অধ্যায়-৩: মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধন

জ্ঞান ও অনুধাবনমূলক প্রশ্নের সাজেশন

ক + খ নং প্রশ্ন (জ্ঞানমূলক + অনুধাবন + বেসিক)

ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ

প্রশ্ন ০১: ইলেকট্রন বিন্যাস অনুযায়ী মৌলসমূহের শ্রেণীবিভাগ বর্ণনা কর।

উত্তরঃ ইলেকট্রন বিন্যাস অনুযায়ী মৌলসমূহের শ্রেণীবিভাগ:

ইলেকট্রন বিন্যাস অনুযায়ী মৌলসমূহকে চারটি প্রধান ভাগে ভাগ করা যায়:

(১) s-ব্লক মৌল, (২) p-ব্লক মৌল, (৩) d-ব্লক মৌল, (৪) f-ব্লক মৌল।

(১) s-ব্লক মৌল: যে সব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি s অরবিটালে যায়, তাদেরকে s-ব্লক মৌল বলা হয়। এদের সর্ববহিঃস্থ সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হল ns^{1-2}। পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2 শ্রেণীর মৌলসমূহ এবং He-এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত। s-ব্লকের মৌলের সংখ্যা হল ১৪টি। যেমন,

$_{(1)}H = 1s^1$

$_{(2)}He = 1s^2$

$_{(3)}Li = 1s^2 2s^1$

(২) p ব্লক মৌল: যে সব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p অরবিটালে যায়, তাদেরকে p ব্লক মৌল বলা হয়। **P-ব্লক মৌলসমূহের সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো** ns^2np^1 **থেকে** ns^2np^6 । পর্যায় সারণির গ্রুপ 13, 14, 15, 16, 17 এবং 18 গ্রুপের He ব্যতীত মৌলসমূহ এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত। p-ব্লক মৌলের সংখ্যা ৩৬টি। যেমন-

$_{(13)}Al = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

$_{(18)}Ar = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(৩) d-ব্লক মৌল: যে সকল মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে যায়, তাদেরকে d-ব্লক মৌল বলে। এদের সর্ববহিঃস্থ সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হল $ns^{1-2}(n-1)d^{1-10}$। সাধারণত পর্যায় সারণিতে "B" উপশ্রেণীর এবং গ্রুপ VIII এর মৌলসমূহ এ শ্রেণীর অন্তর্ভুক্ত। পর্যায় সারণির 118 টি মৌলের মধ্যে 41টি মৌল d-ব্লক মৌল। যেমন- স্ক্যান্ডিয়াম Sc(21) ও Fe(26) আয়রন হল d-ব্লক মৌল। **d-** ব্লক মৌলগুলোর সর্ববহি:স্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতাস্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ । এখানে $n = 4,5,6,7$ হবে। যেমন-

$_{(21)}Sc \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

$_{(26)}Fe \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

(৪) f-ব্লক মৌল: যে সব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি f-অরবিটালে যায়, তাদেরকে f-ব্লক মৌল বলা হয়। পর্যায় সারণির ল্যান্থানয়ড্স (Lanthanoids) এবং অ্যাক্টিনয়ড্স (Actinoids) মৌলসমূহ f-ব্লক মৌল (La, Th, Ac ব্যতিত)। ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যান্থানাম, La(57) থেকে পরবর্তী লুটোসিয়াম, Lu(71) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে **ল্যানথানয়ডস (Lanthnoids) বা ল্যান্থানাইড সিরিজ (Lanthanides)** এবং অ্যাক্টিনিয়াম, Ac(89) থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম, Lr (103) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে **অ্যাকটিনয়ডস (Actinoids) বা অ্যাকটিনাইড সিরিজ (Actinides)** বলা হয়।

এ দু'শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত ৩০টি মৌলকে বর্তমানে আধুনিকতম পর্যায় সারণির নিচে লেখা হয়েছে। f- ব্লকের মৌলগুলোর সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0,1,2}ns^2$ এখানে $n = 6,7$ হবে।

উল্লেখ্য ল্যান্থানাইড সিরিজের ১ম মৌল La(57) এর সর্বশেষ ইলেকট্রন $5d^1$ এ এবং অ্যাকটিনাইড সিরিজের প্রথম মৌল Ac(89) ও ২য় মৌল Th(90) এর সর্বশেষ ইলেকট্রন যথাক্রমে $6d^1$ ও $6d^2$ রূপে আছে। তারা ব্লক মৌল নয়। সুতরাং প্রকৃতপক্ষে f- ব্লক মৌলের সংখ্যা হলো ২৭টি। আবার যে সব মৌলের কোন সুস্থিত আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস f^1 হতে f^{13} হয় তাদেরকে অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল বলা হয়। তাদের একটি গ্রুপে 4f অরবিটাল অসম্পূর্ণ থাকে এবং তাদের অন্য গ্রুপে 5f অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে। এরূপ অন্তঃঅবস্থান্তর মৌলের উদাহরণ হলো বেরিয়াম $(_{58}Ce) = [Xe]4f^2 6s^2$। কারণ এর Ce^{3+} আয়নটিতে $4f^2$ ইলেকট্রন থাকে।

➲ **প্রশ্ন ০২: আধুনিক পর্যায় সূত্রটি বিবৃত কর:**

✍ **উত্তর:** মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি তাদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয়। আধুনিক পর্যায় সারণিতে পর্যায় এবং গ্রুপ সংখ্যা উল্লেখ কর।

➲ **প্রশ্ন ০৩: সোডিয়াম ধাতুকে কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয় কেন, ব্যাখ্যা কর।**

✍ উত্তর:: সোডিয়াম ধাতু অতীব সক্রিয় গ্রুপ-1 এর ধাতু। সোডিয়াম ধাতুকে বাতাসে ও পানিতে রাখা যায় না। কারণ বাতাসের সংস্পর্শে বাতাসের মধ্যস্থ অক্সিজেনের সাথে Na ধাতু বিক্রিয়া করে। সোডিয়াম অক্সাইড গঠন করে। পরে উৎপন্ন Na_2O বাতাসের CO_2 গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম কার্বনেটে পরিণত হয়।

$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$ $\qquad$ $Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$

আবার সোডিয়াম ধাতুকে পানিতেও রাখা যায় না। পানির সংস্পর্শে সোডিয়াম ধাতু পানির সাথে প্রবলভাবে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম হাইড্রক্সাইড ক্ষার ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এটি তাপোৎপাদী বিক্রিয়া হওয়ায় উৎপন্ন H_2 গ্যাসে আগুন ধরে যায়।

ফলে পানি উৎপন্ন হয়।

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 + \text{তাপ}$ $\qquad$ $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

তাই সোডিয়াম ধাতুকে নিষ্ক্রিয় তরল পদার্থ কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয়।

➲ **প্রশ্ন ০৪: s-ব্লক মৌল বলতে কী বুঝ? এদেও জারণ সংখ্যা +1 বা +2 বা স্থির কেন?**

✍ **উত্তরঃ s-ব্লক মৌল:** যে সকল মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে যায়, তাদেরকে s-ব্লক মৌল বলে। গ্রুপ-IA ও গ্রুপ-IIA এর মৌলসমূহ এবং He - s-ব্লক মৌল। পর্যায় সারণিতে মোট ১৪টি (৭+৬+১) s-ব্লক মৌল আছে। এদের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস : ns^1 এবং ns^2 ।

s-ব্লক মৌলের জারণ সংখ্যা +1 বা +2 বা স্থির হওয়ার কারণ : গ্রুপ-IA এবং গ্রুপ-IIA এর মৌলসমূহ s-ব্লক মৌল। এদের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস ns^1 এবং ns^2 । গ্রুপ-IA এর ক্ষেত্রে সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে একটি মাত্র ইলেকট্রন থাকায় এসব মৌল একযোজী এবং সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কম থাকায় ইলেকট্রনটি সহজেই বিচ্যুত হতে পারে। তাই এদের জারণ সংখ্যা +1 । আবার, গ্রুপ-IIA এর ক্ষেত্রে সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে দুইটি ইলেকট্রন থাকায় এসব মৌল দ্বিযোজী এবং সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কম থাকায় ইলেকট্রন দুটি সহজেই বিচ্যুত হতে পারে। তাই এদের জারণ সংখ্যা +2 ।

অতএব, s-ব্লক মৌলগুলোর যোজনী 1 ও 2 এবং জারণ সংখ্যা +1 ও +2 । অর্থাৎ যোজনী এবং জারণ সংখ্যা স্থির।

Zahid Sir

কতিপয় P ব্লক মৌলের বৈশিষ্ট্য

➲ **প্রশ্ন ০৫: NCl_5 এর অস্তিত্ব নেই কিন্তু PCl_5 এর অস্তিত্ব আছে - ব্যাখ্যা কর।**

✍ **উত্তরঃ NCl_5 এর অস্তিত্ব নেই কিন্তু PCl_5 এর অস্তিত্ব আছে:** এর মূল কারণ হল নাইট্রোজেন এবং ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস। এদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

$_7N \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন)

$_{15}P \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$ (তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন)

$_{17}Cl \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ (একটি বিজোড় ইলেকট্রন) ইলেকট্রন

নাইট্রোজেন এবং ফসফরাস উভয়ের যোজ্যতা স্তরে তিনটি করে বিজোড় ইলেকট্রন রয়েছে। তাই উভয়ের সাথে তিনটি করে ক্লোরিন পরমাণু অরবিটাল অধিক্রমন করে NCl_3 এবং PCl_3 গঠন করে।

কিন্তু উত্তেজিত অবস্থায় ফসফরাস পরমাণু তার 3s অরবিটাল হতে একটি ইলেকট্রন খালি 3d অরবিটাল স্থানান্তর করে।

$_{15}P^* \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^1$ (৫টি বিজোড় ইলেকট্রন)

এ অবস্থায় মোট বিজোড় ইলেকট্রন হচ্ছে ৫টি। এই ৫টি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে ৫টি ক্লোরিন পরমাণু অরবিটাল অধিক্রমণ করে PCl_5 গঠন করে। নাইট্রোজেনের ক্ষেত্রে 2d অরবিটাল নেই। তাই তার ক্ষেত্রে ইলেকট্রন বিন্যাসের এধরণের সমপ্রসারণ সম্ভব নয় এবং এটি NCl_5 গঠন করে না।

➲ প্রশ্ন ০৬: SF_4 ও SF_6 গঠিত হয়, কিন্তু OF_4 ও OF_6 এর অস্তিত্ব নেই— ব্যাখ্যা কর।

✍ উত্তরঃ O পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

$$_{(8)}O \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^{\,2} 2p_y^{\,1} 2p_Z^{\,1}$$

ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, অক্সিজেনের যোজ্যতা স্তরে দুইটি অযুগ্নধারী ইলেকট্রন বিদ্যমান। অক্সিজেন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে **d**– অরবিটালের অস্তিত্ব না থাকায় অক্সিজেন পরমাণুর পক্ষে যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন সম্প্রসারণ সম্ভব নয়। তাই অক্সিজেন OF_4 ও OF_6 গঠন করতে পারে না।

অপরপক্ষে সালফারের ইলেকট্রন বিন্যাস স্বাভাবিক অবস্থায় ও উত্তোজিত অবস্থায় নিম্নরূপ—

$$_{(16)}S \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^{\,2} 3p_y^{\,1} 3p_Z^{\,1}$$

$$_{(16)}S^{*} \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^{\,1} 3p_y^{\,1} 3p_Z^{\,1} 3d_{xy}^{\,1}$$

$$_{(16)}S^{**} \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p_x^{\,1} 3p_y^{\,1} 3p_Z^{\,1} 3d_{xy}^{\,1} 3d_{yz}^{\,1}$$

সালফারের যোজ্যতা স্তরে খালি **3d** অরবিটাল থাকায় উত্তেজিত অবস্থায় সালফার যথাক্রমে চারটি ও ছয়টি অযুগ্ম ইলেকট্রনধারী অরবিটাল সৃষ্টি করে এবং ফ্লোরিনের সাথে যুক্ত হয়ে SF_4 ও SF_6 গঠন করে। তাই SF_4 ও SF_6 গঠিত হয় কিন্তু OF_4 ও OF_6 গঠিত হয় না।

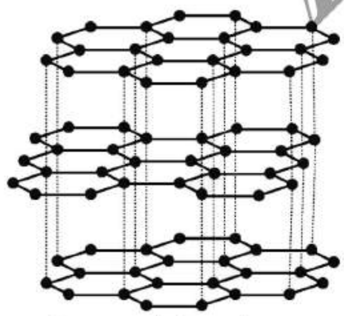
➲ প্রশ্ন ০৭: গ্রাফাইট বিদ্যুৎ পরিবাহী কিন্তু হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী কেন? ব্যাখ্যা কর।

✍ উত্তরঃ কার্বন এবং সিলিকনের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

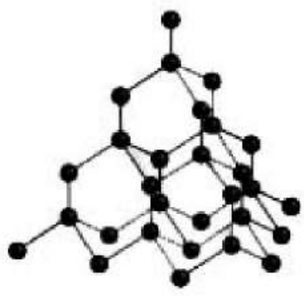
কার্বনের ইলেকট্রন বিন্যাস : $C\ (6) : 1s^2 2s^2 2p_x^{\,1} 2p_y^{\,1} 2p_z^{\,0}$

উত্তেজিত অবস্থায় ইলেকট্রন বিন্যাস : $C^{*}\ (6) : 1s^2 2s^1 2p_x^{\,1} 2p_y^{\,1} 2p_z^{\,1}$

গ্রাফাইটের গঠন: গ্রাফাইটে কার্বন পরমাণুসমূহ সমতলীয় স্তরাকারে অবস্থিত। প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে বন্ধন সৃষ্টি করে। আবার ছয়টি কার্বন পরমাণু একটি সুষম ষড়ভূজের সৃষ্টি করে। সুতরাং প্রতিটি স্তরে একটি ষড়ভূজী জালের সৃষ্টি হয়। কার্বন পরমাণুসমূহ এ জালের প্রতিটি কোণে অবস্থিত। এ স্তরসমূহের মধ্যে দূর্বল ভ্যান্ডারওয়াল্‌স আকর্ষণ শক্তি বিদ্যমান। স্তরসমূহের মধ্যে কোন রাসায়নিক বন্ধন না থাকায় এরা একে অন্যের উপর দিয়ে চলাচল করতে পারে। এ কারণে গ্রাফাইট নরম ও পিচ্ছিল। উল্লেখযোগ্য ব্যাপার হচ্ছে, প্রতিটি পরমাণুর চারটি যোজ্যতা ইলেকট্রনের মধ্যে তিনটি ইলেকট্রন তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত হয়। অপর ইলেকট্রনগুলো মোটামুটিভাবে মুক্ত থাকে। এ মুক্ত ইলেকট্রনগুলো গ্রাফাইটের মধ্যদিয়ে বিদ্যুৎ পরিবহন করে। ফলে গ্রাফাইট একমাত্র অধাতু যা বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।



চিত্র: গ্রাফাইটের গঠন



চিত্র: হীরকের গঠন

ডায়মন্ড বা হীরকের গঠন: হীরকের গঠনে কার্বনের চারটি যোজ্যতায় ব্যবহৃত হয়। প্রতিটি কার্বণ পরমাণু একটি সুষম চতুস্থলকের কোণে অবস্থিত থেকে এর চারদিকে চতুস্থলকে চারটি কোণে অবস্থিত অপর চারটি কার্বন পরমাণুর সাথে তাদের যোজ্যতা ইলেকট্রনের মাধ্যমে শক্তিশালী সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে। এভাবে অসংখ্য কার্বন পরমাণু পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে অতি বৃহৎ একটি অণু তৈরি করে। গলনে সমযোজী বন্ধন ছিন্ন করতে হয় বলে হীরকের গলনাঙ্ক খুবই বেশী। হীরকের প্রতিটি কার্বনের সকল যোজ্যতা ইলেকট্রন অপর চারটি কার্বনের সাথে বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত হয়, এ কারণে তাতে কোন মুক্ত ইলেকট্রন থাকেনা। অতএব হীরক বিদ্যুৎ পরিবহন করে না।

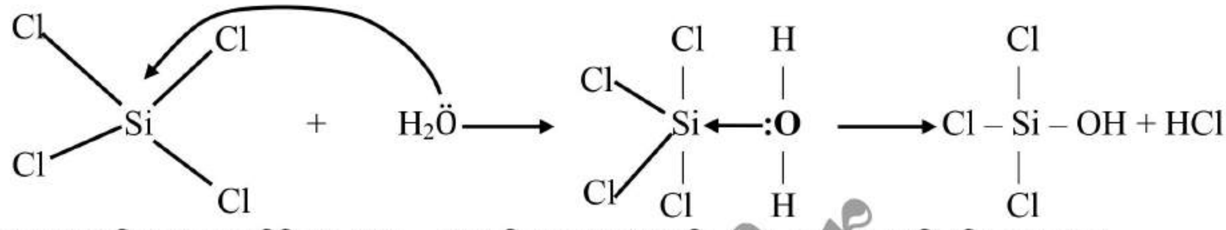
Zahid Sir

প্রশ্ন ০৮: CCl_4 আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়না, কিন্তু $SiCl_4$ আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়- ব্যাখ্যা কর।

উত্তরঃ কার্বন এবং সিলিকনের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

$$C(6) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$$
$$Si(14) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$$

ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায়, সিলিকন তৃতীয় পর্যায়ের মৌল। এর খালি d-অরবিটাল আছে।আর্দ্র বিশ্লেষণের প্রথম শর্ত হলো কেন্দ্রীয় পরমাণুর একটি ফাঁকা d- অরবিটাল থাকা প্রয়োজন। ঐ ফাঁকা -d অরবিটালের সাথে পানি অণুর O-পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল একটি সন্নিবেশ বন্ধন যেন করতে পারে।তাই $SiCl_4$ পানিতে দ্রবীভূত করলে পানির অণুর নিসংঙ্গ ইলেকট্রন যুগল সিলিকনের d-অরবিটালে সরবরাহ করে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টির মাধ্যমে অন্তবর্তী যৌগ বা মধ্যক সৃষ্টি করে। পরে এই মধ্যক হতে HCl অণু অপসারিত হয়।



এরূপে চার ধাপে পানির অণুর সাথে বিক্রিয়ায় $SiCl_4$ এর চারটি Cl পরমাণুর চারটি -OH মূলক দ্বারা প্রতিস্থাপিত হয়ে থাকে।

$$SiCl_4 + 4H_2O \longrightarrow Si(OH)_4 + 4HCl$$
$$CCl_4 + H_2O \rightarrow \text{কোনো বিক্রিয়া ঘটে না}$$

সিলিকন তৃতীয় পর্যায়ের মৌল। ফলে এর d-অরবিটাল রয়েছে এবং এর দ্বারা অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব। এজন্য এটি আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। কিন্তু কার্বন দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌল। এর d-অরবিটাল নেই। তাই এর দ্বারা অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব নয়। তাই এটি আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না।

প্রশ্ন ০৯: Al_2O_3 উভধর্মী ব্যাখ্যা কর।

Al_2O_3 উভধর্মী অক্সাইড। তাই এটি পৃথকভাবে অম্ল (HCl) ও গাঢ় ক্ষার (NaOH) দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া প্রতিক্ষেত্রে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।

$$Al_2O_3(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$$
$$Al_2O_3(s) + 2NaOH(aq) \rightarrow 2NaAlO_2(aq) + H_2O(l)$$

প্রশ্ন ১০: অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া কাকে বলে উদাহণ দাও ?

যে বিক্রিয়ায় কোনো মৌলের দুটি পরমাণুর একই সাথে জারণ ও বিজারণ সংগঠিত হয় তাকে অসামঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়া বলে।

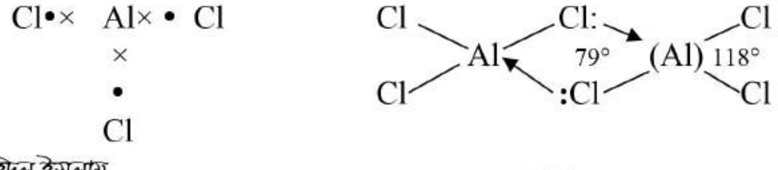
যেমন-পানির সাথে Cl_2 ধীরে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্লোরিক এসিড HCl(aq) ও ক্লোরিক (1) এসিড HOCl(aq) উৎপন্ন করে। এক্ষেত্রে ক্লোরিনের দুটি পরমাণুর মধ্যে একই সাথে জারণ ও বিজারণ হয়, এ বিক্রিয়াকে অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া (Disportionation) বলা হয়।

$$\overset{0}{Cl}_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2H\overset{-1}{Cl}(aq) + HO\overset{+1}{Cl}(aq)$$

উৎপন্ন HCl এর বেলায় Cl এর জারণ সংখ্যা -1 হওয়ায়, এক্ষেত্রে Cl পরমাণুর বিজারণ ঘটেছে এবং HOCl এর বেলায় Cl এর জারণ সংখ্যা +1 হওয়ায়, এক্ষেত্রে Cl পরমাণুর জারণ ঘটেছে। মৌলিক অবস্থায় Cl_2 এর জারণ সংখ্যা 0 (শূন্য)।

প্রশ্ন ১১: নিম্ন তাপমাত্রায় $AlCl_3$ ডাইমার বা Al_2Cl_6 গঠন করে ব্যাখ্যা করো?

