

এইচএসসি অ্যাসাইনমেন্ট -২০২১

৭ম সপ্তাহ

বিষয়ঃ রসায়ন ১ম পত্র

বিষয় কোডঃ ১৭৮ অ্যাসাইনমেন্ট নংঃ ০৫

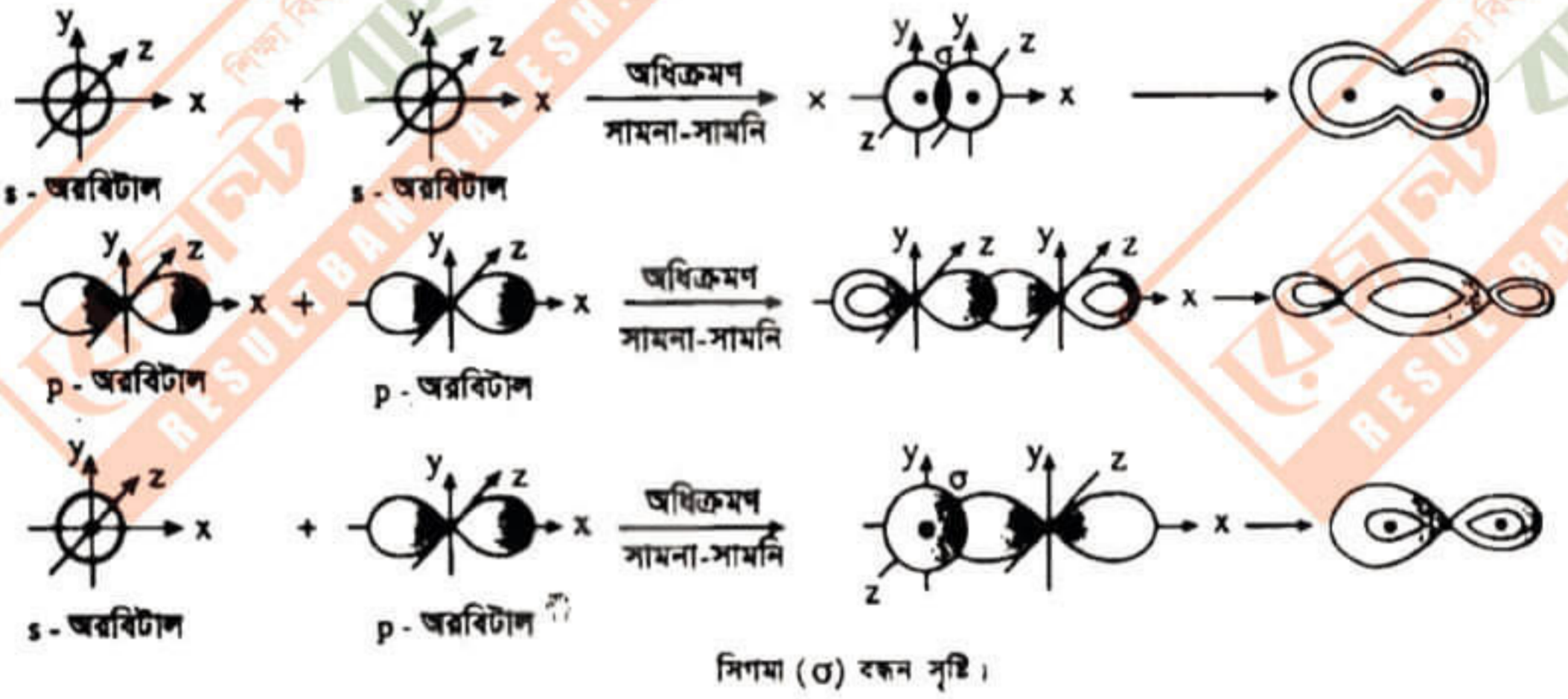
শিরোনামঃ অরবিটাল সংকরণ ও রাসায়নিক বন্ধন

