

লাল-সবুজে
দাগানো
TEXT BOOK



রসায়ন
১ম পত্র



ডিনেম্ব

মেডিকেল এন্ড ডেন্টাল এডমিশন কেয়ার

৩.৭ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধনের সম্পর্ক

Relation between Periodic Properties and Bond Formation

মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মের সাথে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের সম্পর্ক বলতে s-ব্লক মৌল ও p-ব্লক মৌলসমূহের যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক রাসায়নিক বন্ধনের অষ্টক তত্ত্ব মতে আয়নিক যৌগ ও সমযোজী অণু গঠন সম্বন্ধে বোঝা যায়। এর সাথে আয়নিকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তি—মৌলের এ দুটি পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম জড়িত আছে।

রাসায়নিক বন্ধন : রাসায়নিক বন্ধন হলো পরমাণুসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন ত্যাগ ও গ্রহণ অথবা শেয়ার করার মাধ্যমে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো অধিক স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে অণু গঠন করা।

পরমাণুর সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের অর্থাৎ যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির পর্যায়বৃত্ত ধর্ম প্রকাশ করে। তাই মৌলের রাসায়নিক বন্ধন গঠন মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মের সাথে সম্পর্কযুক্ত। রাসায়নিক বন্ধনের অষ্টক তত্ত্ব মতে আয়নিক বন্ধন ও সমযোজী বন্ধন ব্যাখ্যা করা হয়।

(ধাতু + অধাতু) → আয়নিক বন্ধন; (অধাতু + অধাতু) → সমযোজী বন্ধন

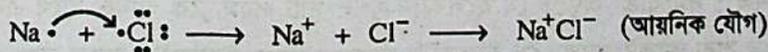
আয়নিক বন্ধন : ধাতু ও অধাতু পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন প্রদান ও গ্রহণের মাধ্যমে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় মৌলের মতো অধিক স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে আয়নিক বন্ধন গঠন করে। যেমন,

আয়নিক বন্ধন গঠনে গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক : পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর যথাক্রমে ক্ষার ধাতু ও মৃৎক্ষার ধাতুসমূহের যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে ns^1 ও ns^2 ইলেকট্রন আছে। অপরদিকে গ্রুপ-17 ও গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহে যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে $ns^2 np^5$ এবং $ns^2 np^4$ ইলেকট্রনসমূহ আছে।

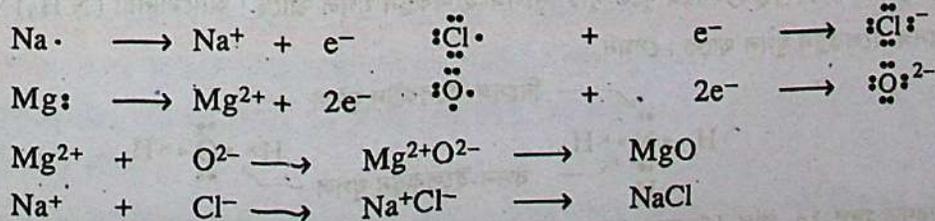
আবার গ্রুপ-1 এর ক্ষার ধাতুসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সবচেয়ে কম অর্থাৎ এদের ইলেকট্রন ত্যাগের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি এবং গ্রুপ-17 এর হ্যালোজেনসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি অর্থাৎ এদের ইলেকট্রন গ্রহণের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি।

এতে বোঝা যায়, গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহ এদের ns^1 ইলেকট্রন সহজেই ত্যাগ করে M^+ আয়ন সৃষ্টি করতে পারে এবং সেই ত্যাগ করা ইলেকট্রন গ্রুপ-17 এর মৌল গ্রহণ করে X^- আয়নে পরিণত হতে পারে।

যেমন, লুইস প্রতীকের মাধ্যমে সোডিয়াম পরমাণু ($Na\cdot$) ও ক্লোরিন পরমাণুর ($:\ddot{Cl}\cdot$) ইলেকট্রন ত্যাগ ও গ্রহণের মাধ্যমে নিম্নরূপে $NaCl$ অণু গঠিত হয়।



অনুরূপভাবে গ্রুপ-2 এর মৌল ns^2 ইলেকট্রনদ্বয় ত্যাগ করে M^{2+} আয়ন সৃষ্টি করতে সক্ষম। গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহ দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে X^{2-} আয়নে পরিণত হতে পারে। এক্ষেত্রে প্রত্যেক M^+ , M^{2+} , X^- ও X^{2-} আয়নসমূহ এদের নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমাণুর মতো ইলেকট্রন বিন্যাসে অষ্টক পূর্ণ করেছে। শেষে ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নসমূহ চার্জ সংখ্যা মতে যুক্ত হয়ে MX , MX_2 ইত্যাদি আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারে।



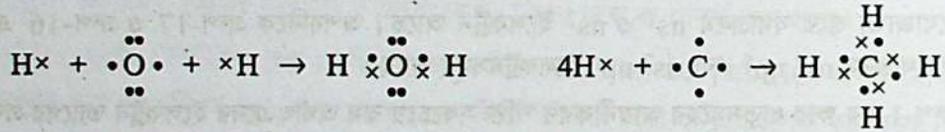
বৈশিষ্ট্য : (১) একই গ্রুপে যতো নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা মতে যাওয়া যায়, এসব মৌলের সৃষ্ট আয়নের আকার ততোই বৃদ্ধি পায়। আয়নিক আকার যতোই বৃদ্ধি পায়, সৃষ্ট আয়নিক বন্ধন ততোই দুর্বল হয়।

(২) 'Like dissolves like' নিয়ম মতে আয়নিক যৌগগুলো পোলার পানিতে দ্রবীভূত হয়। কিন্তু বিশুদ্ধ সমযোজী যৌগ অণুতে কোনো পোল (pole) বা ধনাত্মক ও ঋণাত্মক মেরু সৃষ্টি হয় না বলে এরা পানিতে অদ্রবণীয়। এরা অপোলার জৈব দ্রাবক বেনজিন ও কেরোসিনে দ্রবণীয়। যেমন কেরোসিন নামক হাইড্রোকার্বন ($C_{11}H_{24}$) পানিতে অদ্রবণীয়।

(৩) ধাতুর পরমাণুসমূহ ১টি বা ২টি বা ৩টি ইলেকট্রন ত্যাগ করতে যে আয়নিকরণ শক্তির প্রয়োজন হয়; এর চেয়ে বেশি ৪টি ইলেকট্রন ত্যাগ করার প্রয়োজনীয় শক্তি পরিবেশ থেকে পাওয়া দুষ্কর। তাই অনেক মৌল ইলেকট্রন শেয়ার করে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়; এরূপ বন্ধনকে সমযোজী বন্ধন বলে।

সমযোজী বন্ধন : অধাতব পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন যুগল শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী অণু গঠন করে। রাসায়নিক পরিবেশে অধাতব পরমাণুসমূহ প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে প্রথমে 'ইলেকট্রন-যুগল' গঠন করে এবং পরে ঐ 'ইলেকট্রন-যুগল' উভয় পরমাণু 'শেয়ার করে' নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় মৌলের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়; এরূপ বন্ধনকে সমযোজী বন্ধন বলে। যেমন,

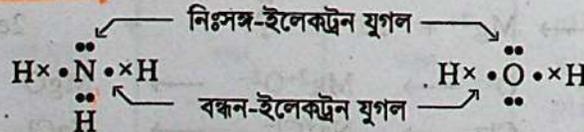
H পরমাণু ও O পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল গঠন ও শেয়ার করার মাধ্যমে সমযোজী পানি (H_2O) অণু গঠন এবং কার্বন (C) পরমাণু ও H পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করে সমযোজী মিথেন (CH_4) অণু গঠন 'লুইস-প্রতীক'-এর মাধ্যমে নিচে দেখানো হলো :



লক্ষ্যণীয়, কোনো কোনো সমযোজী অণুতে 'লুইস প্রতীকে' অষ্টক তত্ত্ব মতে কেন্দ্রীয় পরমাণুর প্রতীকের চার পার্শ্বে 'বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল' (bond pair-electrons) ও 'নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল' (Lone pair-electrons) উভয়ই থাকে। আবার কোনো সমযোজী অণুতে কেবল বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল থাকে; নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকে না। যেমন H_2O অণুতে O পরমাণুর ওপর ও নিচে দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল এবং দু'পার্শ্বে দুটি বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল আছে। কিন্তু CH_4 অণুতে চারটি বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল আছে; কোনো নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল নেই।

বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল : সমযোজী অণুতে যে ইলেকট্রন-যুগল দুটি পরমাণুকে আবদ্ধ রাখে এবং ঐ ইলেকট্রন-যুগল উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট থাকে, সে ইলেকট্রন যুগলকে বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল বলে। যেমন পানি (H_2O) অণুতে দুটি করে বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল আছে এবং CH_4 অণুতে চারটি বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল আছে।

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল : সমযোজী অণুতে যে ইলেকট্রন যুগল কেবল কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট থাকে এবং ইলেকট্রনের অক্টেট-সেট গণনায় ভূমিকা রাখে, সে ইলেকট্রন যুগলকে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল বলে। যেমন পানি ($H_2\ddot{O}$) অণুর মধ্যে কেন্দ্রস্থ O-পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল আছে। অ্যামোনিয়া ($\ddot{N}H_3$) অণুর N-পরমাণুতে একটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকে। যেমন,



সাধারণত গ্রুপ-14, গ্রুপ-15, গ্রুপ-16 ও গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন শেয়ার করার মাধ্যমে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়।

৩.৮ সমযোজী বন্ধনের অরবিটাল অধিক্রমণ : যোজনী বন্ধন মতবাদ Orbital Overlapping in Covalent Bond : Valence Bond Theory

* অরবিটালের অধিক্রমণ বলতে দুটি পরমাণুর দুটি অরবিটালের পারস্পরিক উপরিস্থাপনকে বোঝায়। পরমাণুর সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের মোট অর্ধপূর্ণ অরবিটাল (বা বিজোড় ইলেকট্রন) সংখ্যা ঐ মৌলের যোজন অরবিটাল সংখ্যা প্রকাশ করে। যেমন— উদ্দীপিত কার্বন পরমাণু (*C) এর চারটি অর্ধপূর্ণ অরবিটাল আছে। $*C(6) = 1s^2 \boxed{2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1}$

* দুটি পরমাণুর একটি করে অর্ধপূর্ণ যোজন অরবিটাল পরস্পর অধিক্রমণের ফলে একটি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়। এক্ষেত্রে দুটি অর্ধপূর্ণ অরবিটাল বিপরীত স্পিনযুক্ত হতে হয়। উল্লেখ্য একই অরবিটালে প্রবেশের জন্য দুটি ইলেকট্রনের স্পিন প্রয়োজনে পুনর্বিন্যাস করে বিপরীত স্পিনযুক্ত হতে হয়; নতুবা অধিক্রমণ ঘটে না।



* অরবিটালের অধিক্রমণ উভয় অরবিটালের অক্ষ বরাবর হতে হবে। অরবিটালদ্বয়ের অধিক্রমণের পরিমাণ যতটা বেশি হবে সৃষ্ট বন্ধনের শক্তি ততটা বেশি হবে। উভয় অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে পরমাণু দুটির নিউক্লিয়াসের মাঝামাঝি স্থানে ইলেকট্রন মেঘের সাধারণ ঘনত্ববিশিষ্ট একটি ক্ষেত্র সৃষ্টি হয়; এটাকে আণবিক অরবিটাল বলা হয়।

* আণবিক অরবিটালে উভয় পরমাণুর নিট আকর্ষণ শক্তি সবচেয়ে বেশি অর্থাৎ স্থিতিশক্তি সবচেয়ে কম হয়। পরমাণুর পারমাণবিক অরবিটাল যে শক্তিয়ুক্ত থাকে সৃষ্ট আণবিক অরবিটালের শক্তি যদি তার চেয়ে কম হয়, তবেই স্থিতিশীল সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়।

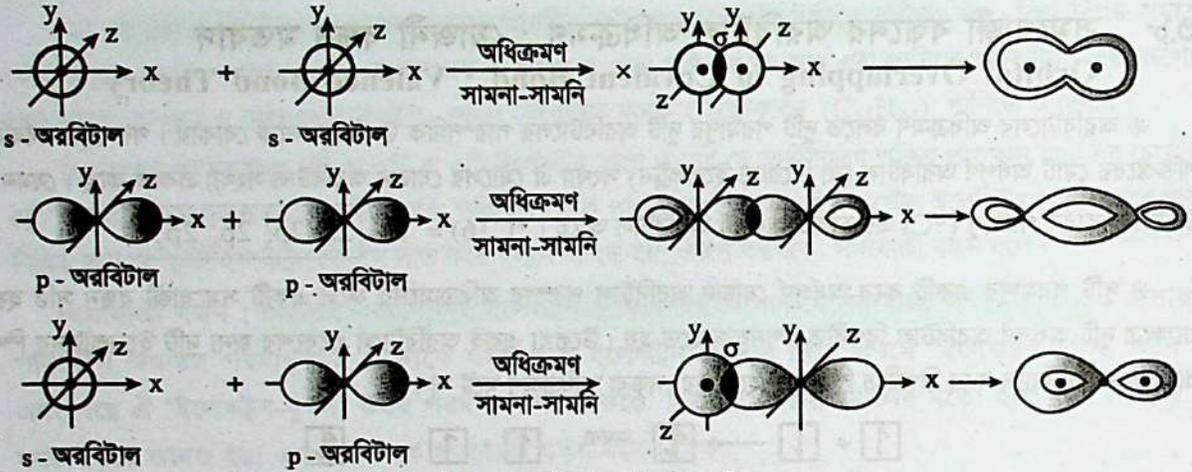
৩.৮.১ সমযোজী বন্ধনের শ্রেণিবিভাগ Classification of Co-valent Bonds

* দুটি পরমাণুর দুটি অরবিটালের অধিক্রমণ সামনা-সামনি অথবা পাশাপাশি দু'ভাবে ঘটতে পারে। দুটি অরবিটালের মধ্যে সামনা-সামনি অধিক্রমণ ঘটলে তাদের অক্ষ বরাবর সর্বাধিক ইলেকট্রন ঘনত্ববিশিষ্ট বন্ধন সৃষ্টি হয়, একে সিগমা (σ) বন্ধন বলা হয়। অপরদিকে দুটি পরমাণুর মধ্যে সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর দুটি সমান্তরাল p অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণ ঘটলে সৃষ্ট বন্ধনে ইলেকট্রনের ঘনত্ব কম থাকে, একে পাই (π) বন্ধন বলে। যেহেতু দুটি পরমাণুর একটি করে অর্ধপূর্ণ যোজন অরবিটাল পরস্পর অধিক্রমণের ফলে একটি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়; সেহেতু সিগমা বন্ধন ও পাই বন্ধন উভয়েই মূলত সমযোজী বন্ধন।

(ক) সিগমা (σ) বন্ধন (Sigma bond) : সমযোজী বন্ধন সৃষ্টির সময় যখন দুটি পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের দুটি অরবিটালের পরস্পরের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ ঘটে, তখন উৎপন্ন বন্ধনকে সিগমা (σ) বন্ধন বলা হয়। দুটি s অরবিটাল (s-s), একটি s ও একটি p অরবিটাল (s-p) এবং দুটি p অরবিটালের (p-p) সামনাসামনি অধিক্রমণের ফলে σ বন্ধনের সৃষ্টি হতে পারে। ৩.১৬ নং চিত্রে বিভিন্ন অরবিটালের অধিক্রমণ দেখানো হলো।

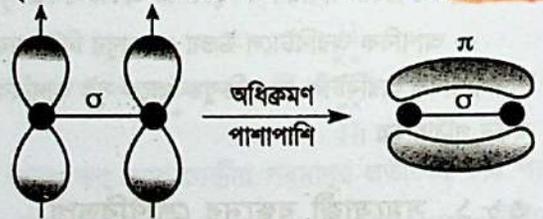
উদাহরণ : তিনটি চিত্রে H_2 অণু গঠনে s-s সিগমা (σ) বন্ধন, F_2 অণু গঠনে p-p সিগমা (σ) বন্ধন ও HCl অণু গঠনে s-p সিগমা বন্ধন থাকে।

উল্লেখ্য বিশুদ্ধ s ও p অরবিটাল সিগমা σ বন্ধন গঠন করে। এ ছাড়া বিভিন্ন ধরনের সংকর অরবিটালও σ বন্ধন সৃষ্টিতে অংশগ্রহণ করে থাকে।



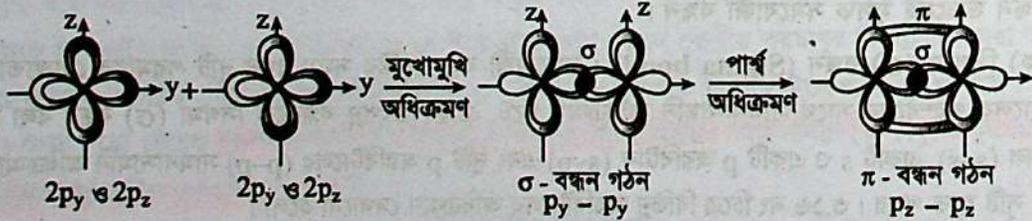
চিত্র-৩.১৬ : সিগমা (σ) বন্ধন সৃষ্টি।

(খ) পাই (π) বন্ধন ($\text{Pi}, \pi\text{-bond}$) : দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর প্রত্যেকটি হতে একটি করে দুটি সমান্তরাল p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে সৃষ্ট বন্ধনকে পাই (π) বন্ধন বলা হয়। **পাই (π) বন্ধন সিগমা বন্ধন থেকে দুর্বল হয়।** ৩.১৭ নং চিত্রে দুটি পরমাণুর মধ্যে সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল দুটি p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে পাই (π) বন্ধনের সৃষ্টি দেখানো হলো।



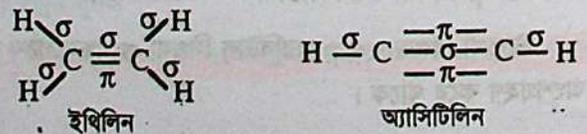
চিত্র-৩.১৭ : পাই (π) বন্ধন সৃষ্টি।

উদাহরণ : অক্সিজেন অণু (O_2) গঠনে একটি সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন সৃষ্টি হয়। আমরা জানি, $\text{O}(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ । অর্থাৎ দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকের যোজ্যতা স্তরে দুটি করে অর্ধপূর্ণ $2p_y^1$ ও $2p_z^1$ অরবিটাল আছে। প্রথমে তাদের মধ্যে একটি করে অরবিটাল যেমন, $2p_y^1 - 2p_y^1$ অরবিটাল মুখোমুখি অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন গঠন করে। তখন প্রত্যেক পরমাণুর অবশিষ্ট $2p_z^1$ অরবিটাল পরস্পর সমান্তরালভাবে থাকে। পরে এ দুটি $2p_z^1$ অরবিটাল পাশাপাশি অধিক্রমণ করে পাই (π) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি করে। তাই অক্সিজেন অণুতে দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।



চিত্র-৩.১৮ : অক্সিজেন অণু গঠনে σ ও π বন্ধন।

দ্বিবন্ধন ও ত্রিবন্ধনে পাই (π) বন্ধন : দুটি পরমাণুর মধ্যে যখন দ্বি-বন্ধন থাকে, তখন একটি সিগমা বন্ধন এবং অপরটি পাই বন্ধন হয়। দুটি পরমাণুর মধ্যে ত্রিবন্ধন থাকলে তার একটি সিগমা বন্ধন এবং অপর দুটি পাই বন্ধন হয়; যেমন ইথিলিনের অণুতে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা



চিত্র-৩.১৯ : ইথিলিন এবং অ্যাসিটিলিন অণুর গঠন।

বন্ধন ও একটি পাই বন্ধন বিদ্যমান। সব C-H বন্ধন সিগমা বন্ধন। অ্যাসিটিলিন যৌগের অণুতে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা এবং দুটি পাই বন্ধন বিদ্যমান [৩.১৯ নং চিত্র]।

পাই (π) বন্ধনের বৈশিষ্ট্য : দুটি পরমাণু সিগমা বন্ধনে আবদ্ধ হওয়ার পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল অক্ষবিশিষ্ট দুটি অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণে পাই বন্ধন ঘটে। পাশাপাশি অধিক্রমণ এলাকায় ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কম থাকে; তাই পাই (π) বন্ধন সিগমা (σ) বন্ধন থেকে দুর্বল হয়। সংকর অরবিটালে পাই (π) বন্ধন ঘটে না; s-অরবিটাল ছাড়া বিশুদ্ধ অন্য অরবিটালে ঘটে।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১১ : রাসায়নিক বন্ধনভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২৫(ক) : সমযোজী বন্ধন কী?

(খ) ব্যাখ্যা কর : (১) বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল, (২) নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল।

(গ) সিগমা বন্ধন কী?

[ঢা. বো. ২০১৭; চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) সিগমা বন্ধন মূলত সমযোজী বন্ধন; ব্যাখ্যা কর।

[রা.. বো. ২০১৬]

(ঙ) পাই বন্ধন কাকে বলে; ব্যাখ্যা কর।

(চ) সিগমা বন্ধন অপেক্ষা পাই বন্ধন দুর্বল হয় কেন?

(ছ) একটি p_y ও একটি p_z অরবিটালের মধ্যে পাই বন্ধন গঠন সম্ভব কীনা ব্যাখ্যা কর।

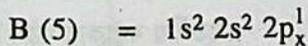
৩.৯ অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডাইজেশন

Hybridisation of Orbitals

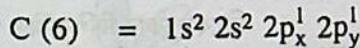
পারমাণবিক অরবিটাল তত্ত্ব মতে পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে যে কয়টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে, সে সংখ্যাই ঐ মৌলের যোজনী হয়। অর্থাৎ সমযোজী বন্ধন গঠনে যোজ্যতা স্তরে বিজোড় ইলেকট্রন থাকে। যেমন H, Cl এর প্রত্যেকের যোজ্যতা স্তরে ১টি করে বিজোড় ইলেকট্রন আছে; O পরমাণুর ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে। তাই H, Cl, O এর যোজনী যথাক্রমে 1, 1, 2। কিন্তু Be, B, C প্রভৃতি পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের সাথে তাদের প্রকৃত যোজনী সংখ্যার ব্যাখ্যা পাওয়া যায় না। তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



লক্ষ্য কর, এতে বিজোড় ইলেকট্রন নেই।

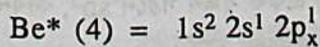


লক্ষ্য কর, এতে ১টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

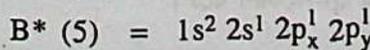


লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

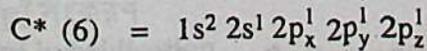
কিন্তু বাস্তবে BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 প্রভৃতি যৌগে Be, B, C এর যোজনী যথাক্রমে 2, 3, 4 হয়েছে। এর ব্যাখ্যায় বিজ্ঞানীরা বলেন, বিক্রিয়াকালে পরমাণুসমূহ প্রয়োজনীয় শক্তি পেয়ে উদ্দীপিত হওয়ার কালে তাদের যোজ্যতা স্তরের জোড়বদ্ধ $2s^2$ ইলেকট্রন বিজোড় হয়ে একই শক্তিস্তরের পৃথক $2p$ অরবিটালে স্থানান্তরিত হয়। ফলে বিজোড় অরবিটাল গঠন করে। উদ্দীপিত অবস্থায় তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।



লক্ষ্য কর, এতে ৩টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।



লক্ষ্য কর, এতে ৪টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

এরূপ ব্যাখ্যায় Be, B, C এর যোজনী সংখ্যা 2, 3, 4 হওয়ার ব্যাখ্যা মিলে। কিন্তু তাদের $2s^1$, $2p_x^1$, $2p_y^1$, $2p_z^1$ অরবিটালের ইলেকট্রন দ্বারা গঠিত অণুতে প্রত্যেক সমযোজী বন্ধন শক্তি এবং বন্ধন কোণ সমান হতে পারে না। পরীক্ষালব্ধ

তথ্য মতে CH_4 অণুতে চারটি C-H সমযোজী বন্ধনই সমশক্তিসম্পন্ন (415 kJmol^{-1}) এবং চারটি বন্ধন কোণ পরস্পর সমান ($109^\circ 28'$)।

প্রচলিত অরবিটাল তত্ত্ব ও পরীক্ষালব্ধ ফলাফলের মধ্যে এ পার্থক্য নিরসন করে এবং পরমাণুর বন্ধন গঠনের প্রবণতা, সৃষ্ট যৌগ অণুর আকৃতি ও বন্ধন শক্তি ব্যাখ্যার উপযুক্ত করে 1931 খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী লিনাস পলিং অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন মতবাদ প্রদান করেন। বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের বিভিন্ন শক্তির অরবিটালসমূহ পরস্পরের সাথে মিশ্রিত হয়ে পরে সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে অরবিটালসমূহের সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন বলা হয়। সংকরণ প্রক্রিয়ায় সৃষ্ট অরবিটালসমূহকে সংকর অরবিটাল (hybrid orbitals) বলা হয়।

অরবিটাল সংকরণ মতবাদের সারসংক্ষেপ হলো নিম্নরূপ :

(১) শুধুমাত্র একক বিচ্ছিন্ন পরমাণুর অরবিটালের সংকরণ ঘটতে পারে।

(২) একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তিসম্পন্ন অরবিটালসমূহ সংকরণে অংশ গ্রহণ করে।

সংকরণে যতগুলো অরবিটাল অংশগ্রহণ করে, ঠিক ততটি সমশক্তির সংকর অরবিটাল সৃষ্টি হয়। (এটি সমশক্তি বন্ধন সৃষ্টি ব্যাখ্যা দেয়।) সংকরণের ফলে সৃষ্ট অরবিটালসমূহের শক্তি সমান হওয়ায় তারা পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সমান কৌণিক দূরত্ব সৃষ্টি করে। ফলে তাদের দিক নির্দেশনা বিভিন্ন হয়। সংকরণের প্রকৃতি থেকে অণুর আকৃতি ও অণুর মধ্যকার বন্ধন কোণ সম্পর্কে ধারণা করা সম্ভব। পারমাণবিক অরবিটালের মতো সংকর অরবিটালেও সর্বাধিক দুটো ইলেকট্রন থাকতে পারে। সংকর অরবিটালসমূহ বিস্তৃত পারমাণবিক অরবিটাল অপেক্ষা ভিন্ন পরমাণুর অরবিটালসমূহের সাথে অধিকতরভাবে অধিক্রমণ হতে পারে। ফলে সংকর অরবিটালসমূহ থেকে সৃষ্ট বন্ধনসমূহ অধিকতর শক্তিশালী হয়। অরবিটালের সংকরণ ঘটে; ইলেকট্রনের নয়। প্রত্যেক সংকর অরবিটালেও বিপরীত স্পিনের দুটি করে ইলেকট্রন থাকে।

৩.৯.১ সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ

Different Types of Hybrid Orbitals

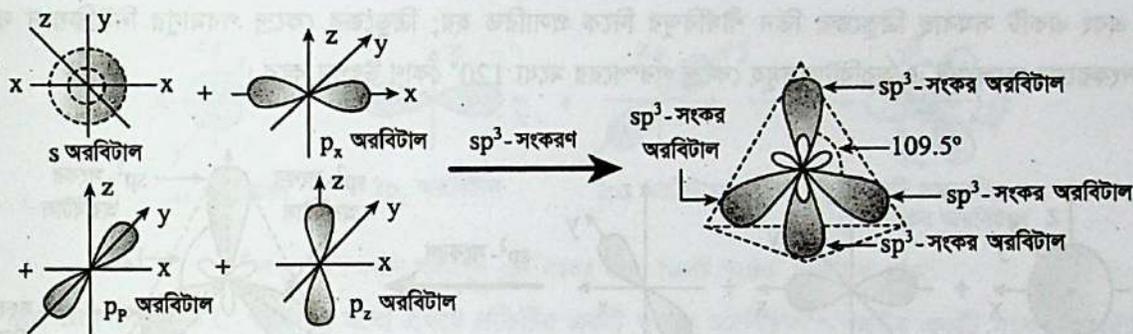
অরবিটালসমূহের বিভিন্ন ধরনের সংকরণ হতে পারে; যেমন—

