



রাসায়নিক বন্ধন (Chemical Bond)

ভূমিকা

আমাদের চারপাশের সকল বস্তু এক বা একাধিক মৌলের সমন্বয়ে গঠিত। একটি মৌলে রয়েছে একই প্রকারের পরমাণু। ভিন্ন রকমের কয়েকটি পরমাণু মিলিত হয়ে যৌগের অণু গঠন করে। নিষ্ক্রিয় মৌলসমূহ অণু গঠন করে না কিন্তু একই রকমের একাধিক পরমাণু অণু গঠন করে থাকে।

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

গঠন প্রকৃতির উপর নির্ভর করে রাসায়নিক বন্ধনকে নিচের চারটি ভাগে বিভক্ত করা যায়ঃ

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

পাঠ ১ আয়নিক বন্ধন (Ionic Bond)

উদ্দেশ্য

এ পাঠ অধ্যয়ন শেষে

- নিষ্ক্রিয় গ্যাসের অনুরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য পরমাণুগুলি কিভাবে রাসায়নিক বন্ধন গঠন করে তা জানা যাবে।
- ধাতুর পরমাণু থেকে অধাতুর পরমাণুতে ইলেকট্রন স্থানান্তরের মাধ্যমে আয়ন গঠন করে আয়নিক বন্ধন কিভাবে গঠিত হয় তা জানা যাবে।
- আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্যসূচক ধর্মগুলি ব্যাখ্যা করতে পারা যাবে।
- আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা করতে পারবে।

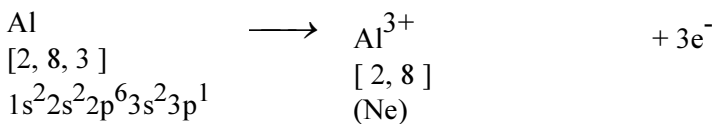
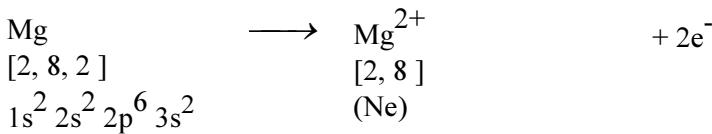
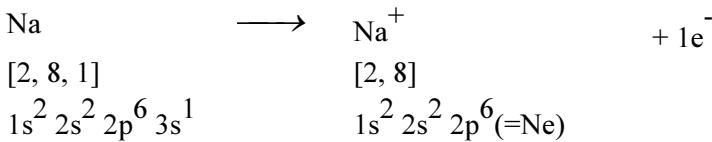
৬.১.১ : অষ্টক নিয়ম

নিষ্ক্রিয় গ্যাসের সর্বশেষ স্তরে আটটি ইলেকট্রন থাকে (ব্যতিক্রম হিলিয়াম ২টি ইলেকট্রন)। সকল মৌলই নিষ্ক্রিয় গ্যাস-এর মত ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে চায়। অণু গঠন কালে পরমাণুর সর্বশেষ স্তরে আটটি ইলেকট্রন লাভের প্রবণতাকে অষ্টক নিয়ম বলে।

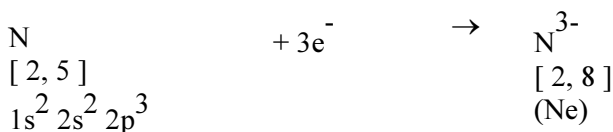
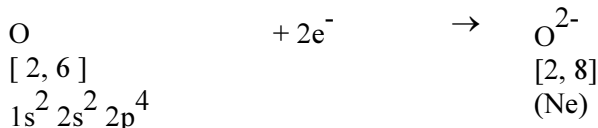
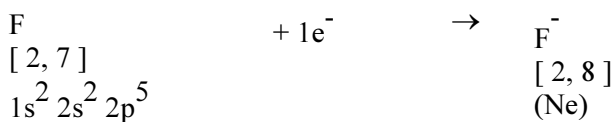
তবে হিলিয়ামের কাছাকাছি পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলগুলির (যেমন হাইড্রোজেন এবং লিথিয়াম) ক্ষেত্রে অবশ্য অণু গঠনের সময় পরমাণুর সর্বশেষ স্তরে আটটির পরিবর্তে দুটি ইলেকট্রন থাকে। ফলে এ মৌলগুলি হিলিয়ামের সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পায়।

৬.১.২ : আয়নিক বন্ধন গঠন

ধাতুর পরমানুসমূহের ক্ষেত্রে পূর্ববর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের পরমাণু অপেক্ষা একটি, দুটি বা তিনটি ইলেকট্রন বেশি থাকে। এরা এ অতিরিক্ত ইলেকট্রন ত্যাগ করে তাদের পূর্ববর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের সমইলেকট্রনীয় হতে চায়। এতে ইলেকট্রনত্যাগী মৌলটির সর্বশেষ স্তরে আটটি ইলেকট্রন থাকে। (লিথিয়াম, Li বেরিলিয়াম, Be কিন্তু হিলিয়ামের মত দুটি ইলেকট্রন পেতে চায়)। উদাহরণ:



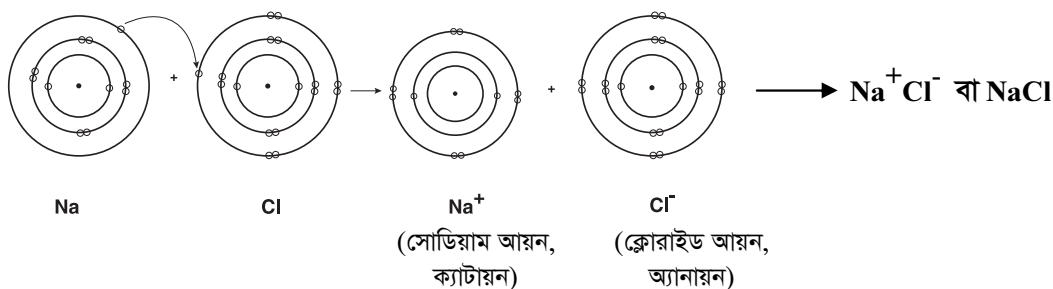
অন্যদিকে অধাতুর মৌলসমূহের সর্বশেষ স্তরে পরবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌল অপেক্ষা একটি, দুটি বা তিনটি ইলেকট্রন কম থাকে। এরা অন্য কোন মৌল থেকে প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ করে পরবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের সমান ইলেকট্রন সংখ্যা পেয়ে সুস্থিতি অর্জন করতে চায়। উদাহরণ:



একটি ধাতুর মৌল এবং একটি অধাতুর মৌল পরস্পরের সংস্পর্শে এলে ধাতুর মৌল থেকে অধাতুর মৌলে ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয় (ধাতুর মৌল ইলেকট্রন ত্যাগ করে এবং অধাতুর মৌল ইলেকট্রন গ্রহণ করে)। ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধাতুর মৌলটি ধনাত্মক আয়ন বা ক্যাটায়ন (Cation) এ পরিণত হয় এবং ইলেকট্রন গ্রহণ করে অধাতুর মৌলটি ঋনাত্মক আয়ন বা অ্যানায়ন (anion) এ পরিণত হয়। বিপরীত চার্জযুক্ত এ দুই আয়ন পরস্পরকে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা আকর্ষণ করে এবং ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন মিলিত হয়ে আয়নিক যৌগ গঠন করে। যেমন $\text{Na}^+ \text{F}^-$, এখানে Na^+ ও F^- উভয়েই নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne (নিয়ন) মৌলের ইলেকট্রন সংখ্যা বিশিষ্ট। নিচে সোডিয়াম ক্লোরাইড, ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড এবং অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড যৌগ তিনটিতে আয়নিক বন্ধন সৃষ্টি ব্যাখ্যা করা হয়েছে।

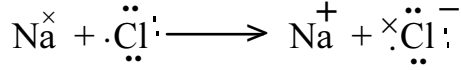
সোডিয়াম ক্লোরাইড, NaCl

সোডিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $[2, 8, 1$ বা $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1]$ নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন (Ne) অপেক্ষা এ পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন বেশি থাকে। এ অতিরিক্ত ইলেকট্রনটি ত্যাগ করে সোডিয়াম পরমাণু নিয়নের মত ইলেকট্রন বিন্যাস পেতে চায়। আবার ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $[2, 8, 7$ বা $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5]$ নিষ্ক্রিয় মৌল আর্গন (Ar) অপেক্ষা এ পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন কম থাকে। অন্য কোন মৌল থেকে এটি একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে আর্গনের মত ইলেকট্রন বিন্যাস ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) পেতে চায়। ফলে সোডিয়াম পরমাণু এবং ক্লোরিন পরমাণু পরস্পরের সংস্পর্শে এলে সোডিয়াম পরমাণু একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে এবং ক্লোরিন পরমাণু ঐ ইলেকট্রনটি গ্রহণ করে (চিত্র: ৬-১)। একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে সোডিয়াম, Na^+ আয়নে পরিণত হয় এবং একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ক্লোরিন, Cl^- আয়নে পরিণত হয়।



চিত্র : ৬-১ : NaCl অণু গঠন।

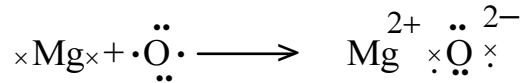
পরস্পর বিপরীত চার্জের উপস্থিতির কারণে Na^+ এবং Cl^- আয়ন দুটি একে অপরকে আকর্ষণ করে এবং NaCl অণু গঠিত হয়। সোডিয়াম পরমাণুর সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনটিকে ক্রশ (×) এবং ক্লোরিন পরমাণুর সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনটিকে ডট (.) চিহ্ন দ্বারা নির্দেশ করলে NaCl অণুর গঠন সহজভাবে নিচের মত করে দেখান যায়ঃ



সর্বশেষ যোজনী স্তরের ইলেকট্রনগুলি এভাবে দেখিয়ে, লিখিত সংকেতকে অণুর লুইস সংকেত (Lewis Symbol) বলা হয়।

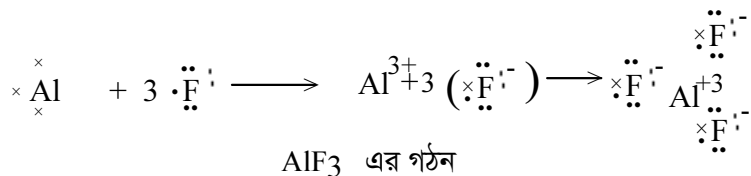
ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড, (MgO)

ম্যাগনেসিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ [2, 8, 2]। নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন অপেক্ষা এ পরমাণুতে দুটি ইলেকট্রন বেশি আছে। ম্যাগনেসিয়াম এ দুটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিয়নের মত সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পেতে চায়। অক্সিজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $1s^2 2s^2 2p^4$ [2, 6] নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন অপেক্ষা এ পরমাণুতে দুটি ইলেকট্রন কম আছে। অন্য পরমাণু থেকে দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে অক্সিজেন নিয়নের মত ইলেকট্রন বিন্যাস পেতে চায়। ফলে ম্যাগনেসিয়াম এবং অক্সিজেন পরমাণু পরস্পরের সংস্পর্শে এলে ম্যাগনেসিয়াম দুটি ইলেকট্রন অক্সিজেনকে দান করে। দুটি ইলেকট্রন হারিয়ে ম্যাগনেসিয়াম Mg^{2+} আয়নে এবং দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে অক্সিজেন O^{2-} আয়নে পরিণত হয়। বিপরীত চার্জের কারণে এ দুই আয়ন পরস্পরকে আকর্ষণ করে। এভাবে ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড অণু গঠিত হয়। নিচে ক্রশ (×) এবং ডট (.) চিহ্ন ব্যবহার করে MgO অণু গঠন দেখানো হয়েছেঃ



অ্যালুমিনিয়াম ফ্লোরাইড, AlF_3

অ্যালুমিনিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ [2, 8, 3] নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন অপেক্ষা এ পরমাণুতে তিনটি ইলেকট্রন বেশি। অ্যালুমিনিয়াম এ তিনটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিয়নের মত সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পেতে চায়। ফ্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $1s^2 2s^2 2p^5$ [2, 7] নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন অপেক্ষা এ পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন কম আছে। অন্য পরমাণু থেকে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ফ্লোরিন পরমাণু নিয়নের মত সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পেতে চায়। ফলে অ্যালুমিনিয়াম এবং ফ্লোরিন পরমাণু পরস্পরের সংস্পর্শে এলে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণুর প্রত্যেকে একটি অ্যালুমিনিয়াম পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন গ্রহণ করে। তিনটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে অ্যালুমিনিয়াম Al^{3+} আয়নে পরিণত হয়। আবার প্রতিটি ফ্লোরিন পরমাণু একটি করে ইলেকট্রন গ্রহণ করে প্রত্যেকে F^- আয়নে পরিণত হয়। অতঃপর তিনটি F^- আয়ন এবং একটি Al^{3+} আয়ন একত্রে একটি AlF_3 অণু গঠন করে। ক্রশ (×) এবং ডট (.) চিহ্ন ব্যবহার করে AlF_3 অণু গঠন নিচে দেখানো হয়েছেঃ



আয়নিক বন্ধনের সংজ্ঞা

ইলেকট্রন বর্জন ও ইলেকট্রন গ্রহণ করে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টির মাধ্যমে পরস্পরের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণের ফলে দুইটি পরমাণুর মধ্যে যে বন্ধন গঠিত হয় তাকে আয়নিক বন্ধন (Ionic bond) বলে।

আয়নিক যৌগের সংজ্ঞা

ইলেকট্রন বর্জন ও গ্রহণ করে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টির মাধ্যমে পরস্পরের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণের ফলে দুটি পরমানুর মধ্যে আয়নিক বন্ধন সৃষ্টির মাধ্যমে যে যৌগের সৃষ্টি হয় তাকে আয়নিক যৌগ বলে।

যৌগের সংকেত লেখার নিয়ম

ধনাত্মক (ক্যাটায়ন) এবং ঋনাত্মক (অ্যানায়ন) চার্জযুক্ত আয়ন স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বলের মাধ্যমে মিলিত হয়ে যৌগ গঠন করে। এরূপ যৌগের সংকেত লেখার সময় লক্ষ্য রাখতে হবে যেন চার্জগুলির যোগফল শূন্য হয়। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দিয়ে এটি বুঝানো হলোঃ

উদাহরণ:

ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইডঃ এতে Mg^{2+} এবং O^{2-} আয়ন রয়েছে। যৌগটির সংকেত $MgO [(2+) + (2-) = 0]$

সোডিয়াম অক্সাইডঃ এতে দুইটি Na^{+} এবং একটি O^{2-} আয়ন রয়েছে। যৌগটির সংকেত $Na_2O [(+1) \times 2 + (-2) = 0]$

অ্যালুমিনিয়াম ফ্লোরাইডঃ এতে একটি Al^{3+} এবং তিনটি F^{-} আয়ন রয়েছে। যৌগটির সংকেত $AlF_3 [(3+) + 3(-1) = 0]$

৬.১.৩ : অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রমী যৌগ

রাসায়নিক বন্ধন গঠনের জন্য ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়ম সকল ক্ষেত্রে কার্যকর হয় না। বহু আয়নীয় যৌগে ক্যাটায়নগুলি নিষ্ক্রিয় গ্যাস মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে না। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেওয়া হয়েছে।

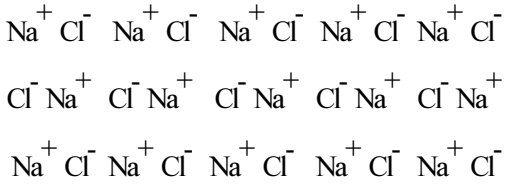
$MnCl_2$ $Mn^{2+}(Cl^{-})_2$, Mn^{2+} আয়নের সর্বশেষ স্তরে উপস্থিত ইলেকট্রনের সংখ্যা তের $(3s^2 3p^6 3d^5)$

$CuSO_4$ $Cu^{2+}(SO_4^{2-})$, Cu^{2+} আয়নের সর্বশেষ স্তরে উপস্থিত ইলেকট্রনের সংখ্যা সতের $(3s^2 3p^6 3d^9)$

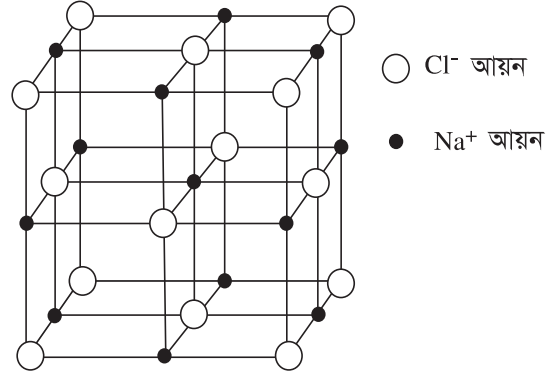
$ZnCl_2$ $Zn^{2+}(Cl^{-})_2$, Zn^{2+} আয়নের সর্বশেষ স্তরে উপস্থিত ইলেকট্রনের সংখ্যা আঠার $(3s^2 3p^6 3d^{10})$

৬.১.৪: আয়নিক যৌগের ধর্ম

গঠন : আয়নিক যৌগের কেলাসে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়নগুলি এমনভাবে সজ্জিত থাকে যেন প্রতিটি ধনাত্মক আয়ন তার চারপাশে ঋনাত্মক আয়ন দ্বারা পরিবেষ্টিত হয় এবং একইভাবে প্রতিটি ঋনাত্মক আয়ন তার চারদিকে কতকগুলি ধনাত্মক আয়ন দ্বারা পরিবেষ্টিত হয়। ফলে আয়নিক যৌগের কেলাসে আয়নগুলির একটি সুনির্দিষ্ট বিন্যাস থাকে এবং সে কারণে কেলাসেরও একটি সুনির্দিষ্ট জ্যামিতিক গঠন থাকে। ৬-২ নং চিত্রে একটি তলে বা বইয়ের পাতায় NaCl যৌগে অবস্থিত আয়নসমূহের বিন্যাস দেখান হয়েছে।



চিত্র-৬.২ (ক) NaCl কেলাস (দ্বিমাত্রিক)

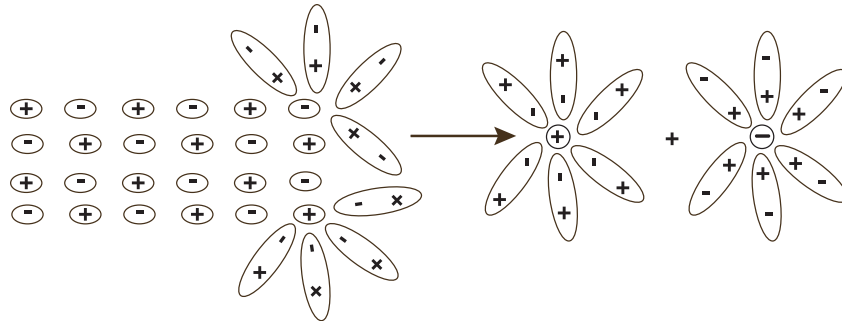


চিত্র: ৬.২ (খ) NaCl কেলাস (ত্রিমাত্রিক)

ত্রিমাত্রিক পরিসরে প্রতিটি Na⁺ আয়ন ছয়টি Cl⁻ আয়ন দ্বারা এবং প্রতিটি Cl⁻ আয়ন ছয়টি Na⁺ আয়ন দ্বারা অষ্টতলকীয়ভাবে (Octahedrally) পরিবেষ্টিত থাকে। এভাবেই NaCl এর কেলাস গড়ে উঠে। বিভিন্ন আয়নীয় যৌগে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়নগুলির আপেক্ষিক আকারের উপর নির্ভর করে বিভিন্ন আকৃতির কেলাস গঠিত হয়।

আয়নিক যৌগের কেলাসে একটি নির্দিষ্ট ধনাত্মক আয়ন কোন নির্দিষ্ট ঋনাত্মক আয়নের সাথে যুক্ত থাকে না। প্রতিটি ধনাত্মক আয়ন তার চারপাশে অবস্থিত ঋনাত্মক আয়নগুলির প্রতিটির সাথে সমান আকর্ষণ বল অনুভব করে এবং একইভাবে প্রতিটি ঋনাত্মক আয়ন তাকে ঘিরে থাকা সবগুলি ধনাত্মক আয়নের প্রতি সমান আকর্ষণ বল অনুভব করে। ফলে আয়নীয় যৌগের ক্ষেত্রে বিচ্ছিন্ন সরল অণুর ধারণা তাৎপর্যহীন। সমগ্র কেলাসকে একটি অতিকায় আয়ন ক্লাস্টার (Ioncluster) বলে বিবেচনা করা উচিত।

দ্রাব্যতা : আয়নিক যৌগসমূহ পোলার দ্রাবকে (যেমন পানি) দ্রবীভূত হয়, কিন্তু অপোলার দ্রাবকে (যেমন কেরোসিন) দ্রবীভূত হয় না। কেলাস থেকে আয়নগুলিকে বিচ্ছিন্ন করার জন্য যথেষ্ট শক্তির প্রয়োজন। পোলার দ্রাবক তার বিপরীত চার্জযুক্ত মেরুপ্রান্ত দ্বারা কেলাসের পৃষ্ঠতলে অবস্থিত আয়নগুলিকে আকর্ষণ করে (চিত্র ৬-৩)



চিত্র : ৬-৩: পোলার দ্রাবকে আয়নিক যৌগের দ্রবণ প্রক্রিয়া

এ আকর্ষণ বল যদি কেলাসে অবস্থিত আয়নগুলির মধ্যে কার্যকর আকর্ষণ বল অপেক্ষা বেশি হয় তাহলে আয়নগুলি কেলাস থেকে বিচ্ছিন্ন হয় এবং দ্রাবকের অণুসমূহ এদের ঘিরে রাখে। কেলাসটি দ্রবীভূত হয়।

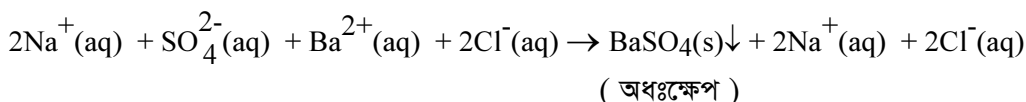
অপোলার দ্রাবক কেলাস থেকে আয়নগুলিকে বিচ্ছিন্ন করার জন্য কোন আকর্ষণ বল সৃষ্টি করতে পারে না। এজন্য আয়নিক যৌগ অপোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হয় না।

