

প্রাক্কথন

নেতাজি সুভাষ মুক্ত বিশ্ববিদ্যালয়ের স্নাতক শ্রেণির জন্য যে পাঠক্রম প্রবর্তিত হয়েছে, তার লক্ষণীয় বৈশিষ্ট্য হ'ল প্রতিটি শিক্ষার্থীকে তাঁর পছন্দমতো কোনও বিষয়ে সাম্মানিক (honours) স্তরে শিক্ষাগ্রহণের সুযোগ করে দেওয়া। এক্ষেত্রে ব্যক্তিগতভাবে তাঁদের গ্রহণক্ষমতা আগে থেকেই অনুমান করে না নিয়ে নিয়ত মূল্যায়নের মধ্য দিয়ে সেটা স্থির করাই যুক্তিযুক্ত। সেই অনুযায়ী একাধিক বিষয়ে সাম্মানিক মানের পাঠ-উপকরণ রচিত হয়েছে ও হচ্ছে—যার মূল কাঠামো স্থিরীকৃত হয়েছে একটি সুচিন্তিত পাঠক্রমের ভিত্তিতে। কেন্দ্র ও রাজ্যের অগ্রগণ্য বিশ্ববিদ্যালয়সমূহের পাঠক্রম অনুসরণ করে তার আদর্শ উপকরণগুলির সমন্বয়ে রচিত হয়েছে এই পাঠক্রম। সেই সঙ্গে যুক্ত হয়েছে অধ্যোতব্য বিষয়ে নতুন তথ্য, মনন ও বিশ্লেষণের সমাবেশ।

দূর-সঞ্চারী শিক্ষাদানের স্বীকৃত পদ্ধতি অনুসরণ করেই এই সব পাঠ-উপকরণ লেখার কাজ চলছে। বিভিন্ন বিষয়ের অভিজ্ঞ পণ্ডিতমণ্ডলীর সাহায্য এ কাজে অপরিহার্য এবং যাঁদের নিরলস পরিশ্রমে লেখা, সম্পাদনা তথা বিন্যাসকর্ম সুসম্পন্ন হচ্ছে তাঁরা সকলেই ধন্যবাদের পাত্র। আসলে, এঁরা সকলেই অলঙ্কার থেকে দূরসঞ্চারী শিক্ষাদানের কার্যক্রমে অংশ নিচ্ছেন; যখনই কোনো শিক্ষার্থী এই পাঠ্যবস্তুনিচয়ের সাহায্য নেবেন, তখনই তিনি কার্যত একাধিক শিক্ষকমণ্ডলীর পরোক্ষ অধ্যাপনার তাৎপৰ্য্য সুবিধা পেয়ে যাচ্ছেন।

এইসব পাঠ-উপকরণের চর্চা ও অনুশীলনে যতটা মনোনিবেশ করবেন কোনও শিক্ষার্থী, বিষয়ের গভীরে যাওয়া তাঁর পক্ষে ততই সহজ হবে। বিষয়বস্তু যাতে নিজের চেষ্টায় অধিগত হয়, পাঠ-উপকরণের ভাষা ও উপস্থাপনা তার উপযোগী করার দিকে সর্বস্তরে নজর রাখা হয়েছে। এরপর যেখানে যতটুকু অস্পষ্টতা দেখা দেবে, বিশ্ববিদ্যালয়ের বিভিন্ন পাঠকেন্দ্রে নিযুক্ত শিক্ষা-সহায়কগণের পরামর্শে তার নিরসন অবশ্যই হতে পারবে। তার ওপর প্রতি পর্যায়ের শেষে প্রদত্ত অনুশীলনী ও অতিরিক্ত জ্ঞান অর্জনের জন্য গ্রন্থ-নির্দেশ শিক্ষার্থীর গ্রহণক্ষমতা ও চিন্তাশীলতা বৃদ্ধির সহায়ক হবে।

এই অভিনব আয়োজনের বেশ কিছু প্রয়াসই এখনও পরীক্ষামূলক—অনেক ক্ষেত্রে একেবারে প্রথম পদক্ষেপ। স্বভাবতই ত্রুটি-বিচ্যুতি কিছু কিছু থাকতে পারে, যা অবশ্যই সংশোধন ও পরিমার্জনার অপেক্ষা রাখে। সাধারণভাবে আশা করা যায়, ব্যাপকতর ব্যবহারের মধ্য দিয়ে পাঠ-উপকরণগুলি সর্বত্র সমাদৃত হবে।

অধ্যাপক (ড.) শূভ শঙ্কর সরকার

উপাচার্য

6th পুনর্মুদ্রণ : জুলাই, 2019

বিশ্ববিদ্যালয় মঞ্জুরি কমিশনের দূরশিক্ষা ব্যুরোর বিধি অনুযায়ী মুদ্রিত।

Printed in accordance with the regulations of the
Distance Education Bureau of the University Grants Commission.

পরিচিতি

বিষয় : রসায়ন

সাম্মানিক স্তর

পাঠ্যক্রম : পর্যায় : ECH 02 : 01

	রচনা	সম্পাদনা
একক 1	অধ্যাপিকা মুক্তা রায়	ড. মনতোষ দাশগুপ্ত
একক 2	ঐ	ঐ
একক 3	ড. মনতোষ দাশগুপ্ত	ড. হিমাংশু রঞ্জন দাস

ECH 02 : 01

	রচনা	সম্পাদনা
একক 4	ড. আরোগ্য ভরম সাহা	ড. হিমাংশু রঞ্জন দাস
একক 5	ড. রমাপ্রসাদ সরকার	ঐ
একক 6	ড. স্বপন ব্রহ্ম	ঐ
একক 7	ঐ	ঐ
একক 8	ঐ	ঐ

প্রজ্ঞাপন

এই পাঠ্য-সংকলনের সমুদয় স্বত্ব নেতাজি সুভাষ মুক্ত বিশ্ববিদ্যালয়ের দ্বারা সংরক্ষিত। বিশ্ববিদ্যালয় কর্তৃপক্ষের লিখিত অনুমতি ছাড়া এর কোনও অংশের পুনর্মুদ্রণ বা কোনভাবে উদ্ভূতি দেওয়া সম্পূর্ণ নিষিদ্ধ।

মোহন কুমার চট্টোপাধ্যায়
নিবন্ধক



নেতাজি সুভাষ মুক্ত বিশ্ববিদ্যালয়

ECH 02

অজৈব রসায়ন-1

(স্নাতক পাঠ্যক্রম)

পর্যায়

1

পর্যায়-সারণি ও জারণ-বিজারণ

একক 1	☐ পর্যায়-সারণি	7-40
একক 2	☐ পর্যাবৃত্তি	41-75
একক 3	☐ জারণ ও বিজারণ	76-124

পর্যায়

2

অ্যাসিড ও ক্ষার, দ্রাবক, অজৈব যৌগের গঠন, তেজস্ক্রিয়তা

একক 4	☐ অ্যাসিড ও ক্ষার	125-173
একক 5	☐ দ্রাবক	174-209
একক 6	☐ অজৈব যৌগের গঠন	210-297
একক 7	☐ তেজস্ক্রিয়তা	298-342
একক 8	☐ আইসোটোপ ও তার প্রয়োগ	343-366

একক 1 □ পর্যায়-সারণি

গঠন

- 1.1 প্রস্তাবনা
- 1.2 উদ্দেশ্য
- 1.3 পর্যায়বিন্যাসের প্রারম্ভিক প্রচেষ্টাসমূহ
 - 1.4.1 মেণ্ডেলিফের পর্যায়-সূত্র
 - 1.4.2 মেণ্ডেলিভের হ্রস্ব পর্যায়-সারণি ও তার বিশ্লেষণ
 - 1.4.3 শ্রেণী ও উপশ্রেণী
 - 1.4.4 পর্যায়-সারণির উপযোগিতা
 - 1.4.5 পর্যায়-সারণির ত্রুটিসমূহ
 - 1.4.6 আধুনিক পর্যায়-সূত্র
 - 1.4.7 দীর্ঘ পর্যায়-সারণি
- 1.5.1 পর্যায়ক্রম ও মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস
- 1.5.2 ইলেকট্রনবিন্যাস ও দীর্ঘ পর্যায়-সারণি
- 1.5.3 দীর্ঘ পর্যায়-সারণির উপযোগিতা
- 1.5.4 দীর্ঘ পর্যায়-সারণির ত্রুটি
- 1.6 ইলেকট্রনবিন্যাস ও মৌলসমূহের শ্রেণীবিভাগ
 - 1.6.1 বোরের শ্রেণীবিভাগ
 - 1.6.2 ব্লক বদ্ধকরণ
- 1.7 শতাত্তরসংখ্যক মৌলসমূহের নামকরণ
- 1.8 সারাংশ
- 1.9 প্রস্তাবনা
- 1.10 উত্তরমালা

1.1 প্রস্তাবনা

রসায়নের প্রধান উদ্দেশ্য হল মৌলগুলির সাধারণ প্রকৃতি ও ধর্মাবলীর সঙ্গে পরিচিত হওয়া। কিন্তু মৌলের সংখ্যা এখন শতাধিক এবং তাদের যৌগের সংখ্যাও অসংখ্য হওয়ায় প্রতিটি মৌল এবং তাদের যৌগগুলির সাধারণ প্রকৃতি ও ধর্মাবলীর বিষয় মনে রাখা একরকম অসম্ভব। সুতরাং মৌলগুলিকে শ্রেণীবদ্ধ করে তাদের

সাধারণ প্রকৃতির সঙ্গে পরিচিত হওয়ার প্রবণতা স্বাভাবিক এবং অবশ্যজ্ঞাবী। আমাদের সৌভাগ্য এই যে মৌলগুলির রাসায়নিক সাযুজ্য তাদের শ্রেণীবদ্ধ করতে সাহায্য করে। বিভিন্ন শ্রেণীর সাধারণ বৈশিষ্ট্যগুলি বুঝতে পারলে মৌলগুলিকে আর আলাদা করে মনে রাখার দরকার হয় না। মৌলগুলির মধ্যে সাদৃশ্য বা বৈসাদৃশ্যের কারণ জানা না থাকলেও তাদের বিভিন্ন ধর্মগুলির পর্যায়ক্রমিক পরিবর্তনগুলি কিন্তু ঊনবিংশ শতাব্দীর মধ্যভাগেই লক্ষিত হয়েছিল। ধর্মের এই পর্যায়ক্রমিক পরিবর্তনকে ভিত্তি করে বিভিন্ন রসায়নবিদ ভিন্ন ভিন্ন ভাবে মৌলগুলিকে শ্রেণীবদ্ধ করার প্রচেষ্টা শুরু করেছিলেন। ঐ সকল সারণিগুলি ভিন্ন প্রকারের হলেও প্রতিটির উদ্দেশ্য ছিল একটাই—সহজে ও সুসংবদ্ধভাবে মৌলগুলির তুলনামূলক বিচার করা ও তাদের রসায়ন অনুধাবন করা। পরবর্তী ধাপে পরমাণু-গঠন প্রতিষ্ঠিত হবার পর ধর্মের পর্যায়ক্রমিক পরিবর্তনের কারণ সুস্পষ্টরূপে বোঝা সম্ভবপর হল। আরো বোঝা গেল এই যে রাসায়নিক ধর্ম মৌলের সর্ববহিষ্ণু বা যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা ও বিন্যাসের উপর নির্ভরশীল। যে সমস্ত মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস একপ্রকার তারাই সমধর্মিতা প্রকাশ করে। এই পরিশ্রেক্ষিতে আমরা মৌলের শ্রেণীবদ্ধতার ভিত্তি ও ধর্মের পর্যাবৃত্তি প্রকাশক যে পর্যায়-সারণি তার গঠন সম্বন্ধে আলোচনা করব এবং যে সকল ধর্মের মধ্যে পর্যাবৃত্তি লক্ষ্য করা যায় সেগুলি বুঝবার চেষ্টা করব।

1.2 উদ্দেশ্য

এই এককটি পাঠ করে আপনি

- রাসায়নিক মৌল ও যৌগসমূহের বিপুল ভাণ্ডার ও পর্যায়-সারণির উপযোগিতা সম্পর্কে স্বচ্ছ ধারণা গড়ে তুলতে সক্ষম হবেন।
- ক্রমবিবর্তনের মধ্য দিয়ে পর্যায়-সারণির (Periodic Table) উদ্ভব ও পর্যায়-সূত্র (Periodic Law) আবিষ্কার-এর পটভূমি বুঝিয়ে দিতে পারবেন।
- পর্যায়-সূত্রের আদি ও বর্তমান রূপ বিবৃত করতে পারবেন এবং এর প্রয়োগ ও প্রয়োজনীয়তা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলসমূহ ও তাদের বিশাল যৌগ ভাণ্ডার-এর যৌগগুলির ধর্মের পর্যাবৃত্তি (Periodicity) সম্পর্কে আলোচনা করতে পারবেন।
- কিভাবে মৌলসমূহকে ইলেকট্রনীয় বিন্যাস (Electronic Configuration)-এর ভিত্তিতে শ্রেণীবদ্ধ করা যায় তা বুঝিয়ে দিতে পারবেন।
- পর্যায়-সূত্রের সীমাবদ্ধতা নির্দেশ করতে পারবেন।
- রসায়নশাস্ত্রের বিষয়গুলি নিয়ম-শৃঙ্খলাবদ্ধ হওয়ার দরুন মুখস্থ না করেও সঠিক যুক্তিপ্রয়োগে কিভাবে মনে রাখা সম্ভব—এই বিষয়টি আবিষ্কার করে চমৎকৃত হবেন।

1.3 পর্যায়বিন্যাসের প্রারম্ভিক প্রচেষ্টাসমূহ

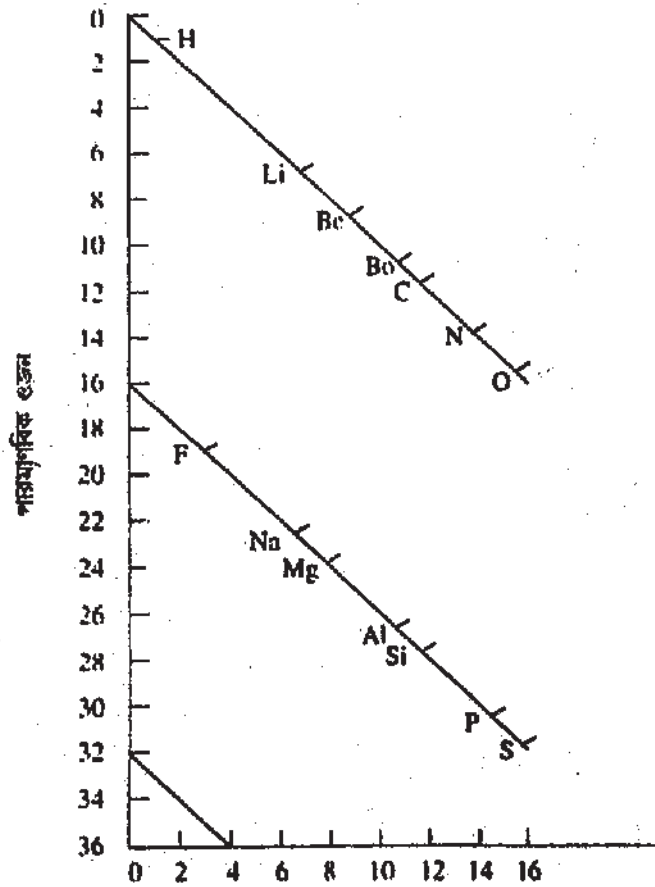
প্রারম্ভিকতম প্রচেষ্টার ক্ষেত্রে প্রথমেই বলতে হয় ডোবারিনার (J. W. Dobereiner)-এর প্রচেষ্টার কথা। তিনি লক্ষ্য করলেন যে, সমধর্মবিশিষ্ট তিনটি মৌলকে পারমাণবিক ওজনের উর্ধ্বক্রমানুসারে সাজালে মাঝের মৌলটির পারমাণবিক ওজন মোটামুটি প্রথম ও তৃতীয়টির সমান্তর মধ্যক (arithmetic mean) হয়। একে বলা হয় 'ত্রয়ীর সূত্র' (Law of triads, 1829)।

উদাহরণ :	Li(7)	Cl (35.5)	S (32)
	Na (23)	Br (80)	Se (79)
	K (39)	I (127)	Te (127.6)

কিন্তু এর প্রধান অসুবিধে হল এই যে : (i) এরূপ ত্রয়ের সংখ্যাও কম নয়। এগুলো মনে রাখতে হবে।
(ii) অনেকক্ষেত্রেও এই নিয়ম খাটেও না।

উদাহরণ :	Be(9)	F(9)
	Mg(24)	Cl(35.5)
	Ca(20)	Br(80)

এরপর এল এ. দা শ্যাংকুটয় (A. de Chencourtois)-এর 'টেলিউরিক স্ক্রু' (Telluric Screw)-সূত্র। তিনি মৌলসমূহকে চোঙের গায়ে ঘূর্ণমান রেখা বরাবর স্থিতির মত সাজালেন। চোঙটির পরিধিকে 16টি ভাগে ভাগ করে তিনি দেখালেন যে সমধর্ম বিশিষ্ট মৌলগুলি পরপর স্থিতির পাঁচ (turn) বরাবর একটির উপর অন্যটি অবস্থান করবে। চোঙটি মাক বরাবর কেটে ফেলে সমতলে বিছিয়ে রাখলে চিত্র (1.1)-এর মত দেখাবে। কিন্তু এটি বিশেষ আদৃত হয়নি।



চিত্র 1.1 : দা শ্যাংকুটয়ের টেলিউরিক স্ক্রু

1864 খ্রিস্টাব্দে জন নিউল্যান্ডস্ (John Newlands) তাঁর 'অষ্টকের সূত্র' (Law of Octaves) প্রণয়ন করলেন। তিনি দেখালেন যে, মৌলসমূহকে যদি তাদের পারমাণবিক ওজনের উর্ধ্বক্রমানুসারে সাজানো হয় তবে প্রতি অষ্টম মৌল প্রথমটির সমধর্মী হবে। এভাবে নিউল্যান্ডস্ মৌলসমূহকে চিত্র (1.2)-এর মত বিন্যস্ত

H	1	F	8	Cl	15	Co & Ni	22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt & Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	25	Sr	31	Cd	38	Ba & V	45	Pb	54
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	24	Ce & La	33	U	40	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Ma	20	As	27	Di & Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Sc	28	Ro & Ru	35	Te	43	Au	49	Os	51

চিত্র 1.2 : নিউল্যান্ডস্ মৌলসমূহের সারণি (1865)

করলেন। লক্ষ্য করলে দেখা যাবে Li, Na, K সমধর্ম বিশিষ্ট। তেমনি Ba, Mg, Ca বা O, S ; F, Cl ইত্যাদি। কিন্তু এটি প্রত্যাখ্যাত হয় প্রধানত দুটি কারণে।

- ভারী ধাতুগুলির ক্ষেত্রে এই পারস্পর্য ভেঙে পড়ল।
- দ্বিতীয়ত তাঁর বিশ্বাস ছিল যে সঙ্গীত ও রসায়নের মধ্যে একটি অতীন্দ্রিয় যোগ রয়েছে। এই বিশ্বাস সম্পূর্ণ ভিত্তিহীন।

1869 খ্রিস্টাব্দে প্রায় একই সঙ্গে জার্মান বিজ্ঞানী লথার মেয়ার (Lothar Meyer) এবং রুশী বিজ্ঞানী মেন্ডেলিফ (Dmitri Ivanovich Mendeleev) 'পর্যায় সূত্র' (Periodic Law) আবিষ্কার করেন।

লথার মেয়ার প্রধানত মৌলসমূহের ভৌত ধর্ম পর্যালোচনা করেন, আর মেন্ডেলিফ রাসায়নিক ধর্মের। লথার মেয়ার স্ফুটনাক, পারমাণবিক আয়তন (atomic volume) প্রভৃতি ধর্ম পারমাণবিক ওজনের সাপেক্ষে লেখচিত্রে উপস্থাপিত করে দেখালেন যে ধর্মগুলি পর্যায়বৃত্ত। অর্থাৎ এগুলি ক্রমপর্যায়ে আবৃত্ত হয়। চরম থেকে অবম মানে পৌঁছায় এবং আবার দ্রুত চরম মানে ওঠে। প্রতিটি চক্র (cycle)-কে বলে পর্যায় (period)। চিত্র 1.3-এ লথার মেয়ার-এর পারমাণবিক আয়তন/পারমাণবিক ওজন—লেখচিত্র দেখানো

হয়েছে। দেখা যাচ্ছে যে, লেখচিত্রে রয়েছে কতকগুলি চূড়া (crest) ও অবতল অংশ (trough)। চূড়ায় রয়েছে

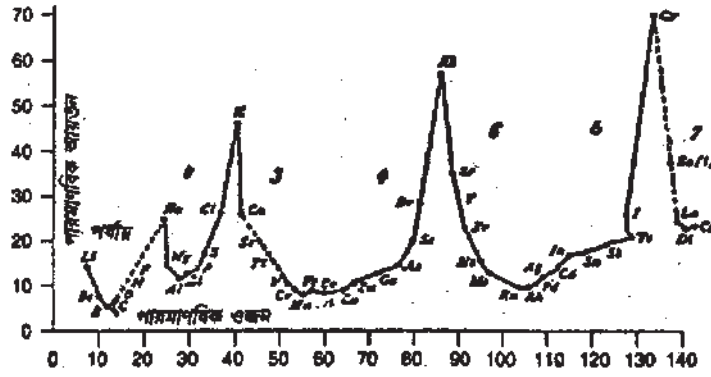
সঙ্গীতের অষ্টকের ক্ষেত্রে দেখা যায় অষ্টম স্রস্টি প্রথমটির সমধর্মী। একেবারে অভিন্ন নয়। যেমন দ্বিতীয় 'মা'-র কম্পাঙ্ক প্রথম 'সা'-র দ্বিগুণ। অর্থাৎ এরা সমমেল (harmonic)

সা রে গা মা পা ধা নি
do ve ma fa sol la si
সা
do

নিউল্যান্ড যখন রয়াল সোসাইটিতে তাঁর সূত্র সম্বন্ধে বক্তৃতা করছিলেন তখন প্রখ্যাত পদার্থবিদ ক্যারী ফস্টার বিদ্রোপ করে বলেছিলেন যে পরিশ্রম একটু বেশিই করা হয়েছে; এর চেয়ে মৌলগুলিকে বর্ণানুক্রমিক সাজালেই সহজ হত।

পরে অবশ্য মেন্ডেলিফের সূত্র বের হলে নিউল্যান্ড সোসাইটি কর্তৃক ডেডী পদকে (1887) পুরস্কৃত হন।

অ্যালকালি ধাতুগুলি আর অবতলতম অংশে আছে বর-ধাতু (noble metals)-সমূহ। অ্যালকালি ধাতুগুলি খুব সক্রিয় আর বর-ধাতুর রাসায়নিক সক্রিয়তা অনেক কম। আরও লক্ষণীয় ধাতব মৌলগুলি অবরোহী



চিত্র 1.3 : লথার মেয়ার-এর পারমাণবিক আয়তন লেখচিত্র

(descending) এবং অধাতব মৌলগুলি আরোহী অংশে রয়েছে। লথার মেয়ারের পর্যায়-সারণি চিত্র 1.4-এ দেখানো হল।

Lothar Meyer's Periodic Table (December 1869)

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B 11	Al 27.3	—	—	—	Tl 113.4	—	Tl 202.7
	C 11.97	Si 28	—	—	—	Sn 117.8	—	Pb 206.4
	N 14.01	P 30.9	Ti 48	As 74.9	Zr 89.7	Sb 122.1	—	Bi 207.5
	O 15.96	S 31.98	V 51.2	Se 78	Nb 93.7	Te 128?	Ta 182.2	
	F 19.1	Cl 35.38	Cr 52.4	Br 79.75	Mo 95.6	I 126.5	W 183.5	
			Mn 54.8		Ru 103.5		Os 198.6?	
			Fe 55.9		Rh 104.1		Ir 196.7	
			Co & Ni 58.6		Pd 106.2		Pt 196.7	
Li 7.01	Na 22.99	K 39.04	Cu 63.3	Rb 85.2	Ag 107.66	Cs 132.7	Au 196.2	
Be 9.3	Mg 23.9	Ca 39.9	Zn 64.9	Sr 87.0	Cd 111.6	Ba 136.8	Hg 199.8	

চিত্র 1.4 : লথার মেয়ার-এর পর্যায়-সারণি (1869, ডিসেম্বর)

অনুশীলনী—1

- (1) ত্রয়ীর সূত্র পরিভাষ্য হল কেন?
- (2) দুটি ত্রয়ী দেখান যেখানে ডোবারিনীর সূত্র খাটে। অপর দুটি ত্রয়ী দেখান যেখানে সূত্রটি খাটে না।
- (3) দ্য শ্যাংকুটয়-এর 'টেলুরিক স্কু'-র একটি প্রতিকল্প (model) তৈরি করুন।
- (4) নিউল্যান্ড-এর অষ্টক সূত্র পরিভাষ্য হল কেন?
- (5) লথার মেয়ার তাঁর পর্যায়সূত্র প্রধানত মৌলের কোন ধর্মের উপর নির্ভর করে গঠন করেন?

1.4.1. মেণ্ডেলিভের পর্যায়সূত্র :

রুশীয় বিজ্ঞানী ডি. আই. মেণ্ডেলিভ তাঁর আলোচনা কেন্দ্রীভূত করলেন রাসায়নিক ধর্ম ঘিরে। মৌলসমূহের যোজ্যতা, হাইড্রাইড—ক্লোরাইড—অক্সাইডসমূহের ধর্মাবলী দিয়ে তিনি তাঁর পর্যায়-সূত্র ও সারণি ব্যাখ্যা করলেন। মেণ্ডেলিভ এই ব্যাখ্যা ও আলোচনা থেকে তাঁর পর্যায়-সূত্র প্রকাশ করলেন (1869)। এই সূত্র এভাবে বিবৃত করতে পারেন : মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম তাদের পারমাণবিক ওজনের পর্যাবৃত্ত ধর্ম। অর্থাৎ, যদি তাৎ মৌলসমূহকে তাদের পারমাণবিক ওজনের উর্ধ্বক্রমানুসারে সাজালে দেখা যাবে যে মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মগুলি পর্যায়ক্রমে পুনরাবৃত্ত হয়। মেণ্ডেলিভ-এর মূল পর্যায়-সারণি চিত্র 1.5-এ দেখানো হল। তারপর ব্যবহারিক সুবিধার জন্য এই পর্যায়-সারণির বিভিন্ন পরিবর্তন সাধন হয়েছে।

						Ti	50	Zr	90	?	100
						V	51	Nb	94	Ta	182
						Cr	52	Mo	96	W	186
						Mn	55	Rh	104.4	Pt	197.4
						Fe	56	Ru	104.4	Ir	198
						Ni = Co	59	Pd	106.6	Os	199
H	1					Cu	63.4	Ag	108	Hg	200
		Be	9.4	Mg	24	Zn	65.2	Cd	112		
		B	11	Al	27	?	68	U	116	Au	197?
		C	12	Si	28	?	70	Sn	118		
		N	14	P	31	As	75	Sb	122	Bi	210?
		O	16	S	32	Se	79.5	Te	128		
		F	19	Cl	35.5	Br	80	I	127		
Li	7	Na	23	K	39	Rb	85.4	Cs	133	Tl	204
				Ca	40	Sr	87.6	Ba	137	Pb	207
				?	45	Ce	92				
				Er?	56	La	94				
				Yt?	60	Di	95				
				In	75.67	Th	118?				

চিত্র 1.5 : মেণ্ডেলিভের অদি পর্যায়-সারণি (1869, মার্চ)

মেণ্ডেলিভের মূল বিন্যাস অপরিবর্তিত রেখে কার্যোপযোগী যে পর্যায় ছক দীর্ঘদিন প্রচলিত ছিল তাকে বলা হত 'হ্রস্ব পর্যায়-সারণি'। (Short periodic table, চিত্র 1.6)

অনুশীলনী—2

- (1) পর্যায়-সূত্র কে আবিষ্কার করেন?
- (2) পর্যায়-সূত্র বিবৃত করুন।
- (3) মেণ্ডেলিভ প্রধানত কোন ধর্মের উপর ভিত্তি করে পর্যায়-সূত্র আবিষ্কার করেন?

1.4.2. মেণ্ডেলিভের হ্রস্ব পর্যায়-সারণি ও তার বিশ্লেষণ :

আসুন আমরা এবার প্রাপ্ত সারণিটি বিশ্লেষণ করে এর বৈশিষ্ট্যগুলি নিরীক্ষণ করি। দেখা যাচ্ছে যে সারণিতে বার্ষিক থেকে ডানদিকে প্রসারিত কয়েকটি অনুভূমিক সারি আছে—এগুলিকে বলা হচ্ছে 'পর্যায়' (period)। পর্যায়গুলির বিন্যাস এমনই যে সমধর্মী মৌলগুলি উন্নয়ন স্তম্ভ (column) বরাবর বিন্যস্ত

কৌ পর্যায়	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	A	B	A	B	A	B	A	B	A B
1		H 1							
2	He 2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	
3	Ne 10	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	
4	Ar 18	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe Co Ni 26 27 28
		Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	
5	Kr 36	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru Rh Pd 44 45 46
		Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	
6	Xe 54	Cs 55	Ba 56	La* 57-71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os Ir Pt 76 77 78
		Au 79	Hg 80	Tl 81	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	
7	Rn 86	Fr 87	Ra 88	Act 89-103	Rf 104	Dt 105	Sg 106	Bh 107	Hn Mt 108 109

বিরলমৃত্তিকা মৌল

*ল্যান্থানাইড	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
†অ্যাক্টিনাইড	Th	Pa	U	NP	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	My	No	Lw
	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

চিত্র 1.6 : দৃশ্য পর্যায়-সারণি

থাকে। এই উল্লম্ব স্তম্ভগুলিকে আমরা বলি শ্রেণী (group)। মেন্ডেলিভের পর্যায়-সারণির আধুনিক রূপটিতে নয়টি [I থেকে VIII ও 0 (শূন্য)] শ্রেণী ও সাতটি পর্যায়ের মোট 103টি মৌল সজ্জিত আছে। প্রথম পর্যায় হাইড্রোজেন দিয়ে শুরু হয়, এছাড়া আর সব পর্যায়গুলির ক্ষর-ধাতু দিয়ে শুরু। সব পর্যায়গুলিই বর-গ্যাস দিয়ে শেষ। সারণি ধরে এগিয়ে গেলে আমরা পর্যায়ক্রমে পাই

পর্যায়	মৌলের সংখ্যা	মৌলসমূহ
1—অতি হ্রস্ব পর্যায় (Very short period)	2	H ও He
2—প্রথম হ্রস্ব পর্যায় (Short period)	8	Li থেকে Ne
3—দ্বিতীয় হ্রস্ব পর্যায়	8	Na—Ar
4—প্রথম দীর্ঘ (long)পর্যায়	18	K—Kr
5—দ্বিতীয় দীর্ঘ পর্যায়	18	Rb—Xe
6—প্রথম অতি দীর্ঘ (Very long)পর্যায়	32	Cs—Rn
7—দ্বিতীয় অতি দীর্ঘ পর্যায় (অসম্পূর্ণ)	32	Fr—Lu

পর্যায়-সারণিতে এই মৌলসমূহের এই ক্রিয়াসে আমরা নীচের বৈশিষ্ট্যগুলি লক্ষ্য করতে পারি।

(ক) প্রথম পর্যায়ের মাত্র দুটি মৌল আছে—H ও He.

(খ) দুটি হ্রস্ব পর্যায়ের প্রতিটিতে ৪টি মৌল আছে।

প্রথম হ্রস্ব পর্যায়ের মৌলগুলির ধর্ম দ্বিতীয় হ্রস্ব পর্যায়ের অনুরূপ মৌলের ক্ষেত্রে প্রায় পুনরাবৃত্ত হয়ে থাকে। অর্থাৎ বলা যায় কোন মৌল থেকে শুরু করলে নবম মৌলটির ধর্ম পুনরাবৃত্ত।

এই পর্যন্ত মৌলগুলি এবং পরবর্তী পর্যায়সমূহের অনুরূপ মৌলগুলির ধর্ম মোটামুটি শ্রেণী-ধর্মের অনুসারী বলে এদের 'আদর্শ মৌল' (typical elements) বলা হয়।

(গ) এদের পরে আছে দুটি দীর্ঘ পর্যায়—যাদের প্রতিটিতে 18টি করে মৌল আছে। এদের অন্তর্ভুক্তির ফলে 'পর্যায়' দুটি 'সারি'-তে বিভক্ত হয়ে পড়ে। সারিগুলিকে যুগ্ম (even) ও অযুগ্ম (odd) বলে অভিহিত করা হয়। H—He সারিকে 1 ধরলে অযুগ্ম-সংখ্যক সারিকে অযুগ্ম ও যুগ্ম সংখ্যক সারিকে যুগ্ম বলা হয়। যেমন : K-সারি যুগ্ম (চতুর্থ) ও Cu-সারি অযুগ্ম (পঞ্চম)।

প্রথম ও দ্বিতীয় দীর্ঘ পর্যায়ের ৪টি আদর্শ মৌল আছে—যাদের ধর্ম পূর্ববর্তী পর্যায়ের অনুরূপ মৌলের সমধর্মী। যেমন, Mg-এর সমধর্মী মৌল Ca ও Sr; শেষোক্ত মৌলগুলিও আদর্শ মৌল। এই পর্যায়গুলিতে অতিরিক্ত 10টি মৌল অন্তর্গত (interposed) হয়েছে। এই 10টি মৌলকে বৃহত্তর অর্থে সন্ধিগত মৌল (transitional/transition elements) বলা হয়। প্রথম দীর্ঘ পর্যায়ের এরা স্ক্যান্ডিয়াম (21) থেকে জিঙ্ক (30) পর্যন্ত প্রসারিত। অবশ্য খুঁটিয়ে দেখলে Zn-কে সন্ধিগত মৌল বলা চলে না।

প্রথম দীর্ঘ পর্যায়ের ঠিক সদৃশভাবে দ্বিতীয় দীর্ঘ পর্যায় প্রসারিত। এখানেও ৪টি আদর্শ মৌল (Rb, Sr, In, Sn, Sb, Te, I, Xe) এবং ১০টি সন্ধিগত মৌল [Y(39)—Cd(48)] শেষোক্ত মৌলগুলির এক-একটি ঠিক Sc—Zn পর্যন্ত মৌলগুলির সমধর্মী।

(খ) ষষ্ঠ পর্যায়কে অতি দীর্ঘ পর্যায় (very long period) বলা হয়ে থাকে। এতে ৩২টি মৌল আছে। ৪টি Cs, Ba এবং Tl—Rn আদর্শ মৌল; ১০টি La (57) ও Hf(72)—Hg(80) সন্ধিগত মৌল এবং বাকী ১৪টি [সিরিয়াম (Ce, 58)—লুটেসিয়াম (Lu, 71)]-কে বলা হয় ল্যাঙ্কানাইড/ল্যাঙ্কানন (যেহেতু তারা La-এর ঠিক পরে আছে) বা বিরল মৃত্তিকা মৌল (rare earth elements)। সন্ধিগত মৌলসমূহের মধ্যে অন্তর্স্থিত বলে এদের অন্তঃসন্ধিগত (inner transition) মৌলও বলে। এই মৌলগুলি পাশাপাশি ধর্মের সাদৃশ্য দেখায়। লক্ষ্য করুন, পর্যায়-সারণির মূল কাঠামোয় এদের স্থান সংকুলান করা যায়নি। তাই এগুলোকে সারণির তলায় তারকা চিহ্ন দিয়ে (অবস্থান সুনির্দিষ্ট করার জন্য দেখুন La-এর উপরেও তারকা চিহ্ন রয়েছে। এদের অবস্থান নির্দিষ্ট করা হয়েছে।

(গ) সপ্তম পর্যায়টি ষষ্ঠ পর্যায়ের ঠিক অনুরূপ। ল্যাঙ্কাননের জায়গা নিয়েছে অ্যাক্টিনাইড/অ্যাক্টিননগুলি। তবে এই পর্যায়টি অসম্পূর্ণ। হঠাৎ করেই লরেন্সিয়াম (103)-এ শেষ হয়ে গেছে।

তবে পরবর্তীকালে আরও মৌল আবিষ্কৃত (বা তৈরি) হয়েছে। আমরা এগুলিকে বিশেষিত করার জন্য এদের নাম দিয়েছি ইউরেনিয়াম-পরবর্তী (transuranic) মৌলসমূহ। অনুরূপে প্লুটোনিয়াম-পরবর্তী (transplutonium)/ক্যুরিয়াম-পরবর্তী (transcurium) কথা দুটিও এসেছে। প্রকৃতপক্ষে ইউরেনিয়াম-পরবর্তী মৌলগুলি কৃত্রিমভাবে নিউক্লীয় বিক্রিয়ায় তৈরি করা হয় বলে এদের সংশ্লেষণিক (Synthetic) মৌলও বলা হয়। যেমন : নেপচুনিয়াম, (Np, 93), প্লুটোনিয়াম (Pu, 94), আমেরিসিয়াম (Am, 95), সিরিয়াম (Ce, 96), বার্কেলিয়াম (Bk, 97), ক্যালিফোর্নিয়াম (Cf, 98), আইনস্টাইনিয়াম (Es, 99), ফের্মিয়াম (Fm, 100), মেন্ডেলিভিয়াম (Mv, 101), নোবেলিয়াম (No, 102), লরেন্সিয়াম (Lw, 103)।

অনুশীলনী—৩

- (১) নিউল্যান্ড ও লোথার মেয়ারকে অতিক্রম করে মেণ্ডেলিভকে কেন পর্যায়-সারণির আবিষ্কারের গৌরব দেওয়া হয়?
- (২) পর্যায়-সারণিতে কটি (i) পর্যায় ও (ii) শ্রেণী আছে?
- (৩) কোন্ শ্রেণীটি অসম্পূর্ণ এবং কেন?
- (৪) দীর্ঘ ও অতিদীর্ঘ পর্যায়ের মৌলসমূহের সংখ্যা কিভাবে নির্দিষ্ট হয়?
- (৫) আদর্শ, সন্ধিগত ও অন্তঃসন্ধিগত মৌল বলতে কী বোঝেন? উদাহরণ দিন।
- (৬) সংশ্লেষণিক মৌল বলতে কী বুঝায়? উদাহরণ দিন।
- (৭) নেপচুনিয়াম ও তার পরবর্তী মৌলসমূহের কী অভিধা দেওয়া হয়েছে?
- (৫) ক্যুরিয়াম ও তৎপরবর্তী মৌলসমূহকে কী অভিধায় অভিহিত করেন?

1.4.3 শ্রেণী ও উপশ্রেণী :

উল্লম্ব ভিত্তিতে শ্রেণী বলা হয়। একই শ্রেণীর মৌলগুলি সমধর্মী। লক্ষ্য করে দেখুন '0' ও VIII শ্রেণী বাদ দিলে আর আর শ্রেণীগুলি 'a' ও 'b'—এই দুই উপশ্রেণীতে বিভক্ত। এই উপশ্রেণীগুলি তৈরি

হয়েছে দীর্ঘ পর্যায়ে সন্ধিগত মৌলগুলিকে সংস্থিত করার প্রচেষ্টার ফলে। আরও লক্ষ্য করলে দেখতে পাবেন I ও II শ্রেণীতে 'a'-উপশ্রেণীতে আদর্শ মৌল ও 'b' উপশ্রেণীতে সন্ধিগত মৌল রয়েছে। আর III, IV, V, VI ও VII শ্রেণীগুলিতে 'a' উপশ্রেণীতে সন্ধিগত মৌল ও 'b' উপশ্রেণীতে আদর্শ মৌল রয়েছে। 'a' ও 'b' উপশ্রেণীর মৌলসমূহের ধর্মে অনেক পার্থক্য লক্ষিত হয়। যেমন ধরুন, I শ্রেণীতে আদর্শ মৌলগুলি 'a' উপশ্রেণীতে আছে। এদের বলা হয় ক্ষারধাতু। সন্ধিগত মৌলগুলি 'b' উপশ্রেণীতে থাকে। এদের বলা হয় 'মুদ্রাধাতু'। এই দুই শ্রেণীর মৌলের ধর্মে সাদৃশ্য খুবই কম। অনুরূপে VII 'a' উপশ্রেণীতে আছে হ্যালোজেনগুলি আর VII 'b'-তে আছে Mn, Tc, Re। এখানেও দুই উপশ্রেণীতে ধর্মের অনেক ফারাক। সারণির মধ্যবর্তী অংশে—বিশেষ করে IV শ্রেণীতে 'a' ও 'b' উপশ্রেণীর মৌলসমূহে বেশ সাদৃশ্য আছে। VIII শ্রেণীতে কিন্তু কোন আদর্শ মৌল নেই। এখানে তিনটি পর্যায়ে মোট $3 \times 3 (=9)$ টি সন্ধিগত মৌল আছে। 'O' শ্রেণীতে আছে বর-গ্যাসগুলি। 'a' ও 'b' উপশ্রেণীর মৌলের এই বৃষ্টিশ ধারণার অসঙ্গতি দূর করার জন্য আমেরিকান পদ্ধতিতে সব আদর্শ মৌলকে 'a' উপশ্রেণী ও সব সন্ধিগত মৌলকে 'b' উপশ্রেণীভুক্ত করা হয়।

অনুশীলনী—4

- (1) 'O'. VIII শ্রেণী দুটির বৈশিষ্ট্য কী?
- (2) বৃষ্টিশ ও আমেরিকান পদ্ধতিতে 'a' ও 'b' উপশ্রেণীর তাৎপর্য কী?
- (3) উপশ্রেণীগুলিতে আদর্শ ও সন্ধিগত মৌল কীভাবে বিন্যস্ত আছে?

1.4.4 পর্যায়-সারণির উপযোগিতা :

(i) পর্যায়-সারণি রসায়নের পঠন-পাঠনে শৃঙ্খলা এনেছে। রসায়ন যে শুধুমাত্র মুখস্থ করার বিদ্যা নয়—এতেও যে নির্দিষ্ট নিয়মানুবর্তিতা রয়েছে তা বোঝা গেল।

(ii) সম্বন্ধিতার ভিত্তিতে এক-একটি শ্রেণী (বা উপশ্রেণী)-র মৌলগুলিকে বিশেষ নামে চিহ্নিত করা হয়—এ থেকেই বোঝা যায় এই সারণির উপযোগিতা। যেমন :

মৌলসমূহ ও উপশ্রেণী	অভিধা
(i) I(a) [Li—Fr]	ক্ষারধাতু
(ii) I(b) [Cu—Au]	মুদ্রাধাতু
(iii) II(a) [Be—Ra]	ক্ষারীয়-মৃত্তিকা ধাতু
(iv) VI(b) [O—Po]	চ্যালকোজেন
(v) VII(b) [F—At]	হ্যালোজেন

(iii) সন্ধেহজনক পারমাণবিক ওজন সংশোধন : Be ও Al-এর ধর্ম এতই সদৃশ যে আগে ধরা হত Be-এর যোজ্যতা 3। যেহেতু জানা ছিল যে এর তুল্যাকতার 4.5, অতএব এর পারমাণবিক ওজন 13.5। সন্ধেহে এর অবস্থান হত C ও Si বা C' ও N-এর মাঝখানে। কোনও ক্ষেত্রেই এটি খাপ খায় না, অথচ

Li ও B-এর মাঝের জায়গাটা ফাঁকা থাকে। তাই মেণ্ডেলিভ বলেন যে, Be-এর পারমাণবিক ওজন হবে 4.5×2 বা 9 আর পরবর্তী নিরীক্ষায় আশ্চর্যজনকভাবে তা মিলে গেল।

একইভাবে জিকের খনিজে উপস্থিতিহেতু ইন্ডিয়াম (তুল্যাংক-ভার = 38)-এর পারমাণবিক ওজন ধরা হত $38 \times 2 = 76$ । কিন্তু সেক্ষেত্রে একে দেবার মত জায়গা কই? তাই শুধুমাত্র সারণি গঠনের সম্ভাব্যতা থেকেই মেণ্ডেলিভ বলেন যে, এর পারমাণবিক ওজন 38×3 বা 114। এ-ও পরে সঠিক বলে প্রমাণিত হয়েছে।

(iv) অনাবিষ্কৃত মৌলের সম্বন্ধে প্রাগ্ধারনা : পর্যায়-সারণি গঠন করতে গিয়ে মেণ্ডেলিভ দেখলেন যে কিছু কিছু মৌল তখনও অনাবিষ্কৃত রয়ে গেছে। তিনি সংশ্লিষ্ট স্থানগুলি ফাঁকা রেখে দিলেন। তিনি দশটিরও বেশি এরকম ফাঁকা জায়গার দাবিদার মৌলের কথা বললেন। তিনটির ক্ষেত্রে এদের ও এদের প্রধান প্রধান যৌগের ধর্মও বলে রাখলেন। এই তিনটিকে তিনি অভিহিত করলেন যথাক্রমে এক-বোরন (eka-boron, স্ক্যান্ডিয়াম), এক-আলুমিনিয়াম (গ্যালিয়াম) ও এক-সিলিকন (জারমেনিয়াম) নাম। সংস্কৃতে eka-র অর্থ 'এক'। এদের চারপাশের মৌলগুলির ধর্ম থেকে তিনি এদের ধর্ম সম্বন্ধে প্রাগ্ধারনা দিলেন। মজার কথা এই যে, যখন এই মৌলগুলি আবিষ্কৃত হল তখন আশ্চর্যজনকভাবে এদের পরীক্ষিত ধর্ম আগে বলে দেওয়া ধর্মের সঙ্গে মিলে গেল। সারণি 1.1-এ আপনারা এই কথার সারবস্তা বুঝতে পারবেন। এই সারণিতে আমরা এক-সিলিকন/জারমেনিয়ামের তুলনামূলক ধর্ম দেখিয়েছি।

সারণি 1.1

ধর্ম	মেণ্ডেলিভ প্রদত্ত এক-সিলিকনের ধর্মের প্রাগ্ধারনা (1871) (Es)	জার্মান বৈজ্ঞানিক ডিঙ্কার কর্তৃক আবিষ্কৃত (1886) জারমেনিয়াম-(Ge) এর ধর্ম
(i) পারমাণবিক ওজন-	72	72.59
(ii) ঘনত্ব (Kg m^{-3})	5.5×10^3	5.47×10^3
(iii) পারমাণবিক আয়তন	13	13.2
(iv) রূপ	ময়লা ধূসর	ধূসরাদ সাদা
(v) গলনাঙ্ক	বেশি	1220 K
(vi) বায়ুর সঙ্গে উত্তাপনে উৎপন্ন পদার্থ	সাদা গুঁড়া পদার্থ EsO_2	সাদা গুঁড়া পদার্থ GeO_2
(vii) জলের সঙ্গে বিক্রিয়া	বিশেষ বিক্রিয়া নেই। স্টীমের সঙ্গে অতি ধীরে সামান্য বিক্রিয়া ঘটে।	বিক্রিয়া নেই।
(viii) অ্যাসিডের বিক্রিয়া	নাই	HCl বিক্রিয়া করে না। একোয়া রিজিয়াতে দ্রবীভূত হয়।
(ix) ক্ষারের বিক্রিয়া	অ্যাসিডের থেকে বেশি।	জলীয় KOH-এর গাঢ় দ্রবণও বিক্রিয়া করে না। তবে KOH-এর সঙ্গে মিশিয়ে উত্তপ্ত করলে ছলে ওঠে।

ধর্ম	মেণ্ডেলিভ প্রদত্ত এক-সিলিকপের ধর্মের প্রাগ্‌ধারণা (1871) (Es)	জার্মান বৈজ্ঞানিক ভিক্টোর কর্তৃক আবিষ্কৃত (1886) জার্মেনিয়াম (Ge) এর ধর্ম
(x) বাতু প্রস্তুতির প্রক্রিয়া :	$\text{EsO}_2/\text{K}_2\text{EsF}_6 \xrightarrow[\Delta]{\text{Na}}$	$\text{GeO}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{C}} ; \text{K}_2\text{GeF}_6 \xrightarrow[\Delta]{\text{Na}}$
(xi) অক্সাইডের ঘনত্ব (Kg m^{-3})	4.7×10^3	4.703×10^3
(xii) অক্সাইডের ধর্ম	খুব শক্ত ; কারকীয়তার ক্রম $\text{SiO}_2 < \text{EsO}_2 < \text{TiO}_2/\text{SnO}_2$	খুব শক্ত ; মৃদু কারকীয়, জার্মেনেট উৎপন্ন করে।
(xiii) ক্লোরাইডের সংকেত	EsCl_4	GeCl_4
(xiv) ক্লোরাইডের ধর্ম	তরল ; স্ফুটনাঙ্ক 100°C -এর কম ; ঘনত্ব $1.9 \times 10^3 \text{ Kg m}^{-3}$ (0°C -এ)	তরল ; স্ফুটনাঙ্ক 86.5°C ; ঘনত্ব $1.887 \times 10^3 \text{ Kg m}^{-3}$ (18°C -এ)
(xv) ফ্লুওরাইডের সংকেত ও ধর্ম	EsF_4 ; তরল নয়	$\text{GeF}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; সাদা কেলসাকার কঠিন।

সারণি 1.2-এ সক্ষ্য করুন এক-গ্যালুমিনিয়াম ও গ্যালিয়াম-এর তুলনামূলক বিবরণ :

সারণি 1.2

ধর্ম	মেণ্ডেলিভ প্রদত্ত এক-গ্যালুমিনিয়াম এর প্রাগ্‌ধারণা (1871)	সেকক্‌ দ্য বয়েস্‌ বাউদ্রী কর্তৃক আবিষ্কৃত (1875) গ্যালিয়াম প্রদর্শিত ধর্ম
(i) পারমাণবিক ওজন	68	69.72
(ii) ঘনত্ব (Kg m^{-3})	6.0×10^3	5.9×10^3
(iii) গলনাঙ্ক	বেশি নয়	575.8K
(iv) ক্লোর-এর সঙ্গে বিক্রিয়া	ধীর	ধীর
(v) অম্লের সঙ্গে বিক্রিয়া	ধীর	ধীর
(vi) অক্সাইডের সংকেত ও ঘনত্ব (Kg m^{-3})	$\text{E}_2\text{O}_3 ; 5.5 \times 10^3$	$\text{Ga}_2\text{O}_3 ; 5.88 \times 10^3$
(vii) ক্লোরাইডের সংকেত ও স্ফুটনাঙ্ক	ECl_3 ; উদ্বায়ী	$\text{GaCl}_3 ; 747\text{K}$

একটা মজার ঘটনা স্মরণ করা যেতে পারে। মেণ্ডেলিভের নির্দেশিত অনাবিষ্কৃত মৌলগুলির মধ্যে গ্যালিয়ামই প্রথম আবিষ্কৃত হয়। আবিষ্কর্তা বৈজ্ঞানিক লেকক্ দ্য বয়েস্ ব্রাউদাঁ (Lecoq de Boisbaudran) গ্যালিয়াম আবিষ্কার করে মৌলটি ও তাঁর প্রধান প্রধান যৌগের ধর্ম নিরূপণ করেন। তিনি গ্যালিয়ামের ঘনত্ব মেপেছিলেন $4.7 \times 10^3 \text{ (Kg m}^{-3}\text{)}$ । মেণ্ডেলিভ তাঁকে সম্বর্ধিত করে যে চিঠি লেখেন তাতে জানান যে সবই ঠিক আছে, কিন্তু ঘনত্ব হবে 6.0×10^3 । বয়েস্ ব্রাউদাঁ চমকিত হন। ধরে নেন যে তাঁর আগেই বোধহয় কেউ গ্যালিয়াম আবিষ্কার করে ফেলেছেন। তিনি আরও বিতৃষ্ণাকরণের পর গ্যালিয়ামের ঘনত্ব বাত করে দেখেন যে মানটি হল 5.9×10^3 — মেণ্ডেলিভের প্রদত্ত মানের খুব কাছাকাছি। লারস্ ফ্রেডরিক নিলসন স্ক্যাভিয়াম (নামটি এসেছে স্ক্যাভিনেভিয়া থেকে) আবিষ্কার করেন। এর ক্ষেত্রেও ধর্ম মেণ্ডেলিভের দেওয়া এক-বোরনের সঙ্গে প্রায় অবিকল মিলে গেল।

এভাবে তিনটি অনাবিষ্কৃত কিন্তু প্রাগ্‌ধারণা-প্রদত্ত তিনটি মৌলের আবিষ্কার পর্যায়-সূত্রের সত্যতা ও পর্যায়-সারণির কার্যকারিতা দৃঢ়ভাবে প্রতিষ্ঠিত করল। কিন্তু দুঃখের ব্যাপার হচ্ছে যে, বর্তমানে রসায়ন ও পদার্থবিদ্যার চর্চায় অপরিহার্য এই উপাদানটির আবিষ্কর্তা কিন্তু নোবেল পুরস্কারে সম্মানিত হননি। 1905 সালে মেণ্ডেলিভের নাম যখন পুরস্কারের জন্য ওঠে তখন কমিটি বলেন যে, পর্যায়-সারণি রসায়ন ও পদার্থবিদ্যার ধারণার সঙ্গে এখন ওতপ্রোতভাবে মিশে গেছে যে একে আর নতুন আবিষ্কার বলা চলে না। এটা স্মৃতি না নিন্দা? আপনাদের কী মনে হয়?

(ঙ) পর্যায়-সারণি পরমাণুর ইলেকট্রনিক গঠন সম্বন্ধে প্রকৃত ধারণা জন্মাবার ক্ষেত্রে এক অনন্য উপকরণ। যখন পরবর্তীকালে পরমাণুর ইলেকট্রনিক গঠন পরিকল্পিত, প্রকাশিত এবং প্রমাণিত হল তখন দেখা গেল আশ্চর্যজনকভাবে তা পর্যায়-সারণিতে নির্দেশিত পরমাণু-বিন্যাসের সঙ্গে খাপ খেয়ে গেছে। ফলে এই পর্যায়-সারণি বিশ্লেষণ করে ইঙ্গিত ধর্ম (যেমন অ-বিষাক্ত (non-toxic), অ-ক্ষয়কারী (non-toxic), অপ্রজ্বলনশীল (non-inflammable) বা বিপরীত) যুক্ত যৌগ সংশ্লেষণ করা সহজ হয়ে গেল। উপরোক্ত ধর্মযুক্ত 'ফ্রিগন' [যা নাকি শীতলকারী (refrigerent) গ্যাস হিসাবে ব্যবহৃত হয়]-এর আবিষ্কার এক্ষেত্রে এক অনন্য উদাহরণ।

অনুশীলনী—5

- (1) পর্যায়-সারণির উপযোগিতাগুলি আলোচনা করুন।
- (2) মেণ্ডেলিভ কর্তৃক প্রাগ্‌ ধারণা প্রদত্ত তখন অনাবিষ্কৃত মৌল তিনটির নাম করুন। মেণ্ডেলিভ এসে কী কী নাম দিয়েছিলেন? এরূপ নামকরণের কারণ কী?

1.4.5 পর্যায়-সারণির ত্রুটিসমূহ (defects) :

পর্যায়-সারণির এত উপযোগিতা থাকা সত্ত্বেও এর কিছু কিছু ত্রুটিও লক্ষিত হয়। তবে এটাও ঠিক যে গভীরভাবে পর্যালোচিত হলে অনেক ত্রুটিই আবার ব্যাখ্যাত হতে পারে। নিচে আমরা এরকম কিছু কিছু ত্রুটি ও তার পক্ষে কিছু বলার থাকলে বলছি। মজার কথা হল অনেক ক্ষেত্রে আবার ত্রুটি পরোক্ষে পর্যায়-সারণির ওণই প্রকট করে তোলে।

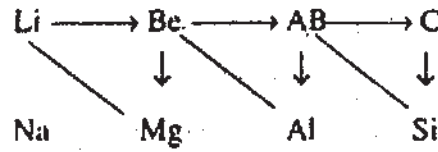
(i) চার জোড়া মৌলের ক্ষেত্রে পর্যায়-সূত্র লঙ্ঘিত হয়েছে, অর্থাৎ বেশি পারমাণবিক ওজন সম্পন্ন মৌল আগে বসানো হয়ে গেছে। অবশ্য চতুর্থ মৌল-যুগ্ম মেণ্ডেলিভের সময় অজ্ঞাত ছিল।

Ar (39.44)	Te (127.61)	Co (58.94)	Th (232.12)
K (39.10)	I (126.91)	Ni (58.69)	Pa (230.10)

রাসায়নিক ধর্মের সাযুজ্য রক্ষার জন্য মেণ্ডেলিভকে এরকম পাজিতে হয়েছিল। পরের পর্যায়ে আমরা দেখব যে এটা ভ্রুটি তো নয়ই, বরং পর্যায়-সারণির গুণ।

(ii) সঙ্গিত মৌলগুলির অবস্থান ধর্মের সাযুজ্যের ধারাবাহিকতা নষ্ট করেছে। লক্ষ্য করুন স্ফার ও মূদ্রা ধাতুগুলি একই শ্রেণীতে (অবশ্য পৃথক উপশ্রেণীতে) বসানো হয়েছে। অথচ এদের ধর্মের মিলের চেয়ে অমিলই বেশি। অনুরূপে হ্যালোজেন শ্রেণীর সঙ্গে রয়েছে Mn, Tc, Re। এক্ষেত্রেও ওই একই কথা প্রযোজ্য।

(iii) অনেক ক্ষেত্রে রাসায়নিক সাযুজ্যতা উপেক্ষিত হয়ে সমধর্মী মৌল বিভিন্ন শ্রেণীতে বসানো হয়েছে। উদাহরণ : Li/Mg, Be/Al : B/Si। কিন্তু লক্ষ্য করলে দেখবেন এরকমটা হওয়াই বাঞ্ছনীয় ছিল। নজর করে দেখুন যেসব ধর্ম পর্যায় বরাবর (বা থেকে ডাইনে) বাড়ে তারা শ্রেণী বরাবর কমে আবার যেগুলি শ্রেণী বরাবর বাড়ে তারা পর্যায় বরাবর কমে। এখন উপযুক্ত মৌল-যুগ্মগুলির অবস্থান দেখুন :



তাহলে Li থেকে Be যেতে যে ধর্ম বাড়ে, Be থেকে Mg যেতে তা কমে। ফলে Li ও Mg-এর ধর্ম, একরকম হয়ে যাবে না? এইরূপ সম্পর্কের নাম দেওয়া হয়েছে কর্ণ-সম্পর্ক (diagonal relationship)।

(iv) মেণ্ডেলিভের সারণিতে কিন্তু বর-গ্যাসগুলির জন্য জায়গা ছাড়া ছিল না। প্রকৃতপক্ষে বর-গ্যাস মেণ্ডেলিভের প্রাগ-ধারণা থেকে আবিষ্কৃত হয়নি। অথচ সেরকমটাই হওয়া উচিত ছিল। আমরা সর্বোচ্চ পরাতড়িৎধর্মী (electro-positive) ক্ষারধাতু থেকে ডানদিকে অগ্রসর হলে দেখি এই ধর্ম কমে এবং অবশেষে সর্বোচ্চ অপরাধর্মিতা (electro-negativity) বিশিষ্ট মৌল হ্যালোজেনে পৌঁছাই। এরকম ক্রমভ্রাসমান পরাতড়িৎধর্মিতা বা ক্রমবর্ধমান অপরাতড়িৎধর্মিতাই পর্যায়-সারণির বৈশিষ্ট্য। কিন্তু এয়ার এগিয়ে গেলে হ্যালোজেনের পরেই যে পাব ক্ষারধাতু (দ্য শ্যাডু রটয়ের সম্ভ্রম মনে করুন/পৃথিবীর মানচিত্র বা গ্লোবের সঙ্গে তুলনা করুন)! এভাবে তাদের অবস্থান কি যুক্তিবদ্ধ? এদের মধ্যে তাড়িতিক যন্ত্রাদির মত একটা অন্তরক (insulation) থাকলে বিন্যাস সুন্দরতর হয় না? বর-ধাতুর আবিষ্কার-এর পরে এগুলি এবং VIII শ্রেণীর মৌলগুলি এই অন্তরকের ভূমিকা নিচ্ছে।

(v) হাইড্রোজেন ও বিরল-মৃত্তিকা ধাতু/এক্টিনাইডের অবস্থানও তর্কাতীত নয়। হাইড্রোজেনের কথাটাই ধরুন।

হাইড্রোজেন সবচেয়ে হালকা মৌল। এর পারমাণবিক ওজন 1.008 এবং পারমাণবিক সংখ্যা 1। কাজেই এর অবস্থান হিলিয়াম (পারমাণবিক সংখ্যা 2)-এর আগে হবে। আর নিশ্চিতভাবে এটি থাকবে প্রথম পর্যায়ে। এখন ক্ষারধাতু বা হ্যালোজেন মৌলসমূহ—উভয় ক্ষেত্রেই হাইড্রোজেনের সঙ্গে কিছু সাদৃশ্য ও পার্থক্য দেখা যায়। নিচে আমরা দেখব হাইড্রোজেনকে এই দুই শ্রেণীতে রাখলে আপেক্ষিক সুবিধা ও অসুবিধা কী হবে?

ক্ষারধাতু ও হাইড্রোজেন

সুবিধা : (i) হাইড্রোজেন ক্ষারধাতুর মত পরাতাত্ত্বিক, বিজারক এবং ফ্লোরাইড জাতীয় যৌগের বা আকর্ষিত জলের তড়িৎ-বিশ্লেষণে ক্যাথোডে সঞ্চিত হয়।

(ii) HCl জাতীয় যৌগে তড়িৎযোজ্যতা +1।

(iii) প্যালেডিয়াম-এ অন্তর্ভুক্ত হাইড্রোজেন ধাতু-সংকরের মত ধর্মবিশিষ্ট।

(iv) সুস্থির অক্সাইড গঠন করে (H_2O/Na_2O)

(v) সুস্থির ক্যাটায়ন H^+ (Na^+/K^+ ইত্যাদির মত) গঠন করে।

অসুবিধা : (i) হাইড্রোজেন ও হিলিয়ামের মধ্যে সাতটি শূন্যস্থান থেকে যায়। এটি অসম্ভব।

(ii) হাইড্রোজেন গ্যাসীয়—এবং এর তরলীকরণ খুবই কঠিন। অপরদিকে ক্ষারধাতু কঠিন। অর্থাৎ পরিবর্তন একেবারে খুব বেশি।

(iii) হাইড্রোজেন অণু দ্বি-পরমাণুক, ক্ষারধাতুর বাষ্প এক-পরমাণুক।

(iv) হাইড্রোজেন অধাতব গদার্ব

(v) ধাতুর সঙ্গে ক্ষারধাতু সংকর গঠন করে কিন্তু হাইড্রোজেন হাইড্রাইড গঠন করে।

(vi) লবণ-জাতীয় (Salt like) হাইড্রাইড (যেমন NaH)-এর তড়িৎ-বিশ্লেষণে অ্যানোডে হাইড্রোজেন পাওয়া যায়।

এই অসুবিধাগুলি থাকে না যদি হাইড্রোজেনকে VIIB শ্রেণীতে বসানো যায়। আরও কিছু সুবিধা থাকে, যেমন :

(i) হাইড্রোজেন জারক হিসাবেও কাজ করতে পারে : $2Na + H_2 \xrightarrow{0 \quad +1} 2NaH$ । হ্যালোজেন স্বাভাবিকভাবে জারক।

(ii) হাইড্রোজেন একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে He-এর গঠনযুক্ত H^- (হাইড্রাইড আয়ন তৈরি করে : $H + e \longrightarrow H^-$ (তুলনীয় $Cl + e \longrightarrow Cl^-$)

কাডেই দেখা যাচ্ছে একটি মৌলের সম্ভাব্য বা যা ধর্ম হতে পারে হাইড্রোজেনের সবই আছে। তাই হাইড্রোজেনকে হিলিয়ামের সঙ্গে একেবারে শীর্ষে বসিয়ে একরকম পর্যায়-সারণি তৈরি হয়েছে। এটি বর্ (Bohr) পর্যায়-সারণি নামে খ্যাত।

চিত্র 1.7 : বর্ পর্যায়-সারণি

অনুশীলনী—6

- (1) তৃতীয় পর্যায়ের পরে কর্ম-সম্পর্ক সুস্পষ্ট নয় কেন?
- (2) Mn ও Cl-এর মধ্যে ধর্মের তিনটি সাদৃশ্য দেখান।
- (3) বলুন দেখি কোন্ শ্রেণীর মৌল আধুনিক পর্যায়-সারণিতে আছে কিন্তু মেণ্ডেলিভের সারণিতে ছিল না? এর কারণ কী?

1.4.6 আধুনিক পর্যায়-সূত্র

আগের পর্যায়ে আপনারা দেখেছেন কীভাবে চারজোড়া মৌলের ক্ষেত্রে পর্যায়-সারণি গঠনে পর্যায়-সূত্রই লভিযত হয়েছে। 1913 সালে হেনরী মোজ্লে (Henry Moseley) রঞ্জন-রশ্মি-বর্ণালী (X-ray spectra)-র বিশ্লেষণে দেখলেন যে ঐ মৌল-যুগ্ম চতুষ্টিয়ের পারমাণবিক সংখ্যা নিম্নরূপ :

Ar (18)	Co (27)	Te (52)	Ti (90)
K (19)	Ni (28)	I (53)	Pa (91)

পারমাণবিক সংখ্যা বলতে মোজ্লে বুঝলেন পর্যায়-সারণিতে মৌলের অবস্থানের ক্রম। তিনি দেখলেন যে নির্দিষ্ট শ্রেণীর X-বর্ণালী রেখার কম্পাঙ্কের বর্গমূল এই পারমাণবিক সংখ্যার সঙ্গে সরল (linear) সম্পর্ক রক্ষা করে ; অর্থাৎ $\sqrt{\gamma} = a(Z - b)$ [যেখানে γ = কম্পাঙ্ক, Z = পারমাণবিক সংখ্যা, a ও b ধ্রুবক]। পরে

সেখা গেল পারমাণবিক সংখ্যা হচ্ছে মৌলের কেন্দ্রকে উপস্থিত প্রোটন-সংখ্যা। এ থেকে বোঝা গেল যে পারমাণবিক সংখ্যা ওজন থেকে বেশি মৌলিক ধর্ম। আর তাই পর্যায়-সূত্রও নতুনভাবে বিবৃত হ'ল। একে বলে পর্যায়-সূত্রের আধুনিক রূপ। বিবৃতিটি হল : মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম তাদের পারমাণবিক সংখ্যার পর্যায়ক্রমে পরিবর্তিত হয়। তাই আমরা বলছিলাম যে পর্যায়-সারণির ত্রুটি নতুন আবিষ্কারের উৎসমুখ খুলে দিয়েছে।

অনুশীলনী—৭

- (1) মোজ্জলের সূত্র বিবৃত করুন।
- (2) আধুনিক পর্যায়-সূত্র বিবৃত করুন।

1.4.7 দীর্ঘ পর্যায়-সারণি

মৌলের পর্যায়ক্রমিক বিন্যাসকে ত্রুটিহীন, সামঞ্জস্যপূর্ণ এবং অধিকতর তথ্যসমৃদ্ধ করার জন্য রাং (1893) এবং ভার্গার (1905) সালে দীর্ঘ পর্যায়-সারণির একটি সহজ রূপ প্রণয়ন করেন। 1921 সালে বারি আরো প্রয়োগমুখী পর্যায়-সারণির গঠন উদ্ভেদ করেন (চিত্র 1.7)। এই দীর্ঘ পর্যায়-সারণির সঙ্গে বোর-সমারফিল্ডের পরমাণু গঠনের সাদৃশ্য লক্ষ্য করা যায়। তাই এই পর্যায়-সারণিটিকে বোর-সারণি ও বলা হয়ে থাকে।

দীর্ঘ পর্যায়-সারণিটিতে আঠারোটি উল্লম্বশ্রেণী আছে। উপশ্রেণীগুলিকে পৃথক করার পর এবং অষ্টমশ্রেণীর তিনটি মৌলের জন্য নির্দিষ্ট উল্লম্বশ্রেণী গণনা করলেই মোট আঠারোটি শ্রেণীর হিসাব মিলে যায়। এই দীর্ঘ সারণিটির বৈশিষ্ট্য হল যে, সন্ধিগত মৌলগুলির জন্য পৃথক স্থান নির্দেশ করা হয়েছে। সন্ধিগত মৌলগুলির অবস্থান সারণির মাঝামাঝি, অর্থাৎ বামদিকে তীব্র তড়িৎ-ধনাত্মক ক্ষার এবং ক্ষারীয় মৃত্তিকা মৌল এবং ডানদিকে ত্র্যমবর্জমান অপত্যভিত্তিক মৌলগুলির মধ্যে যেন এক সেতু বা সন্ধি রচনা করে রেখেছে। নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহ ডানদিকের প্রান্তে অবস্থিত। একটি কক্ষকের অষ্টকপূর্তির সঙ্গে সঙ্গে একটি নির্দিষ্ট পর্যায়ের সমাপ্তি ঘটে। উচ্চতর কক্ষে ইলেকট্রন প্রবেশ করলে পরবর্তী পর্যায়ের সূচনা হয়।

ল্যান্থানাইড ও অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলিকে পর্যায়-সারণির বাইরে পৃথকভাবে রাখা হয়েছে। মূল পর্যায়-সারণির মধ্যে মৌলগুলিকে রাখতে হলে পর্যায়-সারণিটির মধ্যে শ্রেণী-সংখ্যা আরো চৌদ্দটি বাড়তে হত ফলে পর্যায়-সারণিটি অনুভূমিকভাবে অতিরিক্ত দীর্ঘ হত। ওই অতিরিক্ত সারণিটির বেশীরভাগ অংশ ফাঁকা হওয়ায় ব্যবহার করা অসুবিধা হত। আরেকটা বিষয় লক্ষ্য করুন। অবশ্য এটা পরবর্তীকালে IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) প্রবর্তন করেছেন। এখানে শ্রেণীগুলি আরবীয় অঙ্ক (1, 2, 3...) দ্বারা নির্দিষ্ট হয়েছে। কাজেই এখানে ক্ষার ও ক্ষারীয় মৃত্তিকা ধাতু যথাক্রমে 1 ও 2 শ্রেণী গঠন করেছে; সন্ধিগত মৌলসমূহ Sc থেকে Zn এখানে শ্রেণী 3, 4, 5.....12-তে পড়ছে।

অনুশীলনী—৪

- (1) IUPAC-এর পুরো নাম কী?
- (2) শ্রেণী/উপশ্রেণী চিহ্নিতকরণের পর্যায়ক্রমিক নিয়ম বলুন।
- (3) শ্রেণী চিহ্নিতকরণের জন্য আরবীয় অঙ্ক ব্যবহারের নির্দেশ কে বা কোন প্রতিষ্ঠান দিয়েছিলেন?

क्रम/परिमाण	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	0		
1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	← p-क्षेत्र →				H 1	He 2
2	Li 3	Be 4															F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12															Cl 17	Ar 18
4	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
5	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
6	Cs 55	Ba 56	La* 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	Fr 87	Ra 88	Act 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hn 108	Mt 109									

← s-ग्रह → d-ग्रह f-ग्रह

विरलभूतिका यौग

*लान्थेनॉइड	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
+अक्टिनॉइड	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Mn 101	No 102	Lw 103

चित्र 1.2 : दीर्घ अवधि-मरुति

1.5.1 পর্যায়ক্রম ও মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস

যে কোন মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস ঐ মৌলের ধর্মাবলী বুঝতে সবচেয়ে বেশি সাহায্য করে। যে সকল মৌলের ধর্মাবলী একপ্রকার তাদের যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রনবিন্যাস ও একপ্রকার। সুতরাং আমরা বলতে পারি যে আদর্শ পর্যায়-সারণির ভিত্তি হওয়া উচিত ইলেকট্রনবিন্যাস। আবার মনে রাখতে হবে যে, বিভিন্ন মৌলের ধর্মাবলী তাদের ইলেকট্রনীয় গঠনের পরিবর্তনের উপর ভিত্তি করেই পর্যায়ক্রমিকভাবে পরিবর্তিত হয়। সুতরাং আদর্শ পর্যায়-সারণির উচিত ইলেকট্রনীয় গঠন পরিবর্তনের সঙ্গে সঙ্গে মৌলগুলির ধর্মাবলীর পরিবর্তন উল্লেখ করা।

উদাহরণ : Na (11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

K (19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

যেহেতু উভয়ের যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রনবিন্যাস s^1 সেহেতু তাদের ধর্মাবলী একই।

আবার Cu(20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

এই ক্ষেত্রে Na বা K অপেক্ষা Cu-এর s -কক্ষকে 1টি ইলেকট্রন বেশি। এই ভিন্নতার দরুন ধর্মাবলীও পরিবর্তিত হয়। যেমন

Na_2CO_3 . K_2CO_3 জলে দ্রাৱ্য কিন্তু $CaCO_3$ জলে অদ্রাৱ্য

অনুশীলনী—9

(ক) কোন মৌলগুলির ধর্মাবলী সদৃশ তা ইলেকট্রনবিন্যাস সাপেক্ষে নির্ণয় করুন।

Mg(12), Cl(17), Cu(20), Br(35)

মনে রাখবেন যে, যে কোন দ্বিমাত্রিক পর্যায়-সারণি অসম্পূর্ণ কারণ তা দ্বারা সকল প্রকার ধর্মের পরিবর্তন এবং পরিবর্তনজনিত কারণ বোঝানো সম্ভব নয়। আবার ত্রিমাত্রিক পর্যায়-সারণি অত্যন্ত জটিল। ফলে কেবল দ্বিমাত্রিক পর্যায়-সারণিই আমরা ব্যবহার করে থাকি। সুতরাং আমাদের আলোচনার বিষয়বস্তু আমরা কেবল দ্বিমাত্রিক পর্যায়সারণির মধ্যেই সীমাবদ্ধ রাখব।

1.5.2 ইলেকট্রনবিন্যাস ও দীর্ঘ পর্যায়-সারণি

দীর্ঘ পর্যায়-সারণির কোন একটি বিশেষ শ্রেণীর অন্তর্গত মৌলগুলির ধর্মাবলী প্রায় সমান। ঐ মৌলগুলির যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রনবিন্যাস এক, কেবল মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যার মান ভিন্ন হয়।

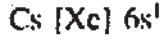
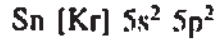
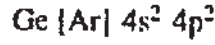
উদাহরণ :

Li [He] $2s^1$

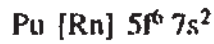
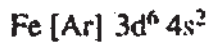
C [He] $2s^2 2p^2$

Na [Ne] $3s^1$

Si [Ne] $3s^2 3p^2$



সন্ধিগত ও বিরলমুক্তিকা মৌলগুলির ক্ষেত্রেও ইলেকট্রনবিন্যাসের একই ধরনের সামঞ্জস্য লক্ষ্য করা যায়, যদিও কিছু কিছু ভারী মৌলের ক্ষেত্রে d এবং f বাবহারিক ভিন্নতার দরুন সামান্য ইলেকট্রনবিন্যাসের পরিবর্তন লক্ষ্য করা গেছে।



তবে মনে রাখতে হবে যে এই সকল মৌলের শ্রেণীগত সাদৃশ্য অসন্ধিগত মৌল অপেক্ষা অনেকাংশে কম।

অনুশীলনী—10

Be, N, ও F শ্রেণীর মৌলগুলির ইলেকট্রনবিন্যাস লিখে তাদের ধর্মের ভিন্নতা লক্ষ্য করুন।

2.1.4 কোয়ান্টাম কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা ও পর্যায়ের মৌলসংখ্যার মধ্যে সম্পর্ক

বিভিন্ন কোয়ান্টাম কক্ষে ইলেকট্রনবিন্যাস থেকে পর্যায়-সারণির গঠন খুব সহজেই বোঝা যায়। সে সকল মৌলের s কক্ষকে একটি ইলেকট্রন যেই সমস্ত মৌল দ্বারা প্রতিটি পর্যায়ের সূত্রপাত হয়। যেমন—

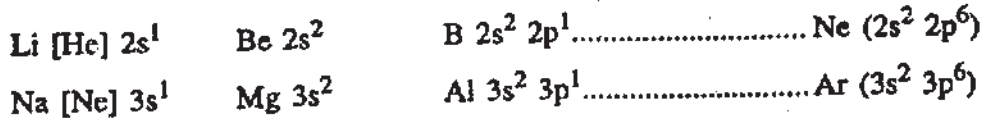
হাইড্রোজেন	1s
লিথিয়াম	2s
সোডিয়াম	3s ইত্যাদি

1s কক্ষকে সর্বাধিক দুটি ইলেকট্রন থাকতে পারে, তাই প্রথম পর্যায়ের কেবলমাত্র দুটি ইলেকট্রন বর্তমান, H(1s¹) এবং He(1s²)।

দ্বিতীয় পর্যায় শুরু হয় Li (2s¹) দ্বারা।

দ্বিতীয় মুখ্য কোয়ান্টাম স্তরে s-এর একটি এবং p-এর 3টি উপস্তর p_x, p_y, p_z বর্তমান। s-এর ইলেকট্রন ধারণক্ষমতা দুটি ও p-এর $2 \times 3 = 6$ টি হওয়ায় ওই কোয়ান্টাম স্তরে সর্বাধিক আটটি ইলেকট্রন বর্তমান। কোয়ান্টাম স্তরে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হ'লেই নতুন মৌলের সৃষ্টি হয়। সুতরাং দ্বিতীয় পর্যায়ে মোট আটটি মৌল বর্তমান।

তৃতীয় কোয়ান্টাম কক্ষে এই ধরনের ইলেকট্রন-বিন্যাসের পুনরাবৃত্তি ঘটে। ফলে তৃতীয় পর্যায়ে আটটি মৌল বর্তমান।



s-এর আকৃতি গোলক কিন্তু d-এর আকৃতি ডায়েলের ন্যায়।

আকৃতির এই ভিন্নতার দরুন 4s-এর শক্তিমাত্রা 3d অপেক্ষা কম হয়। এই কারণে Ar (18)-র পরবর্তী মৌল K(19)-এর সর্বশেষ ইলেকট্রনটি 3d-র পরিবর্তে 4s-এ প্রবেশ করে।

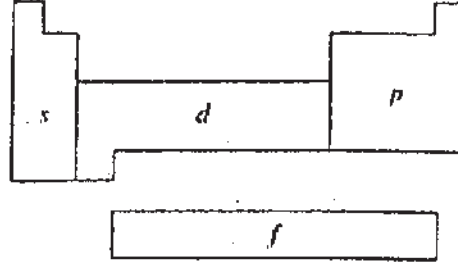
সুতরাং নতুন চতুর্থ পর্যায়টি K($4s^1$) দ্বারা শুরু হয়। Ca($4s^2$)-তে 4s কক্ষক সম্পূর্ণ হয়। শক্তিমাত্রা অনুসারে 4s কক্ষকটি দুটি ইলেকট্রন দ্বারা সম্পূর্ণ হবার পর আসে 3d কক্ষক। এই কক্ষকে সর্বাধিক 10টি ইলেকট্রনপূর্তি সম্ভব। এর মাধ্যমে 10টি সন্ধিগত মৌলের সৃষ্টি হয়। পর্যায়-সারণিতে এদের অবস্থান তাই 10টি মধ্যবর্তী শ্রেণীতে। 3d-র পর আসে 4p কক্ষকের 3টি উপকক্ষক যাতে সর্বাধিক $2 \times 3 = 6$ টি ইলেকট্রন থাকতে পারে। 4p কক্ষক বিশিষ্ট এই ছয়টি মৌলের স্থানও একই পর্যায় নির্দিষ্ট হয়েছে। ফলে চতুর্থ পর্যায়ে মোট মৌল সংখ্যা দাঁড়ালো $2 + 10 + 6 = 18$ টি।

পঞ্চম পর্যায়ের মৌলগুলির যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রনপূর্তি চতুর্থ পর্যায়ের মৌলগুলির অনুরূপ। ইলেকট্রনগুলি যথাক্রমে 5s, 4d ও 5p কক্ষকগুলি পূর্ণ করে। ফলে পঞ্চম পর্যায়ে মৌলসংখ্যাও আঠারোটি।

ষষ্ঠ পর্যায়ে জটিলতা বৃদ্ধি পায় কারণ 6s পূর্ণ হবার পর শক্তিমাত্রা অনুসারে আসে 4f কক্ষক। এই কক্ষকের উপকক্ষের সংখ্যা সাত হবার দরুন ইলেকট্রন ধারণক্ষমতা হয় চৌদ্দ। এইভাবে চৌদ্দটি আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌল বা বিরলমৃত্তিকা মৌলগুলির সৃষ্টি হয়। এই চৌদ্দটি মৌলের জন্য দ্বিতীয় (s^2) ও তৃতীয় (d^1) শ্রেণীর মধ্যে অতিরিক্ত আরো চৌদ্দটি শ্রেণীর প্রয়োজন হয়। এই শ্রেণীগুলি সৃষ্টি করলে মূল পর্যায়-সারণিটি অনুভূমিকভাবে অত্যন্ত দীর্ঘ হয়ে পড়ে। সুতরাং এই ল্যাঙ্হানাইড মৌলগুলিকে মূল পর্যায়-সারণির নীচে পৃথকভাবে স্থান দেওয়া হয়েছে।

সপ্তম পর্যায়টি একইরূপে 5f কক্ষক সহ গঠিত। এই পর্যায়টি অসম্পূর্ণ। 5f-এ ইলেকট্রনপূর্তি জনিত কারণে যে চৌদ্দটি আক্টিনাইড মৌলের সৃষ্টি হয় এদের স্থান উপরিমিখিত ল্যাঙ্হানাইড মৌলের সঙ্গে মূল পর্যায়-সারণির বাইরে দেওয়া হয়েছে।

উপরের আলোচনা থেকে একটি বিষয় বোঝা যায় যে পর্যায়-সারণিটিকে আমরা 4টি পৃথক অংশে বিভক্ত করতে পারি। s, p, d ও f ব্লকগুলিতে ইলেকট্রনপূর্তি দ্বারা এই অংশগুলির সৃষ্টি হয়। ফলে এই অংশগুলির s, p, d ও f ব্লক বলে চিহ্নিত করা হয়েছে। (চিত্র 1.8)।



চিত্র 1.8 : মৌলের শ্রেণীবিভাগ

আমরা আগেই উল্লেখ করেছি যে, উপশ্রেণী 'A' ও 'B'-র ক্ষেত্রে সর্বত্র একই নিয়ম প্রযোজ্য হয়নি। ফলে মৌলগুলির উপশ্রেণী উল্লেখ করার সময় অসুবিধার সৃষ্টি হয়। IUPAC নিয়ম অনুসারে মৌলগুলিকে 18টি শ্রেণীসংখ্যা পদ্ধতি দ্বারা প্রকাশ করতে বলা হয়েছে। বামদিক থেকে শুরু করে উল্লম্ব শ্রেণীগুলিকে 1 থেকে 18টি সংখ্যা দ্বারা চিহ্নিত করলে সেই সংখ্যাই ওই শ্রেণীসংখ্যারূপে চিহ্নিত হবে। মেণ্ডেলিভের পুরাতন পদ্ধতিতে শ্রেণীসংখ্যার সাথে মৌলের সর্বাধিক যোজ্যতার যে একটা সহজ সম্পর্ক ছিল তা কিন্তু এই পদ্ধতি দ্বারা বোঝানো যায় না।

যেমন মেণ্ডেলিভের সস্তম্ব শ্রেণী বিশিষ্ট Cl-এর সর্বাধিক যোজ্যতা 7.

চতুর্থ শ্রেণী বিশিষ্ট C-এর সর্বাধিক যোজ্যতা 4.

কিন্তু IUPAC নিয়ম অনুসারে C-এর শ্রেণীসংখ্যা 14

এবং Cl-এর শ্রেণীসংখ্যা 17

অনুশীলনী—11

- (1) মৌলের s, p, d, f পর্যায় কীভাবে চিহ্নিত হয়েছে?
- (2) C-এর শ্রেণীসংখ্যা 14; এর সর্বাধিক যোজ্যতা কত?

1.5.3 দীর্ঘ পর্যায়-সারণির উপযোগিতা

মেণ্ডেলিভের পর্যায়-সারণি অপেক্ষা দীর্ঘ পর্যায়-সারণির উপযোগিতা বিচার করা যাক।

- (i) দীর্ঘ পর্যায়-সারণিটি পারমাণবিক সংখ্যার ভিত্তিতে রচিত।
- (ii) পর্যায়-সারণিতে মৌলটির অবস্থান ও তার ইলেকট্রনবিন্যাসের মধ্যে সম্পর্ক লক্ষ্য করা যায়।
- (iii) পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে মৌলগুলির ধর্মের পরিবর্তন লক্ষ্য করা যায়।

(iv) সন্ধিগত মৌলের অবস্থান যুক্তিপূর্ণ। সন্ধিগত মৌলগুলির তাৎপর্য হল এই যে, এদের ধর্মাবলী s ব্লক ও p ব্লক মৌলগুলির ধর্মের মধ্যবর্তী। দীর্ঘ পর্যায়-সারণিতে এদের অবস্থান s ও p ব্লকের মধ্যবর্তী রাখা হয়েছে।

(v) অন্তঃসন্ধিগত মৌল : এই মৌলগুলির উপস্থিতির দরুন সন্ধিগত মৌলের ধর্ম পরিবর্তন বাধাপ্রাপ্ত হয়। ষষ্ঠ পর্যায় থেকে এই চৌদ্দটি মৌলের উপস্থিতি লক্ষ করা যায় এবং এদের অবস্থান তৃতীয় ও চতুর্থ শ্রেণীর মধ্যবর্তী অংশে।

সপ্তম পর্যায় একই ঘটনার পুনরাবৃত্তি হওয়ায় এই $14 + 14 = 28$ টি মৌলের স্থান মূল পর্যায়-সারণির নীচে দেওয়া হয়েছে।

(vi) উপশ্রেণীগুলিকে সম্পূর্ণভাবে পৃথক শ্রেণীতে রূপান্তরিত করায় ভিন্ন ধর্মবিশিষ্ট মৌলগুলিকে আর একত্রে লেখার প্রয়োজনীয়তা থাকে না। যেমন, K(19) এবং Cu(29)-এর অবস্থান মেণ্ডেলিভের পর্যায়-সারণির প্রথম শ্রেণীর 'A' ও 'B' উপশ্রেণীতে নির্দিষ্ট ছিল। কিন্তু একক যোজ্যতা বাতীত K এবং Cu-এর ধর্মের মধ্যে সামঞ্জস্য নেই বললেই চলে। দীর্ঘ পর্যায়-সারণিতে K(19) ও Cu(29) এর মধ্যে 9টি আরো শ্রেণী থাকায় ধর্মের পরিবর্তন বুঝতে কোন অসুবিধা হয় না।

(vii) ধাতু-অধাতু চিহ্নিতকরণ :

দীর্ঘ পর্যায়-সারণিতে ধাতু এবং অধাতুগুলিকে সহজে চিহ্নিত করা যায়। দ্বিতীয় পর্যায়ের 12তম শ্রেণীর পর থেকে যদি ধাপ কেটে সপ্তম পর্যায়ের পৌঁছানো যায় তবে যে সমস্ত মৌল ঐ ধাপের বাঁদিকে অবস্থিত সেগুলি ধাতু এবং যেগুলি ডানদিকে অবস্থিত সেগুলি অধাতু হয়। যে সমস্ত মৌল ধাপে অবস্থিত সেগুলিকে ধাতুকরম বলে।

(viii) দীর্ঘ পর্যায়-সারণির গঠন-প্রকৃতি সহজ হওয়ার দরুন মনে রাখা সহজ।

(ix) দীর্ঘ পর্যায়-সারণির মৌলগুলিকে ব্রহ্মভিত্তিক ভাগ করা সম্ভব।

1.5.4 দীর্ঘ পর্যায়-সারণির ত্রুটি

এবার আলোচনা করা যাক এই দীর্ঘ পর্যায়-সারণির ত্রুটি কী কী?

(i) H এবং He-র অবস্থান প্রদূষণ :

H-এর ধর্মাবলী কার্বোডাত ও হ্যালোজেন উভয় শ্রেণীর মৌলের সদৃশ। কিন্তু H-এর ইলেকট্রনবিন্যাস $1s^1$ হওয়ায় সেটিকে s ব্লক মৌল Li, Na, K ইত্যাদির সঙ্গে সারণির বাম প্রান্তে রাখা হয়েছে। আবার মৌলের অবস্থান যদি ইলেকট্রনবিন্যাস দ্বারা নির্ধারিত করা হয় তবে He ($1s^2$)-র স্থান হওয়া উচিত দ্বিতীয় শ্রেণীর কার্বীয় মৃত্তিকা মৌল Be, Ca, Mg ইত্যাদির সাথে। কিন্তু He-এর সাথে কার্বীয় মৃত্তিকা মৌলের কোন সাদৃশ্য লক্ষ্য করা যায় না। আবার He-এর সাথে 18তম শ্রেণীর নিষ্ক্রিয় গ্যাস মৌলগুলির সাদৃশ্য লক্ষ্য করা গেছে। এরই ভিত্তিতে He-কে 18তম শ্রেণীতে স্থান দেওয়া হয়েছে।

H এবং H₂-এর ক্ষেত্রে একই নিয়মের মধ্যে দিয়ে তাদের স্থান নির্বাচন না হওয়ায় এটিকে পর্যায়-সারণির গঠনের মূল ভিত্তির বিরুদ্ধাচারণ বলে মনে করা হয়েছে।

(ii) ল্যাঙ্কানাইড ও অ্যাক্টিনাইড-এর মোট 28টি মৌলকে মূল পর্যায়-সারণির মধ্যে স্থান দেওয়া সম্ভবপর হয়নি। এটিকে অবশ্যই দীর্ঘ পর্যায়-সারণির একটি গুরুত্বপূর্ণ ভ্রুটিরূপে স্বীকার করা যায়।

1.6 ইলেকট্রনবিন্যাস ও মৌলের শ্রেণীভাগ

ইলেকট্রনবিন্যাসের উপর ভিত্তি করে মৌলগুলিকে দুই পদ্ধতিতে শ্রেণীবদ্ধ করা যায়।

(i) কক্ষের অসম্পূর্ণতার (Incompleteness of shells) উপর নির্ভর করে মৌলের যে শ্রেণীবদ্ধকরণ তাকে বোর শ্রেণীভাগ বলা হয়।

(ii) প্রভেদকারী ইলেকট্রন (Differentiating electron) দ্বারা শ্রেণীবদ্ধকরণকে ব্লকবদ্ধকরণ বলা হয়।

1.6.1 বোর শ্রেণীভাগ

বোরের প্রকল্পিত শ্রেণীবদ্ধকরণ প্রক্রিয়াটিতে মৌলগুলিকে চারটি ভাগে শ্রেণীবদ্ধ করা হয়েছে। আগেই উল্লেখ করা হয়েছে যে, অসম্পূর্ণ কক্ষের সংখ্যাকে এই প্রক্রিয়ার ভিত্তি ধরা হয়েছে।

(i) নিষ্ক্রিয় গ্যাস—এই মৌলগুলির পরমাণুতে সর্ববহিঃস্থ কক্ষের s ও p উপস্তরগুলি ইলেকট্রন দ্বারা পরিপূর্ণ থাকে। সুতরাং সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনবিন্যাস হয় ns^2p^6 । ব্যতিক্রম He ($1s^2$) ns^2 ।

ns^2p^6 ইলেকট্রনবিন্যাসটি অত্যন্ত স্থায়ী হওয়ায় এই ধরনের পরমাণুগুলি রাসায়নিক সক্রিয়তা দেখায় না।

উদাহরণ :

He	$1s^2$
Ne	$2s^2 2p^6$
Ar	$3s^2 3p^6$
Kr	$4s^2 4p^6$
Xe	$5s^2 5p^6$

এই সকল মৌলের পরমাণুগুলির অষ্টক পূর্ণ থাকায় যোজ্যতা শূন্য।

(ii) বিশিষ্ট মৌল : এই ধরনের মৌলের পরমাণুগুলির সর্ববহিঃস্থ কক্ষ অর্থাৎ nতম কক্ষটি অসম্পূর্ণ কিন্তু অধীনস্থ অন্যান্য কক্ষগুলি সম্পূর্ণ থাকে। কিছু কিছু ধাতু, সমস্ত অধাতু ও ধাতুকল্পগুলি এই শ্রেণীবিশিষ্ট হয়ে থাকে।

সর্ববহিঃস্থ অসম্পূর্ণ কক্ষে উপস্থিত ইলেকট্রন সংখ্যা অথবা ঐ যোজ্যতা-কক্ষের অষ্টকপূর্তির জন্য প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন সংখ্যা দ্বারাই ঐ সকল মৌলের যোজ্যতা নির্ধারিত হয়ে থাকে।

ক্ষারধাতু ns^1 ক্ষারীয় মৃত্তিকা মৌল ns^2 অথবা যে সকল মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস ns^2p^5 পর্যন্ত হয় তাদেরই বিশিষ্ট মৌল বলা হয়।

He-এর ক্ষেত্রে ইলেকট্রনবিন্যাস $1s^2$, কিন্তু যেহেতু প্রথম কোয়ান্টাম স্তরে দুটির বেশি ইলেকট্রন থাকা অসম্ভব সেহেতু $1s^2$ ইলেকট্রনবিন্যাস যোজ্যতা কক্ষের সম্পূর্ণতা নির্দেশ করে। এই কারণেই He-কে বিশিষ্ট মৌল বলা যায় না।

(iii) সন্ধিগত মৌল : এই মৌলগুলির পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ দুটি কক্ষ অসম্পূর্ণ থাকে। পর্যায়-সারণিতে এই মৌলগুলির অবস্থান s ব্লক ও p ব্লকের মাঝামাঝি ঘটে। এই মৌলগুলির সাধারণ ইলেকট্রনবিন্যাস

$$(n-1)d^{1-10} ns^{0/1/2}$$

এক্ষেত্রে যোজ্যতা কক্ষের আগের কক্ষটির d উপস্তর অসম্পূর্ণ এবং ইলেকট্রনগুলি এই স্তরেই ক্রমাগত যুক্ত হতে থাকে। পর্যায়-সারণির চতুর্থ, পঞ্চম, ষষ্ঠ ও সপ্তম পর্যায় যথাক্রমে 3d, 4d, 5d ও 6d উপস্তরগুলিতে ইলেকট্রন যুক্ত হবার ফলে সন্ধিগত মৌলের সৃষ্টি হয়।

উদাহরণ :

3d : 10টি মৌল : Sc_{21} থেকে Zn_{30}

4d : 10টি মৌল : Y_{39} থেকে Cd_{48}

5d : 10টি মৌল : La_{57} , Hf_{72} থেকে Hg_{80}

6d : অসম্পূর্ণ বর্তমানে তিনটি : Ac_{89} , Ku_{104} , Ha_{105} আশা করা যায় যে 106 থেকে 112 পর্যন্ত পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলগুলি এই দলে যুক্ত হবে।

(iv) আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌল বা বিরলমৃত্তিকা মৌল : এই মৌলগুলির পরমাণুর শেষ তিনটি কক্ষ অসম্পূর্ণ যেমন ns, $(n-1)d$ ও $(n-2)f$ অসম্পূর্ণ থাকে।

সাধারণ ইলেকট্রনবিন্যাস

$$(n-2)f^{1-14} (n-1)d^{0/1/2} ns^2$$

তৃতীয় কক্ষটি অসম্পূর্ণ থাকায় এই মৌলগুলির রাসায়নিক ধর্ম সাধারণ সন্ধিগত মৌলের থেকে পৃথক হয়ে পড়ে।

La_{57} -এর ইলেকট্রনবিন্যাস $4f^5 5d^1 6s^2$ হওয়ায় আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাসের সঙ্গে বৈসাদৃশ্য দেখায় কিন্তু রাসায়নিক ও ভৌত ধর্মগুলি সদৃশ হওয়ায় La-এ আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌলের সঙ্গে একই শ্রেণীতে ধরা হয়েছে।

উদাহরণ :

4f : 14টি মৌল : Ce₅₈ থেকে Lu₇₁

এদের ল্যাণ্ডানাইড মৌল বলা হয়।

5f : 14টি মৌল : Th₉₀ থেকে Lw₁₀₀

এদের অ্যাক্টিনাইড মৌল বলা হয়।

অনুশীলনী—12 : মৌলগুলির ইলেকট্রনবিন্যাসের সাপেক্ষে শ্রেণীভাগ করুন :

U₉₂, Re₇₅, Nb₄₁, Ca₂₀, Se₃₄

উদাহরণ :

Te₅₂

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁴

সর্ববহিঃস্থ পঞ্চম কোয়ান্টাম স্তর অসম্পূর্ণ। সুতরাং ইহা বিশিষ্ট মৌল।

সর্বাধিক যোজ্যতা 2 + 4 = 6 অর্থাৎ সর্ববহিঃস্থ কক্ষের মোট ইলেকট্রন সংখ্যা।

1.6.2 প্রভেদকারী ইলেকট্রন দ্বারা শ্রেণীবদ্ধকরণ অর্থাৎ ব্লকবদ্ধকরণ

এই পদ্ধতিতে মৌলগুলিকে 4টি ভাগে ভাগ করা হয়েছে। সর্বশেষ ইলেকট্রনটি কোন উপস্তরে প্রবেশ করেছে তার উপর ভিত্তি করে মৌলগুলিকে s ব্লক, p ব্লক, d ব্লক ও f ব্লক বলে চিহ্নিত করা হয়েছে।

(i) s ব্লক মৌল : এই ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি ns কক্ষকে প্রবেশ করে।

1A এবং 1B শ্রেণীর মৌলগুলি এই বিভাগের অন্তর্গত। এই মৌলগুলির ইলেকট্রনবিন্যাস ns¹ অথবা ns² (n = মুখ্য কোয়ান্টাম স্তর = পর্যায় সংখ্যা)।

এই বিভাগের মৌলগুলি পর্যায়-সারণির বামদিকে অবস্থিত।

(ii) p ব্লক মৌল : এই ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি np কক্ষকে প্রবেশ করে।

IIIB (B মৌলসমূহ) IVB (C মৌলসমূহ)

VB (N মৌলসমূহ) VIB (O মৌলসমূহ)

VIIB (F মৌলসমূহ) 0 শ্রেণী (Ne মৌলসমূহ) এই বিভাগের অন্তর্গত।

যেহেতু রাখতে হবে যে, He (1s²) 0 শ্রেণীর অন্তর্ভুক্ত হলেও p ব্লক মৌল নয়।

p ব্লক মৌলের ইলেকট্রনগুলি যথাক্রমে 2p, 3p, 4p, 5p ও 6p-তে প্রবেশ করে।

s কক্ষকটি পূর্ণ থাকায় যোজ্যতা-কক্ষের ইলেকট্রন-সংখ্যা হয় ns^2p^1 (IIB) থেকে ns^2p^6 (0 শ্রেণী)।

এই মৌলগুলি পর্যায়-সারণির ডানদিকে অবস্থিত। এই মৌলগুলির কোনটি ধাতু, কোনটি অধাতু, কোনটি ধাতুকর বা কোনটি নিষ্ক্রিয় মৌল।

(iii) d ব্লক মৌল : এই ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি $(n-1)d$ কক্ষকে প্রবেশ করে। এই মৌলগুলি পর্যায়-সারণির মাঝামাঝি s ও p উপকক্ষের মধ্যবর্তী স্থানে অবস্থিত।

এই মৌলগুলির অপর নাম সন্ধিগত মৌল। d কক্ষকে ইলেকট্রন ধারণক্ষমতা 10টি। সুতরাং চতুর্থ পর্যায় থেকে শুরু করে প্রতিটি পর্যায়ে 10টি করে d ব্লক মৌল দেখতে পাওয়া যায়।

উদাহরণ :

চতুর্থ পর্যায় 3d (Sc_{21} মৌলসমূহ)

পঞ্চম পর্যায় 4d (Y_{39} মৌলসমূহ)

ষষ্ঠ পর্যায় 5d (La_{57} মৌলসমূহ)

সপ্তম পর্যায় 6d অসম্পূর্ণ (Ac_{89} , Ku_{104} , Ha_{105})

অনুমান করা যায় যে, 106 থেকে 112 পর্যন্ত পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলগুলি এই 6d শ্রেণীর অন্তর্গত হবে।

(iv) f ব্লক মৌল : এই ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি $(n-2)f$ কক্ষকে প্রবেশ করে। এই মৌলগুলির ইলেকট্রনবিন্যাস

$$(n-2)f^{0-14} (n-1)d^{0,1,2} ns^2$$

এই মৌলগুলির অপর নাম অভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌল।

p কক্ষকে ইলেকট্রন ধারণক্ষমতা 14টি। সুতরাং ষষ্ঠ পর্যায় ও সপ্তম পর্যায় প্রতিটিতে 14টি করে মোট 28টি মৌলের স্থান দেওয়া হয়েছে।

ষষ্ঠ পর্যায়ের f ব্লক মৌলগুলির আরেকটি নাম হল ল্যাণ্থানাইড বা ল্যাণ্থানোন।

সপ্তম পর্যায়ের f ব্লক মৌলগুলির আরেকটি নাম অ্যাক্টিনাইড বা অ্যাক্টিনোন।

1.7 শতাব্দির সংখ্যক মৌলসমূহের নামকরণ

বৈজ্ঞানিক সহবত ও ঐতিহাসিক প্রথার নিরিখে মৌলের নামকরণের অধিকার ওটির আবিষ্কারের উপরই বর্তায়। কিন্তু আধুনিককালে এ নিয়ে কিছু বিতর্ক ও দ্বিমত দেখা গিয়েছে। প্রথমত, ইউরেনিয়ম-উত্তর মৌলগুলি সংশ্লেষিত (synthetic) মৌল এবং পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধি পাবার সঙ্গে একত্রে মৌলের স্থায়িত্ব হ্রাস পায়।

কোন কোন ক্ষেত্রে মাত্র কয়েকটি পরমাণু হয়ত তৈরি হয় এবং তার ভিত্তিতেই কোনও বৈজ্ঞানিক আবিষ্কারের কৃতিত্ব দাবি করে বসেন। কিন্তু এতে প্রকাশিত তথ্যাবলীর নির্ভরযোগ্যতা বেশি হয় না। বলাও যায় না যে সংশ্লিষ্ট মৌল সংশ্লেষিত হয়েছে কিনা। উদাহরণস্বরূপ 104 সংখ্যক মৌলের কথা ধরতে পারি। মার্কিন ও সোভিয়েত—উভয় দলের বিজ্ঞানীরাই এর আবিষ্কারের দাবিদার ছিলেন। প্রথম দল এর নাম দেন রাদারফোর্ডিয়াম (Rutherfordium) এবং দ্বিতীয় দলের দেওয়া নাম কুর্চাটোভিয়াম (Kurchatovium)। এই ধরনের সমস্যা এড়াবার জন্য IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) নিয়ম করেছেন যে, যতক্ষণ না নতুন মৌলের আবিষ্কার সন্দেহাতীতভাবে প্রমাণিত হয়, ততক্ষণ IUPAC নামকরণ-নিয়মাবলী (IUPAC nomenclature rules)-এর সাহায্যে তাদের নামকরণ করতে হবে। নিয়মগুলি আমরা নিচে দিলাম :

(1) মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা থেকে সরাসরি নিচের আঙ্কিক মূল (numerical root) থেকে নামকরণ করা হবে :

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
nil(নিল)	un(উন্)	bi(বাই)	tri(ট্রাই)	quad(কোয়াড্)	pent(পেন্ট্)	hex(হেক্স্)	sept(সেপ্ট্)	oct(অক্ট্)	enn(এন্)

(2) পারমাণবিক সংখ্যায় অঙ্কেবৃত্তক্রমানুসারে এই মূলগুলি একত্রে সম্মিলিত করে এবং শেষে 'ium' (ইয়াম্) যোগ করে ধাতব মৌলগুলির নামকরণ হয়।

'nil'-এর আগে থাকলে 'enn'-এর থাকলে শেষ 'n'টি বাদ যাবে। 'ium'-এর থাকলে 'bi' এবং 'tri'-এর 'i' লুপ্ত হবে।

[বাংলা বানানের ক্ষেত্রে এতটা নিয়মের দরকার হয় না] ও-প্রতীক (symbol)-এর ক্ষেত্রে প্রথম বর্ণ ও আঙ্কিক মূলটির প্রথম বর্ণ মিলিয়ে তৈরি হয়।

1977 পর্যন্ত এভাবেই শতাব্দির ($z = 101, \dots$) সংখ্যক মৌলসমূহের নাম করা হচ্ছিল। তারপর IUPAC TWA (Transformium Working Group) নামক কর্মসমিতি গঠন করে তাদের দেখতে বললেন যে সংশ্লিষ্ট মৌলসমূহের আবিষ্কার কতদূর গ্রাহ্য। এই সমিতি 1990-এ একটা প্রস্তাব দিল। তারপর 1997-এ আরেকটা প্রস্তাব দিল। IUPAC শেবোক্ত প্রস্তাব গ্রহণ করেছেন।

আমরা নিচের সারণিতে নামকরণের ক্রমপর্যায় দেখালাম :

সারণি—1.3

পারমাণবিক সংখ্যা	IUPAC নিয়মানুগ নাম	1977-এ প্রদত্ত নাম	1990-এ প্রদত্ত নাম
101	Un-nilunium, Unu (উন্-নিল-উনিয়াম্)	mendelivium (Md)	mendelivium

পারমাণবিক সংখ্যা	IUPAC নিয়মানুগ নাম	1977-এ প্রদত্ত নাম	1990-এ প্রদত্ত নাম
102	un-nil-bium, Unb (উন্-নিল্-বাইয়াম)	nobelium (No)	nobelium
103	un-nil-trium, Unt (উন্-নিল্-ট্রিয়াম)	lawrencium (Lr)	lawrencium
104	un-nil-quadium, Unq	dubnium (Db)	rutherfordium (Rf)
105	un-nil-pentium, Unp	joliotium (Jt)	dubrium (Db)
106	un-nil-hexium, Unh	rutherfordium (Rd)	seaborgium (Sg)
107	un-nil-Septium, Uns	bohrium (Bh)	bohrium (Bh)
108	un-nil-Octium, UnO	hahnium (Hn)	hassium (Hs)
109	un-nil-ernium, Unc	meitnerium (Mt)	meitnerium (Mt)

*অনুরূপে $Z = 105$ -এর ক্ষেত্রে নাম ছিল নীল্‌স্ বরিয়াম (Nielsbohrium), হানিয়াম (Hannium)।

118 পারমাণবিক সংখ্যা পর্যন্ত মৌলের আবিষ্কার বিজ্ঞাপিত হয়েছে। কিন্তু তারা প্রমাণের অপেক্ষায়।

অনুশীলনী—13

(1) $Z = 107, 111, 114, 200, 202, 400, 900$ হলে সংশ্লিষ্ট মৌলটির IUPAC নামকরণ করুন।

1.8 সারাংশ

এই পর্যায়ে আপনারা শিখলেন কীভাবে পর্যায়-সূত্র ক্রমপ্রতিষ্ঠিত হয়েছে এবং কীভাবে পর্যায়-সারণি গঠিত হয়েছে ও তার ক্রমবিবর্তন ঘটেছে। এ প্রসঙ্গে আপনারা ডোবরিনারের ত্রয়ী, নিউল্যান্ডের অষ্টক, শ্যাংকুরটয়ের টেলুরিক ক্রু-নিয়ম জেনেছেন। সর্বোপরি জেনেছেন লোথার মেয়ার ও মেণ্ডেলিভের যুগান্তকারী প্রয়াস ও আবিষ্কারের কথা।

পর্যায়-সারণির বিশ্লেষণ প্রসঙ্গে প্রথমেই আপনারা লক্ষ্য করেছেন যে পর্যায়-সারণির উদ্দেশ্যই হচ্ছে পারমাণবিক সংখ্যা (এই ধর্মের অনন্যতাও আপনারা বুঝেছেন)-র উর্ধ্বক্রমানুসারে মৌলগুলিকে সাজিয়ে কতগুলি পর্যায় ও শ্রেণীতে বিন্যস্ত করা। এর ফলে পর্যায়-সূত্রের বাবহারিক উপযোগিতা প্রকট হয়ে উঠেছে এবং আমরা আধুনিক পর্যায়-সূত্রের বিবৃতি পাচ্ছি : মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম তাদের পারমাণবিক সংখ্যার পর্যায়ক্রমে পরিবর্তিত হয়।

আপনারা আরও দেখেছেন যে, মৌলসমূহের ধর্মের পর্যাবৃত্ত তাদের ইলেকট্রনবিন্যাসের পর্যাবৃত্তির দরুন ঘটে থাকে। এভাবেই দেখেছেন যে, একই শ্রেণীভুক্ত মৌলগুলির ইলেকট্রন-বিন্যাস অনুরূপ হওয়ায় তাদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম সদৃশ।

আপনারা বিভিন্ন ধরনের পর্যায়-সারণির সঙ্গে পরিচিত হয়েছেন এবং তাদের আপেক্ষিক সুবিধা ও অসুবিধা দেখেছেন। বর্তমানে আমরা দীর্ঘ পর্যায়-সারণি বাবহার করে থাকি।

ইলেকট্রন-বিন্যাসের সঙ্গে পর্যায়-সারণির এক বিশেষ সম্পর্ক আছে। এই বিন্যাসের উপর ভিত্তি করে মৌলসমূহকে s, p, d ও f—এই চার অংশে ভাগ করা হয়েছে।

1.9 প্রশ্নাবলী

- (1) পর্যায়-সারণি ধরনের উপকরণ রসায়ন ও পদার্থবিজ্ঞানীদের দরকার হয়েছিল কেন?
- (2) পারমাণবিক ওজন ও পারমাণবিকসংখ্যা এদের মধ্যে কোনটি মৌলের মৌলিকতর ধর্ম? আপনার মতে পর্যায়-সূত্রের বিখ্যাততম বিবৃতি কোনটি?
- (3) 'মৌলের ধর্মের পর্যাবৃত্তি তাদের যোজ্যতা-কক্ষের ইলেকট্রনীয় বিন্যাসের সাদৃশ্যের উপর নির্ভর করে।'—এই তথ্যকে ভিত্তি করে পর্যায়-সূত্রের বিবৃতি দিতে পারেন কি? চেষ্টা করুন।
- (4) পর্যায়-সারণির 'শ্রেণী' ও পর্যায় বলতে কী বোঝেন লিখুন।
- (5) মনে করুন 'ক্যালসিয়াম' মৌলটি অনাবিষ্কৃত; সেক্ষেত্রে পর্যায়-সারণি প্রয়োগ করে এর ধর্মের প্রাণ-ধারণা দিন।
- (6) (i) প্রথম পর্যায়ে মাত্র দুটি মৌল আছে কেন?
(ii) H ও He-এর মধ্যে আর কোনও মৌল থাকতে পারে না কেন?
- (7) ইলেকট্রন-বিন্যাসের নিরিখে সক্রিয় ও অসক্রিয় মৌলের পার্থক্য নির্দেশ করুন।
- (8) s-, p-, d-, f-, গোষ্ঠীভুক্ত করা হয় কোন্ নিরিখে?

1.10 উত্তরমালা

অনুশীলনী-1

- (1) ও (2)—নিজে চেষ্টা করুন।

(3) প্রতিরূপ বানিয়ে নিন। উপাদান হিসাবে জলে ভিজানো 'পিচবোর্ড' ব্যবহার করতে পারেন। শক্ত চার্ট-পেপারেও হয়।

(4) ও (5) পাঠ্যাংশ থেকে উত্তর খুঁজে বার করুন।

অনুশীলনী-2

(1) ও (2) পাঠ্যাংশ থেকে বের করে নিন।

(3) পারমাণবিক ওজন।

অনুশীলনী-3

(1) (i) মেওেলিভ তখনকার জানা সমস্ত মৌলের অনেক বেশি রকম ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের আলোচনার উপর ভিত্তি করে তাঁর পর্যায়-সারণি প্রণয়ন করেন।

(ii) পর্যায়-ছকের সাহায্যে তিনি পারমাণবিক ওজন সংশোধন করেন। তাঁর আবিষ্কৃত পর্যায়-সারণির সাহায্যে অনাবিষ্কৃত মৌলের আবিষ্কার সম্ভব হয়। শুধু তাই নয় অনাবিষ্কৃত মৌলের ধর্ম সম্বন্ধে ধারণাও জন্মায়।

(3) ও (4) নিজে চেষ্টা করুন।

(4) ও (5) পাঠ্যাংশ থেকে উত্তর খুঁজে নিন।

(6) সারণি দেখে বার করুন।

(7) ও (8) সারণি থেকে খুঁজে নিন।

অনুশীলনী-4

(1) '0' শ্রেণীতে সন্ধিগত মৌল নেই, VIII শ্রেণীতে আদর্শ মৌল নেই।

(2) ও (3) পাঠ্যাংশ দেখুন।

অনুশীলনী-5

(1) ও (2) নিজে চেষ্টা করুন, পারবেন।

অনুশীলনী-6

(1) সন্ধিগত মৌল চুকে পড়ার ক্লিন্যাসের ধরন পাণ্টে যায় বলে।

(2) (i) ক্লোরিন-এর অক্সাইড ClO_2 , Cl_2O_7 ; এর অনুরূপ Mn-এর অক্সাইডসমূহের মধ্যে যথাক্রমে MnO_2 ও MnO_7 ।

(ii) ক্লোরিন যেমন অক্সি-অ্যাসিড HClO_4 দেয় এবং সংশ্লিষ্ট লবণ KClO_4 ইত্যাদিও জানা আছে, তেমনি Mn-এর আছে HMnO_4 এবং KMnO_4 ।

(3) বর গ্যাসের শ্রেণীটি (অর্থাৎ '0' শ্রেণী)। এর কারণ এই মৌলগুলি তখনও আবিষ্কৃত হয়নি।

অনুশীলনী-7

(1) ও (2) নিজে দেখে নিন।

অনুশীলনী-8

(1) পাঠ্যাংশ দেখে নিন।

(2) প্রথম বৃটিশ নিয়ম : শ্রেণী I ও II-এর ক্ষেত্রে আদর্শ মৌল A-উপশ্রেণী, সন্ধিগত মৌল, B-উপশ্রেণী ; III, IV, V, VI, VIII-শ্রেণীর ক্ষেত্রে সন্ধিগত মৌল A-উপশ্রেণী, আদর্শ মৌল B-উপশ্রেণী, VIII-এ আছে সন্ধিগত মৌলের ত্রয়ীসমূহ, 'O'-তে আছে বর গ্যাস। আমেরিকান নিয়ম : I, II, III.....VII শ্রেণীগুলিতে 'A' উপশ্রেণীতে আদর্শ মৌল ও 'B'-উপশ্রেণীতে সন্ধিগত মৌল থাকবে।

IUPAC নিয়মে উপশ্রেণী নেই। শ্রেণীগুলি 1, 2, 3.....18 পর্যন্ত চিহ্নিত।

(3) IUPAC

অনুশীলনী-9

(1) Mg, Ca ; Cl, Br.

অনুশীলনী-10

Be— $2s^2 2p^2$; N— $2s^2 2p^3$; F— $2s^2 2p^5$

অনুশীলনী-11

(1) পাঠ্যাংশ দেখে নিন।

(2) 10টি সন্ধিগত মৌলের শ্রেণীসংখ্যা বাদ দিলে C-এর বহিস্তম কক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা 4 (14-10)। এর সর্বাধিক যোজ্যতা 4।

অনুশীলনী-12

উত্তর বোঝানো আছে।

অনুশীলনী-13

(1) উন্-নিল্-সেপ্টিয়াম ; উন্-নিল্-উনিয়াম ; উন্-উন্-কোয়াড্রিয়াম ; বাই-নিল্-নিলিয়াম ; বাই-নিল্-বাইয়াম ; কোয়াড-নিল্-নিলিয়াম ; এন্-নিল্-নিলিয়াম।

প্রশ্নাবলী

- (1) বিশাল রসায়ন-বিদ্যাকে অধিগত করার সমস্যা সমাধান করতে এই সারণি দেখাল যে পদার্থের ধর্মাবলী বুঝে করার বিষয় নয়, এরা যুক্তি ও পরামর্শ মেনে চলে।
- (2) পারমাণবিক সংখ্যা ; মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম তাদের পারমাণবিক সংখ্যার পর্যায়ক্রমে পরিবর্তিত হয়।
- (3) মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম তাদের ইলেকট্রনবিন্যাস—বিশেষ করে বহিস্তম কক্ষের ইলেকট্রন - বিন্যাসের পর্যায়ক্রমে পুনরাবৃত্ত হয়।
- (4) পর্যায়-সারণির উন্নত স্তরগুলিকে 'শ্রেণী' ও অনুভূমিক সারিগুলিকে 'পর্যায়' বলে ; একই শ্রেণীভুক্ত মৌলসমূহের ধর্ম সদৃশ। একই পর্যায়ভুক্ত মৌলগুলির ধর্ম নির্দিষ্টক্রমে পরিবর্তিত হয়।

- (5) ধরে নিম্ন ক্যালসিয়ামকে এক-মাগনেসিয়াম (Em) নামে অভিহিত করা হচ্ছে। আমরা ক্যালসিয়ামে পূর্ববর্তী মৌল K, পরবর্তী মৌল Sc এবং উপর ও নীচের মৌলদ্বয় যথাক্রমে Mg ও Sr এর ধর্মাবলী নিয়ে Em সম্বন্ধে প্রাণধারণা দেয়।

	Mg	
K	Em	Sc
	Sr	

ধর্ম	-Em	Ca	কীভাবে পাওয়া গেল
পারমাণবিক সংখ্যা	20	20	K এর পরের মৌল, $\therefore 19 + 1 = 20$
পারমাণবিক ওজন	40.35	40	$\frac{Ak + Asc}{2} = \frac{39.1 + 41.6}{2} = 40.35$
ঘনত্ব (kg/m^3)	1.93	1.55	$\frac{dk + dsc}{2} = \frac{0.86 + 3.6}{2}$
গলনাঙ্ক (k)	1074	1111	$\frac{Mk + Msc}{2} = \frac{336.7 + 1812}{2}$ $= \frac{2148.7}{2} = 1074.3$
ধাতু-নিষ্কাশন পদ্ধতি	তড়িৎ-বিশ্লেষণ পদ্ধতি C-বিজারণ পদ্ধতিতে ভালো হবে না।	তড়িৎ-বিশ্লেষণ পদ্ধতি C-বিজারণ পদ্ধতিতে পাওয়া যায়না।	Mg, Ca ধাতুদুটি Cl লবণের তড়িৎ-বিশ্লেষণে পাওয়া যায়। Mg-এর নিষ্কাশন C-বিজারণ পদ্ধতিতে হলেও K-এর হয় না।
অক্সাইডের সংকেত	EmO	CaO	K_2O , Sc_2O_3 , MgO
অক্সাইডের ক্ষারকীয়তা ও জলে দ্রাব্যতা	জলে সম্পূর্ণ দ্রাব্য নয়। দ্রবণ খুব কম ক্ষারীয়। তবে ক্ষারকীয় অক্সাইড	ক্ষারকীয় অক্সাইড। দ্রাব্যতা MgO অপেক্ষা বেশি।	MgO -এর দ্রাব্যতা কম। K_2O জলে ক্ষার উৎপন্ন করে।
অক্সাইডের বর্ণ	সাদা	সাদা	MgO , SrO , Sc_2O_3 সাদা
ক্লোরাইডের সংকেত	EmCl_2	CaCl_2	MgCl_2 , SrCl_2 , ScCl_3 , KCl
ক্লোরাইডের প্রকৃতি	আয়নীয়	আয়নীয়	MgCl_2 , KCl , আয়নীয়
ধাতুর সঙ্গে বায়ুর বিক্রিয়া	রেখে দিলে ধীরে ধীরে অক্সাইডের প্রলেপ পড়বে, বাতাসে উত্তপ্ত করলে দ্রুত উঠে অক্সাইড তৈরি করে।	প্রাণ-ধারণার সঙ্গে মিলে যায়	K-এর বাতাসে স্বতঃস্ফূর্ত বিক্রিয়া, Mg-এর অনেক সীমাবদ্ধ বিক্রিয়া।

ধর্ম	Em	Ca	কীভাবে পাওয়া গেল
জল ও অ্যাসিডের সঙ্গে ধাতুর বিক্রিয়া	জলের সঙ্গে বিক্রিয়া অনেক ধীর, গরম করলে বিক্রিয়া ঘটবে এবং H ₂ -বের হবে। অ্যাসিডের সঙ্গে বিক্রিয়ায় ভালোভাবে H ₂ উৎপন্ন করবে।	জলের সঙ্গে সাধারণ তাপমাত্রায় বিক্রিয়া ঘটায়। অ্যাসিডের সঙ্গে দ্রুত (K-অপেক্ষা কম) বিক্রিয়া ঘটায়।	Mg জলের সঙ্গে বিক্রিয়া ঘটায় না। K তীব্রভাবে ঘটায়। বিচূর্ণ Sc ধীরে বিক্রিয়া ঘটায়।

(6) (i) ${}_1\text{H}$ -এর ইলেকট্রনবিন্যাস $1S^1$; ${}_2\text{He}$ -এর $1S^2$; এর সঙ্গেই প্রথম সন্ধিপূর্ণ হয়ে যায়।

(ii) H-এর পারমাণবিক সংখ্যা 1 এবং He-এর 2। পারমাণবিক সংখ্যা ভগ্নাংশ হতে পারে না।

(7) সন্ধিগত মৌলসমূহ d-গোষ্ঠী (block) ভুক্ত। এখানে বহির্তম কক্ষের d-কক্ষকে ক্রমাগত ইলেকট্রন যুক্ত হতে থাকে। তাই এক্ষেত্রে ইলেকট্রন-বিন্যাসের আদর্শ $(n-1)d^{1-10} ns^2$ ।

অন্তঃসন্ধিগত মৌলের ক্ষেত্রে পার্থক্য নির্দেশকারী ইলেকট্রন 'f'। এখানে শুধু d-কক্ষ নয় f-কক্ষও অসম্পূর্ণ। তাই এখনকার ইলেকট্রন-বিন্যাস $(n-2)f^{1-14} (n-1)d^{0-1} ns^2$ ।

(8) যথাক্রমে s, p, d ও f কক্ষকে ইলেকট্রন যুক্ত হবার নিরিখে।

একক ২ □ পর্যাবৃত্তি (Periodicity)

গঠন

2.1 প্রস্তাবনা

2.2 উদ্দেশ্য

2.3 পর্যাবৃত্তি কি

2.4.1 পারমাণবিক ব্যাসার্ধ

2.4.2 সমযোজী ব্যাসার্ধ

2.4.3 নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান

2.4.4 ড্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ

2.4.5 ধাতব ব্যাসার্ধ বা কেলান ব্যাসার্ধ

2.5 আয়নীয় ব্যাসার্ধ

2.6 আয়নন শক্তি

2.7 ইলেকট্রন আসক্তি

2.8 অপরাধর্মিতা

2.9 সারসংক্ষেপ

2.10 প্রশ্নাবলী

2.11 উত্তরমালা

2.1 প্রস্তাবনা

আগের এককে আপনারা দেখেছেন যে মৌলসমূহের ধর্ম পারমাণবিক সংখ্যার পর্যাবৃত্ত ধর্ম। আপনারা আরও লক্ষ্য করেছেন যে, যোজ্যতা-কক্ষ (Valence shell)-র ইলেকট্রনবিন্যাসের সাদৃশ্যের জন্য মৌলসমূহ একটি শ্রেণীতে অবস্থান করে সদৃশ ধর্ম দেখায়। লক্ষ্য করবেন আমরা সদৃশ ধর্ম বলছি—অভিন্ন ধর্ম বলিনি। অর্থাৎ একই শ্রেণীভুক্ত মৌলসমূহের ধর্মের মধ্যে একটা ক্রম (trend) দেখা যায়। বিভিন্ন ধর্মের সঙ্গে সাযুজ্য রেখে এই ক্রমের ব্যাখ্যাও সম্ভব। যেমন দেখুন 15(VA) শ্রেণীর মৌলগুলি যেমন সুন্দর ধর্মের ক্রম দেখাচ্ছে।

এক্ষেত্রে N একটি আদর্শ অধাতু ; P অধাতুই, কিন্তু সামান্য ধাতব ধর্ম উঁকি মারছে—যেমন, চকোলেট ও কালো P ভড়িতের মৃদু পরিবাহী। As-এর ধর্ম ধাতু ও অধাতুর মধ্যবর্তী। একে (সঙ্গে Sb-কেও)

ধাতুকল্প (metalloid) বলা হয়। আসলে As অধাতু যার মধ্যে যথেষ্ট ধাতব ধর্মের উদ্ভব ঘটেছে, আর Sb এক ধাতু যার মধ্যে অধাতব ধর্ম রয়ে গেছে। আর Bi একটি আদর্শ ধাতু। এইসব মৌলের বহির্কক্ষের ইলেকট্রন-কিন্যাস ns^2np^3 । অতএব এদের যোজ্যতা 5 এবং 3।

আবার পর্যায় বরাবর ধর্মের নির্দিষ্ট ক্রম দেখা যায়। যেমন ধাতব/অধাতব অর্থাৎ পরা-ও অপরাধর্মিতা। অপরাধর্মিতা নির্দিষ্ট শ্রেণীতে উপর থেকে নিচে কমে (অর্থাৎ পরাধর্মিতা বাড়ে) এবং পর্যায়ের ক্ষেত্রে বাঁ থেকে ডাইনে বাড়ে। As মারামাঝি পড়ে যায় বলেই ধাতুকল্প। একই কারণে I-এ কিছু ধাতব ধর্ম দেখা যায়, আবার Sn-এর ক্ষেত্রে কিছু অধাতব ধর্ম। তবে শতকরা 50 ভাগের বেশি যে ধর্মের প্রকাশ সে ধর্মসম্পন্ন বিভাগে মৌলবিশেষকে রাখা হয়। I তাই অধাতু এবং Sn ধাতু।

শ্রেণী 7

N	নাইট্রোজেন
P	ফসফোরাস
As	আর্সেনিক
Sb	আন্টিমনি
Bi	বিস্মাথ

একাধিক উপাদান (factor) কোন বিশেষ ধর্ম নিরূপণ করে। তাই ধর্মের ক্রম নির্ধারণে সবগুলিকে একত্রে ধরতে হয়। এমনও হতে পারে, না সেটাই স্বাভাবিক—যে একটি ধর্ম অন্য ধর্মকে ছাপিয়ে যায়। পারমাণবিক ব্যাসার্ধ-পার্থক্য নিরূপণে এরকমটা দেখা যায়। এই কারণে সজ্জিত মৌলগুলির ধর্ম প্রায় সদৃশ বা বলা ভাল পার্থক্য অনেক কমে এসেছে।

এরকম অনেক কিছুই আমরা এ অধ্যায়ে আলোচনা করব।

2.2 উদ্দেশ্য

এই এককটি পাঠ করে আপনি—

- পর্যাবৃত্তি কি তা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- পারমাণবিক ও আয়নীয় ব্যাসার্ধ (Atomic and Ionic radius)-এর সংজ্ঞা নির্দেশ করতে পারবেন।
- আয়নন শক্তি (Ionisation energy), ইলেকট্রন আসক্তি (Electron affinity), অপরাধর্মিতা (Electronegativity)—এই পর্যাবৃত্ত ধর্মগুলি সম্বন্ধে আলোচনা করতে পারবেন।
- পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও অন্যান্য ধর্মগুলির মধ্যে সম্পর্ক এবং তার থেকে উদ্ভূত অন্য কিছু ধর্ম সম্বন্ধে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- উপরের ধর্মগুলির মান নির্ণয় করতে সক্ষম হবেন।
- উপরোক্ত ধর্মগুলির পর্যাবৃত্তি বিষয়ে ধারণা করতে পারবেন।

2.3 পর্যাবৃত্তি

পরমাণু-ক্রমাঙ্কের ভিত্তিতে পর্যায়-সারণিতে কোন মৌলের অবস্থান স্থিরীকৃত হয়। পরমাণু-ক্রমাঙ্ক বৃদ্ধির সঙ্গে পর্যায়-সারণির বিভিন্ন পর্যায়ভুক্ত মৌলগুলির ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম পরিবর্তিত হয়। পরমাণু-ক্রমাঙ্কের

নির্দিষ্ট ব্যবধানে একই প্রকার ধর্মের পুনরাবৃত্তি ঘটে। এইটিকে ধর্মের পর্যায়ক্রমিকতা বা পর্যাবৃত্তি বলা হয়। আবার একই শ্রেণীভুক্ত মৌলগুলির ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম সাদৃশ্যপূর্ণ হলে ও পরমাণুক্রমিক বৃদ্ধির সঙ্গে সদৃশ ধর্মের তারতম্য ঘটে।

আমাদের উদ্দেশ্য হল ধর্মের পর্যায়ক্রমিক পরিবর্তন লক্ষ্য করা এবং এই পরিবর্তনের প্রকৃতি অনুধাবন করা। এর ফলে মৌলগুলির ইলেকট্রন-বিন্যাস ও বিভিন্ন ধর্মের মধ্যে একটি সাধারণ সম্পর্ক স্থাপন করা সম্ভব হবে।

অনুশীলনী—1

Z পারমাণবিক সংখ্যা এবং P মৌলের ধর্ম হলে পর্যায় বা শ্রেণী বরাবর $P = f(Z)$ বলা যায় কি? উত্তরের কারণ বলুন।

2.4.1 পারমাণবিক ব্যাসার্ধ

কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াস ও সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন স্তরের মধ্যে যে দূরত্ব তাকেই বলা হয় পরমাণু-ব্যাসার্ধ।

কিন্তু যেহেতু পরমাণু অত্যন্ত ক্ষুদ্র এবং একক রূপে পাওয়া অসম্ভব তাই সরাসরি ব্যাসার্ধ নির্ধারণ সম্ভবপর নয়।

পরমাণুকে গোলক কল্পনা করে নিলে একটি মৌলের দ্বিপারমাণুক গ্যাসীয় অণুর পরমাণুদ্বয়ের কেন্দ্রকেন্দ্র ঘনিষ্ঠতম দূরত্বে ঐ পরমাণুর ব্যাসরূপে গণ্য করা যায়। ঐ রাশির অর্ধেক হয় পরমাণুর ব্যাসার্ধ।

পারমাণবিক ব্যাসার্ধের প্রকারভেদ—কোন পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন স্তর তার পারিপার্শ্বিক অণুর সংখ্যা (পারমাণবিকতা), বন্ধনপ্রকৃতি, জ্যামিতিক আকার, কো-অর্ডিনেশন সংখ্যা, ইত্যাদি দ্বারা প্রভাবিত হয়। এর ফলে একই পরমাণুর একাধিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হওয়ায় সম্ভব। এই পারিপার্শ্বিকতার ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের প্রকারভেদ ঘটে। আমরা মূলত তিনধরনের পারমাণবিক ব্যাসার্ধের কথা এখানে উল্লেখ করব।

- (i) সমযোজী ব্যাসার্ধ
- (ii) ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ
- (iii) ধাতব ব্যাসার্ধ।

2.4.2 সমযোজী ব্যাসার্ধ

সমযোজী এক বন্ধনে আবদ্ধ একই মৌলের দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দূরত্বের অর্ধেককে বলা হয় সমযোজী ব্যাসার্ধ।

এই ক্ষেত্রে পরমাণুগুলিকে গোলক এবং পরস্পর সংস্পর্শে আছে বলে অনুমান করা হয়। সুতরাং বন্ধন দৈর্ঘ্য বা দুটি মৌলের মধ্যে নিউক্লিয়াসের দূরত্বকে পরমাণু দুটির ব্যাসার্ধের যোগফল বলা যায়।

অর্থাৎ আন্তর্নিউক্লিয়াস দূরত্ব d_{A-A} পরমাণু দুটির একবন্ধন বিশিষ্ট সমযোজী ব্যাসার্ধ r_A -এর সমষ্টি

$$d_{A-A} = r_A + r_A$$

$$r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$$

যদি অণুটি দুটি ভিন্ন পরমাণুবিশিষ্ট হয় তবে $d_{A-B} = r_A + r_B$

আমাদের এক্ষেত্রে মনে করে নিজে হবে যে পরমাণু দুটি ভিন্ন হলেও তাদের মধ্যে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার কোন পার্থক্য নেই। ফলে বন্ধনটি সম্পূর্ণ সমযোজী এবং ধ্রুৱীয় প্রভাবমুক্ত।

এ ধরনের আদর্শ ক্ষেত্র পাওয়া সম্ভব নয়। যদি A এবং B মৌলের তড়িৎ-ঋণাত্মকতা যথাক্রমে X_A এবং X_B ভিন্ন হয় তবে পরীক্ষালব্ধ d_{A-B} মান, r_A এবং r_B -র যোগফল অপেক্ষা কম হবে।

উদাহরণ :

(i) (d_{C-H}) পরীক্ষালব্ধ = 214 pm

$$\begin{aligned} (d_{C-H}) \text{ তাত্ত্বিক} &= r_C + r_H \\ &= 77 + 133 = 210 \text{ pm} \end{aligned}$$

(ii) (d_{S-Br}) পরীক্ষালব্ধ = 227 pm

$$\begin{aligned} (d_{S-Br}) \text{ তাত্ত্বিক} &= r_S + r_{Br} \\ &= 102 + 114 = 216 \text{ pm} \end{aligned}$$

পূর্বের একক ছিল আংস্ট্রম (angstrom), $\text{\AA}$:
 $1 \text{\AA} = 10^{-8}$ সেমি. বর্তমানে SI এককে পিকো
 মিটার (pico meter, pm, 10^{-12}m) ব্যবহৃত
 হয়। $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{m} = 10^{-10} \text{cm} = 100 \text{\AA}$.

বিভিন্ন কারণে এই পার্থক্য ঘটে থাকতে পারে যেমন,

(i) তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্যের ফলে উদ্ভূত ধ্রুৱীয়তা

(ii) বন্ধন-প্রকৃতি যথা দ্বিবন্ধন, ত্রিবন্ধনজনিত কারণে বন্ধনদৈর্ঘ্যের সংকোচন ধ্রুৱীয়তার প্রভাবজনিত পরিবর্তনকে ব্যাখ্যা করার জন্য শোমেকর ও সিডেনসন (1941) প্রস্তাব করেন যে সাধারণভাবে $A-B$ বন্ধনের দৈর্ঘ্য d_{A-B} , পারমাণবিক ব্যাসার্ধ r_A and r_B -র সমষ্টি হলেও এর সাথে সংশোধনী অংশে $[-0.09 (X_A - X_B)]$ যোগ করতে হবে। $X_A - X_B$, A এবং B মৌলদুটির তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য।

সুতরাং $d_{A-B} = r_A + r_B - 0.09 (X_A + X_B)$ এই সমীকরণ দ্বারা কিছু বন্ধন যেমন Si - C-এর ক্ষেত্রে পরীক্ষালব্ধ ও তাত্ত্বিকমানের মধ্যে পার্থক্য কমে এলেও কিছু কিছু ক্ষেত্রে যেমন C - Cl বন্ধনে পার্থক্য বেড়ে যায়।

পাউলিং একটি সাধারণ সমীকরণ প্রস্তাবিত করেন।

$$d_{A-B} = r_A + r_B - C (x_A - x_B)$$

C = শোমেকর - স্টিফেনসন সূচক, এর মান বিভিন্ন পরমাণুর ক্ষেত্রে বিভিন্ন।

এই সমীকরণ থেকে বোঝা যায় যে, ভিন্ন মৌলের পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট বন্ধনের পরীক্ষালব্ধ মান তাত্ত্বিক মান অপেক্ষা কেন কম হয়। ধ্রুবীকতার জন্য—দুটি প্রান্তের আঞ্চলিক আধানের মধ্যে ত্রিমাত্রিক আকর্ষণজাত বল বন্ধন-দৈর্ঘ্যের উপর প্রভাবসৃষ্টি করে।

নিম্নলিখিত যৌগগুলিতে দেখানো হয়েছে যে F প্রতিস্থাপন বৃদ্ধি করলে $C-F$ বন্ধনদৈর্ঘ্যের মান ক্রমানুসারে কমে থাকে।

যৌগ	$C-F$ বন্ধনদৈর্ঘ্য (pm)
CH_3F	139.1
CH_2F_2	135.8
CHF_3	133.2
CF_4	132.0

যখন দুটি পরমাণু একাধিক বন্ধন যেমন দ্বিবন্ধন ও ত্রিবন্ধন দ্বারা যুক্ত থাকে তখন বন্ধনদৈর্ঘ্যের মান হ্রাস পায়। ফলে পরমাণু-ব্যাসার্ধের মানও পরিবর্তিত হয়। সুতরাং সেক্ষেত্রে দ্বিবন্ধন ব্যাসার্ধ বা ত্রিবন্ধন ব্যাসার্ধ উল্লেখ করা উচিত।

পারমাণবিক ব্যাসার্ধের পর্যায়ক্রমিতা :

পর্যায়-সারণিতে যে কোন পর্যায়ের বামদিক থেকে ডানদিকে গেলে শূন্য শ্রেণীর নিষ্ক্রিয় মৌল ব্যতীত অন্য সকল মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ক্রমশ ক্ষুদ্রতর হয়। কোন পর্যায়ে ক্ষারধাতুসমূহ মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ সর্বাধিক এবং হ্যালোজেন মৌলগুলির সর্বাপেক্ষা কম হয়।

এর কারণ এই যে নিউক্লিয়াসের আধান ক্রমশ বৃদ্ধি পায়, কিন্তু এদের ইলেকট্রনগুলি (সংখ্যায় ক্রমশ বৃদ্ধি পেলেও) একই কক্ষে স্থান লাভ করে, ফলে এগুলি নিউক্লিয়াস দ্বারা অধিকতর আকৃষ্ট হয় ও নিউক্লিয়াসের দিকে সরে আসে। কাজেই ব্যাসার্ধ কমে যায়। যেকোন শ্রেণীর উপর থেকে নীচের দিকে নামলে মৌলগুলির ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়।

উদাহরণ Li -এর ব্যাসার্ধ সর্বাপেক্ষা কম ও Cs -এর সর্বাপেক্ষা বেশি (Fr এই ক্ষেত্রে একটি ব্যতিক্রম) একই শ্রেণীর ক্ষেত্রে উচ্চতর ক্রমিকের মৌলে একটি নতুন কক্ষের সৃষ্টি হয় এবং পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। কোন শ্রেণীর নিম্নাংশে অবস্থিত মৌলের ক্ষেত্রে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি আশানুরূপ হয় না। এই সকল ক্ষেত্রে দুটি মৌলের অন্তর্বর্তী d ব্লক ও f ব্লক মৌলগুলির অবস্থিতি ব্যাসার্ধ বৃদ্ধিজনিত কারণকে প্রশমিত বা বাধাদান করে। সন্ধিগত ও আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌলের প্রভাব আলোচনা করা যাক।

সন্ধিগত ও আভ্যন্তরীণ সন্ধিগত মৌলের ক্ষেত্রে পরমাণু-ক্রমাক বৃদ্ধির সাথে সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের হ্রাসপ্রাপ্তি তুলনামূলকভাবে কম পরিমাণে সংঘটিত হয়। এইক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি (s এবং p কক্ষক অপেক্ষা নিউক্লিয়াসের অধিকতর নিকটস্থ) আভ্যন্তরীণ d কক্ষকে স্থানলাভ করায় নিউক্লিয়াস কর্তৃক প্রবলতর বোলে আকৃষ্ট হওয়া আপাতদৃষ্টিতে সম্ভব মনে হলেও, d কক্ষকের ইলেকট্রনগুলি পারস্পরিক বিকর্ষণের ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের সংকোচনের মান আদর্শ মৌলগুলির সংকোচনের মান অপেক্ষা কম হয়। ল্যান্থানাইড মৌলসমূহের ক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াস থেকে d কক্ষকের দূরত্ব অপেক্ষা কম দূরত্বের f কক্ষকে স্থান লাভ করে। ল্যান্থানাইড মৌলদের ক্ষেত্রে এই সমধিক সংকোচনকে ল্যান্থানাইড সংকোচন বলা হয়।

এরই প্রভাবে শ্রেণীগুলি নিম্নাংশের অবস্থিত মৌলগুলির ক্ষেত্রে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের পরিবর্তন কম লক্ষিত হয়।

অন্তর্বর্তী ইলেকট্রনসমূহের আবরণী শক্তির প্রভাব দ্বারাও ব্যাসার্ধ প্রভাবিত হয়ে থাকে। এই অন্তর্বর্তী ইলেকট্রনসমূহের শক্তির জন্যই নিউক্লিয়াসে অবস্থিত মোট আধান সর্বশেষ কক্ষকে অবস্থিত ইলেকট্রনের উপর তার আকর্ষণজনিত বল সম্পূর্ণভাবে প্রয়োগ করতে পারে না।

নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান দ্বারাই পারমাণবিক ব্যাসার্ধ নির্ণয় করা উচিত। নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধানের সাহায্যে আয়নীয় ব্যাসার্ধ অপরাধর্মিতা ইত্যাদি নির্ণয় করা যায়।

অনুশীলনী—2

- (1) হীরকে $d_{C-C} = 154 \text{ pm}$; $r_C = ?$
- (2) $d_{I-Cl} = (ICl \text{ বোঁগে}) = 232 \text{ pm}$; $r_{Cl} = 99 \text{ pm}$ হলে r_I কত?
- (3) $r_{Si} = 117 \text{ pm}$; $r_C = 77 \text{ pm}$; SiC-তে d_{C-Si} কত?

