৰ প্ৰশম অৱস্থাতকৈ আয়নটোত দুটা ইলেকট্ৰন বেছি আছে। সেইবাবে CO_3^{2-} আয়নত থকা মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা হ'ল 24 (C ৰ 4 টা + O ৰ 18 + 2)। NH_4^+ আয়নত একক ধনাত্মক আধান থকাৰ অৰ্থ এই যে পৰমাণুবোৰৰ প্ৰশম অৱস্থাতকৈ আয়নটোত এটা ইলেকট্ৰন কম আছে। গতিকে NH_4^+ -ত থকা মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা হ'ল 8 টা (N ৰ 5 টা + H ৰ 4 টা - 1)। তেনেদৰে NF_3 ত থকা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা হ'ব 26 (N ৰ 5 টা + F ৰ 21 টা)।
- পৰমাণুবোৰক সমমিতভাৱে (symmetrically) সজাই লোৱা। সাধাৰণতে সৰ্বনিম্ন বিদ্যুৎঋণতা সম্পন্ন পৰমাণুটো অণু বা আয়নৰ কেন্দ্ৰীয় স্থানত অৱস্থান কৰে। যেনে, NF_3 অণুত আৰু CO_3^{2-} আয়নত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু দুটা হ'ল ক্ৰমে N আৰু C; আনহাতে অধিক বিদ্যুৎঋণাত্মক মৌল F আৰু O ৰ পৰমাণুবোৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ চাৰিওফালে অৱস্থান কৰে। সাধাৰণতে এছিডৰ ক্ষেত্ৰত H পৰমাণুবোৰ অক্সিজেনৰ সৈতে ৰাখিব লাগে।
- প্ৰতিটো অণুৰে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস লাভ কৰা বুলি ধৰি লৈ মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ (N_2) সংখ্যা গণনা কৰা। যেনে, NF_3 ত N পৰমাণু আৰু F পৰমাণু তিনিটাই সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস পোৱা বুলি

ধৰিলে মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰন 32 টা হ'ব। তেনেদৰে CO_3^{2-} ত C আৰু O পৰমাণুবোৰে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস লাভ কৰিলে মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰন 32 টা হ'ব।

- ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা ($N_3 = N_2 - N_1$) গণনা কৰা। যেনে, CO_3^{2-} -ত আৰু NF_3 -ত ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা হ'ল ক্ৰমে 8 ($32 - 24$) আৰু 6 ($32 - 26$)। প্ৰতিয়োৰ পৰমাণুৰ মাজত ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনবোৰ যোৰ হিচাপে দিয়া।



- বাকী ৰোৱা যোজ্যতা ইলেকট্ৰন ($N_3 - N_1$) গণনা কৰা। এই ইলেকট্ৰনেৰে প্ৰয়োজন সাপেক্ষে অষ্টক সম্পূৰ্ণ কৰা। NF_3 আৰু CO_3^{2-} ত ক্ৰমে 20 টা আৰু 16 টা যোজ্যতা ইলেকট্ৰন বাকী আছে। গতিকে NF_3 আৰু CO_3^{2-} ৰ ইলেকট্ৰন ফুট ছবি হ'ব—



তালিকা 4.1. অণু/আয়নৰ লিৰিছ চিত্ৰ

অণু/আয়ন	লিৰিছ ইলেকট্ৰন ফুট চিত্ৰ
H_2	$\text{H} : \text{H}$ $\text{H} - \text{H}$
O_2	$:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ $:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}:$
O_3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} : \text{O} : \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} = \text{O} : \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array}$
NF_3	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} : \text{N} : \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} - \text{N} - \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} \end{array}$
CO_3^{2-}	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} : \text{C} : \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$ $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} : \text{C} : \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
HNO_3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} : \text{N} : \text{O} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{H} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array}$

* প্ৰতিটো H ৰ পৰমাণুৰ He ৰ বিন্যাস লাভ কৰে

উদাহৰণ 4.1

CO অণুৰ লিবিছ ইলেকট্ৰনফুট গঠন লিখা।

সমাধান

পৰ্য্যায় 1. কাৰ্বন আৰু অক্সিজেন পৰমাণু দুটাৰ যোজক ইলেকট্ৰনৰ মুঠ সংখ্যা নিৰ্ণয় কৰা। কাৰ্বন আৰু অক্সিজেনৰ যোজক খোলৰ বিন্যাস হ'ল ক্ৰমে $2s^2 2p^2$ আৰু $2s^2 2p^4$; গতিকে মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰন হ'ল $4+6=10$ ।

পৰ্য্যায় 2. CO অণুৰ পৰমাণু দুটাক তলত দিয়া ধৰণে লিখিব পাৰি।

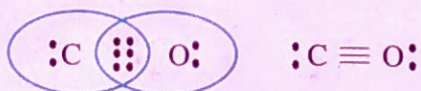


পৰ্য্যায় 3. C আৰু O পৰমাণু দুটাৰ প্ৰত্যেকেই সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস লাভ কৰা বুলি ধৰিলে মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰন 16 টা হ'ব।

পৰ্য্যায় 4. ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা 6টা ($16-10$) হ'ব। এই 6 টা ইলেকট্ৰন C আৰু O ৰ মাজত থাকিব।



পৰ্য্যায় 5. বাকী ৰোৱা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা 4টা ($10-6$) হ'ব। এই 4 টা ইলেকট্ৰনৰে C আৰু O ৰ অষ্টক সম্পূৰ্ণ কৰিলে পাম-



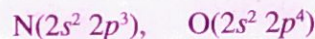
উদাহৰণ 4.2

NO_2^- আয়নৰ লিবিছ ইলেকট্ৰন ফুট গঠন লিখা।

সমাধান

পৰ্য্যায় 1. N আৰু O পৰমাণুৰ যোজ্যতা

ইলেকট্ৰনৰ মুঠ সংখ্যা নিৰ্ণয় কৰি ইয়াৰ লগত একক ধনাত্মক আধানৰ বাবে এটা ইলেকট্ৰন যোগ কৰিব লাগিব।



মুঠ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা = $5+2 \times 6+1=18$

পৰ্য্যায় 2. NO_2^- আয়নটোৰ স্থূল নক্সা হ'ল-



পৰ্য্যায় 3. প্ৰতিটো পৰমাণুৰে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস পোৱা বুলি ধৰিলে যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা 24টা হ'ব।

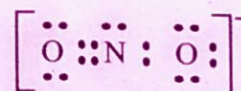
পৰ্য্যায় 4. ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা 6টা ($24-18$) হ'ব। এই 6 টা ইলেকট্ৰন O আৰু N ৰ মাজত দিব লাগিব-



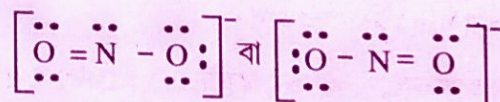
পৰ্য্যায় 5. বাকী ৰোৱা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা 12 টা ($18-6$) হ'ব। এই ইলেকট্ৰনেৰে পৰমাণুবোৰৰ অষ্টক পূৰাব লাগিব-



N আৰু যিকোনো এটা O পৰমাণুৰ মাজত দ্বিবন্ধনি ব্যৱহাৰ কৰা যাতে N আৰু O পৰমাণুবোৰ অষ্টক পূৰ্ণ হয়।



বা



4.1.4. ফৰ্মেল আধান (Formal Charge)

লিৰিছ ফুট চিত্ৰৰপৰা অণু বা বহু পৰমাণুযুক্ত আয়নৰ প্ৰকৃত আকৃতি পোৱা নাযায়। বহু পৰমাণুযুক্ত আয়ন এটাৰ আধান হ'ল ইয়াৰ সামগ্ৰিক আধান; ই আয়নটোত থকা কোনো এক নিৰ্দিষ্ট পৰমাণুৰ আধান নহয়। সেয়ে হ'লেও আয়নটোত থকা প্ৰতিটো পৰমাণুতে এক নিৰ্দিষ্ট পৰিমাণৰ আধান আৰোপ কৰিব পৰা যায়। প্ৰতি পৰমাণুৰ এই আধানকে ফৰ্মেল আধান (formal charge) বোলা হয়। মুক্ত অৱস্থাত পৰমাণু এটাৰ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা আৰু বহুপৰমাণুযুক্ত অণু বা আয়নৰ লিৰিছ গঠনত সেই পৰমাণুটোৰ ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যাৰ পাৰ্থক্যকে পৰমাণুটোৰ ফৰ্মেল আধান বোলা হয়। অৰ্থাৎ,

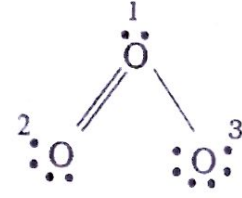
$$\text{লিৰিছ গঠনত পৰমাণু এটাৰ ফৰ্মেল আধান (F.C.)} =$$

$$\left[\begin{array}{l} \text{মুক্ত অৱস্থাত পৰমাণুটোৰ} \\ \text{যোজক ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{l} \text{পৰমাণুটোত থকা অনাবদ্ধ} \\ \text{ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা (একাকী} \\ \text{যুগ্ম)} \end{array} \right] - \left(\frac{1}{2} \right) \left[\begin{array}{l} \text{বন্ধনত ভাগ লোৱা} \\ \text{(ভাগ-বতৰা কৰা)} \\ \text{ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা} \end{array} \right]$$

ফৰ্মেল আধান (F.C.) গণনা কৰোতে তলত উল্লেখ কৰা কথাখিনি মানি লোৱা হয় -

- ভাগ-বতৰা কৰা প্ৰতিযোৰ ইলেকট্ৰনৰপৰা এটাকৈ ইলেকট্ৰন পৰমাণুটোৱে লাভ কৰিব।
- একাকী যোৰত (lone pair) থকা ইলেকট্ৰনবোৰো পৰমাণুটোৰ নিজৰেই হ'ব।

উদাহৰণস্বৰূপে, অ'জেন অণুটো (O_3) লোৱা হ'ল। O_3 অণুৰ লিৰিছ গঠন হ'ল -



সুবিধাৰ বাবে অক্সিজেন পৰমাণু তিনিটাক 1, 2, 3 নম্বৰেৰে বুজোৱা হৈছে। প্ৰতিটো O-পৰমাণুৰ মুক্ত অৱস্থাত থকা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা = 6

1 নং পৰমাণুটোত এযোৰ অনাবদ্ধ ইলেকট্ৰন (2 টা) আছে। পৰমাণুটোৱে যোজনত ভাগ লোৱা 6 টা ইলেকট্ৰনৰ (তিনিডাল বান্ধনি) নিজস্ব ইলেকট্ৰন হ'ল $\frac{1}{2} \times 6 = 3$ টা

গতিকে, 1 নং O-পৰমাণুটোৰ ফৰ্মেল আধান

$$= 6 - 2 - \frac{1}{2} \times 6 = +1$$

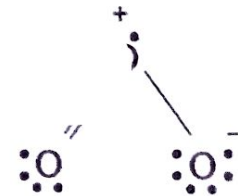
একেদৰে 2 নং O-পৰমাণুটোৰ ফৰ্মেল আধান

$$= 6 - 4 - \frac{1}{2} \times 4 = 0$$

আৰু 3 নং O-পৰমাণুৰ ফৰ্মেল আধান

$$= 6 - 6 - \frac{1}{2} \times 2 = -1$$

গতিকে ফৰ্মেল আধান দেখুৱাই O_3 অণুৰ লিৰিছ গঠন হ'ব-



উল্লেখযোগ্য যে ফৰ্মেল আধানে অণুটোত প্ৰকৃত আধানৰ পাৰ্থক্য নুবুজায়। এইবোৰে অণুত যোজ্যতা ইলেকট্ৰন-বোৰৰ অৱস্থা নিৰ্দেশ কৰে। একেটা অণু বা আয়নৰ বাবে অঁকা বিভিন্ন লিৰিছ গঠনৰ ভিতৰত সৰ্বনিম্ন শক্তি সম্পন্ন গঠনটো নিৰ্বাচন কৰাত ফৰ্মেল আধানে সহায় কৰে।

সাধাৰণতে যিটো লিৰিছ গঠনত পৰমাণুবোৰৰ ফৰ্মেল আধান সৰ্বনিম্ন সেই গঠনটোৰ শক্তিও সৰ্বনিম্ন হ'ব। মনত ৰাখিবা, অকল সহযোজী বান্ধনিৰ ক্ষেত্ৰতহে ফৰ্মেল আধানৰ ধাৰণাটো বিবেচনা কৰা হয়।

4.1.5 অষ্টক নীতিৰ সীমাবদ্ধতা (Limitations of the Octet Rule)

অষ্টক নীতিটো উপযোগী যদিও সকলো ক্ষেত্ৰতে ই প্ৰযোজ্য নহয়। প্ৰায়ভাগ জৈৱ যৌগৰ গঠন এই নীতিৰ সহায়ত ব্যাখ্যা কৰিব পাৰি। তেনেদৰে পৰ্যাবৃত্ত তালিকাৰ দ্বিতীয় পৰ্যায়ৰ মৌলবোৰৰ ক্ষেত্ৰতো অষ্টক নীতি প্ৰযোজ্য হয়। কিন্তু বহুত ক্ষেত্ৰত এই নীতি প্ৰযোজ্য নহয়। তেনেকুৱা তিনিধৰণৰ ব্যতিক্ৰম তলত উল্লেখ কৰা হ'ল।

কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ অসম্পূৰ্ণ অষ্টক (The incomplete octet of central atom)

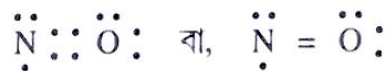
কিছুমান অণুত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ যোজ্যতা খোলত আঠটাতকৈ কম ইলেকট্ৰন থাকে। বিশেষকৈ যোজ্যতা খোলত 4 টাতকৈ কম ইলেকট্ৰন থকা পৰমাণুযুক্ত মৌলই এনে ধৰণৰ যৌগ উৎপন্ন কৰে। যেনে— LiCl, BeH₂, BCl₃ আদি।



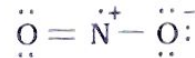
Li, Be আৰু B ৰ যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা ক্ৰমে 1, 2 আৰু 3। LiCl ত Li ৰ যোজক খোলত 2 টা, BeH₂ ত Be ৰ 4 টা আৰু BCl₃ ত B ৰ 6 টা যোজ্যতা ইলেকট্ৰন আছে। এনে যৌগৰ আন দুটা উদাহৰণ হ'ল BF₃ আৰু AlCl₃

অযুগ্ম ইলেকট্ৰনযুক্ত অণু (odd-electron molecules)

কিছুমান অণুৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত অযুগ্ম ইলেকট্ৰন থাকে। যেনে, NO অণুত N পৰমাণুৰ যোজক খোলত অষ্টকৰ পৰিৱৰ্তে 7 টা ইলেকট্ৰন থাকে।

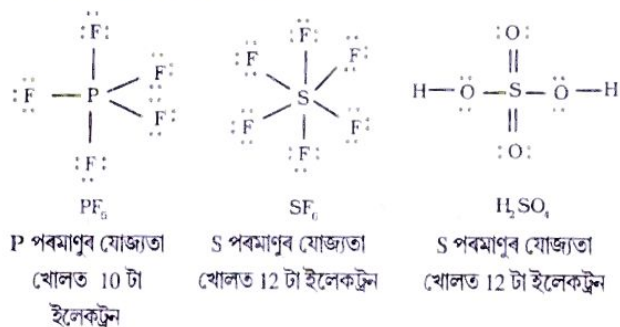


একেদৰে, NO₂ অণুত N ৰ অষ্টক পূৰ্ণ নহয়।

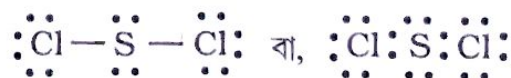


সম্প্ৰসাৰিত অষ্টক (The expanded octet)

পৰ্যাবৃত্ত তালিকাৰ তৃতীয় আৰু পৰৱৰ্তী পৰ্যায়ৰ মৌলবোৰে এনে কিছুমান যৌগ গঠন কৰে য'ত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ যোজক খোলত আঠটাতকৈ বেছি ইলেকট্ৰন থাকে। এনে মৌলৰ পৰমাণুৰ 3s আৰু 3p অববিটেলৰ উপৰিও 3d অববিটেলসমূহে বন্ধনত ভাগ লয়। যোজক খোলত আঠটাতকৈ বেছি ইলেকট্ৰন থকা পৰিঘটনাকে সম্প্ৰসাৰিত অষ্টক (expanded octet) বোলা হয়। PF₅, SF₆, H₂SO₄, ICl₃, IF₇ আদি যৌগত অষ্টক নিয়মৰ এনে ব্যতিক্ৰম দেখা যায়।



অৱশ্যে S ৰ কিছুমান যৌগত অষ্টক নীতিৰ প্ৰয়োগ হয়। যেনে, ছালফাৰ ডাইক্ল'ৰাইডত (SCl₂) S ৰ যোজ্যতা খোলত 8 টা ইলেকট্ৰন থাকে -



অষ্টক নীতিৰ অন্যান্য আঁসোৱাহ (Other drawbacks of the octet theory)

- সম্ভ্ৰান্ত গেছসমূহৰ ৰাসায়নিক নিষ্ক্ৰিয়তাৰ ওপৰত ভিত্তি কৰি অষ্টক নীতি উদ্ভাৱন কৰা হৈছে। কিন্তু কিছুমান সম্ভ্ৰান্ত গেছে (যেনে, জেনন আৰু ক্ৰিপ্টনে)

অক্সিজেন, ফ্ল'ৰিন আদিৰ সৈতে লগ লাগি কিছুমান যৌগ উৎপন্ন কৰে; যেনে, XeF_2 , KrF_2 , $XeOF_2$ আদি।

- অষ্টক নীতিয়ে অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰে।
- এই নীতিয়ে অণুৰ শক্তিৰ কোনো আভাস নিদিয়; নাইবা অণুৰ আপেক্ষিক সুস্থিৰতাৰ ধাৰণাও এই নীতিৰপৰা পোৱা নাযায়।

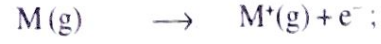
4.2 আয়নীয় বা ইলেকট্ৰ'যোজী বান্ধনি (IONIC OR ELECTROVALENT BOND)

ক'ছেল আৰু লিবিছৰ ধাৰণা অনুসৰি আয়নীয় যৌগৰ গঠন মূলতঃ তলত উল্লেখ কৰা কাৰকৰ ওপৰত নিৰ্ভৰ কৰে—

- আয়নীয় বান্ধনিত প্ৰশম পৰমাণুৱে যোজ্যতা ইলেকট্ৰন হেৰুৱাই ধনাত্মক আয়ন উৎপন্ন কৰে। আন বেলেগ পৰমাণুৱে এই ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ কৰি ঋণাত্মক আয়নলৈ পৰিৱৰ্তিত হয়। প্ৰশম পৰমাণুৱে ধনাত্মক আয়ন আৰু ঋণাত্মক আয়নলৈ যিমান সহজে পৰিৱৰ্তিত হ'ব আয়নীয় যৌগৰ গঠনো সিমানেই সহজ হ'ব।
- ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক আয়নবোৰে নিৰ্দিষ্ট ধৰণে সজ্জিত হৈ কঠিন পদাৰ্থ (বা, আয়নীয় যৌগৰ লেটিছ) উৎপন্ন কৰে। আয়নবোৰৰ সজ্জাৰ ওপৰতো আয়নীয় যৌগৰ গঠন নিৰ্ভৰ কৰে।

প্ৰশম পৰমাণুৰ আয়নীকৰণ হ'লে ধনাত্মক আয়ন উৎপন্ন হয়। গেছীয় পৰমাণুৰপৰা বহিৰতম ইলেকট্ৰন এটা আঁতৰাবলৈ প্ৰয়োজন হোৱা শক্তিয়েই হ'ল আয়নীকৰণ এনথালপি। আকৌ প্ৰশম পৰমাণুৱে ইলেকট্ৰন লাভ কৰিলে ঋণাত্মক আয়ন উৎপন্ন হয়। ভূমিস্তৰ অৱস্থাত থকা গেছীয় পৰমাণুৱে এটা ইলেকট্ৰন লাভ কৰিলে যি এনথালপিৰ পৰিৱৰ্তন ঘটে তাকে

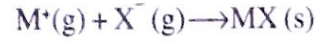
ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপি ($\Delta_{eg}H$) বোলা হয়।



আয়নীকৰণ এনথালপি



ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপি

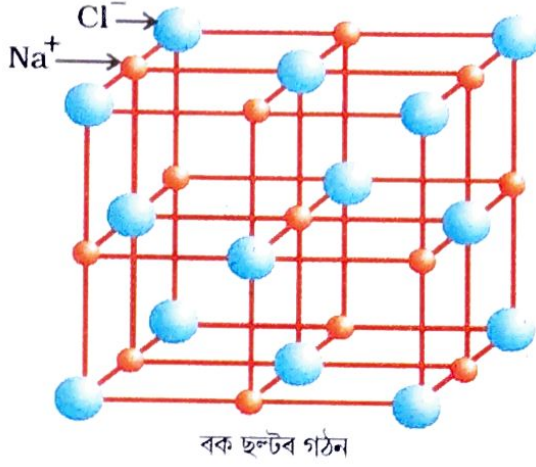


ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ প্ৰক্ৰিয়া তাপবৰ্জী (exothermic) নাইবা তাপগ্ৰাহী (endothermic) হ'ব পাৰে। আনহাতে, আয়নীকৰণ এনথালপি সদায় তাপগ্ৰাহী হয়। ইলেকট্ৰন লাভ কৰোঁতে যিখিনি শক্তিৰ পৰিৱৰ্তন হয় তাৰ ঋণাত্মক মানকেই ইলেকট্ৰন আসক্তি (electron affinity) বোলা হয়।

তুলনামূলকভাৱে নিম্ন আয়নীকৰণ এনথালপি বিশিষ্ট মৌলৰ সৈতে তুলনামূলকভাৱে উচ্চ ঋণাত্মক ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপি বিশিষ্ট মৌলৰ মাজত আয়নীয় বান্ধনি সহজে গঠিত হয়।

বেছিভাগ আয়নীয় যৌগত কেটায়নবোৰ ধাতব মৌলৰপৰা আৰু এনায়নবোৰ অধাতব মৌলৰপৰা উৎপন্ন হয়। এম নিয়াম আয়ন (NH_4^+) ইয়াৰ ব্যতিক্ৰম। এই আয়নটো দুটা অধাতুৰ দ্বাৰা গঠিত হৈছে। বহুতো আয়নীয় যৌগত ই কেটায়ন হিচাপে থাকে। কেটায়ন আৰু এনায়নবোৰে কুলম্বীয় আন্তঃক্ৰিয়াৰ (coulombic interaction) প্ৰভাবত ত্ৰিমাত্ৰিক ক্ষেত্ৰত এক নিৰ্দিষ্ট ক্ৰমত সজ্জিত হয়। এনেদৰে আয়নীয় কঠিন পদাৰ্থ (ক্ৰিষ্টেল) গঠিত হয়। এই আয়নীয় ক্ৰিষ্টেলৰ গঠন বিভিন্ন ধৰণৰ হ'ব পাৰে। আয়নীয় ক্ৰিষ্টেলৰ গঠন কেনেকুৱা হ'ব সেয়া বিভিন্ন কাৰকৰ ওপৰত নিৰ্ভৰ কৰে; যেনে— আয়নবোৰৰ আকাৰ, কণিকাসমূহৰ পুঞ্জীকৰণ সজ্জা (packing arrangement) আদি। উদাহৰণ স্বৰূপে, ছ'ডিয়াম ক্ল'ৰাইড ($NaCl$, ৰ'ক ছল্ট, Rock salt)

ক্ৰিষ্টেলৰ গঠন তলত দেখুওৱা হৈছে। আয়নবোৰৰ ত্ৰিমাত্ৰিক সজ্জাক লেটিছ (lattice) বোলা হয়। কেটায়ন আৰু এনায়নবোৰে এনেদৰে সজ্জিত হৈ আয়নীয় যৌগৰ লেটিছ গঠন কৰোঁতে শক্তি নিৰ্গত হয়।



আয়নীয় কঠিন পদাৰ্থ গঠন হওঁতে ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপি আৰু আয়নীকৰণ এনথালপিৰ যোগফল ধনাত্মক হ'ব পাৰে। কিন্তু আয়নবোৰৰপৰা ক্ৰিষ্টেল গঠন হওঁতে শক্তি নিৰ্গত হোৱা বাবে ক্ৰিষ্টেলটো সুস্থিৰ হয়। যেনে, Na(g) ৰপৰা $\text{Na}^+(\text{g})$ উৎপন্ন হ'বলৈ প্ৰয়োজনীয় আয়নীকৰণ এনথালপিৰ মান হ'ল $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ । আকৌ Cl(g) ৰপৰা $\text{Cl}^-(\text{g})$ প্ৰস্তুত হওঁতে [বিক্ৰিয়াটো হ'ল $\text{Cl(g)} + e \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$] ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপি হ'ল $-348.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ । এই দুটাৰ যোগফল হ'ল $147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ (ধনাত্মক)। আনহাতে, Na^+ আৰু Cl^- আয়নৰপৰা NaCl(s) লেটিছ গঠন হওঁতে এনথালপিৰ পৰিবৰ্তন হ'ল -788 kJ mol^{-1} । সেইবাবে গোটেই প্ৰক্ৰিয়াত নিৰ্গত শক্তিৰ পৰিমাণ (-788 kJ mol^{-1}) শোষিত শক্তিতকৈ ($147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$) বেছি। ইয়াৰ বাবে NaCl ক্ৰিষ্টেল সুস্থিৰ হয়। গতিকে আয়নীয় যৌগৰ সুস্থিৰতা অকল গেছীয় আয়নবোৰৰ অষ্টক পূৰ্ণ হোৱাৰ ওপৰতেই নিৰ্ভৰ নকৰে; লেটিছ গঠন এনথালপিৰ (enthalpy of lattice formation) মানেহে আয়নীয়

যৌগৰ সুস্থিৰতাৰ গুণগত জোখ এটা দিব পাৰে।

অৰ্থাৎ লেটিছ এনথালপিয়ে আয়নীয় যৌগ গঠনত এক বিশেষ ভূমিকা গ্ৰহণ কৰে।

4.2.1 লেটিছ এনথালপি (Lattice Enthalpy)

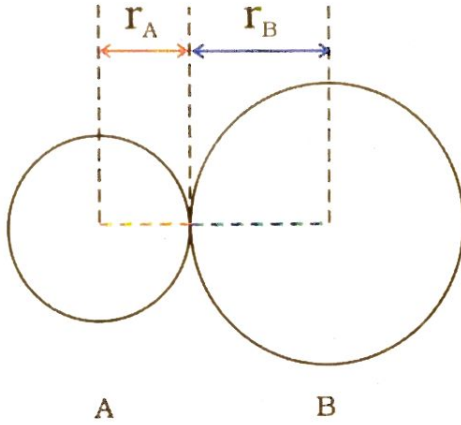
গেছীয় কেটায়ন আৰু এনায়নৰপৰা আয়নীয় যৌগৰ 1 mol উৎপন্ন হওঁতে নিৰ্গত হোৱা শক্তিয়েই হ'ল যৌগটোৰ লেটিছ এনথালপি। লেটিছ এনথালপিৰ সংজ্ঞা তলত দিয়া ধৰণে দিব পৰা যায়— এক ম'ল (1 mol) কঠিন আয়নীয় যৌগক গেছীয় কেটায়ন আৰু এনায়নলৈ সম্পূৰ্ণৰূপে পৃথক কৰোঁতে প্ৰয়োজন হোৱা শক্তিক লেটিছ এনথালপি বোলা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, 1 ম'ল কঠিন NaCl ক 1 ম'ল $\text{Na}^+(\text{g})$ আৰু 1 ম'ল $\text{Cl}^-(\text{g})$ আয়নলৈ সম্পূৰ্ণৰূপে পৃথক কৰিবলৈ 788 kJ শক্তিৰ প্ৰয়োজন। গতিকে NaCl ৰ লেটিছ এনথালপি 788 kJ mol^{-1} হ'ব। আয়নীয় যৌগ গঠন হওঁতে বিপৰীত আধানযুক্ত আয়নৰ মাজত আকৰ্ষণী বল আৰু একে আধানযুক্ত আয়নৰ মাজত বিকৰ্ষণী বলে ক্ৰিয়া কৰে। কিন্তু অকল আকৰ্ষণী আৰু বিকৰ্ষণী বলৰপৰাই লেটিছ এনথালপি গণনা কৰা সম্ভৱ নহয়। ক্ৰিষ্টেলবোৰ ত্ৰিমাত্ৰীয় বাবে ইয়াৰ জ্যামিতিক আকৃতিৰ লগত জড়িত কাৰকবোৰৰ ওপৰতো লেটিছ এনথালপিৰ মান নিৰ্ভৰ কৰে।