গলনাংক এবং স্ফুটনাংক : যৌগের কেলাসে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়নগুলি শক্তিশালী স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা পরস্পরের সাথে যুক্ত থাকে। এ আকর্ষণ বল অতিক্রম করে আয়নগুলিকে কেলাসে তাদের নির্দিষ্ট অবস্থান থেকে মুক্ত করে সচল করার জন্য প্রচুর তাপ শক্তি প্রয়োজন। গলনাংকের তাপমাত্রায় আয়নগুলি এরূপ শক্তি পেয়ে সচল হয় (তরল অবস্থা প্রাপ্ত হয়)। যেহেতু আয়নগুলিকে সচল করে তরল অবস্থায় আনার জন্য প্রচুর তাপশক্তির প্রয়োজন, সেজন্য আয়নিক যৌগগুলি সর্বদাই উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট হয়।

তরল অবস্থাতেও আয়নগুলির পরস্পরের প্রতি যথেষ্ট পরিমাণ আকর্ষণ বল বজায় থাকে। এদেরকে তরল অবস্থা থেকে বিচ্ছিন্ন করে গ্যাসীয় অবস্থায় নেয়ার জন্যও প্রচুর তাপ শক্তির প্রয়োজন। এজন্য যৌগের স্ফুটনাংক খুবই উচ্চ মানবিশিষ্ট হয়।

বিদ্যুৎ পরিবাহিতা : আয়নিক যৌগ বিপরীত চার্জযুক্ত আয়ন দ্বারা গঠিত। আয়নগুলি সচল হলে বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে। কঠিন অবস্থায় আয়নগুলি কেলাসে তাদের নির্দিষ্ট অবস্থানে স্থির থাকে। এরা সচল নয় বলে আয়নিক যৌগ কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে না। কিন্তু উচ্চ তাপে বিগলিত অবস্থায় এবং দ্রবণে বিচ্ছিন্ন আয়নে পরিণত হবার ফলে আয়নগুলি সচল হয়। তাই তাপে বিগলিত অবস্থায় এবং পোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হলে আয়নিক যৌগ বিদ্যুৎ পরিবহন করে।

রাসায়নিক বিক্রিয়ার গতিঃ পানিতে দ্রবীভূত আয়নিক যৌগসমূহের আয়ন মুক্ত এবং চলাচল ক্ষমতা সম্পন্ন। দুটি আয়নিক যৌগের জলীয় দ্রবন একসাথে মিশালে আয়নগুলি সহজেই রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশ গ্রহণ করতে পারে। জলীয় দ্রবনে আয়নিক বিক্রিয়ার বেগ খুবই দ্রুত। উদাহরণ : সোডিয়াম সালফেটের জলীয় দ্রবণ এবং বেরিয়াম ক্লোরাইডের জলীয় দ্রবন এক সাথে মিশালে অতি দ্রুত বিক্রিয়া সংঘটিত হয় এবং বেরিয়াম সালফেটের অদ্রবনীয় অধঃক্ষেপ পাওয়া যায় :

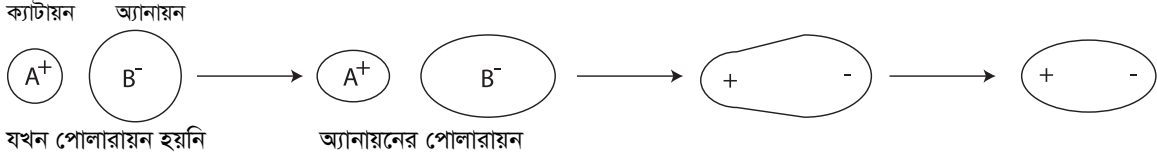


৬.১.৫ : আয়নিক বা তড়িৎযোজী বন্ধনের সীমাবদ্ধতা :

- ১। একটি ধাতু এবং একটি অধাতুর মধ্যে আয়নিক বন্ধন সম্ভব হলেও সকল ধাতুর সঙ্গে সকল অধাতুর বন্ধন সৃষ্টি নাও হতে পারে। সাধারণত IA, IIA, IIIA শ্রেণীর ধাতব মৌল সমূহ এবং VA, VIA ও VIIA শ্রেণীর অধাতবসমূহের মধ্যে আয়নিক বন্ধন হয়।
- ২। ধাতু-ধাতু বা অধাতু-অধাতুর সমন্বয়ে আয়নিক বন্ধন তৈরী হতে পারে না।
- ৩। কোন রাসায়নিক বন্ধনই ১০০% আয়নিক হয় না। বন্ধনসমূহ আংশিক আয়নিক এবং আংশিক সমযোজী হয়ে থাকে।
- ৪। আয়নিক বন্ধনে একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ বা গ্রহণের জন্য অধিক শক্তির প্রয়োজন হয়। একারণে আয়নিক বন্ধনে উচ্চ আধানযুক্ত আয়ন সৃষ্টি অত্যন্ত কঠিন। যেমন ফ্লোরিন পরমাণু F⁻ আয়ন গঠন করে কিন্তু F⁷⁺ আয়ন গঠন করেনা। একই ভাবে N³⁺ গঠিত হলেও N⁵⁺ গঠিত হয়না।
- ৫। যে সব মৌলকে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য বেশি সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ বা অপসারণ করতে হয় সে সব মৌল আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারেনা।
- ৬। ধনাত্মক আয়নের আয়নীকরণ শক্তি যত বেশি হয় বন্ধনের সমযোজতা তত বৃদ্ধি পায়।

৬.১.৬ : আয়নিক বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্য

আয়নিক যৌগে ধনাত্মক ও ঋনাত্মক আয়ন পরস্পর নিকটবর্তী হলে ক্যাটায়নের ধনাত্মক চার্জ অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে। ফলে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে বিকৃত হয়ে অগ্রসর হয়। ইলেকট্রন মেঘের এ ধরনের স্থানান্তরকে পোলারায়ন বলে।



চিত্র ৬.৪: অণুতে পোলারায়ন

আয়নিক যৌগের অণুতে এভাবে পোলারায়নের ফলে ইলেকট্রন মেঘ একটি আয়নের অঞ্চলে না থেকে দুটি নিউক্লিয়াসের মাঝখানে পরিব্যাপ্ত হয়। ফলে দুটি পরমাণুই ইলেকট্রন শেয়ারের সুযোগ পায় বলে তড়িৎযোজী যৌগ সমযোজী বৈশিষ্ট্য লাভ করে। একেই তড়িৎযোজী বন্ধনের সমযোজী বৈশিষ্ট্য বলে।

আয়নের পোলারায়ন যত বেশি হবে সমযোজী প্রকৃতিও তত বেশি হবে।

৬.১.৭ ফাজানের নিয়ম

যে সকল নিয়ম বা শর্ত দ্বারা আয়নিক বন্ধনের মধ্যে সমযোজী বন্ধনের উপস্থিতি সহজেই ব্যাখ্যা করা যায় সে সকল নিয়ম বা শর্তগুলোকে ফাজানের নিয়ম বলে। ফাজানের নিয়মকে বিভিন্ন ধাপে আলোচনা করা হলো।

১। **ক্যাটায়নের ক্ষুদ্র আকার:** ক্যাটায়নের আকার ছোট হলে ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস থেকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের দূরত্ব কমে যায়; ফলে আকর্ষণও বাড়ে। এ কারণে পর্যায় সারণির একই গ্রুপে যতই নিচ থেকে উপরের দিকে যাওয়া যায় একই চার্জ সম্পন্ন ক্যাটায়নসমূহের আকার কমে যাওয়ায় পোলারায়ন ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়। ফলে এ সব ক্যাটায়নের যৌগসমূহের সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়। যেমন LiCl, NaCl, KCl আয়নিক যৌগ হওয়া সত্ত্বেও Li⁺ এর আকার ছোট হওয়ার কারণে Li⁺ দ্বারা গঠিত যৌগসমূহ সাধারণত সমযোজী যৌগের ধর্ম প্রদর্শন করে।

২। **ঋনাত্মক আয়ন বা অ্যানায়নের বড় আকার :** অ্যানায়নের আকার বড় হলে অ্যানায়নের নিউক্লিয়াস থেকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের দূরত্ব বেড়ে যায়। এর ফলে ইলেকট্রন মেঘের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণও কমে যায়। ফলে ক্যাটায়ন সহজেই তাদের আকৃষ্ট করতে পারে। এ কারণে পর্যায় সারণির একই শ্রেণীতে যতই নিচে যাওয়া যায় অ্যানায়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। যেমন- KI, KBr, KCl, KF যৌগসমূহ আয়নিক হলেও I⁻ এর আকার বড় হওয়ায় I⁻ দ্বারা উৎপন্ন যৌগসমূহ সমযোজী যৌগের ধর্ম প্রকাশ করে।

৩। **ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের উচ্চতর চার্জ :** ক্যাটায়নের ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধির সাথে সাথে এটির অ্যানায়নের ইলেকট্রনকে আকর্ষণ করার ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়। ফলে পর্যায় সারণির যে কোন পর্যায়ে যতই ডানদিকে যাওয়া যায়, ক্যাটায়নসমূহের পোলারায়ন ক্ষমতা ততই বৃদ্ধি পায়। যেমন: তৃতীয় পর্যায়ে Mg²⁺ আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা Na⁺ আয়নের চেয়ে বেশি Mg²⁺ আয়ন অপেক্ষা Al³⁺ আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি।

অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ বৃদ্ধি পাওয়ার সাথে সাথে এদের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। এর ফলে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের মধ্যে বন্ধনের সমযোজী বৈশিষ্ট্য অধিক হবে।

৪। **ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাস :** ক্যাটায়নের d ও f অরবিটালে ইলেকট্রন থাকলে পোলারায়নের মাত্রা বেশি হয়। ফলে বন্ধনের সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়।

ফাজানের নীতি অনুসরণ করে কতিপয় ব্যাখ্যা:

MgCl₂ অপেক্ষা AlCl₃ অধিক সমযোজী : ফাজানের নিয়ম অনুসারে ক্যাটায়নের চার্জ সংখ্যা যত বেশি হবে পোলারায়ন তত বেশি হবে। পোলারায়ন যত বেশি হবে যৌগের সমযোজী ধর্ম তত বৃদ্ধি পাবে। MgCl₂ এ

Mg^{2+} আয়নের চার্জ সংখ্যা 2^+ এবং $AlCl_3$ যৌগে Al^{3+} আয়নের চার্জ সংখ্যা 3^+ । যেহেতু Al^{3+} আয়নের বেশি সুতরাং $AlCl_3$ এ পোলারায়ন বেশি হবে এবং $AlCl_3$ এ সমযোজী বৈশিষ্ট্য অধিক হবে। অপর দিকে Mg^{2+} আয়নের চার্জ সংখ্যা Al^{3+} আয়নের চার্জ সংখ্যা অপেক্ষা কম বলে $MgCl_2$ এ পোলারায়ন কম হবে এবং $MgCl_2$ যৌগ $AlCl_3$ অপেক্ষা কম সমযোজী হবে।

CaCl₂ অপেক্ষা KCl অধিক আয়নিক :

$CaCl_2$ এ ক্যাটায়নের চার্জ 2^+ এবং KCl এ ক্যাটায়নের চার্জ সংখ্যা 1^+ । ফাজানের নিয়ম অনুসারে অধিক চার্জযুক্ত ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি হলে সে ক্যাটায়নের যৌগ অধিক সমযোজী প্রকৃতির হবে। KCl এ ক্যাটায়নের চার্জ সংখ্যা $CaCl_2$ এর ক্যাটায়নের চার্জ সংখ্যা কম হওয়ায় KCl অধিক আয়নিক।

AgF পানিতে দ্রবণীয় কিন্তু AgI অদ্রবণীয়:

AgF এবং AgI এ দুটি যৌগে ফ্লোরাইড এবং আয়োডাইড অ্যানায়ন। ফাজানের নিয়ম অনুসারে অ্যানায়নের আকার যত বড় হবে পোলারায়ন তত বেশি হবে। পোলারায়ন যত বেশি হবে সমযোজী বৈশিষ্ট্য তত অধিক হবে। যৌগ দুটিতে Ag^+ আকার এক হলেও F^- এর তুলনায় I^- আকার অনেক বড়। ফলে AgI এ পোলারায়ন ঘটে এবং AgI এ সমযোজী প্রকৃতি লক্ষ্য করা যায়। কিন্তু AgF এ F^- আয়নের আকার ছোট হওয়ায় পোলারায়ন ঘটে না। ফলে AgF এ আয়নিক বৈশিষ্ট্য লক্ষ্য করা যায়। আয়নিক যৌগগুলি পানিতে দ্রবণীয় হওয়ায় AgF পানিতে দ্রবীভূত হয়। AgI এ সমযোজী বৈশিষ্ট্য থাকায় পানিতে দ্রবীভূত হয় না।

সারসংক্ষেপ

● পরমাণুসমূহ নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে সুস্থিতি লাভের জন্য রাসায়নিক বন্ধন সৃষ্টি করে। ধাতুর পরমাণু অধাতুর পরমাণুর সংস্পর্শে এলে ধাতুর পরমাণু থেকে অধাতুর পরমাণুতে ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয়। ফলে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টি হয় এবং এরা স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা একে অপরকে আকর্ষণ করে। এভাবে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়। আয়নিক যৌগের অণুতে ধনাত্মক আয়ন (ক্যাটায়ন) এবং ঋনাত্মক আয়ন (অ্যানায়ন)গুলির মোট চার্জের যোগফল সর্বদাই শূন্য হয়।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরটিতে টিক চিহ্ন ($\sqrt{\quad}$) দিন।

- ১। কোন দুটি মৌলের মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয় ?
(ক) Na এবং Mg (খ) C এবং O (গ) P এবং Cl (ঘ) Ca এবং Cl
- ২। কোনটি পটাশিয়াম আয়ন
(ক) K^+ (খ) K^{2+} (গ) K^{3+} (ঘ) K^-
- ৩। কোনটি আয়নিক যৌগের উদাহরণ?
(ক) SiO_2 (খ) $SiCl_4$ (গ) HCl (ঘ) AlF_3
- ৪। কোন দ্রাবকটিতে NaCl সবচেয়ে বেশি দ্রবীভূত হয়?
(ক) বেনজিন (খ) কেরোসিন (গ) পানি (ঘ) ইথাইল অ্যালকোহল
- ৫। Ca^{2+} এবং ClO_3^- আয়ন দুটি দ্বারা গঠিত যৌগের সঠিক আয়নিক সংকেত কোনটি?
(ক) $(Ca^{2+})_2 (ClO_3^-)$ (খ) $Ca^{2+}(ClO_3^-)$ (গ) $(Ca^{2+})_2 (ClO_3^-)_3$ (ঘ) $Ca^{2+} (ClO_3^-)_2$

পাঠ ২ সমযোজী বন্ধন (Covalent Bond)

উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে জানা যাবে-

- দুটি অধাতুর মৌল নিজেদের মধ্যে সমান সংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ার করে কিভাবে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে।
- সমযোজী বন্ধনেরও আংশিক আয়নিক প্রকৃতি থাকতে পারে।
- সমযোজী যৌগসমূহের ধর্ম কি ভাবে ব্যাখ্যা করা হয়।
- কিছু সমযোজী যৌগ কেন বৃহৎ অণু সৃষ্টি করে।

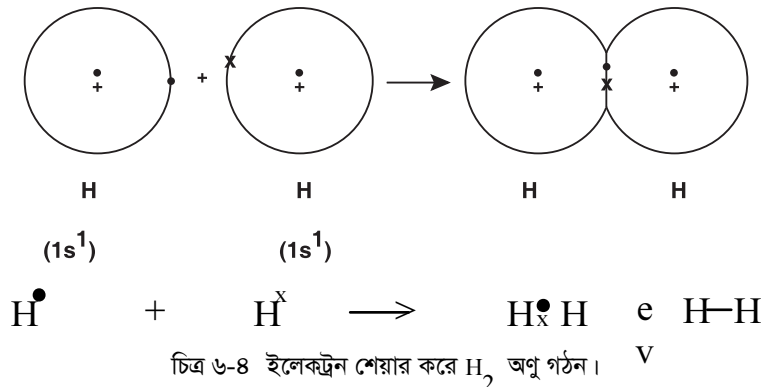
৬.২.১ : সমযোজী বন্ধন গঠন

ধাতুর এবং অধাতুর পরমাণু পরস্পরের সাথে যে বন্ধন গঠন করে তা ইলেকট্রন বর্জন এবং গ্রহণ প্রক্রিয়ায় ঘটে, কারণ এভাবেই সংশ্লিষ্ট পরমাণুগুলি কোন একটি নিষ্ক্রিয় পরমাণুর ন্যায় সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে। কিন্তু দুটি অধাতুর পরমাণু (একই অথবা ভিন্ন মৌলের) এ পদ্ধতিতে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে না। এক্ষেত্রে দুটি পরমাণুর জন্যই অতিরিক্ত ইলেকট্রন প্রয়োজন। একটি বিকল্প পদ্ধতিতে এ ধরনের দুটি পরমাণু একে অপরের সাথে সমান সংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ার করে তাদের শেষ কক্ষপথে আটটি ইলেকট্রন (হাইড্রোজেনের ক্ষেত্রে দুটি ইলেকট্রন) পেতে পারে। এভাবে সমান সংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ার করে দুটি পরমাণু একত্রে থেকে যে বন্ধন গঠন করে তাকে সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

শেয়ারকৃত ইলেকট্রনগুলি দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মাঝখানে থেকে উভয় নিউক্লিয়াস দ্বারা আকর্ষিত হয় বলে পরমাণু দুটি একে অপর থেকে বিচ্ছিন্ন হতে পারে না। নিচে কয়েকটি সমযোজী অণুর গঠন আলোচনা করা হয়েছে।

হাইড্রোজেন অণু, H₂

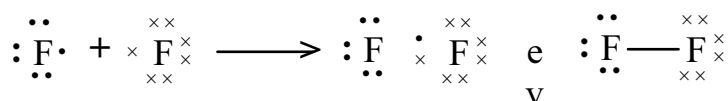
হাইড্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস [1], এর একটি মাত্র কক্ষপথে একটি ইলেকট্রন থাকে। কাছাকাছি নিষ্ক্রিয় মৌল হিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য এর আর একটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর একে অপরের সাথে উভয়ের একমাত্র ইলেকট্রনটি শেয়ার করে তাদের কক্ষপথে হিলিয়ামের মত দুটি ইলেকট্রন অর্জন করতে পারে (চিত্র ৬-৪)।



একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রনকে ডট (.) এবং অপর হাইড্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রনকে ক্রশ (×) চিহ্ন দ্বারা নির্দেশ করে ৬-৪ নং চিত্রে H₂ অণু গঠন দেখানো হয়েছে। শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়া উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা সমানভাবে আকর্ষিত হয়। ফলে পরমাণু দুটি সর্বদা এক সাথে থাকে। এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে গঠিত বন্ধনটিকে একটি একক বন্ধন বলা হয় এবং দুটি পরমাণুর মাঝখানে একটি ছোট রেখা টেনেও এরূপ বন্ধন দেখানো হয়।

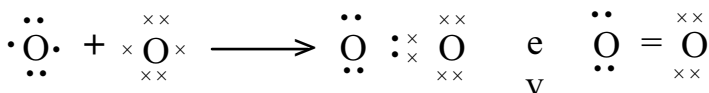
ফ্লোরিন অণু, F₂

ফ্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস [2, 7] ; কাছাকাছি নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য এর শেষ কক্ষপথে আর একটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। দুটি ফ্লোরিন পরমাণুর উভয়ের একটি করে ইলেকট্রন নিয়ে গঠিত জোড় ইলেকট্রন এরা সমানভাবে শেয়ার করে। এতে শেষ কক্ষপথে আটটি ইলেকট্রনও হয়। এভাবেই এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে দুটি F পরমাণুর মধ্যে একটি সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। নিচে ডট এবং ক্রশ চিহ্ন দ্বারা F₂ অণুর গঠন দেখানো হয়েছে।



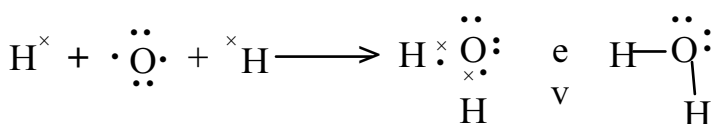
অক্সিজেন অণু, O₂

অক্সিজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস [2, 6] ; নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য এর শেষ কক্ষপথে আরো দুটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকে দুটি করে ইলেকট্রন দিয়ে দুই জোড়া ইলেকট্রনকে সমানভাবে শেয়ার করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে। এভাবে O₂ অণু গঠিত হয়। এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে গঠিত বন্ধনকে একক বন্ধন ধরা হয়। O₂ অণুতে দুই জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে বন্ধন গঠিত হয় বলে এক্ষেত্রে দুটি অক্সিজেন পরমাণুর মধ্যে দ্বিবন্ধন (দুটি সমযোজী বন্ধন) সৃষ্টি হয়।



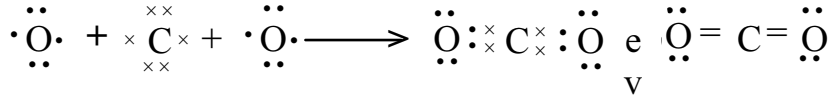
পানির অণু, H₂ O

দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর প্রত্যেকে তাদের একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে অক্সিজেনের একটি ইলেকট্রন শেয়ার করলে অক্সিজেন পরমাণুটি তার শেষ কক্ষপথে আটটি এবং উভয় হাইড্রোজেন পরমাণু তাদের একমাত্র কক্ষপথে দুটি করে ইলেকট্রন পেয়ে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মত সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস (হিলিয়ামের মত) অর্জন করতে পারে। ফলে একটি অক্সিজেন পরমাণু দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর সাথে দুই জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে দুটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং এভাবে H₂ O অণু সৃষ্টি হয়।



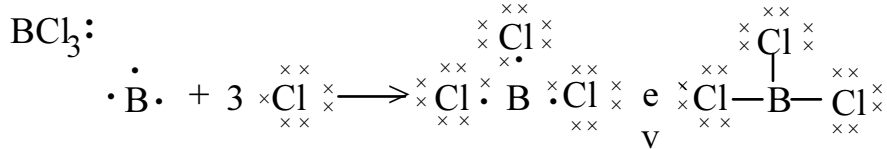
কার্বন ডাই-অক্সাইড অণু, CO₂

কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস [২, ৪], নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়নের মত শেষ কক্ষপথে আটটি ইলেকট্রন অর্জনের জন্য এর আরো চারটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। একটি কার্বন পরমাণু দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকের সাথে নিজের এক জোড়া এং অক্সিজেনের এক জোড়া ইলেকট্রন নিয়ে প্রাপ্ত দুই জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করলে কার্বন এবং অক্সিজেন উভয় পরমাণু নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে। ফলে একটি কার্বন পরমাণু দুটি অক্সিজেন পরমাণু উভয়ের সাথে পৃথকভাবে দুই জোড়া করে ইলেকট্রন শেয়ার করে অণু গঠন করে। এভাবে উভয় অক্সিজেনের সাথে কার্বনের দ্বিবন্ধন গঠিত হয়।