2.4.3 নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান (Z_{eff})

কোন মৌলের নিউক্লিয়াসের মোট আধান Z থেকে উপস্থিত ইলেকট্রন স্তরসমূহের মোট আবরণী ক্ষমতা বিয়োগ করে নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধানের মান পাওয়া যায়।

এই আবরণী ক্ষমতা স্লেটার নিয়ম (Slater's rule) দ্বারা নির্ণয় করা যায়।

আমরা জানি কোন কক্ষকের ইলেকট্রন বিস্তার সামান্য অংশে পূর্ববর্তী কক্ষকে প্রবেশ করে। তাই কোন কক্ষকের ইলেকট্রনকে তার পূর্ববর্তী কক্ষকের ইলেকট্রন সম্পূর্ণভাবে আবরিত করতে পারে না। আরো মনে রাখতে হবে যে, কোন বহিঃস্থ কক্ষক অন্তঃস্থ কক্ষকের ইলেকট্রনকে আবরিত করতে পারে না। এই আবরণী ক্ষমতা নিম্নোক্তভাবে নির্ধারিত হয়।

(i) কোন পরমাণুর ইলেকট্রন নিম্নোক্তভাবে শ্রেণীবদ্ধ করা হয়।

(1s), (2s 2p), (3s 3p), (3d), (4s 4p), (4d), (4f), (5s 5p), (5d)

(ii) ডানদিকে অবস্থিত কোন শ্রেণীর ইলেকট্রন দ্বারা বামদিকে অবস্থিত ইলেকট্রনসমূহ আবরিত হওয়ার মান শূন্য।

(iii) সম-শ্রেণীতে অবস্থিত প্রতিটি ইলেকট্রনের আবরণ মাত্রা 0.35।

কেবল $1s$ -এ অবস্থিত হলে 0.30 হবে।

(iv) যদি ইলেকট্রনটি (ns বা np) শ্রেণীতে অবস্থিত হয় তবে তার ঠিক পূর্ববর্তী শ্রেণীর প্রতিটি ইলেকট্রনের আবরণ মাত্রা হবে 0.85।

এর বামে অবস্থিত প্রতিটি ইলেকট্রনের আবরণ মাত্রা হবে 1।

(v) যদি মূল ইলেকট্রনটি d অথবা f কক্ষক বিশিষ্ট হয় তবে এর পূর্ববর্তী শ্রেণীর প্রতিটি ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রা হবে 1।

নিম্নোক্ত সারণিতে উপরোক্ত আবরণী মাত্রার মান দেওয়া হল

ইলেকট্রন শ্রেণী	উচ্চতর শ্রেণী $> n$	উল্লিখিত শ্রেণী (n)	$(n - 1)$ শ্রেণী	$\leq (n - 2)$ শ্রেণী
$1s$	0	0.30	—	—
(ns, np)	0	0.35	0.85	1.00
(nd) বা (nf)	0	0.35	1.00	1.00

ব্যাখ্যা :

স্বাভাবিক শক্তিস্তরে আয়রণ পরমাণুর ইলেকট্রন-বিন্যাস $(1s^2)(2s^2 2p^6)(3s^2 3p^6)(3d^6)$

(i) $1s$ ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রার মান নির্ণয়ের সময় উচ্চতর দ্বিতীয় ও তৃতীয় কক্ষকের কোন প্রভাব থাকে না। ফলে একটি ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রা = .30

সুতরাং নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান = $26 - 0.30 = 25.70$

(ii) $2s$ অথবা $2p$ ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রার মান নির্ণয়ের সময় উচ্চতর তৃতীয় কক্ষকের কোন প্রভাব থাকে না।

$2s, 2p$ শ্রেণীর 7টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা 0.35 হওয়ায় মোট এস্তরে আবরণী মাত্রা
 $= 7 \times 0.35 = 2.45$

$(n - 1)$ শ্রেণীর 2টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা .85 হওয়ায় মোট এস্তরে আবরণী মাত্রা
 $= 2 \times 0.85 = 1.70$

মোট আবরণী মাত্রা = 4.15

$$\begin{aligned}\text{নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান} &= 26 - 4.15 \\ &= 21.85\end{aligned}$$

(iii) 3s অথবা 3p ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রার মান নির্ণয়ের সময় উচ্চতর 3d অথবা 4s কক্ষকের কোন প্রভাব থাকে না।

$$\begin{aligned}3s \text{ 3p শ্রেণীর 7টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা } 0.35 \text{ হওয়ায় মোট এ ভরে আবরণী মাত্রা} \\ = 7 \times 0.35 = 2.45\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}(n-1) \text{ শ্রেণীর 8টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা } 0.85 \text{ হওয়ায় মোট এ ভরে আবরণী মাত্রা} \\ = 8 \times 0.85 = 6.80\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}(n-2) \text{ শ্রেণীর 2টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা } 1 \text{ হওয়ায় মোট এ ভরে আবরণী মাত্রা} \\ = 2 \times 1 = 2\end{aligned}$$

$$\text{মোট আবরণী মাত্রা} = 11.25$$

$$\begin{aligned}\text{নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান} &= 26 - 11.25 \\ &= 14.75\end{aligned}$$

(iv) 3d ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রা নির্ণয়ের সময় উচ্চতর 4s কক্ষকের কোন প্রভাব থাকে না।

$$\begin{aligned}3d \text{ শ্রেণীর 5টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা } 0.35 \text{ হওয়ায় মোট এ ভরে আবরণী মাত্রা} \\ = 5 \times 0.35 = 1.75\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{বাক্যে অবস্থিত 18টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রা } 1 \text{ হওয়ায় মোট এ ভরে আবরণী মাত্রা} \\ = 18 \times 1 = 18\end{aligned}$$

$$\text{মোট আবরণী মাত্রা} = 19.75$$

$$\begin{aligned}\text{নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান} &= 26 - 19.75 \\ &= 6.25\end{aligned}$$

(v) 4s ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রা নির্ণয়ের সময় অপর ইলেকট্রনটির আবরণী মাত্রার মান হয় = 0.35

$$\begin{aligned}(n-1) \text{ শ্রেণীর 14টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রার মান } 0.85 \text{ হওয়ায় মোট আবরণী মাত্রা} \\ = 14 \times 0.85 = 11.90\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\leq (n-2) \text{ শ্রেণীর 10টি ইলেকট্রনের প্রতিটির আবরণী মাত্রার মান } 1 \text{ হওয়ায় মোট আবরণী মাত্রা} \\ = 10 \times 1 = 10\end{aligned}$$

$$\text{মোট আবরণী মাত্রা} = 22.25$$

$$\begin{aligned}\text{নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান} &= 26 - 22.25 \\ &= 3.75\end{aligned}$$

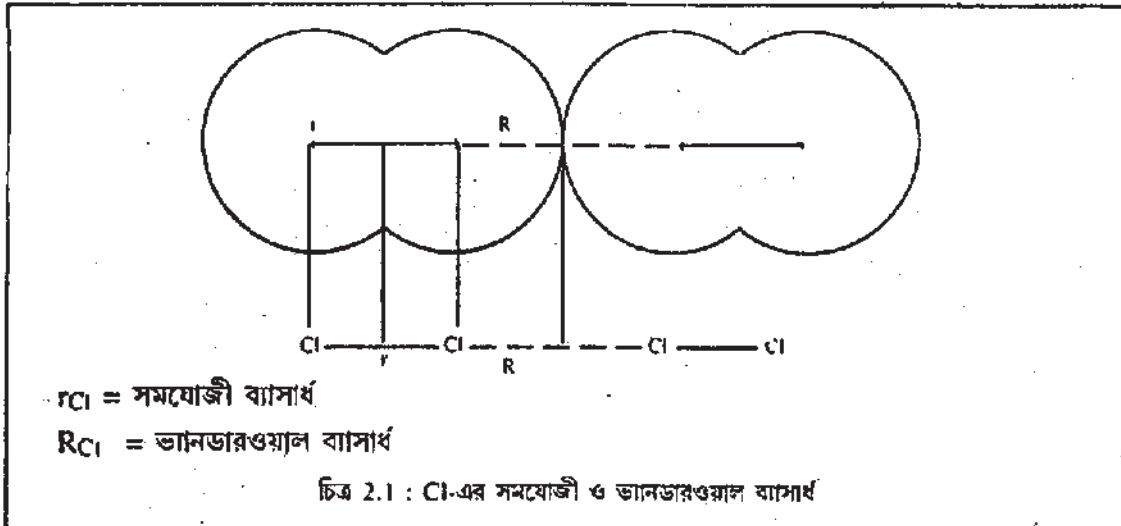
পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ক্রমানুসারে পাশাপাশি দুটি মৌলের ইলেকট্রনবিন্যাস একই (ns np) অথবা (nd) হলে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি যুক্ত হওয়ার দরুন আবরণী মাত্রার মান 0.35 বৃদ্ধি পায়। ফলে নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধানের বৃদ্ধি = $1 - 0.35 = 0.65$

প্রয়োগ :

- আয়নন শক্তিমাত্রা নির্ণয়
- ইলেকট্রন আসক্তি নির্ণয়
- আলারড রোশো পদ্ধতি দ্বারা তড়িৎ-ঋণাত্মকতা নির্ণয়

অনুশীলনী—3

- ${}_{7}\text{N}$ -এর যোজ্যতা ইলেকট্রনের আবরণী মাত্রা বের করুন।
- ${}_{30}\text{Zn}$ -এর (i) 4s ও (ii) 3d ইলেকট্রনের কার্যকরী আধান নির্ণয় করুন।
- স্টেটার-এর আবরণী মাত্রা নির্ণায়ক সূত্র প্রয়োগ করে
 - Ca ($Z = 20$)-এর প্রথম যোজ্যতা ইলেকট্রন, (ii) Mn ($Z = 25$)-এর প্রথম যোজ্যতা ইলেকট্রন, ইলেকট্রন.
 - Mn ($Z = 25$)-এর 3d ইলেকট্রন—এদের আবরণী মাত্রা গণনা করুন।



2.4.4 ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ

কঠিন অবস্থায় অধাতব মৌলগুলি অণু সমষ্টিরূপে অবস্থান করে। অধাতব মৌলগুলির মধ্যে বন্ধন মূলত সমযোজী। সুতরাং অণুগুলির মধ্যে ভ্যানডারওয়াল বল বাতীত কোন বল ক্রিয়া করে না। ভ্যানডারওয়াল বন্ধনে আবদ্ধ অণু দুটির পরমাণুর মধ্যে নিউক্লিয় দূরত্বকে 2 দ্বারা ভাগ দিলে ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ পাওয়া যায়। (চিত্র 2.1)

উদাহরণ : বেঙ্গিন হেক্সাক্লোরাইড কেলাস ($\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$) দুটি ভিন্ন অণুর ক্লোরিনের পরমাণুর মধ্যে সর্বনিম্ন দূরত্ব 360 pm। সুতরাং ক্লোরিনের ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ = $\frac{360}{2} = 180 \text{ pm}$

আবার ক্যাডমিয়াম ক্লোরাইড (CdCl_2)-র ক্ষেত্রে দুটি ভিন্ন অণুর ক্লোরিণ পরমাণুর মধ্যে সর্বনিম্ন দূরত্ব = 376। সুতরাং এইক্ষেত্রে ক্লোরিণের ভ্যানডারওয়াল দূরত্ব = $\frac{376}{2} = 188$ ।

আবার ক্লোরিণ অণুর সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণুর দূরত্ব = 1.99 Å। সুতরাং সমযোজী ব্যাসার্ধ = $\frac{199}{2} = 99.5 \text{ pm}$ ।

কিন্তু দুটি ভিন্ন অণুর ক্লোরিণ পরমাণুর মধ্যে সর্বনিম্ন দূরত্ব = 360 pm।

সুতরাং এক্ষেত্রে ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধের মান = $\frac{360}{2} = 180 \text{ pm}$ ।

শেয়ার রাখবেন :

নিষ্ক্রিয় মৌলগুলি সমযোজী বন্ধন গঠন করে না, সুতরাং নিষ্ক্রিয় মৌলের কেলসে ভ্যানডারওয়াল শক্তি ব্যতীত কোন শক্তি পরমাণুগুলির মধ্যে বিরাজ করে না। সুতরাং এক্ষেত্রে নিষ্ক্রিয় মৌলসমূহের ব্যাসার্ধ কঠিনাবস্থায় ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ দ্বারা প্রকাশিত হয়ে থাকে।

অনুশীলনী—৪

শূন্যস্থান পূর্ণ করুন :

একই মৌলের ক্ষেত্রে ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধ পারমাণবিক ব্যাসার্ধের চেয়ে —————।

2.4.5 ধাতব ব্যাসার্ধ বা কেলস ব্যাসার্ধ

ধাতব কেলসে মৌলগুলিকে গোলকের ন্যায় পুঞ্জীভূত আছে বলে মনে করা হয়। গোলকগুলি পরস্পরকে স্পর্শ করে থাকার দরুন ঐ মৌলগুলির নিউক্লিও দূরত্বের অর্ধেককে কেলস ব্যাসার্ধ বলা হয়।

উদাহরণ : কেলসিত সোডিয়ামের দুটি পাশাপাশি অবস্থিত পরমাণুর নিউক্লিও দূরত্ব = 380 pm

∴ Na-এর ধাতব ব্যাসার্ধ = $\frac{380}{2} = 190 \text{ pm}$ ।

ধাতব ব্যাসার্ধের মান একবন্ধন সমযোজী ব্যাসার্ধ অপেক্ষা 10–15% বেশি।

ধাতব ব্যাসার্ধের মান ভ্যানডারওয়াল ব্যাসার্ধের মান অপেক্ষা কম কারণ ধাতব কেলসের পরমাণুগুলির মধ্যে আকর্ষণজনিত শক্তি ভ্যানডারওয়াল শক্তি অপেক্ষা বেশি।

অনুশীলনী—5

(1) শূন্যস্থান পূর্ণ করুন :

(i) ধাতব ব্যাসার্ধ সাধারণত সমযোজী ব্যাসার্ধের চেয়ে —————।

(ii) ধাতব ব্যাসার্ধ গ্যাস —————-এর উপর নির্ভর করে।

2.5 আয়নীয় ব্যাসার্ধ

কোন আয়নের নিউক্লিয়াস থেকে যে দূরত্ব পর্যন্ত আকর্ষণ বল ক্রিয়া করে সে দূরত্বকে আয়নীয় ব্যাসার্ধ বলা হয়।

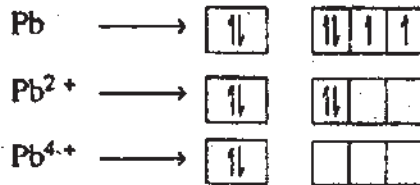
কোন মৌলের একটি পরমাণু থেকে এক বা একাধিক ইলেকট্রন সম্পূর্ণ অপসারিত করলে একটি পরাধর্মী আয়ন বা ক্যাটায়ন উৎপন্ন হয়।



সচরাচর পরমাণুটির যোজ্যতা-কক্ষের সবকটি ইলেকট্রনই ক্যাটায়ন বা পরাধর্মী আয়ন গঠনের সময় অপসারিত হয় এবং এর ফলে ঐ পরমাণু যোজ্যতা-কক্ষে অব্যবহিত ভিতরে অবস্থিত ইলেকট্রন কক্ষটি উন্মুক্ত হয়। উদাহরণ হিসাবে Na এবং Mg আয়নের উৎপত্তির কথা ধরা যাক।



ব্যতিক্রম : যেমন Ti, Sn, Pb ইত্যাদি মৌলের ক্ষেত্রে যোজ্যতা-কক্ষের সবকটি ইলেকট্রন ছাড়াও আংশিক অপসারণ হওয়া সম্ভব।



যে কোন পরমাণু যোজ্যতা-কক্ষের মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যা n থেকে ঐ কক্ষের অব্যবহিত ভিতরের কক্ষের মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যা $(n - 1)$ মান কম বলে ইলেকট্রন অপসারণের ফলে গঠিত ক্যাটায়নের আয়তন উহার মূল পরমাণুর আয়তন অপেক্ষা ছোট হয়। আবার, ইলেকট্রন অপসারিত হওয়ার ফলে ক্যাটায়নের উপর সৃষ্ট ধনাত্মক আধানের উপস্থিতির জন্য ঐ ক্যাটায়নের বিভিন্ন কক্ষকে অবস্থিত ইলেকট্রনগুলি নিউক্লিয়াসের দিকে অধিকতর জোরে আকর্ষিত হয়। এতে ওই ক্যাটায়নের আয়তন আরও কিছুটা হ্রাস পায়।

উদাহরণ : Li পারমাণবিক ব্যাসার্ধ 134 pm.

Li⁺ আয়নীয় ব্যাসার্ধ 78 pm.

আবার কোন মৌলের একটি পরমাণুর সঙ্গে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুক্ত করলে অপরাধর্মী আয়ন বা অ্যানায়ন উৎপন্ন হয়।



এইভাবে সৃষ্ট আনায়নগুলি নিউক্লিয়াসের পজিটিভ চার্জ অপেক্ষা ইলেকট্রনের সংখ্যা বেশি হওয়ার জন্য ওদের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায় এবং ইলেকট্রনগুলির পারস্পরিক বিকর্ষণের ফলে আনায়নের ইলেকট্রন কক্ষগুলি যথেষ্ট বিস্তারলাভ করে। সুতরাং একটি নেগেটিভ আয়নের (বা আনায়নের) আয়তন ওর মূল পরমাণুর আয়তন অপেক্ষা সর্বদা বেশি হয়।

উদাহরণ : Cl পারমাণবিক ব্যাসার্ধ = 99 pm.

Cl⁻ আয়নীয় ব্যাসার্ধ = 181 pm.

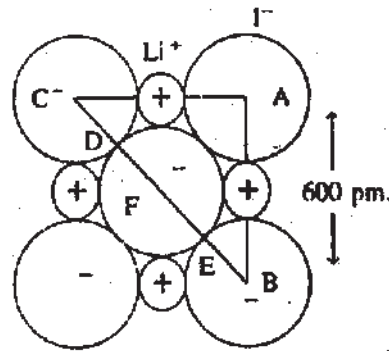
আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান নির্ণয়

পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মতো সহজে কেবল নিউক্লিয় দূরত্ব নির্ণয় করে আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান নির্ধারণ করা সম্ভব নয়। কারণ একই প্রকার আয়ন দ্বারা যৌগ গঠন অসম্ভব। সুতরাং অসম আয়নবিশিষ্ট যৌগের নিউক্লিয় দূরত্ব নির্ণয় করা গেলেও তাতে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের কতখানি কবে অবদান তা বোঝা সম্ভব নয়। কিন্তু নিউক্লিয় দূরত্ব ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন ব্যাসার্ধের সমষ্টি তাই ক্যাটায়ন অথবা অ্যানায়ন কোন একটির মান জানা থাকলে প্রতিস্থাপন দ্বারা অপরটির মান নির্ণয় করা সম্ভব।

নিম্নলিখিত উপায়ে আয়নীয় ব্যাসার্ধ নির্ণয় করা সম্ভব।

ল্যান্ডে (Lande) পদ্ধতি : ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নগুলি নির্দিষ্ট জ্যামিতিক সজ্জায় জালক গঠন করে। জ্যামিতিক পদ্ধতিতে কেলাস দূরত্বের মান থেকে আয়নীয় ব্যাসার্ধ নির্ণয় করা সম্ভব।

প্রথম উদাহরণ : Li⁺ I⁻ কেলাসে I⁻ (2.16Å)-এর আয়নীয় ব্যাসার্ধ Li⁺ (.60Å) অপেক্ষা অত্যন্ত বড়। তাই I⁻ আয়নগুলি পরস্পর স্পর্শ করে থাকে। (চিত্র 2.2)



চিত্র 2.2

(i) $CD = DF = EF = EB = r_{I-}$

সুতরাং $CB = 4r_{I-}$

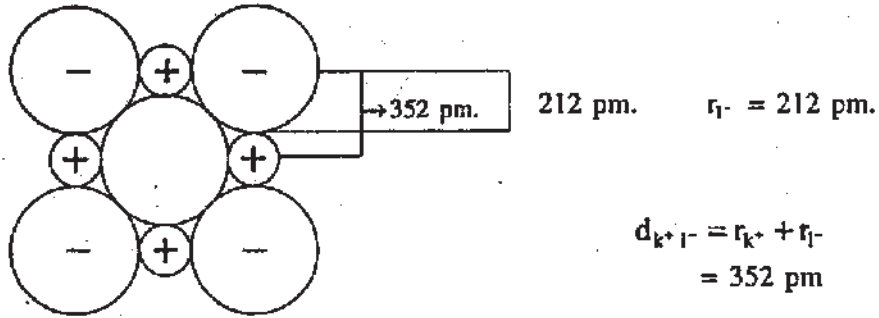
$$\text{আবার } CB^2 = 600^2 + 600^2 = 72 \times 10^4$$

$$CB = \sqrt{72 \times 10^4} \text{ pm}$$

$$4r_{I^-} = \sqrt{72 \times 10^4} \text{ pm}$$

$$r_{I^-} = \frac{1}{4} \sqrt{72 \times 10^4} = 212 \text{ pm}$$

দ্বিতীয় উদাহরণ : K^+I^- কেলাসে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নগুলির ব্যাসার্ধ সমতুল্য, এক্ষেত্রে ক্যাটায়ন K^+ অ্যানায়নগুলিকে স্পর্শ করে থাকে কিন্তু I^- আয়নগুলি পরস্পরকে স্পর্শ করে না। (চিত্র 2.3)



চিত্র 2.3

$$\therefore 352 = r_{K^+} + 212$$

$$r_{K^+} = 352 - 212 = 140 \text{ pm}$$

পাউলিং পদ্ধতি :

এ পদ্ধতি সমসংখ্যক ইলেকট্রন বিশিষ্ট (Isoelectronic ions) আয়নের ক্ষেত্রে প্রযোজ্য।

এক্ষেত্রে ক্যাটায়ন c^+ এবং অ্যানায়ন a^- c^+a^- আয়নীয় কেলাস গঠনকালে পরস্পরকে স্পর্শ করে আছে বলে অনুমান করা হয়। সুতরাং আয়নমধ্যস্থ দূরত্বের $d_{c^+a^-}$ মান ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়নসমূহের ব্যাসার্ধের সমষ্টি বলে পরিগণিত হয়।

$$d_{c^+a^-} = r_{c^+} + r_{a^-}$$

ক্যাটায়ন বা অ্যানায়নের ব্যাসার্ধের মান নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধানের সাথে ব্যস্তানুপাতিক।

$$\frac{r_{c^+}}{r_{a^-}} = \frac{(Z_{eff})_{a^-}}{(Z_{eff})_{c^+}}$$

$(Z_{eff})_{c^+}$ এবং $(Z_{eff})_{a^-}$ যথাক্রমে ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়নের কার্যকরী আধান।

উদাহরণ :

$Na^+ - F^-$ কেলাসে Na^+ ও F^- আয়নের ব্যাসার্ধ নির্ণয় করা যাক।

Na (11) ইলেকট্রন-বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

F (9) " " $1s^2 2s^2 2p^5$

∴ Na^+ (10) " " $1s^2 2s^2 2p^6$

F (10) " " $1s^2 2s^2 2p^6$

ফলে Na^+ এবং F^- সমসংখ্যক ইলেকট্রন বিশিষ্ট আয়ন।

$$(Z_{eff})_{Na^+} = 11 - 4.5 = 6.5$$

$$(Z_{eff})_{F^-} = 9 - 4.5 = 4.5$$

$$\therefore \frac{r_{c^+}}{r_{a^-}} = \frac{450}{650} \quad \dots\dots(i)$$

আয়নমধ্যস্থ দূরত্ব = 231 pm

$$r_{Na^+} + r_{F^-} = 231 \text{ pm} \quad \dots\dots(ii)$$

(i) এবং (ii) সমীকরণ থেকে জানা যায় যে

$$r_{Na^+} = 95 \text{ pm}$$

$$r_{F^-} = 136 \text{ pm}$$

কেলাস সর্বগঙ্কীয় (Crystal Coordination Number) :

কোন আয়নীয় কেলাসে পরাধর্মী আয়নগুলি অপরাধর্মী ও অপরাধর্মী আয়নগুলি পরাধর্মী আয়নের নির্দিষ্ট সংখ্যা দ্বারা সুবিন্যস্ত থাকে। কোন একটি আয়নকে বিপরীতধর্মী যে কটি আয়ন সবচেয়ে কাছাকাছি ঘিরে থাকে তাকেই বলা হয় কেলাস সর্বগঙ্ক বা সর্বগঙ্ক বলা হয়।

কিছু কিছু AB প্রকার আয়নীয় কেলাসের ক্ষেত্রে যেমন NaCl বা ZnS উভয় আয়নের সর্বগঙ্ক সমান।

উদাহরণ : NaCl-এ Na^+ আয়নের নিকটবর্তী Cl^- আয়নের সংখ্যা 6। তাই Na^+ ও Cl^- আয়ন উভয়ের সর্বগঙ্ক 6 : 6।

কিন্তু কিছু কিছু আয়নীয় কেলাস যেমন AB_2 অথবা A_2B -র ক্ষেত্রে পরাধর্মী আয়নের সর্বগঙ্ক অপরাধর্মী আয়নের সর্বগঙ্ক অপেক্ষা ভিন্ন।

উদাহরণ : CaF_2 -এর ক্ষেত্রে F^- আয়নের সংখ্যা Ca^{2+} আয়নের সংখ্যার দ্বিগুণ X-রশ্মি পর্যবেক্ষণ দ্বারা জানা যায় যে Ca^{2+} এবং F^- -এর সর্বগঙ্ক যথাক্রমে 8 এবং 4.

ব্যাসার্ধ অনুপাত (R_r) :

কোন আয়নীয় কেলাসে $c^+ a^-$ এ ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ (r_{c^+}) এবং অ্যানায়ন ব্যাসার্ধের (r_{a^-}) অনুপাতকে ব্যাসার্ধ অনুপাত বলা হয়।

$$R_r = \frac{r_{c^+}}{r_{a^-}}$$

প্রয়োগ : ব্যাসার্ধ অনুপাত দ্বারা (i) ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়ন সর্বগাঙ্ক অনুমান করা সম্ভব হয়।

(ii) আবার আয়নীয় কেলাসের গঠন ও আকৃতির ধারণা করাও সম্ভবপর হয়।

ব্যাসার্ধ অনুপাত দ্বারা সর্বগাঙ্ক ও গঠনাকৃতি নির্ণয়কেই ব্যাসার্ধ অনুপাত প্রভাব (Radius Ratio Effect) বলা হয়।

স্বাভাবিকভাবে পরাধর্মী আয়নের আকার বড় হলে বেশি সংখ্যক অ্যানায়ন তাকে পরিবৃত্ত করতে সক্ষম হয়।

এর ফলে ক্যাটায়নের সর্বগাঙ্ক মান বৃদ্ধি পায়। যেকোন এক ভ্রোড়া আয়ন c^+ ও a^- এর ক্ষেত্রে কোন সর্বগাঙ্ক সর্বাধিক স্থায়ী গঠন প্রদান করবে তা ব্যাসার্ধ অনুপাত দ্বারাই নির্ধারিত হয়।

নিম্নলিখিত তালিকায় ব্যাসার্ধ অনুপাত, সর্বগাঙ্ক ও জ্যামিতিক আকারের একটি সম্পর্ক দেখানো হল।

$R_r = \frac{r_{c^+}}{r_{a^-}}$	সর্বগাঙ্ক	আয়নীয় কেলাসের জ্যামিতিক আকৃতি
0—0.155	2	সরলরৈখিক (Linear)
0.155—0.225	3	ত্রিকোণ সামতলিক (B_2O_3) (Trigonal Planar)
0.225—0.414	4	চতুস্তলকীয় (ZnS) (Tetrahedral)
0.414—0.732	4	সামতলিক বর্গ (Square planar)
0.414—0.732	6	অষ্টতলক (NaCl)
0.732—1.00	8	Body centred Cubic
1	12	Close packing (metals)

ব্যাসার্ধ অনুপাত দ্বারা কিভাবে একটি আয়নীয় কেলাসের আকৃতি নির্ণয় করা হয় তা নীচের উদাহরণ দ্বারা ব্যাখ্যা করা হল।

(i) NaCl গঠন : NaCl এর ব্যাসার্ধ অনুপাত

$$r_{Na^+}/r_{Cl^-} = \frac{59}{181} = 0.524$$

এই মান 0.914 ও 0.732-র মধ্যবর্তী।

সুতরাং সর্বগাঙ্ক হওয়া উচিত 4 অথবা 6 এবং এর আকৃতি হওয়া উচিত সামতলিক বর্গ অথবা অষ্টতলক। X-রশ্মি পরীক্ষা দ্বারা NaCl কেলাসের গঠন দেখা যায় অষ্টতলক সুতরাং প্রতিটি Na^+ আয়ন ছয়টি সমদূরত্ব-সম্পন্ন Cl^- দ্বারা বিন্যস্ত থাকে, Cl^- আয়নগুলি অষ্টতলক ছয়টি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থান করে। একইভাবে প্রতিটি Cl^- আয়ন ছয়টি সমদূরত্ব-সম্পন্ন Na^+ আয়ন দ্বারা পরিবৃত্ত থাকে। NaCl দুটি আয়নের সর্বগাঙ্ক অনুপাত হয় 6 : 6 অর্থাৎ তৌলিক অনুপাত (Stoichiometric ratio) = 1 : 1.

(ii) CsCl গঠন : CsCl-এর ব্যাসার্ধ অনুপাত

$$r_{Cs^+}/r_{Cl^-} = \frac{169}{181} = 0.93$$

এই মান 0.732 ও 1.000-র মধ্যবর্তী সুতরাং সর্বগাঙ্ক হওয়া উচিত 8 এবং এর আকৃতি ঘনক অর্থাৎ প্রতিটি Cs^+ আয়ন 8টি Cl^- আয়ন দ্বারা এবং প্রতিটি Cl^- আয়ন 8টি Cs^+ আয়ন দ্বারা পরিবৃত্ত। ফলে CsCl-এ দুটি আয়নের সর্বগাঙ্ক অনুপাত 8 : 8 অর্থাৎ তৌলিক অনুপাত 1 : 1।

আয়নীয় ব্যাসার্ধের মানের পরিবর্তন :

(i) সর্বগাঙ্কের প্রভাব : সর্বগাঙ্ক বর্ধিত হলে আয়নমধ্যস্থ দূরত্ব বৃদ্ধি পায় ফলে আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান বৃদ্ধি পায়। উদাহরণ 8 : 8 সর্বগাঙ্ক অনুপাত যুক্ত CsCl-এ Cl^- আয়নের ব্যাসার্ধ 6 : 6 সর্বগাঙ্ক অনুপাত যুক্ত NaCl এর Cl^- আয়নের ব্যাসার্ধ অপেক্ষা বেশি।

CsCl কেলাসে একটি আয়ন NaCl-এর একটি আয়ন অপেক্ষা বেশি সংখ্যক আয়ন দ্বারা পরিবৃত্ত থাকায় আয়নমধ্যস্থ আকর্ষণ বলের মান হ্রাস পায় ফলে Cl^- আয়নের ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। AB ধরনের কেলাসের ক্ষেত্রে তিন ধরনের জ্যামিতিক আকার লক্ষ্য করা যায়, যেমন ZnS, NaCl ও CsCl কেলাস গঠন। এর মধ্যে NaCl (6 : 6)-এর কেলাসগঠনকে প্রমাণ ধরে নিয়ে CsCl (8 : 8) ও ZnS (4 : 4)-এর আয়নীয় ব্যাসার্ধ প্রকাশ করা হয়। যেমন NaCl-এর আয়নীয় ব্যাসার্ধ যদি 1 ধরা হয় তবে ZnS-এর আনুপাতিক ব্যাসার্ধ হয় 0.95 অর্থাৎ NaCl অপেক্ষা 5% কম ও CsCl-এর আনুপাতিক ব্যাসার্ধ 1.03 অর্থাৎ প্রমাণ মান অপেক্ষা 3% বেশি।

গঠন-প্রকৃতি :	ZnS	NaCl	CsCl
সর্বগাঙ্ক :	4.4	6.6	8.8
আনুপাতিক ব্যাসার্ধ :	0.95	1.00	1.03

আয়নীয় ব্যাসার্ধের উপর ব্যাসার্ধ অনুপাত (R_r) এর প্রভাব :

R_r -এর মান যত কমতে থাকে ততই অপরাধমী আয়নের মধ্যে বিকর্ষণ বল বাড়তে থাকে ফলে গঠন-বিকৃতির দ্বারা আয়নসমূহের আপাত ব্যাসার্ধের মান বৃদ্ধি পায়।

আয়নীয় বন্ধনে সমযোজী বন্ধনের প্রভাব :

সমযোজী বন্ধনের প্রভাবে আয়নসমূহ নিকটতর হয় ফলে আয়নমধ্যস্থ দূরত্ব হ্রাস পায় এবং আয়নীয় ব্যাসার্ধ কমে যায়।

আয়নীয় ব্যাসার্ধের পর্যায়ক্রমিক পরিবর্তন :

কোন নির্দিষ্ট পর্যায়ের বাম থেকে ডানদিকে গেলে পারমাণবিক সংখ্যা এক একক করে বৃদ্ধি পায় ফলে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণজনিত বল বৃদ্ধি পাওয়ায় আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান কমতে থাকে। কিন্তু যেহেতু প্রতিটি মৌলকে একই আয়নস্তরে পাওয়া কার্যত অসম্ভব তাই একই পর্যায়ের মৌলগুলির আয়নীয় ব্যাসার্ধ তুলনা করা অসুবিধাজনক।

কোন নির্দিষ্ট শ্রেণীতে উপর থেকে নিচে গেলে আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান বৃদ্ধি পায়। এই ক্ষেত্রে ইলেকট্রনগুলি যথাক্রমে উচ্চতর শক্তিকক্ষে প্রবেশ করে এবং ওই শক্তিস্তর নিউক্লিয়াসের দূরবর্তী হওয়ার আকর্ষণজনিত বল হ্রাস পায় ফলে আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান বৃদ্ধি পায়।

উদাহরণ :

II-র মৌলসমূহ	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
আয়নীয় ব্যাসার্ধ (pm)	31	65	99	113	135

সমইলেকট্রনসম্পন্ন আয়নসমূহের ক্ষেত্রে পারমাণবিক সংখ্যা যার বেশি তার আয়নীয় ব্যাসার্ধের মান কম হয়।

ব্যাখ্যা : পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে একই সংখ্যক ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের অধিক আকর্ষণ ক্রিয়াশীল হয় ফলে আয়নীয় ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়।

অর্থাৎ Z/c অনুপাত যত বৃদ্ধি পায় ব্যাসার্ধের মান তত হ্রাস পায়।

Z = পারমাণবিক সংখ্যা

c = ইলেকট্রন সংখ্যা

চ.সং.	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন সংখ্যা	Z/c অনুপাত	আয়নীয় ব্যাসার্ধ
C^{4-}	6	10	$6 : 10 = 0.6$	260
N^{3-}	7	10	0.7	171
O^{2-}	8	10	0.8	140
F^{-}	9	10	0.9	136
Ne^0	10	10	1.0	112

আয়ন	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন সংখ্যা	Z/e অনুপাত	আয়নীয় ব্যাসার্ধ
Na ⁺	11	10	1.1	95
Mg ²⁺	12	10	1.2	65
Al ³⁺	13	10	1.3	50
Si ⁴⁺	14	10	1.4	41
P ⁵⁺	15	10	1.5	34
S ⁶⁺	16	10	1.6	29
Cl ⁷⁺	17	10	1.7	26

মৌলের বিভিন্ন জারণস্তরে আয়নের আকার : জারণস্তর বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে একই মৌলের আয়নের আকার হ্রাস পায়।

উদাহরণ : Fe²⁺ (76 pm), $Z/e = \frac{26}{24}$

Fe³⁺ (64 pm), $Z/e = \frac{26}{23}$

দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহ : Li Be B C N O F Ne

নিউক্লিয়াসের আধান : +3 +4 +5 +6 +7 +8 +9 +10

আয়নন শক্তি KJ mol⁻¹ : 520 900 500 1086 1403 1314 1681 2081

(ii) কক্ষকসমূহের আকৃতি বা অপসৃত ইলেকট্রনের প্রকৃতি : কক্ষকসমূহের আকৃতির বিভিন্নতার জন্য একই কোয়ান্টামস্তরের s কক্ষক p কক্ষক অপেক্ষা, p কক্ষক d কক্ষক অপেক্ষা নিউক্লিয়াসের দিকে অধিকতর প্রবিষ্ট (more penetrating) হয়। অন্যান্য অবস্থা সদৃশ থাকলে এই কারণে আয়নবিভবের মানের ক্রম $s > p > d > f$ । অর্থাৎ s কক্ষক থেকে ইলেকট্রন বিচ্যুত করতে p কক্ষক অপেক্ষা বেশি শক্তি প্রয়োজন।

উদাহরণ :

B-এর 2p¹ থেকে ইলেকট্রন বিচ্যুত করতে যে শক্তিমাত্রা প্রয়োজন তার মান 8.3 eV. আর 2s-এর দুটি ইলেকট্রন সরাস্রে যথাক্রমে আয়ননবিভবের মান হয় 25.1 এবং 37.9 eV. লক্ষ্য করুন, B(2s² 2p¹)-এর আয়নন-বিভবের মান Be (2s²) অপেক্ষা কম।

কারণ $B(2s^2 2p^1) - e \longrightarrow B^+(2s^2)$ করার সময় p ইলেকট্রন বিচ্যুত করতে হয়। কিন্তু $Be(2s^2) - e \longrightarrow Be^+(2s^1)$ করার সময় একটি জোড়বদ্ধ s ইলেকট্রনকে প্রথমে বিজোড় করে তারপর অপসারণ করতে হয়।

Z/e অনুপাত দ্বারা সহজেই এ ব্যাখ্যা সম্ভব।

Fe^{2+} আয়নের $Z/e < Fe^{3+}$ আয়নের Z/e : সুতরাং Fe^{2+} আয়নের আকার $> Fe^{3+}$ আয়নের আকার।

অনুশীলনী—6

শূন্যস্থান পূর্ণ করুন :

(i) পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ ঐ পরমাণুর _____ ব্যাসার্ধের বড় কিন্তু আনায়ন ব্যাসার্ধের চেয়ে _____।

(ii) সমইলেকট্রনীয় ক্যাটায়ন ও আনায়নের মধ্যে _____টির ব্যাসার্ধ বড়।

2.6 আয়নন শক্তি

বাইরের কোন উৎস থেকে কোন পরমাণুর উপর শক্তি আপতিত হলে ওই পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন ঐ শক্তি শোষণ করে উত্তেজিত হয়ে উচ্চতর কক্ষে প্রবেশ করে। এইভাবে শক্তি শোষণকালে এমন একটি অবস্থার সৃষ্টি হয় যখন ঐ উত্তেজিত ইলেকট্রন কণা নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ক্ষমতা অতিক্রম করে পরমাণু থেকে বিচ্যুত হয়ে পড়ে। তখন মৌলটি একটি পরাধর্মী আয়নে পরিণত হয়।

ভূমিস্তরে অবস্থিত কোন গ্যাসীয় পরমাণু থেকে ঐ পরমাণুর যোজ্যতা-কক্ষের সর্বাপেক্ষা শিথিলভাবে আবদ্ধ ইলেকট্রনটিকে সম্পূর্ণরূপে অপসারিত করে পরমাণুটিকে গতিশক্তিবিহীন পরাধর্মী আয়নে পরিণত করার জন্য প্রয়োজনীয় ন্যূনতম শক্তিকে ঐ পরমাণুর প্রথম আয়নায়ন বিভব (First Ionisation energy) বা প্রথম আয়নায়ন শক্তি বলা হয়। অনুরূপ অবস্থায় ঐ পরমাণুর দ্বিতীয়, তৃতীয় ইত্যাদি ইলেকট্রনগুলিকে অপসারিত করার জন্য প্রয়োজনীয় শক্তিকে দ্বিতীয়, তৃতীয় ইত্যাদি আয়নন শক্তি বলা হয়।



পরমাণু তার সর্ববহিঃস্থ কক্ষপথের সর্বাপেক্ষা শিথিলাকারে আবদ্ধ ইলেকট্রনকে যে শক্তিতে আকৃষ্ট করে রাখে, আয়নন শক্তি তারই প্রতীক এবং কোন গ্যাসীয় পরমাণুর নির্দিষ্ট ইলেকট্রন-বিন্যাসের স্থায়িত্ব এর দ্বারা সূচিত হয়। অধিকতর তড়িৎ-বিভব প্রয়োগে গ্যাসীয় পরমাণু থেকে পরপর দ্বিতীয়, তৃতীয়, চতুর্থ ইত্যাদি ইলেকট্রনকেও অপসারণ করা সম্ভব। এই সকল ক্ষেত্রে আয়নন-বিভবের ক্রমিক পরিমাপ

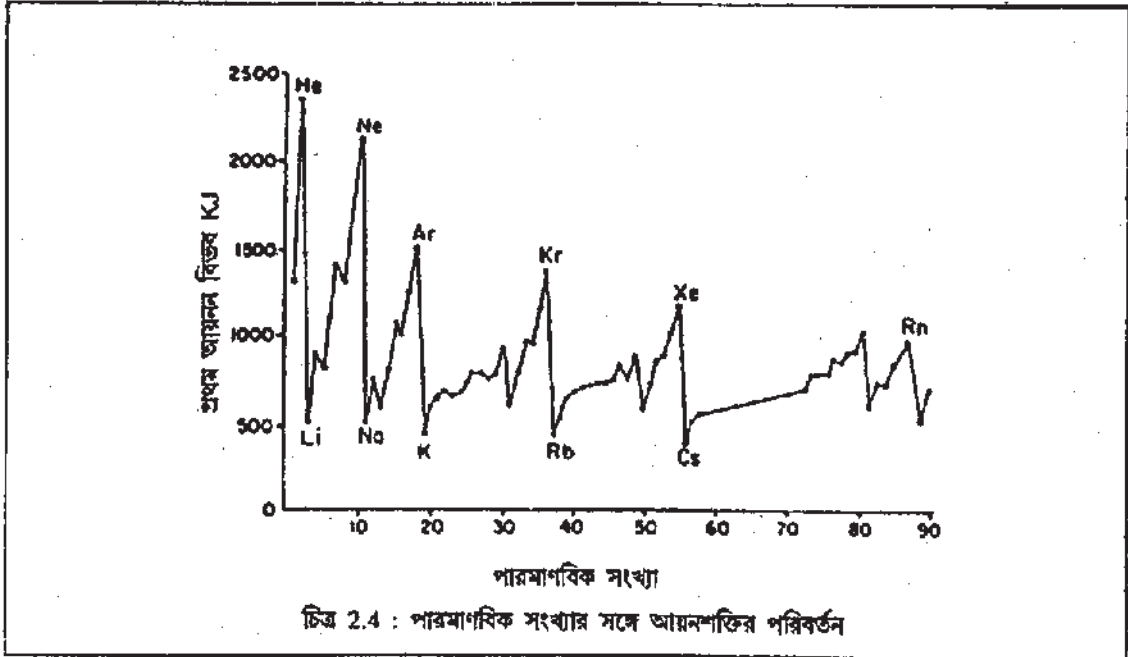
$$I_1 < I_2 < I_3 < I_4 \text{ ইত্যাদি।}$$

বিভিন্ন পরমাণুর তুলনার ক্ষেত্রে প্রথম আয়নন-বিভবই (I_1) গণ্য করা হয়।

যে ধর্মাবলী দ্বারা আয়নন-বিভবের মান প্রভাবিত হয় তা নীচে আলোচনা করা হল।

(i) নিউক্লিয়াসের আধান : নিউক্লিয়াসের আধান বৃদ্ধি পেলে সর্ববহিঃ ইলেকট্রনসমূহ দৃঢ়ভাবে আকৃষ্ট হয় ফলে আয়ননের জন্য অধিকতর শক্তির প্রয়োজন হয়।

কোন পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে গেলে নিউক্লিয়াসের আধান বৃদ্ধি পায় ফলে আয়নন-বিভব বৃদ্ধি পায়।



(ii) সম্পূর্ণ এবং অর্ধপূর্ণ কক্ষকের প্রভাব : হুণ্ড সূত্রানুসারে সম্পূর্ণ বা অর্ধপূর্ণ কক্ষকবিশিষ্ট মৌলগুলি অধিকতর স্থায়ী। সুতরাং এই সকল মৌলগুলি থেকে ইলেকট্রন বিচ্যুত করতে অধিক শক্তির প্রয়োজন হয়। এই ধরনের কক্ষকবিশিষ্ট মৌলগুলির আয়নন-বিভবের মান পর্যায়-সারণির অবস্থান হেতু যে স্বাভাবিক মান তা অপেক্ষা বেশি হয়।

উদাহরণ : কোন পর্যায়ের তৃতীয় শ্রেণীর মৌলের আয়নন শক্তির মান দ্বিতীয় শ্রেণী অপেক্ষা কম এবং ষষ্ঠ শ্রেণীর মৌলের আয়নন শক্তির মান পঞ্চম শ্রেণী অপেক্ষা কম হয়।

কক্ষকের আবরণী ক্ষমতার (Shielding effect) প্রভাব

কক্ষকের প্রবেশ ক্ষমতা এবং আবরণী ক্ষমতার প্রভাব যথাক্রমে $s > p > d > f$ হওয়ায় ইলেকট্রন সবচেয়ে সহজে f কক্ষক থেকে অপসারিত হয় অর্থাৎ f কক্ষকের আয়নন শক্তির মান সবচেয়ে কম হয়। আবার ইলেকট্রন-বিন্যাসে d বা f কক্ষকের উপস্থিতি যোজ্যতা-কক্ষকের ইলেকট্রন অপসারণকে বাধাদান করে ফলে আয়নন শক্তির মান বৃদ্ধি পায়। K ($3s^2 3p^6 4s^1$)



Cu-এর ক্ষেত্রে 10টি 3d ইলেকট্রনের উপস্থিতির দরুন সর্বশেষ 4s ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াস কর্তৃক অধিক আকর্ষিত হয়। ফলে আয়নন শক্তির মান K অপেক্ষা বেশি হয়।

এই ক্ষেত্রে 10 একক বর্ধিত নিউক্লিয় আধানকে 10টি 3d ইলেকট্রন সমধিক আবর্তিত করতে অক্ষম হয় ফলে নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধানের আকর্ষণে 4s ইলেকট্রনটি দৃঢ়ভাবে আবদ্ধ হয়ে পড়ে। তাই Cu-এর আয়নন-বিভবের মান হয় 745 KJ mol^{-1} , কিন্তু K-এর আয়নন-বিভবের মান হয় 419 KJ mol^{-1} ।

মুখ্য কোয়ান্টাম স্তরের প্রভাব :

পর্যায়-সারণির কোন নির্দিষ্ট শ্রেণীতে আয়নন-বিভবের মানের পরিবর্তন লক্ষ্য করলে দেখা যাবে যে, যত কোয়ান্টাম স্তর বৃদ্ধি পায় ততই ইলেকট্রন স্তর নিউক্লিয়াস থেকে দূরবর্তী হয় ফলে ইলেকট্রন অপসারণ সহজ হয়ে পড়ে। এর ফলে আয়নন-বিভবের মান হ্রাস পায়। পারমাণবিক সংখ্যা 72-এর অধিক মৌলের ক্ষেত্রে কিছু ব্যতিক্রম লক্ষ্য করা যায়। Ta₇₃ থেকে Pb₈₂ মৌলগুলির আয়নন-বিভবের মান একই শ্রেণীর পূর্ববর্তী পর্যায়ের আয়নন শক্তি মান অপেক্ষা বেশি। এর কারণ হল ল্যান্থানাইড সংকোচন। ল্যান্থানাইড সংকোচনের ফলে নিউক্লিয়াসের আধান বৃদ্ধি হলেও আকার বৃদ্ধি হয় না এমনকি আকার এই অংশে হ্রাস পায়।

VA	VIA	VIIA	VIII→			IB	IIB	IIIB	IVB
Nb ₄₁	Mo ₄₂	Tc ₄₃	Ru ₄₄	Rh ₄₅	Pd ₄₆	Ag ₄₇	Cd ₄₈	In ₄₉	Sn ₅₀
680	710	720	730	740	830	750	890	570	730
Ta ₇₃	W ₇₄	Re	Os ₇₆	Ir ₇₇	Pt ₇₈	Au ₇₉	Hg ₈₀	Tl ₈₁	Pb ₈₂
770	780	780	870	920	900	920	1040	610	740

সন্ধিগত মৌলের ক্ষেত্রে আয়নন শক্তির মান :

সন্ধিগত মৌলের ক্ষেত্রে আয়নন শক্তির মানের ক্রমপরিবর্তন সামান্য। ইলেকট্রন এক্ষেত্রে d কক্ষকে প্রবেশ করে; কিন্তু d কক্ষকের আবরণী ক্ষমতা কম। নিউক্লিয়াসের আধানের বর্ধিত মান d কক্ষক দ্বারা আবর্তিত হয় না। ফলে আয়নন-বিভবের মান পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে সন্ধিগত মৌলের ক্ষেত্রে বৃদ্ধি পায়। ইলেকট্রন-বিন্যাসজনিত স্থায়িত্বের কারণে সামান্য কিছু পরিবর্তন লক্ষ্য করা যায়। Zn, Cd, Hg-র আয়নন শক্তির মান d ব্লক মৌলের ক্ষেত্রে সর্বাধিক। Ga, In, Tl-এর ক্ষেত্রে আয়ননবিভবের মান খুবই হ্রাস পায় কারণ ইলেকট্রন p কক্ষকে প্রবেশ করে যার আবরণী ক্ষমতা d কক্ষক অপেক্ষা কম। সন্ধিগত মৌলে আয়নিত হলে প্রথম ইলেকট্রন ns কক্ষক থেকে মুক্ত হয় কিন্তু (n - 1)d কক্ষক থেকে নয়। কার্যকরী নিউক্লিয় আধান বৃদ্ধি পেলে অন্তত ইলেকট্রন সংকুচিত হয় ফলে ns এবং np-র প্রবেশ গভীরতা হ্রাস পায়। এর ফলে (n - 1)d ইলেকট্রনের শক্তি ns ইলেকট্রন অপেক্ষা হ্রাস পায়।

আয়নন শক্তির ধারণার প্রয়োগ :

(i) আয়নন শক্তির মান কম হলে ধাতব ও বেশি হলে অধাতব ধর্ম প্রকাশিত হয় কোন পর্যায় বাম থেকে ডানদিকে গেলে আয়নন শক্তির মান বৃদ্ধি পায় তাই অধাতব ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

(ii) আয়নন শক্তির ক্রমিক মান দ্বারা যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা জানা সম্ভব।

উদাহরণ : Li-এর $I_1 = 5.4 \text{ eV}$

$$I_2 = 75.6 \text{ eV}$$

দ্বিতীয় ক্ষেত্রে আয়নন শক্তির মানের আধিক্য থেকে বোঝা যায় যে এই ইলেকট্রনটি নিম্ন কোয়ান্টামস্তর থেকে অপসারিত হয়েছে। সুতরাং যোজ্যতা-কক্ষকে ইলেকট্রন সংখ্যা 1। একই কারণে নিম্নলিখিত ক্রমিক মান বৃদ্ধি থেকে যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা নির্ণয় সম্ভব।

Be-এর $I_3 > I_2$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 2

B-এর $I_4 > I_3$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 3

C-এর $I_5 > I_4$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 4

N-এর $I_6 > I_5$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 5

O-এর $I_7 > I_6$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 6

F-এর $I_8 > I_7$ যোজ্যতাকক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা = 7

(iii) তুলনামূলক সক্রিয়তা :

আয়নন শক্তির মান বেশি হলে কম সক্রিয়, উদাহরণ নিষ্ক্রিয় গ্যাস এবং কম হলে অধিক সক্রিয়, উদাহরণ ক্ষরধাতু ও ক্ষারীয় মৃত্তিকা মৌল। ব্যতিক্রম : এই নিয়ম কেবলমাত্র ডিউং-ধনাত্মক মৌলের ক্ষেত্রে খাটে। যেমন, F-এর আয়নন শক্তি মান অত্যন্ত বেশি 17.42 eV, তাই মনে হয় F সক্রিয় নয়। কিন্তু F-এর সক্রিয়তা ইলেকট্রন গ্রহণের উপর নির্ভর করে বর্জনের উপর নয়, তাই আয়নন শক্তির মান অধিক হওয়া সত্ত্বেও F সক্রিয় হয়।

(iv) মৌলের বিজারণ ক্ষমতা :

আয়নন শক্তির মান যত কম হয় মৌলটির বিজারণ-ক্ষমতা তত বেশি হয়, কারণ মৌলটি যত সহজে ইলেকট্রন পরিত্যাগ করে তত সহজেই সে ইলেকট্রনটি অপর মৌলের কাছে স্থানান্তরিত করে মৌলটিকে বিজারিত করে।

(v) ক্ষারীয় ধর্ম :

লুইস তত্ত্ব অনুসারে ইলেকট্রন বর্জন করবার ক্ষমতা দ্বারা ক্ষারীয়তা প্রকাশ করা হয়। যে মৌলের আয়নন শক্তি যত কম সে তত সহজে ইলেকট্রন বর্জন করে এবং তত বেশি ক্ষারীয় ধর্ম প্রকাশ করে।

অনুশীলনী—7

(1) Li-B বরাবর আয়ননশক্তির ক্রম কী ধরনের হবে বলে মনে করেন?

(2) N-এর থেকে O-এর আয়নন শক্তি কম—ব্যাখ্যা করুন।

- (3) Mg-এর ক্ষেত্রে $I_1 = 734.2$; $I_2 = 1451.9$, $I_3 = 7728 \text{ KJ mol}^{-1}$ —এই ক্রম ব্যাখ্যা করুন।
- (4) B এবং Al-এর ক্ষেত্রে আয়নন শক্তি কীভাবে পরিবর্তিত হয়?
- (5) প্রথম আয়নন শক্তি থেকে দ্বিতীয় আয়নন শক্তি বেশি কেন?
- (6) আয়নন শক্তির উর্ধ্ব-ক্রমানুসারে সাজান : N, Ne, Na, P

2.7 ইলেকট্রন-আসক্তি

ভূমিস্তরে অবস্থিত কোন একক গ্যাসীয় পরমাণু X-এর সঙ্গে একটি ইলেকট্রন যুক্ত করে একটি এক অপরাধমী আয়ন গঠিত হলে যে শক্তি নির্গত হয়, তাকে X পরমাণুর ইলেকট্রন-আসক্তি বলে।



সুতরাং X-এর ইলেকট্রন আসক্তি, ইলেকট্রন আকর্ষণ করার প্রবণতার পরিমাপ।

ইলেকট্রন-আসক্তির মান eV অথবা Kcal প্রতি গ্রাম-পরমাণু এককে প্রকাশ করা হয়।

যদি ইলেকট্রন গ্রহণকালে তাপ উৎপাদিত হয় তবে তা নেগেটিভ চিহ্ন দ্বারা প্রকাশিত হয়।

যে সমস্ত মৌলের যোজ্যতা-কক্ষের ইলেকট্রন সংখ্যা অষ্টকের নিকটবর্তী তাদের প্রথম ইলেকট্রন আসক্তির মান নেগেটিভ হয়।

কিন্তু মৌলটি একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করার পর এক অপরাধমী আয়নে পর্যবসিত হলে তা দ্বিতীয় ইলেকট্রন যুক্ত হবার কালে দ্বিতীয় ইলেকট্রনকে বিকর্ষিত করে। সুতরাং দ্বিতীয় ইলেকট্রন যুক্ত করতে হলে শক্তি প্রয়োগের প্রয়োজন হবে। ফলে ইলেকট্রন-আসক্তির মান সর্বদাই পজিটিভ হবে অর্থাৎ পরিবর্তনটি তাপগ্রাহী হবে। নিম্নলিখিত ধর্মাবলী দ্বারা ইলেকট্রন-আসক্তির মান প্রভাবিত হয় :

- পরমাণু আকার
- নিউক্লিয়াসের কার্যকরী আধান
- নিম্নস্তরের ইলেকট্রন কক্ষকের আবরণী ক্ষমতা

সাধারণত পরমাণু-ব্যাসার্ধ বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে ইলেকট্রন-আসক্তির মান কমে। নিম্নস্তরের ইলেকট্রন কক্ষকের আবরণী ক্ষমতা কমলে ইলেকট্রন-আসক্তির মান বাড়ে।

অনুরূপ অবস্থায় ইলেকট্রন-আসক্তির মান s কক্ষকের ইলেকট্রন প্রবেশকালে সর্বাধিক এবং ক্রমানুসারে p, d, f-এর ক্ষেত্রে হ্রাস পায়।

ইলেকট্রন-আসক্তির অনুভূমিক পরিবর্তন যে কোন পর্যায় বামদিক থেকে ডানদিকে গেলে মৌলের ইলেকট্রন-আসক্তির মান বৃদ্ধি পায়। পর্যায়-সারণির ডানদিকের মৌলগুলির পারমাণবিক আয়তন ক্ষুদ্র,

কিন্তু নিউক্লিয়াসের আধান বেশি, কাজেই উহাদের ইলেকট্রন আসক্তিও বেশি। পর্যায়-সারণির বামপ্রান্তে অবস্থিত ধাতব মৌলগুলির ইলেকট্রন-আসক্তি অতি অল্প, কিন্তু উহার দক্ষিণপ্রান্তে অবস্থিত অধাতুগুলির ঐ আসক্তি প্রবল। কারণ ঐ মৌলগুলি ইলেকট্রন গ্রহণ করে সুস্থির ইলেকট্রন-বিন্যাস রচনা করে।

ব্যতিক্রম :

Be ও Mg-এর E-এর মান শূন্য কারণ Be ও Mg-এর s কক্ষক সম্পূর্ণ। অতিরিক্ত ইলেকট্রন s কক্ষক অপেক্ষা উচ্চতর শক্তিসম্পন্ন p কক্ষকে প্রবেশ করে। নিষ্ক্রিয় মৌলের ক্ষেত্রে ns ও np কক্ষক সম্পূর্ণ থাকায় অতিরিক্ত ইলেকট্রন উচ্চতর শক্তিসম্পন্ন কক্ষকে প্রবেশ করে, ফলে এদের ক্ষেত্রে ইলেকট্রন-আসক্তির মান হয় শূন্য। N ও P-এর ক্ষেত্রে ইলেকট্রন-আসক্তির মান স্বাভাবিক অপেক্ষা কম কারণ এক্ষেত্রে p কক্ষক অর্ধপূর্ণ থাকায় অতিরিক্ত ইলেকট্রন যুক্ত হওয়া অসম্ভব হয়।

ইলেকট্রন আসক্তির উল্লম্ব পরিবর্তন :

পারমাণবিক আয়তন বৃদ্ধি ও কক্ষকসমূহের আবরণী ক্ষমতার যুক্ত প্রভাব, নিউক্লিয়াসের আধান বৃদ্ধিজনিত ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধির প্রবণতাকে অতিক্রম করে যায়, তাই $E_{Cl} > E_{Br} > E_I$

ব্যতিক্রম : $E_F > E_{Cl}$

এইক্ষেত্রে F-এর আকার Cl অপেক্ষা ছোট হওয়ায় অতিরিক্ত ইলেকট্রনটি যোজ্যতা-কক্ষের সাতটি ইলেকট্রন দ্বারা অধিক বিকর্ষিত হয়, তাই F-এর ইলেকট্রন যুক্ত করা Cl অপেক্ষা অসুবিধাজনক হয়ে পড়ে। ফলে F-এর ইলেকট্রন-আসক্তির মান Cl অপেক্ষা F অধিকতর তড়িৎ-ঋণাত্মক।

রাসায়নিক ধর্মের উপর ইলেকট্রন-আসক্তির প্রভাব :

মৌলের ইলেকট্রন-আসক্তির মান যত বেশি ততই তার ইলেকট্রন গ্রহণ করার প্রবণতা বেশি, সুতরাং জারণ-ক্ষমতাও তার তত বেশি হয়।

আয়নন-বিভব ও ইলেকট্রন-আসক্তির তুলনামূলক মান দ্বারা বন্ধন-প্রকৃতি নির্ধারিত হয়। আয়নন বিভব ও ইলেকট্রন-আসক্তির মধ্যে পার্থক্য যত বাড়ে তত আয়নীয় ধর্ম হ্রাস পায় ও সমযোজী ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

আয়ন আধানের সীমা :

যে সকল রাসায়নিক বিক্রিয়ার আয়নীয় যৌগ উৎপন্ন হয় সেইসব ক্ষেত্রে ঐ বিক্রিয়ার ফলে উদ্ভূত শক্তি পজিটিভ আয়নের উৎপাদনের জন্য প্রয়োজনীয় শক্তি সরবরাহ করে। এইরূপ বিক্রিয়া সচরাচর 25–30 eV (600–700 K cal/mole)-এর বেশি শক্তি নির্গত হয় না। সুতরাং, কোন M^{n+} আয়ন উৎপন্ন করতে যদি এ অপেক্ষা বেশি শক্তির প্রয়োজন হয় তবে সাধারণ অবস্থায় ঐ আয়নের সৃষ্টি হবে না। M মৌলটি যদি তিন একক যোজ্যতা নিয়ে কোন যৌগ গঠন করে তবে উৎপন্ন যৌগটি মূলত সমযোজী যৌগ হবে। যেমন,

BCl_3 -তে B-এর তিনটি ইলেকট্রন পরিত্যাগ করে সুস্থির ইলেকট্রন-বিন্যাস গ্রহণ করার তৎপরতা কোন বাধা না থাকলেও তৃতীয় আয়নন-বিভবের 37.9 eV পরিমাণ শক্তি কোন রাসায়নিক বিক্রিয়ায় পাওয়া সম্ভব নয়। ফলে BCl_3 সমযোজী বোঁগ গঠন করে। একই কারণে TiCl_4 বোঁগটিও সমযোজী, কিন্তু পরমাণুপুঞ্জ দ্বারা গঠিত আয়ন। যথা, SO_4^{2-} , PO_4^{3-} ইত্যাদিতে উহাদের মোট আধান বিভিন্ন পরমাণুগুলির উপর ছড়িয়ে থাকায় সমজাতীয় আধানের মধ্যে পারস্পরিক বিকর্ষণ কমে যায়। কাজেই জটিল নেগেটিভ আয়ন উচ্চ আধান যুক্ত হতে পারে।

O^{2-} আয়ন সৃষ্টির ব্যাখ্যা

দ্বিতীয় ইলেকট্রন গ্রহণ করে, দ্বি-অপরাধমী আয়ন গঠনকালে দ্বিতীয় ইলেকট্রন আসক্তির মান পজিটিভ হলেও ঐ ধরনের আয়ন গঠিত হওয়ার কারণ আলোচনা করা যাক। যেমন, O^{2-} আয়ন সৃষ্টি। ভূমিত্তরে O-এর ইলেকট্রন-বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^4$ । সুতরাং অষ্টকপূর্তির উদ্দেশ্যে প্রথম ইলেকট্রন গ্রহণ সর্বদাই তাপোৎপাদী অর্থাৎ প্রথম ইলেকট্রন-আসক্তির মান নেগেটিভ। কিন্তু O^- আয়ন গঠিত হবার পর তা দ্বিতীয় ইলেকট্রনকে সর্বদাই বিকর্ষণ করে ফলে দ্বিতীয় ইলেকট্রন যুক্ত করার সময় বাইরে থেকে শক্তি প্রয়োগ করতে হবে। তাই ইলেকট্রন-আসক্তির মান পজিটিভ হয়। ঐ আয়নের ভবিষ্যত সুস্থিতি সংক্রান্ত কোন পরিবর্তন যদি দ্বিতীয় ইলেকট্রন-আসক্তির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তি সরবরাহ করতে পারে তবেই দ্বি-অপরাধমী আয়ন গঠন সম্ভব।

মনে করা যাক O দ্বি-অপরাধমী আয়ন গঠন করতে অক্ষম। এক অপরাধমী O^- যদি Mg^{2+} আয়নের সঙ্গে বোঁগ গঠন করে তবে তা কাল্পনিক MgO_2 তৈরি করতে বাধ্য হবে। O-এর আকার Mg অপেক্ষা বড় এবং সংখ্যাও দ্বিগুণ হওয়ায় MgO_2 জালকশক্তি অত্যন্ত কম হবে এবং কাল্পনিক MgO_2 কোন অবস্থায় স্থায়ী হবে না। উপরন্তু ব্যাসার্ধ অনুপাত অনুসারে স্থায়ী ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড গঠিত হতে গেলে ম্যাগনেসিয়াম ও অক্সিজেনের অনুপাত হতে হবে 1 : 1 অর্থাৎ O-এর জারণস্তর হতে হবে দুই। প্রকারান্তরে MgO গঠনের সঙ্গে যুক্ত জালকশক্তি অক্সিজেনের দ্বিতীয় ইলেকট্রন-আসক্তির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তি সরবরাহ করে এবং O^{2-} গঠন ব্যাখ্যা করতে সমর্থ হয়।

অনুশীলনী—৪

নীচের উক্তিগুলি শুদ্ধ/অশুদ্ধ বলুন :

- দ্বিতীয় ইলেকট্রন-আসক্তির মান সবসময় ধনাত্মক।
- Cl^- এর ইলেকট্রন আসক্তি ধনাত্মক—এর অর্থ $\text{Cl} \longrightarrow \text{Cl}^-$ পরিবর্তনে তাপ শোষিত হয়।
- $E_F > E_{Cl}$ (E = ইলেকট্রন-আসক্তি)।
- বরগ্যাসের ইলেকট্রন-আসক্তি 'শূন্য'।
- শ্রেণী বরাবর (উপর থেকে নিচে) সাধারণত ইলেকট্রন-আসক্তি কমে।

2.8 অপরাধর্মিতা

অপরাধর্মিতা কোন বিচ্ছিন্ন পরমাণুর নিজস্ব ধর্ম নয়। দুটি ভিন্ন মৌল দ্বারা গঠিত সমযোজী বন্ধনের প্রকৃতি অনুধাবনের জন্য অপরাধর্মিতার প্রয়োজন। দুটি মৌলের মধ্যে সমযোজী বন্ধনসৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়টিকে নিজের দিকে টেনে নেবার ক্ষমতাকেই বলা হয় অপরাধর্মিতা। সুতরাং অসম মৌলবিশিষ্ট যৌগের মধ্যস্থিত ইলেকট্রন জোড়টি অধিক অপরাধর্মী মৌলের দিকে সরে যায়।

অপরাধর্মিতা ও ইলেকট্রন আসক্তি সমার্থক নয় যদিও উভয়েরই কার্যক্রম হল ইলেকট্রন আকর্ষণ। অপরাধর্মিতা হল একটি ধর্ম মাত্র কিন্তু ইলেকট্রন আসক্তির প্রকাশ হল একটি শক্তিমাত্রা।

বিভিন্ন তাত্ত্বিক আলোচনা দ্বারা একই মৌলের একাধিক স্কেলে অপরাধর্মিতা নির্ধারিত হয়েছে। কিন্তু যে কোন নির্দিষ্ট স্কেলে এই ধর্ম যথারীতি পর্যাবৃত্তি দেখায়। নীচে অপরাধর্মিতার বিভিন্ন স্কেল আলোচনা করা হল।

পাউলিং স্কেল (1932) (Pauling Scale) :

ধরা যাক, দুটি সমযোজী যৌগ আছে $A - A$ এবং $B - B$ । সাধারণত দেখা যায় যে, নিম্নলিখিত বিক্রিয়া তাপোৎপাদী হয়। $A - A + B - B \longrightarrow A - B + A - B$

$A - B$ বন্ধন অধিক স্থায়ী এবং $A - A$ ও $B - B$ উভয় বন্ধন অপেক্ষা দৃঢ়। যদি $A - B$ বন্ধনটি সম্পূর্ণ সমযোজী হয় তবে বন্ধনসৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়টি A এবং B উভয় দ্বারাই সমভাবে আকর্ষিত হয় এবং এ অবস্থা দ্বারা $A - B$ বন্ধনের দৃঢ়তা বোঝানো সম্ভবপর হয় না। পাউলিং-এর মতে অতিরিক্ত দৃঢ়তার কারণ হল যে ইলেকট্রন জোড়টি A ও B পরমাণু দ্বারা অসমভাবে আকর্ষিত এবং এর ফলে বন্ধনে আয়নীয় ধর্মের সৃষ্টি হয়। বন্ধনের মধ্য আয়নীয়তা প্রভাব দ্বারাই বন্ধনের দৃঢ়তা বোঝানো সম্ভব। যেহেতু এই ইলেকট্রন আকর্ষণ ক্ষমতা মৌলের তড়িৎ-ঋণাত্মকতা দ্বারা প্রকাশিত হয় সেহেতু বন্ধন দৃঢ়তার কারণও মৌলদুটির তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্যের উপর নির্ভরশীল। বন্ধনের স্থায়িত্ব বন্ধনশক্তি দ্বারা প্রকাশ করা যায়। তাই $A - B$ বন্ধনের অতিরিক্ত স্থায়িত্ব নিম্নলিখিতভাবে প্রকাশিত হয়।

$$\Delta = E_{A-B} - 100\% \text{ সমযোজী বন্ধনশক্তি}$$

$$E_{A-B} = \text{পরীক্ষালব্ধ বন্ধনশক্তি}$$

পাউলিং-এর মতে, Δ তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য $x_A - x_B$ -র উপর নির্ভর করে।

$$x_A - x_B = 0.208 \sqrt{\Delta}$$

যদি Δ K cal mol⁻¹ -এ প্রকাশিত হয়।

100% সমযোজী বন্ধনশক্তি E_{cov} , $A - A$ এবং $B - B$ -র বন্ধনশক্তির উপর নির্ভর করে।

$$E_{cov} = \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}$$

$$\text{সূত্রঃ } x_A - x_B = .208 \sqrt{E_{A-B} - (E_{A-A} \cdot E_{B-B})^{1/2}}$$

E-এর মান বিক্রিয়া তাপ থেকে নির্ণয় করা যায়। পাউলিং সর্বাধিক অপরাধমী মৌল F-এর অপরাতড়িৎধর্মিতা 4 ধরে নিয়ে অন্যান্য মৌলের অপরাতড়িৎধর্মিতা মান নির্ণয় করেন।

যদি বন্ধনশক্তি KJ mol^{-1} -এ প্রকাশিত হয় তখন,

$$\Delta x^2_{A,B} = (x_A - x_B)^2 = \frac{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}}{96.49}$$

$$\begin{aligned} \text{বা } \Delta x_{A,B} &= \sqrt{\frac{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}}{96.49}} \\ &= 0.102 \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}} \end{aligned}$$

এই তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান দ্বারা সমযোজী বন্ধনে শতকরা আয়নীয় বন্ধনের মাত্রা নির্ণয় করা সম্ভব।

$$\text{আয়নীয় প্রকৃতির মাত্রা} = 0.16 (x_A - x_B) + 0.35 (x_A - x_B)^2$$

$$\text{উদাহরণ : HCl-এর ক্ষেত্রে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য} = 3 - 2.1 = 0.9$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{বন্ধনে আয়নীয় প্রকৃতির মাত্রা} &= 0.16 \times 0.9 + 0.035 \times (0.9)^2 \\ &= 0.172 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \therefore \text{শতকরা আয়নীয় প্রকৃতির মাত্রা} &= 0.172 \times 100 \\ &= 17\% \end{aligned}$$

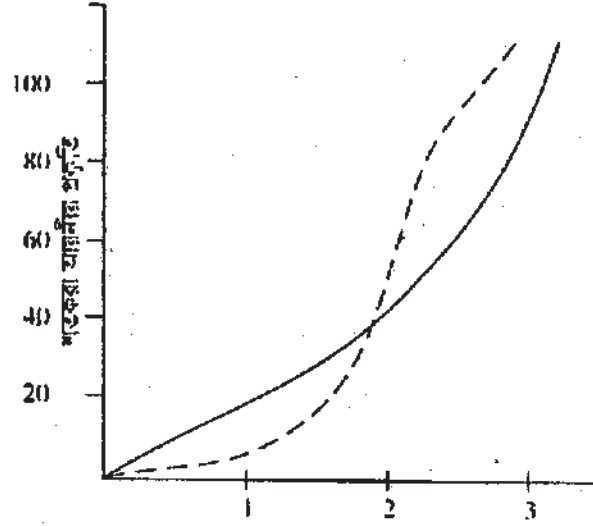
শতকরা আয়নীয় প্রকৃতিকে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য সাপেক্ষে লেখচিত্র প্রকাশ করলে দেখা যায় যে, তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য 2.1 হলে বন্ধনপ্রকৃতি 50% আয়নীয় হয়। পাউলিং-এর আদি লেখচিত্রে চিত্র অপেক্ষা সামান্য পৃথক। সেখানে দেখা যায় যে, তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য 1.7 হলে বন্ধন-প্রকৃতি 50% আয়নীয় হয়।

এই তড়িৎ-ঋণাত্মকতার দ্বারাই রাসায়নিক বন্ধনের শক্তি-সংক্রান্ত ধর্মগুলি বোঝা যায়, যেমন বন্ধন-প্রবীণতা, বন্ধন ভ্রামক ইত্যাদি।

এই তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান দ্বারা বিভিন্ন জৈব ও অজৈব বিক্রিয়ার ক্রিয়াকৌশল প্রভাবিত হয়।

বিভিন্ন যৌগের আকৃতি ও বন্ধনকোণ তড়িৎ-ঋণাত্মকতার উপর নির্ভর করে।

পাউলিং কর্তৃক তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান নির্ণয়ের পদ্ধতির বৈজ্ঞানিক ভিত্তি সুদৃঢ় না হওয়ায় একাধিক স্কেল উদ্ভাবন করা হয়েছে।



চিত্র 2.5 : তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য

মুলিকেন-জাফে স্কেল (Mulliken-Jaffe Scale) : মুলিকেনের মতে, তড়িৎ-ঋণাত্মকতা আয়নন শক্তি ও ইলেকট্রন-আসক্তির মানের সমষ্টির গড় দ্বারা নির্ণয় করা হয়।

$$\text{KJ mol}^{-1} \text{-এর প্রকাশিত হলে অপরাতিড়িৎধর্মিতা} = \frac{\text{আয়নন শক্তি} + \text{ইলেকট্রন-আসক্তি}}{560}$$

ইলেকট্রন আসক্তির জ্ঞান সীমিত হওয়ায় এই পদ্ধতি দ্বারাও সহজে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান নির্ণয় করা সম্ভব নয়। তবে মুলিকেনের মানকে নির্দিষ্ট সংখ্যা দ্বারা ভাগ করলে পাউলিং-এর মান পাওয়া যায়। মুলিকেন স্কেলের মান পাউলিং মান অপেক্ষা পৃথক হওয়া সত্ত্বেও যেহেতু সহজেই রূপান্তরকারী সংখ্যা (Conversion factor) দ্বারা এক স্কেল থেকে আরেক স্কেলে পরিবর্তন করা যায় সেহেতু কোন স্কেলকেই সম্পূর্ণ ভুল ধরে নিয়ে বর্জন করা যায় না।

অ্যালরেড রোশো (Allred Rochow) স্কেল : এই মতানুসারে সমযোজী ব্যাসার্ধ r দূরত্বে অবস্থিত কোন ইলেকট্রনের উপর পরমাণুর স্থির তড়িতাকর্ষণ বল দ্বারাই তড়িৎ-ঋণাত্মকতা প্রকাশ করা হয়।

$$\therefore F = \frac{e^2 \cdot Z_{\text{eff}}}{r^2}$$

এই F বলকে পাউলিং স্কেলের তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মানের সঙ্গে নিম্নলিখিত সমীকরণ দ্বারা সম্পর্কিত করা যায় :

$$x = \frac{3590 Z_{\text{eff}}}{r^2} + 0.744 \quad (r \text{ pm-এ প্রকাশিত})$$

Z_{eff} স্লেটার পদ্ধতি দ্বারা নির্ণয় করা যায়। কিন্তু এক্ষেত্রে মনে রাখতে হবে যে, নতুন ইলেকট্রনটি যোজ্যতা-কক্ষের সকল ইলেকট্রনই আবর্তিত করে ফলে Br ($r = 114 \text{ pm}$)-এর ক্ষেত্রে

$$Z_{eff} = 35 - (0.35 \times 7 + 0.35 \times 18 + 1.00 \times 10)$$

$$= 7.25$$

$$\therefore x_{Br} = \frac{3590 \times 7.25}{(114)^2} + 0.744$$

$$= 2.747$$

কোন মৌলের তড়িৎ-ঋণাত্মকতা তার যোজ্যতাস্তরের উপর নির্ভর করে ফলে বিভিন্ন যৌগে বা বিভিন্ন বন্ধন-প্রকৃতিতে মান পরিবর্তিত হতে পারে। উচ্চ জারণস্তরে কোন মৌলের ইলেকট্রন আকর্ষণ ক্ষমতা ঐ মৌলের নিম্ন জারণস্তর অপেক্ষা বেশি হয়। আবার দ্বিবন্ধন বা ত্রিবন্ধনের ক্ষেত্রে ও তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান পরিবর্তিত হয়। বিভিন্ন কারণে মৌলের তড়িৎ-ঋণাত্মকতার সাংখ্যাতাত্ত্বিক মান পরিবর্তিত হলেও পর্যায় বা শ্রেণীতে তড়িৎ-ঋণাত্মকতা স্বাভাবিক পর্যাবৃত্তি দেখায়।

যেমন কোন পর্যায় বাম থেকে ডানদিকে গেলে নিউক্লীয় আধান বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান বৃদ্ধি করে। আবার কোন শ্রেণীতে (উপর থেকে নীচে নামলে) নতুন কোয়ান্টাম স্তর যুক্ত হওয়ার যোজ্যতা-কক্ষের ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের দূরবর্তী হয় ফলে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান কমে।

একইভাবে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার সঙ্গে মৌলের সাধারণ ধর্ম যেমন রাসায়নিক সক্রিয়তা, ধাতব-অধাতব প্রকৃতি, জারণ-বিজারণ ক্ষমতা, অম্ল-ক্ষার ধর্মাবলী ইত্যাদির মধ্যে সম্পর্ক স্থাপন করা যায়।

অপরাতড়িৎধর্মিতা বিক্রিয়ার প্রকৃতিও প্রভাবিত করে।



CH_3I যৌগে I তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌল সুতরাং পরাআধান যুক্ত CH_3^+ -কে OH^- আকর্ষণ করে। কিন্তু CH_3I -এর ক্ষেত্রে F তড়িৎ-ঋণাত্মক হওয়ায় I পরাআধান যুক্ত হয় এবং উৎপন্ন পদার্থে বৈচিত্র্য লক্ষ্য করা যায়। এই সমস্ত ক্ষেত্রে মৌলগুলির নিজস্ব তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পরিবর্তে ঐ গ্রুপ বা এককের তড়িৎ-ঋণাত্মকতাকে ধরা হয়। এটিকে গ্রুপ তড়িৎ-ঋণাত্মকতা বলা হয়।

উল্লিখিত ধর্মাবলীর পর্যাবৃত্তি আলোচনা করলে বোঝা যায় যে, মৌলগুলির ধর্ম ও পারস্পরিক সম্পর্কের মধ্যে একটি সাধারণ ও স্বাভাবিক সম্পর্ক বর্তমান। এই সম্পর্কগুলি অনুধাবন করলেই মৌলগুলির রাসায়নিক প্রকৃতি বোঝা সম্ভব হবে।

অনুশীলনী—৯

- (১) অপরাভিহিতধর্মিতার নিম্ন ক্রমানুসারে সাজান Li থেকে N.
- (২) পর্যায়-সারণির সবচেয়ে বেশি এবং কম অপরাভিহিতধর্মী মৌলের নাম করুন।
- (৩) F-পরমাণুর আয়নশক্তি ও ইলেকট্রন-আসক্তি যথাক্রমে 1680.29 ও 349.36 KJ mol⁻¹। মূলিকেন-জাফে পদ্ধতিতে অপরাধর্মিতা নির্ণয় করুন।
- (৪) ইলেকট্রন-আসক্তি ও অপরাভিহিতধর্মিতার পার্থক্য নির্দেশ করুন।

2.9 সারাংশ

তাহলে এই অধ্যায় এককে আপনারা পারমাণবিক ব্যাসার্ধ, আয়নন শক্তি, ইলেকট্রন-আসক্তি ও অপরাধর্মিতা—এই ধর্মগুলি জানলেন ও তাদের পর্যাবৃত্তি লক্ষ্য করলেন। এই ধর্মগুলিকে আমরা পারমাণবিক ধর্ম (atomic property) বলে থাকি, কারণ এরা মৌলবিশেষের পরমাণুর উপর নির্ভর করে। এই ধরনের ধর্মগুলি মৌলের ইলেকট্রন-বিন্যাসের সঙ্গে সম্পর্কিত। তাই এদের পর্যাবৃত্তি লক্ষণীয়। পারমাণবিক ধর্ম তাই পর্যাবৃত্ত ধর্ম অভিধায়ও অভিহিত।

মুখ্য কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) ও কার্যকরী নিউক্লিয় আধান-এর উপর নির্ভরশীল পারমাণবিক ব্যাসার্ধ পরমাণুর আকার নির্দেশ করে। সাধারণত এটি শ্রেণীতে উপর থেকে নিচ বরাবর বৃদ্ধি পায় এবং পর্যায়ে বাঁ থেকে ডানদিকে বাড়তে থাকে।

আয়নন শক্তি (আরও শুদ্ধভাবে বলতে গেলে প্রথম আয়নন শক্তি) বলতে বুঝি নিম্নতম শক্তিস্তরে অবস্থিত নিভ্রিঙিং গ্যাসীয় পরমাণু থেকে বহিস্তম কক্ষকের শিথিলতম ইলেকট্রনটি বিতাড়িত করতে প্রয়োজনীয় শক্তির পরিমাণ। SI-এককে এর একক KJ mol⁻¹ (কিলো-জুল প্রতি মোলে)। এর মান শ্রেণীতে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে শ্রেণী বরাবর কমে, পর্যায়ে বরাবর বাড়ে। শেষের ক্ষেত্রে কিছু ব্যত্যয় আছে। সেগুলি ইলেকট্রন-বিন্যাস থেকে ব্যাখ্যা করা যায়। অনুরূপে দ্বিতীয়, তৃতীয় ইত্যাদি আয়নন শক্তির কথা বলা যায়। প্রথম আয়নন শক্তি < দ্বিতীয় আয়নন শক্তি।

নিম্নতম শক্তি স্তরে অবস্থিত নিভ্রিঙিং গ্যাসীয় পরমাণুর বহিস্তম কক্ষকে ইলেকট্রন যুক্ত করলে যে পরিমাণ শক্তি উদ্ধৃত হয় তাকে মৌলের (প্রথম) ইলেকট্রন-আসক্তি বলে। এটি পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে শ্রেণীতে কমে, পর্যায়ে বাড়ে। ইলেকট্রন-আসক্তি সাধারণত ঋণাত্মক (অর্থাৎ তাপ উদ্ধৃত) হয়। ক্ষেত্রবিশেষে ধনাত্মকও হয়। আর তা বর্ধিত হওয়া মানে বেশি ঋণাত্মক হয়। সাধারণ পর্যাবৃত্তির একটি উল্লেখযোগ্য ব্যত্যয় $E_F < E_{Cl}$ । দ্বিতীয় ও তৃতীয় ইলেকট্রন-আসক্তি ধনাত্মক হয়ে থাকে।

মৌলের অপরাধর্মিতা বলতে বোঝায় ঐ মৌলের পরমাণু অপর পরমাণুর সঙ্গে সমযোজী বন্ধনের দ্বারা সংযুক্ত থাকলে, ঐ বন্ধনের ইলেকট্রন নিজের দিকে টেনে নেওয়ার ক্ষমতা। এর একক নেই। এটিও পর্যাবৃত্ত

ধর্ম। শ্রেণীতে উপর থেকে নিচে কমে, এবং পর্যায়ে বাঁ থেকে ডানে কমে। F সর্বাধিক অপরাধমী মৌল—
পাউলিং স্কেলে যার মান 4.0, ধাতুর ক্ষেত্রে মান 2.0-র কম। Cs ও Fr-এর ক্ষেত্রে এই মান সর্বনূন (0.7)।
সন্ধিগত ও অসন্ধিগত মৌলসমূহের ক্ষেত্রে মান ক্রমাগত ধীরে ধীরে পরিবর্তিত হয়।

2.10 প্রশ্নাবলী

- (1) নিম্নলিখিত আয়নগুলির ইলেকট্রনবিন্যাস $2s^2 2p^6$ হলেও আয়নীয় ব্যাসার্ধ পৃথক কেন?
আয়নগুলিকে ক্রমহ্রাসমান ব্যাসার্ধক্রমে সজ্জিত করুন।
 $O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}$
- (2) নিম্নলিখিত জোড়গুলির ক্ষেত্রে আয়ননবিভবের মান হ্রাস পায় কেন?
(i) $Be \longrightarrow B$; (ii) $P \longrightarrow S$; (iii) $Ne \longrightarrow Na$; $Si \longrightarrow Ge$
- (3) ক্যালসিয়ামের পরবর্তী মৌলগুলির ক্ষেত্রে e^- প্রথমে $4s$ কক্ষক এবং পরে $3d$ কক্ষকে প্রবেশ করে কিন্তু
আয়নিত হবার সময় প্রথমে $3d$ কক্ষক থেকে e^- মুক্ত হয় কেন?
- (4) F-এর ইলেকট্রন আসক্তির মান Cl অপেক্ষা কম কেন?
- (5) বরগ্যাসের অপরাধমিতা শূন্য কেন?
- (6) H, H^+ ও H^- এর ব্যাসার্ধের তুলনা করুন। কারণ দেখান।
- (7) বরগ্যাসের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বেশি হওয়ার কারণ কি?
- (8) Li ও Be-এর পারমাণবিক ব্যাসার্ধের পার্থক্য Na/Mg বা K/Ca-এর পার্থক্যের চেয়ে অনেক বেশি।
- (9) $r_{Ga} = r_{Al} = 126 \text{ pm}$ ব্যাখ্যা করুন।
- (10) শ্রেণী 14-র কয়েকটি মৌলের বিভিন্ন আয়নন শক্তির মান eV (ইলেকট্রন ভোল্টে) দেওয়া হল।

মৌল	আয়নন শক্তি					
	I	II	III	IV	V	
Ti	6.82	15.38	27.49	43.27	99.22	1 eV = 23 K cal mol ⁻¹ = 23 × 4.2 KJ mol ⁻¹
Zr	6.84	13.13	22.99	34.34	81.50	
Pb	7.42	15.03	31.94	42.32	68.80	

এইসক মৌলের ক্ষেত্রে কোন কোন জারণ-সংখ্যা সুস্থির হবে বলে আপনি মনে করেন?

- (11) B-এর ক্রমিক তিনটি আয়নন শক্তি যথাক্রমে 801.78, 1463.49, 3646.65 ও 25048.38 KJ mol⁻¹
প্রথম তিনটির তুলনায় চতুর্থটি এত বেশি কেন?

দুটি ক্রমিক আয়নন শক্তির পার্থক্য
- 12eV-র বেশি হলে জারণ-
সংখ্যা সুস্থির হয়।

(12) নিচে কয়েকটি তথ্য দেওয়া আছে।

বন্ধনশক্তি (Kcal mol^{-1}) : H_2 (104), Cl_2 (5.7), HcC (102), H-এর পাউলিং অপরাধর্মিতা = 2.2. এর থেকে Cl-এর পাউলিং অপরাধর্মিতা বের করুন।

(13) নিচে প্রদত্ত তথ্য থেকে Li-এর বিয়োজন শক্তি নির্ণয় করুন।

H_2 ও LiH -এর বন্ধনশক্তি যথাক্রমে 435.56 ও $244.53 \text{ KJ mol}^{-1}$. $x_{\text{Li}} = 1.0$. $x_{\text{H}} = 2.1$
এর থেকে Cl-এর পাউলিং অপরাধর্মিতা বের করুন।

(14) F_2 অণুতে F-F বন্ধনদূরত্ব 141.3 pm . স্ট্রেটার নিয়ম প্রয়োগ করে F-এর অ্যালরেড-রোশো অপরাধর্মিতা বের করুন।

2.11 উত্তরমালা

অনুশীলনী—1

না। কারণ সব পারমাণবিক ধর্ম কয়েকটি উপাদান (factor)-এর উপর নির্ভরশীল—যেমন ইলেকট্রন-বিন্যাস, আবরণী মাত্রা ইত্যাদি। সব ধর্ম সমানভাবে পরিবর্তিত হয় না। তাই এইভাবে সরলীকরণ সম্ভব নয়। তবে পরিবর্তনের প্রকৃতি ও ব্যত্যয় ব্যাখ্যা করা যায়।

অনুশীলনী—2

$$(1) \frac{154}{2} = 77 \text{ pm.}$$

$$(2) r_1 = d_1 - r_{\text{Cl}} - r_{\text{Cl}} = 232 - 99 = 133 \text{ pm.}$$

$$(3) d_{\text{C-Si}} = r_{\text{C}} + r_{\text{Si}} = 77 + 1.7 = 194 \text{ pm.}$$

অনুশীলনী—3

$$(1) {}_7\text{N} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$$

কক্ষক শ্রেণীবদ্ধ করে : $(1s)^2 (2s, 2p)^5$

$$\therefore \text{আবরণী মাত্রা} = s = 4 \times 3.5 + 20 \times 0.85$$

$$= 1.40 + 1.70 = 3.1$$

$$(2) {}_{30}\text{Zn} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$$

শ্রেণীবদ্ধভাবে লিখলে : $(1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$

$$\therefore s = 1 \times 0.35 + 18 \times 0.85 + 10 \times 1 = 25.65$$

$$\therefore \text{কার্যকরী আধান} = Z_{\text{eff}} = 30 - 25.65 = 4.35$$

(2) নিজে করুন। উত্তর হবে : (i) 17.15 (ii) 21.4, (iii) 19.4

অনুশীলনী—৪

বড়।

অনুশীলনী—৫

(i) বড় (ii) কেলাস-গঠন

অনুশীলনী—৬

(i) ক্যাটায়ন, ছোট। (ii) শেবোক্ত

অনুশীলনী—৭

(1) $Li < Be > B$

(2) N-এ p-কক্ষক অর্ধ-সম্পূর্ণ। O-এর p কক্ষকের চতুর্থ ইলেকট্রন-এর ক্ষেত্রে বিকর্ষণ বল ফিরা করে।

(3) (ইঙ্গিত) : I_2 সবসময়ই I_1 থেকে বড়। কারণ I_2 -র ক্ষেত্রে যে ইলেকট্রন বের করতে হবে তা তীব্রতর বল দ্বারা আকৃষ্ট থাকে। তবে I_1 -এর ক্ষেত্রে Mg-এর $3s^2$ জোড় ভাগতে হয়। I_2 -র ক্ষেত্রে বরগ্যাস গঠন থেকে ইলেকট্রন তাড়াতে হবে।

(4) (ইঙ্গিত) : Al, B-এর পরের পর্যায়ে একই শ্রেণীতে পরপর আছে। আয়নন শক্তি নির্ভর করে দুটি প্রতিদ্বন্দ্বী উপাদানের উপরে—(i) নিউক্লীয় আধান ও (ii) আবরণী ক্ষমতা। এক্ষেত্রে দ্বিতীয়টি প্রথমটিকে অতিক্রম করে যায়।

(5) বোলের পরমাণুতে ইলেকট্রন ও কেন্দ্রীয় প্রোটনের সংখ্যা সমান। সেই প্রথম আয়নন-এর ক্ষেত্রে একটি ইলেকট্রন বিমুক্ত হয়, তখন নিউক্লীয় আধান এক একক বেড়ে গেল। ফলে বহির্তম কক্ষের ইলেকট্রনগুলি আরও তীব্রভাবে আকৃষ্ট অবস্থায় থাকবে। এই অবস্থায় শিথিলতম ইলেকট্রন বের করতে বেশি শক্তির প্রয়োজন।

(6) $Na < P < N < Ne$.

অনুশীলনী—৮

(i) শুষ্ক (ii) অশুষ্ক (iii) অশুষ্ক (iv) অশুষ্ক (v) শুষ্ক

অনুশীলনী—৯

(1) $F > O > N > C > B > Be > Li$

(2) কয় : Cs ও Fr : বেশি : F.

(3) $X_F = \frac{1680.29 + 349.36}{560} = 3.62$

(4) পাঠ্যার্থে সেধে নিজে চেষ্টা করুন।

প্রশ্নাবলী

(1) (ইঙ্গিত) : নিউক্লীয় আধানের পার্থক্য থাকে।



- (2) (ইঙ্গিত) : (i) Be-এর ক্ষেত্রে $2s^2$ জোড় ভাস্কতে হয়।
(ii) P-এ 3p কক্ষক অর্ধপূর্ণ।
(iii) Ne বরগ্যাস হওয়া সুস্থির কাঠামো বিশিষ্ট।
(iv) Ge ত্রৈণীতে Si-এর নিচে।
- (3) পাঠ্যালে দেখুন। (ইঙ্গিত) : আবরণী ক্ষমতার প্রভাবে।
- (4) (ইঙ্গিত) : F-এর আকার ছোট হওয়ার F-এ ইলেকট্রন সংযুক্ত হলে নিজেদের মধ্যে বিকর্ষণ সৃষ্টি হয়।
- (5) বরগ্যাসের ইলেকট্রন-বিন্যাস সুস্থির। তাই তাদের ইলেকট্রন টানার প্রবণতা নেই।
- (6) $H^- > H > H^+$
কারণ : H^- এর নিউক্লিয়াস আধান '+1'; দুটি বহির্কক্ষীয় ইলেকট্রনের মধ্যে বিকর্ষণ আছে। H^+ এ বহির্কক্ষীয় ইলেকট্রন নেই।
- (7) (ইঙ্গিত) : পরমাণু-কাঠামোর প্রসার্যতা (expansibility), বন্ধগঠন ও ড্যান-ডার-ওয়াল ব্যাসার্ধের ধারণা প্রয়োগ করুন।
- (8) আবরণী ক্ষমতার ধারণা প্রয়োগ করে চেষ্টা করুন।
- (9) d-ইলেকট্রনসমূহের বিশেষ ভূমিকা প্রয়োগ করে দেখুন।
- (10) Ti, Zr, Pb -এর ক্ষেত্রে ত্রৈণিক আয়নন শক্তির পার্থক্য নিম্নরূপ :

মৌল	$\Delta_{1,2}$	$\Delta_{2,3}$	$\Delta_{3,4}$	$\Delta_{4,5}$
Ti	6.80	13.90	15.80	56
Zr	6.30	9.90	11.40	47.2
Pb	7.60	16.90	10.40	26.5

কাজেই Ti(II), Ti(III), Ti(IV), Zr(IV), Pb(II), Pb(IV) সুস্থির হবে বলে মনে হয়।

- (11) B-এর ইলেকট্রন-বিন্যাস $1s^2 2s^2 2p^1$
চতুর্থ আয়নন শক্তির ক্ষেত্রে $1s^2$ গঠন থেকে ইলেকট্রন দূর করতে হবে। এটি বরগ্যাসের সুস্থির কাঠামো এবং বহির্কক্ষকের ইলেকট্রন সংখ্যা (2)-র তুলনায় কেন্দ্রীয় আধান (5 একক) অনেক বেশি।
- (12) HCl-এর বন্ধনশক্তির গুণোত্তর মধ্যক $= \sqrt{104 \times 57} = 77$
 $\Delta E = 102 - 77 = 25$
 $X_{Cl} - X_H = 0.208\sqrt{25} = 1.04$
 $\therefore X_{Cl} = X_H + 1.04 = 2.2 + 1.04 = 3.24$

(13) Li-H-এর ক্ষেত্রে $X_H - X_{Li} = 2.1 - 1 = 1.1 = 0.102 \sqrt{\Delta E}$

$$\therefore \Delta E = \left(\frac{1.1}{0.102} \right)^2 = 116.21 \text{ KJ}$$

$$116.21 = 244.53 - \sqrt{435.56 \times x} \quad (x = \text{Li}_2 \text{-এর বিয়োজন-শক্তি})$$

$$\text{বা } \sqrt{435.56x} = 128.32$$

$$\therefore x = \frac{(128.32)^2}{435.56} = 37.80 \text{ KJ mol}^{-1}$$

(14) $9F \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$ অর্থাৎ $(1s)^2 (2s, 2p)^7$

$$\text{আবরণীমাত্রা} = 6 \times 0.35 + 2 \times 0.85 = 2.10 + 1.70 = 3.80$$

$$\therefore Z_{\text{eff}} = 9 - 3.8 = 5.2$$

$$\therefore X_{\text{AI}} = \frac{5.2 \times 3.59 \times 10^7}{\left(\frac{141.3}{2} \right)^2} + 0.744$$

$$\therefore X_{\text{AI}} = \frac{3590 \times 5.2}{\left(\frac{141.3}{2} \right)^2} + 0.744 = 3.74 + 0.744 = 4.48$$

একক 3 □ জারণ ও বিজারণ (Oxidation and Reduction)

গঠন

- 3.1 প্রস্তাবনা
- 3.2 উদ্দেশ্য
- 3.3 পাঠ্য বিষয়বস্তু
- 3.4.1 জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া
- 3.4.2 প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব (Standard electrode potential)
ও তড়িত-রাসায়নিক সারি (electrochemical series)
- 3.4.3 বিজারণ বিভব
- 3.4.4 নার্নস্ট সমীকরণ
- 3.4.5 বিধিবৎ (formal) ও স্বভাবী (normal) বিভব
- 3.4.6 বিজারণ বিভবের উপর বিভিন্ন বিষয়ের প্রভাব
- 3.4.7 জারণ-বিজারণ টাইট্রেশন
- 3.4.8 জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সাম্য ধ্রুবক
- 3.4.9 জারণ-বিজারণ বিভবের উপর গাঢ়ত্বের প্রভাব
- 3.4.10 তুল্য বিন্দুতে জারণ-বিজারণ বিভব
- 3.4.11 জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনে তুল্য বিন্দু নির্ধারণ
- 3.4.12 তাপগতিতত্ত্ব-র আলোয় জারণ-বিজারণ
- 3.4.13 জারণ-বিজারণ নমুনা
- 3.4.14 আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতিতে রাসায়নিক সমীকরণের সমতা বিধান পদ্ধতি : জারক/বিজারক-
এর তুল্যাঙ্কভার
- 3.4.15 জারণ-বিজারণ বিষয়ক গণনা
- 3.5 সারাংশ
- 3.6 প্রগ্নাবলী
- 3.7 উত্তরমালা

3.1 প্রস্তাবনা

রাসায়নিক বিক্রিয়াসমূহের একটি বিরাট অংশ জারণ-বিজারণ গোটীভুক্ত। বৈশ্লেষণিক (analytical) রসায়নের আদিক (qualitative) ও মাত্রিক (quantitative) অংশে এবং সাংশ্লেষণিক (synthetic) রসায়নে এই ধরনের বিক্রিয়ার বহু প্রয়োগ আছে। কিন্তু কোন ক্ষেত্রে কীভাবে কোন বিক্রিয়া প্রযুক্ত হবে তা স্থির করে নিতে হবে। বিশেষ বিক্রিয়া প্রয়োগের সীমাবদ্ধতা ও অবলম্বনীয় সতর্কতা সম্বন্ধেও অবহিত হতে হবে। আরও অবহিত হতে হবে এই প্রয়োগের ক্ষেত্রে কোন কোন প্রয়োজনীয় শর্ত মানতে হবে ও বিক্রিয়ার ভ্রনো কী পরিবেশ বজায় রাখতে হবে। এই অধ্যায়ে সেই সমস্ত বিষয় পর্যায়ক্রমে আলোচিত হবে।

3.2 উদ্দেশ্য

এই এককটি পাঠ করে আপনি—

- জারণ-বিজারণ সম্বন্ধে আপনার প্রাথমিক ধারণা প্রসারিত করতে সক্ষম হবেন।
- খুব সহজেই জারক, বিজারক পদার্থসমূহ চিহ্নিত করতে পারবেন।
- জারক-বিজারকের তীব্রতার তুলনা করতে পারবেন।
- প্রাথমিক কোমের বিক্রিয়া ও গঠন সম্বন্ধে প্রাগ্-ধারণা দিতে পারবেন।
- জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনের সম্ভাব্যতা ও সম্পূর্ণতা যাচাই করতে পারবেন ও সেজন্য উপযুক্ত সূচক বেছে নিতে পারবেন।
- কোন কোন ক্ষেত্রে স্বতঃজারণ-বিজারণ বা সমজারণ-বিজারণ হয় বা হবে তা অনায়াসে বুঝিয়ে দিতে পারবেন।
- সহজেই জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সমীকরণের সমতাবিধান করতে পারবেন এবং মাত্রিক বিশ্লেষণের ফল গণনা করতে পারবেন।

3.3 পাঠ্য বিষয়বস্তু

আমরা এই অধ্যায়ে পর্যায়ক্রমে যে যে বিষয়গুলি আলোচনা করব সেগুলি হল : জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া; প্রমাণ তড়িৎস্রাব বিভব ও তড়িত-রাসায়নিক সারি ; বিজারণ বিভব ; নার্নস্ট সমীকরণ ; বিধিবৎ ও স্বভাবী বিভব ; বিজারণ বিভবের উপর বিভিন্ন বিষয়ের প্রভাব ; জারণ-বিজারণ টাইট্রেশন ; জারণ-বিজারণ সাম্যধ্রুবক ; জারণ-বিজারণ বিভবের উপর গাঢ়ত্বের প্রভাব ; তুল্যবিন্দুতে জারণ-বিজারণ বিভব ; জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনে তুল্যবিন্দু নির্ধারণ ; জারণ-বিজারণ সূচক ও সূচক নির্বাচন ; তাপগতিতত্ত্ব-র আলোয় জারণ-বিজারণ ; জারণ-বিজারণ নক্সা ; আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতিতে রাসায়নিক সমীকরণের সমতাবিধান ; এবং জারণ-বিজারণ বিষয়ক গণনা।

3.4.1 জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া

জারণ বলতে বোঝায় কোন পরমাণু, অণু বা আয়ন থেকে ইলেকট্রন বিমুক্তি। আর বিজারণে ঘটে ইলেকট্রনের সংযোগ। জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া বলতে বোঝায় একটি পূর্ণ বিক্রিয়া যাতে একটি বিক্রিয়ক জারিত হচ্ছে ও অন্যটি বিজারিত। এটাতো জানাই যে জারণ ও বিজারণ যুগপৎ সংঘটিত হয়। কাজেই জারণ-বিজারণ বিক্রিয়াকে দুটি অর্ধ-বিক্রিয়া (half-reaction)-র সমষ্টি বলে ধরে নেওয়া সুবিধাজনক।

জারণ অর্ধ-বিক্রিয়ায় পদার্থ ইলেকট্রন হারায়, যেমন



বিজারণ অর্ধ-বিক্রিয়ায় পদার্থ ইলেকট্রন গ্রহণ করে, যেমন $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$, ... 3.4 (2)

অর্ধ-বিক্রিয়ায় জারিত ও বিজারিত সদস্য একত্রে মিলে তৈরি করে জারণ-বিজারণ-দ্বন্দ্ব (redox couple)। একটি দ্বন্দ্বকে লেখা হয় জারক/বিজারক (Ox/red) এইভাবে, যেমন : H^+/H_2 , Zn^{2+}/Zn ।

প্রচলিত নিয়মানুযায়ী সব অর্ধবিক্রিয়াকেই বিজারণ হিসাবে দেখানো হয়। যেমন, জারণ যেহেতু বিজারণের বিপরীত প্রক্রিয়া, সমীকরণ (1)-কে লেখা যায়



জারণ-বিজারণের পূর্ণ সমীকরণটি সেক্ষেত্রে



এটি পাওয়া গেল 3.4(1) ও 3.4(2) যোগ করে বা 3.4(2) থেকে 3.4(3) বিয়োগ করে। কোনও গ্যালভেনীয় কোষে এই বিক্রিয়া ঘটবে। এ থেকেই আমরা জারণ বা বিজারণ বিভব (Oxidation or reduction potential)-এর ধারণা পাই।

3.4.2 প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব (Standard electrode potential) ও তাড়িত-রাসায়নিক সারি (electro-chemical series)

যখনই কোন ধাতুকে জলে বা তার নিজের আয়ন সমন্বিত দ্রবণে ডোবানো হয়, তখন দ্রবণে ধাতুটির ধনাত্মক আয়ন পাঠানোর প্রবণতা জন্মায়। ফলে ইলেকট্রনের আধিক্য হেতু ধাতু ধনাত্মক আধানে আহিত হয়। বিক্রিয়া নিম্নরূপ

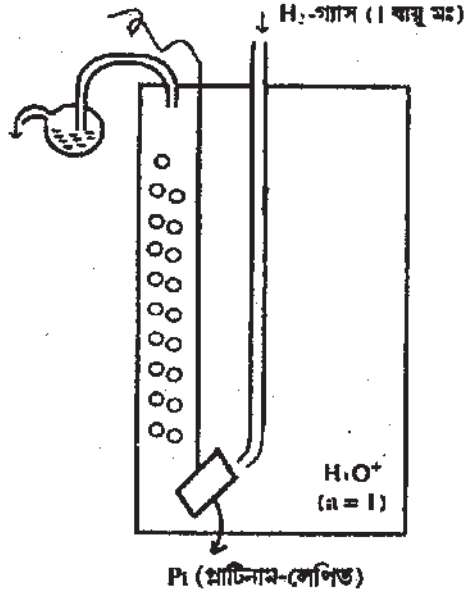


এর ফলে ধাতু ও দ্রবণের মধ্যে যে তাড়িত-বিভব E উৎপন্ন হয় তার পরিমাণ নির্ভর করে (i) ধাতুবিশেষ, (ii) সংশ্লিষ্ট ইলেকট্রন সংখ্যা, (iii) দ্রবণে আয়নের সক্রিয়তা (activity) ও (iv) তাপমাত্রার উপর। তাপমাত্রার প্রমাণ অবস্থার ও একক সক্রিয়তার নির্ধারিত এই বিভবকে প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব (E°) বলা হয়। ধাতুবিশেষের ক্ষেত্রে এর মান ধ্রুবক (constant)। রাশিগুলি নীচের সমীকরণ দ্বারা সম্পর্কিত।

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_M}{a_{\text{M}^{2+}}}$$

$$\text{বা } E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln(a) \quad (\because a_M = 1)$$

[এখানে R গ্যাস ধ্রুবক, T চরম তাপমাত্রা, a দ্রবণে আয়নের সক্রিয়তা, n আয়নের যোজ্যতা (আধান) ও F ফ্যারাডে]। অধিকাংশ ক্ষেত্রেই সক্রিয়তা ' a '-র পরিবর্তে আণব গাঢ়ত্ব ব্যবহৃত হয়।



চিত্র 3.1

একক (single) তড়িৎদ্বারের বিভব মাপা যায় না। তবে যদি দ্রবণে দ্বিতীয় একটি জাত বিভবের তড়িৎ-দ্বার স্থাপিত হয় তবে তড়িৎদ্বার দুটির মধ্যের বিভব-প্রভেদ পরিমাপ করে ঐল্লিত তড়িৎদ্বার বিভব নির্ণয় করা সম্ভব। যে প্রমাণা (standard)-র সাপেক্ষে সমস্ত তড়িৎদ্বার বিভব মাপা হয়, তা হল প্রমাণ হাইড্রোজেন ইলেকট্রোড। 25°C তাপমাত্রায় এর বিভব শূন্য ধরা হয়।

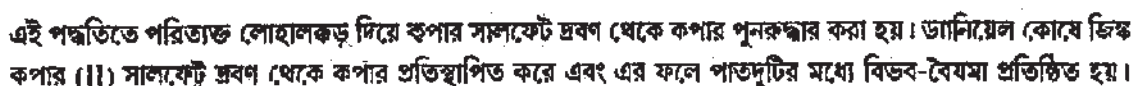
[প্লাটিনাম-লেপিত প্লাটিনাম তড়িৎদ্বারকে একবার চাপে হাইড্রোজেন গ্যাস দিয়ে সম্পৃক্ত করে একক সক্রিয়তা সম্পন্ন H_3O^+ দ্রবণে ডুবিয়ে “প্রমাণ হাইড্রোজেন ইলেকট্রোড” তৈরি করা হয়। [চিত্র 3.1]

—এইভাবে তড়িৎদ্বার বিভব নির্ণয় করে—তা থেকে তড়িত-রাসায়নিক সারণি তৈরি করা যায়। মৌলসমূহকে তাদের প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভবের ঊর্ধ্বক্রমানুসারে সাজালে যে সারণি পাওয়া যায় তাকে তড়িত-রাসায়নিক সারণি বলে। [সারণি 3.4 (I)]

ধাতব আয়ন	ধাতু	প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব (V), 25°C	অধাতু	অধাতব আয়ন	প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব (V), 25°C
Li^+	Li	- 3.05	O_2	OH^-	+ 0.40
K^+	K	- 2.93	I_2	I^-	+ 0.57
Ca^{2+}	Ca	- 2.84	Br_2	Br^-	+ 1.07
Al^{3+}	Al	- 1.66	Cl_2	Cl^-	+ 1.36
Mn^{2+}	Mn	- 1.08	F_2	F^-	+ 2.85
Zn^{2+}	Zn	- 0.76			
Fe^{2+}	Fe	- 0.44			
Cd^{2+}	Cd	- 0.40			
Co^{2+}	Co	- 0.27			
Ni^{2+}	Ni	- 0.23			
Sn^{2+}	Sn	- 0.14			
Pb^{2+}	Pb	- 0.13			
H^+	H_2	0.00			
Cu^{2+}	Cu	+ 0.35			
Ag^+	Ag	+ 0.80			
Au^{3+}	Au	+ 1.38			

সারণি 3.4 (I)

(i) তড়িত-রাসায়নিক সারণিতে সবচেয়ে পরাতাড়িতিক (electro-positive) মৌলগুলি একেবারে উপরের দিকে ও সবচেয়ে কম পরাতাড়িতিক মৌলগুলি নিচের দিকে অবস্থিত। ঋণাত্মক বিভবের পরিমাণ বড় বেশি, মৌলের আয়নন-প্রবণতাও তত বেশি। এভাবে, তড়িত-রাসায়নিক সারণিতে উপরস্থ খাতু নিম্নস্থ কোনও খাতুর দ্রবণ থেকে খাতুটিকে প্রতিস্থাপিত করতে পারে। উদাহরণস্বরূপ, আয়রণ কপার-এর উপরে অবস্থিত, তাই কপার (ii) সালফেট দ্রবণে আয়রণ যোগ করলে খাতব কপার প্রতিস্থাপিত হয়।



Group I	E°	Group V	E°	Group VII	E°
$\text{Li}^+ + e \rightarrow \text{Li}$	- 3.05	$\text{As} + 3e \rightarrow \text{AsH}_3$	- 0.60	$\text{I}_3^- + 2e \rightarrow 3\text{I}^-$	+ 0.54
$\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}$	- 2.93	$\text{Sb} + 3e \rightarrow \text{SbH}_3$	- 0.51	$\text{Br}_3^- + 2e \rightarrow 3\text{Br}^-$	+ 1.05
$\text{Rb}^+ + e \rightarrow \text{Rb}$	- 2.93	$\text{H}_3\text{PO}_3 + e \rightarrow \text{P}$	- 0.51	$2\text{ICl}_2^- + 2e \rightarrow \text{I}_2$	+ 1.06
$\text{Cs}^+ + e \rightarrow \text{Cs}$	- 2.92	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2e \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2$	- 0.50	$\text{Br}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Br}^-$	+ 1.07
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}$	- 2.71	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2e \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3$	- 0.28	$2\text{IO}_3^- + 10e \rightarrow \text{I}_2$	+ 1.20
		$\frac{1}{2} \text{N}_2 + 3e \rightarrow \text{NH}_4^+$	- 0.27	$\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+ 1.36
		$\frac{1}{2} \text{N}_2 + 2e \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2\text{H}_4^+$	- 0.23	$2\text{HOI} + 2e \rightarrow \text{I}_2$	+ 1.45
Group II		$\text{P} + 3e \rightarrow \text{PH}_3$	+ 0.06	$\text{H}_2\text{IO}_6 + 2e \rightarrow \text{IO}_3^-$	+ 1.60
$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ba}$	- 2.90	$\frac{1}{2} \text{Sb}_2\text{O}_3 + 3e \rightarrow \text{Sb}$	+ 0.15	$2\text{HOCl} + 2e \rightarrow \text{Cl}_2$	+ 1.63
$\text{Sr}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sr}$	- 2.89	$\text{HASO}_2 + 3e \rightarrow \text{As}$	+ 0.25	$\text{F}_2 + 2e \rightarrow 2\text{F}^-$	+ 2.65
$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ca}$	- 2.87	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2e \rightarrow \text{HASO}_2$	+ 0.56		
$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mg}$	- 2.37	$\text{HN}_3 + 8e \rightarrow 3\text{NH}_4^+$	+ 0.69	Transition Metals	
$\text{Be}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Be}$	- 1.85	$\text{NO}_3^- + 3e \rightarrow \text{NO}$	+ 0.96	$\text{La}^{3+} + 3e \rightarrow \text{La}$	- 2.52
		$\text{HNO}_2 + e \rightarrow \text{NO}$	+ 1.00	$\text{Sc}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Sc}$	- 2.08
Group III		$\frac{1}{2} \text{N}_2\text{O}_4 + 2e \rightarrow \text{NO}$	+ 1.03	$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mn}$	- 1.18
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Al}$	- 1.66	$\frac{1}{2} \text{N}_2\text{H}_4^+ + 2e \rightarrow \text{NH}_4^+$	+ 1.28	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}$	- 0.76
$\text{Ga}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Ga}$	- 0.53	$\text{NH}_4\text{OH} + 2e \rightarrow \text{NH}_4^+$	+ 1.35	$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Cr}$	- 0.74
$\text{In}^{3+} + 3e \rightarrow \text{In}$	- 0.34			$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}$	- 0.44
$\text{Tl}^+ + e \rightarrow \text{Tl}$	- 0.34			$\text{Cr}^{3+} + e \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	- 0.41
$\text{Tl}^{3+} + 2e \rightarrow \text{Tl}^+$	+ 1.25	Group VI		$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cd}$	- 0.40
		$\text{Te} + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$	- 0.72	$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ni}$	- 0.25
Group IV		$\text{Se} + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$	- 0.40	$\text{Cu}^{2+} + e \rightarrow \text{Cu}^+$	+ 0.15
$\text{SiO}_2 + 4e \rightarrow \text{Si}$	- 0.86	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	+ 0.08	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightarrow 2\text{Hg}$	+ 0.27
$\text{PbSO}_4 + 2e \rightarrow \text{Pb}$	- 0.36	$\text{S} + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+ 0.14	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$	+ 0.35
$\text{CO}_2 + 4e \rightarrow \text{C}$	- 0.20	$\text{HSO}_4^- + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	+ 0.17	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+ 0.36
$\text{GeO}_2 + 4e \rightarrow \text{Ge}$	- 0.15	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 2e \rightarrow \frac{1}{2} \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+ 0.40	$\text{Cu}^+ + e \rightarrow \text{Cu}$	+ 0.50
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}$	- 0.14	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4e \rightarrow \text{S}$	+ 0.45	$\text{Cu}^{2+} + e \rightarrow \text{CuCl}$	+ 0.54
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}$	- 0.13	$4\text{H}_2\text{SO}_3 + 6e \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	+ 0.51	$\text{MnO}_4^- + e \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+ 0.56
$\text{Si} + 4e \rightarrow \text{SiH}_4$	+ 0.10	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$	+ 0.57	$\text{Fe}^{3+} + e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+ 0.77
$\text{C} + 4e \rightarrow \text{CH}_4$	+ 0.13	$\text{O}_2 + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	+ 0.68	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e \rightarrow 2\text{Hg}$	+ 0.79
$\text{Sn}^{4+} + 2e \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+ 0.15	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4e \rightarrow \text{Se}$	+ 0.74	$2\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+ 0.92
$\text{PbO}_2 + 2e \rightarrow \text{PbSO}_4$	+ 1.69	$\text{SeO}_4^{2-} + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3$	+ 1.15	$\text{MnO}_2 + 2e \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+ 1.23
		$\frac{1}{2} \text{O}_2 + 2e \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	+ 1.23	$\frac{1}{2} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3e \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	+ 1.33
		$\text{H}_2\text{O}_2 + 2e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1.77	$\text{MnO}_4^- + 5e \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+ 1.54
		$\text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2e \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+ 2.01	$\text{NiO}_2 + 2e \rightarrow \text{Ni}^{2+}$	+ 1.68
		$\text{O}_2 + 2e \rightarrow \text{O}_$			

80

(ii) তাড়িত-রাসায়নিক সারণির সাহায্যে বিভিন্ন ধাতুর রাসায়নিক ধর্মের ধারণা করা যায়। একেবারে উপরস্থ ক্ষারধাতুগুলি সর্বাধিক সক্রিয়। তারা শীতল জলকে বিয়োজিত করতে পারে এবং ফলে হাইড্রোজেন নির্গত হয়। যত সারণির নীচে যাওয়া যায় ততই এই ধর্ম হ্রাস পায়।

(iii) আয়রণে মরিচা পড়া একটি তাড়িত-রাসায়নিক প্রক্রিয়া। এটি এই সারণি দিয়ে ব্যাখ্যা করা সম্ভব। আয়রণের এবং স্টীলের সব কটি বাণিজ্যিক রূপই অসমসঙ্গ। ফলে বিভিন্ন অংশে তড়িৎকোষ সৃষ্টি হয় এবং এই 'স্থানীয় ক্রিয়ার' ফলে ধাতু দ্রবীভূত হয়। কোনও ক্ষেত্রে বেশ দ্রুত, আর কোনও ক্ষেত্রে বেশ ধীরে।

আয়রণের উপর দস্তার প্রলেপ দিয়ে মরিচা পড়া নিবারণ করা যায়। জিক্কের ধনাত্মক তড়িৎদ্বার বিভব আয়রণের চেয়ে বেশি কারণ জিক্ক আয়রণের উপরে অবস্থিত। তাই জিক্ক আগে দ্রবীভূত হবে। আয়রণ রক্ষা পাবে।

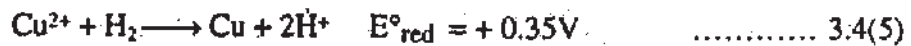
(iv) প্রমাণ তড়িৎদ্বার বিভব থেকে কোন তড়িৎকোষের তড়িচ্চালক বল (electromotive force) নির্ণয় করা যায়।

অনুশীলনী—1

- (1) পরিত্যক্ত আয়রণ ব্যবহার করে দ্রবণ থেকে কণার উদ্ধার পদ্ধতি ব্যাখ্যা করুন।
- (2) নাজি জার্মানী থেকে ম্যান্ডল প্র্যাক্স চলে আসার সময় নোবেল কমিটি প্রদত্ত স্বর্ণ-পদকটি দ্রবীভূত করে কমিটিকে দিয়ে নতুন একটি পদক তৈরি করে দিতে অনুরোধ করেছিলেন। আপনি হলে কীভাবে দ্রবণ থেকে সোনা পুনরুদ্ধার করতেন?
- (3) তাড়িত-রাসায়নিক সারণির কোন অংশের ধাতুগুলি প্রকৃতিতে মৌলভাবে অবস্থান করতে পারে? তাদের নাম করুন।
- (4) লোহার পাত্রকে টিন দ্বারা প্রলিপ্ত করলে মরিচা পড়া নিবারিত হবে কি?

3.4.3 বিজারণ বিভব

3.4.2 অংশে আপনারা জারণ-বিজারণ-দ্বন্দ্ব জেনেছেন। এই দ্বন্দ্বগুলিকে জারণ-বিজারণ অর্ধ-বিক্রিয়া (তড়িৎদ্বার বিক্রিয়া)-র সাযুজ্যে লেখা হয়। জারিত অবস্থা বাঁয়ে এবং বিজারিত অবস্থা ডাইনে লেখা হয়। $\text{Cu}^{2+} + 2e \longrightarrow \text{Cu}$ অনুসারী দ্বন্দ্বটি হবে $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ । এই অর্ধ-বিক্রিয়া অনুযায়ী বিভবকে (E°_{red} দ্বারা সূচিত) বলে প্রমাণ বিজারণ বিভব। এর পরিমাণও করা হয় প্রমাণ হাইড্রোজেন তড়িৎদ্বারের সাপেক্ষে। এভাবে $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{\text{E}^\circ} = +0.35\text{V}$ (ভোল্ট)। এর অর্থ : বিজারণ অর্ধ-বিক্রিয়ায় সংঘটিত প্রমাণ বিজারণ বিভব 0.35 V।



অনুরূপে, $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ দ্বন্দ্বের প্রমাণ বিজারণ বিভব - 0.76V.



[লক্ষণীয় : অনুরূপ পদ্ধতিতে সংশ্লিষ্ট জারণ বিক্রিয়ার ক্ষেত্রে চিহ্ন পরিবর্তন করে প্রমাণ জারণ বিভব পাবেন। যেমন, $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ -র ক্ষেত্রে E°_{ox} বা $E^\circ(Zn/Zn^{2+}) = +0.76$

কিন্তু কখনই 'জারণ-বিজারণ বিভব' (redox potential) কথাটি ব্যবহার করবেন না। বা এই অভিধা বিজারণ বা জারণ—কোন একটি বিভব সম্পর্কে প্রযুক্ত হতে পারে।]

3.4(5) থেকে 3.4(6) বিয়োগ করলে পাবেন



এক্ষেত্রে $E^\circ, Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu$ তড়িৎ-কোষটির প্রমাণ বিভব।

[3.4(2)] সারণিতে প্রমাণ বিজারণ বিভব দেখানো হল। অভিজ্ঞতা থেকে দেখা যায় যে উচ্চ ধনাত্মক বিভবযুক্ত দ্বন্দ্বের জারক রূপটি শক্তিশালী জারক হিসেবে কাজ করে। উদাহরণস্বরূপ ধরতে পারেন $MnO_4^- + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}, E^\circ 1.54V$, বিপরীতক্রমে উচ্চ ঋণাত্মক বিভবযুক্ত দ্বন্দ্বের বিজারক রূপটি তীব্র বিজারক। একটু ভালো করে 3.4(2) সারণিটি লক্ষ্য করুন। দেখবেন $E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = +0.77$ এবং $E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = +1.54$ । অনুরূপভাবে $E^\circ_{I_2/I^-}$ (অর্থাৎ $E^\circ_{I_2/I^-}$) = +0.54 এবং $E^\circ_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = +1.33$ । তাহলে ব্যাপারটা এই দাঁড়াচ্ছে যে উচ্চতর বিজারণ বিভবসম্পন্ন দ্বন্দ্বের জারক নিম্নতর বিজারণ বিভব মানসম্পন্ন দ্বন্দ্বের বিজারককে জারিত করবে। এই সারণির আরেকটি উপযোগিতা এই যে, এর প্রয়োগে আমরা বুঝতে পারি কোন ক্ষেত্রে জারণ-বিজারণ টাইট্রেশন সাফল্যের সঙ্গে সংঘটিত করা যাবে।

এখন স্বভাবতই আপনি প্রশ্ন করতে পারেন কোন বিভব মানে জারক থেকে বিজারক ধর্মে পরিবর্তন দেখা দেবে? নিশ্চিত যে 'শূন্য বিভব' এ প্রশ্নের উত্তর নয়। H^+/H দ্বন্দ্বের ক্ষেত্রে প্রমাণ বিভবের মান অনির্দেশ্য (arbitrary) ভাবেই শূন্য দেওয়া হয়েছে। কিন্তু হাইড্রোজেন বিজারক। (যদিও $Na + \frac{1}{2} H_2 \longrightarrow NaH$ এই বিক্রিয়ায় এটি জারক)। বৈজ্ঞানিক রসায়নে মৃদু বিজারক হিসাবে চিহ্নিত কিছু রাসায়নিক দ্রব্য (যেমন, সালফাইট, $Sn(II)$, শূন্য থেকে +0.6V বিভবসম্পন্ন দ্বন্দ্বের বিজারক রূপ। অন্যদিকে ভ্যানাডিয়ামের সুস্থির রূপ VO_2^+ / VO^{2+} $E^\circ = +1.00V$). অভিজ্ঞতালব্ধ সিদ্ধান্ত এই যে, $E^\circ = 0.8$ হলে বলা যায় যে জারক ও বিজারক রূপ দুটি সমান সুস্থির।

এই সারণি থেকে বলা যায় যে, MnO_4^- , Fe^{3+} -কে Fe^{2+} -এ জারিত করবে; আবার $Cr_2O_7^{2-}$, I^- কে I_2 (বা I_3^-)-এ জারিত করবে।

অনুশীলনী—2

- (1) $KMnO_4$ ও $K_2Cr_2O_7$ এর মধ্যে কে তীব্রতর জারক?
- (2) I_2^- দ্রবণে $S_2O_8^{2-}$ যোগ করলে কী হবে?
- (3) $SnCl_2$ -কে $SnCl_4$ -এ জারিত করবে এমন তিনটি জারকের নাম করুন।

3.4.4 নার্নস্ট সমীকরণ

প্রমাণ বিভব প্রমাণ অবস্থায় (। বার চাপ ও একক সক্রিয়তা) স্বতঃবৃত্ত (spontaneous) পরিবর্তন সূচনা করে।

অ-প্রমাণ (non-standard) অবস্থায় লেখা যায় $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$

[G = গিবের মুক্তশক্তি, Q = বিক্রিয়া ভাগফল]



$$Q = \frac{[\text{Red}_A]^a [\text{Ox}_B]^b}{[\text{Ox}_A]^a [\text{Red}_B]^b}$$

বিক্রিয়া স্বতঃবৃত্ত হবার সর্ত হল, $\Delta G =$ ঋণাত্মক। বিভব ধরলে $\Delta G = -nFE$, এবং $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$

$$\therefore E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \dots\dots\dots 3.4(7)$$

এই অপেক্ষক-এ Q -এর যে কোন অনির্দেশ্য মান হতে পারে যেটা অসুস্থিত মুক্তশক্তির পরিমাণ।

একে বলা হয় নার্নস্ট সমীকরণ। বিক্রিয়া স্বতঃবৃত্ত হবে E ধনাত্মক হলে।

এই তত্ত্বে ΔG এমন অবস্থায় পৌঁছাবে যে মুক্তশক্তির কোন পরিবর্তন হবেনা এবং $\Delta G = 0$ হবে। তখন $Q = K$ ।

সাম্যাবস্থায় $E = 0$, $Q = K$ (সাম্যধ্রুবক), আপনি পাচ্ছেন

$$E^\circ = \frac{RT}{nF} \ln K \quad \dots\dots\dots 3.4(8)$$

[E এক্ষেত্রে দুটি বিভবের পার্থক্য এবং E° দুটি প্রমাণ বিভবের পার্থক্য।]

প্রতিটি দ্বন্দের ক্ষেত্রে এভাবেই লিখতে পারবেন $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$,

$$Q = \frac{[\text{Red}_A]^a}{[\text{Ox}_A]^a} ; \text{ অথবা } E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Product}]}{[\text{Reactant}]}$$

$$25^\circ \text{ তাপমাত্রায়, } E = E^\circ - \frac{0.059}{n} \log Q$$

$$= E^\circ - \frac{0.06}{n} \log Q$$

এরূপ একটি পুরো রাসায়নিক বিক্রিয়া তড়িৎ-কোষে সংঘটিত বিক্রিয়া সূচিত করে। E = কোষের তড়িচ্চালক বল, E° = কোষের প্রমাণ তড়িচ্চালক বল।

3.4.5 বিধিবৎ (formal) ও স্বভাবী (normal) বিভব

একটি জারণ-বিজারণ দ্বন্দ্ব ধরুন। $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$

এখানে $n = 1$ ∴ আপনি লিখাবেন (নার্নস্ট সমীকরণ অনুযায়ী)

$$E = E^\circ - 0.06 \log \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}} \text{ বা, } E = E^\circ + 0.06 \log \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}}$$

$$\text{বা, } E = E^\circ + 0.06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}] f_{\text{Fe}^{3+}}}{[\text{Fe}^{2+}] f_{\text{Fe}^{2+}}} \quad [f = \text{সক্রিয়তা সহগ}]$$

সাধারণভাবে আমরা f সক্রিয়তা সহগ (activity coefficient)-কে 1 ধরে (বিশেষত লঘু দ্রবণে) থাকি। অর্থাৎ $E = E^\circ + 0.06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$ ।

কিন্তু যখন জারক ও বিজারক রূপগুলি উচ্চ যোজ্যতাসম্পন্ন আয়ন হয়, তখন গাঢ়ত্ব ও আয়নের প্রকৃতি, অম্লের প্রভাব, সক্রিয়তা সহগের অনুপাতকে যথেষ্ট প্রভাবিত করে। ফলত বিজারণ বিভবও প্রভাবিত হয়। $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}/[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ইত্যাদি বিজারণ তন্ত্র (system) উদাহরণ হিসেবে ধরতে পারেন। এসব ক্ষেত্রে প্রকৃত ব্যবহারিক (practical) ক্ষেত্রের (যেমন 1N H_2SO_4 বা 2N HClO_4 মাধ্যম) বিজারণ-বিভব জানা বেশি সুবিধাজনক। এরূপ বিভবকে বিধিবৎ বিভব বলে।

যেমন ধরুন $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$ তন্ত্রর স্বাভাবিক বিভব 0.77 V, যদিও 1N H_2SO_4 মাধ্যমে $\text{Fe}(\text{II})$ ও $\text{Fe}(\text{III})$ যুক্ত দ্রবণের ক্ষেত্রে বিধিবৎ বিভব 0.61V, জিজ্ঞেস করতেই পারেন যে এই পার্থক্যের কারণ কী? SO_4^{2-} সহযোগে গঠিত জটিল লবণের উদ্ভবই এর কারণ।

3.4.6 বিজারণ বিভবের উপর বিভিন্ন বিষয়ের প্রভাব (factors influencing reduction potential)

(1) জটিল লবণ গঠন (Complex formation):

কখন কখন দ্বন্দ্বের একটি রূপকে সুস্থির জটিল লবণে পরিবর্তিত করা সম্ভব হয়। সেক্ষেত্রে বিজারণ বিভবের প্রভূত পরিবর্তন দেখা যায়। যেমন ধরুন, Fe^{3+} ফ্লুওরাইড আয়নের (F^-) সঙ্গে FeF^{2+} , FeF_2^+ , FeF_6^{3-} (এবং অদ্রবণীয় FeF_3) গঠন করে। ফসফোরিক অ্যাসিডের সঙ্গেও জটিলায়ন ঘটে। এখন যদি Fe^{3+} ও Fe^{2+} এর মিশ্রণে F^- যোগ করেন তবে $[\text{Fe}^{3+}]$ কমে যাবে এবং বিজারণ বিভবও হ্রাস পাবে।

কারণ $E = E^\circ + 0.06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$, এবং দ্বিতীয় রাশির ভগ্নাংশের লব হ্রাস পাচ্ছে।

$$E^\circ_{\text{I}_2/\text{I}^-} = 0.54\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.77\text{V}$$

আমরা প্রমাণ বিজারণ বিভব থেকে দেখতে পাচ্ছি Fe^{3+} দ্বারা I^- জারিত হবে। এখন যদি F^- যোগ করা যায় তবে জটীলাকারে Fe^{3+} বিদূরিত হবে এবং বিজারণ বিভব এত কমে যাবে যে I_2 উৎপন্ন হবে না।

$$E^{\circ}_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = 1.33V$$

$$E^{\circ}_{Co^{3+}/Co^{2+}} = 1.82$$

সাধারণ অবস্থায় $Cr_2O_7^{2-}$, CO_2^{2+} কে জারিত করতে পারবে না কিন্তু EDTA (ইথিলিন ডাইএমিন টেট্রাঅ্যাসিটেট) যোগ করলে পারবে। Co^{3+} ও Co^{2+} উভয়েই EDTA-র সঙ্গে জটিল বৌগ গঠন করবে, কিন্তু এদের মধ্যে $Co(III)$ জটিল বৌগ সুস্থিরতর হওয়ায় $[Co^{3+}]$ এর পরিমাণ হ্রাস পেয়ে $E^{\circ}_{Co^{3+}/Co^{2+}}$ 0.60-তে নেমে আসবে। তখন শক্তিশালী জারক $Cr_2O_7^{2-}$, Co^{2+} কে জারিত করে Co^{3+} করবে।

অনুশীলনী—3

- (1) I^- -এর উপস্থিতিতে Ce^{4+} -এর মত তীব্র জারকও I^- -কে জারিত করে I_3^- করতে পারে না কেন?
- (2) ড্যানিয়েল কোষে Cu^{2+} দ্রবণে KCN যোগ করলে কী ঘটবে?

(2) অধঃক্ষেপণ (Precipitation)-এর প্রভাব :

বিজারণ বিভবের উপর অধঃক্ষেপণের প্রভাব আছে। $[Fe(CN)_6]^{4-}/[Fe(CN)_6]^{3-}$ তন্ত্রটিই ধরুন। এই তন্ত্রের বিজারণ বিভব পাওয়া যাবে নীচের সমীকরণ অনুযায়ী।

$$E = E_0 + 0.06 \log \frac{[Fe(CN)_6^{3-}]}{[Fe(CN)_6^{4-}]}, \text{ [সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়া : } Fe(CN)_6^{3-} + e \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{4-}]$$

এর প্রমাণ বিভব 0.36V. এটি কিন্তু I_2/I^- তন্ত্রের বিজারণ বিভব (0.54)-এর চেয়ে কম। কাজেই হেক্সাসায়ানোফেরেট (III) বা ফেরিসায়ানাইড-এর পক্ষে আয়োডাইডকে জারিত করে আয়োডিন উৎপন্ন করার প্রবণি ওঠে না। বরং উন্টেটিই আশা করতে পারি। অর্থাৎ আয়োডিন হেক্সাসায়ানোফেরেট (III)-কে জারিত করবে। কিন্তু যদি এদের মিশ্রণে জিঙ্ক সালফেট যোগ করা যায়, তবে $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ এবং $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ রূপে অধঃক্ষিপ্ত হবে। এদের মধ্যে আবার

প্রথমোক্তটি শেষোক্তটি অপেক্ষা অনেক কম দ্রবণীয় হওয়ায় $\frac{[Fe(CN)_6^{3-}]}{[Fe(CN)_6^{4-}]}$ অনুপাতটি অনেক বেড়ে যাবে।

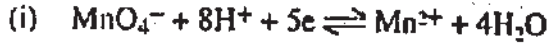
ফলতঃ বিজারণ বিভব বেড়ে যাবে—এতটাই বাড়বে যে $E^{\circ}_{Fe(CN)_6^{3-}/Fe(CN)_6^{4-}} > E^{\circ}_{I_2/I^-}$ হবে এবং $[Fe(CN)_6]^{3-}$, I^- -কে জারিত করবে। জিঙ্কের পরিমাণনে এই তথ্যটি প্রযুক্ত হয়।

আরেকটি বিখ্যাত উদাহরণ, কপারের আয়োডোমিতিক (Iodometric) পরিমাপন। এক্ষেত্রে Cu^{2+} দিয়ে I^- -কে I_3^- -এ জারিত করা হয় এবং উৎপন্ন I_3^- -কে থায়োসালফেট ($S_2O_3^{2-}$) দিয়ে টাইট্রেট (titrate) করা হয়। কিন্তু সারণি বিশ্লেষণ করলে দেখবেন $E^{\circ}_{I_3^-/I^-} > E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu^+}$ (= 0.27)। কাজেই I_3^- -এরই Cu^+ -কে জারিত করার কথা। কিন্তু কার্যক্ষেত্রে ঘটছে ঠিক উন্টেটা। এর কারণ কী? কারণ ঐ আগেরই মত। কপার (I) আয়োডাইড (CuI) অদ্রবণীয় হওয়ায় দ্রবণে Cu^+ -এর গাঢ়ত্ব কমে যায় এবং $\frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^+]}$ এর অনুপাত বেড়ে যায়। ফলে $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu^+}$ এর মান $E^{\circ}_{I_3^-/I^-}$ -এর বেশি হয়ে পড়ে। অর্থাৎ সেক্ষেত্রে Cu^{2+} , I^- -কে জারিত করবে। সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়া :



(3) pH-এর প্রভাব :

অনেক জারক বিকারকেরই অণুর মধ্যে অক্সিজেন আছে। বিজারিত হবার সময় এই অক্সিজেনের পরিমাণ কমে। এক্ষেত্রে বিজারণ বিভব H^+ -এর গাঢ়ত্ব তথা pH-এর উপর নির্ভরশীল। এর কারণ হিসাবে বলা যায় যে H^+ বিজারণ বিক্রিয়ায় প্রভাব বিস্তার করে। একটা উদাহরণ নেওয়া যাক। MnO_4^- / Mn^{2+} তত্ত্বটিই ধরুন। এখানে আম্লিক মাধ্যমে বিজারণ বিক্রিয়া নিম্নরূপ :



$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} + \frac{0.06}{5} \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$



$$E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = E^\circ_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} + \frac{0.06}{6} \log \frac{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

উপরোক্ত দুই ক্ষেত্রে বিক্রিয়ার রাসায়নিক সমীকরণ সঠিক নয় আবার বিক্রিয়াগুলিকে যে প্রতিমুখী দেখানো হয়েছে, তা-ও সম্পূর্ণ ঠিক নয়। সত্যি বলতে কী, MnO_4^- ও Mn^{2+} আয়নের মধ্যবর্তী আয়ন বিজারণ পদ্ধতিতে উৎপন্ন হয়ে থাকতে পারে। যাই হোক না কেন উপরোক্ত জারক দুটির বিজারণের ক্ষেত্রে H^+ আয়নের প্রভূত প্রভাব আপনারা লক্ষ্য করতে পারছেন। pH 6.0-তে বিজারণ বিভব pH 0-তে (IN অম্ল) বিভবের চেয়ে প্রায় 0.84V কম। এর সুবিধা নিয়ে আমরা আংশিক বিজারণ প্রক্রিয়া অনুসরণ করতে পারি। pH 5 থেকে 6-এ I^- , MnO_4^- দ্বারা I_3^- -এ জারিত হয়, কিন্তু Br^- ও Cl^- অবিকৃত থাকে।

$$E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1.54$$

$$E^\circ_{Cl/Cl^-} = 1.40$$

$$E^\circ_{Br/Br^-} = 1.07$$

$$E^\circ_{I_3^-/I^-} = 0.53$$

pH 3.0-এ (অ্যাসিটিক অ্যাসিড মাধ্যমে) Br^- জারিত হয়, কিন্তু Cl^- অবিকৃত থাকে। Cl^- -আরও বেশি অ্যাসিড-গাঢ়ত্বে জারিত হয়।

ব্যাপারটা একটু অঙ্ক করে দেখলে ভাল হয় না কি? আসুন তা-ই দেখি।

$[H^+] = 1$ অর্থাৎ pH = 0 এবং $[MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$ হলে, $E^\circ_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1.54$

$$pH = 6 \text{ হলে } E = E^\circ + \frac{0.06}{5} \log \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

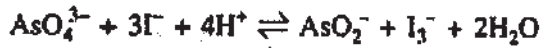
$$\begin{aligned}
&= 1.54 + \frac{0.06}{5} \log [H^+]^8 + \frac{0.06}{5} \log \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]} \\
&= 1.54 - \frac{0.06}{5} \times 8pH + \frac{0.06}{5} \log \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]} \\
&= 1.54 + 0.6 = 0.94
\end{aligned}$$

এই $0.94 > E^\circ_{I_3^-/I^-}$

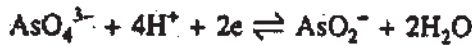
আবার $pH = 3$ হলে $E^\circ = 1.54 - 0.3 = 1.24$

লক্ষণীয় এভাবে নির্ণীত E° বিধিবে বিজারণ বিভব।

আরেকটা মজার উদাহরণ নেওয়া যাক।



এখন $E^\circ_{AsO_4^{3-}/AsO_2^-} = 0.56$ এবং সংশ্লিষ্ট অর্ধ-বিক্রিয়া :



$$E = E^\circ + \frac{0.06}{2} \log \frac{[AsO_4^{3-}][H^+]^4}{[AsO_2^-]}$$

লঘু HCl-এর উপস্থিতিতে $E^\circ_{AsO_4^{3-}/AsO_2^-} > E^\circ_{I_3^-/I^-}$

$\therefore AsO_4^{3-}$, I^- -কে I_3^- -এ জারিত করবে।

সোডিয়াম বাইকার্বনেট-এর বাফার সংযুক্ত দ্রবণে ($pH = 9$),

$$E^\circ = 0.56 - 0.54 = 0.02$$

অর্থাৎ এক্ষেত্রে I_3^- , AsO_2^- -কে জারিত করে AsO_4^{3-} তৈরি করবে।

অনুশীলনী—4

- (1) অ্যাসিড মাধ্যমে $VO_3^- \longrightarrow VO^{2+}$ বিজারণের ক্ষেত্রে বিজারণ বিভব কীভাবে pH দ্বারা প্রভাবিত হয়?
- (2) নীচের জারকগুলির মধ্যে কোন (কোন)টি হাইড্রোজেন আয়নের গাঢ়ত্ব বাড়ার সঙ্গে তীব্রতর হয়? কোন (কোন)টি অপরিবর্তিত থাকে এবং কোন (কোনটিই) বা মৃদুতর হয়?
 $Cl_2, Cr_2O_7^{2-}, Fe^{3+}, MnO_4^-$

3.4.7 জারণ-বিজারণ টাইট্রেশন

বিজারণ বিভব সারণি ভালো করে পর্যবেক্ষণ করে আমরা এমন তদন্তীয় যুক্তি নিতে পারি, যাদের টাইট্রেশন মাধ্যমে আমরা এসে যে কোনও একটি পদার্থের পরিমাণ করতে পারি। দেখা

যাচ্ছে $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1.54$ এবং $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.53$ । অতএব, MnO_4^- , Fe^{2+} -কে Fe^{3+} -তে জারিত করবে। এখন যোহেতু MnO_4^- -এর বিজারণ দ্রবণের পরিবেশ (আম্লিক / ক্ষারকীয় বা অম্লের গাঢ়ত্ব)-এর উপর নির্ভরশীল, উপযুক্ত শর্তে ব্যুরেটে পারম্যাঙ্গানেট নিয়ে এবং নীচে ফেরাস দ্রবণ নিয়ে টাইট্রেশন করতে পারি। তুল্যবিন্দু নিরূপিত হবে সমস্ত বিশ্লেষ (analyte)-দ্রবণ গোলাপী বর্ণ ধারণ করলে। এবার MnO_4^- বা Fe^{2+} দ্রবণের একটির মাত্রা জানা থাকলে অপরটির মাত্রা নির্ণয় করা যাবে। আবার সম্ভব হলে ফেরিবিশেষে সূচক (indicator) ব্যবহার করা যায়। যেমন, সোডিয়াম থায়োসালফেট ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) দ্বারা I_2 -র টাইট্রেশনে আমরা স্টার্চ (শ্বেতসার) সূচক হিসাবে ব্যবহার করি। তুল্যবিন্দুতে বর্ণপরিবর্তন নীল-বেগুনী $\rightarrow$ বর্ণহীন।

অবশ্য জারণ-বিজারণ টাইট্রেশন সম্ভব কিনা, তা স্থির করার ক্ষেত্রে শুধু তন্ত্র-দুটির বিজারণ-বিভবের পার্থক্য দেখলেই চলবে না, বিক্রিয়াটি পূর্ণতাপ্রাপ্ত (quantitative) হবে কিনা তা-ও দেখতে হবে। প্রশ্ন করতে পারেন এটা বুঝবেন কীভাবে? বোঝা যাবে সংশ্লিষ্ট জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সাম্যধ্রুবক নির্ণয় করে। নীচে এই গণনার প্রক্রিয়া আলোচনা করা হল।

3.4.8 জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সাম্যধ্রুবক

কোনও জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া সাধারণভাবে লেখা যায় :



সম্পূর্ণ বিক্রিয়াটি দুটি জারণ-বিজারণ তড়িৎদ্বার $a \text{Ox}_I / a \text{Red}_I$ এবং $b \text{Ox}_{II} / b \text{Red}_{II}$ -এর সমন্বয়ে গঠিত। এই দুইটিকে সমন্বিত করে একটি তড়িৎ-কোষ গঠন করা যায়। সাম্যাবস্থায় তড়িৎদ্বার দুটির বিজারণ বিভব সমান হবে। এখন

$$E_1 = E_1^\circ + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Ox}_I]^a}{[\text{Red}_I]^a} \quad [\text{সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়া : } a \text{Ox}_I + ne \rightleftharpoons a \text{Red}_I]$$

$$\text{এবং} \quad E_2 = E_2^\circ + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Ox}_{II}]^b}{[\text{Red}_{II}]^b} \quad [\text{সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়া : } b \text{Ox}_{II} + ne \rightleftharpoons b \text{Red}_{II}]$$

সাম্যাবস্থায়, $E_1 = E_2$

$$\therefore E_1^\circ + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Ox}_I]^a}{[\text{Red}_I]^a} = E_2^\circ + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Ox}_{II}]^b}{[\text{Red}_{II}]^b}$$

$$\text{বা, } \log \frac{[\text{Ox}_{II}]^b \times [\text{Red}_I]^a}{[\text{Red}_{II}]^b \times [\text{Ox}_I]^a} = \log K = \frac{n}{0.06} (E_1^\circ - E_2^\circ) \quad \dots\dots\dots 3.4(10)$$

[$K = 3.4(9)$ বিক্রিয়ার সাম্যধ্রুবক]

3.4 (10) সমীকরণ প্রয়োগ করে, E_1^0 ও E_2^0 বিজারণ-বিভব দুটি জানা থাকলে K -র মান পাওয়া যাবে, এবং তা থেকে টাইট্রেশন প্রক্রিয়াটি সম্ভবপর কিনা জানা যাবে।

তুল্যবিন্দু, (equivalence point)-তে যখন Ox_1 ও Red_2 তুল্য পরিমাণে যোগ করা হয়েছে, তখন

$$\begin{aligned}\frac{[Ox_1]}{[Red_1]} &= \frac{[Red_2]}{[Ox_2]} = x \\ \therefore \frac{[Ox_1]^h}{[Red_1]^h} &= \frac{[Red_2]^a}{[Ox_2]^a} = x^h, x^a = x^{a+h} \\ \therefore \frac{[Ox_1]}{[Red_1]} &= \frac{[Red_2]}{[Ox_2]} = K^{\frac{1}{a+h}} \quad \dots\dots\dots 3.4(11)\end{aligned}$$

আসুন, একটা উদাহরণ নিই



$$\text{সাম্য-ধ্রুবক } K = \frac{[Cl^-]^2 [Fe^{3+}]^2}{[Cl_2] [Fe^{2+}]^2}$$

মনে করা যেতে পারে বিক্রিয়াটি ঘটেছে একটি ভোল্টীয় কোষে, যার দুটি অর্ধ-কোষ বা তড়িৎদ্বার হল Cl_2/Cl^- ও Fe^{3+}/Fe^{2+}

বিক্রিয়াটি সাম্যাবস্থায় পৌঁছালে তড়িৎচালক বল হবে শূন্য, অর্থাৎ দুই তড়িৎদ্বারের বিজারণ-বিভব সমান হবে।

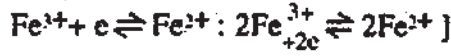
$$E^0_{Cl_2/Cl^-} + \frac{0.06}{2} \log \frac{[Cl_2]}{[Cl^-]^2} \quad [\text{বিক্রিয়া : } Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-]$$

$$E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0.06}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \quad [\text{বিক্রিয়া : } Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}]$$

$$\text{এখন } E^0_{Cl_2/Cl^-} = 1.36V \text{ ও } E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0.77$$

$$\therefore \log \frac{[Fe^{3+}]^2 [Cl^-]^2}{[Fe^{2+}]^2 [Cl_2]} = \frac{2}{0.06} (1.36 - 0.77)$$

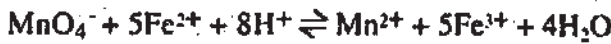
[মনে রাখতে হবে যে, বিজারণ-বিভব স্থির রাশি, এটি বিক্রিয়ায় সহগগুলির উপর নির্ভর করে না। অর্থাৎ নীচে দুটি অর্ধ-বিক্রিয়ারই বিভব সমান হবে।



$$\therefore \log K = \frac{0.59}{0.03} = 19.7 \quad \therefore K = 5.0 \times 10^{19}$$

সাম্য-ধ্রুবকের উঁচু মান থেকে বোঝা যাচ্ছে যে বিক্রিয়াটি সম্পূর্ণ হবে, অর্থাৎ Cl_2 , Fe^{2+} লবণকে সম্পূর্ণরূপে Fe^{3+} -এ জারিত করবে।

আর একটু জটিল একটা বিক্রিয়া নেওয়া যাক, কেমন?



সাম্য-ধ্রুবক $K = \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{MnO}_4^-][\text{Fe}^{2+}]^5[\text{H}^+]^8}$ । লম্বু ধ্রুবে বিক্রিয়া ঘটানো হচ্ছে বলে জলের গাঢ়ত্ব ধ্রুবক হবে, তাই $4\text{H}_2\text{O}$ রাশিটি পরিত্যক্ত হয়েছে। পুরো সমীকরণটিকে দুটি অর্ধ-সমীকরণে ভাগ করা যেতে পারে।



3.4(12)-এর জন্য

$$E_1 = E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} = 1.54 + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$



$$\text{এর জন্য } E_2 = E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{Fe}^{2+}]^5} = 0.77 + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{Fe}^{2+}]^5}$$

দুটি সমীকরণকে যুক্ত করে একটি তড়িৎ-কোষে পরিণত করলে, সাম্যাবস্থায় তড়িচ্চালক বল হবে শূন্য অর্থাৎ

$$1.54 + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} = 0.77 + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{Fe}^{2+}]^5}$$

$$\text{যা, } \log \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{MnO}_4^-][\text{Fe}^{2+}]^5[\text{H}^+]^8} = (1.54 - 0.77) \times \frac{5}{0.06} = 64.2 = \log K$$

$$\therefore K = 1.6 \times 10^{64}$$

বোঝা যাচ্ছে বিক্রিয়াটি সম্পূর্ণ হবে।

এবার আসুন, কোনও পর্যায়ে $[Fe^{3+}]$ -এর মান বের করা যাক। খুবই সহজ ব্যাপার এটা। মনে করুন 10 মিলি. $\sim 0.1N$ Fe^{2+} দ্রবণকে $\sim 0.1N$ MnO_4^- দ্রবণ দিয়ে টাইট্রেট করা হচ্ছে। আরও ধরুন যে তুল্য-বিন্দুতে দ্রবণের আয়তন 100 মিলি. তাহলে, $[Fe^{3+}] = 0.01N$ বা $0.01M$ আর যেহেতু বিক্রিয়া সম্পূর্ণ হয়েছে,

$$[Mn^{2+}] = \frac{1}{5} [Fe^{3+}] = 0.002 M$$

মনে করা যাক, তুল্যবিন্দুতে এক ফোঁটা অর্থাৎ 0.05 মিলি MnO_4^- বেশি দেওয়া হয়েছে।

$$\therefore [MnO_4^-] = \frac{0.05 \times 0.1}{100} = 5 \times 10^{-5} N = 10^{-5} M.$$

$$\therefore K = \frac{(2 \times 10^{-3}) (10^{-3})^5}{5 \times 10^{-5} \times 10^{-3} \times 10^{-3}} \quad [N \text{ অ্যাসিড মাধ্যমে বিক্রিয়া সংঘটিত হচ্ছে ধরে নিয়ে}]$$

$$= 1.6 \times 10^{14}$$

$$\therefore x = [Fe^{2+}] = 48 \times 10^{-14}$$

উপরের আলোচনা থেকে এটা পরিষ্কার বোঝা যাচ্ছে যে, বিজারণ-বিভবের মান প্রয়োগ করে বোঝা যায় যে কোন জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া সম্পূর্ণ হবে কিনা এবং ঐ বিক্রিয়া মাত্রিক বিশ্লেষণে প্রযুক্ত হতে পারবে কিনা।

তবে এটাও সত্যি যে এতে করে আমরা বিক্রিয়ার গতি সম্বন্ধে কোন ধারণা পাই না, কিন্তু এর উপরও বিক্রিয়ার উপযুক্ততা নির্ভর করে। যেমন ধরুন, তত্ত্বত $KMnO_4$ দিয়ে অক্সালিক অ্যাসিড সম্পূর্ণরূপে জারিত হবে ($C_2O_4^{2-} \rightleftharpoons 2CO_2 + 2e^-$) কিন্তু সাধারণ তাপমাত্রায় বিক্রিয়ার গতি অত্যন্ত ধীর। $\sim 80^\circ C$ -এ বিক্রিয়াটি উপযুক্ত গতি পায়; আবার কিঞ্চিৎ পরিমাণ Mn^{2+} তৈরি হলে তার অনুঘটকীয় প্রভাবে বিক্রিয়াটি দ্রুত হয়।

অনুশীলনী—5

(1) $K_2Cr_2O_7$ দিয়ে অ্যাসিড মাধ্যমে ($E^\circ = 1.38V$) Fe^{2+} -কে টাইট্রেশন করার সময় বেশি পরিমাণ Cl^- ($E^\circ = 1.36V$) থাকলে কোন ক্ষতি হবে কি?