(১) sp^3 সংকরণ	(CH_4 অণু গঠনে)	:	চতুস্তলকীয় গঠন।
(২) sp^2 সংকরণ	($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ অণু গঠনে)	:	সমতলীয় ত্রিভুজাকার গঠন।
(৩) sp সংকরণ	($\text{CH} \equiv \text{CH}$ অণু গঠনে)	:	সরলরৈখিক গঠন।
(৪) sp^2d সংকরণ	($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ আয়নে)	:	সমতলীয় বর্গাকার গঠন।
(৫) sp^3d সংকরণ	(PCl_5 অণু গঠনে)	:	ত্রিকোণাকার দ্বিপিরামিড গঠন।
(৬) sp^3d^2 সংকরণ	(SF_6 অণু গঠনে)	:	অষ্টতলকীয় গঠন।
(৭) sp^3d^3 সংকরণ	(IF_7 অণু গঠনে)	:	পঞ্চভুজীয় দ্বিপিরামিড গঠন।
(৮) d^2sp^3 অথবা sp^3d^2 সংকরণ	($[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ আয়ন গঠনে)	:	অষ্টতলকীয় গঠন।

তবে কার্বন পরমাণুতে কেবল তিন প্রকার সংকরণ ঘটে। যেমন— sp^3 , sp^2 , sp সংকরণ। এখানে কার্বন পরমাণুর তিন প্রকার সংকরণ দ্বারা বিভিন্ন যৌগ গঠন আলোচনা করা হলো। কার্বন-কার্বন একক বন্ধন গঠনে sp^3 , কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন গঠনে sp^2 এবং কার্বন-কার্বন ত্রিবন্ধন গঠনের বেলায় প্রতিটি C-পরমাণুর sp -সংকরণ ঘটে।

sp^3 সংকরণ (sp^3 Hybridisation)

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও তিনটি p অরবিটাল-এর মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে চারটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp^3 সংকরণ বলা হয়। সৃষ্ট চারটি সংকর অরবিটাল সুসম চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে এবং কেন্দ্রে $109^\circ 28'$ কোণ উৎপন্ন করে। যেমন,

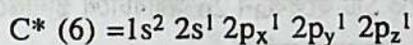


চিত্র-৩.২০ : sp^3 সংকরণ দ্বারা ৪টি sp^3 সংকর অরবিটাল গঠন।

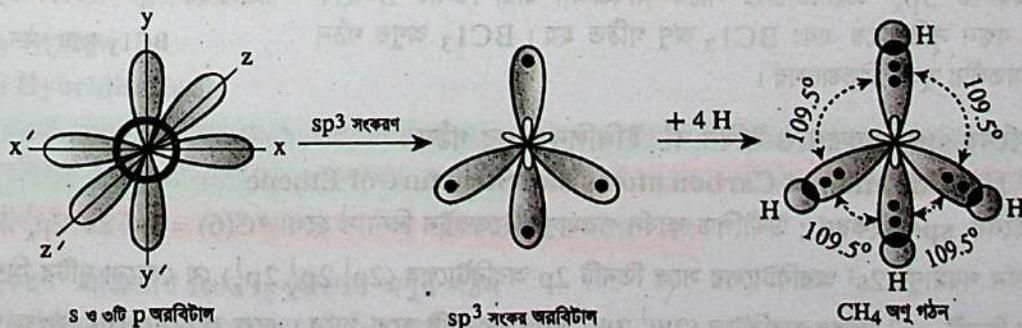
কার্বনের sp^3 সংকরণ ও মিথেন অণু গঠন

sp^3 hybridisation of C-atom and Structure of CH_4

কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $C(6) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$; এতে দুটি বিজোড় ইলেকট্রন আছে। যৌগ গঠনকালে শক্তি শোষণ করে উদ্দীপিত কার্বন পরমাণু এর $2s$ অরবিটাল থেকে একটি ইলেকট্রন খালি $2p_z$ অরবিটালে স্থানান্তরিত করে। যেমন,



এ অবস্থায় কার্বন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি $2s$ ও তিনটি $2p$ অরবিটাল সংমিশ্রিত হয়ে নতুন চারটি সমশক্তির সংকর অরবিটাল $2\psi_1^1, 2\psi_2^1, 2\psi_3^1, 2\psi_4^1$ তৈরি করে। এরূপ sp^3 সংকরণে সৃষ্ট সংকর অরবিটালসমূহ একটি চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে। এ সমশক্তির সংকর অরবিটালসমূহ পরবর্তীতে চারটি H-পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালসমূহের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ করে মিথেন অণু (CH_4) সৃষ্টি করে। ফলে আদর্শ অবস্থায় এ sp^3 সংকরণের ফলে সৃষ্ট অণুতে বন্ধন কোণসমূহ $109^\circ 28'$ হয়। নিচে C-পরমাণুর sp^3 সংকরণ ও H-পরমাণুর সাথে CH_4 অণু সৃষ্টি সুস্বম চতুস্তলকীয় গঠন দেখানো হলো।



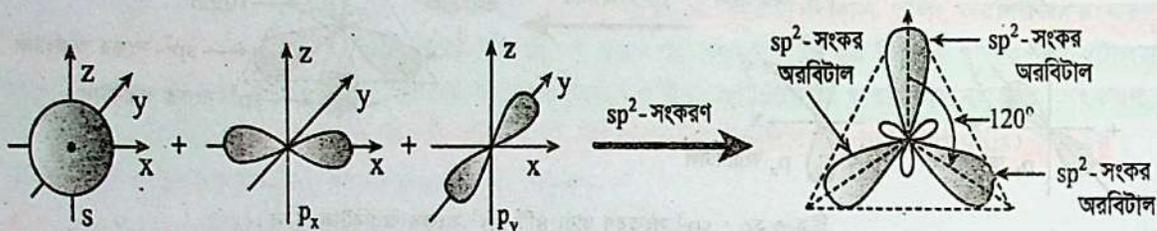
চিত্র-৩.২১ : কার্বন পরমাণুর sp^3 সংকরণের মাধ্যমে চতুস্তলকীয় CH_4 অণুর সৃষ্টি।

৩.৯.২ sp^2 সংকরণ

sp^2 hybridisation

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও দুটি p অরবিটালের মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে তিনটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp^2 সংকরণ বলা হয়। এতে সৃষ্ট সংকর অরবিটাল তিনটি একই সমতলে অবস্থান

করে এবং একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিন শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত হয়; ত্রিভুজের কেন্দ্রে পরমাণুর নিউক্লিয়াস থাকে। sp^2 সংকরণের ফলে সৃষ্ট এ অরবিটালসমূহ কেন্দ্রে পরস্পরের মধ্যে 120° কোণ উৎপন্ন করে।



চিত্র-৩.২২ : sp^2 সংকরণ দ্বারা ৩টি সংকর অরবিটাল গঠন।

(১) বোরনের sp^2 সংকরণ প্রক্রিয়ায় BCl_3 যৌগের গঠন।

(sp^2 hybridisation of B-atom & Structure of BCl_3)

বোরন (B) পরমাণুর স্বাভাবিক ইলেকট্রন বিন্যাসে ১টি অযুগ্ম ইলেকট্রন আছে। যেমন $B(5) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ । B পরমাণুর 2s অরবিটাল থেকে ১টি ইলেকট্রন 2p অরবিটালে স্থানান্তরের ফলে এতে তিনটি অযুগ্ম ইলেকট্রন হয়ে থাকে। এর পরে বোরন পরমাণুতে sp^2 সংকরণ ঘটে :

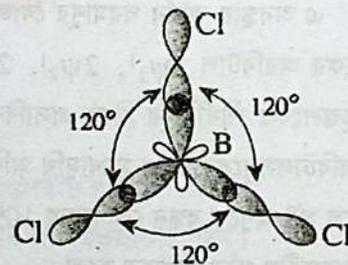
স্বাভাবিক অবস্থায় : $B(5) : 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$

উদ্বীপিত অবস্থায় : $B^*(5) : 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

সংকরিত অবস্থায় : $B(5) : 1s^2, 2\psi_1^1, 2\psi_2^1, 2\psi_3^1$

এখানে $\psi_1^1, \psi_2^1, \psi_3^1$ হলো বোরনের সংকর অরবিটালসমূহ। উৎপন্ন তিনটি সংকর অরবিটাল একটি ত্রিভুজের তিনটি শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত হয়ে পরস্পর 120° কোণ গঠন করে। এরা তিনটি ক্লোরিন পরমাণুর এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট $3p_z^1$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি B-Cl সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে এবং BCl_3 অণু গঠিত হয়। BCl_3 অণুর গঠন

আকৃতি সমতলীয় সুস্বত্র ত্রিভুজাকার।

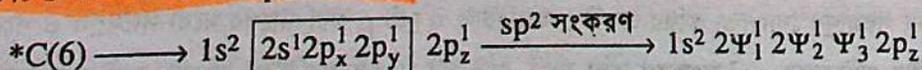


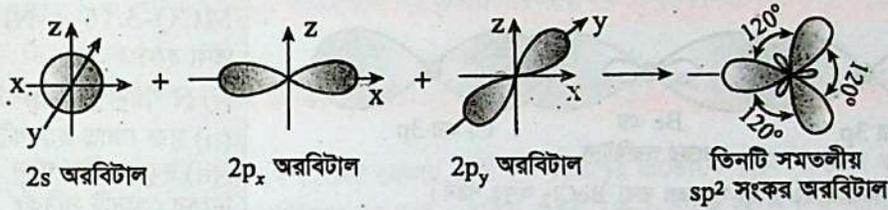
চিত্র-৩.২৩ : sp^2 সংকরণে ত্রিভুজ আকৃতির BCl_3 অণুর গঠন।

(২) কার্বনের sp^2 সংকরণ ও ইথিন বা ইথিলিন অণুর গঠন

sp^2 Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethene

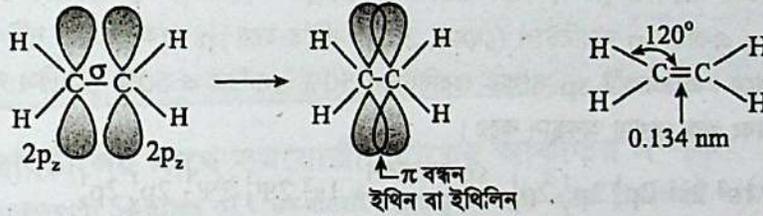
কার্বনের sp^2 সংকরণ : উদ্বীপিত কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $*C(6) = 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । তখন কার্বন পরমাণুর 2s অরবিটালের সঙ্গে তিনটি 2p অরবিটালের ($2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$) যে কোনো দুটির মিশ্রণের ফলে সমশক্তির তিনটি sp^2 সংকর অরবিটাল ($2\psi_1^1 2\psi_2^1 \psi_3^1$) এর সৃষ্টি হতে পারে। একে কার্বনের sp^2 সংকরণ বলে। এ অবস্থায় C পরমাণুর একটি 2p অরবিটাল অপরিবর্তিত অর্থাৎ বিশুদ্ধ অবস্থায় থেকে যায়। তখন তিনটি sp^2 সংকর অরবিটাল একই সমতলে থাকে এবং পরস্পরের সঙ্গে 120° কোণ উৎপন্ন করে। প্রত্যেকটি sp^2 সংকর অরবিটালে 33.3% s-চরিত্র ও 66.7% p-চরিত্র থাকে। যেমন-





চিত্র-২.২৪ : কার্বন পরমাণুর sp² সংকর দ্বারা তিনটি সংকর অরবিটাল গঠন।

sp² সংকরিত দুটি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে প্রতিটির একটি সংকর অরবিটাল অপরটির একটি সংকর অরবিটালের অক্ষ বরাবর অধিক্রমণ দ্বারা C-C সিগমা বন্ধন গঠিত হয়। পরে প্রতিটি C-পরমাণুর অবশিষ্ট দুটি করে মোট চারটি সংকর অরবিটালের প্রতিটির সাথে একটি করে H-পরমাণুর 1s¹ অরবিটালের অধিক্রমণ দ্বারা চারটি C-H সিগমা বন্ধন সৃষ্টি হয়। এটিই ইথিলিন অণুর প্রাথমিক কাঠামো। কিন্তু তখন প্রত্যেক কার্বন পরমাণুতে একটি করে বিসৃত 2p_z¹ অরবিটাল দুটি C পরমাণুর তলের ওপর ও নিচে লম্বভাবে পরস্পর সমান্তরাল অবস্থায় থাকে। এর ফলে 2p_z¹ অরবিটাল দুটির মধ্যে



চিত্র-৩.২৫ : ইথিন বা ইথিলিন অণুর মধ্যে দুটি 2p_z¹ অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণ দ্বারা পাই (π) বন্ধনের সৃষ্টি।

পাশাপাশি-অধিক্রমণ সম্ভব হয়। এভাবে ডায়েল আকৃতিবিশিষ্ট দুটি 2p_z¹ অরবিটালের পাশাপাশি আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা ঐ দুটি C পরমাণুর মধ্যে একটি দুর্বল সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয়, একে কার্বন-কার্বন π বন্ধন বলে। সুতরাং ইথিলিন অণুর দুটি C পরমাণুর মধ্যে দুটি সমযোজী বন্ধন থাকে; এদের একটি হলো দুটি C পরমাণুর অক্ষ বরাবর, sp² - sp² সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন মিলে একটি কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে তিনটি sp² অরবিটাল সমতলীয় সুসম ত্রিকোণাকার হয়ে থাকে এবং ∠H-C-H বা, ∠H-C-C সমান 120° এবং C=C দ্বিবন্ধন দূরত্ব 0.134 nm হয়ে থাকে।

৩.৯.৩ sp সংকরণ

sp Hybridisation

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও একটি p অরবিটালের মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে দুটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp সংকরণ বলা হয়। এতে সৃষ্ট সংকর অরবিটালদ্বয় পরস্পরের বিপরীত দিকে সরলরেখা বরাবর অবস্থিত হয়। অর্থাৎ তাদের মধ্যকার কোণের পরিমাণ 180° হয়।

(১) sp সংকরণ প্রক্রিয়ায় BeCl₂ যৌগের অণুর গঠন

sp hybridisation of Be-atom & Structure of BeCl₂

বেরিলিয়াম Be(4) পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 1s² 2s², যাতে প্রথম দৃষ্টিতে মনে হয় Be মৌলের যোজনী শূন্য। কারণ এতে কোনো অযুগ্ম ইলেকট্রন নেই। উদ্দীপিত অবস্থায় বেরিলিয়াম পরমাণুর 2s অরবিটাল থেকে 2p অরবিটালে একটি ইলেকট্রন স্থানান্তরের ফলে এর ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় 1s² 2s¹ 2p_x¹।

এ অবস্থায় বেরিলিয়াম পরমাণুতে sp সংকরণ হয়। উৎপন্ন দুটি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে এবং এরা দুটি ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের (3s² 3p_x² 3p_y² 3p_z¹) এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট 3p_z¹ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ প্রক্রিয়ায় দুটি Be-Cl বন্ধন সৃষ্টি করে। ফলে BeCl₂ অণু গঠিত হয়।



চিত্র-৩.২৬ : sp-সংকরণ দ্বারা BeCl₂ অণুর গঠন।

এক্ষেত্রে sp সংকরণ হওয়ায় $\angle \text{ClBeCl} = 180^\circ$ ।

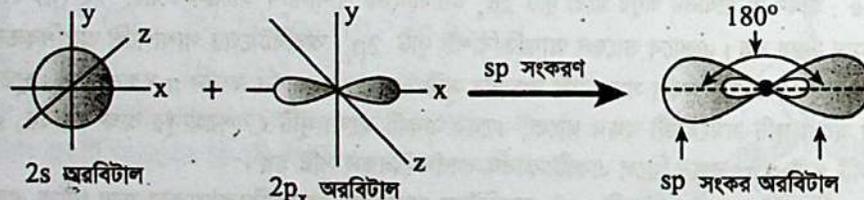
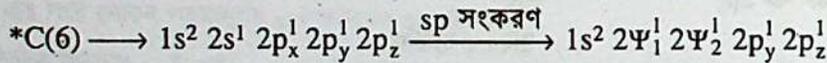
অর্থাৎ BeCl₂ অণুর আকৃতি সরল রৈখিক।

MCQ-3.16 : NH₃ অণুর ক্ষেত্রে তথ্য হলো :

- (i) N পরমাণুতে sp³ সংরক্ষণ ঘটেছে
 - (ii) মুক্ত জোড় ইলেকট্রন আছে
 - (iii) চতুস্তলকীয় গঠন
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) ii ও iii
 - (গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

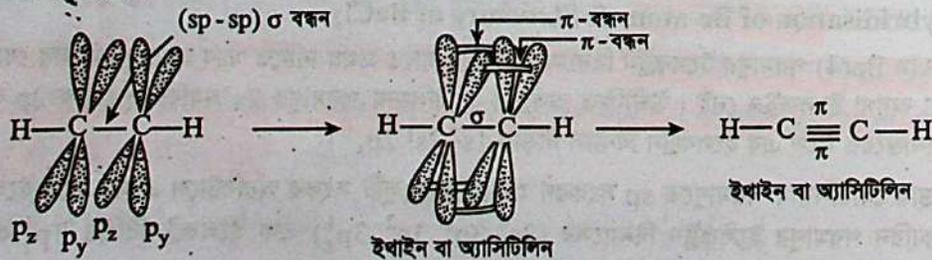
(২) কার্বনের sp সংকরণ ও ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর গঠনাকৃতি
sp Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethyne

ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর (H-C≡C-H) মধ্যে দুটি কার্বন পরমাণু পরস্পর ত্রিবন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এই ত্রিবন্ধনের মধ্যে একটি σ বন্ধন ও দুটি π বন্ধন থাকে। একত্রে দুটি কার্বন পরমাণু প্রত্যেকে প্রথমে উদ্দীপিত অবস্থায় একটি 2s অরবিটাল ও একটি 2p অরবিটাল (যেমন, 2p_x) মিশ্রিত হয়ে sp সংকরণ দ্বারা দুটি করে সংকর অরবিটাল (2Ψ₁¹ 2Ψ₂¹) সৃষ্টি করে। প্রত্যেকটি sp সংকর অরবিটালে 50% s-চরিত্র ও 50% p-চরিত্র থাকে। এই দুটি সংকর অরবিটাল সমতলীয় এবং এক রেখায় অবস্থান করে।



চিত্র-৩.২৭ : C-পরমাণুর sp সংকরণ

sp সংকরিত দু'টি C-পরমাণুর ইথাইন অণু গঠন : sp সংকরিত C পরমাণুর দু'টি করে সংকর অরবিটাল (2Ψ₁¹ 2Ψ₂¹) থাকে। এরূপ দুটি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে উভয় C-পরমাণুর একটি সংকর অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা σ বন্ধন উৎপন্ন করে। এছাড়াও ঐ দুটি কার্বন পরমাণু তাদের দ্বিতীয় সংকর অরবিটাল দ্বারা পৃথকভাবে দুটি H পরমাণুর সাথে দুটি σ বন্ধন গঠন করে। কিন্তু অসংকরিত 2p_y¹ এবং 2p_z¹ অরবিটাল দুটি অবিকৃত অবস্থায় থাকে। তখন উভয় কার্বন পরমাণুর সমান্তরাল ও অসংকরিত একটি করে দুটি অরবিটালের পাশাপাশি ও আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা দুটি π বন্ধন উৎপন্ন করে। অতএব ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর মধ্যে তিনটি σ বন্ধন (দুটি C-H ও একটি C-C সিগমা বন্ধন) এবং দুই কার্বন পরমাণুর মধ্যে দুটি π বন্ধন অবস্থান করে। π বন্ধনের ইলেকট্রনগুলো এই σ বন্ধনের মূল কাঠামোকে বেষ্টিত করে রাখে।



চিত্র-৩.২৮ : sp সংকরিত দুটি কার্বনের মধ্যে একটি সিগমা ও দুটি পাই (π) বন্ধন দ্বারা ইথাইন অণুর গঠন।

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে দুটি sp অরবিটাল সমতলীয় সরলরৈখিক এবং $H-C-C$ কোণ 180° এবং $C\equiv C$ দ্বিবন্ধন দূরত্ব হলো 0.120 nm ।

দ্রষ্টব্য : কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন দূরত্ব (0.120 nm) কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন দূরত্ব (0.134 nm) অপেক্ষা কম হয়।

এর কারণ ব্যাখ্যা : কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন গঠনের বেলায়, দুটি C -পরমাণুর প্রত্যেকে sp^2 সংকরণ দ্বারা তিনটি করে সংকর অরবিটাল সৃষ্টি করে। এসব সংকর অরবিটালে 33.3% s -চরিত্র ও 66.7% p চরিত্র থাকে। অপরদিকে কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধনের বেলায় দুটি C -পরমাণুর প্রত্যেকে sp সংকরণ দ্বারা দুটি করে সংকর অরবিটাল সৃষ্টি করে। এসব sp সংকর অরবিটালে 50% s -চরিত্র ও 50% p -চরিত্র থাকে। সুতরাং sp^2 সংকরণে সৃষ্ট সংকর অরবিটালের তুলনায় sp সংকরণে সৃষ্ট সংকর অরবিটালে s -চরিত্র বেশি হওয়ায় তাদের দ্বারা সৃষ্ট দ্বিবন্ধনের কার্বন-কার্বন সিগমা বন্ধনে উভয় কার্বন নিউক্লিয়াস অধিকতর আকৃষ্ট হয়ে দূরত্ব হ্রাস পায়। তাই কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন ($C\equiv C$) দূরত্ব (0.120 nm) কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন ($C=C$) দূরত্ব (0.134 nm) অপেক্ষা কম হয়।

শিক্ষার্থী নিজে কর-৩.১২ : অরবিটাল সংকরণভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২৬ : ফরম্যালডিহাইড অণু ($H_2C=O$) গঠনে C -পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

সমস্যা-৩.২৭ : অ্যাসিটিলিন ($H-C\equiv C-H$) অণু গঠনে C -পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

৩.১০ সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক

Relation between Shapes of Covalent Compounds and Hybrid orbitals

যে কোনো সমযোজী যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকর অরবিটালসমূহের নির্দিষ্ট দিক ঐ যৌগ অণুর আকৃতি নির্দিষ্ট করে। কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালের বিভিন্ন প্রকার সংকরণ যেমন sp^3 সংকরণ, sp^2 সংকরণ, sp সংকরণ ইত্যাদির প্রকৃতির উপর তাদের দ্বারা সৃষ্ট সমযোজী সিগমা (σ) বন্ধন অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণ নির্ধারণ করে। আবার কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে উপস্থিত নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগলের সংখ্যা এবং বন্ধন-ইলেকট্রন যুগলের সংখ্যা অণুর স্বাভাবিক আকৃতিকে বিকৃত করে নতুন আকৃতি প্রদান করে। বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল ও নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল অনুসারে সমযোজী অণুর আকৃতি নিম্নরূপ হয়ে থাকে।

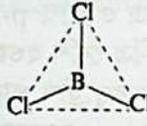
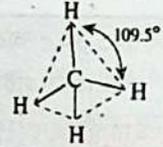
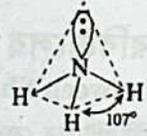
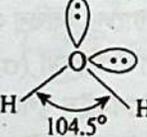
যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে—

- দুটি ইলেকট্রন যুগল বা দুটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় সরলরৈখিক হয়। যেমন, $BeCl_2$, $CH\equiv CH$ অণুর গঠন। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ 180° হয়।
- তিনটি ইলেকট্রন যুগল বা তিনটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজ আকৃতির হয়। যেমন BCl_3 । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp^2 সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ 120° হয়।
- চারটি ইলেকট্রন যুগল বা চারটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি চতুষ্তলকীয় হয়। যেমন CH_4 , BF_4^- , NH_4^+ । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp^3 সংকরণ ঘটে; বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ হয়।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে একটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে, অণুর আকৃতি চতুষ্তলকীয় থেকে বিকৃত হয়ে ত্রিকোণাকার পিরামিড; বন্ধন কোণ 107° হয়। এর গঠন নিচের ছকে দেখানো হলো। যেমন, NH_3 ।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে তখন অণুর আকৃতি আরো বিকৃত হয়ে ইংরেজি V -অক্ষরের আকৃতি লাভ করে। তখন বন্ধন কোণ 104.5° এর মতো হয়। যেমন, H_2O ।

এছাড়া পাঁচটি সংকর অরবিটাল থাকলে ত্রিভুজাকার দ্বিপিরামিড (PCl_5), ছয়টি সংকর অরবিটাল থাকলে অষ্টতলকীয় (SF_6), সাতটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর গঠন পঞ্চভুজাকার দ্বিপিরামিড (IF_7) হয়।

যৌগের অণু	অণুতে ইলেকট্রন বিন্যাস	অরবিটাল সংকরণ	যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন জোড়া	অণুর আকৃতির নাম	অণুর গঠন আকৃতি	অণুতে বন্ধন কোণ
BeCl ₂	$:\ddot{\text{Cl}} \cdot \times \text{Be} \cdot \times \ddot{\text{Cl}}:$	sp	২ জোড়া	সরলরৈখিক	Cl—Be—Cl	180°
BCl ₃	$\begin{array}{c} \ddot{\text{Cl}}: \\ \\ \text{B} \\ \\ \ddot{\text{Cl}}: \end{array} \quad \ddot{\text{Cl}}:$	sp ²	৩ জোড়া	সমতলীয় ত্রিভুজাকার		120°
CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	sp ³	৪ জোড়া	চতুষ্টলকীয় বা টেট্রাহেড্রাল		109.5°
NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	sp ³	৪ জোড়া ১টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল	বিকৃত চতুষ্টলকের ত্রিকোণাকার পিরামিড আকৃতি		107°
H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}}: \end{array}$	sp ³	৪ জোড়া (২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল)	বিকৃত চতুষ্টলকের V আকৃতি		104.5°

৩.১০.১ সমযোজী যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা নির্ণয়

Determination of Hybridisation State of Central atom in Covalent Compd.

যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে মৌলটির পরমাণুর মধ্যে বিক্রিয়াকালে কীরূপ অরবিটাল সংকরণ ঘটতে পারে তা আমরা পূর্বে আলোচিত যৌগ অণুর গঠন থেকে জেনেছি। এখন নিচে প্রদত্ত (১) নং সাধারণ ফর্মুলার সাহায্যে একটি যৌগ অণুর ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটাল সংকরণে অংশগ্রহণকারী অরবিটাল সংখ্যা (H) নির্ণয় করা যায়। পরে তা থেকে কেন্দ্রীয় পরমাণুটির অরবিটাল সংকরণ অবস্থা এবং অণুটির বা আয়নটির গঠন জানা যায়। যেমন,

$$(১) H = \frac{1}{2} \times \left[\begin{array}{c} \text{যোজ্যতা স্তরে থাকা} \\ \text{ইলেকট্রন সংখ্যা (V)} \end{array} + \begin{array}{c} \text{একযোজী পরমাণুর} \\ \text{সংখ্যা (X)} \end{array} - \begin{array}{c} \text{ক্যাটায়নের ওপর,} \\ \text{চার্জের সংখ্যা (C)} \end{array} + \begin{array}{c} \text{অ্যানায়নের ওপর} \\ \text{চার্জের সংখ্যা (A)} \end{array} \right]$$

$$\text{বা, } H = \frac{1}{2} (V + X - C + A)^{\circ}$$

H-এর মান →	2	3	4	5	6	7
সংকরণ →	sp	sp ²	sp ³	sp ³ d	sp ³ d ²	sp ³ d ³
অণুর গঠন →	সরলরৈখিক গঠন	সমতলীয় ত্রিভুজাকার	চতুষ্টলকীয় গঠন	ত্রিকোণাকার দ্বিপিরামিড	অষ্টতলকীয় গঠন	পঞ্চভুজীয় দ্বিপিরামিড

- * সংকর অরবিটালে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে উপরোক্ত সাধারণ আণবিক গঠন পরিবর্তিত হয়। যেমন,
- * sp^3d^3 সংকরিত XeF_6 অণুতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকায় এর গঠন পঞ্চভুজীয় পিরামিড আকৃতি হয়। [চিত্র-৩.২(খ) দেখো]।

(২) কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকর অরবিটালে উপস্থিত নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা নিম্নোক্ত সাধারণ ফর্মুলার সাহায্যে জানা যায় :

$$L = H - X - D \text{ (এখানে D হলো দ্বিযোজী পরমাণুর সংখ্যা)}$$

নিচের পাঁচটি উদাহরণ থেকে কয়েকটি অণু ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা এবং সৃষ্ট সংকর অরবিটালে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় সংখ্যা জানা যাবে।

বিভিন্ন সমযোজী অণু ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা, নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন জোড় সংখ্যা ও গঠন নির্ণয় :

অণুর প্রকৃতি	সংশ্লিষ্ট যৌগ	উদাহরণসহ সংকরণ অবস্থা ও গঠন আকৃতি নির্ণয়
(১) যৌগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে শুধুমাত্র একযোজী পরমাণু যুক্ত থাকে।	$BeCl_2, BF_3, CH_4, NH_3, H_2O, PCl_3, PCl_5, SF_4$ ইত্যাদি।	> যৌগ : CH_4 ; এক্ষেত্রে $H = \frac{1}{2} [V + X - C + A] = \frac{1}{2} [4 + 4 - 0 + 0] = 4$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C এর সংকরণ অবস্থা : sp^3 , আবার $L = 4 - 4 - 0 = 0$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা = 0 ∴ অণুটির গঠনাকৃতি : চতুস্তলকীয় CH_4 অণু।
(২) যৌগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে শুধুমাত্র দ্বিযোজী পরমাণু যুক্ত থাকে।	CO_2, CS_2, SO_2, SO_3 ইত্যাদি।	> যৌগ : SO_3 , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [V + X - C + A] = \frac{1}{2} [6 + 0 - 0 + 0] = 3$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু S এর সংকরণ অবস্থা : sp^2 , আবার $L = 3 - 0 - 3 = 0$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু S তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা = 0 ∴ অণুটির গঠনাকৃতি : সমতলীয় ত্রিভুজাকার SO_3 অণু।
(৩) যৌগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে একযোজী ও দ্বিযোজী পরমাণু যুক্ত থাকে।	$COCl_2, POCl_3, HCHO$ ইত্যাদি।	> যৌগ : $HCHO$, এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [4 + 2 - 0 + 0] = 3$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C এর সংকরণ অবস্থা : sp^2 , আবার $L = 3 - 2 - 1 = 0$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা = 0 ∴ অণুটির গঠনাকৃতি : সমতলীয় ত্রিভুজাকার $HCHO$ অণু।
(৪) ক্যাটায়নের ক্ষেত্রে।	NH_4^+, CH_3^+, H_3O^+ ইত্যাদি।	> যৌগ আয়ন : NH_4^+ , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [5 + 4 - 1 + 0] = 4$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু N এর সংকরণ অবস্থা : sp^3 , আবার $L = 4 - 4 - 0 = 0$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু N তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা = 0 ∴ আয়নের গঠনাকৃতি : চতুস্তলকীয় NH_4^+ আয়ন।
(৫) অ্যানায়নের ক্ষেত্রে।	$BCl_4^-, BF_4^-, CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}$ ইত্যাদি।	> যৌগ আয়ন : BF_4^- , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [3 + 4 - 0 + 1] = 4$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু B এর সংকরণ অবস্থা : sp^3 , আবার $L = 4 - 4 - 0 = 0$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু B তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা = 0 ∴ আয়নের গঠনাকৃতি : চতুস্তলকীয় BF_4^- আয়ন।

৩.১১ সমযোজী অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের ওপর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগলের প্রভাব Impact of Lone pair Electrons on Molecular shapes

সমযোজী যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল বা মুক্তজোড় ইলেকট্রন থাকলে তাদের বিকর্ষণের ফলে অণুতে বন্ধন কোণসমূহ আদর্শ মান থেকে হ্রাস পায়।

ইলেকট্রনসমূহ পরস্পরকে বিকর্ষণ করে এবং এ বিকর্ষণের পরিমাণ কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্বের ওপর নির্ভর করে। বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত বন্ধন ইলেকট্রনযুগল (bp) দুটি পরমাণুর কেন্দ্রকে প্রদক্ষিণ করে।

অপরদিকে কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল (lp) শুধুমাত্র সে পরমাণুকে প্রদক্ষিণ করে। এ কারণে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগলবিশিষ্ট অরবিটালে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট শেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল অপেক্ষা বেশি হয়। দুটি ইলেকট্রনযুগলের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্বের গুণফলের ওপর নির্ভর করে। ফলে তাদের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ নিম্নরূপ হয় :

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ > নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল-বন্ধন ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ > বন্ধন ইলেকট্রনযুগল-বন্ধন ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ; বা, $(lp - lp) > (lp - bp) > (bp - bp)$ ।

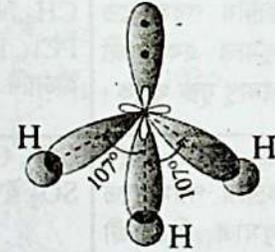
উপরিউক্ত সিদ্ধান্তের পরিপ্রেক্ষিতে NH_3 , H_2O , NH_4^+ , প্রভৃতি যৌগ ও আয়নের বন্ধন ও অ.কৃতি আলোচনা করা হলো।

(ক) বন্ধন কোণের ওপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলের প্রভাব :

(১) অ্যামোনিয়া (NH_3) অণুর গঠনে sp^3 সংকরণ (Formation of NH_3 with sp^3)

নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, $N(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । এর sp^3 সংকরণের ফলে যে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটাল সৃষ্টি হয়, তাদেরকে ψ_1, ψ_2, ψ_3 ও ψ_4 দ্বারা চিহ্নিত করলে সংকরিত অবস্থায় N-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস হয় $\psi_1^2, \psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$ । এক্ষেত্রে $\psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$ সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকায় তারা প্রত্যেকে একটি করে H পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N-H সিগমা (σ)-বন্ধন সৃষ্টি করে এবং এভাবে NH_3 অণু সৃষ্টি হয়। ψ_2, ψ_3, ψ_4 ও অরবিটালসমূহের বন্ধন ইলেকট্রন যুগলের মধ্যকার বিকর্ষণ অপেক্ষা ψ_1^2 এর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল দ্বারা তাদের ওপর বিকর্ষণ বেশি হয়। ফলে

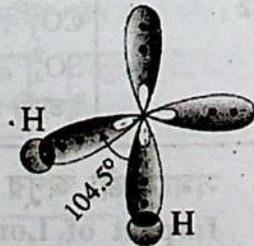
অ্যামোনিয়া অণুতে বন্ধন কোণ $\angle HNH$ এর মান 109.5° থেকে কমে 107° হয়। অ্যামোনিয়া অণুর গঠন একটি ত্রিকোণাকার পিরামিডের ন্যায়, যার কেন্দ্র বিন্দুতে N পরমাণু এবং তলের কৌণিক বিন্দুসমূহে H পরমাণুসমূহ অবস্থিত।



চিত্র-৩.২৯ : NH_3 অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।

(২) পানির অণুর গঠনে sp^3 সংকরণ প্রক্রিয়া (Formation of H_2O with sp^3)

পানির কেন্দ্রীয় পরমাণু অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $O(8) = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ । অক্সিজেন পরমাণুর $2s$ ও $2p$ অরবিটালসমূহের sp^3 সংকরণ হয়। উৎপন্ন চারটি সংকর অরবিটাল একটি চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে। এ চতুস্তলকের কেন্দ্রে অক্সিজেন পরমাণুর অবস্থান। চারটি সংকর অরবিটালের যেমন $\psi_1^2, \psi_2^2, \psi_3^1, \psi_4^1$ এর প্রথম দুটিতে আছে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল। এরা বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত হয় না। অপর দুটি অরবিটালে যেমন ψ_3^1, ψ_4^1 -এ একটি করে ইলেকট্রন। এ অরবিটাল দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে দুটি O-H বন্ধন সৃষ্টি করে; এভাবেই পানির অণু সৃষ্টি হয়। অক্সিজেন পরমাণুর দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল পানি অণুর বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে অধিকতর বিকর্ষণ করে বলে বন্ধন কোণ $\angle HOH$ এর মান আদর্শ চতুস্তলকের কোণের মান 109.5° থেকে কমে 104.5° (বা, $104^\circ 28'$) হয়। যেহেতু পরীক্ষায় শুধুমাত্র নিউক্লিয়াসসমূহের অবস্থান ধরা পড়ে, সেহেতু পরমাণুর নিউক্লিয়াসসমূহের অবস্থান অনুসারে পানির অণুর আকার ইংরেজি V-অক্ষরের আকৃতির ন্যায় দেখায়।



চিত্র-৩.৩০ : H_2O অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।

(খ) বন্ধন কোণের ওপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল ও পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাব :

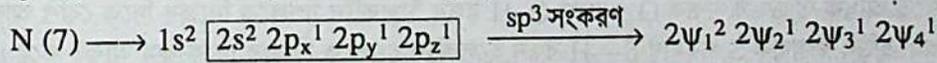
নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুক্ত যৌগ অণু, AB_3L (যেমন- $\ddot{N}H_3$, $\ddot{N}F_3$, $\ddot{P}H_3$) ও AB_2L_2 (যেমন- $H_2\ddot{O}$, $H_2\ddot{S}$) এর বেলায় বন্ধন কোণের ওপর সংশ্লিষ্ট পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাব রয়েছে। এক্ষেত্রে A = কেন্দ্রীয় পরমাণু, B = বন্ধনযুক্ত প্রান্তীয় পরমাণু ও L = নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল। উপরোক্ত AB_3L ও AB_2L_2 সংকেত যুক্ত প্রত্যেক যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর মধ্যে sp^3 সংকরণ ঘটে; তাই চতুস্তলকীয় গঠন ও বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ হওয়ার কথা। কিন্তু কেন্দ্রীয় পরমাণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকায় বন্ধন কোণ $lp - bp$ এর বিকর্ষণের কারণে $109^\circ 28'$ থেকে হ্রাস পায়। এছাড়া সংশ্লিষ্ট কেন্দ্রীয় পরমাণু ও বন্ধনযুক্ত প্রান্তীয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণেও বন্ধন ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের (bp - bp) মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা কমবেশি হয়ে থাকে।

(i) যৌগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা প্রান্তীয় পরমাণুর চেয়ে যত বেশি হয়, বন্ধন ইলেকট্রন যুগল কেন্দ্রীয় পরমাণুর দিকে তত বেশি সরে আসে। ফলে বন্ধন ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের (bp - bp) মধ্যে বিকর্ষণ বেশি হয় এবং বন্ধন কোণের পরিমাণ বেড়ে যায়।

(ii) অপরদিকে, কেন্দ্রীয় পরমাণুর চেয়ে প্রান্তীয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা যত বেশি হয়, বন্ধন ইলেকট্রন যুগল কেন্দ্রীয় পরমাণুর চেয়ে প্রান্তীয় পরমাণুর দিকে তত বেশি সরে আসে। ফলে বন্ধন ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের (bp - bp) মধ্যে বিকর্ষণ কম হয় এবং বন্ধন কোণের পরিমাণ কমে যায়। যেমন—

(১) NH_3 এর বন্ধন কোণ 107° হলেও NF_3 এর বন্ধন কোণ $102^\circ 29'$ বা 102.5° হয় কেন?—এর ব্যাখ্যা :

$\ddot{N}H_3$ ও $\ddot{N}F_3$ অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু N এর মধ্যে sp^3 সংকরণ ঘটে।



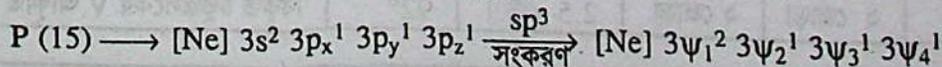
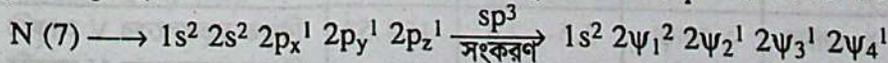
N পরমাণুর সৃষ্ট চারটি সংকর অরবিটালের মধ্যে একটিতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ($2\psi_1^2$) আছে।

তাই $\ddot{N}H_3$ ও $\ddot{N}F_3$ অণুতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল চতুস্তলকীয়ভাবে বিন্যস্ত না থেকে ত্রিকোণাকার পিরামিডের আকার ধারণ করে। আবার প্রত্যেক অণুতে উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের ওপর নির্ভর করে দুটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগলের (bp - bp) মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা ভিন্ন হয়ে থাকে। যেমন,

NF_3 অণুতে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক F পরমাণু N-F বন্ধনের ইলেকট্রন যুগলকে বেশি মাত্রায় নিজের দিকে আকর্ষণ করে। কিন্তু NH_3 অণুতে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক N পরমাণু N-H বন্ধনের ইলেকট্রন যুগলকে বেশি মাত্রায় নিজের কেন্দ্রের দিকে আকর্ষণ করে রাখে। তাই bp - bp বিকর্ষণের মাত্রা NF_3 এর চেয়ে NH_3 এর ক্ষেত্রে বেশি হয়। এছাড়া সংকর অরবিটালের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল NH_3 অণুর চেয়ে NF_3 অণুর bp এর ওপর বেশি বিকর্ষণ ($lp - bp$) ঘটিয়ে বন্ধন কোণকে অধিক হ্রাস করতে পারে। এজন্য NH_3 অণুর বন্ধন কোণ $\angle HNH$ এর মান 107° হয় এবং NF_3 অণুর বন্ধন কোণ $\angle FNF$ এর মান অধিক হ্রাস পেয়ে 102.5° হয়ে থাকে।

(২) NH_3 এর বন্ধন কোণ 107° হলেও PH_3 এর বন্ধন কোণ 94° হয় কেন?—এর ব্যাখ্যা :

NH_3 ও PH_3 অণু গঠনকালে প্রতি ক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণু N ও P এর sp^3 সংকরণ ঘটে। যেমন—

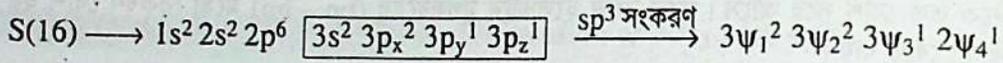
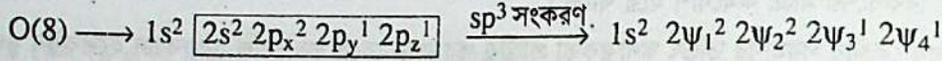


$\ddot{N}H_3$ ও $\ddot{P}H_3$ অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু N ও P এর মধ্যে sp^3 সংকরণ ঘটে। তাই NH_3 ও PH_3 অণুর গঠন চতুস্তলকীয় হওয়ার কথা। কিন্তু এক্ষেত্রে NH_3 ও PH_3 অণুতে প্রতিক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণু যেমন N ও P পরমাণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকায় বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ থেকে হ্রাস পায়। আবার আমরা জানি, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুক্ত যৌগ অণু AB_3L এর বেলায় কেন্দ্রীয় পরমাণু (যেমন- A) এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি এবং আকার ছোট অর্থাৎ ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌল হলে এক্ষেত্রে বন্ধন কোণ তুলনামূলকভাবে ৩য় পর্যায়ভুক্ত একই গ্রুপের মৌলের যৌগ থেকে বেশি হয়। এক্ষেত্রে N ও P এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হলো যথাক্রমে 3.0 ও 2.1।

NH_3 অণুতে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক N পরমাণু N-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে বেশি আকৃষ্ট করে। কিন্তু PH_3 অণুতে কম তড়িৎ ঋণাত্মক P পরমাণু P-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে কম আকৃষ্ট করে। তাই PH_3 এর চেয়ে NH_3 এর ক্ষেত্রে দুটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগল (bp - bp) এর মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা বেশি হয়। এজন্য NH_3 এর বন্ধন কোণ $\angle\text{HNH}$ এর মান 107° এবং PH_3 এর বন্ধন কোণ $\angle\text{HPH}$ এর মান 94° হয়ে থাকে।

(৩) H_2O এর বন্ধন কোণ $104^\circ 28'$ হলেও H_2S এর বন্ধন কোণ 90° হয় কেন?—এর ব্যাখ্যা :

H_2O ও H_2S উভয় অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু O ও S এর মধ্যে sp^3 সংকরণ ঘটে এবং উভয় অণুতে দুটি করে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল আছে। যেমন,



উভয় ক্ষেত্রে sp^3 সংকরণ থাকা সত্ত্বেও H_2O ও H_2S এর প্রত্যেকের বেলায় দুটি করে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও বন্ধন ইলেকট্রন যুগল (lp - bp) এর মধ্যে বিকর্ষণের ফলে বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ থেকে হ্রাস পায়। আবার আমরা জানি, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলযুক্ত যৌগ অণু AB_2L_2 এ বেলায় কেন্দ্রীয় পরমাণু (যেমন A) এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি ও আকার ছোট অর্থাৎ ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌল হলে তখন বন্ধন কোণ তুলনামূলকভাবে ৩য় পর্যায়ভুক্ত একই গ্রুপের মৌলের যৌগ থেকে বেশি হয়। এক্ষেত্রে O ও S এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হলো যথাক্রমে 3.5 ও 2.5।

H_2O অণুতে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক O পরমাণু O-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে বেশি আকৃষ্ট করে। কিন্তু H_2S অণুতে কম তড়িৎ ঋণাত্মক S পরমাণু S-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে কম আকৃষ্ট করে। তাই H_2S এর চেয়ে H_2O এর ক্ষেত্রে দুটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগল (bp - bp) এর মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা বেশি হয়। এজন্য H_2O এর বন্ধন কোণ $\angle\text{HOH}$ এর মান $104^\circ 28'$ বা, 104.5° হয়; কিন্তু H_2S এর বন্ধন কোণ $\angle\text{HSH}$ এর মান হ্রাস পেয়ে 92° হয়ে থাকে।

sp^3 সংকরিত কেন্দ্রীয় পরমাণুতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাবে যৌগ অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের পরিবর্তন :

যৌগ অণু	অরবিটাল সংকরণ	বন্ধন ইলেকট্রন জোড়া	নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়া	তড়িৎ ঋণাত্মকতা	বন্ধন কোণ	অণুর গঠন আকৃতি
NH_3	sp^3	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—2.1	107°	ত্রিকোণাকার পিরামিড
NF_3	sp^3	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—4.0	102.5°	ত্রিকোণাকার পিরামিড
NH_3	sp^3	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—2.1	107°	ত্রিকোণাকার পিরামিড
PH_3	sp^3	৩ জোড়া	১ জোড়া	2.1—2.1	94°	ত্রিকোণাকার পিরামিড
H_2O	sp^3	২ জোড়া	২ জোড়া	3.5—2.1	104.5°	বিকৃত চতুস্তলকের V আকৃতি
H_2S	sp^3	২ জোড়া	২ জোড়া	2.5—2.1	92°	বিকৃত চতুস্তলকের V আকৃতি

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৩ : অরবিটাল সংকরণ ও অণুর আকৃতিভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২৮(ক) : A ও B মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে ns^2np^3 এবং ns^2np^4 ($n = 2$)। A ও B এর হাইড্রাইড গঠনে অরবিটাল সংকরণ একই হওয়া সত্ত্বেও এদের আকৃতি ভিন্ন কেন, বিশ্লেষণ কর। [দি.বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.২৮(খ) : X ও Y মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে ns^2np^2 এবং ns^2np^4 ($n = 2$)। X ও Y এর হাইড্রাইড গঠনে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ একই প্রকার হলে উভয় যৌগের গঠন ও বন্ধন কোণ কী রূপ হবে তা বিশ্লেষণ কর।

সমস্যা-৩.২৮(গ) : নিম্নোক্ত যৌগের অণুতে ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা নির্ণয় কর এবং তা হতে প্রত্যেকের গঠন আকৃতি কীরূপ হবে তা নির্ধারণ কর :

(১) H_2O , CO_2 , NO_2 , SO_2 , SO_3 , CH_4 , CF_4 , C_2H_4 , C_2H_2

(২) $BeCl_2$, PCl_3 , CF_4 , PCl_5 , SF_4 , XeF_2 , XeF_4 , XeF_6

(৩) NH_4^+ , PH_4^+ , H_3O^+ , CH_3^+

(৪) NO_3^- , CO_3^{2-} , ClO_3^- , BF_4^- , SO_4^{2-} , PCl_4^{3-}

সমস্যা-৩.২৯(ক) : NH_3 এর বন্ধন কোণ 107° হলেও NF_3 অণুর বন্ধন কোণ 102.5° হয় কেন; এর ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২৯(খ) : NH_3 এর বন্ধন কোণ 107° ; কিন্তু PH_3 অণুর বন্ধন কোণ 94° হয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২৯(গ) : H_2O এর বন্ধন কোণ 104.5° ; কিন্তু H_2S অণুর বন্ধন কোণ 92° হয় কেন; তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.৩০ : নিচের যৌগসমূহের অণুতে প্রতিটি C-পরমাণুর সংকরণ প্রকৃতি এবং অণুতে সিগমা (σ) ও পাই (π) বন্ধনের সংখ্যা উল্লেখ কর : (a) CH_3-CH_3 , (b) $CH_3-CH=CH_2$, (c) $CH_2=C=CH_2$, (d) CH_3-CHO .

প্রশ্ন-৩.৩১(ক) : $BeCl_2$ যৌগের অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

[য. বো. ২০১৬]

প্রশ্ন-৩.৩১(খ) : সমযোজী বন্ধনগুলো দিক-নির্দেশক ধর্মবিশিষ্ট হয় কেন?

৩.১২ সমযোজী যৌগ অণুর মডেল তৈরি

To make Molecular models of Covalent Compounds

শিক্ষার্থীর গ্রুপভিত্তিক কাজ : সমযোজী বন্ধনভিত্তিক :

সময় : ১ পিরিয়ড

১। অনুচ্ছেদ-৩.৩ এর চিত্র-৩.৭ থেকে Be, B, C, N ও H এর তুলনামূলক পারমাণবিক আকারের ধারণা নাও। এ ধারণা মাথায় রেখে ঐ তিন প্রকারের পরমাণুর জন্য ছোট, বড় গোল আলু ও পরমাণুর বন্ধন বোঝানোর জন্য লোহার তারকে দেড় ইঞ্চি করে কেটে নাও অথবা দিয়াশলাই কাঠি সংগ্রহ কর। দিয়াশলাই কাঠি অথবা লোহার তার দ্বারা দুই পরমাণুর মধ্যে একক সিগমা বন্ধন দেখানো যাবে।

২। এবার পর্যায় সারণিতে ঐসব মৌলের অবস্থান ঠিক করে এদের সর্বোচ্চ যোজনী জেনে নাও।

৩। সমযোজী যৌগের অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের ওপর তোমাদের অর্জিত জ্ঞানকে কাজে লাগিয়ে নিচে উল্লেখিত যৌগের মডেল তৈরি কর এবং নিজেদের মধ্যে আলোচনা কর।

(ক) মিথেন অণু (খ) ইথেন অণু (গ) $BeCl_2$ অণু (ঘ) BCl_3 অণু (ঙ) অ্যামোনিয়া অণু।

৪। বোঝার সুবিধার জন্য কিছু পরমাণু মডেল এবং ঐ সব পরমাণু দ্বারা সিগমা বন্ধন সহযোগে সমযোজী অণুর গঠন মডেল বল ও স্টিক পদ্ধতিতে দেখানো হলো।



বড় আকারের আলু
(কেন্দ্রীয় পরমাণুর মডেল)



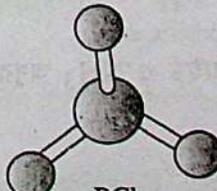
মাঝারি আকারের আলু
[O, Cl পরমাণুর মডেল]



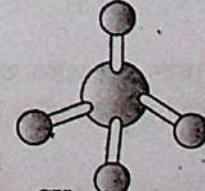
ছোট আকারের আলু
[H-পরমাণুর মডেল]



$Cl-Be-Cl$
সরলরৈখিক



BCl_3
সুস্থম ত্রিভুজাকার



CH_4
সুস্থম চতুষ্তলকীয়

চিত্র-৩.৩১ : $BeCl_2$, BCl_3 ও CH_4 এর অণুর মডেল।

জেনে নাও :

* মিথেন (CH_4), ইথেন (C_2H_6) ইত্যাদি সব সম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকেন ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) এর সব C-পরমাণু sp^3 সংকরিত। তাই এরা কম সক্রিয় হয়।

* হীরক বা ডায়মন্ড কেলাসে সব C-পরমাণু sp^3 সংকরিত এবং সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এতে কোনো মুক্ত ইলেকট্রন থাকে না বলে হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী।

* গ্রাফাইট কার্বনে সব C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং প্রত্যেক C-পরমাণুতে একটি করে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে। তাই গ্রাফাইট বিদ্যুৎ সুপরিবাহী অধাতব মৌল। অপরদিকে সব ধাতুতে ধাতব-বন্ধনে ক্রিয়াশীল সব ধাতব পরমাণুর সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে।

* দ্বিবন্ধনযুক্ত C-পরমাণুর অসম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকিন (C_nH_{2n})-এর দ্বিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং দুই C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ একটি পাই (π) বন্ধন থাকে। পাই (π) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকিন অধিক সক্রিয়।

* বেনজিন (C_6H_6) অণুতে প্রত্যেক C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং বেনজিনের ছয় C-পরমাণুবিধিষ্ট বলয়ে ছয় C-পরমাণুর ছয়টি সঞ্চরণশীল পাই (π) ইলেকট্রন থাকে। বেনজিন বলয়ে তিনটি দ্বিবন্ধনের সমতুল্য ছয়টি সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন আবদ্ধ অবস্থায় থাকে বলে বেনজিন গ্রাফাইটের মতো বিদ্যুৎ পরিবাহী নয়।

* অনুরূপভাবে ত্রিবন্ধন যুক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকাইন $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ এর ত্রিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু sp সংকরিত। ত্রিবন্ধনযুক্ত উভয় C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ দুটি পাই (π) বন্ধন থাকে। পাই (π) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকাইন অধিক সক্রিয় হয়।

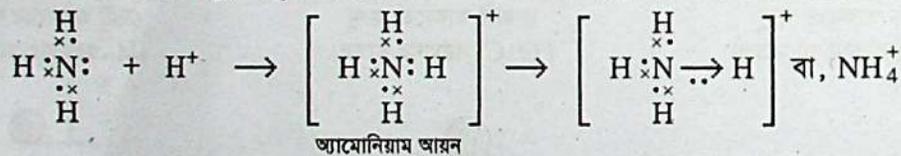
৩.১৩ সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন

Coordinate Covalent Bond

সমযোজী বন্ধন গঠনকালে বন্ধনে অংশগ্রহণকারী প্রতিটি পরমাণু সমান সংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে ইলেকট্রনযুগল সৃষ্টি করে। তোমরা অ্যামোনিয়াম আয়ন NH_4^+ লিখে থাকো, এতে NH_3 অণুর N পরমাণুর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল বা মুক্তজোড় (Ione pair) ইলেকট্রন দ্বারা H^+ আয়ন কোনো ইলেকট্রন না দিয়েও সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়। সুতরাং দুটি পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগল কোনো কোনো ক্ষেত্রে একটি মাত্র পরমাণু সরবরাহ করে থাকে এবং অপর পরমাণু কোনো ইলেকট্রন যোগান না দিয়ে ঐ ইলেকট্রন যুগল সরবরাহকারী পরমাণুর সাথে সমভাবে শেয়ার করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়। এভাবে সৃষ্ট বন্ধনকে সন্নিবেশ বন্ধন বা সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

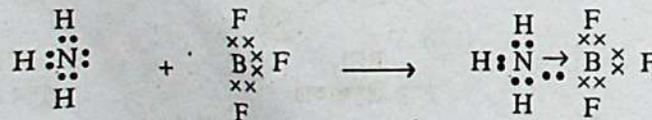
যে পরমাণু তার মুক্তজোড় ইলেকট্রনযুগল সরবরাহ করে তাকে দাতা পরমাণু (donor atom) এবং যে পরমাণু তা শেয়ার করে তাকে গ্রহীতা পরমাণু (acceptor atom) বলা হয়। এক্ষেত্রে দাতা পরমাণু ও গ্রহীতা পরমাণুর মধ্যে একটি তীর চিহ্ন (\rightarrow) দেয়া হয়।