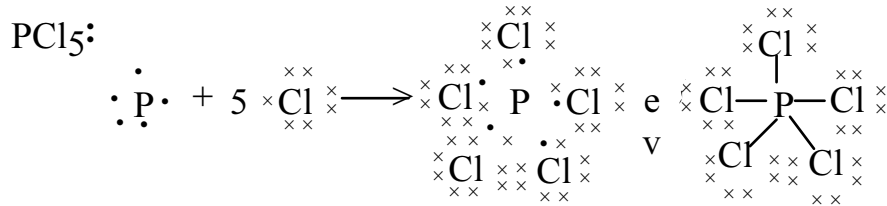


৬.২.২ : অষ্টক নিয়নের ব্যতিক্রমী সমযোজী অণু

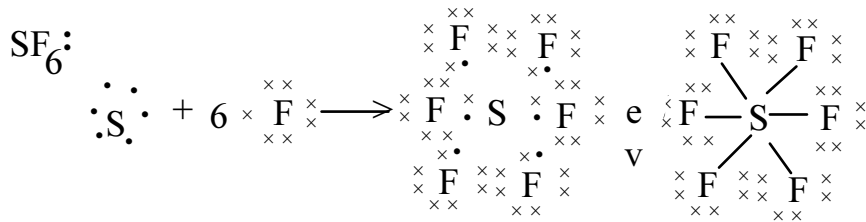
সকল সমযোজী যৌগে ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়ম পালিত হয় না। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেওয়া হয়েছে।



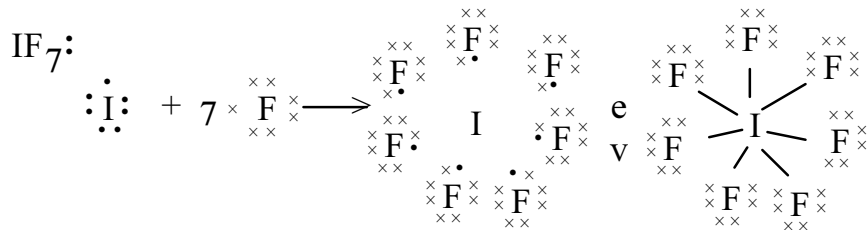
এ অণুতে বোরণ পরমাণুর শেষ কক্ষপথে ছয়টি ইলেকট্রন থাকে।



এ অণুতে P পরমাণুর শেষ কক্ষপথে দশটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে।



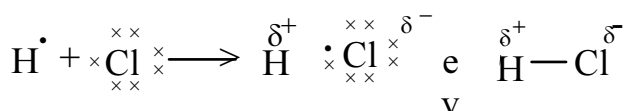
এ অণুতে S পরমাণুর শেষ কক্ষপথে বারটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে।



এ অণুতে I পরমাণুর শেষ কক্ষপথে চৌদ্দটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে।

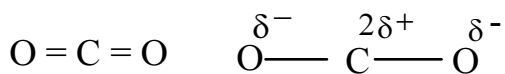
৬.২.৩: সমযোজী যৌগের আংশিক আয়নিক প্রকৃতি

অণুতে সমযোজী বন্ধনে যুক্ত কোন পরমাণুর তার নিজের দিকে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়া আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটি (electronegativity) বলা হয়। বিভিন্ন পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মান সমান হয় না। যাদের ইলেকট্রন জোড়া আকর্ষণ করার ক্ষমতা বেশি তাদেরকে উচ্চ ইলেকট্রোনেগেটিভ পরমাণু এবং যাদের ইলেকট্রন জোড়া আকর্ষণ করার ক্ষমতা কম তাদেরকে নিম্ন ইলেকট্রোনেগেটিভ পরমাণু বলা হয়। একই পরমাণু নিয়ে গঠিত দ্বিপারমাণুক অণুতে পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মান সমান হয়। কারণ শেয়ারকৃত, ইলেকট্রন জোড়াকে এরা সমানভাবে আকর্ষণ করে এবং অণুতে কোন চার্জ পার্থক্য সৃষ্টি হয় না। এরূপ অণুকে অপোলার (non polar) অণু বলা হয়। H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ইত্যাদি অপোলার অণুর উদাহরণ। দুটি ভিন্ন পরমাণু এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠন করলে উচ্চতর ইলেকট্রোনেগেটিভ পরমাণুটি অপর পরমাণুটির তুলনায় শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়াকে নিজের দিকে বেশি করে আকর্ষণ করে। দুটি পরমাণু দ্বারা শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়ার অসম আকর্ষণের ফলে ইলেকট্রন জোড়া একটি পরমাণুর বেশি কাছাকাছি হয় এবং দুটি পরমাণুতে আংশিকভাবে বিপরীত চার্জ সৃষ্টি হয়। এরূপ অণুকে পোলার (polar) অণু এবং এরূপ সমযোজী বন্ধনকে আংশিক আয়নিক প্রকৃতি বিশিষ্ট সমযোজী বন্ধন (Covalent bond with partial ionic character) বলা হয়। হাইড্রোজেন ক্লোরাইড অণু উদাহরণ দিয়ে বিষয়টি ব্যাখ্যা করা যাক।

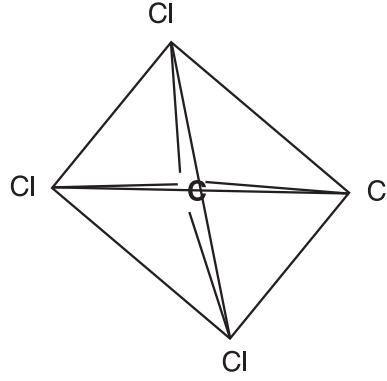


হাইড্রোজেন এবং ক্লোরিন পরমাণু উভয়ে একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে প্রাপ্ত এক জোড় ইলেকট্রনকে শেয়ার করে একটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং HCl অণু গঠিত হয়। হাইড্রোজেনের তুলনায় ক্লোরিন বেশি ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌল। এ জন্য শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়া ক্লোরিন পরমাণুর বেশি কাছাকাছি অবস্থান করে এবং অণুতে দুটি পরমাণুর মধ্যে চার্জের পার্থক্য সৃষ্টি হয়। হাইড্রোজেন আংশিক ধনাত্মক চার্জ এবং ক্লোরিন আংশিক ঋনাত্মক চার্জ গ্রহণ করে। তাই HCl একটি পোলার অণু। HF, HBr, H_2O , NH_3 ইত্যাদি অন্য কয়েকটি পোলার অণুর উদাহরণ।

কোন কোন ক্ষেত্রে বন্ধনযুক্ত পরমাণুগুলির ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য থাকা সত্ত্বেও অণুর প্রতिसাম্যের কারণে অণুতে পোলারিটি পাওয়া যায় না। কার্বন ডাই-অক্সাইড এরূপ একটি উদাহরণ। এটি একটি সরল রৈখিক সমযোজী অণু যার মাঝখানে কার্বন পরমাণুটি অবস্থিত থাকে।



কার্বনের তুলনায় অক্সিজেন অধিক ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌল বলে এ অণুতে দুটি অক্সিজেন প্রান্তে সমান পরিমাণ ঋনাত্মক চার্জ এবং কার্বন পরমাণুতে দুটি অক্সিজেনের ঋনাত্মক চার্জের সমষ্টির সমপরিমাণ ধনাত্মক চার্জ সৃষ্টি হয়। কিন্তু দুটি ঋনাত্মক চার্জের লব্ধির কার্যবিন্দু এবং কার্বনের ধনাত্মক চার্জ একই বিন্দুতে সমাপতিত হয়। ফলে সবগুলি চার্জের লব্ধির মান শূন্য হয়। এ কারণে CO_2 অণুতে C-O বন্ধনের পোলারিটি থাকা সত্ত্বেও অণুটির কোন পোলারিটি থাকে না। রাসায়নিক বন্ধনের পোলারিটি থাকা সত্ত্বেও অণুর প্রতिसাম্যের কারণে অণুতে কোন কার্যকর পোলারিটি থাকে না এমন আর একটি উদাহরণ হলো কার্বন টেট্রাক্লোরাইড অণু। এটি একটি সুষম চতুস্তলকীয় অণু যার কেন্দ্র বিন্দুতে কার্বন পরমাণু উপস্থিত থাকে (চিত্র ৬-৫)।



চিত্র: ৬-৫ : CCl_4 অণুর আকৃতি।

কার্বন পরমাণুর তুলনায় ক্লোরিন পরমাণু বেশি ইলেকট্রোনেগেটিভ হওয়ায় Cl পরমাণুগুলি আংশিক ঋনাত্মক চার্জ এবং কার্বন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জযুক্ত হয়। কিন্তু সবগুলি ঋনাত্মক চার্জের লব্ধি এবং কার্বনের ধনাত্মক চার্জ একই বিন্দুতে সমাপতিত হয় বলে অনুটির কোন পোলার প্রকৃতি থাকে না।

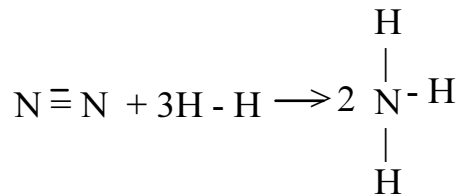
৬.২.৪ সমযোজী পদার্থের ধর্ম

গলনাংক এবং স্ফুটনাংক : সমযোজীয় পদার্থে অণুগুলির মধ্যে কোন শক্তিশালী আকর্ষণ বল থাকে না। এদের অণুগুলি কেবল দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল এবং কোন কোন ক্ষেত্রে হাইড্রোজেন বন্ধনের দ্বারা একে অন্যের সাথে যুক্ত থাকে। এ জন্য সমযোজী পদার্থের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক নিম্ন মানবিশিষ্ট হয়। সাধারণ অবস্থায় অধিকাংশ সমযোজী পদার্থ, গ্যাস, তরল অথবা নিঃগলনাংকবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ হয়।

দ্রাব্যতা: সমযোজী পদার্থসমূহ সাধারণত পানিতে অদ্রবণীয় এবং অপোলার দ্রাবকে (যেমন বেনজিন) দ্রবণীয়। (ব্যতিক্রম: হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে এরূপ সমযোজী পদার্থ পানিতে দ্রবণীয় হয়)।

বিদ্যুৎ পরিবাহিতা : বিদ্যুৎ প্রবাহ চলার জন্য কঠিন পদার্থের মধ্য দিয়ে মুক্ত ইলেকট্রন চলাচল এবং তরল ও গ্যাসীয় পদার্থের মধ্য দিয়ে মুক্ত আয়ন চলাচলের সুবিধা থাকা প্রয়োজন। সমযোজী পদার্থের মধ্য দিয়ে মুক্ত ইলেকট্রন চলাচলের সুযোগ নেই (ব্যতিক্রম গ্রাফাইট) এবং আয়ন অনুপস্থিত থাকার কারণে তরল ও গ্যাসীয় অবস্থাতেও আয়ন চলাচলের সুযোগ নেই। এজন্য বিশুদ্ধ সমযোজী যৌগ কখনও বিদ্যুৎ পরিবহন করে না।

রাসায়নিক বিক্রিয়ার গতি : রাসায়নিক বিক্রিয়া ঘটার জন্য সমযোজী পদার্থের ক্ষেত্রে প্রথমে অণু ভেঙে পরমাণু গঠন করা প্রয়োজন। সমযোজী বন্ধন যথেষ্ট শক্তিশালী এবং এ বন্ধন ভাঙার জন্য প্রচুর শক্তির প্রয়োজন। এ কারণে সমযোজী পদার্থের বিক্রিয়া সাধারণ অবস্থায় অত্যন্ত ধীর গতিতে সংঘটিত হয়। উদাহরণ হিসেবে নাইট্রোজেন এবং হাইড্রোজেন গ্যাসের বিক্রিয়া থেকে অ্যামোনিয়া গ্যাস সৃষ্টি আলোচনা করা যাক।



দুটি নাইট্রোজেন পরমাণু তিনটি সমযোজী বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়ে N_2 অণু গঠন করে। এ বন্ধন অত্যন্ত দৃঢ় এবং এটি ভাঙার জন্য প্রচুর তাপ শক্তির প্রয়োজন। হাইড্রোজেন অণুতে উপস্থিত সমযোজী বন্ধনটিও মোটামুটি দৃঢ় এবং এটি ভাঙার জন্যও তাপ শক্তি প্রয়োজন। ফলে সাধারণ তাপমাত্রায় N_2 এবং H_2 এর মধ্যে কোন রাসায়নিক বিক্রিয়া ঘটা সম্ভব নয়। এটি ঘটানোর জন্য উচ্চ তাপমাত্রা, উচ্চ চাপ এবং প্রভাবকের উপস্থিতি প্রয়োজন।

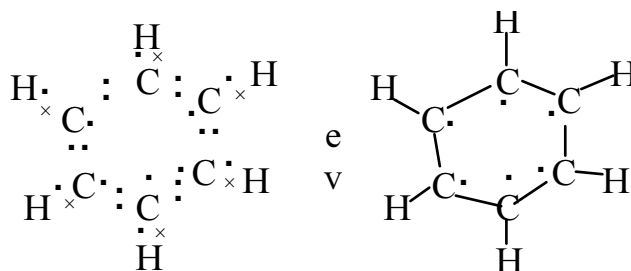
৬.২.৫ : আয়নিক যৌগ ও সমযোজী যৌগের ধর্মের তুলনা

পার্থক্যের বিষয়	আয়নিক যৌগ	সমযোজী যৌগ
১। ভৌত অবস্থা	আয়নিক যৌগসমূহ সাধারণ তাপমাত্রায় কঠিন ও কেলাস অবস্থায় থাকে।	অধিকাংশ সমযোজী যৌগ সাধারণ তাপমাত্রায় তরল বা গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।
২। গলনাংক ও স্ফুটনাংক	আয়নিক যৌগগুলো উচ্চ গলনাংক ও স্ফুটনাংক বিশিষ্ট হয়।	অধিকাংশ সমযোজী যৌগ নিম্ন গলনাংক ও স্ফুটনাংক বিশিষ্ট হয়।
৩। পোলারিটি ও দ্রাব্যতা	আয়নিক যৌগসমূহ পোলার। সে কারণে এরা পোলার দ্রাবকে দ্রবনীয় এবং অপোলার দ্রাবকে অদ্রবনীয়।	সমযোজী যৌগসমূহ সাধারণত অপোলার। এরা সাধারণত অপোলার দ্রাবকে দ্রবনীয় এবং পোলার দ্রাবকে অদ্রবনীয়।
৪। তড়িৎ পরিবাহিতা	গলিত এবং দ্রবনীয় অবস্থায় আয়নিক যৌগসমূহ তড়িৎ পরিবহন করে।	সমযোজী যৌগসমূহ তড়িৎ পরিবহন করে না।
৫। বিক্রিয়া গতি	আয়নিক যৌগ দ্রুতগতিতে বিক্রিয়া সম্পন্ন করে।	সমযোজী যৌগের বিক্রিয়া ধীর গতিতে হয়।
৬। যৌগ গঠন প্রক্রিয়া	যৌগ গঠনে পরমানুগুলো পরস্পর থেকে ইলেকট্রন স্থানান্তরের মাধ্যমে অষ্টক পূর্ণ করে।	যৌগ গঠনে পরমানুগুলো পরস্পরের সাথে ইলেকট্রন শেয়ারকরণের মাধ্যমে অষ্টক পূর্ণ করে।

৬.২.৬ : বেনজিন অণুর গঠন এবং সঞ্চরণশীল ইলেকট্রনের ধারণা

(Structure of C_6H_6 and delocalized electrons)

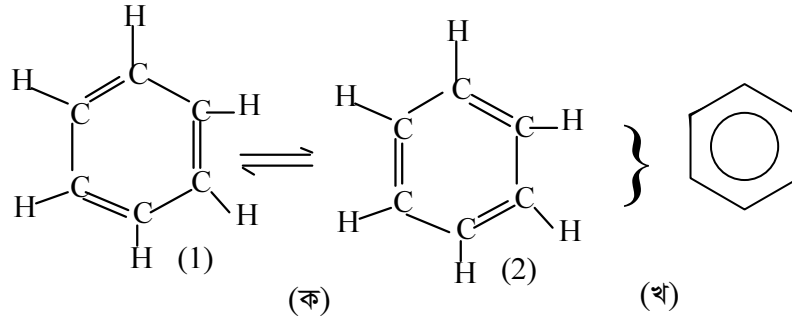
বেনজিন একটি সমতল, চক্রাকার অণু। ছয়টি কার্বন পরমাণু একটি সুষম ষড়ভুজের (hexagon) ছয়টি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত থেকে বেনজিন গঠন করে। প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর দুটি কার্বন পরমাণুর সাথে দুই জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে দুটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। এভাবে কার্বন পরমাণুর একটি ষড়ভুজ গঠিত হয়। আবার প্রতিটি কার্বন একটি করে হাইড্রোজেন পরমাণুর সাথেও এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে একটি C-H বন্ধন গঠন করে। এভাবে ছয়টি কার্বন এবং ছয়টি হাইড্রোজেন পরমাণু দ্বারা গঠিত বেনজিন অণুর কাঠামো পাওয়া যায়। এরূপ কাঠামো গঠনের জন্য প্রতিটি কার্বন পরমাণু তার শেষ কক্ষপথে অবস্থিত তিনটি ইলেকট্রন ব্যবহার করে এবং একটি ইলেকট্রন অব্যবহৃত থেকে যায় (চিত্র: ৬-৬)।



চিত্র : ৬-৬ : বেনজিন কাঠামো গঠন।

এ অবস্থায় কার্বন পরমাণুর শেষ কক্ষপথে সাতটি ইলেকট্রন হয়। অষ্টক পূর্ণ করার জন্য কার্বনের আরো একটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। এজন্য প্রতিটি কার্বন পরমাণু তার প্রতিবেশী অপর একটি কার্বন পরমাণুর অব্যবহৃত

ইলেকট্রন শেয়ার করে একটি বাড়তি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। এভাবে পাশাপাশি অবস্থিত কার্বন পরমাণুগুলির জন্য তার উভয় পাশে অবস্থিত অপর একটি কার্বন পরমাণুর সাথে দ্বিবন্ধন গঠনের সমান সুযোগ রয়েছে। (চিত্র : ৬.৭)।



চিত্র: ৬-৭ : (ক) বেনজিন অণুতে দ্বিবন্ধনের অবস্থান পরিবর্তন। (খ) কাঠামোটি ক এর ১ ও ২ কে সমন্বিত করে অংকিত। এটাই প্রচলিত কাঠামো।

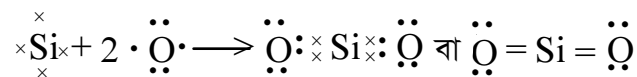
ফলে দ্বিবন্ধনটি কোন এক জোড়া নির্দিষ্ট কাঠামোর মধ্যে স্থির থাকে না, এটি বেনজিন বলয়ে সতত সঞ্চরণশীল থাকে। এরূপ সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন বেনজিন অণুকে বিশেষ সুস্থিতি প্রদান করে এবং সেজন্য সাধারণ দ্বিবন্ধনযুক্ত ইথিলিন অণুর মত বেনজিন সক্রিয়তা দেখায় না। সম্পূর্ণ বলয়ের মধ্যে দ্বিবন্ধনগুলি সঞ্চরণশীল থাকার কারণে বেনজিন অণুতে সবগুলি কার্বন-কার্বন বন্ধন একই প্রকৃতির হয় (যেমন- যে কোন দুটি C-C বন্ধন দূরত্ব সমান হয় এবং বন্ধন শক্তির মানও সমান হয়)।

৬.২.৭ : কতিপয় বৃহৎ সমযোজী অণু

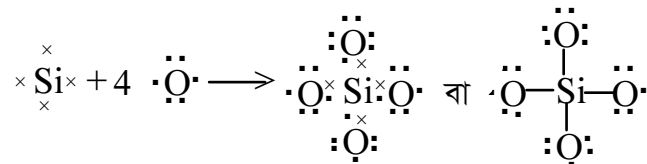
সাধারণভাবে সমযোজী অণুগুলি ক্ষুদ্র আকারের সরল অণু হয়। কিন্তু কোন কোন ক্ষেত্রে এর ব্যতিক্রমও লক্ষ্য করা যায়। নিচে কয়েকটি বৃহৎ সমযোজী অণুর গঠন বর্ণনা করা হয়েছে।

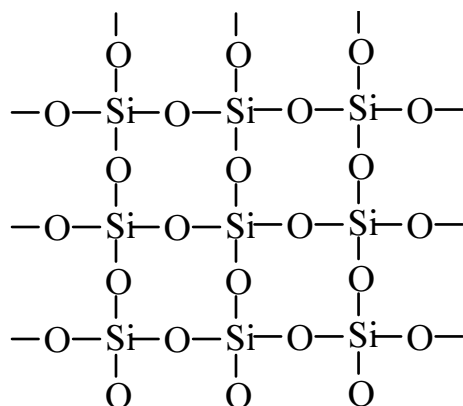
সিলিকা, SiO₂

সিলিকনের ইলেকট্রন বিন্যাস [2, 8, 4] আর্গনের মত ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য এর শেষ কক্ষপথে আরো চারটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। দুটি অক্সিজেন পরমাণুর উভয়ের সাথে দুই জোড়া করে ইলেকট্রন শেয়ার করে দ্বিবন্ধন গঠন করতে পারলে এরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করা যেত। কিন্তু নিজের বৃহৎ আকারের কারণে এটি অক্সিজেনের সাথে কেবল একক বন্ধন গঠন করতে পারে, দ্বিবন্ধন গঠন করতে পারে না।



এর ফলে একটি সিলিকন পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রতিটির সাথে এক জোড়া করে ইলেকট্রন শেয়ার করে চারটি একক সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং এভাবে তার শেষ ইলেকট্রন অষ্টক পূর্ণ করে।