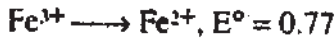
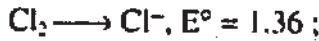
(2) দেওয়া আছে $E^\circ_{Ce^{4+}/Ce^{3+}} = 1.6V$ এবং $E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0.77V$ ।

$Fe^{2+} + Ce^{4+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + Ce^{3+}$ বিক্রিয়ার সাম্যধ্রুবক বের করুন।

(3) $Fe^{3+} + Ag \rightleftharpoons Fe^{2+} + Ag^+$ বিক্রিয়ার সাম্যধ্রুবকের মান $0.531 (25^\circ C)$ হলে $E^\circ_{Ag^+/Ag}$ -এর মান নির্ণয় করুন।

3.4.9 জারণ-বিজারণ বিভবের উপর গাঢ়ত্বের প্রভাব

জারণ-বিজারণ বিভব বিক্রিয়ক বা উদ্ভূত পদার্থের গাঢ়ত্ব দ্বারা প্রভাবিত হয়। যেমন KMnO_4 দিয়ে যখন HCl -এর উপস্থিতিতে Fe^{2+} -কে টাইট্রেশন করা হয়, তখন পরীক্ষার ক্ষেত্রে তিনটি তত্ত্ব থাকে :



এক্ষেত্রে MnO_4^- , Cl^- -কেও জারিত করবে। অবশ্য বিজারণ বিভবের পার্থক্য বেশি হওয়ায় MnO_4^- , Fe^{2+} -এর ক্ষেত্রে তীব্রতর জারক হিসেবে আচরণ করবে সন্দেহ নেই। কিন্তু Cl^- -ও জারিত হবে। উৎপন্ন Cl_2 , Fe^{2+} -কে জারিত করবে। ফলে প্রক্রিয়াটি মাত্রিক বিশ্লেষণের উপযোগী হবে না। এক্ষেত্রে 'জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণ' (Zimmermann-Reinhard solution) যোগ করা হয়। এই দ্রবণের সংযুতি (composition) নিম্নরূপ :

250 মিলি. জলে 50 গ্রাম কেলসিট $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ -এর দ্রবণ + (100 মিলি. গাঢ় H_2SO_4 + 300 মিলি. ঠাণ্ডা জল) + 100 মিলি. ঘন (syrupy) H_3PO_4 । প্রতি টাইট্রেশনে 25 মিলি দ্রবণ ব্যবহৃত হয়।

এখন KMnO_4^- -এর বিজারণ ঘটে $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ সমীকরণ অনুযায়ী।

$$\text{এক্ষেত্রে } E = E^\circ + \frac{0.06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

উপযুক্ত পরিমাণ জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণ যোগ করার ফলে $[\text{Mn}^{2+}]$ বেড়ে যাবে। ফলে $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ তত্ত্বের বিজারণ বিভব কমে গিয়ে Cl_2/Cl^- তত্ত্বের বিজারণ-বিভবের নীচে নেমে যাবে। ফলে Cl^- -এর উপস্থিতি ক্ষতিকর হতে পারবে না।

এর ফলে আবার $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}$ ও $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$ -এর পার্থক্য কমে যাবে। ফলে MnO_4^- কর্তৃক Fe^{2+} -এর জারণ ক্রিয়ার গতি শ্লথ হয়ে পড়বে। মিশ্রণে KMnO_4 জমে যাওয়ায় এর গাঢ়ত্ব বাড়বে। ফলে ভরক্রিয়া সূত্র (law of mass action) অনুযায়ী KMnO_4 , Cl^- -কে জারিত করে দিতে পারে। জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণের ফসফোরিক অ্যাসিড Fe^{3+} -এর সঙ্গে $[\text{Fe}(\text{HPO}_4)]^+$, $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$, এবং অম্লবণীয় FePO_4 উৎপন্ন করায় $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$ -এর মান কমে যাবে (3.8 অংশ দেখুন)। MnO_4^- আবার Fe^{2+} -এর সাপেক্ষে তীব্র জারক হয়ে পড়বে।

এই প্রসঙ্গে আমরা জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণের আরও একটি ব্যবহারের দিকে আপনাদের দৃষ্টি আকর্ষণ করছি। MnO_4^- ধাপে ধাপে Mn^{2+} -এ বিজারিত হয়। অন্তর্বর্তী ধাপে Mn(III) -ও উৎপন্ন হয়—যা খুব তীব্র

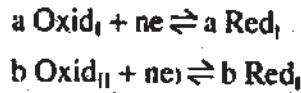
বিজারক $[E^{\circ}_{\text{Mn}^{3+}/\text{Mn}^{2+}} = 1.5 - 1.6]$ । এই Mn(III) , Cl^- কে জারিত করে Cl_2 উৎপন্ন করে দিতে পারে। H_3PO_4 , Mn(III) -র সঙ্গে Fe(III) -র অনুরূপ জটিল যৌগ উৎপন্ন করবে এবং ফলে টাইট্রেশনের সময় আগাগোড়া বিভব মোটামুটি স্থির থাকে। আর তাছাড়া তুল্যবিন্দু খুব ভালভাবে বোঝা যায়। $\text{MnO}_4^- - \text{Mn}^{2+}$ তত্ত্বটিকেই বিভব নির্ণায়ক রূপে উপস্থাপিত করবে।

অনুলীলনী—6

- (1) জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণ কী? এর কাজ কী কী?
- (2) জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণের সংযুক্তি কী?

3.4.10 তুল্য-বিন্দুতে জারণ-বিজারণ বিভব

যখন, কোনও জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনে $a \text{Oxid}_I + b \text{Red}_{II} \rightleftharpoons b \text{Oxid}_{II} + a \text{Red}_I$ বিক্রিয়াটির প্রয়োগ করছেন। এক্ষেত্রে অর্ধ-কোষ নির্ণায়ক বিজারণ-তত্ত্ব দুটি হল :



তড়িৎদ্বার বা বিজারণ-বিভব যথাক্রমে :

$$E_1 = E_1^{\circ} + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_I]^a}{[\text{Red}_I]^a}$$

$$E_2 = E_2^{\circ} + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_{II}]^b}{[\text{Red}_{II}]^b}$$

$$\text{সাম্যাবস্থায় : } E_1 = E_2 = E = E_1^{\circ} + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_I]^a}{[\text{Red}_I]^a} = E_2^{\circ} + \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_{II}]^b}{[\text{Red}_{II}]^b} \dots\dots 3.4(15)$$

এখন, $b[\text{Oxid}_{II}] = a[\text{Red}_I]$, এবং $b[\text{Red}_{II}] = a[\text{Oxid}_I]$

$$\therefore \frac{[\text{Oxid}_{II}]^b}{[\text{Red}_{II}]^b} = \frac{[\text{Red}_I]^a}{[\text{Oxid}_I]^a}$$

$$3.4(15) \text{ থেকে } bE = bE_1^{\circ} + ab \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_I]}{[\text{Red}_I]}$$

$$aE = aE_2^{\circ} + ab \frac{0.06}{n} \log \frac{[\text{Oxid}_{II}]}{[\text{Red}_{II}]}$$

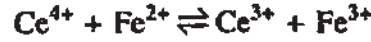
$$\therefore (a + b)E = aE_2^{\circ} + bE_1^{\circ}$$

$$\therefore E = \frac{bE_1^{\circ} + aE_2^{\circ}}{(a + b)}$$

$$a = b \text{ হলে, } E = \frac{E_1^{\circ} + E_2^{\circ}}{2}$$

3.4.10 (1) টাইট্রেশন-এর সময়কালে জারণ-বিজারণ বিভবের পরিবর্তন ও জারণ-বিজারণ লেখচিত্র

টাইট্রেশন যত অগ্রসর হয়, ততই বিশ্লেষকের (জারক বা বিজারক) গাঢ়তা ক্রমশ কমতে থাকে ফলে বিভবও পরিবর্তিত হতে থাকে। এই পরিবর্তন লেখচিত্রের মাধ্যমে প্রকাশিত হয় [চিত্র 3.2]।



মনে করুন 100 মিলি. 0.1(M) Fe^{2+} দ্রবণ 0.1(M) Ce^{4+} দিয়ে লঘু সালফিউরিক অ্যাসিডের উপস্থিতিতে টাইট্রেশন করা হচ্ছে। এখানে দুটি তত্ত্ব রয়েছে :

(i) $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ তড়িৎদ্বার ও (ii) $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ তড়িৎদ্বার

(i)-এর ক্ষেত্রে 298 K তাপমাত্রায় $E_1 = E_1^0 + \frac{0.06}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$

(ii)-এর ক্ষেত্রে 298 K তাপমাত্রায় $E_2 = E_2^0 + \frac{0.06}{1} \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]}$

সাম্যাবস্থার পাওয়া যাবে এইভাবে : $\log K = \log \frac{[\text{Ce}^{3+}][\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}][\text{Fe}^{2+}]} = \frac{1.45 - 0.77}{0.06} = 11.93$

$$\therefore K = 2.1 \times 10^{11}$$

বিক্রিয়া মোটের উপর সম্পূর্ণ হবে।

এখন তুল্যবিন্দুতে পৌঁছানো পর্যন্ত ক্রমাগত Ce^{4+} যোগের ফল হবে Fe^{2+} -কে Fe^{3+} -এ জারিত করা —যার ফলে $[\text{Fe}^{3+}] / [\text{Fe}^{2+}]$ অনুপাত পরিবর্তিত হবে। মনে করুন 10 মিলি. জারক যোগ করলেন, তাহলে $[\text{Fe}^{3+}] / [\text{Fe}^{2+}] = \frac{10}{90}$, কিঞ্চিৎ বিভব $E_1 = 0.77 + 0.06 \log \frac{10}{90} = 0.77 - 0.57 = 0.72\text{V}$

যখন 50 মিলি জারক যোগ করা হয়ে গেছে : $E_1 = E_1^0 = 0.77\text{V}$

" 90 " " " $E_1 = 0.77 + .06 \log \frac{90}{10}$
 $= 0.77 + 0.057 = 0.83\text{V}$

" 99 " " " $E_1 = 0.77 + .06 \log \frac{99}{1}$
 $= 0.77 + .06 = 0.89\text{V}$

" 99.9 " " " $E_1 = 0.77 + \log \frac{99.9}{1} = 0.95\text{V}$

তুল্যবিন্দুতে অর্থাৎ 100 মিলি জারক যোগ করার পরে : $E_1 = \frac{E_1^0 + E_2^0}{2} = \frac{0.77 + 1.45}{2}$
 $= 1.11V$

এর পরেও Ce^{4+} যোগ করলে $[Ce^{4+}] / [Ce^{3+}]$ অনুপাত বাড়বে। এবং বিভবও নীচের নিয়মে পরিবর্তিত হবে।

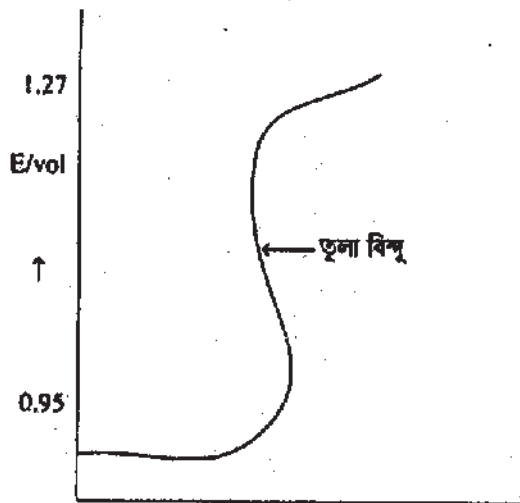
100.1 মিলি. Ce^{4+} যোগ করার পরে $E_2 = 1.45 + \frac{0.06}{1} \log \frac{0.1}{100} = 1.27V$

101 " " " " $E_2 = 1.45 + 0.06 \log \frac{1}{100} = 1.33V$

110 " " " " $E_3 = 1.45 + 0.06 \log \frac{10}{100} = 1.39V$

190 " " " " $E_4 = 1.45 + 0.06 \log \frac{90}{100} = 1.45V$

এই মানগুলি উপস্থাপিত করে নীচের চিত্রানুযায়ী লেখা পাওয়া যায়।



যোগ করা 0.1(M) $Ce(SO_4)_2$ দ্রবণের আয়তন

চিত্র 3.2

এবার তুল্যবিন্দুর আশেপাশে Fe^{2+} আয়নের গাঢ়ত্বের হিসেব নিই আসুন।

99.9 মিলি Ce^{4+} যোগ করা হলে,

$$[Fe^{2+}] = \frac{0.1 \times 0.1}{199.9} = 5 \times 10^{-5}$$

$$\therefore pFe^{2+} (= -\log [Fe^{2+}]) = 4.3$$

$$\text{তুল্যবিন্দুতে } \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = K^{1/2} = (2.1 \times 10^{11})^{1/2}$$

$$= 4.6 \times 10^5$$

$$\text{এখন } [Fe^{3+}] = 0.05$$

$$\therefore [Fe^{2+}] = \frac{5 \times 10^{-2}}{4.6 \times 10^5} = 1.09 \times 10^{-7}$$

$$\therefore pFe^{2+} = 6.99$$

100.1 মিলি. $Ce(SO_4)_2$ যোগ করলে $E = 1.27V$ (আগে দেখুন)।

$$[Fe^{3+}] = 5 \times 10^{-2}$$

এখন, $E = E^0 + 0.06 \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$ বা, $1.27 = 0.75 + 0.06 \log \frac{5 \times 10^{-2}}{[Fe^{2+}]}$

বা, $0.06 \log \frac{5 \times 10^{-2}}{[Fe^{2+}]} = 0.52$ বা, $\log \frac{5 \times 10^{-2}}{[Fe^{2+}]} = 8.67$

$\therefore \frac{5 \times 10^{-2}}{[Fe^{2+}]} = 4.68 \times 10^8 \therefore [Fe^{2+}] = \frac{5 \times 10^{-2}}{4.68 \times 10^8} = 1.07 \times 10^{-10}$

$\therefore p[Fe^{2+}] = 10$

কাজেই দেখা যাচ্ছে তুল্যবিন্দুর আগে ও পরে 0.1% জারণ যোগ করার ফলে $p[Fe^{2+}]$ 4.3 থেকে 10-এ পরিবর্তিত হচ্ছে।

অনুশীলনী—7

- (1) $KMnO_4$ দ্রবণ যোগে Fe^{2+} -এর টাইট্রেশনের সময় তুল্যবিন্দুতে বিভবের মান কত হওয়া উচিত?
- (2) শূন্যস্থান পূর্ণ করুন :
 - (i) জারণ-বিজারণ বিভব উদ্ভূত পদার্থের ——— উপর নির্ভর করে।
 - (ii) Ce^{4+} দ্রবণ দিয়ে Fe^{2+} আয়নের টাইট্রেশনের সময় তুলা পরিমাণ Ce^{4+} -এর 99.9% যোগ করলে তন্ত্রের বিজারণ বিভব হয় ——— V ; আর 1.33V হয় ———% যোগ করলে।

3.4.11 জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনে তুল্যবিন্দু নির্ধারণ : জারণ-বিজারণ সূচক (Redox indicators)

কী করে বুঝবেন কোন জারণ-বিজারণ টাইট্রেশনে তুল্যবিন্দু পৌঁছাবে ঠিক কখন? ধরুন $\frac{n}{10}$ মাত্রার $KMnO_4$ দ্রবণ দিয়ে অনুরূপ মাত্রার Fe^{2+} দ্রবণকে টাইট্রেশন করছেন। $KMnO_4$ দ্রবণের গাঢ় বেগুনী রং থাকায় তুল্যবিন্দুতে বিশ্লেষ্যের রঙ ফিকে গোলাপী হবে। এ থেকেই তুল্যবিন্দু বোঝা যাবে। কিন্তু মুশ্কিল এই যে Fe^{2+} জারিত হয়ে হলুদ রঙের Fe^{3+} হওয়ায়, Fe^{3+} -এর উপস্থিতিতে পারম্যাঙ্গানেটের রঙ বোঝা যাবে না। তাই সালফিউরিক অ্যাসিড (1.5—2.0 N) মাধ্যমে টাইট্রেশন করলে 2.0 মিলি. মত ফস্ফোরিক অ্যাসিড, আর লঘু হাইড্রোক্লোরিক অ্যাসিড (0.8 N) মাধ্যমে জিমারম্যান-রাইনহার্ড দ্রবণ যোগ করা হয় (3.4.9 অংশ দেখুন)। শেষোক্ত দ্রবণেও ফস্ফোরিক অ্যাসিড থাকে। এই ফস্ফোরিক অ্যাসিড Fe^{3+} -র সঙ্গে বর্ণহীন জটিল লবণ উৎপন্ন করে। ফলে তুল্যবিন্দু নিরীক্ষণে অসুবিধে ঘটে না।

পটাসিয়াম ডাইক্রোমেট দিয়ে যদি Fe^{2+} টাইট্রেশন করা হয় তখন কিন্তু এভাবে তুল্যবিন্দু ধরা যায় না। কারণ পটাসিয়াম ডাইক্রোমেটের রঙ, কমলা আর Fe^{2+} -এর-রঙ সবুজ। পাল্লা-সবুজ রঙের প্রেক্ষাপটে কমলা রঙ মোটেই বোঝা যাবার মত নয়। এক্ষেত্রে আমরা জারণ-বিজারণ সূচক (যেমন, ডাইফিনাইল অ্যামিন বা বেরিয়াম ডাইফিনাইল অ্যামিন সালফোনেট) ব্যবহার করে থাকি। তুল্যবিন্দুতে বর্ণ-পরিবর্তন : সবুজ $\rightarrow$ নীল-বেগুনী।

জারণ-বিজারণ সূচক সাধারণত কোনও জৈব রঙ—এগুলো টাইট্রেশন মাধ্যমে প্রতিমুখী জারণ-বিজারণ ক্রিয়ার মাধ্যমে বিশ্লেষ্যকে বর্ণ-রঞ্জিত করে। সাধারণত বিজারিত রূপটি বর্ণহীন ও জারিত রূপটি রঙীন হয়ে থাকে। আদর্শ সূচক সেইটিই যার বিজারণ বিভব টাইট্রেশনে সংশ্লিষ্ট তদ্ব দূটির বিজারণ-বিভবের মধ্যবর্তী। বিক্রিয়া নীচের সাম্যাবস্থাটি দিয়ে প্রকাশ করা যায় :

$\text{InOx} + ne \rightleftharpoons \text{InRed}$ [InOx ও InRed যথাক্রমে সূচকের জারিত ও বিজারিত অবস্থা। বিজারণ বিভব প্রকাশ করা যায় এভাবে :

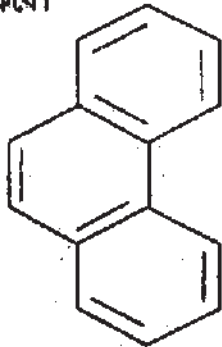
$$E_{\text{In}} = E_{\text{In}}^0 + \frac{0.06}{n} \frac{[\text{InOx}]}{[\text{InRed}]}$$

E_{In}^0 = প্রমাণ বিজারণ বিভব, যদি জারিত ও বিজারিত রূপের রঙ আলাদাভাবে নির্দেশ করা যায় বা একটি রূপ বর্ণহীন হয়, তবে মোটামুটি বলা যায় যে $[\text{InOx}]/[\text{InRed}]$ -এর অনুপাত 10 থেকে $\frac{1}{10}$ সীমার মধ্যে থাকলে বর্ণ-পরিবর্তন ধরা সম্ভব। অর্থাৎ বিভব-সীমা হয়

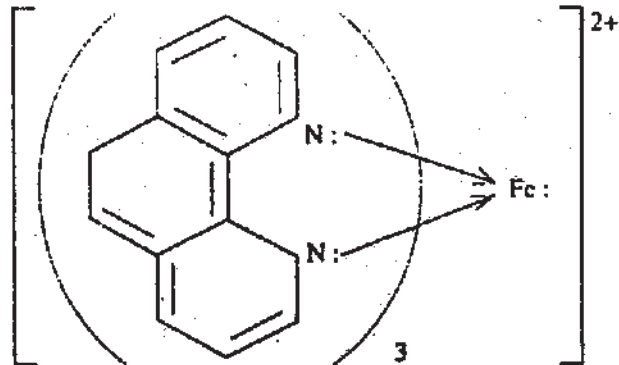
$$E_{\text{In}} = E_{\text{In}}^0 \pm \frac{0.06}{n} \quad (25^\circ \text{ তাপমাত্রায়})$$

যদি দুই রূপের রঙের পার্থক্য খুব বেশি হয় তবে E_{In}^0 কাছাকাছি বিভবে-মধ্যবর্তী রঙ পাওয়া যায়। তবে পার্থক্য 0.06-এর বেশি সাধারণত হয় না। তবে রঙের লক্ষণীয় পরিবর্তনের জন্যে সূচকের বিজারণ বিভব সংশ্লিষ্ট তদ্বের বিজারণ বিভবের পার্থক্য অন্তত 0.15V হওয়া দরকার।

ডাইফিনাইল অ্যামিন-এর E^0 মান + 0.76V ($n = 2$)। কাজেই বিভব-সীমা + 0.73V থেকে + 0.79। এর অর্থ + 0.73V-এর নীচে বিজারিত রূপ প্রাধান্য পাবে এবং দ্রবণ হবে বর্ণহীন। বিভব যত বাড়বে, ততই বেশি পরিমাণ সূচক জারিত হবে এবং + 0.79V-এ আমরা তার বেশি বিভবে দ্রবণের রঙ হবে নীল-বেগুনী (জারিত রূপের রঙ)। ফেরাস্ আয়নের জারণের ক্ষেত্রে সর্বোত্তম জারণ-বিজারণ সূচকের একটি হল ট্রাই অর্থোফিনান থ্রোলিন আয়রণ (II)। অর্থোফিনান্ থ্রোলিন্ ক্ষারক (3.3) দ্রবণ সহজেই Fe(II) -সঙ্গে 3 : 1 আণব অনুপাত (ক্ষারক : ধাতু) যুক্ত হয়ে গাঢ় লাল ট্রাই-অর্থোফিনান্ থ্রোলিন আয়রণ (II) আয়ন (3.4) গঠন করে।

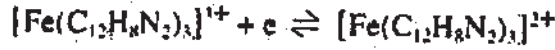


চিত্র 3.3



চিত্র 3.4

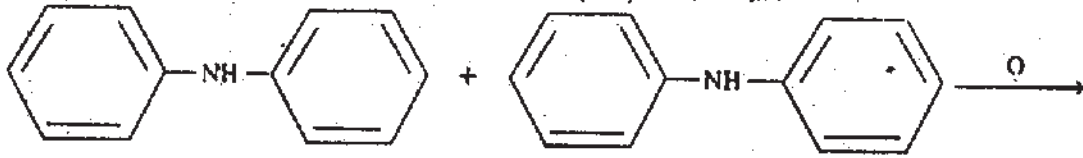
জারকের সংস্পর্শে এলে Fe^{2+} জারিত হয়ে Fe^{3+} উৎপন্ন করে। $Fe(III)$ এর জটিল যৌগটি ফিকে নীল রঙের। তাই এই টাইট্রেশনের বর্ণপরিবর্তনটি চমৎকার—গাঢ় লাল থেকে ফিকে নীল। বিক্রিয়া :



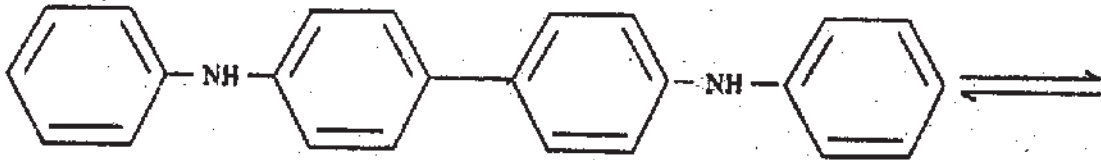
এর বিজারণ-বিভব $1.14V$ । $1M$ HCl -এর উপস্থিতিতে বিবিধে বিভব $1.06V$ কিন্তু বিজারিত রূপটির বর্ণ জারিত রূপের তুলনায় এত বেশি তীব্র যে বর্ণ-পরিবর্তন ঘটে $-1.12V$ বিভবে। তাই ফেরিক সালফেট বা পটাসিয়াম ডাইক্রোমেট দিয়ে Fe^{2+} টাইট্রেশনের ক্ষেত্রে এই সূচক ব্যবহৃত হয়। সূচক দ্রবণ প্রস্তুত হয় $0.02M$ অ্যাসিড-মুক্ত $FeSO_4$ দ্রবণে অর্থো-ফিনান্থ্রোলিন দ্রবীভূত করে। এক ফোঁটাই টাইট্রেশনের পক্ষে যথেষ্ট।

বহুল-প্রচলিত এমন একটি সূচক ডাইফিনাইল অ্যামিন (3.5) গাঢ় H_2SO_4 -এ এর 1% দ্রবণ $Cr_2O_7^{2-}$ দিয়ে Fe^{2+} -এর টাইট্রেশনে ব্যবহার করা হয়ে থাকে। সূচক হিসাবে এর ব্যবহার নির্ভর করে নীচে বর্ণিত বিক্রিয়ায় ধাপগুলির উপর। এই সূচকটি ব্যবহারের অসুবিধা হল এর দ্রাব্যতা (solubility) কম এবং এর বিক্রিয়া উভমুখী নয়।

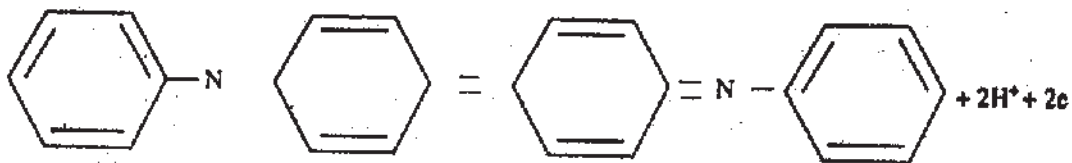
প্রথমে এটি জারিত হয়ে ডাইফিনাইল বেঞ্জিডিন (3.6) উৎপন্ন করে ; শেষোক্তটি আবার প্রতিমুখী বিক্রিয়ায় জারিত হয়ে ডাইফিনাইল বেঞ্জিডিন ডায়োলেট (3.7) উৎপন্ন করে।



চিত্র 3.5



চিত্র 3.6



চিত্র 3.7

অতিরিক্ত $Cr_2O_7^{2-}$ সংস্পর্শে (3.7)-এর আরও 'জারণ' ঘটে ; এই অতিরিক্ত জারণ অপ্রতিমুখী এবং এর ফলে লাল বা হলুদ অজ্ঞাত গঠনের যৌগ উৎপন্ন হয়। তাই আজকাল আরও ভালো বেরিয়াম ডাইফিনাইল অ্যামিন সালফোনেট ব্যবহৃত হয়ে থাকে টাইট্রেশনে এর সম্পূর্ণ জলীয় দ্রবণ ব্যবহার করা হয়।

3.4.11 (1) সূচক নির্বাচন (Choice of indicators)

আবারও নীচের বিক্রিয়াটি ধরুন :



এক্ষেত্রে ব্যবহৃত তড়িদ্বি : $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ও $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ । 25° -তাপমাত্রায় সামান্যবক হবে 2.1×10^{-11} ; অর্থাৎ বিক্রিয়াটি সম্পূর্ণ হবে।

তুল্যবিন্দুতে বিভব হবে $\frac{1.45 + 1.77}{2}$ বা 1.11V। Ce^{4+} -এর আয়তনের সাপেক্ষে E-মানের লেখচিত্র (3.2)-তে দেখা যাচ্ছে তুল্যবিন্দুর অব্যবহিত আগে (99.9%, Ce^{4+} যুক্ত হলে) ও পরে (100.1% যুক্ত হলে) E-র মান 0.95 থেকে একেবারে 1.27-এ উঠে যায়। অর্থাৎ-ফিনান্ শ্রোলিনের প্রমাণ বিজারণ বিভব 1.14V, কাজেই এই ক্ষেত্রে এটি একটি উপযুক্ত সূচক।

অনুশীলনী—৪

- (1) তিনটি জারণ-বিজারণ সূচকের নাম করুন।
- (2) নীচের বিবৃতিগুলি ঠিক না ভুল বলুন :
 - (i) বেরিয়াম ডাই-ফিনাইল অ্যামিন সালফোনেট ডাই-ফিনাইল অ্যামিন অপেক্ষা ভালো সূচক।
 - (ii) KMnO_4 দিয়ে Fe^{2+} টাইট্রেশনে বাইরের সূচকের প্রয়োজন হয়।
 - (iii) ধাতুর জটিল যৌগও ক্ষেত্রবিশেষে জারণ-বিজারণ সূচক হিসাবে প্রযুক্ত হতে পারে।

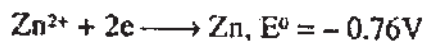
3.4.12 তাপগতিতত্ত্ব (Thermodynamics)-র আলোয় জারণ-বিজারণ

ΔG গীবস মুক্তশক্তি (Gibbs free energy) হলে বিজারণ বিভব-এর সঙ্গে অধিত হবে নীচের সমীকরণ দিয়ে :

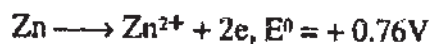
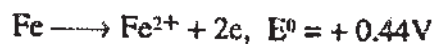
$\Delta G = -nFE^\circ$ [n = আয়নের যোজ্যতা, F = ফ্যারাডে, E° = প্রমাণ বিজারণ বিভব]। ΔG ধনাত্মক হলে বিক্রিয়া সম্ভব হবে না। ΔG -র মান ঋণাত্মক হলে বিক্রিয়া স্বতস্ফূর্ত হবে। তবে মনে রাখতে হবে যে তাপগতিতত্ত্ব বিক্রিয়ার গতির বিষয়ে আলোকপাত করে না।

জিঙ্ক-প্রলিগু লোহার পাতে আঁচড় লাগলে যে অবক্ষতি (corrosion) হয়, তা এই ক্ষেত্রে আলোচনা করা যেতে পারে।

সংশ্লিষ্ট অর্ধবিক্রিয়া ও বিজারণ-বিভব নীচে দেখানো হল



জলের সংস্পর্শে দুটি ধাতুই জারিত হয়ে ধাতব আয়ন পরিত্যাগ করতে পারে। তাই আমাদের বিপরীত বিক্রিয়া সংশ্লিষ্ট জারণ বিভব প্রয়োজন :



অনুশীলনী—৯

- (1) ΔG° ও E° -র মধ্যে সম্পর্ক কী?
- (2) ΔG° -র ধনাত্মক বা ঋণাত্মক হওয়ার তাৎপর্য কী?

3.4.13 জারণ-বিজারণ নক্সা (Redox potential diagram) : তাদের ব্যাখ্যা ও প্রয়োগ (interpretation and application)

বিজারণ-বিভবগুলিকে বিশেষভাবে শ্রেণীবদ্ধ করে তা থেকে বিভিন্ন ধরনের প্রয়োজনীয় তথ্য সংগ্রহ করা যায়। বিজারণ-বিভবের এরূপ শ্রেণীবদ্ধ রূপকে বিজারণ-বিভব নক্সা বলে। এই নক্সায় একই মৌলের বিভিন্ন জারণ-অবস্থা (Oxidation State)-র অর্ধ-বিক্রিয়ার বিভবকে সুবিধাজনকভাবে প্রদর্শন করা হয়। যেমন আয়রনের বিভিন্ন অর্ধ-বিক্রিয়া ধরুন :

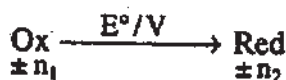


বিংশ শতাব্দীর পঞ্চাশের দশক থেকে বিভিন্ন নক্সা উপস্থাপিত করা হয়েছে। নীচে আমরা এক এক করে বিভিন্ন নক্সা আলোচনা করব।

3.4.13.1 লাটিমার নক্সা (Latimer diagram)

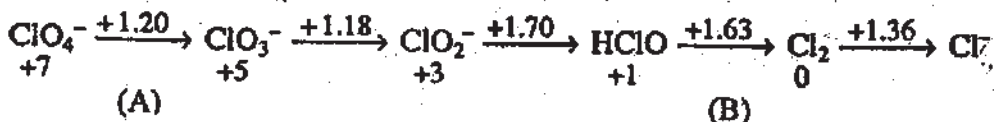
প্রথম এবং সহজতম নক্সা উপস্থাপিত করেন ডব্লিউ. এ. লাটিমার। অজৈব রসায়নের সমস্যা সমাধানে তাপগতিতত্ত্বের প্রয়োগের ক্ষেত্রে অন্যতম এই পুরোধা 1952 সালে প্রকাশিত তাঁর 'Oxidation Potential' (প্রকাশক Prentice Hall) গ্রন্থে এর প্রয়োগ দেখান।

লাটিমার নক্সায় ব্যবহৃত চিহ্ন :



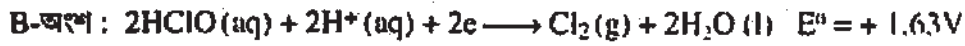
অনেকে $\text{Ox} \xrightarrow{E^0/\text{V}} \text{Red}$ বা $\text{Ox} \xrightarrow{E^0/\text{V}} \text{Red}$ চিহ্নও ব্যবহার করেন। আমরা প্রথম চিহ্নই ব্যবহার করে যাব।

একটা উদাহরণ নিই আসুন। ক্লোরিনের লাটিমার নক্সা হবে :



এভাবে লাটিমার নক্সা সংক্ষেপে অনেক জ্ঞাতব্য তথ্য ও বহুবিধ সম্পর্ক পরিষ্কারভাবে সরবরাহ করে।

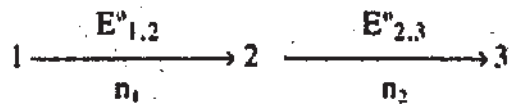
নক্সা (I)-এর বিশদ অর্থ :



লাটিমার নক্সা তিনটি গুরুত্বপূর্ণ ক্ষেত্রে ব্যবহৃত হতে পারে :

A. অ-সন্নিহিত (non-adjacent) জারণ-সংখ্যার জন্য E° -মান নির্ণয় [উদাহরণ-ধাপ তড়িচ্চালক বল (skip-step emf)] :

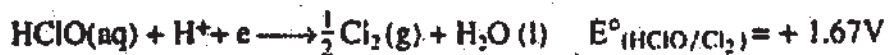
তত্ত্ব : দুই আনুক্রমিক ধাপের সর্বসমেত ΔG° -র মান ধাপ দুটির নিজস্ব মানের যোগফল, এবং $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ । কাজেই E° -র মানগুলিকে আগে $-nF$ দিয়ে গুণ করে ΔG° -তে পরিবর্তিত করে নেওয়া হয়। অতঃপর ΔG° -র মানগুলি যোগ করে প্রক্রিয়াটির ΔG° মান পাওয়া যায়। একে আবার $-nF$ দিয়ে ভাগ করে E° -র মান পাওয়া যায়। ব্যাপারটা একটু সহজ করা যাক।



$$\therefore E^\circ_{1,3} = -\frac{\Delta G^\circ}{(n_1 + n_2)F} \quad \text{বা,} \quad \frac{F(n_1E^\circ_{1,2} + n_2E^\circ_{2,3})}{(n_1 + n_2)F} = \frac{n_1E^\circ_{1,2} + n_2E^\circ_{2,3}}{n_1 + n_2}$$

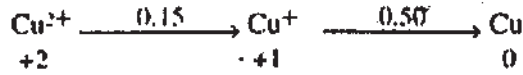
সম্পাদ্য : লাটিমার নক্সা ব্যবহার করে জলীয় অ্যাসিড দ্রবণে ClO^- থেকে Cl^- এ বিজারণ-এর E° নির্ণয় করুন।

সমাধান : ধাপগুলি হল :



$$\therefore E^\circ_{(\text{ClO}^-/\text{Cl}^-)} = \frac{E^\circ_{(\text{HClO}/\text{Cl}_2)} + E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}}{1+1} = \frac{1.67\text{V} + 1.36\text{V}}{2} = 1.57\text{V}$$

অনুশীলনী—10.



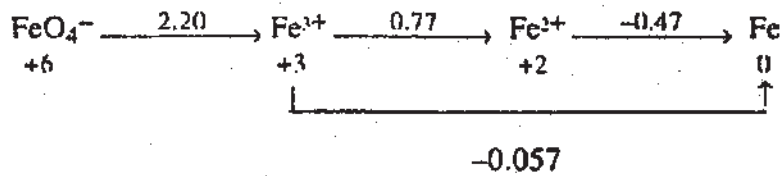
উপরোক্ত লাটিমার নক্সা ব্যবহার করে Cu^{2+} থেকে Cu -তে বিজারণের E° -র মান বের কর।

B. জারক ও বিজারকসমূহের আপেক্ষিক তীব্রতার তুলনা করা এবং বিজারণ প্রক্রিয়ার সম্বন্ধে প্রাগ্ধারণা করা :

এটি অবশ্য প্রথমোক্ত ব্যবহারেরই বর্ধিত রূপ।

সাধারণভাবে $+0.80\text{V}$ -এর উপরের E° সম্পন্ন পদার্থগুলিকে জারক ও $+0.80\text{V}$ -এর নীচে বিজারক বলা হয়ে থাকে (3.5 অংশ দেখুন)।

$\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$ -এর মত ক্ষেত্রে (যেখানে E° -র মান -0.80V) পদার্থ সুস্থির অর্থাৎ জারক ও বিপরীত বিজারক ধর্ম সমান। নীচের লাটিমার নক্সাটি ধরুন :

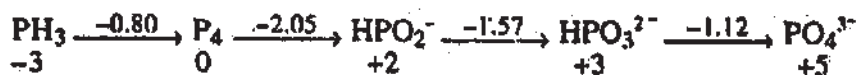


$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = \frac{1 \times 0.77 + 2(-0.47)}{3} = \frac{0.77 - 0.94}{3} = \frac{-0.17}{3} = -0.057$$

এক্ষেত্রে FeO_4^{2-} তীব্র জারক। $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ -এর ক্ষেত্রে $E^\circ = 0.77$ । এই মান 0.8 -এর কাছাকাছি। কাজেই Fe^{3+} ও Fe^{2+} -এর বিজারণ-জারণ সাপেক্ষে স্থায়িত্ব প্রায় সমান। $\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}$ এবং $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}$ উভয় ক্ষেত্রেই E° -র মান ঋণাত্মক অর্থাৎ ΔG° -র মান ধনাত্মক। $\therefore$ Fe^{3+} বা Fe^{2+} -এর Fe -তে বিজারিত হবার প্রবণতা বিশেষ নেই।

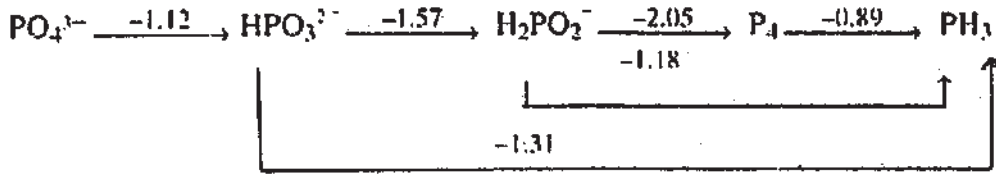
(III) স্বতঃজারণ-বিজারণ (disproportionation/dismutation)-এর প্রাগ্ধারণা :

বিভিন্ন নক্সা থেকে যেসব ধারণা করা যায়, তার মধ্যে এটি হল অন্যতম। যে বিক্রিয়ায় কোন বিশেষ জারণ-সংখ্যা বিশিষ্ট আয়ন/মেটাল/যৌগ বিয়োজিত হয়ে উচ্চতর ও নিম্নতর জারণসংখ্যা বিশিষ্ট পদার্থে পরিণত হয় অর্থাৎ একই পদার্থ অংশত জারিত ও অংশত বিজারিত হয়, তাকে স্বতঃজারণ-বিজারণ বলে। কোন জারণ-অবস্থা পরবর্তী উচ্চতম জারণ অবস্থা থেকে তীব্রতর জারক হলে এটি সংঘটিত হয়। অর্থাৎ এরূপ সম্ভব হয় যখন ডানদিকের বিজারণ-বিভব বাঁদিকের বিভবের ভেতর বেশি ধনাত্মক হয়। নীচের ক্ষেত্রটি ধরুন :



অথবা

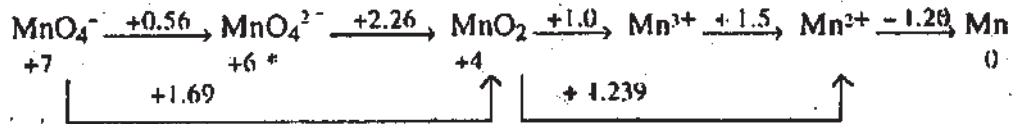
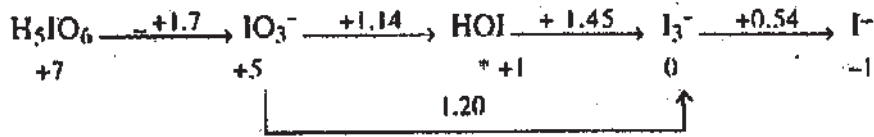
E_B^0 (অর্থাৎ ক্ষারকীয় মাধ্যমে)



স্পষ্টই দেখা যাচ্ছে যে, তারকা-চিহ্নিত ধাপে বিভব-মানের পরিবর্তনের ধারাবাহিকতা ক্ষুণ্ণ হচ্ছে; তাই P_4 ক্ষারীয় মাধ্যমে স্বতঃজারিত-বিজারিত হয়ে H_2PO_2^- ও PH_3 উৎপন্ন করবে। $\text{P}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{OH}^- \longrightarrow \text{PH}_3 + 3\text{H}_2\text{PO}_2^-$ উন্নততর-ধাপ তড়িচ্চালক বল লক্ষ্য করলে দেখা যাবে যে, H_2PO_2^- ও HPO_3^{2-} উভয়েই স্বতঃজারিত-বিজারিত হচ্ছে।

(IV) : (II) ও (III)-এর সম্মিলিত প্রয়োগ :

বিজারণ-বিভবের প্রয়োগের সুন্দরতম উদাহরণগুলির অন্যতম হল অ্যাসিড-মাধ্যমে MnO_4^- ও I^- এর বিক্রিয়ার প্রাণ-ধারণা গঠন। প্রথমতঃ তন্ত্র-দুটির লাটিমার নক্সা লিখলাম :



এক্ষেত্রে আমরা সঙ্গতভাবেই ধরে নিতে পারি যে বিক্রিয়াগুলি তাপগতিতত্ত্ব দ্বারা নিয়ন্ত্রিত, অর্থাৎ সাম্যাবস্থা যথেষ্ট দ্রুতই প্রতিষ্ঠিত হয়। অবশ্য H_5IO_6^- ও MnO_4^- দ্বারা জলের জারণ সাধারণ অবস্থায় খুবই ধীরগতিসম্পন্ন। নক্সা দুটিতে দেখা যাচ্ছে যে, তিনটি অবস্থা অস্থায়ী ও স্বতঃজারণ-বিজারণ ঘটায়। এরা হল HOI , MnO_4^{2-} ও Mn^{3+} । এই তিনটিকে বাদ দিয়ে রাখুন। অর্ধ-বিক্রিয়া $\text{Mn}^{2+} \longrightarrow \text{Mn}^0$ -ও আমাদের কাছে গুরুত্বপূর্ণ নয়, কারণ পাত্রের সাপেক্ষে এই বিজারণ-বিভব এত বেশি ঋণাত্মক যে অ্যাসিড দ্রবণে Mn -এর স্থায়িত্ব নেই। কাজেই সঙ্গতভাবেই আমরা নক্সা সরলতর করে নিতে পারি :



এখন যদি অতিবিস্তৃত অ্যামোডাইডও কম MnO_4^- থাকে (অর্থাৎ KMnO_4 দ্রবণে ফোঁটা ফোঁটা I^- যোগ করা হয়) তবে বিক্রিয়ার ফল I^- -এর উপস্থিতির সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ হওয়া দরকার। এই অবস্থায়

আয়োডেট (IO_3^-) উৎপন্ন হতে পারে না, কারণ সেক্ষেত্রে অতিরিক্ত I^- জারিত হয়ে I_2 উৎপন্ন করবে। আবার MnO_2 উৎপন্ন হতে পারবে না, কারণ তা I^- -কে জারিত করবে। কাজেই যে বিক্রিয়াটি ঘটবে তা হল :

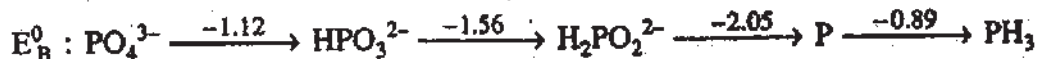
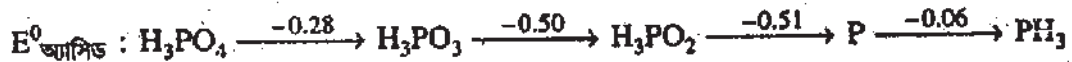


এবার ধরুন, অতিরিক্ত I^- দ্রবণে ফোঁটা ফোঁটা MnO_4^- দ্রবণ যোগ করা হচ্ছে। বিক্রিয়ার ফল MnO_4^- এর উপস্থিতির সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ হওয়া দরকার। Mn^{2+} হতে পারে না, কেননা Mn^{2+} , MnO_4^- এর সঙ্গে বিক্রিয়া করে MnO_2 উৎপন্ন করবে। I^- আবার I_3^- এ জারিত হতেও পারবে না, কারণ সেক্ষেত্রে I_3^- , MnO_4^- কে জারিত করবে। আবার লক্ষণীয় যে $\text{H}_5\text{IO}_6 \longrightarrow \text{IO}_3^-$ এবং $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2$ অর্ধ-বিক্রিয়ার বিভবের মান প্রায় সমান হওয়ায় সমস্যাটি আরও জটিল হচ্ছে। ফলে এই সিদ্ধান্তই আসছে যে I^- পরিষ্কারভাবে আয়োডেট বা পারআয়োডিক অ্যাসিড (H_5IO_6)-এ জারিত হতে পারছে না, অর্থাৎ দুটোরই মিশ্রণও পাওয়া যাবে।



(V) শর্ত-সাপেক্ষে লাটিমার নক্সা :

আপনারা দেখেছেন ও জেনেছেন যে বিজারণ-বিভব pH-এর উপর নির্ভরশীল। তাই কখনও কখনও লাটিমার নক্সার ক্ষেত্রে শর্ত উল্লেখ করে দেওয়া হয়। অ্যাসিড লাটিমার নক্সা pH = 0-তে এর ‘কারকীয় লাটিমার নক্সা pH 14-তে প্রকাশিত হয়। উদাহরণ :



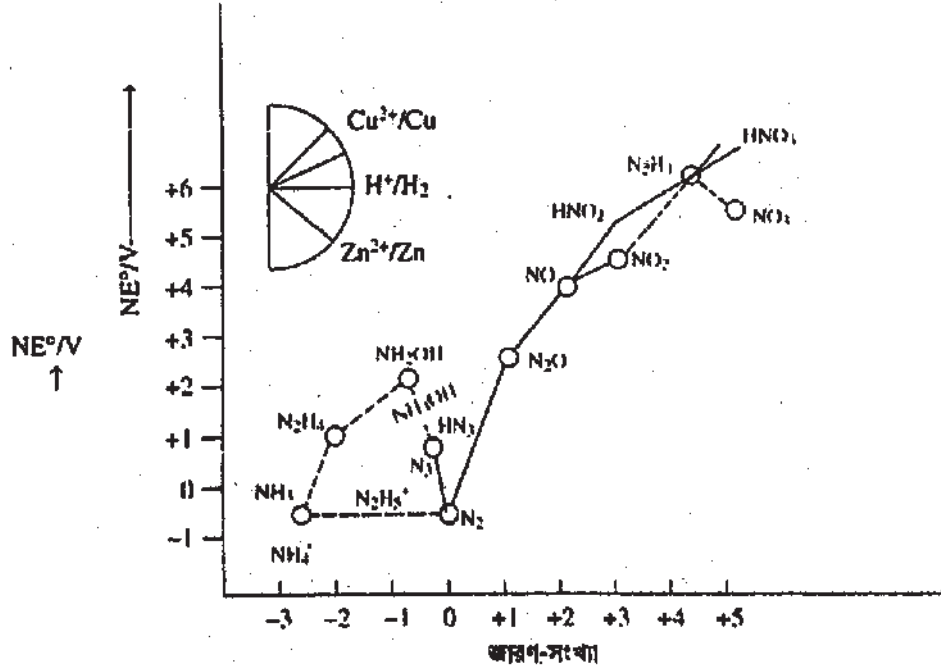
প্রথম দ্রবণে বিজারণ-বিভবের ক্ষেত্রে E^0_w নির্দেশিত থাকে।

3.4.13.2 ফ্রস্ট (Frost) নক্সা (1951)

ফ্রস্ট নক্সা প্রকৃতপক্ষে একটি লেখচিত্র। কোনও মৌলের ফ্রস্ট নক্সা হল জারণ-সংখ্যা N-এর সাপেক্ষে $X(N)/X(0)$ ঘন্থের ভোল্ট-তুল্যাকর (Volt-equivalent) উপস্থাপন (plot)। ভোল্ট-তুল্যাকর (VE) হল NE^0 অর্থাৎ চিহ্নসমেত জারণ-সংখ্যা ($\pm N$) ও বিজারণ-বিভবের গুণফল। উদাহরণস্বরূপ চিত্র (3.3) লক্ষ্য করুন। এটি নাইট্রোজেনের ফ্রস্ট নক্সা। এবার আসুন এটি বিশ্লেষণ করা যাক। বৈশিষ্ট্যসমূহ : (i) সাইনের মতি (slope) যত বেশি হবে, প্রমাণ বিজারণ-বিভবও তত বেশি হবে।

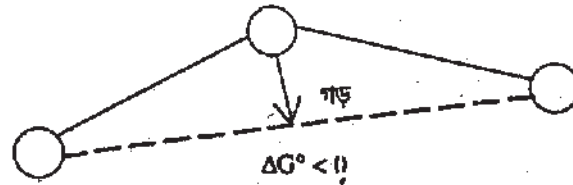
(ii) যদি তিনটি আয়ন / পরমাণু / যৌগ-র মধ্যে মধ্যেরটির অবস্থান প্রথম ও তৃতীয়টির সংযোজক সরলরেখার উপরে অবস্থান করে (চিত্র 3.4) তবে মধ্যের পদার্থটির স্বতঃজারণ-বিজারণ ঘটবে।

প্রয়োগ : নাইট্রিক অ্যাসিড ও নিম্নতর জারণ-সংখ্যাগুলির সংযোজক সরলরেখার খাড়া (steep) নতি HNO_3 -এর তীব্র জারকধর্ম নির্দেশ করে। উপরের বাঁ কোণের Cu^{2+}/Cu দ্বন্দ্বের নতির সঙ্গে নাইট্রোজেনের



চিত্র 3.3

N_2 -এর ফস্ট নক্স। রেখার নতি বত বাড়তে দ্বন্দ্বের বিজারণ-বিভব তত বাড়তে। নিম্নবাহিন রেখা প্রমাণ অবস্থা সূচিত করে ($\text{pH} = 0$) ; ডান রেখা $\text{pH} = 14$ সূচিত করে। ইনসেটে H^+/H_2 দ্বন্দ্বের শূন্য নতি।



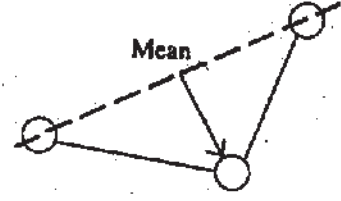
চিত্র 3.4

দ্বন্দ্বসমূহের তুলনা করে পাই HNO_3/NO -র নতি Cu^{2+}/Cu -এর নতির চেয়ে বেশি ধনাত্মক ; কাজেই HNO_3 , Cu -কে Cu^{2+} -এ জারিত করবে। নক্সাটি আরও নির্দেশ করছে যে N_2 পর্যন্ত আগাগোড়া নতি যথেষ্ট খাড়া—এর থেকে নির্দেশিত হয় যে অতিরিক্ত Cu উপস্থিত থাকলে উৎপন্ন পদার্থ হবে N_2 । একটা কথা কিন্তু আপনাকে অবশ্যই মনে রাখতে হবে যে এসব তাপগতিতাত্ত্বিক প্রাণধারণা গতিতাত্ত্বিক (Kinetic) সীমাবদ্ধতা থাকতেই পারে। অর্থাৎ এসব ক্ষেত্রে খুব দ্রুত N_2 উৎপন্ন হতে পারে না, পরিবর্তে NO উৎপন্ন হয়। অবশ্য HNO_3 বাষ্প উত্তপ্ত Cu -এর মধ্য দিয়ে পাঠালে N_2 উৎপন্ন হয়ে থাকে।

(2) স্বতঃজারণ-বিজারণ-এর ব্যাপারটা আলোচনা করা যাক। আমরা জানি, NH_2OH (হাইড্রক্সিল্যামিন) অস্থায়ী এবং NH_3 ও N_2 -এ স্বতঃজারিত-বিজারিত হয়ে পড়ে। নাইট্রোজেন-রসায়নের অন্যতম জটিলতাই

এই যে নাইট্রোজেন উৎপাদন এত দীর যে প্রকৃতপক্ষে এর নির্গমন ঘটেই না। প্রকৃতপক্ষে NH_2OH -এর স্বতঃজারণ-বিজারণ ঘটেই না।

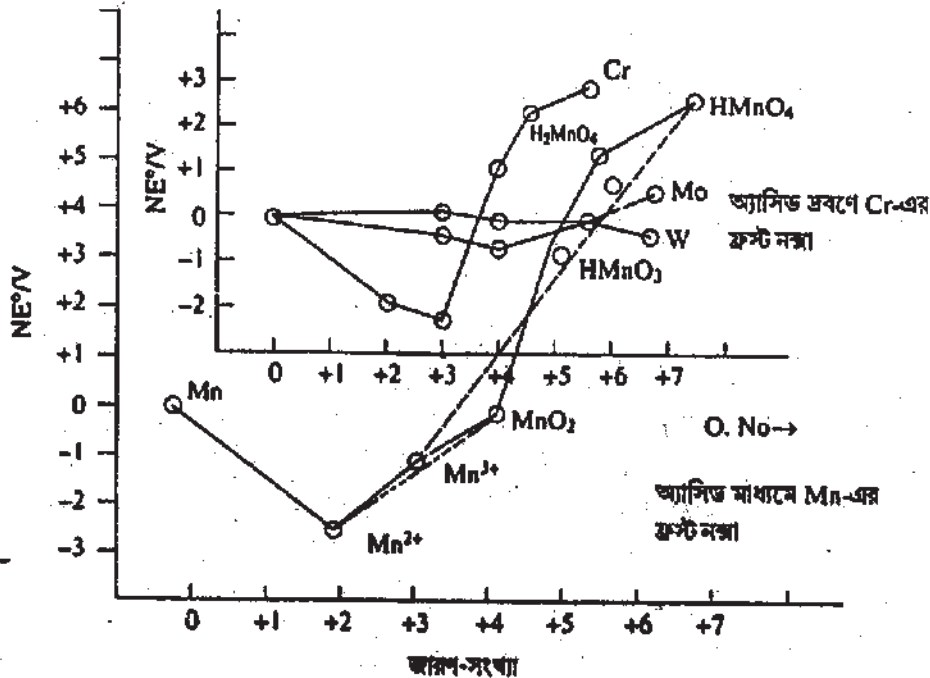
(3) ফ্রস্ট নম্বায় প্রতিবেশীদের সংযোজকরেখায় নীচে অবস্থানকারী পদার্থ প্রতিবেশীদের তুলনায় বেশি সুস্থির ; এর গড় মুক্তশক্তি নিম্নতর। তাই তাপগতিতত্ত্বীয় দিক থেকে বিবেচনা করলে সমজারণ-বিজারণ ঘটে।
উদাহরণস্বরূপ : NH_4NO_3 -এ দুটি আয়ন NH_4^+ ও NO_3^- আছে। প্রথমটিতে N-এর জারণ-সংখ্যা -3 ও দ্বিতীয়টিতে +5, যেহেতু N_2O -তে N-এর জারণ-সংখ্যা +1 এবং এর অবস্থান NH_4^+ ও NO_3^- -আয়নের সংযোজক সরলরেখার নীচে অবস্থিত, তাই সমজারণ-বিজারণ ঘটে (চিত্র 3.5)। যখন তিনটি পদার্থই মোটামুটি এক সরলরেখায় থাকে, তখন কোন পদার্থই একমাত্র উৎপন্ন পদার্থ হিসাবে থাকে না। নীচের তিনটি বিক্রিয়া এরূপ আচরণের উদাহরণ :



চিত্র 3.5



আসুন আয়নিক মাধ্যমে Mn-এর বিভিন্ন জারণ-সংখ্যার ফ্রস্ট নম্বা পরীক্ষা করে দেখি, Cr-এরও। নীচে এগুলি দেখানো হল (চিত্র 3.6)। এগুলো স্বতঃব্যাখ্যাত।



চিত্র 3.6

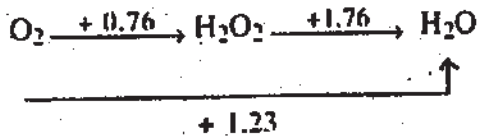
উপরের নক্সা দেখাচ্ছে : (i) Mn^{3+} , Mn^{2+} ও MnO_2 সংযোজক রেখার উপরে অবস্থিত। এর স্বতঃজারণ-বিজারণ হওয়ার কথা।

(2) কঠিন MnO_2 ছাড়া $HMnO_4$ ও Mn^{2+} এর মধ্যবর্তী জারণ-সংখ্যাগুলির অবস্থান Mn^{3+} ও MnO_4^- এর সংযোজক রেখার উপরে অবস্থিত হওয়ায় Mn^{3+} ও MnO_4^- এ স্বতঃজারিত-বিজারিত হবে।

(3) Mn^{2+} ও MnO_2 সংযোজক রেখার নতি বেশ বেশি। অর্থাৎ MnO_2 তীব্র জারক।

(4) উপর্যুক্ত Cr ও Mn-এর নক্সা এই দুটি সঙ্গিত মৌলের বিভিন্ন জারণ-সংখ্যার তুলনামূলক ধারণা দেয়।

এবার দেখি আসুন লাটিমার নক্সা অবলম্বন করে কীভাবে ফ্রস্ট নক্সা আঁকা যায়। অক্সিজেনের উদাহরণ নিয়েই দেখি।

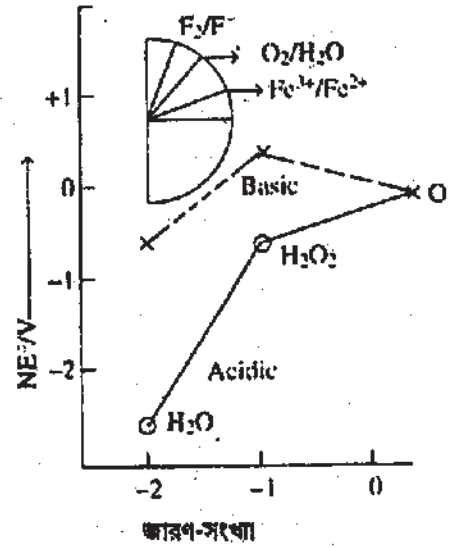


O_2 -র জন্য : জারণ-সংখ্যা = 0 $NE^\circ = 0$

H_2O_2 -র জন্য : জারণ-সংখ্যা = -1 $NE^\circ = -0.70V$

H_2O -র জন্য : জারণ-সংখ্যা = -2 $NE^\circ = -2.46$

চিত্র (3.7) সঙ্গিত ফ্রস্ট নক্সা



চিত্র 3.7

O_2 -এর ফ্রস্ট নক্সা : অবিচ্ছিন্ন রেখা আকসিড প্রবণে এবং ডাঙ্গা রেখা আরকীয় প্রবণে

অনুশীলনী—11

(1) পুন্যস্থান পূর্ণ করুন :

(i) ফ্রস্ট নক্সায় দুটি বিন্দুর সংযোজক সরলরেখা যত ঝাড়া হবে সংশ্লিষ্ট দ্বন্দের বিভব তত _____।

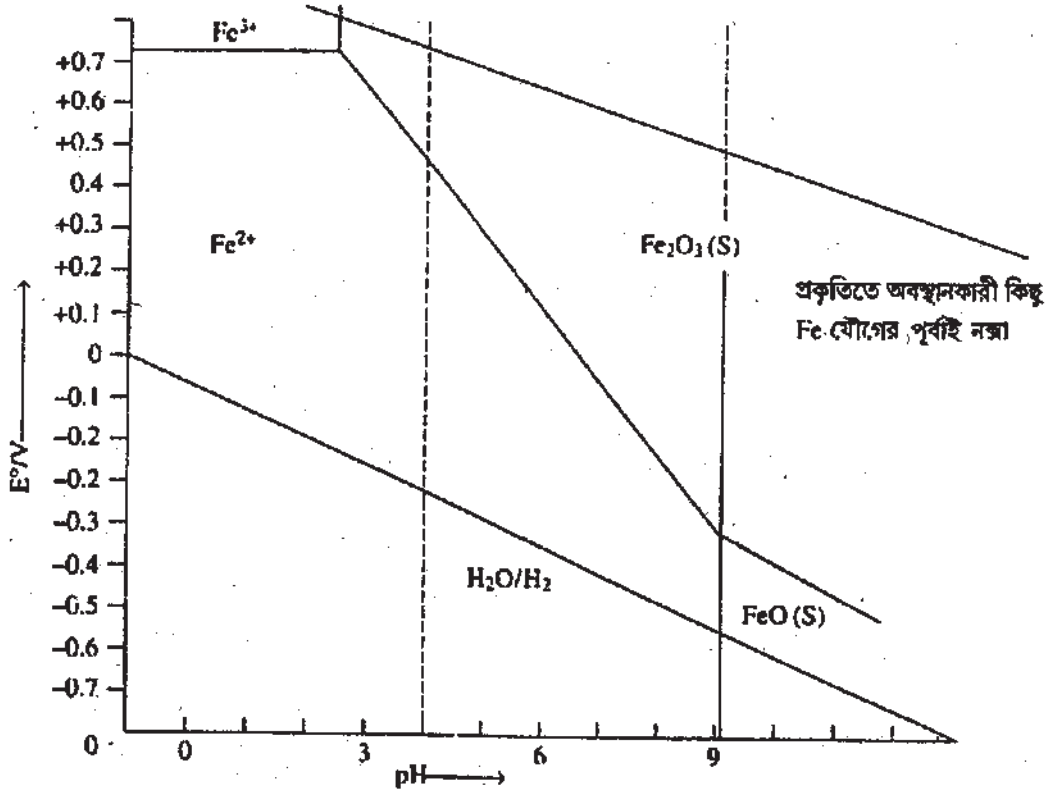
(ii) $Mn(vi)$ _____ এর ফলে _____ ও $Mn(iv)$ উৎপন্ন করে।

(iii) ফ্রস্ট নক্সায় একেবারে নীচে _____ এর অবস্থান বোঝায় যে আঙ্গিক মাধ্যমে MnO_4^- -এর বিজারণে _____ উৎপন্ন হয়।

3.4.13.3 পূর্বহি (Pourbaix) নক্সা (1966)

পূর্বহি নক্সা এমন এক ধরনের নক্সা যার সাহায্যে জারণ-বিজারণ ক্ষমতা ও ব্রনস্টেড আঙ্গিকতার মধ্যে সাধারণ সম্পর্ক আলোচনা করা যায়। এতে pH-এর সঙ্গে বিজারণ-বিভবের পরিবর্তন লেখচিত্রের মাধ্যমে

দেখানো হয়। (3.8) চিত্রে Fe^{3+}/Fe^{2+} দ্বন্দের পূর্বই নক্সা দেওয়া হয়েছে। Fe^{3+}/Fe^{2+} দ্বন্দ্ব কিন্তু দেখা গেছে, pH-র উপর নির্ভরশীল নয়।



চিত্র 3.8

[Fe^{3+}/Fe^{2+} দ্বন্দের বিজারণ-বিভব pH-এর উপর নির্ভরশীল নয়।]

নক্সার ব্যাখ্যা : আলোচ্য বিজারণ অর্ধ-বিক্রিয়া হল $Fe^{3+}(aq) + e \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$; $E^0 = +0.77V$. এতে কোন H^+ ion -যুক্ত নেই। কাজেই এটি pH-নিরপেক্ষ। নক্সার অনুভূমিক সরলরেখা তাই সূচিত করে।

যদি পরিবেশে এমন কোনও দ্বন্দ্ব থাকে, যার বিজারণ-বিভব এই রেখার উপরে (অর্থাৎ বেশি ধনাত্মক, ও বেশি জারকধর্মী, থাকে তবে Fe^{3+} স্থায়ী আয়নরূপে থাকবে। তাই বলা যায় অনুভূমিক রেখাটি এক ধরনের দশা-সীমা (phase-boundary) সূচিত করে ; Fe^{3+} ও Fe^{2+} সুস্থির এমন দুটি অঞ্চলকে এটি পৃথক করে দেখাচ্ছে।

আরেকটা বিক্রিয়াও ঘটে : $2Fe^{3+}(aq) + 3H_2O(l) \longrightarrow Fe_2O_3(S) + 6H^+(aq)$; এটি কিন্তু জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া নয়। কাজেই $Fe^{3+}(aq)$ ও $Fe_2O_3(S)$ যে সীমাবদ্ধ অঞ্চলে সুস্থির তারা অন্য জারণ-বিজারণ দ্বন্দ্ব (এখানে যারা থাকতে পারে)-র উপস্থিতির উপর নির্ভরশীল নয়।

কিন্তু এটি pH-এর উপর নির্ভর করে। $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ কম pH-এ স্থিতি এবং উচ্চ pH-এ $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{S})$ । স্থিতিতা অঞ্চল দুটি উল্লম্ব রেখা দিয়ে পৃথকীকৃত এবং ক্ষারক হিসাবে Fe_2O_3 -র মাত্রার উপর নির্ভরশীল।

তৃতীয় একটি বিক্রিয়াও আছে। $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{S}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

এই বিক্রিয়াটিও pH-এর উপর নির্ভরশীল। নার্নস্ট সমীকরণ :

$$E = E^0 - \frac{0.06}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2}{[\text{H}^+]^6} = E^0 - 0.06 \log [\text{Fe}^{2+}] - 0.18 \text{ pH}$$

থেকে সুস্পষ্ট। এর থেকে দেখা যাচ্ছে যে বিভিন্ন pH-বৃদ্ধির সঙ্গে সরলরৈখিকভাবে হ্রাস পায় (নমুনা $10^{-4} \text{ M Fe}^{2+}$ গাঢ়ত্ব নিয়ে আঁকা লাইন দ্বারা দেখানো হয়েছে)।

এই রেখার উপরের অঞ্চলে জারিত অবস্থা (Fe_2O_3) স্থিতি ; এবং নীচে বিজারিত রূপ (Fe^{2+}) স্থায়ী। সত্যিই $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ -কে আক্সিক মাধ্যমে জারিত করতে ক্ষারীয় মাধ্যমের চেয়ে তীব্রতর জারক প্রয়োজন হয়। এই প্রসঙ্গে মনে রাখতে পারেন যে নাইট্রো-আর্সেনিক এ্যাসিড বা নাইট্রোবেঞ্জিন সালফোনিল গ্রাইসিন জাতীয় মৃদু জারকও ক্ষারীয় $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -কে $\text{Fe}(\text{OH})_2$ করে। বাতাসের সংস্পর্শে তা-ই ঘটে।

pH = 9-এ উল্লম্ব রেখাটি সংশ্লিষ্ট অঞ্চলকে এমনভাবে ভাগ করে যে এক-একটি অংশে নীচের বিক্রিয়ার বিক্রিয়ক ও উদ্ভূত পদার্থ স্থিতিতর : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{FeO}(\text{S}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$ এটি জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া নয়। উল্লম্ব রেখাটি দেখাচ্ছে যে, pH > 9 হলে $\text{FeO}(\text{S})$ -ই বেশি সম্ভাব্য। আরেকটি রেখা $\text{FeO}(\text{S})$ -ই বেশি সম্ভাব্য। আরেকটি রেখা FeO ও Fe_2O_3 -র আপেক্ষিক স্থায়িত্ব অনুযায়ী অঞ্চল বিভাজিত করে।

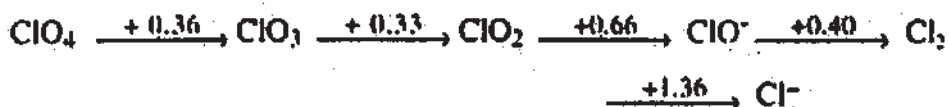


এই বিক্রিয়ার বিজারণ-বিভব pH-এর উপর নির্ভরশীল। নার্নস্ট বিক্রিয়া থেকে পাই :

$$E = E^0 - \frac{0.06}{2} \log \frac{1}{[\text{H}^+]^2} = E^0 - 0.06 \text{ pH}$$

এই লাইনের নতি $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Fe}^{2+}$ -এর চেয়ে কম (কারণ কমসংখ্যক H^+ সংশ্লিষ্ট)। এছাড়া নমুনার উপরে দুটি তির্যক রেখা টানা হয়েছে। এরা জলের স্থায়িত্ব নির্ণায়ক ক্ষেত্রের সীমা চিহ্নিত করে। উপরের রেখার চেয়ে বেশি ধনাত্মক বিজারণ-বিভবযুক্ত দ্রব্য জলকে O_2 -তে জারিত করবে ; আর নীচের রেখার চেয়ে বেশি ধনাত্মক বিভবযুক্ত দ্রব্য H_2O -কে বিজারিত করে H_2 করবে। কাজেই স্থায়িত্বের সীমার মতোই আরওপের জারণ-বিজারণ ক্রিয়ায় প্রভাবশালী সবকটি দ্রব্যই অবস্থান করে।

পূর্বই নমুনা কী করে আঁকবেন ? আচ্ছা নীচের নমুনাটিই ধরুন।

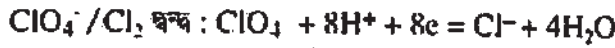


প্রধান প্রধান কয়েকটি ক্ষেত্রে আমরা পূর্বাই নক্সা আঁকব। Cl_2/Cl^- দ্বন্দ্ব : $\text{Cl}_2 + 2e \longrightarrow 2\text{Cl}^-$;
এটি pH-নিরপেক্ষ।



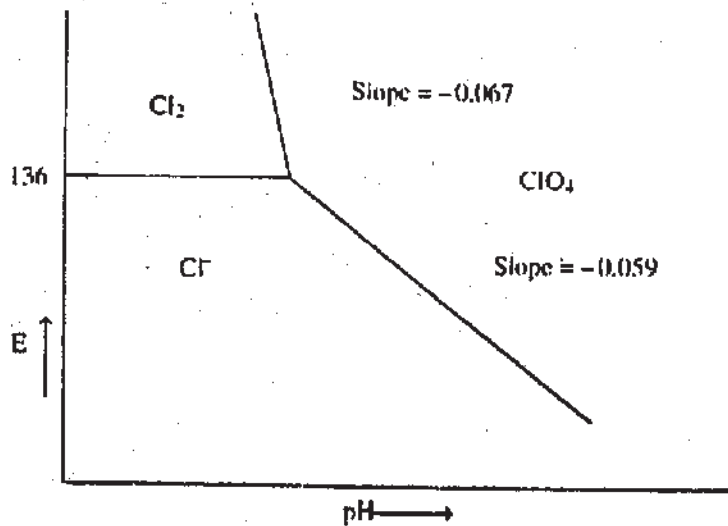
$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q = 1.39 + \frac{0.06}{7} \log [\text{H}^+]^8$$

$$= 1.39 - 0.068 \text{ pH}$$



$$E = E^\circ - \frac{0.06}{8} \log [\text{H}^+]^8 = 1.39 - 0.06 \text{ pH}$$

অতএব পূর্বাই নক্সা হ'ল চিত্র 3.9



চিত্র 3.9

3.4.14 আয়ন ইলেকট্রন পদ্ধতিতে রাসায়নিক সমীকরণের সমতা বিধান পদ্ধতি (Balancing chemical equation by ion-electron method) : জারক / বিজারক-এর তুল্যভার (equivalent-weights of oxidant/reductant)

জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সমতা-বিধানের একটি সহজ পদ্ধতি হল আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতি। এই পদ্ধতির ধাপগুলি নিচে দেওয়া হল :

(i) প্রথমেই প্রদত্ত অসম্পূর্ণ সমীকরণকে (যেখানে যেখানে সম্ভব) আয়ন-আকারে লিখুন। এর জন্য নীচের নির্দেশকটি অনুসরণ করুন।

(i) তীব্র তড়িৎ-বিদ্রোহ (লবণ, তীব্র অম্ল ও ক্ষার) আয়ন-আকারে লেখা হবে।

(ii) অপ্রবলীয় পদার্থ ও গ্যাস অণু / পরমাণু আকারে লেখা হবে।

(iii) মৌল ভণু (যেমন O_2) বা পরমাণু (যেমন Cu) আকারে লেখা হবে।

(iv) মৃদু আসিড বা ক্ষারক অণু-আকারে লেখা হবে।

(2) জারক ও বিজারক অংশকে খুঁজে নিয়ে (যে কোনও পদ্ধতিতে) জারণ ও বিজারণ অর্ধ-বিক্রিয়া লিখুন।

(3) এবার যেপক্ষে মোট ঋণাত্মক আধান কম বা ধনাত্মক আধান বেশি সেপক্ষে প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রন যোগ করে উভয়পক্ষে আধানের সমতা বিধান করুন।

(4) সমতা-বিহিত অর্ধ-সমীকরণ দুটিকে উপযুক্ত সংখ্যা দিয়ে গুণ করুন, যাতে একটিতে গৃহীত ইলেকট্রন-সংখ্যা অপরটিতে মুক্ত ইলেকট্রনের সংখ্যার সমান হয়।

(5) এবার অর্ধ-সমীকরণদুটি যোগ করুন। উভয়পক্ষে সাধারণ রাশিগুলি বাদ দিন।

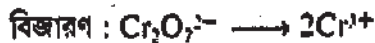
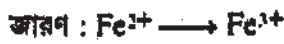
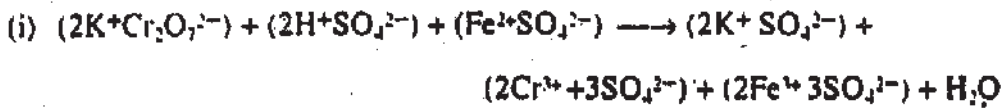
এবার আপনি সমতা-বিহিত সমীকরণ পেলেন।

(6) যদি প্রচলিত পদ্ধতির সমীকরণে যেতে চান তবে উভয়পক্ষে সমান সংখ্যক সাধারণ আয়ন (উদাসীন অর্থাৎ যারা জারিত/বিজারিত হয়নি) যোগ করে, আয়ন থেকে অণুতে ফিরে যান।

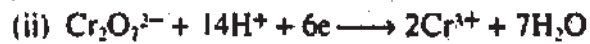
নীচে আমরা কতগুলি বিভিন্ন ধরনের উদাহরণ দেখছি।



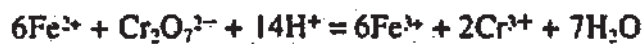
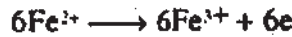
আয়নাকারে লিখে পাই :



আধানের সমতা-বিধান করে পাই : (i) $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e$



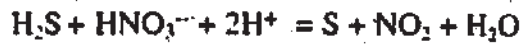
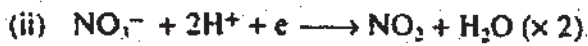
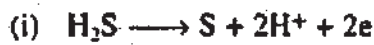
(i) $\times 6$ করে পাই,





$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ -এর তুল্যাক্তার} = \frac{M}{6} = \frac{294}{6} = 49$$

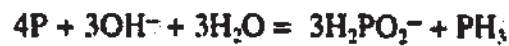
$$\text{Fe}(\text{SO}_4) \text{ -এর তুল্যাক্তার} = \frac{M}{1} = 151.85$$

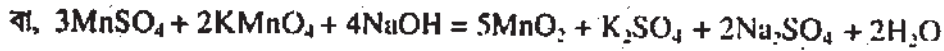
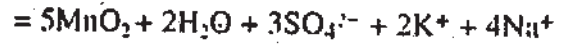
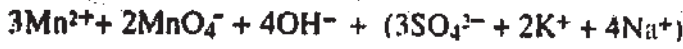
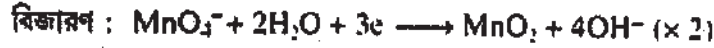
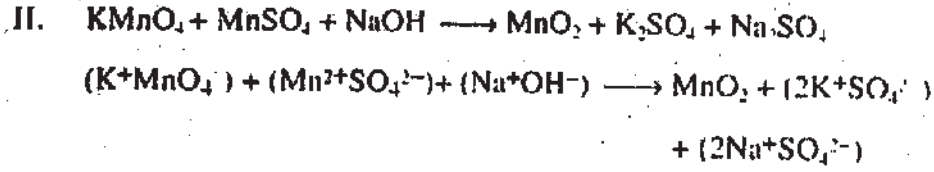


C. স্বতঃস্ফূর্ত-বিজারণ :



H, O ও আধানের সমতাবিধান করে পাই :

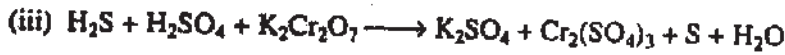




লক্ষণীয় যে, এখানে KMnO_4 -এর তুল্যাঙ্কভার $\frac{M}{3}$ । এতে বোঝা যায় যে, জারক/বিজারকের তুল্যাঙ্কভার স্থির নয়।

অনুশীলনী—12

(1) নীচের সমীকরণগুলির আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতিতে সমতা বিধান করুন :



(2) নীচের বিক্রিয়া দু'টি জারণ-বিজারণ কিনা দেখান :



(2) নীচের বিক্রিয়াগুলিতে জারক/বিজারকের তুল্যাঙ্কভার বের করুন :



(3) উদাহরণ দিয়ে দেখান যে, জারক/বিজারকের তুল্যাঙ্কভার স্থির নয়।

3.4.15 জারণ-বিজারণ বিষয়ক গণনা (Calculations involving oxidation/reduction)

মূলনীতি : এক গ্রাম তুল্যাক্তার জারক = এক গ্রাম তুল্যাক্তার বিজারক

১. ০.৪ গ্রাম পাইরোলুসাইট ৫০ মিলি লঘু H_2SO_4 মিশ্রিত ফেরাস সালফেট দ্রবণের সঙ্গে গরম করা হল ; আকরিক দ্রবীভূত হওয়ার পরে অবশিষ্ট ফেরাস আয়রণকে সম্পূর্ণ জারিত করতে ২০ মিলি. ১.০৫(N) $KMnO_4$ দ্রবণ লাগল। ২৫ মিলি. উক্ত ফেরাস সালফেট আবার ২২.৫ মিলি. একই $KMnO_4$ দ্রবণ দ্বারা পূর্ণ জারিত হয়। আকরিকে প্রাপ্তবা (available) অক্সিজেনের শতকরা পরিমাণ বের করুন।

১. পাইরোলুসাইট (pyrolu-ite) ম্যান্গানিজের আকরিক যার প্রধান উপাদান MnO_2 ।

২. প্রাপ্তবা অক্সিজেন বলতে বোঝায় N পরিমাণ O জারণের জন্য পাওয়া যায়।

সমাধান :

৫০ মিলি. $FeSO_4$ দ্রবণ $\equiv 22.5 \times 2$ বা ৪৫ মিলি. ১.০৫(N) $KMnO_4$ দ্রবণ

$\therefore$ পাইরোলুসাইটে গৃহীত নমুনা $\equiv (45 - 20)$ বা ২৫ মিলি. ১.০৫(N) $KMnO_4$ দ্রবণ।

$$\equiv \frac{25 \times 1.05}{4} \text{ মিলি. (N) } KMnO_4 \text{ দ্রবণ।}$$

এখন যেহেতু ১০০০ মিলি $KMnO_4$ দ্রবণ $\equiv ৪$ গ্রাম প্রাপ্ত অক্সিজেন

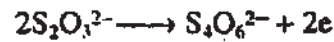
$$\therefore \frac{25 \times 1.05}{4} \text{} \equiv \frac{৪ \times ২৫ \times ১.০৫}{১০০০ \times ৪}$$

$$\therefore \text{পাইরোলুসাইটের নমুনায় প্রাপ্তবা অক্সিজেনের শতকরা পরিমাণ} = \frac{৪ \times ২৫ \times ১.০৫ \times ১০০}{১০০০ \times ৪ \times ০.৪}$$

$$= 13.1$$

২. KI ও KIO_3 -এর মিশ্রণে ২৫.০ মিলি. কোনও HCl দ্রবণ যোগ করে যে আয়োডিন নির্গত হয়, তার টাইট্রেশনে ৩০০ মিলি. ০.১(N) থায়োসালফেট দ্রবণ লাগে। HCl দ্রবণের মাত্রা বের করুন।

সমাধান :



$\therefore$ আয়োডিনের পারমাণবিক ওজন = তার তুল্যাক্তার

$\therefore$ ১০০০ মিলি. HCl দ্রবণ $\equiv ১$ গ্রামপরিমাণ $I \equiv ১০০০$ মিলি. $S_2O_3^{2-}$ দ্রবণ।

এখন ২৫ মিলি $x(N)$ HCl দ্রবণ $\equiv ৩০.০$ মিলি. ০.১(N) থায়োসালফেট দ্রবণ

সমাধান : মনে করুন মিশ্রণে x গ্রাম $K_2Cr_2O_7$ ও $(1 - x)$ গ্রাম $KMnO_4$ আছে। এরা বিজারিত হয় যথাক্রমে $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ এবং



$$\therefore K_2Cr_2O_7\text{-এর তুল্যাক্তর} = \frac{2 \times 39 + 2 \times 52 + 7 \times 16}{6} = 49$$

$$\therefore KMnO_4 \quad " \quad " \quad = \frac{39 + 55 + 4 \times 16}{5} = 31.6$$

তাই, 49 গ্রাম $K_2Cr_2O_7 \equiv 1000$ মিলি. N Fe^{2+} দ্রবণ

$$\therefore x \quad " \quad " \quad \equiv \frac{1000x}{49} \quad " \quad "$$

আবার, 31.6 গ্রা. $KMnO_4 \equiv 1000$ মিলি. Fe^{2+} দ্রবণ

$$\therefore x \quad " \quad " \quad \equiv \frac{1000(1-x)}{31.6} \quad "$$

Fe^{2+} দ্রবণের মাত্রা = 25 গ্রাম/লিটার = $\frac{25}{56}$ (N) [$\because$ বিক্রিয়া : $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e$]

$$50 \text{ মিলি. } \frac{25}{56} (N) \equiv \frac{50 \times 25}{56} \text{ মিলি. (N) দ্রবণ।}$$

$$\therefore \text{প্রমানুসারে : } \frac{1000x}{49} + \frac{1000(1-x)}{31.6} = \frac{50 \times 25}{56}$$

$$\text{বা, } 20.41x + 31.65 - 31.65x = 22.32$$

$$\text{বা, } 11.24x = 9.33 \quad \therefore x = \frac{9.33}{11.24} = 0.83$$

$\therefore$ 0.83 গ্রাম $K_2Cr_2O_7$ ও 0.17 গ্রাম $KMnO_4$.

অনুশীলনী—13

(1) 50 মিলি $\frac{N}{10}$ $KMnO_4$ দ্রবণ টাইট্রেশনের জন্য কী আয়তন $FeSO_4$ দ্রবণ (16 গ্রাম প্রতি লিটারে) লাগবে?

(2) 1N $KMnO_4$ -এর অর্থ 0.33M বা 0.20M $KMnO_4$ । রিচার করুন।

- (3) পরীক্ষা H_2SO_4 ও H_3PO_4 যুক্ত সমান আয়তন $KMnO_4$ দ্রবণে সমপরিমাণ ধাতব আয়রণ ও Fe^{2+} আয়রণ যোগ করা হল। কিন্তু দ্রবণ গোলাপীই রইল। এরপর প্রমাণ মোর লবণের দ্রবণ যোগ করা হল যতক্ষণ না টাইট্রেশন সম্পূর্ণ হয়। উভয় ক্ষেত্রেই কি সমপরিমাণ মোর লবণের দ্রবণ লাগবে? উত্তরের পক্ষে যুক্তি দিন।

3.5 সারাংশ

- জারণ বিক্রিয়ায় পরমাণু, অণু বা আয়ন ইলেকট্রন ছাড়ে; বিজারণে ইলেকট্রন গ্রহণ করে।
- $M^{n+} + ne \rightleftharpoons M$ বিজারণ বিক্রিয়ার ক্ষেত্রে প্রমাণ তড়িৎস্থার বিভব (E°) পাওয়া যায় যে সমীকরণে তা হল : $E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln(q)$ ধাতব আয়নের ক্ষেত্রে এই বিভবের ক্রমানুসারে তড়িত-রাসায়নিক সারি গঠিত হয়।
- বিজারণ-এর ক্ষেত্রে সাধারণভাবে এই বিভবকে বিজারণ বিভব বলে। সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়া কোষের ক্ষেত্রে অর্ধ-বিক্রিয়া বা তড়িৎস্থার বিক্রিয়া সূচিত করে।
- পুরো জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া $a Ox_A + b Red_B \rightleftharpoons a' Red_A + b' Ox_B$ তড়িৎকোষের বিক্রিয়া সূচিত করে।
- বিজারণবিভব E কতকগুলি উপাদান ও শর্তের উপর নির্ভর করে। কাজেই বাস্তব প্রয়োগের ক্ষেত্রে প্রকৃত ক্ষেত্রের শর্তে বিভব নির্ণয় করে রাখা দরকার। এরই বাস্তব গুরুত্ব বেশি। একে বিধিবিধি বিভব বলা হয়।
- যে সব শর্ত বিজারণ-বিভবকে প্রভাবিত করে তা হল : অধঃক্ষেপণ, জটিলায়ন, pH, গাঢ়ত্ব।
- জারণ-বিক্রিয়ার সামান্যবক বিজারণ-বিভব থেকে গণনা করা যায়। এ থেকে বোঝা যায় বিক্রিয়াটি সম্পূর্ণ হবে কিনা, টাইট্রেশনে প্রয়োগ করা যাবে কিনা।
- টাইট্রেশন চলাকালীন কীভাবে বিজারণ বিভব পরিবর্তিত হয় তা-ও সহজেই গণনা করে লেখচিত্রে প্রকাশ করা যায় এবং এর সাহায্যে সূচক নির্বাচন করা যায়।
- মৌলের বিভিন্ন জারণ-সংখ্যার ক্ষেত্রে বিজারণ-বিভবগুলিকে নিয়ে কয়েকটি নমুনা পরিকল্পিত হয়েছে। এদের মধ্যে সবগুলি একত্রে পাওয়া যায় বলে আপেক্ষিক জারণ/বিজারণ তীব্রতা, স্বতঃজারণ-বিজারণ, সমজারণ-বিজারণ ইত্যাদি সম্বন্ধে প্রাণ-ধারণা পাওয়া যায়। ল্যাটিমার, গ্রান্ট, পূর্বাই নমুনা এই শ্রেণীতে পড়ে।
- এলিংহাম নমুনার সাহায্যে ধাতব অক্সাইডের বিজারণের সম্ভাব্যতা সম্বন্ধে ধারণা পাওয়া যায়।
- জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার সমীকরণের সমতাবিধান সহজে আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতিতে করা সম্ভব। এর সাহায্যে জারক-বিজারকের তুল্যাক্ততার নির্ণয় করা যায় ও মাত্রিক বিশ্লেষণের গণনা করা যায়।

3.6 প্রশ্নাবলী

- (1) একটি লোহার টুকরো 0.1 M Zn^{2+} দ্রবণে ডোবানো হলে Fe^{2+} -এর সাম্যাবস্থায় গাঢ়ত্ব কত হবে? (দেওয়া আছে) : $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76$, $E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe} = -0.44$) উত্তরটি ব্যাখ্যা করুন।
- (2) 3.4.2 অংশ দেখুন।
- (3) ধাতব অক্সাইডের ক্ষেত্রে এলিংহাম নক্সা আঁকুন। এর থেকে যে তথ্য পাওয়া যায় তা লিখুন। বেশিরভাগ ধাতুর ক্ষেত্রে রেখগুলির নতি বা থেকে ডাইনে ওপরের দিকে কেন? রেখগুলির নতির পরিবর্তন হয় কেন? কোন রেখা $\Delta G = 0$ অক্ষ ছেদ করে গেলে কী হয়?
- (4) $O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e \longrightarrow 2H_2O$ বিক্রিয়ার ক্ষেত্রে $E^{\circ} = 1.23V$ । বাতাসে O_2 -এর অংশচাপ 0.2 বায়ুমণ্ডল হলে $pH = 7$ -এ বিভবের মান বের করুন।
- (5) $pH = 0$ -তে Cl_2 -এর লাটিমার নক্সা
 $ClO_4^- \xrightarrow{1.20} ClO_3^- \xrightarrow{+1.18} ClO_2^- \xrightarrow{1.70} HClO \xrightarrow{1.63} Cl_2 \xrightarrow{1.36} Cl^-$
 $E^{\circ}_{ClO_4^-/ClO_3^-}$, $E^{\circ}_{ClO_3^-/ClO_2^-}$, $E^{\circ}_{ClO_2^-/HClO}$, E°_{HClO/Cl_2} -এর মান বের করুন।
- (6) 0.1(N) $KMnO_4$ দ্রবণ সহযোগে 100 মি.লি. 0.1 (N) Fe^{2+} দ্রবণ টাইট্রেশন করা হচ্ছে। $E^{\circ}_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1.51V$ ও $E^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0.77V$ । 90, 100 ও 100.1 মি.লি $KMnO_4$ দ্রবণ যোগ করলে তন্ত্রের বিভবের মান কত হবে?
- (7) আয়ন-ইলেকট্রন পদ্ধতিতে সমতাবিধান করুন :
 - (i) $P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO + NO_2$
 - (ii) $Zn + HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + HN_3 + H_2O$
 - (iii) $FeSO_4 + H_2SO_4 + HNO_3 \longrightarrow [Fe(H_2O)_5NO]SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
 - (iv) $FeCl_3 + NH_2OH \longrightarrow FeCl_2 + N_2O + H_2O$ (HCl মাধ্যমে)
 - (v) $Mn(NO_3)_2 + PbO_2 + HNO_3 \longrightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$
 - (vi) $KMnO_4 + SO_2 + H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + H_2SO_4$
 - (vii) $C + H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
- (8) 78.5 মি.লি. 0.108 (N) $KMnO_4$ দ্রবণকে অ্যাসিডের উপস্থিতিতে হাইড্রোজেন পারক্সাইড দিয়ে বিজারিত করা হল। এই H_2O_2 নমুনার কত ওজন 50 মি.লি. ডেসিনরম্যাল ফেরাস সালফেট দ্রবণকে জারিত করতে লাগবে?
- (9) কার্বন মনোক্সাইড অ্যায়োডিন পেন্টাক্সাইডের সঙ্গে $I_2O_5 + 5CO = I_2 + 5CO_2$ সমীকরণ অনুযায়ী বিক্রিয়া করে। এখন নির্দিষ্ট ওজনের অক্সালিক অ্যাসিড নিয়ে তাকে জল, কার্বন মনোক্সাইড ও কার্বন ডাই-অক্সাইডে

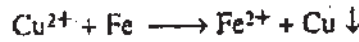
পরিণত করা হল $(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O})$ । উদ্ভূত আয়োডিন 30.6 মিলি. 0.1066(N) থায়োসালফেট আক্সসাং করল। পরীক্ষাধীন অক্সালিক অ্যাসিডের ওজন কত ছিল?

- (10) 11.382 গ্রাম বিরঞ্জক চূর্ণ (bleaching powder) নিয়ে এক লিটার আলসন (suspension) তৈরি করা হল। এর থেকে 25 মিলি. নিয়ে তার সঙ্গে লঘু হাইড্রোক্লোরিক অ্যাসিড ও পটাসিয়াম আয়োডাইড যোগ করলে যে আয়োডিন বের হল তাকে বিজারিত করতে 24.35 মিলি. 0.1007(N) সোডিয়াম থায়োসালফেট দ্রবণ লাগল। বিরঞ্জকচূর্ণে প্রাপ্ত ক্লোরিন আছে?
- (11) অর্ধ অক্সালিক অ্যাসিডের সকেত $(\text{HOOC} \cdot \text{COOH}) \cdot x\text{H}_2\text{O}$: এর 1.650 গ্রাম জলে দ্রবীভূত করে 250 মিলি. দ্রবণ প্রস্তুত করা হল। এই দ্রবণের 25 মিলি. $1.05 \left(\frac{N}{10}\right) \text{KMnO}_4$ দ্রবণের 24.95 মিলি. দিয়ে সম্পূর্ণ জারিত হল। x -এর মান নির্ণয় করুন।

3.7 উত্তরমালা

অনুশীলনী-1

- (1) তড়িত-রাসায়নিক সারিতে Cu, আয়রণের উপরে হওয়ায়, Cu লবণের দ্রবণ থেকে Fe, Cu-কে প্রতিস্থাপিত ও অধঃক্ষিপ্ত হবে।

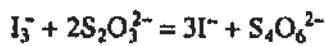


- (2) তড়িত-রাসায়নিক সারিতে গোল্ড-এর নীচে অবস্থিত ধাতু দিয়ে গোল্ড প্রতিস্থাপিত করা যাবে। স্বর্ণকাররা সাধারণত হীরাকশ (FeSO₄) ব্যবহার করেন।
- (3) H-এর নীচের অংশের যেমন : Cu, Ag, Au
- (4) Sn, Fe-এর নীচে অবস্থিত। তাই আঁচড় পড়লে যে কোষ তৈরি হবে সেখানে Fe-ই আয়নরূপে দ্রবীভূত হবে। তাই মরিচা-পড়া নিবারিত হবে না।

অনুশীলনী-2

- (1) $E^0_{\text{KMnO}_4} > E^0_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ । $\therefore \text{KMnO}_4$ তীব্রতর জারক।

- (2) I_3^- বিজারিত ও $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ জারিত হবে।



- (3) FeCl₃, HgCl₂, KMnO₄

অনুশীলনী-3

- (1) Ce^{4+} ফ্লুওরাইডের সঙ্গে জটিল যৌগ তৈরি করে, এবং $E = E^0 + .06 \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]}$ সম্পর্কের ডানপক্ষের হ্রস্ব কমে গিয়ে $E_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}} < E_{\text{I}_3^-/\text{I}^-}$ হয়ে যাবে।

- (2) $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ -এর মান $E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ অপেক্ষা বেশি ধনাত্মক। তাই কোষে তড়িৎপ্রবাহ বয় $\text{Cu} \longrightarrow \text{Zn}$ পথে। CN^- , Cu^{2+} এর সঙ্গে জটিল যৌগ তৈরি করে বলে E^0 মান-এর উল্লেখ্য উল্টে যায়। তড়িৎ-প্রবাহের দিকও উল্টে যায়।

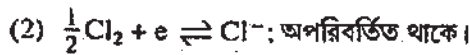
অনুশীলনী—4



$$E = E^0_{\text{VO}_3^-/\text{VO}_2^+} + 0.06 \log \frac{[\text{VO}_3^-][\text{H}^+]^4}{[\text{VO}_2^+]}$$

$$[\text{H}^+] = 1 \text{ এবং } [\text{VO}_3^-] = [\text{VO}_2^+] \text{ হলে } E = E^0 = 0.92 \text{ V}$$

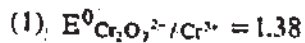
$$\text{pH} = 1 \text{ হলে } E = 0.92 - 0.24 = 0.68 \text{ V। এভাবেই pH-এর সঙ্গে E পরিবর্তিত হয়।}$$



$$E = E^0 + \frac{0.06}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}, [\text{H}^+] \text{ বাড়লে (অর্থাৎ pH কমলে) E বাড়বে।}$$

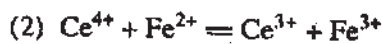
বাকী দুটি ক্ষেত্রের ব্যাপারটা নিজে ভাবুন। আয়নিক ও ক্ষারীয় উভয় মাধ্যমই বিবেচনা করবেন কিন্তু।

অনুশীলনী—5



$$E^0_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = 1.36$$

পার্থক্য মাত্র 0.02V। কাজেই $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ কর্তৃক Cl^- -এর জারণ খুব ধীরে ঘটে। আমরা তো খুব তাড়াতাড়ি টাইট্রেশন করি, তাই ক্ষতি হয় না। তবে যদি অতি ধীরে টাইট্রেশন করা হয় বা অনেকটা $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ জমে যায়; তবে ভরক্রিয়া সূত্র (law of mass action) অনুযায়ী Cl^- জারিত হবে।



$$25^\circ\text{C-এ } E_1 = 0.771 + 0.06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} [\text{Fe}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}]$$

$$E_2 = 1.45 + 0.06 \log \frac{[\text{Ce}^{4+}]}{[\text{Ce}^{3+}]} [\text{Ce}^{4+} + e \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}]$$

$$\therefore \log K = \log \frac{[\text{Ce}^{3+}][\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}][\text{Fe}^{2+}]} = \frac{1.45 - 0.77}{0.06} = 11.33$$

$$\therefore K = 2.1 \times 10^{11}$$

$$(3) \log K = \frac{0.77 - x}{0.66} = \log 0.531$$

$$\text{বা, } 1.726 = -0.28 = \frac{0.77 - x}{0.66}$$

$$\therefore 0.77 - x = -0.0168 \quad \therefore x = 0.787$$

অনুশীলনী—6

(1) 3.49 ও 3.4.11 অংশ দেখুন। নিজেরাই পারবেন।

(2) 3.4.9 দেখুন।

অনুশীলনী—7

$$(1) \frac{0.77 - 5(1.51)}{1+5} = + 8.32V$$

(2) (i) গাড়ির (ii) 0.95V, 101%

অনুশীলনী—8

(1) O—ফিনানথোলিন Fe^{2+} জটিল যৌগ, বেরিয়াম ডাই-ফিনাইল এ্যামিন সালফোনেট, ডাই-ফিনাইল-এ্যামিন।

(2) (i) ঠিক (ii) ভুল (iii) ঠিক?

অনুশীলনী—9

$$(1) \Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

(2) ঋণাত্মক হলে বিক্রিয়া স্বতঃবৃত্ত হবে।

অনুশীলনী—10

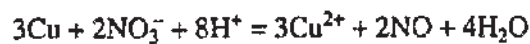
(1) (i) 0.34V

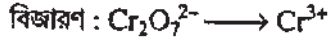
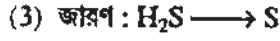
অনুশীলনী—11

(1) (i) বাড়বে, (ii) স্বতঃজারণ-বিজারণ, Mn(VII) (iii) Mn^{2+} , Mn^{2+}

(2) (i) ঠিক (ii) ভুল (iii) ঠিক

অনুশীলনী—12





এরপর নিজে চেষ্টা করুন।

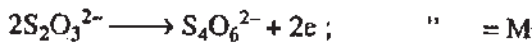
(4) ইঙ্গিত :



(5) ইঙ্গিত :



(6) না, কারণ ইলেকট্রন গ্রহণ বা বিমুক্তি ঘটে না।



(ii) যথাক্রমে $\frac{M}{3}$, $\frac{M}{2}$

(8) KMnO_4 , SO_2 ইত্যাদি।

অনুশীলনী—13

(1) 47.5 মি.লি.

(2) তুল্যাকতার বিক্রিয়ার উপর নির্ভর করে। $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ -র ক্ষেত্রে

তুল্যাকতার $\frac{M}{5}$ $\therefore 1\text{N} \equiv 0.2\text{ M}$

$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ -এর ক্ষেত্রে তুল্যাকতার $\frac{M}{3}$ $\therefore 1\text{N} \equiv 0.33\text{ M}$

(3) ধাতব আয়রণ দিয়ে বিজারণের সময় বিক্রিয়া $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$

Fe^{2+} আয়রণের ক্ষেত্রে বিজারণের সময় বিক্রিয়া $\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

ধাতব আয়রণ বেশি KMnO_4 বিজারিত করবে কাজেই বাকি থাকবে কম পরিমাণ। স্বভাবতই এক্ষেত্রে কম মোর লবণের দ্রবণ লাগবে।

প্রশ্নাবলী

(1) প্রক্সের ধরনে মনে হচ্ছে যে নীচের বিক্রিয়া ঘটবে :



(2) - (3) করলে (1) পাওয়া যায়। $\therefore E^\circ_{\text{মোট}} = (-0.76 + 0.44)\text{V}$
 $= -0.32\text{V}$

[$\therefore \Delta G^\circ = -nFE^\circ$ ধনাত্মক। $\therefore$ বিক্রিয়াটি স্বতঃস্ফূর্ত হবে না। যাহোক, আমরা (i) বিক্রিয়ার সাম্যাবস্থক বের করতে পারি।]

$$E^\circ_{\text{মোট}} = \frac{0.06}{2} \log K \quad \text{বা, } \log K = \frac{-0.32 \times 2}{0.06} = -10.67 = 11.33$$

$$\therefore K = 2.1 \times 10^{-11}$$

এখন, $K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}, [\text{Zn}^{2+}] = 0.1\text{M}$

$$\therefore [\text{Fe}^{2+}] = 2.1 \times 10^{-11} \times 10^{-1} = 2.1 \times 10^{-12}\text{M}$$

Fe^{2+} -এর এই অতি কম গাঢ়তা বোঝায় যে বিক্রিয়াটি আদৌ অগ্রসর হবে না।

(2) বিজারণ-বিভব বলতে কী বোঝেন? তাড়িত-রাসায়নিক সারির সঙ্গে এর সম্পর্ক কী?

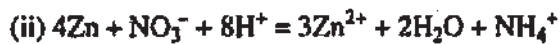
(3) 3.4 ও 13.4 অংশ দেখুন।

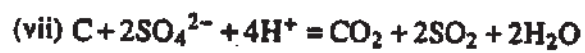
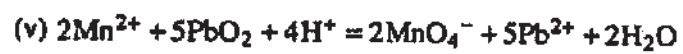
(4) 0.20V

(5) 1.185, বাকী দুটি নিজে করুন।

(6) 34.10 অংশ দেখুন। উঃ + 0.83V, + 1.39V, + 1.47V.

(7) 3.4.14 অংশ দেখে নিজে চেষ্টা করুন।





(8) 2.95 ગ્રામ

(9) 1.027 ગ્રામ

(10) 30.60

(11) 2

একক 4 □ অ্যাসিড ও ক্ষার

গঠন

4.1 প্রস্তাবনা, উদ্দেশ্য

4.2 অ্যাসিড ও ক্ষারের সংজ্ঞা ও তত্ত্ব :

4.2.1 ধর্মভিত্তিক সংজ্ঞা

4.2.2 আরহেনিয়াস তত্ত্ব

4.2.3 প্রোটনীয় সংজ্ঞা : ব্রনস্টেড-লাউরী তত্ত্ব

4.2.4 লুইসের ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব

4.2.5 কঠিন ও কোমল অ্যাসিড ক্ষার নীতি

4.2.6 দ্রাবক তত্ত্ব : জলীয় ও অজলীয়

4.2.7 লাক্স-ফ্লাড মতবাদ

4.2.8 উসানভিচ মতবাদ

4.3 অ্যাসিড-ক্ষার তত্ত্বের প্রয়োগ :

4.3.1 হাইড্রোসিডের শক্তিমাত্রার ধারা

4.3.2 অজৈব অক্সিঅ্যাসিডের শক্তিমাত্রার ধারা

4.3.3 অন্যান্য বিভিন্ন ব্রনস্টেড ও লুইস অ্যাসিড-ক্ষারের ব্যতিক্রমী ধারা

4.3.4 অতি-ক্ষার ও Hammett আয়নিকতা অপেক্ষক

4.3.5 গ্যাসীয় অবস্থার আয়নিকতা ও কার্যীয়তা

4.4 সারাংশ

4.5 সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

4.6 উত্তরমালা

4.1 প্রস্তাবনা

রসায়ন পাঠের শুরু থেকেই আপনারা সকলেই অ্যাসিড ও ক্ষারক/ক্ষার*—এই শব্দগুলির সঙ্গে খুবই পরিচিত। প্রকৃতপক্ষে জৈব, অজৈব এবং ভৌত রসায়ন—সকল বিভাগেই এই বিষয়ের গুরুত্ব অপরিসীম। এ কারণেই একটি পৃথক অধ্যায়ে এই বিষয়ের সমাক আলোচনা প্রয়োজন। নতুন নতুন যৌগের আবিষ্কারের ফলে এই বিষয়ের ব্যাপ্তি ক্রমবর্ধমান এবং একই সঙ্গে অ্যাসিড ও ক্ষার সম্পর্কিত সংজ্ঞা ও তাদের জটিলতাও বৃদ্ধি পাচ্ছে। অপরদিকে দ্রাবকের উপস্থিতি তাদের ধর্মে যেমন বৈচিত্র্য এনেছে, তেমনি জটিলতাও সৃষ্টি করেছে। এই অধ্যায়ে আমরা অ্যাসিড ও ক্ষার সম্পর্কিত বিভিন্ন সংজ্ঞা বা তত্ত্ব এবং তাদের উপর দ্রাবকের প্রভাব সম্পর্কে আলোচনা করবো। দ্রাবক হিসাবে জলের গুরুত্ব সবথেকে বেশি এবং আমরা এখানে অ্যাসিড ও ক্ষারের জলীয় রসায়নের (Aqueous Chemistry) উপরে গুরুত্ব আরোপ করবো।

পূর্ববর্তী এককগুলিতে দ্রবণে আয়নীয় সাম্যাবস্থায় (Ionic Equilibrium) এবং তৎসম্পর্কিত বিভিন্ন সাম্যাবস্থার আলোচনা করা হয়েছে। যেগুলির ভিত্তিতে দ্রবণে (বিশেষতঃ জলে) অ্যাসিড ও ক্ষারের শক্তিমাত্রার বিশদ আলোচনা এবং বিভিন্ন ক্ষেত্রে তাদের প্রয়োগ করা হবে।

উদ্দেশ্য

এই এককের পাঠশেষে যে বিষয়গুলি আপনারা জানতে পারবেন—

- অ্যাসিড ও ক্ষার সম্পর্কিত বিভিন্ন তত্ত্ব ও সংজ্ঞা।
- বিভিন্ন তত্ত্বের সাফল্য ও সীমাবদ্ধতা।
- অ্যাসিড ও ক্ষারের শক্তিমাত্রা (Strength) নিরূপক Expression।

* যদিও কেবলমাত্র জলে দ্রাব্য ক্ষারকেই ক্ষার বলা হয়, তথাপি আমাদের আলোচনায় ক্ষার ও ক্ষারক সমার্থেই ব্যবহার করবো।

- কঠিন ও কোমল অ্যাসিড-ক্ষার নীতি।
- দ্রাবকের শ্রেণীবিভাগ এবং অ্যাসিড/ক্ষারের উপর দ্রাবকের প্রভাব : সমোচ্চশীলীকরণ প্রক্রিয়া।
- বিভিন্ন শ্রেণীর যৌগের অ্যাসিড/ক্ষার ধর্মের ব্যাখ্যা এবং তাদের উপর দ্রাবকের প্রভাব।
- বিভিন্ন তত্ত্বের প্রয়োগে পরিচিত অ্যাসিড/ক্ষারের শক্তিমাত্রার ধারার গুণগত ও মাত্রিক ব্যাখ্যা।
- যৌগের অ্যাসিড ও ক্ষার ধর্মের উপর বিভিন্ন ইলেকট্রনীয় ত্রিমাত্রীয় (Steric) প্রভাব।
- যৌগের গ্যাসীয় অবস্থার আন্বিকতা ও ক্ষারীয়তার সংজ্ঞা, তাদের পরীক্ষামূলক নির্ণয়ন নীতি এবং পরীক্ষালব্ধ মানের ধারা।

4.2 অ্যাসিড-ক্ষারের সংজ্ঞা ও তত্ত্ব

অ্যাসিড বা ক্ষারক বলতে আমরা কী বুঝি?

অ্যাসিড শব্দটির মূল ল্যাটিন শব্দ 'অ্যাসিটাস'। যার অর্থ অন্ন বা টক জাতীয় ভিনিগার, যা সক্রিয় ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়ায় হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে, যেমন



এবং ক্ষারক জাতীয় পদার্থের ধর্ম বিনষ্ট করে। অপরদিকে, উদ্ভিদ বায়ুতে ভষ্মীভূত করার পর যে অবশিষ্ট থাকে তা অ্যাসিডের ধর্মকে বিনষ্ট করে প্রশমিত করে। আরবী অ্যালকেমিস্টরা এর নামকরণ করেছিলেন ali-quile, যা থেকে ইংরাজীতে Alkali এবং বাংলায় বালি ক্ষার। এরপর রসায়ন যত এগিয়েছে, নতুন নতুন অ্যাসিড ও ক্ষারক আবিষ্কৃত হয়েছে এবং বিষয়টি প্রসারতা লাভ করেছে। তাই প্রয়োজন হয়েছে সঠিক সংজ্ঞার।

4.2.1 ধর্মভিত্তিক (Experimental) সংজ্ঞা

এদের সংজ্ঞার দুই দিক আছে—একটি ধর্মভিত্তিক এবং অপরটি তাত্ত্বিক (Theoretical)। পরীক্ষালব্ধ নিম্নলিখিত ধর্মের ভিত্তিতে বলা হয়—

অ্যাসিড এক্সপ যৌগ যা—বিশেষ বিক্রিয়ায় অনুঘটকের কাজ করে, উদ্ভিজ্জ রঞ্জকের (নির্দেশক) বর্ণ পরিবর্তন করে, দ্রুত বিক্রিয়ায় ক্ষারকে প্রশমিত করে এবং তীব্র অ্যাসিড লবণজাতীয় যৌগ থেকে মৃদু অ্যাসিডকে প্রতিস্থাপিত করে। অতএব, কোন যৌগ অ্যাসিড কি না তা উপরোক্ত ধর্মগুলির ভিত্তিতে নির্ণীত হবে। যেমন, অ্যাসিড সুক্রোজ শর্করার আদ্রবিদ্রাবণ দ্বারা দ্রবিত করে, ক্ষারকে প্রশমিত করে এবং নীল লিটমাস্ নামক জৈব রঞ্জককে লাল করে।

তাত্ত্বিক সংজ্ঞা (Theoretical Definitions)

আমিড ও ক্ষারক/ক্ষারের নামকরণের পর কয়েক শ বছরে রসায়ন গবেষণা যত এগিয়েছে, রসায়নবিদগণ বিভিন্ন সময়ে বিভিন্ন তত্ত্ব উপস্থাপন করেছেন বা ক্রমাগত সর্জনীন অর্থাৎ Generalised হয়েছে এবং অধিক সংখ্যক যৌগের আমিড ও ক্ষার ধর্ম ব্যাখ্যা করা সম্ভব হয়েছে। গুরুত্বপূর্ণ তত্ত্বগুলি একে একে সন্ধিতারে আলোচনা করা হবে।

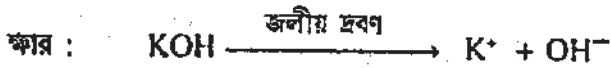
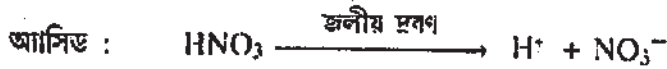
4.2.2 আরহেনিয়াসের তত্ত্ব

বিজ্ঞানী আরহেনিয়াস তাঁর এই সংজ্ঞাটি 1880-1890 এর মধ্যে প্রকাশ করেছেন। এইটিই প্রথম আধুনিক গুণগত (Qualitative) এবং মাত্রিক (Quantitative) সংজ্ঞা।

আমিড—হাইড্রোজেন যুক্ত যে যৌগ জলীয় দ্রবণে হাইড্রোজেন আয়ন (H^+) উৎপন্ন করে তা আমিড।

ক্ষার—হাইড্রক্সিল আয়ন (OH^-) উৎপন্ন করে তা ক্ষার। উৎপন্ন H^+ এবং OH^- আয়নের বিক্রিয়ায় জল উৎপাদনই প্রশমন ক্রিয়া।

উদাহরণ :



গুরুত্ব : (1) আরহেনিয়াস তাঁর এই আয়ন-বিশোজন তত্ত্বের সাহায্যে তীব্র ও মৃদু আমিড / ক্ষার চিহ্নিত করেছেন। তীব্র আমিড বা ক্ষার লঘু দ্রবণে প্রায় সম্পূর্ণ বিশোজিত হয়। যেমন— HCl , H_2SO_4 , $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$ ইত্যাদি। কিন্তু দ্রবণে মৃদু আমিড ক্ষুদ্র মোল ভগ্নাংশ, পরিমাণে বিশোজিত হয়। মৃদু আমিড বা ক্ষারের শক্তি (Strength) তাদের আয়ন-বিশোজন সামান্যতক বা বিশোজন ধ্রুবকের (Dissociation Constant) মান দ্বারা চিহ্নিত করা হয়। উদাহরণ— CH_3COOH , $HCOOH$, HF , H_2CO_3 ইত্যাদি মৃদু আমিড। NH_4OH একটি মৃদু ক্ষার। আয়ন বিশোজন সামান্য—

মৃদু অ্যাসিড, HA-র ক্ষেত্রে,



অ্যাসিড বিয়োজন-ধ্রুবক, $K_A = \frac{a_{H^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}}$

এক্ষেত্রে, a = সক্রিয়মাত্রা। লঘুদ্রবণে, $a = c$ (মোলার মাত্রা)

$$\text{অতএব, } K_A = \frac{C_{H^+} \cdot C_{A^-}}{C_{HA}}$$

অনুরূপে, মৃদু BOH ক্ষারের ক্ষেত্রে—



$$\text{এবং ক্ষারীয় বিয়োজন-ধ্রুবক } K_B = \frac{C_{B^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{BOH}}$$

পরীক্ষালব্ধ বিয়োজন-ধ্রুবক, যেমন— $K_{A(HF)} = 6.9 \times 10^{-4}$

$$\text{এবং } K_A(CH_3COOH) = 1.82 \times 10^{-5}$$

অতএব, CH_3COOH এর তুলনায় HF সামান্য বেশি আম্লিক।

(2) আরহেনিয়াসের তত্ত্ব অনুসারে অ্যাসিডের অনুঘটন ক্ষমতা আয়ন বিয়োজনে উৎপন্ন H^+ আয়নের মাত্রার উপর নির্ভরশীল এবং এইমাত্রা K_A -র মান দ্বারা নির্ণিত হয়। উপযুক্ত পরীক্ষার সাহায্যে জানা যায়, যে অ্যাসিডের K_A -র মান বেশি, তার অনুঘটন ক্ষমতাও বেশি।

(3) আরহেনিয়াস তত্ত্ব অনুসারে সকল তীব্র অ্যাসিড ও ক্ষার সম্পূর্ণরূপে আয়নে বিয়োজিত। এরূপ অ্যাসিড ও ক্ষারের প্রশমন প্রক্রিয়া মূলতঃ H^+ এর সঙ্গে OH^- এর বিক্রিয়া এবং এরূপ বিক্রিয়ার বিক্রিয়া তাপ (Heat of Reaction) সবক্ষেত্রেই নির্দিষ্ট হওয়া উচিত। প্রশমন তাপ (Heat of Neutralisation) নির্ণয় করে দেখা যায়, লঘু দ্রবণে তীব্র অ্যাসিড ও ক্ষারের প্রশমনের ক্ষেত্রে এর মান মোটামুটি নির্দিষ্ট ($\approx -13.7 \text{ K. Cal/mole}$)। এই তথ্য পরোক্ষ আরহেনিয়াস তত্ত্ব সমর্থন করে।

সীমাবদ্ধতা :

(1) এই তত্ত্ব কেবলমাত্র জলীয় দ্রবণেই প্রযোজ্য ; অজলীয় (Nonaqueous) দ্রবণে বা গ্যাসীয় অবস্থায় সংঘটিত অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়ার ব্যাখ্যায় অসমর্থ।

(2) যে সকল ধাতব অক্সাইড বা হাইড্রক্সাইড জলে অদ্রব্য, তাদের ক্ষারক ধর্ম ব্যাখ্যায় অসমর্থ। যেমন, MgO, CuO, ZnO বা Zn(OH)₂ ইত্যাদি।

(3) অ্যামোনিয়া বা জৈব অ্যামিন যৌগের ক্ষারক ধর্ম ব্যাখ্যা করা যায় না।

(4) জলায় দ্রবণে বিশেষ কিছু লবণের অ্যাসিড / ক্ষার ধর্মের সরাসরি ব্যাখ্যা সম্ভব না হওয়ায় আদ্রবিশ্লেষণের মাধ্যমে পরোক্ষ ব্যাখ্যা দেওয়া হয়েছে। যেমন—জলীয় AlCl₃ দ্রবণ অ্যাসিডিক, কারণ আদ্রবিশ্লেষণে তীব্র HCl উৎপন্ন করে।



সোডিয়াম অ্যাসিটেট জলীয় দ্রবণে আদ্রবিশ্লিষ্ট হ'য়ে তীব্র NaOH উৎপন্ন করে এবং দ্রবণ ক্ষারীয় হয়।



(5) উচ্চ আয়ন-বিভব সম্পন্ন (Ionic Potential) উন্মুক্ত (Bare) হাইড্রোজেন আয়নের জলীয় দ্রবণে মুক্ত অবস্থায় থাকা অসম্ভব।

অনুশীলনী 1

ব্যাখ্যা করুন—(i) জলীয় PCl₃, FeCl₃ অ্যাসিডিক।

(ii) জলীয় Na₂CO₃, Na₃PO₄ ক্ষারীয়।

4.2.3 প্রোটনীয় সংজ্ঞা (Protonic Definition) : ব্রনস্টেড্ লাউরী (Bronsted-Lowry) তত্ত্ব

1923 খৃ. ডেনমার্কের ব্রনস্টেড্ এবং ইংল্যান্ডের লাউরী একই সঙ্গে সম্পূর্ণ স্বাধীনভাবে এই তত্ত্ব উপস্থাপন করেন। আরহেনিয়াস্ তত্ত্বের তুলনায় এটি অনেক বেশি সর্বজনীন (Generalised)। এটিও একটি গুণগত (Qualitative) এবং মাত্রিক (Quantitative) সংজ্ঞা।

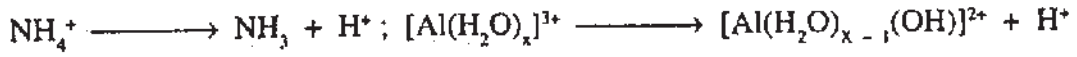
সংজ্ঞা :

অ্যাসিড এমন একটি অণু বা আয়ন, যার প্রোটন প্রদানের ক্ষমতা বর্তমান ; অপরদিকে, ক্ষার বা ক্ষারকের প্রোটন গ্রহণের প্রবণতা বর্তমান।

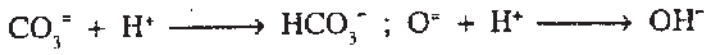
প্রশমন—অ্যাসিড ও ক্ষারের মধ্যে এইরূপ প্রোটন আদান-প্রদানই হল প্রশমন ক্রিয়া।

উদাহরণ—

- C_6H_5OH (ফেনল), H_2SO_4 , HNH_4^+ , HCO_3^- , $[Al(H_2O)_x]^{3+}$ প্রভৃতি সকলেই প্রোটন-প্রদায়ী অর্থাৎ ব্রনষ্টেড অ্যাসিড।

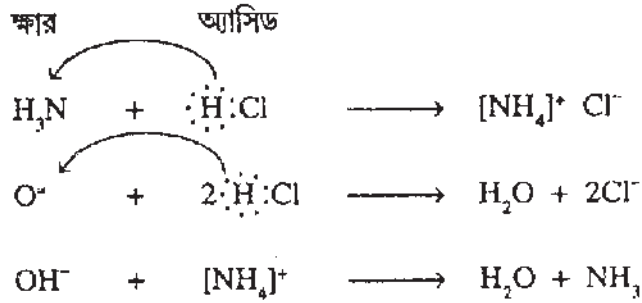


- NH_3 , O^{2-} , OH^- , PH_4^+ , F^- , CO_3^{2-} প্রভৃতি সকলেই প্রোটন-গ্রাহক, অতএব, ব্রনষ্টেড ক্ষার।



দ্রঃ উপরোক্ত সমীকরণগুলিতে লিখিত H^+ আদৌ মুক্ত আয়ন নয়; প্রোটন বর্জন ও গ্রহণ বোঝাতে লেখা হয়েছে।

- প্রশমন—



- HCO_3^- , HPO_4^{2-} , $H_2PO_4^-$ ইত্যাদি উভধর্মী (Amphoteric)। যেহেতু, এগুলি ইলেকট্রোলাইট অর্থাৎ তড়িৎবিশ্লেষ্যজাত, সেজন্য এগুলিকে Ampholyte-ও বলা হয়।

অনুবন্ধ অ্যাসিড-ক্ষার জোড় (Conjugate acids and bases) :

ব্রনষ্টেড তত্ত্ব অনুসারে, প্রোটন গ্রহীতার (ক্ষার, B) উপস্থিতিতেই একটি অ্যাসিড তার আম্লিক ধর্ম প্রকাশ করতে পারে। অনুরূপে প্রোটনপ্রদায়ী অ্যাসিডের (A) উপস্থিতিতে একটি ক্ষার তার ক্ষারধর্ম প্রকাশ করে। অপরদিকে, অ্যাসিডের প্রোটন ত্যাগের পর অবশিষ্ট Species-টির কমবেশি প্রোটন গ্রহণের ক্ষমতা থাকে— অর্থাৎ অবশিষ্ট Speciesটি একটি ব্রনষ্টেড ক্ষার। অতএব, যে কোনও ব্রনষ্টেড অ্যাসিডের প্রোটন বিযুক্ত

অনুরূপে তীব্র ক্ষারের অনুবদ্ধ অ্যাসিড মৃদু এবং মৃদু ক্ষারের অনুবদ্ধ অ্যাসিড তীব্র। যেমন তীব্র OH^- ক্ষারের অনুবদ্ধ অ্যাসিড H_2O মৃদু ক্ষার H_2O এর অনুবদ্ধ অ্যাসিড তীব্র H_3O^+ ।

দ্রাবকের প্রভাব

ব্রনস্টেড্ তত্ত্ব দ্রাবক নিরপেক্ষ। তবে বিশেষ বিশেষ দ্রাবক নিজে ব্রনস্টেড্ অ্যাসিড বা ক্ষাররূপে অংশ নিতে পারে। সেক্ষেত্রে, দ্রাবের অ্যাসিড / ক্ষার ধর্ম দ্রাবকের উপর নির্ভরশীল। ব্রনস্টেড্ তত্ত্বের ভিত্তিতে দ্রাবকের নিম্নলিখিত শ্রেণীবিভাগ করা যেতে পারে।

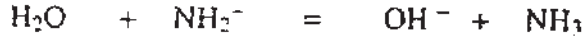
দ্রাবক	প্রকৃতি	উদাহরণ
প্রোটোফিলিক (Protophilic) বা প্রোটনগ্রাহী	ব্রনস্টেড্ ক্ষার	H_2O , NH_3 ইত্যাদি
প্রোটোজেনিক (Protogenic) বা প্রোটনত্যাগী	ব্রনস্টেড্ অ্যাসিড	H_2O , HF , CH_3COOH ইত্যাদি
অ্যামফিপ্রোটিক (Amphiprotic) বা উভধর্মী	ব্রনস্টেড্ অ্যাসিড ও ক্ষার উভয়ই	H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ইত্যাদি
অ্যাপ্রোটিক (Aprotic) বা প্রোটন নিরপেক্ষ	অ্যাসিড বা ক্ষার উভয় ধর্মই অনুপস্থিত	CCl_4 , C_6H_6 ইত্যাদি

জল

প্রোটন ত্যাগ ও গ্রহণ উভয়ধর্মই বর্তমান। অ্যাসিড জল অপেক্ষা তীব্র প্রোটনত্যাগী হওয়ায় জল নিজে প্রোটন গ্রহণ করে এবং হাইড্রোনিয়াম আয়ন উৎপন্ন করে।

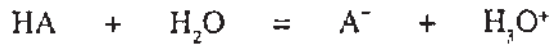


● জলের ক্ষারধর্মের জন্য হাইড্রোনিয়াম আয়ন (H_3O^+) অপেক্ষা কোনও তীব্র অ্যাসিড জলে থাকতে পারেনা। অপরদিকে, তীব্র ক্ষারীয় দ্রাবকে জল প্রোটন ত্যাগ করে।



● জলের আসিড ধর্মের জন্য OH^- আয়ন অপেক্ষা তীব্র ক্ষার জলে থাকতে পারেনা।

ব্রনস্টেড তত্ত্বে আসিড বা ক্ষারের শক্তিমাত্রা (Strength) ব্রনস্টেড আসিডের শক্তিমাত্রা নির্ণিত হয় বিশেষ reference ক্ষারের সাথে প্রোটিন আদান-প্রদান প্রক্রিয়ার সাম্য ধ্রুবক দ্বারা। সাধারণত reference ক্ষারটি একটি দ্রাবক। যেমন, আসিডের লঘু জলীয় দ্রবণে—



$$K = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\text{বা, } K \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = K_A = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} \quad (\because C_{\text{H}_2\text{O}} = \text{ধ্রুবক})$$

এক্ষেত্রে K_A = আসিড-বিশোধন ধ্রুবক (আরহেনিয়াস তত্ত্বের সঙ্গে তুলনীয়)।

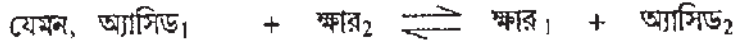
ক্ষারের শক্তিমাত্রা নির্ণিত হয় তার অনুবন্ধ আসিডের K_A -র মান দ্বারা। এই মান যত বেশি ব্রনস্টেড ক্ষার তত মৃদু অথবা তার বিপরীত।

Levelling Effect (সমোচ্চশীলীকরণ প্রক্রিয়া)—

মৃদু আসিডের শক্তিমাত্রা জলের সাপেক্ষে নির্ণয় সম্ভব, কিন্তু অতি তীব্র আসিডের ক্ষেত্রে সম্ভব নয়। কারণ জলের ক্ষারীয় ধর্ম ঐ আসিডগুলিকে সম্পূর্ণরূপে H_3O^+ আয়নে পরিণত করে তাদের শক্তিমাত্রায় সমতা আনে। প্রকৃতপক্ষে যে কোনও ক্ষারীয় দ্রাবক আসিডের শক্তিমাত্রায় সমতা আনে—একেই Levelling Effect বলে। সেজন্যই জলে HCl , H_2SO_4 , HClO_4 , HNO_3 —সকলেই সমান তীব্র প্রতীয়মান হয়। এরূপ আসিডের শক্তিমাত্রা নির্ণয়ের জন্য জলের তুলনায় অনেক কম প্রোটনগ্রাহী দ্রাবকের ব্যবহার প্রয়োজন। অন্যত্র HF বা CH_3COOH দ্রাবক রূপে ব্যবহার করে এদের শক্তিমাত্রা নিরূপণ সম্ভব। অনুরূপে, ক্ষারের ক্ষেত্রে অধিক আসিডিক দ্রাবকে Levelling Effect দেখা যায়।

ব্রনস্টেড্‌ তত্ত্বের সাফল্য—

1. এই সংজ্ঞা দ্রাবক নিরপেক্ষ এবং দ্রবণে উন্মুক্ত বা অনাবৃত প্রোটনের কল্পনাদোষে দুষ্ট নয়।
2. সকল রকম ধাতব অক্সাইড, অ্যামোনিয়া ও অ্যামিন যৌগের ক্ষার ধর্ম ব্যাখ্যা সম্ভব।
3. লবণের অ্যাসিড বা ক্ষার ধর্ম ব্যাখ্যার জন্য আদ্রবিশ্লেষণ প্রক্রিয়ার আশ্রয় নেওয়ার প্রয়োজন নেই।
প্রকৃতপক্ষে, আদ্রবিশ্লেষণ ব্রনস্টেড্‌ তত্ত্বেরই অঙ্গ।



উভয়ক্ষেত্রেই বিক্রিয়া দুটি আদ্রবিশ্লেষণের আয়নীত সমীকরণ।

সীমাবদ্ধতা—

সংজ্ঞাটি প্রোটনকেন্দ্রিক, ফলে প্রোটিক (Protic) পদার্থের ক্ষেত্রেই প্রযোজ্য। অথচ অনেক অ্যাপ্রোটিক (Aprotic) যৌগ অ্যাসিড ও ক্ষার ধর্ম দেখায়, যা ব্রনস্টেড্‌ তত্ত্বদ্বারা ব্যাখ্যা করা যায়না।

অনুশীলনী-2

1. নীচের শূন্যস্থানগুলি পূরণ করুন—

উভয়েই আনায়ন—এরূপ একটি অনুবদ্ধ অ্যাসিড-ক্ষার জোড়.....এবং.....। H^- আয়নের অনুবদ্ধ অ্যাসিডটি.....। একটি Ampholyte। $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$ এর অনুবদ্ধ অ্যাসিড.....এবং অনুবদ্ধ ক্ষার.....।.....দ্রাবকে NH_3 একটি মৃদু ক্ষার, কিন্তু দ্রাবকে তীব্র ক্ষার। অ্যাসিডের K_A এর মান যত বেশি অনুবদ্ধ ক্ষার তত.....। জলীয় দ্রবণের তুলনায়, তরল অ্যামোনিয়া দ্রাবকে HF এর আয়ন বিয়োজন ধ্রুবকের মান.....পায় ; কিন্তু অ্যাসেটিক অ্যাসিড দ্রাবকে.....পায়। অ্যাসেটিক অ্যাসিডের অনুবদ্ধ অ্যাসিড ও ক্ষার যথাক্রমে.....এবং.....।

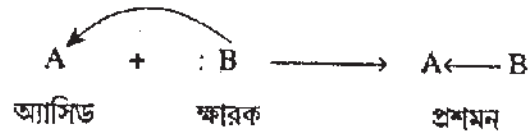
2. Na_2O এর জলীয় দ্রবণ তীব্র ক্ষারীয়। দ্রবণের ব্রনস্টেড্‌ ক্ষারটি কি? উত্তরের স্বপক্ষে যুক্তি দিন।
3. জলীয় AlCl_3 অ্যাসিডিক, কিন্তু NaCl প্রশম। ব্যাখ্যা করুন।

4. Na_2CO_3 , Na_3PO_4 , CH_3COONa , Na_2S এর জলীয় দ্রবণগুলি ক্ষারীয়। ব্যাখ্যা করুন।
5. অনার্দ্র অ্যাসেটিক অ্যাসিড দ্বাৰকে নীচের তীব্র অ্যাসিডগুলির শক্তিমাত্রার ক্রম এরূপ $\text{HClO}_4 > \text{HBr} > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{HCl} > \text{HNO}_3$ । ব্যাখ্যা করুন।

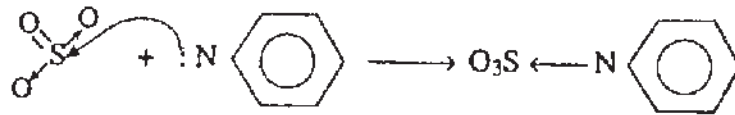
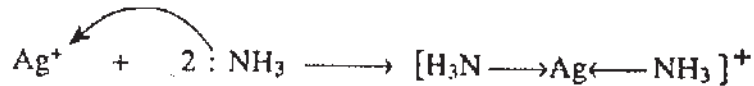
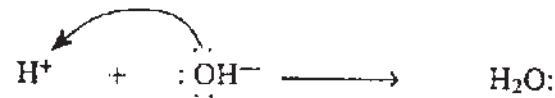
4.2.4 লুইসের ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব (Lewis Electronic Theory) :

ইতিমধ্যে আবিষ্কৃত হয়েছে ইলেকট্রন এবং এও জানা গেছে, পদার্থের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম এই মৌলিক কণাটির দ্বারাই নির্ণীত হয়। স্বাভাবিক কারণেই বিজ্ঞানীরা অ্যাসিড ও ক্ষারের ইলেকট্রন নির্ভর সংজ্ঞার প্রয়োজন অনুভব করছিলেন এবং লুইসের (G. N. Lewis) তত্ত্ব এরূপই একটি প্রচেষ্টা। এই তত্ত্ব অনুযায়ী—

ক্ষার এখন একটি Species (অণু বা আয়ন) যা অ্যাসিডকে একজোড়া ইলেকট্রন প্রদান করে অসমযোজী বন্ধন তৈরি করে। অন্যদিকে, অ্যাসিড Species ক্ষার প্রদত্ত এই ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করতে পারে। অসমযোজী বন্ধন গঠনই প্রশমন প্রক্রিয়া। সাধারণভাবে—

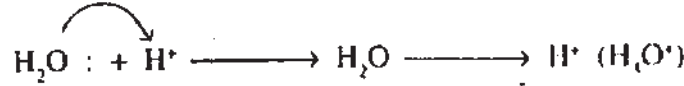
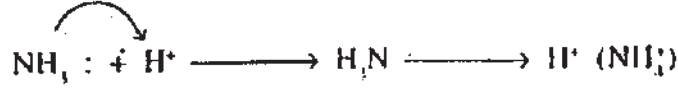


উদাহরণ



- সমযোজী বন্ধনের আধুনিক ধ্যান ধারণা অনুসারে, লুইস ক্ষারের দাতা পরমাণুর কক্ষক বা Orbital-এ একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় অবশ্যই থাকবে এবং লুইস অ্যাসিডের গ্রাহক পরমাণুর উপর থাকবে এই ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করার মত উপযুক্ত ফাঁকা গ্রাহক কক্ষক।

- ব্রনস্টেড তত্ত্বের সঙ্গে তুলনায় দেখা যায়, সকল ব্রনস্টেড ক্ষারই লুইস ক্ষার কিন্তু সকল লুইস ক্ষার ব্রনস্টেড ক্ষার নয়। উদাহরণ—



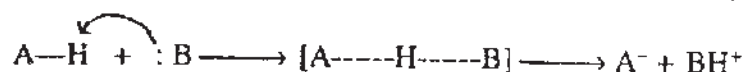
- লুইস অ্যাসিড ও ক্ষার যৌগের গঠন বৈশিষ্ট্য ও উদাহরণ

লুইস অ্যাসিড	1. ধাতব ক্যাটায়ন, বিশেষতঃ যাদের জটিল যৌগ গঠনের প্রবণতা তীব্র। উদাহরণ—d-ব্লক ধাতব ক্যাটায়ন, Be^{++}, Al^{+++} ইত্যাদি। 2. সেই সকল যৌগ যাদের কেন্দ্রীয় পরমাণুর অষ্টকপূর্তি অসম্পূর্ণ। উদাহরণ—BF_3, AlCl_3, BeCl_2 ইত্যাদি। 3. সেই সকল যৌগ যাদের কেন্দ্রীয় পরমাণুর অনুচ্চ শক্তি স্তরে ফাঁকা d-কক্ষক বর্তমান। উদাহরণ—SiCl_4, SnX_4, TiCl_4 ইত্যাদি। 4. সেই সকল যৌগ যাদের অণুতে অসম ইলেকট্রোনেগেটিভিটি সম্পন্ন পরমাণু বহুবন্ধনে যুক্ত। উদাহরণ— $\text{CO}_2(\text{O}=\text{C}=\text{O})$, $\text{SO}_3(\text{O}=\text{S}(\text{O})_2)$, N_2O_5 ইত্যাদি।
লুইস ক্ষার	1. সবরকম অ্যানায়ন। উদাহরণ : হ্যালাইড, CN^-, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ইত্যাদি। 2. সেই সকল যৌগের অণু যাদের প্রদেয় নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বর্তমান। উদাহরণ NH_3, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, CO, H_2O, ইথার, থায়োইথার ইত্যাদি।

লুইস তত্ত্বের সাফল্য ও সীমাবদ্ধতা :

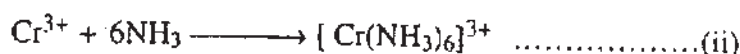
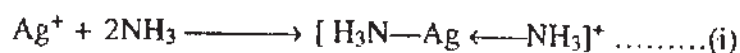
1. অন্যসকল তত্ত্বের তুলনায় এটি সর্বাপেক্ষা সর্বজনীন (Generalised), প্রোটিক এবং অ্যাপ্রোটিক সকল যৌগের ক্ষেত্রেই প্রযোজ্য এবং দ্রাবক নির্ভরশীল।

2. তা সত্ত্বেও এই তত্ত্ব সর্বস্বীকৃত প্রোটিনিক ব্রনস্টেড অ্যাসিডের অ্যাসিড ধর্ম সরাসরি ব্যাখ্যা করতে অক্ষম। সমযোজী বন্ধনে যুক্ত অবস্থায় প্রোটিনের ফাঁকা গ্রাহক কক্ষক না থাকায় প্রোটিনিক অ্যাসিড সরাসরি ইলেকট্রন জোড় গ্রহণে অক্ষম। লুইস তত্ত্বের এই ত্রুটি মুক্ত করতে নিম্নরূপ অন্তর্বর্তী অবস্থার (Intermediate State) কল্পনা করা হয়েছে, যেখানে প্রোটিন প্রথমে আংশিক এবং পরবর্তী ধাপে পূর্ণ বন্ধন দ্বারা লুইস ক্ষারের সাথে যুক্ত হয়।



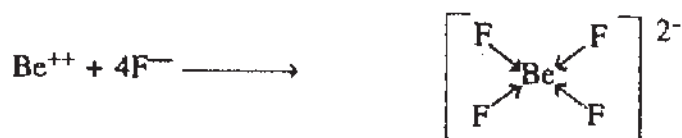
3. এই তত্ত্বের ভিত্তিতে অ্যাসিড-ক্ষার প্রশমন বিক্রিয়া এবং কোঅর্ডিনেশন জটিল যৌগ গঠন বিক্রিয়ার মধ্যে সম্পর্ক তফাত করা অসম্ভব। এই অসুবিধা অতিক্রমের জন্য লুইসের ধর্মভিত্তিক সংজ্ঞার (ইউনিট 4.2.1) আশ্রয় নেওয়া হয়েছে।

উদাহরণ :



বিক্রিয়া (i) দ্রুত, অতএব, অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়া। কিন্তু বিক্রিয়া (ii) শ্লথ, তাই এটি কোঅর্ডিনেশন বা জটিল যৌগ গঠন বিক্রিয়া।

4. লুইস তত্ত্ব অ্যাসিড বা ক্ষারের তুলনামূলক শক্তিমাত্রার ব্যাখ্যা দিতে অক্ষম। যেমন, Be^{++} এর সাপেক্ষে NH_3 অপেক্ষা F^- তীব্র ক্ষার, কারণ F^- আয়ণ অধিক সুস্থিত $[BeF_4] =$ গঠন করে।



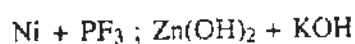
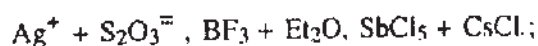
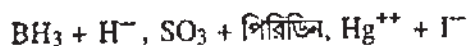
কিন্তু, Cu^{++} এর সাপেক্ষে NH_3 তীব্রতর ক্ষার



অতএব, লুইস তত্ত্ব অ্যাসিড বা ক্ষারের শক্তিমাত্রার ক্রমিক স্কেল তৈরিতে সম্পূর্ণ ব্যর্থ।

অনুশীলনী-3

নিম্নলিখিত অ্যাসিড-ক্ষার জোড়গুলির লুইস-প্রশমন প্রক্রিয়া দেখান।



1.2.5 কঠিন ও কোমল অ্যাসিড-ক্ষার নীতি [Hard and Soft Acid Base principle HASAB)] :

সীমাবদ্ধতা সত্ত্বেও লুইস তত্ত্বের সর্বজনীনতা রসায়নবিদ মহলে গুরুত্ব লাভ করে। এই তত্ত্বের ভিত্তিতে কল অজৈব রাসায়নিক বিক্রিয়াকে মোট দুই শ্রেণীতে ভাগ করা যেতে পারে—অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়া এবংারণ-বিজারণ বিক্রিয়া।

আগেই বলা হয়েছে, লুইস তত্ত্ব অ্যাসিড ও ক্ষারের শক্তিমাত্রার তুলনামূলক বিচারে বার্থ। R. G. Pearson-র মতে, ক্ষারের ইলেকট্রন জোড় প্রদানের ক্ষমতা এবং অ্যাসিডের তা গ্রহণের ক্ষমতা থাকলেই হবে না, তাদের মধ্যে অসমযোজী বন্ধনে সৃষ্ট যুত যৌগটির স্থিতি বা Stability-ও গুরুত্বপূর্ণ। এই স্থিতি অ্যাসিড ও ক্ষারের দুটি বিশেষ ধর্মের উপর নির্ভরশীল এবং সেগুলি হল, কঠিন্য এবং কোমলতা (Hardness and Softness)। এরই ভিত্তিতে পিয়ার্সন 'কঠিন-কোমল অ্যাসিড-ক্ষার নীতি' উপস্থাপন করেন।

সংজ্ঞা :

কঠিন অ্যাসিড / ক্ষার এমন একটি Species যার অংশগ্রহণকারী পরমাণুটি আকারে ছোট এবং যার যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রনকে সহজে মেরুকৃত (Polarised) বা অপসারিত করা যায় না। এক্ষেত্রে পরমাণুর ইলেকট্রন স্তর অনমনীয়।

কোমল অ্যাসিড / ক্ষার এরূপ একটি লুইস ক্ষার যার ইলেকট্রন প্রদায়ী পরমাণু আকারে বড় এবং যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রন স্তর সহজেই মেরুকরণযোগ্য (Polarisable) বা নমনীয়।

উদাহরণ :

কঠিন অ্যাসিড : Be^{++} , B^{+3} , BF_3 ইত্যাদি। এক্ষেত্রে ক্যাটায়নগুলি উচ্চ আয়ন-বিভব সম্পন্ন এবং BF_3

অণুতে উচ্চ ইলেকট্রোনেগেটিভ I-পরমাণু সমযোজী বন্ধনে যুক্ত। ফলে, প্রত্যেকেরই যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রন স্তর অনমনীয়।

কঠিন ক্ষার : F^- , OH^- , অক্সিঅ্যানায়ন। উচ্চ অপরাভিজিক F, O-পরমাণুর যোজ্যতা স্তর অনমনীয়।

কোমল অ্যাসিড : Hg^{++} —আকারে বড় এবং কম আয়ন-বিভব সম্পন্ন

BH_3 —মৃদু ইলেকট্রোনেগেটিভ H—পরমাণু যুক্ত থাকায় B-পরমাণুর যোজ্যতা স্তর নমনীয়।

কোমল ক্ষার : $S^{=}$, $R^{=}$, $H^{=}$ —আকারে বড় বা অপরাভিজিক ধর্মিতা কম হওয়ায় যোজ্যতা স্তর নমনীয়।

নীতি : কঠিন অ্যাসিডের কঠিন ক্ষারের সাথে যুক্ত হবার প্রবণতা বেশি এবং অধিক সুস্থিত যৌগ গঠন করে। অপরদিকে কোমল অ্যাসিড কোমল ক্ষার যৌগ অধিক সুস্থিত।

এই ধর্মের ভিত্তিতে পিয়ার্সন লুইস অ্যাসিড ও ক্ষারগুলিকে নিম্নলিখিত তিনটি শ্রেণীতে ভাগ করেছেন—কঠিন, কোমল ও সীমান্তবর্তী (Borderline)।

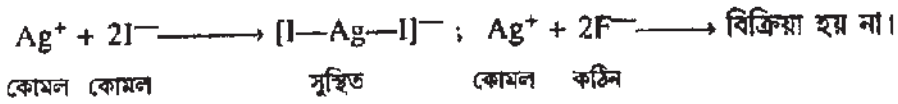
	কঠিন	কোমল	সীমান্তবর্তী
অ্যাসিড	H^+ , Na^+ , K^+ , Be^{++} , Al^{3+} , Fe^{3+} , BF_3 , Si^{4+} , Ti^{4+} , Co^{3+} , $AlCl_3$, SO_3 , CO_2	Cu^+ , Ag^+ , Hg^{2+} , Hg^+ , Cd^{2+} , Pt^{2+} , BH_3 , CH_3Hg^+ , I^+ , Br^+ , M^0 (ধাতব পরমাণু) GaI_3 , I_2 , Br_2	Fe^{2+} , CO^{2+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , SO_2 , NO^+ , GaH_3 , $B(CH_3)_3$
ক্ষার	H_2O , OH^- , F^- , $CH_3CO_2^-$, PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , ROH , RO^- , NH_3 , N_2H_4	R_2S , RSH , I^- , RS^- , SCN^- , $S_2O_3^{2-}$, R_3P , CN^- , CO , C_2H_4 , H^- , $R^{=}$	Br^- , NO_2^- , SO_3^{2-} , N_3^- , C_5H_5N

HASAB নীতির প্রয়োগ :

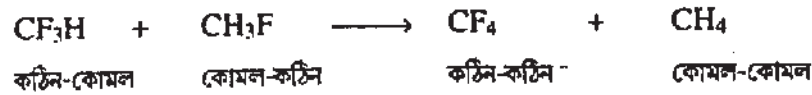
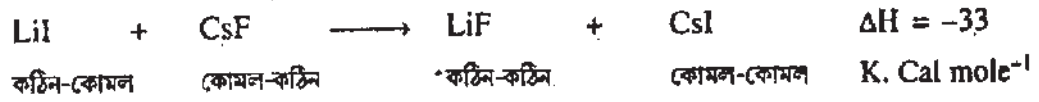
এই নীতির প্রয়োগে লুইস অ্যাসিড ও ক্ষারের প্রতিযোগিতামূলক বিক্রিয়ার গতি প্রকৃতি এবং সুস্থিত উৎপন্ন পদার্থের ব্যাখ্যা দেওয়া সম্ভব হয়েছে।

উদাহরণ :

- যৌগের সুস্থিতি ব্যাখ্যা করা সম্ভব। যেমন, $[AgI_2]$ সুস্থিত কিন্তু $[AgF_2]^-$ নয়।



- বিক্রিয়ার অভিযুক্ত অনুমান সম্ভব :



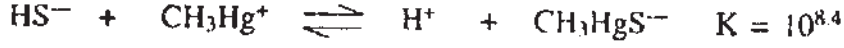
কঠিন-কোমল অ্যাসিড-ক্ষারের শক্তিমাত্রা (Quantitative Hardness and Softness)---

অ্যাসিড বা ক্ষারের কঠিন্য বা কোমলতার মাত্রা নির্ণয়ের জন্য পরীক্ষামূলক অ্যাসিড বা ক্ষারকে অতি কঠিন এবং অতি কোমল এরূপ দুটি reference ক্ষার বা অ্যাসিডের মধ্যে প্রতিযোগিতামূলক বিনিময় বিক্রিয়া সংঘটিত করা হয় এবং এই বিক্রিয়ার সাম্যাবস্থার মান ঐ অ্যাসিড বা ক্ষারের কঠিন্য বা কোমলতার মাত্রা নির্দেশ করে। যেমন ক্ষার, B এর সঙ্গে অতি কঠিন H^+ এবং অতি কোমল CH_3Hg^+ -এর বিনিময় সাম্যটি এইরকম।



কোমল ক্ষারের ক্ষেত্রে বিক্রিয়াটি ডান অভিযুক্তী এবং কঠিন ক্ষারের ক্ষেত্রে বাম অভিযুক্তী হবে।

উদাহরণ :



দ্রঃ Reference অ্যাসিড দুটি এক আধান বিশিষ্ট হওয়ায় বিনিময় সাম্যটি একধাপ বিশিষ্ট এবং সরল হয়।

কাঠিন্য ও কোমলতার তাত্ত্বিক ভিত্তি :

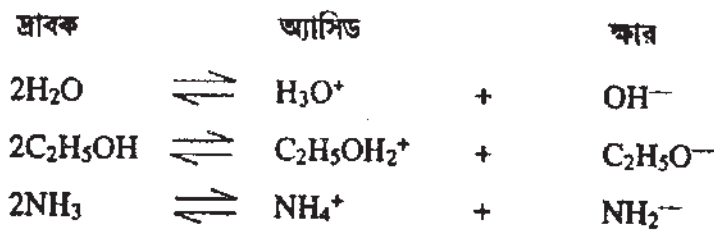
স্বাভাবিকভাবেই প্রশ্ন জাগে পক্ষপাতমূলক কঠিন-কঠিন এবং কোমল-কোমল যুত যৌগ গঠনের ভিত্তি কি? এ বিষয়ে বিভিন্ন মতামতের পর্যালোচনা করলে গুণগত দিক থেকে বলা যায়—কঠিন-কঠিন বন্ধন মূলতঃ Electrostatic বা আয়নীয়। বেশিরভাগ কঠিন অ্যাসিড ও ক্ষারগুলি, যেমন, Li^+ , Na^+ , K^+ , F^- , OH^- ইত্যাদির তড়িৎযোজী বন্ধন তৈরির প্রবণতাই বেশি। অপরদিকে, কোমল-কোমল বন্ধন মূলতঃ সমযোজী বন্ধন। যেমন—সন্ধিগত ধাতব মৌল Ag, Hg প্রভৃতির সঙ্গে Cl এর বন্ধন ক্ষারধাতুর ক্লোরাইডের তুলনায় অনেক বেশি সমযোজী। বাস্তবে প্রথমোক্ত species গুলি সকলেই কোমল।

অনুশীলনী-4

1. PbF_4 যৌগটি সুস্থিত কিন্তু PbI_4 দুঃস্থিত। ব্যাখ্যা করুন।
2. কিউপ্রিক সালফাইড অপেক্ষা কিউপ্রাস সালফাইড অধিক সুস্থিত। —ব্যাখ্যা করুন।

4.2.6 দ্রাবক-তন্ত্র তত্ত্ব (Solvent System Theory)

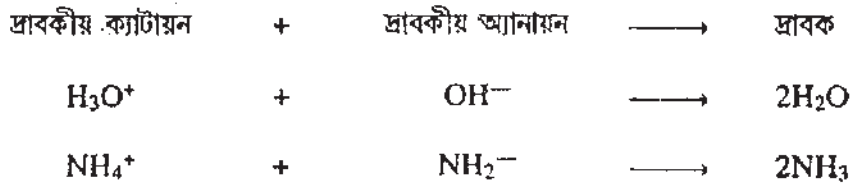
আরহেনিয়াস্ তত্ত্বের সীমাবদ্ধতার বিশ্লেষণ থেকে (4.2.2) আমরা জেনেছি, দ্রবণে মুক্ত H^+ আয়নের সৃষ্টি একটি অবাস্তব কল্পনা। প্রকৃতপক্ষে, H^+ আয়ন জলের সঙ্গে যুক্ত অবস্থায় H_3O^+ আয়নরূপে বিদ্যমান। সেক্ষেত্রে, জলে এবং অনুরূপে, ইথানল ও তরল অ্যামোনিয়া দ্রাবকে কার্যকরী আম্লিক ও ক্ষারীয় আয়নগুলি নিম্নরূপ :



১৯০৫ খ্র. ফ্র্যাঙ্কলিন (E. C. Franklin) এরূপ পর্যবেক্ষণের ভিত্তিতে তাঁর দ্রাবক-সিস্টেম তত্ত্ব নিম্নরূপে উপস্থাপন করেন—

স্বল্পমাত্রায় হলেও, জলের ন্যায় সকল দ্রাবকেরই উপরোক্তভাবে স্বতঃআয়ন-বিয়োজন ঘটে এবং সমান সংখ্যায় দ্রাবকীয় ক্যাটায়ন (Solvent Characteristic Cation) এবং দ্রাবকীয় অ্যানায়ন (Solvent characteristic Anion) উৎপন্ন করে। এরূপ দ্রাবকে যে দ্রাব আয়ন-বিয়োজন বা দ্রাবকের সাথে বিক্রিয়ায় দ্রাবকীয় ক্যাটায়নের মাত্রা (concentration) বৃদ্ধি করে তা অ্যাসিড। অপরদিকে, যে দ্রাব অনুরূপভাবে দ্রাবকীয় অ্যানায়নের মাত্রা বৃদ্ধি করে তা ক্ষার।

প্রশমন—দ্রাবকীয় ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের পারস্পরিক বিক্রিয়ায় দ্রাবক উৎপন্ন হয়—এটাই প্রশমন। উপরোক্ত উদাহরণগুলিতে পশ্চাদগামী বিক্রিয়াগুলিই প্রশমন। অর্থাৎ—



জল ও তরল অ্যামোনিয়া দ্রাবকে অ্যাসিড ও ক্ষারধর্মী যৌগের কিছু নমুনা नीচে দেওয়া হল—

দ্রাবক	যৌগ	দ্রাবকের সঙ্গে বিক্রিয়া	সিদ্ধান্ত
	HCl :	$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$	অ্যাসিড
জল	$NH_4Cl :$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$	অ্যাসিড
	$Al(H_2O)^{3+} :$	$Al(H_2O)^{3+} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Al(OH)^{2+}$	অ্যাসিড
	$Na_2O :$	$O^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2OH^-$	ক্ষার
	$NaOEt :$	$OEt^- + H_2O \longrightarrow EtOH + OH^-$	ক্ষার
	$NaNH_2 :$	$NH_2^- + H_2O \longrightarrow NH_3 + OH^-$	ক্ষার
	HCl :	$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$	অ্যাসিড
অ্যামোনিয়া	$NH_4Cl :$	$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$	অ্যাসিড

দ্রাবক	যৌগ	দ্রাবকের সঙ্গে বিক্রিয়া	সিদ্ধান্ত
$\text{Li}_3\text{N} :$	$\text{Li}_3\text{N} + 2\text{NH}_3 \longrightarrow 3\text{Li}^+ + 3\text{NH}_2^-$		ক্ষার
$\text{NaNH}_2 :$	$\text{NaNH}_2 \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{NH}_2^-$		ক্ষার

অজলীয় অ্যামপ্রোটিক দ্রাবকে দ্রাবক-সিস্টেম তত্ত্ব—

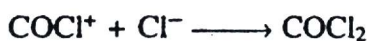
অনেক ক্ষেত্রেই দ্রাবক-সিস্টেম তত্ত্ব প্রোটনীয় সংজ্ঞাকে অতিক্রম করতে পারেনি, কিন্তু অজলীয় অ্যামপ্রোটিক দ্রাবকেও এর প্রয়োগের ফলে এক বিশেষ মাত্রা লাভ করেছে। যেমন, তরল ফসজিন (COCl_2), SO_2 এবং N_2O_4 দ্রবণে অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়ার ব্যাখ্যা দেওয়া সম্ভব হয়েছে।

দ্রাবক	দ্রাবকীয় ক্যাটায়ন	দ্রাবকীয় অ্যানায়ন
$\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}^+$	$+$	Cl^-
$2\text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}^{++}$	$+$	$\text{SO}_3^{=}$
$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{NO}^+$	$+$	NO_3^-

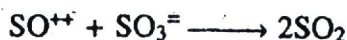
- ফসজিন দ্রবণে AlCl_3 , BCl_3 প্রভৃতি অ্যাসিড, কারণ—



এবং $[\text{N}(\text{CH}_3)_4]\text{Cl}$, CaCl_2 ইত্যাদি ক্ষার। প্রশমন নিম্নরূপ



- তরল SO_2 দ্রাবকে থায়োনিল যৌগ [SOCl_2 , $\text{SO}(\text{SCN})_2$, SO_3] ইত্যাদি অ্যাসিড এবং সালফাইট লবণ ক্ষার। প্রশমন প্রক্রিয়াটি—



- POCl_3 দ্রাবকে সংঘটিত অ্যাসিড ক্ষার বিক্রিয়া নিম্নলিখিত স্বতঃ আয়ন-বিয়োজন দ্বারা ব্যাখ্যা করা হয় ; $\text{POCl}_3 \rightleftharpoons \text{POCl}_2^+ + \text{Cl}^-$ বা $2\text{POCl}_3 \rightleftharpoons \text{POCl}_2^+ + \text{POCl}_4^-$

সীমাবদ্ধতা—

দ্রাবক-সিস্টেম তত্ত্বের দ্রাবক নির্ভরতা এবং অ্যাসিড/ক্ষার Species এর বিভিন্নতা এই তত্ত্বের অন্যতম

দুর্বলতা। জলীয় দ্রবণের গভী অতিক্রম করলেও এই তথ্যের সীমাবদ্ধতা প্রায় আরহেনিয়াস্ তথ্যের মতই। তাছাড়া কোন কোন দ্রাবকের ক্ষেত্রে (যেমন, SO_2 , POCl_3) 'স্বতঃ আয়ন-বিশোধন' কল্পনা অপ্রমিত।

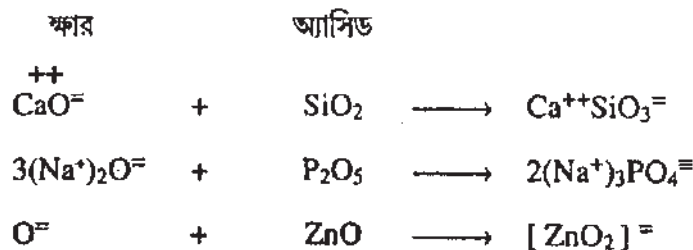
অনুশীলনী-5

1. তরল SO_2 দ্রাবকে SO_3 এবং ফসজিন দ্রাবকে AlCl_3 আম্লিক—ব্যাখ্যা করুন।
2. তরল অ্যামোনিয়া দ্রাবকে NH_4Cl এবং NaNH_2 এর দুটি দ্রবণ মিশ্রিত করা হল। কী ঘটে সমীকরণসহ বর্ণনা করুন।
3. N_2O_4 দ্রাবকে কোন যৌগ দ্রবীভূত করলে দ্রবণ আম্লিক হবে?