ক নং প্রশ্নের উত্তর

অরবিটাল অধিক্রমণের ভিত্তিতে সমযোজী বন্ধন এর শ্রেণীবিভাগঃ

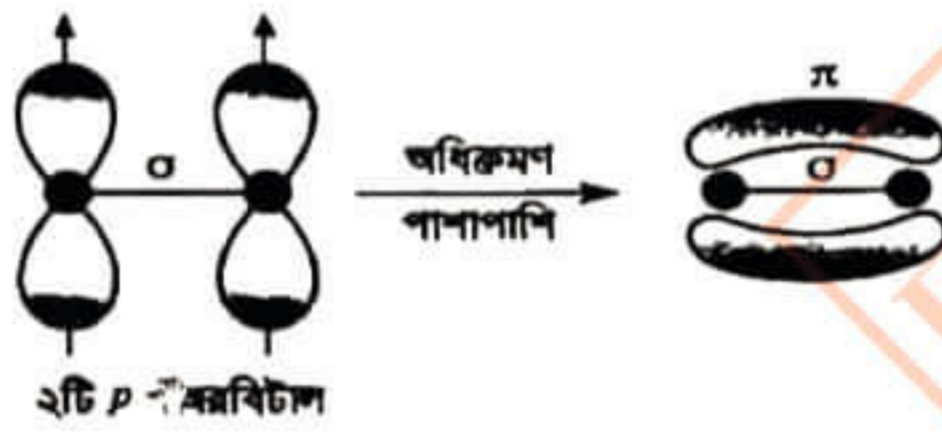
সিগমা (σ) বন্ধন : দুটি একই বা ভিন্ন পরমাণুর দুটি পারমাণবিক অরবিটাল একই অক্ষ বরাবর মুখোমুখি অধিক্রমণের ফলে আণবিক অরবিটাল সৃষ্টির মাধ্যমে যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয় তাকে সিগমা (σ) বন্ধন বলে।

বিভিন্ন পারমাণবিক অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে সিগমা (σ) বন্ধন বিভিন্নভাবে গঠিত হতে পারে। দুটি s অরবিটাল(s-s), একটি s ও এক p অরবিটাল(s-p) এবং দুটি p অরবিটাল(p-p) সামনাসামনি অধিক্রমণের ফলে সিগমা (σ) বন্ধন সৃষ্টি হয়। সিগমা বন্ধনে ইলেকট্রন ঘনত্ব (ইলেকট্রনকে একটি কণার পরিবর্তে মেঘ হিসেবে কল্পনা করে) দুটি পরমাণুর মাঝখানে ঐ দুই পরমাণুর সংযোগ রেখা বরাবর কেন্দ্রীভূত হয়। সকল একক বন্ধন সিগমা বন্ধন দ্বারা গঠিত। সিগমা বন্ধন যুক্ত পরমাণুদ্বয় তাদের অক্ষ বরাবর ঘুরতে পারে। সিগমা বন্ধন পাই বন্ধন অপেক্ষা শক্তিশালী।



পাই (π) বন্ধন : দুটি পরমাণুর দুটি পারমাণবিক অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রন একই অক্ষ বরাবর পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে যে সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয় তাকে পাই বন্ধন বলে।

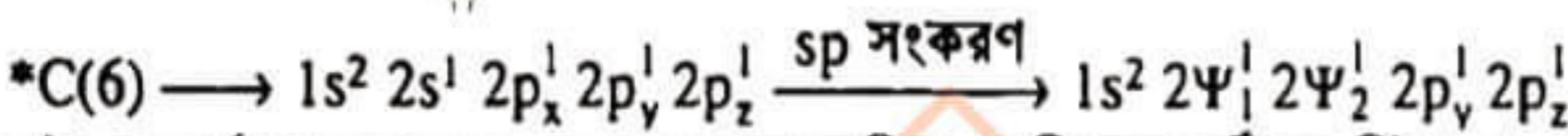
পাই-বন্ধনেও ইলেকট্রন ঘনত্ব পরমাণু দুটির মাঝখানে ঘনীভূত হয়, কিন্তু সিগমা বন্ধনের মত পরমাণু দুটির সংযোগ রেখা বরাবর না হয়ে ঐ রেখার উপরে এবং নিচের হয়ে থাকে। অণুর আকৃতি কেবল সিগমা বন্ধনের উপর নির্ভর করে, পাই বন্ধনের উপর নয়। পাই বন্ধন কেবল পরমাণু দুটিকে আরো বেশি কাছাকাছি নিয়ে আসে, ফলে বন্ধন দূরত্ব কমে যায়। পাই বন্ধন সৃষ্টির ফলে পরমাণুদ্বয় অক্ষ বরাবর ঘুরতে পারে না। s অরবিটাল ও সংকর অরবিটাল ছাড়া অন্য অরবিটালে পাই বন্ধন ঘটতে পারে। পাই বন্ধন সিগমা বন্ধন অপেক্ষা দুর্বল।



ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অনুর গঠন আকৃতিঃ

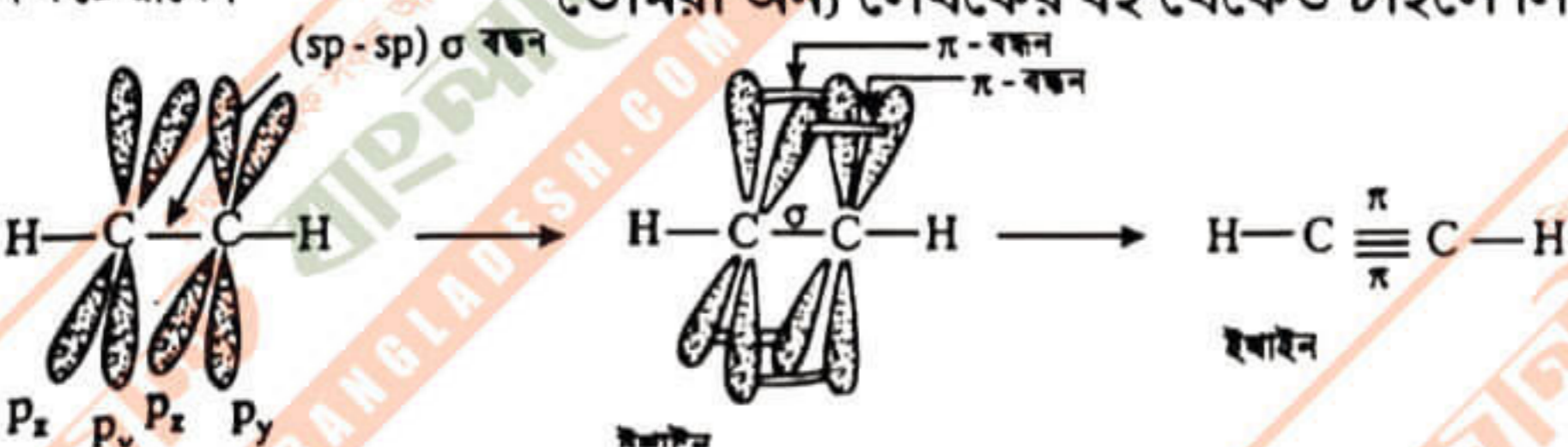
ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর ($H-C \equiv C-H$) মধ্যে দুটি কার্বন পরমাণু পরস্পর ত্রিবন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এই

ত্রিবন্ধনের মধ্যে একটি σ বন্ধন ও দুটি π বন্ধন থাকে। প্রত্যেকটি sp সংকর অরবিটালে 50% s-চরিত্র এবং 50% p-চরিত্র থাকে।



তখন উভয় কার্বন পরমাণুর সমান্তরাল ও অসংকরিত একটি করে দুটি অরবিটালের পাশাপাশি ও আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা দুটি π বন্ধন উৎপন্ন করে। অতএব ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর মধ্যে তিনটি σ বন্ধন (দুটি C-H ও একটি C-C সিগমা বন্ধন) এবং দুই কার্বন পরমাণুর মধ্যে দুটি π বন্ধন অবস্থান করে। π বন্ধনের ইলেকট্রনগুলো এই σ বন্ধনের মূল কাঠামোকে বেঁটন করে রাখে।

তোমরা অন্য লেখকের বই থেকেও চাইলে লিখতে পার।



খ নং প্রশ্নের উত্তর

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 পোলারায়ন নিয়ম : কোন ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের যত বেশি পোলারায়ন হবে, যৌগটির প্রকৃতি আদর্শ আয়নিক বন্ধনের প্রকৃতি থেকে তত বেশি বিচ্যুত হবে। অর্থাৎ সমযোজী বন্ধনের প্রকৃতি তত বৃদ্ধি পাবে। অ্যানায়নের পোলারায়নের পরিমাণ কয়েকটি শর্ত দ্বারা নির্ধারিত হয়। এ সব শর্তকে ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বলা হয়। এ সব শর্ত হল-

