

তত্ত্বীয় আলোচনা	= ২১
শ্রেণি কর্মকাণ্ড	= ৯
মোট পিরিয়ড	= ৩০

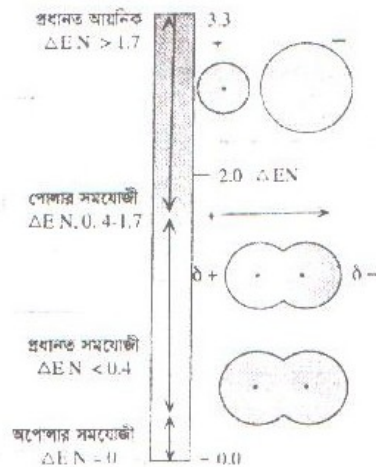
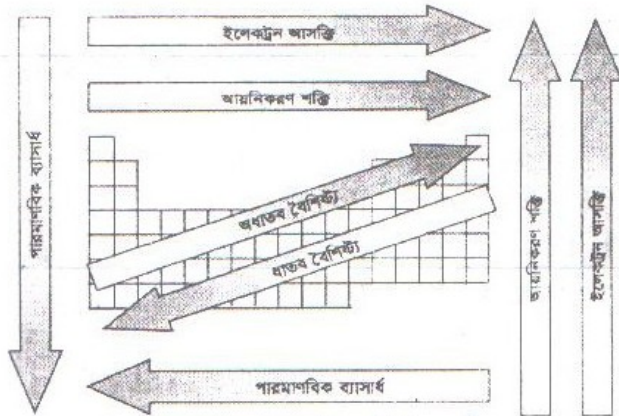
মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধন

Periodic Properties and Bonding in Elements

ভূমিকা (Introduction)

আমরা দ্বিতীয় অধ্যায়ে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে জেনেছি যে, মৌলসমূহের ধর্মাবলি ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর নির্ভর করে পরিবর্তিত হয়ে পুনরাবৃত্তি ঘটে। এ কারণে মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরিবর্তনশীল ধর্মসমূহকে পর্যায়বৃত্ত বা পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম বলা হয়। আয়নিকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তি ওপর নির্ভর করে ধাতু ও অধাতুর মধ্যে আয়নিক বন্ধন, অধাতুর পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন ঘটে। আবার আয়নিক যৌগে পোলারায়ন ও সমযোজী অণুতে পোলারিটি সৃষ্টির ফলে উভয় শ্রেণির যৌগের মধ্যে বিপরীত মিশ্র রাসায়নিক ধর্মাবলি প্রকাশ পায়। বিভিন্ন শ্রেণি বা গ্রুপের মৌল ও তাদের যৌগের মধ্যে এসব বৈশিষ্ট্য আমরা গভীর আগ্রহসহকারে ধাপে ধাপে লক্ষ করবো।

অধ্যায়ের প্রধান শব্দসমূহ (Key Words) : ইলেকট্রন বিন্যাস, অবস্থান্তর মৌল, ক্ষার ধাতু, পর্যায়বৃত্ততা, আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, অক্সাইডের pH পর্যায়বৃত্ততা, অরবিটাল সংকরণ, সিগমা ও পাই বন্ধন, অণুর আকৃতি, মুক্তজোড় ইলেকট্রন, সন্নিবেশ বন্ধন, পোলারায়ন, ডাইপোল, ভ্যানডার ওয়ালস বল, H-বন্ধন, H-বন্ধনের গুরুত্ব, অজৈব যৌগের নামকরণে IUPAC পদ্ধতি।



শিখন ফল : এ অধ্যায় পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা—

- ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর ভিত্তি করে মৌলসমূহকে s, p, d ও f ব্লকে শ্রেণিবিভাগ করতে পারবে।
- বিভিন্ন ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি জানতে ও বর্ণনা করতে পারবে।
- মৌলসমূহের বিভিন্ন ধর্মের পর্যায়বৃত্ততা ব্যাখ্যা করতে পারবে।
- মৌলের আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর নিয়ামকের (পরমাণুর আকার, উপস্তর, ইলেকট্রন বিন্যাস ইত্যাদির) প্রভাব জানতে ও বর্ণনা করতে পারবে।
- পর্যায় সারণির বিভিন্ন মৌলের (যেমন, ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলের) অক্সাইডের ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবে।
- ব্যবহারিক : মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের pH মান 'হাতে-কলমে' কাজের মাধ্যমে নির্ণয় করে তাদের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি ব্যাখ্যা করতে পারবে।
- মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধনের মধ্যে সম্পর্ক নির্ণয় করতে পারবে।
- অরবিটাল অধিক্রমণের ভিত্তিতে সমযোজী বন্ধনের শ্রেণিবিভাগ ব্যাখ্যা করতে পারবে।
- অরবিটালের সংকরণের ধারণা ও সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ ব্যাখ্যা করতে পারবে।

১০. সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১১. অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের উপর মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাব ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১২. ছোট ছোট গোল আলু ব্যবহার করে 'হাতে কলমে' বিভিন্ন যৌগের মডেল তৈরি করে দেখাতে পারবে।
১৩. সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধনের গঠন কৌশল ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৪. সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন সমযোজী বন্ধনের একটি রূপ তা প্রমাণ করতে পারবে।
১৫. আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য ফাজানের সূত্রের সাহায্যে ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৬. ব্যবহারিক : পরীক্ষার মাধ্যমে পানির ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণ করতে পারবে।
১৭. ভ্যানডার ওয়ালস বল ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৮. হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৯. H_2O তরল হলেও H_2S গ্যাস এর কারণ বিশ্লেষণ করতে পারবে।
২০. জীবজগতের টিকে থাকার জন্য হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে পারবে।
২১. অজৈব যৌগের নামকরণ করতে পারবে।

৩.১ ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ

Classification of Elements based on Electronic Configuration

দীর্ঘাকার পর্যায় সারণি (Long form of Periodic table)

বিজ্ঞানী বোর (Bohr) ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে বিস্তৃত পর্যায় আকারে একটি পর্যায় সারণি তৈরি করেন। এটি দীর্ঘাকার পর্যায় সারণি বা বোরের পর্যায় সারণি নামে পরিচিত। বর্তমানে এ পর্যায় সারণিতে ৭টি পর্যায় এবং ১৪টি শ্রেণি গ্রুপ রয়েছে। দীর্ঘ পর্যায়ের ১০টি করে d-ব্লক মৌল পর্যায় সারণির মধ্যভাগে থাকে। প্রতি পর্যায়ের শেষ প্রান্তে নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর অবস্থান নির্দিষ্ট করা হয়েছে। ল্যান্থানাইড ও অ্যাকটিনাইড মৌলগুলোকে পৃথক দুই সিরিজ হিসেবে এ সারণি ষষ্ঠ এবং সপ্তম পর্যায়ের তৃতীয় গ্রুপে রাখা হয়েছে। এটিই হলো আধুনিক পর্যায় সারণি।

আধুনিক পর্যায় সারণির ভিত্তি : আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলের পর্যায়ভিত্তিক শ্রেণিবদ্ধকরণের মূল ভিত্তি হলো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস। আবার পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে অরবিটালসমূহের ইলেকট্রন ধারণের ক্রম অনুসারে মৌলসমূহকে

চারটি ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। নিচের চিত্র-৩.১ এ তা দেখানো হলো। আউফবাউ নীতি অনুসারে, পর্যায় সারণিতে সর্বোচ্চ বাম দিক থেকে ডানদিকে পর্যায়ক্রমে পরমাণুর অরবিটালসমূহে ইলেকট্রন প্রবেশের ক্রম হলো :

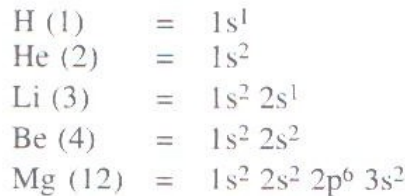


ইলেকট্রন বিন্যাস অনুসারে মৌলসমূহের চারটি ব্লক ও এদের বর্ণনা হলো নিম্নরূপ :

(১) s-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে যায়, তাদেরকে s-ব্লক মৌল বলে। যেসব মৌলের সর্ববহিঃস্তরে s^1 অথবা s^2 ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে। পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 ও 2 (IA ও IIA) মৌলসমূহ এবং He এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত।

s-ব্লকের মৌলের সংখ্যা হলো **১৪টি**।

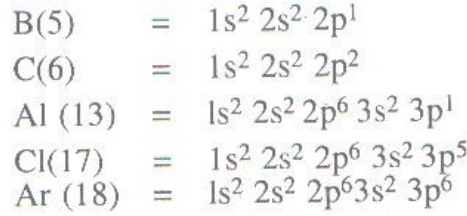
যেমন,



s-ব্লক মৌলসমূহের সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো ns^1 বা ns^2 ; এখানে $n = 1, 2, 3, \dots$ ইত্যাদি।

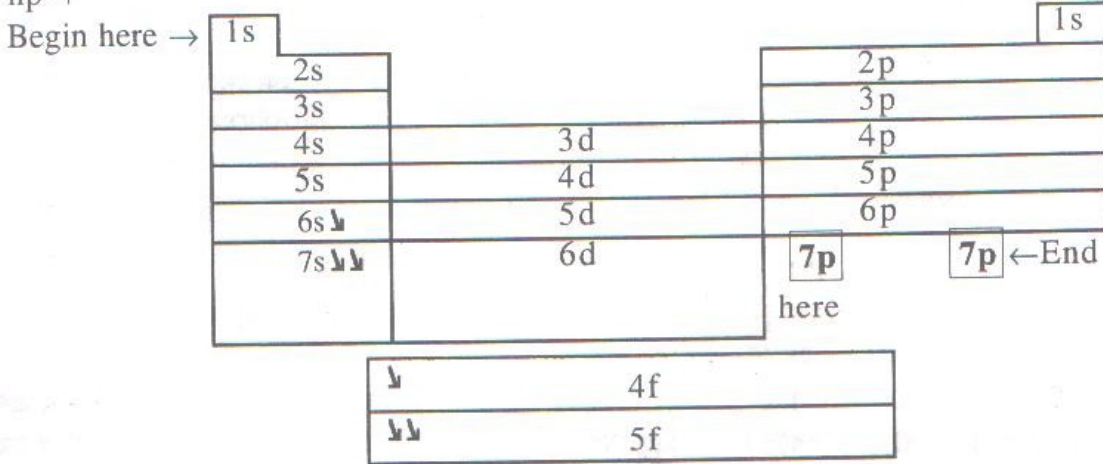
(২) p-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের পরমাণুতে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p অরবিটালে যায়, তাদেরকে p-ব্লক মৌল বলে। পর্যায় সারণির গ্রুপ- 13, 14, 15, 16, 17 ও 18 (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA এবং VIIIA) গ্রুপের মৌলসমূহ।

ব্যতীত মৌলসমূহ এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত। এ ছাড়া নতুন আবিষ্কৃত ফ্লোরোভিয়াম, Fl (114) ও লিভারমরিয়াম, Lv (116) সহ বর্তমানে p-ব্লক মৌলের সংখ্যা **৩২টি**।
যেমন,



ব্লক
ব্লক
পজিব.

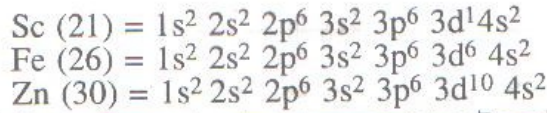
p-ব্লক মৌলসমূহের সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $ns^2 np^1$ থেকে $ns^2 np^6$ ।



চিত্র ৩.১ : পর্যায় সারণিতে মৌলসমূহের চারটি ব্লক (s, p, d, f)।

(৩) d-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d অরবিটালে যায়, তাদেরকে d-ব্লক মৌল বলে। চতুর্থ পর্যায়ের স্ক্যান্ডিয়াম, Sc (21) থেকে জিংক, Zn (30) এবং পঞ্চম পর্যায়ের ইট্রিয়াম, Y (39) থেকে ক্যাডমিয়াম, Cd (48) মৌলগুলো d-ব্লক মৌল। এছাড়া ষষ্ঠ পর্যায় ও সপ্তম পর্যায়ের d ব্লক মৌল আছে। তারা সবই ষষ্ঠ পর্যায় সারণিতে গ্রুপ-3 থেকে 12 অর্থাৎ "B" উপশ্রেণির মৌলসমূহ এ শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত। বর্তমানে d-ব্লক মৌলের সংখ্যা থোরিয়াম, Th(90) সহ **৪১টি**। তাদের পরমাণুতে d^1 থেকে d^{10} ইলেকট্রন থাকে।

যেমন,



d-ব্লক মৌলগুলোর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতাস্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$ । এখানে $n = 4, 5, 6, 7$ হবে।

d-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে বিশেষ ধর্মবিশিষ্ট কতগুলো মৌলকে অবস্থান্তর মৌল (transition elements) বলে।

অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা : যে সব d-ব্লক মৌল অন্তত এমন একটি আয়ন গঠন করে, যাদের ইলেকট্রন বিন্যাসে d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ ($d^1 - d^9$) থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে।

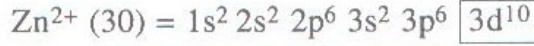
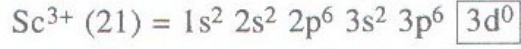
অবস্থান্তর মৌলসমূহের বৈশিষ্ট্য :

- (১) অবস্থান্তর মৌলসমূহের পরিবর্তনশীল যোজ্যতা থাকে;
- (২) তারা রঙিন যৌগ গঠন করে;
- (৩) তারা জটিল যৌগ গঠন করে,

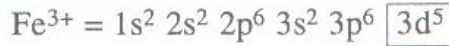
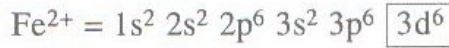
(৪) তারা প্রভাবকরূপে ক্রিয়া করে,

(৫) তারা প্যারা চুম্বকীয় ধর্ম প্রদর্শন করে।

অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা মতে, ৪র্থ পর্যায়ের d-ব্লকভুক্ত Sc এবং Zn এ দুটি মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়। কারণ তারা কেবল Sc^{3+} আয়ন এবং Zn^{2+} আয়ন গঠন করে। Sc^{3+} আয়ন এর ইলেকট্রন বিন্যাসে 3d অরবিটালে কোন ইলেকট্রন নেই এবং Zn^{2+} আয়ন এর ইলেকট্রন বিন্যাসে 3d অরবিটাল পূর্ণ অর্থাৎ $3d^{10}$ থাকে।

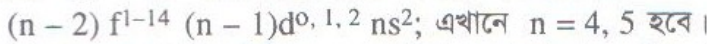


অপরদিকে Fe হলো d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল উভয়ই। কারণ এটির Fe^{2+} আয়ন ও Fe^{3+} আয়নের d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ থাকে। যেমন-



এজন্য বলা হয়, সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়; কিন্তু সব অবস্থান্তর মৌল d-ব্লক মৌল বটে।

(৪) f-ব্লক মৌল : এ সব মৌলের পরমাণুতে সর্বশেষ ইলেকট্রন f অরবিটালে যায়। ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যাথানাম, La (57) থেকে পরবর্তী লুটেসিয়াম, Lu (71) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে ল্যান্থানয়ডস (Lanthanoids) বা ল্যাথানাইড সিরিজ (Lanthanides) এবং অ্যাক্টিনিয়াম, Ac (89) থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম, Lr (103) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে অ্যাক্টিনয়ডস (Actinoids) বা অ্যাক্টিনাইড সিরিজ (Actinides) বলা হয়। এ দু' শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত ৩০টি মৌলকে বর্তমানে আধুনিকতম পর্যায় সারণির নিচে লেখা হয়েছে। f-ব্লকের মৌলগুলোর সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো



উল্লেখ্য ল্যাথানাইড সিরিজের ১ম মৌল La (57) এর সর্বশেষ ইলেকট্রন $5d^1$ এ এবং অ্যাক্টিনাইড সিরিজের প্রথম মৌল Ac (89) ও ২য় মৌল Th (90) এর সর্বশেষ ইলেকট্রন যথাক্রমে $6d^1$ ও $6d^2$ রূপে আছে। তারা f ব্লক মৌল নয়।

সুতরাং প্রকৃতপক্ষে f-ব্লক মৌলের সংখ্যা হলো **২৭টি** (পর্যায় সারণি দ্রষ্টব্য)।

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 সেরিয়াম ($58Ce$) = $[Xe] 4f^2 6s^2$ । কারণ এর Ce^{3+} আয়নটিতে 4f¹ ইলেকট্রন থাকে।

আমরা দেখলাম এ যাবৎ আবিষ্কৃত F1 (114) ও Lv (116) সহ মোট ১১৪টি মৌলকে পর্যায় সারণিতে এদের ইলেকট্রন বিন্যাস মতে চারটি ব্লক যেমন s-ব্লক, p-ব্লক, d-ব্লক ও f-ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। এখন এসব ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি জানতে চেষ্টা করব।

জেনে নাও :

- (১) s-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের সংখ্যা।
- (২) p-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = 10 + সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা (ns এবং np)
- (৩) d-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = (n-1) d + ns উপস্তরে ইলেকট্রনের সংখ্যা।
- (৪) f-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = f-ব্লক মৌলসমূহ পর্যায় সারণির n-তম গ্রুপে অবস্থান করবে।

শিক্ষার্থীর কাজ :

সমস্যা-৩.১ : নিচের মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস লেখ এবং কোন মৌলটি কোন ব্লকের তা ব্যাখ্যা কর।

C(6), Na(11), P(15), Ca(20), Cr(24), Fe(26)

সমস্যা-৩.২ : Sc(21) ও Zn(30) মৌল দুটি d-ব্লকভুক্ত মৌল হলেও এরা অবস্থান্তর মৌল নয়;—এর ব্যাখ্যা কর।

[দি. বো. ২০১৫]

৩.১.১। ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পর্যায় সারণিতে মৌলের অবস্থান নির্ণয়

Determination of Position of Elements in Periodic Table from Electronic Configuration

যেহেতু পর্যায় সারণির সত্যিকার ভিত্তি হচ্ছে ইলেকট্রন বিন্যাস, সেহেতু যে কোন মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পর্যায় সারণিতে তার অবস্থান সহজেই বের করা যায়। কোন মৌলের সত্যিকার ইলেকট্রন বিন্যাস জানা না থাকলেও অরবিটালের শক্তি ক্রম অনুযায়ী তার ইলেকট্রন বিন্যাস লিখে পর্যায় সারণিতে এর স্থান নির্ণয় করা হয়। এ ক্ষেত্রে নিম্নোক্ত নিয়ম অনুসরণ করতে হয়।

(ক) পর্যায় সংখ্যা নির্ণয় : মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এর মান মৌলের পর্যায় সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন $\text{Na}(11)$ এর ইলেকট্রন বিন্যাস $\text{Na}(11) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ হতে দেখা যায়; এতে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা $n = 3$ । সুতরাং Na মৌলটি ৩য় পর্যায়ে অবস্থিত।

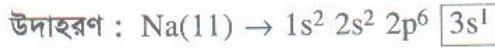
(খ) গ্রুপ সংখ্যা নির্ণয় : কোন গ্রুপে মৌলটি অবস্থিত তা নির্ধারণের জন্য মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাসগত শ্রেণি ও যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা জানা প্রয়োজন। যেমন,

(১) s -ব্লক মৌলসমূহের বেলায় সর্ববহিঃস্থ s অরবিটাল (ns^{1-2}) এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির গ্রুপ সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন, ns^1 দ্বারা গ্রুপ-1 এবং ns^2 দ্বারা গ্রুপ-2 বোঝায়।

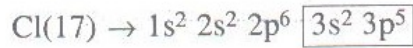
(২) p -ব্লক মৌলসমূহের বেলায় $(10 + ns^2 np^{1-6})$ এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা গ্রুপ সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন $ns^2 np^1$ দ্বারা $(10 + 2 + 1) = 13$ নং গ্রুপ বোঝায়; $ns^2 np^2$ দ্বারা $(10 + 2 + 2) = 14$ নং গ্রুপ বোঝায়।

(৩) d -ব্লক মৌলসমূহের বেলায় $(n-1) dn$ অরবিটাল দুটির মোট ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির গ্রুপ সংখ্যা প্রকাশ করে।

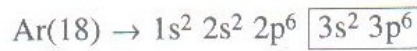
(৪) f -ব্লক মৌল সমূহের বেলায় যোজ্যতা স্তরে f অরবিটালে ইলেকট্রন থাকে। f -ব্লকভুক্ত সব মৌল গ্রুপ-3 এর অন্তর্ভুক্ত। নিচে সাতটি উদাহরণ দ্বারা উপরোক্ত নিয়মগুলো ব্যাখ্যা করা হলো। যেমন—



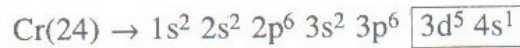
এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-1



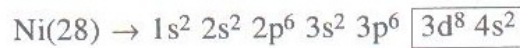
এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-(10 + 7) = 17



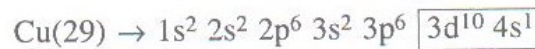
এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-(10 + 8) = 18



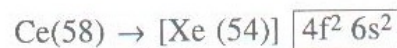
এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-6



এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-10



এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-11



এর পর্যায় সংখ্যা = 6; গ্রুপ-3

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১ : পর্যায় সারণিতে নিম্নোক্ত পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলসমূহের অবস্থান নির্ণয় কর:

(ক) 18 (খ) 22 (গ) 29 (ঘ) 48 (ঙ) 16 (চ) 59

সমাধান : (ক) পারমাণবিক সংখ্যা 18 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 \boxed{3s^2 3p^6}$ । সুতরাং এটি একটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস। অতএব এটির গ্রুপ সংখ্যা 18। যেহেতু ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 3, সেহেতু মৌলটির অবস্থান ৩য় পর্যায়ে। তাই মৌলটির পর্যায় হলো 3 এবং গ্রুপ-18।

(খ) পারমাণবিক সংখ্যা 22 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \boxed{3d^2 4s^2}$ । যেহেতু সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 4, সেহেতু মৌলটি চতুর্থ পর্যায়ে অবস্থিত। অসম্পূর্ণ d অরবিটাল ($3d^2$) হতে বোঝা যায় যে এটি d -ব্লক মৌল। $3d$ ও $4s$ অরবিটালে মোট ইলেকট্রন সংখ্যা $(2 + 2) = 4$ । অতএব এটির গ্রুপ সংখ্যা 4। তাই মৌলটির পর্যায় হলো 4, গ্রুপ সংখ্যা-4।

(গ) পারমাণবিক সংখ্যা ২৯ বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ । যেহেতু এক্ষেত্রে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা ৪, সেহেতু মৌলটি চতুর্থ পর্যায়ে অবস্থিত। $3d^{10} 4s^1$ ইলেকট্রন বিন্যাস থাকায় এটির গ্রুপ সংখ্যা- ১১। তাই মৌলটির পর্যায় সংখ্যা- ৪। গ্রুপ সংখ্যা- ১১।

(ঘ) পারমাণবিক সংখ্যা ৪৮ বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$ । যেহেতু এক্ষেত্রে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা ৫, সেহেতু মৌলটি ৫ম পর্যায়ে অবস্থিত। $4d^{10} 5s^2$ ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে এটির গ্রুপ সংখ্যা-১২।

(ঙ) পারমাণবিক সংখ্যা ১৬ বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ । সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা ৩ হওয়ায় মৌলটি ৩য় পর্যায়ে অবস্থিত। এটি একটি প্রতিক্রমী মৌল $3s$ ও $3p$ অরবিটালে সর্বমোট ইলেকট্রন সংখ্যা $(2 + 4) = 6$ হওয়ায় এটি $(10 + 6) = 16$ গ্রুপে অবস্থিত।

(চ) পারমাণবিক সংখ্যা ৫৯ বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 6s^2$ । সর্বোচ্চ কোয়ান্টাম সংখ্যা ৬ হওয়ায় মৌলটি ৬ষ্ঠ পর্যায়ে অবস্থিত। আংশিক পূর্ণ $4f$ অরবিটাল থাকায় এটি একটি অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল। অতএব এটি গ্রুপ -৩ এর অন্তর্ভুক্ত।

৩.২ বিভিন্ন ব্লকের মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি General Properties of Blocks-Elements

s-ব্লক মৌলসমূহ (s-block elements)

s-ব্লক মৌলসমূহ পর্যায় সারণির গ্রুপ-১(1A) ও গ্রুপ-২(2A)-এর অন্তর্ভুক্ত। এদের ns^1 যোজ্যতা ইলেকট্রন থাকে। গ্রুপ-১ এর মৌল যেমন Li, Na, K, Rb, Cs ও Fr; এদেরকে ক্ষার ধাতু (alkali metals) বলে।

কারণ এসব তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক ধাতু পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল ক্ষার তৈরি করে। যেমন,



গ্রুপ-২ এর ধাতব মৌলসমূহ হলো Be, Mg, Ca, Sr, Ba ও Ra। এদের ns^2 যোজ্যতা ইলেকট্রন থাকে। এদেরকে মৃৎ-ক্ষার ধাতু (alkaline earth metals) বলে। কারণ এ ধাতুগুলোর মধ্যে Mg ও Ca এর অক্সাইড মাটি বা মৃত্তিকায় পাওয়া যায়।

s-ব্লক মৌলসমূহের প্রত্যেকটির ইলেকট্রন বিন্যাসকে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের প্রতীকের সাথে সর্ব বহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসসহ নিম্নরূপে দেখানো হয়। [বইয়ের প্রথমে দেয়া পর্যায় সারণি দেখ।]

গ্রুপ-১	H(1) $1s^1$	Li(3) [He] $2s^1$	Na(11) [Ne] $3s^1$	K(19) [Ar] $4s^1$	Rb(37) [Kr] $5s^1$	Cs(55) [Xe] $6s^1$	Fr(87) [Rn] $7s^1$
গ্রুপ-২		Be(4) [He] $2s^2$	Mg(12) [Ne] $3s^2$	Ca(20) [Ar] $4s^2$	Sr(38) [Kr] $5s^2$	[Ba](56) [Xe] $6s^2$	Ra(88) [Rn] $7s^2$

গ্রুপ → পর্যায় ↓	1	M.P °C	2	M.P °C
2	${}_3\text{Li}$	180.5	${}_4\text{Be}$	1278
3	${}_{11}\text{Na}$	97.7	${}_{12}\text{Mg}$	650
4	${}_{19}\text{K}$	63.3	${}_{20}\text{Ca}$	842
5	${}_{37}\text{Rb}$	39.3	${}_{38}\text{Sr}$	777
6	${}_{55}\text{Cs}$	28.4	${}_{56}\text{Ba}$	727
7	${}_{87}\text{Fr}$	—	${}_{88}\text{Ra}$	700
ইলেকট্রন বিন্যাস	ns^1		ns^2	

MCQ-3.1 : কোনগুলো
অপধাতু?

- (ক) Si, Ge, As
(খ) Na, K, Rb
(গ) Mg, Al, Sb
(ঘ) B, Fe, Ni

৩.২.১ s-ব্লক ধাতব মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of s-block metals)

(১) s-ব্লকের ধাতব মৌলসমূহ নিম্ন গলনাঙ্ক ও নিম্ন স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট ধাতু। যেমন, গ্রুপ-1 এর সর্বোচ্চ গলনাঙ্কবিশিষ্ট ধাতু হলো Li; এর গলনাঙ্ক হলো 180.5°C এবং Cs এর গলনাঙ্ক হলো 28.4°C । অপরদিকে Be এর গলনাঙ্ক 1278°C , Rb এর গলনাঙ্ক হলো 700°C ।

(২) এরা নরম ও নমনীয় ধাতু; যেমন Na ধাতুকে ছুরি দিয়ে কাটা যায়।

(৩) গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহ, এদের যোজ্যতা ইলেকট্রন (ns^1) ত্যাগ করে একক ধনাত্মক আয়ন (Li^+, Na^+) এবং গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহ, এদের যোজ্যতা ইলেকট্রন (ns^2) ত্যাগ করে দ্বিধনাত্মক আয়ন ($\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}$) তৈরি করে।

(৪) গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর ক্যাটায়নসমূহে কোন বিজোড় বা অযুগ্ম ইলেকট্রন না থাকায় এদের যৌগসমূহ বর্ণহীন কিন্তু ব্যতিক্রম হলো এদের সাথে বর্ণযুক্ত ঋণাত্মক আয়ন ডাইক্রোমেট ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), ক্রোমেট (K_2CrO_4), ম্যাঙ্গানেট (K_2MnO_4) ও পারম্যাঙ্গানেট (KMnO_4) লবণসমূহ।

(৫) ক্যাটায়নসমূহে বিজোড় ইলেকট্রন না থাকায়, এরা ডায়াম্যাগনেটিক বা চুম্বক ক্ষেত্র দ্বারা বিকর্ষিত হয়।

(৬) গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সবচেয়ে কম; এদের তুলনায় গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহের আয়নিকরণ শক্তি বেশি হয়। [অনুচ্ছেদ ৩.৩ (ঘ) দেখা]

(৭) এরা তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক মৌল। এদের সক্রিয়তা একই গ্রুপের নিচের দিকের মৌলসমূহে বৃদ্ধি পায়।

(৮) এরা তীব্র বিজারকরূপে ক্রিয়া করে।

(৯) Be ও Mg ব্যতীত s-ব্লকের অন্য সব মৌল বুনসেন শিখায় বৈশিষ্ট্যপূর্ণ বর্ণ সৃষ্টি করে।

*বেরিলিয়াম ও ম্যাগনেসিয়াম ধাতুর পরমাণু তুলনামূলকভাবে আকারে ছোট। এদের নিউক্লিয়াস দ্বারা যোজ্যতা ইলেকট্রন অধিক আকৃষ্ট থাকে; ফলে এদের আয়নিকরণ শক্তি অন্য সব s ব্লক মৌলের চেয়ে বেশি হয়। বুনসেন শিখার তাপে এ মৌলের যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন উদ্দীপিত হয়ে উচ্চতর শক্তিস্তরে উন্নীত হতে পারে না। এ কারণে Be ও Mg এর পরমাণু বা ধাতব লবণ বুনসেন শিখায় কোনো বিশেষ বর্ণ সৃষ্টি করে না।

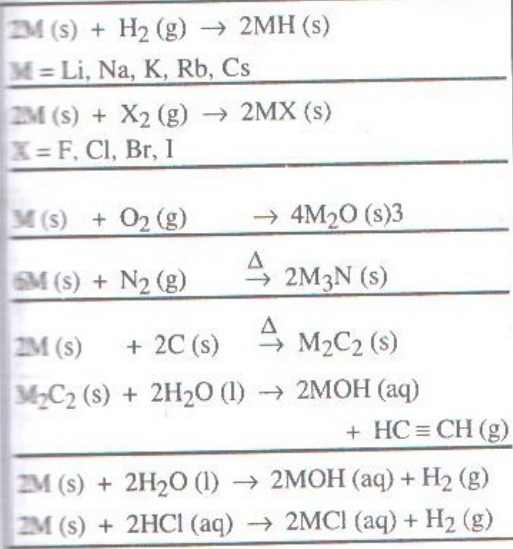
(১০) Be ব্যতীত s-ব্লকের অন্য সব ধাতু আয়নিক যৌগ গঠন করে।

ছোট আকারের জন্য কখনোও Be^{2+} আয়ন সৃষ্টি হয় না। Li পরমাণু Li^+ আয়ন গঠন করলেও এর অধিক চার্জ ঘনত্বের কারণে পোলার সমযোজী যৌগে পরিণত হয়। এ কারণে Li-লবণ পানিতে কম দ্রবণীয়। LiCl , LiBr , LiI প্রভৃতি পোলার দ্রাবক অ্যালকোহল ও অ্যাসিটোন প্রভৃতি জৈব দ্রাবকে অধিক দ্রবণীয় হয়।

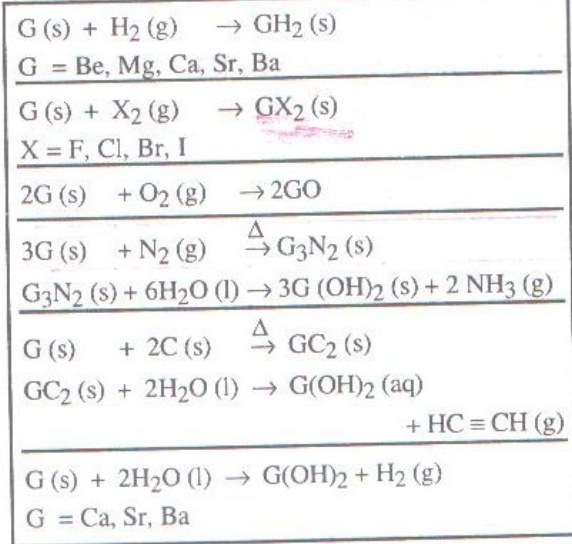
সমাধানকৃত সমস্যা -৩.২ : Be ও Mg ধাতু বুনসেন শিখায় কোনো বিশেষ বর্ণ সৃষ্টি করে না কেন ; ব্যাখ্যা কর।
 সমাধান : Be ও Mg পরমাণুর আকার অপেক্ষাকৃত ছোট হওয়ায় এদের আয়নিকরণ শক্তি বেশি। বুনসেন শিখার তাপ শক্তি এদের যোজ্যতা-ইলেকট্রনকে উচ্চ শক্তিস্তরে উত্তোলিত করতে পারে না। তাই এরা শিখায় বর্ণ সৃষ্টি করে না।

s-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম :

গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহের বিক্রিয়াসমূহ :



গ্রুপ-2 এর মৌলসমূহের বিক্রিয়াসমূহ :



s-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) অধাতুসহ আয়নিক যৌগ : s-ব্লকের গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর মৌলসমূহের প্রত্যেকে পর্যায় সারণির অধাতব মৌল হ্যালাজেন ($X_2 = F_2, Cl_2, Br_2, I_2$), O_2, N_2, C ইত্যাদির সাথে আয়নিক যৌগ গঠন করে। [উপরের চিত্রে দেখ]

(২) নাইট্রাইড ও কার্বাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : s-ব্লকের ধাতব নাইট্রাইড (M_3N, G_3N_2) ও ধাতব কার্বাইড (M_2C_2, GC_2) পানির সংস্পর্শে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয়ে যথাক্রমে $NH_3, HC \equiv CH$ (অ্যাসিটিলিন) গ্যাস ও ধাতব হাইড্রক্সাইড উৎপন্ন করে। [উপরের বিক্রিয়া দেখ]

(৩) পানিসহ বিক্রিয়া : গ্রুপ-1 এর অধিক সক্রিয় ধাতুসমূহ প্রবলভাবে পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল ক্ষার যেমন NaOH, KOH ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এজন্য গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহকে ক্ষার ধাতু বলে। কিন্তু গ্রুপ-2 এর কম সক্রিয় ধাতুসমূহ পানির সাথে ধীরে বিক্রিয়া করে ধাতুর হাইড্রক্সাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এছাড়া গ্রুপ-2 এর ধাতুর বেশি মাটির অন্যতম উপাদান হওয়ায় গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহকে মৃৎ-ক্ষার ধাতু বলে। [উপরের বিক্রিয়া দেখ]

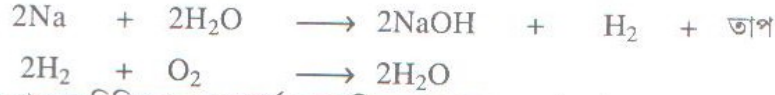
(৪) এসিডের H-প্রতিস্থাপন : HCl এসিডের সাথে গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহ প্রবলভাবে বিক্রিয়া করে ধাতব ক্লরাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৩ : সোডিয়াম ধাতুকে কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয় কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমাধান : 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।



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 যাওয়ায় ফলে পানি উৎপন্ন হয়।



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

৩.২.২ p-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of p-block elements)

s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলসমূহকে আদর্শ বা প্রতিলক্ষণী মৌল (normal or representative elements) বলা হয় কারণ এদের যোজ্যতা স্তরে অরবিটালসমূহ সাধারণ নিয়ম মতে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হয়ে থাকে।

পর্যায় সারণির গ্রুপ-13 এর মৌলসমূহে $ns^2 np^1$ ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে শুরু করে গ্রুপ-14, 15, 16, 17 ও গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহ ($ns^2 np^6$) p-ব্লকে স্থান পেয়েছে। যেমন-

পর্যায় ↓	গ্রুপ →	13	14	15	16	17	18
2		${}_5B$	${}_6C$	${}_7N$	${}_8O$	${}_9F$	${}_{10}Ne$
3		${}_{13}Al$	${}_{14}Si$	${}_{15}P$	${}_{16}S$	${}_{17}Cl$	${}_{18}Ar$
4		${}_{31}Ga$	${}_{32}Ge$	${}_{33}As$	${}_{34}Se$	${}_{35}Br$	${}_{36}Kr$
5		${}_{49}In$	${}_{50}Sn$	${}_{51}Sb$	${}_{52}Te$	${}_{53}I$	${}_{54}Xe$
6		${}_{81}Tl$	${}_{82}Pb$	${}_{83}Bi$	${}_{84}Po$	${}_{85}At$	${}_{86}Rn$
7			${}_{114}Fl$		${}_{116}Lv$		
ইলেকট্রন বিন্যাস		ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

(১) p-ব্লকের মৌল সংখ্যা নব আবিষ্কৃত ফ্লোরোভিয়াম, Fl (114) ও লিভারমরিয়াম, Lv(116) সহ ৩২টি। এদের মধ্যে ধাতু, অপধাতু বা মেটালয়েড ও অধাতু রয়েছে।

(২) ধাতু (১০টি) ও গ্রাফাইট (কার্বনের বহুরূপ) ব্যতীত p-ব্লকের অন্য সব মৌল তাপ ও বিদ্যুৎ কু-পরিবাহী। p-ব্লকভুক্ত মোট অপধাতু ৭টি (B, Si, Ge, As, Sb, Te, At) হলো সেমিকন্ডাক্টর।

(৩) p-ব্লকের বেশির ভাগই তড়িৎ ঋণাত্মক অধাতু।

(৪) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধি পায়। কিন্তু শক্তিস্তর একই থাকে। ফলে মৌলসমূহের পারমাণবিক আকার হ্রাস পায়।

(৫) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডান দিকে p-ব্লকের মৌলসমূহের বিজারণ ক্ষমতা ক্রমশ হ্রাস পায়।

(৬) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে p-ব্লকের মৌলসমূহের জারণ ক্ষমতা ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। কিন্তু একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলসমূহের জারণ ক্ষমতা হ্রাস পায়।

(৭) একই গ্রুপে মৌলসমূহের বেলায় পারমাণবিক আকার বৃদ্ধি পায়; আয়নিকরণ বিভব হ্রাস পায় এবং ধাতব ধর্ম ক্রমশ বৃদ্ধি পায়।

(৮) একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলসমূহের বিজারণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়।

(৯) p-ব্লকের মৌলসমূহ নিজেদের মধ্যে সমযোজী যৌগ এবং ধাতুর সাথে আয়নিক যৌগ সৃষ্টি করে।

(১০) p-ব্লকের মৌলসমূহের পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা বিভিন্ন যৌগে দেখা যায়।

p-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে ns^2np^5 ইলেকট্রনীয় কাঠামোর অর্থাৎ গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহ হলো হ্যালোজেন যেমন, F, Cl, Br, I ও At। আবার ns^2np^6 ইলেকট্রনীয় কাঠামোর মৌলসমূহ নিষ্ক্রিয় গ্যাস (He সহ যদিও এর ইলেকট্রন বিন্যাস ভিন্নতর।) যেমন, Ne, Ar, Kr, Xe ও Rn নিষ্ক্রিয় গ্যাস।

অধিকাংশ ধাতু প্রকৃতিতে ধাতব অক্সাইড ও ধাতব সালফাইড আকরিক রূপে থাকে। তাই গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহকে (O, S, Se, Te ইত্যাদিকে) চ্যালকোজেন (Chalcogens, ore-forming) বা আকরিক সৃষ্টিকারী মৌল বলা হয়। অধিকাংশ p-ব্লক মৌল অধাতু। তবে এদের মধ্যে Be, Si, Ge, As, Sb, Te, At- এ সাতটি মৌলে ধাতু ও অধাতু উভয় শ্রেণির ধর্ম প্রকাশ পায়; এজন্য এদেরকে অপধাতু বা মেটালয়েড (metalloid) বলে। পর্যায় সারণির p-ব্লকের মাঝখানের সিডি-রেখার ডানদিকের অবশিষ্ট মৌল অধাতু এবং বামদিকের মৌলসমূহ ধাতু।

p-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical Properties of p-block elements) :

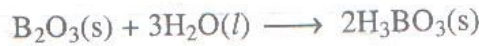
p-ব্লকভুক্ত ছয়টি গ্রুপ আছে। p-ব্লকের এ ছয়টি গ্রুপে p-অরবিটালে এক-একটি করে ছয়টি ইলেকট্রন ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। p-ব্লক মৌলসমূহের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস $ns^2 np^{1-6}$ । p-ব্লকের ছয়টি গ্রুপের রাসায়নিক ধর্মাবলি পৃথকভাবে গ্রুপভিত্তিক দেখানো হলো।

$2M(s) + 3Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MCl_3(s)$ $M = B, Al, Ga, In, Tl$ $2B(s) + 3Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2BCl_3(s)$ $4B(s) + 3O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2B_2O_3$ (অম্লীয়) $4Al(s) + 3O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3$ (উভধর্মী) $2M(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MN(s)$ $M = B, Al, Ga, In, Tl$ $2Al(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2AlN(s)$ $AlN(s) + 3H_2O(l) \rightarrow Al(OH)_3(s) + NH_3(g)$	<p>↕</p> <p>p-ব্লক গ্রুপ 13</p> <p>↕</p>	$2M(s) + 6H_2O(g) \xrightarrow[\Delta]{100^\circ C} 2M(OH)_3 + 3H_2(g)$ $M = B, Al, Ga, In, Tl$ কক্ষ তাপে Al পানির সংস্পর্শে ক্ষয় প্রতিরোধী Al_2O_3 স্তর সৃষ্টি করে। $2M(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2MCl_3 + 3H_2(g)$ $M = Al, Ga, In, Tl$ $2Al(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2(g)$ $B(s) + 3HNO_3(aq) \rightarrow H_3BO_3 + 3NO_2(g)$ (জারক) বোরিক এসিড $2Al(s) + 12HNO_3 \rightarrow 2Al(NO_3)_3 + 6NO_2 + 6H_2O$ (জারক)
---	--	--

p-ব্লকের গ্রুপ-13 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) ধাতব ও অধাতব দ্বিমৌল যৌগ গঠন : গ্রুপ-13 এর প্রথম মৌল B হলো অপধাতু, Al, Ga, In, Tl হলো ধাতু। s-ব্লক মৌলের চেয়ে এরা কম সক্রিয়। তাই অধাতব মৌল Cl_2, O_2, N_2 এর সাথে উচ্চ তাপ প্রয়োগে এরা দ্বিমৌল যৌগ যেমন ক্লোরাইড, অক্সাইড ও নাইট্রাইড গঠন করে। [উপরের সমীকরণ দেখ]

(২) অম্লধর্মী অক্সাইড গঠন : বোরনের অক্সাইড (B_2O_3) অম্লীয়। তাই B_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়ায় বোরিক এসিড বা অর্থোবোরিক এসিড, H_3BO_3 (or $B_2O_3 \cdot 3H_2O$) ও মেটা বোরিক এসিড, HBO_2 (or $B_2O_3 \cdot H_2O$) উৎপন্ন করে।



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

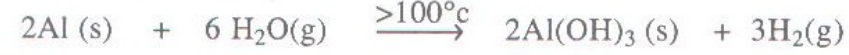


সোডিয়াম অ্যালুমিনেট

(৪) ধাতব ক্লোরাইড ও নাইট্রাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : ধাতব ক্লোরাইড ($AlCl_3$) ও ধাতব নাইট্রাইড (AlN) অণুতে সর্বদিক পোলারায়নের কারণে (অনুচ্ছেদ ৩.১৫.২ দেখ), সমযোজী যৌগের মতো $AlCl_3$ ও AlN পানিতে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে $Al(OH)_3, HCl$ ও NH_3 তৈরি করে।

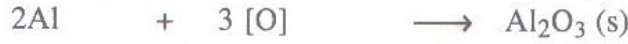


(৫) এসিডের H-প্রতিস্থাপন : কম সক্রিয় হওয়ায় গ্রুপ-13 এর ধাতুসমূহ 100°C এ পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতু হাইড্রক্সাইড ও H₂ গ্যাস উৎপন্ন করে। এছাড়া এ সব ধাতু HCl এসিড থেকে H₂ উৎপন্ন করে। [সমীকরণ দেখ]



(৬) জারণধর্মী এসিডসহ বিক্রিয়া : জারণধর্মী এসিড গাঢ় HNO₃ দ্বারা B জারিত হয়ে B₂O₃ এবং HNO₂ বিজারিত হয়ে বাদামী NO₂ গ্যাস উৎপন্ন হয়। অম্লধর্মী B₂O₃ পানির সাথে বিক্রিয়ায় H₃BO₃ উৎপন্ন করে। অনুরূপভাবে A ধাতু ও HNO₃ এর বিক্রিয়ায় প্রথমে Al₂O₃ ও NO₂ গ্যাস এবং Al₂O₃ পরে HNO₃ এর সাথে বিক্রিয়ায় Al(NO₃)₃ লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। (সমীকরণ দেখ)।

প্রথমে গাঢ় HNO₃ বিযোজিত হয়ে H₂O, বাদামী NO₂ গ্যাস ও জায়মান অক্সিজেন [O] উৎপন্ন করে।



p-ব্লকের গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

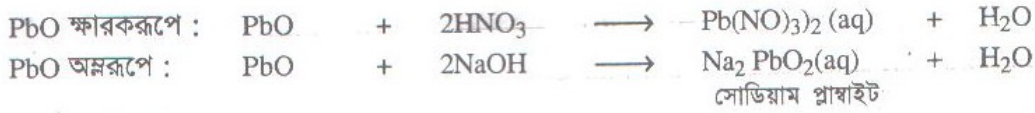
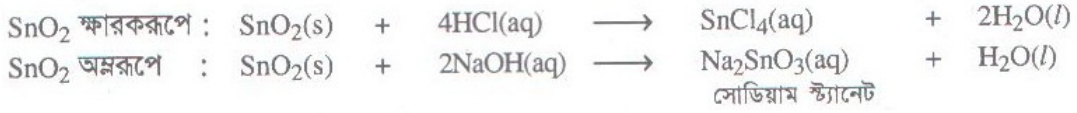
গ্রুপ-13 এর মৌলের মতো গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহ হ্যালাজেন, অক্সিজেনসহ H₂, স্টিম, এসিড ও ক্ষার দ্রবণসহ বিক্রিয়া করে। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে মৌলসমূহের সক্রিয়তা বৃদ্ধি পায়।

$\text{M} (\text{s}) + 2\text{Cl}_2 (\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{MCl}_4$ <p>M = C, Si, Ge, Sn, Pb কিন্তু SnCl₂, PbCl₂ আয়নিক হয়।</p>	<p>p-ব্লক গ্রুপ-14</p>	$\text{C} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{স্টিম}) \xrightarrow{1300^\circ\text{C}} [\text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})]$ <p>উত্তপ্ত গ্যাস</p>
$\text{M} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MO}_2 (\text{অম্লধর্মী})$ <p>SnO₂, PbO উভধর্মী অক্সাইড</p>		$\text{Si} (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{স্টিম}) \xrightarrow{\Delta} \text{SiO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2 (\text{g})$
$\text{SnO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 \text{ স্ট্যান্ট}$	$\text{Pb} (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Pb} (\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g})$	
$\text{C} (\text{s}) + 2\text{H}_2 (\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{CH}_4 (\text{g})$	$\text{Sn} (\text{s}) + 2\text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{SnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$	
$\text{Si} (\text{s}) + 2\text{H}_2 (\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{SiH}_4 (\text{g}) \text{ সিলেন}$	$\text{Pb} (\text{s}) + 2\text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{PbCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g})$	
$\text{SiH}_4 (\text{g}) + 2\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SiO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	<p>এসিডের সাথে কেবল এরা বিক্রিয়া করে। গ্রুপের নিচের দিকে ধাতব ধর্মের বৃদ্ধি পায়।</p>	
	$\text{Sn} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Na}_2\text{SnO}_3 \text{ স্ট্যান্ট}$	
	$\text{Pb} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Na}_2\text{PbO}_3 \text{ প্লাস্টেট}$	

p-ব্লকের গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) Cl₂ সহ বিক্রিয়া : গ্রুপ-14 এর অধাতব মৌল C ও Si এবং ধাতব মৌল Sn ও Pb প্রত্যেকেই Cl₂ সহ উচ্চ তাপমাত্রায় চতুর্থোজ্যতা সহকারে সমযোজী টেট্রা ক্লোরাইড গঠন করে। কিন্তু Sn ও Pb ধাতুর ডাইক্লোরাইড মোটামুটি আয়নিক হয়। [উপরের সমীকরণ দেখ।]

(২) O₂ সহ বিক্রিয়া : গ্রুপ-14 এর সব মৌল O₂ সহ উচ্চ তাপমাত্রায় চতুর্থোজ্যতাসহ অক্সাইড গঠন করে। যেমন CO₂, SiO₂; জারণধর্মী SnO₂, PbO₂ উৎপন্ন হয়। তবে SnO₂ ও PbO উভধর্মী অক্সাইডরূপে পৃথকভাবে গাঢ় NaOH দ্রবণ ও HCl এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে প্রতিক্ষেত্রে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



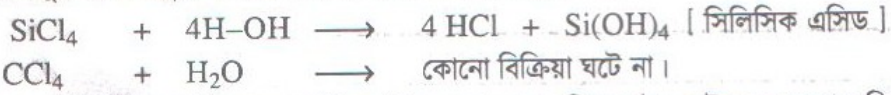
(৩) হাইড্রাইড গঠন : গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহ উচ্চ তাপমাত্রায় H₂ সহ বিক্রিয়া করে টেট্রা হাইড্রাইড গঠন করে।
[সমীকরণ দেখ।]

(৪) পানির H-প্রতিস্থাপন : উচ্চ তাপমাত্রায় স্টিমের সাথে C, Si, Pb বিক্রিয়া করে H₂ গ্যাস উৎপন্ন করে। এতে প্ররমিত হয় H থেকে এদের সক্রিয়তা বেশি। [সমীকরণ দেখ।]

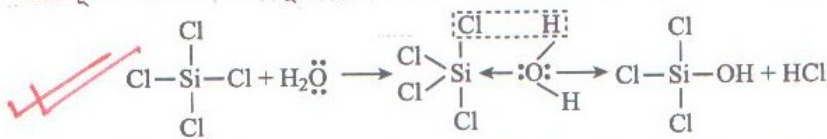
(৫) HCl এসিডের H-প্রতিস্থাপন : ধাতুরূপে Sn, Pb লঘু HCl থেকে H₂ গ্যাস উৎপন্ন করে। [সমীকরণ দেখ।]

(৬) হ্যালাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : CCl₄ ব্যতীত গ্রুপ-14 এর অন্যান্য সমযোজী হ্যালাইড যেমন- SiCl₄ পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। 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। দ্বিতীয় পরমাণুত C-পরমাণুতে কোনো d-অরবিটাল থাকে না। তাই CCl₄ পানিতে আর্দ্র বিশ্লেষিত হতে পারে না।

অপরদিকে SiCl₄ এর কেন্দ্রীয় পরমাণু Si তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত অধাতব মৌল হওয়ায় এবং এর 3d অরবিটাল খালি থাকায় এটি পানি অণুর O পরমাণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।



ব্যাখ্যা : SiCl₄ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ নিম্ন মতে পানির অক্সিজেন পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন সহযোগে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা অক্সিজেন যৌগ বা বিক্রিয়া মধ্যক গঠনের মাধ্যমে সংঘটিত হয়। এভাবে সৃষ্ট অন্তর্বর্তী যৌগ থেকে পরবর্তীতে HCl উৎপন্ন হয়। -OH মূলক Si এর সাথে যুক্ত হয়।



এরূপে চার ধাপে পানি অণুর সাথে বিক্রিয়ায় SiCl₄ এর চারটি Cl পরমাণু চারটি -OH মূলক দ্বারা প্রতিস্থাপিত হয়ে থাকে।

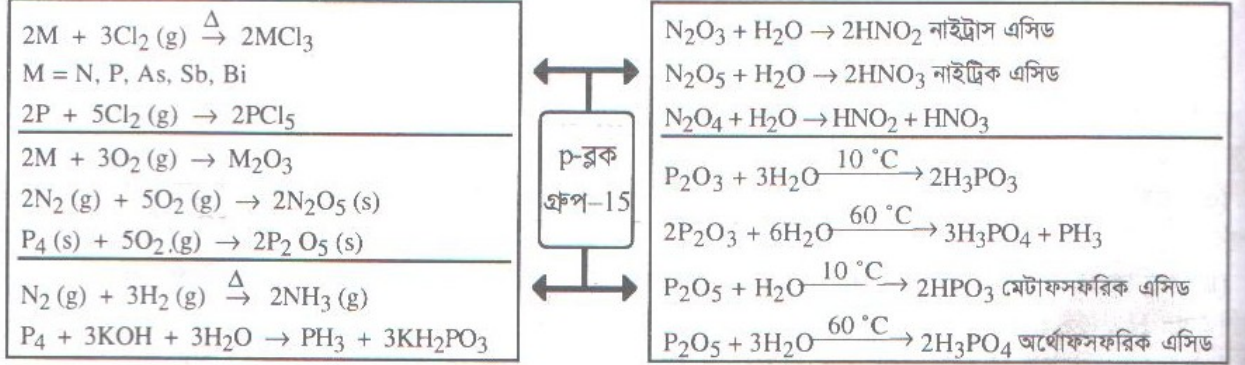


এ বিক্রিয়ায় 'বিক্রিয়া-মধ্যকে' Si পরমাণুর সবশেষ শক্তিস্তরে ১০টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। এর মধ্যে চারটি Si-Cl বন্ধন থেকে চার জোড়া এবং Si ← OH₂ সন্নিবেশ বন্ধন থেকে এক জোড়া ইলেকট্রন রয়েছে। যেহেতু সিলিকন তৃতীয় পর্যায়ের মৌল সেহেতু তার শূন্য 3d অরবিটাল আছে, যেখানে H₂O কর্তৃক যোগান ও শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল স্থান দেওয়া সম্ভব; অন্য কথায় Si এর পক্ষে অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব হয়েছে।

কিন্তু কার্বন দ্বিতীয় পর্যায়ের একটি মৌল। পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরে 2d বলে কোনো অরবিটাল নেই। সুতরাং কার্বনের পক্ষে অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব নয়। সুতরাং পানির অণু CCl₄ এর C পরমাণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে 'বিক্রিয়া-মধ্যক' অক্সিজেন যৌগ তৈরি করতে পারে না। এর ফলে CCl₄ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ হয় না।

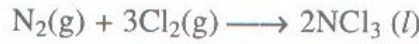
p-ব্লকের গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

গ্রুপ-14 এর মৌলের মতো গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহ হ্যালোজেন, অক্সিজেন ও H₂ গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে। N₂ ও Cl₂ এর বিক্রিয়ায় কেবল NCl₃; অন্যান্য মৌল পেন্টাক্লোরাইড গঠন করে এদের d-অরবিটাল ব্যবহারের মাধ্যমে অষ্টক সম্প্রসারণ করে। N এর 5টি অক্সাইড, P এর 4টি অক্সাইড আছে। উভয়ের অক্সাইডে জারণ অবস্থা +3 এবং এর বেশি হলে অম্লধর্মী হয়। এরা পানিসহ বিক্রিয়ায় অক্সোএসিড যেমন HNO₂, HNO₃, H₃PO₃, H₃PO₄ গঠন করে।

**p-ব্লকের গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :**

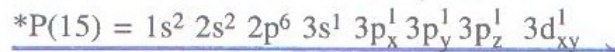
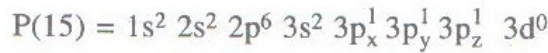
(১) ক্লোরাইড গঠন : ত্রিযোজী N মৌল Cl₂ সহ NCl₃ গঠন করলেও P তৃতীয় পর্যায়ের মৌল হওয়ায় উদ্দীপিত অবস্থায় এর 3s² থেকে একটি ইলেকট্রন খালি 3d অরবিটালে উত্তোলিত হলে P পরমাণুতে 5টি বিজোড় ইলেকট্রন হয়। তখন PCl₅ গঠন সম্ভব হয়। এটিকে P এর অষ্টক সম্প্রসারণ বলে।

যেমন, নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস N(7) = 1s² 2s² 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹ মতে নাইট্রোজেন পরমাণুতে তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় হ্যালোজেন পরমাণুর (F, Cl, Br, I) সাথে সমযোজ্যতা দ্বারা ট্রাইহ্যালাইড যেমন, NF₃, NCl₃, NBr₃, NI₃ গঠন করতে পারে। এক্ষেত্রে N এর সমযোজ্যতা 3 হয়।

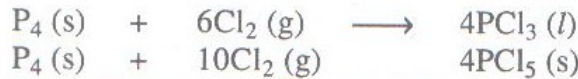


এসব হ্যালাইডের মধ্যে NF₃ বেশ সূস্থিত এবং NCl₃, NBr₃ ও NI₃ কিছুটা বিস্ফোরণ প্রবণ হয়।

ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস মতে P পরমাণুতে 3টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় P এর সমযোজ্যতা 3 হয়। আবার উদ্দীপিত অবস্থায় 3s² থেকে একটি ইলেকট্রন খালি 3d অরবিটালে উত্তোলিত হলে পাঁচটি বিজোড় ইলেকট্রন হয়। তখন P এর সমযোজ্যতা 5 হয়।



তাই ফসফরাস F₂, Cl₂ Br₂ এর সাথে ট্রাইহ্যালাইড ও পেন্টাহ্যালাইড গঠন করে। কিন্তু আয়োডিনের সাথে PI₃ গঠন করলেও PI₅ গঠন করে না। ফসফরাস সীমিত Cl₂ এর সাথে PCl₃ গঠন করে এবং এর অধিক পরিমাণ Cl₂ প্রবর্তে PCl₅ গঠিত হয়।



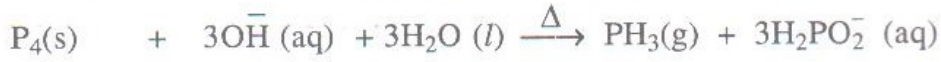
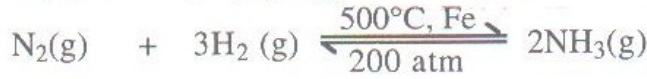
কিন্তু N পরমাণুর সর্বশেষ ২য় শক্তিস্তরে 2d অরবিটাল না থাকায় N পরমাণুর সমযোজ্যতা বৃদ্ধি সম্ভব নয়। ফলে NCl₅ গঠিত হয় না।

(২) অক্সাইড গঠন : গ্রুপ-15 এর অধাতু N এর 5টি অক্সাইড যেমন নাইট্রাস অক্সাইড (N₂O), নাইট্রিক অক্সাইড (NO), ডাইনাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড (N₂O₃), ডাই নাইট্রোজেন টেট্রোঅক্সাইড (N₂O₄) বা নাইট্রোজেন ডাই অক্সাইড (NO₂) ও ডাইনাইট্রোজেন পেন্টঅক্সাইড (N₂O₅) আছে। অপরদিকে P এর 2টি স্থায়ী অক্সাইড যেমন ফসফরাস

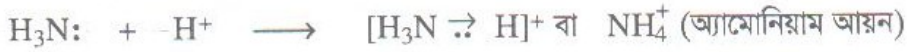
ট্রাইঅক্সাইড (P₂O₃) ও ফসফরাস পেন্টঅক্সাইড (P₂O₅) আছে। N₂O ও NO গ্যাস নিরপেক্ষ। অপর অক্সাইডসমূহ ক্ষারধর্মী। এরা পানির সাথে বিক্রিয়া করে অম্ল তৈরি করে। [সমীকরণ দেখ।]

* এসিড অ্যান্‌হাইড্রাইড যেমন P₂O₅ কম সংখ্যক পানি অণুসহ এসিড গঠন করলে মেটাফসফরিক এসিড (HPO₃) এবং অধিক সংখ্যক পানি অণুসহ বিক্রিয়ায় এসিড গঠন করলে অর্থোফসফরিক (H₃PO₄) বা ফসফরিক এসিড নামকরণ হয়।

(৩) হাইড্রাইড গঠন : উচ্চচাপে (200 atm) ও উচ্চ তাপমাত্রায় (500°C) লৌহ গুঁড়া প্রভাবকের উপস্থিতিতে N₂ ও H₂ বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া (NH₃) গ্যাস উৎপন্ন করে। কিন্তু গাঢ় ক্ষার দ্রবণের সাথে শ্বেত ফসফরাসকে উত্তপ্ত করলে ফসফিন (PH₃) গ্যাস ও হাইপোফসফাইট (H₂PO₂⁻) আয়ন উৎপন্ন হয়।



NH₃ ও PH₃ এর ক্ষারধর্মিতা : অ্যামোনিয়া (NH₃) ও ফসফিন (PH₃) উভয় যৌগের অণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকায় উভয় যৌগ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা প্রোটনের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে অর্থাৎ প্রোটন গ্রহণ করে। তাই NH₃ ও PH₃ উভয়ই ক্ষারধর্মী।



তবে PH₃ অপেক্ষা NH₃ অধিক ক্ষারধর্ম প্রদর্শন করে। এর দুটি কারণ রয়েছে।

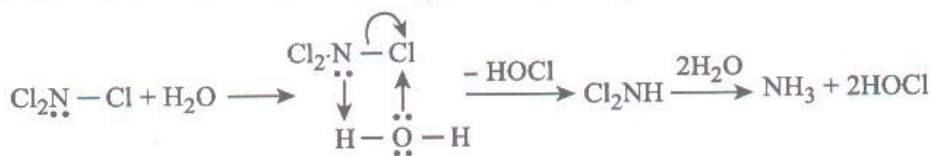
(১) প্রথম কারণ হলো ফসফরাসের তড়িৎ ঋণাত্মকতা (2.1) এর চেয়ে নাইট্রোজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতা (3.0) বেশি: অধিক তড়িৎ ঋণাত্মকতার কারণে P-H এর বন্ধনের তুলনায় N-H এর বন্ধনের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব N পরমাণুর দিকে অধিক আকৃষ্ট হয়।

(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 PH₃ এর P পরমাণুর তুলনায় NH₃ এর N পরমাণু কর্তৃক প্রোটন গ্রহণ বা ইলেকট্রন প্রদান ক্ষমতা বেশি হয়। তাই ফসফিনের চেয়ে অ্যামোনিয়া তীব্রতর ক্ষার।

(৪) হ্যালাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : NF₃ ব্যতীত অন্যান্য হ্যালাইড পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। যেমন, NCl₃ পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে NH₃ গ্যাস ও HOCl এসিড উৎপন্ন করে।



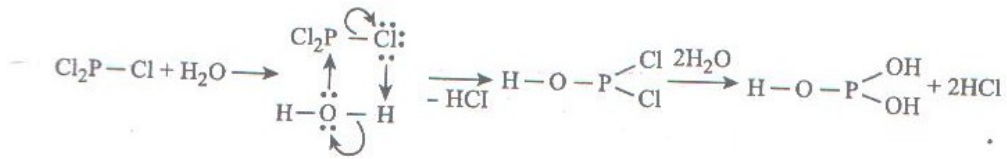
আর্দ্র বিশ্লেষণকালে প্রথমে ট্রাইহ্যালাইড অণু পানি অণুর সাথে একটি নতুন সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে। তখন গ্রুপ 15 এর মৌল অথবা সংশ্লিষ্ট হ্যালোজেন পরমাণু-এ দুটির কোনো একটিতে ফাঁকা d অরবিটাল থাকা প্রয়োজন। উল্লেখ্য, NF₃ এর N পরমাণু অথবা F পরমাণুর কোনো একটিতেও d অরবিটাল না থাকায় NF₃ আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না। অপরদিকে NCl₃ এর N পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরে d অরবিটাল না থাকলেও Cl এর তৃতীয় শক্তিস্তরে ফাঁকা d অরবিটাল বর্তমান থাকায় NCl₃ অণুর Cl পরমাণুর সাথে H₂O এর অক্সিজেন পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে। পরে নিম্নমতে বন্ধন বিয়োজন ঘটে এবং NH₃ ও HOCl উৎপন্ন হয়।



PCl₃ পানির সংস্পর্শে (NCl₃ এর মতে) সহজেই আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। তবে NCl₃ এর তুলনায় PCl₃ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ দ্রুত ঘটে। পানির সংস্পর্শে N-Cl এর বন্ধন বিয়োজন অপেক্ষা P-Cl এর বন্ধন বিয়োজন দ্রুত ঘটে। কারণ N-এর তুলনায় P এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম এবং Cl এর অধিকতর তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাবে P-Cl এর বন্ধনে পোলারিটি মাত্রা বেশি হয়। ফলে আর্দ্র বিশ্লেষণের গতিও দ্রুত হয়। PCl₃ এর আর্দ্র বিশ্লেষণে H₃PO₃ এবং HCl উৎপন্ন হয়।



PCl₃ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ কালে P এবং Cl পরমাণু নিজ নিজ d অরবিটাল ব্যবহার করে পানি অণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন কতে সক্ষম এবং নিম্নলিখিতভাবে PCl₃ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ ঘটায়। ফলে H₃PO₃ ও HCl উৎপন্ন হয়।

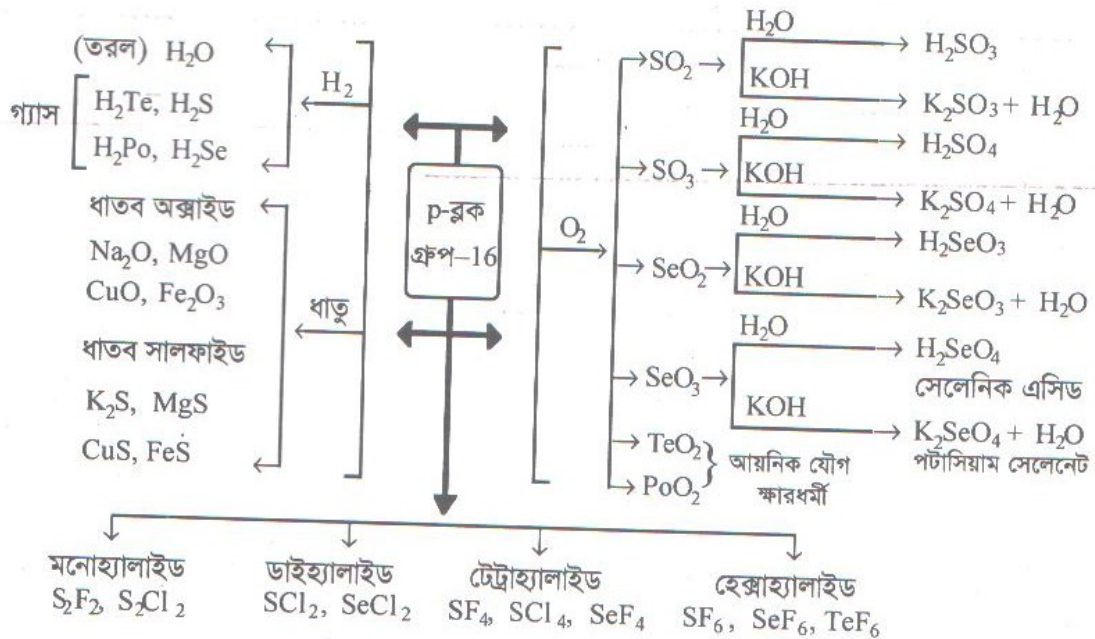


উল্লেখ্য PCl₅ এর আর্দ্র বিশ্লেষণে H₃PO₄ এবং HCl উৎপন্ন হয়। এ আর্দ্র বিশ্লেষণ দু'ধাপে ঘটে। প্রথম ধাপে ফসফরাস অক্সিক্লোরাইড (POCl₃) ও HCl এবং দ্বিতীয় ধাপে POCl₃ এর আর্দ্র বিশ্লেষণে H₃PO₄ ও HCl উৎপন্ন হয়।



p-ব্লকের গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

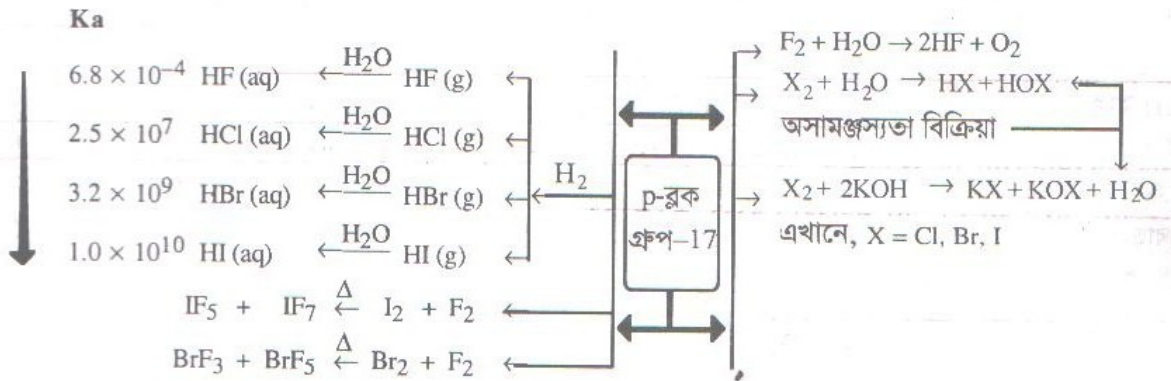
গ্রুপ-16 এর প্রথম মৌল O হলো দ্বিতীয় অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল। এর সাথে একই গ্রুপের অন্যান্য মৌল এবং এর চেয়ে কম তড়িৎ ঋণাত্মক পর্যায় সারণিতে এর বামে স্থান প্রাপ্ত সব মৌল যুক্ত হয়। এ গ্রুপের অন্যান্য বিক্রিয়া নিচে দেখানো হলো। গ্রুপ-14 ও গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের মতো গ্রুপ-16 এর মৌলের বিক্রিয়া বুঝে নাও।



(৪) হ্যালাইড গঠন : উত্তপ্ত অবস্থায় হ্যালোজেনসমূহ সালফারের সাথে সমযোজ্যতায় মনো হ্যালাইড (S_2F_2 , S_2Cl_2); ডাইহ্যালাইড (SCl_2 , $SeCl_2$); টেট্রাহ্যালাইড (SF_4 , SCl_4) ও হেক্সাহ্যালাইড (SF_6 , SCl_6) ইত্যাদি গঠন করে।

p-ব্লকের গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি ও ব্যবহার

গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহকে (বিশেষত F, Cl, Br, I কে) হ্যালোজেনস (halogens) বা সামুদ্রিক লবণ (যেমন NaCl) উৎপন্নকারী মৌল বলা হয়। হ্যালোজেন মৌলসমূহ হলো শক্তিশালী জারক। এ গ্রুপের F হলো সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক সক্রিয় অধাতব মৌল। এ গ্রুপের বাম দিকে অবস্থিত সব মৌলের সাথে এ সব হ্যালোজেনের বিক্রিয়া ঘটে। এদের সাথে H_2 , H_2O , $NaOH$ দ্রবণসহ বিক্রিয়া এবং আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ গঠন দেখানো হলো। কম তড়িৎ ঋণাত্মক হ্যালোজেন বেশি তড়িৎ ঋণাত্মক হ্যালোজেন সদস্যদের সাথে সমযোজী আন্তঃহ্যালাইড গঠন করে। এদেরকে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলা হয়। যেমন IF_5 (আয়োডিন পেন্টাফ্লোরাইড), IF_7 (আয়োডিন হেপ্টাফ্লোরাইড)।



p-ব্লকের গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) HX গঠন : H_2 গ্যাসের সাথে হ্যালোজেন ($X_2 = F_2, Cl_2, Br_2, I_2$) এর বিক্রিয়ায় হাইড্রোজেন হ্যালাইড (HX) গ্যাস উৎপন্ন হয়। HX গ্যাসের জলীয় দ্রবণকে হ্যালোজেন হাইড্রাসিড $HX(aq)$ বলা হয়। হ্যালোজেন হাইড্রাসিডের শক্তি ক্রম হলো $HI(aq) > HBr(aq) > HCl(aq) > HF(aq)$ । এসব এসিডের বিয়োজন ধ্রুবক K_a এর মান থেকে তা বোঝা যায়। [K_a এর মান ওপরে $HX(aq)$ এসিডের পার্শ্বে দেখ।]

(২) O_2 থেকে F_2 অধিক সক্রিয় : অক্সিজেনের চেয়ে F_2 ও Cl_2 অধিক শক্তিশালী জারক। তাই F_2 দ্বারা H_2O অণু সম্পূর্ণ জারিত হয়ে O_2 গ্যাস ও $HF(aq)$ উৎপন্ন হয়। $2F_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4HF(aq) + O_2(g)$

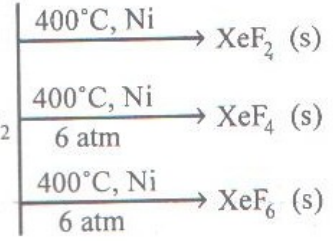
(৩) অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া : পানির সাথে Cl_2 ধীরে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্লোরিক এসিড $HCl(aq)$ ও ক্লোরিক (I) এসিড $HOCl(aq)$ উৎপন্ন করে। এক্ষেত্রে ক্লোরিনের দুটি পরমাণুর মধ্যে একই সাথে জারণ ও বিজারণ ঘটায়, এ বিক্রিয়াকে অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া (disproportionation) বলা হয়। $Cl_2(g) + H_2O(l) \rightarrow HCl(aq) + HOCl(aq)$

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)।

অনুরূপভাবে KOH ক্ষার দ্রবণে Cl_2 এর অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া দ্বারা পটাসিয়াম ক্লোরাইড (KCl) ও পটাসিয়াম ক্লোরেট (I) লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। $Cl_2(g) + 2KOH(aq) \xrightarrow{25^\circ C} KCl(aq) + KOCl(aq) + H_2O(l)$

p-ব্লকের গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম :

গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর অষ্টক পূর্ণ থাকায় এরা অন্যকোনো মৌলের সাথে বিক্রিয়া করতে চায় না। তবে Xe মৌলটি অধিক সক্রিয় F₂ এর সাথে উচ্চ তাপমাত্রায় Ni প্রভাবকের উপস্থিতিতে জেনন ডাইফ্লোরাইড, টেট্রাফ্লোরাইড ও হেক্সাফ্লোরাইড গঠন করে।



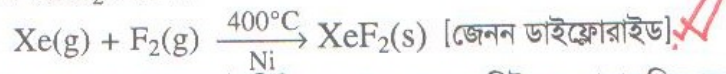
নিষ্ক্রিয় মৌল জেনন (Xe) এর সাথে অতি সক্রিয় মৌল ফ্লোরিন (F₂) এর বিক্রিয়ায় বিভিন্ন জেনন ফ্লোরাইড গঠন এবং এর ব্যাখ্যা :

পঞ্চম পর্যায়ের মৌল জেননের পরমাণুর আকার অন্যসব হ্যালোজেন সদস্যের পরমাণুর আকারের চেয়ে বড়। আকারে বড় হওয়ায় এটির সর্ববহিস্থ কক্ষপথের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সাধারণ নিয়মে কমে যায়। উচ্চতাপমাত্রায় Ni প্রভাবকের উপস্থিতিতে অতি সক্রিয় ও সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ফ্লোরিন (F) পরমাণুর উপস্থিতিতে জেননের 5p অরবিটালের ইলেকট্রন যুগল ভেঙ্গে এর 5d অরবিটালে বিজোড় ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয়। পরে অযুগ্ম বা বিজোড় ইলেকট্রন F পরমাণুর সাথে সমযোজী যৌগ গঠন করে থাকে। তখন জেনন +2, +4, +6 ও +8 জারণ-অবস্থায় থাকে। এর জারণ-অবস্থা নিম্নরূপে ব্যাখ্যা করা হয়।

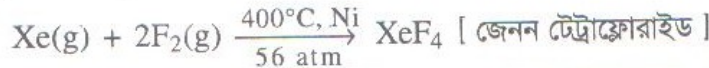
সাধারণ অবস্থায় Xe-এর ইলেকট্রন বিন্যাস Xe(54) = 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰

5s² 5p_x² 5p_y² 5p_z²। 5p অরবিটাল থেকে একটি ইলেকট্রন 5d অরবিটালে উত্তোলিত করলে Xe এর প্রথম

উদ্দীপিত ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় 5s² 5p_x² 5p_y² 5p_z¹ 5d_{xy}¹; যাতে দুটি অযুগ্ম ইলেকট্রন আছে। ফলে এ অবস্থায় এর যোজনী 2 হয়; যেমন XeF₂ যৌগে।



5p অরবিটাল থেকে আরো দুটি ইলেকট্রনকে উদ্দীপিত করে 5d অরবিটালে স্থানান্তরিত করলে Xe-এর দ্বিতীয় উদ্দীপিত ইলেকট্রন বিন্যাস হয়, 5s² 5p_x² 5p_y¹ 5p_z¹ 5d_{xy}¹ 5d_{yz}¹। এ অবস্থায় চারটি অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকায় এর যোজনী 4 হয়, যেমন XeF₄ যৌগে।



অনুরূপভাবে, তিনটি ইলেকট্রনের স্থানান্তরের মাধ্যমে যোজনী 6 এবং চারটি ইলেকট্রনের স্থানান্তরের দ্বারা যোজনী 8 ব্যাখ্যা করা যায়। আবার প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান যতই বৃদ্ধি পায় বিভিন্ন অরবিটালের মধ্যে শক্তির তারতম্য ততই কম হয়। এ কারণেই জেননের ইলেকট্রনসমূহ সহজেই বিভিন্ন অরবিটালে স্থানান্তরিত করা যায়। স্বভাবতই জেনন অপেক্ষা ক্রিপটনের উদ্দীপিত অবস্থা সৃষ্টি অধিকতর কঠিন। কারণ Kr এর সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো 3s² 3p⁶ অর্থাৎ Ar ও Kr এর সর্বশেষ শক্তিস্তর Xe এর তুলনায় নিউক্লিয়াসের অধিকতর নিকটে। ফলে ক্রিপটনের যৌগসমূহের স্থিতি জেননের যৌগসমূহ অপেক্ষা কম; আর্গনের যৌগসমূহের স্থিতি আরও অনেক কম। নিয়নের ও হিলিয়ামের ক্ষেত্রে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান পরিবর্তন ছাড়া ইলেকট্রনকে উত্তোলিত করা সম্ভবপর নয়; ফলে তাদের ক্ষেত্রে প্রচুর শক্তির প্রয়োজন। তাই তাদের কোনো স্থিতি যৌগ নেই।

জেনন ও অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রনকে উচ্চতর স্তরে আনা তখনই সম্ভব, যখন অতি উচ্চ তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌলসমূহ এর সাথে সংযুক্ত হয়। এ কারণে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের শুধু ফ্লোরিন অধিকতর স্থিতিশীল যৌগ গঠন করে।

শিক্ষার্থীর কাজ :

সমস্যা-৩.২.১ : Be ও Mg বুনসেন শিখায় কোনো বর্ণ সৃষ্টি করে না কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.২ : ল্যাবরেটরিতে সোডিয়াম ধাতুকে কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয় কেন; ব্যাখ্যা কর।

- সমস্যা-৩.২.৩ : Mg ধাতুকে N_2 সহ উত্তপ্ত করলে যে উৎপাদ উৎপন্ন হয়, তাকে গরম পানিতে যোগ করলে কী ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.৪ : Ca ধাতুকে কার্বনসহ উত্তপ্ত করলে যে উৎপাদ উৎপন্ন হয়, তাকে পানিতে যোগ করলে কী ঘটে তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.৫ : বোরনকে অক্সিজেনসহ উত্তপ্ত করলে p উৎপাদ উৎপন্ন হয়; তাকে পানিতে যোগ করলে কী হয় তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.৬ : Al_2O_3 হলো উভধর্মী যৌগ; তা সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়াসহ এর সত্যতা প্রতিষ্ঠা কর।
- সমস্যা-৩.২.৭ : Al ধাতুকে গাঢ় HNO_3 এসিডে দ্রবীভূত করলে কী বিক্রিয়া ঘটে, তা সমীকরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.৮ : Al ধাতুকে N_2 গ্যাস সহ উত্তপ্ত করে উৎপন্ন যৌগকে গরম পানিতে যোগ করলে কী ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.৯ : CCl_4 পানিতে অর্দ্রবিশ্লেষিত হয় না; কিন্তু $SiCl_4$ পানিতে অর্দ্র-বিশ্লেষিত হয়; -এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১০ : SnO_2 হলো একটি উভধর্মী অক্সাইড; তা রাসায়নিক বিক্রিয়াসহ প্রমাণ কর।
- সমস্যা-৩.২.১১ : PbO হলো একটি উভধর্মী অক্সাইড; তা রাসায়নিক বিক্রিয়াসহ প্রমাণ কর।
- সমস্যা-৩.২.১২ : Cl_2 এর সাথে N_2 এর বিক্রিয়ায় NCl_3 গঠিত হলেও Cl_2 এর সাথে P এর বিক্রিয়ায় PCl_3 ও PCl_5 গঠিত হয় এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৩ : NCl_3 অর্দ্রবিশ্লেষিত হলেও NF_3 অর্দ্রবিশ্লেষিত হয় না কেন; ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৪ : PCl_3 পানির সংস্পর্শে অর্দ্র বিশ্লেষিত হয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৫ : NCl_3 এর তুলনায় PCl_3 এর অর্দ্র বিশ্লেষণ দ্রুত ঘটে; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৬ : NH_3 ও PH_3 উভয় হাইড্রাইড ক্ষারধর্ম প্রকাশ করে, তা সমীকরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৭ : PH_3 অপেক্ষা NH_3 অধিক ক্ষারধর্মী; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৮ : H_2O হলো তরল; কিন্তু H_2S হলো গ্যাস; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.১৯ : H_2S ও H_2O এর বিজারণ ধর্ম আছে, তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.২০ : H_2O হলো উভধর্মী অক্সাইড; তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.২১ : অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া কী? Cl_2 অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া প্রদর্শন করে; তা উদাহরণসহ প্রমাণ কর।
- সমস্যা-৩.২.২২ : আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলতে কী বোঝ? উদাহরণসহ তা ব্যাখ্যা কর।
- সমস্যা-৩.২.২৩ : জেনন পরমাণুতে অষ্টক পূর্ণ আছে; তা সত্ত্বেও জেনন কীরূপে F_2 এর সাথে বিক্রিয়ায় জেনন ডাই ফ্লোরাইড (X_3F_2) গঠন করে; তা ব্যাখ্যা কর।

৩.২.৩ d-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি

d-ব্লক মৌলের বহিঃস্থ দুটি শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ হয়। অর্থাৎ এসব মৌলের সর্ববহিঃস্থ n-শক্তিস্তরের s-অরবিটালে ২টি বা ১টি ইলেকট্রন এবং পূর্ববর্তী $(n-1)$ শক্তিস্তরের d-অরবিটালে ১ থেকে ১০টি ইলেকট্রন থাকে। যেমন, $Sc(21) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 [3d^1 4s^2]$; $Fe(26) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 [3d^6 4s^2]$

d-ব্লক মৌলের শ্রেণিবিভাগ :

3d-ব্লক মৌল বা ১ম অবস্থান্তর সিরিজ : Sc(21) থেকে Zn(30); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $3d^{1-10} 4s^{1-2}$

4d-ব্লক মৌল বা ২য় অবস্থান্তর সিরিজ : Y(39) থেকে Cd(48); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $4d^{1-10} 5s^{1-2}$

5d-ব্লক মৌল বা ৩য় অবস্থান্তর সিরিজ : La(57), Hf(72) – Hg(80); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $5d^{1-10} 6s^{1-2}$

6d-ব্লক মৌল বা ৪র্থ অবস্থান্তর সিরিজ : Ac(89), Th(90), Rf(104)-Cn(112); ইলেকট্রন বিন্যাস, $6d^{1-10} 7s^{1-2}$

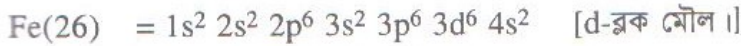
7s¹⁻²

ক্রম ↓	ব্লক ↓	গ্রুপ →	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
4	3d		21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn
5	4d		39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd
6	5d		57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg
7	6d		89Ac	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn
			90Th	ইলেকট্রন বিন্যাস $[(n-1)d^{1-10}] ns^{1-2}$								

d-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি :

- (১) d-ব্লকের সব মৌলই ভারী ধাতু।
- (২) এদের d-অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা অপূর্ণ থাকায় (gr-12 বাদে), এদের মধ্যে প্রায় সব মৌলেই পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা দেখা যায়। [ব্যতিক্রম : Zn ও Cd এর স্থিরযোজনী 2 হলেও Hg এর যোজনী 1, 2 হয়।]
- (৩) d-ব্লক মৌলসমূহ উচ্চ গলনাঙ্ক ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট হয়।
- (৪) এ সব ভারী ধাতু কঠিন ও শক্ত (ব্যতিক্রম শুধু Hg, তরল)।
- (৫) d-ব্লক মৌলসমূহ তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।
- (৬) d-ব্লক মৌলের আয়নিকরণ শক্তি s-ব্লক মৌল অপেক্ষা বেশি হয়; কিন্তু p-ব্লকের মৌল অপেক্ষা কম।
- (৭) এরা তড়িৎ-ধনাত্মক ধাতব মৌল হলেও এদের তড়িৎ ধনাত্মকতা s-ব্লক মৌল অপেক্ষা কম।
- (৮) d-ব্লকের মৌলসমূহ প্যারাম্যাগনেটিক অর্থাৎ চুম্বকক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয়। এর কারণ হলো এদের d-অরবিটালে নিম্নোক্ত ইলেকট্রন থাকে। আয়রন ও কোবাল্ট ধাতুকে চুম্বকে পরিণত করা যায়। তাই এদেরকে ফেরোম্যাগনেটিক বলা হয়। [ব্যতিক্রম : Sc^{3+} , Ti^{4+} , Zn^{2+} , Cu^+ আয়ন হলো ডায়াম্যাগনেটিক।]
- (৯) d-ব্লকের অধিকাংশ ধাতুর সংমিশ্রণে সংকর-ধাতু তৈরি করে।
- (১০) d-ব্লকের অধিকাংশ মৌলকে এদের বিশেষ বৈশিষ্ট্যের জন্য অবস্থান্তর মৌল বলা হয়।

অবস্থান্তর মৌল : d-ব্লকের যেসব মৌলের কোনো সুস্থিত আয়নের d-অরবিটাল আংশিকভাবে (যেমন, d^{1-9}) ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয়। যেমন, আয়রন (Fe) হলো d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল উভয়ই। প্রথমত এর শেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে যায়; দ্বিতীয়ত এর সুস্থিত Fe^{2+} এবং Fe^{3+} আয়নে d-অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে।

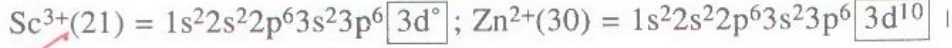


অবস্থান্তর মৌলসমূহের নিম্নোক্ত বৈশিষ্ট্য থাকে। যেমন, (১) পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা; (২) রঙিন আয়ন সৃষ্টি; (৩) জটিল আয়ন গঠন; (৪) প্রভাবকরূপে ক্রিয়া ও (৫) প্যারা চুম্বকীয় ধর্ম।

সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয় :

যে সব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত ক্যাটায়নে d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ যেমন d^{1-9} ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে। কিন্তু যে সব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত আয়নে d-অরবিটাল পূর্ণ (d^{10}) অথবা খালি (d^0) থাকে, এসব

মৌল অবস্থান্তর মৌলের বৈশিষ্ট্য যেমন পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা, রঙিন আয়ন গঠন ইত্যাদি প্রদর্শন করতে পারে না। ফলে এসব মৌল d-ব্লকের মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়। যেমন Sc(21) ও Zn(30) হলো d-ব্লকের মৌল; কিন্তু Sc এর সুস্থিত Sc^{3+} আয়নে d অরবিটাল খালি (d^0) এবং Zn এর Zn^{2+} আয়নে d অরবিটাল আংশিক পূর্ণ নয় বরঞ্চ পরিপূর্ণ আছে যেমন—



তাই Sc ও Zn অবস্থান্তর মৌল নয়।

শিক্ষার্থীর কাজ :

সমস্যা-৩.৩ (ক) : Cr(24), Mn(25), Ni(28), Cu(29), Pd(46), Cd(48) এর ইলেকট্রন বিন্যাস এবং এদের আয়ন Cr^{3+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Pd^{2+} Cd^{2+} এর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে এরা d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল কীনা ব্যাখ্যা কর।

(খ) Cr(24) ও Cu(29) এর ইলেকট্রন বিন্যাস সাধারণ নিয়মের ব্যতিক্রম কেন? সি. বো. ২০১৫; দি. বো. ২০১৫

(গ) অবস্থান্তর মৌল কাকে বলে? [ঢা. বো. ২০১৫]

(ঘ) সব অবস্থান্তর মৌল d ব্লক মৌল; কিন্তু সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়; তা ব্যাখ্যা কর।

(ঙ) $A = (n-1)d^5 ns^1$ এবং $B = (n-1)d^1 ns^2$, এখানে $n = 4$ । A ও B মৌলদ্বয়ের মধ্যে কোনটি রঙিন যৌগ গঠন করে, তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]

d-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties of d-block elements)

(১) পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা : অবস্থান্তর মৌলসমূহের মধ্যে $(n-1)d$ ও ns অরবিটালদ্বয়ের শক্তির পার্থক্য $(n-1)d$ ও np অরবিটালের শক্তির পার্থক্যের তুলনায় অনেক কম। তাই এ সব ধাতুর ns অরবিটালের ইলেকট্রন ত্যাগের পর $(n-1)d$ অরবিটালের ইলেকট্রন বন্ধন সৃষ্টিতে সহজেই অংশ নিতে পারে। ফলে এরা ভিন্ন ভিন্ন স্থায়ী জারণ অবস্থা সহকারে স্থায়ী যৌগ গঠন করে থাকে। নিচে 3d ব্লকের ৮টি অবস্থান্তর মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন, জারণ অবস্থা ও যৌগ দেখানো হলো।

Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
$3d^2 4s^2$	$3d^3 4s^2$	$3d^5 4s^1$	$3d^5 4s^2$	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
(+ 2)	+ 2	+ 2	+ 2	+ 2	+ 2	+ 2	+ 1
+ 3	+ 3	+ 3	(+ 3)	+ 3	+ 3	(+ 3)	+ 2
+ 4	+ 4	(+ 4)	+ 4	+ 4	(+ 4)		
	+ 5	(+ 5)					
		+ 6	(+ 6)	(+ 6)			
			+ 7				

MCQ-3.2 : ^{39}Y মৌলটির পর্যায় সারণিতে পর্যায় ও গ্রুপ কত হবে?

(ক) পর্যায়-5, গ্রুপ-1

(খ) পর্যায়-5, গ্রুপ-2

(গ) পর্যায়-5, গ্রুপ-3

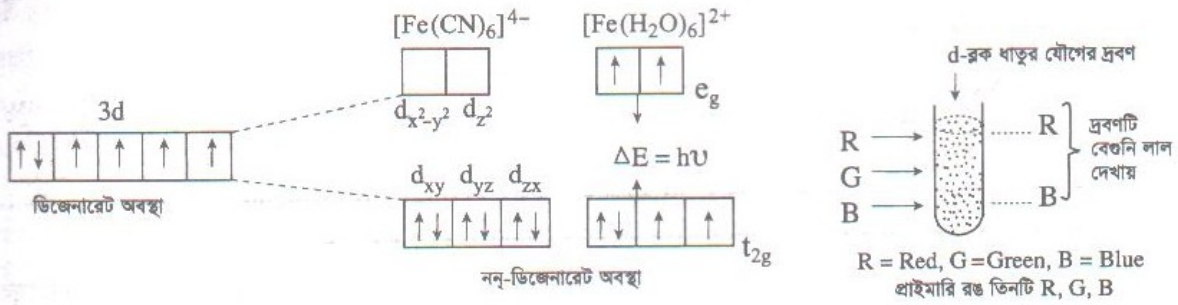
(ঘ) পর্যায়-4, গ্রুপ-2

মোটা হরফে দেখানো জারণ অবস্থা সংশ্লিষ্ট মৌলের সাধারণ জারণ অবস্থা।

Cr এর বিভিন্ন যৌগ :	$CrCl_2$	$CrCl_3$	K_2CrO_4	$K_2Cr_2O_7$
Cr এর জারণ অবস্থা →	+ 2	+ 3	+ 6	+ 6
Fe এর বিভিন্ন যৌগ :	FeO	Fe_2O_3		
Fe এর জারণ অবস্থা →	+ 2	+ 3		

(২) অবস্থান্তর ধাতুর রঙিন আয়ন বা রঙিন যৌগ গঠন : অবস্থান্তর ধাতু ও তাদের ক্যাটায়নে অপূর্ণ d-অরবিটাল থাকে বলে তারা রঙিন হয়। এছাড়া জটিল আয়ন গঠনকালে পাঁচটি d অরবিটালে সামান্য পরিমাণে শক্তির তারতম্য ঘটে বলে সুষ্ট জটিল আয়ন রঙিন হয়। অবস্থান্তর ধাতুর মুক্ত একক পরমাণুতে পাঁচটি d-অরবিটাল সমশক্তিস্তরে থাকে, একে ডিজেনারেট (degenerate) অবস্থা বলা হয়।

ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ (Crystal Field Theory) মতে, জটিল আয়ন গঠনকালে লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল অরবিটাল ধাতুর ধনাত্মক আয়নের পাঁচটি d অরবিটালের মূলত x, y ও z অক্ষ বরাবর নিকটবর্তী হলে ঐ তিনটি অক্ষ বরাবরে থাকা $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2} অরবিটালের ইলেকট্রন লিগ্যান্ডের ইলেকট্রন যুগল দ্বারা অধিকতর বিকর্ষিত হয়। এ বিকর্ষণের কারণে পাঁচটি d অরবিটালের শক্তির মধ্যে সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী পার্থক্য ঘটে। একে d অরবিটালসমূহের নন-ডিজেনারেট (non-degenerate) অবস্থা বলা হয়। তখন 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। লিগ্যান্ডের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের পাঁচটি d-অরবিটালের মধ্যে শক্তির সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী বিভক্তিকরণকে ক্রিস্টাল ফিল্ড ফলাফল (CFE) বলে এবং e_g সেট ও t_{2g} সেট অরবিটালের শক্তির পার্থক্য (ΔE) কে ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি বলে। জটিল আয়নের বর্ণ বিভিন্ন দুর্বল ও সবল লিগ্যান্ডের প্রভাবে সৃষ্ট ΔE এর মাত্রার ওপর নির্ভর করে। যেমন H_2O হলো weak-field লিগ্যান্ড এবং CN^- আয়ন হলো strong field লিগ্যান্ড। উল্লেখ্য weak-field লিগ্যান্ড দ্বারা সৃষ্ট বর্ণ হালকা এবং strong-field লিগ্যান্ড দ্বারা সৃষ্ট বর্ণ গাঢ় হয়। Fe^{2+} আয়নে ডিজেনারেট ও নন-ডিজেনারেট অরবিটালের মধ্যে শক্তির পার্থক্য (ΔE) কেবানো হলো :



চিত্র ৩.২ : লিগ্যান্ডের আগমনে d-অরবিটালসমূহের দুটি পৃথক শক্তিস্তর বিন্যস্তকরণ।

চিত্র ৩.৩ : দৃশ্যমান আলোর সবুজ বর্ণ d-রক ধাতুর আয়ন দ্বারা শোষণের ফলে দ্রবণটি বেগুনি লাল দেখায়।

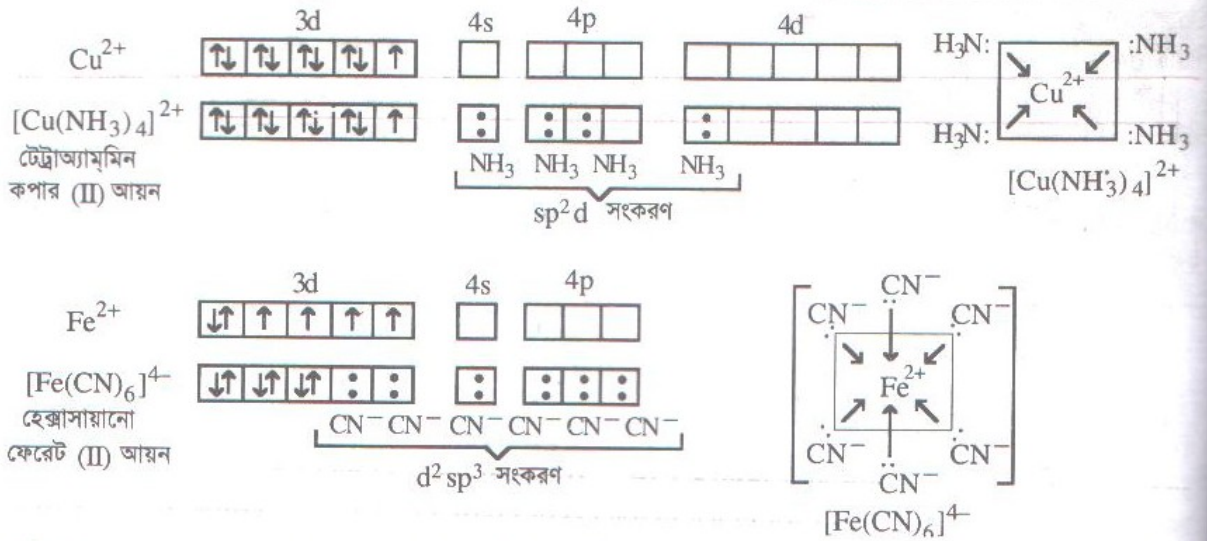
তখন দুটি শক্তিস্তরের (e_g ও t_{2g} এর) মধ্যে শক্তির যে পার্থক্য (ΔE) হয়, তা যদি দৃশ্যমান আলোর বর্ণালির নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ হয়, তবে t_{2g} সেটের বিজোড় d-ইলেকট্রন ঐ আলো শোষণ করে e_g সেটের অরবিটালে চলে এবং আলোর অবশিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের রং আমাদের চোখে প্রতিফলিত হয়; অর্থাৎ ঐ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন রঙিন হয়। আয়নের দৃশ্যমান বর্ণ আয়ন দ্বারা শোষিত বর্ণের সম্পূরক হয়। যেমন, যদি সবুজ বর্ণ (green) শোষিত হয়, তবে দ্রবণের বর্ণ বেগুনি-লাল (purple) হয়। যদি নীল বর্ণ (blue) শোষিত হয়, তবে দ্রবণের বর্ণ হবে কমলা (orange)।

(৩) অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন বা যৌগ গঠন : অবস্থান্তর ধাতুর পরমাণু বা আয়ন এর খালি অরবিটালের সাথে অপর কোনো নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল যুক্ত আয়ন বা অণু সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়ে জটিল কাঠামোর আয়ন গঠন করলে, তাকে জটিল আয়ন বলে। জটিল আয়ন যুক্ত যৌগকে জটিল যৌগ বলে।

জটিল আয়ন বা জটিল যৌগ গঠনকালে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল প্রদানকারী ঋণাত্মক আয়ন বা যৌগ অণুকে লিগ্যান্ড বা লিগ্যান্ড (ligand) বলা হয়। সাধারণ লিগ্যান্ড হলো $:NH_3$, H_2O , $:Cl^-$, $:CN^-$ ইত্যাদি। যেমন, চারটি অ্যামোনিয়া ($:NH_3$) এর সাথে Cu^{2+} আয়ন সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে টেট্রাঅ্যামিন কপার (II) আয়ন নামক ধনাত্মক জটিল আয়ন গঠন করে। যেমন, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ । আবার ছয়টি ঋণাত্মক চার্জযুক্ত CN^- আয়ন এর সাথে Fe^{2+} আয়ন সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা ঋণাত্মক হেক্সাসায়ানোফেরেট(II) জটিল আয়ন $[Fe(CN)_6]^{4-}$ গঠন করে।

সন্নিবেশ সংখ্যা : জটিল যৌগ গঠনকালে সন্নিবেশ বন্ধন গঠনে লিগ্যান্ড প্রদত্ত নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল সংখ্যাকে অবস্থান্তর ধাতুর সন্নিবেশ সংখ্যা বলে। যেমন, Cu ও Fe এর সন্নিবেশ সংখ্যা উপরোক্ত জটিল আয়নে যথাক্রমে 4 ও 6।

জটিল আয়ন গঠনের ব্যাখ্যা : অবস্থান্তর ধাতু ও এর আয়ন দ্বারা লিগ্যান্ডের সাথে জটিল আয়ন সৃষ্টির ব্যাখ্যা 'যোজনী বন্ধন (VB) তত্ত্ব' মতে দেয়া হলো। লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর পরমাণু বা আয়নের ইলেকট্রনগুলো যথাসম্ভব যুগলবদ্ধ হয়ে অরবিটাল খালি করে দেয়। এ সব খালি অরবিটালগুলো যেমন 3d, 4s, 4p ও 4d ইত্যাদির মধ্যে বিভিন্ন প্রকার অরবিটাল সংকরণ যেমন সমতলীয় বর্গাকার sp^2d (Cu²⁺ এর বেলায়), অষ্টতলকীয় d^2sp^3 (Fe²⁺ এর বেলায়) অথবা sp^3d^2 ইত্যাদি দ্বারা সমশক্তির সংকর অরবিটাল গঠন করে। পরে সৃষ্ট সংকর অরবিটালের সাথে লিগ্যান্ডগুলো সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে জটিল আয়ন গঠন করে থাকে।



দ্রষ্টব্য : Systematic পদ্ধতিতে অবস্থান্তর ধাতুর জটিল যৌগের নামকরণ ও সংকেত লিখন এ অধ্যায়ের শেষ অনুচ্ছেদ-৩.২১.১ এ দেয়া হয়েছে।

(৪) অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের সাথে ক্ষার দ্রবণের বিক্রিয়া : অবস্থান্তর ধাতুর যৌগের দ্রবণে NaOH, KOH অথবা অ্যামোনিয়া দ্রবণ (NH₄OH) যোগ করলে অবস্থান্তর ধাতুর আয়ন ক্ষারের OH⁻ আয়নের সাথে বিক্রিয়া করে অদ্রবণীয় ধাতব হাইড্রক্সাইডরূপে অধঃক্ষিপ্ত হয়। যেমন,

ক্যাটায়ন	অধঃক্ষিপ্ত ধাতব হাইড্রক্সাইড	অধঃক্ষেপের বর্ণ	অতিরিক্ত NaOH দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ার ফলে সৃষ্ট আয়ন	অতিরিক্ত অ্যামোনিয়া দ্রবণে সৃষ্ট জটিল আয়ন
Cr ³⁺ (aq)	Cr(OH) ₃	সবুজ	ক্রোমেট (III) আয়ন, CrO ₃ ³⁻ (aq)	-
Mn ²⁺ (aq)	Mn(OH) ₂	ধূসর	-	-
Fe ²⁺ (aq)	Fe(OH) ₂	সবুজ	-	-
Fe ³⁺ (aq)	Fe(OH) ₃	বাদামি	-	-
Co ²⁺ (aq)	Co(OH) ₂	গোলাপী	কোবাল্টেট (II) আয়ন, Co(OH) ₄ ²⁻ (aq)	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺ (aq)
Ni ²⁺ (aq)	Ni(OH) ₂	সবুজ	-	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺ (aq)
Cu ²⁺ (aq)	Cu(OH) ₂	হালকা নীল	-	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺ (aq)
Zn ²⁺ (aq)	Zn(OH) ₂	সাদা	জিংকেট (II) আয়ন, Zn(OH) ₄ ²⁻ (aq)	-

শিক্ষার্থীর কাজ : (ক্রাসে দলবদ্ধ কাজ) : রাসায়নিক ধর্মভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৪ : কপার সালফেটের জলীয় দ্রবণে NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কী ঘটে, তা সমীকরণসহ লেখ।

FeSO_4 ও FeCl_3 এর জলীয় দ্রবণে NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কীরূপ বর্ণ পরিবর্তন ঘটবে তা সমীকরণসহ লেখ।

ZnSO_4 দ্রবণে ধীরে ধীরে NaOH দ্রবণ যোগ করলে কী দেখবে, তা ব্যাখ্যা কর।

প্রশ্ন-৩.১। অবস্থান্তর ধাতু রঙিন যৌগ গঠন করে। তা ব্যাখ্যা কর। [রা. বো. ২০১৫; ব. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.২। অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন গঠন ব্যাখ্যা কর।

প্রশ্ন-৩-৩(ক) : $[\text{29M}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ আয়নের দ্রবণের প্রকৃতি বিশ্লেষণ কর। [সি. বো. ২০১৫]

(খ) উদ্দীপকের M^{2+} আয়নের শনাক্তকরণ পরীক্ষাটি সমীকরণসহ লিখ। [সি. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.৪ : Cu , Ag ও Au মৌলকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয় কেন?

প্রশ্ন-৩.৫ : কপার ও জিংকের মধ্যে কোনটি অবস্থান্তর মৌল এবং কেন তা ব্যাখ্যা কর।

প্রশ্ন-৩.৬ : পর্যায় সারণিতে বর্ণিত আদর্শ মৌল (s ও p ব্লক) এবং অবস্থান্তর মৌলের মধ্যে পার্থক্য কী?

প্রশ্ন-৩.৭ : পারমাণবিক সংখ্যা 21 বিশিষ্ট মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস দেখাও। একই সিরিজের আরো দুটি মৌলের নাম লেখ এবং এরা একই সিরিজভুক্ত হওয়ার কারণ ব্যাখ্যা কর।

প্রশ্ন-৩.৮ : একটি মৌল 'A' এর অক্সাইড ও ক্লোরাইডের সংকেত হলো AO , A_2O_3 এবং ACl_2 , ACl_3 । মৌলটি পর্যায় সারণির কোন শ্রেণিভুক্ত হবে, তা ব্যাখ্যা কর।

৩.২.৪ f-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of f-block elements)

পর্যায় সারণিতে f-ব্লকে অন্তর্ভুক্ত মৌলসমূহের পরমাণুতে সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ns-অরবিটাল বা উপশক্তিস্তর পূর্ণ থাকে; কিন্তু $(n-1)d$ অরবিটাল অপূর্ণ রেখে শেষ ইলেকট্রন ক্রমান্বয়ে $(n-2)f$ অরবিটালে প্রবেশ করতে থাকে। এর মূলে রয়েছে উচ্চ শক্তিস্তরে d-অরবিটাল ও f-অরবিটালের মধ্যে ন্যূনতম পার্থক্য।

ক্রমিক	ইলেকট্রন বিন্যাস : $(n-2)f^{1-14}, (n-1)d^{0,1} ns^2$													
সংখ্যা	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu
সংকেত		91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lw

f-ব্লক মৌলসমূহ ল্যান্থানাইড ও অ্যাক্টিনাইড এই দুটি সিরিজে বিভক্ত :

ল্যান্থানাইডসমূহের ধর্মাবলি : (১) ল্যান্থানাইডসমূহ হলো ভারী ধাতু। এরা তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।

(২) এদের ঘনত্ব, গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বেশি হয়।

(৩) এদের আয়নিকরণ শক্তি d-ব্লক অপেক্ষা কম। তাই এ সব ধাতুর তড়িৎ ধনাত্মকতা ধর্ম বেশি থাকে।

(৪) এদের মধ্যে রয়েছে আন্তঃঅবস্থান্তর মৌল। এদের আয়ন বর্ণযুক্ত হয় এবং জটিল আয়ন গঠন করে।

(৫) এদের প্রধান ও অধিকতর স্থায়ী জারণ অবস্থা হলো +3। তবে +2 ও +4 জারণ অবস্থাও দেখা যায়। যেমন Eu^{2+} ($4f^7$), Tb^{4+} ($4f^7$)।

(৬) ল্যান্থানাইডসমূহ অতিবেগুনি ও অবলোহিত রশ্মিকে শোষণ করে দৃশ্যমান আলোর পরিসরে বিকিরণ করতে পারে। তাই এদের বিভিন্ন অক্সাইড সান্ধ্যাস ও ওয়েল্ডিং কাজে ব্যবহৃত গগল্‌স তৈরিতে ব্যবহৃত হয়।

(৭) ল্যান্থানাইড মৌলসমূহের ত্রিধনাত্মক আয়ন (M^{3+}) এর ব্যাসার্ধ La থেকে Lu পর্যন্ত নিয়মিতভাবে হ্রাস পেতে থাকে। একে ল্যান্থানাইড সংকোচন বলে।

ল্যান্থানাইড সংকোচনের কারণ : এদের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $4f^{2-14} 5s^2 5p^6 5d^{0-1} 6s^2$ । পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে ইলেকট্রনটি এদের যোজ্যতা স্তর ষষ্ঠ শক্তিস্তরে প্রবেশ না করে 4f উপশক্তিস্তরে প্রবেশ করে। তখন f-অরবিটালের গঠন প্রকৃতি মতে বিস্তৃত এলাকায় ইলেকট্রন মেঘ ছড়িয়ে থাকে (diffused)। ফলে নিউক্লিয়াসে ক্রম বৃদ্ধি পাওয়া ধনাত্মক চার্জকে সম্পূর্ণভাবে আবৃত করতে না পারায় নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ পরবর্তী উপশক্তিস্তরকে আকৃষ্ট করে। ফলে এদের পারমাণবিক ও আয়নিক ব্যাসার্ধে ক্রম হ্রাস ঘটে; যা ল্যান্থানাইড সংকোচন নামে পরিচিত।

অ্যাকটিনাইডসমূহের ধর্মাবলি :

- (১) অ্যাকটিনাইড মৌলসমূহ তেজস্ক্রিয় মৌল।
- (২) এদের ঘনত্ব খুব বেশি। (ব্যতিক্রম থোরিয়াম sp.gr. 10.11)
- (৩) এদের উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক আছে।
- (৪) অ্যাকটিনাইডসমূহ অধিক তড়িৎ ধনাত্মক ধাতু। এরা + 3, + 4, + 5, + 6 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে। এদের আয়নিকরণ শক্তি কম।
- (৫) এরা বাতাসের সংস্পর্শে মলিন ও কম সক্রিয় হয়ে যায়।
- (৬) সূক্ষ্ম চূর্ণ অবস্থায় অ্যাকটিনাইড মৌলসমূহ অত্যন্ত সক্রিয় থাকে। উত্তপ্ত পানি এবং লঘু এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে।
- (৭) এদের ওপর ক্ষার দ্রবণে প্রভাব নেই। এদের যৌগসমূহ সাধারণত বেশি ক্ষারীয় হয়।
- (৮) থোরিয়া (ThO_2) ও সেরিয়া (CeO_2) মিশ্রণ সূক্ষ্ম কণারূপে গাড়ির হেড লাইট, জাহাজ ও রেলগাড়ির সার্চ লাইট থাকে।

হেনে রাখ : পর্যায় সারণির ১১৪টি মৌলের মধ্যে (২০১৩ সাল পর্যন্ত) ধাতু = ৯০টি; অপধাতু = ৭টি; অধাতু = ১৭টি [১১টি গ্যাস, ১টি তরল (Br_2), ৫টি কঠিন, কক্ষ তাপমাত্রায় {C, P, S, Se, I}]।

৩.৩ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মসমূহ

Periodic Properties of Elements

মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস এদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পরিবর্তিত হয়ে থাকে এবং নির্দিষ্ট সংখ্যা যেন ২, ৮, ৮, ১৮, ১৮, ৩২ এর ব্যবধানের পর পর্যায়ক্রমিকভাবে অনুরূপ ধরনের হয়। মৌলসমূহের অনেক ধর্মেও একইভাবে পুনরাবৃত্তি ঘটে। এ কারণে মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরিবর্তনশীল ধর্মসমূহকে পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে। এখানে মৌলসমূহের কিছু পর্যায়বৃত্ত ধর্ম যেমন- (ক) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক, (খ) পরমাণুর আকার, (গ) যোজ্যতা, (ঘ) আয়নিকরণ শক্তি, (ঙ) ইলেকট্রন আসক্তি, (চ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা ও (ছ) ধাতব ধর্ম বিশেষভাবে আলোচনা করা হলো।

অবস্থান্তর ও আন্তঃঅবস্থান্তর মৌলসমূহে ধর্ম প্রধানত তাদের আংশিক পূর্ণ d ও f অরবিটালে অবস্থিত ইলেকট্রন দ্বারা বিশেষভাবে প্রভাবান্বিত হয়। এজন্য পারমাণবিক সংখ্যার পরিবর্তনের সাথে এদের অনেক ধর্মের পরিবর্তন বিশেষভাবে পরিলক্ষিত হয় না।

(ক) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (Melting Point & Boiling Point)

গ্রুপ I এর ক্ষারধাতুসমূহের একটি করে যোজ্যতা ইলেকট্রন থাকায় এদের ধাতব বন্ধন দুর্বল হয়। তাই এ ধাতুগুলো নরম ধাতু, নিম্নগলনাঙ্কবিশিষ্ট হয়। একই গ্রুপে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায় এবং যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কমে যায়। ফলে পরমাণুর বন্ধন আকর্ষণ কমে যায় বলে IA মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ধীরে ধীরে কমে। তবে Li পরমাণুর আকার খুবই ছোট হওয়ায়

যে তাপমাত্রায় কঠিন পদার্থ গলে যায়, একে ঐ পদার্থের গলনাঙ্ক এবং 1 atm চাপে যে তাপমাত্রায় পদার্থটি বুদ্ধবুদ্ধসহ ফুটে থাকে, একে ঐ পদার্থের স্ফুটনাঙ্ক বলে।

এর ধাতব বন্ধন তুলনামূলকভাবে দৃঢ় হয়। এজন্য Li এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক এ গ্রুপের অন্যদের তুলনায় বেশি হয়।

সারণি ৩.১ : গ্রুপ-I এর মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :

মৌল :	Li	Na	K	Rb	Cs
গলনাঙ্ক; °C	180.5	97.7	63.3	39.3	28.4
স্ফুটনাঙ্ক; °C	1342	883	759	688	678.4

একই পর্যায়ে মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের ক্ষেত্রে কোনো সরল ধারাবাহিকতা দেখা যায় না। যেমন তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ক্ষেত্রে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক নিম্নরূপ :

সারণি ৩.২ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক

মৌল →	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
গলনাঙ্ক (°C)	97.8	649	660	1410	44	112.8	- 101	- 189.3
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	883	1090	2519	2355	280	444.67	- 34.6	- 185.7

সোডিয়াম থেকে অ্যালুমিনিয়াম পর্যন্ত ধাতব বন্ধন বিদ্যমান। সোডিয়ামের কেলাসে Na^+ আয়ন বিদ্যমান; এ আয়নের আকার বড় এবং মুক্ত একটি মাত্র ইলেকট্রনের ওপর আকর্ষণ কম। এ কারণে এ কেলাসের গলনের জন্য খুব বেশি শক্তির প্রয়োজন হয় না; অর্থাৎ এর গলনাঙ্ক কম। ম্যাগনেসিয়াম কেলাসে দ্বি-আধানবিশিষ্ট Mg^{2+} আয়নে দুটি মুক্ত ইলেকট্রন থাকে এবং অ্যালুমিনিয়ামের কেলাসে ত্রিআধানবিশিষ্ট Al^{3+} আয়ন ও তিনটি মুক্ত ইলেকট্রন বিদ্যমান। মুক্ত ইলেকট্রনের ওপর এদের আকর্ষণ বেশি। এ কারণে এদের ধাতব বন্ধনের দৃঢ়তার বৃদ্ধির সাথে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অধিক হয়।

সিলিকনের কেলাসে অতিবৃহৎ অণু বিদ্যমান, যা Si - Si বন্ধনের মাধ্যমে ত্রিমাত্রিক জাল হিসেবে গঠিত। এ কেলাসকে গলনের জন্য অনেক Si - Si বন্ধন ভাঙা প্রয়োজন, তাতে অনেক শক্তির প্রয়োজন। অতএব সিলিকনের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কও অনেক বেশি।

পরবর্তী মৌল ফসফরাস এর রূপভেদ শ্বেত P_4 অণু হিসেবে থাকে। এ অণু বিশুদ্ধ সমযোজী প্রকৃতির। বিভিন্ন অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালসের শক্তি আন্তঃআণবিক বল হিসেবে বিদ্যমান। সেহেতু এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম।

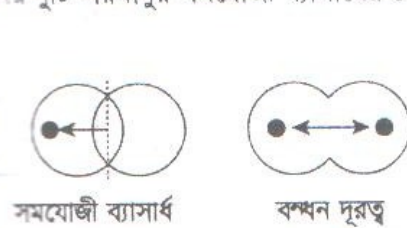
সালফারের অণু S_8 হিসেবে বিদ্যমান। একই মৌলের পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট হওয়ায় সালফারের অণু সমযোজী। ফলে বিভিন্ন অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালসের শক্তি আন্তঃআণবিক শক্তি হিসেবে বিদ্যমান। তাই এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক কম।

ক্লোরিন অণু দুটি পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট। একই মৌলের পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট হওয়ায় Cl_2 অণু পুরোপুরি অপোলার সমযোজী। ফলে বিভিন্ন Cl_2 অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তি আন্তঃআণবিক শক্তি হিসেবে বিদ্যমান। এ কারণে Cl_2 এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম।

(খ) পরমাণুর আকার (Atomic Size)

পরমাণুর আকার তুলনা করার ক্ষেত্রে সাধারণভাবে কোনো পরমাণুর নিউক্লিয়াসের কেন্দ্র ও এর সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন স্তরের সর্ববর্তী দূরত্বকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ধরা হয়। বাস্তবে পরমাণুর কেন্দ্র বহিঃস্থ ইলেকট্রন মেঘের সঠিক অবস্থান জানা সম্ভবিত বলে এ দূরত্ব নির্ণয় করা বেশ কঠিন। মৌলের প্রকৃতির ওপর নির্ভর করে পরমাণুর আকার নিম্নোক্ত দু'ভাবে প্রকাশ করা হয় : (১) সমযোজী ব্যাসার্ধ ও (২) ধাতব ব্যাসার্ধ।

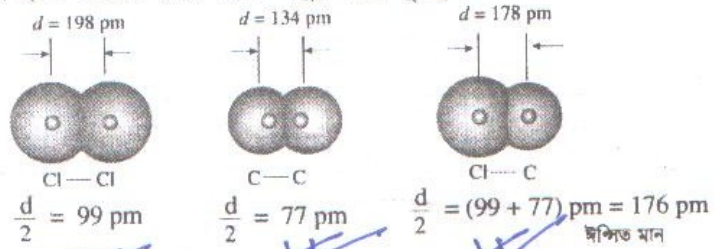
(১) সমযোজী ব্যাসার্ধ : কোনো মৌলের দুটি পরমাণুর একক সমযোজী বন্ধনে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মধ্যকার দূরত্বের অর্ধেককে ঐ পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ বলে। সমযোজী ব্যাসার্ধকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হিসেবে ধরা হয়। মৌলের দুটি পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধের যোগফল হলো তাদের দ্বারা গঠিত অণুর বন্ধন দূরত্ব।



সমযোজী ব্যাসার্ধ

বন্ধন দূরত্ব

চিত্র ৩.৪ : সমযোজী ব্যাসার্ধ ও বন্ধন দূরত্ব।



চিত্র ৩.৫ : পারমাণবিক ব্যাসার্ধ নির্ণয়।

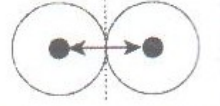
হীরকে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যকার আন্তঃনিউক্লিয়ার দূরত্ব বা (C - C বন্ধন দূরত্ব), রঞ্জন রশ্মি বিবর্তন পরীক্ষা হতে 0.154 nm বা, 154 pm গণনা করা হয়। তাই কার্বন পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ হবে এর অর্ধেক = $0.154/2\text{nm} = 0.077\text{ nm}$, বা, 77 pm (pico metre)। Cl_2 অণুতে দুটি Cl-পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দূরত্ব বা Cl-Cl বন্ধন দূরত্ব হলো 198 pm. সুতরাং Cl-পরমাণুর ব্যাসার্ধ হবে এর অর্ধেক $198 \div 2 = 99\text{ pm}$ ।

(২) ধাতব ব্যাসার্ধ : ধাতুর কেলাসে পরস্পর সংলগ্ন দুটি পরমাণুর আন্তঃনিউক্লিয়ার দূরত্বের অর্ধেককে ঐ ধাতুর ধাতব ব্যাসার্ধ বলা হয়। ধাতব ব্যাসার্ধ সাধারণত সমযোজী ব্যাসার্ধ অপেক্ষা প্রায় 10 - 20% বেশি হয়। সোডিয়াম ধাতুর কেলাসে পরস্পর সংলগ্ন দুটি Na পরমাণুর কেন্দ্র মধ্যবর্তী দূরত্ব হলো 372 pm. সুতরাং Na-এর ধাতব ব্যাসার্ধ = $372/2\text{pm} = 186\text{ pm}$. সমযোজী ব্যাসার্ধের সাথে ধাতব ব্যাসার্ধের তুলনা করার জন্য নিচে গ্রুপ IA-এর মৌলসমূহের সমযোজী ব্যাসার্ধ (pm) ও ধাতব ব্যাসার্ধ (pm) দেখানো হলো।

সমযোজী ব্যাসার্ধ (pm) : Li 123 Na 157 K 203 Rb 216 Cs 235

ধাতব ব্যাসার্ধ (pm) : Li 152 Na 186 K 227 Rb 248 Cs 265

বিভিন্ন মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে চিত্র ৩.৭-এ দেখানো হয়েছে। [1 pm = 10^{-12}m]



চিত্র ৩.৬ : ধাতব ব্যাসার্ধ ও ব্যাসার্ধ।

	H 1																		He 2	
	Li 3	Be 4																		Ne 10
	Na 11	Mg 12																		Ar 18
	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36		
	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54		
	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 58	Ta 59	W 60	Re 61	Os 62	Ir 63	Pt 64	Au 65	Hg 66	Tl 67	Pb 68	Bi 69	Po 70	At 71	Rn 72		

চিত্র ৩.৭ : মৌলসমূহের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ - pm (পিকোমিটার, 10^{-12} m এককে)।

পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক : একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হয়, কিন্তু ইলেকট্রনের স্তর সংখ্যা বাড়ে না। কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রনসমূহ নিউক্লিয়াস কর্তৃক আরো জোরে আকৃষ্ট হয়। ফলে পরমাণুর আকার হ্রাস পায়। যোজ্যতাস্তরের একটি ইলেকট্রন দ্বারা বাস্তবে অনুভূত নিউক্লিয়ার চার্জকে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (effective nuclear charge) বলে। অভ্যন্তরস্থ ইলেকট্রনের মেঘের আবরণের কারণে প্রকৃত মান থেকে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জের মান কম হয়। বিভিন্ন মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে দেখানো হলো (চিত্র ৩.৮)।

৩য় পর্যায়ে মৌল	Na(11)	Mg(12)	Al(13)	Si(14)	P(15)	S(16)	Cl(17)
ইলেকট্রন বিন্যাস	2.8.1	2.8.2	2.8.3	2.8.4	2.8.5	2.8.6	2.8.7
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (pm)	186	160	143	117	110	104	99
পরমাণুর আপেক্ষিক আকার							

চিত্র ৩.৮ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস ও তাদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ।

গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক : একই গ্রুপের মৌলসমূহের বেলায় নিচের দিকের পরমাণুর ইলেকট্রনের জন্য নতুন কক্ষপথ বা স্তরের যুক্ত হয়, ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। যেমন, গ্রুপ, - I এর ক্ষেত্রে মৌলসমূহের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ক্রম বৃদ্ধি পায়। চিত্র-৩.৯ দেখ।

গ্রুপ মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস স্তর	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (pm)	আপেক্ষিক পাঃ আকার
Li (3)	2,1	152	⊙
Na (11)	2,8,1	186	⊙
K (19)	2,8,8,1	227	⊙
Rb (37)	2,8,18,8,1	248	⊙
Cs (55)	2,8,18,18,8,1	265	⊙

চিত্র : ৩.৯ : গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস ও তাদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ।

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর : পরমাণুর আকারভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৭ : নিচের দুটি করে পরমাণুর মধ্যে কোনটির আকার ছোট হবে তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর।

(ক) Mg ও Ba

(খ) Si ও Sn

(গ) Si ও Cl

(ঘ) Cl ও I

(গ) পরমাণুর যোজ্যতা (Valency of an Atom)

একটি যৌগ গঠনে কোনো মৌলের পরমাণু অন্য মৌলের পরমাণুর সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে মৌলটির যোজ্যতা বলে। কোনো মৌলের অক্সিজেনের সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের অক্সিজেন যোজ্যতা বলে। অপরদিকে কোনো মৌলের H-পরমাণুর সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের হাইড্রোজেন যোজ্যতা বলে। গ্রুপ-1A থেকে গ্রুপ-4A এর মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ ইলেকট্রন সংখ্যা এদের যোজ্যতা নির্দেশ করে। আবার গ্রুপ-5A থেকে গ্রুপ-7A পর্যন্ত মৌলসমূহের পরমাণুর বেলায় H-স্কেল অনুসারে কমেতে থাকে এবং অক্সিজেন স্কেল অনুসারে বাড়তে থাকে। ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের যৌগ গঠনে এদের যোজ্যতা নিম্নরূপ হয় :

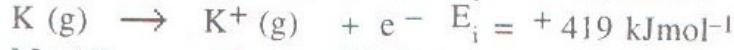
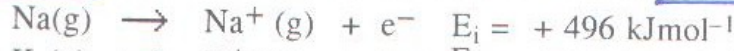
সারণি ৩.৩ : অক্সিজেন স্কেল ও H-স্কেল মতে ৩য় পর্যায়ের মৌলের যোজ্যতা

যৌগ গঠন :	গ্রুপ-1A	গ্রুপ-2A	গ্রুপ-3A	গ্রুপ-4A	গ্রুপ-5A	গ্রুপ-6A	গ্রুপ-7A
অক্সাইড গঠন :	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
মৌলের যোজ্যতা : (অক্সিজেন স্কেলে)	1	2	3	4	5	6	7
হাইড্রাইড গঠন :	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
মৌলের যোজ্যতা :	1	2	3	4	3	2	1
H-স্কেল :	পরমাণুতে সর্বশেষ কক্ষপথে ইলেকট্রন সংখ্যা = যোজ্যতা সংখ্যা				(8 - সর্বশেষ কক্ষপথে ইলেকট্রন সংখ্যা) = যোজ্যতা সংখ্যা		

(ঘ) আয়নিকরণ শক্তি (Ionisation Energy)

আমরা ২য় অধ্যায়ে জেনেছি যে, পরমাণু কর্তৃক তড়িৎ-চুম্বকীয় তরঙ্গ শোষিত হলে যোজ্যতা ইলেকট্রন উচ্চতর শক্তি স্তরে (n এর মান অধিক) স্থানান্তরিত হয়। ফলে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে পরিবর্তন ঘটে। যদি এর চেয়েও প্রচুর শক্তি শোষিত হয়, তখন ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের প্রভাব মুক্ত হয়ে বের হয়ে পড়ে; ফলে ধনাত্মক আয়ন সৃষ্টি হয়।

সংজ্ঞা : গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো 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 আয়নিকরণ শক্তি বা বিভব বলা হয়। একে E_i দ্বারা প্রকাশ করা হয়। E_i এর মান সব সময় ধনাত্মক।



Cs এর E_i হলো সর্বনিম্ন যেমন 375.7 kJ/mol এবং He এর E_i হলো সর্বাধিক যেমন 2372 kJ/mol ।

এক মোল একক চার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন থেকে এক মোল দ্বিচার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তিকে দ্বিতীয় আয়নিকরণ শক্তি বলা হয়। যেমন,



* Na^+ ও K^+ এর ২য় আয়নিকরণ শক্তির মান অষ্টক পূর্ণ $\text{Ne}(10)$ এর আয়নিকরণ শক্তি ($E_i = 2080 \text{ kJ mol}^{-1}$) থেকে অনেক বেশি হয়; কারণ এক্ষেত্রে এদের স্থায়ী অষ্টক ইলেকট্রন বিন্যাস ভাঙতে হয়। তাই Na^{2+} ও K^{2+} অবাস্তব বা আয়ন গঠিত হয় না।

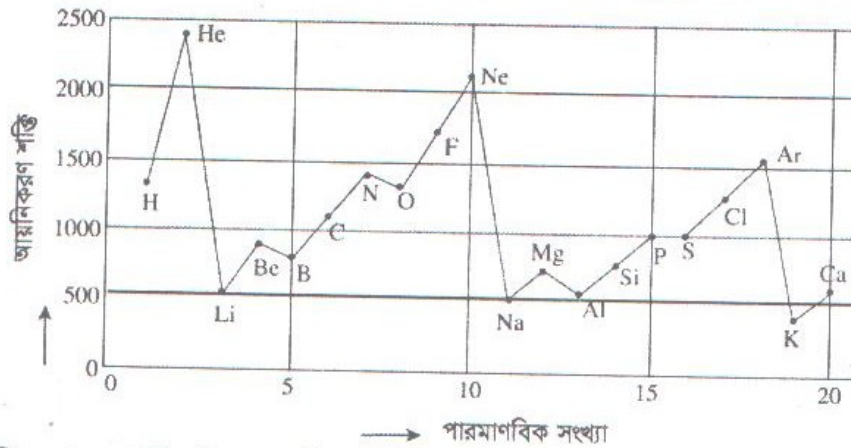
মৌলের আয়নিকরণ শক্তির ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব :

- Ru-08***
- পরিমাণের আকার বৃদ্ধিতে আয়নিকরণ শক্তি হ্রাস পায় - গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।
 - উপশক্তিস্তর বৃদ্ধিতে আয়নিকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায় - এটি পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।
 - পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালযুক্ত পরিমাণের অধিক সুস্থিতির কারণে পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্কে ব্যতিক্রম ঘটে।

একই গ্রুপে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে ইলেকট্রনের শক্তিস্তর বাড়ে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমশ দূরবর্তী হয় এবং এর ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমে। তাই আয়নিকরণ শক্তি কম হয়; যেমন,

$$\text{Li} = 520 \text{ kJ}, \text{Na} = 496 \text{ kJ}, \text{K} = 419 \text{ kJ}, \text{Rb} = 403 \text{ kJ}, \text{Cs} = 376 \text{ kJ}.$$

একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে মৌলের আয়নিকরণ শক্তি ক্রমশ বাড়ে (কয়েকটি ব্যতিক্রমসহ)। কোনো একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রন এর শক্তিস্তর বাড়ে না, উপশক্তিস্তর বাড়ে; ফলে নিউক্লিয়াস থেকে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রনের দূরত্ব বাড়ে না বরঞ্চ কিছু কমে যায়। উপরন্তু নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধির ফলে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রনটি অধিকতর দৃঢ়ভাবে আকৃষ্ট হয় অর্থাৎ তা অপসারণের জন্য অধিকতর শক্তির প্রয়োজন হয়। এতে বোঝা যায় যে, যে কোনো পর্যায়ে গ্রুপ-IA-মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সবচেয়ে কম এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সবচেয়ে বেশি।



চিত্র ৩.১০ : ২০টি মৌলের আয়নিকরণ শক্তি বনাম পারমাণবিক সংখ্যার লেখ (পারমাণবিক সংখ্যা 1-20)।

সারণি ৩.৪ : ২য় পর্যায়ের মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তি।

২য় পর্যায়ের মৌল		Li(3)	Be(4)	B(5)	C(6)	N(7)	O(8)	F(9)	Ne (10)
আয়নিকরণ শক্তি	E_1	520	899	800	1086	1402	1314	1681	2080
(kJmol ⁻¹)	E_2	7297	1757	2426	2352	2855	3388	3375	3963
	E_3	11,810	14,845	3659	4714	4576	5296	6045	6130

আয়নিকরণ শক্তি মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপরও নির্ভরশীল। তাই একই পর্যায়ে আয়নিকরণ শক্তির ক্রমশ ক্রমে কিছু ব্যতিক্রম পরিলক্ষিত হয়। যেমন—

* বোরনের আয়নিকরণ শক্তি বেরিলিয়াম অপেক্ষা কম। [চিত্র ৩.১০ মতে]

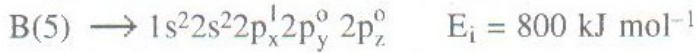
* অক্সিজেনের আয়নিকরণ শক্তি নাইট্রোজেন অপেক্ষা কম। [চিত্র ৩.১০ মতে]

সমাধানকৃত সমস্যা- ৩.৩ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নিকরণ শক্তিভিত্তিক :

* B(5) এর আয়নিকরণ শক্তি 800 kJ mol⁻¹; কিন্তু Be (4) এর আয়নিকরণ শক্তি 899 kJ mol⁻¹ কেন, ব্যাখ্যা কর।

দক্ষতা : পর্যায়ভিত্তিক আয়নিকরণ শক্তি বাম থেকে ডান দিকে বাড়ে; কিন্তু অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে ব্যতিক্রম হয়।

সমাধান : সাধারণত একই পর্যায়ে পাঃ সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে আয়নিকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায়। তবে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর আয়নিকরণ শক্তি নির্ভর করে। বোরন ও বেরিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নিকরণ শক্তি নিম্নরূপ :



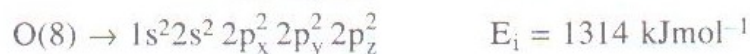
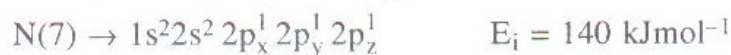
পরমাণুর পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালসমূহ অধিক স্থিতিশীল হয়। বোরনের ইলেকট্রন বিন্যাস $\text{B}(5) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ । এক্ষেত্রে $2p_x^1$ ইলেকট্রনটি সরাসরি কিছুটা কম শক্তির প্রয়োজন হয়। তখন $2s$ অরবিটাল যুগলবদ্ধ হয়ে স্থিতিশীল বিন্যাস অর্জিত হয়। অপরদিকে $\text{Be}(4) = 1s^2 2s^2$ হওয়ায় তা অধিকতর স্থিতিশীল এবং এটি থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করলে যুগলবদ্ধ $2s^2$ ইলেকট্রন বিন্যাস ভাঙতে হয়। তাই Be এর প্রথম আয়নিকরণ শক্তি স্বাভাবিক অপেক্ষা বেশি।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৪ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নিকরণ শক্তি ভিত্তিক :

* অক্সিজেনের আয়নিকরণ শক্তি (1314 kJmol⁻¹) নাইট্রোজেনের আয়নিকরণ শক্তি (1402 kJmol⁻¹) অপেক্ষা কম কেন, ব্যাখ্যা কর।

দক্ষতা : পর্যায়ভিত্তিক আয়নিকরণ শক্তি বাম থেকে ডান দিকে বাড়ে; কিন্তু অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে ব্যতিক্রম হয়।

সমাধান : অক্সিজেন ও নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নিকরণ শক্তি নিম্নরূপ :



অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $\text{O}(8) = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$ হওয়ায় তা 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 বিন্যাস অর্ধপূর্ণ $2p$ অরবিটালসমূহ থাকায় তা তুলনামূলকভাবে অধিকতর স্থিতিশীল। ফলে অক্সিজেন-এর প্রথম আয়নিকরণ শক্তি তুলনামূলকভাবে কম। অন্যদিকে নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $\text{N}(7) 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ যা অর্ধপূর্ণ $2p$ অরবিটালের কারণে তুলনামূলকভাবে স্থিতিশীল। এটি থেকে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে এ স্থিতিশীলতা

ভঙ্গ হয়। ফলে নাইট্রোজেনের আয়নিকরণ শক্তি স্বাভাবিক অপেক্ষা কিছু বেশি হয়। এ কারণে নাইট্রোজেনের অপেক্ষা অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা বেশি হলেও নাইট্রোজেনের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি অক্সিজেনের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি এবং অক্সিজেনের আয়নিকরণ শক্তি কম হয়।

সমাধানকৃত উদাহরণ ৩.৫ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নিকরণ শক্তিভিত্তিক :

যুক্তিসহ আয়নিকরণ শক্তির বৃদ্ধিক্রম অনুসারে Se, Cl ও S মৌল তিনটিকে সাজাও।

দক্ষতা : (i) পর্যায়গতভাবে মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সাধারণত বাম দিক থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়; কিন্তু তা গ্রুপভিত্তিক ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়। তাই Cl (17) এর E_i একই পর্যায়ভুক্ত বামে অবস্থিত S (16) এর E_i থেকে বেশি হবে। আবার Se (34) এর E_i একই গ্রুপভুক্ত S (16) এর নিচে হওয়ায় S (16) অপেক্ষা কম হবে।

সমাধান : সংশ্লিষ্ট মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তি ক্রম হলো Se < S < Cl।

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর : আয়নিকরণ শক্তিভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৮ : পর্যায় সারণির সাহায্য নিয়ে নিচের মৌলযুগলের মধ্যে কোনটির আয়নিকরণ শক্তি বেশি হবে তা ব্যাখ্যা কর। (ক) K ও Br (খ) Ne ও Sr (গ) S ও Te (ঘ) Be ও C

সমস্যা-৩.৮.১ : ব্যাখ্যা কর : (১) Na⁺ আয়ন গঠিত হলেও Na²⁺ আয়ন গঠিত হয় না কেন? [চ. বো. ২০১৫]

(২) Na⁺ এর ২য় আয়নিকরণ শক্তি ও Ne এর আয়নিকরণ শক্তির মধ্যে কোনটির মান বেশি হবে ব্যাখ্যা কর।

[দি. বো. ২০১৫]

(৩) N এর আয়নিকরণ শক্তি O এর আয়নিকরণ শক্তির চেয়ে বেশি কেন? [চ. বো. ২০১৬; সি. বো. ২০১৫]

(৪) D(ns²), F[n + 2] s²] এ মৌলদ্বয়ের মধ্যে D অপেক্ষা F এর আয়নিকরণ শক্তি বা বিভব কম কেন;—ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৬]

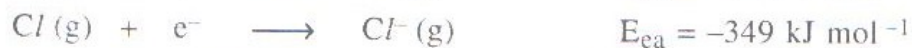
প্রশ্ন ৩.৯ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলগুলোর বাম থেকে ডানে আয়নিকরণ শক্তির মানের পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর।

[ঢা. বো. ২০১৫]

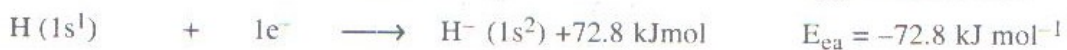
(ঙ) ইলেকট্রন আসক্তি (Electron Affinity)

আমরা এর আগের অনুচ্ছেদে জেনেছি যে, পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি ইলেকট্রনকে অপসারণ করে ধনাত্মক আয়ন পরিণত করতে প্রয়োজনীয় শক্তি মাপা যায়। একে আয়নিকরণ শক্তি বলা হয়। অনুরূপভাবে পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন যুক্ত করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে শক্তির পরিবর্তন ঘটে তাও মাপা যায়। এরূপ শক্তির পরিবর্তনকে মৌলিক ইলেকট্রন আসক্তি বলে। যেমন-

সংজ্ঞা : গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো 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 বলে। একে E_{ca} দ্বারা প্রকাশ করা হয়। E_{ca} এর মান ঋণাত্মক হয়।

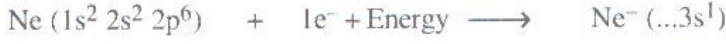


ইলেকট্রন আসক্তির মান ঋণাত্মক হবে নাকি ধনাত্মক হবে তা পরমাণুটির ইলেকট্রন বিন্যাস ও ইলেকট্রন গ্রহণ করে নাকি ঋণাত্মক আয়নের স্থায়িত্বের ওপর নির্ভর করে। যেমন,





$$E_{ea} \approx 0 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$E_{ea} > 0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= + 29 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(i) অপূর্ণ p-অরবিটালযুক্ত পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন গ্রহণ করে সৃষ্টি ঋণাত্মক আয়ন অধিকতর স্থায়িত্ব লাভ করে। তাই এদের ইলেকট্রন গ্রহণের আসক্তি বেশি থাকে; এদের E_{ea} এর মান বেশি ঋণাত্মক হয়।

(ii) s-রকের ধাতুসমূহের পরমাণুতে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) কম থাকে। তাই এরা ইলেকট্রন গ্রহণ করতে আসক্তি দেখায় না। তাই s-রকের ধাতুর পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয় (1A গ্রুপের মৌলে) অথবা প্রায় শূন্য হয় (2A গ্রুপের মৌলে)।

(iii) পূর্ণ p-অরবিটালের ($ns^2 np^6$) পরমাণু কেনে নোভেল গ্যাসের বেলায় কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ $ns^2 np^6$ ইলেকট্রন মেঘ দ্বারা রুদ্ধ হয়ে যায়। তাই He, Ar, Kr, Xe ইত্যাদির ইলেকট্রন আসক্তির মান ≈ 0 হতে বাধ্য।

1A (1)							8A (18)
H -72.8	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	He (0.0)
Li -59.6	Be ≤ 0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.4	Mg ≤ 0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

চিত্র ৩.১১ : প্রধান গ্রুপসমূহের মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান।

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব :

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর নির্ভরশীল : (i) পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায় - এটি হলো গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।

(ii) যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রনের ঘনত্ব বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায় - এটি 7A বা 17 গ্রুপে দেখা যায়। কিন্তু হ্যালোজেনের ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম হলো $\text{Cl} > \text{F} > \text{Br} > \text{I}$

(iii) নিউক্লিয়াসে চার্জ বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধি পায়; এটি পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।

কেনে নাও : ইলেকট্রন আসক্তি ভিত্তিক বৈশিষ্ট্য :

- কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি সে মৌলটির জারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে। হ্যালোজেন মৌলগুলোর ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি, সেজন্য এরা জারক পদার্থরূপে বিক্রিয়া করে।
- কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি হয়, মৌলটির আয়নিক বন্ধন গঠন করার ক্ষমতা ততো বেড়ে যায়।
- কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি হলে, মৌলটির তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

সমাধানকৃত উদাহরণ- ৩.৬ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম কেন?