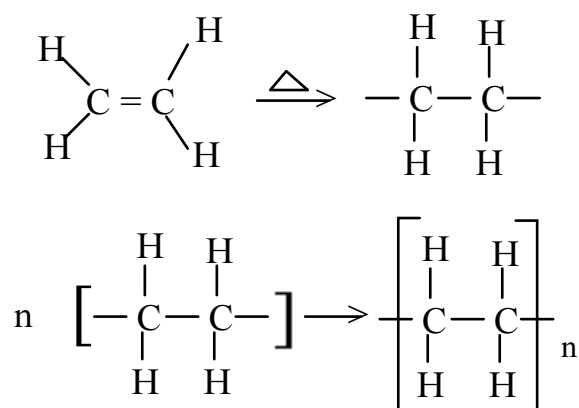


চিত্র: ৬-৮ : সিলিকা অণুর দ্বিমাত্রিক কাঠামো

তবে অক্সিজেনের সাথে বন্ধনের এ প্রক্রিয়া কখনও শেষ হয় না। ফলে সিলিকা অণুর একটি অতি বৃহৎ ত্রিমাত্রিক কাঠামো সৃষ্টি হয়। এজন্য সমযোজী পদার্থ হওয়া সত্ত্বেও সিলিকা একটি অতি বৃহদাকার অণু। প্রকৃতপক্ষে এ অণুর আণবিক সংকেত $(\text{SiO}_2)_n$ [n একটি অতি বৃহৎ সংখ্যা]; SiO_2 দ্বারা সিলিকার স্থূল সংকেত বুঝায়। কিন্তু সচরাচর SiO_2 দ্বারাই এ অণুর আণবিক সংকেত বুঝানো হয় যা সঠিক নয়। অণুর অতি বৃহৎ আকারের কারণে সমযোজী অণু হওয়া সত্ত্বেও সিলিকার গলনাংক অতি উচ্চ মানবিশিষ্ট হয়।

পলিথিন, $(\text{CH}_2 \text{CH}_2)_n$

ইথিলিন একটি সমযোজী ক্ষুদ্র অণু যার মধ্যে একটি $\text{C}=\text{C}$ দ্বিবন্ধন উপস্থিত থাকে। তাপ প্রয়োগ করে করে অথবা প্রভাবক ব্যবহার করে এ দুটি বন্ধনের একটি ভেঙে দেওয়া যায়। তখন দুটি কার্বনেরই একটি করে যোজনী মুক্ত হয়। এ অবস্থায় অনেকগুলি ইথিলিন অণু পর পর যুক্ত হয়ে একটি বিশাল শিকলবিশিষ্ট অণু গঠন করে যা পলিইথিলিন বা পলিথিন বলে পরিচিত। পলিথিন ইথিলিনের পলিমার।



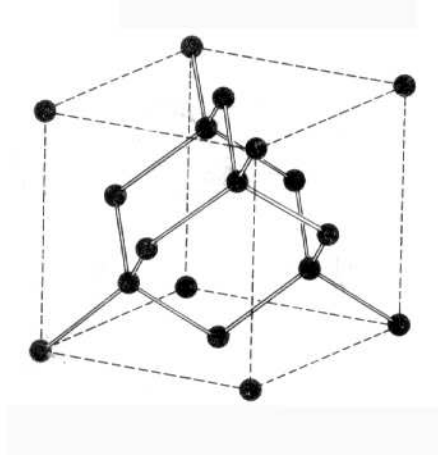
চিত্র ৬.৯: (পলিথিন)

পলিথিন অণুতে n এর মান কয়েক হাজার থেকে কয়েক লক্ষ পর্যন্ত হতে পারে। সবগুলি পলিথিন অণুতে n এর মান সমান হয় না বলে পলিথিন প্রকৃত পক্ষে বিভিন্ন আণবিক ভর বিশিষ্ট অনেকগুলি অণুর মিশ্রণ। আণবিক ভর

যত বেশি হয় পলিথিন অণুর গলনাংকও তত বাড়তে থাকে। বিভিন্ন শিকল দৈর্ঘ্যের অনেকগুলি অণুর মিশ্রণ হয় বলে এর কোন নির্দিষ্ট গলনাংক থাকে না। বিভিন্ন প্রকার প্লাস্টিক সামগ্রী প্রস্তুতের জন্য বর্তমানে প্রচুর পরিমাণে পলিথিন ব্যবহৃত হয়।

ডায়মন্ড, C_n

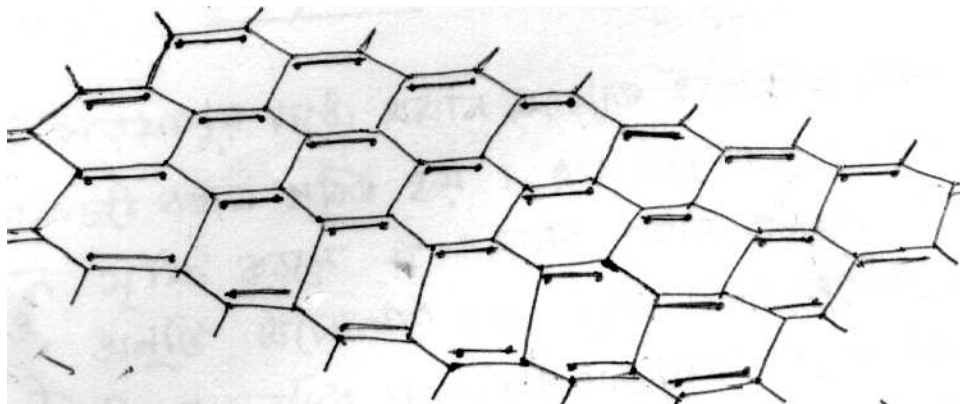
ডায়মন্ড কার্বন পরমাণু দ্বারা গঠিত একটি অতি বৃহৎ অনু। অসংখ্য কার্বন পরমাণু পরস্পরের সাথে একক বন্ধনে যুক্ত। তাই এটি একটি ত্রিমাত্রিক নেটওয়ার্ক বিশিষ্ট বস্তু। ৬-১০ নং চিত্রে ডায়মন্ড অণুর একাংশ দেখানো হয়েছে। এ অণুতে প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর চারটি কার্বন পরমাণু দ্বারা গঠিত একটি টেট্রাহেড্রনের (tetrahedron) কেন্দ্র বিন্দুতে অবস্থিত থাকে। যেহেতু C-C বন্ধন অত্যন্ত দৃঢ় এবং প্রতিটি কার্বন অপর চারটি কার্বনের সাথে এরূপ দৃঢ় বন্ধনে যুক্ত থাকে, সেজন্য ডায়মন্ড একটি অত্যন্ত কঠিন পদার্থ। প্রকৃতপক্ষে প্রাপ্ত সকল পদার্থের মধ্যে এটি কঠিনতম। C-C বন্ধন গুলির ভাঙার জন্য প্রচুর তাপশক্তির প্রয়োজন। তাই এর গলনাংকও অতি উচ্চ মানবিশিষ্ট (৩৯৬০)। অণুতে কোন সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন না থাকায় এটি বিদ্যুৎ অপরিবাহী।



চিত্র ৬-১০: ডায়মন্ড অণুর একাংশ

গ্রাফাইট, C_n

ডায়মন্ডের মত গ্রাফাইটও অসংখ্য কার্বন পরমাণু দ্বারা গঠিত একটি অতি বৃহৎ অণু। কিন্তু এর গঠন ভিন্ন প্রকৃতির। এ অণুতে কার্বন পরমাণুগুলি একটি অতিকায় দ্বিমাত্রিক সীট (Sheet) গঠন করে। প্রতিটি সীট অনেকগুলি পরস্পর সংযুক্ত কার্বন ষড়ভুজ (hexagon) দ্বারা গঠিত। যে কোন সীটে অবস্থিত প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে তিন জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে প্রতিটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। যে কোন কার্বন পরমাণু অপর তিনটি কার্বন পরমাণু দ্বারা গঠিত একটি সমবাহু ত্রিভুজের কেন্দ্র বিন্দুতে অবস্থান করে। ৬-১১ নং চিত্রে গ্রাফাইটের একটি সীট দেখানো হয়েছে। তিনটি করে কার্বন পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে সীট গঠনের পরও প্রতিটি কার্বনে একটি করে ইলেকট্রন অবশিষ্ট থেকে যায় এবং প্রতিটি কার্বন তার



চিত্র ৬-১১ : গ্রাফাইটের একটি সীট কাঠামো। সীট গঠনের পর প্রতিটি কার্বনে একটি অতিরিক্ত ইলেকট্রন থেকে যায় যা সীটের অভ্যন্তরে দ্বিবন্ধন গঠনে অংশ নেয়।

শেষস্তরে সাতটি ইলেকট্রন পায়। অষ্টক পূর্ণ করার জন্য প্রতিটি কার্বন পরমাণুর অবশিষ্ট ইলেকট্রনটি প্রতিবেশী আর একটি কার্বনের অবশিষ্ট ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে আর একটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। এভাবে সবগুলি কার্বনের অষ্টক পূর্ণ হয় (চিত্র ৬-১১)। সীটের অভ্যন্তরে সৃষ্ট বাড়তি বন্ধনগুলি তাদের স্থান পরিবর্তন করতে পারে, কারণ যে কোন দুটি প্রতিবেশী কার্বনের জন্য এ বন্ধন গঠনের সম্ভাবনা সমান। ফলে এরূপ বন্ধন গঠনকারী ইলেকট্রনগুলি সীটের অভ্যন্তরে সতত সঞ্চরণশীল থাকে। একখন্ড গ্রাফাইটে অনেকগুলি গ্রাফাইট সীট একটির উপর আর একটি করে সজ্জিত থাকে কিন্তু তাদের মধ্যে কোন রাসায়নিক বন্ধন থাকে না, কেবল দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস্ বল কাজ করে। ফলে অল্প আঘাতেই একটি সীট আর একটি সীটের উপর দিয়ে গড়িয়ে যেতে পারে। তাই গ্রাফাইট খুব নরম। সীটের অভ্যন্তরে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকার কারণে এটি বিদ্যুতের সুপরিবাহী হয়। বৈদ্যুতিক কোষে ইলেকট্রোড প্রস্তুত করার জন্য এবং শুকনা পিচ্ছিলকারক বস্তু হিসেবে প্রচুর পরিমাণে গ্রাফাইট ব্যবহৃত হয়।

সারসংক্ষেপ

- দুটি পরমাণুর মধ্যে সমান সংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। এক ধরনের দুটি পরমাণু সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করলে ঐ বন্ধনের কোন পোলারিটি থাকে না এবং গঠিত অনুটি অপোলার হয়। দুটি ভিন্ন পরমাণুর মধ্যে গঠিত সমযোজী বন্ধনটির আংশিক আয়নিক প্রকৃতি থাকে। এরূপ সমযোজী অনুকে পোলার অণু বলা হয়। সমযোজী অনুগুলির পরস্পরের মধ্যে কোন শক্তিশালী রাসায়নিক বন্ধন কাজ করে না, এরা দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস্ বল দ্বারা এবং কোন কোন ক্ষেত্রে হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা একে অপরকে আকর্ষণ করে। এজন্য সমযোজী পদার্থগুলি সাধারণ অবস্থায় গ্যাস, তরল অথবা নিম্ন গলনাংক বিশিষ্ট কঠিন পদার্থ হিসেবে অবস্থান করে। সাধারণভাবে এরা পানিতে অদ্রবণীয় এবং অপোলার দ্রাবকে দ্রবণীয়। এরা বিদ্যুৎ পরিবহন করে না এবং এদের রাসায়নিক বিক্রিয়া ধীর গতিতে অগ্রসর হয়। বেনজিন এবং গ্রাফাইট অণুতে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে। অধিকাংশ সমযোজী পদার্থ সরল ক্ষুদ্র আকারের অণু গঠন করলেও ডায়মন্ড, গ্রাফাইট, সিলিকা, পলিথিন ইত্যাদি অতিকায় সমযোজী অণু। সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকার কারণে গ্রাফাইট তাপ ও বিদ্যুতের সুপরিবাহী হয় এবং বেনজিন অতিরিক্ত সূস্থিতি অর্জন করে।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরটিতে ঠিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। নিচের কোনটি সমযোজী অণু?
(ক) MgO (খ) CuSO₄ (গ) CCl₄ (ঘ) K₃ N
- ২। নিচের কোন অণুটির ক্ষেত্রে অষ্টক নিয়ম কার্যকর হয় না?
(ক) CO₂ (খ) SiO₂ (গ) PCl₃ (ঘ) PCl₅
- ৩। নিচের কোনটি পোলার অণুর উদাহরণ?
(ক) P₄ (খ) I₂ (গ) CO₂ (ঘ) BF₃
- ৪। নিচের কোন অণুতে দ্বিবন্ধন উপস্থিত থাকে?
(ক) C₂H₄ (খ) N₂ (গ) NF₃ (ঘ) Cl₂
- ৫। নিচের কোন অণুটিতে ত্রিবন্ধন উপস্থিত থাকে?
(ক) H₂ (খ) O₂ (গ) Cl₂ (ঘ) N₂
- ৬। নিচের কোন পদার্থটির গলনাংক সর্বোচ্চ?
(ক) SiO₂ (খ) SO₂ (গ) CO₂ (ঘ) SiCl₄
- ৭। নিচের কোন বিক্রিয়াটি সবচেয়ে ধীর গতিতে চলে?
(ক) NaCl + AgNO₃ → AgCl + NaNO₃ (খ) Zn + H₂ SO₄ → ZnSO₄ + H₂
(গ) N₂ + O₂ → 2NO (ঘ) 2Na + 2H₂ O → 2 NaOH + H₂
- ৮। নিচের কোন অণুটির বন্ধন সর্বাপেক্ষা দৃঢ়?
(ক) H₂ (খ) F₂ (গ) O₂ (ঘ) N₂
- ৯। নিচের কোন অনুটিতে চারটি সমযোজী বন্ধন আছে?
(ক) H₂O (খ) NH₃ (গ) CO₂ (ঘ) MgO
- ১০। নিচের কোন অনুটিতে সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে?
(ক) ডায়মন্ড (খ) গ্রাফাইট (গ) সিলিকা (ঘ) পলিথিন
- ১১। নিচের কোনটি সমযোজী বন্ধন বিশিষ্ট বৃহদাকার অণু?
(ক) আয়োডিন (খ) কার্বন টেট্রাক্লোরাইড (গ) ডায়মন্ড (ঘ) বরফ

পাঠ ৩ সন্নিবেশ বন্ধন (Coordinate bond)

উদ্দেশ্য

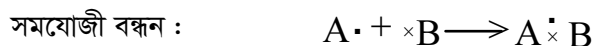
এ পাঠ শেষে

- সন্নিবেশ বন্ধন কি এবং কিভাবে গঠিত হয় জানা যাবে।
- একবার গঠিত হলে সন্নিবেশ বন্ধন এবং সমযোজী বন্ধনে যে কোন পার্থক্য থাকে না তা বোঝা যাবে।

৬.৩: সন্নিবেশ বন্ধন (Coordinate bond)

একটি সাধারণ সমযোজী বন্ধন গঠনের সময় বন্ধন সৃষ্টিকারী পরমাণু দুটির প্রত্যেকে একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে প্রাপ্ত ইলেকট্রন জোড়াকে উভয়ে শেয়ার করে বন্ধন গঠন করে। কিন্তু কোন কোন যৌগে দেখা যায় বন্ধন সৃষ্টির জন্য ইলেকট্রন জোড়া একটি পরমাণু থেকেই আসে।

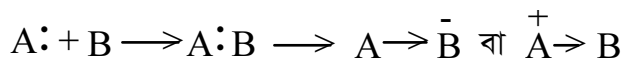
এতে যে বন্ধন সৃষ্টি হয় তাকে সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন বা সংক্ষেপে সন্নিবেশ বন্ধন বলা হয়।



অতএব সন্নিবেশ বন্ধনের সংজ্ঞা নিম্নরূপ :

যে সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত দুটি ইলেকট্রনই একটি পরমাণু থেকে পাওয়া যায় তাকে সন্নিবেশ বন্ধন বলা হয়।

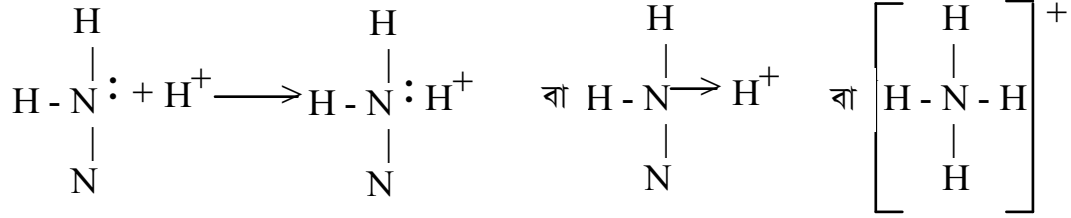
সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের জন্য যে পরমাণুটি এক জোড়া ইলেকট্রন সরবরাহ করে তাকে দাতা (donor) পরমাণু এবং অন্য পরমাণুটিকে গ্রহীতা (accepter) পরমাণু বলা হয়। দাতা পরমাণু থেকে গ্রহীতা পরমাণুর দিকে একটি ছোট তীর চিহ্ন '→' অথবা উভয় পরমাণুর মধ্যে একটি রেখা টেনে এবং দাতা ও গ্রহীতা পরমাণুতে যথাক্রমে একটি '+', ও '-' চিহ্ন যুক্ত করে সন্নিবেশ বন্ধন দেখানো যায়। তবে গঠিত হওয়ার পর সন্নিবেশ বন্ধন ও সাধারণ সমযোজী বন্ধনের মধ্যে কোন পার্থক্য থাকে না। সন্নিবেশ বন্ধনের মাধ্যমে সৃষ্ট যৌগকে সন্নিবেশ যৌগ বলা হয়।



যখন কোন পরমাণুতে এক বা একাধিক নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে (যে ইলেকট্রন জোড়া কোন রাসায়নিক বন্ধন গঠন করতে ব্যবহৃত হয় নাই তাকে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বলা হয়।) এবং অপর একটি পরমাণুর শেষ শক্তিস্তরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মত ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য এক জোড়া ইলেকট্রনের ঘাটতি থাকে তখন ঐ দুই পরমাণুর মধ্যে একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠিত হতে পারে। দাতা পরমাণু তার এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন গ্রহীতা পরমাণুর সাথে শেয়ার করে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়। সন্নিবেশ বন্ধন যুক্ত কিছু অণু এবং আয়নের গঠন নিচে দেখানো হয়েছে।

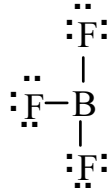
(ক) NH_4^+ আয়ন গঠন

NH_3 অণুতে তিনটি সমযোজী বন্ধন গঠনের পর N পরমাণুতে এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন অবশিষ্ট থাকে। H^+ আয়নের এক জোড়া ইলেকট্রন প্রয়োজন। ফলে একটি H^+ আয়ন একটি NH_3 অণুর সংস্পর্শে এলে NH_3 অণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় শেয়ার করে নাইট্রোজেনের সাথে যুক্ত হয়। এভাবে NH_4^+ আয়ন গঠিত হয়।

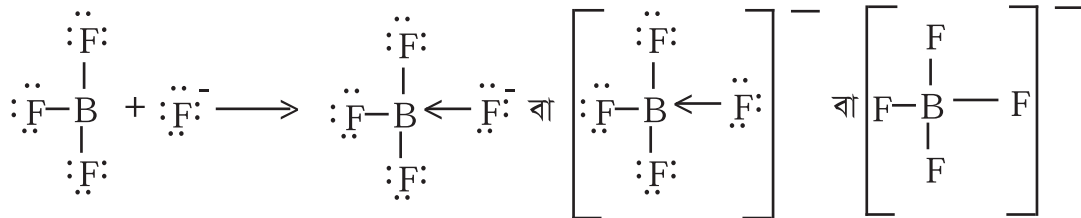


(খ) BF_4^- আয়ন গঠন

BF_3 অণুর লুইস সংকেত (কোন অণু বা আয়নে উপস্থিত পরমাণুগুলির যোজনী স্তরের ইলেকট্রনগুলিকে দেখিয়ে যে সংকেত লেখা হয় তাকে লুইস সংকেত বলে) হলো

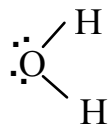


এটি ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রমী একটি উদাহরণ। এ অণুতে B পরমাণুর শেষ শক্তিস্তরে ছয়টি ইলেকট্রন (প্রতিটি সমযোজী বন্ধনকে দুটি ইলেকট্রন বিবেচনা করা হয়) উপস্থিত থাকে। নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য এর আরো এক জোড়া ইলেকট্রন প্রয়োজন। F^- আয়নে ফ্লোরিন পরমাণুতে চার জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন থাকে। এখন BF_3 অণু এবং F^- আয়ন যখন পরস্পরের সংস্পর্শে আসে তখন F^- আয়নের এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন শেয়ার করে B এবং F^- আয়নের মধ্যে একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠিত হয়। ফলে B পরমাণুর অষ্টক পূর্ণ হয়।

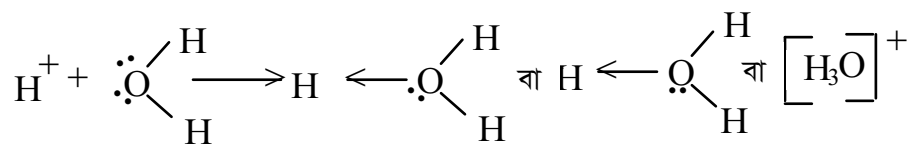


(গ) H_3O^+ আয়ন গঠন

H_2O অণুর লুইস সংকেত :

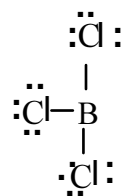


এখানে অক্সিজেন পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ জোড়া ইলেকট্রন থাকে। H^+ আয়নে কোন ইলেকট্রন নেই। অতএব He এর ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য H^+ আয়ন H_2O অণুর সংস্পর্শে এলে এটি অক্সিজেনের এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন শেয়ার করে অক্সিজেনের সাথে একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে। এভাবে H_3O^+ আয়ন গঠিত হয়।

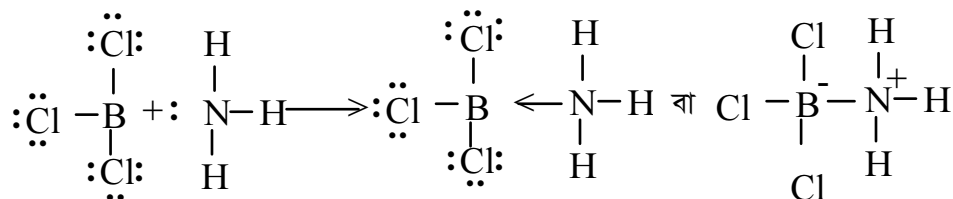


(ঘ) BCl_3NH_3 অণুর গঠন

BCl_3 এর লুইস সংকেত :



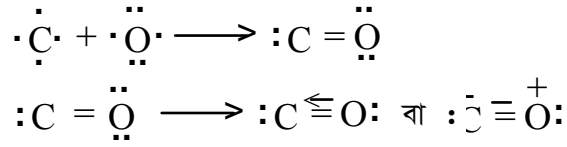
যা ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রমী একটি উদাহরণ। নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য B এর আরো এক জোড়া ইলেকট্রন প্রয়োজন। NH_3 অণুতে N এর এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন আছে। ফলে BCl_3 এবং NH_3 পরস্পরের সংস্পর্শে এলে নাইট্রোজেনের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়া ব্যবহার করে B এবং N এর মধ্যে একটি সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি হয়।