$AlCl_3$ ও Al^{3+} এর চার্জ ঘনত্ব বেশি হওয়ার কারণে এর পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি ফলে যৌগটির মধ্যে সমযোজী বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়। এতে Al এর চারদিকে অষ্টক অপূর্ণ থাকে ফলে পাশাপাশি দুটি $AlCl_3$ সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে ডাইমার গঠন করে বা Al_2Cl_6 গঠন করে।



Zahid Sir

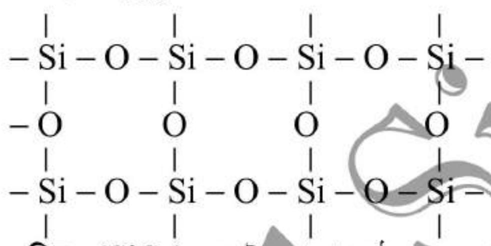
মনোমার ($AlCl_3$) ডাইমার (Al_2Cl_6)

উল্লেখ্য যে, বোরণ পরমাণুর আকার ছোট হওয়ায় এর চারিদিকে চারটি Cl পরমাণু অবস্থান করতে পারে না তাই BCl_3 ডাইমার গঠন করে না।

➲ প্রশ্ন ১২: CO_2 সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাস, কিন্তু SiO_2 কঠিন পদার্থ— ব্যাখ্যা কর।

✍ **উত্তরঃ** যে সমস্ত সমযোজী যৌগ বৃহদাকার পলিমার গঠন করে অর্থাৎ যাদের আণবিক ভর অত্যাধিক বেশি তাদের গলনাংক ও স্ফুটনাংক অত্যাধিক বেশি হয়। CO_2 ও SiO_2 উভয়ই সমযোজী যৌগ। CO_2 একটি অপোলার সমযোজী অণু বলে এর অনুসমূহের মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল বিদ্যমান এবং এর অণুসমূহ একক অণু হিসেবে বিরাজ করে।অর্থাৎ CO_2 একটি মনোমার, তাই এটি সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাসীয়।

অপরপক্ষে সিলিকন ডাই অক্সাইড সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বে ও সিলিকনের প্রতিটি পরমাণু অক্সিজেনের ৪টি পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে পলিমার অণু গঠন করে।অর্থাৎ SiO_2 একটি পলিমার এতে করে সিলিকন ডাই অক্সাইড এর আণবিক ভর অত্যাধিক পরিমাণ বেড়ে যায়। তাই এর গলনাংক ও স্ফুটনাংক অনেক বেশি। ফলে সাধারণ তাপমাত্রায় সিলিকন ডাই অক্সাইড কঠিন অবস্থায় বিরাজ করে। তাই এর সংকেত $(SiO_2)_n$ লিখা হয়।



চিত্র : $(SiO_2)_n$ এর দৈত্যাকার গঠন।

➲ প্রশ্ন ১৩: NH_3 ও PH_3 **এর মধ্যে** কোনটি বেশি ক্ষার এবং কেন?

NH_3 ও PH_3 **এর ক্ষারধর্মিতা:** অ্যামোনিয়া (NH_3) ও ফসফিন (PH_3) উভয় যৌগের অণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগ থাকায় উভয় যৌগ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা প্রোটনের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে অর্থাৎ প্রোটন গ্রহণ করে। তাই NH_3 ও PH_3 উভয়ই ক্ষারধর্মী।

$H_3N: \quad + \quad H^+ \quad \rightarrow \quad [H_3N \rightarrow H]^+$ বা NH_4^+ (অ্যামোনিয়াম আয়ন)

$H_3P: \quad + \quad H^+ \quad \rightarrow \quad [H_3P \rightarrow H]^+$ বা PH_4^+ (ফসফোনিয়াম আয়ন)

তবে PH_3 অপেক্ষা NH_3 অধিক ক্ষারধর্মী প্রদর্শন করে। এর দুটি কারণ রয়েছে।

(১) প্রথম কারণ হলো ফসফরাসের তড়িৎ ঋণাত্মকতা (2.1) এর চেয়ে নাইট্রোজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতা (3.0) বেশি: অধিক তড়িৎ ঋণাত্মকতার কারণে P - H এর বন্ধনের তুলনায় N - H এর বন্ধনের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব N পরমাণুর দিকে অধিক আকৃষ্ট হয়।

(২) দ্বিতীয় কারণ হলো ফসফরাসের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (0.11 nm) এর তুলনায় নাইট্রোজেনের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (0.075 nm) ছোট হওয়া। ফসফরাসের পরমাণুর তুলনায় N **পরমাণুর আকার ছোট হওয়ায় উক্ত বন্ধন ইলেকট্রন মেঘ ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন মেঘের নিট ঘনত্ব N পরমাণুতে তুলনামূলকভাবে বেশি থাকে।** ফলে PH_3 এর P পরমাণুর তুলনায় NH_3 এর N পরমাণু কর্তৃক প্রোটন গ্রহণ বা ইলেকট্রন প্রদান ক্ষমতা বেশি হয়। তাই ফসফিনের চেয়ে অ্যামোনিয়া তীব্রতর ক্ষার।

🕮 d-ব্লক মৌল🕮

➲ প্রশ্ন ১৪: অবস্থান্তর মৌল মৌল বলতে কী বুঝ?

✍ **উত্তরঃ অবস্থান্তর মৌল:** যে সব d-ব্লক মৌলের যে কোন **সুস্থিত আয়নের** d অরবিটাল আংশিকভাবে ইলেকট্রন দ্বারা প র্ণ থাকে (d^{1-9}) তাদের অবস্থান্তর মৌল বলে।

বা যে সব d-ব্লক_মৌল অন্তত এমন একটি আয়ন গঠন করে, যার ইলেকট্রন বিন্যাস d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ (d^{1-9}) থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয়। যেমন আয়রন d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল। কারণ, আয়রন এবং আয়রনের সুস্থিত আয়রনের ইলেকট্রন বিন্যাস:

Zahid Sir

$_{(26)}Fe \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
$Fe^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
$Fe^{3+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

➲ প্রশ্ন ১৫: Zn ও Sc d-ব্লক মৌল হওয়া সত্ত্বেও অবস্থান্তর মৌল নয় কেন?

উত্তরঃ অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা থেকে আমরা পাই, যে সকল d ব্লক মৌলের যে কোন সুস্থিত আয়নের d অরবিটাল আংশিকভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ন থাকে তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয়।

Sc ধাতু ইলেকট্রন বর্জনের মাধ্যমে নিম্নরূপে সুস্থিত (Sc^{3+}) স্ক্যান্ডিয়াম আয়ন উৎপন্ন করে। উক্ত আয়নে d অরবিটালে কোন ইলেকট্রন থাকে না বিধায় একে অবস্থান্তর মৌল বলা যায় না।

$_{(21)}Sc \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
$_{(21)}Sc^{3+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^0$

অপরপক্ষে, Zn ধাতু ইলেকট্রন বর্জনের মাধ্যমে নিম্নরূপে জিঙ্কের সুস্থিত আয়ন উৎপন্ন করে। উক্ত আয়নে d অরবিটাল আংশিকভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ন না হয়ে সম্পূর্ণরূপে ($3d^{10}$) পূর্ণ থাকে। তাই Zn ধাতু ও Sc ধাতু d ব্লক মৌল হওয়া সত্ত্বের অবস্থান্তর মৌল নয়।

$_{(30)}Zn \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
$*Zn^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$

➲ প্রশ্ন ১৬: কিলেটস যৌগ কি?

উত্তরঃ কিলেটস যৌগ: একই লিগ্যান্ডের দুই প্রান্তের দুই পরমাণু দ্বারা কেন্দ্রীয় পরমাণুর সাথে দুটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করাকে কাঁকড়ার কামড় এর সাথে তুলনা করা হয়। উৎপন্ন যৌগকে কিলেটস যৌগ বলা হয়।

যেমন-

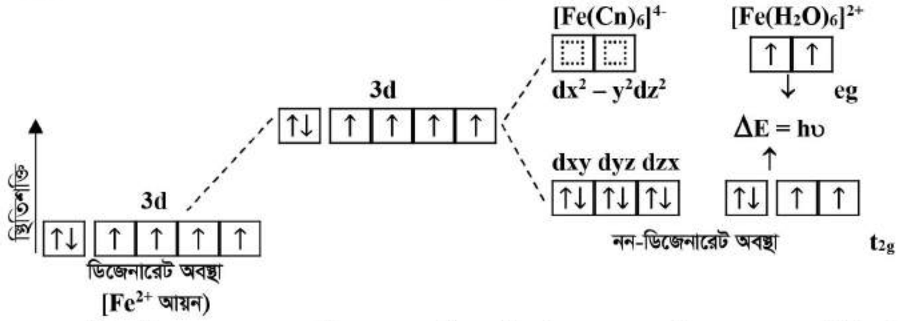
M^{n+} আয়নের সাথে ইথেন- ১,২ ডাই অ্যামিন দ্বারা সৃষ্টি জটিল কিলেটস আয়ন।

➲ প্রশ্ন ১৭: অবস্থান্তর ধাতুসমূহ রঙ্গীন আয়ন বা যৌগ গঠন করে, ব্যাখ্যা কর।

উত্তরঃ অবস্থান্তর ধাতু ও এদের আয়ন অপূর্ণ d-অরবিটাল থাকে বলে এরা রঙিন যৌগ গঠন করে। অবস্থান্তর ধাতুর মুক্ত একক পরমাণুতে পাঁচটি d-অরবিটাল সম শক্তিসম্পন্ন থাকে, একে ডিজেনারেট অবস্থা বলে। কিন্তু যৌগ গঠন কালে লিগ্যান্ডের অরবিটালের সাথে ধাতুর d-অরবিটালের অধিক্রমনের কারণে d-অরবিটালের মাধ্যে শক্তির সামান্য উর্ধ্বমূখী ও নিম্নমূখী পার্থক্য ঘটে। নিম্নশক্তির d_{xy}, d_{yz} ও d_{zx} **অরবিটালত্রয়কে t_{2g} শক্তির অরবিটাল সেট এবং উচ্চ শক্তির $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2} অরবিটালদ্বয়কে e_g শক্তির অরবিটাল সেট বলে।** একে ননডিজেনারেট অবস্থা বলে। ফলে পাঁচটি d-অরবিটাল সামান্য পৃথক শক্তি সম্পন্ন (ΔE) হয়ে দুটো

Zahid Sir

পৃথক শক্তিস্তরে বিন্যস্ত হয়ে পড়ে। (**লিগ্যান্ডের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের পাঁচটি d- অরবিটালের মধ্যে শক্তির সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী বিভক্তিকরণকে ক্রিস্টাল ফিল্ড ফলাফল (CFE) বলে**)

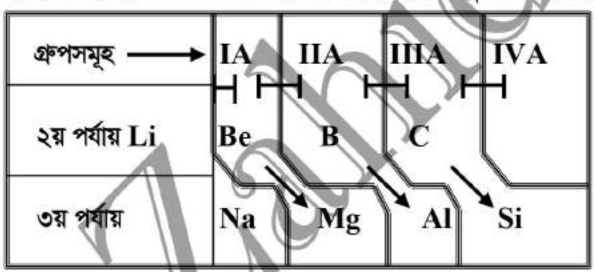


তখন দুটি শক্তিস্তরের মধ্যে শক্তির যে পার্থক্য (ΔE) হয় তা যদি দৃশ্যমান বর্ণালীর নির্দিষ্ট তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের সাথে সঙ্গতিপূর্ণ হয়, তবে d-ইলেকট্রন দৃশ্যমান অঞ্চলের ঐ আলো শোষণ করে নিম্নশক্তির d-অরবিটাল থেকে উচ্চ শক্তির d-অরবিটাল স্থানান্তরিত হয়। দৃশ্যমান আলোর অবশিষ্ট অংশ বিভিন্ন তরঙ্গ দৈর্ঘ্য আকারে নির্গত হয়ে আমাদের চোখে বিভিন্ন বর্ণরূপে প্রতিফলিত হয়। এতে করে প্রতিফলিত আলোর তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের বিশেষ বর্ণ ঐ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়নের বর্ণ হয়। এক্ষেত্রে আয়নের বর্ণ আয়ন দ্বারা শোষিত বর্ণের সম্পূরক হয়।

➲ প্রশ্ন ১৮: মৌলের কর্ণ সম্পর্ক কি?

✍ উত্তরঃ পর্যায় সারণির দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত বিভিন্ন গ্রুপের মৌলসমূহের ধর্ম একই গ্রুপভুক্ত মৌলের চেয়ে পরবর্তী তৃতীয় পর্যায়ের ডানদিকের মৌলের সাথে অর্থাৎ কোনাকুনিভাবে অবস্থিত মৌলের ধর্মের সাথে বেশ মিল দেখা যায়। এ দুটি পর্যায়ের কোনাকুনি অবস্থানের দুটি মৌলের ধর্মের সাদৃশ্যকে মৌলের কর্ণ সম্পর্ক বলে।

উদাহরণ: দ্বিতীয় পর্যায়ের গ্রুপ-IA এর মৌল Li এর সাথে তৃতীয় পর্যায়ের গ্রুপ-IIA এর মৌল Mg-এর ধর্মে যথেষ্ট সাদৃশ্য দেখা যায়। অনুরূপভাবে Be-এর সাথে Al এর এবং B-এর সাথে Si-এর ধর্মে বেশ সাদৃশ্য রয়েছে। কোনাকুনি অবস্থানের দুটি মৌলের ধর্মের সাদৃশ্যকে মৌলের কর্ণ সম্পর্ক বলে। এদেরকে নিম্নরূপে দেখানো হয়।



Zahid Sir

➲ প্রশ্ন ১৯: মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম কী?

✍ উত্তরঃ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম: মৌলের যে সব ধর্ম (ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম) তাদের পারমাণবিক সংখ্যা পরিবর্তনের সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয় তাকে পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে। মৌলসমূহের পর্যায়বৃত্ত বা পর্যায়ভিত্তিক ধর্মের মূলকারণ হল মৌলসমূহের

ইলেকট্রন বিন্যাসের একটি নির্দিষ্ট ব্যবধানে পুনরা বৃত্তি ঘটা। পর্যায়বৃত্ত ধর্মের মধ্যে বিশেষভাবে উল্লেখযোগ্য হচ্ছে- (১) পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়নিক ব্যাসার্ধ (২) আয়নীকরণ শক্তি (৩) ইলেকট্রন আসক্তি (৪) তড়িৎ ঋণাত্মকতা (৫) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (৬) মৌলের যোজনী ও জারণ সংখ্যা ইত্যাদি।

➲ প্রশ্ন ২০: আয়নিকরণ শক্তি বলতে কী বুঝ?

✍ **উত্তরঃ আয়নিকরণ শক্তি:** গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে একে গ্যাসীয় বিচ্ছিন্ন এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়, তাকে সেই মৌলের আয়নীকরণ বিভব বা আয়নীকরণ শক্তি বা আয়নীকরণ পটেনশিয়াল বলা হয়।

প্রকৃতপক্ষে এক মোল চার্জ নিরপেক্ষ পরমাণু থেকে একক ধনাত্মক চার্জবিশিষ্ট এক মোল আয়ন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তিকে প্রথম আয়নীকরণ বিভব বা প্রথম আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। আয়নীকরণ বিভব তাপহারী ।যেমন-

$$Ki(g) \rightarrow K^{+}(g) + e^{-} \qquad E_1 = +419 kJmol^{-1}$$

$$Mg(g) \rightarrow Mg^{+}(g) + e^{-}; \qquad E_1 = +738 kJmol^{-1}$$

1 mole 1 mole 1 mole

এক মোল একক চার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন থেকে এক মোল দুই চার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তিকে দ্বিতীয় আয়নীকরণ বিভব বলা হয়। যেমন,

$$Mg^{+}(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + e^{-}; \qquad E_2 = +1450 kJmol^{-1}$$

শুধু আয়নীকরণ শক্তি বললে প্রথম আয়নীকরণ শক্তি বোঝায়। আয়নীকরণ শক্তিকে I.P. দ্বারা চিহ্নিত করা হয় এবং কিলোজুল (kJ) এককে প্রকাশ করা হয়।

➲ প্রশ্ন ২১: B এর ১ম আয়নিকরণ বিভব Be এর চেয়ে কম কেন?/ Al এর ১ম আয়নিকরণ বিভব Mg এর চেয়ে কম কেন?

উত্তরঃ বোরনের ১ম আয়নিকরণ বিভব বেরিলিয়ামের চেয়ে কম:

বোরন ও বেরিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নীকরণ বিভব নিম্নরূপ:

$$_{(5)}B \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^o 2p_z^o \qquad I.P. = 800 kJmol^{-1}$$

$$_{(4)}Be \rightarrow 1s^2 2s^2 \qquad I.P. = 900 kJmol^{-1}$$

সাধারণত পরমাণুর পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালসমূহ অধিকতর স্থিতিশীল হয়ে থাকে। বোরন এবং বেরোলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায় বেরিলিয়াম এর ইলেকট্রন বিন্যাস যথেষ্ট স্থিতিশীল। বোরনের ক্ষেত্রে $2p_x^1$ ইলেকট্রনটি সরাতে কিছুটা কম শক্তির প্রয়োজন হয়। কেননা, তা দ্বারা $1s^2 2s^2$ ইলেকট্রনের অধিকতর স্থিতিশীল বিন্যাস অর্জিত হয়। অপরদিকে বেরিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস $_{(4)}Be = 1s^2 2s^2$ হওয়ার তা অধিকতর স্থিতিশীল এবং এটি থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করলে যুগলবদ্ধ $2s^2$ ইলেকট্রন বিন্যাস ভাঙতে হয়। এ কারণে বেরিলিয়ামের প্রথম আয়নীকরণ শক্তি স্বাভাবিক অপেক্ষা বেশি।

Al এর ১ম আয়নিকরণ বিভব Mg এর চেয়ে কম: নিজে কর।

➲ প্রশ্ন ২২: N এর ১ম আয়নিকরণ বিভব O এর চেয়ে বেশি কেন?/ P এর ১ম আয়নিকরণ বিভব S এর চেয়ে বেশি কেন?

✍ **উত্তরঃ নাইট্রোজেনের ১ম আয়নিকরণ বিভব অক্সিজেনের চেয়ে বেশি:**

অক্সিজেন ও নাইট্রোজেন ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নীকরণ বিভব:

$$_{(8)}O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \qquad I.P. = 1314 kJmol^{-1}$$

$$_{(7)}N \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4 \qquad I.P. = 1403 kJmol^{-1}$$

সাধারণত পরমাণুর পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালসমূহ অধিকতর স্থিতিশীল হয়ে থাকে। নাইট্রোজেন এবং অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায় নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস যথেষ্ট স্থিতিশীল। অক্সিজেন থেকে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় $1s^2 2s^2 2p_x^1 2P_y^1 2P_z^1$ । একক ধনাত্মক চার্জযুক্ত অক্সিজেন O^+ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে অর্ধপূর্ণ 2p-অরবিটালসমূহ থাকায় তা তুলনামূলকভাবে অধিকতর স্থিতিশীল। ফলে অক্সিজেন- এর দ্বিতীয় আয়নীকরণ বিভব

তুলনামূলকভাবে স্থিতিশীল। এটি থেকে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে এ স্থিতিশীলতা ভঙ্গ হয়। ফলে নাইট্রোজেনের অপেক্ষা অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা বেশি হলেও নাইট্রোজেনের প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেনের প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি।

➲ প্রশ্ন ২৩: সাধারণ অবস্থায় Na^+ গঠিত হলেও Na^{2+} গঠিত হয় না কেন?

✍ উত্তরঃ সাধারণ অবস্থায় Na^+ গঠিত হলেও Na^{2+} গঠিত হয় না:

Na এর ১ম ও ২য় আয়নীকরণ শক্তি:

$${}_{11}Na(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) \longrightarrow Na^+(1s^2 2s^2 2p^6) + e^-;\ \Delta H_1 = +496\, kJmol^{-1}$$

$$Na^+(1s^2 2s^2 2p^6) \longrightarrow Na^{2+}(1s^2 2s^2 2p^5) + e^-;\ \Delta H_2 = +4564\, kJmol^{-1}$$

Na এর সর্ববহিস্থ: শক্তিস্তরে একটি মাত্র ইলেকট্রন রয়েছে। এই ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কম বলে Na সহজেই ইলেকট্রনটি ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস Na^+ গঠন করে। কিন্তু Na^+ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের অনুরূপ হওয়ায় এই স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস ভেঙ্গে একে Na^{2+} এ পরিণত করতে প্রচুর শক্তির ($+4564\ kJ\ mol^{-1}$) প্রয়োজন হয়। যা সাধারণত রাসায়নিক বিক্রিয়া হতে পাওয়া যায় না। তাই, সাধারণ অবস্থায় Na^+ গঠিত হলেও Na^{2+} গঠিত হয় না।

➲ প্রশ্ন ২৪: ইলেকট্রন আসক্তি বলতে কী বুঝ? পর্যায় এবং শ্রেণীতে ইলেকট্রন আসক্তি কীভাবে পরিবর্তিত হয়?

✍ উত্তরঃ ইলেকট্রন আসক্তি: গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু প্রত্যেকে একটি করে এক মোল ইলেকট্রনের সাথে যুক্ত হয়ে গ্যাসীয় বিচ্ছিন্ন এক মোল একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টি করতে যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয়, তাকে সেই মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলা হয়। যেমন-

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \quad \Delta H = -348\ kJmol^{-1}$$

পর্যায় সারণিতে একই পর্যায়ে ইলেকট্রন আসক্তি: পর্যায় সারণিতে একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানে গেলে পরমাণুর নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন এবং বহিস্থস্তরে একটি করে ইলেকট্রন বৃদ্ধি পায়। কিন্তু কোন শক্তিস্তর বৃদ্ধি পায় না। ফলে পরমাণুর আকার ক্রমশ হ্রাস পায়। তখন আগমনকারী ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের অধিকতর নিকটে আসে এবং অধিক শক্তি নির্গত হয়। অবশ্য পর্যায় সারণিতে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের বেলায় এটা সত্য নয়। নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাসে অষ্টক পূর্ণ থাকে। তাই নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ইলেকট্রন আসক্তির পরিমাণ প্রায় শূন্য হয়।

যেমন- একই পর্যায়ে: $Li < Be < B < C < N < O < F$

পর্যায় সারণিতে একই শ্রেণিতে ইলেকট্রন আসক্তি: পর্যায় সারণিতে একই গ্রুপে যতই উপর থেকে নিচের দিকে যাওয়া যায়, মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ততই কমে। কেননা একই গ্রুপে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রনের স্তর সংখ্যা বাড়তে থাকে; অর্থাৎ পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায়। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ক্রমশ কম হয়। ফলে পরমাণুতে ইলেকট্রন যুক্ত করে ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টি করতে কম শক্তি নির্গত হয়। এ নিয়মানুসারে হ্যালোজেন মৌলসমূহের ফ্লোরিন মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি সবচেয়ে বেশি হওয়া উচিত।

কিন্তু তাদের ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম হল $Cl > F > Br > I$।

➲ প্রশ্ন ২৫: ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম কেন?