4.2.7 লাক্স-ফ্লাড মতবাদ (Lux-Flood Concept)

এই মতবাদটি প্রথমে লাক্স (1939) প্রতিষ্ঠিত করেন এবং পরে ফ্লাড (1947) তাকে প্রসারিত করেন। মতবাদটি অক্সাইড আয়ন ($\text{O}^{=}$) ভিত্তিক। এক্ষেত্রে, যে পদার্থ $\text{O}^{=}$ আয়ন দান করতে পারে তা ক্ষার এবং যে পদার্থ $\text{O}^{=}$ আয়ন গ্রহণ করে তা অ্যাসিড।

উদাহরণ—



এই মতবাদটি উচ্চ তাপমাত্রায় গলিত অক্সাইড মাধ্যমে প্রযোজ্য।

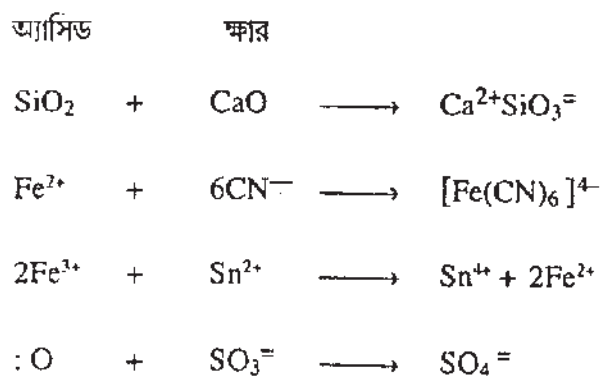
4.2.8 উসানভিচ্ (M. Usunovich, 1939) মতবাদ

ব্রনষ্টেড ও লুইসের সংজ্ঞা অতি ব্যবহৃত হলেও অন্যান্য মতবাদগুলির মধ্যে উসানভিচ্‌র মতবাদ অবশ্যই আলোচ্য। এই সংজ্ঞাকে 'ধনাত্মক-ঋণাত্মক (Positive-Negative) সংজ্ঞা'-ও আখ্যা দেওয়া হয়। সংজ্ঞানুসারে—অ্যাসিড এরূপ একটি Species যা ক্যাটায়ন ত্যাগ করতে পারে, অ্যানায়ন বা ইলেকট্রন যোগ করতে পারে। ক্ষার এমন একটি Species যা অ্যানায়ন বা ইলেকট্রন ত্যাগ করতে পারে অথবা ক্যাটায়ন যোগ করতে পারে।

উসানভিচ্ তথ্য যদিও পূর্ববর্তী সকল সংজ্ঞাগুলিকে অন্তর্ভুক্ত করেছে, তথাপি এর অতি সর্বজনীনতা তথাকথিত জারণ-বিজারণ বিক্রিয়াকেও এর অন্তর্ভুক্ত করেছে।

প্রকৃতপক্ষে সকল বিক্রিয়াই তখন অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়ারূপে গণ্য হতে পারে। এই অতিসর্বজনীনতাই এ তত্ত্বের অন্যতম সীমাবদ্ধতা।

উদাহরণ—



উল্লেখ্য, শেষের বিক্রিয়াদুটি সাধারণ জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া শ্রেণীর অন্তর্ভুক্ত।

4.3 তত্ত্বের প্রয়োগ এবং বিভিন্ন ক্ষেত্রে অ্যাসিড/ক্ষার শক্তির ধারা

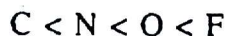
মূলতঃ ব্রনস্টেড ও লুইস তত্ত্বের আলোকে বিভিন্ন জৈব ও অজৈব যৌগের শক্তিমাত্রার পরিমাপ সম্ভব হয়েছে। প্রোটনিক অ্যাসিডের ক্ষেত্রে শক্তিমাত্রা K_A বা $\text{p}K_A^*$ -র মান দ্বারা প্রকাশ করা হয়। বিভিন্ন অ্যাসিডের $\text{p}K_A$ -র মানগুলির তুলনামূলক পর্যালোচনা করলে অনেকক্ষেত্রে তাদের মধ্যে বিশেষ ধারা (Trend) লক্ষ্য করা যায়। এসবের কারণ মূলতঃ আন্তঃ আণবিক (Intra molecular) ; যার অনেকটাই ইলেকট্রনীয় (Electronic) এবং কিছুটা Steric। আবার অজৈব অ্যাসিড বা ক্ষারের ক্ষেত্রে পর্যায় সারণীর প্রভাব লক্ষ্যণীয়। একই শ্রেণীভূক্ত মৌলগুলির তৈরি অ্যাসিড বা ক্ষারের মধ্যে উল্লম্ব (Vertical) বা শ্রেণী সম্পর্ক ; অথবা একপর্যায়ভূক্ত মৌলের এক জাতীয় যৌগের মধ্যে আনুভূমিক (Horizontal) বা পর্যায় সম্পর্ক লক্ষ্য করা যায়। এই অনুচ্ছেদে উপরোক্ত বিষয়গুলির উপর আলোকপাত করা হবে।

4.3.1 হাইড্রাসিডের শক্তিমাত্রা

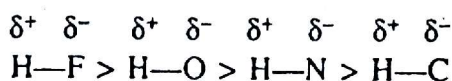
একই পর্যায়ভূক্ত হাইড্রাইডগুলির মধ্যে অ্যাসিডধর্ম বাঁদিক থেকে ডানদিকে ক্রমাগত বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ

$$*K_A = \text{অ্যাসিড বিয়োজন ধ্রুবক এবং } \text{p}K_A = -\log_{10} K_A।$$

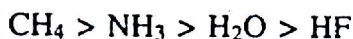
মৌলের ক্রমবর্ধমান ইলেকট্রোনেগেটিভিটি এই ধর্ম নির্ণয় করে। যেমন, পর্যায় সারণীর দ্বিতীয় সারণীর মৌলগুলির ইলেকট্রোনেগেটিভিটির ক্রম—



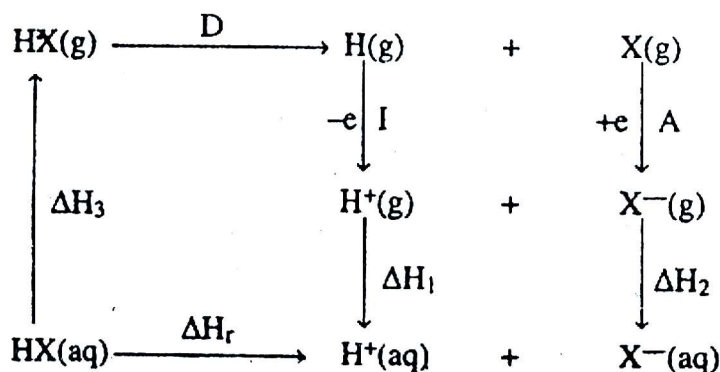
অতএব 'হাইড্রোজেন—অধাতু' সমযোজী বন্ধনের Polarity বা ধ্রুবীকৃততার ক্রম—



অর্থাৎ সর্বোচ্চ ইলেকট্রোনেগেটিভ F পরমাণুযুক্ত HF অণুর প্রোটন ত্যাগের প্রবণতা CH_4 অপেক্ষা অনেক বেশি। সেজন্যই pK_A -এর মানের ক্রম নিম্নরূপ



একই শ্রেণীর অধাতব হাইড্রাইডের শক্তিমাত্রা নীচের দিকে ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়, $HF < HCl < HBr < HI$ । শক্তিমাত্রার এই ধারা ইলেকট্রোনেগেটিভিটি নির্দেশিত ধারার বিপরীত, অর্থাৎ HF সর্বাপেক্ষা তীব্র এবং HI সর্বাপেক্ষা মৃদু অ্যাসিড হওয়া উচিত ছিল। এরূপ যৌগের শক্তিমাত্রার ব্যাখ্যায় নিম্নলিখিত 'তাপ রাসায়নিক চক্র' (Thermochemical Cycle) আমাদের সাহায্য করে। এরূপ 'Born-Haber'-জাতীয় চক্রে, জলীয় হাইড্রাসিড HX -এর অ্যাসিড-বিশোধন প্রক্রিয়াটিকে এমন কয়েকটি সরল প্রক্রিয়ার সমষ্টিরূপে দেখানো হয়েছে যে অ্যাসিড-বিশোধনের বিক্রিয়াতাপ (ΔH_r) বিভিন্ন সরল প্রক্রিয়ার বিক্রিয়াতাপের সমষ্টির সমান (হেসের তাপ সমষ্টির নিত্যতা সূত্র অনুসারে)



এখানে, $D = H-X$ বন্ধন শক্তি ;

$I =$ আয়নীকরণ শক্তি (Ionisation Energy)।

$A =$ ইলেকট্রন আসক্তি। অতএব $X(g)$ এর ইলেকট্রন

সংযুক্তিকরণ Enthalpy $= -A$

$\Delta H_1 = H^+(g)$ এর হাইড্রেশন Enthalpy

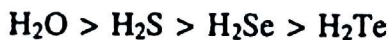
$\Delta H_2 = X^-(g)$ এর হাইড্রেশন Enthalpy

$\Delta H_3 = HX(g)$ এর হাইড্রেশন Enthalpy

অতএব, $\Delta H_f = D + I - A + \Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_3$ অপরদিকে, জলীয় দ্রবণে HX এর অ্যাসিড-বিশোধন প্রক্রিয়ার Entropy-র পরিবর্তন, $\Delta S_f (= S_{H^+aq} + S_{X^-aq} - S_{HXaq})$ একাধিক আসন্নায়নের ভিত্তিতে (Approximation) নির্ণীত হয়েছে। তাপগতিবিদ্যার মুক্তশক্তির (Free Energy) ধারণা থেকে—
প্রমান অবস্থায়, $\Delta G_f^\circ = \Delta H_f^\circ - T\Delta S_f^\circ$

$$\text{অএবং } \Delta G^\circ = -RT \ln K_A$$

উপরে বর্ণিত পরীক্ষালব্ধ শক্তি মানগুলির সাহায্যে এবং বিভিন্ন আসন্নায়নের ভিত্তিতে হ্যালোজেন হাইড্রোসিডগুলির pK_A -এর যে মান গণনা করা হয়েছে তা পরীক্ষালব্ধ মানের সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ। উপরোক্ত শক্তিসূত্রের Thermodynamic উপাত্তগুলি (Data) 4.3.1 (ক) সারণীতে দেওয়া হল। সারণী 4.3.1 (খ) থেকে দেখা যায়, গণনাকৃত ΔH_f° এর মানগুলি হাইড্রোজেন হ্যালাইডের বন্ধনশক্তির সঙ্গে একই অভিমুখে পরিবর্তিত হয়। অর্থাৎ HF থেকে HI অভিমুখে বন্ধন ক্রমাগত দুর্বল হওয়ায় অ্যাসিড-বিশোধন বৃদ্ধি পায়। তাই ইলেকট্রোনেগেটিভিটি অপেক্ষা HX এর বন্ধন শক্তিই (D) তার শক্তিমাত্রা নির্ণয়ের সূচক। শ্রেণীতে এই D এর মান দ্রুতহারে হ্রাস পায় এবং HX এর বিশোধন সহজতর হয়। সেজন্যই HF দুর্বলতম এবং HI তীব্রতম অ্যাসিড। অন্যান্য অধাতব হাইড্রাইডের ক্ষেত্রেও একই ব্যাখ্যা প্রযোজ্য। যেমন VIA শ্রেণীর হাইড্রাইডের pK_A -এর মানের ক্রম—



সারণী 4.3.1 (ক)

হাইড্রোজেন হ্যালাইডের Thermodynamic উপাত্ত K. Cal mole⁻¹

	HF	HCl	HBr	HI
D	134.6	103.2	87.5	71.4
A	82.2	87.3	82.0	75.7
I	315	315	315	315
$\Delta H_1 + \Delta H_2$	-381.9	-348.8	-340.7	-330.3
ΔH_3	-11.5	-4.2	-5.0	-5.5
ΔS°	-20.8	-13.4	-9.1	-3.2

সারণী 4.3.1 (খ)

হাইড্রোজেন হ্যালাইডের pK-এর মান গণনা

	$\Delta H^\circ_f/\Delta H_f^\circ$	$T\Delta S^\circ_f/\Delta S_f^\circ$	$\Delta G^\circ_f/\Delta G_f^\circ$	pK _A calc.	pK _A exp.
HF	-3.0	-6	3	2	3
HCl	-13.7	-4	-10	-7	-7
HBr	-15.2	-3	-12	-9	-9
HI	-14.1	-1	-13	-10	-10

4.3.2 অজৈব অক্সি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা

অজৈব অক্সি অ্যাসিডগুলির শক্তিমাত্রার (pK_A) পর্যালোচনা করলে বিভিন্ন ধারা (Trend) লক্ষ্য করা যায়। পরীক্ষালব্ধ pK_A -র ভিত্তিতে তাদের মোটামুটি চারটি শ্রেণীতে ভাগ করা যায় (সারণী 4.3.2)। pK_A -র মানসহ কিছু অ্যাসিডের গঠনসংকেত উক্ত সারণীতে দেওয়া হল।

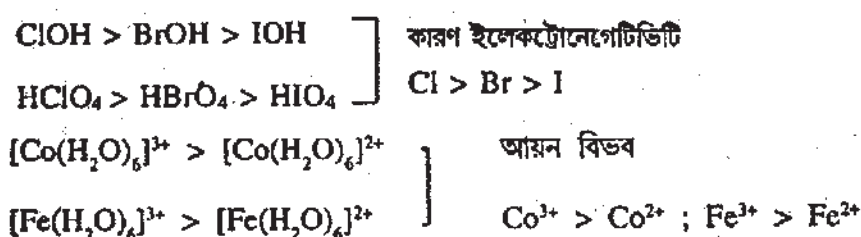
সারণী 4.3.2

অজৈব অক্সি-অ্যাসিড ও pK_A -র মান

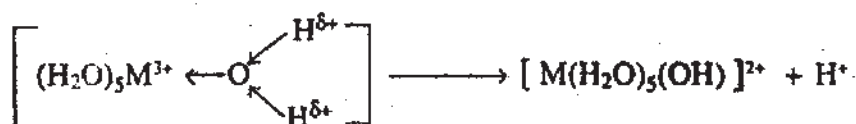
প্রথম বিভাগ			দ্বিতীয় বিভাগ		
শ্রেণী	উদাহরণ	pK _A	শ্রেণী	উদাহরণ	pK _A
X(OH) _n	H ₄ GeO ₄ ≡ Ge(OH) ₄	8.6	XO(OH) _n	H ₃ PO ₄ ≡ PO(OH) ₃	2.1
	H ₃ AsO ₃ ≡ As(OH) ₃	9.2		H ₃ PO ₃ ≡ HPO(OH) ₂	1.8
	H ₆ TeO ₆ ≡ Te(OH) ₆	(8.8)		H ₃ PO ₂ ≡ H ₂ PO(OH)	2.0
	HClO ≡ Cl(OH)	7.2		H ₃ AsO ₄ ≡ AsO(OH) ₃	2.3
	HBrO ≡ Br(OH)	8.7		H ₂ SO ₃ ≡ SO(OH) ₂	1.9
	HIO ≡ I(OH)	11.0		H ₂ SeO ₃ ≡ SeO(OH) ₂	2.6
				H ₂ TeO ₃ ≡ TeO(OH) ₂	2.7
				HClO ₂ ≡ ClO(OH)	2.0
				H ₅ IO ₆ ≡ IO(OH) ₅	1.6
তৃতীয় বিভাগ			চতুর্থ বিভাগ		
XO ₂ (OH) _n	H ₂ SO ₄ ≡ SO ₂ (OH) ₂	-3	XO ₃ (OH) _n	HClO ₄ ≡ ClO ₃ (OH)	-10
	H ₂ SeO ₄ ≡ SeO ₂ (OH) ₂	-3			
	HIO ₃ ≡ IO ₂ (OH)	0.8			
	HClO ₃ ≡ ClO ₂ (OH)	-1			
	HNO ₃ ≡ NO ₂ (OH)	-1.4			

অ্যাসিডগুলির গঠন সংকেতে দুই ধরনের অক্সিজেন লক্ষ্য করা যায়—হাইড্রক্সিল অক্সিজেন ($-OH$) এবং অ-হাইড্রক্সিল (Nonhydroxyl) অক্সিজেন। প্রথম বিভাগে কেবলই হাইড্রক্সিল অক্সিজেন। পরবর্তী বিভাগগুলিতে ক্রমানুসারে একটি করে অ-হাইড্রক্সিল অক্সিজেন বেড়েছে এবং একই সঙ্গে শক্তিমাত্রাও বৃদ্ধি পেয়েছে। অর্থাৎ অ-হাইড্রক্সিল অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যাই অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা নির্ণয় করে। একই সংখ্যক অ-হাইড্রক্সিল অক্সিজেনযুক্ত অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা হাইড্রক্সিল মূলকের সংখ্যা দ্বারা প্রভাবিত হয়না। গুণগতভাবে (Qualitatively) অক্সি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রার ধারা নিম্নলিখিত গঠনগত বৈশিষ্ট্যের ভিত্তিতে ব্যাখ্যা করা যায়—

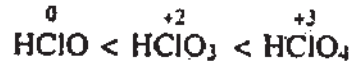
1. কেন্দ্রীয় পরমাণুর ইলেকট্রোনেগেটিভিটি / বা আয়ন-বিভব (Ionic Potential)—যত বৃদ্ধি পাবে ততই Inductive Effect এর ফলে নিকটবর্তী $O-H$ বন্ধনজোড় অক্সিজেন অভিমুখে আকৃষ্ট হবে এবং প্রোটন মুক্ত হবার প্রবণতা বৃদ্ধি পাবে। সেজন্যই শক্তিমাত্রার নিম্নলিখিত ক্রম লক্ষ্য করা যায়—



Inductive Effect নীচের মত কাজ করে



2. কেন্দ্রীয় পরমাণুর Formal Charge—যত বৃদ্ধি পাবে অ্যাসিডের শক্তিমাত্রাও তত বৃদ্ধি পাবে। $(HO)_m \times O_n$ সংকেত বিশিষ্ট অ্যাসিডে $-OH$ মূলকগুলি সমযোজ্যতায় যুক্ত, ফলে X পরমাণুর ফর্মাল চার্জ অপরিবর্তিত থাকে। কিন্তু অ-হাইড্রক্সিল অক্সিজেন অসমযোজী বন্ধনে যুক্ত হওয়ায় প্রতি বন্ধনের জন্য X এর ফর্মাল চার্জ হয় + 1 (কারণ X প্রদত্ত ইলেকট্রন জোড় X এবং O সমভাবে ব্যবহার করে)। অতএব, $(HO)_m \times O_n$ যৌগে X এর মোট ফর্মাল চার্জ = +n একই মৌলের বিভিন্ন অক্সিঅ্যাসিডের শক্তিমাত্রা কেন্দ্রীয় পরমাণুর ফর্মাল চার্জের সঙ্গে বৃদ্ধি পায়।

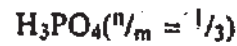
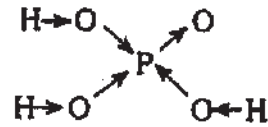
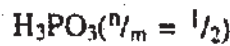
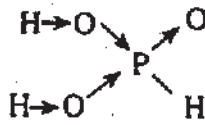
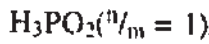
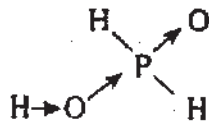


$\overset{+1}{\text{H}_2\text{SO}_3} < \overset{+2}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ । এই ক্রমবর্ধমান ফর্মাল চার্জ Inductive Effect এর মাধ্যমে প্রোটিনমুক্তি সহজতর করে।

দ্রঃ ফর্মাল চার্জ জারণ সংখ্যা থেকে ভিন্ন।

3. অ্যাসিডে অ-হাইড্রজিন অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা দুইভাবে অ্যাসিডের মাত্রাকে প্রভাবিত করে।

(ক) প্রতি $-\text{OH}$ গ্রুপের জন্য উপস্থিত অ-হাইড্রজিন অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা—যেমন, $(\text{HO})_n \times \text{O}_m$ অ্যাসিডে যার মান n/m । এই n/m এর মান যত বেশি, সেই অ্যাসিড তত বেশি তীব্র। কারণ, প্রতি $-\text{OH}$ মূলকের উপর অ-হাইড্রজিন অক্সিজেনের Inductive Effect তত বেশি কার্যকরী হবে। যেমন, H_3PO_2 , H_3PO_3 , এবং H_3PO_4 —প্রতি ক্ষেত্রেই P এর ফর্মাল চার্জ H কিন্তু গঠন এবং n/m এর মান নিম্নলিখ

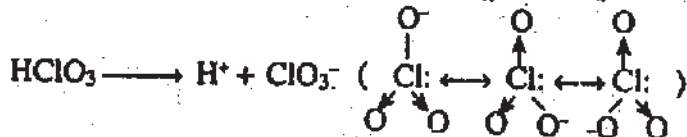


অতএব, অনুমিত শক্তিমাত্রা—



যদিও পরীক্ষালব্ধ শক্তিমাত্রা— $\text{H}_3\text{PO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_2 > \text{H}_3\text{PO}_4$

(খ) অনুবন্ধ ফাঁকের রেজোনেন্স (Resonance) সুস্থিতি : অধিক সংখ্যক অ-হাইড্রজিন অক্সিজেনের উপস্থিতিতে প্রোটন ত্যাগের পর উৎপন্ন অ্যানায়ন (অনুবন্ধ ফাঁক) অধিক রেজোনেন্স সুস্থিতি লাভ করে। ফলে অনুবন্ধ অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা বৃদ্ধি পায়।



অম্লি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা সম্পর্কিত কয়েকটি পরীক্ষালব্ধ নীতি (Empirical Rules) :

জলীয় দ্রবণে $(HO)_m \times O_n$ জাতীয় অম্লি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা সম্পর্কে লিনাস পাউলিং (Linus Pauling) ও অন্যান্য নিম্নলিখিত দুটি পরীক্ষালব্ধ নীতি প্রকাশ করেন :

1. একটি বহুকারী অম্লিঅ্যাসিডের ক্ষেত্রে, অনুক্রমিক যে কোনও দুটি অ্যাসিড-বিয়োজন ধ্রুবকের অনুপাত 10^{-4} থেকে 10^{-5} এর মধ্যে। অর্থাৎ $K_{x+1}/K_x = 10^{-4}$ থেকে 10^{-5}

$$\text{অথবা, } pk_{x+1} - pk_x = 4.5 \pm 0.5$$

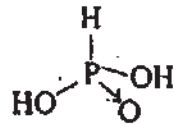


$$\text{অর্থাৎ } pk_2 - pk_1 \approx 5$$

ধাপে ধাপে প্রোটন ত্যাগের ফলে উৎপন্ন অনুবন্ধ ক্ষারের উত্তরোত্তর বৃদ্ধিপ্রাপ্ত ঋণাত্মক আধান পরবর্তী প্রোটনকে আরও তীব্র বন্ধনে আবদ্ধ করে। তাই K_1 , K_2 , K_3 ইত্যাদি উত্তরোত্তর হ্রাস পায়।

2. $(HO)_m \times O_n$ অম্লি অ্যাসিডের প্রথম অ্যাসিড-বিয়োজন ধ্রুবক বা K_1 এর মান n এর উপর নির্ভরশীল এবং মোটামুটিভাবে (Approximately) pk_1 এর মান n এর সঙ্গে 5 একক ধাপে পরিবর্তিত হয়। অর্থাৎ— $pk_1 \approx 7 - 5n$

k_1 এর 'n' নির্ভরশীলতার কারণ পূর্বেই আলোচিত হয়েছে। দ্বিতীয় নীতির প্রয়োগে অম্লি অ্যাসিডের গঠন সম্পর্কে আলোকপাত করা যায়। যেমন, H_3PO_3 এর pk_1 এর মান 2.0। অতএব, অ্যাসিডের অণুতে একটি অ-হাইড্রক্সিল অক্সিজেন বর্তমান ($n = 1$)। সুতরাং, H_3PO_3 এর গঠন



সঃ সালফিউরাস বা কার্বনিক অ্যাসিড উক্ত নীতির ব্যতিক্রম। পরবর্তী পরীক্ষায় জানা গেছে, জলীয় দ্রবণের সাম্যাবস্থায় বর্তমান অবিয়োজিত অ্যাসিড সম্পূর্ণরূপে H_2SO_3 বা H_2CO_3 নয়—বৃহদংশ SO_2 , xH_2O এবং CO_2 , xH_2O -রূপে থাকে।

অনুশীলনী-6

H_3AsO_3 (আসেনিয়াস অ্যাসিড) এবং H_3PO_2 (হাইপোফসফোরাস অ্যাসিড)-এর pK_1 , যথাক্রমে 9.2 ও 1.0। এদের গঠন সম্পর্কে আলোকপাত করুন।

4.3.3 ব্রনষ্টেড বা লুইস অ্যাসিড / ক্ষারের বিভিন্ন ব্যতিক্রমী ধারা

পূর্বে আলোচিত অম্ল ও হাইড্রো-অ্যাসিড ছাড়াও অনেক জৈব এবং অজৈব অ্যাসিড বা ক্ষারীয় যৌগে ব্যতিক্রমী ধারা লক্ষ্য করা যায়। বিভিন্ন ক্ষেত্রে এর কারণ দুই রকম—ইলেকট্রনীয় বা Steric। ইলেকট্রনীয় কারণ :

(1) Inductive Effect : $-I$ গ্রুপের উপস্থিতি প্রোটনিক অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা বৃদ্ধি করে। যেমন—

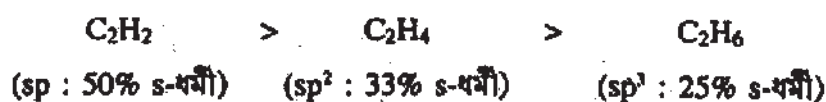


ইলেকট্রন-বিকর্ষী $+I$ গ্রুপ অ্যাসিডের প্রোটিন ভ্যাগের বিরোধিতা করে, অর্থাৎ অ্যাসিড দুর্বল হয়। যেমন, $CH_3COOH > Me_3CCH_2COOH > Me_3SiCH_2COOH$ লুইস অ্যাসিডের ক্ষেত্রে, $-I$ গ্রুপ অ্যাসিডের তীব্রতা বৃদ্ধি করে, কিন্তু ক্ষারের তীব্রতা হ্রাস করে।

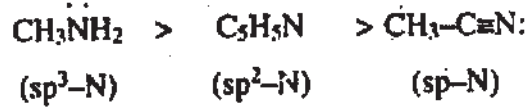
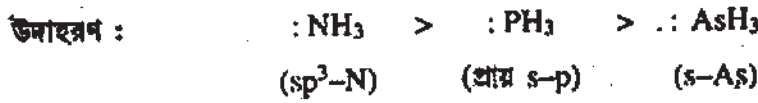


(2) কেন্দ্রীয় পরমাণুর সংকরায়ণ অবস্থা (State of hybridisation) :

অধিক S -ধর্মী (S -charactered) হাইব্রিড অর্বিটালের সঙ্গে যুক্ত হাইড্রোজেনের প্রোটিনরূপে মুক্ত হবার প্রবণতা বেশি। সেজন্যই অ্যাসিডমাত্রা—

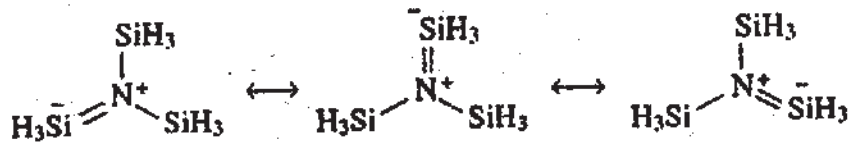


অন্যদিকে, অধিক p -ধর্মী (বা কম s -ধর্মী) হাইব্রিড অর্বিটালের নিম্ন ইলেকট্রন ঘনত্ব দানের ক্ষমতা বেশি, ফলে লুইস ক্ষার ধর্মও অধিক।



(3) π -বন্ধন এবং রেজোনেন্স (Resonance, সংলগ্নতা) :

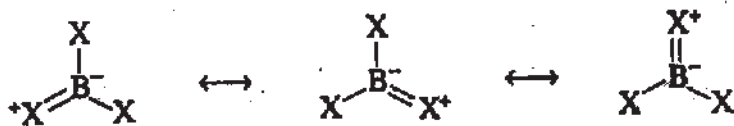
লুইস ক্ষারের প্রদায়ী পরমাণুর নিম্ন ইলেকট্রন জোড় যদি π -বন্ধনে লিপ্ত থাকে, তাহলে ক্ষারধর্ম দ্বারা পায় বা লুপ্ত হয়। যেমন, $(\text{CH}_3)_3\text{N:}$ ক্ষারীয়, কিন্তু $(\text{SiH}_3)_3\text{N:}$ এর ক্ষারধর্ম অবলুপ্ত, কারণ N পরমাণুর উপর নিম্ন ইলেকট্রন জোড় Si পরমাণুর সাথে $d\pi - p\pi$ বন্ধনে লিপ্ত এবং যৌগ রেজোনেন্স সুস্থিত।



বোরন ট্রাইহ্যালাইড, BX_3 স্বীকৃত লুইস অ্যাসিড যৌগ। কোনও Reference লুইস ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় উৎপন্ন 'বিক্রিয়া-তাপ' তাদের শক্তিমাত্রার সূচক। এই বিক্রিয়া-তাপ নির্ণয় থেকে জানা যায়, BX_3 যৌগের শক্তিমাত্রার ক্রম নিম্নরূপ—



যদিও Inductive Effect-এর প্রভাবে এই ক্রম বিপরীতমুখী হওয়া উচিত ছিল। BX_3 যৌগের আণবিক গঠন এবং B-X বন্ধন দূরত্ব নির্ণয়ের পর যৌগের ইলেকট্রনিক গঠন নিম্নলিখিত Resonance Hybrid দ্বারা ব্যাখ্যা দেওয়া হয়।

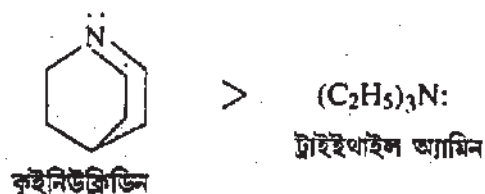


B-X π -বন্ধন শক্তির মান এইরূপ, $\text{B-F} > \text{B-Cl} > \text{B-Br} > \text{B-I}$ । BX_3 কে লুইস অ্যাসিড রূপে ব্যবহার করতে হলে B-X π -বন্ধন ভেঙ্গে B-পরমাণুকে ক্ষারের নিম্ন ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করতে হবে

এবং এজন্য BF_3 -কে সবথেকে বেশি এবং BI_3 কে সবথেকে কম শক্তির যোগান দিতে হবে। অতএব, BI_3 -এর ক্ষারের ইলেকট্রন জোড় গ্রহণের প্রবণতা সবথেকে বেশি, BF_3 -এর নয়।

(4) **Steric Factor** : লুইস অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়ার উপর Steric Effect কখনও কখনও প্রভাব বিস্তার করে। যেমন, প্রোটিন সাপেক্ষে পিরিডিনের তুলনায় 2-মিথাইল পিরিডিন তীব্র ক্ষার। কিন্তু লুইস অ্যাসিড সাপেক্ষে বিপরীত ধারা লক্ষ্য করা যায়। এক্ষেত্রে 2-মিথাইল গ্রুপের Steric Repulsion-এর জন্য ক্ষার অভিমুখে লুইস অ্যাসিডের আগমন বাধাপ্রাপ্ত হয় এবং অসমযোজী বন্ধন সৃষ্টি বাহত হয়। একই কারণে, $B(CH_3)_3$ —এই লুইস অ্যাসিড সাপেক্ষে বিভিন্ন ক্ষারের শক্তিমাত্রার ক্রম—

3-মিথাইল পিরিডিন > পিরিডিন > 2-মিথাইল পিরিডিন



দ্বিতীয় ক্ষেত্রে, টাইইথাইল অ্যামিনের মুক্তশৃঙ্খল $-C_2H_5$ গ্রুপের তুলনায় কুইনিউক্লিডিনের বন্ধ $-C-C-C-$ শৃঙ্খলের Steric বিকর্ষণ অনেক কম।

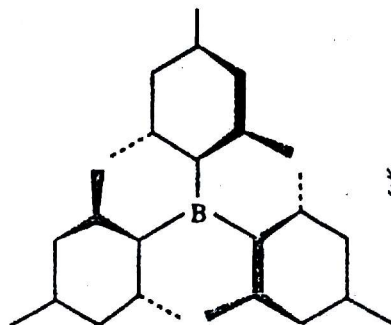
অনুশীলনী-7

টাইমিথাইল বোরন এবং 2, 6-ডাইমিথাইলপিরিডিন পরস্পর আদৌ বিক্রিয়া করেনা—ব্যাখ্যা দিন।

দ্র : উপরোক্ত উদাহরণগুলিতে Non-bonded গ্রুপগুলির আয়তনিক চাপে (Steric Strain) অ্যাসিড ও ক্ষারের অণুগুলি পরস্পর সম্মুখবর্তী হতে পারেনা। তাই এরূপ আয়তনিক চাপকে Front বা F-Strain রূপে চিহ্নিত করা হয়।

কিছু কিছু ক্ষেত্রে আর এক ধরনের আয়তনিক চাপ লুইস অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়াকে প্রভাবিত করে। তাকে B-Strain বলা হয়। যুত যৌগ গঠনের ফলে সংশ্লিষ্ট পরমাণুর সংকরায়ন অবস্থার (State of Hybridisation) পরিবর্তন ঘটে এবং পরিবর্তীত পরিস্থিতিতে Non-bonded গ্রুপগুলির আয়তনিক চাপের তারতম্য ঘটে এবং গঠিত যুতযৌগের সুস্থিতি প্রভাবিত হয়। যেমন, টাই মেনিটাইল বোরন অতি তীব্র ইথক্সাইড $(C_2H_5O^-)$ ক্ষারের কাছেও নিষ্ক্রিয়রূপে ব্যবহার করে। কারণ, যুতযৌগ গঠনের জন্য B পরমাণুকে সামতলিক sp^2 সংকরায়ন অবস্থা থেকে চতুস্তলকীয় sp^3 সংকরায়ন অবস্থায় পৌঁছাতে হয় এবং তার ফলে বোরন পরমাণুর বন্ধন কোণগুলি 120° থেকে $109^\circ 28'$ -তে হ্রাস

পায়, যা স্থলাকৃতির $-CH_3$ গ্রুপগুলির মধ্যে আয়তনিক চাপ বৃদ্ধি করে এবং যুত যৌগ আদৌ সুস্থিত হয়না।



ট্রাইমেনিটাইল বোরন

4.3.4 অতি অম্ল ও হ্যামেট আম্লিকতা অপেক্ষক (Super Acid and Hammett Acidity Function)

ব্রনস্টেড তত্ত্বের আলোচনায় আমরা দেখেছি (4.2.3 দ্রষ্টব্য), H_3O^+ আয়ন অপেক্ষা তীব্র অ্যাসিড জলীয় দ্রবণে মুক্ত অবস্থায় থাকতে পারে না এবং সকল তীব্র অ্যাসিডের শক্তিমাাত্রায় সমতা আসে (Levelling Effect)। এরূপ তীব্র অ্যাসিডগুলিকে Super Acid আখ্যা দেওয়া হয়, যেমন HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 ইত্যাদি। এদের শক্তিমাাত্রার মান তাদের জলীয় দ্রবণের অর্থাৎ H_3O^+ এর তুলনায় $10^6 - 10^{12}$ গুণ অধিক। জলের অনুপস্থিতিতে এই সকল অ্যাসিডের আম্লিকতা (Acidity) সাধারণ pH স্কেলে পরিমাপ করা সম্ভব নয়, কারণ এদের আম্লিকতা সাধারণ pH স্কেলকে অতিক্রম করে যায়। এইসব ক্ষেত্রে, আম্লিকতাকে 'Hammett Acidity Function (H_0)' দ্বারা প্রকাশ করা হয়। H_0 -কে মূলতঃ পরীক্ষাদক্ষ ফলের ভিত্তিতে এইভাবে সংজ্ঞায়িত করা হয়—

একটি ক্ষারীয় নির্দেশক (B)-কে (উদা.—প্যারামিনোঅ্যাজোবেঞ্জিন) Super Acid এর সঙ্গে প্রোটন আদান-প্রদান প্রক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করানো হয়। অর্থাৎ সাম্যাবস্থায়



এবং অনুবদ্ধ BH^+ অ্যাসিডটির বিয়োজন ধ্রুবক,

$$K_{BH^+} = \frac{|H^+||B|}{|BH^+|}$$

$$\text{বা, } H_0 = -\log |H^+| = pK_{BH^+} - \log \frac{|BH^+|}{|B|}$$

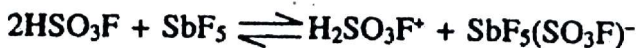
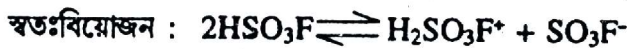
BH^+ এবং B এর রঙের বিভিন্নতার জন্য $\frac{|BH^+|}{|B|}$ এর অনুপাত বর্ণালী মাত্রিক (Spectrophotometric) পদ্ধতিতে নির্ণয় করা যায়। B এর ক্ষারীয়তা (Basicity) অতি মৃদু হওয়ায় অনুবদ্ধ BH^+ একটি তীব্র ব্রনস্টেড

অ্যাসিড এবং pK_{aH^+} এর মানটি উচ্চ ঋণাত্মক। অতএব Super Acid-এর আম্লিকতার মান (H_0) pH অপেক্ষা আরও ঋণাত্মক। তবে লঘু জলীয় দ্রবণে H_0 মোটামুটিভাবে pH এর সমান হয়। কয়েকটি Super Acid যৌগ বা যৌগ মিশ্রণের H_0 এর মান নিম্নরূপ।

যৌগ বা যৌগ মিশ্রণ	H_0
তরল H_2SO_4	-12
ওলিয়াম $H_2S_2O_7$ বা $(H_2SO_4 + SO_3)$	-15
তরল HF	-11
HF + 0.6 মোল% SbF_5	-21.1
HSO_3F	-15
$HSO_3F + 10$ মোল % SbF_5	-19

লক্ষণীয়—

- ওলিয়ামের ($H_2S_2O_7$) আম্লিকতা H_2SO_4 অপেক্ষা অধিক।
- তীব্র F^- আয়নগ্রাহক SbF_5 তরল HF কে তীব্রতর অ্যাসিডে পরিণত করে— $2HF + SbF_5 = HF_2^+ + SbF_6^-$
- তীব্র Super Acid দ্রাবকরূপে তরল ক্লোরোসালফোনিক অ্যাসিড (HSO_3F) বহুল ব্যবহৃত হয় এবং SbF_5 এর উপস্থিতি দ্রবণের আম্লিকতা বৃদ্ধি করে। HSO_3F নিম্নরূপে স্বতঃবিয়োজিত হয় এবং SbF_5 এর সঙ্গে বিক্রিয়ায় দ্রাবকীয় ক্যাটায়নের মাত্রা বৃদ্ধি করে।

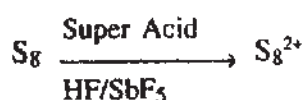
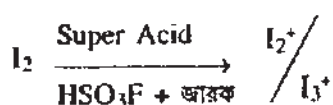
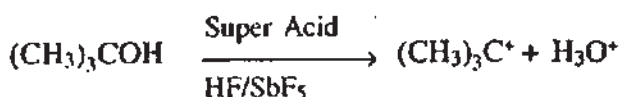


গুরুত্ব :

- (1) বিক্রিয়ায় Super Acid যৌগকে দ্রাবকরূপে ব্যবহার করে নতুন নতুন Species এর সন্ধান পাওয়া গেছে। এরূপ মাধ্যম থেকে এমন অনেক ক্যাটায়নিক Species তৈরি সম্ভব হয়েছে, যা সামান্য দুর্বল

Nucleophile বা ক্ষারের উপস্থিতিতেই ধ্বংসপ্রাপ্ত বা লুপ্ত হয়। যেমন, কার্বোক্যাটায়ন, হ্যালাজেন ক্যাটায়ন, পলি নিউক্লিয়ার (Polynuclear) S, Se, Te-

ক্যাটায়ন (S_4^{2+} , S_8^{2+} , Te_4^{2+} ইত্যাদি)।



- (2) যে সকল Species এর আপাত কোনও ক্ষার ধর্ম নেই তাদের অনেককে একাধিক মাধ্যমে প্রোটিনায়িত (Protonate) করা সম্ভব হয়েছে, যেমন অ্যারোমেটিক হাইড্রোকার্বন। HF/SbF_5 বা HSO_3F/SbF_5 মাধ্যমে ফ্লোরোবোরোপেন্তিন প্রোটিনীত হয়ে নিম্নবর্ণিত ক্যাটায়ন উৎপন্ন করে।



4.3.5 গ্যাসীয় অবস্থার ক্ষারীয়তা এবং গ্যাসীয় অবস্থার অম্লিকতা (Gas-Phase Basicities and Gas-Phase Acidities)

অ্যাসিড-ক্ষার মূলতঃ দ্রবণ নির্ভর রসায়ন এবং এই অবস্থায় যৌগের অ্যাসিড বা ক্ষার ধর্ম দ্রাবক ধর্ম দ্বারা প্রভাবিত। রসায়নবিদগণ অনেক ক্ষেত্রে দ্রাবকের এই প্রভাব পরিমাপ করেছেন এবং কোন কোন ক্ষেত্রে অপ্রবীণ দ্রাবক (Non Polar Solvent) ব্যবহার করে দ্রাবকের প্রভাব যথাসাধ্য মুক্ত করার চেষ্টা করেছেন। কিন্তু সম্পূর্ণ দ্রাব-দ্রাবক ত্রিম্যমুক্ত অণু বা আয়নের অ্যাসিড বা ক্ষারধর্ম বিশেষ জ্ঞানা ছিল না। বিগত 15-20 বছরের মধ্যে গ্যাসীয় অবস্থায় যৌগের অ্যাসিড-ক্ষার সংক্রান্ত Thermodynamic Data সংগৃহীত

হয়েছে এবং ফল স্বরূপ, গ্যাসীয় অবস্থায় বেশ কিছু যৌগের অন্তর্নিহিত অ্যাসিড বা ক্ষার ধর্ম নিরূপণ সম্ভব হয়েছে।

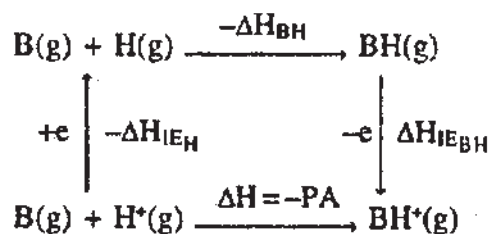
গ্যাসীয় অবস্থায় ক্ষারীয়তা বা প্রোটন-আসক্তি (Gas-Phase Basicity বা Proton Affinity) :

গ্যাসীয় অবস্থায় নিম্নোক্ত বিক্রিয়ায় যে পরিমাণ শক্তি মুক্ত হয় তাকেই ধনাত্মক চিহ্ন সহযোগে B বা B⁻ ক্ষারের প্রোটন আসক্তি (PA) বা গ্যাসীয় অবস্থার ক্ষারীয়তা বলা হয়।



PA-মান যত বেশি যৌগ তত বেশি ক্ষারীয়। উল্লেখ্য, প্রোটন-আসক্তি প্রকাশের রীতি Thermo-dynamic রীতির বিপরীত অর্থাৎ বিক্রিয়ার Enthalpy-র বিপরীত চিহ্নযুক্ত (তুলনীয় : ইলেকট্রন-আসক্তি)।

বিভিন্ন উপায়ে প্রোটন-আসক্তি নির্ণয় করা যেতে পারে, তবে সহজতম পদ্ধতি হল Born-Haber চক্র জাতীয় কোনও তাপ রাসায়নিক (Thermochemical) চক্রের সাহায্যে। যেমন—



এক্ষেত্রে, $-\Delta H_{IE} = \text{Ionisation Energy}$; $\Delta H_{BH} = \text{বন্ধনশক্তি}$

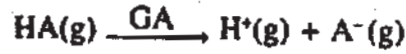
PA = প্রোটন আসক্তি এবং হেসের সূত্র প্রয়োগে

$$PA = \Delta H_{IE_H} + \Delta H_{BH} - \Delta H_{IE_{BH}}$$

পরবর্তীকালে বিভিন্ন Mass Spectrometric পদ্ধতির প্রয়োগে আরও অধিক সংখ্যক যৌগের প্রোটন-আসক্তি নির্ণয় সম্ভব হয়েছে।

গ্যাসীয় দশার আম্লিকতা (Gas-Phase Acidity) :

প্রোটন আসক্তি বলতে কোন species-এর প্রোটন আকর্ষণ বা ধরে রাখার প্রবণতা নির্দেশ করে। বিপরীতে, এই মান অনুবদ্ধ অ্যাসিডটির প্রোটন-বিয়োজন Enthalpy অর্থাৎ গ্যাসীয় অবস্থার আম্লিকতা (GA) নির্দেশ করে।



বিক্রিয়াটি যত বেশি তাপশোষী (Endothermic), HA তত বেশি মৃদু অ্যাসিড। নীচের সারণীতে কিছু বৌগ বা আয়নের প্রোটন-আসক্তির মান (KJ mol^{-1}) দেওয়া হল। বিভিন্ন ক্ষেত্রে মানগুলির উপর বিভিন্ন ইলেকট্রনীয় প্রভাব (যেমন—আধান, প্রতিস্থাপকের প্রভাব ইত্যাদি)।

লক্ষ্যণীয় এবং কারণ অনুসন্ধান :

N^{3-}	3084	NF_3	604	CH_3OH	761
NH_2^-	2565	O^{2-}	2318	$(\text{CH}_3)_2\text{O}$	804
NH_2^-	1689	OH^-	1635	F^-	1554
NH_3	872	CH_3O^-	1592	Cl^-	1395
$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	974	H_2O	697	Br^-	1354

অনুশীলনী-৪

1. NH_2^- , NH_3 , NH^- , N^{3-} —প্রোটন-আসক্তির অধঃক্রমানুসারে।
2. $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, NF_3 , NH_3 —প্রোটন-আসক্তির উর্ধ্বক্রমানুসারে।
3. HBr , HCl , HF , HI —গ্যাসীয় অবস্থার আম্লিকতার অধঃক্রমানুসারে।
4. $(\text{CH}_3)_2\text{O}$, H_2O , CH_3OH —প্রোটন-আসক্তির অধঃক্রমানুসারে।

4.4 সারাংশ

রসায়নের অতি গুরুত্বপূর্ণ বিষয়—অ্যাসিড ও ক্ষার। ধর্মের ভিত্তিতে তাদের চিহ্নিত করা যায় লুইসের পরীক্ষালব্ধ সংজ্ঞার সাহায্যে। অ্যাসিড ও ক্ষার ধর্মের ব্যাখ্যায় বিভিন্ন সময়ে যে সকল গুরুত্বপূর্ণ তাত্ত্বিক সংজ্ঞা উপস্থাপিত হয়েছে তাদের বিশদ আলোচনা করা হয়েছে। আলোচিত তত্ত্বগুলি—আরহেনীয়াস্ তত্ত্ব, ব্রনস্টেড-লাউরীর প্রোটনীয় তত্ত্ব, লুইসের ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব এবং দ্রাবক সিস্টেম, লান্স-ফ্রাড ও উসানভিচ মতবাদ। প্রতিক্ষেত্রেই, অ্যাসিড, ক্ষার এবং তাদের পারস্পরিক প্রথম প্রক্রিয়ার যথাযথ সংজ্ঞা উপস্থাপন করা হয়েছে। প্রত্যেক তত্ত্বের সফলতা ও সীমাবদ্ধতা বিভিন্ন উদাহরণের মাধ্যমে আলোচনা করা হয়েছে। প্রতিক্ষেত্রেই তত্ত্বের দ্রাবক নির্ভরশীলতা বা দ্রাবক নিরপেক্ষতার বিচার করা হয়েছে এবং বিভিন্ন জলীয় ও অজলীয় দ্রাবকে তাদের প্রয়োগ ও বার্থতা আলোচনা করা হয়েছে।

জল একটি বহুল ব্যবহৃত দ্রাবক এবং অ্যাসিড-ক্ষার বিক্রিয়ার এক বিরাট অংশ জলীয় দ্রবণেই সংঘটিত হয়। তাই জলীয় দ্রবণে প্রযোজ্য—একদম তত্ত্বের, বিশেষতঃ; আরহেনীয়াস্ ও ব্রনস্টেড তত্ত্বের মাধ্যমে অ্যাসিড ও ক্ষারের শক্তিমাত্রার গুণগত এবং মাত্রিক ব্যাখ্যা দেওয়া হয়েছে। বিয়োজন ধ্রুবকের সংজ্ঞা দেওয়া হয়েছে এবং এই বিয়োজন ধ্রুবকই অ্যাসিড বা ক্ষারের তুলনামূলক শক্তিমাত্রার সূচক। ব্রনস্টেড তত্ত্বের ভিত্তিতে দ্রাবকের শ্রেণীবিভাগ করা হয়েছে এবং অ্যাসিড / ক্ষারের শক্তিমাত্রার দ্রাবক নির্ভরশীলতার আলোচনা করা হয়েছে। অ্যাসিড বা ক্ষারের বিপরীতধর্মী দ্রাবক তাদের শক্তিমাত্রায় সমতা আনে এবং দ্রাবকের একদম প্রভাবকে Levelling Effect বলে। শক্তিমাত্রা নিরূপণে আদর্শ দ্রাবক কেমন হওয়া উচিত তা বিবৃত করা হয়েছে।

লুইস তত্ত্ব ইলেকট্রনীয় মতবাদ এবং অনেক বেশি সর্বজনীন; তা সত্ত্বেও ত্রুটিমুক্ত নয়। এর ত্রুটিগুলির সম্যক আলোচনা হয়েছে এর সম্প্রসারণরূপে পিয়ার্সনের কঠিন-কোমল অ্যাসিড-ক্ষার নীতি সুবিস্তারে বর্ণনা করা হয়েছে। এই নীতির ভিত্তিতে অ্যাসিড ও ক্ষারগুলিকে তিনটি শ্রেণীতে ভাগ করা হয়েছে—অতি কঠিন, অতি কোমল এবং সীমাস্তবর্তী। বিভিন্ন বিক্রিয়ায় এবং যৌগের সুস্থিতি ব্যাখ্যায় এই নীতির সফল প্রয়োগ উদাহরণ সহযোগে তুলে ধরা হয়েছে। লুইস অ্যাসিড / ক্ষারের কাঠিন্য বা কোমলতার মাপকাঠি বা স্কেল নির্ণয়ের নীতিও আলোচিত হয়েছে।

পরিচিত অজৈব হাইড্রাসিড ও অক্সিঅ্যাসিডগুলির পরীক্ষালব্ধ শক্তিমাত্রার মধ্যে বিভিন্ন নিয়মিত ধারা লক্ষ্য করা যায়। অনেকক্ষেত্রেই সেগুলি পর্যায়সারণীর সাথে সম্পর্কিত এবং তাদের কারণ মূলত ইলেকট্রনীয়। পূর্বালোচিত তত্ত্বের ভিত্তিতে এইসব অজৈব অ্যাসিডের শক্তিমাত্রার ধারাগুলির গুণগত এবং মাত্রিক—উভয়

ব্যাখ্যাই দেওয়া হয়েছে। এছাড়াও অন্যান্য আণবিক জৈব ও অজৈব যৌগের অ্যাসিড ও ক্ষার-ধর্ম বিভিন্ন ইলেকট্রনীয় এবং steric প্রভাবে প্রভাবিত হয়। উপযুক্ত উদাহরণ সহযোগে এই প্রভাবগুলি লুইস তত্ত্বের ভিত্তিতে বিশদভাবে আলোচনা করা হয়েছে।

অ্যাসিড ও ক্ষারের শক্তিমাত্রার পরিমাণ সাধারণত প্রদর্শনই করা হয়, ফলে শক্তিমাত্রার মান একান্তই দ্রাবক নির্ভর। অধুনা, কিছু কিছু অ্যাসিড ও ক্ষারের সম্পূর্ণরূপে দ্রাবক নিরপেক্ষ এবং একান্ত স্বকীয় শক্তিমাত্রা প্রকাশ করা হয় দুটি ধর্মদ্বারা—

(1) গ্যাসীয় অবস্থার আম্লিকতা (Gas Phase Acidity)

(2) গ্যাসীয় অবস্থার ক্ষারীয়তা (Gas Phase basicity) বা প্রোটন আসক্তি (Proton Affinity) প্রকৃতপক্ষে, কোনও ক্ষারীয় Species এর প্রোটন আসক্তির মান তার অণুবদ্ধ অ্যাসিডের প্রোটন-বিয়োজন প্রবণতারও সূচক। অর্থাৎ প্রোটন আসক্তি, গ্যাসীয় অবস্থায় গ্যাসের ক্ষারীয়তা এবং অণুবদ্ধ অ্যাসিডের আম্লিকতা—উভয়েরই পরিমাণ। Thermochemical চক্রের সাহায্যে এই ধর্ম দুটি যথাক্রমে প্রোটন বিয়োজন ও প্রোটন সংযোজন Enthalpy-রূপে নির্ণয় করা হয়। এই নির্ণয় নীতি এবং বিভিন্ন ক্ষেত্রে ধর্ম দুটির পরিবর্তনের ধারা আলোচিত হয়েছে।

4.5 সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

রচনামূলক প্রশ্ন :

- (1) ব্রনস্টেডের প্রোটনিক তত্ত্বের আলোচনা করুন। অণুবদ্ধ 'অ্যাসিড-ক্ষার জোড়' বলতে কি বোঝা যায়? এই তত্ত্বের সীমাবদ্ধতা কি?
- (2) উদাহরণ সহযোগে লুইসের অ্যাসিড-ক্ষার তত্ত্বের বিশদ আলোচনা করুন। এই তত্ত্বের সীমাবদ্ধতাগুলি কি কি? 'সকল ব্রনস্টেড ক্ষারই লুইস ক্ষার'—এই কথাটির তাৎপর্য ব্যাখ্যা করুন।
- (3) কঠিন ও কোমল অ্যাসিড-ক্ষার নীতিটি উদাহরণ সহযোগে বিশদভাবে আলোচনা করুন। কঠিন ও কোমলতার ভিত্তি কি?
- (4) উপযুক্ত তাপরাসায়নিক চক্র (Thermochemical Cycle) সহযোগে নীচের অ্যাসিডগুলির শক্তিমাত্রার ক্রম ব্যাখ্যা করুন।



- (5) দ্রাবক সিস্টেম তত্ত্বটি উদাহরণ সহযোগে বিবৃত করুন এবং তরল ফস্জিন দ্রাবকে আম্লিক ও ক্ষারীয়—একদল দুটি যৌগের উদাহরণসহ তাদের পারস্পরিক প্রশমন বিক্রিয়াটি লিখুন।
- (6) অজৈব অম্লি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা যৌগের যে যে গঠনগত বৈশিষ্ট্যের উপর নির্ভরশীল তার আলোচনা করুন।
- (7) অম্লিঅ্যাসিডের শক্তিমাত্রা নির্ধারক পরীক্ষালব্ধ নীতিগুলি ব্যাখ্যা করুন এবং অম্লি অ্যাসিডের গঠন নির্ণয়ে এদের গুরুত্ব আলোচনা করুন।
- (8) সুপার অ্যাসিড কি? এরূপ যৌগের আম্লিকতা প্রকাশের রীতি আলোচনা করুন। সংশ্লেষণী বিক্রিয়ার সুপার অ্যাসিড দ্রাবকের গুরুত্ব উদাহরণ সহযোগে বিবৃত করুন।
- (9) প্রোটন-আসক্তি বলতে কি বোঝা যায়? এর মান নির্ণয়ের পদ্ধতি আলোচনা করুন। নিম্নলিখিত হাইড্রাইডগুলিকে গ্যাসীয় অবস্থার আম্লিকতার উর্ধ্ব ক্রমানুসারে লিখুন এবং উত্তরের স্বপক্ষে যুক্তি প্রদান করুন। H_2S , H_2O , H_2Te , H_2Se ।

ব্যাখ্যামূলক ছোট প্রশ্ন :

- (10) নিম্নলিখিত ক্ষেত্রে দ্রবণের অ্যাসিডমাত্রার কিরূপ পরিবর্তন হবে (হ্রাস/বৃদ্ধি/অপরিবর্তিত)? আপনার উত্তর ব্যাখ্যা করুন।
 - (a) NH_4Cl এর জলীয় দ্রবণে $CuSO_4$ যোগ করা হল।
 - (b) H_2S এর জলীয় দ্রবণে $HgCl_2$ যোগ করা হল।
 - (c) বোরিক অ্যাসিডের জলীয় মিশ্রণে গ্লিসারল যোগ করা হল।
 - (d) HCl এর জলীয় দ্রবণে NaF যোগ করা হল।
- (11) নিম্নলিখিত ক্ষেত্রে ক্ষারীয় মাত্রার কিরূপ পরিবর্তন হবে (হ্রাস/বৃদ্ধি/অপরিবর্তিত)? উপযুক্ত সমীকরণ সহযোগে আপনার উত্তর ব্যাখ্যা করুন।
 - (a) পটাশিয়াম আয়োডাইডের জলীয় দ্রবণে HgO যোগ করা হল।
 - (b) কঠিক সোডার জলীয় দ্রবণে ZnO যোগ করা হল।
 - (c) তরল অ্যামোনিয়া দ্রাবকে লিথিয়াম নাইট্রাইড যোগ করা হল।
 - (d) গলিত লিথিয়াম ক্লোরাইডে অনার্দ্র অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড যোগ করা হল।
 - (e) গলিত সোডিয়াম অক্সাইডে সিলিকা যোগ করা হল।

(12) নিম্নলিখিত যৌগ/আয়নগুলি থেকে ইলেকট্রন গ্রাহক/প্রদায়ক কেন্দ্রটি চিহ্নিত করে লুইস অ্যাসিড/ক্ষার নির্ধারণ করুন SbCl_4 , CH_3CN , SiF_4 , Ph_3P , R_2S , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, C_2H_4 , SO_3^{2-} , N_3^-

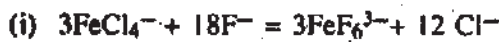
(13) ব্যাখ্যা করুন

- আলুমিনিয়াম প্রকৃতিতে অক্সাইডরূপে কিন্তু মার্কারী সালফাইডরূপে পাওয়া যায়।
- CuBr_2 স্থিতি (stable), কিন্তু CuI_2 দুঃস্থিতি (unstable)।
- Me_2S এবং BH_3 যুত যৌগ গঠন করে, কিন্তু Me_2O এবং BH_3 বিক্রিয়া করে না।
- বিভিন্ন তরল HF এর অ্যাসিডমাত্রা SbF_5 প্রয়োগে বৃদ্ধি পায়, কিন্তু NaF প্রয়োগে হ্রাস পায়।
- নাইট্রোফেনল আইসোমারগুলির অ্যাসিড শক্তিমাত্রার ক্রম : পারা > অর্থো > মেটা।
- SnCl_2 লুইস অ্যাসিড ও ক্ষার উভয়রূপেই ব্যবহার করে।
- মারকিউরিক অক্সাইড পটাশিয়াম অয়োডাইডের সাথে স্বতঃস্ফূর্ত বিক্রিয়ায় $[\text{HgI}_4]^-$ উৎপন্ন করে।
- SnCl_2 অপেক্ষা SnCl_4 -এর অক্সিবিপ্লবণ প্রবণতা তীব্র।
- R_3P এবং R_3PO —উভয়েই ক্ষার, কিন্তু তাদের ক্ষার ধর্মে বিস্তর তফাৎ।
- তরল POCl_3 দ্রাবকে অনার্দ্র FeCl_3 একটি অ্যাসিড এবং টেট্রামিথাইল অ্যামোনিয়াম ক্লোরাইড একটি ক্ষার।

(14) তরল হাইড্রোজেন ক্লোরাইড দ্রাবকে নিম্নলিখিত যৌগগুলি কি অ্যাসিড বা ক্ষাররূপে ব্যবহার করবে? প্রতিক্ষেত্রে উপযুক্ত সমীকরণসহ আপনার উত্তর ব্যাখ্যা করুন। BF_3 , H_2O , $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, C_6H_6 ।

(15) নিম্নলিখিত অ্যাসিডগুলিকে তাদের শক্তিমাত্রার অধঃক্রমানুসারে সাজান। (i) HClO_2 , HClO_3 , HClO_4
(ii) H_2SeO_3 , HMnO_4 , H_2SeO_4 । উত্তরের স্বপক্ষে যুক্তি দেখান।

(16) নিম্নলিখিত বিক্রিয়াগুলির অভিমুখ যুক্তিসহকারে অনুমান করুন।



(17) নিম্নলিখিত প্রশ্নগুলির ব্যাখ্যা দিন।

- ট্রাইমিথাইল অ্যামিন ক্ষারীয়, কিন্তু ট্রাইসিলাইল অ্যামিনের কোন ক্ষার ধর্ম নেই।
- পিরিডিনের তুলনায় পাইপিরিডিন অধিক ক্ষারীয়।
- অ্যাসিটলীন ইথিলীনের তুলনায় অধিক আক্লিক।
- পিরিডিন অপেক্ষা 2-মিথাইল পিরিডিন তীব্র ব্রনস্টেড ক্ষার কিন্তু মৃদু লুইস ক্ষার।
- BF_3 অপেক্ষা BCl_3 তীব্র লুইস অ্যাসিড।

4.6 উত্তরমালা

অনুলীলনী-1

- (i) PCl_3 এবং FeCl_3 উভয়েই আর্দ্রবিশ্লিষ্ট হয়ে দ্রবণে অ্যাসিড উৎপন্ন করে।



- (ii) Na_2CO_3 , Na_3PO_4 উভয়েই আর্দ্রবিশ্লেষণে তীব্র ক্ষার NaOH উৎপন্ন করে।



অনুলীলনী-2

- (1) শূন্যস্থানের উত্তরগুলি— H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , H_2 , HPO_4^{2-} , $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^+$,

ক্ষারীয়, অম্লিক, মৃদু, বৃদ্ধি, হ্রাস, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_2^+$, CH_3CO_2^-

- (2) ড্রনষ্টেড ক্ষারটি OH^- । $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{OH}^-$

- (3) জলের সাপেক্ষে Na^+ ও Cl^- উভয়েই প্রশম, কিন্তু Al^{3+} (বাস্তবে, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$) অম্লিক।



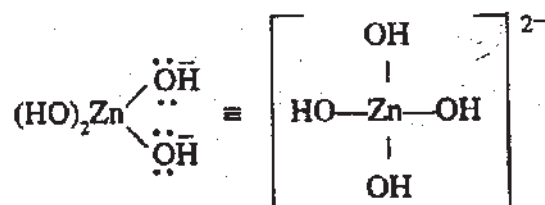
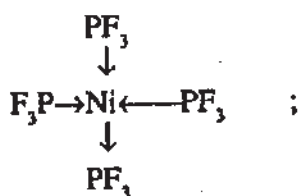
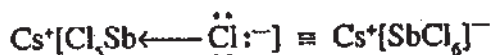
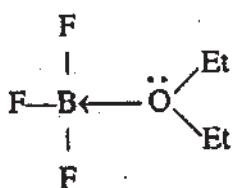
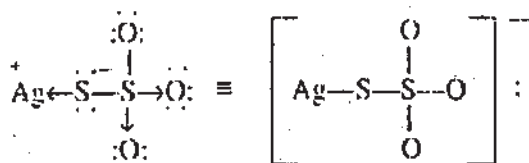
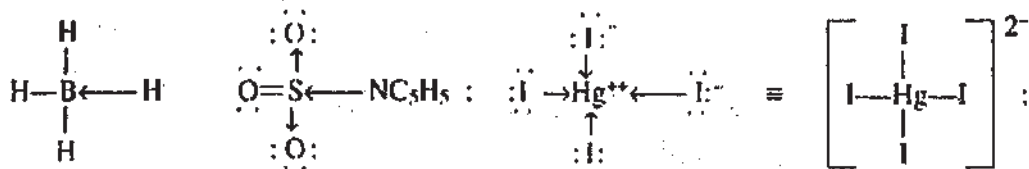
- (4) জলের সাপেক্ষে Na^+ প্রশম, কিন্তু PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , CH_3CO_2^- —সকলেই ক্ষারীয় (কারণ, সকলেরই অণুবদ্ধ অ্যাসিড মৃদু)।



CO_3^{2-} , CH_3CO_2^- অনুরূপ।

- (5) এইসব তীব্র অ্যাসিডগুলির সাপেক্ষে জল যথেষ্ট ক্ষারীয় হওয়ার শক্তিমাত্রার সমতা সৃষ্টি হয় (Levelling Effect)। কিন্তু $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ দ্রবকটি অম্লিক হওয়ার অ্যাসিডগুলির প্রোটন-প্রদান ক্ষমতার তারতম্য ঘটে এবং তাদের শক্তিমাত্রা বিভিন্ন হয়।

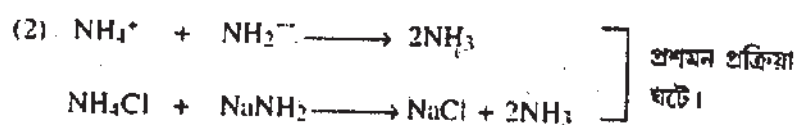
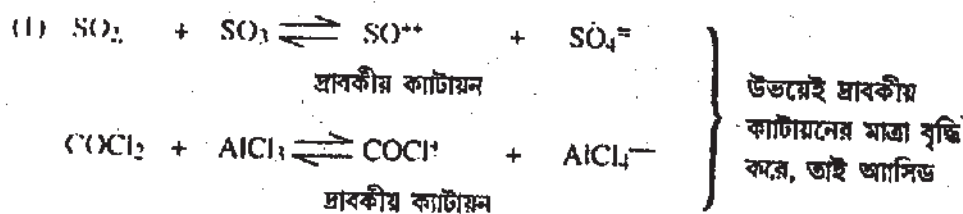
অনুশীলনী-3



অনুশীলনী-4

- (1) Pb^{++} এবং F^- উভয়েরই যথাক্রমে তীব্র কঠিন অ্যাসিড ও ক্ষার। অতএব, PbF_2 একটি কঠিন-কঠিন সংযোগ (Combination); তাই সুস্থিত। কিন্তু PbI_2 একটি কঠিন-কোমল সংযোগ, তাই দুঃস্থিত।
- (2) তুলনামূলকভাবে Cu^+ আরও Cu^{++} অপেক্ষা কোমল এবং Cu_2S একটি কোমল-কোমল সংযোগ কিন্তু CuS একটি কঠিন-কোমল সংযোগ। অতএব Cu_2S অধিক সুস্থিত।

অনুশীলনী-5



(3) $(\text{NO})^{+}\text{ClO}_4^{-}$ বা $(\text{NO})^{+}\text{BF}_4^{-}$ দ্রবীভূত করলে দ্রাবকীয় ক্যাটায়ন NO^{+} এর মাত্রা বৃদ্ধি পায় এবং দ্রবণ আঁশ্রিক হয়।

অনুশীলনী-6

সাধারণভাবে $(\text{HO})_m \times \text{O}_n$ এর ক্ষেত্রে মোটামুটিভাবে

$$pK_1 = 7 - 5n$$

- H_3AsO_3 এর $pK_1 = 9.2 (>7)$, অতএব $n = 0$ এবং H_3AsO_3 এর গঠন— $\text{As}(\text{OH})_3$ ।
- H_3PO_2 এর $pK_1 = 1.0$; অতএব $n = 1$ এবং H_3PO_2 -এর গঠন— $(\text{HO})\text{PH}_2\text{O}$ ।

অনুশীলনী-7

1. $\text{N}^{3-} > \text{NH}_2^{-} > \text{NH}_2^{-} > \text{NH}_3$ ।
2. $\text{NF}_3 < \text{NH}_3 < \text{N}(\text{CH}_3)_3$ ।
3. $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$ ।
4. $(\text{CH}_3)_2\text{O} > \text{CH}_3\text{OH} > \text{H}_2\text{O}$ ।

সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

- (1) অনুচ্ছেদ 4.2.3 স্টাডা।
- (2) অনুচ্ছেদ 4.2.4 স্টাডা।

(3) অনুচ্ছেদ 4.2.5 এর বিশেষ বিশেষ অংশে পাওয়া যাবে।

(4) 4.3.1 অনুচ্ছেদে বর্ণিত তাপরাসায়নিক চক্র থেকে দেখা যায়—

$$\Delta H_f = D + I - A + \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

উপরের সমীকরণের (Expression) অন্তর্ভুক্ত Thermodynamic উপাত্তগুলি বিশ্লেষণ করলে দেখা যায় ΔH_f° -এর মান HX এর বন্ধনশক্তির সঙ্গে একই অভিমুখে পরিবর্তিত হয়। বন্ধনশক্তির মান HF থেকে HI-তে ক্রমহারা হ্রাস পায় এবং তার ফলে প্রোটিন-বিশোধন প্রবণতা ক্রমাগত বৃদ্ধি পায়। অতএব শক্তিমাত্রার ক্রম—HF < HCl < HBr < HI।

(5) অনুচ্ছেদ 4.2.6 মষ্টব্য।

(6) অনুচ্ছেদ 4.3.2 মষ্টব্য।

(7) অনুচ্ছেদ 4.3.2 : অম্লি অ্যাসিডের শক্তিমাত্রা সম্পর্কিত পরীক্ষামূলক নীতি (Empirical rules) মষ্টব্য।

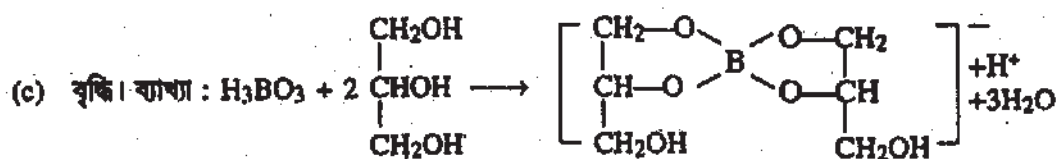
(8) অনুচ্ছেদ 4.3.4 মষ্টব্য।

(9) অনুচ্ছেদ 4.3.5 মষ্টব্য। শেষ অংশটির উত্তরসংকেত হাইড্রাইডগুলিতে বন্ধনশক্তি H_2O থেকে H_2Te -এর দিকে ক্রমাগত হ্রাস পায়, কারণ পরমাণুর ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। অপরদিকে, X^- আয়নের ঋণাত্মক আধান-ঘনত্ব (Negative Charge density) ব্যাসার্ধ বৃদ্ধির সঙ্গে হ্রাস পায়। এই উভয় কারণে প্রোটিন-বন্ধনশক্তি H_2O -এর সর্বোচ্চ এবং H_2Te -র সর্বনিম্ন। সুতরাং গ্যাসীয় অবস্থার আন্বিকতার উর্ধ্বক্রম—



(10) (a) বৃদ্ধি। ব্যাখ্যা : $4NH_4^+ + Cu^{++} = [Cu(NH_3)_4]^{++} + 4H^+$

(b) বৃদ্ধি। ব্যাখ্যা : $H_2S + HgCl_2 = HgS \downarrow + 2H^+ + 2Cl^-$

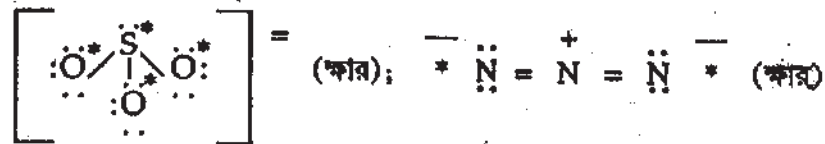
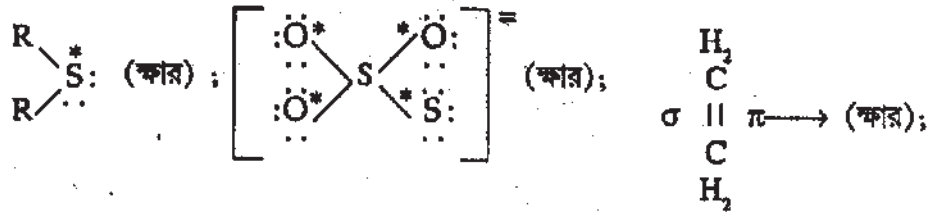
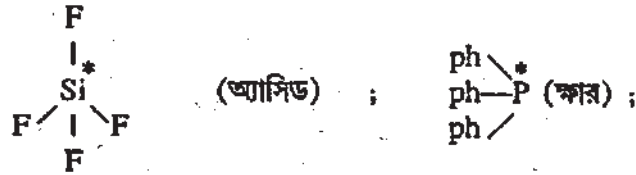
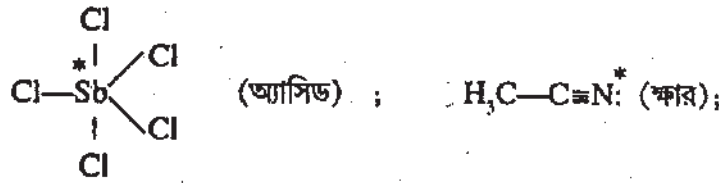


(d) হ্রাস। ব্যাখ্যা : $H^+ + F^- = HF$ (মৃদু অ্যাসিড)

(11) (a) বৃদ্ধি। $HgO + 4I^- + H_2O = [HgI_4]^{=2-} + 2OH^-$

- (b) হ্যাঁ। $2\text{OH}^- + \text{ZnO} = [\text{ZnO}_2]^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 বা, $2\text{OH}^- + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
- (c) বৃদ্ধি। $2\text{NH}_3 + \text{Li}_3\text{N} = 3\text{Li}^+ + 3\text{NH}_2^-$ (দ্রাব্যীয় আয়নযাত্রা বৃদ্ধি)
- (d) হ্যাঁ। $\text{Cl}^- + \text{AlCl}_3 = [\text{AlCl}_4]^-$ (লুইসস্কার, Cl^- অপসারিত হয়)
- (e) হ্যাঁ। $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3$ [দ্রঃ লান্স-ফ্রাড মতবাদ]

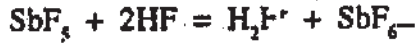
(12)



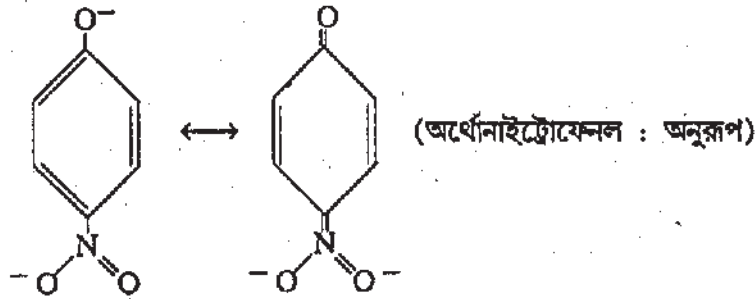
13. (i) Al^{3+} কঠিন, কিন্তু Hg^{2+} কোমল অ্যাসিড। অপরদিকে O^{2-} কঠিন, কিন্তু S^{2-} কোমল ক্ষার। অতএব Al_2O_3 (কঠিন-কঠিন সংযোগ) HgS (কোমল-কোমল সংযোগ) সুস্থিত।
- (ii) CuBr_2 ভুলনামূলকভাবে কঠিন-কঠিন সংযোগ (combination) অতএব সুস্থিত। CuL_2 একটি কঠিন-কোমল সংযোগ; তাই দুঃস্থিত।
- (iii) 'O' অপেক্ষা 'S' অধিক Polarisable; ফলে, Me_2S কোমল কিন্তু Me_2O কঠিন ক্ষার। তাই Me_2SBH_3 (কোমল-কোমল) একটি সুস্থিত যুত যৌগ।

(iv) উত্তর সংকেত : $\text{HF} + \text{HF} = \text{H}_2\text{F}^+ + \text{HF}_2^-$

অ্যাসিড ক্ষার



(v) উত্তর সংকেত : প্যারা ও অর্থো আইসোমার মেটা আইসোমার অপেক্ষা শক্তিশালী অ্যাসিড, কারণ তাদের অনুবন্ধ ক্ষরগুলি Resonance প্রভাবে সুস্থিত।



এক্ষেত্রে $-\text{NO}_2$ গ্রুপ Resonance প্রক্রিয়ার মাধ্যমে ফেনলীয় অক্সিজেনের ঋণাত্মক আধানকে বিকেন্দ্রীভূত করে (Delocalise)। অর্থো আইসোমারে ফেনলীয় হাইড্রোজেন আন্তঃআণবিক (Intramolecular) হাইড্রোজেন বন্ধনী দ্বারা দৃঢ়ভাবে আবদ্ধ থাকায় অ্যাসিড-বিয়োজন বাধাপ্রাপ্ত হয়। তাই প্যারা-অপেক্ষা অর্থো-নাইট্রোফেনল মৃদু অ্যাসিড।

(vi) উত্তর সংকেত : $\text{SnCl}_2-\text{Cl}-\text{Sn}-\text{Cl}$

Sn পরমাণু ইলেকট্রনজোড় প্রদায়ী, তাই লুইস ক্ষার। অপরদিকে, Sn-এর যোজ্যতা কক্ষ অসংপূর্ণ এবং ইলেকট্রনগ্রাহী ফাঁকা কক্ষক বর্তমান—তাই, লুইস অ্যাসিড।

(vii) O^{2-} এর তুলনায় I^- অধিক কোমল, অতএব, কোমল Hg^{2+} অ্যাসিডের সঙ্গে I^- এর যৌগ $[\text{HgI}_4]^{2-}$ অধিক সুস্থিত।

(viii) উত্তর সংকেত : Sn^{2+} অপেক্ষা Sn^{4+} এর আয়ন বিভব অনেক বেশি। ফলে $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+}$ এর আর্দ্রবিয়োজন প্রবণতা $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ অপেক্ষা বেশি। (অনুচ্ছেদ 4.3.2 স্রষ্টব্য)।

(ix) উত্তর সংকেত : R_3P : যৌগে ক্ষারীয় পরমাণুটি কোমল 'P', কিন্তু $\text{R}_3\text{P}^+-\text{O}^-$ যৌগে ক্ষারীয় পরমাণুটি কঠিন 'O'।

(x) উত্তর সংকেত : $\text{POCl}_3 \rightleftharpoons \text{POCl}_2^+ + \text{Cl}^-$ (দ্রঃ দ্রাবক-সিস্টেম তত্ত্ব)
 অ্যাসিড ক্ষার



14. BF_3 অ্যাসিড, কারণ দ্রবণে H_2F^+ মাত্রা বৃদ্ধি ঘটে।



H_2O ও $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ উভয়েই দ্রবণে HF_2^- বৃদ্ধি করে, অতএব ক্ষার।

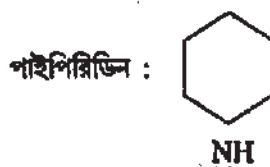
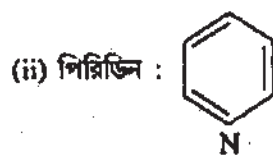


C_6H_6 প্রশমরূপে আচরণ করে।

15. (i) ও (ii) অনুচ্ছেদ 4.3.2 দ্রষ্টব্য।

16. (i) ও (ii) উভয় বিক্রিয়াই সম্মুখগামী। এখানে FeF_6^{3-} অপেক্ষাকৃত কঠিন-কঠিন সংযোগ এবং AgI_2^- কোয়াল-কোয়াল সংযোগ।

17. (i) অনুচ্ছেদ 4.3.3 দ্রষ্টব্য।



নিম্ন ইলেকট্রন ঘোড় sp^2 অবিটালে

নিম্ন ইলেকট্রন ঘোড়

sp^3 অবিটালে

দ্বিতীয় ক্ষেত্রে সংকরায়িত অবিটালের s-ধর্ম কম থাকায় ইলেকট্রন ঘোড় সহজেই প্রদান করতে পারে।

(iii) অনুচ্ছেদ 4.3.2 দ্রষ্টব্য।

(iv) অনুচ্ছেদ 4.3.3 : Steric Factor দ্রষ্টব্য।

(iii) অনুচ্ছেদ 4.3.3 : π -বন্ধন এবং Resonance দ্রষ্টব্য।

সহায়ক নির্দেশ

- R. P. Bell, *Acids and Bases*, Methuen, 1964.
- R. P. Bell, *The Proton in Chemistry*, 2nd ed., Cornell University Press, Ithaca, New York, 1973.
- F. A. Cotton and G. Wilkinson, *Basic Inorganic Chemistry*, Wiley Eastern Limited, 1978.
- M. C. Day and J. Selbin, 2nd ed., *Affiliated East-West Press Pvt. Ltd.*, 1980.
- J. E. Huhecy, E. A. Keiter, R. L. Keiter, *Inorganic Chemistry*, 4th ed., Harper Collins College Publishers, New York, 1993.
- B. Douglas, D. H. Mc Daniel, J. J. Alexander, *Concepts and Models of Inorganic Chemistry*, 2nd ed., John Wiley and Sons, Inc., 1983.
- R. G. Pearson, *Hard and Soft Acids and Bases*, Dowden, Hutchinson and Ross, 1973.
- R. L. Dutta, *Inorganic Chemistry (Part I Principles)*, 4th ed., The New Book Stall, Calcutta, 1996.
- Asim K. Das, *Fundamental Concepts of Inorganic Chemistry, (Part II)*, 1st. ed., CBS Publishers & Distributors, New Delhi, 2000.
- R. Sarkar, *General & Inorganic Chemistry (Part I)*, 1st ed., New Central Book Agency, Calcutta (1984).

একক 5 □ দ্রাবক

গঠন

5.1 প্রস্তাবনা

5.2 উদ্দেশ্য

5.3 দ্রাবকের সাধারণ ধর্ম

5.3.1 হিমাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক

5.3.2 ঘনত্ব ও সান্দ্রতা

5.3.3 দ্বিমেরু ভ্রামক

5.3.4 পরবৈদ্যুতিক ধ্রুবক

5.3.5 আণবিক ও ক্ষারকীয় ধর্ম

5.4 দ্রাবকের শ্রেণীবিভাগ

5.5 তরল অ্যামোনিয়ার দ্রাবক ধর্ম

5.5.1 তরল অ্যামোনিয়াতে বিভিন্ন পদার্থের দ্রাব্যতা

5.5.2 তরল অ্যামোনিয়াতে অম্ল-ক্ষারক বিক্রিয়া

5.5.3 অ্যামোনিয়া জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া

5.5.4 অধঃক্ষেপণ ও অন্যান্য বিক্রিয়া

5.6 তরল হাইড্রোজেন ফ্লুওরাইড

5.7 অনার্জ সালফিউরিক অ্যাসিড

5.8 তরল সালফার ডাই-অক্সাইড

5.9 অন্য কয়েকটি দ্রাবক

5.10 সারাংশ

5.11 সর্বশেষ প্রশ্নাবলি

5.12 উদ্ভূতমালা

5.1 প্রস্তাবনা

নানারকম রাসায়নিক বিক্রিয়ার কথা আলোচনা করতে গিয়ে আমরা দেখেছি যে বেশির ভাগ বিক্রিয়াই কোন না কোন মাধ্যমকে অবলম্বন করে ঘটে থাকে—বিক্রিয়ক পদার্থগুলি ঐ মাধ্যমে দ্রবীভূত অবস্থায় বিক্রিয়াতে অংশ নেয়। জল এরকম একটি অতি পরিচিত মাধ্যম—জলীয় দ্রবণে বহু বিক্রিয়ার কথা আমরা প্রায়ই বলে থাকি। কিন্তু অম্ল ও ক্ষার আলোচনা করতে গিয়ে আপনারা জল ছাড়া অন্যান্য বিক্রিয়া মাধ্যমের কথাও জেনেছেন। এই অংশে আমরা জল ছাড়া অন্য কয়েকটি দ্রাবকের কথা আলোচনা করব।

5.2 উদ্দেশ্য

এই এককটি পাঠ করে আপনি

- দ্রাবকের সাধারণ ধর্মগুলি বুঝতে পারবেন।
- নানাবিধ দ্রাবকে তাদের ধর্ম অনুযায়ী বিভিন্ন শ্রেণীতে ভাগ করতে পারবেন।
- জল ছাড়া অন্য কয়েকটি উল্লেখযোগ্য দ্রাবকের ধর্মের সঙ্গে পরিচিত হবেন।
- এইসব দ্রাবক মাধ্যমে অম্ল-ক্ষার, জারণ-বিজারণ ইত্যাদি বিভিন্ন ধরনের রাসায়নিক বিক্রিয়ার প্রকৃতি সম্বন্ধে আপনি জানতে পারবেন।

5.3 দ্রাবকের সাধারণ ধর্ম

5.3.1 হিমাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :

কোন দ্রাবকের কথা উঠলেই স্বাভাবিকভাবে আমাদের প্রথমে মনে আসবে দ্রাবকটি সাধারণ চাপ ও তাপমাত্রায় তরল না গ্যাসীয়। গ্যাসীয় দ্রাবক নিয়ে কাজ করার চেয়ে তরল দ্রাবক নিয়ে কাজ করার সুবিধা আমরা একটু ভাবলেই বুঝতে পারি। আবার তরল হ'লেই হবে না, দ্রাবকটি সাধারণ চাপ ও উষ্ণতায় খুব গাড়াগাড়া বাষ্পায়িত হ'য়ে গেলে পরীক্ষণীয় দ্রবণের গাঢ়ত্ব খুব তাড়াতাড়ি বেড়ে যাবে, অথবা দ্রাব পদার্থগুলি দ্রবণ থেকে আলাদা হয়ে যাবে। জলের মাধ্যমে এসব আমাদের ভাবতে হয় না কারণ জলের স্ফুটনাঙ্ক অনেক বেশি আর সাধারণ উষ্ণতায় জলের বাষ্পায়নের হারও নগণ্য। তা হ'লে যে কোন দ্রাবকের একটি প্রাথমিক গুরুত্বপূর্ণ ধর্ম হ'ল তার হিমাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক।

সারণি 5.1-এ কিছু দ্রাবকের হিমাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক সম্মিলিত হয়েছে। এ থেকে প্রত্যেক দ্রাবকের ব্যবহারোপযোগী উষ্ণতার পাল্লা (range) সম্বন্ধে একটি ধারণা পাওয়া যাবে।

5.3.2 ঘনত্ব ও সান্দ্রতা

একটি তরল পদার্থের ঘনত্ব এবং সান্দ্রতা যত বেশি হবে, সেই দ্রাবক মাধ্যমে দ্রাবপদার্থের কণাগুলির চলাচলের স্বাচ্ছন্দ্য ততই বাধা পাবে। এর ফলে আয়নীয় দ্রবণে আয়নগুলির চলাচলের হার কমবে, সেইসঙ্গে কেলসন, অধঃক্ষেপণ, ব্যাপন ইত্যাদি অনেক প্রক্রিয়াই বাহত হবে। বিশুদ্ধ সালফিউরিক অ্যাসিডের ঘনত্ব এবং সান্দ্রতা খুব বেশি ব'লে এই মাধ্যমে বিভিন্ন আয়নের চলাচলের বেগ খুব কম, তাদের পরিবাহিতাও কম।

5.3.3 দ্বিমেরু ভ্রামক

সমযোজ্যতা আলোচনা করতে গিয়ে আমরা দেখেছি, বন্ধনের ইলেকট্রনজোড়ের অসমবন্টন থেকে বন্ধনে মেরুত্ব সৃষ্টি হয়। কোন অণুর সমস্ত বন্ধনের মেরুগুলির (এবং কেন্দ্রস্থ পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনজোড় থাকলে তাদেরও) মিলিত ক্রিয়ার ভেক্টর লব্ধি থেকে অণুটির মোট দ্বিমেরু ভ্রামক নির্ধারিত হয়। আমরা এও দেখেছি অণুর এই মেরুধর্মিতা নান্যভাবে পদার্থের ধর্মকে প্রভাবিত করে, যার মধ্যে প্রধান হচ্ছে আন্তরাণব আকর্ষণ বা অণুগুলির মধ্যে পরস্পর আকর্ষণ। দ্রাবক হিসাবে আচরণ করার সময়েও কোন পদার্থের অণুর এই মেরুতা বিশেষ ভূমিকা নেয়। আয়নীয় এবং মেরুত্বযুক্ত দ্রাবপদার্থের উপাদান কণাগুলিকে দ্রাবক তার বিপরীত মেরুর সাহায্যে আকর্ষণ করে দ্রবণে নিয়ে আসে এবং নিজের দ্বিমেরু দিয়ে তাদের ঘিরে রাখে। স্বভাবতঃই দ্রাব ও

দ্রাবকের এই পারস্পরিক ক্রিয়া দ্রাবকের মেরুত্ব তথা দ্বিমেরু ভ্রামকের উপর নির্ভর করবে। দ্রাবকটি যত বেশি মেরুতায়ুক্ত (polar) হবে বা তার দ্বিমেরু-ভ্রামক যত বেশি হবে, দ্রাব-পদার্থের কণাগুলির প্রতি দ্রাবকটির আকর্ষণবলও তত বেশি হবে। ফলে দ্রাব পদার্থের কণাগুলির বেশি দ্রাবকায়ন (Solvation) ঘটবে।

5.1 নম্বর সারণিতে কতকগুলি দ্রাবকের দ্বিমেরু ভ্রামকের মনে দেখানো হয়েছে।

5.3.4 পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক (Dielectric Constant) :

শূন্য মাধ্যমে দু'টি বিপরীত তড়িতাধান q_1 ও q_2 কে r -দূরত্বে রাখা হ'লে তাদের মধ্যে যে স্থির-তড়িৎ জনিত আকর্ষণ-বল (F) কাজ করে তা কুলম্বের সূত্রের সাহায্যে প্রকাশ করা যায় :

$$F = \frac{1}{k} \frac{q_1 q_2}{r^2} \quad (k = \text{মাধ্যমের তড়িৎ-ভেদ্যতা (permittivity)})$$

k -কে পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক (di-electric constant) বা আপেক্ষিক আবেশিক ধারকত্ব (specific inductive capacity)-ও বলা হয়।

CGS এককে ইচ্ছাকৃতভাবে শূন্যমাধ্যমের ভেদ্যতার মান 1 ধরা হয়। SI-পদ্ধতিতে আধানের একক কুলম্ব প্রকাশ করে সম্পর্কটি দাঁড়ায়

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2} \quad (\epsilon_0 = 8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{N}^{-1} \text{m}^{-2})$$

ϵ_0 = শূন্য মাধ্যমের ভেদ্যতা।

অন্য মাধ্যমের ক্ষেত্রে এই বল হবে

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

যেখানে ϵ হচ্ছে ঐ মাধ্যমের ভেদ্যতা। তাহলে ϵ/ϵ_0 অনুপাতটিকে শূন্য মাধ্যমের সাপেক্ষে ঐ মাধ্যমের আপেক্ষিক ভেদ্যতা (relative permittivity) বলা যেতে পারে।

সারণি 5.1
কয়েকটি প্রয়োজনীয় দ্রাবকের কিছু ধর্ম*

দ্রাবক, সংকেত	তরলতার সীমা °C	আপেক্ষিক	সক্রিয় সেপ্টিপয়	বিমের আয়তন কুলম্ব-মিটার ($\times 10^{-20}$)†	ϵ/ϵ_0
1. হাইড্রোজেন সায়ানাইড, HCN	-14 থেকে 26	0.68	0.2	9.77	107
2. ব্রোমিন ট্রাইফ্লুরাইড, BrF ₃	-9 থেকে 126	2.8	2.2	3.97	107
3. সালফিউরিক অ্যাসিড H ₂ SO ₄ (বিয়োজনসহ)	10 থেকে 300	1.83	24.5		100
4. হাইড্রোজেন ফ্লুরাইড HF	-83 থেকে 19.5	0.99 (20°C)	0.26	6.37	84(0°C)
5. জল, H ₂ O	0 থেকে 100	1.0	0.96	6.17	82(18°C)
6. ডাইমিথাইল সালফক্সাইড DMSO; (CH ₃) ₂ SO	18 থেকে 189	1.1	0.25 (20°C)	13.2	47
7. মিথাইল সায়ানাইড, অ্যাসেটোনেট্রাইল, CH ₃ CN	-45 থেকে 82	0.79	0.4(10°C)	13.1	38
8. ডাইমিথাইল ফরমামাইড, DMF HC(O)N(CH ₃) ₂	-61 থেকে 153	0.94	0.8	12.7	38
9. নাইট্রোমিথেন, CH ₃ NO ₂	-29 থেকে 101	1.13	0.6	11.54	36
10. অ্যামোনিয়া, NH ₃	-78 থেকে -33	0.68 (-34°C)	0.25 (-33°C)	4.9	23(-50°C)
11. সালফার ডাইঅক্সাইড SO ₂	-76 থেকে -10	1.46 (-10°C)	0.43 (-10°C)	5.34	17.4 (-10°C)
12. টেট্রাহাইড্রোফুরান, THF; 	-65 থেকে 66	0.89	0.46	5.84 (কেনজিনে)	7.6

* অন্যকিছু উল্লেখ না থাকলে সমস্ত মানই 25°C উষ্ণতায় বৃত্তে হবে। † প্রচলিত সি. জি. এস. একক ডিবাই (D) :
1D = 10¹⁸ esu. cm = 3.3356 $\times 10^{-30}$ ।

জলের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের মান 81.7 অর্থাৎ

$$\epsilon_{H_2O} = 81.7\epsilon_0$$

এর অর্থ, দু'টি বিপরীত আধান শূন্য মাধ্যমে পরস্পরকে যে বলে আকর্ষণ করবে, জলীয় মাধ্যমে সেই আকর্ষণ বল কমে $1/81.7$ অংশ মাত্র হয়ে যাবে। অর্থাৎ কোন দ্রাবকের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক যত বেশি হবে, সেই মাধ্যমে কোন আয়নীয় যৌগের বিপরীতধর্মী আয়নগুলির পারস্পরিক আকর্ষণ বলও ততই কম হবে। ফলে সেই দ্রাবকের পক্ষে ঐ আয়নীয় যৌগটিকে দ্রবীভূত করাও সহজ হবে। 5.1 নং সারণি থেকে দেখা যাচ্ছে, জল ছাড়াও HF, H₂SO₄ ইত্যাদি কিছু দ্রাবকের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের মান যথেষ্ট বেশি; এগুলি আয়নীয় যৌগের জন্য ভাল দ্রাবক হবে বলে প্রত্যাশিত। অপরপক্ষে তরল NH₃, SO₂ প্রভৃতি দ্রাবকের ক্ষেত্রে এই মান অনেক কম।

5.3.5 আম্লিক ও ক্ষারকীয় ধর্ম

অধিকাংশ দ্রাবকই লিউইস সংজ্ঞানুযায়ী অম্ল বা ক্ষারকের পর্যায়ে পড়ে, অর্থাৎ তারা ইলেকট্রন-জোড় গ্রহণ করতে বা দান করতে পারে। যখন কোন ধাতুর লবণ জলে দ্রবীভূত হয়, জলের অণুর ঋণাত্মক মেরু ক্যাটায়নগুলিকে ঘিরে ধরে উদকিত (hydrate) করে। এও এক ধরনের অম্ল-ক্ষারক প্রক্রিয়া, ধাতুর ক্যাটায়নগুলি এখানে লিউইস অ্যাসিড আর জলের অণু এক্ষেত্রে লিউইস ক্ষারক। ধাতুর জটিল আয়ন গঠনও এরকম অম্ল-ক্ষারক প্রক্রিয়া। কাজেই কোন দ্রাবকের আম্লিক বা ক্ষারীয় বৈশিষ্ট্য ঐ মাধ্যমে বিভিন্ন বিক্রিয়াকে প্রভাবিত করবে। পরবর্তী অংশে আমরা দ্রাবকের শ্রেণীবিভাগ প্রসঙ্গে আম্লিক ও ক্ষারীয় দ্রাবকের অনেক উল্লেখ পাব।

দাতা-সংখ্যা ও গ্রহীতা-সংখ্যা (Donor Number and Acceptor Number) :

কোন অ্যাসিডকে প্রামাণ্য ধরে তার সঙ্গে দ্রাবকের বিক্রিয়ার এনথ্যালপি (enthalpy, ΔH°) পরিবর্তন থেকে আমরা দ্রাবকের ক্ষারকত্বের পরিমাপ করতে পারি এবং সেই অনুযায়ী বিভিন্ন দ্রাবককে শ্রেণীবদ্ধ করতে পারি। প্রমাণ অ্যাসিড হিসাবে সাধারণতঃ অ্যান্টিমনি-পেন্টাক্লোরাইডের (SbCl₅) মত একটি তীব্র লুইস অ্যাসিডকে বেছে নেওয়া হয়। 1,2-ডাইক্লোরোইথেন মাধ্যমে দ্রাবক B-র সঙ্গে এর এর অম্ল-ক্ষারক বিক্রিয়াকে এইভাবে দেখানো যায় :



এই বিক্রিয়ার $-\Delta H^\circ$ -র মানকে (ঐতিহাসিক কারণে এখনও kcal এককে প্রকাশিত) B-দ্রাবকের

দাতা সংখ্যা (donor number) বলা হয় (Gutmann, 1966)। স্পষ্টতঃ, B-র ক্ষারকত্ব যত বেশি হবে, B-SbCl₅ যুতযৌগটি তত বেশি স্থায়ী হবে ও বিক্রিয়াটিতে বেশি তাপ উদ্ভূত হবে। ফলে ΔH° তত বেশি ঋণাত্মক হবে। অর্থাৎ দ্রাবকের দাতা-সংখ্যা যত বেশি হবে, দ্রাবকের ক্ষারকধর্মও তত বেশি হবে।

একই নিরিখে, দ্রাবকের অম্লত্ব মাপার জন্য গ্রহীতা-সংখ্যা (acceptor number) ধারণা প্রচলিত হয়েছে। এক্ষেত্রে ট্রাইইথাইলফসফিন অক্সাইড (C₂H₅)₃PO যৌগটিকে প্রামাণ্য ক্ষারক হিসাবে নির্বাচন করা হয়েছে। কোন বিশুদ্ধ দ্রাবকে ক্ষারকটিকে দ্রবীভূত করে ³¹P আইসোটোপের NMR-চ্যুতি থেকে দ্রাবকের অম্লত্বের মান নির্ধারণ করা হয়। 5.2 নম্বর সারণিতে কয়েকটি দ্রাবকের দাতা-সংখ্যা ও গ্রহীতা সংখ্যা দেওয়া হল।

সারণি 5.1
কয়েকটি দ্রাবকের দাতা ও গ্রহীতা সংখ্যা

দ্রাবক	দাতাসংখ্যা	গ্রহীতা সংখ্যা
জল	18	54.8
THF	20.0	8.0
DMSO	29.8	19.3
DMF	26.6	
ডাই ইথাইল ইথার	19.2	3.9
পিরিডিন	33.1	14.2
ইথানল	19.0	37.1
অ্যাসেটোনাইট্রাইল	14.1	

অনুশীলনী 1

1. কোন দ্রাবকের উপযোগিতা নির্ধারণ করার ক্ষেত্রে যে সমস্ত ধর্ম বিচার করা হয় তার কয়েকটি উল্লেখ করুন।
2. উপরের উত্তরের প্রসঙ্গ টেনে কোন ধর্ম দ্রাবকটি ব্যবহারের কোন ক্ষেত্রে অনুকূল হবে তা দু'টি উদাহরণ দিয়ে ব্যাখ্যা করুন।
3. পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের প্রধান ভূমিকা কী?

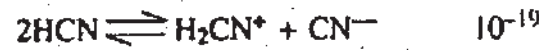
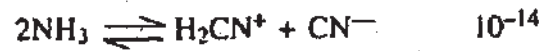
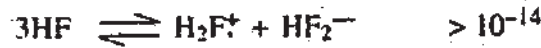
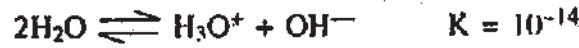
5.4 দ্রাবকের শ্রেণীবিভাগ

আমাদের প্রয়োজন অনুসারে আমরা দ্রাবকগুলিকে নানাভাবে শ্রেণীবদ্ধ করতে পারি। জল ছাড়া অন্য দ্রাবকগুলিকে এককথায় অজলীয় (monaqueous) দ্রাবক বলা যেতে পারে, তবে এই শ্রেণীবিভাগ থেকে দ্রাবকের প্রকৃতি সম্বন্ধে আর কোন ইঙ্গিত পাওয়া যাবে না।

প্রোটিন আদানপ্রদান করার সামর্থ্য থেকে দ্রাবকগুলিকে দু'টি বড় গোষ্ঠীতে ভাগ করা যায় : (1) প্রোটিক বা প্রোটিনিক দ্রাবক এবং (2) অপ্রোটিক দ্রাবক।

5.4.1 প্রোটিক (প্রোটিনিক) দ্রাবক :

এই দ্রাবকের অণুগুলি প্রোটিন দান ও গ্রহণ করতে পারে। স্বতঃআয়নন এদের একটি বিশিষ্ট ধর্ম—অম্ল-ক্ষারক অধ্যায়ে এর বহু উদাহরণ আমরা পেয়েছি।



পরবর্তী পর্যায়ে এই আয়নগুলি আরও দ্রাবক অণু দিয়ে বেষ্টিত হতে পারে (দ্রাবকন, solvation)। এই সমস্ত দ্রাবক মাধ্যমে দ্রাব-পদার্থের কণাগুলিও একই অবস্থাপ্রাপ্ত হয়, অর্থাৎ দ্রাবকের অণুর সঙ্গে সঙ্গে দ্রাবক থেকে জাত ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নগুলিও দ্রাবপদার্থকে আক্রমণ করে। আমাদের সবচেয়ে পরিচিত প্রোটিক দ্রাবক জল কীভাবে বিভিন্ন ধরণের বিক্রিয়া ঘটতে সাহায্য করে তার বহু উদাহরণ আমরা পেয়েছি। আমরা দেখব অন্যান্য দ্রাবক মাধ্যমেও এই সমস্ত বিক্রিয়া ঘটতে পারে (তরল অ্যামোনিয়া দ্রষ্টব্য।)

5.4.2 অপ্রোটিনিক দ্রাবক : এদের প্রধানতঃ তিনটি উপশ্রেণীতে ভাগ করা যায়।

(i) অমেরু বা নীপমেরু দ্রাবক :

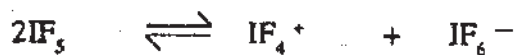
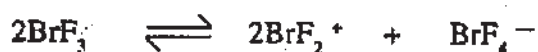
যেমন কার্বন টেট্রাক্লোরাইড, CCl_4 এবং অন্যান্য হাইড্রোকার্বন। এরা আয়নিত হয় না এবং ব্যাপকভাবে দ্রাবকনও করতে পারে না। এদের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের মানও খুব কম এবং এরা প্রধানতঃ অমেরু দ্রাবপদার্থকে দ্রবীভূত করতে পারে।

(ii) যেসব দ্রাবক আয়নিত হয় না কিন্তু তীব্রভাবে দ্রাবকন করতে সক্ষম :

অ্যাসেটোনাইট্রাইল, N, N-ডাইমিথাইলফরমামাইড (DMF), ডাইমিথাইলসালফাইড (DMSO), টেট্রাহাইড্রোফুরান (THF), তরল সালফার ডাই-অক্সাইড ইত্যাদি এই শ্রেণীর দ্রাবক। তবে অপ্রোটনিক হওয়া ছাড়া এদের মধ্যে অন্য কোন সাধারণ সাদৃশ্য নেই—5.1 নং সারণি থেকে দেখা যাবে এদের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক, দ্বিমেরুভ্রামক ইত্যাদি বৈশিষ্ট্য বিস্তার পার্থক্য রয়েছে। এদের মধ্যে অনেকেই, যেমন DMF, DMSO ইত্যাদি ভাল লুইস ক্ষারক হিসাবে ধাতব আয়নকে দ্রাবকিত করতে পারে—এদের দাতা সংখ্যাও অনেক বেশি (5.2 নং সারণি)। আবার SO₂ খুব ভাল লুইস অ্যাসিড অর্থাৎ ইলেকট্রন-গ্রাহক। এটি অনেক লুইস ক্ষারকে দ্রাবকিত করতে সক্ষম।

(iii) তীব্র মেরুধর্মী ও স্বতঃআয়নিত দ্রাবক :

ব্রোমিন ট্রাইফ্লোরাইড এই পর্যায়ের একটি উল্লেখযোগ্য দ্রাবক (সারণি 5.1)। অন্যান্য আন্তঃহ্যালোজেন (ইন্টারহ্যালোজেন) যৌগ এবং ট্রাইক্লোরোফসফিন অক্সাইডও এই একই পর্যায়ভুক্ত—এদের স্বতঃ আয়ননের ধরণও একইরকম :



গলিত লবণ-মাধ্যমও একধরনের অপ্রোটিক দ্রাবক। ক্ষার ধাতুদের নাইট্রেট ও হ্যালাইড লবণগুলি গলিত অবস্থায় প্রায় সম্পূর্ণ আয়নিত হয়ে থাকে। অন্য অনেক ধাতুর লবণ, যেমন জিঙ্ক, টিন ও মারকারি (II) হ্যালাইডগুলি গলিত অবস্থায় আংশিক আয়নিত হয়। একাধিক উপাদান লবণকে উপযুক্ত অনুপাতে মিশিয়ে এই ধরনের দ্রাবকের গলনাঙ্ক উল্লেখযোগ্যভাবে কমানো যায় :

LiCl	605°C	LiCl—KCl	350
NuCl	801	LiNO ₃ —KNO ₃	125
KCl	770	LiNO ₃ —KNO ₃	120
LiNO ₃	264	NaNO ₃	
KNO ₃	334		

সোডিয়াম, ক্যালসিয়াম ও অ্যালুমিনিয়াম ধাতুর নিষ্কাশনে এবং ফ্লুওরিন প্রস্তুত করতে এ ধরণের গলিত লবণ-মিশ্রণের সার্থক প্রয়োগের কথা আমাদের সকলেরই জানা আছে।

অনুশীলনী 2

1. জল ছাড়া আরও চারটি প্রোটিক দ্রাবকের নাম লিখুন।
2. অপ্রোটিক দ্রাবকগুলির প্রধান শ্রেণী ক'টি? প্রত্যেক শ্রেণীর বৈশিষ্ট্য লিখুন ও একটি ক'রে উদাহরণ দিন।
3. এমন একটি তড়িৎ-রাসায়নিক শিল্পের নাম করুন যেখানে গলিত লবণকে মাধ্যম হিসাবে ব্যবহার করা হয়।

5.5 তরল অ্যামোনিয়ার দ্রাবক ধর্ম

তরল অ্যামোনিয়া একটি প্রোটিক দ্রাবক এবং এর বং ধর্মই জলের সমান্তরাল। অ্যামোনিয়ার হিমাঙ্ক -77°C , স্ফুটনাঙ্ক -334°C । তাই একে দ্রাবক হিসাবে ব্যবহার করতে গেলে বেশি চাপে এবং/অথবা হিমায়িত মাধ্যমে আবদ্ধ প্রকোষ্ঠ ব্যবহার করতে হবে।

5.1 নম্বর সারণিতে আমরা অ্যামোনিয়ার আরও কিছু ধর্ম লক্ষ্য করেছি—যেমন এর দ্বিমেরু ভ্রামক বা পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক জলের তুলনায় অনেক কম। ফলে আয়নীয় যৌগের জন্য (বিশেষতঃ উচ্চআধানবৃত্ত আয়নযুক্ত যৌগ) তরল অ্যামোনিয়াকে ভাল দ্রাবক হিসাবে আশা করা যায় না। অপরপক্ষে অ্যামোনিয়ার ঘনত্ব ও সান্দ্রতা জলের চেয়ে কম, তাই এতে আয়নগুলির গতিশীলতা বেশি হয় এবং অন্য ঘটিতে কিছুটা পরিপূরণ হয়। আবার, জলে আমরা হাইড্রোজেনের চেয়ে তীব্রতর কোন বিজারক পদার্থের বিক্রিয়া ঘটাতে পারি না (তা জলকে বিজারিত করে H_2 উৎপন্ন করবে), কিন্তু তরল অ্যামোনিয়াতে তীব্র বিজারক পদার্থও অবিকৃত থাকে, যেমন স্ফার ধাতু। দ্বিমেরু ভ্রামক এবং পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক কম হওয়ার পাশাপাশি অনেক লবণকে দ্রাবকিত করার প্রবণতাও অ্যামোনিয়ার বেশ কম। বিভিন্ন জৈব যৌগ, বিশেষতঃ অসম্পৃক্ত ও নাইট্রোজেনযুক্ত যৌগের জন্য তরল অ্যামোনিয়া অনেক ভাল দ্রাবক।

প্রাথমিক উৎস থেকে শর্করা ও উপস্থার (alkaloid) নিষ্কাশনে, আলকাতরা থেকে ফেনল অপসারণে ও পেট্রোলিয়াম যৌগ থেকে সালফার-যৌগ দূরীকরণে তরল অ্যামোনিয়া ব্যবহার করা হয়।

5.5.1 তরল অ্যামোনিয়াতে বিভিন্ন পদার্থের দ্রাব্যতা :

তরল অ্যামোনিয়াতে দ্রাব্য বেশির ভাগ পদার্থকে তিনটি প্রধান শ্রেণীতে ভাগ করা যায় : (i) ধাতু (ii) অজৈব লবণ (iii) জৈব যৌগ

(i) ধাতু : ক্ষার ও ক্ষার-মৃত্তিকা ধাতুদের মত যথেষ্ট তড়িৎ-ধনাত্মক ধাতুগুলি অ্যামোনিয়াতে খুব বেশি দ্রাব্য—যেমন Na, K, Ca, Ba ইত্যাদি। Eu (ইউরোপিয়াম) এবং ইটেরবিয়ামও (Yb) অ্যামোনিয়াতে দ্রবীভূত হয়। ধাতুর পারমাণবিক গুরুত্ব বাড়ার সঙ্গে ধাতুগুলির দ্রাব্যতা বাড়ে, তবে দ্রবণের স্থায়িত্ব কমে। দ্রবণ থেকে অ্যামোনিয়া বাষ্পীভূত করে ক্ষার ধাতুগুলিকে অবিকৃত ফেরৎ পাওয়া যায়, কিন্তু ক্ষার-মৃত্তিকা ধাতুগুলি তাদের অ্যামোনিয়েট $M(NH_3)_x$ গঠন করে।

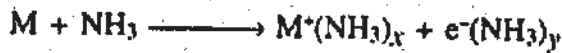
এই দ্রবণগুলির কয়েকটি আকর্ষণীয় বৈশিষ্ট্য আছে :

- সব ধাতুরই লঘু দ্রবণের রঙ উজ্জ্বল নীল ; এদের বর্ণালীতে 1500 nm তরঙ্গদৈর্ঘ্যের কাছাকাছি তীব্র আলোকশোষণের এক চওড়া পটি (band) দেখা যায়। দ্রবণ যত গাঢ় হয়, দ্রবণের রঙ তত তামাটে হয়ে আসে। খুব গাঢ় ($> 1M$) দ্রবণের রঙ হয় ব্রোঞ্জ এবং তা ধাতুর মতই চকচক করে—যেন কোঁকালিত ধাতু।
- নীল দ্রবণগুলি ভাল তড়িৎ পরিবহন করে। তবে বিভিন্ন ধাতুর ক্যাটায়নের বেগ বিভিন্ন হয় বলে বিভিন্ন ধাতুর দ্রবণের পরিবাহিতা আলাদা।

গাঢ়ত্ব বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে কোন ধাতুর দ্রবণের পরিবাহিতা প্রথমে কমতে থাকে ; 0.05 মোলার (M) গাঢ়ত্বের কাছাকাছি পরিবাহিতা একটি সর্বনিম্ন মানে পৌঁছে আবার গাঢ়ত্বের সঙ্গে সঙ্গে বাড়তে থাকে। ব্রোঞ্জ রঙের অতি গাঢ় দ্রবণগুলির ($> 1M$) পরিবাহিতা ধাতুর তড়িৎ-পরিবাহিতার মত খুব বেশি।

- অনেকক্ষেপে রেখে দিলে নীল দ্রবণগুলি থেকে ধীরে ধীরে হাইড্রোজেন মুক্ত হয় এবং দ্রবণের রঙ ফিকে হয়ে আসে। Fe_2O_3 বা প্লাটিনাম ক্লোক প্রক্রিয়াটি ত্বরান্বিত করে।

অ্যামোনিয়াতে ধাতুর দ্রবণের প্রকৃতি সম্বন্ধে এখন অনেক কিছু জানা গিয়েছে। সামগ্রিকভাবে, ধাতুগুলি অ্যামোনিয়াতে দ্রবীভূত হওয়ার সময় আয়নিত হয় ; উৎপন্ন আয়ন আর ইলেকট্রন উভয়কেই দ্রবণের অ্যামোনিয়া অণুরা বেঁধে ধরে থাকে :



এই অ্যামোনিয়াবেষ্টিত ইলেকট্রনগুলিই লঘু ধাতব দ্রবণের নীল রঙ, চৌম্বকধর্ম এবং তড়িৎ-পরিবাহিতার জন্য দায়ী।

অ্যামোনিয়ার অণুগুলি ইলেকট্রনকে বেঁটন করার সময় যে আবেশের সৃষ্টি হয় তার ফলে ইলেকট্রনের চারপাশে একটি মেরুকরণ প্রভাব (Polarization effect) সঞ্চারিত হয়। এই মেরুকরণে কেন্দ্রীয় ইলেকট্রন ও অ্যামোনিয়া অণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন-জোড়ের মধ্যে বিকর্ষণে একটি ফাঁপা পরিমণ্ডলের সৃষ্টি হয়। এরই ফলে দ্রবণের আয়তন বেড়ে যায় বা ঘনত্ব কমে যায়।

গাঢ়ত্ব বাড়লে (10^{-2} মোলারের কাছাকাছি) ধাতব ক্যাটায়ন ও ইলেকট্রনগুলি অ্যামোনিয়া বেষ্টিত অবস্থাতেই খনিষ্ঠ হয়ে নানারকম জোড় বাঁধে, যেমন,



এইভাবে জোড় বাঁধার ফলে দ্রবণে সচল বিজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যা কমে যায়, ফলে দ্রবণের তড়িৎপরিবাহিতা এবং উপচুম্বকত্ব (paramagnetism) কমে যায়। খুব বেশি গাঢ় ধাতব দ্রবণে এর ব্যতিক্রম ঘটে তখন ধাতু থেকে মুক্ত ইলেকট্রনরা সংখ্যায় এত বেশি যে তাদের ঘিরে থাকার মত যথেষ্ট সংখ্যক অ্যামোনিয়া অণু দ্রবণে পাওয়া যায় না। দ্রবণে তখন মূলতঃ $M^+(NH_3)_x$ এবং মুক্ত ইলেকট্রনরা ঘুরে বেড়ায়। এই অবস্থাটা ধাতুর সঙ্গে তুলনীয়—এই মুক্ত ইলেকট্রনগুলির জন্যই তখন এই দ্রবণের ধাতব দ্যুতি দেখা দেয় আর দ্রবণটি ধাতুর মত তড়িৎ পরিবহন করে।

ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণ ইলেকট্রনবহুল হওয়াতে নানাদরনের বিজারণ ঘটতে পারে :



এইভাবে জোড় বাঁধার ফলে দ্রবণে সচল বিজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যা কমে যায়, ফলে দ্রবণের তড়িৎপরিবাহিতা এবং উপচুম্বকত্ব (paramagnetism) কমে যায়। খুব বেশি গাঢ় ধাতব দ্রবণে এর ব্যতিক্রম ঘটে—তখন ধাতু থেকে মুক্ত ইলেকট্রনরা সংখ্যায় এত বেশি যে তাদের ঘিরে থাকার মত যথেষ্ট অ্যামোনিয়া অণু দ্রবণে পাওয়া যায় না। দ্রবণে তখন মূলতঃ $M^+(NH_3)_x$ এবং মুক্ত ইলেকট্রনরা ঘুরে বেড়ায়। এই অবস্থাটা

ধাতুর সঙ্গে তুলনীয়—এই মুক্ত ইলেকট্রনগুলির জন্যই তখন এই দ্রবণের ধাতব দ্যুতি দেখা দেয় আর দ্রবণটি ধাতুর মত তড়িৎ পরিবহন করে।

ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণ ইলেকট্রনবহুল হওয়াতে নানাদ্রবণের বিজারণ ঘটাতে পারে :

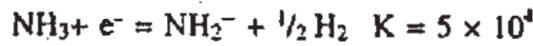


উৎপন্ন পদার্থগুলিও যথারীতি অ্যামোনিয়া অণুর সাহায্যে দ্রাব্য হইবে।

অ্যামোনিয়াম লবণ বা অন্য অ্যাসিড এরকম দ্রবণের ইলেকট্রনকে প্রশমিত করে, ফলে দ্রবণের রঙ চলে যায় :

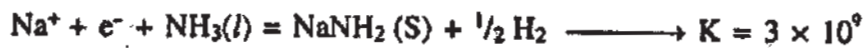


আমরা ইতিপূর্বে উল্লেখ করেছি যে ক্ষারধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণগুলি ধীরে ধীরে অ্যামাইডে বিয়োজিত হয়। প্রকৃতপক্ষে এই দ্রবণগুলি তাপগতির দিক থেকে সুস্থিত নয় :



কিন্তু অনুঘটক ছাড়া এই বিক্রিয়ার হার খুব মন্থর। -78°C উষ্ণতায় এরকম দ্রবণকে একমাস অন্ধকারে রেখে দিলেও বিশেষ বিয়োজন ঘটবে না। কিন্তু আলো এবং সজ্জিত ধাতুর লবণ, প্লাটিনাম চূর্ণ, Fe_2O_3 ইত্যাদির প্রভাবে অ্যামাইড গঠন দ্রবায়িত হয়।

সোডিয়াম এবং লিথিয়ামের অ্যামাইড অপ্রাকৃতিক হওয়াতে এইসব ধাতুর দ্রবণে বিক্রিয়াগুলির সাম্য ভানদিকে সরে যায় :



(এখানে Na^+ এবং ইলেকট্রনকে অ্যামোনিয়াযুক্ত বুঝতে হবে।)

(ii) অজৈব লবণ : আমরা আগেই জেনেছি, পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের মান কম হওয়ার জন্য আয়নীয়

প্রদর্শনার্থকে দ্রবীভূত করতে অ্যামোনিয়া বেশি কার্যকর নয়। যে সমস্ত লবণের অ্যানায়নগুলি বড় আর সহজেই মেরুকরণযোগ্য (polarizable), তারা অ্যামোনিয়াতে বেশি দ্রাব্য; এ ধরনের অ্যানায়ন হল I^- , SCN^- , ClO_4^- , NO_3^- , CN^- ইত্যাদি। একই কারণে হ্যালাইডগুলির মধ্যে দ্রাব্যতার উর্ধ্বক্রম নিম্নরূপ



সোডিয়াম আয়োডাইড দ্রাব্যকৃত হ'য়ে NaI , $4NH_3$ গঠন করে ব'লে এর দ্রাব্যতা খুব বেশি। আবার একই হ্যালাইড আয়নের উপর Li^+ থেকে Cs^+ পর্যন্ত আয়নগুলির মেরুকরণ করার ক্ষমতা (polarizing power) ক্রমশঃ কমে যায় (যেহেতু ক্যাটায়নগুলির আকার বাড়ছে), তাই হ্যালাইড লবণগুলির অ্যামোনিয়াতে দ্রাব্যকৃত হওয়ার প্রবণতাও ক্রমশঃ কমে যায়; এর ফলে অ্যামোনিয়াতে লিথিয়াম থেকে সিজিয়াম পর্যন্ত হ্যালাইড লবণগুলির দ্রাব্যতা ক্রমশঃ হ্রাস পায়।

যে সমস্ত লবণের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন দুটোই আকারে বড় এবং সহজে মেরুকরণযোগ্য, সেইসব লবণ অ্যামোনিয়াতে সহজেই দ্রবীভূত হবে যেমন, HgI_2 , PbI_2 ইত্যাদি।

অ্যামোনিয়াম লবণগুলি অ্যামোনিয়াতে খুব বেশি পরিমাণে দ্রাব্য। এই লবণগুলি আবার অ্যামোনিয়া গ্যাস শোষণ করে তাতে দ্রবীভূত হতে পারে—ঠিক যেমন উদ্গ্রাহী কেলোসেরা (deliquescent) বায়ু থেকে জলীয় বাষ্প টেনে নিয়ে তাতে দ্রবীভূত হয়ে যায়।

পাতুর অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড, সালফাইড, ফ্লোরাইড, অক্সালেট এবং অক্সিঅ্যাসিডের লবণগুলি (ফসফেট, আর্সেনেট, সালফেট ইত্যাদি) সাধারণতঃ অ্যামোনিয়াতে খুব অল্প দ্রাব্য। এর কারণ সহজেই অনুমেয়—এই যৌগগুলি প্রধানতঃ আয়নীয় যৌগ। অ্যামোনিয়ার পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক জলের তুলনায় অনেক কম, তাই অ্যামোনিয়াতে এই লবণগুলির দ্রাব্যতাও কম।

(iii) জৈব পদার্থ : জলের চেয়ে অ্যামোনিয়ার মেরুত্ব কম। আবার জৈব যৌগগুলিও তুলনামূলকভাবে কম মেরুত্ব সম্পন্ন। কাজেই অ্যামোনিয়াতে এরা ভাল দ্রবীভূত হয়। অ্যামোনিয়ার অণুগুলির মধ্যে হাইড্রোজেন-বন্ধনের প্রভাবও জলের তুলনায় কম, সেইসঙ্গে অ্যামোনিয়া বেশি ক্ষারকর্মী। এসব কারণে হাইড্রক্সিলিক যৌগগুলি অ্যামোনিয়ার সঙ্গে হাইড্রোজেন বন্ধন করে সহজেই দ্রবীভূত হয়—যথা অ্যালকোহল, ফেনল, কার্বক্সিলিক অ্যাসিড ইত্যাদি। সম্পূর্ণ অ্যালিক্যাটিক হাইড্রোকার্বনগুলি অ্যামোনিয়াতে অদ্রাব্য কিন্তু অ্যালকিন, অ্যালকাইন ও অ্যারোমেটিক হাইড্রোকার্বনগুলি দ্রাব্য; এই যৌগগুলির π -ইলেকট্রনপুঞ্জের আকর্ষণই এদের দ্রবীভূত হ'তে সাহায্য করে।

নাইট্রোজেন-ঘটিত যৈকযৌগগুলি অ্যামোনিয়াতে প্রচুর দ্রাব্য, বিশেষতঃ হেটেরোসাইক্লিক যৌগগুলি।

অনুশীলনী 3

1. নীচের লবণগুলিকে তরল অ্যামোনিয়াতে দ্রাব্যতার উর্ধ্বক্রমে সাজিয়ে দিন : (a) LiI, KI, CsI (b) LiCl, LiBr, LiI।
2. HgI_2 জলে অদ্রাব্য কিন্তু তরল অ্যামোনিয়াতে সহজেই দ্রাব্য। ব্যাখ্যা করুন।

5.5.2 তরল অ্যামোনিয়াতে অম্ল-ক্ষারক বিক্রিয়া :

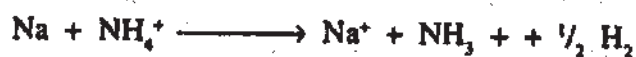
অ্যামোনিয়ার স্বতঃআয়ননের কথা আমরা আগেই জেনেছি :



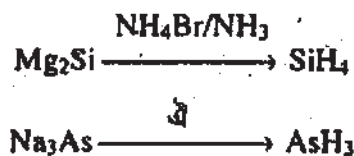
$$NH_3 = [NH_4^+][NH_2^-] = \sim 10^{-30}, -50^\circ C$$

জলের সঙ্গে তুলনা করে বলা যায়, জলে H_3O^+ বা হাইড্রক্সোনিয়াম আয়নের যে ভূমিকা, অ্যামোনিয়াতে NH_4^+ আয়নের ঠিক সেই ভূমিকা। একইভাবে, জলে OH^- আয়নের পরিবর্তে ভূমিকায় অ্যামোনিয়াতে আমরা NH_2^- (অ্যামাইড) আয়নকে পাব।

অ্যামোনিয়াম লবণগুলি অ্যামোনিয়া মাধ্যমে অ্যাসিড হিসাবে আচরণ করে; এদের দ্রবণে Na, Mg ইত্যাদি ধাতু বোগ করলে হাইড্রোজেন উদ্ধৃত হয়।



ধাতব সিলিসাইড, আরসেনাইড ইত্যাদি অ্যামোনিয়ার দ্রবীভূত অ্যামোনিয়াম লবণের সঙ্গে বিক্রিয়া করে সিলেন ইত্যাদি হাইড্রাইড উৎপন্ন করে :



জলে যেমন হাইড্রক্সাইড ও অক্সাইড যৌগগুলি কারকের আচরণ করে, অ্যামোনিয়াতে অ্যামাইড, ইমাইড ($> NH$) এবং নাইট্রাইডের ভূমিকাও অনুরূপ। পটাশিয়াম অ্যামাইড অ্যামোনিয়াতে কারীয়। বিভিন্ন ধাতুর

দ্রবণের অ্যামোনিয়া দ্রবণে এই ক্ষার যোগ করলে খাতুগুলির অ্যামাইড/ইমাইড/নাইট্রাইড অধঃক্ষিপ্ত হয় (জলে হাইড্রক্সাইড অধঃক্ষেপণ ক্ষমণীয়)।



অ্যামোনিয়াম ও অ্যামাইড আয়ন পরস্পর বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া অণু গঠন করে—যা হলে প্রশমন ক্রিয়ার ঠিক অনুরূপ :



তরল অ্যামোনিয়াতে KNH_2 দ্রবণ ফেনলথ্যালিন যোগে গোলাপী হয়। NH_4Cl যোগে এই দ্রবণ বর্ণহীন হয়ে যায়।

জলে যেমন যে কোন তীব্র অ্যাসিড ও তীব্র ক্ষারকের প্রশমন বিক্রিয়ায় একই পরিমাণ তাপ উদ্ভূত হয়, অ্যামোনিয়া মাধ্যমেও তেমনি যে কোন অ্যামাইড ও অ্যামোনিয়াম দ্রবণের প্রশমন-তাপ সমান, প্রায় 109 KJ mol^{-1} : সব ক্ষেত্রেই মূল বিক্রিয়াটি এক :



জিল্ক হাইড্রক্সাইড যেমন জলীয় মাধ্যমে উভধর্মিতা দেখায়, জিল্ক অ্যামাইড সেইরকম তরল অ্যামোনিয়াতে উভধর্মী আচরণ করে :



অনুশীলনী 4

1. তরল অ্যামোনিয়া মাধ্যমে একটি 'pH-স্কেল' প্রবর্তন করলে তার প্রশমন-বিন্দু কোথায় হবে? ($K=10^{-10}$)।
এই স্কেলে কোন দ্রবণের 'pH' = 0 হ'লে তাতে NH_4^+ ও NH_2^- আয়নের গাঢ়ত্ব কত হবে?
2. অ্যাসেটিক অ্যাসিড জলে মৃদু অ্যাসিড; ইউরিয়া জলে প্রশম। অ্যামোনিয়া দ্রবণে এসের প্রকৃতি কী হবে?

5.5.3 অ্যামোনিয়া মাধ্যমে জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া :

জলে যারা তীব্র জারক, অ্যামোনিয়া মাধ্যমে তাদের জারণ-ক্ষমতা বিশেষভাবে কমে যায়। বিশেষতঃ পারম্যাঙ্গানেট, ডাইক্রোমেট ইত্যাদি যেসব জারকের জারণশক্তি জলীয় দ্রবণে, হাইড্রোজেন আয়নের গাঢ়ত্বের উপর খুব বেশি নির্ভরশীল, তারা তরল অ্যামোনিয়াতে অনেক মৃদু জারক হিসাবে কাজ করে। পাশাপাশি, অ্যামোনিয়া মাধ্যমে বিজারক পদার্থ থেকে বর্জিত ইলেকট্রনগুলি অ্যামোনিয়াবেষ্টিত হয়ে কিছুটা স্থায়িত্ব লাভ করে, তাই জারক পদার্থগুলি তাদের সরাসরি গ্রহণ করে বিজারিত হতে পারে না। অ্যামোনিয়া মাধ্যমে পটাশিয়াম পারম্যাঙ্গানেট পটাশিয়াম অ্যামাইডকে নাইট্রোজেনে জারিত করে।



পটাশিয়াম পারম্যাঙ্গানেট ধাতব পটাশিয়ামের সাহায্যে MnO তে বিজারিত হয়।



আয়োডিন Sn(II) কে Sn(IV) -এ জারিত করে :



তরল অ্যামোনিয়াতে ক্ষার ধাতুর দ্রবণ বিভিন্ন ধাতব লবণকে বিজারিত করে :

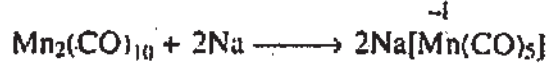


এইভাবে অধঃক্ষিপ্ত মিহি ধাতব কপার অনুঘটক হিসাবে অ্যামোনিয়ার বিয়োজন ত্বরান্বিত করে।

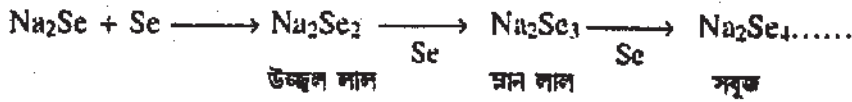


বিভিন্ন বিজারক পদার্থের বিক্রিয়ার ক্ষেত্রে তরল অ্যামোনিয়া একটি উৎকৃষ্ট মাধ্যম, কারণ অ্যামোনিয়া নিজের আরও বিজারিত হবার কোন অবকাশ নেই। সেইসঙ্গে বিজারক পদার্থের বর্জিত ইলেকট্রনগুলি অ্যামোনিয়াতে সহজেই দ্রাবকিত হয়ে কিছুটা স্থায়িত্ব পেতে পারে। ক্ষার ও ক্ষার-মৃত্তিকা ধাতুর দ্রবণ অ্যামোনিয়াতে তীব্র বিজারক হিসাবে কাজ করে, এর কিছু উদাহরণ আমরা আগে পেয়েছি। এই ধরনের দ্রবণের সাহায্যে নানা জটিল যৌগের বিজারণ ঘটিয়ে শূণ্য এমনকি ঋণাত্মক জারণস্তরের ধাতব যৌগও প্রস্তুত করা সম্ভব :





ইলেকট্রন-প্রাচুর্যের জন্য তরল অ্যামোনিয়ার একটি সুবিধা হল এতে বেশি ঋণাত্মক আধানসম্পন্ন বিভিন্ন আয়ন সহজে তৈরি করা যায়, কারণ আয়নগুলি চট করে তাদের ঋণাত্মক আধান দ্রাবক মাধ্যমকে হস্তান্তর করতে পারে না। এইসব আয়ন যেমন, Se_3^{2-} , Te_3^{2-} , Sb_7^{3-} , Bi_5^{3-} , Sn_9^{4-} ইত্যাদি অ্যামোনিয়াতে খুব সুন্দর সুন্দর রঙের দ্রবণ তৈরি করে। অনেক ক্ষেত্রে দ্রবণ শুকিয়ে $[Na(NH_3)_m]_3Sb_7$ জাতীয় অ্যামোনিয়াটে যৌগ পাওয়া গিয়েছে। কিন্তু ভাকুয়ামে শেষ অ্যামোনিয়টুকু শুষে নিলে যৌগটি বিয়োজিত হয়ে যায়। (এখন ইথিলীনডাইঅ্যামিন মাধ্যম ব্যবহার করে ও ক্যাটায়নটিকে ক্রিপ্টেট লিগ্যান্ড-এর সাহায্যে স্থির করে এই ধরনের বেশ কিছু আনায়নের যৌগ কেলাসাকারে পাওয়া গেছে। X-ray পরীক্ষা করে তাদের গঠনও নির্ধারিত হয়েছে।)



অনুশীলনী 5

1. তরল অ্যামোনিয়া মাধ্যমে নীচের বিক্রিয়াগুলিতে কী ঘটবে লিখুন :



5.5.4 অধঃক্ষেপণ ও অন্যান্য বিক্রিয়া :

অধঃক্ষেপণ, জটিল লবণ গঠন, দ্রাবকায়ন—সব কিছুতেই তরল অ্যামোনিয়ার দ্রাবক-ধর্ম জলের অনুসারী। নীচে এই ধরনের কিছু বিক্রিয়া দেখানো হল।

অধঃক্ষেপণ



জটিল আয়ন গঠন



দ্রাবক-বিশ্লেষণ

(Solvolyis)



* R = আলকিল গ্রুপ

অনুশীলনী 6

নীচের বিক্রিয়াগুলি সম্পূর্ণ করুন :



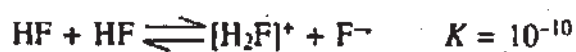


5.6 তরল হাইড্রোজেন ফ্লুরাইড

তরল হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডের আপেক্ষিক ভেদ্যতা (0°C এ 84, সারণি 5.1) জলের সমান, এবং দুটি দ্রাবকেই ব্যাপকভাবে আন্তরাণবিক হাইড্রোজেন-বন্ধন বর্তমান। দু'জনেই প্রোটিক দ্রাবক, যদিও HF অনেক বেশি আম্লিক। আয়নীয় যৌগ দ্রবীভূত করার পক্ষে HF ভাল দ্রাবক ; তবে অত্যধিক উদ্বায়িতা তার ক্ষয়কারী ও বিবাস্ত প্রকৃতি এর ব্যবহারকে সীমিত করে রেখেছে। পলিটেট্রাফ্লুরোইথিলিন বা পলিক্লোরোটেট্রাফ্লুরোইথিলিনের তৈরি পাত্রে হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডকে সহজে রাখা যায়।

অনেক যৌগই অম্ল-ক্ষারক বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডে দ্রবীভূত হয়—অনেক ক্ষেত্রে ফ্লুরো কমপ্লেক্সও তৈরি হয়। ফ্লুরোবোরেট ও পারক্লোরেট লবণগুলি কোন বিক্রিয়া ছাড়াই হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডে দ্রবীভূত হয়।

HF-এর স্বতঃ-আয়নন থেকে যে প্রোটন-এবং ফ্লুরাইড আয়ন উৎপন্ন হয় সেগুলি আরও HF-অণুর সাহায্যে দ্রাবকিত হয় :



হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডের তীব্র অ্যাসিড ধর্মের জন্য তরল HF-মাধ্যমে কোন যৌগই ব্রনস্টেড অ্যাসিডের ভূমিকা নিতে পারে না—এমনকি নাইট্রিক অ্যাসিডও প্রোটন গ্রহণ করে ক্ষারকের মত আচরণ করে :

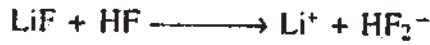




HClO_4 উভধর্মী চরিত্র প্রদর্শন করে :



ফ্লুওরাইড লবণগুলি স্বাভাবিকভাবেই ক্ষারের আচরণ করে।



যে সমস্ত জৈব যৌগ উল্লেখযোগ্যভাবে ইলেকট্রন দানের মাধ্যমে প্রোটনিত হতে পারে, যেমন অ্যালকোহল, অ্যালডিহাইড, কিটোন, ইথার প্রভৃতি। তারা HF থেকে প্রোটন গ্রহণ করে ক্ষারকের আচরণ করে ; আয়নের উপস্থিতির জন্য দ্রবণের তড়িৎ-পরিবাহিতা উল্লেখযোগ্যভাবে বেড়ে যায়।

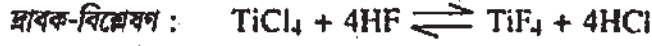


অম্ল-ক্ষারক প্রসঙ্গে আমরা আঙ্গিকতা প্রকাশক হ্যামেট সূচকের উল্লেখ পেয়েছি (4.3.4)। তরল হাইড্রোজেন ফ্লুওরাইড খুব তীব্র অ্যাসিড, এর হ্যামেট সূচকের (H_0) মান -11 । যে সমস্ত ফ্লুওরাইড আরও ফ্লুওরাইড আয়ন গ্রহণ করতে সক্ষম, তাদের উপস্থিতিতে HF-এর অম্লত্ব আরও বেড়ে যায়, যেমন BF_3 , SnF_4 , AsF_5 , SbF_5 ইত্যাদি।



অ্যান্টিমনি পেন্টাফ্লুওরাইড তরল হাইড্রোজেন ফ্লুওরাইডে অতি-অম্ল বা সুপার অ্যাসিড ($H_0 = -21$) সৃষ্টি করে।

তরল হাইড্রোজেন ফ্লুওরাইডে অন্যান্য ধরণের বিক্রিয়ার কয়েকটি উদাহরণ নীচে দেওয়া হল :

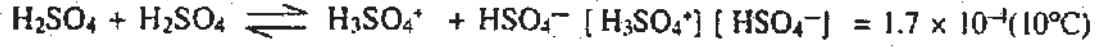


5.7 অনার্দ্র সালফিউরিক অ্যাসিড

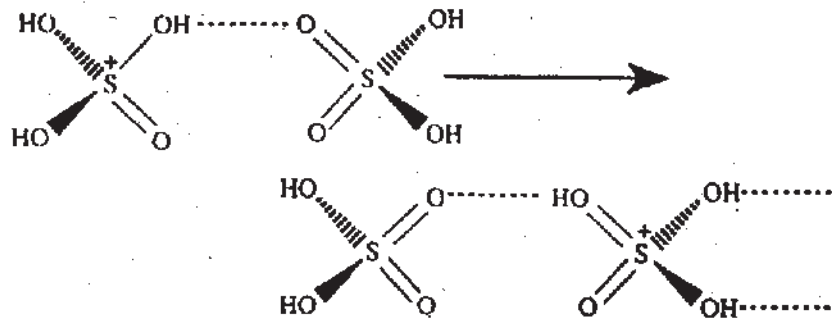
অনার্দ্র সালফিউরিক অ্যাসিডের তরলতার সীমা (10°C – 300°C) এবং পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক (110, 20°C)—দুইই জলের তুলনায় অনেক বেশি। সে হিসেবে এটি একটি ভাল প্রোটিক দ্রাবক। গলিয়ামের (SO_3 মিশ্রিত H_2SO_4) মধ্যে বিগত সালফিউরিক অ্যাসিডের জলীয় দ্রবণ মিশিয়ে গলনাত্মক ঠিক 10.371°C উষ্ণতায় আনতে পারলে অনার্দ্র H_2SO_4 পাওয়া যায় তবে এটি ব্যবহার করার সময় বায়ুমণ্ডলের জলীয় বাষ্প নিরোধের সঠিক ব্যবস্থা থাকা চাই।

5.1 নং সারণিতে সালফিউরিক অ্যাসিডের বিভিন্ন ধর্ম থেকে লক্ষ্য করার মত আর একটি জিনিস এর সান্দ্রতা (24.5 CP, 25°C)। এত বেশি সান্দ্রতার ফলে এই মাধ্যমে আয়নগুলি ভাড়াভাড়ি কাছে আসতে পারে না, ফলে অধঃক্ষেপন বা কেলাসনে খুবই সমস্যা দেখা যায়। তা ছাড়া অ্যাসিডটি খুব কম উদ্বায়ী হওয়াতে এই মাধ্যম থেকে পাওয়া কোন অধঃক্ষেপ বা কেলাসকে সম্পূর্ণ শুদ্ধ করাও (দ্রাবকমুক্ত করা) খুব দুঃসাহ।

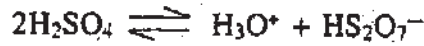
সাম্প্রতি বেশি হওয়ার ফলে সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে বিভিন্ন আয়নের চলাচলও খুব মধুর : কিন্তু H_2SO_4 এর স্বতঃআয়ননে উৎপন্ন $H_3SO_4^+$ এবং HSO_4^- আয়ন এর ব্যতিক্রম।



এর কারণ কোন তড়িৎক্ষেত্রে এই আয়নগুলির শারীরিকভাবে স্থানান্তরে যাবার দরকার হয় না, দ্রাবকের H-বন্ধন যুক্ত কাঠামোর মধ্যে দ্রুত প্রোটন বিনিময় করেই তড়িৎ পরিবহন সম্পন্ন হয় :



উপরের আয়নীভবনের পাশাপাশি আর একটি স্বতঃআয়ননও এইসঙ্গে ঘটতে দেখা যায়।



এই আয়নগুলির পরিবাহিতা অত্যন্ত কম।

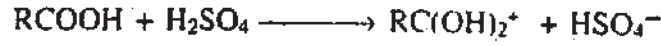
অনুশীলনী 7

দেখা গেছে অনার্দ্র H_2SO_4 মাধ্যমে 1 মোলার দ্রবণে $KHSO_4$ এর তড়িৎ-পরিবাহিতা HNO_3 -র পরিবাহিতার প্রায় অর্ধেক। সম্ভাব্য কারণ কী হতে পারে?