(ঙ) কার্বন মনোক্সাইড অণু গঠন, CO

কার্বন পরমাণুর শেষ কক্ষপথে চারটি এবং অক্সিজেন পরমাণুর শেষ কক্ষপথে ছয়টি ইলেকট্রন থাকে। এদের মধ্যে দুটি সমযোজী বন্ধন গঠিত হলে যদিও O পরমাণু তার শেষ ইলেকট্রনসত্তরে অষ্টক পূর্ণ করে, C পরমাণুর তার শেষ

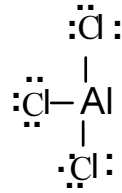
ইলেকট্রনগুণে মাত্র ছয়টি ইলেকট্রন পায়। এ অবস্থায় কার্বন অক্সিজেনের একটি জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন গ্রহণ করে অক্সিজেনের সাথে একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে। নিষ্ক্রিয় গ্যাসে অনুরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে।



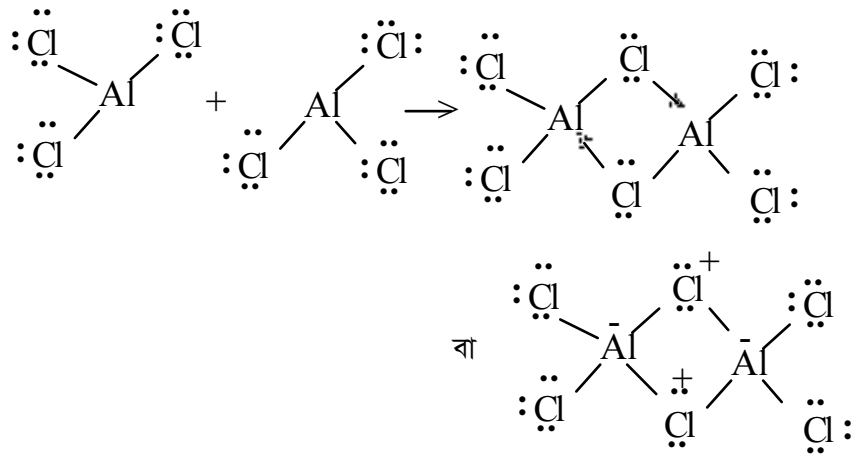
(চ) Al_2Cl_6 অণু গঠন :

অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড, AlCl_3 সাধারণ তাপমাত্রায় একটি সাদা কেলাসের আয়নিক যৌগ। কিন্তু আয়নিক যৌগ হিসেবে এর গলনাঙ্ক অপেক্ষাকৃত কম (192°C)। কারণটি হচ্ছে অন্যান্য আয়নিক ক্লোরাইডের মত গলিত অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইডে $\text{Al}^{3+} 3\text{Cl}^-$ আয়ন বা Al_2Cl_6 উৎপন্ন হয়। গলনাঙ্কের কাছাকাছি তাপমাত্রায়ও অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড বাষ্প Al_2Cl_6 হিসেবে থাকে। তবে আরো অধিক তাপমাত্রায় এটা AlCl_3 হিসেবে থাকে।

AlCl_3 এর লুইস সংকেত :

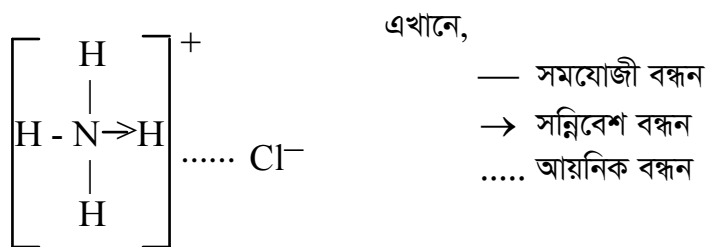


এখানে অষ্টক নিয়ম খাটছে না কিন্তু Al_2Cl_6 গঠনের মাধ্যমে এ নিয়ম পালিত হয়। দুটি AlCl_3 অণুর প্রত্যেকে তাদের একটি Cl পরমাণুতে অবস্থিত একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে একে অপরের Al পারমাণুর সাথে একটি করে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে। এভাবে দুটি AlCl_3 অণু পরস্পর যুক্ত হয়ে Al_2Cl_6 অণু গঠিত হয়। আন্তঃনিউক্লীয় দূরত্ব বেশি হওয়ার কারণে Al তার নিজের সাথে সংযুক্ত Cl পরমাণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করতে পারে না।



একই যৌগে বিভিন্ন ধরণের বন্ধনের উপস্থিতি:

একই যৌগে একাধিক বন্ধন থাকে পারে। যেমন NH_4Cl এ নিম্নোক্ত তিন ধরণের বন্ধন বিদ্যমান।



একই যৌগে বিভিন্ন ধরণের বন্ধন (আয়নিক, সমযোজী, সন্নিবেশ) থাকলেও তাদের ধর্মে আয়নিক ধর্ম প্রাধান্য পাবে। এরা উচ্চ গলনাংক ও স্ফুটনাংক বিশিষ্ট। পোলার দ্রাবকে দ্রবণীয় এবং গলিত ও দ্রবীভূত অবস্থায় এরা বিদ্যুৎ পরিবহনে সক্ষম। জলীয় দ্রবণে এরা সহজে আয়নে পরিণত হয়।

$\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$ যৌগে অ্যামোনিয়ার N-H বন্ধনগুলো এবং BF_3 এর B-F বন্ধনগুলো সমযোজী। কিন্তু N ও B-এর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধনী রয়েছে।

NaOH যৌগে Na^+ ও OH^- আয়নের মধ্যে আয়নিক বন্ধন এবং O-H এর মধ্যে সমযোজী বন্ধন থাকে।

যৌজ্যতা সম্পর্কিত আলোচনা :

(1) PCl_5 গঠিত হয় কিন্তু NCl_5 গঠিত হয়না

P এবং N মৌলের পরমানুর বহিঃস্থরে 3টি অয়ুগ্ম ইলেকট্রন থাকে। তাই উভয় মৌলই 3টি একক বন্ধন গঠনে সক্ষম বলে উভয়ের যৌজনী 3। এজন্য ফসফরাস PH_3 ও PCl_3 গঠন করতে পারে এবং নাইট্রোজেন NH_3 ও NCl_3 গঠন করে। নাইট্রোজেন ও ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$$\text{N}(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$$

$$\text{P}(15) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^3 3p_y^3 3p_z^1$$

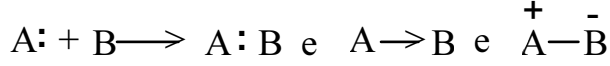
উত্তেজিত অবস্থায় ফসফরাস পরমাণুর 3s উপস্থরের ইলেকট্রন যুগল ভেঙে ফাঁকা 3d অরবিটালে উন্নীত হতে পারে বলে এর বহিঃস্থরের অয়ুগ্ম ইলেকট্রনের সংখ্যা 5 হয় এবং 5টি একক বন্ধন গঠন করে। অর্থাৎ ফসফরাস PCl_5 গঠন করে।

$$p^*(15) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^3 3p_y^3 3p_z^1 3d^1$$

কিন্তু নাইট্রোজেন পরমানুর বহিঃস্থ ২য় শক্তিস্তরে কোন ফাঁকা 'd' অরবিটাল থাকে না বলে উত্তেজিত অবস্থায় এর অয়ুগ্ম ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধি পাওয়ার কোন সুযোগ নেই। তাই PCl_5 গঠিত হলেও NCl_5 গঠিত হয় না।

সারসংক্ষেপ

- যদি দুটি পরমাণুর একটিতে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য একজোড়া ইলেকট্রন প্রয়োজন থাকে এবং অপর একটি পরমাণু এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন দান করতে পারে তাহলে ঐ দুই পরমাণু এক সাথে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়টি শেয়ার করে একটি বন্ধন সৃষ্টি করতে পারে। এরূপ বন্ধনকে সন্নিবেশ বন্ধন বলা হয়।



বন্ধন গঠনে যে পরমাণুটি V জোড়া ইলেকট্রন V দান করে তাকে দাতা পরমাণু এবং অপর পরমাণুটিকে গ্রহীতা পরমাণু বলা হয়। দাতা পরমাণু থেকে গ্রহীতা পরমাণুর দিকে একটি তীর চিহ্ন (\rightarrow) ঐকে সন্নিবেশ বন্ধন দেখান হয়। অপর এক পদ্ধতিতে দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি রেখা টেনে এবং দাতা ও গ্রহীতা পরমাণুতে যথাক্রমে '+' এবং '-' চিহ্ন যুক্তকরে সন্নিবেশ বন্ধন দেখান হয়। একবার গঠিত হলে সমযোজী বন্ধনের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনের কোন পার্থক্য থাকে না।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

- নিচের অণু/আয়নগুলিতে কিভাবে সন্নিবেশ বন্ধন গঠিত হয় তা চিত্র ঐকে দেখানঃ

(ক) O_3	(খ) $POCl_3$	(গ) HNO_3
(ঘ) NF_3	(ঙ) SO_3	(চ) PH_4^+
(ছ) $AlCl_4^-$	(জ) H_3O^+	
- নিচের অণুগুলির লুইস সংকেত (ইলেকট্রন ডট সংকেত) লিখে প্রতিটিতে বিভিন্ন প্রকার বন্ধনের সংখ্যা উল্লেখ করনঃ

(ক) $NaOH$	(খ) NH_4Cl
(গ) H_2SO_4	(ঘ) $NaNO_3$
- নিচের কোনটিতে সন্নিবেশ বন্ধন রয়েছে?
 $CCl_4, HNO_3, OF_2, NaNO_3, NaBH_4$

পাঠ ৪ ধাতব বন্ধন

উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে

- ধাতব বন্ধন কি এবং কিভাবে গঠিত হয় তা জানা যায়
- ধাতুর বৈশিষ্ট্যসূচক ধর্মগুলি ব্যাখ্যা করা যায়।

৬.৪.১ : ধাতব বন্ধন (Metallic bond)

অধিকাংশ মৌলই ধাতু। এদের ভৌত ধর্মাবলীও ভিন্ন। ধাতু সমূহের কাঠামো তিনটি মৌলিক ভাগে বিভক্ত। এগুলো হচ্ছে

- (১) কিউবিক বা ঘনকীয় নিকট সন্নিবেশ (Cubic close pack) ccp
- (২) হেক্সাগোনাল বা ষড়ভূজীয় নিকট সন্নিবেশ (hexagonal close) hcp
- (৩) দেহকেন্দ্রিক ঘনকীয় (bodycentered-cube) bcc

bcc সন্নিবেশ বা প্যাকিং এ প্রতি পরমাণু অন্য আটটি নিকটতম পরমাণুর সংস্পর্শে থাকে। যদিও অন্য ব্যবস্থায় এদের সংখ্যা ১২টি হতে পারে। অবশ্য অধিকাংশ ধাতুই ছবছ bcc, ccp বা hcp গাঠনিক রূপ নেয় না।

ধাতু সমূহের বিশিষ্ট ভৌতধর্ম এবং এদের বেশী বেশী সন্নিবেশ সংখ্যা (combination) আমাদের মনে করে দেয় যে ধাতুর পরমাণুর মধ্যে বন্ধন অন্যান্য পদার্থের বন্ধন থেকে ভিন্ন। ধাতুতে যে বন্ধন বিদ্যমান তার প্রকৃতিই এর বিশিষ্ট ভৌত ধর্মের উৎস। এ ধরণের বন্ধনের ঐ খিওরীই গ্রহণযোগ্য হবে যা ধাতুর সকল ভৌত ধর্মকে ব্যাখ্যা করতে পারে। এই খিওরীর নাম “ব্যান্ড খিওরী”।

কোয়ান্টাম বলবিদ্যার সাহায্য নিয়ে এনার্জিব্যান্ড বা শক্তি স্তর ব্যাখ্যা সহজ। এখানে সাধারণভাবে এর উৎপত্তি উল্লেখ করা হচ্ছে। ধাতুর পরমাণুগুলির শক্তি পর্যায়ক্রমে (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) ওভারল্যাপ (Overlap) করে একই শক্তির অর্বিটাল, যেমন 1s, 2s, 2p, ইত্যাদি, একত্রিত হয়ে 1s, 2s, 2p ইত্যাদি এনার্জিব্যান্ড উৎপন্ন করে এবং সংশ্লিষ্ট ইলেকট্রনগুলো এ সব ব্যান্ডে অবস্থান নেয়। ধাতু bcc, ccp বা hcp যে কাঠামোরই হোক না কেন তার পরমাণুগুলো পজিটিভ আয়ন হিসাবে থাকে। শক্তির পর্যায়ক্রমে এ সৃষ্ট ব্যান্ডগুলির সর্বশেষ অর্ধেক অপূর্ণ থাকতে পারে যেমন Na ধাতুর 3s ব্যান্ডটি। কিংবা সর্বশেষ এনার্জি ব্যান্ডটি সম্পূর্ণ ইলেকট্রনপূর্ণ থাকলেও পরের অর্বিটালটির আংশিক ওভারল্যাপের ফলে একটি আংশিক শূন্য ব্যান্ড এ ইলেকট্রনগুলোর আওতায় আসে যেমন, Ca, এর 3s অর্বিটাল পূর্ণ। কিন্তু 3p অর্বিটাল এতে আংশিক ওভারল্যাপ হওয়াতে 3p অর্বিটালের অবশিষ্ট অংশ 3s ইলেকট্রনগুলো চলাচলের জন্য ব্যবহার করে উদ্ভূত এনার্জি ব্যান্ড সমূহ সমগ্র ধাতুতে ব্যাপ্ত এবং সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রনগুলো অসংখ্য পজিটিভ চার্জ বিশিষ্ট ধাতুর পরমাণুর প্রভাবাধীন। কিন্তু এই ইলেকট্রনগুলো সমগ্র ধাতুতে ব্যাপ্ত সংশ্লিষ্ট ব্যান্ডের ফাঁকা স্থানে মুক্তভাবে বিচরণ করতে পারে। অর্থাৎ এরা ডিলোকালাইজড (delocalized)। এখান থেকে এদের অপসারণ করলে ক্যাটায়ন (cation) এর সৃষ্টি হয়।

৬.৪.২ : ব্যান্ড থিওরীও ধাতুর ভৌত ধর্মের ব্যাখ্যা।

শক্তি স্তর বা ব্যান্ডগুলির মধ্যে শক্তির তফাৎ থাকতে এক ব্যান্ড থেকে ইলেকট্রন অন্য ব্যান্ডে যেতে পারে না। কিন্তু ফাঁকা ব্যান্ডেই হোক আর পূর্ণ ব্যান্ডেই হোক ইলেকট্রন সঞ্চারণ সর্বক্ষণই হচ্ছে। তবে ধাতুর ভৌত ধর্মসমূহ নির্ভর করে সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রনগুলোর সঞ্চারণের মুক্ত স্থান প্রাপ্তির উপর।

১। **ঘাতসহনশীলতা** : ধাতুতে আরোপিত বলের ফলের ব্যান্ডের আকারের কিছুটা পরিবর্তন হয় কিন্তু তা ভাঙ্গে না। ফলে ধাতু ঘাতসহনশীল ও নমনীয় হয় কিন্তু অন্যান্য ভৌত ধর্ম বজায় থাকে।

২। **তাপ পরিবাহিতা** : ধাতু উত্তপ্ত করলে ইলেকট্রনের গতিশক্তি বৃদ্ধিপায়। সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রনগুলো ফাকা পথে দ্রুত সঞ্চারণ করে তাপ ধাতুর সর্বত্র ছড়িয়ে দেয়। তবে তাপমাত্রা বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রনের সঞ্চারণ পথ বিক্ষিপ্ত হয়ে ধাতুর রোধ বাড়িয়ে দেয়।

৩। **বিদ্যুৎ পরিবাহিতা** : ধাতুর দুই প্রান্ত সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রন ফাঁকা স্থানের মধ্য দিয়ে পজিটিভ পটেসিয়ালের দিকে ধাবিত হয়।

৪। **ধাতুর চকচক করা**: সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রনগুলো যথাযথ শক্তিশক্তি লাভ করলে নিকটবর্তী বেশ কিছু শূন্য ব্যান্ডে চলে যেতে পারে। কিন্তু আবার নিজের ব্যান্ডে চলে আসতে হয়। ধাতুর উপর যখন আলো পড়ে এর বিভিন্ন শক্তির উপাদান (component) সর্বশেষ ব্যান্ডের ইলেকট্রনগুলোকে উচ্চতর ব্যান্ডে নিয়ে যায়। ফিরে আসার সময় ছেড়ে দেওয়া শক্তি আলোর দ্যুতিতে পরিণত হয়ে ধাতুকে চকচকে করে।

ধাতুতে বন্ধন সৃষ্টির কারণ বিভিন্ন শক্তির ইলেকট্রন ব্যান্ডের উৎপত্তি। সর্বশেষ ব্যান্ডটির ইলেকট্রন ধাতুর ধর্মাবলি নিয়ন্ত্রণ করে। এ ব্যান্ডের ইলেকট্রন ধাতুর সকল পজিটিভ চার্জ বিশিষ্ট পরমাণুর প্রভাবাধীন। এখান থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করলে ধাতুটি পজিটিভ চার্জ বিশিষ্ট হয়।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরটিতে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- নিচের কোন মৌলটিতে ধাতব বন্ধন উপস্থিত থাকে?
(ক) S (খ) C
(গ) P (ঘ) Mg
- ধাতব ধর্ম প্রদর্শনের জন্য প্রতিটি অ্যালুমিনিয়াম পরমাণুর কোন অরবিটালগুলো দায়ী?
(ক) $1s^2$ (খ) $2s^2 2p^6$
(গ) $2p^6$ (ঘ) $3s^2 3p^1$
- কঠিন অবস্থায় নিচের কোন পদার্থটি বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে?
(ক) ডায়মন্ড (খ) আয়োডিন
(গ) সোডিয়াম ক্লোরাইড (ঘ) ম্যাগনেসিয়াম

পাঠ ৫

আন্তঃআণবিক শক্তিসমূহ (Intermolecular forces)

(ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি এবং হাইড্রোজেন বন্ধন)

উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে

- বিভিন্ন অণু এবং পরমাণুর মধ্যে রাসায়নিক বন্ধনের অনুপস্থিতিতেও কিভাবে দুর্বল আকর্ষণ বল সৃষ্টি হয় তা জানা যাবে।
- পানি, অ্যামোনিয়া এবং আরো কিছু সমযোজী পদার্থের অস্বাভাবিক ভৌত ধর্ম ব্যাখ্যা করা যাবে।

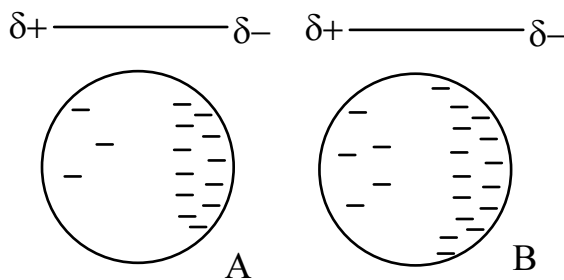
৬.৫.১ ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি

রাসায়নিক বন্ধনের অনুপস্থিতিতেও সকল অণু এমন কি পরমাণুর মধ্যেও একটি দুর্বল আকর্ষণ বল সৃষ্টি হয়। এ আকর্ষণ বলকে ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি বলা হয়। ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তির উৎস দুই ধরনেরঃ লন্ডন শক্তি এবং ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ শক্তি।

লন্ডন শক্তি

যে কোন দুটি অণু এবং পরমাণুর মধ্যেও লন্ডন শক্তি থাকে। পরমাণু বা অণু দুইটির একটিতে ক্ষণস্থায়ী ইলেকট্রন ঘনত্ব কমবেশী হওয়া জনিত কারণে লন্ডন শক্তির উদ্ভব ঘটে।

ইলেকট্রন সঞ্চারণ কালে এক মুহূর্তে নিউক্লিয়াসের এক পার্শ্বে অপর পার্শ্বে তুলনায় ইলেকট্রন ঘনত্ব বেশি হতে পারে এবং এর কারণে ক্ষনিকের জন্য ইলেকট্রন চার্জের অসম বন্টন হয়। ফলে পরমাণুতে একটি অস্থায়ী ডাইপোল সৃষ্টি হতে পারে (চিত্র ৬-১২)। এ তাৎক্ষণিক ডাইপোলটির ঋণাত্মক প্রান্ত কাছাকাছি অবস্থিত আর একটি পরমাণুর ইলেকট্রনগুলিকে বিকর্ষণ করে এবং এভাবে আর একটি তাৎক্ষণিক ডাইপোল সৃষ্টি হয়। এ দুটি ডাইপোল পরস্পরকে আকর্ষণ করে। পরমাণুতে ইলেকট্রনগুলি প্রতিনিয়ত তাদের অবস্থান পরিবর্তন করে, কিন্তু একটি পরমাণুর ইলেকট্রনের গতি অপর পরমাণুর ইলেকট্রনের গতিকেও প্রভাবিত করে। এর ফলে তাৎক্ষণিক ডাইপোল দুটি এমনভাবে বদলে যায় যে তাদের মধ্যে তখনও একটি আকর্ষণ বল কার্যকর থাকে। সকল অণু এবং পরমাণুতেই ইলেকট্রন বন্টনে এরূপ তাৎক্ষণিক পরিবর্তন ঘটে। এ কারণেই যে কোন দুটি অণু বা পরমাণুর মধ্যে সর্বদা একটি দুর্বল আকর্ষণ বল বজায় থাকে। এ আকর্ষণ বলকে লন্ডন শক্তি বলা হয়।



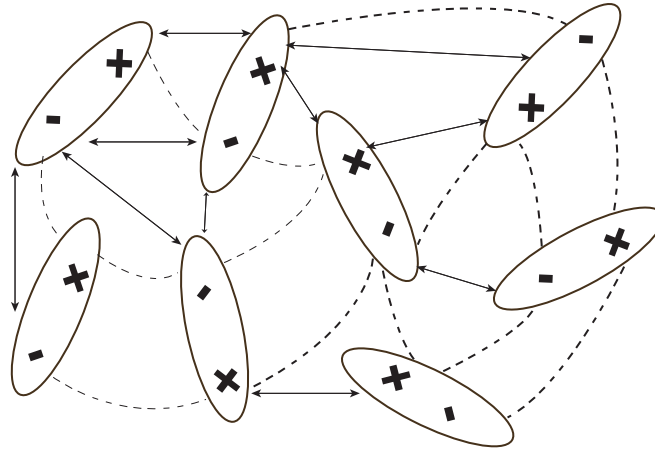
চিত্র ৬-১২: কোন একটি মুহূর্তে A পরমাণুতে ইলেকট্রন চার্জের অসম বন্টনের ফলে সৃষ্ট ডাইপোলের আবেশ ক্রিয়া B পরমাণুতে আর একটি ডাইপোল সৃষ্টি করে।