✍ উত্তরঃ ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম:

$$F(g)\ (1s^2 2s^2 2p^5) + e^- \longrightarrow F^-(g)\ (1s^2 2s^2 2p^6)\ \ \Delta H = -333\ kJmol^{-1}$$

$$Cl(g)\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5) + e^- \longrightarrow Cl^-(g)\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)\ \Delta H = -348\ kJmol^{-1}$$

আমরা জানি, একই শ্রেণীতে উপর থেকে নিচের দিকে গেলে ইলেকট্রন আসক্তির মান হ্রাস পায়। যেহেতু ক্লোরিনের অবস্থান ফ্লোরিনের নীচে তাই ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি বেশী হওয়ার কথা কিন্তু, ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম। এর কারণ ফ্লোরিন পরমাণুর ক্ষুদ্র আকার। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্বশেষ শক্তিস্তর হল দ্বিতীয় শক্তিস্তর। তৃতীয় শক্তিস্তরের তুলনায় **দ্বিতীয় শক্তিস্তরের আকার ছোট হওয়ায় এবং ক্ষুদ্র পরিসরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় তাতে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি**। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি দ্বিতীয় শক্তিস্তরের ইলেকট্রনসমূহের বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় সামগ্রিকভাবে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়।

অপরদিকে ক্লোরিনের তৃতীয় শক্তিস্তর বড় হওয়ায় যোজ্যতা স্তরের সাতটি ইলেকট্রন সহজে স্থান করে নেয়। **ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব হ্রাস পাওয়ায় ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণ কম হয়। এতে আগমনকারী ইলেকট্রন সহজে যোজ্যতাস্তরে প্রবেশ করতে পারে**। ফলে ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান ফ্লোরিনের চেয়ে বেশি হয়।

➲ প্রশ্ন ২৬: মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলতে কী বুঝ? পর্যায় সারণিতে এটি কীভাবে পরিবর্তিত হয়?

✍ **উত্তরঃ মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা:** সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে কোন পরমাণু তার নিজের দিকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে সে পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে। যেমন- হাইড্রোজেন ক্লোরাইড অণুতে বন্ধনকৃত ইলেকট্রনকে হাইড্রোজেন পরমাণু অপেক্ষা ক্লোরিন পরমাণু নিজের দিকে অধিক আকর্ষণ করে। অর্থাৎ Cl পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা H পরমাণু অপেক্ষা বেশি।

পর্যায় সারণিতে একই পর্যায়ে তড়িৎ ঋণাত্মকতা: একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে কোন নতুন ইলেকট্রন শক্তিস্তর বৃদ্ধি পায় না; কিন্তু নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধি পায়। ফলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ, একই পর্যায়ে বাম হতে ডানে গেলে তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান বৃদ্ধি পায়। যেমন- একই পর্যায়ে: $Li(1.0) < Be(1.5) < B(2.0) < C(2.5) < N(3.0) < O(3.5) < F(4.0)$

পর্যায় সারণিতে একই শ্রেণীতে তড়িৎ ঋণাত্মকতা: একই শ্রেণীতে উপর থেকে নিচে গেলে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে ইলেকট্রন শক্তিস্তর বৃদ্ধি পায়। নিউক্লিয়াস থেকে সর্বশেষ শক্তিস্তরের দূলত্ব বৃদ্ধি পায়। ফলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায়। অর্থাৎ, একই শ্রেণীতে উপর হতে নিচে গেলে তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হ্রাস পায়। যেমন- $F(4.0) > Cl(3.0) > Br\ (2.8) > I(2.5)$

➲ প্রশ্ন ২৭: ফ্লোরিন সর্বাপেক্ষা তড়িৎ ঋণাত্মক কেন?

✍ **উত্তরঃ ফ্লোরিন সর্বাপেক্ষা তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল:** সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে কোন পরমাণু তার নিজের দিকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে সে পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে।

আমরা জানি, একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে বাম থেকে ডানে গেলে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়। আবার, একই শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে উপর হতে নিচে গেলে তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হ্রাস পায় এবং নিচ হতে উপরের দিকে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়।

ফ্লোরিন ২য় পর্যায়ের সর্বশেষ ডানে এবং গ্রুপভিত্তিক গ্রুপ-VIIA এর সবচেয়ে উপর স্থান প্রাপ্ত ক্ষুদ্রাকার পরমাণু হওয়ায় সমযোজী যৌগ অণুতে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর এর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সবচেয়ে বেশি হয়। অর্থাৎ এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা অন্যান্য সকল মৌলের চেয়ে বেশি হয় এবং পলিং স্কেল মতে তা 4.0।

➲ প্রশ্ন ২৮: রাসায়নিক বন্ধন কি?

✍ **উত্তরঃ রাসায়নিক বন্ধন:** যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে একটি পরমাণু অপর পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তাকে রাসায়নিক বন্ধন বলে।

➲প্রশ্ন ২৯: আয়নিক বা তড়িৎযোজী বন্ধন কী? এটি কিভাবে সৃষ্টি হয় তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

✍ **উত্তরঃ** রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অণু গঠনকালে এক পরমাণুর বহিস্তর থেকে অপর পরমাণুর বহিস্তরে এক বা একাধিক ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয়ে যথাক্রমে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টির মাধ্যমে উভয় পরমাণুর মধ্যে সৃষ্ট স্থির বিদ্যুৎ আকর্ষণ শক্তি দ্বারা যে বন্ধন গঠিত হয় তাকে তড়িৎযোজী বা আয়নিক বন্ধন বলে। আয়নিক বন্ধন দ্বারা গঠিত যৌগকে তড়িৎযোজী বা আয়নিক যৌগ বলা হয়।

উদাহরণ: সোডিয়াম ও ক্লোরিন পরমাণুর সমন্বয়ে সোডিয়াম ক্লোরাইড **(NaCl)** এর গঠন বিবেচনা করা যায়। সোডিয়াম পরমাণুতে ১১ টি ইলেকট্রন এবং ক্লোরিন পরমাণুতে ১৭ টি ইলেকট্রন থেকে। এ পরমাণুদ্বয়ের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

$$_{(11)}Na \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$$_{(17)}Cl \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

সোডিয়াম ও ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, সোডিয়াম পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ স্তরে একটি মাত্র ইলেকট্রন $(3s^1)$ আছে এবং ক্লোরিন পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ স্তরে সাতটি ইলেকট্রন $(3s^2 3p^5)$ আছে। তাদের মধ্যে যৌগ গঠনের সময় সোডিয়াম পরমাণু তার সর্ববহিঃস্থ স্তরের ইলেকট্রনটি ত্যাগ করে Na^+ আয়নে এবং ক্লোরিন পরমাণু তা গ্রহণ করে Cl^- আয়নে পরিণত হয়। ফলে সোডিয়াম পরমাণু তার নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌল নিয়ন এর মত এবং ক্লোরিন পরমানু তার নিকটতম মৌল আর্গন এর মত অধিকতর স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে।

$$Na - e \rightarrow Na^+ (1s^2 2s^2 2p^6)$$

$$Cl + e \rightarrow Cl^- (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$$

এরূপে উৎপন্ন বিপরীত ধর্মী ধনাত্মক সোডিয়াম আয়ন (Na^+) ও ঋণাত্মক ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা পরস্পরের সাথে সংযুক্ত হয়ে সোডিয়াম ক্লোরাইড অণু **(NaCl)** গঠন করে

Zahid Sir

➲ প্রশ্ন ৩০ঃ সমযোজী বন্ধন কী? এটি কীভাবে গঠিত হয়? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

✍ **উত্তরঃ** অণু গঠনের সময় দুটি পরমাণু তাদের সর্ববহিস্থ স্তরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের উদ্দেশ্যে যদি সমান সংখ্যক ইলেকট্রন সরবরাহ করে এক বা একাধিক ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে এবং উভয় পরমাণু ঐ ইলেকট্রন জোড় সমানভাবে শেয়ার করে পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে যে রাসায়নিক বন্ধন গঠিত হয় তাকে সমযোজী বন্ধন বলে। সমযোজী বন্ধন দ্বারা গঠিত যৌগকে সমযোজী যৌগ বলে।

সমযোজী বন্ধন নিম্নোক্ত ৩ ভাগে গঠিত হতে পারে–

১. অষ্টক পূরণের মাধ্যমে। যেমন – CH_4, CCl_4 ইত্যাদি।

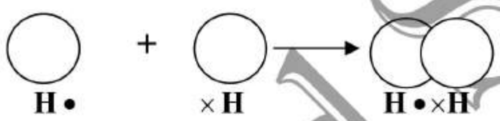
২. অসম্পূর্ণ অকটেটঃ $BeCl_2, BeCl_3$ ইত্যাদি।

৩. অকটেট সম্প্রসারণের মাধ্যমে। PCl_5, SF_6, SO_3 ইত্যাদি।

সমযোজী বন্ধন গঠনে দুই এর নিয়ম:

এ নিয়ম মতে কোনো অধাতব পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে অযুগ্ম e^- যুক্ত অরবিটাল যুগ্ম হতে চায়। এক্ষেত্রে যতটি e^- প্রয়োজন হবে এর সমযোজ্যতা তত হবে।

উদাহরণ: হাইড্রোজেন অণুর গঠন: হাইড্রোজেন পরমাণুর বহিস্তরে একটি ইলেকট্রন ($1s^1$) আছে। এর বাহিরের স্তরকে নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়াম ($1s^2$) এর মত স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য আরও একটি ইলেকট্রনের প্রয়োজন হয়। কাজেই একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর একটি ইলেকট্রন অন্য একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রনের সাথে ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়ামের মত ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের মাধ্যমে হাইড্রোজেন অণু গঠন করে।



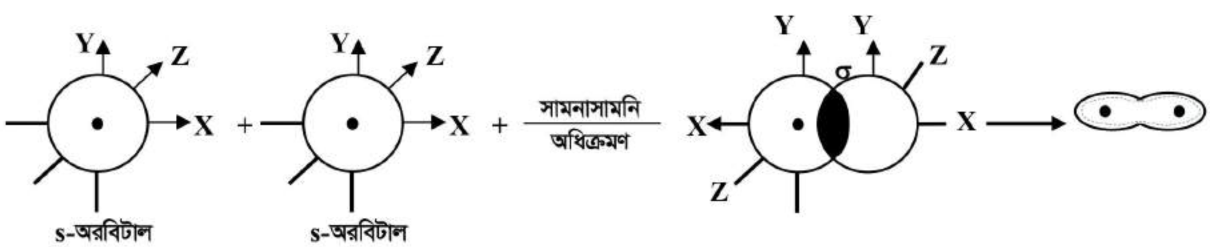
চিত্রঃ হাইড্রোজেন অণু গঠন

➲ প্রশ্ন ৩১: সিগমা বন্ধন ও পাই বন্ধন বলতে কী বোঝায়? উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

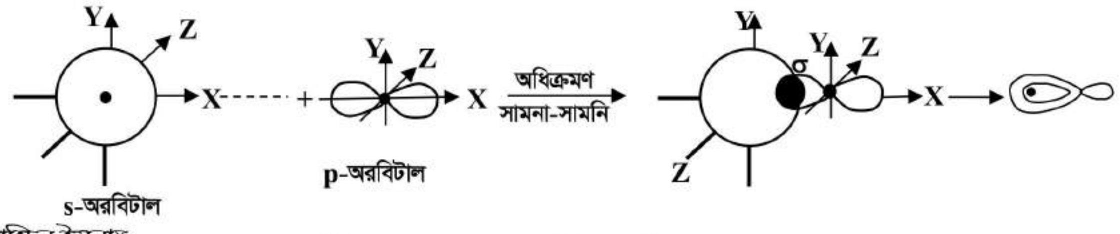
✍ **উত্তরঃ সিগমা বন্ধন:** অণু গঠনে দুটি পরমাণুর একই অক্ষে অবস্থিত দুটি অরবিটালের প্রান্তিক বা সামনাসামনি অধিক্রমণের ফলে যে বন্ধন সৃষ্টি হয় তাকে সিগমা বন্ধন বলে।

যেমন: দুটি পরমাণুর পরস্পরের s-অরবিটাল, দুটি p-অরবিটাল বা একটি পরমাণুর s-অরবিটালের সঙ্গে অপর পরমাণুর p-অরবিটালের প্রান্তিক বা সামনাসামনি অধিক্রমণের ফলে সিগমা বন্ধন সৃষ্টি হয়। এ ছাড়া বিভিন্ন ধরনের সংকর অরবিটাল (σ) বন্ধন সৃষ্টিতে অংশগ্রহণ করে থাকে।

উদাহরণ: দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর বর্তুলাকার **1s** অরবিটাল পরস্পর প্রান্তিকভাবে অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন সৃষ্টি করে এবং H_2 অণু গঠন করে।



চিত্রঃ হাইড্রোজেন অণু গঠন



Zahid Sir

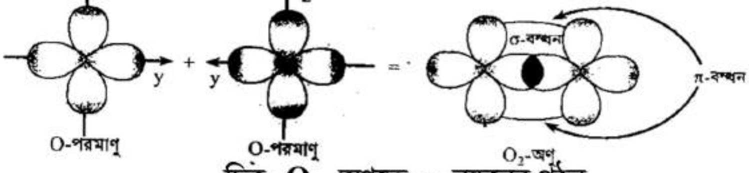
উপরের চিত্রে HCl অণু গঠনে $s-p$ সিগমা (σ) বন্ধন ও Cl_2 অণু গঠনে $P-P$ সিগমা (σ) বন্ধন থাকে। উল্লেখ্য বিশুদ্ধ S ও P অরবিটাল সিগমা (σ) বন্ধন গঠন করে। এ ছাড়া বিভিন্ন ধরনের সংকর অরবিটাল (σ) বন্ধন সৃষ্টিতে অংশগ্রহণ করে থাকে।

বৈশিষ্ট্য:

১. অধিক্রমণের এলাকায় মেঘের ঘনত্ব বেশি থাকে।
২. এ বন্ধন অধিক স্থায়ী এবং দৃঢ় হয়।
৩. সংকর অরবিটাল ও বিশুদ্ধ পারমানবিক অরবিটাল বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে।
৪. এ বন্ধন নির্দিষ্ট দিকে প্রসারিত থাকে।

পাই বন্ধন: অণু গঠনের সময় দুটি পরমাণুর একই অক্ষে অবস্থিত দুটি অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে যে বন্ধন গঠিত হয় তাকে পাই (π) বন্ধন বলে। দুটি p-অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে π বন্ধন গঠিত হয়। পাই (π) বন্ধন সাধারণত সিগমা (σ) বন্ধন থেকে দুর্বল হয়।

উদাহরণ: দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকের বহিঃস্থ স্তরের দুটি অর্ধপূর্ণ অরবিটাল $2p_y$ ও $2p_z$ আছে। তার মধ্যে একটি করে সামনা সামনি অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন গঠন করে। অবশিষ্ট একটি করে অরবিটাল খাড়াভাবে থেকে যায়। এ দুটি P-অরবিটাল পরস্পর পাশাপাশি অধিক্রমণ করে। ফলে একটি সিগমা বন্ধনের পাশাপাশি একটি পাই (π) বন্ধন গঠিত হয়।



চিত্র: O_2-অণুতে π বন্ধনের গঠন

বৈশিষ্ট্য:

১. এখানে অধিক্রমণের পরিমাণ কম হয় বলে নিউক্লিয়াসের মাঝখানে e^- ঘনত্বের পরিমাণ কম থাকে। তাই π বন্ধন σ অপেক্ষা দুর্বল হয়।
২. সংকর অরবিটাল এবং S অরবিটাল ছাড়া অন্য সব অরবিটালে π বন্ধন ঘটে।
৩. এর কোনো দিক নির্দেশক ধর্ম নেই।

দুইটি পরমাণুর মধ্যে একাধিক বন্ধন থাকলে একটি (σ) অন্যগুলো π বন্ধন।

➲ প্রশ্ন ৩২: π বন্ধন σ বন্ধন অপেক্ষা দুর্বল কেন?

✍ **উত্তর:** দুটি অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমনের মাধ্যমে σ বন্ধন গঠিত হয়। অন্যদিকে সমান্তরাল p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমনের মাধ্যমে পাই বন্ধন গঠিত হয়। পাশাপাশি অধিক্রমনে সামনাসামনি অধিক্রমনের চেয়ে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কম থাকে। তাই π বন্ধন σ বন্ধনের চেয়ে দুর্বল।

➲ প্রশ্ন ৩৩: দেখাও যে, NH_4Cl এ 3 প্রকার বন্ধন বিদ্যমান।

✍ **উত্তর:** NH_4Cl যৌগটিতে 3 প্রকার বন্ধন বিদ্যমান।

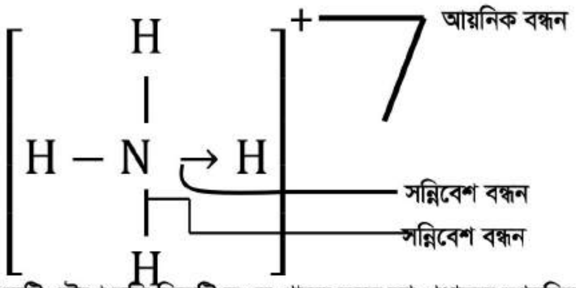
১. **সমযোজী বন্ধনঃ** $N-1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

N পরমাণুর ৩টি অযুগ্ম e^- যুক্ত অরবিটাল ৩টি H পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে ৩টি $N-H$ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে NH_3 অণু গঠন করে।

২. **সন্নিবেশ বন্ধন:** NH_3 অণুর N পরমাণুতে 1 জোড় নিঃসঙ্গ e^- আছে। এ e^- যুগল H^+ আয়নকে দান করার মাধ্যমে সন্নিবেশ বন্ধন তৈরি করে। এভাবে NH_4^+ আয়ন গঠিত হয়।

৩. **আয়নিক বন্ধনঃ** NH_4^+ এবং Cl^- এর মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বলের কারণে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

তিন প্রকার বন্ধনকে নিম্নরূপে উল্লেখ করা হলো–



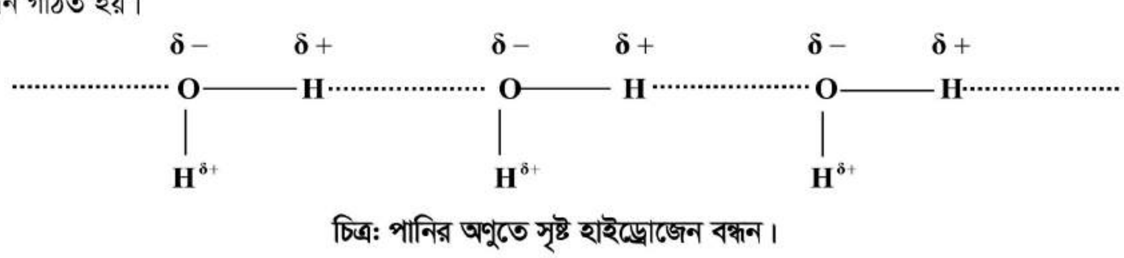
[কোনো একটি যৌগে যদি তিনটি বন্ধন থাকে তবে তা প্রধানত আয়নিক ধর্ম দেখায়।]

➲ প্রশ্ন ৩৪: হাইড্রোজেন বন্ধন কী? এটি কীভাবে গঠিত হয় তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

✍ **উত্তরঃ হাইড্রোজেন বন্ধন: হাইড্রোজেন যুক্ত পোলার অণুসমূহ যখন পরস্পরের নিকটে আসে তখন একটি অণুর H প্রান্ত অপর অণুর ধনাত্মক প্রান্তের দিকে বিশেষভাবে আকৃষ্ট হয়। এই আকর্ষণকে H বন্ধন বলে।** হাইড্রোজেন পরমাণু যখন উচ্চ তড়িৎ ধনাত্মক মৌল (N, O, F) এর সাথে যুক্ত হয়ে সমযোজী যৌগ গঠন করে, তখন এদের মধ্যে পোলারিটির সৃষ্টি হয়। এরূপে সৃষ্ট পোলার অণুসমূহ যখন পরস্পরের নিকটে আসে তখন একটি অণুর ধনাত্মক H প্রান্ত অন্য অণুর ঋণাত্মক প্রান্তের দিকে বিশেষভাবে আকৃষ্ট হয়। এই দুর্বল আকর্ষণকে H বন্ধন বলা হয়।হাইড্রোজেন বন্ধন "............." চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়।

উদাহরণ: হাইড্রোজেন পরমাণু **(H)** যখন তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু অক্সিজেন **(O)** এর সাথে সমযোজী যৌগ পানি **(H_2O)** গঠন করে তখন এদের মধ্যস্থিত শেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক অক্সিজেন পরমাণু কর্তৃক এত বেশি আকৃষ্ট হয় যে, ইলেকট্রন যুগলটি তার দিকে আংশিক সরে যায়। ফলে সৃষ্ট যৌগের হাইড্রোজেন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ $(+\delta)$ এবং অক্সিজেন পরমাণুটি আংশিক ঋণাত্মক চার্জ $(-\delta)$ লাভ করে।

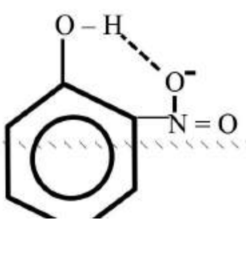
এরূপে সৃষ্ট পোলার পানির অণুসমূহ যখন পরস্পরের সান্নিধ্যে আসে তখন একটি অণুর হাইড্রোজেন পরমাণু অন্য অণুর ঋণাত্মক অক্সিজেন পরমাণুকে আকর্ষণের মাধ্যমে পরস্পর সংযুক্ত হয়ে পানির বৃহদাকার আণবিক গুচ্ছ $[(H_2O)_n]$ গঠন করে। এই স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণের ফলে অণুসমূহের মধ্যে সৃষ্ট বন্ধনকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। পানির অণুসমূহের মধ্যে নিম্নরূপে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়।



চিত্র: পানির অণুতে সৃষ্ট হাইড্রোজেন বন্ধন।

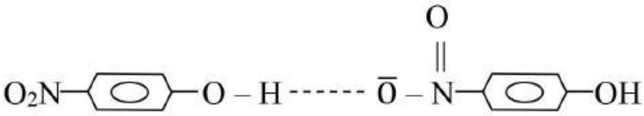
➲ প্রশ্ন ৩৫: অর্থো নাইট্রো ফেনল অপেক্ষা প্যারা নাইট্রো ফেনলের স্ফুটনাঙ্কের মান বেশি কেন?

✍ **উত্তরঃ** অর্থো নাইট্রো ফেনলের $-OH$ এবং NO_2 মূলকের মধ্যে আন্তঃআনবিক H বন্ধন বিদ্যমান। ফলে এটি একক অনু হিসেবে থাকে।



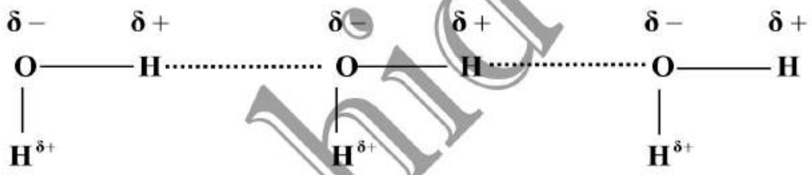
Zahid Sir

অপরদিকে প্যারা নাইট্রো ফেনল অণুতে OH মূলক এবং NO_2 মূলক বিপরীত দিকে অবস্থান করার কারণে এরা আন্তঃআনবিক $H-$ বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে পলিমার অণু বা গুচ্ছ অণু গঠন করে। তাই এরা স্ফুটনাঙ্কের মান অর্থো নাইট্রো ফেনল অপেক্ষা বেশি হয়।



➲ প্রশ্ন ৩৬: কক্ষ তাপমাত্রায় H_2O তরল কিন্তু H_2S গ্যাস-ব্যাখ্যা কর। অথবা, একই গ্রুপে অবস্থান করার সত্ত্বেও অক্সিজেন এবং সালফারের হাইড্রাইডের ভৌত অবস্থার ভিন্নতা দেখা যায় কেন?