(i) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ যত বেশি হয়,

(ii) ক্যাটায়নের আকার যত ছোট হয় এবং অ্যানায়নের আকার যত বড় হয়। এছাড়া

(iii) ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে $ns^2 np^6 nd^{10}$ ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে; যে সব ক্ষেত্রে $ns^2 2p^6$ এর তুলনায় অ্যানায়নের বিকৃতি বা পোলারায়ন বেশি মাত্রায় ঘটে।

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

সুতরাং পোলার দ্রাবক পানিতে দ্রাব্যতার ক্রম $AgF > AgCl > AgBr > AgI$

গ নং প্রশ্নের উত্তর

C, N, O এর হাইড্রাইড সমূহ হলো যথাক্রমে CH_4 , NH_3 ও H_2O ।

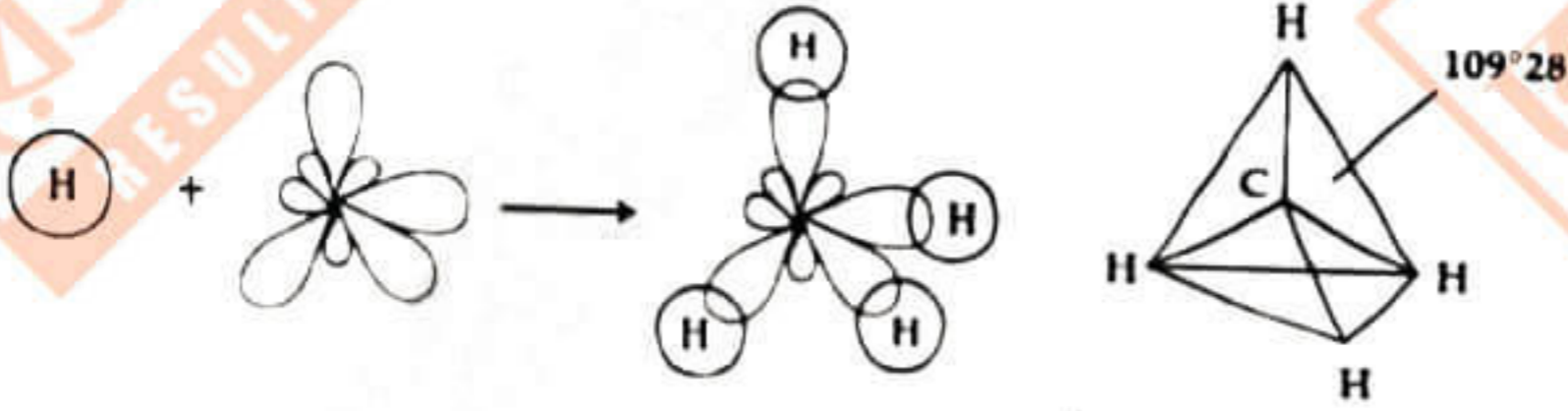
এখানে, CH_4 , NH_3 ও H_2O যৌগসমূহের প্রত্যেকটির কেন্দ্রীয় পরমাণুতে sp^3 সংকরিত।

একই শক্তি স্তরের কোনো পরমাণুর একটি s-অরবিটাল ও তিনটি p-অরবিটালের মধ্যে সংকরণ ঘটলে সমশক্তি সম্পন্ন যে চারটি সংকর অরবিটাল গঠিত হয় তাকে sp^3 সংকরণ বলে এবং উৎপন্ন অরবিটালকে sp^3 সংকর অরবিটাল বলে।

কেন্দ্রীয় পরমাণুর চারদিকে মুক্ত ইলেকট্রন উপস্থিত থাকলে তার গঠন আকৃত স্বাভাবিক না হয়ে ভিন্ন হয়ে যায়। কারণ মুক্ত জোড় ও বন্ধন জোড় ইলেকট্রন এর এখানে গুরুত্বপূর্ণ ভূমিকা পালন করে। নিচে CH_4 , NH_3 ও H_2O অনুর সংকরণ ও বন্ধন কোণের ভিন্নতার কারণ ব্যাখ্যা করা হলোঃ

CH_4 অনুর সংকরণ ও বন্ধন কোণঃ $*C \rightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ এবং $H(1) \rightarrow 1s^1$

মিথেন অণুর গঠনে sp^3 সংকরণ ঘটে। এক্ষেত্রে কার্বনের sp^3 সংকর অরবিটাল এবং হাইড্রোজেনের s অরবিটালের মধ্যে মুখোমুখি অধিক্রমণে চারটি (sp^3-s) σ -বন্ধন গঠিত হয়।



চিত্র-৩.২১ : মিথেন অণুর গঠন

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

NH_3 অনুর সংকরণ ও বন্ধন কোণঃ NH_3 অণুতে নাইট্রোজেন পরমাণুর sp^3 সংকরায়ণ ঘটলেও H-N-H বন্ধন কোণের মান 107° হয়।

কারণ NH_3 অণুতে একটি মুক্ত জোড় বা নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এর উপস্থিতি। $*N \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

N পরমাণুর sp^3 সংকরিত অরবিটালের তিনটির প্রত্যেকটিতে একটি করে অযুগ্ম ইলেকট্রন এবং একটিতে জোড় ইলেকট্রন অবস্থান করে। N পরমাণু তিনটি sp^3 সংকরিত অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে হাইড্রোজেন পরমাণু s-অরবিটালের অযুগ্ম ইলেকট্রন অধিক্রমণ করে NH_3 অণুর গঠন কাঠামো সৃষ্টি করে। সংকরিত অরবিটালের জোড় ইলেকট্রন নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসাবে অবস্থান করে।



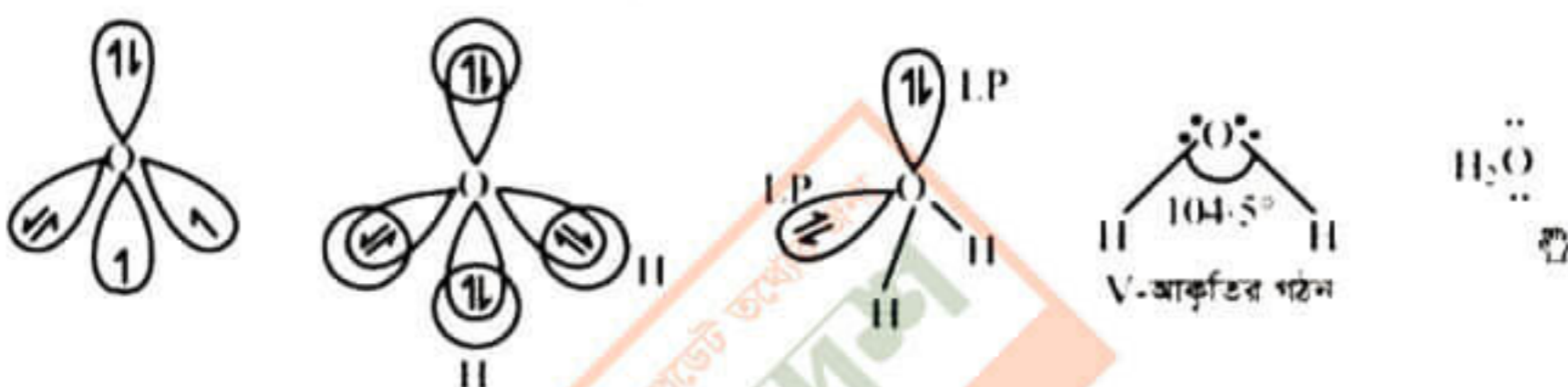
ত্রিভুজীয় পিরামিডিয় আকৃতি

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় - বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (L.P - B.P) বিকর্ষণ বল, বন্ধন ইলেকট্রন জোড় - বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (B.P - B.P) বিকর্ষণ বল অপেক্ষা বেশি হওয়ায় অর্থাৎ (L.P - B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P - B.P) বিকর্ষণ বল হওয়ায় H-N-H বন্ধন কোণের মান 109.5° থেকে হ্রাস পেয়ে 107° হয়।

H_2O অনুর সংকরণ ও বন্ধন কোণঃ H_2O অণুতে নাইট্রোজেন পরমাণুর sp^3 সংকরায়ণ ঘটলেও H-O-H বন্ধন কোণের মান 104.5° হয়।

কারণ H_2O অণুতে দুইটি মুক্ত জোড় বা নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এর উপস্থিতি। $*O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