অনুশীলনী-8

অনার্দ্র H_2SO_4 -এ N_2O_5 -এর 1M দ্রবণের তড়িৎপরিবাহিতা। সমগাঢ়ত্বের HNO_3 -র দ্রবণের পরিবাহিতার 1.5 গুণ বেশি। এ থেকে N_2O_5 -এর সম্ভাব্য আয়নাইজেশন সম্বন্ধে কী সিদ্ধান্ত হতে পারে?

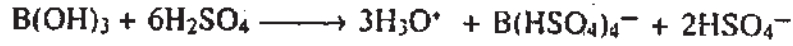
তীব্র অম্লধর্মী হওয়ার জন্য ($H_0 = -12$) সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যম অধিকাংশ দ্রাবকেই প্রোটিনিত করে—জলে অ্যাসিড হিসাবে পরিচিত যৌগগুলিও তাই এই মাধ্যমে ক্ষারের মত আচরণ করে।



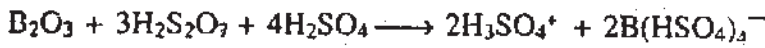
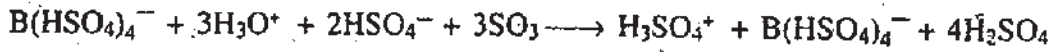
ওলিয়ামের লঘু দ্রবণে উপস্থিত ডাইসালফিউরিক অ্যাসিড 0.1M দ্রবণে প্রায় 30% আয়নিত হয়।



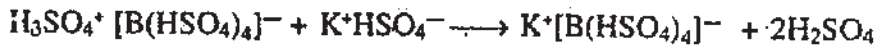
বোরিক অ্যাসিড মৃদু অ্যাসিড হলেও H_2SO_4 মাধ্যমে তীব্র অ্যাসিডের সৃষ্টি করে। বিক্রিয়াটিকে বোরিক অ্যাসিডের দ্রাবক-বিশ্লেষণ (Solvolysis) বলেও ভাবা যেতে পারে :



শেষোক্ত বিক্রিয়াটি বিশেষ তাৎপর্যপূর্ণ কারণ দ্রবণে $\text{B}(\text{HSO}_4)_4^-$ আয়নটি উৎপন্ন হওয়ার অর্থ $\text{H}[\text{B}(\text{HSO}_4)_4]$ নিশ্চয়ই সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমেও তীব্র অ্যাসিড হিসাবে আচরণ করছে। বোরিক অ্যাসিডের দ্রবণে SO_3 যোগ করে বা বোরিক অক্সাইডকে ওলিয়ামে দ্রবীভূত করে মূল অ্যাসিডটির (অর্থাৎ হাইড্রোজেন টেট্রাকিস (হাইড্রোজেন সালফাটোবোরেট) দ্রবণ তৈরি করা যায় :



KHSO_4 -এর মত তীব্র ক্ষারকের সাহায্যে এই অ্যাসিড দ্রবণকে তড়িৎ-পরিবাহিতা অনুসরণ করে টাইট্রেশন করা যায়। প্রশমন যত এগোতে থাকে, দ্রবণের পরিবাহিতা ততই কমতে কমতে প্রশমনবিন্দুতে প্রায় শূন্যমানে পৌঁছায়, কারণ দ্রবণে উপস্থিত আয়নগুলির পরিবাহিতা অতি নগণ্য। প্রশমন বিন্দুর পরে অতিরিক্ত ক্ষারক HSO_4^- আয়ন যোগ করার ফলে পরিবাহিতা আবার দ্রুত বাড়তে থাকে।



পারক্লোরিক অ্যাসিড, যা নাকি জলীয় দ্রবণে খুব তীব্র অ্যাসিড, সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে খুব মৃদু আয়নিত হয় :



ক্ষার ধাতুর বাইসালফেট লবণের মত সালফেট লবণগুলিও সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে ক্ষারকসুলভ আচরণ করে :



জলে এই ধাতুগুলির অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড যৌগগুলির সমান্তরাল আচরণ এই প্রসঙ্গে মনে করা যেতে পারে। এমনকি জলে হাইড্রক্সাইড যৌগগুলির দ্রাব্যতার ক্রমও সালফিউরিক অ্যাসিডে বাইসালফেট যৌগগুলির দ্রাব্যতার ক্রমের অনুরূপ :

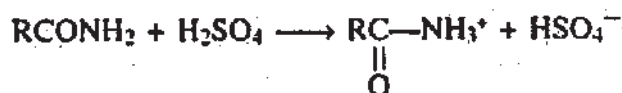


অনেক হাইড্রোজেনসালফেট লবণকে দ্রাবকিত অবস্থায় সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে থেকে কেলসিত করা যায়, যেমন $\text{LiHSO}_4, 0.5 \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{KHSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{LiHSO}_4, 4\text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2, 2\text{H}_2\text{SO}_4$ ।

যে সমস্ত ক্যাটায়ন জলে অসুস্থির তাদের অনেকগুলিকেই সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে তৈরী করা যায়, যেমন $\text{Se}_8^{2+}, \text{Te}_4^{2+}, \text{I}_2^+, \text{I}_3^+, \text{I}_5^+$ ইত্যাদি।

$\text{HIO}_3 + 7\text{I}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5\text{I}_3^+ + 3\text{H}_3\text{O}^+ + 8\text{HSO}_4^-$ তবে I_2^+ আয়নটি এই মাধ্যমে স্বতঃজারিত বিজারিত হয় (disproportionation) : $8\text{I}_2^+ + 3\text{HSO}_4^- \longrightarrow 5\text{I}_3^+ + \text{I}(\text{HSO}_4)_3$ আরও তীব্র অম্লধর্মী $\text{AsF}_5\text{—HSO}_3\text{F}$ মাধ্যমে I_2^+ আয়নটি সুস্থির। $\text{S}_4^{2+}, \text{S}_8^{2+}$ ইত্যাদি আয়নগুলিও সালফিউরিক অ্যাসিডে অসুস্থির কিন্তু ওলিয়াম বা HSO_3F মাধ্যমে তৈরি করা যায়।

অনেক জৈব যৌগকে সালফিউরিক অ্যাসিডে দ্রবীভূত করে আবার অবিকৃত ফেরৎ পাওয়া যায়। বলা বাহুল্য, যৌগগুলিতে O, N, S ইত্যাদি পরমাণু থাকলে তাদের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনজোড়ের জন্য সহজেই প্রোটিনিত হয়।



5.8 তরল সালফার ডাই অক্সাইড

সালফার ডাই অক্সাইড -10°C থেকে -75.4°C উষ্ণতা পর্যন্ত তরল থাকে। এই অপ্রোটিক দ্রাবকটির অনেক আচরণ জলের মত হলেও এর পরবৈদ্যুতিক ধ্রুবকের মনে অনেক কম ($17.4, -10^{\circ}\text{C}$) এবং আপেক্ষিক পরিবাহিতাও অল্প ($4 \times 10^{-8} \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}, -10^{\circ}\text{C}$)। তাই এটি আয়নীয় যৌগের চেয়ে সমযোজী যৌগের পক্ষে ভাল দ্রাবক।

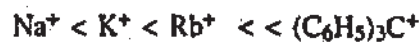
5.8.1 দ্রাব্যতা :

কম পরবৈদ্যুতিক ধ্রুবক বিশিষ্ট হওয়ার জন্য তরল সালফার ডাই অক্সাইডে বিভিন্ন জৈব যৌগ, যেমন অ্যালকোহল, অ্যাসিড, অ্যামিন, এস্টার, ফেনল, সালফার যৌগ এবং আরোম্যাটিক হাইড্রোকার্বনগুলি সহজেই পর্যাপ্ত পরিমাণে দ্রবীভূত হয়; তুলনায় সম্পৃক্ত অ্যালিফ্যাটিক হাইড্রোকার্বনগুলির দ্রাব্যতা বেশ কম। এই ধর্মকে কাজে লাগিয়ে অণুজ কেরোসিন ও পেট্রোলিয়াম থেকে সালফার ও আরোম্যাটিক যৌগগুলি দূর করার জন্য তরল সালফার ডাই অক্সাইডকে ব্যবহার করা যায়।

অজৈব যৌগের ক্ষেত্রে কম জালক শক্তির যৌগগুলি তরল SO_2 -এ বেশি দ্রাব্য—যেমন ক্ষার ধাতুর ও অ্যামোনিয়াম আয়নের অয়োডাইড ও থায়োসায়ানেট যৌগগুলি। একই কারণে ধাতব হ্যালাইডগুলির দ্রাব্যতার ক্রমও এরূপ : $\text{I}^- > \text{Br}^- > \text{Cl}^- > \text{F}^-$ । ক্ষার ধাতুর সালফাইট, সামানাইড বা অ্যাসিটেট লবণগুলির দ্রাব্যতা মাঝামাঝি।

অনুশীলনী 9

তরল SO_2 মাধ্যমে কতকগুলি লবণের তড়িৎ পরিবাহিতা সংশ্লিষ্ট ক্যাটায়নের উপর নীচের ক্রমে পরিবর্তিত হয় :



সত্তাবা ব্যাখ্যা দিন।

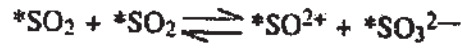
5.8.2 তরল সালফার ডাই অক্সাইডে অল্প-ক্ষারক বিক্রিয়া :

তরল সালফার ডাই অক্সাইডে নীচের সমীকরণ অনুযায়ী স্বতঃআয়নন সম্ভব :

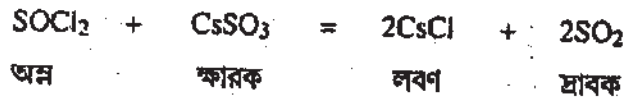


কিন্তু ভেজক্রিয় আইসোটোপ ($^{35}\text{S}=\text{S}^*$) ব্যবহার করে এর সমর্থন পাওয়া যায় না। $^{35}\text{SO}_2$ -এ সাধারণ

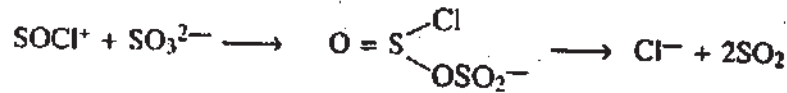
SOCl_2 দ্রবীভূত করলে $^*\text{SO}^{2+}$ এবং SO^{2+} এর মধ্যে কোন বিনিময় হয় না, ফলে দ্রাবকের $^*\text{SO}_2$ অপরিবর্তিত থাকে।



স্বতঃ-আয়নন সমর্থিত না হলেও যে সমস্ত দ্রাবক তরল সালফার ডাই অক্সাইডে SO^{2+} আয়ন উৎপন্ন করে তারা এই মাধ্যমে অ্যাসিড হিসাবে আচরণ করে, যেমন SOX_2 (থায়োনিল হ্যালাইড)। একইভাবে সালফাইট লবণগুলিও এই মাধ্যমে ক্ষারকের প্রতীক। এই অম্ল ও ক্ষারকের মধ্যে প্রশমন বিক্রিয়াকে ডিউৎ-পরিবাহিতা অনুসরণ করে টাইট্রেশন করা সম্ভব।

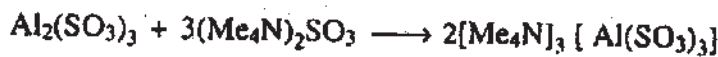


এই প্রশমন সম্ভবতঃ নীচের ধাপ অনুযায়ী ঘটে থাকে :

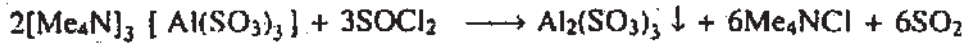


এর সঙ্গে সম্ভ্রতি রেখে SOCl_2 এবং তরল SO_2 -র মধ্যে তেজস্ক্রিয় সালফার বিনিময়ে ক্লোরাইড আয়ন অনুঘটকের কাজ করে।

অ্যালুমিনিয়াম ও জিঙ্ক সালফাইট তরল SO_2 -এ উভধর্মী চরিত্র প্রদর্শন করে। AlCl_3 দ্রবণে টেট্রামিথাইল-এ অ্যামোনিয়াম সালফাইট দ্রবণ (ক্ষারক) যোগ করলে প্রথমে অ্যালুমিনিয়াম সালফাইট অধঃক্ষিপ্ত হয়, কিন্তু অতিরিক্ত ক্ষারক যোগ করলে অধঃক্ষেপটি দ্রবীভূত হয়।



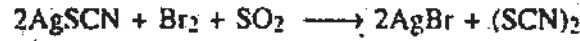
এই দ্রবণে প্রতীক অ্যাসিড যেমন SOCl_2 যোগ করলে অধঃক্ষেপটি আবার ফিরে আসে।



AlCl_3 দ্রবণে টেট্রামিথাইলঅ্যামোনিয়াম সালফাইট দ্রবণ (ক্ষারক) যোগ করলে প্রথমে অ্যালুমিনিয়াম সালফাইট অধঃক্ষিপ্ত হয়, কিন্তু অতিরিক্ত ক্ষারক যোগ করলে অধঃক্ষেপটি দ্রবীভূত হয়।

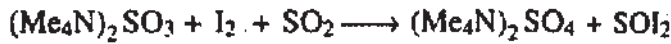
5.8.3 জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া :

জলীয় দ্রবণে SO_2 নিজে জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ায় অংশ নেয়। কিন্তু তরল SO_2 -র এই ধরনের কোন প্রবণতা লক্ষ্য করা যায় না। এই মাধ্যমে অন্য জারক ও বিজারক দ্রবের মধ্যে স্বাভাবিক বিক্রিয়া ঘটতে দেখা যায়। যেমন, ব্রোমিন সিলভার থায়োসায়ানেটকে জারিত করে থায়োসায়ানোজেন (ছদ্মহ্যালোজেন, pseudohalogen) গঠন করে।



KSCN যোগ করলে থায়োসায়ানোজেন থেকে পটাশিয়াম ট্রাইথায়োসায়ানেট, $\text{K}(\text{SCN})_3$, উৎপন্ন হয় (KI_3 তুলনীয়)।

এই মাধ্যমে অন্যান্য জারণ বিজারণ বিক্রিয়ার আরও উদাহরণ :



অতিরিক্ত SbCl_5 যোগ করলে $\text{K}[\text{SbCl}_6]$ এবং SbCl_3 উৎপন্ন হয় :



FeCl_3 দিয়েও পটাশিয়াম আয়োডাইডকে অনুরূপভাবে জারিত করা যায়।

5.8.4 তরল সালফার ডাই অক্সাইডে অন্যান্য বিক্রিয়া :

(ক) বিনিময় ও অধঃক্ষেপন :





শেষ বিক্রিয়াদুটির মত অনেক বিক্রিয়াতে বিভিন্ন থায়োনিল যৌগ গঠিত হলেও বহুক্ষেত্রেই যৌগগুলিকে আলাদা করা যায় না। যেমন, থায়োনিল থায়োসায়ানেট বিয়োজিত হ'য়ে $(\text{SCN})_x$ পলিমার গঠন করে এবং থায়োনিল অ্যাসিটেট বিয়োজিত হয়ে অ্যাসেটিক অ্যানহাইড্রাইড গঠন করে।

এই পর্যায়ের আরও দু'একটি বিক্রিয়া নীচে দেওয়া হল :



(খ) দ্রাবক-বিয়োজন :



(গ) জটিল লবণ গঠন :

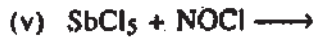
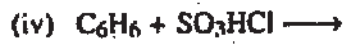
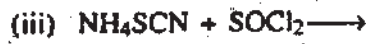
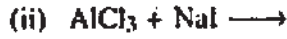
তরল SO_2 -তে অম্ল-ক্ষারক বিক্রিয়ার আলোচনায় অ্যালুমিনিয়াম সালফাইটের উভধর্মী আচরণ প্রসঙ্গে আমরা সালফাইট আয়নযুক্ত জটিল লবণের উদাহরণ পেয়েছি। এই মাধ্যমে অন্য অনেক জটিল আয়নও গঠিত হয় যেমন,



NOCl , $(\text{Me}_4\text{N})\text{Cl}$ ইত্যাদি যৌগ ব্যবহার করেও অনুরূপ হ্যালাজেন ঘটিত জটিল যৌগ প্রস্তুত করা গিয়েছে।

অনুশীলনী 10

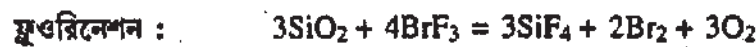
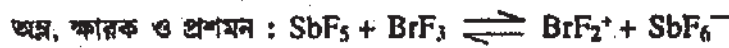
তরল সালফার ডাই অক্সাইড মাধ্যমে নীচের বিক্রিয়াগুলি সম্পূর্ণ করুন :



5.9 অন্য কয়েকটি দ্রাবক

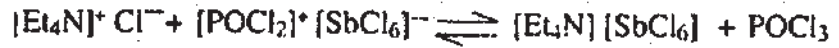
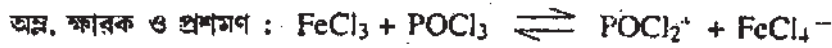
জল ছাড়া অন্যান্য দ্রাবকের মধ্যে আরও কয়েকটির সংক্ষিপ্ত পরিচয় এখানে তুলে ধরা হল।

ব্রোমিন ট্রাইফ্লুরাইড, BrF_3 : 5.1 নং সারণিতে এর কিছু ভৌতধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে। এর তরলতার সীমা অনেক বেশি ($9^\circ - 126^\circ\text{C}$) এবং আপেক্ষিক তড়িৎপরিবাহিতাও উল্লেখযোগ্য ($0.008 \text{ ohm}^{-1}, \text{m}^{-1}$, 25°C) এইমাধ্যমে কিছু প্রক্রিয়া নীচে দেখানো হল :



ফসফরাস অক্সিক্লোরাইড, POCl_3 :





ডাইনাইট্রোজেন টেট্রাক্সাইড, N_2O_4 :

এই দ্রাবকটির তরলতার সীমা খুব কম (-12 থেকে 21°C) এবং এর আপেক্ষিক ভেদ্যতাও নগণ্য, মাত্র 2.4। অধিকাংশ অজৈব যৌগের জন্যই এই দ্রাবকটি অনুপযুক্ত, কিন্তু নানারকম যৌগ, বিশেষতঃ অনার্দ্র নাইট্রেট যৌগ ও নাইট্রেটের জটিল যৌগ প্রস্তুতির কাজে N_2O_4 বিশেষ উপযোগী।

N_2O_4 খুব অল্প হলেও স্বতঃআয়নিত হয়।

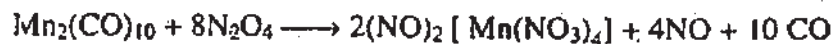


তরলটির আপেক্ষিক পরিবাহিতা খুবই নগণ্য, মাত্র $2 \times 10^{-13} \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ । কিন্তু এই মাধ্যমে চিহ্নিত টেট্রাইথাইলঅ্যামোনিয়াম নাইট্রেট দ্রবীভূত করলে দ্রাব ও দ্রাবকের মধ্যে নাইট্রেট বিনিময় ঘটতে দেখা যায়, অর্থাৎ উপরের স্বতঃআয়নন সমর্থিত হয়।

লিথিয়াম, সোডিয়াম ইত্যাদি ধাতু তরল N_2O_4 -এ দ্রবীভূত হয়ে NO মুক্ত করে।



নাইট্রেটো-জটিল যৌগ গঠন এই দ্রাবকটির অন্যতম বৈশিষ্ট্য



5.10 সারাংশ

জল ছাড়াও অনেক দ্রাবক নানারকম বিক্রিয়ার মাধ্যম হিসাবে ব্যবহৃত হয়েছে। প্রত্যেক দ্রাবকের কতগুলি স্বতন্ত্র বৈশিষ্ট্য আছে। হিমাঙ্ক-স্ফুটনাঙ্ক থেকে কোন দ্রাবকের তরলতার সীমা জানা যায় ; দ্বিমের ভ্রামক থেকে

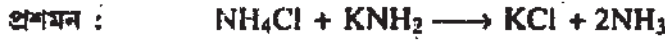
দ্রাবকটি কী ধরনের পদার্থকে দ্রবীভূত করবে তার একটা ধারণা পাওয়া যায়। দ্রাবকের অণুগুলিতে যত মেরুত্ব থাকবে মেরুযুক্ত দ্রাবপদার্থের কণার সঙ্গে দ্রাবকের পারস্পরিক আকর্ষণও তত তীব্র হবে। পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক ও (dielectric constant) কোন দ্রাবকের বৈশিষ্ট্য বুঝতে সাহায্য করে : যে দ্রাবকের ক্ষেত্রে এই ধ্রুবকের মান বেশি, সেই দ্রাবক মাধ্যমে দু'টি বিপরীত তড়িৎআধানপ্রাপ্ত কণার মধ্যে আকর্ষণ বল তত কম। জলের পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক অনেক বেশি (82), তরল অ্যামোনিয়ার অনেক কম (-50°C -এ 23)। ফলে আয়নীয় যৌগগুলি জলে অনেক বেশি দ্রবীভূত হবে। ইলেকট্রন-জোড় আদান প্রদানের মাধ্যমে অধিকাংশ দ্রাবকই অম্ল বা ক্ষারের ধর্ম প্রদর্শন করতে পারে। অ্যাস্টিমনি পেটাক্লোরাইডকে প্রমাণ লুইস অ্যাসিড ধরে তার সঙ্গে জোট গঠনের এনথ্যালপি পরিবর্তন থেকে ($-\Delta H^{\circ}$) দ্রাবকের 'দাতা-সংখ্যা' নির্ধারণ করা হয়। দ্রাবক (B) ও গ্রহীতার মধ্যে জোট যত শক্তিশালী হবে ($B \rightarrow \text{SbCl}_5$), ΔH° ততই ঋণাত্মক হবে। এ থেকে বোঝা যাবে দ্রাবক B একটি ভাল ক্ষারক। জলের দাতা-সংখ্যা 18, পিরিডিনের 33। অনুরূপভাবে ট্রাই-ইথাইলফসফিন অক্সাইড বা $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{PO}$ কে প্রামাণ্য ক্ষারক ধরে তার সাপেক্ষে দ্রাবকের গ্রহীতা-সংখ্যাও নির্ধারণ করা যায়।

জলীয়-অজলীয় বা অম্ল-ক্ষারক ভিত্তিতে দ্রাবকগুলিকে বিভিন্ন শ্রেণীতে অন্তর্ভুক্ত করা যায়। দ্রাবকদের শ্রেণীবিভাজনের আর একটি কার্যকরী ভিত্তি হল প্রোটিক (প্রোটিক) ও অপ্রোটিক বা অপ্রোটিক দ্রাবক হিসাবে। জল, অ্যামোনিয়া, অনার্দ্র HF ইত্যাদি আমাদের পরিচিত প্রোটিক দ্রাবক। এরা সবাই দু'টি অণুর মধ্যে প্রোটন বিনিময় করে স্বতঃআয়নিত হয়। অপ্রোটিক দ্রাবকগুলি অনেকসময় আয়নিত না হয়েও তীব্রভাবে দ্রাবকন করতে পারে, যেমন অ্যাসেটোনাইট্রাইল, ডাইমিথাইল সালফক্সাইড, টেট্রাহাইড্রোফুরান ইত্যাদি। লুইস ক্ষারক হিসাবে এদের ভূমিকাও বিশেষ উল্লেখযোগ্য। অপ্রোটিক দ্রাবকের মধ্যে অনেক তীব্র মেরুধর্মী দ্রাবকও আছে; তারা সবাই স্বতঃ-আয়নিত হয় যেমন BrF_3 , IF_5 , POCl_3 ইত্যাদি।

জল ছাড়া প্রোটিক দ্রাবকগুলির মধ্যে তরল অ্যামোনিয়া বিশেষ উল্লেখযোগ্য (-78°C থেকে -33°C) এর পরাবৈদ্যুতিক ধ্রুবক জলের চেয়ে কম; অনেক জৈব যৌগের জন্য এটি জলের চেয়ে ভাল দ্রাবক। তীব্র বিজারক পদার্থ যেমন ক্ষার ধাতুগুলি অ্যামোনিয়াতে স্থায়ী দ্রবণ তৈরি করে। লঘু দ্রবণগুলির রঙ নীল; খুব গাঢ় দ্রবণগুলি তামাটে রঙের-মুক্ত ইলেকট্রনের উপস্থিতির জন্য এই দ্রবণগুলি ধাতুর মত তড়িৎ পরিবহন করে।

স্বতঃআয়নন, প্রশমন, প্রতিস্থাপন, অধঃক্ষেপন ইত্যাদি নানা ধরনের বিক্রিয়ার ক্ষেত্রে অ্যামোনিয়া ও জলের মধ্যে বিশেষ সাদৃশ্য রয়েছে :





5.11 সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

- একটি মেরুযুক্ত অপ্রোটিক দ্রাবক এবং একটি অমেরু অপ্রোটিক দ্রাবকের নাম লিখুন।
- "তরল অ্যামোনিয়া একটি জল-সদৃশ দ্রাবক"—এই বক্তব্যটির সপক্ষে অন্ততঃ তিনটি যুক্তি দিন (উদাহরণসহ)।
- তরল অ্যামোনিয়াতে ক্লোর ধাতুর দ্রবণের তিনটি বৈশিষ্ট্যের উল্লেখ করুন।
- ব্যাখ্যা করুন :
 - সোডিয়াম অ্যামাইডের অ্যামোনিয়া দ্রবণে ধাতব জিঙ্ক যোগ করলে হাইড্রোজেন উদ্ধৃত হয়।
 - উপরের বিক্রিয়ার ফলে যে দ্রবণ পড়ে থাকে তাতে ধীরে ধীরে অ্যামোনিয়াম অ্যায়োডাইড যোগ করলে প্রথমে একটি সাদা অধক্ষেপ পড়ে কিন্তু অতিরিক্ত অ্যামোনিয়াম অ্যায়োডাইড যোগ করলে তা দ্রবীভূত হয়ে যায়।
 - জিঙ্ক অ্যামাইড তরল অ্যামোনিয়াতে অদ্রাব্য কিন্তু অ্যামোনিয়াম অ্যাসিটেট যোগ করলে সহজেই দ্রবীভূত হয়।
 - তরল অ্যামোনিয়াতে বিক্রিয়া অতিরিক্ত সোডিয়াম ধাতু দ্রবীভূত থাকলে তা দূর করার জন্য অ্যামোনিয়াম ব্রোমাইড যোগ করা হয়।
 - ইউরিয়াম তরল অ্যামোনিয়া দ্রবণে অ্যাসিড হিসাবে আচরণ করে।
- আমরা দেখেছি জলে H^+ (বা H_3O^+) অ্যামোনিয়াতে NH_4^+ এর সঙ্গে তুলনীয়। অনুরূপভাবে OH^- (জলে) এবং NH_2^- (অ্যামোনিয়াতে) আয়নদুটিও একে অপরের সঙ্গে তুলনীয়। জলীয় দ্রবণে নীচের যৌগগুলির অ্যামোনিয়া মাধ্যমে সম্ভাব্য প্রতিপক্ষ কে হবে বলুন। a ও b এর উত্তর দেওয়া আছে।

জল : (a) HCl (b) KOH (c) H_2O_2 (d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (e) H_2CO_3

অ্যামোনিয়া : (a) NH_4Cl (b) KNH_2 (c) ? (d) ? (e) ?

6. তরল অ্যামোনিয়া মাধ্যমে জারণ-বিজারণ বিক্রিয়ার একটি উদাহরণ দিন।
7. সোডিয়াম ক্লোরাইড এবং অ্যামোনিয়াম অক্সোডাইডের মধ্যে তরল অ্যামোনিয়াতে কার দ্রাব্যতা বেশি হওয়া উচিত? কেন?
8. অনার্দ্র সালফিউরিক অ্যাসিড মাধ্যমে নাইট্রিক অ্যাসিড স্ফর হিসাবে আচরণ করে—বস্তুটি ঠিক না ভুল?

5.13 উত্তরমালা

অনুশীলনী 1

1-3 নিজে করুন।

অনুশীলনী 2

1-3 নিজে করুন।

অনুশীলনী 3

1 (a) $\text{CsI} < \text{KI} < \text{LiI}$

(b) $\text{LiCl} < \text{LiBr} < \text{LiI}$

2. Hg^{2+} and I^- উভয়েই সহজে বিকৃত হবে (polarizable)। HgI_2 বহুলাংশে সমযোজী তাই জলে কম দ্রাব্য।

অনুশীলনী 4

1. সংকেত : স্কেলের ব্যাপ্তি হবে 0—30। মধ্যবিন্দু অর্থাৎ প্রশমবিন্দুতে 'pH' = 15। কোন প্রবণের 'pH' = 0 বলতে 1M NH_4^+ প্রবণ বোঝাবে।

2. অ্যামোনিয়ার প্রকৃতি ক্ষারকীয়। তাই এটি বিভিন্ন মৃদু অ্যাসিডের শক্তিতে সমতাবিধানে (levelling) প্রয়াসী হবে। অ্যাসেটিক অ্যাসিড তীব্র অ্যাসিড ও ইউরিয়া মৃদু অ্যাসিডের মত আচরণ করবে।

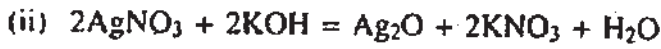


অনুশীলনী 5





অনুশীলনী 6



(iv) নিজে চেষ্টা করুন।

অনুশীলনী 7

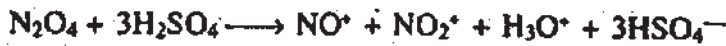
উত্তর-সংকেত :



অন্য H_2SO_4 দ্রবণে H_3SO_4^+ এবং HSO_4^- আয়ন ছাড়া অন্য আয়নের পরিবাহিতা নগণ্য। উপরের দু'টি সমীকরণ থেকে দ্রবণে উৎপন্ন HSO_4^- আয়নের সংখ্যা তুলনীয়।

অনুশীলনী 8

উত্তর-সংকেত :

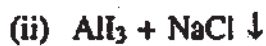


1 মোল N_2O_4 থেকে 3 মোল HSO_4^- উৎপন্ন হবে।

অনুশীলনী 9

সংকেত : ক্যাটায়নের আকার বাড়লে লবণগুলির বিয়োজন বাড়ে।

অনুলীলনী 10



সর্বশেষ প্রস্তাবনী

প্রঃ 1 থেকে 3 নিজে করার চেষ্টা করুন।



6, 7 নিজে করুন।



এই বিক্রিয়া থেকে উত্তর লিখুন।

একক 6 □ অজৈব যৌগের গঠন

গঠন

- 6.1 প্রস্তাবনা
- 6.2 উদ্দেশ্য
- 6.3 অজৈব যৌগের গঠন
 - 6.3.1 ভূমিকা
 - 6.3.2 রাসায়নিক বন্ধনের শ্রেণীবিভাগ
- 6.4 আয়নীয় বন্ধন
 - 6.4.1 আয়নীয় যৌগের গঠন
 - 6.4.2 আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত সূত্র
 - 6.4.3 আয়নীয় যৌগের ন্যূনতম ব্যাসার্ধের অনুপাত গণন
 - 6.4.4 ব্যাসার্ধের অনুপাতের সীমাবদ্ধতা
 - 6.4.5 জালক শক্তি
 - 6.4.6 জালক শক্তির তাড়িতিক গণনা
 - 6.4.7 বর্ণ-হেবারচার ও ব্যবহার
 - 6.4.8 আয়নের বিকৃতি ও ফ্যাজারের সূত্র
- 6.5 সমযোজী বন্ধন
 - 6.5.1 লুইসের তত্ত্ব অষ্টক নিয়ম
 - 6.5.2 অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রম
 - 6.5.3 ইলেকট্রনীয় ভেড়ের সীমাবদ্ধতা
 - 6.5.4 সিজউইক—পাতালের তত্ত্ব
 - 6.5.5 যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ সূত্র VSEPR তত্ত্ব ও প্রয়োগ : BF_3 , NH_3 , H_2O , PCl_5 , ClF_3 , SF_4 , I_3^- ও SF_6 অনুরূপ—
 - 6.5.6 সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব
 - 6.5.7 হাইড্রোজেন অনুর ক্ষেত্রে সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব
 - 6.5.8 পারমাণবিক কক্ষকের সংকরায়ন : sp , sp^2 , sp^3
 - 6.5.8.1 অজৈব যৌগের বন্ধনীতে d কক্ষকের অংশগ্রহণ

- 6.5.9 σ (সিগমা) ও π (পাই) বন্ধনী : CO_2 , SO_2 এবং SO_3 অনুতে π বন্ধনীর প্রয়োগ
- 6.5.10 আণব কক্ষক পদ্ধতি : s-s; s-p; p-p ও p-d কক্ষকসমূহের সমন্বয়
- 6.5.10.1 পারমাণবিক কক্ষকসমূহের বৈখিক সমন্বয়ের নিয়ম
- 6.5.10.2 অনুরূপ দ্বি-পরমাণুক অণুর আণব কক্ষকের উদাহরণ H_2 , He_2 , N_2 , O_2 , F_2 , এবং Ne_2
- 6.5.10.3 s এবং p কক্ষকের মিশ্রণে উৎপন্ন দ্বি-পরমাণুক অণুর আণব কক্ষক এবং B_2 , C_2 , ও N_2 অণুতে প্রয়োগ।
- 6.5.10.4 অসম দ্বি-পরমাণুক অণুর আণব কক্ষকের উদাহরণ : CO , NO , HF
- 6.6 অসমযোজী বন্ধন
- 6.7 ধাতব বন্ধন
- 6.8 হাইড্রোজেন বন্ধন
- 6.9 ড্যান-ডার-ওয়ালস্ বল
- 6.10 সারাংশ
- 6.11 প্রশ্নাবলী
- 6.12 উত্তরমালা

6.1 প্রস্তাবনা

অনেক অজৈব যৌগ (এমনকি অনেক জৈব যৌগও) নির্দিষ্ট আকৃতির হয়। এসব যৌগের গঠন ও তাদের মধ্যে যে ধরণের বল কাজ করে (বা বন্ধন প্রকৃতি) তার ব্যাখ্যা বেশ জটিল। সেজন্য রসায়নবিদরা ছোট ছোট সরল অণুকে নিয়ে তাদের মধ্যে কোন ধরনের বন্ধনী হয়, কেন হয় এবং কোন ধরনের গঠনাকৃতি দেখা যায় তা জানার চেষ্টা করেন। সেই ধারণাকে বড় ও জটিল অণুতে প্রয়োগ করে তাদের ধর্মের সঙ্গে তা মেলান হয়।

সাধারণভাবে, সম যৌগগুলির গঠন নিম্নলিখিত দুটি প্রধান বন্ধনীর যে কোন একটির উপর ভিত্তি করে তৈরী। এগুলি হল,

(ক) আয়নীয় বন্ধন ও (খ) সমযোজী বন্ধন

এছাড়া আরও কয়েকটি নির্দিষ্ট ধরনের বন্ধনী যৌগগুলিতে কাজ করে। যেমন, হাইড্রোজেন বন্ধনী, ধাতব বন্ধনী, ড্যান-ডার-ওয়ালস্ বল প্রভৃতি।

প্রকৃতপক্ষে কোনও অজৈব যৌগই সম্পূর্ণ (100%) আয়নীয় হয়না; যদিও আয়নীয় যৌগ ব্যাখ্যা করার সময় বলা হয় যে তাদের মধ্যে যে আকর্ষণীয় বল কাজ করে তা দুটি বিপরীত আয়নের কুলম্বীয় আকর্ষণের ফল। যেমন NaCl বা MgO ইত্যাদি। কোন যৌগে কি ধরনের বন্ধনী থাকে তা বেশিরভাগই নির্ভর করে যৌগ প্রস্তুতকারী মৌলগুলির ধর্মের উপর, আমরা নীচের অংশে আয়নীয় যৌগের গঠন ও ধর্ম, সমযোজী যৌগের গঠন ও তাদের তাত্ত্বিক ব্যাখ্যা, হাইড্রোজেন বন্ধন, ধাতব বন্ধনী ও ভ্যানডার ওয়াল্ফ বলের তাত্ত্বিক ব্যাখ্যা ও প্রয়োগ সম্বন্ধে একে একে জানব এবং এই সব বন্ধনী কোন ধরনের অজৈব অণুতে কীভাবে থাকে ও তার ফলে অণুগুলির আকৃতি কেমন হয় তাও জানব।

নিম্নলিখিত অংশের পরিচ্ছেদগুলি পড়ে যে বিষয়গুলি জানা যাবে তা হল :

6.3 অজৈব যৌগের গঠন

6.3.1 ভূমিকা

উৎপাদনে শক্তির অবনমন মৌল প্রতি 10 কিলো-ক্যালরির বেশী হয়। অর্থাৎ তখনই রাসায়নিক বন্ধনের সৃষ্টি হয়। রাসায়নিক বন্ধনের এই ঘটনা অনেকটা নির্ভর করে বিক্রিয়ক মৌলগুলির ধর্ম ও তাদের রাসায়নিক সক্রিয়তার উপর বা আধুনিক ধারণামতে তাদের ইলেকট্রনীয় গঠন কাঠামোর উপর। নিষ্ক্রিয় গ্রুপের মৌলগুলি অর্থাৎ হিলিয়াম, নিয়ন, আর্গন, ক্রিপ্টন, জেনন ও র্যাডন প্রভৃতি মৌলগুলির মূল ধর্মই হল রাসায়নিক নিষ্ক্রিয়তা, অর্থাৎ এই সমস্ত মৌলের পরমাণুগুলির সঙ্গে অন্য মৌলের পরমাণুর বিক্রিয়া করার ক্ষমতা কম যদিও এই মৌলগুলির পারমাণবিকতা এক অর্থাৎ একটি পরমাণু সমন্বিত মৌল। এই সমস্ত মৌলের বিক্রিয়া করার ক্ষমতা কম কারণ এদের অন্তর্নিহিত শক্তি এত কম যে এরা যৌগ গঠন করলে সেই যৌগের অন্তর্নিহিত শক্তি তার থেকে আর কম হয়না। এই নিষ্ক্রিয় মৌলগুলির কম অন্তর্নিহিত শক্তির সঙ্গে তাদের বহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনীয় বিন্যাস সম্পর্ক লক্ষ্য করা যায়। প্রকৃতপক্ষে প্রায় সকল নিষ্ক্রিয় মৌলের পরমাণুই বহিঃস্থ কক্ষে আটটি ইলেকট্রন থাকে যাকে অষ্টক ইলেকট্রনীয় বিন্যাস সূত্র বলে (হিলিয়ামের সর্ব বহিঃস্থ কক্ষে দুটি ইলেকট্রন থাকে ও সেজন্য তা নিষ্ক্রিয়) সাধারণভাবে কোন মৌলক পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনগুলিই রাসায়নিক বন্ধনী তৈরীতে কাজে লাগে এবং এ ধরনের বন্ধনী তৈরীর মাধ্যমেই পরমাণুগুলির সর্ববহিঃস্থ কক্ষ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রনীয় পরিকাঠামো পায়।

6.3.2 রাসায়নিক বন্ধনের শ্রেণীবিভাগ (Types of Bonds)

মৌলের পরমাণুগুলির সর্ববহিঃস্থ কক্ষে তিনভাবে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পারে। এগুলি হল ইলেকট্রন গ্রহণ, ইলেকট্রন বর্জন বা সমপরিমাণে ইলেকট্রন জোড় গঠন করে। মৌলগুলিকে আবার তিনটি ভাগে ভাগ করা যায়, যেগুলি হল—

(ক) তড়িৎ ধনাত্মক মৌল, এদের পরমাণুগুলি সর্ববহিঃস্থ কক্ষের একটি বা একাধিক ইলেকট্রন সহজেই ছোড়ে দেয়

(খ) তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল—এদের পরমাণুগুলির সর্ববহিঃস্থ কক্ষ এক বা একাধিক ইলেকট্রন সহজেই গ্রহণ করে।

(গ) কতকগুলি মৌল—এদের পরমাণুগুলির সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন কোনটাই অধিক নয়।

এই ভিত্তিতে রাসায়নিক বন্ধন সাধারণভাবে তিনভাগে ভাগ করা হয় এবং তা নির্ভর করে বিক্রিয়ক পরমাণুটির তড়িৎ-ধনাত্মক বা তড়িৎ-ঋণাত্মক হ্রনের উপর।

(1) তড়িৎ ধনাত্মক মৌল + তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল = আয়নীয় বন্ধন।

(2) তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল + তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল = সমযোজী বন্ধন।

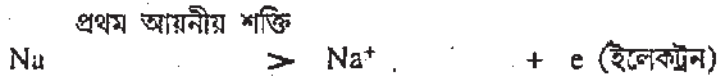
(3) তড়িৎ ধনাত্মক মৌল + তড়িৎ ধনাত্মক মৌল = ধাতব বন্ধন (Metallic bond)।

এছাড়াও, আরও তিনটি রাসায়নিক বন্ধন জানা আছে, যারা হল হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen bond) দ্বি-মেরু বন্ধন, (Dipole bond) ও ভ্যান-ডার ওয়াল্‌স বল (Van der waals force)। এগুলি সবই দুর্বল প্রকৃতির বন্ধন। যদিও এদের বৈশিষ্ট্য মূলক ধর্ম অণুগুলির মধ্যে দেখতে পাওয়া যায়। তবুও অনেক সময়েই এই বন্ধনগুলি সবসময়ই এককভাবে কাজ করে না অর্থাৎ দুই বা একাধিক শ্রেণীর বন্ধন একই সঙ্গে বর্তমান থাকে।

6.4 আয়নীয় বন্ধন (Ionic bonds)

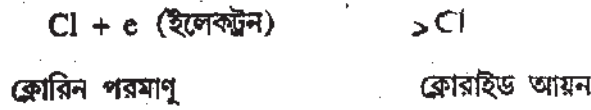
এই বন্ধনে একটি পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষের এক বা একাধিক ইলেকট্রন অন্য একটি পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে সম্পূর্ণভাবে স্থানান্তরিত হয়। এর ফলে প্রথম পরমাণুটি ধনাত্মক আয়ন (বা ক্যাটায়ন) ও দ্বিতীয় পরমাণুটি ঋণাত্মক আয়ন (বা অ্যানায়ন) উৎপন্ন করে এবং এই দুটি বিপরীতধর্মী আয়নগুলি পরস্পরকে কুলম্বীয় বলে আকর্ষণ করে। সুতরাং আয়নীয় বন্ধনের সৃষ্টি হয় তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল ও তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌলের বিক্রিয়ায়। যেমন সোডিয়াম ক্লোরাইড, Na^+Cl^- একটি সোডিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ এখানে প্রথম ও দ্বিতীয় উপকক্ষ দুটি ভর্তি, কিন্তু তৃতীয় উপকক্ষে মাত্র একটি ইলেকট্রন আছে। যখন সোডিয়াম বিক্রিয়া করে, তখন এমনভাবে তা সম্পন্ন হয় যে বিক্রিয়া শেষে সোডিয়াম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন সজ্জা গঠন করে। সোডিয়ামের নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস হল নিওন যার ইলেকট্রনীয় সজ্জা $1s^2 2s^2 2p^6$ । যদি সোডিয়াম তার সর্ববহিঃস্থ কক্ষের একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে (অর্থাৎ $3s^1$ ইলেকট্রনটি) তাহলে সোডিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস নিওনের ইলেকট্রন বিন্যাসের (যা নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন পরিকাঠামো) মত হয়। সোডিয়াম + আয়নে পরিণত হয়, যাকে Na^+ আয়ন বলে।

সোডিয়ামের এই ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হওয়ার কারণ হল সোডিয়ামের কেন্দ্রে 11টি প্রোটন আছে, যারা প্রত্যেকেই পরা-তড়িৎবাহী, কিন্তু সোডিয়াম একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করলে, সোডিয়ামের মোট 10টি ইলেকট্রন থাকে। তাই সোডিয়াম ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়। এছাড়া সোডিয়াম তার সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রন ত্যাগ করে তখনই যখন সোডিয়াম পরমাণুতে আয়নীয় শক্তি প্রয়োগ করা হয়, সোডিয়ামের প্রথম আয়নীয় শক্তির পরিমাণ কম (496 কিলো জুল প্রতি-মোল)।



(সোডিয়াম পরমাণু) সোডিয়াম আয়ন

আবার ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হল $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ । ক্লোরিন পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রনীয় সজ্জার তুলনায় মাত্র একটি ইলেকট্রন কম। ক্লোরিনের নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস, আর্গনের ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ । তাই ক্লোরিনের বিক্রিয়ার সময়, ক্লোরিন পরমাণু তার সর্ববহিঃস্থ কক্ষে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে। সেজন্য ক্লোরিন হল তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌল।

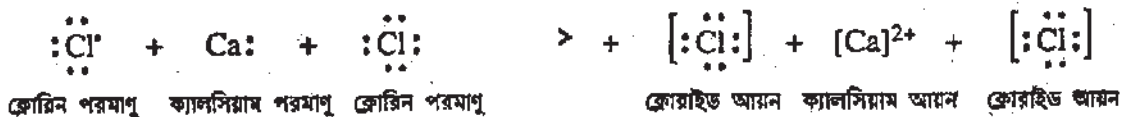


ক্লোরিন পরমাণু তাই একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে -। আয়নে পরিণত হয় যাকে Cl^- (বা ক্লোরাইড) আয়ন বলে।

যখন সোডিয়াম ও ক্লোরিন পরস্পর বিক্রিয়া করে, সোডিয়াম তার সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রন ত্যাগ করে ও ক্লোরিন সেই ইলেকট্রন গ্রহণ করে এবং এরা যথাক্রমে Na^+ এবং Cl^- তৈরী করে। এই দুটি বিপরীত ধর্মী আয়ন কুলম্বীয় বলে NaCl ক্রিস্টাল-জালকে (Crystal lattice) আবদ্ধ থাকে। প্রথম সোডিয়াম ও ক্লোরিন থেকে Na^+Cl^- তৈরী হওয়ার প্রক্রিয়াটি শক্তির মাত্রায় সহজ (energetically favourable) হওয়ার জন্য তাড়াতাড়ি তৈরী হয়। এই প্রক্রিয়াটিকে ইলেকট্রন-বিন্দুর সাহায্যে [যাকে লুইস (Lewis) চিত্র বলে] নিম্নলিখিত ভাবে দেখান যায়।



ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড CaCl_2 গঠন একই ভাবে ব্যাখ্যা করা যায়। Ca পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে 2টি ইলেকট্রন আছে। Ca একটি তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌল। তাই Ca পরমাণু 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের (Ca^{2+}) ইলেকট্রনীয় পরিকাঠামো নেয়। একইসঙ্গে দুটি ক্লোরিন পরমাণু ওই দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে দুটি ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) তৈরী করে এবং এদের ইলেকট্রন বিন্যাসও নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মত হয়। নিম্নলিখিত লুইস চিত্র দিয়ে CaCl_2 -র গঠন বোঝান যায় :



অনুশীলনী—1

- (1) $\text{C}-\text{C}$, $\text{C}=\text{C}$ ও $\text{C}\equiv\text{C}$ বন্ধনীগুলিকে নিম্নলিখিত অনুযায়ী সাজান
(a) বন্ধন শক্তির ক্রমাগত বৃদ্ধি (b) বন্ধন দৈর্ঘ্যের ক্রমাগত বৃদ্ধি—

6.4.1 আয়নীয় যৌগের গঠন (Formation of Ionic Compounds)

অজৈব যৌগের বৃহৎ অংশ হল আয়নীয় যৌগ যাদের মধ্যে নানারকম লবন, অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড, সালফাইডের যৌগ সমূহ আছে। কঠিন আয়নীয় যৌগে বিপরীত ধর্মী ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের আয়নসমূহ

পরস্পরের সঙ্গে কুলম্বীয় বলের সাহায্যে আবদ্ধ থাকে। সমতড়িৎসম্পন্ন আয়নসমূহ যদি এই যৌগগুলিতে পাশাপাশি থাকত তাহলে তাদের মধ্যে বিকর্ষণ হয়ে যৌগটি অস্থায়ী হত। আর ক্যাটায়নকে ঘিরে যদি আনায়নধর্মী আয়ন থাকে (বা উন্টো সজ্জায়) তাহলে তাদের মধ্যে আকর্ষণ হবে এবং যৌগটি স্থায়ী হবে। কোন আয়নকে ঘিরে সর্বোচ্চ সংখ্যক বিপরীতধর্মী আয়নের সজ্জায় যে আকর্ষনী শক্তি পাওয়া যায় তা একটি কঠিন আয়নীয় কেলাস তৈরী করতে সাহায্য করে। এখানে মনে রাখা দরকার যে, যে কোন একটি আয়নকে ঘিরে যতগুলি সর্বোচ্চ সংখ্যক বিপরীত ধর্মী আয়ন সজ্জিত থাকে তাদেরকে সর্বগাঙ্ক (Coordination number) বলে। যদি কোন কঠিন কেলাসে উভয় সংখ্যক আয়ন একই পরিমাণে থাকে তাহলে ক্যাটায়ন বা আনায়ন উভয়ের সর্বগাঙ্ক সমান হয়। আবার কঠিন কেলাসে ক্যাটায়ন ও আনায়নের সংখ্যা পৃথক হলে তাদের সর্বগাঙ্ক আলাদা যেমন CaCl_2 ।

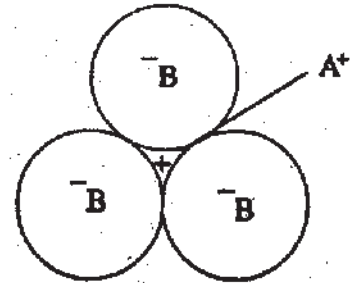
6.4.2 আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত সূত্র (Radius Ratio Rule)

অনেক কঠিন আয়নীয় যৌগ আছে যাদের উপস্থিত ক্যাটায়ন ও আনায়নের আপেক্ষিক আকৃতি অথবা আয়নগুলির আপেক্ষিক সংখ্যা থেকে তার গঠনাকৃতি কেমন হবে তা ব্যাখ্যা করা যায়। জ্যামিতিক গণনা থেকে সহজেই বলা যায় যে একটি আয়নকে ঘিরে কতগুলি বিপরীত ধর্মী আয়ন সজ্জিত আছে অর্থাৎ একটি আয়নের আপেক্ষিক আকৃতি থেকে সেই আয়নের সর্বগাঙ্ক কত হবে তা বলা সম্ভব।

মনে করি, একটি আয়নীয় যৌগে (A^+B^-), A^+ কেন্দ্রীয় আয়নকে ঘিরে তিনটি B^- আয়ন এমনভাবে সজ্জিত আছে যাতে সব আয়নগুলি পরস্পর পরস্পরকে স্পর্শ করে থাকে (চিত্র 6.1)। সুতরাং A^+ আয়নের সর্বগাঙ্ক 3, যদি r_+ এবং r_- কে যথাক্রমে A^+3B^- আয়নের ব্যাসার্ধ ধরা যায়। তাহলে জ্যামিতিক গণনা থেকে সহজেই বলা যায় যে r_+/r_- -র মান 0.155 (গণনা পরে দেখানো হয়েছে)। অতএব, ক্যাটায়নের (A^+) সর্বগাঙ্ক 3 হতে হলে r_+/r_- নিম্নতম সীমার মান 0.155 হতে হবে।

এই ব্যাসার্ধের অনুপাতের মান 0.155-র কম হলে ক্যাটায়নটি ঠিক ঠিকভাবে তিনটি আনায়নের মধ্যে স্পর্শ করে থাকে না অথবা তিনটি B^- আয়নের মধ্যের ছিদ্র দিয়ে A^+ সহজেই গলে যায়। ফলে এই গঠনকৃতি স্থিতির হয় না। যদি r_+/r_- -র মান 0.155-র বেশী হয়। তাহলে তিনটি B^- আয়নের মধ্যে A^+ পরস্পর পরস্পরকে স্পর্শ করে থাকে। ক্যাটায়ন ও আয়নের আকৃতির পার্থক্য যত বৃদ্ধি পায়, তাদের ব্যাসার্ধের অনুপাতও তত বৃদ্ধি হয়।

A^+ আয়নের সর্বগাঙ্ক 4 হলে A^+ আয়নকে ঘিরে 4টি B^- আয়ন ঠিক ঠিকভাবে স্পর্শ করে থেকে চতুস্তলক আকৃতির হয়। এখানে r_+/r_- অনুপাতের মান ন্যূনতম 0.225 হতে হবে। A^+ আয়নের সর্বগাঙ্ক 6 হলে, তাদের ক্ষেত্রে আয়নের ব্যাসার্ধের ন্যূনতম অনুপাত 0.414 এবং A^+ আয়নের সর্বগাঙ্ক 8 হলে, এই অনুপাত 0.732 হয়।



চিত্র : 6.1

r_+/r_- অনুপাতের মান, ক্যাটায়নের সর্বগাঙ্ক ও কেলসের গঠনাকৃতির মধ্যে একটি সম্পর্ক আছে। সেই সম্পর্কটি ECHO2; অজৈব রসায়ন-1 (Inorganic Chemistry -I)-এর 49 পাতায় দেখানো হয়েছে।

অজৈব রসায়ন—I

$Rr = \frac{r_+}{r_-}$	সর্বগাঙ্ক	আয়নীয় কেলসের জ্যামিতিক আকৃতি
0–0.155	2	সরলরৈখিক (Linear)
0.155–0.225	3	ত্রিকোণ সামতলিক (B_2O_3) (Trigonal Planar)
0.225–0.414	4	চতুষ্টলকীয় (ZnS) (Tetrahedral)
0.414–0.732	4	সামতলিক বর্গ (Square planar)
0.414–0.732	6	অষ্টতলক (NaCl)
0.732–1.00	8	Body centred Cubic
1	12	Close packing (metals)

অজৈব যৌগের ক্ষেত্রে, 3, 4, 6, 8 সর্বগাঙ্ক বিশিষ্ট যৌগ সচরাচর বেশি হয়। সেই সম্পর্ক থেকে বোঝা যায় যে, যদি কোন আয়নীয় যৌগে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের ব্যাসার্ধের মান মাপা সম্ভব হয়, তাহলে তাদের অনুপাত গণনা করে সেই যৌগের কেলসের আকৃতি কেমন হবে তা বলা যায়।

6.4.3 ব্যাসার্ধের অনুপাত গণনা

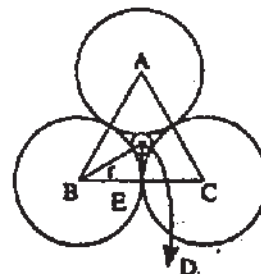
সর্বগাঙ্ক ও (সমতলীয় ত্রিভুজাকৃতি বিশিষ্ট কেলসের ক্ষেত্রে)

চিত্র '6.2' থেকে দেখা যায় যে ছোট ক্যাটায়ন (যার ব্যাসার্ধ r_+) তিনটি অ্যানায়নের মধ্যে ঠিক ঠিকভাবে স্পর্শ করে আছে। অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ r_- । সুতরাং $AB = BC = AC = 2r_-$ । আবার $BE = r_-$ ত্রিভুজের $\angle ABC = 60^\circ$ এবং DBE ত্রিভুজের $\angle DBE = 30^\circ$

সুতরাং ত্রিকোনোমিতির সূত্র অনুযায়ী,

$$\cos 30^\circ = \frac{BE}{BD}$$

$$\text{বা, } BD = \frac{BE}{\cos 30^\circ}$$



চিত্র 6.2

$$\text{বা, } r_+ + r_- = \frac{r_-}{\cos 30^\circ} = \frac{r_-}{0.866} = r_- \times 1.155$$

$$\text{বা, } r_+ = 1.155r_- - r_- = 0.155r_-$$

$$\therefore \frac{r_+}{r_-} = 0.155$$

সবর্গাঙ্ক 4 (চতুষ্তলকীয় কেলাসের ক্ষেত্রে)

চিত্র 6.3 চতুষ্তলকের অ্যানায়নগুলি একটি ঘনকাকারের চারটি বিন্দুতে কল্পনা করা হয়েছে।
(উদাহরণ : ZnS কেলাস)

মনে করি চতুষ্তলক কেলাসটির ক্যাটায়ন A^+ কোন ঘনকের মাঝখানে অবস্থিত এবং চারটি অ্যানায়ন B^- ঘনকের চারটি প্রান্তে অবস্থিত (চিত্র 6.2) ঘনকের প্রান্ত দৈর্ঘ্য 'a' হলে ঘনকের কর্ণ = $\sqrt{3}a$

$$\therefore \text{ঘনকের চিত্র '6.1' থেকে } 2(r_+ + r_-) = \sqrt{3}a$$

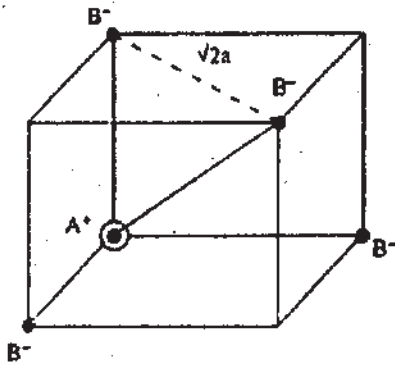
$$\text{বা, } r_+ + r_- = \frac{\sqrt{3}}{2}a \quad \dots(1)$$

$$\text{আবার, } 2r_- = \sqrt{2}a,$$

$$\text{বা, } r_- = \frac{1}{\sqrt{2}}a \quad \dots(2)$$

$$(1) \div (2) \text{ করে } \frac{r_+}{r_-} + 1 = \frac{\sqrt{6}}{2}$$

$$\text{বা, } \frac{r_+}{r_-} = \frac{\sqrt{6}}{2} - 1 = 1.225 - 1 = 0.225$$



চিত্র 6.3

সবর্গাঙ্ক 6 (অষ্টাতলকীয় কেলাসের ক্ষেত্রে) :

অষ্টাতলক বিশিষ্ট কোণ আয়নের প্রস্থচ্ছেদ চিত্র 4 এ দেখান হয়েছে। এখানে A^+ ক্যাটায়নটি ছোট আকৃতির যাকে স্পর্শ করে 6টি B অ্যানায়ন সজ্জিত আছে। ছবিতে 8টি B^- অ্যানায়ন দেখান হয়েছে এবং আর দুটি B^- অ্যানায়ন কাগজের তলে উপরে ও নিচে আছে।

$$\text{চিত্র (6.2) থেকে, } AB = BC = 2r_-$$

$$\text{এবং } AC = 2r_+ + 2r_- \quad \dots(I)$$

আবার, $AC^2 = AB^2 + BC^2 = (2r_+)^2 + (2r_-)^2 = 8r_-^2$

বা, $AC = 2\sqrt{2}r_-$... (II)

সমীকরণ (I) ও (II) থেকে, $2r_+ + 2r_- = 2\sqrt{2}r_-$

বা, $\frac{r_+}{r_-} = \sqrt{2} - 1 = 1.414 - 1 = 0.414$

সর্বগাঙ্ক ৪ (ঘনকাকার কেলসের ক্ষেত্রে)

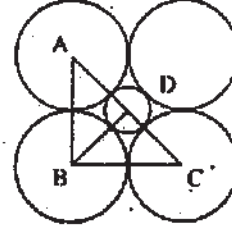
ঘনকাকার কেলসে ক্যাটায়ন A^+ কে ঘিরে ৪টি B^- অ্যানায়ন স্পর্শ করে থাকে। চিত্র 6.5 থেকে

ঘনকের কর্ণ, $2(r_+ + r_-) = \sqrt{3}a$... (i)

এবং ঘনকের প্রান্ত $a = 2r_-$... (ii)

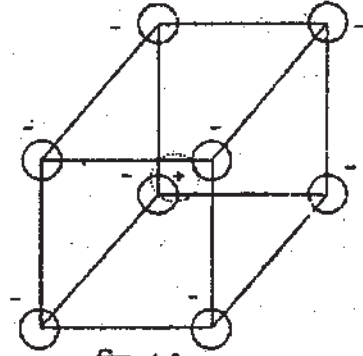
(ii) ÷ (i) করে পাই, $\frac{r_+}{r_-} = \sqrt{3} - 1 = 1.732 - 1$

$= 0.732$



চিত্র 6.4

অষ্টভলকীয় কেলসের প্রস্থচ্ছেদের একটি অংশ
(উদাহরণ : যেমন রকস-ট কেলস)



চিত্র 6.5

ঘনকাকার কেলস
(উদাহরণ : যেমন $CaCl_2$ কেলস)

6.4.4 ব্যাসার্ধের অনুপাতের সীমাবদ্ধতা :

আমরা দেখেছি ব্যাসার্ধের অনুপাতের মান থেকে কঠিন আয়নীয় যৌগের আকৃতি কিরকম হয়। তাই কোন ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের ব্যাসার্ধের মান জেনে নিয়ে তাদের অনুপাত থেকে সেই যৌগের কি রকম আকৃতি হতে পারে তা বলা সম্ভব। কিন্তু কঠিন আয়নীয় যৌগের গঠনের আকৃতি সঠিকভাবে বলতে হলে ব্যাসার্ধের অনুপাতের মান নির্ণয় ছাড়াও আরও অনেক অবস্থার উপর নির্ভর করতে হয়। অর্থাৎ, এই পদ্ধতির সাহায্যে কোন কঠিন আয়নীয় যৌগের সঠিক আকৃতি কি হবে তা সবসময় নির্ভর করা যায় না, বেশ কিছু ক্ষেত্রে এই পদ্ধতিতে যে গঠন আকৃতি দেখানোর কথা তা দেখা যায় না এবং অন্য আকৃতির দেখা যায়। এর কারণ হল কোন আয়নের ব্যাসার্ধের অনুপাতের মান গণনা করার সময়, যে যে ধারণাগুলি করা হয়েছিল তা হলো

(ক) আয়নগুলির সঠিক ব্যাসার্ধ জানা আছে—

(খ) আয়নগুলি নিরোট বলের মতন।

(গ) কঠিন আয়নীয় কেলসে ক্যাটায়নকে ঘিরে অ্যানায়নগুলি (বা এর উল্টো) স্পর্শ করে নির্দিষ্ট সম্ভ্রায় সজ্জিত থাকে।

(ঘ) আয়নগুলি সবসময় সম্ভাব্য সর্বোচ্চ সর্বগাঙ্ক অবস্থায় থেকে সুস্থিত অণু হয়।

(ঙ) ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের বন্ধন 100 শতাংশ আয়নীয়।

কিন্তু আয়ননের ব্যাসার্ধ সঠিক মাপা যায় না। এদের গণনা করে বের করতে হয়। তাই আয়নের ব্যাসার্ধের মান সবসময় শুদ্ধ হয়না। এছাড়া, একটা আয়নের ব্যাসার্ধ সেই আয়নটি কোন যৌগে বর্তমান তার উপর নির্ভর করে। সর্বগাঙ্ক কম-বৃদ্ধির উপর আয়নের ব্যাসার্ধ নির্ভর করে। সর্বগাঙ্ক 6 হলে কোন আয়নের ব্যাসার্ধ যা, সর্বগাঙ্ক 6 থেকে 8 হলে সেই একই আয়নের ব্যাসার্ধ 3% বৃদ্ধি পায়; আর সর্বগাঙ্ক 6 থেকে 4 হলে একই আয়নের ব্যাসার্ধ 6% কমে যায়।

এছাড়া, কোন যৌগই 100% আয়নীয় হয় না।

অনুশীলনী-2

1. নিম্নলিখিত যৌগগুলির কেলসে ক্যাটায়নের সর্বগাঙ্ক গণনা কর—

যৌগ	ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ (r_+)	অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ (r_-)
(a) MgO	0.65Å°	1.40Å°
(b) MgS	0.65Å°	1.84Å°
(c) CsCl	1.69Å°	1.81Å°

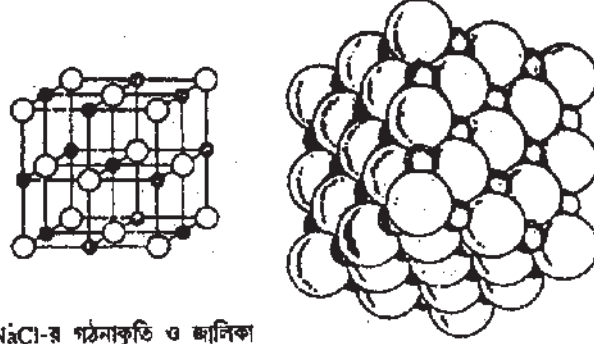
2. Ca^{2+} and F^- আয়নগুলির সর্বগাঙ্ক নিম্নলিখিত মান থেকে গণনা কর—

$$r_{\text{Ca}^{2+}} = 0.97\text{Å}^\circ \text{ এবং } r_{\text{F}^-} = 1.36\text{Å}^\circ$$

6.4.5 জালক শক্তি (Lattice Energy)

জালক শক্তির সাহায্যে আয়নীয় যৌগের সুস্থিরতা ব্যাখ্যা করা যায়। কোন আয়নীয় যৌগে, যেমন NaCl-র ক্ষেত্রে, Na^+ ও Cl^- আয়নগুলি নিজেদের জায়গা দখল করে যে সুস্থূল গঠনাকৃতির সৃষ্টি করে, তার ফলে যে ন্যূনতম আয়তনের যৌগ হয় তার স্থিতিশক্তি সবচেঁহিতে কম। চিত্র (6.6) NaCl কেলসের একটি গঠনাকৃতি ও জালিকা দেখান হল। যে ক্ষুদ্রতম সুবয় বিন্যাসের পুনরাবৃত্তিতে কেলস জালক (Crystal lattice) তৈরী হয়, সেই অংশকে একক কোষ বা একক জালকী (Unit lattice) বলে। NaCl এই কাঠামো থেকে পরিষ্কার বোঝা যায় যে একটি Na^+ কোন একটি নির্দিষ্ট Cl^- -র সঙ্গে আবদ্ধ থাকে না (বা একটি

Cl^- নির্দিষ্ট Na^+ -র সঙ্গে আবদ্ধ থাকে না)। NaCl -র কেলাসে, একটি Na^+ -কে ঘিরে ছয়টি Cl^- (বা প্রতিটি Cl^- কে ঘিরে ছয়টি Na^+) আছে অন্যান্য Na^+ বা, Cl^- জালকে আরও আরও দূরে থাকে। কেলাসের স্থিতি নির্ভর করে ঐ কেলাসের মোট Na^+ এবং Cl^- -র কুলম্বীয় বলের উপর, গণনা করে দেখা গেছে



কঠিন NaCl -র গঠনাকৃতি ও জালিকা

চিত্র 6.6

যে কেলাসে এই ভাবে Na^+ ও Cl^- সুযম বিন্যাসের ফলে সমগ্র শক্তির পরিমাণ অনেক কম থাকে। কিন্তু এই মান সোডিয়াম ধাতু থেকে Na^+ ও ক্লোরিন গ্যাস থেকে Cl^- পরিবর্তনে যে শক্তির দরকার তা থেকে বেশী। মুক্ত আয়ন থেকে কেলাস জালক তৈরী হলে যে স্থায়িত্ব আসে এবং তার ফলে যে শক্তি কমে যায় তাই জালক শক্তির পরিমাপ। সুতরাং জালক শক্তি হল, অসীম দূরত্বে থাকা মুক্ত বিপরীতধর্মী গ্যাসীয় আয়নকে নির্দিষ্ট দূরত্বে এনে এক মোল আয়নীয় যৌগের কেলাস তৈরী হতে যে শক্তি নির্গত হয়, তাকে জালক শক্তি (Lattice energy) বলে। এই একই শক্তির দরকার হয় যদি 1 মোল কেলাসকে ভেঙে বিপরীতধর্মী মুক্ত আয়ন তৈরী করতে। যেমন NaCl -র জালক শক্তি 778 কিলো জুল/মোল এবং KCl -র জালক শক্তি 709 কিলো জুল/মোল।

জালক শক্তির মান কত হবে, তা অবশ্যই নির্ভর করে আয়নগুলি কতটা সুশৃঙ্খলভাবে আবদ্ধ আছে তার উপর। আবার এই সুশৃঙ্খল অবস্থা আয়নগুলির আধান ও আকৃতির উপর নির্ভর করে। জালক শক্তি (U)-কে নিম্নলিখিত সমীকরণ দ্বারা প্রকাশ করা হয় :

$$u = -\frac{ANZ_+Z_-e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

যেখানে N = অ্যাভোগাড্রো সংখ্যা; Z_+e ও Z_-e = ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের আধান; r_0 = দুটি বিপরীত ধর্মী আয়নের (কেন্দ্রকের) ন্যূনতম দূরত্ব।

A = ম্যাডেলুঙ্গ ধ্রুবক (Madelung Constant) যার মান কেলাসের আকৃতির উপর নির্ভর করে এবং n = বর্ন ধ্রুবক (Born exponent) অপর একটি ধ্রুবক, যার মান নির্ভর করে আয়নের বিকর্ষণ বলের উপর)।

সোডিয়াম ক্লোরাইড কেলসের ক্ষেত্রে $A = 1.7476$ এবং $n = 8$

জালক শক্তির পরীক্ষা করে মাপা সম্ভব হয় না। কিন্তু অন্যান্য পরীক্ষার মান থেকে জালক শক্তিকে বর্ন-হেবার চক্রের (Born-Haber Cycle) সাহায্যে গণনা করা যায়।

6.4.6 জালক শক্তির তাত্ত্বিক গণনা (Theoretical Calculation of Lattice Energy)

দুটি বিপরীত ধর্মী আয়নকে বিন্দুবৎ ধারণা করে প্রত্যেকের আধান ' e ' ধরলে এবং দূরত্ব ' r ' হলে তাদের মধ্যে যে কুলম্বীয় বল কাজ করে তা হল,

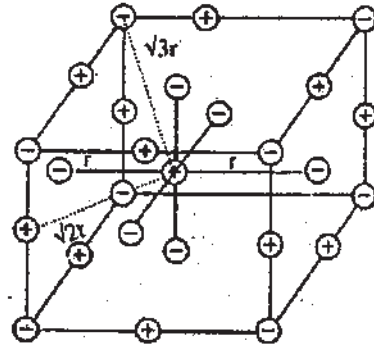
$$\text{বল, } F = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

এর জন্য স্থিতি শক্তি (Potential energy) E -র মান হবে ঐ দুটি আয়নকে অসীম দূরত্ব থেকে ' r ' দূরত্বে আনতে যে কার্য হয় তার সমান, অর্থাৎ,

$$E = \int_{\infty}^r \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

স্থিতিশক্তি যে কমে যায় উপরের ঋণাত্মক মান তাই নির্দেশ করে।

প্রকৃত আয়নীয় কেলসে কুলম্বীয় শক্তির যে হ্রাস হয় তার পরিমাণ ব্যাপক। উপরোক্ত ধারণাটিকে আমরা Na^+Cl^- -র কেলসের ক্ষেত্রে নিম্নলিখিতভাবে প্রয়োগ করতে পারি। মনে করি সাম্যাবস্থায় Na^+ ও Cl^- -র মধ্যে দূরত্ব ' r ' তাহলে চিত্র (6.7) থেকে আমরা বলতে পারি যে, মধ্যের Na^+ -কে ঘিরে r দূরত্বে 6 Cl^- , $\sqrt{2}r$ দূরত্বে 12 Na^+ , $\sqrt{3}r$ দূরত্বে 8 Cl^- , $2r$ দূরত্বে 6 Na^+ আছে প্রভৃতি। সুতরাং NaCl -র এই আয়নীয় কেলসে মধ্যবর্তী Na^+ -এ যে স্থিতিশক্তি (E) হবে।



চিত্র 6.7

$$E = -\frac{6e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + \frac{12e^2}{4\pi\epsilon_0 \sqrt{2}r} - \frac{8e^2}{4\pi\epsilon_0 \sqrt{3}r} + \frac{6e^2}{4\pi\epsilon_0 2r}$$

$$= -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \left[6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \frac{8}{\sqrt{3}} - \frac{6}{2} \right] \quad \dots(2)$$

উপরোক্ত সমীকরণের ব্র্যাকেটের মধ্যবর্তী অংশটুকু 1.74758-এ দাঁড়ায়। যদি আয়নীয় কেলাসের আকৃতি আলাদা হত, তাহলে ব্র্যাকেটের অংশটুকুর মানও আলাদা হত। তাই বিভিন্ন কেলাসের আকৃতির জন্য এই মানও পরিবর্তন হয় এবং এই মানকেই ম্যাডেলুঙ্গ ধ্রুবক (Madelung Constant) বলে ও সমীকরণ 3 এ 'A' চিহ্নে প্রকাশ করা হয় NaCl কেলাস জালকের ক্ষেত্রে 'A'-র মান 1.747 কিন্তু CsCl কেলাস জালকের ক্ষেত্রে 'A'-র মান 1.763।

প্রতি মোল NaCl -র ক্ষেত্রে কুলম্বীয় জালক শক্তি

$$E = -\frac{1.747 \cdot N e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \dots(3)$$

সমীকরণ (3)-কে সাধারণভাবে প্রকাশ করলে,

$$E = -\frac{ANZ_+Z_-e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \left[\begin{array}{l} [A = \text{ম্যাডেলুঙ্গ ধ্রুবক} \\ Z_+e, Z_-e \text{ যথাক্রমে ক্যাটায়ন ও} \\ \text{অ্যানায়নের সমগ্র আধান}] \end{array} \right]$$

মুক্ত গ্যাসীয় আয়ন থেকে আয়নীয় জালক (ionic lattice) গঠনে মোট যে শক্তি লাভ হয় তাকে জালক শক্তি u -এ প্রকাশ করা হয়। জালক শক্তি তাই আকর্ষণ ও বিকর্ষণ শক্তির যোগফল।

$$u = E_c + E_r = -\frac{ANZ_+Z_-e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + \frac{NB}{r^n} \quad \dots(4)$$

[বিকর্ষণ শক্তি $\frac{NB}{r^n}$; B = বিকর্ষণ গুণাঙ্ক; n = বর্ন ধ্রুবক]

dr কেলাসের মধ্যে সাম্যাবস্থায় আস্ত আয়নিক দূরত্ব r_0 হলে জালক শক্তির মান সব চাইতে কম হয় অর্থাৎ সমীকরণ (4) হবে।

$$\left(\frac{du}{dr} \right)_{r=r_0} = 0 = \frac{ANZ_+Z_-e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0^2} - \frac{N_n B}{r_0^{n+1}}$$

$$\text{বা, } B = \frac{ANZ_+Z_-e^2}{4\pi\epsilon_0 n} r_0^{n-1}$$

B-র মান সমীকরণ (4)-এ বসিয়ে পাই

$$u = E_c + E_r = \frac{NAZ_+Z_-e^2}{r_0} + \frac{NAZ_+Z_-e^2}{\pi r_0^n} r_0^{n-1}$$

$$u = -\frac{AZ_+Z_-Ne^2}{4\pi\epsilon_0 r} \left(1 - \frac{1}{n}\right) \quad \dots(5)$$

এই সমীকরণকে বর্ন-ল্যান্ডে (Born-Lande) সমীকরণ বলে। কেলসের আকৃতির জ্ঞান থেকে ও এই সমীকরণের সাহায্যে জালক শক্তি গণনা করা হয়।

সমীকরণ (5)-এর মত আরও দুটি সমীকরণ যেমন বর্ন-মেয়ার (Born-Mayer) ও কাপুস্টিনস্কি (Kapustinskii)-র সমীকরণ ও জ্ঞান আছে। যাদের সাহায্যেও জালক শক্তি গণনা করা সম্ভব। পরের দুটি সমীকরণ বর্ন-ল্যান্ডের সমীকরণ থেকে আলাদা হওয়ার কারণ হল। যে এই দুটি সমীকরণে বিকর্ষণ শক্তির প্রভাব আলাদাভাবে ভাবা হয়েছে। বর্ন-মেয়ারের সমীকরণটি হল

$$u = -\frac{AZ_+Z_-Ne^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{\rho}{r_0}\right)$$

যেখানে ρ হইল ধ্রুবক যাকে আয়ন সমূহের Compressibility থেকে গণনা করা হয়। অন্যান্য term গুলির মানে আগেই বলা আছে। অপরপক্ষে, কাপুস্টিনস্কি সমীকরণটি হল,

$$u_0 = -\frac{289.26Z_+Z_-}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{0.345}{r_0}\right)$$

যেখানে, ϕ = প্রতিসংকেত এককে আয়নের সংখ্যা, এই সমীকরণের সাহায্যে অগোলাকার আয়নের যেমন Co_3^{2-} , NCS^- , CH_3COO^- প্রভৃতির আয়নীয় ব্যাসার্ধ গণনা করার সুবিধা হয়।

বর্ন-ল্যান্ডে সমীকরণ (5) থেকে কতকগুলি গুরুত্বপূর্ণ তথ্য জ্ঞান যায়। এগুলি হল :

(ক) আয়নীয় যৌগের জালকের শক্তি বৃদ্ধি হয় (অর্থাৎ U -র মান আরও ঋণাত্মক হয়) যত আন্তঃ আয়নীয় দূরত্ব কমে (কারণ $u \propto \frac{1}{r_0}$)

উদাহরণ :	$r(\text{\AA})$	$u(\text{KJ mol}^{-1})$
LiF	2.01	-1004
CsI	3.95	-527

(খ) আয়নীয় যৌগে আয়নগুলির ভড়িৎ-আধানের গুণফলের উপর জালক শক্তি বৃদ্ধি পায় (কারণ $u \propto Z_+ \cdot Z_-$)

উদাহরণ :	$r(A^\circ)$	(z_+, z_-)	$u(\text{KJ mol}^{-1})$
LiF	2.01	1.1 = 1	-1004
MgO	2.10	2.2 = 4	-3933

(গ) বর্ন-ল্যাণ্ডে সমীকরণ থেকে যে জালক-শক্তির মান পাওয়া যায় তা অ্যালকালি-হ্যালাইড যৌগে পরীক্ষামূলক জালক শক্তির মানের খুব কাছাকাছি। এর থেকে মনে হওয়া স্বাভাবিক যে, বর্ন-ল্যাণ্ডে সমীকরণের তাত্ত্বিক গণনার সময় যে যে ধারণা করা হয়েছিল তা সঠিক। কিন্তু তা ঠিক নয়। (5) সমীকরণে এমন কতকগুলি পদ আছে যা কিছু ভুল জিনিসকে নিজে নিজে ঠিক করে নেয়। যেমন, সমীকরণ (5) থেকে আমরা দেখি যে আন্তঃ আয়নীয় দূরত্ব r_0 বৃদ্ধি পাওয়ার সঙ্গে সঙ্গে জালক শক্তি কমে যায়। কিন্তু এটাও ঠিক, যে r_0 পরিবর্তনের সঙ্গে সঙ্গে কেলাসের গঠন কাঠামোরও পরিবর্তন হয় এবং তার ফলে ম্যাডেলান্ড ধ্রুবক 'A' -র মানেরও পরিবর্তন হয়। আবার 'A' র মান বৃদ্ধি হওয়া মানেই জালক শক্তির (u) বৃদ্ধি হয়। সুতরাং 'A' ও ' r_0 ' পরিবর্তনের প্রভাব পরস্পরকে নষ্ট করে দেয়।

সর্বগাঙ্ক 6 (যেমন NaCl কেলাসের গঠন) থেকে সর্বগাঙ্ক 8 এ (যেমন CsCl কেলাসের গঠন) পরিবর্তনে আন্তঃআয়নীয় দূরত্ব বেড়ে যায় প্রায় 3.7% অপরপক্ষে ম্যাডেলান্ড ধ্রুবকের পরিবর্তন হয় (NaCl-র $A = 1.74756$ এবং CsCl-র $A = 1.76267$) প্রায় 0.9%। অতএব সর্বগাঙ্ক 6 থেকে 8 পরিবর্তনে জালিকাশক্তির হ্রাস হয়, সুতরাং NaCl -র গঠন CsCl -র গঠন থেকে বেশী স্থায়ী একইভাবে, সর্বগাঙ্ক 6 থেকে 4-এ কমে গেলে r_0 কমে প্রায় 4.9% এবং A কমে যায় 6.1% বা 6.3% [নির্ভর করে কোন ধরনের কেলাস যেমন জিংক ব্রোম বা উর্জাইট (Wurtzite)] উভয় ক্ষেত্রেই r_0 পরিবর্তন কম হওয়ায় জালিকাশক্তির হ্রাস হয় এবং সর্বগাঙ্ক 6 সর্বগাঙ্ক 4 থেকে বেশী স্থায়ী।

উপরের আলোচনা থেকে দেখা যাচ্ছে যে সর্বগাঙ্ক 4 বা 8 বিশিষ্ট আয়নীয় যৌগ খুব অস্থায়ী অথবা একদম হয় না এবং সর্বগাঙ্ক 6 বিশিষ্ট যৌগ [যেমন NaCl] স্থায়ী। কিন্তু ZnS (যার সর্বগাঙ্ক 4) এবং CsCl, CsBr এবং CsI প্রভৃতি যৌগ (যাদের সর্বগাঙ্ক 8) খুবই স্থায়ী। সুতরাং এই যৌগগুলি অস্থায়ী এই তথ্য ঠিক নয়। তাই এবার দেখা উচিত বর্ন-ল্যাণ্ডের তাত্ত্বিক গণনা কি কি ধারণার ভিত্তিতে করা হয়েছিল। প্রথম, কুলম্বীয় আকর্ষণী বল গণনার সময় আয়নকে বিন্দুবৎ ধরা হয়েছিল; দ্বিতীয় এই ধরনের কেলাস যৌগ 100% আয়নীয়। সারণী—২ এ পরীক্ষামূলক ও তাত্ত্বিক উপায়ে গণনা করে জালিকা শক্তি দেখান হয়েছে।

সারণী—২ : পরীক্ষামূলক ও তাত্ত্বিক উপায়ে (100% আয়নীয় ধরে) গণনাকৃত জালিকাশক্তি

যৌগ	-u (কিলো জুল প্রতি-মোল)	
	পরীক্ষামূলক	তাত্ত্বিক
LiF	1037	1033
LiI	761	740

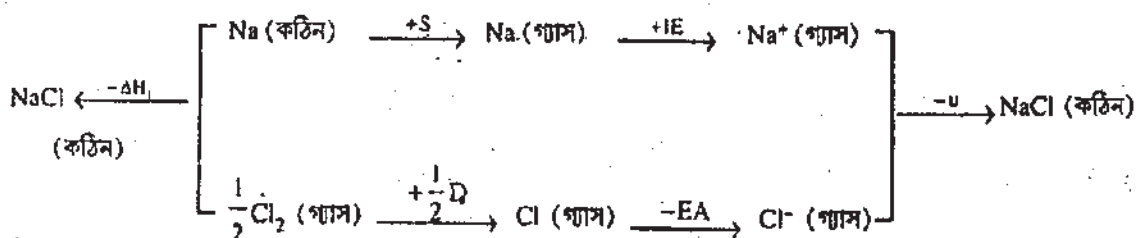
যৌগ	-u (কিলো জুল প্রতি-মোল)	
	পরীক্ষামূলক	তাত্ত্বিক
NaF	926	915
NaCl	786	778
NaBr	752	739
NaI	705	629
CsF	750	748
CsI	620	601

সারণী থেকে দেখা যায় যে, আলকালি হ্যালাইড যৌগের ছোট অ্যানায়ন (F^-) যৌগের ক্ষেত্রে পরীক্ষামূলক ও তাত্ত্বিক জালিকা শক্তির পার্থক্য বিশেষ নাই কিন্তু হ্যালাইড আয়নের আকৃতি যত বৃদ্ধি পায় জালিকা শক্তির পার্থক্য তত বৃদ্ধি হয়, এর কারণ হ্যালাইড আয়নগুলির বিকৃতি (deformation) নিম্নলিখিত হারে বৃদ্ধি পায় $F^- < Cl^- < Br^- < I^-$ এবং তখন আলকালি হ্যালাইড যৌগগুলির আয়নীয় থাকার ক্ষমতা আলকালি ক্লোরাইড থেকে আলকালি আয়োডাইড যৌগের দিকে ক্রমশঃ কমে।

6.4.7 হেবার চক্র (The Born-Haber Cycle)

তাপ রসায়ন বিদ্যার হেসের (Hess's) সূত্র থেকে আমরা জানি যে কোন বিক্রিয়া এক বা একাধিক ধাপে হলেও সমগ্র তাপ পরিবর্তন একই হয়। বর্ন-হেবার (Born-Haber) হেসের সূত্র আয়নীয় যৌগের ক্ষেত্রে সংগঠন তাপ নির্ণয়ের জন্য ব্যবহার করেছিলেন।

উদাহরণস্বরূপ, ধাতব সোডিয়াম ও ক্লোরিন গ্যাস থেকে NaCl প্রস্তুতিতে বর্ন-হেবার চক্রের গঠন নিম্নলিখিতভাবে করা যায়। এজন্য প্রথমে চক্রটিকে তৈরী করে পরে প্রতিটি ধাপে কিরকম তাপশক্তির প্রয়োজন তা দেওয়া হলো।



অর্থাৎ, সমস্ত তাপশক্তির যোগফল NaCl-র সংগঠন তাপের ($-\Delta H_f$) সমান :

$$\text{বা, } -\Delta H_f = S + IE + \frac{1}{2}D - EA - u \quad \dots(6)$$

NaCl (কঠিন) তৈরীতে যে সব ধাপগুলি উপরে প্রয়োজন হয়েছে যেগুলির প্রত্যেকটি হল :

পদ্ধতি	তাপশক্তির নাম
Na(কঠিন) $\rightarrow$ Na(গ্যাস)	বাষ্পীভবন তাপ (+S)
Na(গ্যাস) $\rightarrow$ Na ⁺ (গ্যাস)	আয়নন শক্তি বা বিভব (+IE)
$\frac{1}{2}$ Cl ₂ (গ্যাস) $\rightarrow$ Cl(গ্যাস)	বিয়োজন তাপ ($+\frac{1}{2}D$)
Cl(গ্যাস) $\rightarrow$ Cl ⁻ (গ্যাস)	ইলেকট্রন আসক্তি (-EA)
Na ⁺ + Cl ⁻ (গ্যাস) $\rightarrow$ NaCl(কঠিন) (গ্যাস)	জালিকা শক্তি (-u)

$$\begin{array}{l} \text{যোগ করে, Na(কঠিন) + } \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{গ্যাস}) \\ \text{সংগঠন} \quad \rightarrow \quad \text{NaCl (কঠিন)} \\ \text{তাপ} \\ (-\Delta H_f) \end{array} \quad +S + IE + \frac{1}{2}D - EA - u$$

সুতরাং সমীকরণ (6) থেকে NaCl -র জালিকা শক্তি (u) পেতে হলে

$$u = \Delta H_f + S + I + \frac{1}{2}D - EA \quad \dots(7)$$

তাই উপরোক্ত (6) সমীকরণের পাঁচটি রাশির মান পরীক্ষা থেকে জেনে বসালে, জালিকা শক্তির মান হবে।

$$u = 414 + 109 + 494 + 121 - 347 \text{ কিলোজুল প্রতি মোল} = 791 \text{ কিলোজুল প্রতি মোল।}$$

বর্ন-হেবার চক্রের ব্যবহার :

(ক) বর্ন-হেবার চক্রের সাহায্যে অনেক আয়নীয় যৌগের স্থায়িত্ব ভালভাবে ব্যাখ্যা করা যায়। যেমন MgO (বা উচ্চ গলনাঙ্ক বিশিষ্ট কিছু রিফ্রাক্টারী অক্সাইড)। MgO তৈরী হতে যদি Mg²⁺ এবং O²⁻ দরকার হয় তাহলে Mg (ধাতু) থেকে Mg²⁺ (গ্যাস) বা O₂ (গ্যাস) থেকে O²⁻ (গ্যাস) এই উভয় পদ্ধতিই তাপশোষণ পদ্ধতি, তাহলে কিভাবে MgO তৈরী সম্ভব? Mg²⁺ (গ্যাস) এবং O²⁻ (গ্যাস) প্রস্তুতি তাপশোষণ।

হলেও উভয় আয়ন থেকে MgO (কঠিন) তৈরী হওয়ার সময় যে জালিকা শক্তির উদ্ভব হয় তা যে পরিমাণ তাপ শোষণ হয় তার থেকে অনেক বেশী হওয়ার জন্য MgO (কঠিন) স্থায়ী হয়।

(খ) যে সব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান পরীক্ষার সাহায্যে সরাসরি মাপা সম্ভব হয় না, তাদের মান বর্ন-হেবার চক্রের সাহায্যে গণনা করা যায়। এই গণনায় যে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বের করতে হবে, তার যৌগের জালিকাশক্তি মান জেনে সমীকরণ (6) থেকে বের করতে হবে।

(গ) কোন যৌগের আণবিক সংকেত লেখা ঠিক কিনা তাও বর্ন-হেবার চক্রের সাহায্যে বলা যায়।

মনে করি সোডিয়াম ক্লোরাইডের সংকেত NaCl₂। NaCl-র ম্যাডেলান্ড গ্রন্থক 'A'-র মান NaCl₂-র ক্ষেত্রে ব্যবহার করে NaCl₂ জালিকাশক্তি হয় 2154 কিলোজুল প্রতি মোল। NaCl₂ বর্ন হেবার চক্রের সমীকরণটি হয়,

$$\Delta H_f = S + 1E_1 + 1E_2 + D - 2EA - u$$

NaCl₂ যৌগে Na ধাতুর দুইটি আয়নন শক্তি (Na⁺-র জন্য 1E₁ এবং Na⁺⁺-র জন্য 1E₂)। এই সমীকরণে রাশিগুলির মান বসিয়ে ΔH_f -র মান হয়।

$$\begin{aligned}\Delta H_f &= 109 + 494 + 4563 + 243 - 694 - 2154 \\ &= 2560 \text{ কিলোজুল প্রতি মোল।}\end{aligned}$$

গণনায় ΔH_f -র যে মান পাওয়া যায় তা ধনাত্মক অর্থাৎ NaCl₂ প্রস্তুত হলে তাতে সংগঠন তাপ ধনাত্মক অর্থাৎ তাপ শোষণ হয় অর্থাৎ তাপের দিক দিয়ে এই বিক্রিয়া মোটেই সুবিধাজনক নয়।

অনুশীলনী-3

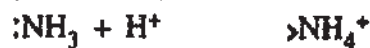
(1) বর্ন-হেবার চক্র অঙ্কিত করে এবং নিম্নলিখিত মানগুলি ব্যবহার করে ক্লোরিনের ইলেকট্রন আকর্ষতা বের করুন?

দেওয়া আছে : ΔH_{f(RbCl)} = -102.9 KCal/mol ; IP = 95 KCal/mol; ΔH_{f(sub)}Rb = +20.5 KCal/mol.

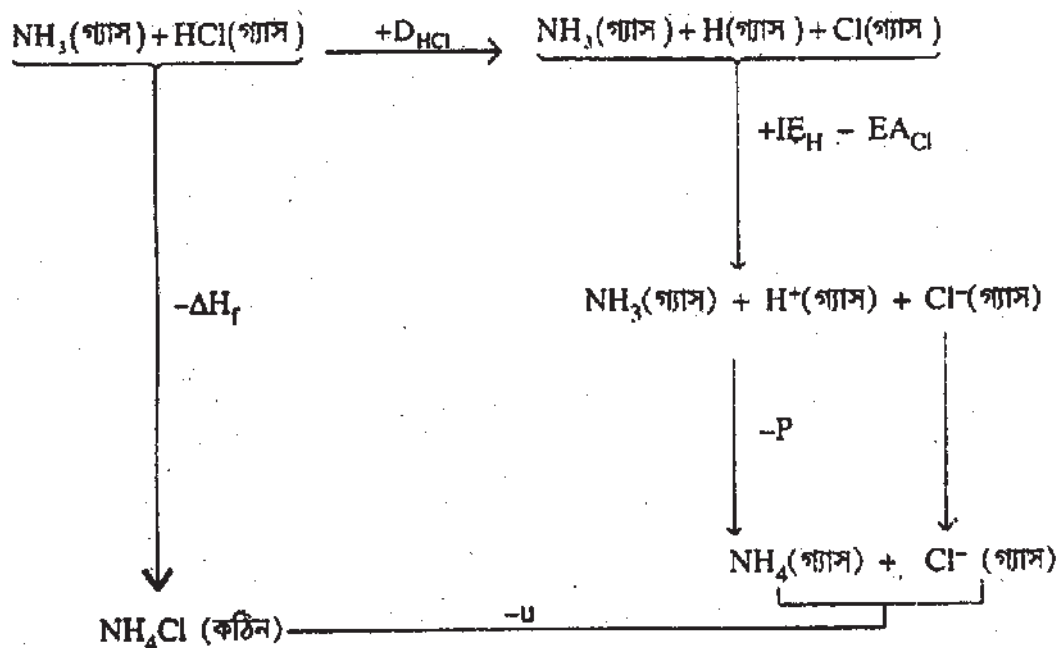
D(Cl₂) = + 54 KCal/mol; u(RbCl) = -166 KCal/mol.

(ঘ) প্রোটন-আসক্তি গণনা (Estimation of Proton affinity)

প্রোটন-আসক্তি (P) গণনার জন্য উদাহরণ হিসাবে NH₃ (গ্যাসের) প্রোটন আসক্তি ধরি,



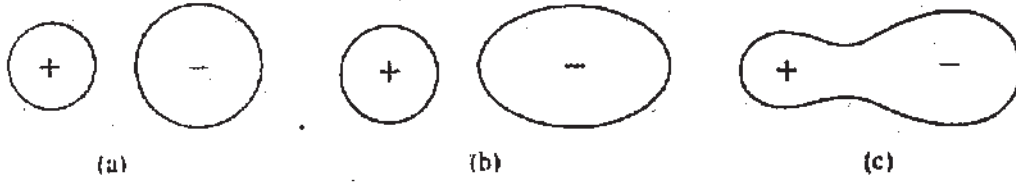
এর জন্য নিম্নলিখিতভাবে বর্ন-হেবার চক্র লেখা যায়।



প্রোটন-আসক্তি (P) গণনার জন্য NH_4Cl (কঠিন) জালিকাশক্তি, NH_3 (গ্যাস) ও HCl (গ্যাস) থেকে NH_4Cl (কঠিন)-র সংগঠন তাপ, HCl (গ্যাসের) বিয়োজন তাপ, H (গ্যাসের) আয়নন শক্তি এবং Cl (গ্যাসের) ইলেকট্রন আসক্তির মান জানা প্রয়োজন। NH_4Cl (কঠিন)-র আকৃতি থেকে জালিকাশক্তি গণনা করে পাওয়া যায় 653 কিলোজুল প্রতি মোল। এই মান উপরের চক্রে বসিয়ে $\text{NH}_3(\text{g})$ -র প্রোটন আসক্তি -895 কিলোজুল প্রতি মোল। অনুরূপভাবে PH_3 (গ্যাস)-র প্রোটন আসক্তি -816 কিলো জুল প্রতি মোল গণনা করা হয়েছে PH_4I (কঠিন)-র জালিকা শক্তির মান বসিয়ে।

6.4.8 আয়নের বিকৃতি ও ফ্যাজানের সূত্র (Deformation of ions & Fajan's rules)

আমরা দেখেছি যে আয়নীয় যৌগের কেলাসের জালিকাতে সাম্যাবস্থার দুর্বল বজায় রেখে আয়নগুলি আবদ্ধ থাকে। কারণ তাদের মধ্যে কুলম্বীয় বল কাজ করে। আবার, ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নগুলির মধ্যে ক্যাটায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনগুলি দৃঢ়ভাবে থাকে আর অ্যানায়নে বহিঃস্থ ইলেকট্রনগুলি ঢিলে ভাবে থাকে। তাই ক্যাটায়ন যখন অ্যানায়নকে আকর্ষণ করে, তখন অ্যানায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনগুলির কক্ষ কিছুটা বিকৃত হয়ে পড়ে। অ্যানায়নের সাহায্যে আকর্ষিত ক্যাটায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনের কক্ষের বিকৃতি উপরের তুলনায় অনেক কম। চিত্র 6.8 (a) ও (b)-এ ক্যাটায়নের উপস্থিতিতে অবিকৃত অ্যানায়ন ও বিকৃত অ্যানায়নকে দেখান হয়েছে।



চিত্র 6.8

ক্যাটায়নের উপস্থিতিতে অ্যানায়নের বিকৃতির উপর নির্ভর করে বলা যায় যে যৌগটি আয়নীয় না সমযোজী হবে। অ্যানায়ন যত বিকৃত হবে আয়নীয় যৌগ তত সমযোজী হবে, অর্থাৎ ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন তাদের আয়নীয় চরিত্র হারাতে এবং সবশেষে যৌগটি সমযোজী যৌগে পরিণত হবে। চিত্র 6.8(c)-র সাহায্যে সমযোজী যৌগের রূপান্তরটি বোঝান হয়েছে।

একটি অ্যানায়নের বিকৃতি আবার নির্ভর করে ক্যাটায়নের বিকৃত করার ক্ষমতার উপর (Polarising power) এবং অ্যানায়নটির কত তাড়াতাড়ি বিকৃতি হয় (polarisability) সাধারণভাবে ক্যাটায়নের আকৃতি যত ছোট হয় ক্যাটায়নের আধান তত বৃদ্ধি পায় এবং এই ধরনের আয়নের বিকৃতকার্য ক্ষমতা অনেক বেশী হয়। আবার, অ্যানায়ন যত বড় আকৃতির হয়, অ্যানায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনগুলির কেন্দ্রকের প্রতি আকর্ষণ অনেক কমে যায় এবং খুব তাড়াতাড়ি বিকৃতি হয়।

আয়নের বিকৃতি ও আয়নীয় যৌগের সমযোজী যৌগে রূপান্তর সাধারণতভাবে ফ্যাজানের (Fajan's) সূত্রের সাহায্যে নিম্নলিখিতভাবে ব্যাখ্যা করা যায়।

আয়নীয় যৌগ	সমযোজী যৌগ
অল্প আধানযুক্ত ক্যাটায়ন	বেশী-আধানযুক্ত ক্যাটায়ন
বড় আকৃতির ক্যাটায়ন	ছোট আকৃতির ক্যাটায়ন
ছোট আকৃতির অ্যানায়ন	বড় আকৃতির অ্যানায়ন
	বহিঃস্থক্ষে ১৮ ইলেকট্রন বিশিষ্ট ক্যাটায়ন

উপরের সূত্র থেকে দেখা যায় যে, অল্প আধান ও বড় আকৃতির ক্যাটায়ন বা অল্প আধান ও ছোট আকৃতির অ্যানায়নের সঙ্গে যে যৌগ তৈরী হয় তাদের ক্ষেত্রে সম্পূর্ণ আয়নীয় যৌগ তৈরী হয়। অপরপক্ষে বেশী আধান ও ছোট আকৃতির ক্যাটায়ন বড় আকৃতির অ্যানায়নকে সহজেই বিকৃত করে ও সমযোজী যৌগ তৈরী হয়। সমযোজী যৌগের ধর্ম আয়নীয় যৌগের ধর্ম থেকে যে আলাদা তা তাদের গলনাঙ্ক বা শুষ্টনাঙ্ক থেকে বোঝা যায়। সমযোজী যৌগের গলনাঙ্ক বা শুষ্টনাঙ্ক সাধারণভাবে কম যদিও অন্যান্য অবস্থার উপর এই ধর্ম নির্ভর করে।

সারণী—3 : ক্যাটায়নের আধান বৃদ্ধি হওয়ার সঙ্গে সঙ্গে সমযোজী ধর্ম বৃদ্ধি হয়

যৌগ	গলনাঙ্ক (°C)
NaBr	755.0
MgBr ₂	700.0
AlBr ₃	97.5°

সারণী—4 : অ্যানায়নের আকৃতি বৃদ্ধি হওয়ার সঙ্গে সঙ্গে সমযোজী ধর্ম বৃদ্ধি হয়—

যৌগ	গলনাঙ্ক (°C)
CaF ₂	1392
CaCl ₂	772
CaBr ₂	730
CaI ₂	575

একই প্রবণতা অর্থাৎ অ্যানায়নের আকৃতি বেড়ে যাওয়ার সঙ্গে সঙ্গে সমযোজী ধর্মের প্রবণতা বৃদ্ধি পায় নিম্নলিখিত যৌগগুলির শ্রেণীতেও

LiF, LiCl, LiBr, LiI

বা, HgF₂, HgCl₂, HgBr₂, HgI₂

ফ্যাজান্সের সূত্র থেকে আমরা সহজেই বলতে পারি যে, PbCl₂ কঠিন কিন্তু PbCl₄ তরল বা SnCl₂ কঠিন এবং SnCl₄ তরল। PbCl₂ যৌগে লেড উপস্থিত Pb⁺² এবং PbCl₄ যৌগে লেড উপস্থিত Pb⁺⁴ অর্থাৎ PbCl₄-এ লেডের (বা ক্যাটায়নের) আধান বৃদ্ধি পায় এবং Pb⁺⁴ সহজেই বড় অ্যানায়ন Cl⁻ কে বিকৃত করে ও সমযোজী যৌগ তৈরী করে। তাই PbCl₄-র গলনাঙ্ক কম হয়, তাই সাধারণ অবস্থায় PbCl₄ তরল। কিন্তু PbCl₂ যৌগ বেশী আয়নীয় তাই এর উচ্চ গলনাঙ্কও কঠিন। SnCl₄ ও SnCl₂ যৌগের ক্ষেত্রেও একই যুক্তি প্রযোজ্য।

আয়নীয় যৌগ থেকে সমযোজী যৌগের পরিবর্তন ব্যাখ্যার জন্য আয়নীয় বিভবের (বা ionic potential) সাহায্য কখনও কখনও নেওয়া হয়। ক্যাটায়নের আয়নীয় বিভব হ'ল ঐ আয়নের আধান ও আয়নের ব্যাসার্ধের অনুপাত অর্থাৎ,

$$\text{আয়নীয় বিভব, } \phi = \frac{\text{আয়নের আধান}}{\text{আয়নের ব্যাসার্ধ}}$$

অতএব, কোন অ্যানায়নের বিকৃতি, কাটায়নের আধানের সমানুপাতিকে এবং কাটায়নের ব্যাসার্ধের ব্যস্তানুপাতিক।

কাটায়নের আয়নীয় বিভব যত বেশী হয়, ঐ কাটায়নের অ্যানায়নকে বিকৃত করার ক্ষমতা তত বেশী হয় এবং শেষে সমযোজী যৌগে রূপান্তর হয়। সাধারণভাবে, হ্যালাইড যৌগগুলির ক্ষেত্রে $\sqrt{Q} < 2.2$ হলে আয়নীয় যৌগ, কিন্তু $\sqrt{Q} > 2.2$ হলে হ্যালাইড যৌগগুলি সমযোজী হয়।

যে সব কাটায়নের বহিঃস্থ কক্ষে ১৪টি ইলেকট্রন তারাও অ্যানায়নকে সহজে বিকৃত করে ও যৌগটি সহজেই সমযোজী যৌগে পরিণত হয়। ১৪টি ইলেকট্রন যে সব কাটায়নের বহিঃস্থ কক্ষে থাকে, অর্থাৎ সেই সব কাটায়নের বহিঃস্থ d উপকক্ষ আছে এবং d-উপকক্ষের নিউক্লিয় আধানকে ঢেকে রাখার ক্ষমতা কম। তাই কাটায়নের নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক আধান অ্যানায়নকে বিকৃত করে। নীচের সারণীতে (সারণী-৫) বহিঃস্থ ৪-টি ও ১৪-টি ইলেকট্রন বিশিষ্ট মৌলের হ্যালাইড যৌগগুলির গলনাক্ষ দেখান হল।

সারণী—৫ : বহিঃস্থ ইলেকট্রনীয় সঙ্জার প্রভাবে সমযোজী যৌগে রূপান্তর

যৌগ	কাটায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনীয় সঙ্জার	গলনাক্ষ
[NaCl]	$2s^2 2p^6$	800
[CuCl]	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	422
[KCl]	$3s^2 3p^6$	776
[AgCl]	$4s^2 4p^6 4d^{10}$	455
[CaCl ₂]	$3s^2 3p^6$	772
[HgCl ₂]	$5s^2 5p^6 5d^{10}$	270

অনুশীলনী - ৪

- (1) K^+ এবং F^- আয়নের ব্যাসার্ধ প্রায় কাছাকাছি, তবুও KF কেলাস NaCl কেলাসের মতন হয় যদিও CsCl কেলাসের মতন হওয়া উচিত ছিল ব্যাখ্যা কর।

6.5 সমযোজী বন্ধন (The Covalent Bond)

মুখবন্ধ : সমযোজী বন্ধন ব্যাখ্যা করার জন্য অনেক তত্ত্ব জানা আছে যাদের সাহায্যে কোন অণুর ইলেকট্রনীয় গঠন ও আকৃতি বোঝা যায় এবং কোন অজানা অণুর আকৃতি কেমন হতে পারে তারও ধারণা করা যায়। সব তত্ত্বেরই কিছু ভাল দিক যেমন আছে, তেমনি কিছু কিছু ত্রুটিও লক্ষ্য করা যায়। এই সব

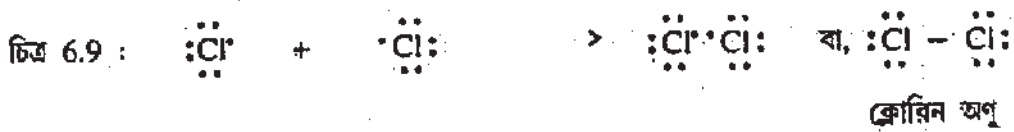
তত্ত্ব আবার কঠোরভাবে যে মানা হয় তাও নয়। অণু থেকে নতুন কিছু জানলে বা নতুনভাবে ভাবনা চিন্তা করে তত্ত্বের পরিবর্তনও করা হয়। সুতরাং তত্ত্বের প্রয়োজনীয়তা ততক্ষণই যতক্ষণ না আমরা অণু সম্বন্ধে সত্য ঘটনা জানতে পারি কারণ, অণুর আকৃতি কেমন হবে সেটাই সব সময় বিবেচ্য বিষয়। বেশির ভাগ ক্ষেত্রেই এই সব তত্ত্ব ঠিক উত্তর দিতে পারে।

6.5.1 লুইসের তত্ত্ব (The Lewis Theory).

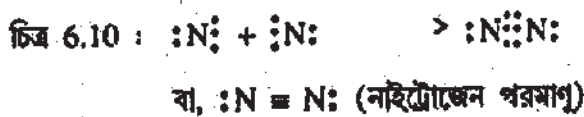
অষ্টক নিয়ম (The octet rule)

ইলেকট্রনের সাহায্যে সমবোজী বন্ধনের প্রথম ব্যাখ্যা দেন লুইস। যখন দুটি মৌলের পরমাণু নিজেদের মধ্যে একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে যৌথভাবে নিজেদের ইলেকট্রন হিসাবে স্বীকার করে তখনই একটি বন্ধনীর সৃষ্টি হয় যা দুটি পরমাণুকে আবদ্ধ করে রাখে। অনেক হালকা মৌল আছে যারা তাদের সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ৪টি ইলেকট্রন অর্জন করে সুস্থির হয়। এই ৪টি ইলেকট্রনের মধ্যে পরমাণুর কিছু নিজস্ব ইলেকট্রন আছে আর বাকীটা জোড়া হয় যৌথভাবে অন্য পরমাণুর সঙ্গে থেকে। এইভাবে পরমাণুগুলি ৪টি ইলেকট্রন অর্জন করার সব সময় বন্ধন তৈরী করে ও একে অপরের সঙ্গে বন্ধনে আবদ্ধ হয়। একেই অষ্টক নিয়ম বলে। অষ্টক নিয়মের সাহায্যে অনেক মৌলের পরমাণুর কত যোজ্যতা তার ব্যাখ্যাও সম্ভব। অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রমও আছে। যেমন হাইড্রোজেন এই মৌলের পরমাণু বহিঃস্থ কক্ষে দুটি ইলেকট্রন হলেই সুস্থির হয়।

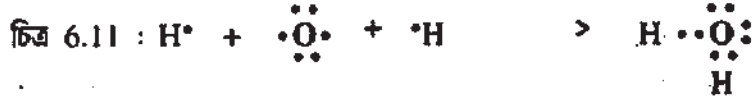
হালকা মৌলগুলির আয়নন বিভব বা অপরাধর্মিতা প্রায় সম মাত্রার হওয়ার জন্য এদের মধ্যে সহজেই যৌথভাবে ইলেকট্রন জোড় গঠন হয়। যেমন একটি ক্লোরিন পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ৭টি ইলেকট্রন আছে, তাই দুটি ক্লোরিন পরমাণু একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে জোড় গঠন করলে দুটি পরমাণুরই বাইরের কক্ষ ৪টি করে ইলেকট্রন হয়ে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমাণুর মত হয় এবং একটি বন্ধনীরও সৃষ্টি হয়। উৎপন্ন অণুটি হয় Cl_2 , যা নিম্নলিখিত চিত্রের সাহায্যে লেখান যায়।



অনুরূপভাবে, দুটি নাইট্রোজেনের পরমাণুর মধ্যে তিন জোড়া ইলেকট্রন যৌথভাবে থেকে প্রতিটি নাইট্রোজেন পরমাণু নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মত অষ্টক তৈরী করে এবং পরস্পরের সঙ্গে তিনটি বন্ধনী দ্বারা আবদ্ধ হয়।



জল অণুতে অক্সিজেন পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষের ৬টি ইলেকট্রন দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর বহিঃস্থ দুটি ইলেকট্রনের সঙ্গে যৌথভাবে থেকে অক্সিজেন বহিঃস্থ কক্ষে আটটি ইলেকট্রন এবং প্রতিটি হাইড্রোজেনের বহিঃস্থ কক্ষে দুটি ইলেকট্রন হয়ে নিষ্ক্রিয় হয়।



6.5.2 অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রম (Exceptions to the octet rule)

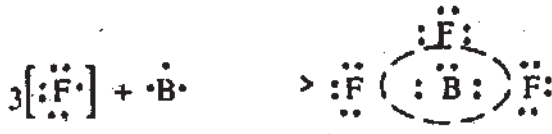
অনেক ক্ষেত্রে অষ্টক নিয়মের ব্যতিক্রম দেখা যায়, এগুলি হল

(ক) Be, B প্রভৃতি মৌলের পরমাণুর সর্ব বহিঃস্থ কক্ষে চারটি ইলেকট্রনের কম থাকায়, যতগুলি ইলেকট্রন আছে তার সবগুলি যৌগ তৈরীর সময় যৌথভাবে ব্যবহৃত হলেও পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ৪টি ইলেকট্রন হয় না। যেমন,



চিত্র 6.12

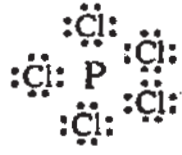
যৌথভাবে মাত্র ৪টি ইলেকট্রন
(অষ্টক থেকে ৪টি কম)



চিত্র 6.13

যৌথভাবে মাত্র ৬টি ইলেকট্রন
(অষ্টক থেকে ২টি কম)

(খ) যে সব পরমাণুর 'd' উপকক্ষ আছে, (যেমন P, S প্রভৃতি) এই সব মৌলগুলি কখনও কখনও কিছু স্থায়ী যৌগ দেয়। যেখানে অষ্টক নিয়ম একদম প্রযোজ্য হয় না। যেমন PCl_5 , SF_6 প্রভৃতি, PCl_5 যৌগে 'P' পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষে ১০টি ইলেকট্রন এবং SF_6 যৌগে 'S' পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষে ১২টি ইলেকট্রন আছে। যে সব যৌগের কোন নির্দিষ্ট পরমাণুর বাইরে ৪টি বন্ধনের বেশী থাকে তাদের ক্ষেত্রেই অষ্টক সূত্রের ব্যতিক্রম হয়। এগুলি বেশীর ভাগই সেই সব মৌলের ক্ষেত্রে লক্ষ্য করা যায় যাদের পর্যায় সারণীতে (Periodic Table) অবস্থায় তৃতীয় বা তার পরের পর্যায় (Period)।



(গ) যে সব অণুর বিজোড় সংখ্যক ইলেকট্রন আছে, তারাও অষ্টক সূত্রের ব্যতিক্রম দেখায়। যেমন, NO ($5 + 6 = 11$ টি ইলেকট্রন) বা CO ($5 + 6 = 11$ টি ইলেকট্রন) প্রভৃতি যৌগের দায়িত্ব অষ্টক সূত্রের সাহায্যে ব্যাখ্যা করা যায় না।

6.5.3 ইলেকট্রনীয় তত্ত্বের সীমাবদ্ধতা (Limitations of Electronic Theory)

ইলেকট্রনীয় তত্ত্বের সাহায্যে অনেক মৌলের পরমাণু কিভাবে তাদের যোজ্যতা অনুযায়ী যৌগ তৈরী করে তা আগে আলোচিত হয়েছে। কিন্তু এই তত্ত্বের সাহায্যে যৌগগুলির অণু কিভাবে গঠিত হয় তা ব্যাখ্যা করা হলেও অণুগুলির আকৃতি কিরকম হয় বা আকৃতির সঙ্গে অণুগুলির কোন কোন ধর্ম ব্যাখ্যা করা সম্ভব যে সম্পর্কে কিছুই বলা যায় না। যেমন আমরা জানি না NH_3 -র আকৃতির সঙ্গে ক্ষারের সম্পর্ক কিরকম বা H_2O অণু ত্রিমাত্রিক না কৌনিক। তাই যৌগের অনেক ধর্ম যা ঐ যৌগের অণুর গঠন কাঠামোর সঙ্গে জড়িত তা একদম ব্যাখ্যা করা যায় না।

আগেই আমরা লক্ষ্য করেছি যে ইলেকট্রনীয় তত্ত্বের সাহায্যে সমযোজী যৌগগঠনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুগুলি নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস বা অষ্টক সূত্র মেনে চলে। কিন্তু এই অষ্টক সূত্রও বাস্তবভাবে সর্বত্র প্রযোজ্য নয় (কারণ অষ্টক সূত্রের অনেক ব্যতিক্রম আছে) এছাড়া অষ্টক সূত্রের যে মূল বক্তব্য যে পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের আটটি ইলেকট্রন অর্জন করবে অর্থাৎ উপকক্ষ (s^2p^6) গুলি পূর্ণ হবে। এর অর্থ হল উপকক্ষীয় কৌনিক ভরবেগ (Orbital angular momentum) এবং ঘূর্ণন ভরবেগ (spin momentum) এর মান শূন্য, অতএব এদের অন্য ইলেকট্রনের উপর কোন প্রভাব থাকে না। তাহলে বন্ধনী কিভাবে তৈরী হয়? যদিও নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ক্ষেত্রে এই তত্ত্ব সম্পূর্ণভাবে প্রযোজ্য কিন্তু যখন ইলেকট্রন ছেড়ে দিয়ে বা ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন সজ্জা হয় যেমন Na^+ বা Cl^- তখন কুলম্বীয় আকর্ষণ বল কাজ করে। যখন অনেক Na^+ ও Cl^- একসঙ্গে আসে তখন বিপরীত আয়নগুলির মধ্যে যে শুধুমাত্র কুলম্বীয় আকর্ষণ বল কাজ করে তা নয়, তখন সমতড়িৎ আয়নগুলির মধ্যে বিকর্ষণও লক্ষ্য করা যায়। ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব এই খুঁটিনাটি বলগুলির বা যৌগের মোট অনুভূত বলের সঠিক ব্যাখ্যা দিতে পারে না। এছাড়া কোন ধাতু থেকে ধাতব আয়নে পরিবর্তিত হতে বা অধাতব পরমাণু ইলেকট্রন গ্রহণ করে অধাতব আয়নে পরিবর্তিত হতে যে শক্তির দরকার হয় অর্থাৎ আয়নন বিভব বা ইলেকট্রন আকর্ষতা এদের ইলেকট্রনীয় তত্ত্বের সাহায্যেও ব্যাখ্যা করা যায় না।

সমযোজী যৌগ প্রস্তুতিতেও ইলেকট্রনগুলির যে একটি নির্দিষ্ট শক্তিস্তরের প্রয়োজন অর্থাৎ যে শক্তির প্রভাবে পরমাণুগুলির মধ্যে সমযোজী বন্ধন হয়ে থাকে যে সম্পর্কেও ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব কোনও ব্যাখ্যা দেয় না।

সুতরাং ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব-ও অষ্টক সূত্র হল empirical, যাদের সাহায্যে (ক) অণু গঠন হবার সময় যে শক্তির প্রয়োজন তা ব্যাখ্যা করা যায় না এবং (খ) অণুর আকৃতি কেমন হবে তাও বলা যায় না।

6.5.4 সিডউইক-পাওলের তত্ত্ব (Sidgwick-Powell Theory)

1940 সালে সিডউইক ও পাওয়েল তখনকার সময়ে যতগুলির অণুর গঠনাকৃতি জানা ছিল তার ভিত্তিতে কিছু তত্ত্ব দেন। তাঁদের মধ্যে যে অণুর (বা আয়নগুলির) মধ্যে একটি মাত্র বন্ধনী আছে, তাদের যৌটামুটি আকৃতি হবে ঐ অণুর (বা আয়নের) মধ্যবর্তী পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে কতগুলি ইলেকট্রন জোড় আছে তার উপর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে এক বা একাধিক বন্ধন জোড় থাকতে পারে, কিন্তু তাছাড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ও থাকতে পারে। বন্ধন ইলেকট্রন জোড় ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এক ভাবে হতে হবে কারণ প্রতিটি ইলেকট্রন জোড়ই কিছু জায়গা দখল করে থাকে এবং সব ধরনের ইলেকট্রন জোড়ের মধ্যে বিকর্ষণ হয়। দুটি ইলেকট্রন জোড় নিজেদেরকে দূরে সরিয়ে মধ্যে এমনভাবে সজ্জিত থাকে যাতে তাদের মধ্যে বিকর্ষণ খুব কম হয়। তাদের মূল বস্তুবাণ্ডলি হল :

(ক) কোন যৌগের মধ্যবর্তী পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে দুই জোড় ইলেকট্রন থাকে, তাহলে ঐ পরমাণুর ইলেকট্রনগুলির পরস্পরের 180° কোণে নিজেদেরকে সজ্জিত রাখবে, অর্থাৎ যৌগটি সরলরৈখিক হবে।

(খ) মধ্যবর্তী পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে তিন জোড় ইলেকট্রন থাকে, তাহলে ঐ ইলেকট্রনগুলি পরস্পরের 120° কোণে নিজেদেরকে সজ্জিত রাখবে, অর্থাৎ যৌগটি সমতলীয় ত্রিভুজ হবে।

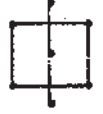
(গ) সর্ববহিঃস্থ কক্ষে চার জোড় ইলেকট্রন থাকলে নিজেদের মধ্যে $109^\circ 28'$ কোণে সজ্জিত থাকে এবং চতুস্তলকের আকৃতি হবে।

(ঘ) পাঁচ জোড় ইলেকট্রনের জন্য ট্রাইগোনাল বাই পিরামিড (Trigonal-bipyramid) (ত্রিভুজাকৃতির দুই পিরামিড) হবে।

(ঙ) ছয় জোড় ইলেকট্রনের জন্য অষ্টতলক আকৃতির হবে।

সারণী—6 : সিডউইক-পাওলের তত্ত্ব অনুযায়ী আণবিক গঠনাকৃতি

বহিঃস্থ কক্ষে ইলেকট্রনের জোড়ের সংখ্যা	অণুর আকৃতি		বন্ধন কোণ
	নাম	আকৃতি	
2	সরলরৈখিক		180°
3	সমতলীয় ত্রিভুজ		120°

বহিস্থ কক্ষে ইলেকট্রনের জোড়ের সংখ্যা	অণুর আকৃতি		বন্ধন কোণ
	নাম	আকৃতি	
4	চতুস্তলক		109°28'
5	ত্রিভুজাকৃতির পিরামিড		120° ও 90°
6	অষ্টতলক		90°
7	পঞ্চভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড		72° ও 90°

এই সূত্রের মূল বক্তব্যগুলি নিম্নরূপ

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের মধ্যে বিকর্ষন বন্ধন জোড়-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ অপেক্ষা বেশী, এই ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষন মাত্রা নিম্নলিখিতভাবে কমে যায়:

নিঃসঙ্গ জোড় নিঃসঙ্গ জোড় > নিঃসঙ্গ জোড়-বন্ধন জোড় > বন্ধন জোড়-বন্ধন জোড়

এই সূত্রের ব্যাখ্যা করার জন্য CH_4 (109°28'), NH_3 (107°48') ও H_2O (104°27') অণুর উদাহরণ নেওয়া যায় যেখানে বন্ধন কোণগুলি আস্তে আস্তে কমে যায়।

CH_4 যৌগে কোন নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় নাই, শুধুমাত্র বন্ধন জোড় ইলেকট্রন আছে। বন্ধন জোড় বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের মধ্যে যে বিকর্ষণ হয় তার জন্য প্রতিটি H-C-H বন্ধন কোন একটি সাম্যাবস্থায় আসে যার মান 109°28' হয়। এই মান Sp^3 সংকরায়ণ থেকেও ব্যাখ্যা করা যায়।

NH_3 যৌগে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় এবং H_2O যৌগে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে। নিঃসঙ্গ জোড়-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ থেকে নিঃসঙ্গ জোড়-নিঃসঙ্গ জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ অনেক বেশী। আবার NH_3 ও H_2O যৌগে বন্ধন জোড়-বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ অনেক দুর্বল। তাই শেষ পর্যন্ত NH_3 -তে বন্ধন কোণ 109°28' থেকে বিকর্ষণ অনেক দুর্বল তাই শেষ পর্যন্ত NH_3 -তে বন্ধন কোণ 109°28' থেকে কমে যায় এবং H_2O -তে বন্ধন কোণ আরও কমে যায়।

যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সঙ্গে বন্ধনে যুক্ত পরমাণুর তড়িৎঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পাবার সঙ্গে সঙ্গে বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ কমে যায়।

যেমন : NH_3 অণুর বন্ধন কোণ $107^\circ 48'$ অণুর বন্ধন কোণ $102^\circ 30'$ অথবা, H_2O অণুর বন্ধন কোণ $104^\circ 27'$, F_2O অণুর বন্ধন কোণ 102° ।

AB_x ধরনের অণুতে 'B'-র তড়িৎঋণাত্মকতা যত বৃদ্ধি পায় AB-র মধ্যকার বন্ধন জোড় তত B-র দিকে সরে যায়। অতএব যত কেন্দ্রীয় পরমাণু থেকে বন্ধন জোড়গুলি দূরে চলে যায় তত বন্ধন জোড়ের মধ্যে বিকর্ষণ কমে। ফলে নিঃসঙ্গ জোড়ের বিকর্ষণ বেশী হওয়ার জন্য কোণ ছোট হয়।

ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ অপূর্ণ কক্ষের ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ অপেক্ষা অনেক বেশী। যেমন PH_3 যৌগে 'P'-র তিনটি বন্ধন জোড় ও একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে। কিন্তু এতেও 'P'-র 3d কক্ষক উপস্থিত। 3d কক্ষক থাকার জন্য 'p' অনেক জায়গা থাকে তাই বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ কম হয়। অপরপক্ষে NH_3 যৌগে ফাঁকা কক্ষক নাই। সুতরাং বন্ধন জোড়ের ইলেকট্রনের বিকর্ষণ অনেক বেশী।

উদাহরণ : NH_3 -র বন্ধন কোণ $107^\circ 48'$ ও PH_3 -র বন্ধন কোণ $93^\circ 36'$ । অনুরূপভাবে H_2O -র বন্ধন কোণ $104^\circ 26'$ ও H_2S -র বন্ধন কোণ 92° ।

একাধিক বন্ধনযুক্ত কক্ষসমূহের সঙ্গে অন্য কক্ষের বিকর্ষণ একটি বন্ধনের বিকর্ষণ অপেক্ষা বেশী হয়।

একাধিক বন্ধন মানেই σ -বন্ধনের সঙ্গে এক বা একাধিক π -বন্ধনী থাকা অর্থাৎ বন্ধন দৈর্ঘ্যের কম হওয়া। সুতরাং একাধিক বন্ধনী থাকার অর্থই হল ইলেকট্রন ঘনত্ব অনেক বেশী, তাই একাধিক বন্ধন আছে এমন ইলেকট্রনের সঙ্গে অন্য কক্ষের ইলেকট্রনের বিকর্ষণ অনেক বেশী হবে এবং বন্ধন কোণ কমে যাবে।

$\angle \text{XPX}$		$\angle \text{XCX}$	
$\text{O} = \text{PF}_3$	102.5°	$\text{O} = \text{CF}_2$	108°
$\text{O} = \text{PCl}_3$	103.5°	$\text{O} = \text{CCl}_2$	111°
$\text{O} = \text{PBr}_3$	108.0		

উপরোক্ত বা দিকের যৌগগুলিতে বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ থেকে কম আর ডান দিকে বন্ধন কোণ 120° থেকে কম দেখানো হয়েছে।

সারণী 7 : যৌগে ইলেকট্রন বন্ধন জোড় ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের প্রভাবে আকৃতির পরিবর্তন

যৌগ	যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	বন্ধন ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	আকৃতি
BeCl_2	2	2	0	সরলরৈখিক
BF_3	3	3	0	সমতলীয় ত্রিভুজ

যৌগ	যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	বন্ধন ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের সংখ্যা	আকৃতি
SnCl_2	3	2	1	V-আকৃতির
CH_4	4	4	0	সুষম চতুস্তলক
NH_3	4	3	1	পিরামিডাল
OH_2	4	2	2	V-আকৃতির
PCl_5	5	5	0	ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড (Trigonal bipyramidal)
SF_4	5	4	1	বিকৃত চতুস্তলক
ClF_3	5	3	2	T-আকৃতির
I_3^-	5	2	3	সরলরৈখিক
SF_6	6	6	0	অষ্টতলক
BrF_5	6	5	1	বর্গাকৃতির পিরামিড (Square pyramid)
XeF_4	6	4	2	বর্গাকৃতি
XeF_2	6	2	4	সরলরৈখিক

অনুশীলনী—5

(1) নিম্নলিখিত সারণীটি পূর্ণ করুন

সংকরায়ন	গঠনাকৃতি
(a)	সরলরৈখিক
(b)	অষ্টতলক
(c) sp^3d	
(d) sp^2	
(e) sp^3	

(2) নিম্নলিখিত যৌগগুলির ইলেকট্রন কেন্দ্র গঠন ও কী আকৃতির হবে তা বলুন?