4.3. বান্ধনি প্ৰাচলবোৰ (BOND PARAMETERS)

4.3.1. বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (Bond Length)

বান্ধনিৰে আৱদ্ধ হৈ থকা দুটা পৰমাণুৰে পৰস্পৰৰপৰা এক বিশেষ দূৰত্বত অৱস্থান কৰে। অণু এটাত বান্ধনিৰে আৱদ্ধ হৈ থকা দুটা পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজৰ সাম্য দূৰত্বকে বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য বোলা হয়। এক্স ৰশ্মি বিবৰ্তন (X-ray diffraction), ইলেকট্ৰন বিবৰ্তন (electron dif-

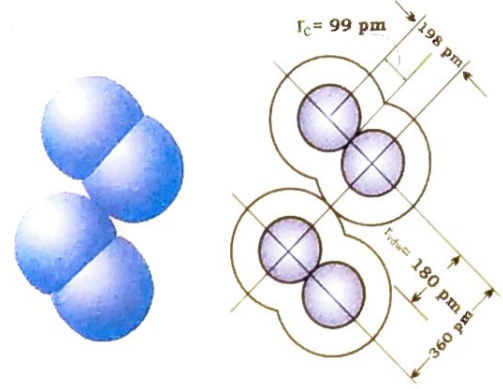
fraction), বৰ্ণালী বীক্ষণ আদি পদ্ধতিৰে বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য নিৰ্ণয় কৰিব পাৰি। সহযোজী দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য হ'ল পৰমাণুবোৰৰ সহযোজী ব্যাসাৰ্ধৰ যোগফল। যেনে, A আৰু B পৰমাণুৰ সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ ক্ৰমে r_A আৰু r_B হ'লে, A—B অণুৰ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য, $R = r_A + r_B$ হ'ব (চিত্ৰ 4.1)।



চিত্ৰ 4.1 দ্বিপাৰমাণৱিক অণু AB ত বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য।
 $R = r_A + r_B$ (R = বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য, r_A আৰু r_B হ'ল A আৰু B পৰমাণুৰ সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ)

সহযোজী অণুত থকা পৰমাণু এটাৰ নিউক্লিয়াছৰপৰা ভিতৰৰ খোলৰ দূৰত্বকে সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ বুলি ভাবিব পাৰি। সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত (যেনে, H_2 , Cl_2 আদি) পাৰমাণৱিক ব্যাসাৰ্ধ হ'ল আন্তঃনিউক্লীয় দূৰত্বৰ (পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজৰ দূৰত্ব) আধা। আনহাতে ভেন ডাৰ ৱালছ ব্যাসাৰ্ধই (Van der Waals radius) অনাবদ্ধ অৱস্থাত পৰমাণু এটাৰ যোজ্যতা খোলেৰে সৈতে সামগ্ৰিক আকাৰ বুজায়। কঠিন অৱস্থাত একেটা মৌলৰ আটাইতকৈ ওচৰৰ দুটা অণুৰ নিকটতম পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজৰ দূৰত্বৰ আধাই হ'ল ভেন ডাৰ ৱালছ ব্যাসাৰ্ধ। চিত্ৰ 4.2ত ক্ল'ৰিনৰ

সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ আৰু ভেন ডাৰ ৱালছ ব্যাসাৰ্ধ দেখুওৱা হৈছে।



চিত্ৰ 4.2 ক্ল'ৰিন অণুৰ সহযোজী আৰু ভেন ডাৰ ৱালছ ব্যাসাৰ্ধ। মাজৰ গোলকবোৰে ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰ আকাৰ সূচায়। (r_{vdw} আৰু r_c হ'ল ক্ৰমে ভেন ডাৰ ৱালছ ব্যাসাৰ্ধ আৰু সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ।)

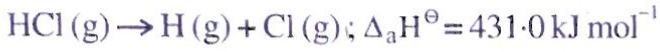
তালিকা 4.2ত কিছুমান একবান্ধনি, দ্বিবান্ধনি আৰু ত্ৰিবান্ধনিৰ গড় বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ মান দিয়া হৈছে। কিছুমান দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ বান্ধনিদৈৰ্ঘ্য তালিকা 4.3 ত লিপিবদ্ধ কৰা হৈছে। আকৌ কেইটামান মৌলৰ সহযোজী ব্যাসাৰ্ধ তালিকা 4.4 ত দিয়া হৈছে।

4.3.2 বান্ধনি কোণ (Bond Angle)

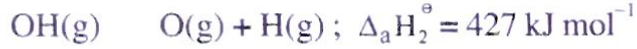
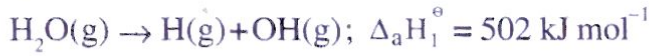
অণু বা জটিল আয়নত (complex ion) বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰনসমূহ কিছুমান অৰবিটেলত থাকে। এই অৰবিটেলবোৰৰ অণু বা আয়নত থকা কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুটোৰ চাৰিওফালে কিছুমান নিৰ্দিষ্ট দিশত থাকে। কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ চাৰিওফালে বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন থকা অৰবিটেলৰ মাজৰ কোণকে বান্ধনি কোণ বোলা হয়।

বান্ধনি কোণ সাধাৰণতে ডিগ্ৰী এককত প্ৰকাশ কৰা হয়। বান্ধনি কোণে অণু বা আয়নৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ কেউফালে অৰবিটেলবোৰৰ বিতৰণৰ আভাস দিয়ে।

বিষমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুবো বান্ধনি এনথালপিৰ মান পোৱা যায়। যেনে, HCl ৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মান হ'ল $431.0 \text{ kJ mol}^{-1}$; অৰ্থাৎ,



বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত বান্ধনি শক্তিৰ মান নিৰ্ণয় কৰা প্ৰক্ৰিয়াটো অলপ বেলেগ। এনেকুৱা অণুত একে বান্ধনি এডালতকৈ বেছি থাকিব পাৰে। উদাহৰণ স্বৰূপে, H_2O অণুত দুডাল O-H বান্ধনি আছে যদিও দুয়োডালৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মান একে নহয়—



দ্বিতীয় O-H বান্ধনিডাল ভাঙোতে ৰাসায়নিক পৰিৱেশ বেলেগ হোৱা বাবে $\Delta_a H_2^\circ$ ৰ মান $\Delta_a H_1^\circ$ তকৈ বেলেগ হয়। তেনেদৰে ৰাসায়নিক পৰিৱেশ বেলেগ হোৱা বাবেই $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ইথানল) আৰু পানীৰ O-H বান্ধনিৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মানৰ পাৰ্থক্য দেখা যায়। সেই কাৰণে বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত গড় বান্ধনি এনথালপি (mean or average bond enthalpy) ব্যৱহাৰ কৰা হয়। অণুটোত থকা যিমান সংখ্যক একে বান্ধনিৰ বিভংগন হৈছে সিহঁতৰ মুঠ বান্ধনি এনথালপিৰ মানক বান্ধনিৰ সংখ্যাৰে হৰণ কৰিলে গড় বান্ধনি এনথালপিৰ মান পোৱা যায়। উদাহৰণ স্বৰূপে, পানীৰ গড় বান্ধনি এনথালপিৰ মান তলত দিয়া ধৰণে উলিয়াব পাৰি—

$$\begin{aligned} \text{গড় বান্ধনি এনথালপি} &= \frac{502 + 427}{2} \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 464.5 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

4.3.4 বান্ধনি মাত্ৰা (Bond Order)

লিৰিছৰ সহযোজী বান্ধনিৰ ধাৰণা মতে, অণু এটাত থকা দুটা পৰমাণুৰ মাজৰ বান্ধনিৰ সংখ্যাই হ'ল বান্ধনি মাত্ৰা।

যেনে, H_2 অণুৰ H-পৰমাণু দুটাই এযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰে; অৰ্থাৎ পৰমাণু দুটাৰ মাজত এডাল একবান্ধনি আছে। সেয়ে ইয়াৰ বান্ধনি মাত্ৰা 1 হ'ব। একেদৰে O_2 অণু (দুয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) আৰু N_2 অণুৰ (তিনিয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) বান্ধনি মাত্ৰা ক্ৰমে 2 আৰু 3 হ'ব। একেদৰে CO অণুত (C আৰু O পৰমাণুৰ মাজত তিনিয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) বান্ধনি মাত্ৰা 3। N_2 অণুত বান্ধনি মাত্ৰা 3 আৰু ইয়াৰ $\Delta_a H^\circ$ ৰ মান 946 kJ mol^{-1} । সকলো দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ ভিতৰত এই মান সৰ্বাধিক।

সমইলেকট্ৰনীয় (isoelectronic) অণু আৰু আয়নৰ বান্ধনি মাত্ৰা একে হয়। যেনে, F_2 আৰু O_2^{2-} ৰ বান্ধনি মাত্ৰা 1; তেনেদৰে N_2 , CO আৰু NO^+ ৰ বান্ধনি মাত্ৰা 3 হ'ব।

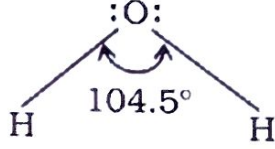
বান্ধনি মাত্ৰা, বান্ধনি এনথালপি আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ সাধাৰণ পাৰস্পৰিক সম্পৰ্ক এনেধৰণৰ—

বান্ধনি মাত্ৰা যিমানেই বেছি হয় বান্ধনি এনথালপি সিমানেই বেছি হয় আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য সিমানে কম হয়।

4.3.5 সংস্পন্দন গঠন (Resonance Structures)

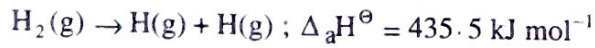
প্ৰায়ে দেখা যায় যে কোনো এটা অণু বা আয়নৰ পৰীক্ষালব্ধ ধৰ্মসমূহ (যেনে, বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য) মাত্ৰ এটা লিৰিছ গঠন সংকেতেৰে ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। এনে অণু বা আয়নৰ একাধিক লিৰিছ গঠন সংকেত সম্ভব হ'ব পাৰে। এই গঠন সংকেতবোৰত নিউক্লিয়াছ কেইটাৰ অৱস্থান সলনি হ'ব নোৱাৰে; কিন্তু ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণৰ তাৰতম্য হ'ব পাৰে। এই গঠন সংকেতবোৰক অণু বা আয়নটোৰ সংস্পন্দন গঠন (resonance structures) বা কেননিকেল গঠন (canonical structures) বোলা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে O_3 অণুক দুটা কেননিকেল গঠনেৰে (I আৰু II) উপস্থাপন কৰিব পৰা যায়—

ফলস্বৰূপে অণুটোৰ আকৃতি জানিব পাৰি। যেনে, পানীৰ অণুত H-O-H বান্ধনি কোণৰ মান হ'ল 104.50 ; এই অণুটোক আমি তলত দিয়া ধৰণে দেখুৱাব পাৰো—

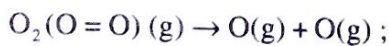


4.3.3 বান্ধনি এনথালপি (Bond Enthalpy)

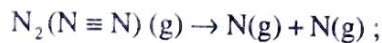
দুটা পৰমাণুৰ মাজত থকা বান্ধনি ভাঙি পৰমাণু দুটাক পৃথক কৰোতে শক্তি শোষিত হয়। গেছীয় অৱস্থাত একে পৰমাণুৰ মাজত থকা 1 mol সংখ্যক একে বান্ধনি ভাঙিবলৈ প্ৰয়োজন হোৱা শক্তিক বান্ধনি এনথালপি বোলা হয়। বান্ধনি এনথালপিক kJ mol^{-1} এককত প্ৰকাশ কৰা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, দুটা H-পৰমাণুৰ মাজত থকা বান্ধনিডাল ছিঙোতে শক্তি শোষিত হয়। গেছীয় অৱস্থাত এনেকুৱা 1 mol H_2 অণুৰ 1 mol বান্ধনি (H-H) ভাঙোতে 435.8 kJ পৰিমাণৰ শক্তিৰ প্ৰয়োজন হয়।



গতিকে $\text{H}_2(\text{g})$ ৰ বান্ধনি এনথালপিৰ ($\Delta_a H^\ominus$) পৰিমাণ 435.8 kJ mol^{-1} হ'ব। একেদৰে, দ্বিবান্ধনিসম্বন্ধিত O_2 অণু আৰু ত্ৰিবান্ধনিসম্বন্ধিত N_2 অণুৰ বান্ধনি এনথালপি তলত দিয়া ধৰণে উপস্থাপন কৰিব পাৰি।



$$\Delta_a H^\ominus = 498 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_a H^\ominus = 946.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

বান্ধনি এনথালপিৰপৰা বান্ধনিৰ সুস্থিৰতাৰ আভাস পোৱা যায়। বান্ধনি এনথালপিৰ মান যিমানেই বেছি হয়, বান্ধনিডাল সিমানেই শক্তিশালী আৰু সুস্থিৰ হয়। ওপৰত দেখুওৱা সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ দৰে

তালিকা 4.2 কিছুমান একবান্ধনি, দ্বিবান্ধনি আৰু ত্ৰিবান্ধনিৰ গড় বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য

বান্ধনি	সহযোজী বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (pm)	বান্ধনি	সহযোজী বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (pm)
O-H	96	C-I	213
C-H	107	N-H	103
N-O	136	S-H	135
C-O	143	C=O	121
C-N	143	N=O	122
C-C	154	C=C	133
C-F	142	C=N	138
C-Cl	177	C≡N	116
Si-Si	234	C C	120

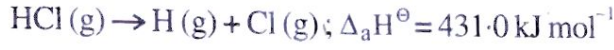
তালিকা 4.3 কিছুমান অণুৰ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য

অণু	বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (pm)	অণু	বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (pm)
H_2 (H-H)	74	O_2 (O=O)	121
F_2 (F-F)	144	HF (H-F)	92
Cl_2 (Cl-Cl)	199	HCl (H-Cl)	127
Br_2 (Br-Br)	228	HBr (H-Br)	141
I_2 (I-I)	267	HI (H-I)	160
N_2 (N N)	109		

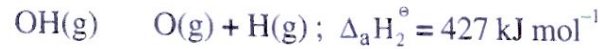
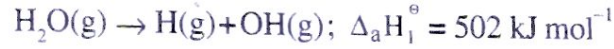
তালিকা 4.4 কিছুমান মৌলৰ সহযোজী ব্যাসার্ধ r_{cov} (pm এককত)

বৰ্গ 1	বৰ্গ 14	বৰ্গ 15	বৰ্গ 16	বৰ্গ 17
H 37				
C	77(1) 67(2) 60(3)	N 74(1) 65(2) 55(3)	O 66(1) 57(2)	F 64
		P 110	S 104(1) 95(2)	Cl 99
		As 121	Se 104	Br 114
		Sb 141	Te 137	I 133

বিষমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰো বান্ধনি এনথালপিৰ মান পোৱা যায়। যেনে, HCl ৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মান হ'ল $431.0 \text{ kJ mol}^{-1}$; অৰ্থাৎ,



বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত বান্ধনি শক্তিৰ মান নিৰ্ণয় কৰা প্ৰক্ৰিয়াটো অলপ বেলেগ। এনেকুৱা অণুত একে বান্ধনি এডালতকৈ বেছি থাকিব পাৰে। উদাহৰণ স্বৰূপে, H_2O অণুত দুডাল O–H বান্ধনি আছে যদিও দুয়োডালৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মান একে নহয়—



দ্বিতীয় O–H বান্ধনিডাল ভাঙোতে বাসায়নিক পৰিৱেশ বেলেগ হোৱা বাবে $\Delta_a H_2^\ominus$ ৰ মান $\Delta_a H_1^\ominus$ তকৈ বেলেগ হয়। তেনেদৰে বাসায়নিক পৰিৱেশ বেলেগ হোৱা বাবেই $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ইথানল) আৰু পানীৰ O–H বান্ধনিৰ বান্ধনি এনথালপিৰ মানৰ পাৰ্থক্য দেখা যায়। সেই কাৰণে বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত গড় বান্ধনি এনথালপি (mean or average bond enthalpy) ব্যৱহাৰ কৰা হয়। অণুটোত থকা যিমান সংখ্যক একে বান্ধনিৰ বিভংগন হৈছে সিহঁতৰ মুঠ বান্ধনি এনথালপিৰ মানক বান্ধনিৰ সংখ্যাৰে হৰণ কৰিলে গড় বান্ধনি এনথালপিৰ মান পোৱা যায়। উদাহৰণ স্বৰূপে, পানীৰ গড় বান্ধনি এনথালপিৰ মান তলত দিয়া ধৰণে উলিয়াব পাৰি—

$$\begin{aligned} \text{গড় বান্ধনি এনথালপি} &= \frac{502 + 427}{2} \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 464.5 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

4.3.4 বান্ধনি মাত্ৰা (Bond Order)

লিৰিছৰ সহযোজী বান্ধনিৰ ধাৰণা মতে, অণু এটাত থকা দুটা পৰমাণুৰ মাজৰ বান্ধনিৰ সংখ্যাই হ'ল বান্ধনি মাত্ৰা।

যেনে, H_2 অণুৰ H-পৰমাণু দুটাই এযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰে; অৰ্থাৎ পৰমাণু দুটাৰ মাজত এডাল একবান্ধনি আছে। সেয়ে ইয়াৰ বান্ধনি মাত্ৰা 1 হ'ব। একেদৰে O_2 অণু (দুয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) আৰু N_2 অণুৰ (তিনিয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) বান্ধনি মাত্ৰা ক্ৰমে 2 আৰু 3 হ'ব। একেদৰে CO অণুত (C আৰু O পৰমাণুৰ মাজত তিনিয়োৰ ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা হয়) বান্ধনি মাত্ৰা 3। N_2 অণুত বান্ধনি মাত্ৰা 3 আৰু ইয়াৰ $\Delta_a H^\ominus$ ৰ মান 946 kJ mol^{-1} । সকলো দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ ভিতৰত এই মান সৰ্বাধিক।

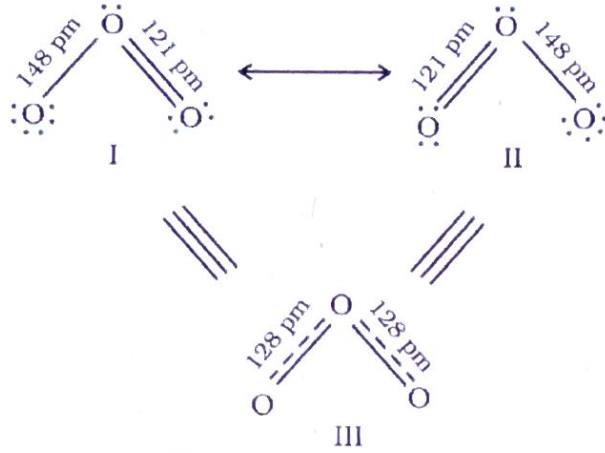
সমইলেকট্ৰনীয় (isoelectronic) অণু আৰু আয়নৰ বান্ধনি মাত্ৰা একে হয়। যেনে, F_2 আৰু O_2^{2-} ৰ বান্ধনি মাত্ৰা 1; তেনেদৰে N_2 , CO আৰু NO^+ ৰ বান্ধনি মাত্ৰা 3 হ'ব।

বান্ধনি মাত্ৰা, বান্ধনি এনথালপি আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ সাধাৰণ পাৰস্পৰিক সম্পৰ্ক এনেধৰণৰ—

বান্ধনি মাত্ৰা যিমানেই বেছি হয় বান্ধনি এনথালপি সিমানেই বেছি হয় আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য সিমানে কম হয়।

4.3.5 সংস্পন্দন গঠন (Resonance Structures)

প্ৰায়ে দেখা যায় যে কোনো এটা অণু বা আয়নৰ পৰীক্ষালব্ধ ধৰ্মসমূহ (যেনে, বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য) মাত্ৰ এটা লিৰিছ গঠন সংকেতেৰে ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। এনে অণু বা আয়নৰ একাধিক লিৰিছ গঠন সংকেত সম্ভব হ'ব পাৰে। এই গঠন সংকেতবোৰত নিউক্লিয়াছ কেইটাৰ অৱস্থান সলনি হ'ব নোৱাৰে; কিন্তু ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণৰ তাৰতম্য হ'ব পাৰে। এই গঠন সংকেতবোৰক অণু বা আয়নটোৰ সংস্পন্দন গঠন (resonance structures) বা কেননিকেল গঠন (canonical structures) বোলা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে O_3 অণুক দুটা কেননিকেল গঠনেৰে (I আৰু II) উপস্থাপন কৰিব পৰা যায়—

চিত্র 4.3 O_3 অণুৰ সংস্পন্দন

(I আৰু II গঠন দুটা O_3 ৰ কেন্নিকেল গঠন, আনহাতে গঠন III হ'ল ইয়াৰ সংস্পন্দন সংকৰ)

এই দুয়োটা কেন্নিকেল বা সংস্পন্দন গঠনত $O-O$ একবান্ধনি আৰু $O=O$ দ্বিবান্ধনি আছে। সাধাৰণ $O-O$ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 148 pm আৰু $O=O$ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 121 pm। কিন্তু পৰীক্ষা কৰি দেখা গৈছে যে O_3 অণুত প্রতিডাল অক্সিজেন-অক্সিজেন বান্ধনিৰ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য একে আৰু ইয়াৰ মান 128 pm; অৰ্থাৎ O_3 অণুত অক্সিজেন-অক্সিজেন বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য একবান্ধনি ($O-O$) আৰু দ্বিবান্ধনি ($O=O$) দৈৰ্ঘ্যৰ মধ্যবৰ্তী।

গতিকে দেখা গ'ল যে O_3 অণুৰ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ ব্যাখ্যা এই দুটা সংস্পন্দন গঠনৰ (I আৰু II) এটায়ো দিব নোৱাৰে; অৰ্থাৎ এইবোৰ গঠনৰ কোনোটোৱেই O_3 ৰ প্রকৃত গঠন নহয়। O_3 ৰ দৰে অণু বা আয়নৰ প্রকৃত গঠন উপস্থাপন কৰিবলৈ সংস্পন্দন (resonance) ধাৰণাৰ অৱতাৰণা কৰা হৈছে। এই ধাৰণা মতে, যেতিয়া কোনো এটা লিৰিছ গঠনে অণু এটাৰ সকলো ধৰ্ম শুদ্ধকৈ ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰে, তেতিয়া অণুটোৰ আন লিৰিছ গঠন এনেভাবে বিবেচনা কৰা হয় যাতে-

- গঠন কেইটাৰ শক্তি একে হয়
- অণুটোত থকা পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছ কেইটাৰ স্থান সলনি নহয় আৰু

(iii) আৱদ্ধ আৰু অনাৱদ্ধ ইলেকট্ৰন যুগ্ম সমানে থাকে যদিও এই ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণ বেলেগ হয়।

এই গঠনবোৰেই হ'ল অণুটোৰ কেন্নিকেল গঠন। কেন্নিকেল গঠনবোৰৰ সংমিশ্ৰনেই হ'ল অণুটোৰ সংস্পন্দন সংকৰ (resonance hybrid); অৰ্থাৎ প্রতিটো কেন্নিকেল গঠনে অণু বা আয়নটোৰ সংস্পন্দন সংকৰ পোৱাত অৰিহণা যোগায়। এনে ক্ষেত্ৰত অণু বা আয়নটোৰে সংস্পন্দন (resonance) দেখুওৱা বুলি কোৱা হয়।

গতিকে চিত্ৰ 4.3 ত দেখুওৱা গঠন I আৰু II হ'ল O_3 ৰ দুটা কেন্নিকেল গঠন। গঠন III হ'ল এই কেন্নিকেল গঠন দুটাৰ সংস্পন্দন সংকৰ আৰু এইটোৱে O_3 অণুটোৰ গঠন শুদ্ধকৈ দেখুৱাব পাৰে। কেন্নিকেল বা সংস্পন্দন গঠনৰ মাজত উভয়মুখী কাড় চিন (\leftrightarrow) ব্যৱহাৰ কৰা হয়।

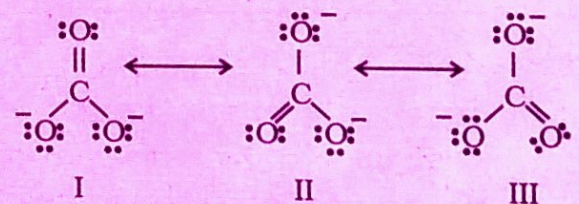
আমি ওপৰত আলোচনা কৰা O_3 ৰ যি কোনো এটা কেন্নিকেল গঠনতকৈ (I বা II) ইয়াৰ সংস্পন্দন সংকৰৰ (III) শক্তি কম (চিত্ৰ 4.3); অৰ্থাৎ সংস্পন্দন সংকৰটো আন যি কোনো গঠনতকৈ বেছি সুস্থিৰ।

উদাহৰণ 4.4.