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

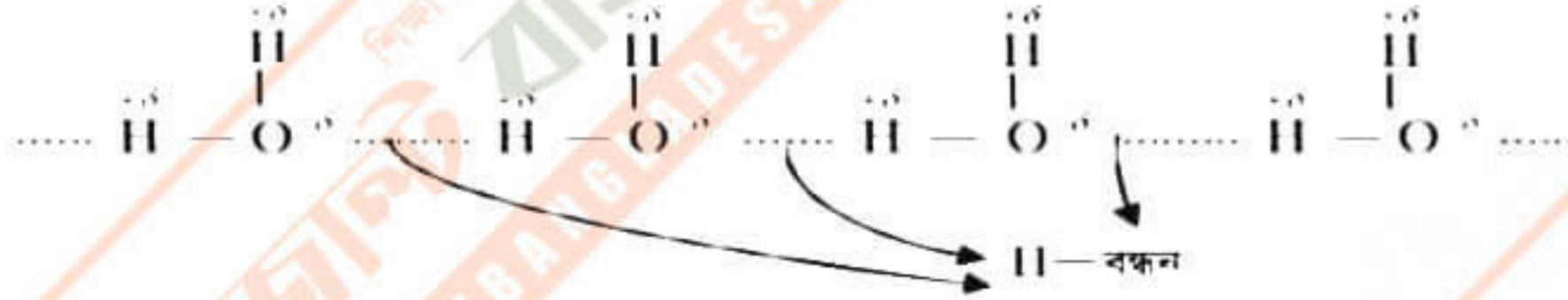


H_2O অণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় (L.P - L.P) বিকর্ষণ বল অপর দুটি বিকর্ষণ বল নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (L.P - B.P) ও বন্ধন ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় (B.P - B.P) বিকর্ষণ বল অপেক্ষা অধিক শক্তিশালী। অর্থাৎ (L.P - L.P) বিকর্ষণ বল > (L.P - B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P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

ঘ নং প্রশ্নের উত্তর

হাইড্রোজেন বন্ধন: হাইড্রোজেন বন্ধন বিশেষ এক ধরনের আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল। হাইড্রোজেন পরমাণু যখন উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলের (যেমন ফ্লোরিন, অক্সিজেন, ক্লোরিন এবং নাইট্রোজেন) সাথে মিলিত হয়ে সমযোজী যৌগ গঠন করে তখন বন্ধনে অংশগ্রহণকারী মৌলদ্বয়ের তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণে অণু পোলার হয়। পোলার অণুগুলো যখন পরস্পরের নিকটে আসে তখন একটি অণুর ধনাত্মক প্রান্ত অপর অণুর ঋণাত্মক প্রান্তের দিকে বিশেষভাবে আকৃষ্ট হয়ে একটি দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি করে। এই দুর্বল আকর্ষণ বলকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। সাধারণত বিন্দুরেখা (.....) দ্বারা হাইড্রোজেন বন্ধন এবং সাধারণ রেখা (—) দ্বারা সমযোজী বন্ধন নির্দেশ করা হয়।

হাইড্রোজেন অপেক্ষা অক্সিজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান বেশি হওয়ায় বন্ধনে অংশগ্রহণকারী শেয়ার ইলেকট্রন যুগল অক্সিজেনের দিকে সরে যায় বলে H_2O একটি পোলার অণু। পোলার H_2O অণু পরস্পর হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে নিম্নরূপে যুক্ত হয়—



হাইড্রোজেন বন্ধন স্থির বৈদ্যুতিক প্রকৃতির এবং দুর্বল আকর্ষণ দ্বারা যুক্ত। এতে কোনো ইলেকট্রন শেয়ার ঘটে না। H—বন্ধন সমযোজী বন্ধন অপেক্ষা দুর্বল। এ বন্ধনের বন্ধন শক্তির মান প্রায় 42.0 kJ mol^{-1} । যৌগে হাইড্রোজেন বন্ধনের উপস্থিতিতে যৌগের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মের বিশেষ পরিবর্তন ঘটে।