উত্তরঃ O এবং S উভয়েই 16 নং গ্রুপের মৌল। তাই এদের হাইড্রাইড H_2O এবং H_2O এর ধর্মে মিল থাকা স্বাভাবিক কিন্তু দেখা যায় যে, H_2O তরল এবং H_2O গ্যাসীয়। পানির অণুতে হাইড্রোজেন ও অক্সিজেনের বন্ধনের মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণে এর অণুতে হাইড্রোজেন পরমাণু আংশিক ধনাত্মক চার্জ ও অক্সিজেন পরমাণু আংশিক ঋণাত্মক চার্জ লাভ করে। O একটি উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল হওয়ায় H_2O একটি পোলার যৌগ। এক্ষেত্রে O এবং H মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হল $3.5-2.1=1.4$ পানির পোলার অণুগুলোর মধ্যে H বন্ধন গঠন সম্ভব। H বন্ধন থাকার কারণে অসংখ্যা পানির অণু পরস্পরকে আকর্ষণ করে গুচ্ছ অণু যা পলিমার অণু হিসেবে থাকে। এর ফলে পানির অণূসমূহের মধ্যে আন্তঃআনবিক দূরত্ব হ্রাস পায় এবং ভৌত অবস্থা তরল হয়।



অপরদিকে S এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম হওয়ায় এবং H ও S এর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য $(2.4-2.1-0.3)0.5$ অপেক্ষা কম হওয়ায় একটি অপোলার মৌল। তাই H_2S অণুসমূহ পরস্পরের মধ্যে H বন্ধন গঠন করতে পারে না। এদের মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল কার্যকর। এরা একক অণূ হিসেবে থাকে। তাই H_2S এর ভৌত অবস্থা গ্যাসীয় প্রকৃতির।

➲ প্রশ্ন ৩৭: ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল কী? ভ্যানডার ওয়ালস বলের উৎসসমূহ কী কী? অথবা, টীকা লিখ-ভ্যানডার ওয়ালস বল।

উত্তরঃ যে সকল অণু বা পরমাণুতে অন্য কোন প্রকার বন্ধন কার্যকরী নয়, ভ্যানডার ওয়ালস বল সেক্ষেত্রে কার্যকরী ভূমিকা পালন করে থাকে। অর্থাৎ সমযোজী যৌগসমূহের একটি অণু অন্যান্য অণু কর্তৃক যে দুর্বল বল দ্বারা আকৃষ্ট হয় তাকে ভ্যানডার ওয়ালস বল বলা হয়। তিন প্রকার বলের সমন্বয়ে ভ্যানডার ওয়ালস বল গঠিত।

(ক) ডাইপোল — ডাইপোল আকর্ষণ (খ) ডাইপোল — আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ

(গ) আবিষ্ট ডাইপোল — আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণ

➲ প্রশ্ন ৩৮: অরবিটাল সংকরণ কী? সংকর অরবিটালসমূহের বৈশিষ্ট্য বর্ণনা কর।

উত্তরঃ বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের প্রায় সমশক্তিসম্পন্ন অরবিটাল বা ভিন্ন শক্তিসম্পন্ন অরবিটাল পরস্পরের সাথে সংমিশ্রিত হয়ে সমশক্তির এবং সমআকৃতির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে অরবিটালসমূহের সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন বলে। এ প্রক্রিয়ায় সৃষ্ট অরবিটালগুলোকে সংকর অরবিটাল বলে।

সংকর অরবিটালসমূহের বৈশিষ্ট্যঃ

১. সংকরণে যতটি অরবিটাল অংশগ্রহণ করে; ততটি সংকর অরবিটাল তৈরি হয়।

২. সংকর অরবিটালসমূহ সমশক্তির বন্ধন সৃষ্টি ব্যাখ্যা করতে পারে।

Zahid Sir

৩. সংকরণের ফলে সৃষ্ট অরবিটালসমূহের শক্তি সমান হওয়ায় তারা পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সমান কৌণিক দূরত্ব সৃষ্টি করে। ফলে তাদের দিক নির্দেশনা বিভিন্ন হয়।

৪. সংকরণ প্রকৃতি থেকে অণুর গঠনাকৃতি এবং এর মধ্যকার বন্ধন কোন সম্পর্কে ধারণা পাওয়া যায়।

৫. সংকর অরবিটালে সর্বোচ্চ ২টি থাকতে পার।

সংকর অরবিটালসমূহের অধিক্রমণের ক্ষমতা পারমানবিক অরবিটাল অপেক্ষা বেশি। তাই সংকর অরবিটাল থেকে সৃষ্ট বন্ধনগুলো অধিক শক্তিশালী হয়।

➲ প্রশ্ন ৩৯: অ্যামোনিয়ার অণুতে $H-N-H$ বন্ধন কোন 107^0 হয় কেন?

✍ উত্তরঃ NH_3 অণুর গঠন: NH_3 অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু N। N মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 7 এবং এর ইলেকট্রন বিন্যাস-

$2s^2\ 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

$N(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ [⇅] [↑|↑|↑]

$2s^2\ 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

সক্রিয় অবস্থায়, $N^* = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ [⇅] [↑|↑|↑]

sp^3 সংকরণ

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

সংকরিত অরবিটালের জোড় ইলেকট্রনই নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসেবে থেকে যায়। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বন্ধন ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ বল, বন্ধন ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ বল অপেক্ষা বেশি হওয়ায় অর্থাৎ (L.P – B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P. – B.P.) বিকর্ষণ বল হওয়ায় নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় NH_3 অণুর স্বাভাবিক গঠন চতুস্তলকের যে কোনো একটি বাহুতে অবস্থান করে বন্ধন ইলেকট্রন জোড়কে অধিক মাত্রায় বিকর্ষণ করে। ফলে NH_3 অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় গঠন কাঠামো না হয়ে ত্রিকোণী পিরামিডীয় গঠন হয়। NH_3 অণুতে H – N – H বন্ধন কোণের মান 109.5° হতে হ্রাস পেয়ে 107° হয়ে থাকে।

একইভাবে $\ddot{P}H_3$ ও $\ddot{A}sH_3$ উভয় অণুতে $\ddot{N}H_3$ এর অনুরূপ সমান সংখ্যক বন্ধন ইলেকট্রন জোড় ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান থাকায় এদের আণবিক গঠনও চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোণী পিরামিডীয় গঠন হয়। তবে এক্ষেত্রে NH_3, PH_3 ও AsH_3 এর কেন্দ্রীয় পরমাণু যথাক্রমে N, P ও As এর আকার ভিন্ন হওয়ায় বন্ধন কোণের মানের উপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এর বিকর্ষণ বলের প্রভাব কার্যকরী হয়। PH_3 এর বন্ধন কোণ 93.3° এবং AsH_3 এর বন্ধন কোণ 91.8° হয়ে থাকে। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণু P ও As এর আকার বন্ধন কোণের ভিন্নতার জন্য দায়ী।

➲ প্রশ্ন ৪০: পানি অণুতে $H-O-H$ বন্ধন কোণ 104.5^0 হয় কেন?

✍ উত্তরঃ H_2O অণুর গঠন: H_2O অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু O এবং এর পারমাণবিক সংখ্যা 8।

$2s^2\ 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

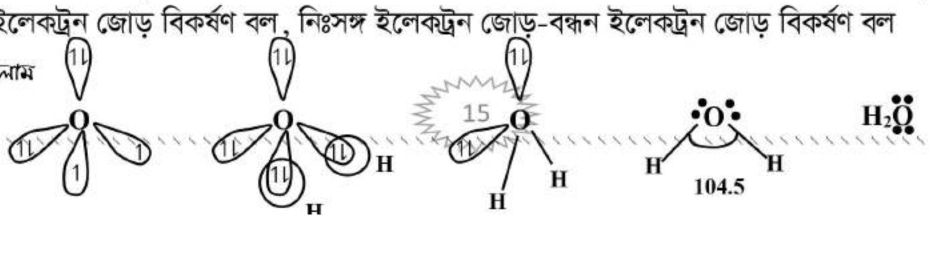
$O(8) = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ [⇅] [⇅|↑|↑]

$2s^2\ 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

সক্রিয় অবস্থায়, $O^* = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ [⇅] [⇅|↑|↑]

sp^3 সংকরণ

O পরমাণুর চারটি সংকর অরবিটালের মধ্যে অযুগ্ম e^- বিশিষ্ট ২টি সংকর অরবিটাল ২টি H পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে দুইটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। H_2O এর গঠনে O এর দুইটি $L.P$ এবং দুইটি $B.P$ আছে। এক্ষেত্রে O পরমাণুর sp^3 সংকরণ হওয়ায় এর গঠন চতুস্তলকীয় এবং বন্ধন কোণের মান 109.5^0 হওয়া উচিত। কিন্তু 'VSPER' তত্ত্বমতে, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ বল, নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ বল



Zahid Sir

অপেক্ষাও বড়। অর্থাৎ (L.P – L.P) বিকর্ষণ বল > (L.P – B.P) বিকর্ষণ বল > (B.P – B.P) বিকর্ষণ বল। ফলে H_2O অণুতে H – O – H বন্ধন কোণের আদর্শ মান $109.5°$ হতে হ্রাস পেয়ে $104.5°$ হয়ে থাকে এবং গঠন V আকৃতির হয়।

➲ প্রশ্ন ৪১: ডাইপোল ও পোলারিটি কী?

✍ উত্তরঃ সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুইটি পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা মানের পার্থক্যের কারণে বন্ধনে দুইটি ভিন্ন তড়িৎ মেরু সৃষ্টি হয়। এই উভয় মেরুকে একত্রে ডাইপোল বলে। সমযোজী যৌগে ডাইপোল সৃষ্টির ধর্মকে পোলারিটি বলে। যেমন—

$$\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{F} \qquad \overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{O}—\overset{\delta+}{H}$$

ইত্যাদি অণুতে ডাইপোল বিদ্যমান।

➲ প্রশ্ন ৪২: পোলারায়ন বা আয়নিক বিকৃতি কী ?

✍ উত্তরঃ পোলারায়ন : আয়নিক যৌগে ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়ন থাকে। ক্যাটায়নের নিউক্লিয়াস তথা সামগ্রিক ধনাত্মক চার্জ অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে ফলে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃত ঘটে। ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতিকে বলা হয় পোলারায়ন। পোলারায়ন যত বেশী হবে আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য তত বেশী হবে।

ক্যাটায়নও অ্যানায়ন কর্তৃক পোলারিত হয়। অ্যানায়ন দ্বারা ক্যাটায়নের পোলারায়ন খুবই কম হয়। কারণ প্রথমত ক্যাটায়নের আকার অনেক ছোট। দ্বিতীয়ত পরমাণু থেকে ইলেকট্রনের অপসারণের ফলে ক্যাটায়নের সৃষ্টি। সুতরাং এর ইলেকট্রনসমূহ নিউক্লিয়াস দ্বারা দৃঢ়ভাবে আবদ্ধ থাকে। তৃতীয়ত অ্যানায়নের আকার অনেক বড় হওয়ায় এর পোলারায়ন ক্ষমতাও অনেক কম। তাই পোলারায়ন বলতে মূলত ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতিকে বঝানো হয়।

➲ প্রশ্ন ৪৩: সমযোজী যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য এবং আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা কর।

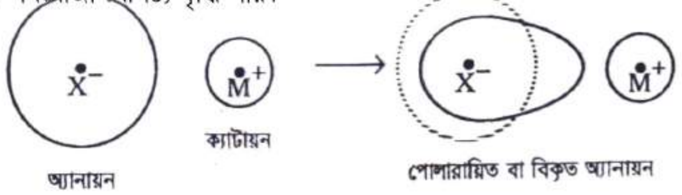
✍উত্তরঃ সমযোজী যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য: সমযোজী বন্ধনে সংশ্লিষ্ট দুই পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণে বন্ধন ইলেকট্রন জোড়টি অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর দিকে সরে আসে। ফলে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর উপর আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ–) এবং কম তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুটির উপর আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ+) সৃষ্টি হয়। ফলে বন্ধনে পোলারিটির উদ্ভব হয়। সমযোজী যৌগে এরূপে পোলারিটির উদ্ভব হওয়ার বিষয়টিকে সমযোজী যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য বলে। যেমন **A – B** সমযোজী বন্ধনে **A** ও **B** এর তড়িৎঋণাত্মকতার পার্থক্য **0.5** থেকে **1.9** এর মধ্যে হয় তখন যৌগটি পোলার হয় কিন্তু উভয় পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য **1.9** এর বেশি হলে ঐ যৌগ প্রধানত আয়নিক হয়।

$$A\times\overrightarrow{B} \longrightarrow A \quad \times B \longrightarrow A^{\delta+}——B^{\delta-}$$

Zahid Sir

আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য: আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা কর অথবা আয়নের পোলারায়ন বা বিকৃতিকরণ:

কোনো আয়নিক যৌগে ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়ন খুব নিকটে আসলে তখন তাদের মধ্যে পারস্পরিক আকর্ষণ এবং বিকর্ষণ বল কাজ করে। কিন্তু ক্যাটায়নের আকার তুলনামূলকভাবে ছোট হওয়ায় এটি অ্যানায়নের e^- মেঘকে নিজের দিকে অধিক আকৃষ্ট করে। এর ফলে অ্যানায়নের আকারের বিকৃতি ঘটে। এই ঘটনাকে ক্যাটায়ন দ্বারা অ্যানায়নের বিকৃতিকরণ বা পোলারায়ন বলে। এক্ষেত্রে অ্যানায়নটি পোলারায়িত হয়েছে বলে বলা হয় এবং অ্যানায়নকে এভাবে পোলারায়িত করার ক্ষমতাকে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বলে। এ ধর্মেও ফলে আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়।



চিত্র : M^+ ক্যাটায়ন কর্তৃক X^- অ্যানায়নের পোলারায়ন।

সাধারণত ক্যাটায়নের আকারে বিকৃতি ঘটে না। এর কারণ হলো ক্যাটায়নের আকার ছোট হওয়ায় এটি নিজের e^- কে অধিক আকর্ষণ করে এবং অ্যানায়নের নিউক্লিয়াস থেকে ক্যাটায়নের e^- মেঘের দূরত্ব কিছুটা বেশি হওয়ায় অ্যানায়নের নিউক্লিয়াস ক্যাটায়নের e^- মেঘকে তেমন আকর্ষণ করতে পারে না।

➲ প্রশ্ন ৪৪: ফাজানের নিয়ম উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

✍ উত্তরঃ ফাজানের নিয়ম: আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য নির্ভর করে অ্যানায়নের পোলারায়নের উপর। অ্যানায়নের পোলারায়ন যত বেশী হবে আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য তত বেশী হবে। এ কারণে অ্যানায়নের পোলারায়নের পরিমাণ বৃদ্ধির সাথে আয়নিক যৌগের বিভিন্ন ধর্মের (যেমন- গলনাঙ্ক, স্ফুটনাঙ্ক, পানিতে দ্রবনীয়তা ইত্যাদি) ক্রম হ্রাস ও সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্যের ক্রম বৃদ্ধি ঘটে। অ্যানায়নের পোলারায়নের পরিমাণ কয়েকটি শর্ত দ্বারা নির্ধারিত হয়। এ সব শর্তকে ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বলা হয়।

এ সব শর্ত হল-

ক) ক্যাটায়নের আকার যত ছোট এবং অনায়নের আকার যত বড় হয়।

খ) অ্যানায়নের আকার যত বড় এবং ক্যাটায়নের আকার যত ছোট হয়।

গ) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ যত বেশি হয়।

ঘ) ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে d ও f অরবিটালে ইলেকট্রনের উপস্থিতি।

ক) ক্যাটায়নের আকার যত ছোট এবং অ্যানায়নের আকার যত বড় হয়: কোনো তড়িৎযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী ক্যাটায়নের আকার যত ছোট হয় তার অ্যানায়নকে পোলারায়িত করার ক্ষমতা তত অধিক হয়। ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ কম হলে চার্জ ঘনত্বের মাত্রা বৃদ্ধি পায় এবং নিউক্লিয়াস হতে ইলেকট্রন মেঘের প্রতি আকর্ষণও বৃদ্ধি পায়। কার্যত তড়িৎযোজী বন্ধনে সমযোজী বৈশিষ্ট্যও বেড়ে যায়। উদাহরণস্বরূপ: পর্যায় তালিকায় 1 নং গ্রুপের মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা ও এদের একই চার্জধারী ক্যাটায়ন Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+ এর ব্যাসার্ধ গ্রুপ বরাবর উপর হতে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায় ফলে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা নিচ হতে উপরের দিকে বৃদ্ধি পায় এবং সমযোজী বৈশিষ্ট্যও নিচ হতে উপরের দিকে বৃদ্ধি পায়।

অর্থাৎ যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্যক্রম: $LiCl > NaCl > KCl > RbCl > CsCl$।

খ) অ্যানায়নের আকার যত বড় এবং ক্যাটায়নের আকার যত ছোট হয়: অ্যানায়নের আকার অপেক্ষাকৃত বড় হলে ইলেকট্রন মেঘের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমে যায়। ফলে অ্যানায়নের পোলারায়িত হবার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। উদাহরণস্বরূপ পর্যায়

তালিকায় 17 তম গ্রুপের মৌলসমূহের ও এদের একই চার্জধারী অ্যানায়ন F^-, Cl^-, Br^- ও I^- এর ব্যাসার্ধ গ্রুপ বরাবর উপর হতে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায়। এ কারণে অ্যানায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা উপর হতে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায়। ফলে সমযোজী বৈশিষ্ট্যও উপর হতে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্যের ক্রম: HI > HBr > HCl > HF।

আবার, AgF, AgCl, AgBr ও AgI যৌগের হ্যালাইড আয়নের চার্জ বৃদ্ধির ক্রম হলো: $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$

তাই ফাজানের নীতি অনুসারে আয়ন বিকৃতি $F^- < Cl^- < Br^- < I^-$ এভাবে বাড়ে। অর্থাৎ Ag^+ আয়ন I^- আয়নকে সবচেয়ে বেশি বিকৃতি করবে। Ag^+ আয়ন Br^- আয়নকে একটু কম মাত্রায়, Cl^- আয়নকে আরো কম মাত্রায় এবং F^- আয়নকে সবচেয়ে কম মাত্রায় বিকৃত করবে। ফলে AgF, AgCl, AgBr ও AgI যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য নিম্নের ক্রম অনুসরণ করবে।

সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি : AgI > AgBr > AgCl > AgF :

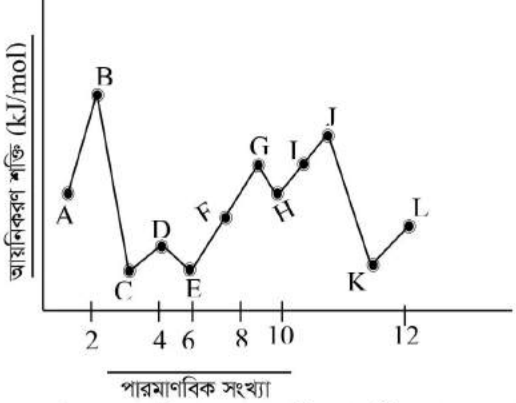
গ) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ যত বেশি হয়: যৌগের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জ বৃদ্ধির সাথে সাথে নিউক্লিয়াসকে আকর্ষণ ও বিকর্ষণ করার ক্ষমতা বৃদ্ধি পায় বলে এদের পোলারায়নের ক্ষমতাও বেড়ে যায়। কোন একটি বিশেষ সুনির্দিষ্ট অ্যানায়ন যুক্ত যৌগের ক্ষেত্রে দেখা যায় ক্যাটায়নের চার্জ যত বেশি বৃদ্ধি পায় অ্যানায়ন তত বেশি পোলারায়িত হয়। ফলে যৌগও তত বেশি সমযোজী বৈশিষ্ট্য সম্পন্ন হয়। পর্যায় তালিকায় একই পর্যায়ের মৌলের ক্ষেত্রে বাম হতে ডান দিকে গেলে এ প্রভাব পরিলক্ষিত হয়। যেমন- তৃতীয় পর্যায়ের মৌল Na, Mg, Al এর ক্ষেত্রে ক্যাটায়ন Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} এদের মধ্যে Al^{3+} এর চার্জ সবচেয়ে বেশি। তাই সমযোজী বৈশিষ্ট্যের ক্রম $AlCl_3 > MgCl_2 > NaCl$।

ঘ) ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে d ও f অরবিটালের উপস্থিতি: পর্যায় তালিকায় d ও f অরবিটালে ইলেকট্রন যুক্ত ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা s ও p অরবিটালে ইলেকট্রন যুক্ত ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতা অপেক্ষা বেশি। নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ns^2np^6 গঠনের চেয়ে $ns^2np^6nd^{10}$ গঠনধারী ক্যাটায়নের পোলারন ক্ষমতা অনেক বেশি হয়। তাই 18 ইলেকট্রন গঠনধারী Cu, Ag, Au ইত্যাদি মৌলের অনার্দ্র ক্লোরাইডসমূহের গলনাঙ্ক 8 ইলেকট্রন গঠনধারী Na, K, Rb ইত্যাদি মৌলের অনার্দ্র ক্লোরাইডসমূহের গলনাঙ্কের তুলনায় কম।

➲ প্রশ্ন ৪৫: $FeCl_2$ এর গলনাঙ্ক $FeCl_3$ এর গলনাঙ্ক অপেক্ষা বেশি কেন?

✍ উত্তরঃ $FeCl_2$ ও $FeCl_3$ যৌগদ্বয়ের মধ্যে একই অ্যানায়ন ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) বিদ্যমান কিন্তু ভিন্ন ক্যাটায়ন যথাক্রমে ফেরাস আয়ন (Fe^{2+}) ও ফেরিক আয়ন (Fe^{3+}) বিদ্যমান। ফেরাস আয়নে ধনাত্মক চার্জের সংখ্যা দুই একক এবং ফেরিক আয়নে ধনাত্মক চার্জের সংখ্যা তিন একক। ফাজানের নীতি অনুসারে ফেরাস আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা অপেক্ষা ফেরিক আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা অধিক। ফলে ফেরিক ক্লোরাইড যৌগটিতে ফেরাস ক্লোরাইড যৌগ অপেক্ষা অধিক পোলারায়ন ঘটে। তাই ফেরাস ক্লোরাইডের গলনাঙ্ক ফেরিক ক্লোরাইড অপেক্ষা বেশি।

প্রশ্ন ১৯ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।



ঘ) উদ্দীপকের C থেকে J মৌল সমূহের আয়নিকরণ শক্তির মানের ধারাবাহিকতার ক্ষেত্রে ব্যাতিক্রমসমূহ বিশ্লেষণ কর।

♦১৯ নং প্রশ্নের উত্তর♦

Zahid Sir

ঘ) উদ্দীপকের C থেকে J মৌলসমূহ যথাক্রমে Li, Be, B, C, N, O, F, Ne।

আয়নীকরণ শক্তির মানের ধারাবাহিকতার ক্ষেত্রে ব্যাতিক্রমসমূহ Be ও B, N ও O।

গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর বহিঃস্তরে থেকে একটি করে ইলেকট্রন অসীম দূরত্বে সরিয়ে এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে সেই মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। Be এর তুলনায় B এর আয়নীকরণ শক্তি বেশি হওয়ার কথা থাকলেও Be এর আয়নীকরণ শক্তি বেশি।

$Be(4) = 1s^2 2s^2$........................ [↑↓]

$B(5) = 1s^2 2s^2 2p^1$........................ [↑][ ][ ]

উভয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে পর্যালোচনা করলে দেখা যায় যে, Be এর বহিস্তরে ইলেকট্রন জোড়াবদ্ধ অবস্থায় থাকে। এই ধরণের ইলেকট্রন বিন্যাস অপেক্ষাকৃত সুস্থিতিশীল। তাই এর বহিস্তর থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করতে বেশি শক্তির প্রয়োজন। আবার বোরনের বহিস্তরে ১টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে বলে এ ইলেকট্রন অপসারণ সহজ। এতে কম শক্তির প্রয়োজন হয়। তাই B এর আয়নীকরণ শক্তি নিম্ন।

$N_{(7)} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, – – – – – – – – [↑][↑][↑]

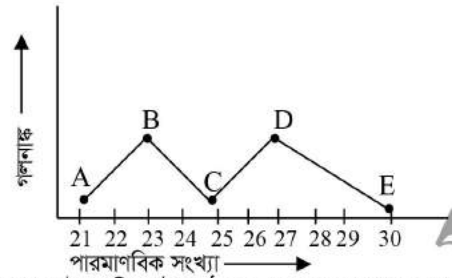
$O_{(8)} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, – – – – – – – – [↑↓][↑][↑] ৩টি p অরবিটালের শক্তি সমান। কিন্তু ইলেকট্রন মেঘ ঘনত্ব সুষম নয়।

নাইট্রোজেন পরমাণুর বহিস্থরে p অরবিটাল অর্ধপূর্ণ হওয়ায় ইলেকট্রন মেঘ ঘনত্ব সুষমভাবে বিন্যস্ত হয়। p উপস্তরে তিনটি অরবিটালেই বিজোড় ইলেকট্রনসমূহের ঘূর্ণনের দিক একই। এই ধরণের ইলেকট্রনীয় কাঠামো সুস্থিত। তাই এর বহিস্থর থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করতে বেশি শক্তি প্রয়োজন।

আবার, অক্সিজেনের 2px অরবিটালের একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে p উপস্তর অর্ধপূর্ণ হয়। তাই অক্সিজেনের বহিস্তর থেকে অপেক্ষাকৃত সহজেই একটি ইলেকট্রন অপসারণ করা যায়।

অর্থাৎ, নাইট্রোজেনের ১ম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেন এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি।

প্রশ্ন ২০ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি পর্যবেক্ষণ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।



গ) D মৌল রঙিন যৌগ গঠন করলেও E করে না- ব্যাখ্যা কর।

ঘ) উদ্দীপকের আলোকে B, C, D ও E এর অবস্থানের ভিন্নতার কারণ বিশ্লেষণ কর।

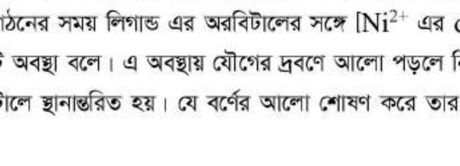
♦২০ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের 'D' নিকেল এবং 'E' জিঙ্ক ধাতুকে নির্দেশ করে। ঘর অবস্থান্তর ধাতু হওয়ায় রঙ্গিন যৌগ গঠন করে। Zn d- ব্লক মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল না হওয়ায় রঙ্গিন যৌগ গঠন করে না।

${}_{28}Ni^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$

${}_{30}Zn^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

Ni^{2+} আয়নে অপূর্ণ d অরবিটাল থাকে বলে এর যৌগ $[Ni(OH)_2]$ এর বর্ণ রঙ্গিন (সবুজ) হয়। Ni^{2+} এর পাঁচটি d অরবিটাল সমশক্তি সম্পন্ন। একে ডিজেনারেট অবস্থা বলে। কিন্তু যৌগ গঠনের সময় লিগান্ড এর অরবিটালের সঙ্গে $[Ni^{2+}$ এর d অরবিটালের অধিক্রমণ ঘটায় d অরবিটালের মধ্যে কিছুটা শক্তির পার্থক্য সৃষ্টি হয়। একে ননডিজেনারেট অবস্থা বলে। এ অবস্থায় যৌগের দ্রবণে আলো পড়লে নিম্নশক্তির d অরবিটালের ইলেকট্রন দৃশ্যমান অঞ্চলের আলো শোষণ করে কাছাকাছি উচ্চ শক্তির d অরবিটালে স্থানান্তরিত হয়। যে বর্ণের আলো শোষণ করে তার সম্পূরক বর্ণের আলো দৃশ্যমান হয়। ফলে Ni^{2+} আয়নের দ্রবণটি রঙ্গিন হয়।



কিন্তু Zn^{2+} আয়নে পূর্ণ d অরবিটাল থাকার কারণে যৌগ গঠনের সময় ননডিজেনারেট অবস্থার সৃষ্টি হলেও দৃশ্যমান অঞ্চলের আলো শোষণ করে ইলেকট্রন নিম্ন শক্তির d অরবিটাল থেকে উচ্চশক্তির d অরবিটালে স্থানান্তরিত হতে পারে না। তাই Zn^{2+} আয়নের যৌগ বর্ণহীন হয়।

Zahid Sir

↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂

ডিজেনারেট

↿⇂	↿⇂	↿⇂

ননডিজেনারেট

ঘ) উদ্দীপকের B, C, D ও E মৌলসমূহের যথাক্রমে ভ্যানাডিয়াম (V), ম্যাঙ্গানিজ (Mn), নিকেল (Ni) এবং জিঙ্ক (Zn)।

$V(23) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3d^3 4s^2$

$Mn(25) \rightarrow [Ar]\ 3d^5\ 4s^2$

$Ni(28) \rightarrow [Ar]\ 3d^8\ 4s^2$

$Zn(30) \rightarrow [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$

উদ্দীপকের 3d সিরিজের মৌলগুলোর পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে গলনাংক ক্রমশ বৃদ্ধি পেয়ে ভেনাডিয়াম সর্বাধিক হয়। এর পর Mn এর ক্ষেত্রে যথেষ্ট হ্রাস পায়। নিকেলে ক্ষেত্রে গলনাঙ্ক Mn অপেক্ষা বেশি হয়। এবং জিংকের ক্ষেত্রে গলনাঙ্ক সর্বনিম্ন হয়। এরূপ হ্রাস বৃদ্ধির কারণ হলো-

3d সিরিজের মৌলের ১ম তিনটিতে (Sc, Ti, V) ধাতব বন্ধন গঠনে 3d অরবিটালে সঞ্চারণশীল ইলেকট্রন সংখ্যা ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। ফলে ধাতব বন্ধন সুদৃঢ় হয় এবং গলনাঙ্ক বৃদ্ধি পায়। তাই V এর গলনাঙ্ক সর্বাধিক। Mn এর ক্ষেত্রে 3d অরবিটাল অর্ধপূর্ণ এবং 4s পূর্ণ থাকে তাই আরো অধিকতর স্থায়ী অরবিটাল গুলোতে ইলেকট্রনসমূহের ধাতব বন্ধন গঠনে ইলেকট্রনসমূহের সঞ্চারণশীলতা হ্রাস পায়। ফলে ধাতব দুর্বল হয় তাই গলনাঙ্ক হ্রাস পায়। তাই V এর চেয়ে Mn এর গলনাঙ্ক কম।

ঘর এর ক্ষেত্রে ফ অরবিটালে সঞ্চারণশীল e^- সংখ্যা আবারো বৃদ্ধি পায়। তাই ধাতব বন্ধন দৃঢ় হয় এবং মৌলের গলনাঙ্ক বাড়ে। তাই Ni এর গলনাঙ্ক Mn এর চেয়ে বেশি।

Zn মৌলের d ও s অরবিটাল সম্পূর্ণভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে। ইহা সুস্থিত e^- বিন্যাস। ফলে জিঙ্ক এর ধাতব বন্ধন গঠনের জন্য কোন সঞ্চারণশীল e^- থাকে না ফলে জিঙ্ক এর ধাতব বন্ধন দুর্বল হয় এবং গলনাঙ্ক সর্বনিম্ন হয়।

V, Mn, Ni এবং Zn এর গলনাংকের মান ভিন্ন হওয়ার কারণে উদ্দীপকের মৌলগুলোর অবস্থান ভিন্ন ভিন্ন

প্রশ্ন ২১ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

শ্রেণি→ ↓ পর্যায়	1	2	15	16	17
1	A	X	L	M	
2					Z

প্রচলিত অর্থে A, X, L, M ও Z প্রতীক নয়।

গ) L ও M এর আয়নিকরণ শক্তির ক্রমের ব্যতিক্রম ব্যাখ্যা কর।

ঘ) AZ ও XZ_2 এর মধ্যে কোনটির গলনাঙ্ক কম-ব্যাখ্যা কর।

◆২১ নং প্রশ্নের উত্তর◆

গ) উদ্দীপকের L ও M যথাক্রমে নাইট্রোজেন ও অক্সিজেনকে নির্দেশ করে। গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর বহিঃস্তর থেকে একটি করে ইলেকট্রন অসীম দূরত্বে সরিয়ে এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে সেই মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। N অপেক্ষা O এর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি বেশি হওয়ার কথা থাকলেও N এর আয়নীকরণ শক্তি বেশি।

$N(7) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$................ | ↿ | ↿ | ↿ |

$O(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$................ | ↿⇂ | ↿ | ↿ |

নাইট্রোজেন পরমাণুর বহিস্তরে p অরবিটাল অর্ধপূর্ণ হওয়ায় ইলেকট্রন মেঘ ঘনত্ব সুষমভাবে বিন্যস্ত হয়। p উপস্তরে তিনটি অরবিটালেই বিজোড় ইলেকট্রনসমূহের ঘূর্ণনের দিক একই। এই ধরনের ইলেকট্রনীয় কাঠামো সুস্থিত। তাই এর বহিস্তর থেকে ইলেকট্রন অপসারন করতে বেশি শক্তি প্রয়োজন।

আবার, অক্সিজেনের 2px অরবিটালের একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে p উপস্তর অর্ধপূর্ণ হয়। ফলে সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পাওয়া যায়। তাই অক্সিজেনের বহিস্তর থেকে অপেক্ষাকৃত সহজে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করা যায়। অর্থাৎ নাইট্রোজেনের ১ম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেন এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি।

ঘ) উদ্দীপকের $AZ \rightarrow LiCl$ এবং $XZ_2 \rightarrow BeCl_2$ যৌগকে নির্দেশ করে। কোন আয়নিক যৌগে ক্যাটায়নের আকর্ষণে তার দিকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতিকে পোলারায়ন বলে। ফাযানের নীতি অনুসারে, একাধিক যৌগে অ্যানায়ন একই কিন্তু ক্যাটায়ন ভিন্ন হলে, ক্যাটায়নের আকার ক্ষুদ্র এবং চার্জ যত বেশি হবে এবং যৌগটির গলনাঙ্ক কম হবে।

LiCl ও $BeCl_2$ যৌগদ্বয়ে ক্যাটায়ন দু'টির চার্জ সংখ্যা যথাক্রমে 1+ ও 2+। যেহেতু Li^+ অপেক্ষা Be^{2+} এর আকার ক্ষুদ্র এবং চার্জ সংখ্যা বেশি, $BeCl_2$ যৌগে LiCl অপেক্ষা পোলারায়ন বেশি হয়। তাই $BeCl_2$ অধিক সমযোজী। সুতরাং বলা যায় যে, LiCl(605°C) অপেক্ষা $BeCl_2$(399°C) যৌগের গলনাঙ্ক কম হবে।

Zahid Sir

প্রশ্ন ২২ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

IA

A	**IIA**	**IIA**	**IVA**	**VA**	**VIA**	**VIIA**
E			**A**		**R**	
	Z					**D**

গ) "D' চিহ্নিত গ্রুপের মৌলগুলোর ভৌত অবস্থা ব্যাখ্যা কর।

ঘ) E, Z, A ও R মৌলগুলোর তড়িৎ ঋণাত্মকাতর ক্রম বিশ্লেষণ কর।

♦২২ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) "D" চিহ্নিত গ্রুপের মৌলগুলো যথাক্রমে F, Cl, Br ও I। এদেরকে হ্যালোজেন বলা হয়। উল্লেখিত মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে আপেক্ষিক আণবিক ভর বৃদ্ধি পায়। তাই ফ্লোরিন থেকে আয়োডিনের দিকে আন্তঃআণবিক ভ্যান্ডার ওয়াল আকর্ষণ শক্তিও ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। ফলে কাঠামোর দৃঢ়তাও বৃদ্ধি পেতে থকে এবং ভৌত অবস্থার ক্রম পরিবর্তন ঘটে। যেমন, ক্ষুদ্রতম ফ্লোরিন অণুর জন্য ভ্যান্ডারওয়াল আকর্ষণ বলও বেশি। তাই ব্রোমিন সাধারণ তাপমাত্রায় তরল (স্ফুটনাঙ্ক 59°C)। আর বৃহদাকার আয়োডিন অণুসমূহ তীব্র ভ্যান্ডারওয়াল আকর্ষণ বল দ্বারা দৃঢ় সংবদ্ধ হয়ে কঠিন স্ফটিকার কাঠামো লাভ করে। এ জন্য আয়োডিনের গলনাঙ্ক (113°C) উচ্চ।

ঘ) কোন সমযোজী যৌগের অণুতে সমযোজী বন্ধনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে সংশ্লিষ্ট কোন পরমাণুর নিজের দিকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকাত বলে।

উদ্দীপকের E, A এবং জ যথাক্রমে Li(3), C(6) এবং O(8) মৌলকে বুঝায়। ইহারা প্রত্যেকে ২য় পর্যায়ের মৌল। কোন পর্যায়ে বাম থেকে ডানে মৌল গুলোর পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জ সংখ্যা বাড়তে থাকে, নিউক্লিয়াসের চারিদিকে শক্তিস্তর সংখ্যা একই থাকে, বহিস্থস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা বাড়তে থাকে। তাই নিউক্লিয়াস ও বহিঃস্থ ইলেকট্রনের আকর্ষণ ক্রমান্বয়ে জোরালো হয়। ফলে পরমাণুর আকার ক্রমান্বয়ে হ্রাস পায়। শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বাড়ে তথা তড়িৎ ঋণাত্মকাতর মান বৃদ্ধি পায়।

মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
$_3Li$	$1s^2 2s^1$	1.0
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	2.5
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	3.5

আবার একই পর্যায়ে Li এর পরের মৌলটি Be। Be এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান 1.5। একই গ্রুপে পরে মৌলটি $Z(_{12}Mg)$। ইহার তড়িৎ ঋণাত্মকাতর মান 1.2।

একই গ্রুপে Be এর তুলনায় Mg এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পাওয়া কারণঃ একই গ্রুপে উপর থেকে নিচে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধি পায়, ইলেকট্রন শক্তিস্তর সংখ্যা বৃদ্ধি পায়, পরমাণুর আকার বাড়তে থাকে, নিউক্লিয়াস এবং বহিঃস্থ ইলেকট্রনের মধ্যকার আকর্ষণ বল হ্রাস পায়। তাই শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমতে থাকে অর্থাৎ মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হ্রাস পায়।

মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
$_4Be$	$1s^2 2s^2$	1.5
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	1.2

উদ্দীপকের মৌলগুলোর তড়িৎ ঋণাত্মকতার ক্রমঃ

$$Li(1.0) < Mg(1.2) < C(2.5) < O(3.5)$$

প্রশ্ন ২৩ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

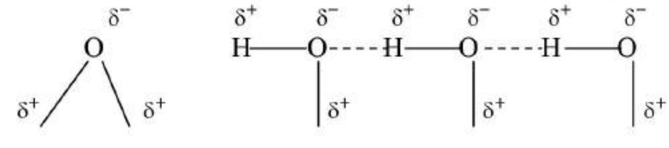
শ্রেণি→ / পর্যায়↓	15	16
২য়	A	B
১ম	C	D

গ) B মৌলটির হাইড্রাইড তরল হলেও D মৌলটির হাইড্রাইড গ্যাসীয় কেন ব্যাখ্যা কর।

ঘ) A, B, C, D মৌল চারটি গ্রুপভিত্তিক এবং পর্যায়ভিত্তিক আনীকরণ শক্তির পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর।

♦২৩ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের B এবং D মৌলদ্বয়ের হাইড্রাইড যথাক্রমে H_2O ও H_2S। H_2O সাধারণত তাপমাত্রায় তরল এবং H_2S সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাস। পানিতে অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকাত হাইড্রাজেন পরমাণুর তুলনায় অনেক বেশি বলে এদের বন্ধন ইলেকট্রনযুগল অক্সিজেন পরমাণু তার নিজের দিকে টেনে নেয়। এতে অক্সিজেন পরমাণুটি আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং হাইড্রোজেন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ লাভ করে। অর্থাৎ ডাইপোল তৈরি হয়। এইরূপ অসংখ্যা পানির অণু পরস্পরের সান্নিধ্যে এলে H-বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বৃহৎ আনবিক গুচ্ছ সৃষ্টি করে।



H H H H H

পানির ডাইপোল গঠন

এই H-বন্ধন গঠিত হবার কারণে অণুগুলোর মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় পানি তরল।

পক্ষান্তরে H_2S ও H ও S এর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য $(2.5 - 2.1 = 0.4)$ কম বলে সাধারণ ডাইপোলের সৃষ্টি হয় না। ফলে ঐ বন্ধন গঠিত হয় না। ফলে অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলে কম হয়। ফলে এরা বিচ্ছিন্ন অবস্থায় থাকে। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S গ্যাসীয়।

ঘ) উদ্দীপকের A, B, C এবং D যথাক্রমে N, O, P এবং S কে নির্দেশ করে। গ্রুপ ভিত্তিক নাইট্রোজেন ও ফসফরাস, অক্সিজেন ও সালফার। পর্যায়ভিত্তিক নাইট্রোজেন ও অক্সিজেন এবং ফসফরাস ও সালফার।

গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর বহিঃস্তর থেকে একটি করে ইলেকট্রন অসমীক দূরত্বে সরিয়ে এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে সেই মৌলের আয়নিকরণ শক্তি বলা হয়।

গ্রুপভিত্তিক আয়নিকরণ শক্তিঃ পর্যায়সারণির একই গ্রুপের যত উপর থেকে নিচে নামা যায় তত পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায়। এতে নিউক্লিয়াস থেকে বহিস্থ শক্তিস্তরের দূরত্ব বৃদ্ধি পায়। ইলেকট্রনকে অসীম দূরত্বে সরিয়ে নিতে কম শক্তির প্রয়োজন হয়। তাই একই গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে আয়নিকরণ শক্তি কমতে থাকে। এক্ষেত্রে নাইট্রোজেন অপেক্ষা ফসফরাসের আয়নিকরণ শক্তি কম এবং অক্সিজেন অপেক্ষা সালফারের আয়নিকরণ শক্তি কম।

পর্যায়ভিত্তিক আয়নিকরণ শক্তিঃ নাইট্রোজেন এবং অক্সিজেন একই পর্যায়ের মৌল। একই পর্যায়ের বাম থেকে ডান দিকে গেলে আয়নীকরণ শক্তি বাড়ে। সে হিসেবে নাইট্রোজেন অপেক্ষা অক্সিজেনের আয়নীকরণ শক্তি বেশি হওয়ার কথা থাকলেও, নাইট্রোজেন এর আয়নীকরণ শক্তি বেশি।

$N_{(7)} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, -------- [↑|↑|↑]

$O_{(8)} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, -------- [↑↓|↑|↑]

নাইট্রোজেন পরমাণুর বহিস্তরে p অরবিটাল অর্ধপূর্ণ হওয়ায় ইলেকট্রন মেঘ ঘনত্ব সমশক্তির তিনটি p অরবিটালে সুষমভাবে বিন্যস্ত হয়। p উপস্তরের তিনটি অরবিটালে বিজোড় ইলেকট্রনসমূহের ঘূর্ণনের দিক একই। এই ধরণের ইলেকট্রনীয় কাঠামো সুস্থিত। তাই এর বহিস্তর থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করতে বেশি শক্তি প্রয়োজন হয়।

আবার, অক্সিজেনের বহিস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস সুস্থিত নয়। অক্সিজেনের 2px অরবিটালের একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে p উপস্তর অর্ধপূর্ণ হয়। তাই অক্সিজেনের বহিস্তর থেকে অপেক্ষাকৃত সহজে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করা যায়। অর্থাৎ নাইট্রোজেনের ১ম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেন এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি।

একই পর্যায়ে সালফারের অবস্থান ফসফরাসের ডান দিকে হওয়ায় সালফারের আয়নিকরণ শক্তি বেশি হওয়ার কাথা, কিন্তু ফসফরাসের আয়নিকরণ শক্তি বেশি।

$P_{(15)} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, -------- [↑|↑|↑]

$S_{(16)} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, -------- [↑↓|↑|↑]