উদাহরণ-১। অ্যামোনিয়া (NH_3) অণু ও হাইড্রোজেন আয়নের মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা NH_4^+ আয়ন সৃষ্টি হয়।



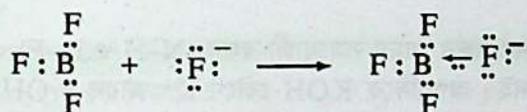
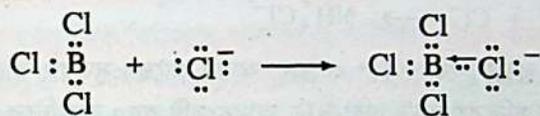
অ্যামোনিয়াম আয়ন

উদাহরণ-২। অষ্টক অপূর্ণ বোরন ট্রাইফ্লোরাইড ও NH_3 অণুর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা উভয় যৌগ যুক্ত হয়ে অ্যামোনিয়া বোরো ফ্লোরাইড উৎপন্ন করে।



অনুরূপভাবে, BCl_3 , BF_3 ও NH_3 এর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন ঘটে থাকে।

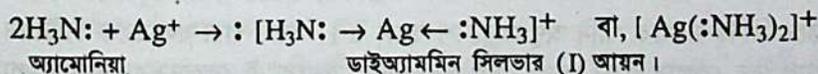
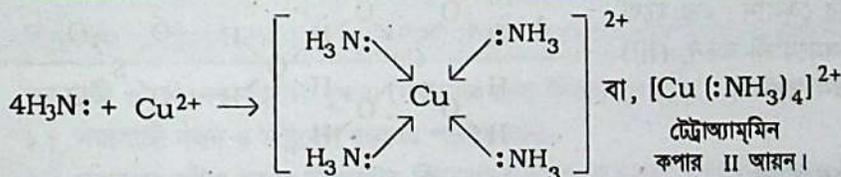
উদাহরণ-৩। অষ্টক অপূর্ণ BCl_3 ও BF_3 এর সাথে ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) ও ফ্লোরাইড আয়ন (F^-) সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা যথাক্রমে BCl_4^- আয়ন ও BF_4^- আয়ন গঠন করে। যেমন,



MCQ-3.17 : নিচের কোনটির আকার সবচেয়ে ছোট?
[কু. বো. ২০১৭]
(ক) O (খ) N (গ) C (ঘ) Li

জেনে নাও : সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা সৃষ্ট BCl_4^- আয়ন ও BF_4^- আয়ন গঠনকালে কেন্দ্রীয় পরমাণু B এর sp^2 সংকরণ (BCl_3 -তে) পরিবর্তিত হয়ে নতুনভাবে sp^3 অরবিটাল সংকরণ ঘটে।

সন্নিবেশ বন্ধনের সবচেয়ে বেশি উদাহরণ পাওয়া যায় জটিল ধাতব যৌগে। এ সব জটিল যৌগে বা জটিল আয়নে বিভিন্ন লিগ্যান্ড d-ব্লক মৌলের ধাতব আয়নসমূহকে ইলেকট্রনযুগল সরবরাহ করে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে। জটিল আয়ন বা যৌগ গঠনে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যোগানকারী ঋণাত্মক আয়ন বা প্রশম অণুকে লিগ্যান্ড (ligand) বলে। যেমন, নিচের উদাহরণে টেট্রাঅ্যামিন কপার (II) আয়ন ও ডাইঅ্যামিন সিলভার (I) আয়ন গঠনকালে NH_3 অণু হলো লিগ্যান্ড।



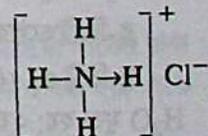
MCQ-3.18 :
[$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4$] $^{2+}$ এর মধ্যে কী কী প্রকারের বন্ধন আছে?
[কু. বো. ২০১৫]
(i) আয়নিক (ii) সমযোজী
(iii) সন্নিবেশ বন্ধন
নিচের কোনটি সঠিক?
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii
(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

৩.১৩.১ একই যৌগে বিভিন্ন ধরনের বন্ধনের উপস্থিতি

Presence of Different Types of bonds in the Same Compound

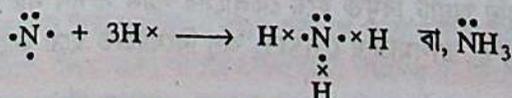
বিভিন্ন বন্ধনযুক্ত যৌগ : অনেক যৌগে একই সাথে বিভিন্ন ধরনের বন্ধন থাকতে পারে; যেমন,

উদাহরণ-১। NH_4Cl এর মধ্যে তিন প্রকার বন্ধন যেমন— (i) সমযোজী বন্ধন, (ii) সন্নিবেশ বন্ধন ও (iii) আয়নিক বন্ধন আছে। এ যৌগের NH_4^+ আয়নে তিনটি N—H বন্ধন সমযোজী এবং একটি N→H বন্ধন সন্নিবেশ সমযোজী।

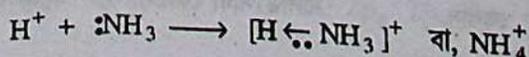


আবার NH_4^+ আয়ন ও Cl^- আয়ন এর সাথে আয়নিক বন্ধন আছে। নিচে তা ব্যাখ্যা করা হলো :

(i) সমযোজী বন্ধন দ্বারা NH_3 অণু গঠন : একটি N পরমাণু তিনটি H পরমাণুর সাথে তিনটি সমযোজী N—H বন্ধন সহযোগে NH_3 অণু গঠন করে।



(ii) সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন দ্বারা NH_4^+ আয়ন গঠন : অ্যামোনিয়া অণু (NH_3) এর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল সহযোগে একটি হাইড্রোজেন আয়ন (H^+) সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়।



বিভিন্ন বন্ধনযুক্ত যৌগের ধর্ম : (১) অনেক অজৈব লবণে আয়নিক ও সমযোজী বন্ধন একত্রে বিদ্যমান। যেহেতু এসব যৌগে বিপরীতধর্মী আয়নসমূহ বিদ্যমান, সেহেতু এ সব যৌগ আয়নিক যৌগের ধর্ম প্রদর্শন করে। যেমন উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক, তড়িৎ পরিবাহিতা, আয়নসমূহের স্বকীয়তা প্রভৃতি।

(i) যদি কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় আয়নসমূহ অবিকৃত থাকে, তবে সে বিক্রিয়া খুব দ্রুত সম্পন্ন হবে। যেমন, তিন প্রকারের বন্ধনযুক্ত Na_2SO_4 আয়নগুলো দ্রবণে অবিকৃত থাকে, তাই Na_2SO_4 দ্রবণে BaCl_2 দ্রবণ যোগ করলে সাথে সাথে BaSO_4 এর অধঃক্ষেপ পড়ে। অনুরূপভাবে, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ এর সাথে AgNO_3 এর বিক্রিয়ায় তাৎক্ষণিকভাবে AgCl -এর অধঃক্ষেপ পড়ে।

(ii) অপরদিকে যদি কোনো বিক্রিয়ায় কোনো আয়নের অভ্যন্তরে সমযোজী বন্ধন ভাঙা বা গড়া হয়, তবে তা ততো দ্রুত হবে না। যেমন Na_2SO_4 কে বিজারিত করে Na_2SO_3 বা, Na_2S করতে হলে S-O সমযোজী বন্ধন ভাঙতে হবে। সেক্ষেত্রে বিক্রিয়া ধীরগতিতে এবং উচ্চ তাপমাত্রায় সংঘটিত হবে।

(২) সাধারণভাবে কোনো যৌগে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধনের সাথে আয়নিক বন্ধন থাকলে এতে আয়নিক যৌগের ধর্মাবলি প্রাধান্য পায়। সে ধরনের যৌগকে সাধারণভাবে আয়নিক যৌগ হিসেবেই চিহ্নিত করা হয়। যেমন, K_2SO_4 , NaNO_3 , NH_4Cl প্রভৃতিতে বিভিন্ন ধরনের বন্ধন থাকলেও এরা আয়নিক যৌগ হিসেবে পরিচিত।

শিক্ষার্থীর কাজ :

৩.১৪ সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন ও সমযোজী বন্ধনের তুলনা

Comparison between Covalent and Coordinate Bonds

শিখনফল : সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন হলো সমযোজী বন্ধনের একটি বিশেষ রূপ, তা প্রমাণ করতে হবে।

সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধনের তুলনা দেখানোর জন্য নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর তুলনা কর। যেমন—

- ১। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধনের পরিচয় দাও।
- ২। পরমাণুর বহিস্থ স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসসহ NH_3 ও NH_4^+ আয়নের গঠন দেখাও। এতে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধন গঠন হয়েছে ব্যাখ্যা কর।
- ৩। এবার NH_3 অণুতে তিনটি N-H বন্ধনের সাথে NH_4^+ আয়নে চারটি N-H বন্ধনের কোনো পার্থক্য নেই তা ব্যাখ্যা কর।
- ৪। সবশেষে NH_4^+ আয়নে $\angle\text{HNH} = 109^\circ 28'$ কোণটি আদর্শ চতুস্তলকের কোণের সমান হওয়ায় প্রতিটি সমযোজী বন্ধনে ইলেকট্রন ঘনত্ব সমান রয়েছে প্রমাণ করে।
- ৫। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধন সমতুল্য প্রমাণ করা হলো।

উপরোক্ত বিষয়ভিত্তিক আলোচনা হলো—

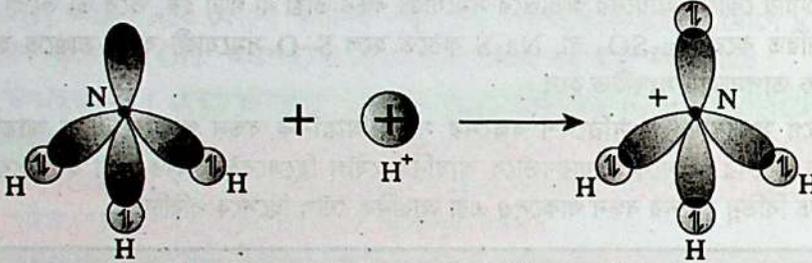
সমযোজী বন্ধন : নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস যেমন দ্বিত্বক অথবা অষ্টক কাঠামো লাভের জন্য দুটি অধাতব পরমাণু প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে যুগল গঠন ও শেয়ার করে যে বন্ধনে আবদ্ধ হয়, একে সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

সন্নিবেশ বন্ধন : আবার যৌগ অণু গঠনের সময় সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগল কেবলমাত্র একটি পরমাণু সরবরাহ করে এবং অপর পরমাণু কোনো ইলেকট্রন যোগান না দিয়েও ঐ প্রথম পরমাণুর যোগান দেয়া ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করে দ্বিত্বক অথবা অষ্টক পূর্ণ করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়, একে সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধনের সমতুল্যতা : বন্ধন গঠনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগলের উৎস ভিন্ন হলেও প্রকৃতপক্ষে বন্ধন শেষে সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন হলো সাধারণ সমযোজী বন্ধনের বা সিগমা বন্ধনের একটি বিশেষ রূপমাত্র। অর্থাৎ সন্নিবেশ বন্ধন প্রকৃতপক্ষে সমযোজী বন্ধন। এক্ষেত্রে NH_3 অণুর গঠন ও NH_4^+ আয়ন গঠনের মধ্যে তুলনা থেকে তা সুস্পষ্ট হবে।

নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো; $\text{N}(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

অ্যামোনিয়া (NH_3) যৌগ গঠনের পূর্বে নাইট্রোজেন পরমাণুর অরবিটালে sp^3 সংকরণ ঘটে। এর ফলে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটাল (যেমন $\psi_1, \psi_2, \psi_3, \psi_4$) সৃষ্টি হয়, যার তিনটিতে একটি করে এবং চতুর্থটিতে দুটি ইলেকট্রন থাকে। এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট সংকর অরবিটাল তিনটি (যেমন ψ_2, ψ_3, ψ_4) তিনটি হাইড্রোজেন পরমাণুর $1s^1$ অরবিটাল এর সাথে অধিক্রমণ করে তিনটি N-H সমযোজী সিগমা বন্ধন সৃষ্টি করে। অ্যামোনিয়া যৌগে নাইট্রোজেন পরমাণুতে চতুর্থ সংকর অরবিটালে (যেমন ψ_1) নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল বা মুক্তজোড় ইলেকট্রন অবস্থান করে। অ্যামোনিয়াম (NH_4^+) আয়ন গঠনের সময় এ চতুর্থ সংকর অরবিটালটি একটি হাইড্রোজেন আয়নের (H^+ এর) ইলেকট্রনবিহীন $1s$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে :



চিত্র-৩.৩২ : সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা NH_4^+ আয়ন গঠন।

MCQ-3.19 : NH_4Cl

অণুতে কী কী প্রকারের বন্ধন

আছে? [ঢা. বো. ২০১৫]

(i) আয়নিক (ii) সমযোজী

(iii) সন্নিবেশ বন্ধন

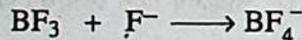
নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii (খ) ii ও iii

(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের ফলে N পরমাণুতে ধনাত্মক আধানের সৃষ্টি হয়। হাইড্রোজেন পরমাণুতে যে ঋণাত্মক আধানের সৃষ্টি হওয়ার কথা, তা পূর্ব থেকে অবস্থানরত ধনাত্মক আধানের সাথে মিলিত হয়ে প্রশমিত হয়। সুতরাং চতুর্থ N-H বন্ধনের সাথে অপর তিনটি N-H বন্ধনের আর কোনো পার্থক্য থাকে না। অ্যামোনিয়াম আয়নে প্রতিটি হাইড্রোজেন পরমাণু এবং N-H বন্ধন সমতুল্য এবং প্রতিটি $\angle\text{HNNH} = 109^\circ 28'$ অর্থাৎ আদর্শ চতুস্তলকের কোণ 109.5° এর সমান।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৪ : দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-13 বা 3A এর একটি মৌল B এর ফ্লোরাইড BF_3 যৌগটি নিম্নরূপে BF_4^- আয়নায়ন গঠন করে :

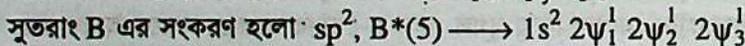
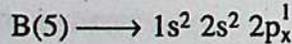


(ক) BF_3 ও F^- আয়নের সাথে কোন্ প্রকারের বন্ধন গঠিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

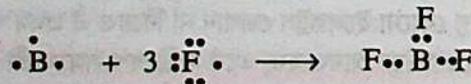
(খ) উদ্দীপকের বিক্রিয়ার মাধ্যমে B পরমাণুর সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে কীনা তা যাচাই কর।

সমাধান : (ক) BF_3 ও F^- আয়নের মধ্যে বন্ধন গঠনের ব্যাখ্যা :

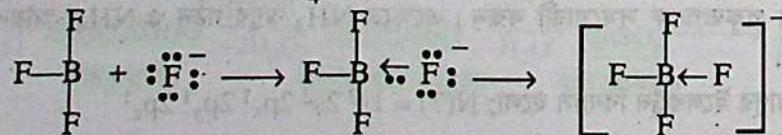
উদ্দীপক মতে, B হলো ২য় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-13 বা 3A এর মৌল। তাই মৌলটি হলো বোরন, B(5)। মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :



sp^2 সংকরিত B পরমাণুর তিনটি সংকর অরবিটালের সাথে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণু সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে BF_3 অণু গঠিত হয়। লুইস প্রতীকের মাধ্যমে বন্ধন গঠনটি হলো নিম্নরূপ :



উৎপন্ন BF_3 যৌগ অণুতে অষ্টক অপূর্ণ আছে। তাই উদ্দীপক মতে ফ্লোরাইড আয়ন (F^-) নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় যোগান দিয়ে BF_3 এর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা BF_4^- আয়ন গঠন করে থাকে। যেমন,



সমাধান : (খ) B পরমাণুর সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে কিনা তার ব্যাখ্যা : আমরা জানি BF_3 অণু গঠনে B পরমাণুর sp^2 সংকরণ ঘটেছে। উদ্দীপক মতে, BF_3 অণু ও ফ্লোরাইড আয়ন (F^-) এর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা BF_4^- অ্যানায়ন গঠিত হয়ে থাকে। তখন B পরমাণুর খালি $2p_z^0$ অরবিটালে একটি ইলেকট্রন যুক্ত হয়ে পড়ে। এ অবস্থায় B- আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস হয়, $B^- (5) \longrightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

তখন B^- আয়নে নতুনভাবে sp^3 অরবিটাল সংকরণ ঘটে থাকে।

sp^3 সংকরণের পর $B^- (5) \longrightarrow 1s^2 2\psi_1^1 2\psi_2^1 2\psi_3^1 2\psi_4^1$ হয়। তখন চারটি সংকর অরবিটালে চতুর্থ F পরমাণু সিগমা বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে পড়ে। সুতরাং উদ্দীপকের বিক্রিয়ার মাধ্যমে B এর sp^2 সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে sp^3 সংকর অবস্থায় BF_4^- অ্যানায়ন গঠিত হয়। তখন চতুস্তলকীয় গঠন হয়ে থাকে।

সত্যতা যাচাই : নিচের সাধারণ ফর্মুলার সাহায্যে যৌগ বা অ্যানায়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণে অংশগ্রহণকারী অরবিটাল সংখ্যা (H) নির্ণয় করা যায় এবং সংকরণ অবস্থা থেকে গঠনাকৃতিও জানা যায়। যেমন—

$$H = \frac{1}{2} \left[\begin{array}{cccc} \text{যোজ্যতা স্তরে} & + & \text{একযোজী পরমাণুর} & - & \text{ক্যাটায়নের} & + & \text{অ্যানায়নের} \\ \text{ইলেকট্রন সংখ্যা (V)} & & \text{সংখ্যা (X)} & & \text{চার্জ সংখ্যা (C)} & & \text{চার্জ সংখ্যা (A)} \end{array} \right]$$

$$\text{বা, } H = \frac{1}{2} [V + X - C + A]$$

BF_4^- আয়নের বেলায় সংকরণে অংশগ্রহণকারী অরবিটাল সংখ্যা :

$$H = \frac{1}{2} [3 + 4 - 0 + 1] = 4$$

সুতরাং এক্ষেত্রে চারটি অরবিটাল যেমন 2s ও তিনটি 2p অরবিটাল সংকরণে অংশ নিয়েছে। তাই BF_4^- আয়ন গঠনে sp^3 সংকরণ ঘটেছে। বিক্রিয়ার পূর্বে BF_3 অণুতে B এর sp^2 সংকরণ ছিল এবং সন্নিবেশ বন্ধনে F^- আয়নের সাথে যুক্ত হওয়ার কালে সংকরণের পরিবর্তনের মাধ্যমে নতুন সংকরণ sp^3 ঘটেছে, তা যাচাই করা হলো এবং এর সত্যতা প্রমাণিত হলো।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৪ : বন্ধন প্রকৃতির ব্যাখ্যাভিত্তিক :

প্রশ্ন-৩.৩২(ক)। NH_4Cl যৌগের বন্ধন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

[ঢা. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩২(খ)। A ও D মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে ns^2np^1 ও ns^2np^3 । $AlCl_3$ এর সাথে

[ব. বো. ২০১৫]

DH_3 এর মধ্যে কোন ধরনের বন্ধন গঠন সম্ভব তা ব্যাখ্যা কর।

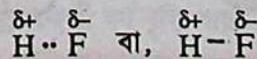
[চ. বো. ২০১৭]

প্রশ্ন-৩.৩২(গ)। সন্নিবেশ বন্ধন প্রকৃতপক্ষে সমযোজী বন্ধন; ব্যাখ্যা কর।

৩.১৫ সমযোজী বন্ধনের পোলারিটি : তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাব

Polarity in Covalent Compounds : Electronegativity Effect

সমযোজী বন্ধনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে কোনো পরমাণু কর্তৃক নিজের দিকে অধিক আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলা হয়। অধাতুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি এবং ধাতুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম। ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতা সবচেয়ে বেশি, তারপর অক্সিজেন, ক্লোরিন, নাইট্রোজেন পরমাণুর স্থান। শেয়ারকৃত ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর দিকে বেশি আকৃষ্ট হয়। ফলে ঐ পরমাণুতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ^-) এবং অপর পরমাণুতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ^+) সৃষ্টি হয়। যেমন,



সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু

N	O	F
3.0	3.5	4.0
	S	Cl
	2.5	3.0
		Br
		2.8
		I
		2.5

পার্ডেলিং স্কেল অনুসারে কয়েকটি মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হলো, $F = 4, O = 3.5, Cl = 3.0, N = 3.0,$

$Br = 2.8, I = 2.5, C = 2.5, H = 2.1$

ডাইপোল ও পোলারিটি : সমযোজী যৌগের সংশ্লিষ্ট দুই পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার অধিক পার্থক্যের কারণে (সাধারণত 0.5 – 1.9 এর মধ্যে হলে) অণুর দুই প্রান্তে দুটি ভিন্ন চার্জের বা মেরুর সৃষ্টি হয়, উভয় মেরুকে একত্রে ডাইপোল (dipole) বলা হয়। সমযোজী যৌগের অণুতে ডাইপোল সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (polarity) বলা হয়। অণুর দুই প্রান্তে আংশিক ধনাত্মক ($\delta+$) ও আংশিক ঋণাত্মক ($\delta-$) দুটি ভিন্ন মেরু সৃষ্টি হওয়ায় ঐ অণুকে পোলার অণু বা পোলার যৌগ বলা হয়। HF, H₂O হলো পোলার যৌগ।

HF একটি সর্বাধিক পোলার অণু; কারণ F ও H পরমাণুদ্বয়ের তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য $(4 - 2.1) = 1.9$ যা দ্বারা পোলার অণুসমূহের মধ্যে সর্বাধিক পোলারিটি প্রকাশ পায়। হ্যালোজেনসমূহের মধ্যে F সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক বলে HF সর্বাধিক পোলার অণু। হাইড্রোজেন হ্যালাইডের অণুগুলোর মেরু প্রবণতা ক্রম হলো $HF > HCl > HBr > HI$; মূলকথা বন্ধনে আবদ্ধ পরমাণুদ্বয়ের ঋণাত্মকতার পার্থক্য যত বেশি হবে সমযোজী যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্য তত বেশি প্রকাশ পায়।

জেনে রাখ; বাস্তবে 100% আয়নিক কোনো যৌগ নেই। তদ্রূপ 100% সমযোজী যৌগ নেই। NaCl যৌগে প্রায় 80% আয়নিক বৈশিষ্ট্য রয়েছে। নিচের সারণিতে পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য এবং তাদের দ্বারা সৃষ্ট যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্যের মোটামুটি শতকরা মাত্রা দেখানো হলো। যেমন,

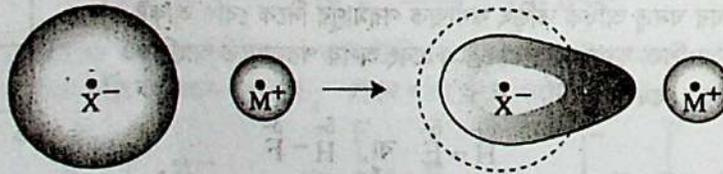
তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের পরিমাণ :	0.1	0.2	0.6	1.1	1.7	2.0	2.1	3
শতকরা মাত্রায় গড় আয়নিক বৈশিষ্ট্য :	0.5	1.0	10	25	50	75	80	90

সমযোজী অণুতে আংশিক ধনাত্মক ও ঋণাত্মক তড়িৎ চার্জ সৃষ্টির কারণে ঐ সব যৌগে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়। H-পরমাণুযুক্ত পোলার অণুর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন নামে নতুন আন্তঃআণবিক বল সৃষ্টি হয়। তখন এ সব যৌগের অণু সংবদ্ধ (associated) থাকে। H-বন্ধনের কারণে যৌগের মধ্যে পার্থক্য দেখা দেয়। যেমন ঐ সব যৌগে ভৌত অবস্থা, গলনাঙ্ক, ঘনত্ব ইত্যাদি ধর্মে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য দেখা যায়। গ্রুপ-16 (6A) এর অক্সিজেন ও সালফারের হাইড্রাইড হলো যথাক্রমে H₂O ও H₂S। এক্ষেত্রে পোলার H₂O তরল, কিন্তু অপোলার H₂S হলো গ্যাস। HCl, H₂SO₄, HNO₃ ইত্যাদি এসিড অণু হলো পোলার। এরা পানিতে H⁺ আয়ন দেয়, অম্লধর্ম প্রকাশ করে। NaCl এর জলীয় দ্রবণের মতো এ সব এসিডের জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবাহী হয়। জলীয় দ্রবণে আয়নিক যৌগের বিক্রিয়া যেমন খুব দ্রুত ঘটে। অনুরূপভাবে এসব পোলার সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত অবস্থায় দ্রুত বিক্রিয়া করে থাকে। বিশুদ্ধ সমযোজী যৌগের মধ্যে বিক্রিয়া আয়নিক যৌগের বিক্রিয়ার তুলনায় ধীরে ঘটে।

৩.১৫.১ পোলারায়ন বা আয়নের বিকৃতি

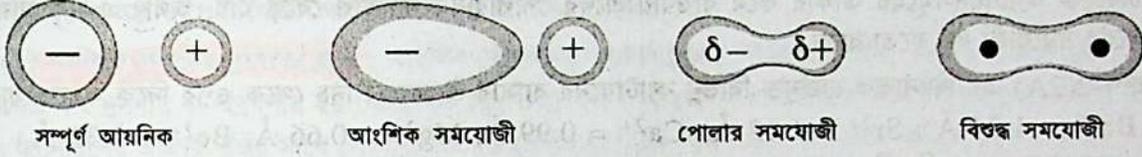
Polarization of Ions

পোলারায়ন : যখন কোনো ক্যাটায়ন একটি অ্যানায়নের খুব নিকটে আসে, তখন ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস তথা সামগ্রিক ধনাত্মক চার্জ অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে। একই সাথে ক্যাটায়নটি অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসকে বিকর্ষণ করে। এ আকর্ষণ ও বিকর্ষণের ফলে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসে। একে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের বিকৃতি বা পোলারায়ন বলা হয়। তখন ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নটি পোলারায়িত হয়েছে বলা হয়। অ্যানায়নকে এভাবে পোলারায়িত করার ক্ষমতাকে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বলে।



চিত্র-৩.৩৩ : M⁺ ক্যাটায়ন কর্তৃক X⁻ অ্যানায়নের পোলারায়ন।

সম্পূর্ণ আয়নিক বন্ধনে আয়নদ্বয়ের অবস্থা, পোলারায়নের ফলে অ্যানায়নে ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতি, পোলার সমযোজী বন্ধন ও বিশুদ্ধ সমযোজী বন্ধনে ইলেকট্রন মেঘের অবস্থা নিচের চিত্র দ্বারা ধারণা দেয়া হলো :



চিত্র-৩.৩৪ : বিভিন্ন বন্ধনে ইলেকট্রন মেঘের বিভিন্ন অবস্থা।

৩.১৫.২ আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য

Covalent Character in Ionic Compounds

অ্যানায়নের পোলারায়ন নিঃসন্দেহে আদর্শ আয়নিক যৌগের ধর্ম থেকে বিচ্যুতি। এ কারণে পোলারায়নের পরিমাণ বৃদ্ধির সাথে সাথে আয়নিক যৌগের বিভিন্ন ধর্মের (যেমন, উচ্চ গলনাঙ্ক, উচ্চ স্ফুটনাঙ্ক, উদ্বায়িতা, পানিতে অধিক দ্রবণীয়তা প্রভৃতির) ক্রম হ্রাস ও সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্যের ক্রম বৃদ্ধি ঘটে। ধাতব কার্বনেট লবণসমূহে অধিক পোলারায়ন ঘটলে এদের সুস্থিতি হ্রাস পায় এবং অল্প তাপে বিয়োজিত হয়।

ফাজানের নিয়ম : আয়নিক যৌগে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের পোলারায়নের পরিমাণ কয়েকটি শর্ত যেমন আয়নের চার্জ, আয়নের আকার ও আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস ইত্যাদি দ্বারা নির্ধারিত হয়। এ সব শর্তকে ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বলা হয়। এ সব শর্তের ভূমিকা হলো—