দক্ষতা : (i) F হলো ২য় শক্তিস্তরের মৌল, এতে $2s^2 2p^5$ যোজ্যতা ইলেকট্রন আছে,

(ii) Cl হলো ৩য় শক্তিস্তরের মৌল, এতে $3s^2 3p^5$ যোজ্যতা ইলেকট্রন আছে।

সমাধান : ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিন অপেক্ষা কম। এর কারণ ফ্লোরিন পরমাণুর ক্ষুদ্র আকার। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো দ্বিতীয় শক্তিস্তর। তৃতীয় শক্তি স্তরের তুলনায় দ্বিতীয় শক্তি স্তরের আকার ছোট হওয়ায় এবং ক্ষুদ্র পরিসরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় তাতে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি দ্বিতীয় শক্তি স্তরের ইলেকট্রনসমূহের পারস্পরিক বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় সামগ্রিকভাবে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়।

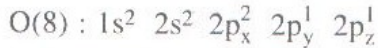
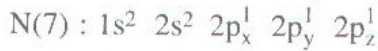
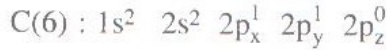
অপরদিকে ক্লোরিনের তৃতীয় শক্তিস্তর বড় হওয়ায় এতে যোজ্যতা স্তরের সাতটি ইলেকট্রন সহজে স্থান করে নেয়। ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব হ্রাস পাওয়ায় ইলেকট্রন - ইলেকট্রন বিকর্ষণ কম হয়। এতে আগমনকারী ইলেকট্রন সহজে যোজ্যতা স্তরে প্রবেশ করতে পারে। ফলে ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান ফ্লোরিনের চেয়ে বেশি হয়।

সমাধানকৃত সমস্যা- ৩.৭ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন আসক্তি এর বাম ও ডান উভয়দিকের সদস্যদ্বয় C ও O এর চেয়ে কম কেন?

দক্ষতা : মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির পরিমাণ এর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর নির্ভরশীল।

সমাধান : C, N, O এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



(i) C পরমাণুতে 2p উপশক্তিস্তরে দুটি ইলেকট্রন আছে এবং সহজেই বাইর থেকে একটি ইলেকট্রন এর খালি 2p_z অরবিটালে স্থান করে নিতে পারে।

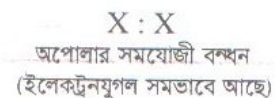
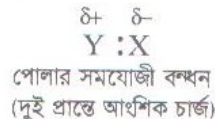
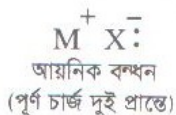
(ii) N পরমাণুতে অর্ধপূর্ণ 2p উপশক্তিস্তর আছে; নতুন একটি ইলেকট্রন প্রবেশ করতে একটি 2p অরবিটালে যুগলবদ্ধ হতে হয়। তখন উপস্থিত ইলেকট্রন দ্বারা কিছুটা বিকর্ষিত হয়। তাই C পরমাণুর চেয়ে N পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়। আবার O-পরমাণুর বেলায় একইভাবে একটি ইলেকট্রন 2p অরবিটালে যুগলবদ্ধ হতে হয়। কিন্তু পর্যায়গতভাবে O-এর কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ বেশি হওয়ায় উপস্থিত ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণকে নষ্ট করে দেয়। ফলে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ N-পরমাণুর চেয়ে বেশি হওয়ায় O এর ইলেকট্রন আসক্তিও বেশি হয়।

শিক্ষার্থীর কাজ : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৯ : মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ঋণাত্মক, ধনাত্মক ও এমনকি শূন্যও হতে পারে; তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

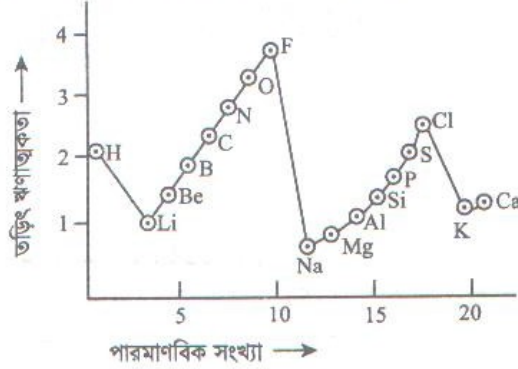
(চ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা (Electronegativity)

আমরা জানি, ধাতু ও অধাতু পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে ইলেকট্রন স্থানান্তরের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন ঘটে। অপরদিকে দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করার মাধ্যমে বিস্কন্ধ সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়। আবার অসম্পূর্ণ স্থানান্তরিত ইলেকট্রন মেঘ অথবা অসম শেয়ারভুক্ত ইলেকট্রন উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াসের অধীনে অসমভাবে থাকে। এরূপ বন্ধনকে পোলার সমযোজী বন্ধন বলা হয়। তখন বন্ধনে আবদ্ধ দুই পরমাণুর যেটিতে কম ইলেকট্রন মেঘ শেয়ার করে এতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ বা ডেল্টা প্লাস (δ+) এবং অপরটিতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ বা ডেল্টা মাইনাস (δ-) চিহ্ন দেয়া হয়। যেমন,



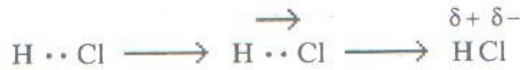
সংজ্ঞা : কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে দুটি ভিন্ন মৌলের পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে একটি পরমাণু নিজের দিকে বেশি আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে সেই মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে।

যেমন, সমযোজী H-Cl অণুতে এরূপ ঘটেছে। ফলে HCl অণুটির H-প্রান্তে আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ^+) এবং Cl-প্রান্তে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ^-) সৃষ্টি হয়। তাই Cl-পরমাণুকে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু বলে। সমযোজী অণুর উভয়



চিত্র ৩.১২ : পারমাণবিক সংখ্যার সাথে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পরিবর্তন।

পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য ০.৫ থেকে ১.৯ এর মধ্যে হলে ঐ সমযোজী অণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ ও আংশিক ঋণাত্মক চার্জ যুক্ত হয়ে পোলার অণু হয়।



মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব :

মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর নির্ভরশীল :

(i) পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পায় - এটি হলো গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।

(ii) নিউক্লিয়াসে চার্জ বৃদ্ধিতে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায় - এটি হলো পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।

পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ের সর্বশেষ ডানে ও গ্রুপ 7A এর সবচেয়ে ওপরে স্থান প্রাপ্ত হওয়ায় ক্ষুদ্রাকার ও অতীব সক্রিয় মৌল হলো F। তাই সমযোজী যৌগ অণুতে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের ওপর ফ্লোরিনের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সবচেয়ে বেশি হয়। অর্থাৎ F এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা সর্বাধিক হয়। পাউলিং স্কেল মতে এর মান হলো ৪.০।

তড়িৎ ঋণাত্মকতা বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি পায়

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.1	Rn

উপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়

চিত্র ৩.১৩ : মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান।

উপস্থিত At.

যে কোনো পর্যায়ে বামদিক থেকে যতই ডানদিকে যাওয়া যায়, মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ততই বৃদ্ধি পায়। এর কারণ হচ্ছে একই পর্যায়ে কার্যকর নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধি পায়। ফলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে ঐ পরমাণুর নিউক্লিয়াস অধিক আকর্ষণ করে এবং তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়। পাউলিং স্কেল মতে, ২য় পর্যায়ের মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা হলো :

$$Li = 1.0, Be = 1.5, B = 2.0, C = 2.5, N = 3.0, O = 3.5, F = 4.0$$

Jul-13

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর : ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা ভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১০ : তড়িৎ ঋণাত্মকতার চিত্র ৩.১০ এর সাহায্য নিয়ে ব্যাখ্যা কর নিচের কোনো যৌগ সমযোজী বা আয়নিক অথবা সমযোজী পোলার যৌগ হবে। (১) SiCl_4 (২) CsBr (৩) CH_4 (৪) FeBr_3

নিচে লিখিত যৌগের সংকেত থেকে এসব যৌগে এদের বন্ধনের আয়নিক বৈশিষ্ট্যের ক্রম বৃদ্ধি অনুসারে যুক্তিসঙ্গত সাজাও। (১) CCl_4 (২) BaCl_2 (৩) TiCl_3 (৪) Cl_2O

সমস্যা-৩.১১ (ক) : ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম কেন; ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]

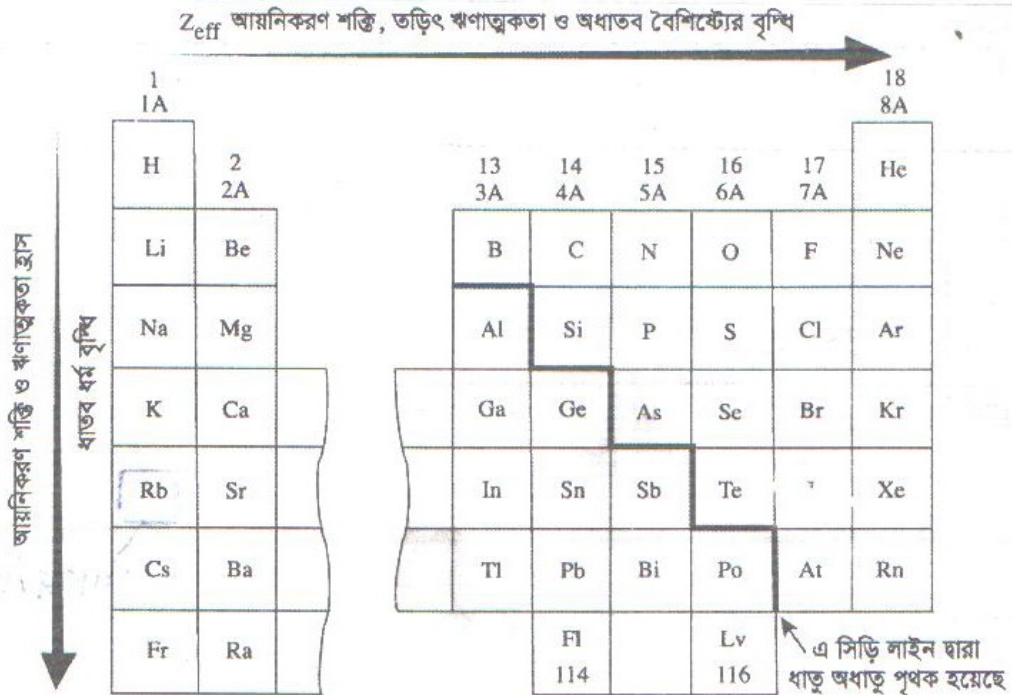
(খ) ফ্লোরিন সবচেয়ে তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল; ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৬; রা. বো. ২০১৬ য. বো. ২০১৫]

শিক্ষার্থীর দলবদ্ধ কাজ : নিজেদের মধ্যে আলোচনা করে নিচের সমস্যা সমাধান কর।

সমস্যা-৩.১২ : মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার মধ্যে গ্রুপ ও পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক এবং বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে এদের প্রভাব সারণিতে দেখাও।

(ছ) ধাতব ধর্ম (Metallic Properties)

এর মধ্যে আমরা জেনেছি, একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পরমাণুতে বহিঃস্তরে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) বামদিক থেকে ডানদিকে ক্রমাগত বাড়তে থাকে। ফলে মৌলের পরমাণুর যোজ্যতা ইলেকট্রন অধিকতরভাবে নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট হয়, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়, আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা সাধারণত বৃদ্ধি পায়। তখন পর্যায় সারণির বামদিকের মৌলসমূহ ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়ন এবং অপরদিকে ডানদিকের মৌলসমূহ ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টি করে। এরূপে পর্যায়সারণির বাম দিক থেকে ডানদিকের মৌলসমূহে ধাতব ধর্ম হ্রাস পায় এবং অধাতব ধর্ম ক্রমাগত বৃদ্ধি পায়। যেমন ৩য় পর্যায়ের বেলায় Na, Mg, Al হলো ধাতু; Si হলো অপধাতু এবং P, S ও Cl হলো অধাতু।



চিত্র ৩.১৪ : পর্যায়ভিত্তিক মৌলের অধাতব বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি ও গ্রুপভিত্তিক ধাতব বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি।

পর্যায় সারণির একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলের পরমাণুতে ইলেকট্রনের নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হয় ও আয়নিকরণ শক্তি কমে। ফলে যোজ্যতা ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমাগত দূরে থাকে, আয়নিকরণ শক্তি ও আকর্ষণীয়তা হ্রাস পায়। তখন মৌলের ধাতব ধর্ম ওপর দিক থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায় ও অধাতব ধর্ম হ্রাস পায়। পর্যায় সারণির বাম দিকের সর্বনিম্ন মৌল ফ্রান্সিয়াম (Fr) হলো সর্বাধিক সক্রিয় ধাতব মৌল। তবে Fr তেজস্ক্রিয় অস্থায়ী ধাতব মৌল। সর্বনিম্ন সক্রিয় ধাতব মৌল হলো Cs। পর্যায় সারণির মাঝখানের বোরন থেকে ডানদিকে যাওয়ার সিঁড়ির আকারে সজ্জিত রেখার নিকটস্থ B, Si, Ge, As, Sb, Te, At ইত্যাদি সাতটি মৌল হলো অপধাতু বা মেটালয়েড বা সেমিমেটেল (semimetals)।

শিক্ষার্থীর কাজ : ধাতু ও অপধাতুভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১৩ : (ক) নিচের প্রতিটি যুগলের মধ্যে কোনটিতে ধাতব ধর্ম বেশি হবে, তা ব্যাখ্যা কর :

(1) B ও Al (2) Ge ও Br (3) Cl ও Te (4) In ও Se

(খ) অপধাতু বা মেটালয়েড কী? এদের সংখ্যা ও নাম লেখ। কোন্ পর্যায়ে অপধাতুর সংখ্যা বেশি রয়েছে?

জেনে রাখ : মৌলের রাসায়নিক ধর্মের ওপর আয়নিকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তির প্রভাব :

(ক) মৌলের আয়নিকরণ শক্তির মান যতো কম হবে—

* মৌলটির ধাতব ধর্ম প্রবল হবে, বিজারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে অর্থাৎ ঐ মৌলটি প্রবল বিজারক হবে। যেমন

$[Cs > Rb > K > Na > Li]$

* ধাতব মৌলটি সহজে ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করবে।

(খ) মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো সংখ্যাগত বেশি হবে—

* মৌলটির অধাতব ধর্ম প্রবল হবে, জারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে অর্থাৎ ঐ মৌলটি প্রবল জারক হবে। যেমন হ্যালোজেনসমূহ।

* অধাতব মৌলটি সহজে ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করবে।

৩.৪ আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

Effect of different factors on Ionisation Energy, Electron affinity Electronegativity

মৌলসমূহের তিনটি প্রধান পর্যায়বৃত্ত ধর্ম আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামক মন পরমাণুর আকার, বিভিন্ন উপশক্তিস্তর ও ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব রয়েছে।

৩.৪.১ আয়নিকরণ শক্তির ওপর পরমাণুর আকারের প্রভাব

পরমাণুর আকার মূলত প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) এর মান দ্বারা বোঝানো হয়। n এর মান যত বেশি হবে পরমাণুটির আকার তত বড় হবে। তখন যোজ্যতা স্তরের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমবে। ফলে মৌলের আয়নিকরণ শক্তি কম হবে। একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে আয়নিকরণ শক্তি কমে থাকে। যেমন, গ্রুপ-I এর ধাতুসমূহের পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে আয়নিকরণ শক্তি কমে থাকে।

$Li = 530 \text{ kJ}, Na = 496 \text{ kJ}, K = 418 \text{ kJ}, Rb = 403 \text{ kJ}, Cs = 376 \text{ kJ}$

আয়নিকরণ শক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের প্রভাব :

উপশক্তিস্তর বলতে s, p, d, f অরবিটালসমূহকে বোঝানো হয়। পর্যায়ভিত্তিক মৌলসমূহে n এর মান একই থাকে; কিন্তু একই পর্যায়ের মৌলসমূহের যোজ্যতা ইলেকট্রন বিভিন্ন উপশক্তিস্তরে বা s, p, d, f অরবিটালে থাকে। একই পর্যায়ে

মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জের সংখ্যা বৃদ্ধি পায়। তখন একই শক্তিস্তরে s-অরবিটালের ইলেকট্রনের চেয়ে p-অরবিটালে ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বেশি থাকে। অনুরূপভাবে d-অরবিটালের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বেশি থাকে। এক্ষেত্রে আয়নিকরণ শক্তি পর্যায়ভিত্তিক বৃদ্ধি পায়। যেমন- d -উপশক্তিস্তর $>$ p -উপশক্তিস্তর $>$ s -উপশক্তিস্তর।

আয়নিকরণ শক্তির ওপর ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব :

পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের উপশক্তিস্তর বা অরবিটালসমূহ ইলেকট্রন দ্বারা অর্ধপূর্ণ (যেমন p^3 , d^5) অথবা পরিপূর্ণ (যেমন p^6 , d^{10}) থাকলে, সে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস অধিক স্থায়িত্ব লাভ করে। তখন ঐ সব অর্ধপূর্ণ বা পরিপূর্ণ অরবিটালের ইলেকট্রন অপসারণ করতে অধিক পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়। সুতরাং উপশক্তিস্তরভিত্তিক আয়নিকরণ শক্তির ক্রম হলো : $\text{পূর্ণ উপশক্তিস্তর} > \text{অর্ধপূর্ণ উপশক্তিস্তর} > \text{আংশিক পূর্ণ উপস্তর}$ ।

৩.৪.২ ইলেকট্রন আসক্তির ওপর পরমাণুর আকারের প্রভাব

পরমাণুর নিউক্লিয়াস থেকে বহিস্থ শক্তিস্তরের দূরত্ব যত কম হয়, ইলেকট্রনের প্রতি ঐ নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ তত বেশি হয়। তখন অধিক আকর্ষণ শক্তিসহকারে বাহির থেকে আগত ইলেকট্রনটি পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে আকৃষ্ট হয়। ফলে নির্গত শক্তির পরিমাণ অধিক হয়। তাই যে পরমাণুর আকার যত ছোট সে পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি তত বেশি হয়। একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পরমাণুর আকার বাম দিক থেকে ডানদিকে ছোট হতে থাকে বলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বৃদ্ধি পায়। যেমন ২য় পর্যায়ের O পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি, $E_{ea} = -141 \text{ kJ mol}^{-1}$ এবং এর ডানদিকে অবস্থিত ছোট আকারের F পরমাণুর বেলায় ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধি পেয়ে, $E_{ea} = -328 \text{ kJ mol}^{-1}$ হয়েছে।

কিন্তু ফ্লোরিন পরমাণু সবচেয়ে ছোট হওয়া সত্ত্বেও ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিন অপেক্ষা কম। এর কারণ ফ্লোরিন পরমাণুর ক্ষুদ্র আকার। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো দ্বিতীয় শক্তিস্তর। তৃতীয় শক্তি স্তরের তুলনায় দ্বিতীয় শক্তি স্তরের আকার ছোট হওয়ায় এবং ক্ষুদ্র পরিসরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় তাতে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি দ্বিতীয় শক্তি স্তরের ইলেকট্রনসমূহের পারস্পরিক বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় সামগ্রিকভাবে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়।

ইলেকট্রন আসক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের প্রভাব :

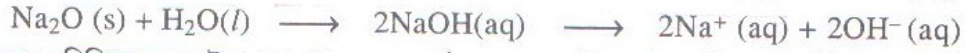
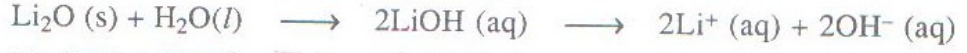
কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি মৌলটির পরমাণুর উপশক্তির স্তরের ওপর অনেকটা নির্ভর করে। মৌলের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ মধ্যবর্তী উপশক্তি স্তরের ইলেকট্রন মেঘ দ্বারা আচ্ছাদন ঘটে বা প্রতিহত (shielding) হয়। তাই পরমাণুতে উপশক্তিস্তর যত বেশি হবে, পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ তত কম হবে। ফলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি কম হবে। এজন্য ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তির মানের চেয়ে ৪র্থ ও ৫ম পর্যায়ের মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়। ইলেকট্রন আসক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের এরূপ প্রভাবকে উপশক্তিস্তরের আচ্ছাদন বা শিল্ডিং (shielding) প্রভাব বলা হয়।

ইলেকট্রন আসক্তির ওপর ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব :

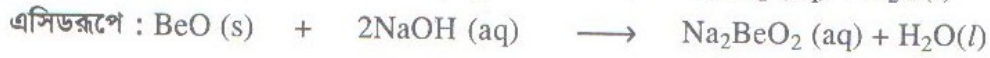
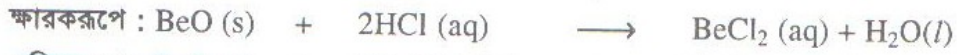
মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি মৌলটির পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের অষ্টক পূর্ণ করার প্রবণতায় বোঝায়। তাই মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্ববহিস্থ স্তরে অষ্টক পূর্ণ হওয়া থেকে ইলেকট্রনের ঘাটতি যত কম থাকবে মৌলটির ইলেকট্রন আসক্তি তত বেশি হয়। একই পর্যায়ে বাম দিক থেকে ডান দিকে যতই অগ্রসর হওয়া যায়, মৌলসমূহের পরমাণুর অষ্টক পূর্ণতা থেকে ইলেকট্রন ঘাটতির সংখ্যা তত কম হতে থাকে। ফলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি তত বৃদ্ধি পায়। তবে F পরমাণুর আকার খুব ছোট হওয়ায় এবং ২য় শক্তিস্তরে ইলেকট্রন ঘনত্বের আধিক্য থাকায় ইলেকট্রনসমূহের মধ্যে বিকর্ষণ প্রভাব অধিক কার্যকরী থাকে। তাই F এর ইলেকট্রন আসক্তি ৩য় শক্তিস্তরের Cl পরমাণুর তুলনায় কম হয়।

পানির সাথে একই পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডের বিক্রিয়ায় ক্ষার ও অম্ল গঠন :

(১) একই পর্যায়ের বিভিন্ন মৌলের অক্সাইডের সাথে পানির বিক্রিয়ায় এদের ক্ষার ধর্ম থেকে অম্লধর্মে ক্রমপরিবর্তনের প্রমাণ মিলে। যেমন, ২য় পর্যায়ের Li_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় লিথিয়াম হাইড্রক্সাইড (LiOH) সবল ক্ষার এবং ৩য় পর্যায়ের Na_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় NaOH সবল ক্ষার উৎপন্ন করে।



(২) ২য় পর্যায়ের বেরিলিয়াম অক্সাইড (BeO) ও ৩য় পর্যায়ের MgO উভয়েই পানিতে অদ্রবণীয়। তাই এরা পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না বলে কোনো ক্ষার দ্রবণ উৎপন্ন হয় না। তবে BeO উভধর্মী অক্সাইডরূপে এসিডের সাথে লবণ ও পানি এবং গাঢ় NaOH দ্রবণের সাথে বেরিলেট লবণ উৎপন্ন করে।

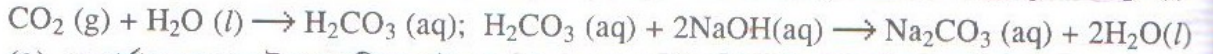
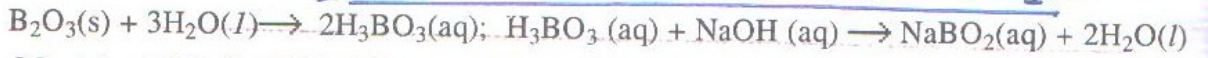


সোডিয়াম বেরিলেট

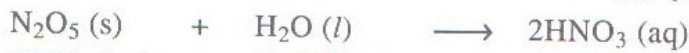
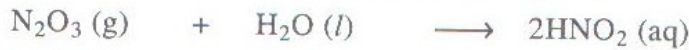
অপরদিকে তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত Mg এর অক্সাইড MgO পানিতে অদ্রবণীয় ও পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না; কিন্তু ক্ষাররূপে এসিডের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



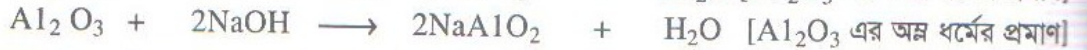
(৩) ২য় পর্যায়ের B_2O_3 ও CO_2 মৃদু অম্লীয়; উভয় অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়ায় অস্থায়ী এসিড ও ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। B_2O_3 পানিতে অর্থোবোরিক এসিড ও ক্ষারে মেটাবোরেট উৎপন্ন করে। Fe^{10}



(৪) ২য় পর্যায়ভুক্ত N মৌলের দুটি অক্সাইড N_2O_3 ও N_2O_5 উভয়েই অম্লীয় অক্সাইড। পানির সাথে N_2O_3 এর বিক্রিয়ায় অস্থায়ী নাইট্রাস এসিড (HNO_2); কিন্তু NaOH সহ স্থায়ী লবণ সোডিয়াম নাইট্রাইট (NaNO_2) উৎপন্ন করে। কিন্তু N_2O_5 পানিসহ সবল নাইট্রিক এসিড ও ক্ষারসহ নাইট্রেট লবণ উৎপন্ন করে।



(৫) ৩য় পর্যায়ভুক্ত অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড (Al_2O_3) পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু এটি অম্ল ও ক্ষারক উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। অর্থাৎ অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড উভধর্মী।



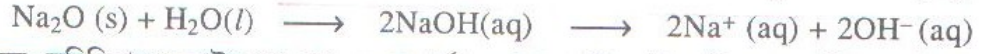
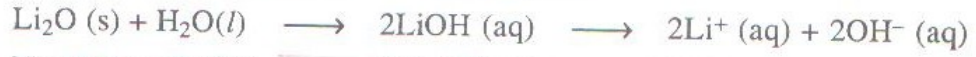
(৬) সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) পানি বা অম্লের সাথে বিক্রিয়া করে না; কিন্তু এটি ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সিলিকেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। অর্থাৎ সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) অম্লধর্মী।



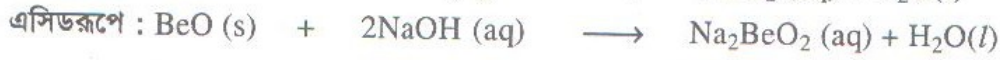
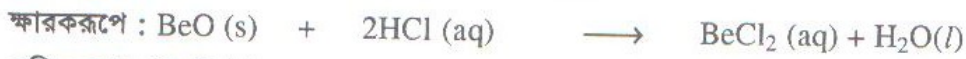
(৭) ডাইফসফরাস পেন্টাঅক্সাইড (P_2O_5) পানির সাথে বিক্রিয়া করে দুর্বল অম্ল ফসফরিক এসিড (H_3PO_4) উৎপন্ন করে। ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় ফসফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। সুতরাং P_2O_5 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।

পানির সাথে একই পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডের বিক্রিয়ায় ক্ষার ও অম্ল গঠন :

(১) একই পর্যায়ের বিভিন্ন মৌলের অক্সাইডের সাথে পানির বিক্রিয়ায় এদের ক্ষার ধর্ম থেকে অম্লধর্মে ক্রমপরিবর্তনের প্রমাণ মিলে। যেমন, ২য় পর্যায়ের Li_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় লিথিয়াম হাইড্রক্সাইড (LiOH) সবেল ক্ষার এবং ৩য় পর্যায়ের Na_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় NaOH সবেল ক্ষার উৎপন্ন করে।



(২) ২য় পর্যায়ের বেরিলিয়াম অক্সাইড (BeO) ও ৩য় পর্যায়ের MgO উভয়েই পানিতে অদ্রবণীয়। তাই এরা পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না বলে কোনো ক্ষার দ্রবণ উৎপন্ন হয় না। তবে BeO উভধর্মী অক্সাইডরূপে এসিডের সাথে লবণ ও পানি এবং গাঢ় NaOH দ্রবণের সাথে বেরিলেট লবণ উৎপন্ন করে।

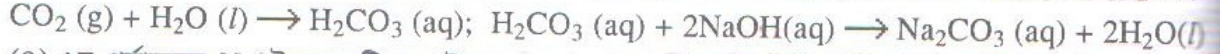
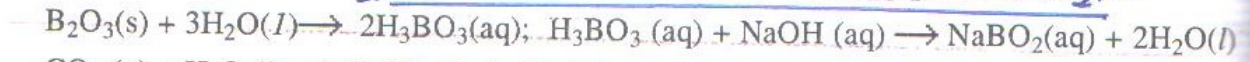


সোডিয়াম বেরিলেট

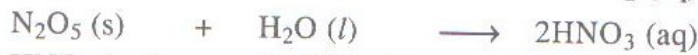
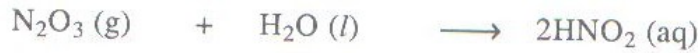
অপরদিকে তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত Mg এর অক্সাইড MgO পানিতে অদ্রবণীয় ও পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না; কিন্তু ক্ষাররূপে এসিডের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



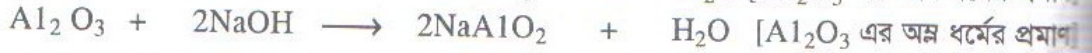
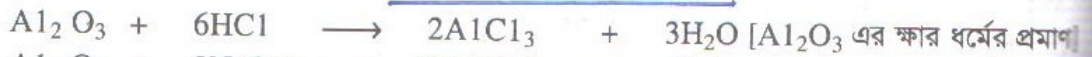
(৩) ২য় পর্যায়ের B_2O_3 ও CO_2 মৃদু অম্লীয়; উভয় অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়ায় অস্থায়ী এসিড ও ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। B_2O_3 পানিতে অর্থোবোরিক এসিড ও ক্ষারে মেটাবোরেট উৎপন্ন করে। Ru 10



(৪) ২য় পর্যায়ভুক্ত N মৌলের দুটি অক্সাইড N_2O_3 ও N_2O_5 উভয়েই অম্লীয় অক্সাইড। পানির সাথে N_2O_3 এর বিক্রিয়ায় অস্থায়ী নাইট্রাস এসিড (HNO_2); কিন্তু NaOH সহ স্থায়ী লবণ সোডিয়াম নাইট্রাইট (NaNO_2) উৎপন্ন করে। কিন্তু N_2O_5 পানিসহ সবেল নাইট্রিক এসিড ও ক্ষারসহ নাইট্রেট লবণ উৎপন্ন করে।



(৫) ৩য় পর্যায়ভুক্ত অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড (Al_2O_3) পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু এটি অম্ল ও ক্ষারক উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। অর্থাৎ অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড উভধর্মী।



(৬) সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) পানি বা অম্লের সাথে বিক্রিয়া করে না; কিন্তু এটি ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সিলিকেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। অর্থাৎ সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) অম্লধর্মী।



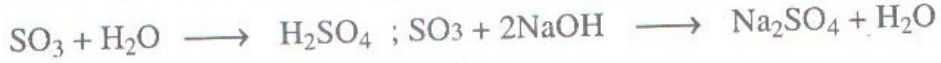
(৭) ডাইফসফরাস পেন্টাঅক্সাইড (P_2O_5) পানির সাথে বিক্রিয়া করে দুর্বল অম্ল ফসফরিক এসিড (H_3PO_4) উৎপন্ন করে। ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় ফসফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। সুতরাং P_2O_5 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড। 3nU10



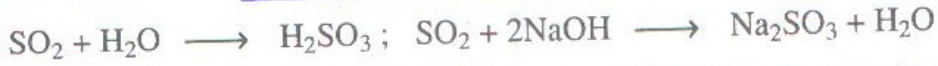
ফসফরাসের আরেকটি অক্সাইড P_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়া করে ফসফরাস এসিড উৎপন্ন করে।



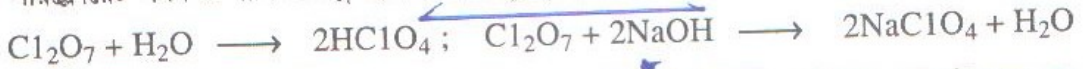
(৮) সালফার ট্রাইঅক্সাইড (SO_3) পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল অম্ল সালফিউরিক এসিড (H_2SO_4) উৎপন্ন করে। ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় সালফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। সুতরাং SO_3 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।



সালফারের আরেকটি অক্সাইড SO_2 পানির সাথে বিক্রিয়ায় সালফিউরাস এসিড (H_2SO_3) এবং ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় সালফাইট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। সুতরাং SO_2 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।



(৯) ডাইক্লোরিন হেপ্টোক্সাইড (Cl_2O_7) পানির সাথে বিক্রিয়ায় পারক্লোরিক এসিড ($HClO_4$) উৎপন্ন করে। Cl_2O_7 ক্ষারের বিক্রিয়ায় পারক্লোরেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। তাই Cl_2O_7 হলো অম্লধর্মী।



উল্লেখ্য যে, (ধাতুর অক্সাইড ক্ষারধর্মী; অধাতুর অক্সাইড অম্লধর্মী) এটি হলো মৌলের অক্সাইডসমূহের pH পর্যায়বৃত্ততা ধর্ম। সুতরাং ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডসমূহের ধর্ম থেকে বোঝা যায় যে, একই পর্যায়ে যতই ডানদিকে যাওয়া যায়, ততই মৌলসমূহের ধাতু ধর্ম হ্রাস পায় এবং অধাতু ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

জেনে নাও : উচ্চ তাপমাত্রায় স্থায়িত্ব, যান্ত্রিক দৃঢ়তা, বৈদ্যুতিক রোধ ইত্যাদি ভৌত ধর্মের ওপর ভিত্তি করে বিভিন্ন অক্সাইডের ব্যবহারিক প্রয়োগ আছে। যেমন MgO ও Al_2O_3 ব্যবহৃত হয় অটো মোবাইল স্পার্ক প্লাগ, উচ্চ তাপমাত্রার ইলেকট্রিকেল হিটার প্রভৃতি বৈদ্যুতিক যন্ত্রে রোধক বা ইনসুলেটররূপে। SiO_2 ব্যবহৃত হয় আধুনিক যোগাযোগ ব্যবস্থার অপটিকেল ফাইবারের প্রধান উপাদানরূপে। অধাতুর অম্লীয় অক্সাইড থেকে উৎপন্ন হয় প্রধান তিনটি বাণিজ্যিক এসিড H_2SO_4 , HNO_3 ও H_3PO_4 ।

এক নজরে :

	পর্যায়বৃত্ত ধর্ম	পর্যায়গত প্রবণতা	গ্রুপ বা শ্রেণিগত প্রবণতা
১	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বা আকার	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
২	ধাতব ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
৩	অধাতব ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৪	জারণ ক্ষমতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৫	বিজারণ ক্ষমতা	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
৬	যোজ্যতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	কোনো পরিবর্তন হয় না
৭	আয়নিকরণ শক্তি	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৮	ইলেকট্রন আসক্তি	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৯	তড়িৎ ঋণাত্মকতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
১০	অক্সাইড যৌগের ক্ষারকীয় ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
১১	অক্সাইড যৌগের অম্লীয় ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস

সমাধানকৃত সমস্যা ৩.৮ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতাভিত্তিক :

তিনটি মৌল A, B, C হলো যথাক্রমে ২য় পর্যায়ের গ্রুপ-15(5A); ৫ম পর্যায়ের গ্রুপ-14(4A) ও ৬ষ্ঠ পর্যায়ের গ্রুপ-2(2A) এর। এ তথ্য থেকে (ক) এদের সম্ভাব্য উচ্চ জারণ সংখ্যা বিশিষ্ট অক্সাইডের সংকেত লেখ। (খ) এদের কোনটি অধিক আয়নিক ও সমযোজী হবে? (গ) অক্সাইডসমূহের মধ্যে কোনটি অম্লীয়, ক্ষারীয় ও নিরপেক্ষ অক্সাইড হবে?

দক্ষতা (Strategy) : (১) পর্যায় সারণিতে মৌলের অবস্থান থেকে প্রধান-গ্রুপের মৌলের সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যা ও এর অক্সাইডের সংকেত নির্ধারিত হয়। (২) মৌলের যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্য পর্যায়ভিত্তিক বাম থেকে ডানদিকে এবং গ্রুপভিত্তিক নিচের থেকে ওপর দিকে হ্রাস পেয়ে থাকে। (৩) স্মরণ কর, একইভাবে অক্সাইডের ক্ষার ধর্ম থেকে অম্ল ধর্মে পরিবর্তন পর্যায়গতভাবে বাম থেকে ডানদিকে এবং গ্রুপভিত্তিক নিচের থেকে ওপরদিকে ঘটে থাকে।

সমাধান (Solution) : (ক) উদ্দীপকের তথ্য মতে A, B, C মৌল তিনটি যথাক্রমে N, Sn ও Ba। এদের সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যা যুক্ত অক্সাইডের সংকেত হলো N_2O_5 , SnO_2 ও BaO ।

(খ) BaO হলো সবচেয়ে বেশি আয়নিক; কারণ Ba হলো পর্যায়সারণির বাম দিকের অন্যতম প্রধান গ্রুপ-2(2A) এর মৌল। N_2O_5 হলো সবচেয়ে বেশি সমযোজী অক্সাইড কারণ, N হলো পর্যায় সারণির ডানদিকস্থ ওপরের মৌল।

(গ) BaO হলো ক্ষারধর্মী; N_2O_5 হলো অম্লধর্মী এবং SnO_2 হলো উভধর্মী। লক্ষণীয় যে, Sn হলো প্রধান-গ্রুপ (main group) এর পাঁচটি মৌলের অন্যতম মৌল যারা উভধর্মী অক্সাইড গঠন করে। (যেমন, BeO , Al_2O_3 , Ga_2O_3 , SnO_2 , PbO_2)

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর : অক্সাইডের রাসায়নিক ধর্মভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১৪ : নিচের বিক্রিয়াসমূহের সমতায়ুক্ত আয়নিক সমীকরণ লেখ :

(ক) পানিতে কঠিন Li_2O এর দ্রবণ তৈরিকরণ। (খ) পানিতে SO_3 গ্যাসের দ্রবীভূত হওয়া।

(গ) সবল এসিডে উভধর্মী Cr_2O_3 এর দ্রবীভূত হওয়া।

(ঘ) সবল ক্ষার দ্রবণে Cr_2O_3 এর বিক্রিয়ায় $Cr(OH)_4^-$ সৃষ্টিকরণ।

(ঙ) ZnO সবল ক্ষার দ্রবণ ও সবল এসিডে দ্রবীভূত হয় কেন ব্যাখ্যা কর।

প্রশ্ন-৩.৯ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলগুলোর অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার ধর্ম আলোচনা কর।

[ঢা. বো. ২০১৫]

ব্যবহারিক (Practical)

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

পরীক্ষা নং-১১

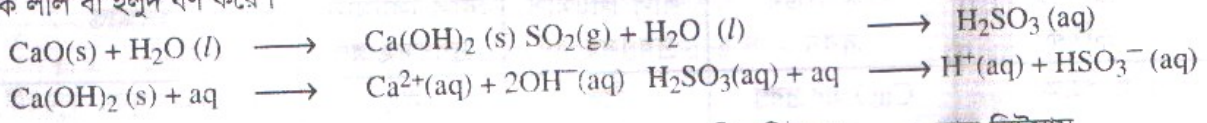
তারিখ :

পরীক্ষার সময় : ২ পিরিয়ড

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

মূলনীতি : দ্রবণীয় ধাতব অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রক্সাইড উৎপন্ন করে, যা পরে আয়নিত হয়ে পানিতে OH^- আয়ন সৃষ্টি করে। উৎপন্ন OH^- আয়ন লাল লিটমাসকে নীল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে নীল বা বেগুনী বর্ণ করে। অপরদিকে অধাতব অক্সাইড পানিতে দ্রবীভূত হয়ে মৃদু এসিড বা সবল এসিড উৎপন্ন করে, যা পানিতে আয়নিত

য়ে হাইড্রোজেন আয়ন বা প্রোটন (H^+) সৃষ্টি করে। উৎপন্ন H^+ আয়ন নীল লিটমাসকে লাল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে লাল বা হলুদ বর্ণ করে।



$OH^-(aq)$ + লাল লিটমাস \longrightarrow নীল লিটমাস \longrightarrow $H^+(aq)$ + নীল লিটমাস \longrightarrow লাল লিটমাস

প্রয়োজনীয় অক্সাইড যৌগ : (১) চুন বা ক্যালসিয়াম অক্সাইড (CaO), (২) বেরিয়াম অক্সাইড (BaO),

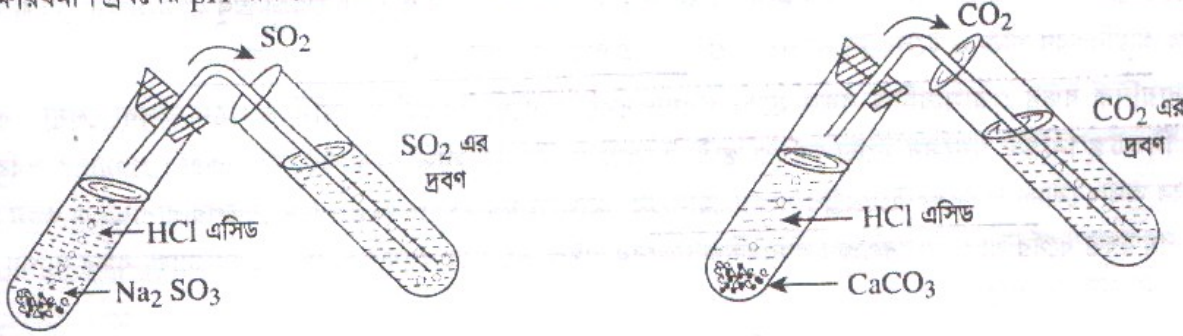
(৩) কার্বনডাইঅক্সাইড (CO_2) গ্যাস, (৪) সালফার ডাইঅক্সাইড (SO_2) গ্যাস।

প্রয়োজনীয় রাসায়নিক পদার্থ : (১) সোডিয়াম সালফাইট (Na_2SO_3), (২) HCl এসিড, (৩) চূনাপাথর ($CaCO_3$),

(৪) ডিসটিল্ড ওয়াটার বা বিশুদ্ধ পানি।

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

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



চিত্র ৩.১৫ : SO_2 ও CO_2 গ্যাস প্রস্তুতি।

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

পরীক্ষা নং-(৩) : একটি টেস্টটিউবে অল্প সোডিয়াম সালফাইট (Na_2SO_3) গুঁড়া নিয়ে HCl এসিড যোগ করে গ্যাস ডেলিভারি নল কর্কযুক্ত করা হয়। নির্গত SO_2 গ্যাসকে অপর একটি টেস্টটিউবে নেয়া পানিতে চালনা করা হলো। এবার SO_2 গ্যাসের জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস পেপার যোগ করা হলো। উভয় লিটমাস লাল থাকে। এতে প্রমাণিত হয় SO_2 গ্যাসের জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম। $SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_3(l)$

সালফিউরাস এসিড

পরীক্ষা নং (৪) : পরীক্ষা নং-৩ এর মতো চূনাপাথর থেকে CO_2 গ্যাস তৈরি করে এবং এর জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস যোগ করে দেখা গেল উভয় লিটমাস লাল হয়। প্রমাণিত হলো CO_2 এর জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম। $CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(l)$ [কার্বনিক এসিড]

সারণি ৩.৬ : পরীক্ষা, পর্যবেক্ষণ ডাটার চার্ট ও সিদ্ধান্ত

পরীক্ষার ক্রমিক	অক্সাইডের দ্রবণ	লাল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	নীল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	সিদ্ধান্ত
(১) নং পরীক্ষা :	CaO এর দ্রবণ	নীল	নীল	CaO এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(২) নং পরীক্ষা :	BaO এর দ্রবণ	নীল	নীল	BaO এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(৩) নং পরীক্ষা :	SO ₂ এর দ্রবণ	লাল	লাল	SO ₂ এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।
(৪) নং পরীক্ষা :	CO ₂ এর দ্রবণ	লাল	লাল	CO ₂ এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।

৩.৭ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধনের সম্পর্ক

Relation between Periodic Properties and Bond Formation

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

রাসায়নিক বন্ধন : রাসায়নিক বন্ধন হলো পরমাণুসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন ত্যাগ ও গ্রহণ অথবা শেয়ার করার মাধ্যমে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো অধিক স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে অণু গঠন করা। পরমাণুর সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের অর্থাৎ যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির পর্যায়বৃত্ত ধর্ম প্রকাশ করে। তাই মৌলের রাসায়নিক বন্ধন গঠন মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মের সাথে সম্পর্কযুক্ত। রাসায়নিক বন্ধনের অষ্টক তত্ত্ব মতে আয়নিক বন্ধন ও সমযোজী বন্ধন ব্যাখ্যা করা হয়।

(ধাতু + অধাতু) → আয়নিক বন্ধন; (অধাতু + অধাতু) → সমযোজী বন্ধন

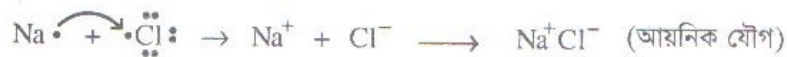
আয়নিক বন্ধন : ধাতু ও অধাতু পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন প্রদান ও গ্রহণের মাধ্যমে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় মৌলের মতো অধিক স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে আয়নিক বন্ধন গঠন করে। যেমন—

আয়নিক বন্ধন গঠনে গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক : পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর যথাক্রমে ক্ষার ধাতু ও মৃৎক্ষার ধাতুসমূহের যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে ns^1 ও ns^2 ইলেকট্রন আছে। অপরদিকে গ্রুপ-17 ও গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহে যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে $ns^2 np^5$ এবং $ns^2 np^4$ ইলেকট্রনসমূহ আছে।

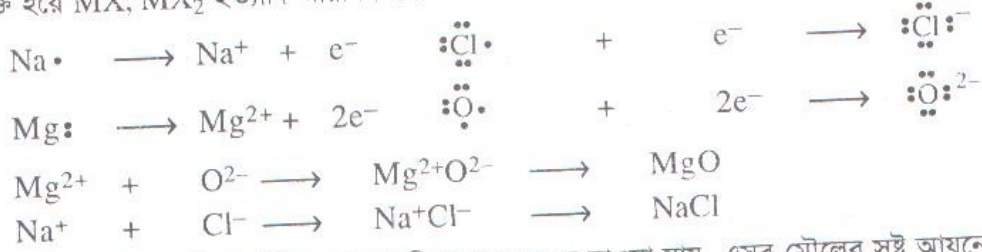
আবার গ্রুপ-1 এর ক্ষার ধাতুসমূহের আয়নিকরণ শক্তি সবচেয়ে কম অর্থাৎ এদের ইলেকট্রন ত্যাগের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি এবং গ্রুপ-17 এর হ্যালোজেনসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি অর্থাৎ এদের ইলেকট্রন গ্রহণের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি।

এতে বোঝা যায়, গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহ এদের ns^1 ইলেকট্রন সহজেই ত্যাগ করে M^+ আয়ন সৃষ্টি করতে পারে এবং সেই ত্যাগ করা ইলেকট্রন গ্রুপ-17 এর মৌল গ্রহণ করে X^- আয়নে পরিণত হতে পারে।

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



অনুরূপভাবে গ্রুপ-২ এর মৌল ns^2 ইলেকট্রনদ্বয় ত্যাগ করে M^{2+} আয়ন সৃষ্টি করতে সক্ষম। গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহ দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে X^{2-} আয়নে পরিণত হতে পারে। এক্ষেত্রে প্রত্যেক M^+ , M^{2+} , X^- ও X^{2-} আয়নসমূহ এদের নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমাণুর মতো ইলেকট্রন বিন্যাসে অষ্টকপূর্ণ করেছে। শেষে ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নসমূহ চার্জ সংখ্যা মতে যুক্ত হয়ে MX , MX_2 ইত্যাদি আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারে।

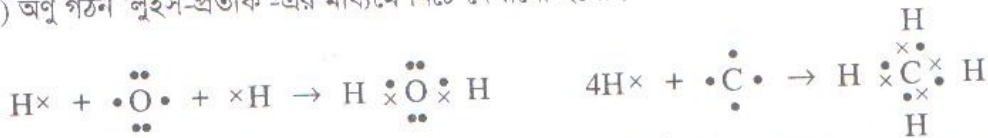


বৈশিষ্ট্য : (১) একই গ্রুপে যত নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা মতে যাওয়া যায়, এসব মৌলের সৃষ্ট আয়নের আকার ততই বৃদ্ধি পায়। আয়নিক আকার যতই বৃদ্ধি পায়, সৃষ্ট আয়নিক বন্ধন ততই দুর্বল হয়।

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

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

সমযোজী বন্ধন : অধাতব পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন যুগল শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী অণু গঠন করে। রাসায়নিক পরিবেশে অধাতব পরমাণুসমূহ প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে প্রথমে 'ইলেকট্রন যুগল' গঠন করে। পরে ঐ 'ইলেকট্রন-যুগল' উভয় পরমাণু 'শেয়ার করে' নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় মৌলের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়; এরূপ বন্ধনকে সমযোজী বন্ধন বলে। যেমন H পরমাণু ও O পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল গঠন ও শেয়ার করার মাধ্যমে সমযোজী পানি (H_2O) অণু গঠন এবং কার্বন (C) পরমাণু ও H পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করে সমযোজী মিথেন (CH_4) অণু গঠন 'লুইস-প্রতীক'-এর মাধ্যমে নিচে দেখানো হলো :

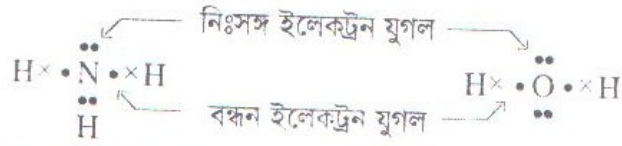


লক্ষণীয়, কোনো কোনো সমযোজী অণুতে 'লুইস প্রতীক' অষ্টক তত্ত্ব মতে কেন্দ্রীয় পরমাণুর প্রতীকের চার পার্শ্বে 'বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল' (bond pair-electrons) ও নিঃসঙ্গ-ইলেকট্রন যুগল (Lone pair-electrons) উভয়ই থাকে। আবার কোনো সমযোজী অণুতে কেবল বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল থাকে; নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকে না। যেমন H_2O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

বন্ধন-ইলেকট্রন যুগল : সমযোজী অণুতে যে ইলেকট্রন-যুগল দুটি পরমাণুকে আবদ্ধ রাখে এবং ঐ ইলেকট্রন-যুগল উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট থাকে, সে ইলেকট্রন যুগলকে বন্ধন ইলেকট্রন-যুগল বলে। যেমন পানি (H_2O) অণুতে দুটি করে বন্ধন ইলেকট্রন যুগল আছে এবং CH_4 অণুতে চারটি বন্ধন ইলেকট্রন যুগল আছে) Cu 16.

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল : সমযোজী অণুতে যে ইলেকট্রন যুগল কেবল কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট থাকে এবং ইলেকট্রনের অক্টেট-সেট গণনায় ভূমিকা রাখে, সে ইলেকট্রন যুগলকে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল বলে। যেমন পানি

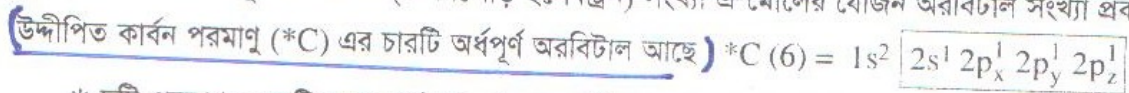
(H₂O) অণুর মধ্যে কেন্দ্রস্থ O-পরমাণুতে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল আছে। অ্যামোনিয়া (NH₃) অণুর N-পরমাণুতে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকে। যেমন,



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

৩.৮ সমযোজী বন্ধনের অরবিটাল অধিক্রমণ : যোজনী বন্ধন মতবাদ Orbital Overlapping in Covalent Bond : Valence Bond Theory

* অরবিটালের অধিক্রমণ বলতে দুটি পরমাণুর দুটি অরবিটালের পারস্পরিক উপরিস্থাপনকে বোঝায়। পরমাণুর সর্ববহিঃ শক্তিস্তরের মোট অর্ধপূর্ণ অরবিটাল (বা বিজোড় ইলেকট্রন) সংখ্যা ঐ মৌলের যোজন অরবিটাল সংখ্যা প্রকাশ করে। যেমন



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



* অরবিটালের অধিক্রমণ উভয় অরবিটালের অক্ষ বরাবর হতে হবে। অরবিটালদ্বয়ের অধিক্রমণের পরিমাণ যত বেশি হবে সৃষ্ট বন্ধনের শক্তি তত বেশি হবে। উভয় অরবিটালের অধিক্রমণের ফলে পরমাণু দুটির নিউক্লিয়াসের মাঝামাঝি স্থানে ইলেকট্রন মেঘের সাধারণ ঘনত্ববিশিষ্ট একটি ক্ষেত্র সৃষ্টি হয়; এটাকে আণবিক অরবিটাল বলা হয়। এ অবস্থায় উভয় পরমাণুর নিট আকর্ষণ শক্তি সবচেয়ে বেশি অর্থাৎ স্থিতিশক্তি সবচেয়ে কম হয়। পরমাণুর পারমাণবিক অরবিটাল যে শক্তিস্তর থাকে সৃষ্ট আণবিক অরবিটালের শক্তি যদি তার চেয়ে কম হয়, তবেই স্থিতিশীল সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়।

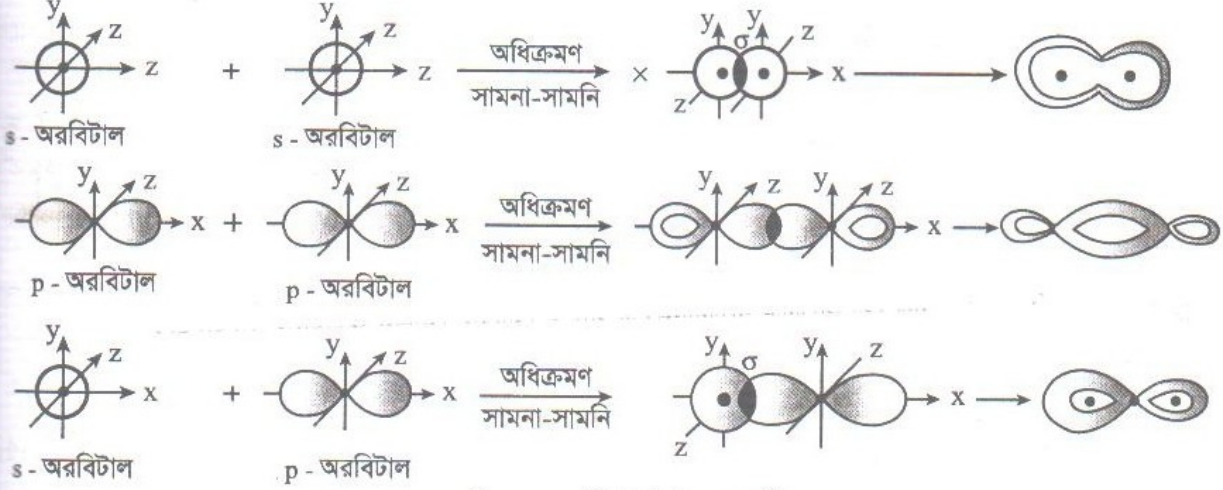
৩.৮.১ সমযোজী বন্ধনের শ্রেণিবিভাগ Classification of Co-valent Bonds

* দুটি পরমাণুর দুটি অরবিটালের অধিক্রমণ সামনা-সামনি অথবা পাশাপাশি দু'ভাবে ঘটতে পারে। অরবিটালের সামনা-সামনি অধিক্রমণ ঘটলে তাদের অক্ষ বরাবর সর্বাধিক ইলেকট্রন ঘনত্ববিশিষ্ট বন্ধন সৃষ্টি হয়, একে সিগমা (σ) বন্ধন বলা হয়। অপরদিকে দুটি পরমাণুর মধ্যে সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল p অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণ ঘটলে সৃষ্ট বন্ধনে ইলেকট্রনের ঘনত্ব কম থাকে, একে পাই (π) বন্ধন বলে। যেহেতু দুটি পরমাণুর একটি করে অর্ধপূর্ণ যোজন অরবিটাল পরস্পর অধিক্রমণের ফলে একটি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়; সেহেতু সিগমা বন্ধন ও পাই বন্ধন উভয়েই মূলতঃ সমযোজী বন্ধন।

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

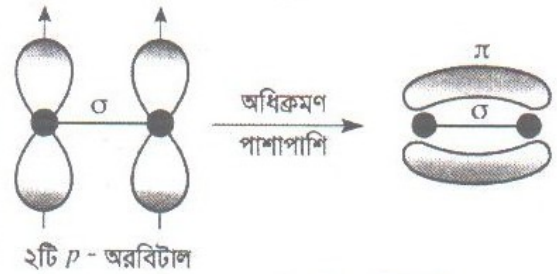
উদাহরণ : তিনটি চিত্রে H_2 অণু গঠনে s-s সিগমা (σ) বন্ধন, F_2 অণু গঠনে p-p সিগমা (σ) বন্ধন ও HCl অণু গঠনে s-p সিগমা বন্ধন থাকে।

উল্লেখ্য বিশুদ্ধ s ও p অরবিটাল সিগমা σ বন্ধন গঠন করে। এ ছাড়া বিভিন্ন ধরনের সংকর অরবিটালও σ বন্ধন সৃষ্টিতে অংশগ্রহণ করে থাকে।



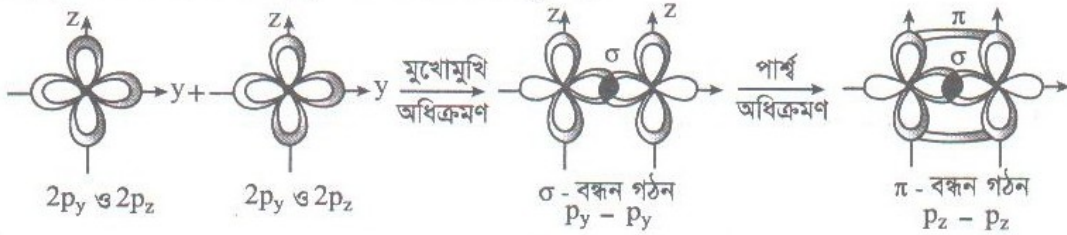
চিত্র ৩.১৬ : সিগমা (σ) বন্ধন সৃষ্টি।

(খ) পাই (π) বন্ধন (Pi, π -bond) : দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর প্রত্যেকটি হতে একটি করে দুটি সমান্তরাল p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে সৃষ্ট বন্ধনকে পাই (π) বন্ধন বলা হয়। পাই (π) বন্ধন সিগমা বন্ধন থেকে দুর্বল হয়। ৩.১৭ নং চিত্রে দুটি পরমাণুর মধ্যে সিগমা বন্ধন গঠনের পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল দুটি p অরবিটালের পার্শ্ব অধিক্রমণের ফলে পাই (π) বন্ধনের সৃষ্টি দেখানো হলো।



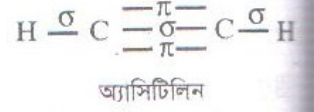
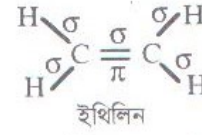
চিত্র ৩.১৭ : পাই (π) বন্ধন সৃষ্টি।

উদাহরণ : অক্সিজেন অণু (O_2) গঠনে একটি সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন সৃষ্টি হয়। আমরা জানি, $O(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ । অর্থাৎ দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রত্যেকের যোজ্যতা স্তরে দুট করে অর্ধপূর্ণ $2p_y^1$ ও $2p_z^1$ অরবিটাল আছে। প্রথমে তাদের মধ্যে একটি করে অরবিটাল যেমন, $2p_y^1 - 2p_y^1$ অরবিটাল মুখোমুখি অধিক্রমণ করে সিগমা বন্ধন গঠন করে। তখন প্রত্যেক পরমাণুর অবশিষ্ট $2p_z^1$ অরবিটাল পরস্পর সমান্তরালভাবে থাকে। পরে এ দুটি $2p_z^1$ অরবিটাল পাশাপাশি অধিক্রমণ করে পাই (π) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি করে। তাই অক্সিজেন অণুতে দুটি পরমাণুর মধ্যে একটি সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন দ্বারা দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।



চিত্র : ৩.১৮ : অক্সিজেন অণু গঠনে σ ও π বন্ধন।

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



চিত্র ৩.১৯ : ইথিলিন এবং অ্যাসিটিলিন অণুর গঠন।

পাই (π) বন্ধনের বৈশিষ্ট্য : দুটি পরমাণু সিগমা বন্ধনে আবদ্ধ হওয়ার পর উভয় পরমাণুর সমান্তরাল, অক্ষবিশিষ্ট দুটি অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণে পাই বন্ধন ঘটে। পাশাপাশি অধিক্রমণ এলাকায় ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কম থাকে; তাই পাই (π) বন্ধন সিগমা (σ) বন্ধন থেকে দুর্বল হয়। সংকর অরবিটালে পাই (π) বন্ধন ঘটে না; s-অরবিটাল ছাড়া বিশুদ্ধ অরবিটালে ঘটে।

শিক্ষার্থীর কাজ :

প্রশ্ন-৩.১০(ক) সমযোজী বন্ধন কী?

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

(গ) সিগমা বন্ধন কাকে বলে; ব্যাখ্যা কর।

(ঘ) পাই বন্ধন কাকে বলে; ব্যাখ্যা কর।

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

(চ) একটি p_y ও একটি p_z অরবিটালের মধ্যে পাই বন্ধন গঠন সম্ভব কিনা ব্যাখ্যা কর।

(ছ) দুইটি C-পরমাণুর মধ্যে তিনটি পাই বন্ধন সম্ভব নয় কেন?

(জ) সমযোজী বন্ধনগুলো দিক-নির্দেশক ধর্মবিশিষ্ট হয় কেন?

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

[চ. বো. ২০১৬]

[রা.. বো. ২০১৬]

৩.৯ অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন

Hybridisation of Orbitals

পারমাণবিক অরবিটাল তত্ত্ব মতে পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে যে কয়টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে, সে সংখ্যাই ঐ মৌলিক যোজ্যতা স্তরে ১টি করে বিজোড় ইলেকট্রন আছে; O পরমাণুর ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে। তাই H, Cl, O এর যোজ্যতা স্তরে ১, ১, ২। কিন্তু Be, B, C প্রভৃতি পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের সাথে তাদের প্রকৃত যোজ্যতা সংখ্যার ব্যাখ্যা পাওয়া যায় না। তাই তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$$\text{Be (4)} = 1s^2 2s^2$$

লক্ষ্য কর, এতে বিজোড় ইলেকট্রন নেই।

$$\text{B (5)} = 1s^2 2s^2 2p_x^1$$

লক্ষ্য কর, এতে ১টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

$$\text{C (6)} = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$$

লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

কিন্তু বাস্তবে BeCl_2 , BCl_3 , CH_4 প্রভৃতি যৌগে Be, B, C এর যোজ্যতা স্তরে যথাক্রমে ২, ৩, ৪ ইলেকট্রন যোজ্যতা স্তরে বিজোড় ইলেকট্রন থাকে, বিক্রিয়াকালে পরমাণুসমূহ প্রয়োজনীয় শক্তি পেয়ে উদ্দীপিত হওয়ার কালে তাদের যোজ্যতা স্তরের $2s^2$ ইলেকট্রন বিজোড় হয়ে একই শক্তিস্তরের পৃথক 2p অরবিটালে স্থানান্তরিত হয়। ফলে বিজোড় অরবিটাল গঠন করে উদ্দীপিত অবস্থায় তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$Be^* (4) = 1s^2 2s^1 2p_x^1$ লক্ষ্য কর, এতে ২টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

$B^* (5) = 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$ লক্ষ্য কর, এতে ৩টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

$C^* (6) = 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ লক্ষ্য কর, এতে ৪টি বিজোড় ইলেকট্রন আছে।

এরূপ ব্যাখ্যায় Be, B, C এর যোজনী সংখ্যা ২, ৩, ৪ হওয়ার ব্যাখ্যা মিলে। কিন্তু তাদের $2s^1, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ অরবিটালের ইলেকট্রন দ্বারা গঠিত অণুতে প্রত্যেক সমযোজী বন্ধন শক্তি এবং বন্ধন কোণ সমান হতে পারে না। পরীক্ষালব্ধ তথ্য মতে CH_4 অণুতে চারটি C-H সমযোজী বন্ধনই সমশক্তি সম্পন্ন (415 kJmol^{-1}) এবং চারটি বন্ধন কোণ পরস্পর সমান ($109^\circ 28'$)।

প্রচলিত অরবিটাল তত্ত্ব ও পরীক্ষালব্ধ ফলাফলের মধ্যে এ পার্থক্য নিরসন করে এবং পরমাণুর বন্ধন গঠনের প্রবণতা, সৃষ্ট অণুর আকৃতি ও বন্ধন শক্তি ব্যাখ্যার উপযুক্ত করে ১৯৩১ খ্রিষ্টাব্দে বিজ্ঞানী লিনাস পলিং অরবিটাল সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন মতবাদ প্রদান করেন। বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের বিভিন্ন শক্তির অরবিটালসমূহ পরস্পরের সাথে মিশ্রিত হয়ে পরে সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে অরবিটালসমূহের সংকরণ বা হাইব্রিডিজেশন বলা হয়। সংকরণ প্রক্রিয়ায় সৃষ্ট অরবিটালসমূহকে সংকর অরবিটাল (hybrid orbitals) বলা হয়।

অরবিটাল সংকরণ মতবাদের সারসংক্ষেপ হলো নিম্নরূপ :

- (১) শুধুমাত্র একক বিচ্ছিন্ন পরমাণুর অরবিটালের সংকরণ ঘটতে পারে।
- (২) একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তিসম্পন্ন অরবিটালসমূহ সংকরণে অংশ গ্রহণ করে।

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

৩.১ সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ

Different Types of Hybrid Orbitals

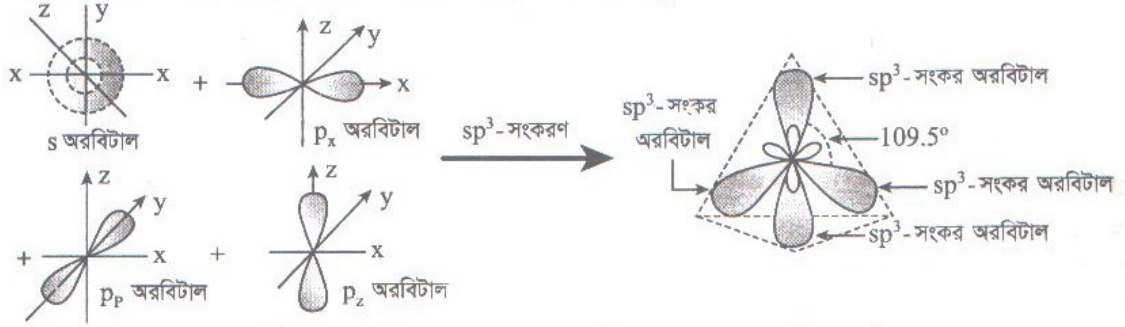
অরবিটালসমূহের বিভিন্ন ধরনের সংকরণ হতে পারে; যেমন

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

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

sp³ সংকরণ (sp³ Hybridisation)

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও তিনটি p অরবিটাল-এর মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে চারটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp³ সংকরণ বলা হয়। সৃষ্ট চারটি সংকর অরবিটাল সুখম চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে এবং কেন্দ্রে 109°28' কোণ উৎপন্ন করে। যেমন,



চিত্র ৩.২০ : sp³ সংকরণ দ্বারা ৪টি sp³ সংকর অরবিটাল গঠন।

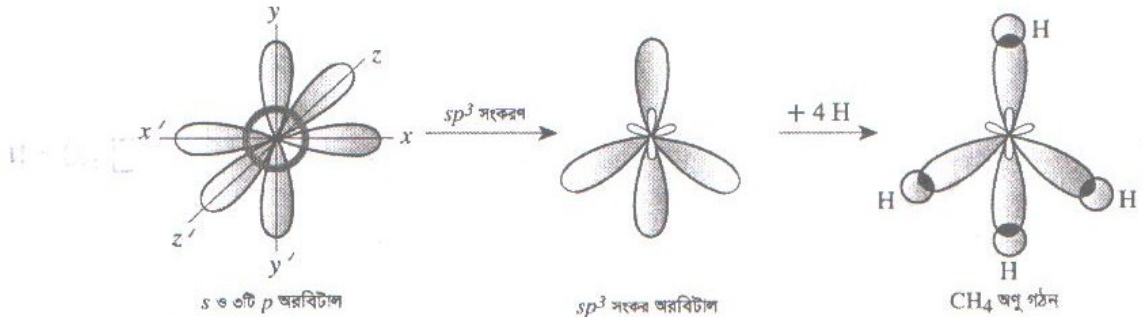
কার্বনের sp³ সংকরণ ও মিথেন অণু গঠন

sp³ hybridisation of C-atom and Structure of CH₄

কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে C(6) = 1s² 2s² 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z⁰; এতে দুটি বিজোড় ইলেকট্রন আছে। যৌগ সৃষ্টির প্রাক্কালে শক্তি শোষণ করে উদ্দীপিত কার্বন পরমাণু এর 2s অরবিটাল থেকে একটি ইলেকট্রন খালি 2p_z অরবিটালে স্থানান্তরিত করে। যেমন,



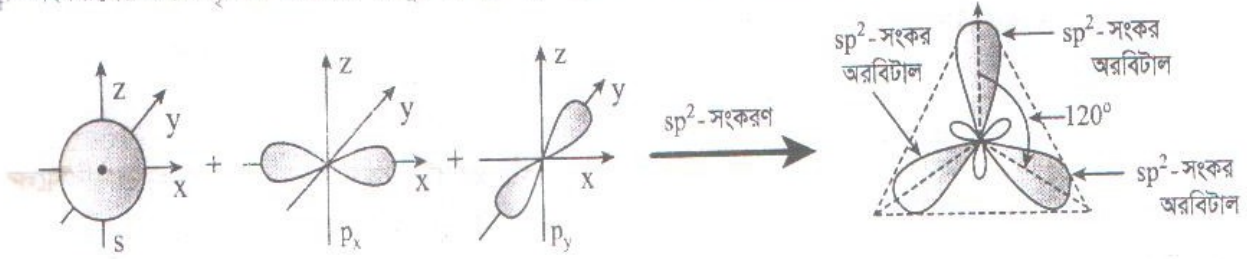
এ অবস্থায় কার্বন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি 2s ও তিনটি 2p অরবিটাল সংমিশ্রিত হয়ে নতুন চারটি সমশক্তির সংকর অরবিটাল 2ψ₁¹, 2ψ₂¹, 2ψ₃¹, 2ψ₄¹ তৈরি করে। এরূপ sp³ সংকরণে সৃষ্ট সংকর অরবিটালসমূহ একটি চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে। এ সমশক্তির সংকর অরবিটালসমূহ পরবর্তীতে চারটি H-পরমাণুর 1s¹ অরবিটালসমূহের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ করে মিথেন অণু (CH₄) সৃষ্টি করে। ফলে আদর্শ অবস্থায় এ sp³ সংকরণের ফলে সৃষ্ট অণুতে বন্ধন কোণসমূহ 109°28' হয়। নিচে C-পরমাণুর sp³ সংকরণ ও H-পরমাণুর সাথে CH₄ অণু সৃষ্টি সূক্ষ্ম চতুস্তলকীয় গঠন দেখানো হলো।



চিত্র ৩.২১ : কার্বন পরমাণুর sp³ সংকরণের মাধ্যমে চতুস্তলকীয় CH₄ অণুর সৃষ্টি।

৩.৯.২ sp^2 সংকরণ sp^2 hybridisation

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



চিত্র ৩.২২ : sp সংকরণ দ্বারা ৩টি সংকর অরবিটাল গঠন।

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

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

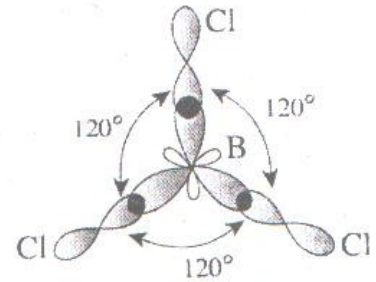
বোরন (B) পরমাণুর স্বাভাবিক ইলেকট্রন বিন্যাসে ১টি অযুগ্ম ইলেকট্রন আছে। যেমন $B(5) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$ । B পরমাণুর 2s অরবিটাল থেকে ১টি ইলেকট্রন 2p অরবিটালে স্থানান্তরের ফলে এতে তিনটি অযুগ্ম ইলেকট্রন হয়ে থাকে। এর পরে বোরন পরমাণুতে sp^2 সংকরণ ঘটে :

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

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

সংকরিত অবস্থায় : $B(5) : 1s^2, 2\psi_1^1, 2\psi_2^1, 2\psi_3^1$

এখানে $\psi_1^1, \psi_2^1, \psi_3^1$ হলো বোরনের সংকর অরবিটালসমূহ। উৎপন্ন তিনটি সংকর অরবিটাল একটি ত্রিভুজের তিনটি শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত হয়ে পরস্পর 120° কোণ গঠন করে। এরা তিনটি ক্লোরিন পরমাণুর এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট $3p_z^1$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি B-Cl সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে এবং BCl_3 অণু গঠিত হয়। BCl_3 অণুর গঠন আকৃতি সমতলীয় সুষম ত্রিভুজাকার।



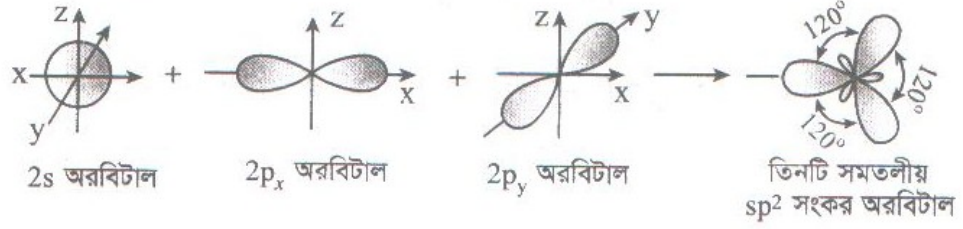
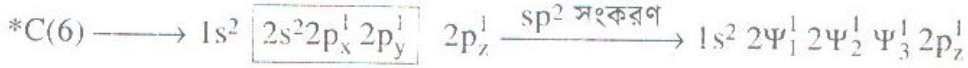
চিত্র ৩.২৩ : sp^2 সংকরণে ত্রিভুজ আকৃতির BCl_3 অণুর গঠন।

(২) কার্বনের sp^2 সংকরণ ও ইথিন বা ইথিলিন অণুর গঠন

sp^2 Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethyne

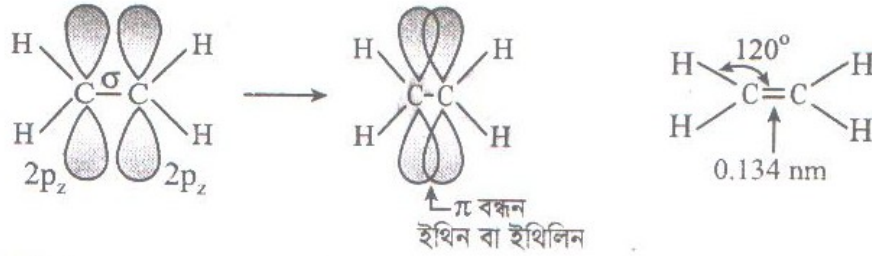
কার্বনের sp^2 সংকরণ : উদ্বীপিত কার্বন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $*C(6) = 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ ।

তখন কার্বন পরমাণুর 2s অরবিটালের সঙ্গে তিনটি 2p অরবিটালের ($2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$) যে কোনো দুটির মিশ্রণের ফলে সমশক্তির তিনটি sp^2 সংকর অরবিটাল ($2\psi_1^1 2\psi_2^1 \psi_3^1$) এর সৃষ্টি হতে পারে। একে কার্বনের sp^2 সংকরণ বলে। এ অবস্থায় C পরমাণুর একটি 2p অরবিটাল অপরিবর্তিত অর্থাৎ বিশুদ্ধ অবস্থায় থেকে যায়। তখন তিনটি sp^2 সংকর অরবিটাল একই সমতলে থাকে এবং পরস্পরের সঙ্গে 120° কোণ উৎপন্ন করে। প্রত্যেকটি sp^2 সংকর অরবিটালে 33.3% s-চরিত্র ও 66.7% p- চরিত্র থাকে। যেমন—



চিত্র ২.২৪ : কার্বন পরমাণুর sp² সংকর দ্বারা তিনটি সংকর অরবিটাল গঠন।

sp² সংকরিত দু'টি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে প্রতিটির একটি সংকর অরবিটাল অপরটির একটি সংকর অরবিটালের অক্ষ বরাবর অধিক্রমণ দ্বারা C-C সিগমা বন্ধন গঠিত হয়। পরে প্রতিটি C-পরমাণুর অবশিষ্ট দুটি করে মোট চারটি সংকর অরবিটালের প্রতিটির সাথে একটি করে H-পরমাণুর 1s¹ অরবিটালের অধিক্রমণ দ্বারা চারটি C-H সিগমা বন্ধন সৃষ্টি হয়। এটিই ইথিলিন অণুর প্রাথমিক কাঠামো। কিন্তু তখন প্রত্যেক কার্বন পরমাণুতে একটি করে বিশুদ্ধ 2p_z¹ অরবিটাল দুটি C পরমাণুর তলের ওপর ও নিচে লম্বভাবে পরস্পর সমান্তরাল অবস্থায় থাকে। এর ফলে 2p_z¹ অরবিটাল দুটির মধ্যে



চিত্র ৩.২৫: ইথিন বা ইথিলিন অণুর মধ্যে দুটি 2p_z¹ অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণ দ্বারা পাই (π) বন্ধনের সৃষ্টি। পাশাপাশি অধিক্রমণ সম্ভব হয়। এভাবে ডায়েল আকৃতিবিশিষ্ট দুটি 2p_z¹ অরবিটালের পাশাপাশি আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা ঐ দুটি C পরমাণুর মধ্যে একটি দুর্বল সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয়, একে কার্বন-কার্বন π বন্ধন বলে। সুতরাং ইথিলিন অণুর দুটি C পরমাণুর মধ্যে দুটি সমযোজী থাকে; এদের একটি হলো দুটি C পরমাণুর অক্ষ বরাবর, sp² - sp² সিগমা (σ) বন্ধন ও একটি পাই (π) বন্ধন মিলে একটি কার্বন-কার্বন দ্বিবন্ধন সৃষ্টি হয়।

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে তিনটি sp² অরবিটাল সমতলীয় সুস্বম ত্রিকোণাকার হয়ে থাকে এবং ∠H-C-H বা ∠H-C-C সমান 120° এবং C=C দ্বিবন্ধন দূরত্ব 0.134 nm হয়ে থাকে।

৩.৯.৩ sp সংকরণ

sp Hybridisation

বিক্রিয়াকালে কোনো পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি s অরবিটাল ও একটি p অরবিটালের মধ্যে সংমিশ্রণ ও পরে দুটি সমশক্তির অরবিটাল সৃষ্টির প্রক্রিয়াকে sp সংকরণ বলা হয়। এতে সৃষ্ট সংকর অরবিটালদ্বয় পরস্পরের বিপরীত দিকে সরলরেখা বরাবর অবস্থিত হয়। অর্থাৎ তাদের মধ্যকার কোণের পরিমাণ 180° হয়।

(১) sp সংকরণ প্রক্রিয়ায় BeCl₂ যৌগের অণুর গঠন

sp hybridisation of Be-atom & Structure of BeCl₂

বেরিলিয়াম Be(4) পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 1s² 2s², যাতে প্রথম দৃষ্টিতে মনে হয় Be মৌলের যোজনী শূন্য। কারণ এতে কোনো অযুগ্ম ইলেকট্রন নেই। উদ্দীপিত অবস্থায় বেরিলিয়াম পরমাণুর 2s অরবিটাল থেকে 2p অরবিটালে একটি ইলেকট্রন স্থানান্তরের ফলে এর ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় 1s² 2s¹ 2p_x¹।

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



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

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

অর্থাৎ $BeCl_2$ অণুর আকৃতি সরল রৈখিক।

MCQ-3.3 : NH_3 অণুর ক্ষেত্রে তথ্য হলো :

(i) N পরমাণুতে sp^3 সংরক্ষণ ঘটেছে

(ii) মুক্ত জোড় ইলেকট্রন আছে

(iii) চতুস্তলকীয় গঠন

নিচের কোনটি সঠিক?

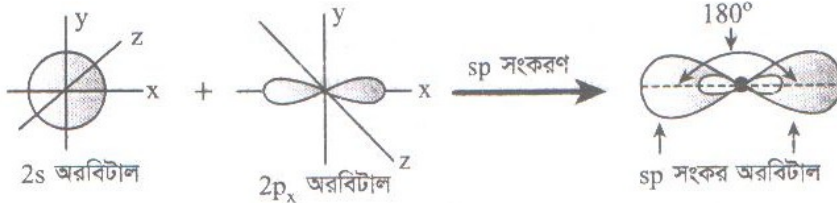
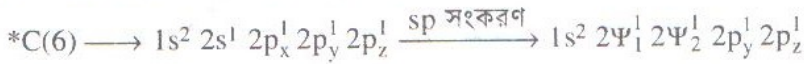
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii

(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

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

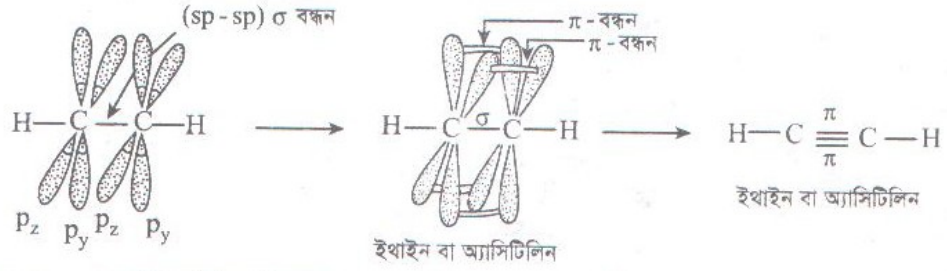
sp Hybridisation of Carbon atoms and Structure of Ethyne

ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর ($H-C \equiv C-H$) মধ্যে দুটি কার্বন পরমাণু পরস্পর ত্রিবন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এই ত্রিবন্ধনের মধ্যে একটি σ বন্ধন ও দুটি π বন্ধন থাকে। একত্রে দুটি কার্বন পরমাণু প্রত্যেকে প্রথমে উদ্দীপিত অবস্থায় একটি $2s$ অরবিটাল ও একটি $2p$ অরবিটাল (যেমন, $2p_x$) মিশ্রিত হয়ে sp সংকরণ দ্বারা দুটি করে সংকর অরবিটাল ($2\psi_1^1 2\psi_2^1$) সৃষ্টি করে। প্রত্যেকটি sp সংকর অরবিটাল 50% s -চরিত্র ও 50% p -চরিত্র থাকে। এই দুটি সংকর অরবিটাল সমতলীয় এবং এক রেখায় অবস্থান করে।



চিত্র ৩.২৭ : C-পরমাণুর sp সংকরণ

sp সংকরিত দু'টি C-পরমাণুর ইথাইন অণু গঠন : sp সংকরিত C পরমাণুর দু'টি করে সংকর অরবিটাল ($2\psi_1^1 2\psi_2^1$) থাকে। এরূপ দুটি C-পরমাণুর মধ্যে প্রথমে প্রত্যেক C-পরমাণুর একটি সংকর অরবিটালের মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা σ বন্ধন উৎপন্ন করে। এছাড়াও ঐ দুটি কার্বন পরমাণু তাদের দ্বিতীয় সংকর অরবিটাল দ্বারা পৃথকভাবে দুটি H পরমাণুর সাথে দুটি σ বন্ধন গঠন করে। কিন্তু অসংকরিত $2p_y^1$ এবং $2p_z^1$ অরবিটাল দুটি অবিকৃত অবস্থায় থাকে। তখন উভয় কার্বন পরমাণুর সমান্তরাল ও অসংকরিত একটি করে দুট অরবিটালের পাশাপাশি ও আংশিকভাবে অধিক্রমণ দ্বারা দুটি π বন্ধন উৎপন্ন করে। অতএব ইথাইন বা অ্যাসিটিলিন অণুর মধ্যে তিনটি σ বন্ধন বন্ধন (দুটি C-H ও একটি C-C সিগমা বন্ধন) এবং দুই কার্বন পরমাণুর মধ্যে দুটি π বন্ধন অবস্থান করে। π বন্ধনের ইলেকট্রনগুলো এই σ বন্ধনের মূল কাঠামোকে বেঁটন করে রাখে।



চিত্র ৩.২৮ : সংকরিত দুটি কার্বনের মধ্যে একটি সিগমা ও দুটি পাই (π) বন্ধন দ্বারা ইথাইন অণুর গঠন।

জ্যামিতিক আকৃতির দিক থেকে দুটি sp অরবিটাল সমতলীয় সরলরৈখিক এবং $H-C-C$ কোণ 180° এবং $C \equiv C$ ত্রিবন্ধন দূরত্ব হলো 0.120 nm ।

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

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

শিক্ষার্থী নিজে কর :

সমস্যা-৩.১৪ : ফরম্যালডিহাইড অণু ($H_2C = O$) গঠনে C -পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

সমস্যা-৩.১৫ : অ্যাসিটিলিন ($H-C \equiv C-H$) অণুর গঠনে C -পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

৩.১০ সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক

Relation between Shapes of Covalent Compound and Hybrid orbitals

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

যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে—

- দুটি ইলেকট্রন যুগল বা দুটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় সরলরৈখিক হয়। যেমন, $BeCl_2$, $CH \equiv CH$ অণুর গঠন। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ 180° হয়।
- তিনটি ইলেকট্রন যুগল বা তিনটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি সমতলীয় ত্রিভুজ আকৃতির হয়। যেমন BCl_3 । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp^2 সংকরণ ঘটে। তখন বন্ধন কোণ 120° হয়।
- চারটি ইলেকট্রন যুগল বা চারটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। যেমন CH_4 , BH_4^- , NH_4^+ । এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটালে sp^3 সংকরণ ঘটে; বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ হয়।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকলে, অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় থেকে বিকৃত হয়ে ত্রিকোণাকার পিরামিড; বন্ধন কোণ 107° হয়। এর গঠন নিচের ছকে দেখানো হলো। যেমন, NH_3 ।

চারটি ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকলে তখন অণুর আকৃতি আরো বিকৃত হয়ে ইংরেজি V-অক্ষরের আকৃতি লাভ করে। বন্ধন কোণ 104.5° এর মতো হয়। যেমন, H_2O ।

এছাড়া পাঁচটি সংকর অরবিটাল থাকলে ত্রিভুজাকার দ্বিপিরামিড (PCl_5), ছয়টি সংকর অরবিটাল থাকলে অষ্টতলকীয় (SF_6), সাতটি সংকর অরবিটাল থাকলে অণুর গঠন পঞ্চভুজাকার দ্বিপিরামিড (IF_7) হয়।

** JU.DU.CU.

যৌগের অণু ও আয়ন	অণুতে ইলেকট্রন বিন্যাস	অরবিটাল সংকরণ	যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন জোড়	অণুর আকৃতির নাম	গঠন আকৃতি	বন্ধন কোণ
BeCl_2	$:\ddot{\text{Cl}}: \times \text{Be} \times \text{Cl}:$	sp	২ জোড়া	সরলরৈখিক	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	180°
BCl_3	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$	sp^2	৩ জোড়া	সমতলীয় ত্রিভুজাকার		120°
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	sp^3	৪ জোড়া	চতুস্তলকীয় বা টেট্রাহেড্রাল		109.5°
NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \text{N} \cdot \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	sp^3	৪ জোড়া ১টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল	বিকৃত চতুস্তলকের ত্রিকোণাকার পিরামিড আকৃতি		107°
H_2O	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \text{O} \cdot \\ \\ \text{H} \end{array}$	sp^3	৪ জোড়া (২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল)	বিকৃত চতুস্তলকের V আকৃতি		104.5°

Medical

৩.১১ অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের ওপর মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাব

Impact of Lone pair Electrons on Molecular shapes

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

ইলেকট্রনসমূহ পরস্পরকে বিকর্ষণ করে এবং এ বিকর্ষণের পরিমাণ কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন ঘনত্বের ওপর নির্ভর করে। বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত বন্ধন ইলেকট্রনযুগল (bp) দুটি পরমাণুর কেন্দ্রকে প্রদক্ষিণ করে। অপরদিকে কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল (lp) শুধুমাত্র সে পরমাণুকে প্রদক্ষিণ করে। এ কারণে নিঃসঙ্গ

ইলেকট্রনযুগলবিশিষ্ট অরবিটালে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কেন্দ্রীয় পরমাণুর নিকট শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল অপেক্ষা বেশি হয়। দুটি ইলেকট্রনযুগলের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ ইলেকট্রন যুগলদ্বয়ের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্বের গুণফলের ওপর নির্ভর করে। ফলে তাদের মধ্যকার বিকর্ষণের পরিমাণ নিম্নরূপ হয় :

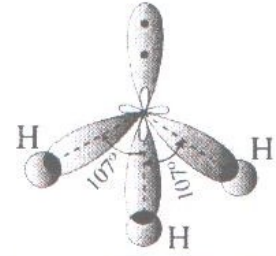
নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ > নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল-বন্ধন ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ > বন্ধন ইলেকট্রনযুগল-বন্ধন ইলেকট্রনযুগল বিকর্ষণ; বা, $(lp - lp) > (lp - bp) > (bp - bp)$ ।

উপরিউক্ত সিদ্ধান্তের পরিপ্রেক্ষিতে NH_3 , H_2O , NH_4^+ , প্রভৃতি যৌগ ও আয়নের বন্ধন ও আকৃতি আলোচনা করা হলো।

অ্যামোনিয়া (NH_3) অণুর গঠনে sp^3 সংকরণ (Formation of NH_3 with sp^3)

নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস, $N(7) = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ । এর sp^3 সংকরণের ফলে যে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটাল সৃষ্টি হয়, তাদেরকে ψ_1, ψ_2, ψ_3 ও ψ_4 দ্বারা চিহ্নিত করলে সংকরিত অবস্থায় N-পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস হয় $\psi_1^2, \psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$ । এক্ষেত্রে $\psi_2^1, \psi_3^1, \psi_4^1$ সংকর অরবিটালে একটি করে ইলেকট্রন থাকায় তারা প্রত্যেকে একটি করে H পরমাণুর $1s^1$ অরবিটালের সাথে মুখোমুখি অধিক্রমণ দ্বারা তিনটি N-H

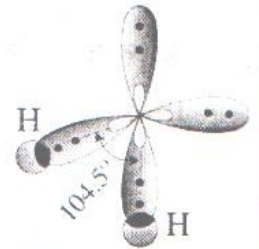
সিগমা (σ)-বন্ধন সৃষ্টি করে এবং এভাবে NH_3 অণু সৃষ্টি হয়। ψ_2, ψ_3, ψ_4 ও অরবিটালসমূহের বন্ধন ইলেকট্রন যুগলের মধ্যকার বিকর্ষণ অপেক্ষা ψ_1^2 এর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল দ্বারা তাদের ওপর বিকর্ষণ বেশি হয়। ফলে অ্যামোনিয়া অণুতে বন্ধন কোণ $\angle HNH$ এর মান 109.5° থেকে কমে 107° হয়। অ্যামোনিয়া অণুর গঠন একটি ত্রিকোণাকার পিরামিডের ন্যায়, যার শীর্ষবিন্দুতে N পরমাণু এবং তলের কৌণিক বিন্দুসমূহে H পরমাণুসমূহ অবস্থিত।



চিত্র ৩.২৯: NH_3 অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।

পানির অণুর গঠনে sp^3 সংকরণ প্রক্রিয়া (Formation of H_2O with sp^3)

পানির কেন্দ্রীয় পরমাণু অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $O(8) = 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ । অক্সিজেন পরমাণুর $2s$ ও $2p$ অরবিটালসমূহের sp^3 সংকরণ হয়। উৎপন্ন চারটি সংকর অরবিটাল একটি চতুস্তলকের শীর্ষবিন্দুর দিকে প্রসারিত থাকে। এ চতুস্তলকের কেন্দ্রে অক্সিজেন পরমাণুর অবস্থান। চারটি সংকর অরবিটালের যেমন $\psi_1^2, \psi_2^2, \psi_3^1, \psi_4^1$ এর প্রথম দুটিতে আছে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল। এরা বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত হয় না। অপর দুটি অরবিটালে যেমন ψ_3^1, ψ_4^1 - এ একটি করে ইলেকট্রন। এ অরবিটাল দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর $1s$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে দুটি O-H বন্ধন সৃষ্টি করে; এভাবেই পানির অণু সৃষ্টি হয়। অক্সিজেন পরমাণুর দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনযুগল পানির অণুর বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে অধিকতর বিকর্ষণ করে বলে বন্ধন কোণ $\angle HOH$ এর মান আদর্শ চতুস্তলকের কোণের মান 109.5° থেকে কমে 104.5° হয়। যেহেতু পরীক্ষায় শুধুমাত্র নিউক্লিয়াসসমূহের অবস্থান ধরা পড়ে, সেহেতু পরমাণুর নিউক্লিয়াসসমূহের অবস্থান অনুসারে পানির অণুর আকার ইংরেজি V-অক্ষরের আকৃতির ন্যায় দেখায়।



চিত্র ৩.৩০: H_2O অণুর গঠন ও বন্ধন কোণ।

শিক্ষার্থীর কাজ :

প্রশ্ন-৩.১১। A ও B মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে ns^2np^3 এবং ns^2np^4 ($n = 2$)। A ও B এর হাইড্রাইড গঠনে অরবিটাল সংকরণ একই হওয়া সত্ত্বেও এদের আকৃতি ভিন্ন কেন, বিশ্লেষণ কর। [দি.বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.১২। X ও Y মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে ns^2np^2 এবং ns^2np^4 ($n = 2$)। X ও Y এর হাইড্রাইড গঠনে কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ একই প্রকার হলে উভয় যৌগের গঠন ও বন্ধন কোণ কীরূপ হবে তা বিশ্লেষণ কর।

প্রশ্ন-৩.১৩। নিচের যৌগসমূহের অণুতে প্রতিটি C-পরমাণুর সংকরণ প্রকৃতি এবং অণুতে সিগমা (σ) ও পাই (π) বন্ধনের সংখ্যা উল্লেখ কর। : (a) CH_3-CH_3 , (b) $CH_3-CH=CH_2$, (c) $CH_2=C=CH_2$ (d) CH_3-CHO

প্রশ্ন-৩.১৪। $BeCl_2$ যৌগের অরবিটাল সংকরণ বর্ণনা কর।

[য. বো. ২০১৬]

৩.১২ সমযোজী যৌগ অণুর মডেল তৈরি

To make Molecular models of Covalent Compounds

শিক্ষার্থীর গ্রুপভিত্তিক কাজ : সমযোজী বন্ধনভিত্তিক :

সময় : ১ পিরিয়ড

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

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

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

(ক) মিথেন অণু (খ) ইথেন অণু (গ) $BeCl_2$ অণু (ঘ) BCl_3 অণু (ঙ) অ্যামোনিয়া অণু।

৪। বোঝার সুবিধার জন্য কিছু পরমাণু মডেল এবং ঐ সব পরমাণু দ্বারা সিগমা বন্ধন সহযোগে সমযোজী অণুর গঠন মডেল বল ও স্টিক পদ্ধতিতে দেখানো হলো।



বড় আকারের আলু
(কেন্দ্রীয় পরমাণুর মডেল।)



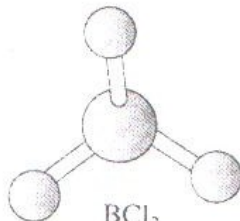
মাঝারি আকারের আলু
[O, Cl পরমাণুর মডেল]



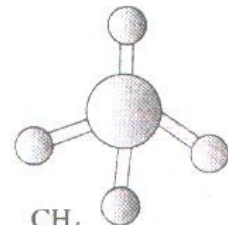
ছোট আকারের আলু
[H - পরমাণুর মডেল]



$Cl - Be - Cl$
সলল রৈখিক



BCl_3
সুষম ত্রিভুজাকার



CH_4
সুষম চতুষ্তলকীয়

চিত্র ৩.৩১ : $BeCl_2$, BCl_3 ও CH_4 এর অণুর মডেল।

জেনে নাও :

* মিথেন (CH_4), ইথেন (C_2H_6) ইত্যাদি সব সম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকেন ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) এর সব C-পরমাণু sp^3 সংকরিত। তাই এরা কম সক্রিয় হয়।

* হীরক বা ডায়মণ্ড কেলাস সব C-পরমাণু sp^3 সংকরিত এবং সময়োজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এতে কোনো মুক্ত ইলেকট্রন থাকে না বলে হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী।

* গ্রাফাইট কার্বনে সব C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং প্রত্যেক C-পরমাণুতে একটি করে সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে। তাই গ্রাফাইট বিদ্যুৎ সুপরিবাহী অধাতব মৌল। অপরদিকে সব ধাতুতে ধাতব-বন্ধনে ক্রিয়াশীল সব ধাতব পরমাণুর সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে।

* দ্বিবন্ধনযুক্ত C-পরমাণুর অসম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকিন (C_nH_{2n})-এর দ্বিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং দুই C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ একটি পাই (π) বন্ধন থাকে। পাই (π) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকিন অধিক সক্রিয়।

* বেনজিন (C_6H_6) অণুতে প্রত্যেক C-পরমাণু sp^2 সংকরিত এবং বেনজিনের ছয় C-পরমাণু বিশিষ্ট বলয়ে ছয় C-পরমাণুর ছয়টি সঞ্চরণশীল পাই (π) ইলেকট্রন থাকে। বেনজিন বলয়ে তিনটি দ্বিবন্ধনের সমতুল্য ছয়টি সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন আবদ্ধ অবস্থায় থাকে বলে বেনজিন গ্রাফাইটের মতো বিদ্যুৎ পরিবাহী নয়।

* অনুরূপভাবে ত্রিবন্ধন যুক্ত হাইড্রোকার্বন বা অ্যালকাইন $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ এর ত্রিবন্ধনের উভয় C-পরমাণু sp সংকরিত। ত্রিবন্ধনযুক্ত উভয় C-পরমাণুর মাঝখানে একটি সিগমা বন্ধনসহ দুটি পাই (π) বন্ধন থাকে। পাই (π) বন্ধন থাকার কারণে অ্যালকাইন অধিক সক্রিয় হয়।

৩.১৩ সন্নিবেশ সময়োজী বন্ধন

Coordinate Covalent Bond

সময়োজী বন্ধন গঠনকালে বন্ধনে অংশগ্রহণকারী প্রতিটি পরমাণু সমান সংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে ইলেকট্রনযুগল সৃষ্টি করে। তোমরা অ্যামোনিয়াম আয়ন NH_4^+ লিখে থাকো, এতে NH_3 অণুর N পরমাণুর মুক্তজোড় (Ione pair) ইলেকট্রন দ্বারা H^+ আয়ন কোনো ইলেকট্রন না দিয়েও সময়োজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়। সুতরাং দুটি পরমাণুর মধ্যে সময়োজী বন্ধন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগল কোনো কোনো ক্ষেত্রে একটি মাত্র পরমাণু সরবরাহ করে থাকে এবং অপর পরমাণু কোনো ইলেকট্রন যোগান না দিয়ে ঐ ইলেকট্রন যুগল সরবরাহকারী পরমাণুর সাথে সমভাবে শেয়ার করে বন্ধনে আবদ্ধ হয়। এভাবে সৃষ্ট বন্ধনকে সন্নিবেশ বন্ধন বা সন্নিবেশ সময়োজী বন্ধন বলা হয়।

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

উদাহরণ-১। অ্যামোনিয়া (NH_3) অণু ও হাইড্রোজেন আয়নের মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা NH_4^+ আয়ন সৃষ্টি হয়।



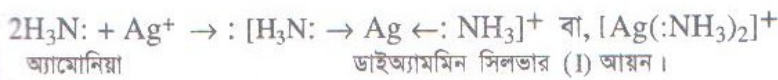
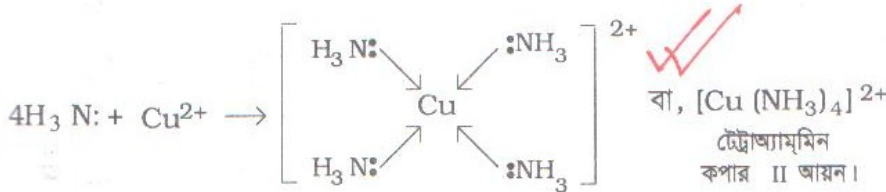
অ্যামোনিয়াম আয়ন

উদাহরণ-২। অষ্টক অপূর্ণ বোরন ট্রাইফ্লোরাইড ও NH_3 অণুর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা উভয় যৌগ যুক্ত হয়ে অ্যামোনিয়া বোরো ফ্লোরাইড উৎপন্ন করে।



অনুরূপভাবে, BCl_3 ও NH_3 এর মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন ঘটে থাকে।

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



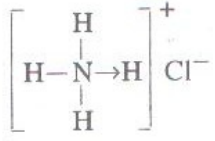
MCQ-3.4 :
[Cu(NH₃)₄]²⁺ এর মধ্যে কী কী প্রকারের বন্ধন আছে? কু. বো. ২০১৫।
(i) আয়নিক (ii) সমযোজী (iii) সন্নিবেশ বন্ধন
নিচের কোনটি সঠিক?
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii
(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

৩.১৩.১ একই যৌগে বিভিন্ন ধরনের বন্ধনের উপস্থিতি

Presence of Different Types of bonds in the Same Compound

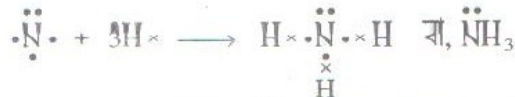
বিভিন্ন বন্ধন যৌগ : অনেক যৌগে একই সাথে বিভিন্ন ধরনের বন্ধন থাকতে পারে; যেমন,

উদাহরণ-১। NH_4Cl এর মধ্যে তিন প্রকার বন্ধন যেমন (i) সমযোজী বন্ধন (ii) সন্নিবেশ বন্ধন ও (iii) আয়নিক বন্ধন আছে। এ যৌগের NH_4^+ আয়নে তিনটি N—H বন্ধন সমযোজী এবং একটি N→H বন্ধন সন্নিবেশ সমযোজী।



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

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



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



(iii) আয়নিক বন্ধন দ্বারা NH_4Cl গঠন : ধনাত্মক NH_4^+ আয়ন ও ঋণাত্মক Cl^- আয়ন স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ দ্বারা আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে NH_4Cl গঠন করে।

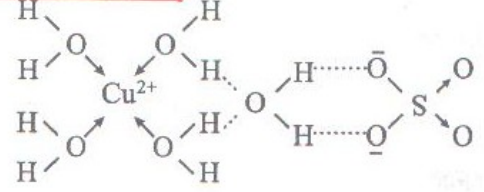


উদাহরণ-২। হেক্সা-অ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ যৌগে অ্যামোনিয়া অংশে N—H বন্ধনসমূহ সমযোজী। আবার Co^{3+} আয়নের সাথে ছয়টি $\ddot{N}H_3$ লিগ্যান্ডের (বা নাইট্রোজেন পরমাণুর) বন্ধন সন্নিবেশ বন্ধন। তৃতীয়ত, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ যৌগটি প্রকৃতপক্ষে হেক্সা-অ্যাম্মিন কোবাল্ট (iii) আয়ন $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ এবং $3Cl^-$ আয়ন দ্বারা গঠিত। সুতরাং এ দুই অংশের মধ্যে আয়নিক বন্ধন।

একইভাবে, পটাসিয়াম বোরন টেট্রাফ্লোরাইড KBF_4 যৌগে K^+ ও BF_4^- আয়ন আছে। সুতরাং তাদের মধ্যে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান। আবার BF_3 ও F^- আয়নের মধ্যে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা BF_4^- আয়ন সৃষ্টি হয়। অন্যদিকে BF_3 অংশে B-F বন্ধনসমূহ সমযোজী বন্ধন।

একইভাবে $Ag(NH_3)_2Cl$, Na_2SO_4 প্রভৃতি বহু যৌগে তিন প্রকারের বন্ধন আছে।

উদাহরণ-৩। সোদক কণার সালফেট বা তুঁতে ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) হলো নীল বর্ণের কেলাস। এর মধ্যে (i) সমযোজী বন্ধন, (ii) সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন, (iii) আয়নিক বন্ধন ও (iv) হাইড্রোজেন বন্ধন (.....) ও আছে। তা পার্শ্বে দেখানো হলো।



উদাহরণ-৪। $H_3N \rightarrow BF_3$ যৌগে শুধুমাত্র সমযোজী বন্ধন (N-H ও B-F) এবং সন্নিবেশ বন্ধন (N \rightarrow B) আছে এতে কোনো আয়নিক বন্ধন নেই। অপরদিকে KOH যৌগে K^+ আয়ন ও OH^- আয়ন এর মধ্যে আয়নিক বন্ধন এবং OH^- অংশে O ও H এর মধ্যে বিশুদ্ধ সমযোজী বন্ধন আছে।

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

(i) যদি কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় আয়নসমূহ অবিকৃত থাকে, তবে সে বিক্রিয়া খুব দ্রুত সম্পন্ন হবে। যেমন, তিন প্রকারের বন্ধনযুক্ত Na_2SO_4 আয়নগুলো দ্রবণে অবিকৃত থাকে, তাই Na_2SO_4 দ্রবণে $BaCl_2$ দ্রবণ যোগ করলে সাথে সাথে $BaSO_4$ এর অধঃক্ষেপ পড়ে। অনুরূপভাবে, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ এর সাথে $AgNO_3$ এর বিক্রিয়ায় তাৎক্ষণিকভাবে $AgCl$ এর অধঃক্ষেপ পড়ে।

(ii) অপরদিকে যদি কোনো বিক্রিয়ায় কোনো আয়নের অভ্যন্তরে সমযোজী বন্ধন ভাঙা বা গড়া হয়, তবে তা তত দ্রুত হবে না। যেমন Na_2SO_4 কে বিজারিত করে Na_2SO_3 বা, Na_2S করতে হলে S-O সমযোজী বন্ধন ভাঙতে হবে সেক্ষেত্রে বিক্রিয়া ধীরগতিতে এবং উচ্চ তাপমাত্রায় সংঘটিত হবে।

(২) সাধারণভাবে কোনো যৌগে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধনের সাথে আয়নিক বন্ধন থাকলে এতে আয়নিক যৌগের ধর্মাবলি প্রাধান্য পায়। সে ধরনের যৌগকে সাধারণভাবে আয়নিক যৌগ হিসেবেই চিহ্নিত করা হয়। যেমন K_2SO_4 , $NaNO_3$, NH_4Cl প্রভৃতিতে বিভিন্ন ধরনের বন্ধন থাকলেও এরা আয়নিক যৌগ হিসেবে পরিচিত।

শিক্ষার্থীর কাজ :

৩.১৪ সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন ও সমযোজী বন্ধনের তুলনা

Comparison between Covalent and Coordinate Bonds

শিখন ফল : সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন হলো সমযোজী বন্ধনের একটি বিশেষ রূপ, তা প্রমাণ করতে হবে।

সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধনের তুলনা দেখানোর জন্য নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর তুলনা করুন। যেমন-

- ১। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধনের পরিচয় দাও।
- ২। পরমাণুর বহিঃস্থ স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসসহ NH_3 ও NH_4^+ আয়নের গঠন দেখাও। এতে সমযোজী ও সন্নিবেশ বন্ধন গঠন হয়েছে ব্যাখ্যা কর।
- ৩। এবার NH_3 অণুতে তিনটি N-H বন্ধনের সাথে NH_4^+ আয়নে চারটি N-H বন্ধনের কোনো পার্থক্য নেই তা ব্যাখ্যা কর।

৪। সবশেষে NH_4^+ আয়নে $\angle\text{HNH} = 109^\circ 28'$ কোণটি আদর্শ চতুস্তলকের কোণের সমান হওয়ায় প্রতিটি সমযোজী বন্ধনে ইলেকট্রন ঘনত্ব সমান রয়েছে প্রমাণ করে।

৫। সমযোজী বন্ধন ও সন্নিবেশ বন্ধন সমতুল্য প্রমাণ করা হলো।

উপরোক্ত বিষয়ভিত্তিক আলোচনা হলো-

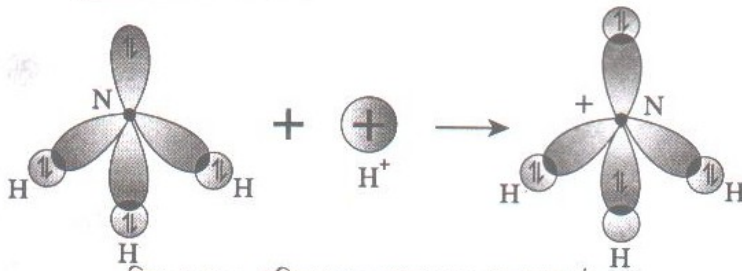
নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস যেমন দ্বিত্বক অথবা অষ্টক কাঠামো লাভের জন্য দুটি অধাতব পরমাণু প্রত্যেকে সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে যুগল গঠন ও শেয়ার করে যে বন্ধনে আবদ্ধ হয়, একে সমযোজী বন্ধন বলা হয়।

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

বন্ধন গঠনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যুগলের উৎস ভিন্ন হলেও প্রকৃতপক্ষে বন্ধন শেষে সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন হলো সাধারণ সমযোজী বন্ধনের একটি বিশেষ রূপমাত্র। এক্ষেত্রে NH_3 অণুর গঠন ও NH_4^+ আয়ন গঠনের মধ্যে তুলনা থেকে তা সুস্পষ্ট হবে।

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

অ্যামোনিয়া (NH_3) যৌগ গঠনের পূর্বে নাইট্রোজেন পরমাণুর অরবিটালে sp^3 সংকরণ ঘটে। ফলে চারটি সমতুল্য সংকর অরবিটালের (যেমন $\psi_1^2 \psi_2^1 \psi_3^1 \psi_4^1$) সৃষ্টি হয়, যার তিনটিতে একটি করে এবং চতুর্থটিতে দুটি ইলেকট্রন থাকে। এক ইলেকট্রনবিশিষ্ট সংকর অরবিটাল তিনটি (যেমন $\psi_2^1 \psi_3^1 \psi_4^1$) তিনটি হাইড্রোজেন পরমাণুর $1s^1$ অরবিটাল এর সাথে অধিক্রমণ করে তিনটি N-H সমযোজী সিগমা বন্ধন সৃষ্টি করে। অ্যামোনিয়া যৌগে নাইট্রোজেন পরমাণুতে চতুর্থ সংকর অরবিটালে (যেমন ψ_1^2) অশেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল বা মুক্তজোড় ইলেকট্রন অবস্থান করে। অ্যামোনিয়াম (NH_4^+) আয়ন গঠনের সময় এ চতুর্থ সংকর অরবিটালটি একটি হাইড্রোজেন আয়নের ইলেকট্রনবিহীন $1s$ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে :



চিত্র ৩.৩২ : সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা NH_4^+ আয়ন গঠন।

MCQ-3.5 : NH_4Cl
অণুতে কী কী প্রকারের বন্ধন আছে? [ঢা. বো. ২০১৫]
(i) আয়নিক (ii) সমযোজী
(iii) সন্নিবেশ বন্ধন
নিচের কোনটি সঠিক?
(ক) i ও ii (খ) ii ও iii
(গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

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

শিক্ষার্থীর কাজ :

প্রশ্ন-৩.১৫। NH_4Cl যৌগের বন্ধন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]
প্রশ্ন-৩.১৬। A ও D মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো যথাক্রমে (ns^2np^1) ও (ns^2np^3) । AlCl_3 এর সাথে DH_3 এর মধ্যে কোন্ ধরনের বন্ধন গঠন সম্ভব তা ব্যাখ্যা কর। [ব. বো. ২৫১৫]

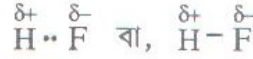
৩.১৫ সমযোজী বন্ধনের পোলারিটি : তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাব

Polarity in Covalent Compounds : Electronegativity Effect

সমযোজী বন্ধনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে কোনো পরমাণু কর্তৃক নিজের দিকে অধিক আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলা হয়। অধাতুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বেশি এবং ধাতুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম। ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতা সবচেয়ে বেশি, তারপর অক্সিজেন, ক্লোরিন, নাইট্রোজেন পরমাণুর স্থান। শেয়ারকৃত ইলেকট্রন মেথের ঘনত্ব অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর দিকে বেশি আকৃষ্ট হয়। ফলে ঐ পরমাণুতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ^-) এবং অপর পরমাণুতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ^+) সৃষ্টি হয়। যেমন,

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

সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু



পাউলিং স্কেল অনুসারে কয়েকটি মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হলো, F = 4, O = 3.5, Cl = 3.0, N = 3.0, Br = 2.8, I = 2.5, C = 2.5, H = 2.1

ডাইপোল ও পোলারিটি : সমযোজী যৌগের সংশ্লিষ্ট দুই পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার অধিক পার্থক্যের কারণে (সাধারণত 0.5 – 1.9 এর মধ্যে হলে) অণুর দুই প্রান্তে দুটি ভিন্ন চার্জের বা মেরুর সৃষ্টি হয়, উভয় মেরুকে একত্রে ডাইপোল (dipole) বলা হয়। সমযোজী যৌগের অণুতে ডাইপোল সৃষ্টির ধর্মকে ঐ যৌগের পোলারিটি (polarity) বলা হয়। অণুর দুই প্রান্তে দুটি ভিন্ন মেরু সৃষ্টি হওয়ায় ঐ অণুকে পোলার অণু বা পোলার যৌগ বলা হয়। HF, H₂O হলো পোলার যৌগ।

HF একটি সর্বাধিক পোলার অণু; কারণ F ও H পরমাণুদ্বয়ের তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য (4-2.1) = 1.9 যা দ্বারা পোলার অণুসমূহের মধ্যে সর্বাধিক পোলারিটি প্রকাশ পায়। হ্যালাজেনসমূহের মধ্যে F সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক বলে HF সর্বাধিক পোলার অণু। হাইড্রোজেন হ্যালাইডের অণুগুলোর মেরু প্রবণতা ক্রম হলো HF > HCl > HBr > HI; মূলকথা বন্ধনে আবদ্ধ পরমাণুদ্বয়ের ঋণাত্মকতার পার্থক্য যত বেশি হবে যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য তত বেশি প্রকাশ পায়।

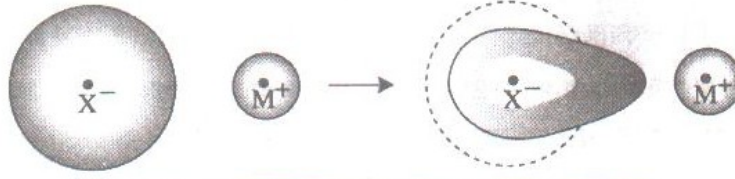
জেনে রাখ; বাস্তবে 100% আয়নিক কোনো যৌগ নেই। তদ্রূপ 100% সমযোজী যৌগ নেই। NaCl যৌগে প্রায় 80% আয়নিক বৈশিষ্ট্য রয়েছে। নিচের সারণিতে পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য এবং তাদের দ্বারা সৃষ্ট যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্যের মোটামুটি শতকরা মাত্রা দেখানো হলো। যেমন,

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

সমযোজী অণুতে আংশিক ধনাত্মক ও ঋণাত্মক তড়িৎ চার্জ সৃষ্টির কারণে ঐ সব যৌগে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়। H-পরমাণুযুক্ত পোলার অণুর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন নামে নতুন আন্তঃআণবিক বল সৃষ্টি হয়। এ সব যৌগের অণু সংবদ্ধ (associated) থাকে। H-বন্ধনের কারণে যৌগের মধ্যে পার্থক্য দেখা দেয়। যেমন ঐ সব যৌগে ভৌত অবস্থা, গলনাঙ্ক, ঘনত্ব ইত্যাদি ধর্মে আংশিক আয়নিক যৌগের বৈশিষ্ট্য দেখা যায়। গ্রুপ 16(6A) এর অক্সিজেন ও সালফারের হাইড্রাইড হলো যথাক্রমে H₂O ও H₂S। এক্ষেত্রে H₂O তরল, কিন্তু অপোলার H₂S হলো গ্যাস। HCl, H₂SO₄, HNO₃ ইত্যাদি এসিড অণু হলো পোলার। এরা পানিতে H⁺ আয়ন দেয়, অম্লধর্ম প্রকাশ করে; NaCl এর জলীয় দ্রবণের মতো এ সব এসিডের জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবাহী হয়। জলীয় দ্রবণে আয়নিক যৌগের বিক্রিয়া যেমন খুব দ্রুত ঘটে। অনুরূপভাবে এসব পোলার সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত অবস্থায় দ্রুত বিক্রিয়া করে থাকে। বিশুদ্ধ সমযোজী যৌগের মধ্যে বিক্রিয়া আয়নিক যৌগের বিক্রিয়ার তুলনায় ধীরে ঘটে।

১৫.১ পোলারায়ন বা আয়নের বিকৃতি Polarization of Ions

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



চিত্র ৩.৩৩ : M^+ ক্যাটায়ন কর্তৃক X^- অ্যানায়নের পোলারায়ন।

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



চিত্র ৩.৩৪ : বিভিন্ন বন্ধনে ইলেকট্রন মেঘের বিভিন্ন অবস্থা।

৩.১৫.২ আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য Covalent Character in Ionic Compounds

অ্যানায়নের পোলারায়ন নিঃসন্দেহে আদর্শ আয়নিক যৌগের ধর্ম থেকে বিচ্যুতি। এ কারণে পোলারায়নের পরিমাণ বৃদ্ধির সাথে সাথে আয়নিক যৌগের বিভিন্ন ধর্মের (যেমন, উচ্চ গলনাঙ্ক, উচ্চ স্ফুটনাঙ্ক, উদ্বায়িতা, পানিতে অধিক দ্রবণীয়তা প্রভৃতির) ক্রমহ্রাস 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 হলো-

- * (i) ক্যাটায়নের ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ যত বেশি হয়,
- * (ii) ক্যাটায়নের আকার যত ছোট হয় এবং অ্যানায়নের আকার যত বড় হয়। এছাড়া
- * (iii) যে সব ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে $ns^2 np^6 nd^{1-10}$ ইলেকট্রন বিন্যাসে থাকে; সে সব ক্ষেত্রে $ns^2 2p^6$

এর তুলনায় অ্যানায়নের বিকৃতি বা পোলারায়ন বেশি মাত্রায় ঘটে। যেমন,

ফাজানের পোলারায়ন নিয়ম বা শর্তাবলির ব্যাখ্যা

(১) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের চার্জের পরিমাণ : কোনো ক্যাটায়ন কর্তৃক অ্যানায়নকে পোলারায়ন করার ক্ষমতা ক্যাটায়নের ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধির সাথে বৃদ্ধি পায়।

পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক : পর্যায় সারণির যে কোনো পর্যায়ে বাম দিক থেকে যতই ডান দিকে যাওয়া যায়, ক্যাটায়নসমূহের ধনাত্মক চার্জও তত বৃদ্ধি পায়; ফলে অধিক চার্জযুক্ত ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতাও ততই বৃদ্ধি পায়। ফলে যৌগটিতে সমযোজী বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি পায়। তাই সংশ্লিষ্ট যৌগের গলনাঙ্ক হ্রাস পায়।

তৃতীয় পর্যায়ে Na^+ আয়ন এর চেয়ে Mg^{2+} আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। Mg^{2+} আয়ন অপেক্ষা Al^{3+} আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা আরো বেশি। তাই এসব আয়নের যৌগসমূহে সমযোজী ধর্ম ক্রমানুসারে বৃদ্ধি পায় এবং যৌগসমূহের গলনাঙ্ক (এবং স্ফুটনাঙ্ক) ক্রমশ হ্রাস পায়। যেমন, NaCl (গলনাঙ্ক 801°C) $>$ MgCl_2 (গলনাঙ্ক 714°C) $>$ AlCl_3 (গলনাঙ্ক 190°C)।

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

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

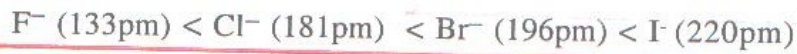
(২) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের আকার : কোন ক্যাটায়নের অ্যানায়নকে পোলারায়ন করার ক্ষমতা এর আকার হ্রাসের সাথে বাড়ে। পর্যায় সারণিতে একই গ্রুপে যতই নিচ থেকে উপরের দিকে যাওয়া যায়, একই চার্জযুক্ত ক্যাটায়নসমূহের আকার কমে যাওয়ায় পোলারায়ন ক্ষমতাও বেড়ে যায়, অর্থাৎ এ সব আয়নের যৌগসমূহের সমযোজী ধর্ম তত বাড়ে।

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

তাদের অনার্দ্র ক্লোরাইডসমূহের সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি বা গলনাঙ্কের হ্রাসের ক্রম হলো নিম্নরূপ :



আবার অ্যানায়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বৃদ্ধি পায়। অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পেলে সর্ববহিস্থ স্তরের ইলেকট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের গড় দূরত্ব বৃদ্ধি পায়। ফলে ইলেকট্রনের উপর অ্যানায়নের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায়। তখন ক্যাটায়ন সহজেই অ্যানায়নকে পোলারায়িত করতে পারে। একই গ্রুপে উপর থেকে নিচের দিকে অ্যানায়নের পোলারায়িত হওয়ার প্রবণতা বাড়ে। যেমন,



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



(৩) ক্যাটায়নের ইলেকট্রন বিন্যাস : সমচার্জের ও প্রায় সমআকারের দুটি ক্যাটায়নের মধ্যে ns^2np^6 ইলেকট্রন বিন্যাসবিশিষ্ট ক্যাটায়ন অপেক্ষা $ns^2np^6(n-1)d^{10}$ বিশিষ্ট ক্যাটায়নের (নিউক্লিয়াসে থাকা অধিক সংখ্যক প্রোটনের অধিক আকর্ষণের কারণে) পোলারায়ন ক্ষমতা বেশি। যেমন, NaCl এর গলনাঙ্ক 801°C ; অথচ কপার (I) ক্লোরাইড CuCl এর গলনাঙ্ক মাত্র 422°C যা দ্বারা শেষোক্ত যৌগে সমযোজী ধর্মের প্রাধান্য বোঝা যায়। যদিও Na^+ (0.095 nm) ও Cu^+ (0.096 nm) এর আকার প্রায় সমান।

ব্যবহারিক (Practical)

ল্যাবরেটরিতে শিক্ষার্থীর কাজ : শ্রেণি শিক্ষকের সহায়তায় চারজনের গ্রুপ করে নিম্নোক্ত মূলনীতি সহকারে উপরোক্ত ধাপ অনুসরণ করে নিচের চিত্রমতে পানির ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণ কর।

পরীক্ষা নং-১২

তারিখ :

পরীক্ষার সময় : ১ পিরিয়ড

৩.১৬ পরীক্ষার নাম : পানির ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণ-এর পরীক্ষা

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



চিত্র ৩.৩৫ : পানিতে ডাইপোলার উপস্থিতি প্রমাণের পরীক্ষা।

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

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

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

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

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

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

সিদ্ধান্ত : (১) তরল সাবানের ঋণাত্মক আয়নিক অংশ মসলার সূক্ষ কণার সংস্পর্শে থাকা পানির সদৃশ মেরুকে বিকর্ষণ করে। এতে প্রমাণিত হয় পানি পোলার অণু অর্থাৎ পানিতে আংশিক ধনাত্মক ($\delta+$) ও আংশিক ঋণাত্মক ($\delta-$) ডাইপোলার আছে।

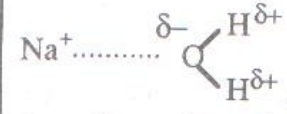
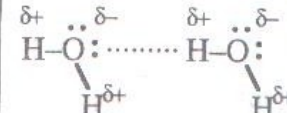
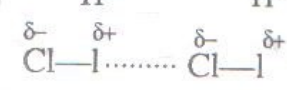
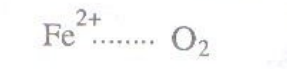


৩.১৭ ভ্যানডার ওয়ালস বল : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল Vander Waals Force : Inter-Molecular Force

আমরা জানি, রাসায়নিক বন্ধন শক্তি বা আন্তঃপারমাণবিক আকর্ষণ বল (Bonding forces) ও আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল-এ উভয় প্রকার বলের প্রকৃতি হলো বিপরীত চার্জের স্থিরবৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল। বন্ধন শক্তি হলো ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের মধ্যে আকর্ষণ (আয়নিক বন্ধনে), নিউক্লিয়াসদ্বয় ও ইলেকট্রন যুগলের মধ্যে আকর্ষণ (সমযোজী বন্ধনে) অথবা ধাতুর ক্যাটায়ন ও সঞ্চরণশীল যোজ্যতা ইলেকট্রনের মধ্যে আকর্ষণ (ধাতব বন্ধনে)। অপরদিকে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল অণুসমূহের মধ্যে আংশিক চার্জ সৃষ্টির কারণে অথবা আয়ন ও অণুর মধ্যে আকর্ষণের কারণে উদ্ভব ঘটে। এ উভয় প্রকার বল মূলত আকর্ষণ শক্তির মাত্রায় ভিন্ন হয় মাত্র।

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

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

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

কার্যকর আকর্ষণ শক্তি	বন্ধনের ভিত্তি	শক্তির মাত্রা kJ/mol	উদাহরণ
বন্ডিং এর বেলায় : (১) আয়নিক বন্ধন : (২) সমযোজী বন্ধন : (৩) ধাতব বন্ধন :	ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন : নিউক্লিয়াসদ্বয় ও শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল : ক্যাটায়ন ও সঞ্চরণশীল যোজ্যতা ইলেকট্রন :	400 – 4000 150 – 1100 75 – 1000	NaCl এর কেলাসে। H-H অণুতে। Fe ও ধাতুসমূহে।
ননবন্ডিং-এর বেলায় : (১) আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ : (২) H-বন্ধন (পোলার অণু) [N, O, F যৌগসমূহে] (৩) ডাইপোল-ডাইপোল (৪) আয়ন-আবিষ্ট ডাইপোল (৫) ডাইপোল-আবিষ্ট ডাইপোল (৬) লন্ডন বল বা বিস্তারণ	আয়ন চার্জ ও ডাইপোল চার্জ পোলার বন্ড ও H-ডাইপোল চার্জ ডাইপোল চার্জসমূহ আয়নের চার্জসমূহ ও পোলারাইজ e ⁻ মেঘ ডাইপোল চার্জ ও পোলারাইজ e ⁻ মেঘ পোলারাইজযোগ্য e ⁻ মেঘ	10 – 50 10 – 40 3 – 4 3 – 15 2 – 10 1 – 10	     

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

আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ : যখন একটি আয়ন ও পোলার তরল নিকটে আসে, তখন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণের উদ্ভব ঘটে। যেমন পানিতে Na^+ আয়ন ও পানি অণুর ঋণাত্মক প্রান্ত অক্সিজেন পরমাণুর মধ্যে অপরদিকে Cl^- আয়ন ও পানি অণুর ধনাত্মক প্রান্ত H-পরমাণুর মধ্যে আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ সৃষ্টি হয়। এ আকর্ষণ বলের পরিমাণ (E) নির্ভর করে। (i) আয়নের চার্জ (z), (ii) পোলার অণুর ডাইপোল মোমেন্ট (μ) এবং (iii) আয়ন ও ডাইপোলের মধ্যবর্তী দূরত্ব (r) এর বর্গের ব্যস্তানুপাতিক হারে : $E \propto \mu z/r^2$ । আবার ডাইপোল মোমেন্ট, $\mu = Q \times r$; এক্ষেত্রে Q = ইলেকট্রনের চার্জ ($1.6 \times 10^{-19}\text{C}$, r = বিপরীত চার্জের দূরত্ব মিটার এককে। ডাইপোল মোমেন্ট (μ) এর একক হলো ডিভাই (D) : $1\text{D} = 3.336 \times 10^{-30}$ coulomb meters (C.m)। পোলার অণুতে পোলারিটির পরিমাণগত মাত্রাকে ডাইপোল মোমেন্ট (μ) বলে, যা বিপরীত চার্জের দূরত্ব (r) ও চার্জের মাত্রা (Q) গুণফলের সমান; $\mu = Q \times r$

(২) **ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ :** অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলদ্বয়ের মধ্যে সৃষ্ট সমযোজী যৌগ অণুতে সৃষ্ট ভিন্ন চার্জ বা মেরুকে ডাইপোল বলে। ডাইপোল দু প্রকার। যেমন, (i) স্থায়ী ডাইপোল ও (ii) অস্থায়ী ডাইপোল। স্থায়ী ডাইপোলের অণু হলো HCl , H_2O , NH_3 ।

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

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



চিত্র ৩.৩৬ : স্থায়ী ডাইপোল ও আবিষ্ট ডাইপোলের মধ্যে আকর্ষণ সৃষ্টি।

(৪) **বিস্তারণ বল বা লন্ডন বল :** বিস্তারণ বলকে ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোল আকর্ষণও বলা হয়। এটি সব ধরনের অপোলার অণু ও পরমাণুর বেলায় কার্যকর। তবে একটি পরমাণু বা অণুতে ইলেকট্রন সংখ্যা যত বেশি হয় এবং বহিস্থ ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ যত কম হয়, ততই এ আকর্ষণ বাড়ে।



চিত্র ৩.৩৭ : বিস্তারণ বলের সৃষ্টি।

যে কোনো অণু বা পরমাণুতে দ্রুত ঘূর্ণনরত ইলেকট্রনসমূহের বিস্তারণ যে কোনো মুহূর্তে সব অবস্থানে সমভাবে হতে পারে না। নিউক্লিয়াসের কোনো একটি অংশে ইলেকট্রন মেঘ-এর ঘনত্ব বেশি হবে, অর্থাৎ ইলেকট্রন মেঘের ক্ষণিক বিকৃতি ঘটে এবং সে স্থানে আংশিক ঋণাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়, যা খুবই ক্ষণস্থায়ী। একই সাথে অন্যত্র ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব হ্রাস পায়, সেখানে ক্ষণস্থায়ী আংশিক ধনাত্মক চার্জের সৃষ্টি হয়। ইলেকট্রন মেঘের ক্ষণিক বিকৃতি হলো বিস্তারণ বল বা লন্ডন বল। পদার্থবিদ Fritz London এর নামানুসারে এরূপ নামকরণ। এরূপ ইলেকট্রন মেঘের বিকৃত হওয়ার ক্ষমতাকে পোলারায়ন ক্ষমতা বলা হয়। যে অণু বা পরমাণু সার্বিকভাবে পুরোপুরি অপোলার তাতেও সর্বদা ক্ষণস্থায়ী

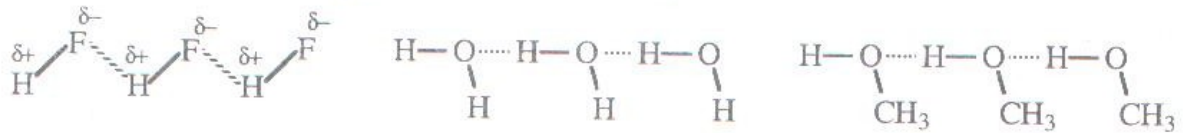
ডাইপোলার সৃষ্টি হয়। এর ফলে নিকটস্থ আরেকটি অণু বা পরমাণুতেও আবিষ্ট ডাইপোল সৃষ্টি এবং এদের মধ্যে আকর্ষণের সৃষ্টি হয়। এরূপ ক্ষণস্থায়ী ডাইপোল প্রভাবিত আবিষ্ট ডাইপোলার সৃষ্টি ও আকর্ষণকে বিস্তারণ বল বা লন্ডন বল বলে। এরূপে বিস্তারণ বল অণু বা পরমাণুতে ঘটতে থাকে।

হ্যালোজেন অণুসমূহের আপবিক ভর বৃদ্ধির সাথে ইলেকট্রন সংখ্যাও বৃদ্ধি পায়। ফলে বিস্তারণ বলজনিত অণুতে পোলারায়ন ক্ষমতাও বৃদ্ধি পায়। তাই এদের ভৌত অবস্থা গ্যাস থেকে তরল ও শেষে আয়োডিন কঠিন অবস্থা লাভ করে।

৩.১৮ হাইড্রোজেন বন্ধন Hydrogen Bond

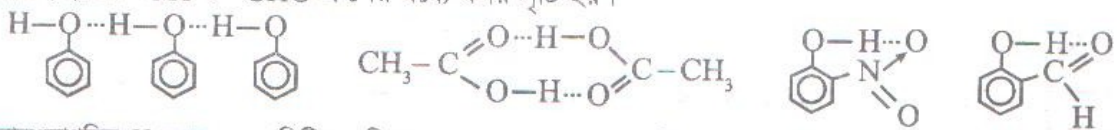
সংজ্ঞা : হাইড্রোজেন পরমাণু ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল যুক্ত অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ছোট আকারের পরমাণু যেমন N, O এবং F; এর মধ্যে সৃষ্টি H—N, H—O, H—F বন্ধন অধিকতর পোলার হয়। ফলে H-পরমাণুর ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব অধিক হ্রাস পায়। এরূপে পোলার অণুসমূহের মধ্যে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্তে নতুনভাবে এক আকর্ষণ বল সৃষ্টি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

ফ্লোরাইড ($\delta^+ \delta^-$), পানি ($\delta^+ \delta^-$) ও মিথানল (CH₃OH) অণুর মধ্যে H-বন্ধন ঘটে। যেমন,



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

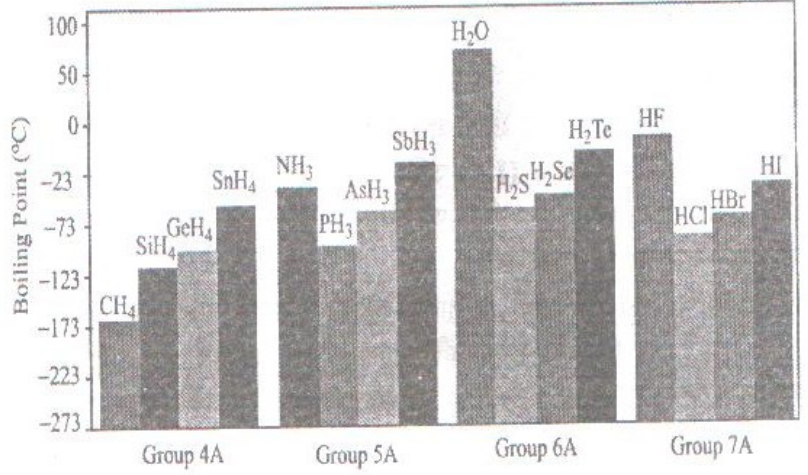
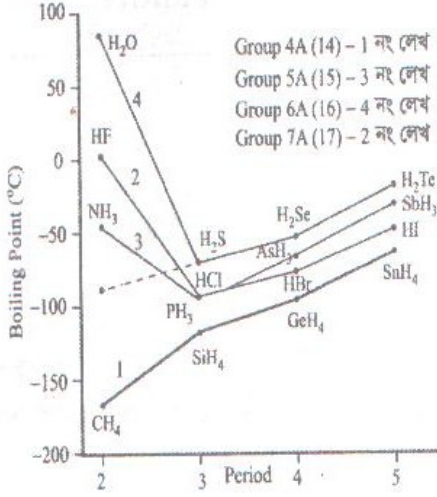
H-বন্ধন দু'প্রকার- যেমন আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ও অন্তঃআণবিক H-বন্ধন। (১) আন্তঃআণবিক H-বন্ধন পাশাপাশি দুটি বা বহু অণুর মধ্যে ঘটতে থাকে। যেমন HF, H₂O, অ্যালকোহল (CH₃OH) ও ফেনল (C₆H₅OH) ইত্যাদির মধ্যে ঘটে। কিন্তু অ্যাসিটিক এসিড (CH₃COOH) এর দুটি অণুর দুটি -COOH গ্রুপের মধ্যে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি করে ডাইমার অণু গঠিত হয়। আবার (২) অন্তঃআণবিক H-বন্ধন একই অণুর দুটি ভিন্ন মূলকের মধ্যে ঘটে বলয় সৃষ্টি করে। যেমন (১) অর্থো নাইট্রো ফেনলের -OH ও -NO₂ গ্রুপের মধ্যে এবং (২) অর্থো হাইড্রোক্সি বেনজ্যালডিহাইডের -OH ও -CHO গ্রুপের মধ্যে বলয় সৃষ্টি হয়।



ফেনলে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন অ্যাসিটিক এসিডের H-বন্ধনে অন্তঃআণবিক H-বন্ধন অর্থো অন্তঃআণবিক H-বন্ধন অর্থো
ডাইমার ডাইমার নাইট্রোফেনলে হাইড্রোক্সি বেনজ্যালডিহাইডে

যৌগের ভৌতধর্মের ওপর H-বন্ধনের প্রভাব : গ্রুপভিত্তিক মৌলসমূহের হাইড্রাইডের ভৌতধর্ম (ভৌত অবস্থা, স্ফুটনাঙ্ক, গলনাঙ্ক) এর ওপর H-বন্ধনের ব্যতিক্রমধর্মী প্রভাব রয়েছে। সাধারণত একই গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকের মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক ও গলনাঙ্ক এদের মোলার ভর বৃদ্ধির সাথে ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। এর কারণ অণুসমূহের মোলার ভর বৃদ্ধির সাথে এদের লন্ডন বিস্তারণ বল বৃদ্ধি পায়। গ্রুপ-14(4A) এর মৌলসমূহের হাইড্রাইডে তা সুস্পষ্ট [চিত্র ৩.৩৮]; $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{GeH}_4 < \text{SnH}_4$ । কিন্তু গ্রুপ 15(5A), 16(6A), 17(7A) এর প্রথম মৌল যথাক্রমে N, O ও F এর হাইড্রাইড যেমন, NH₃, H₂O ও HF এর বেলায় ব্যতিক্রম দেখা যায়। এর কারণ এ সব হাইড্রাইডের অণুসমূহের

মধ্যে কার্যকর আন্তঃআণবিক H-বন্ধন থাকায় আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। ফলে NH_3 , H_2O ও HF এর স্ফুটনাঙ্ক ও গলনাঙ্ক একই গ্রুপের অন্যসব হাইড্রাইডের তুলনায় বেশি হয়ে থাকে, (চিত্র ৩.৩৯)।



চিত্র ৩.৩৮ : গ্রুপ 4A(14) – 7A(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক বনাম পর্যায় নম্বর লেখচিত্র

চিত্র ৩.৩৯ : গ্রুপ 4A(14) – 7A(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইডের স্ফুটনাঙ্ক বনাম গ্রুপ নম্বর কলাম গ্রাফ

বিশেষত গ্রুপ 6A(16) এর মৌলসমূহের হাইড্রাইডের লেখচিত্র ও কলাম গ্রাফ থেকে জানা যায় H_2S এর স্ফুটনাঙ্ক হলো -60.7°C এবং H_2S হলো গ্যাস; কিন্তু H_2O হলো তরল এর স্ফুটনাঙ্ক হলো 100°C । গ্রুপ 6A(16) এর হাইড্রাইডের বর্ধিত লেখ (ডেশ লাইন) থেকে সুস্পষ্ট যে, H_2O এর মধ্যে যদি H-বন্ধন না থাকতো, তবে পানির বর্তমান স্ফুটনাঙ্ক প্রায় 200°C হ্রাস পেয়ে প্রায় -100°C এর কাছাকাছি হতো।

অনুরূপভাবে, আন্তঃআণবিক H-বন্ধনের কারণে একই অ্যারোমেটিক জৈব অণুর মধ্যে নতুন রিং (ring) বা বলয় সৃষ্টি হয়, একে H-বন্ধনের কিলেশন (chelation উচ্চারণ key-lation) বলে। এর ফলে জৈব অ্যারোমেটিক যৌগের অর্থো সমাণুর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক থেকে কম হয়। যেমন অর্থোনাইট্রো ফেনলের গলনাঙ্ক 45°C , কিন্তু এটির প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক 114°C হয়। এর কারণ হলো অর্থো নাইট্রোফেনলের বেলায় $-\text{OH}$ ও $-\text{NO}_2$ গ্রুপ বেনজিন বলয়ে খুব নিকটে দুটি C-পরমাণুতে 1:2 অবস্থানে থাকায় উভয় গ্রুপের মধ্যে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বলয় সৃষ্টি এবং একক অণুরূপে থাকে। অপরদিকে প্যারা নাইট্রোফেনলের অণুতে $-\text{OH}$ ও $-\text{NO}_2$ গ্রুপ বেনজিন বলয়ে সবচেয়ে দূরে 1:4 অবস্থানে থাকায় আন্তঃআণবিক H-বন্ধন ঘটা সম্ভব হয় না; বরঞ্চ আন্তঃআণবিক H-বন্ধন দ্বারা বহু সংখ্যক অণু পরস্পরের সাথে 'সংবদ্ধ' (associated) থাকে। তাই এর অর্থো-সমাণুর তুলনায় প্যারা সমাণুর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বেশি হয়।

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

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

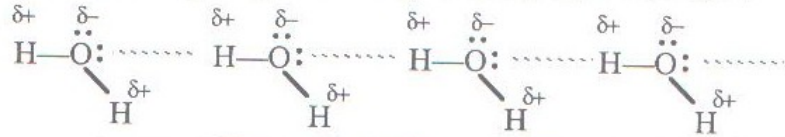
শিক্ষার্থীর কাজ :

৩.১৯ H₂O এবং H₂S এর বন্ধন, H-বন্ধন ও ভ্যানডারওয়ালস বলের তুলনা
Comparison Among Bonds in H₂O, H₂S, H-Bond and Vander Waals' force

নিম্নোক্ত তিনটি বিষয়ের ভিত্তিতে তুলনা করতে হবে। যেমন-

(১) H₂O এবং H₂S হলো গ্রুপ-16 এর মৌল O এবং S এর হাইড্রাইড। গ্রুপভিত্তিক উভয় হাইড্রাইডের ধর্মে মিল থাকার কথা। (২) বাস্তবে H₂O তরল; কিন্তু H₂S হলো গ্যাস। এর কারণ উভয়ের মধ্যে কেবল H₂O অণুতে H-বন্ধন ঘটে। (৩) এছাড়া আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলরূপে H-বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের মধ্যে পার্থক্য উভয় যৌগের ভৌত অবস্থার নিয়ামকরূপে কাজ করে।

পানি অণু (H₂O) হলো পোলার; কিন্তু H₂S হলো অপোলার। এর কারণ, O ও H এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলো $(3.5 - 2.1) = 1.4$, যা সমযোজী পোলার অণু গঠনের শর্ত পূরণ করে। কিন্তু S ও H এর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য হলো $(2.5 - 2.1) = 0.4$, যা অপোলার সমযোজী অণুর শর্ত পূরণ করে। তাই পোলার H₂O অণুসমূহের মধ্যে H-বন্ধন গঠন সম্ভব। অপোলার H₂S অণুর মধ্যে H-বন্ধন সম্ভব নয়। হাইড্রোজেন বন্ধন উপস্থিত থাকার ফলে H₂O অণুসমূহ পরস্পরকে আকৃষ্ট করে সংবদ্ধ বা গুচ্ছ আকারে রাখে। ফলে H₂O তরল অবস্থা প্রাপ্ত হয়। অপরদিকে H₂S পৃথক একক অণুরূপে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে। H₂S অণুগুলোর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল থাকে।



চিত্র ৩.৪০ : পানি অণুর মধ্যে H-বন্ধন

আবার H-বন্ধন শক্তি ও ভ্যানডার ওয়ালস বলের তুলনায় বেশি। H-বন্ধন শক্তি পোলারিটির মাত্রা ভেদে 10 – 40 kJ/mol হয়। HF এর বেলায় H-বন্ধন শক্তি সর্বাধিক হয়। এরপর H₂O এর বেলায় প্রযোজ্য। অপর দিকে অপোলার H₂S এর বেলায় ভ্যানডার ওয়ালস বিস্তারণ বল কাজ করে। এর পরিমাণ হলো 1 – 10 kJ/mol মাত্র।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৯ : আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল শনাক্তকরণভিত্তিক : নিম্নোক্ত পদার্থে উপস্থিত আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলকে শ্রেণিগতভাবে শনাক্ত কর : (ক) HCl, (খ) CH₃CH₃, (গ) CH₃NH₂, (ঘ) Kr।

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

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

(খ) CH₃CH₃ হলো অপোলার; এর অণুতে কেবল বিস্তারণ বল থাকে।

(গ) CH₃NH₂ হলো পোলার অণু; এর অণুতে H-বন্ধন, ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ বল ও বিস্তারণ বল থাকে।

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

শিক্ষার্থী নিজে কর :

প্রশ্ন-৩.১৭। হাইড্রোজেন বন্ধন কী?

[ঢা. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.১৮। H₂O তরল, কিন্তু H₂S গ্যাস; এর কারণ ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৬; য. বো. ২০১৬; ঢা. বো. ২০১৫]

প্রশ্ন-৩.১৯। কক্ষ-তাপমাত্রায় H₂O ও CO₂ এর ভৌত অবস্থা ভিন্ন কেন—ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.১৬ : CCl₄, Cl₂, Ar ও HNO₃ এর মধ্যে—

(ক) কোনটির সবচেয়ে বেশি ডাইপোল-ডাইপোল আকর্ষণ রয়েছে?

(খ) কোনটির সবচেয়ে বেশি H-বন্ধন আকর্ষণ আছে?

(গ) কোনটিতে সবচেয়ে কম বিস্তারণ বল থাকে?

(ঘ) অর্থো নাইট্রো ফেনল ও প্যারা নাইট্রো ফেনলের গলনাঙ্কের ভিন্নতা ব্যাখ্যা কর।

[কু. বো. ২০১৬]

সমস্যা-৩.১৭ : নিম্নোক্ত অণুতে কোন প্রকারের আন্তঃআণবিক বল কার্যকর আছে? এর ভিত্তিতে এদের স্ফুটনাঙ্কের ক্রমবৃদ্ধি দেখাও : (ক) H_2S (34 amu), (খ) CH_3OH (32 amu), (গ) C_2H_6 (30 amu), (ঘ) Ar (40 amu).

৩.২০ হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব

Importance of H-bond

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

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

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

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

শিক্ষার্থীর কাজ :

হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব

শিখন ফল : জীবজগতে টিকে থাকার জন্য হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে হবে।

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

(১) দেহের গঠনগত এককরূপে উদ্ভিদ ও প্রাণীর রয়েছে যথাক্রমে উদ্ভিদ কোষ ও প্রাণিকোষ।

(২) জীবনধারণের জন্য প্রত্যেক জীবের খাদ্য প্রয়োজন।

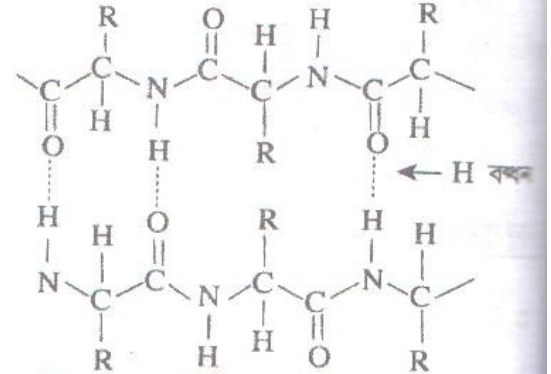
(৩) খাদ্যের পরে মানুষের জন্য বস্ত্র, বাসস্থান, শিক্ষা, চিকিৎসা ইত্যাদি উন্নত জীবন যাপনের জন্য অপরিহার্য বিভিন্ন উপকরণের প্রয়োজন রয়েছে।

উপরোক্ত বিষয়ের আলোকে হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে হবে।

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

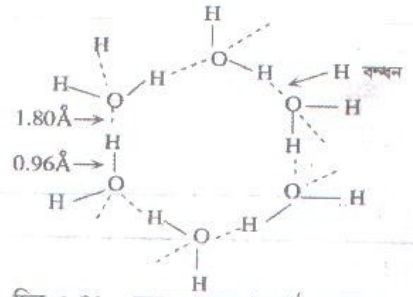
(২) সব প্রাণীর দেহ কাঠামোর 'একক কোষ' প্রোটিন অণু দ্বারা গঠিত। প্রোটিন হলো বিভিন্ন অ্যামাইনো এসিড $[R-CH(NH_2)COOH]$ সমূহের অ্যামাইড বন্ধনে গঠিত প্রাকৃতিক পলিমার। প্রোটিনের পলি-অ্যামাইড শিকলের সেকেন্ডারি ও টারসিয়ারি কাঠামোতে রয়েছে হাইড্রোজেন বন্ধন।

(৩) তরল পদার্থ জমাট বেঁধে কঠিন হলে আয়তনে কমে এবং ঘনত্ব বাড়ে। কিন্তু পানির বেলায় নিম্ন তাপমাত্রায় পানি জমাট বেঁধে বরফ হয়; এতে বরফের ঘনত্ব কম হয়। বরফ পানির ওপর ভাসে। এর মূলে রয়েছে পানির অণুতে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ভূমিকা। বরফ কাঠামোতে সব পানি অণু সর্বাধিক সংখ্যক H-বন্ধন দ্বারা আবদ্ধ থাকে। তখন বরফের কেলাস গঠনে ফাঁকা স্থান থাকে। তখন পানির আয়তনের তুলনায় বরফের আয়তন বাড়ে, ঘনত্ব কমে যায়। এ অবস্থায় বরফ খণ্ড পানির ওপর ভেসে থাকে এবং এর নিচের পানি তরল অবস্থায় থাকে। তাই শীতপ্রধান মেরু অঞ্চলের সব জলাশয়ে জলজ প্রাণীর অস্তিত্ব সম্ভব হয়েছে।

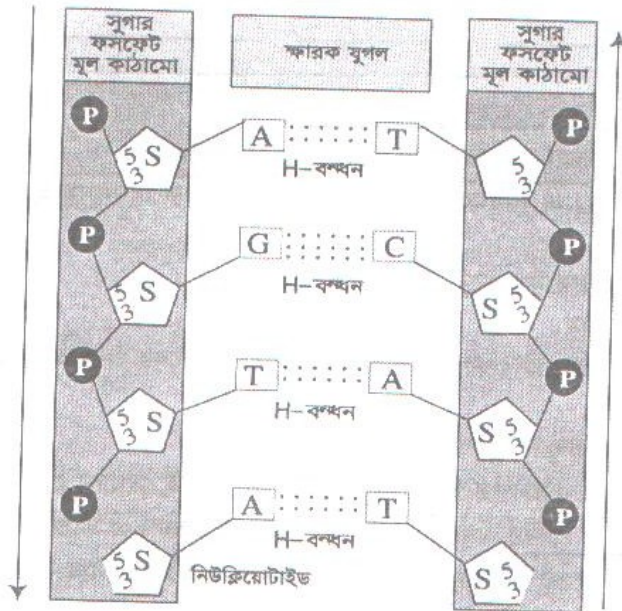


চিত্র ৩.৪১ : প্রোটিনের সেকেন্ডারি গঠনে H-বন্ধন।

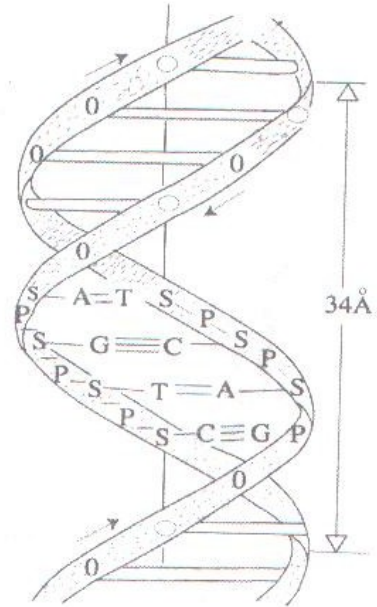
(৪) প্রাণিকোষের নিউক্লিয়াসের রয়েছে জেনেটিক উপাদান দুটি নিউক্লিক এসিড DNA ও RNA (DNA = ডিঅক্সিরাইবো নিউক্লিক এসিড; RNA = রাইবো নিউক্লিক এসিড)। নিউক্লিক এসিডের দ্বিহেলিক্স বা জোড়-কুণ্ডলীতে রয়েছে ক্ষারক যুগলের মধ্যে H-বন্ধন। ক্ষারক যুগল এডিনিন-থাইমিন (A-T) এর মধ্যে থাকে দুটি H-বন্ধন এবং গুয়ানিন-সাইটোসিন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



চিত্র ৩.৪২ : বরফের কেলাস গঠন একক।



চিত্র ৩.৪৩: DNA এর রাসায়নিক রৈখিক গঠনচিত্র। (এডিনিন-থাইমিন (A-T) দুটি এবং গুয়ানিন-সাইটোসিন (G-C) তিনটি হাইড্রোজেন বন্ধনের সাহায্যে সংযুক্ত।



DNA এর দ্বিহেলিক্স মডেল (... H-বন্ধন)। এখানে S = ডিঅক্সি রাইবোজ চিনি P = ফসফেট A = এডিনিন; G = গুয়ানিন; T = থাইমিন; C = সাইটোসিন

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

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

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

৩.২১ অজৈব যৌগের নামকরণ

Nomenclature of Inorganic Compounds

1 1A							18 8A
H ⁺ H ⁻ Hydride	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	
Li ⁺	Be ²⁺			N ³⁻ Nitride	O ²⁻ Oxide	F ⁻ Fluoride	
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺			S ²⁻ Sulfide	Cl ⁻ Chloride	
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺			Se ²⁻ Selenide	Br ⁻ Bromide	
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺	Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻ Telluride	I ⁻ Iodide	
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ⁺ Tl ³⁺	Pb ²⁺ Pb ⁴⁺				

চিত্র ৩.৪৪ : প্রধান গ্রুপসমূহের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন।

বাইনারি আয়নিক যৌগ : দুটি মাত্র মৌল দ্বারা গঠিত যৌগকে Binary Compound বলে। ধনাত্মক আয়নটি 'ধাতুর নাম' এবং ঋণাত্মক আয়নটিতে অধাতুর নামের প্রথম অংশের সাথে 'আইড' (ide) যুক্ত হয়। যেমন NaCl এর নাম সোডিয়াম ক্লোরাইড। ৩.৪৪ নং চিত্রে প্রধান গ্রুপের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো। ৩.৪৫ নং চিত্রে অধাতুর ধাতুসমূহের সাধারণ আয়নসমূহকে চার্জসহ দেখানো হলো।

এখন ion formulas' সম্বন্ধে বিশেষ তথ্য মনে রাখতে হবে। যেমন-

(১) ক্যাটায়ন বা ধনাত্মক আয়নে একই গ্রুপের মৌলসমূহের আয়নের চার্জ গ্রুপ সংখ্যার সমান হয়। যেমন গ্রুপ IA এর সব মৌল একক ধনাত্মক আয়ন (M⁺), গ্রুপ 2A এর মৌল দ্বি-ধনাত্মক আয়ন (M²⁺) আয়ন, গ্রুপ 3A এর মৌল ত্রি-ধনাত্মক আয়ন Al³⁺, ব্যতিক্রম গ্রুপ 4A এর মৌলের বেলায় Sn²⁺, Sn⁴⁺, Pb²⁺, Pb⁴⁺ চিত্র-৩.৪৪ দেখ।

(২) ঋণাত্মক আয়ন বা অ্যানায়নে, আয়নের চার্জ = (গ্রুপ সংখ্যা - ৮)। যেমন S হলো গ্রুপ 6A এর মৌল। সুতরাং S এর আয়নের চার্জ হবে (6-8) = -2 অর্থাৎ আয়নটি হবে S²⁻। গ্রুপ 7A এর হ্যালোজেনের বেলায় আয়নের চার্জ সংখ্যা = (7 - 8) = -1 অর্থাৎ আয়ন হবে F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻।

কীরূপে এ সব আয়নের নাম ও সংকেত মনে রাখবে সে সম্বন্ধে কিছু সাজেশন :

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

(২) বাইনারি আয়নিক যৌগের সংকেত লেখার বেলায় ধনাত্মক আয়ন ও ঋণাত্মক আয়নদ্বয়ের মৌলের প্রতীক লেখার পর আয়নদ্বয়ের চার্জ সংখ্যাদ্বয়কে (চিহ্নবাদে) বিপরীতভাবে উভয় প্রতীকের ডানদিকে একটু নিচে করে লেখা হয়। যেমন ক্যালসিয়াম আয়ন (Ca²⁺) ও ব্রোমাইড আয়ন (Br⁻) এর যৌগের সংকেত হলো Ca₁Br₂ বা CaBr₂ এবং এটির নাম ক্যালসিয়াম ব্রোমাইড।

সারণি-৩.৮ : এক পরমাণুক আয়ন

চার্জ ক্যাটায়ন :	সংকেত	নাম
1+	H ⁺ Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Rb ⁺ Cs ⁺ Ag ⁺	হাইড্রোজেন আয়ন লিথিয়াম আয়ন সোডিয়াম আয়ন পটাসিয়াম রুবিডিয়াম সিজিয়াম আয়ন সিলভার আয়ন
2+	Mg ²⁺ Ca ²⁺ Sr ²⁺ Ba ²⁺ Zn ²⁺ Cd ²⁺	ম্যাগনেসিয়াম আয়ন ক্যালসিয়াম আয়ন স্ট্রোন্টিয়াম আয়ন বেরিয়াম আয়ন জিংক আয়ন ক্যাডমিয়াম আয়ন
3+	Al ³⁺	অ্যালুমিনিয়াম আয়ন
অ্যানায়ন :		
1-	H ⁻ F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	হাইড্রাইড আয়ন ফ্লোরাইড আয়ন ক্লোরাইড আয়ন ব্রোমাইড আয়ন আয়োডাইড আয়ন
2-	O ²⁻ S ²⁻	অক্সাইড আয়ন সালফাইড আয়ন
3-	N ³⁻	নাইট্রাইড আয়ন

(৩) চিত্র ৩.৪৫ এ সাধারণ অবস্থান্তর ধাতুর জলীয় দ্রবণে সুস্থিত আয়নসমূহকে দেখানো হলো।

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

চিত্র ৩.৪৫ : সাধারণ অবস্থান্তর ধাতুর আয়নসমূহ (জলীয় দ্রবণে সুস্থিত)

(৪) অবস্থান্তর ধাতুসমূহের একাধিক ধনাত্মক আয়ন থাকে। এ সব যৌগের নামকরণে (Systematic name এ) ধাতুর আয়নের নামের শেষে বন্ধনীর মধ্যে রোমান সংখ্যায় আয়নের চার্জ সংখ্যা লেখা হয়। যেমন আয়রন (II) ক্লোরাইড, FeCl_2 (উচ্চারণ আয়রন-২ ক্লোরাইড) এবং আয়রন (III) ক্লোরাইড FeCl_3 ।

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

সারণি- ৩.৯ : অবস্থান্তর ধাতুর আয়ন

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

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১০ : সমস্যা ও সমাধান : বাইনারি আয়নিক যৌগের নামকরণভিত্তিক :

Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ।

(ক) BaCl_2

(খ) CrCl_3

(গ) PbS

(ঘ) Fe_2O_3

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

সমাধান (Solution) :

(ক) BaCl_2 : বেরিয়াম ক্লোরাইড : (ক) Ba^{2+} গ্রুপ 2A এর মৌল হওয়ায়; একটি মাত্র আয়ন সম্ভব। তাই রোমান সংখ্যা ব্যবহার করতে হয় না।

(খ) CrCl_3 : ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড : (খ) Cr অবস্থান্তর মৌল হওয়ায় এটির একাধিক আয়ন সম্ভব। তাই এক্ষেত্রে Cr^{3+} আয়নের জন্য রোমান সংখ্যা (III) ব্যবহার আবশ্যিক হয়েছে।

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

(ঘ) Fe_2O_3 : আয়রন (III) অক্সাইড : (ঘ) তিনটি অক্সাইড আয়নে (O^{2-}) মোট ছয়টি ঋণাত্মক চার্জ আছে। তাই দুটি আয়রন ক্যাটায়নেও ছয়টি ধনাত্মক চার্জ হবে। তাই প্রতি ক্যাটায়ন Fe(III) হয়েছে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১১ : সমস্যা ও সমাধান : নাম থেকে বাইনারি যৌগের সংকেত লিখনভিত্তিক : নিচের নাম থেকে যৌগের আণবিক সংকেত লেখ : (ক) ম্যাগনেসিয়াম ক্লোরাইড, (খ) আয়রন (III) সালফাইড, (গ) টিন (IV) ক্লোরাইড

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

সমাধান (Solution) :

(ক) ম্যাগনেসিয়াম ফ্লোরাইড, MgF_2 : Mg হলো গ্রুপ 2A মৌল ; এটির একটিমাত্র আয়ন সম্ভব, চার্জ সংখ্যা $2+$ । তাই একক ঋণাত্মক চার্জের দুটি ফ্লোরাইড (F^-) আয়ন দ্বারা উভয় প্রকার চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(খ) আয়রন (III) সালফাইড : Fe_2S_3 : আয়রন (III) এর $3+$ চার্জ আছে এবং সালফাইড আয়ন (S^{2-}) এর $2-$ চার্জ আছে। তাই বিপরীতক্রমে দুটি আয়রন ও তিনটি সালফার নিয়ে চার্জ সংখ্যা সমান করতে হয়েছে।

(গ) টিন (IV) অক্সাইড : SnO_2 : টিন (IV) এর $4+$ চার্জ আছে; তাই দ্বিঋণাত্মক চার্জের দুটি অক্সাইড আয়ন (O^{2-}) দ্বারা মোট চার্জ সংখ্যা সমান করা হয়েছে।

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর :

সমস্যা-৩.৮ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ :

(ক) CsF (খ) K_2O (গ) CuO (ঘ) BaS

সমস্যা-৩.১৯ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগের নাম থেকে সংকেত লেখ :

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

(খ) পলি অ্যাটমিক আয়নসহ যৌগসমূহ :

বন্ধন আবদ্ধ ও চার্জযুক্ত দুই বা ততোধিক পরমাণুর গ্রুপকে পলি অ্যাটমিক আয়ন বলে। যেমন NH_4^+ (অ্যামোনিয়াম আয়ন), NO_3^- (নাইট্রেট আয়ন) হলো যথাক্রমে পলি অ্যাটমিক ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন। সারণি ৩.১০ এ দেয়া পলি অ্যাটমিক আয়নসমূহের নাম ও সংকেত মুখস্থ রেখে যৌগের নামকরণে অগ্রসর হতে হবে। ঐ সব অ্যানায়নের নামের বৈশিষ্ট্য ও রাখার নিয়ম নিচে দেয়া হলো-

(১) লক্ষ কর অধিকাংশ পলি অ্যাটমিক আয়নের নামের শেষে 'আইট' ((ite)) ও 'এট' (-ate) আছে। যেমন নাইট্রাইট (Nitrite) NO_2^- ও নাইট্রেট (Nitrate) NO_3^- আয়ন। কেবল হাইড্রক্সাইড (OH^-), সায়ানাইড (CN^-), পার অক্সাইড (O_2^{2-}) আয়নের শেষে '-আইড' (ide) আছে।

(২) অক্সিজেনযুক্ত আয়ন বা অক্সোঅ্যানায়ন (oxoanion) সমূহে কোনো একটি মৌলের সাথে বিভিন্ন সংখ্যক O-পরমাণুযুক্ত আছে; এদের (কম O পরমাণু থাকলে) নামের শেষে '-আইট' (-ite) বেশি O পরমাণু থাকলে - 'এট' (-ate) যুক্ত হয়। যেমন SO_3^{2-} -এর নাম সালফাইট (Sulphite), SO_4^{2-} এর নাম সালফেট (Sulphate)।

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

ClO^- আয়ন : এর নাম হাইপো ক্লোরাইট আয়ন (Hypochlorite ion)

ClO_2^- আয়ন : এর নাম (শুধু) ক্লোরাইট আয়ন (Chlorite ion)

ClO_3^- আয়ন : এর নাম (শুধু) ক্লোরেট আয়ন (Chlorate ion)

ClO_4^- আয়ন : এর নাম পারক্লোরেট আয়ন (Per chlorate ion)

(৪) একই এসিড থেকে উৎপন্ন অক্সোঅ্যানায়নযুগল যেমন HCO_3^- ও CO_3^{2-} এবং HSO_4^- ও SO_4^{2-} আয়নদ্বয়ের একটি H^+ আয়নযুক্ত আছে: অপরটিতে তা নেই। এদের নামকরণের বেলায়, যেটিতে H^+ আয়নযুক্ত আছে; এর নামের 'বাই'-(bi-) অথবা 'হাইড্রোজেন' শব্দ যোগ হয়। যেমন,

CO_3^{2-} হলো কার্বনেট আয়ন, HCO_3^- হলো হাইড্রোজেন কার্বনেট (বাই কার্বনেট) আয়ন

SO_4^{2-} হলো সালফেট আয়ন, HSO_4^- হলো হাইড্রোজেন সালফেট (বাই সালফেট) আয়ন

সারণি ৩.১০ : কিছু সংখ্যক সাধারণ পলিঅ্যাটমিক আয়ন :

সংকেত	আয়নের নাম	সংকেত	আয়নের নাম
ক্যাটায়ন :		ClO_4^-	পারক্লোরেট
NH_4^+	অ্যামোনিয়াম	MnO_4^-	পারম্যাঙ্গানেট
		CH_3CO_2^-	অ্যাসিটেট
একক চার্জের	অ্যানায়নসমূহ :	দ্বিচার্জযুক্ত	অ্যানায়নসমূহ :
NO_2^-	নাইট্রাইট	CO_3^{2-}	কার্বনেট
NO_3^-	নাইট্রেট	SO_3^{2-}	সালফাইট
OH^-	হাইড্রক্সাইড	SO_4^{2-}	সালফেট
CN^-	সায়ানাইড	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	থায়োসালফেট
HCO_3^-	হাইড্রোজেন কার্বনেট	HPO_4^{2-}	হাইড্রোজেন ফসফেট ✓
HSO_4^-	হাইড্রোজেন সালফেট	CrO_4^{2-}	ক্রোমেট ✓
H_2PO_4^-	ডাইহাইড্রোজেন ফসফেট	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ডাইক্রোমেট ✓
ClO^-	হাইপো ক্লোরাইট	O_2^{2-}	পারঅক্সাইড ✓
ClO_2^-	ক্লোরাইট	ত্রিচার্জযুক্ত	অ্যানায়ন ✓
ClO_3^-	ক্লোরেট	PO_4^{3-}	ফসফেট

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১২ : সমস্যা ও সমাধান : পলিঅ্যাটমিক আয়নযুক্ত যৌগের নামকরণভিত্তিক :

নিচের যৌগসমূহের নামকরণ Systematic পদ্ধতিতে কর :

(ক) LiNO_3 (খ) KHSO_4 (গ) CuCO_3 (ঘ) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$

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

সমাধান (Solution) :

(ক) LiNO_3 : লিথিয়াম নাইট্রেট : লিথিয়াম (Li) গ্রুপ IA এর মৌল; এর একমাত্র আয়ন Li^+ হওয়ায় নামকরণে রোমান সংখ্যা অপ্রয়োজনীয়।

(খ) KHSO_4 : পটাসিয়াম হাইড্রোজেন সালফেট : K গ্রুপ IA এর মৌল; এটির একমাত্র আয়ন K^+ ।

(গ) CuCO_3 : কপার (II) কার্বনেট : এক্ষেত্রে কার্বনেট (CO_3^{2-}) আয়নের চার্জ হলো 2-; তাই কপার পরমাণুর আয়নের চার্জ 2+ হতে হবে। Cu এর দুটি আয়ন সম্ভব। তাই নামকরণে চার্জসংখ্যা রোমান সংখ্যায় ব্যবহার করা হয়েছে।

(ঘ) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$: আয়রন (III) পারক্লোরেট : তিনটি পারক্লোরেট আয়ন (ClO_4^-) আছে, প্রত্যেকের চার্জ 1- হওয়ায় আয়রন আয়নে চার্জ 3+ হবে। এটি অবস্থান্তর মৌল, তাই রোমান সংখ্যা ব্যবহৃত হয়েছে।

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

অক্সো এসিড : যে সব অল্পধর্মবিশিষ্ট যৌগের অণুতে হাইড্রোজেন (H), অক্সিজেন (O) ও অপর একটি কেন্দ্রীয় অধাতব বা ধাতব মৌল থাকে, তাদের অক্সো এসিড বলে। সাধারণত অধাতব অক্সো-এসিডসমূহ স্থায়ী যেমন, H_2SO_3 , H_2SO_4 ; কিন্তু ধাতব অক্সো এসিড সমূহ তুলনামূলক কম স্থায়ী এবং এদের লবণসমূহ স্থায়ী যেমন অ্যালুমিনিক এসিড (HAlO_2) ও

এর লবণ সোডিয়াম অ্যালুমিনেট (NaAlO_2), ক্রোমিক এসিড ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) ও এর লবণ পটাসিয়াম ডাইকোমেট [$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$]। সাধারণত বেশির ভাগ ক্ষেত্রে অধাতব মৌলের একাধিক অক্সো-এসিড থাকে। যেমন ক্লোরিন (Cl) এর হাইড্রোসিড হাইড্রোক্লোরিক এসিড [$\text{HCl}(\text{aq})$] ছাড়া আরো ৪টি অক্সো এসিড যেমন HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 আছে। একই মৌলের একাধিক অক্সো-এসিডের নামকরণের বেলায় কেন্দ্রীয় মৌলের জারণ-সংখ্যাকে ভিত্তি ধরা হয়। উপরোক্ত ক্লোরিনের ৪টি অক্সো-এসিডের অণুতে ক্রমান্বয়ে অক্সিজেন পরমাণু বেড়েছে। ফলে কেন্দ্রীয় পরমাণু Cl এর জারণ সংখ্যাও দুই একক করে বেড়েছে। যেমন- $\text{HClO}^{\text{+1}}$, $\text{HClO}_2^{\text{+3}}$, $\text{HClO}_3^{\text{+5}}$, $\text{HClO}_4^{\text{+7}}$ । এসব অক্সো-এসিডের নামকরণ নিম্নোক্ত নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

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

HClO হাইপোক্লোরাস এসিড; এখানে Cl^- এর জারণ-সংখ্যা = +1

HBrO হাইপোব্রোমাস এসিড, এখানে Br এর জারণ সংখ্যা = +1

HIO হাইপোআয়োডাস এসিড, এখানে I এর জারণ সংখ্যা = +1

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

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

যেমন- HClO_2 ক্লোরাস এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = +3

HBrO_2 ব্রোমাস এসিড, এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা = +3

HIO_2 আয়োডাস এসিড, এখানে I এর জারণ-সংখ্যা = +3

H_2SO_3 সালফিউরাস এসিড, এখানে S এর জারণ-সংখ্যা = +4

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

যেমন : HClO_3 ক্লোরিক এসিড, এখানে Cl-এর জারণ-সংখ্যা = +5

HBrO_3 ব্রোমিক এসিড, এখানে Br এর জারণ-সংখ্যা = +5

HIO_3 আয়োডিক এসিড, এখানে I এর জারণ-সংখ্যা = +5

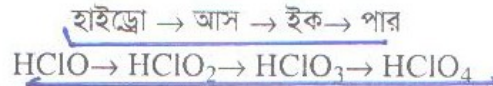
H_2SO_4 সালফিরিক এসিড, এখানে S এর জারণ-সংখ্যা = +6

(৪) যে অক্সো-এসিডের তৃতীয় মৌলের জারণ সংখ্যা ইক্ এসিড অপেক্ষা বেশি এর ক্ষেত্রে (পার + তৃতীয় মৌল ইক্ এসিড) নিয়ম অনুসরণ করা হয়।

যেমন : HClO_4 পারক্লোরিক এসিড, এখানে Cl এর জারণ-সংখ্যা = +7

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

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



(৫) অধাতব মৌলের অক্সো-এসিডের অণুতে পানির অণু সংখ্যা যুক্ত হওয়ার উপর ভিত্তি করে এদের নামকরণ হয়। অক্সো-এসিডের সাথে সবচেয়ে বেশি সংখ্যক পানির অণুর সংযোজন ঘটলে মূল এসিডের নামের পূর্বে অর্থো, কম প অণুর সংযোজন ঘটলে মেটা এবং এ দুইয়ের মাঝামাঝি সংখ্যায় পানির অণুর সংযোজন ঘটলে পাইরো শব্দ যুক্ত

নামকরণ করা হয়। যেমন : P_2O_5 হলো একটি অম্লধর্মী অক্সাইড। এর সাথে বিভিন্ন সংখ্যক পানি অণুর সংযোজনের মাধ্যমে উৎপন্ন এসিডের নামকরণ নিচে দেয়া হলো।



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

নাইট্রিক এসিড (HNO_3) → পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড (HNO_4)। সালফিউরিক এসিড (H_2SO_4) → পারঅক্সোসালফিউরিক এসিড (H_2SO_5)। ফসফরিক এসিড (H_3PO_4) → পারঅক্সো ফসফরিক এসিড (H_3PO_5)। ইথানোয়িক এসিড (CH_3-COOH) → পার অক্সোইথানোয়িক এসিড (CH_3-COO_2H)।

হ্যালোজেনের অক্সোএসিড : (F এর অক্সো এসিড নেই।)

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

২. হ্যালাস এসিড : ক্লোরাস এসিড ($HClO_2$), হাইপোব্রোমাস এসিড ($HBrO_2$), হাইপোআয়োডাস এসিড (HIO_2)।

৩. হ্যালিক এসিড : ক্লোরিক এসিড ($HClO_3$) ব্রোমিক এসিড ($HBrO_3$), আয়োডিক এসিড (HIO_3)।

৪. পারহ্যালিক এসিড : পারক্লোরিক এসিড ($HClO_4$), পারআয়োডিক এসিড (HIO_4)।

পারক্লোরিক এসিড ($HClO_4$) অক্সো এসিডগুলোর মধ্যে সবচেয়ে তীব্র এসিড।

(৭) হাইড্রেট যৌগের নামকরণ :



শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর :

সমস্যা-৩.২০ : Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের নাম লেখ :

(ক) $Ca(ClO)_2$ (খ) $Ag_2S_2O_3$ (গ) $Sn(NO_3)_2$ (ঘ) $Pb(CH_3CO_2)_2$ (ঙ) NaH_2PO_4 (চ) $(NH_4)_2SO_4$.

সমস্যা-৩.২১ : শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর :

Systematic নামকরণ পদ্ধতিতে নিচের যৌগসমূহের সংকেত লেখ : (ক) লিথিয়াম ফসফেট, (খ) ম্যাগনেসিয়াম হাইড্রোজেন সালফেট, (গ) ম্যাঙ্গানিজ (II) নাইট্রেট, (ঘ) ক্রোমিয়াম (III) সালফেট।

৩.২.১ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল যৌগের নামকরণ ও সংকেত লিখন

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

১। আণবিক সংকেতে ক্যাটায়নের পর অ্যানায়ন থাকে।

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

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

জটিল আয়নটিকে তৃতীয় বন্ধনী দ্বারা ঘিরে রাখা হয়।

অন্যান্য নিয়মসমূহ :

১। একাধিক লিগ্যান্ডকে এদের ইংরেজি নামের বর্ণ ক্রমানুসারে এবং সংখ্যাকে ডাই, ট্রাই, টেট্রা, পেন্টা, হেক্সা ইত্যাদি উপসর্গ দ্বারা লিখতে হয়। লিগ্যান্ড ঋণাত্মক হলে নামের শেষে ওকার যুক্ত হয়। যেমন OH⁻ আয়ন লিগ্যান্ডকে হাইড্রক্সো, Cl⁻ আয়নকে ক্লোরো, CN⁻ আয়নকে সায়ানো রূপে লেখা হয়। প্রশম বা নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড NH₃ কে 'অ্যাম্মিন', H₂O কে 'অ্যাকুয়া' লেখা হয়।

২। সমগ্র জটিল আয়নটি ক্যাটায়ন অথবা অ্যানায়ন হতে পারে। জটিল আয়নের মোট চার্জ-এর প্রকৃতি নির্ধারণ করে; জটিল আয়নটি অ্যানায়ন হলে ধাতুর নামের শেষে - এট (- ate) বসে। যেমন- জিংকেট, ক্রোমেট, ফেরেট, কিউপ্রেট, আর্জেন্টেট। [Fe(CN)₆]⁴⁻ এর নাম হলো হেক্সাসায়ানো ফেরেট (II) আয়ন। [Pt(NH₃)Cl₅]⁻ এর নাম হলো অ্যাম্মিন পেন্টাক্লোরো প্লাটিনেট (IV) আয়ন।

জটিল আয়নের চার্জ = ধাতব আয়নের চার্জ + লিগ্যান্ডসমূহের মোট চার্জ।

উদাহরণ : K₂[Co(NH₃)₂Cl₄] এর বেলায় দুটি K⁺ আয়নের দুটি ধনাত্মক চার্জ দ্বারা জটিল আয়নটির দুটি ঋণাত্মক চার্জ প্রশমিত হয়েছে। জটিল আয়নটি হলো [Co(NH₃)₂Cl₄]²⁻; এক্ষেত্রে দুটি নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড NH₃, চারটি একক ঋণাত্মক Cl⁻ আয়ন থাকায় এর কেন্দ্রীয় ধাতব আয়ন Co এর চার্জ + 2 হবে অর্থাৎ আয়নটি Co²⁺ হবে। অর্থাৎ [Co(NH₃)₂Cl₄]²⁻ আয়নটির বেলায়—

জটিল আয়নের চার্জ = ধাতব আয়নের চার্জ + লিগ্যান্ডসমূহের মোট চার্জ

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

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

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

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

৪। জটিল আয়নের মোট লিগ্যান্ড সংখ্যাকে কেন্দ্রীয় আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা (Coordination Number) বলে। যেমন [Co(NH₃)₂Cl₄]²⁻ আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা হলো 6।

সারণি ৩.১১ : কয়েকটি নিরপেক্ষ ও ঋণাত্মক লিগ্যান্ডের এবং জটিল ঋণাত্মক আয়নের নাম

নিরপেক্ষ লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	অ্যানায়ন লিগ্যান্ড	লিগ্যান্ডের নাম	জটিল আয়নে ধাতব আয়ন	জটিল ঋণাত্মক আয়নের নাম
H ₂ O	অ্যাকুয়া	F ⁻	ফ্লোরো	আয়রন	ফেরেট
NH ₃	অ্যাম্মিন	Cl ⁻	ক্লোরো	কপার	কিউপ্রেট
CO	কার্বনিল	Br ⁻	ব্রোমো	লেড	প্লাম্বেট
NO	নাইট্রোসিল	I ⁻	আয়োডো	সিলভার	আর্জেন্টেট
		OH ⁻	হাইড্রক্সো	গোল্ড	অরেট
		CN ⁻	সায়ানো	টিন	স্ট্যান্টেট

জটিল যৌগের নামকরণের কিছু উদাহরণ নিচে দেয়া হলো :

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

[Cu(NH₃)₄]SO₄ টেট্রা অ্যাম্মিন কপার (II) সালফেট

[Co(NH₃)₆]Cl₃ হেক্সা অ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

[Ag(NH₃)₂]Cl ডাই অ্যাম্মিন সিলভার (I) ক্লোরাইড

(২) জটিল ক্যাটায়নবিশিষ্ট তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগগুলোর নাম দুই শব্দবিশিষ্ট হয়। প্রথমে ক্যাটায়ন ও পরে অ্যানায়নের নাম উল্লেখ করতে হয়। কিন্তু তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগের নাম এক শব্দবিশিষ্ট হয়। এক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের জারণ অবস্থা প্রকাশের জন্য নামের শেষে রোমান সংখ্যা ব্যবহার করা হয়।

তড়িৎ-অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগের ক্ষেত্রে সব ঋণাত্মক লিগ্যান্ড কেন্দ্রীয় ধাতব আয়নের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ থাকে এবং তৃতীয় বন্ধনীর মধ্যে লেখা হয়। সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ লিগ্যান্ডরূপী ঋণাত্মক আয়ন পানিতে আয়নিত অবস্থায় থাকে না, বরঞ্চ 'সন্নিবেশ-বলয়' বা Co-ordination sphere এর মধ্যে আবদ্ধ থাকে। তাই ঐ সব ঋণাত্মক আয়ন জলীয় দ্রবণে পৃথক হতে পারে না। নিচের (খ) ও (ঘ) নং উদাহরণ হলো ঐরূপ তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ। এক্ষেত্রে ঐ সব তড়িৎ-অবিশ্লেষ্য যৌগের দ্রবণের মধ্যে সিলভার নাইট্রেট ($AgNO_3$) দ্রবণ যোগ করলে $AgCl$ এর সাদা অধঃক্ষেপ পড়বে না। কিন্তু অপর দুইটি উদাহরণ যেমন-(ক) এর বেলায় তিনটি Cl^- আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; (গ) এর বেলায় একটি Cl^- আয়ন দ্রবণে আয়নিত হবে; এরা $AgNO_3$ দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় $AgCl$ এর সাদা অধঃক্ষেপ দেয়।

(ক) তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগ $\rightarrow [Co(NH_3)_6]Cl_3$ হেক্সাঅ্যাম্মিন কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

(খ) তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ $\rightarrow [Co(NH_3)_3Cl_3]$ ট্রাইঅ্যাম্মিন ট্রাইক্লোরো কোবাল্ট (III) ক্লোরাইড

(গ) তড়িৎ বিশ্লেষ্য জটিল যৌগ $\rightarrow [Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$ টেট্রাঅ্যাকোয়াডাইক্লোরো ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড

(ঘ) তড়িৎ অবিশ্লেষ্য জটিল যৌগ $\rightarrow [Cr(H_2O)_3Cl_3]$ ট্রাইঅ্যাকোয়াট্রাইক্লোরো ক্রোমিয়াম (III) ক্লোরাইড

যেমন, $[Co(NH_3)_6]Cl_3(aq) + 3AgNO_3(aq) \rightarrow 3AgCl(s) + (Co(NH_3)_6)^{3+}(aq)$

$[Co(NH_3)_3Cl_3](aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow$ অধঃক্ষেপ পড়ে না।

অধ্যায়ের সার-সংক্ষেপ (Recapitulation)

⊛ ক্ষারধাতু : গ্রুপ-1 এর ধাতুগুলো পানিসহ বিক্রিয়ায় ক্ষার তৈরি করে বলে এদেরকে ক্ষার ধাতু বলে।

⊛ মৃৎ-ক্ষারধাতু : গ্রুপ-2 এর ধাতুগুলো ক্ষার তৈরি করে এবং এদের যৌগ মাটির উপাদান বলে এরূপ নামকরণ হয়েছে।

⊛ অবস্থান্তর ধাতু : d ব্লকভুক্ত ধাতু, এদের কোনো স্থায়ী আয়নে d অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে।

⊛ পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : পর্যায় সারণির ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরমাণুর আকার নির্ভর ভৌত ধর্ম ও রাসায়নিক ধর্ম যেমন, বন্ধনাম্ব, স্ফুটনাম্ব, যোজ্যতা, আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, ধাতব-অধাতব ধর্ম ইত্যাদিকে মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে।

⊛ অরবিটাল অধিক্রমণ : কোয়ান্টাম মতবাদ মতে, পরমাণুগুলো বন্ধন গঠন কালে পরমাণুর বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত অরবিটাল বিপরীত স্পিন অবস্থায় অধিক্রমণ ঘটায়। তখন দুটি নিউক্লিয়াসের প্রভাবে থেকে ঐ পারমাণবিক অরবিটালদ্বয়ের বন্ধন ইলেকট্রন মেঘ আণবিক অরবিটাল গঠন করে।

⊛ অরবিটাল সংকরণ : বিক্রিয়ার পূর্বে পরমাণুর একই শক্তিস্তরের প্রায় সমশক্তির অরবিটালগুলো মিশ্রিত ও সমশক্তিতে বিভক্ত হয়ে সমসংখ্যক অরবিটাল গঠন করাকে অরবিটাল সংকরণ বলে।

⊛ সন্নিবেশ বন্ধন : নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা দুটি পরমাণু সমযোজী বন্ধন গঠন করলে একে সন্নিবেশ বন্ধন বলে। মুক্তজোড় ইলেকট্রন যুক্ত পরমাণুটি একই বন্ধনের প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন যোগান দেয়; তাই এটিকে দাতা পরমাণু ও অপর পরমাণুকে, যেটি কোনো ইলেকট্রন দেয় না, গ্রহীতা পরমাণু বলে।

⊛ পোলারায়ন : যৌগ অণুতে ক্যাটায়নের আকর্ষণে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘ ক্যাটায়নের দিকে সরে আসাকে অ্যানায়নের পোলারায়ন বলে। এর ফলে আয়নিক যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য প্রকাশ পায়।

✪ **ড্যান্ডার ওয়ালস্ বল** : নন বন্ডিং আন্তঃআণবিক বল বা আকর্ষণ- এ শ্রেণিভুক্ত; যেমন আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ, হাইড্রোজেন বন্ধন, ডাইপোল- ডাইপোল আকর্ষণ, বিস্তারণ বল ইত্যাদি।

✪ **হাইড্রোজেন বন্ধন** : অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু F, O, N এর সাথে যুক্ত H পরমাণুর মধ্যবর্তী বন্ধন অধিকতর পোলার হয়। এরূপ পোলার অণুর মধ্যে ধনাত্মক প্রান্ত ও ঋণাত্মক প্রান্তে এক দুর্বল বন্ধন সৃষ্টি হয়। এরূপ বন্ধনকে H-বন্ধন বলা হয়। H-বন্ধনের শক্তিমাত্রা প্রায় $10-40\text{kJmol}^{-1}$ হয়।

✪ **H-বন্ধনের গুরুত্ব** : জীবজগতের টিকে থাকার জন্য যে সব বায়োঅণু ভূমিকা পালন করে সে সব জৈব অণু ও পানি ইত্যাদিতে H-বন্ধন আছে। তাই বায়োলজিক্যাল প্রক্রিয়ায় H-বন্ধনের ভূমিকা অনন্য।

✪ **অজৈব যৌগের নামকরণ** : পুরাতন Common name পদ্ধতিতে অজৈব যৌগের নামকরণের পরিবর্তে বর্তমানে IUPAC-এর Systematic Name পদ্ধতি ব্যবহৃত হয়।

অনুশীলনী-৩

(ক) জ্ঞানস্তরভিত্তিক প্রশ্নাবলি (এক নজরে) :

(১) ইলেকট্রন বিন্যাস ও মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি :

- ১। s-রুক মৌল কী?
- ২। s-রুক মৌলের সংখ্যা কত?
- ৩। p- রুক মৌল কী?
- ৪। p-রুক মৌলের সংখ্যা কত?
- ৫। d-রুক মৌল কী?
- ৬। d-রুক মৌলের সংখ্যা কত?
- ৭। f- রুক মৌল কী?
- ৮। f- রুক মৌলের সংখ্যা কত?
- ৯। অবস্থান্তর মৌল কী?
- ১০। ল্যান্থানয়ডস কী?
- ১১। অ্যাক্টিনয়ডস কী?
- ১২। ক্ষার ধাতু কাকে বলে?
- ১৩। মৃৎ ক্ষার ধাতু কাকে বলে?
- ১৪। হ্যালোজেন কী?
- ১৫। আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ কী?
- ১৬। প্যারাম্যাগনেটিক ধাতু কী?
- ১৭। ডায়াম্যাগনেটিক ধাতু কী?
- ১৮। লিগ্যান্ড কী?
- ১৯। অবস্থান্তর ধাতুর সন্নিবেশ-সংখ্যা কী?

[ঢা. বো. ২০১৫; য. বো. ২০১৬; ব. বো. ২০১৬]

(২) মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম সমূহ :

- ১। পর্যায়বৃত্ত ধর্ম কী?
- ২। কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ কী?
- ৩। মৌলের আয়নিকরণ শক্তি বা বিভব কী?

[ঢা. বো. ২০১৬]

[দি. বো. ২০১৬]

- ৪। মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি কী? [কু. বো. ২০১৬]
- ৫। মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা কী? [চ. বো. ২০১৬]
- ৬। রাসায়নিক বন্ধন বলতে কী বোঝায়?
- ৭। আণবিক অরবিটাল কী?
- ৮। সিগমা বন্ধন কী? [চ. বো. ২০১৫]
- ৯। পাই বন্ধন কী?
- ১০। অরবিটাল সংকরণ কী? [ব. বো. ২০১৬; দি. বো. ২০১৫]
- ১১। sp^3 সংকরণ কী?
- ১২। sp^2 সংকরণ কী?
- ১৩। sp সংকরণ কী?
- ১৪। সন্নিবেশ বন্ধন কী?
- ১৫। পোলারিটি কী?
- ১৬। ডাইপোল কী?
- ১৭। পোলারায়ন কী? [দি. বো. ২০১৫]
- ১৮। ভ্যানডার ওয়ালস্ বল কী?
- ১৯। বিস্তারণ বল কী?
- ২০। ডাইপোল মোমেন্ট কী?
- ২১। ডাইপোল মোমেন্টের একক কী?
- ২২। আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণের মাত্রা কত?
- ২৩। বিস্তারণ বলের শক্তিমাত্রা কত?
- ২৪। হাইড্রোজেন বন্ধন কী? [চ. বো. ২০১৫, ২০১৬]
- ২৫। H-বন্ধনের শক্তি মাত্রা কত?

(খ) অনুধাবনস্বরভিত্তিক প্রশ্নাবলি (এক নজরে) :

(১) ইলেকট্রন বিন্যাস ও মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি

- ১। Sc(21) ও Zn(30) d-ব্লক মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়; এর ব্যাখ্যা দাও। [দি. বো. ২০১৫]
- ২। সকল অবস্থান্তর মৌল d-ব্লক মৌল; কিন্তু সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়; তা ব্যাখ্যা কর।
- ৩। অবস্থান্তর মৌল রঙিন যৌগ গঠন করে কেন? [রা. বো. ২০১৫; ব. বো. ২০১৫]
- ৪। অবস্থান্তর মৌল জটিল আয়ন বা যৌগ গঠন করে; ব্যাখ্যা কর।
- ৫। Be ধাতু s-ব্লকের মৌল হওয়া সত্ত্বেও আয়নিক যৌগ গঠন করে না; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ৬। $MgCl_2$ পানিতে অর্ধ বিশ্লেষিত হয় না; কিন্তু Mg_3N_2 পানিতে অর্ধ বিশ্লেষিত হয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- ৭। Al_2O_3 উভধর্মী অক্সাইড; এর ব্যাখ্যা কর।
- ৮। $AlCl_3$ ও AlN কে পানিতে মিশ্রিত করলে কীরূপ পরিবর্তন ঘটে?
- ৯। Al ধাতুর সাথে HCl এসিড ও গাঢ় HNO_3 এর বিক্রিয়ার সমীকরণসহ পার্থক্য দেখাও।
- ১০। N_2 ও Cl_2 এর বিক্রিয়ায় কেবল NCl_3 গঠিত হয়; কিন্তু P ও Cl_2 এর বিক্রিয়ায় PCl_3 ও PCl_5 গঠিত হয়; এর ব্যাখ্যা কর।
- ১১। অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া বলতে কী বোঝায়, ব্যাখ্যা কর।
- ১২। $CuSO_4$ দ্রবণে অধিক NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কী ঘটে?

১৩। FeSO_4 ও FeCl_3 এর দ্রবণে NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কী ঘটে?

১৪। ZnSO_4 দ্রবণে গাঢ় NaOH দ্রবণ ধীরে ধীরে যোগ করলে কী ঘটে?

১৫। N_2 গ্যাসকে নিষ্ক্রিয় মাধ্যম রূপে ব্যবহার করা হয় কেন?

[কু. বো. ২০১৬]

(২) মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মসমূহ :

- ১। Na এর ১ম আয়নিকরণ শক্তি $+496 \text{ kJ mol}^{-1}$; কিন্তু এর ২য় আয়নিকরণ শক্তি হলো $+4562 \text{ kJ mol}^{-1}$; এর ব্যাখ্যা কর।
বা, Na^+ আয়ন গঠিত হলেও Na^{2+} আয়ন গঠিত হয় না কেন? [চ. চো. ২০১৫]
- ২। Na^+ ও Ne এর মধ্যে কোনটির আয়নিকরণ শক্তি বেশি এবং কেন? [দি. বো. ২০১৫]
- ৩। Mg এর ১ম আয়নিকরণ শক্তি $+738 \text{ kJ mol}^{-1}$; কিন্তু এর ২য় আয়নিকরণ শক্তি $+1450 \text{ kJ mol}^{-1}$; এর ব্যাখ্যা কর।
- ৪। Mg এর ২য় আয়নিকরণ শক্তি $+1450 \text{ kJ mol}^{-1}$; কিন্তু Na এর ২য় আয়নিকরণ শক্তি $+4562 \text{ kJ mol}^{-1}$ এর ব্যাখ্যা কর।
- ৫। বোরনের আয়নিকরণ শক্তি বেরিলিয়াম অপেক্ষা কম; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ৬। অক্সিজেনের আয়নিকরণ শক্তি নাইট্রোজেন অপেক্ষা কম; এর ব্যাখ্যা দাও। [চ. বো. ২০১৬; সি. বো. ২০১৫]
- ৭। গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহ সহজে দ্বিধনাত্মক আয়ন গঠন করে না কেন তা ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৬]
- ৮। ইলেকট্রন আসক্তির মান ধনাত্মক, ঋণাত্মক এমনকি শূন্য হতে পারে; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ৯। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ১০। N এর ইলেকট্রন আসক্তি এর বাম ও ডান উভয়দিকের সদস্যদ্বয় C ও O এর চেয়ে কম কেন ব্যাখ্যা কর।
- ১১। মৌলের রাসায়নিক ধর্মের ওপর আয়নিকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তির প্রভাব ব্যাখ্যা কর।
- ১২। ফ্লোরিন সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল; ব্যাখ্যা কর। [য. বো. ২০১৫]
- ১৩। অধাতুর একাধিক অক্সাইডের বেলায়, উচ্চ জারণ সংখ্যার অক্সাইড এসিড অ্যান্‌হাইড হয়; কিন্তু নিম্ন জারণ সংখ্যার অক্সাইড নিরপেক্ষ হয়, তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- ১৪। মৌলের অক্সাইডসমূহের pH পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলতে কী বোঝায়, তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- ১৫। একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে ক্রমাগত মৌলসমূহের ধাতু ধর্ম হ্রাস পায়, অধাতু ধর্ম বৃদ্ধি পায়; তা ব্যাখ্যা কর।
- ১৬। ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌলসমূহের অক্সাইড ক্ষারধর্মী, উভধর্মী ও অম্লধর্মী হতে পারে, তা ব্যাখ্যা কর।
- ১৭। ৩য় পর্যায়ভুক্ত মৌলসমূহের অক্সাইড ক্ষারধর্মী, উভধর্মী ও অম্লধর্মী হতে পারে, তা ব্যাখ্যা কর।
- ১৮। পরীক্ষাগারে তুমি মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি কীরূপে নির্ণয় করবে, তা ব্যাখ্যা কর।
- ১৯। সিগমা বন্ধন মূলত সমযোজী বন্ধন;-ব্যাখ্যা কর। [রা. বো. ২০১৬]
- ২০। NH_4Cl যৌগে বন্ধন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৫]
- ২১। $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ আয়নের মধ্যে কী কী প্রকারের বন্ধন আছে, তা ব্যাখ্যা কর।
- ২২। NH_3 একটি লিগ্যান্ড;-এর ব্যাখ্যা কর। [কু. বো. ২০১৫]
- ২৩। CH_4 , NH_3 , H_2O এর কেন্দ্রীয় পরমাণুর অরবিটাল সংকরণ একই প্রকার; কিন্তু যৌগের বন্ধন কোণ ভিন্ন হয় কেন ব্যাখ্যা কর।
- ২৪। NaCl এর গলনাঙ্ক হলো 801°C ; কিন্তু AlCl_3 এর গলনাঙ্ক হলো 190°C ; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ২৫। NaCl এর গলনাঙ্ক হলো 801°C ; কিন্তু CuCl এর গলনাঙ্ক হলো 422°C ; এর ব্যাখ্যা দাও।
- ২৬। FeCl_2 এর গলনাঙ্ক FeCl_3 এর গলনাঙ্ক অপেক্ষা বেশি কেন? [চ. বো. ২০১৫]
- ২৭। কক্ষ তাপমাত্রায় F_2 , Cl_2 হলো গ্যাস, Br_2 হলো তরল ও I_2 হলো কঠিন বস্তু; অর্থাৎ হ্যালোজেন সদস্যসমূহে ক্রমিক ভৌত অবস্থা বিদ্যমান; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

- ২৮। CaCl_2 ও AlCl_3 লবণদ্বয়ের মধ্যে কোনটি পানিতে বেশি দ্রবণীয় এবং কেন ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৬]
- ২৯। পরীক্ষাগারে পানির ডাইপোলার উপস্থিতি কীরূপে নিশ্চিত করা যায়, তা ব্যাখ্যা কর।
- ৩০। H_2O হলো তরল; কিন্তু H_2S গ্যাসীয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।
- ৩১। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের শর্তাবলি কী; তা আলোচনা কর।
- ৩২। অর্থোনাইট্রোফেনল ও প্যারানাইট্রো ফেনল-এর গলনাক্ত ভিন্ন হয় কেন ব্যাখ্যা কর। [কু. বো. ২০১৬]
- ৩৩। স্থায়ী ডাইপোলার অণু হলো HCl , H_2O , NH_3 , তবে H_2O ও NH_3 অণুতে H-বন্ধন আছে; কিন্তু HCl অণুতে H-বন্ধন নেই কেন?
- ৩৪। $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ অণুতে কোন প্রকারের আন্তঃআণবিক বল আছে; ব্যাখ্যা কর।
- ৩৫। জীবন রসায়নে H বন্ধনের গুরুত্বের দুটি উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।
- ৩৬। $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ যৌগে কেন্দ্রীয় পরমাণুর চার্জ সংখ্যা বের কর।
- ৩৭। $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^{2-}$ আয়নটিতে NH_3 ও Cl এর ভূমিকা ব্যাখ্যা কর।
- ৩৮। $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^-$ আয়নের নামকরণের নিয়মাবলি ব্যাখ্যা কর।

ক-বিভাগ : বহুনির্বাচনি প্রশ্ন (MCQ)

□ সাধারণ বহুনির্বাচনি প্রশ্ন :

- ১। কোনো মৌলের পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে ns^2np^5 ইলেকট্রন বিন্যাস থাকলে ঐ মৌলের অবস্থান পর্যায় সারণিতে কোন গ্রুপে হবে?
(ক) 15(5A) (খ) 5(5B) (গ) 17(7A) (ঘ) 2(2A)
- ২। চারটি হ্যালোজেনের ইলেকট্রন আসক্তির মান (kJ/mol) নিম্নরূপ; এদের মধ্যে কোনটির অ্যানায়ন গঠনের প্রবণতা বেশি হবে?
(ক) F(-328) (খ) Br(-325) (গ) Cl(-349) (ঘ) I(-295)
- ৩। নিচের কোন আয়নের আকার সবচেয়ে ছোট হবে?
(ক) F^- (খ) O^{2-} (গ) N^{3-} (ঘ) Na^+
- ৪। পর্যায় সারণির কোন গ্রুপের মৌলগুলো তীব্র জারক?
(ক) গ্রুপ-1 (খ) গ্রুপ-2 (গ) গ্রুপ-17 (ঘ) গ্রুপ-16
- ৫। নিচের কোন আয়নটির অ্যানায়নকে অধিক পোলারিত করতে পারবে?
(ক) Na^+ (খ) Mg^{2+} (গ) Al^{3+} (ঘ) Fe^{3+}
- ৬। s-ব্লক মৌলের সংখ্যা কত? [চ. বো. ২০১৫]
(ক) 14 (খ) 17 (গ) 30 (ঘ) 40
- ৭। ${}_{39}\text{Y}$ মৌলটির পর্যায় সারণিতে অবস্থান— [চ. বো. ২০১৫]
(ক) পর্যায়-5 গ্রুপ-1 (খ) পর্যায়-5 গ্রুপ-2 (গ) পর্যায়-5 গ্রুপ-3 (ঘ) পর্যায়-5 গ্রুপ-13
- ৮। পর্যায় সারণিতে একই পর্যায়ে বাম হতে ডান দিকের মৌলগুলোর ক্ষেত্রে কোন তথ্যটি সঠিক? [চ. বো. ২০১৫]
(ক) আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায় (খ) ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায়
(গ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা অপরিবর্তিত থাকে (ঘ) পরমাণুর আকার বাড়তে থাকে
- ৯। কোন ইলেকট্রন বিন্যাসটি সঠিক? [চ. বো. ২০১৫]
(ক) $\text{Zn}^{2+} : [\text{Ar}] 3d^{10}$ (খ) $\text{Ni}^{2+} : [\text{Ar}]^3d^64s^2$
(গ) $\text{Fe}^{2+} : [\text{Ar}]3d^4s^2$ (ঘ) $\text{Cu}^{2+} : [\text{Ar}]^3d^64s^1$

২৭। কোন মৌলের প্রথম আয়নীকরণ বিভব সবচেয়ে বেশি?

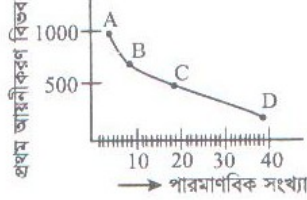
- (ক) Na (খ) K (গ) Rb

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) Li

২৮। উদ্দীপকের উল্লিখিত মৌলসমূহের সক্রিয়তার ক্রম—

[কু. বো. ২০১৫]



- (ক) $A > B > C > D$ (খ) $D > C > B > A$ (গ) $A > B > D > A$

(ঘ) $D > C > A > B$

২৯। পানিগ্রাহী পদার্থ কোনটি?

- (ক) NaCl (খ) CaCl₂ (গ) MgCl₂

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) ZnCl₂

৩০। Fe এর ইলেকট্রন বিন্যাসে $n = 3, l = 2$ এর জন্য কয়টি অরবিটাল সম্ভব?

- (ক) ২ (খ) ৩ (গ) ৫

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) ১০

৩১। p-উপশক্তি স্তরে অরবিটাল কয়টি?

- (ক) 2 (খ) 3 (গ) 5

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) 7

৩২। পানির অণুতে বন্ধন কোণ কত?

- (ক) 104.5° (খ) 107° (গ) 109.5°

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) 120°

৩৩। কোন অক্সাইডটি অম্লধর্মী?

- (ক) MgO (খ) Al₂O₃ (গ) CO₂

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) Na₂O

৩৪। নিচের এসিডগুলোর মধ্যে কোনটি 'পাইরো' এসিড?

- (ক) HClO₄ (খ) H₃PO₃ (গ) H₂SO₄

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) H₂S₂O₇

৩৫। পাউলিং স্কেলে অক্সিজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান কত?

- (ক) 2.5 (খ) 3.0 (গ) 3.5

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) 4.0

৩৬। কোনটির আয়নীকরণ শক্তির মান সর্বনিম্ন?

- (ক) Na (খ) Mg (গ) Cs

[চ. বো. ২০১৫]

(ঘ) Ca

৩৭। নিচের কোন আয়নিক যৌগটিতে সবচেয়ে বেশি পোলারায়ন ঘটে?

- (ক) LiCl (খ) BeCl₂ (গ) NaCl

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) MgCl₂

৩৮। কোন অক্সাইডটি সবচেয়ে বেশি অম্লধর্মী হবে?

- (ক) SiO₂ (খ) Cl₂O₇ (গ) P₂O₅

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) SO₃

৩৯। কোন মৌলটির ইলেকট্রন আসক্তি সবচেয়ে বেশি?

- (ক) N (খ) Cl (গ) O

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) F

৪০। নিচের কোন আয়নটি রঙিন যৌগ গঠন করে?

- (ক) Sc³⁺ (খ) Hg²⁺ (গ) Zn²⁺

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) Ni²⁺

৪১। [Cu(NH₃)₄]²⁺ এ Cu এবং NH₃ এর মধ্যে কোন ধরনের বন্ধন বিদ্যমান?

- (ক) আয়নিক বন্ধন (খ) সমযোজী বন্ধন (গ) সন্নিবেশ বন্ধন

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) ধাতব বন্ধন

৪২। নিচের কোন যুগলের দুইটি মৌলই অষ্টক সম্প্রসারণ ঘটাতে পারে?

- (ক) Al ও S (খ) Al ও S (গ) Al ও S

[কু. বো. ২০১৫]

(ঘ) N ও P

- ৪৩। XeF_6 যৌগে মুক্তজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যা কয়টি? [কু. বো. ২০১৫]
 (ক) ১টি (খ) ২টি (গ) ৩টি (ঘ) ৪টি
- ৪৪। নিচের কোনটির গলনাঙ্ক কম? [চ. বো. ২০১৫]
 (ক) NaCl (খ) $AlCl_3$ (গ) KCl (ঘ) $CaCl_2$
- ৪৫। নিচের কোনটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে না? [চ. বো. ২০১৫]
 (ক) H_2O (খ) NH_3 (গ) BCl_3 (ঘ) CCl_4
- ৪৬। বেনজিনে কয়টি π বন্ধ বিদ্যমান? [চ. বো. ২০১৫]
 (ক) ১২টি (খ) ৯টি (গ) ৬টি (ঘ) ৩টি
- ৪৭। কোনগুলো অধাতু [চ. বো. ২০১৫]
 (ক) Si, Ge, As (খ) Na, K, Ca (গ) Mg, Al, Sb (ঘ) Ne, Fe, Ni
- ৪৮। কোন যৌগটির বন্ধন কোণ সবচেয়ে ছোট? [সি. বো. ২০১৫]
 (ক) H_2O (খ) NCl_3 (গ) H_2S (ঘ) PH_3
- ৪৯। PH_4^+ আয়নে কতটি ইলেকট্রন বিদ্যমান? [সি. বো. ২০১৫]
 (ক) ২০ (খ) ১৯ (গ) ১৮ (ঘ) ১৫
- ৫০। নিচের কোনটি প্যারামাগনেটিক? [সি. বো. ২০১৫]
 (ক) Zn (খ) Cu (গ) Ca (ঘ) Mg
- ৫১। কোনটি Mn ধাতুর অস্থিতিশীল জারণ মান? [সি. বো. ২০১৫]
 (ক) +২ (খ) +৭ (গ) +৪ (ঘ) +৩
- ৫২। যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুটি d^3sp^3 সংকরিত হলে আকৃতি কিরূপ হয়? [সি. বো. ২০১৫]
 (ক) ত্রিকোণীয় দ্বি-পিরামিড (খ) পঞ্চভূজীয় দ্বি-পিরামিডীয় (গ) অষ্টতলকীয় (ঘ) সমতলীয় বর্গাকার
- ৫৩। নিচের কোন যৌগটিতে সঞ্চালন অক্ষম 'π' ইলেকট্রন আছে? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) C_2H_6 (খ) C_6H_6 (গ) C_3H_8 (ঘ) C_2H_4
- ৫৪। নিচের অক্সি-এসিডসমূহের মধ্যে কোনটির তীব্রতা বেশি? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) HClO (খ) H_3PO_4 (গ) HNO_3 (ঘ) H_2SO_4
- ৫৫। নিচের কোনটির ক্ষেত্রে d-অরবিটালের অস্তিত্ব বিদ্যমান? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) K (খ) Ca (গ) Ar (ঘ) Sc
- ৫৬। নিচের কোনটি সাধারণ অবস্থায় তরল? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) F_2 (খ) Cl_2 (গ) Br_2 (ঘ) I_2
- ৫৭। ইলেকট্রন আসক্তির ক্ষেত্রে নিচের কোন ক্রমটি সঠিক? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) $F > Cl > Br > I$ (খ) $Cl > F > Br > I$ (গ) $I > Br > Cl > F$ (ঘ) $Cl > Br > I > F$
- ৫৮। কোনটি রঙিন যৌগ? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) Cu_2Cl_2 (খ) $COCl_2$ (গ) $SCCl_3$ (ঘ) $MgCl_2$
- ৫৯। কোন সংকরায়ন হলে π বন্ধন গঠিত হয়? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) sp^3 (খ) sp^2 (গ) dsp^2 (ঘ) d^2sp^2
- ৬০। আয়নীকরণ শক্তির সঠিক ক্রম কোনটি? [য. বো. ২০১৫]
 (ক) $E_1 < E_3 < E_2$ (খ) $E_1 > E_2 > E_3$ (গ) $E_3 > E_1 > E_2$ (ঘ) $E_1 < E_2 < E_3$

- ৬১। $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Br}$ এ Cr এর জারণ মান কত? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) + 2 (খ) + 3 (গ) - 2 (ঘ) + 6
- ৬২। কোন যৌগটির গলনাঙ্ক সবচেয়ে বেশি? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) CaCl_2 (খ) CaBr_2 (গ) CaF_2 (ঘ) CaI_2
- ৬৩। NH_3 অণুর জ্যামিতিক আকৃতি বিকৃত চতুস্তলকীয় হওয়ার কারণ কী? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) বন্ধন জোড়-বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিকর্ষণ (খ) বন্ধন জোড়-মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের আকর্ষণ
 (গ) বন্ধন জোড়-মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ (ঘ) বন্ধন জোড়-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের আকর্ষণ
- ৬৪। A ও B দুটি মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা যথাক্রমে 2.1 এবং 2.5 হলে, এদের সমন্বয়ে গঠিত যৌগের প্রকৃতি কিরূপ? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) সমযোজী (খ) আয়নিক (গ) সন্নিবেশ (ঘ) পোলার
- ৬৫। নিচের কোন যৌগটি আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) C_6H_6 (খ) NaCl (গ) SiCl_4 (ঘ) CCl_4
- ৬৬। নিচের কোন আয়নের পোলারায়ন ক্ষমতা কম?
 (ক) Cl^- (খ) F^- (গ) Br^- (ঘ) I^-
- ৬৭। নিচের কোন সালফেট লবণ পানিতে অদ্রবণীয়? [ব. বো. ২০১৫]
 (ক) CuSO_4 (খ) Na_2SO_4 (গ) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (ঘ) BaSO_4
- ৬৮। নিচের কোনটি অম্লীয় অক্সাইড?
 (ক) Na_2O (খ) MgO (গ) Al_2O_3 (ঘ) P_2O_5
- ৬৯। ইথিলিনে কার্বন-কার্বন কি সংকরণ বিদ্যমান?
 (ক) sp (খ) sp^2 (গ) sp^2 (ঘ) sp^3d
- ৭০। তড়িৎ ঋণাত্মকতার ক্ষেত্রে সঠিক ক্রম হবে—
 (ক) $\text{Mg} > \text{Al} < \text{Si}$ (খ) $\text{Si} < \text{S} < \text{Na}$ (গ) $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$ (ঘ) $\text{Si} < \text{S} < \text{Cl}$
- ৭১। CH_4 , NH_3 ও H_2O এর বন্ধন কোণের ক্রম—
 (ক) $\text{NH}_3 > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{O}$ (খ) $\text{CH}_4 > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{O}$
 (গ) $\text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$ (ঘ) $\text{CH}_4 > \text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3$
- ৭২। বিরল মৃত্তিকা ধাতু কোন গ্রুপে অবস্থিত?
 (ক) গ্রুপ-1 (খ) গ্রুপ-2 (গ) গ্রুপ-3 (ঘ) গ্রুপ-4
- ৭৩। কোনটি পোলার অণু?
 (ক) CH_4 (খ) CCl_4 (গ) H_2O (ঘ) HCl
- ৭৪। নিচের কোনটির বন্ধন কোণ সবচেয়ে বেশি?
 (ক) মিথেন (খ) অ্যামোনিয়া (গ) পানি (ঘ) কার্বন ডাই-অক্সাইড
- ৭৫। $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ যৌগের Co এর সন্নিবেশ সংখ্যা কত?
 (ক) ২ (খ) ৪ (গ) ৬ (ঘ) ৭
- ৭৭। ভ্যান্ডারওয়ালস আকর্ষণ বলের অণুসমূহ—
 (ক) পোলার সমযোজী (খ) অপোলার সমযোজী (গ) আয়নিক (ঘ) ডাইপোল

- ৭৮। আয়নীকরণ বিভবের ক্ষেত্রে কোনটি সঠিক?
 (ক) $Be < B$ (খ) $Mg < Al$ (গ) $N < O$ (ঘ) $S < P$
- ৭৯। ২য় পর্যায়ে মৌলের পরমাণুর ক্ষেত্রে নিচের কোনটির পারমাণবিক ব্যাসার্ধ সবচেয়ে বড়?
 (ক) $1s^2 2s^2 2p^3$ (খ) $1s^2 2s^2 2p^1$ (গ) $1s^2 2s^2$ (ঘ) $1s^2 2s^1$
- ৮০। হ্যালোজেনসমূহের ইলেকট্রন আসক্তির সঠিক ক্রম কোনটি?
 (ক) $Cl > F > Br > I$ (খ) $F > Cl > Br > I$ (গ) $Cl > Br > F > I$ (ঘ) $I > Br > Cl > F$
- ৮১। Ni^{2-} আয়নে অয়ুগা বা বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা কয়টি?
 (ক) ৮টি (খ) ৬টি (গ) ৪টি (ঘ) ২টি
- ৮২। আয়নের চার্জ ঘনত্ব কয়টি বিষয়ের উপর নির্ভর করে?
 (ক) 1টি (খ) 2টি (গ) 3টি (ঘ) নির্ভর করে না
- ৮৩। আয়নিক বন্ধনে ক্যাটায়নের পোলারায়ন ক্ষমতার ক্রম নিম্নের কোনটি সঠিক?
 (ক) $H^+ > Na^+ > K^+$ (খ) $H^+ > K^+ > Na^+$ (গ) $K^+ > Na^+ > H^+$ (ঘ) $Na^+ > K^+ > H^+$
- ৮৪। নিচের কোনটির অণুতে পোলারায়ন বেশি ঘটে?
 (ক) AgF (খ) $AgCl$ (গ) $AgBr$ (ঘ) AgI
- ৮৫। নিম্নের যৌগগুলোর কোনটিতে সমযোজী বৈশিষ্ট্য সবচেয়ে বেশি?
 (ক) $NaCl$ (খ) CsF (গ) $CaCl_2$ (ঘ) $AlCl_3$
- বহুপদী সমাপ্তিসূচক প্রশ্ন :
- ৮৬। অ্যামোনিয়া অণুর ক্ষেত্রে তথ্যসমূহ লক্ষ্য কর। [ঢা. বো. ২০১৫]
- i. নাইট্রোজেনের সংকরণ sp^3
 ii. চতুস্তলকীয়
 iii. মুক্তজোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান
 নিচের কোনটি সঠিক?
 (ক) i ও ii (খ) ii ও iii (গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৮৭। $A(H_2O) \xrightarrow{H^+} B(H_2O^+)$ উদ্দীপকের মতে— [ঢা. বো. ২০১৫]
- i. A ও B এর আকৃতি একই
 ii. উভয়ের কেন্দ্রীয় পরমাণু সংকরণ একই
 iii. A এর $pH = 7$
 নিচের কোনটি সঠিক?
 (ক) i ও ii (খ) ii ও iii (গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৮৮। p-রকের জন্য প্রযোজ্য— [রা. বো. ২০১৫]
- i. ডাইমারের সংখ্যা অধিক
 ii. নিষ্ক্রিয় গ্যাস অন্তর্ভুক্ত নয়
 iii. s-রক মৌলের বিকারক হিসেবে কম শক্তিশালী
 নিচের কোনটি সঠিক?
 (ক) i ও ii (খ) ii ও iii (গ) i ও iii (ঘ) i, ii ও iii

৩৯। আয়নিক যৌগের জন্য প্রযোজ্য—

[রা. বো. ২০১৫]

- i. স্থির তড়িৎ বল
- ii. CCl_4 এ দ্রবণীয়
- iii. দ্রবণ তাপ = হাইড্রেশন তাপ—ল্যাটিস তাপ

নিচের কোনটি সঠিক?

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

৩০। বরফের যে বন্ধন আছে তা হলো—

[রা. বো. ২০১৫]

- i. হাইড্রোজেন
- ii. সন্নিবেশ
- iii. সমযোজী

নিচের কোনটি সঠিক?

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

৩১। অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন সম্ভব—

[কু. বো. ২০১৫]

- i. অর্থো নাইট্রো ফেনল
- ii. অর্থো হাইড্রোক্সি বেনজালডিহাইড
- iii. স্যালিসাইলিক এসিড

নিচের কোনটি সঠিক?

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

[কু. বো. ২০১৫]

	পর্যায়	13	14
গ্রুপ			
2		W	
3		X	Y

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

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

৩২। নিচের কোন দুইটি মৌল একই ব্লকের অন্তর্ভুক্ত?

[কু. বো. ২০১৫]

- i. Si, B
- ii. Ga, S
- iii. Se, F

নিচের কোনটি সঠিক?

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

- ৯৪। $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^0$ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো— [চ. বো. ২০১৫]
- Cu^+ আয়ন
 - Zn^{++} আয়ন
 - Fe^{++} আয়ন
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৯৫। আয়নিক বন্ধন গঠনের জন্য প্রয়োজনীয় শর্ত— [সি. বো. ২০১৫]
- ধাতুর নিম্ন আয়নিকরণ শক্তি
 - যৌগের উচ্চ ল্যাটিস শক্তি
 - অধাতুর উচ্চ ইলেকট্রন আসক্তি
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৯৬। যে অণুতে sp^3 সংকরণ ঘটে— [সি. বো. ২০১৫]
- H_2O
 - BH_4^-
 - C_2H_4
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৯৭। অর্থো-নাইট্রোফেনলে বিদ্যমান— [সি. বো. ২০১৫]
- সন্নিবেশ বন্ধন
 - হাইড্রোজেন বন্ধন
 - সমযোজী বন্ধন
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৯৮। অষ্টক অপূর্ণ যৌগ— [সি. বো. ২০১৫]
- H_2O
 - BH_4^-
 - C_2H_4
- নিচের কোনটি সঠিক?
- (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৯৯। $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ আয়নটি— [ব. বো. ২০১৫]
- অষ্টতলকীয়
 - sp^3d^2 সংকরায়নের মাধ্যমে গঠিত?
 - প্যারাচুম্বকীয় হয়

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

১০০। কোন আয়ন রঙ্গীন হয়—

[ব. বো. ২০১৫]

i. বহিস্তরের ইলেকট্রন ধাপান্তর ঘটলে

ii. বহিস্তরে অপূর্ণ 'd' অরবিটাল থাকলে

iii. ইলেকট্রন বিন্যাস $[Ar] ns^2 (n-1)d^0$

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

১০১। পর্যায় সারণির গ্রুপ IA এর মৌলসমূহের বেলায় যতই নিচের দিকে যাওয়া যায় ততই—

i. ইলেকট্রনের একটি নতুন স্তর যুক্ত হয়

ii. পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়

iii. যোজ্যতা ইলেকট্রন (ns^1) নিউক্লিয়াস থেকে দূরে সরে যাওয়ায় ধাতুর সক্রিয়তা বৃদ্ধি পায়

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

১০২। NH_3BF_3 যৌগে বিভিন্ন পরমাণুর মধ্যে বন্ধন আছে—

i. আয়নিক

ii. সমযোজী

iii. সন্নিবেশ বন্ধন

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

১০৩। পার্শ্বের উদ্দীপকের X ও Y দ্বারা গঠিত যৌগটি হলো—

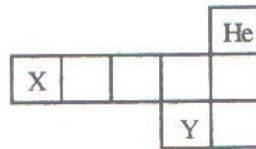
i. একটি জৈব যৌগ

ii. অপোলার যৌগ

iii. এটি পানিতে দ্রবণীয়

কোনটি সঠিক হবে?

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



অভিন্ন তথ্যভিত্তিক প্রশ্ন :

১০৪. ৩য় পর্যায়ভুক্ত P, S ও Cl তাদের সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যাসহকারে অক্সাইড গঠন করে। পানি ও ক্ষারের সাথে তাদের বিক্রিয়া প্রমাণ করে তারা অম্লধর্মী অক্সাইড। এ তথ্য থেকে নিচের প্রশ্নের উত্তর দাও।

১০৫। P ও S এর অক্সাইড দুটি পানির সাথে বিক্রিয়ায় এসিড উৎপন্ন করে কোনটি?

(ক) H_3PO_3 ও H_2SO_4

(খ) H_3PO_4 ও H_2SO_3

(গ) H_3PO_4 ও H_2SO_4

(ঘ) H_3PO_2 ও H_2S

১০৫। Cl এর অক্সাইডটি NaOH ও Ca(OH)₂ এর সাথে পৃথক বিক্রিয়ায় উৎপন্ন লবণ হলো—

(ক) NaClO₄ ও CaClO₄

(খ) Na₂ClO₄ ও CaClO₄

(গ) NaClO₄ ও Ca(ClO₄)₂

(ঘ) NaClO₃ ও Ca(ClO₃)₂

** উদ্দীপকটি পড় এবং নিচের ২টি প্রশ্নের উত্তর দাও :

মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
L	ns ²	
M	(n + 1)s ¹	
X	ns ² np ⁴	2.5
Y	ns ² np ²	3.2

১০৬। XY₂ যৌগটির প্রকৃতি—

(ক) বিস্তৃত সমযোজী

(খ) পোলার সমযোজী

(গ) অপোলার সমযোজী

(ঘ) আয়নিক

[ঢা. বো. ২০১৫]

১০৭। LY₂ অপেক্ষা MY₂ এর—

i. গলনাত্মক বেশি

ii. পানিতে দ্রাব্যতা বেশি

iii. সমযোজী ধর্ম বেশি

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

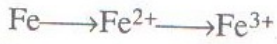
(খ) ii ও iii

(গ) i ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

[ঢা. বো. ২০১৫]

** উদ্দীপকটি পড় এবং নিচের ২টি প্রশ্নের উত্তর দাও :



১০৮। উপরোক্ত আয়নদ্বয় আলাদাভাবে সনাক্তকরণে পটাসিয়াম ফেরিসায়ানাইড দ্রবণ যোগ করা হলো দুটি বর্ণের অধঃক্ষেপ পাওয়া গেলো, বর্ণ দুটি হলো যথাক্রমে—

(ক) নীল-লাল

(খ) বাদামি-নীল

(গ) লাল-নীল

(ঘ) নীল-বাদামি

[রা. বো. ২০১৫]

১০৯। উপরিউক্ত পরিবর্তনে বাম থেকে ডানে হ্রাস পায়—

i. পারমাণবিক ব্যাসার্ধ

ii. আয়নীকরণ শক্তি

iii. সমযোজী ধর্ম

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) ii ও iii

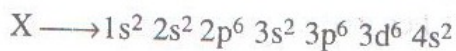
(গ) i ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

[রা. বো. ২০১৫]

** নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং পরবর্তী দুইটি প্রশ্নের উত্তর দাও।

'X' মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



১১০। 'X' এর স্থিতিশীল আয়নটি—

[দি. বো. ২০১৫]

i. X^{2+}

ii. X^{3+}

iii. X^{4+}

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i

(খ) ii

(গ) iii

(ঘ) i ও iii

১১১। পর্যায় সারণিতে 'X' মৌলের অবস্থান কোথায়?

[দি. বো. ২০১৫]

(ক) তৃতীয় পর্যায় ৪-গ্রুপ

(খ) চতুর্থ পর্যায় ৪-গ্রুপ

(গ) পঞ্চম পর্যায় ৭-গ্রুপ

(ঘ) সপ্তম পর্যায় ৭-গ্রুপ

** উদ্দীপকটি লক্ষ কর এবং পরবর্তী দুইটি প্রশ্নের উত্তর দাও :

পর্যায় ↓	→ শ্রেণি	15	17
2		X	A
3		Y	B

১১২। 'X' ও 'Y' যৌথ পৃথকভাবে 'B' মৌলের সাথে বিক্রিয়া করে যৌগ গঠন করতে পারে— [দি. বো. ২০১৫]

i. XB_3 , YB_5

ii. XB_5 , YB_3

iii. XB_3 , YB_3

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) ii ও iii

(গ) i ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

১১৩। কোন মৌলটির তড়িৎ ঋণাত্মকতা সবচেয়ে কম?

[দি. বো. ২০১৫]

(ক) X

(খ) Y

(গ) A

(ঘ) B

উদ্দীপকের আলোকে নিচের ২টি প্রশ্নের উত্তর দাও :

পর্যায় ↓	→ শ্রেণি	16	17
২য়		A	B
৩য়		C	D

১১৪। কোন তথ্যটি উদ্দীপকের সকল মৌলের জন্য প্রযোজ্য?

[চ. বো. ২০১৫]

(ক) কক্ষ তাপমাত্রার দ্বিপরমাণুক গ্যাস

(খ) উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল

(গ) ধাতুর সাথে আয়নিক যৌগ গঠন করে

(ঘ) পরিবর্তনশীল যোজ্যতা প্রদর্শন করে

১১৫। উদ্দীপক অনুসারে—

[চ. বো. ২০১৫]

i. B-এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা A অপেক্ষা বেশি

ii. D-এর ইলেকট্রন আসক্তি B অপেক্ষা কম

iii. CA_2 যৌগটি অম্ল ধর্ম প্রদর্শন করে

১১৫০ নিচের কোনটি সঠিক?

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

** উদ্দীপকটি লক্ষ্য কর এবং নিচের ২টি প্রশ্নের উত্তর দাও :

শ্রেণি সময়	IA	IVA	VIA	VIIA
২য়			E	
৩য়	A	D		Q

১১৬। DE_2 যৌগ—

- i. পলিমার গঠন করে
ii. অম্লধর্মী
iii. নিম্ন গলনাঙ্ক বিশিষ্ট

নিচের কোনটি সঠিক হবে?

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

১১৭। 'AQ' যৌগ সম্পর্কে কোন তথ্যটি সঠিক নয়?

- (ক) আয়নিক বন্ধন গঠন করে না
(গ) উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বিশিষ্ট
(ঘ) গলিত অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করে
(ঘ) পোলার দ্রাবকে দ্রবণীয়

উত্তরমালা :

১।(গ)	২।(গ)	৩।(ঘ)	৪।(গ)	৫।(গ)	৬।(ক)	৭।(গ)	৮।(ক)	৯।(ক)	১০।(ক)
১১।(ঘ)	১২।(ক)	১৩।(খ)	১৪।(ক)	১৫।(খ)	১৬।(গ)	১৭।(খ)	১৮।(খ)	১৯।(ক)	২০।(ঘ)
২১।(খ)	২২।(গ)	২৩।(খ)	২৪।(গ)	২৫।(খ)	২৬।(ঘ)	২৭।(ঘ)	২৮।(ঘ)	২৯।(খ)	৩০।(গ)
৩১।(খ)	৩২।(ক)	৩৩।(গ)	৩৪।(ঘ)	৩৫।(গ)	৩৬।(গ)	৩৭।(খ)	৩৮।(খ)	৩৯।(খ)	৪০।(ঘ)
৪১।(গ)	৪২।(ঘ)	৪৩।(ক)	৪৪।(খ)	৪৫।(ঘ)	৪৬।(ঘ)	৪৭।(ক)	৪৮।(ঘ)	৪৯।(গ)	৫০।(ঘ)
৫১।(ঘ)	৫২।(খ)	৫৩।(ঘ)	৫৪।(গ)	৫৫।(ঘ)	৫৬।(গ)	৫৭।(খ)	৫৮।(ক)	৫৯।(খ)	৬০।(ঘ)
৬১।(খ)	৬২।(গ)	৬৩।(গ)	৬৪।(ঘ)	৬৫।(গ)	৬৬।(খ)	৬৭।(ঘ)	৬৮।(ঘ)	৬৯।(খ)	৭০।(ঘ)
৭১।(খ)	৭২।(গ)	৭৩।(ঘ)	৭৪।(ঘ)	৭৫।(গ)	৭৬।(ঘ)	৭৭।(খ)	৭৮।(ঘ)	৭৯।(ঘ)	৮০।(ক)
৮১।(ঘ)	৮২।(খ)	৮৩।(ঘ)	৮৪।(ঘ)	৮৫।(ঘ)	৮৬।(গ)	৮৭।(খ)	৮৮।(গ)	৮৯।(গ)	৯০।(ঘ)
৯১।(ঘ)	৯২।(ঘ)	৯৩।(ঘ)	৯৪।(ক)	৯৫।(ঘ)	৯৬।(ক)	৯৭।(ঘ)	৯৮।(গ)	৯৯।(ঘ)	১০০।(ক)
১০১।(গ)	১০২।(খ)	১০৩।(ক)	১০৪।(গ)	১০৫।(গ)	১০৬।(খ)	১০৭।(ক)	১০৮।(ঘ)	১০৯।(ক)	১১০।(ঘ)
১১১।(খ)	১১২।(গ)	১১৩।(খ)	১১৪।(গ)	১১৫।(খ)	১১৬।(খ)	১১৭।(ক)			

খ-বিভাগ : সৃজনশীল প্রশ্ন (CQ)

১। নিচের ছকটি অনুধাবন কর এবং এটির সংশ্লিষ্ট প্রশ্নসমূহের উত্তর লেখ।

(ক) সন্নিবেশ বন্ধন কাকে বলে? ১

(খ) D মৌলটির পর্যায় সারণিতে অবস্থান নির্ণয় কর। ২

(গ) উদ্দীপকের কোন মৌলটি দ্বিপরিমাণুক অণু গঠন করে তা ব্যাখ্যা কর। ৩

(ঘ) A ও D মৌলের পরমাণু B এর ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করলে উভয়ের আকারের সম্ভাব্য পরিবর্তনের ধারা কারণসহ ব্যাখ্যা কর। ৪

মৌল	A	B	D
প্রোটন সংখ্যা	9	10	11

২। নিচের উদ্দীপকটি অনুধাবন কর এবং সংশ্লিষ্ট প্রশ্নের যথাযথ উত্তর দাও।

(ক) d-ব্লক মৌল কী? ১

(খ) ভ্যান্ডারওয়ালস বল বলতে কী বোঝায়? ২

(গ) B পরমাণুর $n = 3$ ধরে যোজ্যতাস্তরের তিনটি কোয়ান্টাম (l, m, s) সংখ্যার মানসমূহ দেখাও। ৩

(ঘ) উদ্দীপকের মৌলদ্বয়ের বেলায় $n = 2$ হলে আয়নিকরণ পটেনশিয়ালের মানদ্বয়ের তুলনা কর। ৪

মৌল	যোজ্যতা-ইলেকট্রন বিন্যাস
A	$ns^2 np^3$
B	$ns^2 np^4$

৩। নিচে একটি পর্যায় সারণির খণ্ডিত অংশ দেওয়া হলো :

(ক) রাসায়নিক বন্ধন কী? ১

(খ) পানিতে ডাইপোলার উপস্থিতির কারণ ব্যাখ্যা কর। ২

(গ) উদ্দীপকের মৌলদ্বয় নিজেদের মধ্যে যৌগ গঠনে কোন ধরনের বন্ধন গঠন করে? চিত্রসহ ব্যাখ্যা কর। ৩

(ঘ) উদ্দীপকের মৌলদ্বয়ের হাইড্রাইডের ভৌত ধর্মের পার্থক্যের যৌক্তিক কারণ বিশ্লেষণ কর। ৪

		He
X		
Y		

৪। নিচে একটি পর্যায় সারণির অংশবিশেষ প্রতীকী মৌলসহকারে দেখানো হলো :

(ক) f-ব্লকে মৌল সংখ্যা কত? ১

(খ) পাঃ সংখ্যা, $Z = 30$ বিশিষ্ট মৌলটি d-ব্লক মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়; তা ব্যাখ্যা কর। ২

(গ) উদ্দীপকের A ও E মৌল দুটির স্ব-পরমাণুর মধ্যে ও আন্তঃপরমাণুর মধ্যে অরবিটাল অধিক্রমণ দ্বারা কোন্ প্রকারের বন্ধন গঠন করে, তার সচিত্র বর্ণনা কর। ৩

(ঘ) উদ্দীপকের হাইড্রাইড যেমন BH_4 , CA_3 ও A_2D এর কেন্দ্রীয় মৌলের একই প্রকার অরবিটাল সংকরণ ঘটলেও এদের বন্ধন কোণের মান আণবিক গঠন কীরূপ হবে, তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর। ৪

	1				
A	2		13	14	15
			B	C	D
					E

২য় পর্যায় →	Li(3)	Be(4)	B(5)	C(6)	N(7)	O(8)	F(9)	Ne(10)
আয়নিকরণ শক্তি, kJ/mol	520	899	800	1086	1402	1314	1681	2080

(ক) মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি কী? ১

(খ) NaCl এর গলনাঙ্ক $801^\circ C$ হলেও $AlCl_3$ এর গলনাঙ্ক $190^\circ C$; এর কারণ ব্যাখ্যা কর। ২

(গ) উদ্দীপকের মৌলসমূহের অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার ধর্মের কীরূপ পরিবর্তন ঘটে, তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর। ৩

(ঘ) পর্যায় সারণির বাম থেকে ডান দিকে মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তিসমূহের পরিবর্তনের ধারা এবং উদ্দীপকের কোন্ মৌলের ক্ষেত্রে এ ধারার পরিবর্তন ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর। ৪

৬। প্রতীকী মৌল →	A	B	C	D	
যোজ্যতা ইলেকট্রন →	$(n-1)s^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$n=2$

(ক) লিগ্যান্ড কী?

(খ) অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

(গ) উদ্দীপক মতে, কক্ষতাপমাত্রায়, A_2D ও BD_2 এর ভৌত অবস্থা ভিন্ন হয় কেন, তা ব্যাখ্যা কর।

(ঘ) উদ্দীপকের B ও C মৌলদ্বয়ের কোন্ হাইড্রাইডে বন্ধন কোণ বড় হবে তা কারণসহ সচিত্র বর্ণনা কর।

৭। প্রতীকী মৌল →	A	B	D	E	X	
যোজ্যতা ইলেকট্রন →	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$(n+1)s^2 (n+1)p^5$	$n=2$

(ক) পোলারায়ন কী?

(খ) অবস্থান্তর ধাতু রঙ্গিন যৌগ গঠন করে, তা ব্যাখ্যা কর।

(গ) উদ্দীপক মতে, AX_3 ও DH_3 যৌগদ্বয়ের মধ্যে কোন্ প্রকারের বন্ধন ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর।

(ঘ) উদ্দীপকের BH_4 , DH_3 ও H_2E যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর একই প্রকার অরবিটাল সংকরণ ঘটে; এ সব যৌগের আণবিক গঠন ও বন্ধন কোণ কীরূপ হবে, তা ব্যাখ্যা কর।

৮। নিচে একটি পর্যায় সারণির আংশিক অংশ প্রদর্শিত হলো, যেখানে X, Y, Z প্রচলিত কোনো মৌল নয়; প্রতীকী অর্থে—

(ক) পর্যায় সারণিতে s ব্লক মৌলের সংখ্যা কয়টি?

(খ) ফাজানের পোলারায়নের ২টি নিয়ম ব্যাখ্যা কর।

(গ) Y_2Z যৌগে কোন ধরনের বন্ধন বিদ্যমান তা লুইস প্রতীকসহ ব্যাখ্যা কর।

(ঘ) মৌল তিনটির হাইড্রাইডসমূহের বন্ধন কোণের মানের পরিবর্তনের যৌক্তিক কারণ বিশ্লেষণ কর।

৯। আয়রন একটি d-ব্লক মৌল। p-ব্লকের মৌলের মতো d-ব্লকের Fe মৌল এর নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস ছাড়া এটি সাধারণ লবণ গঠনের পাশাপাশি জটিল যৌগ গঠন করে। জটিল লবণ গঠনের বেলায় লিগ্যান্ডের প্রভাবে এ ধরনের ধাতুর পরমাণুর d-অরবিটালগুলোর ডিজেনারেট অবস্থা নষ্ট হয় এবং বর্ণযুক্ত আয়ন সৃষ্টি করে। এ রকম একটি আয়ন হলো $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ।

(ক) উক্ত আয়নে আয়রনের সন্নিবেশ সংখ্যা কত?

(খ) নিষ্ক্রিয় মৌলের নিষ্ক্রিয়তার কারণ এবং কোন্ সদস্যের বেলায় ব্যতিক্রম রয়েছে তা ব্যাখ্যা কর।

(গ) উদ্দীপকের জটিল আয়নে ধাতুটির পরমাণুর কোন ধরনের সংকরণ বিদ্যমান তা ব্যাখ্যা কর।

(ঘ) উদ্দীপকের আয়নটির রঙ্গিন হওয়ার যৌক্তিক কারণ বিশ্লেষণ কর।

					He
১					
২	X	Y	Z		