

# রাসায়নিক বন্ধন CHEMICAL BONDING

ইউনিট  
৩



## ভূমিকা (Introduction)

মৌলের পরমাণুর গঠন, ইলেকট্রন বিন্যাস, পর্যায়বৃত্ত ধর্ম, পর্যায় সারণিতে বিভিন্ন মৌলের অবস্থান এসব জানার পর মৌল সম্পর্কে আরও বেশ কিছু বিষয় জানার প্রয়োজন পড়ে। সে বিষয়গুলো হলো—

১. কেন একই মৌলের একাধিক পরমাণু বা বিভিন্ন মৌলের পরমাণুগুলো নিজেদের মধ্যে যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে?
২. অণুর মধ্যে পরমাণুগুলো কেনইবা একে অপরের সাথে যুক্ত হয়?
৩. অণুর মধ্যে একই মৌলের পরমাণু বা বিভিন্ন মৌলের পরমাণুগুলো যে বলের প্রভাবে পরস্পরের সাথে আবদ্ধ থাকে, তার প্রকৃতি কী ধরনের হয়?
৪. অণুগুলো কেনইবা পরমাণুর তুলনায় বেশি স্থায়িত্ব অর্জন করে?
৫. কেনইবা অণুগুলোর আকৃতি নির্দিষ্ট হয়?
৬. আয়নিক যৌগের অণুর মধ্যে আয়নগুলো কীভাবে সজ্জিত থাকে?

রসায়ন বিদ্যা পড়ার ক্ষেত্রে ও রসায়নের মূলতত্ত্ব বোঝার বিষয়ে এ বিষয়গুলো খুবই গুরুত্বপূর্ণ। মৌলের পরমাণুর পরস্পরের সাথে যুক্ত হওয়ার প্রবণতা ও সক্ষমতা রাসায়নিক বন্ধনের সৃষ্টি করে। কোনো একটি মৌলের একাধিক পরমাণু বা ভিন্ন মৌলের পরমাণু নিজেদের মধ্যে নির্দিষ্ট অনুপাতে যুক্ত হয়ে অণু গঠন করে। মৌলের পরমাণুগুলো এককভাবে থেকে অবস্থান করে যে বড় রূপ ধারণ করে তাকে অণু বলে। পরমাণুগুলো নির্দিষ্ট আকর্ষণ বল দ্বারা অণুর মধ্যে আবদ্ধ থাকে। প্রকৃতপক্ষে অণুর মধ্যে একই জাতীয় মৌলের পরমাণু বা ভিন্ন মৌলের পরমাণু যে আকর্ষণ বলের প্রভাবে পরস্পরের সাথে আবদ্ধ থাকে, ঐ আকর্ষণ বলই রাসায়নিক বন্ধন।



ইউনিট সমাপ্তির সময়

ইউনিট সমাপ্তির সর্বোচ্চ সময় ৪ সপ্তাহ

### এই ইউনিটের পাঠসমূহ

পাঠ-৩.১ : রাসায়নিক বন্ধন

পাঠ-৩.২ : সমযোজী বন্ধন ও এর শ্রেণিবিভাগ

পাঠ-৩.৩ : অরবিটালসমূহের সংকরণ

পাঠ-৩.৪ : ইলেকট্রনের ডিলোকালাইজেশন

পাঠ-৩.৫ : সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক

পাঠ-৩.৬ : অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের উপর মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের প্রভাব

পাঠ-৩.৭ : সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন

পাঠ-৩.৮ : পোলারিটি ও পোলারায়ন

পাঠ-৩.৯ : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল

পাঠ-৩.১০ : অজৈব যৌগের নামকরণ

## পাঠ-৩.১

## রাসায়নিক বন্ধন



## উদ্দেশ্য

## এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- রাসায়নিক বন্ধনের কারণ ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলের রাসায়নিক বন্ধনের প্রয়োজনীয়তা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- আয়নিক বন্ধনের ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

স্থিতিশক্তি, স্থায়িত্ব, অষ্টক সূত্র, ইলেকট্রন জোড়।



## রাসায়নিক বন্ধনের কারণ (Cause of chemical bond)

রাসায়নিক বন্ধন গঠনের কারণগুলো নিচে আলোচনা করা হলো:

## (ক) নিষ্ক্রিয় গ্যাসের গঠন কাঠামো লাভের জন্য (Tendency of acquire electronic configuration of inert gas)

He, Ne, Ar, Kr, Xe, ও Rn এ মৌল কয়টি পর্যায় সারণির 18 তম গ্রুপের মৌল। এরা পর্যায় তালিকার নিষ্ক্রিয় মৌল হিসাবে পরিচিত। মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস-

18 তম গ্রুপের মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
He	2	$1s^2$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xe	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
Rn	86	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

এ ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় He ভিন্ন বাকি সব মৌলগুলোর যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^2 np^6$ । এখানে  $n = 2, 3, 4, 5, 6$ , অর্থাৎ যোজ্যতাস্তর ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টক পূর্ণ। যোজ্যতাস্তর অষ্টক পূর্ণ থাকায় রাসায়নিকভাবে এরা সাধারণত নিষ্ক্রিয় ও অধিক স্থিতিশীল। এ মৌলগুলো ছাড়া অন্যান্য মৌলের পরমাণুগুলোর যোজ্যতাস্তর ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টক পূর্ণ থাকে না। মৌলের পরমাণুগুলো নিজেদের মধ্যে যুক্ত হয় নিষ্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর বাইরের কক্ষের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করার জন্য। মৌলিক অণু ও যৌগিক অণুর গঠনের মাধ্যমে মৌল এ কাজটি সম্পন্ন করে।

## (খ) সর্বনিম্ন শক্তি লাভ করার জন্য (Tendency to acquire lowest energy)

বস্তুজগতের সাধারণ নিয়ম অনুযায়ী সব ধরনের সিস্টেম তার নিজস্ব স্থিতিশক্তিকে কমিয়ে স্থায়িত্ব লাভ করার চেষ্টা করে। অণু স্থায়িত্ব লাভ করার জন্য পারস্পরিক আকর্ষণ বল বেড়ে যায়। অণুর মধ্যকার আকর্ষণ বলের বৃদ্ধি এটির মধ্যকার শক্তির মানকে কমিয়ে দেয়। অণুর মধ্যকার এ শক্তির মান যত কমে যায় অণুর স্থায়িত্ব তত বেড়ে যায়। পরীক্ষা করে দেখা গেল যে, হাইড্রোজেন পরমাণুগুলো দ্বারা যখন 1 মোল হাইড্রোজেন উৎপন্ন করা হয় তখন 433 kJ শক্তি বেরিয়ে যায়। হাইড্রোজেন পরমাণু অপেক্ষা এর অণুতে শক্তি অনেক কম থাকে। হাইড্রোজেন পরমাণু অপেক্ষা হাইড্রোজেন অণু অধিক স্থায়ী। নিষ্ক্রিয় মৌল ভিন্ন অন্যান্য মৌলের পরমাণুগুলো স্বাধীনভাবে থাকতে পারে না কিন্তু এদের অণুগুলো স্বাধীনভাবে থাকতে পারে।

## যোজ্যতার ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব

### (Electronic theory of valency)

যোজ্যতার ইলেকট্রনীয় মতবাদের উপর সর্বপ্রথম মত প্রকাশ করেন বিজ্ঞানী জি. এন. লুইস (G. N. Lewis) ও ডব্লিউ কোসেল (W. Kossel)। পরবর্তী সময়ে বিজ্ঞানী ল্যাঙ্গমুর (Langmuir) এই তত্ত্বের সংশোধন করেন।

(i) **যোজ্যতা ইলেকট্রন (Valency electron)** : যে কোনো মৌলের পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের সংখ্যার উপর যোজ্যতা নির্ভর করে। সর্ববহিঃস্থ কক্ষের এ এক বা একাধিক ইলেকট্রন হলো যোজ্যতা ইলেকট্রন।

(ii) **অষ্টক সূত্র (Octet rule)** : He ভিন্ন 18 তম গ্রুপের প্রতিটি মৌলের যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রনের সংখ্যা ৪টি। He এর ক্ষেত্রে এ সংখ্যা ২টি। পর্যায় সারণির 1 থেকে 17 তম গ্রুপের প্রতিটি মৌলের যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রনের সংখ্যা 1 থেকে 7 এর মধ্যে থাকে। অর্থাৎ 8 এর কম। এ মৌলগুলো ওদের সর্ববহিঃস্থ স্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা পূর্ণ করে নিষ্ক্রিয় মৌলগুলোর অণুরূপ ইলেকট্রন গঠন কাঠামো লাভ করার প্রবণতা দেখায়। মৌলের পরমাণুগুলোর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ৪টি ইলেকট্রন পূর্ণ করার প্রক্রিয়া লুইসের অষ্টক সূত্র হিসাবে পরিচিত। তবে H(1), Li(3), Be(4) ও B(5) এ চারটি মৌলের পরমাণুগুলো কিন্তু He এর গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়। এ মৌলের পরমাণুগুলো এদের সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ২টি ইলেকট্রন লাভ করার চেষ্টা করে (B এর ক্ষেত্রে প্রবণতা কম)। এ ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করার পদ্ধতিটি দুই এর নিয়ম বা দ্বৈত সূত্র নামে পরিচিত।

অণুতে যে কোন দুটি পরমাণু যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে পরস্পরের সাথে যুক্ত থাকে তাকে রাসায়নিক বন্ধন বলা হয়।

গঠন প্রকৃতির উপর নির্ভর করে রাসায়নিক বন্ধনকে নিম্নোক্তভাবে বিভক্ত করা যায়ঃ

(১) তড়িৎযোজী বা আয়নিক বন্ধন (Ionic bond) (২) সমযোজী বন্ধন (Covalent bond), (৩) সন্নিবেশ বা সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন (Coordinate bond) এবং (৪) ধাতব বন্ধন (metallic bond)। এ বন্ধনগুলি ছাড়াও কোন কোন পদার্থে হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen bond) এবং সকল পদার্থে ভ্যানডার ওয়ালস বল (Vander Waal's force) নামে আরো দুই প্রকার আন্তঃআণবিক আকর্ষণ (Intermolecular attraction) বল সৃষ্টি হয়। আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল সর্বদাই রাসায়নিক বন্ধনের তুলনায় অনেক দুর্বল হয়। এ অধ্যায়ে রাসায়নিক বন্ধন সম্পর্কিত আলোচনাকে সাতটি পাঠে বিভক্ত করা হয়েছে।

### তড়িৎযোজী বন্ধন (Ionic bond)

তড়িৎযোজী বন্ধনের প্রবক্তা বিজ্ঞানী কোসেল (Kossel)। তাঁর ধারণা মতে দুই বা ততোধিক পরমাণু রাসায়নিকভাবে যুক্ত হওয়ার ক্ষেত্রে এক বা একাধিক পরমাণু ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। উৎপন্ন ধনাত্মক আয়ন নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়। বিপরীতভাবে এক বা একাধিক পরমাণু ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়। উৎপন্ন ঋণাত্মক আয়ন নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়। এভাবে উৎপন্ন দুই বা ততোধিক ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নের মধ্যে ঘিরে তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে।

পর্যায় সারণিতে গ্রুপ 1 বা ক্ষার ধাতুগুলোর যোজ্যতাস্তরে 1টি ইলেকট্রন, গ্রুপ 2 বা মুৎক্ষার ধাতুগুলোর যোজ্যতাস্তরে ২টি এবং 13 তম গ্রুপের মৌলের পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে 3টি ইলেকট্রন বর্তমান থাকে। এরা প্রত্যেকেই তড়িৎ ধনাত্মক মৌল এবং প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রনকে দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। এ ধনাত্মক আয়নগুলোর ক্ষেত্রে মৌলটি যে পর্যায়ে অবস্থান করে ঠিক তার পূর্ববর্তী পর্যায়ের নিষ্ক্রিয় মৌলের গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়। পর্যায় তালিকার 15, 16 ও 17 তম গ্রুপের মৌলের যোজ্যতাস্তরে যথাক্রমে 5, 6 ও 7 টি করে ইলেকট্রন বর্তমান। এ মৌলগুলো প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়।

এভাবে উৎপন্ন ধনাত্মক আয়নকে ক্যাটায়ন ও ঋণাত্মক আয়নকে অ্যানায়ন বলা হয়। উৎপন্ন বিপরীত আধানযুক্ত আয়নগুলো স্থির তড়িৎ আকর্ষণ বলের প্রভাবে পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে আয়নিক যৌগের কেলাস গঠন করে। নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন গঠন প্রাপ্তির উদ্দেশ্যে রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণকারী এক বা একাধিক পরমাণুর এক বা একাধিক ইলেকট্রন, অপর এক বা একাধিক পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে স্থানান্তরের ফলে দুটি বিপরীত তড়িৎধর্মী আয়নে পরিণত হয়ে স্থির তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে যে বন্ধন গঠন করে তাকে তড়িৎযোজী বা আয়নিক বন্ধন বলে। উৎপন্ন যৌগকে তড়িৎযোজী বা আয়নিক যৌগ বলে। আয়নিক যৌগ গঠনের সময় যৌগের অণুর মধ্যে কোনো মৌলের একটি পরমাণু যত সংখ্যক ইলেকট্রন দান বা গ্রহণ করে সে সংখ্যাই হলো ওই মৌলের যোজ্যতা।

**উদাহরণস্বরূপ :** NaCl যৌগের অণুতে Na মৌলের একটি পরমাণু মাত্র 1টি ইলেকট্রনকে দান করে  $\text{Na}^+$  আয়নে পরিণত হয়। Cl পরমাণু 1 টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে  $\text{Cl}^-$  আয়নে পরিণত হয়। সুতরাং NaCl যৌগে Na এর যোজ্যতা 1 ও Cl এর যোজ্যতাও 1।

MgCl<sub>2</sub> যৌগের অণুতে Mg মৌলের একটি পরমাণু 2টি ইলেকট্রনকে দান করে Mg<sup>2+</sup> আয়নে পরিণত হয়। Cl মৌলের দুটি পরমাণুর মধ্যে প্রত্যেক Cl পরমাণু একটি করে ইলেকট্রন গ্রহণ করে Cl<sup>-</sup> আয়নে পরিণত হয়। সুতরাং MgCl<sub>2</sub> যৌগে Mg এর যোজ্যতা 2 ও Cl এর যোজ্যতা 1।

তড়িৎযোজী যৌগের উদাহরণ :

### (i) NaCl এর ক্ষেত্রে

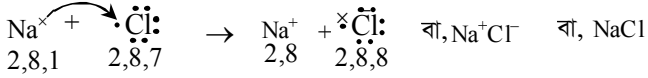
Na মৌলের পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 11।

Na মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে, Na = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>

Cl মৌলের পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 17।

Cl মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, Cl = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>

তড়িৎযোজী যৌগ গঠনের সময় Na পরমাণু এর যোজ্যতাস্তর ৩য় শক্তিস্তরের s-ইলেকট্রনকে দান করে। Na পরমাণুটি Na<sup>+</sup> আয়ন পরিণত হয় এবং নিষ্ক্রিয় মৌল Ne এর ইলেকট্রন গঠন প্রাপ্ত হয়। Cl পরমাণু, Na এর দান করা ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে Cl<sup>-</sup> আয়নে পরিণত হয় এবং নিষ্ক্রিয় মৌল Ar এর ইলেকট্রন গঠন প্রাপ্ত হয়। এভাবে উৎপন্ন দুটি বিপরীত আধান যুক্ত আয়ন দুটি স্থির তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে NaCl তড়িৎযোজী যৌগ গঠন করে।



### (ii) MgCl<sub>2</sub> এর ক্ষেত্রে

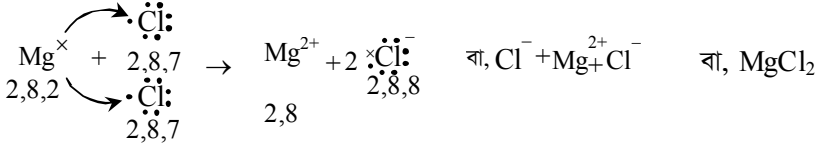
Mg মৌলের পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 12

Mg মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, Mg = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>

Cl মৌলের পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 17

Cl মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, Cl = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>5</sup>

তড়িৎযোজী যৌগ গঠনের সময় Mg পরমাণু এর যোজ্যতাস্তরে ৩য় শক্তিস্তরের দুটি s ইলেকট্রনকে দান করে। Mg পরমাণুটি Mg<sup>2+</sup> আয়নে পরিণত হয় এবং নিষ্ক্রিয় মৌল Ne এর গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়। দুটি Cl পরমাণু প্রত্যেকে Mg এর দান করা ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে দুটি Cl<sup>-</sup> আয়নে পরিণত হয় এবং নিষ্ক্রিয় মৌল Ar এর ইলেকট্রন গঠন প্রাপ্ত হয়। এভাবে উৎপন্ন বিপরীতধর্মী আধান যুক্ত আয়নের মধ্যে স্থির তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে MgCl<sub>2</sub> তড়িৎযোজী যৌগ গঠন করে।

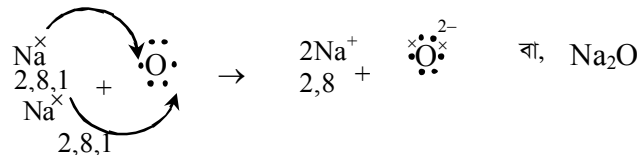


### (iii) Na<sub>2</sub>O এর ক্ষেত্রে

Na মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 11 এবং Na মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে, Na = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>

O মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 8 এবং O মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, O = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>


তড়িৎযোজী যৌগ গঠনের সময় দুটি Na পরমাণুর প্রত্যেকে এর যোজ্যতাস্তর ৩য় শক্তিস্তরের s-ইলেকট্রনকে দান করে দুটি Na<sup>+</sup> আয়নে পরিণত হয়। Na<sup>+</sup> আয়ন নিষ্ক্রিয় মৌল Ne এর গঠন প্রাপ্ত হয়। একটি O পরমাণু, দুটি Na পরমাণুর দান করা দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে O<sup>2-</sup> আয়নে পরিণত হয় এবং এক্ষেত্রেও নিষ্ক্রিয় মৌল Ne এর গঠন প্রাপ্ত হয়। উৎপন্ন দুটি Na<sup>+</sup> আয়ন ও একটি O<sup>2-</sup> আয়ন দিয়ে তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে Na<sub>2</sub>O তড়িৎযোজী যৌগ গঠন করে।




একইভাবে CaCl<sub>2</sub>, MgO, Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, CaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, প্রভৃতি তড়িৎযোজী যৌগ গঠিত হয়।

### তড়িৎযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত

- যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা :** যে পরমাণুটি ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়ন তথা ক্যাটায়নে পরিণত হয় এর যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 1, 2 বা 3 হওয়া চাই। বিপরীতভাবে যে পরমাণুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন তথা অ্যানায়নে পরিণত হয় এর যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 5, 6 বা 7 হওয়া চাই।
- আয়নিকরণ বিভব :** যে পরমাণুটি ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয় এর আয়নিকরণ বিভবের মান খুবই কম হওয়া প্রয়োজন। বিপরীতভাবে যে পরমাণুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয় এর আয়নিকরণ বিভবের মান খুব বেশি হওয়া প্রয়োজন।
- তড়িৎ ঋণাত্মকতা :** ধনাত্মক আয়নে পরিণত হওয়া পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান খুব কম এবং ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হওয়া পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান খুব বেশি হওয়া প্রয়োজন।
- পরমাণুর আকার :** যে পরমাণুটি ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হবে তার আকার বড় হওয়া প্রয়োজন। পরমাণুর আকার বড় হলে যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলের প্রভাব কম হয়। এ কারণে পরমাণুটি খুব সহজেই ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। যে পরমাণুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয় তার আকার ছোট হওয়া প্রয়োজন। আকার ছোট হওয়ার কারণে যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল অধিক মাত্রায় কার্যকর হয়। ফলে পরমাণুটি খুব সহজেই ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয় এবং ঋণাত্মক আয়নটি স্থায়ী হয়।
- আয়নগুলোর আধানের মান :** তড়িৎযোজী যৌগে বর্তমান ধনাত্মক আয়ন কম ধনাত্মক আধানযুক্ত ও ঋণাত্মক আয়ন কম ঋণাত্মক আধানযুক্ত হলে বন্ধন গঠন স্থায়ী হয়। ধনাত্মক আয়নের আধানের মান কম হলে পরমাণু থেকে দান করা ইলেকট্রন ধনাত্মক আয়নের দিকে ফিরে আসার প্রবণতা কম হয়। আবার ঋণাত্মক আয়নের আধান কম হলে পরমাণু দ্বারা গ্রহণ করা ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলের প্রভাব বেশি হয়। পরমাণু দ্বারা গ্রহণ করা ইলেকট্রন ঋণাত্মক আয়ন থেকে অপসারিত হতে পারে না। এ কারণে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আয়ন দুটিই বেশি স্থায়ী হয়।
- ল্যাটিস শক্তি :** তড়িৎযোজী যৌগ গঠনের সময় ল্যাটিস শক্তির মান বেশি হওয়া প্রয়োজন। ল্যাটিস শক্তির মান যত বেশি হয় তড়িৎযোজী বন্ধনটি তত সুদৃঢ় হয়। গ্যাসীয় অবস্থায় ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন থেকে 1 মোল পরিমাণ তড়িৎযোজী কেলাস গঠনের ক্ষেত্রে যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয় তাকে তড়িৎযোজী যৌগের ল্যাটিস শক্তি বলা হয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	১। ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড ( $\text{CaCl}_2$ ) অণুর লুইস বিন্দু গঠন চিত্র একে দেখান। ২। $\text{MgO}$ অণু লুইস বিন্দু গঠন একে দেখান। ৩। $\text{BCl}_3$ ও $\text{PCl}_5$ অণুর বিন্দু গঠন কাঠামো লিখে অষ্টক সূত্রের সীমাবদ্ধতা ব্যাখ্যা করুন।
---	------------------------	---

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li><b>যোজ্যতা ইলেকট্রন :</b> কোনো মৌলের পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের সংখ্যার উপর যোজ্যতা নির্ভর করে। সর্ববহিঃস্থ কক্ষের এ এক বা একাধিক ইলেকট্রন হলো যোজ্যতা ইলেকট্রন।</li> <li><b>অষ্টক সূত্র :</b> মৌলগুলো ওদের সর্ববহিঃস্থ স্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা পূর্ণ করে নিষ্ক্রিয় মৌলগুলোর অণুরূপ ইলেকট্রন গঠন কাঠামো লাভ করার প্রবণতা দেখায়। মৌলের পরমাণুগুলোর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ৪টি ইলেকট্রন পূর্ণ করার প্রক্রিয়া লুইসের অষ্টক সূত্র হিসাবে পরিচিত। তবে H(1), Li(3), Be(4) ও B(5) এ চারটি মৌলের পরমাণুগুলো কিন্তু He এর গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হয়।</li> <li><b>লুইস বিন্দু গঠন :</b> একই মৌলের পরমাণুর মধ্যে যখন ইলেকট্রনের শেয়ার হয় তখন প্রতিটি ইলেকট্রনকে বিন্দু বা ডট (•) চিহ্নের মাধ্যমে প্রকাশ করা হয়। একে লুইস বিন্দু গঠন বলে।</li> <li><b>আয়নিক বন্ধন :</b> নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন গঠন কাঠামো লাভের উদ্দেশ্যে রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণকারী পরমাণুগুলোর মধ্যে ইলেকট্রন দান ও গ্রহণের ফলে উৎপন্ন বিপরীতধর্মী আয়নের মধ্যে স্থির তড়িৎ আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে তড়িৎযোজী বন্ধন বা আয়নিক বন্ধন বলে।</li> </ul>	



পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.১

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

১। কোন আয়নের আকার ক্ষুদ্রতম?

(ক)  $\text{Na}^+$

(খ)  $\text{Mg}^{2+}$

(গ)  $\text{Al}^{3+}$

(ঘ)  $\text{O}^{2-}$

২। কোনটি আয়নিক যৌগ?

(ক)  $\text{CsCl}$

(খ)  $\text{HCl(g)}$

(গ)  $\text{CCl}_4$

(ঘ)  $\text{BF}_3$

৩। আয়নিক বন্ধন কখন গঠিত হয়?

(ক) দুটি পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রনের শেয়ার ঘটে

(খ) দুটি পরমাণুর মধ্যে প্রোটনের আদান-প্রদান ঘটে

(গ) একটি পরমাণু ইলেকট্রন দান করে এবং অপর পরমাণুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে

(ঘ) দুটি মৌলের পরমাণু পরস্পরের সাথে ইলেকট্রন বিনিময় করে

৪। আয়নিক যৌগের বন্ধন শক্তি নির্ভর করে—

i. বিপরীত ধর্মী আয়নের আকার

ii. বিপরীত ধর্মী আয়নের চার্জ

iii. আয়নীকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তি এর মানের উপর

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-৩.২

## সমযোজী বন্ধন ও এর শ্রেণিবিভাগ



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- পরমাণুর যোজ্যতাস্তর ও যোজ্যতা ইলেকট্রন সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অরবিটালের অধিক্রম বর্ণনা করতে পারবেন।
- সিগমা বন্ধন ও পাই বন্ধনের ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- পোলারিটি ও পোলারায়নের ব্যাখ্যা দিতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

যোজ্যতা ইলেকট্রন, সিগমা বন্ধন, পাইবন্ধন, অরবিটালের অধিক্রমণ।



## সমযোজী বন্ধন (Covalent Bond)

1916 খ্রিস্টাব্দে বিজ্ঞানী জি.এন. লুইস (G. N. Lewis) সর্বপ্রথম সমযোজী বন্ধন সম্পর্কে ধারণা দেন। তিনি প্রস্তাব করেন, মৌলের মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতা মানের পার্থক্য খুব কম বা সমান বা প্রায় সমান হলে ইলেকট্রন দান ও গ্রহণের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয় না। তাঁর ধারণা মতে, সমান বা প্রায় সমান তড়িৎ ঋণাত্মকতা সম্পন্ন একই মৌলের দুটি পরমাণু তাদের নিজ নিজ সর্ব বহিস্থ শক্তিস্তরের সমান সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন দ্বারা এক বা একাধিক ইলেকট্রন জোড়ের সৃষ্টি করে। উভয় পরমাণু দ্বারা সমভাবে ব্যবহৃত এ ইলেকট্রন জোড় বা জোড়গুলোর মাধ্যমে রাসায়নিক বন্ধন গঠিত হয়। এভাবে গঠিত রাসায়নিক বন্ধনকে সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

দুটি একই বা ভিন্ন মৌলের পরমাণু দুটি থেকে একটি করে মোট দুটি বিজোড় বা অযুগ্ম ও বিপরীত ঘূর্ণন-বিশিষ্ট ইলেকট্রন দ্বারা একটি সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। দুটি বিপরীত ঘূর্ণন বিশিষ্ট ইলেকট্রন দুটির মধ্যে সৃষ্ট তড়িৎ চুম্বকীয় আকর্ষণ বলই সমযোজী বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে মুখ্য ভূমিকা রাখে। উদাহরণ : A ও B মৌলের পরমাণু পরস্পরের মধ্যে দুটি ইলেকট্রন শেয়ার করে কীভাবে একটি A – B সমযোজী বন্ধন গঠন করে তা চিত্রের সাহায্যে দেখানো হলো।

$A \cdot + \times B$  বা,  $A \times \cdot B$  বা,  $A - B$  (• ও  $\times$  চিহ্ন-ইলেকট্রনের প্রতীক হিসাবে ধরা হয়েছে।) A মৌলের পরমাণু নিউক্লিয়াস B মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রনকে আকর্ষণ করে। বিপরীতভাবে B মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াস A মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রনকে সমানভাবে আকর্ষণ করে। উভয় নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলের প্রভাবে ইলেকট্রন দুটির একসাথে ঘূর্ণনের ফলে নিউক্লিয়াস দুটির মধ্যে মৌলের ইলেকট্রন ঘনত্বের উল্লেখযোগ্য বৃদ্ধি ঘটে। ঋণাত্মক আধানযুক্ত ইলেকট্রনের ঘনত্বের এ ধরনের বৃদ্ধি ঘটিলে পরমাণু দুটির মধ্যে সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয় এবং ইলেকট্রন জোড়টি A ও B পরমাণু দুটির নিউক্লিয়াসের মাঝামাঝি সুবিধাজনকভাবে অবস্থান করে।

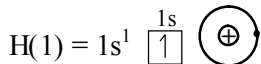
রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণকারী একই মৌলের পরমাণু বা ভিন্ন মৌলের পরমাণু দুটির নিজ নিজ যোজ্যতা স্তর থেকে সমানসংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন দ্বারা এক বা একাধিক ইলেকট্রন জোড় গঠিত হয়। এ ধরনের ইলেকট্রন জোড় পরমাণুদ্বয়ের নিউক্লিয়াস দ্বারা সমানভাবে ব্যবহৃত হয়ে পরমাণু দুটি যে রাসায়নিক বন্ধন সৃষ্টি করে তাকে সমযোজী বন্ধন বলে। যেমন—  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $CH_4$  প্রভৃতি সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে গঠিত অণু।

## সমযোজী বন্ধনের প্রকারভেদ (Types of Covalent Bond)

সমযোজী বন্ধনের সংখ্যার উপর ভিত্তি করে সমযোজী বন্ধন তিন প্রকারের হয়। যথা : (i) সমযোজী একক বন্ধন, (ii) সমযোজী দ্বি-বন্ধন, (iii) সমযোজী ত্রি-বন্ধন।

(i) সমযোজী একক বন্ধন : সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর প্রত্যেকটি থেকে একটি করে ইলেকট্রন বন্ধনে অংশগ্রহণ করে একটি ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে। এ ইলেকট্রন জোড় সমযোজী একক বন্ধন গঠন করে এবং একে “—” চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যেমন—  $H_2$  অণু ( $H - H$ ),  $F_2$  অণু ( $F - F$ ),  $Cl_2$  অণু ( $Cl - Cl$ ),  $Br_2$  অণু ( $Br - Br$ ) ইত্যাদি।

$H_2$  অণুর গঠন : H-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 1, H-পরমাণুতে একটি মাত্র ইলেকট্রন বর্তমান। এর ইলেকট্রন বিন্যাস,



দুটি H পরমাণু তাদের 1s পারমাণবিক অরবিটালের অয়ুগ্ম ইলেকট্রনকে পরস্পর পরস্পরের সাথে বিপরীত স্পিনে শেয়ার করে। এ দুটি অয়ুগ্ম ও বিপরীত ঘূর্ণন বিশিষ্ট ইলেকট্রন দ্বারা সমযোজী একক বন্ধন গঠিত হয়।



দুটি বিপরীত ঘূর্ণন বিশিষ্ট ইলেকট্রন দুটির মধ্যকার সৃষ্ট তড়িৎ চুম্বকীয় আকর্ষণ বলই সমযোজী একক বন্ধন গঠনে সহায়তা করে।

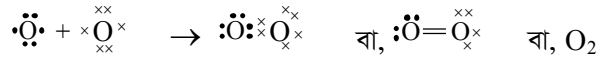
(ii) সমযোজী দ্বিবন্ধন : যখন বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর প্রত্যেকটি থেকে দুটি করে ইলেকট্রন এনে দুটি ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে, তখন পরমাণু দুটির মধ্যে সমযোজী দ্বিবন্ধন গঠিত হয়। একে “=” চিহ্ন ছাড়া প্রকাশ করা হয়।

যেমন— O<sub>2</sub> অণু (O=O),

CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub> অণু, CO<sub>2</sub> অণু (O=C=O) ইত্যাদি।

**O<sub>2</sub> অণুর গঠন :** O-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 8 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস O(8) = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sub>x</sub><sup>2</sup>2p<sub>y</sub><sup>1</sup>2p<sub>z</sub><sup>1</sup>  $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\cdot\ddot{O}$

O-পরমাণুর যোজ্যতাস্তর ২য় শক্তিস্তরে দুটি জোড় ও দুটি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান। একটি O-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে দুটি বিজোড় ইলেকট্রন অপর O-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরের দুটি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে বিপরীত স্পিনে শেয়ার করে O<sub>2</sub> অণুর আণবিক গঠনের সৃষ্টি করে।



এভাবে দুটি O-পরমাণুর চারটি বিজোড় ইলেকট্রনের বিপরীত স্পিনের শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী দ্বিবন্ধন গঠিত হয়।

(iii) সমযোজী ত্রিবন্ধন : যখন সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর প্রত্যেকটি থেকে তিনটি করে ইলেকট্রন এসে তিনটি ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে, তখন পরমাণু দুটির মধ্যে সমযোজী ত্রিবন্ধন গঠিত হয়। একে “≡” চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যেমন— N<sub>2</sub> অণু (N≡N), CH≡CH অণু (—C≡C—), CN<sup>-</sup> আয়ন (C≡N) ইত্যাদি।

**N<sub>2</sub> অণুর গঠন :** N-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 7 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস N(7) = 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>  $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\cdot\ddot{N}$

N-পরমাণুর যোজ্যতাস্তর ২য় শক্তিস্তরে একটি জোড় ও তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান। একটি N-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরের তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন অপর N-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরের তিনটি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে বিপরীত স্পিনে শেয়ার করে N<sub>2</sub> অণুর আণবিক গঠনের সৃষ্টি করে।



এভাবে দুটি N-পরমাণুর ছয়টি বিজোড় ইলেকট্রনের বিপরীত স্পিনের শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী ত্রিবন্ধন গঠিত হয়।

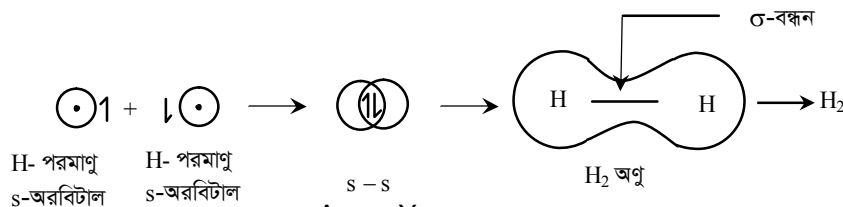
পারমাণবিক অরবিটালের অধিক্রমণ ও অরবিটালের বৈশিষ্ট্যের উপর ভিত্তি করে সমযোজী বন্ধনকে দু'ভাগে ভাগ করা হয়ে থাকে।

(i) সিগমা (σ) বন্ধন ও (ii) পি-বন্ধন।

১. সিগমা (σ) বন্ধন : পূর্বেই উল্লেখ করা হয়েছে যে, দুটি একই বা ভিন্ন পরমাণুর দুটি পারমাণবিক অরবিটাল একই অক্ষ বরাবর মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে আণবিক অরবিটাল সৃষ্টির মাধ্যমে যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয় তাকে সিগমা (σ) বন্ধন বলে।

বিভিন্ন পারমাণবিক অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে সিগমা (σ) বন্ধন বিভিন্নভাবে গঠিত হতে পারে।

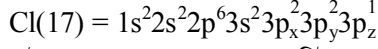
(ক) s—s অধিক্রমণের মাধ্যমে : দুটি s-অরবিটালের অয়ুগ্ম ইলেকট্রন পরস্পর পরস্পরের সাথে অধিক্রমণের ফলে s—s σ-বন্ধনের সৃষ্টি হয়। s-অরবিটালের আকৃতি গোলাকার বলে (s—s) বন্ধনে কোনো অভিমুখ গঠিত হয় না। যেমন, দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর প্রত্যেকের অরবিটাল একটি করে বিপরীত স্পিনযুক্ত ইলেকট্রন পরস্পরের সাথে অধিক্রমণ করে σ-বন্ধনের মাধ্যমে H<sub>2</sub> অণু গঠন করে।



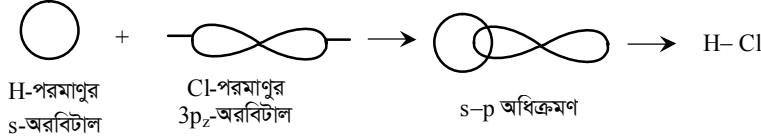


(খ) **s — p** অধিক্রমণের মাধ্যমে : এক্ষেত্রে একটি s ও একটি p-অরবিটাল পরস্পরের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে  $\sigma$ -বন্ধন গঠিত হয়। s — p বন্ধনের নির্দিষ্ট অভিমুখ থাকে। কারণ p-অরবিটালের নির্দিষ্ট অভিমুখ আছে কিন্তু s-অরবিটাল দিক নির্দেশকহীন। এরূপ বন্ধনের অভিমুখ p-অরবিটালের অভিমুখ অনুসরণ করে উৎপন্ন হয়। s — p  $\sigma$ -বন্ধন গঠনের সময় p-অরবিটালটি অবশ্যই  $p_x$  দিক নির্দেশিত অরবিটাল হতে হবে। কারণ  $p_x$  অরবিটালে ইলেকট্রন ঘনত্ব x-অক্ষে বরাবর নির্দেশিত থাকে।  $\sigma$  বন্ধনটি প্রকৃতপক্ষে কার্যকরী হওয়ার জন্য সরলরৈখিক অধিক্রমণের (linear overlapping) জন্য এরূপ জ্যামিতিক অবস্থান বা গঠন হয়ে থাকে।

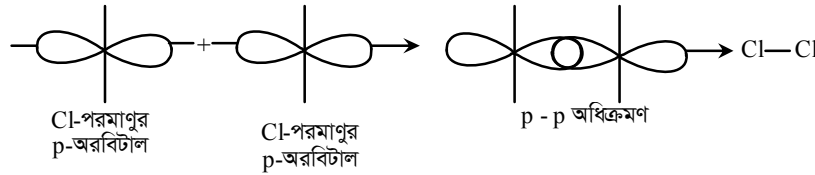
উদাহরণস্বরূপ : HCl(g) অণুর গঠনের ক্ষেত্রে— H(1) =  $1s^1$ ।



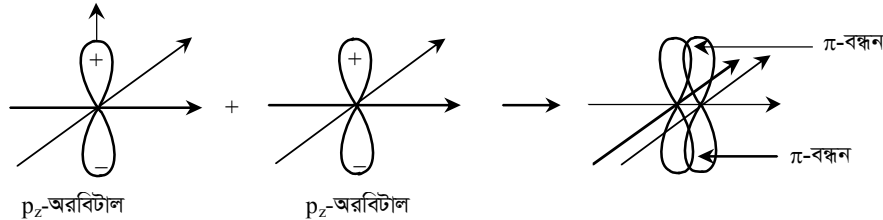
হাইড্রোজেন পরমাণুর 1s অরবিটাল এবং ক্লোরিন পরমাণুর  $3p_z$  অরবিটালের বিপরীত স্পিনযুক্ত অয়ুগ্ম ইলেকট্রনদ্বয় পরস্পরের মুখোমুখি অধিক্রমণ করে  $\sigma$ -বন্ধন গঠন করে থাকে। ফলে HCl অণুর সৃষ্টি হয়।



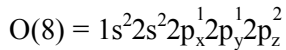
(গ) **p — p** অধিক্রমণের মাধ্যমে : এক্ষেত্রে দুটি p-অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে  $\sigma$ -বন্ধনের সৃষ্টি হয়। দুটি p-অরবিটাল সরলরৈখিক অবস্থানে মুখোমুখি অধিক্রমণ করে একটি সমযোজী সিগমা ( $\sigma$ )-বন্ধন গঠন করে। এক্ষেত্রে অণু গঠনকারী দুটি পরমাণুর  $p_x$  অরবিটালে মুখোমুখি অধিক্রমণের জন্য সাধারণত বিবেচনা করা হয়। যদি পরমাণু দুটির নিউক্লিয়াসের সংযোজক রেখাকে (molecular axis) y বা z ধরে নেওয়া হয়, তবে অধিক্রমণের জন্য পরমাণু দুটির অরবিটালদ্বয়  $p_y$  এবং  $p_z$  বিবেচনা করা হয়। উদাহরণস্বরূপ  $\text{Cl}_2$  অণুর সৃষ্টির ক্ষেত্রে দুটি ক্লোরিন পরমাণু প্রত্যেকের  $3p_z$ -অরবিটালের বিপরীত স্পিনযুক্ত অয়ুগ্ম ইলেকট্রন পরস্পরের মুখোমুখি অধিক্রমণ করে  $\sigma$ -বন্ধন গঠন করে থাকে।



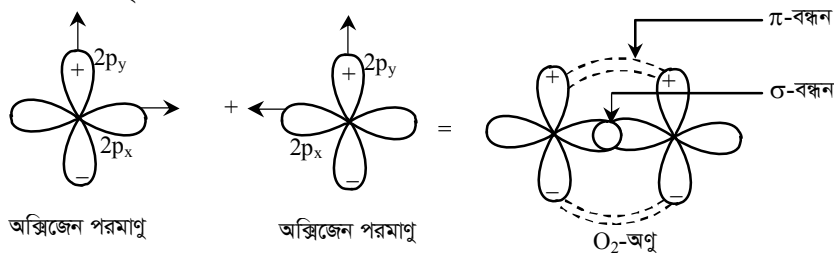
২. **পাই ( $\pi$ ) বন্ধন** : দুটি পরমাণুর দুটি পারমাণবিক অরবিটালের অয়ুগ্ম ইলেকট্রন একই অক্ষ বরাবর পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে যে সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয় তাকে পাই বন্ধন বলে।



অক্সিজেন অণুর গঠনের সময় পাই বন্ধনের সৃষ্টি হয়। অক্সিজেন পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা আট এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস,



অক্সিজেন পরমাণুর যোজ্যতান্তর ২য় শক্তিস্তরের  $2p_x$  ও  $2p_y$  অরবিটাল অর্ধপূর্ণ। এ দুটি অর্ধপূর্ণ p-অরবিটালের একটি  $2p_x$  পারমাণবিক অরবিটালদ্বয় পরস্পর মুখোমুখিভাবে অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন এবং অপর  $2p_y$  খাড়াভাবে পাশাপাশি অধিক্রমণ করে পাই বন্ধনের সৃষ্টি করে।



পাই বন্ধন গঠনের সময় দুটি পারমাণবিক অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণ ঘটায় অধিক্রমণ আংশিকভাবে ঘটে এবং বন্ধনটি দুর্বল হয়। প্রকৃতপক্ষে দ্বি-বন্ধন ও ত্রি-বন্ধন যুক্ত যৌগে  $\sigma$ -বন্ধন সৃষ্টির পর  $\pi$ -বন্ধনের সৃষ্টি হয়।  $\sigma$ -বন্ধনের অনুপস্থিতিতে  $\pi$ -বন্ধন গঠন আদৌ সম্ভব নয়। উদাহরণস্বরূপ বলা যায়  $O_2$  অণুর ন্যায় ইথিন ( $CH_2=CH_2$ ) অণুতে কার্বন-কার্বন দ্বি-বন্ধন এর মধ্যে একটি  $\sigma$ -বন্ধন ও একটি  $\pi$ -বন্ধন বর্তমান। ইথাইন ( $CH\equiv CH$ ) অণুতে কার্বন-কার্বন ত্রি-বন্ধন এর মধ্যে  $\sigma$ -বন্ধন ও দুটি  $\pi$ -বন্ধন বর্তমান। ইথিন ও ইথাইন অণুর পূর্ণ গঠন কাঠামো পরবর্তীতে আলোচনায় অন্তর্ভুক্ত করা হয়েছে।

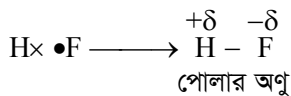
## সমযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত

### (Condition for the formation of covalent Bonds)

- যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা :** H-পরমাণু ব্যতীত সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা 4, 5, 6 বা 7 হতে হয়। যাতে প্রত্যেকটি পরমাণু 4টি, 3টি, 2টি বা 1টি ইলেকট্রন বিজোড় ইলেকট্রনকে নিয়ে অন্য পরমাণুর সাথে 4টি, 3টি, 2টি বা 1টি জোড় গঠন করে নিষ্ক্রিয় মৌলের গঠন কাঠামো সৃষ্টি করতে পারে। পর্যায় সারণির 14, 15, 16 ও 17 তম গ্রুপের অধাতব মৌলগুলো যথাক্রমে 4টি, 3টি, 2টি, 1টি ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে সমযোজী বন্ধন গঠন করে।
- ইলেকট্রন আসক্তি :** সমযোজী বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে দুটি পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি সমান অথবা প্রায় সমান হওয়ার প্রয়োজন হয়। দুটি পরমাণু প্রত্যেকের ইলেকট্রনের প্রতি আকর্ষণ ক্ষমতা সমান বা প্রায় সমান হওয়া প্রয়োজন।
- তড়িৎ ঋণাত্মকতা :** দুটি পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান যদি সমান অথবা প্রায় সমান হয় তবে সেক্ষেত্রে কোনো একটি পরমাণু থেকে অপর পরমাণুতে ইলেকট্রনের স্থানান্তর সম্ভবপর হয় না। কেবল এ অবস্থায় পরমাণু দুটি সমযোজী বন্ধন গঠন করবে।
- আয়নিকরণ বিভব :** বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু দুটির মধ্যকার প্রতিটি পরমাণুর উচ্চ আয়নিকরণ বিভব হতে হয়। উচ্চ আয়নিকরণ বিভব মান সম্পন্ন পরমাণুর ক্ষেত্রে ইলেকট্রন দান করে ক্যাটায়নে পরিণত হওয়া বেশ কঠিন হয়ে পড়ে। এ ধরনের পরমাণুগুলো যখন নিজেদের মধ্যে পরস্পরের সাথে যুক্ত হয় বা অপর একটি অধাতব মৌলের পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তখন কোনো অবস্থাতেই আয়নিক বন্ধন সৃষ্টি করতে পারে না। এক্ষেত্রে পরমাণুগুলো নিজেদের মধ্যে অথবা অপর অধাতব মৌলের সাথে সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে আবদ্ধ হয়ে অণু গঠন করে।
- নিউক্লিয় আধান ও নিউক্লিয়াসের মধ্যবর্তী দূরত্ব :** সমযোজী বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে মৌলের নিউক্লিয় আধানের পরিমাণ অধিক ও নিউক্লিয়াস দুটির মধ্যকার দূরত্ব কম হতে হয়। সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী ইলেকট্রন জোড় নিউক্লিয়াস দুটির মধ্যবর্তী স্থানে বেশি ঘনীভূত হয়ে নিউক্লিয়াস দুটি দ্বারা সমানভাবে আকৃষ্ট হয়। নিউক্লিয়াস দুটির আধানের পরিমাণ বেশি ও এদের মধ্যকার দূরত্ব কম হলে এ আকর্ষণ বলের মান অধিক হয়। ফলে উৎপন্ন সমযোজী বন্ধন সুদৃঢ় হয়।

## পোলারিটি ও পোলারায়ন (Polarity and Polarization)

**পোলারিটি :** সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুসমূহ একটি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে বন্ধন গঠন করে। এক্ষেত্রে উভয় পরমাণুর শেয়ারকৃত ইলেকট্রন পরমাণুদ্বয়ের মাঝখানে অবস্থান করে। যদি উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান একই হয় তবে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস কর্তৃক শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর আকর্ষণ বল সমান হবে তাই ইলেকট্রন জোড় উভয় পরমাণু হতে একই নির্দিষ্ট দূরত্বে অবস্থান করবে। কিন্তু যদি বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হয় (যেমন— HF অণুর ক্ষেত্রে H = 2.1 এবং F = 4.0) তবে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলের উপর তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু অপেক্ষা কম তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর আকর্ষণ বলের মান কম হয় ফলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর দিকে সরে যায়। এ কারণে তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং কম তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুতে আংশিক ধনাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়। অণুর দুই প্রান্তে ঋণাত্মক এবং ধনাত্মক চার্জ সৃষ্টি হওয়াকে এক্ষেত্রে ডাইপোল (dipole) বলে। কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে ডাইপোল সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (Polarity) বলে। নিম্নে HF অণুতে ডাইপোল দেখানো হলো :

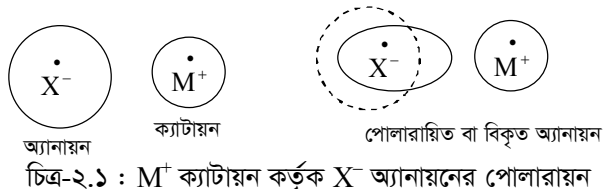


সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য যত বেশি হবে ঐ যৌগের পোলারিটি তত বেশি হবে। কোনো যৌগের পোলারিটি যত বেশি হবে ঐ যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য তত বৃদ্ধি পায়। পটিলিং স্কেল অনুসারে কয়েকটি মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান নিম্নে দেয়া হলো :


$$F = 4.0; O = 3.5; Cl = 3.0; N = 3.0$$


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

**পোলারায়ন বা আয়নের বিকৃতি (Polarization) :** যখন কোনো ধাতব পরমাণু এবং অধাতব পরমাণুর মধ্যে বন্ধন গঠিত হয় তখন ধাতব পরমাণু ইলেকট্রন ত্যাগ করে এবং অধাতব পরমাণু সেই ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের কাঠামো অর্জন করে। ইলেকট্রন ত্যাগ করার ফলে ধাতব পরমাণু ধনাত্মক চার্জযুক্ত ক্যাটায়নে পরিণত হয় এবং অধাতব পরমাণু ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন বা অ্যানায়নে পরিণত হয়। পরবর্তীতে ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়ন ইলেকট্রোস্ট্যাটিক আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।



আয়নিক বন্ধন গঠনের সময় কোনো ক্যাটায়ন যখন কোনো অ্যানায়নের খুব নিকটে আসে তখন ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জ দ্বারা অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে, একই সাথে ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস কর্তৃক অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসকে বিকর্ষণ করে। এ আকর্ষণ এবং বিকর্ষণ বলের সম্মিলিত প্রভাবে উভয় পরমাণু নির্দিষ্ট দূরত্বে অবস্থান করে কিন্তু অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসে, একে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের বিকৃতি বা পোলারায়ন বলে। এক্ষেত্রে অ্যানায়নটি পোলারায়িত হয়েছে বলা হয়। ক্যাটায়ন দ্বারা এভাবে অ্যানায়নের পোলারায়িত হওয়ার ক্ষমতাকে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বলে।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	১। HF একটি পোলার অণু ব্যাখ্যা করুন। ২। H <sub>2</sub> O একটি পোলার দ্রাবক ব্যাখ্যা করুন। ৩। CH <sub>4</sub> একটি অপোলার অণু ব্যাখ্যা করুন।
---	------------------------	--

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>অরবিটালের অধিক্রমণ :</b> সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের একই অক্ষে অবস্থিত দুটি পারমাণবিক অরবিটালের পরস্পরের সাথে সামনাসামনি (head to head) অথবা পাশাপাশি (Side-wise) অধিক্রমণ হতে পারে। দুটি পারমাণবিক অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণে সিগমা (<math>\sigma</math>) বন্ধন এবং পাশাপাশি অধিক্রমণে পাই (<math>\pi</math>) বন্ধন গঠিত হয়।</li> <li>• <b>সমযোজী বন্ধন :</b> দুটি পরমাণু তাদের নিজ নিজ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রনীয় কাঠামো অর্জনের জন্য সমসংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে যে বন্ধন গঠন করে তাকে সমযোজী বন্ধন বলে।</li> <li>• <b>সংকর অরবিটাল :</b> উত্তেজিত অবস্থায় সমশক্তি বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের মধ্যে নিম্ন শক্তিস্তরের ইলেকট্রন উচ্চতর শক্তিস্তরে উন্নীত হয়ে সমশক্তি সম্পন্ন সমসংখ্যক অরবিটাল উৎপন্ন করার প্রক্রিয়াকে সংকরণ বা হাইব্রিডাইজেশন বলে। এ প্রক্রিয়ায় উৎপন্ন অরবিটালকে সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল বলে।</li> <li>• <b>পোলারিটি :</b> কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে ধনাত্মক এবং ঋণাত্মক মেরু সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (Polarity) বলে। সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য যত বেশি হবে ঐ অণুর পোলারিটি তত বেশি হয়।</li> <li>• <b>পোলারায়ন :</b> আয়নিক বন্ধন গঠনের সময় যখন ধনাত্মক চার্জযুক্ত ধাতব আয়ন ঋণাত্মক চার্জযুক্ত অধাতব আয়নের কাছাকাছি আসে তখন ধাতব আয়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণের ফলে অধাতব আয়নের ইলেকট্রন মেঘ ধাতব আয়নের দিকে বেঁকে আসে। আবার ঋণাত্মক আয়নের নিউক্লিয়াস এবং ধনাত্মক আয়নের নিউক্লিয়াসের বিকর্ষণের ফলে আয়ন দুটি একটি নির্দিষ্ট দূরত্বে অবস্থান করে। ধাতব আয়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণে ঋণাত্মক আয়নের ইলেকট্রন মেঘের এরূপ বিকৃত হওয়াকে পোলারায়ন বলে।</li> </ul>	



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.২

### সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। পারমাণবিক অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে কী হয়?
 

(ক) শক্তি অর্জিত হয়	(খ) শক্তি বিমুক্ত হয়
(গ) বন্ধন ভেঙে যায়	(ঘ) বন্ধন সৃষ্টি হয় না
  - ২। মুখোমুখি বা পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে কোন বন্ধন সৃষ্টি হয়?
 

(ক) আয়নিক বন্ধন	(খ) হাইড্রোজেন বন্ধন
(গ) ধাতব বন্ধন	(ঘ) সমযোজী বন্ধন
  - ৩। অক্সিজেন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের কয়টি শক্তিস্তর বিদ্যমান?
 

(ক) ১টি	(খ) ২টি
(গ) ৩টি	(ঘ) ৪টি
  - ৪। সিগমা বন্ধনের ক্ষেত্রে সৃষ্ট যৌগটি কেমন হয়?
 

(ক) অধিক স্থায়ী হয়	(খ) কম স্থায়ী হয়
(গ) ইলেকট্রনের ঘনত্ব কম থাকে	(ঘ) অস্থায়ী
  - ৫। পাই (π) বন্ধন গঠনের সময় পরমাণুর দুটির অরবিটাল দুটির অক্ষ কোন দিকে থাকে?
 

(ক) সরলরৈখিক থাকে	(খ) সমান্তরাল থাকে
(গ) মুখোমুখি থাকে	(ঘ) সামনা সামনি থাকে
  - ৬। অধিক্রমণের মাত্রা যত বেশি সমযোজী বন্ধন তত—
    - i. দুর্বল হয়
    - ii. শক্তিশালী হয়
    - iii. সমযোজী প্রকৃতির হয়
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------
- H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> এবং N<sub>2</sub> অণুসমূহ একটি বিশেষ প্রক্রিয়ায় পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়। গঠিত নতুন অণুগুলোর মধ্যে বিশেষ প্রক্রিয়াটির প্রভাবে নানা ধর্ম প্রদর্শন করে থাকে
- উপরোক্ত উদ্দীপক থেকে নিচের ৭ ও ৮ নং প্রশ্নের উত্তর দাও :
- ৭। উদ্দীপকের অণুসমূহ যুক্ত হওয়ার বিশেষ প্রক্রিয়াটির নাম কী?
 

(ক) অরবিটাল অধিক্রমণ	(খ) অরবিট অধিক্রমণ
(গ) আয়নিক অধিক্রমণ	(ঘ) আণবিক অধিক্রমণ
  - ৮। উক্ত অণুগুলোর অণুর ক্ষেত্রে সঠিক তথ্য হলো—
    - i. H-পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন বিদ্যমান
    - ii. O-পরমাণুর শেষস্তরে দুটি জোড় ও ১টি বিজোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান
    - iii. N-পরমাণুর শেষ স্তরে একটি জোড় ও তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------

## পাঠ-৩.৩

## অরবিটালসমূহের সংকরণ



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- এ পাঠ শেষে অরবিটালের সংকরায়ন ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- বিভিন্ন প্রকারের সংকরায়নের ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



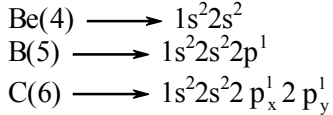
## মুখ্য শব্দ

সংকরায়ন, অধিক্রমণ, অভিমুখ, ইলেকট্রন শেয়ার।

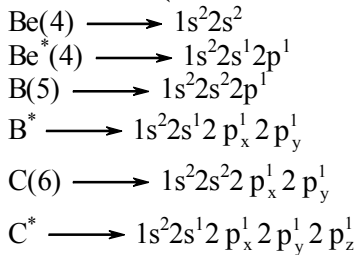


## অরবিটালের সংকরণ (Orbital Hybridization)

সমযোজী বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে পরমাণুর যোজনী স্তরে অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকা প্রয়োজন। কোনো পরমাণুর যোজনী স্তরে যে কয়টি অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে সেই সংখ্যাই ঐ মৌলের যোজনী হয়। হাইড্রোজেন, ক্লোরিন এবং অক্সিজেন পরমাণুর অযুগ্ম ইলেকট্রনের সংখ্যা যথাক্রমে H=1টি, Cl=1টি, O=2টি। সুতরাং হাইড্রোজেন এবং ক্লোরিন একযোজী পরমাণু এবং অক্সিজেন দ্বিযোজী পরমাণু। কিন্তু Be, B এবং C ইত্যাদি পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের সাথে তাদের প্রকৃত যোজনীর হিসাব পাওয়া যায় না।



ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায় Be(4) এর যোজনী স্তরে কোনো অযুগ্ম ইলেকট্রন নেই অর্থাৎ Be(4) এর যোজনী 0 (শূন্য), আবার B(5) এর যোজনী স্তরে একটি ও C(6) এর যোজনী স্তরে ২টি অযুগ্ম ইলেকট্রন রয়েছে। তাই B<sub>(5)</sub> এর যোজনী 1 (এক) এবং C(6) এর যোজনী 2(দুই) হওয়া উচিত। কিন্তু বাস্তবে Be, B এবং C যথাক্রমে BeCl<sub>2</sub>, BCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub> স্থায়ী যৌগ গঠন করে। এসব যৌগে Be, B এবং C এর যোজনী যথাক্রমে 2, 3 এবং 4। মৌলের পরমাণুর এ ধরনের যোজনী ব্যাখ্যায় বিজ্ঞানীরা বলেন বিক্রিয়াকালে পরমাণুর সমশক্তি বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের মধ্যে নিম্নশক্তির অরবিটালের ইলেকট্রন উচ্চস্তরে উন্নীত হয়ে অযুগ্ম ইলেকট্রনের সংখ্যা বৃদ্ধি করে। এ প্রক্রিয়াকে অরবিটালের সংকরীকরণ বলে।



সুতরাং উত্তেজিত (\*) অবস্থায় Be, B এবং C এর পরমাণুতে অযুগ্ম ইলেকট্রন সংখ্যা যথাক্রমে 2, 3 এবং 4টি থাকে বলে এদের যোজনী 2, 3 ও 4 হয়।

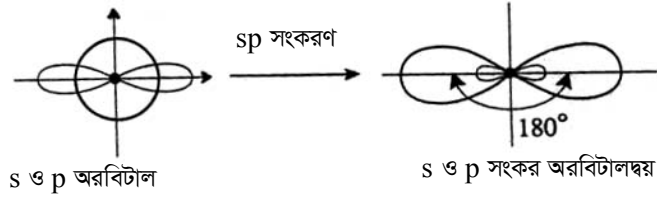
## জেনে রাখা ভালো :

- সমশক্তিসম্পন্ন বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে।
- শুধু বিচ্ছিন্ন একক পরমাণুর অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে।
- যতটি অরবিটাল সংকরণে অংশগ্রহণ করে ততটি একই শক্তি সম্পন্ন সংকর অরবিটালের সৃষ্টি হয়।
- সংকর অরবিটালের প্রকৃতির উপর অণুর আকৃতি সম্পর্কে ধারণা পাওয়া যায়।

### সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ (Classification of Hybrid Orbitals)

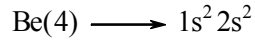
অরবিটালের সংকরণ বিভিন্ন প্রকার হতে পারে। যদি একটি s এবং একটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে তবে 2টি sp সংকর অরবিটালের সৃষ্টি হয়। যদি একটি s এবং তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ হয় তবে চারটি  $sp^3$  সংকর অরবিটালের সৃষ্টি হয়। এভাবে  $sp^2$ ,  $dsp^3$ ,  $d^2sp^3$  সংকর অরবিটাল গঠিত হতে পারে।

(১) **sp সংকর অরবিটাল** : পরমাণুর একই শক্তিস্তরে অবস্থিত দুটি সমশক্তি সম্পন্ন বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের সংকরণে সংকর অরবিটাল গঠিত হয়। যদি একটি s-অরবিটাল এবং একটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে তবে একই শক্তি সম্পন্ন দুটি sp সংকর অরবিটাল গঠিত হয়।

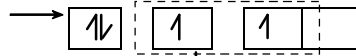


চিত্র-৩.১ : sp সংকর অরবিটালের গঠন

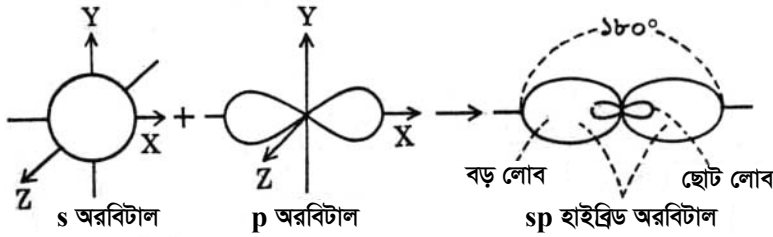
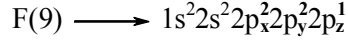
$BeF_2$  অণুতে sp সংকরণ ঘটে। Be(4) এবং F(9) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



উত্তেজিত অবস্থা  $Be^* \longrightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1$

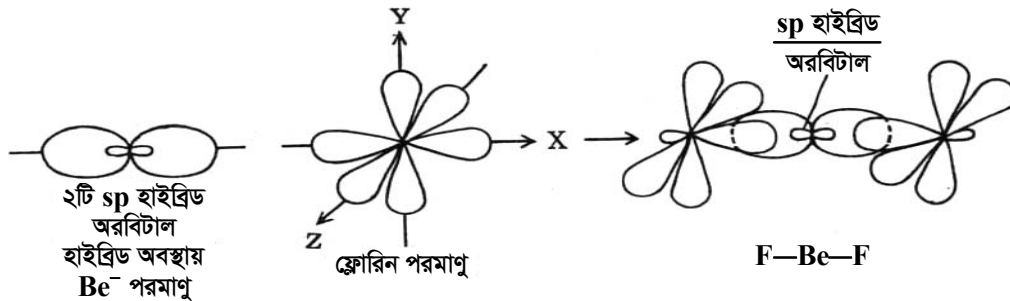


Be এর সংকরীকরণ



চিত্র-৩.২ : sp হাইব্রিড অরবিটালের গঠন

সংকরীকরণের ফলে Be(4) পরমাণুতে ২টি সমশক্তি সম্পন্ন sp অরবিটালের সৃষ্টি হয়। ২টি ফ্লোরিন পরমাণুর ২টি  $2p_z$  অরবিটালের সাথে Be এর ২টি sp অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে ২টি  $sp-p_z$  বন্ধনের সৃষ্টি হয়ে  $BeF_2$  অণুর সৃষ্টি হয়।

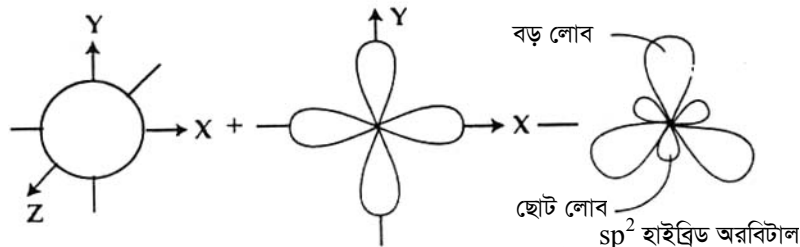
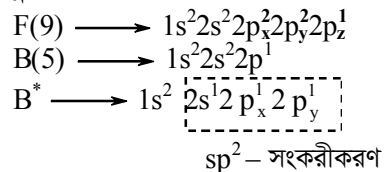


চিত্র-৩.৩ :  $BeF_2$  অণুর গঠন

$BeF_2$  অণুটি সরলরেখিক আকৃতির এবং এর বন্ধন কোণ হবে  $180^\circ$ ।

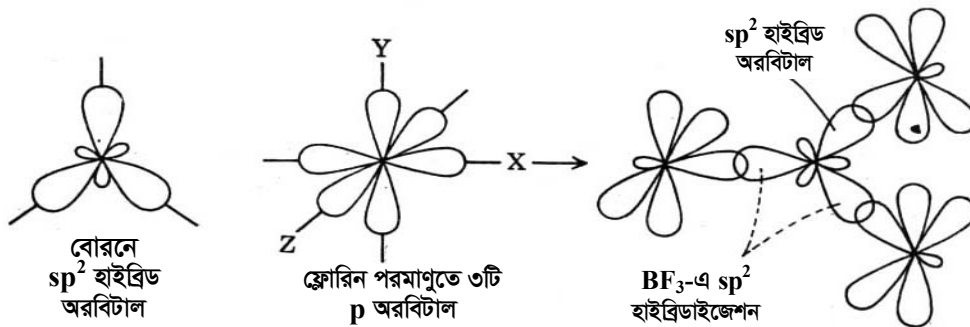
(২)  $sp^2$ -সংকর অরবিটাল : একই শক্তিস্তরের একটি s-অরবিটাল এবং ২টি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে তিনটি  $sp^2$  সমশক্তি সম্পন্ন সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল গঠিত হয়।

পরমাণুর  $BX_3$  (এখানে  $X = F, Cl, Br, I$ ) যৌগের ক্ষেত্রে  $sp^2$  সংকরীকরণ ঘটে।  $BF_3$  অণু বিবেচনা করে B(5) এবং F(9) ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



চিত্র-৩.৪ :  $sp^2$  সংকর অরবিটালের গঠন

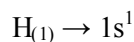
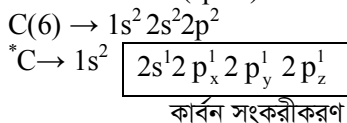
B(5) পরমাণু উত্তেজিত অবস্থায় একটি s-অরবিটাল এবং দুটি p-অরবিটালের ( $p_x$  ও  $p_z$ ) সাথে তিনটি  $sp^2$  সংকর অরবিটাল উৎপন্ন করেছে। এ তিনটি  $sp^2$  অরবিটালের সাথে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণুর তিনটি  $2p_z$  অরবিটালের অধিক্রমণে (Overlapping)  $BF_3$  অণু গঠিত হয়েছে।



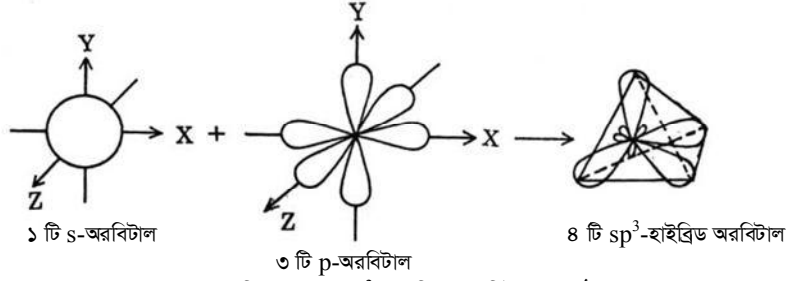
চিত্র-৩.৫ :  $BF_3$  অণুর গঠন

$BF_3$  অণুতে  $sp^2$  সংকরীকরণের কারণে  $\angle FBF = 120^\circ$  হয়।

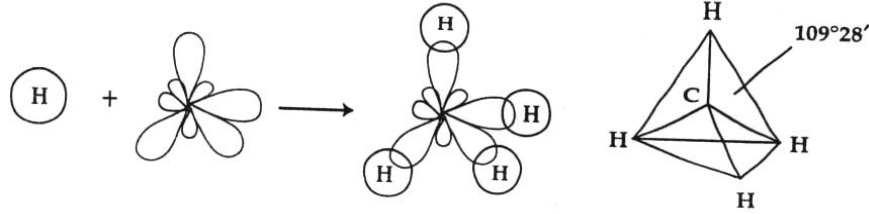
(৩)  $sp^3$  সংকর অরবিটাল : একই শক্তি স্তরের কোনো পরমাণুর একটি s-অরবিটাল ও তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে সমশক্তি সম্পন্ন যে চারটি সংকর অরবিটাল গঠিত হয় তাকে  $sp^3$  সংকরণ বলে এবং উৎপন্ন অরবিটালকে  $sp^3$  সংকর অরবিটাল বলে। মিথেন অণুর গঠনে  $sp^3$  সংকরণ ঘটে। এক্ষেত্রে কার্বনের  $sp^3$  সংকর অরবিটাল এবং হাইড্রোজেনের s-অরবিটালের মধ্যে মুখোমুখি অধিক্রমণে চারটি ( $sp^3$ -s)  $\sigma$ -বন্ধন গঠিত হয়। C(6) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



নিম্নে চিত্রের সাহায্যে  $sp^3$  অরবিটালের গঠন দেখানো হলো :

চিত্র-৩.৬ : sp<sup>3</sup> হাইব্রিড অরবিটালের গঠন

মিথেন (CH<sub>4</sub>) অণুর গঠনে কার্বন পরমাণুর চারটি sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটালের সাথে চারটি হাইড্রোজেন পরমাণুর s অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণে চারটি (sp<sup>3</sup>-s) σ-বন্ধনের সৃষ্টি হয়।



মিথেন অণুতে কার্বনের sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটাল ব্যবহৃত হয় বলে CH<sub>4</sub> অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। মিথেন অণুতে ∠HCH = 109°28' হয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>চারটি ছোট গোলআলু একটি বড় গোলআলু নিয়ে CH<sub>4</sub> অণুর চতুস্তলকীয় গঠন কাঠামো দেখান।</li> <li>পাঁচটি ছোট গোলআলু একটি বড় গোলআলু দিয়ে PCl<sub>5</sub> অণুর জ্যামিতিক গঠন কাঠামো তৈরি করে দেখান।</li> <li>BeCl<sub>2</sub> এর গঠনে Be(4) পরমাণু কী ধরনের সংকরণ ব্যবহার করে তা বর্ণনা করুন। Be(4) এর সংকরণ থেকে BeCl<sub>2</sub> যৌগের আকৃতি সম্পর্কে কোনো ধারণা পাওয়া যায় কি?</li> </ol>
--	------------------------	--

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li><b>সংকরিত অরবিটাল :</b> যে প্রক্রিয়ায় পরমাণুর সক্রিয় অবস্থায় প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন ইলেকট্রন যুক্ত পারমাণবিক অরবিটাল পরস্পর পরস্পরকে অধিক্রমণ করে সম্পূর্ণ নতুন ও সমশক্তি সম্পন্ন ভিন্ন প্রকৃতির অরবিটাল সৃষ্টি করে তাকে সংকরায়ন বা হাইব্রিডাইজেশন বলা হয় এবং এ প্রক্রিয়ায় সৃষ্ট অরবিটালকে সংকরিত অরবিটাল বা হাইব্রিড অরবিটাল বলা হয়।</li> <li><b>অরবিটাল সংকরণ :</b> বিক্রিয়ার পূর্বে পরমাণুর একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তির অরবিটালগুলো মিশ্রিত ও সমশক্তিতে বিভক্ত হয়ে সমসংখ্যক অরবিটাল গঠন করাকে অরবিটাল সংকরণ বলে।</li> <li><b>sp সংকর অরবিটাল :</b> পরমাণুর একই শক্তিস্তরে অবস্থিত দুটি সমশক্তি সম্পন্ন বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের সংকরণে সংকর অরবিটাল গঠিত হয়। যদি একটি s-অরবিটাল এবং একটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে তবে একই শক্তি সম্পন্ন দুটি sp সংকর অরবিটাল গঠিত হয়।</li> <li><b>sp<sup>2</sup>-সংকর অরবিটাল :</b> একই শক্তিস্তরের একটি s-অরবিটাল এবং ২টি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে তিনটি sp<sup>2</sup> সমশক্তি সম্পন্ন সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল গঠিত হয়।</li> <li><b>sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটাল :</b> একই শক্তি স্তরের কোনো পরমাণুর একটি s-অরবিটাল ও তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে সমশক্তি সম্পন্ন যে চারটি সংকর অরবিটাল গঠিত হয় তাকে sp<sup>3</sup> সংকরণ বলে এবং উৎপন্ন অরবিটালকে sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটাল বলে।</li> </ul>
--	----------------------	--





পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৩

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। সংকরায়নের ফলে সৃষ্ট অরবিটালকে কী বলে?  
 (ক) সংকরিত অরবিটাল  
 (খ) হাইব্রিড অরবিটাল  
 (গ) সংকর অরবিটাল  
 (ঘ) সবগুলো
- ২।  $sp$  হাইব্রিডাইজেশন এর জন্য নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) অরবিটাল দুটি  $180^\circ$  কোণে অবস্থান  
 (খ) একে কৌণিক সংকরায়ন বলে  
 (গ) 50%  $s$  ও 50%  $p$  গুণ বিদ্যমান  
 (ঘ) উপরের সবকটিই
- ৩।  $BCl_3$  যৌগের হাইব্রিডাইজেশন কোন ধরনের?  
 (ক)  $sp$   
 (খ)  $sp^2$   
 (গ)  $sp^3$   
 (ঘ)  $sp^3d$
- ৪। প্রত্যেকটি  $sp^3$  সংকরিত কক্ষে  $s$  ও  $p$  গুণাবলির ধর্ম বিদ্যমান নিচের কোনটি?  
 (ক) 25%  $p$  ও 75%  $s$   
 (খ) 75%  $s$  ও 25%  $p$   
 (গ) 25%  $s$  ও 25%  $p$   
 (ঘ) 33.3% ও 66.7%
- ৫।  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$  ইত্যাদি সংকেতগুলো হলো—  
 i. হাইব্রিড অরবিটাল  
 ii. প্রত্যেকটিই আলাদাভাবে সমশক্তির  
 iii. সংকরায়নের মাধ্যমে সৃষ্টি হয়  
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii                      (খ) i ও iii                      (গ) ii ও iii                      (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-৩.৪

## ইলেকট্রনের ডিলোকালাইজেশন



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- ইথিন অণুর গঠন ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- বেনজিন অণুর গঠন ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- লোকালাইজড ও ডিলোকালাইজড  $\pi$  ইলেকট্রনের মধ্যে পার্থক্য নির্ধারণ করতে পারবেন।



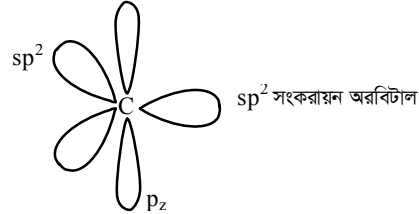
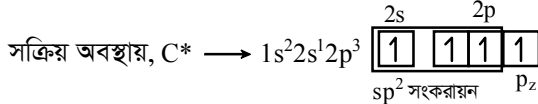
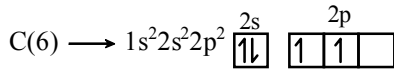
## মুখ্য শব্দ

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন, সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন বা ডিলোকালাইজড ইলেকট্রন,

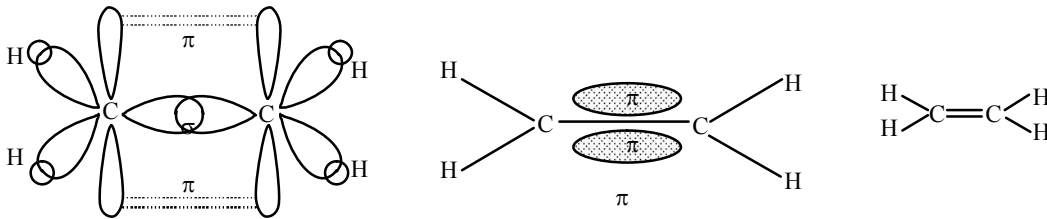


সমযোজী বন্ধন গঠনের সময় বন্ধনে অংশগ্রহণকারী ইলেকট্রনগুলো দুটি পরমাণুর উভয় নিউক্লিয়াসের চারপাশে পরিভ্রমণ করে থাকে। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল একটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের চারদিকে পরিভ্রমণরত থাকে। এ ইলেকট্রনগুলো খুবই ক্ষুদ্র স্থানে সীমাবদ্ধ থাকে। বিপরীতভাবে কিছু কিছু ইলেকট্রন একটি বা দুটি পরমাণুতে আবদ্ধ না থেকে দুয়ের অধিক পরমাণুর মধ্যে বিস্তৃত স্থাপনজুড়ে পরিভ্রমণরত থাকে। এ জাতীয় ইলেকট্রনকে সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন বা ডিলোকালাইজড ইলেকট্রন বলা হয়। বেনজিন অণুতে এ জাতীয় সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন পরিলক্ষিত হয়। অধাতব মৌল কার্বনের রূপভেদ গ্রাফাইটের মধ্যে এবং ধাতুর কেলাসের মধ্যেও এ ধরনের সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন বর্তমান থাকে। পক্ষান্তরে ইথিন ( $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ ) ইথাইন ( $\text{CH} \equiv \text{CH}$ ) অণুতে লোকালাইজড ইলেকট্রনের উপস্থিতি দেখা যায়। লোকালাইজড অরবিটালের ক্ষেত্রে বন্ধন সৃষ্টিকারী ইলেকট্রন মেঘ দুটি পরমাণুর মধ্যে সীমাবদ্ধ থাকে।

কার্বন পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা ৬ এবং ইলেকট্রন বিন্যাস—



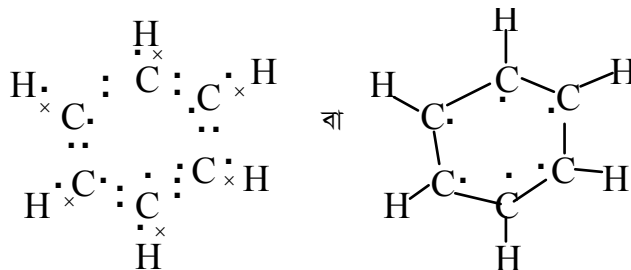
$2p_z^1$  অরবিটালে অসংকরিত অবস্থায় থেকে যায়।  $sp^2$  দুটি কার্বন পরমাণুর দুটি  $sp^2$  সংকর অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে কার্বন-কার্বন একক বন্ধন বা সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধনের সৃষ্টি হয়। কার্বনের অপর দুটি  $sp^2$  সংকরিত অরবিটালের সাথে হাইড্রোজেন পরমাণুর  $1s^1$  অরবিটালের অধিক্রমণ ঘটে আরো দুটি কার্বন-হাইড্রোজেন ( $\text{C}-\text{H}$ ) সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধনের সৃষ্টি করে। এ অবস্থায় বন্ধনে অংশগ্রহণকারী কার্বন পরমাণু দুটির অসংকরিত  $2p_z^1$  অরবিটাল পরস্পরের পাশাপাশি (Sidewise) অধিক্রমণের ফলে একটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধনের সৃষ্টি করে। এ বন্ধন অরবিটাল লোকালাইজড অরবিটাল।



চিত্র ৪.১ : ইথিন অণুতে লোকালাইজড অরবিটাল

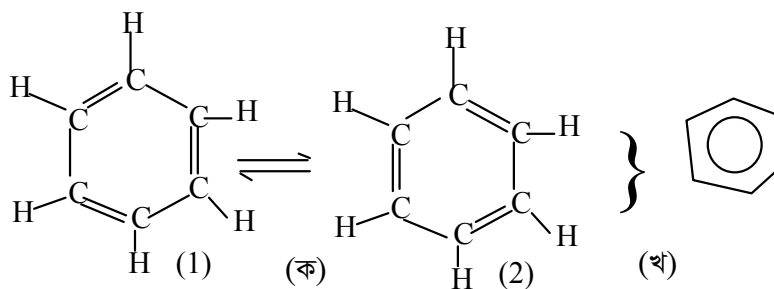
একইভাবে ইথাইন ( $\text{CH}\equiv\text{CH}$ ) অণুর গঠন কাঠামো থেকে দেখা যায় এ অণুতেও লোকালাইজড অরবিটাল বর্তমান। কিন্তু অণুতে এমনও দেখা যায় যে বন্ধন অরবিটালকে কোন নির্দিষ্ট দুটি পরমাণুর মধ্যে আবদ্ধ না থেকে বন্ধন ইলেকট্রনগুলো সমগ্র অণুতে বিচরণশীল। এর বাস্তব উদাহরণ দেখা যায় বেনজিন অণুতে।

অরবিটাল সংকরায়ণ মতবাদ অনুযায়ী বেনজিন চক্রের প্রতিটি কার্বন পরমাণুতে  $sp^2$  সংকরায়ন ঘটে। প্রতিটি কার্বনে সৃষ্টি তিনটি সংকর অরবিটালের মধ্যে দুটি সংকর অরবিটাল পাশাপাশি দুটি কার্বন পরমাণুর সাথে অধিক্রমণ করে দুটি  $\text{C}-\text{C}$  সিগমা বন্ধন এবং অপর সংকর অরবিটালটি হাইড্রোজেনের  $1s^1$  অরবিটালের সাথে অধিক্রমণের ফলে একটি  $\text{C}-\text{H}$  সিগমা বন্ধন সৃষ্টি করে। এভাবে ছয়টি কার্বন-কার্বন সিগমা বন্ধন এবং ছয়টি কার্বন-হাইড্রোজেন সিগমা বন্ধন দ্বারা বেনজিন চক্রের মূল ষড়ভূজীয় গঠন কাঠামো সৃষ্টি হয়।



চিত্র ৪.২: বেনজিন ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) অণুর মূল ষড়ভূজীয় কাঠামো সিগমা বন্ধন দ্বারা সৃষ্টি

এ অবস্থায় প্রতিটি কার্বন পরমাণুতে অসংকরিত একটি করে  $2p_z^1$  অরবিটাল থেকে যায়। এ ছয়টি ইলেকট্রন পাশাপাশি দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যে অধিক্রমণ দ্বারা কার্বন-কার্বন তিনটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন সৃষ্টি করে। প্রকৃতপক্ষে এ ছয়টি  $2p_z^1$  অরবিটালের ছয়টি ইলেকট্রন নির্দিষ্ট তিনজোড়া কার্বন পরমাণুর মধ্যে তিনটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন রূপে স্থির অবস্থায় না থেকে বেনজিন অণুর ছয় কার্বনের মূল কাঠামোতে পাশাপাশি অধিক্রমণ দ্বারা চক্রাকারে সঞ্চরণশীল থাকে। এজন্য বেনজিন অণুর গঠনকে নিম্নলিখিতভাবে দেখানো হয়।

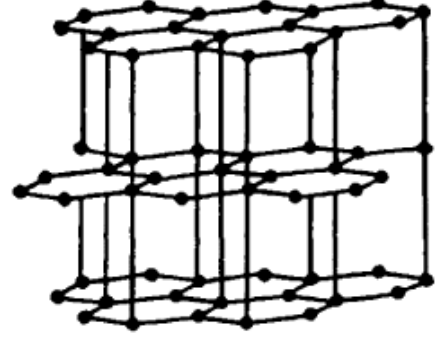


চিত্র ৪.৩ : (ক) বেনজিন অণুতে দ্বিবন্ধনের অবস্থান পরিবর্তন। (খ) কাঠামোটি ক এর ১ ও ২ কে সমন্বিত করে অংকিত। এটাই প্রচলিত কাঠামো।


### গ্রাফাইটের গঠন :


গ্রাফাইটের গঠনে প্রতিটি কার্বন পরমাণুতে  $sp^2$  সংকরণ ঘটে এবং তিনটি  $sp^2$  সংকর অরবিটাল ও একটি অসংকরিত অরবিটাল থাকে। গ্রাফাইটে এ তিনটি সংকর অরবিটাল দ্বারা প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে সিগমা বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়। ফলে গ্রাফাইটে অসংখ্য কার্বন পরমাণু সহকারে ষড়ভূজী জালের সমতলীয় স্তর সৃষ্টি করে থাকে। প্রতিটি স্তরে এরূপ ষড়ভূজ জালের সৃষ্টি হয়। এ সব  $\text{C}-\text{C}$  বন্ধন সৃষ্টির পরেও প্রতিটি কার্বন পরমাণুতে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত অসংকরিত  $2p_z^1$  অরবিটাল অব্যবহৃত থেকে যায়। এ অরবিটালসমূহ পরস্পরের সাথে সংযুক্ত হয়ে এমন অবস্থার সৃষ্টি করে যে তাদের  $\pi$ -ইলেকট্রনগুলো একই স্তরের সমগ্র জালিতে সঞ্চরণ করতে পারে। এ সঞ্চরণশীল ইলেকট্রনের কারণেই গ্রাফাইট বিদ্যুৎ পরিবাহী হয়।

মজার বিষয় হলো এভাবে অসংখ্য গ্রাফাইট স্তর পরস্পরের সাথে সমান্তরালভাবে অবস্থিত। এ স্তরসমূহের মধ্যে তুলনামূলকভাবে বড় ফাঁক থাকে এবং কোন রাসায়নিক বন্ধন নেই, তাদের মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস্ আকর্ষণ বল বিদ্যমান। তাই স্তরগুলো একে অন্যের উপর দিয়ে চলাচল করতে পারে। এ কারণে গ্রাফাইট নরম ও পিচ্ছিল। স্তরসমূহের মধ্যে তুলনামূলকভাবে বড় ফাঁক থাকায় গ্রাফাইটের আপেক্ষিক গুরুত্ব (2.25) হীরক (আপেক্ষিক গুরুত্ব 3.5) অপেক্ষা কম।



চিত্র ৪.৪: গ্রাফাইটের গঠন

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	চারটি একই আকৃতির ছোট গোলআলু ও দুটি একই আকৃতির বড় গোলআলু এবং ছয়টি পাটকাঠি অথবা বাঁশের শলাকা নিয়ে ইথিন ( $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ ) অণুর গঠন কাঠামো তৈরি করে দেখান।
---	------------------------	---

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন :</b> কিছু কিছু ইলেকট্রন একটি বা দুটি পরমাণুতে আবদ্ধ না থেকে দুয়ের অধিক পরমাণুর মধ্যে বিস্তৃত স্থানজুড়ে পরিভ্রমণরত থাকে। এ জাতীয় ইলেকট্রনকে সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন বলা হয়। বেনজিন অণুতে এ জাতীয় সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন পরিলক্ষিত হয়। অধাতব মৌল কার্বনের রূপভেদে গ্রাফাইটের মধ্যে এবং ধাতুর কেলাসের মধ্যেও এ ধরনের সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন বর্তমান থাকে।</li> </ul>	

	<b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৪</b>
--	-------------------------------

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

১। অরবিটাল অধিক্রমণের ক্ষেত্রে সংশ্লিষ্ট পরমাণুসমূহ—

- সমসংখ্যক বিপরীত স্পিনের অয়ুগ্ম ইলেকট্রন সরবরাহ করে
- এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে
- ইলেকট্রন যুগল উভয় পরমাণু সমভাবে শেয়ার করে

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

নিচের উদ্দীপকটি লক্ষ কর এবং ৪ ও ৫ নং প্রশ্নের উত্তর দাও :



২। যৌগ দুটির ক্ষেত্রে সাধারণ উক্তি হলো—

(ক) অণুতে ডিলোকালাইজ  $\pi$ -ইলেকট্রন বর্তমান

(খ) যুক্ত বিক্রিয়া প্রদর্শন করে

(গ) B যৌগটির স্থায়িত্ব A এর তুলনায় অধিক

(ঘ) A যৌগের অণুতে ডিলোকালাইজ  $\pi$ -ইলেকট্রন বর্তমান

৩। নিচের উক্তিগুলো লক্ষ কর—

i. A ও B উভয় যৌগেই  $sp^2$  সংকরায়ন ঘটে

ii. উভয় যৌগই অসম্পৃক্ত জৈব

iii. A যৌগটি প্রতিস্থাপন বিক্রিয়া প্রদর্শন করলেও B যুক্ত বিক্রিয়া প্রদর্শন করে

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-৩.৫

## সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- অরবিটালের বিভিন্ন সংকরায়ণ বর্ণনা করতে পারবেন।
- সংকরায়নের ফলে অণুর আকৃতি ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অণুর আকৃতি সংকরায়ন নির্ভর - উক্তিটি ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

স্থিতিশক্তি, স্থায়িত্ব, অস্টক সূত্র, ইলেকট্রন জোড়



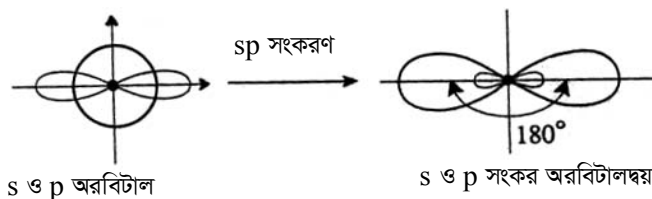
## সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের অণুর আকৃতির সম্পর্ক

একই শক্তিস্তরের সমশক্তি বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালগুলো একত্রে মিলিত হলে একই শক্তিসম্পন্ন সমসংখ্যক সংকর অরবিটাল গঠন করে।

অরবিটাল সংকরণের ফলে নবগঠিত সংকর অরবিটালসমূহ তাদের মধ্যে বিভিন্ন কোণ সৃষ্টি করে ত্রিমাত্রিকভাবে বিন্যস্ত থাকে। সংকর অরবিটালের প্রকৃতির উপর নির্ভর করে সমযোজী যৌগের অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোন সম্পর্কে জানা যায়। আবার যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুতে উপস্থিত মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাবে যৌগের স্বাভাবিক আকৃতির পরিবর্তন ঘটে। যৌগ গঠনের সময় কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন যুগল বা সংকর অরবিটালের সংখ্যার সাথে যৌগের আকৃতি নির্ভর করে। যেমন—

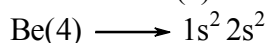
- (১) পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে দুটি ইলেকট্রন যুগল বা দুটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় সরল রৈখিক হয়।
- (২) পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে তিনটি ইলেকট্রন যুগল বা তিনটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজাকার হয়।
- (৩) সংকর অরবিটালের সংখ্যা চারটি হলে অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় ও বর্গাকার সমতলীয় হয়।
- (৪) পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে সংকর অরবিটালের সংখ্যা পাঁচটি হলে অণুর আকৃতি ত্রিকোণাকার দ্বি-পিরামিডীয় হয়।
- (৫) পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে সংকর অরবিটালের সংখ্যা ছয়টি হলে অণুর আকৃতি হবে অষ্টতলকীয়।

(১) **sp সংকর অরবিটাল** : পরমাণুর একই শক্তিস্তরে অবস্থিত দুটি সমশক্তি সম্পন্ন বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের সংকরণে সংকর অরবিটাল গঠিত হয়। যদি একটি s-অরবিটাল এবং একটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে তবে একই শক্তি সম্পন্ন দুটি sp সংকর অরবিটাল গঠিত হয়।

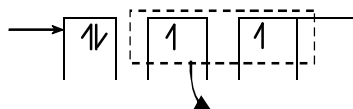


চিত্র-৫.১ : sp সংকর অরবিটালের গঠন

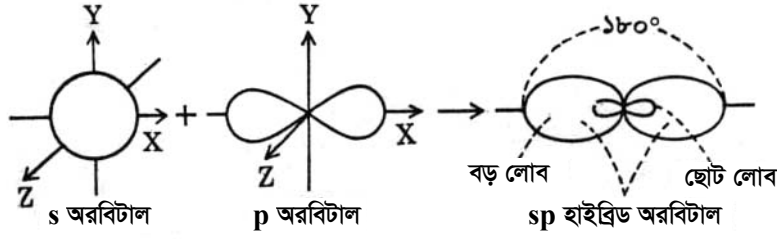
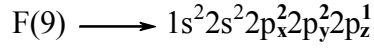
BeF<sub>2</sub> অণুতে sp সংকরণ ঘটে। Be(4) এবং F(9) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



উত্তেজিত অবস্থা  $\text{Be}^* \longrightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1$

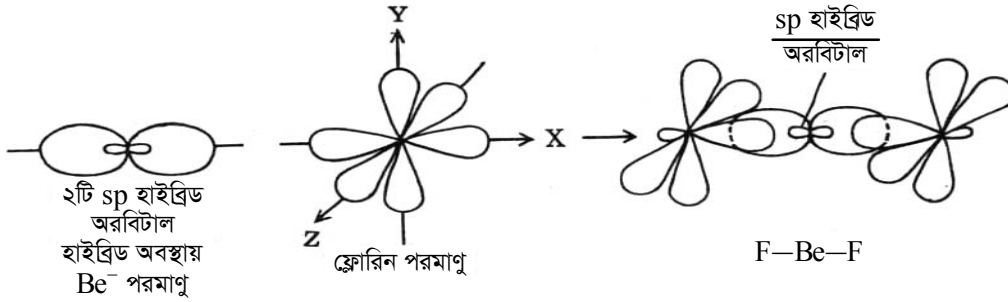


Be এর সংকরীকরণ



চিত্র-৫.২ : sp হাইব্রিড অরবিটালের গঠন

সংকরীকরণের ফলে Be(4) পরমাণুতে ২টি সমশক্তি সম্পন্ন sp অরবিটালের সৃষ্টি হয়। ২টি ফ্লোরিন পরমাণুর ২টি  $2p_z$  অরবিটালের সাথে Be এর ২টি sp অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে ২টি  $sp-p_z$  বন্ধনের সৃষ্টি হয়ে  $BeF_2$  অণুর সৃষ্টি হয়।

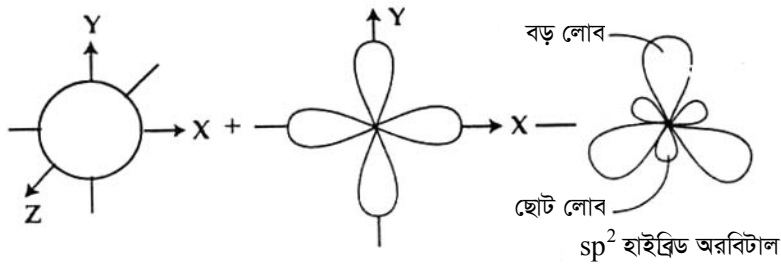
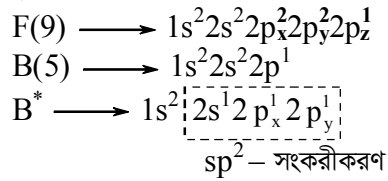


চিত্র-৫.৩ :  $BeF_2$  অণুর গঠন

$BeF_2$  অণুটি সরলরেখিক আকৃতির এবং এর বন্ধন কোণ হবে  $180^\circ$ ।

(২)  $sp^2$ -সংকর অরবিটাল : একই শক্তিস্তরের একটি s-অরবিটাল এবং ২টি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে তিনটি  $sp^2$  সমশক্তি সম্পন্ন সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল গঠিত হয়।

পরমাণুর  $BX_3$  (এখানে  $X = F, Cl, Br, I$ ) যৌগের ক্ষেত্রে  $sp^2$  সংকরীকরণ ঘটে।  $BF_3$  অণু বিবেচনা করে B(5) এবং F(9) ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

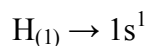
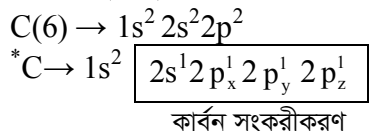


চিত্র-৫.৪ :  $sp^2$  সংকর অরবিটালের গঠন

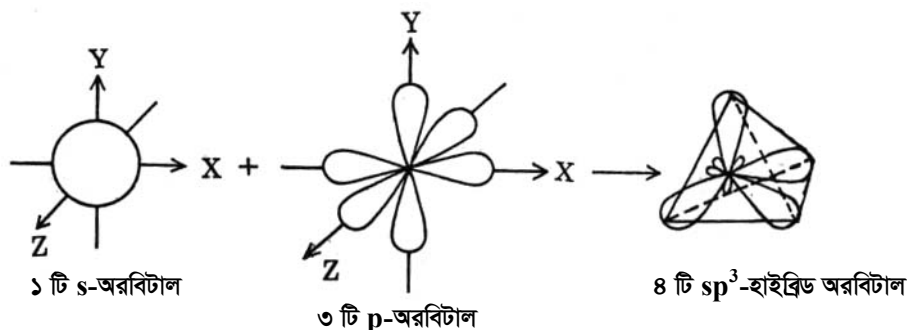
B(5) পরমাণু উত্তেজিত অবস্থায় একটি s-অরবিটাল এবং দুটি p-অরবিটালের ( $p_x$  ও  $p_z$ ) সাথে তিনটি  $sp^2$  সংকর অরবিটাল উৎপন্ন করেছে। এ তিনটি  $sp^2$  অরবিটালের সাথে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণুর তিনটি  $p_z$  অরবিটালের অধিক্রমণে (Overlapping)  $BF_3$  অণু গঠিত হয়েছে।

$BF_3$  অণুতে  $sp^2$  সংকরীকরণের কারণে  $\angle FBF = 120^\circ$  হয়।

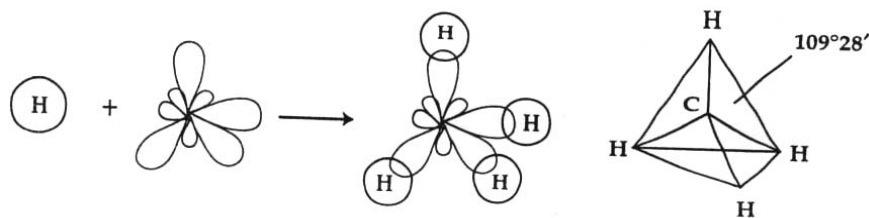
(৩)  $sp^3$  সংকর অরবিটাল : একই শক্তি স্তরের কোনো পরমাণুর একটি s-অরবিটাল ও তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে সমশক্তি সম্পন্ন যে চারটি সংকর অরবিটাল গঠিত হয় তাকে  $sp^3$  সংকরণ বলে এবং উৎপন্ন অরবিটালকে  $sp^3$  সংকর অরবিটাল বলে। মিথেন অণুর গঠনে  $sp^3$  সংকরণ ঘটে। এক্ষেত্রে কার্বনের  $sp^3$  সংকর অরবিটাল এবং হাইড্রোজেনের s-অরবিটালের মধ্যে মুখোমুখি অধিক্রমণে চারটি ( $sp^3$ -s)  $\sigma$ -বন্ধন গঠিত হয়। C(6) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



নিম্নে চিত্রের সাহায্যে  $sp^3$  অরবিটালের গঠন দেখানো হলো :



মিথেন ( $CH_4$ ) অণুর গঠনে কার্বন পরমাণুর চারটি  $sp^3$  সংকর অরবিটালের সাথে চারটি হাইড্রোজেন পরমাণুর s অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণে চারটি ( $sp^3$ -s)  $\sigma$ -বন্ধনের সৃষ্টি হয়।



মিথেন অণুতে কার্বনের  $sp^3$  সংকর অরবিটাল ব্যবহৃত হয় বলে  $CH_4$  অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। মিথেন অণুতে  $\angle HCH = 109^\circ 28'$  হয়।



### শিক্ষার্থীর কাজ

১। প্রাকৃতিক সহলভ্য উপকরণ দিয়ে  $BF_3$ ,  $CH_4$  ও  $NH_3$  অণুর জ্যামিতিক গঠন তৈরি করে দেখান।



## সার-সংক্ষেপ :

- **সংকর অরবিটাল** : একই শক্তিস্তরের সমশক্তি বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালগুলো একত্রে মিলিত হলে একই শক্তিসম্পন্ন সমসংখ্যক সংকর অরবিটাল গঠন করে।
- **sp সংকর অরবিটাল** : পরমাণুর একই শক্তিস্তরে অবস্থিত দুটি সমশক্তি সম্পন্ন বা প্রায় সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের সংকরণে সংকর অরবিটাল গঠিত হয়। যদি একটি s-অরবিটাল এবং একটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটে তবে একই শক্তি সম্পন্ন দুটি sp সংকর অরবিটাল গঠিত হয়।
- **sp<sup>2</sup>-সংকর অরবিটাল** : একই শক্তিস্তরের একটি s-অরবিটাল এবং ২টি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে তিনটি sp<sup>2</sup> সমশক্তি সম্পন্ন সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল গঠিত হয়।
- **sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটাল** : একই শক্তি স্তরের কোনো পরমাণুর একটি s-অরবিটাল ও তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে সমশক্তি সম্পন্ন যে চারটি সংকর অরবিটাল গঠিত হয় তাকে sp<sup>3</sup> সংকরণ বলে এবং উৎপন্ন অরবিটালকে sp<sup>3</sup> সংকর অরবিটাল বলে। মিথেন অণুর গঠনে sp<sup>3</sup> সংকরণ ঘটে।

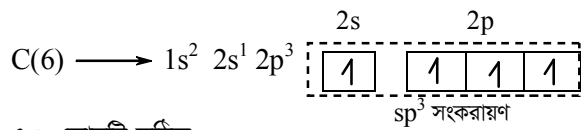


## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৫

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- 1। sp<sup>2</sup> সংকর অরবিটালে s চরিত্রের শতকরা পরিমাণ কত?  
(ক) 25% (খ) 33.3% (গ) 66.7% (ঘ) 75%
- 2। ইথিন অণুতে কার্বন পরমাণুতে কোন সংকরণ বিদ্যমান?  
(ক) sp (খ) sp<sup>2</sup> (গ) sp<sup>3</sup> (ঘ) dsp<sup>2</sup>
- 3। sp<sup>3</sup> অরবিটালের সাধারণ আকার কীরূপ?  
(ক) সমতলীয় ত্রিকোণাকার (খ) সরলরেখিক (গ) চতুস্তলকীয় (ঘ) অষ্টতলকীয়
- 4। সংকরিত অরবিটালসমূহ—  
i. সর্বদাই σ বন্ধন গঠন করবে  
ii. এদের প্রত্যেকের শক্তিই সমান হবে  
iii. সর্বদাই π বন্ধন গঠন করবে  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

নিচের উদ্দীপকটি লক্ষ কর এবং ৬ ও ৭ নং প্রশ্নের উত্তর দিন :