- * (i) ক্যাটায়নের ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ যতো বেশি হয় পোলারায়ন ততো বেশি হয়।
- * (ii) ক্যাটায়নের আকার যতো ছোট হয় এবং অ্যানায়নের আকার যতো বড় হয় পোলারায়ন ততো বেশি ঘটে। এছাড়া
- * (iii) যে সব ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে $ns^2 np^6 nd^{1-10}$ ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে; সে সব ক্ষেত্রে $ns^2 2p^6$ এর তুলনায় অ্যানায়নের বিকৃতি বা পোলারায়ন বেশি মাত্রায় ঘটে। যেমন,

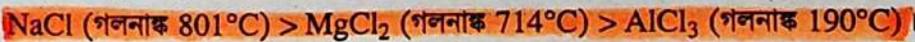
ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বা শর্তাবলির ব্যাখ্যা

(১) পোলারায়নের ১ম নিয়ম : ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ : কোনো ক্যাটায়ন কর্তৃক

অ্যানায়নকে পোলারায়ন করার ক্ষমতা ক্যাটায়নের ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধির সাথে বৃদ্ধি পায়।

পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক : পর্যায় সারণির যে কোনো পর্যায়ে বাম দিক থেকে যতোই ডান দিকে যাওয়া যায়, ক্যাটায়নসমূহের ধনাত্মক চার্জও ততো বৃদ্ধি পায়; ফলে অধিক চার্জযুক্ত ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতাও ততোই বৃদ্ধি পায়। ফলে যৌগটিতে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়। তাই সংশ্লিষ্ট যৌগের গলনাঙ্ক হ্রাস পায়।

তৃতীয় পর্যায়ে Na^+ আয়ন এর চেয়ে Mg^{2+} আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। Mg^{2+} আয়ন অপেক্ষা Al^{3+} আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা আরো বেশি। তাই এসব আয়নের যৌগসমূহে সমযোজী ধর্ম ক্রমানুসারে বৃদ্ধি পায় এবং যৌগসমূহের গলনাঙ্ক (এবং স্ফুটনাঙ্ক) ক্রমশ হ্রাস পায়। যেমন,



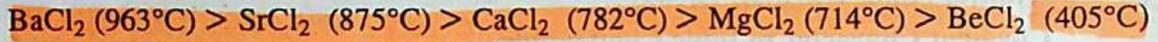
একই ধাতব পরমাণু বিভিন্ন চার্জযুক্ত ক্যাটায়ন সৃষ্টি করলে কম চার্জবিশিষ্ট ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা কম হবে এবং বেশি চার্জের ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি হবে। যেমন, অনর্দ্র ফেরাস ক্লোরাইড ($FeCl_2$) এর গলনাঙ্ক $670^\circ C$ অথচ অনর্দ্র ফেরিক ক্লোরাইড ($FeCl_3$) এর গলনাঙ্ক মাত্র $306^\circ C$ । ফেরিক ক্লোরাইড $FeCl_3$ এ ক্যাটায়নের চার্জ এক একক বৃদ্ধি পাওয়ায় যৌগের সমযোজী ধর্ম বৃদ্ধি পায়। ফলে গলনাঙ্ক কমে।

অ্যানায়নসমূহের ঋণাত্মক চার্জের বৃদ্ধির সাথে পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। যেমন, ফ্লোরাইড (F^-) আয়ন অপেক্ষা অক্সাইড (O^{2-}) আয়ন বেশি পোলারায়িত হয় এবং নাইট্রাইড (N^{3-}) আয়ন আরও বেশি পোলারায়িত হয়। ফলে CaF_2 অপেক্ষা CaO অধিক সমযোজী প্রকৃতির হয়।

(২) পোলারায়নের ২য় নিয়ম : ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের আকার : কোনো ক্যাটায়নের অ্যানায়নকে পোলারায়ন করার ক্ষমতা এর আকার হ্রাসের সাথে বাড়ে। পর্যায় সারণিতে একই গ্রুপে যতই নিচ থেকে ওপরের দিকে যাওয়া যায়, একই চার্জযুক্ত ক্যাটায়নসমূহের আকার কমে যাওয়ায় এদের পোলারায়ন ক্ষমতাও বেড়ে যায়, অর্থাৎ এ সব আয়নের যৌগসমূহের সমযোজী ধর্ম ততো বাড়ে।

গ্রুপ-2(2A) এর দ্বিধনাত্মক চার্জযুক্ত বিভিন্ন ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ ঐ গ্রুপের নিচ থেকে ওপর দিকে কমে থাকে। যেমন $Ba^{2+} = 1.34 \text{ \AA}$; $Sr^{2+} = 1.12 \text{ \AA}$; $Ca^{2+} = 0.99 \text{ \AA}$; $Mg^{2+} = 0.66 \text{ \AA}$; $Be^{2+} = 0.35 \text{ \AA}$ । তাই তাদের পোলারায়ন ক্ষমতা বিপরীতভাবে কমে : যেমন $Be^{2+} > Mg^{2+} > Ca^{2+} > Sr^{2+} > Ba^{2+}$

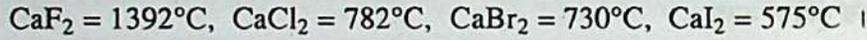
তাদের অনর্দ্র ক্লোরাইডসমূহের সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি বা গলনাঙ্কের হ্রাসের ক্রম হলো নিম্নরূপ :



আবার অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পেলে সর্ববহিস্ত্র স্তরের ইলেকট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের গড় দূরত্ব বৃদ্ধি পায়। ফলে ইলেকট্রনের ওপর অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায়। তখন ক্যাটায়ন সহজেই অ্যানায়নকে পোলারায়িত করতে পারে। একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে অ্যানায়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বাড়ে। যেমন,



ক্যালসিয়ামের হ্যালাইডসমূহের মধ্যে CaI_2 -এ সমযোজী বৈশিষ্ট্য সবচেয়ে বেশি। এদের গলনাঙ্ক নিম্নরূপ :



(৩) পোলারায়নের ৩য় নিয়ম : ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাস : সমচার্জের ও প্রায় সমআকারের দুটি ক্যাটায়নের মধ্যে ns^2np^6 ইলেকট্রন বিন্যাসবিশিষ্ট ক্যাটায়ন অপেক্ষা $ns^2np^6(n-1)d^{10}$ বিশিষ্ট ক্যাটায়নের (নিউক্লিয়াসে থাকা অধিক সংখ্যক প্রোটনের অধিক আকর্ষণের কারণে) পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি হয়। যেমন, $NaCl$ এর গলনাঙ্ক $801^\circ C$; অথচ কপার (I) ক্লোরাইড $CuCl$ এর গলনাঙ্ক মাত্র $422^\circ C$ যা দ্বারা শেযোক্ত যৌগে সমযোজী ধর্মের প্রাধান্য বোঝা যায়। যদিও Na^+ (0.095 nm) ও Cu^+ (0.096 nm) এর আকার প্রায় সমান।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৫ : ফাজানের পোলারায়ন নিয়মভিত্তিক :

- সমস্যা-৩.৩৩ (ক) $NaCl$ অপেক্ষা $CuCl$ এর গলনাঙ্ক কম কেন? [ঢা. বো. ২০১৬]
- (খ) $CaCl_2$ ও $AlCl_3$ লবণঘয়ের মধ্যে কোনটি পানিতে অধিক দ্রবণীয় এবং কেন? [চ. বো. ২০১৬]
- (গ) $FeCl_2$ ও $FeCl_3$ লবণঘয়ের মধ্যে কোনটির গলনাঙ্ক কম হবে এবং কেন? [চ. বো. ২০১৫; ব. বো. ২০১৬]
- (ঘ) $BeCO_3$, $MgCO_3$ ও $CaCO_3$ এর মধ্যে বিয়োজন তাপমাত্রার ক্রম কীরূপ হবে এবং কেন তা ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৬]
- (ঙ) AgF পানিতে দ্রবণীয়, কিন্তু $AgCl$ পানিতে অদ্রবণীয়;— এর ব্যাখ্যা কর।
- (চ) $AgCl$ হলো সাদা, কিন্তু AgI হলুদ কেন?
- (ছ) $PbCl_2$ হলো সাদা, কিন্তু PbI_2 সোনালী হলুদ কেন?

৩.১৫.৩ আয়নিক বিভব বা আয়নিক পটেনসিয়াল (Ionic Potential)

ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম মতে, ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নকে পোলারায়ন করার ক্ষমতা ক্যাটায়নের চার্জ বৃদ্ধির সাথে বাড়ে এবং ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ বৃদ্ধির সাথে কমে। বিভিন্ন ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা তুলনা করার জন্য ‘আয়নিক পটেনসিয়াল’ পদ ব্যবহৃত হয় :

$$\text{ক্যাটায়নের আয়নিক পটেনসিয়াল, } \phi = \frac{\text{ক্যাটায়নের চার্জ}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}$$

ক্যাটায়নের ϕ এর মান বৃদ্ধির সাথে (i) আয়নিক লবণের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক ক্রমক্রমে হ্রাস পায়, তা ফাজানের ১ম নিয়মে উদাহরণ দেয়া হয়েছে। এছাড়া (ii) লবণের পানিতে দ্রাব্যতা হ্রাস পায়, (iii) যৌগসমূহ বর্ণযুক্ত হয়, (iv) ধাতব কার্বনেটসমূহের অল্প তাপে বিয়োজন ঘটে ইত্যাদি বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়।

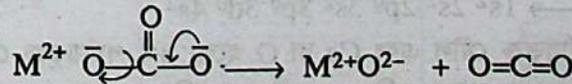
(১) পানিতে লবণের দ্রাব্যতা হ্রাস : আয়নিক যৌগসমূহ পোলার দ্রাবক পানিতে দ্রবণীয়; কিন্তু সমযোজী যৌগ পানিতে সাধারণত কম দ্রবণীয় বা অদ্রবণীয় হয়। আয়নিক যৌগে অ্যানায়ন খুব বেশি পোলারায়িত হলে যৌগটির সমযোজী ধর্ম বৃদ্ধি পায়। অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। ফলে সে যৌগ পানিতে অদ্রবণীয় হয়। যেমন— AgF , AgCl , AgBr ও AgI এ চারটি যৌগের মধ্যে AgF এ অ্যানায়নের পোলারায়ন সবচেয়ে কম ঘটে। কারণ F^- আয়নের আকার সবচেয়ে ছোট। তাই AgF এ আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেশি থাকে এবং এটি পানিতে দ্রবণীয়; অন্য হ্যালাইডসমূহে অ্যানায়নের পোলারায়ন বেশি ঘটে; তাই এরা পানিতে অদ্রবণীয় হয়।

(২) যৌগের বর্ণ : সাধারণত d ও f অরবিটালে অযুগ্ম ইলেকট্রনবিশিষ্ট আয়নের যৌগসমূহ বর্ণযুক্ত হয়। যৌগের বর্ণযুক্ত হওয়ার অন্যতম কারণ হলো অ্যানায়নের বেশি পোলারায়ন। অক্সাইড, সালফাইড প্রভৃতি আয়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বেশি। ক্যাটায়ন যেমন Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Pb^{2+} প্রভৃতির সাথে উপরিউক্ত অ্যানায়নসমূহের যৌগে অ্যানায়নসমূহ খুব বেশি পোলারায়িত হয়; ফলে এ সব যৌগ বর্ণযুক্ত হয়। যেমন CuS , PbS , HgS কালো, CdS হলুদ।

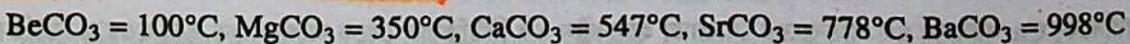
AgF , AgCl , AgBr ও AgI সিরিজে Ag^+ আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। হ্যালাইড আয়নসমূহের মধ্যে F^- ও Cl^- আয়ন কম পোলারায়িত হয়; তাই AgF , AgCl বর্ণহীন বা সাদা; Br^- আয়ন বেশি পোলারায়িত হওয়ায় AgBr হালকা হলুদ। আয়োডাইড (I^-) আয়ন আরও বেশি পোলারায়িত হওয়ায় AgI গাঢ় হলুদ হয়।

পোলারায়িত অবস্থায় বর্ণ সৃষ্টির মূল কারণ হলো—অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারায়ন যেমন সহজে ঘটে, তেমনি অ্যানায়নের পূর্ণ অরবিটাল থেকে ক্যাটায়নের খালি করা অরবিটালে ইলেকট্রনের ক্ষণিক স্থানান্তর সহজে ঘটে থাকে। তখন প্রয়োজনীয় কম শক্তি দৃশ্যমান আলো থেকে শোষিত হয় এবং অবশিষ্ট আলোর বর্ণে যৌগটি বর্ণযুক্ত হয়। অপরদিকে অ্যানায়নের আকার ছোট হলে পোলারায়ন কম ঘটে। তখন ঐ ছোট অ্যানায়ন থেকে ক্যাটায়নের দিকে ইলেকট্রনের ক্ষণিক স্থানান্তর (যা বিস্তারণ বা লন্ডন বল নামে পরিচিত) ঘটানোর জন্য অপেক্ষাকৃত বেশি শক্তি প্রয়োজন হয়। তখন অধিক ফ্রিকুয়েন্সি যুক্ত UV রশ্মি থেকে শক্তি শোষিত হয় এবং যৌগটি বর্ণহীন বা সাদা দেখায়। যেমন AgCl সাদা, কিন্তু AgI হলুদ; HgCl_2 সাদা, কিন্তু HgI_2 লাল; PbCl_2 সাদা, কিন্তু PbI_2 সোনালি হলুদ হয়ে থাকে।

(৩) ধাতব কার্বনেটের তাপীয় স্থিতি : ক্যাটায়নের আয়নিক পটেনসিয়াল বেশি হলে তখন কার্বনেট অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়ন দ্বারা বেশি আকৃষ্ট হয়। তখন কার্বনেট লবণের তাপীয় স্থিতি হ্রাস পায়। ফলে অল্প তাপে কার্বনেট লবণ বিয়োজিত হয়ে ধাতব অক্সাইড ও CO_2 উৎপন্ন করে। যেমন—



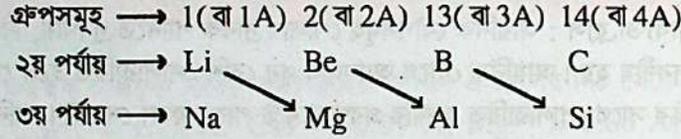
গ্রুপ-2 এর ধাতব আয়ন (M^{2+}) সমূহের আয়নিক পটেনসিয়াল এদের আকার বৃদ্ধির সাথে গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকে কমে। যেমন, $\text{Be}^{2+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Sr}^{2+} > \text{Ba}^{2+}$ । তাই এসব ক্যাটায়নের কার্বনেটের স্থিতি তথা কার্বনেট যৌগের গলনাঙ্ক একই ক্রমানুসারে বাড়তে থাকে। অর্থাৎ এদের বিয়োজন তাপমাত্রা ক্রমশ বাড়তে থাকে। যেমন—



৩.১৫.৪ মৌলের কর্ণ সম্পর্ক (Diagonal Relationship of the Elements)

পর্যায় সারণির দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত বিভিন্ন গ্রুপের মৌলসমূহের কিছু পর্যায়বৃত্ত ধর্ম একই গ্রুপভুক্ত মৌলের চেয়ে পরবর্তী তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত তাদের ডানদিকের মৌলের সাথে অর্থাৎ কোনাকুনিভাবে অবস্থিত মৌলের ধর্মের সাথে অধিকতর মিল দেখা যায়। এ দুটি পর্যায়ের মধ্যে কোনাকুনি অবস্থানের দুটি মৌলের ধর্মের সাদৃশ্যকে মৌলের কর্ণ সম্পর্ক বলে। যেমন,

দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-1 (বা 1A) এর মৌল Li এর সাথে তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-2 (বা 2A) এর মৌল Mg এর ধর্মে যথেষ্ট সাদৃশ্য দেখা যায়। অনুরূপভাবে Be এর সাথে Al এবং B এর সাথে Si এর ধর্মে বেশ সাদৃশ্য রয়েছে। তাদেরকে নিম্নরূপে দেখানো হয়।



কর্ণ সম্পর্কিত মৌলসমূহ (Li ও Mg; Be ও Al; B ও Si) এর ধর্মে সাদৃশ্যের কারণ :

(১) আয়নিক ব্যাসার্ধ : প্রতি জোড়া মৌলের পরমাণুর আয়নিক ব্যাসার্ধ খুব কাছাকাছি হয়। যেমন—

$$\text{Li}^+ = 0.068 \text{ nm} \text{ এবং } \text{Mg}^{2+} = 0.078 \text{ nm}; \text{Be}^{2+} = 0.034 \text{ nm} \text{ এবং } \text{Al}^{3+} = 0.050 \text{ nm}$$

(২) আয়নিকরণ শক্তি : তাদের আয়নিকরণ শক্তির পরিমাণ প্রায় কাছাকাছি। যেমন, Li ও Mg এর ১ম আয়নিকরণ শক্তির মান যথাক্রমে 520 kJmol^{-1} ও 738 kJmol^{-1} । Be ও Al এর ১ম আয়নিকরণ শক্তি যথাক্রমে 899 kJmol^{-1} ও 578 kJmol^{-1} ।

(৩) তড়িৎ ঋণাত্মকতা : তাদের তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য খুব কম। যেমন, Li ও Mg এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান যথাক্রমে 1.0 ও 1.2। Be ও Al এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হলো যথাক্রমে 1.5 ও 1.5।

(৪) পোলারিকরণ ক্ষমতা : তাদের পোলারিকরণ ক্ষমতা প্রায় সমান হয়।

(৫) আয়নিক চার্জের ঘনত্ব : তাদের আয়নিক চার্জের ঘনত্ব পরস্পরের কাছাকাছি।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৫ : নিচের উদ্দীপকভিত্তিক সংশ্লিষ্ট প্রশ্নের উত্তর দাও :

[ঢা. বো. ২০১৬]

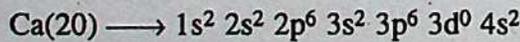
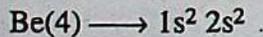
মৌলসমূহ \rightarrow	D	E	G	
যোজ্যতা ইলেকট্রন \rightarrow	$n s^2$	$(n + 1) s^2$	$(n + 2) s^2$	$n = 2$

(ক) উদ্দীপকের D অপেক্ষা G এর আয়নিকরণ শক্তি বা আয়নিকরণ বিভব কম কেন; ব্যাখ্যা কর।

(খ) উদ্দীপকের DCO_3 , ECO_3 , GCO_3 এর মধ্যে কোনটির বিয়োজন তাপমাত্রা সবচেয়ে কম; তা বিশ্লেষণ কর।

সমাধান : (ক) D অপেক্ষা G এর আয়নিকরণ শক্তি কম কেন; এর ব্যাখ্যা :

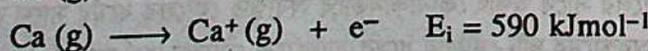
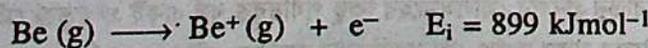
উদ্দীপক মতে, D হলো ns^2 বা $2s^2$ যোজ্যতা ইলেকট্রনবিশিষ্ট Be(4) পরমাণু এবং G হলো $4s^2$ যোজ্যতা ইলেকট্রনবিশিষ্ট Ca(20) পরমাণু। উভয়েই গ্রুপ-2 এর মৌল। এদের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :



Be বা D হলো ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌল এবং Ca বা G হলো ৪র্থ পর্যায়ভুক্ত মৌল। একই গ্রুপভিত্তিক মৌলের আয়নিকরণ শক্তির সম্পর্ক মতে পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে আয়নিকরণ শক্তি হ্রাস পায়।

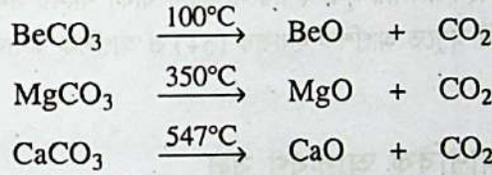
এক্ষেত্রে Be পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরের যোজ্যতা ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস দ্বারা অধিক আকৃষ্ট থাকে। তাই গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Be পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Be^+ আয়ন তৈরিতে অধিক শক্তি ব্যয় হয়।

অপরদিকে, Ca পরমাণুর ৪র্থ শক্তিস্তরের যোজ্যতা ইলেকট্রন এর নিউক্লিয়াস থেকে অপেক্ষাকৃত দূরে হওয়ায় নিউক্লিয়াস দ্বারা কম আকৃষ্ট থাকে। তাই গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Ca পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Ca^+ আয়ন তৈরি করতে তুলনামূলক কম শক্তি প্রয়োজন হয়। যেমন,



সমাধান (খ) DCO_3 , ECO_3 ও GCO_3 এর বিয়োজন তাপমাত্রার ব্যাখ্যা :

উদ্দীপক মতে, D হলো Be(4), E হলো Mg(12) এবং G হলো Ca(20)। সুতরাং DCO_3 হলো BeCO_3 , ECO_3 হলো MgCO_3 , GCO_3 হলো CaCO_3 । এক্ষেত্রে Be, Mg ও Ca মৌলগুলো গ্রুপ-2 এর অন্তর্ভুক্ত। গ্রুপ-2 এর ধাতব আয়নসমূহ (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+}) এর আয়নিক পটেনসিয়াল এদের আকার বৃদ্ধির সাথে গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকে কমে। যেমন $\text{Be}^{2+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Ca}^{2+}$ । তাই এসব ক্যাটায়নের কার্বনেটের স্থিতি একই ক্রমানুসারে বাড়তে থাকে অর্থাৎ এদের বিয়োজন তাপমাত্রা ক্রমশ বাড়তে থাকে। সুতরাং উদ্দীপকের তিনটি ধাতব কার্বনেটের তাপ বিয়োজন তাপমাত্রার ক্রম হলো $\text{CaCO}_3 > \text{MgCO}_3 > \text{BeCO}_3$ অর্থাৎ BeCO_3 এর বিয়োজন তাপমাত্রা সবচেয়ে কম হবে এবং তা হলো 100°C ।



ব্যবহারিক (Practical)

ল্যাবরেটরিতে শিক্ষার্থীর কাজ : শ্রেণি শিক্ষকের সহায়তায় চারজনের গ্রুপ করে নিম্নোক্ত মূলনীতি সহকারে কাজের ধারা অনুসরণ করে নিচের চিত্রমতে পানির ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণ কর।

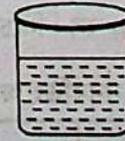
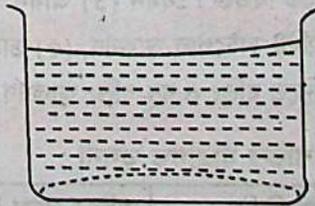
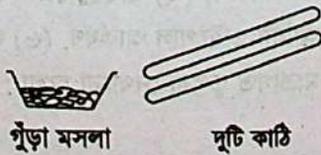
পরীক্ষা নং-১২

তারিখ :

পরীক্ষার সময় : ১ পিরিয়ড

৩.১৬ পরীক্ষার নাম : পানির ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণ-এর পরীক্ষা

মূলনীতি : পানি একটি পোলার সমযোজী যৌগ অণু। অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা 3.5 এবং হাইড্রোজেন পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা 2.1; উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলো $(3.5 - 2.1) = 1.4$, যা 0.5 থেকে 1.9 এর মধ্যে রয়েছে। শর্ত অনুসারে পানি অণু পোলার (H_2O) হয়েছে। তাই সাবানের ঋণাত্মক আয়ন স্টিয়ারেট আয়ন ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$) দ্বারা পানি অণু বিকর্ষিত হয় এবং চার্জযুক্ত প্লাস্টিক রড দ্বারা পানি অণু আকৃষ্ট হয়ে থাকে।



চিত্র-৩.৩৫ : পানিতে ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণের পরীক্ষা।

প্রয়োজনীয় উপকরণ : (১) ১টি বড় বিকার অথবা বড় বাটি ও ১টি ছোট বিকার, (২) সামান্য পরিমাণ মসলা যেমন মরিচ-গুঁড়া অথবা হলুদ-গুঁড়া, (৩) হ্যান্ড ওয়াশ (তরল সাবান), (৪) দুটি সরু কাঠি বা দেয়াশলাই কাঠি, (৫) পানি।

কাজের ধারা : (১) বড় বিকারে বা বড় বাটিতে পানি ঢেলে নাও।

(২) ঐ পানির ওপর এক চিমটা হলুদের গুঁড়া অথবা মরিচের গুঁড়া বা উভয়ের গুঁড়া ছড়িয়ে দাও। দেখতে পাবে পানির ওপর মসলার সূক্ষ্ম গুঁড়া পাতলা স্তররূপে ভাসমান আছে। ভারী গুঁড়াগুলো পাত্রের তলায় পড়ে আছে।

(৩) ছোট বিকারটিতে পানি নিয়ে একটু সাবান গুলিয়ে নাও।

(৪) দুটি ছোট কাঠির একটির মাথা সাবানের পানিতে ভিজিয়ে নাও এবং বড় বিকারে নেয়া মসলার পানিতে ঢুকাও। লক্ষ কর মসলার গুঁড়ার পাতলা স্তরে কোনো নড়াচড়া হচ্ছে কী-না।

পর্যবেক্ষণ : এখন সাবানের কাঠি পানিতে ঢুকানোর সাথে সাথে মসলার কণাগুলো দূরে সরে যাচ্ছে। এরপর দ্বিতীয় কাঠিকে বাম হাতে নিয়ে সরাসরি মসলার পানিতে ঢুকাও। এবার মসলার গুঁড়ার স্তর সরে যায় না। দ্বিতীয় কাঠিটি ডুবানো অবস্থায় রেখে প্রথম কাঠিটি সাবানের পানিতে ভিজিয়ে আবার মসলার পানিতে ডুবাও। এবার কিন্তু মসলার গুঁড়ার স্তর সরে যাচ্ছে।

সিদ্ধান্ত : (১) তরল সাবানের ঋণাত্মক আয়নিক অংশ মসলার সূক্ষ্ম কণার সংস্পর্শে থাকা পানির সদৃশ মেরুকে বিকর্ষণ করছে। এতে প্রমাণিত হয় পানি পোলার অণু অর্থাৎ পানি অণুতে আংশিক ধনাত্মক ($\delta+$) ও আংশিক ঋণাত্মক ($\delta-$) ডাইপোল আছে।

৩.১৭ ভ্যানডার ওয়ালস বল : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল Vander Waals Force : Inter-Molecular Force

আমরা জানি, রাসায়নিক বন্ধন শক্তি বা আন্তঃপারমাণবিক আকর্ষণ বল (Bonding forces) ও আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল—এ উভয় প্রকার বলের প্রকৃতি হলো বিপরীত চার্জের স্থিরবৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল। বন্ধন শক্তি হলো— (১) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের মধ্যে আকর্ষণ (আয়নিক বন্ধনে), (২) নিউক্লিয়াসদ্বয় ও ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে আকর্ষণ (সমযোজী বন্ধনে) অথবা (৩) ধাতুর ক্যাটায়ন ও সঞ্চরণশীল যোজ্যতা ইলেকট্রনের মধ্যে আকর্ষণ (ধাতব বন্ধনে)।

অপরদিকে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল অণুসমূহের মধ্যে আংশিক চার্জ সৃষ্টির কারণে অথবা আয়ন ও অণুর মধ্যে আকর্ষণের কারণে উদ্ভব ঘটে। এ উভয় প্রকার বল মূলত আকর্ষণ শক্তির মাত্রায় ভিন্ন হয় মাত্র।

ভ্যানডার ওয়ালস বলের সংজ্ঞা : রাসায়নিক বন্ধন শক্তি বা আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল (intra molecular force) ছাড়া অণুসমূহের মধ্যে যত প্রকার কার্যকর বল রয়েছে তাদেরকে একত্রে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বা সাধারণভাবে ভ্যানডার ওয়ালস বলও বলা হয়। তবে অপোলার সমযোজী অণুসমূহের আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলকে ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল বলা হয়।

ননবন্ডিং আন্তঃআণবিক বল নিম্নোক্ত শ্রেণিতে বিভক্ত। যেমন (১) আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ, (২) হাইড্রোজেন বন্ধন, (৩) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ, (৪) আয়ন-আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ, (৫) ডাইপোল-আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ, (৬) লন্ডন বল বা বিস্তারণ (dispersion) বল। নিচের সারণিতে বন্ডিং ও নন-বন্ডিং আকর্ষণ শক্তির মাত্রাগত তুলনা দেখানো হলো :