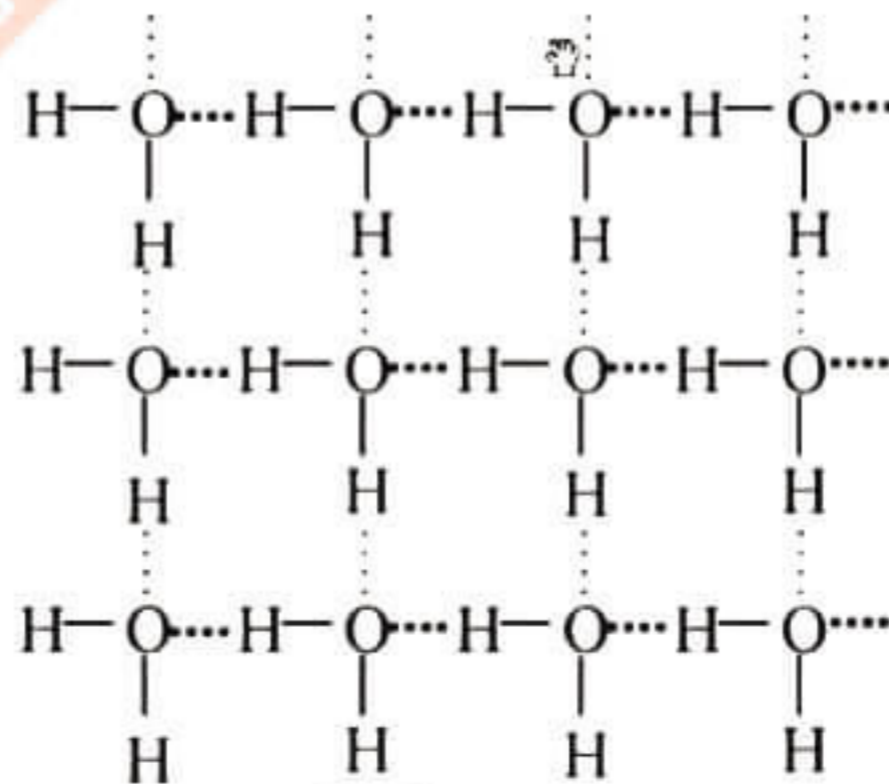
পানির অণুগুলো হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয় বলেই পানি তরল। হাইড্রোজেন বন্ধন না হলে H_2O অণুটি H_2S ন্যায় গ্যাসীয় অবস্থায় বিরাজ করত। এ বন্ধন শক্তি ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি থেকে অনেক বেশি কিন্তু স্বাভাবিক সমযোজী বন্ধনের শক্তির দশ ভাগের এক ভাগ থেকেও কম। একে একটি রাসায়নিক বন্ধন না বলে বরং একটি শক্তিশালী আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল হিসেবে চিন্তা করা অধিক যুক্তিসঙ্গত।

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 অনেক বেশি হয়।

হাইড্রোজেন বন্ধনের গঠনের জন্য বরফের (পানির কঠিন অবস্থা) কেলাসে যথেষ্ট ফাঁকা স্থানের সৃষ্টি হয় তাপ প্রয়োগ করে যখন বরফ গলানো হয় তখন অনেকগুলি হাইড্রোজেন বন্ধন ভেঙে গিয়ে পানির অণুগুলি অনেকটা কাছাকাছি আসে।

হাইড্রোজেন বন্ধন এর ফলে অণুসমূহের প্রান্ত সমূহ পরস্পরের প্রতি আকৃষ্ট হয়ে বিরাট অনুভূতি সৃষ্টি করে কঠিন অবস্থায় পানীয়ের অণুসমূহ সঙ্গবদ্ধ হয়ে অবস্থান করে হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা সংবদ্ধ অসংখ্য পানির অণুকে $(H_2O)_n$ দ্বারা প্রকাশ করা হয়। তরল অবস্থায় অণুসমূহ পরস্পরের সংস্পর্শে থাকলেও তারা মুক্ত ভাবে চলাফেরা করে। তখন তরল অবস্থায় হাইড্রোজেন বন্ধন থাকলেও কঠিন

অবস্থা থেকে তরল অবস্থায় আনতে কিছু হাইড্রোজেন বন্ধন ভাঙা অপারিহার্য। একারণে সমযোজী যৌগ অপেক্ষা এসব যৌগের ক্ষেত্রে অধিকতর তাপ শক্তি প্রয়োগের প্রয়োজন।



হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ফলে বরফের কেলাসে ফাঁকা স্থানের সৃষ্টি।