সাধারণত সালফারের আয়নিকরণ বিভবের মান ফসফরাস অপেক্ষা বেশি হওয়ার কথা থাকলেও ফসফরাসের আয়নিকরণ শক্তি বেশি। কারণ ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, ফসফরাসের 'p' উপস্তর অর্ধপূর্ণ থাকে। এই ধরণের ইলেকট্রন বিন্যাস সুস্থিতিশীল, ফলে বহিঃস্তরের ইলেকট্রন অসীম দূরত্বে সরিয়ে নিতে অনেক বেশি শক্তির প্রয়োজন। তাই ফসফরাসের আয়নীকরণ শক্তি সালফার অপেক্ষা বেশি। সালফারের ইলেকট্রন বিন্যাসে 'p' উপস্তর অর্ধপূর্ণ অপেক্ষা ১টি ইলেকট্রন বেশি হওয়ায় এর স্থিতিশীলতা ফসফরাস অপেক্ষা কম। তাই বহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন অপেক্ষাকৃত সহজে অপসারণ করা যায়। তাই সালফারের আয়নীকরণ বিভব ফসফরাস অপেক্ষা কম।

প্রশ্ন ২৪ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

মৌল	আয়ন	আয়নের ইলেকট্রন সংখ্যা
X	X^+	10
Y	Y^{2+}	10
Z	Z^{3+}	10

[X, Y ও Z মৌলের প্রচলিত প্রতীক নয়।]

গ) মৌলসমূহের আয়নীকরণ বিভব কিভাবে পরিবর্তিত হবে- ব্যাখ্যা কর।

ঘ) মৌলসমূহের ক্লোরাইডের মধ্যে কোনটি অধিক সমযোজী বৈশিষ্ট্য প্রদর্শন করবে? বিশ্লেষণ কর।

❖২৪ নং প্রশ্নের উত্তর❖

গ) গ্যাসীয় অবস্থায় এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু থেকে ইলেকট্রন অপসারণের মাধ্যমে গ্যাসীয় এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে ঐ মৌলের আয়নিকরণ শক্তি বা আয়নিকরণ বিভব বলে। উদ্দীপকের X, Y ও Z যথাক্রমে $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$ কে নির্দেশ করে। এরা পর্যায় সারণির ৩য় পর্যায়ের মৌল। একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে ইলেকট্রন শক্তিস্তর সংখ্যা বাড়ে না। উপশক্তিস্তর সংখ্যা বাড়ে। নিউক্লিয়াস থেকে বহিঃস্থ ইলেকট্রনের দূরত্ব কমে, পরমাণুর আকার হ্রাস পায়। নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধির ফলে সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন অধিকতর দৃঢ়ভাবে আকৃষ্ট হয়। তাই ইলেকট্রন অপসারণের জন্য অধিক শক্তির প্রয়োজন হয়। ফলে একই পর্যায়ের বাম থেকে ডানদিকে আয়নীকরণ শক্তির মান বাড়তে থাকে।

Mg এর তুলনায় Al এর আয়নীকরণ বিভবের মান বেশি হওয়ার কথা থাকলেও গম এর আয়নীকরণ বিভব বেশি।

$Mg(12) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$......... [↑↓]

বহিস্থ স্তরে 3s অরবিটাল পরিপূর্ণ। 3s অরবিটালে বিপরীতমূখী স্পিনের দুটি ইলেকট্রন অবস্থান করছে। ইহা সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস।

[| | | |]

Zahid Sir

$Al(13) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$............... 1⇂ 1

তিনটি p অরবিটাল সমশক্তির হলেও মাত্র একটি p অরবিটালে একটি ইলেকট্রন অবস্থান করছে। ইহা সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস নয়। তাই Mg এর চেয়ে Al থেকে ইলেকট্রন সরাতে কম শক্তির প্রয়োজন হয়। এ কারণে Mg এর চেয়ে Al এর আয়নিকরণ শক্তির মান কম।

অতএব উদ্দীপকের মৌল তিনটির আয়নীকরণ বিভব এর ক্রম: $Na < Al < Mg$

ঘ) উদ্দীপকের মৌলসমূহের ক্লোরাইড যথাক্রমে $NaCl$, $MgCl_2$ এবং $AlCl_3$। কোন আয়নিক যৌগ ক্যাটায়নের আকর্ষণে তার দিকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতিকে পোলারায়ন বলে। ফাযানের নীতি হতে আমরা জানি যে, ক্যাটায়নের চার্জ বৃদ্ধি এবং আকার হ্রাস পেতে থাকলে যৌগে পোলারায়ন বৃদ্ধি পায় এবং সেই সাথে যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়।

$Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$ → চার্জ বৃদ্ধি ক্রম $Na+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$ → আকার হ্রাসের ক্রম

উপরের তথ্য থেকে আমরা দেখতে পাচ্ছি যে, Al^{3+} আয়নের চার্জ সংখ্যা সর্বাধিক এবং আকার সবচেয়ে ছোট। সুতরাং Al^{3+} আয়নের যৌগ অর্থাৎ $AlCl_3$ যৌগটির সমযোজী বৈশিষ্ট্য বেশি। আবার Na^+ আয়নের চার্জ সংখ্যা তুলনামূলকভাবে সবচেয়ে কম এবং আকার সবচেয়ে বড়। ফলে $NaCl$ এর সমযোজী বৈশিষ্ট্য সবচেয়ে কম অর্থাৎ আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেশি। সুতরাং সমযোজী বৈশিষ্ট্যের ক্রম:

$NaCl < MgCl_2 < AlCl_3$ → সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি

প্রশ্ন ২৫ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

মৌল	সর্ববহিঃস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস
A	**$(n-2)s^1$**
B	**$(n-1)s^2\ (n-1)p^3$**
C	**$(n-1)s^2\ (n-1)\ p^4$**
D	**ns^2np^4**

এখানে, $n = 3$

গ) A_2D একটি গ্যাসীয় পদার্থ- ব্যাখ্যা কর।

ঘ) B ও C এর হাইড্রাইডদ্বয়ের মধ্যে কোনটির বন্ধন কোণ বেশি? বিশ্লেষণ কর।

❖২৫ নং প্রশ্নের উত্তর❖

গ) $A \rightarrow (n-2)s^1$ বা, $(3-2)s^1$ বা, $1s^1$ অর্থাৎ, হাইড্রোজেন (H)

$D \rightarrow ns^2\ np^4$

অর্থাৎ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, মৌলটি সালফার (S)। সুতরাং A_2D দ্বারা H_2S কে বুঝায়।

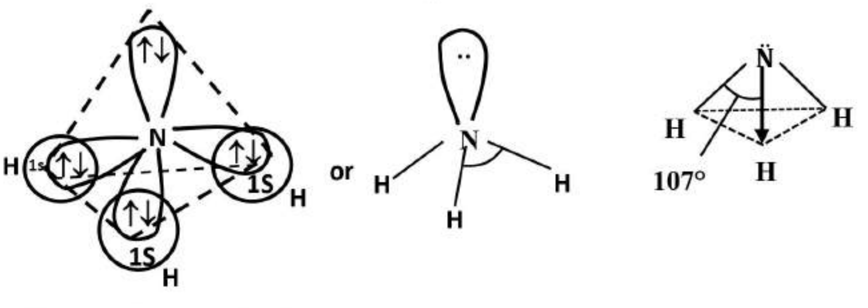
H_2S একটি গ্যাসীয় পদার্থ। H(2.1) ও S(2.5) এর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য [(2.5 – 2.1) বা 0.4] কম বলে সাধারণ ডাইপোলের সৃষ্টি হয় না, ফলে ঐ বন্ধন গঠিত হয় না। এতে অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলে কম হয়। ফলে এরা বিচ্ছিন্ন অবস্থায় থাকে। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S গ্যাসীয়।

ঘ) $B \rightarrow (n-1)s^2\ (n-1)p^3$ বা, $1s^2 2s^2 2p^3$। অর্থাৎ নাইট্রোজেন (N)

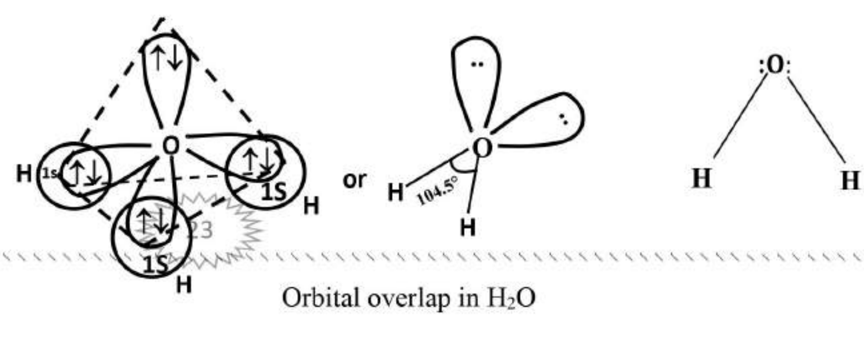
$C \rightarrow (n-1)s^2\ (n-1)p^4$ বা, $1s^2 s^2 2p^4$। অর্থাৎ অক্সিজেন (O)

N ও O এর হাইড্রাইডদ্বয় যথাক্রমে NH_3 ও H_2O। NH_3 অণুর N পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে।

ব্যাখ্যাঃ মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেন s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি $N - H\ \sigma$ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড়া ইলেকট্রন বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – H বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5°C এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 107° হয়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই অ্যামোনিয়া অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিড হয়।



ব্যাখ্যাঃ পানির অণুতে অক্সিজেনের sp^3 সংকরণ ঘটে। এখানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতে দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বার দুইটি $O - H\ \sigma$ বন্ধন গঠিত হয়। যেহেতু $lp - lp$ বিকর্ষণ > $lp - bp$



Orbital overlap in H_2O

Zahid Sir

বিকর্ষণ > bp – bp বিকর্ষণ, পানির অণুতে দুই জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্রন থাকায় জোরালো বিকর্ষণের কারণে O – H বন্ধনদ্বয় অধিকতর চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 104.5° হয়। আবার যেহেতু দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই H_2O অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে কৌণিক হয়।

প্রশ্ন ২৬ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

A = ...np^2
B = ...np^3
C = ...np^4 (n = 2)

গ) উদ্দীপকের A এর হাইড্রাইড যৌগের কেন্দ্রিয় পরমাণুর সংকরণ ব্যাখ্যা কর।

ঘ) উদ্দীপকের B এবং C মৌলের হাইড্রাইড যৌগের কোণের ভিন্নতা রয়েছে-বিশ্লেষণ কর।

♦২৬ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের A এর হাইড্রাইড বলতে CH^4 কে বুঝায়। মিথেন এর কেন্দ্রিয় পরমাণু C এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ C (6) $\rightarrow 1s^2\, 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^0$

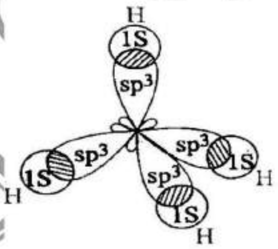
উত্তেজিত অবস্থায়ঃ C*(6) $\rightarrow 1s^2\, 2s^1\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$

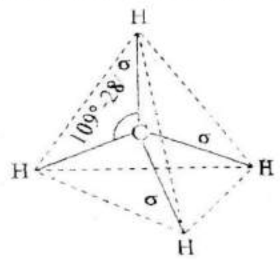
সংকরিত অবস্থায়ঃ C (6) $\rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

H (1) $\rightarrow 1s^1$

বন্ধন কোণ 109.5° বা 109°28'

ব্যাখ্যাঃ মিথেন যৌগে কার্বন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। প্রতি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। কার্বন পরমাণুর চারিদিকে সংকর অরবিটাল গুলো চতুস্তলকীয় ভাবে বিন্যস্ত হয়। হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে sp^3 সংকর অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমন দ্বারা চারটি C – H σ বন্ধন গঠিত হয়। অণুতে চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সর্বাধিক দূরত্বে ঠেলে দেয়। তখন বন্ধন কোন 109.5° হয় এবং অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়।



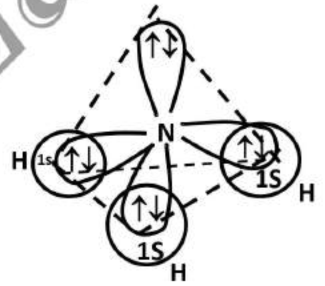


Zahid

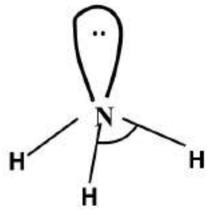
ঘ) উদ্দীপকের B ও C মৌলের হাইড্রাইড যথাক্রমে NH^3 এবং H_2O কে বুঝায়। নিম্নে NH_3 ও H_2O যৌগের বন্ধন কোনের ভিন্নতা আলোচনা করা হল-

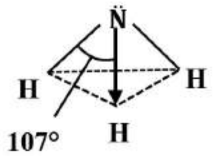
NH_3 অণুর N পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে।

ব্যাখ্যাঃ মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N – H বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড়া ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – H বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 107° হয়।

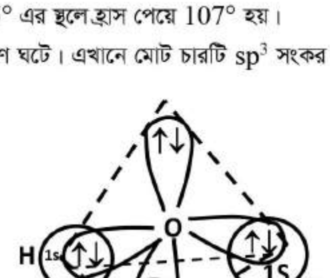


or

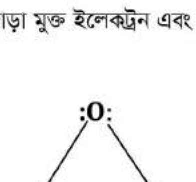




ব্যাখ্যাঃ পানির অণুতে অক্সিজেন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। এখানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতেই দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা দুইটি O – H σ বন্ধন গঠিত হয়। যেহেতু $lp - p$ বিকর্ষণ > $lp - bp$ বিকর্ষণ > bp – bp বিকর্ষণ, পানির অনুতে দুই জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্রন থাকায় জোরালো বিকর্ষণের কারণে O – H বন্ধনদ্বয় অধিকতর চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 104.5° হয়। আবার



or



যেহেতু দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই H_2O অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে কৌণিক হয়।

প্রশ্ন ২৭ঃ নিম্নের ছকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

শ্রেণি→ / পর্যায়↓	1	2	14	17
2				X
3	P	Q	R	Y

গ) 'X' ও 'Y' এর মধ্যে কোনটির ইলেকট্রন আসক্তি বেশি? ব্যাখ্যা কর।

ঘ) 'Y' এর সাথে পৃথকভাবে P, Q ও R এর যৌগগুলোর প্রকৃতি বিশ্লেষণ কর।

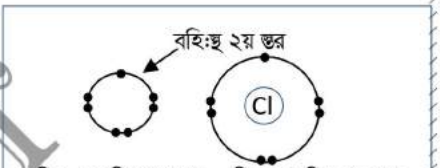
♦২৭ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের X এবং Y যথাক্রমে ফ্লোরিন এবং ক্লোরিনকে নির্দেশ করে। ক্লোরিন এর ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লোরিন অপেক্ষা বেশি। গ্যাসীয় অবস্থায় এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে এক মোল ইলেকট্রন সংযোগের মাধ্যমে এক মোল একক ঋণাত্মক চার্জ যুক্ত আয়ন সৃষ্টি করতে যে শক্তি নির্গত হয় তাকে ঐ মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলে।

$F_{(9)} = 1s^2 2s^2 2p^5$

$Cl_{(17)} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ফ্লোরিনের বহিস্থ ২য় স্তরে এবং ক্লোরিনের বহিস্থ ৩য় স্তরে ৭টি করে ইলেকট্রন রয়েছে। ক্লোরিনের তুলনায় ফ্লোরিনের আকার ক্ষুদ্র হওয়ায় ফ্লোরিনের ক্ষেত্রে বহিঃস্থ স্তরে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অপেক্ষাকৃত বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের সাথে বহিঃস্থ ২য় স্তরের ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় ইলেকট্রন গৃহীত হওয়ার প্রবণতা হ্রাস পায়। তাই ইলেকট্রন আসক্তির মান ফ্লোরিনের তুলনায় ক্লোরিন এর বেশি হয়।



চিত্র: ফ্লোরিন পরমাণু   চিত্র: ক্লোরিন পরমাণু

ঘ) উদ্দীপকের P, Q ও R যথাক্রমে সোডিয়াম, ম্যাগনেশিয়াম ও সিলিকন এবং Y ক্লোরিনকে নির্দেশ করে। উল্লেখিত যৌগসমূহ যথাক্রমে $NaCl$, $MgCl_2$ ও $SiCl_4$। ফাজানের নীতি অনুসারে ক্যাটায়নের আধান যত বেশি হবে অথবা ক্যাটায়নের আকার যত ক্ষুদ্র হবে অ্যানায়নের পোলারায়ন তত বেশি হবে এবং যৌগের সমযোজী প্রকৃত তত বেশি হবে। কোন যৌগে ক্যাটায়নের আকর্ষণে তার দিকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের সরে আসাকে পোলারায়ন বলে। ক্যাটায়নের চার্জের ক্রম $Na^+ < Mg^{2+} < Si^{4+}$ এবং আকারের ক্রম $Na^+ > Mg^{2+} > Si^{4+}$। সুতরাং পোলারায়নের ক্রম NaCl ক্রম $NaCl < MgCl_2 < SiCl_4$। অর্থাৎ $SiCl_4$ সর্বাপেক্ষা সমযোজী প্রকৃতির তারপর $MgCl_2$ এবং NaCl সবচাইতে কম সমযোজী অর্থাৎ আয়নিক প্রকৃতির

প্রশ্ন ২৮ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

Q, R ও T মৌলত্রয়ের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 6, 7 ও 15।

ক) সিগমা বন্ধন কি?

খ) H_2O তরল কিন্তু H_2S গ্যাসীয়-ব্যাখ্যা কর।

গ) 'Q' ও 'R' একই সংকরণ প্রদর্শন করলেও তাদের হাইড্রাইডের আকৃতি ভিন্ন-ব্যাখ্যা কর।

ঘ) ক্লোরিনের সাথে 'R' একটি যৌগ গঠন করলেও 'T' দুটি যৌগ গঠন করে-বিশ্লেষণ কর।

♦২৮ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের 'Q' ও 'R' যথাক্রমে কার্বন ও নাইট্রোজেনকে নির্দেশ করে। CH_4 এবং NH_3 গঠনের ক্ষেত্রে এদের উভয়ের sp^3 সংকরণ ঘটলেও অনুর আকৃতি ভিন্ন।

মিথেন এর কেন্দ্রিয় পরমাণু C এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2\, 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^0$

উত্তেজিত অবস্থায়ঃ $C^*(6) \rightarrow 1s^2\, 2s^1\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

মিথেন যৌগে কার্বন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। প্রতি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। কার্বন পরমাণুর চারিদিকে সংকরণ অরবিটাল গুলো চতুস্তলকীয় ভাবে বিন্যস্ত হয়। হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে sp^3 সংকর অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা চারটি $C-H$ σ বন্ধন গঠিত হয়। অণুতে চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সর্বাধিক দূরত্বে ঠেলে দেয়। তখন বন্ধন কোন $109°28'$ হয় এবং অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। এভাবে অণুটি স্থিতিশীল হয়। এক্ষেত্রে কোন মুক্তজোড় ইলেকট্রন নেই।

মোঃ জাহিদুল ইসলাম

Zahid Sir

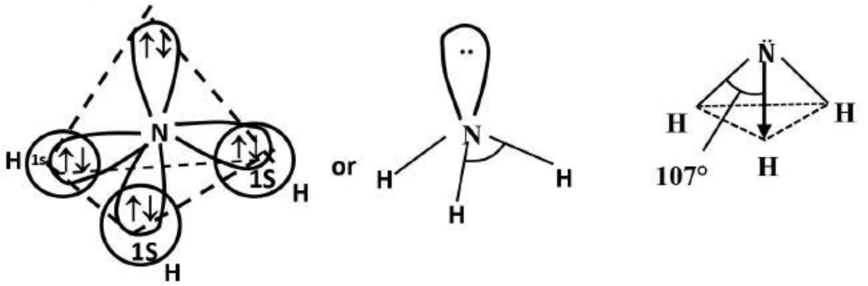
NH_3 যৌগে কেন্দ্রিয় পরমাণু N এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

সাধারণ অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

$H(1) \rightarrow 1s^1$

ব্যাখ্যাঃ নাইট্রোজেন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চরটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকী তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N – H σ বন্ধন গঠন করে। বন্ধন জোড় ইলেকট্রন-বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন ইলেকট্রন গুলোর উপর



জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – H বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109°28' এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 107° হয়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই অ্যামোনিয়া অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিড হয়।

ঘ) উদ্দীপকের 'R' ও 'T' যথাক্রমে নাইট্রোজেন ও ফসফরাসকে নির্দেশ করে। PCl_3 ও PCl_5 গঠিত হয় কিন্তু NCl_3 গঠিত হলেও NCl_5 গঠিত হয় না।

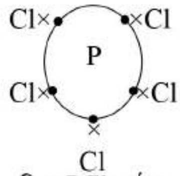
কেন্দ্রিয় পরমাণু N ও P এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নে দেওয়া হলো-

$N(7) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

$P(15) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1\ 3d^0$

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

সাধারণ অবস্থায় নাইট্রোজেন ও ফসফরাস উভয়ের বহিস্থস্তরে তিনটি করে বিজোড় ইলেকট্রন রয়েছে। তাই এরা উভয়ে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে তিনটি ক্লোরিনের সাথে যুক্ত হয়ে যথাক্রমে NCl_3 ও PCl_3 গঠন করে। কিন্তু নাইট্রোজেনের দ্বিতীয় শক্তি স্তরে d অরবিটাল নেই। ফলে ইহা উত্তেজিত অবস্থায় বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধি করতে পারে না অর্থাৎ NCl_5 গঠনের জন্য প্রয়োজনীয় ৫টি বিজোড় ইলেকট্রন গঠন করতে পারে না। তাই NCl_5 গঠিত হয় না। ফসফরাসের তৃতীয় শক্তি স্তরে ফাঁকা d অরবিটাল রয়েছে। ফলে ইহা উত্তেজিত অবস্থায় ৫টি বিজোড় ইলেকট্রন গঠন করতে পারে। তাই ইহা ৫টি ক্লোরিন পরমাণুর সাথে একক সমযোজী বন্ধন দ্বারা আবদ্ধ হয়ে PCl_5 গঠন করতে পারে। এক্ষেত্রে ফসফরাসের অষ্টক সম্প্রসারণ ঘটে।



চিত্রঃ PCl_5 গঠন

Zahid Sir

প্রশ্ন ২৯ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

শ্রেণি→ / পর্যায়↓	15	16	17
2	P	Q	R
3	X	Y	Z

গ) R ও Z এর মধ্যে কোনটির ইলেকট্রন আসক্তি বেশি কারণসহ ব্যাখ্যা কর।

ঘ) উদ্দীপকের P ও Q এর সাথে হাইড্রোজেন গঠিত যৌগের বন্ধন কোণে ভিন্নতা রয়েছে কিনা-বিশ্লেষণ কর।