সারণি-৩.৭ : বন্ডিং ও ননবন্ডিং আকর্ষণ শক্তির মাত্রাগত তুলনা :

কার্যকর আকর্ষণ শক্তি	বন্ধনের ভিত্তি	শক্তির মাত্রা kJ/mol	উদাহরণ
বন্ডিং এর বেলায় :			
(১) আয়নিক বন্ধন :	ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন :	400 - 4000	NaCl এর কেলাসে।
(২) সমযোজী বন্ধন :	নিউক্লিয়াসদ্বয় ও শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল :	150 - 1100	H-H অণুতে।
(৩) ধাতব বন্ধন :	ক্যাটায়ন ও সঞ্চরণশীল যোজ্যতা ইলেকট্রন :	75 - 1000	Fe ও ধাতুসমূহে।

কার্যকর আকর্ষণ শক্তি	বন্ধনের ভিত্তি	শক্তির মাত্রা kJ/mol	উদাহরণ
ননবন্ডিং-এর বেলায় : (১) আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ :	আয়ন চার্জ ও ডাইপোল চার্জ	10 - 50	$\text{Na}^+ \cdots \cdots \delta^- \text{O} \begin{matrix} \text{H}^{\delta+} \\ \text{H}^{\delta+} \end{matrix}$
(২) H-বন্ধন (পোলার অণু) [N, O, F যৌগসমূহে]	পোলার বন্ড ও H-ডাইপোল চার্জ	10 - 40	$\delta^+ \text{H}-\ddot{\text{O}}: \cdots \cdots \delta^- \text{H}-\ddot{\text{O}}:$ $\text{H}^{\delta+} \quad \text{H}^{\delta+}$
(৩) ডাইপোল-ডাইপোল	ডাইপোল চার্জসমূহ	3 - 4	$\delta^- \text{Cl}-\text{I} \cdots \cdots \delta^- \text{Cl}-\text{I}$ $\delta^+ \quad \delta^+ \quad \delta^- \quad \delta^+$
(৪) আয়ন-আবিষ্ট ডাইপোল	আয়নের চার্জসমূহ ও পোলারাইজ e^- মেঘ	3 - 15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \cdots \text{O}_2$
(৫) ডাইপোল-আবিষ্ট ডাইপোল	ডাইপোল চার্জ ও পোলারাইজ e^- মেঘ	2 - 10	$\delta^+ \text{H}-\text{Cl} \cdots \cdots \text{Cl}-\text{Cl}$ $\delta^- \quad \delta^-$
(৬) লন্ডন বল বা বিস্তারণ বল	পোলারাইজযোগ্য e^- মেঘ	1 - 10	$\text{F}-\text{F} \cdots \cdots \text{F}-\text{F}$

ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল উৎস অনুসারে দু শ্রেণিতে বিভক্ত। যেমন, (ক) স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ, (খ) বিস্তারণ বল বা লন্ডন বল।

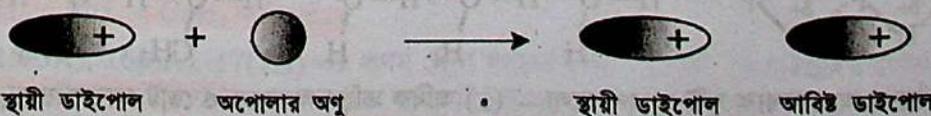
আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ : যখন একটি আয়ন ও পোলার তরল নিকটে আসে, তখন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণের উদ্ভব ঘটে। যেমন পানিতে Na^+ আয়ন ও পানি অণুর ঋণাত্মক প্রান্ত অক্সিজেন পরমাণুর মধ্যে এবং অপরদিকে Cl^- আয়ন ও পানি অণুর ধনাত্মক প্রান্ত H-পরমাণুর মধ্যে আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ সৃষ্টি হয়। এ আকর্ষণ বলের পরিমাণ (E) নির্ভর করে—

(i) আয়নের চার্জ (z), (ii) পোলার অণুর ডাইপোল মোমেন্ট (μ) এবং (iii) আয়ন ও ডাইপোলের মধ্যবর্তী দূরত্ব (r) এর বর্গের ব্যস্তানুপাতিক হারে : $E \propto \mu z/r^2$ । আবার ডাইপোল মোমেন্ট, $\mu = Q \times r$; এ ক্ষেত্রে Q = ইলেকট্রনের চার্জ $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$, r = বিপরীত চার্জের দূরত্ব মিটার এককে। ডাইপোল মোমেন্ট (μ) এর একক হলো ডিবাই (D) : $1\text{D} = 3.336 \times 10^{-30} \text{ coulomb meters (C.m)}$ । পোলার অণুতে পোলারিটির পরিমাণগত মাত্রাকে ডাইপোল মোমেন্ট (μ) বলে, যা বিপরীত চার্জের দূরত্ব (r) ও চার্জের মাত্রার (Q) গুণফলের সমান; $\mu = Q \times r$

(২) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ : অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলদ্বয়ের মধ্যে সৃষ্ট সমযোজী যৌগ অণুতে সৃষ্ট ভিন্ন চার্জ বা মেরুকে ডাইপোল বলে। ডাইপোল দু প্রকার। যেমন, (i) স্থায়ী ডাইপোল ও (ii) অস্থায়ী ডাইপোল। স্থায়ী ডাইপোলার অণু হলো HCl , H_2O , NH_3 ।

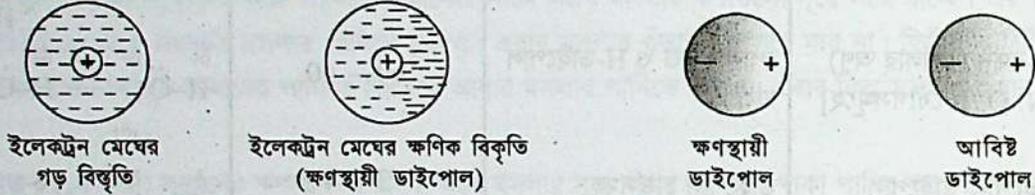
ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণকে অনেক সময় স্থিতিশীল ডাইপোল-স্থিতিশীল ডাইপোল আকর্ষণও বলা হয় এবং এ আকর্ষণ কেবল পোলার অণুর বেলায় ঘটে।

(৩) স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ : যখন কোনো অণু বা আয়নের ইলেকট্রন মেঘ বৃহৎ স্থান দখল করে থাকে (diffuse) এবং আরেকটি অণু বা আয়নের একটি ধনাত্মক চার্জযুক্ত প্রান্ত তার নিকটে আসে, তখন প্রথম অণু বা আয়নের ইলেকট্রন মেঘ সেদিকে আকৃষ্ট হয় এবং ফলে সেদিকে আংশিক ঋণাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়। এর ফলে অন্য প্রান্তে আংশিক ধনাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়। এভাবে আবিষ্ট চার্জ সৃষ্টি হওয়াকে পোলারায়ন (polarisation) বলা হয়।



চিত্র-৩.৩৬ : স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ সৃষ্টি।

(৪) বিস্তারণ বল বা লভন বল : বিস্তারণ বলকে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণও বলা হয়। এটি সব ধরনের অপোলার অণু ও পরমাণুর বেলায় কার্যকর। তবে একটি পরমাণু বা অণুতে ইলেকট্রন সংখ্যা যত বেশি হয় এবং বহিস্থ ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ যত কম হয়, ততই বিস্তারণ বল বা লভন বল বাড়ে। পদার্থবিদ Fritz London এর নামানুসারে এরূপ নামকরণ।



চিত্র-৩.৩৭ : বিস্তারণ বলের সৃষ্টি।

যে কোনো অণু বা পরমাণুতে দ্রুত ঘূর্ণনরত ইলেকট্রনসমূহের বিস্তারণ যে কোনো মুহূর্তে সব অবস্থানে সমভাবে হতে পারে না। নিউক্লিয়াসের কোনো একটি অংশে ইলেকট্রন মেঘ-এর ঘনত্ব বেশি হবে, অর্থাৎ ইলেকট্রন মেঘের ক্ষণিক বিকৃতি ঘটে এবং সে স্থানে আংশিক ঋণাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়, যা খুবই ক্ষণস্থায়ী। একই সাথে অন্যত্র ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব হ্রাস পায়, সেখানে ক্ষণস্থায়ী আংশিক ধনাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়।

বিস্তারণ বল বা লভন বলের সংজ্ঞা : কোনো অপোলার অণু বা পরমাণুতে ইলেকট্রন মেঘের ক্ষণিক অসম বিস্তৃতি বা ক্ষণিক বিকৃতির কারণে সৃষ্ট 'ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল' প্রভাবিত 'আবিষ্ট ডাইপোল' এর আকর্ষণ বলকে বিস্তারণ বল বা লভন বল বলে।

বিস্তারণ বলের প্রভাব : অপোলার অণুতে বা পরমাণুতে ইলেকট্রন মেঘের বিকৃত হওয়ার ক্ষমতাকে পোলারায়ন ক্ষমতা বলা হয়। যে অণু বা পরমাণু সার্বিকভাবে পুরোপুরি অপোলার তাতেও সর্বদা ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল সৃষ্টি হয়। এর ফলে নিকটস্থ আরেকটি অণু বা পরমাণুতেও আবিষ্ট ডাইপোল সৃষ্টি এবং এদের মধ্যে আকর্ষণের সৃষ্টি হয়। এরূপ ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোল সৃষ্টি ও আকর্ষণকে বিস্তারণ বল বা লভন বল বলে। এরূপে বিস্তারণ বল অণু বা পরমাণুতে সব সময় ঘটতে থাকে।

(১) হ্যালোজেন সদস্যদের গ্যাসীয়, তরল ও কঠিন ভৌত অবস্থা বিস্তারণ বল প্রভাবিত।

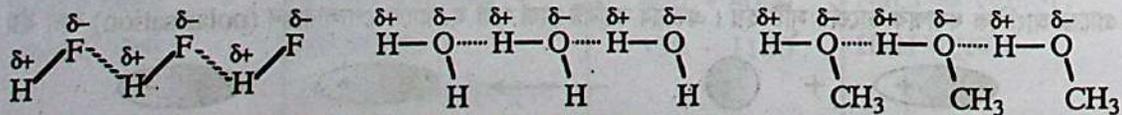
(২) বিস্তারণ বলের প্রভাবে ন্যানো স্কেলের সূক্ষ্ম গুঁড়া সাসপেনশন তৈরি করে; যেমন গোল্ড সাসপেনশন।

হ্যালোজেনের ভৌত অবস্থার ওপর বিস্তারণ বলের প্রভাব : হ্যালোজেন অণুসমূহের আণবিক ভর বৃদ্ধির সাথে ইলেকট্রন সংখ্যাও বৃদ্ধি পায়। ফলে বিস্তারণ বলজনিত অণুতে পোলারায়ন ক্ষমতাও বৃদ্ধি পায়। তাই এদের ভৌত অবস্থা গ্যাস থেকে তরল ও শেষে আয়োডিন কঠিন অবস্থা লাভ করে।

৩.১৮ হাইড্রোজেন বন্ধন Hydrogen Bond

সংজ্ঞা : হাইড্রোজেন পরমাণু ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল যুক্ত অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ছোট আকারের পরমাণু যেমন N, O এবং F; এর মধ্যে সৃষ্ট H—N, H—O, H—F বন্ধন অধিকতর পোলার হয়। ফলে H-পরমাণুর ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অধিক হ্রাস পায়। এরূপ পোলার অণুসমূহের মধ্যে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্তে নতুনভাবে এক আকর্ষণ বল সৃষ্টি হয়, তাকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। H-বন্ধনকে ডট ডট “....” চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড ($\delta^+ \delta^-$), পানি ($\delta^+ \delta^-$) ও মিথানল (CH_3OH) অণুর মধ্যে H-বন্ধন ঘটে। যেমন,



H-বন্ধন গঠনের অত্যাবশ্যিক দুটি কারণ হলো— (১) অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ও ছোট আকারের N, O, F এর সাথে H-পরমাণুর সমযোজী বন্ধনের অধিক পোলারায়ন ঘটে। (২) ছোট আকারের N, O, F পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল H-পরমাণুর নিকটে এসে দুর্বল H-বন্ধন করতে পারে।

* H-বন্ধনের শক্তিক্রম হলো $H \dots F > H \dots O > H \dots N$

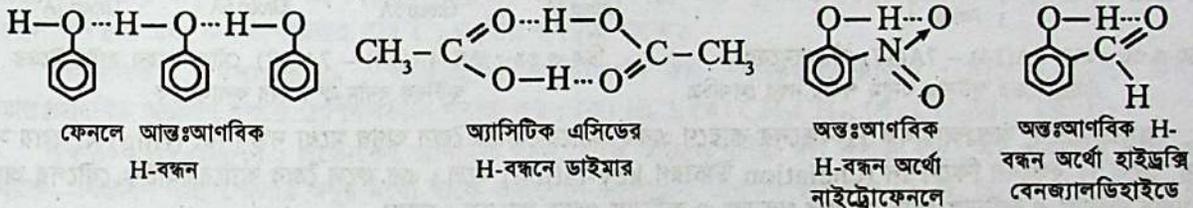
* একটি HF অণু অপর দুটি HF অণুর সাথে H-বন্ধন করতে পারে। তাই HF এর স্ফুটনাঙ্ক হলো $19.5^\circ C$ । একটি H_2O অণুর সাথে অপর চারটি H_2O অণুর H-বন্ধন ঘটে; তাই H_2O এর স্ফুটনাঙ্ক $100^\circ C$ হয়।

* অর্থাৎ একটি HF অণুকে মুক্ত করতে দুইটি H-বন্ধন ভাঙতে হয় এবং এজন্য যে তাপশক্তি প্রয়োজন হয়; এর তুলনায় একটি H_2O অণুকে মুক্ত করতে চারটি H-বন্ধন ভাঙার প্রয়োজন হয় এবং তাপশক্তি HF এর তুলনায় প্রায় দ্বিগুণ ব্যয়িত হয়। এজন্য পানির (H_2O এর) স্ফুটনাঙ্ক HF এর স্ফুটনাঙ্কের চেয়ে বেশি। কক্ষতাপমাত্রায় বা $25^\circ C$ তাপমাত্রায় পানি তরল; কিন্তু HF গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।

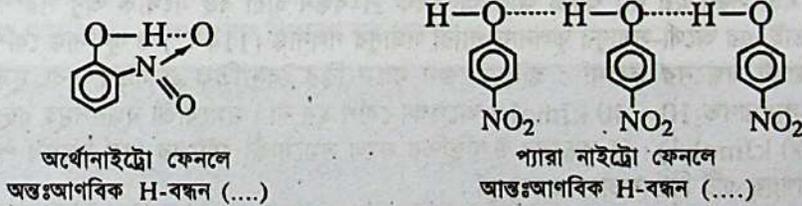
H-বন্ধন দু'প্রকার- যেমন আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ও অন্তঃআণবিক H-বন্ধন।

১। আন্তঃআণবিক H-বন্ধন পাশাপাশি দুটি বা বহু অণুর মধ্যে ঘটে থাকে। (১) যেমন HF, H_2O , অ্যালকোহল (CH_3OH) ও ফেনল (C_6H_5OH) ইত্যাদির মধ্যে ঘটে। কিন্তু (২) অ্যাসিটিক এসিড (CH_3COOH) এর দুটি অণুর দুটি $-COOH$ গ্রুপের মধ্যে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি করে ডাইমার অণু গঠিত হয়।

২। অন্তঃআণবিক H-বন্ধন একই অণুর দুটি ভিন্ন মূলকের মধ্যে ঘটে বলয় সৃষ্টি করে। যেমন— (১) অর্থো নাইট্রো ফেনলের $-OH$ ও $-NO_2$ গ্রুপের মধ্যে এবং (২) স্যালিসাইল অ্যালডিহাইড বা অর্থো হাইড্রক্সি বেনজ্যালডিহাইডের $-OH$ ও $-CHO$ গ্রুপের মধ্যে বলয় সৃষ্টি হয়। একইভাবে (৩) স্যালিসাইলিক এসিড বা অর্থো হাইড্রক্সি বেনজয়িক এসিডের মধ্যে অন্তঃআণবিক H বন্ধন একই অণুর মধ্যে ঘটে।



* অর্থোনাইট্রো ফেনলের মধ্যে একই অণুতে অন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি হয়। তখন এসব অণু একক অণুরূপে থাকে। অপরদিকে প্যারানাইট্রো ফেনল অণুসমূহের পাশাপাশি দুটি $-OH$ মূলকের মধ্যে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন গঠন সম্ভব হয়। তখন প্যারানাইট্রো ফেনল অণুসমূহ গুচ্ছ অণুরূপে থাকে। তাই প্যারানাইট্রো ফেনলের গলনাঙ্ক বেশি হয়। কারণ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ভাঙার জন্য কিছু তাপ-শক্তি প্রয়োজন হয়। অর্থো নাইট্রোফেনলের গলনাঙ্ক কম হয়।

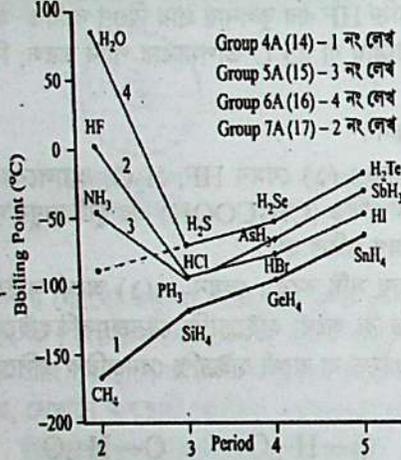


ফলে প্যারানাইট্রোফেনলের গলনাঙ্ক অর্থোনাইট্রোফেনলের গলনাঙ্ক থেকে বেশি হয়। কারণ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ভাঙতে কিছু তাপশক্তি ব্যয়িত হয়। অর্থোনাইট্রোফেনলের গলনাঙ্কের বেলায় অন্তঃআণবিক H-বন্ধনের কোনো প্রভাব নেই।

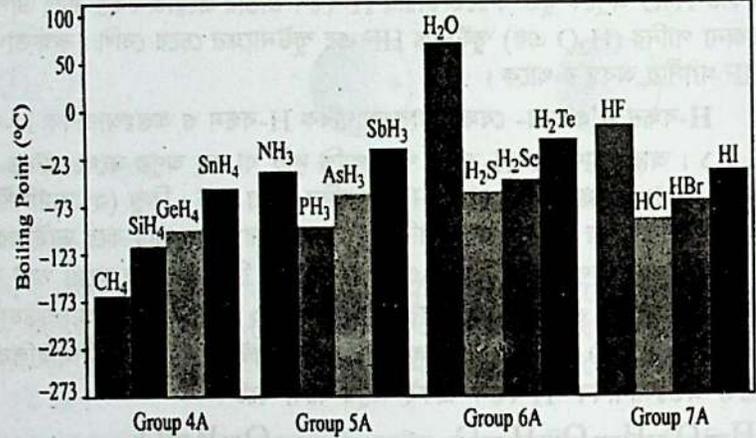
যৌগের ভৌতধর্মের ওপর H-বন্ধনের প্রভাব : গ্রুপভিত্তিক মৌলসমূহের হাইড্রাইডের ভৌতধর্ম (ভৌত অবস্থা, স্ফুটনাঙ্ক, গলনাঙ্ক) এর ওপর H-বন্ধনের ব্যতিক্রমধর্মী প্রভাব রয়েছে। সাধারণত একই গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকের মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক ও গলনাঙ্ক এদের মৌলার ভর বৃদ্ধির সাথে ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। এর কারণ অণুসমূহের মৌলার ভর বৃদ্ধির সাথে এদের লন্ডন বল বা বিস্তারণ বল বৃদ্ধি পায়। গ্রুপ-14(4A) এর মৌলসমূহের হাইড্রাইডে তা সুস্পষ্ট [চিত্র ৩.৩৮]; $CH_4 < SiH_4 < GeH_4 < SnH_4$ ।

কিন্তু গ্রুপ 15(5A), 16(6A), 17(7A) এর প্রথম মৌল যথাক্রমে N, O ও F এর হাইড্রাইড যেমন, NH_3 , H_2O ও HF এর বেলায় ব্যতিক্রম দেখা যায়। এর কারণ এ সব হাইড্রাইডের অণুসমূহের মধ্যে কার্যকর আন্তঃআণবিক H-বন্ধন থাকায় আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। ফলে NH_3 , H_2O ও HF এর স্ফুটনাঙ্ক ও গলনাঙ্ক একই গ্রুপের অন্যসব হাইড্রাইডের তুলনায় বেশি হয়ে থাকে, (চিত্র-৩.৩৯)।

বিশেষত গ্রুপ-6A(16) এর মৌলসমূহের হাইড্রাইডের লেখচিত্র ও কলাম গ্রাফ থেকে জানা যায় H_2S এর স্ফুটনাঙ্ক হলো $-60.7^\circ C$ এবং H_2O হলো গ্যাস; কিন্তু H_2O হলো তরল এর স্ফুটনাঙ্ক হলো $100^\circ C$ । গ্রুপ-6A(16) এর হাইড্রাইডের বর্ধিত লেখ (ডেশ লাইন) থেকে সুস্পষ্ট যে, H_2O এর মধ্যে যদি H-বন্ধন না থাকতো, তবে পানির বর্তমান স্ফুটনাঙ্ক প্রায় $200^\circ C$ হ্রাস পেয়ে প্রায় $-100^\circ C$ এর কাছাকাছি হতো।



চিত্র-৩.৩৮ : গ্রুপ-4A(14) – 7A(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক বনাম পর্যায় নম্বর লেখচিত্র



চিত্র-৩.৩৯ : গ্রুপ-4A(14) – 7A(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক বনাম গ্রুপ নম্বর কলাম গ্রাফ

অনুরূপভাবে, অন্তঃআণবিক H-বন্ধনের কারণে একই অ্যারোমেটিক জৈব অণুর মধ্যে নতুন রিং (ring) বা বলয় সৃষ্টি হয়, একে H-বন্ধনের কিলেশন (chelation উচ্চারণ key-lation) বলে। এর ফলে জৈব অ্যারোমেটিক যৌগের অর্ধো সমাণুর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক থেকে কম হয়। যেমন,

অর্থোনাইট্রো ফেনলের গলনাঙ্ক $45^\circ C$, কিন্তু এটির প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক $114^\circ C$ হয়। এর কারণ হলো অর্ধো নাইট্রোফেনলের বেলায় $-OH$ ও $-NO_2$ গ্রুপ বেনজিন বলয়ে খুব নিকটে দুটি C-পরমাণুতে 1:2 অবস্থানে থাকায় উভয় গ্রুপের মধ্যে অন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি এবং একক অণুরূপে থাকে। অপরদিকে,

প্যারা নাইট্রোফেনলের অণুতে $-OH$ ও $-NO_2$ গ্রুপ বেনজিন বলয়ে সবচেয়ে দূরে 1:4 অবস্থানে থাকায় অন্তঃআণবিক H-বন্ধন ঘটা সম্ভব হয় না; বরঞ্চ অন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বহু সংখ্যক অণু পরস্পরের সাথে 'সংবদ্ধ' (associated) থাকে। তাই এর অর্ধো-সমাণুর তুলনায় প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক ($114^\circ C$) ও স্ফুটনাঙ্ক বেশি হয়।

H-বন্ধন ও সমযোজী বন্ধনের তুলনা : হাইড্রোজেন বন্ধন স্থির বৈদ্যুতিক প্রকৃতির এবং দুর্বল প্রকৃতির বন্ধন। হাইড্রোজেন বন্ধন শক্তি সাধারণত $10 - 40 \text{ kJmol}^{-1}$ অপেক্ষা বেশি হয় না। সমযোজী বন্ধনসমূহ বহুগুণ বেশি শক্তিশালী (সাধারণত $150 - 1100 \text{ kJmol}^{-1}$)। H-বন্ধনের উপস্থিতির ফলে সমযোজী যৌগের ধর্মে বিশেষ পরিবর্তন ঘটে। তাই যৌগের ধর্ম নির্ণয়ে ও ব্যাখ্যায় এটি বিশেষভাবে গুরুত্বপূর্ণ।

H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনা : H-বন্ধনশক্তি অবস্থাভেদে প্রায় $10 - 40 \text{ kJmol}^{-1}$ পর্যন্ত হয়। অপরদিকে অন্যান্য ননবন্ডিং ভ্যানডার ওয়ালস বল যেমন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ বল $10 - 50 \text{ kJmol}^{-1}$ এবং বিভিন্ন প্রকার ডাইপোল-আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ বল $2 - 10 \text{ kJmol}^{-1}$; বিস্তারণ বলের মান $1 - 10 \text{ kJmol}^{-1}$ পর্যন্ত হয়।

শিক্ষার্থীর কাজ :

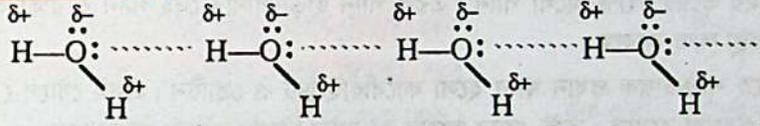
৩.১৯ H_2O এবং H_2S এর বন্ধন, H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনা Comparison Among Bonds in H_2O , H_2S , H-Bond and Vander Waals' force

নিম্নোক্ত তিনটি বিষয়ের ভিত্তিতে তুলনা করতে হবে। যেমন—

(১) H_2O এবং H_2S হলো গ্রুপ-16 এর মৌল O এবং S এর হাইড্রাইড। গ্রুপভিত্তিক উভয় হাইড্রাইডের ধর্মে মিল থাকার কথা। (২) বাস্তবে H_2O তরল; কিন্তু H_2S হলো গ্যাস। এর কারণ উভয়ের মধ্যে কেবল H_2O অণুতে H-বন্ধন ঘটে। (৩) এছাড়া অন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলরূপে H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের মধ্যে পার্থক্য উভয় যৌগের ভৌত অবস্থার নিয়ামকরূপে কাজ করে।

পানি অণু (H_2O) হলো পোলার; কিন্তু H_2S হলো অপোলার। এর কারণ, O ও H এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলো $(3.5 - 2.1) = 1.4$, যা সমযোজী পোলার অণু গঠনের শর্ত পূরণ করে। কিন্তু S ও H এর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলো $(2.5 - 2.1) = 0.4$, যা অপোলার সমযোজী অণুর শর্ত পূরণ করে। তাই পোলার H_2O অণুসমূহের মধ্যে H-বন্ধন গঠন সম্ভব। অপোলার H_2S অণুর মধ্যে H-বন্ধন সম্ভব নয়।

হাইড্রোজেন বন্ধন উপস্থিত থাকার ফলে H_2O অণুসমূহ পরস্পরকে আকৃষ্ট করে সংবদ্ধ বা গুচ্ছ অণু $(H_2O)_n$ আকারে রাখে। ফলে H_2O তরল অবস্থা প্রাপ্ত হয়। অপরদিকে H_2S পৃথক একক অণুরূপে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে। H_2S অণুগুলোর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল থাকে। এর পরিমাণ হলো $1 - 10 \text{ kJ/mol}$ মাত্র।



চিত্র-৩.৪০ : পানি অণুর মধ্যে H-বন্ধন

আবার H-বন্ধন শক্তির পরিমাণ ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনায় বেশি। H-বন্ধন শক্তি পোলারিটির মাত্রাভেদে $10 - 40 \text{ kJ/mol}$ হয়। HF এর বেলায় H-বন্ধন শক্তি সর্বাধিক হয় এবং এরপর তা H_2O এর বেলায় প্রযোজ্য।

HCl, HBr, HI সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাসীয় দ্বিপরিমাণিক অণু হিসেবে থাকলেও HF অণুসমূহ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা সংযোজিত অণু $(HF)_n$ রূপে (associated) থাকে এবং HF এর স্ফুটনাঙ্ক 19.5 হয়। অর্থাৎ 19.5°C নিচে HF তরল অবস্থায় এবং কক্ষতাপমাত্রায় (25°C) গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৬ : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল শনাক্তকরণভিত্তিক : নিম্নোক্ত পদার্থে উপস্থিত আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলকে শ্রেণিগতভাবে শনাক্ত কর : (ক) HCl, (খ) CH_3CH_3 , (গ) CH_3NH_2 , (ঘ) Kr।

দক্ষতা (Strategy) : প্রত্যেকের আণবিক গঠন জেনে আন্তঃআণবিক বল শনাক্ত কর। সব প্রকারের অণুর মধ্যে থাকে—বিস্তারণ বল; পোলার অণুর মধ্যে থাকে ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল এবং O-H, N-H ও H-F এর মধ্যে থাকে H-বন্ধন।

সমাধান : (ক) HCl হলো পোলার অণু; কিন্তু H-বন্ধন করতে পারে না। এটির অণুতে ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল এবং বিস্তারণ বল থাকে।

(খ) CH_3CH_3 হলো অপোলার; এর অণুতে কেবল বিস্তারণ বল থাকে।

(গ) CH_3NH_2 হলো পোলার অণু; এর অণুতে H-বন্ধন, ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল ও বিস্তারণ বল থাকে।

(ঘ) Kr হলো অপোলার; এতে কেবল বিস্তারণ বল থাকে।

শিক্ষার্থী নিজে কর-৩.১৬ : H-বন্ধনভিত্তিক সমস্যা :

প্রশ্ন-৩.৩৪। হাইড্রোজেন বন্ধন কী? [ঢা. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩৫। H_2O তরল, কিন্তু H_2S গ্যাস; এর কারণ ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৬; য. বো. ২০১৬; ঢা. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩৬(ক)। কক্ষ তাপমাত্রায় H_2O ও CO_2 এর ভৌত অবস্থা ভিন্ন কেন—ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩৬(খ)। অর্থোনাইট্রোফেনল ও প্যারানাইট্রোফেনলের মধ্যে কোনটির গলনাঙ্ক বেশি হবে ও কেন তা ব্যাখ্যা কর। [কু. বো. ২০১৬]

প্রশ্ন-৩.৩৬(গ)। কক্ষ তাপমাত্রায় H_2O তরল; কিন্তু HF গ্যাস কেন; ব্যাখ্যা কর।

অথবা, HF এর স্ফুটনাঙ্ক (19.5°C) পানির স্ফুটনাঙ্কের চেয়ে কম কেন; ব্যাখ্যা কর। [য. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.৩৭ : CCl_4 , Cl_2 , Ar ও HNO_3 এর মধ্যে—

(ক) কোনটির সবচেয়ে বেশি ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল রয়েছে?

(খ) কোনটির সবচেয়ে বেশি H-বন্ধন আকর্ষণ বল আছে?

(গ) কোনটিতে সবচেয়ে কম বিস্তারণ বল থাকে?

সমস্যা-৩.৩৮ : নিম্নোক্ত অণুতে কোন প্রকারের আন্তঃআণবিক বল কার্যকর আছে? এর ভিত্তিতে এদের স্ফুটনাঙ্কের

ক্রমবৃদ্ধি দেখাও : (ক) H_2S (34 amu), (খ) CH_3OH (32 amu), (গ) C_2H_6 (30 amu), (ঘ) Ar (40 amu).

৩.২০ হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব Importance of H-bond

তোমরা কী জান এ H-বন্ধন বায়োলজিকেল সিস্টেমকে কীভাবে প্রভাবিত করে জীবজগতের টিকে থাকার জন্য অনন্য ভূমিকা পালন করে চলেছে। তিনটি প্রধান বায়োঅণু যেমন প্রোটিন, নিউক্লিক এসিড (DNA, RNA) ও কার্বোহাইড্রেট যৌগসমূহে H-বন্ধনের প্রধান ভূমিকা রয়েছে, (যা তোমরা উচ্চতর শ্রেণিতে অধিক জানতে পারবে।) নিচে কিছু H-বন্ধনের গুরুত্ব উল্লেখ করা হলো।

(i) আমাদের দেহের ভরের 70% হলো পানি। তরল পানি ছাড়া প্রাণীর দেহ গঠন ও রক্ষা অসম্ভব। আর H-বন্ধনের কারণেই পানি তরল অবস্থা লাভ করেছে।

(ii) আমাদের দেহে শক্তিদায়ক প্রধান খাদ্য হলো কার্বোহাইড্রেট ও প্রোটিন। প্রথম যৌগে O এবং ২য় যৌগে O, N, ইত্যাদি তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু রয়েছে। তাই এদের অণুতে H-বন্ধন বিশেষ ভূমিকা পালন করে।

(iii) প্রাণিদেহের বিভিন্ন তন্ত্র যেমন চর্ম, অস্থি, টিস্যু, রক্ত, চুল ইত্যাদির প্রোটিন গঠনে H-বন্ধনের ভূমিকা বর্তমান। প্রতিটি কোষের DNA ও RNA তে রয়েছে H-বন্ধনের ভূমিকা। বায়োকেমিস্ট্রির আলোচিত বায়োঅণুসমূহের আণবিক গঠনভিত্তিক ধর্ম যেমন টারসিয়ারি প্রোটিনভুক্ত এনজাইমের ও হরমোনসমূহের ভূমিকা এদের গঠনের ওপর নির্ভরশীল, যা H-বন্ধন দ্বারা নিয়ন্ত্রিত হয়।

শিক্ষার্থীর কাজ :

হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব

শিখনফল : জীবজগতে টিকে থাকার জন্য হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে হবে।

জীবজগৎ বলতে উদ্ভিদ ও প্রাণী জগতকে বোঝায়। এ পরিমণ্ডল বিবেচনায় রেখে নিম্নোক্ত বিষয়সমূহে হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব আলোচনা করতে হবে। যেমন—

(১) দেহের গঠনগত এককরূপে উদ্ভিদ ও প্রাণীর রয়েছে যথাক্রমে উদ্ভিদ কোষ ও প্রাণিকোষ।

(২) জীবনধারণের জন্য প্রত্যেক জীবের খাদ্য প্রয়োজন।

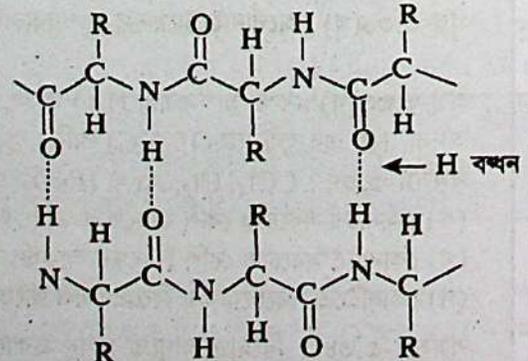
(৩) খাদ্যের পরে মানুষের জন্য বস্ত্র, বাসস্থান, শিক্ষা, চিকিৎসা ইত্যাদি উন্নত জীবনযাপনের জন্য অপরিহার্য বিভিন্ন উপকরণের প্রয়োজন রয়েছে।

উপরোক্ত বিষয়ের আলোকে হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে হবে।

(১) জীবজগতের উৎপত্তি ও অস্তিত্বের মূলে রয়েছে উপাদানগত পানি। যে সব গ্রহে পানি নেই সেখানে প্রাণের বা জীবের অস্তিত্ব নেই। তাই বলা হয়, 'পানির অপর নাম জীবন'। পানির অণুতে রয়েছে হাইড্রোজেন বন্ধন। এ কারণেই পানি তরল অবস্থায় থাকে। তরল পানির মাধ্যমে উদ্ভিদ ও প্রাণিজগতের জীবনের উদ্ভব, জীবন-ধারণ ও জীবন প্রবাহ অনাদিকাল বয়ে চলেছে। তাই জীবন-রসায়নেই হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব রয়েছে।

(২) সব প্রাণীর দেহ কাঠামোর 'একক কোষ' প্রোটিন অণু দ্বারা গঠিত। প্রোটিন হলো বিভিন্ন অ্যামাইনো এসিড $[R-CH(NH_2)-COOH]$ সমূহের অ্যামাইড বন্ধনে গঠিত প্রাকৃতিক পলিমার। প্রোটিনের পলি-অ্যামাইড শিকলের সেকেন্ডারি ও টারসিয়ারি কাঠামোতে রয়েছে হাইড্রোজেন বন্ধন।

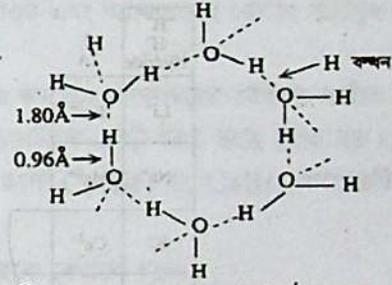
(৩) তরল পদার্থ জমাট বেঁধে কঠিন হলে আয়তনে কমে এবং ঘনত্ব বাড়ে। কিন্তু পানির বেলায় নিম্ন তাপমাত্রায় পানি জমাট বেঁধে বরফ হয়; এতে বরফের ঘনত্ব কম হয়। বরফ পানির ওপর ভাসে। এর মূলে রয়েছে পানির অণুতে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ভূমিকা। বরফ কাঠামোতে সব পানি অণু সর্বাধিক সংখ্যক H-বন্ধন দ্বারা আবদ্ধ



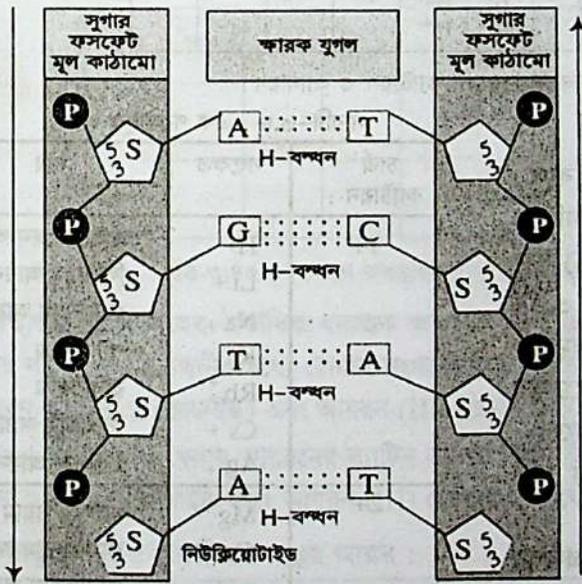
চিত্র-৩.৪১ : প্রোটিনের সেকেন্ডারি গঠনে H-বন্ধন।

থাকে। তখন বরফের কেলাস গঠনে ফাঁকা স্থান থাকে। তখন পানির আয়তনের তুলনায় বরফের আয়তন বাড়ে, ঘনত্ব কমে যায়। এ অবস্থায় বরফ খণ্ড পানির ওপর ভেসে থাকে এবং এর নিচের পানি তরল অবস্থায় থাকে। তাই শীতপ্রধান মেরু অঞ্চলের সব জলাশয়ে জলজ প্রাণীর অস্তিত্ব সম্ভব হয়েছে।

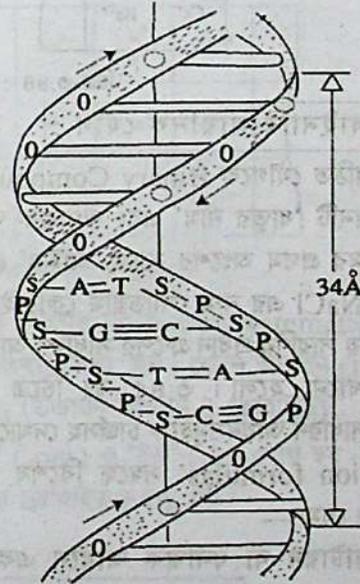
(৪) প্রাণিকোষের নিউক্লিয়ারের রয়েছে জেনেটিক উপাদান দুটি নিউক্লিক এসিড DNA ও RNA (DNA = ডিঅক্সিরাইবো নিউক্লিক এসিড; RNA = রাইবো নিউক্লিক এসিড)। নিউক্লিক এসিডের দ্বিহেলিক্স বা জোড়-কুণ্ডলীতে রয়েছে ক্ষারক যুগলের মধ্যে H-বন্ধন। ক্ষারক যুগল এডিনিন-থাইমিন (A-T) এর মধ্যে থাকে দুটি H-বন্ধন এবং গুয়ানিন-সাইটোসিন (G-C) এর মধ্যে থাকে তিনটি করে H-বন্ধন। এ H-বন্ধন দ্বারা DNA এর দ্বি-হেলিক্স সৃষ্টি লাভ করে।



চিত্র-৩.৪২ : বরফের কেলাস গঠন একক।



চিত্র-৩.৪৩: DNA এর রাসায়নিক রৈখিক গঠনচিত্র। (এডিনিন-থাইমিন (A-T) দুটি এবং গুয়ানিন-সাইটোসিন (G-C) তিনটি হাইড্রোজেন বন্ধনের সাহায্যে সংযুক্ত।



DNA এর দ্বিহেলিক্স মডেল (... H-বন্ধন)। এখানে S = ডিঅক্সি রাইবোজ চিনি P = ফসফেট A = এডিনিন; G = গুয়ানিন; T = থাইমিন; C = সাইটোসিন

(৫) উদ্ভিদের দেহ কাঠামোতে রয়েছে প্রাকৃতিক গ্লুকোজ পলিমার সেলুলোজ এবং উদ্ভিদ ও প্রাণীর প্রধান খাদ্য হলো স্টার্চ পলিমার। এসব গ্লুকোজ পলিমারে ঋণাত্মক অক্সিজেন পরমাণুর সাথে H-বন্ধন রয়েছে। এ H-বন্ধন সেলুলোজকে দিয়েছে কাঠামোগত দৃঢ়তা। আর উদ্ভিদের দেহের দৃঢ় কাঠামো ব্যবহার করে মানুষ তৈরি করেছে নিজের বসবাসের গৃহ এবং ব্যবহারের বিভিন্ন আসবাবপত্র। এ সব কাঠামোতে রয়েছে H-বন্ধনের ভূমিকা।

(৬) সভ্য মানুষের পরিধেয় বস্ত্র তৈরি হয় কার্পাস তুলা, উল, কৃত্রিম সিল্ক এবং বিভিন্ন সাংশ্লেষিক তন্তু থেকে। এসব তন্তুর আঁশের দৃঢ়তার মূলে রয়েছে এদের গঠনগত রাসায়নিক পদার্থের আণবিক গঠনে H-বন্ধনের উপস্থিতি। একরূপে জীবজগতের টিকে থাকার প্রধান ভূমিকায় রয়েছে সংশ্লিষ্ট সব উপাদানের মধ্যে H-বন্ধনের গুরুত্ব।

৩.২১ অজৈব যৌগের নামকরণ

Nomenclature of Inorganic Compounds

1 1A							18 8A
H ⁺ H ⁻ Hydride	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	
Li ⁺	Be ²⁺			N ³⁻ Nitride	O ²⁻ Oxide	F ⁻ Fluoride	
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺			S ²⁻ Sulfide	Cl ⁻ Chloride	
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺			Se ²⁻ Selenide	Br ⁻ Bromide	
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺	Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻ Telluride	I ⁻ Iodide	
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ⁺ Tl ³⁺	Pb ²⁺ Pb ⁴⁺				

চিত্র-৩.৪৪ : প্রধান গ্রুপসমূহের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন।

(ক) বাইনারি আয়নিক যৌগ : দুটি মাত্র

মৌল দ্বারা গঠিত যৌগকে Binary Compound বলে। ধনাত্মক আয়নটি 'ধাতুর নাম' এবং ঋণাত্মক আয়নটিতে অধাতুর নামের প্রথম অংশের সাথে 'আইড' (ide) যুক্ত হয়। যেমন NaCl এর নাম সোডিয়াম ক্লোরাইড। ৩.৪৪ নং চিত্রে পর্যায় সারণির প্রধান গ্রুপের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো। ৩.৪৫ নং চিত্রে অবস্থান্তর ধাতুসমূহের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো।

এখন 'ion formulas' সম্বন্ধে বিশেষ তথ্য মনে রাখতে হবে। যেমন—

(১) ক্যাটায়ন বা ধনাত্মক আয়নে একই গ্রুপের মৌলসমূহের আয়নের চার্জ গ্রুপ সংখ্যার সমান হয়। যেমন গ্রুপ-1A এর সব মৌল একক ধনাত্মক আয়ন (M⁺), গ্রুপ-2A এর মৌল দ্বি-ধনাত্মক আয়ন (M²⁺), গ্রুপ-3A এর মৌল ত্রিধনাত্মক আয়ন Al³⁺, ব্যতিক্রম গ্রুপ-4A এর মৌলের বেলায় Sn²⁺, Sn⁴⁺, Pb²⁺, Pb⁴⁺ চিত্র-৩.৪৪ দেখ।

(২) ঋণাত্মক আয়ন বা অ্যানায়নে, আয়নের চার্জ = (গ্রুপ সংখ্যা - ৮)। যেমন S হলো গ্রুপ-6A এর মৌল। সুতরাং S এর আয়নের চার্জ হবে (6 - ৮) = -2 অর্থাৎ আয়নটি হবে S²⁻। গ্রুপ-7A এর হ্যালোজেনের বেলায় আয়নের চার্জ সংখ্যা = (7 - ৮) = -1 অর্থাৎ আয়ন হবে F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻।

সারণি-৩.৮ : এক পরমাণুক আয়ন

চার্জ ক্যাটায়ন :	সংকেত	নাম
1+	H ⁺ Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Rb ⁺ Cs ⁺ Ag ⁺	হাইড্রোজেন আয়ন লিথিয়াম আয়ন সোডিয়াম আয়ন পটাসিয়াম রুবিডিয়াম সিজিয়াম আয়ন সিলভার আয়ন
2+	Mg ²⁺ Ca ²⁺ Sr ²⁺ Ba ²⁺ Zn ²⁺ Cd ²⁺	ম্যাগনেসিয়াম আয়ন ক্যালসিয়াম আয়ন স্ট্রোন্টিয়াম আয়ন বেরিয়াম আয়ন জিঙ্ক আয়ন ক্যাডমিয়াম আয়ন
3+	Al ³⁺	অ্যালুমিনিয়াম আয়ন
অ্যানায়ন :		
1-	H ⁻ F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	হাইড্রাইড আয়ন ফ্লোরাইড আয়ন ক্লোরাইড আয়ন ব্রোমাইড আয়ন আয়োডাইড আয়ন
2-	O ²⁻ S ²⁻	অক্সাইড আয়ন সালফাইড আয়ন
3-	N ³⁻	নাইট্রাইড আয়ন

কীরূপে এ সব আয়নের নাম ও সংকেত মনে রাখবে সে সম্বন্ধে কিছু সাজেশন :

(১) একপরমাণুক আয়নসমূহ (monatomic ions) থেকে বাইনারি আয়নিক যৌগের নামকরণের বেলায়— (ক) ক্যাটায়নের নাম আগে ও অ্যানায়নের নাম পরে হয়। ধাতুর নামানুসারে ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়নের বেলায় অধাতুর নামের প্রথম অংশের সাথে 'আইড' (-ide) যোগ হয়।

(২) বাইনারি আয়নিক যৌগের সংকেত লেখার বেলায় ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নদ্বয়ের মৌলের প্রতীক লেখার পর আয়নদ্বয়ের চার্জ সংখ্যা দুয়কে (চিহ্নবাদে) বিপরীতভাবে উভয় প্রতীকের ডানদিকে একটু নিচে করে লেখা হয়। যেমন, ক্যালসিয়াম আয়ন (Ca^{2+}) ও ব্রোমাইড আয়ন (Br^{-}) এর যৌগের সংকেত হলো Ca_1Br_2 বা, $CaBr_2$ এবং এটির নাম ক্যালসিয়াম ব্রোমাইড।

(৩) চিত্র-৩.৪৫ এ সাধারণ অবস্থান্তর ধাতুর জলীয় দ্রবণে সুস্থিত আয়নসমূহকে দেখানো হলো।

3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B
Sc^{3+}	Ti^{3+}	V^{3+}	Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^{+} Cu^{2+}	Zn^{2+}
Y^{3+}					Ru^{3+}	Rh^{3+}	Pd^{2+}	Ag^{+}	Cd^{2+}
									Hg^{2+}

চিত্র-৩.৪৫ : সাধারণ অবস্থান্তর ধাতুর আয়নসমূহ (জলীয় দ্রবণে সুস্থিত)

(৪) অবস্থান্তর ধাতুসমূহের একাধিক ধনাত্মক আয়ন থাকে। এ সব যৌগের নামকরণে (Systematic name এ) ধাতুর আয়নের নামের শেষে বন্ধনীর মধ্যে রোমান সংখ্যায় আয়নের চার্জ সংখ্যা লেখা হয়। যেমন আয়রন (II) ক্লোরাইড, $FeCl_2$ (উচ্চারণ আয়রন-২ ক্লোরাইড) এবং আয়রন (III) ক্লোরাইড $FeCl_3$ (উচ্চারণ আয়রন-৩ ক্লোরাইড)

Common name এর বেলায় আয়রনের ল্যাটিন নামের শেষে 'আস' (-ous) ও 'ইক' (-ic) যোগ হয়। তাই আয়রন (II) ক্লোরাইডকে ফেরাস ক্লোরাইড এবং আয়রন (III) ক্লোরাইডকে ফেরিক ক্লোরাইডও বলা হয়।

সারণি-৩.৯ : অবস্থান্তর ধাতুর আয়ন :

Ion	Systematic name	Common name
Cr^{2+}	ক্রোমিয়াম (II) আয়ন	ক্রোমাস আয়ন
Cr^{3+}	ক্রোমিয়াম (III) আয়ন	ক্রোমিক আয়ন
Fe^{2+}	আয়রন (II) আয়ন	ফেরাস আয়ন
Fe^{3+}	আয়রন (III) আয়ন	ফেরিক আয়ন
Cu^{+}	কপার (I) আয়ন	কিউপ্রাস আয়ন
Cu^{2+}	কপার (II) আয়ন	কিউপ্রিক আয়ন

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৭ : বাইনারি আয়নিক যৌগের নামকরণভিত্তিক :

Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ।

(ক) $BaCl_2$

(খ) $CrCl_3$

(গ) PbS

(ঘ) Fe_2O_3

দক্ষতা (Strategy) : অ্যানায়নের সংখ্যা ও চার্জ থেকে মোট ঋণাত্মক চার্জের সংখ্যা গণনা করে প্রতিটি ক্যাটায়নে ধনাত্মক চার্জের সংখ্যা ঠিক কর। প্রয়োজনে চিত্র-৩.৪৪ ও চিত্র-৩.৪৫ ব্যবহার কর।

সমাধান (Solution) :

(ক) $BaCl_2$: বেরিয়াম ক্লোরাইড : Ba^{2+} গ্রুপ-2A এর মৌল হওয়ায়; একটি মাত্র আয়ন সম্ভব। তাই রোমান সংখ্যা ব্যবহার করতে হয় না।

(খ) $CrCl_3$: ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড : Cr অবস্থান্তর মৌল হওয়ায় এটির একাধিক আয়ন সম্ভব। তাই এক্ষেত্রে Cr^{3+} আয়নের জন্য রোমান সংখ্যা (III) ব্যবহার আবশ্যিক হয়েছে।

(গ) PbS : লেড (II) সালফাইড : Pb এর দুটি আয়ন আছে। এক্ষেত্রে সালফাইড আয়ন (S^{2-}) এর দুটি ঋণাত্মক চার্জ থাকায় ক্যাটায়নের নামে রোমান সংখ্যা আবশ্যিক হয়েছে।

(ঘ) Fe_2O_3 : আয়রন (III) অক্সাইড : তিনটি অক্সাইড আয়নে (O^{2-}) মোট ছয়টি ঋণাত্মক চার্জ আছে। তাই দুটি আয়রন ক্যাটায়নেও ছয়টি ধনাত্মক চার্জ হবে। তাই প্রতি ক্যাটায়ন $Fe(III)$ হয়েছে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৮ : নাম থেকে বাইনারি যৌগের সংকেত লিখনভিত্তিক : নিচের নাম থেকে যৌগের আণবিক সংকেত লেখ : (ক) ম্যাগনেসিয়াম ক্লোরাইড, (খ) আয়রন (III) সালফাইড, (গ) টিন (IV) অক্সাইড।

দক্ষতা (Strategy) : একাধিক জারণ অবস্থায়ুক্ত ধাতুর নামে রোমান সংখ্যা ক্যাটায়নের চার্জ নির্দেশ করছে। অ্যানায়নের চার্জ জেনে উভয় প্রকার চার্জ সংখ্যা সমান করার জন্য আয়ন সংখ্যা বিপরীত ক্রমে জেনে নাও।

সমাধান (Solution) :

(ক) ম্যাগনেসিয়াম ক্লোরাইড, MgF_2 : Mg হলো গ্রুপ-2A মৌল ; এটির একটিমাত্র আয়ন সম্ভব, চার্জ সংখ্যা 2+, তাই একক ঋণাত্মক চার্জের দুটি ক্লোরাইড (F^-) আয়ন দ্বারা উভয় প্রকার চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(খ) আয়রন (III) সালফাইড : Fe_2S_3 : আয়রন (III) এর 3+ চার্জ আছে এবং সালফাইড আয়ন (S^{2-}) এর 2- চার্জ আছে। তাই বিপরীতক্রমে দুটি আয়রন ও তিনটি সালফার নিয়ে চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(গ) টিন (IV) অক্সাইড : SnO_2 : টিন (IV) এর 4+ চার্জ আছে; তাই দ্বিঋণাত্মক চার্জের দুটি অক্সাইড আয়ন (O^{2-}) দ্বারা মোট চার্জ সংখ্যা সমান করা হয়েছে।

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.১৭ : যৌগের নামকরণ :

সমস্যা-৩.৩৯ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ :

(ক) CsF (খ) K_2O (গ) CuO (ঘ) BaS

সমস্যা-৩.৪০ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগের নাম থেকে সংকেত লেখ :

(ক) ম্যাঙ্গানিজ (IV) অক্সাইড, (খ) অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড, (গ) কপার (II) সালফাইড।

(খ) পলি অ্যাটমিক আয়নসহ যৌগসমূহ :

বন্ধনে আবদ্ধ ও চার্জযুক্ত দুই বা ততোধিক পরমাণুর গ্রুপকে পলি অ্যাটমিক আয়ন বলে। যেমন NH_4^+ (অ্যামোনিয়াম আয়ন), NO_3^- (নাইট্রেট আয়ন) হলো যথাক্রমে পলি অ্যাটমিক ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন। সারণি-৩.১০ এ দেয়া পলি অ্যাটমিক আয়নসমূহের নাম ও সংকেত মুখস্থ রেখে যৌগের নামকরণে অগ্রসর হতে হবে। ঐ সব অ্যানায়নের নামের বৈশিষ্ট্য ও মনে রাখার নিয়ম নিচে দেয়া হলো—

(১) লক্ষ কর অধিকাংশ পলি অ্যাটমিক আয়নের নামের শেষে 'আইট' ((ite)) ও 'এট' (-ate) আছে। যেমন নাইট্রাইট (Nitrite) NO_2^- ও নাইট্রেট (Nitrate) NO_3^- আয়ন। কেবল হাইড্রক্সাইড (OH^-), সায়ানাইড (CN^-), পার অক্সাইড (O_2^{2-}) আয়নের শেষে '-আইড' (ide) আছে।

(২) অক্সিজেনযুক্ত আয়ন বা অক্সোঅ্যানায়ন (oxoanion) সমূহে কোনো একটি মৌলের সাথে বিভিন্ন সংখ্যক O-পরমাণুযুক্ত আছে; এদের (কম O পরমাণু থাকলে) নামের শেষে '-আইট' (-ite) বেশি O পরমাণু থাকলে - 'এট' (-ate) যুক্ত হয়। যেমন SO_3^{2-} -এর নাম সালফাইট (Sulphite), SO_4^{2-} এর নাম সালফেট (Sulphate)।

(৩) একই মৌলের যেমন হ্যালোজেনের (Cl, Br, I এর) দুয়ের চেয়ে বেশি অক্সোঅ্যানায়ন থাকলে এদেরকে প্রথমে O-পরমাণুর সংখ্যা মতে 'আইট' ও 'এট' আয়নরূপে দু-ভাগ করা হয়। পরে দুটি 'আইট' আয়নের যেটিতে সবচেয়ে কম O-পরমাণু আছে এর ক্ষেত্রে - 'আইট' আয়নের নামের প্রথমেই 'হাইপো'- (hypo অর্থ less than) বসে। আবার সবচেয়ে বেশি O-পরমাণুযুক্ত অক্সো অ্যানায়নের নামের প্রথমে 'পার' (per অর্থ more than) বসে। যেমন-

ClO⁻ আয়ন : এর নাম হাইপো ক্লোরাইট আয়ন (Hypochlorite ion)