আণবিক ভর বৃদ্ধির সঙ্গে লন্ডন শক্তির মানও বাড়ে। এর দুটি কারণ আছে। প্রথমত: আণবিক ভর বাড়লে অণুতে ইলেকট্রনের সংখ্যা বাড়ে এবং ইলেকট্রন সংখ্যা বাড়লে লন্ডন শক্তির মান বাড়ে। দ্বিতীয়ত: আণবিক ভর বাড়লে প্রায়ই পরমাণুগুলির আকার বাড়ে এবং বড় পরমাণুগুলিতে ছোট পরমাণুর তুলনায় সহজে ইলেকট্রন চার্জের অসম বন্টনের ফলে তাৎক্ষণিক ডাইপোল সৃষ্টি হতে পারে।

অণু বা পরমাণুগুলির মধ্যে দূরত্ব যত কম হয় লন্ডন শক্তির মান তত বেশি হয়। যেমন দুটি নিয়ন পরমাণু যখন সবচেয়ে কাছাকাছি হয় (আনুমানিক দূরত্ব 3\AA বা 0.3nm) তখন তাদের মধ্যে সর্বোচ্চ আকর্ষণ বল পাওয়া যায়। এরূপ দূরত্বে অবস্থিত নিয়ন পরমাণুগুলিকে পরস্পর থেকে বিচ্ছিন্ন করার জন্য 0.3 kJ/mol শক্তি প্রয়োজন। রাসায়নিক বন্ধনের শক্তির তুলনায় লন্ডন শক্তির মান প্রায় এক হাজার ভাগের এক ভাগ মাত্র।

ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ শক্তি

ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ শক্তি ড্যান ডার ওয়ালস্ শক্তির দ্বিতীয় উৎস। যেসব পদার্থ পোলার অণু দ্বারা গঠিত তাদের অণুগুলির মধ্যে লন্ডন শক্তি ছাড়াও ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল সৃষ্টি হয়। দুটি পোলার অণু যখন পরস্পরের কাছাকাছি হয়, তখন তারা এমন অবস্থান গ্রহণ করে যে একটির ধনাত্মক প্রান্ত অপরটির ঋণাত্মক প্রান্তের কাছাকাছি থাকতে পারে। এরূপ ঘটলে ডাইপোল দুটি একে অপরকে আকর্ষণ করে। বিভিন্ন কারণে এ আকর্ষণ বল বিপরীত চার্জযুক্ত আয়নগুলির মধ্যে কার্যকর বলের তুলনায় অনেক কম হয়। কারণ প্রথমত, ডাইপোলগুলির প্রান্তে কেবল আংশিক চার্জ অবস্থিত থাকে; দ্বিতীয়ত, অণুগুলি সর্বদা গতিশীল থাকার কারণে তাদের মধ্যে সংঘর্ষ ঘটে এবং সেজন্য ডাইপোলগুলি এক সরল রৈখিক সারিতে থাকতে পারে না; এবং তৃতীয়ত, ডাইপোলগুলির যে প্রান্তগুলিতে এক জাতীয় চার্জ অবস্থিত থাকে তারা পরস্পরকে বিকর্ষণ করে (চিত্র ৬-১৩)।



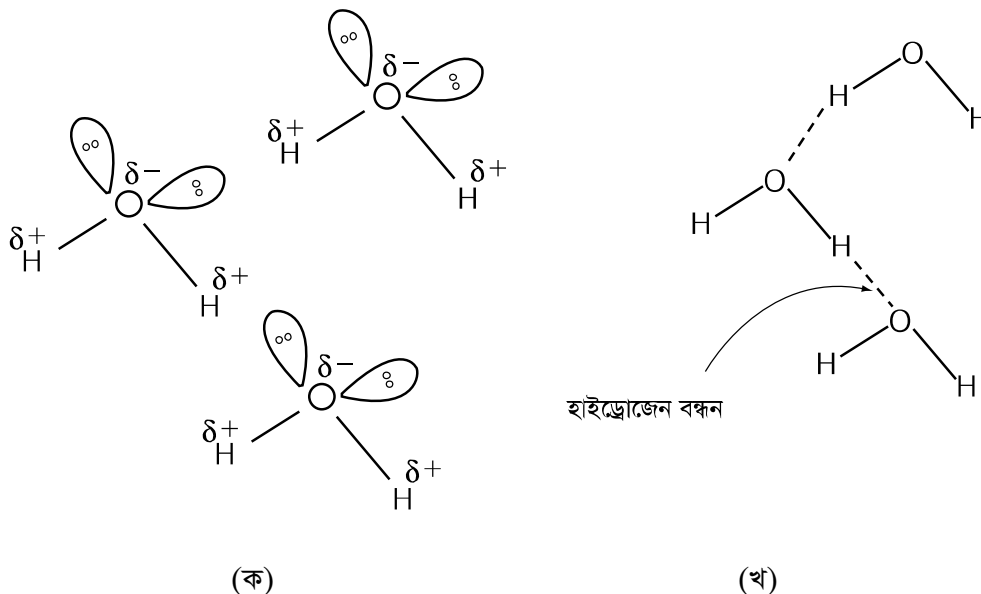
চিত্র ৬-১৩: ডাইপোলসমূহের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ এবং বিকর্ষণ (ভিন্ন রেখাগুলি আকর্ষণ এবং উভমুখী তীর চিহ্নিত রেখাগুলি বিকর্ষণ বল বুঝায়)।

ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল সমযোজী বন্ধন এবং আয়নিক বন্ধনের শক্তির তুলনায় একশত ভাগের এক ভাগ মাত্র। একই রকম আণবিক ভর বিশিষ্ট অপোলার পদার্থের তুলনায় পোলার পদার্থগুলির উচ্চ গলনাংক এবং উচ্চ স্ফুটনাংক ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বলের কারণেই হয়ে থাকে।

৬.৫.২ : হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen Bond)

হাইড্রোজেন বন্ধন তৈরী হয় একটি দুর্বল থেকে মাঝারি শক্তির স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বলের জন্য। এর উৎস কতিপয় সমযোজী বন্ধনযুক্ত হাইড্রোজেন পরমাণুর সাথে অন্য পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের আকর্ষণ। যখন হাইড্রোজেন পরমাণু অপেক্ষাকৃত উচ্চ ইলেকট্রোনেগেটিভ কোন মৌল (যেমন ফ্লোরিন, অক্সিজেন নাইট্রোজেন)

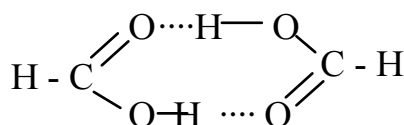
এর সাথে সমযোজী বন্ধন গঠন করে কেবল তখনই এরূপ বন্ধন গঠিত হয়। পানি হাইড্রোজেন বন্ধন বিশিষ্ট যৌগের একটি প্রকৃত উদাহরণ। এটি একটি পোলার অণু। হাইড্রোজেনের তুলনায় অক্সিজেন অনেক বেশি ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌল বলে এটি O-H বন্ধন সৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়কে নিজের দিকে টেনে নেয়। ফলে অক্সিজেন পরমাণুতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ^-) এবং হাইড্রোজেন পরমাণুতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ^+) উৎপন্ন হয়। একটি পানির অণুর δ^+ চার্জযুক্ত হাইড্রোজেন পরমাণুকে অপর একটি পানির অণুর δ^- চার্জযুক্ত অক্সিজেন পরমাণু স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা আকর্ষণ করে (চিত্র ৬-১৪ ক)। এভাবে অনেকগুলি পানির অণু একে অপরের সাথে একটি মাঝারি শক্তির বল দ্বারা যুক্ত হয়। হাইড্রোজেন বন্ধনকে একটি বিন্দু রেখা (.....) দ্বারা নির্দেশ করা হয় (চিত্র ৬-১৪ খ)।



চিত্র ৬-১৪ : (ক) একটি পানির অণুর আংশিক ধনাত্মক চার্জযুক্ত H পরমাণুর সাথে আরেকটি পানির অণুর অক্সিজেন পরমাণুতে অবস্থিত নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের আকর্ষণ। (খ) পানির অণুগুলির মধ্যে সৃষ্ট হাইড্রোজেন বন্ধনকে বিন্দু রেখা (.....) দ্বারা নির্দেশ করা হয়েছে।

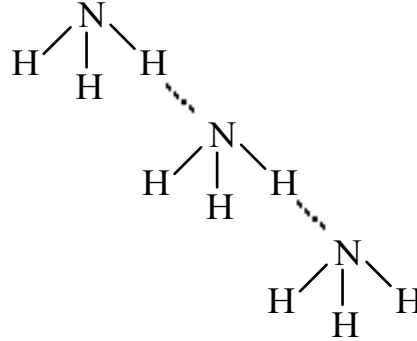
হাইড্রোজেন বন্ধন স্বাভাবিক সমযোজী বন্ধনের তুলনায় অনেক দুর্বল। অধিকাংশ যৌগে হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি 10-40 kJ/mol। এ বন্ধন শক্তি ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তি থেকে অনেক বেশি কিন্তু স্বাভাবিক সমযোজী বন্ধনের শক্তির দশ ভাগের এক ভাগ থেকেও কম। একে একটি রাসায়নিক বন্ধন না বলে বরং একটি শক্তিশালী আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল হিসেবে চিন্তা করা অধিক যুক্তিসঙ্গত।

হাইড্রোজেন বন্ধনের আর একটি উদাহরণ হলো ফরমিক (মিথানয়িক) এসিড, H-COOH। দুটি হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে এর দুটি অণু পরস্পরকে আকর্ষণ করে একটি ডাইমার (dimer) গঠন করে।

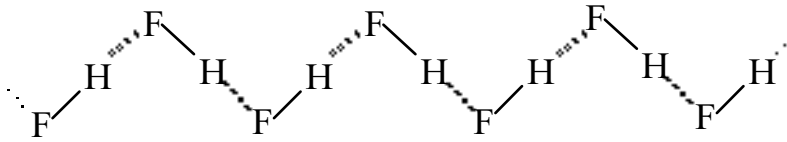


দুটি অণুর মধ্যে এ বন্ধন যথেষ্ট দৃঢ়; ফলে গ্যাসীয় অবস্থাতেও ফরমিক এসিড ডাইমার (H-COOH)₂ হিসেবে পাওয়া যায়।

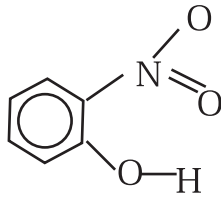
>N-HN< ধরণের হাইড্রোজেন বন্ধনের একটি উদাহরণ হলো অ্যামোনিয়া। এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি -O - HO- বন্ধনের শক্তির প্রায় অর্ধেক। অক্সিজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির তুলনায় নাইট্রোজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান অনেক কম বলেই এরূপ হয়।



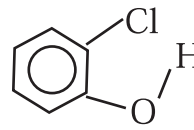
সকল মৌলের মধ্যে ফ্লোরিনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান বেশি। সেজন্য হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডে সবচেয়ে শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন পাওয়া যায়। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড একটি লম্বা শিকল গঠন করেঃ



এ পর্যন্ত হাইড্রোজেন বন্ধনের যে উদাহরণগুলি দেওয়া হয়েছে তাতে অনেকগুলি অণু এ বন্ধনের মাধ্যমে একত্রিত থাকে। এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধনকে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন বলা হয়। কোন কোন ক্ষেত্রে একই অণুস্থিত দুটি গ্রুপের মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি করে বলয় গঠিত হয়। এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধনকে আন্তঃআণবিক (intramolecular) হাইড্রোজেন বন্ধন বলা হয়। আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের দুটি উদাহরণ হলো অর্থো-নাইট্রোফিনল এবং অর্থো-ক্লোরোফিনল।



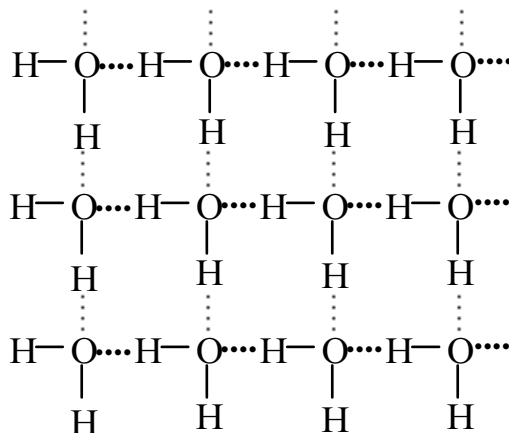
(অর্থো-নাইট্রোফিনল)



(অর্থো-ক্লোরোফিনল)

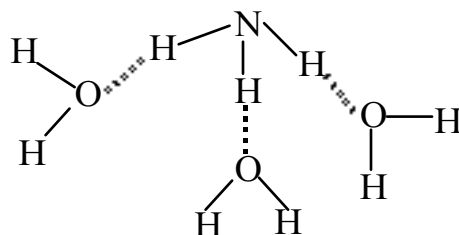
আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে অনেকগুলি অণু একত্রিত হয়। কঠিন অবস্থায় যৌগসমূহে এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধনের সংখ্যা সবচেয়ে বেশি তাপ প্রয়োগে তরল করলে অনেকগুলি হাইড্রোজেন বন্ধন ভেঙে যায় এবং তরলকে বাষ্পীভূত করলে অধিকাংশ হাইড্রোজেন বন্ধন ভেঙে যায়। হাইড্রোজেন বন্ধন ভাঙার জন্য তাপশক্তির প্রয়োজন। এজন্য যে সব পদার্থে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় তাদের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক উচ্চ মানবিশিষ্ট হয়। এ কারণেই পানির গলনাংক এবং স্ফুটনাংক হাইড্রোজেন সালফাইডের গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের তুলনায় অনেক বেশি হয়।

হাইড্রোজেন বন্ধনের গঠনের জন্য বরফের (পানির কঠিন অবস্থা) কেলাসে যথেষ্ট ফাঁকা স্থানের সৃষ্টি হয় (চিত্র ৬-১৫)। তাপ প্রয়োগ করে যখন বরফ গলানো হয় তখন অনেকগুলি হাইড্রোজেন বন্ধন ভেঙে গিয়ে পানির অনুগুলি অনেকটা কাছাকাছি আসে। এ জন্য পানির ঘনত্ব বরফের ঘনত্ব থেকে বেশি এবং বরফ পানিতে ভাসে।



চিত্র ৬-১৫ : হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ফলে বরফের কেলাসে ফাঁকা স্থানের সৃষ্টি।

অনেকগুলি সমযোজী যৌগ পানিতে সহজেই দ্রবণীয়। এই যৌগগুলি পানির অণুর সাথে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে বলেই পানিতে দ্রবণীয় হয়। নিচে পানির অণুর সাথে অ্যামোনিয়া অণুর হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে সংযুক্ত হতে দেখান হয়েছে।



সারসংক্ষেপ

- ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তি একটি অতি দুর্বল আকর্ষণ বল যা সকল অণু এমনকি পরমাণুর মধ্যেও দেখা যায়। ক্ষণস্থায়ী ইলেকট্রন ঘনত্ব পরিবর্তনের কারণে ক্ষনিকের জন্য অণু বা পরমাণুতে তাৎক্ষণিক ডাইপোল সৃষ্টি হয়। আবেশ ক্রিয়ার মাধ্যমে এই ডাইপোল প্রতিবেশী আর একটি অণু বা পরমাণুতেও ডাইপোল সৃষ্টি করে। এভাবে ঐ দুই অণু বা পরমাণুর মধ্যে একটি দুর্বল আকর্ষণ বল সৃষ্টি হয়। আবার যেসব অণু স্থায়ী ডাইপোল হিসেবে কাজ করে তারা পরস্পরের বিপরীত মেরু দ্বারা একে অপরকে আকর্ষণ করে। এভাবে প্রাপ্ত আকর্ষণ বল প্রথম পদ্ধতিতে প্রাপ্ত আকর্ষণ বলের মান থেকে বেশি হয়। আণবিক ভর বৃদ্ধির সাথে ভ্যান ডার ওয়ালস্ বলের মানও বাড়তে থাকে।
- হাইড্রোজেন বন্ধন বিশেষ এক ধরনের আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল। হাইড্রোজেন পরমাণু অপেক্ষাকৃত উচ্চ ইলেকট্রোনিগেটিভ মৌলের সাথে যুক্ত হলে তা অন্য একটি ইলেকট্রোনিগেটিভ পরমাণুর দ্বারা আকর্ষিত হয়। এ আকর্ষণ বলের জন্য সৃষ্ট বন্ধনকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলা হয়। এ বন্ধনের শক্তি ভ্যান ডার ওয়ালস্ বল থেকে শক্তিশালী কিন্তু একটি সাধারণ সমযোজী বন্ধনের শক্তির চেয়ে অনেক দুর্বল। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে অনেকগুলি অণু একত্রিত থাকতে পারে। এদের অনেক ভৌত ধর্মের উপর হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাব লক্ষ্য করা যায়। একই অণুতে ভিন্ন ভিন্ন গ্রুপের উপস্থিতির জন্য আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি হয়।

পাঠ্যপুস্তকের মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরটিতে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। নিচের কোনটিতে ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তির মান সবচেয়ে বেশি?
(ক) N_2 (খ) O_2
(গ) Cl_2 (ঘ) I_2
- ২। নিষ্ক্রিয় মৌলের পরমাণুগুলির মধ্যে কোন ধরনের আকর্ষণ বল কাজ করে?
(ক) ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল
(খ) লন্ডন শক্তি
(গ) হাইড্রোজেন বন্ধন
(ঘ) ধাতব বন্ধন
- ৩। লন্ডন শক্তির উৎস হচ্ছে:
(ক) অণুতে একটি পরমাণুর ক্ষণস্থায়ী ইলেকট্রন ঘনত্বের পরিবর্তন
(খ) ইলেকট্রোনিগেটিভ মৌলের সাথে হাইড্রোজেনের সমযোজী বন্ধন গঠন
(গ) সন্নিবেশ বন্ধন গঠন
(ঘ) অণুগুলির মধ্যে সংঘর্ষ
- ৪। নিচের কোনটি সবচেয়ে দুর্বল আকর্ষণ বল সৃষ্টি করে?
(ক) ধাতব বন্ধন (খ) হাইড্রোজেন বন্ধন
(গ) ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তি (ঘ) সমযোজী বন্ধন
- ৫। কোনটিতে সবচেয়ে শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি হয়?
(ক) H_2O (খ) NH_3
(গ) HF (ঘ) H_2S
- ৬। কোনটি হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে ডাইমার অবস্থায় থাকে?
(ক) $H-COOH$ (খ) HF
(গ) NH_3 (ঘ) ClC_6H_4OH
- ৭। কোনটিতে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়?
(ক) প্যারা-নাইট্রোফিনল
(খ) অ্যাসিটিক এসিড
(গ) হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড
(ঘ) অর্থো-নাইট্রোফেনল
- ৮। মিথেন গ্যাসের তুলনায় অ্যামোনিয়া গ্যাস পানিতে অনেক বেশি দ্রবণীয় হয় কেন?
(ক) মিথেন অপেক্ষা অ্যামোনিয়া ভারী গ্যাস বলে।
(খ) মিথেন অণু অপেক্ষা অ্যামোনিয়া অণুতে কম সংখ্যক হাইড্রোজেন পরমাণু থাকে বলে
(গ) মিথেনের ক্ষার ধর্ম নাই, কিন্তু অ্যামোনিয়ার ক্ষার ধর্ম আছে সে কারণে।
(ঘ) মিথেন পানির সাথে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে না, কিন্তু অ্যামোনিয়া পানির সাথে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে সে কারণে।

- ৯। হাইড্রোজেন সালফাইড অপেক্ষা পানির স্ফুটনাংক অনেক বেশি হবার সঠিক কারণ কোনটি?
- (ক) হাইড্রোজেন সালফাইড অপেক্ষা পানির ভ্যান ডার ওয়ালস্ বলের মান বেশি।
 (খ) হাইড্রোজেন সালফাইড সমযোজী যৌগ কিন্তু পানি আয়নিক যৌগ।
 (গ) স্ফুটনাংক বেশি না হলে পান করার জন্য তরল পানি পাওয়া যেত না।
 (ঘ) হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে পানির অনুগুলি একত্রিত থাকে, কিন্তু হাইড্রোজেন সালফাইডে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় না।
- ১০। কোন উক্তিটি সঠিক নয়?
- (ক) অণুর আকার বাড়লে ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তির মান বাড়ে।
 (খ) হাইড্রোজেনের সাথে সমযোজী বন্ধনে যুক্ত পরমাণুর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান বেশি হলে হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি বেশি হয়।
 (গ) হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত না হলে কোথাও তরল পানি পাওয়া যেত না।
 (ঘ) পানি একটি আংশিক আয়নিক প্রকৃতি বিশিষ্ট সমযোজী অণুর উদাহরণ।

পাঠ ৬

হাইব্রিডাইজেশন এবং সরল অনুসমূহের আকৃতি

উদ্দেশ্য

এ পাঠ অধ্যয়ন শেষে

- জোড়াহীন ইলেকট্রনের জোড়া গঠনই রাসায়নিক বন্ধন গঠনের মূল কারণ তা বর্ণনা করা যাবে।
- সমযোজী বন্ধনে দিক নির্দেশক প্রকৃতি বুঝা যাবে।
- হাইব্রিডাইজেশনের ধারণা থেকে সরল অণুসমূহের আকৃতি ব্যাখ্যা করা যাবে।
- সিগমা এবং পাই বন্ধনের পার্থক্য করা যাবে।

৬.৬.১ হাইব্রিডাইজেশন এবং সরল অনুসমূহের আকৃতি

রাসায়নিক বন্ধনের সহজ ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব কিছু সংখ্যক সরল অণুর গঠন ব্যাখ্যা করতে পারলেও অনুগুলির নির্দিষ্ট আকৃতি ব্যাখ্যা করতে পারে না। এজন্য অণু গঠনের আধুনিক তত্ত্বসমূহ প্রয়োগ করা প্রয়োজন। এরূপ একটি তত্ত্ব হলো যোজ্যতা বন্ধন তত্ত্ব (valence bond theory)। এ তত্ত্বে মনে করা হয়, সমযোজী ইলেকট্রন (unpaired electrons) উপস্থিত থাকে যে অরবিটালগুলিতে অপর কোন পরমাণুর ইলেকট্রন সংবলিত অরবিটালের সাথে তা ওভারল্যাপ ঘটায় এবং এভাবে দুটি পরমাণুর ইলেকট্রন দুটি বিপরীত স্পিনবিশিষ্ট ইলেকট্রন জোড় গঠন করে (চিত্র ৬-১৬)। বেজোড় ইলেকট্রনের ইলেকট্রন জোড় গঠনের প্রবণতাই বন্ধন সৃষ্টি মূল কারণ।