সংস্পন্দন ধাৰণাৰে CO_3^{2-} আয়নৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰা।

সমাধান :

CO_3^{2-} আয়নৰ লিৰিছ গঠন তিনিটা হ'ল-

চিত্ৰ 4.4 CO_3^{2-} আয়নৰ সংস্পন্দন গঠন।

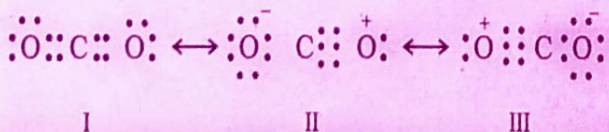
ইয়াৰে প্ৰতিটো গঠনত দুডাল কাৰ্বন-অক্সিজেন একবান্ধনি আৰু এডাল কাৰ্বন-অক্সিজেন দ্বিবান্ধনি আছে। এই গঠন অনুসৰি কাৰ্বন আৰু অক্সিজেনৰ মাজত থকা আটাইকেইডাল বান্ধনি একে নহয়। কিন্তু পৰীক্ষা কৰি দেখা গৈছে যে CO_3^{2-} আয়নত প্ৰতিডাল কাৰ্বন-অক্সিজেন বান্ধনি সমতুল্য; বান্ধনিবোৰৰ মাজত কোনো প্ৰভেদ নাই। সেই কাৰণে CO_3^{2-} আয়নৰ গঠন এই তিনিটা কেননিকেল গঠনৰ এটা সংস্পন্দন সংকৰ বুলি বিবেচনা কৰিব পাৰি।

উদাহৰণ 4.5

সংস্পন্দন ধাৰণাৰে CO_2 অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰা।

সমাধান :

CO_2 অণুত কাৰ্বন-অক্সিজেন বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ পৰীক্ষালব্ধ মান হ'ল 115 pm। আনহাতে $\text{C}=\text{O}$ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 121 pm আৰু $\text{C}\equiv\text{O}$ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 110 pm। অৰ্থাৎ CO_2 অণুত কাৰ্বন-অক্সিজেন বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য $\text{C}=\text{O}$ আৰু $\text{C}\equiv\text{O}$ বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ মাজত থাকে। গতিকে CO_2 ৰ কোনো এটা কেননিকেল গঠন (I, II আৰু III) ইয়াৰ প্ৰকৃত গঠন নহয়। CO_2 ৰ প্ৰকৃত গঠন তলত দিয়া তিনিটা লিৰিছ গঠনৰ সংস্পন্দন সংকৰ বুলি বিবেচনা কৰা হয়।



সাধাৰণভাৱে আমি ক'ব পাৰো যে,

- কোনো অণু বা আয়নৰ যিকোনো এটা কেননিকেল গঠনতকৈ সংস্পন্দন সংকৰৰ শক্তি কম। গতিকে সংস্পন্দনৰ বাবে অণুটো সুস্থিৰ হয়।

- সংস্পন্দনৰ ফলত বান্ধনিয়ে কেননিকেল গঠনত থকা বান্ধনিৰ মাজৰ অৱস্থা পায়।

কিছুমান ভুল ধাৰণা (Some misconceptions)

সংস্পন্দন সম্পৰ্কে সাধাৰণতে কিছুমান ভুল ধাৰণা অঁত তঁত পোৱা যায়। এই ভুল ধাৰণাবোৰ দূৰ কৰা অতি প্ৰয়োজন। মনত ৰাখিবা -

- কেননিকেল গঠনবোৰৰ কোনো অস্তিত্ব নাই।
- সেইবাবে এটা সময়ত অণুটোৰ এটা কেননিকেল গঠন থাকিব, পিচ মুহূৰ্ততে আন এটা কেননিকেল গঠন থাকিব - এনেকুৱা ধাৰণাৰো কোনো অস্তিত্ব নাই।
- কেননিকেল গঠনবোৰৰ মাজত কোনো সাম্য নাথাকে। অৱশ্যে এটা যৌগৰ টট'মাৰসমূহৰ (tautomers) মাজত সাম্য থাকে (যেনে, কিট' - ইনল টট'মাৰ)।
- যদিও কোনো এটা অণুৰ কেইবাটাও কেননিকেল গঠন সম্ভৱ হ'ব পাৰে, অণুটোৰ আচল গঠন কিন্তু এটাহে। প্ৰকৃত গঠনটোক আমি কেননিকেল গঠনবোৰৰ সংস্পন্দন সংকৰ বুলি বিবেচনা কৰিব পাৰোঁ। কিন্তু মনত ৰাখিবা, 'সংস্পন্দন সংকৰটো লিউৰিছ গঠনেৰে প্ৰকাশ কৰিব নোৱাৰি।

4.3.6 বান্ধনিৰ প্ৰবীৰতা (Polarity of Bonds)

আমি ইতিমধ্যে সহযোজী আৰু আয়নীয় বান্ধনিৰ বিষয়ে আলোচনা কৰিলোঁ। পিচে সম্পূৰ্ণৰূপে আয়নীয় বা সহযোজী বান্ধনি এটা আদৰ্শ অৱস্থাহে মাথোন। প্ৰকৃততে কোনো বান্ধনি বা অণু সম্পূৰ্ণৰূপে আয়নীয় বা সহযোজী নহয়। আনকি হাইড্ৰজেন অণুত হাইড্ৰজেন

পৰমাণু দুটাৰ মাজত থকা সহযোজী বান্ধনিৰো কিছু পৰিমাণে আয়নীয় ধৰ্ম আছে। সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণু এটাত (যেনে, H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , F_2 আদি; অণুটোৰ দুয়োটা পৰমাণু একে) ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনবোৰক পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছে দুয়োফালে সমান জোৰেৰে আকৰ্ষণ কৰে। গতিকে বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰনসমূহ দুয়োটা পৰমাণুৰ ঠিক মাজতে থকা বুলি ভাবিব পাৰি। এনেকুৱা বান্ধনিক অধ্ৰুৱীয় সহযোজী বান্ধনি (nonpolar covalent bond) বোলে। আনহাতে বিষমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুত (দুয়োটা পৰমাণু বেলেগ বেলেগ) পৰিস্থিতি অলপ বেলেগ হয়। এনেকুৱা অণুত দুয়োটা পৰমাণুৰ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা একে নহয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, HF অণুত দুয়োটা পৰমাণুৰে ভাগ-বতৰা কৰা ইলেকট্ৰনযোৰক ফ্লুৰিন পৰমাণুৰে হাইড্ৰ'জেনতকৈ বেছি জোৰে আকৰ্ষণ কৰে (ফ্লুৰিনৰ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা বেছি)। ফলস্বৰূপে ইলেকট্ৰনযোৰ দুয়োটা পৰমাণুৰ মাজত নাথাকে; ফ্লুৰিনৰ ওচৰত থাকে। সেই বাবে বেছি বিদ্যুৎঋণাত্মক ফ্লুৰিন পৰমাণুৰে আংশিকভাবে ঋণাত্মক আধান (δ^-) লাভ কৰে। একেদৰে কম বিদ্যুৎঋণাত্মক H পৰমাণুৰে আংশিক ধনাত্মক আধান (δ^+) পায়। HFত থকা এই সহযোজী বান্ধনিক ধ্ৰুৱীয় সহযোজী বান্ধনি (polar covalent bond) বোলে। বান্ধনিডালৰ দুই মূৰত ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক মেৰুৰ (pole) সৃষ্টি হোৱা বাবে ধ্ৰুৱীয়তা (polarity) সৃষ্টি হোৱা বুলি কোৱা হয়। দুটা বেলেগ বেলেগ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা বিশিষ্ট পৰমাণুৰ মাজৰ বান্ধনি সদায় ধ্ৰুৱীয় হয়। ধ্ৰুৱীয়তাৰ বাবে বান্ধনিৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক (dipole moment, μ) থাকে। ধ্ৰুৱীয় বান্ধনি এডালৰ আধানৰ মান আৰু আধান দুটাৰ (ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক) কেন্দ্ৰৰ মাজৰ দূৰত্বৰ পূৰণফলকে বান্ধনিটোৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক বোলা হয়। ইয়াক গ্ৰীক আখৰ μ ৰে বুজোৱা হয়। গাণিতিকভাবে,

ইয়াক এইদৰে প্ৰকাশ কৰা হয়-

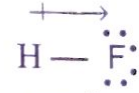
$$\text{দ্বিমেরু ভ্ৰামক } (\mu) = \text{আধানৰ মান } (Q) \times$$

$$\text{আধান দুটাৰ মাজৰ দূৰত্ব } (r)$$

দ্বিমেরু ভ্ৰামকক সাধাৰণতে ডিৰাই (Debye, D) এককত প্ৰকাশ কৰা হয় যদিও ইয়াৰ SI একক হ'ল $C m$ ($C =$ কুলম্ব, $m =$ মিটাৰ)। এই দুই এককৰ মাজৰ সম্বন্ধটো হ'ল -

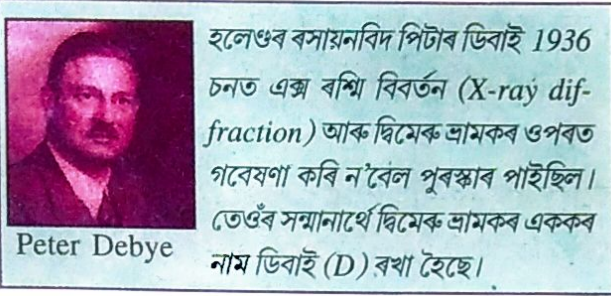
$$1 D = 3.33564 \times 10^{-30} C m$$

দ্বিমেরু ভ্ৰামক এটা ভেক্টৰ বাশি। ইয়াক দ্বিমেরুৰ ধনাত্মক কেন্দ্ৰৰ পৰা ঋণাত্মক কেন্দ্ৰলৈ কাড় (\rightarrow) চিনেৰে উপস্থাপন কৰা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, HF অণুৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক এনেদৰে উপস্থাপন কৰা হয়।

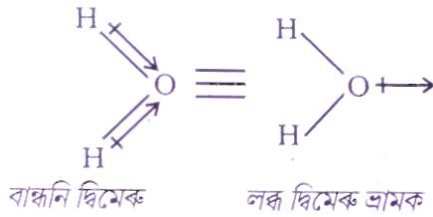


লিৰিছৰ গঠনৰ ওপৰত দিয়া \rightarrow চিনেৰে ইলেকট্ৰন ঘনত্বৰ স্থানান্তৰৰ দিশ নিৰ্দেশ কৰা হয়। ফ্লুৰিনে বান্ধনি যুগ্মক তাৰ ফালে আকৰ্ষণ কৰি নিয়া বাবে কাড়ডাল ফ্লুৰিনৰ ফালে পোনাই দিয়া হৈছে। সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক নাথাকে (অৰ্থাৎ $\mu = 0$); কিন্তু বিষমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক থাকে ($\mu \neq 0$)।

বহুপাৰমাণৱিক অণুত একাধিক বান্ধনি থাকে। ইয়াৰে প্ৰতিডাল বান্ধনিৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক থাকিব পাৰে। বান্ধনি এডালৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামকক **বান্ধনি ভ্ৰামক** (bond moment বা, bond dipole) বোলা হয়। বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ প্ৰতিডাল বান্ধনিৰে দ্বিমেরু ভ্ৰামক থাকিলেও সামগ্ৰিকভাবে অণুটোৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামক থাকিবও পাৰে বা, নাথাকিবও পাৰে। এনেকুৱা অণু এটাৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামকৰ মান (a) বান্ধনি ভ্ৰামক আৰু (b) অণুটোত থকা বান্ধনিবোৰৰ সজ্জাৰ ওপৰত নিৰ্ভৰ কৰে। এনে ক্ষেত্ৰত, অণুটোৰ দ্বিমেরু ভ্ৰামকৰ মান অণুটোত থকা বান্ধনিবোৰৰ



দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকবোৰৰ ভেক্টৰ যোগৰ সমান। যেনে, H_2O অণুত থকা H - O বান্ধনি দুডাল পৰস্পৰৰ সৈতে 104.5° কোণ কৰি থাকে। O - H বান্ধনি দুটাৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ (বা, ভেক্টৰৰ) লব্ধ মান (resultant) H_2O ৰ সামগ্ৰিক দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ ($\mu = 6.17 \times 10^{-30} \text{ Cm} = 1.85 \text{ D}$) সমান।



বা, পানীৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক,

$$\begin{aligned} \mu &= 1.85 \text{ D} \\ &= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m} \\ &= 6.17 \times 10^{-30} \text{ C m} \end{aligned}$$

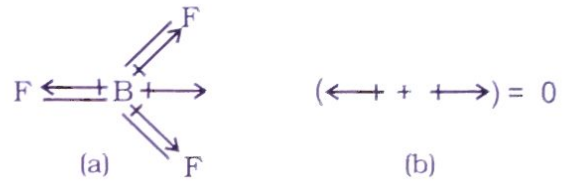
BeF_2 অণুত দুডাল Be -F বান্ধনি আছে আৰু প্ৰতিডালৰ বান্ধনি ভ্ৰামক আছে। Be -F বান্ধনি দুডাল একে সৰলৰেখাত আছে আৰু দুয়োডালৰ বান্ধনি ভ্ৰামকৰ মান সমান। অণুটোত এই সমান বান্ধনি ভ্ৰামক দুটা পৰস্পৰ বিপৰীত দিশত থকা বাবে সিহঁতৰ লব্ধ মান শূন্য হয়। গতিকে BeF_2 অণুৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ মান শূন্য।



BeF_2 ৰ বান্ধনি ভ্ৰামক BeF_2 অণুৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক

চাৰিটা পৰমাণুযুক্ত BF_3 অণুটো সৰলৰৈখিক নহয়, তথাপিও ইয়াৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক শূন্য। BF_3 অণুত

B - F বান্ধনি তিনিডালে পৰস্পৰ 120° কোণ কৰি থাকে আৰু প্ৰতিডাল বান্ধনি ভ্ৰামকৰ মান সমান। অণুটোত যিকোনো দুডাল B - F বান্ধনিৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ মান তৃতীয়টোৰ সমান কিন্তু বিপৰীত দিশত হয়। ফলত তিনিডাল বান্ধনিৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক শূন্য হয় বাবে BF_3 ৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক নাথাকে ($\mu = 0$)।

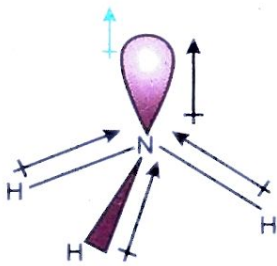


BF_3 অণুৰ বান্ধনি ভ্ৰামক

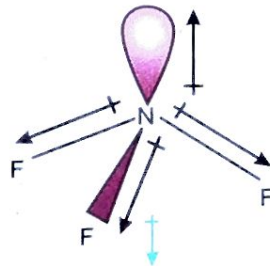
BF_3 অণুৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক

আমি এতিয়া দুটা একে ধৰণৰ অণুৰ কথা আলোচনা কৰিম। অণু দুটা হ'ল NF_3 আৰু NH_3 ; দুয়োটাৰ গঠন একে ধৰণৰ। দুয়োটা অণু পিৰামিডীয় (pyramidal) আৰু দুয়োটা অণুৰ N-পৰমাণুত একাকী ইলেকট্ৰন যুগ্ম আছে। দুয়োটা অণুৰ গঠন একে ধৰণৰ হ'লেও NF_3 অণুৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকতকৈ ($0.8 \times 10^{-30} \text{ C m}$) NH_3 অণুৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ মান ($4.9 \times 10^{-30} \text{ C m}$) বেছি। ইয়াৰ কাৰণ তলত দিয়া ধৰণে ব্যাখ্যা কৰিব পাৰি। NH_3 ত প্ৰতিডাল N-H বান্ধনিৰে দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক আছে। হাইড্ৰ'জেনতকৈ নাইট্ৰ'জেনৰ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা বেছি বাবে N-H বান্ধনিৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ দিশ H ৰপৰা Nলৈ। একেদৰে NF_3 ত প্ৰতিডাল N-F বান্ধনিৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ দিশ N ৰপৰা F লৈ (F ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা সৰ্বাধিক)। প্ৰতিটো অণুৰ N-ত থকা একাকী ইলেকট্ৰন যুগ্ম বাবেও অববিটেল দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক আছে। NH_3 ত তিনিওটা N-H বান্ধনি ভ্ৰামকৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক আৰু অববিটেল দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ দিশ একে। আনহাতে NF_3 ত তিনিওটা N-F বান্ধনি ভ্ৰামকৰ লব্ধ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামক আৰু অববিটেল দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ দিশ বিপৰীত। সেই কাৰণে সামগ্ৰিকভাবে NF_3 তকৈ NH_3 ৰ দ্বিমেক্ৰ ভ্ৰামকৰ মান বেছি।

অণুৰ প্ৰকাৰ	উদাহৰণ	দ্বিমেক ভ্ৰামক μ (D)	আকৃতি
অণু (AB)	HF	1.78	সৰলৰৈখিক
	HCl	1.07	সৰলৰৈখিক
	HBr	0.79	সৰলৰৈখিক
	HI	0.38	সৰলৰৈখিক
	H ₂	0	সৰলৰৈখিক
অণু (AB ₂)	H ₂ O	1.85	কৌণিক
	H ₂ S	1.95	কৌণিক
	CO ₂	0	সৰলৰৈখিক
অণু (AB ₃)	NH ₃	1.47	ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয়
	NF ₃	0.23	ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয়
	BF ₃	0	সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰ
অণু (AB ₄)	CH ₄	0	চতুৰ্ফলকীয়
	CHCl ₃	1.04	চতুৰ্ফলকীয়
	CCl ₄	0	চতুৰ্ফলকীয়



NH₃ অণুৰ লব্ধ
দ্বিমেক ভ্ৰামক
 $= 4.90 \times 10^{-30}$ C m.



NF₃ অণুৰ লব্ধ
দ্বিমেক ভ্ৰামক
 $= 0.80 \times 10^{-30}$ C m.

কেইটামান অণুৰ দ্বিমেক ভ্ৰামকৰ মান তালিকা 4.5ত
দিয়া হৈছে।

তোমালোকে ইতিমধ্যে জানিছাই যে কোনো
বান্ধনি সম্পূৰ্ণৰূপে সহযোজী বা আয়নীয় নহয়। H₂ৰ
দৰে সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ পৰমাণু দুটাৰ
মাজত থকা বান্ধনি মূলতঃ সহযোজী যদিও ইয়াৰো

আয়নীয় ধৰ্ম আছে। একেদৰে তোমালোকে পাইছা যে
সহযোজী বান্ধনিৰে যোজিত হৈ থকা দুটা পৰমাণুৰ
বিদ্যুৎঋণাত্মকতা বেলেগ বেলেগ হ'লে বেছি বিদ্যুৎ-
ঋণাত্মক পৰমাণুটোৱে আংশিক ঋণাত্মক আধান (δ^-)
আৰু কম বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুটোৱে আংশিক ধনাত্মক
আধান (δ^+) লাভ কৰে (যেনে, HF)। বান্ধনিডালক
তেতিয়া আমি ধ্ৰুবীয় সহযোজী বান্ধনি বুলি কওঁ।
পৰমাণু দুটাৰ আংশিক আধান থকা বাবে ধ্ৰুবীয় সহযোজী
বান্ধনিৰ আয়নীয় ধৰ্ম থাকে। বান্ধনিত থকা পৰমাণু দুটাৰ
মাজত বিদ্যুৎঋণাত্মকতাৰ পাৰ্থক্য যিমানেই বেছি হয়
সাধাৰণতে বান্ধনিডালৰ আয়নীয় ধৰ্মও সিমানেই বাঢ়ে।

আয়নীয় বান্ধনিৰ সহযোজী ধৰ্ম

সহযোজী বান্ধনিৰ আংশিক আয়নীয় ধৰ্ম থকাৰ দৰে
আয়নীয় বান্ধনিৰো আংশিক সহযোজী ধৰ্ম (চৰিত্ৰ)
থাকে। আয়নীয় বান্ধনিৰ সহযোজী ধৰ্ম সম্বন্ধে ফাজানছ
(K. Fajans) নামৰ বিজ্ঞানীজনে কিছুমান নীতি

আগবঢ়াইছে। ফাজানছ নীতিসমূহ তলত উল্লেখ কৰা হ'ল—

- কেটায়নৰ আকাৰ যিমানেই সৰু হয় আৰু এনায়নৰ আকাৰ যিমানেই ডাঙৰ হয়, আয়নীয় বান্ধনিৰ সহযোজী ধৰ্ম সিমানেই বৃদ্ধি পায়।
- কেটায়নৰ আধানৰ পৰিমাণ বেছি হ'লে আয়নীয় বান্ধনিৰ সহযোজী ধৰ্ম বেছি হয়।
- আকাৰ আৰু আধান একে হোৱা কেটায়নবোৰৰ ক্ষেত্ৰত বহিঃখোলত ns^2np^6 বিন্যাসযুক্ত কেটায়নতকৈ (যেনে, ক্ষাৰ আৰু ক্ষাৰমৃত্তিকা ধাতুৰ কেটায়ন) $(n-1)d^0ns^0$ বিন্যাস বিশিষ্ট কেটায়নে (যেনে, সংক্ৰমণশীল ধাতুৰ ক্ষেত্ৰত) বেছি সহযোজী ধৰ্মবিশিষ্ট বান্ধনি গঠন কৰে।

মুক্ত কেটায়ন বা এনায়ন হ'ল গোলকৰ নিচিনা। কিন্তু এটা কেটায়নক এনায়ন এটাৰ ওচৰলৈ আনিলে এনায়নটোৰ ইলেকট্ৰনবোৰ কেটায়নৰদ্বাৰা আকৰ্ষিত হয়। ফলত এনায়নটোৰ আকৃতিৰ পৰিবৰ্তন ঘটে (হাঁহকণীৰ নিচিনা হয়)। ইয়াকে এনায়নৰ **ধ্ৰুৱণ** (polarisation) বোলে। ধ্ৰুৱণৰ ফলত কেটায়ন আৰু এনায়ন দুয়োটাৰে মাজত ইলেকট্ৰনৰ পৰিমাণ বাঢ়ে। দুটা পৰমাণুৰ মাজত সহযোজী বান্ধনি গঠন হ'লেও এনেকুৱাই হয় - পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত ইলেকট্ৰনৰ পৰিমাণ বাঢ়ে। একেদৰে এনায়নৰ ধ্ৰুৱণৰ ফলতো আয়নীয় বান্ধনিয়ে সহযোজী ধৰ্ম লাভ কৰে। আয়নীয় বান্ধনিৰ সহযোজী ধৰ্ম কেটায়নৰ ধ্ৰুৱণ ক্ষমতা (polarising power), এনায়নৰ ধ্ৰুৱণীয়তা (polarisability) আৰু ধ্ৰুৱণৰ পৰিমাণৰ (extent of polarisation) ওপৰত প্ৰধানকৈ নিৰ্ভৰ কৰে।

4.4 যোজ্যতা খোলৰ ইলেকট্ৰন-যুগ্মৰ বিকৰ্ষণ তত্ত্ব (THE VALENCE SHELL ELECTRON PAIR REPULSION (VSEPR) THEORY)

তোমালোকে আগৰ অংশত (4.1.5 অংশ) পাইছা যে লিৰিছৰ ধাৰণাই অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰে। অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিবলৈ 1940 চনত ছিড্‌উইক (Sidgwick) আৰু প'ৱেলে (Powell) এটা ধাৰণা আগবঢ়ায়। অণু এটাত থকা পৰমাণুৰ যোজ্যতা খোলত ইলেকট্ৰন যুগ্মবোৰৰ মাজত হোৱা বিকৰ্ষণৰ কথা বিবেচনা কৰি তেওঁলোকে ধাৰণাটো আগবঢ়াইছিল। তেওঁলোকৰ এই ধাৰণাটোৰ বিকাশ ঘটায় নাইহ'ম (Nyholm) আৰু গিলেস্পি (Gillespie) নামৰ বিজ্ঞানী দুজনে 1957 চনত। এয়েই হ'ল যোজ্যতা খোলৰ ইলেকট্ৰন যুগ্মৰ বিকৰ্ষণ তত্ত্ব বা, চমুকৈ VSEPR তত্ত্ব। এই তত্ত্বৰ সহায়ত অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিব পাৰি।

VSEPR তত্ত্বৰ প্ৰধান স্বীকাৰ্যসমূহ হ'ল—

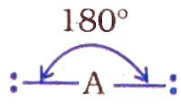
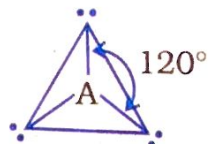
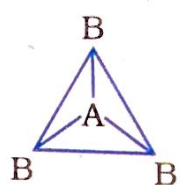
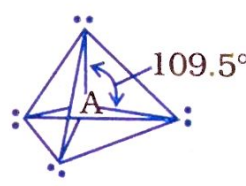
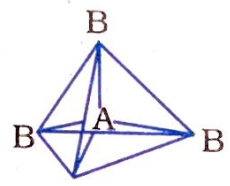
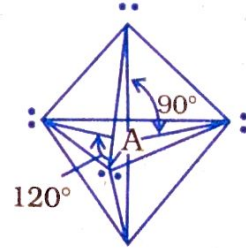
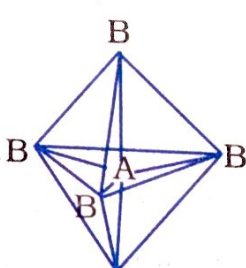
- অণু এটাৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ যোজক খোলত থকা ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহৰ (বন্ধনত আবদ্ধ বা অনাবদ্ধ) সংখ্যাৰ ওপৰত অণুটোৰ আকৃতি নিৰ্ভৰ কৰে।
- যোজ্যতা খোলত থকা ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহে পৰস্পৰে পৰস্পৰক বিকৰ্ষণ কৰে।
- অণুটোৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ যোজক খোলত থকা ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহে পৰমাণুটোৰ কেউফালে এনেভাৱে অৱস্থান কৰে যাতে সিহঁতৰ মাজত বিকৰ্ষণ নিম্নতম হয়। বিকৰ্ষণ নিম্নতম হ'বলৈ ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহ পৰস্পৰৰপৰা যথা সম্ভৱ সৰ্বোচ্চ দূৰত্বত থাকে।
- যোজক খোলটো গোলকাকাৰৰ বুলি বিবেচনা কৰা হয়। এই গোলকৰ পৃষ্ঠত ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহ পৰস্পৰ যথাসম্ভৱ সৰ্বোচ্চ দূৰত্বত অৱস্থান কৰে।
- এডাল বহুবান্ধনিক (দ্বিবান্ধনি বা ত্ৰিবান্ধনি) এযোৰ

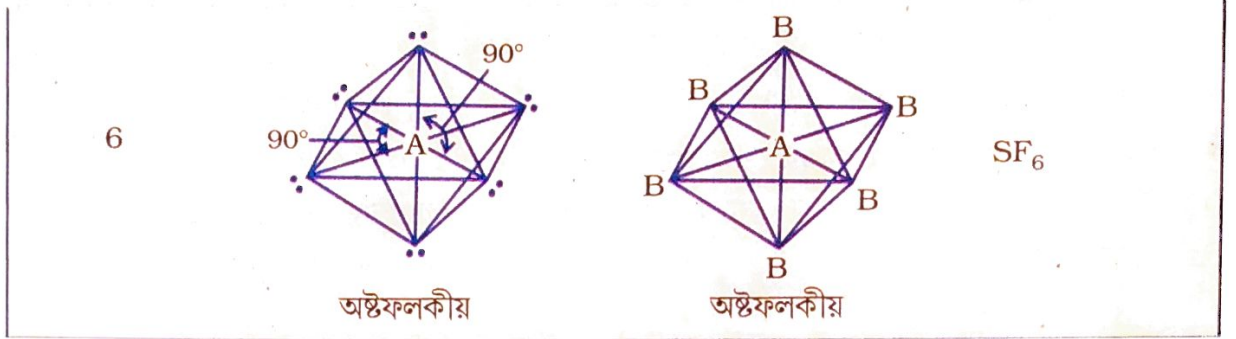
ইলেকট্রন হিচাপে গণ্য কৰা হয়। বহুবান্ধনিত থকা দুই বা তিনিযোৰ ইলেকট্রনক সামগ্ৰিকভাৱে একক ইলেকট্রনযুগ্ম (super pair) হিচাপে ধৰা হয়।

- কোনো এটা অণুৰ দুই বা ততোধিক সংস্পন্দন গঠন থাকিলে প্রতিটো গঠনৰ ক্ষেত্ৰত VSEPR সূত্র প্রযোজ্য হয়।

- বিভিন্ন ইলেকট্রনযুগ্মবোৰৰ মাজৰ বিকৰ্ষণ মাত্ৰা হ্রাসৰ ক্ৰম হ'ল
একাকী যুগ্ম ইলেকট্রন – একাকী যুগ্ম ইলেকট্রন (lp – lp) বিকৰ্ষণ > একাকী যুগ্ম ইলেকট্রন – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্রন (lp – bp) বিকৰ্ষণ > বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্রন – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্রন (bp – bp) বিকৰ্ষণ।

তালিকা 4.6 কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত একাকী ইলেকট্রনযুগ্ম নথকা অণুৰ জ্যামিতিক গঠন।

ইলেকট্রনযুগ্মৰ সংখ্যা	ইলেকট্রনযুগ্মৰ বিন্যাস	আণৱিক জ্যামিতি (আকৃতি)	উদাহৰণ
2	 <p>180°</p> <p>সৰলৰৈখিক</p>	<p>B—A—B</p> <p>সৰলৰৈখিক</p>	BeCl ₂ , HgCl ₂
3	 <p>120°</p> <p>সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰ</p>	 <p>সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰ</p>	BF ₃
4	 <p>109.5°</p> <p>চতুৰ্ফলকীয়</p>	 <p>চতুৰ্ফলকীয়</p>	CH ₄ , NH ₄ ⁺
5	 <p>90°</p> <p>120°</p> <p>ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিবামিডীয়</p>	 <p>ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিবামিডীয়</p>	PCl ₅

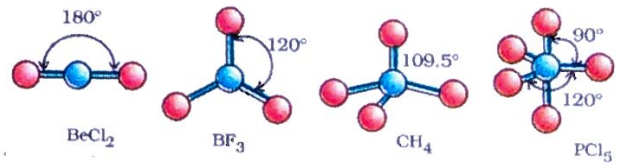


1957 চনত নাইহোম আৰু গিলেপ্সিয়ে একাকী ইলেকট্ৰন যুগ্ম আৰু আবদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্মৰ মাজৰ পাৰ্থক্য ব্যাখ্যা কৰি VSEPR তত্ত্ব সংশোধন কৰে। একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্মবোৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুতহে থাকে; কিন্তু প্ৰতিযোৰ বান্ধনিত আবদ্ধ ইলেকট্ৰনক দুটা নিউক্লিয়াছে আকৰ্ষণ কৰি থাকে। ইয়াৰ ফলত বান্ধনিযুগ্ম ইলেকট্ৰনতকৈ একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰনবোৰে অণুটোত বহু বেছি ঠাই আঙৰি থাকে। ফলস্বৰূপে একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন (lp – bp) আৰু বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন (bp – bp) বিকৰ্ষণতকৈ একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন – একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন (lp – lp) বিকৰ্ষণ বহুত বেছি হয়। এনে বিকৰ্ষণৰ ধাৰণাৰ সহায়ত অণুসমূহৰ গঠন তথা বান্ধনি কোণৰ ব্যাখ্যা দিব পৰা যায়।

VSEPR তত্ত্বৰ সহায়ত সহযোজী অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰিবলৈ অণুবোৰক দুটা শ্ৰেণীত বিভক্ত কৰা হয়— (i) কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন নথকা অণু আৰু (ii) কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন থকা অণু।

প্ৰথমবিধ অণুৰ কিছু উদাহৰণ তালিকা 4.6 ত দিয়া হৈছে। এই উদাহৰণ কেইটাত A হ'ল ইয়াৰ একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম নথকা কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু। তালিকাখনত A ৰ চাৰিওফালে বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন দেখুওৱাৰ লগতে অণু বা আয়ন কেইটাৰ আকৃতিও