ClO₂⁻ আয়ন : এর নাম (শুধু) ক্লোরাইট আয়ন (Chlorite ion)

ClO₃⁻ আয়ন : এর নাম (শুধু) ক্লোরেট আয়ন (Chlorate ion)

ClO₄⁻ আয়ন : এর নাম পারক্লোরেট আয়ন (Per chlorate ion)

MCQ-3.21 : XeF₂ এর Xe পরমাণুতে কোন প্রকারের সংকরণ ঘটে? [দি. বো. ২০১৭]

(ক) sp (খ) sp²d
(গ) sp³d² (ঘ) sp³d

(৪) একই এসিড থেকে উৎপন্ন অক্সোঅ্যানায়নযুগল যেমন HCO₃⁻ ও CO₃²⁻ এবং HSO₄⁻ ও SO₄²⁻ আয়নদ্বয়ের একটিতে H⁺ আয়নযুক্ত আছে; অপরটিতে তা নেই। এদের নামকরণের বেলায়, যেটিতে H⁺ আয়নযুক্ত আছে; এর নামের পূর্বে 'বাই'-(bi-) অথবা 'হাইড্রোজেন' শব্দ যোগ হয়। যেমন,

CO₃²⁻ হলো কার্বনেট আয়ন, HCO₃⁻ হলো হাইড্রোজেন কার্বনেট (বাই কার্বনেট) আয়ন

SO₄²⁻ হলো সালফেট আয়ন, HSO₄⁻ হলো হাইড্রোজেন সালফেট (বাই সালফেট) আয়ন

সারণি-৩.১০ : কিছু সংখ্যক সাধারণ পলিঅ্যাটমিক আয়ন :

সংকেত	আয়নের নাম	সংকেত	আয়নের নাম
ক্যাটায়ন :		ClO ₄ ⁻	পারক্লোরেট
NH ₄ ⁺	অ্যামোনিয়াম	MnO ₄ ⁻	পারম্যাঙ্গানেট
একক চার্জের	অ্যানায়নসমূহ :	CH ₃ CO ₂ ⁻	অ্যাসিটেট
NO ₂ ⁻	নাইট্রাইট	বিচার্জযুক্ত	অ্যানায়নসমূহ :
NO ₃ ⁻	নাইট্রেট	CO ₃ ²⁻	কার্বনেট
OH ⁻	হাইড্রক্সাইড	SO ₃ ²⁻	সালফাইট
CN ⁻	সায়ানাইড	SO ₄ ²⁻	সালফেট
HCO ₃ ⁻	হাইড্রোজেন কার্বনেট	S ₂ O ₃ ²⁻	থায়োসালফেট
HSO ₄ ⁻	হাইড্রোজেন সালফেট	HPO ₄ ²⁻	হাইড্রোজেন ফসফেট
H ₂ PO ₄ ⁻	ডাইহাইড্রোজেন ফসফেট	CrO ₄ ²⁻	ক্রোমেট
ClO ⁻	হাইপো ক্লোরাইট	Cr ₂ O ₇ ²⁻	ডাইক্রোমেট
ClO ₂ ⁻	ক্লোরাইট	O ₂ ²⁻	পারঅক্সাইড
ClO ₃ ⁻	ক্লোরেট	ত্রিচার্জযুক্ত	অ্যানায়ন :
		PO ₄ ³⁻	ফসফেট

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৯ : পলিঅ্যাটমিক আয়নযুক্ত যৌগের নামকরণভিত্তিক :

নিচের যৌগসমূহের নামকরণ Systematic পদ্ধতিতে কর :

(ক) LiNO₃ (খ) KHSO₄ (গ) CuCO₃ (ঘ) Fe(ClO₄)₃

দক্ষতা (Strategy) : সাধারণ পলিঅ্যাটমিক আয়নসমূহের নাম ও চার্জযুক্ত সংকেত স্বরণে রেখে অথবা প্রয়োজনে সারণি-৩.১০ এর সাহায্য নিয়ে নামকরণ করা যাবে।

সমাধান (Solution) :

(ক) LiNO_3 : লিথিয়াম নাইট্রেট : লিথিয়াম (Li) গ্রুপ-IA এর মৌল; এর একমাত্র আয়ন Li^+ হওয়ায় নামকরণে রোমান সংখ্যা অপ্রয়োজনীয়।

(খ) KHSO_4 : পটাসিয়াম হাইড্রোজেন সালফেট : K গ্রুপ-IA এর মৌল; এটির একমাত্র আয়ন K^+ ।

(গ) CuCO_3 : কপার (II) কার্বনেট : এক্ষেত্রে কার্বনেট (CO_3^{2-}) আয়নের চার্জ হলো 2-; তাই কপার পরমাণুর আয়নের চার্জ 2+ হতে হবে। Cu এর দুটি আয়ন সম্ভব। তাই নামকরণে চার্জসংখ্যা রোমান সংখ্যায় ব্যবহার করা হয়েছে।

(ঘ) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$: আয়রন (III) পারক্লোরেট : তিনটি পারক্লোরেট আয়ন (ClO_4^-) আছে, প্রত্যেকের চার্জ 1- হওয়ায় আয়রন আয়নে চার্জ 3+ হবে। এটি অবস্থান্তর মৌল, তাই রোমান সংখ্যা ব্যবহৃত হয়েছে।

(গ) অক্সো-এসিডসমূহ ও এদের নামকরণ (Oxo-acids & Their Nomenclature) :

অক্সো-এসিড : যে সব অল্পধর্মবিশিষ্ট যৌগের অণুতে হাইড্রোজেন (H), অক্সিজেন (O) ও অপর একটি কেন্দ্রীয় অধাতব বা ধাতব মৌল থাকে, তাদের অক্সো-এসিড বলে। সাধারণত অধাতব অক্সো-এসিডসমূহ স্থায়ী যেমন, H_2SO_3 , H_2SO_4 ; কিন্তু ধাতব অক্সো-এসিডসমূহ তুলনামূলক কম স্থায়ী এবং এদের লবণসমূহ স্থায়ী যেমন অ্যালুমিনিক এসিড (HAlO_2) ও এর লবণ সোডিয়াম অ্যালুমিনেট (NaAlO_2), ক্রোমিক এসিড ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) ও এর লবণ পটাসিয়াম ডাইক্রোমেট [$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$]। সাধারণত বেশির ভাগ ক্ষেত্রে অধাতব মৌলের একাধিক অক্সো-এসিড থাকে। যেমন,

ক্লোরিন (Cl) এর হাইড্রাসিড হাইড্রোক্লোরিক এসিড [$\text{HCl}(\text{aq})$] ছাড়া আরো ৪টি অক্সো-এসিড যেমন, HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 আছে। একই মৌলের একাধিক অক্সো-এসিডের নামকরণের বেলায় কেন্দ্রীয় মৌলের জারণ-সংখ্যাকে ভিত্তি ধরা হয়। উপরোক্ত ক্লোরিনের ৪টি অক্সো-এসিডের অণুতে ক্রমান্বয়ে অক্সিজেন পরমাণু বেড়েছে। ফলে কেন্দ্রীয় পরমাণু Cl এর জারণ সংখ্যাও দুই একক করে বেড়েছে। যেমন- HClO^+1 , HClO_2^+3 , HClO_3^+5 , HClO_4^+7 । এসব অক্সো-এসিডের নামকরণ নিম্নোক্ত নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

(১) যে অক্সো-এসিডের মধ্যে তৃতীয় অধাতব মৌলের জারণ মান তুলনামূলকভাবে সবচেয়ে কম এর নামকরণের ক্ষেত্রে (হাইপো + তৃতীয় মৌল + আস্ এসিড) এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন :

HClO হাইপোক্লোরাস এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা	= +1
HBrO হাইপোব্রোমাস এসিড, এখানে Br এর জারণ সংখ্যা	= +1
HIO হাইপোআয়োডাস এসিড, এখানে I এর জারণ সংখ্যা	= +1
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ (হাইপোনাইট্রাস এসিড, এখানে N এর জারণ-সংখ্যা	= +1

MCQ-3.22 : নিচের কোনটি অধিক সমযোজী?	
[চ. বো. ২০১৭]	
(ক) LiCl	(খ) NaCl
(গ) KCl	(ঘ) CsCl

(২) যে অক্সো-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ সংখ্যা হাইপো-এসিড অপেক্ষা বেশি এর ক্ষেত্রে (তৃতীয় মৌল + আস্ এসিড) নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

যেমন- HClO_2 ক্লোরাস এসিড,	এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা	= + 3
HBrO_2 ব্রোমাস এসিড,	এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা	= + 3
HIO_2 আয়োডাস এসিড,	এখানে I এর জারণ-সংখ্যা	= + 3
H_2SO_3 সালফিউরাস এসিড,	এখানে S এর জারণ-সংখ্যা	= + 4

(৩) যে অক্সো-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ সংখ্যা আস্ এসিড অপেক্ষা বেশি এর ক্ষেত্রে (তৃতীয় মৌল + ইক্ এসিড) নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

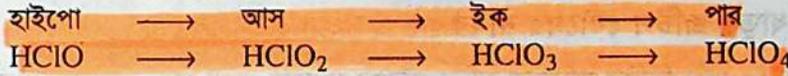
যেমন : HClO_3 ক্লোরিক এসিড,	এখানে Cl-এর জারণ-সংখ্যা	= + 5
HBrO_3 ব্রোমিক এসিড,	এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা	= + 5
HIO_3 আয়োডিক এসিড,	এখানে I এর জারণ-সংখ্যা	= + 5
H_2SO_4 সালফিরিক এসিড,	এখানে S এর জারণ-সংখ্যা	= + 6

(৪) যে অক্সো-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ সংখ্যা ইক এসিড অপেক্ষা বেশি এর ক্ষেত্রে (পার + তৃতীয় মৌল + ইক এসিড) নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

যেমন : HClO_4 পারক্লোরিক এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = + 7

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ পারসালফিউরিক এসিড, এখানে S এর জারণ-সংখ্যা = + 7

উপরোক্ত নিয়ম মতে দেখা যায় অক্সো-এসিডসমূহের জারণ সংখ্যা বৃদ্ধির ক্রম অনুসারে এদের নামকরণের ক্রম পরিবর্তন হলো :



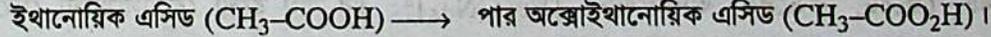
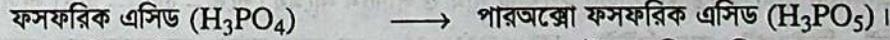
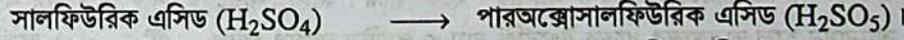
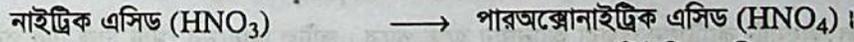
(৫) অধাতব মৌলের অম্লধর্মী অক্সাইডের অণুতে বিভিন্ন পানি অণুর সংখ্যা যুক্ত হওয়ার উপর ভিত্তি করে উৎপন্ন একাধিক অক্সো-এসিডে কেন্দ্রীয় মৌলের জারণ-সংখ্যা সমান হলে তখন এদের নিম্ন মতে নামকরণ করা হয়।

অক্সাইডের সাথে সবচেয়ে বেশি সংখ্যক পানির অণুর সংযোজন ঘটলে মূল এসিডের নামের পূর্বে 'অর্থো', কম পানির অণুর সংযোজন ঘটলে 'মেটা' এবং এ দুইয়ের মাঝামাঝি সংখ্যায় পানির অণুর সংযোজন ঘটলে 'পাইরো' শব্দ যুক্ত করে নামকরণ করা হয়। যেমন :

P_2O_5 হলো একটি অম্লধর্মী অক্সাইড। এর সাথে বিভিন্ন সংখ্যক পানি অণুর সংযোজনের মাধ্যমে উৎপন্ন এসিডের নামকরণ নিচে দেয়া হলো।



(৬) পার অক্সো-এসিড : অক্সো-ইক এসিডের একটি অক্সিজেন পরমাণু পার-অক্সাইড (-O-O-) গ্রুপ দ্বারা প্রতিস্থাপিত হলে পার অক্সো-এসিড উৎপন্ন হয়।



* হ্যালোজেনের অক্সোএসিড : (F এর অক্সো-এসিড নেই।)

১. হাইপোহ্যালাস এসিড : হাইপোক্লোরাস এসিড (HOCl), হাইপোব্রোমাস এসিড (HOBr), হাইপোআয়োডাস এসিড (HOI)।

২. হ্যালাস এসিড : ক্লোরাস এসিড (HClO_2), ব্রোমাস এসিড (HBrO_2), আয়োডাস এসিড (HIO_2)।

৩. হ্যালিক এসিড : ক্লোরিক এসিড (HClO_3), ব্রোমিক এসিড (HBrO_3), আয়োডিক এসিড (HIO_3)।

৪. পারহ্যালিক এসিড : পারক্লোরিক এসিড (HClO_4), পারআয়োডিক এসিড (HIO_4)।

* পারক্লোরিক এসিড (HClO_4) অক্সো-এসিডগুলোর মধ্যে সবচেয়ে তীব্র এসিড।

(৭) হাইড্রেট যৌগের নামকরণ :



MCQ-3.23 : নিচের কোনটি
অপোলার যৌগ? [চ. বো. ২০১৭]
(ক) CCl_4 (খ) CHCl_3
(গ) CH_3OH (ঘ) HF

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.১৮ : Systematic নামকরণ পদ্ধতি :

সমস্যা-৩.৪১ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ :

(ক) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ (খ) $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (গ) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ (ঘ) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$ (ঙ) NaH_2PO_4 (চ) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

সমস্যা-৩.৪২ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের সংকেত লেখ : (ক) লিথিয়াম ফসফেট, (খ) ম্যাগনেসিয়াম হাইড্রোজেন সালফেট, (গ) ম্যাঙ্গানিজ (II) নাইট্রেট, (ঘ) ক্রোমিয়াম (III) সালফেট।

৩.২১.১ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল যৌগের নামকরণ ও সংকেত লিখন

নিম্নোক্ত তিনটি নিয়ম (rules) ভিত্তিক সন্নিবেশ জটিল যৌগের সংকেত লেখা হয়। এদের প্রথম দুটি নিয়ম আয়নিক যৌগের সংকেত লেখার মতো।

* ১। আণবিক সংকেতে ক্যাটায়নের পর অ্যানায়ন থাকে।

* ২। ক্যাটায়নের মোট চার্জ সংখ্যা ও অ্যানায়নের মোট চার্জ সংখ্যা পরস্পর সমান থাকে।

* ৩। জটিল আয়নে প্রথমে কেন্দ্রীয় ধাতব পরমাণু, এরপর নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড ও শেষে অ্যানায়ন লিগ্যান্ড লিখতে হয়। সমগ্র জটিল আয়নটিকে তৃতীয় বন্ধনী দ্বারা ঘিরে রাখা হয়।

অন্যান্য নিয়মসমূহ :

১। একাধিক লিগ্যান্ডকে এদের ইংরেজি নামের বর্ণ ক্রমানুসারে এবং সংখ্যাকে ডাই, ট্রাই, টেট্রা, পেন্টা, হেক্সা ইত্যাদি উপসর্গ দ্বারা লিখতে হয়। লিগ্যান্ড ঋণাত্মক হলে নামের শেষে ওকার যুক্ত হয়। যেমন OH^- আয়ন লিগ্যান্ডকে হাইড্রক্সো (hydroxo), Cl^- আয়নকে ক্লোরো (chloro), CN^- আয়নকে সায়ানো (cyano) রূপে লেখা হয়। প্রশম বা নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড NH_3 কে 'অ্যাম্মিন' (ammine), H_2O কে 'অ্যাকুয়া' (aqua) লেখা হয়।

২। সমগ্র জটিল আয়নটি ক্যাটায়ন অথবা অ্যানায়ন হতে পারে। জটিল আয়নের মোট চার্জ-এর প্রকৃতি নির্ধারণ করে; জটিল আয়নটি অ্যানায়ন হলে অবস্থান্তর ধাতুর ইংরেজি নাম ও ল্যাটিন নামের শেষে - এট (- ate) বসে। যেমন- জিংকেট, ক্রোমেট, ফেরেট, কিউপ্রেট, আর্জেন্টেট। $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ এর নাম হলো হেক্সাসায়ানো ফেরেট (II) আয়ন। $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-$ এর নাম হলো অ্যাম্মিন পেন্টাক্লোরো প্লাটিনেট (IV) আয়ন।

জটিল আয়নের চার্জ = (অবস্থান্তর ধাতব আয়নের চার্জ + লিগ্যান্ডসমূহের মোট চার্জ)।

উদাহরণ : $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ এর বেলায় দুটি K^+ আয়নের দুটি ধনাত্মক চার্জ দ্বারা জটিল আয়নটির দুটি ঋণাত্মক চার্জ প্রশমিত হয়েছে। জটিল আয়নটি হলো $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^{2-}$; এক্ষেত্রে দুটি নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড NH_3 , চারটি একক ঋণাত্মক Cl^- আয়ন থাকায় এর কেন্দ্রীয় ধাতব আয়ন Co এর চার্জ + 2 হবে অর্থাৎ অবস্থান্তর ধাতুর আয়নটি Co^{2+} হবে। অর্থাৎ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^{2-}$ আয়নটির বেলায়—

জটিল আয়নের চার্জ = (ধাতব আয়নের চার্জ + লিগ্যান্ডসমূহের মোট চার্জ)

$$2 - = \text{ধাতব আয়নের চার্জ} + [(2 \times 0) + 4(1 -)]$$

$$\therefore \text{ধাতব আয়নের চার্জ} = (2-) - (4-) = 2+$$

তাই যৌগটির নাম হলো পটাসিয়াম ডাইঅ্যাম্মিন টেট্রাক্লোরো কোবাল্টেট (II)।

৩। জটিল আয়নের নামকরণে কেন্দ্রীয় অবস্থান্তর ধাতব আয়নের জারণ সংখ্যাকে রোমান সংখ্যা দ্বারা বন্ধনীতে রাখা হয়।

৪। জটিল আয়নের মোট লিগ্যান্ড সংখ্যাকে কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা (Co-ordination number) বলে। যেমন $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^{2-}$ আয়নে Co^{2+} আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা হলো 6।

MCQ-3.24 : কোনটি রাসায়নিক বৈশিষ্ট্য? [য. বো. ২০১৭]

(ক) ঘনত্ব	(খ) দ্রাব্যতা
(গ) অম্লত্ব	(ঘ) গলনাক্ষ

সারণি-৩.১১ : কয়েকটি নিরপেক্ষ ও ঋণাত্মক লিগ্যান্ডের এবং জটিল ঋণাত্মক আয়নের নাম :

নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	অ্যানায়ন লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	জটিল আয়নে ধাতব আয়ন	জটিল ঋণাত্মক আয়নের নাম
H ₂ O	অ্যাকুয়া	F ⁻	ফ্লোরো	আয়রন	ফেরেট
NH ₃	অ্যাম্মিন	Cl ⁻	ক্লোরো	কপার	কিউপ্রেট
CO	কার্বনিল	Br ⁻	ব্রোমো	লেড	প্লাম্বেট
NO	নাইট্রোসিল	I ⁻	আয়োডো	সিলভার	আর্জেন্টেট
		OH ⁻	হাইড্রক্সো	গোল্ড	অরেট
		CN ⁻	সায়ানো	টিন	স্ট্যান্টেট

উল্লেখ্য জটিল ঋণাত্মক আয়নের নামকরণের বেলায় ধাতব আয়নের ধাতব মৌলটির ল্যাটিন নাম-এর শেষের 'um' বাদ দিয়ে -ate (-এট) যোগ করা হয়। যেমন,

Ferrum - um + ate = Ferrate (ফেরেট); Cuprum - um + ate = Cuprate; Plumbum - um + ate = Plumbate; Argentum - um + ate = Argentate; Aurum - um + ate = Aurate; Stannum - um + ate = Stannate.

জটিল যৌগের নামকরণের কিছু উদাহরণ নিচে দেয়া হলো :

(১) যদি কোনো জটিল যৌগে একই ধরনের একাধিক লিগ্যান্ড যুক্ত থাকে এবং জটিল আয়নটি ক্যাটায়ন হয়, তবে সেক্ষেত্রে জটিল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে লিগ্যান্ডের সংখ্যানুসারে (মনো বা ডাই বা ট্রাই বা টেট্রা ইত্যাদি + লিগ্যান্ডের নাম + কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের জারণ মান + অ্যানায়নের নাম) এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন—

[Cu(NH₃)₄]SO₄ টেট্রা অ্যাম্মিন কপার (II) সালফেট

[Co(NH₃)₆]Cl₃ হেক্সা অ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

[Ag(NH₃)₂]Cl ডাই অ্যাম্মিন সিলভার (I) ক্লোরাইড

MCQ-3.25 : কোনটি 'হাইপো' এসিড?	
[ঢা. বো. ২০১৬]	
(ক) H ₃ PO ₃	(খ) H ₃ PO ₂
(গ) H ₃ PO ₄	(ঘ) HPO ₃

(২) জটিল ক্যাটায়নবিশিষ্ট তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগগুলোর নাম দুই শব্দবিশিষ্ট হয়। প্রথমে ক্যাটায়ন ও পরে অ্যানায়নের নাম উল্লেখ করতে হয়। কিন্তু তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগের নাম এক শব্দবিশিষ্ট হয়। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের জারণ অবস্থা প্রকাশের জন্য নামের শেষে রোমান সংখ্যা ব্যবহার করা হয়।

তড়িৎ-অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগের ক্ষেত্রে সব ঋণাত্মক লিগ্যান্ড কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ থাকে এবং তৃতীয় বন্ধনীর মধ্যে লেখা হয়। সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ লিগ্যান্ডরূপী ঋণাত্মক আয়ন পানিতে আয়নিত অবস্থায় থাকে না, বরঞ্চ 'সন্নিবেশ-বলয়' বা Co-ordination sphere এর মধ্যে আবদ্ধ থাকে। তাই ঐ সব ঋণাত্মক আয়ন জলীয় দ্রবণে পৃথক হতে পারে না। নিচের (খ) ও (ঘ) নং উদাহরণ হলো ঐরূপ তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ। এক্ষেত্রে ঐ সব তড়িৎ-অবিশ্লেষ্য যৌগের দ্রবণের মধ্যে সিলভার নাইট্রেট (AgNO₃) দ্রবণ যোগ করলে AgCl এর সাদা অধঃক্ষেপ পড়বে না। কিন্তু অপর দুইটি উদাহরণ যেমন— (ক) এর বেলায় তিনটি Cl⁻ আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; (গ) এর বেলায় একটি Cl⁻ আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; এরা AgNO₃ দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় AgCl এর সাদা অধঃক্ষেপ দেয়।

(ক) তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগ → [Co(NH₃)₆]Cl₃ হেক্সাঅ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

(খ) তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ → [Co(NH₃)₃Cl₃] ট্রাইঅ্যাম্মিন ট্রাইক্লোরো কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

(গ) তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগ → [Cr(H₂O)₄Cl₂]Cl টেট্রাঅ্যাকোয়াডাইক্লোরো ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড

(ঘ) তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ → [Cr(H₂O)₃Cl₃] ট্রাইঅ্যাকোয়াট্রাইক্লোরো ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড

যেমন, [Co(NH₃)₆]Cl₃(aq) + 3AgNO₃(aq) → 3AgCl(s) + (Co(NH₃)₆)³⁺(aq)

[Co(NH₃)₃Cl₃](aq) + AgNO₃(aq) → অধঃক্ষেপ পড়ে না।

অধ্যায়ের সার-সংক্ষেপ (Recapitulation)

- ⊛ ক্ষারধাতু : গ্রুপ-1 এর ধাতুগুলো পানিসহ বিক্রিয়ায় ক্ষার তৈরি করে বলে এদেরকে ক্ষার ধাতু বলে।
- ⊛ মৃৎ-ক্ষারধাতু : গ্রুপ-2 এর ধাতুগুলো ক্ষার তৈরি করে এবং এদের যৌগ মাটির উপাদান বলে এরূপ নামকরণ হয়েছে।
- ⊛ অবস্থান্তর ধাতু : যে সব d ব্লকভুক্ত ধাতু, এদের কোনো স্থায়ী আয়নে d অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে।
- ⊛ পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : পর্যায় সারণির ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরমাণুর আকার নির্ভর ভৌত ধর্ম ও রাসায়নিক ধর্ম যেমন, গলনাঙ্ক, স্ফুটনাঙ্ক, যোজ্যতা, আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, ধাতব-অধাতব ধর্ম ইত্যাদিকে মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে।
- ⊛ অরবিটাল অধিক্রমণ : কোয়ান্টাম মতবাদ মতে, পরমাণুগুলো বন্ধন গঠনকালে পরমাণুর বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত অরবিটাল বিপরীত স্পিন অবস্থায় অধিক্রমণ ঘটায়। তখন দুটি নিউক্লিয়াসের প্রভাবে থেকে ঐ পারমাণবিক অরবিটালদ্বয়ের বন্ধন ইলেকট্রন মেঘ আণবিক অরবিটাল গঠন করে।
- ⊛ অরবিটাল সংকরণ : বিক্রিয়ার পূর্বে পরমাণুর একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তির অরবিটালগুলো মিশ্রিত ও সম শক্তিতে বিভক্ত হয়ে সমসংখ্যক অরবিটাল গঠন করাকে অরবিটাল সংকরণ বলে।
- ⊛ সন্নিবেশ বন্ধন : নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা দুটি পরমাণু সমযোজী বন্ধন গঠন করলে একে সন্নিবেশ বন্ধন বলে। মুক্তজোড় ইলেকট্রন যুক্ত পরমাণুটি একই বন্ধনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যোগান দেয়; তাই এটিকে দাতা পরমাণু ও অপর পরমাণুকে, যেটি কোনো ইলেকট্রন দেয় না, গ্রহীতা পরমাণু বলে।
- ⊛ পোলারায়ন : যৌগ অণুতে ক্যাটায়নের আকর্ষণে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসাকে অ্যানায়নের পোলারায়ন বলে। এর ফলে আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়।
- ⊛ ভ্যানডার ওয়ালস্ বল : ননবন্ডিং আন্তঃআণবিক বল বা আকর্ষণ- এ শ্রেণিভুক্ত; যেমন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ, হাইড্রোজেন বন্ধন, ডাইপোল- ডাইপোল আকর্ষণ, বিস্তারণ বল ইত্যাদি।
- ⊛ হাইড্রোজেন বন্ধন : অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু F, O, N এর সাথে যুক্ত H পরমাণুর মধ্যবর্তী বন্ধন অধিকতর পোলার হয়। এরূপ দুটি পোলার অণুর মধ্যে ধনাত্মক প্রান্ত ও ঋণাত্মক প্রান্তে এক দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি হয়। এরূপ বন্ধনকে H-বন্ধন বলা হয়। H-বন্ধনের শক্তিমাত্রা প্রায় $10 - 40 \text{ kJmol}^{-1}$ হয়।
- ⊛ H-বন্ধনের গুরুত্ব : জীবজগতের টিকে থাকার জন্য যে সব বায়োঅণু ভূমিকা পালন করে সে সব জৈব অণু ও পানি ইত্যাদিতে H-বন্ধন আছে। তাই বায়োলজিক্যাল প্রক্রিয়ায় H-বন্ধনের ভূমিকা অনন্য।
- ⊛ অজৈব যৌগের নামকরণ : পুরাতন Common name পদ্ধতিতে অজৈব যৌগের নামকরণের পরিবর্তে বর্তমানে IUPAC-এর Systematic Name পদ্ধতি ব্যবহৃত হয়।

MCQ-এর উত্তরমালা :

- 3.1 (ঘ), 3.2 (ক), 3.3 (খ); 3.4 (গ), 3.5 (গ), 3.6 (ঘ), 3.7 (ক), 3.8 (ক), 3.9 (ক), 3.10 (গ), 3.11 (ক), 3.12 (ঘ), 3.13 (ঘ), 3.14 (গ), 3.15 (ঘ), 3.16 (ক), 3.17 (ক), 3.18 (খ), 3.19 (ঘ), 3.20 (গ), 3.21 (ঘ), 3.22 (ক), 3.23 (ক), 3.24 (গ), 3.25 (খ)।