(a) H_3O^+ (b) PCl_5 (c) BF_4 (d) N_2H_4

কিছু অজৈব অণুর উপর VSEPR—তত্ত্বের প্রয়োগ (Application of VSEPR Rule)

BF_3 এবং $[\text{BF}_4]^-$ আয়ন

BF_3 :

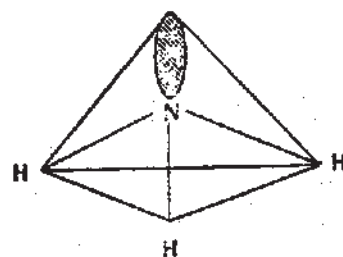
BF_3 অণুর কেন্দ্রীয় B পর্যায়সারণীর গ্রুপ (III)-র মৌল 'B'-র ইলেকট্রনীয় সংখ্যা $1s^2 2s^2 2p^1$ অর্থাৎ 'B'-র সর্ববহিঃস্থ কক্ষে 3টি ইলেকট্রন বর্তমান। যদি সর্ববহিঃস্থ কক্ষের 3টি ইলেকট্রনই B-র সঙ্গে 3টি F-র বন্ধনীয় জনা ব্যবহৃত হয়, তাহলে B-র বহিঃস্থ কক্ষে যৌথভাবে 6টি ইলেকট্রন হয় অর্থাৎ তিনটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন হয়। এইভাবে BF_3 অণু সমতলীয় ত্রিভুজ হয়।

$[\text{BF}_4]^-$:

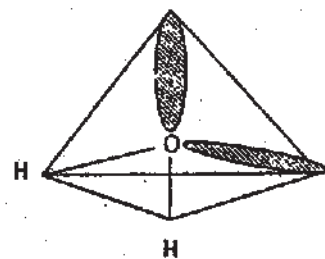
$[\text{BF}_4]^-$ আয়নকে ধরে নেওয়া হয় BF_3 অণুর সঙ্গে একটি F- আয়ন যোগ করে তৈরী হয় এবং F- আয়ন BF_3 -র সঙ্গে অসমযোজী বন্ধনে (Coordinate link) যুক্ত আছে সুতরাং BF_3 অনুতে B-র বহিঃস্থ কক্ষে তিনটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন ও F- আয়নের একটি ইলেকট্রন জোড় অর্থাৎ BF_4^- আয়নে B-র বহিঃস্থ 4টি বন্ধন জোড় থাকে। তাই BF_4^- চতুস্তলক।

NH_3 :

NH_3 অণুর কেন্দ্রীয় N পরমাণু পর্যায়সারণীর গ্রুপ V-র মৌল এবং বহিঃস্থ কক্ষে 5টি ইলেকট্রন আছে। 'N'-র ইলেকট্রনীয় সংখ্যা $1s^2 2s^2 2p^3$ । N-র এই 5টি ইলেকট্রনের মধ্যে 3টি ইলেকট্রন তিনটি H পরমাণুর 3টি ইলেকট্রনের সঙ্গে বন্ধন জোড় তৈরী করে এবং 2টি ইলেকট্রন বন্ধনী তৈরীতে অংশগ্রহণ করে না এবং নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসাবে থাকে। সুতরাং NH_3 অণুর 'N'-র বহিঃস্থ কক্ষে 8টি ইলেকট্রন আছে যার মধ্যে তিনটি বন্ধন জোড় ও একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়। এই চারটি ইলেকট্রন জোড়ের জন্য NH_3 চতুস্তলক আকৃতির হয় এবং চতুস্তলকের তিনটি জায়গা তিনটি H থাকে আর চতুর্থ জায়গাটিতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে। NH_3 অণুকে কখনও পিরামিডাল আকৃতিরও বলা হয়। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনের প্রভাবে H-N-H-র বন্ধন কোণ $109^\circ 28'$ থেকে পরিবর্তিত হয়ে $107^\circ 48'$ হয়।



6.14



6.15

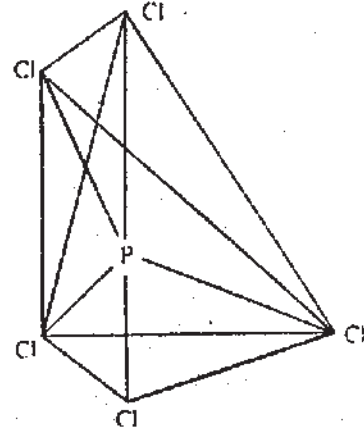
H_2O :

H_2O অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু 'O', যা পর্যায়সারণীর গ্রুপ (VI)-র মৌল এবং বহিঃস্থ কক্ষে 6টি ইলেকট্রন আছে। 'O'-র ইলেকট্রনীয় সংখ্যা $1s^2 2s^2 2p^4$, O-র 6টি ইলেকট্রনের মধ্যে 2টি ইলেকট্রন হাইড্রোজেন পরমাণুর 2টি ইলেকট্রনের সঙ্গে 2টি বন্ধন

জোড় তৈরী করে অষ্টক পূর্ণ করে। 'O'-র অব্যবহৃত বহিঃস্থ আরও ৪টি ইলেকট্রন ২টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসাবে থাকে। এভাবে H_2O অণুর O-র বহিঃস্থ কক্ষে মোট ৪টি ইলেকট্রন থাকে বা ৪টি ইলেকট্রন জোড় থাকে এবং H_2O অণুর গঠনাকৃতি চতুস্তলকের মত। চতুস্তলকের দুটি জায়গা দুটি বন্ধন জোড় ও অপরদুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে। H_2O অণুকে কখনও কৌণিক অণু বলা হয় (বা V-আকৃতির) দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের জন্য বন্ধন কোণ $109^{\circ}28'$ থেকে কমে $104^{\circ}27'$ হয়।

PCl_5 (ফসফোরাস পেন্টাক্লোরাইড) :

PCl_5 গ্যাসীয় অবস্থার সমযোজী। এই যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণু P যা পর্যায়সারণীর গ্রুপ V-র মৌল এবং 'P'-র বহিঃস্থ কক্ষে ৫টি ইলেকট্রন আছে। 'P'-র ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ । PCl_5 যৌগে P বহিঃস্থ ৫টি ইলেকট্রনই ৫টি ক্লোরিনের সঙ্গে সমযোজী বন্ধন করে। তাই PCl_5 যৌগ ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড। PCl_5 অণুতে কোন নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় না থাকায় অণুটির কোন বিকৃতি হয় না। কিন্তু ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড গঠনাকৃতি ঠিক সুখম আকৃতির হয় না, কারণ কিছু বন্ধন কোণ 90° এবং কিছু 120° -র। যেহেতু সুখম আকৃতি বেশী স্থায়ী। তাই PCl_5 খুব বেশী সক্রিয় এবং কঠিন PCl_5 নিজে নিজে স্বতঃআয়নীয় হয়ে $[PCl_4]^+$ এবং $[PCl_6]^-$ এ ভেঙে যায়।

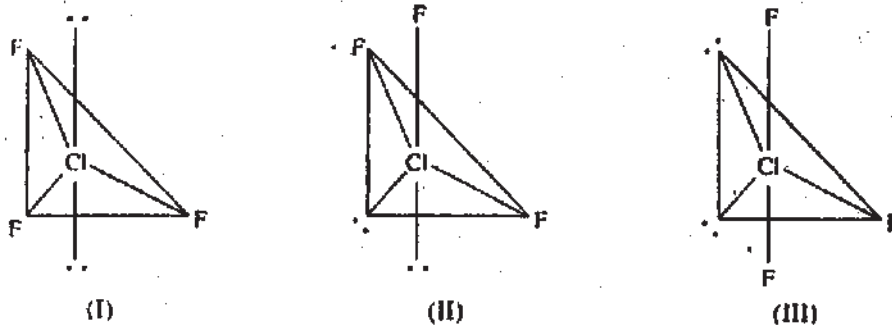


চিত্র (6.16) PCl_5 অণু

ClF_3 (ক্লোরিন ট্রাইফ্লুরাইড) :

ক্লোরিন পরমাণু ClF_3 অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু, যা পর্যায়সারণীর গ্রুপ VII মৌল এবং 'Cl'-র বহিঃস্থ কক্ষে ৭টি ইলেকট্রন আছে। 'Cl'-র ইলেকট্রনীয় সজ্জা $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ সর্ববহিঃস্থ ৭টি ইলেকট্রনের তিনটি ইলেকট্রন তিনটি 'F'-র একটি করে তিনটি ইলেকট্রনের সঙ্গে যৌথভাবে তিনটি বন্ধন জোড় তৈরী করে এবং চারটি ইলেকট্রন বন্ধনী তৈরীতে অংশগ্রহণ করে না। সেই চারটি ইলেকট্রন দুটি নিঃসঙ্গ জোড় হিসেবে থাকে। বন্ধনী তৈরীতে অংশ গ্রহণ করে না। সেই চারটি ইলেকট্রন দুটি নিঃসঙ্গ জোড় হিসেবে থাকে। সুতরাং ClF_3 অণুর 'Cl'-র বহিঃস্থ কক্ষে ৫টি ইলেকট্রন জোড় থাকে। তাই ClF_3 -র আকৃতি ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড। এই যৌগে 'Cl'-র বহিঃস্থ কক্ষে তিনটি বন্ধন জোড় এবং দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে।

ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড সুখম গঠন কাঠামোর হয় না কারণ এই ধরনের কাঠামোয় বিভিন্ন বন্ধন কোন থাকে। এর জন্য এই কাঠামোর সমস্ত প্রান্তগুলি সমান নয়। দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় দুটি প্রান্তে এবং তিনটি বন্ধন জোড় বাকী তিনটি প্রান্তে থাকে। এভাবে তিনটি আকৃতির চিত্র 6.17(I) (II) ও (III) হতে পারে।



চিত্র (6.17) (I) (II) এবং (III) ClF_3 অনুর বিভিন্ন সজ্জা

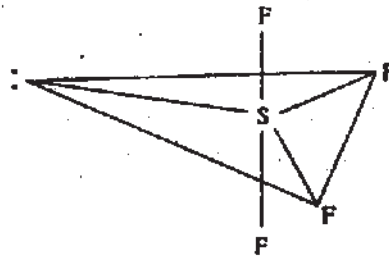
এই আকৃতিগুলির মধ্যে যে আকৃতির শক্তি সবচেয়ে কম সেই আকৃতিই অণুর প্রকৃত কাঠামো।

চিত্র 6.17 (I)-এ যে আকৃতি দেখান হয়েছে তা সব থেকে বেশী সুস্থ আকৃতির কিন্তু 6টি নিঃসঙ্গ জোড় বন্ধন জোড় ইলেকট্রনের বিকর্ষণ বর্তমান। (II) আকৃতির 90° -তে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ ও তিনটি 90° -তে নিঃসঙ্গ জোড় বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ আছে।

6.17 (III) আকৃতিতে 90° -তে চারটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন জোড় বিকর্ষণ থাকায় এই আকৃতিই শক্তি তুলনায় সব চেয়ে বেশী স্থায়ী। এই আকৃতিতে যে বন্ধন কোণ পাওয়া যায় তার মান $87^\circ 40'$ যা 90° -র কাছাকাছি। দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকার জন্য এই অল্প বিকৃতি হয়েছে।

SF_4 (সালফার টেট্রাফ্লোরাইড) :

এই যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণু 'S' গ্রুপ VI-র মৌল এবং এর বহিঃস্থকক্ষে 6টি ইলেকট্রন আছে (ইলেকট্রনীয় সজ্জা $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$)। S-র সর্ববহিঃ 6টি ইলেকট্রনের মধ্যে 4টি ইলেকট্রন 4টি 'F' পরমাণুর সঙ্গে যৌথভাবে বন্ধনজোড় করে এবং দুটি ইলেকট্রন একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় করে। এইভাবে SF_4 যৌগে 'S'-র বহিঃস্থ কক্ষে 5টি ইলেকট্রন জোড় থাকে ও এর ভিত্তিতেই SF_4 -র আকৃতি ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড। এখানে 4টি বন্ধন জোড় ও 1টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে। নিঃসঙ্গজোড় বন্ধনজোড় বিকর্ষণের প্রভাব কম হতে গেলে নিঃসঙ্গ জোড় ইলেকট্রনকে কাগজের তলে থাকতে হবে এবং অন্য চারটি দিকে চারটি ফ্লোরিন থাকে। ফলে আকৃতি হয় বিকৃত চতুস্তলক।



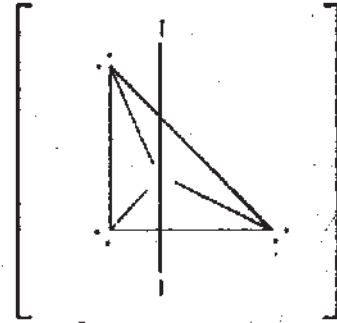
চিত্র (6.18) : SF_4 অণু

I_3^- (ট্রাই আয়োডাইড আয়ন) :

জলীয় KI-র দ্রবণে I_2 দ্রবীভূত করে ট্রাইআয়োডাইড (I_3^-) তৈরী হয়। I_3^- একটি পলি আয়োডাইড আয়নের উদাহরণ। I_3^- আয়নটিতে তিনটি I পরমাণু আছে, সুতরাং I_3^- অবশ্যই সরলরৈখিক বা কৌণিক যে কোন একটির আকৃতির হবে। I_3^- আয়ন আমরা I_2 অণুর সঙ্গে I-র অসমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হিসাবে ধরতে পারি। অর্থাৎ,



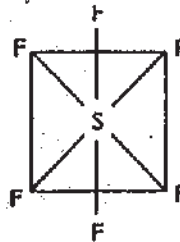
I_3^- আয়নের I পরমাণু সারণীর গ্রুপ VII র মৌল এবং সর্ববহিঃস্থ কক্ষে 7টি ইলেকট্রন আছে (I-র ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$) I-র একটি বহিঃস্থ ইলেকট্রন অন্য একটি I-র বহিঃস্থ একটি ইলেকট্রনের সাহায্যে যৌথভাবে I_2 অণু তৈরী করে। এইভাবে I_2 অণুর যে কোন I পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে 8টি ইলেকট্রন যৌথভাবে থাকে। এই অবস্থায় I_2 -অণু একটি I-পরমাণু I^- আয়নের একজোড় ইলেকট্রন গ্রহণ করে I_3^- করে। I-পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষে 10টি ইলেকট্রন থাকে। অর্থাৎ 5টি ইলেকট্রন জোড় থাকে। I_3^- আয়নের আকৃতি ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড। 5টি ইলেকট্রন জোড়ের মধ্যে 2টি বন্ধন জোড় ও 3টি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়। তিনটি নিঃসঙ্গ জোড়ের মধ্যে বিকর্ষণ কম হবার জন্য ইলেকট্রনগুলি সমতলীয় ত্রিভুজের তিনপাশে থাকে এবং ত্রিভুজের কেন্দ্রের I-কে ঘিরে অন্য দুটি I পরমাণু দুটি পিরামিডের দুই শীর্ষে থাকে। সুতরাং I_3^- আয়নটি প্রকৃতপক্ষে সরলরৈখিক অণু এবং বন্ধন কোণ 180° ।



চিত্র : (6.19) I_3^- আয়ন

SF_6 (সালফার হেক্সাফ্লোরাইড) :

S পরমাণু গ্রুপ VI-র মৌল এবং এর বহিঃস্থ কক্ষে 6টি ইলেকট্রন আছে। S-র বহিঃস্থ 6টি ইলেকট্রনই 6টি ফ্লোরিনের সঙ্গে যৌথভাবে 6টি বন্ধন জোড় করে। তাই SF_6 অণুতে 'S'-র বহিঃস্থ কক্ষে 6টি বন্ধন জোড় আছে এবং SF_6 অণুটি অষ্টতলক। এই অণুতে কোন নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় নেই এবং অণুটি সুঘন অষ্টতলকের ন্যায়, যেখানে বন্ধন কোণ 90° ।



চিত্র : (6.20) SF_6 অণু

6.5.6 সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব (Valence Bond Theory) :

লিনাস পাউলিং (Linus Pauling) প্রথম এই তত্ত্ব দেন (1954 সালে এই তত্ত্বের জন্য উনি নোবেল প্রাইজের ভূষিত হয়)। এই তত্ত্বের সাহায্যে ছোট ছোট অজৈব অণু গঠনের ব্যাখ্যা সহজে বোঝা যায়। এই তত্ত্ব অনুযায়ী, “যে সব পরমাণুর বিজোড় ইলেকট্রন আছে তা অপর একটি পরমাণু যার বিজোড় ইলেকট্রন আছে তার সঙ্গে যুক্ত হয়। এভাবে বিজোড় ইলেকট্রনগুলি জোড় হয় এবং পরমাণু তার বহিঃস্থ কক্ষে সুস্থিত নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রনীয় সজ্জা তৈরী করে। দুটি পরমাণু যৌথভাবে দুটি ইলেকট্রনের সাহায্যে একটি বন্ধনীর সৃষ্টি করে। একটি পরমাণুর সুস্থিত অবস্থায় যতগুলি বিজোড় ইলেকট্রন আছে, ঠিক ততগুলিই বন্ধন তৈরী হয়। এছাড়াও কখনও কখনও কোনও পরমাণু অন্যভাবেও বন্ধন তৈরী করে। তার উদ্ভেজিত অবস্থায় (অর্থাৎ পরমাণুটি যখন কিছু শক্তি গ্রহণ করে), এই অবস্থায় পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষে জোড় সংখ্যক ইলেকট্রন থাকলে তা বিজোড় হয় এবং উচ্চ শক্তি সম্পন্ন কক্ষকে চলে যায়। পরের এই সব বিজোড় ইলেকট্রন থাকা কক্ষগুলি পরস্পর মিলে সমশক্তি সম্পন্ন এবং প্রকৃত সদৃশ ও অধিকতর সুস্থির সংকর-কক্ষক তৈরী করে একেই সংকরায়ন (Hybridisation) বলে। এভাবে বিজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যা বৃদ্ধি পায়। এই ধরনের দুটি পরমাণুর সংকর কক্ষক পরস্পরের অভিলেপনে যৌথভাবে বন্ধনী দেয় ও সুস্থির অণু তৈরী করে এবং অণুর আকৃতি (Shape) সংকর কক্ষকের আকৃতির উপর নির্ভর করে। দুটি পরমাণু বিজোড় ইলেকট্রন দিয়ে যৌথভাবে যে সমযোজী বন্ধন তৈরী করে, সেই ইলেকট্রনগুলির ঘূর্ণন (Spin) উল্টোদিকে হয়।

অনুশীলনী—৬

- (1) NO^+ , NO_2 ও NO_2^- র মধ্যে কোনটির বন্ধন কোন বেশী এবং কেন?
- (2) নীচের যৌগগুলির বন্ধন কোন দেওয়া আছে। VSEPR সূত্রের সাহায্যে ব্যাখ্যা করুন।
- (3) নিম্নলিখিত যৌগগুলির সংকরায়ন দেখান ও VSEPR সূত্রের সাহায্যে গঠনাকৃতির ব্যাখ্যা করুন।
(a) SF_6 ; (b) PCl_5 ; (c) PCl_4^-
- (4) SF_6 অণুকে VSEPR তত্ত্বের সাহায্যে ব্যাখ্যা করুন।

6.5.7 হাইড্রোজেন অণুর ক্ষেত্রে সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব (Valence Bond Theory of Hydrogen Molecule)

আমরা জানি একটি হাইড্রোজেন অণুতে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু আছে। মনে করি হাইড্রোজেন পরমাণু দুটি A ও B। প্রথমে একটি পরমাণু থেকে অন্যটি অনেক দূরে আছে। এই হাইড্রোজেন পরমাণু দুটির IS কক্ষকগুলির তরঙ্গ অপেক্ষক (Wave function) যথাক্রমে ψ_A ও ψ_B । পরমাণু দুটি অনেক দূরে থাকায় একটির সঙ্গে অন্যটির কোন আকর্ষণ বা বিকর্ষণ নাই। এই অবস্থায় সিস্টেমের তরঙ্গ অপেক্ষক হবে

$$\Psi = \psi_{A(1)} \psi_{B(2)} \quad \dots(6)$$

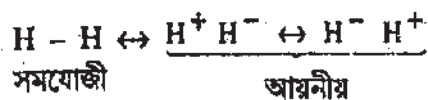
এখানে '1' ও '2' ইলেকট্রনের সংখ্যা দুটিকে চিহ্নিত করা হয়েছে। এবার হাইড্রোজেন পরমাণু দুটি যখন পরস্পরের দিকে অগ্রসর হয় ও H_2 অণু তৈরীর দিকে এগোয়, তখন তারা একে অপরকে প্রভাবিত করে ও স্থিতিশক্তির ক্রমশঃ হ্রাস হয়। এই অবস্থায় তরঙ্গ অপেক্ষকদ্বয়ের ψ_A ও ψ_B পরিবর্তন হয়। সুতরাং H_2 অণুর ক্ষেত্রে সমীকরণ (6)-র অপেক্ষকের পরিবর্তন হয়। এছাড়া সমীকরণ (6)-র সমাধান করলে H_2 -র বন্ধনশক্তি -24 কিলোজুল প্রতি মোলে (যখন আন্ত পারমাণবিক দূরত্ব 90 pm) হয় যা প্রকৃত বন্ধন শক্তি -458 কিলোজুল প্রতি মোল (প্রকৃত বন্ধন দূরত্ব 74 pm) থেকে প্রায় 20-গুণ কম (লেখচিত্র-ক)।

সমীকরণ (6)-এ $H_A^{(1)} H_B^{(1)}$ 1 ইলেকট্রন সবসময় 'A' পরমাণু এবং 2 ইলেকট্রন সবসময় 'B' পরমাণুতেই সীমাবদ্ধ থাকে বলে স্বীকার করা হয়েছে। কিন্তু দুটি হাইড্রোজেনের দুটি ইলেকট্রনকে আলাদাভাবে চেনার উপায় নাই। তাই এটাও ভাবা যেতে পারে যে 'B' পরমাণুর 2 ইলেকট্রন 'A' পরমাণুর কাছে এবং 'A' পরমাণুর 1 ইলেকট্রন 'B' পরমাণুর কাছে থাকে, তাহলে সমীকরণ (6) হবে।

$$\Psi = \Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)} + \Psi_{A(2)} \Psi_{B(1)} \quad \dots(7)$$

সমীকরণ (7)-কে সমাধান করলে যে শক্তি পাওয়া যায় তার মান -303 কিলোজুল প্রতি মোল এবং দূরত্বও প্রকৃত দূরত্বের কাছে হয়। দূরত্বের সঙ্গে বন্ধন শক্তির সম্পর্ক লেখচিত্রের সাহায্যে অঙ্কিত করলে (চিত্র 6.21) দেখা যায় যে সমীকরণ (7) লেখচিত্র 'খ'-কে অনুসরণ করে। সুতরাং ইলেকট্রনের অবস্থানকে বিনিময় করে যে সমীকরণ পাওয়া যায় তা (6) সমীকরণ থেকেও ভালভাবে ব্যাখ্যা করা যায়। (7) সমীকরণ ব্যবহার করে যে শক্তি বৃদ্ধি হয় তাকে বিনিময় শক্তি (Exchange energy) বলে। এই সমীকরণে যদি কার্যকরী পারমাণবিক সংখ্যা (Z^*) (effective atomic number) ধরে হিসাব করা যায়, তাহলে সমীকরণ (7) পরীক্ষিত বন্ধন শক্তির মানের আরও কাছাকাছি হয়। হাইড্রোজেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের আধান (z) থেকে পরমাণুতে উপস্থিত একটি ইলেকট্রনের আবরণী ক্ষমতা (Shielding effect) বাদ দিয়ে নিউক্লিয়াসের কার্যকরী পারমাণবিক সংখ্যা (Z^*) পাওয়া যায়, যা 'Z' র থেকে কম। যদি তরঙ্গ অপেক্ষক ψ_A ও ψ_B র সঙ্গে আবরণী ক্ষমতার জন্য দ্বিতীয় ইলেকট্রনের আকর্ষণের প্রভাব ধরা হয় তাহলে যে লেখচিত্র পাওয়া যায় তা 'গ' দিয়ে বোঝান যায়।

ইলেকট্রন বিনিময় একই সঙ্গে করে যে সমীকরণ (7) হয়েছে সেখানে ধারণা করা হয়েছে যে একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর সঙ্গে সবসময় একটি ইলেকট্রনই আছে। যদিও দুটি ইলেকট্রনের পরস্পরের প্রতি বিকর্ষণ হয়, তাই একটি পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন থাকাই স্বাভাবিক, তাই সমীকরণ (7)-কে সমযোজী যৌগের ব্যাখ্যা হিসাবে ধরা যায়। কিন্তু সাময়িকভাবে কোন পরমাণুতে যদি দুটি ইলেকট্রনই থাকে অর্থাৎ আয়নীয় গঠনে থাকে, তাহলে তরঙ্গ অপেক্ষক যে যে অবস্থার জন্য হয়



সুতরাং আমরা লিখতে পারি,

$$\Psi = \Psi_{A(1)B(2)} + \Psi_{A(2)B(1)} + \lambda \Psi_{A(1)}\Psi_{A(2)} + \lambda \Psi_{B(1)}\Psi_{B(2)} \quad \dots(8)$$

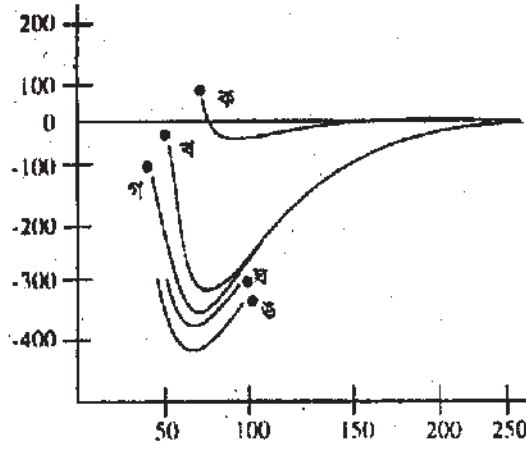
সমীকরণের প্রথম দুটি রাশি সমযোজী যৌগের এবং পরের দুটি রাশি আয়নীয় গঠনের যেখানে 2টি ইলেকট্রনই কোন সময়ে A পরমাণুর সঙ্গে বা B পরমাণুর সঙ্গে থাকে। যেহেতু ইলেকট্রনগুলি একে অপরকে বিকর্ষণ করে, তাই কোন একসময়ে দুটি ইলেকট্রনের একটি পরমাণুর সঙ্গে থাকবার প্রবণতা খুব কম। সেজন্য শেষের দুটি রাশির মান কিছুটা কম হয় অর্থাৎ $\lambda < 1$ হয়। সমীকরণ (8)-কে আরও ভালভাবে নিম্নলিখিতভাবে লেখা যায়

$$\Psi = \Psi_{\text{সমযোজী}} + \lambda \Psi_{H^+} \Psi_{H^-} + \lambda \Psi_{H^-} \Psi_{H^+} \quad \dots(9)$$

সমীকরণ (9)-এর সমাধান থেকে যে বন্ধন শক্তি ও বন্ধন দৈর্ঘ্যের মান পাওয়া যায় তা H_2 -র প্রকৃত বন্ধনশক্তি ও বন্ধন দৈর্ঘ্যের মানের খুব কাছে হয় (লেখচিত্র ঘ)। সমীকরণ (9) হল H_2 অণুর সরলীকৃত গণনা যেখানে দুই (বা ততোধিক) পরমাণুর ইলেকট্রনের স্থান পরিভ্রমের প্রভাব (delocalisation of electrons) : একটি পরমাণুতে অন্য পরমাণুর আবরণীর প্রভাব (Screening effect) এবং আংশিক আয়নীয় প্রভাব (partial ionic character) ধরা হয়েছে। নীচের সারণীতে (সারণী 8) উপরোক্ত সব শুদ্ধীকরণের প্রভাব বন্ধন শক্তি ও বন্ধন দৈর্ঘ্যের উপর কতটা তা দেখান হয়েছে।

সারণী 8 : সমযোজী বন্ধনের তরঙ্গ অপেক্ষকের জন্য বন্ধনশক্তি ও বন্ধন দৈর্ঘ্য (Energies and equilibrium distances for valence bond wave functions)

তরঙ্গ অপেক্ষকের ধরণ	শক্তি (কিলোজুল প্রতিমোল)	দূরত্ব (পিকোমিটার p.m)
অবিচ্ছিন্ন $\Psi = \Psi_{A(1)}\Psi_{B(2)}$	24	90
বিনিময় ইলেকট্রনের প্রভাব (হিটলার-লগন)	3.03	86.9
আবরণী ক্ষমতার প্রভাব যোগ করে	365	74.3
আয়নীয় অবস্থা যোগ করে	388	74.9
পরীক্ষিত মান	458	74.1



চিত্র : (6.21) (ক—ঃ) : তাত্ত্বিক লেখচিত্র ও : প্রকৃত লেখচিত্র

6.5.8 পারমাণবিক কক্ষকের সংকরায়ন (Hybridisation of Atomic Orbital)

সাধারণভাবে সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব অনুযায়ী কোন পরমাণুর বহিঃস্থ কক্ষে যতগুলি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তার ঠিক ততগুলিই সমযোজী বন্ধন হয়। এই শর্ত প্রয়োগ করলে অনেক মৌলের পরমাণুরই সমযোজী বন্ধন হওয়া সম্ভব নয় বা প্রকৃতপক্ষে যতগুলি সমযোজী বন্ধন করে তার থেকে অনেক কম করে। নীচের সারণীতে Be, B, C-এর ইলেকট্রন বিন্যাস, কতগুলি সমযোজী বন্ধন হওয়া উচিত এবং কতগুলি সমযোজী বন্ধন হয় তা দেওয়া হল।

	সর্ববহিঃস্থ কক্ষে বিজোড় ইলেকট্রন			তাত্ত্বিক সমযোজী বন্ধন	প্রকৃত সমযোজী বন্ধন
	1s	2s	2p		
Be	1↓	1↓		0	2
B	1↓	1↓	1	1	3
C	1↓	1↓	1 1	2	4

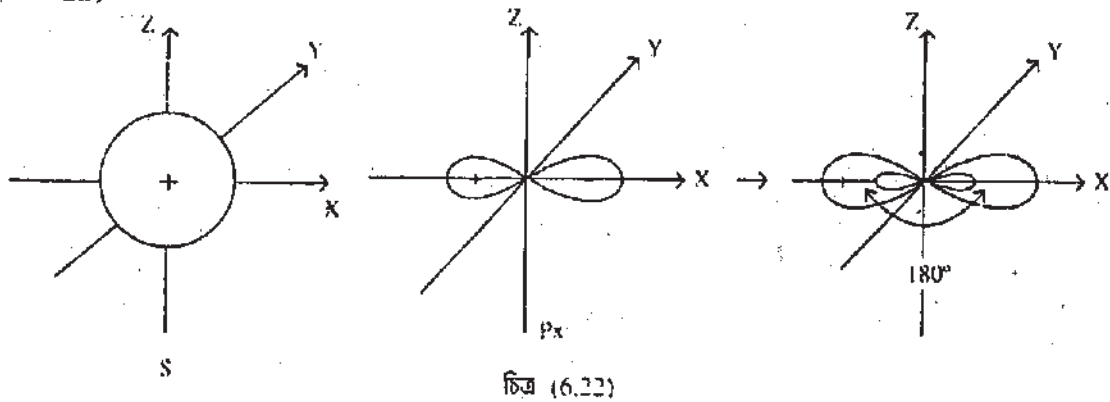
যেমন, Be সমসময়েই দুটি সমযোজী বন্ধন তৈরী করে কিন্তু সর্ববহিঃস্থ কক্ষে কোন বিজোড় ইলেকট্রন না থাকায় Be-র কোন সমযোজী বন্ধন হওয়া উচিত নয় ইত্যাদি।

কিভাবে Be দুটি একই শক্তির এবং একই বন্ধনদৈর্ঘ্যের সমযোজী বন্ধন করে তা নিম্নলিখিতভাবে বর্ণনা করা যায়।

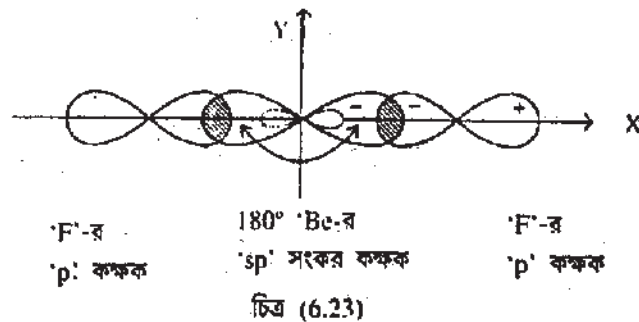
Be যে পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত হয়ে দুটি সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয় (যেমন BeF_2) সেই পরমাণুর উপস্থিতিতে Be-র বহিঃস্থ দুটি 2s ইলেকট্রনের মধ্যে একটিকে 2p কক্ষকে পাঠায়। এই অবস্থাকে সাধারণভাবে উত্তেজিত অবস্থা বলে। এই দুটি অবস্থার পার্থক্য নিচে দেওয়া হল।

Be-পরমাণু (ইলেকট্রনীয় সম্ভ্রম সুস্থিত অবস্থা)	1s	2s	2p	তাত্ত্বিক সমযোজী বন্ধন
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square \square \square$	0
Be ⁺ -পরমাণু (উত্তেজিত অবস্থা)	$\uparrow\downarrow$	1	1 $\square \square$	2

কোয়ান্টাম মেকানিকাল গণনা করে দেখান সম্ভব হয়েছে যে একটি s- একটি p- কক্ষক মিশে দুটি সমতুল্য কক্ষক (equivalent orbital) পরস্পরের 180° কোণে দুটি বিপরীত দিকে সজ্জিত। এই কক্ষকগুলিই সংকর কক্ষক (Hybrid orbitals) এবং sp চিহ্ন দিয়ে বোঝান হয় যে কোন কোন কক্ষক মিশ্রিত (চিত্র 22) :



এই সংকর কক্ষকদ্বয়ের প্রতিটিতে একটি করে ইলেকট্রন থাকায় উত্তেজিত অবস্থায় Be-র সর্ববহিঃস্থ স্তরে মোট দুটি বিজোড় ইলেকট্রন হয় এবং সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব অনুযায়ী Be দুটি হ্যালাজেনের (যেমন F) বিজোড় ইলেকট্রনের কক্ষকের সঙ্গে অভিলেপনে (overlap) দুটি সমযোজী বন্ধন করে। এখানে উল্লেখ করা যেতে পারে যে সংকর কক্ষকের অভিলেপনে যে সমযোজী বন্ধন হয় তা দৃঢ় হয় কারণ অভিলেপনের ফলে স্থিতিশক্তির অবনমন ঘটে। Be-র সংকরকক্ষক (sp) দ্বয়ের সাথে দুটি 'F'-র বিজোড় ইলেকট্রনের (p-কক্ষকের) অভিলেপন নীচের ছবিতে (চিত্র 23) দেখান হয়েছে।



একইভাবে, বিভিন্ন সংখ্যার s ও p কক্ষক বা s, p, ও d কক্ষকের মিশ্রণে বিভিন্ন রকম সংকর কক্ষক তৈরী হয়। যেমন 'B' পরমাণুর ক্ষেত্রে B-র একটি 2s ইলেকট্রন উত্তেজিত অবস্থায় 2p কক্ষকে চলে যায়,

অর্থাৎ,

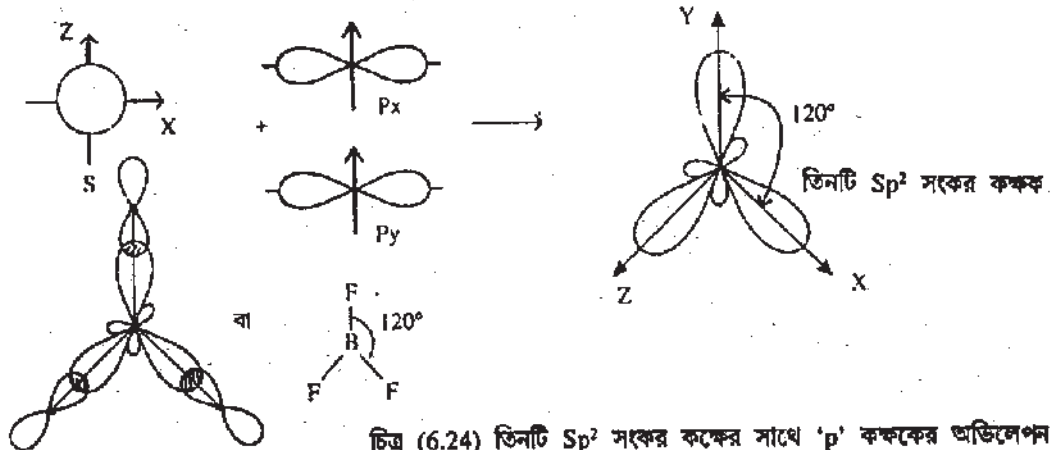
	1s	2s	2p
B (স্থায়ী অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সংজ্ঞা)	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}\boxed{}\boxed{}$
B (উত্তেজিত অবস্থায়)	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1}$	$\boxed{1}\boxed{1}\boxed{}$

'B'-র একটি 2s ও দুটি 2p কক্ষকের মিশ্রণে তিনটি সমতুল্য সংকর কক্ষক তৈরী হয় যারা পরস্পরের সঙ্গে 120° -তে থাকে। বলে এদের মধ্যে বিকর্ষণ সবচেহিতে কম। এদের প্রত্যেককে sp^2 সংকর কক্ষক বলে। তিনটি 'F'-র 'p' কক্ষকের সঙ্গে 'B' তিনটি sp^2 সংকর কক্ষকের অভিলেপনে তিনটি সমযোজী বন্ধনী তৈরী হয় যারা পরস্পরের সঙ্গে 120° -তে থাকে এবং এভাবে BF_3 অণু সমতলীয় ত্রিভুজের আকৃতি পেয়েছে।

B	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow}\boxed{1\downarrow}\boxed{}$
(উত্তেজিত অবস্থায় তিনটি ইলেকট্রন তিনটি 'F' থেকে গ্রহণ করে BF_3 অণু			

sp^2 সংকরায়িত

চিত্রে প্রথমে sp^2 সংকরকক্ষক কীভাবে হয় এবং পরের চিত্রে প্রত্যেক sp^2 সংকর কক্ষকের সঙ্গে 'F' 'p' কক্ষকের অভিলেপনে তিনটি সমতুল্য বন্ধনী কীভাবে হয় তা দেখান হয়েছে (চিত্র 6.18)



চিত্র (6.24) তিনটি Sp^2 সংকর কক্ষকের সাথে 'p' কক্ষকের অভিলেপন

একইভাবে, কার্বন পরমাণু উত্তেজিত অবস্থায় একটি 2s-র ইলেকট্রনকে 2p কক্ষকে উত্তীর্ণ করলে একটি 's' ও তিনটি 'p' কক্ষকের সংমিশ্রণে চারটি সমতুল্য sp^3 সংকর কক্ষকগুলির সঙ্গে চারটি হাইড্রোজেন

তাদের $1s$ কক্ষকের অভিলেপনে চারটি সমতুল্য সমযোজী কার্বন হাইড্রোজেন বন্ধনীর সৃষ্টি হয় (চিত্র 6.19) প্রকৃতপক্ষে CH_4 যৌগে প্রতিটি CH বন্ধন দৈর্ঘ্য সমান ($1.09\text{\AA}$ বা 109 পিকোমিটার) এবং প্রতিটি $H-C-H$ বন্ধন কোণ সমান ($109^\circ 28'$)।

C

(সুস্থির অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সজ্জা)

C

(উত্তেজিত অবস্থা)

C

(উত্তেজিত অবস্থায় 4টি

H থেকে 4টি ইলেকট্রন

গ্রহণ করে CH_4 অনু তৈরী করেছে)

CH_4 অণু

NH_3 এবং H_2O অনুতেও 'N' এবং 'O' অনুগুলিও sp^3 সংকরায়িত। কিন্তু NH_3 অণুতে একটি ও H_2O অনুতে দুটি নিঃসঙ্গ জোড় ইলেকট্রন আছে যারা sp^3 সংকর কক্ষকেই থাকে। নীচে এই দুটি অণুর সংকরায়ন দেখান হল।

N

(সুস্থির অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সজ্জা)

N^*

(উত্তেজিত অবস্থা)

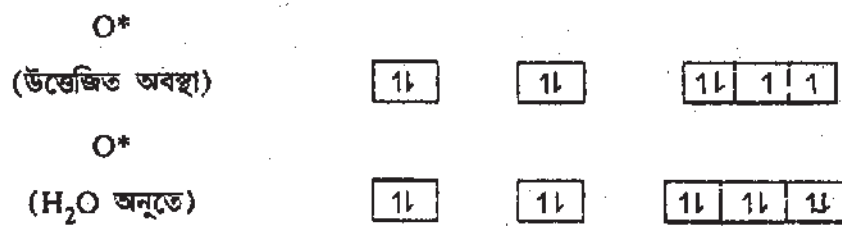
N^*

(NH_3 অনুতে)

নিঃসঙ্গ জোড় H H H
 sp^3 -সংকরায়ন : 'N'-এর তিনটি
 ইলেকট্রন তিনটি H-এর সঙ্গে
 তিনটি সমতুল্য N-H বন্ধনী করে
 এবং একটি নিঃসঙ্গ জোড়
 ইলেকট্রন আছে।

O

(সুস্থির অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সজ্জা)



নিঃসঙ্গ জোড় H H
 sp^3 -সংকরায়িত 'O'-র দুটি
 ইলেকট্রন দুটি H-র সঙ্গে দুটি
 সমতুল্য O-H বন্ধনী করে এবং
 দুটি নিঃসঙ্গ জোড় ইলেকট্রন আছে।

বিভিন্ন সংকরকক্ষক প্রস্তুতিতে বিভিন্ন পরমাণুর কক্ষকের সংমিশ্রণের প্রয়োজন হয়। নীচের সারণীতে (7) বোঝা যায় কোন কোন কক্ষকের মিশ্রণে কী সংকর কক্ষক হয় এবং তাদের গঠনাকৃতি কিরকম :

সারণী 7 :

বহিস্থ কক্ষকের সংখ্যা	কোন কোন কক্ষকের সংমিশ্রণ	সংকর কক্ষকের প্রকৃতি	সংকর কক্ষকের আকৃতি	উদাহরণ
2	একটি s ও একটি p	sp	সরলরৈখিক (180°)	$BeCl_2$
3	একটি s ও দুটি p	sp^2	সমতলীয় ত্রিভুজ (120°)	BF_3
4	একটি s ও তিনটি p	sp^3	চতুস্তলক ($109^\circ 28'$)	CH_4
4	একটি s, দুটি p ও একটি d	dsp^2	সমতলীয় বর্গ (90°)	$K_2[Cl_4]$
5	একটি s, তিনটি p ও একটি d	sp^3d	ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড ($90^\circ, 120^\circ$)	PCl_5
6	একটি s, তিনটি p ও দুটি d	sp^3d^2	অষ্টতলক (90°)	SF_6
7	একটি s, তিনটি p ও তিনটি d	sp^3d^3	পঞ্চাকোণাকৃতির দ্বি-পিরামিড	IF_7

কক্ষকের অভিলেপন (Orbital Overlap) এবং বন্ধনশক্তি (Bond strength) :

সংকর বন্ধনের আপেক্ষিক বন্ধন-দৃঢ়তা কত তা গণনা করে যে মান পাওয়া গিয়েছে তা সঠিক নয়, নিকটবর্তী মান। নীচের সারণীতে s, p কক্ষক এবং এদের সাহায্যে যে সব সংকর কক্ষক তৈরী হয় তাদের আপেক্ষিক বন্ধন দৃঢ়তার নিকটবর্তী মান (Approximate value) দেখান হল।

সারণী 10 : সংকর কক্ষকের আপেক্ষিক দৃঢ়তার নিকটবর্তী মান

কক্ষক/সংকর কক্ষক	আপেক্ষিক বন্ধন দৃঢ়তা (Relative bond strength)
s	1.00
p	1.73
sp	1.93
sp ²	1.99
sp ³	2.00
sp ² d	2.69
sp ³ d ²	2.92

পরমাণুর কক্ষকের অভিলেপন যত ভাল বা বেশী হবে তত সমযোজী বন্ধনীর শক্তি বা দৃঢ়তা বাড়বে। যেহেতু 'p' কক্ষকের নির্দিষ্ট অভিমুখ আছে (directional preference) তাই 'p' কক্ষকের অভিলেপন অনেক বেশী হবে। s-কক্ষক গোলাকৃতি হওয়ায় কোন বিশেষ অভিমুখ থাকে না, তাই s-কক্ষকের অভিলেপন p-কক্ষকের অভিলেপন অপেক্ষা কম। s-s বা p-p অভিলেপনে যে আপেক্ষিক বন্ধন দৃঢ়তা পাওয়া যায় তা s-p অভিলেপনে সংকর কক্ষক তৈরী হয় তার বন্ধন দৃঢ়তার মান অপেক্ষা কম হয়। যেমন Li₂, F₂ এবং C₂H₆ অণুগুলিতে যথাক্রমে (2s - 2s), (2p - 2p) এবং (C - C, 2sp³ - 2sp³)-র অভিলেপন হয়। এদের বন্ধন ভাঙার শক্তি (Bond dissociation energy) যথাক্রমে 109, 159 ও 335 কিলোজুল প্রতি মোল। আবার sp, sp² ও sp³ সংকরায়নের ক্ষেত্রে সবথেকে বেশী অভিলেপন হয় sp সংকর কক্ষক হওয়ার সময় এবং অভিলেপন কমতে থাকে sp² ও শেষে sp³ সংকরায়নে। এই অভিলেপন নীতির সঙ্গে বন্ধন ভাঙার শক্তি প্রায় সমানুপাতিক অর্থাৎ বন্ধন ভাঙার শক্তি আস্তে আস্তে কমে যায়, প্রথমে sp, পরে sp² ও শেষে sp³ সংকরায়নের ক্ষেত্রে। নিচের সারণীতে মিথেন, ইথিলীন ও অ্যাসিটিলিন যৌগের সংকরায়ন এবং বন্ধন শক্তি দেখান হল।

সারণী 11 : সংকরায়নের প্রভাবে অভিলেপনের প্রকৃতি বন্ধনীর ধর্ম :

অণু	সংকরায়ণ	C - H বন্ধন শক্তি (কিলোজুল/মোল)	C - H বন্ধন দৈর্ঘ্য (pm)
C ₂ H ₂	sp	50.6	106
C ₂ H ₄	sp ²	444	107
CH ₄	sp ³	410	109

6.5.8.1 অজৈব যৌগের বন্ধনীতে d-কক্ষকের অংশগ্রহণ (d-orbital participation in the bonding of inorganic molecule)

PCl_5 যৌগের বন্ধনীতে 'P'-র 3s, ও 3p, কক্ষকের সংমিশ্রণে যে সংকর কক্ষক হয় তার অবদান আছে বলে ধারণা করা হয়।

P	3s	3p	3d
(বহিঃস্থ কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সজ্জা)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\square \square \square \square \square$
p^*			
(উত্তেজিত অবস্থায়)	$\uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \square \square \square \square$
p^*			
(5টি ক্লোরিন থেকে)			
5টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \square \square \square \square$
PCl_5 অনু দেয়)	sp^3d -সংকরায়ন ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড গঠনাকৃতি		

সাধারণভাবে 'd' কক্ষক অনেক বড় এবং এর শক্তিও s ও p কক্ষকের আকৃতি ও শক্তি থেকে অনেক বেশী। সুতরাং s ও p কক্ষকের সরাসরি d-কক্ষকের সঙ্গে মিশে সংকর কক্ষক তৈরী সাধারণভাবে সহজ নয়। s ও p কক্ষকের চেয়ে d কক্ষক কতটা বড় তা ধরা যায় যদি 3s, 3p এবং 3d গড় রেডিয়াল দৈর্ঘ্যের (radial distances) মান তুলনা করি $3s = 0.47\text{\AA}$, $3p = 0.55\text{\AA}$ এবং $3d = 2.4\text{\AA}$ ।

এই কক্ষকের শক্তিগুলিও গড় রেডিয়াল দৈর্ঘ্যের সমানুপাতিক। যেহেতু 3d কক্ষকের আকৃতি 3s, 3p কক্ষক অপেক্ষা অনেক বড় তাই 3d-র শক্তিও অনেক বেশী। তাই প্রাথমিকভাবে ধারণা হয় 3s ও 3p-র শক্তির কাছাকাছি না হওয়ায় 3d কক্ষকের সঙ্গে 3s ও 3p কক্ষকের সংকরায়ন হওয়া বেশ শক্ত ব্যাপার। (কারণ সংকরায়নের একটি শর্ত হল যে অংশগ্রহণকারী কক্ষকগুলি কাছাকাছি শক্তির হওয়া উচিত।

কক্ষকের আকৃতি কতকগুলি কারণ নির্ভর। এদের মধ্যে যে কারণটি বেশি গুরুত্বপূর্ণ তা হল কেন্দ্রীয় পরমাণুর আধান। যদি পরমাণুটি ধনাত্মক আধানযুক্ত হয় তাহলে সমস্ত ইলেকট্রনগুলিই কেন্দ্রীভূত হবে এবং এর প্রভাব সর্ববহিঃস্থ কক্ষকের ইলেকট্রনের উপর সবচাইতে বেশী হবে। যেমন, কেন্দ্রীয় 'p'-র সঙ্গে তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল যেমন F, O বা Cl যুক্ত থাকলে শেবোক্ত মৌলগুলি δ^- -আধান অর্জন করবে। ফলে 'p'-র আধান হবে δ^+ এবং 'p' কক্ষকগুলি সংকুচিত হবে। যেহেতু 3s, 3p, ও 3d কক্ষকগুলি মধ্যে 3d কক্ষক সর্ববহিঃস্থ তাই 3d কক্ষক 3s ও 3p কক্ষক অপেক্ষা সবচাইতে বেশি সংকুচিত হয়ে পড়ে এবং 3d, কক্ষকের শক্তি 3s ও 3p কক্ষকগুলির শক্তির কাছাকাছি এসে পড়ে। ফলে sp^3d সংকরায়ন করে PCl_5

যৌগ দেয়। কিন্তু যদি PH_5 যৌগের ধারণা করা যায় অর্থাৎ 'p'-র সঙ্গে H যুক্ত হয় তাহলে H-র উপস্থিতিতে 'p'-র কক্ষকের অত বেশী সংকোচন হয় না, সেজন্য sp^3d সংকরায়নও হয় না। তাই PH_5 যৌগও হয় না।

একইভাবে SF_6 যৌগের আকৃতি ব্যাখ্যার জন্য 3s, 3p ও 3d কক্ষকগুলির সংমিশ্রণে sp^3d^2 সংকরায়ন হয়। 6টি অতি তড়িৎ ঋণাত্মক 'F' মৌলের উপস্থিতিতে 's'-র বহিঃস্থ -d কক্ষকের প্রবল সংকোচন হওয়ায় s, p ও d-র সংমিশ্রণ সম্ভব।

s	3s	3p	3d
(বহিঃস্থ কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সমজ্ঞা)	1↓	1↓ 1 1	
s^*			
(উত্তেজিত অবস্থা)	1	1 1 1	1 1
s^*			
(6টি 'F' থেকে 6টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে SF_6 অনুর গঠন)	1↓	1↓ 1↓ 1↓	1↓ 1↓
	sp^3d -সংকরায়ন		

'd' কক্ষকের আকৃতি অপর যে কারণের উপর নির্ভরশীল তা হলো কতগুলি 'd' কক্ষকের কয়টি উপকক্ষ ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ। যদি 's'-র একটি ইলেকট্রন 3d উপকক্ষে যায় তাহলে তার গড় রেডিয়াল-দূরত্ব (radial distance) হয় $2.46A^\circ$, কিন্তু 3d-র দুটি উপকক্ষে দুটি ইলেকট্রন গেলে ঐ দূরত্ব কমে $1.60A^\circ$ হয়। আধানের প্রভাবে s, p, ও d কক্ষকের আকৃতির পরিবর্তন নীচের সারণীতে দেওয়া হল :

সারণী 12 : কক্ষকের আকৃতি

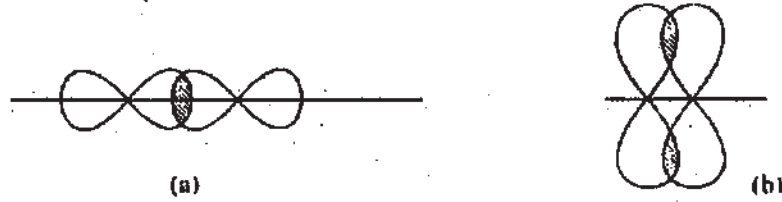
sp^3d^2 সংকরায়ন	গড় রেডিয়াল দূরত্ব (A°)		
	3s	3p	3d
s পরমাণু (আধানহীন)	0.88	0.94	1.60
s পরমাণু (আধান + 0.6)	0.87	0.93	1.40

'd' কক্ষকের আকৃতি পুনরায় কমে যায় যখন এখানে বিভিন্ন কক্ষকের বিজোড় ইলেকট্রনগুলি জোড় হয়।

যাইহোক, উপরের আলোচনা থেকে এটা বোঝা যায় যে, 'd' কক্ষক বন্ধনীতে অংশগ্রহণ করে সেইসব ক্ষেত্রে যেখানে d-কক্ষকের সংকোচন হয়।

6.5.9 সিগমা (σ , Sigma) ও পাই (π , Pi) বন্ধনী

উপরোক্ত উদাহরণগুলিতে যতগুলি বন্ধনী তৈরী হয়েছে তার সবগুলিই দুটি কক্ষকের দুটি প্রান্তের (end to end) অভিলেপনের ফল; এদেরকে σ -বন্ধনী বলে অর্থাৎ নিউক্লিয়াসগুলি যে রেখার উপরে আছে অভিলেপনগুলি যদি রেখা বরাবর হয় তাহলে σ বন্ধনী হয়। σ -বন্ধনীতে ইলেকট্রন ঘনত্ব দুটি পরমাণুর মধ্যস্থলে ও দুটি পরমাণুকে কোন সরলরেখায় যুক্ত করলে তার উপরে থাকে। দ্বিবন্ধ বা ত্রিবন্ধ হয় যদি কক্ষকগুলির পাশাপাশি অভিলেপন হয় এবং এদেরকেই π (পাই) বন্ধনী বলের π -বন্ধনীতে ইলেকট্রনগুলি পরমাণুর মধ্যস্থলে থাকে কিন্তু দুটি পরমাণুকে যুক্ত সরলরেখার পার্শ্বে থাকে। অণুর আকৃতি σ -বন্ধনীর প্রকৃতির উপর নির্ভরশীল, কিন্তু π -বন্ধনীর উপর নয়। π -বন্ধনী মৌলের দুটি পরমাণুকে আরও কাছ আনে অর্থাৎ বন্ধন দৈর্ঘ্য আরও কম হয়।



চিত্র (6.26)

চিত্র (6.20) σ এবং π অভিলেপন (ক) σ -অভিলেপন লোবস (Lobes)গুলি নিউক্লিয়াস বরাবর আছে। (খ) π -অভিলেপন (নিউক্লিয়াসগুলি যে রেখার উপরে যুক্ত হয়েছে তার সমকোণে লোবসগুলি আছে)।

CO_2 অণুর গঠন কাঠামোর সাহায্যে σ ও π -বন্ধনী ব্যাখ্যা করা যেতে পারে। কার্বনের যোজ্যতা চার এবং অক্সিজেনের যোজ্যতা দুই, তাই CO_2 অণুতে যেভাবে লেখা যেতে পারে তা হল $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ ।

তিন পরমাণু বিশিষ্ট যৌগ হয় সরলরৈখিক নতুবা কৌণিক। CO_2 -র 'C' পরমাণু উত্তেজিত অবস্থায় বহিঃস্থ $2s$ -র একটি ইলেকট্রনকে $2p$ কক্ষকে পাঠালে ৪টি বিজোড় ইলেকট্রন হয় যা অক্সিজেনের সঙ্গে চারটি বন্ধনী তৈরী করে।

C	1s	2s	2p
(স্থির অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সজ্জা)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$
C^*			
(উত্তেজিত অবস্থা)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$
C			
(2টি অক্সিজেন পরমাণু থেকে)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
চারটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে			
কার্বন চারটি বন্ধনী করে)			
		σ -বন্ধনী	π -বন্ধনী
		sp-সংকরায়ন	

যৌগতে দুটি σ -বন্ধনীও দুটি π -বন্ধনী আছে। CO_2 আকৃতি জানার জন্য দুটি π বন্ধনীকে বাদ দিলে যে দুটি s ও p কক্ষক থাকে তারাই σ -বন্ধনী তৈরি করে। উপরোক্ত দুটি sp কক্ষক অক্সিজেন পরমাণুর p-কক্ষকের সাথে অভিলেপন করে সরলরৈখিক অণু তৈরী করে যেখানে বন্ধন কোণ 180° হয়। কার্বনের $2p_y$ এবং $2p_z$ কক্ষকগুলি উপরোক্ত বন্ধনীর সমকোণে থাকে এবং দুটি অক্সিজেন পরমাণুর একটির py এবং অপরটির pz কক্ষকের সাথে পাশাপাশি অভিলেপন করে দুটি বন্ধনী করে।

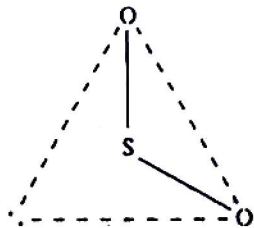
এই π -অভিলেপনে C-O বন্ধনদৈর্ঘ্য আরও ছোট হয়, কিন্তু এর কোনও প্রভাব CO_2 আকৃতির উপর পারে না।

একইভাবে SO_2 অণুর আকৃতি কিরকম হবে, তাও নিম্নলিখিতভাবে ব্যাখ্যা করা যায়।

S	3s	3p	3d
(সুস্থির অবস্থায় বহিষ্কৃত ইলেকট্রনীয় সম্ভা)	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow} \boxed{1} \boxed{1}$	$\boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$
S^*			
(উত্তেজিত অবস্থা)	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1} \boxed{1} \boxed{1}$	$\boxed{1} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$
S^*			
(2টি অক্সিজেন পরমাণু থেকে) চারটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে কার্বন চারটি বন্ধনী করে)	$\boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow} \boxed{1\downarrow} \boxed{1\downarrow}$	$\boxed{1\downarrow} \boxed{} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$

2টি σ -বন্ধনী 2টি π বন্ধনী
ও একটি নিঃসঙ্গ
জোড় ইলেকট্রন
 sp^2 -সংকরায়ন

দুটি π বন্ধনীর জন্য SO_2 অণুর আকৃতির কোন পরিবর্তন হয় না। বাকী যে তিনটি কক্ষক আছে তারা একটি ত্রিভুজের তিনটি কোণায় অবস্থান করে। একটি সমতলীয় ত্রিভুজের মতন আকৃতি দেয়। এর মধ্যে দুটি কোণায় দুটি অক্সিজেন থাকে আর তৃতীয়টিতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে। SO_2 অনুকে তাই কৌণিক বা V-আকৃতির বলা হয়।



চিত্র (6.27)

নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন জোড় বিকর্ষনের জন্য বন্ধন কোণ 120° থেকে কমে $119^\circ 30'$ হয়। অনেক সময় প্রশ্ন জাগে যে ঠিক 's' পরমাণুর কোণ কক্ষক π -অভিলেপনে অংশগ্রহণ করে। যদি σ বন্ধনী XY তলে হয় তাহলে s-র ও P_z কক্ষকের সাথে একটি 'O' পরমাণুর $2p_z$ কক্ষকের অভিলেপনে একটি π -বন্ধনী

হতে পারে। তাহলে দ্বিতীয় π -বন্ধনীর জন্য 's'-র d-কক্ষক দরকার। যদিও $3d_{z^2}$ কক্ষক এবং অন্য 'O'-র $2p_z$ কক্ষক একইতলে π -বন্ধনীর জন্য উপস্থিত কিন্তু $3d_{z^2}$ কক্ষকটির লোবগুলি (Lobes) একই চিহ্নের হওয়ায় (উভয় লোব '+' চিহ্নের) 'p' কক্ষকের লোবের সঙ্গে (p কক্ষকের লোবগুলির একটি + চিহ্ন অপরটি - চিহ্নের) অভিলেপন করতে পারে না। অপরপক্ষে 's'-র $3d_{xz}$ কক্ষক এবং দ্বিতীয় 'O'-র $2p_z$ কক্ষক একই দিকে থাকায় এই দুটি কক্ষকের অভিলেপনে দ্বিতীয় π বন্ধনী হয়। SO_2 অণুর π বন্ধনীর জন্য p ও d কক্ষকগুলির একই শক্তি বা S-O π বন্ধন দৈর্ঘ্য একটি কিতাবে সম্ভব তা ব্যাখ্যার জন্য π বন্ধনীর ইলেকট্রনকে অস্থানীয় (delocalised) হিসাবে ভাবা হয়।

6.5.10 আণব কক্ষক পদ্ধতি (Molecular Orbital method)

আণব কক্ষক তত্ত্ব অনুযায়ী পরমাণুর যোজক ইলেকট্রনগুলি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের যৌথ অধিকার থাকে। এভাবে বিভিন্ন পরমাণুর কয়েকটি কক্ষক যুক্ত হয়ে আণব কক্ষক তৈরী করে এখানে ইলেকট্রনকে কণা বা তরঙ্গ যেকোন হিসাবে ভাবা যেতে পারে। কোন পরমাণুর ইলেকট্রন বলতে হয় তা কোন কক্ষকে আছে অথবা তরঙ্গ-আপেক্ষক ψ , (যা শ্রোডিঞ্জারের তরঙ্গ সমীকরণ সমাধান করে পাওয়া যায়) কে বুঝি এই তত্ত্ব অনুযায়ী কোন অনুর ইলেকট্রন আণব-কক্ষকে থাকে। একটি আণব-কক্ষককে তরঙ্গ অপেক্ষকের (wave function) সাহায্যে বোঝাতে হলে যে পদ্ধতির আশ্রয় নেওয়া হয়; তা হল, পারমাণবিক কক্ষকের রৈখিক সমন্বয় পদ্ধতি (Linear Combinations of atomic orbitals, LCAO)। এই পদ্ধতিটির সাহায্যে পরমাণুর গঠনাকৃতির ব্যাখ্যা নিম্নলিখিতভাবে করা হয়।

পারমাণবিক কক্ষকের রৈখিক সমন্বয় পদ্ধতি (LCAO method) :

মনে করি, দুটি পরমাণু A এবং B-র পারমাণবিক কক্ষকের তরঙ্গ অপেক্ষক যথাক্রমে $\psi_{(A)}$ এবং $\psi_{(B)}$ হিসাবে চিহ্নিত করা বল। এই পরমাণু দুটি কাছাকাছি এলে, ইলেকট্রন তরঙ্গগুলি অভিলেপন করে যে অনু তৈরী করে তার তরঙ্গ অপেক্ষক পাওয়া যায় দুটি পরমাণুর তরঙ্গ অপেক্ষকের $\psi_{(A)}$ ও $\psi_{(B)}$ রৈখিক সমন্বয়ে। অর্থাৎ

$$\psi_{(AB)} = N(C_1 \psi_{(A)} + C_2 \psi_{(B)}) \quad \dots (1)$$

যেখানে N-কে (নর্মালাইজিং) Normalizing ধ্রুবক বলে (অর্থাৎ যে অঞ্চলে ইলেকট্রন কক্ষকগুলির অভিলেপন হয়, সেই সমস্ত অঞ্চলে আনুগত্য ইলেকট্রনের অবস্থান করার সম্ভাব্যতা এবং এর মান এক (probability of finding an electron in the whole space is unity) এবং C_1 , C_2 -কে ধ্রুবক ধরা হয়, যার জন্য $\psi_{(AB)}$ শক্তি কম হয়। যখন A ও B একই পরমাণু তখন C_1 এবং C_2 -র মান সমান।

যেহেতু dv ($dx dy dz$) অঞ্চলে ইলেকট্রন অবস্থান করার সম্ভাবনা $\psi^2 dv$ তাই উপরের দুটি পরমাণুর কক্ষকের সমন্বয়ে ইলেকট্রন ঘনত্বের অবস্থান করার সম্ভাব্যতা পাওয়া যায় অনুর তরঙ্গ অপেক্ষককে (সমীকরণ 1) বর্গ করে।

$$\Psi_{(AB)}^2 = (C_1^2 \Psi_{(A)}^2 + 2C_1 C_2 \Psi_{(A)} \Psi_{(B)} + C_2^2 \Psi_{(B)}^2)$$

উপরের সমীকরণের ডানদিকের যে তিনটি রাশি আছে, তার মধ্যে প্রথম রাশি $C_1^2 \Psi_{(A)}^2$ -র সঙ্গে A পরমাণুতে ইলেকট্রন অবস্থান করার সম্ভাবতার সম্পর্ক আছে, যদি A-কে একক পরমাণু হিসাবে ভাবা যায়। অনুরূপভাবে তৃতীয় রাশি $C_2^2 \Psi_{(B)}^2$ সঙ্গে B পরমাণুর ইলেকট্রন অবস্থান করার সম্ভাবতার সম্পর্ক আছে যদি 'B' একক পরমাণু হিসাবে থাকে। কিন্তু মধ্যের রাশিটি গুরুত্বপূর্ণ কারণ দুটি পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপনের বৃদ্ধির সঙ্গে এর সম্পর্ক আছে, তাই এই রাশিকে অভিলেপন সমাকলন (overlap integral) বলে। এই রাশিটি আলাদা আলাদা পরমাণুর ইলেকট্রন ঘনত্বের থেকে অনুর ইলেকট্রন ঘনত্বের পার্থক্য নির্দেশ করে এবং এর মান যত বেশী হবে বন্ধন তত শক্তিশালী হবে। নীচে বিভিন্ন কক্ষকের পাশাপাশি সমন্বয়ের যে ধরনের আনব কক্ষক পাওয়া যায় তা বলা হল।

S-S কক্ষকসমূহের সমন্বয় :

মনে করি উপরের A ও B পরমাণু হইলে দুটি H পরমাণু, তাহলে তরঙ্গ অপেক্ষক $\Psi_{(A)}$ এবং $\Psi_{(B)}$ দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর দুটি 1S কক্ষককে বোঝায়। দুটি তরঙ্গ অপেক্ষকের দুই ধরনের সমন্বয় সম্ভব—

(ক) দুটি তরঙ্গ—অপেক্ষক একই চিহ্নের (signs) বা একই symmetry-র

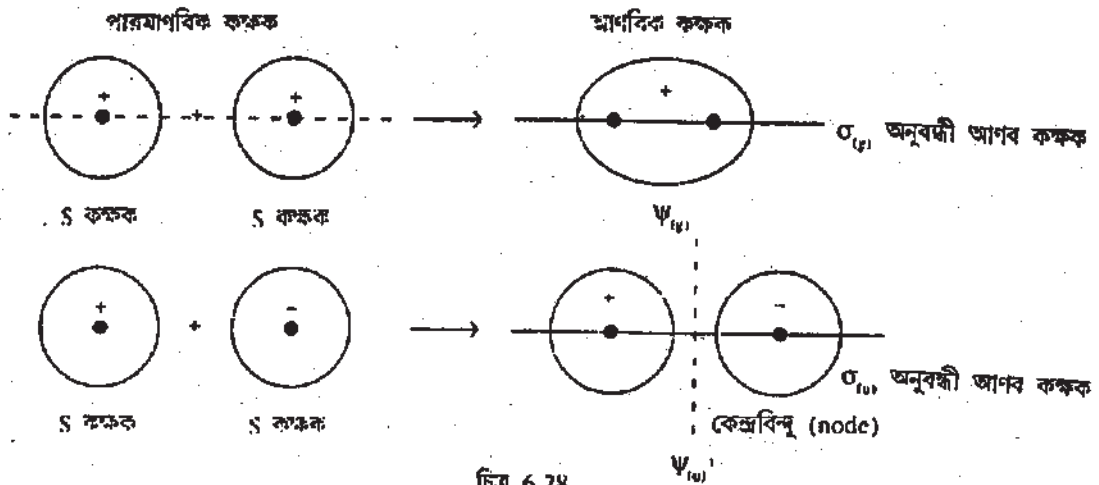
(খ) দুটি তরঙ্গ—অপেক্ষক বিভিন্ন চিহ্নের বা বিভিন্ন symmetry।

যদি একটি তরঙ্গ অপেক্ষককে [মনে করি $\Psi_{(A)}$] + ঋণাত্মক চিহ্নে নির্দেশ করা হয়, তাহলে অপর তরঙ্গ অপেক্ষকটি হয় (+) ঋণাত্মক বা (-) ঋণাত্মক চিহ্নের হতে পারে। তরঙ্গ অপেক্ষক একই চিহ্নের হলে তাদের তরঙ্গগুলি একই দশায় (Phase) আছে বলা হয়। এবং তারা যুক্ত হয়ে বৃহত্তর তরঙ্গ দেয়। আবার আলাদা চিহ্নের তরঙ্গ অপেক্ষকের দরুন দুটি তরঙ্গ সম্পূর্ণ বিভিন্ন দশায় থাকে বলে তারা যুক্ত হওয়ার সময় একে অপরকে নষ্ট করে (destructive interference) উপরোক্ত দুই ধরনের সমন্বয় হল :

$$\Psi_{(g)} = N(\Psi_{(A)} + \Psi_{(B)})$$

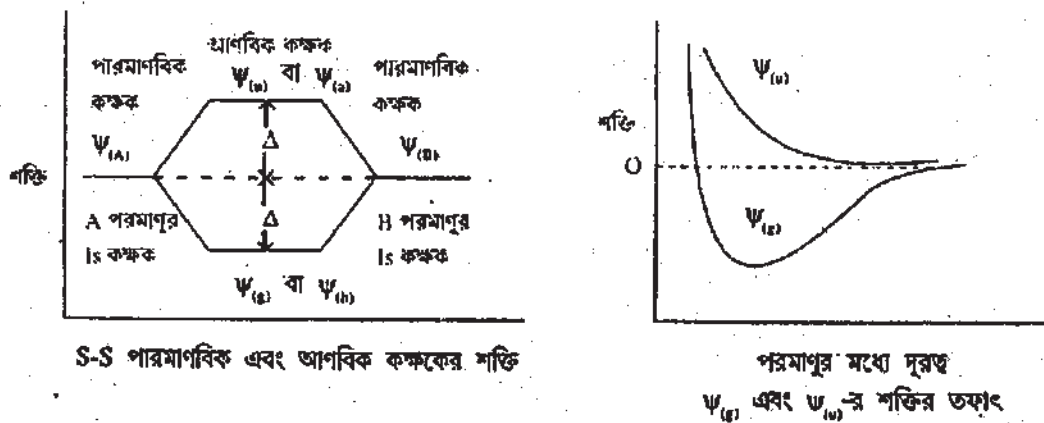
$$\text{এবং } \Psi_{(u)} = N(\Psi_{(A)} + [-\Psi_{(B)}]) = N(\Psi_{(A)} - \Psi_{(B)})$$

যখন এক জোড়া পারমাণবিক কক্ষক $\Psi_{(A)}$ এবং $\Psi_{(B)}$ সমন্বয়ে এক জোড়া আনব কক্ষক $\Psi_{(g)}$ এবং $\Psi_{(u)}$ দেয়। আনব কক্ষকের সংখ্যা সমসময় পারমাণবিক কক্ষকের সমষ্টির সমান হয়। $\Psi_{(g)}$ অপেক্ষকে নিউক্লিয়াস দুটির মধ্যে ইলেকট্রন ঘনত্ব বেড়ে যায় তাই একে অনুবন্ধী আনব কক্ষক (Bonding molecular orbital) বলে। পরমাণুর নিউক্লিয়াসের শক্তির (energy) তুলনায় অনুবন্ধী আনব কক্ষকের শক্তি কম। অপরপক্ষে, $\Psi_{(u)}$ হয় দুটি বিপরীত চিহ্নের লোবসের (Lobes) সমন্বয়ে নিজেদেরকে নষ্ট করে এবং পরমাণুর নিউক্লিয়াসদ্বয়ের মধ্যে ইলেকট্রন ঘনত্ব শূন্য হয়। একেই অননুবন্ধী আনব-কক্ষক (antibonding molecular orbital) বলে, যার শক্তি পারমাণবিক কক্ষকগুলির শক্তি অপেক্ষা অনেক বেশী (চিত্র 27)



আনব কক্ষকের তরঙ্গ অপেক্ষককে ψ_g এবং ψ_u দিয়ে চিহ্নিত করা হয়; 'g' মানে হল জিরাডে (gerade, জোড়) এবং 'u' উনজিরাডে (ungerade, বিজোড়) আনব কক্ষগুলির কেন্দ্রীয় প্রতিসাম্য (Centre of symmetry) থাকলে 'g' হয় আর তা না থাকলে 'u' চিহ্নিত করা হয়। কক্ষগুলির কেন্দ্রে ঘিরে তাদের প্রতিসাম্যের (অর্থাৎ x, y এবং z-কে প্রতিস্থাপন করে -x, -y এবং -z করা হয়) তরঙ্গ অপেক্ষকের চিহ্ন দেখা হয়। চিহ্ন অপরিবর্তিত থাকলে সেই আনব-কক্ষক হবে জিরাডে এবং পরিবর্তিত হলে তা হবে উনজিরাডে।

অনুবন্ধী আনব কক্ষকের $[\psi_g]$ শক্তি (energy) খুব কমে যায় এবং এই সময়ে পরমাণুগুলির মধ্যে দূরত্ব, সমযোজী অনু হলে আন্তঃআনবিক দূরত্ব যত হত তার সমান। চিত্রে দুটি 1s পারমাণবিক কক্ষক এবং তাদের শক্তিস্তর দেখান হয়েছে। এছাড়া কিভাবে অনুবন্ধী আনব কক্ষক ψ_g এবং অননুবন্ধী আনব কক্ষক ψ_u তৈরি হয়েছে তা নীচের চিত্রে (6.29) দেখান হয়েছে।

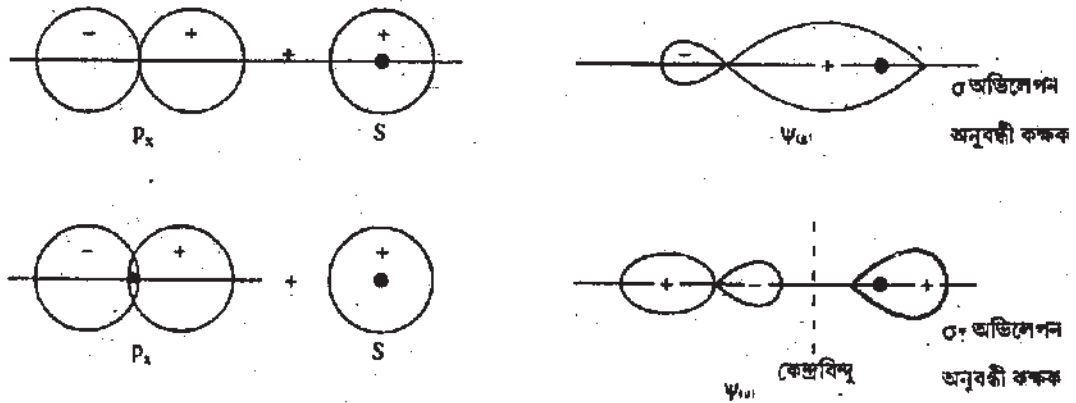


চিত্র 6.29

চিত্র থেকে দেখা যায় যে, অনুবন্ধী আণব কক্ষকের শক্তি পারমাণবিক কক্ষকের শক্তি অপেক্ষা ' Δ ' কম একে (stabilization) সুস্থিত শক্তি বলে। একইভাবে, অননুবন্ধী আণব কক্ষকের শক্তি ' Δ ' পরিমাণ বেড়ে যায়। দুটি H-পরমাণু যুক্ত হওয়ার সময় মনে করি একটি ইলেকট্রন 'A' পরমাণুর 1s-কক্ষকের এবং অন্যটি 'B' পরমাণুর 1s-কক্ষকের। এই দুটি কক্ষকের সমন্বয়ে এই ইলেকট্রন দুটি অনুবন্ধী আণব কক্ষকে $\psi_{(g)}$ থাকে। এর ফলে যে পরিমাণ শক্তি লাভ হল তার পরিমাণ 2Δ যা বন্ধন শক্তির সমান। এইভাবে সমগ্র অনুটি বন্ধনী তৈরি করে সুস্থিত হল।

s-p কক্ষকসমূহের সমন্বয় :

একটি s কক্ষক একটি p-কক্ষকের সঙ্গে যুক্ত হয় যদি p-কক্ষকের লতির (lobes) মুখ, s ও p কক্ষকের কেন্দ্র দিয়ে যে রেখা টানা যায় (molecular axis) তার দিকে হয়। যদি কক্ষকের লতিগুলির চিহ্ন একই থাকে তাহলে তাদের অভিলেপনে অনুবন্ধী (Bonding) আণব কক্ষক $[\psi_{(g)}]$ হয় এবং দুটি কেন্দ্রের মধ্যে ইলেকট্রন ঘনত্ব বৃদ্ধি পায়। আবার অভিলেপনের সময় কক্ষকের লতিগুলির বিপরীত চিহ্ন হলে অননুবন্ধী আণব কক্ষক (antibonding) হয় এবং দুটি কক্ষকের কেন্দ্রের মধ্যে ইলেকট্রন ঘনত্ব কমে যায়।



S-p পারমাণবিক কক্ষকের সমন্বয়

চিত্র 6.30

p-p কক্ষক সমূহের সমন্বয় :

এই ধরনের কক্ষকের সমন্বয় দুই প্রকারের হয়।

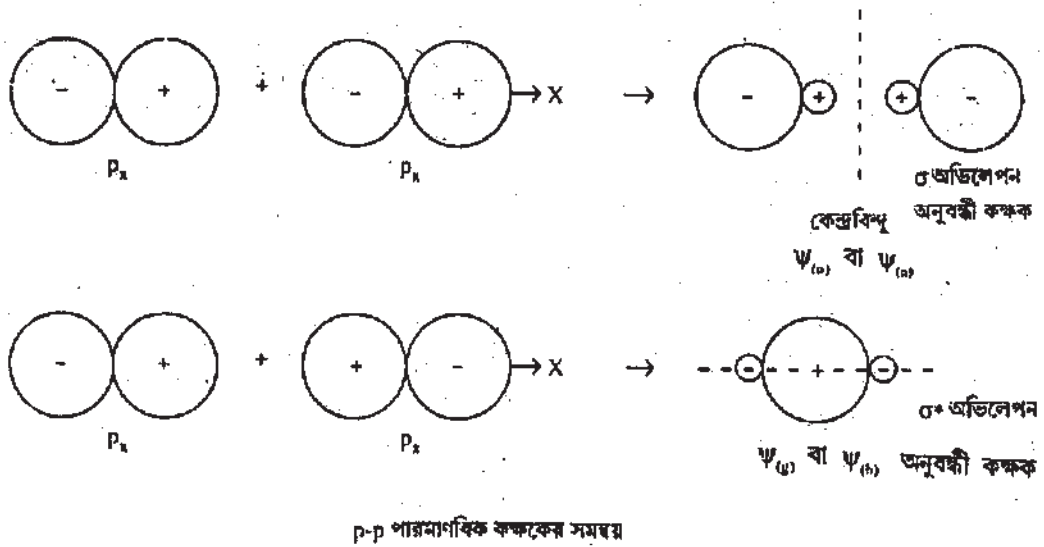
যখন দুটি p-কক্ষকের লতির মুখ, দুটি কক্ষকের কেন্দ্রের মধ্যে যে রেখা যায় (internuclear axis) তা বরাবর থাকে তখন দুইটি অনুবন্ধী ও অননুবন্ধী আণব কক্ষক পাওয়া যায়। চিত্র (30)-তে এই সমন্বয় দেখান হয়েছে।

দুটি p-কক্ষকের অপর এক ধরনের সমন্বয় হয় যখন তাদের লতি, দুটি কক্ষকের কেন্দ্রকের মধ্যে যে রেখা যায় তার সমকোণে থাকে। এই অবস্থায় পাশাপাশি (Lateral) অভিলেপন হয়। এবং π -অনুবন্ধী ও π^* অনুবন্ধী আনব কক্ষক দেয়। σ -আনব কক্ষকের থেকে এই আনব কক্ষকগুলির পার্থক্য নিম্নরূপ :

(ক) π -অভিলেপনের জন্য আনবিক কক্ষকের লতিগুলি দুটি কক্ষকের কেন্দ্রকের মধ্যে যে রেখা যায় তার সমকোণে থাকে, কিন্তু σ -অভিলেপনের জন্য কক্ষকের লতিগুলি উপরোক্ত রেখা অভিমুখে থাকে।

(খ) π -আনব কক্ষকের ক্ষেত্রে দুটি কক্ষকের কেন্দ্রস্থ রেখা বরাবর ψ অর্থাৎ তরঙ্গ অপেক্ষকের মান শূন্য। অতএব ψ^2 বা ইলেকট্রন ঘনত্বেরও মান শূন্য। কিন্তু σ -আনব কক্ষকের ক্ষেত্রেই মান শূন্য নয়।

(গ) π -আনব কক্ষকের আকৃতি σ -আনব কক্ষকের থেকে আলাদা। যদি π আনব কক্ষকের বন্ধনীকে আন্তঃ নিউক্লিয়ার রেখাকে ঘিরে ঘোরানো হয় তাহলে লতির চিহ্নের পরিবর্তন হয়। সেজন্য π -আনব কক্ষক হল উনজিরাডে (ungerade) আর সব σ -অনুবন্ধী আনব কক্ষকগুলি হল জিরাডে (gerade)। আবার বিপরীতভাবে π^* অনুবন্ধী আনব কক্ষকগুলি হল জিরাডে এবং সব σ^* অনুবন্ধী আনব কক্ষকগুলি উনজিরাডে (চিত্র 6.31)

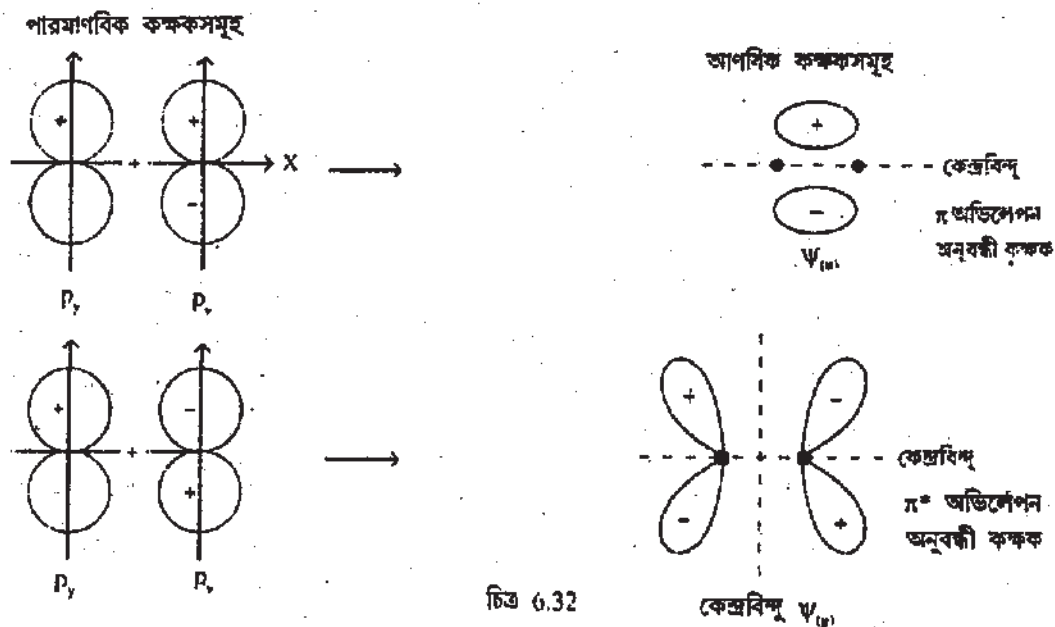


চিত্র 6.31

p-d কক্ষকসমূহের সমন্বয় :

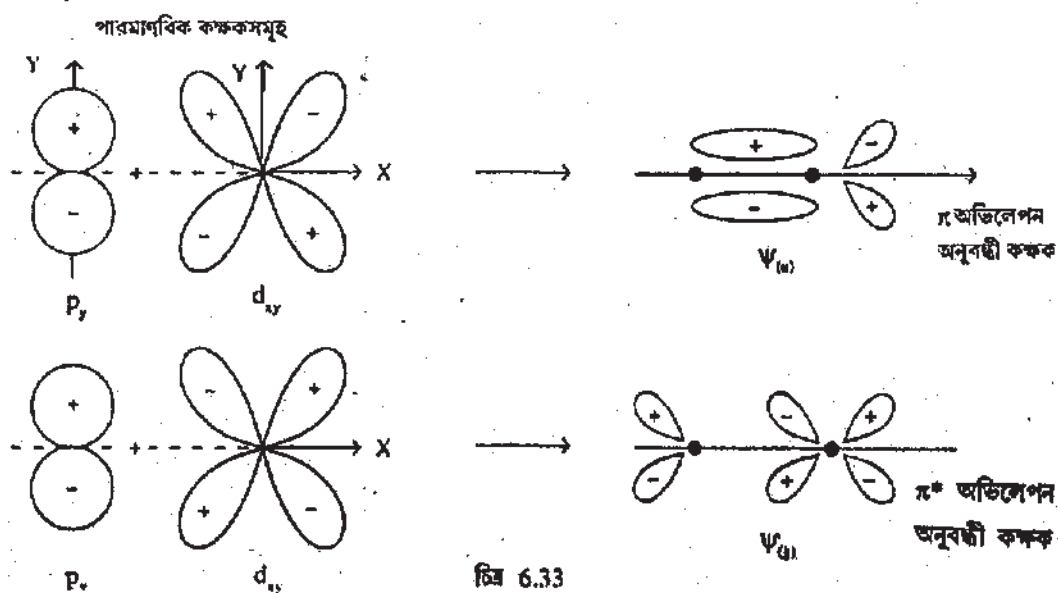
একটি পরমাণুর p-কক্ষক অন্য একটি পরমাণুর d-কক্ষকের সঙ্গে নিম্নলিখিতভাবে অভিলেপন করে অনুবন্ধী ও অননুবন্ধী কক্ষক দেয়। যেহেতু এই কক্ষকগুলির লতি আন্তঃনিউক্লিয়ার রেখা বরাবর থাকে না, তাই অভিলেপনে π -বন্ধনী তৈরী হয় (চিত্র 32)। এই ধরনের বন্ধনী হলে বন্ধন দৈর্ঘ্য ছোট হয় যা ফসফোরাস

ও সালফার অক্সাইড ও অক্সিআসিড যৌগসমূহে বেশী দেখা যায়। এছাড়া সক্রিয়ত মৌলের কার্বনিল ও সায়ানাইড যৌগে ও এই বন্ধনী হয়।



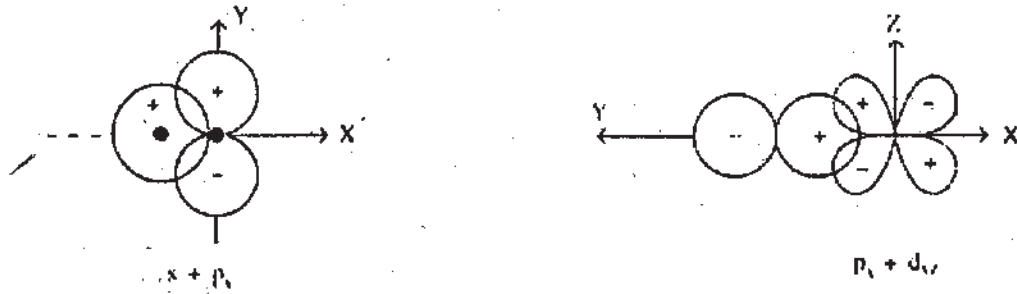
কক্ষকসমূহের সমন্বয়ে অ-বন্ধনী (Nonbonding) :

পারমাণবিক কক্ষকসমূহের অভিলেপনে সাধারণভাবে অনুবন্ধী ও অননুবন্ধী আনব কক্ষক হয়। অনুবন্ধী আনব কক্ষকের শক্তিস্তর পারমাণবিক কক্ষকসমূহের শক্তিস্তর অপেক্ষা কম এবং অননুবন্ধী আনব কক্ষকের



শক্তিস্তর বেশী হয়। অনুবন্ধী আনব কক্ষক হলে ইলেকট্রন ঘনত্ব দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের কেন্দ্রে জমা হয় এবং লতির চিহ্ন এক হতে হয়। একইভাবে অননুবন্ধী আণব কক্ষক হলে ইলেকট্রন কক্ষকের লতির চিহ্ন বিপরীত হয়।

কিন্তু কতকগুলি কক্ষকের সমন্বয় হয় (চিত্র 6.34) যেখানে + এবং + চিহ্নযুক্ত লতির অভিলেপনে কক্ষকগুলি অভিলেপনে কক্ষকগুলি-যতটা সুস্থির হয় ঠিক ততখানি অস্থির হয় সমপরিমাণ + এবং - চিহ্নযুক্ত লতির অভিলেপনে। এর ফলে শক্তির কোন পরিবর্তন হয় না এবং একেই অবন্ধনী (nonbonding) বলে। চিত্রে (6.34) দুটি বিভিন্ন ধরনের পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপনের ফলে উৎপন্ন অবন্ধনী দেখান হয়েছে।



চিত্র 6.34

পারমাণবিক কক্ষকসমূহের সমন্বয়ে কয়েকটি অবন্ধনী তৈরী
(x-অক্ষেরদিকে নির্ভরীয় অক্ষেরদ্বারা ধরা হয়েছে)

6.5.10.1 পারমাণবিক কক্ষকসমূহের রৈখিক সমন্বয়ের নিয়ম (Rules for linear combination of atomic orbitals)

পারমাণবিক কক্ষকগুলি রৈখিক সমন্বয়ে কিভাবে যুক্ত হয় তার জন্য কতকগুলি নির্দিষ্ট নিয়ম আছে। সেগুলি নিম্নরূপ :

(ক) যে কোন পরমাণুর পারমাণবিক কক্ষকগুলি আনবিক কক্ষক তৈরি করতে পারে এবং আনবিক কক্ষকের সংখ্যা সবসময় সব পারমাণবিক কক্ষকের সমষ্টির সমান। আণবিক কক্ষকগুলি যাতে ভালভাবে হয় অথবা সুস্থির হয় তার জন্য সমন্বয়ে যুক্ত পারমাণবিক কক্ষকগুলির শক্তিস্তর সমান বা প্রায় সমান হতে হবে। যখন পারমাণবিক কক্ষকগুলির শক্তিস্তরের পার্থক্য অনেক বেশী হয় তখন তাদের সমন্বয়ে যে আনবিক কক্ষক পাওয়া যায়, গণনা করে দেখা গিয়াছে যে তাদের শক্তিস্তর সমন্বয়ে যুক্ত পারমাণবিক কক্ষকসমূহের শক্তিস্তরের প্রায় সমান, অর্থাৎ পারমাণবিক কক্ষকসমূহের কার্যাকর অভিলেপন হয়নি।

(খ) দুইটি পারমাণবিক কক্ষকের সমন্বয়ে দুইটি আণবিক কক্ষক তৈরী হয় এদের মধ্যে একটির শক্তিস্তর, দুইটি যুক্ত পারমাণবিক কক্ষকের মধ্যে যেটির শক্তিস্তর কম তার থেকেও কম এবং অপরটির শক্তিস্তর, পারমাণবিক কক্ষকসমূহের মধ্যে যেটির শক্তিস্তর বেশী, তার থেকেও বেশী হয়। যে সব আণবিক কক্ষকের শক্তি কম তাদেরকে অনুবন্ধী আণবিক কক্ষক (Bonding molecular orbital) এবং যে সব আণবিক কক্ষকের শক্তি বেশী তাদেরকে অননুবন্ধী আণবিক কক্ষক (Antibonding molecular orbital) বলে। আগেই বলা হয়েছে যে, অননুবন্ধী আণবিক কক্ষকগুলির সুস্থিরতা অনুবন্ধী আণবিক কক্ষকগুলির সুস্থিরতা থেকে কম। যেহেতু এই দুইটি আণবিক কক্ষকগুলির ইলেকট্রন ঘনত্ব বন্ধন অক্ষর (Bondaxis) দুইপাশে সমান, তাই এদেরকে σ (সিগমা) ধরনের আণবিক কক্ষক বলে।

একইভাবে, যে সব পারমাণবিক কক্ষকগুলি যুক্ত হয়ে অনুবন্ধী π আণবিক কক্ষক এবং অননুবন্ধী π^* আণবিক কক্ষক দেয়। যদি x -অক্ষকে বন্ধন অক্ষ ধরা যায় তাহলে দুইটি p_x কক্ষক যুক্ত হয়ে বন্ধন অক্ষ বরাবর একটি অনুবন্ধী ও একটি অননুবন্ধী σ আণবিক কক্ষক দেয়। কিন্তু দুটি p_y কক্ষক বা দুইটি p_z কক্ষক যুক্ত হয়ে দুইটি π আণবিক কক্ষক দেয়। যেহেতু x -অক্ষকে বন্ধন অক্ষ ধরা হয়েছে তাই দুইটি p_y কক্ষকের (বা দুইটি p_z কক্ষকের) সমন্বয় পাশাপাশি হয়।

(গ) সমন্বয়ে যুক্ত পারমাণবিক কক্ষকের লতির চিহ্ন (+ বা -) আণবিক অথবা প্রতিসাম্য (symmetry) কক্ষক তৈরী হতে খুব গুরুত্বপূর্ণ। পারমাণবিক কক্ষকগুলির অভিলেপনে লতিগুলির চিহ্ন একই থাকে। তাহলে অনুবন্ধী আণব কক্ষক এবং বিপরীত চিহ্ন থাকলে অননুবন্ধী আণব কক্ষক তৈরি হয়।

(ঘ) যুক্ত দুটি পারমাণবিক কক্ষকের যোজ্যতা ইলেকট্রনগুলি আণব কক্ষকে সজ্জিত থাকবে ঠিক একইভাবে যেভাবে ইলেকট্রন কোন পারমাণবিক কক্ষকে সজ্জিত থাকে।

অর্থাৎ,

(i) প্রতিটি আণব কক্ষক সর্বোচ্চ দুটি ইলেকট্রন রাখে।

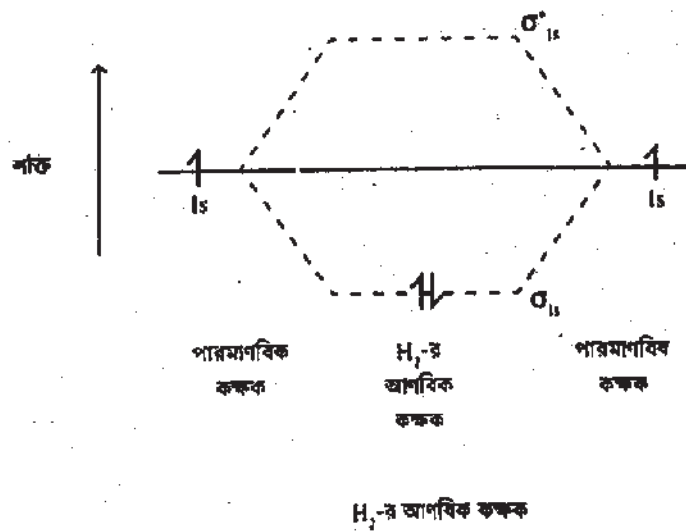
(ii) ইলেকট্রন সবসময় নিম্নতম শক্তিস্তর সম্পন্ন আণব কক্ষকে থাকে। যতক্ষণ পর্যন্ত নিম্নতর শক্তিস্তর পাওয়া যায় ততক্ষণ পর্যন্ত ইলেকট্রন কখনই উচ্চতর শক্তিস্তরে যাবে না (আউফবাউয়ের নীতি, Aufbau Principle)।

(iii) যখন দুইটি একই শক্তিস্তরের আণবিক কক্ষক ফাঁকা থাকে, তখন ইলেকট্রন একটি একটি করে বিজোড়ভাবে দুইটি শক্তিস্তরে থাকে তারপর অতিরিক্ত থাকলে ঐ বিজোড় ইলেকট্রনগুলি জোড় হয় (হাণ্ডের সূত্র)।

6.5.10.2 অনুরূপ দ্বি-পরমাণুক অণুর আনব কক্ষকের উদাহরণ (Examples of Molecular Orbitals for Homonuclear Diatomic Molecule)

হাইড্রোজেন অণু (H_2) :

দুইটি H-পরমাণুর সমন্বয়ে H_2 অণু তৈরী হয়। H-পরমাণুর 1s কক্ষকে একটি ইলেকট্রন থাকে, তাই H_2 অণুতে মোট দুইটি ইলেকট্রন আছে। দুইটি 1s কক্ষকের সমন্বয়ে যে আনব কক্ষক হয় তা নীচের চিত্রে দেখান হল :



চিত্র 6.35

H_2 -অণুর দুইটি ইলেকট্রন আণব কক্ষকের σ_{1s} -কক্ষক (নিম্নতম শক্তিস্তর) অধিকার করে। অর্থাৎ আনব অক্ষকের ইলেকট্রনীয় সংখ্যা হল : σ_{1s}^2 ।

অনুবন্ধী σ_{1s} আণব কক্ষক ইলেকট্রন দ্বারা ভর্তি।

এই মতবাদ অনুযায়ী, H_2 অণুর Bond order (বা কতকগুলি বন্ধনী আছে) তা বের করা হয়।

$$\text{B.O.} = \frac{\text{অনুবন্ধ আণবিক কক্ষে ইলেকট্রনের সংখ্যা} - \text{অনুবন্ধ আণবিক কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা}}{2}$$

$$= \frac{2 - 0}{2} = 1$$

এখানে থেকে বলা যায় যে, H_2 অণুর মধ্যে একটি বন্ধনী বর্তমান, যাকে σ -বন্ধনী বলে। এভাবে H_2 একটি সুস্থির অণু হয়।

হিলিয়াম অণু (He_2) :

He_2 অণু দুটি He পরমাণুর সমন্বয়ে [চিত্র 6.35] তৈরী হয়। প্রত্যেক He পরমাণুর দুইটি ইলেকট্রন আছে তাই He_2 সবশুদ্ধ চারটি ইলেকট্রন থাকে। He_2 অণুর চারটি ইলেকট্রন আগব কক্ষকের σ_{1s} কক্ষক এবং σ_{1s}^* কক্ষকে থাকে (চিত্র 34) He_2 অণুর আগব কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সংজ্ঞা হল : $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2}$

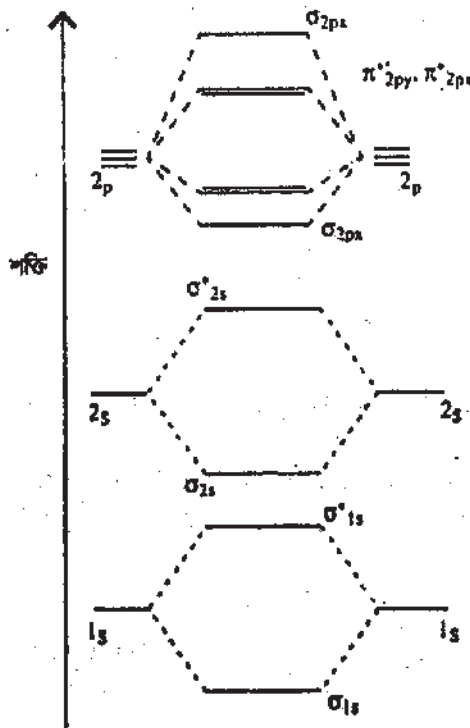
অর্থাৎ, অনুবন্ধী σ_{1s} আগব কক্ষক এবং অননুবন্ধী σ_{1s}^* আগব কক্ষক ইলেকট্রন দ্বারা ভর্তি। সুতরাং He_2 অণুর B. O. (বা কতগুলি বন্ধনী আছে) = $\frac{2-2}{2} = 0$ ।

এখান থেকে বলা যায় যে, He_2 অণুর মধ্যে কোনো বন্ধনী নাই, অর্থাৎ হিলিয়াম একটি এক পরমাণুক অণু।

নাইট্রোজেন, অক্সিজেন, ফ্লোরিন ও নিওন অণু (N_2 , O_2 , F_2 এবং Ne_2) :

N_2 , O_2 , F_2 এবং Ne_2 অণুগুলি যে সব মৌলের পরমাণু দিয়ে গঠিত, তারা সবাই পর্যায় সারণীর দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌল দিয়ে গঠিত এবং এদের প্রত্যেকের 2s ও 2p কক্ষক আছে যদিও ইলেকট্রনের সংখ্যা আলাদা। এই ধরনের পরমাণুর কক্ষকগুলির অভিলেপনে যেভাবে আগব কক্ষকগুলি তৈরি হয় নিম্নলিখিতভাবে দেখান যায়।

আগব কক্ষকগুলির শক্তিরক্রম যেভাবে বৃদ্ধি পায় তাকে নিম্নলিখিতভাবে সাজানো যায় :



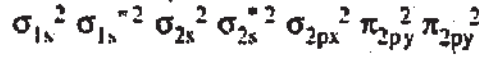
$$\sigma_{1s}, \sigma_{1s}^*, \sigma_{2s}, \sigma_{2s}^*, \sigma_{2p}, \begin{Bmatrix} \pi_{2py} \\ \pi_{2pz} \end{Bmatrix}, \begin{Bmatrix} \pi_{2py}^* \\ \pi_{2pz}^* \end{Bmatrix}, \sigma_{2p}^* \xrightarrow{\text{আগব কক্ষকগুলির শক্তি বৃদ্ধির ক্রম}}$$

চিত্র 6.36

সরলীকৃত আগব কক্ষক ও তাদের শক্তিরক্রম। এখানে s-3p-কক্ষকের মিশ্র ঘরা হয়নি। (x-অক্ষকে নিউক্লীয় অক্ষ হিসাবে ধরা হয়েছে।

N₂ অণু :

নাইট্রোজেন অণুতে মোট 14টি ইলেকট্রন আছে। এদের মধ্যে চারটি থাকে σ_{1s} এবং σ_{1s}^* কক্ষকে, পরের চারটি ইলেকট্রন থাকে σ_{2s} ও σ_{2s}^* কক্ষকে। বাকী ছয়টি ইলেকট্রন থাকে σ_{2px} এবং দুইটি π কক্ষকে সুতরাং আণব কক্ষকে N₂ অণুর ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল :



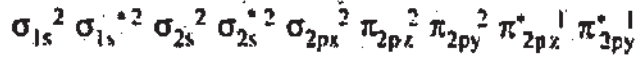
$$\text{Bond order} = \frac{10 - 2}{2} = 3$$

অর্থাৎ N₂ অণুতে তিনটি বন্ধনী যা পরীক্ষিত মানকে সমর্থন করে। প্রকৃতপক্ষে N₂ অণুর উচ্চ বন্ধন শক্তি (942 কিলোজুল প্রতি মোলে) থেকে বলা যায় যে এই অণু খুবই সুস্থির।

O₂ অণু :

আণব কক্ষকের তত্ত্বের ব্যাখ্যা প্রথমে O₂ অণু নিয়েই করা হয়েছিল। এই তত্ত্বের সাহায্যেই O₂ অণুর ধর্ম যোজ্যতা কক্ষের তত্ত্বের চেয়ে (Valence Bond Theory) আরও ভালভাবে বোঝানো সম্ভব।

O₂ অণুতে মোট 16টি ইলেকট্রন আছে। এদেরকে আণব কক্ষকে শক্তিক্রম অনুযায়ী এবং হুণ্ডের সূত্র মেনে সাজালে O₂ অণুর ইলেকট্রনীয় সজ্জা হবে

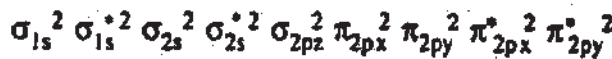


$$\text{O}_2 \text{ অণুর Bond order} = \frac{10 - 6}{2} = 2 \text{ অর্থাৎ এই তত্ত্ব অনুযায়ী O}_2 \text{ অণুতে একটি } \sigma \text{ - ও একটি}$$

π -বন্ধন আছে। যোজ্যতা কক্ষের তত্ত্ব অনুযায়ীও O₂ অণুর 2টি বন্ধনী বলা হয়েছে, কিন্তু এই তত্ত্ব O₂ অণুর প্যারাম্যাগনেটিজম ধর্মের ব্যাখ্যা করতে পারে না। আণব কক্ষের তত্ত্ব অনুযায়ী O₂ অণুর ম্যাগনেটিজম ধর্মের ব্যাখ্যা দেওয়া যায়, কারণ π_{2px}^* ও π_{2py}^* আণব কক্ষকে একটি করে বিজোড় ইলেকট্রন আছে। তাই এর প্যারাম্যাগনেটিজমের মান দুটি বিজোড় ইলেকট্রনের মানের সমান যা পরীক্ষিত মানের কাছে থাকে। এখান থেকে আণব কক্ষ তত্ত্বের বিশ্বস্ততা প্রমাণ করা সম্ভব।

F₂ অণু :

F₂ অণুতে সবশুদ্ধ 18টি ইলেকট্রন থাকে। সুতরাং উপরোক্ত উপায় অবলম্বন করে F₂ অণুর আণব কক্ষকে ইলেকট্রনীয় সজ্জা হবে।



$$\text{অতএব, F}_2 \text{ অণুর Bond order} = \frac{10 - 8}{2} = 1$$

অর্থাৎ F_2 অনুতে একটি বন্ধনী আছে যা শুধুমাত্র σ -বন্ধনী।

Ne_2 অণু :

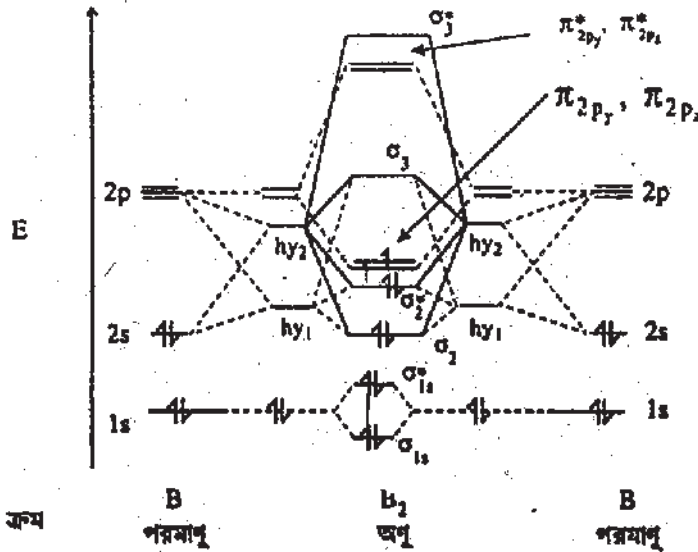
F_2 অনুতে যতগুলিক ইলেকট্রন আছে, তার সঙ্গে আরও দুইটি ইলেকট্রন যোগ করলে Ne_2 অনুর সব ইলেকট্রন হয় এবং এই দুইটি ইলেকট্রন আগব কক্ষকের $6^*_{2p_x}$ এ থাকে। Ne_2 অনুর Bond order-র মান শূন্য, ঠিক He_2 অনুর মত। তাই Ne_2 অনু হয়না অথবা Ne এক পরমাণুক অনু।

6.5.10.3 s- এবং p- কক্ষকের মিশ্রণে উৎপন্ন দ্বি-পরমাণুক অণুর আগব কক্ষক :

উপরে আলোচিত সরলীকৃত আগব কক্ষক বিভিন্ন দ্বিপরমাণুক অণুর কিছু কিছু ধর্ম যেমন, বন্ধনশক্তি, আয়নন শক্তি, চৌম্বক ধর্ম প্রভৃতি ব্যাখ্যা করতে পারে। কিন্তু এই সরলীকৃত চিত্র কিছু কিছু অণুর ক্ষেত্রে একদম মেলেনা। যেমন, এই চিত্র অনুযায়ী B_2 অনু ডায়াম্যাগনেটিক প্রকৃতিপক্ষে B_2 অণু প্যারাম্যাগনেটিক এবং B_2 অনুতে দুটি বিজোড় ইলেকট্রন বর্তমান। আবার এই চিত্র অনুযায়ী C_2 অণু প্যারাম্যাগনেটিক এবং দুটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকার কথা, কিন্তু পরীক্ষায় প্রমাণিত হয়েছে যে C_2 অণু ডায়াম্যাগনেটিক।

এই সমস্যার সমাধান হয় যদি ভাবা যায় যে 2s এবং 2p কক্ষকের শক্তির পার্থক্য কম, তাই একটি পরমাণুর 2s এবং 2p কক্ষক আলাদা আলাদাভাবে অন্য পরমাণুর 2s এবং 2p কক্ষকের সঙ্গে অভিলেপন না করে প্রথমে 2s এবং 2p-র যে কক্ষকগুলি একই symmetry-র সেগুলি নিজেদের মধ্যে সংকরায়িত হয়। দুটি পরমাণুর এধরনের সংকর কক্ষকগুলি পরে মিশ্রিত হয়ে আগব কক্ষক তৈরী করে। F-র ক্ষেত্রে 2s এবং 2p কক্ষকের শক্তির পার্থক্য অনেক বেশী (প্রায় 2500 কিলোজুল প্রতি মোল) থাকায় F_2 অনুর আগব কক্ষক অনেকটা চিত্র 6.36-এর মতন কিন্তু যত 2s ও 2p কক্ষকের শক্তির পার্থক্য কমতে থাকে (যেমন Li পরমাণুর ক্ষেত্রে এই পার্থক্য প্রায় 200 কিলোজুল প্রতিমোল) 3s এবং 2p কক্ষকের সংকরায়ন হয় (চিত্র 6.37)।

B_2 অণু :



চিত্র 6.37
 B_2 অণুর শক্তির ক্রম

2s এবং 2p-র যে কক্ষকগুলির একই Symmetry-র তাদের মিশ্রনে উৎপন্ন কক্ষকগুলি সংকর কক্ষক হওয়ার জন্য তাদেরকে hy এবং hy_2 দ্বারা চিহ্নিত করা হয়েছে। দুটি B পরমাণুর এধরনের সংকর কক্ষকগুলির অভিলপনে যে আণব কক্ষকসমূহ হয় তাদেরকে শক্তির ক্রম অনুসারে চিত্রে সাজানো হয়েছে (চিত্র 6.37) সুতরাং B_2 অনুতে (মোট 10টি ইলেকট্রন) আণব ইলেকট্রনীয় সজ্জা হল :

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_2)^2 (\sigma_2^*)^2 (\pi_{2py})^1 (\pi_{2pz})^1$$

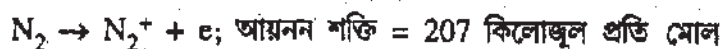
এই সজ্জা থেকে দেখা যায় যে B_2 অণুতে একটি করে দুটি ইলেকট্রন দুইটি আলাদা π আণব কক্ষকে থাকে। এই বিজোড় ইলেকট্রন থাকার জন্য B_2 অণু প্যারাম্যাগনেটিক এবং ম্যাগনেটিক মোমেন্টের (Magnetic moment)-র মান দুটি বিজোড় ইলেকট্রনের জন্য যা হয় তার সমান। এভাবে B_2 অণুর চৌম্বক ধর্ম ও স্থায়িত্ব ব্যাখ্যা করা হয়।

একইভাবে C_2 অণুর (মোট 12টি ইলেকট্রন) আণব ইলেকট্রনীয় সজ্জা লেখা যায়।

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_2)^2 (\sigma_2^*)^2 (\pi_{2py})^2 (\pi_{2pz})^2$$

লক্ষ্যনীয় যে C_2 অণুর বহিঃস্থ ইলেকট্রনীয় সজ্জার প্রতিটি π আণব কক্ষে দুইটি করে ইলেকট্রন থাকায় C_2 অণু ডায়াম্যাগনেটিক।

2s ও 2p কক্ষকের মিশ্রনে উৎপন্ন সংকর কক্ষকের সাহায্যে যে আণব কক্ষক হয় তার সাহায্যে N_2 অণুর আয়নন ধর্ম (ionisation property) ব্যাখ্যা করা যায়। N_2 অণুর আয়নন শক্তি (ionisation energy)



এই উচ্চ আয়নন শক্তি সম্ভব নয় যদি N_2 অণুর বহিঃস্থ ইলেকট্রন π -আণব কক্ষকে থাকে অর্থাৎ সরলীকৃত আণব কক্ষকের শক্তিক্রম অণুযায়ী ইলেকট্রন সজ্জিত করলে (চিত্র 6.36) N_2 -র বহিঃস্থ দুইটি ইলেকট্রন π -আণব কক্ষকে থাকে, যা থেকে একটি ইলেকট্রন বহিস্কারে অত উচ্চ শক্তির প্রয়োজন হয় না। কিন্তু 2s ও 2p কক্ষকের মিশ্রনে উৎপন্ন সংকর কক্ষকের সাহায্যে আণব কক্ষকে সাজালে ইলেকট্রনীয় সজ্জা হয়।

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_2)^2 (\sigma_2^*)^2 (\pi_{2py})^2 (\pi_{2pz})^2 (\sigma_2)^2$$

অর্থাৎ N_2 -র সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন σ -আণব কক্ষকে থাকায় তা থেকে ইলেকট্রন বহিস্কারে উচ্চশক্তির প্রয়োজন হয়।

6.5.10.4 অসম দ্বি-পরমাণুক অণুর আণব কক্ষকের উদাহরণ (Examples of Molecular Orbitals for Heteronuclear Diatomic Molecule)

বিভিন্ন পরমাণুর কক্ষকগুলির শক্তির তারতম্যের জন্য অসম দ্বি-পরমাণুক অণুর অনুবন্ধ আণব কক্ষক তৈরি হওয়ার সময় ইলেকট্রনগুলি যে পরমাণুর তড়িৎ-ঋণাত্মকতা বেশী তার দিকে সরে যায় এবং অননুবন্ধ আণব কক্ষক তৈরি হওয়ার সময় ইলেকট্রনগুলি যে পরমাণুর তড়িৎ-ঋণাত্মকতা কম তার দিকে সরে যায়। সুতরাং অনুবন্ধ আণব কক্ষক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণুর পারমাণবিক কক্ষের মত হয় এবং অননুবন্ধ আণব

কক্ষক কম তড়িৎঋণাত্মক পরমাণুর পারমাণবিক কক্ষকের মত হয়। নীচে কয়েকটি দ্রবী় অণুর আণব কক্ষকের গঠন আলোচনা করা হল।

CO অণু (CO-molecule) :

CO এবং N_2 সমইলেকট্রন বিশিষ্ট অণু। CO অণুতে অক্সিজেন কার্বন অপেক্ষা বেশী তড়িৎ ঋণাত্মক। সুতরাং যে সব ইলেকট্রন বন্ধনী তৈরিতে কাজে লেগেছে তারা অনেক বেশী স্থায়ী হবে যখন তারা অক্সিজেন নিউক্লিয়াসের কাছে ঘেসে থাকে অর্থাৎ CO অণুতে ইলেকট্রন ঘনত্ব অক্সিজেন পরমাণুর দিকে বেশী থাকে। এই ধরনের ইলেকট্রন সরণ N_2 অণুতে হয় না।

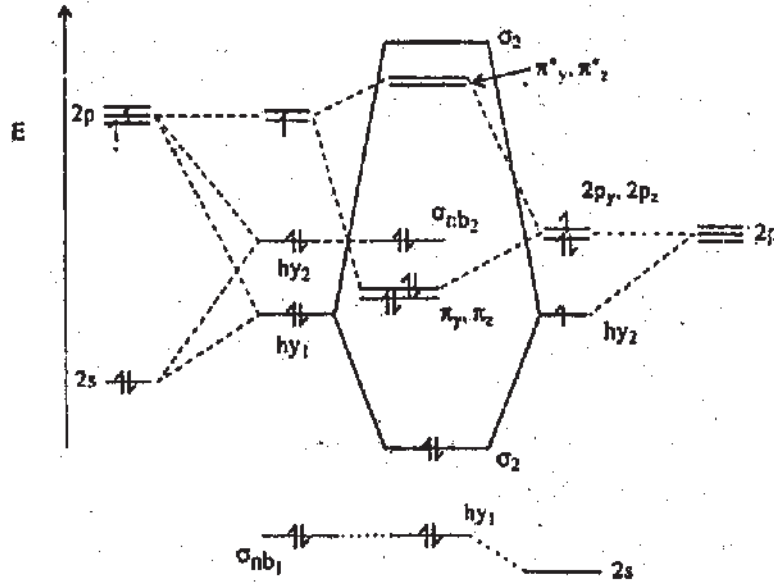
অসম দ্বি-পরমাণুক অণুর একটি পরমাণুর পারমাণবিক কক্ষক অন্য পরমাণুর থেকে কম শক্তির হলে প্রথমটি পরমাণুর বেশি অংশ অনুবদ্ধ আনবিক কক্ষক তৈরী করে অর্থাৎ।

$$\psi_b = a\psi_A + b\psi_B \quad \dots(1)$$

যেখানে $b > a$, যখন 'B' পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা 'A' পরমাণু অপেক্ষা বেশী। আবার, সব থেকে স্থায়ী কক্ষক অননুবদ্ধ আণব কক্ষক তৈরিতে সব চাইতে কম অংশ (contributes less) দেয় অর্থাৎ

$$\psi_a = b\psi_A + a\psi_B \quad \dots(2)$$

CO অণুতে অণুবদ্ধ আণব কক্ষক অক্সিজেনের পারমাণবিক কক্ষকের মতন এবং অননুবদ্ধ আণব কক্ষক কম তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু 'C'-র পারমাণবিক কক্ষকের মতন। যতগুলি পারমাণবিক কক্ষকযুক্ত হয় এখানেও ততগুলিই আণব কক্ষক তৈরী হয় এবং প্রতিটি কক্ষকের একই অংশ আণব কক্ষক তৈরী হতে লাগে। যেমন, যদি কার্বনের পারমাণবিক কক্ষকের অংশ অনুবদ্ধ আণব কক্ষক তৈরী হতে কম লাগে তাহলে বেশী অংশ লাগবে অননুবদ্ধ আণব কক্ষক তৈরী হতে। CO-র শক্তিস্তরের ছবি নীচের চিত্রে (6.38) দেওয়া হলো।



C পারমাণবিক কক্ষক

C সংকরায়ণ কক্ষক

CO আণবিক কক্ষক

O সংকরায়ণ কক্ষক

O পারমাণবিক কক্ষক

চিত্র 6.38

CO অণুতে মোট 14টি ইলেকট্রন (C-র 6টি এবং O-র 8টি) আছে। চিত্রে C-র 1s-র এবং O-র 1s-র অভিলেপন দেখান হয়নি। যেহেতু C-র এবং O-র সংকরায়িত কক্ষকগুলির শক্তিস্তর একই জায়গায় থাকে না অর্থাৎ C-র সংকরায়িত শক্তিস্তর 'C' পারমাণবিক কক্ষকের শক্তিস্তরের প্রায় কাছাকাছি এবং O-র সংকরায়িত শক্তিস্তর 'O' পারমাণবিক কক্ষকের শক্তিস্তরের কাছাকাছি। তাই, দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় যেগুলি না বন্ধনী কক্ষকে আছে (nonbonding, σ_{nb}) সেগুলি সবই নীচের শক্তিস্তরে আছে। যে জোড় ইলেকট্রন যা অক্সিজেনের নিঃসঙ্গ জোড় হিসাবে থাকে তার বেশিটাই s-ইলেকট্রন, তাই খুবই স্থিতি, আর একজোড় 'C'-র হাতে 'p'-র ভাগ বেশী, তুলনামূলকভাবে শক্তিস্তরের নীচে থাকে আর 3টি ইলেকট্রন একটি σ এবং দুটি π আণব কক্ষকে আছে।

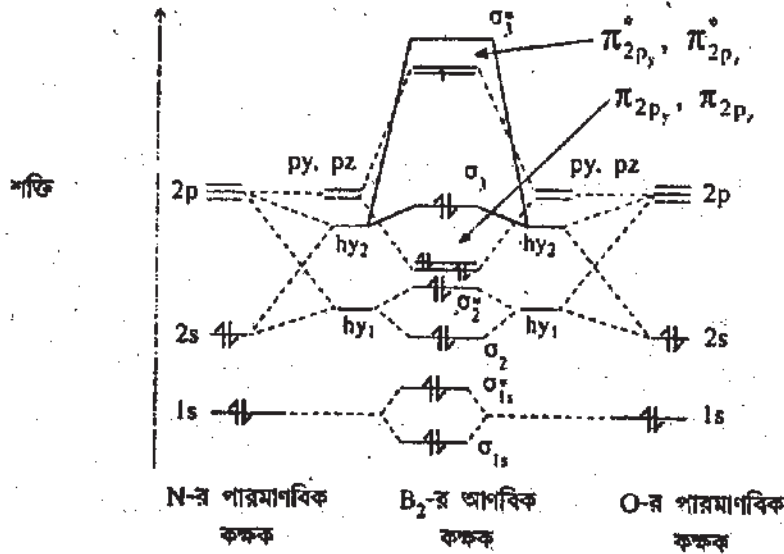
অতএব CO-র আণব ইলেকট্রনীয় সম্ভা হল :

$$\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{nb}^2 \sigma_2^2 (\pi_y \pi_z)^4 (\sigma_{nbz})^2$$

এবং CO-র Bond order = $\frac{8-2}{2} = 3$

NO অণু :

NO অণুতে মোট 15টি ইলেকট্রন আছে (N-র 7টি এবং O-র 8টি ইলেকট্রন)। N ও O পরমাণুগুলির তড়িৎঋণাত্মকতার পার্থক্য খুব বেশী নয় বলে, ওদের পারমাণবিক কক্ষকের শক্তিস্তরের খুব পার্থক্য হয় না। NO-র আণবিক কক্ষক চিত্রে (6.39) দেওয়া হলো।



চিত্র 6.39

NO-র আণব ইলেকট্রনীয় সম্ভা হল :

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_2)^2 (\sigma_2^*)^2 (\pi_{2py})^2 (\pi_{2pz})^2 (\sigma_3)^2 (\pi_{2py}^*)^1$$

ইলেকট্রনীয় সম্ভা থেকে দেখা যায় যে, NO অনুর সর্ববহিঃস্থ অননুবদ্ধ আগব কক্ষকে একটি ইলেকট্রন আছে। তাই NO প্যারাম্যাগনেটিক।

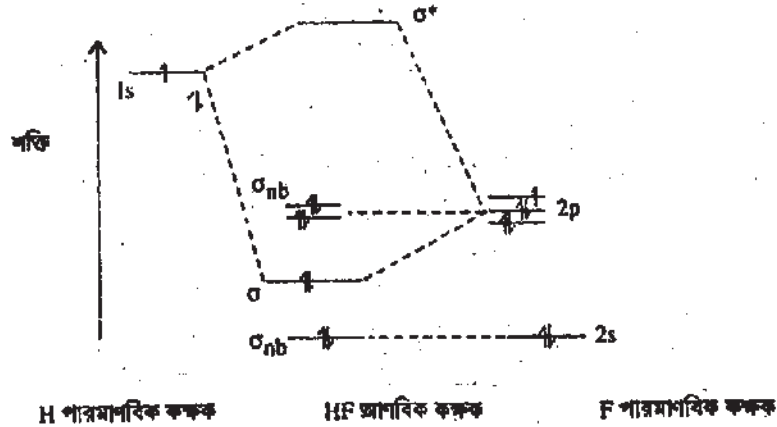
$$\text{অতএব, NO-র Bond order} = \frac{10-5}{2} = 2.5$$

‘NO’র বন্ধন দৈর্ঘ্য 115 পিকোমিটার (pm)। অননুবদ্ধ আগব কক্ষকে একটি ইলেকট্রন থাকায় NO অনুর সহজে আয়নন হয় অর্থাৎ বিজোড় ইলেকট্রনটিকে সহজেই অপসারিত করা যায় :



উৎপন্ন নাইট্রোসিল আয়নে NO⁺, N ও O-র বন্ধন দৈর্ঘ্য আরও কমে যায় (106 pm) এবং NO⁺-র Bond order হয় ‘3’। আবার অননুবদ্ধ আগব কক্ষকে একটি ইলেকট্রন যোগ করলে Bond order কম হয় এবং বন্ধন দৈর্ঘ্যেরও বৃদ্ধি হয়।

HF অণু :



চিত্র 6.40

HF আণবিক কক্ষক গঠনে (চিত্র 6.40) H এবং F পরমাণুগুলির কোন কোন কক্ষকের symmetry-র মিল আছে তা বিচার করা দরকার। H-র একটি ইলেকট্রন 1s-কক্ষকে আছে। যেহেতু 1s কক্ষক শুধুমাত্র σ-বন্ধনী করতে পারে তাই তা ‘F’-র 2s এবং 2p (শুধুমাত্র 2p_z) উভয় কক্ষকের সঙ্গে অভিলেপন করতে পারে। কিন্তু শক্তিস্তর দিয়ে বিচার করলে ‘F’-র 2s ও 2p কক্ষকসমূহ H-র 1s কক্ষকের চেয়ে অনেক নীচে থাকে। তাই F-র 2s কক্ষক না-বন্ধনী কক্ষক হিসাবে থেকে যায়। একটি মাত্র σ-বন্ধনী হয় H-র 1s কক্ষক এবং F-র 2p_z কক্ষকের অভিলেপনে। ‘F’-র অন্য 2p কক্ষকগুলির (অর্থাৎ 2p_x ও 2p_y) কোন নির্দিষ্ট symmetry না থাকতে তারা বন্ধনী করতে পারে না, তাই তারাও না-বন্ধনী হিসাবে থাকে।

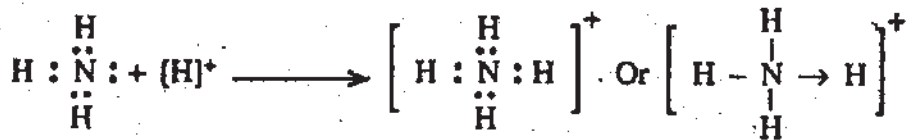
সুতরাং HF অনুতে একটি σ-বন্ধনী ও তিন জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় না-বন্ধনী কক্ষতে থাকে।

N_2^+ অনুর বন্ধন দৈর্ঘ্য N_2 অণু বন্ধন দৈর্ঘ্য অপেক্ষা $0.02 \text{ \AA}$ বড় কিন্তু NO^+ -এর বন্ধন দৈর্ঘ্য NO -এর বন্ধন দৈর্ঘ্য অপেক্ষা $0.09 \text{ \AA}$ কম। M.O. তত্ত্বের সাহায্যে ব্যাখ্যা করুন।

6.6 অসমযোজী বন্ধন (Coordinate Bond)

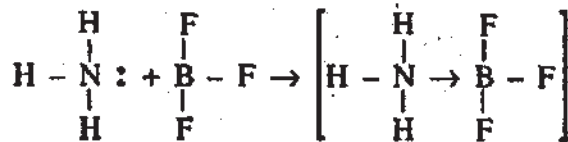
সমযোজী বন্ধনে যুক্ত পরমাণুদ্বয়ের প্রত্যেকটি একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে ইলেকট্রন জোড় তৈরি করে। কিন্তু অসমযোজী বন্ধনে একটি পরমাণুই এক জোড় ইলেকট্রন অন্য পরমাণুকে দেয়। বিনিময়ে অন্য পরমাণুটি কিছুই দেয়না। যেহেতু অসমযোজী বন্ধনে, দুটি ইলেকট্রনই দুটি পরমাণুর মধ্যে থাকে ঠিক সমযোজী বন্ধনের মত। সেজন্য এই দুটি বন্ধনের তফাৎ হল তাদের গঠনের পার্থক্য। কিন্তু তৈরি হবার পর সমযোজী বন্ধন ও অসমযোজী বন্ধন একই হয়। যে পরমাণু এক জোড় ইলেকট্রন দান করে তাকে দাতা (Donor) এবং যে পরমাণু ইলেকট্রন গ্রহণ করে তাকে গ্রহীতা (Acceptor) বলে।

উদাহরণস্বরূপ NH_3 অণু যদিও সুস্থির অণু তথাপি NH_3 তার নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় দান করে হাইড্রোজেন আয়নের (H^+) সঙ্গে বিক্রিয়া করে এবং NH_4^+ আয়ন তৈরি করে। এখানে NH_3 অনুর 'N' পরমাণু হল দাতা এবং H^+ হল গ্রহীতা।



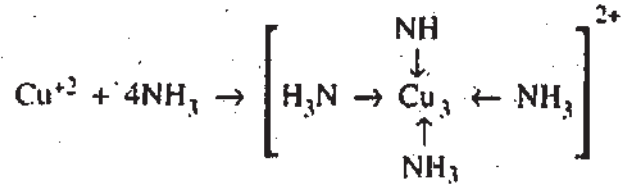
অসমযোজী বন্ধনকে ($\rightarrow$) তীর চিহ্ন দিয়ে চিহ্নিত করা হয়।

একইভাবে, NH_3 এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন BF_3 অনুকে দান করে। BF_3 অনুতে B-র বাইরে 6টি ইলেকট্রন আছে। H_3N অনুর 'N'-র কাছ থেকে আরও দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে BF_3 অনুর 'B' তার বাইরের কক্ষ 8টি ইলেকট্রন পূর্ণ করে। তাই BF_3 (বা B) হল গ্রহীতা।



অন্যান্য উদাহরণের মধ্যে PCl_5 (ফস্ফোরাস পেন্টাক্লোরাইড) ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) থেকে এক জোড়া ইলেকট্রন গ্রহণ করে PCl_6^- আয়ন দেয়।

অজৈব জটিল লবণও অসমযোজী বন্ধনে তৈরি হয়। যেমন, Cu^{2+} আয়নের জলীয় দ্রবনে অতিরিক্ত NH_3 দ্রবণ মেশালে জলীয় দ্রবণের রঙ গাঢ় নীল হয় এবং উৎপন্ন যৌগটি কিউপ্রিক টেট্রামিনের, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ হয়। এখানে NH_3 অনু দাতা এবং Cu^{2+} অনুগ্রহীতা।



6.7 ধাতব বন্ধন (Metallic Bond)

ধাতুর পরমাণুগুলি ধাতব মৌলে কিভাবে যুক্ত থাকে তা জানার জন্য সাধারণভাবে ধাতুর যে যে বৈশিষ্ট্যপূর্ণ ভৌতধর্মগুলি আছে তা জানা দরকার সেগুলি হল

- (ক) সবাই অধিক তাপ ও তড়িৎ পরিবহন করে
- (খ) সবারই বিশিষ্ট ধাতব-দ্যুতি বা ঔজ্জ্বল্য আছে (সাধারণভাবে চক্চকে ভাব)
- (গ) সবাই নমনীয় এবং প্রসারণক্ষম (malleable & ductile)
- (ঘ) সবাই প্রায় নির্দিষ্ট কেলাসের আকৃতি ধারণ করে এবং
- (ঙ) সবাই খুব তাড়াতাড়ি Alloy তৈরি করে

ধাতুর অধিক তড়িৎ-পরিবহন (বা তাপ-পরিবহন) ক্ষমতা ব্যাখ্যা করা হয় মুক্ত ইলেকট্রনের যার্ডা আসার উপর। পর্যায়সারণীতে কার্বনের বাম দিকে যে সব মৌল থাকে তারা সবাই ধাতু। কিন্তু এই মৌলগুলির বহিঃস্থ কক্ষকে মুক্ত ইলেকট্রন সংখ্যা খুব কম থাকে যদিও তাদের মুক্ত কক্ষক থাকে। ধাতুর বন্ধনী এবং তড়িৎ-পরিবহন ব্যাখ্যার জন্য উভয় ক্ষেত্রেই বহিঃস্থ কক্ষকে মুক্ত ইলেকট্রন এবং মুক্ত কক্ষক থাকা আবশ্যিক। এছাড়া ধাতুর তড়িৎ পরিবহন ক্ষমতা তাপমাত্রা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে কমে যায়।

সমস্ত ধাতুই চক্চকে দেখায়, বিশেষতঃ এর মসৃণ তলগুলি। প্রকৃতপক্ষে কপার এবং গোল্ড বাদে সব ধাতুই রূপালী। এই চক্চকে বা ঔজ্জ্বল্যভাব যে কোন কোন (angle) থেকেই দেখা যায় (অধাতুর এই ঔজ্জ্বল্যতা বিশেষ দেখা যায় না। শুধুমাত্র সালফার এবং আয়োডিন ছাড়া)। সেজন্য ধাতুকে কখনও কখনও আয়না হিসাবেও ব্যবহার করা হয় কারণ ধাতব তল সব কোণ থেকেই আলোর রেখা প্রতিফলিত করে। এর কারণ ধাতুতে মুক্ত ইলেকট্রন থাকার জন্য তার উপর আলো আপতিত হলে ইলেকট্রন আলো গোবন

করে। তারপরে যখন উত্তেজিত ইলেকট্রন সুস্থির অবস্থায় ফিরে যায় তখন আলো বিকিরণ করতে থাকে। যেহেতু যে কোন তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের আলো শোষিত হয় এবং তার পরপরই প্রায় সব আলো বিকিরিত হতে থাকে এজন্যই চক্চকে ভাব দেখায়।

ধাতুর নমনীয়তা এবং প্রসার্যক্ষমতা ধাতুরই একটি ধর্ম এখান থেকে বোঝা যায় যে ধাতু বিকৃত হতে বিশেষ বাধা দেয়না অর্থাৎ ধাতু এমনই তার গঠনাকৃতির মধ্যেই বিশাল বাঁধন শক্তি (Cohesive energy) বিদ্যমান। পরীক্ষা করে দেখা গিয়েছে যে পর্যায়সারণীতে গ্রুপ I থেকে গ্রুপ II বা তা থেকে গ্রুপ III-তে যত যাওয়া যায় বাঁধনশক্তি বাড়তে থাকে। এছাড়া বাঁধন শক্তি বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে ধাতুর গলনাঙ্ক বা স্ফুটনাঙ্ক বাড়তে থাকে। বাঁধন শক্তির মান একটা সীমার মধ্যে ওঠানামা করে, কিন্তু প্রায় জালকশক্তির মানের কাছাকাছি হয় যা আয়নীয় কেলাসে আয়নগুলিকে পরস্পরের সঙ্গে ধরে রাখে।

বাঁধন শক্তি এবং ধাতুর গঠনাকৃতি সম্পর্কিত দুটি নিয়ম আছে। এগুলি হল—

(i) ধাতুর বন্ধনী শক্তি (bonding energy) বন্ধনীতে যুক্ত ধাতব পরমাণুর প্রত্যেকটিতে কতগুলি বিজোড় সংখ্যার গড় ইলেকট্রন আছে তার উপর নির্ভর করে।

(ii) বন্ধনীতে যুক্ত প্রত্যেক পরমাণুর s এবং p কক্ষকের ইলেকট্রন সংখ্যা উপর ঐ ধাতু কি রকম গঠনাকৃতির হবে তা নির্ভর করে।

প্রথম সূত্রের উদাহরণ হিসাবে পর্যায় সারণীর গ্রুপ (I), (II) এবং (III)-র ধাতুর বহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনগুলি ধরতে পারি। গ্রুপ (I) ধাতুর বহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনীয় সঙ্খ্যা ns অর্থাৎ বন্ধনীর জন্য মাত্র একটি ইলেকট্রন আছে গ্রুপ (II) ধাতুর, সুস্থির অবস্থায় বহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনীয় সঙ্খ্যা ns^2 এবং উত্তেজিত অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সঙ্খ্যা হয় $ns^1 np^1$ অর্থাৎ দুইটি বিজোড় ইলেকট্রন, যা কেবল দুটি বন্ধনী করতে পারে। আবার গ্রুপ (III)-র অন্তর্গত ধাতুর, সুস্থির অবস্থায় বহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনীয় সঙ্খ্যা হল $ns^2 np^1$ । উত্তেজিত অবস্থায় ইলেকট্রনীয় সঙ্খ্যা $ns^1 np^2$ অর্থাৎ গ্রুপ (III)-তে তিনটি ইলেকট্রন ধাতব বন্ধনীর জন্য আছে প্রভৃতি।

s এবং p কক্ষকের যতগুলি ইলেকট্রন ধাতব কেলাসের বন্ধনীতে কাজে লাগে তার সঙ্গে কেলাসের গঠনাকৃতির একটা সম্পর্ক দ্বিতীয় সূত্রের সাহায্যে পাওয়া যায়। নীচের সারণীতে (সারণী 13) এই সম্পর্ক দেখান হয়েছে।

সারণী 13 : ধাতব কেলাসে অংশগ্রহণকারী s এবং p কক্ষকের ইলেকট্রন সংখ্যা এবং সম্ভাব্য গঠনাকৃতি

ধাতব বন্ধনীতে অংশগ্রহণকারী s ইলেকট্রন সংখ্যা (প্রতি পরমাণুতে)	গঠনাকৃতি
1.5-র কম	মেহকেন্দ্রিক ঘনকাকার (body centred cubic)

ধাতব বন্ধনীতে অংশগ্রহণকারী s ইলেকট্রন সংখ্যা (প্রতি পরমাণুতে)	গঠনাকৃতি
1.7-2.1	ষড়ভুজাকৃতি নিকট আবদ্ধ (Hexagonal close packed)
2.5-3.2	পৃষ্ঠ কেন্দ্রিক ঘনাকাকার (face centred cubic or cubic close-packed)
4.0-র কাছাকাছি	ডায়মণ্ড গঠনাকৃতির ধাতু নয়।

গ্রুপ I-র ধাতুর গঠনাকৃতি দেহ কেন্দ্রিক ঘনাকাকার, সুতরাং দেখা যাচ্ছে যে উপরের সূত্র এখানে খাটছে। গ্রুপ II-র শুধুমাত্র Be ও Mg ধাতু ষড়ভুজাকৃতির এবং উপরোক্ত সূত্র এখানেও মেনে চলে। গ্রুপ (III)-র Al ধাতু গঠনাকৃতির সূত্র অনুযায়ী যা হওয়ার কথা তাই দেখা যায় অর্থাৎ পৃষ্ঠকেন্দ্রিক ঘনাকাকার। কিন্তু সবসময় উপরের সূত্রানুযায়ী সম্ভাব্য গঠনাকৃতি ঠিক হয় না; যেমন, Ca এবং Sr উভয়েই গ্রুপ II-র মৌল কিন্তু এদের গঠনাকৃতি পৃষ্ঠকেন্দ্রিক ঘনাকাকার। আবার উচ্চ তাপমাত্রায় সমস্ত ধাতুই সাধারণভাবে নিকট আবদ্ধ (Closed packed) গঠনাকৃতির যেখানে সর্বগাঙ্ক (coordination number) 12। ধাতুর নিকট আবদ্ধতা দুভাবে হয় এবং তা নির্ভর করে পাশাপাশি তলের আকৃতির উপর। যেমন পৃষ্ঠকেন্দ্রিক ঘনাকাকারে ABCABC এবং ষড়ভুজাকৃতি নিকট আবদ্ধে AB AB প্রকৃতি। যে সব ধাতুর গঠনাকৃতি দেহকেন্দ্রিক ঘনাকাকার তাদের ক্ষেত্রে 8টি নিকটতম পরমাণু এবং তার থেকে একটু দূরে (15% দূরে 6টি পরমাণু থাকে, অর্থাৎ দেহকেন্দ্রিক ঘনাকাকার গঠনাকৃতিতে সর্বগাঙ্ক 14 যদি সব পরমাণুকে একই দূরত্বে আছে ধরা যায়। ধাতুর নমনীয়তা ও প্রসার্যক্ষমতা নির্ভর করে দুটি পাশাপাশি তলের পরমাণুগুলির পিছলাইবার প্রবণতার উপর।

যদি কোন ধাতুর বহিঃস্থ ইলেকট্রনগুলি (বা যোজ্যতা ইলেকট্রনগুলি) অনেক বন্ধনীতে ছড়িয়ে থাকে, তাহলে প্রতিটি বন্ধনী দুর্বল হয় এবং লম্বা হয়। যেমন ক্ষার ধাতুগুলি বাষ্প অবস্থায় দ্বি-পরমাণুক হিসাবে থাকে। তাই ধাতব কেলাসে দুটি পরমাণুর মধ্যে বন্ধন দৈর্ঘ্য দ্বি-পরমাণুক অনু হিসাবে বন্ধন দৈর্ঘ্যের তুলনায় বেশি হয় (সারণী 14)।

সারণী 14 : M_2 অনুতে এবং ধাতব কেলাসে বন্ধন দৈর্ঘ্য

M	M_2 অনুতে দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}$)	ধাতব কেলাসে বন্ধন দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}$)
Li	2.67	3.04
Na	3.08	3.72

M	M_2 অনুতে দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}^\circ$)	ধাতব কেলাসে বন্ধন দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}^\circ$)
K	3.92	4.62
Rb	4.22	4.86
Cs	4.50	5.24

যদিও ধাতব কেলাসে আন্তঃপারমাণবিক দূরত্ব অনেক বেশী এবং বন্ধনীগুলি দুর্বল, তবুও কেলাসে অনেক পরমাণু একত্রে থাকে (M_2 অপেক্ষা) এবং ধাতব কেলাসে বন্ধনী শক্তি (Bonding energy) অনেক বেশী। এটা বোঝা যায় ধাতব কেলাসের বাষ্পায়ন শক্তি (Enthalpy of sublimation) এবং M_2 অনুর ভাঙনের শক্তি (Enthalpy of dissociation) তুলনা করে (সারণী 15)

সারণী 15 : ধাতুর বাষ্পায়ন শক্তি এবং M_2 -র ভাঙনের শক্তি তুলনা

M	M_2 অনুতে দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}^\circ$)	ধাতব কেলাসে বন্ধন দৈর্ঘ্য ($\text{\AA}^\circ$)
Li	161	54
Na	108	38
K	90	26
Rb	82	24
Cs	78	21

ধাতব বন্ধনীর তত্ত্ব (Theory of Bonding in metals) :

ধাতু এবং অ্যালয়ে (Alloy)-র বন্ধনী এবং ঘটনাক্রম আয়নীয় এবং সমযোজী যৌগের বেলায় যেভাবে ব্যাখ্যা পাওয়া যায় ঠিক ততখানি ব্যাখ্যা পাওয়া সম্ভব হয়নি। ধাতব বন্ধনীর তত্ত্বের দুটি দিক লক্ষ্য রাখতে হয়—একই ধরনের অসংখ্য পরমাণুর সমন্বয় বিগত ধাতুতে কী করে হয় এবং বিভিন্ন ধাতুর অনেক পরমাণু অ্যালয়ে কীভাবে একসঙ্গে সংঘবদ্ধ থাকে। এই তত্ত্ব সমযোজী বন্ধনের তত্ত্বের মত হয় না কারণ ধাতু যখন তরল অবস্থায় থাকে বা ধাতুকে কোন দ্রাবকে দ্রবীভূত করা হয় তখনও যে ধাতুর ধর্মই অটুট রাখে। একই সঙ্গে এই তত্ত্বে ইলেকট্রনের গতির কথাও ব্যাখ্যা করা হবে।

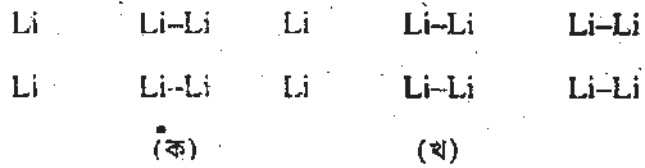
মুক্ত ইলেকট্রন তত্ত্ব (Free electron theory) :

1900 সালে 66 (Drude) প্রথম তত্ত্বের অবতারণা করেন। তাঁর মতে ধাতুর ইলেকট্রনগুলি জালিকাতে (Lattice) থেকে মুক্তভাবে যাতায়াত করে অনেকটা গ্যাসীয় অনুগুলি যেমন ইচ্ছা যাওয়া আসা করে। লরেন্স 1923 সালে ড্রুডের তত্ত্বের সংশোধন করে যে ব্যাখ্যা দেন তা হল ধাতু হল কতকগুলি কঠিন গোলাকার

ধনাত্মক আয়ন জালকের সমষ্টি যেগুলি সম্মিলিত ও মুক্ত অবস্থায় যোজ্যতা ইলেকট্রন গ্যাসের মধ্যে নিমজ্জিত থাকে। এই model ধাতুর ইলেকট্রনগুলির গতিশীলতা ব্যাখ্যা করতে পারে এবং ধাতব কেলাসে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আধানের সমতায়ও রক্ষা করে। এছাড়া এই মডেলের সাহায্যে খুব সাধারণভাবে বোঝা যায় যে কেন যোজ্যতা ইলেকট্রন বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে পরমাণুগুলির মধ্যে বান্ধন শক্তি (cohesive energy) বৃদ্ধি পায়। ইলেকট্রনসমূহের মুক্তভাবে যাতায়াত ধাতুর তাপ ও তড়িৎ পরিবাহিতাও ব্যাখ্যা করতে পারে।

সমযোজী বন্ধন ব্যাখ্যা (Valence Bond theory) :

লিথিয়াম ধাতুকে উদাহরণস্বরূপ নিলে আমরা দেখি যে এই ধাতুর কেলাসের আকৃতি হইল দেহকেন্দ্রিক ঘনাকার। একটি পরমাণুকে ঘিরে খুব কাছে আটটি লিথিয়াম পরমাণু এবং তার থেকে অল্প দূরে ছয়টি লিথিয়াম পরমাণু থাকে। একটি লিথিয়াম পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে 1টি ইলেকট্রন আছে যা অপর একটি লিথিয়াম পরমাণুর সঙ্গে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থেকে স্বাভাবিক দুইটি ইলেকট্রনের একটি বন্ধনী করে। লিথিয়াম পরমাণু একইভাবে তাকে ঘিরে যে আটটি পরমাণু আছে তাদের সঙ্গে বন্ধনী করতে পারে। সুতরাং এইভাবে অনেক ধরনের সম্ভাব্য সত্ত্ব যা চিত্র 40 (ক) ও (খ) তে দেখান হয়েছে।



চিত্র 40

পাউলিঙ (Pauling)-এর মতে লিথিয়ামের প্রকৃত গঠনাকৃতি উপরের মত সব সম্ভাব্য গঠনাকৃতির একটি সম্মিলিত রূপ। যত বেশী সম্ভাব্য এই ধরনের গঠনাকৃতি হবে, স্থিতি শক্তি তত কমতে থাকবে; অর্থাৎ বান্ধন শক্তি অর্থাৎ যে শক্তি সাহায্যে সব পরমাণুকে একত্রে সংঘবদ্ধ অবস্থায় রেখেছে তা বিশাল পরিমাণের হয়। প্রকৃতপক্ষে ধাতব লিথিয়ামে বান্ধন শক্তি Li_2 অনুতে Li-র বান্ধন শক্তি অপেক্ষা তিনগুণ বেশী।

আগেই বলা হয়েছে যে এই বান্ধন শক্তি পর্যায়সারণীর গ্রুপ I থেকে গ্রুপ III-র দিকে যত যাওয়া যায় তত বেশী হয়। এর থেকে বোঝা যায় যে গ্রুপ I থেকে গ্রুপ III-র দিকে ধাতব পরমাণুগুলি বেশী সংখ্যার বন্ধনীতে আবদ্ধ হয় এবং বেশী সংখ্যার সম্ভাব্য গঠনাকৃতি তৈরি করে। এই সব গঠনে আয়নের উপস্থিতি তড়িৎ পরিবহনের ব্যাখ্যা করতেও সক্ষম, কিন্তু এই তত্ত্বের সাহায্যে কঠিন ধাতুর তাপ পরিবহন বা তাদের চক্চকে ভাব প্রভৃতি ব্যাখ্যা করতে পারে না।

ব্যাণ্ড বা আণব কক্ষক তত্ত্ব (Band or Molecular Orbital Theory) :

লিথিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রনীয় সম্ভাব্য হল



লিথিয়াম পরমাণুর 2p কক্ষক ফাঁকা। দুই লিথিয়াম পরমাণু যুক্ত হয়ে Li_2 অন হলে তার আগব কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সজ্জা হয় (দুটি লিথিয়াম পরমাণুর 6টি ইলেকট্রন)

$$\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2$$

ভিতরের আগব কক্ষক σ_{1s} -কে বাদ দিয়ে শুধুমাত্র 2s পারমাণবিক কক্ষক ধরে দুটি লিথিয়াম পরমাণুর দুটি 2s পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপনে দুটি আগব কক্ষক হয় একটি অনুবন্ধ ও অপরটি অননুবন্ধ আগব কক্ষক। সর্ববহিঃস্থ কক্ষের দুইটি ইলেকট্রন (অর্থাৎ 2 Li অনুর 2টি $2s^1$ কক্ষকের ইলেকট্রন) অনুবন্ধ আগব কক্ষকে থাকে (চিত্র 6.41a)

যদি তিনটি লিথিয়াম পরমাণু যুক্ত হয়ে Li_3 অনু দেয় তাহলে তিনটি 2s পারমাণবিক কক্ষক অভিলেপন তিনটি আগব কক্ষক দেয় একটি অনুবন্ধ অপরটি অননুবন্ধ এবং তৃতীয়টি না-বন্ধন আগব কক্ষক। না-বন্ধন আগব কক্ষকের শক্তি অনুবন্ধ এবং অননুবন্ধ আগব কক্ষকের শক্তির মাঝামাঝি থাকায় তিনটি লিথিয়াম পরমাণুর তিনটি যোজ্যতা ইলেকট্রনগুলি একটি একটি করে অনবন্ধ, না-বন্ধ এবং অননুবন্ধ আগব কক্ষকে থাকে (চিত্র 6.41b)।

Li_4 অনুতে, চারটি পারমাণবিক কক্ষকের সমন্বয়ে দুটি অনুবন্ধ ও দুটি অননুবন্ধ কক্ষক হয়। চারটি পরমাণুর চারটি ইলেকট্রনের মধ্যে দুটি অনুবন্ধ আগব কক্ষকে ও দুটি অননুবন্ধ আগব কক্ষকে থাকে। দুটি অনুবন্ধ কক্ষকের যেটি সবচেঁহিতে কম শক্তির সেইখানে দুটি ইলেকট্রন থাকে (চিত্র 6.41c)

এইভাবে একগুচ্ছ লিথিয়াম পরমাণুর জন্য ইলেকট্রন সংখ্যাও অনেক বৃদ্ধি পায় এবং সেইসঙ্গে শক্তিস্তরগুলির মধ্যের জায়গাও ছোট হয়। যখন বিশাল সংখ্যক Li পরমাণু একত্রে সংঘবদ্ধ অবস্থায় থাকে তখন আগব কক্ষকগুলির শক্তিস্তর এমন হয় যাতে মনে হয় শক্তিস্তরগুলি (অসংখ্য) সাজানো আছে পরপর (continuum) [চিত্র 6.41d]।

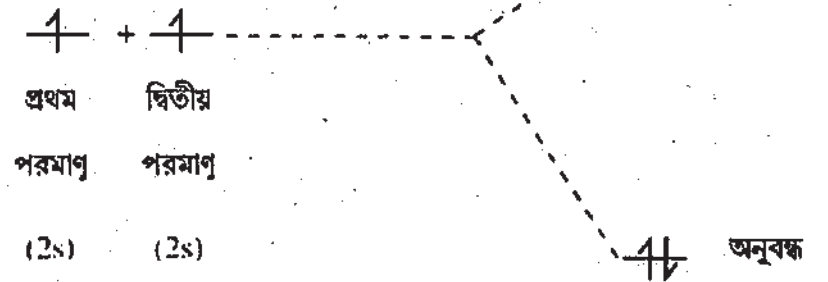
আবার আগব কক্ষকের সূত্র অনুযায়ী আমরা জানি, যতগুলি পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপন হয় ততগুলি আনবিক কক্ষক হয়। লিথিয়ামের ক্ষেত্রে প্রতি পরমাণুর জন্য একটি যোজ্যতা ইলেকট্রন এবং প্রতি আনবিক কক্ষকে দুটি ইলেকট্রন থাকতে পারে। সুতরাং সব 2s-র (বহিঃস্থ) একটি ইলেকট্রন অনুবন্ধ আনবিক কক্ষকের অর্ধেক ভর্তি করে, এবং অল্প শক্তি পেলেই একটি ইলেকট্রন উত্তেজিত হয়ে ফাঁকা আনবিক কক্ষকে চলে যায়।

অতএব লিথিয়াম কেলাসের আনবিক কক্ষকগুলি ত্রিমাত্রিকভাবে ছড়িয়ে থাকলে ইলেকট্রনের গতিশীলতা আরও বৃদ্ধি পায়। এই গতিশীলতা ধাতুর বিদ্যুৎ ও তাপ উভয় পরিবহনই ব্যাখ্যা করে।

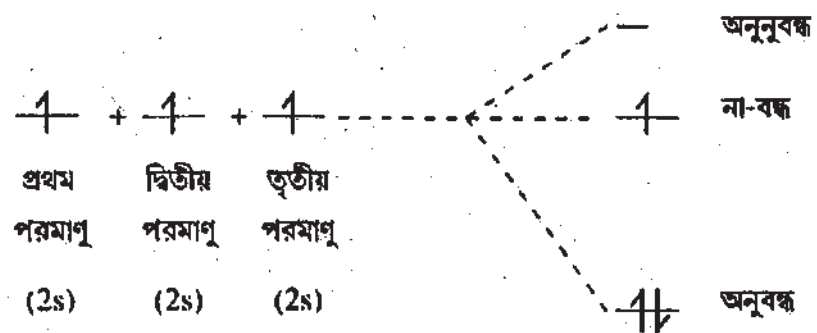
পারমাণবিক কক্ষকসমূহ

আনবিক কক্ষকসমূহ

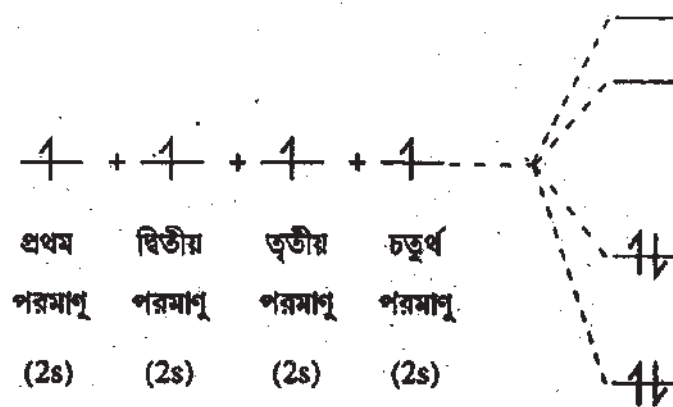
(a) Li_2 অনু



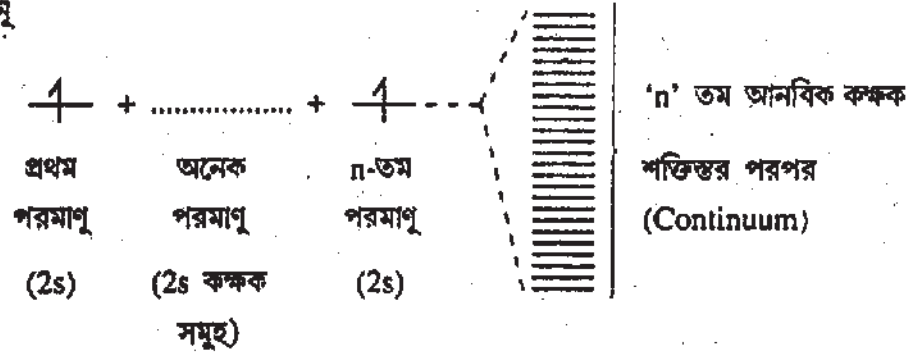
(b) Li_3 অনু



(c) Li_4 অনু



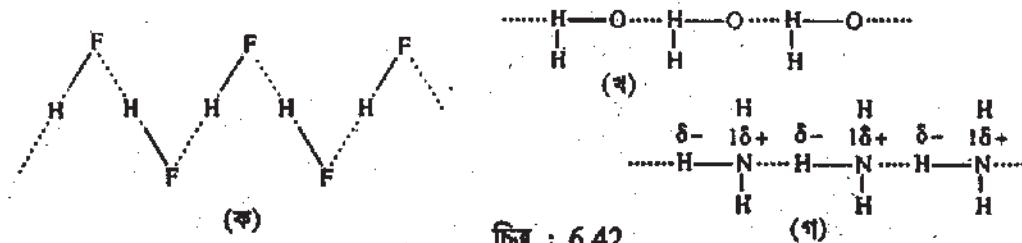
(d) Li_n অনু



চিত্র 41 : বান্ডে (Band) আণবিক কক্ষকের শক্তিস্তর

6.8 হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen bond)

সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর অপরাধর্মিতা যদি সমান না হয় তাহলে অনুপ্রবীয় দেখায়। যেমন HF অনু, এখানে H ও F উভয় পরমাণুই একটি করে ইলেকট্রন দিয়ে যে ইলেকট্রন যুগল তৈরী করে তাই সমযোজী বন্ধন হিসাবে HF এ থাকে। কিন্তু H এবং F পরমাণুদ্বয়ের তড়িৎঋণাত্মকতার পার্থক্য থাকার জন্য (H-র তড়িৎ ঋণাত্মকতা 2.1 এবং F-র 4.0) যে ইলেকট্রন যুগল HF অনুতে থাকে তা বেশি তড়িৎঋণাত্মক 'F'-র দিকে সরে যায়। এই অবস্থায় $H^{\delta+}$ এবং $F^{\delta-}$ হয় অর্থাৎ $\delta+ \delta- H-F$ প্রবীয় (Polar) হয়। আর একটি HF অণু প্রথম অণুর কাছে থাকলে প্রথম অনুর $F^{\delta-}$ দ্বিতীয় HF অণুর $H^{\delta+}$ -কে কুলম্বীয় বলের সাহায্যে কাছে টানে। এভাবে বহু HF অণু কুলম্বীয় বলের সাহায্যে একত্রে থাকে ও পলিমেরিক হয়, অতএব, যখন একটি H পরমাণু দুই বা ততোধিক উচ্চ তড়িৎঋণাত্মকসম্পন্ন অন্য-পরমাণুর সঙ্গে বন্ধনীয় করে তখনই H-বন্ধন হয়। চিত্র 42(ক)-তে HF অনুর H-বন্ধনী দেখান হয়েছে।



চিত্র : 6.42

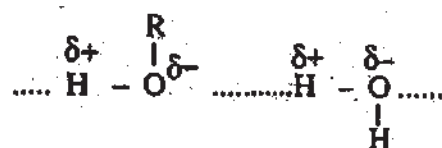
H বন্ধনী সাধারণ সমযোজী বন্ধনের মত নয়। হাইড্রোজেন পরমাণুর একটিমাত্র কক্ষক (1s) সবথেকে নীচু শক্তিস্তরে থেকে একটিমাত্র ইলেকট্রনের সাহায্যে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে কিন্তু হাইড্রোজেন প্রায়

হাইড্রোজেন বন্ধন দুই প্রকারের

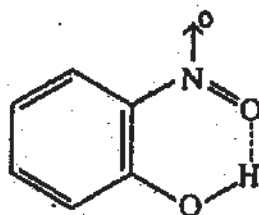
(ক) আন্ত আণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (Intermolecular hydrogen bonding)

(খ) অণু আণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন. (Intramolecular hydrogen bonding)

(ক) আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : যেখানে হাইড্রোজেন বন্ধন দুই বা ততোধিক একই প্রকৃতির অনু বা বিভিন্ন অনুর মধ্যে হয় তাকেই আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন বলে। যেমন জল অণু (চিত্র 6.42a) বা অ্যামোনিয়া অণু (চিত্র 6.42c) উপরের HF অনুও [চিত্র 6.42a] আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের উদাহরণ। বিভিন্ন অণুর মধ্যে যে হাইড্রোজেন বন্ধনী হয় যেমন জল ও অ্যালকহল অণুর মধ্যে



(খ) অত্যন্ত আনবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : এখানে একটি অণুর মধ্যেই হাইড্রোজেন বন্ধন হয় সাধারণভাবে এই ধরনের হাইড্রোজেন বন্ধনী একই অণু দুটি ফংশানাল (functional) গ্রুপের মধ্যে এবং একটি ভৌমিক অনু তৈরি করে। যেমন অর্থাৎ নাইট্রোফেনল (o -nitrophenol)



এখানে নাইট্রোগেনের অক্সিজেন এবং হাইড্রজিন গ্যাসের হাইড্রোজেনের সঙ্গে অক্সি-আণবিক হাইড্রোজেন
বন্ধন হয়।

হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাব (Effect of hydrogen bonding)

হাইড্রোজেন বকন হওয়ায় অপর ভৌত ধর্মের উপর এর প্রভাব পড়ে—রাসায়নিক ধর্মের বিশেষ পার্থক্য হয়না। এগুলি নিম্নরূপ

(১) আন্ত আণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : সম্ভবতঃ অনু—আন্ত আণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের জন্য অনেক অনু একসঙ্গে সম্ভবতঃ অনু তৈরি করে এবং প্রকৃতপক্ষে পলিমার ধরনের যোগ সৃষ্টি হয়ে এরা তরল হয়। যেমন, $(H_2O)_n$, $(HF)_n$, $(NH_3)_n$ প্রভৃতি। এজন্য এই যৌগগুলির স্ফুটনাঙ্ক আপেক্ষিকভাবে বেশী হয়। নীচের সারণীতে স্ফুটনাঙ্ক থেকে বোঝা যায় যে কোন যৌগগুলিতে H বন্ধনী আছে।

সারণী 16 : H বন্ধনী আছে এবং H-বন্ধনী নাই এমন কতকগুলি যৌগের স্ফুটনাঙ্কের ($^{\circ}C$) তুলনা

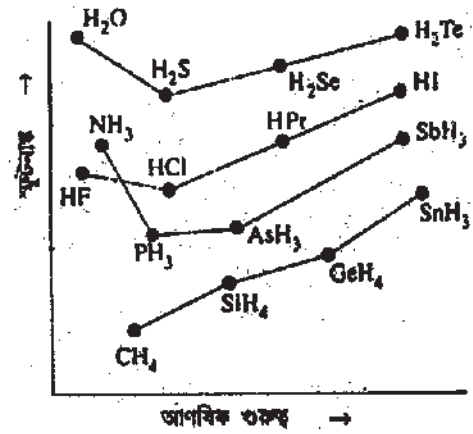
H_2O	100	HF	19	NH_3	-77.5
H_2S	-60	HCl	-85	PH_3	-134

উপরের সারণী থেকে বোঝা যায় যে S, Cl বা P-র যৌগগুলির স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম অর্থাৎ এদের H-বন্ধন নাই তাই এরা সংযুক্তভাবে থাকে না। প্রকৃতপক্ষে পর্যায়সারণীর গ্রুপ IV B, VB, VIB এবং VIIB সৌলের হাইড্রাইড যৌগগুলির স্ফুটনাঙ্ক (বা গলনাঙ্ক) লেখচিত্রের [চিত্র 6.43] সাহায্যে তুলনা করলে নিম্নলিখিত কয়েকটি বৈশিষ্ট্যসূচক ভৌত পরিবর্তন লক্ষ্য করা যায়।

(ক) গ্রুপ IV B হাইড্রাইড যৌগগুলির স্ফুটনাঙ্ক স্বাভাবিকভাবেই আনবিক গুরুত্ব বেড়ে যাওয়ার সঙ্গে সঙ্গে বাড়ে।

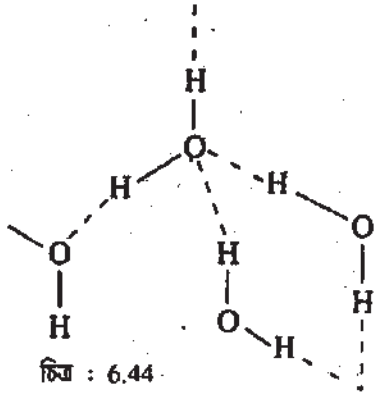
(খ) গ্রুপ VB, VIB, VIIB হাইড্রাইড যৌগগুলির স্ফুটনাঙ্ক প্রথম যৌগগুলির ছাড়া (অর্থাৎ NH_3 , HF এবং H_2O ছাড়া) অন্যান্য যৌগের ক্ষেত্রেও একই রকম লক্ষিত হয়। লক্ষ্যনীয় যে প্রথম যৌগগুলিতে GrVB, VIB ও VIIB সৌলগুলি হল যথাক্রমে N, O এবং F অর্থাৎ এইগুলি সবথেকে বেশী তড়িৎঋণাত্মক।

যদি আণবিক গুরুত্ব বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে স্ফুটনাঙ্ক বৃদ্ধি এই স্বাভাবিক ধর্ম মেনে নিই (যা গ্রুপ IVB হাইড্রাইড যৌগে দেখা যায়) তাহলে H_2O (বা NH_3 বা HF)-র স্ফুটনাঙ্ক নিজের (নিজের) গ্রুপে সব থেকে কম হওয়া উচিত ছিল। কিন্তু আন্তআণবিক H-বন্ধনী হওয়ার জন্যই H_2O (বা অন্যান্য) যৌগের স্ফুটনাঙ্ক বৃদ্ধি পেয়েছে। এই H-বন্ধনী হওয়ার অনুগুলি পলিমেরিক হয়ে যায় অর্থাৎ $(H_2O)_n$ [বা $(HF)_n$, $(NH_3)_n$ প্রভৃতি] এবং প্রত্যেকের কার্যকরী আণবিক গুরুত্ব বেড়ে যায় এর জন্যই এই সব অণুর স্ফুটনাঙ্ক (বা গলনাঙ্ক) বেড়ে যায়।



চিত্র : 6.43

(2) বরকে অসংখ্য H-বন্ধনীর সৃষ্টি হয়। (Anomalous expansion of water) বরকে প্রত্যেক H_2O অণুকে ঘিরে অপর চারটি H_2O অণুর 'O' থাকে। সেজন্য প্রত্যেক 'O' পরমাণুকে ঘিরে চতুস্তলকের চারকোণে



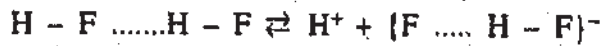
৪টি হাইড্রোজেন পরমাণু থাকে এদের মধ্যে দুটি H-র স্বাভাবিক সমযোজী বন্ধন থাকে এবং অপর দুটিতে H-বন্ধনী থাকে [চিত্র 6.44] সেজন্য বরফ অনেকটা চতুস্তলকের খোলা জালের (Open cage like tetra hedral) মত দেখতে, কারণ বরফের মধ্যে মধ্যে অনেকটা করে ফাঁকা জায়গা থেকে যায়।

যখন বরফ গলে জল হয়, কিন্তু H-বন্ধনী ভেঙে যায় এবং এই ফাঁকা জায়গাগুলি জল অনুতে ভরে যায় ও এতে আয়তন কমে যায়। বরফ যখন 0°C এ গলে জল হয় তখন H-বন্ধনী

ভাঙতে থাকে এবং এই ভাঙন 4°C পর্যন্ত চলতে থাকে। এই সময়ে জলের গতিশক্তি খুব কম হয় এবং অনুগুলি পরস্পরের খুব কাছে আসে এবং আয়তন খুব কমে যায় (অর্থাৎ জলের ঘনত্ব সবচাইতে বেশী হয়)। তাপমাত্রা এর নীচে গেলেই জলের ত্রিমাত্রিক হাইড্রোজেন বন্ধন ও কেন্দ্রাস গঠন শুরু হয়।

(3) অ্যাসিডের বা ক্ষারের তীব্রতা (Strength of acids or alkalis) :

F, Cl, Br এবং I-র মধ্যে 'F'-র তড়িৎ ঋণাত্মকতা সব থেকে বেশী। তাই এদের হাইড্রাইড যৌগগুলির মধ্যে (অর্থাৎ HF, HCl, HBr, ও HI) HF-র অন্যান্য হাইড্রাইড থেকে বেশী আয়নীয় হওয়া উচিত। এবং তাই HF (অম্লত্ব) অ্যাসিডিটি HCl, HBr ও HI অপেক্ষা তীব্রতর হওয়া উচিত। কিন্তু প্রকৃতপক্ষে উল্টেটাই দেখা যায়। অর্থাৎ HCl -র জলীয় দ্রবন HF-র দ্রবণ অপেক্ষা অনেক বেশী আম্লিক। এর কারণও H-বন্ধন। 'F' তড়িৎঋণাত্মক বেশী হওয়ার জন্য HF-র হাইড্রোজেন বন্ধন হয় চিত্র 6.42(a), এবং ডাইমেরিক HF অনু নিম্নলিখিতভাবে আয়নীয় হয়।



এই আয়নন এত কম যে HF মৃদু অ্যাসিড হিসাবে দেখায়। এ প্রসঙ্গে আরও মনে রাখা উচিত যে F-র $[\text{F} \cdots \cdots \text{H} - \text{F}]^-$ বন্ধনীর জন্য KHF_2 লবন পায়রা যায় কিন্তু KHCl_2 , KHI_2 লবন হয় না। তার কারণ Cl, Br এবং I-র তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম, তাই এই সমস্ত হ্যালোজেন এ ধরনের H বন্ধনী করতে পারে না। নীচের সারণীতে (সারণী 17) কয়েকটি H- বন্ধনীর উদাহরণ এবং তাদের শক্তি দেওয়া হল :

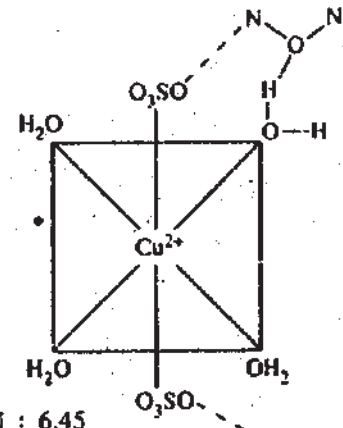
সারণী 17 : কয়েকটি H-বন্ধনী এবং তাদের শক্তি

বন্ধনী	শক্তির মাত্রা কিলোজুল প্রতি মোলে	কোন যৌগের সঙ্গে বন্ধন
$\text{F} - \text{H} \cdots \cdots \text{O}$	46	HF-র সঙ্গে ফিটোনসমূহ অ্যালকোহলসমূহ, ইথারসমূহ
$\text{F} - \text{H} \cdots \cdots \text{F}$	29	HF (গ্যাস)

বন্ধনী	শক্তির মাত্রা কিলোজুল প্রতি মোলে	কোন যৌগের সঙ্গে বন্ধন
Cl - H.....O	25-34	HCl-র সঙ্গে ফিটোনসমূহ অ্যালকোহলসমূহ
O - H.....X	6-15	ফেনলের সঙ্গে অ্যালকিল হ্যালাইট
O - H.....O	8-34	H ₂ O, ROH, RCOOH একাধিক যুক্ত হয়ে
O - H.....N	6-38	H ₂ O, ROH, C ₆ H ₅ OH প্রভৃতি যোগসমূহের সঙ্গে অ্যামিনস্, অ্যামোনিয়া প্রভৃতি

(4) হাইড্রেট গঠন (Formation of hydrates) :

Cu SO₄ 5H₂O যৌগতে চারটি জল অণু -Cu²⁺ ঘিরে থাকে এবং একটি জল অণু হাইড্রোজেন বন্ধনীর সাহায্যে SO₄²⁻ আয়নের সঙ্গে আবদ্ধ থাকে তাই CuSO₄ 5H₂O-কে 100°C এ উত্তপ্ত করে চারটি জল অণু সহজেই বেরিয়ে যায়, কিন্তু পঞ্চম জল অণুতে বের করতে হলে কপার (II) সালফেট যৌগকে আরও উত্তপ্ত (150°C - 200°C) করতে হয়।



চিত্র : 6.45

(5) জলের দ্রাব্যতা (Solubility in Water) :

জৈব যৌগের জলে দ্রবীভূত হবে কি হবে না তা নির্ভর করে যৌগটি হাইড্রোজেন বন্ধনী করতে সক্ষম হবে কিনা। যেমন ডাইমিথাইল ইথার [(CH₃)₂O] জলের সঙ্গে হাইড্রোজেন বন্ধনী করে এবং পুরো জলে দ্রবীভূত হয়। অপরপক্ষে ডাইমিথাইল সালফাইড [(CH₃)₂S] জলে প্রায় অদ্রবণীয় কারণ ডাইমিথাইল সালফাইড জলের সঙ্গে হাইড্রোজেন বন্ধনী করতে পারে না। ডাই ইথাইল ইথার হ'ল আর একটি উদাহরণ। পিরিডিন [C₅H₅N] জলে সম্পূর্ণ দ্রবণীয় কারণ পিরিডিনের নাইট্রোজেন জলের হাইড্রোজেনের সঙ্গে তীব্র হাইড্রোজেন বন্ধনী করে।

(6) ডাইইলেকট্রিক ধ্রুবক (Dielectric constants) :

যে সমস্ত যৌগে হাইড্রোজেন বন্ধনী হয় তারা বেশীর ভাগ স্কেট্রাই পলিমেরিক (Polymeric) যৌগে রূপান্তরিত হয়। তাই তাদের ডাই ইলেকট্রিক ধ্রুবকের মানও বেড়ে যায় যদি হাইড্রোজেন বন্ধনী যৌগের H-কে CH₃-গ্রুপ দিয়ে প্রতিস্থাপিত করা যায় তাহলে ঐ যৌগগুলির ডাইইলেকট্রিক ধ্রুবকের মান কমে

যায় কোন কোন ক্ষেত্রে মিথাইলের H-গুলি H বন্ধনীতে অংশগ্রহণ করে তখন ডাই ইলেকট্রিক ধ্রুবকের মান বেশী কমে না। নীচের সারণীতে (সারণী 18) এমন কয়েকটি যৌগের ডাই ইলেকট্রিক ধ্রুবকের মান দেওয়া হল।

সারণী 18 :

যৌগ	ডাইইলেকট্রিক ধ্রুবকের মান
H ₂ O	78.54
CH ₃ OH	32.64
(CH ₃) ₂ O	5.02
CH ₃ CONH ₂	74.00
CH ₃ CONHCH ₃	75.70
CH ₃ CON(CH ₃) ₂	37.80

6.9 ভ্যানডার ওয়াল্‌স বল (Vander Waals force)

গ্যাসীয় দ্বিপারমাণুক মৌল [যেমন O₂, N₂ প্রভৃতি] বা দ্বিপারমাণুক/বহুপারমাণুক যৌগগুলির (যেমন HCl বা CH₄ ইত্যাদি) অনুরা নিস্তড়িৎ হওয়া সত্ত্বেও তাদের মধ্যে একটি আকর্ষণী শক্তি (attractive force) কাজ করে যা অস্বাভাবিক মনে হয়। যদিও এই শক্তি খুব দুর্বল প্রকৃতির কিন্তু এই শক্তি থাকার জন্যই গ্যাসকে তরল বা কঠিনে পরিণত করা যায়। এই শক্তির ব্যাখ্যা আয়নীয় বা সমযোজী বন্ধনের সাহায্যে ব্যাখ্যা করা যায় না। ভ্যান-ডার ওয়াল্‌স (Vander Waals 1831) প্রথমে এই বলের অস্তিত্বের আভাস দেন। তাই এই আকর্ষণী শক্তির নাম হয়েছে ভ্যান-ডার ওয়াল্‌স বল। পরে আরও পরীক্ষার সাহায্যে প্রমাণিত হয়েছে যে এই ধরনের বিভিন্ন বল তরল ও কঠিন অবস্থার যৌগেও কাজ করে। তিন ধরনের বলকে সাধারণভাবে ভ্যান-ডার ওয়াল্‌স বলে অন্তর্ভুক্ত করা হয়েছে। এগুলি এল, দ্বিমেরু-দ্বিমেরু (Dipole-Dipole); দ্বিমেরু আবেশ দ্বিমেরু (dipole-induced dipole) এবং লণ্ডন বা ডিসপারশান বল (London or Dispersion forces)।

ভ্যান-ডার ওয়াল্‌স বলের উদ্ভব নিম্নলিখিত তাত্ত্বিক ব্যাখ্যার সাহায্যে করা হয়, গ্যাসীয় নিস্তড়িৎ মৌলগুলির অনুগুলিতে স্পন্দন (Vibration) জনিত কারণে তাৎক্ষণিক দ্বি-মেরুর সৃষ্টি হয়। অনুগুলিকে একক হিসাবে ভাবলে এরা অক্ষীয়ভাবেই থাকে, কিন্তু এর সঙ্গে স্পন্দনের কথা ভাবলে অনুগুলির নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক কেন্দ্র এবং বহিঃস্থ ইলেকট্রনের ঋণাত্মক কেন্দ্র এক জায়গায় থাকে না ও কোন এক

সময়ে মুহূর্তের জন্য দ্রবীয় হয়ে পড়ে। ফলে এই অবস্থায় অণুতে দ্বিমেরু ভ্রামকের (dipole moment)-র সৃষ্টি হয় ও এধরনের দুটি অনুর মধ্যে দুর্বল আকর্ষণ হয়। সুতরাং এই বল প্রকৃতপক্ষে একটি সংসক্তি বল (Cohesive force)।

ভ্যান-ডার ওয়ালস্ বলের বৈশিষ্ট্যপূর্ণ ধর্মগুলি হল

(a) এই বলের মান খুব কম, (b) উষ্ণতা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে এধরনের বল কমে যায়, (c) অনুর আকার বড় হলে দ্বি-মেরু ভ্রামকের সৃষ্টি তাড়াতাড়ি হয় এবং ভ্যান-ডার ওয়ালস্ বল বৃদ্ধি পায়, (d) এই বল যোজ্যতা বল নয় এবং এর দিগদর্শী ধর্ম নাই।

ভ্যান-ডার ওয়ালস্ বলের প্রভাবে H_2 , O_2 , N_2 ইত্যাদি গ্যাসগুলিকে কম উষ্ণতায় তরল করা সম্ভব হয়েছে এবং এক পরমাণুক অনুগুলি যেমন He, Ne, Ar প্রভৃতি কঠিন অবস্থায় পাওয়া যায়। এই সমস্ত অনুর কেলাস পৃষ্ঠকেন্দ্রিক ঘনকাকারের (Cubic close packed)। এই কঠিন পদার্থের কেলাস তৈরী হয় অনেক অণু একসঙ্গে জড়ো হওয়ার ফলে এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক সাধারণভাবে অনেক কম হয়।

উপরের কঠিন যৌগের অণুগুলি ভ্যান-ডার ওয়ালসের যে বল দ্বারা আবদ্ধ থাকে সেখানে পরমাণুর মধ্যে নিকটতম আন্তঃপারমাণবিক দূরত্ব পেতে হলে ঐ পরমাণু দুটির ভ্যান-ডার ওয়ালসের ব্যাসার্ধ জানতে হয়। যেমন কঠিন আর্গনে, প্রতিটি এক পরমাণুক আর্গন অনুকে ঘিরে 12টি অনু $3.82\text{\AA}$ দূরত্বে থাকে। সুতরাং আর্গনের ভ্যান-ডার ওয়ালস্ ব্যাসার্ধ $1.91\text{\AA}$ নিওন, ক্রীপটন ও জেননে ঐ একই মানগুলি হল যথাক্রমে $1.54\text{\AA}$, $1.98\text{\AA}$ এবং $2.18\text{\AA}$ । সাধারণভাবে, অন্য যৌগে কোন মৌলের ভ্যান-ডার ওয়ালস্ ব্যাসার্ধ যৌগটির রাসায়নিক পারিপার্শ্বিকতার উপর নির্ভর করে এবং ব্যাসার্ধ এর উপর কম-বৃদ্ধি হয়।

সমযোজী যৌগের ব্যাসার্ধ অপেক্ষা ভ্যান-ডার ওয়ালস্ ব্যাসার্ধ অনেক বড় এবং আইসো ইলেকট্রনিক অনুর ক্ষেত্রে এই মান প্রায় একই হয়। যেমন, Br_2 -র কেলাসে যে সমযোজী বন্ধন আছে তা থেকে Br-র ব্যাসার্ধ $1.15\text{\AA}$ জানা যায় আর ভ্যান-ডার ওয়ালস্ ব্যাসার্ধ (নিকটতম আন্তঃপারমাণবিক Br.....Br দূরত্বের অর্ধেক) $1.54\text{\AA}$ । কঠিন ক্রীপটন অনুতে Kr-র ভ্যান-ডার-ওয়ালস্ ব্যাসার্ধ $1.98\text{\AA}$ যা Br-র ব্যাসার্ধ থেকে খুব পার্থক্য নাই এখানে Br যখন আর একটা Br-র সঙ্গে বন্ধনীতে আবদ্ধ তখন প্রতিটি Br এবং Cr উভয়েই আইসোইলেকট্রনিক হয়।

6.10 সারাংশ (Summary)

- আয়নীয় বন্ধন ও আয়নীয় যৌগ : একটি ধনাত্মক আয়ন ও একটি ঋণাত্মক আয়ন যে কুলম্বীয় বলে আকর্ষণ নিজেদের আবদ্ধ করে থাকে তাদেরকে আয়নীয় বন্ধন বলে এবং যে যৌগে এই ধরনের আয়নীয় বন্ধন থাকে তাকে তরাই আয়নীয় যৌগ। যেমন, Na^+Cl^-

- **আয়নীয় যৌগের ধর্ম :** (ক) আয়নীয় যৌগ কঠিন এবং উচ্চ গলনাঙ্ক (বা স্ফুটনাঙ্ক) বিশিষ্ট হয়। (খ) আয়নীয় যৌগ দ্রবীয় দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়। (গ) এই ধরনের যৌগ গলিত অবস্থায় বা দ্রবীভূত অবস্থায় তড়িৎ পরিবহন করে।

- **জালক শক্তি :** জালক শক্তির সঙ্গে আয়নীয় যৌগের সম্পর্ক আছে। জালক শক্তি যত বেশী হয় সেই যৌগের আয়নীয় ধর্ম তত বাড়ে। মুক্ত বিপরীত ধর্মী আয়নগুলিকে তাদের গ্যাসীয় অবস্থা থেকে ১-মোল কঠিন যৌগ তৈরী হতে যে শক্তি নির্গত হয় তাই জালক শক্তি।

কোন আয়নীয় যৌগের জালক শক্তি বেশী হলে সেই যৌগ দ্রবীয় দ্রাবকে দ্রবীভূত নাও হতে পারে।

- **আয়নীয় যৌগের সমযোজী ধর্ম :** আয়নের বিকৃতি ও মেরু প্রবণতা (Polarization) : আয়নীয় যৌগে আনায়নের আকৃতি বড় হলে তা ক্যাটায়নের উপস্থিতিতে বিকৃত হয় এবং মেরুপ্রবণের দরুন আয়নীয় যৌগ আংশিক সমযোজী যৌগে পরিণত হয়। ক্যাটায়নের আধান যত বাড়ে বা আকৃতি যত ছোট হ আয়নীয় যৌগের তাড়াতাড়ি সমযোজী যৌগে পরিণত হওয়ার প্রবণতা হয়।

- **আয়নসমূহের পুঞ্জীভূত গঠন (Packing of ions) :** কেলাস জালকে কোন আয়নকে ঘিরে অনেকগুলি বিপরীত আয়ন থাকে, এবং ঐ যৌগ প্রস্তুতিতে সর্বোচ্চ যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয় তাকে জালক শক্তি বলে। যৌগটি প্রশম হওয়ার নির্ভর করে তাতে কতগুলি বিপরীত আয়ন আছে। এই সংখ্যাকে মধ্যবর্তী আয়নের সর্বগাঙ্ক বলে। কোনও সুস্থিত জালকে একটি আয়নের সর্বগাঙ্ক থেকে জানা যায় কিভাবে সব আয়নগুলি পুঞ্জীভূত হয়ে আছে। এটা গণনা করা সম্ভব হয় আয়নগুলির ব্যাসার্ধের অনুপাত থেকে অর্থাৎ ক্যাটায়ন ও আনায়নের ব্যাসার্ধের অনুপাত (r_+/r_-) থেকে।

- **সমযোজী বন্ধন :** তড়িৎ ঋণাত্মক দুটি মৌল যৌথভাবে ইলেকট্রন দিয়ে সমযোজী বন্ধন করে, অথবা দুটি পরমাণুর উপযুক্ত পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপনে সমযোজী বন্ধন হয়। দুটি পারমাণবিক কক্ষকের অভিলেপনে ইলেকট্রন ঘনত্ব বৃদ্ধি পায় যা দুটি নিউক্লিয়াসের মধ্যে জমা হয়। এই বর্ধিত ইলেকট্রন ঘনত্ব দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে একত্রে আবদ্ধ করে রাখে। কক্ষকদ্বয়ের অভিলেপন যত বেশী হয় সমযোজী বন্ধন তত শক্তিশালী হয়।

- **সংকরায়ন (Hybridisation) :** যখন একটি পরমাণু তার বিভিন্ন কক্ষক বন্ধনীতে ব্যবহার করে (যেমন s এবং p-কক্ষক তখন বন্ধন দৈর্ঘ্য সমান দেখা যায়। এই ঘটনা সংকরায়নের সাহায্যে ব্যাখ্যা করা হয়। এই তত্ত্ব অনুযায়ী কোন পরমাণুর বিভিন্ন কক্ষকগুলি বন্ধনী করার আগে কাছাকাছি শক্তি প্রাপ্ত হয় এবং নিজেরা একে অপরের সঙ্গে মিশে গিয়ে সমসংখ্যক মিশ্রণ প্রকৃতির কক্ষক তৈরী করে। যেমন, 'C' পরমাণুর একটি s- ও তিনটি p-কক্ষক সংকরায়িত হয়ে চারটি সমান sp^3 সংকর

কক্ষক তৈরী করে। এই চারটি সংকর কক্ষক C-কে ঘিরে চতুস্তলকের চারটি প্রান্তে থাকে। অনুরূপভাবে, sp সংকরায়ন s ও p কক্ষকের মিশ্রণে দুটি সংকর কক্ষক তৈরি করে।

- **আণব কক্ষক (Molecular Orbital) তত্ত্ব :** এই তত্ত্ব অনুযায়ী বিভিন্ন পরমাণুর কয়েকটি কক্ষক যুক্ত হয়ে আণব কক্ষক তৈরি করে এবং উৎপন্ন অনুর ইলেকট্রনগুলি আণব কক্ষকে থাকে। আণব কক্ষকগুলির শক্তি স্তরগুলি আউফবাউ (Aufbau) নীতি অনুযায়ী সাজানো থাকে এবং ইলেকট্রনগুলি হুণ্ডের সূত্র (Hund's rule) মেনে চলে। যতগুলি পারমাণবিক কক্ষক যুক্ত হয়ে আণবিক কক্ষক তৈরি করে তার সংখ্যা যুক্ত পারমাণবিক কক্ষকগুলির সমান হয়। যতগুলি আণবিক কক্ষক তৈরি হয় তার অর্ধেক পরিমাণকে অনুবন্ধী আণব কক্ষক (Bonding molecular orbital) এবং বাকী অর্ধেক অননুবন্ধী আণব কক্ষক (Antibonding molecular orbital) বলে। অনুবন্ধী ও অননুবন্ধী আণব কক্ষকগুলির শক্তি পারমাণবিক কক্ষকের শক্তি অপেক্ষা যথাক্রমে কম এবং বেশী হয়।
- **হাইড্রোজেন বন্ধন :** হাইড্রোজেন বন্ধন হল এক প্রকার মৃদু কুলম্বীয় বলের দ্বারা তৈরি হাইড্রোজেন পরমাণু ও তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলের আকর্ষণ। সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণু যেমন হাইড্রোজেন ও কোন তড়িৎঋণাত্মক মৌল থাকলে, তড়িৎ ঋণাত্মক মৌলটি অল্প ঋণাত্মক আধান ও H অল্প ধনাত্মক আধান অর্জন করে। এই $H^{\delta+}$ আয়ন একই যৌগের তড়িৎ ঋণাত্মক আয়নকে বা অন্য যৌগের অপর একটি তড়িৎ ঋণাত্মক আয়নকে কুলম্বীয় বলে আকর্ষিত করে হাইড্রোজেন বন্ধনী দেয়। সাধারণত HF, H₂O, NH₃ জাতীয় যৌগে হাইড্রোজেন বন্ধন হয়।
- **ধাতব বন্ধন (Metallic bond) :** ধাতুর কতকগুলি বৈশিষ্ট্যমূলক ধর্মের জন্য ধাতব পরমাণুর বন্ধনগুলি আয়নীয় বা সমযোজী বন্ধনের তত্ত্ব দিয়ে ব্যাখ্যা করা যায় না। অনেকগুলি তত্ত্বের মধ্যে ব্যাণ্ড তত্ত্বের সাহায্যে ধাতুর ধর্মগুলি ভালভাবে ব্যাখ্যা করা সম্ভব হয়েছে। এই তত্ত্ব অনুযায়ী ধাতব মৌলের পরমাণুগুলির কক্ষকসমূহের শক্তিস্তর একত্রিত হয়ে বিশাল সংখ্যক শক্তিস্তর (Band) দেয় যাদেরকে বহুকেন্দ্রিক আণব কক্ষকও বলা হয়। এইসব শক্তিস্তরে ইলেকট্রনগুলি স্বাধীনভাবে চলাফেরা করতে পারে।

6.11. সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

- (1) B₂, C₂ ও 3N₂ অনুর আণবিক কক্ষকের শক্তিস্তর চিত্রের সাহায্যে লিখুন এবং আণব কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সজ্জা দিন, এই সঙ্গে B₂ অণুর চৌম্বক ধর্ম সম্পর্কে বলুন।
- (2) পরমাণু কক্ষকগুলির রৈখিক সংযোগের সুত্রাবলী লিখুন। একটি আপাত আণব কক্ষকের শক্তিস্তর চিত্রের সাহায্যে অঙ্কিত করে নিম্নলিখিতগুলি ব্যাখ্যা করুন।
(ক) He₂-এর অস্তিত্ব নাই।

- (খ) CO এবং N_2 দুটি সমতড়িৎ কিন্তু উহাদের দাতা (donor) ধর্মের মধ্যে বিরাট পার্থক্য আছে।
- (3) আয়নীয় কেলসের জালক শক্তি বলতে কী বোঝায়?
 MgS -র জালকশক্তি নিম্নলিখিত মানগুলি থেকে বার করুন (সব মান KCal/mol) $\Delta H_f(MgS) = -82.2$;
 $\Delta H_{(Sub)}Mg = 36.5$; $I_1 + I_2 = 520.6$; $\Delta H_{sub}S = 133.2$; $EA_1 + EA_2 = -72.4$
- (4) নিম্নলিখিত অণুগুলির গঠনাকৃতি অনুমান করুন এবং উহাদের কেন্দ্রীয় পরমাণুর সত্তর কক্ষকগুলির প্রকারভেদ বর্ণনা করুন।
 SbF_6^- , BH_4^- , $PbCl_4$ এবং NO_3^-
- (5) একটি পরমাণুর p বা d-কক্ষকগুলি তার নিকটবর্তী পরমাণুর p-কক্ষকগুলির সঙ্গে কীভাবে অভিলেপিত হয় তা চিত্রের সাহায্যে দেখান।
- (6) বেন্ট (Bent) -এর সূত্রটি বিবৃত করুন এবং এই সূত্রের সাহায্যে PCl_3F_2 অণু আকৃতি আলোচনা করুন।
- (7) আগব কক্ষক শক্তিস্তর চিত্রের সাহায্যে O_2 অণুর ইলেকট্রন বিন্যাস রচনা করুন এবং অনুবন্ধী ও অননুবন্ধী ইলেকট্রনগুলি দেখান। O_2 -র চৌম্বক ধর্ম সম্পর্কে মন্তব্য করুন।
- (8) দুটি হাইড্রোজেনিক পরমাণু A এবং B যথাক্রমে তরঙ্গ অপেক্ষক ψ_A এবং ψ_B দ্বারা চিহ্নিত করা হয়। ইলেকট্রন (1) A-র সঙ্গে এবং ইলেকট্রন (2) B-এর সঙ্গে সম্পর্কযুক্ত। যোজ্যতা বন্ধনভঙ্গুর আলোকে A এবং B-র মধ্যে বন্ধন গঠন বর্ণনা করুন এবং এর সমযোজী এবং আয়নীয় রূপের তরঙ্গ অপেক্ষক রচনা করুন।
- (9) আগব কক্ষক ভঙ্গুর আলোকে HF অণুর বন্ধন আলোচনা করুন এবং একটি আপাত শক্তিস্তর চিত্রে অনুবন্ধী, অননুবন্ধী এবং অবন্ধী ইলেকট্রনগুলি দেখান। H-F বন্ধনের প্রকৃতি ব্যাখ্যা করুন এবং তরল HF-এর অপ্রত্যাশিত উচ্চ স্ফুটনাঙ্কের কারণ দেখান।
- (10) (a) কক্ষক সংকরায়ন বলতে কী বোঝায়? CH_4 এবং CO_2 যৌগের সাহায্যে বর্ণনা সহ ব্যাখ্যা করুন।
 (b) উপযুক্ত উদাহরণসহ ফ্র্যাঙ্কলের সূত্র ব্যাখ্যা করুন।
- (11) অ্যামোনিয়ার প্রোটন আসক্তি নিম্নলিখিত মানগুলি থেকে বার করুন,

$$NH_3(g) + H^+(g) \rightarrow NH_4^+(g)$$
 NH_4F -র কেলস উজ্জাইটের (Zns) কেলসের মত (ম্যাডেলস প্রবক 1.641); বর্ণ প্রবক 8; NH_4^+ এবং F^- আয়নের দূরত্ব $2.63 \text{ \AA}$; NH_4F -র সংগঠন তাপ -112 Kcal/mol এবং $NH_3(g)$ সংগঠন তাপ -280 Kcal/mol .

6.12 উত্তরমালা

অনুশীলনী—1

- (1) (a) $C - C < C = C < C \equiv C$
 (b) $C \equiv C < C = C < C - C$

অনুশীলনী—২

যোগ	আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত (r_+/r_-)	সর্বগাঙ্ক
(1) (a)	0.460	6
(b)	0.350	4
(c)	0.934	8

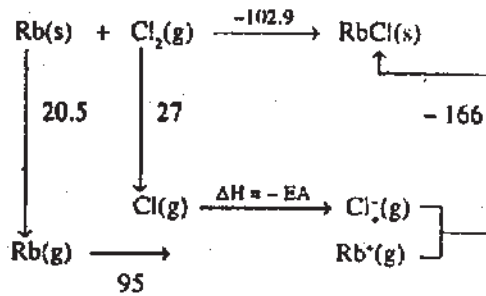
(2) $\frac{r_{Ca^{2+}}}{r_{F^-}} = 0.71$: Ca^{2+} -র সর্বোচ্চ সর্বগাঙ্ক 6

এবং $\frac{r_{F^-}}{r_{Ca^{2+}}} = 1.4$: F^- -র সর্বোচ্চ সর্বগাঙ্ক 8

এখন CaF_2 অনুতে Ca^{2+} আয়নের তুলনায় দুইগুন ক্লোরাইড আয়ন উপস্থিত, সুতরাং Ca^{2+} -র সর্বগাঙ্ক ক্লোরাইড আয়নের সর্বগাঙ্কের তুলনায় দুগুন হতে হবে তাই CaF_2 -র Stoichiometry-র সঙ্গে সামঞ্জস্য রেখে Ca^{2+} -র সর্বগাঙ্ক 6 এবং F^- -র সর্বগাঙ্ক 4 হয়।

অনুশীলনী—৩

(1) বর্ণ-হেবার নিম্নরূপ



সুতরাং, $\Delta H = -EA = -102.9 - (20.5 + 27 + 95 - 166)$

$= -79 \text{ KCal/mol}$

$= (-79 \text{ KCal/mol}) (4.184 \text{ KJ/Cal}) = -330 \text{ KJ/Mol}$

অনুশীলনী—৪

(1) K^+ এবং F^- আয়নের ব্যাসার্ধ প্রায় সমান হলে, তাদের আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত :

$r_+/r_- = 1$ কাছাকাছি হয়। সুতরাং KF কেলাস CsCl কেলাসের মতন হওয়া উচিত। কিন্তু KF কেলাস NaCl কেলাসের মতন হয় তার কারণ হল নিম্নরূপ।

(a) যে আয়নীয় মডেলের ভিত্তিতে আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত সূত্র প্রয়োগ করা হয় সেই সূত্র KF-র ক্ষেত্রে খাটে না।

- (b) সবগাঙ্ক পরিকর্তনের সঙ্গে সঙ্গে আয়নীয় ব্যাসার্ধের পরিবর্তন। KF কেলসে K^+ কে ঘিরে ৪টি Cl^- আয়ন থাকলে (যদি $CsCl$ -র মতন গঠন হত) K^+ আয়নের যে আয়নীয় ব্যাসার্ধ হয়, K^+ -র সবগাঙ্ক ৬ হলে সেক্ষেত্রে আয়নীয় ব্যাসার্ধের পরিবর্তন হয়।
- (c) KI^+ কেলসে আনায়ন আনায়নের বিকর্ষণে
- (d) যদিও আয়নীয় ব্যাসার্ধের অনুপাত গণনার সময় ধরা হয় যে সব যৌগই ১০০% আয়নীয় কিন্তু প্রকৃতপক্ষে কোন যৌগই ১০০% আয়নীয় নয়।

অনুশীলনী—৫

- (1) (a) sp , (b) sp^3d^2 , (c) ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড, (d) সমতলীয় ত্রিভুজ, (e) চতুস্তল
- (2) (a) $\left[\begin{array}{c} H \\ | \\ H : \ddot{N} : H \\ | \\ H \end{array} \right]^+$ পিরামিডাল
- (b) $ClClIP$ ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড
- (c) $\left[\begin{array}{c} F \\ | \\ F : \ddot{B} : F \\ | \\ F \end{array} \right]^+$ চতুস্তলক
- (d) $H : \ddot{N} : \ddot{N} : H$ উভয় নাইট্রোজেনই পিরামিডাল এবং অনুটি সমতলীয় নয়।

অনুশীলনী—৬

- (1) NO_2^+ -র বন্ধন কোণ সব চাইতে বেশী। ছবি থেকে বোঝা যায় যে NO_2^+ আয়নটি সরলরেখিক এবং $\angle ONO$ বন্ধন কোণ 180° । কিন্তু NO_2 , $3NO_2$ অনুগুলি কৌণিক। NO_2 তে একটি ইলেকট্রন ও NO_2^+ -তে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় আছে। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়-বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ একটি ইলেকট্রন বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ থেকে বেশী তাই NO_2 আয়নে $\angle ONO$ বন্ধন কোণ সবচাইতে কম।
- (2) VSEPR সূত্রটি হল পূর্ণকক্ষের ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ অপূর্ণ কক্ষের ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণ অপেক্ষা অনেক বেশী।
- H_2O এবং H_2S এই উভয় অনুতে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও দুটি বন্ধন জোড় আছে। এই চার জোড়া ইলেকট্রনে 'O'-র 2s ও 2p কক্ষক ভর্তি হয়ে যায় কিন্তু 'S'-র 3s ও 3p কক্ষক ভর্তি হলেও 3d কক্ষক অপূর্ণ থাকে তাই H_2S অনুর 's' এ অনেক বেশী জায়গা আছে। এর ফলে বন্ধন জোড় বন্ধন জোড়ের বিকর্ষণ এখানে কম হয়। কিন্তু তীব্র নিঃসঙ্গ জোড় বন্ধন জোড় বিকর্ষনের জন্য H_2S -এ বন্ধন কোণ 90-র কাছাকাছি হয়। অপরপক্ষে H_2O অনুতে 'O' -র সব কক্ষক পূর্ণ থাকায় বন্ধন জোড় বন্ধন জোড় বিকর্ষণ বেশী হয় ও বন্ধন কোণ বৃদ্ধি পায়।
- (3) (a) SF_4 যৌগে 's'-র বহিঃকক্ষে ইলেকট্রনীয় সম্ভা হল $3s^2 3p^4$ অর্থাৎ ৬টি ইলেকট্রন এবং ৪টি F-র '4'টি ইলেকট্রন সবমুঠে ১০টি ইলেকট্রন আছে এই ১০টি ইলেকট্রন নিয়ে 's'-র নিম্নলিখিতভাবে হয়।

	3s	3p	3d
S			
(সর্ববহিঃ কক্ষে)	1↓	1↓ 1 1	
ইলেকট্রনীয় সম্ভা			

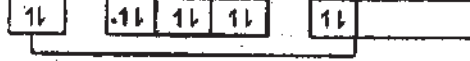
S*

(উত্তেজিত অবস্থা)



S

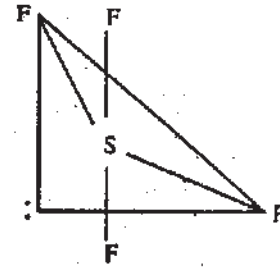
(সালফার চারটি 'F' পরমাণু



থেকে চারটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে)

sp³d সংকরায়ন

এই sp³d সংকরায়নে চার জোড়া বন্ধনজোড় ও একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে এবং ত্রিভুজাকৃতির বি-পিরামিড গঠনাকৃতির হয়। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় বন্ধনজোড় বিকর্ষণ কম হবার জন্য নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় কাগজের তলে থাকে কিন্তু তা সত্ত্বেও এই নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের বিকর্ষণের জন্য LFSE বন্ধন কোণ কিছুটা কমে যায়। সুতরাং SF₄ অনুর গঠনাকৃতি বিকৃত চতুষ্তলক।



$$\angle F - S - F \text{ (অনুভূমিক)} = 103^\circ$$

$$\angle F - S - F \text{ (লব)} = 179^\circ$$

(বিকৃত চতুষ্তলক)

(b) PCl_3F_2 অনুতে P-র বহিঃস্থকক্ষে 5টি ইলেকট্রন আছে বহিঃস্থ (ইলেকট্রনীয় সজ্জা $3s^2 3p^3$) 5টি হ্যালোজেন থেকে 5টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে 'p'-এর সর্ববহিঃস্থ স্তরে থাকে 10টি ইলেকট্রন 'P'-র সংকরায়নটি নিম্নরূপ।

3s

3p

3d

P

(সর্ববহিঃস্থ কক্ষে
ইলেকট্রনীয় সজ্জা)



P*

(উত্তেজিত অবস্থা)



P*

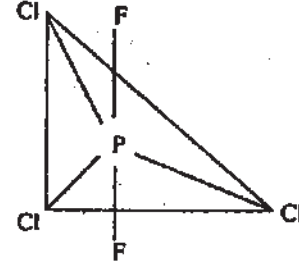
(PCl_3 অনুতে)



sp³d সংকরায়ন 5টি হ্যালোজেন থেকে 5টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে 'p'-র বাইরে মোট 10টি ইলেকট্রন হয়।

PCl_3F_2 অণুর আকৃতি ত্রিভুজাকৃতির দ্বি-পিরামিড এই অনুতে দুটি F পরমাণু কাঙ্ক্ষের তলের লম্ব বরাবর থাকে এবং তিনটি Cl পরমাণু ত্রিভুজের তিনটি কোণায় থাকে (বেট সূত্র অনুসারে)

বেট সূত্র : বেটের সূত্রানুসারে “বেশী তড়িৎ ঋণাত্মক প্রতিস্থাপন সেই সব সংকর কক্ষকের সঙ্গে বন্ধনী করে যেখানে s-কক্ষকের পরিমাণ বেশী থাকে।” উদাহরণ হিসাবে PCl_3F_2 অনু ধরা যাক। এই অনুতে কেন্দ্রীয় ‘p’ পরমাণু sp^3d সংকরায়িত। sp^3d সংকর কক্ষকে $p_zd_z^2$ সংকর কক্ষক ও sp_xp_y সংকর কক্ষকের মিশ্রণ হিসাবে ধরা যাক। $p_zd_z^2$ সংকর কক্ষকে দুটি কক্ষকই একই অক্ষ বরাবর সরলরেখিক সংকর কক্ষক হিসাবে কাঙ্ক্ষের তলের লম্বাংশ



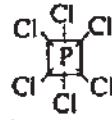
থাকে এবং এখানে ‘s’ কক্ষকের পরিমাণ কম অর্থাৎ এই কক্ষকগুলির তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম। সুতরাং এই সংকর কক্ষকের সঙ্গে দুটি ‘F’ পরমাণু বন্ধনীর দ্বারা যুক্ত হয়। অপরপক্ষে sp_xp_y (বা sp^2) সংকর কক্ষক সমতলীয় ত্রিভুজাকৃতির এখানে ‘s’ কক্ষকের পরিমাণ অপেক্ষাকৃত বেশী অর্থাৎ এই কক্ষকগুলি বেশী তড়িৎ ঋণাত্মক। সুতরাং sp_xp_y সংকর কক্ষকের সঙ্গে কম তড়িৎ ঋণাত্মক তিনটি ক্লোরিন পরমাণুর তিনটি বন্ধনী হয়।

(C) PCl_6^- অনুতে ‘P’ -র বহিঃস্থকক্ষে মোট $(5 + 6 + 1)$ বা 12টি ইলেকট্রন আছে। এই আয়নীয় যোণে ‘P’ র সংকরায়নটি নিম্নরূপ।

	3s	3p	3d
P (সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ইলেকট্রনীয় সম্বন্ধ)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	
P*	$\uparrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow$
P* (PCl_6^- অনুতে)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \times \times$
	Cl	Cl Cl Cl	Cl Cl

sp^3d সংকরায়ন 5টি হ্যালাজেন সঙ্গে 5টি সমযোজ্যতা ও একটি Cl^- -র সঙ্গে অসমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ আছে।

$[PCl_6]^-$ আয়নটি অষ্টভলকের

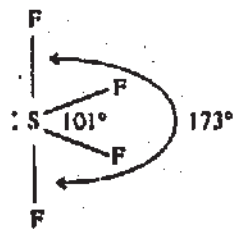
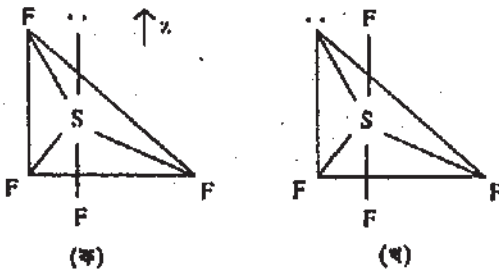


(d) SF_4 অনুতে S-র বহিঃস্থ কক্ষ মোট 10টি ইলেকট্রন ($6 + 4$) আছে এদের মধ্যে 4টি বন্ধন জোড় ও একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় 'S' র সংকরায়নটি নিম্নরূপ :

	3s	3p	3d
S (সর্ববহিঃস্থ কক্ষ ইলেকট্রনীয় সম্ভা)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	
S^* (উত্তেজিত অবস্থা)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow$
S^* (SF_4 অনুতে)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

sp^3d সংকরায়ন 5টি হ্যালোজেন সঙ্গে 5টি সমযোজ্যতা ও একটি Cl^- -র সঙ্গে অসমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ আছে।

এই সংকরায়ন থেকে বোঝা যায় যে SF_4 অনুটি ত্রিভুজাকৃতির দ্বি পিরামিড। কিন্তু নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়টি নিম্নলিখিত



দৃভাবে (ক) বা (খ) থাকতে পারে। যদি নিঃসঙ্গ জোড় ইলেকট্রন Z-অক্ষ বরাবর থাকে [ছবি (ক)] তাহলে এখানে নিঃসঙ্গ জোড়ের তুলনায় 90° তে তিনটি বন্ধন জোড় থাকে অপরপক্ষে ছবি (খ) তে নিঃসঙ্গ জোড়ের তুলনায় 90° তে দুটি বন্ধন জোড় থাকে। সুতরাং ছবি (খ) বেশী সুস্থির। এই চিত্র থেকে বোঝা যায় যে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও z-অক্ষ বরাবর যে দুটি বন্ধন জোড় আছে তার বিপরীতে এই বন্ধন জোড়দ্বয়ের কোণ 180° থেকে কমে যায়। আবার কাগজের তলে একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ও দুটি বন্ধন জোড় যে sp^2 সংকর কক্ষকে থাকে তার মধ্যে নিঃসঙ্গ জোড় 's' কক্ষকে থাকার জন্য দুটি S-F বন্ধনীতে 'p' কক্ষকের পরিমাণ বেশী থাকে। তাই F-S-F বন্ধন কোণ কম হয়।

অনুশীলনী—৭

(1) চারটি অনুর আগব কক্ষকের ইলেকট্রনীয় সম্ভা হল :

$$N_2 (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_y \pi_z)^4 (\sigma_{2p})^2$$

$$N_2^+ (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_y \pi_z)^4 (\sigma_{2p})^1$$

$$NO (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_y \pi_z)^4 (\sigma_{2p})^2 (\pi_x^*)^1$$

$$NO^+ (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\pi_y \pi_z)^4 (\sigma_{2p})^2$$

সূত্রাং N_2 ও N_2^{-1} এর Bond order যথাক্রমে 3 এবং $2\frac{1}{2}$ অতএব N_2 -তে শক্তিশালী বন্ধনী আছে কারণ N_2 -তে Bond order-র মান কম। কিন্তু NO এবং NO^+ এর Bond order-র মান যথাক্রমে $2\frac{1}{2}$ এবং 3। এখানে NO^+ এ বন্ধন শক্তিশালী এবং বন্ধন দৈর্ঘ্য ছোট। এই প্রসঙ্গে মনে রাখা দরকার যে N_2 -র আয়নন হয় অনুবন্ধী কক্ষক থেকে কিন্তু NO-র আয়নন হয় অনুবন্ধীর কক্ষক থেকে। সূত্রাং প্রথম ক্ষেত্রে আয়নন বিভবের মান দ্বিতীয় ক্ষেত্রে আয়নন বিভবের মান থেকে অনেক বেশী হয়।

সর্বশেষ প্রশ্নাবলী :

(1) B_2 , C_2 এবং N_2 -র আগব কক্ষকের চিত্র 6.5.10.3 অনুচ্ছেদে আছে।

B_2 -র চৌম্বক ধর্ম : $(\pi 2p_y)^1$ এবং $(\pi 2p_z)^1$ এই দুটি বিজোড় ইলেকট্রন জন্য B_2 অণু প্যারাম্যাগনেটিক অণু।

সূত্রাং B_2 -র ম্যাগনেটিক মোমেন্টের মান দুটি বিজোড় ইলেকট্রনের জন্য যা হয় তার সমান। (অর্থাৎ $\mu = \sqrt{n(n+2)}$; (Bohr Magneton; অনুযায়ী $\mu = \sqrt{2(2+2)}B.M. = 2.83B.M.$)

(2) 6.5.10.1 এ রৈখিক সংযোগের সূত্রাবলী আছে।

(a) 6.5.10.2 এ He_2 এর আগব কক্ষক থেকে Bond order-র মান শূন্য বলতে হবে।

(b) CO-র আগব কক্ষকের (চিত্র 37) 6.5.10.4 এ এবং N_2 -র আগব কক্ষকের চিত্র 6.37 (6.5.10.3) এ আছে।

CO অণু অনেক যৌগের সঙ্গে কার্বনিল যৌগ করে যেমন, $Ni(CO)_4$, $Fe(CO)_5$ প্রভৃতি। CO অনুর σ অবন্ধী (Nonbonding) ইলেকট্রন যুগল প্রধানতঃ 'C'-র ইলেকট্রন যা আগব কক্ষকের সবথেকে উচ্চশক্তি স্তরে থাকে এবং এরা দাতা হিসাবে কাজ করে ও ধাতুর সঙ্গে বন্ধনী করে। যেহেতু ইলেকট্রন যুগল অবন্ধী তাই CO দুর্বল (weak) σ -দাতা। এভাবে একাধিক CO অণুর কাছ থেকে ইলেকট্রন গ্রহণ করে ধাতুর উপর অত্যধিক পরিমাণে ইলেকট্রন জমা হয়। সূত্রাং যে কোন কার্বনিল যৌগের স্থায়িত্ব নির্ভর করে যখন ধাতু এই অধিক ইলেকট্রন CO কে দিয়ে দেয় (যাকে π ব্যাক বন্ডিং (π back bonding) বলে)। সাধারণতঃ CO ধাতুর বাকী কক্ষকে ইলেকট্রন দেয় তার HOMO (Highest Occupied Molecular Orbital) থেকে এবং ধাতু অতিরিক্ত জমে থাকা ইলেকট্রন

CO অণুর LUMO-তে (Lowest Unoccupied Molecular Orbital) নেয়। এভাবে ধাতু এবং C(O)-র মধ্যে একাধিক বন্ধনী তৈরী হয়।

কিন্তু N_2 অণুর আণব কক্ষকের যে সর্বোচ্চ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন ছোড় থাকে তা σ_3 কক্ষক (বা σ_{2p} কক্ষক)। N_2 তাই সহজে ইলেকট্রন দান করতে পারে না এবং ধাতুর সঙ্গে কোন বন্ধনী হয় না।

- (3) 6.4.5 অংশে দেখুন। MgS , $U = -2929 \text{ KJ/mol}$. বা, -700.1 Kcal/mol .
- (4) Sp^3d^2 (অষ্টভলক); Sp^3 (চতুষ্তলক); Sp^3 (চতুষ্তলক), Sp^2 (সমতলীয় ত্রিভুজ)
- (5) 6.5.10 দেখুন।
- (6) অনুশীলনী 6, প্রশ্ন 3-এর (b) দেখুন।
- (7) 6.5.10.2 অংশ দেখুন।
- (8) 6.5.7 অংশ দেখুন।
- (9) 6.5.10.4 অংশ দেখুন।
- (10) (a) অনুচ্ছেদ 6.5.8 দেখুন, (b) অনুচ্ছেদ 6.4.8 দেখুন।
- (11) $U_0 = -758 \text{ KJ}$ (বা -181 Kcal)
 $PA = 46 \text{ Kcal}$.

একক 7 □ তেজস্ক্রিয়তা

গঠন

7.1 প্রস্তাবনা

7.2 উদ্দেশ্য

7.3 প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয়তা

7.4 তেজস্ক্রিয় ভাঙ্গনের তত্ত্ব

7.5 সডি ও ফ্যাজানের শ্রেণী সরণসূত্র

7.6 তেজস্ক্রিয় মৌলশ্রেণী

7.7 তেজস্ক্রিয় সাম্য

7.8 তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপন

7.9 তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপের একক

7.10 নিউক্লিয়াসের গঠন

7.11 নিউক্লিয় বল

7.12 নিউট্রন ও প্রোটনের অনুপাত ও নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব

7.13 ম্যাজিক সংখ্যা

7.14 নিউক্লিয়ার আইসোমারিজম

7.15 কৃত্রিম উপায়ে মৌলের রূপান্তর

7.16 পারমাণবিক চুম্বী

7.17 সারাংশ

7.18 সর্বশেষ প্রস্তাবনা

7.19 উত্তরমালা

7.1 প্রস্তাবনা

তেজস্ক্রিয় মৌলের আবিষ্কার ও তেজস্ক্রিয়তা বিজ্ঞানীদের ক্ষেত্রে একটি গুরুত্বপূর্ণ ঘটনা যা সাধারণ রাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে সম্পূর্ণ আলাদা। যেহেতু কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের বিভাজন থেকে তেজস্ক্রিয়তার উদ্ভব এবং তার ফলে নতুন পরমাণুর নিউক্লিয়াস গঠিত হয়, ফলে বিজ্ঞানীদের পক্ষে নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব, বিভাজনের হার ও তার প্রকৃতি প্রভৃতির ধর্ম জেনে তাকে বিভিন্ন ভাবে রসায়নের কাজে লাগানো সম্ভব হয়েছে। এছাড়াও চিকিৎসা বিজ্ঞান, জীববিজ্ঞান, কৃষিবিজ্ঞান প্রভৃতি বিভিন্ন শাখায় ব্যাপকভাবে তেজস্ক্রিয় পরমাণু বা তেজস্ক্রিয়তার ব্যবহার বেড়ে চলেছে। তেজস্ক্রিয়তা দূরকষ, একটি প্রাকৃতিক ও অপরটি কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা। এই তেজস্ক্রিয়কে আমরা তিনটি পরিচ্ছেদে ভাগ করে পড়ব। প্রথম ভাগে প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয়তা ও তার বিভিন্ন ধর্ম, দ্বিতীয়ভাগে নিউক্লিয়াসের গঠন এবং তৃতীয় ভাগে কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা সম্বন্ধে আমরা জানব।

7.2 উদ্দেশ্য

এই অংশের পরিচ্ছেদগুলি পড়ে নিম্নলিখিত বিষয়গুলি জানা সম্ভব হবে—

- তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে যে যে রশ্মিগুলি নির্গত হয় ও তাদের ধর্ম।
- এই সমস্ত মৌলের অর্ধায়ু, গড় আয়ু ও তেজস্ক্রিয় সাম্য।
- এই রকম মৌলের নিউক্লিয়াসের গঠন এবং নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব।
- নিউক্লিয় বল ও নিউট্রন প্রোটনের অনুপাত।
- নিউক্লিয় বিক্রিয়া ও কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা।
- নিউক্লিয় বিভাজন, সংযোজন ও স্প্যালেশন বিক্রিয়া।

7.3 প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয়তা (Natural radioactivity)

হেনরি বেকারেলের (Becquerel) 1896 সালে পটাশিয়াম ইউরানিল সালফেট যৌগে তেজস্ক্রিয়তা লক্ষ্য করেন। ইউরেনিয়ামের এই যৌগ কালো কাগজে আবৃত ফটোগ্রাফিক প্লেটকে আকর্ষণ করে। তিনি আরও লক্ষ্য করেন যে, বিভিন্ন ইউরেনিয়াম যৌগ এবং খাতব ইউরেনিয়াম একইভাবে ফটোগ্রাফিক প্লেটকে আকর্ষণ করে। এই ঘটনা লক্ষ্য করে এবং আরও কিছু পরীক্ষার পর বেকারেল এই সিদ্ধান্তে উপনীত হলেন যে পটাশিয়াম ইউরানিল সালফেট বা ইউরেনিয়ামের অন্যান্য যৌগ থেকে স্বতঃস্ফূর্তভাবে এমন এক ধরনের

রশ্মিগুচ্ছ নির্গত হয়, যা কোন অবস্থাতেই থেমে যায় না অর্থাৎ অবিরাম রশ্মিগুচ্ছ নির্গত হয়। এই ঘটনাকেই তেজস্ক্রিয়তা বলে। পরবর্তীকালে 1898 সালে কুরী দম্পতি (M. Curie and P. Curie) ইউরেনিয়াম যৌগের উপর আরও গবেষণা করে প্রমাণ করেন যে তেজস্ক্রিয়তা শুধুমাত্র ইউরেনিয়াম পরমাণুর একটি নির্দিষ্ট ধর্ম এবং এই ধর্ম ইউরেনিয়াম কি যৌগ হয়ে আছে তার উপর নির্ভর করে না। এই সব পরীক্ষা-নিরীক্ষার সময় আরও লক্ষ্য করা হয় যে, ইউরেনিয়াম যে আকরিকে পাওয়া যায় অর্থাৎ পিচব্লেন্ডে (যাতে বেশী পরিমাণে U_3O_8 আছে) যতটা ইউরেনিয়াম মৌল আছে, তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ তার চেয়ে অনেক বেশী। কঠোর পরিশ্রম ও নিষ্ঠার সঙ্গে গবেষণা চালিয়ে তাঁরা পিচব্লেন্ড থেকে আরও দুটি তেজস্ক্রিয় মৌল, প্রথম পোলোনিয়াম (Po) ও পরে রেডিয়াম (Ra) আবিষ্কার করেন।

সুতরাং তেজস্ক্রিয়তা হল “সাধারণভাবে কোন মৌলের নিউক্লিয়াস থেকে (উচ্চ পারমাণবিক ভর বৈশিষ্ট্য) অবিরাম ও স্বতঃস্ফূর্তভাবে অদৃশ্য রশ্মি নির্গত হয়।” যে মৌল এই ধর্মগুলি দেখায় তাকে তেজস্ক্রিয় মৌল বলে এবং প্রকৃতিতে পাওয়া যায় এমন তেজস্ক্রিয় মৌলকে প্রাকৃতিক মৌল বলে। এই ধরনের মৌল থেকে স্বতঃস্ফূর্ত রশ্মি বিকীরণ ধর্মকে প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয়তা বলে।

ইউরেনিয়াম, রেডিয়াম, থোরিয়াম, পোলোনিয়াম ইত্যাদি মৌলগুলিই প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় মৌলের উদাহরণ।

7.3.1 তেজস্ক্রিয় রশ্মির প্রকৃতি

প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে যে রশ্মি অবিরাম নির্গত হয় তা অন্ধকারেও ফটোগ্রাফিক প্লেটকে প্রভাবান্বিত করে। এছাড়াও এই রশ্মির অন্যান্য ধর্মও লক্ষ্য করা যায়। এগুলি হল এই রশ্মির সাহায্যে জিংক সালফাইড (ZnS) বা বেরিয়াম প্লাটিনো সায়ানাইড $Ba[Pt(CN)_6]$ প্রভৃতি পদার্থের উপর আঘাত করলে প্রতিপ্রভা দেখা যায়। এই রশ্মিকে তড়িৎ-চৌম্বক ক্ষেত্রের মধ্যে দিয়ে পাঠালে তা তিনভাগে ভাগ হয়ে যায় অর্থাৎ এই রশ্মি তিন ধরনের রশ্মি সম্বায়ে গঠিত। এগুলি হল আলফা রশ্মি (α -ray), বিটা রশ্মি (β -ray), এবং গামা রশ্মি (γ -ray) α -, β - ও γ -রশ্মির ধর্মাবলী নীচে আরও বিস্তৃতভাবে আলোচনা করা হল।

α -রশ্মি : এই রশ্মি পরা তড়িৎবাহী কণার সম্বায়ে সমষ্টি। প্রতিটি কণায় চার্জের মাত্রা ইলেকট্রনের প্রায় দুইগুণের মত কিন্তু বিপরীত তড়িৎবাহী। α - কণার ভর H- পরমাণুর প্রায় 4 গুণ এবং He-পরমাণুর ভরের সমান। তাই α -কণা হল দুটি ইলেকট্রন বর্জিত হিলিয়াম পরমাণু (He^{++}), অর্থাৎ প্রতিটি α -কণার পরা তড়িৎমাত্রা 2 এবং প্রোটনের ভরের 4 গুণ। সেজন্য α -কণাকে ${}^4_2He$ সংকেত দ্বারা প্রকাশ করা হয়। α কণা নির্গত হয় আলোর গতিবেগের প্রায় এক দশমাংশের গতিবেগ নিয়ে, কিন্তু আপেক্ষাকৃত বেশী ভরের জন্য α কণার ভেদন ক্ষমতা কম। α -কণার গ্যাসকে আয়নিত করার ক্ষমতা খুব বেশী অর্থাৎ α -কণাকে

কোন গ্যাসের মধ্যে পাঠালে, সেই গ্যাসের পরমাণু থেকে অনেক বহিঃস্থ ইলেকট্রন নির্গত হয়। অর্থাৎ ঐ গ্যাসকে আয়নন হয়।

β-রশ্মি : β-রশ্মির প্রকৃতি থেকে বোঝা যায় যে এরা প্রকৃতপক্ষে অপরা তড়িৎবাহী ইলেকট্রনের সমবায়ে গঠিত এবং প্রতিটি β-কণার ভর ও অপরা তড়িৎবাহী ইলেকট্রনের সমবায়ে গঠিত এবং প্রতিটি β-কণার ভর ও তড়িৎমাত্রা একটি ইলেকট্রনের সমান। কিন্তু ইলেকট্রনের ভর নগণ্য তাই β-কণাও প্রায় ভরহীন। β কণাকে ${}^0_{-1}e$ চিহ্ন দিয়ে প্রকাশ করা হয়। β-কণার গ্যাসকে আয়নিত করার ক্ষমতা α-কণা অপেক্ষা কম। অপরদিকে β-কণার গতিবেগ α-কণা অপেক্ষা বেশী প্রায় আলোর গতিবেগের সমান। তাই এর ভেদন ক্ষমতা অধিক। প্রায় 0.2 cm পুরু অ্যালুমিনিয়াম পাতকে β-কণা ভেদ করতে পারে।

γ-রশ্মি : এই কণা প্রশম এবং তড়িৎ চৌম্বক ক্ষেত্রে কোনও ভাবেই প্রভাবিত হয় না। γ-রশ্মি খুবই ছোট তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের এবং তড়িৎ চৌম্বক ধর্মী আলোক তরঙ্গের সমান, সাধারণতঃ 10^{-8} থেকে 10^{-11} সেমির মত। x-রশ্মি ও γ-রশ্মি প্রায় সমান ওধুমাত্র তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের পার্থক্য আছে। γ-রশ্মির তরঙ্গ দৈর্ঘ্য, x-রশ্মি অপেক্ষা ছোট। এর গতিবেগ ও ভেদ করার ক্ষমতা সর্বাধিক। 25 সে.মি. লোহার পাত বা 8 সে.মি. লেডের পাতের মধ্যে দিয়ে γ-রশ্মি সহজেই ভেদ করতে পারে। γ-রশ্মির গ্যাসকে আয়ন করার ক্ষমতা কম।

α-, β- ও γ- রশ্মির কয়েকটি বৈশিষ্ট্যমূলক ধর্মের তুলনা

নাম	চিহ্ন	প্রকৃতি				
		আধান	ভর	গতি	ভেদনক্ষমতা	অন্যান্য
α-রশ্মি	${}^4_2\text{He}$	পরা-তড়িৎবাহী +2	4.0015 amu* He ⁺⁺ -র মতন	প্রতিসেকেন্ডে 10,000-20,000 মাইল	কম 0.01 মিমি পুরু অ্যালুমিনিয়াম পাত	(তড়িৎ-চৌম্বকীয় মাধ্যমে) স্বাভাবিক গতিপথ থেকে বিচ্যুত হয়
β-রশ্মি	${}^0_{-1}e$	অপরা তড়িৎবাহী -1	0.000548 amu*	প্রতি সেকেন্ডে 1 লক্ষ মাইল	α-রশ্মি অপেক্ষা বেশী 2mm পুরু অ্যালুমিনিয়াম পাত	স্বাভাবিক গতিপথ থেকে অনেক বিচ্যুত হয়
γ-রশ্মি	γ-রশ্মি	প্রশম শূন্য (0)	ভরবিহীন	প্রতি সেকেন্ডে আলোর গতি- বেগের সমান 1.86,000 মাইল	সর্বাধিক 5cm পুরু সীসার পাত	স্বাভাবিক গতিপথ থেকে বিচ্যুত হয়না

অনুশীলনী - 1

1. ডেকট্রিয় মৌল ${}^{238}_{92}\text{U}$ ভাঙলে ${}^{206}_{82}\text{Pb}$ পাওয়া যায়। এই ভাঙনে কতগুলি α ও β কণা নির্গত হয়।

7.4 তেজস্ক্রিয় ভাঙনের তত্ত্ব (Theory of radioactive disintegration)

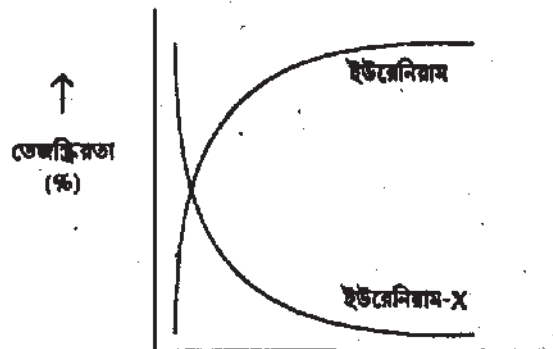
সপরিমাণ কোন তেজস্ক্রিয় মৌল আছে এমন বিভিন্ন ধরনের যৌগ নিয়ে দেখা যায় যে তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ সব ক্ষেত্রেই সমান। এ থেকে ধারণা করা যায় যে, তেজস্ক্রিয়তা কোন মৌলের ধর্ম এবং তা যৌগের প্রকৃতি বা ধর্মের উপর নির্ভর করে না।

তেজস্ক্রিয়তা ব্যাখ্যা করার জন্য রাদারফোর্ড ও সডি তেজস্ক্রিয় ভাঙনের তত্ত্ব দেন। এই তত্ত্বের সাহায্যে অনেক তেজস্ক্রিয় মৌলের ভাঙনের ব্যাখ্যা করা যায়। কিন্তু যে পরীক্ষার সাহায্যে এই তত্ত্বটি দেওয়া হয়েছে তার বর্ণনা নিম্নরূপ :

7.4.1 পরীক্ষা :

ইউরানিল নাইট্রেট দ্রবণে ধীরে ধীরে অতিরিক্ত অ্যামোনিয়াম কার্বনেট দ্রবণ মেশালে, প্রথমে একটি অধঃক্ষেপ পড়ে, কিন্তু পরে সেই অধঃক্ষেপের অধিকাংশ দ্রবীভূত হয়ে সামান্য অধঃক্ষেপ অবশিষ্ট থাকে। এই অধঃক্ষেপটিকে পরীক্ষা করে দেখা গিয়েছে যে তা অত্যন্ত তেজস্ক্রিয় পদার্থ। পক্ষান্তরে দ্রবণটিতে যেখানে প্রায় সব ইউরেনিয়ামই উপস্থিত আছে $[(\text{NH}_4)_4 [\text{UO}_2(\text{CO}_3)]]$ হিসাবে তার তেজস্ক্রিয়তা খুবই কম। উল্লেখিত তেজস্ক্রিয়তা দেখানো যৌগটি যা অতিরিক্ত $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ দ্রবণে দ্রবীভূত হয় না এবং যার ধর্ম ইউরেনিয়াম লবণের ধর্ম থেকে পৃথক ধরা যাক, তার নাম ইউরেনিয়াম-X, কিন্তু কিছুদিনের মধ্যে দেখা গেল যে ইউরেনিয়াম-X তার তেজস্ক্রিয়তা হারাচ্ছে এবং যে দ্রবণে ইউরেনিয়াম লবণ দ্রবীভূত আছে তার তেজস্ক্রিয়তা ক্রমশঃ বৃদ্ধি পাচ্ছে।

রাদারফোর্ড ও সডি সময়ের সঙ্গে সঙ্গে ইউরেনিয়াম লবণের তেজস্ক্রিয়তার বৃদ্ধি মাপেন। তাঁরা লক্ষ্য করেন যে তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ সময়ের সঙ্গে সঙ্গে সূচকীয় প্রকৃতির (exponential nature) হয় (চিত্র 7.1)। থোরিয়াম লবণের ক্ষেত্রেও একই ঘটনা দেখা গেছে।



চিত্র 7.1

7.4.2 তত্ত্বের গাণিতিক রূপ :

তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর ভাঙনে α -, β - বা γ -রশ্মি বা কণা স্বতঃস্ফূর্ত ভাবে নির্গত হয়। রাদারফোর্ড ও সডির দেখে যা এই ভাঙনের তত্ত্ব অনুযায়ী তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণু, সুস্থিত মৌলের পরমাণু অপেক্ষা অস্থায়ী এবং এরা স্বতঃস্ফূর্তভাবে α -, β - বা γ -কণা নির্গত করে ও নতুন মৌলের পরমাণু উৎপন্ন করে। নতুন মৌলটি তেজস্ক্রিয় হলে তা আবার ভেঙে α -, β -, γ -র কোন কণা নির্গত করে ও এরূপ ঘটনা পরপর চলতে থাকে, যতক্ষণ পর্যন্ত এরূপ ভাঙনের ফলে একটি সুস্থির বা স্থায়ী মৌলের পরমাণু উৎপন্ন না হয়। তবে সবসময়েই যে তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে একইভাবে α -, β - বা γ -কণা নির্গত হবে তা নয়। কোন তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে যে α - বা β - কণা নির্গত হবে তার পরিমাণ নির্দিষ্ট। যেমন, ইউরেনিয়াম ($^{238}_{92}\text{U}$) একটি তেজস্ক্রিয় মৌল যা থেকে একটি α -কণা নির্গত হওয়ায় তা ভেঙে গিয়ে থোরিয়াম ($^{234}_{90}\text{Th}$) দেয়। উৎপন্ন থোরিয়ামও তেজস্ক্রিয় মৌল এবং তা থেকে β -কণা বেরিয়ে যায় এবং অপর একটি মৌল প্রোটেক্টিনিয়াম ($^{234}_{81}\text{Pa}$) তৈরী হয় ইত্যাদি।

অপর একটি তত্ত্ব হল “যে কোন মুহূর্তে কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের ভাঙনের হার (অর্থাৎ প্রতি একক সময়ে যতটা তেজস্ক্রিয় মৌল ভাঙে) ঐ মুহূর্তে মৌলটিতে কতগুলি পরমাণু বর্তমান, সেই সংখ্যার সমানুপাতিক।”

$$\text{অর্থাৎ, } -\frac{dN}{dt} \propto N, \quad \text{যেখানে}$$

N = যে কোন মুহূর্তে তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর সংখ্যা

$$-\frac{dN}{dt} = \text{একক সময়ে ভেঙে যাওয়া পরমাণু সংখ্যা}$$

$$\text{বা, } -\frac{dN}{N} = \lambda N, \quad \text{যেখানে, } \lambda = \text{বিভাজন ধ্রুবক}$$

$$\text{বা, } -\frac{dN}{N} = \lambda dt \dots\dots\dots (1)$$

(1) নং সমীকরণকে সমাকলন করে পাই,

$$-\ln N = \lambda t + C \dots\dots\dots (2)$$

যেখানে C = সমাকলন ধ্রুবক

যখন, $t = 0$, তখন তেজস্ক্রিয় পরমাণুর সংখ্যা যদি N_0 হয় তবে সমীকরণ (2) হয়, $C = -\ln N_0$

'C'-র মান সমীকরণ (2) এ বসিয়ে পাই,

$$-\ln N = -\ln N_0 + \lambda t$$

$$\text{বা, } \ln \frac{N_0}{N} = \lambda t \text{ (বা, } N = N_0 e^{-\lambda t}) \dots \dots \dots (3)$$

$$\text{বা, } t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{N_0}{N}$$

$$= \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{N_0}{N} \dots \dots \dots (4) \text{ [অতএব } \ln = 2.303 \log]$$

সমীকরণ (3) থেকে দেখা যায় যে, তেজস্ক্রিয় ভাঙন প্রথম ক্রমের প্রক্রিয়া। সমীকরণ (3) বা (4) মৌলের বিভাজন ধ্রুবক গণনা করা যায়। সুতরাং প্রতিটি তেজস্ক্রিয় মৌলের বিভাজন ধ্রুবক তার চারিত্রিক বৈশিষ্ট্য।

7.4.3 তেজস্ক্রিয় মৌলের অর্ধায়ু (Half-life of radio active elements)

সাধারণভাবে কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের অপর একটি মৌলে রূপান্তরের হারকে অর্ধ-আয়ুষ্কাল (Half life) হিসাবেও প্রকাশ করা হয়। “কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের প্রাথমিক পরমাণু সংখ্যার বিয়োজনের পরিমাণের অর্ধাংশে পরিণত হতে যে সময়ের প্রয়োজন তাকে মৌলটির অর্ধ-আয়ুষ্কাল বলে। এটিকে $t_{1/2}$ দিয়ে চিহ্নিত করা হয়।

সুতরাং অর্ধায়ুতে কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমানু পরিমাণ ($n_{1/2}$) হলে (অর্থাৎ প্রাথমিক অবস্থায় এ মৌলের পরমাণুর সংখ্যা ছিল n_0)। সমীকরণ (4) থেকে আমরা পাই,

$$t_{1/2} = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{n_0}{n_{1/2}}$$

$$= \frac{2.303}{\lambda} \log 2$$

$$= \frac{0.693}{\lambda} \dots \dots \dots (5)$$

উপরোক্ত (5) নং সমীকরণে n_0 নাই, অর্থাৎ কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের অর্ধায়ু তার প্রাথমিক অবস্থার পরমাণুর সংখ্যার উপর নির্ভর করে না।

তেজস্ক্রিয় মৌলের অর্ধ-আয়ুষ্কালের মান নির্দিষ্ট। তেজস্ক্রিয় মৌলের বিভাজন ধ্রুবকের (λ) মত অর্ধ-আয়ুষ্কালও $t_{1/2}$ তেজস্ক্রিয় মৌলের চরিত্রগত বৈশিষ্ট্য। $t_{1/2}$ -র মান সেকেন্ডের ভগ্নাংশ থেকে কয়েক লক্ষ বছর পর্যন্ত হতে পারে।

অঙ্কায়ুরে উদাহরণ হিসাবে আমরা র্যাডন (Rn) নিতে পারি। র্যাডনের অর্ধ-আয়ুষ্কাল 3.85 দিন। কোন নির্দিষ্ট সময়ে 1 গ্রাম র্যাডন নিলে সেই সময় থেকে 3.85 দিন পরে 0.5 গ্রাম র্যাডন অবশিষ্ট থাকবে। আরও 3.85 দিন পরে অবশিষ্ট র্যাডনের পরিমাণ হবে 0.25 গ্রাম (বা 1/4 গ্রাম) ইত্যাদি।

অনুশীলনী - 2

1. একটি তেজস্ক্রিয় মৌলের অর্ধায়ু 4.8 মি। 1.0 গ্রাম ঐ মৌল তেজস্ক্রিয় বিকিরণের ফলে 40 মি. পরে কতটুকু মৌল অবশিষ্ট থাকবে?

7.4.4 গড় আয়ু (Average life)

কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের আয়ু বা পূর্ণ জীবন বলে কিছু নাই। এক খণ্ড তেজস্ক্রিয় মৌলে অবস্থিত সবগুলো পরমাণুরই বিভাজন এক সঙ্গে হয় না। কোন পরমাণু হয়তো এখনই ভাঙছে। আবার কোন পরমাণু হয়তো অনন্তকাল পরে ভাঙবে, অর্থাৎ বিভিন্ন পরমাণুর ভাঙন বিভিন্ন সময়ে হয়। সেজন্য তেজস্ক্রিয় মৌলের সব পরমাণুর আয়ুর একটি গড় মান নির্ণয় করা হয়। যাকে তেজস্ক্রিয় মৌলের গড় আয়ু ($t_{\text{গড়}}$) বলে।

এই গড় আয়ু ($t_{\text{গড়}}$) পেতে হলে মৌলের পরমাণুগুলির বিভিন্ন আয়ুষ্কালকে (শূন্য থেকে অনন্তকাল পর্যন্ত) যথাক্রমে তাদের নিজস্ব সংখ্যা দেখা দিয়ে গুণ করে সমগ্র পরমাণুর সংখ্যা দিয়ে ভাগ করা হয়। মনে করি, DN_1 সংখ্যক পরমাণু t_1 সময়ে ভাঙে, dN_2 সংখ্যক পরমাণু t_2 সময়ে ভাঙে ইত্যাদি,

$$\begin{aligned} \text{তখন, } t_{\text{গড়}} &= \frac{t_1 dN_1 + t_2 dN_2 + t_3 dN_3 + \dots}{dN_1 + dN_2 + dN_3 + \dots} \\ &= \frac{\sum t dN}{N_0} \quad [\text{যেখানে } N_0 = \text{সমগ্র পরমাণু সংখ্যা}] \dots \dots \dots (6) \end{aligned}$$

আবার, যে কোন তেজস্ক্রিয় পরমাণুর আয়ু শূন্য (0) থেকে ইনসিনিটি (α) হতে পারে। সুতরাং যখন সময়, $t = 0$ তখন পরমাণুর সংখ্যা N_0 হলে এবং যখন $t = \alpha$, তখন সব তেজস্ক্রিয় পরমাণুর ভাঙন হয়ে গিয়েছে অর্থাৎ $N = 0$.

$$\begin{aligned}
\text{সমীকরণ (6) থেকে, } t_{\text{গড়}} &= \frac{\int_0^{\infty} t dN}{N_0} \\
&= \frac{1}{N_0} \int_0^{\infty} t(-\lambda N dt) \quad [\because -\frac{dN}{dt} = \lambda N] \\
&= \frac{1}{N_0} \int_0^{\infty} -t \lambda N_0 \cdot e^{-\lambda t} \cdot dt \quad [\because N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}] \\
&= -\int_0^{\infty} t \lambda e^{-\lambda t} dt \\
&= -\lambda \int_0^{\infty} e^{-\lambda t} t dt \\
&= -\left[\frac{\lambda t + 1}{\lambda} e^{-\lambda t} \right]_0^{\infty} \\
&= -\frac{1}{\lambda} \dots \dots \dots (7)
\end{aligned}$$

সুতরাং তেজস্ক্রিয় পরমাণুর গড় আয়ু তার বিভাজন ধ্রুবকের বিপরীত।

7.4.5 অর্ধায়ু ও গড় আয়ুর সম্পর্ক

$$\text{সমীকরণ (5) থেকে অর্ধায়ু, } t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda}$$

$$\text{সমীকরণ (7) থেকে গড় আয়ু, } t_{\text{গড়}} = \frac{1}{\lambda}$$

$$\therefore t_{1/2} = 0.693 \cdot \frac{1}{\lambda}$$

$$= 0.693 \cdot t_{\text{গড়}}$$

অর্থাৎ, অর্ধায়ু ও গড় আয়ু পরস্পর সমানুপাতিক।

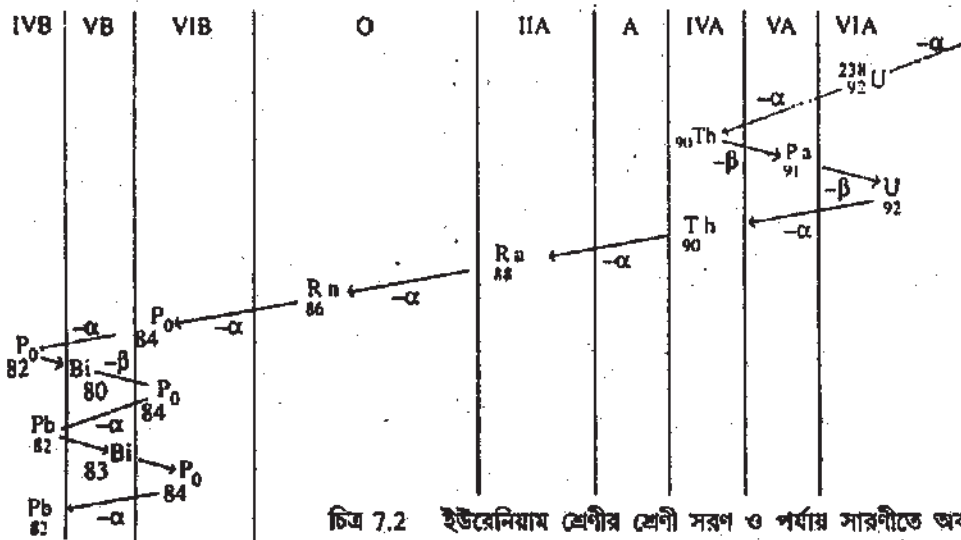
7.5 সডি এবং ফ্যাজান্সের শ্রেণীসরণ সূত্র (Soddy and Fajan's Group displacement law)

তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণু ভাঙনের ফলে নতুন মৌলের পরমাণু উৎপন্ন করে। পর্যায়সারণীতে এই নতুন মৌলটির অবস্থান (আগের মৌলের অবস্থানের তুলনায়) কিরকম হবে সেই সম্পর্কে সডি ও ফ্যাজান্স একটি সূত্র দেন, যা সডি-ফ্যাজান্সের শ্রেণী সরণ সূত্র নামে পরিচিত। সূত্রটি নিম্নরূপ, “কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণু থেকে একটি α -কণা নির্গত হলে উৎপন্ন নতুন মৌলের (পরমাণুর) অবস্থান পর্যায় সারণীতে আদি মৌলের দু-ঘর বাঁদিকে এবং একটি β -কণা নির্গত হলে উৎপন্ন নতুন মৌলের (পরমাণুর) অবস্থান পর্যায় সারণীতে আদি মৌলের একঘর ডানদিকে সরে যায়।”

তেজস্ক্রিয় ভাঙনে কোন তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে একটি α -কণা (${}^4_2\text{He}$) নির্গত হলে নতুন মৌলটির পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক 2 একক (বা আধান) এবং পারমাণবিক ভর 4 একক কমে যায়। মনে করি ‘A’ তেজস্ক্রিয় মৌলের পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক ‘Z’ এবং পারমাণবিক ভর ‘m’। আরও মনে করি ‘A’ মৌল থেকে একটি α -কণা নির্গত হলে উৎপন্ন B মৌলের পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক হবে (Z - 2) এবং পারমাণবিক ভর 4 একক কমে গিয়ে হবে (m - 4) অর্থাৎ,



একই ভাবে, ‘A’ মৌল থেকে একটি β -কণা (${}^0_{-1}\text{e}$) বেরিয়ে গেলে উৎপন্ন C মৌলের পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক হবে (Z + 1), কিন্তু পারমাণবিক ভর ‘m’ একই থাকে, অর্থাৎ,



চিত্র 7.2 ইউরেনিয়াম শ্রেণীর শ্রেণী সরণ ও পর্যায় সারণীতে অবস্থান

প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় মৌলের ইউরেনিয়াম শ্রেণীর শ্রেণীসরণ দেখান হল। শ্রেণীসরণ সূত্রের সাহায্যে এভাবে বিভিন্ন শ্রেণীর মৌলগুলির পর্যায় সারণীতে অবস্থান করে দেওয়া সম্ভব হয়েছে। থোরিয়াম মৌলের শ্রেণীসরণ অনুরূপভাবে করা সম্ভব।

উপরের ছবি থেকে বোঝা যায় যে, কোন মৌল থেকে যদি পর্যায়ক্রমে একটি α -কণা ও দুটি β -কণা নির্গত হয় তাহলে মৌলটি পুনরায় তার নিজের জায়গায় (শ্রেণীতে) ফিরে আসে, যদিও নতুন মৌলটির ভরসংখ্যা বা পারমাণবিক ভর চার একক হ্রাস পাবে। কিন্তু আদি ও নতুন মৌল দুটির ভরসংখ্যার পার্থক্য থাকলেও তাদের রাসায়নিক ধর্ম এক (কারণ পারমাণবিক ক্রমসংখ্যা একই থাকবে) থাকে, তাই এদেরকে আইসোটোপ বলে।

7.6 তেজস্ক্রিয় মৌলের শ্রেণী (The Radioactive disintegration series)

ভারী তেজস্ক্রিয় মৌলগুলির ভাঙন মোটামুটিভাবে চারটি শ্রেণীতে ভাগ করা হয়। এর মধ্যে তিনটি প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় মৌল। এগুলি হল থোরিয়াম (Th), ইউরেনিয়াম (U) ও অ্যাকটিনিয়াম (Ac)। এসব মৌলের অর্ধায়ু অনেক বেশী এবং এদের ভাঙনে যে শ্রেণীগুলি পাওয়া যায় তাদেরকে যথাক্রমে থোরিয়াম শ্রেণী, ইউরেনিয়াম শ্রেণী ও অ্যাকটিনিয়াম শ্রেণী বলে।

তেজস্ক্রিয় মৌলের ভাঙনের তত্ত্ব থেকে আমরা জানি যে, সমস্ত প্রাকৃতিক ও ভারী তেজস্ক্রিয় মৌল তেজস্ক্রিয়তার জন্য যে নতুন মৌল দেয়, তা আবার তেজস্ক্রিয় মৌল হলে আরও ভাঙন আরম্ভ হয়। এই প্রক্রিয়া ক্রমাগত চলতে থাকে, যতক্ষণ পর্যন্ত সুস্থিত মৌলের পরমাণু না হয়। উপরোক্ত তিনটি শ্রেণীর প্রত্যেকেই ভাঙনের সবশেষে যে সুস্থিত মৌল পাওয়া যায় তা হল লেড। থোরিয়ামের ক্ষেত্রে $^{208}_{82}\text{Pb}$, ইউরেনিয়ামের ক্ষেত্রে $^{208}_{82}\text{Pb}$ এবং অ্যাকটিনিয়ামের ক্ষেত্রে $^{208}_{82}\text{Pb}$ । পরবর্তিকালে কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় মৌল আবিষ্কারের পর নেপচুনিয়াম শ্রেণী যুক্ত হয়েছে, যেখানে ভাঙনের সবশেষে থাকে বিসমাথ $^{208}_{83}\text{Bi}$ ।

সেজন্য উপরোক্ত চারটি শ্রেণীকে নিম্নলিখিত ভাবে চিহ্নিত করা হয়।

থোরিয়াম ($4n$) শ্রেণী

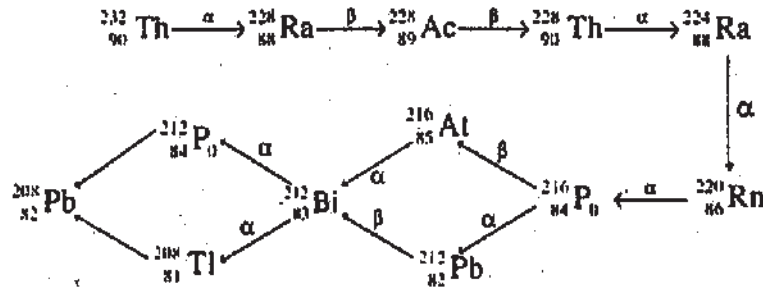
নেপচুনিয়াম ($4n + 1$) শ্রেণী

ইউরেনিয়াম ($4n + 2$) শ্রেণী

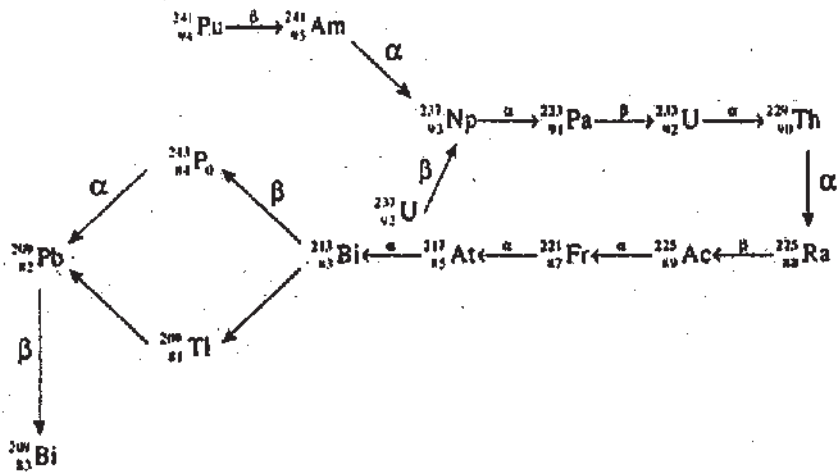
অ্যাকটিনিয়াম ($4n + 3$) শ্রেণী

' $4n$ ' শ্রেণীর অর্থ থোরিয়াম মৌলের ভরসংখ্যা 4 দিয়ে বিভাজ্য। কিন্তু ($4n+1$), ($4n+2$) বা ($4n+3$) শ্রেণী বলতে বোঝায় যে ঐ সব শ্রেণীর মৌলগুলির ভরসংখ্যাকে 4 দিয়ে ভাগ করলে যথাক্রমে 1, 2 ও 3 অবশেষ থাকে। এই শ্রেণীগুলিকে নীচে দেখান হল :

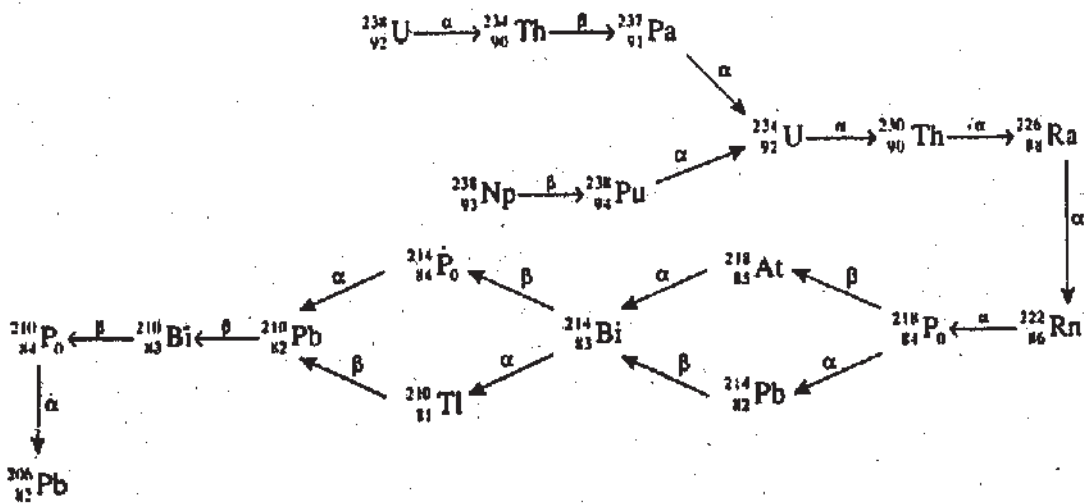
থোরিয়াম (4n) শ্রেণী



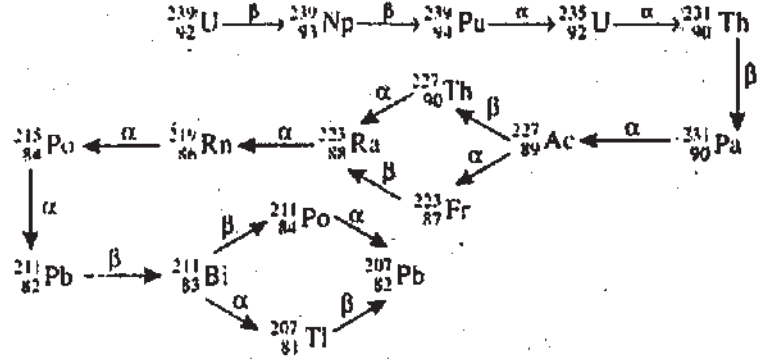
নেপচুনিয়াম (4n+1) শ্রেণী



ইউরেনিয়াম (4n+2) শ্রেণী



আকটিনিয়াম (4n+3) শ্রেণী



7.7 তেজস্ক্রিয় সাম্য (Radioactive Equilibrium)

একটি অপেক্ষাকৃত দীর্ঘস্থায়ী তেজস্ক্রিয় মৌলের (ধরি A) বিভাজনে যে অপত্য (daughter) মৌলের (B) সৃষ্টি হয় তা যদি তেজস্ক্রিয় হয় তাহলে অপত্য মৌলটির বিভাজনে অপর একটি মৌল একই ভাবে সৃষ্টি হয়। পরপর এভাবে অপত্য মৌলের (ধরি C, D, ...) উৎপত্তি হলে দীর্ঘ সময় পরে, এই শ্রেণীর প্রতিটি মৌলের বিভাজনের হার উৎপন্ন অপত্য মৌলের উৎপত্তির হারের সমান হয়, অর্থাৎ,



A, B, C, D..... ইত্যাদি হল তেজস্ক্রিয় মৌল।

'A' মৌলের বিভাজনের হার 'B' মৌলের উৎপত্তির হারের সমান অনুরূপভাবে 'B' মৌলের বিভাজনের হার 'C' মৌলের উৎপত্তির হারের সমান ইত্যাদি। এই অবস্থাকে তেজস্ক্রিয় সাম্য বলে।

তেজস্ক্রিয় সাম্যকে গাণিতিক ভাবে নিম্নলিখিত ভাবে প্রকাশ করা যায়—

$$\frac{dN_A}{dt} = -\frac{dN_B}{dt} = -\frac{dN_C}{dt} = \dots\dots\dots$$

$$\text{বা, } \lambda_A N_A = \lambda_B N_B = \lambda_C N_C = \dots\dots\dots$$

যেখানে N = তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণু সংখ্যা

λ = ডাঙন ধ্রুবক

$$\text{বা, } \frac{N_A}{N_B} = \frac{\lambda_B}{\lambda_A} \dots\dots\dots \text{ইত্যাদি} \dots\dots\dots (8)$$

অর্থাৎ, তেজস্ক্রিয় সাম্যাবস্থায় তেজস্ক্রিয় মৌলের পরিমাণ তাদের ডাঙন ধ্রুবকের ব্যাস্তানুপাতিক।

$$\text{আবার, অর্ধায়ু, } t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda} \text{ থেকে}$$

সমীকরণ (৪) কে লেখা যায়, $\frac{N_A}{N_B} = \frac{(t_m)_A}{(t_m)_B} \dots\dots\dots(9)$

সুতরাং, তেজস্ক্রিয় সাম্যাবস্থায়, তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণু সংখ্যা ঐ মৌলের অর্ধায়ুর সমানুপাতিক।

7.7.1 তেজস্ক্রিয় সাম্য ও রাসায়নিক সাম্যের পার্থক্য

তেজস্ক্রিয় সাম্য ও রাসায়নিক সাম্য সম্পূর্ণ দুটি আলাদা বিষয়। এই পার্থক্যগুলি নিম্নরূপ :

- তেজস্ক্রিয় সাম্য কখনই পারিপার্শ্বিক অবস্থা যেমন চাপ, তাপমাত্রা প্রভৃতির উপর নির্ভর করে না, কিন্তু রাসায়নিক সাম্য চাপ, তাপমাত্রা, গাঢ়ত্ব ইত্যাদির উপর নির্ভরশীল।
- তেজস্ক্রিয় সাম্য একমুখী বিক্রিয়া কিন্তু বেশীর ভাগ ক্ষেত্রেই রাসায়নিক সাম্য উভমুখী বিক্রিয়া।
- তেজস্ক্রিয় সাম্যে, α - বা β - কণা নির্গত হওয়ার ফলে নতুন পৃথক ধর্মবিশিষ্ট মৌলের সৃষ্টি হয়, কিন্তু রাসায়নিক সাম্যে বিক্রিয়ক যৌগগুলিতে যে যে মৌল থাকে উৎপন্ন পদার্থেও সেই একই মৌলগুলি উপস্থিত থাকে। এখানে শুধুমাত্র বিক্রিয়ক পদার্থগুলির পরমাণুর বহিঃস্তরের ইলেকট্রনের আদান-প্রদান হয়।

7.8 তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপন (Measurement of Reactivity)

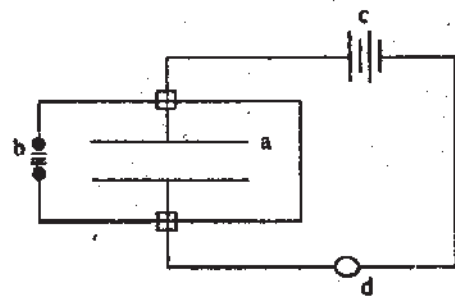
তেজস্ক্রিয় পদার্থের বিকীরণের উপর নির্ভর করে তেজস্ক্রিয়তা মাপা হয়। এগুলি নিম্নরূপ :

α - বা β - কণাকে কোন গ্যাসের মধ্য দিয়ে পরিচালনা করে গ্যাসকে আয়নিত করার ক্ষমতা বিচার করে—

তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপনে এই পদ্ধতি সব চাইতে সুবিধাজনক। তেজস্ক্রিয় পদার্থ থেকে বেরিয়ে আসা দ্রুতগতির α - বা β - কণাকে কোন গ্যাসের মধ্য দিয়ে পরিচালনা করে ঐ গ্যাসের অণু থেকে ইলেকট্রন বিচ্ছিন্ন করে গ্যাসকে আয়নিত করা হয়। ফলে গ্যাস মাধ্যমটি তড়িৎ-পরিবাহী হয়। গ্যাসের আয়নন সহজেই স্বর্ণপত্র-ইলেকট্রোস্কোপের সাহায্যে সনাক্ত ও পরিমাপ করা যায়। যে হারে স্বর্ণপত্র-ইলেকট্রোস্কোপ তড়িৎহীন হয় সেই মানই হয় তেজস্ক্রিয়তার পরিমাপ। তেজস্ক্রিয় মৌলের 10^{-12} গ্রাম পর্যন্ত তেজস্ক্রিয়তা এই পদ্ধতিতে মাপা যায়।

α -রশ্মির আয়নন ক্ষমতা β -রশ্মির আয়নন ক্ষমতা থেকে বেশী হওয়ায় α -রশ্মিকে যখন কোন গ্যাসের মধ্য দিয়ে পরিচালনা করে গ্যাসকে আয়নিত করা হয় তখন যে আধানের সৃষ্টি হয় তা আয়নীয় প্রকোষ্ঠের মধ্য দিয়ে মাপা হয়।

(a) আয়নীয় প্রকোষ্ঠের গঠন : আয়নীয় প্রকোষ্ঠ সাধারণভাবে একটি বদ্ধ ও খাতুর তৈরী চারকোনা প্রকোষ্ঠ। এই প্রকোষ্ঠে দুটি সমান্তরাল পাত A এমন ভাবে থাকে যাদের মধ্যে 500 ভোল্টের বিভব পার্থক্য রাখা হয়

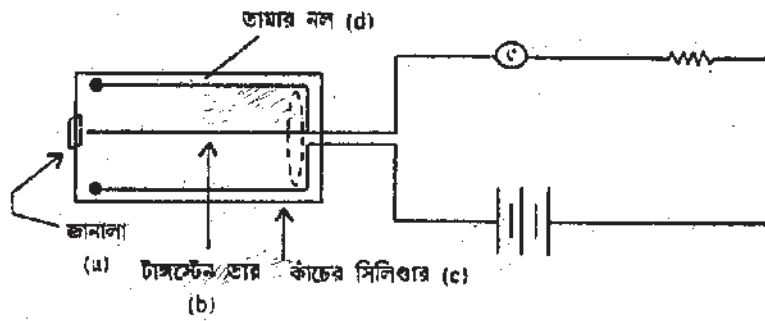


চিত্র 7.3 আয়নীয় প্রকোষ্ঠ

(ব্যারীর C সাহায্যে)। এই প্রকৌশলের মধ্যে গ্যাস থাকে (সাধারণভাবে বায়ু)। মাইকা দিয়ে তৈরী জানালার মধ্যে সরু ছিদ্রপথে (B) α -রশ্মি গ্যাসের মধ্যে এসে গ্যাসকে আয়নিত করে। এই আয়নগুলি সমান্তরাল পাতে এসে আধানযুক্ত হয় যা বর্তনীর মধ্য দিয়ে প্রবাহ (current) হিসাবে বয়ে যায় ও গণক যন্ত্রে (D) ধরা পড়ে।

β -কণার আয়নন ক্ষমতা মৃদু তাই β -কণা নির্ধারণে উপরোক্ত পদ্ধতির বদলে গাইগার মুলার গণক যন্ত্র (Geiger Muller Counter) ব্যবহার করা হয়।

(h) গাইগার-মুলার গণক (Geiger-Muller Counter) : এই গণকে একটি কাঁচের তৈরী সিলিন্ডারে



চিত্র 7.4

(গ) নিম্নচাপে বাতাস বা আর্গন গ্যাস থাকে। একটি সরু টাঙ্গস্টেনের তার (খ) গণক নলের সমস্ত দৈর্ঘ্য জুড়ে বসান থাকে। কাঁচের নলের ভিতরের গায়ে তামার নল (ঘ) রাখা থাকে। গণকের জানালা (ক) থেকে সামান্য দূরত্বে তেজস্ক্রিয় পদার্থ রাখলে α - বা β -কণা জানালা দিয়ে সিলিন্ডারে প্রবেশ করে এবং বায়ু (বা আর্গন গ্যাসকে) আয়নিত হয় ও তড়িৎ প্রবাহের সৃষ্টি হয় যা টাঙ্গস্টেন তারের সঙ্গে যুক্ত একটি ইলেকট্রোমিটার যন্ত্রে (e) সঙ্গে সঙ্গে ধরা পড়ে। প্রকৃতপক্ষে ইলেকট্রোমিটার যন্ত্রের সঙ্গে একটি বিবর্ধক বা লাউড-স্পিকার যুক্ত থাকলে প্রতিটি কণার জন্য জোরে 'কট্' শব্দ হয়। এ ধরনের আধুনিক গাইগার মূলক গণকের সাহায্যে প্রতি মিনিটে 1000 টি α -কণা গণনা করা যায়।

7.9 তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপের একক (Units of radioactivity)

তেজস্ক্রিয়তার একক বহুদিন ধরে কুরি (Curie) চালু আছে। তেজস্ক্রিয় মৌল প্রতি সেকেন্ডে 3.7×10^{10} কণা বিকিরণ করলে তাকে কুরি বলে। এটিকে সংক্ষেপে (Ci) চিহ্নে প্রকাশ করা হয়।

$$1 \text{ Ci} = 3.7 \times 10^{10} \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে (dps)}$$

এবং 1 মাইক্রোকুরি (μCi) = 3.7×10^4 বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে (dps)

SI এককে তেজস্ক্রিয়তার একক “বেকারেল (Becquerel) Bq”

1 বেকারেল (1 Bq) = 1 dps

কুরি ও বেকারেলের মধ্যে সম্পর্ক :

1 Ci = 37×10^9 Bq

তেজস্ক্রিয়তার অপর একটি এককের নাম “রাদারফোর্ড (rd)”

1 rd = 10^6 dps

তেজস্ক্রিয় মৌলের আপেক্ষিক ক্ষমতা (specific activity) বলতে প্রতি কিলোগ্রাম তেজস্ক্রিয় মৌলের বিকিরণ ক্ষমতা বোঝায়।

অনুশীলনী - 4

1. তেজস্ক্রিয় সাম্যাবস্থায়, দুটি তেজস্ক্রিয় A ও B মৌলের পরমাণুর অনুপাত যথাক্রমে $3.1 \times 10^9 : 1$ । যদি A মৌলের অর্ধায়ু 2×10^{10} বছর হয়, তাহলে B মৌলের অর্ধায়ু ও বিভাজন ধ্রুবকের মান কত?
-

7.10 নিউক্লিয়াসের গঠন (Structure of the nucleus)

7.10.1 ভূমিকা (Introduction)

নিউক্লিয়াস (বা কেন্দ্রক) পরমাণুর কেন্দ্রস্থলে অবস্থিত একটি ক্ষুদ্র জায়গা (space) যেখানে পরমাণুর সব পরা আধান একত্রে অবস্থান করে। পরা আধানের ভর অপরা আধানের ভর অপেক্ষা অনেক বেশী তাই পরমাণুর প্রায় সব ভর এই নিউক্লিয়াসের ভরের উপর নির্ভর করে। এই নিউক্লিয়াসকে ঘিরে সমপরিমাণে অপরা আধানবিশিষ্ট ইলেকট্রন সমূহ তাদের নিজ নিজ কক্ষপথে ঘোরে। বিভিন্ন মৌলের পরা আধান গবেষণায় প্রমাণিত হয়েছে যে প্রোটন হল নিউক্লিয়াসে পরা আধান বিশিষ্ট যৌগ। প্রোটনের ভর একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর (H) ভরের প্রায় সমান এবং আধানের পরিমাণ 1.6×10^{-19} কুলম্ব। নিউক্লিয়াসের পরা আধানকে সম্পূর্ণভাবে প্রশমিত করে থাকে সমপরিমাণ অপরা আধান বিশিষ্ট ইলেকট্রন। নিউক্লিয়াসে, প্রোটন ছাড়াও আরও এক ধরনের নিস্তাড়িৎ কণা থাকে অর্কে নিউট্রন বলে। প্রোটন ও নিউট্রন নিজেদের মধ্যে ক্ষুদ্র দূরত্বের বল (force) কাজ করে এবং এরা দৃঢ়ভাবে নিউক্লিয়াসে আবদ্ধ থাকে। কণাগুলির দূরত্ব বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে এই বলও কমতে থাকে। এছাড়া পরীক্ষায় আরও প্রমাণিত হয়েছে যে নিউক্লিয়াসে প্রোটন ও নিউট্রন কণা ছাড়াও আরও বিভিন্ন অস্তিত্ব আছে। এগুলি হল পজিট্রন, নিউট্রিনো, মেসন ইত্যাদি।

নিউক্লিয়াসের ব্যাসার্ধ ক্ষুদ্রাতিক্ষুদ্র, প্রায় 10^{-15}m । নিউক্লিয়াসের দূরত্ব সাধারণভাবে ফেমটোমিটারে প্রকাশ করা হয় (1 fm = 10^{-15}m)। যেমন অক্সিজেন নিউক্লিয়াসের ব্যাসার্ধ 2.5 fm অর্থাৎ

$2.5 \times 10^{-15} \text{m}$ । কিন্তু তুলনামূলক ভাবে পরমাণুর ব্যাসার্ধ অনেক বড়, প্রায় 10^{-1}m । যেহেতু পরমাণুর সমস্ত ভরই নিউক্লিয়াসের ভর থেকে আসে, তাই নিউক্লিয়াসের ঘনত্ব খুবই বেশী প্রায় $2.4 \times 10^{14} \text{গ্রাম} - (\text{সেমি})^{-3}$ অর্থাৎ সব চাইতে ভারী মৌল ইরিডিয়ামের ঘনত্বের 10^{13} গুণ।

সাধারণভাবে কোন মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যা ঐ মৌলের নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন সংখ্যাকে বোঝায়, তাকে Z দিয়ে প্রকাশ করা হয়। আবার ভরসংখ্যা বলতে পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত সমগ্র প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যাকে বোঝায়, তাকে A দিয়ে প্রকাশ করা হয়।

পরমাণুর নিউক্লিয়াস গঠন সম্পর্কে যে প্রয়োজনীয় বিষয় জানা দরকার তা হলো পরমাণুর নিউক্লিয়াসে একাধিক সমতড়িৎধর্মী প্রোটন অতি ক্ষুদ্র জায়গায় একত্রে পুঞ্জীভূত ভাবে কীভাবে অবস্থান করে? পরমাণুর নিউক্লিয়াস সাধারণভাবে খুবই স্থিতির এবং এই ঘটনা স্বাভাবিক নিয়মবিরুদ্ধ নিউক্লিয়াসে অন্তর্গত পরাতড়িৎ ধর্মী প্রোটনগুলির মধ্যে বিকর্ষণ থাকাই স্বাভাবিক। তা যদি থাকত তাহলে সব পরমাণুর নিউক্লিয়াসগুলি অস্থায়ী এবং স্বতঃভঙ্গুর হত। আবার নিউট্রন কণা নিউক্লিয়াসে হওয়া সত্ত্বেও কীভাবে তা প্রোটনের সঙ্গে একসঙ্গে নিউক্লিয়াসে থাকে। যে আকর্ষণ বলে তারা একসঙ্গে থাকে তা নিশ্চয়ই দুটি প্রোটনের মধ্যে যে বিকর্ষণ বল কাজ করে তার থেকে বেশী থাকে। এছাড়া কেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসগুলি α - ও β - কণা নির্গত করে যদিও নিউক্লিয়াসে থাকে শুধুমাত্র প্রোটন এবং নিউট্রন।

এই সব প্রশ্নের উত্তর জানবার জন্য বিজ্ঞানীরা নিউক্লিয়াসের গঠন সম্পর্কে দুটি ছবির কথা বলেন। এগুলি হল তরল ফোঁটা নম্বা (Liquid Drop Model) এবং কক্ষ নম্বা (Shell Model)। এদের সম্পর্কে সংক্ষেপে নীচে বলা হল :

7.10.2 তরল ফোঁটা নম্বা (Liquid Drop Model)

পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে তরল ফোঁটার সঙ্গে তুলনা করা হয়। এগুলি হল :

- গোলাকার তরল ফোঁটার সর্বত্র যেমন সমসত্ত্ব এবং সমান ঘনত্বের এবং অসংখ্য পরমাণুর নিউক্লিয়াসও তেমনি এবং অসংনম্য (incompressible)।

- তরল ফোঁটার মতন পরমাণুর নিউক্লিয়াসও পৃষ্ঠতান দেখায় এবং এর মধ্যে যে বল অনুভূত হয় তা নিউক্লিয়াসের পৃষ্ঠ ক্ষেত্রের সমানুপাতিক।

- তরল ফোঁটায় ক্ষুদ্র দূরত্বের বল কাজ করে যা খুব কাছের অপর একটি তরল ফোঁটাকে আকর্ষণ করে কিন্তু অনেক দূরের তরল ফোঁটার উপর কোনও প্রভাব নাই। অনুরূপভাবে নিউক্লিয়াসের অভ্যন্তরে প্রতিটি নিউক্লিয়ন খুব কাছাকাছি অবস্থিত অন্য নিউক্লিয়নকে আকর্ষণ করে।

- প্রত্যেক তরলের অনুগুলির মধ্যে যেমন বন্ধনশক্তি আছে ঠিক একইভাবে নিউক্লিয়াসের অন্তর্গত নিউক্লিয়নগুলিরও বন্ধনশক্তি আছে।

- বড় তরল ফোঁটা খুব সহজেই যেমন যে কোন আকৃতির হতে পারে এবং একটি আলোড়িত করলেই অসংখ্য ক্ষুদ্র তরল ফোঁটায় ভেঙে যায়। ঠিক একইভাবে নিউক্লিয়াসের ভর বৃদ্ধি পেলেই, প্রোটনগুলির মধ্যে

বিকর্ষণ বৃদ্ধি পায়। এবং এই-বিকর্ষণের প্রভাবকে কম করার জন্য গোলাকার নিউক্লিয়াসের বিকৃতি ঘটে এবং সবশেষে ভেঙে যায়।

● দুটি ক্ষুদ্র তরল ফোঁটা একসঙ্গে জুড়ে যেমন একটি বড় ফোঁটা তৈরী করে, ঠিক দুটি হালকা নিউক্লিয়াসের সংযোজনে প্রায় তেমনই ভারী নিউক্লিয়াস তৈরী হয়।

নীল বোর (N. Bohr) প্রথম এই নক্সার কথা বলেন। এই নক্সার সাহায্যে তিনি ভারী পরমাণুর নিউক্লিয়াসের ভাঙন (Nuclear fission) ব্যাখ্যা করেন। যেমন, $^{235}_{92}\text{U}$ পরমাণুর নিউক্লিয়াসে এত বিকৃতি ঘটে যে অল্প শক্তি পেলেই (যেমন নিউট্রন শোষণ) নিউক্লিয়াসের ভাঙন হয় ও প্রচুর শক্তি নির্গত হয়। $^{235}_{92}\text{U}$ থেকে বড় ভর সংখ্যার নিউক্লিয়াসের বিকৃতি এত বেশি যে এই সমস্ত পরমাণুর নিউক্লিয়াসের বিভাজন স্বতঃস্ফূর্ত হয় এবং তার জন্য বাইরে থেকে শক্তি প্রয়োগের দরকার হয় না।

পরমাণুর নিউক্লিয়াসে একাধিক প্রোটন, নিউট্রন প্রভৃতি কণা আছে, যাদের সাধারণ নাম নিউক্লিয়ন। নিউক্লিয়াসের আয়তন নিউক্লিয়নের সংখ্যার সমানুপাতিক অর্থাৎ, নিউক্লিয়াসের আয়তন নিউক্লিয়নের সংখ্যার উপর নির্ভর করে। নিউক্লীয় আকর্ষণীয় বল এখানে খুবই ক্ষুদ্র (2 fm – 3 fm)। নিউক্লিয়াসে নিউক্লিয়ন গুলি ঘোরা ফেরা করতে পারে ঠিক যেমন কোন কণা তরলে ঘোরাফেরা করে।

7.10.3 কক্ষ নক্সা (Shell Model)

পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে ঘিরে ইলেকট্রনগুলি যেমন বিভিন্ন কক্ষ এবং কক্ষকে থাকে যা 4টি কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা ব্যাখ্যা করা হয়। নিউক্লিয়াসের নিউক্লিয়ন কণাগুলি ঠিক একই ভাবে সজ্জিত থাকে। নিউক্লিয়াসেও নিউক্লিয়নগুলির বিভিন্ন কক্ষ আছে, যাদের শক্তিও ভিন্ন ভিন্ন। নিউক্লিয়ন যখন সবথেকে কম শক্তির কক্ষে অবস্থান করে তখন নিউক্লিয়ন সব থেকে সুস্থিত অবস্থায় থাকে। বিভিন্ন শর্তে নিউক্লিয়নগুলি বিভিন্ন উত্তেজিত অবস্থার কক্ষে থাকতে পারে। নিউক্লিয়নগুলি সাধারণভাবে খুব অল্প সময়ের জন্য উত্তেজিত কক্ষে অবস্থান করতে পারে। নিউক্লিয়াসের ধর্ম এইভাবে নিউট্রন ও প্রোটনের (অর্থাৎ নিউক্লিয়নের ধর্মের উপর নির্ভর করে, কিন্তু নিউক্লিয়নগুলি কোন শক্তির কক্ষে আছে তার উপর নির্ভর করে না।

কিছু কিছু ক্ষেত্রে একই পরমাণুর নিউক্লিয়াসের অন্তর্গত নিউক্লিয়নগুলির ভিন্ন ভিন্ন উত্তেজিত অবস্থা (অর্থাৎ নিউক্লিয়নগুলি যখন উচ্চতর শক্তি কক্ষে অবস্থান করে) মাপা সম্ভব হয়েছে। যখনই এরকম ঘটনা হয়েছে তখনই নিউক্লিয়াস আইসোমারের অস্তিত্ব দেখা গেছে। নিউক্লিয়াসে অবস্থিত একই সংখ্যক নিউট্রন ও প্রোটন যখন নিউক্লিয়াসের বিভিন্ন শক্তির কক্ষে অবস্থান করে তখন অর্থাৎ যখন বিভিন্ন শক্তির নিউক্লিয়ন কণার অস্তিত্ব দেখা যায় কিন্তু পরমাণু একটাই তখন তাদেরকে নিউক্লিয়ার আইসোমার বলে। আবার কতকগুলি নিউক্লিয়াস আছে যেখানে নিউক্লিয়ন কণাগুলি সুস্থিত অবস্থার শক্তি স্তরে থাকা সত্ত্বেও অস্থায়ী হয়। এই অস্থায়ী নিউক্লিয়াস তখন নানা রকমের কণা ও তড়িৎ চৌম্বক রশ্মি বিকিরণ করে। এই ঘটনাকে তেজস্ক্রিয় ভাঙন বা বিভাজন বলে।

সুতরাং দেখা যাচ্ছে নিউক্লিয়াসে অবস্থিত নিউট্রন ও প্রোটনের অর্থাৎ নিউক্লিয়ন কণার বিভিন্ন সংখ্যার উপরই নিউক্লিয়াসটি স্থায়ী না অস্থায়ী নির্ভর করে। এগুলি হল—

(a) যে সব মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা (Z) জোড় তাদের নিউক্লিয়াসগুলি আশেপাশের মৌলের নিউক্লিয়াস যার পারমাণবিক সংখ্যা বিজোড় তার অপেক্ষা অনেক বেশী সুস্থিত এবং বেশী পরিমাণে পাওয়া যায়। এই নিয়ম হারকিন্স নিয়ম (Harkin's rule) হিসাবে পরিচিত এবং কেবলমাত্র ^1H ছাড়া প্রায় সব মৌলের ক্ষেত্রে প্রযোজ্য।

(b) জোড় পারমাণবিক সংখ্যার মৌলগুলি প্রচুর সংখ্যায় আইসোটোপ দেখায় এবং এদের কয়পক্ষে তিনটি সুস্থিত আইসোটোপ আছে (গড় 5.7)। বিজোড় পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলের ক্ষেত্রে কেবলমাত্র একটি সুস্থিত আইসোটোপ থাকে উচিত এবং কখনই দুটি আইসোটোপের বেশি থাকবে না।

(c) নিউক্লিয়াসে অবস্থিত নিউট্রন ও প্রোটনের জোড় সংখ্যায় থাকার প্রবণতা বেশী। নিচের সারণী থেকে নিউট্রন, প্রোটনের সঙ্গে স্থায়ী নিউক্লিয়াসের সম্পর্ক বোঝা যায়।

সারণী : নিউট্রন, প্রোটন ও স্থায়ী নিউক্লিয়াস

প্রোটন সংখ্যা (P)	নিউট্রন সংখ্যা (N)	স্থায়ী আইসোটোপ সংখ্যা
জোড়	জোড়	164
জোড়	বিজোড়	55
বিজোড়	জোড়	50
বিজোড়	বিজোড়	4

সারণী থেকে ধারণা করা যায় যে, নিউক্লিয়াসে অবস্থিত নিউক্লিয়ন কণাসমূহের জোড় হিসাবে থাকার প্রবণতা বেশী। যদি দুটি প্রোটনের ঘূর্ণন বিপরীত দিকে হয় তাহলে প্রত্যেকটির জন্য যে চৌম্বক ক্ষেত্রের সৃষ্টি হয় তা একে অপরকে প্রশমিত করে, কিন্তু এখানে যে ক্ষুদ্র বন্ধনশক্তির উদ্ভব হয় তা নিউক্লিয়াসকে দৃঢ়ভাবে স্থায়ী করে; যদিও নিউক্লিয়াসে আরও বিভিন্ন ধরনের শক্তির উৎস আছে।

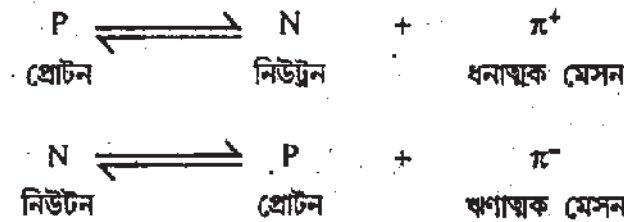
কতকগুলি নিউক্লিয়াস আছে যারা অতি স্থায়ী। কারণ হল ভার্শি কক্ষ। এই সব নিউক্লিয়াসে 2, 4, 20, 28, 50, 82 বা 126 নিউট্রন বা প্রোটন আছে। নির্দিষ্ট সংখ্যার নিউক্লিয়ন থাকায় নিউক্লিয়াস খুব স্থায়ী হয় তাই এই সংখ্যাকে ম্যাজিক সংখ্যা বলে। যেমন $^{208}_{82}\text{Pb}$ খুব স্থায়ী মৌল। কারণ এই মৌলে 82টি প্রোটন এবং $(208-82) = 126$ টি নিউট্রন আছে। 82 এবং 126 দুটিই উপরোক্ত সংখ্যাগুলির দুটি সংখ্যা।

γ -রশ্মির বিকিরণও কক্ষ নগ্নার সাহায্যে ব্যাখ্যা করা যায়। যখন কোন নিউক্লিয়ন কণা নিউক্লিয়াসের কোন উত্তেজিত শক্তির স্তর থেকে নীচের শক্তি স্তরে নেমে আসে, তখনই γ -রশ্মির বিকিরণ হয়।

7.11 নিউক্লিয় বল (Nuclear forces)

প্রোটন পরা তড়িৎবিশিষ্ট। কোন কেন্দ্রে দুটি বা তার বেশি প্রোটন থাকলেই তাদের মধ্যে বিকর্ষণ হয়, কারণ সমতড়িৎ নিজেদের বিকর্ষণ করে। কিন্তু সুস্থিত নিউক্লিয়াসে, আকর্ষণ বল নিশ্চিতভাবে বিকর্ষণ অপেক্ষা অনেক বেশী। অপরপক্ষে, অস্থির নিউক্লিয়াসে বিকর্ষণ আকর্ষণ বল অপেক্ষা বেশী। কিন্তু নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল বিষমতড়িৎ-র জন্য নয়, এর কারণ হল, কেন্দ্রে কোন বিষম তড়িৎ নাই, (যে প্রোটন পরা তড়িৎ ও নিউট্রন নিস্তড়িৎ) এবং কেন্দ্রের আকর্ষণ বল খুব ক্ষুদ্র দূরত্বেই কাজ করে (প্রায় 2-3 fm)। যদি কেন্দ্রের নিউক্লিয়ন কণাগুলি এই দূরত্বের বাইরে থাকে তাহলে আর এই আকর্ষণী বল আর কাজ করে না। বিষমতড়িৎ জনিত আকর্ষণী বল দূরত্ব বেড়ে যাওয়ার সঙ্গে আস্তে আস্তে কমে। সুতরাং নিউক্লিয়াসে অবস্থিত নিউক্লিয়ন কণাগুলির আকর্ষণ বল কোন তড়িৎ বিশিষ্ট কণার উপর নির্ভর করে না। এই আকর্ষণী বল সমভাবে প্রোটন-প্রোটন, প্রোটন-নিউট্রন বা নিউট্রন-নিউট্রন কণাকে আকর্ষণ করবার জন্য প্রযোজ্য। এই বলের উদ্ভব সম্পর্কে জাপানী বিজ্ঞানী যুকাতা (Yukawa) একটি তত্ত্ব দেন। এই তত্ত্ব অনুযায়ী, কেন্দ্রে প্রোটন ও নিউট্রন একত্রে অপর একটি অন্য ধরনের কণার সাহায্যে আবদ্ধ থাকে। এই কণার নাম পাই-মেসন। এই মেসন কণাই প্রোটন ও নিউট্রনকে অতি ক্ষুদ্র জায়গায় একত্রে বেঁধে রাখে। এই কণা তিন ধরনের হয়—ধনাত্মক মেসন (π^+), ঋণাত্মক মেসন (π^-) ও নিস্তড়িৎ মেসন (π^0)। আধানবুক্ত কণা মেসনগুলির ভর একটি ইলেকট্রনের ভরের প্রায় 273 গুণ। যুকাতার মতে π^+ ও π^- মেসনের আদান প্রদানের ফলে, মেসন ক্ষেত্রের সৃষ্টি হয় যা থেকে তীব্র আকর্ষণ বলের উদ্ভব। এই বলকেই বিনিময় বল বলে। এই মেসন কণার আদান প্রদানের ফলে, নিউট্রন সর্বদা প্রোটনে এবং প্রোটন সর্বদা নিউট্রনে রূপান্তরিত হয়। যেমন, একটি প্রোটন একটি π^+ ছেড়ে দিয়ে নিস্তড়িৎ নিউট্রনে পরিণত হয়, আবার একটি নিউট্রন একটি π^- ছেড়ে দিয়ে প্রোটনে পরিবর্তিত হতে পারে প্রকৃতি।

এই মেসন বিনিময় নিম্নলিখিত সমীকরণ দ্বারা প্রকাশ করা হয় :—



নিউট্রন ও প্রোটনের মধ্যে π^- মেসনের বিনিময়ের হার প্রায় 10^{24} বিনিময় প্রতি সেকেন্ডে।

নিস্তড়িৎ (π^0) মেসনের ভর একটি ইলেকট্রনের ভরের প্রায় 264 গুণ। যে বলের দ্বারা একই ধরনের নিউক্লিয়ন কণা আবদ্ধ হয়ে থাকে অর্থাৎ নিউট্রন-নিউট্রন (N - N) এবং প্রোটন-প্রোটন (P-P) বিনিময়ে নিস্তড়িৎ (π^0) মেসনের বল কাজ করে।



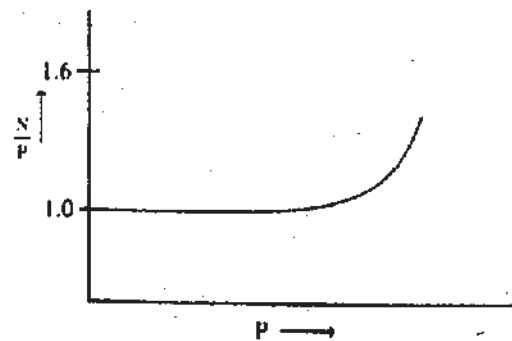
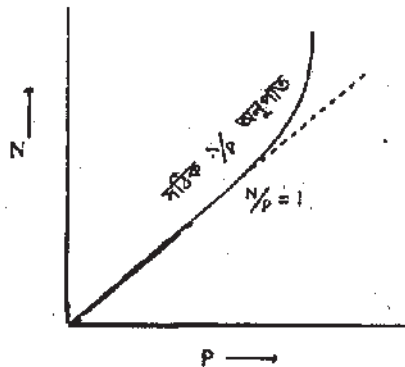
সুতরাং দুটি প্রোটন বা দুটি নিউট্রন নিউক্লিওন (π^0) মেসনের বিনিময়ে একত্রে আবদ্ধ হয়ে থাকে।

P-P, N-N বা P-N-র মধ্যে যে আকর্ষণী বল কাজ করে তার পরিমাণ সমান। মেসনের এই অবিরাম পরিবর্তনের অর্থই হল নিউট্রন ও প্রোটন কণার অবিরাম পরিবর্তন। নিউট্রন থেকে প্রোটনের পরিবর্তন বা এর উল্টো পরিবর্তন প্রথম ক্রমের গতিবিদ্যা মেনে চলে। বিক্রিয়ার হার ঐ মুহূর্তে নিউট্রন বা প্রোটনের সংখ্যার উপর নির্ভরশীল। সুস্থিত নিউক্লিয়াসের ক্ষেত্রে উপরোক্ত পরিবর্তনগুলি সাম্যাবস্থায় থাকে।

7.12 নিউট্রন ও প্রোটনের অনুপাত ও নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব (N/P ratio and nuclear stability)

নিউক্লিয়াসে উপস্থিত নিউট্রন ও প্রোটন সংখ্যার অনুপাতের (N/P) উপর তার স্থায়িত্ব নির্ভর করে। কম পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক ($z = 20$, ক্যালসিয়াম পর্যন্ত) বিশিষ্ট মৌলগুলির নিউক্লিয়াস সবথেকে সুস্থিত থাকে, যেখানে সমসংখ্যক নিউট্রন ও প্রোটন আছে, অর্থাৎ এই সব কেন্দ্রকের N/P-র মান 1। দেখা গিয়াছে যে N/P-র মান 1 বা 1-র কাছাকাছি থাকলে সেই সব মৌলের নিউক্লিয়াস সুস্থিত হয়। অত্যন্ত ক্ষুদ্র কিন্তু উচ্চ পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক বিশিষ্ট সুস্থিত মৌলের কেন্দ্রকে N/P-র মান ক্রমশঃ বেড়ে 1.6 (বা কাছাকাছি) পর্যন্ত হয়। যেমন $^{197}_{79}\text{Au}$ -র ক্ষেত্রে N/P-র মান 1.49 (1.5 থেকে কম)। আবার, $^{209}_{83}\text{Bi}$ -র ক্ষেত্রে N/P-র মান 1.5। Bi পরমাণুর ($z=83$) N/P-র মান 1.5-র বেশী।

Au ও Pb, Bi সব মৌলই সুস্থিত। অর্থাৎ উচ্চ পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক বিশিষ্ট মৌলগুলি তখনই সুস্থিত হবে যখন তাদের নিউক্লিয়াসে কিছু অতিরিক্ত নিউট্রন থাকে যা একই সঙ্গে নিউক্লিয়নগুলির আকর্ষণীয় বল



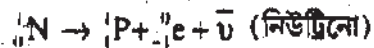
বৃদ্ধি করতে সাহায্য করে এবং পরা তড়িৎ সম্পন্ন প্রোটনগুলির মধ্যে বিকর্ষণ কমায়। কিন্তু আরও উচ্চ পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলের নিউক্লিয়াসগুলি আরও বড় আকৃতি হওয়ায় তারা স্বতঃস্ফূর্তভাবে ভেঙে যায় এবং নিম্নতর পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট সুস্থিত মৌলের পরমাণুতে রূপান্তরিত হয়। N/P-র অনুপাতের এই পরিবর্তন নীচের দুটি ছবিতে দেখান হয়েছে। ছবি (1) নিউট্রন সংখ্যা (N) বনাম প্রোটন সংখ্যা (P) এবং ছবি (2) N/P-র অনুপাত বনাম প্রোটন সংখ্যার (P) লেখচিত্র ভগ্নরেখা থেকে বলা যায় যে পারমাণবিক সংখ্যার মান 20 ছাড়িয়ে গেলে N/P-র মান 1 ছাড়িয়ে যায় এবং এই সব পরমাণুর নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব ক্রমশঃ কমতে থাকে।

7.12.1 তেজস্ক্রিয় ভাঙনের প্রকৃতি (modes of decay)

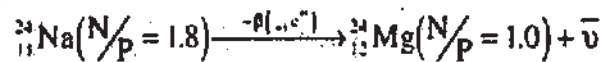
উপরের আলোচনায় আমরা দেখেছি যে, পরমাণুর নিউক্লিয়াস সুস্থিত হতে হলে N/P-র মান 1.0 বা 1.0 এর নিকটবর্তী হওয়া উচিত (চিত্র 1)। যে সব নিউক্লিয়াসে N/P-র মান 1.0-র বেশী বা কম তারা লেখচিত্রে উপরে বা নীচে থাকে। N/P-র মান 1.0-র অনেক বেশী বা কম হলে নিউক্লিয়াসটি অস্থায়ী হয় এবং তার স্বতঃস্ফূর্ত ভাঙন দেখা যায়। এই ভাঙন এমনভাবে হয় যে N/P-র অনুপাত কমে যায় (1.0-র কাছাকাছি হয়) ও সুস্থিত মৌলের নিউক্লিয়াস তৈরী হয়। বিভিন্ন পরিবর্তনের মাধ্যমে মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসে N/P-র অনুপাত কমতে পারে। যে সকল পরমাণুর নিউক্লিয়াসে N/P-র অনুপাত 1.0 অপেক্ষা অনেক বেশী তাদের ক্ষেত্রে :

(a) β -কণা নির্গমন (β -emission) :

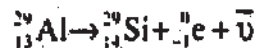
নিউক্লিয়াসের একটি নিউট্রন কণা একটি প্রোটন, একটি ইলেকট্রন ও একটি নিউট্রিনোতে পরিণত হয় ও β -রশ্মি হিসাবে নির্গত হয়।



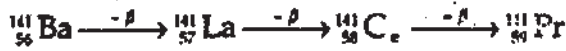
যেমন, ${}^{24}_{11}\text{Na}$ পরমাণুর নিউক্লিয়াস থেকে একটি নিউট্রন কণা ভেঙে গিয়ে β -রশ্মি নির্গত করে একটি প্রোটনে পরিণত হয় ও N/P-র মান 1.0-র কাছাকাছি হয়।



অনুরূপভাবে, ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + {}^0_{-1}\text{e} + \bar{\nu}$

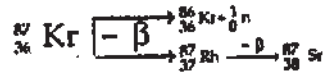


কিন্তু যে মৌলের নিউক্লিয়াস স্থায়ী লেখচিত্রের অনেক উপরে থাকে (অর্থাৎ N/P-র মান 1.0 অনেক বেশী) সেই সব নিউক্লিয়াস থেকে পরপর β -কণা নির্গত হয়। একটি β -কণা নির্গত হওয়ার পর যে মৌলটি পাওয়া যায় তা আগের মৌলের তুলনায় অনেক স্থায়ী হয় ও তার অর্ধায়ুও বেশী হয়। এভাবে শেষ মৌলটি সবচেহিতে বেশী স্থায়ী হয়।



(b) নিউট্রন নির্গমন (Neutron emission) :

পরমাণুর নিউক্লিয়াস থেকে নিউট্রন কণা বেরিয়ে গিয়ে N/P-র অনুপাত কমে যায়। কিন্তু এ ধরনের নিউট্রন নির্গমন খুব কম দেখা যায় এবং একমাত্র অধিক সক্রিয় নিউক্লিয়াসের ক্ষেত্রে দেখা যায়। এর কারণ পরমাণুর নিউক্লিয়াসে নিউট্রন কণার বন্ধনশক্তির মান অনেক বেশী (প্রায় 8 MeV)। যেমন, $^{87}_{36}\text{Kr}$, নিউট্রন বা β -কণার নির্গমনে ভেঙে যায়।



যখন N/P-র অনুপাত খুব কম তখন পরমাণুর নিউক্লিয়াস লেখচিত্রের অনেক নীচে থাকে। তাদের ক্ষেত্রে নিম্নলিখিত তিনটি উপায়ে পরমাণুর নিউক্লিয়াস স্থায়ী হয়।

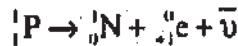
(c) α -কণা বা প্রোটন নির্গমন (α -or Proton emission) :

খুব ভারি নিউক্লিয়াসেই α -কণা বা প্রোটন নির্গমন হয়। এছাড়া নিউক্লিয়াসকেও অধিক সক্রিয় হতে হয়, কারণ প্রোটন কণা নির্গত হতে 8 MeV-র মতন শক্তি লাগে। এ ধরনের নির্গমন খুব অল্পই হয়

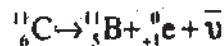


(d) পজিট্রন নির্গমন (Positron emission) :

যখন একটি প্রোটন পরিবর্তিত হয়ে নিউট্রন দেয় তখনই পজিট্রন বা পজিটিভ ইলেকট্রন (^0_1e) নির্গত হয়। নিউক্লিয়াস থেকে পজিট্রন বেরিয়ে যাওয়ার সঙ্গে সঙ্গে অপর একটি কণা অ্যান্টি-নিউট্রিনো ($\bar{\nu}$) নির্গত হয়।

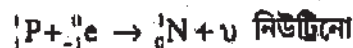


এই ধরনের ভাঙন সাধারণতঃ কৃত্রিম উপায়ে তৈরী তেজস্ক্রিয় মৌলে হয়।



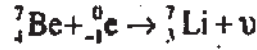
(e) K-ইলেকট্রন অধিকার (K-electron capture) :

পরমাণুর নিউক্লিয়াস কখনও কখনও নিউক্লিয়াস বহির্ভূত প্রথম ইলেকট্রন কক্ষ অর্থাৎ K-কক্ষ থেকে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে। এর ফলে, নিউক্লিয়াসের একটি প্রোটন, একটি নিউট্রন ও একটি নিউট্রিনোতে পরিণত হয়।



এভাবে $\frac{N}{P}$ -র অনুপাত বৃদ্ধি পায়। যেহেতু K-কক্ষের ইলেকট্রন অধিগৃহীত হয় তাই একে K-ইলেকট্রন অধিকার পদ্ধতি বলে। একই সঙ্গে উচ্চ শক্তিস্তর থেকে একটি ইলেকট্রন K-কক্ষে এসে শূন্যস্থান পূরণ করে

যার ফলে ঐ পরমাণু থেকে বৈশিষ্ট্যমূলক x-রশ্মি নির্গত হয়। K-ইলেকট্রন অধিগ্রহণ তখনই সম্ভব যখন N/P-র অনুপাত কম থাকে এবং পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অল্প শক্তি থাকার জন্য পজিট্রন নির্গত হতে পারেনা।



7.13 ম্যাজিক সংখ্যা (Magic numbers)

কোন কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে কতকগুলি নির্দিষ্ট সংখ্যার নিউক্লিয়ন কণা থাকলে তারা খুব সুস্থির হয়। এই সংখ্যাগুলি হল 2, 8, 20, 28, 50, 82 এবং 126। এই সংখ্যাগুলিকে ম্যাজিক সংখ্যা বলে।

নিউক্লিয়াসকে ঘিরে ইলেকট্রন যেমন উপকক্ষে পাউলীর নীতি মেনে সজ্জিত থাকে ঠিক একইভাবে নিউক্লিয়ন কণাগুলি নিউক্লিয়াসে পাউলীর নীতি মেনে চলে। প্রতিটি নিউক্লিয়নের স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা $(m_s) = \pm \frac{1}{2}$ । নিউক্লিয়াসের প্রতিটি উপকক্ষে সর্বোচ্চ একজোড়া নিউক্লিয়ন থাকতে পারে। নিউক্লিয়নেরও কক্ষীয় কৌণিক ভরবেগ কোয়ান্টাম সংখ্যা আছে যাকে 'l' দিয়ে চিহ্নিত করা হয়, যার মান 0, 1, 2, 3, ... প্রভৃতি। এই স্পিন কক্ষক মিশ্রনে 'j' অবস্থার সৃষ্টি হয় যার মান $l + \frac{1}{2}$ ও $l - \frac{1}{2}$ হয়। প্রতি 'j'-কে আবার $(2j + 1)$ পর্যন্ত ভাগে এবং প্রতি 'j' অবস্থায় সর্বোচ্চ $(2j+1)$ প্রোটন ও $(2j+1)$ নিউট্রন থাকতে পারে। ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগ কোয়ান্টাম সংখ্যা 'l' থেকে যেমন s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$) এবং f ($l = 3$) পাওয়া যায় ও ইলেকট্রন s, p, d ও f প্রভৃতি উপকক্ষে সজ্জিত হয়। নিউক্লিয়ন কণাগুলি ঠিক এই ভাবে আর সজ্জিত হয় না। এরা সজ্জিত হয় 1s, 1p, 1d, 2s, 1f প্রভৃতি ভাবে। সুতরাং দেখা যাচ্ছে 'j'-র মানের উপর নিউক্লিয়নের কণা কতগুলি থাকবে তা নির্ভর করে। উদাহরণ, যখন $l = 0$, j-র মান $\left(0 + \frac{1}{2}\right)$ বা $\frac{1}{2}$ হলে, $(2j+1) = \left(2 \cdot \frac{1}{2} + 1\right) = 2$ হবে।

$$\text{যখন } l = 1, j = \left(1 + \frac{1}{2}\right) \text{ বা } \frac{3}{2}, (2j+1) = \left(2 \cdot \frac{3}{2} + 1\right) = 4 \text{ এবং } (2j+1) = \left(2 \cdot \frac{1}{2} + 1\right) = 2$$

অর্থাৎ $(4 + 2) = 6$ প্রভৃতি।

এইভাবে নিউক্লিয়াসের কক্ষগুলি নিউক্লিয়নের প্রোটন বা নিউট্রন কণা দিয়ে পর পর ভর্তি হতে থাকবে এবং এই মানগুলিই হল 2, 8, 20, 28, 50..... প্রভৃতি। এখানেও এই কণাগুলি শক্তিস্তর অনুযায়ী ভর্তি হবে। আমরা আগেই জেনেছি কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে ম্যাজিক সংখ্যার মত নিউক্লিয়ন সংখ্যা থাকলে তা স্থায়ী হয়। উপরন্তু নিউক্লিয়াসে ম্যাজিক সংখ্যার মত প্রোটন ও নিউট্রন কণা উভয়েই উপস্থিত থাকলে

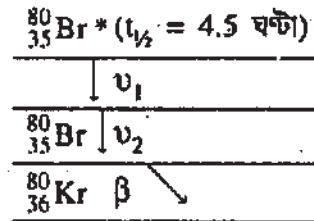
তা অধিক স্থায়ী হয়। যেমন Pb পরমাণুর নিউক্লিয়াস অধিক স্থায়ী। যে তিনটি প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় শ্রেণী বর্তমান তাদের প্রত্যেকেরই শেষ স্থায়ী মৌল লেড Pb-206, Pb-207 এবং Pb-208।

সারণী : ম্যাজিক সংখ্যা ও পরমাণুর নিউক্লিয়াস

নিউক্লিয়নের উপকক্ষে (l)-র মান	উপকক্ষের চিহ্ন	কৌণিক ভরভেগ (j) $j = l + s$ $j = l - s$	নিউক্লিয়নের সর্বোচ্চ সংখ্যা ($2j + 1$)	নিউক্লিয়নের মোট সংখ্যা আগের নিউক্লিয়নের সংখ্যা ধরে
0	1s	$\frac{1}{2}$	2	2
1	1p	$\frac{3}{2}$ $\frac{1}{2}$	4 2	8
2	1d	$\frac{5}{2}$	6	20
0	2s	$\frac{1}{2}$	2	
2	1d	$\frac{3}{2}$	4	
3	1f	$\frac{7}{2}$	8	50
1	2p	$\frac{3}{2}$	4	
3	1f	$\frac{5}{2}$	6	
1	2p	$\frac{1}{2}$	2	
4	1g	$\frac{9}{2}$	10	
4	1g	$\frac{7}{2}$	8	82
2	2d	$\frac{5}{2}, \frac{3}{2}$	6, 4	
0	3s	$\frac{1}{2}$	2	
5	1h	$\frac{11}{2}$	12	
5	1h	$\frac{9}{2}$	10	126
3	2f	$\frac{7}{2}, \frac{5}{2}$	8, 6	
1	3p	$\frac{3}{2}, \frac{1}{2}$	4, 2	
6	1i	$\frac{13}{2}$	14	

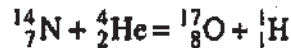
7.14 নিউক্লিয়ার আইসোমেরিজম (Nuclear isomerism)

দুটি তেজস্ক্রিয় মৌলের তেজস্ক্রিয়তা ভিন্ন। এই তেজস্ক্রিয়তা বিচার করা হয় ঐ দুটি মৌল কি কি কণা বিকিরণ করে, তাদের অর্ধায়ু কত প্রভৃতির উপর। কিন্তু একই তেজস্ক্রিয় মৌল যদি দুরকম তেজস্ক্রিয়তা দেখায় তখনই নিউক্লিয়ার আইসোমার হয়। এক জোড়া পরমাণু নিউক্লিয়াস যাদের পারমাণবিক সংখ্যা এবং ভর সংখ্যা একই কিন্তু তেজস্ক্রিয়তা পৃথক তাহলে তাদেরকে নিউক্লিয়ার আইসোমার বলে এবং ঘটনাটিকে নিউক্লিয়ার আইসোমেরিজম বলা হয়। যেমন, নিউট্রন কণা দিয়ে ধীরে $^{79}_{35}\text{Br}$ কে আঘাত করলে $^{80}_{35}\text{Br}$ পাওয়া যায়। উৎপন্ন এই মৌল উত্তেজিত অবস্থায় থাকে এবং এর অর্ধায়ু 4.5 ঘণ্টা। এই মৌলের নিউক্লিয়াস পরপর দুটি γ -রশ্মি নির্গত করে কিছুটা স্থায়ী অবস্থার মৌল $^{80}_{35}\text{Br}$ দেয়, যার অর্ধায়ু 18 মিনিট। $^{80}_{35}\text{Br}$ পুনরায় ভেঙে গিয়ে β -রশ্মি নির্গত করে এবং সুস্থিত $^{80}_{36}\text{Kr}$ দেয়।



7.15 কৃত্রিম উপায়ে মৌলের রূপান্তর (Artificial Transmutation of elements)

রাদারফোর্ড (1919 সালে) দ্রুতগতি সম্পন্ন α -কণাকে নাইট্রোজেন গ্যাসের মধ্যে চালনা করে প্রোটন (^1_1H) কণা পান। নাইট্রোজেনের নিউক্লিয়াস প্রথমে α -কণাকে শোষণ করে ও একটি অস্থায়ী নিউক্লিয়াস তৈরী করে যা একটি প্রোটন কণাকে ত্যাগ করে স্থায়ী অক্সিজেন দেয়।



এই বিক্রিয়া কৃত্রিম উপায়ে মৌলের রূপান্তরের প্রথম উদাহরণ। উপরের বিক্রিয়ায় অক্সিজেনের আইসোটোপ কৃত্রিম উপায়ে প্রথম পাওয়া যায়। এই বিক্রিয়া উদ্ভাবনের পর বিজ্ঞানীরা অনেক মৌলের কৃত্রিম রূপান্তর ও নিউক্লীয় বিক্রিয়ার পদ্ধতির উপায় বের করেন।

তেজস্ক্রিয় নয় এমন কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে বিভিন্ন শক্তিশালী অব-পারমাণবিক (sub-atomic) কণা দিয়ে (যেমন, নিউট্রন, প্রোটন ইত্যাদি) আঘাত করলে সেই নিউক্লিয়াস ভেঙে গিয়ে নতুন (অনেক ক্ষেত্রে তেজস্ক্রিয়) মৌলের নিউক্লিয়াস তৈরী করে। যে মৌলকে আঘাত করা হয় তাকে টার্গেট (Target)

আর যে কণার সাহায্যে আঘাত করা হয় তাকে প্রোজেক্টাইল (Projectile) বলে। নতুন মৌলের রূপান্তরের সঙ্গে সঙ্গে এই ধরনের বিক্রিয়ায় প্রচুর শক্তি উৎপন্ন হয়। যেহেতু এই বিক্রিয়ায় একটি পরমাণুর নিউক্লিয়াস ভেঙে নতুন পরমাণুর নিউক্লিয়াস তৈরী করে তাই এ ধরনের বিক্রিয়াকে নিউক্লীয় বিক্রিয়াও বলে। প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় পদার্থ থেকে বিকিরিত কণা (যেমন α -, β - বা γ -কণা) দিয়ে আঘাত করে নিউক্লিয় বিক্রিয়া করা সম্ভব, কিন্তু অনেক সময়েই ওই সব কণার গতি বা শক্তি কম থাকে বলে, তা সব সময় সম্ভব হয় না। সেজন্য এই সব কণাগুলিকে দ্রুত গতিসম্পন্ন করার জন্য উচ্চ ভোল্টেজ সম্পন্ন লিনিয়ার অ্যাক্সিলারেটর (Linear accelerator) বা সাইক্লোট্রন বা সিনক্রোট্রনের মাধ্যমে পাঠালে কণাগুলির গতিশক্তি বাড়ে এবং তখন এদেরকে নিউক্লিয়াস ভাঙার কাজে ব্যবহার করা হয়। প্রোটন (${}^1_1\text{H}$) ডয়টেরন (${}^2_1\text{H}$) এবং α -কণা (${}^4_2\text{He}$) তড়িৎ-ধনাত্মক বলে এদের সাহায্যে আঘাত করবার সময় ভারী পরমাণুর পরাতড়িৎ নিউক্লিয়াস দ্বারা সহজেই বিকর্ষিত হয়, কিন্তু উপরোক্ত কণার সাহায্যে হালকা মৌলের নিউক্লিয়াস দ্বারা বিশেষ বিকর্ষিত হয় না। তাই এই সব কণার সাহায্যে হালকা মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে সহজে ভাঙা সম্ভব হয়। পরবর্তিকালে (1932 সালে) চ্যাডউইক (Chadwick) বেরিলিয়ামকে α -কণা দ্বারা আঘাত করে নতুন কণা নিউট্রন (${}^1_0\text{n}$) আবিষ্কার করেন।

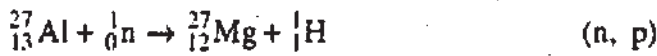


নিউক্লীয় বিক্রিয়া বিভিন্ন রকমের হতে পারে। যে কণা দিয়ে আঘাত করা হয় এবং তার ফলে যে কণা নির্গত হয়, তার উপরে এই শ্রেণীভাগ করা হয়। এই দুটি কণাকে একটি বন্ধনীর মধ্যে রাখা হয়। নীচে কয়েকটি নিউক্লিয় বিক্রিয়ার উদাহরণ দেওয়া হলো।

(1)	α -কণার (${}^4_2\text{He}$) সাহায্যে রূপান্তর	শ্রেণী
	${}^{12}_6\text{C} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{15}_8\text{O} + {}^1_0\text{n}$	(α , n)
	${}^{10}_5\text{B} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{13}_6\text{C} + {}^1_1\text{H}$	(α , p)
(2)	প্রোটন কণার (${}^1_1\text{H}$) সাহায্যে রূপান্তর	
	${}^7_3\text{Li} + {}^1_1\text{H} \rightarrow 2{}^4_2\text{He}$	(p, α)
	${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^4_2\text{He}$	(p, α)
	${}^{11}_5\text{B} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^{11}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$	(p, n)
(3)	ডয়টেরন কণার (${}^2_1\text{H}$) সাহায্যে রূপান্তর	
	${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^{28}_{14}\text{Si} + {}^1_0\text{n}$	(d, n)

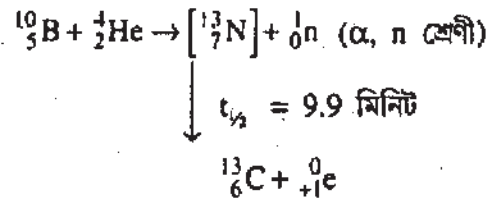


(4) উচ্চ গতিসম্পন্ন নিউট্রন কণার (^1_0n) সাহায্যে রূপান্তর

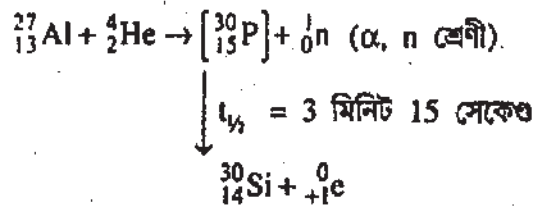


7.15.1 কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা (Artificial radioactivity)

1934 সালে কুরী ও জোলিওট (I. Curie and F. Joliot) লক্ষ্য করেন যে, বোরন, অ্যালুমিনিয়াম প্রভৃতি হালকা ও সুস্থিত মৌলগুলিকে দ্রুত গতির α -কণা দ্বারা আঘাত করলে পজিট্রন নির্গত হয় এবং যে নতুন মৌলটি হয় তা তেজস্ক্রিয়। তাঁরা আরও লক্ষ্য করেন যে, α -কণা দ্বারা আঘাত বন্ধ করে দেওয়ার পরেও অনেকক্ষণ ধরে পজিট্রন কণা নির্গত হতে থাকে। যেমন বোরনকে α -কণা দিয়ে আঘাত করার জন্য তেজস্ক্রিয় নাইট্রোজেন উৎপন্ন হয় এবং তা পুনরায় ভেঙে পজিট্রন নির্গত করে। এই ঘটনা প্রমাণ করে যে পারমাণবিক রূপান্তরের মাধ্যমে তেজস্ক্রিয়তা সৃষ্টি করা সম্ভব। এই তেজস্ক্রিয়তাকে কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা বলে।



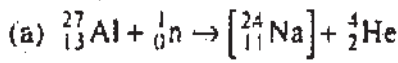
একইভাবে অ্যালুমিনিয়ামের উপর α -কণা দ্বারা আঘাত করলে তেজস্ক্রিয় ফসফোরাস পাওয়া যায় যা পরে ভেঙে গিয়ে পজিট্রন নির্গত করে এবং স্থায়ী সিলিকন দেয়।



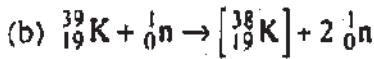
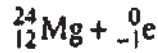
সুতরাং সুস্থিত ও অতেজস্ক্রিয় হালকা মৌলকে প্রোটন, নিউট্রন, ডয়টেরন বা α -কণা দিয়ে আঘাত করে তেজস্ক্রিয় মৌলে রূপান্তরের ঘটনাকেই কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তা বলে।

নিউট্রন, ডয়টেরন, প্রোটন প্রভৃতি কণার সাহায্যে আঘাত করেও কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় মৌল উৎপাদন করা সম্ভব হয়েছে। কৃত্রিম তেজস্ক্রিয়তার কারণ অবশ্যই N/P-র অনুপাতের হ্রাস বা বৃদ্ধি। তাই কৃত্রিম ভাবে তেজস্ক্রিয় মৌল তৈরী হবার পর ইলেকট্রন বা পজিট্রন বিকীরিত হয়ে N/P-র অনুপাত স্থায়ী নিউক্লিয়াসের মতন হয় ও নতুন মৌলটি স্থায়ী হয়। নীচে কয়েকটি কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় মৌল কিভাবে তৈরী হয় তা দেওয়া হলো :

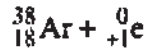
নিউট্রন কণার সাহায্যে আঘাত করে—



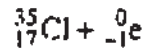
↓



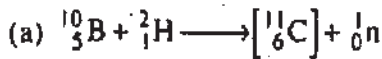
↓



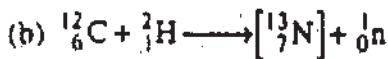
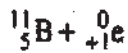
↓



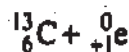
ডয়টেরন কণার সাহায্যে আঘাত করে—



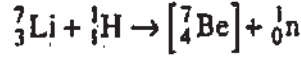
↓



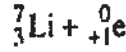
↓



প্রোটন কণার সাহায্যে আঘাত করে—



↓



7.15.2 নিউক্লিয় বিক্রিয়া (Nuclear reactions)

সাধারণভাবে নিউক্লিয় বিক্রিয়াতে নিম্নলিখিত ভাবে লেখা যেতে পারে—

অস্থায়ী



↓

উৎপন্ন মৌলের পরমাণু + বিকিরণ

নিউক্লিয় বিক্রিয়া আমরা আগেই আলোচনা করেছি (1.15.1) অনুচ্ছেদে। কৃত্রিমভাবে নিউক্লিয় বিক্রিয়া সংঘটিত করতে হলে টার্গেট পরমাণুকে নিউট্রন, প্রোটন, ডয়টেরন বা α -কণা দিয়ে আঘাত করা হয়। এইসব কণাদেরকে প্রোজেক্টাইল কণা বলে। নিউক্লিয় বিক্রিয়াকে ঠিকভাবে সংঘটিত করতে হলে পরা তড়িৎবাহী প্রোজেক্টাইল কণাকে একটি নির্দিষ্ট উচ্চশক্তি সম্পন্ন হতে হয়। যেমন রাদারফোর্ডের বিখ্যাত পরীক্ষা যেখানে নাইট্রোজেনকে α -কণা দিয়ে ভাঙা হয়।

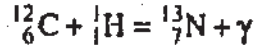
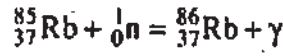


এখানে 1.16 Mev শক্তি শোষিত হয়। কিন্তু এই শক্তির α -কণা এই নিউক্লিয় বিক্রিয়া সংঘটিত করতে পারে না। রাদারফোর্ডের এই পরীক্ষায় α -কণার গতিশক্তি প্রায় 7.6 Mev-র মত ছিল যা ${}^{14}_7\text{N}$ -র নিউক্লিয়াসের পরা তড়িৎ এর বাধা অতিক্রম করে নিউক্লিয়াসকে ভাঙতে পারে। ভারী পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে ভাঙতে α -কণার গতিশক্তি আরও বেশী দরকার প্রায় 20–30 Mev-র মত।

নিউক্লিয় বিক্রিয়ায় মোট কি ধরনের শক্তি নির্গত হয় তার উপর নির্ভর করে এই ধরনের বিক্রিয়াকে নিম্নলিখিত ভাবে ভাগ করা হয়।

(a) প্রোজেক্টাইল অধিকার বিক্রিয়া (Projectile-Capture reaction) :

এই পদ্ধতিতে টার্গেট নিউক্লিয়াসকে ধীর গতির নিউট্রন দিয়ে আঘাত করলে টার্গেট নিউক্লিয়াস তা শোষণ করে। নিউট্রন শোষণের ফলে অনেক সময় γ -রশ্মির বিকিরণ হয়।

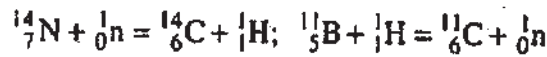


ভেজক্রিয় কোবাল্ট $^{60}_{27}\text{Co}$ যা ভেঙে গিয়ে পুনরায় γ -রশ্মি দেয় তা ক্যান্সার থেরাপিতে কাজে লাগে। $^{60}_{27}\text{Co}$ পাওয়া যায় ${}^1_0\text{n}$ অধিকার বিক্রিয়ায়।



(b) প্রোজেক্টাইল অধিকার কণা বিকিরণ বিক্রিয়া (Projectile-capture particle-emission reaction) :

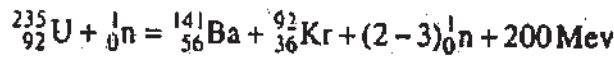
এই পদ্ধতিতে টার্গেট নিউক্লিয়াস প্রোজেক্টাইলকে অধিকার করে একটি অস্থায়ী যুক্ত নিউক্লিয়াস তৈরী করে যা পরে এক বা একাধিক নিউক্লিয় কণা ভাগ করে স্থায়ী নিউক্লিয়াস তৈরী করে। কোন ধরনের কণা বেরিয়ে আসবে তা নির্ভর করে কি শক্তি নিয়ে প্রোজেক্টাইল টার্গেট নিউক্লিয়াসকে আঘাত করে।



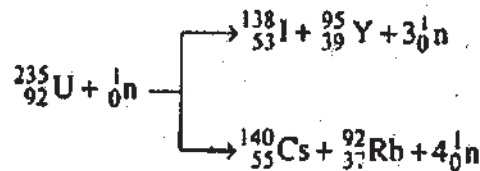
(c) নিউক্লিয় বিভাজন (Nuclear fission) :

1938 সালে দুই বিজ্ঞানী হান্ ও ষ্ট্রাসম্যান (O. Hahn এবং S. Strassmann) লক্ষ্য করেন যে ইউরেনিয়াম (ভর সংখ্যা 235)-এর মত ভারী নিউক্লিয়াসকে উপযুক্ত শক্তি সম্পন্ন নিউট্রন (প্রকৃতপক্ষে ধীর গতির নিউট্রন; উৎস থেকে বেরিয়ে আসবার পর নিউট্রন কণাকে ভারী জল বা সীসার পাতের মধ্যে দিয়ে অতিক্রম করিয়ে নিয়ে নিউট্রনকে ধীর গতি সম্পন্ন করে নেওয়া হয়) দিয়ে আঘাত করলে ঐ ভারী নিউক্লিয়াসটি নিউট্রন গ্রহণ করে অস্থায়ী যুক্ত নিউক্লিয়াস তৈরী করে প্রায় সঙ্গে সঙ্গে দুটি তুলনীয় আকারের নিউক্লিয়াসে ভেঙে যায় ও সেই সঙ্গে দুই বা তার বেশী দ্রুতগতি সম্পন্ন নিউট্রন ও প্রচুর পরিমাণে শক্তি (প্রায় 8×10^9 কিলোজুল/মোল) নির্গত করে।

এই ধরনের নিউক্লিয় বিক্রিয়াকে নিউক্লিয় বিভাজন বলে অর্থাৎ ভারী নিউক্লিয়াস ভেঙে দুটি প্রায় কাছাকাছি ভরের নিউক্লিয়াস উৎপন্ন হওয়া ও তার সঙ্গে দুটি বা তার বেশী নিউট্রন কণা প্রচুর ও শক্তির নির্গমন।

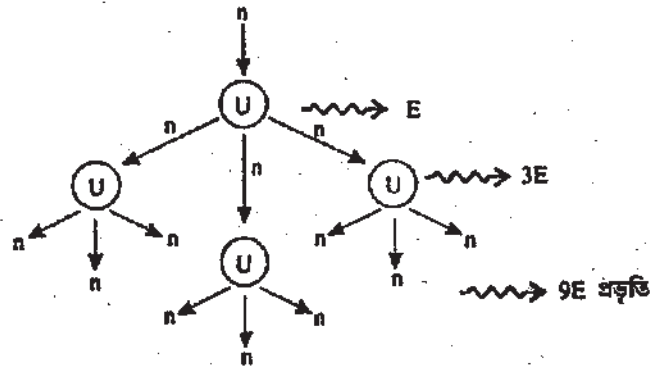


উপরোক্ত বিক্রিয়ার সঙ্গে আরও কয়েকটি নিউক্লিয় বিক্রিয়া হয় বলে সমগ্র পদ্ধতিটি বেশ জটিল হয়।



নিউক্লিয় বিভাজন সর্বদাই প্রচুর পরিমাণে শক্তি নির্গত হয়, কারণ এখানে যে সব মৌল উৎপন্ন হয় তাদের মোট ভর বিক্রিয়কগুলির অর্থাৎ একটি ইউরেনিয়াম ও একটি নিউট্রন কণার মোট ভর থেকে কম হয়, প্রায় 0.22 amu কম। এই ভরক্রটি (mass defect) শক্তিতে পরিণত হয় (আইনস্টাইনের $E = mc^2$ সূত্রানুযায়ী) এবং এর পরিমাণ প্রায় 200 Mev. এই শক্তি সাধারণ নিউক্লিয় বিক্রিয়ায় যে শক্তি নির্গত হয় তার প্রায় 12 গুণ। হিসাব করে দেখা গিয়েছে যে, 0.45 কিলোগ্রাম ইউরেনিয়াম যে শক্তি নিউক্লিয় বিভাজনে নির্গত করে তার পরিমাণ প্রায় 8000 টন TNT (ট্রাইনাইট্রো টলুইন) বিস্ফোরণ করলে যে শক্তি নির্গত করে তার অনুরূপ।

বিভাজনের সময় প্রতি পরমাণুর জন্য যে 2টি বা 3টি নিউট্রন নির্গত হয়—যেগুলি আবার নতুনভাবে U - 235 নিউক্লিয়াসের বিভাজন ঘটাতে পারে ও আরও নিউট্রন উৎপন্ন করে। এভাবে পর পর বিভাজনের ফলে যে বিভাজন শৃঙ্খল হবে তা অতি অল্প সময়ে বিশাল আকারে ছড়িয়ে পড়বে এবং অতি দ্রুত বিশাল পরিমাণ শক্তি নির্গত হবে। এরকম একটি বিক্রিয়ার ছবি নীচে দেখান হল :



সুতরাং দেখা যাচ্ছে যে, এই ধরনের বিভাজন শৃঙ্খল একবার আরম্ভ হলে বিভাজনে উৎপন্ন নিউট্রনই এই শৃঙ্খলকে ছড়াতে সাহায্য করে। তাই এই বিভাজন বিক্রিয়া স্বয়ংসম্পূর্ণ। এখানে মনে রাখা দরকার যে, এই শৃঙ্খল বিক্রিয়া চালু রাখতে হলে ইউরেনিয়াম টুকরো একটি ন্যূনতম আকারের হতে হবে। খুব ছোট আকার হলে, নিউট্রন কণা দিয়ে আঘাত করবার সময় অধিকাংশ নিউট্রনই বাইরে চলে যায় ফলে শৃঙ্খল বিক্রিয়া ধীর হয়ে পড়ে। এই ন্যূনতম আকারকে ক্রান্তিক (Critical) আকার বলে এবং তা পরোক্ষে ন্যূনতম ভর বা ক্রান্তিক ভরের সঙ্গেও তুলনা করা হয়।

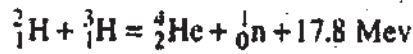
^{235}U -র ক্রান্তিক আকারের উপর উপরোক্ত শৃঙ্খল বিক্রিয়াকে কাজে লাগিয়ে পারমাণবিক বোমা (Atom Bomb) তৈরী হয়—অর্থাৎ বিভাজন বিক্রিয়াকে নিয়ন্ত্রিত না করে অতিদ্রুত প্রচণ্ড শক্তি নির্গত করে পারমাণবিক বিস্ফোরণের সৃষ্টি করা হয়।

এছাড়া ভারী জলের সাহায্যে নিউট্রনের গতিকę সংযত করে এবং শৃঙ্খল বিক্রিয়াকে কাজে লাগিয়ে শক্তি উৎপাদন করা হয়।

(d) নিউক্লিয় সংযোজন (Nuclear fusion) :

এই পদ্ধতিতে অতি উচ্চ তাপমাত্রায় দুটি হালকা নিউক্লিয়াসকে পরস্পরের সঙ্গে ছুড়ে একটি স্থায়ী ভারী নিউক্লিয়াস তৈরী করা হয়। এই সময় বিক্রিয়া জনিত যে ভরক্রটি হয় তা শক্তিতে রূপান্তরিত হয়। হালকা মৌলের আইসোটোপগুলি যেমন ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ এবং ${}^6_3\text{Li}$ পরস্পরের সঙ্গে নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে এবং ভারী নিউক্লিয়াস তৈরী করে। উৎপন্ন ভারী নিউক্লিয়াসটি বিক্রিয়ক নিউক্লিয়াসগুলির মত তেজস্ক্রিয় হয় না।

যেমন, ${}^2_1\text{H}$ ও ${}^3_1\text{H}$ নিউক্লিয় সংযোজন হিলিয়াম নিউক্লিয়াস তৈরী করে।



নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়া ঘটাতে প্রচুর সক্রিয়করণ তাপমাত্রার প্রয়োজন, 10 লক্ষ ডিগ্রী সেলসিয়াস বা তারও বেশী। এজন্য এই বিক্রিয়াকে তাপ নিউক্লিয় বিক্রিয়া বলে।

নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়া সংঘটিত করতে নিউক্লিয় বিভাজন বিক্রিয়ায় উৎপন্ন তাপকে কাজে লাগানো হয়। নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়া ঘটাতে যে শক্তির দরকার হয় বিক্রিয়ার পরে তার থেকে বহুগুণ শক্তি নির্গত হয়। বিক্রিয়কগুলির মোট ভর বিক্রিয়ায় উৎপন্ন পদার্থগুলির মোট ভর থেকে বেশী হবার জন্য যে ভরক্রটি হয় তাই শক্তিতে পরিণত হয়।

সৌরশক্তির উৎস সম্ভবতঃ এই ধরনের নিউক্লিয় সংযোজনে বিক্রিয়ায় সংঘটিত হয়, যেখানে নিরন্তর হাইড্রোজেন পরমাণুর সংযোজনে হিলিয়াম নিউক্লিয়াস তৈরী হয়।



ধারণা করা হয়, 4টি হাইড্রোজেন পরমাণুর নিউক্লিয় সংযোজন 1টি হিলিয়াম পরমাণুর উৎপত্তি হয়। এখানে যে ভরক্রটি হয় তার পরিমাণ হল : ভরক্রটি = $(4 \times 1.00813) - 4.00389$ amu

$$= 0.02863 \text{ amu}$$

[H পরমাণুর ভর 1.00813 amu এবং He পরমাণুর ভর 4.00389 amu]

এই ভরক্রটি শক্তিতে পরিণত করলে, শক্তি = $(0.02863 \times 931) \text{ Mev}$

$$= 26.5257 \text{ Mev}$$

সুতরাং দেখা যাচ্ছে যে উপরিউক্ত নিউক্লিয় সংযোজন উদ্ভূত শক্তির পরিমাণ প্রায় 26.53 Mev-র সমান।

হাইড্রোজেন বোমা প্রস্তুত করে তা প্রয়োগ করতে সম্ভবত নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়ার প্রয়োগ করা হয়। এই সংযোজন বিক্রিয়া সংঘটিত করতে প্লুটোনিয়ামের নিউক্লিয় বিভাজন জনিত শক্তির ব্যবহার করা হয়।

একই ধরনের নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়া ডায়টেরিয়াম (^2_1H) ব্যবহার করে সংঘটিত করা হয়।



নিউক্লিয় বিভাজন ও সংযোজন বিক্রিয়ার পার্থক্য :

(i) উভয় ধরনের বিক্রিয়াতে প্রচুর পরিমাণে তাপ নির্গত হয়। কিন্তু নিউক্লিয় বিভাজনে একটি ভারী মৌলের নিউক্লিয়াস ভেঙে দুটি তুলনীয় ভারী নিউক্লিয়াস দেয় আর নিউক্লিয় সংযোজনে দুটি হালকা মৌলের নিউক্লিয়াস যুক্ত হয়ে একটি তুলনামূলকভাবে ভারী নিউক্লিয়াস দেয়।

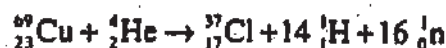
(ii) নিউক্লিয় বিভাজনে ভারী নিউক্লিয়াসকে নিউক্লিয় কণার (বা সাব-অ্যাটমিক কণা) সাহায্যে আঘাত করে ভাঙা হয় এবং একবার বিক্রিয়া শুরু হলে তা নিজে নিজেই স্বয়ং সম্পূর্ণ হয় ও বিক্রিয়া শৃঙ্খল তৈরী করে। কিন্তু নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়া সংঘটিত করতে অনেক উচ্চ তাপমাত্রার প্রয়োজন হয় ও এই বিক্রিয়া স্বয়ংসম্পূর্ণ নয়।

(iii) নিউক্লিয় বিভাজনে বিক্রিয়া শৃঙ্খল স্বয়ংসম্পূর্ণ হতে গলে ভারী পরমাণুটি একটি ত্রুণ্তিক আকারের হতে হয় অপরপক্ষে নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়ার সময় বিক্রিয়ক মৌলগুলির সেরকম প্রয়োজন হয় না।

(iv) নিউক্লিয় সংযোজন বিক্রিয়ায় উদ্ভূত তাপের পরিমাণ নিউক্লিয় বিভাজনে উদ্ভূত তাপের চেয়ে বেশী হয়।

(e) নিউক্লিয় স্প্যালেশন্ বিক্রিয়া (Nuclear spallation reation) :

এই বিক্রিয়া নিউক্লিয় বিভাজন বিক্রিয়ার অন্য একটি রূপ। এখানে টার্গেট নিউক্লিয়াসকে ভারী নিউক্লিয়াসের বদলে মধ্যম গুরুত্বের নিউক্লিয়াসকে নেওয়া হয়। আর প্রোজেক্টাইল হিসাবে দ্রুত গতির নিউক্লিয় কণা যেমন ^4_2He বা ^2_1H নেওয়া হয়। 1937 সালে সীবার্গ (G. T. Seaborg) দেখান যে, মধ্যম গুরুত্বের $^{63}_{29}\text{Cu}$ কে খুব দ্রুত গতিশক্তির ^4_2He কণা দিয়ে আঘাত করলে ভারী নিউক্লিয়াসটি অনেকগুলি ছোট ছোট নিউক্লিয় কণা ও একটি অপেক্ষাকৃত কম ভারী নিউক্লিয়াস $^{37}_{17}\text{Cl}$ দেয়। উৎপন্ন কমভারী নিউক্লিয়াসটির ভর বিক্রিয়ক নিউক্লিয়াসের ভর থেকে সাদারণভাবে 10-20 একক কম হয়।



এই ধরনের বিক্রিয়াকে স্প্যালেশন্ বিক্রিয়া বলে। এই বিক্রিয়ার আরও একটি উদাহরণ হল—



নিউক্লিয় স্প্যালেশন্ ও নিউক্লিয় বিভাজনের পার্থক্য

(i) স্প্যালেশন্ বিক্রিয়া নিউক্লিয় বিভাজনের মত স্বয়ংসম্পূর্ণ নয়।

(ii) স্প্যালেশন্ বিক্রিয়ায় বিক্রিয়ক ভারী নিউক্লিয়াস ও উৎপন্ন নিউক্লিয়াসের ভরের পার্থক্য, নিউক্লিয় বিভাজনে উৎপন্ন নিউক্লিয়াস ও বিক্রিয়ক নিউক্লিয়াসের ভরের পার্থক্য অপেক্ষা অনেক কম। এছাড়া সাধারণ নিউক্লিয় বিক্রিয়া ও স্প্যালেশন্ বিক্রিয়ার মধ্যে পার্থক্য হল এই যে যে কোন নিউক্লিয় বিক্রিয়ায় একটি বা দুটি কণার বেশি নির্গত হয় না, কিন্তু স্প্যালেশন বিক্রিয়ায় মোট প্রায় 20 – 30টি কণা নির্গত হয়। এছাড়া নিউক্লিয় বিক্রিয়ায় উৎপন্ন নিউক্লিয়াসের ভর বিক্রিয়ক নিউক্লিয়াস থেকে সাধারণত 1-4 ভর-একক কম। কিন্তু স্প্যালেশন বিক্রিয়ায় এই ব্যবধান প্রায় 10 – 20 ভর একক।

7.16 পারমাণবিক চুল্লী (The Atomic Pile)

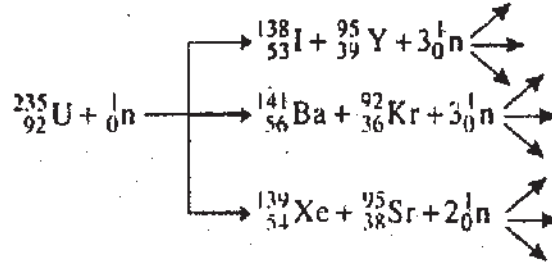
এই ধরনের চুল্লী সাহায্যে সংযতভাবে (controlled) নিউক্লিয় বিভাজনে যে শৃঙ্খল বিক্রিয়া সংঘটিত হয় তা নিষ্পন্ন করা হয়। অর্থাৎ পারমাণবিক চুল্লী হল সংযত, স্বয়ং সম্পূর্ণ নিউক্লিয় চুল্লী। এর ঘটন কাঠামো মোটামুটি নিম্নরূপ :

বিশুদ্ধ প্রাকৃতিক কয়েকটি ইউরেনিয়াম দণ্ড খাড়াখাড়াভাবে সমদূরত্বে রেখে মধ্যবর্তী জায়গাগুলি গ্রাফাইট ব্লক দিয়ে পূর্ণ করা হয়। ^{235}U বিভাজনে তৈরী দ্রুত গতিসম্পন্ন নিউট্রন কণাকে গ্রাফাইট লেয়ারের মধ্যে পাঠিয়ে একে ধীর গতি সম্পন্ন করা হয়। এখানে নিউট্রন কণা গ্রাফাইটের কার্বনের সঙ্গে ধাক্কা খায় ও নিউট্রনের গতি কম হয়। এতে বিভাজন বিক্রিয়ার সুবিধা হয়। এই ধীর গতির নিউট্রন কণা দিয়ে ইউরেনিয়ামের উপর আঘাত করা হয় এবং বিভাজন বিক্রিয়া শুরু হয়ে ক্রমশঃ শৃঙ্খল বিক্রিয়ায় রূপান্তরিত হয়। বিক্রিয়াটি সংযতভাবে চলে এবং প্রয়োজন অনুযায়ী বিক্রিয়ার হারও কম বেশী করা যায়। যেহেতু মুক্ত নিউট্রন কণা ইউরেনিয়ামকে আঘাত না করেই বেরিয়ে যেতে পারে তাই ক্রান্তিক আকৃতির ইউরেনিয়াম খণ্ড নেওয়া প্রয়োজন। শৃঙ্খল বিক্রিয়াকে সংযত করতে কিছু কিছু ঘাঁকা জায়গায় ক্যাডমিয়াম দণ্ড চুকিয়ে দেওয়া হয়। এই দণ্ডগুলিকে যান্ত্রিকভাবে (mechanically) ওঠানো নামানো যায়। যখন ক্যাডমিয়াম দণ্ডগুলি সব নামানো থাকে তখন ঐ দণ্ডগুলি ধীর গতির নিউট্রন কণাগুলিকে শোষন করে আর তখন শৃঙ্খল বিক্রিয়া সংঘটিত হয় না। কিন্তু যখন ক্যাডমিয়াম দণ্ডকে আস্তে আস্তে উপরে তোলা হয় তখন শৃঙ্খল বিক্রিয়া আবার শুরু হয় এবং এইভাবে দণ্ডগুলিকে এমন ভাবে ওপরের দিকে ওঠানো থাকে যাতে শৃঙ্খল বিক্রিয়াটি সংযত ভাবে সংঘটিত হতে পারে। যদি বিক্রিয়াটি দ্রুতগতিতে হয় তখন ক্যাডমিয়াম দণ্ডগুলিকে একটু নামিয়ে দেওয়া হয় প্রভৃতি। এইভাবে শৃঙ্খল বিক্রিয়া ঠিক ঠিক ভাবে চলতে থাকলে তা থেকে উৎপন্ন তাপকে টারবাইন চালু রাখার কাজে ব্যবহার করা হয়।

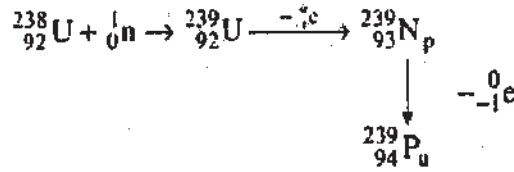
সাধারণভাবে পারমাণবিক চুম্বীকে বায়ুর সাহায্যে প্রায় 300°C এবং ঠাণ্ডা রাখা হয়। কিন্তু পারমাণবিক চুম্বী চালু রাখা হবে এবং সেখান থেকে কত তাপমাত্রা পাওয়া যাবে তা নির্ভর করে পরমাণবিক চুম্বীর গঠন, ইউরেনিয়ামের বিশুদ্ধতা ও পরিমাণের উপর।

পারমাণবিক চুম্বীর এই বিক্রিয়া থেকে নিউট্রন কণা (${}^1_0n$) পাওয়া যায় যা কৃত্রিম আইসোটোপ প্রস্তুতিতে কাজে লাগে। এছাড়া অবিশুদ্ধ ${}^{238}_{92}\text{U}$ কিছু ${}^1_0n$ কে শোষন করে প্লুটোনিয়াম তৈরী করে যা বর্জ্য পদার্থ হিসাবে পারমাণবিক চুম্বী জমা হয়।

শৃঙ্খল বিক্রিয়া



${}^{238}_{92}\text{U}$ -র বিক্রিয়া



অনুশীলনী—5

- (1) প্রমাণ করুন যে 1amu কোন ভর 932 Mev শক্তির সমান।
- (2) নিম্নলিখিত নিউক্লিয় বিক্রিয়াগুলি শেষ করুন :
 - (a) ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + \dots\dots\dots$
 - (b) ${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + \dots\dots\dots$
 - (c) ${}^{30}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{30}_{14}\text{S} + \dots\dots\dots$
 - (d) ${}^{24}_{12}\text{Mg} + \dots\dots\dots \rightarrow {}^{27}_{14}\text{Si} + {}^1_0n$
- (3) একটি তেজস্ক্রিয় ${}^{90}\text{Sr}$ মৌলের তেজস্ক্রিয়তা ছিল 0.500 mci এই মৌলের আপেক্ষিক তেজস্ক্রিয়তা (Specific activity) কত? 30 বছর পরে তেজস্ক্রিয়তা কি পরিমাণ অবশিষ্ট থাকবে? (${}^{90}\text{Sr}$ -র অর্ধায়ু 19.9 বছর)
- (4) একটি তেজস্ক্রিয় ${}^6\text{He}$ মৌল তেজস্ক্রিয় ভাঙনে β -রশ্মি নির্গত করে। আর কোনও রশ্মি তেজস্ক্রিয় ভাঙনে না নির্গত হলে β -রশ্মির সর্বোচ্চ গতি শক্তি গণনা করুন (${}^6\text{He}$ -র ভর 6.01889 amu এবং ${}^6\text{Li}$ -র ভর 6.01512 amu দেওয়া আছে)।

- (5) $^{107}_{47}\text{Ag}$ -র নিউক্লিয়াসকে গোলাকার চিত্রা করে, এর ঘনত্ব গণনা করুন। দেওয়া আছে $r = 1.4A^{1/3} \times 10^{-13}$ সেমি।
- (6) কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের অর্ধায়ু 231 মিনিট। ঐ মৌলের $\frac{9}{10}$ অংশ বিভাজন কত সময় লাগবে?
- (7) 1 গ্রাম প্রাকৃতিক স্যামারিয়াম (150.4 gm) থেকে প্রতি সেকেন্ডে কত α -কণা নির্গত হয় তা গণনা করুন। প্রাকৃতিক ^{152}Sm পাওয়া যায় মাত্র 27%।

7.17 সারাংশ (Summary)

তেজস্ক্রিয়তা তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসের ধর্ম অর্থাৎ মৌলের পরমাণু থেকে স্বতঃস্ফূর্তভাবে α , β ও γ কণা নির্গত হয় এই ঘটনাকে মৌলের তেজস্ক্রিয়তা বলে। এই কণাগুলি ফটোগ্রাফিক প্লেটকে আকৃষ্ট করে এবং তড়িৎ চৌম্বকক্ষেত্রের প্রভাব লক্ষ্য করা যায়। সাধারণভাবে α -কণা হল He^{2+} পরমাণুর নিউক্লিয়াস। β -কণা হল ইলেকট্রন এবং γ -কণাকে বলা যাবে তড়িৎ চৌম্বকীয় রশ্মি। তেজস্ক্রিয়তা কোন বাহ্যিক সর্তের উপর নির্ভরশীল নয়। ভারী মৌলগুলি যেমন অ্যাক্টিনিয়াম, ইউরেনিয়াম, রেডিয়াম এবং কিছু হালকা মৌলের আইসোটোপ যেমন ^{40}K , ^{14}C প্রভৃতি তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর উদাহরণ।

তেজস্ক্রিয়তার একক হল বেকারেল। যার সংকেত Bq. 1 Bq = 1 বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে। আগে তেজস্ক্রিয়তার একক ব্যবহার হত Ci, কুরি (Curie); 1Ci = 3.7×10^{10} বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে।

তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপ করা হয় (i) গ্যাসের মধ্যে নিউক্লিয় কণা পাঠিয়ে গ্যাসকে আয়নিত করে তাকে আয়নীয় প্রকোষ্ঠের গণক যন্ত্রের সাহায্যে বা গাইগার-মুলার গণক যন্ত্রের সাহায্যে।

তেজস্ক্রিয় পদার্থের ভাঙনের হার সূচকীয় প্রকৃতির (exponential law); সূত্রটি হল “যে কোন মুহূর্তে কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের ভাঙনের হার সেই মুহূর্তে মৌলটির কতগুলি পরমাণু বর্তমান, তার সমানুপাতিক। তাহলে তেজস্ক্রিয় বিভাজনের হার, $-\frac{dN}{dt} = \lambda N$, যেখানে λ -কে ভাঙন ধ্রুবক বলে। যদি $t = 0$ সময়ে

পরমাণুর পরিমাণ N_0 হয়, তাহলে সমাকলন করে আমরা পাই; $2.303 \log \frac{N_0}{N} = \lambda t$

$$\text{বা, } \lambda = \frac{2.303}{t} \log \frac{N_0}{N}$$

যে সময়ে কোন তেজস্ক্রিয় মৌলের পরিমাণ তার প্রাথমিক পরমাণু সংখ্যার অর্ধাংশ হয় তাকে অর্ধায়ু

$$(t_{1/2}) \text{ বলে, এবং } t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda}$$

তেজস্ক্রিয় মৌলের গড় আয়ু ঐ মৌলের প্রত্যেক পরমাণুর আয়ুকে (শূন্য থেকে অনন্তকাল পর্যন্ত) সেই সেই পরমাণুর সংখ্যা দিয়ে গুণ করে সমগ্র পরমাণুর সংখ্যা দিয়ে ভাগ করে পাওয়া যায়, এবং $t_{av} = \frac{1}{\lambda}$ ।

তেজস্ক্রিয় মৌলের শ্রেণীগুলি পাওয়া যায় যখন একটি তেজস্ক্রিয় মৌল পরপর বিকিরণের ফলে অনেক অনেক নতুন তেজস্ক্রিয় মৌলের সৃষ্টি হয় এবং সবশেষে একটি অতেজস্ক্রিয় স্থায়ী মৌল উৎপন্ন হয়। প্রাকৃতিক উপায়ে প্রাপ্ত এই শ্রেণীগুলি তিন প্রকারের। এগুলি হল (i) থোরিয়াম ($4n$) শ্রেণী, $4n$ শ্রেণীর অর্থ থোরিয়াম (মৌলের ভরসংখ্যা 4 দিয়ে বিভাজ্য) এই শ্রেণী আরম্ভ হয় ${}_{90}^{232}\text{Th}$ এবং শেষ হয় ${}_{82}^{208}\text{Pb}$ -এ (ii) ইউরেনিয়াম ($4n+2$) শ্রেণী, যা আরম্ভ হয় ${}_{92}^{238}\text{U}$ এবং শেষ হয় ${}_{82}^{206}\text{Pb}$ -এ এবং (iii) অ্যাকটিনিয়াম ($4n+3$) শ্রেণী, যা আরম্ভ হয় ${}_{92}^{239}\text{U}$ এবং শেষ হয় ${}_{82}^{207}\text{Pb}$ । কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় মৌল হল সুস্থিত অতেজস্ক্রিয় মৌলকে নিউক্লিয় কণা দিয়ে আঘাত করে তাকে তেজস্ক্রিয় মৌলে সৃষ্টি করা অর্থাৎ নিউক্লিয় কণার সাহায্যে আঘাত করে অতেজস্ক্রিয় মৌলকে কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় মৌলে পরিণত করা যেমন অতেজস্ক্রিয় অ্যালুমিনিয়ামের (${}_{13}^{27}\text{Al}$) উপর নিউট্রন কণা দিয়ে আঘাত করলে উৎপন্ন সোডিয়াম (${}_{11}^{27}\text{Na}$) তেজস্ক্রিয় হয় যা থেকে পরে β -রশ্মি নির্গত হয় এবং সুস্থিত ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ উৎপন্ন করে।

দেখা গিয়াছে যে নিউক্লিয়াসে উপস্থিত নিউট্রন ও প্রোটনের অনুপাতের উপর তার স্থায়িত্ব নির্ভর করে। যে সব মৌলের পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক (z) 20-র নীচে, N/P অনুপাতের মান 1.0-র কাছাকাছি, কিন্তু উচ্চ পারমাণবিক ক্রমাঙ্ক বিশিষ্ট মৌলের N/P অনুপাত 1.0-র বেশি। যখন কোন মৌলের নিউক্লিয়াসে নিউট্রনের সংখ্যা অনেক বেশি, এসব ক্ষেত্রে β -কণার বিকিরণ হয়, কারণ একটি নিউট্রন একটি প্রোটন একটি ইলেকট্রন ও একটি নিউট্রিনোতে পরিবর্তিত হয়।

7.18 সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

- (1) নিম্নলিখিত সমীকরণগুলি থেকে A, B, C, D মৌলগুলি কি হবে তা লিখুন :
 - (a) ${}_{13}^{30}\text{P} \rightarrow {}_{14}^{30}\text{Si} + \text{A}$
 - (b) ${}_{17}^{37}\text{Cl} + \text{B} \rightarrow {}_{18}^{38}\text{Ar} + {}_0^1\text{n}$
 - (c) ${}_{13}^{27}\text{Al} + \text{C} \rightarrow {}_{13}^{30}\text{P} + {}_0^1\text{n}$
 - (d) ${}_{53}^{139}\text{I} + {}_0^1\text{n} \rightarrow \text{D} + \beta$
- (2) প্রতিক্ষেত্রে অস্তিম জাতক মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা ও ভরসংখ্যা নির্দেশ করে প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় মৌলের ভাঙন সমূহের বৈশিষ্ট্যগুলি বিবৃত করুন।
- (3) নিউক্লিয় বিক্রিয়া বলতে কি বোঝায়? বিচ্ছুরণের (Scattering) সাথে তফাৎ কী? নীচে দেওয়া নিউক্লিয় বিক্রিয়াটি বিশদভাবে ব্যাখ্যা করুন।



- (4) (a) তেজস্ক্রিয় সাম্যাবস্থা ব্যাখ্যা করুন।
 (b) পরমাণু কেন্দ্রকের সুস্থিতির জন্য দায়ী বলগুলির বর্ণনা দিন এবং ^{235}U , ^{206}Pb ও ^{14}C কেন্দ্রকের প্রকৃতি ব্যাখ্যা করুন।
- (5) ^4_2He নিউক্লিয়াস একটি K-ইলেকট্রন অধিকার (capture) করে। উৎপন্ন নিউক্লিয়াসের ভর সংখ্যা ও পারমাণবিক সংখ্যা কত হবে?
- (6) নিম্নলিখিত নিউক্লিয়াইডগুলির মধ্যে সব থেকে কে কম স্থায়ী :-
 $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{30}_{13}\text{Al}$, $^{119}_{50}\text{Sn}$, $^{55}_{25}\text{Mn}$, $^{32}_{16}\text{S}$
- (7) নিম্নলিখিত এক জোড়া নিউক্লিয়াইডগুলির মধ্যে কে অস্থায়ী এবং অস্থায়ী মৌলটি কিভাবে ডেঙে স্থায়ী হবে?
 (a) $^{16}_6\text{C}$, $^{16}_7\text{N}$ (b) $^{18}_9\text{F}$, $^{18}_{10}\text{Ne}$
- (8) $^{234}_{90}\text{Th}$ ভাঙনের ফলে অন্তিম মৌল $^{206}_{82}\text{Pb}$ দেয়। কতগুলি α - ও β -কণা নির্গত হয়েছে?
- (9) তেজস্ক্রিয় $^{133}_{55}\text{I}$ কোন একটি নির্দিষ্ট সময়ে গাইগার-মুলার গণকযন্ত্রে 3150 কাউন্ট প্রতি মিনিটে এবং ঠিক এক ঘণ্টা পরে 3055 কাউন্ট প্রতি মিনিটে দেখাল। $^{133}_{55}\text{I}$ -র অর্ধায়ু গণনা করুন।
- (10) তেজস্ক্রিয় সাম্যাবস্থায়, দুটি তেজস্ক্রিয় মৌলের A এবং B অনুপাত যথাক্রমে $3.1 \times 10^9 : 1$ । একটি মৌলের (A) অর্ধায়ু 2×10^{10} বছর হলে, অন্য মৌলটির অর্ধায়ু ভাঙনের হার প্রবন্ধ করুন।

7.19 উত্তরমালা

অনুশীলনী - 1

- (1) নিজে চেষ্টা করুন।

অনুশীলনী - 2

- (1) নিজে চেষ্টা করুন।

অনুশীলনী - 3

(1) $t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda} = 4.8 \text{ মিনিট (দেওয়া আছে)}$

বা, $\lambda = \frac{0.693}{4.8} = 0.144 \text{ (মিনিট)}^{-1}$

মনে করি 24 মিনিট পরে x পরিমাণ তেজস্ক্রিয় মৌল অবশিষ্ট আছে।

সুতরাং সমীকরণ (4) থেকে,

$$\lambda = \frac{2.303}{t} \log \frac{N_0}{N}$$

$$\text{বা, } 0.144 = \frac{2.303}{24} \log \frac{1}{x}$$

$$\text{বা, } \log \frac{1}{x} = \frac{24 \times 0.144}{2.303}$$

$$\text{বা, } \log 1 - \log x = 1.5006$$

$$\text{বা, } \log x = \log 1 - 1.5006 = 0 - 1.5006$$

$$x = 0.03158 \text{ গ্রাম}$$

অনুশীলনী - 4

(1) সমীকরণ (9) থেকে আমরা লিখতে পারি,

$$\frac{A \text{ মৌলের পরমাণু}}{B \text{ মৌলের পরমাণু}} = \frac{A \text{ মৌলের অর্ধায়ু}}{B \text{ মৌলের অর্ধায়ু}}$$

$$\text{বা, } \frac{3.1 \times 10^9}{1} = \frac{2 \times 10^{10}}{(t_{1/2})_B}$$

$$\text{বা, } (t_{1/2})_B = \frac{2 \times 10^{10}}{3.1 \times 10^9} \text{ বছর} = 6.45 \text{ বছর}$$

$$\text{সুতরাং B মৌলের অর্ধায়ু} = 6.45 \text{ বছর}$$

$$\text{আবার ভাঙন ধ্রুবক, } \lambda = \frac{0.693}{(t_{1/2})_B}$$

$$= \frac{0.693}{6.45} (\text{বছর})^{-1} = 0.1074 (\text{বছর})^{-1}$$

$$\text{সুতরাং B মৌলের ভাঙন ধ্রুবক } 0.1074 (\text{বছর})^{-1}$$

অনুশীলনী - 5

$$(1) \text{ যেহেতু } 1 \text{ amu} = \frac{1}{6.023 \times 10^{23}} \text{ গ্রাম} = \frac{1}{6.023 \times 10^{26}} \text{ কিলোগ্রাম}$$

আবার আইনস্টাইনের সমীকরণ থেকে,

$$E = mc^2$$

$$= \left(\frac{1}{6.023 \times 10^{26}} \right) (3 \times 10^8)^2 \text{ কিলোগ্রাম} \times (\text{মিটার})^2 / (\text{সেকেন্ড})^2$$

$$= 1.49 \times 10^{-10} \text{ জুল} \dots\dots\dots(1)$$

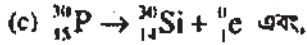
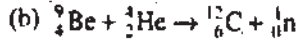
$$\text{কিন্তু } 1 \text{ Mev} = 10^6 \text{ ev} = 10^6 \times (1.6 \times 10^{-19} \text{ কুলম্ব}) \times (1.0 \text{ ভোল্ট}) = 1.6 \times 10^{-13} \text{ জুল}$$

সুতরাং (1) নং সমীকরণ থেকে,

$$E = 1.49 \times 10^{-10} \text{ জুল} \times \frac{1 \text{ Mev}}{1.6 \times 10^{-13} \text{ জুল}} = 932 \text{ Mev}$$

- (2) (a) এই বিক্রিয়ার বাম দিকে সবচেয়ে পারমাণবিক সংখ্যা $(7+2) = 9$ এবং ভরসংখ্যা $(14+4) = 18$. কিন্তু ডানদিকের পারমাণবিক সংখ্যা 8 ও ভরসংখ্যা 17। তাই ডানদিকের দ্বিতীয় মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 1 ও ভরসংখ্যা 1 হবে অর্থাৎ ${}^1_1\text{H}$ সুতরাং সমীকরণটি হবে ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$

একই ভাবে,



- (3) প্রাথমিক তেজস্ক্রিয়তা $(A_0) = -\frac{dN_0}{dt} = \lambda N_0$ [যেখানে N_0 প্রাথমিক তেজস্ক্রিয় মৌলের পরমাণুর পরিমাণ]

$$\text{এখানে } A_0 = 0.500 \text{ mCi}$$

$$\text{আবার } 0.500 \text{ mCi} = \lambda N_0 \dots\dots\dots(i)$$

$$\text{এবং } \lambda = \frac{0.693}{19.9 \times 365 \times 24.0 \times 3600} \quad \left[\because \lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} \right]$$

$$\text{বা, } \lambda = 3.7 \times 10^7 \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

$$\text{সুতরাং } \lambda\text{-এর মান (i) এ বসিয়ে, } N_0 = 1.68 \times 10^{16} \text{ পরমাণু}$$

$$\begin{aligned} {}^{90}_{38}\text{Sr-র ওজন} &= \frac{(1.68 \times 10^{16})(90.0)}{6.02 \times 10^{23}} \times \frac{\text{পরমাণু} \times \text{গ্রাম প্রতি মোল}}{\text{পরমাণু প্রতি মোল}} \\ &= 2.50 \times 10^{-6} \text{ গ্রাম} \end{aligned}$$

$$\text{সুতরাং, আপেক্ষিক তেজস্ক্রিয়তা} = \lambda \times \frac{\text{প্রাথমিক তেজস্ক্রিয়তা}}{\text{প্রাথমিক ওজন}}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{(3.7 \times 10^7)(0.500)}{2.50 \times 10^{-6}} \times \frac{\text{বিকিরণ প্রতি সেকেন্ড}}{\text{গ্রাম}} \\ &= 7.4 \times 10^{12} \times \frac{\text{বিকিরণ}}{\text{গ্রাম-সেকেন্ড}} \end{aligned}$$

30 বছর পরে তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ

$$2.30 \log \frac{N}{N_0} = -\lambda t = -\left(\frac{0.693}{19.9 \text{ বছর}}\right) \times (30.0 \text{ বছর}) = -1.04$$

$$\text{বা, } \frac{N}{N_0} = \frac{A}{A_0} = 0.353$$

$$\text{বা, } A = 0.353 A_0 = 3.53 \times 500 \text{ mCi}$$

$$= 0.177 \text{ mCi}$$

$$= 0.177 \times 3.7 \times 10^7 \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

$$= 6.5 \times 10^6 \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

[যেখানে N ও A হল বর্তমান পরমাণু ও তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ]

$$\text{এই বিক্রিয়ার ভরক্রটি} = (6.01889 - 6.01512) \text{ amu}$$

$$= 0.00377 \text{ amu}$$

$$0.00377 \text{ amu-র সমপরিমাণ শক্তি} = \frac{931}{0.00377} \frac{\text{Mev/amu}}{\text{amu}} = 3.51 \text{ Mev}$$

সুতরাং β -কণা সর্বোচ্চ যে গতিশক্তি নিয়ে নির্গত হবে তার পরিমাণ 3.51 Mev

(4) ${}^6\text{He}$ নিউক্লিয়াসের ভাঙনে যে β -কণা নির্গত হয় তার বিক্রিয়া

(5) ব্যাসার্ধ, $r = 1.4 (107)^{1/3} \times 10^{-13}$ সেমি.

$$= 6.65 \times 10^{-13} \text{ cm [এখানে } A = \text{ভরসংখ্যা]}$$

$$\text{সুতরাং আয়তন } V = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (6.65 \times 10^{-13} \text{ সেমি})^3 = 1.23 \times 10^{-36} (\text{সেমি})^3$$

$$\text{ভর, } m = \frac{107 \text{ গ্রাম/মোল}}{6.02 \times 10^{23} \text{ পরমাণু/মোল}} = 1.78 \times 10^{-22} \text{ গ্রাম}$$

$$\text{অতএব, ঘনত্ব, } d = \frac{m}{V} = \frac{1.78 \times 10^{-22} \text{ গ্রাম}}{1.23 \times 10^{-36} \text{ সেমি}^3} = 1.4 \times 10^{14} \text{ গ্রাম/(সেমি)}^3$$

$$(6) \lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{0.693}{231} = 3 \times 10^{-3} (\text{মিনিট})^{-1}$$

যেহেতু বিভাজন = $\frac{9}{10}$ অংশ সুতরাং যে অংশ বিভাজন হয়নি তার পরিমাণ

$$= 1 - \frac{9}{10} = \frac{1}{10}$$

$$\text{সূত্রানুসারে } t = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{n_0}{n_0/10}$$

$$= \frac{2.303}{3 \times 10^{-3}} \log 10 \text{ মিনিট}$$

$$= \frac{2.303}{3 \times 10^{-3}} \text{ মিনিট}$$

$$= 767.8 \text{ মিনিট}$$

[যেখানে n_0 = পরমাণুর প্রাথমিক সংখ্যা এবং n =

ভেঙে যাওয়ার পর পরমাণুর সংখ্যা $= \frac{n_0}{10}$]

$$(7) \text{ 1 গ্রাম প্রাকৃতিক স্যামারিয়ামে পরমাণুর সংখ্যা } = \frac{6.02 \times 10^{23}}{150.4}$$

$$= 4 \times 10^{21}$$

প্রাকৃতিক ^{152}Sm মাত্র 27%

অর্থাৎ 100 পরমাণুর প্রাকৃতিক স্যামারিয়ামে 27 পরমাণু ^{152}Sm থাকে।

বা, 4×10^{21} পরমাণুর প্রাকৃতিক স্যামারিয়ামে $\frac{27}{100} \times 4 \times 10^{21}$ পরমাণু ^{152}Sm থাকে।

$$= 108 \times 10^{19} \text{ পরমাণু } ^{152}\text{Sm} \text{ থাকে।}$$

$$\text{আবার } \lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}}$$

$$= \frac{0.693}{10^{12} \times 365 \times 24 \times 60 \times 60} \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

$$\text{কিন্তু ভাঙনের হার, } -\frac{dN}{dt} = \lambda N$$

$$= \frac{0.693}{10^{12} \times 365 \times 24 \times 60 \times 60} \times 108 \times 10^{19} \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

$$= 23.74 \text{ বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে}$$

অতএব α কণা যে হারে নির্গত হয় তার পরিমাণ 23.74 বিকিরণ প্রতি সেকেন্ডে।

সর্বশেষ প্রশ্নাবলী :

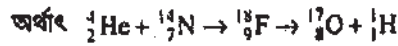
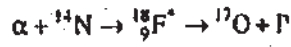
(1) (a) ${}^0_1\text{e}$; (b) ${}^1_1\text{H}$; (c) ${}^4_2\text{He}$; (d) ${}^{130}_{54}\text{I}$

(2) তেজস্ক্রিয় মৌলের শ্রেণী (7.6) উল্লেখ করতে হবে এবং কিতাবে ভাঙনের পর মৌলগুলি শ্রেণী সরণ সূত্র অনুযায়ী পর্যায় সারণীতে অবস্থান করবে তা বলতে হবে।

(3) নিউক্লিয় বিক্রিয়া (7.15.2) অনুচ্ছেদ দেখুন।

বিচ্ছুরণের সাথে তফাৎ : বিচ্ছুরণের সময় প্রোজেক্টাইল ও টার্গেট নিউক্লিয়াসগুলি বিক্রিয়ার পরেও অক্ষত থাকে। যদিও তাদের মধ্যে শক্তির বিনিময় হয়। বিচ্ছুরণের সময় টার্গেট নিউক্লিয়াসটি আঘাত করার পর তার গতি পরিবর্তন করে। বিচ্ছুরণ দুধরনের একটি ইলাস্টিক (Elastic) এবং ইনইলাস্টিক (Inelastic)। ইলাস্টিক বিচ্ছুরণে গতিশক্তির কোন বিনিময় হয় না, শুধুমাত্র বিক্রিয়ক মৌলগুলির ঘূর্ণনের দিক (direction of motion) এবং গতির পরিবর্তন হয়। ইনইলাস্টিক বিচ্ছুরণে, প্রোজেক্টাইল, নিউক্লিয় কণার গতিশক্তি টার্গেট মৌলের পরমাণুর স্থিতিশক্তি বা আন্তঃশক্তি (Internal energy) বৃদ্ধি করে।

শেষের অংশ :



${}^{14}_7\text{N}$ নিউক্লিয়াসের সঙ্গে α -পরমাণু দিয়ে আঘাত করলে যে যুক্ত নিউক্লিয়াস তৈরী হয় (${}^{18}_9\text{F}$) বা অস্থায়ী (যদিও N/P অনুপাত 1, তবুও এই নিউক্লিয়াসটি অস্থায়ী, এবং এটি একটি উত্তেজিত অবস্থার ফ্লোরিনের আইসোটোপের উদাহরণ)। এই অস্থায়ী নিউক্লিয়াসটি অত্যন্ত দ্রুত ভেঙে যায়ও একটি প্রোটন (${}^1_1\text{H}$) নির্গত করে ${}^{17}_8\text{O}$ দেয়।

(4) (a) ভেজক্রির সাম্যাবস্থা (7.7) অনুচ্ছেদ দেখুন

(b) পরমাণুর কেন্দ্রকের বল (7.10.2, 7.10.3, 7.11, 7.12) দেখুন

(c) ${}^{235}\text{U}$, ${}^{206}\text{Pb}$ এবং ${}^{14}\text{C}$ ব্যাখ্যা, কক নম্বর (7.10.3) দেখুন

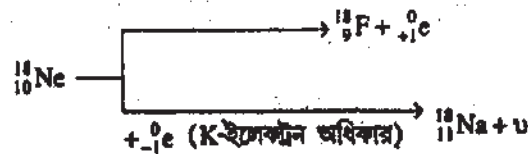
(5) যখন কোন নিউক্লিয়াস K-ইলেকট্রন অধিকার তখন একটি প্রোটন একটি নিউট্রনে পরিবর্তিত হয়। সেক্ষেত্রে ভরসংখ্যা (Mass number) কোন পরিবর্তন হয় না কিন্তু পারমাণবিক সংখ্যা (Atomic number) এক একক কমে যায়। সুতরাং উপরের বিক্রিয়ায় যে পরিবর্তন হয় তা হল উৎপন্ন নিউক্লিয়াসে ভরসংখ্যা ও পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 7 এবং 3 হবে।

(6) কক নম্বর (7.10.3) দেখ

${}^{30}_{13}\text{Al}$ নিউক্লিয়াইডের বিচ্ছোড় সংখ্যক প্রোটন ও বিচ্ছোড় সংখ্য নিউট্রন থাকায় তা সবচেঁহিতে বেশী অস্থায়ী হবে।

(7) (a) ${}^{16}_6\text{C}$ নিউক্লিয়াসে N/P-র মান 1.0 থেকে অনেক বেশী। সুতরাং ${}^{16}_6\text{C}$ অস্থায়ী। এই নিউক্লিয়াসটি β -কণা নির্গত করবে এবং উৎপন্ন নিউক্লিয়াসে N/P-র মান স্থায়ী নিউক্লিয়াসের মানের ${}^{16}_6\text{C} \rightarrow {}^{16}_7\text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$ কাছাকাছি।

(b) ${}^{16}_{10}\text{Ne}$ নিউক্লিয়াসে N/P-র মান স্থায়ী নিউক্লিয়াসের মানের (N/P = 1.0) অনেক নীচে, তাই অস্থায়ী, এই নিউক্লিয়াসটি হয় একটি পজিট্রন কণা (${}^0_{+1}\text{e}$) ত্যাগ করে অথবা K-ইলেকট্রন অধিকার করে স্থায়ী হবে।

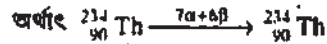


(8) α -কণা বা ${}^4_2\text{He}$ অর্থাৎ ভরসংখ্যা 4 একক করে কমে।

সুতরাং ${}^{234}_{90}\text{Th}$ থেকে যতগুলি α -কণা নির্গত হয়

$$\text{ভার সংখ্যা} = \frac{234 - 206}{4} = 7$$

সুতরাং 7টি α -কণা নির্গত হলে পারমাণবিক সংখ্যা কমে যাওয়া উচিত 14 একক অর্থাৎ উৎপন্ন নিউক্লিয়াসে পারমাণবিক সংখ্যা হওয়া উচিত ছিল $90 - 14 = 76$ । কিন্তু ${}^{206}_{82}\text{Pb}$ এ পারমাণবিক সংখ্যা 82। অতএব আরও 6টি β কণা নির্গত হয়েছে, ফলে পারমাণবিক সংখ্যা 76 থেকে বৃদ্ধি পেয়ে 82 হয়েছে।



(9) আমরা জানি $t_{1/2} = \frac{0.693}{\lambda}$

বা, $\lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} \quad (1)$

আবার, $t = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{N_0}{N}$

$= \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{A_0}{A} \quad [\text{অতএব, } \frac{N_0}{N} = \frac{A_0}{A}]$

বা, $\lambda = \frac{2.303}{t} \log \frac{A_0}{A} \dots\dots\dots (2) \quad \text{যেখানে } A \text{ বা } A_0 \text{ তেজস্ক্রিয়তা}$

(2) সমীকরণে (1)-র মান বসিয়ে পাই

$$\frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{2.303}{t} \log \frac{A_0}{A}$$

বা, $\frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{2.303}{1} \log \frac{3150}{3055}$

বা, $t_{1/2} = 22.63 \text{ বছর}$

(10) দুটি তেজস্ক্রিয় মৌলের সাম্যাবস্থায়,

$$\frac{N_A}{N_B} = \frac{\lambda_B}{\lambda_A} = \frac{(t_{1/2})_A}{(t_{1/2})_B} \quad [\text{সমীকরণ (8) ও (9) থেকে}]$$

এখান থেকে আমরা লিখতে পারি,

$$\frac{N_A}{N_B} = \frac{(t_{1/2})_A}{(t_{1/2})_B} \quad \text{বা, } \frac{3.1 \times 10^9}{1} = \frac{2 \times 10^{10}}{(t_{1/2})_B} \quad \text{বা, } (t_{1/2})_B = 6.45 \text{ বছর}$$

এখান থেকে 'B' মৌলের λ গণনা করা যায়,

$$\lambda = \frac{0.693}{(t_{1/2})_B} = \frac{0.693}{6.45} = 0.1074 \text{ (বছর)}^{-1}$$

একক ৪ □ আইসোটোপ ও তার প্রয়োগ

গঠন

৪.১ প্রস্তাবনা

৪.২ উদ্দেশ্য

৪.৩ আইসোটোপের অস্তিত্বের কারণ এবং আইসোটোপ, আইসোবার ও আইসোটোন

৪.৪ আইসোটোপ অনুসন্ধান

৪.৪.১ টমসনের পরীক্ষার তত্ত্ব

৪.৪.২ আইসোটোপের ভরের মান নির্ধারণ

৪.৫ অ্যামটনের ভর বর্ণালীবীক্ষণ

৪.৬ ভর বর্ণালিমিটার

৪.৬.১ আলোর বর্ণালির সাহায্যে আইসোটোপ নির্ধারণ

৪.৭ আইসোটোপের স্থায়িত্ব

৪.৭.১ ভরক্রমটি ও ভরণ ভগ্নাংশ

৪.৭.২ নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি

৪.৮ আইসোটোপ সমূহের পৃথকীকরণ

৪.৯ আইসোটোপের ব্যবহার

৪.১০ সারাংশ

৪.১১ সর্বশেষ প্রয়াবনী

৪.১২ উত্তরমালা

8.1 প্রস্তাবনা

তেজস্ক্রিয়তা নিয়ে গবেষণার সময় সডি (Soddy) প্রথম লক্ষ্য করেন যে একই মৌলের বিভিন্ন ভরসংখ্যা বিশিষ্ট পরমাণু আছে। যদিও তাদের প্রত্যেকের কেন্দ্রে প্রোটন সংখ্যা একই। এই ঘটনার নাম দেওয়া হয়েছিল আইসোটোপী (Isotopy) বা একস্থানিকতা। আর যে মৌলগুলির মধ্যে এই ধর্ম দেখা যায় তারা হল আইসোটোপ (Isotope) বা একস্থানিক। পরবর্তীকালে আরও বৈজ্ঞানিক অনুসন্ধানে জানা গেছে যে মৌলের আইসোটোপগুলির নিউক্লিয়াসে শুধুমাত্র নিউট্রন সংখ্যার তারতম্য ঘটে, কিন্তু প্রোটন বা ইলেকট্রনের সংখ্যা অপরিবর্তিতই থাকে। আমরা নীচের পরিচ্ছেদে আইসোটোপ, তাদের ধর্ম, মান নির্ণয় পদ্ধতি, প্রয়োগ বা ব্যবহার প্রভৃতি বিষয়ের উপর বিস্তারিত ভাবে আলোচনা করব।

8.2 উদ্দেশ্য

নিম্নলিখিত অংশের পরিচ্ছেদগুলি পড়ে যে বিষয়গুলি জানা সম্ভব হবে যেগুলি হল—

- আইসোটোপের অস্তিত্বের কারণ এবং আইসোটোপ আইসোবার ও আইসোটোন।
- আইসোটোপের অনুসন্ধান।
- আইসোটোপের মান নির্ণয়।
- বর্ণালীবিক্ষণ যন্ত্র।
- আইসোটোপের স্থায়িত্ব, নিউক্লিয় বন্ধন শক্তি।
- আইসোটোপ সমূহের পৃথকীকরণ ও
- আইসোটোপের ব্যবহার।

8.3 আইসোটোপের অস্তিত্বের কারণ এবং আইসোটোপ, আইসোবার, আইসোটোন (Cause for the existence of Isotopes; Isotope, Isobar and Isotone)

প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় শ্রেণী পর্যালোচনা করলে দেখা যায় যে, তেজস্ক্রিয় ভাঙনে মৌলের উৎপত্তি হয়। যাদের ধর্ম এক বা সদৃশ, কিন্তু তাদের ভর সংখ্যার পার্থক্যের জন্য ভৌত ধর্ম পৃথক। এই সব মৌলগুলিই প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় শ্রেণী থেকে α - বা β -কণা নির্গত হয়েই উৎপন্ন হয় এবং কখনও কখনও এরূপ দুটি মৌল পর্যায় সারণীর একই কক্ষে অবস্থান করে। এই মৌলগুলিই হল আইসোটোপ [গ্রীক আইসো (অর্থাৎ

একই) এবং টপোস (অর্থাৎ ঘর)] যেমন, ইউরেনিয়াম-I এবং ইউরেনিয়াম-II, উভয়েই ইউরেনিয়ামের আইসোটোপ। অনুরূপভাবে, ইউরেনিয়াম-X। এবং আইওনিয়াম হল থোরিয়ামের আইসোটোপ, প্রভৃতি। এই উদাহরণগুলি সবই ভারী মৌলের আইসোটোপ। পরবর্তীকালে, পরা রশ্মির (positive rays) বিশ্লেষণ হাল্কা মৌলের আইসোটোপের সন্ধান পাওয়া গিয়েছে।

প্রকৃতপক্ষে নিউট্রন আবিষ্কারের সঙ্গে সঙ্গে আইসোটোপের অস্তিত্ব তাত্ত্বিকভাবে প্রমাণ করা সম্ভব হয়েছে। যেসব মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসে ভিন্ন ভিন্ন সংখ্যার নিউট্রন থাকে কিন্তু একই সংখ্যার প্রোটন আছে তাদেরকেই আইসোটোপ বলে। যেমন, হাইড্রোজেন মৌলের তিনটি আইসোটোপ। এগুলি যথাক্রমে ${}^1_1\text{H}$ (নিউক্লিয়াসে একটি মাত্র প্রোটন); ${}^2_1\text{H}$ (যার নিউক্লিয়াসে একটি প্রোটন ও একটি নিউট্রন) এবং ${}^3_1\text{H}$ (যার নিউক্লিয়াসে একটি প্রোটন ও দুটি নিউট্রন) আছে। সুতরাং কোন মৌলের সব আইসোটোপে সমসংখ্যক প্রোটন (বা ইলেকট্রন) থাকে এবং এদের ইলেকট্রনীয় সজ্জা সমান। তাই প্রত্যেকের রাসায়নিক ধর্ম একই। কিন্তু ভৌত ধর্মের কিছু পার্থক্য রয়েছে।

কোন মৌলের যতগুলি আইসোটোপ প্রাকৃতিক অবস্থায় পাওয়া যায় তাদের গড় ভর রাসায়নিক বিশ্লেষণের সাহায্যে গণনা করে ঐ মৌলের পারমাণবিক গুরুত্ব বের করা হয়। তাই যদিও মৌলের আইসোটোপের ভরসংখ্যা পূর্ণমানের হয় কিন্তু পারমাণবিক ভর বা গুরুত্বপূর্ণ সংখ্যার হয় না। প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় শ্রেণী থেকে আমরা আরও একটি বিষয় জানতে পারি। ঐ সব তেজস্ক্রিয় শ্রেণীতে অনেকগুলি মৌলের সন্ধান পাওয়া যায় যাদের ভরসংখ্যা সমান কিন্তু পারমাণবিক সংখ্যা সমান নয়। এই মৌলগুলিও পৃথক। এদের নিউক্লিয়াসে প্রোটনের সংখ্যা আলাদা। যেহেতু মৌলগুলির ভরসংখ্যা সমান। অতএব এদের নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার সমষ্টি সমান। এই সব মৌল পদার্থকে আইসোবার (Isobar) বলে। তাই প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় শ্রেণীতে, রেডিয়াম-B, রেডিয়াম-C এবং রেডিয়াম-C' মৌলগুলির আইসোবেরিক। এদের প্রত্যেকের ভরসংখ্যা 214, কিন্তু নিউক্লিয়াসে যথাক্রমে 82, 83 এবং 84 প্রোটন আছে। একইভাবে, আইসোবেরিক পরমাণুগুলি হল ${}^3_1\text{H}$ এবং ${}^3_2\text{He}$ বা ${}^4_2\text{He}$ এবং ${}^4_3\text{Li}$ প্রভৃতি।

আইসোটোপ, আইসোবার ছাড়াও কিছু মৌল আছে যাদের ভর সংখ্যা পৃথক কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা সমান। এই মৌলগুলি হল আইসোটোন (Isotone)। যেমন ${}^2_1\text{H}$ এবং ${}^3_2\text{He}$, এদের প্রত্যেকটি মৌলের নিউক্লিয়াসে একটি করে নিউট্রন আছে। একইভাবে, ${}^{30}_{14}\text{Si}$ এবং ${}^{31}_{15}\text{P}$ হল আইসোটোন, কারণ প্রত্যেক মৌলের নিউক্লিয়াসে 16টি নিউট্রন আছে।

আইসোটোপ, আইসোবার ও আইসোটোনের মূল পার্থক্য ও উদাহরণ পরের পাতায় সারণী-1 দেওয়া হল :

সারণী 1 : আইসোটোপ, আইসোবার এবং আইসোটোনের উদাহরণ

	পারমাণবিক সংখ্যা বা প্রোটন সংখ্যা (P)	ভরসংখ্যা (A)	নিউট্রন সংখ্যা (N)	উদাহরণ
আইসোটোপ	এক	ভিন্ন	ভিন্ন	$^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$; ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H
আইসোবার	ভিন্ন	এক	ভিন্ন	$^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$; $^{210}_{82}\text{Pb}$, $^{211}_{83}\text{Bi}$
আইসোটোন	ভিন্ন	ভিন্ন	এক	^2_1H , ^3_2He ; $^{30}_{14}\text{Si}$, $^{31}_{15}\text{P}$, $^{32}_{16}\text{S}$

অনুশীলনী — 1

1. নিম্নলিখিত নিউক্লিয়াইডগুলি থেকে আইসোটোপ, আইসোবার এবং আইসোটোন বেঁধে করুন।

$^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{41}_{19}\text{K}$, $^{42}_{21}\text{Sc}$, $^{42}_{22}\text{Ti}$ এবং $^{90}_{40}\text{Zr}$

8.4 আইসোটোপ অনুসন্ধান (Detection of Isotopes)

তেজস্ক্রিয় মৌলের আইসোটোপের অস্তিত্বের কথা বিজ্ঞানীরা জানলেও অতেজস্ক্রিয় মৌলের যে আইসোটোপ থাকতে পারে তা বিজ্ঞানীরা জানতে পারলেন টমসনের (1912) পরা-রশ্মির বিশ্লেষণ থেকে। তাঁর ভরবর্ণালীবীক্ষণ যন্ত্রের সাহায্যে তিনি দেখান যে সাধারণ মৌলের আইসোটোপ আছে। টমসন প্রথমে নিওন গ্যাস নিয়ে এই পরীক্ষা করেন। টমসনের পরা-রশ্মির বিশ্লেষণ পরীক্ষাটি নিম্নরূপ :

তিনি গ্যাসকে প্রথমে তড়িৎ মোক্ষণ নলে নিয়ে পরা-রশ্মিতে পরিণত করেন। এরপর পরা-রশ্মিগুচ্ছকে একবার তড়িৎ-চৌম্বকীয় প্রভাব ব্যতীত ও আর একবার তড়িৎচৌম্বকীয় প্রভাবে মধ্যে পাঠিয়ে পরা-রশ্মির বিচ্যুতি ফটোগ্রাফিক ফিল্মে তোলেন। নিওন গ্যাসের ক্ষেত্রে ফটোগ্রাফিক প্লেটে তিনি তিনটি অধিবৃত্ত পান, এবং এখান থেকে তিনি প্রমাণ করেন যে নিওনের তিনটি আইসোটোপ, একটি নিওন-20 ও অপর দুটি নিওন-21 ও নিওন-22।

8.4.1 টমসনের পরীক্ষার তত্ত্ব (Theory of Thomson's experiment)

তড়িৎ-চৌম্বকীয় ক্ষেত্রের মধ্যে দিয়ে গেলে পরা-রশ্মির বিচ্যুতি হয় এবং তা কি করে পরা-রশ্মির বিশ্লেষণে কাজে লাগানো হয়, তা নীচে দেখান হল :

মনে করি, পরা-রশ্মি গুচ্ছের e/m -র মান একই কিন্তু তাদের মধ্যে বেগের (v) তফাৎ আছে।

প্রথমে পরা-রশ্মিগুচ্ছের উপর কোন তড়িৎ-চৌম্বকীয় প্রভাব না প্রয়োগ করে সেগুলি সোজাসুজি কোন বিন্দুতে আপতিত হয় তা লক্ষ্য করা হয়। এরপর সুবম তড়িৎ ক্ষেত্র (E) প্রয়োগ করে দেখা হয় পরা-রশ্মি কতটা সরে অধিবৃত্ত রেখায় আপতিত হয়। মনে করি এই সরন হল ' x '। যদি পরা-রশ্মির আধান ' e ' ও ভর ' m ' হয়, তাহলে, E তড়িৎক্ষেত্রে ঐ আয়নের উপর বল $= Ee$ ।

এখন, ' v ' বেগে পরা-রশ্মির ' l ' দৈর্ঘ্য অতিক্রম করতে সময় লাগে, $t = \frac{l}{v}$

যেখানে, l = পরা-রশ্মির বিচ্যুতি যেখান থেকে ঘটে ও যেখানে আপতিত হয়, সেই পথের দৈর্ঘ্য

আবার ' t ' সময়ে পরা-রশ্মির ত্বরণ, $f = \frac{Ee}{m}$

$$\text{এবং সরণ, } x = \frac{1}{2}ft^2 = \frac{1}{2} \frac{Ee}{m} \cdot \frac{l^2}{v^2} = \frac{l^2}{2} \cdot \frac{Ee}{mv^2} \dots\dots\dots(1)$$

এখানে $\frac{l^2}{2}$ যন্ত্রের গঠন নির্ভর একটি ধ্রুবক (K_1)

$$\text{সুতরাং সমীকরণ (1) হল, } x = K_1 \cdot \frac{Ee}{mv^2} \dots\dots\dots(2)$$

এবার তড়িৎক্ষেত্র অপসারিত করে পরা-রশ্মির উপর সুবম চৌম্বকক্ষেত্র (H) প্রয়োগ করে আবার তার সরণ ' Y ' মাপা হয়।

সুতরাং চৌম্বক ক্ষেত্র প্রয়োগে ঐ পরা-রশ্মি আয়নের উপর বল $= Hev$ এবং ' t ' সময়ে ঐ আয়নের ত্বরণ $f = \frac{Hev}{m}$

$$\begin{aligned} \text{অতএব সরণ } y &= \frac{1}{2} \frac{Hev}{m} \cdot \frac{l^2}{v^2} \\ &= \frac{l^2}{2} \cdot \frac{He}{mv} \dots\dots\dots(3) \end{aligned}$$

চৌম্বকক্ষেত্রের জন্যও $\frac{l^2}{2}$ অংশটি যন্ত্রের গঠন নির্ভর একটি ধ্রুবক (K_2)

$$\text{সুতরাং সমীকরণ (3) হল } Y = K_2 \cdot \frac{He}{mv} \dots\dots\dots(4)$$

তাহলে দেখা যায়, যুগপৎ তড়িৎ ও চৌম্বক ক্ষেত্রের প্রভাবে পরা-রশ্মির যে সরণ হবে, তা 'x' ও 'y'-এর সাহায্যে চিহ্নিত করা যায়। সমীকরণ (4)-র বর্গ নিয়ে তাকে সমীকরণ (2) দিয়ে ভাগ করে পাই,

$$\frac{Y^2}{x} = \left(\frac{K_2^2}{K_1} \cdot \frac{H^2}{E} \right) \frac{e}{m} = K \cdot \frac{e}{m} \dots \dots \dots (5) \quad [K_1, K_2 \text{ ধ্রুবক}]$$

তড়িৎক্ষেত্র (H) ও চৌম্বকক্ষেত্র (E) অপরিবর্তিত রাখলে নির্দিষ্ট যন্ত্রের জন্য K ধ্রুবক।

(5) নং সমীকরণটি টমসনের পরা-রশ্মির বিশ্লেষণের কার্যকর সূত্র। লক্ষ্যনীয় বিষয় হলো

(a) নির্দিষ্ট e/m -র জন্য সমীকরণ (5) হবে, $K \cdot \frac{e}{m} = K'$ (ধ্রুবক)।

বা, $Y^2 = K'x$, যা একটি অধিবৃত্ত নির্দেশ করে।

অর্থাৎ, একই (e/m) মানের পরা-রশ্মি একই অধিবৃত্ত রেখায় আপতিত হয়। অথবা বিভিন্ন বেগবিশিষ্ট আয়নসমূহ অধিবৃত্তের বিভিন্ন বিন্দুতে আপতিত হয়।

(b) পরা-রশ্মির (e/m) -র মান ভিন্ন ভিন্ন হলে প্রতিটি জন্য পৃথক পৃথক অধিবৃত্ত হবে।

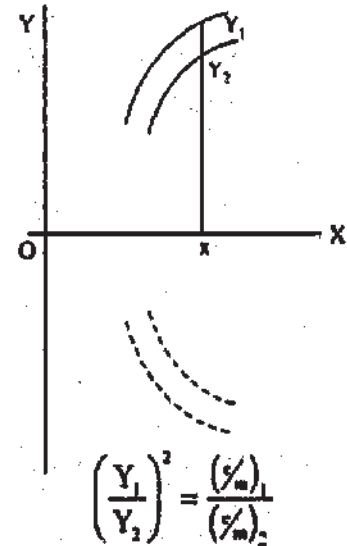
8.4.2 আইসোটোপের ভরের মান নির্ধারণ [Determination of mass of an isotope]

উপরোক্ত আলোচনার ভিত্তিতে আমরা জানতে পারি যে পরা-রশ্মিগুলোর অভিলম্বে নির্দিষ্ট তড়িৎক্ষেত্র (E) ও চৌম্বকক্ষেত্র (H) যুগপৎ একই দিকে এবং তারপর তড়িৎক্ষেত্র ঠিক রেখে কেবল চৌম্বক ক্ষেত্রের অভিমুখ উলটিয়ে প্রয়োগ করা হয়। যতগুলি (e/m) -র মান বিশিষ্ট অধিবৃত্ত প্রথমবার পাওয়া যায়, চৌম্বক ক্ষেত্রের অভিমুখ উলটিয়ে প্রয়োগ করলে ঐ একই সংখ্যক অধিবৃত্ত প্রথম অধিবৃত্তগুলির প্রতিফলনের মতন উল্টোদিকে পাওয়া যায়।

তাহলে, দুটি বিভিন্ন কণার পরা-রশ্মির $\left(\frac{e}{m} \right)$ -র মান সমীকরণ (5) থেকে লেখা যায়,

$$\left(\frac{Y_1}{Y_2} \right)^2 = \frac{(e/m)_1}{(e/m)_2} \dots \dots \dots (6)$$

যেখানে Y_1 ও Y_2 হল Y-অক্ষে দুটি কণার বিভিন্ন অবস্থান এবং $(e/m)_1$, $(e/m)_2$ হল বিভিন্ন কণার আধান ও ভরের অনুপাত। দুটি বিভিন্ন কণার আধান, e, এক হলে, সমীকরণ (6) হবে,



চিত্র 8.1

$$\left(\frac{Y_1}{Y_2}\right)^2 = \frac{m_2}{m_1} \dots\dots\dots(7)$$

(7) নং সমীকরণ থেকে দুটি ভিন্ন আইসোটোপ কণার ভরের অনুপাত গণনা করা সম্ভব।

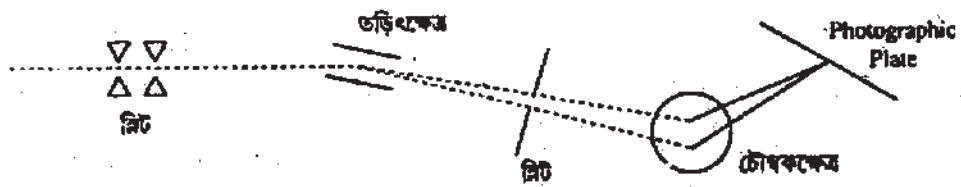
বিভিন্ন ভরের পরা-রশ্মির ভরবর্ণালী (mass spectrum) এবং ভর নির্ধারণের জন্য টমসনের যান্ত্রিক ব্যবস্থাটিকে ভর বর্ণালীবীক্ষণ বলে। কিন্তু এই পদ্ধতিতে প্রাপ্ত অধিবৃত্তের রেখাগুলি খুব স্পষ্ট হয় না বলে, খুব সূক্ষ্মভাবে কোনও গ্যাসের আইসোটোপের ভর গণনা করা বেশ কঠিন হয়।

থমসন নিওন গ্যাসের পরারশ্মি বিশ্লেষণ উপরোক্ত উপায়ে করেন এবং দেখান নিওন-20, নিওন-21 ও নিওন-22 ভরবিশিষ্ট পরমাণু মিশ্রিত থাকে। উপরন্তু নিওন-21 ও নিওন-22-র পরিমাণ খুবই কম। তাই নিওনের পরারশ্মির ভরবর্ণালীতে ঐ দুটির যে অধিবৃত্ত রেখা পাওয়া যায় তা খুবই ক্ষীণ। অপরপক্ষে, নিওন-20-র জন্য অধিবৃত্ত রেখাটি বেশ গভীর।

এখানে উল্লেখ করা যেতে পারে যে, রাসায়নিক বিশ্লেষণে নিওনের যে পারমাণবিক ভর পাওয়া যায় (20.18) তা উপরোক্ত তিনধরনের পরমাণুর ভরের গড় মান। নিওনের আইসোটোপগুলির তুলনামূলক আইসোটোপিক ভরগুলি হল : ^{20}Ne : 19.9924440; ^{21}Ne : 20.993849 এবং ^{22}Ne : 21.991385।

8.5 অ্যাস্টনের ভর বর্ণালীবীক্ষণ (Aston Mass Spectrograph)

1919 সালে অ্যাস্টন পরা-রশ্মির বিশ্লেষণের জন্য আরও উন্নত যান্ত্রিক ব্যবস্থার উদ্ভাবন করেন। এই যন্ত্রে বিভিন্ন মৌলের আইসোটোপের ভর ও তাদের সংখ্যার তারতম্যের সূক্ষ্ম নির্ধারণ সহজেই করা যায়। এই পদ্ধতিতে এই মৌলের বিভিন্ন (c/m) বিভিন্ন পরা-রশ্মির কণাগুলি আলাদা আলাদা ভাবে গভীর রেখা দেয় এবং এই ভাবে প্রাপ্ত ভর বর্ণালী থেকে আইসোটোপ কণাগুলির ভর সূক্ষ্মভাবে গণনা করা হয়। পদ্ধতিটি নিম্নরূপ :



চিত্র 8.2

পরীক্ষণীয় মৌলকে ভিট্রিং-মোক্ষন নলে নিয়ে তাকে ইলেকট্রন দ্বারা আঘাত করে পরা-রশ্মি তৈরী করা হয়। গ্যাসের পরা-রশ্মিগুলোকে প্রথমে দুটি সরু ছিদ্র পথে পাঠিয়ে তারপরে আলাদা আলাদা ভাবে প্রথমে

তড়িৎ ও পরে চৌম্বক ক্ষেত্রের মধ্যে পাঠান হয়। এতে পরা-রশ্মি গুচ্ছ প্রভাবিত হয় এবং বিভিন্ন e/m মানের জন্য তাদের এক এক ধরনের বিচ্যুতি ঘটে। এই যন্ত্রে তড়িৎ ক্ষেত্র ও চৌম্বক ক্ষেত্র এমন ভাবে তৈরী করা হয় যাতে তড়িৎ ক্ষেত্র থেকে পরা-রশ্মির বিচ্ছুরণ যে তলে হয় চৌম্বকক্ষেত্রের মধ্যে দিয়ে যাবার সময় একই পরা-রশ্মির বিচ্ছুরণ সেই একই তলের উল্টো দিকে হয়ে যায়। মৌলের একই (e/m) মান বিশিষ্ট পরা-রশ্মিগুচ্ছ একটি নির্দিষ্ট জায়গায় আপতিত হয় যা ফটোগ্রাফিক প্লেটে একটি রেখার মতন দেখায়। এভাবে বিভিন্ন (e/m) মান বিশিষ্ট পরা-রশ্মিগুচ্ছ ফটোগ্রাফিক প্লেটে বিভিন্ন রেখায় দেখা যায়।

অ্যাস্টনের ভর বর্ণালীবীক্ষণ যন্ত্রের সাহায্যে প্রমাণ হয়েছিল যে কোন মৌল প্রকৃতপক্ষে ঐ মৌলের আইসোটোপের মিশ্রণ যদিও, তাদের অনুপাত বিভিন্ন। ফটোগ্রাফিক প্লেটের বিভিন্ন রেখা পরীক্ষণীয় মৌলটির আইসোটোপ চিহ্নিত করে। তাছাড়া রেখাটির অবস্থান ও গভীরতা থেকে যথাক্রমে মৌলটির ভর ও কি পরিমাণে আছে তাও নির্দেশ করে। এই যন্ত্রের সাহায্যে Cl-র যে দুটি আইসোটোপ আছে যাদের ভর সংখ্যা 35 ও 37 এবং Mg-র যে তিনটি আইসোটোপ আছে (যথাক্রমে 24, 25 ও 26) তা বলা সম্ভব হয়েছিল।

কিন্তু এই পদ্ধতিতে বাণিজ্যিক ভাবে আইসোটোপ পৃথকীকরণ সম্ভব নয়। তা সত্ত্বেও এ পদ্ধতির যথেষ্ট মূল্য আছে।

8.6 ভর বর্ণালিমিটার (Mass Spectrometer)

বর্তমানে ভর বর্ণালীবীক্ষণ যন্ত্রের পরিবর্তে ভর বর্ণালিমিটার যন্ত্র ব্যবহার করা হয়। এই যন্ত্রে ফটোগ্রাফিক প্লেটের পরিবর্তে আরও সূক্ষ্ম আয়ন কারেন্ট যন্ত্র বসানো আছে। যার সাহায্যে মিশ্রণে খুব অল্প পরিমাণ আইসোটোপও ধরা যায়। এই আধুনিক যন্ত্রের সাহায্যে প্রায় প্রতিটি মৌলের কতগুলি ও কি পরিমাণে আইসোটোপ বর্তমান তা জানা গেছে। এই যন্ত্রের সাহায্যে খুব সূক্ষ্ম ভাবে আইসোটোপের ভর মেপে দেখা গেছে যে মৌলের আইসোটোপিক ভর পূর্ণসংখ্যা হয় না। উদাহরণ : নিওনের বিভিন্ন আইসোটোপিক ভর (আগেই বলা হয়েছে) থেকে Ne-র আণবিক ভর পাওয়া গেছে 20.18।

8.6.1 আলোক বর্ণালীর সাহায্যে আইসোটোপ নির্ধারণ (Detection of Isotopes by Optical Spectra)

মৌলের আইসোটোপগুলির আপেক্ষিক ভরের পার্থক্য থাকায় আইসোটোপগুলির আলোক বর্ণালীর সূক্ষ্ম পরিবর্তন দেখা যায়। তাই এই আলোক বর্ণালীর পার্থক্য থেকেই আইসোটোপগুলিকে চেনা যায়। এজন্য পারমাণবিক (বা আণবিক) পদার্থের রেখা বর্ণালীর সাহায্য নেওয়া হয়। এর সাহায্যেই হাইড্রোজেনের ভারি আইসোটোপ ডয়টেরিয়ামকে (^2H) প্রথম আবিষ্কার করা সম্ভব হয়েছিল। অনুরূপভাবে, অক্সিজেনের আইসোটোপ (^{17}O এবং ^{18}O), কার্বনের আইসোটোপ (^{13}C) এবং নাইট্রোজেনের আইসোটোপের (^{15}N)

সম্ভাবন এই রেখা বর্ণালীর সাহায্যে পাওয়া সম্ভব হয়েছিল। কি করে রেখা বর্ণালীর সাহায্যে আইসোটোপের সম্ভাবন পাওয়া যায় তার তাত্ত্বিক ব্যাখ্যা নিম্নরূপ :

বোরের তত্ত্ব (Bohr's Theory) থেকে হাইড্রোজেন পরমাণুর ক্ষেত্রে যে পারমাণবিক বর্ণালীর রেখা পাওয়া যায়, আমরা জানি,

$$\bar{\nu} = R_H Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad \text{যেখানে } \bar{\nu} = \text{রেখার তরঙ্গ সংখ্যা}$$

$$R_H = \text{Rydberg ধ্রুবক}$$

সূক্ষ্ম গণনার জন্য, নিউক্লিয়াসের ঘূর্ণনকে হিসাবের মধ্যে ধরলে এবং ইলেকট্রনের ভরকে (m) reduced mass (μ) দিয়ে প্রকাশ করলে উপরের সমীকরণটিকে লেখা যায়,

$$\bar{\nu} = R \frac{mM}{m+M} Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

যেখানে $\mu = \frac{mM}{m+M}$, m = ইলেকট্রনের ভর, M = নিউক্লিয়াসের ভর

উপরের সমীকরণে রিডবার্গ ধ্রুবকের সঙ্গে আর একটি নতুন রাশি $\frac{mM}{m+M}$ থাকায় বিভিন্ন 'm' ও 'M' মানের ক্ষেত্রে R-র মান পৃথক হয়। যেমন ^1H ও ^2H -র জন্য R-র মান পৃথক।

^1H : $R = 1.096775 \times 10^7$ (মিটার) $^{-1}$; এবং ^2H : $R = 1.097076 \times 10^7$ (মিটার) $^{-1}$ এই ধরনের ক্ষুদ্র অঞ্চ গণনা করা সম্ভব, এমন পার্থক্যের জন্য এর প্রভাব আইসোটোপগুলির পারমাণবিক বর্ণালীর কম্পাঙ্কে ধরা পড়ে। কিন্তু ভারি মৌলের পারমাণবিক বর্ণালীর কম্পাঙ্কে এই সূক্ষ্ম পার্থক্য প্রায় নাই বললেনই চলে, তাই ভারি মৌলের আইসোটোপগুলির আলোকবর্ণালী বিশ্লেষণ থেকে এই পার্থক্য বোঝা যায় না।

দুটি আইসোটোপের নিউক্লিয়াসের ভর সংখ্যা M_1 ও M_2 ও এদের রিডবার্গ ধ্রুবক যথাক্রমে R_1 ও R_2 হলে, আমরা লিখতে পারি,

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{M_1 m + M_2}{M_2 m + M_1}$$

যখন, $\frac{M_1}{M_2}$ অনুপাত প্রায় একের কাছাকাছি তখন $R_1 \approx R_2$

কিন্তু হালকা মৌলের ক্ষেত্রে (যেমন হাইড্রোজেন ও ডিউটেরিয়ামের ক্ষেত্রে পারমাণবিক ভরের পার্থক্য হেতু রিডবার্গ ধ্রুবকের পার্থক্য হয় ও পারমাণবিক বর্ণালীতে এই পার্থক্যের প্রতিফলন হয়।

8.7 আইসোটোপের স্থায়িত্ব

অ্যাটনের ভর বর্ণালীবীক্ষণ অবিচ্ছিন্ন ও পরবর্তীকালে ভর বর্ণালীমিটার যন্ত্রের সাহায্যে জানা গেল প্রায় সব মৌলেরই আইসোটোপ বর্তমান। এদেরকে কখনও কখনও আইসোটোপ নিউক্লিয়াইড বলে (ইলেকট্রনের ভর কে নগন্য ধরে)। উপরের পরীক্ষার সাহায্যে সূক্ষ্ম গণনা করে আরও জানা গেল যে কোন মৌলের পারমাণবিক ভর পূর্ণ সংখ্যা হয় না কারণ প্রতিটি মৌলের কতগুলি আইসোটোপ কি কি পরিমাণে আছে তার উপরে নির্ভর করে। তাই পারমাণবিক ভর ভগ্নাংশ হয়। যদিও এই মান পূর্ণসংখ্যার কাছাকাছি। অ্যাস্টন এই বিচ্যুতি সাধারণভাবে ভরত্রুটি (mass defect) ও ভরণ ভগ্নাংশের (packing fraction) সাহায্যে ব্যাখ্যা করেন।

8.7.1 ভরত্রুটি ও ভর ভগ্নাংশ Mass defect and packing fraction)

প্রোটন ও নিউট্রন উভয় কণার ভর প্রায় এক এককের কাছাকাছি ধরলে একটি আইসোটোপ নিউক্লিয়াইডের ভর বা ভরসংখ্যা প্রায় পূর্ণসংখ্যা হয়। কিন্তু একটি প্রোটন ও একটি নিউট্রনের ভর যথাক্রমে 1.00728 amu ও 1.00867 amu ধরলে পরমাণুর আইসোটোপের প্রকৃত ভর সবসময়ই পরীক্ষাভিত্তিক ভর বা ভরসংখ্যা থেকে বেশী হয়। এই পার্থক্যকে বলা হয় ভর ত্রুটি। হিলিয়াম-পরমাণুর নিউক্লিয়াসে দুটি নিউট্রন ও দুটি প্রোটন আছে। সুতরাং হিলিয়াম-পরমাণুর নিউক্লিয়াইডের প্রকৃত ভর (বা আইসোটোপিক ভর) = $[(2 \times 1.00728) + (2 \times 1.00867)] = 4.03190$ amu, কিন্তু হিলিয়ামের পরীক্ষাভিত্তিক ভর হল 4.0015 amu। সুতরাং হিলিয়ামের ভরত্রুটির পরিমাণ $(4.03190 - 4.0015)$ amu = 0.03040 amu।

কোন মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াইডের প্রকৃত ভরকে M এবং পরীক্ষাভিত্তিক ভর বা ভরসংখ্যাকে A ধরলে। ভরত্রুটি (ΔM)

$$(\Delta M) = M - A$$

অ্যাটনের সংজ্ঞা অনুযায়ী, ভরত্রুটিকে ভরসংখ্যা দিয়ে ভাগ করে যে ফল পাওয়া যাবে তাকে 10^4 দিয়ে গুণ করলেই ভরণ ভগ্নাংশ পাওয়া যায়। অর্থাৎ,

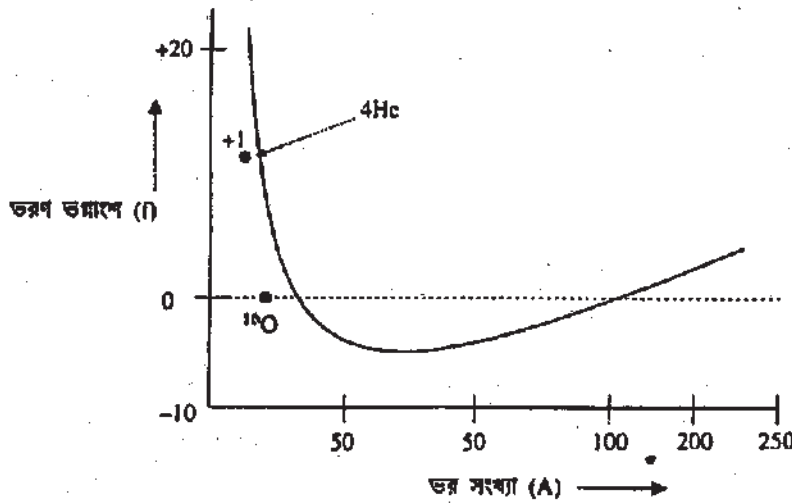
$$\begin{aligned} \text{ভরণ ভগ্নাংশ (f)} &= \frac{\text{নিউক্লিয়াইডের প্রকৃত ভর (M) - পরীক্ষাভিত্তিক ভর বা ভরসংখ্যা (A)}{\text{পরীক্ষাভিত্তিক ভরসংখ্যা (A)}} \times 10^4 \\ &= \frac{\Delta M}{A} \times 10^4 \end{aligned}$$

10^4 দিয়ে গুণ করলে লেখচিত্র আঁকবার সুবিধা হয়।

ভরণ ভগ্নাংশ ধনাত্মক বা ঋণাত্মক উভয়ই হতে পারে এবং তা নির্ভর করে নিউক্লিয়াইডের প্রকৃত ভর, পরীক্ষাভিত্তিক ভর থেকে বেশী না কম। অক্সিজেনের (^{16}O) ভরণ ভগ্নাংশ শূন্য ধরা হয়। সাধারণভাবে ভরণ ভগ্নাংশের তাত্ত্বিক তাৎপর্য না থাকলেও তা থেকে মোটামুটিভাবে নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব জানা যায়।

ঋণাত্মক ভরণ ভগ্নাংশের অর্থ হল নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্ব। যদিও স্বল্পভরের নিউক্লিয়াসের ক্ষেত্রে এই নিয়ম খাটে না। ওপরপক্ষে ধনাত্মক ভরণ-ভগ্নাংশের অর্থ হল যে নিউক্লিয়াসটি অস্থায়ী।

বিভিন্ন স্থায়ী মৌলের নিউক্লিয়াসের ভরণ-ভগ্নাংশের সঙ্গে ভরসংখ্যাটির লেখচিত্র নীচে দেখান হয়েছে (চিত্র 8.3)।



চিত্র 8.3

লেখচিত্র থেকে বোঝা যায় যে যখন ভরসংখ্যা 20 তখন প্রথম ঋণাত্মক ভরণ-ভগ্নাংশ লক্ষ্য করা যায়। এর পরে লেখচিত্র সব থেকে নীচে নামে যখন ভরসংখ্যা 50-র কাছাকাছি তারপরে লেখচিত্র উপরে উঠতে থাকে। ভরসংখ্যা যখন 175 হয় তখন ভরণ ভগ্নাংশ ধনাত্মক হয় ও নিউক্লিয়াস অস্থায়ী হয়।

ভরণ ভগ্নাংশ থেকে পরমাণুর নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্বের সঠিক তথ্য ভালভাবে জানা যায় না। কিন্তু নিউট্রন আবিষ্কার হবার পর, নিউক্লিয় বন্ধনশক্তির সাহায্যে আরও ভালভাবে নিউক্লিয়াসের স্থায়িত্বের ব্যাখ্যা দেওয়া সম্ভব হয়।

8.7.2 নিউক্লিয় বন্ধ শক্তি (Nuclear binding energy)

কোন পরমাণুর ব্যাসার্ধ 10^{-10}m আর নিউক্লিয়াসের ব্যাসার্ধ 10^{-15}m । নিউক্লিয়াসের মধ্যে নিউক্লিয়ন কণাগুলি 10^{-15}m দূরত্বের মধ্যে আসে তখন একটি নিউক্লিয় আকর্ষণী শক্তি তাদের মধ্যে কাজ করে। এক কলে কিছু শক্তি নির্গত হয় যাকে নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি বলে। বিপরীতভাবে, কোন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে ভেঙে বিভিন্ন নিউক্লিয়ন কণাতে পৃথক করতে যে শক্তি প্রয়োজন তাকে ঐ নিউক্লিয়াসের বন্ধনশক্তি বলে।

নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি এবং ভরক্রটি প্রায় সমপর্যায়ের। যদিও প্রথমটি প্রকাশ করা হয় শক্তিতে এবং অন্যটি প্রকাশ করা হয় পারমাণবিক ভর এককে।

যদি, প্রোটন ভর (m_p), নিউট্রনের ভর (m_n), ইলেকট্রনের ভর (m_e), হাইড্রোজেনের ভর ($m_H = m_p + m_e$), পারমাণবিক সংখ্যা (Z) ভরসংখ্যা (বা নিউক্লিয়ন সংখ্যা M) বা আইসোটোপের পরীক্ষাভিত্তিক ভর (A) চিহ্ন দিয়ে প্রকাশ করা হয়,

তাহলে, আইসোটোপের ভর (বা আইসোটোপিক ভর) = $Z(m_p + m_e) + (M-Z)m_n$

কিন্তু আমরা আগেই দেখেছি, ভরক্রটি = আইসোটোপিক ভর - পরীক্ষাভিত্তিক ভর

$$= [Z(m_p + m_e) + (M - Z)m_n] - A \text{ amu} \dots\dots\dots(8)$$

এই ভরক্রটিকে আইনস্টাইনের সমীকরণ, $\Delta E = mc^2$ সূত্রের সাহায্যে শক্তিতে প্রকাশ করলে নিউক্লিয় বন্ধনশক্তিকে MeV তে প্রকাশ করা হয়। যা পাওয়া যায়, তাই নিউক্লিয়ন কণাগুলিকে একসঙ্গে ধরে রাখে।

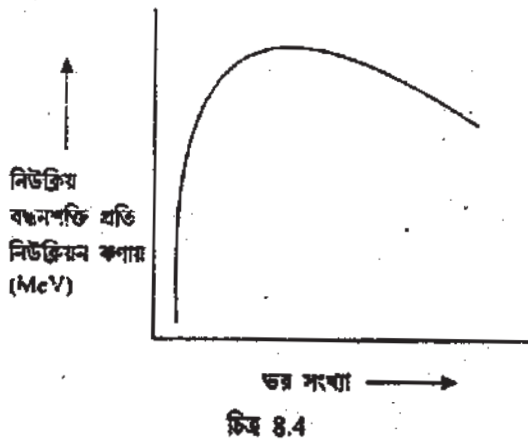
যেহেতু $1 \text{ amu} = 931 \text{ MeV}$, সমীকরণ (8) হল,

$$\text{ভরক্রটি} = \{ [Z(m_p + m_e) + (M - Z)m_n] - A \} 931 \text{ MeV} \dots\dots\dots(9)$$

বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়ন পেতে হলে ভরক্রটিকে উপস্থিত নিউক্লিয়ন সংখ্যা দ্বারা ভাগ করা হয়, অর্থাৎ,

$$\text{নিউক্লিয়ন বন্ধন শক্তি প্রতি নিউক্লিয়ন} = \frac{[\{ Z(m_p + m_e) + (M - Z)m_n \} - A] 931}{M} \text{ MeV} \dots\dots\dots(10)$$

বিভিন্ন নিউক্লিয়াসের নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নের মান বিভিন্ন। চিত্র 8.4-তে নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি



চিত্র 8.4

প্রতি নিউক্লিয়ন বনাম ভরসংখ্যা দেখান হয়েছে।

এখান থেকে বোঝা যায় যে ভরসংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে

সঙ্গে নিউক্লিয় বন্ধনশক্তির মানও বৃদ্ধি পায় এবং

সর্বোচ্চ মান 8.7 MeV-তে পৌঁছিয়ে আবার নামতে

থাকে এবং প্রায় 7.5 MeV মানের কাছাকাছি থাকে।

খুব হালকা এবং ভারী মৌলের ক্ষেত্রে (অর্থাৎ যাদের

ভরসংখ্যা খুব ছোট বা খুব বড়) বন্ধনশক্তির মান খুবই

কম হয়। তাই এই সমস্ত মৌলের নিউক্লিয়াসরা

অস্থায়ী। কিন্তু মধ্যবর্তী মৌলগুলি যাদের ভরসংখ্যা 25

থেকে 140 তাদের বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নের মান

8.5 MeV-র কাছাকাছি এবং এদের নিউক্লিয়াসগুলিই

স্থিতিশীল। লক্ষ্য করা গেছে যে মৌলের ভরসংখ্যা 200-র পরে বন্ধনশক্তি দ্রুত কমে যায়। এখানেই ভারী

মৌলগুলি যেমন থোরিয়াম, রেডিয়াম ইউরেনিয়াম প্রভৃতি মৌলগুলির পরমাণুদের অবস্থান এবং এরাই স্বতন্ত্রভাবে ভাঙে।

অনুশীলনী — ২

1. He-পরমাণুর নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নে বের করুন। ${}^4_2\text{He}$ কণার ভর 4.00260 amu; একটি নিউট্রন কণার ভর 1.008665 amu এবং একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর ভর = 1.007825 amu।

8.8 আইসোটোপসমূহের পৃথকীকরণ (Separation of Isotopes)

মৌলের আইসোটোপগুলির ভরের সামান্য পার্থক্যের উপর ভিত্তি করে এদের পৃথকীকরণ করা সম্ভব। এই পার্থক্যের প্রভাব আইসোটোপগুলির ভৌতধর্মে লক্ষ্য করা যায়, যেমন আইসোটোপগুলির তুলনামূলক ব্যাপন ক্ষমতা বা তড়িৎ বা চৌম্বক ক্ষেত্রে তাদের আচরণ প্রভৃতি। আইসোটোপসমূহের পৃথকীকরণের অনেক ভৌত ও রাসায়নিক পদ্ধতি জানা আছে। তার মধ্যে নীচে কয়েকটি পদ্ধতি বর্ণনা করা হল। এদের বেশীর ভাগই স্থায়ী আইসোটোপ পৃথকীকরণের ক্ষেত্রে প্রযোজ্য, যদিও কিছু পদ্ধতি অস্থায়ী আইসোটোপ পৃথকীকরণে ব্যবহৃত হয়।

ভৌত পদ্ধতি :

(a) গ্যাসীয় ব্যাপন পদ্ধতি (Gaseous diffusion method) : গ্রাহামের গ্যাস ব্যাপন সূত্র থেকে আমরা জানি, যে কোন গ্যাসের ব্যাপন হার ঐ গ্যাসের আণবিক গুরুত্বের বর্গমূলের ব্যস্তানুপাতিক।

$$\text{সংক্ষেপে, ব্যাপন হার} \propto \frac{1}{\sqrt{\text{আণবিক গুরুত্ব}}}$$

তাই, দুটি আইসোটোপ মিশ্রণকে কোন সহিষ্ণু নলের ভিতর দিয়ে চাপ প্রয়োগে পাঠালে তাদের ব্যাপন হারের অনুপাত হবে,

$$\frac{(\text{ব্যাপন হার})_1}{(\text{ব্যাপন হার})_2} = \sqrt{\frac{(\text{আ: গুরুত্ব})_2}{(\text{আ: গুরুত্ব})_1}}$$

উপরের সমীকরণ থেকে দেখা যায় যে, লঘু আইসোটোপ ভারী আইসোটোপ অপেক্ষা তাড়াতাড়ি ব্যাপিত হয়ে পৃথক হবে। এই পদ্ধতিতে দুটি আইসোটোপ মিশ্রণের পৃথকীকরণ মাত্রা 'S' কে নিম্নলিখিত ভাবে লেখা যেতে পারে।

$$S = \left(\frac{M_1}{M_2} \right)$$

যেখানে M_1 = ভারী আইসোটোপের আ: গুরুত্ব
এবং M_2 = লঘু আইসোটোপের আ: গুরুত্ব

উপরোক্ত উপায়ে আংশিক মাত্রায় আইসোটোপ পৃথকীকরণ করে আবার তাকে বারবার ব্যাপিত করে সবশেষে দুটি আইসোটোপকে সম্পূর্ণ পৃথক করা হয়। এভাবে D_2 ও H_2 -র মিশ্রণ থেকে D_2 এবং H_2 আইসোটোপ পৃথক করা যায়। পৃথকীকরণ মাত্রা 'S'-র মান 1.4 গুণনা করা হয়েছে।

এভাবেই উদ্বায়ী ইউরেনিয়াম হেক্সাফ্লুরাইডকে ব্যাপিত করে (যাতে $^{235}UF_6$ এবং $^{238}UF_6$ -র মিশ্রণ থাকে) ^{235}U ও ^{238}U আইসোটোপ পৃথক করা সম্ভব হয়েছে।

(b) তাপীয় ব্যাপন পদ্ধতি (Thermal diffusion method) : কোন জায়গায় অসম তাপমাত্রার অবস্থা সৃষ্টি করে যদি আইসোটোপ মিশ্রণকে ওই জায়গায় রাখা যায় তখন আইসোটোপের ভর অনুযায়ী বিভিন্ন জায়গায় উহারা আলাদা হয়ে যায়। একটি লম্বা ও মোটা নলের মাঝ বরাবর একটি প্লাটিনাম তারকে গরম করে কুলিয়ে রেখে গ্যাসীয় আইসোটোপ মিশ্রণকে এই নলের মধ্যে পাঠালে অপেক্ষাকৃত লঘু আইসোটোপ উত্তপ্ত তারের কাছে সঞ্চিত হবে ও উপরের দিকে উঠতে থাকে। অন্যদিকে ভারী আইসোটোপের অণুগুলি অপেক্ষাকৃত ঠাণ্ডা দেওয়ালের দিকে গিয়ে নীচের দিকে নামতে থাকে। এই পদ্ধতিতে ব্যাপন ও পরিচলন উভয় পদ্ধতিই কার্যকরী এবং বারবার এরকম একাধিক যন্ত্রের মধ্যে দিয়ে পাঠালে শেষে লঘু ও ভারী আইসোটোপের পৃথকীকরণ সম্ভব হয়।

দুটি আইসোটোপের ভর m_1 ও m_2 হলে ($m_1 > m_2$)। এই পদ্ধতিতে পৃথকীকরণ মাত্রা

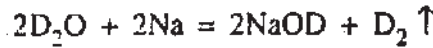
$$\ln S = K \frac{m_1 - m_2}{m_1 + m_2} \ln \frac{T_2}{T_1} \quad (K = \text{ধ্রুবক}) \text{ এবং } T_1 \text{ ও } T_2 \text{ হল দেওয়াল ও তারের তাপমাত্রা।}$$

(c) তড়িৎ চৌম্বকীয় পদ্ধতি (Electromagnetic method) : এই পদ্ধতিতে বিভিন্ন আইসোটোপের মিশ্রণকে তড়িৎ-মোক্ষণ নলের সাহায্যে তাদের পরা আয়নে পরিণত করা হয়। আইসোটোপের এই পরা-রশ্মির মিশ্রণকে ভর বর্ণনালীবীক্ষণ যন্ত্রের সাহায্যে পৃথকীকরণ করা হয়। প্রথমে আয়নগুলির মিশ্রণকে একটি তড়িৎ-ক্ষেত্রের সাহায্যে গতিশীল করা হয় এবং পরে গোলাকার পথে উচ্চ শক্তির চৌম্বক ক্ষেত্রের মধ্যে পাঠিয়ে ডেম্পস্টারের (Dempster) বর্ণালীবীক্ষণ নীতির প্রয়োগ করে প্রতিটি আয়নের গতিশক্তির পার্থক্য করা হয়। কিন্তু প্রতিটি আইসোটোপ আয়নের ভর আলাদা হওয়ার জন্য অপেক্ষাকৃত হাল্কা আইসোটোপের বেগ দ্রুত হয় কিন্তু ভারী আইসোটোপের বেগ কম হয়। উপরন্তু আইসোটোপ আয়নগুলি গোলাকার পথে চৌম্বক ক্ষেত্রের মধ্যে দিয়ে যাবার সময় হাল্কা আইসোটোপ অনেক বেশী গতিপথ বেঁকে যায় এবং ভারী আইসোটোপ কম গতিপথ বাঁকে। এভাবে আইসোটোপগুলির পৃথকীকরণ হয় এবং তাদেরকে বিভিন্ন পাত্রে সংগ্রহ করা হয়। সমগ্র পদ্ধতিটি বায়ুশূন্য অবস্থায় চালনা করা হয়। এই পদ্ধতিতে বিশুদ্ধ আইসোটোপ বেশী পরিমাণে পাওয়া যায়।

(d) তড়িৎ বিশ্লেষণ পদ্ধতি (Electrolytic method) : এই পদ্ধতিতে ভারী জল (D_2O) এবং ভারী হাইড্রোজেন (D_2) পাওয়া যায়। আগে ভারী জল সংগ্রহ করে তারপর ভারী হাইড্রোজেন সংগ্রহ করা হয়। স্বাভাবিক জলে ভারী জল অনেক কম অনুপাতে থাকে, এতে $D : H$ -র মান হল 1 : 6900 তার শিল্পে বহুদিন

ধরে ব্যবহৃত জলের তড়িৎ বিশ্লেষক কোষে ভারী জলের অনুপাত বেশী থাকে এবং এখানে D : H-র মান হল 1 : 3000। তাই তড়িৎ বিশ্লেষক কোষ থেকে জল সংগ্রহ করে তাকে কঠিন সোডার দ্রবণ দিয়ে ক্ষারীয় (0.5N) করে এবং নিকেল তড়িৎ দ্বারের সাহায্যে সাত ধাপে তড়িৎ-বিশ্লেষণ করা হয়। অবশেষে H₂O বিশ্লেষিত হয়ে H₂ ও O₂ উৎপন্ন করে ও অপসারিত হয়। ভারী জল D₂O তড়িৎ কোষে পড়ে থাকে।

D₂ প্রস্তুতিতে বিশুদ্ধ D₂O লাগে। ভারী জলের সঙ্গে (D₂O) সোডিয়াম (Na) ধাতুর বিক্রিয়ায় D₂ তৈরী হয়।



এছাড়া ভারী জলে ফসফোরাস পেন্টক্সাইড দ্রবীভূত করে তড়িৎ-বিশ্লেষিত করলে D₂ পাওয়া যায়।

8.9 আইসোটোপের ব্যবহার (Uses of isotopes)

বর্তমানে আইসোটোপকে ট্রেসার (tracer) হিসাবে নানানভাবে ব্যবহার করা হয়। বিভিন্ন রাসায়নিক বিক্রিয়ার কলাকৌশলের গতিপথ জানবার জন্য, চিকিৎসা বিজ্ঞান, কৃষিকার্যে আইসোটোপের ব্যবহার ব্যাপকভাবে করা হয়। বিভিন্ন ধরনের আইসোটোপগুলির ভর ও তেজস্ক্রিয়তার পার্থক্যের জন্য বিক্রিয়ার সময় সহজে নিরূপণ করা যায়। তাই এই ধরনের বিক্রিয়ায় কোন যৌগের একটি নির্দিষ্ট পরমাণুর আইসোটোপকে সরিয়ে তার একটি আইসোটোপ দিয়ে প্রতিস্থাপিত করা হয়। কখনও কখনও নিষ্ক্রিয় পরমাণুকে না সরিয়ে তার সঙ্গে ওই পরমাণুরই একটি তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ পরমাণু জুড়ে দেওয়া হয়।

সাধারণভাবে তেজস্ক্রিয় আইসোটোপগুলি যাদেরকে এধরনের ট্রেসার হিসাবে ব্যবহার করা হয় সেগুলি হল ¹⁴C(β⁻), ²⁴Na(β, γ), ³²P(β), ⁶⁰Co(β, γ), ¹³¹I(β, γ) প্রভৃতি। অক্সিজেন ও নাইট্রোজেনের ক্ষেত্রে স্থায়ী আইসোটোপ যথাক্রমে ¹⁸O এবং ¹⁵N ট্রেসার হিসাবে ব্যবহার করা হয়।

¹⁸O আইসোটোপকে ট্রেসার হিসাবে ব্যবহার (Use of oxygen isotope ¹⁸O as tracer) :

(a) এস্টারিফিকেশন বিক্রিয়ার কলাকৌশল (Mechanism of esterification) : অ্যালকোহল ও জৈব অ্যাসিডের বিক্রিয়ায় এস্টার ও জল তৈরী হয়। এই জল তৈরীর সময় অ্যালকোহল না জৈব অ্যাসিড কোন যৌগ থেকে হাইড্রজিনমূলক বেরিয়ে যায় তা জানতে ¹⁸O আইসোটোপ ব্যবহার করা হয়।

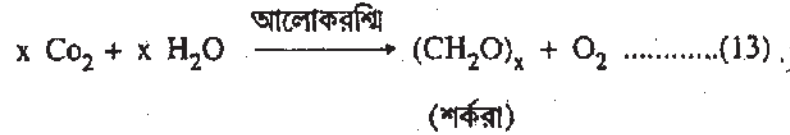


এজন্য বেঞ্জোয়িক অ্যাসিডের (C₆H₅COOH) এস্টারিফিকেশন বিক্রিয়ায় CH₃¹⁸OH ব্যবহার করা হয় (যেখানে ¹⁸O আইসোটোপ দিয়ে ¹⁶O-কে প্রতিস্থাপিত করা আছে)



উৎপন্ন জলের ঘনত্ব পরীক্ষা করে দেখা গিয়েছে যে তা হল সাধারণ জলের ঘনত্বের মতন এবং এই জলে কোন ভারী অক্সিজেন (^{18}O) নেই। এই পরীক্ষা থেকে আরও প্রমাণিত হয় যে, এই জল প্রস্তুতিতে 'O' পরমাণু এসেছে অ্যাসিড থেকে। এতএব এন্টারিকেশন বিক্রিয়া উপরোক্ত (11) নং সমীকরণকেই মেনে চলে অর্থাৎ কার্বক্সিলিক অ্যাসিডের হাইড্রক্সিল গ্রুপ বিক্রিয়ায় অংশ গ্রহণ করে।

(b) উদ্ভিদের সালোকসংশ্লেষণ বিক্রিয়া (Photosynthesis reaction by plants) : উদ্ভিদ সবুজ ক্লোরোফিলের সাহায্যে বায়ু থেকে CO_2 এবং মাটি থেকে H_2O সংগ্রহ করে সালোকসংশ্লেষণের সাহায্যে শর্করা খাদ্যে পরিণত করে।



উৎপন্ন O_2 জল থেকে বের হয়। এর প্রমাণ নিম্নলিখিত ভাবে ^{18}O আইসোটোপের সাহায্যে করা হয়। উপরোক্ত বিক্রিয়ার বিক্রিয়ক জলের O পরমাণুকে ^{18}O দ্বারা প্রতিস্থাপিত করে H_2O^{18} -র সাহায্যে বিক্রিয়াটিকে ঘটালে দেখা যাবে উৎপন্ন অক্সিজেনের সবটাই ^{18}O আইসোটোপ। আবার CO_2 -র বদলে CO_2^{18} -র সাহায্যে উপরোক্ত বিক্রিয়াটি সংঘটিত করলে দেখা যায় যে উৎপন্ন অক্সিজেনে ^{18}O -আইসোটোপের অস্তিত্বই নাই। সুতরাং ট্রেসারের ব্যবহার থেকে প্রমাণিত হয় যে, সালোক সংশ্লেষণে উৎপন্ন অক্সিজেন কেবলমাত্র H_2O অনু থেকে আসে।

(c) অন্যান্য তেজস্ক্রিয় আইসোটোপের ট্রেসার হিসাবে ব্যবহার (Uses of radioactive isotopes as tracers) :

(i) রাসায়নিক যৌগে বিভিন্ন বন্ধনী দ্বারা যুক্ত একই ধরনের দুটি পরমাণু ভিন্ন কিনা তা নিম্নলিখিত ভাবে বিচার করা হয়।

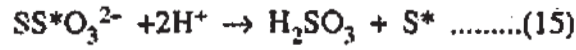
যে যৌগে একই ধরনের দুটি পরমাণু আছে। সেই যৌগকে প্রথমে অতেজস্ক্রিয় এবং পরে তেজস্ক্রিয় মৌল থেকে সংশ্লেষণ করা হয়।

যেমন থায়োসালফেট যৌগতে ($S_2O_3^{2-}$) দুটি সালফার পরমাণু আছে এবং সালফাইটে (SO_3^{2-}) সঙ্গে তেজস্ক্রিয় সালফার (S^*) ফেটালে থায়োসালফেট প্রস্তুত হয়।



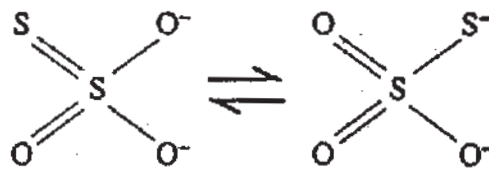
এবার উৎপন্ন তেজস্ক্রিয় সালফার পরমাণু মিশ্রিত থায়োসালফেটকে অ্যাসিড দিয়ে ভেঙে দেখা হয় যে উৎপন্ন যৌগগুলিতে তেজস্ক্রিয়তা কি মাত্রায় আছে। যদি এই তেজস্ক্রিয়তা প্রাথমিক বিক্রিয়ার সময় তেজস্ক্রিয়

যৌগের মত একই তেজস্ক্রিয়তা দেখায় তাহলে প্রমাণ হয় যে থায়োসালফেট যৌগে দুটি বিভিন্ন বন্ধনীতে আবদ্ধ দুটি সালফার পরমাণু সমান নয়।



কিন্তু যদি দেখা যায় যে উৎপন্ন যৌগগুলিতে তেজস্ক্রিয়তা সমান ভাবে ছড়িয়ে পড়েছে তাহলে প্রমাণ হয় যে থায়োসালফেট অণুতে দুটি সালফার পরমাণুই সমান।

প্রকৃতপক্ষে থায়োসালফেট অণুতে দুটি বিভিন্ন বন্ধনীতে আবদ্ধ দুটি সালফার পরমাণু সমান নয় এবং থায়োসালফেটের গঠন কঠামো হল।



(ii) রাসায়নিক যৌগে বিভিন্ন বন্ধনী দ্বারা আবদ্ধ একই ধরনের দুটি পরমাণু যে সমান তা নিম্নলিখিত ভাবে বিচার করা হয়।

(1) পলিসালফাইড যৌগ নিম্নলিখিত ভাবে সংশ্লেষণ করা হয়

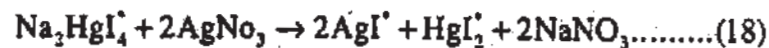
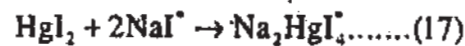


অর্থাৎ সালফাইডের সঙ্গে তেজস্ক্রিয় সালফারের সঙ্গে বিক্রিয়া করলে পলি সালফাইড পাওয়া যায়। উৎপন্ন পলিসালফাইডকে অ্যাসিড দিয়ে ভাঙলে তেজস্ক্রিয়তা উৎপন্ন যৌগগুলিতে সমান ভাবে ছড়িয়ে পড়ে।



এর থেকে প্রমাণ হয় যে সালফাইড যৌগে দুটি সালফার পরমাণুই সমান।

(2) অনুরূপভাবে $H_8I_4^{2-}$ যৌগে আয়োডিন পরমাণু সমূহ সমান এবং তেজস্ক্রিয় আয়োডিন (I^*) দিয়ে তা প্রমাণ করা সম্ভব।



(iii) প্রায় অদ্রাব্য লবনের দ্রাব্যতা নির্ণয় (The determination of solubility of a sparingly soluble salt) : অদ্রাব্য লবনের যৌগকে প্রস্তুত করবার সময় তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ যুক্ত যৌগ থেকে তৈরী করে তার তেজস্ক্রিয়তা (specific activity) I_0 মাপা হয়। এরপর ওই যৌগটির (মনে করি) w

গ্রাম নিয়ে একটি সম্পূর্ণ দ্রবণ তৈরী করে তারও তেজস্ক্রিয়তা I_1 মাপা হয়। ঐ যৌগের দ্রাব্যতা S (গ্রাম প্রতি 1000 গ্রাম দ্রবণে) নিম্নলিখিত সমীকরণ থেকে গণনা করা হয় :

$$S = \frac{I_1 \times 1000}{I_0 \cdot \omega} \dots\dots\dots(19)$$

$PbSO_4$ বা $PbCrO_4$ -র দ্রাব্যতা এভাবে নির্ণয় করা হয়। এখানে ^{212}Pb (প্রাকৃতিক উপায়ে প্রাপ্ত তেজস্ক্রিয় লেড) ট্রেসারের কাজ করে।

(iv) আইসোটোপ তরলীকরণ বিশ্লেষণ (Isotope dilution analysis) : দুটি একই রকম রাসায়নিক ধর্মবিশিষ্ট যৌগের মিশ্রণের বিশ্লেষণ করার জন্য এই ধরনের পদ্ধতি খুব উপযোগী।

মনে করি, একটি ক্ষার ধাতুর লবণের মিশ্রণে সোডিয়াম ক্রোমাইডের (এটিও একটি ক্ষার ধাতু) উপস্থিতির পরিমাণ W_1 গ্রাম। এই মিশ্রণের সঙ্গে ^{24}Na আছে এমন তেজস্ক্রিয় $^{24}NaCl$ যার তেজস্ক্রিয়তার মান (S_1) জানা আছে তা নির্দিষ্ট পরিমাণ (W_2) মেশান হল এবার এই মিশ্রণ থেকে রাসায়নিক পদ্ধতির সাহায্যে বিশুদ্ধ $NaCl$ -কে কেলসিত করে সেই যৌগের তেজস্ক্রিয়তা (S_2) আবার মাপা হল। এই তেজস্ক্রিয়তার (S_2) মান আগের তেজস্ক্রিয়তার মান (S_1) অপেক্ষা অনেক কম হবে, কারণ তেজস্ক্রিয় $^{24}NaCl$ -র সঙ্গে অতেজস্ক্রিয় ক্ষার লবণের মিশ্রণে তা কিছুটা তরলীকৃত করা হয়েছে। যদি আমরা মনে করি সমগ্র তেজস্ক্রিয়তা সব সময়ই নির্দিষ্ট আছে তাহলে আমরা নিম্নলিখিত সমীকরণ লিখতে পারি,

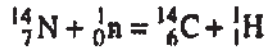
$$W_2 S_1 = (W_1 + W_2) S_2$$

$$\text{বা, } W_1 = W_2 \left(\frac{S_1}{S_2 - 1} \right) \dots\dots\dots(20)$$

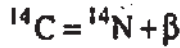
এই পদ্ধতিতে প্রোটিন আদ্রবিশ্লেষিত করে কতটা অ্যামিনো অ্যাসিড ওয়া যায় তা বিশ্লেষণ করা হয়। এ জন্য একটি নির্দিষ্ট পরিমাণ অ্যালানিন (যা ^{14}C দ্বারা চিহ্নিত) যার তেজস্ক্রিয়তাও জানা আছে এরূপ একটি যৌগ আদ্রবিশ্লেষিত প্রোটিন যৌগে মিশিয়ে দেওয়া হয়। এরপর ওই মিশ্রণ থেকে বিশুদ্ধ অ্যামিনো অ্যাসিডকে কেলসিত করে সংগ্রহ করে তার মধ্যে কি পরিমাণ তেজস্ক্রিয়তা আছে তা মাপা হয়। এরপর উপরোক্ত সমীকরণের সাহায্যে অ্যামিনো অ্যাসিড কতটা মিশ্রণে ছিল তা জানা যায়।

(v) তেজস্ক্রিয় কার্বন তারিখীকরণ (Radio Carbon dating) : পুরানো আর্কিওলজিক্যাল গুরুত্বপূর্ণ কোন বস্তুর (যাতে কার্বন আছে) বয়স এই পদ্ধতির সাহায্যে মাপা হয়। এখানে ওই বস্তুর মধ্যে ^{14}C -র জন্য কতটা তেজস্ক্রিয়তা আছে তা মাপা হয়।

Cosmic ray থেকে আগত নিউট্রন কণা বায়ুর নাইট্রোজেনের সঙ্গে বিক্রিয়ায় তেজস্ক্রিয় কার্বন (^{14}C) তৈরী করে,



প্রকৃতিতে এই তেজস্ক্রিয় কার্বনের পরিমাণ প্রায় 1×10^{-12} অর্থাৎ প্রকৃতিতে কার্বন আইসোটোপগুলির অনুপাত হল $^{14}\text{C} : ^{12}\text{C}$ প্রায় $10^{-12} : 1$ । এই তেজস্ক্রিয় কার্বন আবার বায়ুর অক্সিজেন দ্বারা জারিত হয়ে তেজস্ক্রিয় CO_2 হয় যা অতেজস্ক্রিয় CO_2 -র সঙ্গে মিশে থাকে। উদ্ভিদ এই তেজস্ক্রিয় ও অতেজস্ক্রিয় CO_2 শোষণ করে—তাই এদের জীবনকালে এদের শরীরে অবস্থিত ^{14}C ও ^{12}C -র একটি সাম্যতা বজায় থাকে। কিন্তু এদের মৃত্যু হওয়ার পর আর CO_2 না নিতে পারায় ^{14}C ও ^{12}C -র যে সাম্যতা এতদিন বজায় ছিল তা বিঘ্নিত হয়। তখন মৃত উদ্ভিদে (বা জীবদেহে) ^{14}C -র পরিমাণ কমতে থাকে এবং সে সঙ্গে ^{14}C ও ^{12}C -র অনুপাতও কমতে থাকে। (কারণ তেজস্ক্রিয় ^{14}C আন্তে আন্তে তখন ভাঙতে থাকে)।



এই অবস্থায় মৃত বস্তুর β -রশ্মির পরিমাণ মেপে (গাইগার মুলার যন্ত্রের সাহায্যে) তাতে কতটা ^{14}C আছে তা জানা যায়। আবার ওই একই সময়ে একটি সজীব বস্তুর কার্বনের β -রশ্মির পরিমাণও মাপা সম্ভব। এই মানগুলি জেনে নীচের সমীকরণে বসিয়ে তা থেকে ঐ বস্তুর বয়স মাপা হয়।

$$t = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{\text{সজীব কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}}{\text{মৃত বস্তুর কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}}$$

এখানে t = সময় (years) এবং $\lambda = \text{C-14 বিভাজন হার ধ্রুবক}$

$$\begin{aligned} &= \frac{0.693}{\text{C-14 অর্ধায়ু } (t_{1/2})} \\ &= \frac{0.693}{5770} \text{ years}^{-1} \end{aligned}$$

সজীব কার্বনের তেজস্ক্রিয়তার পরিমাণ 15.3 ডিসইক্টিগেশন প্রতি মিনিটে প্রতি গ্রাম কার্বনে।

(d) খনিজ ইউরেনিয়ামের বয়স মেপে পৃথিবীর বয়স নির্ণয় (Age of the earth from the age of a Uranium mineral) :

আমরা জানি যে খনিজ ইউরেনিয়াম মৌল তেজস্ক্রিয় এবং এই তেজস্ক্রিয় ইউরেনিয়াম মৌল ভাঙতে ভাঙতে সর্বশেষ যে মৌলটি দেয় তা হল লেড (^{206}Pb)। যদি মনে করা যায় যে পৃথিবীর সৃষ্টির সময় কোন এক খণ্ড ইউরেনিয়াম আকরিকে বিন্দুমাত্রও লেড ছিল না এবং এখনও খণ্ডটিতেই লেডও আছে ও সেই সঙ্গে অল্প ইউরেনিয়ামও আছে। তাহলে ঐ খণ্ডে কতটা ইউরেনিয়াম ছিল তা নিম্নলিখিত ভাবে গণনা করা যায়।

। গ্রাম পরমাণু ইউরেনিয়াম (বা 238 গ্রাম) তেজস্ক্রিয় বিভাজনে 1 গ্রাম পরমাণু লেডে (206 গ্রাম) পরিণত হয়। সুতরাং এখন প্রাপ্ত এক খণ্ড x গ্রাম ইউরেনিয়াম ও y গ্রাম লেডে প্রাথমিক পরিমাণ ইউরেনিয়াম ছিল।

$$x \text{ গ্রাম } U + \frac{238}{206} \times y \text{ গ্রাম } U \\ = m \text{ গ্রাম (মনে করি)}$$

সুতরাং যে সময় ধরে 'm' গ্রাম ইউরেনিয়াম বিভাজিত হয়ে x গ্রাম ইউরেনিয়াম এসেছে তা হলো

$$\text{সময়, } t = \frac{2.303}{\lambda} \log (\text{প্রাথমিক পরিমাণ/বর্তমান পরিমাণ}) \dots\dots\dots(22) \\ = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{m}{x}$$

এখানে $\lambda =$ ইউরেনিয়ামের ভাঙনের হার ধ্রুবক $= 1.52 \times 10^{-10} \text{ years}^{-1}$

উপরোক্ত সমীকরণে (22) λ -র মান বসিয়ে এবং 'm' ও 'x'-এর মান জানা থাকলে পৃথিবীর বয়স সহজেই মাপা যায়।

$$\text{আবার, } \frac{m}{x} \text{ কে } f \text{ দ্বারা এবং } \lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} \text{-র মান বসিয়ে আমরা নিম্নলিখিত সমীকরণ লিখতে পারি,} \\ t = 3.323 \cdot t_{1/2} \cdot \log f$$

8.10 সারাংশ

আইসোটোপ : কোন মৌলের বিভিন্ন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে একই সংখ্যক প্রোটন ও ভিন্ন ভিন্ন সংখ্যক নিউট্রন থাকলে তাদেরকে আইসোটোপ বলে। যেহেতু আইসোটোপগুলির প্রত্যেকের বহিঃস্থ কক্ষগুলিতে সমপরিমাণে ইলেকট্রন থাকে তাই তাদের রাসায়নিক ধর্ম এক। ^1_1H , ^2_1H এবং ^3_1H হল হাইড্রোজেনের আইসোটোপ।

আইসোবার : বিভিন্ন পরমাণুর প্রোটন সংখ্যা বিভিন্ন কিন্তু ভরসংখ্যা একই তাদের আইসোবার বলে। যেমন, $^{210}_{82}\text{Pb}$ এবং $^{211}_{83}\text{Bi}$ প্রভৃতি।

আইসোটোন : বিভিন্ন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের ভর সংখ্যা বিভিন্ন কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা সমান তাদের আইসোটোন বলে। যেমন, ^2_1H এবং ^3_2He প্রভৃতি।

আইসোটোপের স্থায়িত্ব : আইসোটোপের স্থায়িত্ব ভরক্রটির উপর নির্ভর করে।

ভরক্রটি : আইসোটোপের প্রকৃত ভর (পারমাণবিক ভর এককে) সবসময়ই পরীক্ষাভিত্তিক ভর থেকে বেশী হয়। এই পার্থক্যকে বলা হয় ভরক্রটি যা অতিরিক্ত ভরের (ΔM) জন্য হয়। অর্থাৎ,

$$\text{ভরক্রটি} = \text{আইসোটোপের প্রকৃত ভর} - \text{পরীক্ষাভিত্তিক ভর}$$

ভরণ ভগ্নাংশ : বিভিন্ন আইসোটোপের নিউক্লিয়াইডগুলির স্থায়িত্ব তাদের ভরক্রটিগুলিকে ভরণ ভগ্নাংশে পরিবর্তিত করে বোঝা যায়। ভরণ ভগ্নাংশকে নিম্নলিখিত ভাবে লেখা যায়—

$$\text{ভরণ ভগ্নাংশ (f)} = \frac{\text{আইসোটোপের প্রকৃত ভর} - \text{পরীক্ষাভিত্তিক ভর}}{\text{পরীক্ষাভিত্তিক ভর}} \times 10^4$$

আইসোটোপের প্রকৃত ভর বা পরীক্ষাভিত্তিক ভর যাইহোক না কেন, এগুলি খুব সূক্ষ্মভাবে যে যন্ত্রের সাহায্যে মাপা হয় তাকেই ভর বর্ণালীমিটার বলে। ভরের যে অংশটুকু কম হয় তা আইনষ্টাইনের ভর শক্তির সূত্র অনুযায়ী শক্তিতে রূপান্তরিত হয় এবং এই শক্তিই নিউক্লিয়াসের নিউক্লিয়ন কণাগুলিকে একত্রে আবদ্ধ থাকতে সাহায্য করে। একেই নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি বলে এবং এই শক্তির সাহায্যেই নিউক্লিয়াসকে ভেঙে নিউক্লিয়ন কণাগুলিকে আলাদা আলাদা করা সম্ভব। নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি-নিউক্লিয়নকে MeV এককে প্রকাশ করা হয়।

আইসোটোপের পৃথকীকরণ : আইসোটোপসমূহের ভরের সামান্য পার্থক্য থাকার জন্য এদের পৃথকীকরণ করা সম্ভব। এর জন্য অনেকগুলি পদ্ধতি জানা আছে। যেমন, গ্যাসীয় ব্যাপন বা তাপীয় ব্যাপন পদ্ধতি, তড়িৎ-চুম্বক পদ্ধতি, তড়িৎ-বিশ্লেষণ পদ্ধতি প্রভৃতি।

আইসোটোপের ব্যবহার : আইসোটোপের ব্যবহার নানা ভাবে হয়। এদের মধ্যে ট্রেসার হিসাবে চিকিৎসা বিজ্ঞান, কৃষিকার্য, উদ্ভিদের আলোক সংশ্লেষণ বিক্রিয়া জানার জন্য প্রভৃতি জায়গায় আইসোটোপ ব্যবহৃত হয়। এরকমই একটি ব্যবহার হল তেজস্ক্রিয় কার্বন তারিখীকরণ। এছাড়া খনিজ ইউরেনিয়ামের বয়স মাপে পৃথিবীর বয়স নির্ণয়ও সম্ভব।

অনুশীলনী

প্রশ্ন: 1. নিম্নলিখিত নিউক্লিয়াইডগুলি থেকে আইসোটোপ, আইসোবার এবং আইসোটোন বের করুন।



উ: 1. আইসোটোপ : $^{40}_{21}\text{Sc}$ এবং $^{42}_{21}\text{Sc}$; উভয়ক্ষেত্রেই প্রোটন সংখ্যা 21 কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা প্রথমটির ক্ষেত্রে 19 এবং দ্বিতীয়টির ক্ষেত্রে 21।

আইসোবার : $^{40}_{18}\text{Ar}$ এবং $^{40}_{21}\text{Sc}$; উভয়ক্ষেত্রেই একই ভরসংখ্যা 40।

আইসোটোন : $^{40}_{18}\text{Ar}$ এবং $^{41}_{19}\text{K}$; উভয়ক্ষেত্রেই একই নিউট্রন সংখ্যা 22।

প্রশ্ন: 2. নিম্নলিখিত মান থেকে He পরমাণুর নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নে বের করুন। ${}^4_2\text{He}$ কণার ভর 4.00260 amu; একটি নিউট্রন কণার ভর 1.008665 amu এবং একটি হাইড্রোজেনের পরমাণুর ভর = 1.007825 amu.

উ: 2. হিলিয়াম পরমাণুতে 2টি প্রোটন, 2টি নিউট্রন ও 2টি ইলেকট্রন আছে।

$$\begin{aligned}\text{সুতরাং 2 প্রোটন ও 2 ইলেকট্রনের ভর} &= 2 \times \text{একটি H-র ভর} \\ &= 2 \times 1.007825 \text{ amu} \\ &= 2.01565 \text{ amu}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}2 \text{ নিউট্রনের ভর} &= 2 \times 1.008665 \text{ amu} \\ &= 2.017330 \text{ amu}\end{aligned}$$

$$\text{অতএব He পরমাণুর ভর} = 2.01565 + 2.01733 = 4.03298 \text{ amu}$$

$$\text{He-র পরীক্ষাশক্তিক ভর} = 4.00260 \text{ amu}$$

$$\text{ভরকমি} = 4.03298 - 4.00260 = 0.03038 \text{ amu}$$

$$\begin{aligned}\therefore \text{নিউক্লিয় বন্ধন শক্তি} &= 0.03038 \times 931.5 \text{ MeV} \\ &= 28.298 \text{ MeV}\end{aligned}$$

$$\therefore \text{নিউক্লিয় বন্ধন শক্তি প্রতি নিউক্লিয়নে} = \frac{28.298}{4} = 7.0745 \text{ MeV}$$

প্রশ্ন: 3. নিম্নলিখিত তিনটি আইসোটোপের মধ্যে কোনটির তেজস্ক্রিয় হবার সম্ভাবনা এবং কেন?



উ: 3. ${}^{114}_{49}\text{In}$ এই নিউক্লিয়াইডের বিজোড় সংখ্যক প্রোটন ও বিজোড় সংখ্যক ইলেকট্রন থাকায় এর তেজস্ক্রিয় হবার সম্ভাবনা বেশী।

প্রশ্ন: 4. ঐতিহাসিক কোন জন্তর ঘড়ির ${}^{14}\text{C}$ পরীক্ষায় তেজস্ক্রিয়তা পাওয়া গেল 2.80 বিভাজন/মিনিট-গ্রাম, কার্বন (2.80 dis/min.gm)। জন্তরটির আনুমানিক জীবিতকাল বের করুন। (${}^{14}\text{C}$ -এর $t_{1/2} = 5730 \text{ years}$ এবং সজীব জন্তর ঘড়ির তেজস্ক্রিয়তা = 15.3 dis/min.gm)

$$\text{উ: 4. আমরা জানি } \lambda = \frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{0.693}{5730} \text{ years}^{-1}$$

$$\begin{aligned}\text{এখন, } t &= \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{\text{সজীব কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}}{\text{মৃত বস্তুর কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}} \\ &= \frac{2.303 \times 5730}{0.693} \log \frac{15.3}{2.8} \text{ years} \\ &= 14000 \text{ years}\end{aligned}$$

প্রশ্ন: 5. টুটেনখামের (1352 BC) কফিনের এক টুকরো কাঠকে পুড়িয়ে 7.32 গ্রাম CO_2 গ্যাস সংগ্রহ করা হল। এই CO_2 -এর তেজস্ক্রিয়তা 10.8 dis/min। কাঠের টুকরাটির বয়স বের করুন। কাঠটি কি সত্যি সত্যিই অত প্রাচীন? (${}^{14}\text{C}$ -র $t_{1/2} = 5730 \text{ years}$)

$$\text{উ: 5. } 7.32 \text{ গ্রাম } \text{CO}_2 = \frac{7.32}{44} \times 12 \text{ গ্রাম C} = 2.00 \text{ গ্রাম C}$$

সুতরাং 2.00 গ্রাম 'C'-র তেজস্ক্রিয়তা 10.8 dis/min (বিভাজন প্রতি মিনিটে)

বা, 1.00 গ্রাম 'C'-র তেজস্ক্রিয়তা 5.4 dis/min

বা, 5.4 dis/minগ্রামকার্বন বা বিভাজন প্রতি মিনিটে প্রতি গ্রাম কার্বনে।

$$\therefore t = \frac{2.303}{\lambda} \log \frac{\text{সজীব কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}}{\text{পুরনো কার্বনের তেজস্ক্রিয়তা}}$$

$$= \frac{2.303 \times 5730}{0.693} \log \frac{15.3}{5.4} \text{ years} = 8610 \text{ years}$$

যেহেতু টুটেনখামের মৃত্যু হয়েছিল 1352BC-তে অতএব এই কাঠের টুকরাটি কফিনের কাঠের টুকরা নয়।

প্রঃ 6. ইউরেনিয়ামের খনিজ পদার্থ, এক টুকরা ইউরেনিয়াইটের বিশ্লেষণে প্রতি গ্রাম ইউরেনিয়ামে 0.214 গ্রাম লেড (^{206}Pb) পাওয়া গেছে। যদি মনে করা যায় যে ইউরেনাইট যদি গঠনের আদিকালে থেকেই ইউরেনিয়ামের তেজস্ক্রিয় বিভাজনে সবটাই লেড হয়, তাহলে পৃথিবীর গঠনের আদিকালে কখন ঐ খনিজ পদার্থটি প্রথম হয় তা বের করুন। (শুধুমাত্র বিভাজনে ^{238}U হয় এবং এর অর্ধায়ু 4.5×10^9 বছর)

উঃ 6. প্রতি গ্রাম ইউরেনিয়ামে ^{206}Pb -র মোল = $\frac{0.214 \text{ গ্রাম Pb}}{206 \text{ গ্রাম/মোল}} = 1.04 \times 10^{-3} \text{ মোল Pb}$

খনিজ পদার্থে ^{238}U -র মোল = $\frac{1.000 \text{ গ্রাম U}}{238 \text{ গ্রাম/মোল}} = 4.20 \times 10^{-3} \text{ মোল U}$

ইউরেনিয়ামের খনিজ পদার্থের বিশ্লেষণে বর্তমান কতটা লেড ও ইউরেনিয়াম উপস্থিত তা জানা যায়। এই মান থেকে আদিকালে কতটা 'U' ছিল তা জানা যায়। যেহেতু 1 মোল (বা 238 গ্রাম) ইউরেনিয়াম তেজস্ক্রিয় বিভাজনে 1 মোল (বা 206 গ্রাম) লেড পাওয়া যায়, তাই আদিকালে যত মোল ইউরেনিয়াম উপস্থিত ছিল তার পরিমাণ $(1.04 + 4.20) \times 10^{-3} = 5.24 \times 10^{-3} \text{ মোল}$

অতএব, যে সময় ধরে $5.24 \times 10^{-3} \text{ মোল U}$ তেজস্ক্রিয় বিভাজনে $4.20 \times 10^{-3} \text{ মোল U}$ -এ পরিবর্তিত হয়েছে তাই হইল ঐ খনিজ পদার্থটির বয়স,

অর্থাৎ,

$$t = 3.323 \cdot t_{1/2} \cdot \log \left[\frac{\text{বর্তমান তেজস্ক্রিয়তা}}{\text{আদি তেজস্ক্রিয়তা}} \right]$$

$$= 3.323 (4.5 \times 10^9 \text{ years}) \cdot \log \frac{4.20 \times 10^{-3}}{5.24 \times 10^{-3}}$$

$$= 3.323 \times 4.5 \times 10^9 \times \log 0.802 \text{ years}$$

$$= 1.4 \times 10^9 \text{ years}$$

8.11 সর্বশেষ প্রশ্নাবলী

- (1) কার্বন-12 এর নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নে কত হবে? (দেওয়া আছে C-12-র ভর 11.99671 amu; নিউট্রনের ভর 1.00867 amu এবং প্রোটনের ভর 1.00728 amu)।
- (2) একটি ইউরেনিয়ামের খনিজ পদার্থে 11.9 গ্রাম ইউরেনিয়াম 238 এবং 10.3 গ্রাম লেড-206 পাওয়া গেল। খনিজ পদার্থটির বয়স কত? (U-238 এর $t_{1/2} = 4.5 \times 10^9 \text{ years}$)

- (3) একটুকরা কাঠে $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ -র অনুপাত সজীব বৃক্ষের ঐ অনুপাতের 0.7 গুণ। বৃক্ষটিকে কাছাকাছি কত আগে কেটে ফেলে কাঠে রূপান্তরিত করা হয়েছিল (^{14}C এর $t_{1/2} = 5760$ years)
- (4) একটুকরা কাঠে $^{14}\text{C} : ^{12}\text{C}$ -র অনুপাত বায়ুতে ঐ অনুপাতের তুলনায় 60%, কাঠটির বয়স কত? ($t_{1/2} = 5580$ years)
- (5) নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি বলতে কী বোঝায়? ভরসংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়নের পরিবর্তন ব্যাখ্যা করুন।
- (6) তেজস্ক্রিয় কার্বন দ্বারা বয়স নির্ণয়ের নীতিটি বিবৃত করুন।
 ^{55}Mn এর নিউক্লিয়াইডের ভর 54.938 amu এর সর্বমোট নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি এবং নিউক্লিয় বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়ন নির্ণয় করুন। (নেওয়া আছে ইলেকট্রনের ভর = 0.0005486 amu; প্রোটনের ভর = 1.0072765 amu এবং নিউট্রনের ভর = 1.00867 amu)
- (7) ^{14}C -র অর্ধায়ু 5720 years (a) CaCO_3 -র কিছু নমুনা কোল জায়গায় সঞ্চিত করার 11440 বছর পরে ^{14}C -র কত ভাগ অংশ অবশিষ্ট থাকবে? (b) 13000 বছর পরে মূল ^{14}C -র কত অংশ অবশিষ্ট থাকবে?
- (8) সংক্ষেপে আইসোটোপ পৃথকীকরণের নিম্নলিখিত পদ্ধতিগুলির বর্ণনা লিখুন।
 (i) গ্যাসীয় ব্যাপন পদ্ধতি, (ii) ডিফিউজিওন পদ্ধতি।
- (9) নিম্নলিখিত আইসোটোপগুলির বন্ধনশক্তি ও বন্ধনশক্তি প্রতি নিউক্লিয়াস গণনা করুন।
 ^{64}Ni (ভর = 63.9280 amu), ^{64}Cu (ভর = 63.9298 amu)
 [ইলেকট্রনের ভর = 0.0005486 amu, প্রোটনের ভর 1.0072765 amu এবং নিউট্রনের ভর = 1.00867 amu]

8.12 উত্তরমালা

(1) 7.67 MeV; (2) 4.5×10^9 years; (3) 2970 years; (4) 4112 years; (5) 8.72 দেবুন; (6) প্রথম প্রশ্ন 8.9 এর (C) এর (v), দ্বিতীয় প্রশ্ন 482.004 MeV; 8.674 MeV; (7) (a) 0.25, (b) 0.21; (8) 8.8 দেবুন; (9) 577.20 এবং 9.02 MeV (Ni), 559.14 এবং 8.74 MeV (Cu)।

NOTES

NOTES