♦২৯ নং প্রশ্নের উত্তর♦

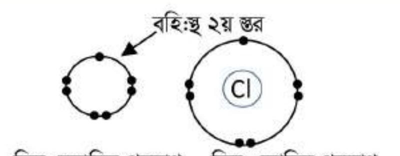
গ) এখানে R → F এবং Z → Cl কে নির্দেশ করে।

গ্যাসীয় অবস্থায় এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে এক মোল ইলেকট্রন সংযোগের মাধ্যমে এক মোল একক ঋণাত্মক চার্জ যুক্ত আয়ন সৃষ্টি করতে যে শক্তি নির্গত হয় তাকে ঐ মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলে।

$F_{(9)} = 1s^2 2s^2 2p^5$

$Cl_{(17)} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ফ্লোরিনের বহিস্থ ২য় স্তরে এবং ক্লোরিনের বহিস্থ ৩য় স্তরে ৭টি করে ইলেকট্রন রয়েছে। ক্লোরিনের তুলনায় ফ্লোরিনের আকার ক্ষুদ্র হওয়ায় ফ্লোরিনের ক্ষেত্রে বহিঃস্থ স্তরে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অপেক্ষাকৃত বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের সাথে বহিঃস্থ ২য় স্তরের ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় ইলেকট্রন গৃহীত হওয়ার প্রবনতা হ্রাস পায়। তাই ইলেকট্রন আসক্তির মান ক্লোরিনের তুলনায় ফ্লোরিন এর কম হয়।



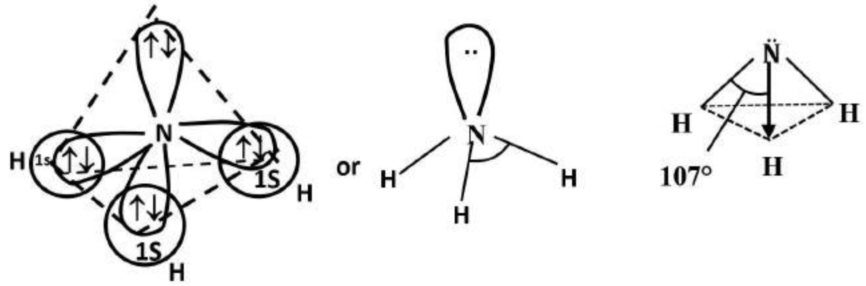
চিত্র: ফ্লোরিন পরমাণু চিত্র: ক্লোরিন পরমাণু

ঘ) উদ্দীপকে $P \rightarrow N$ এবং $Q \rightarrow O$ কে নির্দেশ করে। সুতরাং P ও Q এর সাথে হাইড্রোজেন দ্বারা গঠিত যৌগ হলো NH_3 ও H_2O।

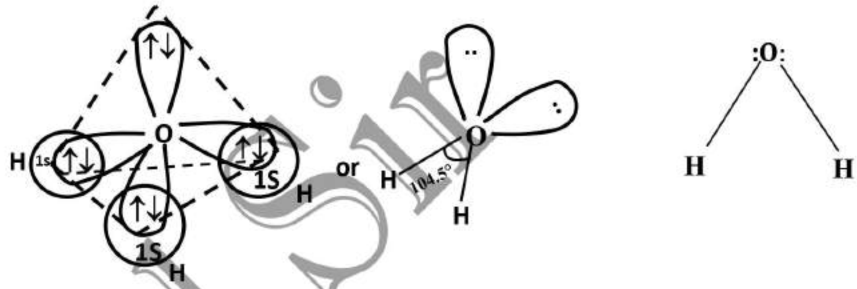
নিম্নে NH_3 ও H_2O যৌগের বন্ধন কোনের ভিন্নতা আলোচনা করা হল-

NH_3 অণুর N পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে।

ব্যাখ্যাঃ মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি $N - H$ σ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন-বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন $N - H$ বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন $109.5°$ এর স্থলে হ্রাস পেয়ে $107°$ হয়।



ব্যাখ্যাঃ পানির অণুতে অক্সিজেন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। একানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতে দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা হাইড্রোজেন s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা দুইটি $O - H$ σ বন্ধন গঠিত হয়। যেহেতু $lp - p$ বিকর্ষণ > $lp - bp$ বিকর্ষণ > $bp - bp$ বিকর্ষণ, পানির অণুতে দুই জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্রন থাকায় জোরালো বিকর্ষণের কারণে $O - H$ বন্ধনদ্বয় অধিকতর চেপে আসে। বন্ধন কোন $109.5°$ এর স্থলে হ্রাস পেয়ে $104.5°$ হয়। আবার যেহেতু দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয় নি তাই H_2O অনুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে কৌণিক হয়।



প্রশ্ন ৩০ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

শ্রেণি→ / পর্যায়↓	IA	IVA	VA	VIA
১ম	X	Q	R	
২য়		Y	Z	R
৩য়				M

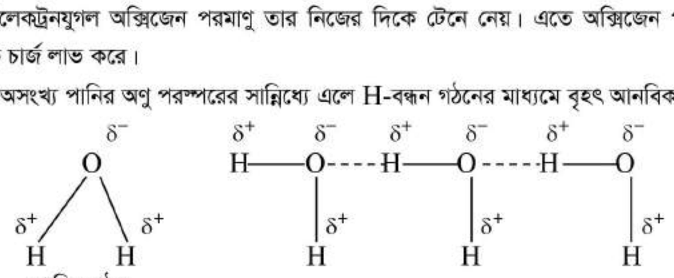
গ) X_2M ও X_2R এর ভৌত অবস্থার ভিন্নতার কারণ ব্যাখ্যা কর।

ঘ) YX_4 এবং ZX_3 এর কেন্দ্রিয় পরমাণুর সংকরণ একই অথচ এদের জ্যামিতিক গঠন ভিন্ন-বিশ্লেষণ কর।

♦৩০ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপক অনুসারে, $X_2M \rightarrow H_2S$ এবং $X_2R \rightarrow H_2O$ কে নির্দেশ করে। একটি ডাইপোলের ঐ প্রান্ত এবং অপর ডাইপোলের ঋণাত্মক প্রান্তের মধ্যে যে দুর্বল বন্ধন গঠিত হয় তাকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। H_2O ও H_2S একই গঠন বিশিষ্ট সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বেও কক্ষ তাপমাত্রায় H_2S গ্যাসীয় কিন্তু H_2O একটি তরল পদার্থ। এর কারণ নিম্নরূপঃ পানিতে অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকতা (3.5) হাইড্রোজেন পরমাণুর (2.1) তুলনায় অনেক বেশি বলে। এদের বন্ধন ইলেকট্রনযুগল অক্সিজেন পরমাণু তার নিজের দিকে টেনে নেয়। এতে অক্সিজেন পরমাণুটি আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং হাইড্রোজেন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ লাভ করে।

এইরূপ অসংখ্য পানির অণু পরস্পরের সান্নিধ্যে এলে H-বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বৃহৎ আনবিক গুচ্ছ সৃষ্টি করে।



পানির গঠন

H_2O এর স্ফুটনাঙ্ক $100°C$
H_2S এর স্ফুটনাঙ্ক $60.7°C$

এই H-বন্ধন গঠিত হবার কারণে অণুগুলোর মধ্যে আন্তঃআনবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় পানি তরল।

পক্ষান্তরে H_2S ও H(2.1) ও S (2.5) এর মধ্যে তড়িৎঋণাত্মকাতার পার্থক্য কম বলে সাধারণত ডাইপোলের সৃষ্টি হয় না। ফলে H বন্ধন গঠিত হয় না। ফলে অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআনবিক আকর্ষণ বল কম হয়। ফলে এরা বিচ্ছিন্ন অবস্থায় থাকে। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S গ্যাসীয়।

ঘ) উদ্দীপক অনুসারে $YX_4 \rightarrow CH_4$ এবং $ZX_3 \rightarrow NH_3$ কে নির্দেশ করে। CH_4 এবং NH_3 গঠনের ক্ষেত্রে এদের উভয়ের sp^3 সংকরণ ঘটলেও অনুর আকৃতি ভিন্ন।

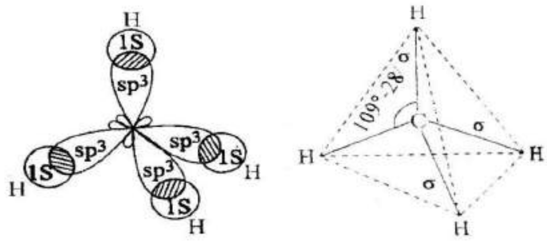
মিথেন এর কেন্দ্রিয় পরমাণু C এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

উত্তেজিত অবস্থায়ঃ $C^*(6) \rightarrow 1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

মিথেন যৌগে কার্বন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। প্রতি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। কার্বন পরমাণুর চারিদিকে সংকর অরবিটাল গুলো চতুস্তলকীয় ভাবে বিন্যস্ত হয়। হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে sp^3 সংকর অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা চারটি $C-H\ \sigma$ বন্ধন গঠিত হয়। অণুতে চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সর্বাধিক দুরত্বে ঠেলে দেয়। তখন বন্ধন কোন 10928' হয় এবং অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। এভাবে অণুটি স্থিতিশীল হয়। এক্ষেত্রে কোন মুক্তজোড় ইলেকট্রন নেই।



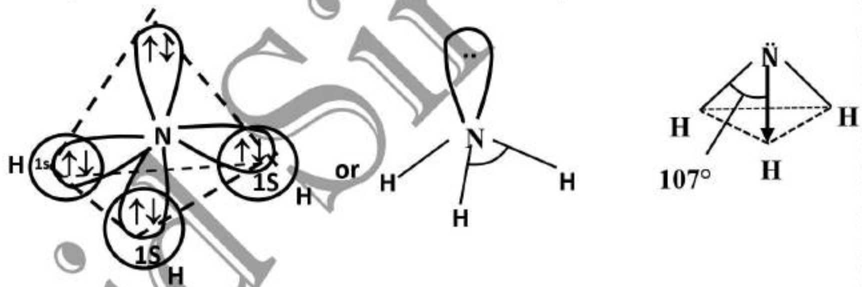
NH_3 যৌগে কেন্দ্রিয় পরমাণু N এর লিেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

সাধারণ অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

$H(1) \rightarrow 1s^1$

ব্যাখ্যাঃ নাইট্রোজেন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেন s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি $N-H\ \sigma$ বন্ধন গঠন করে। বন্ধন জোড় ইলেকট্রন-বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন $N-H$ বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন $109°28'$ এর স্থলে হ্রাস পেয়ে $107°$ হয়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই অ্যামোনিয়া অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিডীয় হয়।



প্রশ্ন ৩১ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

দুটি মৌলের যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসঃ

ns^2np^4; n = 2 (A) **ns^2np^3; n = 3** (B)

গ) "A" মৌলটির ক্ষেত্রে হুন্ডের নীতিটির প্রয়োগ দেখাও।

ঘ) "A" ও "B" মৌলদ্বয়ের হাইড্রাইডের আকৃতির উপর মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাব ব্যাখ্যা কর।

◆৩১ নং প্রশ্নের উত্তর◆

গ) উদ্দীপকের "A" অক্সিজেনকে নির্দেশ করে। হুন্ডের নীতি অনুসারে সমশক্তি সম্পন্ন বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন গুলো এমন ভাবে অবস্থান করবে যেন তারা সর্বাধিক সংখ্যায় অযুগ্ম বা বিজোড় অবস্থায় থাকতে পারে এবং এ বিজোড় ইলেকট্রন গুলোর স্পিন হবে একমুখী।

O এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ-

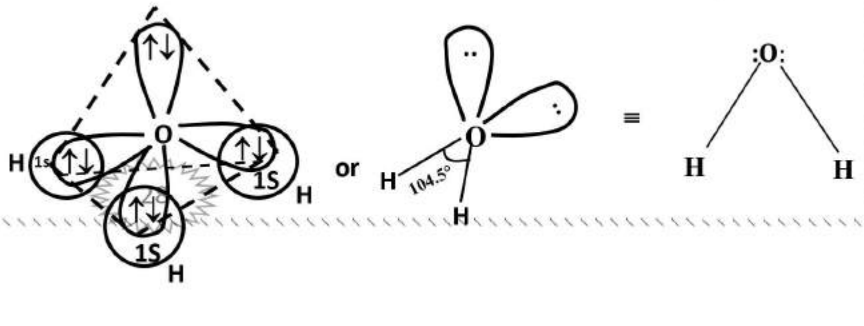
$O_{(8)} = 1s^2\ 2s^2\ \ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

[1l] [1l] [1l] [1] [1]

সমশক্তির $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ অরবিটাল গুলোতে প্রথমে একমুখী স্পিনের একটি করে ইলেকট্রন প্রবেশ করে এবং পরে অষ্টম ইলেকট্রনটি $2p_x$ অরবিটালে বিপরীতমুখী স্পিনে প্রবেশ করে জোড়াবদ্ধ হয়। এভাবে ইলেকট্রন সর্বাধিক বিজোড় অবস্থায় অবস্থান করে।

ঘ) উদ্দীপকের "A" ও "B" মৌলদ্বয়ের হাইড্রাইড যথাক্রমে H_2O এবং PH_3। H_2O এবং PH_3 অণুর আকৃতির উপর মুক্ত ইলেকট্রনের প্রভাব নিম্নে ব্যাখ্যা করা হল।

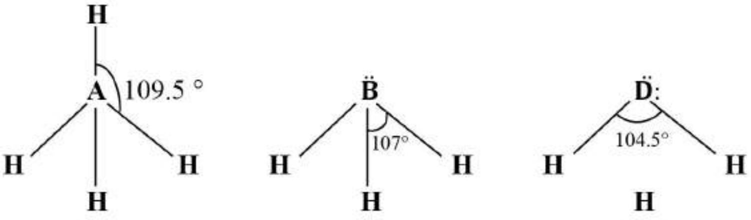
পানির অণুতে অক্সিজেনের sp^3 সংকরণ ঘটে। এখানে মোট চারটি sp^3 সংকরণ ঘটে। এখানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতে দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমন দ্বারা দুইটি $O-H\ \sigma$ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু $lp-lp$ বিকর্ষণ > $lp\ bp$ বিকর্ষণ $bp-bp$ বিকর্ষণ পানির অণুতে দুই জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্র থাকায় জোরালো বিকর্ষণের



কারণে $O-H$ কারণে $O-H$ বন্ধনদ্বয় অধিকতর চেপে আসে। বন্ধন কোন $109.5°$ এর স্থলে হ্রাস পেয়ে $104.5°$ হয়। আবার যেহেতু দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই H_2O অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে কৌণিক হয়।

PH_3 যৌগে কেন্দ্রিয় পরমাণু P এ sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমন দ্বারা তিনটি $p-H$ σ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। PH_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রনগুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন $P-H$ বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন $109.5°$ এর স্থলে হ্রাস পেয়ে $93°$ হয়। P এর আকার N এর তুলনায় বড়, ইহার তড়িৎ ঋণাত্মকাত কম, তাই $P-H$ বন্ধন ইলেকট্রনগুলো P থেকে দূরে অবস্থান করে। এক্ষেত্রে $bp-bp$ বিকর্ষণ কম হওয়াতে মুক্ত ইলেকট্রনের চাপে বন্ধন কোন অধিকতর হ্রাস পায়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধনগঠনে অংশ নেয়নি তাই ফসফিন অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোন পিরামিডীয় হয়।

প্রশ্ন ৩২ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।



AH_4 BH_3 H_2D

A, B ও D মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 6.7 ও 8।

গ) উদ্দীপকের CH_4 এবং H_2D এর ভৌত অবস্থার ক্ষেত্রে মূলত হাইড্রোজেন বন্ধনই দায়ী ব্যাখ্যা কর।

ঘ) উদ্দীপকের অণু তিনটির আকৃতি ও বন্ধন কোণের উপর মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাব বিশ্লেষণ কর।

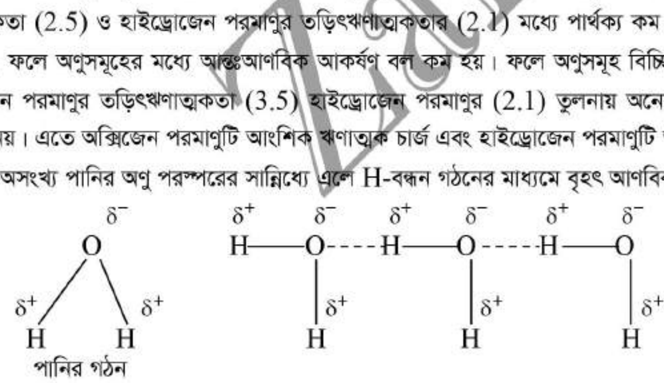
Zahid Sir

♦৩২ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) হাইড্রোজেন পরমাণু যখন অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলে সাথে যুক্ত হয়ে সমযোজী যৌগ গঠন করে তখন এদের মধ্যে পোলারিটি বা দ্বিমেরু সৃষ্টি হয়। এ ধরণের পোলার অণু যখন পরস্পরের নিকটে আসে তখন একটি অণুর হাইড্রোজেন প্রান্ত অন্য অণুর ঋণাত্মক প্রান্তে দিকে আকৃষ্ট হয়ে একটি দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি করে এই দুর্বল বন্ধনকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলে।

উদ্দীপকের AH_4, H_2D যথাক্রমে CH_4 ও H_2O কে নির্দেশ করে। CH_4 সাধারণ তাপমাত্রায় গ্যাস এবং H_2O তরল। মিথেনে কার্বন পরমাণুর তড়িৎ ঋনাত্মকতা (2.5) ও হাইড্রোজেন পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকতার (2.1) মধ্যে পার্থক্য কম। তাই CH_4 অণুর মধ্যে ডাইপোলের সৃষ্টি হয় না, ফলে H বন্ধন গঠিত হয় না। ফলে অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল কম হয়। ফলে অণুসমূহ বিচ্ছিন্ন অবস্থায় থাকে। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় CH_4 গ্যাসীয় পানিতে অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকতা (3.5) হাইড্রোজেন পরমাণুর (2.1) তুলনায় অনেক বেশি বলে বন্ধন ইলেকট্রনযুগল অক্সিজেন পরমাণু তার নিজের দিকে টেনে নেয়। এতে অক্সিজেন পরমাণুটি আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং হাইড্রোজেন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ লাভ করে। অর্থাৎ ডাইপোল সৃষ্টি হয়।

এইরূপ অসংখ্য পানির অণু পরস্পরের সান্নিধ্যে এলে H-বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বৃহৎ আণবিক গুচ্ছ সৃষ্টি করে।



পানির গঠন

এই H-বন্ধন গঠিত হবার কারণে অণুগুলোর মধ্যে আন্তঃআনবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় পানি তরল।

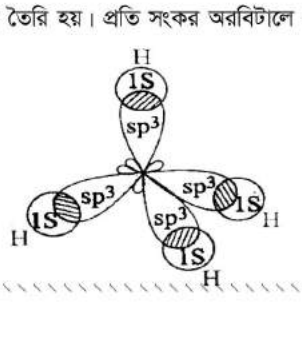
ঘ) উদ্দীপকের AH_4, BH_3, H_2O কে নির্দেশ করে। মিথেন এর কেন্দ্রিয় পরমাণু C এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

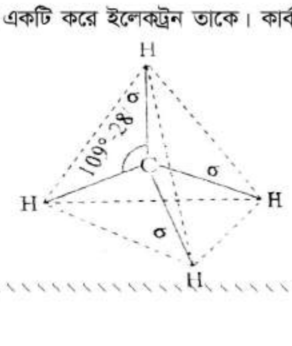
সাধারণ অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2\, 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^0$

উত্তেজিত অবস্থায়ঃ $C^*(6) \rightarrow 1s^2\, 2s^1\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $C(6) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

মিথেন যৌগে কার্বন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। প্রতি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন তাকে। কার্বন পরমাণুর চারিদিকে সংকর অরবিটাল গুলো চতুস্তলকীয় ভাবে বিন্যস্ত হয়। হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে sp^3 সংকর অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা চারটি $C-H$ বন্ধন গঠিত হয়। অণুতে চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সর্বাধিক দূরত্বে ঠেলে দেয়। তখন বন্ধন কোন $109.5°$ হয় এবং অনুর





মোঃ জাহিদুল ইসলাম

আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। এভাবে অণুটি স্থিতিশীল হয়। এক্ষেত্রে কোন মুক্তজোড় ইলেকট্রন নেই।

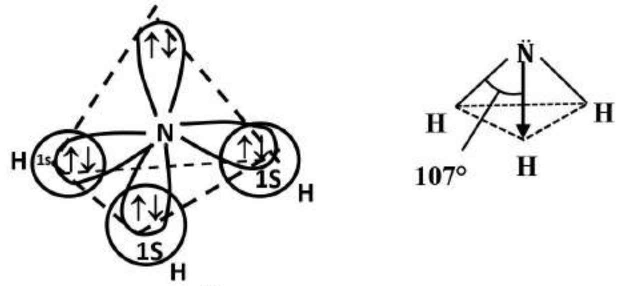
NH^3 যৌগে কেন্দ্রিয় পরমাণু N এর ইলেকট্র বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ $N\,(7) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $N\,(7) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N – H বন্ধন গঠন করে।

বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NH^3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – H বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 107° হয়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই অ্যামোনিয়া অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিড হয়।

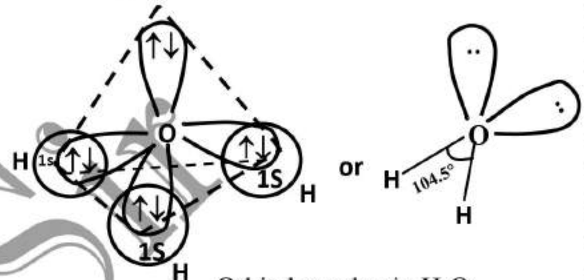


H_2O এর কেন্দ্রিয় পরমাণু O এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ $O\,(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2\, 2p_y^1\, 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $O\,(8) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^2 2(sp^3)^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

পানির অণুতে অক্সিজেনের sp^3 সংকরণ ঘটে। এখানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতে দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা হাইড্রোজেনের s অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা দুইটি O – H σ বন্ধন গঠিত হয়। যেহেতু $lp - lp$ বিকর্ষণ > %p – bp বিকর্ষণ > bp – bp বিকর্ষণ, পানির অণুতে দুই জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্রন থাকায় জোরালো বিকর্ষণের কারণে O – H বন্ধনদ্বয় অধিকতর চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° এর স্থলে হ্রাস পেয়ে 104.5° হয়। আবার যেহেতু দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই H_2O অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে কৌণিক হয়।



Orbital overlap in H_2O

প্রশ্ন ৩৩ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

শ্রেণি→ / ↓ পর্যায়	1	2	15	16	17
1	A	X	L	M	
2					Z

প্রচলিত অর্থে A, X, L, M ও Z প্রতীক নয়।

গ) L ও M এর আয়নিকরণ শক্তির ক্রমের ব্যতিক্রম ব্যাখ্যা কর।

ঘ) AZ ও XZ_2 এর মধ্যে কোনটির গলনাঙ্ক কম-ব্যাখ্যা কর।

♦৩৩ নং প্রশ্নের উত্তর♦

খ) দ্বি-বন্ধন বা ত্রি-বন্ধন বিশিষ্ট অণুর ক্ষেত্রে দুটি পরমাণু সিগমা বন্ধনে আবদ্ধ হওয়ার পর উভয় পরমানুর সমান্তরাল অক্ষবিশিষ্ট দুটি অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমনের ফলে পাই বন্ধন সৃষ্টি হয়। s অরবিটাল গোলাকৃতি হওয়ায় এর কোন দিক নির্দেশক ধর্ম নেই। সে জন্য s অরবিটাল মুখোমুখি অধিক্রমন করতে পারে কিন্তু পাশা পাশি অধিক্রমন করতে পারে না। কাজেই s অরবিটাল পাই (π) বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না। s অরবিটাল অধিক্রমন করলেই উহা মুখোমুখি অধিক্রমন হয় অর্থাৎ σ বন্ধন গঠিত হয়।

গ) উদ্দীপকের L ও M যথাক্রমে নাইট্রোজেন ও অক্সিজেনকে নির্দেশ করে। গ্যাসীয় অবস্থায় কোন মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর বহিঃস্তর থেকে একটি করে ইলেকট্রন অসীম দূরত্বে সরিয়ে এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে সেই মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। N অপেক্ষা O এর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি বেশি হওয়ার কথা থাকলেও N এর আয়নীকরণ শক্তি বেশি।

$N\,(7) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$................ [1|1|1]

$O\,(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2\, 2p_y^1\, 2p_z^1$................ [1↓|1|1]

নাইট্রোজেন পরমাণুর বহিস্তরে p অরবিটাল অর্ধপূর্ণ হওয়ায় ইলেকট্রন মেঘ ঘনত্ব সুষমভাবে বিন্যস্ত হয়। p উপস্তরে তিনটি অরবিটালেই বিজোড় ইলেকট্রনসমূহের ঘূর্ণনের দিক একই। এই ধরনের ইলেকট্রনীয় কাঠামো সুস্থিত। তাই এর বহিস্তর থেকে ইলেকট্রন অপসারন করতে বেশি শক্তি প্রয়োজন।

আবার, অক্সিজেনের 2px অরবিটালের একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে p উপস্তর অর্ধপূর্ণ হয়। ফলে সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস পাওয়া যায়। তাই অক্সিজেনের বহিস্তর থেকে অপেক্ষাকৃত সহজে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করা যায়। অর্থাৎ নাইট্রোজেনের ১ম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেন এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি।

Zahid Sir

ঘ) উদ্দীপকের $AZ \rightarrow LiCl$ এবং $XZ_2 \rightarrow BeCl_2$ যৌগকে নির্দেশ করে। কোন আয়নিক যৌগে ক্যাটায়নের আকর্ষণে তার দিকে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের বিকৃতিকে পোলারায়ন বলে। ফাযানের নীতি অনুসারে, একাধিক যৌগে অ্যানায়ন একই কিন্তু ক্যাটায়ন ভিন্ন হলে, ক্যাটায়নের আকার ক্ষুদ্র এবং চার্জ যত বেশি হবে এবং যৌগটির গলনাঙ্ক কম হবে।

$LiCl$ ও $BeCl_2$ যৌগদ্বয়ে ক্যাটায়ন দু'টির চার্জ সংখ্যা যথাক্রমে 1+ ও 2+। যেহেতু Li^+ অপেক্ষা Be^{2+} এর আকার ক্ষুদ্র এবং চার্জ সংখ্যা বেশি, $BeCl_2$ যৌগে $LiCl$ অপেক্ষা পোলারায়ন বেশি হয়। তাই $BeCl_2$ অধিক সমযোজী। সুতরাং বলা যায় যে, $LiCl(605°C)$ অপেক্ষা $BeCl_2(399°C)$ যৌগের গলনাঙ্ক কম হবে।

প্রশ্ন ৩৪ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

গ্রুপ / পর্যায়	14	15	16	17
২য়	A	B	C	X
৩য়			X	Y

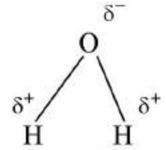
গ) উদ্দীপকের C এবং D এর হাইড্রাইডের ভৌত অবস্থা ভিন্ন-উত্তরের পক্ষে যুক্তি দাও।

ঘ) A, B এবং C মৌল তিনটির সাথে পৃথকভাবে উদ্দীপকের Y কে যুক্ত করলে যে যৌগ তিনটি তৈরি হয় সেগুলো একই সংকরণের মাধ্যমে গঠিত হলেও আকৃতি ভিন্ন ভিন্ন। বিশ্লেষণ কর।

♦৩৪ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের $C \rightarrow O$ এবং $D \rightarrow S$ নির্দেশ করে। এদের হাইড্রাইড যৌগসমূহ যথাক্রমে H_2O এবং H_2S। H_2O সাধারণ তাপমাত্রায় তরল কিন্তু H_2S গ্যাস। এর কারণ নিম্নরূপ-

পানিতে অক্সিজেন পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকাত (3.5) হাইড্রোজেন পরমাণুর (2.1) তুলনায় অনেক বেশি বলে এদের বন্ধন ইলেকট্রনযুগল অক্সিজেন পরমাণু তার নিজের দিকে টেনে নেয়। এতে অক্সিজেন পরমাণুটি আংশিক ঋণাত্মক চার্জ এবং হাইড্রোজেন পরমাণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ লাভ করে। এইরূপ অসংখ্য পানির অণু পরস্পরের সান্নিধ্যে এলে H-বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বৃহৎ আণবিক গুচ্ছ সৃষ্টি করে।



পানির গঠন

এই H-বন্ধন গঠিত হওয়ার কারণে অণুগুলোর মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় পানি তরল।

পক্ষান্তরে H_2S এ H(2.1) ও S (2.5) এর মধ্যে তড়িৎঋণাত্মকতার পার্থক্য কম বলে সাধারণত ডাইপোলের সৃষ্টি হয় না ফলে H বন্ধন গঠিত হয় না। ফলে অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল কম হয়। ফলে এরা বিচ্ছিন্ন অবস্থায় থাকে। এ কারণে সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S গ্যাসীয়।

ঘ) উদ্দীপকের A ও Y যথাক্রমে কার্বন ও ক্লোরিনকে নির্দেশ করে। কার্বন ও ক্লোরিন পরস্পর যুক্ত হয়ে CCl_4 যৌগটি গঠন করে। CCl_4 এর কেন্দ্রিয় পরমাণু কার্বনে sp^3 সংকরণ ঘটে।

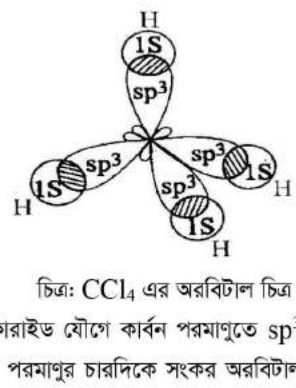
কার্বনের ইলেকট্রন বিন্যাস:

সাধারণ অবস্থায়ঃ $C_{(6)} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

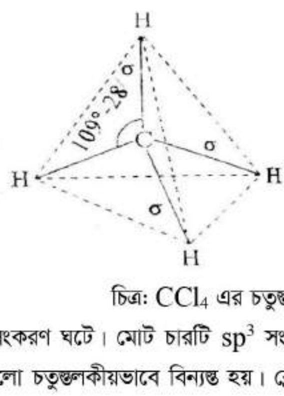
উত্তেজিত অবস্থায়ঃ $C^*_{(6)} \rightarrow 1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $C_{(6)} \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

$Cl_{(17)} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$



চিত্র: CCl_4 এর অরবিটাল চিত্র



চিত্র: CCl_4 এর চতুস্তলকীয় গঠন

কার্বন টেট্রাক্লোরাইড যৌগে কার্বন পরমাণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে। মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। প্রতি সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। কার্বন পরমাণুর চারদিকে সংকর অরবিটালগুলো চতুস্তলকীয়ভাবে বিন্যস্ত হয়। ক্লোরিনের 3pz অরবিটালেরা সাথে sp3 সংকর অরবিটালের সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা চারটি C – Cl σ বন্ধন গঠিত হয়। CCl_4 অণুতে চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে সর্বাধিক দূরত্বে ঠেলে দেয়। তখন বন্ধন কোন 109°28' হয় এবং অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়।

Zahid Sir

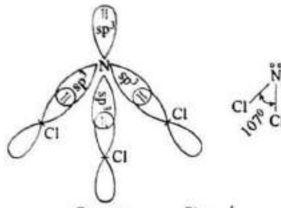
উদ্দীপকের B ও Y যথাক্রমে নাইট্রোজেন ও ক্লোরিনকে নির্দেশ করে। নাইট্রোজেন ও ক্লোরিন পরস্পর যুক্ত হয়ে NCl_3 যৌগটি গঠন করে। NCl_3 যৌগে কেন্দ্রিয় পরমাণু N এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপঃ

সাধারণ অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

সংকরিত অবস্থায়ঃ $N(7) \rightarrow 1s^2 2(sp^3)^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1$

$Cl_{(17)} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$

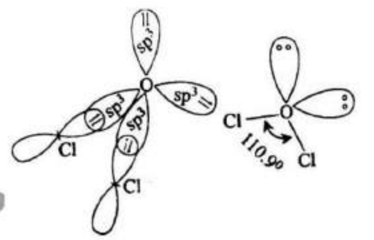
মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা ক্লোরিনের একক ইলেকট্রন ধারী 3pz অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N – Cl σ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণের চেয়ে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NCl_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – Cl বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5° থেকে হ্রাস পায়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই নাইট্রোজেন ট্রাইক্লোরাইড অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিড হয়।



চিত্রঃ NCl_3 এর অরবিটাল গঠন

উদ্দীপকের C ও Y যথাক্রমে অক্সিজেন ও ক্লোরিনকে নির্দেশ করে। অক্সিজেন ও ক্লোরিন পরস্পর যুক্ত হয়ে Cl_2O যৌগটি গঠন করে। Cl_2O এর কেন্দ্রিয় পরমাণু অক্সিজেনে sp^3 সংকরণ ঘটে।

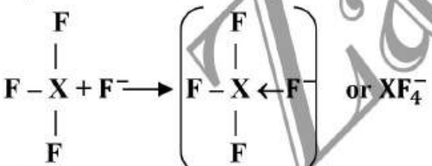
এখানে মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার দুটিতে দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি দুটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। এরা ক্লোরিনের একক ইলেকট্রন ধারী 3pz অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা দুইটি O – Cl σ বন্ধন গঠিত হয়। দুই জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি। তাই অণুর আকৃতি পানির অণুর মত কৌণিক হয়। কিন্তু বন্ধনকোণ পানির অণুর চেয়ে কিছুটা বড় হয়। দুইটি বড় আকৃতির ক্লোরিন পরমাণুর মধ্যে স্টেরিক বিকর্ষণ এড়ানোর জন্য ক্লোরিন পরমাণুদ্বয় সর্বোচ্চ দূরত্বে অবস্থান করে। তাই অণুতে বন্ধন কোন 110.9° হয়।



Zahid Sir

প্রশ্ন ৩৫ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

দ্বিতীয় পর্যায়ে, গ্রুপ-IIIA এর একটি মৌল, X-এর ফ্লোরাইড, XF_3 নিম্নরূপে XF_4^- অ্যানায়ন গঠন করে।



গ) XF_3 ও F^- এর মধ্যে কোন প্রকারের বন্ধন গঠিত হয়? ব্যাখ্যা কর।

ঘ) উদ্দীপকের বিক্রিয়ার মাধ্যমে X এর সংকরণ পরিবর্তিত হয় কি না যাচাই কর।

♦৩৫ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) X → ২য় পর্যায়, গ্রুপ IIA। সুতরাং X এর বহিস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস, $2s\ 2p^1$। সুতরাং X এর পূর্ণ ইলেকট্রন বিন্যাস হবে $1s^2 2s^2 2p^1$

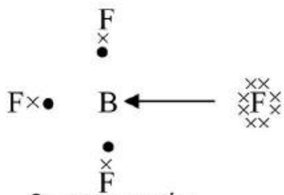
সুতরাং X → বোরন (B) কে নির্দেশ করে। এর ফ্লোরাইড হচ্ছে BF_3।

BF_3, F^- আয়নের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে XF_4^- আয়ন উৎপন্ন করে। সমযোজী বন্ধন গঠনকালে একটি পরমাণু বা আয়ন এক জোড়া ইলেকট্রন সরবরাহ করে এবং অপর পরমাণু বা আয়ন কোন ইলেকট্রন সরবরাহ না করে উভয়ে সরবরাহকৃত ইলেকট্রন জোড় সমানভাবে শেয়ারের মাধ্যম পর্যন্ত বন্ধন গঠন করে তাকে সন্নিবেশ বন্ধন বলে।

$B(5) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1\ 2p_y^0\ 2p_z^0$

$B^* \rightarrow 1s^2 2s^1 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

$F \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$



চিত্র: BF_4^- এর গঠন

মোঃ জাহিদুল ইসলাম

বোরনের বহিস্থ স্তরে ৩টি অযুগল ইলেকট্রন আছে। তাই ৩টি F এর সাথে ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী যৌগ গঠিত হয়। BF_3 অণুতে যোজ্যতা স্তরে অষ্টকের চেয়ে ২টি ইলেকট্রন কম। তাই BF_3 অণু ফ্লোরাইড আয়ন (F^-) থেকে এক জোড় ইলেকট্রন গ্রহণ করে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে এবং XF_4^- আয়ন গঠিত হয়।

ঘ) XF_3 বোরন ট্রাই ফ্লোরাইড (BF_3) কে নির্দেশ করে। XF_4^- বোরন টেট্রা ফ্লোরাইড আয়ন (BF_4^-) কে নির্দেশ করে। BF_3 এর কেন্দ্রিয় পরমাণু B এর sp^2 সংকরণ ঘটে। অণুটির আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজাকার। অন্য দিকে BF_4^- আয়নে কেন্দ্রিয় পরমাণু B এর sp^2 সংকরণ ঘটে। আয়নটির আকৃতি চতুস্তলকীয়।

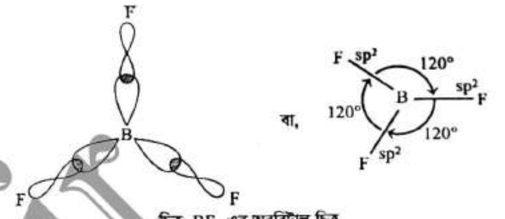
BF_3 গঠন: $B_{(5)} = 1s^2 2s^2 2p_x^1\, 2p_y^0$

উত্তেজিত অবস্থায়: $B^* = 1s^2 2s^2 2p_x^1\, 2p_y^1$

সংকরিত অবস্থায়: $B^* = 1s^2 2(sp^2)^2 2(sp^2)^1 2(sp^2)^1$

$F_{(9)} = 1s^2 2s^2 2p_x^2\, 2p_y^2\, 2p_z^1$

'B' পরমাণুতে sp^2 সংকরণ ঘটে। সমশক্তিসম্পন্ন তিনটি sp^2 সংকর অরবিটাল পাওয়া যায় যার প্রতিটিতে একটি করে ইলেকট্রন আছে। ফ্লোরিনের $2p_z$ অরবিটাল B এর সংকর অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণ দ্বারা মোট তিনটি $B - F$ σ বন্ধন গঠন করে। এভাবে BF_3 অণু গঠিত হয়। এক্ষেত্রে অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজাকার এবং বন্ধন কোন $120°$।



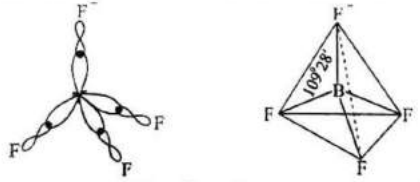
চিত্র: BF_3 এর অরবিটাল চিত্র

BF_4^- গঠন: $B_{(5)} = 1s^2 2s^2 2p_x^1\, 2p_y^0\, 2p_z^0$

উত্তেজিত অবস্থায়: $B^* = 1s^2 2s^1 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^0$

সংকরিত অবস্থায়: $B^* = 1s^2 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^1 2(sp^3)^0$

B পরমাণুর তিনটি sp^3 সংকর অরবিটাল ও তিনটি F পরমাণুর 2pZ অরবিটাল এর মধ্যে তিনটি সমযোজী বন্ধন (σ বন্ধন) এবং একটি ফাঁকা sp3 সংকর অরবিটালে একটি F^- আয়ন থেকে ইলেকট্রন জোড় গৃহীত হয়ে সন্নিবেশ বন্ধন গঠিত হয়। এক্ষেত্রে B ইলেকট্রন গ্রহীতা এবং F^- আয়ন ইলেকট্রন দাতা। এভাবে চতুস্তলকীয় আকৃতির BF_4^- আয়ন গঠিত হয়। এক্ষেত্রে বন্ধন কোন $109°28/$।



চিত্র : BF_4^- এর অরবিটাল চিত্র, চিত্র : BF_4^- এর চতুস্তলকীয় গঠন

প্রশ্ন ৩৬ঃ নিম্নের উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও।

পর্যায়→ / ↓গ্রুপ	13	15	17
2		A	
3	X		Z

গ) উদ্দীপকের Y মৌলটির সর্বশেষ অরবিটালের ইলেকট্রনগুলোর ক্ষেত্রে চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার প্রয়োগ দেখাও।

ঘ) Z এর সাথে পৃথকভাবে যৌগ গঠণে X ও Y একই যোজনী প্রদর্শন করলেও এদের অণুর আকৃত ভিন্ন হয়- যুক্তিসহ ব্যাখ্যা কর।

♦৩৬ নং প্রশ্নের উত্তর♦

গ) উদ্দীপকের 'Y' নাইট্রোজেনকে নির্দেশ করে।

$N(7) = 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^z$

1,2	3,4	5	6	7
1⇂	1⇂	1	1	1
1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$

	n	l	m	s
৫ম ইলেকট্রন, e_5 বা,	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$
৬ষ্ঠ ইলেকট্রন, e_6 বা,	2	1	0	$+\frac{1}{2}$
৭ম ইলেকট্রন, e7 বা,	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$

পলির বর্জননীতি অনুসারে ২টি ইলেকট্রনের জন্য n, l, m এর মান একই এবং s এর মান ভিন্ন হলে ইলেকট্রন ২টি একই পারমাণবিক অরবিটালে অবস্থান করবে। e_5, e_6, e_7 ইলেকট্রনসমূহের ক্ষত্রে 'm' এর মান ভিন্ন ভিন্ন। তিনটি ইলেকট্রন তিনটি ভিন্ন অরবিটাল যথাক্রমে $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ এ অবস্থান করে।

ঘ) X বহিঃস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস $3s^23p^1$

সুতরাং $X \rightarrow Al$ কে নির্দেশ করে।

$Al(13) \rightarrow 1s^22s^22p^63s^23p^1$

$Y \rightarrow$ বহিঃস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস $2s^22p^3$

সুতরাং $Y \rightarrow N$ কে নির্দেশ করে।

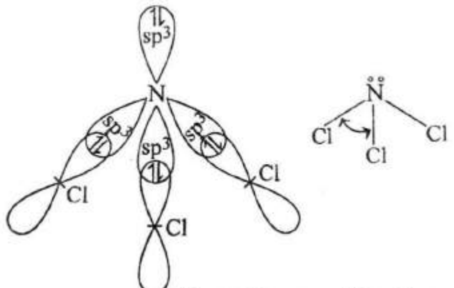
$N(7) \rightarrow 1s^22s^22p^3$

Z বহিঃস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস $3s^23p^5$

$Cl(17) \rightarrow 1s^22s^22p^63s^23p^5$

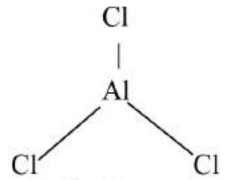
উদ্দীপক অনুসারে, যৌগ দু'টি $AlCl_3$ ও NCl_3 উভয়ক্ষেত্রে কেন্দ্রিয় পরমাণুর যোজনী একই (3)।

NCl_3 অণুর গঠন: মোট চারটি sp^3 সংকর অরবিটাল তৈরি হয়। যার একটিতে একজোড়া মুক্ত ইলেকট্রন এবং বাকি তিনটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকে। ইহারা ক্লোরিনের একক ইলেকট্রন ধারী 3pz অরবিটালের সাথে সামনাসামনি অধিক্রমণদ্বারা তিনটি N – Cl σ বন্ধন গঠন করে। যেহেতু বন্ধন জোড় ইলেকট্রন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বেশি হয়ে থাকে। NCl_3 অণুতে এক জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন আছে বিধায় ইহা বন্ধন জোড়ইলেকট্রন গুলোর উপর জোরালোভাবে বিকর্ষণ/চাপ দেয়। তখন N – Cl বন্ধনত্রয় নিচের দিকে চেপে আসে। বন্ধন কোন 109.5 ° থেকে হ্রাস পায়। আবার যেহেতু মুক্ত ইলেকট্রন কোন বন্ধন গঠনে অংশ নেয়নি তাই নাইট্রোজেন ট্রাইক্লোরাইড অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় না হয়ে ত্রিকোনাকার পিরামিড হয়।



চিত্র: NCl_3 এর অরবিটাল গঠন

$AlCl_3$ অণুর গঠন: $AlCl_3$ আয়নিক যৌগ হলেও ইহা সমযোজী প্রকৃতির। কারণ Al^{3+} এর চার্জ ঘনত্ব বেশি, আকার ক্ষুদ্র, ফাজানের নীতি অনুসারে $AlCl_3$ অণুতে পোলারায়ন বেশি হয়, তাই ইহা সমযোজী প্রকৃতির। এই অবস্থায় কেন্দ্রিয় পরমাণুর চার পাশে যোজ্যতা স্তরে উপস্থিত তিন জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন পরস্পরকে বিকর্ষণ করে এবং সর্বাধিক দূরত্বে ঠেলে দেয়। এক্ষেত্রে কোন মুক্ত ইলেকট্রন জোড় নেই। VSEPR তত্ত্ব অনুসারে $AlCl_3$ অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিকোণাকার এবং বন্ধন কোণ 120°।



(সমতলীয় ত্রিকোনাকার)

Zahid S