উল্লেখ কৰা হৈছে। লগে লগে AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 আৰু AB_6 শ্ৰেণীৰ যৌগত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু A- ৰ চাৰিওফালে B পৰমাণুবোৰৰ সজ্জাও দেখুওৱা হৈছে। সেই হিচাপে AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 আৰু AB_6 শ্ৰেণীৰ অণুবোৰৰ আকৃতি ক্ৰমে সৰলৰৈখিক (linear), সমতলীয় ত্ৰিভুজাকৃতি (trigonal planar), চতুৰ্ফলকীয় (tetrahedral), ত্ৰিভুজাকৃতি দ্বিপৰামিডীয় (trigonal bipyramidal) আৰু অষ্টফলকীয় (octahedral)। এই ধৰণৰ আকৃতি ক্ৰমে $BeCl_2$, BF_3 , CH_4 , PCl_5 আৰু SF_6 অণুত দেখা যায়। চিত্ৰ 4.6 ত এই অণু কিছুমানৰ বল আৰু কাঠি আৰ্হি দিয়া হৈছে।

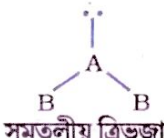
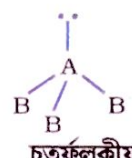
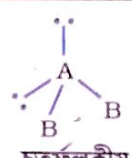
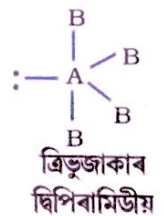
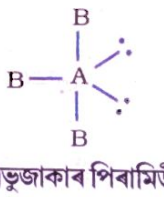




চিত্ৰ 4.6 কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম নথকা অণুৰ আকৃতি।

তালিকা 4.7 ত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত (A) এক বা একাধিক একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন থকা কিছুমান অণু বা আয়নৰ গঠন দেখুওৱা হৈছে। তালিকা 4.8 ত কিছুমান অণুৰ আকৃতিৰ বিকৃতিৰ কাৰণ দৰ্শোৱা হৈছে

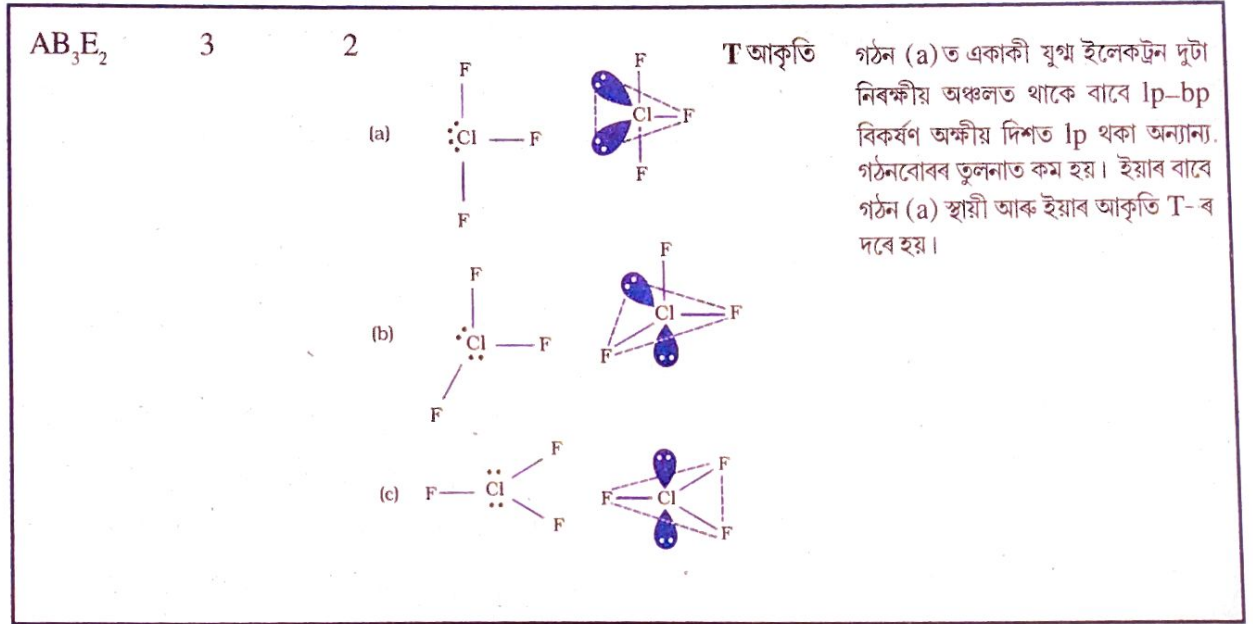
VSEPR তত্ত্ব ব্যৱহাৰ কৰি বহু অণুৰ আকৃতি সঠিকভাৱে অনুমান কৰিব পাৰি। বিশেষকৈ p-গোষ্ঠীৰ মৌলই গঠন কৰা অণুৰ আকৃতি ঠাৱৰ কৰাত এই তত্ত্ব

তালিকা 4.7 কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত এক বা একাধিক একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম (E) থকা কিছুমান অণুৰ গঠন

অণুৰ প্ৰকাৰ	বন্ধনত আৱদ্ধ ইলেকট্ৰন-যুগ্মৰ সংখ্যা	একাকী ইলেকট্ৰন-যুগ্মৰ সংখ্যা	ইলেকট্ৰনযুগ্মৰ বিন্যাস	আকৃতি	উদাহৰণ
AB_2E	2	1	 <p>সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰ</p>	কৌণিক	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 <p>চতুৰ্ফলকীয়</p>	ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয়	NH_3
AB_2E_2	2	2	 <p>চতুৰ্ফলকীয়</p>	কৌণিক	H_2O
AB_4E	4	1	 <p>ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিৰামিডীয়</p>	(See saw) টেকী আকৃতিৰ	SF_4
AB_3E_2	3	2	 <p>ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয়</p>	T- আকৃতিৰ	ClF_3
AB_5E	5	1	 <p>অষ্টকফলকীয়</p>	বৰ্গক্ষেত্ৰাকাৰ পিৰামিডীয়	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 <p>অষ্টকফলকীয়</p>	সমতলীয় বৰ্গাকাৰ	XeF_4

তালিকা 4.8 আবদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্ম আৰু একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম (E) থকা অণুৰ আকৃতি আৰু এনে আকৃতিৰ কাৰণসমূহ

অণুৰ প্ৰকাৰ	আবদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্মৰ সংখ্যা	একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্মৰ সংখ্যা	ইলেকট্ৰনৰ সজ্জা	আকৃতি	আৰ্জিত আকৃতিৰ কাৰণ
AB_2E	4	1		কৌণিক বা V আকৃতি	তাত্ত্বিকভাবে অণুৰ আকৃতি সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰ হ'ব লাগে। কিন্তু ইয়াৰ আকৃতি কৌণিক বা V আকৃতিৰ হোৱা দেখা যায়। ইয়াৰ কাৰণ হ'ল যে বন্ধনত ব্যৱহৃত নোহোৱা একাকী ইলেকট্ৰনবোৰে বান্ধনিত থকা আবদ্ধ ইলেকট্ৰনসমূহক বেছিকৈ বিকৰ্ষণ কৰে। ইয়াৰ ফলত বান্ধনি কোণ স্বাভাৱিক 120° তকৈ কমি 119.5° হয়।
AB_3E	3	1		ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয়	অণুটোত একাকী ইলেকট্ৰনবোৰৰ (lp) সলনি বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন (bp) থাকিলে অণুটোৰ আকৃতি চতুৰ্ফলকীয় হ'লহেতেন। কিন্তু কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুত একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন (lp) থকাৰ ফলত আৰু lp-bp বিকৰ্ষণ, bp-bp বিকৰ্ষণতকৈ বেছি হোৱাৰ ফলত বান্ধনি কোণবোৰ স্বাভাৱিক 109.5° তকৈ কমি 107° হয় আৰু আকৃতি স্বাভাৱিক চতুৰ্ফলকীয় পৰা বিচ্যুত হৈ ত্ৰিভুজাকাৰ পিৰামিডীয় হয়।
AB_2E_2	2	2		কৌণিক বা V আকৃতি	কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুটোত আটাইবোৰ ইলেকট্ৰন যদি বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন হ'লহেতেন, অণুটোৰ আকৃতি চতুৰ্ফলকীয় হ'লহেতেন, কিন্তু কেন্দ্ৰ পৰমাণুত দুয়োৰে একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন (lp) থকাৰ ফলত আৰু lp-lp বিকৰ্ষণ, lp-bp আৰু bp-bp বিকৰ্ষণতকৈ বেছি হোৱাৰ ফলত বান্ধনিকোণ স্বাভাৱিক 109.5° তকৈ কমি 104.5° হয়। ফলত অণুটো কৌণিক বা V আকৃতিৰ হয়।
AB_4E	4	1		টেঁকী আকৃতি (Sea saw)	AB_4E প্ৰকাৰৰ অণুৰ গঠনত চাৰিযোৰ বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন আৰু এযোৰ একাকী থকাৰ ফলত অণুটোৰ গঠন ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিৰামিডীয় হ'ব লাগে। কিন্তু একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰনৰ অধিক বিকৰ্ষণৰ বাবে অণুটোৰ দুই প্ৰকাৰ গঠন সম্ভৱ। গঠন (a) ত একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন অক্ষীয় দিশত থকাৰ ফলত অণুটোত 90° কোণত তিনিটা lp-bp বিকৰ্ষণ থাকে। কিন্তু গঠন (b) ত একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন (lp) নিৰক্ষীয় দিশত থাকে বাবে ইয়াত দুটা lp-bp বিকৰ্ষণ থাকে। গতিকে (b) গঠনটো বেছি স্থায়ী হয়। আৰু ইয়াৰ আকৃতি বিকৃত চতুৰ্ফলকীয় বা টেঁকীৰ আকৃতিৰ হয়।



অতি উপযোগী। বিভিন্ন গঠনৰ মাজত শক্তিৰ সামান্য পাৰ্থক্য থাকিলেও ইয়াৰ সহায়ত অণুৰ জ্যামিতিক গঠন নিৰ্ভুলভাবে নিৰ্ণয় কৰা সম্ভৱ হয়। কিন্তু অণুৰ আকৃতিৰ ওপৰত ইলেকট্রন যুগ্মৰ বিকৰ্ষণে কেনেদৰে প্ৰভাৱ পেলায় সেই সম্বন্ধে VSEPR তত্ত্বৰ তাত্ত্বিক ভেঁটি স্পষ্ট নহয়। সেইবাবে VSEPR তত্ত্বৰ ওপৰত অধিক চিন্তা-চৰ্চা কৰাৰ প্ৰয়োজন আছে।

4.5 যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্ব (VALENCE BOND THEORY)

লিবিছৰ ধাৰণাৰে অণু এটাৰ গঠন লিখি প্ৰকাশ কৰাত সহজ হয়; কিন্তু এই ধাৰণাৰে বাসায়নিক বান্ধনিৰ গঠন প্ৰক্ৰিয়া ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। এই ধাৰণাই একে ধৰণৰ বান্ধনিৰ মাজত থকা পাৰ্থক্যও নেদেখুৱায়। উদাহৰণ স্বৰূপে, H_2 আৰু F_2 প্ৰত্যেকতে দুয়োটা পৰমাণু একবান্ধনিৰে যোজিত হৈ আছে। তথাপিও দুয়োটাৰে বান্ধনি এনথালপি আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ মান একে নহয়। H_2 ৰ বান্ধনি এনথালপি আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য ক্ৰমে $435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ আৰু 74 pm ; কিন্তু F_2 ৰ এই দুটাৰ মান ক্ৰমে

135 kJ mol^{-1} আৰু 144 pm । তদুপৰি লিবিছৰ ধাৰণাৰ পৰা বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ আকৃতিৰ কোনো আভাস পোৱা নাযায়।

একেদৰে VSEPR তত্ত্বৰপৰা সবল অণুবোৰৰ আকৃতিৰ বিষয়ে জনা যায় যদিও ইয়াৰ তাত্ত্বিক ব্যাখ্যা নাই। আকৌ এই তত্ত্বটো সীমিত সংখ্যক অণু বা আয়নৰ ক্ষেত্ৰতহে প্ৰযোজ্য হয়। এই সীমাবদ্ধতা দূৰ কৰিবলৈ কোৱাণ্টাম বলবিদ্যাৰ নীতিসমূহৰ ওপৰত ভিত্তি কৰি দুটা তত্ত্ব আগবঢ়োৱা হৈছে। এই তত্ত্ব দুটা হ'ল- যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্ব [valence bond (VB) theory] আৰু আণৱিক অবৰিটেল তত্ত্ব [molecular orbital (MO) theory]। যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্বটো 1927 চনত হিটলাৰ আৰু লণ্ডনে (Heitler and London) পোনপ্ৰথমে আগবঢ়াইছিল। পিছত পাউলিং (Pauling) আৰু আন বিজ্ঞানীসকলে ইয়াৰ বিকাশ ঘটায়। যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্বৰ অধ্যয়নত কিছুমান ধাৰণাৰ প্ৰয়োগ হয়। সেইবোৰ হ'ল— পাৰমাণৱিক অবৰিটেলৰ ধাৰণা, মৌলৰ ইলেকট্রনীয় বিন্যাস, পাৰমাণৱিক অবৰিটেলৰ অভিলেপন (over-

lapping of atomic orbitals), পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ সংকৰণ (hybridization of atomic orbitals) আদি।

যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্বৰ ভেঁটি হ'ল কোৱাণ্টাম বলবিজ্ঞানীয় গণনা। ইয়াত গাণিতিক সম্বন্ধসমূহ সম্পূৰ্ণৰূপে পৰিহাৰ কৰা হ'ব। আমি প্ৰথমে H_2 অণুক উদাহৰণ হিচাপে লৈ তত্ত্বটো আলোচনা কৰিম। পৰস্পৰৰ ওচৰ চাপি আহি থকা দুটা হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুৰ কথা ভাবাচোন। সুবিধাৰ বাবে পৰমাণু দুটাৰ এটাক A আৰু আনটোক B বুলি ভাবি লোৱা, যদিও দুয়োটা একে হাইড্ৰজেন পৰমাণু; সিহঁতৰ মাজত কোনো পাৰ্থক্য নাই। একেদৰে পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছক ক্ৰমে আমি N_A আৰু N_B চিহ্নেৰে বুজাম। তেনেদৰে ইহঁতৰ ইলেকট্ৰন দুটাকো ক্ৰমে e_A আৰু e_B চিহ্নেৰে বুজোৱা হ'ব। পৰমাণু দুটা যেতিয়া পৰস্পৰৰপৰা যথেষ্ট আঁতৰত থাকে তেতিয়া সিহঁতৰ মাজত কোনো আকৰ্ষণ বা বিকৰ্ষণ নাথাকে। কিন্তু সিহঁতে ওচৰ চাপি অহাৰ লগে লগে সিহঁতৰ মাজত আকৰ্ষণ আৰু বিকৰ্ষণ বলৰ উদ্ভৱ হয়।

দুয়োটা পৰমাণুৰ মাজৰ আকৰ্ষণ বলবোৰ হ'ল —

- (i) এটা পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছ আৰু ইলেকট্ৰনটোৰ মাজৰ আকৰ্ষণ; অৰ্থাৎ $N_A - e_A$ আৰু $N_B - e_B$ আকৰ্ষণী বল। যিকোনো পৰমাণুত এনেকুৱা আকৰ্ষণী বল থাকেই।
- (ii) এটা পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছ আৰু আনটো পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনৰ মাজৰ আকৰ্ষণ; অৰ্থাৎ $N_A - e_B$ আৰু $N_B - e_A$ আকৰ্ষণী বল। পৰমাণু দুটা ওচৰলৈ অহা বাবে এই আকৰ্ষণী বল নতুনকৈ সৃষ্টি হৈছে।

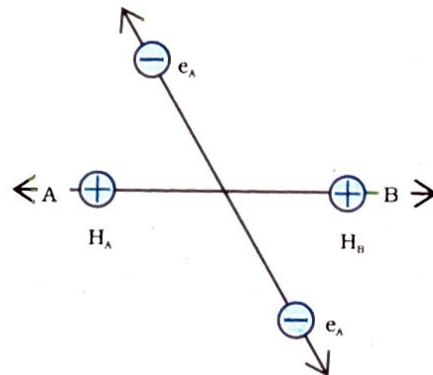
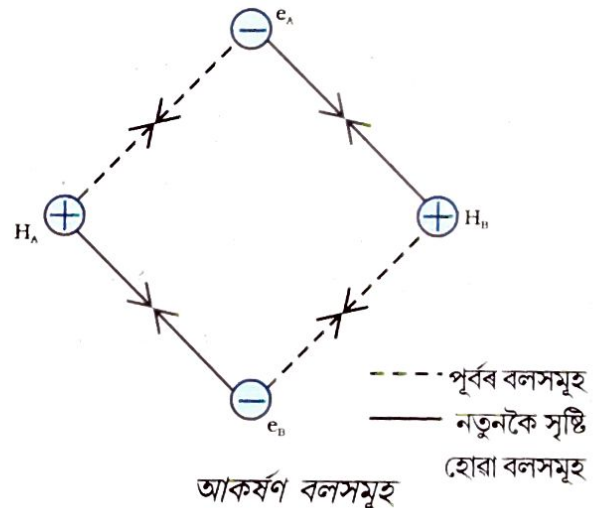
একেদৰে বিকৰ্ষণ বলবোৰ হ'ল —

- (i) দুয়োটা পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰন দুটাৰ মাজৰ বিকৰ্ষণ বল; অৰ্থাৎ $e_A - e_B$ বিকৰ্ষণ বল।
- (ii) দুয়োটা পৰমাণুৰ নিউক্লিয়াছৰ মাজৰ বিকৰ্ষণ বল;

অৰ্থাৎ $N_A - N_B$ বিকৰ্ষণ বল।

হাইড্ৰ'জেন পৰমাণু দুটা পৰস্পৰৰ ওচৰ চাপি অহা বাবে পৰমাণু দুটাৰ মাজত এই বিকৰ্ষণ বল সৃষ্টি হয়। নতুনকৈ সৃষ্টি হোৱা আকৰ্ষণী বলবোৰে পৰমাণু দুটাক পৰস্পৰৰ ওচৰলৈ আনিব বিচাৰে। আনহাতে বিকৰ্ষণ বলবোৰে পৰমাণু দুটাক পৰস্পৰৰ দূৰলৈ ঠেলি দিয়ে (চিত্ৰ 4.7)।

পৰীক্ষা কৰি দেখা গৈছে যে নতুনকৈ সৃষ্টি হোৱা বিকৰ্ষণ বলতকৈ নতুনকৈ সৃষ্টি হোৱা আকৰ্ষণী বলৰ মান বেছি হয়। ইয়াৰ ফলত পৰমাণু দুটা পৰস্পৰৰ ওচৰ চাপি আৰু স্থিতি শক্তি কমিবলৈ ধৰে। পৰমাণু দুটা ওচৰ চাপি

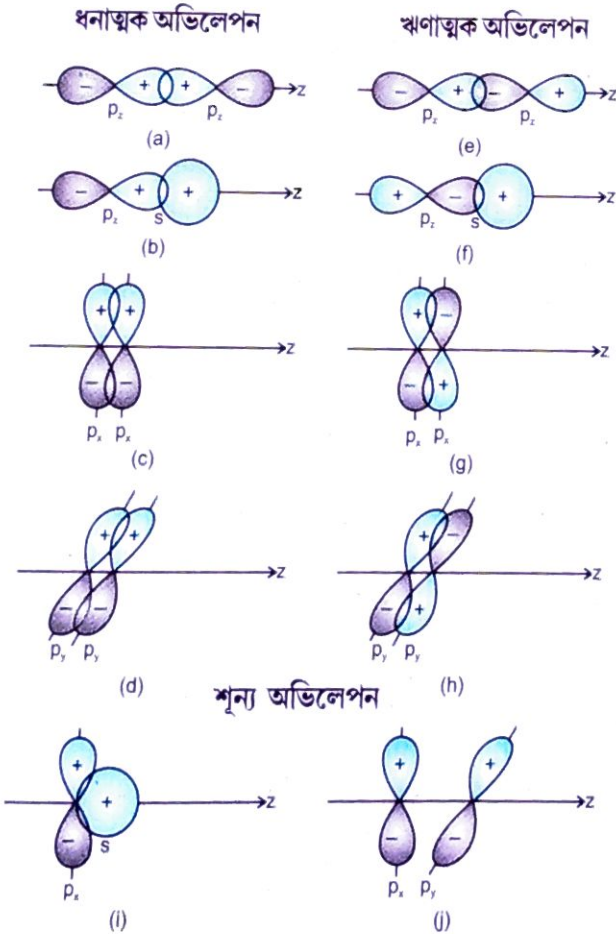


চিত্ৰ 4.7 H_2 অণুৰ গঠনৰ সময়ত বিভিন্ন আকৰ্ষণ আৰু বিকৰ্ষণ বলসমূহ

আকৃতি থাকে। এনেকুৱা অণু এটাত বান্ধনিবোৰ কিয় নিৰ্দিষ্ট দিশত গঠিত হ'ল তাৰ উত্তৰ যোজ্যতা বান্ধনি তত্ত্বৰ সহায়ত দিব পাৰি। এই ক্ষেত্ৰত পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ সংকৰণ (hybridisation) ধাৰণা প্ৰয়োগ কৰিবলগীয়া হয়।

4.5.3 পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ অভিলেপন (Overlapping of Atomic Orbitals)

দুটা পৰমাণু ওচৰ চাপিলে পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ অভিলেপন হয়। পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ এই অভিলেপন ধনাত্মক (positive), ঋণাত্মক (negative) বা শূন্য (zero) হ'ব পাৰে। s আৰু p অৰবিটেলৰ মাজত হ'ব পৰা ধনাত্মক বা শূন্য অভিলেপন চিত্ৰ 4.9ত দেখুওৱা হৈছে।



চিত্ৰ 4.9 s আৰু p পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ ধনাত্মক, ঋণাত্মক আৰু শূন্য অভিলেপন।

অৰবিটেলৰ অভিলেপন ধাৰণাটো আমি ইতিমধ্যে হাইড্ৰ'জেন অণুৰ ক্ষেত্ৰত আলোচনা কৰিলোঁ। এই ধাৰণাটো একে ধৰণে আন সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণু, বিষমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণু আৰু বহু-পাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰতো প্ৰয়োগ কৰিব পাৰি। বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিবলৈ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ধাৰণাটো কেনেদৰে প্ৰয়োগ কৰিব পাৰি সেয়া আমি এতিয়া আলোচনা কৰিম। উদাহৰণ হিচাপে প্ৰথমে আমি মিথেন অণুকে (CH_4) লৈছোঁ। ভূমিস্তৰ অৱস্থাত কাৰ্বনৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ । উত্তেজিত অৱস্থাত (excited state) ইয়াৰ বিন্যাস হ'ব $[\text{He}] 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, ভূমিস্তৰ অৱস্থাত $2s$ অৰবিটেলৰপৰা (কম শক্তি) এটা ইলেকট্ৰন $2p$ অৰবিটেললৈ (বেছি শক্তি) অহা বাবে উত্তেজিত অৱস্থাৰ সৃষ্টি হৈছে। ইয়াৰ বাবে শক্তিৰ প্ৰয়োজন হয়। আকৌ CH_4 অণুটো গঠন হওঁতে কাৰ্বন আৰু হাইড্ৰ'জেনৰ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ঘটে। ফলস্বৰূপে শক্তি নিৰ্গত হয়। কাৰ্বন পৰমাণুৰ উত্তেজিত অৱস্থাৰ বাবে প্ৰয়োজনীয় শক্তিখিনি ইয়াৰপৰাই পোৱা যায়। উত্তেজিত অৱস্থাত কাৰ্বন পৰমাণুত অযুগ্ম ইলেকট্ৰন থকা চাৰিটা অৰবিটেল থাকে। এই অৰবিটেলসমূহৰ প্ৰতিটোৰ সৈতে এটাকৈ হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ঘটে। ইয়াৰ ফলত চাৰিডাল C-H বান্ধনি গঠিত হয়। যিহেতু, কাৰ্বনৰ তিনিওটা $2p$ অৰবিটেল পৰস্পৰ 90° কোণ কৰি থাকে, সেয়ে উৎপন্ন হোৱা তিনিডাল C-H বান্ধনিৰ প্ৰতিটো HCH বান্ধনি কোণৰ মান 90° হ'ব লাগে। অৰ্থাৎ তিনিটা C-H বান্ধনি পৰস্পৰ 90° কোণ কৰি অৱস্থান কৰিব। আনহাতে কাৰ্বনৰ $2s$ আৰু হাইড্ৰ'জেনৰ $1s$ অৰবিটেল হ'ল গোলাকাকাৰৰভাৱে সমমিত (spherically symmetrical)। সেয়ে এই দুটা অৰবিটেলৰ অভিলেপনৰ কোনো নিৰ্দিষ্ট দিশ নাথাকে। গতিকে চতুৰ্থ C-H বান্ধনিডালৰ দিশ

নিৰ্ণয় কৰা সম্ভৱ নহয়। CH_4 অণু গঠনৰ এই ব্যাখ্যা পিচে শুদ্ধ নহয়। কিয়নো প্ৰকৃততে অণুটো চতুৰ্ফলকীয় আৰু ইয়াৰ প্ৰতিটো HCH কোণৰ মান হ'ল 109.5° ; গতিকে দেখা গ'ল যে অকল অৰবিটেলৰ অভিলেপন ধাৰণাৰে CH_4 অণুৰ বান্ধনিৰ দিশাত্মক বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। ওপৰত উনুকিওৱা পদ্ধতি NH_3 আৰু H_2O অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰিলে প্ৰতিটো HNH আৰু HOH বান্ধনি কোণৰ মান 90° হ'ব লাগে। কিন্তু NH_3 আৰু H_2O অণুৰ পৰীক্ষালব্ধ বান্ধনি কোণ যথাক্ৰমে 107° 104.5° । গতিকে ওপৰত উল্লেখ কৰা ধৰণে অকল অৰবিটেলৰ অভিলেপন ধাৰণাৰে অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰা সম্ভৱ নহয়।

4.5.4 অভিলেপনৰ প্ৰকাৰ আৰু সহযোজী বান্ধনিৰ প্ৰকৃতি (Types of Overlapping and Nature of Covalent Bonds)

অৰবিটেলৰ অভিলেপন মূলতঃ দুই ধৰণৰ হ'ব পাৰে। সেইবাবে সহযোজী বান্ধনিও দুই প্ৰকাৰৰ হ'ব পাৰে -

- (i) ছিগমা (σ) বান্ধনি (sigma bond) আৰু
- (ii) পাই (π) বান্ধনি (pi bond)।

- (i) **ছিগমা (σ) বান্ধনি** : দুটা পৰমাণুৰ বান্ধনিত জড়িত অৰবিটেল দুটাৰ আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষৰ (internuclear axis; পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছ দুটা সংযোগী ৰেখা) দিশত মূৰে মূৰে (head-on) অভিলেপন ঘটিলে ছিগমা বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়। এই অভিলেপনক মুখামুখি (head-on) বা অক্ষীয় (axial) অভিলেপন বোলা হয়। s আৰু p অৰবিটেলৰ অভিলেপনৰ ফলত সৃষ্টি হোৱা বিভিন্ন ছিগমা বান্ধনিসমূহ তলত উল্লেখ কৰা হ'ল।

- **$s-s$ অভিলেপন ($s-s$ overlapping)** : দুটা অৰ্ধপূৰ্ণ s অৰবিটেলৰ সমঅক্ষীয় অভিলেপনৰ ফলত ছিগমা বান্ধনি উৎপন্ন হয়।



s -অৰবিটেল s -অৰবিটেল $s-s$ অভিলেপন

- **$s-p$ অভিলেপন ($s-p$ overlapping)** : এটা পৰমাণুৰ অৰ্ধপূৰ্ণ s অৰবিটেল আৰু আন এটা পৰমাণুৰ এটা অৰ্ধপূৰ্ণ p অৰবিটেলৰ মাজত এই অভিলেপন ঘটে।



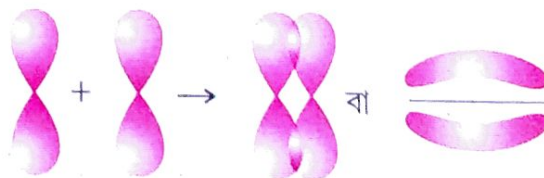
s -অৰবিটেল p -অৰবিটেল $s-p$ অভিলেপন

- **$p-p$ অভিলেপন ($p-p$ overlapping)** : দুটা পৰমাণুৰ সমঅক্ষীয়ভাবে থকা দুটা অৰ্ধপূৰ্ণ p অৰবিটেলৰ মাজত এই অভিলেপন ঘটে।



p -অৰবিটেল p -অৰবিটেল $p-p$ অভিলেপন

- (ii) **পাই (π) বান্ধনি** : দুটা পৰমাণুৰ আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষৰ লম্বদিশত পৰস্পৰ সমান্তৰাল অক্ষ দুডালত থকা দুটা অৰ্ধপূৰ্ণ p অৰবিটেলৰ মাজত পাৰ্শ্বীয় অভিলেপন ঘটি পাই (π) বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়। এই বান্ধনিৰ সৈতে জড়িত ইলেকট্ৰন নিউক্লিয়াছ দুটা থকা সমতলৰ ওপৰত আৰু তলত থাকে।



p -অৰবিটেল p -অৰবিটেল $p-p$ পাৰ্শ্বীয় অভিলেপন

4.5.5 ছিগমা আৰু পাই বান্ধনিৰ শক্তি (Strength of Sigma and Pi Bonds)

