

# পর্যায় সারণি ও মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম

## Periodic Table & Periodic Properties of Elements

ইউনিট  
২



### ভূমিকা (Introduction)

এখন পর্যায় আবিষ্কৃত ও স্বীকৃত মৌলের সংখ্যা 118টি। একজন নবীন বিজ্ঞানী বা শিক্ষানবিস রসায়নবিদের পক্ষে পৃথকভাবে সব মৌলের গঠন, ধর্ম ও ব্যবহার সম্পর্কে জানা অসম্ভব। দেখা যায় বেশ কিছু মৌল যেমন Li, Na, K, Rb, Cs-এর ধর্মের ক্ষেত্রে যেমন সাদৃশ্য একইভাবে F, Cl, Br, I-এর ধর্মের ক্ষেত্রেও ভিন্ন কিন্তু নিজেদের মধ্যে একইরূপ সাদৃশ্য বর্তমান। এভাবে প্রায় একই ধর্মসম্পন্ন মৌলসমূহকে একই শ্রেণিভুক্ত করে সব মৌলকে নিয়মতান্ত্রিকভাবে সাজানো হয়েছে পর্যায় সারণিতে। ইলেকট্রন বিন্যাসের উপর ভিত্তি করে মৌলের ধর্মাবলির পরিবর্তন ও পুনরাবৃত্তি ঘটে। এ ধর্মসমূহের মধ্যে উল্লেখযোগ্য হলো ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, আয়নিকরণ বিভব, পরমাণুর আকার, ধাতব ধর্ম, গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক ইত্যাদি। একই মৌলের একাধিক পরমাণু বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে মৌলিক অণু, আবার ভিন্ন ভিন্ন মৌলের দুই বা ততোধিক পরমাণু যৌগের অণু সৃষ্টি করে। এ ইউনিটে আমরা এসব বিষয় আলোচনা করব।



ইউনিট সমাপ্তির সময়

ইউনিট সমাপ্তির সর্বোচ্চ সময় ৪ সপ্তাহ

### এই ইউনিটের পাঠসমূহ

পাঠ-২.১ : পর্যায় সারণি

পাঠ-২.২ : ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ

পাঠ-২.৩ : s ও p-ব্লক মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি

পাঠ-২.৪ : নিষ্ক্রিয় গ্যাস

পাঠ-২.৫ : d ও f-ব্লক মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি

পাঠ-২.৬ : পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : পরমাণুর আকার, যোজ্যতা, ধাতব ধর্ম ও অধাতব ধর্ম

পাঠ-২.৭ : পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : আয়নিকরণ শক্তি

পাঠ-২.৮ : পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : ইলেকট্রন আসক্তি

পাঠ-২.৯ : পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : তড়িৎ ঋণাত্মকতা

পাঠ-২.১০ : মৌলের অক্সাইডের ধর্ম

## পাঠ-২.১

## পর্যায় সারণি



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- পর্যায় সারণি বিশ্লেষণ করতে পারবেন।
- পর্যায় সূত্র ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- পর্যায় সারণির বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

পর্যায়, গ্রুপ, আয়নিকরণ শক্তি, প্রভাবন, প্যারাচুম্বকত্ব।



## পর্যায় সারণি

জানা মৌলগুলোর ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম সম্পর্কে সঠিক ধারণা লাভ করার উদ্দেশ্যে ঊনবিংশ শতাব্দী থেকে বিজ্ঞানীদের চেষ্টার শেষ নেই। শুরুতে মৌলগুলোকে ধাতু ও অধাতু এ দুভাগে ভাগ করা হতো। এ ভাগ বেশিদিন টিকে নাই। কারণ এমন কিছু মৌল পাওয়া গেল যাদের মধ্যে ধাতু ও অধাতু এ দুই ধরনের ধর্মই বর্তমান। যেমন- কার্বন (গ্রাফাইট), সিলিকন, আর্সেনিক ইত্যাদি মৌল। এর পর মৌলগুলোকে তার যোজনীর উপর ভিত্তি করে সাজানোর চেষ্টা করা হতো। প্রাথমিকভাবে ভালোই হতো কিন্তু পরবর্তীতেই মহাবিপদ এসে হাজির হলো।

সম্পূর্ণ ভিন্ন ধর্মী মৌলগুলো একই গ্রুপে এসে হাজির হলো। লিথিয়াম (Li), সোডিয়াম (Na), পটাসিয়াম (K) এর মতো তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক বিজারক মৌলগুলোর সাথে ফ্লোরিন (F), ক্লোরিন (Cl), ব্রোমিন (Br) এর মতো তীব্র তড়িৎ ঋণাত্মক জারক মৌলগুলোর একই গ্রুপে জায়গা হলো। বিজারক মৌলের ধর্মের সাথে জারক মৌলের ধর্ম সম্পূর্ণ ভিন্ন।

১৮৯২ সালে বিজ্ঞানী জে. ডাবলু. ডোবেরিনার (J.W. Dobereiner) তাঁর ত্রয়ী সূত্র প্রদান করেন। তাঁর প্রস্তাবনা অনুযায়ী মৌলগুলোকে তিন তিনটি করে ভিন্ন শ্রেণিতে ভাগ করা যায়। একই শ্রেণির মৌলগুলোর মধ্যে বিভিন্ন ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের যথেষ্ট সাদৃশ্য পাওয়া গেল। বিভক্ত ত্রয়ীগুলো ছিল এ ধরনের-

প্রথম ত্রয়ী : Li, Na, K

দ্বিতীয় ত্রয়ী : Cl, Br, I

তৃতীয় ত্রয়ী : Fe, Co, Ni

বিজ্ঞানির এ চেষ্টাও সফল হলো না। মাত্র গুটি কয়েক মৌলের ক্ষেত্রে এ ধারণা প্রযোজ্য হয়। প্রধান সমস্যা হলো তখন অনেক মৌলই আবিষ্কার হয় নাই।

১৮৬২ সালে ফরাসি বিজ্ঞানী ডি সঁয়ান কোর্টোইজ (De Chan Courtois) মৌলগুলো খাড়া করে এমনভাবে সাজানোর চেষ্টা করেন যেন মৌলের অবস্থানগত উচ্চতা মৌলের পারমাণবিক ভরের সমাপাতিক হয়। মৌলের এ ধরনের বিন্যাস টেলুরিক স্ক্রু (Telluric Screw) নামে পরিচিত। এ প্রচেষ্টা সফল না হলেও আধুনিক পর্যায় সারণির পথের সন্ধান খুঁজে পাওয়া গেল। এ প্রচেষ্টার ফলে বেড়িয়ে এলো একই ধরনের ধর্মবিশিষ্ট মৌলগুলো পরস্পরের ঠিক উপরে ও নিচে অবস্থান করছে।

১৮৬৪ সালে বিজ্ঞানী জন নিউল্যান্ডস্ (John Newlands) মৌলগুলোকে পারমাণবিক ভরের উপর ভিত্তি করে সাজানোর চেষ্টা করেন। তিনি দেখান, পর্যায় তালিকায় প্রথম মৌলের ধর্মের সাথে অষ্টম মৌলের ধর্মের যথেষ্ট মিল আছে। একইভাবে দ্বিতীয় মৌলের সাথে নবম মৌলের, তৃতীয় মৌলের সাথে দশম মৌলের ধর্মের মিল আছে। এ নিয়মকে নিউল্যান্ডের অষ্টক সূত্র (Law of Octaves) বলা হয়।

নিউল্যান্ডের অষ্টকের উদাহরণ-

প্রথম অষ্টক :	H	Li	Be	B	C	N	O
দ্বিতীয় অষ্টক :	F	Na	Mg	Al	Si	P	S
তৃতীয় অষ্টক :	Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

এক্ষেত্রে H ও F এর ধর্মের সাদৃশ্য, Li ও Na এর ধর্মের সাদৃশ্য, Be ও Mg এর ধর্মের সাদৃশ্য, B ও Al এর ধর্মের সাদৃশ্য, C ও Si এর ধর্মের সাদৃশ্য, N ও P এর ধর্মের সাদৃশ্য, O ও S এর ধর্মের সাদৃশ্য, F ও Cl এর ধর্মের সাদৃশ্য ছিল বিশেষভাবে দেখার মতো। নতুন নতুন মৌলের আবিষ্কারের কারণে এ চেষ্টা সফল হলো না। মজার বিষয় হলো তখন পর্যন্ত নিষ্ক্রিয় মৌলগুলোর আবিষ্কার হয়নি।

১৮৬৯ সালে বিজ্ঞানী লুথার মেয়ার (Lothar Meyer) প্রস্তাব করেন নির্দিষ্ট দূরত্বে গিয়ে মৌলগুলো তাদের ধর্মের পর্যায়ক্রমিক আবর্তন ঘটে। তিনি দেখান যে, মৌলগুলোর পারমাণবিক আয়তন ওদের পারমাণবিক ভরের সাথে পর্যায়ক্রমে পরিবর্তিত হয়।

$$\text{কোনো মৌলের পারমাণবিক আয়তন} = \frac{\text{মৌলটির পারমাণবিক ভর}}{\text{মৌলটির আপেক্ষিক গুরুত্ব}}$$

তিনি মৌলগুলোকে ওদের পারমাণবিক ভরের বিপরীতে পারমাণবিক আয়তনের লেখচিত্র অঙ্কন করেন। কিছু সমস্যা হলো কঠিন অবস্থায় অনেক মৌলের আপেক্ষিক গুরুত্ব সুনির্দিষ্টভাবে জানা সম্ভব হয় না। বহুরূপী মৌল যেমন— C, S ও P। এদের ক্ষেত্রে আরো বেশ কিছু সমস্যার সৃষ্টি হলো।

ঠিক একই সময়ে (১৮৬৯) রাশিয়ান বিজ্ঞানী দিমিত্রি মেন্ডেলিফ (Dmitri Mendeleev) মৌলগুলোর পারমাণবিক ভর অনুসারে সাজানোর ক্ষেত্রে পর্যায় সূত্র প্রকাশ করে। তিনি প্রস্তাব করেন— “মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি তাদের ক্রমবর্ধমান পারমাণবিক ভরের সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয়।” অর্থাৎ মৌলগুলোকে তাদের পারমাণবিক ভরের উচ্চক্রম অনুসারে সাজালে দেখা যায় নির্দিষ্ট দূরত্বের পর প্রায় একই ধর্ম সম্পন্ন মৌলের আবির্ভাব ঘটে। তিনিই প্রথম মৌলগুলোকে পর্যায় ও গ্রুপ বা শ্রেণি বরাবর ভাগ করেন। তিনি মৌলগুলোকে সাতটি পর্যায় ও আটটি শ্রেণি হিসেবে ভাগ করেন।

মেন্ডেলিফের পর্যায় সারণির বেশ কিছু ত্রুটি দেখা যায়। যেমন— আইসোটোপের স্থান, হাইড্রোজেনের স্থান, একই ধর্ম সম্পন্ন মৌলের ভিন্ন গ্রুপে স্থান এবং ভিন্ন ধর্ম সম্পন্ন মৌলের একই গ্রুপে স্থান এ ধরনের বিভিন্ন জটিলতা দেখা দেয় এ পদ্ধতির কার্যকারিতা বিনষ্ট হয়ে যায়।

বিশেষ করে ল্যান্থানাইড ও অ্যাকটিনাইড সিরিজের ক্ষেত্রে আরো বেশি অসুবিধার দেখা যায়। ষষ্ঠ পর্যায়ের মৌল ল্যান্থানাইড, La(57) এর সাথে পরবর্তী ১৪টি মৌলকে (58–71 পর্যন্ত) একই স্থানে স্থান দেয়া হয়েছিল। কিন্তু একই স্থানে ১৫টি মৌলকে স্থান দেয়া সম্ভব নয়। এ কারণে ল্যান্থানাইড সিরিজের ১৫টি মৌলকে মূল পর্যায় সারণির নিচে স্থান দেয়া হয়।

একইভাবে ৭ম পর্যায়ের মৌল অ্যাকটিনাইড, Ac(89) এর সাথে পরবর্তী আরো ১৪টি মৌল (90–103 পর্যন্ত) একই স্থানে স্থান দেয়া হয়েছে। ল্যান্থানাইড সিরিজের মৌলের মতো এদেরকেও অ্যাকটিনাইড সিরিজ নাম দিয়ে মূল পর্যায় সারণির নিচে রাখা হয়।

মেন্ডেলিফের পর্যায় সারণির এত সব ত্রুটির কারণে বিজ্ঞানীরা বুঝতে পারলেন, মৌলসমূহকে পারমাণবিক ভরের উপর ভিত্তি করে সাজানো সম্ভব নয়। নিশ্চয়ই মৌলের পরমাণুর গঠনভিত্তিক এমন কোনো উপাদানের মূখ্য ভূমিকা আছে যার প্রভাবে মৌলসমূহের মধ্যে পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম প্রকাশ পেয়ে থাকে। ১৯১৩ সালে বিজ্ঞানী জে. মোসলে (J. Mosley) তার X-ray পরীক্ষার মাধ্যমে প্রমাণ করেন যে, মৌলসমূহের ধর্মাবলি তাদের পরমাণুর প্রোটন সংখ্যার উপর নির্ভরশীল। তখন সব বিজ্ঞানী স্বীকার করেন যে, পর্যায় সারণির মূল ভিত্তি হচ্ছে পারমাণবিক সংখ্যা, পারমাণবিক ভর নয়। তাই আধুনিক পর্যায় সূত্রে এভাবে বর্ণনা করলেন— “মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি তাদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয়।” ১৯১৪ সালে বিজ্ঞানী নীলস্ বোর (Neils Bohr) আধুনিক দীর্ঘ পর্যায় সারণির কাঠামো তৈরি করেন। এ পর্যায় সারণিতে ১৮টি গ্রুপ ও আপাতত সাতটি পর্যায় হিসেবে মৌলগুলোকে স্থান দেয়া হয়েছে।

### আধুনিক পর্যায় সারণি :

পর্যায় সারণি মৌলগুলোকে সুনির্দিষ্ট স্থানে স্থান দেওয়ার ক্ষেত্রে এমন একটি বৈজ্ঞানিক ব্যবস্থা যে ব্যবস্থার মাধ্যমে আবিষ্কৃত মৌলগুলোকে এমনভাবে সাজানো হয়েছে যে, একজন শিক্ষানবিস রসায়নবিদ স্বল্প সময়ের মধ্যে আবিষ্কৃত মৌলগুলো সম্পর্কে সঠিক ও পরিপূর্ণ ধারণা লাভ করতে পারেন। ইলেকট্রন বিন্যাসই পর্যায় সারণির মূলভিত্তি।

আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলগুলোকে পর্যায় ও গ্রুপ বরাবর ভাগ করা হয়েছে। আপাতত সাতটি পর্যায় ও আঠারোটি গ্রুপ বর্তমান। পর্যায়গুলোকে ১ম, ২য়, ৩য়, ৪র্থ, ৫ম, ৬ষ্ঠ ও ৭ম পর্যায় এভাবে ভাগ করা হয়েছে। গ্রুপগুলোকে 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17 ও 18 এভাবে ভাগ করা হয়েছে।

আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলগুলোকে আবার s, p, d ও f-ব্লক এভাবেও ভাগ করা হয়েছে। মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস করার পর ঐ মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটি যে অরবিটালে প্রবেশ করবে মৌলটি ঐ ব্লকের মৌল। যেমন H-মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে প্রবেশ করে বলে H মৌলটি s-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত। Na মৌলের ১১তম ইলেকট্রনটি 3s অরবিটালে প্রবেশ


এখানে পর্যায় সারণী হবে


করে বিধায় Na মৌলটিও s-ব্লকের মৌল। Ca মৌলের ২০তম ইলেকট্রনটি 4s অরবিটালে প্রবেশ করে বলে Ca মৌলটি s-ব্লকের মৌল। B মৌলের ৫ম ইলেকট্রনটি 2p অরবিটালে প্রবেশ করে বলে B p-ব্লকের মৌল।

N মৌলের ৭ম ইলেকট্রনটি 2p অরবিটালে প্রবেশ করে বলে N মৌলটি p-ব্লকের মৌল। Sc মৌলের ২১তম ইলেকট্রনটি 3d অরবিটালে প্রবেশ করে বলে Sc d-ব্লকের মৌল। Fe মৌলের ২৬তম ইলেকট্রনটি 3d অরবিটালে প্রবেশ করে বলে Fe d-ব্লকের মৌল।

পর্যায় তালিকার 1 ও 2 গ্রুপের মৌলগুলো s-ব্লকের মৌল। 1, 3, 14, 15, 16, 17 ও 18 তম গ্রুপের মৌলগুলো p-ব্লকের মৌল। 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 ও 12 তম গ্রুপের মৌলগুলো d-ব্লকের মৌল। ল্যাছানাংম, La(57) এর পরবর্তী ১৪টি মৌল f-ব্লকের মৌল। একইভাবে অ্যাক্টিনিয়াম, Ac(89) এর পরবর্তী ১৪টি মৌল f-ব্লকের মৌল। f-ব্লকের মৌলগুলোকে 3 নং গ্রুপের মৌলের সাথে স্থান দেয়া হয়। যদি পর্যায় তালিকা আলাদাভাবে এ মৌলগুলোকে স্থান দেয়া হয়।

পর্যায় তালিকার ১ম পর্যায়ে মাত্র দুটি মৌল, H ও He। ২য় পর্যায়ে মৌলের সংখ্যা ৮টি। ৩য় পর্যায়ে মৌলের সংখ্যা ৮টি। ৩র্থ পর্যায়ে মৌলের সংখ্যা ১৮টি। ৫ম পর্যায়ে মৌলের সংখ্যা ১৮টি। ৬ষ্ঠ পর্যায়ে মৌলের সংখ্যা ৩২টি। ৭ম পর্যায়েও মৌলের সংখ্যা ৩২টি। ল্যাছানাংম, La(57) সহ পরবর্তী আরো ১৪টি মৌল অর্থাৎ এ ১৫টি মৌলকে ল্যাছানাংমইড সিরিজের মৌল বলা হয়। একইভাবে অ্যাক্টিনিয়াম, Ac(89) সহ পরবর্তী আরো ১৪টি মৌল অর্থাৎ এ ১৫টি মৌলকে অ্যাক্টিনাইড সিরিজের মৌল বলা হয়। পর্যায় তালিকার ১নং গ্রুপের মৌলগুলোর মধ্যে H-ভিন্ন বাকী মৌলগুলোকে ক্ষারধাতু বলা হয়। ২নং গ্রুপের মৌলগুলোকে মৃৎক্ষার ধাতু বলা হয়। ১৮তম গ্রুপের মৌলগুলোকে নবল গ্যাস বলা হয়। He মৌলটি s-ব্লক মৌল হলেও পর্যায় তালিকায় তার অবস্থান ১৮তম গ্রুপের মৌলের উপরে। কারণ He রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>
<ol style="list-style-type: none"> <li>১. মৌলগুলোকে পর্যায় সারণিতে সাজানোর প্রয়োজনীয়তা সম্পর্কে ৫০ শব্দের একটি প্রতিবেদন রচনা করুন।</li> <li>২. পর্যায় সারণিতে s, p d ও f ব্লক হিসেবে ভাগ করার কারণ ব্যাখ্যা করুন।</li> <li>৩. পর্যায় সারণিতে পর্যায় ও গ্রুপ বরাবর মৌলগুলোকে কেন সাজানো হল তার ব্যাখ্যা লিখুন।</li> </ol>	

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• পর্যায় সারণি : একই ধরনের ধর্মবিশিষ্ট মৌলসমূহকে একই শ্রেণিভুক্ত করে সব মৌলকে স্থাপন দিয়ে যে সারণি বর্তমানে প্রচলিত, তাকে পর্যায় সারণি বলা হয়। আধুনিক পর্যায় সারণিকে সাতটি অনুভূমিক সারি এবং আঠারটি খাড়া স্তম্ভে বিভক্ত করা হয়েছে। এ অনুভূমিক সারিগুলোকে পর্যায় এবং খাড়া স্তম্ভকে গ্রুপ বলে।</li> <li>• সর্বাধুনিক পর্যায় সারণি : ১৯৮৯ খ্রিষ্টাব্দে IUPAC অনুমোদিত পর্যায় সারণিতে সাতটি পর্যায় ও আঠারটি গ্রুপ ইংরেজি সংখ্যায় চিহ্নিত করা হয়েছে। সারণির নিচে ল্যাছানাংমডস ও অ্যাকটিনয়ডস সিরিজ নামে দুটি সিরিজে পনেরটি করে মোট ত্রিশটি মৌল রয়েছে।</li> <li>• পর্যায় সারণির ভিত্তি : প্রথম দিকে মৌলসমূহের পারমাণবিক ভরকে পর্যায় সারণির ভিত্তি হিসেবে ধরা হলেও তা সঠিক ছিল না। পরবর্তীতে পারমাণবিক সংখ্যা আবিষ্কৃত হওয়ার পর তা পর্যায় সারণির ভিত্তি হিসেবে স্বীকৃতি লাভ করে। বর্তমানে এটা স্পষ্ট যে, মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসই পর্যায় সারণির মূল ভিত্তি।</li> <li>• আধুনিক পর্যায় সূত্র : বিভিন্ন মৌলের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি তাদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয়।</li> <li>• ল্যাছানাংমইড সিরিজ : পর্যায় সারণির ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যাছানাংম La (57) থেকে পরবর্তী লুটেশিয়াম Lu(71) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে ল্যাছানাংমইড সিরিজ বা বিরল মৃত্তিকা মৌলসমূহ বলা হয়।</li> <li>• অ্যাক্টিনাইড সিরিজ : অ্যাক্টিনিয়াম Ac (89) থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম Lr (103) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে অ্যাক্টিনাইড সিরিজ বলা হয়।</li> </ul>	



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.১

## সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। কোনটির উপর ভিত্তি করে মৌলের ধর্মাবলির পরিবর্তন ও পুনরাবৃত্তি ঘটে?  
 (ক) ইলেকট্রন বিন্যাস (খ) ইলেকট্রন আসক্তি  
 (গ) পরমাণুর আকার (ঘ) আয়নিকরণ বিভব
- ২। ইলেকট্রন বিন্যাস গভীরভাবে পর্যবেক্ষণ করা প্রয়োজন কেন?  
 (ক) পরমাণুর গঠন (খ) পরমাণু গ্রুপ নির্ধারণ  
 (গ) জারণ ধর্ম (ঘ) বিজারণ ধর্ম
- ৩। বোরের পর্যায় সারণিতে শ্রেণির সংখ্যা?  
 (ক) ১৬টি (খ) ১৮টি  
 (গ) ১৯টি (ঘ) ১৭টি
- ৪। দীর্ঘ পর্যায় সারণিতে নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর অবস্থান কোথায়?  
 (ক) প্রতিটি পর্যায়ের প্রথমে (খ) প্রতিটি পর্যায়ের শেষে  
 (গ) প্রতিটি পর্যায়ের মাঝে (ঘ) প্রতিটি পর্যায়ের প্রথম ও শেষে
- ৫। ল্যাঙ্কানাইড ও অ্যাকটিনাইড মৌলগুলো সারণির কোন পর্যায়ে অবস্থিত?  
 (ক) ষষ্ঠ ও সপ্তম (খ) ৫ম ও ষষ্ঠ  
 (গ) ২য় ও ৩য় (ঘ) ৪র্থ ও ৫ম
- ৬। একই পর্যায়ে যতই বাম থেকে ডানে যাওয়া যায় ততই—  
 i. পরমাণুর আকার হ্রাস পায়  
 ii. ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধি পায়  
 iii. পরমাণুতে স্তর সংখ্যা সমান থাকে  
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৭। পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন দ্বারা নির্ণয় করা যায়—  
 i. গ্রুপ সংখ্যা  
 ii. পর্যায় সংখ্যা  
 iii. মৌলের যোজনী  
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.২

## ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ করতে পারবেন।
- s-ব্লক মৌল সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- p-ব্লক মৌল সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- d-ব্লক মৌল সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- f-ব্লক মৌল সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

যোজ্যতাস্তর, পর্যায়, গ্রুপ, ব্লক, অবস্থাস্তর, ল্যাছানাউড, অ্যাকটিনাইড।



## ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ

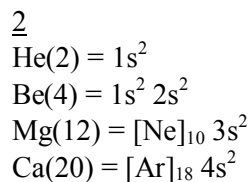
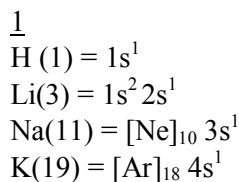
ইলেকট্রন বিন্যাস অনুযায়ী মৌলসমূহকে চারটি প্রধান ভাগে ভাগ করা যায়, যা নিম্নরূপ :

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

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসের শেষ ইলেকট্রনটি যে অরবিটালে প্রবেশ করবে তাকে ঐ ব্লকের মৌল ধরা হয়।

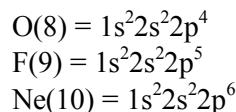
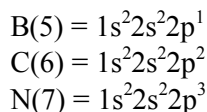
## (১) s-ব্লক মৌল :

যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে শেষ ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে প্রবেশ করে সে সব মৌলকে s-ব্লক মৌল বলে। পর্যায় সারণির 1, 2 শ্রেণির এবং He হলো s-ব্লক মৌল। s-ব্লক মৌলের মোট সংখ্যা মোট ১৪ টি। এসব মৌলের সর্ববহিঃস্তরে  $s^1$  অথবা  $s^2$  ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে। যেমন -



## (২) p-ব্লক মৌল :

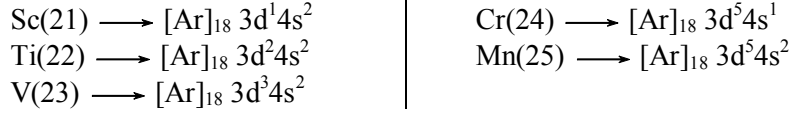
যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদেরকে p-ব্লক মৌল বলে। পর্যায় সারণির 13, 14, 15, 16, 17 এবং 18 গ্রুপের He মৌল বাদে অবশিষ্ট মৌলসমূহ এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত। p-ব্লকে সর্বমোট 30 টি মৌল রয়েছে। এসব মৌলের পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে  $p^1$  থেকে  $p^6$  পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকতে পারে। যেমন-



## (৩) d-ব্লক মৌল :


যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদের d-ব্লক মৌল বলে। পর্যায় সারণির চতুর্থ পর্যায়ের স্ক্যানডিয়াম, Sc(21) থেকে জিঙ্ক, Zn(30) এবং পঞ্চম পর্যায়ের ইট্রিয়াম, Y(39) থেকে ক্যাডমিয়াম, Cd<sub>(48)</sub> হলো d-ব্লক

মৌল। এছাড়া ষষ্ঠ পর্যায় ও সপ্তম পর্যায়ে d-ব্লক মৌল আছে। পর্যায় সারণির '3' থেকে গ্রুপ 12 এর মৌলসমূহ এ শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত। এ শ্রেণিতে সর্বমোট 40টি মৌল আছে। এ ব্লকের মৌলের পরমাণুর  $d^1$  থেকে  $d^{10}$  পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকতে পারে। যেমন—




d-ব্লক মৌলসমূহের বিশেষ বিশেষ ধর্মের কারণে এদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে।


সেসব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত আয়নে d-অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা আংশিকভাবে পূর্ণ থাকে অর্থাৎ  $d^1$  থেকে  $d^9$  পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকে সেসব মৌলকে অবস্থান্তর মৌল বলে। তবে সকল অবস্থান্তর মৌল d-ব্লক মৌল হলেও সকল d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়। যেমন— Sc, Zn, Y, Cd, Zr, La, Ac ইত্যাদি d-ব্লক মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়। কারণ এদের পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে প্রবেশ করে। তাই এরা d-ব্লক মৌল। কিন্তু এদের স্থায়ী আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে আংশিক পূর্ণ d-অরবিটাল না থাকায় এরা অবস্থান্তর মৌল নয়। Sc, Zn, Y, Cd, Zr, La, Ac ইত্যাদির স্থায়ী আয়ন হচ্ছে যথাক্রমে  $\text{Sc}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Y}^{3+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Zr}^{4+}$ ,  $\text{La}^{3+}$ ,  $\text{Ac}^{3+}$ । এদের স্থায়ী আয়নগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায়, কোনো কোনো আয়নের d-অরবিটালে ইলেকট্রন থাকে না; আবার কোনো কোনো মৌলের স্থায়ী আয়নের d-অরবিটালটি ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে। তাই বলা যায়, সকল অবস্থান্তর মৌল d-ব্লক মৌল হলেও সকল d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়। এসব মৌলের বৈশিষ্ট্যপূর্ণ কতিপয় ধর্ম হলো (ক) এদের পরিবর্তনশীল যোজ্যতা থাকে, (খ) এরা রঙিন যৌগ গঠন করে (গ) প্রভাবক হিসেবে কাজ করে এবং (ঘ) জটিল যৌগ গঠন করে।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	Sc(21) এবং Zn(30) মৌল দুটি d-ব্লক মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়। মৌল দুটির স্থিতিশীল আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লিখে কেন অবস্থান্তর মৌল নয় তা ব্যাখ্যা করুন।
---	------------------------	--

### (8) f-ব্লক মৌল :

যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি f-অরবিটালে প্রবেশ করে সেসব মৌলকে f-ব্লক মৌল বলে। ল্যাঙ্কানাইড (Lanthanides) এবং অ্যাকটিনাইড (Actinides) সিরিজের মৌলসমূহ f-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত। পর্যায় সারণির ষষ্ঠ পর্যায়ের ল্যাঙ্কানাইড, La(57) থেকে পরবর্তী লুটেসিয়াম, Lu (71) পর্যন্ত ১৫টি এবং অ্যাকটিনিয়াম, Ac(89) থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম, Lr(103) পর্যন্ত ১৫টি সহ সর্বমোট 30টি মৌল এ ব্লকের অন্তর্ভুক্ত। f-ব্লক মৌলসমূহকে পর্যায় সারণির নিচে আলাদাভাবে দেখানো হয়েছে। প্রকৃতপক্ষে f-ব্লক মৌল হলো সেরিয়াম, Ce(58) হতে লুটেসিয়াম, Lu(71) এবং প্রোটেকটিনিয়াম, Pa(91) থেকে লরেনসিয়াম, Lr(103) পর্যন্ত মোট 27টি। এসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে  $f^1$  থেকে  $f^{14}$  পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকতে পারে। যেসব f-ব্লক মৌলের সুস্থিত আয়নে f-অরবিটাল আংশিকভাবে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে অর্থাৎ  $f^1$  থেকে  $f^{13}$  পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকে তাদেরকে আন্তঃঅবস্থান্তর মৌল (inner transition) বলে।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	C(6), F(9), P(15), Na(11), Ni(28), Br(35), Ba(56) মৌলগুলো কোনটি পর্যায় সারণির কোন ব্লকে অবস্থিত তা নির্ণয় করুন।
---	------------------------	---

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>s-ব্লক মৌল :</b> যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে শেষ ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে প্রবেশ করে সে সব মৌলকে s-ব্লক মৌল বলে। এসব মৌলের সর্ববহিঃস্তরে <math>s^1</math> অথবা <math>s^2</math> ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে।</li> <li>• <b>p-ব্লক মৌল :</b> যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদেরকে p-ব্লক মৌল বলে। p-ব্লকে সর্বমোট 30 টি মৌল রয়েছে। এসব মৌলের পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে <math>p^1</math> থেকে <math>p^6</math> পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকতে পারে।</li> <li>• <b>d-ব্লক মৌল :</b> যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদের d-ব্লক মৌল বলে। এ শ্রেণিতে সর্বমোট 40টি মৌল আছে। এ ব্লকের মৌলের পরমাণুর <math>d^1</math> থেকে <math>d^{10}</math> পর্যন্ত ইলেকট্রন থাকতে পারে।</li> <li>• <b>f-ব্লক মৌল :</b> যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি f-অরবিটালে প্রবেশ করে সেসব মৌলকে f-ব্লক মৌল বলে। ল্যাঙ্কানাইড (Lanthanides) এবং অ্যাকটিনাইড (Actinides) সিরিজের মৌলসমূহ f-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত।</li> </ul>	





## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.২

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। গ্রুপ-২ মৌলগুলোকে বলা হয়—
  - (ক) ক্ষার ধাতু
  - (খ) মৃৎক্ষার ধাতু
  - (গ) অবস্থান্তর ধাতু
  - (ঘ) আন্তঃঅবস্থান্তর ধাতু
- ২। পর্যায় সারণিতে অধাতব ধর্ম বৃদ্ধি পায়—
  - (ক) বাম থেকে ডানে
  - (খ) ডান থেকে বামে
  - (গ) দুই দিকেই
  - (ঘ) এক দিকেও নয়
- ৩।  $ns^2 np^6$  ইলেকট্রনীয় কাঠামোবিশিষ্ট মৌলগুলোকে কী বলে?
  - (ক) সাধারণ গ্যাস
  - (খ) তীব্র গ্যাস
  - (গ) নিষ্ক্রিয় গ্যাস
  - (ঘ) সক্রিয় গ্যাস
- ৪। 4f-ইলেকট্রনবিশিষ্ট ল্যান্থানাইড মৌলসমূহকে কী বলা হয়?
  - (ক) মৃত্তিকা মৌল
  - (খ) মৃৎক্ষার ধাতু
  - (গ) বিরল ধাতু
  - (ঘ) বিরল মৃত্তিকা মৌল
- ৫। ক্ষারীয় ও মৃৎক্ষারীয় মৌলের ক্ষেত্রে সঠিক—
  - i. উত্তম তড়িৎ পরিবাহক
  - ii. তীব্র জারক
  - iii. তীব্র বিজারক
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

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

## পাঠ-২.৩

## s ও p-ব্লক মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- s-ব্লক মৌলের বৈশিষ্ট্য বর্ণনা করতে পারবেন।
- s-ব্লক মৌলের ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- p-ব্লক মৌলের বৈশিষ্ট্য বর্ণনা করতে পারবেন।
- p-ব্লক মৌলের ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

আয়নিকরণ, জারণ বিভব, তড়িৎ ধনাত্মকতা, জারক, বিজারক



## s ব্লক মৌলের প্রকৃতিতে অবস্থান

## (Occurance of s block elements in nature) :

s ব্লক মৌলের অন্তর্ভুক্ত ক্ষার ধাতু ও মৃৎক্ষার ধাতু উভয়ই অতিশয় সক্রিয় বলে প্রকৃতিতে এদের মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। এদেরকে যৌগ অবস্থায় বিশেষ করে ক্ষার ধাতুর অক্সাইড, হ্যালাইড ও সিলিকেট হিসাবে এবং মৃৎক্ষার ধাতুগুলোকে কার্বনেট, সালফেট, ফসফেট ও সিলিকেট হিসাবে পাওয়া যায়।

ক্ষার ধাতুর মধ্যে প্রকৃতিতে সোডিয়াম (Na) এর পরিমাণ প্রায় 2.83% যার অবস্থান প্রান্তির দিক থেকে সপ্তম। পটাসিয়াম (K) এর পরিমাণ 2.59% যার অবস্থান প্রান্তির দিক থেকে অষ্টম। ভূত্বকের ওজন হিসাবে ক্যালসিয়াম (Ca) এর অবস্থান ৫ম ও ম্যাগনেসিয়াম (Mg) এর অবস্থান ৬ষ্ঠ।

ভূত্বকের সোডিয়াম (Na) এবং পটাসিয়াম (K) এর পরিমাণ প্রায় কাছাকাছি হলেও সমুদ্রের পানিতে NaCl এর পরিমাণ 2.8%। সমুদ্রের পানিতে পটাসিয়াম (K) এর পরিমাণ মাত্র 0.8%। কারণ দ্রবীভূত আকরিক থেকে ভূগর্ভের পানিতে যে পরিমাণ পটাসিয়াম পাওয়া যায় তার অধিকাংশ উদ্ভিদ তার প্রয়োজনের তাগিদে শোষণ করে নেয়। কিন্তু  $\text{Na}^+$  আয়ন সমুদ্রের পানিতে চলে যায়। সমুদ্রের পানি, লবণহ্রদ এবং লবণের খনিতে Na ও Mg কে যৌগ হিসেবে পাওয়া যায়।

## S ব্লক মৌলের বৈশিষ্ট্যপূর্ণ ধর্ম

ক্ষার ধাতুর বৈশিষ্ট্য :

(১) তড়িৎ ধনাত্মক ধর্ম (Electropositive character) : ক্ষার ধাতুগুলোর যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^1$ ।

এখানে  $n = 2, 3, 4, \dots$  ইত্যাদি।

এরূপ ইলেকট্রন গঠন কাঠামোর জন্য ক্ষার ধাতুগুলোর আয়নিকরণ বিভবের মান খুব কম। এরা একটি মাত্র ইলেকট্রনকে ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হওয়ার প্রবণতা দেখা যায়। এ কারণে ক্ষার ধাতুগুলো প্রত্যেকেই তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক মৌল। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় তড়িৎ ধনাত্মকতা ধর্ম ততই বাড়তে থাকে। গ্রুপ I এর নিচের দিকের ক্ষার ধাতুগুলোর ইলেকট্রন ত্যাগের প্রবণতা এত বেশি যে আলোর উপস্থিতিতেই এরা ইলেকট্রন ত্যাগ করে থাকে। এ কারণে K ও Cs ধাতুকে ফটোইলেকট্রিক সেল তৈরিতে ব্যবহার করা হয়।

(২) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (Melting points and boiling points) : ক্ষার ধাতুগুলোর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মান অপেক্ষাকৃত নিম্ন। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় ধাতুগুলোর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মান তত কমতে থাকে। গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মানের হ্রাসের কারণ ধাতুগুলোর কেলাস ল্যাটিসের বন্ধন দুর্বল হওয়ায় এরা নরম প্রকৃতির হয়। এ ধাতুগুলোর প্রতিটি পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে একটি মাত্র ইলেকট্রন থাকার কারণে এদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ যথেষ্ট বড় হয় এবং পরমাণুর আকারও বড় হয়। এর ফলে পরমাণুর মধ্যে বন্ধন শক্তি দুর্বল প্রকৃতির হয়। ধাতুর পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে সাথে বন্ধনে অংশগ্রহণ করেনি

এরূপ ইলেকট্রনের সংখ্যার বৃদ্ধি ঘটে। এ কারণে ঐ ইলেকট্রনগুলো দ্বারা পরমাণুর মধ্যে পারস্পরিক বিকর্ষণ বলও বৃদ্ধি পায়। ফলে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক মানের হ্রাস ঘটে। গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে যত যাওয়া যায় পারস্পরিক বিকর্ষণ বলের মানের তত বৃদ্ধি ঘটে এবং গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক মানের হ্রাস ঘটে। এ কারণে ক্ষার ধাতুর ১ম মৌল Li এর গলনাঙ্ক ১৮৬°C হলেও Cs এর গলনাঙ্ক মাত্র ২৮.৫°C।

**(৩) আয়নিকরণ বিভব (Ionisation potential) :** ক্ষার ধাতুগুলোর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে s অরবিটালে একটি মাত্র ইলেকট্রন বর্তমান থাকে। অর্থাৎ এদের যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^1$ । এখানে,  $n = 2, 3, 4, \dots$  ইত্যাদি।

ক্ষার ধাতুগুলোর পরমাণুর আকার যথেষ্ট বড় হওয়ার কারণে সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল কমে যায়। ফলে সর্ববহিঃস্থ কক্ষের  $ns^1$  ইলেকট্রনকে অপসারিত করতে কম শক্তি প্রয়োজন হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে যত যাওয়া যায় আয়নিকরণ বিভবের মান তত কমে থাকে। কারণ নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হওয়ার কারণে সর্ববহিঃস্থ কক্ষের s ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে দূরে সরে যায়। এর ফলে সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমে যায়। কম শক্তি ব্যয় করেই ইলেকট্রনকে অপসারণ করা সম্ভব হয়।

ক্ষার ধাতুগুলোর ১ম আয়নিকরণ বিভবের মান নিম্ন হলেও ২য় আয়নিকরণ বিভবের মান অতি উচ্চ। কারণ

(i)  $M^+$  আয়নের সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস।

(ii)  $M^+$  আয়নের অপেক্ষাকৃত ক্ষুদ্র আকার।

(iii) নিউক্লিয়াসের কার্যকরী ধনাত্মক চার্জের বৃদ্ধি, ক্ষার ধাতুর ২য় আয়নিকরণ বিভবের মানকে অতি উচ্চ করে তোলে।

**(৪) পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (Atomic radius) :** ক্ষার ধাতুগুলো পারমাণবিক ব্যাসার্ধ পর্যায় তালিকায় অন্যান্য গ্রুপের মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধের তুলনায় যথেষ্ট বড়। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে গ্রুপ I এর মৌলগুলোর ক্ষেত্রে নতুন নতুন শক্তিস্তরের সৃষ্টি হয়। যোজ্যতাস্তরের ভিতরের স্তরগুলোর সংখ্যা বৃদ্ধি পাওয়ায় ভিতরের স্তরগুলো সিদ্ধিৎ করার ক্ষমতা সামগ্রিকভাবে বেড়ে যায়। এ কারণে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের বৃদ্ধি ঘটে।

#### মনে রাখবেন—

গ্রুপ I এর মৌল ক্ষার ধাতুগুলো সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে একটিমাত্র ইলেকট্রন বর্তমান থাকে। যোজ্যতাস্তরের পাশাপাশি নিম্নতর স্তরের s ও p অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টক পূর্ণতা থাকে। অবশ্য Li এর ক্ষেত্রে He এর মতো দুটি ইলেকট্রন বর্তমান থাকে। ক্ষার ধাতুগুলোর যোজ্যতা স্তরের পাশাপাশি নিম্নতর শক্তিস্তরের  $ns^2 np^6$  ইলেকট্রনীয় গঠন কাঠামো বিদ্যমান থাকায় তীব্র সিদ্ধিৎ প্রভাব দ্বারা ক্ষার ধাতুর যোজ্যতা স্তরের একমাত্র ইলেকট্রনকে তার নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল থেকে আড়াল করে রাখে। ফলে ক্ষার ধাতুর যোজ্যতা ইলেকট্রনটি তার পরমাণু নিউক্লিয়াস থেকে অপেক্ষাকৃত দূরে অবস্থান করতে পারে। যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াসের সাথে অনেকটাই হালকাভাবে যুক্ত থাকে। ক্ষার ধাতুর পূর্ববর্তী গ্রুপ 1৪তম গ্রুপের মৌল নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর ক্ষেত্রে ইলেকট্রন দ্বারা একটি শক্তিস্তর অষ্টক অপরূপ হওয়ার পর ক্ষার ধাতু মৌল I গ্রুপের মৌলের শেষ ইলেকট্রনটি তার পরবর্তী এবং অপেক্ষাকৃত বড় আকারের নতুন শক্তিস্তরে প্রবেশ করে। ফলে মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ তথা পরমাণুগুলোর আয়তনের বৃদ্ধি ঘটে। এ কারণে গ্রুপ I এর মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়তন পর্যায় সারণির অন্যান্য গ্রুপের মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়তনের তুলনায় বড় হয়।

**(৫) ধাতব ধর্ম (Metallic Character) :** H ব্যতীত I গ্রুপের মৌলসমূহ প্রকৃত অর্থেই আদর্শ ধাতু। এ ধাতুগুলো ঘাতসহ, নমনীয়, তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী। এদের ছুরি বা চাকু দিয়ে সহজেই কাটা যায়। অর্থাৎ এরা নরম প্রকৃতির। গ্রুপের উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় মৌলের ধাতব প্রকৃতি তত বেড়ে যায়। কারণ গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে যত আসা যায় মৌলগুলোর আকার তত বেড়ে যায় ও আয়নিকরণ বিভবের মান তত কমে যায় এবং ধাতব ধর্ম বেড়ে যায়।

**(৬) শিখা পরীক্ষার বর্ণ :** ক্ষার ধাতু এবং এদের লবণগুলো বুনসেন বার্নারের শিখায় বিভিন্ন বর্ণ প্রদর্শন করে থাকে। এই বর্ণ থেকে ক্ষার ধাতু বা তার আয়ন সম্পর্কে ধারণা লাভ করা যায়।

ক্ষার ধাতু→	Li	Na	K	Rb	Cs
শিখার বর্ণ→	গাঢ় লাল	সোনালি হলুদ	হালকা বেগুনি	বেগুনি	বেগুনি

ক্ষার ধাতু ও ধাতুর লবণকে শিখায় ধরলে ধাতুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষে ইলেকট্রনটি শক্তি শোষণ করে সক্রিয় হয় এবং উচ্চতর শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের ধাপাস্তর ঘটে। এ উত্তেজিত ইলেকট্রনগুলো যখন উচ্চতর শক্তিস্তর থেকে শক্তিকে বিকিরণ করে পুনরায় পূর্বের নিম্নশক্তিস্তরে নেমে আসে। বিকিরিত শক্তি দৃশ্যমান আলোরূপে দেখা যায়।

যে পরিমাণ শক্তিকে শোষণ করে Li পরমাণুর 2s অরবিটালের ইলেকট্রনটি যে উচ্চ শক্তিস্তরে যেতে পারে, Na এর 3s অরবিটালে ইলেকট্রনটি তার থেকে আরও বেশি উচ্চ শক্তিস্তরে যেতে পারে। এ উত্তেজিত ইলেকট্রনগুলো পুনরায় যখন পূর্বের অবস্থানে ফিরে আসে তখন ওদের দ্বারা বিভিন্ন পরিমাণ শক্তি বিকিরিত হয়। বিকিরিত শক্তির পরিমাণ Li এর ক্ষেত্রে সবচেয়ে কম হয়। বিকিরিত শক্তির বৃদ্ধির ক্রম,  $Li < Na < K < Rb < Cs$ । প্রতিটি ক্ষেত্রে যে পরিমাণ শক্তি বিকিরিত হয় তার কম্পাঙ্ক ও তরঙ্গদৈর্ঘ্য অনুসারে শিখার বর্ণ নির্ধারিত হয়। Li থেকে বিকিরিত শক্তি কম্পাঙ্ক সবচেয়ে কম হয় বলে Li গাঢ় লাল বর্ণের শিখা সৃষ্টি হয়। Cs থেকে বিকিরিত শক্তি কম্পাঙ্ক সবচেয়ে বেশি হয় বলে Cs বেগুনি বর্ণের শিখা সৃষ্টি করে।

(৭) **প্যারাচুম্বকত্ব ও ডায়াচুম্বকত্ব ধর্ম** : ক্ষার ধাতুগুলো প্রত্যেকেরই যোজ্যতা স্তরে s অরবিটালে একটিমাত্র ইলেকট্রন বর্তমান। অর্থাৎ  $ns^1$  ইলেকট্রনীয় গঠন কাঠামো প্রাপ্ত থাকে। এখানে  $n = 2, 3, 4, \dots$  ইত্যাদি। যোজ্যতা স্তরে s অরবিটালে ইলেকট্রনটি অযুগ্মভাবে অবস্থান করায় ক্ষার ধাতু প্যারাচুম্বকত্ব ধর্ম সম্পন্ন হয়।

ক্ষার ধাতু তার যোজ্যতাস্তরে  $ns^1$  ইলেকট্রনটিকে দান করে  $M^+$  আয়নে পরিণত হয়।  $M^+$  আয়নটি ক্ষার ধাতুটি যে পর্যায়ে অবস্থান করে ঠিক তার পূর্ববর্তী পর্যায় নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রনীয় গঠনকাঠামো প্রাপ্ত হয়।  $M^+$  আয়নের পারমাণবিক অরবিটালের কোনো অযুগ্ম ইলেকট্রন না থাকায় এটি ডায়াচুম্বকত্ব ধর্ম প্রদর্শন করে। অর্থাৎ চুম্বক দ্বারা আকৃষ্ট হয় না।

(৮) **নরম ধাতু** : ক্ষার ধাতুগুলো নরম প্রকৃতির। সহজেই ছুরি বা চাকু দ্বারা কাটা যায়। ক্ষার ধাতুগুলোর পারমাণবিক আয়তন বৃহৎ হওয়ার জন্য এদের মধ্যে ধাতব বন্ধনশক্তি খুবই দুর্বল প্রকৃতির হয়। ফলে ক্ষার ধাতু নরম প্রকৃতির হয়। গ্রুপের উপর থেকে যত নিচে যাওয়া যায় পারমাণবিক আকারের তত বৃদ্ধি ঘটে এবং ধাতব বন্ধন দুর্বল হতে থাকে। ধাতুর নরম প্রকৃতি বৃদ্ধি পেতে থাকে। Li থেকে Na, Na থেকে K এবং K থেকে Rb বেশি নরম প্রকৃতির হয়।

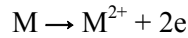
(৯) **বিজারণ ধর্ম (Reducing Property)** : ক্ষার ধাতুর মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় পারমাণবিক আকার তত বাড়তে থাকে। ফলে বিজারণ ক্ষমতাও বাড়তে থাকে। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে আয়নিকরণ বিভবের মান কমতে থাকে। এ কারণে Cs হলো তীব্র বিজারক এবং Li হলো সবচেয়ে দুর্বল বিজারক।

### মৃৎক্ষার ধাতুর বৈশিষ্ট্যসমূহ :

ক্ষার ধাতুগুলোর ন্যায় মৃৎক্ষার ধাতুগুলোও যথেষ্ট সক্রিয়। এ কারণে এদেরকে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। বিভিন্ন যৌগ হিসাবে বিশেষ করে সিলিকেট, কার্বনেট, সালফেট ও ফসফেট হিসাবে প্রকৃতিতে এদের পাওয়া যায়। প্রকৃতিতে পরিমাণ হিসাবে Ca এর অবস্থান পঞ্চম ও Mg এর অবস্থান ষষ্ঠ।

মৃৎক্ষার ধাতুগুলো সাদা ধূসর বর্ণের হলেও বায়ুর সংস্পর্শে এসে এদের উজ্জ্বলতা নষ্ট হয়। এরা ঘাতসহ, নমনীয় এবং এদের ধাতব দ্যুতি আছে। ক্ষার ধাতু অপেক্ষাও মৃৎক্ষার ধাতুগুলো দৃঢ় প্রকৃতির ও অপেক্ষাকৃত শক্ত।

(i) **বিজারণ ধর্ম (Reducing property)** : ক্ষার ধাতুর তুলনায় মৃৎক্ষার ধাতুগুলো অপেক্ষাকৃত দুর্বল বিজারক। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় এদের বিজারণ ধর্ম তত বৃদ্ধি পায়। মৃৎক্ষার ধাতুগুলো যোজ্যতা স্তরে s অরবিটালের 2টি ইলেকট্রনকে দান করে ধনাত্মক দ্বিযোজী আয়নে পরিণত হয়।



(ii) **পারমাণবিক ও আয়নিক ব্যাসার্ধ** : মৃৎক্ষার ধাতুগুলো পারমাণবিক ও আয়নিক ব্যাসার্ধ ক্ষার ধাতুর তুলনায় অপেক্ষাকৃত ছোট। মৃৎক্ষার ধাতুগুলোর ক্ষেত্রে নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জের পরিমাণ বেশি হওয়ায় ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াস দ্বারা অধিকমাত্রায় আকর্ষিত হয়। পারমাণবিক আয়তনের হ্রাস ঘটে। আয়নিক ব্যাসার্ধের ক্ষেত্রে নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জের পরিমাণ 2 একক বৃদ্ধি পাওয়ায় এ মানের আরও অধিক হ্রাস ঘটে। এ মান ক্ষার ধাতুর তুলনায় ছোট।

(iii) **আয়নিকরণ বিভব** : ক্ষার ধাতুর তুলনায় মৃৎক্ষার ধাতুগুলোর আয়নিকরণ বিভবের মান অপেক্ষাকৃত বেশি। এদের অপেক্ষাকৃত ছোট আকার ও কম পারমাণবিক ব্যাসার্ধের কারণে আয়নিকরণ বিভবের মানের বৃদ্ধি ঘটে। মৃৎক্ষার ধাতুর দ্বিতীয় আয়নিকরণ বিভবের মান ক্ষার ধাতুর তুলনায় বেশী।

**উদাহরণস্বরূপ** : ক্ষারধাতু Na এর 1ম আয়নিকরণ বিভবের মান  $495.8 \text{ kJ.mol}^{-1}$  হলেও মৃৎক্ষার ধাতু Mg 1ম আয়নিকরণ বিভবের মান  $737.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ । তবে মৃৎক্ষার ধাতুর 2য় আয়নিকরণ বিভবের মান ক্ষার ধাতুর তুলনায় যথেষ্ট নিম্ন। Mg 2য় আয়নিকরণ বিভবের মান  $1450 \text{ kJ.mol}^{-1}$  হলেও Na 2য় আয়নিকরণ বিভবের মান  $4562 \text{ kJ.mol}^{-1}$ ।

(iv) **শিখা পরীক্ষায় বর্ণ** : মৃৎক্ষার ধাতুগুলোর মধ্যে বেরিলিয়াম, ম্যাগনেসিয়াম ব্যতীত অন্যান্য ধাতুগুলো এবং তাদের উদ্বায়ী লবণ বিশেষ করে ধাতব ক্লোরাইড শিখা পরীক্ষায় বিভিন্ন বর্ণের শিখা প্রদর্শন করে থাকে।

Ca	Sr	Ba	Ra
ইটের মতো লাল	টকটকে লাল	সবুজ	টকটকে লাল

মৃৎক্ষার ধাতু বা তাদের উদ্বায়ী ফ্লোরাইড লবণকে বুনসেন বার্নারের শিখায় উত্তপ্ত করলে যোজ্যতা কক্ষের ইলেকট্রন দুটি শক্তি শোষণ করে উত্তেজিত হয় এবং উচ্চতর শক্তিস্তরে ধাপান্তরিত হয়। এ উত্তেজিত অবস্থা ও ইলেকট্রনের ধাপান্তর খুবই ক্ষণস্থায়ী। তাৎক্ষণিক সময়ের মধ্যে উত্তেজিত ইলেকট্রন পুনরায় পূর্বের নিম্নতর শক্তিস্তরে চলে আসে। এ অবস্থায় ইলেকট্রন দ্বারা শোষিত শক্তি বিকিরিত হয়। এই বিকিরিত ফোটনের শক্তি দৃশ্যমান তরঙ্গদৈর্ঘ্যের সীমার মধ্যে পড়ে।

বেরিলিয়াম ও ম্যাগনেসিয়ামের পরমাণুর আকার অপেক্ষাকৃত ছোট হওয়ায় তাদের যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন দুটি নিউক্লিয়াস দ্বারা তীব্রভাবে আকর্ষিত হয়। এ দুটি মৌলের আয়নিকরণ বিভবের মানও খুব উচ্চ। পরমাণু দুটির যোজ্যতাস্তরের 2s ও 3s অরবিটালের ইলেকট্রন দুটিকে উত্তেজিত করে উচ্চশক্তিস্তরে নিয়ে যাওয়ার জন্য প্রচুর পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন পড়ে। বুনসেন বার্নারের শিখা থেকে এ ধরনের শক্তি পাওয়া সম্ভব নয় বলে তাদের ইলেকট্রনগুলো উত্তেজিত করে উচ্চতর শক্তিস্তরে নিয়ে যাওয়া সম্ভব হয় না।

### p ব্লক মৌল :

#### p ব্লক মৌলগুলোর বৈশিষ্ট্য (Characteristics of p-block elements) :

p ব্লক মৌলগুলোর বেশকিছু বৈশিষ্ট্যপূর্ণ ধর্ম পরিলক্ষিত হয়। যেমন—

(i) পারমাণবিক ও আয়নিক ব্যাসার্ধ (Atomic and ionic radius) : p ব্লক মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডানের দিকে কমতে থাকে কিন্তু 18তম গ্রুপে গিয়ে এ মানের বৃদ্ধি ঘটে। গ্রুপ বরাবর যেকোনো গ্রুপের ক্ষেত্রে উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মানের বৃদ্ধি ঘটে। আয়নিক ব্যাসার্ধের মানের ক্ষেত্রেও এ রীতি প্রযোজ্য।

(ii) আয়নিকরণ বিভব (Ionisation potential) : p ব্লক মৌলের আয়নিকরণ বিভবের ক্ষেত্রে পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডানের দিকে অগ্রসর হলে সাধারণত বৃদ্ধি পেতে থাকে। 15তম গ্রুপ অপেক্ষা 16তম গ্রুপের মৌলের আয়নিকরণ বিভবের মান নিম্ন। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে গেলে আয়নিকরণ বিভবের মানের হ্রাস ঘটে। 18 তম গ্রুপের মৌল নিষ্ক্রিয় মৌল। এদের আয়নিকরণ বিভবের মান অতি উচ্চ।

(iii) জারণ ও বিজারণ বিভব (Oxidising and reducing properties) : p ব্লক মৌলের মধ্যে বেশকিছু মৌল আছে যারা উত্তম বিজারক। যেমন— Al, Sn, Pb প্রভৃতি। 17তম গ্রুপের মৌলসমূহ তীব্র জারক। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে যত যাওয়া যায় জারণ ধর্ম তত কমতে থাকে। পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডানের দিকে অগ্রসর হতে থাকলে জারণ ধর্ম বাড়তে থাকে।

(iv) জারণ অবস্থা (Oxidation state) : p ব্লক মৌল বিশেষ করে 13তম গ্রুপের মৌলের ক্ষেত্রে, সাধারণভাবে তাদের জারণ অবস্থা +3 প্রদর্শন করে থাকে। তবে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় নিষ্ক্রিয় জোড় ইলেকট্রনের প্রভাবে জারণ অবস্থার মান কমতে থাকে। উদাহরণস্বরূপ গ্যালিয়াম (Ga), ইন্ডিয়াম (In), থ্যালিয়াম (Tl) +3 ও +1 উভয়কেই প্রদর্শন করে থাকে। প্রকৃতপক্ষে +1 জারণ অবস্থার স্থায়িত্ব গ্রুপের নিচের দিকে বাড়তে থাকে। এ কারণে গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে নামতে থাকলে ns<sup>2</sup> ইলেকট্রনের বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করার প্রবণতা কমতে থাকে। এরূপ একজোড়া ইলেকট্রন যেটি বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না তাদেরকে নিষ্ক্রিয় জোড় এবং বন্ধন গঠনে একজোড়া ইলেকট্রনের অংশগ্রহণ না করার প্রবণতাকে নিষ্ক্রিয় জোড় প্রভাব বলে।

(v) তড়িৎ ধনাত্মকতা (Electropositivity) : s ব্লকের মৌল গ্রুপ I ও II এর ন্যায় p ব্লকের 13 গ্রুপের মৌলগুলোও তড়িৎ ধনাত্মক মৌল। তবে এদের তড়িৎ ধনাত্মকতা গ্রুপের I ও II এর মৌল অপেক্ষা নিম্ন। 13 তম গ্রুপের মৌলের অপেক্ষাকৃত ছোট পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও উচ্চ আয়নিকরণ বিভব এর জন্য দায়ী। 13 তম গ্রুপের মৌলের উপরের দিক থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে B থেকে Al এর দিকে তড়িৎ ধনাত্মকতা মানের বৃদ্ধি এবং Al থেকে নিচের দিকে তড়িৎ ধনাত্মকতা মানের হ্রাস ঘটে। B অপেক্ষা Al এর পারমাণবিক আকারের বৃদ্ধি ও আয়নিকরণ বিভবের মানের হ্রাস এজন্য দায়ী। Al এর নিচের মৌল Ga, In ও Tl এর ক্ষেত্রে তড়িৎ ধনাত্মকতার মানের হ্রাসের কারণ হলো Ga ও In এর d অরবিটাল এবং Tl এর d ও f অরবিটাল এর আকার্যকর আবরণী ক্ষমতা (Screening effect) এর কারণে নিউক্লিয়াসকে ইলেকট্রন দ্বারা ঠিকমতো আড়াল করে রাখতে পারে না। এ কারণে যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ তীব্রতর হয়। ফলে পরমাণু ইলেকট্রনকে সহজে দান করতে পারে না। Al থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে মৌলের তড়িৎ ধনাত্মকতা তথা ধাতব চরিত্রের হ্রাস ঘটে।

p ব্লকের 14তম গ্রুপের মৌলের তড়িৎ ধনাত্মকতার মান 13তম গ্রুপ অপেক্ষা কম। গ্রুপ বরাবর উপর হতে নিচের দিকে তড়িৎ ধনাত্মকতা মানের বৃদ্ধি ঘটে। গ্রুপ বরাবর উপর হতে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের বৃদ্ধিজনিত কারণে যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলের প্রভাব কমে যায়। এ কারণে আয়নিকরণ বিভবের মানও কমে যায় এবং তড়িৎ ধনাত্মকতা বেড়ে যায়। ১৪তম গ্রুপের মৌল কার্বন (C) অধাতু, সিলিকন উপধাতু, জারমেনিয়াম (Ge) উপধাতু, টিন (Sn) ধাতু, লেড (Pb) ধাতু।

p ব্লক মৌলের 15 তম গ্রুপের মৌল N, P, As, Sb, Bi এর মধ্যে N, P অধাতব মৌল। As ও Sb উপধাতু Bi দুর্বল ধাতু। এদের তড়িৎ ধনাত্মকতার মান খুবই নিম্ন।

p ব্লকের মৌল 16 তম গ্রুপের মৌল O ও S অধাতব মৌল এবং এদের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্ম বর্তমান। Se ও Te উপধাতু। Po দুর্বল ধাতু।

p ব্লক মৌলের 17তম গ্রুপের মৌল F, Cl, Br, I, At প্রত্যেকেই অধাতব প্রকৃতির মৌল। এরা অতিশয় তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল। এদের তড়িৎ ধনাত্মকতা ধর্ম খুবই নিম্ন। 18তম গ্রুপের মৌলসমূহ নিষ্ক্রিয় মৌল।

(vi) তড়িৎ ঋণাত্মকতা (Electronegativity) : p ব্লক মৌলের ক্ষেত্রে পর্যায় বরাবর বাম থেকে ডানের দিকে অগ্রসর হলে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বাড়ে থাকে। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে গেলে তড়িৎ ঋণাত্মকতা কমে থাকে। সাধারণভাবে ধাতব মৌল অপেক্ষা অধাতব মৌলের মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্মের বৃদ্ধি ঘটে। p ব্লক মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা মানের সারণি—

গ্রুপ→ পর্যায় ↓	13	14	15	16	17	18
2	B	C	N	O	F	Ne
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান→	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	0
3	Al	Si	P	S	Cl	Ar
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান→	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	0
4	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান→	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	0
5	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান→	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	0
6	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান→	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	0

### p ব্লক মৌলের রাসায়নিক ধর্ম

পর্যায় তালিকায় গ্রুপ 13 থেকে গ্রুপ 18 পর্যন্ত মৌলসমূহ p ব্লক মৌল। এদের রাসায়নিক ধর্মের ক্ষেত্রে বৈচিত্র্যপূর্ণ বৈশিষ্ট্য পরিলক্ষিত হয়। ভিন্ন ভিন্ন ভাবে এক এক গ্রুপের মৌলের রাসায়নিক ধর্ম এক এক রকম। তবে একই গ্রুপের মৌলের ধর্মের ক্ষেত্রে যথেষ্ট সাদৃশ্য দেখা যায়।

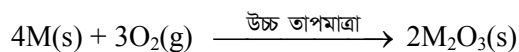
### 13তম গ্রুপের মৌলের রাসায়নিক ধর্ম

#### (Chemical Properties of Group-13 Elements) :

B ব্যতীত এ গ্রুপের অন্যান্য মৌলগুলো ধাতব প্রকৃতির। তাই এরা তড়িৎ ধনাত্মক মৌল। 13তম গ্রুপের উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় মৌলের তড়িৎ ধনাত্মক ধর্ম তত বাড়ে থাকে। মৌলগুলো যৌগ গঠনের ক্ষেত্রে বেশির ভাগ ক্ষেত্রেই +3 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করলেও +1 জারণ অবস্থাও প্রদর্শন করে থাকে।

13তম গ্রুপের মৌল B এর ক্ষুদ্র পারমাণবিক আকার, ক্ষুদ্র আয়নিক ব্যাসার্ধ, উচ্চ আয়নিকরণ বিভব ও যোজ্যতা স্তরে d অরবিটালের অনুপস্থিতির কারণে B সমযোজী প্রকৃতির যৌগ গঠন করে থাকে। এমনকি অতিশয় তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল X এর সাথে যুক্ত হয়ে (BX<sub>3</sub>) বোরন ট্রাই হ্যালাইড এর ক্ষেত্রে B সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে থাকে।

(i) অক্সিজেনের সাথে : উচ্চ তাপমাত্রা 13 তম গ্রুপের মৌলগুলো অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে ওদের ট্রাইঅক্সাইড যৌগ  $M_2O_3$  গঠন করে।

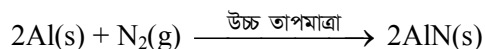
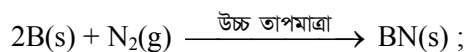


এখানে,  $M = B, Al, Ga, In, Tl$

গ্রুপ বরাবর যত উপর থেকে নিচের দিকে যাওয়া যায় অক্সিজেনের প্রতি মৌলের সক্রিয়তা ততই বাড়তে থাকে।  $B_2O_3$  অম্লধর্মী,  $Al_2O_3$  ও  $Ga_2O_3$  উভধর্মী,  $In_2O_3$  ক্ষারীয় এবং  $Tl_2O_3$  তীব্র ক্ষারধর্মী।

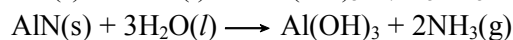
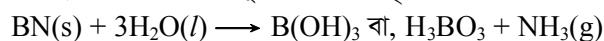
গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে অক্সাইড যৌগের অম্লধর্ম কমতে থাকে এবং ক্ষার ধর্ম বাড়তে থাকে।

(ii) নাইট্রোজেনের সাথে : উচ্চ তাপমাত্রায় 13 তম গ্রুপের মধ্যে শুধু B ও Al নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে বোরন নাইট্রাইড BN ও অ্যালুমিনিয়াম নাইট্রাইড AlN গঠন করে।



Ga, In, Tl মৌল তিনটি 13তম গ্রুপের মৌল হলেও এরা N এর সাথে বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে না। এ মৌল তিনটি +3 জারণ অবস্থা থেকে +1 জারণ অবস্থা অধিকতর স্থায়ী।

উৎপন্ন নাইট্রাইড যৌগসমূহ সমযোজী প্রকৃতির হওয়ায় ওরা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়ে হাইড্রোক্সাইড যৌগ ও  $NH_3$  গ্যাস উৎপন্ন করে।



(iii) হ্যালোজেনের সাথে : গ্রুপ-13 মৌলগুলো হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে  $MX_3$  সাধারণ সংকেতযুক্ত হ্যালাইড যৌগ উৎপন্ন করে।



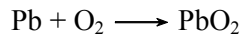
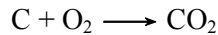
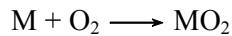
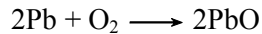
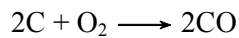
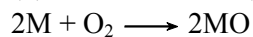
গ্রুপ-13 নিচের দিকের মৌল Ga, Tl ও Tl মৌল তিনটি +3 জারণ অবস্থা অপেক্ষা +1 জারণ অবস্থা অধিক স্থায়ী বিধায় এরা মনো হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। হ্যালাইড যৌগগুলোর মধ্যে ফ্লোরাইড যৌগগুলোর বন্ধন প্রকৃতি আয়নিক ও উচ্চ গলনাঙ্কবিশিষ্ট। ব্যতিক্রম বোরন। ক্লোরাইড, ফ্লোরাইড, আয়োডাইড যৌগ সমযোজী প্রকৃতির ও নিম্ন স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট। বোরন হ্যালাইডগুলো সমযোজী প্রকৃতির বলে এরা তড়িৎ অপরিবাহী, পানিতে অদ্রবণীয় এবং জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয়।

### 14তম গ্রুপের মৌলের রাসায়নিক ধর্ম :

(১) অক্সিজেনের সাথে : 14তম গ্রুপের মৌল অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে দুই ধরনের অক্সাইড যৌগ গঠন করে।

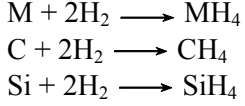
(i) মনো-অক্সাইড যৌগ (MO); যেমন— CO, SiO, GeO, SnO, PbO

(ii) ডাই-অক্সাইড যৌগ ( $MO_2$ ); যেমন—  $CO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $GeO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $PbO_2$

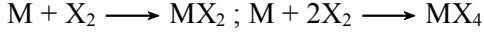


ডাই অক্সাইডগুলোর মধ্যে  $CO_2$ —অম্লধর্মী,  $SiO_2$ —কম অম্লধর্মী।  $GeO_2$ —খুবই সামান্য অম্লধর্মী,  $SnO_2$  ও  $PbO_2$  উভধর্মী অক্সাইড।

(২) হাইড্রোজেনের সাথে : লেড (Pb) ভিন্ন 14তম গ্রুপের মৌলগুলো হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে  $MH_4$  যৌগ গঠন করে থাকে। হাইড্রাইড যৌগের ক্ষেত্রে সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে  $MH_4$  অণু গঠিত হয়।



(৩) হ্যালোজেনের সাথে : 14তম গ্রুপের মৌলগুলো হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে  $MX_2$  ও  $MX_4$  আণবিক সংকেতবিশিষ্ট হ্যালাইড যৌগ গঠন করে।



### গ্রুপ 15 মৌলসমূহ

নাইট্রোজেন (N), ফসফরাস (P), আর্সেনিক (As), অ্যান্টিমনি (Sb), বিসমাথ (Bi) মৌলগুলো পর্যায় তালিকায় 15 তম গ্রুপের মৌল। পর্যায় সারণির 15তম গ্রুপের মৌলগুলোকে নাইকোজেনস (Pnicogens) বলা হয়। গ্রিক ভাষায় Pnicogens শব্দের অর্থ শ্বাসরোধক। 15 তম গ্রুপের মৌলগুলো কোনটি শ্বাসকার্যে সহায়তা করে না।

### 15 তম গ্রুপের মৌলগুলোর সাধারণ ধর্ম :

(i) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক : 15তম গ্রুপের মৌলগুলোর মধ্যে একমাত্র N গ্যাসীয়। এ গ্রুপের মৌলের ক্ষেত্রে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে মৌলগুলো গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বৃদ্ধি পায়। তবে বিসমাথ (Bi) এর গলনাঙ্ক তুলনামূলকভাবে বেশ কম।

(ii) পারমাণবিক ব্যাসার্ধ : 15তম গ্রুপের মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ অপেক্ষাকৃত ছোট। গ্রুপ 15 এর মৌলগুলো নিউক্লিয়াসে চার্জের পরিমাণ বেশি হওয়ায় যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রনগুলোকে তীব্রভাবে নিউক্লিয়াস আকর্ষণ করে। ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মানের হ্রাস ঘটে। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে যত নিচের দিকে যাওয়া যায় পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মানের তত বৃদ্ধি ঘটে। কিন্তু N থেকে P পরমাণুতে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ যে হারে বৃদ্ধি পায় বাকিদের ক্ষেত্রে ততটা বৃদ্ধি পায় না। কারণ P এর পরবর্তী মৌলগুলোতে d ও f উপকক্ষের ইলেকট্রনে দুর্বল আবরণী ক্ষমতার কারণে এ ধরনের ব্যতিক্রমের সৃষ্টি হয়।

(iii) আয়নিকরণ বিভব : 15তম গ্রুপের মৌলগুলোর আয়নিকরণ বিভবের মান 14তম গ্রুপের মৌলগুলোর আয়নিকরণ বিভবের মানের তুলনায় অনেক বেশি। 15তম গ্রুপের মৌলগুলোর নিউক্লিয়াসে চার্জের পরিমাণ বেশি হওয়ায় যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রনের প্রতি আকর্ষণ বলের প্রভাবও বেশি। এ কারণে আয়নিকরণ বিভবের মানও বেশি হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে নামতে থাকলে আয়নিকরণ বিভবের মানের ক্রমশ হ্রাস ঘটে। কারণ গ্রুপ বরাবর নিচের দিকে নামতে থাকলে পরমাণুর পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মানের বৃদ্ধি ঘটে। ফলে যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল কমে যায়, আয়নিকরণ বিভবের মানও কমে যায়।

(iv) জারণ অবস্থা : 15তম গ্রুপের মৌলসমূহের যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^2np^3$ । অষ্টক পূর্ণতার জন্য আরও অতিরিক্ত তিনটি ইলেকট্রনের প্রয়োজন। এ গ্রুপের মৌলগুলো যখন তিনটি ইলেকট্রনকে গ্রহণ করে  $M^{3-}$  আয়নে পরিণত হয় তখন অনেক শক্তির প্রয়োজন হয়। যা ঐ মৌলের ল্যাটিস শক্তি থেকে সংগ্রহ করার প্রয়োজন হয়। শুধু N ও P পরমাণুর আকার ছোট হওয়ায়  $N^{3-}$  ও  $P^{3-}$  আয়ন সৃষ্টি করা সম্ভব হয়। বাকি মৌলগুলোর পক্ষে  $M^{3-}$  আয়নে পরিণত হওয়া সম্ভব নয়।  $N^{3-}$  আয়নে পরিণত হতে  $2130 \text{ kJmol}^{-1}$  ও  $p^{3-}$  আয়নে পরিণত হতে  $1450 \text{ kJ.mol}^{-1}$  শক্তির প্রয়োজন হয়।

উচ্চ আয়নিকরণ বিভবের কারণে 15তম গ্রুপের মৌলগুলোর ক্যাটায়ন গঠন করার প্রবণতা অপেক্ষাকৃত কম। তবুও এরা +3 ও +5 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে থাকে। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে +5 আয়নে পরিণত হওয়ার প্রবণতা অপেক্ষা +3 আয়নে পরিণত হওয়ার প্রবণতা বেড়ে যায়। এ কারণে গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে নামলে মৌলের যৌগের মধ্যে সমযোজী বৈশিষ্ট্য কমে যায় এবং আয়নিক বৈশিষ্ট্য বেড়ে যায়।

**মনে রাখবেন :** নাইট্রোজেন পরমাণুর ক্ষেত্রে +5 থেকে -3 পর্যন্ত সকল জারণ অবস্থাই প্রদর্শন করা সম্ভব।  $HNO_3$  অণুতে +5,  $N_2O_4$  অণুতে +4,  $HNO_2$  অণুতে +3, NO অণুতে +2,  $N_2O$  অণুতে =1,  $N_2$  অণুতে 0,  $NH_2OH$  অণুতে -1 এবং  $NH_3$  অণুতে -3 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে।



**16 তম গ্রুপের মৌল :**

অক্সিজেন (O), সালফার (S), সেলেনিয়াম (Se), টেলুরিয়াম (Te), পোলোনিয়াম (Po) এর মৌলগুলো পর্যায় সারণির 16 তম গ্রুপের মৌল। এ মৌলগুলোর প্রথম চারটি মৌলকে চ্যালকোজেন মৌল বলে।

**16 তম গ্রুপের মৌলের সাধারণ ধর্ম :**

- গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :** 16তম গ্রুপের মৌলগুলোর ক্ষেত্রে অক্সিজেনের গলনাঙ্ক ( $-218^{\circ}\text{C}$ ) ও স্ফুটনাঙ্ক ( $-183^{\circ}\text{C}$ ) এর মান নিম্ন হলেও এ গ্রুপের পরবর্তী মৌল সালফার এর গলনাঙ্ক ( $112^{\circ}\text{C}$ ) ও স্ফুটনাঙ্ক ( $446^{\circ}\text{C}$ ) এর মান উচ্চ। এভাবে গ্রুপ বরাবর নিচের দিকে নামতে থাকলে উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক আয়তনের বৃদ্ধির সাথে সাথে ভ্যান্ডার ওয়ালস আকর্ষণ বলের মানের বৃদ্ধি ঘটে।
- পারমাণবিক ব্যাসার্ধ :** 15 তম গ্রুপের তুলনায় 16 তম গ্রুপের মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মান নিম্ন। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের বৃদ্ধি ঘটে।
- আয়নিকরণ বিভব :** 16 তম গ্রুপের মৌলগুলোর আয়নিকরণ বিভবের মান 15 তম গ্রুপের তুলনায় অপেক্ষাকৃত নিম্ন হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে আয়নিকরণ বিভবের মানের হ্রাস ঘটে। কারণ গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের বৃদ্ধি এবং ইলেকট্রনের আকর্ষণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পাওয়ার কারণে যোজ্যতান্তরের ইলেকট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ শক্তির মানের হ্রাস ঘটে।
- জারণ অবস্থা :** 16 তম গ্রুপের মৌলের যোজ্যতান্তরের ইলেকট্রনীয় গঠন কাঠামো  $ns^2np^4$ । নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রনীয় গঠন প্রাপ্তির জন্য আর দুটি মাত্র ইলেকট্রনের প্রয়োজন। এ কারণে এ গ্রুপের মৌলের  $M^{2-}$  আয়নিক অবস্থা প্রাপ্ত হওয়ার প্রবণতা সর্বাধিক। উপরন্তু পরমাণুগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^2np^4$  অবস্থার কারণে মৌলের পরমাণুগুলো যোজ্যতান্তরের দুটি ইলেকট্রনকে ব্যবহার করে দুটি সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রনীয় গঠন কাঠামো প্রাপ্ত হতে পারে।  
16তম গ্রুপের মৌলের মধ্যে অক্সিজেন ভিন্ন সকল মৌলই যৌগের মধ্যে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে থাকে। ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান 4 আর অক্সিজেনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান 3.5। অক্সিজেন ফ্লোরিন অপেক্ষা কম তড়িৎ ঋণাত্মক হওয়ায়  $\text{OF}_2$  যৌগের মধ্যে অক্সিজেন +2 জারণ মান প্রদর্শন করে থাকে।

**17 তম গ্রুপের মৌল :**

পর্যায় সারণির 17 তম গ্রুপের অধাতব মৌল F, Cl, Br, I ও At. এদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের মধ্যে অনেক সাদৃশ্য থাকায় এদের একই পরিবারভুক্ত বলা হয়। সমুদ্রের পানিতে ফ্লোরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন লবণ পাওয়া যায়। এ কারণে F, Cl, Br, ও I এ মৌলগুলোকে সাধারণভাবে হ্যালোজেন বলে। গ্রিক ভাষার halos শব্দের অর্থ Sea-salt এবং genes অর্থ to produce অর্থাৎ halogens শব্দের অর্থ Sea-salt producers, যা দিয়ে সমুদ্রের লবণ উৎপন্ন করা হয়।

উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মকতার জন্য হ্যালোজেন মৌলগুলো অতিশয় সক্রিয় হয়। এদেরকে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। ফ্লোরিনকে পাওয়া যায় (i) ফ্লোরস্পার ( $\text{CaF}_2$ ), (ii) ক্রায়োলাইট ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ), ক্লোরিনকে পাওয়া যায় (i) সোডিয়াম ক্লোরাইড ( $\text{NaCl}$ ), (ii) রক সল্ট ( $\text{NaCl}$ ), (iii) কার্নাসাইট ( $\text{KCl.MgCl}_2.6\text{H}_2\text{O}$ ), ব্রোমিনকে কার্নাসাইটের মধ্যে  $\text{KBr}$  ও  $\text{MgBr}_2$  হিসাবে এবং আয়োডিনকে চিলি সল্ট পিটার ( $\text{NaNO}_3.\text{NaIO}_3$ ) হিসাবে পাওয়া যায়।

হ্যালোজেনগুলো দ্বিপরিমাণুক সমযোজী অণু হিসাবে অবস্থান করে।  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  গ্যাসীয়,  $\text{Br}_2$  তরল এবং  $\text{I}_2$  কঠিন অবস্থায় অবস্থান করে।

**17তম গ্রুপের মৌলের সাধারণ ধর্ম :**

- গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :** 17তম গ্রুপের মৌলগুলোর অণুর আকৃতি বাড়ার সাথে সাথে  $\text{F}_2$  থেকে  $\text{I}_2$  এর দিকে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের বৃদ্ধি ঘটে। অণুগুলোর আকার বাড়ার সাথে সাথে ভ্যান্ডার ওয়ালস আকর্ষণ বলের মান বেড়ে যায়। ফলে এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মান বেড়ে যায়।

মৌল →	F	Cl	Br	I
গলনাঙ্ক →	54.4 K	172 K	265.8 K	386.6 K
স্ফুটনাঙ্ক →	84.7 K	239 K	332.5 K	458.2 K

- ২। পারমাণবিক ব্যাসার্ধ : 16 তম গ্রুপের তুলনায় 17 তম গ্রুপের মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মান তুলনামূলকভাবে ছোট হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে ক্রমাগত শক্তিস্তরের সংখ্যা বাড়ার ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মান বেড়ে যায়। পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মতো আয়নিক ব্যাসার্ধও একই ক্রম পরিলক্ষিত হয়।

মৌল →	F	Cl	Br	I
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm	72	99	114	133
আয়নিক ব্যাসার্ধ pm	133	184	146	220

- ৩। আয়নিকরণ বিভব : 17 তম গ্রুপের মৌলের পরমাণুর অপেক্ষাকৃত ক্ষুদ্র আকার ও উচ্চ নিউক্লিয়াসের আধানের কারণে মৌলগুলো উচ্চ আয়নিকরণ বিভব সম্পন্ন হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে আয়নিকরণ বিভবের মান কমতে থাকে। এর কারণ— (i) পরমাণুর আকারের বৃদ্ধি ও (ii) অভ্যন্তরীণ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনগুলোর আবরণী ক্ষমতা বৃদ্ধি। F এর আয়নিকরণ বিভবের মান  $1680 \text{ kJ.mol}^{-1}$  হলেও I এর ক্ষেত্রে এ মান  $1008 \text{ kJ.mol}^{-1}$  হয়। আয়োডিনের কম আয়নিকরণ বিভবের কারণে এটি ইলেকট্রনকে দান করে  $I^+$  আয়নে পরিণত হয়।

মৌল →	F	Cl	Br	I
আয়নিকরণ বিভব → $\text{kJ.mol}^{-1}$	1680	1256	1142	1008
আয়নিকরণ বিভব → eV	17.4	13.0	11.8	10.4

- ৪। জারণ অবস্থা : F ভিন্ন এ গ্রুপের অন্য সব মৌল একাধিক জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে। এতে  $-1, +1, +3, +5, +7$  জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে।


মৌল →	F	Cl	Br	I
জারণ অবস্থা →	-1	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7


- ৫। তড়িৎ ঋণাত্মকতা : 17তম গ্রুপের মৌলের ক্ষেত্রে ক্ষুদ্র পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও উচ্চ নিউক্লিয়াসের আধানের জন্য এরা উচ্চ তড়িৎ ঋণাত্মকতাবিশিষ্ট হয়। এদের মধ্যে F সব থেকে বেশি তড়িৎ ঋণাত্মক। গ্রুপ বরাবর যত নিচের দিকে যাওয়া যায় মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান তত কমতে থাকে। ধাতব ধর্ম বাড়তে থাকে ও অধাতব ধর্ম কমতে থাকে। এ কারণে আয়োডিন কিছুটা ধাতব ধর্ম প্রদর্শন করে।

মৌল →	F	Cl	Br	I
তড়িৎ ঋণাত্মকতা	4.0	3.0	2.8	2.5

- ৬। ইলেকট্রন আসক্তি : 17 তম গ্রুপের মৌলের যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^2np^5$ । অষ্টক পূর্ণতার জন্য আর একটি মাত্র ইলেকট্রনের প্রয়োজন। এজন্য অতি সহজেই একটি ইলেকট্রন দান করে এ পর্যায়ের পরবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস প্রাপ্ত হয়। এদের ইলেকট্রন গ্রহণ করার ক্ষমতা সবচেয়ে বেশি। প্রতিটি হ্যালোজেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসের আধানের মাত্রা বেশি হওয়ায় এরা সহজেই একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে। একটি মাত্র ইলেকট্রন গ্রহণের ফলেই খুব বেশি পরিমাণ শক্তি মুক্ত হয়। এ কারণে এদের ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের দিকে পরমাণুর আকারের বৃদ্ধির সাথে সাথে ইলেকট্রন আসক্তির মান কমে যায়।

মৌল →	F	Cl	Br	I
ইলেকট্রন আসক্তি → $\text{kJ.mol}^{-1}$	333	348.5	324	295
ইলেকট্রন আসক্তি → eV	3.62	3.79	3.56	3.28

 <b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। একটি পরিষ্কার কাচের গ্লাসের মধ্যে অর্ধেক পরিমাণ পানি নিয়ে তার মধ্যে <math>\text{Na}_2\text{O}</math> দ্রবীভূত করে দ্রবণের প্রকৃতি অম্লীয় না ক্ষারীয় তা পরীক্ষা করুন।</p> <p>২। একটি পরিষ্কার কাচের গ্লাসের মধ্যে অর্ধেক পরিমাণ পানি নিয়ে তার মধ্যে একটি পরিষ্কার পাটকাঠি ডুবিয়ে ৮ থেকে ১০ মিনিট ফু দিতে থাকবেন। পানি থেকে বুদবুদ বেড়িয়ে আসবে। দ্রবণের প্রকৃতি অম্লীয় না ক্ষারীয় তা পরীক্ষা করুন।</p>
--	---

 <b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>গলনাঙ্ক :</b> 1 শ্রেণির মৌলসমূহের গলনাঙ্ক তাদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে ক্রমান্বয়ে হ্রাস পায়। যেমন— লিথিয়ামের গলনাঙ্ক <math>180^\circ\text{C}</math> অথচ ঐ শ্রেণির শেষ মৌল সিজিয়ামের গলনাঙ্ক <math>28.58^\circ\text{C}</math>।</li> <li>• <b>স্ফুটনাঙ্ক :</b> মৌলসমূহের পারমাণবিক আয়তন বৃদ্ধির সাথে সাথে এদের স্ফুটনাঙ্ক হ্রাস পায়। যেমন— লিথিয়ামের স্ফুটনাঙ্ক <math>1326^\circ\text{C}</math> অথচ সিজিয়ামের স্ফুটনাঙ্ক <math>690^\circ\text{C}</math>।</li> <li>• <b>জারণ মান :</b> 1 শ্রেণির মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসে যোজ্যতা স্তরে একটি মাত্র ইলেকট্রন থাকায় এরা সহজেই একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে জারিত হয়। ফলে এদের জারণ সংখ্যা হয় +1। কিন্তু দ্বিতীয় আয়নিকরণ শক্তির মান অনেক বেশি হওয়ায় এদের জারণ মানের পরিবর্তন হয় না।</li> <li>• <b>তড়িৎ ঋণাত্মকতা :</b> তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলতে কোনো মৌলের ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি বা ইলেকট্রন গ্রহণের ক্ষমতা বোঝায়। 1 শ্রেণির মৌলসমূহ তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক হওয়ায় এদের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান অতি নগণ্য। যেমন— Li এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান 1.0 এবং এ শ্রেণির নিচের দিকের মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান ক্রমান্বয়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে হ্রাস পেতে থাকে।</li> <li>• <b>জারণ সংখ্যা :</b> গ্রুপ-2 এর মৃৎক্ষারীয় ধাতুগুলোর প্রথম আয়নিকরণ শক্তির মান কম বলে একযোজী ধাতব আয়ন (<math>\text{M}^+</math>) গঠন করা সম্ভব কিন্তু বাস্তবে গ্রুপ-2 ধাতুগুলো কেবল দ্বিযোজী ধাতব আয়ন (<math>\text{M}^{2+}</math>) যেমন— <math>\text{Be}^{2+}</math>, <math>\text{Mg}^{2+}</math>, <math>\text{Ca}^{2+}</math>, <math>\text{Ba}^{2+}</math> আয়ন গঠন করে। গ্রুপ-2 ধাতুসমূহের স্থিতিশীল আয়ন দ্বিযোজী হওয়ায় এদের জারণ সংখ্যা +2 হয়।</li> </ul>

 <b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৩</b>
---

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- d-ব্লক মৌলসমূহ তড়িৎ ধনাত্মকতা—
 

(ক) s-ব্লক অপেক্ষা অনেক বেশি	(খ) s-ব্লক অপেক্ষা কম
(গ) s-ব্লক অপেক্ষা বেশি	(ঘ) প্রথম দুটি
- আয়নিকরণ শক্তির মান—
 

(ক) d-ব্লক মৌল > s-ব্লক মৌল	(খ) d-ব্লক মৌল > p-ব্লক মৌল
(গ) p-ব্লক মৌল > s-ব্লক মৌল	(ঘ) p-ব্লক মৌল > d-ব্লক মৌল
- অবস্থান্তর মৌলের জটিল আয়ন গঠনের জন্য দায়ী?
 

(ক) অসম্পূর্ণ d-অরবিটাল	(খ) ক্যাটায়নের ক্ষুদ্র আকার
(গ) বর্ণযুক্ত আয়ন সৃষ্টি	(ঘ) উপরের ক ও খ
- s-ব্লক মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়—
 

i. পর্যায় সারণির বাম থেকে ডানে			
ii. ডান থেকে বামে			
iii. নিচ থেকে উপরে			
নিচের কোনটি সঠিক?			
(ক) i ও ii	(খ) i ও iii	(গ) ii ও iii	(ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.৪ নিষ্ক্রিয় গ্যাস



### উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- নিষ্ক্রিয় মৌল সম্পর্কে বর্ণনা করতে পারবেন।
- মৌলের নিষ্ক্রিয়তার কারণ ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



### মুখ্য শব্দ

নিষ্ক্রিয়, সক্রিয়তা, ইলেকট্রন, আসক্তি, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ।



### 18তম গ্রুপের মৌল :

হিলিয়াম (He), নিয়ন (Ne), আর্গন (Ar), ক্রিপটন (Kr), জেনন (Xe) ও রেডন (Rn) এ ছয়টি মৌল পর্যায় সারণিতে 18তম গ্রুপের মৌল। সাধারণত এরা যৌগ গঠন করে না বলে এরা নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিসাবে পরিচিতি লাভ করেছে। এ মৌলগুলো প্রকৃতিতে খুবই কম পরিমাণে পাওয়া যায়। মৌলগুলোর নিষ্ক্রিয়তার কারণ পরে আবিষ্কৃত হয়। নিষ্ক্রিয় গ্যাস আবিষ্কারের জন্য লর্ড রেলি (Lord Rayleigh) ও স্যার উইলিয়াম রামসে (Sir William Ramsay) কে ১৯০৪ সালে নোবেল পুরস্কারে ভূষিত করা হয়।

### 18তম গ্রুপের মৌলের সাধারণ ধর্ম :

- (১) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক : 18তম গ্রুপের মৌলগুলো নিম্ন গলনাঙ্ক ও নিম্ন স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট হয়। অণুগুলোর মধ্যে দুর্বল ভ্যান্ডার ওয়ালস বল কাজ করে বিধায় এমনটি হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মানের বৃদ্ধি ঘটে।
- (২) পারমাণবিক ব্যাসার্ধ : 18তম গ্রুপের মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ একই পর্যায়ের অন্যসব মৌলের তুলনায় অনেক বেশি। এ গ্রুপের মৌলের পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মান এতই বেড়ে যায় যে এ মান ভ্যান্ডার ওয়ালস ব্যাসার্ধের মানের সমান হয়। গ্রুপ বরাবর ওপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বেড়ে যায়।

মৌল	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm	120	160	190	200	220	

- (৩) আয়নিকরণ বিভব : He ব্যতীত প্রতিটি মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস  $ns^2np^6$ । He এর ক্ষেত্রে  $1s^2$  হয়। He ব্যতীত এ গ্রুপের অন্য সব মৌলের যোজ্যতা স্তর ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টক পূর্ণ থাকায় এদের পক্ষে ইলেকট্রনের গ্রহণ বা বর্জন করার প্রবণতা খুবই কম। নিষ্ক্রিয় মৌলের আয়নিকরণ বিভবের মান খুবই উচ্চ হয়।

মৌল	He	Ne	Ar	Kr	xe	Rn
আয়নিকরণ বিভব $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	2372	2080	1520	1351	1170	1037

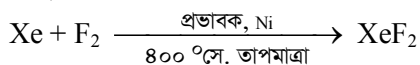
- (৪) ইলেকট্রন আসক্তি : He ব্যতীত প্রতিটি মৌলের যোজ্যতা স্তরে অষ্টক পূর্ণতা থাকায় এদের ইলেকট্রন আসক্তির মান শূন্য। He এর যোজ্যতা স্তর ১ম শক্তিস্তরে s অরবিটাল ভিন্ন অন্যকোনো অরবিটাল না থাকায় এটিও ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ। এ কারণে He-এর ক্ষেত্রে ইলেকট্রন গ্রহণ করার প্রবণতা দেখা যায় না। He এর ইলেকট্রন আসক্তির মান  $48 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  অর্থাৎ খুবই কম।
- (৫) সক্রিয়তা : 18তম গ্রুপের মৌলগুলো রাসায়নিকভাবে খুবই কম সক্রিয় হয়। He ব্যতীত প্রতিটি মৌলের যোজ্যতা স্তর অষ্টকপূর্ণ। মৌলগুলো খুবই সুস্থিত। এ সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে এ গ্রুপের মৌলগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তা খুবই কম হয়।

**রাসায়নিক ধর্ম :**

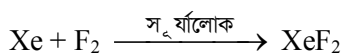
নিম্ন পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলগুলো কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়া করে না। উচ্চ পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌল জেনন (Xe) বিশেষ শর্তে যৌগ গঠন করে। 1962 খ্রিস্টাব্দে বিখ্যাত রসায়নবিদ বার্টলেট (Bartlett) নিষ্ক্রিয় মৌল Xe এর যৌগ Xe [PtF<sub>6</sub>] প্রস্তুত করেন। এটিই নিষ্ক্রিয় গ্যাস থেকে উৎপন্ন করা প্রথম যৌগ।

**(i) জেনন ডাইফ্লোরাইড (XeF<sub>2</sub>) :**

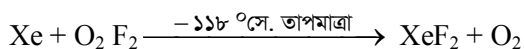
জেনন ও ফ্লোরিনের 1 : 2 আয়তন অনুপাতের মিশ্রণকে 400°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত নিকেল নলের ভেতর দিয়ে দীর্ঘসময় (প্রায় 4 ঘণ্টা) চালনা করলে জেনন ডাইফ্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



(ii) জেনন ও ফ্লোরিনের মিশ্রণকে পাইরেক্স কাঁচ নির্মিত নলের মধ্যে রেখে সূর্যালোকে রেখে দিলে জেনন ডাইফ্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



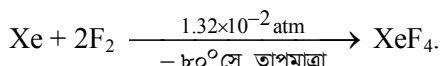
(iii) জেনন ও অক্সিজেন মনোফ্লোরাইড (O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>) এর মিশ্রণকে -118°C তাপমাত্রায় রেখে দিলে জেনন ডাইফ্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



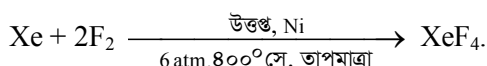
XeF<sub>2</sub> বর্ণহীন কঠিন কেলাসিত পদার্থ। এটি একটি তীব্র জারক পদার্থ।

**(ii) জেনন টেট্রাফ্লোরাইড (XeF<sub>4</sub>) :**

(i) জেনন ও ফ্লোরিন গ্যাসকে 1 : 2 আয়তন অনুপাতে মিশিয়ে 1.32 × 10<sup>-2</sup> atm চাপে -80°C তাপমাত্রায় রেখে বিদ্যুৎ স্কুলিঙ্গ চালনা করলে জেনন টেট্রাফ্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



(ii) জেনন ও ফ্লোরিন গ্যাস মিশ্রণকে 1 : 5 আয়তন অনুপাতে মিশিয়ে 400°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত নিকেল নলের মধ্য দিয়ে 6 atm চাপে কয়েক ঘণ্টা রেখে দিলে জেনন টেট্রাফ্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



XeF<sub>4</sub> বর্ণহীন কেলাসাকার কঠিন পদার্থ, এর তীব্র জারণ ধর্ম আছে।

**গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহের কতিপয় পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম**

পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম	হিলিয়াম (He)	নিয়ন (Ne)	আর্গন (Ar)	ক্রিপ্টন (Kr)	জেনন (Xe)	রেডন (Rn)
পারমাণবিক সংখ্যা	2	10	18	36	54	86
পারমাণবিক ভর	4	20	40	84	131	222
ইলেকট্রন বিন্যাস (বহিঃ)	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>
ভৌত অবস্থা	gas	gas	gas	gas	gas	gas
গলনাঙ্ক (°C)	-272.2	-248.59	-189.3	-157.36	-117.7	-71
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	-268.93	-246.08	-185.8	-153.22	-108	-61.7
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (Å)	0.31	0.38	0.71	0.88	1.08	1.2
আয়নিকরণ শক্তি (kJmol <sup>-1</sup> )	2372	2080	1521	1351	1117	1037
তড়িৎ ঋণাত্মকতা (Pauling)	4.5	4	2.9	2.6	2.25	2
ঘনত্ব (g/L)	0.17	0.899	1.78	3.70	5.8	9.7

**নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের নিষ্ক্রিয়তার কারণ-**

- ১। আয়নিকরণ শক্তি উচ্চ বলে এরা ক্যাটায়ন তৈরি করে না।
- ২। ইলেকট্রন আসক্তি শূন্য বলে এরা অ্যানায়ন তৈরি করে না।
- ৩। পূর্ণ ইলেকট্রন তথা অষ্টক পূর্ণ থাকায় এরা সমযোজী যৌগ তৈরি করতে অক্ষম।

**নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ব্যবহার****হিলিয়াম**

- ১। অত্যন্ত হালকা এবং অদাহ্য গ্যাস হওয়ায় পর্যবেক্ষণ বেলুন এবং উড়োজাহাজে হিলিয়াম গ্যাস ব্যবহার করা হয়।
- ২। রক্তে নাইট্রোজেনের তুলনায় হিলিয়াম কম দ্রবীভূত হয়। এজন্য গভীর সমুদ্রে ডুবুরিরা বাতাসের পরিবর্তে অক্সিজেন এবং হিলিয়াম গ্যাসের মিশ্রণ শ্বাসকার্যের জন্য ব্যবহার করেন। যদি বাতাস ব্যবহার করা হয় তাহলে সমুদ্রের গভীরে উচ্চ চাপে রক্তের মধ্যে নাইট্রোজেন দ্রবীভূত হয় এবং সমুদ্র পৃষ্ঠে উঠে আসার সাথে সাথে রক্ত থেকে নাইট্রোজেন গ্যাস বুদবুদ আকারে বের হয়ে আসে যা প্রচণ্ড ব্যথার সৃষ্টি করে।
- ৩। যেসব ধাতু সহজে জারিত হয় সেগুলি গলানো এবং ঝালাই করার জন্য হিলিয়াম গ্যাসের নিষ্ক্রিয় আবহাওয়া সৃষ্টি করা হয়।
- ৪। বৈজ্ঞানিক যন্ত্রপাতিতে যেখানে অতি নিম্ন তাপমাত্রার প্রয়োজন হয় সেখানে তরল হিলিয়াম ব্যবহার করা হয়।

**নিয়ন**

- ১। রঙ্গীন বাতি এবং বিজ্ঞাপনের আলোর জন্য নিয়ন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। নিম্ন চাপে নিয়ন গ্যাসের মধ্যে বিদ্যুৎ প্রবাহ চালালে গ্যাসটি জ্বলে ওঠে এবং উজ্জ্বল লাল আলো দেয়। এ আলো ঘন কুয়াশার মধ্যেও দেখা যায়। এ জন্য উড়োজাহাজকে উঁচু পর্বত থেকে সতর্ক করার জন্য গিরিচূড়ায় নিয়ন আলোর সংকেত দেখানো হয়। আবার আকাশে উড়ন্ত একটি উড়োজাহাজকে দূর থেকে অন্য আর একটি উড়োজাহাজ যাতে দেখতে পায় সেজন্য উড়োজাহাজেও নিয়ন আলোর সংকেত ব্যবহার করা হয়।
- ২। নিয়ন গ্যাসের সাথে আর্গন এবং পারদ বাষ্প মিশিয়ে নিয়ন আলোর রং পরিবর্তন করা যায়। এজন্য বিভিন্ন রং এর বাতি এবং ফ্লোরোসেন্ট টিউবে নিয়ন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। আজকাল বিজ্ঞাপনের কাজে এরূপ আলো ব্যাপকভাবে ব্যবহৃত হচ্ছে।
- ৩। টেলিভিশন সেট এবং রেডিও ফটোগ্রাফীতে নিয়ন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

**আর্গন**

- ১। বৈদ্যুতিক বাস্তবের ফিলামেন্টকে জারণ থেকে রক্ষা করার জন্য গ্যাসভর্তি বাস্তবে আর্গন ব্যবহার করা হয়। সাধারণ টিউব লাইটগুলিতে আর্গন এবং মারকারি বাষ্পের মিশ্রণ ব্যবহার করা হয়।
- ২। রসায়ন গবেষণাগারে যেখানে অতি নিষ্ক্রিয় আবহাওয়ার প্রয়োজন হয় সেখানে আর্গন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।
- ৩। ঝালাই এর কাজে যেখানে নিষ্ক্রিয় আবহাওয়া প্রয়োজন হয় সেখানে অক্সিজেনের সাথে আর্গন ব্যবহার করা হয়। আজকাল এ্যালুমিনিয়াম এবং মরিচাবিহীন স্টীলের ঝালাই এর কাজে প্রচুর পরিমাণে আর্গন ব্যবহার করা হচ্ছে।
- ৪। তেজস্ক্রিয়তা পরিমাপের জন্য ব্যবহৃত গাইগার মূলার কাউন্টারে আর্গন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

**ক্রিপটন**


- ১। বৈদ্যুতিক আলোর টিউবে নিয়নের সাথে ক্রিপটন গ্যাস মিশ্রিত করে নীল আলো সৃষ্টি করা হয়।
- ২। সিনেমাটোগ্রাফীতে অতি উজ্জ্বল আলো সৃষ্টি করার জন্য ক্রিপটন ফ্লাস ব্যবহার করা হয়।
- ৩। মহাজাগতিক রশ্মি পরিমাপের জন্য ব্যবহৃত আয়নিকরণ চেম্বার যন্ত্রে ক্রিপটন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।


**জেনন**

- ১। ইলেকট্রনিক টিউব লাইটে সবুজ আলো সৃষ্টি করার জন্য জেনন ব্যবহার করা হয়।
- ২। ফটোগ্রাফিক ফ্লাসটিউবে অতি উজ্জ্বল আলো সৃষ্টি করার জন্য জেনন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

**র্যাডন**

র্যাডন একটি তেজস্ক্রিয় মৌল যা আলফা কণা বিচ্ছুরণ করে। ক্যান্সার চিকিৎসায় রেডিওথেরাপি দেওয়ার জন্য র্যাডন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>
<p>১। হিলিয়াম (He) মৌলটি রাসায়নিক ভাবে নিষ্ক্রিয়— ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>২। হিলিয়াম (He) মৌলটি s ব্লক মৌল হলেও পর্যায় তালিকায় একে p ব্লক মৌলের উপরে স্থান দেয়া হয়েছে কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>৩। নিষ্ক্রিয় মৌলের নিষ্ক্রিয়তার কারণ ব্যাখ্যা করুন।</p>	

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>নিষ্ক্রিয় মৌল :</b> হিলিয়াম (He), নিয়ন (Ne), আর্গন (Ar), ক্রিপটন (Kr), জেনন (Xe) ও রেডন (Rn) এ ছয়টি মৌল পর্যায় সারণিতে 18তম গ্রুপের মৌল। সাধারণত এরা যৌগ গঠন করে না বলে এরা নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিসাবে পরিচিতি লাভ করেছে।</li> <li>• <b>গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :</b> 18তম গ্রুপের মৌলগুলো নিম্ন গলনাঙ্ক ও নিম্ন স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট হয়। অণুগুলোর মধ্যে দুর্বল ভ্যান্ডার ওয়ালস বল কাজ করে বিধায় এমনটি হয়। গ্রুপ বরাবর উপর থেকে নিচের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মানের বৃদ্ধি ঘটে।</li> <li>• <b>পারমাণবিক ব্যাসার্ধ :</b> 18তম গ্রুপের মৌলগুলোর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ একই পর্যায়ের অন্যসব মৌলের তুলনায় অনেক বেশি। এ গ্রুপের মৌলের প্রসারে পারমাণবিক ব্যাসার্ধের মান এতই বেড়ে যায় যে এ মান ভ্যান্ডার ওয়ালস ব্যাসার্ধের মানের সমান হয়। গ্রুপ বরাবর ওপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বেড়ে যায়।</li> <li>• <b>আয়নিকরণ বিভব :</b> He ব্যতীত প্রতিটি মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস <math>ns^2np^6</math>। He এর ক্ষেত্রে <math>1s^2</math> হয়। He ব্যতীত এ গ্রুপের অন্য সব মৌলের যোজ্যতা ভর ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টক পূর্ণ থাকায় এদের পক্ষে ইলেকট্রনের গ্রহণ বা বর্জন করার প্রবণতা খুবই কম। নিষ্ক্রিয় মৌলের আয়নিকরণ বিভবের মান খুবই উচ্চ হয়।</li> <li>• <b>সক্রিয়তা :</b> 18তম গ্রুপের মৌলগুলো রাসায়নিকভাবে খুবই কম সক্রিয় হয়। He ব্যতীত প্রতিটি মৌলের যোজ্যতা স্তর অষ্টকপূর্ণ। মৌলগুলো খুবই সুস্থিত। এ সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে এ গ্রুপের মৌলগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তা খুবই কম হয়।</li> </ul>	

	<b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৪</b>
---	-------------------------------

### সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- নোবেল গ্যাসকে ১৮ গ্রুপে স্থান দেওয়া হয়েছে কেন?  
(ক) যোজনী ৪ (খ) যোজনী শূন্য (গ) যোজনী ২ (ঘ) যোজনী ৫
- বিমানের আলোক সংকেতরূপে ব্যবহৃত হয়  
(ক) Na (খ) Ar (গ) Ne (ঘ) He
- গভীর পানিতে শ্বাস-প্রশ্বাস চালনা করতে ডুবুরিগণ ব্যবহার করেন—  
(ক) আর্গন (খ) হিলিয়াম (গ) নিয়ন (ঘ) রেডন
- পর্যায় সারণির ১৮ গ্রুপের মৌলের সাধারণ অবস্থা—  
i. গ্যাসীয়  
ii. নিষ্ক্রিয়  
iii. অষ্টক পূর্ণ  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- নিষ্ক্রিয় গ্যাসের বেলায় সত্য—  
i. বহিঃস্থ অরবিটাল ইলেকট্রন পূর্ণ  
ii. ইলেকট্রন আসজির মান শূন্য  
iii. জারক হিসাবে কাজ করে  
নিচের কোনটি সঠিক?  
(ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.৫ d ও f- ব্লক মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি



### উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- d-ব্লক মৌল সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অবস্থান্তর মৌল সম্পর্কে বর্ণনা করতে পারবেন।
- d-ব্লক মৌলের ধর্মসমূহ বর্ণনা করতে পারবেন।
- অবস্থান্তর মৌলের বৈশিষ্ট্যসমূহ ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- f-ব্লক মৌলের বৈশিষ্ট্যগুলো বর্ণনা করতে পারবেন।



### মুখ্য শব্দ

অবস্থান্তর মৌল, প্রভাবক, স্থিতিশীল, তেজস্ক্রিয় পদার্থ, ডায়াচুম্বকত্ব, প্যারাচুম্বকত্ব।



### d-ব্লক মৌলসমূহের ধর্মাবলি

আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলসমূহকে s, p, d, f-ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। সারণির বামে s-ব্লক এবং ডানে p-ব্লক মৌলসমূহের অবস্থান। s-ব্লক এবং p-ব্লক মৌলের মাঝে d-ব্লক মৌলসমূহকে জায়গা দেওয়া হয়েছে। পর্যায় সারণিতে ৪র্থ, ৫ম এবং ৬ষ্ঠ পর্যায়ে ও 3-7; গ্রুপ-8-10 এবং 11, 12 উপশ্রেণিতে এসব মৌলের অবস্থান।

পর্যায় সারণি

←s- ব্লক→

←p- ব্লক→

1		2															18	
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

### d-ব্লক মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস

যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদেরকে d-ব্লক মৌল বলে। d-ব্লক মৌলের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো  $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$ । এদের সর্বশেষ দুটি স্তর ইলেকট্রন দ্বারা অপূর্ণ থাকে। একটি অরবিটালে 1-10 টি ইলেকট্রন এবং অপরটিতে 1টি বা 2টি ইলেকট্রন থাকে।

d-ব্লক মৌলসমূহ নিম্নোক্ত 4 টি ব্লকে বিভক্ত। যথা-

3d-ব্লক বা ১ম অবস্থান্তর সিরিজ : Sc(21) থেকে Zn(30)

4d-ব্লক বা ২য় অবস্থান্তর সিরিজ : Y(39) থেকে Cd(48)

5d-ব্লক বা ৩য় অবস্থান্তর সিরিজ : La(57), Hf(72) — Hg(80)

6d-ব্লক বা ৪র্থ অবস্থান্তর সিরিজ : Ac(89), Rf(104) — Rg(111)



### প্রথম অবস্থান্তর মৌলসমূহের ভৌত ধর্ম

3d-ব্লক মৌলসমূহের কতিপয় ভৌত ধর্ম নিম্নে উল্লেখ করা হলো :

- (১) **ধাতব প্রকৃতি** : প্রথম অবস্থান্তর মৌলসমূহ ধাতু, সাধারণ অবস্থায় কঠিন এবং বেশ শক্ত। এদের ঘনত্ব খুব বেশি এবং সকল ধাতুই তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী। এসব মৌলের গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক খুব বেশি। এ সিরিজের মৌলসমূহের সর্বনিম্ন গলনাঙ্ক কপারের (1083°C) এবং সর্বোচ্চ গলনাঙ্ক ভ্যানাডিয়ামের (1890°C)।
- (২) **জারণ অবস্থা** : অবস্থান্তর মৌলসমূহের পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা আছে। সর্বশেষ শক্তি স্তরে দুটি অপূর্ণ স্তর থাকায় এদের জারণ অবস্থা একাধিক হয়। অবস্থান্তর মৌলসমূহে (n-1)d এবং ns দুটি অপূর্ণ শক্তি স্তর থাকায় এরা প্রথমে ns-অরবিটাল হতে ইলেকট্রন ত্যাগ করে তাই স্ক্যান্ডিয়াম ছাড়া অন্যান্য সকল মৌলের জারণ অবস্থা +2 হয়। পরবর্তীতে এসব মৌল (n-1) d-অরবিটাল হতেও ক্রমান্বয়ে ইলেকট্রন ত্যাগ করে ভিন্ন ভিন্ন জারণ অবস্থা প্রাপ্ত হয়। নিম্নে মৌলসমূহের একাধিক জারণ অবস্থা দেখানো হলো :

সারণি-৫.১ : ৪র্থ পর্যায়ের অবস্থান্তর মৌলের জারণ অবস্থা

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
							+1	+1	
+3	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+4	+4	+4	+4	+4	+4	+4		
		+5	+5	+5	+5				
			+6	+6	+6				
				+7					

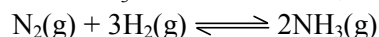
- (৩) **চুম্বকীয় ধর্ম** : অবস্থান্তর ধাতুসমূহে চুম্বক ধর্ম রয়েছে। এদের পরমাণুতে d-অরবিটালে অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকায় এরা চুম্বক ক্ষেত্র দ্বারা আকর্ষিত হয়। পরমাণুর d-অরবিটালে অযুগ্ম ইলেকট্রনের ঘূর্ণনের ফলে চুম্বক মোমেন্ট বা ভ্রামকের সৃষ্টি হয়। যে আয়নে যত বেশি সংখ্যক অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে সে আয়ন তত বেশি প্যারাচুম্বকীয় হয়। আয়রন, কোবাল্ট এবং নিকেল হলো ফেরোম্যাগনেটিক অর্থাৎ এ সকল ধাতু প্রবলভাবে চুম্বক ক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয়। জিঙ্ক ধাতু d-অরবিটালে কোনো অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে না বলে চুম্বক ক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয় না। এ ধরনের ধাতুকে ডায়াম্যাগনেটিক বলে।
- (৪) **ঘনত্ব** : সাধারণভাবে d-ব্লক মৌলসমূহের ঘনত্ব পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পেতে থাকে। যেমন, Sc<sub>(21)</sub> এর ঘনত্ব হলো 3.0g/cm<sup>3</sup> অথচ একই পর্যায়ের Cu<sub>(29)</sub> এর ঘনত্ব হলো 8.9 g/cm<sup>3</sup>। একই পর্যায়ে ক্রমান্বয়ে ধাতু ধর্ম বৃদ্ধি পায় বলে এদের ঘনত্বও বৃদ্ধি পায়।
- (৫) **পারমাণবিক ব্যাসার্ধ** : d-ব্লক মৌলসমূহের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে ধীরে ধীরে হ্রাস পায়। একই পর্যায়ে পরমাণুর নিউক্লিয়াসে প্রোটন সংখ্যার ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধিতে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়। যেমন, Sc<sub>(21)</sub> এর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হলো 1.44 Å অথচ টাইটেনিয়ামের 1.32 Å। আবার Mn<sub>(25)</sub> এর 1.17 Å।

### d-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম

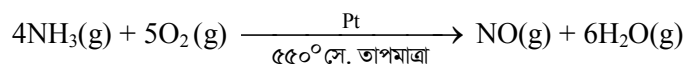
d-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম ব্যাপক তবে এখানে গুরুত্বপূর্ণ কতিপয় ধর্ম বর্ণনা করা হলো :

- (১) **প্রভাবক হিসেবে অবস্থান্তর মৌল** : প্রভাবক হিসেবে অবস্থান্তর মৌলসমূহ এবং এদের যৌগসমূহ ব্যবহৃত হয় “প্রভাবক হলো কতিপয় রাসায়নিক পদার্থ যার উপস্থিতিতে রাসায়নিক বিক্রিয়ার গতিবেগ বৃদ্ধি বা হ্রাস পায়।” Pt, Ni, Cr, Fe, Cr ইত্যাদি মৌল এবং V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, MnO<sub>2</sub> যৌগ রাসায়নিক বিক্রিয়ায় প্রভাবক হিসেবে ক্রিয়া করে। যেমন—

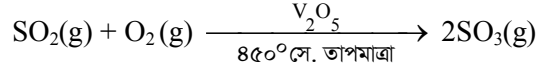
(ক) **হেবার পদ্ধতিতে NH<sub>3</sub> উৎপাদনে প্রভাবক হিসেবে Fe চূর্ণ ব্যবহৃত হয়।**



(খ) **অসওয়াল্ড পদ্ধতিতে HNO<sub>3</sub> এসিড উৎপাদনে NH<sub>3</sub> কে বায়ুর অক্সিজেন দ্বারা জারিত করে নাইট্রিক অক্সাইডে পরিণত করা হয়। এতে প্রভাবক হিসেবে Pt গুঁড়া ব্যবহার করা হয়।**



(গ) স্পর্শ পদ্ধতিতে  $H_2SO_4$  এসিড উৎপাদনের জন্য  $SO_2$  গ্যাসকে  $SO_3$  গ্যাসে পরিণত করতে  $V_2O_5$  প্রভাবক হিসেবে ব্যবহার করা হয়।



(২) অবস্থান্তর মৌলসমূহের জটিল যৌগ গঠন : অবস্থান্তর ধাতব পরমাণুর একটি অন্যতম বৈশিষ্ট্য হলো এরা অন্য কোনো অণু বা আয়ন বা পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে জটিল যৌগ গঠন করতে পারে। ধাতব পরমাণুর ফাঁকা d-অরবিটালে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনের অধিকারী অণু বা পরমাণু বা আয়ন তাদের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় দ্বারা সন্নিবেশ বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে জটিল যৌগ গঠন করে। সন্নিবেশ বন্ধনে অংশ গ্রহণকারী এসব অণু বা আয়ন বা পরমাণুকে লিগান্ড বলে। লিগান্ড হচ্ছে ঋণাত্মক আয়ন বা নিরপেক্ষ অণু যারা অবস্থান্তর মৌলের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে জটিল আয়ন তৈরি করে। লিগান্ডগুলো ইলেকট্রন দাতা বা গ্রহণ হিসেবে কাজ করে।

যেমন-  $\ddot{N}H_3$ ,  $H_2\ddot{O}$  হলো লিগান্ড।

অবস্থান্তর ধাতুসমূহের ক্ষুদ্র আয়তনের কারণে এদের চার্জের ঘনত্ব অনেক বেশি। উচ্চ ধনাত্মক চার্জের কারণে এরা লিগান্ড হতে ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করতে পারে। প্রত্যেকটি অবস্থান্তর মৌলের সিরিজে জটিল যৌগের স্থায়িত্ব মৌলের (পর্যায়) পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে পরমাণুর আকার হ্রাসের কারণে বৃদ্ধি পায়।

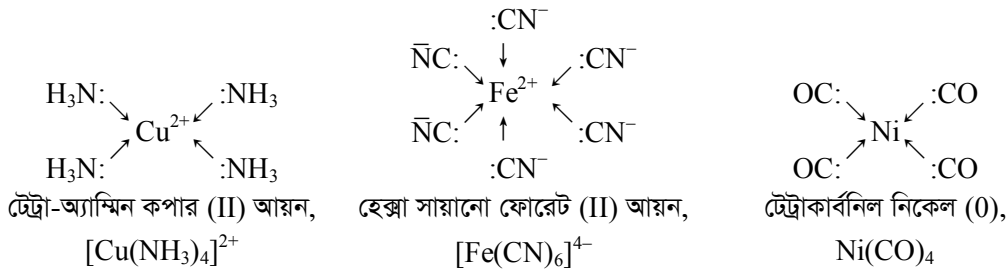
d-ব্লক মৌলের একাধিক জারণ অবস্থা প্রদর্শন করলে সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যা সংবলিত জটিল যৌগের স্থায়িত্ব সর্বাধিক হবে। যেমন-  $NH_3$  এর সাথে  $Co^{2+}$  স্থিতিশীল যৌগ গঠন করে না অথচ  $Co^{3+}$  সহজেই  $NH_3$  এর সাথে স্থিতিশীল  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  জটিল আয়ন গঠন করে। জটিল আয়নে লিগান্ড সংখ্যাকে সন্নিবেশ সংখ্যা বলে। কোন কোন মেটাল কয়টি লিগান্ড ধরবে তা আমাদের জানতে হয়।

যেমন-  $Fe^{2+}$  এর সন্নিবেশ সংখ্যা 6

$Co^{3+}$  এর সন্নিবেশ সংখ্যা 6


সন্নিবেশ সংখ্যা 6 হলে জটিল আয়নটি অষ্টকতলীয় হবে আবার 5 হলে ত্রিভুজাকার পিরামিডীয় হবে, 4 হলে সমতলীয় বর্গাকার বা চতুস্তলকীয় হবে এবং 2 হলে সরলরৈখিক হবে।

লিগান্ডগুলো দুই ধরনের হয়। যথা- সবল ও দুর্বল। সবল লিগান্ড দ্বারা জটিল আয়ন গঠনের সময় d-অরবিটাল ইলেকট্রনগুলো paired up হবে এবং লিগান্ডগুলো d-ব্লক মৌলের সাথে সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হবে। অপরদিকে দুর্বল লিগান্ডগুলো যুক্ত হওয়ার সময় d-অরবিটাল ইলেকট্রনগুলো paired up হয় না। জটিল আয়ন গঠনে যদি d-অরবিটাল-এ অযুগ্ম (unpaired) ইলেকট্রন থাকে তাহলে আয়নটি প্যারাম্যাগনেটিক হবে এবং যদি অযুগ্ম (unpaired) ইলেকট্রন না থাকে তাহলে ডায়াম্যাগনেটিক ধর্ম প্রকাশ করবে।



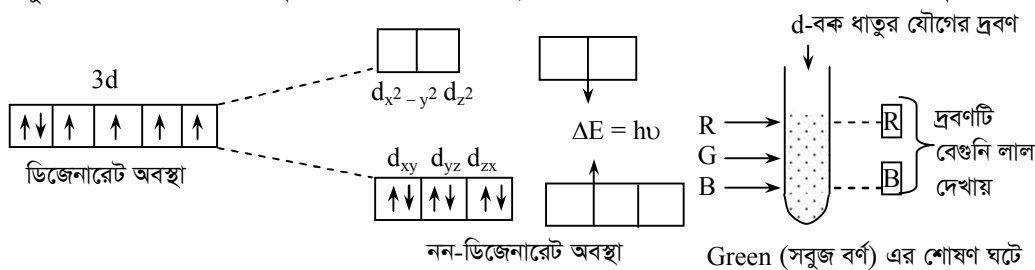
জটিল আয়ন লেখার সময় প্রথমে কেন্দ্রীয় পরমাণু, এরপর অ্যানায়ন লিগান্ড ও শেষে নিরপেক্ষ লিগান্ড লিখতে হয়।

জটিল আয়ন নামকরণের সময় প্রথমে লিগান্ডের নাম ও সংখ্যা এবং শেষে ধনাত্মক জটিল আয়নের সময় কেন্দ্রীয় পরমাণুর ইংলিশ নাম ও জারণ সংখ্যা উল্লেখ করতে হয়। ঋণাত্মক জটিল আয়নের সময় কেন্দ্রীয় পরমাণুর ল্যাটিন নামের সাথে অ্যাট ও জারণ সংখ্যা উল্লেখ করতে হয়। ঋণাত্মক লিগান্ডগুলোর সাথে ওকার যুক্ত হয়। যেমন- ক্লোরো ( $Cl^-$ ), সায়ানো ( $CN^-$ ), নাইট্রো ( $NO_2^-$ ), থায়োসায়ানেটো ( $SCN^-$ ), সালফেটো ( $SO_4^{2-}$ ) ইত্যাদি। নিরপেক্ষ লিগান্ড যেমন পানিকে অ্যাকুয়া, অ্যামোনিয়াকে অ্যামিন, কার্বন মনোক্সাইডকে কার্বনিল ইত্যাদি লিখতে হয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ আয়নে Fe এবং Co এর অযুগ্ম ইলেকট্রন সংখ্যা নির্ণয় করণ।
---	------------------------	---

(৩) অবস্থান্তর মৌলসমূহের রঙিন যৌগ গঠন : অবস্থান্তর মৌলসমূহের যৌগগুলো সাধারণত রঙিন হয়।  $\text{Sc}_{(21)}$  এবং  $\text{Zn}_{(30)}$  এর যৌগগুলো বর্ণহীন হয়।  $\text{Sc}_{(21)}$  এর স্থিতিশীল আয়নে d-অরবিটালে কোন ইলেকট্রন থাকে না আবার  $\text{Zn}_{(30)}$  এর স্থিতিশীল আয়নে d- অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে। অবস্থান্তর মৌলের প্রথম সিরিজে  $\text{Ti}_{(22)}$  থেকে  $\text{Cu}_{(29)}$  পর্যন্ত মৌলগুলোর স্থিতিশীল আয়নে d-অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা আংশিক পূর্ণ থাকে তাই এসব আয়নে শক্তি শোষণের ফলে d-অরবিটালের ইলেকট্রনের d-d স্থানান্তর (Transition) ঘটে।

অর্থাৎ শক্তি শোষণের ফলে d- অরবিটালের নিম্ন শক্তিস্তরে অবস্থিত ইলেকট্রনসমূহে একই d-অরবিটালের উচ্চ শক্তিস্তরে গমন করে। এ শোষিত শক্তি যদি দৃশ্যমান অঞ্চলের আলোর নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের হয় তবে শোষিত আলোর অবশিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের রং আমাদের চোখে প্রতিফলিত হয়। আয়ন যে বর্ণের আলো শোষণ করে তার সম্পূর্ণ বর্ণের আলো দৃশ্যমান হয়। যেমন- যদি আয়ন সবুজ বর্ণ শোষণ করে তবে দ্রবণের বর্ণ বেগুনি লাল হয়। আবার নীল বর্ণের আলো শোষণ করলে দ্রবণের বর্ণ হলুদ হয়।



যদি আপতিত রশ্মির পুরোটাই কোনো বস্তু কর্তৃক শোষিত হয় কিন্তু শোষিত আলোকরশ্মির কোনো অংশই বিকিরিত হয় না তবে ঐ বস্তুর বর্ণ কালো হয়। আবার যদি বস্তু কর্তৃক শোষিত আলোকরশ্মির পুরোটাই প্রতিফলিত হয় তবে বস্তুটিকে বর্ণহীন দেখায়। যদি একমাত্র নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের আপতিত আলোকরশ্মি বস্তু শোষণ করে তবেই বস্তুটি বৈশিষ্ট্যপূর্ণ বর্ণ দেখাবে।

### ল্যান্থানাইড সংকোচন (Lanthanide Contraction) :

ল্যান্থানাইড মৌলগুলোর ক্ষেত্রে দেখা যায়, পারমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ কমতে থাকে বা কখনো কখনো সমান থাকে। ল্যান্থানাইড মৌলগুলোর এ ধরনের পারমাণবিক ব্যাসার্ধের কমে যাওয়ার ঘটনাকে ল্যান্থানাইড সংকোচন বলা হয়।

ল্যান্থানাইড মৌলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়নিক ব্যাসার্ধের তালিকা :

ল্যান্থানাইড মৌল	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (pm)	165	165	164	163	162	161	160	159	159	158	158	157	157	156
ল্যান্থানাইড মৌলের আয়ন	$\text{Ce}^{3+}$	$\text{Pr}^{3+}$	$\text{Nd}^{3+}$	$\text{Pm}^{3+}$	$\text{Sm}^{3+}$	$\text{Eu}^{3+}$	$\text{Gd}^{3+}$	$\text{Tb}^{3+}$	$\text{Dy}^{3+}$	$\text{Ho}^{3+}$	$\text{Er}^{3+}$	$\text{Tm}^{3+}$	$\text{Yb}^{3+}$	$\text{Lu}^{3+}$
আয়নিক ব্যাসার্ধ (pm)	103	101	100	98	96	95	94	92	91	89	88	87	86	85

ল্যান্থানাইড মৌলগুলোর ক্ষেত্রে 6s উপস্তরে ইলেকট্রন প্রবেশের পর 4f উপস্তরে এক এক করে ইলেকট্রন প্রবেশ করে। পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে সাথে 4f উপস্তরে ইলেকট্রন প্রবেশের ফলে মৌলগুলোর পারমাণবিক সংখ্যা এক এক করে বাড়তে থাকে। কিন্তু 4f উপস্তরের ইলেকট্রনগুলোর আবরণী ক্ষমতা বা আচ্ছাদন প্রভাব কম হওয়ার জন্য নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক আধান বাড়ার কারণে বহিস্থ ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল ধীরে ধীরে বেড়ে যায়। (f-উপস্তরের আবরণী প্রভাব সবচেয়ে কম,  $s > p > d > f$ )। এজন্য ল্যান্থানাইড মৌলগুলোর পারমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়নিক ব্যাসার্ধের সংকোচন ঘটে।


**মনে রাখবেন :** বহু ইলেকট্রনবিশিষ্ট মৌলের ক্ষেত্রে ভিতরের কক্ষের ঘূর্ণায়মান ইলেকট্রন, সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের উপর একটি পর্দার মতো কাজ করে। এজন্য নিউক্লিয়াসের আধান ভিতরের কক্ষের ইলেকট্রন পর্দার প্রভাবে সর্ববহিঃস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের উপরে সর্বাধিক বল প্রয়োগ করতে পারে না। এ প্রভাব ভিতরের কক্ষের ইলেকট্রন দ্বারা বাইরের কক্ষের ইলেকট্রনের উপর আবরণী প্রভাব বা আচ্ছাদন প্রভাব বলা হয়। সব কক্ষের ইলেকট্রনের আবরণী ক্ষমতা সমান নয়। বিভিন্ন কক্ষের আবরণী ক্ষমতার ক্রম  $s > p > d > f$ ।

**অ্যাক্টিনাইড সংকোচন (Contraction of Actinides) :**

অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলোর ক্ষেত্রে দেখা যায়, পরমাণু ক্রমাক্রমের বাড়ার সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ কমে থাকে। অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলোর এ ধরনের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ কমে যাওয়ার ঘটনাকে অ্যাক্টিনাইড সংকোচন বলা হয়।


অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলোর ক্ষেত্রে 7s উপস্তরে ইলেকট্রন পূর্ণ করে 5f উপস্তরে এক এক করে ইলেকট্রন প্রবেশ করে। পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে সাথে 5f উপস্তরে ইলেকট্রন প্রবেশের ফলে মৌলগুলোর পারমাণবিক সংখ্যা এক এক করে বাড়তে থাকে কিন্তু 5f উপস্তরের ইলেকট্রনগুলোর আকর্ষণ ক্ষমতা বা আচ্ছাদন প্রভাব কম হওয়ার জন্য নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক আধান বাড়ার কারণে বহিষ্কৃত ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল ধীরে ধীরে বেড়ে যায়। f-উপস্তরের আকর্ষণ প্রভাব সবচেয়ে কম, s > p > d > f। এজন্য অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলোর পারমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ও আয়নিক ব্যাসার্ধের সংকোচন ঘটে।

**মনে রাখবেন :** কোনো পরমাণুর আয়নের নিউক্লিয়াস থেকে আয়নিক বন্ধনের যে পর্যন্ত আয়নটির প্রভাব বর্তমান থাকে সে কার্যকরী দূরত্বকে আয়নিক ব্যাসার্ধ বলে। পরমাণু অপেক্ষা পরমাণু থেকে উৎপন্ন ক্যাটায়নের ব্যাসার্ধ ছোট হয়। বিপরীতভাবে পরমাণু অপেক্ষা পরমাণু থেকে উৎপন্ন অ্যানায়নের ব্যাসার্ধ বড় হয়। ক্যাটায়নের আধান যত বেশি হয় আয়নিক ব্যাসার্ধ তত ছোট হয়। অ্যানায়নের আধান মাত্রা যত বেশি হয় আয়নিক ব্যাসার্ধ তত বড় হয়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>
---	------------------------


**শিক্ষার্থীর কাজ-১ :**

- ১। একটি পরিষ্কার কাচের গ্লাসে অর্ধেক পরিমাণ পানি নিয়ে তার মধ্যে তুতের কয়েকটি টুকরাকে দ্রবীভূত করুন এবং দ্রবণের বর্ণ পর্যবেক্ষণ করুন।
- ২। একটি পরিষ্কার কাচের গ্লাসে অর্ধেক পরিমাণ পানি নিয়ে তার মধ্যে সাদা ভেট্রিওল ( $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ) কয়েকটি টুকরাকে দ্রবীভূত করুন এবং দ্রবণের বর্ণ পর্যবেক্ষণ করুন।
- ৩। প্রথম গ্লাসের দ্রবণের বর্ণ নীল এবং দ্বিতীয় গ্লাসের দ্রবণের বর্ণ সাদা হওয়ার কারণ লিখুন।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>
---	------------------------

**শিক্ষার্থীর কাজ-২ :**

- ১। জিঙ্ক লবণ বর্ণহীন হয় কেন? ব্যাখ্যা করুন।
- ২। Fe, Ni, Cu, Co-জটিল যৌগ গঠন করে কেন?
- ৩। অবস্থান্তর ধাতুগুলোর সাধারণ ধর্মাবলি আলোচনা করুন।

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
---	----------------------

- **d-ব্লক মৌল:** যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে প্রবেশ করে তাদেরকে d-ব্লক মৌল বলে। d-ব্লক মৌলের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো  $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$ ।
- **অবস্থান্তর মৌল :** পর্যায় তালিকায় d-ব্লক মৌলসমূহ যাদের সুস্থিত আয়নে d অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা আংশিকভাবে পূর্ণ থাকে তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে।
- **অবস্থান্তর মৌলের বৈশিষ্ট্যসমূহ :** অবস্থান্তর মৌলসমূহ কিছু বৈশিষ্ট্য প্রদর্শন করে থাকে। যেমন— (১) পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা; (২) প্রভাবকরূপে ক্রিয়া করে; (৩) জটিল আয়ন গঠন করে; (৪) রঙিন যৌগ গঠন করে এবং (৫) প্যারাচুম্বকত্ব ধর্ম প্রদর্শন করে থাকে।
- **জটিল আয়ন গঠন :** অবস্থান্তর মৌলসমূহের একটি বিশেষ বৈশিষ্ট্য হলো এরা জটিল আয়ন দ্বারা তথা জটিল যৌগ গঠন করে থাকে। জটিল যৌগ গঠনের ক্ষেত্রে অবস্থান্তর মৌলের পরমাণু ও ক্যাটায়নসমূহ বিভিন্ন লিগ্যান্ড যেমন প্রশম লিগ্যান্ড ( $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $CO$ ) এবং অ্যানায়ন লিগ্যান্ড ( $CN^-$ ,  $Cl^-$ ) ইত্যাদির সাথে জটিল আয়ন তথা জটিল যৌগ গঠন করে থাকে।



পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৫

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। ৫ম পর্যায়ের d-ব্লক মৌলের ১ম ও শেষ মৌল দুটি নিম্নের কোনটি?  
 (ক) Sc ও Zn (খ) Y ও Cd  
 (গ) Cd ও Rf (ঘ) AC ও Rf
- ২। d-ব্লক মৌলসমূহ এর আয়নিকরণ শক্তি—  
 (ক) বেশি (খ) অনেক বেশি  
 (গ) কম (ঘ) মাঝামাঝি
- ৩। যে সব মৌলের কোন সুস্থিত আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস  $f^1$  হতে  $f^{13}$  হয় তাদের বলে—  
 (ক) অবস্থান্তর মৌল (খ) আন্তঃঅবস্থান্তর মৌল  
 (গ) অন্তঃঅবস্থান্তর যৌগ (ঘ) আন্তঃঅবস্থান্তর অধাতু
- ৪। f-ব্লক মৌলের ক্ষেত্রে নিম্নোক্ত কোনটি সত্য?  
 (ক) f-ব্লক মৌলের সংখ্যা ৩২টি (খ) f-ব্লক মৌলসমূহ অতেজক্রিয়  
 (গ) এরা খুব হালকা অধাতু (ঘ) এরা খুব ভারী ধাতু
- ৫। অবস্থান্তর মৌলগুলো—  
 i. রঙিন যৌগ গঠন করে  
 ii. পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা দেখায়  
 iii. ধাতব প্রকৃতির  
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii
- ৬। Cr পরমাণুর সম্পর্কে কিছু তথ্য হলো—  
 i. Cr এর পরমাণুতে ৬টি অযুগ্ম ইলেকট্রন বিদ্যমান  
 ii.  $Cr^{3+}$  আয়নের বর্ণ সবুজ  
 iii. সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস  $Ar 3d^4 4s^2$   
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii (খ) i ও iii (গ) ii ও iii (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.৬ পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : পরমাণুর আকার, যোজ্যতা, ধাতব ধর্ম ও অধাতব ধর্ম



### উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- পরমাণুর আকার পরিবর্তনের কারণ বর্ণনা করতে পারবেন।
- মৌলের যোজ্যতা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলের ধাতব ও অধাতব ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



### মুখ্য শব্দ

শক্তিস্তর, আকর্ষণ, ধাতব ব্যাসার্ধ, যোজনী, পরিবাহী, ধাতব দ্যুতি।



### মৌলসমূহের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম

পর্যায় সারণির মূল ভিত্তি হলো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস। মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি যে অরবিটালে থাকে মৌলকে পর্যায় সারণির সেই ব্লকে শ্রেণিভুক্ত করা হয়েছে। আবার মৌলের শেষ শক্তি স্তরের যতটি ইলেকট্রন থাকে মৌলকে পর্যায় সারণিতে তত সংখ্যক নম্বরে শ্রেণিভুক্ত করা হয়েছে। এভাবে মৌলসমূহকে শ্রেণিভুক্ত করার ফলে মৌলসমূহের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মাবলি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে এবং নির্দিষ্ট পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যার পরিবর্তনে ক্রমান্বয়ে পরিবর্তিত হয় এবং একটি নির্দিষ্ট সংখ্যার পর এসব ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের আবার পুনরাবৃত্তি ঘটে। মৌলের এরূপ ধর্মকে পর্যায়বৃত্তিক ধর্ম বলে। মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মগুলো হলো- গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক, পরমাণুর আকার, যোজ্যতা, আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, ধাতব ধর্ম ইত্যাদি।

- (১) **গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক** : মৌলের গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। একটি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে উপর থেকে নিচের দিকে যেতে থাকলে দেখা যায় যে, মৌলের পারমাণবিক সংখ্যার ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধিতে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পেতে থাকে ফলে পরমাণুর গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্কও ক্রমান্বয়ে হ্রাস পেতে থাকে। মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে যোজনী স্তরে ইলেকট্রনের ঘনত্ব কমে যায় ফলে অণুতে পরমাণুসমূহের বন্ধন শক্তির হ্রাস ঘটে। তাই নির্দিষ্ট শ্রেণিতে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্কের হ্রাস ঘটে। IA শ্রেণির মৌলসমূহের গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক নিম্নে দেখানো হলো :

সারণি-৮ : 1 মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক

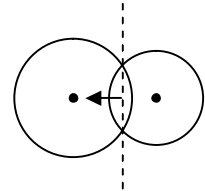
মৌল	Li	Na	K	Rb	Cs
গলনাঙ্ক (°C)	181	97.8	63.6	38.9	28.4
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	1347	883	774	688	678

গ্রুপ 17 হ্যালোজেন মৌলসমূহের ক্ষেত্রে এদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক বাড়ে। নিম্নের সারণিতে দেখানো হলো :

সারণি-৯ : গ্রুপ-17 মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক

মৌল	F	Cl	Br	I
গলনাঙ্ক (°C)	-220	-101	-7	114
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	-188	-35	59	184

- (২) **পরমাণুর আকার** : পরমাণুর আকার এর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যে পরমাণুর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ যত বড় হবে সে পরমাণু আকারে তত বড় হবে। সাধারণত পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হলো কোনো পরমাণুর নিউক্লিয়াসের কেন্দ্র হতে এর সর্বশেষ ইলেকট্রন স্তরের দূরত্ব। মৌলসমূহের পরমাণুর আকার সাধারণত (ক) সমযোজী ব্যাসার্ধ (খ) ধাতব ব্যাসার্ধ (গ) ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাসার্ধ এবং (ঘ) আয়নিক ব্যাসার্ধ পরিমাপ করে প্রকাশ করা হয়।



চিত্র-৩.১ : সমযোজী ব্যাসার্ধ

সমযোজী ব্যাসার্ধ হলো সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মধ্যবর্তী দূরত্বের অর্ধেক। মৌলের সমযোজী ব্যাসার্ধকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বলে।

মৌলের পারমাণবিক আকার একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। পর্যায় সারণির যেকোনো একটি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে উপর থেকে নিচে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। কারণ এক্ষেত্রে একটি মৌল হতে নিচের একটি মৌলের পরমাণুতে একটি করে নতুন শক্তিস্তর যোগ হতে থাকে। আবার, পর্যায় সারণির যেকোনো একটি পর্যায়ে যতই বাম থেকে ডানে যাওয়া যায় ততই পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পরমাণুর আকার তথা পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়। নির্দিষ্ট পর্যায়ে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাসের কারণ হলো পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পর্যায়ে কোনো পরমাণুর নতুন শক্তিস্তর যোগ হয় না বরং একই শক্তিস্তরে প্রত্যেকটি পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে একটি করে ইলেকট্রন এবং নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন যুক্ত হয়। ফলে ইলেকট্রনসমূহ নিউক্লিয়াস কর্তৃক আরও জোরে আকৃষ্ট হয় এবং পরমাণুর আকার ক্রমান্বয়ে হ্রাস পায়।

আয়নিক ব্যাসার্ধ হলো কোন পরমাণুর ধনাত্মক বা ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টির পর ঐ আয়নের নিউক্লিয়াস হতে সর্বশেষ শক্তিস্তরের দূরত্ব। ক্যাটায়ন বা ধনাত্মক আয়নের ব্যাসার্ধ তার পরমাণুর ব্যাসার্ধ অপেক্ষা কম হয়।

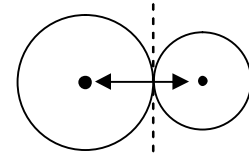
পরমাণুর শেষ শক্তিস্তর হতে ইলেকট্রন অপসারণের ফলে সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা হ্রাসের ফলে ইলেকট্রনের মধ্যে বিকর্ষণ বল হ্রাস পায়। আবার নিউক্লিয়াসে প্রোটন সংখ্যা অপরিবর্তিত থাকায় প্রোটন কর্তৃক শেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ পরমাণু অপেক্ষা তার আয়নে অনেক বেশি বৃদ্ধি পায় ফলে আয়নের আয়নিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়। নিম্নে 1 শ্রেণির মৌলসমূহের আয়নিক এবং সমযোজী ব্যাসার্ধ দেখানো হলো :

সারণি-১০ : 1 শ্রেণির মৌলসমূহের সমযোজী এবং আয়নিক ব্যাসার্ধ

মৌল	Li	Na	K	Rb	Cs
সমযোজী ব্যাসার্ধ (Å)	1.23	1.57	2.02	2.16	2.35
আয়নিক ব্যাসার্ধ (Å)	0.90	1.16	1.52	1.66	1.81

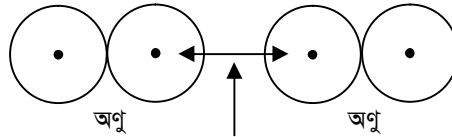
অ্যানায়ন বা ঋণাত্মক আয়নের ব্যাসার্ধ তার পারমাণবিক ব্যাসার্ধ অপেক্ষা বেশি হয়। কারণ পরমাণুতে ইলেকট্রন সংযোজনের ফলে সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা বেড়ে যায় ফলে একই শক্তিস্তরে ইলেকট্রনসমূহের মধ্যে বিকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায় আবার নিউক্লিয়াসে প্রোটন সংখ্যার কোনো পরিবর্তন হয় না। তাই অ্যানায়নের ক্ষেত্রে সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ তার পরমাণু অপেক্ষা হ্রাস পায় ফলে অ্যানায়নের ইলেকট্রন মেঘের আকারের বিস্তৃতি ঘটে অর্থাৎ অ্যানায়নের আকার তার পরমাণুর আকার অপেক্ষা বেশি হয়।

ধাতব ব্যাসার্ধ হলো ধাতুর কেলাসে পরস্পর সংলগ্ন দুটি পরমাণুর একটির নিউক্লিয়াস হতে অপর পরমাণুটির নিউক্লিয়াসের দূরত্বের অর্ধেক। পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ অপেক্ষা ধাতব ব্যাসার্ধ বড় হয়। এতে বোঝা যায়, সমযোজী বন্ধন অপেক্ষা ধাতব বন্ধন দুর্বল প্রকৃতির হয়। Li এর ধাতব ব্যাসার্ধ হলো 152 pm অথচ সমযোজী ব্যাসার্ধ 123 pm।



চিত্র-৩.২ : ধাতব ব্যাস ও ব্যাসার্ধ

আবার, ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাসার্ধ অণুতে ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স বলের কার্যকারিতার উপর নির্ভর করে। যখন দুটি অণুর মধ্যে ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স বল কার্যকরী থাকে, তখন নিকটতম দুটি অণুর পাশাপাশি পরমাণুদ্বয়ের আন্তঃনিউক্লিয়ার দূরত্বের অর্ধেককে ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাসার্ধ বলে। পরমাণুর ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাসার্ধ তার সমযোজী ব্যাসার্ধ অপেক্ষা বড়। যেমন— আয়োডিনের সমযোজী ব্যাসার্ধ হলো 128 pm অথচ ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাসার্ধ হলো 215 pm।



ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাস

চিত্র-৩.৩ : ভ্যান্ডার ওয়াল্‌স ব্যাস ও ব্যাসার্ধ



### শিক্ষার্থীর কাজ

- ১। পরমাণুর আকার পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ব্যাখ্যা করুন।
- ২। একই পর্যায়ে ও একই গ্রুপে পরমাণুর আকার কীভাবে পরিবর্তিত হয়? বর্ণনা করুন।


(৩) **মৌলের যোজ্যতা (Valency of Element)** : কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ শক্তিস্তরে যত সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে অথবা যত সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তাকে মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা বলে। ধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা এবং অধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ শক্তিস্তরের বিজোড় ইলেকট্রনের সংখ্যা মৌলের যোজ্যতা নির্দেশ করে। মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায় ক্রমে আবর্তিত হয় বলে মৌলের যোজ্যতাও একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। পর্যায় সারণির যেকোনো একটি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যার নির্দিষ্ট ক্রম অনুসারে (যেমন- 2, 8, 8, 18..... ইত্যাদি) পরিবর্তনে মৌলসমূহের যোজ্যতা ইলেকট্রন একই থাকে।


1-শ্রেণির মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যাচ্ছে যে, মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা 2, 8, 8, 18, 18 এবং 32 পর পর সর্বশেষ শক্তিস্তরে অর্থাৎ যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা একই থাকছে।

আবার, একটি পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা এক একক বৃদ্ধিতে মৌলের যোজ্যতা স্তরে প্রতি ক্ষেত্রে একটি করে ইলেকট্রন বৃদ্ধি পায়। পর্যায় সারণির পর্যায়ের বাম থেকে ডানে অর্থাৎ 1 শ্রেণি হতে 17 শ্রেণি পর্যন্ত দেখা যায় যে, 1 শ্রেণির মৌলসমূহের যোজ্যতা স্তরে 1টি ইলেকট্রন, 2 শ্রেণির মৌলসমূহের 2টি ইলেকট্রন, 13 শ্রেণির মৌলসমূহের 3টি ইলেকট্রন এবং এভাবে 17 শ্রেণিতে 7টি ইলেকট্রন রয়েছে। সুতরাং মৌলের যোজনী একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম।

নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের যোজনী শূন্য ধরা হয়। কারণ এরা স্বাভাবিক অবস্থায় কোনো যৌগ গঠন করে না।

(৪) **ধাতব ধর্ম (Metallic Properties)** : পর্যায় সারণিতে বিভিন্ন সারিতে এবং বিভিন্ন শ্রেণিতে অবস্থিত মৌলসমূহকে ধাতু, অধাতু এবং অপধাতুতে ভাগ করা হয়েছে। মৌলের সুনির্দিষ্ট কিছু বৈশিষ্ট্যের কারণে এদের উল্লিখিত নামে বিভক্ত করা হয়েছে। ধাতুর কিছু বিশেষ বৈশিষ্ট্য রয়েছে যেমন- এরা উচ্চ তাপ ও বিদ্যুৎ পরিবাহী, এদের ধাতব দ্যুতি আছে এবং এরা নমনীয় প্রকৃতির। ধাতুর এসব বৈশিষ্ট্যই হলো ধাতব ধর্ম। সাধারণত যেসব মৌলের তড়িৎ ধনাত্মকতা যত বেশি হয় এবং আয়নিকরণ শক্তি যত কম হয় ঐ সব মৌলের ধাতব ধর্ম তত বেশি হয়। পর্যায় সারণিতে একটি নির্দিষ্ট পর্যায়ে যেহেতু বাম থেকে যতই ডানে যাওয়া যায় ততই পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলের আয়নিকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায় এবং তড়িৎ ধনাত্মকতা হ্রাস পায় তাই মৌলের ধাতু ধর্মও হ্রাস পায়। তাই পর্যায় সারণির বামে 1 এবং 2 শ্রেণির মৌলসমূহের ধাতু ধর্ম প্রবল অথচ ডান পার্শ্বের 17 শ্রেণির মৌলের ধাতব ধর্ম নেই বললেই চলে। পর্যায় সারণির মাঝামাঝি পর্যায়ে অবস্থিত জার্মেনিয়াম, আর্সেনিক, টেলুরিয়াম প্রভৃতি উপধাতু।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 মৌলসমূহের যোজনী স্থির- ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>২। নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর যোজনী শূন্য কেন?</p> <p>৩। অবস্থান্তর মৌলসমূহ পরিবর্তনশীল যোজনী প্রদর্শন করে কেন?</p>
---	------------------------	---

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>মৌলের শ্রেণিবিভাগ</b> : পর্যায় সারণিতে মৌলসমূহকে পারমাণবিক সংখ্যার ক্রমানুসারে বিভিন্ন পর্যায়ে বসানো হয়েছে। আবার ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলসমূহকে পর্যায় সারণিতে s, p, d এবং f ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। ইলেকট্রন বিন্যাস অনুসারে মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটি যে অরবিটালে প্রবেশ করবে মৌলটি পর্যায় সারণির সে ব্লকের অন্তর্ভুক্ত হবে।</li> <li>• <b>মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম</b> : ইলেকট্রন বিন্যাসের উপর ভিত্তি করে মৌলসমূহকে s, p, d এবং f ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। এসব মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি পর্যায়ক্রমে নির্দিষ্ট পর্যায়ে পরিবর্তিত হয় কিন্তু একটি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে আবর্তিত হয়। মৌলের এসব ধর্মকে পর্যায়ভিত্তিক বা পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে। পর্যায়বৃত্ত ধর্মগুলো যেমন- মৌলের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ, আয়নিকরণ বিভব, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা ইত্যাদি।</li> <li>• <b>গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক</b> : মৌলের গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। একটি নির্দিষ্ট শ্রেণিতে উপর থেকে নিচের দিকে যেতে থাকলে দেখা যায় যে, মৌলের পারমাণবিক সংখ্যার ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধিতে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পেতে থাকে ফলে পরমাণুর গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্কও ক্রমান্বয়ে হ্রাস পেতে থাকে।</li> </ul>	





## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৬

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

১। গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহের ক্ষেত্রে কোনটি সত্য?

(ক) যোজ্যতা 1

(গ) তীব্র জারক

(খ) জারণ সংখ্যা – 1

(ঘ) নিজেরা বিজারিত হয়

২। K-এর জারণ মান নিম্নের কোনটি?

(ক) 1

(গ) – 1

(খ) + 2

(ঘ) + 1

৩। একই গ্রুপের উপর থেকে নিচে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ—

(ক) কমে

(গ) বাড়ে ও কমে

(খ) বাড়ে

(ঘ) স্থির থাকে

৪। s-এর প্রোটন সংখ্যা 16 এর থেকে বুঝা যায়—

i. s এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 6

ii. এর যোজনী 2, 4, 6

iii. এর অবস্থান ৩য় পর্যায়ের ৬ষ্ঠ গ্রুপ

নিচের কোনটি সঠিক?

(ক) i ও ii

(খ) i ও iii

(গ) ii ও iii

(ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.৭

## পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : আয়নিকরণ শক্তি



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- মৌলের আয়নিকরণ বিভব সম্পর্কে ব্যাখ্যা প্রদান করতে পারবেন।
- মৌলের আয়নিকরণ বিভবের উপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- আয়নিকরণ বিভব একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম তা বর্ণনা করতে পারবেন।



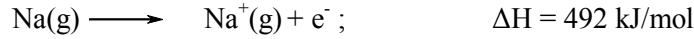
## মুখ্য শব্দ

আয়নিকরণ বিভব, অপসারণ, দ্বিতীয় আয়নিকরণ বিভব, গ্যাসীয়।

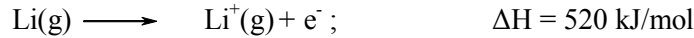


## আয়নিকরণ বিভব (Ionisation Potential) :

আয়নিকরণ শক্তি একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম অর্থাৎ মৌলের আয়নিকরণ শক্তির মান নির্দিষ্ট পর্যায়ে এবং শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যার পরিবর্তনে পরিবর্তিত হয়। গ্যাসীয় আয়নের এক মোল চার্জ নিরপেক্ষ পরমাণু থেকে এক মোল ইলেকট্রন অপসারণের মাধ্যমে একক ধনাত্মক চার্জ বিশিষ্ট আয়ন সৃষ্টি করতে যে শক্তির প্রয়োজন সেই শক্তিই হলো মৌলের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি। যেমন-



1.0 মোল                      1.0 মোল 1.0 মোল



1.0 মোল                      1.0 মোল 1.0 মোল।

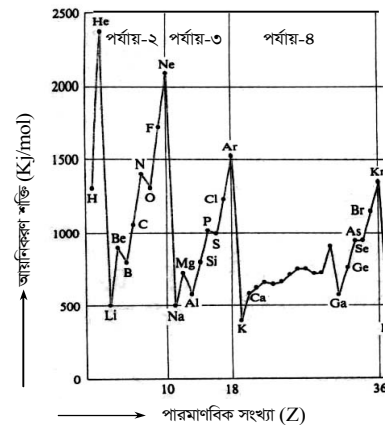
**সংজ্ঞা :** গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তাকে সেই মৌলের আয়নিকরণ বিভব বা আয়নিকরণ শক্তি বলে।

কোন একটি নির্দিষ্ট গ্রুপে উপর থেকে নিচে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পেতে থাকে ফলে পরমাণুর নিউক্লিয়াস হতে সর্বশেষ শক্তিস্তরের দূরত্ব ক্রমশ দূরে সরে যায় এবং যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায়। তাই পরমাণুর আয়নিকরণ শক্তির মান শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে হ্রাস পায়। 1 শ্রেণির মৌলসমূহের প্রথম আয়নিকরণ শক্তির মান নিম্নরূপ :

Li = 520 kJ; Na = 496 kJ; K = 418 kJ; Rb = 403 kJ; Cs = 376 kJ.


আবার পর্যায় সারণির নির্দিষ্ট পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলের আয়নিকরণ বিভব বৃদ্ধি পেতে থাকে। কারণ এক্ষেত্রে মৌলের পরমাণুতে নতুন কোন শক্তিস্তর যোগ হয় না বরং একই শক্তিস্তরে ক্রমান্বয়ে পরমাণুতে একটি করে ইলেকট্রন যোজনী স্তরে যুক্ত হয় এবং একটি করে প্রোটন নিউক্লিয়াসে যুক্ত হয়। এর ফলে যোজনী স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বৃদ্ধি পায়। তাই আয়নিকরণ পটেনশিয়ালের মানও বৃদ্ধি পায়। প্রথম ১০টি মৌলের আয়নিকরণ শক্তির মান নিম্নে দেওয়া হলো :

সারণি-৭.১ : বিভিন্ন পর্যায়ের মৌলের আয়নিকরণ শক্তির মান



সারণি-৭.২ : প্রথম ১০টি মৌলের পর্যায়ক্রমিক আয়নিকরণ বিভবের মান (kJ/mol)

মৌল	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
১ম আয়নিকরণ বিভব	1312	2372	520	896	800	1090	1400	1311	1678	2083
২য় আয়নিকরণ বিভব		5250	7298	1757	2427	2353	2857	3388	3374	3952

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>
	<p>১। <math>\text{Na}^+</math> গঠিত হলেও <math>\text{Na}^{2+}</math> গঠিত হয় না কেন?</p> <p>২। আয়নিকরণ বিভব পর্যায়বৃত্ত ধর্ম- ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>৩। একই পর্যায়ে ও একই গ্রুপে আয়নিকরণ বিভব কীভাবে পরিবর্তিত হয়? বর্ণনা করুন।</p> <p>৪। Be-এর আয়নিকরণ বিভব B অপেক্ষা বেশি কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p>

## আয়নিকরণ শক্তির উপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

### Effect of different factors on $I_p$

আয়নিকরণ শক্তির উপর বিভিন্ন নিয়ামকের যেমন— পরমাণুর আকার, উপশক্তিস্তর, ইলেকট্রন বিন্যাস ইত্যাদির যথেষ্ট প্রভাব রয়েছে। নিম্নে নিয়ামকসমূহের প্রভাব বর্ণনা করা হলো :

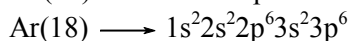
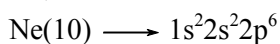
(১) **পরমাণুর আকার (Size of Atom)** : পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনকে অপসারিত করতে প্রয়োজনীয় শক্তিই হলো আয়নিকরণ শক্তি। পরমাণুর যোজনী ইলেকট্রনকে আকর্ষণ করে ধরে রাখে ইলেকট্রনের বিপরীত চার্জযুক্ত প্রোটন, যা পরমাণুর নিউক্লিয়াসে অবস্থিত। তাই পরমাণুর নিউক্লিয়াস হতে যোজনী ইলেকট্রনের দূরত্ব যত কম হবে ঐ ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ তত বেশি হবে ফলে উহার যোজনী ইলেকট্রন অপসারণে বেশি শক্তির প্রয়োজন হবে অর্থাৎ, আয়নিকরণ শক্তির মান বেশি হবে। সুতরাং পরমাণুর আকার যত বেশি হবে আয়নিকরণ শক্তির মান ততই কম হবে। পর্যায় সারণির 1 শ্রেণিতে উপর থেকে যতই নিচে যাওয়া যায় ততই পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলসমূহের আয়নিকরণ শক্তির মান হ্রাস ঘটে।

(২) **শক্তিস্তর (Energy Level)** : নিউক্লিয়াস হতে কত দূরত্বে ইলেকট্রন অবস্থান করছে তা প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান থেকে জানা যায়। অধিকন্তু ইলেকট্রনের অরবিটাল থেকেও জানা যায় যে, ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের সাথে শক্তিশালী না দুর্বল আকর্ষণ দ্বারা যুক্ত। যদি  $n$ -এর মান বড় হয় তবে নিউক্লিয়াস থেকে ইলেকট্রন অনেক দূরে অবস্থান করে ফলে ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায় এবং ইলেকট্রন সহজেই অপসারিত হয়। অর্থাৎ, এক্ষেত্রে আয়নিকরণ শক্তির মান কম হয়।

সুতরাং, পর্যায় সারণির নির্দিষ্ট গ্রুপে উপর হতে নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে যোজনী ইলেকট্রনের শক্তিস্তর বৃদ্ধি পায় ফলে আয়নিকরণ শক্তির মানও হ্রাস পায়। নিম্নের উদাহরণ থেকে বিষয়টি আরও পরিষ্কার হবে।

(ক) লিথিয়ামের ১ম এবং ২য় আয়নিকরণ পটেনশিয়াল যথাক্রমে 5.4 eV এবং 75.6 eV। 5.4 eV শক্তি প্রয়োজন হয়  $2s^1$  শক্তিস্তরের ইলেকট্রনটি অপসারণের জন্য এবং 75.6 eV শক্তি প্রয়োজন হয়  $2s^2$  শক্তিস্তর হতে একটি ইলেকট্রন অপসারণের জন্য ( $\text{Li}(3) \rightarrow 1s^2 2s^1$ )।  $2s$  শক্তিস্তরের ক্ষেত্রে  $n=2$  এবং  $1s^2$  এর ক্ষেত্রে  $n=1$ । দ্বিতীয় শক্তিস্তর প্রথম শক্তিস্তর অপেক্ষা অনেক বড়। অর্থাৎ, শক্তিস্তর যত বড় হয়, ইলেকট্রন অপসারণ তত সহজ হয়। সুতরাং, লিথিয়ামের ১ম আয়নিকরণ শক্তির মান দ্বিতীয় আয়নিকরণ শক্তি অপেক্ষা কম।

(খ) Ne(10) এবং Ar(18) মৌলের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি যথাক্রমে 21.6 eV এবং 15.8 eV। এদের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:



Ne- এর ক্ষেত্রে 2p অরবিটাল হতে এবং Ar-এর ক্ষেত্রে 3p অরবিটাল হতে একটি করে ইলেকট্রন অপসারণে প্রয়োজনীয় শক্তি যথাক্রমে 21.6 eV এবং 15.8 eV। এখানে স্পষ্টত যে, Ne-এর ক্ষেত্রে  $n=2$  এবং Ar এর ক্ষেত্রে  $n=3$ । অর্থাৎ আর্গনের যোজনী নিয়নের যোজনী স্তর অপেক্ষা বড় হওয়ায় আর্গনের আয়নিকরণ শক্তির মান নিয়নের আয়নিকরণ শক্তি অপেক্ষা কম।

উপস্তরসমূহের ক্ষেত্রে ইলেকট্রন প্রবেশ করার হার স্তরসমূহের নিম্নের ক্রমানুসারে হ্রাস পায়।


$$s > p > d > f$$


সাধারণভাবে, 's' অরবিটাল নিউক্লিয়াসের খুব কাছাকাছি অবস্থান করে বলে s-ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের সন্নিহিতে আবর্তন করে। এরপর p-ইলেকট্রন d-ইলেকট্রনের চেয়ে বেশি নিবিড়ভাবে নিউক্লিয়াসের কাছাকাছি আবর্তন করে এবং d-ইলেকট্রন f-ইলেকট্রনের চেয়ে বেশি নিউক্লিয়াসের কাছে থাকে। ফলে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ অরবিটাল ইলেকট্রনের ক্ষেত্রে নিম্নের ক্রমানুসারে বৃদ্ধি ঘটে।

$$s > p > d > f$$

সুতরাং s অরবিটাল হতে ইলেকট্রন অপসারণ p-অরবিটাল অপেক্ষা কঠিন হবে এবং একইভাবে p-অরবিটাল হতে d-অরবিটাল অপেক্ষা ইলেকট্রন অপসারণ কঠিন হবে। s, p, d এবং f-অরবিটাল হতে ইলেকট্রন অপসারণের জন্য প্রয়োজনীয় শক্তির মান অর্থাৎ আয়নিকরণ বিভব নিম্নে ক্রমানুসারে বৃদ্ধি পায়।

$$s > p > d > f$$

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। B(5)-এর প্রথম আয়নিকরণ বিভব 8.3 eV অথচ Be(4)-এর প্রথম আয়নিকরণ বিভব 9.3 eV কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>২। পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে আয়নিকরণ শক্তি হ্রাস পায় কেন?</p>
---	------------------------	---

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : পর্যায় সারণির ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরমাণুর আকার নির্ভর ভৌত ধর্ম ও রাসায়নিক ধর্ম যেমন— গলনাঙ্ক, স্ফুটনাঙ্ক, যোজ্যতা, আয়নিকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, ধাতব-অধাতব ধর্ম ইত্যাদিকে মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে।</li> <li>আয়নিকরণ বিভব : আয়নিকরণ শক্তি একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম অর্থাৎ মৌলের আয়নিকরণ শক্তির মান নির্দিষ্ট পর্যায়ে এবং শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যার পরিবর্তনে পরিবর্তিত হয়। গ্যাসীয় আয়নের এক মোল চার্জ নিরপেক্ষ পরমাণু থেকে এক মোল ইলেকট্রন অপসারণের মাধ্যমে একক ধনাত্মক চার্জ বিশিষ্ট আয়ন সৃষ্টি করতে যে শক্তির প্রয়োজন সেই শক্তিই হলো মৌলের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি।</li> </ul>	

	<b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৭</b>
---	-------------------------------

সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- আয়নিকরণ বিভব একটি — প্রক্রিয়া।
 

(ক) তাপোৎপাদী	(খ) তাপহারী	(গ) তাপনগ্রাহী	(ঘ) তাপ উদ্বায়ী
---------------	-------------	----------------	------------------
- পর্যায় সারণির বামদিক থেকে ডান দিকে অগ্রসর হলে আয়নিক বিভব —
 

(ক) কমে	(খ) বাড়ে	(গ) কমে ও বাড়ে	(ঘ) একই থাকে
---------	-----------	-----------------	--------------
- একই গ্রুপের নিচ থেকে উপরের দিকে আয়নিকরণ বিভবের পরিবর্তন হল—
 

(ক) কমে	(খ) অপরিবর্তিত থাকে	(গ) বাড়ে	(ঘ) বাড়ে ও কমে
---------	---------------------	-----------	-----------------
- আয়নিকরণ বিভবের ক্ষেত্রে কোনটি সঠিক?
 

(ক) $Be < B$	(খ) $Mg < Al$	(গ) $N < O$	(ঘ) $S < P$
--------------	---------------	-------------	-------------
- মৌলের পারমাণুর আয়নিকরণ বিভবের মান—
  - পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে বৃদ্ধি পায়
  - নিউক্লিয়াসের আধান বৃদ্ধি বৃদ্ধি পায়
  - পরিপূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালযুক্ত পরমাণুর সুস্থিতির কারণে পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্কের ব্যতিক্রম ঘটে নিচের কোনটি সঠিক?
 

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

## পাঠ-২.৮ পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : ইলেকট্রন আসক্তি



### উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির উপর নিয়ামকের প্রভাব ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম তা ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



### মুখ্য শব্দ

ইলেকট্রন আসক্তি, ঋণাত্মকতা, আগমনকারী ইলেকট্রন, eV.



### ইলেকট্রন আসক্তি (Electron Affinity) :

কোনো মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রনকে নিজের সর্বশেষ শক্তিস্তরে যুক্ত করার প্রবণতাকে ইলেকট্রন আসক্তি বলে। যে মৌল যত দ্রুত ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে তার ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি তত বেশি। সাধারণত ধাতব মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি কম এবং অধাতব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বেশি।

সংজ্ঞা : গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর প্রত্যেকে অসীম দূরত্ব হতে একটি করে ইলেকট্রনের সাথে যুক্ত হয়ে এক মোল একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টি করতে যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয়, তাকে সেই মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলে।

ইলেকট্রন আসক্তি হলো আয়নিকরণ শক্তির বিপরীত। এটি মূলত এক মোল পরমাণুকে এক মোল একক ঋণাত্মক আয়নে পরিণত করতে নির্গত শক্তির পরিমাণকে বোঝায়। যেমন-



অর্থাৎ ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান হলো  $-348 \text{ kJ/mol}$ । প্রধানত নিউক্লিয়াসের চার্জ এবং পরমাণুর ব্যাসার্ধের উপর ইলেকট্রন আসক্তির মান নির্ভর করে।

ইলেকট্রন আসক্তি একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। পর্যায় সারণির একই গ্রুপে যতই উপর থেকে নিচের দিকে যাওয়া যায়, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায়। একই গ্রুপে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে প্রত্যেকটি মৌলের একটি করে নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হওয়ায় ক্রমাগতই নিউক্লিয়াস হতে যোজনী স্তরের দূরত্ব বাড়তে থাকে ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ক্রমশ হ্রাস পেতে থাকে তাই ইলেকট্রন আসক্তির মানও হ্রাস পায়। অবশ্য এ সাধারণ নিয়মের কিছুটা ব্যতিক্রম ঘটেছে গ্রুপ-17 হ্যালোজেন মৌলসমূহের ক্ষেত্রে। এ নিয়মে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিন অপেক্ষা বেশি হওয়ার কথা কিন্তু ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ( $-348 \text{ kJ/mol}$ ) ফ্লোরিন ( $-333 \text{ kJ/mol}$ ) অপেক্ষা বেশি।

ফ্লোরিন পরমাণুর আকার ক্ষুদ্র। ২য় শক্তিস্তরে ৭ টি ইলেকট্রন অবস্থান করায় স্বাভাবিকভাবেই ইলেকট্রনের ঘনত্ব খুব বেশি হয়। এতে ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণ বল প্রবল হয় তাই আগমনকারী ইলেকট্রন সহজে এতে প্রবেশ করতে পারে না। অথচ ক্লোরিনের শেষ শক্তিস্তর হলো ৩য় শক্তিস্তর যার আকার ২য় শক্তিস্তর অপেক্ষা অনেক বড়। এক্ষেত্রে ৩য় শক্তিস্তরে ৭ টি ইলেকট্রন থাকায় তুলনামূলকভাবে ইলেকট্রন ঘনত্ব কম হয় এবং ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণ বলও ফ্লোরিনের ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণ বল অপেক্ষা কম হয়। তাই এতে ফ্লোরিন অপেক্ষা সহজেই ইলেকট্রন প্রবেশ করতে পারে। তাই ফ্লোরিন অপেক্ষা ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি।

একটি পর্যায়ে যতই বাম হতে ডানদিকে যাওয়া যায় ততই ইলেকট্রন আসক্তির মান বাড়তে থাকে। বাম থেকে ডানে পর্যায়ক্রমে প্রত্যেকটি মৌলের নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন এবং প্রত্যেকটি মৌলের একই শক্তিস্তরে একটি করে ইলেকট্রন প্রবেশ করে। পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধি অর্থাৎ নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধির ফলে যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ক্রমশ বৃদ্ধি পেতে থাকে তাই পরমাণুর আকারও ক্রমান্বয়ে পর্যায়ে বাম থেকে ডানে হ্রাস পেতে থাকে। তাই একটি নির্দিষ্ট পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বৃদ্ধি পায়।

## ইলেকট্রন আসক্তির উপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

### Effect of different factors on $E_A$

ইলেকট্রন আসক্তির উপর যেসব নিয়ামক প্রভাব বিস্তার করে যেগুলো হলো (i) পরমাণুর আকার (ii) নিউক্লিয়ার চার্জ (iii) অন্তঃ ইলেকট্রন বিন্যাস। নিম্নে নিয়ামকসমূহের প্রভাব বর্ণনা করা হলো :

(১) **পরমাণুর আকার (Size of Atom)** : ইলেকট্রনকে কোনো পরমাণুর নিজের দিকে আকর্ষণ করার প্রবণতাকে তার ইলেকট্রন আসক্তি বলে। সাধারণভাবে, পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তির মান হ্রাস পায়। পরমাণুর আকার যতই বৃদ্ধি পায় ততই নিউক্লিয়াস হতে পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তর দূরে সরে যায় এবং আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায় ফলে ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়। যেমন— পর্যায় সারণির গ্রুপ-17 শ্রেণির মৌলসমূহের  $F_{(9)}$  এর ইলেকট্রন আসক্তির মান 3.6 eV অথচ  $I_{(53)}$  এর ইলেকট্রন আসক্তির মান 3.2 eV।

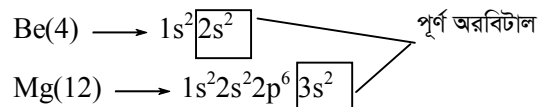
ফ্লোরিন পরমাণুর আকারের চেয়ে আয়োডিন পরমাণুর আকার অনেক বড় বলে F এর তুলনায় I এর ইলেকট্রন আসক্তির মান কম।

**চিন্তা করুন :** ফ্লোরিন পরমাণুর আকার ফ্লোরিন পরমাণু অপেক্ষা বড় হলেও ফ্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান অপেক্ষা কম কেন?


(২) **পরমাণুর উপস্তর (Subshell of Atom)** : উপরের আলোচনা হতে এটি পরিষ্কার যে, মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি পরমাণুর আকারের উপর নির্ভরশীল। পরমাণুর আকারের পাশাপাশি আরও একটি নিয়ামক হলো ইলেকট্রনের উপশক্তি স্তর। ইলেকট্রনের এসব উপস্তর হলো s, p, d এবং f-অরবিটাল। s-অরবিটালের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সবচেয়ে বেশি এরপর পর্যায়ক্রমে p, d এবং f-অরবিটালে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমেতে থাকে। তাই s-অরবিটালে ইলেকট্রন প্রবেশের ক্ষেত্রে ইলেকট্রন আসক্তির মান সবচেয়ে বেশি হবে এবং এরপর p, d এবং f-অরবিটালে তুলনামূলকভাবে হ্রাস পাবে।

অর্ধপূর্ণ এবং পূর্ণ অরবিটালের স্থিতিশীলতা অপূর্ণ বা আংশিক পূর্ণ অরবিটাল অপেক্ষা অনেক বেশি। যেসব মৌলের যোজনী স্তর অর্ধপূর্ণ বা পূর্ণ থাকে যেসব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যোজনী স্তর ইলেকট্রন কর্তৃক আংশিক পূর্ণ থাকলে সেসব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান অপেক্ষা কম।

Be(4) এবং Mg(12) মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান প্রায় শূন্য। Be(4) এবং Mg(12) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



Be<sub>(4)</sub> এবং Mg<sub>(12)</sub> এর ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায় যে, এদের শেষ শক্তিস্তর (s) ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ রয়েছে। পরবর্তীতে আগমনকারী ইলেকট্রন Be এর 2p এবং Mg এর 3p অরবিটালে প্রবেশ করতে পারে না কারণ এ অরবিটাল দুটি তুলনামূলক উচ্চ শক্তি সম্পন্ন তাই, Be এবং Mg এর ইলেকট্রন আসক্তি প্রায় শূন্য। একই কারণে নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি শূন্য।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>১। ইলেকট্রন আসক্তি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম- ব্যাখ্যা করুন।</li> <li>২। একই পর্যায়ে ও একই গ্রুপে ইলেকট্রন আসক্তি কীভাবে পরিবর্তিত হয়? বর্ণনা করুন।</li> <li>৩। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লোরিন অপেক্ষা কম কেন? ব্যাখ্যা করুন।</li> <li>৪। ধাতব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি কম হয় কেন?</li> </ol>
---	------------------------	---



## সার-সংক্ষেপ :

- **ইলেকট্রন আসক্তি :** কোনো মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রনকে নিজের সর্বশেষ শক্তিস্তরে যুক্ত করার প্রবণতাকে ইলেকট্রন আসক্তি বলে। যে মৌল যত দ্রুত ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে তার ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি তত বেশি। সাধারণত ধাতব মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি কম এবং অধাতব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বেশি।
- **পর্যায়বৃত্ত ধর্ম :** ইলেকট্রন আসক্তি একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। পর্যায় সারণির একই গ্রুপে যতই উপর থেকে নিচের দিকে যাওয়া যায়, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায়।
- **ইলেকট্রন আসক্তির মান :** অর্ধপূর্ণ এবং পূর্ণ অরবিটালের স্থিতিশীলতা অপূর্ণ বা আংশিক পূর্ণ অরবিটাল অপেক্ষা অনেক বেশি। যেসব মৌলের যোজনী স্তর অর্ধপূর্ণ বা পূর্ণ থাকে যেসব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যোজনী স্তর ইলেকট্রন কর্তৃক আংশিক পূর্ণ থাকলে সেসব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান অপেক্ষা কম।



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৮

## সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত করার ফলে নির্গত শক্তি কোনটি?
 

(ক) আয়নীকরণ শক্তি	(খ) ইলেকট্রন আসক্তি
(গ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা	(ঘ) তড়িৎ ধনাত্মকতা
- রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশ নিতে হলে দুটো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির পার্থক্য কীরূপ হবে?
 

(ক) কম	(খ) বেশি	(গ) সমান	(ঘ) শূন্য
--------	----------	----------	-----------
- নিম্নের কোনটি শূন্য ইলেকট্রন আসক্তি সম্পন্ন?
 

(ক) N	(খ) O	(গ) Ne	(ঘ) F
-------	-------	--------	-------
- কোন গ্রুপের উপর থেকে নিচে ইলেকট্রন আসক্তি—
 

(ক) বাড়ে	(খ) কমে
(গ) একই রকম থাকে	(ঘ) প্রথমে বাড়ে এবং পরে হ্রাস পায়
- ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম কোনটি?
 

(ক) $F > Cl > Br > I$	(খ) $Cl > F > I > Br$
(গ) $Cl > F > Br > I$	(ঘ) $Cl > F > Br > I$
- F অপেক্ষা Cl এর ইলেকট্রন আসক্তি বেশি এর কারণ—
  - F এর বহিঃস্থ ইলেকট্রনের বিকর্ষণ
  - F এর বহিঃস্থ 7টি ইলেকট্রনের ঘনত্ব
  - Cl এর বহিঃস্থ ইলেকট্রনের সঞ্চারণ
 নিচের কোনটি সঠিক?
 

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

## পাঠ-২.৯

## পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : তড়িৎ ঋণাত্মকতা



## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার বর্ণনা করতে পারবেন।
- তড়িৎ ঋণাত্মকতার একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- তড়িৎ ঋণাত্মকতার উপর ভিত্তি নিয়ামকের প্রভাব ব্যাখ্যা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

তড়িৎ ঋণাত্মকতা, শেয়ারকৃত ইলেকট্রন, গ্রুপভিত্তিক ধর্ম, ইলেকট্রন যুগল।



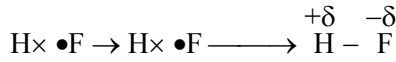
## তড়িৎ ঋণাত্মকতা বা ইলেকট্রোনেগেটিভিটি

## (Electronegativity)

সমযোজী বন্ধন গঠিত হয় বন্ধনে অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর একটি করে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে। যদি বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু দুটির ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি একই হয় তবে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল উভয় পরমাণুর মাঝখানে থাকবে কিন্তু পরমাণু দুটির ইলেকট্রন আসক্তির মান যদি একই না হয় তবে যেটির ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি হবে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল তার দিকে বেশি আকৃষ্ট হবে। অর্থাৎ সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়কে কোনো পরমাণুর নিজের দিকে টেনে নেওয়ার প্রবণতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বা ইলেকট্রোনেগেটিভিটি বলা হয়।

**সংজ্ঞা :** কোনো একটি সমযোজী যৌগের অণুতে উপস্থিত দুটি ভিন্ন মৌলের পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়কে একটি পরমাণু কর্তৃক নিজের দিকে অধিক আকর্ষণ করার তুলনামূলক ক্ষমতাকে সেই মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলা হয়।

হাইড্রোজেন এবং ফ্লোরিন ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড (HF) অণু গঠন করে। ফ্লোরিনের ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি হাইড্রোজেন অপেক্ষা বেশি হওয়ায় শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড় ফ্লোরিনের দিকে বেশি পরিমাণে আকৃষ্ট হয়।



HF যৌগে H এবং F পরমাণুর অসম ইলেকট্রোনেগেটিভিটির কারণে HF অণুতে হাইড্রোজেন পরমাণুতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ  $+\delta$  (H) এবং ফ্লোরিন পরমাণুতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জের  $-\delta$  (F) সৃষ্টি হয়। অণুতে এরূপ চার্জের সৃষ্টি হলে এ ধরনের অণুকে পোলার অণু বলে।

মৌলের পরমাণুর আকার হ্রাস এবং নিউক্লিয়াসে চার্জ বৃদ্ধিতে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়।

মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। একই গ্রুপে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হ্রাস পায়। একই শ্রেণিতে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে প্রত্যেকটি পরমাণুতে একটি করে নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হয় ফলে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায়। পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে সাথে বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড় নিউক্লিয়াস হতে ক্রমশ দূরে অবস্থান করে। ফলে ইলেকট্রন জোড়ের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায়। পর্যায় সারণির গ্রুপ-17 মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান নিম্নরূপ :

$$F = 4.0 ; Cl = 3.0 ; Br = 2.8 ; I = 2.5 ; At = 2.0$$

আবার, পর্যায় সারণির কোনো একটি নির্দিষ্ট পর্যায়ে বাম দিক থেকে যতই ডানদিকে যাওয়া যায় পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ততই বৃদ্ধি পায়। একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে কোনো নতুন শক্তিস্তর বৃদ্ধি পায় না অথচ একই শক্তিস্তরে পর্যায়ক্রমে প্রত্যেকটি মৌলের পরমাণুর নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন এবং বহিঃ শক্তিস্তরে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হয়। পরমাণুর নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধি হওয়ায় সর্বশেষ শক্তিস্তরের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বৃদ্ধি পায়। ফলে পরমাণুর আকার ক্রমশ হ্রাস পায়। পরমাণুর আকার ক্রমশ হ্রাস পাওয়ায় সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বৃদ্ধি পায়। এ কারণে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়। পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ের মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান নিম্নরূপ :

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

পর্যায় সারণিতে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান দেখানো হলো :



- s - ব্লক		H 2.1	- p - ব্লক					He -
Li 1.0	Be 1.5		B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	← d →	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0		Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr -
Rb 0.8	Si 1.0		In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Ca 0.7	Ba 0.9		Ti 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn -
Fr 0.7	Ra 0.9							

### তড়িৎ ঋণাত্মকতার উপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

#### Effect of Different Factors on $E_N$

সমযোজী বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণুদ্বয়ের শেয়ারকৃত ইলেকট্রন একটি পরমাণু কর্তৃক নিজের দিকে টেনে নেওয়ার তুলনামূলক ক্ষমতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে।

মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা যেসব নিয়ামক দ্বারা প্রভাবিত হয় তা হলো- (i) পরমাণুর আকার (ii) উপস্তর এবং (iii) ইলেকট্রন বিন্যাস। নিম্নে নিয়ামকসমূহের প্রভাব বর্ণনা করা হলো :

#### (i) পরমাণুর আকার (Size of Atom) :

পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে পরমাণুর নিউক্লিয়াস হতে সর্বশেষ শক্তিস্তর দূরে সরে যায় তাই বন্ধনে অংশগ্রহণকারী শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়ের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায় এবং পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পায়। গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান নিম্নে দেওয়া হলো :

$$F = 4.0; Cl = 3.0; Br = 2.8; I = 2.5; At = 2.2$$


(১) নিউক্লিয়ার চার্জ (Nuclear Charge) : পরমাণুর নিউক্লিয়ার চার্জ বৃদ্ধির সাথে মৌলের ইলেকট্রোনেগেটিভিটি সম্পর্কিত। নিউক্লিয়ার চার্জ যত বেশি হবে ঐ নিউক্লিয়ার কর্তৃক সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি আকর্ষণ তত বেশি প্রবল হয়। দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের Li(3) হতে F(7) পর্যন্ত ক্রমান্বয়ে নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন যুক্ত হয় এবং শেষ শক্তিস্তরে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হয় অর্থাৎ ক্রমান্বয়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে নিউক্লিয়ার চার্জ বৃদ্ধি পায় এবং মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মানও বৃদ্ধি পেতে থাকে।


সারণি-৯.১ : দ্বিতীয় পর্যায় মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা

মৌল	Li	Be	B	C	N	O	F
সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস	$1s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$
যোজনী স্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা	1	2	3	4	5	6	7
তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0

#### চিন্তা করে উত্তর দিন :

- পারমাণবিক ব্যাসার্ধ অপেক্ষা ক্যাটায়নিক ব্যাসার্ধ ক্ষুদ্রতর হয় কেন?
- অ্যানায়নিক ব্যাসার্ধ সংশ্লিষ্ট পরমাণুর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ অপেক্ষা বড় কেন?
- $Ca^{2+}$  অপেক্ষা  $K^+$  এর আয়নিক ব্যাসার্ধ বড় কেন?
- পর্যায় সারণির মধ্যে ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতা সর্বাপেক্ষা বেশি কেন?

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<p>১। (ক) তড়িৎ ঋণাত্মকতা কী?          (খ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা পর্যায়বৃত্ত ধর্ম- ব্যাখ্যা করুন।          (গ) একই পর্যায়ে ও একই গ্রুপে তড়িৎ ঋণাত্মকতা কীভাবে পরিবর্তিত হয়- ব্যাখ্যা করুন।</p> <p>২। মৌলসমূহের মধ্যে ফ্লোরিন সর্বাধিক তড়িৎ- ঋণাত্মক কেন? ব্যাখ্যা করুন।</p>
---	------------------------	--

	<b>সার-সংক্ষেপ :</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• তড়িৎ ঋণাত্মকতা বা ইলেকট্রোনেগেটিভিটি : সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়কে কোনো পরমাণুর নিজের দিকে টেনে নেওয়ার প্রবণতাকে ঐ পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা বা ইলেকট্রোনেগেটিভিটি বলে।</li> <li>• পরমাণুর আকার : পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে পরমাণুর নিউক্লিয়াস হতে সর্বশেষ শক্তিস্তর দূরে সরে যায় তাই বন্ধনে অংশগ্রহণকারী শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়ের উপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ হ্রাস পায় এবং পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পায়।</li> <li>• নিউক্লিয়ার চার্জ : নিউক্লিয়ার চার্জ যত বেশি হবে ঐ নিউক্লিয়ার কর্তৃক সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনের প্রতি আকর্ষণ তত বেশি প্রবল হয়। দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের Li(3) হতে F(7) পর্যন্ত ক্রমান্বয়ে নিউক্লিয়াসে একটি করে প্রোটন যুক্ত হয় এবং শেষ শক্তিস্তরে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হয় অর্থাৎ ক্রমান্বয়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে নিউক্লিয়ার চার্জ বৃদ্ধি পায় এবং মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মানও বৃদ্ধি পেতে থাকে।</li> <li>• পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা একটি পর্যায়বৃত্ত ধর্ম। একই গ্রুপে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধিতে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হ্রাস পায়।</li> </ul>	

	<b>পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৯</b>
--	-------------------------------

### সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ১। ফ্লোরিনের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান কোনটি?  
 (ক) 3.5                      (খ) 3.0                      (গ) 4.0                      (ঘ) 2.8
- ২। কোনটির তড়িৎ ঋণাত্মকতা সবচেয়ে কম?  
 (ক) Na                      (খ) K                      (গ) Li                      (ঘ) Fr
- ৩। পয়স সারণির গ্রুপে উপর থেকে নিচে তড়িৎ ঋণাত্মকতা—  
 (ক) হ্রাস পায়                      (খ) বৃদ্ধি পায়  
 (গ) বৃদ্ধি ও হ্রাস পায়                      (ঘ) কোনটিই নয়
- ৪। তড়িৎ ঋণাত্মকতা নির্ভর করে—  
 i. জারণ অবস্থা  
 ii. আয়নিকরণ বিভব  
 iii. হাইড্রাইডাইজেশন  
 নিচের কোনটি সঠিক?  
 (ক) i ও ii                      (খ) i ও iii                      (গ) ii ও iii                      (ঘ) i, ii ও iii

## পাঠ-২.১০

## মৌলের অ-ইডের ধর্ম



## উদ্দেশ্য

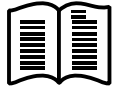
এ পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা-

- মৌলের অক্সাইড সম্পর্কে ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- মৌলের অক্সাইডের অম্ল ক্ষার ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবেন।
- অক্সাইডের উভধর্মীতা বর্ণনা করতে পারবেন।



## মুখ্য শব্দ

অম্ল-ক্ষারক, প্রতিক্রমী মৌল, উভধর্মী, অ্যানহাইড্রাইড।



### মৌলের অ-ইডের অম্লক্ষারক ধর্ম (Acid Base Properties of Oxides)

সাধারণভাবে যেকোনো পর্যায়ের মৌলসমূহের যোজনী 1 থেকে ক্রমাগতভাবে বেড়ে 14 তম গ্রুপে গিয়ে সর্বোচ্চ 4 হয়। 15 তম গ্রুপের মৌলসমূহের যোজনী 3 ও 5 হয়। 16 তম গ্রুপের মৌলের যোজনী 2 ছাড়াও 4 ও 6 হতে পারে। যেকোনো পর্যায়ের বাম থেকে ডান দিকে যাওয়ার ক্ষেত্রে মৌলসমূহের ধাতব ধর্ম ক্রমাগত হ্রাস পাওয়ার ফলে অধাতব ধর্ম ক্রমাগতভাবে বৃদ্ধি পায়। যেকোনো পর্যায়ের প্রতিক্রমী মৌলসমূহের সর্বোচ্চ যোজনী বাম দিক থেকে ডানদিকে ক্রমাগত বাড়ে এবং তা গ্রুপ সংখ্যার সমান হয়।

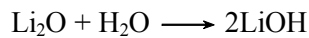
#### দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌলের অ-ইডের অম্লক্ষারক ধর্ম :

দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ক্ষেত্রে নিম্নোক্ত অক্সাইডসমূহ পাওয়া যায়—

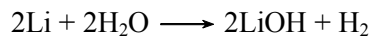


এসব অক্সাইডের যৌগের মধ্যে  $\text{Li}_2\text{O}$  মৃদু ক্ষারধর্মী।  $\text{BeO}$  উভধর্মী অক্সাইড। অন্যান্য অক্সাইডসমূহ অম্লধর্মী।

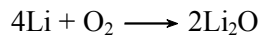
$\text{Li}_2\text{O}$  পানির সাথে বিক্রিয়া করে মৃদু ক্ষার  $\text{LiOH}$  উৎপন্ন করে।



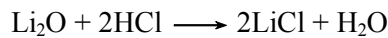
$\text{Li}$  ধাতু পানির সাথে বিক্রিয়া করে  $\text{LiOH}$  মৃদু ক্ষার উৎপন্ন করে।



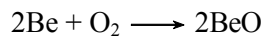
$\text{Li}$  বায়ুর অক্সিজেন দ্বারা জারিত হয়ে ক্ষারধর্মী  $\text{Li}_2\text{O}$  উৎপন্ন করে।



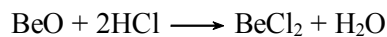
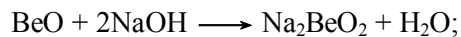
$\text{Li}_2\text{O}$  ক্ষারকধর্মী বিধায় তা  $\text{HCl}$  এর অম্লত্বকে বিনষ্ট করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



পরবর্তী মৌল  $\text{Be}$  এর সাথে উচ্চ তাপমাত্রায় অক্সিজেন বিক্রিয়া করে  $\text{BeO}$  উৎপন্ন করে। তবে এর তীব্রতা  $\text{Li}$  অপেক্ষা কম।

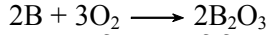


$\text{BeO}$  পানির সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষার উৎপন্ন করে না। কিন্তু এটি ক্ষারের ক্ষারকত্ব ও অম্লের অম্লত্ব বিনষ্ট করে থাকে।

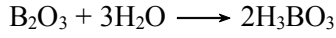


অর্থাৎ  $\text{BeO}$  উভধর্মী অক্সাইড।

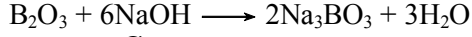
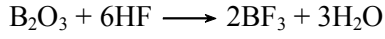
দ্বিতীয় পর্যায়ের তৃতীয় মৌল B কক্ষতাপমাত্রায় অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে না। উত্তপ্ত অবস্থায় অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> উৎপন্ন করে।



B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> পানির সাথে বিক্রিয়া করে H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> উৎপন্ন করে।

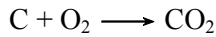


B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> অম্ল ও ক্ষার উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।

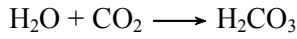


B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> উভধর্মী অক্সাইড।

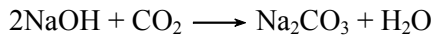
কার্বনকে দহন করলে CO<sub>2</sub> উৎপন্ন হয়।



CO<sub>2</sub> অম্লধর্মী অক্সাইড। পানিতে CO<sub>2</sub> দ্রবীভূত হয়ে H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> উৎপন্ন করে যা একটি অম্ল।



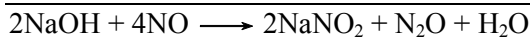
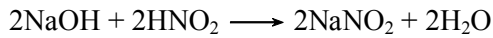
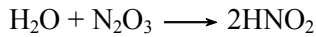
CO<sub>2</sub> তীব্র ক্ষার NaOH এর ক্ষারকত্বকে বিনষ্ট করে।



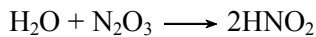
দ্বিতীয় পর্যায়ের ৫ম মৌল N। এটি অক্সিজেনের সাথে যুক্ত হয়ে NO, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub> ও N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> গঠন করে থাকে।

NO প্রশম অক্সাইড। পানিতে NO গ্যাস সামান্য পরিমাণে দ্রবণীয়।

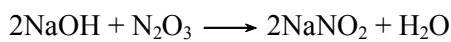
ক্ষার, কস্টিক সোডা বা কস্টিক পটাশের গাঢ় দ্রবণের সাথে NO বিক্রিয়া করে প্রথমে জারণ-বিজারণ প্রক্রিয়ায় তা নিরপেক্ষ নাইট্রাস অক্সাইড (N<sub>2</sub>O) ও ডাই নাইট্রোজেন ট্রাই অক্সাইড (N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) উৎপন্ন করে। N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> পানির সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রাস এসিড (HNO<sub>2</sub>) উৎপন্ন করে। পরে HNO<sub>2</sub> এর সাথে ক্ষারের বিক্রিয়ায় নাইট্রাইট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়।



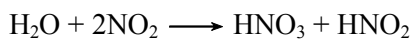
ডাই নাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড (N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) সাধারণ তাপমাত্রায় NO ও NO<sub>2</sub> এর মিশ্ররূপে থাকে। N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> অম্লধর্মী অক্সাইড। বরফশীতল পানিতে N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> বিক্রিয়া করে এসিড HNO<sub>2</sub> উৎপন্ন করে।



এ কারণে N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> কে “নাইট্রাস অ্যানহাইড্রাইড” বলে। N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ক্ষার NaOH এর ক্ষারকত্বকে বিনষ্ট করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড (NO<sub>2</sub>) ও এর ডাইমার ডাইনাইট্রোজেন টেট্রাঅক্সাইড (N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) অম্লীয় অক্সাইড। এটি শীতল পানিতে দ্রবীভূত হয়ে HNO<sub>3</sub> ও HNO<sub>2</sub> উৎপন্ন করে।

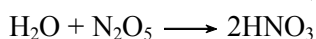


তাই NO<sub>2</sub> কে উভয় এসিডের মিশ্র অ্যানহাইড্রাইড বলে।

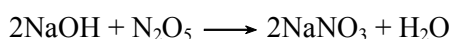
NO<sub>2</sub> ক্ষার, NaOH এর ক্ষারকত্বকে বিনষ্ট করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



ডাইনাইট্রোজেন পেন্টাঅক্সাইড (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) একটি অম্লধর্মী অক্সাইড। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে এসিড HNO<sub>3</sub> উৎপন্ন করে।

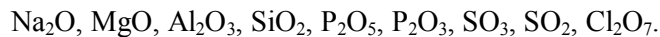


N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> অম্লধর্মী অক্সাইড বিধায় ক্ষার NaOH এর ক্ষারকত্বকে বিনষ্ট করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



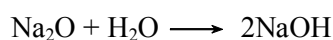
### তৃতীয় পর্যায়ের মৌলের অ-ইডের অম্ল-ক্ষার ধর্ম :

তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ক্ষেত্রে নিম্নোক্ত অক্সাইডসমূহ পাওয়া যায় :

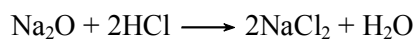


এসব অক্সাইড যোগে মৌলসমূহের যোজনী ক্রমান্বয়ে 1 থেকে 7 পর্যন্ত বৃদ্ধি পেয়েছে।  $\text{Na}_2\text{O}$  তীব্র ক্ষারধর্মী,  $\text{MgO}$  ক্ষারক,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  উভধর্মী অক্সাইড। অন্যান্য অক্সাইডসমূহ অম্লধর্মী। এদের মধ্যে আবার যতই ডানদিকে অগ্রসর হওয়া যায় অম্লত্ব ততই বৃদ্ধি পায়।

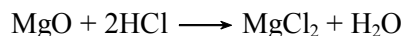
$\text{Na}_2\text{O}$  ক্ষারধর্মী অক্সাইড। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে  $\text{NaOH}$  উৎপন্ন করে, যা তীব্র ক্ষার।



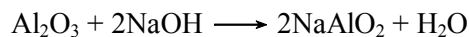
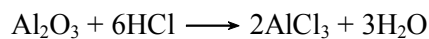
$\text{Na}_2\text{O}$  অম্লের অম্লত্বকে বিনষ্ট করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



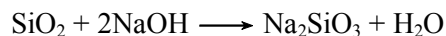
ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড ( $\text{MgO}$ ) পানির সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষার উৎপন্ন করে না, কিন্তু এটি ক্ষারক। এটি অম্লের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



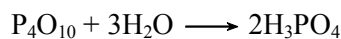
অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) পানির সাথে বিক্রিয়া করে না। এটি উভধর্মী অক্সাইড, তাই এটি অম্ল ও ক্ষারক উভয়ের সাথেই বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



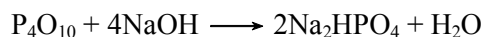
তৃতীয় পর্যায়ের ৪র্থ মৌল  $\text{Si}$ । এর অক্সাইড  $\text{SiO}_2$  অম্লধর্মী। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে না। কিন্তু ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।



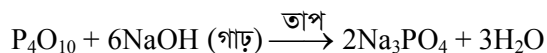
তