

লাল - সরুজে  
দাগানো

TEXT BOOK



রসায়ন

১ম পত্র

*New Edition*



উর্মেশ

মেডিকেল এবং ডেন্টাল এডমিশন কেয়ার

## ব্যবহারিক (Practical)

**ল্যাবরেটরিতে শিক্ষার্থীর কাজ :** শ্রেণি শিক্ষকের সহায়তায় চারজনের গ্রুপ করে নিম্নোক্ত মূলনীতি সহকারে উপরোক্ত ধাপ অনুসরণ করে নিচের চিত্রমতে মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি নির্ণয় কর।

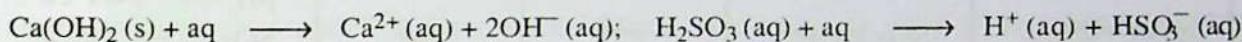
পরীক্ষা নং-১১

তারিখ : .....

পরীক্ষার সময় : ২ পিরিয়ড

### ৩.৬ পরীক্ষার নাম : মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি নির্ণয়

**মূলনীতি :** দ্রবণীয় ধাতব অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রোক্সাইড উৎপন্ন করে, যা পরে আয়নিত হয়ে পানিতে  $\text{OH}^-$  আয়ন সৃষ্টি করে। উৎপন্ন  $\text{OH}^-$  আয়ন লাল লিটমাসকে নীল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে নীল বা বেগুনি বর্ণ করে। অপরদিকে অধাতব অক্সাইড পানিতে দ্রবীভূত হয়ে মৃদু এসিড বা সবল এসিড উৎপন্ন করে, যা পানিতে আয়নিত হয়ে হাইড্রোজেন আয়ন বা প্রোটন ( $\text{H}^+$ ) সৃষ্টি করে। উৎপন্ন  $\text{H}^+$  আয়ন নীল লিটমাসকে লাল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে লাল বা হলুদ বর্ণ করে।

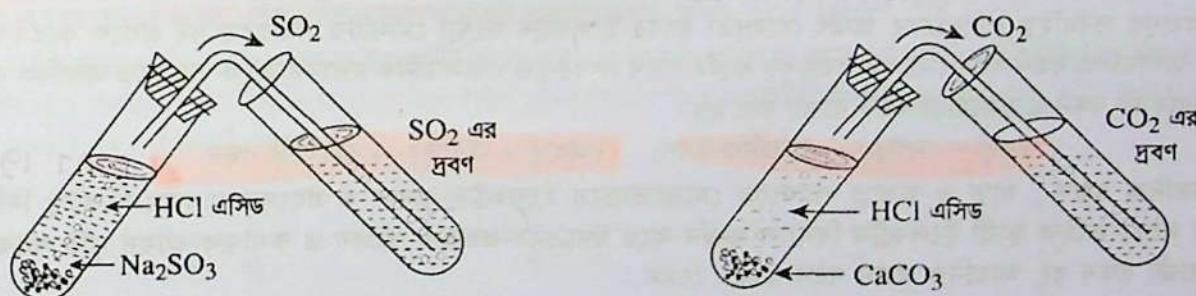


**প্রয়োজনীয় অক্সাইড যোগ :** (১) চুন বা ক্যালসিয়াম অক্সাইড ( $\text{CaO}$ ), (২) বেরিয়াম অক্সাইড ( $\text{BaO}$ ), (৩) কার্বন ডাইঅক্সাইড ( $\text{CO}_2$ ) গ্যাস, (৪) সালফার ডাইঅক্সাইড ( $\text{SO}_2$ ) গ্যাস।

**প্রয়োজনীয় রাসায়নিক পদার্থ :** (১) সোডিয়াম সালফাইট ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), (২)  $\text{HCl}$  এসিড, (৩) চুনাপাথর ( $\text{CaCO}_3$ ), (৪) ডিস্টিল্ড ওয়াটার বা বিশুদ্ধ পানি।

**প্রয়োজনীয় যন্ত্রপাতি :** (১) টেস্টটিউব, (২) গ্যাস ডেলিভারি বিঁকা নল (কর্কযুক্ত), (৩) লিটমাস পেপার (লাল ও নীল)।

**কাজের ধারা :** পরীক্ষা নং-(১) : অল্প চুনের গুঁড়া একটি টেস্টটিউবে নিয়ে 10 mL বিশুদ্ধ পানি যোগ করে টেস্টটিউব অর্ধেক পূর্ণ করে মিশ্রণটিকে ভালোভাবে নেড়ে  $\text{CaO}$  গুঁড়কে দ্রবীভূত করা হয়। উৎপন্ন দ্রবণে প্রথমে লাল লিটমাস ও শেষে নীল লিটমাস পেপার যোগ করে দেখা হয়। লাল লিটমাস নীল ও নীল লিটমাস নীল থাকে। এতে প্রমাণিত হয় চুনের জলীয় দ্রবণ ক্ষারধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে বেশি। নিচের ছকে তা রেকর্ড করা হলো।



চিত্র-৩.১৫ :  $\text{SO}_2$  ও  $\text{CO}_2$  গ্যাস প্রস্তুতি।

**পরীক্ষা নং-(২) :** পরীক্ষা নং ১ এর মতো অল্প বেরিয়াম অক্সাইড নিয়ে দ্রবণ তৈরি করা হয়। উৎপন্ন দ্রবণে প্রথমে লাল লিটমাস ও পরে নীল লিটমাস পেপার যোগ করা হয়। উভয় ক্ষেত্রে লিটমাস পেপার নীল থাকে। প্রমাণিত হলো বেরিয়াম অক্সাইডের জলীয় দ্রবণ ক্ষারধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে বেশি। নিচের ছকে তা রেকর্ড করা হলো।

**পরীক্ষা নং-(৩) :** একটি টেষ্টিউবে অল্প সোডিয়াম সালফাইট ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) গুঁড়া নিয়ে  $\text{HCl}$  এসিড যোগ করে গ্যাস ডেলিভারি নল কর্কযুক্ত করা হয়। নির্গত  $\text{SO}_2$  গ্যাসকে অপর একটি টেষ্টিউবে নেয়া পানিতে চালনা করা হলো। এবার  $\text{SO}_2$  গ্যাসের জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস পেপার যোগ করা হলো। উভয় লিটমাস লাল থাকে। এতে প্রমাণিত হয়  $\text{SO}_2$  গ্যাসের জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম।  $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(\text{l})$   
সালফিউরাস এসিড

**পরীক্ষা নং (৪) :** পরীক্ষা নং-৩ এর মতো চুনাপাথর থেকে  $\text{CO}_2$  গ্যাস তৈরি করে এবং এর জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস যোগ করে দেখা গেল উভয় লিটমাস লাল হয়। প্রমাণিত হলো  $\text{CO}_2$  এর জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম।  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{l})$  [কার্বনিক এসিড]

### সারণি-৩.৬ : পরীক্ষা, পর্যবেক্ষণ ডাটার চার্ট ও সিদ্ধান্ত

পরীক্ষার ক্রমিক	অক্সাইডের দ্রবণ	লাল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	নীল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	সিদ্ধান্ত
(১) নং পরীক্ষা :	$\text{CaO}$ এর দ্রবণ	নীল	নীল	$\text{CaO}$ এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(২) নং পরীক্ষা :	$\text{BaO}$ এর দ্রবণ	নীল	নীল	$\text{BaO}$ এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(৩) নং পরীক্ষা :	$\text{SO}_2$ এর দ্রবণ	লাল	লাল	$\text{SO}_2$ এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।
(৪) নং পরীক্ষা :	$\text{CO}_2$ এর দ্রবণ	লাল	লাল	$\text{CO}_2$ এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।

## ৩.৭ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধনের সম্পর্ক

### Relation between Periodic Properties and Bond Formation

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

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

পরমাণুর সর্ববিহুস্থ শক্তিস্তরের অর্থাৎ যোজ্যতা স্তরের ইলেক্ট্রন সংখ্যা মৌলটির পর্যায়বৃত্ত ধর্ম প্রকাশ করে। তাই মৌলের রাসায়নিক বন্ধন গঠন মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মের সাথে সম্পর্কযুক্ত। রাসায়নিক বন্ধনের অষ্টক তত্ত্ব মতে আয়নিক বন্ধন বা, তড়িৎযোজী বন্ধন ও সময়োজী বন্ধন ব্যাখ্যা করা হয়।

(ধাতু + অধাতু)  $\rightarrow$  আয়নিক বন্ধন; (অধাতু + অধাতু)  $\rightarrow$  সময়োজী বন্ধন

MAT: 19-20

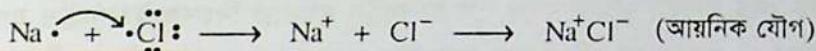
**আয়নিক বন্ধন :** ধাতু ও অধাতু পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে ইলেক্ট্রন প্রদান ও গ্রহণের মাধ্যমে নিকটস্থ নিক্রিয় মৌলের মতো অধিক স্থায়ী ইলেক্ট্রন বিন্যাস অর্জন করে যথাক্রমে ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টি সহকারে তড়িৎযোজী বন্ধন বা, আয়নিক বন্ধন গঠন করে। যেমন,

**আয়নিক বন্ধন গঠনে গ্রহণভিত্তিক সম্পর্ক :** পর্যায় সারণির গ্রহণ-১ ও গ্রহণ-২ এর যথাক্রমে ক্ষার ধাতু ও মৃৎক্ষার ধাতুসমূহের যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে  $ns^1$  ও  $ns^2$  ইলেক্ট্রন আছে। অপরদিকে গ্রহণ-১৭ ও গ্রহণ-১৬ এর মৌলসমূহে যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে  $ns^2 np^5$  এবং  $ns^2 np^4$  ইলেক্ট্রনসমূহ আছে।

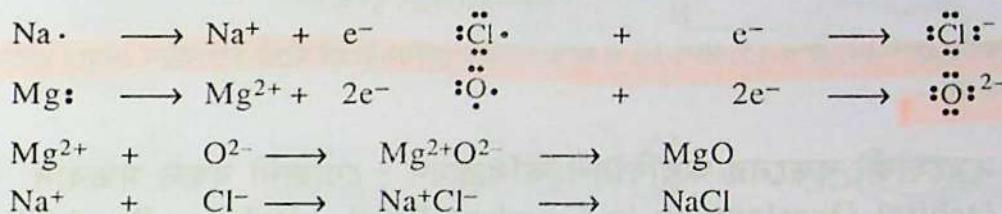
আবার গ্রহণ-১ এর ক্ষার ধাতুসমূহের আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে কম অর্থাৎ এদের ইলেক্ট্রন ত্যাগের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি এবং গ্রহণ-১৭ এর হ্যালোজেনসমূহের ইলেক্ট্রন আসক্তি অর্থাৎ এদের ইলেক্ট্রন গ্রহণের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি।

এতে বোঝা যায়, গ্রুপ-১ এর ধাতুসমূহ এদের  $ns^1$  ইলেকট্রন সহজেই ত্যাগ করে  $M^+$  আয়ন সৃষ্টি করতে পারে এবং সেই ত্যাগ করা ইলেকট্রন গ্রুপ-১৭ এর মৌল গ্রহণ করে  $X^-$  আয়নে পরিণত হতে পারে।

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



অনুরূপভাবে গ্রুপ-২ এর মৌল  $ns^2$  ইলেকট্রনদ্বয় ত্যাগ করে  $M^{2+}$  আয়ন সৃষ্টি করতে সক্ষম। গ্রুপ-১৬ এর মৌলসমূহ দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে  $X^{2-}$  আয়নে পরিণত হতে পারে। এক্ষেত্রে প্রত্যেক  $M^+$ ,  $M^{2+}$ ,  $X^-$  ও  $X^{2-}$  আয়নসমূহ এদের নিকটস্থ নিক্ষিয় গ্যাসের পরমাণুর মতো ইলেকট্রন বিন্যাসে অষ্টক পূর্ণ করেছে। শেষে ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নসমূহ চার্জ সংখ্যা মতে যুক্ত হয়ে  $MX$ ,  $MX_2$  ইত্যাদি আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারে।



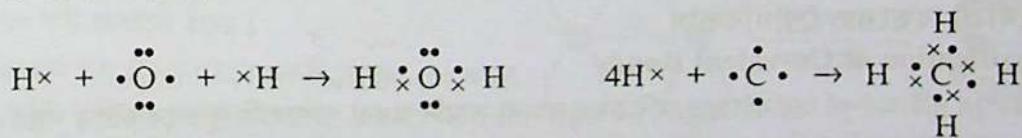
**বৈশিষ্ট্য :** (১) একই গ্রুপে যতো নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা মতে যাওয়া যায়, এসব মৌলের সৃষ্টি আয়নের আকার ততোই বৃদ্ধি পায়। পোলারায়নের নিয়ম মতে ঋণাত্মক আয়নের আয়নিক আকার যতোই বৃদ্ধি পায়, সৃষ্টি আয়নিক বন্ধন ততোই দুর্বল হয়।

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

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

**সময়োজী বন্ধন :** অধাতৰ পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন যুগল শেয়ারের মাধ্যমে সময়োজী অণু গঠন করে। রাসায়নিক পরিবেশে অধাতৰ পরমাণুসমূহ প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে প্রথমে ‘ইলেকট্রন-যুগল’ গঠন করে এবং পরে ঐ ‘ইলেকট্রন-যুগল’ উভয় পরমাণু ‘শেয়ার করে’ নিকটস্থ নিক্ষিয় মৌলের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়; এরূপ বন্ধনকে সময়োজী বন্ধন বলে। যেমন,  $MAT; 20-21$

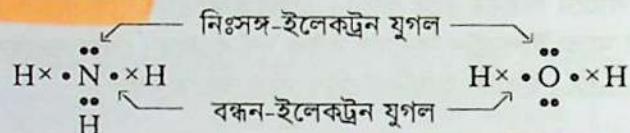
H পরমাণু ও O পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল গঠন ও শেয়ার করার মাধ্যমে সময়োজী পানি ( $H_2O$ ) অণু গঠন এবং কার্বন (C) পরমাণু ও H পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করে সময়োজী মিথেন ( $CH_4$ ) অণু গঠন ‘লুইস-প্রতীক’-এর মাধ্যমে নিচে দেখানো হলো :



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

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

**নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল :** সময়োজী অণুতে যে ইলেকট্রন যুগল কেবল কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট থাকে এবং ইলেকট্রনের অক্টেট-সেট গণনায় ভূমিকা রাখে, সে ইলেকট্রন যুগলকে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল বলে। যেমন পানি ( $H_2O$ ) অণুর মধ্যে কেন্দ্রস্থ O-পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল আছে। অ্যামোনিয়া ( $NH_3$ ) অণুর N-পরমাণুতে একটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকে। যেমন,



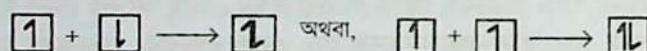
সাধারণত গ্রাফ-14, গ্রাফ-15, গ্রাফ-16 ও গ্রাফ-17 এর মৌলসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন শেয়ার করার মাধ্যমে সময়োজী বন্ধন গঠিত হয়।

### ৩.৮ সময়োজী বন্ধনের অরবিটাল অধিক্রমণ : যোজনী বন্ধন মতবাদ

#### Orbital Overlapping in Covalent Bond : Valence Bond Theory

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

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



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

\*: আণবিক অরবিটালে উভয় পরমাণুর নিট আকর্ষণ শক্তি সবচেয়ে বেশি অর্থাৎ স্থিতিশক্তি সবচেয়ে কম হয়। পরমাণুর পারমাণবিক অরবিটাল যে শক্তিযুক্ত থাকে সৃষ্টি আণবিক অরবিটালের শক্তি যদি তার চেয়ে কম হয়, তবেই স্থিতিশীল সময়োজী বন্ধন গঠিত হয়।

#### ৩.৮.১ সময়োজী বন্ধনের শ্রেণিবিভাগ

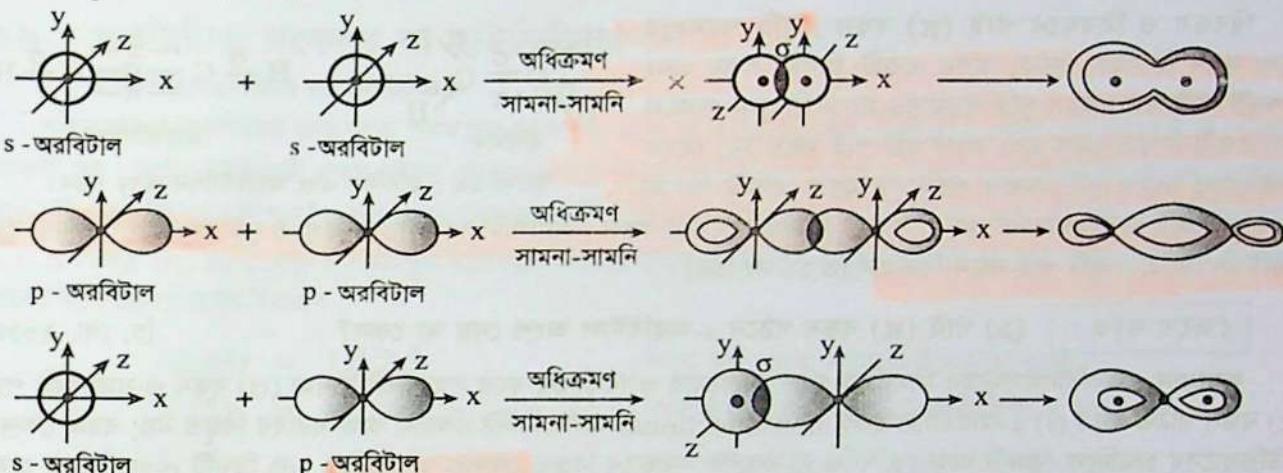
##### Classification of Co-valent Bonds

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

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

সিগমা বন্ধনের বৈশিষ্ট্য : (১) বিশুদ্ধ s ও p অরবিটাল সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন গঠন করে। এ ছাড়া বিভিন্ন ধরনের সংকর অরবিটালও  $\sigma$  বন্ধন সৃষ্টিতে অংশগ্রহণ করে থাকে। (২) দুটি পরমাণুর দুটি অর্ধপূর্ণ অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা সিগমা বন্ধন গঠিত হয়। (৩) সিগমা বন্ধনে আবদ্ধ উভয় পরমাণু সিগমা বন্ধনের অক্ষ বরাবর ঘূর্ণন করতে পারে।

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

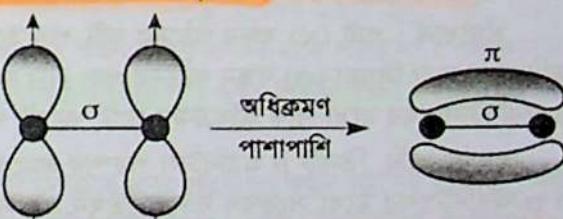
চিত্র-৩.১৬ : সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন সৃষ্টি।

(খ) পাই ( $\pi$ ) বন্ধন (Pi,  $\pi$ -bond) : দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর প্রত্যেকটি হতে একটি করে দুটি সমান্তরাল অর্ধপূর্ণ p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে সৃষ্টি বন্ধনকে পাই ( $\pi$ ) বন্ধন বলা হয়।

পাই ( $\pi$ ) বন্ধনের বৈশিষ্ট্য : (১) সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন ছাড়া পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠিত হয় না। (২) s অরবিটাল ও সংকর অরবিটাল পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠন করতে পারে না; কারণ এরা পরম্পর একক অক্ষ বরাবর লম্বভাবে থাকে না। (৩) সর্বোচ্চ ২টি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠন সম্ভব; কারণ কার্টেসিয়ান (cartesian) জ্যামিতি মতে লম্বভাবে X, Y, Z তিনটি অক্ষ সম্ভব। সিগমা বন্ধন গঠনে দুটি পরমাণুর X-X অক্ষ বরাবর অরবিটাল ব্যবহৃত হলে তখন উভয়ের বেলায় পরম্পর লম্বভাবে থাকা দুটি অক্ষ (Y ও Z) অবশিষ্ট থাকে। (৪) পাই বন্ধনে আবদ্ধ পরমাণুদ্বয়ের একটিকে স্থির রেখে অপরটির বন্ধন বরাবর ঘূর্ণন সম্ভব নয়। তাই এক্ষেত্রে জ্যামিতিক সমান্তরাল উদ্ভব ঘটে। (৫) পাই ( $\pi$ ) বন্ধন সিগমা বন্ধন থেকে দুর্বল হয়।

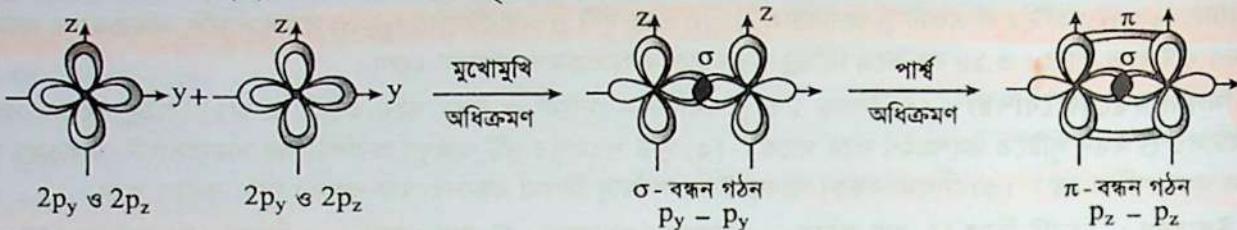
পার্শ্বের ৩.১৭ নং চিত্রে দুটি পরমাণুর মধ্যে সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল দুটি p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে পাই ( $\pi$ ) বন্ধনের সৃষ্টি দেখানো হলো।

উদাহরণ : অক্সিজেন অণু ( $O_2$ ) গঠনে একটি সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন ও একটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন সৃষ্টি হয়। আমরা জানি,  $O(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ । অর্থাৎ দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকের ২টি  $p$ -অরবিটাল যোজ্যতা স্তরে দুটি করে অর্ধপূর্ণ  $2p_y^1$  ও  $2p_z^1$  অরবিটাল আছে।

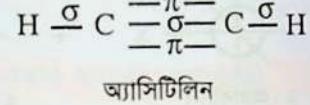
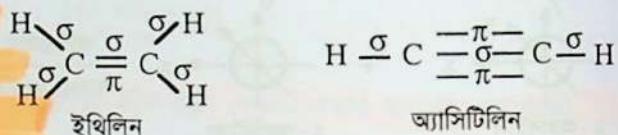
চিত্র-৩.১৭ : পাই ( $\pi$ ) বন্ধন সৃষ্টি।

প্রথমে তাদের মধ্যে একটি করে অরবিটাল যেমন,  $2p_y^1 - 2p_y^1$  অরবিটাল মুখোমুখি অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন গঠন করে। তখন প্রত্যেক পরমাণুর অবশিষ্ট  $2p_z^1$  অরবিটাল পরম্পর সমান্তরালভাবে থাকে। পরে এ দুটি  $2p_z^1$  অরবিটাল

পাশাপাশি অধিক্রমণ করে পাই ( $\pi$ ) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি করে। তাই অক্সিজেন অণুতে দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন ও একটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।

চিত্র-৩.১৮ : অক্সিজেন অণু গঠনে  $\sigma$  ও  $\pi$  বন্ধন।

**দ্বিবন্ধন ও ত্রিবন্ধনে পাই ( $\pi$ ) বন্ধন :** দুটি পরমাণুর মধ্যে যখন দ্বি-বন্ধন থাকে, তখন একটি সিগমা বন্ধন এবং অপরটি পাই বন্ধন হয়। দুটি পরমাণুর মধ্যে ত্রিবন্ধন থাকলে তার একটি সিগমা বন্ধন এবং অপর দুটি পাই বন্ধন হয়; যেমন ইথিলিনের অণুতে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা বন্ধন ও একটি পাই বন্ধন বিদ্যমান। সব C-H বন্ধন সিগমা বন্ধন। অ্যাসিটিলিন যৌগের অণুতে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা এবং দুটি পাই বন্ধন বিদ্যমান [৩.১৯ নং চিত্র]।



চিত্র-৩.১৯ : ইথিলিন এবং অ্যাসিটিলিন অণুর গঠন।

**জেনে নাও :** (১) পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠনে s-অরবিটাল অংশ নেয় না কেন?

[চ. বো. ২০১৯]

**সমাধান :** অরবিটালসমূহের ত্রিমাত্রিক গঠন কাঠামোর ওপর নির্ভর করে সমযোজী সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন ও সমযোজী পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠিত হয়। (i) s-অরবিটাল হলো non-directional অর্থাৎ নির্দিষ্ট কোনো অক্ষ বরাবর বিস্তৃত নয়; বরঞ্চ কেন্দ্রস্থ নিউক্লিয়াসের চারদিকে তিনটি অক্ষ (x, y ও z) বরাবর সমভাবে বিস্তৃত গোলক আকৃতির। (ii) তিনটি p-অরবিটাল হলো পৃথক তিনটি অক্ষ x, y, z বরাবর পরস্পর লম্বভাবে থাকা ডায়াল আকৃতির অর্থাৎ directional যেমন  $p_x, p_y, p_z$ ।

পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠনের দুটি শর্ত হলো— (i) অধাতব দুটি পরমাণুর মধ্যে একই অক্ষ বরাবর দুটি অর্ধপূর্ণ অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা ১টি সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুতে সমান্তরাল দুটি অর্ধপূর্ণ ও বিশুদ্ধ p অরবিটাল থাকতে হয়। (ii) সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধনে আবন্দ উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াসের অক্ষের ওপর লম্বভাবে থাকা এবং পরস্পর সমান্তরাল, বিশুদ্ধ অর্ধপূর্ণ উভয় p অরবিটালের মধ্যে পার্শ্ব অধিক্রমণ ঘটলে তখন পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠিত হয়।

এফেত্রে দুটি পরমাণুর দুটি অর্ধপূর্ণ s অরবিটাল দ্বারা একটি সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন গঠনের পর উভয় নিউক্লিয়াসের অক্ষের ওপর লম্বভাবে এবং পরস্পর সমান্তরাল অপর কোনো অর্ধপূর্ণ s অরবিটাল থাকা সত্ত্ব নয়। তাই পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠনে s অরবিটালের অংশ গ্রহণ আদৌও সত্ত্ব নয়।

(২) পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠনে সংকর বা হাইব্রিড অরবিটাল অংশ নেয় না কেন?

[দি. বো. ২০১৯]

**সমাধান :** পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠনের দুটি শর্ত হলো— (i) দুটি অধাতব পরমাণুর অর্ধপূর্ণ অরবিটালদ্বয়ের অক্ষ বরাবর অধিক্রমণ দ্বারা সিগমা ( $\sigma$ ) বন্ধন গঠনের পর; (ii) যখন উভয় পরমাণুতে দুটি সমান্তরাল অর্ধপূর্ণ p অরবিটাল থাকে এবং ঐ p অরবিটালদ্বয়ের মধ্যে পার্শ্ব অধিক্রমণ ঘটে, তবেই পাই ( $\pi$ ) বন্ধন সৃষ্টি হয়।

আমরা জানি, তিনটি p অরবিটাল পরস্পর সমকোণে বা,  $90^\circ$  কোণে থাকে। অপরদিকে কোনো পরমাণুতে s অরবিটাল ও p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে, তখন সৃষ্টি সংকর অরবিটালসমূহ পরস্পর সমকোণে থাকে না; বরঞ্চ ভিন্ন কৌণিক দূরত্বসহ নতুন জ্যামিতিক গঠন লাভ করে। যেমন C পরমাণুর  $sp^3$  সংকরণে সৃষ্টি চারটি সংকর অরবিটাল পরস্পর  $109.5^\circ$  কোণ সহকারে চতুষ্কোণ গঠন লাভ করে। তাই  $sp^3$  সংকরিত দুটি C পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা বন্ধন গঠনের পর প্রত্যেক C পরমাণুতে তিনটি করে সংকর অরবিটাল অবশিষ্ট থাকে। উভয় C পরমাণুর এ সব সংকর অরবিটাল পরস্পর সমান্তরাল না থাকায় কোনো অরবিটালের মধ্যে পার্শ্ব অধিক্রমণ ঘটে না অর্থাৎ সংকর অরবিটাল দ্বারা পাই ( $\pi$ ) বন্ধন গঠন সত্ত্ব হয় না।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১১ : রাসায়নিক বন্ধনভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২৫(ক) : সমযোজী বন্ধন কী?

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

(গ) সিগমা বন্ধন কী?

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

(ঙ) পাই বন্ধন কাকে বলে; ব্যাখ্যা কর।

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

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

[ঢ. বো. ২০১৭; চ. বো. ২০১৫]

[রা.. বো. ২০১৬]

### ৩.৯ অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন

#### Hybridisation of Orbitals

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

$$\text{Be (4)} = 1s^2 \quad 2s^2 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে বিজোড় ইলেক্ট্রন নেই।}$$

$$\text{B (5)} = 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p_x^1 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে ১টি বিজোড় ইলেক্ট্রন আছে।}$$

$$\text{C (6)} = 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p_x^1 \quad 2p_y^1 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেক্ট্রন আছে।}$$

কিন্তু বাস্তবে  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$  প্রত্তি যৌগে Be, B, C এর যোজনী যথাক্রমে 2, 3, 4 হয়েছে। এর ব্যাখ্যায় বিজ্ঞানীরা বলেন, বিক্রিয়াকালে পরমাণুসমূহ প্রয়োজনীয় শক্তি পেয়ে উদ্বৃত্তি হওয়ার কালে তাদের যোজ্যতা স্তরের জোড়বন্ধ  $2s^2$  ইলেক্ট্রন বিজোড় হয়ে একই শক্তিস্তরের পৃথক 2p অরবিটালে স্থানান্তরিত হয়। ফলে বিজোড় অরবিটাল গঠন করে। উদ্বৃত্তি অবস্থায় তাদের ইলেক্ট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$$\text{Be}^* (4) = 1s^2 \quad 2s^1 \quad 2p_x^1 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেক্ট্রন আছে।}$$

$$\text{B}^* (5) = 1s^2 \quad 2s^1 \quad 2p_x^1 \quad 2p_y^1 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে ৩টি বিজোড় ইলেক্ট্রন আছে।}$$

$$\text{C}^* (6) = 1s^2 \quad 2s^1 \quad 2p_x^1 \quad 2p_y^1 \quad 2p_z^1 \quad \text{লক্ষ্য কর, এতে ৪টি বিজোড় ইলেক্ট্রন আছে।}$$

একুশে ব্যাখ্যায় Be, B, C এর যোজনী সংখ্যা 2, 3, 4 হওয়ার ব্যাখ্যা মিলে। কিন্তু তাদের  $2s^1$ ,  $2p_x^1$ ,  $2p_y^1$ ,  $2p_z^1$  অরবিটালের ইলেক্ট্রন দ্বারা গঠিত অণুতে প্রত্যেক সমযোজী বন্ধন শক্তি এবং বন্ধন কোণ সমান হতে পারে না। পরীক্ষালক্ষ তথ্য মতে  $\text{CH}_4$  অণুতে চারটি C-H সমযোজী বন্ধনই সমশক্তিসম্পন্ন ( $415 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) এবং চারটি বন্ধন কোণ পরম্পর সমান ( $109^\circ 28'$ )।

প্রচলিত অরবিটাল তত্ত্ব ও পরীক্ষালক্ষ ফলাফলের মধ্যে এ পার্থক্য নিরসন করে এবং পরমাণুর বন্ধন গঠনের প্রবণতা, সৃষ্টি যৌগ অণুর আকৃতি ও বন্ধন শক্তি ব্যাখ্যার উপযুক্ত করে। 1931 খ্রিস্টাব্দে বিজ্ঞানী লিনাস পলিং অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন মতবাদ প্রদান করেন।

**অরবিটাল সংকরণের সংজ্ঞা :** বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের বিভিন্ন শক্তির অরবিটালসমূহ পরম্পরের সাথে মিশ্রিত হয়ে পরে সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে অরবিটালসমূহের সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন বলা হয়। সংকরণ প্রক্রিয়ায় সৃষ্টি অরবিটালসমূহকে সংকর অরবিটাল (hybrid orbitals) বলা হয়।

\* অরবিটাল সংকরণ মতবাদের সারসংক্ষেপ হলো নিম্নরূপ :

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

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

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

### ৩.৯.১ সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ

#### Different Types of Hybrid Orbitals

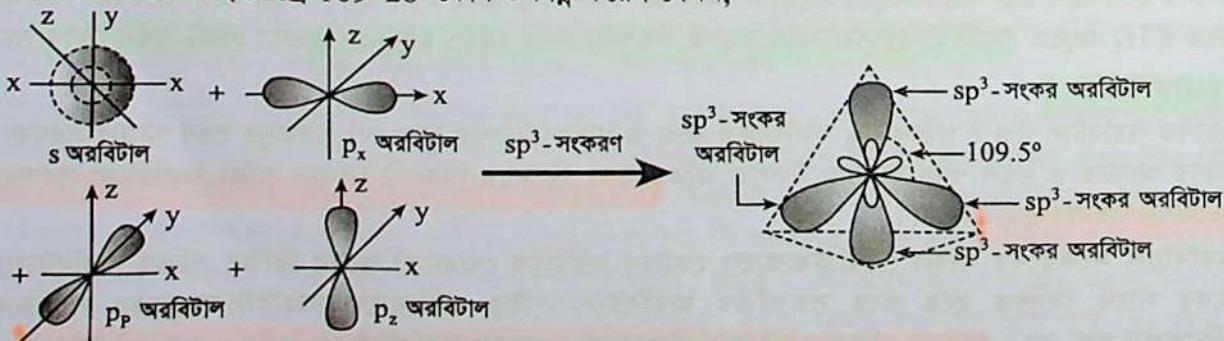
অরবিটালসমূহের বিভিন্ন ধরনের সংকরণ হতে পারে; যেমন—

(১) $sp^3$ সংকরণ	$(CH_4 \text{ অণু গঠনে})$	: চতুর্স্তলকীয় গঠন।
(২) $sp^2$ সংকরণ	$(CH_2 = CH_2 \text{ অণু গঠনে})$	: সমতলীয় ত্রিভুজাকার গঠন।
(৩) $sp$ সংকরণ	$(CH \equiv CH \text{ অণু গঠনে})$	: সরলরৈখিক গঠন।
(৪) $sp^2d$ সংকরণ	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \text{ আয়নে}$	: সমতলীয় বর্গাকার গঠন।
(৫) $sp^3d$ সংকরণ	$(PCl_5 \text{ অণু গঠনে})$	: ত্রিকোণাকার দ্বিপিরামিড গঠন।
(৬) $sp^3d^2$ সংকরণ	$(SF_6 \text{ অণু গঠনে})$	: অষ্টতলকীয় গঠন।
(৭) $sp^3d^3$ সংকরণ	$(IF_7 \text{ অণু গঠনে})$	: পঞ্চভূজীয় দ্বিপিরামিড গঠন।
(৮) $d^2sp^3$ অথবা $sp^3d^2$ সংকরণ	$[Cr(H_2O)_6]^{3+} \text{ আয়ন গঠনে}$	: অষ্টতলকীয় গঠন।

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

#### $sp^3$ সংকরণ ( $sp^3$ Hybridisation)

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



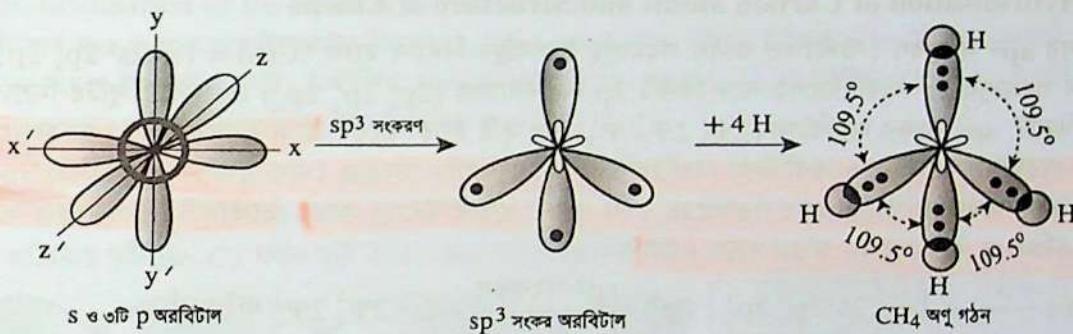
চিত্র-৩.২০ :  $sp^3$  সংকরণ দ্বারা ৪টি  $sp^3$  সংকর অরবিটাল গঠন।

### কার্বনের $sp^3$ সংকরণ ও মিথেন অণু গঠন

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

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

এ অবস্থায় কার্বন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি  $2s$  ও তিনটি  $2p$  অরবিটাল সংমিশ্রিত হয়ে নতুন চারটি সমশক্তির সংকর অরবিটাল  $2\Psi_1^1, 2\Psi_2^1, 2\Psi_3^1, 2\Psi_4^1$  তৈরি করে। একপ  $sp^3$  সংকরণে সৃষ্টি সংকর অরবিটালসমূহ একটি চতুর্স্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে। এ সমশক্তির সংকর অরবিটালসমূহ পরবর্তীতে চারটি  $H$ -পরমাণুর  $1s^1$  অরবিটালসমূহের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ করে মিথেন অণু ( $CH_4$ ) সৃষ্টি করে। এ  $sp^3$  সংকরণের ফলে সৃষ্টি অণুতে আদর্শ অবস্থায় বন্ধন কোণসমূহ  $109^{\circ}28'$  হয়। নিচে  $C$ -পরমাণুর  $sp^3$  সংকরণ ও  $H$ -পরমাণুর সাথে  $CH_4$  অণু সৃষ্টি সূষ্ম চতুর্স্তলকীয় গঠন দেখানো হলো।

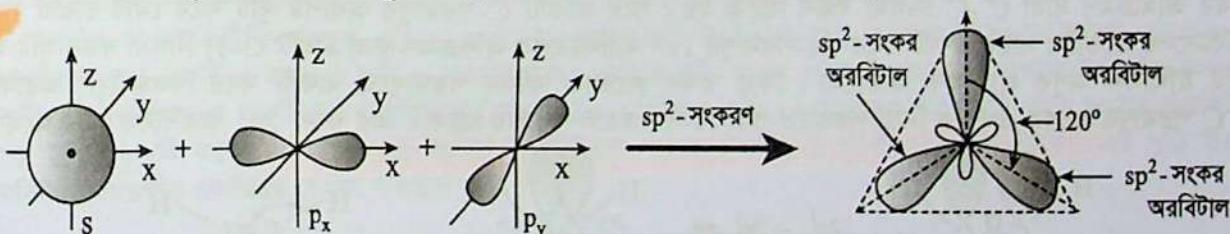


চিত্র-৩.২১ : কার্বন পরমাণুর  $sp^3$  সংকরণের মাধ্যমে চতুর্স্তলকীয়  $CH_4$  অণুর সৃষ্টি।

### ৩.৯.২ $sp^2$ সংকরণ

#### $sp^2$ hybridisation

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি  $s$  অরবিটাল ও দুটি  $p$  অরবিটালের মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে তিনটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে  $sp^2$  সংকরণ বলা হয়। এতে সৃষ্টি সংকর অরবিটাল তিনটি একই সমতলে অবস্থান করে এবং একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিন শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত হয়; ত্রিভুজের কেন্দ্রে পরমাণুর নিউক্লিয়াস থাকে।  $sp^2$  সংকরণের ফলে সৃষ্টি এ অরবিটালসমূহ কেন্দ্রে পরস্পরের মধ্যে  $120^{\circ}$  কোণ উৎপন্ন করে।



চিত্র-৩.২২ :  $sp^2$  সংকরণ দ্বারা তিনি সংকর অরবিটাল গঠন।

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

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

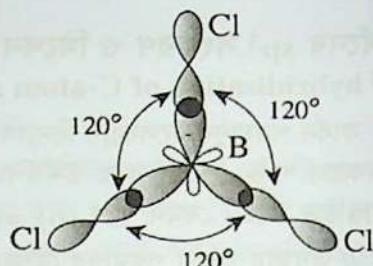
বোরন (B) পরমাণুর স্বাভাবিক ইলেকট্রন বিন্যাসে ১টি অযুগ্ম ইলেকট্রন আছে। যেমন  $B(5) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ । B পরমাণুর  $2s$  অরবিটাল থেকে ১টি ইলেকট্রন  $2p$  অরবিটালে স্থানান্তরের ফলে এতে তিনটি অযুগ্ম ইলেকট্রন হয়ে থাকে। এর পরে বোরন পরমাণুতে  $sp^2$  সংকরণ ঘটে :

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

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

সংকরিত অবস্থায় : B (5) :  $1s^2, 2\Psi_1^1, 2\Psi_2^1, 2\Psi_3^1$

এখানে  $\Psi_1^1, \Psi_2^1, \Psi_3^1$  হলো বোরনের সংকর অরবিটালসমূহ। উৎপন্ন তিনটি সংকর অরবিটাল একটি ত্রিভুজের তিনটি শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত হয়ে পরম্পর 120° কোণ গঠন করে। এরা তিনটি ক্লোরিন পরমাণুর এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট  $3p_z^1$  অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি B-C<sub>l</sub> সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে এবং BC<sub>l</sub><sub>3</sub> অণু গঠিত হয়। BC<sub>l</sub><sub>3</sub> অণুর গঠন আকৃতি সমতলীয় সূমম ত্রিভুজাকার।

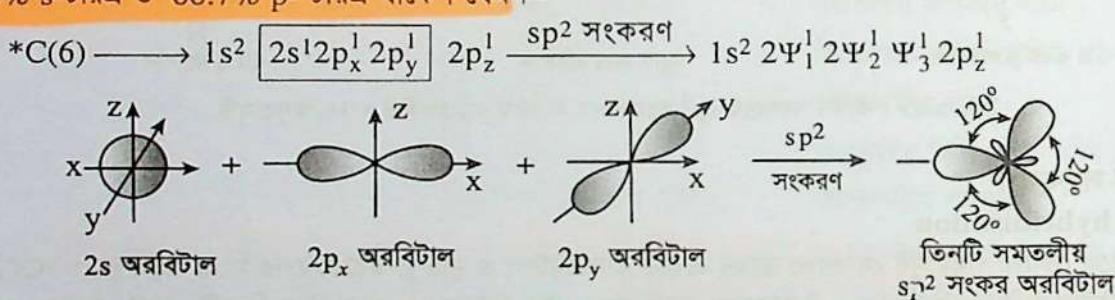


চিত্র-৩.২৩ :  $sp^2$  সংকরণে ত্রিভুজ আকৃতির BC<sub>l</sub><sub>3</sub> অণুর গঠন।

## (২) কার্বনের $sp^2$ সংকরণ ও ইথিলিন অণুর গঠন

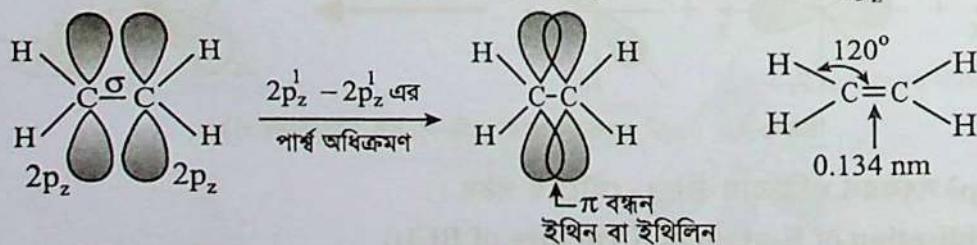
### $sp^2$ Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethene

কার্বনের  $sp^2$  সংকরণ : উদ্বীপিত কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো  $*C(6) = 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । তখন কার্বন পরমাণুর  $2s^1$  অরবিটালের সঙ্গে তিনটি  $2p$  অরবিটালের ( $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ ) যে কোনো দুটির মিশ্রণের ফলে সমশক্তির তিনটি  $sp^2$  সংকর অরবিটাল ( $2\Psi_1^1 2\Psi_2^1 \Psi_3^1$ ) এর সৃষ্টি হতে পারে। একে কার্বনের  $sp^2$  সংকরণ বলে। এ অবস্থায় C পরমাণুর একটি  $2p$  অরবিটাল অপরিবর্তিত অর্থাৎ বিশুদ্ধ অবস্থায় থেকে যায়। তখন তিনটি  $sp^2$  সংকর অরবিটাল একই সমতলে থাকে এবং পরম্পরের সঙ্গে 120° কোণ উৎপন্ন করে। প্রত্যেকটি  $sp^2$  সংকর অরবিটালে 33.3% s-চরিত্র ও 66.7% p- চরিত্র থাকে। যেমন—



চিত্র-৩.২৪ : কার্বন পরমাণুর  $sp^2$  সংকর দ্বারা তিনটি সংকর অরবিটাল গঠন।

$sp^2$  সংকরিত দুটি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে প্রতিটির একটি সংকর অরবিটাল অপরিবর্তিত একটি সংকর অরবিটালের অক্ষ বরাবর অধিক্রমণ দ্বারা C-C সিগমা বন্ধন গঠিত হয়। পরে প্রতিটি C-পরমাণুর অবশিষ্ট দুটি করে মোট চারটি সংকর অরবিটালের প্রতিটির সাথে একটি করে H-পরমাণুর  $1s^1$  অরবিটালের অধিক্রমণ দ্বারা চারটি C-H সিগমা বন্ধন সৃষ্টি হয়। এটিই ইথিলিন অণুর প্রাথমিক কাঠামো। কিন্তু তখন প্রত্যেক কার্বন পরমাণুতে একটি করে বিশুদ্ধ  $2p_z^1$  অরবিটাল দুটি C পরমাণুর তলের ওপর ও নিচে লম্বভাবে পরম্পর সমান্তরাল অবস্থায় থাকে। এর ফলে  $2p_z^1$  অরবিটাল দুটির মধ্যে



চিত্র-৩.২৫ : ইথিন বা ইথিলিন অণুর মধ্যে দুটি  $2p_z^1$  অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণ দ্বারা পাই ( $\pi$ ) বন্ধনের সৃষ্টি।

পাশাপাশি অধিক্রমণ সম্ভব হয়। এভাবে ডান্ডেল আকৃতিবিশিষ্ট দুটি  $2p_z^1$  অরবিটালের পাশাপাশি আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা ত্রি দুটি C পরমাণুর মধ্যে একটি দুর্বল সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয়, একে কার্বন-কার্বন  $\pi$  বন্ধন বলে। সুতরাং ইথিলিন অণুর

দুটি C পরমাণুর মধ্যে দুটি সমযোজী বন্ধন থাকে; এদের একটি হলো দুটি C পরমাণুর অক্ষ বরাবর,  $sp^2 - sp^2$  সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন মিলে একটি কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে তিনটি  $sp^2$  অরবিটাল সমতলীয় সুষম ত্রিকোণাকার হয়ে থাকে এবং  $\angle H-C-H$  বা,  $\angle H-C-C$  সমান  $120^\circ$  এবং  $C=C$  দ্বিবন্ধন দূরত্ব  $0.134 \text{ nm}$  হয়ে থাকে।

### ৩.৯.৩ sp সংকরণ

#### sp Hybridisation

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও একটি p অরবিটালের মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে দুটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp সংকরণ বলা হয়। এতে সৃষ্টি সংকর অরবিটালসহ পরম্পরের বিপরীত দিকে সরলরেখা বরাবর অবস্থিত হয়। অর্থাৎ তাদের মধ্যকার কোণের পরিমাণ  $180^\circ$  হয়।

#### (১) sp সংকরণ প্রক্রিয়ায় $BeCl_2$ যৌগের অণুর গঠন

##### sp hybridisation of Be-atom & Structure of $BeCl_2$

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

এ অবস্থায় বেরিলিয়াম পরমাণুতে sp সংকরণ হয়। উৎপন্ন দুটি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে এবং এরা দুটি ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ( $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ ) এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট  $3p_z^1$  অরবিটালের সাথে অধিক্রম প্রক্রিয়ায় দুটি Be-C1 বন্ধন সৃষ্টি করে। ফলে  $BeCl_2$  অণু গঠিত হয়।



চিত্র-৩.২৬ : sp-সংকরণ দ্বারা  $BeCl_2$  অণুর গঠন।

এক্ষেত্রে sp সংকরণ হওয়ায়  $\angle C1BeC1 = 180^\circ$ ।

অর্থাৎ  $BeCl_2$  অণুর আকৃতি সরল রৈখিক।

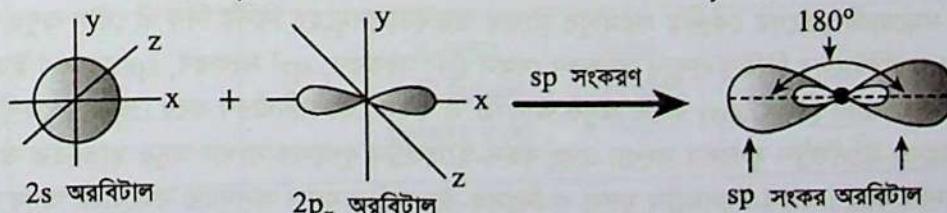
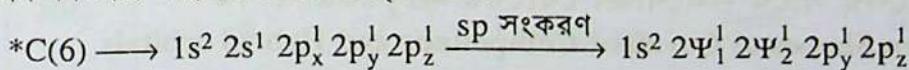
**MCQ-3.16 :**  $NH_3$  অণুর ক্ষেত্রে তথ্য হলো :

- (i) N পরমাণুতে  $sp^3$  সংরক্ষণ ঘটেছে
- (ii) মুক্ত জোড় ইলেকট্রন আছে
- (iii) চতুর্ভুক্তীয় গঠন
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii      (খ) ii ও iii
- (গ) i ও iii      (ঘ) i, ii ও iii

#### (২) কার্বনের sp সংকরণ ও ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর গঠনাকৃতি

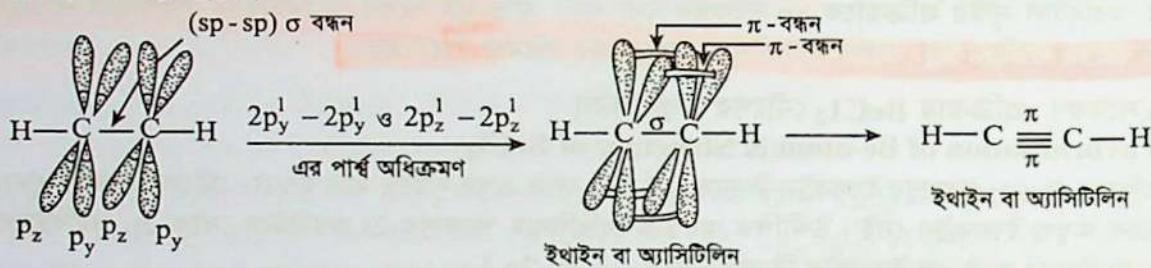
##### sp Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethyne

ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর ( $H-C \equiv C-H$ ) মধ্যে দুটি কার্বন পরমাণু পরম্পর ত্রিবন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এই ত্রিবন্ধনের মধ্যে একটি σ বন্ধন ও দুটি π বন্ধন থাকে। এক্ষেত্রে দুটি কার্বন পরমাণু প্রত্যেকে প্রথমে উদ্দীপ্তি অবস্থায় একটি  $2s$  অরবিটাল ও একটি  $2p$  অরবিটাল (যেমন,  $2p_x$ ) মিশ্রিত হয়ে sp সংকরণ দ্বারা দুটি করে সংকর অরবিটাল ( $2\Psi_1^1 2\Psi_2^1$ ) সৃষ্টি করে। প্রত্যেকটি sp সংকর অরবিটালে 50% s-চরিত্র ও 50% p-চরিত্র থাকে। এই দুটি সংকর অরবিটাল সমতলীয় এবং এক রেখায় অবস্থান করে।



চিত্র-৩.২৭ : C-পরমাণুর sp সংকরণ

**sp সংকরিত দু'টি C-পরমাণুর ইথাইন অণু গঠন :** sp সংকরিত C পরমাণুর দু'টি করে সংকর অরবিটাল ( $2\Psi_1^1 2\Psi_2^1$ ) থাকে। এরপ দুটি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে উভয় C-পরমাণুর একটি সংকর অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা O বন্ধন উৎপন্ন করে। এছাড়াও এই দুটি কার্বন পরমাণু তাদের দ্বিতীয় সংকর অরবিটাল দ্বারা পৃথকভাবে দুটি H পরমাণুর সাথে দুটি O বন্ধন গঠন করে। কিন্তু অসংকরিত  $2p_y^1$  এবং  $2p_z^1$  অরবিটাল দুটি অবিকৃত অবস্থায় থাকে। তখন উভয় কার্বন পরমাণুর সমান্তরাল ও অসংকরিত একটি করে দুটি অরবিটালের পাশাপাশি ও আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা দুটি  $\pi$  বন্ধন উৎপন্ন করে। অতএব ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর মধ্যে তিনটি O বন্ধন (দুটি C-H ও একটি C-C সিগমা বন্ধন) এবং দুই কার্বন পরমাণুর মধ্যে দুটি  $\pi$  বন্ধন অবস্থান করে।  $\pi$  বন্ধনের ইলেকট্রনগুলো এই তিনটি বন্ধনের মূল কাঠামোকে বেষ্টন করে রাখে।



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

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে দুটি sp অরবিটাল সমতলীয় সরলরেখিক এবং  $H-C-C$  কোণ  $180^\circ$  এবং  $C\equiv C$  ত্রিবন্ধন দূরত্ব ০.১২০ nm।

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

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

**শিক্ষার্থী নিজে কর-৩.১২ : অরবিটাল সংকরণভিত্তিক :**

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

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

### ৩.১০ সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক

#### Relation between Shapes of Covalent Compounds and Hybrid orbitals

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

যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে—

- (i) দুটি ইলেকট্রন যুগল বা দুটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় সরলরেখিক হয়। যেমন,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{CH}\equiv\text{CH}$  অণুর গঠন। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে  $\text{sp}$  সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ  $180^\circ$  হয়।
- (ii) তিনটি ইলেকট্রন যুগল বা তিনটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজ আকৃতির হয়। যেমন  $\text{BCl}_3$ । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে  $\text{sp}^2$  সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ  $120^\circ$  হয়।
- (iii) চারটি ইলেকট্রন যুগল বা চারটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি চতুরঙ্গলকীয় হয়। যেমন  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BF}_4^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে  $\text{sp}^3$  সংকরণ ঘটে; বন্ধন কোণ  $109^\circ 28'$  হয়।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে একটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে, অণুর আকৃতি চতুরঙ্গলকীয় থেকে বিকৃত হয়ে ত্রিকোণাকার পিরামিড; বন্ধন কোণ  $107^\circ$  হয়। এর গঠন নিচের ছকে দেখানো হলো। যেমন,  $\text{NH}_3$ ।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে দুটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে তখন অণুর আকৃতি আরো বিকৃত হয়ে ইংরেজি V-অক্ষরের আকৃতি লাভ করে। তখন বন্ধন কোণ  $104.5^\circ$  এর মতো হয়। যেমন,  $\text{H}_2\ddot{\text{O}}$ ।

এছাড়া পাঁচটি সংকর অরবিটাল থাকলে ত্রিভুজাকার দ্বিপিরামিড ( $\text{PCl}_5$ ), ছয়টি সংকর অরবিটাল থাকলে অষ্টতলকীয় ( $\text{SF}_6$ ), সাতটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর গঠন পঞ্চভুজাকার দ্বিপিরামিড ( $\text{IF}_7$ ) হয়।

যৌগের অণু	অণুতে ইলেকট্রন বিন্যাস	অরবিটাল সংকরণ	যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন জোড়	অণুর আকৃতির নাম	অণুর গঠন আকৃতি	অণুতে বন্ধন কোণ
$\text{BeCl}_2$	$:\ddot{\text{Cl}}  \times \text{Be} \times  \ddot{\text{Cl}}:$	$\text{sp}$	২ জোড়া	সরলরেখিক	$\text{Cl}—\text{Be}—\text{Cl}$	$180^\circ$
$\text{BCl}_3$	$:\ddot{\text{Cl}}  \begin{matrix} \text{B} \\   \\ :\ddot{\text{Cl}}  \end{matrix} \ddot{\text{Cl}}:$	$\text{sp}^2$	৩ জোড়া	সমতলীয় ত্রিভুজাকার		$120^\circ$
$\text{CH}_4$	$\begin{matrix} \text{H} \\   \\ \text{H} \cdots \text{C} \cdots \text{H} \\   \\ \text{H} \end{matrix}$	$\text{sp}^3$	৪ জোড়া	চতুরঙ্গলকীয় বা ট্রোহেড্রাল		$109.5^\circ$
$\ddot{\text{N}}\text{H}_3$	$\text{H} \cdots \ddot{\text{N}} \cdots \text{H}$	$\text{sp}^3$	৪ জোড়া ১টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল	বিকৃত চতুরঙ্গকের ত্রিকোণাকার পিরামিড আকৃতি		$107^\circ$
$\text{H}_2\ddot{\text{O}}$	$\text{H} \cdots \ddot{\text{O}}:$	$\text{sp}^3$	৪ জোড়া (২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল)	বিকৃত চতুরঙ্গকের V আকৃতি		$104.5^\circ$

### ৩.১০.১ সমযোজী ঘোগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা নির্ণয়

Determination of Hybridisation State of Central atom in Covalent Compd.

লুইসের অষ্টক নিয়ম (Octet rule) মতে, সমযোজী ঘোগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে মৌলিক পরমাণুর মধ্যে বিক্রিয়াকালে কীরক অরবিটাল সংকরণ ঘটতে পারে তা আমরা পূর্বে আলোচিত ঘোগ অণুর গঠন থেকে জেনেছি। এখন নিচে প্রদত্ত (১) নং সাধারণ ফর্মুলার সাহায্যে একটি ঘোগ অণুর ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটাল সংকরণে অংশগ্রহণকারী অরবিটাল সংখ্যা (H) নির্ণয় করা যায়। পরে তা থেকে কেন্দ্রীয় পরমাণুটির অরবিটাল সংকরণ অবস্থা এবং অণুটির বা আয়নটির গঠন জানা যায়। যেমন,

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

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

H-এর মান →	2	3	4	5	6	7
সংকরণ →	sp	sp <sup>2</sup>	sp <sup>3</sup>	sp <sup>3</sup> d	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	sp <sup>3</sup> d <sup>3</sup>
অণুর গঠন →	সরলরেখিক গঠন	সমতলীয় ত্রিভুজাকার	চতুর্স্তলকীয় গঠন	ত্রিকোণাকার দ্বিপিরামিড	অষ্টতলকীয় গঠন	পঞ্চভূজীয় দ্বিপিরামিড

- \* সংকর অরবিটালে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকলে উপরোক্ত সাধারণ আণবিক গঠন পরিবর্তিত হয়। যেমন,
- \* sp<sup>3</sup> সংকরিত NH<sub>3</sub> এর অণুতে এক জোড়া নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন থাকায় NH<sub>3</sub> এর গঠন বিকৃত চতুর্স্তলক ও কোণ 107° হয়। sp<sup>3</sup> সংকরিত H<sub>2</sub>O এর অণুতে দুই জোড়া নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন থাকায় H<sub>2</sub>O এর গঠন বিকৃত চতুর্স্তলক বা, V আকৃতির ও কোণ 104.5° হয়।
- \* sp<sup>3</sup>d<sup>3</sup> সংকরিত XeF<sub>6</sub> অণুতে একটি নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল থাকায় এর গঠন পঞ্চভূজীয় দ্বি-পিরামিডের পরিবর্তে পঞ্চভূজীয় পিরামিড আকৃতি হয়। [চিত্র-৩.২(খ) দেখো।]

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

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

নিচের পাঁচটি উদাহরণ থেকে কয়েকটি অণু ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণে জড়িত অরবিটাল সংখ্যা (H), সংকরণ অবস্থা এবং সৃষ্টি সংকর অরবিটালে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় সংখ্যা (L) জানা যাবে।

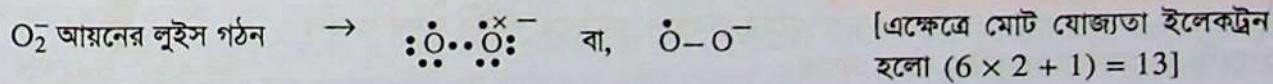
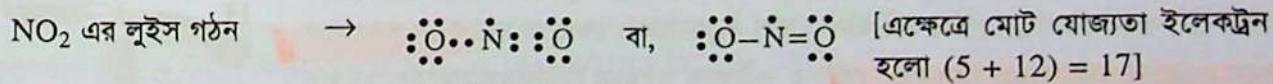
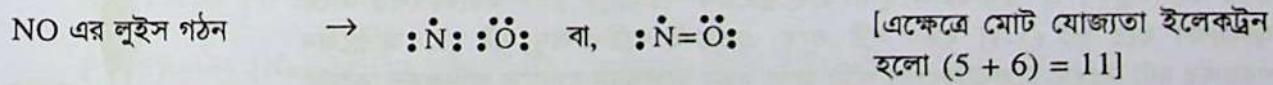
বিভিন্ন সমযোজী অণু ও আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা, নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন জোড় সংখ্যা ও গঠন নির্ণয় :

অণুর প্রকৃতি	সংশ্লিষ্ট ঘোগ	উদাহরণসহ সংকরণ অবস্থা ও গঠন আকৃতি নির্ণয়
(১) ঘোগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে শুধুমাত্র একযোজী পরমাণু যুক্ত থাকে।	BeCl <sub>2</sub> , BF <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , NH <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O, PCl <sub>3</sub> , PCl <sub>5</sub> , SF <sub>4</sub> ইত্যাদি।	> ঘোগ : CH <sub>4</sub> ; এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [V + X - C + A] = \frac{1}{2} [4 + 4 - 0 + 0] = 4$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C এর সংকরণ অবস্থা : sp <sup>3</sup> , আবার L = [4 - 4 - 0] = 0 ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু C তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, L = 0 ∴ sp <sup>3</sup> সংকরিত অণুটির গঠনাকৃতি : চতুর্স্তলকীয় CH <sub>4</sub> অণু।
(২) ঘোগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে শুধু একযোজী পরমাণু ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে।	NH <sub>3</sub> , NF <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S ইত্যাদি।	> ঘোগ : H <sub>2</sub> O, এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [V + X - C + A] = \frac{1}{2} [6 + 2 - 0 + 0] = 4$ ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু O এর সংকরণ অবস্থা : sp <sup>3</sup> , আবার L = [4 - 2 - 0] = 2 ∴ কেন্দ্রীয় পরমাণু O তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, L = 2 ∴ sp <sup>3</sup> সংকরিত ও 2L যুক্ত H <sub>2</sub> O এর গঠন : বিকৃত চতুর্স্তলকীয়।

অণুর প্রকৃতি	সংশ্লিষ্ট যোগ	উদাহরণসহ সংকরণ অবস্থা ও গঠন আকৃতি নির্ণয়
(৩) যোগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে শধুমাত্র দ্বিযোজী পরমাণু যুক্ত থাকে।	$\text{CO}_2, \text{CS}_2, \text{SO}_2, \text{SO}_3$ ইত্যাদি।	> যোগ : $\text{SO}_3$ , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [V + X - C + A] = \frac{1}{2} [6 + 0 - 0 + 0] = 3$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু S এর সংকরণ অবস্থা : $sp^2$ , আবার $L = [3 - 0 - 3] = 0$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু S তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, $L = 0$ $\therefore sp^2$ সংকরিত অণুটির গঠনাকৃতি : সমতলীয় ত্রিকোণাকার $\text{SO}_3$ অণু।
(৪) যোগ অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণুতে একযোজী ও দ্বিযোজী উভয় পরমাণু যুক্ত থাকে।	$\text{COCl}_2, \text{POCl}_3, \text{HCHO}$ ইত্যাদি।	> যোগ : $\text{HCHO}$ , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [4 + 2 - 0 + 0] = 3$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু C এর সংকরণ অবস্থা : $sp^2$ , আবার $L = [3 - 2 - 1] = 0$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু C তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, $L = 0$ $\therefore sp^2$ সংকরিত অণুটির গঠনাকৃতি : সমতলীয় ত্রিভুজাকার $\text{HCHO}$ অণু।
(৫) ক্যাটায়নের ক্ষেত্রে।	$\text{NH}_4^+, \text{CH}_3^+, \text{H}_3\text{O}^+$ ইত্যাদি।	> যোগ আয়ন : $\text{NH}_4^+$ , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [5 + 4 - 1 + 0] = 4$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু N এর সংকরণ অবস্থা : $sp^3$ , আবার $L = [4 - 4 - 0] = 0$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু N তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, $L = 0$ $\therefore sp^3$ সংকরিত আয়নের গঠনাকৃতি : চতুর্স্তুলকীয় $\text{NH}_4^+$ আয়ন।
(৬) অ্যানায়নের ক্ষেত্রে।	$\text{BCl}_4^-, \text{BF}_4^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}$ , ইত্যাদি।	> যোগ আয়ন : $\text{BF}_4^-$ , এক্ষেত্রে, $H = \frac{1}{2} [3 + 4 - 0 + 1] = 4$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু B এর সংকরণ অবস্থা : $sp^3$ , আবার $L = [4 - 4 - 0] = 0$ $\therefore$ কেন্দ্রীয় পরমাণু B তে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা, $L = 0$ $\therefore sp^3$ সংকরিত আয়নের গঠনাকৃতি : চতুর্স্তুলকীয় $\text{BF}_4^-$ আয়ন।

উল্লেখ্য সময়োজী যোগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরণ অবস্থা নির্ণয়ের এ পদ্ধতিটি ‘বিজোড় ইলেকট্রন যুক্ত অণু’ (Odd electron molecule)-এর বেলায় প্রযোজ্য হবে না।

বিজোড় ইলেকট্রন যুক্ত অণু (Odd Electron Molecule) : লুইসের ‘অষ্টক নিয়ম’ এর ব্যতিক্রম ঘটে এমন কিছু সময়োজী অণু ও ঝণাঝক আয়ন আছে; এদের মধ্যে অণুস্থিত একটি পরমাণুতে একটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে এবং ঐ সব অণু বা আয়নের লুইস গঠনে বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত পরমাণুটিতে আটটি ইলেকট্রন না থেকে সাতটি ইলেকট্রন থাকে। অষ্টক অপূর্ণ একুপ বদ্ধনযুক্ত সময়োজী অণু ও আয়নকে বিজোড় ইলেকট্রন যুক্ত অণু বা আয়ন বলে। যেমন, নাইট্রিক অক্সাইড ( $\text{NO}$ ), নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড ( $\text{NO}_2$ ), সুপার অক্সাইড আয়ন ( $\text{O}_2^-$ ) ইত্যাদি। এ সব বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত অণু ও আয়ন জৈব ফ্রি-রেডিকেল বা মুক্ত মূলকের মত কম স্থায়ী ও বিক্রিয়ায় অধিক সক্রিয় হয়। এ সব অণু রেজেন্যাস বা অণুরণন প্রক্রিয়া সহকারে একাধিক লুইস গঠনসহ মোটামুটি স্থায়িত্ব লাভ করে থাকে। বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় এ সব অণু বা আয়ন প্যারা চুম্বকধর্মী হয়। যেমন,



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

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

ইলেকট্রনসমূহ পরস্পরকে বিকর্ষণ করে এবং এ বিকর্ষণের পরিমাণ কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্বের ওপর নির্ভর করে। বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত বন্ধন ইলেকট্রনযুগল (bp) দুটি পরমাণুর কেন্দ্রকে প্রদক্ষিণ করে। অপরদিকে কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল (lp) শুধুমাত্র সে পরমাণুকে প্রদক্ষিণ করে। এ কারণে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগলবিশিষ্ট অরবিটালে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট শেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল অপেক্ষা বেশি হয়। দুটি ইলেকট্রনযুগলের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্বের গুণফলের ওপর নির্ভর করে। ফলে তাদের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ নিম্নলিপ হয় :

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

উপরিউক্ত সিদ্ধান্তের আলোকে  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4^+$ , প্রত্তি যৌগ ও আয়নের বন্ধন ও আকৃতি আলোচনা করা হলো।

(ক) বন্ধন কোণের ওপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলের প্রভাব :

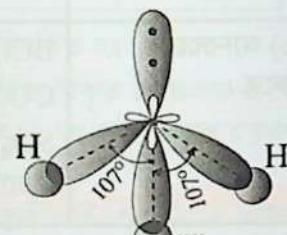
(১) অ্যামোনিয়া ( $\text{NH}_3$ ) অণুর গঠনে  $\text{sp}^3$  সংকরণ (Formation of  $\text{NH}_3$  with  $\text{sp}^3$ )

নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, N (7) =  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । এর  $\text{sp}^3$  সংকরণের ফলে যে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটাল সৃষ্টি হয়, তাদেরকে  $\psi_1$ ,  $\psi_2$ ,  $\psi_3$  ও  $\psi_4$  দ্বারা চিহ্নিত করলে সংকরিত অবস্থায় N-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস হয়  $\psi_1^2, \psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$ । এক্ষেত্রে  $\psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$  সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকায় তারা প্রত্যেকে একটি করে H পরমাণুর  $1s^1$  অরবিটালের সাথে মুখ্যমূল্য অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N-H সিগমা (σ)-বন্ধন সৃষ্টি করে এবং এভাবে  $\text{NH}_3$  অণু সৃষ্টি হয়।  $\psi_2, \psi_3, \psi_4$  ও অরবিটালসমূহের বন্ধন ইলেকট্রন যুগলের মধ্যকার বিকর্ষণ অপেক্ষা  $\psi_1^2$  এর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুগল দ্বারা তাদের ওপর বিকর্ষণ বেশি হয়। ফলে

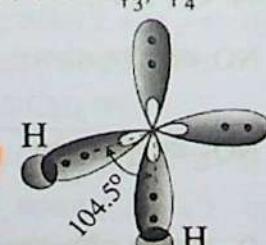
অ্যামোনিয়া অণুতে বন্ধন কোণ  $\angle \text{HNH}$  এর মান  $109.5^\circ$  থেকে কমে  $107^\circ$  হয়। অ্যামোনিয়া অণুর গঠন একটি ত্রিকোণাকার পিরামিডের ন্যায়, যার কেন্দ্র বিন্দুতে N পরমাণু এবং তলের কৌণিক বিন্দুসমূহে H পরমাণুসমূহ অবস্থিত।

(২) পানির অণুর গঠনে  $\text{sp}^3$  সংকরণ প্রক্রিয়া (Formation of  $\text{H}_2\text{O}$  with  $\text{sp}^3$ )

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



চিত্র-৩.২৯ :  $\text{NH}_3$  অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।



চিত্র-৩.৩০ :  $\text{H}_2\text{O}$  অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।

(খ) বক্তন কোণের ওপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল ও পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার প্রভাব :

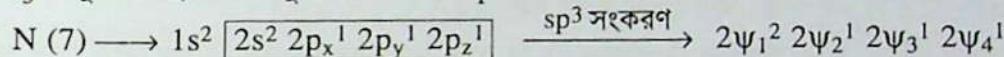
নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রনযুক্ত যৌগ অণু,  $AB_3L$  (যেমন-  $\ddot{N}H_3$ ,  $\ddot{N}F_3$ ,  $\ddot{P}H_3$ ) ও  $AB_2L_2$  (যেমন-  $H_2\ddot{O}$ ,  $H_2\ddot{S}$ ) এর বেলায় বক্তন কোণের ওপর সংশ্লিষ্ট পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার প্রভাব রয়েছে। এক্ষেত্রে  $A =$  কেন্দ্রীয় পরমাণু,  $B =$  বক্তনযুক্ত প্রাণীয় পরমাণু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

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

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

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

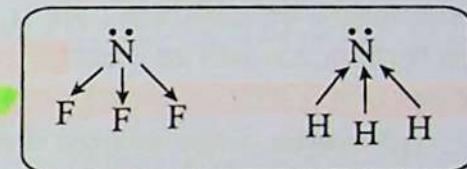
$\ddot{N}H_3$  ও  $\ddot{N}F_3$  অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু  $N$  এর মধ্যে  $sp^3$  সংকরণ ঘটে।



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

তাই  $\ddot{N}H_3$  ও  $\ddot{N}F_3$  অণুতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও বক্তন-ইলেকট্রন

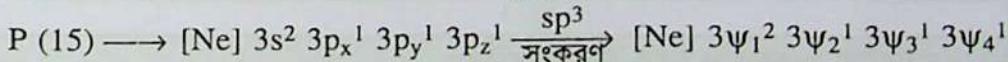
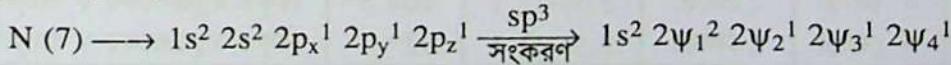
যুগল চতুষ্টলকীয়ভাবে বিন্যস্ত না থেকে ত্রিকোণাকার পরিমাণের আকার ধারণ করে। আবার প্রত্যেক অণুতে উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার পার্থক্যের ওপর নির্ভর করে দুটি বক্তন ইলেকট্রন যুগলের ( $bp - bp$ -এর) মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা ভিন্ন হয়ে থাকে। যেমন,



$NF_3$  অণুতে  $N$  এর চেয়ে অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক  $F$  পরমাণু  $N-F$  বক্তনের ইলেকট্রন যুগলকে বেশি মাত্রায় নিজের কেন্দ্রের দিকে আকর্ষণ করে। কিন্তু  $NH_3$  অণুতে  $H$  এর চেয়ে অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক  $N$  পরমাণু  $N-H$  বক্তনের ইলেকট্রন যুগলকে বেশি মাত্রায় নিজের কেন্দ্রের দিকে আকর্ষণ করে রাখে। তাই  $bp - bp$  বিকর্ষণের মাত্রা  $NF_3$  এর চেয়ে  $NH_3$  এর ক্ষেত্রে বেশি হয়। এছাড়া সংকরণ অরবিটালের ( $2\psi_1^2$ ) নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল ( $Ip$ ) তুলনামূলকভাবে  $NH_3$  অণুর চেয়ে  $NF_3$  অণুর বক্তন ইলেকট্রন যুগল ( $bp$ ) এর ওপর বেশি বিকর্ষণ ( $Ip - bp$ ) ঘটিয়ে বক্তন কোণকে অধিক হ্রাস করতে পারে। এজন্য  $NH_3$  অণুর বক্তন কোণ  $\angle HNH$  এর মান  $107^{\circ}$  হয় এবং  $NF_3$  অণুর বক্তন কোণ  $\angle FNF$  এর মান অধিক হ্রাস পেয়ে  $102.5^{\circ}$  হয়ে থাকে।

(২)  $NH_3$  এর বক্তন কোণ  $107^{\circ}$  হলেও  $PH_3$  এর বক্তন কোণ  $94^{\circ}$  হয় কেন?—এর ব্যাখ্যা :

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

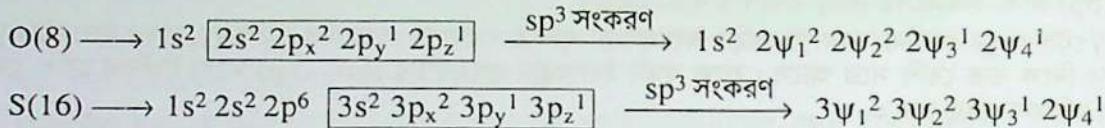


$\ddot{N}H_3$  ও  $\ddot{P}H_3$  অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু  $N$  ও  $P$  এর মধ্যে  $sp^3$  সংকরণ ঘটে। তাই  $NH_3$  ও  $PH_3$  অণুর গঠন চতুষ্টলকীয় হওয়ার কথা। কিন্তু এক্ষেত্রে  $NH_3$  ও  $PH_3$  অণুতে প্রতিক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণু যেমন  $N$  ও  $P$  পরমাণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকায় বক্তন কোণ  $109^{\circ}28'$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

$\text{NH}_3$  অণুতে অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক N পরমাণু N-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে বেশি আকৃষ্ট করে। কিন্তু  $\text{PH}_3$  অণুতে কম তড়িৎ ঝণাঞ্চক P পরমাণু P-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে কম আকৃষ্ট করে। তাই  $\text{PH}_3$  এর চেয়ে  $\text{NH}_3$  এর ক্ষেত্রে দুটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগল (bp - bp) এর মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা বেশি হয়। এজন্য  $\text{NH}_3$  এর বন্ধন কোণ  $\angle \text{HNH}$  এর মান  $107^\circ$  এবং  $\text{PH}_3$  এর বন্ধন কোণ  $\angle \text{HPH}$  এর মান  $94^\circ$  হয়ে থাকে।

(৩)  $\text{H}_2\text{O}$  এর বন্ধন কোণ  $104^\circ 28'$  হলেও  $\text{H}_2\text{S}$  এর বন্ধন কোণ  $90^\circ$  হয় কেন?—এর ব্যাখ্যা :

$\text{H}_2\ddot{\text{O}}$  ও  $\text{H}_2\ddot{\text{S}}$  উভয় অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু O ও S এর মধ্যে  $\text{sp}^3$  সংকরণ ঘটে এবং উভয় অণুতে দুটি করে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল আছে। যেমন,



উভয় ক্ষেত্রে  $\text{sp}^3$  সংকরণ থাকা সত্ত্বেও  $\text{H}_2\text{O}$  ও  $\text{H}_2\text{S}$  এর প্রত্যেকের বেলায় দুটি করে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও বন্ধন ইলেকট্রন যুগল ( $1p - bp$ ) এর মধ্যে বিকর্ষণের ফলে বন্ধন কোণ  $109^\circ 28'$  থেকে হ্রাস পায়। আবার আমরা জানি, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলযুক্ত যৌগ অণু  $\text{AB}_2\text{L}_2$  এ বেলায় কেন্দ্রীয় পরমাণু (যেমন A) এর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা বেশি ও আকার ছোট অর্থাৎ ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌল হলে তখন বন্ধন কোণ তুলনামূলকভাবে তৃয় পর্যায়ভুক্ত একই ফলপের মৌলের যৌগ থেকে বেশি হয়। এক্ষেত্রে O, S ও H এর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা হলো যথাক্রমে 3.5, 2.5 ও 2.1।

$\text{H}_2\text{O}$  অণুতে অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক O পরমাণু O-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে বেশি আকৃষ্ট করে। কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  অণুতে H অপেক্ষা বেশি কিন্তু O অপেক্ষা কম তড়িৎ ঝণাঞ্চক S পরমাণু S-H বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে তুলনামূলকভাবে কম আকৃষ্ট করে। তাই  $\text{H}_2\text{S}$  এর চেয়ে  $\text{H}_2\text{O}$  এর ক্ষেত্রে দুটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগল ( $bp - bp$ ) এর মধ্যে বিকর্ষণের মাত্রা বেশি হয়। এজন্য  $\text{H}_2\text{O}$  এর বন্ধন কোণ  $\angle \text{HOH}$  এর মান  $104^\circ 28'$  বা,  $104.5^\circ$  হয়; কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  এর বন্ধন কোণ  $\angle \text{HSH}$  এর মান হ্রাস পেয়ে  $92^\circ$  হয়ে থাকে।

$\text{sp}^3$  সংকরিত কেন্দ্রীয় পরমাণুতে নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল ও তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার প্রভাবে যৌগ অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের পরিবর্তন নিচের ছকে দেখানো হলো :

যৌগ অণু	অরবিটাল সংকরণ	বন্ধন ইলেকট্রন জোড়	নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়	তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা	বন্ধন কোণ	অণুর গঠন আকৃতি
$\text{NH}_3$	$\text{sp}^3$	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—2.1	$107^\circ$	ত্রিকোণাকার পিরামিড
$\text{NF}_3$	$\text{sp}^3$	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—4.0	$102.5^\circ$	ত্রিকোণাকার পিরামিড
$\text{NH}_3$	$\text{sp}^3$	৩ জোড়া	১ জোড়া	3.0—2.1	$107^\circ$	ত্রিকোণাকার পিরামিড
$\text{PH}_3$	$\text{sp}^3$	৩ জোড়া	১ জোড়া	2.1—2.1	$94^\circ$	ত্রিকোণাকার পিরামিড
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{sp}^3$	২ জোড়া	২ জোড়া	3.5—2.1	$104.5^\circ$	বিকৃত চতুর্ভুজকের V আকৃতি
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{sp}^3$	২ জোড়া	২ জোড়া	2.5—2.1	$92^\circ$	বিকৃত চতুর্ভুজকের V আকৃতি

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৩ : অরবিটাল সংকরণ ও অণুর আকৃতিভিত্তিক :

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

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

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

- (১)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$
- (২)  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$
- (৩)  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{PH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  ${}^+\text{CH}_3$
- (৪)  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$

সমস্যা-৩.২৯(ক) :  $\text{NH}_3$  এর বক্ষন কোণ  $107^\circ$  হলেও  $\text{NF}_3$  অণুর বক্ষন কোণ  $102.5^\circ$  হয় কেন; এর ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২৯(খ) :  $\text{NH}_3$  এর বক্ষন কোণ  $107^\circ$ ; কিন্তু  $\text{PH}_3$  অণুর বক্ষন কোণ  $94^\circ$  হয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২৯(গ) :  $\text{H}_2\text{O}$  এর বক্ষন কোণ  $104.5^\circ$ ; কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  অণুর বক্ষন কোণ  $92^\circ$  হয় কেন; তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.৩০ : নিচের ঘোগসমূহের অণুতে প্রতিটি C-পরমাণুর সংকরণ প্রকৃতি এবং অণুতে সিগ্মা (σ) ও পাই (π) বক্ষনের সংখ্যা উল্লেখ কর : (a)  $\text{CH}_3-\text{CH}_3$ , (b)  $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$ , (c)  $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$ , (d)  $\text{CH}_3-\text{CHO}$ .

প্রশ্ন-৩.৩১(ক) :  $\text{BeCl}_2$  ঘোগের অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

[য. বো. ২০১৬]

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

### ৩.১২ সমযোজী ঘোগ অণুর মডেল তৈরি

#### To make Molecular models of Covalent Compounds

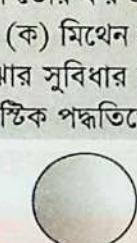
শিক্ষার্থীর গ্রহণভিত্তিক কাজ : সমযোজী বক্ষনভিত্তিক :

সময় : ১ পিরিয়ড

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

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

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



বড় আকারের আলু  
(কেন্দ্রীয় পরমাণুর মডেল)



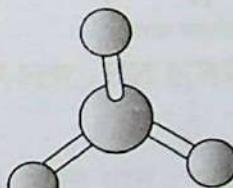
মাঝারি আকারের আলু  
[O, Cl পরমাণুর মডেল]



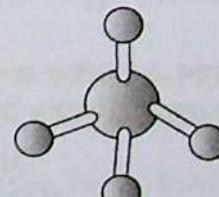
ছোট আকারের আলু  
[H-পরমাণুর মডেল]



$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$   
সরলরৈখিক



$\text{BCl}_3$   
সুষম ত্রিভুজাকার



$\text{CH}_4$   
সুষম চতুর্স্তমকীয়

চিত্র-৩.৩১ :  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BCl}_3$  ও  $\text{CH}_4$  এর অণুর মডেল।

জেনে নাও :

- \* মিথেন ( $\text{CH}_4$ ), ইথেন ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) ইত্যাদি সব সম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকেন ( $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ) এর সব C-পরমাণু  $\text{sp}^3$  সংকরিত। তাই এরা কম সক্রিয় হয়।
- \* হীরক বা ডায়মন্ড কেলাসে সব C-পরমাণু  $\text{sp}^3$  সংকরিত এবং সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এতে কোনো মুক্ত ইলেকট্রন থাকে না বলে হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী।
- \* গ্রাফাইট কার্বনে সব C-পরমাণু  $\text{sp}^2$  সংকরিত এবং প্রত্যেক C-পরমাণুতে একটি করে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে। তাই গ্রাফাইট বিদ্যুৎ সুপরিবাহী অধাতব মৌল। অপরদিকে সব ধাতুতে ধাতব-বন্ধনে ত্রিয়াশীল সব ধাতব পরমাণুর সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে।
- \* দ্বিবন্ধনযুক্ত C-পরমাণুর অসম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকিন ( $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ )-এর দ্বিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু  $\text{sp}^2$  সংকরিত এবং দুই C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ একটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন থাকে। পাই ( $\pi$ ) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকিন অধিক সক্রিয়।
- \* বেনজিন ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) অণুতে প্রত্যেক C-পরমাণু  $\text{sp}^2$  সংকরিত এবং বেনজিনের ছয় C-পরমাণুবিশিষ্ট বলয়ে ছয় C-পরমাণুর ছয়টি সঞ্চরণশীল পাই ( $\pi$ ) ইলেকট্রন থাকে। বেনজিন বলয়ে তিনটি দ্বিবন্ধনের সমতুল্য ছয়টি সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন আবদ্ধ অবস্থায় থাকে বলে বেনজিন গ্রাফাইটের মতো বিদ্যুৎ পরিবাহী নয়।
- \* অনুরূপভাবে ত্রিবন্ধন যুক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকাইন ( $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ) এর ত্রিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু  $\text{sp}$  সংকরিত। ত্রিবন্ধনযুক্ত উভয় C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ দুটি পাই ( $\pi$ ) বন্ধন থাকে। পাই ( $\pi$ ) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকাইন অধিক সক্রিয় হয়।

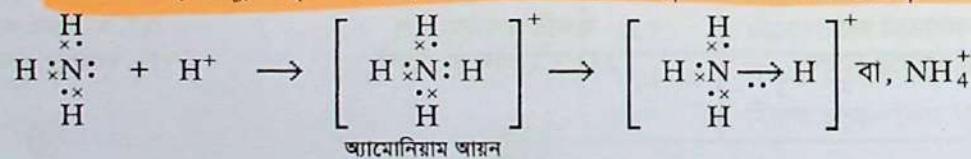
### ৩.১৩ সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন

#### Coordinate Covalent Bond

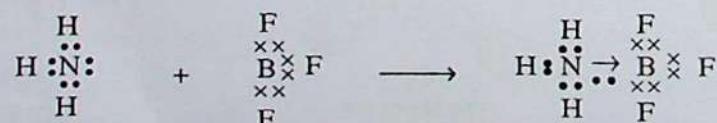
সমযোজী বন্ধন গঠনকালে বন্ধনে অংশগ্রহণকারী প্রতিটি পরমাণু সমান সংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে ইলেকট্রনযুগল সৃষ্টি করে। তোমরা অ্যামোনিয়াম আয়ন  $\text{NH}_4^+$  লিখে থাকো, এতে  $\dot{\text{N}}\text{H}_3$  অণুর N পরমাণুর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল বা মুক্তজোড় (Ione pair) ইলেকট্রন দ্বারা  $\text{H}^+$  আয়ন কোনো ইলেকট্রন না দিয়েও সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়। সুতরাং দুটি পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগল কোনো কোনো ক্ষেত্রে একটি মাত্র পরমাণু সরবরাহ করে থাকে এবং অপর পরমাণু কোনো ইলেকট্রন যোগান না দিয়ে ঐ ইলেকট্রন যুগল সরবরাহকারী পরমাণুর সাথে সমভাবে শেয়ার করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়। এভাবে সৃষ্টি বন্ধনকে সন্নিবেশ বন্ধন বা সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

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

উদাহরণ-১। অ্যামোনিয়া ( $\dot{\text{N}}\text{H}_3$ ) অণু ও হাইড্রোজেন আয়নের মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা  $\text{NH}_4^+$  আয়ন সৃষ্টি হয়।

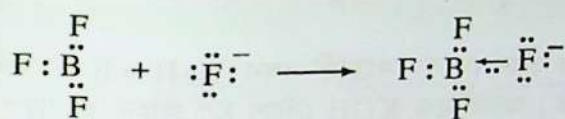
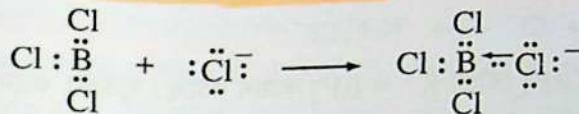


উদাহরণ-২। অষ্টক অপূর্ণ বোরন ট্রাইফ্লোরাইড ও  $\text{NH}_3$  অণুর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা উভয় যৌগ যুক্ত হয়ে অ্যামোনিয়া বোরো ফ্লোরাইড উৎপন্ন করে।



অনুরূপভাবে,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BF}_3$  ও  $\text{NH}_3$  এর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন ঘটে থাকে।

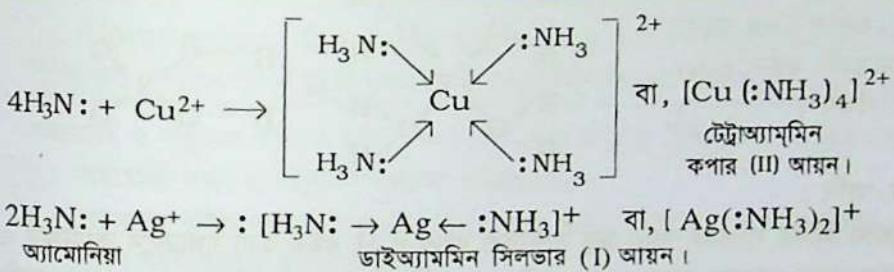
**উদাহরণ-৩।** অষ্টক অপূর্ণ  $BCl_3$  ও  $BF_3$  এর সাথে ক্লোরাইড আয়ন ( $Cl^-$ ) ও ফ্লোরাইড আয়ন ( $F^-$ ) সম্মিলিত বন্ধন দ্বারা যথাক্রমে  $BCl_4^-$  আয়ন ও  $BF_4^-$  আয়ন গঠন করে। যেমন,



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

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

**সম্মিলিত বন্ধনের স্বতন্ত্র বেশি উদাহরণ পাওয়া যায় জটিল ধাতব যৌগে।** এ সব জটিল যৌগে বা জটিল আয়নে বিভিন্ন লিগ্যান্ড d-ব্লক মৌলের ধাতব আয়নসমূহকে ইলেকট্রনযুগ্ম সরবরাহ করে সম্মিলিত বন্ধন সৃষ্টি করে। জটিল আয়ন বা যৌগ গঠনে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যোগানকারী ঝণাঞ্চক আয়ন বা প্রশম অণুকে লিগ্যান্ড (ligand) বলে। যেমন, নিচের উদাহরণে ট্রিআয়াম্ফিন কপার (II) আয়ন ও ডাইআয়াম্ফিন সিলভার (I) আয়ন গঠনকালে  $\ddot{N}H_3$  অণু হলো লিগ্যান্ড।



**MCQ-3.18 :**  
[ $Cu(NH_3)_4$ ] $^{2+}$  এর মধ্যে কী  
কী প্রকারের বন্ধন আছে?  
[কু. বো. ২০১৫]  
(i) আয়নিক (ii) সমযোজী  
(iii) সম্মিলিত বন্ধন  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii  
(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

### ৩.১৩.১ একই যৌগে বিভিন্ন ধরনের বন্ধনের উপস্থিতি

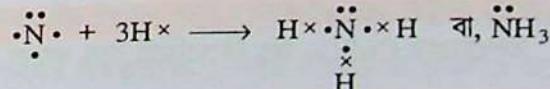
#### Presence of Different Types of bonds in the Same Compound

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

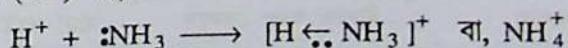
**উদাহরণ-১।**  $NH_4Cl$  এর মধ্যে তিনি প্রকার বন্ধন যেমন— (i) সমযোজী বন্ধন, (ii) সম্মিলিত বন্ধন ও (iii) আয়নিক বন্ধন আছে। এ যৌগের  $NH_4^+$  আয়নে তিনটি N—H বন্ধন সমযোজী এবং একটি N—H বন্ধন সম্মিলিত সমযোজী।

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

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



(ii) **সম্মিলিত সমযোজী বন্ধন দ্বারা  $NH_4^+$  আয়ন গঠন :** অ্যামোনিয়া অণু ( $\ddot{N}H_3$ ) এর নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগ্ম সহযোগে একটি হাইড্রোজেন আয়ন ( $H^+$ ) সম্মিলিত বন্ধনে আবদ্ধ হয়।



(iii) আয়নিক বক্সন দ্বারা  $\text{NH}_4\text{Cl}$  গঠন : ধনাত্মক  $\text{NH}_4^+$  আয়ন ও খণ্ডাত্মক  $\text{Cl}^-$  আয়ন স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ দ্বারা আয়নিক বক্সনে আবদ্ধ হয়ে  $\text{NH}_4\text{Cl}$  গঠন করে।



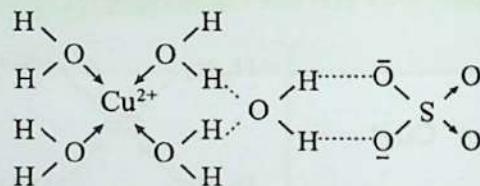
একইভাবে, পটাসিয়াম বোরন টেট্রাফ্লোরাইড  $\text{KBF}_4$  যৌগে  $\text{K}^+$  ও  $\text{BF}_4^-$  আয়ন আছে। সুতরাং তাদের মধ্যে আয়নিক বক্সন বিদ্যমান। আবার  $\text{BF}_3$  ও  $\text{F}^-$  আয়নের মধ্যে সন্নিবেশ বক্সন দ্বারা  $\text{BF}_4^-$  আয়ন সৃষ্টি হয়। অন্যদিকে  $\text{BF}_3$  অংশে  $\text{B}-\text{F}$  বক্সনসমূহ সমযোজী বক্সন।

**উদাহরণ-২।**  $\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$  যৌগে দুই ধরনের বক্সন যেমন সমযোজী বক্সন ( $\text{N}-\text{H}$  ও  $\text{B}-\text{F}$ ) এবং সন্নিবেশ বক্সন ( $\text{N} \rightarrow \text{B}$ ) আছে। এতে কোনো আয়নিক বক্সন নেই। অপরদিকে  $\text{KOH}$  যৌগে  $\text{K}^+$  আয়ন ও  $\text{OH}^-$  আয়ন এর মধ্যে আয়নিক বক্সন এবং  $\text{OH}^-$  অংশে  $\text{O}$  ও  $\text{H}$  এর মধ্যে বিশুদ্ধ সমযোজী বক্সন আছে।

**উদাহরণ-৩।** হেক্সা-অ্যামিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  যৌগে অ্যামোনিয়া অংশে  $\text{N}-\text{H}$  বক্সনসমূহ সমযোজী। আবার  $\text{Co}^{3+}$  আয়নের সাথে ছয়টি  $\text{NH}_3$ -লিগ্যান্ডের (বা নাইট্রোজেন পরমাণুর) বক্সন সন্নিবেশ বক্সন। তৃতীয়ত,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  যৌগটি প্রকৃতপক্ষে হেক্সা-অ্যামিন কোবাল্ট (iii) আয়ন  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  এবং  $3\text{Cl}^-$  আয়ন দ্বারা গঠিত। সুতরাং এ দুই অংশের মধ্যে আয়নিক বক্সন।

একইভাবে  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  প্রভৃতি বহু যৌগে তিনি প্রকারের বক্সন আছে।

**উদাহরণ-৪।** সোদক কপার সালফেট বা তুঁতে ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) হলো নীল বর্ণের কেলাস। এর মধ্যে (i) সমযোজী বক্সন, (ii) সন্নিবেশ সমযোজী বক্সন, (iii) আয়নিক বক্সন ও (iv) হাইড্রোজেন বক্সন (.....) আছে। তা পার্শ্বে দেখানো হলো।



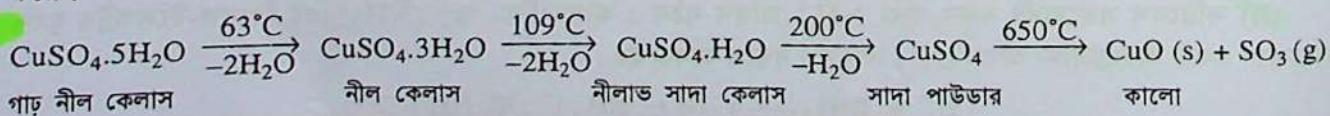
কেলাস-পানি ও কেলাসের গঠন-পানি :

যে সব অজৈব লবণের কেলাস গঠনে নির্দিষ্ট সংখ্যক পানি অণু সন্নিবেশ বক্সন ও  $\text{H}$ -বক্সন দ্বারা যথাক্রমে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের সাথে যুক্ত থেকে নির্দিষ্ট আকারের কেলাস গঠন করে; সেই সব পানি অণুকে ঐ কেলাসের কেলাস-পানি (water of crystallization) বলা হয়। যেমন ব্লু-ভিট্রিওল (blue vitriol) বা নীল বর্ণের তুঁতে ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )।

ব্লু-ভিট্রিওলের কেলাস-ল্যাটিসে 4টি  $\text{H}_2\text{O}$  অণু  $\text{Cu}^{2+}$  আয়নের সাথে সন্নিবেশ বক্সন দ্বারা এবং পঞ্চম  $\text{H}_2\text{O}$  অণুটি কেন্দ্রীয়ভাবে একদিকে  $\text{SO}_4^{2-}$  আয়নের সাথে 2টি  $\text{H}$ -বক্সন দ্বারা এবং অপরদিকে  $\text{Cu}^{2+}$  আয়নের সাথে সন্নিবেশ বক্সনে যুক্ত 2টি  $\text{H}_2\text{O}$  অণুসহ 2টি  $\text{H}$  বক্সনসহকারে মোট 4টি  $\text{H}$  বক্সনে আবদ্ধ থাকে (গঠন চিত্র দেখো)।

ব্লু-ভিট্রিওলের ওপর তাপমাত্রার প্রভাব :

ব্লু-ভিট্রিওল ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) কে উত্তপ্ত করলে ১ম ধাপে  $63^\circ\text{C}$  তাপমাত্রায়  $\text{Cu}^{2+}$  সহ সন্নিবেশ বক্সনে আবদ্ধ 2টি  $\text{H}_2\text{O}$  মুক্ত হয়; ২য় ধাপে  $109^\circ\text{C}$  তাপমাত্রায়  $\text{Cu}^{2+}$  এর অপর 2টি  $\text{H}_2\text{O}$  মুক্ত হয়ে হালকা নীলাভ সাদা বর্ণের কপার (II) সালফেট মনোহাইড্রেট ( $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) কেলাস তৈরি হয়। এক্ষেত্রে একক পানি অণুটি  $\text{Cu}^{2+}$  আয়নের সাথে 2টি সন্নিবেশ বক্সন এবং  $\text{SO}_4^{2-}$  আয়নের সাথে 2টি  $\text{H}$ -বক্সন দ্বারা আবদ্ধ থেকে কেলাস গঠন স্থির রাখে। তখন কেলাসের গঠন রক্ষকারী পানি অণুকে সংশ্লিষ্ট ‘কেলাসের গঠন-পানি’ (Water of constitution) বলে। এরপর  $200^\circ\text{C}$  (বা, 392F) তাপমাত্রায় ঐ কেলাসের গঠন পানি অণুটি বিমুক্ত হয়ে কেলাসের গঠন সম্পূর্ণ নষ্ট ও সাদা বর্ণের নিরুদ্ধিত  $\text{CuSO}_4$  এর পাউডার উৎপন্ন হয়। এরপর  $650^\circ\text{C}$  তাপমাত্রায়  $\text{CuSO}_4$  অণু বিয়োজিত হয়ে কালো বর্ণের  $\text{CuO}$  ও  $\text{SO}_3$  গ্যাস উৎপন্ন করে।



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

(i) যদি কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় আয়নসমূহ অবিকৃত থাকে, তবে সে বিক্রিয়া খুব দ্রুত সম্পন্ন হবে। যেমন, তিনি প্রকারের বন্ধনযুক্ত  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  আয়নগুলো দ্রবণে অবিকৃত থাকে, তাই  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  দ্রবণে  $\text{BaCl}_2$  দ্রবণ যোগ করলে সাথে সাথে  $\text{BaSO}_4$  এর অধঃক্ষেপ পড়ে। অনুরূপভাবে,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  এর সাথে  $\text{AgNO}_3$  এর বিক্রিয়ায় তাৎক্ষণিকভাবে  $\text{AgCl}$ -এর অধঃক্ষেপ পড়ে।

(ii) অপরদিকে যদি কোনো বিক্রিয়ায় কোনো আয়নের অভ্যন্তরে সমযোজী বন্ধন ভাঙা বা গড়া হয়, তবে তা ততো দ্রুত হবে না। যেমন  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  কে বিজ্ঞারিত করে  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  বা,  $\text{Na}_2\text{S}$  করতে হলে S-O সমযোজী বন্ধন ভাঙতে হবে। সেক্ষেত্রে বিক্রিয়া ধীরগতিতে এবং উচ্চ তাপমাত্রায় সংঘটিত হবে।

(২) সাধারণভাবে কোনো যৌগে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধনের সাথে আয়নিক বন্ধন থাকলে এতে আয়নিক যৌগের ধর্মাবলি প্রাধান্য পায়। সে ধরনের যৌগকে সাধারণভাবে আয়নিক যৌগ হিসেবেই চিহ্নিত করা হয়। যেমন,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  প্রভৃতিতে বিভিন্ন ধরনের বন্ধন থাকলেও এরা আয়নিক যৌগ হিসেবে পরিচিত।

**শিক্ষার্থীর কাজ :**

### ৩.১৪ সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন ও সমযোজী বন্ধনের তুলনা

#### Comparison between Covalent and Coordinate Bonds

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

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

- ১। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধনের পরিচয় দাও।
- ২। পরমাণুর বহিস্থ স্তরের ইলেক্ট্রন বিন্যাসসহ  $\text{NH}_3$  ও  $\text{NH}_4^+$  আয়নের গঠন দেখাও। এতে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধন গঠন হয়েছে ব্যাখ্যা কর।
- ৩। এবার  $\text{NH}_3$  অণুতে তিনটি N-H বন্ধনের সাথে  $\text{NH}_4^+$  আয়নে চারটি N-H বন্ধনের কোনো পার্থক্য নেই তা ব্যাখ্যা কর।
- ৪। সবশেষে  $\text{NH}_4^+$  আয়নে  $\angle \text{HNH} = 109^\circ 28'$  কোণটি আদর্শ চতুরঙ্গকের কোণের সমান হওয়ায় প্রতিটি সমযোজী বন্ধনে ইলেক্ট্রন ঘনত্ব সমান রয়েছে প্রমাণ করে।
- ৫। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধন সমতুল্য প্রমাণ করা হলো।

উপরোক্ত বিষয়ভিত্তিক আলোচনা হলো—

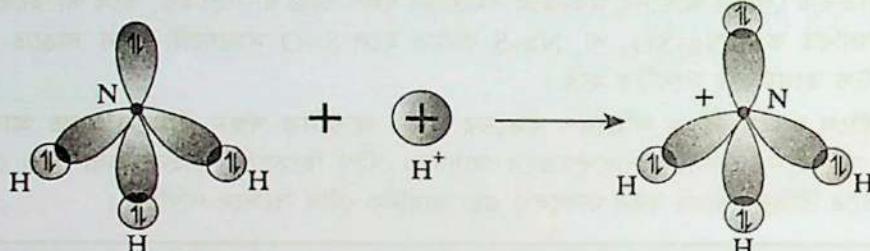
**সমযোজী বন্ধন :** নিকটস্থ নিক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেক্ট্রন বিন্যাস যেমন দ্বিতৃক অথবা অষ্টক কাঠামো লাভের জন্য দুটি অধাতব পরমাণু প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেক্ট্রন যোগান দিয়ে যুগল গঠন ও শেয়ার করে যে বন্ধনে আবদ্ধ হয়, একে সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

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

**সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধনের সমতুল্যতা :** বন্ধন গঠনের প্রয়োজনীয় ইলেক্ট্রন যুগলের উৎস ভিন্ন হলেও প্রকৃতপক্ষে বন্ধন শেষে সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন হলো সাধারণ সমযোজী বন্ধনের বা সিগমা বন্ধনের একটি বিশেষ রূপমাত্র। অর্থাৎ সন্নিবেশ বন্ধন প্রকৃতপক্ষে সমযোজী বন্ধন। এক্ষেত্রে  $\text{NH}_3$  অণুর গঠন ও  $\text{NH}_4^+$  আয়ন গঠনের মধ্যে তুলনা থেকে তা সুপ্রস্তু হবে।

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

অ্যামিনিয়া ( $\text{NH}_3$ ) যৌগ গঠনের পূর্বে নাইট্রোজেন পরমাণুর অরবিটালে  $\text{sp}^3$  সংকরণ ঘটে। এর ফলে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটাল (যেমন  $\psi_1^2 \psi_2^1 \psi_3^1 \psi_4^1$ ) সৃষ্টি হয়, যার তিনটিতে একটি করে এবং চতুর্থটিতে দুটি ইলেক্ট্রন থাকে। এক ইলেক্ট্রনবিশিষ্ট সংকর অরবিটাল তিনটি (যেমন  $\psi_2^1 \psi_3^1 \psi_4^1$ ) তিনটি হাইড্রোজেন পরমাণুর  $1s^1$  অরবিটাল এর সাথে অধিক্রমণ করে তিনটি N-H সমযোজী সিগমা বন্ধন সৃষ্টি করে। অ্যামিনিয়া যৌগে নাইট্রোজেন পরমাণুতে চতুর্থ সংকর অরবিটালে (যেমন  $\psi_1^2$ ) নিঃসঙ্গ-ইলেক্ট্রন যুগল বা মুক্তজোড় ইলেক্ট্রন অবস্থান করে। অ্যামিনিয়াম ( $\text{NH}_4^+$ ) আয়ন গঠনের সময় এ চতুর্থ সংকর অরবিটালটি একটি হাইড্রোজেন আয়নের ( $\text{H}^+$  এর) ইলেক্ট্রনবিহীন  $1s$  অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে :

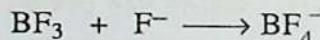


চিত্র-৩.৩২ : সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা  $\text{NH}_4^+$  আয়ন গঠন।

- MCQ-3.19 :  $\text{NH}_4\text{Cl}$**   
অণুতে কী কী প্রকারের বন্ধন আছে? [জ. বো. ২০১৫]  
(i) আয়নিক (ii) সমযোজী  
(iii) সন্নিবেশ বন্ধন  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii  
(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

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

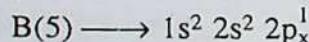
**সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৫ :** দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত এফপ-13 বা 3A এর একটি মৌল B এর ফ্লোরাইড  $\text{BF}_3$  যৌগটি নিম্নরূপে  $\text{BF}_4^-$  অ্যানায়ন গঠন করে :



- (ক)  $\text{BF}_3$  ও  $\text{F}^-$  আয়নের সাথে কোন প্রকারের বন্ধন গঠিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।  
(খ) উদ্বীপকের বিক্রিয়ার মাধ্যমে B পরমাণুর সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে কীনা তা যাচাই কর।

**সমাধান :** (ক)  $\text{BF}_3$  ও  $\text{F}^-$  আয়নের মধ্যে বন্ধন গঠনের ব্যাখ্যা :

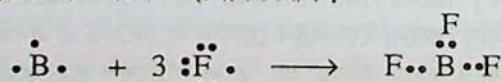
উদ্বীপক মতে, B হলো ২য় পর্যায়ভুক্ত এফপ- 13 বা 3A এর মৌল। তাই মৌলটি হলো বোরন, B(5)। মৌলটির ইলেক্ট্রন বিন্যাস হলো :



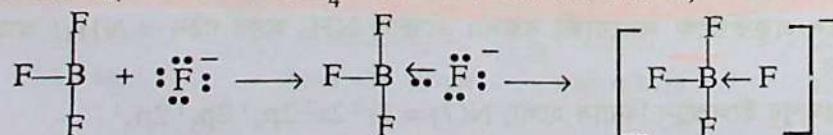
উদ্বীপিত অবস্থায়,  $\text{B}^*(5) \longrightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

সুতরাং B এর সংকরণ হলো  $\text{sp}^2$ ,  $\text{B}^*(5) \longrightarrow 1s^2 2\psi_1^1 2\psi_2^1 2\psi_3^1$

$\text{sp}^2$  সংকরিত B পরমাণুর তিনটি সংকর অরবিটলের সাথে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণু সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে  $\text{BF}_3$  অণু গঠিত হয়। লুইস প্রতীকের মাধ্যমে বন্ধন গঠনটি হলো নিম্নরূপ :



উৎপন্ন  $\text{BF}_3$  যৌগ অণুতে অষ্টক অপূর্ণ আছে। তাই উদ্বীপক মতে ফ্লোরাইড আয়ন ( $\text{F}^-$ ) নিঃসঙ্গ ইলেক্ট্রন জোড় যোগান দিয়ে  $\text{BF}_3$  এর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা  $\text{BF}_4^-$  আয়ন গঠন করে থাকে। যেমন,



- MCQ-3.20 : কোনটির ইলেক্ট্রন আসক্তির মান সর্বনিম্ন?** [ঘ. বো. ২০১৭]

- (ক) F (খ) O (গ) Ca (ঘ) Si

**সমাধান :** (খ) B পরমাণুর সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে কিনা তার ব্যাখ্যা : আমরা জানি  $\text{BF}_3$  অণু গঠনে B পরমাণুর  $\text{sp}^2$  সংকরণ ঘটেছে। উদ্দীপক মতে,  $\text{BF}_3$  অণু ও ফ্লোরাইড আয়ন ( $\text{F}^-$ ) এর মধ্যে সন্নিবেশ বক্তন দ্বারা  $\text{BF}_4^-$  অ্যানায়ন গঠিত হয়ে থাকে। তখন B পরমাণুর খালি  $2p_z^0$  অরবিটালে একটি ইলেকট্রন যুক্ত হয়ে পড়ে। এ অবস্থায় B- আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস হয়,  $\text{B}^- (5) \longrightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

তখন B- আয়নে নতুনভাবে  $\text{sp}^3$  অরবিটাল সংকরণ ঘটে থাকে।

$\text{sp}^3$  সংকরণের পর  $\text{B}^- (5) \longrightarrow 1s^2 2p_1^1 2p_2^1 2p_3^1 2p_4^1$  হয়। তখন চারটি সংকর অরবিটালে চতুর্থ F পরমাণু সিগমা বক্তনে আবদ্ধ হয়ে পড়ে। সুতরাং উদ্দীপকের বিক্রিয়ার মাধ্যমে B এর  $\text{sp}^2$  সংকরণ অবস্থার পরিবর্তন ঘটে  $\text{sp}^3$  সংকর অবস্থায়  $\text{BF}_4^-$  অ্যানায়ন গঠিত হয়। তখন চতুর্ভুক্তিকীয় গঠন হয়ে থাকে।

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

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

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

$\text{BF}_4^-$  আয়নের বেলায় সংকরণে অংশগ্রহণকারী অরবিটাল সংখ্যা :

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

সুতরাং এক্ষেত্রে চারটি অরবিটাল যেমন  $2s$  ও তিনটি  $2p$  অরবিটাল সংকরণে অংশ নিয়েছে। তাই  $\text{BF}_4^-$  আয়ন গঠনে  $\text{sp}^3$  সংকরণ ঘটেছে। বিক্রিয়ার পূর্বে  $\text{BF}_3$  অণুতে B এর  $\text{sp}^2$  সংকরণ ছিল এবং সন্নিবেশ বক্তনে  $\text{F}^-$  আয়নের সাথে যুক্ত হওয়ার কালে সংকরণের পরিবর্তনের মাধ্যমে নতুন সংকরণ  $\text{sp}^3$  ঘটেছে, তা যাচাই করা হলো এবং এর সত্যতা প্রমাণিত হলো।

**শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৪ :** বক্তন প্রকৃতির ব্যাখ্যাভিত্তিক :

প্রশ্ন-৩.৩২(ক) |  $\text{NH}_4\text{Cl}$  যৌগের বক্তন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

[চ. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩২(খ) | A ও D মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে  $\text{ns}^2\text{np}^1$  ও  $\text{ns}^2\text{np}^3$ ।  $\text{ACl}_3$  এর সাথে  $\text{DH}_3$  এর মধ্যে কোনু ধরনের বক্তন গঠন সম্ভব তা ব্যাখ্যা কর।

[ব. বো. ২০১৫]

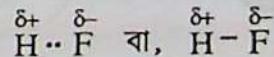
প্রশ্ন-৩.৩২(গ) | সন্নিবেশ বক্তন প্রকৃতপক্ষে সমযোজী বক্তন; ব্যাখ্যা কর।

[চ. বো. ২০১৭]

### ৩.১৫ সমযোজী বক্তনে পোলারিটি বা, তড়িৎযোজী বৈশিষ্ট্য : তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার প্রভাব

#### Polarity in Covalent Compounds : Electronegativity Effect

সমযোজী বক্তনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে কোনো পরমাণু কর্তৃক নিজের দিকে অধিক আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা বলা হয়। অধৃতুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা বেশি এবং ধাতুর তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা কম। ক্লোরিনের তড়িৎ ঝণাঞ্চকতা সবচেয়ে বেশি, তারপর অর্বিজেন, ক্লোরিন, নাইট্রোজেন পরমাণুর স্থান। শেয়ারকৃত ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক পরমাণুর দিকে বেশি আকৃষ্ট হয়। ফলে ঐ পরমাণুতে আংশিক ঝণাঞ্চক চার্জ ( $\delta-$ ) এবং অপর পরমাণুতে আংশিক ধনাঞ্চক চার্জ ( $\delta+$ ) সৃষ্টি হয়। যেমন,



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

সর্বাধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক পরমাণু

পাউলিং স্কেল অনুসারে কয়েকটি মৌলের তড়িৎ ঝণাঞ্চকতার মান হলো,  $\text{F} = 4, \text{O} = 3.5, \text{Cl} = 3.0, \text{N} = 3.0,$

$\text{Br} = 2.8, \text{I} = 2.5, \text{C} = 2.5, \text{H} = 2.1$

**ডাইপোল ও পোলারিটি :** সমযোজী যৌগের সংশ্লিষ্ট দুই পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য  $0.5 - 1.9$  এর মধ্যে হলে তখন সমযোজী বন্ধনের ইলেকট্রন যুগল অধিক তড়িৎ ঝণাঝক পরমাণু দ্বারা বেশি আকৃষ্ট হয়ে থাকে। ফলে অণুর দুই প্রান্তে দুটি আংশিক ভিন্ন চার্জের বা মেরুর সৃষ্টি হয়, উভয় মেরুকে একত্রে ডাইপোল (dipole) বলা হয়। সমযোজী যৌগের অণুতে ডাইপোল সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (polarity) বলা হয়। অণুর দুই প্রান্তে আংশিক ধনাঝক ( $+1$ ) ও আংশিক ঝণাঝক ( $-1$ ) দুটি ভিন্ন মেরু সৃষ্টি হওয়ায় ঐ অণুকে পোলার অণু বা পোলার যৌগ বলা হয়।  $\text{HF}, \text{H}_2\text{O}$  হলো পোলার যৌগ।  $\rightarrow \text{DAT}: 17-18$

$\text{HF}$  একটি সর্বাধিক পোলার অণু; কারণ F ও H পরমাণুদ্বয়ের তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য  $(4 - 2.1) = 1.9$  যা দ্বারা পোলার অণুসমূহের মধ্যে সর্বাধিক পোলারিটি প্রকাশ পায়। হ্যালোজেনসমূহের মধ্যে F সর্বাধিক তড়িৎ ঝণাঝক বলে  $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$ ; মূলকথা বন্ধনে আবদ্ধ পরমাণুদ্বয়ের ঝণাঝকতার পার্থক্য যত বেশি হবে সমযোজী যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্য তত বেশি প্রকাশ পায়।

জেনে রাখ; বাস্তবে 100% আয়নিক কোনো যৌগ নেই। তদুপ 100% সমযোজী যৌগ নেই।  $\text{NaCl}$  যৌগে প্রায় 80% আয়নিক বৈশিষ্ট্য রয়েছে। নিচের সারণিতে পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য এবং তাদের দ্বারা সৃষ্টি যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্যের মোটামুটি শতকরা মাত্রা দেখানো হলো। যেমন,

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

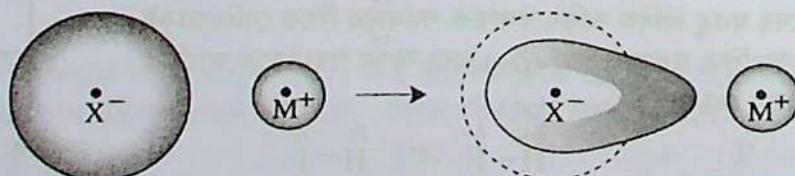
সমযোজী অণুতে আংশিক ধনাঝক ও ঝণাঝক তড়িৎ চার্জ সৃষ্টির কারণে ঐ সব যৌগে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়। H-পরমাণুযুক্ত পোলার অণুর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন নামে নতুন আন্তঃআণবিক বল সৃষ্টি হয়। তখন এ সব যৌগের অণু সংবন্ধ (associated) থাকে। H-বন্ধনের কারণে যৌগের মধ্যে পার্থক্য দেখা দেয়। যেমন ঐ সব যৌগে ভৌত অবস্থা, গলনাক্ষ, ঘনত্ব ইত্যাদি ধর্মে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য দেখা যায়।

এক্ষেত্রে-16 (6A) এর অক্সিজেন ও সালফারের হাইড্রাইড হলো যথাক্রমে  $\text{H}_2\text{O}$  ও  $\text{H}_2\text{S}$ । এক্ষেত্রে পোলার  $\text{H}_2\text{O}$  তবল, কিন্তু অপোলার  $\text{H}_2\text{S}$  হলো গ্যাস।  $\text{HCl}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3$  ইত্যাদি এসিড অণু হলো পোলার। এরা পানিতে  $\text{H}^+$  আয়ন দেয়, অম্লধর্ম প্রকাশ করে।  $\text{NaCl}$  এর জলীয় দ্রবণের মতো এ সব এসিডের জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবাসী হয়। জলীয় দ্রবণে আয়নিক যৌগের বিক্রিয়া যেমন খুব দ্রুত ঘটে। অনুরূপভাবে এসব পোলার সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রুবীভূত অবস্থায় দ্রুত বিক্রিয়া করে থাকে। বিশুদ্ধ সমযোজী যৌগের মধ্যে বিক্রিয়া আয়নিক যৌগের বিক্রিয়ার তুলনায় ধীরে ঘটে।

### ৩.১৫.১ পোলারায়ন বা আয়নের বিকৃতি

#### Polarization of Ions

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



চিত্র-৩.৩৩ :  $\text{M}^+$  ক্যাটায়ন কর্তৃক  $\text{X}^-$  অ্যানায়নের পোলারায়ন।

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



সম্পূর্ণ আয়নিক



আংশিক সমযোজী



পোলার সমযোজী



বিশুদ্ধ সমযোজী

চিত্র-৩.৩৪ : বিভিন্ন বন্ধনে ইলেকট্রন মেঘের বিভিন্ন অবস্থা।

### ৩.১৫.২ আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য

#### Covalent Character in Ionic Compounds

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

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

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

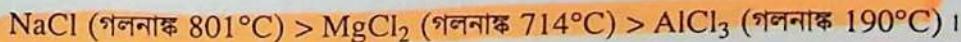
#### ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বা শর্তাবলির ব্যাখ্যা

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

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

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

ত্রৃতীয় পর্যায়ে  $Na^+$  আয়ন এর চেয়ে  $Mg^{2+}$  আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি।  $Mg^{2+}$  আয়ন অপেক্ষা  $Al^{3+}$  আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা আরো বেশি। তাই এসব আয়নের যৌগসমূহে সমযোজী ধর্ম ক্রমানুসারে বৃদ্ধি পায় এবং যৌগসমূহের গলনাক্ষ (এবং স্ফুটনাক্ষ) ক্রমশ হাস পায়। যেমন,



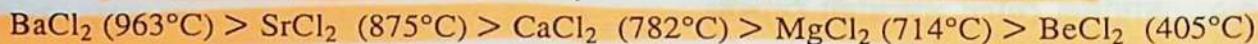
একই ধাতব পরমাণু বিভিন্ন চার্জযুক্ত ক্যাটায়ন সৃষ্টি করলে কম চার্জবিশিষ্ট ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা কম হবে এবং বেশি চার্জের ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি হবে। যেমন, অনন্দ্র ফেরাস ক্লোরাইড ( $FeCl_2$ ) এর গলনাক্ষ  $670^\circ C$  অথচ অনন্দ্র ফেরিক ক্লোরাইড ( $FeCl_3$ ) এর গলনাক্ষ মাত্র  $306^\circ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

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

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

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

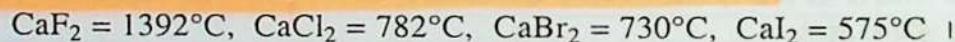
তাদের অন্তর্ছোরাইডসমূহের সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি বা গলনাক্ষের ত্রাসের ত্রুটি হলো নিম্নরূপ :



আবার অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারাইত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পেলে সর্ববহিস্থ ত্রুটি হলো ইলেক্ট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের গড় দ্রুত বৃদ্ধি পায়। ফলে ইলেক্ট্রনের ওপর অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ত্রাস পায়। তখন ক্যাটায়ন সহজেই অ্যানায়নকে পোলারাইত করতে পারে। একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে অ্যানায়নের পোলারাইত হওয়ার প্রবণতা বাড়ে। যেমন,



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



অনুরূপভাবে সোডিয়াম হ্যালাইডসমূহের আয়নিক ধর্মের ত্রাসক্রম হলো,  $NaF > NaCl > NaBr > NaI$

অনুরূপভাবে সোডিয়াম হ্যালাইডসমূহের সমযোজী ধর্মের বৃদ্ধিক্রম হলো,  $NaF < NaCl < NaBr < NaI$

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

জেনে নাও : পোলারিটি ও পোলারাইয়ন-এর মধ্যে পার্থক্য কী?

[সি. বো. ২০১৯]

পোলারিটি ও পোলারাইয়ন এ উভয় পদের মধ্যে সংজ্ঞা ও বৈশিষ্ট্যভিত্তিক নির্মোক্ত পার্থক্য রয়েছে।

১। (ক) পোলারিটির সংজ্ঞা : সমযোজী যৌগ অণুর সংশ্লিষ্ট দুই পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঘাকতার পার্থক্য  $0.5 - 1.9$  এর মধ্যে হলে তখন অধিক তড়িৎ ঝণাঘাক পরমাণুর দিকে সমযোজী বক্রন ইলেক্ট্রন যুগল বেশি আকৃষ্ট হয়ে থাকে। ফলে অণুর দুই প্রান্তে দুটি আংশিক ভিন্ন চার্জযুক্ত মেরু সৃষ্টি হয়। এক্ষেত্রে উভয় ভিন্ন মেরুকে ডাইপোল এবং সমযোজী যৌগের অণুতে  $\delta + \delta -$   $\delta + \delta -$  ডাইপোল সৃষ্টি ধর্মকে পোলারিটি বলে। এক্ষেত্রে যৌগকে পোলার অণু বলে। যেমন  $HF$  ও  $H_2O$  হলো পোলার অণু।

(খ) পোলারাইয়নের সংজ্ঞা : যখন কোনো ক্যাটায়ন একটি অ্যানায়নের খুব নিকটে আসে, তখন ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস বা সামগ্রিক ধনাঘাক চার্জ অ্যানায়নের ইলেক্ট্রন মেঘকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে। একই সাথে ক্যাটায়নটি অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসকে বিকর্ষণ করে। এক্ষেত্রে আকর্ষণ ও বিকর্ষণের ফলে অ্যানায়নের ইলেক্ট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসে। আয়নিক যৌগে ইলেক্ট্রন মেঘের একপ অবস্থাকে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের পোলারাইয়ন বলে।

২। পোলারিটি ও পোলারাইয়নের বৈশিষ্ট্য বা ফলাফল :

(ক) পোলারিটি সৃষ্টির ফলে সমযোজী যৌগের মধ্যে আংশিক আয়নিক যৌগের বা তড়িৎযোজী যৌগের ধর্ম প্রকাশ পায়। যেমন  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  ইত্যাদি সমযোজী যৌগ পানিতে সহজে আয়নিত হয়ে থাকে। এসব পোলার যৌগের জলীয় দ্রবণ তড়িৎ বিশ্লেষ্য হয়ে থাকে; ফলে বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে।

(খ) পোলারায়নের ফলে আয়নিক যৌগ বা তড়িৎযোজী যৌগের মধ্যে আংশিক সময়োজী যৌগের ধর্ম প্রকাশ পায়। এর ফলে যৌগের গলনাক, পানিতে দ্রাব্যতা, কার্বনেট লবণের তাপীয় স্থিতি ইত্যাদি প্রতি ক্ষেত্রে হাস পায়। যেমন  $\text{NaCl}$  এর গলনাক  $801^{\circ}\text{C}$ ; কিন্তু পোলারায়নের প্রভাবে  $\text{AlCl}_3$  এর গলনাক হাস পেয়ে  $190^{\circ}\text{C}$  হয়।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১৫ : ফাজানের পোলারায়ন নিয়মভিত্তিক :

- |   |
|---|
| সমস্যা-৩.৩৩ (ক) $\text{NaCl}$ অপেক্ষা $\text{CuCl}$ এর গলনাক কম কেন? [চ. বো. ২০১৬]  |
| (খ) $\text{CaCl}_2$ ও $\text{AlCl}_3$ লবণাদের মধ্যে কোনটি পানিতে অধিক দ্রবণীয় এবং কেন? [চ. বো. ২০১৬]                                   |
| (গ) $\text{FeCl}_2$ ও $\text{FeCl}_3$ লবণাদের মধ্যে কোনটির গলনাক কম হবে এবং কেন? [চ. বো. ২০১৫; ব. বো. ২০১৬]                             |
| (ঘ) $\text{BeCO}_3$ , $\text{MgCO}_3$ ও $\text{CaCO}_3$ এর মধ্যে বিযোজন তাপমাত্রার ক্রম কীরুপ হবে এবং কেন তা ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৬] |
| (ঙ) $\text{AgF}$ পানিতে দ্রবণীয়, কিন্তু $\text{AgCl}$ পানিতে অদ্রবণীয়;— এর ব্যাখ্যা কর।   |
| (চ) $\text{AgCl}$ হলো সাদা, কিন্তু $\text{AgI}$ হলুদ কেন?   |
| (ছ) $\text{PbCl}_2$ হলো সাদা, কিন্তু $\text{PbI}_2$ সোনালী হলুদ কেন?  |

### ৩.১৫.৩ আয়নিক বিভব বা আয়নিক পটেনসিয়াল (Ionic Potential)

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

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

ক্যাটায়নের  $\phi$  এর মান বৃদ্ধির সাথে (i) আয়নিক লবণের গলনাক ও স্ফুটনাক ক্রমহাস পায়, তা ফাজানের ১ম নিয়মে উদাহরণ দেয়া হয়েছে। এছাড়া (ii) লবণের পানিতে দ্রাব্যতা হাস পায়, (iii) যৌগসমূহ বর্ণ্যুক্ত হয়, (iv) ধাতব কার্বনেটসমূহের অক্ষ তাপে বিযোজন ঘটে ইত্যাদি বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়।

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

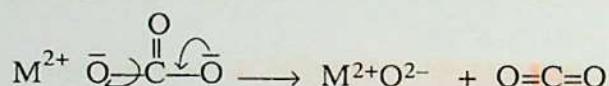
(২) যৌগের বর্ণ : সাধারণত d ও f অরবিটালে অযুগ্ম ইলেকট্রনবিশিষ্ট আয়নের যৌগসমূহ বর্ণ্যুক্ত হয়। যৌগের বর্ণ্যুক্ত হওয়ার অন্যতম কারণ হলো অ্যানায়নের বেশি পোলারায়ন। অঞ্চাইড, সালফাইড প্রভৃতি আয়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বেশি। ক্যাটায়ন যেমন  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,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

$\text{AgF}$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  ও  $\text{AgI}$  সিরিজে  $\text{Ag}^+$  আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। হ্যালাইড আয়নসমূহের মধ্যে  $\text{F}^-$  ও  $\text{Cl}^-$  আয়ন কম পোলারায়িত হয়; তাই  $\text{AgF}$ ,  $\text{AgCl}$  বর্ণহীন বা সাদা;  $\text{Br}^-$  আয়ন বেশি পোলারায়িত হওয়ায়  $\text{AgBr}$  হালকা হলুদ। আয়োডাইড ( $\text{I}^-$ ) আয়ন আরও বেশি পোলারায়িত হওয়ায়  $\text{AgI}$  গাঢ় হলুদ হয়। MAT: ২০-২।

পোলারায়িত অবস্থায় বর্ণ সৃষ্টির মূল কারণ হলো—অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারায়ন যেমন সহজে ঘটে, তেমনি অ্যানায়নের পূর্ণ অরবিটাল থেকে ক্যাটায়নের খালি করা অরবিটালে ইলেকট্রনের ক্ষণিক স্থানান্তর সহজে ঘটে থাকে। তখন

প্রয়োজনীয় কম শক্তি দৃশ্যমান আলো থেকে শোষিত হয় এবং অবশিষ্ট আলোর বর্ণে ঘোগটি বর্ণযুক্ত হয়। অপরদিকে অ্যানায়নের আকার ছোট হলে পোলারায়ন কম ঘটে। তখন ঐ ছোট অ্যানায়ন থেকে ক্যাটায়নের দিকে ইলেক্ট্রনের ক্ষণিক স্থানান্তর (যা বিস্তারণ বা লভন বল নামে পরিচিত) ঘটানোর জন্য অপেক্ষাকৃত বেশি শক্তি প্রয়োজন হয়। তখন অধিক ফ্রিকুয়েন্সি যুক্ত UV রশ্মি থেকে শক্তি শোষিত হয় এবং ঘোগটি বর্ণহীন বা সাদা দেখায়। যেমন AgCl সাদা, কিন্তু AgI হলুদ; HgCl<sub>2</sub> সাদা, কিন্তু HgI<sub>2</sub> লাল; PbCl<sub>2</sub> সাদা, কিন্তু PbI<sub>2</sub> সোনালি হলুদ হয়ে থাকে।

(৩) ধাতব কার্বনেটের তাপীয় স্থিতি : ক্যাটায়নের আয়নিক পটেনসিয়াল বেশি হলে তখন কার্বনেট অ্যানায়নের ইলেক্ট্রন মেঘ ক্যাটায়ন দ্বারা বেশি আকৃষ্ট হয়। তখন কার্বনেট লবণের তাপীয় স্থিতি হ্রাস পায়। ফলে অল্প তাপে কার্বনেট লবণ বিযোজিত হয়ে ধাতব অক্সাইড ও CO<sub>2</sub> উৎপন্ন করে। যেমন—



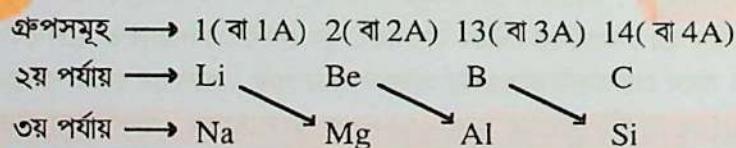
গ্রুপ-2 এর ধাতব আয়ন (M<sup>2+</sup>) সমূহের আয়নিক পটেনসিয়াল এদের আকার বৃদ্ধির সাথে গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকে কমে। যেমন, Be<sup>2+</sup> > Mg<sup>2+</sup> > Ca<sup>2+</sup> > Sr<sup>2+</sup> > Ba<sup>2+</sup>। তাই এসব ক্যাটায়নের কার্বনেটের স্থিতি তথা কার্বনেট ঘোগের গলনাক একই ক্রমানুসারে বাড়তে থাকে। অর্থাৎ এদের বিযোজন তাপমাত্রা ক্রমশ বাড়তে থাকে। যেমন—

$$\text{BeCO}_3 = 100^\circ\text{C}, \text{MgCO}_3 = 350^\circ\text{C}, \text{CaCO}_3 = 547^\circ\text{C}, \text{SrCO}_3 = 778^\circ\text{C}, \text{BaCO}_3 = 998^\circ\text{C}$$

### ৩.১৫.৮ মৌলের কর্ণ সম্পর্ক (Diagonal Relationship of the Elements)

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

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



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

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

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

(২) আয়নীকরণ শক্তি : তাদের আয়নীকরণ শক্তির পরিমাণ প্রায় কাছাকাছি। যেমন, Li ও Mg এর ১ম আয়নীকরণ শক্তির মান যথাক্রমে 520 kJmol<sup>-1</sup> ও 738 kJmol<sup>-1</sup>। Be ও Al এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি যথাক্রমে 899 kJmol<sup>-1</sup> ও 578 kJmol<sup>-1</sup>।

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

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

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

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৬ : নিচের উদ্দীপকভিত্তিক সংশ্লিষ্ট প্রশ্নের উত্তর দাও :

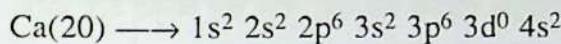
[ঢ. বো. ২০১৬]

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

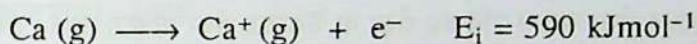
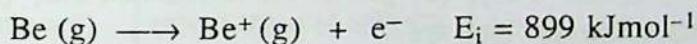
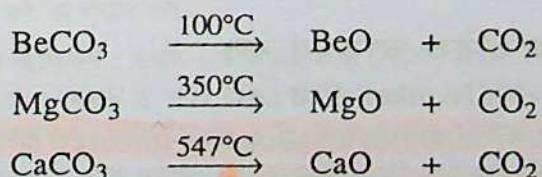
(ক) উদ্দীপকের D অপেক্ষা G এর আয়নীকরণ শক্তি বা আয়নীকরণ বিভব কম কেন; ব্যাখ্যা কর।

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

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

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

Be বা D হলো ২য় পর্যায়বৃত্ত মৌল এবং Ca বা G হলো ৪র্থ পর্যায়বৃত্ত মৌল। একই গ্রুপভিত্তিক মৌলের আয়নীকরণ শক্তির সম্পর্ক মতে পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে আয়নীকরণ শক্তিহাস পায়।

এক্ষেত্রে Be পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরের যোজ্যতা ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস দ্বারা অধিক আকৃষ্ট থাকে। তাই গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Be পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল  $Be^+$  আয়ন তৈরিতে অধিক শক্তি ব্যয় হয়।অপরদিকে, Ca পরমাণুর ৪র্থ শক্তিস্তরের যোজ্যতা ইলেকট্রন এর নিউক্লিয়াস থেকে অপেক্ষাকৃত দূরে হওয়ায় নিউক্লিয়াস দ্বারা কম আকৃষ্ট থাকে। তাই গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল Ca পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে গ্যাসীয় অবস্থায় এক মৌল  $Ca^+$  আয়ন তৈরি করতে তুলনামূলক কম শক্তি প্রয়োজন হয়। যেমন,সমাধান (খ)  $DCO_3$ ,  $ECO_3$  ও  $GCO_3$  এর বিযোজন তাপমাত্রার ব্যাখ্যা :উদ্দীপক মতে, D হলো  $Be(4)$ , E হলো  $Mg(12)$  এবং G হলো  $Ca(20)$ । সূতরাং  $DCO_3$  হলো  $BeCO_3$ ,  $ECO_3$  হলো  $MgCO_3$ ,  $GCO_3$  হলো  $CaCO_3$ । এক্ষেত্রে Be, Mg ও Ca মৌলগুলো গ্রুপ-2 এর অন্তর্ভুক্ত। গ্রুপ-2 এর ধাতব আয়নসমূহ ( $Be^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ) এর আয়নিক পটেনসিয়াল এদের আকার বৃদ্ধির সাথে গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকে কমে। যেমন  $Be^{2+} > Mg^{2+} > Ca^{2+}$ । তাই এসব ক্যাটায়নের কার্বনেটের স্থিতি একই ক্রমানুসারে বাড়তে থাকে অর্থাৎ এদের বিযোজন তাপমাত্রা ক্রমশ বাড়তে থাকে। সূতরাং উদ্দীপকের তিনটি ধাতব কার্বনেটের তাপ বিযোজন তাপমাত্রার ক্রম হলো  $CaCO_3 > MgCO_3 > BeCO_3$  অর্থাৎ  $BeCO_3$  এর বিযোজন তাপমাত্রা সবচেয়ে কম হবে এবং তা হলো  $100^\circ C$ ।

### ব্যবহারিক (Practical)

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

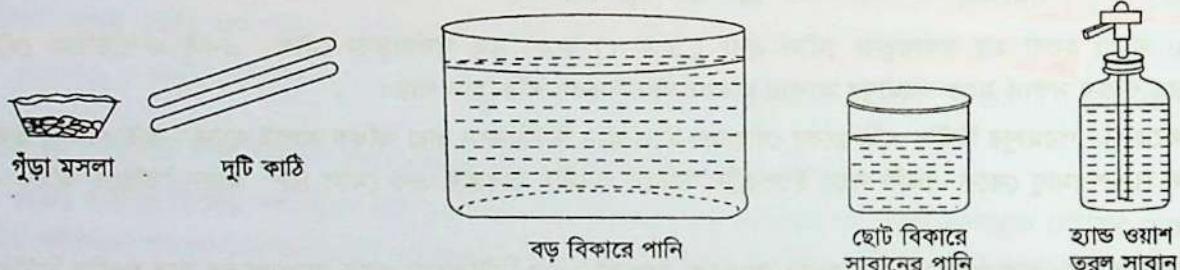
পরীক্ষা নং-১২

তারিখ : .....