বান্ধনিৰ শক্তি অভিলেপনৰ মাত্ৰাৰ ওপৰত নিৰ্ভৰ কৰে। ছিগমা বান্ধনি গঠনত পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ অভিলেপন বেছিকৈ হয়। আনহাতে পাই বান্ধনিত অভিলেপন কম হয়। ইয়াৰ বাবে পাই বান্ধনিতকৈ ছিগমা বান্ধনি অধিক শক্তিশালী হয়। মনত ৰাখিবা, পৰমাণু দুটাৰ মাজত ছিগমা (σ) বান্ধনি গঠন হোৱাৰ পাছতহে পাই (π) বান্ধনি গঠন হ'ব পাৰে। দ্বিবান্ধনি বা ত্ৰিবান্ধনীয়ুক্ত অণুতহে পাই বান্ধনি থাকে।

4.6 সংকৰণ (HYBRIDISATION)

তোমালোকে পাই আহিছা (4.5.3 অংশ) যে অকল অৰবিটেলৰ অভিলেপন ধাৰণা ব্যৱহাৰ কৰি বহু-পাৰমাণৱিক অণুৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। এই কথা আমি CH_4 , NH_3 আৰু H_2O অণুক উদাহৰণ হিচাপে লৈ আলোচনা কৰিছোঁ। এনেকুৱা অণুবোৰৰ আকৃতি ব্যাখ্যা কৰিবলৈ বিজ্ঞানী পাউলিং-এ (Pauling) অৰবিটেলৰ সংকৰণ (hybridisation) ধাৰণাৰ অৱতাৰণা কৰে। তেওঁৰ মতে, একেটা পৰমাণুৰ প্ৰায় সমশক্তি-সম্পন্ন কিছুমান অৰবিটেল মিলিত হৈ কিছুমান নতুন ধৰণৰ সমতুল্য অৰবিটেল গঠন কৰে। এই সমতুল্য অৰবিটেলবোৰক সংকৰ অৰবিটেল (hybrid orbitals) আৰু পৰিঘটনাটোক সংকৰণ (hybridisation) বোলা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে এটা কাৰ্বন পৰমাণুৰ $2s$ আৰু তিনিওটা $2p$ অৰবিটেলৰ ($2p_x$, $2p_y$ আৰু $2p_z$) সংকৰণ ঘটিলে চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ গঠন হয়।

সংকৰণৰ মুখ্য বৈশিষ্ট্যসমূহঃ সংকৰণৰ মুখ্য বৈশিষ্ট্য-সমূহ হ'ল—

1. যিমানটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মাজত সংকৰণ ঘটে, সংকৰ অৰবিটেলৰ সংখ্যাও ঠিক সিমানেই হয়।

2. একে ধৰণৰ সংকৰ অৰবিটেলসমূহৰ আকৃতি সদায় একে হয়। একেটা পৰমাণুৰ একে ধৰণৰ সংকৰ অৰবিটেলবোৰৰ শক্তিও একে হ'ব পাৰে।
3. পাৰমাণৱিক অৰবিটেলতকৈ সংকৰ অৰবিটেল-সমূহ বান্ধনি গঠনত বেছি কাৰ্যকৰী হয়।
4. সংকৰ অৰবিটেলসমূহ ত্ৰিমাত্ৰিক ক্ষেত্ৰত নিৰ্দিষ্ট দিশত এনেভাৱে বিস্তাৰিত হয় যাতে অৰবিটেলবোৰত থকা ইলেকট্ৰনযুগ্মৰ মাজত বিকৰ্ষণ সৰ্বনিম্ন হয়। ফলস্বৰূপে সংকৰ অৰবিটেলৰ সজ্জাটোৱে সুস্থিৰতা লাভ কৰে। সেইবাবে সংকৰণ ধাৰণাৰ সহায়ত অণু এটাৰ জ্যামিতিক গঠন জানিব পাৰি।

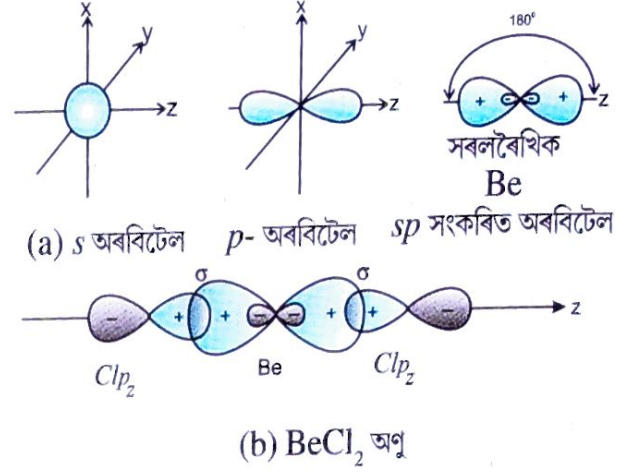
সংকৰণৰ বাবে প্ৰয়োজনীয় চৰ্তসমূহ (Important Conditions for hybridisation)

- (i) পৰমাণু এটাৰ যোজক খোলত থকা অৰবিটেল-সমূহে সংকৰণত ভাগ ল'ব পাৰে।
- (ii) সংকৰণত ভাগ লোৱা পাৰমাণৱিক অৰবিটেল-সমূহৰ শক্তি প্ৰায় সমান।
- (iii) আমি আগেয়ে (4.5.3 অংশ) ভূমিস্তৰ অৱস্থাপৰা উত্তেজিত অৱস্থালৈ ইলেকট্ৰনে গতি কৰাৰ কথা উল্লেখ কৰিছোঁ। সংকৰণত এনেকুৱা ধাৰণাৰ প্ৰয়োজন নাই।
- (iv) সংকৰণত ভাগ লোৱা আটাইবোৰ পাৰমাণৱিক অৰবিটেল অৰ্ধপূৰ্ণ হোৱাটো প্ৰয়োজনীয় চৰ্ত নহয়। শক্তিৰ সামান্য পাৰ্থক্য বিশিষ্ট ইলেকট্ৰনেৰে পৰিপূৰ্ণ অৰবিটেলো সংকৰণত অংশ গ্ৰহণ কৰিব পাৰে।

4.6.1 সংকৰণৰ প্ৰকাৰ (Types of Hybridisation)

s , p আৰু d অৰবিটেলৰ মাজত বিভিন্ন প্ৰকাৰৰ সংকৰণ সম্ভৱ হ'ব পাৰে। এনেকুৱা বিভিন্ন প্ৰকাৰৰ সংকৰণ তলত উল্লেখ কৰা হ'ল।

(i) **sp সংকৰণ (sp hybridisation) :** এই প্ৰকাৰৰ সংকৰণত এটা s আৰু এটা p অৰবিটেল মিলিত হয়। ফলত দুটা সমতুল্য sp সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। পৰমাণু এটাৰ s আৰু p_z অৰবিটেল দুটাৰ মাজত সংকৰণ ঘটিলে উৎপন্ন হোৱা sp সংকৰ অৰবিটেল দুটা z-অক্ষতে থাকিব। সাধাৰণতে প্ৰতিটো sp সংকৰ অৰবিটেলৰ 50% s-ধৰ্ম (s-character) আৰু 50% p-ধৰ্ম (p-character) থাকে। এই প্ৰকাৰ সংকৰণক কৰ্ণ সংকৰণো (digonal hybridisation) বোলা হয়। sp সংকৰিত অৰবিটেল দুটা পৰস্পৰ 180° কোণত অৱস্থান কৰে। সেই কাৰণে কেন্দ্ৰীয় পৰমাণুৰ sp সংকৰণ হ'লে অণুটোৰ আকৃতি সৰলৰৈখিক (linear) হয়।



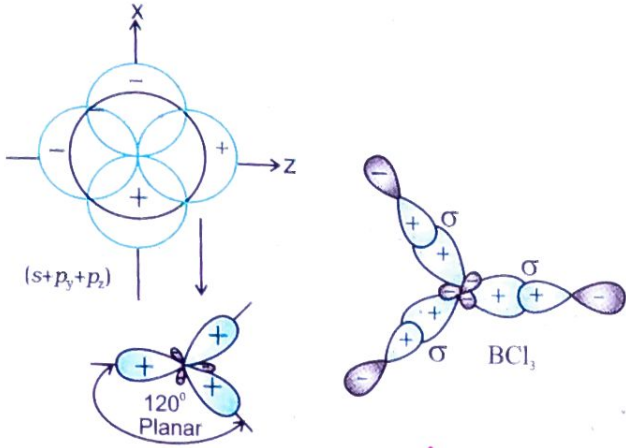
চিত্ৰ 4.10 (a) sp সংকৰিত অৰবিটেলৰ গঠন।
 (b) সৰলৰৈখিক BeCl₂ অণুৰ গঠন।

sp সংকৰ অৰবিটেল দুটা z-অক্ষত পৰস্পৰ বিপৰীত দিশত অৱস্থান কৰে। প্ৰতিটো সংকৰ অৰবিটেলৰ এটা ধনাত্মক আৰু এটা ঋণাত্মক অংশ (lobe) থাকে (চিত্ৰ 4.10)। ধনাত্মক অংশটোৰ তুলনাত ঋণাত্মক অংশটো আকাৰত অতি সৰু। ধনাত্মক অংশটোৰ সৈতে আন পৰমাণুৰ অৰবিটেলৰ কাৰ্য্যকৰী অভিলেপন ঘটি শক্তিশালী বান্ধনি গঠন কৰিব পাৰে।

sp সংকৰণযুক্ত অণুৰ উদাহৰণ

BeCl₂ : ভূমিস্তৰ অৱস্থাত Be পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস $1s^2 2s^2$ । উত্তেজিত অৱস্থাত Be পৰমাণুৰ 2s অৰবিটেলৰ 1টা ইলেকট্ৰন 2p অৰবিটেললৈ স্থানান্তৰিত হয়। পৰমাণুটোৰ 2s আৰু এটা 2p অৰবিটেলৰ সংকৰণৰ ফলত দুটা sp সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। এইদৰে সৃষ্টি হোৱা sp সংকৰ অৰবিটেল দুটা 180° কোণ কৰি পৰস্পৰ বিপৰীত দিশত থাকে। প্ৰতিটো sp সংকৰ অৰবিটেলৰ সৈতে এটাকৈ ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰ অৰ্ধপূৰ্ণ 3p অৰবিটেলৰ সমঅক্ষীয় অভিলেপনৰ ফলত Be - Cl ছিগমা বান্ধনিৰ (σ -bond) সৃষ্টি হয়। BeCl₂ ত মুঠতে দুডাল Be - Cl বান্ধনি গঠিত হয়। চিত্ৰ 4.10 ত BeCl₂ৰ গঠন দেখুওৱা হৈছে।

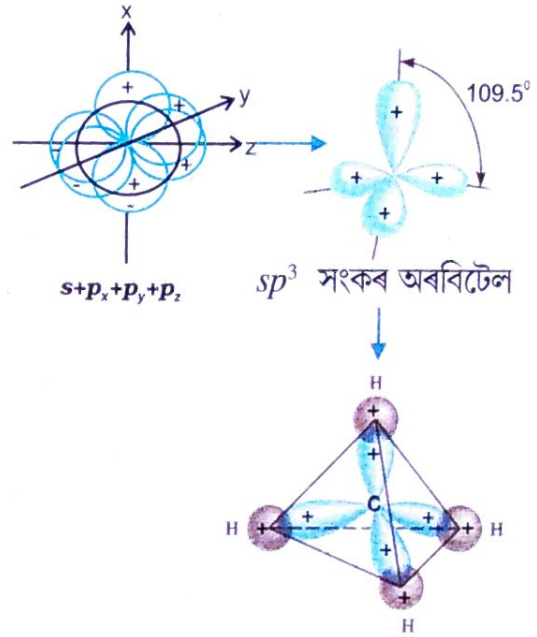
(ii) **sp² সংকৰণ (sp² hybridisation) :** এই সংকৰণত প্ৰায় সমশক্তিসম্পন্ন এটা s আৰু দুটা p অৰবিটেল (মুঠতে তিনিটা) ভাগ লয়। ফলস্বৰূপে তিনিটা সমতুল্য sp² সংকৰিত অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, BCl₃ অণুত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু ব'ৰনৰ (B) sp² সংকৰণ হোৱা বুলি বিবেচনা কৰা হয়। ব'ৰনৰ ভূমিস্তৰ অৱস্থাৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^2 2p^1$; ইয়াৰে 2s আৰু 2টা 2p অৰবিটেলৰ সংকৰণৰ ফলত তিনিটা sp² সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। এইদৰে সৃষ্টি হোৱা sp² সংকৰ অৰবিটেল তিনিটাই সমবাহু ত্ৰিভুজ এটাৰ শীৰ্ষবিন্দু তিনিটাৰ দিশত প্ৰসাৰিত হৈ থাকে। ইয়াৰে যিকোনো দুটা sp² সংকৰ অৰবিটেলৰ মাজৰ কোণটো হ'ল 120°। প্ৰতিটো sp² সংকৰ অৰবিটেলৰ সৈতে এটাকৈ ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰ অৰ্ধপূৰ্ণ 3p অৰবিটেলৰ সৈতে অভিলেপন ঘটি মুঠতে তিনিডাল B - Cl ছিগমা বান্ধনি গঠিত হয়। সেইবাবে BCl₃ অণুটো সমতলীয় ত্ৰিভুজাকাৰৰ (triangular planar); ইয়াৰ প্ৰতিটো ClBCl বান্ধনি কোণৰ মান 120° হয় (চিত্ৰ 4.11)।



সমতলীয় sp^2 সংকৰ অৰবিটেল

চিত্ৰ 4.11 sp^2 সংকৰ অৰবিটেল আৰু BCl_3 অণুৰ গঠন।

(iii) sp^3 সংকৰণ (sp^3 hybridisation): এই সংকৰণত প্ৰায় সমশক্তি সম্পন্ন এটা s আৰু তিনিওটা p অৰবিটেল মিলিত হৈ চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি কৰে। উদাহৰণ হিচাপে CH_4 অণুটোক ল'ব পাৰোঁ। এই অণুটোত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু কাৰ্বনৰ sp^3 সংকৰণ হোৱা বুলি বিবেচনা কৰা হয়। এই সংকৰণৰ ফলত চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। এই সমতুল্য sp^3 সংকৰ অৰবিটেল চাৰিটা চতুৰ্ফলক এটাৰ চাৰিওটা কোণৰ দিশত প্ৰসাৰিত হৈ থাকে। ইয়াৰে যিকোনো দুটা সংকৰ অৰবিটেলৰ মাজৰ কোণটোৰ মান 109.5° (বা, $109^\circ 28'$) হয়। প্ৰতিটো sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ 25% s -ধৰ্ম আৰু 75% p -ধৰ্ম থাকে। কাৰ্বনৰ প্ৰতিটো sp^3 সংকৰ অৰবিটেলতে এটাকৈ ইলেকট্ৰন থাকে। ইয়াৰে প্ৰতিটো সংকৰ অৰবিটেলৰ সৈতে হাইড্ৰ'জেনৰ $1s$ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ঘটি মুঠতে চাৰিডাল $C-H$ σ বান্ধনি গঠিত হয়। CH_4 অণুটোৰ আকৃতি চতুৰ্ফলকীয় (tetrahedral) আৰু প্ৰতিটো HCH বান্ধনি কোণৰ মান 109.5° ।

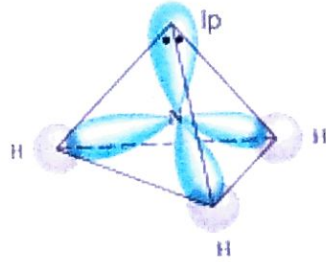


চিত্ৰ 4.12 sp^3 সংকৰিত অৰবিটেল আৰু CH_4 অণুৰ গঠন।

sp^3 সংকৰণৰ সহায়ত NH_3 আৰু H_2O ৰ আকৃতিও ব্যাখ্যা কৰিব পৰা যায়।

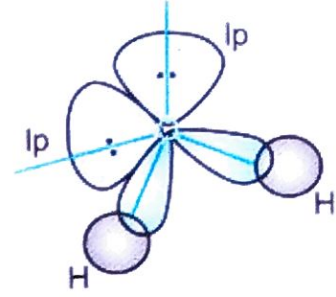
NH_3 অণুৰ কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু N -ৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । অণুটোত নাইট্ৰ'জেনৰ sp^3 সংকৰণ ঘটে। ফলত চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। ইয়াৰে এটা সংকৰ অৰবিটেলত এযোৰ ইলেকট্ৰন থাকে আৰু ইহঁতক একাকী ইলেকট্ৰন যুগ্ম (lone pair electrons) বোলা হয়। বাকী তিনিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ প্ৰতিটোতে এটাকৈ ইলেকট্ৰন থাকে। এই তিনিটা সংকৰ অৰবিটেলৰ প্ৰতিটোৱে এটাকৈ H -পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ সৈতে অভিলেপন কৰি তিনিডাল $N-H$ σ -বান্ধনি গঠন কৰে। গতিকে NH_3 অণুটোত এটা একাকী যুগ্ম আৰু তিনিটা বান্ধনি যুগ্ম (bond pair) ইলেকট্ৰন আছে। যোজ্যতা খোলৰ এই ইলেকট্ৰন যুগ্মসমূহৰ মাজত বিকৰ্ষণ হয়। যোজ্যতা খোলৰ ইলেকট্ৰন যুগ্ম বিকৰ্ষণ তত্ত্ব (VSEPR

theory) অনুসৰি, বান্ধনি যুগ্ম – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰনৰ মাজৰ বিকৰ্ষণতকৈ একাকী যুগ্ম – বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰনৰ বিকৰ্ষণ বল বেছি ($lp - bp$) $bp - bp$)। ইয়াৰ ফলত, NH_3 অণুৰ HNH কোণবোৰ স্বাভাৱিক চতুৰ্ফলকীয় কোণ 109.5° তকৈ কমি 107° হয়। NH_3 অণুৰ আকৃতি পিৰামিডীয় (pyramidal) (চিত্ৰ 4.13)।



চিত্ৰ 4.13 NH_3 অণুৰ গঠন

H_2O অণুৰ ক্ষেত্ৰত অক্সিজেন হ'ল কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু। অক্সিজেনৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^2 2p^4$ । এই অণুত O-পৰমাণুৰ $2s$ আৰু তিনিওটা $2p$ অৰবিটেলৰ সংকৰণ ঘটি চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। এই চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ দুটা অৰ্ধপূৰ্ণ হৈ থাকে আৰু বাকী দুটা পূৰ্ণ (একাকী যুগ্ম) হৈ থাকে। এই অৰ্ধপূৰ্ণ অৰবিটেল দুটাৰ প্ৰতিটোৱে এটাকৈ H পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ সৈতে অভিলেপন কৰি দুডাল O-H বান্ধনি গঠন কৰে। একাকী ইলেকট্ৰন যুগ্ম থকা সংকৰ অৰবিটেল দুটাই বান্ধনি গঠনত অংশ গ্ৰহণ নকৰে। বান্ধনিত ব্যৱহাৰ নোহোৱা একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম দুয়োৰে বান্ধনিত আবদ্ধ ইলেকট্ৰনযোৰসমূহক বেছিকৈ বিকৰ্ষণ কৰাৰ ফলত (VSEPR সূত্ৰ মতে) HOH বান্ধনি কোণ চতুৰ্ফলকীয় 109.5° তকৈ কমি 104° হয়। H_2O অণুটো কৌণিক অৰ্থাৎ V আকৃতিৰ হয় (চিত্ৰ 4.14)।



চিত্ৰ 4.14 H_2O অণুৰ গঠন

4.6.2 sp^3 , sp^2 আৰু sp সংকৰণৰ অন্যান্য উদাহৰণ (Other Examples of sp^3 , sp^2 and sp Hybridisation)

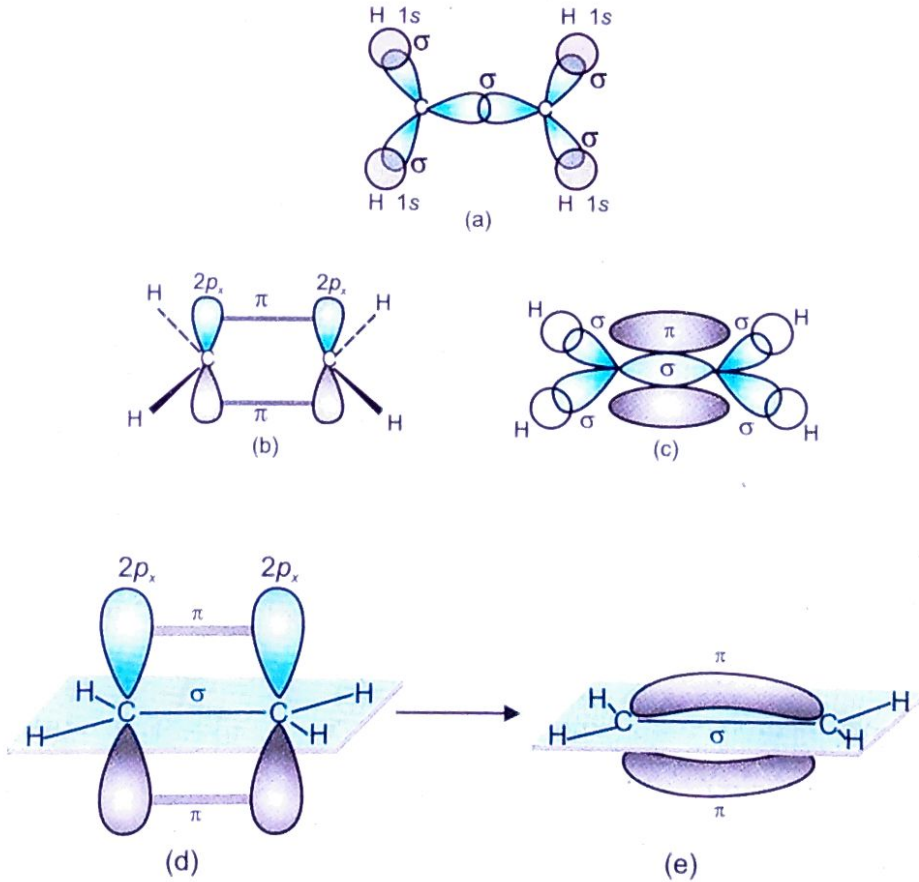
C_2H_6 অণুত sp^3 সংকৰণ : ইথেন (C_2H_6) অণুত প্ৰতিটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ (কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু) sp^3 সংকৰণ ঘটে বুলি বিবেচনা কৰা হয়। এটা কাৰ্বন পৰমাণুৰ চাৰিটা sp^3 সংকৰ অৰবিটেলৰ এটাৰ সৈতে আনটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ এটা sp^3 অৰবিটেলৰ সমঅক্ষীয় অভিলেপনৰ ফলত C-C (sp^3-sp^3) σ -বান্ধনি গঠিত হয়। প্ৰতিটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ ৰৈ যোৱা তিনিটা sp^3 অৰবিটেলৰ প্ৰতিটোৰ সৈতে এটাকৈ H পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ঘটি মুঠতে ছয়ডাল C-H (sp^3-s) σ -বান্ধনি গঠিত হয়। ইথেন অণুত C-C বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 154 pm আৰু C-H বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 109 pm।

C_2H_4 অণুত sp^2 সংকৰণ : C_2H_4 অণু গঠনত প্ৰতিটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ $2s$ অৰবিটেলৰ সৈতে দুটা $2p$ অৰবিটেলৰ সংকৰণ ঘটি তিনিটাকৈ সমতুল্য sp^2 সংকৰিত অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। প্ৰতিটো C পৰমাণুত এটাকৈ $2p$ অৰবিটেল সংকৰণ নোহোৱাকৈ থাকে। sp^2 সংকৰিত অৰবিটেল তিনিটা একে সমতলত পৰস্পৰ 120° কোণত অৱস্থান কৰে। ইথিন (C_2H_4) অণুত এটা কাৰ্বন

পৰমাণুৰ এটা sp^2 সংকৰ অববিটেলৰ সৈতে আনটো কাৰ্বনৰ এটা sp^2 সংকৰৰ অভিলেপন ঘটি C-C σ -বান্ধনি গঠিত হয়। প্ৰতিটো কাৰ্বনৰ বাকী ৰোৱা প্ৰতিটো sp^2 সংকৰ অববিটেল আৰু এটাকৈ হাইড্ৰ'জেন 1s অববিটেলৰ মাজত অভিলেপন ঘটি মুঠতে চাৰিডাল C-H (বা, sp^2-s) σ -বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়। অণুটোৰ কাৰ্বন আৰু হাইড্ৰ'জেন পৰমাণু কেইটা একেখন সমতলত থাকে। দুয়োটা কাৰ্বন পৰমাণুত থকা সংকৰণ নোহোৱা 2p অববিটেল (ধৰা, $2p_x$) দুটাৰ পাৰ্শ্বীয় অভিলেপন হয়। ফলস্বৰূপে C পৰমাণু দুটাৰ মাজত অপেক্ষাকৃত দুৰ্বল পাই (π) বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়। এই পাই (π)

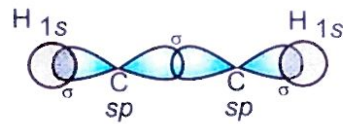
বান্ধনিৰ ইলেকট্ৰন কাৰ্বন আৰু হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুৰে গঠন কৰা সমতলৰ ওপৰত আৰু তলত সমানভাৱে বিস্তাৰিত হৈ থাকে (চিত্ৰ 4.15 (e))।

গতিকৈ দেখা গ'ল যে ইথিন অণুৰ দুটা C পৰমাণুৰ মাজত দুডাল সহযোজী বান্ধনি (দ্বিবান্ধনি C=C) থাকে। তাৰে এডাল হ'ল sp^2-sp^2 ছিগমা বান্ধনি আৰু আনডাল হ'ল p-অববিটেলৰ মাজৰ পাই (π) বান্ধনি। অণুটোত C=C বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ মান হ'ল 134 pm, C-H বান্ধনি (sp^2-s) দৈৰ্ঘ্য 108 pm, H-C-H কোণৰ মান 117.6° আৰু H-C-C কোণৰ মান 121° হয়। ইথিন অণুৰ ছিগমা আৰু পাই বান্ধনিৰ গঠন চিত্ৰ 4.15ত দেখুওৱা হৈছে।

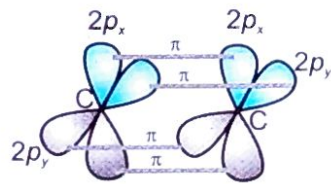


চিত্ৰ 4.15 ইথিন অণুৰ ছিগমা আৰু পাই বান্ধনিৰ গঠন

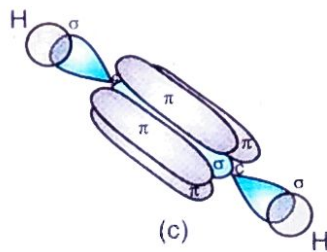
ইথাইন (C_2H_2) অণুৰ sp সংকৰণ : ইথাইন অণুত প্রতিটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ sp সংকৰণ হোৱা বুলি বিবেচনা কৰা হয়। ফলত প্রতিটো কাৰ্বনৰ দুটাকৈ sp সংকৰ অৰবিটেল আৰু দুটাকৈ সংকৰণ নোহোৱা $2p$ অৰবিটেল থাকে। $2p$ অৰবিটেল দুটা বিশুদ্ধ অৱস্থাত sp সংকৰিত অৰবিটেলৰ সৈতে পৰস্পৰ লম্বভাবে অৱস্থান কৰে। sp অৰবিটেল দুটা পৰস্পৰ 180° কোণ কৰি সবলৰৈখিকভাবে বিপৰীত দিশত থাকে। এটা কাৰ্বন পৰমাণুৰ sp সংকৰ অৰবিটেল এটাই আনটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ এটা sp সংকৰ অৰবিটেলৰ সৈতে $C-C$ ($sp-sp$) ছিগমা বান্ধনি গঠন কৰে। প্রতিটো কাৰ্বন পৰমাণুৰ আনটো sp সংকৰ অৰবিটেলৰ সৈতে এটাকৈ H পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ অভিলেপনৰ ফলত মুঠতে দুডাল $C-H$ ($sp-s$) ছিগমা বান্ধনি গঠন হয়। অণুটোত আটাইকেইটা C আৰু H পৰমাণু একে সবল বেখাত থাকে। দুয়োটা কাৰ্বন পৰমাণুত থকা সংকৰণ নোহোৱা পৰস্পৰ সমান্তৰাল



(a)



(b)



(c)

চিত্ৰ 4.16 ইথাইন অণুত ছিগমা আৰু পাই বান্ধনিৰ গঠন

$2p$ অৰবিটেলবোৰৰ পাৰ্শ্বীয় অভিলেপন ঘটি দুডাল $C-C$ পাই বান্ধনিৰ সৃষ্টি হয়। গতিকে ইথাইন অণুত কাৰ্বন পৰমাণু দুটাৰ মাজত ত্ৰিবান্ধনি থাকে। ইয়াৰে এডাল σ -বান্ধনি আৰু দুডাল π -বান্ধনি। ইথাইন অণুটো সবলৰৈখিক (linear) (চিত্ৰ 4.16)।

4.6.3 d -অৰবিটেল জড়িত থকা সংকৰণ (Hybridisation of Elements involving d Orbitals)

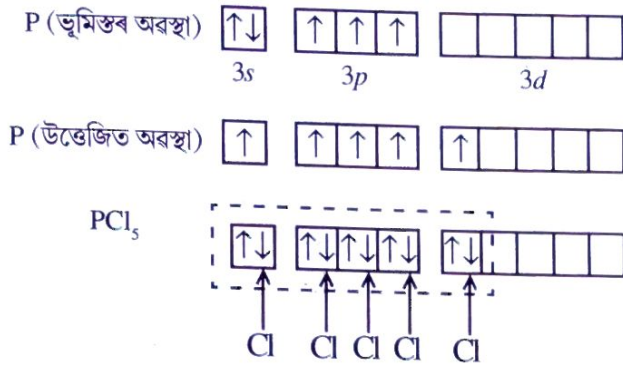
তৃতীয় পৰ্যায়ৰ মৌলবোৰত s আৰু p অৰবিটেলৰ উপৰিও d অৰবিটেল থাকে। $3d$ অৰবিটেলৰ শক্তি $3s$ আৰু $3p$ অৰবিটেলৰ শক্তিৰ ওচৰা-ওচৰি হয়। একেদৰে, $3d$ অৰবিটেলবোৰৰ শক্তি, $4s$ আৰু $4p$ অৰবিটেলবোৰৰ শক্তিৰ ওচৰা-ওচৰি হয়। ইয়াৰ ফলত $3s$, $3p$ আৰু $3d$ নাইবা $3d$, $4s$ আৰু $4p$ অৰবিটেলৰ মাজত সংকৰণ ঘটা সম্ভৱ। কিন্তু $3p$ আৰু $4s$ অৰবিটেলবোৰৰ শক্তিৰ পাৰ্থক্য বেছি হোৱা বাবে $3p$, $3d$ আৰু $4s$ অৰবিটেলবোৰৰ মাজত সংকৰণ হোৱাটো সম্ভৱ নহয়।

s , p আৰু d অৰবিটেলৰ মাজত হ'ব পৰা সংকৰণৰ তালিকা তলত দিয়া হ'ল-

অণু বা আয়নৰ আকৃতি	সংকৰণৰ প্ৰকাৰ	পাৰমাণৱিক অৰবিটেল	উদাহৰণ
সমতলীয় বৰ্গক্ষেত্ৰাকাৰ (Square Planar)	dsp^2	$d+s+p(2)$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$ $[Pt(Cl)_4]^{2-}$
ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপৰামিডীয় (Trigonal bipyramidal)	sp^3d	$s+p(3)+d$	PF_5 , PCl_5
বৰ্গক্ষেত্ৰাকাৰ পিৰামিডীয় (Square pyramidal)	sp^3d^2	$s+p(3)+d(2)$	BrF_5
অষ্টফলকীয়	sp^3d^2 d^2sp^3	$s+p(3)+d(2)$ $d(2)+s+p(3)$	SF_6 , $[CrF_6]^{3-}$ $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

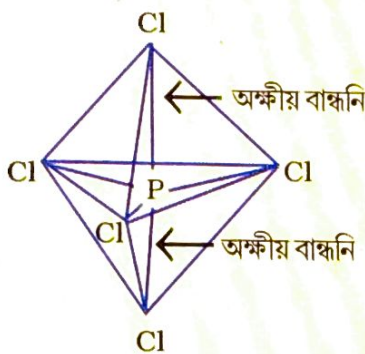
(i) PCl_5 অণুৰ গঠন (sp^3d সংকৰণ)

ভূমিস্তৰ আৰু উত্তেজিত অৱস্থাত ফছফৰাছৰ ($Z=15$) ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস তলত দিয়া হ'ল-



P ৰ sp^3d সংকৰিত অৱবিটেল; 5 টা ক্ল'ৰিন পৰমাণুৰপৰা 5 টা ইলেকট্ৰন অহা বাবে অৱবিটেলকেইটা পৰিপূৰ্ণ হৈছে।

PCl_5 ত কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু ফছফৰাছৰ 5টা অৱবিটেল (3s, তিনিওটা 3p আৰু এটা 3d) সংকৰণত ভাগ লৈ পাঁচটা sp^3d সংকৰ অৱবিটেল উৎপন্ন কৰে। এই পাঁচটা sp^3d সংকৰ অৱবিটেল ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বি-পিৰামিডৰ (trigonal bipyramidal) 5 টা কোণৰ দিশত প্ৰসাৰিত হৈ থাকে (চিত্ৰ 4.17)।



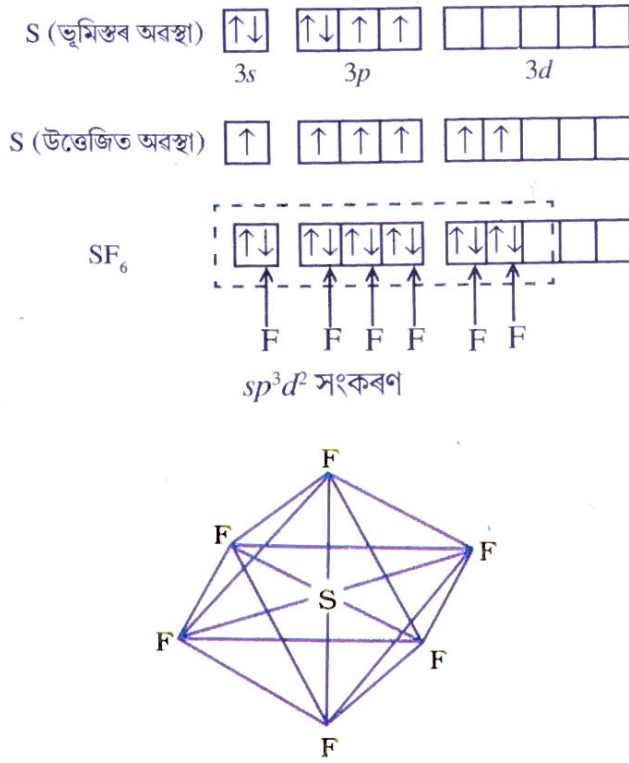
চিত্ৰ 4.17 PCl_5 অণুৰ ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিৰামিডীয় জ্যামিতিক গঠন

এই পাঁচটা sp^3d সংকৰ অৱবিটেলৰ প্ৰতিটোৰ সৈতে এটাকৈ ক্ল'ৰিনৰ অৰ্ধপূৰ্ণ 3p অৱবিটেলৰ অভিলেপনৰ

ফলত 5 টা P-Cl ছিগমা বান্ধনি গঠন হয়। ইয়াৰে তিনিটা P-Cl বান্ধনি একে সমতলত পৰস্পৰ 120° কোণত কৰি অৱস্থান কৰে। এইবোৰক নিৰক্ষীয় বান্ধনি (equatorial bonds) বোলা হয়। অৱশিষ্ট P-Cl বান্ধনি দুটা নিৰক্ষীয় সমতলৰ ওপৰফালে আৰু তলৰফালে 90° কোণ কৰি অৱস্থান কৰে। এই দুটা বান্ধনিক অক্ষীয় (axial) বান্ধনি বোলা হয় (চিত্ৰ 4.17)। চিত্ৰত নিশ্চয় মন কৰিছা যে PCl_5 ৰ দৰে ত্ৰিভুজাকাৰ দ্বিপিৰামিডীয় গঠনত সকলোবোৰ বান্ধনি কোণ সমান নহয়। অক্ষীয় বান্ধনিৰ আৱদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্মবোৰ নিৰক্ষীয় বান্ধনিৰ আৱদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্মৰদ্বাৰা বেছিকৈ বিকৰ্ষিত হয়। সেইবাবে নিৰক্ষীয় বান্ধনিতকৈ অক্ষীয় বান্ধনি সামান্য দীঘল আৰু দুৰ্বল হয়। ফলস্বৰূপে PCl_5 অণু অধিক সক্ৰিয় হয়।

(ii) SF_6 অণুৰ গঠন (sp^3d^2 সংকৰণ)

SF_6 অণুত ছালফাৰ (S) হ'ল কেন্দ্ৰীয় পৰমাণু। ভূমিস্তৰ অৱস্থাত ছালফাৰৰ বহিঃখোলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $3s^2 3p^4 3d^0$ । উত্তেজিত অৱস্থাত 3s আৰু 3p অৱবিটেলৰপৰা এটাকৈ ইলেকট্ৰন 3d লৈ যোৱা বাবে 6 টা অৱবিটেল (3s, তিনিওটা 3p আৰু দুটা 3d) অৰ্ধপূৰ্ণ হৈ থাকে। এই 6 টা অৱবিটেল সংকৰণত ভাগ লৈ মুঠ 6 টা sp^3d^2 সংকৰ অৱবিটেল গঠন কৰে। এই সংকৰ অৱবিটেল ছয়টাই সুযম অষ্টফলক (octahedron) এটাৰ কোণ ছয়টাৰ দিশত প্ৰসাৰিত হৈ থাকে। এই সংকৰিত অৱবিটেলসমূহৰ প্ৰতিটোৰ সৈতে এটাকৈ ফ্লু'ৰিন পৰমাণুৰ অৰ্ধপূৰ্ণ 2p অৱবিটেলৰ অভিলেপন ঘটি মুঠ 6টা S-F σ -বান্ধনি হয়। গতিকে SF_6 অণুৰ জ্যামিতিক গঠন সুযম অষ্টফলকীয় হয় (চিত্ৰ - 4.18)।

চিত্ৰ 4.18 SF₆ অণুৰ অষ্টফলকীয় জ্যামিতিক গঠন

4.7 আণৱিক অৰবিটেল তত্ত্ব (MOLECULAR ORBITAL THEORY)

1932 চনত এফ. হুণ্ড আৰু আৰ. এছ. মুলিকানে (F. Hund and R.S. Mulliken) আণৱিক অৰবিটেল তত্ত্বৰ (MOT) বিকাশ ঘটায়। এই তত্ত্বৰ প্ৰধান বৈশিষ্ট্যসমূহ হ'ল—

- অধ্যায় 2-ত আমি পাইছোঁ যে এটা পৰমাণুত থকা ইলেকট্ৰনসমূহ কিছুমান পাৰমাণৱিক অৰবিটেলত (atomic orbital, পৰমাণুৰ অৰবিটেল) থাকে। তেনেদৰে অণু এটাত থকা ইলেকট্ৰনবোৰ কিছুমান আণৱিক অৰবিটেলত (molecular orbital, অণুৰ অৰবিটেল) থাকে।
- সমশক্তিসম্পন্ন নাইবা প্ৰায় সমশক্তি সম্পন্ন আৰু সঠিক সমমিতিৰ (symmetry) পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মিলনৰ ফলত আণৱিক অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়।

- যিমানটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মিলন ঘটে, ঠিক সিমানটা আণৱিক অৰবিটেল উৎপন্ন হয়। যদি দুটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মিলন হয় তেন্তে দুটা আণৱিক অৰবিটেল পোৱা যায়। এই দুটা আণৱিক অৰবিটেলৰ এটাক বন্ধন আণৱিক অৰবিটেল (bonding molecular orbital) আৰু আনটোক প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেল (antibonding molecular orbital) বোলা হয়।
- এটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলত থকা যিকোনো এটা ইলেকট্ৰন মাত্ৰ এটা নিউক্লিয়াছৰ (পৰমাণুটোৰ নিউক্লিয়াছ) আকৰ্ষণ ক্ষেত্ৰত থাকে। কিন্তু এটা অণুত দুটা বা তাতোধিক নিউক্লিয়াছ (বা পৰমাণু) থাকে। গতিকে এটা আণৱিক অৰবিটেলত থকা যিকোনো এটা ইলেকট্ৰন একাধিক (অণুটো যিমানটা পৰমাণুৰে গঠিত হৈছে সিমানটা) নিউক্লিয়াছৰ আকৰ্ষণ ক্ষেত্ৰত থাকে। সেইবাবে এটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেল এককেন্দ্ৰিক (mono-centric), কিন্তু এটা আণৱিক অৰবিটেল বহুকেন্দ্ৰিক (polycentric)।
- প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলতকৈ বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি কম। আকৌ বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি ই সৃষ্টি হোৱা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তিতকৈ কম হয়। আনহাতে মূল পাৰমাণৱিক অৰবিটেলতকৈ প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি বেছি। সেইবাবে বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত ইলেকট্ৰন থাকিলে অণুটো সুস্থিৰ হয়।
- পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰপৰা পৰমাণু এটাৰ নিউক্লিয়াছৰ চাৰিওফালে ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণ সম্ভাৱনা (electron probability distribution) পোৱা যায়। একেদৰে আণৱিক অৰবিটেলৰপৰা অণুটোত থকা নিউক্লিয়াছ কেইটাৰ চাৰিওফালে ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণ সম্ভাৱনা পাব পাৰি।

- (vii) পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসৰ দৰে অণুৰো ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস লিখিব পাৰি। পৰমাণুৰ দৰে অণুৰ ক্ষেত্ৰতো আফবাও নীতি, পাউলিৰ নিষেধ নীতি আৰু হুণ্ডৰ সৰ্বোচ্চ নীতি প্ৰযোজ্য হয়।

4.7.1 আণৱিক অৰবিটেলৰ গঠন-পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ সৰল বৈখিক মিলন (Formation of Molecular Orbitals—Linear Combination of Atomic Orbitals, LCAO)

আমি ইতিমধ্যে পাইছোঁ (অধ্যায় 2) যে এটা ইলেকট্ৰনৰ বাবে পোৱা তৰংগ ফলনেই (ψ) হ'ল অৰবিটেল। শ্ৰেণীভাৱে সমীকৰণ সমাধান কৰি এই অৰবিটেলবোৰ পোৱা গৈছে। পৰমাণুৰ (যেনে, H পৰমাণু) ক্ষেত্ৰত পোৱা এটা ইলেকট্ৰনৰ তৰংগ ফলনক পাৰমাণৱিক অৰবিটেল (atomic orbital, AO) বোলা হয়। একেদৰে অণুৰ এটা ইলেকট্ৰনৰ বাবে পোৱা তৰংগ ফলনেই হ'ল আণৱিক অৰবিটেল (molecular orbital, MO)। কিন্তু সমস্যা হ'ল, এটা ইলেকট্ৰন থকা পৰমাণুৰ (বা, অণুৰ) ক্ষেত্ৰতহে শ্ৰেণীভাৱে সমীকৰণটো সম্পূৰ্ণকৈ সমাধান কৰা সম্ভৱ হৈছে। অণুত সাধাৰণতে একাধিক ইলেকট্ৰন থকা কাৰণে ইয়াৰ বাবে লিখা শ্ৰেণীভাৱে সমীকৰণটো সমাধান কৰাটো অত্যন্ত জটিল। কিন্তু অণু এটাৰ ইলেকট্ৰনৰ বাবে লিখা এই সমীকৰণটো মোটা-মুটিভাৱে সমাধান কৰিব পাৰি। সমীকৰণটো মোটা-মুটিভাৱে সমাধান কৰিবলৈ সাধাৰণতে পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ বৈখিক মিলন (linear combination of atomic orbitals, LCAO) নামৰ পদ্ধতি এটা ব্যৱহাৰ কৰা হয়।

এতিয়া আমি হাইড্ৰ'জেন অণুৰ (H_2 , সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণু) ক্ষেত্ৰত এই পদ্ধতি ব্যৱহাৰ কৰিম। হাইড্ৰ'জেন অণুটো দুটা হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুৰ দ্বাৰা গঠিত হৈছে। সুবিধাৰ বাবে হাইড্ৰ'জেন পৰমাণু দুটাৰ এটাক A আৰু আনটোক B হিচাপে চিহ্নিত কৰিম যদিও দুয়োটা পৰমাণুৰ মাজত কোনো পাৰ্থক্য নাই। প্ৰতিটো

H পৰমাণুৰ ভূমিস্তৰ অৱস্থাত $1s$ অৰবিটেলত এটাকৈ ইলেকট্ৰন আছে। আমি পৰমাণু দুটাৰ পাৰমাণৱিক অৰবিটেল দুটাক (প্ৰতিটোৱে $1s$) ক্ৰমে ψ_A আৰু ψ_B তৰংগ ফলন দুটাৰে বুজাম। এই দুটা অৰবিটেলৰ (ψ_A আৰু ψ_B) বৈখিক মিলনৰ ফলত আণৱিক অৰবিটেলৰ (MO) সৃষ্টি হয়। এই তৰংগ দুটাৰ মিলন যোগাত্মকভাৱে আৰু বিয়োগাত্মকভাৱে হ'ব পাৰে।

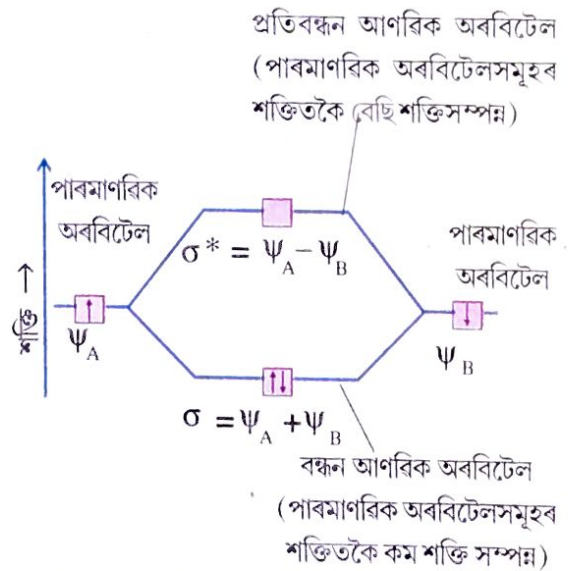
$$\psi_{MO} = \psi_A \pm \psi_B$$

গতিকে এনে মিলনত দুটা আণৱিক অৰবিটেল (σ আৰু σ^*) গঠিত হ'ব।

$$\sigma = \psi_A + \psi_B$$

$$\sigma^* = \psi_A - \psi_B$$

যোগাত্মকভাৱে গঠিত হোৱা আণৱিক অৰবিটেলটোক (σ) বন্ধন আণৱিক অৰবিটেল (bonding molecular orbital) বোলা হয়। বিয়োগাত্মকভাৱে গঠিত হোৱা আণৱিক অৰবিটেলক (σ^*) প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেল (antibonding molecular orbital) বোলা হয় (চিত্ৰ 4.19)



চিত্ৰ 4.19 পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ (ψ_A আৰু ψ_B) বৈখিক মিলনৰদ্বাৰা σ আৰু σ^* আণৱিক অৰবিটেলৰ গঠন।

গুণগতভাৱে যোজিত হোৱা পৰমাণুবোৰৰ ইলেকট্ৰন তৰংগৰ গঠনাত্মক (constructive) বা ধ্বংসাত্মক (destructive) সমাৰোপণৰ (interference) ফলত আণৱিক অৰবিটেল গঠিত হোৱা বুলি ভাবিব পাৰি। ইলেকট্ৰন তৰংগৰ গঠনাত্মক সমাৰোপণৰ ফলত বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব যোজিত হোৱা পৰমাণু দুটাৰ নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত ঘনীভূত হয়। ফলত নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত বিকৰ্ষণ কম হয়। বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত থকা ইলেকট্ৰনে নিউক্লিয়াছ দুটাক আকৰ্ষণ কৰি ধৰি ৰাখে। ফলস্বৰূপে অণুটো সুস্থিৰ হয়। যোজিত হোৱা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তিতকৈ বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি কম।

আনহাতে ইলেকট্ৰন তৰংগৰ ধ্বংসাত্মক সমাৰোপণৰ বাবে প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। ফলস্বৰূপে বেছিভাগ ইলেকট্ৰন ঘনত্ব নিউক্লিয়াছ দুটাৰ বাহিৰত থাকে; মাজত কমে। প্ৰকৃততে নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত এনে এখন তল থাকে য'ত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব শূন্য হয়। এই তলখনকে নডেল তল (nodal plane) বোলে। সেইবাবে নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজৰ বিকৰ্ষণ অতি বেছি হয়। ফলত অণুটো দুস্থিত হয়।

উল্লেখযোগ্য যে বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ যোজিত হোৱা শক্তিতকৈ কম হয়। আনহাতে, প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ মুঠ শক্তিতকৈ বেছি হয়। অৱশ্যে বন্ধন আণৱিক অৰবিটেল আৰু প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ মুঠ শক্তি পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ শক্তিৰ সমান।

4.7.2 পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ মিলনৰ বিভিন্ন চৰ্তসমূহ (Conditions for the Combination of Atomic Orbitals)

তোমালোকে জানিলা যে পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ বৈখিক মিলনৰ ফলত আণৱিক অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। কিন্তু কিছুমান চৰ্তসাপেক্ষেহে পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ বৈখিক মিলন হ'ব পাৰে। সেইবোৰ হ'ল—

1. যিকৈইটা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মিলন হয় সেইকৈইটাৰ শক্তি হয়তো সমান হ'ব লাগিব, নতুবা সিহঁতৰ মাজৰ শক্তিৰ পাৰ্থক্য অতি কম হ'ব লাগিব। সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ ক্ষেত্ৰত এটা পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ সৈতে আনটো পৰমাণুৰ $1s$ ৰ মিলন হয়। কিন্তু এটা পৰমাণুৰ $1s$ ৰ সৈতে আনটোৰ $2s$ ৰ মিলন হ'ব নোৱাৰে। কিয়নো $2s$ ৰ শক্তি $1s$ তকৈ বহুত বেছি। পৰ্য্যাপ্ত তালিকাৰ একেটা পৰ্য্যায়ৰ দুটা মৌল যোজিত হ'লেও ওপৰৰ কথাখিনি প্ৰযোজ্য হয়। কিন্তু দুটা বেলেগ বেলেগ পৰ্য্যায়ৰ মৌলই গঠন কৰা অণুৰ ক্ষেত্ৰত এটা পৰমাণু $1s$ ৰ সৈতে আনটো পৰমাণুৰ $2s$ বা আন অৰবিটেলৰ সৈতে মিলন হ'ব পাৰে।
2. দ্বিপাৰমাণৱিক অণুত থকা নিউক্লিয়াছ দুটাক লৈ কল্পনা কৰা ৰেখাডালেই হ'ল অণুটোৰ আণৱিক অক্ষ (molecular axis)। সাধাৰণতে z -অক্ষৰ দিশত আণৱিক অক্ষ বিবেচনা কৰা হয়। এই আণৱিক অক্ষ সাপেক্ষে একে সমমিতিৰ (symmetry) অৰবিটেলৰ মাজতহে মিলন হ'ব পাৰে। দুটা অৰবিটেলৰ মাজৰ শক্তিৰ পাৰ্থক্য অতি কম হ'লেও মিলন নহ'ব পাৰে যদিহে দুয়োটাৰ সমমিতি একে নহয়। যেনে, এটা পৰমাণুৰ $2p_z$ অৰবিটেলৰ সৈতে আন এটা পৰমাণুৰ $2p_x$ অৰবিটেলৰ মিলন হ'ব পাৰে। কাৰণ আণৱিক অক্ষ

সাপেক্ষে সিহঁতৰ সমমিতি একে। কিন্তু এটা পৰমাণুৰ $2p_z$ ৰ সৈতে আনটোৰ $2p_x$ বা $2p_y$ ৰ মিলন নহয়, কাৰণ সিহঁতৰ সমমিতি বিভিন্ন।

3. সংযোগী পাৰমাণৱিক অৰবিটেলবোৰৰ মাজত অভিলেপন সৰ্বোচ্চ হ'ব লাগিব। অভিলেপনৰ পৰিমাণ যিমানেই বেছি হ'ব, নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব সিমানেই বেছি হ'ব।

4.7.3 আণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ প্ৰকাৰ (Types of Molecular Orbitals)

দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলসমূহক ছিগমা (σ), পাই (π), ডেল্টা (δ) আদিৰে বুজোৱা হয়। আণৱিক অৰবিটেলটো আণৱিক অক্ষ সাপেক্ষে সমমিত (অৰ্থাৎ আণৱিক অক্ষ সাপেক্ষে ঘূৰাই দিলে কোনো পৰিৱৰ্তন নহয়) হ'লে তাক ছিগমা (σ) আণৱিক অৰবিটেল বোলা হয়। উদাহৰণ স্বৰূপে, দুটা পৰমাণুৰ দুটা $1s$ অৰবিটেলৰ মিলনৰ ফলত দুটা আণৱিক অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হোৱা কথাটো আমি ইতিমধ্যে পাইছো। এই দুয়োটা আণৱিক অৰবিটেল আণৱিক অক্ষ সাপেক্ষে সমমিত। গতিকে আণৱিক অৰবিটেল দুটাক σ আণৱিক অৰবিটেল কোৱা হ'ব। ইয়াৰে এটা আণৱিক অৰবিটেল $\sigma 1s$ আৰু আনটো $\sigma^* 1s$ হ'ব (চিত্ৰ 4.20(a))। একেদৰে দুটা পৰমাণুৰ দুটা $2p_z$ অৰবিটেলৰ বৈখিক মিলন ঘটিলেও (z -অক্ষৰ দিশত আণৱিক অক্ষ বা আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষ বিবেচনা কৰিলে) দুটা ছিগমা অৰবিটেল পোৱা যাব। এই দুটা হ'ল $\sigma 2p_z$ আৰু $\sigma^* 2p_z$ (চিত্ৰ 4.20(b))।

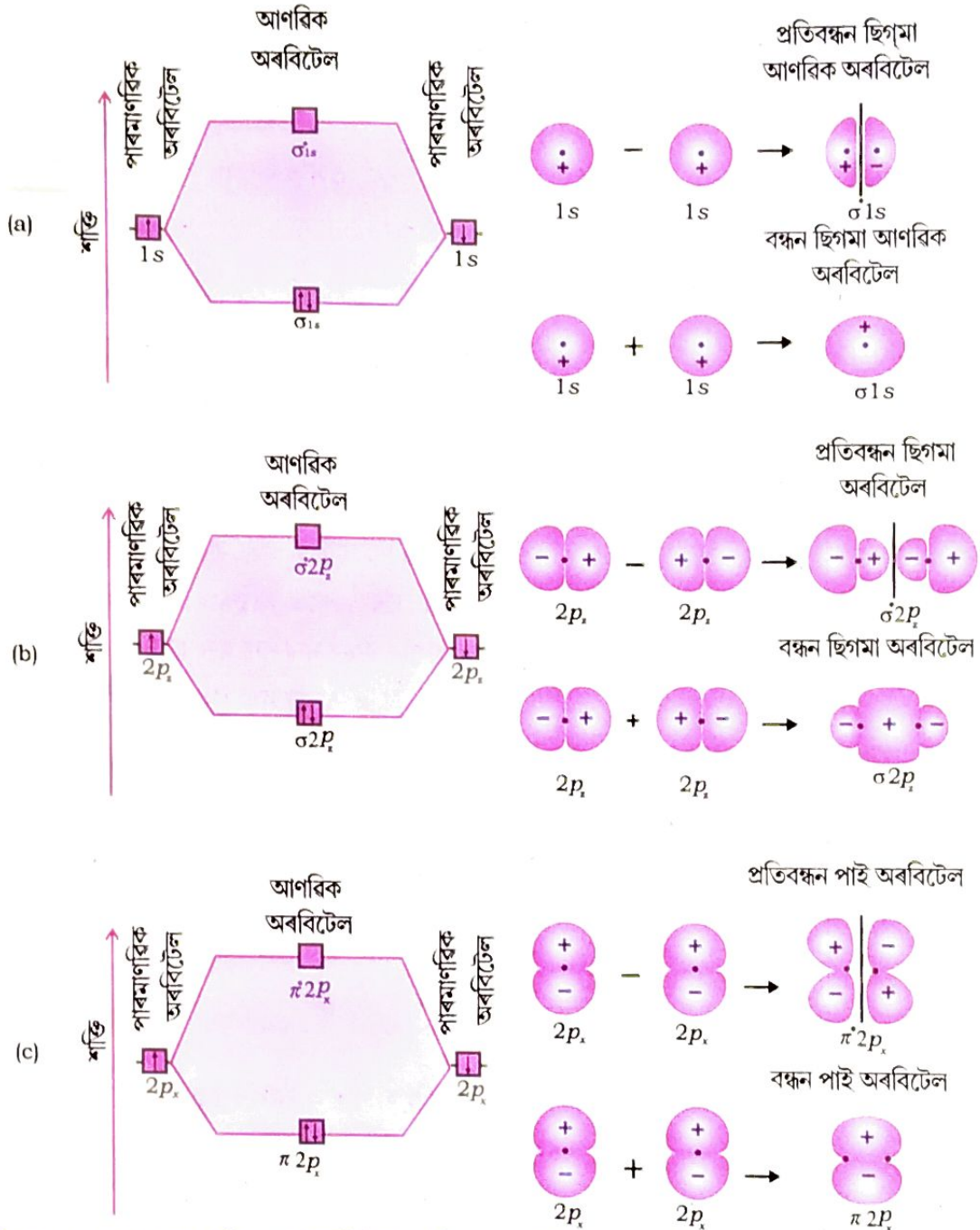
পাই (π) আণৱিক অৰবিটেলসমূহ আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষ সাপেক্ষে সমমিত নহয়। কিয়নো নিউক্লিয়াছকেইটা থকা সমতলখনৰ ওপৰ আৰু তলফালে π -আণৱিক অৰবিটেলৰ ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক অংশ থাকে [চিত্ৰ 4.21 (c)]। দুটা পৰমাণুৰ দুটা $2p_x$ অৰবিটেলৰ বৈখিক

মিলনৰ ফলত দুটা π -আণৱিক অৰবিটেলৰ ($\pi 2p_x$ আৰু $\pi^* 2p_x$) সৃষ্টি হয়। একেদৰে দুটা $2p_y$ অৰবিটেলৰ পৰাও দুটা π -আণৱিক অৰবিটেল ($\pi 2p_y$ আৰু $\pi^* 2p_y$) পোৱা যায়। ইয়াৰে $\pi 2p_x$ আৰু $\pi 2p_y$ হ'ল বন্ধন আণৱিক অৰবিটেল, আনহাতে $\pi^* 2p_x$ আৰু $\pi^* 2p_y$ হ'ল প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেল। π -বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ ক্ষেত্ৰত আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষৰ ওপৰ আৰু তলফালে ইলেকট্ৰন থাকে। আনহাতে σ^* আৰু π^* আণৱিক অৰবিটেলৰ ক্ষেত্ৰত নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত ন'ড (node, অৰ্থাৎ ইলেকট্ৰন থকাৰ সম্ভাৱনা শূন্য) থাকে।

4.7.4 আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি স্তৰ চিত্ৰ (Energy Level Diagram for Molecular Orbitals)

ইতিমধ্যে উল্লেখ কৰা হৈছে দুটা পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেল দুটাৰ মিলনৰ ফলত দুটা আণৱিক অৰবিটেল $\sigma 1s$ আৰু $\sigma^* 1s$ উৎপন্ন হয়। একেদৰে, দুটা পৰমাণুৰ $2s$ আৰু $2p$ অৰবিটেল (মুঠ আঠটা অৰবিটেল) মিলিত হৈ আঠটা আণৱিক অৰবিটেলৰ সৃষ্টি হয়। সেইবোৰ হ'ল—
প্ৰতিবন্ধন MO : $\sigma^* 2s$ $\sigma^* 2p_z$ $\pi^* 2p_x$ $\pi^* 2p_y$
বন্ধন MO : $\sigma 2s$ $\sigma 2p_z$ $\pi 2p_x$ $\pi 2p_y$

তোমালোকে জানিব পাৰিছাই যে আণৱিক অৰবিটেলবোৰৰ (MO) শক্তি বেলেগ বেলেগ। পৰ্যাবৃত্ত তালিকাত থকা দ্বিতীয় পৰ্যায়ৰ মৌলবোৰে গঠন কৰা সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুবোৰৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি পৰীক্ষাৰদ্বাৰা নিৰ্ণয় কৰা হৈছে। সেয়া বৰ্ণালী বীক্ষণ (spectroscopy) পদ্ধতিৰে সম্ভৱ হৈছে। দেখা গৈছে যে O_2 আৰু F_2 অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলবোৰৰ শক্তি নিম্নোক্ত ক্ৰমত বাঢ়ে—



চিত্ৰ 4.20 বন্ধন আৰু প্ৰতিবন্ধন অৱবিটেলৰ শক্তি আৰু সীমাৰেখা। যোজিত হোৱা পাৰমাণৱিক অৱবিটেলসমূহ হ'ল—
(a) 1s অৱবিটেল; (b) 2p_z অৱবিটেল আৰু (c) 2p_x অৱবিটেল।

$$\sigma_{1s} < \sigma^*_{1s} < \sigma_{2s} < \sigma^*_{2s} < \sigma_{2p_z} < (\pi_{2p_x} = \pi_{2p_y}) < (\pi^*_{2p_x} = \pi^*_{2p_y}) < \sigma^*_{2p_z}$$

কিন্তু আণৱিক অৱবিটেলৰ শক্তিৰ এই ক্ৰম দ্বিতীয় পৰ্যায়ৰ বাকী মৌলকেইটাৰ অণুৰ (Li₂, Be₂, B₂, C₂ আৰু N₂) ক্ষেত্ৰত প্ৰযোজ্য নহয়। পৰীক্ষা কৰি দেখা

গৈছে যে B₂, C₂, N₂ আদি অণুৰ আণৱিক অৱবিটেলৰ শক্তিৰ ক্ৰম হ'ল -

$$\sigma_{1s} < \sigma^*_{1s} < \sigma_{2s} < \sigma^*_{2s} < (\pi_{2p_x} = \pi_{2p_y}) < \sigma_{2p_z} < (\pi^*_{2p_x} = \pi^*_{2p_y}) < \sigma^*_{2p_z}$$

এই ক্ৰমৰ উল্লেখযোগ্য বৈশিষ্ট্য হ'ল যে, σ_{2p_z} আণৱিক

অৰবিটেলৰ শক্তি $\pi 2p_x$ আৰু $\pi 2p_y$ আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তিতকৈ বেছি।

4.7.5 ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস আৰু আণৱিক আচৰণ (Electronic Configuration and Molecular Behaviour)

পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস ইতিমধ্যে পাই আহিছা। পৰমাণু এটাত $1s, 2s, 2p$ আদি বিভিন্ন পাৰমাণৱিক অৰবিটেল (AO) থাকে। এই পাৰমাণৱিক অৰবিটেল-বোৰত ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণেই হ'ল পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস। একেদৰে অণু এটাত থকা বিভিন্ন আণৱিক অৰবিটেলত (MO) ইলেকট্ৰনৰ বিতৰণেই হ'ল অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস। অণু এটাৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসৰপৰা অণুটো সম্বন্ধে বহুতো গুৰুত্বপূৰ্ণ তথ্য লাভ কৰিব পাৰি। এই বিষয়ে তলত আলোচনা কৰা হ'ল।

অণুৰ সুস্থিৰতা (Stability of molecules)

ধৰা, এটা অণুৰ বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত মুঠতে N_b টা আৰু প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত মুঠতে N_a টা ইলেকট্ৰন আছে। তেনে ক্ষেত্ৰত

- N_b ৰ মান N_a তকৈ বেছি হ'লে অণুটো সুস্থিৰ হ'ব।
- N_b ৰ মান N_a তকৈ কম হ'লে অণুটো দুঃস্থিত (unstable) হ'ব।

(i) নং অৱস্থাত বেছি সংখ্যক বন্ধন অৰবিটেল ইলেকট্ৰনৰ দ্বাৰা পূৰ্ণ হয় বাবে বন্ধন প্ৰভাৱ (bonding influence) বেছি হয়। ফলত সুস্থিৰ অণু গঠন হয়। আনহাতে (ii) নং অৱস্থাত প্ৰতিবন্ধন প্ৰভাৱ বেছি হয় বাবে অণুটো দুঃস্থিত হয়।

বান্ধনি মাত্ৰা (Bond order)

অণু এটাৰ বন্ধন অৰবিটেলত থকা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা (N_b) আৰু প্ৰতিবন্ধন অৰবিটেলত থকা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যাৰ (N_a) পাৰ্থক্যৰ আধাকে অণুটোৰ বান্ধনি মাত্ৰা

(Bond Order, b.o) বোলা হয়, অৰ্থাৎ

$$\text{বান্ধনি মাত্ৰা (b.o)} = \frac{1}{2} (N_b - N_a)$$

বান্ধনি মাত্ৰাৰপৰা তলত উল্লেখ কৰা তথ্যখিনি পাব পাৰোঁ-

অণুৰ সুস্থিৰতা (Stability of molecules)

তোমালোকে জানা যে বন্ধন অৰবিটেলত থকা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা (N_b) প্ৰতিবন্ধন অৰবিটেলত থকা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যাতকৈ (N_a) বেছি হ'লে অণুটো সুস্থিৰ হয়। বান্ধনি ক্ৰম সাপেক্ষে কথাখিনি আমি এনেদৰে বিবেচনা কৰিব পাৰোঁ। $N_b > N_a$ হ'লে বান্ধনি ক্ৰমৰ মান ধনাত্মক হ'ব আৰু অণুটো সুস্থিৰ হ'ব। আনহাতে $N_b = N_a$ হ'লে বান্ধনি ক্ৰমৰ মান শূন্য হ'ব আৰু অণুটো দুঃস্থিত হ'ব। আকৌ $N_b < N_a$ হ'লেও (বান্ধনি ক্ৰম ঋণাত্মক) অণুটো দুঃস্থিত হ'ব।

বান্ধনিৰ প্ৰকৃতি (Nature of the bond)

অণুটোৰ বান্ধনি মাত্ৰা 1, 2 বা 3 হ'লে সংশ্লিষ্ট পৰমাণু দুটাৰ মাজত ক্ৰমে একবান্ধনি, দ্বিবান্ধনি বা ত্ৰিবান্ধনি থকা বুজাব।

বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য (Bond length)

বান্ধনি মাত্ৰা হ'ল বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ জোখ। বান্ধনি মাত্ৰাৰ মান বেছি হ'লে বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য কম হয়। ওলোটাকৈ, বান্ধনি মাত্ৰাৰ মান কম হ'লে বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য বেছি হ'ব।

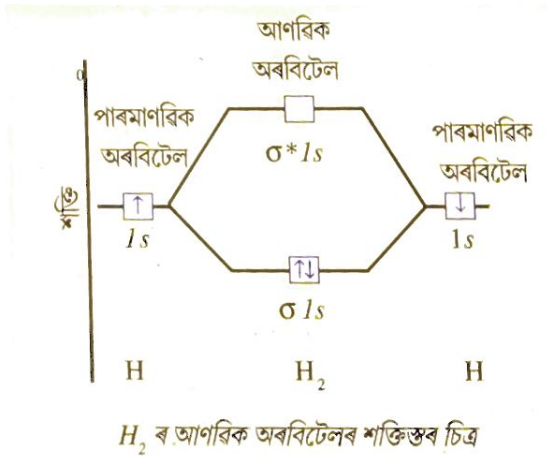
চুম্বকীয় ধৰ্ম (Magnetic nature)

কোনো অণুত এক বা একাধিক আণৱিক অৰবিটেলত যদি অযুগ্ম ইলেকট্ৰন থাকে, তেনেহ'লে অণুটো অণুচুম্বকীয় (paramagnetic) হয়। আনহাতে যদি আটাইবোৰ ইলেকট্ৰন যুগ্ম অৱস্থাত থাকে তেতিয়া হ'লে অণুটো অপচুম্বকীয় (diamagnetic, অৰ্থাৎ চুম্বকৰদ্বাৰা বিকৰ্ষিত) হয়।

4.8 কিছুমান সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ গঠন (BONDING IN SOME HOMO-NUCLEAR DIATOMIC MOLECULES)

এতিয়া আমি কিছুমান সমনিউক্লীয় দ্বিপাৰমাণৱিক অণুৰ গঠন সম্বন্ধে আলোচনা কৰিম।

1. হাইড্ৰ'জেন অণু (H_2) : হাইড্ৰ'জেন অণু দুটা পৰমাণুৰ দ্বাৰা গঠিত হয়। প্রতিটো H পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলত এটাকৈ ইলেকট্ৰন থাকে (ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস $1s^1$)। গতিকে H_2 অণুত দুটা ইলেকট্ৰন আছে আৰু এই ইলেকট্ৰন দুটা $\sigma 1s$ আণৱিক অৰবিটেলত থাকিব। সেয়ে H_2 অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $(\sigma 1s)^2$ ।

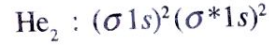


$$\begin{aligned} \text{হাইড্ৰ'জেন অণুৰ বান্ধনি মাত্ৰা} &= \frac{1}{2}(N_b - N_a) \\ &= \frac{1}{2}(2 - 0) = 1 \end{aligned}$$

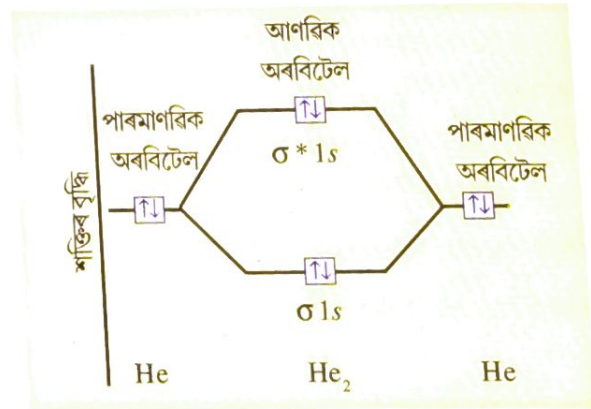
ইয়াৰ অৰ্থ হ'ল H-পৰমাণু দুটা একবান্ধনিৰদ্বাৰা যুক্ত হৈ আছে। গতিকে সুস্থিৰ H_2 অণু গঠন হয়। হাইড্ৰ'জেন অণুৰ বান্ধনি বিয়োজন শক্তি 438 kJ mol^{-1} আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য 74 pm । যিহেতু H_2 অণুত কোনো অযুগ্ম ইলেকট্ৰন নাই, সেয়ে H_2 অণুটো অপচুম্বকীয় (diamagnetic)।

2. হিলিয়াম অণু : হিলিয়াম পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস $1s^2$ । প্রতিটো He পৰমাণুত দুটাকৈ

ইলেকট্ৰন থাকে বাবে He_2 ত 4টা ইলেকট্ৰন আছে। এই ইলেকট্ৰন চাৰিটা $\sigma 1s$ আৰু $\sigma^* 1s$ আণৱিক অৰবিটেল দুটাত থাকিব। অৰ্থাৎ He_2 ৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস তলত দিয়া ধৰণে লিখিব পাৰো-



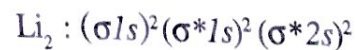
$$\begin{aligned} \text{বান্ধনি মাত্ৰা (b.o)} &= \frac{1}{2}(N_b - N_a) \\ &= \frac{1}{2}(2 - 2) = 0 \end{aligned}$$



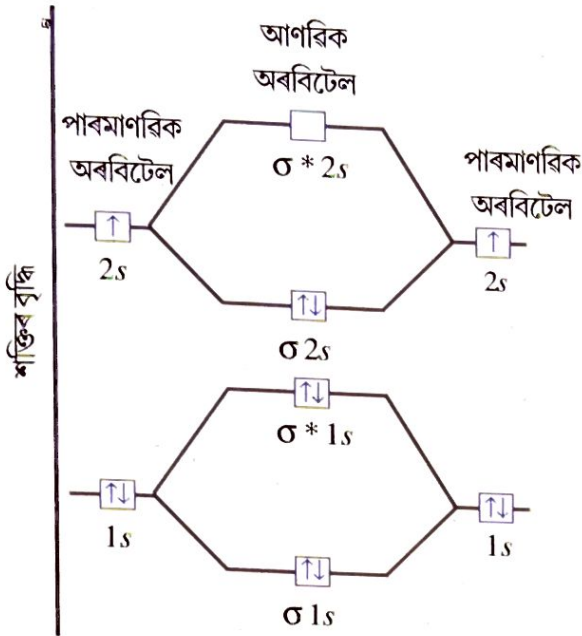
অৰ্থাৎ He পৰমাণু দুটাৰ মাজত কোনো বান্ধনি নাই। গতিকে He_2 অণুটো দুঃস্থিত আৰু ইয়াৰ কোনো অস্তিত্ব নাই।

একেদৰে দেখুৱাব পাৰি যে Be_2 অণুৰ (8টা ইলেকট্ৰন) ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ হ'ব। ইয়াৰো বান্ধনি মাত্ৰা শূন্য হ'ব। Be_2 অণুৰো কোনো অস্তিত্ব নাই।

3. লিথিয়াম (Li_2) অণু : লিথিয়াম পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^1$ । Li_2 অণুত 6 টা ইলেকট্ৰন আছে। সেয়ে Li_2 অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ব

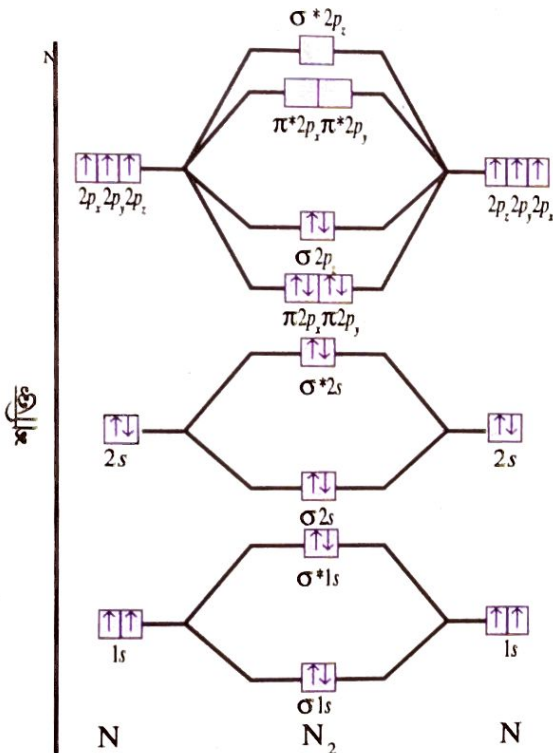


Li_2 ৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসত থকা $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$



Li₂ অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তিস্তৰ চিত্ৰ

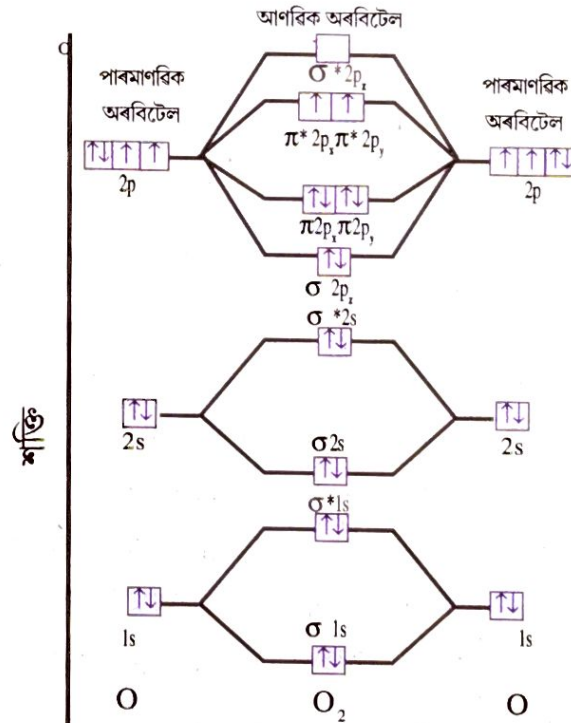
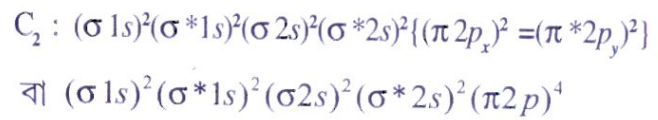
অংশক KK বুলিও লিখা হয়। গতিকে, ওপৰৰ বিন্যাসটো তলত দিয়া ধৰণে প্ৰকাশ কৰিব পাৰি-



N₂ অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি স্তৰ চিত্ৰ

Li₂ অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসৰপৰা এইটো দেখা যায় যে বন্ধন অৰবিটেলবোৰত মুঠতে 4টা ইলেকট্ৰন আৰু প্ৰতিবন্ধন অৰবিটেলত 2টা ইলেকট্ৰন আছে। গতিকে, ইয়াৰ বান্ধনি মাত্ৰা = $\frac{1}{2} (4 - 2) = 1$; অৰ্থাৎ Li₂ অণুটো সুস্থিৰ; Li-পৰমাণু দুটা একবান্ধনিৰে যুক্ত হৈ থাকে। যিহেতু অণুটোত কোনো অযুগ্ম ইলেকট্ৰন নাই, সেয়ে Li₂ অণু অপচুম্বকীয়। প্ৰকৃততে অপচুম্বকীয় Li₂ অণু বাষ্পীয় অৱস্থাত পোৱা যায়।

4. কাৰ্বন অণু (C₂) : কাৰ্বন পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল 1s² 2s² 2p²। C₂ অণুত 12 টা ইলেকট্ৰন আছে। গতিকে C₂ অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল-



O₂ অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি স্তৰ চিত্ৰ

বা, $KK(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2\{(\pi 2p_x)^2=(\pi^* 2p_y)^2\}$

বা, $KK(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p)^4$

C_2 অণুৰ বান্ধনি মাত্ৰা হ'ল $\frac{1}{2}(8-4)=2$ । যিহেতু অণুটোত কোনো অযুগ্ম ইলেকট্ৰন নাই সেয়ে C_2 অণু অপচুম্বকীয়। প্রকৃততে অপচুম্বকীয় C_2 অণু-গেছীয় অৱস্থাত পোৱা যায়। উল্লেখযোগ্য যে C_2 অণুত থকা দ্বিবান্ধনিৰ দুয়োটা বান্ধনিয়েই পাই (π) বান্ধনি, কাৰণ অণুটোৰ চাৰিটা ইলেকট্ৰন দুটা পাই (π) অৰবিটেলত আছে। সাধাৰণতে অণু এটাত দ্বিবান্ধনি থাকিলে তাৰে এডাল ছিগমা বান্ধনি আৰু এডাল পাই বান্ধনি হয়। আন অণুৰ সৈতে C_2 অণুৰ পাৰ্থক্য এইখিনিতেই।

5. নাইট্ৰ'জেন অণু (N_2) : নাইট্ৰ'জেন পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^2 2p^3$; নাইট্ৰ'জেন অণুৰ (N_2) ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস তলত দিয়া ধৰণে লিখিব পাৰি—

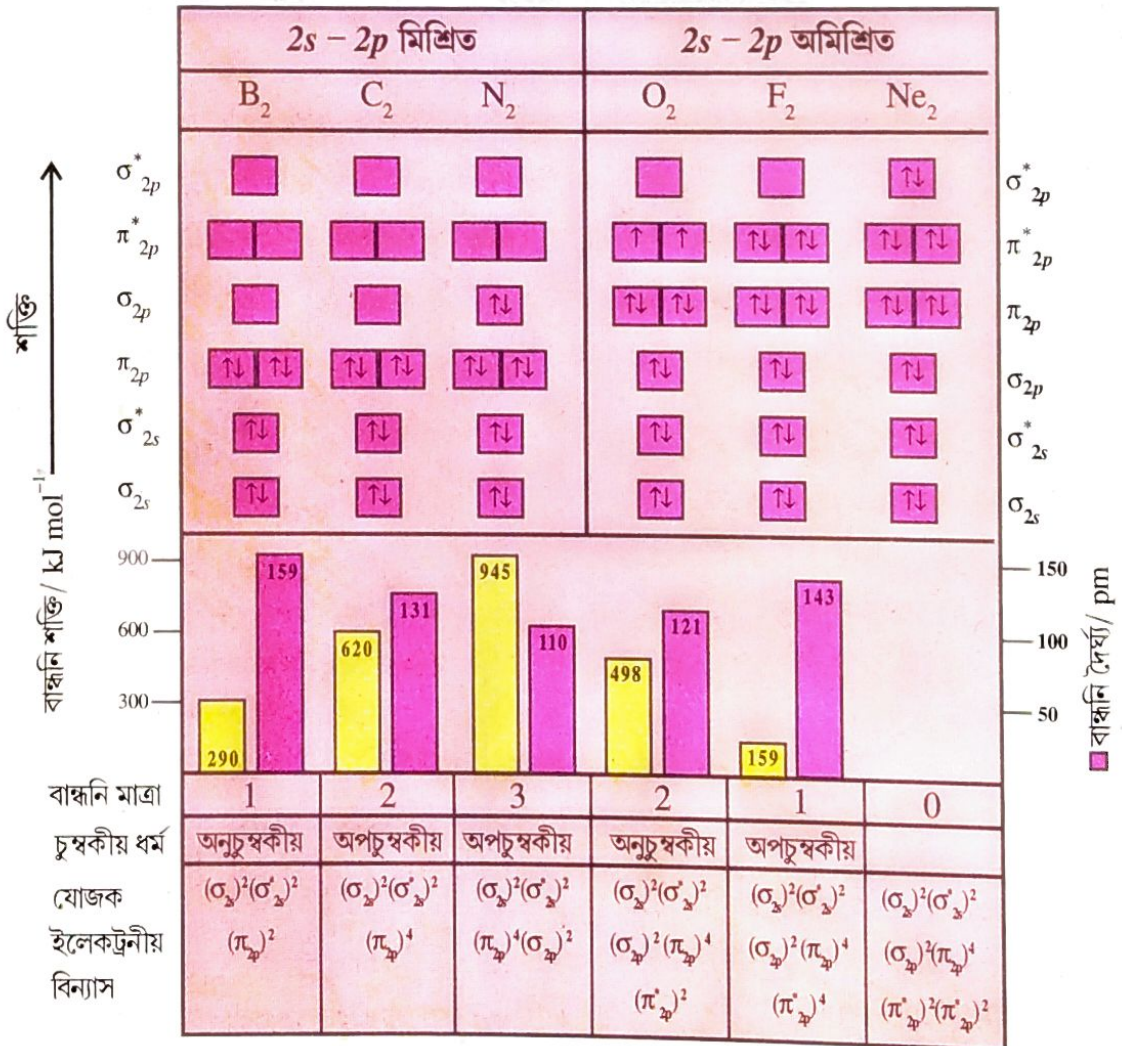
$$N_2 : (\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2\{(\pi 2p_x)^2 = (\pi^* 2p_y)^2\}(\sigma 2p_z)^2$$

বা, $KK(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2\{(\pi 2p_x)^2=(\pi^* 2p_y)^2\}(\sigma 2p_z)^2$

বা, $KK(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p)^4(\sigma 2p)^2$

$$N_2\text{-ৰ বান্ধনি ক্ৰম} = \frac{1}{2} [N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2} [10 - 4] = 3$$



চিত্ৰ 4.21 B ৰ পৰা N_2 অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস আৰু ইহঁতৰ ধৰ্মসমূহ।

ইয়াৰ অৰ্থ হ'ল নাইট্ৰ'জেন পৰমাণু দুটাৰ মাজত ত্ৰিবান্ধনি ($N \equiv N$) আছে।

6. অক্সিজেন অণু (O_2): অক্সিজেন পৰমাণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল $1s^2 2s^2 2p^4$ । প্ৰতিটো পৰমাণুৰ আঠোটাকৈ ইলেকট্ৰন আছে। গতিকে O_2 অণুত 16টা ইলেকট্ৰন থাকিব। সেয়ে O_2 অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস হ'ল-

$$O_2 : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 \{(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\} \{(\pi^* 2p_x)^1 = (\pi^* 2p_y)^1\}$$

$$\text{বা, } O_2 : KK (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 \{(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\} \{(\pi^* 2p_x)^1 = (\pi^* 2p_y)^1\}$$

ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাসৰ পৰা স্পষ্ট হয় যে O_2 অণুৰ বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত 10 টা আৰু প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত 6টা ইলেকট্ৰন আছে। গতিকে O_2 ৰ বান্ধনি মাত্ৰা $= \frac{1}{2} (10 - 6) = 2$

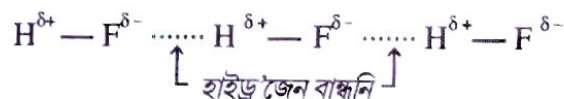
অৰ্থাৎ O_2 অণুত পৰমাণু দুটা দ্বিবান্ধনিৰদ্বাৰা আবদ্ধ হৈ থাকে। তদুপৰি O_2 অণুৰ $\pi^* 2p_x$ আৰু $\pi^* 2p_y$ প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত দুটা অযুগ্ম ইলেকট্ৰন থাকে। গতিকে, O_2 অণুটো অণুচুম্বকীয় (Paramagnetic)। পৰীক্ষাৰদ্বাৰা এইটো প্ৰমাণিত হৈছে।

একেদৰে পৰ্য্যাবৃত্ত তালিকাৰ দ্বিতীয় পৰ্য্যয়ৰ অন্যান্য অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ বিন্যাস লিখিব পাৰি। চিত্ৰ 4.22 ত B_2 , C_2 , O_2 , F_2 আৰু N_2 অণুৰ আণৱিক অৰবিটেলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস, শক্তিস্তৰ চিত্ৰ, বান্ধনি শক্তি আৰু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য তালিকা হিচাপে দেখুওৱা হৈছে।

4.9 হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (HYDROGEN BOND)

হাইড্ৰ'জেন পৰমাণু এটাই একে সময়তে দুটা তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুৰ সৈতে যোজিত হৈ থাকিব পাৰে। তেতিয়া হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি পোৱা যায়। উদাহৰণ স্বৰূপে নাইট্ৰ'জেন, অক্সিজেন আৰু ফ্ল'ৰিনৰ কথা বিবেচনা কৰিব পাৰোঁ। এই মৌলকেইটা তীব্ৰ

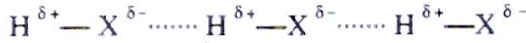
বিদ্যুৎঋণাত্মক; ইহঁতৰ পৰমাণুৰ আকাৰো অতি সৰু। ইহঁতৰ প্ৰতিটোৰ পৰমাণুৰে H-পৰমাণুটোৰ সৈতে সহযোজী বান্ধনিৰে যুক্ত হৈ অণু (NH_3 , H_2O , HF) গঠন কৰে। কিন্তু মৌলকেইটা তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক হোৱা বাবে বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন (bond pair electron) হাইড্ৰ'জেনৰপৰা আঁতৰি তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুটোৰ ওচৰ চাপে। ফলস্বৰূপে বান্ধনিত থকা H-পৰমাণুটোৱে আংশিকভাবে ধনাত্মক আধান ($H^{\delta+}$) আৰু বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুটোৱে আংশিকভাবে ঋণাত্মক আধান (δ^-) লাভ কৰে। তেতিয়া এটা অণুৰ ধনাত্মক অংশ ($H^{\delta+}$) আৰু আন এটা অণুৰ ঋণাত্মক অংশৰ মাজত বান্ধনিৰ (অৰ্থাৎ আকৰ্ষণী বল) সৃষ্টি হ'ব পাৰে। এই বান্ধনিয়েই হ'ল হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি; যেনে, HF অণুত তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক মৌল F ৰ আংশিকভাবে ঋণাত্মক আধান ($F^{\delta-}$) আৰু হাইড্ৰ'জেনৰ আংশিক ধনাত্মক আধান ($H^{\delta+}$) থাকে। গতিকে HF ত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি থাকিব। এই বান্ধনিক বিন্দু ৰেখাৰে (dotted line,) বুজোৱা হয়।



গতিকে যি আকৰ্ষণী বলে এটা অণুত থকা হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুক আন এটা অণুত থকা বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণু (F, O বা N) এটাৰ সৈতে যোজিত কৰি ৰাখে সেই আকৰ্ষণী বলকেই হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি বোলা হয়। আয়নীয় বা সহযোজী বান্ধনিতকৈ হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি যথেষ্ট দুৰ্বল। আমি সাধাৰণতে F, O আৰু N ৰ সৈতে গঠন হোৱা হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ কথা আলোচনা কৰোঁ। কিন্তু Cl, S আৰু P ৰ সৈতেও হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি গঠন হ'ব পাৰে। F, O আৰু N তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক, ইহঁতৰ আকাৰো সৰু। আনহাতে Cl, S আৰু P বিদ্যুৎঋণাত্মক হ'লেও ইহঁত আকাৰত ডাঙৰ। সেই বাবে F, O বা N ৰ সৈতে গঠিত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি Cl, S বা P ৰ সৈতে গঠিত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিতকৈ শক্তিশালী হয়।

4.9.1 হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি গঠনৰ কাৰণ (Cause of Formation of Hydrogen Bond)

ইতিমধ্যে উল্লেখ কৰা হৈছে যে হাইড্ৰ'জেনে তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক মৌলৰ (ধৰা, X) সৈতে বান্ধনি গঠন কৰিলে বান্ধনিৰ ইলেকট্ৰন দুটা তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুটোৰ (X) ফালে স্থানান্তৰিত হয়। ইয়াৰ ফলত X পৰমাণুটোত আংশিক ঋণাত্মক আধান (δ^-) আৰু -H পৰমাণুটোত আংশিক ধনাত্মক আধানৰ (δ^+) সৃষ্টি হয়। ফলত অণুটো ধ্ৰুৱীয় হৈ পৰে। ইয়াৰে H মূৰটো ধনাত্মক আৰু X মূৰটো ঋণাত্মক। ফলত এটা অণুৰ হাইড্ৰ'জেন অংশ আৰু আন এটা অণুৰ ঋণাত্মক অংশই পৰস্পৰে স্থিতি বৈদ্যুতিক বলৰদ্বাৰা আকৰ্ষিত হয়।



এই আকৰ্ষণী বলেই হ'ল হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (H-bond)। হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ তীব্ৰতা যৌগৰ ভৌতিক অৱস্থাৰ ওপৰতো নিৰ্ভৰ কৰে। একেটা যৌগৰ ক্ষেত্ৰত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ তীব্ৰতা কঠিন অৱস্থাত সৰ্বোচ্চ আৰু গেছীয় অৱস্থাত সৰ্বনিম্ন হয়। গতিকে যৌগৰ গঠন আৰু ধৰ্মৰ ওপৰত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিয়ে যথেষ্ট প্ৰভাৱ পেলায়। হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি গঠন হোৱাৰ ফলত যৌগৰ গলনাংক আৰু উত্তলাংক বৃদ্ধি পায়, উদ্বায়িতা (volatility) হ্রাস পায়। হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰদ্বাৰা যৌগৰ দ্ৰৱ্যতা, আম্লিক বা ক্ষাৰকীয় ধৰ্ম প্ৰভাৱান্বিত হয়।

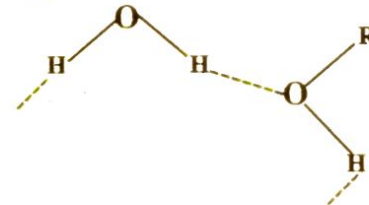
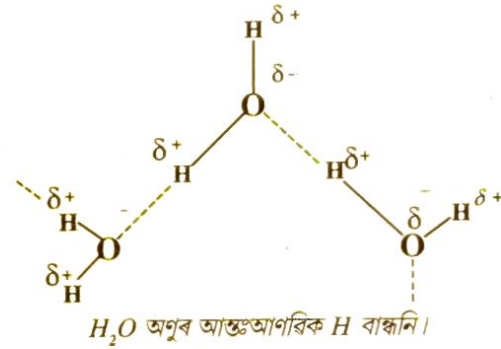
4.9.2 হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ প্ৰকাৰ (Types of Hydrogen Bond)

হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি দুই প্ৰকাৰৰ-

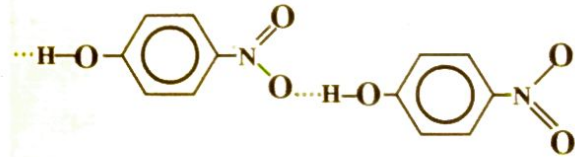
- আন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (Intermolecular hydrogen bond)
 - অন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (Intramolecular hydrogen bond)
- (i) আন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি : একেটা পদাৰ্থৰ বিভিন্ন অণুৰ মাজত নাইবা বিভিন্ন পদাৰ্থৰ অণুৰ মাজত এই হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি গঠিত হয়। যেনে, HF, এলকহল, পানী, এমনিয়া আদিৰ অণুৰ ক্ষেত্ৰত

আন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি দেখা যায়।

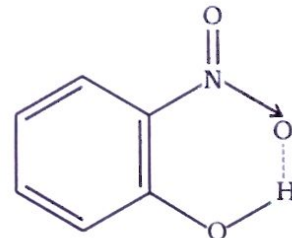
- (2) অন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি : একেটা অণুত থকা হাইড্ৰ'জেন পৰমাণুৰ আৰু আন তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুৰ (F, N, O) মাজত এই ধৰণৰ হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি গঠিত হ'ব পাৰে। যেনে, *o*-নাইট্ৰ'ফিনল (2-নাইট্ৰ'ফিনল), *o*-নাইট্ৰ'বেজয়িক এছিড (2-নাইট্ৰ'বৈজয়িক এছিড) আদি অণুত অন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি দেখা যায়।



পানী আৰু এলক'ইলৰ মাজত আন্তঃআণৱিক H বান্ধনি।



p- নাইট্ৰ'ফিনলৰ মাজত আন্তঃআণৱিক H বান্ধনি।



o-নাইট্ৰ'ফিনলত অন্তঃ আণৱিক H- বান্ধনি

সাৰাংশ

বাসায়নিকভাবে সুস্থিৰ হ'বলৈ বিভিন্ন মৌলই নিজ নিজ যোজক খোলত সিহঁতৰ নিকটতম সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ দৰে ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস লাভ কৰিবলৈ চেষ্টা কৰে। বিজ্ঞানী ক'ছেলে ধাৰণা কৰে যে সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ বিন্যাস লাভ কৰিবলৈ বিদ্যুৎধনাত্মক মৌলৰ পৰমাণুৱে ইলেকট্ৰন ত্যাগ কৰি ঋণাত্মক আয়ন আৰু বিদ্যুৎঋণাত্মক মৌলৰ পৰমাণুৱে ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ কৰি ঋণাত্মক আয়ন গঠন কৰে। এই আয়নবোৰে স্থিতিবৈদ্যুতিক বলৰদ্বাৰা আকৰ্ষিত হৈ আয়নীয় যৌগ গঠন কৰে।

দুটা পৰমাণু মাজত ইলেকট্ৰন ভাগ কৰি সহযোজী বান্ধনি গঠন কৰাৰ ধাৰণা বিজ্ঞানী লিৰিছে উদ্ভাৱন কৰে। নিকটতম সম্ভ্ৰান্ত গেছৰ দৰে সুস্থিৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস লাভ কৰিবলৈ যুগ্ম আৰু পৰমাণুৱে ইলেকট্ৰনৰ ভাগ-বতৰা সহযোজী বান্ধনিৰ সৃষ্টি কৰে। লিৰিছৰ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্নৰ পৰমাণু এটাত থকা যোজ্যতা ইলেকট্ৰনৰ সংখ্যা নিৰ্দেশ কৰিব পাৰি। এই একে চিহ্নৰে কিছুমান অণুৰ গঠনো দেখুৱাব পাৰি।

আয়নীয় যৌগ এটাত ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক আয়নবোৰে ত্ৰিমাত্ৰিক ক্ষেত্ৰত এক নিৰ্দিষ্ট ক্ৰমত সজ্জিত হয়। ইয়াকে ক্ৰিষ্টেল লেটিছ বোলা হয়। ক্ৰিষ্টেলীয় যৌগত ধনাত্মক আৰু ঋণাত্মক আয়নৰ আদানৰ মাজত সাম্য প্রতিষ্ঠিত হয়। লেটিছ গঠন এনথালপিৰ বাবে ক্ৰিষ্টেল লেটিছ সুস্থিৰ হয়। দুটা পৰমাণুৱে এযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি উৎপন্ন কৰা সহযোজী বান্ধনিক একবান্ধনি, দুযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি উৎপন্ন কৰা বান্ধনিক দ্বিবান্ধনি আৰু তিনিযোৰ ইলেকট্ৰন ভাগ-বতৰা কৰি উৎপন্ন কৰা বান্ধনিক ত্ৰিবান্ধনি বোলা হয়। বন্ধনত আবদ্ধ কোনো পৰমাণুত অতিৰিক্ত ইলেকট্ৰনযুগ্ম অনাবদ্ধ হিচাপে থাকিব পাৰে। এনে অনাবদ্ধ ইলেকট্ৰনযোৰক একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম বোলা হয়। লিৰিছৰ ইলেকট্ৰন ফুট চিহ্নৰ সহায়ত বন্ধনত আবদ্ধ ইলেকট্ৰনযুগ্ম আৰু একাকী ইলেকট্ৰনযুগ্ম উপস্থাপন কৰা হয়। বাসায়নিক বান্ধনিৰ উল্লেখযোগ্য প্ৰাচলবোৰ হ'ল - বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য, বান্ধনি কোণ, বান্ধনি এনথালপি, বান্ধনি মাত্ৰা, বান্ধনিৰ ধ্ৰুৱীয়তা। এই প্ৰাচলবোৰে যৌগৰ ধৰ্ম নিৰূপন কৰে।

কিছুমান অণু বা বহুপাৰমাণৱিক আয়নৰ ধৰ্ম কেৱল মাত্ৰ এটা লিৰিছৰ গঠনেৰে ব্যাখ্যা কৰিব নোৱাৰি। এনে অণু বা আয়নৰ ধৰ্ম ব্যাখ্যা কৰিবৰ বাবে একাধিক লিৰিছৰ গঠন বিবেচনা কৰিব লগা হয়। অণু বা আয়নটোৰ প্ৰকৃত গঠন এই বিভিন্ন গঠনবোৰৰ সংকৰ বুলি বিবেচনা কৰা হয়। এই বিভিন্ন গঠনবোৰক কেননিকেল গঠন আৰু অণু বা আয়নটোৰ প্ৰকৃত কাল্পনিক গঠনটোক সংস্পন্দন সংকৰ বোলা হয়।

VSEPR তত্ত্বই অণুৰ জ্যামিতিক আকৃতি ব্যাখ্যা কৰাত সহায় কৰে। এই সূত্ৰমতে, ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহ পৰস্পৰে পৰস্পৰক বিকৰ্ষণ কৰে। এই ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহ পৰমাণুৰ কেণ্ট্ৰালে এনেভাবে অৱস্থান কৰে যাতে সিহঁতৰ মাজৰ বিকৰ্ষণ নিম্নতম হয় আৰু দূৰত্ব সৰ্বোচ্চ হয়। এই আৰ্হি মতে, ইলেকট্ৰনযুগ্মসমূহৰ মাজত বিকৰ্ষণ বলৰ ক্ৰম হ'ল $lp - lp$ বিকৰ্ষণ $>$ $lp - bp$ বিকৰ্ষণ $>$ $bp - bp$ বিকৰ্ষণ।

যোজ্যতা বন্ধন তত্ত্ব মতে নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত এক সাম্য দূৰত্বত (বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ দূৰত্বত) তন্ত্ৰটোৰ স্থিতিশক্তি নিম্নতম হয় আৰু পৰমাণু দুটা ইমান ওচৰ চাপে যে সিহঁতৰ পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ

মাজত আংশিক অভিলেপন ঘটে। যেতিয়া দুটা H পৰমাণু বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যৰ দূৰত্বত থাকে তেতিয়া H পৰমাণুৰ অযুগ্ম ইলেকট্ৰন থকা $1s$ অৰবিটেল আনটো H পৰমাণুৰ $1s$ অৰবিটেলৰ অভিলেপন ঘটে। এই অৱস্থাত পৰমাণু দুটাৰ শক্তি সৰ্বনিম্ন হয় আৰু অণুটো সুস্থিৰ হয়। বান্ধনি দৈৰ্ঘ্যত থকা অৱস্থাত পৰমাণু দুটাৰ মাজত আকৰ্ষণ বলো সৰ্ব্বোচ্চ হয়। ইয়াৰ পিছতো পৰমাণু দুটা আৰু ওচৰলৈ আনিলে নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত হোৱা বিকৰ্ষণ বল আকৰ্ষণ বলতকৈ বেছি হয়। ইয়াৰ ফলত বান্ধনিডাল ভাগি যায়। অৰবিটেলৰ অভিলেপনৰ ফলত দুটা নিউক্লিয়াছৰ মাজত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব বৃদ্ধি পায়। এই ইলেকট্ৰন ঘনত্বই নিউক্লিয়াছ দুটাক ধৰি ৰাখে। অৱশ্যে কেৱল মাত্ৰ অৰবিটেলৰ ধাৰণাৰ পৰাই বান্ধনি দৈৰ্ঘ্য, বান্ধনি এনথালপি আদিৰ মান নিৰ্ণয় কৰা সম্ভৱ নহয়।

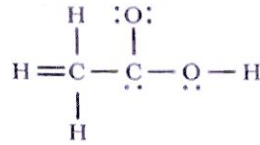
বিজ্ঞানী পাউলিঙে অৰবিটেলৰ সংকৰণ তত্ত্বৰ সহায়ত বহুপাৰমাণৱিক অণুৰ বা আয়নৰ গঠনৰ আৰু আকৃতিৰ যুক্তিপূৰ্ণ ব্যাখ্যা দাঙি ধৰে। Be, B, C, N আৰু O ৰ sp , sp^2 আৰু sp^3 সংকৰণৰ ধাৰণা ব্যৱহাৰ কৰি $BeCl_2$, BCl_3 , CH_4 , NH_3 আৰু H_2O ৰ অণুবোৰৰ গঠন আৰু জ্যামিতিক আকৃতি ব্যাখ্যা কৰা সম্ভৱ। ইয়াৰ সহায়ত C_2H_2 আৰু C_2H_4 অণুৰ বহু-বান্ধনিৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰা যায়।

আণৱিক অৰবিটেল ধাৰণা মতে দুটা পৰমাণু যথেষ্ট ওচৰা-ওচৰি হ'লে পৰমাণু দুটাৰ যোজক অৰবিটেলবোৰ মিলিত হৈ আণৱিক অৰবিটেল গঠন কৰে। এই অৱস্থাত পাৰমাণৱিক অৰবিটেল দুটাৰ অস্তিত্ব নাথাকে। উৎপন্ন হোৱা আণৱিক অৰবিটেলৰ সংখ্যা, আণৱিক অৰবিটেল গঠনত ভাগ লোৱা পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ সংখ্যাৰ সমান। বন্ধন আণৱিক অৰবিটেলত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব নিউক্লিয়াছ দুটাৰ বেছি। সেইবাবে নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত বিকৰ্ষণ কম হয় আৰু সুস্থিৰ আণৱিক অৰবিটেল গঠিত হয়। আনহাতে প্ৰতিবন্ধন অৰবিটেলত নিউক্লিয়াছ দুটাৰ মাজত ইলেকট্ৰন ঘনত্ব প্ৰায় শূন্য হয়। ইয়াৰ ফলত প্ৰতিবন্ধন আণৱিক অৰবিটেলৰ শক্তি পাৰমাণৱিক অৰবিটেলৰ মুঠ শক্তিতকৈ বেছি হয় আৰু আণৱিক অৰবিটেলটো দুঃস্থিত হয়।

আণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ শক্তিৰ বৃদ্ধিৰ ক্ৰম অনুসৰি অৰবিটেলসমূহত ইলেকট্ৰন পূৰ্ণ কৰি পোৱা সজ্জাক আণৱিক অৰবিটেলৰ ইলেকট্ৰনীয় বিন্যাস বোলা হয়। আফবাউ নীতি, পাউলিৰ নীতি আৰু হুণ্ডৰ সৰ্ব্বোচ্চ গুণিতকত্ব নীতি অনুসৰি আণৱিক অৰবিটেলসমূহ ইলেকট্ৰনেৰে পূৰ্ণ হয়।

সৰু আকাৰ আৰু তীব্ৰ বিদ্যুৎঋণাত্মকতা সম্পন্ন মৌলৰ (F, O বা N) পৰমাণুৰ সৈতে সহযোজী বান্ধনিৰে আবদ্ধ হৈ থকা অৱস্থাত H-পৰমাণুৱে আন এটা অণুৰ নাইবা সেই একেটা অণুৰ আন এটা বিদ্যুৎঋণাত্মক পৰমাণুৰ সৈতে বিদ্যুৎস্থিতীয় আকৰ্ষণ বলেৰে আবদ্ধ হৈ H বান্ধনিৰ সৃষ্টি কৰে। হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি দুই প্ৰকাৰৰ হ'ব পাৰে - আন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (একেটা পদাৰ্থ বা বিভিন্ন পদাৰ্থৰ দুই বা ততোধিক অণুৰ মাজত) আৰু অন্তঃআণৱিক হাইড্ৰ'জেন বান্ধনি (একেটা অণুতে)। বিভিন্ন যৌগৰ ভৌতিক ধৰ্ম আৰু গঠনৰ ওপৰত হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ প্ৰভাৱ যথেষ্ট।

- 4.15. যদিও CO_2 আৰু H_2O দুয়োটা ত্ৰিপাৰমাণৱিক অণু কিন্তু পানী অণুৰ আকৃতি কৌণিক আৰু CO_2 সৰলৰৈখিক। দ্বিমেক ভ্ৰামকৰ আধাৰত এইটো ব্যাখ্যা কৰা।
- 4.16. দ্বিমেক ভ্ৰামকৰ বৈশিষ্ট্য আৰু প্ৰয়োগ উল্লেখ কৰা।
- 4.17. বিদ্যুৎঋণাত্মক সংজ্ঞা দিয়া। ইলেকট্ৰন গ্ৰহণ এনথালপিৰ সৈতে ইয়াৰ পাৰ্থক্য কি?
- 4.18. উপযুক্ত উদাহৰণেৰে সৈতে ধ্ৰুৱীয় সহযোজী বান্ধনি ব্যাখ্যা কৰা।
- 4.19. LiF , K_2O , N_2 , SO_2 আৰু ClF_3 অণুবোৰৰ বান্ধনিবোৰ সিহঁতৰ আয়নীয় ধৰ্মৰ বৰ্ধিত ক্ৰমত সজোৱা।
- 4.20. তলত উল্লেখ কৰা CH_3COOH অণুৰ আন্তঃগাঠনটো শুদ্ধ। কিন্তু কিছুমান বান্ধনি ভুলকৈ দিয়া হৈছে। এছিকটিক এছিডৰ শুদ্ধ লিৰিছৰ গঠনটো লিখা।



- 4.21. চতুৰ্ফলকীয় জ্যামিতিক গঠনৰ বাহিৰে, CH_4 অণুৰ আৰু এটা সাম্ভাৱ্য জ্যামিতিক গঠন হ'ল সমতলীয় বৰ্গাকাৰ, য'ত 4টা H পৰমাণু বৰ্গটোৰ চাৰিটা চুকত আৰু C পৰমাণুটো ইয়াৰ কেন্দ্ৰত অৱস্থান কৰে। CH_4 -ৰ জ্যামিতিক গঠন সমতলীয় বৰ্গাকাৰ নহয় কিয় ব্যাখ্যা কৰা।
- 4.22. BeF_2 ৰ দ্বিমেক ভ্ৰামক শূন্য, যদিও B - F বান্ধনিবোৰ ধ্ৰুৱীয়, কাৰণ ব্যাখ্যা কৰা।
- 4.23. NH_3 আৰু NF_3 অণু দুটাৰ মাজত কোনটোৰ দ্বিমেক ভ্ৰামকৰ মান বেছি আৰু কিয়?
- 4.24. পাৰমাণৱিক অৱবিটেলসমূহৰ সংকৰণ বুলিলে কি বুজা? sp , sp^2 আৰু sp^3 সংকৰিত অৱবিটেলসমূহৰ আকৃতি আলোচনা কৰা।
- 4.25. তলৰ বিক্ৰিয়াটোত Al পৰমাণুৰ সংকৰণৰ পৰিৱৰ্তন (যদি আছে) আলোচনা কৰা।
 $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$
- 4.26. তলৰ বিক্ৰিয়াৰ ফলত B আৰু N পৰমাণু দুটাৰ সংকৰণত কিবা পৰিৱৰ্তন হৈছে নে?
 $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{F}_3\text{B} \cdot \text{NH}_3$
- 4.27. C_2H_4 আৰু C_2H_2 অণুত কাৰ্বন পৰমাণুবোৰৰ মাজত দ্বিবান্ধনি আৰু ত্ৰিবান্ধনিৰ গঠন চিত্ৰ আঁকি দেখুওৱা।
- 4.28. তলত উল্লেখ কৰা অণু দুটাত থকা ছিগমা বান্ধনি আৰু পাই বান্ধনিৰ সংখ্যা কিমান?
 (a) C_2H_2 (b) C_2H_4
- 4.29. x-অক্ষক আন্তঃনিউক্লীয় অক্ষ হিচাপে ধৰিলে তলৰ কোন দুটা অৱবিটেলত ছিগমা বান্ধনি গঠন নকৰিব আৰু কিয়?

- (a) $1s$ আৰু $1s$ (b) $1s$ আৰু $2p_x$
 (c) $2p_y$ আৰু $2p_y$ (d) $1s$ আৰু $2s$

4.30. তলত উল্লেখ কৰা অণুবোৰত থকা কাৰ্বন পৰমাণুবোৰে কোন প্ৰকাৰ সংকৰণ ব্যৱহাৰ কৰে?

- (a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ (b) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$
 (c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 = \text{OH}$ (d) CH_3CHO
 (e) CH_3COOH

4.31. বান্ধনি যুগ্ম ইলেকট্ৰন আৰু একাকী যুগ্ম ইলেকট্ৰন বুলিলে কি বুজা? প্ৰতিটোৰে একোটাকৈ উদাহৰণ দি ব্যাখ্যা কৰা।

4.32. ছিগমা বান্ধনি আৰু পাই বান্ধনিৰ পাৰ্থক্য লিখা।

4.33. যোজ্যতা বন্ধন তত্ত্বৰ সহায়ত H_2 অণুৰ গঠন ব্যাখ্যা কৰা।

4.34. পাৰমাণৱিক অৰবিটেলসমূহৰ সৰলৰৈখিক মিলনৰ উল্লেখযোগ্য চৰ্তসমূহ লিখা।

4.35. আণৱিক অৰবিটেল নীতি ব্যৱহাৰ কৰি দেখুওৱা যে Be_2 অণুৰ অস্তিত্ব নাই।

4.36. তলত উল্লেখ কৰা কণাবোৰৰ আপেক্ষিক সুস্থিৰতা তুলনা কৰা আৰু কণাবোৰৰ চুম্বকীয় ধৰ্ম উল্লেখ কৰা।



4.37. অৰবিটেলৰ চিত্ৰ বৰ্ণনা কৰিবলৈ ব্যৱহাৰ কৰা যোগ চিহ্ন (+) আৰু বিয়োগ চিহ্ন (-) বৈশিষ্ট্য কি?

4.38. PCl_5 অণুত সংকৰণ বৰ্ণনা কৰা। অক্ষীয় বান্ধনিবোৰ নিৰক্ষীয় বান্ধনিবোৰতকৈ দীঘলীয়া হয় কিয়?

4.39. হাইড্ৰ'জেন বান্ধনিৰ সংজ্ঞা লিখা। ভেন ডাৰ ৱালৰ বলতকৈ ই দুৰ্বল নে তীব্ৰ?

4.40. বান্ধনি মাত্ৰা বুলিলে কি বুজা? N_2 , O_2 , O_2^+ আৰু O_2^- ৰ বান্ধনি মাত্ৰা গণনা কৰা।

4.41. p -হাইড্ৰ'ক্সিবেনজ'য়িক এছিডতকৈ o -হাইড্ৰ'ক্সিবেনজ'য়িক এছিডৰ গলনাংক, উতলাংক আৰু পানীত দ্ৰাৱ্যতা কম, কিন্তু উদ্বায়িতা বেছি, কিয়?

4.42. CO_2 আৰু N_2O দুয়োটা সৰলৰৈখিক। কিন্তু CO_2 অধ্ৰুৱীয় আৰু N_2O ধ্ৰুৱীয়। কাৰণ দৰ্শোৱা।



4.43. ইথাইন ($\text{CH} \equiv \text{CH}$) অণু অধ্ৰুৱীয়। তথাপিও ই HF ৰ সৈতে H-বান্ধনি গঠন কৰে কিয়?

4.44. আণৱিক অৰবিটেল তত্ত্বৰ সহায়ত N_2 অণুৰ ইলেকট্ৰনীয় সজ্জা, বান্ধনি মাত্ৰা আৰু চুম্বকীয় ধৰ্ম ব্যাখ্যা কৰা।

4.45. দেখুওৱা যে C_2 অণুৰ দুয়োটা বান্ধনি পাই (π) বান্ধনি।