- 5। কোনটি সঠিক—  
(ক) এটি কার্বন পরমাণুর স্বাভাবিক অবস্থা  
(খ) এর ফলে π-বন্ধনের সৃষ্টি হয়  
(গ) চারটি সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালের সৃষ্টি হয়  
(ঘ) সংকরিত অরবিটালে 33.33% s-অরবিটালের ধর্ম বর্তমান
- 6। নিচের উক্তিগুলো লক্ষ্য করুন—  
i. এটি কার্বন পরমাণুর উত্তেজিত অবস্থা  
ii. কার্বন-কার্বন একক বন্ধনের সৃষ্টি হতে পারে  
iii. কোনো অসম্পৃক্ত যৌগের সৃষ্টি হতে পারে না  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii



## পাঠ-৩.৬

## অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের উপর মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের প্রভাব



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- অণুর গঠনের ক্ষেত্রে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের ভূমিকা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অণুর বন্ধন কোণের উপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের ভূমিকা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

অণুর আকৃতি, বন্ধন কোণ, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন, সংকরায়ন



## অণুর গঠনের ক্ষেত্রে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের ভূমিকা :

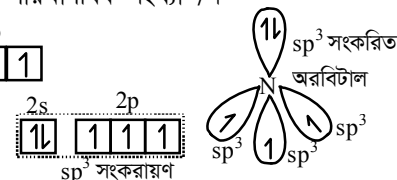
অণুর গঠনের ক্ষেত্রে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের ভূমিকা অপরিসীম। এ প্রেক্ষিতে  $\text{NH}_3$  অণুর গঠন সম্পর্কে আলোচনা করা যাক।

$\text{NH}_3$  অণুতে নাইট্রোজেন পরমাণুর  $sp^3$  সংকরায়ণ ঘটলেও  $\text{H}-\text{N}-\text{H}$  বন্ধন কোণের মান  $107^\circ$  হয়। কারণ  $\text{NH}_3$  অণুতে একটি মুক্ত জোড় বা নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এর উপস্থিতি।

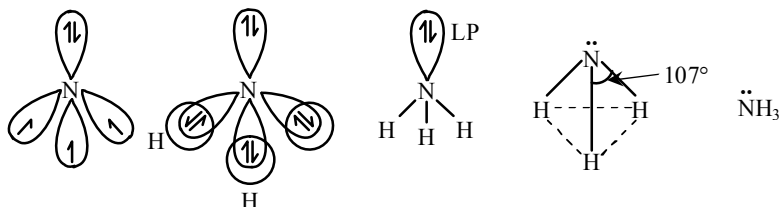
$\text{NH}_3$  অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু N এর পারমাণবিক সংখ্যা 7।

$$N(7) = 1s^2 2s^2 2p^3 \quad \begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \boxed{\uparrow\downarrow} & & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ \hline \end{array}$$

$$\text{সক্রিয় অবস্থায়, } N^* = 1s^2 2s^2 2p^3 \quad \begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \boxed{\uparrow\downarrow} & & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ \hline \end{array}$$



N পরমাণুর  $sp^3$  সংকরিত অরবিটালের তিনটির প্রত্যেকটিতে একটি করে অযুগ্ম ইলেকট্রন এবং একটিতে জোড় ইলেকট্রন অবস্থান করে। N পরমাণু তিনটি  $sp^3$  সংকরিত অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে হাইড্রোজেন পরমাণু s-অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রন অধিক্রম করে  $\text{NH}_3$  অণুর গঠন কাঠামো সৃষ্টি করে। সংকরিত অরবিটালের জোড় ইলেকট্রন নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসাবে অবস্থান করে।



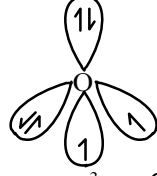
## ত্রিভুজীয় পিরামিডিয় আকৃতি

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় – বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (L·P – B·P) বিকর্ষণ বল, বন্ধন ইলেকট্রন জোড় – বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (B·P – B·P) বিকর্ষণ বল অপেক্ষা বেশি হওয়ায় অর্থাৎ (L·P – B·P) বিকর্ষণ বল > (B·P – B·P) বিকর্ষণ বল হওয়ায়  $\text{H}-\text{N}-\text{H}$  বন্ধন কোণের মান  $109.5^\circ$  থেকে হ্রাস পেয়ে  $107^\circ$  হয়।

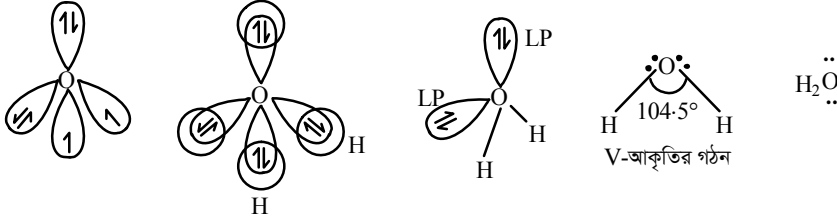
$\text{H}_2\text{O}$  অণুতে অক্সিজেন পরমাণুর  $sp^3$  সংকরায়ণ ঘটলেও  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$  বন্ধন কোণের মান  $104.5^\circ$  হয়। কারণ  $\text{H}_2\text{O}$  অণুতে দুটি মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের উপস্থিতি।

$$\text{H}_2\text{O অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু O, এর পারমাণবিক সংখ্যা 8। } O(8) = 1s^2 2s^2 2p^4 \quad \begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \boxed{\uparrow\downarrow} & & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ \hline \end{array} \quad \cdot\ddot{\text{O}}\cdot$$

$$\text{সক্রিয় অবস্থায়, } O^* = 1s^2 2s^2 2p^4 \quad \begin{array}{|c|c|c|c|} \hline 2s & & 2p & \\ \hline \boxed{\uparrow\downarrow} & & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{\uparrow} \\ \hline \end{array}$$

চিত্র-৬.১ :  $sp^3$  সংকরিত অরবিটাল

অক্সিজেন পরমাণুর সংকরিত অরবিটালের দুটি অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর s-অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রন অধিক্রমণ করে  $H_2O$  অণুর গঠন কাঠামো সৃষ্টি করে।



$H_2O$  অণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় (L.P – L.P) বিকর্ষণ বল অপর দুটি বিকর্ষণ বল নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (L.P – B.P) ও বন্ধন ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (B.P – B.P) বিকর্ষণ বল অপেক্ষা অধিক শক্তিশালী। অর্থাৎ (L.P – L.P) বিকর্ষণ বল > (L.P – B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P – B.P) বিকর্ষণ বল। এ কারণে  $H_2O$  অণুতে H—O—H বন্ধন কোণের মান  $109.5^\circ$  হতে হ্রাস পেয়ে  $104.5^\circ$  হয়।

$H_2O$  অণুতে H—O—H বন্ধন কোণের মান  $104.5^\circ$  হলেও  $H_2S$  অণুতে H—S—H বন্ধন কোণের মান  $92.12^\circ$  হয়।

$H_2\ddot{O}$  ও  $H_2\ddot{S}$  উভয় অণুর গঠন কাঠামো হতে দেখা যায়। উভয় অণুতেই ২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান। উভয় অণুতে ২টি করে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকা সত্ত্বেও  $H_2O$  অণুতে H—O—H বন্ধন কোণের মান  $104.5^\circ$ , কিন্তু  $H_2S$  অণুতে H—S—H বন্ধন কোণের মান অস্বাভাবিকভাবে কমে গিয়ে  $92.12^\circ$  হয়। কারণ  $H_2S$  অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু S-এর যোজ্যতান্তরে শূন্য 3d অরবিটাল থাকায় নিঃসঙ্গ জোড় – নিঃসঙ্গ জোড় (L.P.–L.P) বিকর্ষণ বলের প্রভাবে বন্ধন কোণের সংকোচনের মাত্রা এক্ষেত্রে  $H_2O$  অণুর সাপেক্ষে যথেষ্ট বেশি হয়। ফলে H—S—H বন্ধন কোণের মান অস্বাভাবিকভাবে কমে গিয়ে  $92.12^\circ$  হয়।

$NH_3$  অণুতে H—N—H বন্ধন কোণের মান  $107^\circ$  হলেও  $PH_3$  অণুতে H—P—H বন্ধন কোণের মান  $94^\circ$  হয়।

$NH_3$  ও  $PH_3$  উভয় অণুর গঠন কাঠামো হতে দেখা যায়, উভয় অণুতেই একটি করে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকা সত্ত্বেও  $NH_3$  অণুতে H—N—H বন্ধন কোণের মান  $107^\circ$ , কিন্তু  $PH_3$  অণুতে H—P—H বন্ধন কোণের মান  $94^\circ$  হয়। কারণ  $PH_3$  অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু P-এর যোজ্যতান্তরে শূন্য 3d অরবিটাল থাকায় নিঃসঙ্গ জোড় – বন্ধন জোড় (L.P—B.P) বিকর্ষণ বলের প্রভাবে বন্ধন কোণের সংকোচনের মাত্রা  $NH_3$  অণুর অপেক্ষা যথেষ্ট অধিক হয়। ফলে  $PH_3$  অণুতে H—P—H বন্ধন কোণের মান অস্বাভাবিকভাবে কমে গিয়ে  $94^\circ$  হয়।



## শিক্ষার্থীর কাজ

- ১। দুটি ছোট গোলআলু, একটি বড় গোলআলু, দুটি ছোট পাটকাঠি বা বাঁশের শলাকা ও চারটি ম্যাচকাঠি নিয়ে  $H_2O$  অণুর জ্যামিতিক গঠন তৈরি করুন। চারটি ম্যাচকাঠির বারুদের অংশ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়কে প্রকাশ করবে।



## সার-সংক্ষেপ :

- $NH_3$  অণুতে নাইট্রোজেন পরমাণুর  $sp^3$  সংকরায়ণ ঘটলেও H—N—H বন্ধন কোণের মান  $107^\circ$  হয়।
- $H_2O$  অণুতে অক্সিজেন পরমাণুর  $sp^3$  সংকরায়ণ ঘটলেও H—O—H বন্ধন কোণের মান  $104.5^\circ$  হয়।
- $H_2O$  অণুতে H—O—H বন্ধন কোণের মান  $104.5^\circ$  হলেও  $H_2S$  অণুতে H—S—H বন্ধন কোণের মান  $92.12^\circ$  হয়।
- $NH_3$  অণুতে H—N—H বন্ধন কোণের মান  $107^\circ$  হলেও  $PH_3$  অণুতে H—P—H বন্ধন কোণের মান  $94^\circ$  হয়।



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৬

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

১। পানির অণুর আকৃতি কীরূপ?

(ক) ত্রিভুজাকৃতির

(খ) সরলরৈখিক

(গ) V আকৃতির

(ঘ) পিরামিডাকৃতির

২।  $\text{NH}_3$  অণুর আকৃতি—

(ক) চতুস্তলকীয়

(খ) সরলরৈখিক

(গ) অষ্টতলকীয়

(ঘ) ত্রিভুজীয় পিরামিডীয়

৩।  $\text{NH}_3$  অণুতে N পরমাণুর বন্ধন জোড় ইলেকট্রন কতগুলো?

(ক) 1

(খ) 2

(গ) 3

(ঘ) 4

৪। নিচের উক্তিগুলো লক্ষ কর :

i. (L.P.–L.P) বিকর্ষণ বল > (L.P.–B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P.–B.P) বিকর্ষণ

ii.  $\text{H}_2\text{S}$  অণুর বন্ধন কোণের মান  $\text{H}_2\text{O}$  অণু অপেক্ষা ছোট

iii.  $\text{PH}_3$  অণুতে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান

নিচের কোনটি সঠিক?

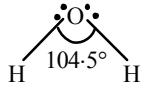
(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

নিচের গঠনটি লক্ষ কর এবং ৫ ও ৬ নং প্রশ্নের উত্তর দাও :



৫। উল্লিখিত O-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন সংখ্যা কত?

(ক) 1

(খ) 2

(গ) 3

(ঘ) 4

৬।  $sp^3$  সংকরণ হওয়া সত্ত্বেও প্রদত্ত অণুটির বন্ধন কোণ  $109.28^\circ$  না হয়ে  $104.5^\circ$  হওয়ার কারণ—

i. মুক্ত জোড় বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণের কারণে

ii. মুক্তজোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণের কারণে

iii. বন্ধনজোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণের কারণে

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-৩.৭

## সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অণুগঠনে সমযোজী বন্ধনের গুরুত্ব ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন ও সমযোজী বন্ধনের মধ্যে পার্থক্য নির্ধারণ করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

সন্নিবেশ বন্ধন, জটিল আয়ন, ইলেকট্রন যুগল



## সন্নিবেশ বন্ধন (Coordinate bond)

দুটি পরমাণুর বা দুটি যৌগ বা যৌগ ও আয়ন এর মধ্যে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের জন্য যে দুটি ইলেকট্রনের প্রয়োজন ওই দুটি ইলেকট্রনই একটি পরমাণু দান করে এবং উভয়েই ওই ইলেকট্রন জোড়টি সমভাবে ব্যবহার করে তাদের সর্ববহিঃস্থ কক্ষে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। এভাবে ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে সমভাবে ব্যবহার করার ফলে যে রাসায়নিক বন্ধনের সৃষ্টি হয় তাকে সন্নিবেশ বন্ধন বলা হয়।

সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের সময় যে পরমাণু বা অণু বা আয়ন ইলেকট্রন জোড় দান করে তাকে দাতা বলে। বিপরীতভাবে বন্ধন গঠনের সময় যে পরমাণু বা অণু বা আয়ন ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করে দাতার সাথে ইলেকট্রন জোড়টিকে ব্যবহার করে তাকে গ্রহীতা বলে।

এ জাতীয় বন্ধনকে দাতা থেকে গ্রহীতার দিকে তীর চিহ্ন (→) দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

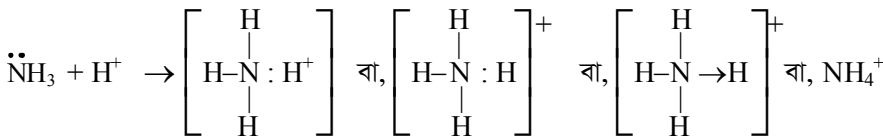
সন্নিবেশ বন্ধনের ক্ষেত্রে কতগুলো পূর্বশর্ত মেনে চলার প্রয়োজন হয়। যেমন-

- সন্নিবেশ বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর ক্ষেত্রে বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দাতা পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের কোনো অরবিটালে কমপক্ষে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকতে হবে। অর্থাৎ দাতা গ্রুপটি লিগ্যান্ড বলা হয়।
- ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করার জন্য গ্রহীতার সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে বা যোজ্যতা স্তরে অন্তত একটি শূন্য অরবিটাল থাকতে হবে।
- দাতা পরমাণু কর্তৃক দানকৃত ইলেকট্রন জোড় দাতা ও গ্রহীতা উভয় পরমাণুর মধ্যে সমানভাবে বিন্যস্ত থেকে দাতা ও গ্রহীতা উভয় পরমাণু সমানভাবে ব্যবহার করবে। দুটি পরমাণুর মধ্যে কোনো ধরনের সম্পূর্ণভাবে ইলেকট্রনের গ্রহণ বা ত্যাগ ঘটবে না।

উদাহরণস্বরূপ :

(i) অ্যামোনিয়াম আয়ন ( $\text{NH}_4^+$ ) গঠন

$\ddot{\text{N}}\text{H}_3$  অণুতে N-পরমাণুতে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান থাকে। H-পরমাণু এর 1s অরবিটালের একটি মাত্র ইলেকট্রনকে দান করে  $\text{H}^+$  আয়নে পরিণত হয়। অর্থাৎ  $\text{H}^+$  আয়নের একমাত্র অরবিটাল 1s অরবিটালে কোনো ইলেকট্রন থাকে না।  $\ddot{\text{N}}\text{H}_3$  অণুর অষ্টকপূর্ণ N-পরমাণু এর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়টি  $\text{H}^+$  আয়নের সাথে সমভাবে ব্যবহার করে। ফলে  $\text{H}^+$  আয়ন নিষ্ক্রিয় গ্যাস He এর ইলেকট্রন গঠন কাঠামো লাভ করে।  $\ddot{\text{N}}\text{H}_3$  ও  $\text{H}^+$  এর মধ্যে সমভাবে ব্যবহৃত ইলেকট্রনটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে  $\text{NH}_4^+$  আয়নের সৃষ্টি করে।

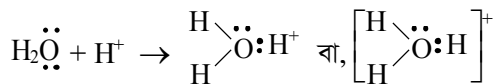


মনে রাখবেন : সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে কোনো আধান নিরপেক্ষ পরমাণু বা অণু বা আয়নের মধ্যস্থিত কোনো পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষের কোনো অরবিটালে এক জোড়া ইলেকট্রন থাকার প্রয়োজন হয়। পরমাণুর মধ্যে উপস্থিত এ ধরনের ইলেকট্রন জোড়কে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় (lone pair of electrons) বলে। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়কে দুটি ডট চিহ্ন (••) দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যেমন-  $\ddot{\text{N}}\text{H}_3$ ,  $\ddot{\text{P}}\text{H}_3$ ,  $\text{H}_2\ddot{\text{O}}$ ,  $\text{R}-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$ ,  $\text{R}-\ddot{\text{O}}\text{H}$ ,  $\ddot{\text{S}}\text{O}_2$  ইত্যাদি যৌগের অণুর মধ্যে N, P, O ও S পরমাণুতে

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বিদ্যমান।

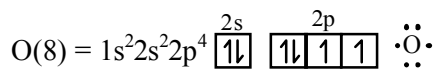
**(ii) হাইড্রোনিয়াম আয়ন (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) গঠন**

পানির (H<sub>2</sub>O) অণুতে O-পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান থাকে। H-পরমাণু এর 1s অরবিটালের একমাত্র ইলেকট্রনটিকে দান করে H<sup>+</sup> আয়নে পরিণত হয়। এ কারণে H<sup>+</sup> আয়নের একমাত্র অরবিটাল 1s অরবিটালে কোনো ইলেকট্রন থাকে না। পানির অণুতে অষ্টকপূর্ণ O-পরমাণুটির 2টি ইলেকট্রন জোড়ের মধ্যে একটি ইলেকট্রন জোড় H<sup>+</sup> আয়ন গ্রহণ করে এবং উভয়ের ইলেকট্রন জোড়টিকে সমভাবে ব্যবহার করে। H<sup>+</sup> আয়ন নিষ্ক্রিয় মৌল He এর ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> আয়ন উৎপন্ন করে।

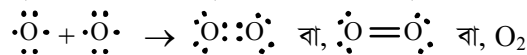


**(iii) ওজোন (O<sub>3</sub>) অণুর গঠন**

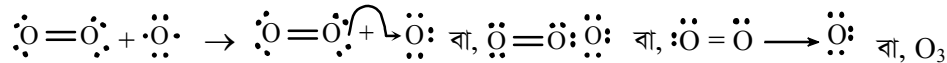
O-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 8 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস—



এ ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় O-পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে 2টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও 2টি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান। প্রাথমিকভাবে 2টি O-পরমাণু প্রত্যেকের 2টি বিজোড় ইলেকট্রন পরস্পরের সাথে শেয়ার করে সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয় এবং O<sub>2</sub> অণু গঠন করে। O<sub>2</sub> অণুতে O-পরমাণু দুটি প্রত্যেকেই অষ্টক পূর্ণতা প্রাপ্ত হয়।



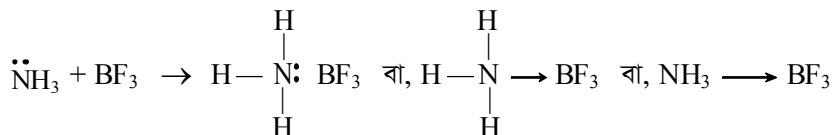
O<sub>2</sub> বা,  $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}$  অণুর অষ্টকপূর্ণ O-পরমাণু দুটির যেকোনো একটি O-পরমাণু এর 2টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের যেকোনো একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় অপর একটি O-পরমাণুর সাথে সুষমভাবে শেয়ার করে সন্নিবেশ বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়। এক্ষেত্রে অষ্টক পূর্ণ হয় এবং O<sub>3</sub> অণু গঠিত হয়।



**(iv) অ্যামোনিয়া ও বোরন ট্রাইফ্লোরাইডের সংযোগে গঠিত যৌগ**

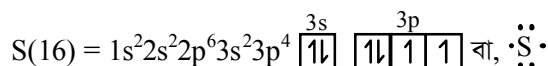
অ্যামোনিয়া (NH<sub>3</sub>) যৌগের অণুতে N-পরমাণুতে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে। বোরন ট্রাই ফ্লোরাইডে (BF<sub>3</sub>) যৌগের গঠন থেকে দেখা যায় এর কেন্দ্রীয় পরমাণু B-এর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা 6। অর্থাৎ BF<sub>3</sub> অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু B-এর অষ্টক অপেক্ষা 2টি ইলেকট্রন কম থাকে। NH<sub>3</sub> অণুর অষ্টকপূর্ণ N-পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়টি বোরন ট্রাই ফ্লোরাইড যৌগের B পরমাণু গ্রহণ করে সুষমভাবে শেয়ার করে। B-পরমাণু অষ্টক পূর্ণ হয় এবং দাতা ও গ্রহীতা উভয় পরমাণু ওই নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন

জোড়টি সমানভাবে ব্যবহার করে  $\left[ \begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{H}-\text{N} \rightarrow \text{BF}_3 \\ \diagup \\ \text{H} \end{array} \right]$  সন্নিবেশ যৌগ গঠন করে।



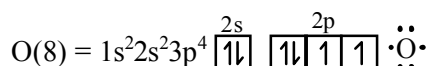
**(v) সালফার ডাই অক্সাইড (SO<sub>2</sub>) অণুর গঠন**

S-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 16 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস—



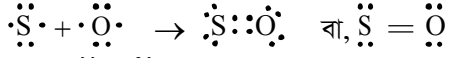
S-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে 2টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও 2টি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান।

O-পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 8 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস—

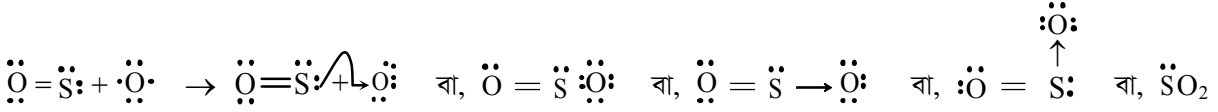


O-পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে 2টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও 2টি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান।

S ও O পরমাণু ওদের যোজ্যতাস্তরের 2টি বিজোড় ইলেকট্রন সমভাবে শেয়ার করে সর্ববহিঃস্থ কক্ষে অষ্টক পূর্ণ করে এবং  $\ddot{S} = \ddot{O}$  বন্ধনের সৃষ্টি করে।

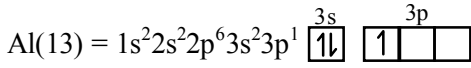


উৎপন্ন  $\ddot{S} = \ddot{O}$  এর S-পরমাণুটি এর 2টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের মধ্যে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়কে অপর একটি O-পরমাণুকে দান করে এবং এক্ষেত্রে দানকৃত ইলেকট্রন জোড় উভয় পরমাণু সমানভাবে ব্যবহার করে। এ অবস্থায় O-পরমাণুটির সর্ববহিঃস্থ কক্ষে অষ্টকপূর্ণতা প্রাপ্ত হয় এবং  $\ddot{S}O_2$  অণু গঠিত হয়।



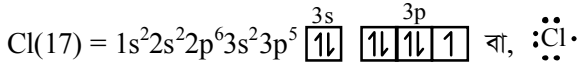
(vi) অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইডের ডাইমার গঠন :

Al মৌলের পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 13 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস—

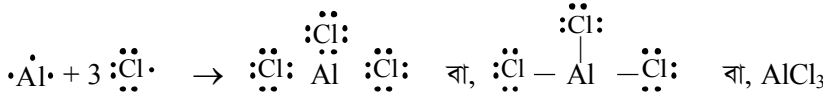


সক্রিয় অবস্থায়,  $Al^* = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2 \quad \begin{array}{|c|c|c|} \hline 3s & 3p & \\ \hline \uparrow & \uparrow \uparrow & \\ \hline \end{array}$  বা,  $\cdot\overset{\cdot}{Al}\cdot$

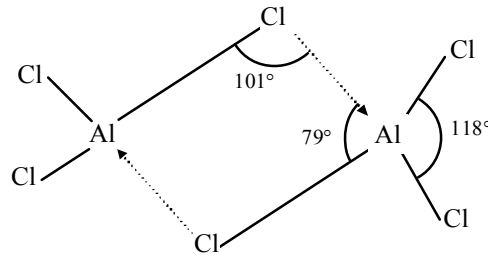
Cl পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা 17 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস—




Al-পরমাণুর 3টি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে 3টি Cl-পরমাণুর 3টি বিজোড় ইলেকট্রন শেয়ার করে  $AlCl_3$  অণু গঠিত হয়।



$AlCl_3$  অণুতে Al পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে 6টি ইলেকট্রন বর্তমান অর্থাৎ অষ্টক অপূর্ণ। দুটি  $AlCl_3$  অণুর মধ্যে একটি অণুর একটি Cl পরমাণু এর সর্ববহিঃস্থ কক্ষ থেকে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় অপর  $AlCl_3$  অণুর Al পরমাণুকে দান করলে ওই Al পরমাণু অষ্টক পূর্ণ হয়। একইভাবে দ্বিতীয়  $AlCl_3$  অণুর একটি Cl-পরমাণু একইভাবে এর একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় প্রথম  $AlCl_3$  অণুর Al পরমাণুকে দান করে। প্রথম  $AlCl_3$  এর Al পরমাণুটিও অষ্টক পূর্ণ হয়। এভাবে অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড অণুর ডাইমার গঠন  $Al_2Cl_6$  গঠিত হয়।



চিত্র-৭.১ :  $Al_2Cl_6$  এর ডাইমার গঠন

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। একটি বড় গোলআলু, তিনটি ছোট গোলআলু, তিনটি পাটকাঠি ও দুটি ম্যাচ কাঠি নিয়ে <math>NH_3</math> অণুর জ্যামিতিক গঠন কাঠামো তৈরি করুন। এখানে— বড় গোলআলুটি নাইট্রোজেন, ছোট গোলআলু ৩টি হাইড্রোজেন, ম্যাচকাঠি ২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এবং পাটকাঠি তিনটি N-H বন্ধনকে নির্দেশ করবে।</p>
---	------------------------	--



## সার-সংক্ষেপ :

- সন্নিবেশ বন্ধন : দুটি পরমাণুর বা দুটি যৌগ বা যৌগ ও আয়ন এর মধ্যে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের জন্য যে দুটি ইলেকট্রনের প্রয়োজন ওই দুটি ইলেকট্রনই একটি পরমাণু দান করে এবং উভয়েই ওই ইলেকট্রন জোড়টি সমভাবে ব্যবহার করে তাদের সর্ববহিঃস্থ কক্ষে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। এভাবে ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে সমভাবে ব্যবহার করার ফলে যে রাসায়নিক বন্ধনের সৃষ্টি হয় তাকে সন্নিবেশ বন্ধন বলা হয়।



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৭

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- [Ag(NH<sub>3</sub>)]Cl যৌগে কোন বন্ধন বিদ্যমান?  
(ক) সমযোজী (খ) আয়নিক (গ) সন্নিবেশ সমযোজী (ঘ) সবগুলো
- সন্নিবেশ বন্ধনে যে পরমাণু তার ইলেকট্রন যুগল এককভাবে সরবরাহ করে তাকে কী বলে?  
(ক) দাতা পরমাণু (খ) গ্রহীতা পরমাণু (গ) কোনটিই নয় (ঘ) সবকটি
- নিচের কোনটি বন্ধনে এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন দান করতে পারে?  
(ক) BF<sub>3</sub> (খ) AlCl<sub>3</sub>  
(গ) FeCl<sub>3</sub> (ঘ) NH<sub>3</sub>
- নিচের কোন অণু বন্ধনে এক জোড়া ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে?  
(ক) BF<sub>3</sub> (খ) AlCl<sub>3</sub>  
(গ) FeCl<sub>3</sub> (ঘ) সবগুলো
- সন্নিবেশ বন্ধনের ক্ষেত্রে নিচের উক্তিগুলো লক্ষ করুন—  
i. সন্নিবেশ বন্ধনকে → চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়  
ii. দাতা পরমাণু বা গ্রহণ থাকে  
iii. জটিল আয়নে সন্নিবেশ বন্ধন থাকতেই হবে  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

নিচের উদ্দীপকটি পড়ুন এবং ৬ ও ৭নং প্রশ্নের উত্তর দিন।

A একটি পলি এটমিক যৌগ। এর বন্ধন কোণের মান 107° এবং অণুতে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান।

- A যৌগটিকে সাধারণভাবে বলা হয়—  
(ক) অজৈব যৌগ (খ) হাইড্রাইড যৌগ  
(গ) লিগ্যান্ড (ঘ) ইলেকট্রন দাতা
- A যৌগটি Cu<sup>2+</sup> আয়নের সাথে জটিল যৌগ গঠন করলে—  
i. জটিল আয়নটির আধান হয় + 2  
ii. আয়নটির নাম টেট্রাঅ্যামিন কপার II আয়ন  
iii. জটিল আয়নটি বর্ণযুক্ত হয়  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-৩.৮

## পোলারিটি ও পোলারায়ন



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- পোলারায়নের ব্যাখ্যা দিতে পারবেন।
- পোলারায়নের ফলে যৌগের ধর্মের পরিবর্তনের ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

পোলারায়ন, ইলেকট্রন যুগল, ডাইপোল, পোলারায়ন ক্ষমতা।



## আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্য

## (Covalent Character of Ionic bonds)

নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের উদ্দেশ্যে তড়িৎ ধনাত্মক মৌল এক বা একাধিক ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। তড়িৎ ধনাত্মক মৌলের দানকৃত ইলেকট্রনকে তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয় এবং নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। দুই বিপরীত তড়িৎধর্মী আয়নের মধ্যে স্থির তড়িতাকর্ষণ বলের মাধ্যমে পরস্পর যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে। এ স্থির তড়িতাকর্ষণ বলই আয়নিক বন্ধন।

(i) আধান নিরপেক্ষ পরমাণু এক বা একাধিক ইলেকট্রনকে দান করে ক্যাটায়নে পরিণত হয়। ক্যাটায়নের ক্ষেত্রে নিউক্লিয়াসের মোট ধনাত্মক আধান নিউক্লিয়াসের বাইরের মোট ঋণাত্মক আধানের তুলনায় বেশি হয়। এ কারণে ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক আধান দ্বারা ইলেকট্রন মেঘ অধিকমাত্রায় আকর্ষণ বল অনুভব করে। ফলে প্রতিটি ক্যাটায়নের ক্ষেত্রেই ক্যাটায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াসের সাথে অধিকতর বেশি মাত্রায় সুদৃঢ়ভাবে আবদ্ধ থাকে। ক্যাটায়নের ইলেকট্রনের মেঘকে সব সময় গোলাকার হিসাবে ধরে নেয়া হয়।

(ii) আধান নিরপেক্ষ পরমাণু এক বা একাধিক ইলেকট্রন গ্রহণ করে অ্যানায়নে পরিণত হয়। অ্যানায়নের ক্ষেত্রে নিউক্লিয়াসের মোট ধনাত্মক আধানের পরিমাণ নিউক্লিয়াসের বাইরের মোট ঋণাত্মক আধানের তুলনায় কম হয়। এ কারণে অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক আধান দ্বারা ইলেকট্রন মেঘ কম মাত্রায় আকর্ষণ বল অনুভব করে। ফলে প্রতিটি অ্যানায়নের ক্ষেত্রেই অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের সাথে অপেক্ষাকৃত কম আকর্ষণ বলের মাধ্যমে যুক্ত থাকে। অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘটিও গোলাকার হিসাবে ধরে নেয়া হয়।

(iii) কোনো আয়নিক যৌগের কেলাসের ক্ষেত্রে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন নির্দিষ্ট দূরত্ব ও অবস্থানে থাকা অবস্থায় ক্যাটায়নের ধনাত্মক আধানযুক্ত নিউক্লিয়াস ও অ্যানায়নে ঋণাত্মক আধান যুক্ত নিউক্লিয়াসকে পরস্পর তীব্রভাবে বিকর্ষণ করে। বিপরীতভাবে ক্যাটায়নের ধনাত্মক আধানযুক্ত নিউক্লিয়াস অ্যানায়নের ঋণাত্মক আধানযুক্ত ইলেকট্রন মেঘকে আকর্ষণ করে। একইভাবে অ্যানায়নের ধনাত্মক আধানযুক্ত নিউক্লিয়াস ক্যাটায়নের ঋণাত্মক আধানযুক্ত ইলেকট্রনের মেঘকে আকর্ষণ করে।

(iv) ক্যাটায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস দ্বারা তীব্র আকর্ষণ বল দ্বারা দৃঢ়ভাবে আবদ্ধ থাকায় অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল ক্যাটায়নের ইলেকট্রনের মেঘের উপর তেমন কোনো প্রভাব ফেলতে পারে না। ফলে ক্যাটায়নের ইলেকট্রন মেঘের আকার পূর্বের ন্যায় থেকে যায়। কোনো ধরনের বিকৃত হয় না।

অপরপক্ষে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ অ্যানায়নের নিউক্লিয়াস কর্তৃক দুর্বল আকর্ষণ বল দ্বারা হালকাভাবে যুক্ত থাকে। এ কারণে ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের উপর প্রভাব বিস্তার করার সুযোগ পায়। যদি এ প্রভাব কার্যকর না হয় তবে সেক্ষেত্রে আয়নিক যৌগের ধর্ম ও কেলাসের গঠনের কোনো পরিবর্তন ঘটে না। আর যদি প্রভাব কার্যকর হয় তবে সেক্ষেত্রে আয়নিক কেলাসের জ্যামিতিক আকার বিনষ্ট হয় এবং অ্যানায়নের গোলাকার আকৃতির ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতি ঘটে। এক্ষেত্রে ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে অগ্রসর হয়। অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের এ বিকৃতিকে পোলারায়ন বলা হয়।

+

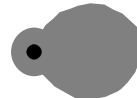


ক্যাটায়ন

-



অ্যানায়ন

অ্যানায়নের  
অভিলেপনঅ্যানায়নের  
অভিলেপনের মাত্রা বৃদ্ধিঅ্যানায়নের সম্পূর্ণ অভিলেপনে  
সমযোজী বন্ধন গঠন



অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ বিকৃত হতে হতে ক্যাটায়নের দিকে অগ্রসর হয়ে একসময় ক্যাটায়নের ইলেকট্রন পরিমণ্ডলের সাথে মিশে যায়। আয়নিক যৌগের আয়নিক ধর্ম কমে থাকে এবং সমযোজী ধর্ম বাড়তে থাকে। এভাবে একটি পর্যায়ে এসে অ্যানায়নের ইলেকট্রনের মেঘ ক্যাটায়নের ইলেকট্রন মেঘের সাথে মিশে গিয়ে সম্পূর্ণভাবে একাকার হয়ে যায়। তখন আয়নিক যৌগটি সম্পূর্ণভাবে সমযোজী যৌগে পরিণত হয়।

ধনাত্মক আধানযুক্ত ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের গোলাকার ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতি ঘটানোর ক্ষমতাকে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বলা হয়। আয়নিক যৌগে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের পোলারায়নের মাত্রা ক্যাটায়নের আধান ও ক্যাটায়নের আকার তথা ব্যাসার্ধের উপর নির্ভর করে।

$$\text{ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা, ফাই } (\phi) = \frac{\text{ক্যাটায়নের আধান}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}$$

এ অনুপাতটিকে আয়নিক বিভবও (Ionic potential) বলে। এ সম্পর্ক থেকে দেখা যায়, ক্যাটায়নের আধান বেশি ও ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ কম হলে আয়নিক বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা তথা  $\phi$  এর মান বেড়ে যায়। প্রকৃতপক্ষে  $\phi$  এর মান যত বেড়ে যায় ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা তত বেড়ে যায় এবং আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্য তত বেড়ে যায়। বিপরীতভাবে  $\phi$  এর মান কম হলে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা কমে যায় এবং আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্য কমে যায়।

পর্যায় সারণিতে পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডান দিকে অগ্রসর হলে ক্যাটায়নের আধানের বৃদ্ধি ঘটে এবং আয়নিক ব্যাসার্ধের মানের হ্রাস ঘটে। পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডানদিকে  $\phi$  এর মানের বৃদ্ধি ঘটে। এ কারণে পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডান দিকে অগ্রসর হলে আয়নিক বন্ধনে আয়নিক ধর্ম কমে থাকে এবং সমযোজী ধর্ম বাড়তে থাকে। তৃতীয় পর্যায়ের মৌল Na, Mg, Al এর ক্যাটায়নের আধান  $\text{Al}^{3+} > \text{Mg}^{2+} > \text{Na}^+$ ।  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$  ও  $\text{NaCl}$  এর সমযোজী প্রকৃতির ক্রমটি হলো  $\text{AlCl}_3 > \text{MgCl}_2 > \text{NaCl}$ । কারণ  $\phi(\text{Al}^{3+}) > \phi(\text{Mg}^{2+}) > \phi(\text{Na}^+)$ ।

পর্যায় সারণিতে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে ক্যাটায়নের আধান অপরিবর্তিত থাকে কিন্তু আকারে বেড়ে যায়। এ কারণে ফাই ( $\phi$ ) এর মান ধীরে ধীরে কমে যায়। ফলে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে মৌল দ্বারা গঠিত আয়নিক যৌগের আয়নিক বন্ধনের মধ্যে সমযোজী বৈশিষ্ট্য কমে থাকে। গ্রুপ 1 এর মৌল Li, Na, K, Rb, Cs এর ক্লোরাইড যৌগ  $\text{LiCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{RbCl}$  ও  $\text{CsCl}$  এর ক্ষেত্রে সমযোজী প্রকৃতির ক্রম হলো—



একই ধাতব মৌলের পরমাণুর ধনাত্মক আয়নের আধানের মান বেড়ে গেলে ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ কমে যায়। ফলে ফাই ( $\phi$ ) এর মান বেড়ে যায় এবং ক্যাটায়ন দ্বারা গঠিত আয়নিক যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য কমে গিয়ে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায়।

**উদাহরণস্বরূপ :**  $\phi(\text{Fe}^{3+}) > \phi\text{Fe}^{2+}$

সুতরাং  $\text{FeCl}_3$  ও  $\text{FeCl}_2$  এর সমযোজী ধর্মের ক্রম হলো—  $\text{FeCl}_3 > \text{FeCl}_2$

একইভাবে  $\text{SnCl}_4$  ও  $\text{SnCl}_2$  এর সমযোজী ধর্মের ক্রম হলো—  $\text{SnCl}_4 > \text{SnCl}_2$ ।

### পোলারায়নের ফলে যৌগের ধর্মের পরিবর্তন

#### (Change of properties of compounds due to polarisation)

যখন কোনো আয়নিক বন্ধনে পোলারায়ন ঘটে তখন যৌগের ধর্মের পরিবর্তন ঘটে। যেমন—

**(i) যৌগের গলনাঙ্ক :** আয়নিক বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা বেড়ে গেলে যৌগের গলনাঙ্কের মান কমে যায়। বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা যত বেশি হয় আয়নিক ধর্ম তত কমে যায় এবং সমযোজী ধর্ম তত বেড়ে যায়। ফলে গলনাঙ্কের মান তত কমে যায়। আয়নিক যৌগে ক্যাটায়নের আধান বেড়ে গেলে ও আয়নিক ব্যাসার্ধ কমে গেলে— ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা, ফাই ( $\phi$ ) এর অনুপাতের মান বেড়ে যায়। ফাই ( $\phi$ ) এর মান বেড়ে গেলে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায় এবং যৌগের গলনাঙ্ক কমে যায়।

## উদাহরণস্বরূপ :

যৌগ	ক্যাটায়ন	ক্যাটায়নের আধান	ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ (pm)	ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা, $\phi = \frac{\text{ক্যাটায়নের আধান}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}$	যৌগের গলনাঙ্ক °C
NaCl	Na <sup>+</sup>	+1	102	$\phi = \frac{1}{102} = 9.803 \times 10^{-3}$	800
MgCl <sub>2</sub>	Mg <sup>2+</sup>	+2	65	$\phi = \frac{2}{65} = 3.076 \times 10^{-2}$	712
AlCl <sub>3</sub>	Al <sup>3+</sup>	+3	50	$\phi = \frac{3}{50} = 6.00$	180

গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে আয়নিক বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা কমে যায়। ফলে সমযোজী বন্ধনের বৈশিষ্ট্য কমে যায় এবং আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায়। গলনাঙ্কের বৃদ্ধি ঘটে। গ্রুপ বরাবর উপর হতে নিচের দিকে অগ্রসর হলে ক্যাটায়নের আধান অপরিবর্তিত থাকলেও ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ বেড়ে যায়। ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা ফাই (φ) এর মান কমে যায়। এ কারণে ক্যাটায়নের পোলারায়নের মাত্রা কমে যায়।

## উদাহরণস্বরূপ :

গ্রুপ-২ এর মৌলের ক্লোরাইড যৌগের ক্ষেত্রে—

যৌগ	ক্যাটায়ন	ক্যাটায়নের আধান	ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ (pm)	ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা, $\phi = \frac{\text{ক্যাটায়নের আধান}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}$	যৌগের গলনাঙ্ক °C
BeCl <sub>2</sub>	Be <sup>2+</sup>	+2	31	$\phi = \frac{2}{31} = 6.45 \times 10^{-2}$	405
MgCl <sub>2</sub>	Mg <sup>2+</sup>	+2	65	$\phi = \frac{2}{65} = 3.076 \times 10^{-2}$	712
CaCl <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup>	+2	99	$\phi = \frac{2}{99} = 2.02 \times 10^{-2}$	772
SrCl <sub>2</sub>	Sr <sup>2+</sup>	+2			

(ii) দ্রাব্যতা : আয়নিক যৌগে পোলারায়নের কারণে যৌগের দ্রাব্যতা গুণের পরিবর্তন ঘটে। পোলারায়নের মাত্রা বেশি হলে আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায়। পোলার দ্রাবকে দ্রাব্যতা গুণ কমে যায়। সিলভারের হ্যালাইড যৌগ AgF, AgCl, AgBr ও AgI এর একই ক্যাটায়ন Ag<sup>+</sup> আয়ন কিন্তু অ্যানায়ন ভিন্ন। অ্যানায়নের ব্যাসার্ধের ক্রম I<sup>-</sup> > Br<sup>-</sup> > Cl<sup>-</sup> > F<sup>-</sup>। ফাজানের নীতি অনুসারে, অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ কম হলে আয়নিক বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা কম হয়। ফলে সমযোজী বৈশিষ্ট্য কম হয় এবং আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেশি হয়। সিলভার হ্যালাইড যৌগের আয়নিক প্রকৃতির ক্রম AgF > AgCl > AgBr > AgI। সুতরাং পোলার দ্রাবক পানিতে দ্রাব্যতার ক্রম AgF > AgCl > AgBr > AgI।

পর্যায় সারণিতে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে আয়নিক ব্যাসার্ধ বেড়ে যায় যদিও আধান অপরিবর্তিত থাকে। গ্রুপ-1 এর মৌলগুলোর ক্লোরাইড যেমন, LiCl, NaCl, KCl ইত্যাদি যৌগগুলোর ক্যাটায়ন Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup> আয়নগুলোর ব্যাসার্ধের ক্রম K<sup>+</sup> > Na<sup>+</sup> > Li<sup>+</sup>। আয়নিক বন্ধনে পোলারায়নের মাত্রা  $\phi(\text{Li}^+) > \phi(\text{Na}^+) > \phi(\text{K}^+)$ । সুতরাং যৌগগুলোর সমযোজী প্রকৃতির ক্রম হলো LiCl > NaCl > KCl। LiCl অণুতে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেশি হওয়ায় এটি পানিতে অদ্রবণীয়। LiCl জৈব দ্রাবক অ্যালকোহল, পিরিডিন, বেনজিন ইত্যাদি জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয়। NaCl ও KCl যৌগের অণুতে আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেশি হওয়ায় এরা পোলার দ্রাবক পানিতে দ্রবণীয় কিন্তু জৈব দ্রাবকে অদ্রবণীয়।

(iii) ধাতব কার্বনেটের তাপীয় বিয়োজন : পর্যায় সারণির গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে ক্যাটায়নের আকার বেড়ে যায়। গ্রুপ-2 এর মৌলের আয়ন Be<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> এর ক্ষেত্রে  $\phi(\text{Be}^{2+}) > \phi(\text{Mg}^{2+}) > \phi(\text{Ca}^{2+})$ । এ কারণে আয়নিক বৈশিষ্ট্যের ক্রম BeCO<sub>3</sub> < MgCO<sub>3</sub> < CaCO<sub>3</sub>। সুতরাং তাপীয় বিয়োজনের ক্রম BeCO<sub>3</sub> < MgCO<sub>3</sub> < CaCO<sub>3</sub>। অর্থাৎ গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে ধাতব কার্বনেট যৌগগুলোর তাপীয় বিয়োজনের তাপমাত্রার মান বাড়তে থাকে।

পর্যায় সারণিতে পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডান দিকে অগ্রসর হলে ধাতব ব্যাসার্ধ কমতে থাকে, পোলারায়নের মাত্রা বাড়তে থাকে। সমযোজী বৈশিষ্ট্যও বাড়তে থাকে এবং বিয়োজনের তাপমাত্রা কমতে থাকে। পোলারায়নের মাত্রা  $\phi(\text{Na}^+) < \phi(\text{Mg}^{2+})$  হওয়ায়  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  যৌগটি  $\text{MgCO}_3$  অপেক্ষা বেশি আয়নিক।  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  এর বিয়োজন তাপমাত্রা  $\text{MgCO}_3$  অপেক্ষা বেশি হয়।

পর্যায় সারণিতে একটি নির্দিষ্ট পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডান দিকে ধাতব কার্বনেট যৌগের পোলারায়নের মাত্রা বাড়তে থাকে। আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি পায়। ফলে একটি পর্যায়ের ক্ষেত্রে বাম থেকে ডান দিকে ধাতব কার্বনেট যৌগের বিয়োজন তাপমাত্রা কমতে থাকে।


তৃতীয় পর্যায়ের মৌল Na, Mg, Al ইত্যাদি মৌলের ক্ষেত্রে স্ব স্ব মৌলের কার্বনেট  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  এর ক্ষেত্রে একই অ্যানায়ন  $\text{CO}_3^{2-}$  যুক্ত থাকে, কিন্তু ক্যাটায়ন  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  ভিন্ন। ভিন্ন ক্যাটায়ন ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ )


$\phi = \frac{\text{ক্যাটায়নের আধান}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}$  অনুপাতটির ক্ষেত্রে  $\phi(\text{Na}^+) < \phi(\text{Mg}^{2+}) < \phi(\text{Al}^{3+})$ । এ কারণে  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  এর বিয়োজন তাপমাত্রা

$\text{MgCO}_3$  অপেক্ষা বেশি এবং  $\text{MgCO}_3$  এর বিয়োজন তাপমাত্রা  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  অপেক্ষা বেশি হয়। সুতরাং পর্যায় সারণির একটি নির্দিষ্ট পর্যায়ে বাম দিক থেকে ডানদিকে অগ্রসর হলে ধাতব কার্বনেট যৌগগুলোর বিয়োজন তাপের মান কমতে থাকে।

(iv) যৌগের মধ্যে বর্ণের তীব্রতা : যৌগের আয়নের মধ্যে পোলারায়ন যত বাড়তে থাকে যৌগের বর্ণযুক্ত হওয়ার প্রবণতা তত বাড়তে থাকে। যেমন—  $\text{AgF}$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  ও  $\text{AgI}$  এর মধ্যে  $\text{F}^-$  ও  $\text{Cl}^-$  আয়ন কম পোলারায়িত হয়। তাই  $\text{AgF}$  ও  $\text{AgCl}$  বর্ণহীন।  $\text{Br}^-$  আয়ন একটু বেশি পোলারায়িত হওয়ায়  $\text{AgBr}$  হালকা হলুদ।  $\text{I}^-$  আয়ন অপেক্ষাকৃত আরও বেশি পোলারায়িত হওয়ায়  $\text{AgI}$  গাঢ় হলুদ হয়। একই কারণে  $\text{HgCl}_2$  বর্ণহীন হলেও  $\text{HgI}_2$  লাল বর্ণযুক্ত।

দেখা যায় অক্সাইড, সালফাইড আয়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা একটু বেশি। ক্যাটায়ন যেমন—  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$  প্রভৃতি আয়নের সাথে সালফাইড ( $\text{S}^{2-}$ ) আয়ন খুব বেশি পোলারায়িত হয়। ফলে উৎপন্ন সালফাইড যৌগসমূহ বর্ণযুক্ত হয়। যেমন—  $\text{CuS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{HgS}$  কালো,  $\text{CdS}$  হলুদ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  কমলা বর্ণযুক্ত।

 শিক্ষার্থীর কাজ	১। $\text{MgCl}_2$ ও $\text{CaCl}_2$ এর মধ্যে কোনটি অধিক আয়নিক ধর্মসম্পন্ন যৌগ তার কারণ সহ ব্যাখ্যা করুন।
	২। $\text{NaCl}$ ও $\text{KCl}$ যৌগ দুটির মধ্যে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের ভিন্নতার কারণ ব্যাখ্যা করুন।

 সার-সংক্ষেপ :
<ul style="list-style-type: none"> <li>পোলারিটি : কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে ধনাত্মক এবং ঋণাত্মক মেরু সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (Polarity) বলে। সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য যত বেশি হবে ঐ অণুর পোলারিটি তত বেশি হয়।</li> <li>পোলারায়ন : আয়নিক বন্ধন গঠনের সময় যখন ধনাত্মক চার্জযুক্ত ধাতব আয়ন ঋণাত্মক চার্জযুক্ত অধাতব আয়নের কাছাকাছি আসে তখন ধাতব আয়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণের ফলে অধাতব আয়নের ইলেকট্রন মেঘ ধাতব আয়নের দিকে বেঁকে আসে। আবার ঋণাত্মক আয়নের নিউক্লিয়াস এবং ধনাত্মক আয়নের নিউক্লিয়াসের বিকর্ষণের ফলে আয়ন দুটি একটি নির্দিষ্ট দূরত্বে অবস্থান করে। ধাতব আয়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণে ঋণাত্মক আয়নের ইলেকট্রন মেঘের এরূপ বিকৃত হওয়াকে পোলারায়ন বলে।</li> <li>ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা : ধনাত্মক আধানযুক্ত ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের গোলাকার ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতি ঘটানোর ক্ষমতাকে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বলা হয়। আয়নিক যৌগে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের পোলারায়নের মাত্রা ক্যাটায়নের আধান ও ক্যাটায়নের আকার তথা ব্যাসার্ধের উপর নির্ভর করে।</li> <li>ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা, ফাই (<math>\phi</math>) = <math>\frac{\text{ক্যাটায়নের আধান}}{\text{ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ}}</math></li> </ul>



পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৮

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। ডাইপোল বিশিষ্ট অণুকে কী বলে?
 

(ক) মোলার অণু	(খ) অপোলার অণু
(গ) পোলার অণু	(ঘ) কোনোটিই নয়
- ২। কোনটি অপোলার দ্রাবক?
 

(ক) পানি	(খ) তরল অ্যামোনিয়া
(গ) বেনজিন	(ঘ) নাইট্রিক এসিড
- ৩। তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য যত বেশি হয় সমযোজী যৌগ তত বেশি—
 

(ক) আয়নিক হয়	(খ) সমযোজী হয়
(গ) অদ্রবণীয় হয়	(ঘ) সবকটি
- ৪। সমযোজী বন্ধনে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা 0.5 হলে অণুটি কেমন হয়?
 

(ক) পোলার	(খ) অপোলার
(গ) দ্রবণীয়	(ঘ) সবগুলো
- ৫। ক্যাটায়নের চার্জ যত বেশি হয় অ্যানায়ন তত বেশি কী হয়?
 

(ক) পোলারিত হয়	(খ) আয়নিত হয়
(গ) ছোট হয়	(ঘ) বড় হয়
- ৬। পোলারায়ন বৃদ্ধির সাথে যৌগসমূহের মধ্যে কী ঘটে?
 

(ক) গলনাক্ষ বৃদ্ধি পায়	(খ) স্ফুটনাক্ষ বৃদ্ধি পায়
(গ) স্ফুটনাক্ষ হ্রাস পায়	(ঘ) গলনাক্ষ একই থাকে
- ৭। পোলারায়ন ক্ষমতা যত বেশি হয়—
  - i. পানিকে বেশি আকর্ষণ করবে
  - ii. হাইড্রেট তৈরির প্রবণতা বৃদ্ধি পায়
  - iii. পানিকে কম আকর্ষণ করবে
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------
- ৮।  $AlCl_3$  যৌগে পোলারায়ন ঘটে কারণ—
  - i.  $Al^{3+}$  এর আকার  $Cl^-$  এর চেয়ে ছোট
  - ii.  $AlCl_3$  যৌগে  $Cl^-$  আয়নের d অরবিটাল আছে
  - iii.  $Cl^-$  আয়নে ইলেকট্রন মেঘ  $Al^{3+}$  দ্বারা বিকৃত হয়
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------

## পাঠ-৩.৯

## আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- ভ্যানডার ওয়ালস বল ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- হাইড্রোজেন বন্ধন ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

ডাইপোল, ইলেকট্রোনেগেটিভিটি, আবিষ্ট ডাইপোল, হাইড্রোজেন বন্ধন।



## আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল

## Intermolecular Attraction Force

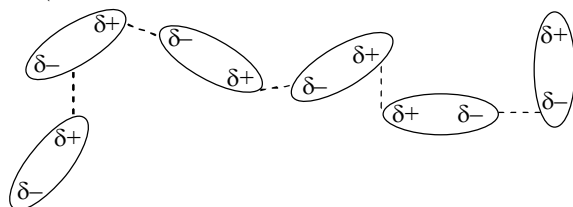
আমরা জানি যে, যৌগের পরমাণুসমূহ একে অপরের সাথে ইলেকট্রন আদান-প্রদান করে বা ইলেকট্রন শেয়ার করে আকর্ষণীয় বল দ্বারা যুক্ত থাকে। কিন্তু আমরা বাস্তবে দেখি যে, একই পদার্থ কঠিন, তরল এবং গ্যাসীয় অবস্থায় বিরাজ করতে পারে। প্রকৃতপক্ষে একই পদার্থের অণুগুলো পরস্পর এক ধরনের বল দ্বারা যুক্ত থাকে। একে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বলে।

আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল তিন প্রকার। যথা :

- (১) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ (Dipole-dipole interaction)
- (২) ভ্যান্ডার ওয়ালস আকর্ষণ বল (Vander Waals force)
- (৩) হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen bonding)

(১) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ : সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুর শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস কর্তৃক আকৃষ্ট হয়। যদি উভয় পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য শূন্য হয় তবে এভাবে যুক্ত সমযোজী যৌগ অপোলার হয়। যদি বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর মধ্যে একটির ইলেকট্রোনেগেটিভিটি অপরটি হতে বেশি হয় তবে এ প্রক্রিয়ায় গঠিত সমযোজী যৌগ পোলার হবে। যে পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটি বেশি হয় শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল সে পরমাণুর দিকে সরে যায়। ফলে ঐ পরমাণু আংশিক ঋণাত্মক এবং অপর পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জযুক্ত হয়। অর্থাৎ অণুতে বিপরীত চার্জযুক্ত দুটি মেরুর সৃষ্টি হয় যাকে ডাইপোল বলে এবং অণুটিকে পোলার অণু বলে। যেসব যৌগে স্থায়ী ডাইপোল মোমেন্ট রয়েছে সেসব যৌগে এ ধরনের আকর্ষণের উৎপত্তি হয়।

HF, HCl, H<sub>2</sub>O ইত্যাদি হলো পোলার অণু। যেমন- HF অণু বিবেচনা করা যাক, এর একটি অণু যখন অপর অণুর সন্নিহনে আসে তখন উভয় ডাইপোলের মধ্যে এমনভাবে ক্রিয়া হয় যাতে এক অণুর ধনাত্মক প্রান্ত অপরটির ঋণাত্মক প্রান্তের দিকে থাকে। এ অবস্থায় উভয় অণুর বিপরীত মেরুর মধ্যে আকর্ষণ সৃষ্টি হয়। একেই ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বলে।



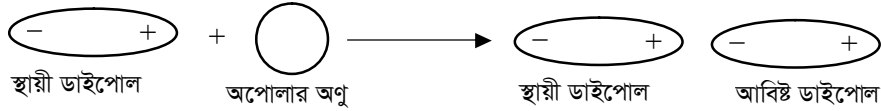
চিত্র-৯.১ : ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ

(২) ভ্যান্ডার ওয়ালস বল : ভ্যান্ডার ওয়ালস বলকে মূলত দুর্বল আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বলে। অপোলার সমযোজী যৌগের বা মৌলিক অণু এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসের অণুসমূহ পরস্পর যে দুর্বল আকর্ষণীয় বল দ্বারা যুক্ত থাকে তাকে ভ্যান্ডার ওয়ালস বল বলে। সর্বপ্রথম বিজ্ঞানী ভ্যান্ডার ওয়ালস অপোলার অণুতে এ ধরনের দুর্বল বলের অস্তিত্ব আবিষ্কার করেন বলে তাঁর নামানুসারে এ বলকে ভ্যান্ডার ওয়ালস বল বলে।

ভ্যান্ডার ওয়ালস বলকে দুটি শ্রেণিতে ভাগ করা হয়। যথা—

(ক) স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ এবং (খ) বিস্তারণ বা লন্ডন বল

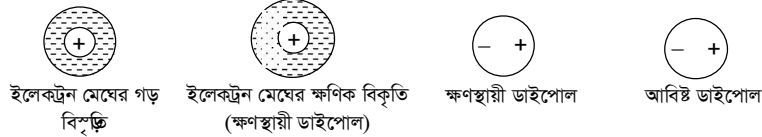
(ক) স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ : একটি স্থায়ী ডাইপোল বিশিষ্ট অণু যখন একটি অপোলার অণুর কাছাকাছি আসে তখন ডাইপোল বিশিষ্ট অণুর প্রভাবে অপোলার অণুতে ধনাত্মক এবং ঋণাত্মক চার্জ বিশিষ্ট মেরু সৃষ্টি হয় অর্থাৎ, অণুটিতে আবিষ্ট চার্জের সৃষ্টি হয়। পোলার অণুর ধনাত্মক প্রান্ত অপোলার অণুর নিকটে এলে পোলার অণুর ধনাত্মক প্রান্তের দিকে সরে আসে ফলে অপোলার অণুর যে প্রান্তে পোলার অণুর ধনাত্মক প্রান্ত থাকে সে প্রান্ত আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং অপর প্রান্ত আংশিক ধনাত্মক চার্জবিশিষ্ট হয়। স্থায়ী ডাইপোল এবং আবিষ্ট ডাইপোলের নিকটবর্তী প্রান্তদ্বয় বিপরীতধর্মী হওয়ায় তাদের মধ্যে আকর্ষণ সৃষ্টি হয়।



চিত্র-৯.২ : স্থায়ী ডাইপোল এবং আবিষ্ট-ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ সৃষ্টি

(খ) বিস্তারণ বল বা লন্ডন বল : বিস্তারণ বল বা লন্ডন বলকে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণও বলা হয়। সাধারণ নিষ্ক্রিয় গ্যাস এবং অপোলার দ্বিপারমাণবিক অণুর ক্ষেত্রে এ আকর্ষণ লক্ষ করা যায়। তবে পরমাণুতে বা অণুতে ইলেকট্রন সংখ্যা যত বেশি হয় এবং বহিস্থ ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ যত কম হয় ততই এ আকর্ষণ বাড়ে। দুটি অণু বা দুটি পরমাণু যতই কাছাকাছি আসে ততই এ আকর্ষণ বাড়ে থাকে।

কোনো অণু বা পরমাণুতে ইলেকট্রনসমূহ সর্বদাই আবর্তনশীল তাই যেকোনো মুহূর্তে পরমাণুতে সব স্থানে ইলেকট্রন বিস্তারণ সমভাবে হতে পারে না। অর্থাৎ যেকোনো মুহূর্তে নিউক্লিয়াসের চারদিকে ইলেকট্রনের ঘনত্ব সমান না হয়ে কম বা বেশি হতে পারে। অর্থাৎ ইলেকট্রন মেঘের ক্ষণিক বিকৃতি ঘটে। পরমাণুতে ইলেকট্রন মেঘের এরূপ বিকৃতিতে পরমাণুতে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোলের সৃষ্টি হয়। এ অস্থায়ী ডাইপোল নিকটস্থ অন্য একটি পরমাণুকে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোলে পরিণত করে। এ দুটি আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে পারস্পরিক আকর্ষণের ফলে এরা একটি আকর্ষণ বলে আবদ্ধ হয়। একেই আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ বলে। বিজ্ঞানী এফ লন্ডন 1930 খ্রিষ্টাব্দে কোয়ান্টাম বলবিদ্যার সাহায্যে এ আকর্ষণ বলের ব্যাখ্যা দেন। তাঁর নামানুসারে এ আকর্ষণ বলকে লন্ডন বল বলে।



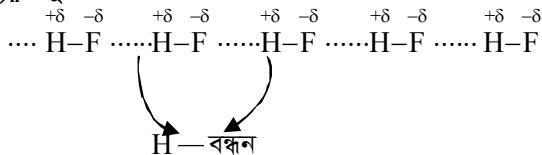
চিত্র-৯.৩ : বিস্তারণ বলের সৃষ্টি

(৩) হাইড্রোজেন বন্ধন : অধাতব মৌলের পরমাণুসমূহ যখন বন্ধনে অংশগ্রহণ করে তখন তাদের মধ্যে সাধারণত সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলে অণু পোলার হয়। পোলার অণুগুলো পরস্পর দুর্বল আকর্ষণীয় বল দ্বারা পরস্পরের সাথে যুক্ত হতে পারে।

সংজ্ঞা : হাইড্রোজেন পরমাণু যখন উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলের (যেমন ফ্লোরিন, অক্সিজেন, ক্লোরিন এবং নাইট্রোজেন) সাথে মিলিত হয়ে সমযোজী যৌগ গঠন করে তখন বন্ধনে অংশগ্রহণকারী মৌলদ্বয়ের তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণে অণু পোলার হয়। পোলার অণুগুলো যখন পরস্পরের নিকটে আসে তখন একটি অণুর ধনাত্মক প্রান্ত অপর অণুর ঋণাত্মক প্রান্তের দিকে বিশেষভাবে আকৃষ্ট হয়ে একটি দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি করে। এই দুর্বল আকর্ষণ বলকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে।

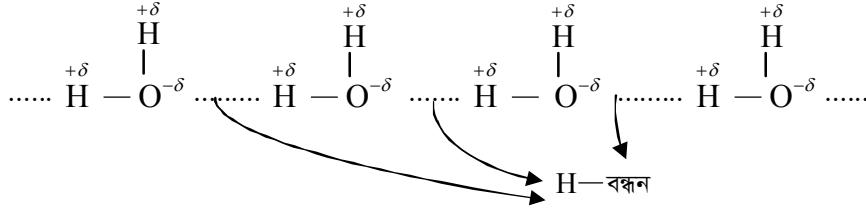
সাধারণত বিন্দুরেখা (.....) দ্বারা হাইড্রোজেন বন্ধন এবং সাধারণ রেখা (—) দ্বারা সমযোজী বন্ধন নির্দেশ করা হয়।

(i) (HF)<sub>n</sub> অণুর গঠন :



পোলার HF অণু পরস্পর হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে বৃহৎ (HF)<sub>n</sub> অণুর সৃষ্টি করে।

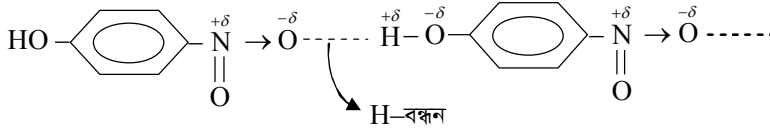
(ii)  $(H_2O)_n$  অণুর গঠন : হাইড্রোজেন অপেক্ষা অক্সিজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান বেশি হওয়ায় বন্ধনে অংশগ্রহণকারী শেয়ার ইলেকট্রন যুগল অক্সিজেনের দিকে সরে যায় বলে  $H_2O$  একটি পোলার অণু। পোলার  $H_2O$  অণু পরস্পর হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে নিম্নরূপে যুক্ত হয়—



হাইড্রোজেন বন্ধন স্থির বৈদ্যুতিক প্রকৃতির এবং দুর্বল আকর্ষণ দ্বারা যুক্ত। এতে কোনো ইলেকট্রন শেয়ার ঘটে না। H-বন্ধন সমযোজী বন্ধন অপেক্ষা দুর্বল। এ বন্ধনের বন্ধন শক্তির মান প্রায় 42.0 kJ/mol। যৌগে হাইড্রোজেন বন্ধনের উপস্থিতিতে যৌগের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মের বিশেষ পরিবর্তন ঘটে।

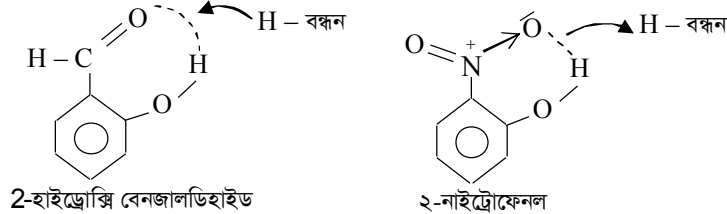
হাইড্রোজেন বন্ধন দুই ধরনের হতে পারে। যথা— (১) আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (Intermolecular hydrogen bond) এবং (২) অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (Intramolecular hydrogen bond)

(১) আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (Intermolecular hydrogen bond) : যখন দুটি পোলার অণু হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয় তখন এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধনকে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন বলে।  $H_2O$ , HF, ROH অণুসমূহ যে হাইড্রোজেন বন্ধনে আবদ্ধ থাকে তা আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন। প্যারানাইট্রো ফেনলের আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন নিম্নে দেখানো হলো :



চিত্র-৩.৩৬ : আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন

(২) অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (Intramolecular hydrogen bond) : একই অণুতে পাশাপাশি অবস্থিত পোলার পরমাণুর মধ্যে যখন হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় তখন তাকে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। ২-হাইড্রোক্সি বেনজালডিহাইড, ২-নাইট্রোফেনল ইত্যাদিতে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন ঘটে।





চিত্র-৩.৩৭ : অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন

## হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব

### Importance of Hydrogen bonding

পানির অপর নাম জীবন। প্রাণী এবং উদ্ভিদের বেঁচে থাকার জন্য পানি অপরিহার্য। পানির অণুগুলো হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয় বলেই পানি তরল। হাইড্রোজেন বন্ধন না হলে  $H_2O$  অণুটি  $H_2S$  ন্যায় গ্যাসীয় অবস্থায় বিরাজ করত। প্রাণীর দেহের রক্তের প্রায় 70% হলো পানি। তরল পানি ছাড়া প্রাণীর দেহ গঠন ও সুরক্ষা অসম্ভব। আমরা প্রত্যহ যে খাদ্য গ্রহণ করি তার মধ্যে কার্বোহাইড্রেট এবং প্রোটিন থাকে। কার্বোহাইড্রেট এবং প্রোটিনে উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু O,N,S থাকে। এসব পরমাণু হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে অণুতে যুক্ত থাকে। আমরা যে বস্ত্র পরিধান করি তার কাঁচামাল হলো কার্পাস তুলা, সিল্ক, উল ইত্যাদি। এসব কাঁচামালের প্রত্যেকটি আঁশের দৃঢ়তার মূলে রয়েছে H-বন্ধন। প্রাণিদেহের চর্ম, অস্থি, টিস্যু, চুল ইত্যাদির প্রোটিন গঠনে H-বন্ধনের ভূমিকা উল্লেখযোগ্য। এছাড়াও প্রতিটি কোষের DNA ও RNA তে H-বন্ধনের ভূমিকা রয়েছে। উদ্ভিদের দেহে যে সেলুলোজ রয়েছে তার গঠনে H-বন্ধন বর্তমান। ফলে সেলুলোজ দৃঢ়তা লাভ করেছে। এ কারণে উদ্ভিদের দৃঢ় কাণ্ড থেকে প্রাণ কাঠ দিয়ে বিভিন্ন ধরনের আসবাবপত্র তৈরি করা সম্ভব হয়েছে। সুতরাং, জীবজগতে H-বন্ধনের গুরুত্ব অপরিসীম।

 <b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। <math>H_2O</math> তরল কিন্তু <math>H_2S</math> গ্যাসীয় কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>২। ২-নাইট্রোফেনলের গলনাঙ্ক অপেক্ষা ৪-নাইট্রোফেনলের গলনাঙ্ক বেশি কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>৩। হাইড্রোজেন বন্ধন এবং ভ্যান্ডার ওয়ালস বলের তুলনামূলক আলোচনা করুন।</p> <p>৪। জীবজগতে হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বর্ণনা করুন।</p>
--	--

 <b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>ভ্যান্ডার ওয়ালস বল :</b> ভ্যান্ডার ওয়ালস বলকে মূলত দুর্বল আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বলে। অপোলার সমযোজী যৌগের বা মৌলিক অণু এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসের অণুসমূহ পরস্পর যে দুর্বল আকর্ষণীয় বল দ্বারা যুক্ত থাকে তাকে ভ্যান্ডার ওয়ালস বল বলে। সর্বপ্রথম বিজ্ঞানী ভ্যান্ডার ওয়ালস অপোলার অণুতে এ ধরনের দুর্বল বলের অস্তিত্ব আবিষ্কার করেন বলে তাঁর নামানুসারে এ বলকে ভ্যান্ডার ওয়ালস বল বলে।</li> <li>• <b>অপোলার অণু :</b> সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুর শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস কর্তৃক আকৃষ্ট হয়। যদি উভয় পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য শূন্য হয় তবে এভাবে যুক্ত সমযোজী যৌগ অপোলার হয়।</li> <li>• <b>ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ :</b> সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর মধ্যে একটির ইলেকট্রোনেগেটিভিটি অপরটি হতে বেশি হয় তবে এ প্রক্রিয়ায় গঠিত সমযোজী যৌগ পোলার হবে। যে পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটি বেশি হয় শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল সে পরমাণুর দিকে সরে যায়। ফলে ঐ পরমাণু আংশিক ঋণাত্মক এবং অপর পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জযুক্ত হয়। অর্থাৎ অণুতে বিপরীত চার্জযুক্ত দুটি মেরুর সৃষ্টি হয় যাকে ডাইপোল বলে।</li> </ul>

 <b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৯</b>
---

### সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জ বৃদ্ধি পেলে কী হয়?
 

(ক) পোলারায়নের ক্ষমতা কমে যায়	(খ) পোলারায়নের ক্ষমতা একই থাকে
(গ) সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায়	(ঘ) সমযোজী বৈশিষ্ট্য একই থাকে
- ভ্যান্ডার ওয়ালস আকর্ষণ বল কোন ধরনের হয়?
 

(ক) দুর্বল প্রকৃতির	(খ) সবল প্রকৃতির
(গ) আয়নিক প্রকৃতির	(ঘ) সমযোজী প্রকৃতির
- ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল উভয় পরমাণুকে—
 

(ক) দূরে ঠেলে দেয়	(খ) কাছে নিয়ে আসে
(গ) একই স্থানে রাখে	(ঘ) সমান দূরে রাখে
- হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়—
 

(ক) পোলার অণুসমূহের মধ্যে	(খ) অপোলার অণুসমূহের মধ্যে
(গ) ঋণাত্মক অণুসমূহের মধ্যে	(ঘ) ধনাত্মক অণুসমূহের মধ্যে
- হাইড্রোজেন বন্ধন এর কারণে যৌগের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের কী ঘটে?
 

(ক) কমে যায়	(খ) বৃদ্ধি পায়
(গ) স্থির থাকে	(ঘ) অধেক হয়
- H-বন্ধনের ফলে
  - অণুসমূহের বিপরীত প্রান্ত পরস্পরকে আকর্ষণ করে
  - বিরাট অণুগুচ্ছ সৃষ্টি করে
  - H-বন্ধন দ্বারা সৃষ্ট পানির অণুকে  $(H_2O)_n$  দ্বারা প্রকাশ করা হয়

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------



## পাঠ-৩.১০

## অজৈব যৌগের নামকরণ



উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- অজৈব যৌগের নামকরণ করতে পারবেন।
- জটিল যৌগের নামকরণ করতে পারবেন।



মুখ্য শব্দ

দ্বিমৌল যৌগ, হাইড্রেটেড যৌগ, মনো এটোমিক ক্যাটায়ন



## অজৈব যৌগের নামকরণ :

## অজৈব যৌগের নামকরণের ইতিহাস (History of Nomenclature of Inorganic Compounds) :

অতি প্রাচীনকালে রসায়নবিদগণ যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে সংশ্লিষ্ট যৌগের ইতিহাসের উপর নির্ভর করতেন, সে যৌগটি জৈব যৌগ হোক আর অজৈব যৌগ হোক। যেমন আলকেমী জাবীর ইবনে হাইয়ান অষ্টম শতাব্দীতে গ্রিন ভিট্রিওলকে পাতন করে যে গ্যাস পেয়েছিলেন তাকে পানিতে দ্রবীভূত করে সালফিউরিক এসিড প্রস্তুত করেন। এ এসিডটি দেখতে তেলের মতো এবং গ্রিন ভিট্রিওল থেকে উৎপন্ন বলে তিনি এর নাম দেন ওয়েল অব ভিট্রিওল (Oil of vitriol)।

উনবিংশ শতাব্দীতে অজৈব যৌগের সংখ্যা ছিল কম। কম সংখ্যক অজৈব যৌগের নামকরণ করাটা তত কঠিন ছিল না। কম সংখ্যক অজৈব যৌগকে তাদের প্রাপ্তির ইতিহাসের উপর নির্ভর করেই করা যেত। বর্তমানের প্রেক্ষাপট ভিন্ন। অজৈব যৌগের সংখ্যা অনেক অনেক বেশি হওয়ায় এদের নামকরণের ক্ষেত্রে সুনির্দিষ্ট নিয়ম অনুসরণ করার প্রয়োজনীয়তা দেখা দেয়। এরই ধারাবাহিকতায় বিভিন্ন অজৈব যৌগের নামকরণের বিভিন্ন নিয়ম আলোচনা করা হলো-

## ক্যাটায়নের নামকরণ (Nomenclature of Cations)

১. মনোএটোমিক ক্যাটায়ন : মনোএটোমিক ক্যাটায়ন যেমন  $M^{n+}$  প্রকৃতির ক্যাটায়নসমূহের নামকরণের ক্ষেত্রে, সংশ্লিষ্ট ধাতু + রোমান পদ্ধতিতে চার্জ বা আধান সংখ্যা + আয়ন।

এখানে, M = ধাতুর প্রতীক, n = ধাতুর আধান সংখ্যা

যেমন  $Na^+$  = সোডিয়াম (I) আয়ন,  $K^+$  = পটাসিয়াম (I) আয়ন,

$Ca^{2+}$  = ক্যালসিয়াম (II) আয়ন,  $Cu^{2+}$  = কপার (II) আয়ন,

$Fe^{2+}$  = আয়রন (II) আয়ন,  $Fe^{3+}$  = আয়রন (III) আয়ন,  $Al^{3+}$  = অ্যালুমিনিয়াম (III) আয়ন ইত্যাদি।

২. পলিএটোমিক ক্যাটায়ন : পলিএটোমিক ক্যাটায়নের নামকরণের ক্ষেত্রে, সংশ্লিষ্ট ক্যাটায়নের শব্দমূল (Steam) + অনিয়াম (Onium) + আয়ন। এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন  $IH_2^+$  (আয়োডোনিয়াম আয়ন),  $SH_3^+$  (সালফোনিয়াম আয়ন),  $AsH_4^+$  (আর্সেনিয়াম আয়ন) ইত্যাদি।

আরও বেশ কিছু পলিএটোমিক ক্যাটায়ন যাদের নামকরণও প্রচলিত সাধারণ পদ্ধতি অনুসরণ করা হয়। যেমন  $H_3O^+$  (হাইড্রোনিয়াম আয়ন),  $NH_4^+$  (অ্যামোনিয়াম আয়ন),  $PH_4^+$  (ফসফোনিয়াম আয়ন) ইত্যাদি।

## অ্যানায়নসমূহের নামকরণ (Nomenclature of Anions)

১. মনোএটোমিক অ্যানায়ন : মনোএটোমিক অ্যানায়ন যেমন  $A^{n-}$  প্রকৃতির অ্যানায়নসমূহের নামকরণের ক্ষেত্রে, সংশ্লিষ্ট অ্যানায়নের শব্দমূল (Steam) + আইড (-ide) + আয়ন।

এখানে, A = অধাতব মৌলের প্রতীক এবং n = মৌলের চার্জ বা আধান সংখ্যা।

যেমন  $H^-$  (হাইড্রাইড আয়ন),  $O^{2-}$  (অক্সাইড আয়ন),  $S^{2-}$  (সালফাইড আয়ন),  $N^{3-}$  (নাইট্রাইড আয়ন),  $P^{3-}$  (ফসফাইড আয়ন),  $Se^{2-}$  (সেলিনাইড আয়ন) ইত্যাদি।

২. **পলিএটোমিক অ্যানায়ন :** পলিএটোমিক অ্যানায়নের নামকরণের ক্ষেত্রে একটি ভিন্নতর নিয়ম অনুসরণ করা হয়। বেশ কিছু পলিএটোমিক অ্যানায়ন রয়েছে যাদের নামের শেষে আইড (-ide) যুক্ত করে নামকরণ করা হয়। যেমন OH<sup>-</sup> (হাইড্রোক্সাইড আয়ন), SH<sup>-</sup> (হাইড্রোজেন সালফাইড আয়ন), NH<sub>2</sub><sup>-</sup> (অ্যামাইড আয়ন), CN<sup>-</sup> (সায়ানাইড আয়ন), NH<sub>2</sub><sup>-</sup> (ইমাইড আয়ন), N<sub>3</sub><sup>-</sup> (অ্যাজাইড আয়ন), O<sub>2</sub><sup>-</sup> (সুপার অক্সাইড আয়ন), O<sub>3</sub><sup>-</sup> (ওজোনাইড আয়ন), S<sub>2</sub><sup>2-</sup> (ডাই সালফাইড আয়ন), I<sub>3</sub><sup>-</sup> (ট্রাই আয়োডাইড আয়ন), HF<sub>2</sub><sup>-</sup> (হাইড্রোজেন ডাইফ্লোরাইড আয়ন) ইত্যাদি।

৩. **অক্সিজেনযুক্ত পলিএটোমিক অ্যানায়ন :** অক্সিজেনযুক্ত পলিএটোমিক অ্যানায়নসমূহের নামকরণের ক্ষেত্রে সংশ্লিষ্ট অ্যানায়নের নামের শেষে আইট (-ite) যুক্ত করা হয়। যেমন NO<sub>2</sub><sup>-</sup> (নাইট্রাইট আয়ন), SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (সালফাইট আয়ন), ClO<sub>2</sub><sup>-</sup> (ক্লোরাইট আয়ন), ClO<sup>-</sup> (হাইপো ক্লোরাইট আয়ন), IO<sup>-</sup> (হাইপো আয়োডাইট আয়ন), AsO<sub>3</sub><sup>3-</sup> (আর্সেনাইট আয়ন), S<sub>2</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup> (ডাই সালফাইট আয়ন) ইত্যাদি।

**দ্বি-মৌল যৌগের নামকরণ (Nomenclature of Binary Compounds) :** মাত্র দুটি মৌলের সমন্বয়ে গঠিত যৌগই দ্বি-মৌল যৌগ নামে পরিচিত। দ্বি-মৌল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে বেশ কিছু সাধারণ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন—

১. দ্বি-মৌল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে যৌগের অণুতে বিদ্যমান যে মৌলটির তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান কম তার নাম + পরবর্তী মৌলের শব্দমূল + আইড (-ide) এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। উদাহরণস্বরূপ Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub> (ক্যালসিয়াম নাইট্রাইড), Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub> (ম্যাগনেসিয়াম নাইট্রাইড), AlN (অ্যালুমিনিয়াম নাইট্রাইড), NaCl (সোডিয়াম ক্লোরাইড), CaCl<sub>2</sub> (ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড) ইত্যাদি।

২. হাইড্রোজেনবিশিষ্ট দ্বি-মৌল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়। এক্ষেত্রে সংশ্লিষ্ট দ্বি-মৌল যৌগে বর্তমান হাইড্রোজেন ভিন্ন অন্য মৌলের পরমাণু + হাইড্রো + আইড (-ide) এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন CaH<sub>2</sub> (ক্যালসিয়াম হাইড্রাইড), NaH (সোডিয়াম হাইড্রাইড), LiH (লিথিয়াম হাইড্রাইড), BH<sub>3</sub> (বোরন হাইড্রাইড) ইত্যাদি।

৩. বেশ কিছু দ্বি-মৌল যৌগ দ্রবণে এসিডের ন্যায় আচরণ করে, তাদের নামকরণের ক্ষেত্রে হাইড্রো + অন্তর্ভুক্ত মৌল + ইক অথবা হাইড্রোজেন + অন্তর্ভুক্ত মৌল + আইড এ নিয়ম অনুসরণ করা হয়। যেমন HF (হাইড্রোফ্লোরিক এসিড বা হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড), HCl (হাইড্রোক্লোরিক এসিড বা হাইড্রোজেন ক্লোরাইড), N<sub>3</sub>H (হাইড্রোজেনিক এসিড বা হাইড্রোজেন অ্যাজাইড), H<sub>2</sub>S (হাইড্রোজেন সালফাইড) ইত্যাদি।

৪. আবার কিছু দ্বি-মৌল যৌগ আছে যাদের নামকরণ সাধারণ বা প্রচলিত নিয়ম অনুসারেই করা হয়। যেমন NH<sub>3</sub> (অ্যামোনিয়া), PH<sub>3</sub> (ফসফিন), H<sub>2</sub>O (পানি), AsH<sub>3</sub> (আরসিন), NH<sub>2</sub>-NH<sub>2</sub> (হাইড্রাজিন বা ডাইঅ্যামিন) ইত্যাদি।

**অক্সি-এসিডসমূহের নামকরণ (Nomenclature of Oxy-Acids) :** অক্সি-এসিডসমূহ সাধারণত হাইড্রোজেন, অক্সিজেন ও অপর একটি তৃতীয় অধাতব মৌলের সমন্বয়ে গঠিত। এসব যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে নিচের শর্তসমূহ অনুসরণ করা হয়ে থাকে :

১. যেসব অক্সি-এসিডের মধ্যে তৃতীয় অধাতব মৌলের জারণ মান তুলনামূলকভাবে কম তাদের নামকরণের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

হাইপো + তৃতীয় মৌল + আস এসিড।

যেমন HClO (হাইপোক্লোরাস এসিড, এখানে Cl = + 1),

H<sub>2</sub>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (হাইপোনাইট্রাস এসিড, এখানে N = + 1),

HBrO (হাইপোব্রোমাস এসিড, এখানে Br = + 1),

HIO (হাইপোআয়োডাস এসিড, এখানে, I = + 1)।

২. যেসব অক্সি-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ মান হাইপো এসিড অপেক্ষা বেশি তাদের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

তৃতীয় মৌল + আস এসিড।

যেমন HClO<sub>2</sub> (ক্লোরাস এসিড, এখানে Cl = + 3),

HBrO<sub>2</sub> (ব্রোমাস এসিড, এখানে Br = + 3),

HIO<sub>2</sub> (আয়োডাস এসিড, এখানে I = + 3),

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (সালফিউরাস এসিড, এখানে, S = + 4)।

৩. যেসব অক্সি-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ মান আস এসিড অপেক্ষা বেশি তাদের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

তৃতীয় মৌল + ইক এসিড।

যেমন  $\text{HClO}_3$  (ক্লোরিক এসিড, এখানে  $\text{Cl} = + 5$ ),

$\text{HBrO}_3$  (ব্রোমিক এসিড, এখানে  $\text{Br} = + 5$ ),

$\text{HIO}_3$  (আয়োডিক এসিড, এখানে  $\text{I} = + 5$ ),

$\text{H}_2\text{SO}_4$  (সালফিউরিক এসিড, এখানে,  $\text{S} = + 6$ )।

৪. যেসব অক্সি-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ মান ইক এসিড অপেক্ষা বেশি তাদের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

পার + তৃতীয় মৌল + ইক এসিড।

যেমন  $\text{HClO}_4$  (পারক্লোরিক এসিড, এখানে  $\text{Cl} = + 7$ ),

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  (পারসালফিউরিক এসিড, এখানে,  $\text{S} = + 6$ )।

উপর্যুক্ত আলোচনা হতে দেখা যায় অক্সি-এসিডসমূহের জারণ মানের বৃদ্ধির ক্রম নিম্নরূপ :

হাইপো  $\longrightarrow$  আস  $\longrightarrow$  ইক  $\longrightarrow$  পার।

$\text{HClO} \longrightarrow \text{HClO}_2 \longrightarrow \text{HClO}_3 \longrightarrow \text{HClO}_4$

৫. অধাতব মৌলের অক্সাইডের অণুতে পানির যুক্ত হওয়ার উপর ভিত্তি করে এদের নামকরণ করা হয়ে থাকে। অক্সাইডের সাথে বেশি সংখ্যক পানির অণুর সংযোজন ঘটলে মূল এসিডের নামের পূর্বে অর্থো, কম পানির অণুর সংযোজন ঘটলে মেটা এবং এ দুয়ের মাঝামাঝি সংখ্যায় পানির অণুর সংযোজন ঘটলে পাইরো শব্দ যুক্ত করে নামকরণ করা হয়। যেমন  $\text{P}_2\text{O}_5$  এর সাথে বিভিন্ন সংখ্যক পানির অণুর সংযোজনের মাধ্যমে উৎপন্ন এসিডের নামকরণ নিচে উল্লেখ করা হলো :

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$  (অর্থো-ফসফরিক এসিড);

$\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  (পাইরো-ফসফরিক এসিড);

$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HPO}_3$  (মেটা-ফসফরিক এসিড)।

পার অক্সি-এসিড : অক্সি ইক এসিডের একটি অক্সিজেন পরমাণু  $-\text{O}-\text{O}-$  গ্রুপ দ্বারা প্রতিস্থাপিত হলে পার অক্সি-এসিড উৎপন্ন হয়।

নাইট্রিক এসিড ( $\text{HNO}_3$ )  $\longrightarrow$  পার অক্সি নাইট্রিক এসিড ( $\text{HNO}_4$ );

সালফিউরিক এসিড ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )  $\longrightarrow$  পার অক্সি সালফিউরিক এসিড ( $\text{H}_2\text{SO}_5$ );

ফসফরিক এসিড ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )  $\longrightarrow$  পার অক্সি ফসফরিক এসিড ( $\text{H}_3\text{PO}_5$ );

ইথানোয়িক এসিড ( $\text{CH}_3-\text{COOH}$ )  $\longrightarrow$  পার অক্সি ইথানোয়িক এসিড ( $\text{CH}_3-\text{COO}_2\text{H}$ )।

হ্যালোজেনের অক্সি-এসিড :

১. হাইপোহ্যালাস এসিড : হাইপোক্লোরাস এসিড ( $\text{HOCl}$ ), হাইপোব্রোমাস এসিড ( $\text{HOBr}$ ), হাইপোআয়োডাস এসিড ( $\text{HOI}$ )।

২. হ্যালাস এসিড : হাইড্রোক্লোরাস এসিড ( $\text{HClO}_2$ ), হাইড্রোব্রোমাস এসিড ( $\text{HBrO}_2$ ), হাইড্রোআয়োডাস এসিড ( $\text{HIO}_2$ )।

৩. হ্যালিক এসিড : ক্লোরিক এসিড ( $\text{HClO}_3$ ), ব্রোমিক এসিড ( $\text{HBrO}_3$ ), আয়োডিক এসিড ( $\text{HIO}_3$ )।

৪. পারহ্যালিক এসিড : পারক্লোরিক এসিড ( $\text{HClO}_4$ ), পারআয়োডিক এসিড ( $\text{HIO}_4$ )। পারক্লোরিক এসিড ( $\text{HClO}_4$ ) সমস্ত এসিডগুলোর মধ্যে সবচেয়ে তীব্র এসিড।

হাইড্রেট যৌগের নামকরণ :

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  কপার II সালফেট পেন্টাহাইড্রেট;  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  আয়রন II সালফেট হেপ্টাহাইড্রেট;

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  ম্যাগনেসিয়াম II সালফেট হেপ্টাহাইড্রেট;  $\text{ZnF}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  জিংক II ফ্লোরাইড টেট্রাহাইড্রেট;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  সোডিয়াম I সালফেট ডেকাহাইড্রেট;  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  জিংক II সালফেট হেপ্টাহাইড্রেট।

## জটিল যৌগের নামকরণ

জটিল আয়ন নামকরণের সময় প্রথমে লিগ্যান্ডের নাম ও সংখ্যা এবং শেষে ধনাত্মক জটিল আয়নের সময় কেন্দ্রীয় পরমাণুর ইংলিশ নাম ও জারণ সংখ্যা উল্লেখ করতে হয়। ঋণাত্মক জটিল আয়নের সময় কেন্দ্রীয় পরমাণুর ল্যাটিন নামের সাথে -অ্যাট ও জারণ সংখ্যা উল্লেখ করতে হয়। ঋণাত্মক লিগ্যান্ডগুলোর সাথে ওকার যুক্ত হয়। যেমন- ক্লোর ( $\text{Cl}^-$ ), সায়ানো ( $\text{CN}^-$ ), নাইট্রো ( $\text{NO}_2^-$ ), থায়োসায়ানেটো ( $\text{SCN}^-$ ), সালফেটো ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) ইত্যাদি। নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড যেমন পানিকে অ্যাকুয়া, অ্যামোনিয়াকে অ্যামিন, কার্বন মনোক্সাইডকে কার্বনিল ইত্যাদি লিখতে হয়।

নিম্নে কয়েকটি জটিল আয়নের নামকরণ দেওয়া হলো।

জটিল আয়নের সংকেত	জটিল আয়নের নাম
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	হেক্সাঅ্যাকুয়া ক্রোমিয়াম (III) আয়ন
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	ডাইঅ্যামিন সিলভার (I) আয়ন
$\text{Ni}(\text{CO})_4$	টেট্রাকার্বনিক নিকেল(0)
$\text{Fe}(\text{CO})_5$	পেন্টাকার্বনিক আয়রন (0)
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	টেট্রাহাইড্রোক্সো জিংকেট (II) আয়ন
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	টেট্রাক্লোরো কিউপ্রেট (II) আয়ন
$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$	হেক্সানাইট্রো কোবাল্টেট (III) আয়ন
$[\text{FeSCN}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$	পেন্টাঅ্যাকুয়া থায়োসায়ানোটো আয়রন (III) আয়ন
$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	ট্রাইঅক্সালেটো ফেরেট (III) আয়ন
$[\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$	টেট্রাঅ্যাকুয়াডাইহাইড্রোক্সো আয়রন (III) আয়ন

জটিল যৌগের জটিল অংশটি ক্যাটায়ন বা প্রশম হলে কেন্দ্রীয় ধাতুটির বা ধাতব আয়নটির শুধু নাম লিখে প্রথম বন্ধনীর মধ্যে সেটির জারণমান রোমান অক্ষরে লেখা হয়।

উদাহরণস্বরূপ :

(i)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  জটিল যৌগের জটিল অংশ ক্যাটায়ন এবং কেন্দ্রীয় Cu পরমাণুর জারণমান +2. সুতরাং জটিল অংশটির নাম টেট্রামিন কপার (II)।

(ii)  $\text{Ni}(\text{CO})_4$  এ জটিল যৌগটি প্রশম এবং কেন্দ্রীয় Ni পরমাণুর জারণমান 0। সুতরাং জটিল যৌগটির নাম টেট্রাকার্বোনিকনিকেল (0)।  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  এ জটিল যৌগটির নাম পেন্টা কার্বোনিক আয়রন (0)।

নিয়ম : লিগ্যান্ডের সংখ্যা ও নাম + কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের নাম + প্রথম বন্ধনীর মধ্যে রোমান অক্ষরে ধাতব আয়নের জারণ মান + অ্যানায়নের নাম।

ক্যাটায়নিক জটিল যৌগের সংকেত	IUPAC পদ্ধতির নাম
১। $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	হেক্সামিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড
২। $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	ডাইঅ্যামিন সিলভার (I) ক্লোরাইড
৩। $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$	হেক্সাঅ্যাকুয়া আয়রন (II) সালফেট
৪। $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$	পেন্টামিন অ্যাকুয়া কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড
৫। $[\text{Cr}(\text{Cl})(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2$	পেন্টা অ্যাকুয়া ক্লোরোক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড
৬। $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$	ট্রাইঅ্যামিনট্রাইনাইট্রোকোবাল্ট (III)

জটিল যৌগের জটিল অংশটি অ্যানায়ন হলে কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নটির প্রথমে নামের শেষে এট্ (ate) যুক্ত করে প্রথম বন্ধনীর মধ্যে জারণমান রোমান সংখ্যায় প্রকাশ করা হয়।

উদাহরণস্বরূপ :

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  জটিল যৌগের জটিল অংশটি অ্যানায়ন এবং কেন্দ্রীয় Fe পরমাণুর জারণ মান + 2.

সুতরাং  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \longrightarrow 4\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  জটিল অংশটির নাম হলো হেক্সাসায়ানোফেরেট (II)।

একইভাবে  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \longrightarrow 3\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ .


$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  জটিল অংশটির নাম হলো হেক্সাসায়ানোফেরেট (III)।


অর্থাৎ অ্যানায়নিক জটিল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে নিচের নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

নিয়ম : ক্যাটায়নের নাম + লিগ্যান্ডের সংখ্যা ও নাম + কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের এট্ যৌগের নাম + প্রথম বন্ধনীর মধ্যে রোমান অক্ষরে ধাতুর জারণমান।

অ্যানায়নিক জটিল যৌগের সংকেত	IUPAC পদ্ধতির নাম
------------------------------	-------------------

১। $K_4[Fe(CN)_6]$	পটাসিয়াম হেক্সাসায়ানো ফেরেট (II)।
২। $K_3[Fe(CN)_6]$	পটাসিয়াম হেক্সাসায়ানোফেরেট (III)।
৩। $K[Ag(CN)_2]$	পটাসিয়াম ডাইসায়ানোআর্জিনেট (I)।
৪। $K_3[AgF_4]$	পটাসিয়াম টেট্রাফ্লোরোআর্জিনেট (I)।
৫। $K_2[HgI_4]$	পটাসিয়াম টেট্রাআয়োডোমারকিউরেট (II)।
৬। $K_2[Pt(Cl)_6]$	পটাসিয়াম হেক্সাক্লোরো প্লাটিনেট (IV)।
৭। $Na_3[Co(NO_2)_6]$	সোডিয়াম হেক্সানাইট্রোকোবাল্টেট (III)।
৮। $K_3[Cr(C_2O_4)_3]$	পটাসিয়াম ট্রাইঅক্সালেটো ক্রোমেট (III)।

	শিক্ষার্থীর কাজ	১। নিম্নের যৌগগুলোর নাম লিখুন। HBrO; HClO <sub>2</sub> ; HClO <sub>3</sub> ; H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> ; HClO <sub>4</sub> ; [Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>3</sub> ; [Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]Cl
---	-----------------	--

	সার-সংক্ষেপ :
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>অজৈব যৌগ :</b> দুই বা ততোধিক যেকোনো মৌলের সমন্বয়ে গঠিত যৌগকে অজৈব যৌগ বলা হয়। বেশিরভাগ অজৈব যৌগ আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এরা উচ্চ গলনাঙ্ক ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্ক যুক্ত হয়।</li> <li>• <b>ক্যাটায়ন :</b> ধনাত্মক আধান যুক্ত পরমাণুর আয়নকে ক্যাটায়ন বলা হয়। পরমাণু তার আধান নিরপেক্ষ অবস্থা থেকে ইলেকট্রনকে দান করে ক্যাটায়নে পরিণত হয়।</li> <li>• <b>অ্যানায়ন :</b> ঋণাত্মক আধান যুক্ত পরমাণুর আয়নকে অ্যানায়ন বলা হয়। পরমাণু তার আধান নিরপেক্ষ অবস্থা থেকে ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে অ্যানায়নে পরিণত হয়।</li> <li>• <b>জটিল যৌগ :</b> যেসব যৌগের অণুর কেন্দ্রে একটি ধাতব পরমাণু বা আয়ন অবস্থান করে কোনো নির্দিষ্ট সংখ্যক উপযুক্ত নিরপেক্ষ অণু বা আধান যুক্ত আয়ন দ্বারা সুনির্দিষ্ট জ্যামিতিক গঠন সৃষ্টি করে থাকে, সে সব যৌগকে জটিল যৌগ বলা হয়।</li> <li>• <b>লিগ্যান্ড :</b> নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় যুক্ত যে কোনো অণু, পরমাণু, মূলক বা আয়নকে লিগ্যান্ড বলা হয়। লিগ্যান্ড তার নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়কে সন্নিবেশিত বন্ধনের মাধ্যমে কেন্দ্রীয় ধাতব পরমাণু বা আয়ন বা অন্যকোনো পরমাণু ও আয়নের সাথে যুক্ত হয় এবং বেশিরভাগ ক্ষেত্রেই জটিল যৌগ উৎপন্ন করে।</li> </ul>	

	পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.১০
---	-------------------------

### সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- নিচের কোনটি মনো অ্যামোনিয়াম ক্যাটায়ন?
 

(ক) $IH_2^+$	(খ) $H_3O^+$	(গ) $NH_4^+$	(ঘ) $Al^{3+}$
--------------	--------------	--------------	---------------
- পলি এটোমিক ক্যাটায়নের নামকরণের ক্ষেত্রে সংশ্লিষ্ট ক্যাটায়নের সাথে কোন শব্দ মূলটি যুক্ত করতে হয়?
 

(ক) নিয়াম	(খ) অনিয়াম	(গ) আইড	(ঘ) এট
------------	-------------	---------	--------
- $Li_2O$ ,  $BeO$ ,  $B_2O_3$  ক্ষেত্রে—
  - $Li_2O$  পানির সাথে বিক্রিয়ায়  $LiOH$  উৎপন্ন হয়
  - $BeO$  পানির সাথে বিক্রিয়ায় ক্ষার তৈরি হয় না
  - $B_2O_3$  পানির সাথে বিক্রিয়ায়  $H_3BO_3$  উৎপন্ন করে
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii
------------	-------------	--------------	-----------------
- জটিল যৌগের নামকরণের ক্ষেত্রে—

- i.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  – টেট্রাঅ্যামিন কপার (II) সালফেট  
 ii.  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  – হেক্সাঅ্যামিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড  
 iii.  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  – টেট্রাঅ্যামিন সিলভার (I) ক্লোরাইড  
 নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii



## চূড়ান্ত মূল্যায়ন

## সৃজনশীল প্রশ্ন-১

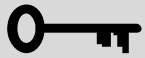
পর্যায়	গ্রুপ→	15	16
↓			
2		A	B

- ক. জটিল আয়ন কী? ১  
 খ.  $\text{O}_2$  অপেক্ষা  $\text{N}_2$  অধিক সুস্থিত কেন? ২  
 গ. A এর হাইড্রাইডের সাথে  $\text{HCl}(\text{aq})$  এর বিক্রিয়ায় উৎপন্ন যৌগের অণুর বন্ধন প্রকৃতির ব্যাখ্যা দিন। ৩  
 ঘ.  $\text{A}_2$  ক্ষারধর্মী না হলেও A-এর হাইড্রাইড ক্ষারধর্মী— বিশ্লেষণ করুন। ৪

## সৃজনশীল প্রশ্ন-২

$\text{AH}_2$ ,  $\text{BH}_3$  ও  $\text{DH}_4$  তিনটি ভিন্ন যৌগ হলেও কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকর অবস্থা অভিন্ন। A, B ও D এর পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে ৪, ৭ ও ৬।

- ক. পোলারায়ণ কী? ১  
 খ.  $\text{MgCl}_2$  অণু  $\text{CaCl}_2$  অপেক্ষা অধিক সমযোজী— ব্যাখ্যা করুন। ২  
 গ. উদ্দীপকের প্রথম দুটি যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সক্রিয় অবস্থায় ইলেকট্রনের পূর্ণবিন্যাস না ঘটলেও শেষ যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর ক্ষেত্রে ইলেকট্রনের পূর্ণবিন্যাস ঘটে— ব্যাখ্যা করুন। ৩  
 ঘ. উদ্দীপকের যৌগ তিনটির কেন্দ্রীয় পরমাণুতে একই সংকরায়ণ ঘটলেও অণুর আকৃতি ভিন্ন— বিশ্লেষণ করুন। ৪



## উত্তরমালা

পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.১ :	১। গ	২। ক	৩। গ	৪। ঘ				
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.২ :	১। খ	২। ঘ	৩। খ	৪। ক	৫। খ	৬। গ	৭। ক	৮। খ
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৩ :	১। ঘ	২। ঘ	৩। খ	৪। গ	৫। ঘ			
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৪ :	১। ঘ	২। ঘ	৩। ঘ					
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৫ :	১। খ	২। খ	৩। গ	৪। ক	৫। গ	৬। ঘ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৬ :	১। গ	২। ঘ	৩। গ	৪। ঘ	৫। খ	৬। গ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৭ :	১। ঘ	২। ক	৩। ঘ	৪। ঘ	৫। গ	৬। ঘ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৮ :	১। গ	২। গ	৩। ক	৪। খ	৫। ক	৬। গ	৭। ক	৮। ঘ
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.৯ :	১। গ	২। ক	৩। খ	৪। ক	৫। খ	৬। ঘ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-৩.১০ :	১। ঘ	২। খ	৩। ঘ	৪। ঘ				