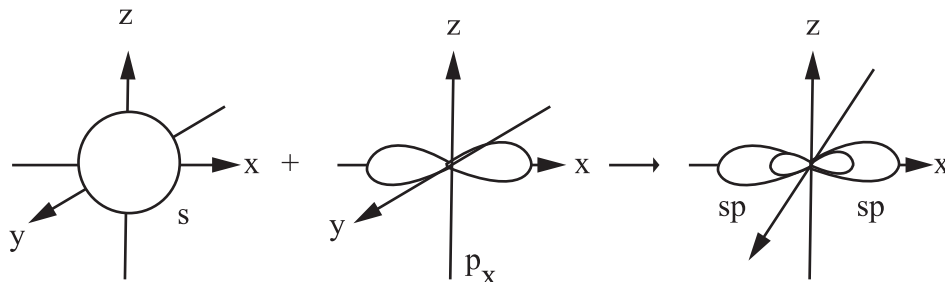
চিত্র ৬-১৬ : দুটি পরমাণুর পারমাণবিক অরবিটালের অধিক্রমণ এবং ইলেকট্রন জোড় গঠনের ফলে একটি রাসায়নিক বন্ধন সৃষ্টি।

পরমাণুতে যতগুলি বেজোড় ইলেকট্রন থাকে তার ততগুলো বন্ধন সৃষ্টির সম্ভাবনা থাকে। অরবিটালগুলো ত্রিমাত্রিক পরিসরে নির্দিষ্ট দিকে অবস্থান করে। এজন্য দুটি পরমাণুর মধ্যে অরবিটালের ওভারল্যাপের বা (overlap) অধিক্রমণের ফলে গঠিত রাসায়নিক বন্ধনটিও নির্দিষ্ট দিকে গঠিত হয়। অনেক ক্ষেত্রে বন্ধন গঠনের জন্য অরবিটাল অধিক্রমণ পূর্বে এদের অরবিটালগুলির সংকরণ বা হাইব্রিডাইজেশন (hybridization) ঘটে। অনেক ক্ষেত্রে পরমাণুতে কোন অরবিটালে উপস্থিত এক জোড়া ইলেকট্রনের একটি অপর একটি অরবিটালে স্থানান্তরিত হয়ে (যদি কাছাকাছি শক্তির ফাঁকা পারমাণবিক অরবিটাল উপস্থিত থাকে) অধিক সংখ্যক বেজোড় ইলেকট্রন সৃষ্টি করে। এরূপ ক্ষেত্রে স্বাভাবিক অবস্থায় পরমাণুতে যতগুলি বেজোড় ইলেকট্রন থাকে পরমাণুর বন্ধন সংখ্যা তার চেয়ে বেশি হয়।

যে প্রক্রিয়ায় পরমাণুর কাছাকাছি শক্তিসম্পন্ন বিভিন্ন অরবিটাল (অরবিটালের ইলেকট্রন ঘনত্ব) মিশ্রিত হয়ে পৃথক সত্ত্বা হারিয়ে সমান সংখ্যক এক জাতীয় নতুন পারমাণবিক অরবিটাল গঠন করে তাকে হাইব্রিডাইজেশন বলা হয়। নব গঠিত সমতুল (equivalent) অরবিটালগুলিকে হাইব্রিড অরবিটাল বলা হয়। হাইব্রিড অরবিটালগুলির প্রকৃতি এবং দিক (direction) এরূপ অরবিটাল গঠনকারী পারমাণবিক অরবিটালগুলির প্রকৃতি এবং সংখ্যার উপর নির্ভর করে। হাইব্রিড অরবিটালের শক্তি যে সকল অরবিটাল থেকে এদের সৃষ্টি তার চেয়ে কম। নিচে উদাহরণসহ মাধ্যমে সৃষ্ট অণুর আকৃতি ব্যাখ্যা করা হয়েছে।

sp হাইব্রিডাইজেশন

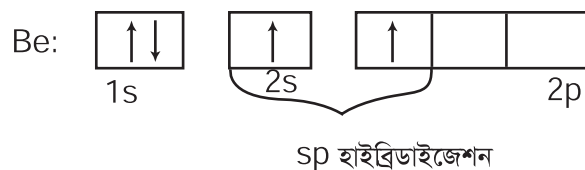
কোন পরমাণুর একটি s এবং একটি p অরবিটাল মিলিত হয়ে যদি দুটি সমতুল অরবিটাল গঠন করে তাহলে এরূপ হাইব্রিডাইজেশনকে sp হাইব্রিডাইজেশন বলা হয়। sp হাইব্রিড অরবিটাল দুটি সরল রেখা বরাবর পরস্পরের বিপরীত দিকে অবস্থিত। ৬-১৭ নং চিত্রে একটি s এবং একটি p_x অরবিটাল দ্বারা গঠিত দুটি sp হাইব্রিড অরবিটাল দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৬-১৭ : একটি s এবং একটি p_x অরবিটালের সমন্বয়ে দুটি sp হাইব্রিড অরবিটাল গঠন।

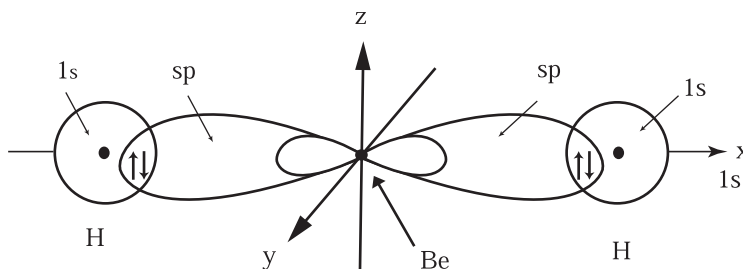
BeH_2 অণুর গঠন বিবেচনা করা যাক। Be এর ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2$ । স্বাভাবিক অবস্থায় এ পরমাণুতে কোন বেজোড় ইলেকট্রন নাই। কিন্তু 2s অরবিটালের কাছাকাছি শক্তি সম্পন্ন 2p অরবিটাল।

এভাবে Be পরমাণুতে বেজোড় ইলেকট্রন বিশিষ্ট দুটি অরবিটাল পাওয়া যায়।



চিত্র: sp হাইব্রিডাইজেশন

2s ও 2p অরবিটাল ইলেকট্রন ঘনত্ব মিশ্রিত হয়ে দুইটি সমশক্তি সম্পন্ন sp হাইব্রিড অরবিটাল উৎপন্ন করে এবং 2s অরবিটালের ইলেকট্রন দুইটি এ দুইটি হাইব্রিড অরবিটালে অবস্থান নেয়। বেরিলিয়ামের দুটি sp হাইব্রিড অরবিটালের সাথে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু তার 1s অরবিটাল ওভারল্যাপ করে ঘটায়। ফলে হাইড্রোজেনের 1s ইলেকট্রন জোড় গঠনের মাধ্যমে দুটি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়। এভাবেই BeH_2 অণুর আকৃতি সরল রৈখিক হয়।

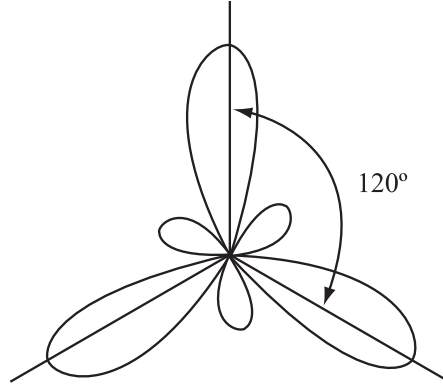


চিত্র ৬-১৮ : BeH_2 অণুর অরবিটাল চিত্র।

sp হাইব্রিডাইজেশনের মাধ্যমে গঠিত অপর দুটির সরল রৈখিক অণুর উদাহরণ হলো BeCl_2 এবং HgCl_2 ।

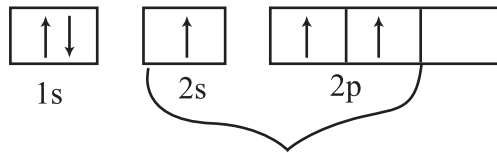
sp^2 হাইব্রিডাইজেশন

কোন পরমাণুর একটি s এবং দুটি p অরবিটাল মিলিত হয়ে যদি তিনটি সমতুল অরবিটাল গঠন করে তাহলে এরূপ হাইব্রিডাইজেশনকে sp^2 হাইব্রিডাইজেশন বলা হয়। তিনটি sp^2 হাইব্রিড অরবিটাল এক সমতলে একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিনটি কৌণিক বিন্দুর দিকে অবস্থান নেয় (চিত্র ৬-১৯)।



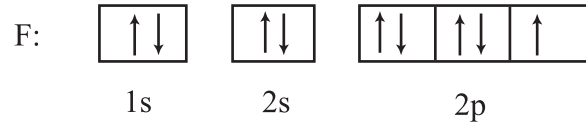
চিত্র ৬-১৯ : তিনটি sp^2 হাইব্রিড অরবিটাল

BF_3 অণুর গঠন : B পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p_x^1$ । স্বাভাবিক অবস্থায় এ পরমাণুর যোজনীস্তরে একটি বেজোড় ইলেকট্রন ($2p_x^1$) থাকে। 2p তিনটি অরবিটাল দিয়ে গঠিত ($2p_x, 2p_y, 2p_z$)। একটি 2s এবং দুইটি 2p (ধরা যাক $2p_x, 2p_y$) মিশ্রিত হয়ে তিনটি sp^2 হাইব্রিড অরবিটাল গঠিত হয় এবং $2s^2$ ও $2p^1$ ইলেকট্রনগুলো তিনটি sp^2 হাইব্রিড অরবিটালে অবস্থান নেয়।



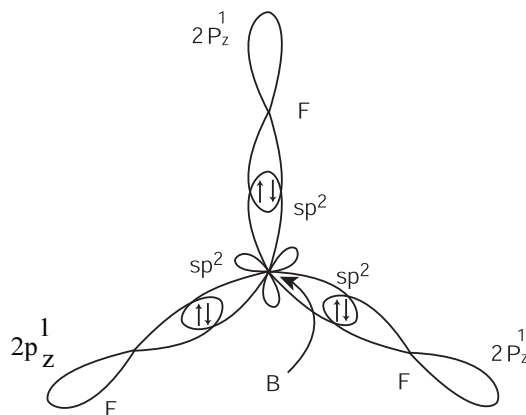
চিত্র : sp^2 হাইব্রিডাইজেশন

F পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



চিত্র: F পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস

F পরমাণুর প্রত্যেকটি তাদের একটি $2p_z^1$ অরবিটাল দিয়ে B পরমাণুর প্রত্যেকটি sp^2 হাইব্রিড অরবিটালকে ওভারল্যাপ করে। ফলে এ অরবিটালগুলো ইলেকট্রন জোড় গঠনের মাধ্যমে তিনটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে (চিত্র ৬-২০)। এভাবেই BF_3 অণু গঠিত হয়।

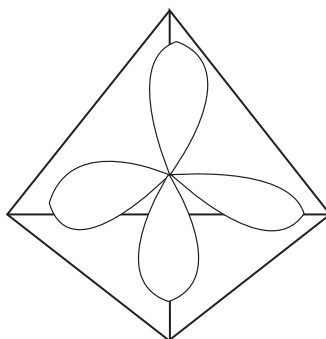


চিত্র ৬-২০ : BF_3 অণুর অরবিটাল চিত্র।

যেহেতু B পরমাণুর sp^2 হাইব্রিড অরবিটালগুলি এক সমতলে একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিনটি কৌণিক বিন্দুর দিকে সম্প্রসারিত থাকে, তাই BF_3 একটি সমতল অণু যার প্রতিটি FBF কোণের পরিমাণ 120° । sp^2 হাইব্রিডাইজেশনের মাধ্যমে গঠিত অন্যান্য সমতল ত্রিকোণী অণুর উদাহরণ হিসেবে BCl_3 এবং $\text{B}(\text{CH}_3)_3$ অণুর উল্লেখ করা যায়।

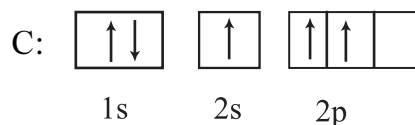
sp^3 হাইব্রিডাইজেশন

একটি s এবং তিনটি p অরবিটালের ইলেকট্রন ঘনত্ব মিলিত হয়ে যদি চারটি সমতুল অরবিটাল গঠন করে তাহলে এরূপ হাইব্রিডাইজেশনকে sp^3 হাইব্রিডাইজেশন বলা হয়। sp^3 হাইব্রিড অরবিটালগুলি একটি সুসম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুর দিকে ন্যস্ত থাকে (চিত্র ৬-২১)।

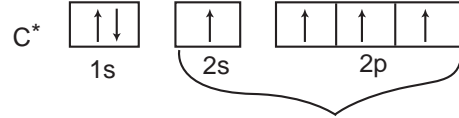


চিত্র ৬-২১ : চারটি sp^3 হাইব্রিড অরবিটাল।

CH_4 অণুর গঠন আলোচনা করা যাক। কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

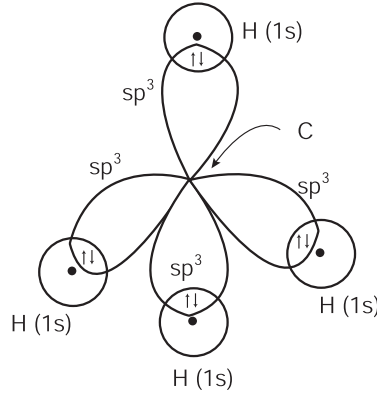


স্বাভাবিক অবস্থায় এ পরমাণুর যোজনীস্তরে দুটি বেজোড় ইলেকট্রন উপস্থিত। কিন্তু CH_4 অণু গঠনের আগে অরবিটালের একটি ইলেকট্রন উত্তেজিত হয়ে একটি ফাঁকা 2p অরবিটালে প্রবেশ করে। অতপর এক ইলেকট্রন বিশিষ্ট 2s অরবিটাল এবং তিনটি 2p অরবিটাল মিলিত হয়ে চারটি sp^3 হাইব্রিড অরবিটাল গঠন করে।



চিত্র : sp^3 হাইব্রিডাইজেশন

চারটি হাইড্রোজেন পরমাণুর বিশিষ্ট 1s অরবিটাল কার্বনের একটি sp^3 হাইব্রিডগুলোকে ওভারল্যাপ করে। ফলে ইলেকট্রন জোড় গঠনের মাধ্যমে চারটি সমযোজী বন্ধন গঠিত হয় (চিত্র ৬-২২)। এভাবে CH_4 অণু গঠিত হয়।

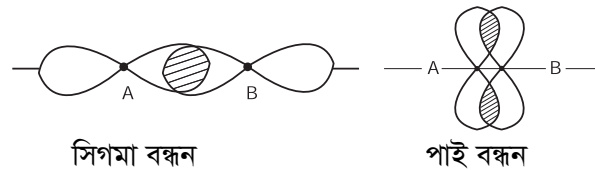


চিত্র ৬-২২: CH_4 অণুর অরবিটাল চিত্র।

যেহেতু C পরমাণুর sp^3 হাইব্রিড অরবিটালগুলি একটি সুসম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুর দিকে অবস্থান করে, CH_4 একটি সুসম চতুস্তলকীয় অণু হয় যার সবগুলি HCH কোণের মান 109.5° পাওয়া যায়। CF_4 , CCl_4 , SiH_4 , $SiCl_4$, GeH_4 ইত্যাদি sp^3 হাইব্রিডাইজেশনের মাধ্যমে গঠিত অন্যান্য চতুস্তলকীয় অণুর উদাহরণ।

৬.৬.২ সিগমা এবং পাই-বন্ধন

একক বন্ধন গঠনের সময় দুটি পরমাণুর অরবিটাল মুখোমুখি ওভারল্যাপ করে। এরূপ বন্ধনকে সিগমা বন্ধন বলে। সিগমা বন্ধনে ইলেকট্রন ঘনত্ব (ইলেকট্রনকে একটি কণার পরিবর্তে মেঘ হিসেবে কল্পনা করে) দুটি পরমাণুর মাঝখানে ঐ দুই পরমাণুর সংযোগ রেখা বরাবর কেন্দ্রীভূত হয়। দ্বি-বন্ধন অথবা ত্রি-বন্ধন গঠনের সময় বন্ধন সৃষ্টিকারী পরমাণু দুটির অরবিটাল দুটি মুখোমুখি ওভারল্যাপের পরিবর্তে পাশাপাশি অধিক্রমণ ঘটায়। এভাবে সৃষ্ট বন্ধনগুলিকে পাই-বন্ধন বলা হয়। পাই-বন্ধনেও ইলেকট্রন ঘনত্ব পরমাণু দুটির মাঝখানে ঘনীভূত হয়, কিন্তু সিগমা বন্ধনের মত পরমাণু দুটির সংযোগ রেখা বরাবর না হয়ে ঐ রেখার উপরে এবং নিচের হয়ে থাকে। অণুর আকৃতি কেবল সিগমা বন্ধনের উপর নির্ভর করে, পাই বন্ধনের উপর নয়। পাই বন্ধন কেবল পরমাণু দুটিকে আরো বেশি কাছাকাছি নিয়ে আসে, ফলে বন্ধন দূরত্ব কমে যায়। ৬-২৩ চিত্রে দুটি p অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে সিগমা বন্ধন এবং পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে পাই বন্ধন গঠন দেখানো হয়েছে।

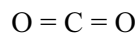


সিগমা বন্ধন

পাই বন্ধন

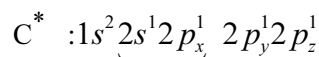
চিত্র ৬-২৩: দুটি p অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে সিগমা বন্ধন এবং পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে পাই বন্ধন গঠন।

পাই বন্ধন বুঝার জন্য CO₂ অণুর গঠন আলোচনা করা যাক। এটি একটি সরল রৈখিক অণু যার গাঠনিক সংকেত হলো-



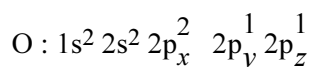
কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 p_z^0$ ।

কার্বনের যোজনীস্তরের 2s এবং 2p_x অরবিটালের ইলেকট্রন ঘনত্ব মিশ্রিত হয়ে দুটি sp হাইব্রিড অরবিটাল গঠন করে যেগুলি x অক্ষ বরাবর পরস্পর বিপরীত দিকে নির্দেশিত থাকে।

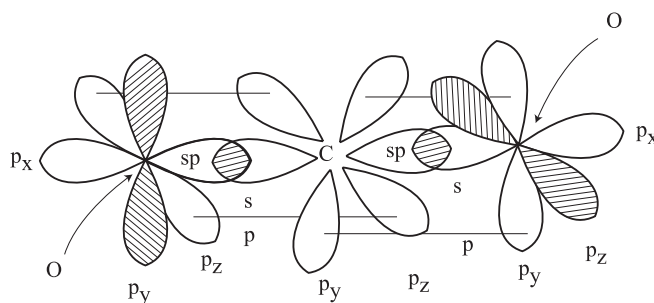


sp হাইব্রিডাইজেশন

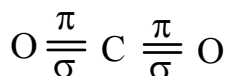
অক্সিজেন পরমাণুতে দুটি 2p অরবিটালের প্রতিটিতে একটি করে ইলেকট্রন রয়েছে।



দুটি অক্সিজেন পরমাণু তাদের ইলেকট্রন সংবলিত একটি অরবিটাল দিয়ে কার্বনের একটি sp হাইব্রিড অরবিটালের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ (ওভারল্যাপ) করে একটি করে সিগমা বন্ধন গঠন করে। ফলে O-C-O একই রেখা বরাবর অবস্থিত হয়। কার্বনের 2p_y এবং 2p_z অরবিটাল দুটি এ রেখার সাথে লম্বভাবে উপস্থিত থাকে। একটি অক্সিজেন পরমাণু তার অবশিষ্ট একটি এক ইলেকট্রন সংবলিত 2p_y অরবিটাল দিয়ে কার্বনের 2p_y অরবিটালের সাথে পাশাপাশি অধিক্রমণ ঘটিয়ে একটি পাই বন্ধন সৃষ্টি করে। দ্বিতীয় অক্সিজেন পরমাণুটিও অনুরূপভাবে তার অবশিষ্ট একটি এক ইলেকট্রন সংবলিত 2p_z অরবিটাল দিয়ে কার্বনের 2p_z অরবিটালের সাথে পাশাপাশি অধিক্রমণ করে আর একটি পাই বন্ধন সৃষ্টি করে। এভাবেই CO₂ অণু গঠিত হয়। ৬-২৪ নং চিত্রে CO₂ অণুর অরবিটাল গঠন দেখানো হয়েছে। চিত্রে উভয় অক্সিজেন পরমাণুতে উপস্থিত এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনকে ছায়া সৃষ্টি করে দেখানো হয়েছে। অতএব দেখা যায় CO₂ অণুতে C পরমাণু প্রতিটি O পরমাণুর সাথে একটি সিগমা বন্ধন এবং একটি পাই বন্ধন গঠন করে :



চিত্র ৬-২৪: CO₂ অণুর অরবিটাল চিত্র।



পাই বন্ধন গঠনের জন্য পরমাণু দুটির আন্তঃনিউক্লীয় দূরত্ব যথেষ্ট কম হওয়া প্রয়োজন। পরমাণুর আকার বড় হলে আন্তঃনিউক্লীয় দূরত্ব বেড়ে যায়। সেক্ষেত্রে দুটি পরমাণুতে উপস্থিত দুটি অরবিটাল পাশাপাশি অধিক্রমণের সুযোগ পায় না, ফলে পাই বন্ধন গঠিত হতে পারে না। উদাহরণস্বরূপ, Si পরমাণুর আকার বড় হওয়ায় Si এবং O এর মধ্যে পাই বন্ধন গঠন সম্ভব হয় না।

সারসংক্ষেপ

- দুটি পরমাণুর বেজোড় ইলেকট্রন মিলিত হয়ে জোড় গঠনের ফলেই রাসায়নিক বন্ধন গঠিত হয়। পরমাণুতে বেজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যার উপর সময়োজী বন্ধনের সংখ্যা নির্ভর করে। রাসায়নিক বন্ধন গঠনের আগে একই পরমাণুতে অবস্থিত বিভিন্ন পারমাণবিক অরবিটালের ইলেকট্রন ঘনত্ব মিশ্রিত হয়ে সমান সংখ্যক সমতুল অরবিটাল গঠন করে। এ প্রক্রিয়াকে হাইব্রিডাইজেশন এবং গঠিত সমতুল অরবিটালগুলিকে হাইব্রিড অরবিটাল বলা হয়। হাইব্রিড অরবিটালগুলি ত্রিমাত্রিক পরিসরে নির্দিষ্ট দিকে প্রসারিত থাকে। এজন্য এদের দ্বারা গঠিত সময়োজী বন্ধনগুলিও নির্দিষ্ট দিকে প্রসারিত হয়।
- ফলে নির্দিষ্ট আকৃতির অণু পাওয়া যায়। দুটি পরমাণুতে অবস্থিত দুটি পারমাণবিক অরবিটাল মুখোমুখি ওভারল্যাপ বা অধিক্রমণ করলে সিগমা বন্ধন এবং পাশাপাশি অধিক্রমণ করলে পাই বন্ধন গঠিত হয়। অণুর আকৃতি কেবল সিগমা বন্ধন দ্বারাই নির্ণীত হয়। পাই বন্ধন দুটি পরমাণুকে বেশি কাছাকাছি নিয়ে এসে তাদের বন্ধন শক্তি বাড়িয়ে দেয় কিন্তু অণুর আকৃতির কোন পরিবর্তন ঘটায় না।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। নিচের কোন অণুটির ক্ষেত্রে sp^2 হাইব্রিডাইজেশন ঘটে?
(ক) BeH_2 (খ) BF_3 (গ) CH_4 (ঘ) $HgCl_2$
- ২। কোন আয়নটির আকৃতি চতুস্তলকীয় (বা টেট্রাহাইড্রাল)?
(ক) OH^- (খ) NO_3^- (গ) NH_4^+ (ঘ) CO_3^{2-}
- ৩। BF_3 অণুতে FBF কোণের সঠিক মান কোনটি?
(ক) ৬০ (খ) ১২০ (গ) ৯০ (ঘ) ১০৯.৫
- ৪। পাই বন্ধনের ক্ষেত্রে কোন উক্তিটি সঠিক?
(ক) পাই বন্ধন সিগমা বন্ধন অপেক্ষা বেশি শক্তিশালী।
(খ) দুটি অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে পাই বন্ধন গঠিত হয়।
(গ) পাই বন্ধন অণুর আকৃতিকে পরিবর্তন করতে পারে না।
(ঘ) আন্তঃনিউক্লীয় দূরত্ব বেশি হলেও পাই বন্ধন গঠনে কোন অসুবিধা হয় না।
- ৫। CO_2 অণুতে মোট কতটি পাই বন্ধন থাকে?
(ক) ০ (খ) ১ (গ) ২ (ঘ) ৩

পাঠ ৭

যোজনীস্তর ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ এবং অণুর আকৃতি
(Valence shell electron pair repulsion)

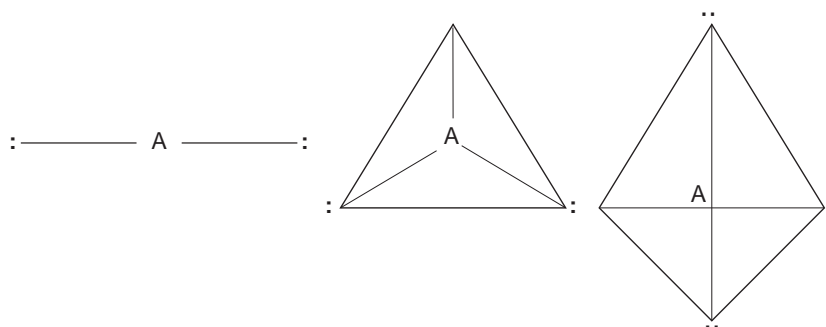
উদ্দেশ্য

এ পাঠ অধ্যয়ন শেষে

- কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজনী স্তরে উপস্থিত জোড় ইলেকট্রনগুলির বিকর্ষণ বল দ্বারা অণুর আকৃতি নির্দিষ্ট হয় তা জানা যাবে।
- কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজনী স্তরে দুই জোড়া, তিন জোড়া এবং চার জোড়া ইলেকট্রন উপস্থিত থাকলে অণুর কিরূপ আকৃতি হবে তা ব্যাখ্যা করা যাবে।

৬.৭ যোজ্যতাস্তর ইলেকট্রন- জোড় বিকর্ষণ মডেল এবং অণুর আকৃতি

সরল অণুর আকৃতি ব্যাখ্যা করার জন্য যোজনী স্তরের জোড় ইলেকট্রনগুলোর বিকর্ষণ বলের প্রভাব বিবেচনা করা যায়। এ মডেল অনুসারে কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজনী স্তরের জোড় ইলেকট্রনগুলি তাদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্য এমন অবস্থান গ্রহণ করে যে তাদের মধ্যে পারস্পরিক দূরত্ব সবচেয়ে বেশি হয়। দুই জোড়া ইলেকট্রন জড়িত থাকলে তারা একটি সরল রেখা বরাবর যে পরমাণুর সঙ্গে বন্ধন হবে তার দুই বিপরীত পাশে অবস্থান নেয়। তিন জোড়া ইলেকট্রন জড়িত থাকলে তারা একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিনটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থান নেয় এবং যে পরমাণুর সঙ্গে বন্ধন সৃষ্টি হয় তা কেন্দ্রে থাকে। চার জোড়া ইলেকট্রন জড়িত থাকলে তারা একটি সুষম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থান নেয় এবং পরমাণুটি ঐ চতুস্তলকের কেন্দ্রে থাকে। ৬-২৫ নং চিত্রে যে পরমাণুর সঙ্গে বন্ধন সৃষ্টি হবে তাকে ঘিরে দুই জোড়া, তিন জোড়া এবং চার জোড়া ইলেকট্রনের অবস্থান দেখানো হয়েছে।



চিত্র: ৬-২৫ যে পরমাণুর সঙ্গে এখানে A বন্ধন তৈরী হবে তাকে ঘিরে দুই জোড়া, তিন জোড়া এবং চার জোড়া ইলেকট্রনের অবস্থান।

A পরমাণুর যোজনী স্তরের সবগুলি জোড় ইলেকট্রন যদি একক বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত হয় তাহলে AX₂ অণুর আকৃতি সরল রৈখিক (linear), AX₃ অণুর আকৃতি সমতল ত্রিকোণী এবং AX₄ অণুর আকৃতি সুষম চতুস্তলকীয় (tetrahedral) হয়। নিচের কয়েকটি উদাহরণ দিয়ে নিয়মটি ব্যাখ্যা করা হয়েছে।

BeH₂ অণুর আকৃতি

BeH₂ এর লুইস সংকেত (ইলেকট্রন বিন্দু সংকেত) হলো



Be-এর যোজনী স্তরে দুই জোড়া ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্য এরা Be-এর দুই বিপরীত পাশে একটি সরল রেখা বরাবর অবস্থিত হয়। ফলে BeH₂ অণুর আকৃতি সরল রৈখিক হয়।

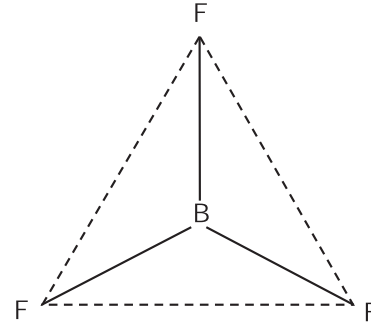


একই কারণে BeF₂, BeCl₂ এবং HgCl₂ অনুগুলির আকৃতিও সরল রৈখিক হয়।

BF₃ অণুর আকৃতি

BF₃ এর লুইস সংকেত হলো $\begin{array}{c} \text{F} \\ \vdots \\ \text{F} : \text{B} : \text{F} \end{array}$ বোরন পরমাণুর যোজনী স্তরে তিন জোড়া ইলেকট্রন থাকে। নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্য এরা একটি সমবাহু ত্রিভুজের তিনটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত হয়। ফলে BF₃ একটি সমতল ত্রিকোণী অণু হয়।

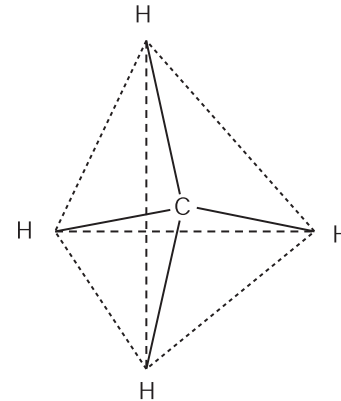
একই কারণে BCl₃ এবং B(CH₃)₃ অণু দুটিও সমতল ত্রিকোণী হয়।



চিত্র: BF₃ অণু

CH₄ অণুর আকৃতি CH₄ অণুর লুইস সংকেত হলো $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$, কার্বন পরমাণুর যোজনী স্তরে চার জোড়া ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্য এরা পরস্পর থেকে সর্বোচ্চ দূরত্বে থাকতে চায়। এ জন্য এরা একটি সুষম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থান গ্রহণ করে। ফলে CH₄ একটি সুষম চতুস্তলকীয় অণু হয়।

একই কারণে CCl₄, SiCl₄, GeH₄, SiH₄ ইত্যাদি অণুর আকৃতিও সুষম চতুস্তলকীয় হয়। যদি কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজনী স্তরের সবগুলি ইলেকট্রন জোড় বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ না করে তাহলে এদের মধ্যে এক বা একাধিক নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে। যেহেতু অণুর আকৃতি কেবল পরমাণুগুলির অবস্থান দ্বারা নির্ণীত হয়, এসব ক্ষেত্রে অণুর আকৃতি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যার উপর নির্ভর করে বিভিন্ন প্রকার হতে পারে।

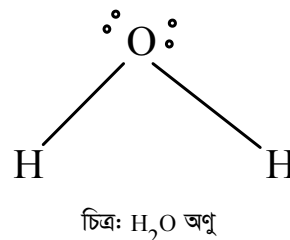


চিত্র: CH₄ অণু

নিচে H₂O এবং NH₃ অণুর আকৃতি ব্যাখ্যা করা হয়েছে।

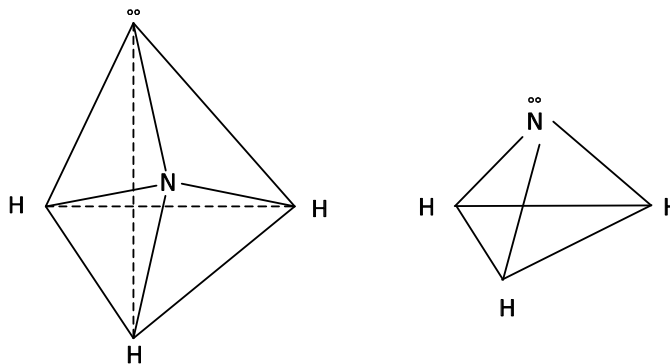
H₂O অণুর আকৃতি

H₂O অণুর লুইস সংকেত $\text{H} \ddot{\text{O}} \text{:H}$ । এ অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু O-কে ঘিরে চার জোড়া ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে । নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্য এরা একটি সুষম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত হয় । কিন্তু এ চতুস্তলকের দুটি কৌণিক বিন্দুতে কোন পরমাণু থাকে না, কেবল ইলেকট্রন জোড় উপস্থিত থাকে । অণুর আকৃতি কেবল পরমাণুর অবস্থান দ্বারা নির্ণীত হয় । অতএব H₂O অণুর আকৃতি একটি কোণের মত যা চিত্রে দেখানো হয়েছে ।



NH₃ অণুর আকৃতি

NH₃ -এর লুইস সংকেত $\text{H} \ddot{\text{N}} \text{:H}$ । কেন্দ্রীয় পরমাণুর নাইট্রোজেনকে ঘিরে চার জোড়া ইলেকট্রন থাকে যারা নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ বল কম রাখার জন্যে একটি সুষম চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত হয় । চার জোড়া ইলেকট্রনের মধ্যে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় রয়েছে । যেহেতু অণুর আকৃতি কেবল পরমাণুগুলির অবস্থান দ্বারা নির্ণীত হয়, NH₃ -এর আকৃতি একটি পিরামিডের মত হয় । এটি নিচে দেখানো হয়েছে ।



সারসংক্ষেপ

- যোজনীস্তর ইলেকট্রন বিকর্ষণ (valance shell electron pair repulsion, VSEPR) বা ভেসপার মডেল হচ্ছে অণু ও আয়ন সমূহের আকার প্রস্তাব করার একটি মডেল । এই মডেল অনুযায়ী যে পরমাণুর সঙ্গে বন্ধন তৈরী হবে তার চারপাশে যোজনীস্তরের জোড় ইলেকট্রনগুলোকে এমনভাবে সাজাতে হবে যাতে পরস্পর থেকে যতদূর সম্ভব দূরে থাকে । এর ফলে জোড় ইলেকট্রনগুলোর মধ্যে সবচেয়ে কম বিকর্ষণ হয় ।
- যদি সবগুলি জোড় ইলেকট্রন কেবল একক বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত হয় তাহলে দুই জোড়া ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে অণুর আকৃতি সরল রৈখিক, তিনজোড়া ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে সমতল ত্রিকোণী এবং চার জোড়া ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে সুষম চতুস্তলকীয় হয় । ইলেকট্রন জোড়গুলির মধ্যে যদি এক বা একাধিক নিঃসঙ্গ জোড় উপস্থিত থাকে তাহলে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যার উপর নির্ভর করে অণুর বিভিন্ন আকৃতি হয় ।

পাঠোত্তর মূল্যায়ন

সঠিক উত্তরটিতে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। NH_3 অণুর আকৃতি-

(ক) একটি কোণের মত	(খ) একটি পিরামিডের মত
(গ) একটি চতুস্তলকের মত	(ঘ) একটি সমতল ত্রিভুজের মত
- ২। HgCl_2 অণুর আকৃতি-

(ক) একটি সরল রেখার মত	(খ) একটি কোণের মত
(গ) একটি সমতল ত্রিভুজের মত	(ঘ) একটি পিরামিডের মত
- ৩। BF_4^- আয়নের আকৃতি-

(ক) একটি ত্রিভুজের মত	(খ) একটি বর্গক্ষেত্রের মত
(গ) একটি চতুস্তলকের মত	(ঘ) একটি পিরামিডের মত
- ৪। H_2O অণুতে ইলেকট্রন জোড়গুলির অবস্থান হয়-

(ক) একটি সরল রেখার দুই প্রান্তে	(খ) একটি ত্রিভুজের তিনটি কৌণিক বিন্দুতে
(গ) একটি আয়তক্ষেত্রে চারটি কৌণিক বিন্দুতে	(ঘ) একটি চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে

চূড়ান্ত মূল্যায়ন

- ১। রাসায়নিক বন্ধনের সংজ্ঞা লিখুন। আয়নিক বা তড়িৎযোজী বন্ধন কি? ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়মের সাহায্যে উদাহরণসহ আয়নিক বন্ধন ব্যাখ্যা করুন।
- ২। সমযোজী বন্ধন কাকে বলে? H_2O , NH_3 এবং CO_2 অণুতে কিভাবে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয় তা ব্যাখ্যা করুন।
- ৩। সন্নিবেশ বন্ধন কি? নিম্নলিখিত অণু বা আয়নগুলিতে কিভাবে সন্নিবেশ বন্ধন গঠিত হয় তা ব্যাখ্যা করুনঃ

(ক) H_3O^+	(খ) BF_4^-	(গ) POCl_3	(ঘ) Al_2Cl_6	(ঙ) $\text{BCl}_3 \cdot \text{NH}_3$
----------------------------	---------------------	---------------------	------------------------------	--------------------------------------
- ৪। নিচের প্রতি জোড়া মৌল থেকে যে আয়নিক যৌগ গঠিত হয় তার লুইস সংকেত লিখুনঃ

(ক) ম্যাগনেসিয়াম এবং ফ্লোরিন	(খ) সোডিয়াম এবং অক্সিজেন
(গ) পটাশিয়াম এবং নাইট্রোজেন	(ঘ) ক্যালসিয়াম এবং নাইট্রোজেন
- ৫। নিচের প্রতি জোড়া আয়ন থেকে গঠিত আয়নিক যৌগের সংকেত লিখুনঃ

(ক) Cu^{2+} এবং Cl^-	(খ) K^+ এবং SO_4^{2-}
(গ) Na^+ এবং NO_3^-	(ঘ) Fe^{3+} এবং O^{2-}
- ৬। নিচের প্রতি জোড়া মৌল থেকে গঠিত সমযোজী যৌগের লুইস সংকেত লিখুনঃ

(ক) কার্বন এবং ক্লোরিন	(খ) সিলিকন এবং হাইড্রোজেন
(গ) কার্বন এবং অক্সিজেন	(ঘ) ব্রোমিন এবং ক্লোরিন
- ৭। সমযোজী এবং আয়নিক যৌগসমূহের ধর্মগুলির পার্থক্য আলোচনা করুন।
- ৮। ইলেকট্রনের অষ্টক নিয়মটি কি? এ নিয়মের ব্যতিক্রমী কয়েকটি আয়নিক এবং সমযোজী যৌগের উদাহরণ দিন এবং তাদের লুইস সংকেত লিখুন।
- ৯। আয়নিক যৌগসমূহের সাধারণ বৈশিষ্ট্যসমূহ আলোচনা করুন।
- ১০। কারণ নির্দেশ করে নিচের ঘটনাগুলি ব্যাখ্যা করুনঃ

(ক) NaCl একটি আয়নিক যৌগ কিন্তু CCl_4 একটি সমযোজী যৌগ।
(খ) MgCl_2 ও AlCl_3 মধ্যে কোনটি অধিক সমযোজী এবং কেন?
(গ) আয়নিক যৌগগুলি সাধারণত কঠিন অবস্থায় থাকে এবং পোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়।
(ঘ) NCl_5 এর অস্তিত্ব নেই কিন্তু PCl_5 এর অস্তিত্ব আছে।

- (ঙ) কঠিন অবস্থায় NaCl বিদ্যুৎ পরিবহন করে না কিন্তু জলীয় দ্রবণে এবং বিগলিত অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করে।
- (চ) NaCl পানিতে দ্রবণীয় কিন্তু কেরোসিনে অদ্রবণীয়।
- (ছ) কোন কোন ক্ষেত্রে অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে।
- (জ) সিলিকা একটি অতি বৃহৎ অণু গঠন করে।
- ১১। ধাতব বন্ধন কি? ইহা কিভাবে গঠিত হয়? ধাতব বন্ধনের ধারণা প্রয়োগ করে নিচের ঘটনাগুলি ব্যাখ্যা করুনঃ
- (ক) সকল ধাতু তাপ এবং বিদ্যুৎ পরিবহন করে।
- (খ) আঘাত করলে ধাতু ভেঙে যায় না, বাঁকা করলেও ভাঙে না।
- ১২। আয়নিক বন্ধনের সীমাবদ্ধতা কি কি?
- ১৩। আয়নিক ও সমযোজী যৌগের ধর্মের তুলনামূলক আলোচনা করুন।
- ১৪। সল্লিবেশ বন্ধন কি? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা করুন।
- ১৫। NH_4Cl এ কয় ধরণের বন্ধন বিদ্যমান।
- ১৬। সংক্ষেপে ফাজানের নিয়ম ব্যাখ্যা করুন।
- ১৭। আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য বলতে কি বুঝায়?
- ১৮। সমযোজী যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য বলতে কি বুঝায়?
- ১৯। হাইড্রোজেন বন্ধন কাকে বল? এ বন্ধন কিভাবে গঠিত হয়। দুটি আন্তঃআণবিক এবং দুটি আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনযুক্ত যৌগের উদাহরণ দিন এবং তাদের মধ্যে উপস্থিত হাইড্রোজেন বন্ধন চিত্র এঁকে দেখান।
- ২০। বন্ধন গঠনের ভিত্তিতে নিচের পর্যবেক্ষনগুলি কারণসহ ব্যাখ্যা করুনঃ
- (ক) পানির স্ফুটনাংক হাইড্রোজেন সালফাইডের স্ফুটনাংক অপেক্ষা অনেক বেশি।
- (খ) ফরমিক (মিথানয়িক) এসিড একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে।
- (গ) অ্যামোনিয়া পানিতে অধিক পরিমানে দ্রবণীয়।
- (ঘ) তরল অবস্থায় হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডে একটি লম্বা শিকল গঠন করে।
- (ঙ) বরফ পানিতে ভাসে
- (চ) প্যারা-নাইট্রো ফিনলের স্ফুটনাংক অর্থো-নাইট্রোফিনলের স্ফুটনাংকের তুলনায় অনেক বেশি।
- (ছ) অ্যামোনিয়া হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে কিন্তু ফসফিন করে না।
- ২১। ডায়মন্ড এবং গ্রাফাইটের গঠন আলোচনা করুন এবং তাদের ধর্মের পার্থক্যগুলি ব্যাখ্যা করুন।
- ২২। ডিলোকলাইজড বা সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন কি? বেনজিন অণুতে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রনের উপস্থিতি ব্যাখ্যা করুন এবং এ ইলেকট্রনগুলি কিভাবে বেনজিনের ধর্মের উপর প্রভাব সৃষ্টি করে তা আলোচনা করুন।
- ২৩। ভ্যান ডার ওয়ালস্ শক্তির উৎস আলোচনা করুন। নিক্রিয় গ্যাসগুলির স্ফুটনাংক হিলিয়াম < নিয়ন < আর্গন < ক্রিপটন < জেনন অনুক্রমে বৃদ্ধি পায় কেন?
- ২৪। সরল অণুগুলির আকৃতি কিভাবে যোজনী স্তর ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ ভেসপার মডেল দ্বারা ব্যাখ্যা করা যায় তা উদাহরণসহ আলোচনা করুন।
- ২৫। হাইব্রিডাইজেশন কি? sp , sp^2 এবং sp^3 হাইব্রিড অরবিটাল কিভাবে গঠিত হয় তা আলোচনা করুন এবং অরবিটাল দ্বারা গঠিত কয়েকটি অণুর আকৃতি ব্যাখ্যা করুন।
- ২৬। সিগমা বন্ধন ও পাই বন্ধন কাকে বলে? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা করুন।
- ২৭। σ (সিগমা) বন্ধন এবং π (পাই) বন্ধনের গঠন ব্যাখ্যা করুন। দুটি p অরবিটাল মিলিত হয়ে কিভাবে σ বন্ধন এবং π -বন্ধন গঠন করে তা চিত্র এঁকে দেখান। CO_2 অণুতে σ এবং π - বন্ধন গঠনের অরবিটাল চিত্র এঁকে দেখান।
- ২৮। অরবিটাল সমূহের সংকরণ বলতে কি বুঝায়? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- ২৯। sp^2 সংকরণ বলতে কি বুঝায়? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা করুন।
- ৩০। C_2H_2 অনুতে C এর সংকরণ ব্যাখ্যা করুন।