পরীক্ষার সময় : ১ পরিয়ড

#### ৩.১৬ পরীক্ষার নাম : পানির ডাইপোলের উপস্থিতি প্রমাণ-এর পরীক্ষা

মূলনীতি : পানি একটি পোলার সমযোজী যৌগ অণু। অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঝকতা  $3.5$  এবং হাইড্রোজেন পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঝকতা  $2.1$ ; উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য হলো  $(3.5 - 2.1) = 1.4$ , যা  $0.5$  থেকে  $1.9$  এর মধ্যে রয়েছে। শর্ত অনুসারে পানি অণু পোলার ( $H_2O$ ) হয়েছে। তাই সাধারণের ঝণাঝক আয়ন স্টিয়ারেট আয়ন ( $C_{17}H_{35}COO^-$ ) দ্বারা পানি অণু বিকর্ষিত হয় এবং চার্জযুক্ত প্লাস্টিক রড দ্বারা পানি অণু আকৃষ্ট হয়ে থাকে।



চিত্র-৩.৩৫ : পানিতে ডাইপোলের উপস্থিতি প্রমাণের পরীক্ষা।

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

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

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

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

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

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

সিদ্ধান্ত : (১) তরল সাধারণের ঝণাঝক আয়নিক অংশ মসলার সূক্ষ্ম কণার সংস্পর্শে থাকা পানির সদৃশ মেরঞ্জে বিকর্ষণ করছে। এতে প্রমাণিত হয় পানি পোলার অণু অর্থাৎ পানি অণুতে আংশিক ধনাঝক ( $+t$ ) ও আংশিক ঝণাঝক ( $-t$ ) ডাইপোল আছে।

#### ৩.১৭ ভ্যানডার ওয়ালস বল : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল

**Vander Waals Force : Inter-Molecular Force**

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

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

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

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

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

কার্যকর আকর্ষণ শক্তি	বন্ধনের ভিত্তি	শক্তির মাত্রা kJ/mol	উদাহরণ
বন্ডিং এর বেলায় :			
(১) আয়নিক বন্ধন :	ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন :	400 – 4000	NaCl এর কেলাসে।
(২) সমযোজী বন্ধন :	নিউক্লিয়াসফ্য ও শেয়ারকৃত ইলেক্ট্রন যুগল :	150 – 1100	H-H অণুতে।
(৩) ধাতব বন্ধন :	ক্যাটায়ন ও সংযোগশীল যোজ্যতা ইলেক্ট্রন :	75 – 1000	Fe ও ধাতুসমূহে।
নন্বন্ডিং-এর বেলায় :			
(১) আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ :	আয়ন চার্জ ও ডাইপোল চার্জ	10 – 50	$\text{Na}^+ \cdots \delta-\text{O}-\text{H}^+$
(২) H-বন্ধন (পোলার অণু) [N. O. F যৌগসমূহে]	পোলার বন্ধ ও H-ডাইপোল চার্জ	10 – 40	$\delta+\text{H}-\ddot{\text{O}}:\cdots \delta-\text{H}-\ddot{\text{O}}:$ $\text{H}^+$ $\text{H}^+$
(৩) ডাইপোল-ডাইপোল	ডাইপোল চার্জসমূহ	3 – 4	$\delta-\text{Cl}-\delta+\text{I}$
(৪) আয়ন-আবিষ্ট ডাইপোল	আয়নের চার্জসমূহ ও পোলারাইজ e- মেঘ	3 – 15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
(৫) ডাইপোল-আবিষ্ট ডাইপোল	ডাইপোল চার্জ ও পোলারাইজ e- মেঘ	2 – 10	$\delta+\text{H}-\delta-\text{Cl} \cdots \delta-\text{Cl}-\delta+\text{Cl}$
(৬) লভন বল বা বিস্তারণ বল	পোলারাইজযোগ্য e- মেঘ	1 – 10	F-F $\cdots \text{F}-\text{F}$

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

আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ : যখন একটি আয়ন ও পোলার তরল নিকটে আসে, তখন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণের উভয় ঘটে। যেমন পানিতে  $\text{Na}^+$  আয়ন ও পানি অণুর ঝণাঝক প্রান্ত অঙ্গীজেন পরমাণুর মধ্যে এবং অপরদিকে  $\text{Cl}^-$  আয়ন ও পানি অণুর ধনাঝক প্রান্ত H-পরমাণুর মধ্যে আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ সৃষ্টি হয়। এ আকর্ষণ বলের পরিমাণ ( $E$ ) নিভর করে—

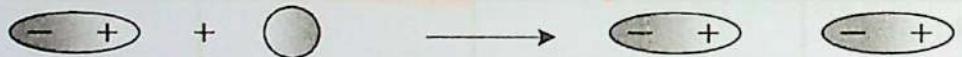
(i) আয়নের চার্জ ( $Z$ ), (ii) পোলার অণুর ডাইপোল মোমেন্ট ( $\mu$ ) এবং (iii) আয়ন ও ডাইপোলের মধ্যবর্তী দূরত্ব ( $r$ ) এর বর্গের ব্যস্তানুপাতিক হারে :  $E \propto \mu Z/r^2$ . আবার ডাইপোল মোমেন্ট,  $\mu = Q \times r$ ; এক্ষেত্রে  $Q$  = ইলেক্ট্রনের চার্জ  $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ ,  $r$  = বিপরীত চার্জের দূরত্ব মিটার এককে। ডাইপোল মোমেন্ট ( $\mu$ ) এর একক হলো ডিবাই (D) :

$1D = 3.336 \times 10^{-30}$  coulomb meters (C.m)। পোলার অণুতে পোলারিটির পরিমাণগত মাত্রাকে ডাইপোল মোমেন্ট ( $\mu$ ) বলে, যা বিপরীত চার্জের দূরত্ব ( $r$ ) ও চার্জের মাত্রা ( $Q$ ) গুণফলের সমান;  $\mu = Q \times r$

(২) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ : অধিক তড়িৎ ঝণাঞ্চক মৌলদ্বয়ের মধ্যে সৃষ্টি সময়োজী যোগ অণুতে সৃষ্টি ভিন্ন চার্জ বা মেরুকে ডাইপোল বলে। ডাইপোল দু প্রকার। যেমন, (i) স্থায়ী ডাইপোল ও (ii) অস্থায়ী ডাইপোল। স্থায়ী ডাইপোলের অণু হলো  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ।

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

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

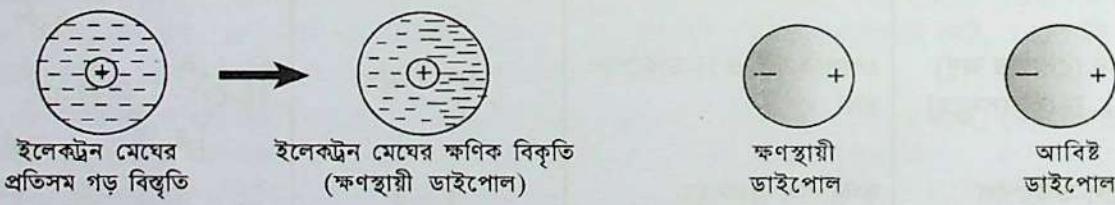


স্থায়ী ডাইপোল অপোলার অণু

স্থায়ী ডাইপোল আবিষ্ট ডাইপোল

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

(৪) বিস্তারণ বল বা লভন বল : বিস্তারণ বলকে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণও বলা হয়। এটি সব ধরনের অপোলার অণু ও পরমাণুর বেলায় কার্যকর। তবে একটি পরমাণু বা অণুতে ইলেক্ট্রন সংখ্যা যত বেশি হয় এবং বহিস্থ ইলেক্ট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ যত কম হয়, ততই বিস্তারণ বল বা লভন বল বাঢ়ে। পদার্থবিদ Fritz London এর নামানুসারে একপ নামকরণ। ফ্রিজ লভন ( $1930$  খ্রিস্টাব্দে) সর্বপ্রথম noble gas পরমাণু (যেমন He, Ne, Ar ইত্যাদির পরমাণু) সমূহ পরম্পর কেন আকৃষ্ট থাকে, তা বিস্তারণ বল দ্বারা ব্যাখ্যা করেন।



চিত্ৰ-৩.৩৭ : বিস্তারণ বলের সৃষ্টি।

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

বিস্তারণ বল বা লভন বলের সংজ্ঞা : কোনো অপোলার অণু বা পরমাণুতে ইলেক্ট্রন মেঘের ক্ষণিক অসম বিস্তৃতি বা ক্ষণিক বিকৃতির কারণে সৃষ্টি 'ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল' প্রভাবিত নিকটতম অণু বা পরমাণুসমূহে যে আবিষ্ট ডাইপোল সৃষ্টি হয়, সে সব 'আবিষ্ট ডাইপোল' এর আকর্ষণ বলকে বিস্তারণ বল বা লভন বল বলে। লভন বিস্তারণ বল হলো সবচেয়ে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল; যা  $1-10 \text{ kJ mol}^{-1}$  হয়ে থাকে।

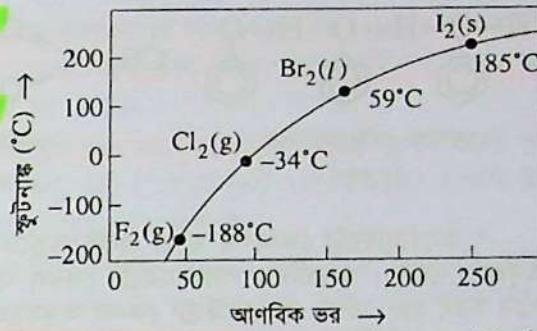
বিস্তারণ বলের প্রভাব : অপোলার অণুতে বা পরমাণুতে ইলেক্ট্রন মেঘের বিকৃত হওয়ার ক্ষমতাকে পোলারাইজেশন ক্ষমতা বলা হয়। যে অণু বা পরমাণু সার্বিকভাবে পুরোপুরি অপোলার তাতেও সর্বদা ক্ষণস্থায়ী ডাইপোলের সৃষ্টি হয়। এর ফলে নিকটস্থ আরেকটি অণু বা পরমাণুতেও আবিষ্ট ডাইপোল সৃষ্টি এবং এদের মধ্যে আকর্ষণের সৃষ্টি হয়।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

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

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

হ্যালোজেনের ভৌত অবস্থার ওপর বিস্তারণ বলের প্রভাব :

হ্যালোজেন অণুসমূহের আণবিক ভর বৃদ্ধির সাথে ইলেকট্রন সংখ্যাও বৃদ্ধি পায়। ফলে বিস্তারণ বলজনিত অণুতে পোলারায়ন ক্ষমতাও বৃদ্ধি পায়। তাই এদের ভৌত অবস্থা গ্যাস থেকে তরল ও শেষে আয়োডিন কঠিন অবস্থা লাভ করে। আণবিক ভর বৃদ্ধির সাথে চিত্র-৩.৩৭(ক) : হ্যালোজেনসমূহের স্ফুটনাক্ষের পরিবর্তন ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বৃদ্ধি সহ ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। তাই হ্যালোজেন সদস্যসমূহের গলনাক্ষ ও স্ফুটনাক্ষে ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি ঘটে। ওপরের লেখচিত্রে এদের স্ফুটনাক্ষের পরিবর্তন দেখানো হয়েছে।

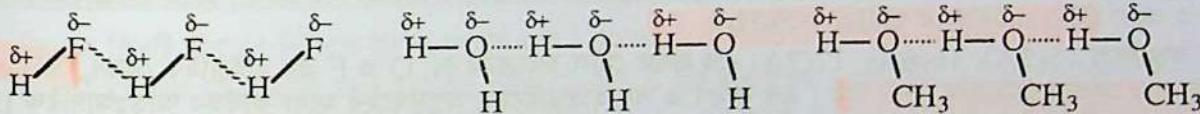


### ৩.১৮ হাইড্রোজেন বন্ধন

#### Hydrogen Bond

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

হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড ( $\delta^+ \delta^-$ )<sub>F</sub>, পানি ( $\delta^+ \delta^-$ )<sub>O</sub> ও মিথানল ( $CH_3OH$ ) অণুর মধ্যে H-বন্ধন ঘটে। যেমন,



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

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

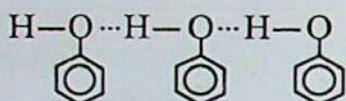
\* একটি HF অণু অপর দুটি HF অণুর সাথে H-বন্ধন করতে পারে। তাই HF এর স্ফুটনাক্ষ হলো  $19.5^{\circ}C$ । একটি  $H_2O$  অণুর সাথে অপর চারটি  $H_2O$  অণুর H-বন্ধন ঘটে; তাই  $H_2O$  এর স্ফুটনাক্ষ  $100^{\circ}C$  হয়।

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

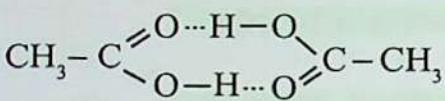
H-বন্ধন দু'প্রকার- যেমন আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ও অন্তঃআণবিক H-বন্ধন।

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

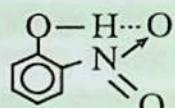
২। অন্তঃআণবিক H-বন্ধন একই অণুর দুটি ভিন্ন মূলকের মধ্যে ঘটে বলয় সৃষ্টি করে। যেমন— (১) অর্ধে নাইট্রোফেনলের  $-OH$  ও  $-NO_2$  গ্রুপের মধ্যে এবং (২) স্যালিসাইল অ্যালডিহাইড বা অর্ধে হাইড্রোক্সিলিক এসিডের  $-OH$  ও  $-CHO$  গ্রুপের মধ্যে বলয় সৃষ্টি হয়। একইভাবে (৩) স্যালিসাইলিক এসিড বা অর্ধে হাইড্রোক্সিলিক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



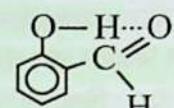
ফেনলে আন্তঃআণবিক  
H-বন্ধন



অ্যাসিটিক এসিডের  
H-বন্ধনে ডাইমার

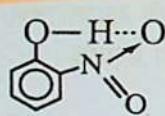


আন্তঃআণবিক  
H-বন্ধন অর্থে  
নাইট্রোফেনলে

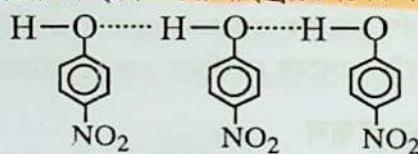


আন্তঃআণবিক H-  
বন্ধন অর্থে হাইড্রো  
বেনজিয়ালডিহাইডে

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



অর্থেনাইট্রো ফেনলে  
আন্তঃআণবিক H-বন্ধন (...)



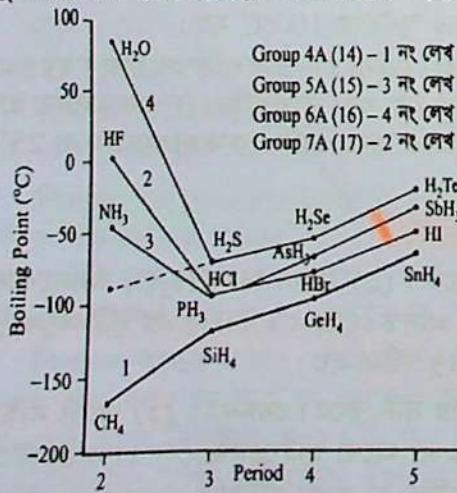
প্যারা নাইট্রো ফেনলে  
আন্তঃআণবিক H-বন্ধন (...)

ফলে প্যারানাইট্রোফেনলের গলনাক অর্থেনাইট্রোফেনলের গলনাক থেকে বেশি হয়। কারণ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ভাঙতে কিছু তাপশক্তি ব্যয়িত হয়। অর্থেনাইট্রোফেনলের গলনাকের বেলায় অন্তঃআণবিক H-বন্ধনের কোনো প্রভাব নেই।

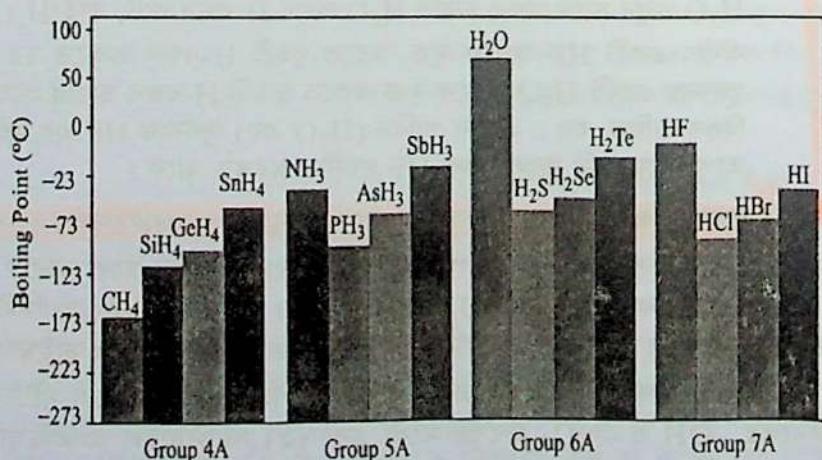
যৌগের ভৌতধর্মের ওপর H-বন্ধনের প্রভাব : গ্রুপভিত্তিক মৌলসমূহের হাইড্রোইডের ভৌতধর্ম (ভৌত অবস্থা, স্ফুটনাক, গলনাক) এর ওপর H-বন্ধনের ব্যক্তিক্রমধর্মী প্রভাব রয়েছে। সাধারণত একই গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকের মৌলসমূহের হাইড্রোইডের স্ফুটনাক ও গলনাক এদের মৌলার ভর বৃদ্ধির সাথে ক্রমাগতে বৃদ্ধি পায়। এর কারণ অণুসমূহের মৌলার ভর বৃদ্ধির সাথে এদের লভন বল বা বিস্তারণ বল বৃদ্ধি পায়। গ্রুপ-14(4A) এর মৌলসমূহের হাইড্রোইডে তা সূম্পষ্ট [চিত্র ৩.৩৮];  $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{GeH}_4 < \text{SnH}_4$ ।

কিন্তু গ্রুপ 15(5A), 16(6A), 17(7A) এর প্রথম মৌল যথাক্রমে N, O ও F এর হাইড্রোইড যেমন,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ও  $\text{HF}$  এর বেলায় ব্যক্তিক্রম দেখা যায়। এর কারণ এ সব হাইড্রোইডের অণুসমূহের মধ্যে কার্যকর আন্তঃআণবিক H-বন্ধন থাকায় আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। ফলে  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  ও  $\text{HF}$  এর স্ফুটনাক ও গলনাক একই গ্রুপের অন্যসব হাইড্রোইডের তুলনায় বেশি হয়ে থাকে, (চিত্র-৩.৩৯)।

বিশেষত গ্রুপ-6A(16) এর মৌলসমূহের হাইড্রোইডের লেখচিত্র ও কলাম গ্রাফ থেকে জানা যায়  $\text{H}_2\text{S}$  এর স্ফুটনাক হলো  $-60.7^\circ\text{C}$  এবং  $\text{H}_2\text{S}$  হলো গ্যাস; কিন্তু  $\text{H}_2\text{O}$  হলো তরল এর স্ফুটনাক হলো  $100^\circ\text{C}$ । গ্রুপ-6A(16) এর হাইড্রোইডের বর্ধিত লেখ (ডেশ লাইন) থেকে সূম্পষ্ট যে,  $\text{H}_2\text{O}$  এর মধ্যে যদি H-বন্ধন না থাকতো, তবে পানির বর্তমান স্ফুটনাক প্রায়  $200^\circ\text{C}$  হাস পেয়ে প্রায়  $-100^\circ\text{C}$  এর কাছাকাছি হতো।



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



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

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

অর্থোনাইট্রো ফেনলের গলনাক্ষ  $45^{\circ}\text{C}$ , কিন্তু এটির প্যারা সমাগুর গলনাক্ষ  $114^{\circ}\text{C}$  হয়। এর কারণ হলো অর্থে নাইট্রোফেনলের বেলায়  $-\text{OH}$  ও  $-\text{NO}_2$  গ্রুপ বেনজিন বলয়ে খুব নিকটে দুটি C-পরমাণুতে 1:2 অবস্থানে থাকায় উভয় গ্রুপের মধ্যে অন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি এবং একক অণুরূপে থাকে। অপরদিকে,

প্যারা নাইট্রোফেনলের অণুতে  $-\text{OH}$  ও  $-\text{NO}_2$  গ্রুপ বেনজিন বলয়ে সবচেয়ে দূরে 1:4 অবস্থানে থাকায় অন্তঃআণবিক H-বন্ধন ঘটা সম্ভব হয় না; বরঞ্চ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বহু সংখ্যক অণু পরম্পরের সাথে 'সংবন্ধ' (associated) থাকে। তাই এর অর্থে-সমাগুর তুলনায় প্যারা সমাগুর গলনাক্ষ ( $114^{\circ}\text{C}$ ) ও স্ফুটনাক্ষ বেশি হয়।

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

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

#### শিক্ষার্থীর কাজ :

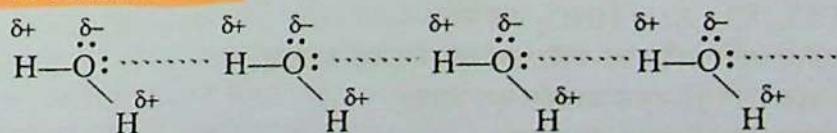
### ৩.১৯ $\text{H}_2\text{O}$ এবং $\text{H}_2\text{S}$ এর বন্ধন, H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনা Comparison Among Bonds in $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{H}_2\text{S}$ , H-Bond and Vander Waals' force

নিম্নোক্ত তিনটি বিষয়ের ভিত্তিতে তুলনা করতে হবে। যেমন—

(১)  $\text{H}_2\text{O}$  এবং  $\text{H}_2\text{S}$  হলো গ্রুপ-16 এর মৌল O এবং S এর হাইড্রাইড। গ্রুপভিত্তিক উভয় হাইড্রাইডের ধর্মে মিল থাকার কথা। (২) বাস্তবে  $\text{H}_2\text{O}$  তরল; কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  হলো গ্যাস। এর কারণ উভয়ের মধ্যে কেবল  $\text{H}_2\text{O}$  অণুতে H-বন্ধন ঘটে। (৩) এছাড়া আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলরূপে H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের মধ্যে পার্থক্য উভয় যৌগের ভৌত অবস্থার নিয়ামকরূপে কাজ করে।

পানি অণু ( $\text{H}_2\text{O}$ ) হলো পোলার; কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  হলো অপোলার। এর কারণ, O ও H এর তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য হলো  $(3.5 - 2.1) = 1.4$ , যা সমযোজী পোলার অণু গঠনের শর্ত পূরণ করে। কিন্তু S ও H এর মধ্যে তড়িৎ ঝণাঝকতার পার্থক্য হলো  $(2.5 - 2.1) = 0.4$ , যা অপোলার সমযোজী অণুর শর্ত পূরণ করে। তাই পোলার  $\text{H}_2\text{O}$  অণুসমূহের মধ্যে H-বন্ধন গঠন সম্ভব। অপোলার  $\text{H}_2\text{S}$  অণুর মধ্যে H-বন্ধন সম্ভব নয়।

হাইড্রোজেন বন্ধন উপস্থিতি থাকার ফলে  $\text{H}_2\text{O}$  অণুসমূহ পরম্পরাকে আকৃষ্ট করে সংবন্ধ বা গুচ্ছ অণু ( $\text{H}_2\text{O}$ )<sub>n</sub> আকারে রাখে। ফলে  $\text{H}_2\text{O}$  তরল অবস্থা প্রাপ্ত হয়। তরল পানিতে তাপমাত্রার ওপর নির্ভর করে প্রতি  $\text{H}_2\text{O}$  এর সাথে ২টি বা ৩টি গড়ে ৩.৪টি H-বন্ধন সাধারণত থাকে। H-বন্ধন গঠন ও ভাসন অন্বরত চলতে থাকে। ফলে পানির প্রবাহ ধর্ম বজায় থাকে। কিন্তু  $0^{\circ}\text{C}$ -এ কেলাসাকার বরফে প্রতিটি  $\text{H}_2\text{O}$  অণুতে সর্বাধিক ৪টি করে H-বন্ধন দ্বারা ষড়ভূজীয় বলয় সৃষ্টি হয়ে থাকে। অপরদিকে  $\text{H}_2\text{S}$  পৃথক একক অণুরূপে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।  $\text{H}_2\text{S}$  অণুগুলোর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল থাকে। এর পরিমাণ হলো  $1 - 10 \text{ kJ/mol}$  মাত্র।

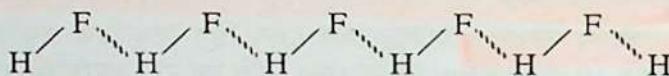


চিত্র-৩.৪০ : পানি অণুর মধ্যে H-বন্ধন

আবার H-বন্ধন শক্তির পরিমাণ ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনায় বেশি। H-বন্ধন শক্তি পোলারিটির মাত্রাভেদে  $10 - 40 \text{ kJ/mol}$  হয়। HF এর বেলায় H-বন্ধন শক্তি সর্বাধিক হয় এবং এরপর তা  $\text{H}_2\text{O}$  এর বেলায় প্রযোজ্য।

DAT: 19-20

HCl, HBr, HI সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাসীয় দ্বিপরমাণুক অণু হিসেবে থাকলেও HF অণুসমূহ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা সংযোজিত গুচ্ছ অণু ( $\text{HF}_n$ ) রূপে (associated) থাকে এবং HF এর স্ফুটনাক্ষ 19.5°C হয়। অর্থাৎ 19.5°C নিচে HF তরল অবস্থায় এবং কক্ষতাপমাত্রায় (25°C) গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে। গ্যাসীয় অবস্থায় HF অণুগুলো একক অণু HF রূপে থাকে। তরল অবস্থায় HF অণুগুলোর মধ্যে একটি বা, দুটি H-বন্ধন দ্বারা গুচ্ছ অণু গঠন করে। কঠিন অবস্থায় HF অণুগুলোর মধ্যে গড়ে সর্বাধিক ২টি H-বন্ধন থাকতে পারে। HF অণুতে একটি H পরমাণু এবং F পরমাণুতে তিনটি করে নিঃসঙ্গ ইলেক্ট্রন যুগল থাকলেও F পরমাণুটি আকারে সবচেয়ে ছোট হওয়ায়; একক H-বন্ধন দ্বারা গঠিত গুচ্ছ HF অণুর শিকলের F পরমাণুর নিকটে প্রয়োজনীয় সংখ্যক HF অণুর H-পরমাণু H-বন্ধন গঠনের প্রয়োজনীয় সন্নিকটে পৌছতে পারে না। তাই HF অণুগুলোর মধ্যে তরল অবস্থায় সাধারণত একটি H-বন্ধন দ্বারা গুচ্ছ HF অণুর শিকল ( $\text{HF}_n$ ) গঠিত হয়ে থাকে।

চিত্র-৩.৪০(ক) : একক H-বন্ধন দ্বারা HF অণুগুলোর শিকল ( $\text{HF}_n$ ) গঠন

পানির প্রতিটি  $\text{H}_2\text{O}$  অণুতে গড়ে ৩.৪টি করে H-বন্ধন থাকায় পানিকে অধিক তাপ প্রয়োগ করে ঐ সব H-বন্ধন ভাঙতে হয়। এতে অধিক তাপ শক্তি ব্যয় হয়। তাই পানির স্ফুটনাক্ষ 100°C হয়। অপরদিকে, তরল HF অণুসমূহ একক H-বন্ধন দ্বারা আবদ্ধ থাকায় ঐ H-বন্ধন ভাঙতে অল্প তাপশক্তি ব্যয় হয়। তাই তরল ( $\text{HF}_n$ ) এর স্ফুটনাক্ষ 19.5°C হয়; কিন্তু পানির স্ফুটনাক্ষ 100°C হয়।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৭ : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল শনাক্তকরণভিত্তিক : নিম্নোক্ত পদার্থে উপস্থিত আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলকে শ্রেণিগতভাবে শনাক্ত কর : (ক) HCl, (খ)  $\text{CH}_3\text{CH}_3$ , (গ)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , (ঘ) Kr।

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

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

(খ)  $\text{CH}_3\text{CH}_3$  হলো অপোলার; এর অণুতে কেবল বিস্তারণ বল থাকে।

(গ)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  হলো পোলার অণু; এর অণুতে H-বন্ধন, ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল ও বিস্তারণ বল থাকে।

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

শিক্ষার্থী নিজে কর-৩.১৬ : H-বন্ধনভিত্তিক সমস্যা :

প্রশ্ন-৩.৩৪। হাইড্রোজেন বন্ধন কী?

[চ. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩৫।  $\text{H}_2\text{O}$  তরল, কিন্তু  $\text{H}_2\text{S}$  গ্যাস, এর কারণ ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৬; য. বো ২০১৬; ঢ. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৩৬(ক)। কক্ষ তাপমাত্রায়  $\text{H}_2\text{O}$  ও  $\text{CO}_2$  এর ভৌত অবস্থা ভিন্ন কেন—ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৫]

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

প্রশ্ন-৩.৩৬(গ)। কক্ষ তাপমাত্রায়  $\text{H}_2\text{O}$  তরল; কিন্তু HF গ্যাস কেন; ব্যাখ্যা কর।

অথবা, HF এর স্ফুটনাক্ষ (19.5°C) পানির স্ফুটনাক্ষের চেয়ে কম কেন; ব্যাখ্যা কর।

[য. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.৩৭ :  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Cl}_2$ , Ar ও  $\text{HNO}_3$  এর মধ্যে—

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

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

(গ) কোন্ট্রিতে সবচেয়ে কম বিস্তারণ বল থাকে?

সমস্যা-৩.৩৮ : নিম্নোক্ত অণুতে কোন প্রকারের আন্তঃআণবিক বল কার্যকর আছে? এর ভিত্তিতে এদের স্ফুটনাক্ষের ক্রমবৃদ্ধি দেখাও : (ক)  $\text{H}_2\text{S}$  (34 amu), (খ)  $\text{CH}_3\text{OH}$  (32 amu), (গ)  $\text{C}_2\text{H}_6$  (30 amu), (ঘ) Ar (40 amu).

## ৩.২০ হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব Importance of H-bond

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

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

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

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

**শিক্ষার্থীর কাজ :**

**হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব**

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

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

(১) দেহের গঠনগত এককক্রমে উত্তিদ ও প্রাণীর রয়েছে যথাক্রমে উত্তিদ কোষ ও প্রাণিকোষ।

(২) জীবনধারণের জন্য প্রত্যেক জীবের খাদ্য প্রয়োজন।

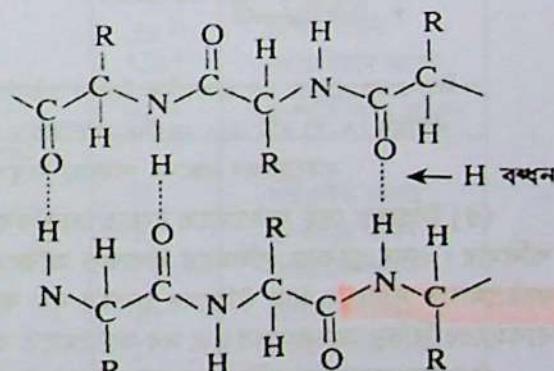
(৩) খাদ্যের পরে মানুষের জন্য বস্ত্র, বাসস্থান, শিক্ষা, চিকিৎসা ইত্যাদি উন্নত জীবনযাপনের জন্য অপরিহার্য বিভিন্ন উপকরণের প্রয়োজন রয়েছে।

উপরোক্ত বিষয়ের আলোকে হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে হবে।

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

(২) সব প্রাণীর দেহ কাঠামোর ‘একক কোষ’ প্রোটিন অণু দ্বারা গঠিত। প্রোটিন হলো বিভিন্ন অ্যামাইনো এসিড [R-CH(NH<sub>2</sub>)-COOH] সমূহের অ্যামাইড বন্ধনে গঠিত প্রাক্তিক পলিমার। প্রোটিনের পলি-অ্যামাইড শিকলের সেকেভারি ও টারসিয়ারি কাঠামোতে রয়েছে হাইড্রোজেন বন্ধন।

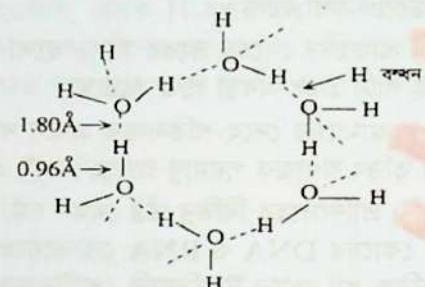
(৩) তরল পদার্থ জমাট বেঁধে কঠিন হলে আয়তনে করে এবং ঘনত্ব বাড়ে। কিন্তু পানির বেলায় নিম্ন তাপমাত্রায় পানি জমাট বেঁধে বরফ হয়; এতে বরফের ঘনত্ব কম হয়। বরফ পানির ওপর ভাসে। এর মূলে রয়েছে পানির অণুতে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ভূমিকা। প্রতিটি H<sub>2</sub>O অণুর O-পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেক্ট্রন জোড় থাকায় এবং X-ray বা, X-রশ্মি বিচ্ছুরণ পরীক্ষার মাধ্যমে প্রমাণিত যে, পানির কঠিন অবস্থায় অর্থাৎ বরফের কেলাস গঠনে প্রতিটি H<sub>2</sub>O অণু অপর চারটি H<sub>2</sub>O অণুর সাথে আন্তঃআণবিক



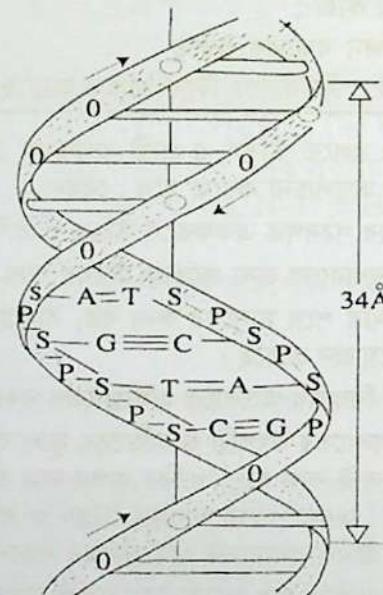
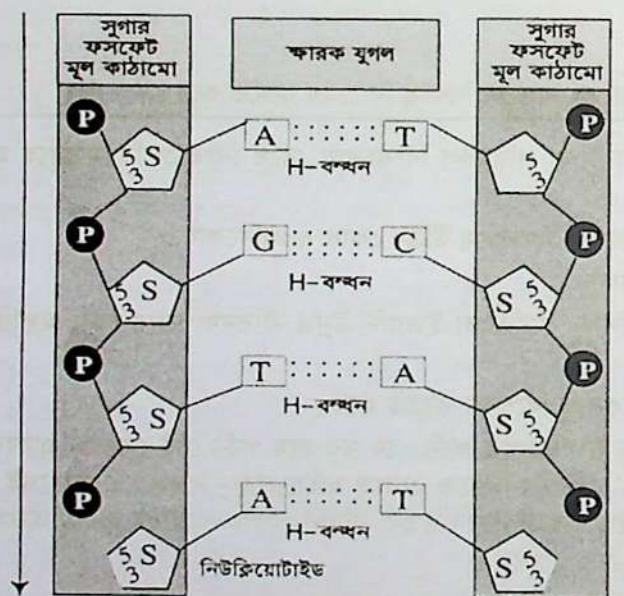
চিত্র-৩.৪১ : প্রোটিনের সেকেভারি গঠনে H-বন্ধন।

H-বন্ধনের মাধ্যমে চতুর্স্তলকীয়ভাবে বিন্যস্ত থাকে। তখন H-বন্ধনের দূরত্ব  $1.80\text{\AA}$  এবং সময়োজীবন্ধনের দূরত্ব  $0.96\text{\AA}$  হয়। অর্থাৎ বরফে প্রতিটি  $\text{H}_2\text{O}$  অণু এটির দুটি H পরমাণু ও দুটি নিঃসঙ্গ ইলেক্ট্রন যুগল দ্বারা সর্বাধিক চারটি H-বন্ধন গঠন করে থাকে। ফলে বরফের কেলাস গঠনটিতে ষড়ভূজীয় বলয় (hexagonal ring) সৃষ্টি হয়। তখন বরফের কেলাস গঠনে ফাঁকা স্থান থাকে। তখন পানির আয়তনের তুলনায় বরফের আয়তন বাড়ে, ঘনত্ব কমে যায়। এ অবস্থায় বরফ খও পানির ওপর ভেসে থাকে এবং এর নিচের পানি তরল অবস্থায় থাকে। তাই শীতপ্রধান মেরু অঞ্চলের সব জলাশয়ে জলজ প্রাণীর অস্তিত্ব সম্ভব হয়েছে।

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



চিত্র-৩.৪২ : বরফের কেলাস গঠন একক।



চিত্র-৩.৪৩: DNA এর রাসায়নিক বৈধিক গঠনচিত্র। (এডিনিন-

থাইমিন (A-T) দুটি এবং গুয়ানিন-সাইটোসিন (G-C) তিনটি

হাইড্রোজেন বন্ধনের সাহায্যে সংযুক্ত।

DNA এর দ্বিহেলিঙ্গ মডেল (... H-বন্ধন)।

এখানে S = ডিঅ্যুরিবোজ চিনি P = ফসফেট

A = এডিনিন; G = গুয়ানিন; T = থাইমিন; C = সাইটোসিন

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

(৬) সত্য মানুষের পরিধেয় বস্তু তৈরি হয় কার্পাস তুলা, উল, কৃত্রিম সিল্ক এবং বিভিন্ন সাংশ্লেষিক তত্ত্ব থেকে। এসব তত্ত্বের আঁশের দৃঢ়তার মূলে রয়েছে এদের গঠনগত রাসায়নিক পদার্থের আণবিক গঠনে H-বন্ধনের উপস্থিতি।

এরূপে জীবজগতের টিকে থাকার প্রধান ভূমিকায় রয়েছে সংশ্লিষ্ট সব উপাদানের মধ্যে H-বন্ধনের গুরুত্ব।

### ৩.২১ অজেব যৌগের নামকরণ

#### Nomenclature of Inorganic Compounds

1A		18 8A				
H <sup>+</sup>	H <sup>-</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>		
Hydride	2A					
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>					
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>		S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Chloride	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	Bromide	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	In <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>	Iodide
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Tl <sup>+</sup>	Sn <sup>4+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Pb <sup>4+</sup>	

চিত্র-৩.৪৮ : প্রধান গ্রুপসমূহের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন।

#### (ক) বাইনারি আয়নিক যৌগ :

দুটি মাত্র

মৌল দ্বারা গঠিত যৌগকে Binary Compound বলে। ধনাত্মক আয়নটি ‘ধাতুর নাম’ এবং ঋণাত্মক আয়নটিতে অধাতুর নামের প্রথম অংশের সাথে ‘আইড’ (ide) যুক্ত হয়। যেমন NaCl এর নাম সোডিয়াম ক্লোরাইড। ৩.৪৮ নং চিত্রে পর্যায় সারণির প্রধান গ্রুপের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো। ৩.৪৫ নং চিত্রে অবস্থাত্তর ধাতুসমূহের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো।

এখন ‘ion formulas’ সমস্কে বিশেষ তথ্য মনে রাখতে হবে। যেমন—

(১) ক্যাটায়ন বা ধনাত্মক আয়নে একই গ্রুপের মৌলসমূহের আয়নের চার্জ গ্রুপ সংখ্যার সমান হয়। যেমন গ্রুপ-IA এর সব মৌল একক ধনাত্মক আয়ন (M<sup>+</sup>), গ্রুপ-2A এর মৌল দ্বি-ধনাত্মক আয়ন (M<sup>2+</sup>), গ্রুপ-3A এর মৌল ত্রিধনাত্মক আয়ন Al<sup>3+</sup>, ব্যক্তিক্রম গ্রুপ-4A এর মৌলের বেলায় Sn<sup>2+</sup>, Sn<sup>4+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Pb<sup>4+</sup> চিত্র-৩.৪৮ দেখ।

(২) ঋণাত্মক আয়ন বা অ্যানায়নে, আয়নের চার্জ = (গ্রুপ সংখ্যা - 8)। যেমন S হলো গ্রুপ-6A এর মৌল। সূতরাং S এর আয়নের চার্জ হবে (6 - 8) = -2 অর্থাৎ আয়নটি হবে S<sup>2-</sup>। গ্রুপ-7A এর হ্যালোজেনের বেলায় আয়নের চার্জ সংখ্যা = (7 - 8) = -1 অর্থাৎ আয়ন হবে F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>।

#### সারণি-৩.৮ : এক পরমাণুক আয়ন

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

কীর্ণপে এ সব আয়নের নাম ও সংকেত মনে রাখবে সে সঙ্গে কিছু সাজেশন :

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

(২) বাইনারি আয়নিক যৌগের সংকেত লেখার বেলায় ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নসময়ের মৌলের প্রতীক লেখার পর আয়নসময়ের চার্জ সংখ্যাদ্বয়কে (চিহ্নবাদে) বিপরীতভাবে উভয় প্রতীকের ডানদিকে একটু নিচে করে লেখা হয়। যেমন, ক্যালসিয়াম আয়ন ( $\text{Ca}^{2+}$ ) ও ব্রোমাইড আয়ন ( $\text{Br}^-$ ) এর যৌগের সংকেত হলো  $\text{Ca}_1\text{Br}_2$  বা,  $\text{CaBr}_2$  এবং এটির নাম ক্যালসিয়াম ব্রোমাইড।

(৩) চিত্র-৩.৪৫ এ সাধারণ অবস্থাতের ধাতুর জলীয় দ্রবণে সৃষ্টি আয়নসমূহকে দেখানো হলো।

	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 10B	11 1B	12 2B	
	$\text{Sc}^{3+}$	$\text{Ti}^{3+}$	$\text{V}^{3+}$	$\text{Cr}^{2+}$ $\text{Cr}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$ $\text{Fe}^{3+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Cu}^+$ $\text{Cu}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	
	$\text{Y}^{3+}$					$\text{Ru}^{3+}$	$\text{Rh}^{3+}$	$\text{Pd}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Cd}^{2+}$	
										$\text{Hg}^{2+}$	

চিত্র-৩.৪৫ : সাধারণ অবস্থাতের ধাতুর আয়নসমূহ (জলীয় দ্রবণে সৃষ্টি)

(৪) অবস্থাতের ধাতুসমূহের একাধিক ধনাত্মক আয়ন থাকে। এ সব যৌগের নামকরণে (Systematic name এ) ধাতুর আয়নের নামের শেষে বন্ধনীর মধ্যে রোমান সংখ্যায় আয়নের চার্জ সংখ্যা লেখা হয়। যেমন আয়রন (II) ক্লোরাইড,  $\text{FeCl}_2$  (উচ্চারণ আয়রন-২ ক্লোরাইড) এবং আয়রন (III) ক্লোরাইড  $\text{FeCl}_3$  (উচ্চারণ আয়রন-৩ ক্লোরাইড)

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

সারণি-৩.৯ : অবস্থাতের ধাতুর আয়ন :

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

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৮ : বাইনারি আয়নিক যৌগের নামকরণভিত্তিক :

Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যোগসমূহের নাম লেখ।

(ক)  $\text{BaCl}_2$

(খ)  $\text{CrCl}_3$

(গ)  $\text{PbS}$

(ঘ)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

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

**সমাধান (Solution) :**

(ক)  $\text{BaCl}_2$  : বেরিয়াম ক্লোরাইড :  $\text{Ba}^{2+}$ -ফপ- $2\text{A}$  এর মৌল হওয়ায়; একটি মাত্র আয়ন সম্ভব। তাই রোমান সংখ্যা ব্যবহার করতে হয় না।

(খ)  $\text{CrCl}_3$  : ক্রেমিয়াম (III) ক্লোরাইড :  $\text{Cr}$  অবস্থান্তর মৌল হওয়ায় এটির একাধিক আয়ন সম্ভব। তাই এক্ষেত্রে  $\text{Cr}^{3+}$  আয়নের জন্য রোমান সংখ্যা (III) ব্যবহার আবশ্যিক হয়েছে।

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

(ঘ)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  : আয়রন (III) অক্সাইড : তিনটি অক্সাইড আয়নে ( $\text{O}^{2-}$ ) মোট ছয়টি ঝণাঞ্চক চার্জ আছে। তাই দুটি আয়রন ক্যাটায়নেও ছয়টি ধনাঞ্চক চার্জ হবে। তাই প্রতি ক্যাটায়ন  $\text{Fe(III)}$  হয়েছে।

**সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৯** : নাম থেকে বাইনারি যৌগের সংকেত লিখনভিত্তিক : নিচের নাম থেকে যৌগের আণবিক সংকেত লেখ : (ক) ম্যাগনেসিয়াম ফ্লোরাইড, (খ) আয়রন (III) সালফাইড, (গ) টিন (IV) অক্সাইড।

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

**সমাধান (Solution) :**

(ক) ম্যাগনেসিয়াম ফ্লোরাইড,  $\text{MgF}_2$  :  $\text{Mg}$  হলো ফপ- $2\text{A}$  মৌল ; এটির একটিমাত্র আয়ন সম্ভব, চার্জ সংখ্যা  $2+$ , তাই একক ঝণাঞ্চক চার্জের দুটি ফ্লোরাইড ( $\text{F}^-$ ) আয়ন দ্বারা উভয় প্রকার চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(খ) আয়রন (III) সালফাইড :  $\text{Fe}_2\text{S}_3$  : আয়রন (III) এর  $3+$  চার্জ আছে এবং সালফাইড আয়ন ( $\text{S}^{2-}$ ) এর  $2-$  চার্জ আছে। তাই বিপরীতক্রমে দুটি আয়রন ও তিনটি সালফার নিয়ে চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(গ) টিন (IV) অক্সাইড :  $\text{SnO}_2$  : টিন (IV) এর  $4+$  চার্জ আছে; তাই দ্বিঝণাঞ্চক চার্জের দুটি অক্সাইড আয়ন ( $\text{O}^{2-}$ ) দ্বারা মোট চার্জ সংখ্যা সমান করা হয়েছে।

**শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.১৭** : যৌগের নামকরণ :

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

(ক)  $\text{CsF}$

(খ)  $\text{K}_2\text{O}$

(গ)  $\text{CuO}$

(ঘ)  $\text{BaS}$

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

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

**(খ) পলি অ্যাটমিক আয়নসহ যৌগসমূহ :**

বন্ধনে আবন্দ ও চার্জযুক্ত দুই বা ততোধিক পরমাণুর প্রচলকে পলি অ্যাটমিক আয়ন বলে। যেমন  $\text{NH}_4^+$  (অ্যামোনিয়াম আয়ন),  $\text{NO}_3^-$  (নাইট্রেট আয়ন) হলো যথাক্রমে পলি অ্যাটমিক ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন। সারণি-৩.১০ এ দেয়া পলি অ্যাটমিক আয়নসমূহের নাম ও সংকেত মুখস্থ রেখে যৌগের নামকরণে অগ্রসর হতে হবে। এই সব অ্যানায়নের নামের বৈশিষ্ট্য ও মনে রাখার নিয়ম নিচে দেয়া হলো—

(১) লক্ষ কর অধিকাংশ পলি অ্যাটমিক আয়নের নামের শেষে 'আইট' ((ite)) ও 'এট' (-ate) আছে। যেমন নাইট্রাইট (Nitrite)  $\text{NO}_2^-$  ও নাইট্রেট (Nitrate)  $\text{NO}_3^-$  আয়ন। কেবল হাইড্রোক্সাইড ( $\text{OH}^-$ ), সায়ানাইড ( $\text{CN}^-$ ), পার অক্সাইড ( $\text{O}_2^{2-}$ ) আয়নের শেষে -'আইড' (ide) আছে।

(২) অক্সিজেনযুক্ত আয়ন বা অরোঅ্যানায়ন (oxoanion) সমূহে কোনো একটি মৌলের সাথে বিভিন্ন সংখ্যক O-পরমাণুযুক্ত আছে; এদের (কম O পরমাণু থাকলে) নামের শেষে -'আইট' (-ite) বেশি O পরমাণু থাকলে - 'এট'(-ate) যুক্ত হয়। যেমন  $\text{SO}_3^{2-}$ -এর নাম সালফাইট (Sulphite),  $\text{SO}_4^{2-}$  এর নাম সালফেট (Sulphate)।

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

$\text{ClO}^-$  আয়ন : এর নাম হাইপো ক্লোরাইট আয়ন (Hypochlorite ion)

$\text{ClO}_2^-$  আয়ন : এর নাম (গুড়ু) ক্লোরাইট আয়ন (Chlorite ion)

$\text{ClO}_3^-$  আয়ন : এর নাম (গুড়ু) ক্লোরেট আয়ন (Chlorate ion)

$\text{ClO}_4^-$  আয়ন : এর নাম পারক্লোরেট আয়ন (Per chlorate ion)

<b>MCQ-3.21 :</b> $\text{XeF}_2$ এর $\text{Xe}$ পরমাণুতে কোন প্রকারের সংকরণ ঘটে? [দি. বো. ২০১৭]	
(ক) $\text{sp}$	(খ) $\text{sp}^2\text{d}$
(গ) $\text{sp}^3\text{d}^2$	(ঘ) $\text{sp}^3\text{d}$

(৪) একই এসিড থেকে উৎপন্ন অঙ্গোঅ্যানায়নযুগল যেমন  $\text{HCO}_3^-$  ও  $\text{CO}_3^{2-}$  এবং  $\text{HSO}_4^-$  ও  $\text{SO}_4^{2-}$  আয়নদ্বয়ের একটিতে  $\text{H}^+$  আয়নযুক্ত আছে: অপরটিতে তা নেই। এদের নামকরণের বেলায়, যেটিতে  $\text{H}^+$  আয়নযুক্ত আছে; এর নামের পূর্বে 'বাই'- (bi-) অথবা 'হাইড্রোজেন' শব্দ যোগ হয়। যেমন,

$\text{CO}_3^{2-}$  হলো কার্বনেট আয়ন,  $\text{HCO}_3^-$  হলো হাইড্রোজেন কার্বনেট (বাই কার্বনেট) আয়ন

$\text{SO}_4^{2-}$  হলো সালফেট আয়ন,  $\text{HSO}_4^-$  হলো হাইড্রোজেন সালফেট (বাই সালফেট) আয়ন

সারণি-৩.১০ : কিছু সংখ্যক সাধারণ পলিঅ্যাটমিক আয়ন :

সংকেত	আয়নের নাম	সংকেত	আয়নের নাম
<b>ক্যাটায়ন :</b>			
$\text{NH}_4^+$	অ্যামিনিয়াম	$\text{ClO}_4^-$	পারক্লোরেট
<b>একক চার্জের অ্যানায়নসমূহ :</b>			
$\text{NO}_2^-$	নাইট্রাইট	$\text{MnO}_4^-$	পারম্যান্ডানেট
$\text{NO}_3^-$	নাইট্রেট	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	অ্যাসিটেট
$\text{OH}^-$	হাইড্রোকাইড	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	অ্যানায়নসমূহ :
$\text{CN}^-$	সায়ানাইড	$\text{CO}_3^{2-}$	কার্বনেট
$\text{HCO}_3^-$	হাইড্রোজেন কার্বনেট	$\text{SO}_3^{2-}$	সালফাইট
$\text{HSO}_4^-$	হাইড্রোজেন সালফেট	$\text{SO}_4^{2-}$	সালফেট
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	ডাইহাইড্রোজেন ফসফেট	$\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$	থায়োসালফেট
$\text{ClO}^-$	হাইপো ক্লোরাইট	$\text{HPO}_4^{2-}$	হাইড্রোজেন ফসফেট
$\text{ClO}_2^-$	ক্লোরাইট	$\text{CrO}_4^{2-}$	ক্রোমেট
$\text{ClO}_3^-$	ক্লোরেট	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ডাইক্রোমেট
<b>ট্রিচার্জযুক্ত অ্যানায়ন :</b>			
$\text{O}_2^{2-}$	পারঅক্সাইড	$\text{O}_2^-$	অ্যানায়ন :
$\text{PO}_4^{3-}$	ফসফেট	$\text{PO}_3^{3-}$	

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.২০ : পলিঅ্যাটমিক আয়নযুক্ত যৌগের নামকরণভিত্তিক :

নিচের যৌগসমূহের নামকরণ Systematic পদ্ধতিতে কর :

(ক)  $\text{LiNO}_3$       (খ)  $\text{KHSO}_4$       (গ)  $\text{CuCO}_3$       (ঘ)  $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$

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

**সমাধান (Solution) :**

(ক)  $\text{LiNO}_3$  : লিথিয়াম নাইট্রেট : লিথিয়াম (Li) গ্রুপ-IA এর মৌল; এর একমাত্র আয়ন  $\text{Li}^+$  হওয়ায় নামকরণে রোমান সংখ্যা অপ্রয়োজনীয়।

(খ)  $\text{KHSO}_4$  : পটাসিয়াম হাইড্রোজেন সালফেট : K গ্রুপ-IA এর মৌল; এটির একমাত্র আয়ন  $\text{K}^+$ ।

(গ)  $\text{CuCO}_3$  : কপার (II) কার্বনেট : এক্ষেত্রে কার্বনেট ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) আয়নের চার্জ হলো 2-; তাই কপার পরমাণুর আয়নের চার্জ 2+ হতে হবে। Cu এর দুটি আয়ন সম্ভব। তাই নামকরণে চার্জসংখ্যা রোমান সংখ্যায় ব্যবহার করা হয়েছে।

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

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

অঞ্চো-এসিড : যে সব অস্থান্ধর্মবিশিষ্ট যৌগের অণুতে হাইড্রোজেন (H), অক্সিজেন (O) ও অপর একটি কেন্দ্রীয় অধাতব বা ধাতব মৌল থাকে, তাদের অঞ্চো-এসিড বলে। সাধারণত অধাতব অঞ্চো-এসিডসমূহ স্থায়ী যেমন,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; কিন্তু ধাতব অঞ্চো-এসিডসমূহ তুলনামূলক কম স্থায়ী এবং এদের লবণসমূহ স্থায়ী যেমন অ্যালুমিনিক এসিড ( $\text{HAIO}_2$ ) ও এর লবণ সোডিয়াম অ্যালুমিনেট ( $\text{NaAlO}_2$ ), ক্রেমিক এসিড ( $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) ও এর লবণ পটাসিয়াম ডাইক্লোরেট [ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ]। সাধারণত বেশির ভাগ ক্ষেত্রে অধাতব মৌলের একাধিক অঞ্চো-এসিড থাকে। যেমন,

ক্লোরিন (Cl) এর হাইড্রাসিড হাইড্রোক্লোরিক এসিড [ $\text{HCl(aq)}$ ] ছাড়া আরো ৪টি অঞ্চো-এসিড যেমন,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  আছে। একই মৌলের একাধিক অঞ্চো-এসিডের নামকরণের বেলায় কেন্দ্রীয় মৌলের জারণ-সংখ্যাকে ভিত্তি ধরা হয়। উপরোক্ত ক্লোরিনের ৪টি অঞ্চো-এসিডের অণুতে ক্রমান্বয়ে অক্সিজেন পরমাণু বেড়েছে। ফলে কেন্দ্রীয় পরমাণু Cl এর জারণ সংখ্যাও দুই একক করে বেড়েছে। যেমন-  $\text{H}^{\text{+1}}\text{ClO}$ ,  $\text{H}^{\text{+3}}\text{ClO}_2$ ,  $\text{H}^{\text{+5}}\text{ClO}_3$ ,  $\text{H}^{\text{+7}}\text{ClO}_4$ । এসব অঞ্চো-এসিডের নামকরণ নিম্নোক্ত নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

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

$\text{HClO}$  হাইপোক্লোরাস এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = +1

$\text{HBrO}$  হাইপোব্রোমাস এসিড, এখানে Br এর জারণ সংখ্যা = +1

$\text{HIO}$  হাইপোআয়োডাস এসিড, এখানে I এর জারণ সংখ্যা = +1

$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  (হাইপোনাইট্রাস এসিড, এখানে N এর জারণ-সংখ্যা = +1

**MCQ-3.22 :** নিচের কোনটি অধিক

সমযোজী? [চ. বো. ২০১৭]

(ক)  $\text{LiCl}$  (খ)  $\text{NaCl}$

(গ)  $\text{KCl}$  (ঘ)  $\text{CsCl}$

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

যেমন :  $\text{HClO}_2$  ক্লোরাস এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = +3

$\text{HBrO}_2$  ব্রোমাস এসিড, এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা = +3

$\text{HIO}_2$  আয়োডাস এসিড, এখানে I এর জারণ-সংখ্যা = +3

$\text{H}_2\text{SO}_3$  সালফিটুরাস এসিড, এখানে S এর জারণ-সংখ্যা = +4

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

যেমন :  $\text{HClO}_3$  ক্লোরিক এসিড, এখানে Cl-এর জারণ-সংখ্যা = +5

$\text{HBrO}_3$  ব্রোমিক এসিড, এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা = +5

$\text{HIO}_3$  আয়োডিক এসিড, এখানে I এর জারণ-সংখ্যা = +5

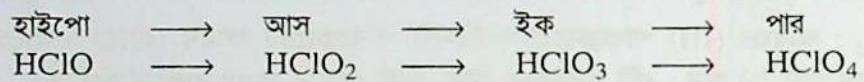
$\text{H}_2\text{SO}_4$  সালফিরিক এসিড, এখানে S এর জারণ-সংখ্যা = +6

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

যেমন :  $\text{HClO}_4$  পারক্লোরিক এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = + 7

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

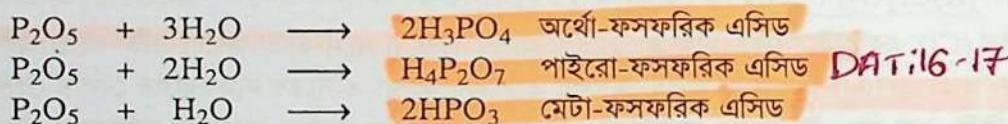
উপরোক্ত নিয়ম মতে দেখা যায় অক্সো-এসিডসমূহের জারণ সংখ্যা বৃদ্ধির ক্রম অনুসারে এদের নামকরণের ক্রম পরিবর্তন হলো :



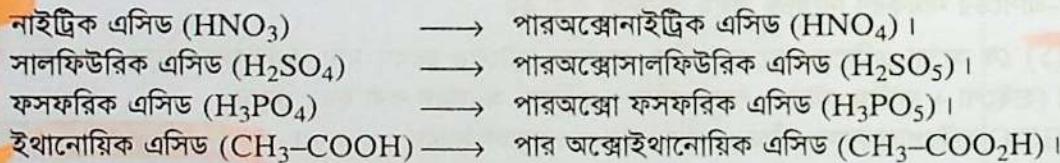
(৫) অধাতব মৌলের অন্ধধর্মী অক্সাইডের অণুতে বিভিন্ন পানি অণুর সংখ্যা যুক্ত হওয়ার উপর ভিত্তি করে উৎপন্ন একাধিক অক্সো-এসিডে কেন্দ্রীয় মৌলের জারণ-সংখ্যা সমান হলে তখন এদের নিম্ন মতে নামকরণ করা হয়।

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

$\text{P}_2\text{O}_5$  হলো একটি অন্ধধর্মী অক্সাইড। এর সাথে বিভিন্ন সংখ্যক পানি অণুর সংযোজনের মাধ্যমে উৎপন্ন এসিডের নামকরণ নিচে দেয়া হলো।



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



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

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

২. হ্যালাস এসিড : ক্লোরাস এসিড ( $\text{HClO}_2$ ), ব্রোমাস এসিড ( $\text{HBrO}_2$ ), আয়োডাস এসিড ( $\text{HI}_2\text{O}_2$ )।

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

৪. পারহ্যালিক এসিড : পারক্লোরিক এসিড ( $\text{HClO}_4$ ), পারআয়োডিক এসিড ( $\text{HI}_4\text{O}_4$ )।

\* পারক্লোরিক এসিড ( $\text{HClO}_4$ ) অক্সো-এসিডগুলোর মধ্যে সবচেয়ে তীব্র এসিড।

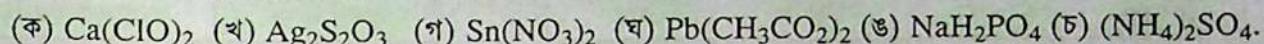
(৭) হাইড্রেট যৌগের নামকরণ :

- (১)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  কপার (II) সালফেট পেন্টাহাইড্রেট;
- (২)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  আয়রন (II) সালফেট হেণ্টাহাইড্রেট;
- (৩)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  ম্যাগনেসিয়াম সালফেট হেণ্টাহাইড্রেট;
- (৪)  $\text{ZnF}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  জিঙ্ক ফ্লোরাইড টেট্রাহাইড্রেট;
- (৫)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  সোডিয়াম সালফেট ডেকাহাইড্রেট;
- (৬)  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$   $\longrightarrow$  জিঙ্ক সালফেট হেণ্টাহাইড্রেট।

**MCQ-3.23 :** নিচের কোনটি অপোলার যৌগ? [চ. বো. ২০১৭]  
 (ক)  $\text{CCl}_4$       (খ)  $\text{CHCl}_3$   
 (গ)  $\text{CH}_3\text{OH}$       (ঘ) HF

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.১৮ : Systematic নামকরণ পদ্ধতি :

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



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

### ৩.২১.১ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল যৌগের নামকরণ ও সংকেত লিখন

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

\* ১। আণবিক সংকেতে ক্যাটায়নের পর অ্যানায়ন থাকে।

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

\* ৩। জটিল আয়নে প্রথমে কেন্দ্রীয় ধাতব পরমাণু, এরপর নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড ও শেষে অ্যানায়ন লিগ্যান্ড লিখতে হয়।

সমগ্র জটিল আয়নটিকে তৃতীয় বদ্ধনী দ্বারা ঘিরে রাখা হয়।

অন্যান্য নিয়মসমূহ :

১। একাধিক লিগ্যান্ডকে এদের ইংরেজি নামের বর্ণ ক্রমানুসারে এবং সংখ্যাকে ডাই, ট্রাই, টেট্রা, পেন্টা, হেক্সা ইত্যাদি উপসর্গ দ্বারা লিখতে হয়। লিগ্যান্ড ঝণাঞ্চক হলে নামের শেষে ওকার যুক্ত হয়। যেমন  $\text{OH}^-$  আয়ন লিগ্যান্ডকে হাইড্রো (hydroxo),  $\text{Cl}^-$  আয়নকে ক্লোরো (chloro),  $\text{CN}^-$  আয়নকে সায়ানো (cyano) রূপে লেখা হয়। প্রশম বা নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড  $\text{NH}_3$  কে 'অ্যাম্মিন' (ammine),  $\text{H}_2\text{O}$  কে 'অ্যাকুয়া' (aqua) লেখা হয়।

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

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

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

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

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

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

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

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

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

**MCQ-3.24 : কোনটি রাসায়নিক**

**বৈশিষ্ট্য?** [য. বো. ২০১৭]

(ক) ঘনত্ব (খ) দ্রাব্যতা

(গ) অস্ত্র (ঘ) গলনাক

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

নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	অ্যানায়ন লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	জটিল আয়নে ধাতব আয়ন	জটিল ঝণাত্মক আয়নের নাম
H <sub>2</sub> O	অ্যাকুয়া	F <sup>-</sup>	ফ্লোরো	আয়রন	ফেরেট
NH <sub>3</sub>	অ্যাম্মিন	Cl <sup>-</sup>	ক্লোরো	কপার	কিউপ্রেট
CO	কার্বনিল	Br <sup>-</sup>	ব্রোমো	লেড	প্লাষ্টেট
NO	নাইট্রোসিল	I <sup>-</sup>	আয়োডো	সিলভার	আর্জেন্টেট
		OH <sup>-</sup>	হাইড্রো	গোল্ড	অরেট
		CN <sup>-</sup>	সায়ানো	টিন	স্ট্যানেট

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

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

জটিল যৌগের নামকরণের কিছু উদাহরণ নিচে দেয়া হলো :

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

[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub> টেট্রা অ্যাম্মিন কপার (II) সালফেট

[Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub> হেক্সা অ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl ডাই অ্যাম্মিন সিলভার (I) ক্লোরাইড

MCQ-3.25 : কোনটি 'হাইপো' এসিড?

[ঢ. বো. ২০১৬]

- |                                    |                                    |
|------------------------------------|------------------------------------|
| (ক) H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> | (খ) H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> |
| (গ) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | (ঘ) HPO <sub>3</sub>               |

(২) জটিল ক্যাটায়নবিশিষ্ট তড়িৎ বিশেষ্য জটিল যৌগগুলোর নাম দুই শব্দবিশিষ্ট হয়। প্রথমে ক্যাটায়ন ও পরে অ্যানায়নের নাম উল্লেখ করতে হয়। কিন্তু তড়িৎ অবিশেষ্য জটিল যৌগের নাম এক শব্দবিশিষ্ট হয়। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের জারণ অবস্থা প্রকাশের জন্য নামের শেষে রোমান সংখ্যা ব্যবহার করা হয়। [উদাহরণ (খ) ও (ঘ) দেখো।]

তড়িৎ-অবিশেষ্য জটিল যৌগের ক্ষেত্রে সব ঝণাত্মক লিগ্যান্ড কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ থাকে এবং ত্তীয় বন্ধনীর মধ্যে লেখা হয়। সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ লিগ্যান্ডক্ষেত্রে ঝণাত্মক আয়ন পানিতে আয়নিত অবস্থায় থাকে না, বরঞ্চ 'সন্নিবেশ-বলয়' বা Co-ordination sphere এর মধ্যে আবদ্ধ থাকে। তাই ঐ সব ঝণাত্মক আয়ন জলীয় দ্রবণে পৃথক হতে পারে না। নিচের (খ) ও (ঘ) নং উদাহরণ হলো ঐরূপ তড়িৎ অবিশেষ্য জটিল যৌগ। এক্ষেত্রে ঐ সব তড়িৎ-অবিশেষ্য যৌগের দ্রবণের মধ্যে সিলভার নাইট্রেট (AgNO<sub>3</sub>) দ্রবণ যোগ করলে AgCl এর সাদা অধঃক্ষেপ পড়বে না। কিন্তু অপর দুইটি উদাহরণ যেমন— (ক) এর বেলায় তিনটি Cl<sup>-</sup> আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; (গ) এর বেলায় একটি Cl<sup>-</sup> আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; এরা AgNO<sub>3</sub> দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় AgCl এর সাদা অধঃক্ষেপ দেয়।

(ক) তড়িৎ বিশেষ্য জটিল যৌগ → [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub> হেক্সা অ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

(খ) তড়িৎ অবিশেষ্য জটিল যৌগ → [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>Cl<sub>3</sub>] ট্রাই অ্যাম্মিন ট্রাইক্লোরোকোবাল্ট (III)

(গ) তড়িৎ বিশেষ্য জটিল যৌগ → [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>]Cl টেট্রাঅ্যাকোয়াডাইক্লোরোক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড

(ঘ) তড়িৎ অবিশেষ্য জটিল যৌগ → [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>Cl<sub>3</sub>] ট্রাই অ্যাকোয়াট্রাইক্লোরোক্রোমিয়াম (III)

যেমন, [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>3</sub>(aq) + 3AgNO<sub>3</sub>(aq) → 3AgCl(s) + [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup>(aq)

[Co(NH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>Cl<sub>3</sub>](aq) + AgNO<sub>3</sub>(aq) → অধঃক্ষেপ পড়বে না।

### অধ্যায়ের সার-সংক্ষেপ (Recapitulation)

- ❖ **ক্ষারধাতু :** গ্রন্থ-১ এর ধাতুগুলো পানিসহ বিক্রিয়ায় ক্ষার তৈরি করে বলে এদেরকে ক্ষার ধাতু বলে।
- ❖ **মৃৎ-ক্ষারধাতু :** গ্রন্থ-২ এর ধাতুগুলো ক্ষার তৈরি করে এবং এদের যোগ মাটির উপাদান বলে একপ নামকরণ হয়েছে।
- ❖ **অবস্থান্তর ধাতু :** যে সব  $d$  ব্লকভুক্ত ধাতু, এদের কোনো স্থায়ী আয়নে  $d$  অরবিটাল আশিক পূর্ণ থাকে।
- ❖ **পর্যায়বৃত্ত ধর্ম :** পর্যায় সারণির ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরমাণুর আকার নির্ভর ভৌত ধর্ম ও রাসায়নিক ধর্ম যেমন, গলনাঙ্ক, স্ফুটনাঙ্ক, যোজ্যতা, আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঝণাঝকতা, ধাতব-অধাতব ধর্ম ইত্যাদিকে মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে।
- ❖ **অরবিটাল অধিক্রমণ :** কোয়ান্টাম মতবাদ মতে, পরমাণুগুলো বন্ধন গঠনকালে পরমাণুর বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত অরবিটাল বিপরীত স্পিন অবস্থায় অধিক্রমণ ঘটায়। তখন দুটি নিউক্লিয়াসের প্রভাবে থেকে ঐ পারমাণবিক অরবিটালস্বয়ের বন্ধন ইলেকট্রন মেঘ আণবিক অরবিটাল গঠন করে।
- ❖ **অরবিটাল সংকরণ :** বিক্রিয়ার পূর্বে পরমাণুর একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তির অরবিটালগুলো মিশ্রিত ও সম শক্তিতে বিভক্ত হয়ে সমসংখ্যক অরবিটাল গঠন করাকে অরবিটাল সংকরণ বলে।
- ❖ **সন্নিবেশ বন্ধন :** নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা দুটি পরমাণু সমযোজী বন্ধন গঠন করলে একে সন্নিবেশ বন্ধন বলে। মুক্তজোড় ইলেকট্রন যুক্ত পরমাণুটি একই বন্ধনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যোগান দেয়; তাই এটিকে দাতা পরমাণু ও অপর পরমাণুকে, যেটি কোনো ইলেকট্রন দেয় না, গ্রহীতা পরমাণু বলে।
- ❖ **পোলারায়ন :** যোগ অণুতে ক্যাটায়নের আকর্ষণে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসাকে অ্যানায়নের পোলারায়ন বলে। এর ফলে আয়নিক যোগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়।
- ❖ **ভ্যানডার ওয়ালস্ বল :** ননবন্ডিং আন্তঃআণবিক বল বা আকর্ষণ- এ শ্রেণিভুক্ত; যেমন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ, হাইড্রোজেন বন্ধন, ডাইপোল- ডাইপোল আকর্ষণ, বিস্তারণ বল ইত্যাদি।
- ❖ **হাইড্রোজেন বন্ধন :** অধিক তড়িৎ ঝণাঝক পরমাণু F, O, N এর সাথে যুক্ত H পরমাণুর মধ্যবর্তী বন্ধন অধিকতর পোলার হয়। একপ দুটি পোলার অণুর মধ্যে ধনাঝক প্রাপ্ত ও ঝণাঝক প্রাপ্তে এক দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি হয়। একপ বন্ধনকে H-বন্ধন বলা হয়। H-বন্ধনের শক্তিমাত্রা প্রায়  $10 - 40 \text{ kJmol}^{-1}$  হয়।
- ❖ **H-বন্ধনের গুরুত্ব :** জীবজগতের টিকে থাকার জন্য যে সব বায়োঅণু ভূমিকা পালন করে সে সব জৈব অণু ও পানি ইত্যাদিতে H-বন্ধন আছে। তাই বায়োলজিক্যাল প্রক্রিয়ায় H-বন্ধনের ভূমিকা অনন্য।
- ❖ **অজৈব যোগের নামকরণ :** পুরাতন Common name পদ্ধতিতে অজৈব যোগের নামকরণের পরিবর্তে বর্তমানে IUPAC-এর Systematic Name পদ্ধতি ব্যবহৃত হয়।

#### MCQ-এর উত্তরমালা :

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

- ২৭। কোনটি Mn ধাতুর অস্থিতিশীল জারণ মান? [সি. বো. ২০১৫]  
 (ক) +2      (খ) +7      (গ) +4      (ঘ) +3
- ২৮।  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$  যৌগের Co এর সম্মিলন সংখ্যা কত? [কু. বো. ২০১৫]  
 (ক) ২      (খ) ৪      (গ) ৬      (ঘ) ৭
- ২৯।  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Br}$  এ Cr এর জারণ মান কত? [ব. বো. ২০১৫]  
 (ক) + 2      (খ) + 3      (গ) - 2      (ঘ) + 6
- ৩০।  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  এ Cu এবং  $\text{NH}_3$  এর মধ্যে কোন ধরনের বন্ধন বিদ্যমান? [কু. বো. ২০১৫]  
 (ক) আয়নিক বন্ধন      (খ) সমযোজী বন্ধন      (গ) সম্মিলন বন্ধন      (ঘ) ধাতব বন্ধন
- ৩১।  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর কী ধরনের সংকরণ ঘটে? [ঢ. বো. ২০১৭]  
 (ক)  $\text{sp}^3\text{d}^2$       (খ)  $\text{sp}^3\text{d}$       (গ)  $\text{sp}^3\text{d}^3$       (ঘ)  $\text{d}^2\text{sp}^3$
- ৩২। নিচের কোন আয়নটি রঙিন যৌগ গঠন করে? [অভিন্ন প্রশ্ন ২০১৮; কু. বো. ২০১৫]  
 (ক)  $\text{Sc}^{3+}$       (খ)  $\text{Mg}^{2+}$       (গ)  $\text{Zn}^{2+}$       (ঘ)  $\text{Ni}^{2+}$
- ৩৩। কোনটি রঙিন যৌগ? [ঢ. বো. ২০১৯; য. বো. ২০১৫]  
 (ক)  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$       (খ)  $\text{CoCl}_2$       (গ)  $\text{ScCl}_3$       (ঘ)  $\text{MgCl}_2$
- ৩৪। নিচের কোনটির ক্ষেত্রে d-অরবিটালের অস্তিত্ব বিদ্যমান? [য. বো. ২০১৫]  
 (ক) K      (খ) Ca      (গ) Ar      (ঘ) Sc
- ৩৫। নিচের কোন আয়নের আকার সবচেয়ে ছোট হবে? [মন্ত্রান্তর্মুক্তি ২০১৭]  
 (ক)  $\text{F}^-$       (খ)  $\text{O}^{2-}$       (গ)  $\text{N}^{3-}$       (ঘ)  $\text{Na}^+$
- ৩৬। নিচের কোন আয়নটির আকার সবচেয়ে ছোট? [মন্ত্রান্তর্মুক্তি ২০১৭]  
 (ক)  $\text{Na}^+$       (খ)  $\text{Mg}^{2+}$       (গ)  $\text{Be}^{2+}$       (ঘ)  $\text{Ca}^{2+}$
- ৩৭। আয়ন/পরমাণুর আকার সম্পর্কিত কোন ত্রৈমাণিক সঠিক? [দি. বো. ২০১৫]  
 (ক)  $\text{Al} > \text{Mg} > \text{Na}$       (খ)  $\text{Na} > \text{Ne} > \text{F}$       (গ)  $\text{Al}^{3+} > \text{Mg}^2 > \text{Na}^+$       (ঘ)  $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$
- ৩৮। ২য় পর্যায়ের মৌলের পরমাণুর ক্ষেত্রে নিচের কোনটির পারমাণবিক ব্যাসার্ধ সবচেয়ে বড়? [কু. বো. ২০১৭]  
 (ক)  $1s^22s^22p^3$       (খ)  $1s^22s^22p^1$       (গ)  $1s^22s^2$       (ঘ)  $1s^22s^1$
- ৩৯। নিচের কোনটির আকার সবচেয়ে ছোট? [কু. বো. ২০১৭]  
 (ক) O      (খ) N      (গ) C      (ঘ) Li
- ৪০। দুটি মৌল A ও B। এদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হলো যথাক্রমে  $r_A$  ও  $r_B$  এবং সমযোজী বন্ধন দূরত্ব হলো  $d_{AB}$  তখন  
নিচের কোনটি সঠিক হবে? [য. বো. ২০১৭]  
 (ক)  $r_A + r_B = d_{AB}$       (খ)  $r_A + r_B < d_{AB}$       (গ)  $r_A + r_B > d_{AB}$       (ঘ)  $r_A - r_B = d_{AB}$
- ৪১। A ও B পরমাণুর ব্যাসার্ধ যথাক্রমে 37 pm ও 99 pm হলে AB সমযোজী যৌগের বন্ধন দূরত্ব কত? [ঢ. বো. ২০১৬]  
 (ক) 120 pm      (খ) 136 pm      (গ) 173 pm      (ঘ) 180 pm

- ১২৮। নিচের কোন যৌগটির গঠন আকৃতি চতুর্সূলকীয় নয়? [জ. বি. ২০১৭]  
 (ক)  $\text{CCl}_4$       (খ)  $\text{NH}_4^+$       (গ)  $\text{CH}_4$       (ঘ)  $\text{SF}_4$
- ১২৯।  $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$  যৌগে কার্বন পরমাণুগুলোর সংকরণ কীরুপ? [জ. বি. ২০১৭]  
 (ক)  $\text{sp}, \text{sp}^2$       (খ)  $\text{sp}, \text{sp}^3$       (গ)  $\text{sp}^2, \text{sp}^3$       (ঘ)  $\text{sp}, \text{sp}^2, \text{sp}^3$
- ১৩০। গ্যাসীয় অবস্থায় এক মোল পরমাণুতে এক মোল ইলেক্ট্রন যুক্ত হলে যে শক্তির পরিবর্তন হয় তাকে কী বলে? [জ. বি. ২০১৭]  
 (ক) ইলেক্ট্রনেগেটিভিটি      (খ) ২য় ইলেক্ট্রন আসক্তি      (গ) ১ম ইলেক্ট্রন আসক্তি      (ঘ) ১ম আয়নীকরণ শক্তি
- ১৩১। নিচের কোন মৌলটির আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে বেশি? [জ. বি. ২০১৬]  
 (ক) Na      (খ) K      (গ) Rb      (ঘ) Cs
- ১৩২। নিচের কোন মৌলটি f-ব্লক মৌল নয়? [বুয়েট ২০১৬]  
 (ক) Ce      (খ) Th      (গ) Np      (ঘ) Sm
- ১৩৩। নিচের কোন বন্ধনটি সবচেয়ে দুর্বল বা কম শক্তি সম্পন্ন? [জ. বি. ২০১৭]  
 (ক) আয়নিক বন্ধন      (খ) সমযোজী বন্ধন      (গ) ধাতব বন্ধন      (ঘ) সম্মিলিত বন্ধন
- ১৩৪। নিচের কোনটি পানিতে দ্রবণীয়? [জ. বি. ২০১৬]  
 (ক)  $\text{CaCO}_3$       (খ)  $\text{ZnCO}_3$       (গ)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$       (ঘ) কোনোটিই নয়
- ১৩৫। নিচের কোন যৌগটিতে সবচেয়ে শক্তিশালী H-বন্ধন থাকে? [জ. বি. ২০১৬]  
 (ক) ইথানল      (খ) ইথানোয়িক এসিড      (গ) পানি      (ঘ) অ্যামোনিয়া
- ১৩৬।  $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CHO}$  যৌগটিতে যথাক্রমে ত এবং π বন্ধনের সংখ্যা কত? [জ. বি. ২০১৬]  
 (ক) ৯, ২      (খ) ৮, ৪      (গ) ১০, ১      (ঘ) ১০, ২
- ১৩৭। অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড কীরুপে থাকে? [রা. বি. ২০১৬]  
 (ক) মনোমার      (খ) ডাইমার      (গ) ট্রাইমার      (ঘ) পলিমার
- ১৩৮। স্ফুটনাক্সের ক্রম অনুসারে নিচের কোন সেট সঠিক? [বুয়েট ২০১৬]  
 (ক)  $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$       (খ)  $\text{NH}_3 < \text{CH}_4 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$   
 (গ)  $\text{HF} < \text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O}$       (ঘ)  $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{HF} < \text{H}_2\text{O}$
- MAT: ২০-২১  
 ১৩৯। নিচের কোন অক্সাইড পানিতে মিশালে সবচেয়ে বেশি অঙ্গীয় দ্রবণ তৈরি করে? [বুয়েট ২০১৬]  
 (ক) CO      (খ)  $\text{CO}_2$       (গ)  $\text{SiO}_2$       (ঘ)  $\text{P}_2\text{O}_5$
- ১৪০। নিচের কোন অক্সাইডটি শুষকারক হিসেবে কাজ করে? [অভিন্ন প্রশ্ন ২০১৮]  
 (ক)  $\text{N}_2\text{O}_5$       (খ)  $\text{P}_2\text{O}_5$       (গ)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$       (ঘ)  $\text{V}_2\text{O}_5$
- ১৪১।  $\text{PCl}_5$  এ কোন ধরনের সংকরণ বা হাইব্রিডাইজেশন বিদ্যমান? [অভিন্ন প্রশ্ন ২০১৮]  
 (ক) sp      (খ)  $\text{sp}^2$       (গ)  $\text{sp}^3$       (ঘ)  $\text{sp}^3\text{d}$
- ১৪২।  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  যৌগে মোট কয়টি বন্ধন বিদ্যমান? [অভিন্ন প্রশ্ন ২০১৮]  
 (ক) 6      (খ) 8      (গ) 14      (ঘ) 18

১৪৩। বেনজিনে সিগমা বন্ধন কয়টি?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক) 10 টি

(খ) 12 টি

(গ) 14 টি

(ঘ) 16 টি

১৪৪। কোনটির আয়নিক ব্যাসার্ধ সবচেয়ে ছোট?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক)  $O^{2-}$ (খ)  $Na^+$ (গ)  $Al^{3+}$ (ঘ)  $Mg^{2+}$ ১৪৫।  $Ca_3N_2 + 3H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + X$ ; এক্ষেত্রে X যোগাই কী?

[য. বো. ২০১৯]

(ক)  $NO_2$ (খ)  $HNO_3$ (গ)  $N_2$ (ঘ)  $NH_3$ ১৪৬।  $BeCl_2$  যৌগের অণুর বন্ধন কোণ কত?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক)  $104.5^\circ$ (খ)  $107^\circ$ (গ)  $109^\circ$ (ঘ)  $180^\circ$ ১৪৭। ~~MAT. 20-21~~ কোনটির গলনাক্ষ সবচেয়ে কম?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক)  $AgF$ (খ)  $AgCl$ (গ)  $AgBr$ (ঘ)  $AgI$ 

১৪৮। বরফের গঠনে একটি অক্সিজেন পরমাণুতে কয়টি H-বন্ধন বিদ্যমান?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক) 2

(খ) 3

(গ) 4

(ঘ) 5

১৪৯। নিচের কোন যৌগে অক্সিজেনের জারণ সংখ্যা  $-\frac{1}{2}$  হয়?

[চ. বো. ২০১৯]

(ক)  $Na_2O_2$ (খ)  $H_2O_2$ (গ)  $K_2O$ (ঘ)  $KO_2$ 

১৫০। পানিতে নিচের কোন পদার্থের দ্রাব্যতা বেশি?

[রা. বো. ২০১৯]

(ক)  $NaCl$ (খ)  $CaCl_2$ (গ)  $BaCl_2$ (ঘ)  $AlCl_3$ 

## □ বহুপদি সমান্তিসূচক প্রশ্ন :

১৫১। p-রকের জন্য প্রযোজ্য—

[রা. বো. ২০১৫]

- i. ডাইমারের সংখ্যা অধিক   ii. নিক্রিয় গ্যাস অন্তর্ভুক্ত নয়   iii. s-রুক মৌলের বিকারক হিসেবে কম শক্তিশালী  
নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) ii ও iii

(গ) i ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

১৫২। উদ্বীপকের X, Y ও W মৌলের ক্ষেত্রে—

- i. X এর হ্যালাইড অষ্টক অসম্পূর্ণ যৌগ  
ii. W ও Y এর মধ্যে কর্ণ সম্পর্ক বিদ্যমান  
iii. X এর হ্যালাইডের জলীয় দ্রবণ ক্ষারধর্মী

ক্রম	পর্যায়	
	13	14
2	W	
3	X	Y

[কু. বো. ২০১৫]

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

১৫৩। নিচের দুইটি মৌল একই রুকের অন্তর্ভুক্ত—

[কু. বো. ২০১৫]

- i. Si, B   ii. Ga, S   iii. Se, F

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii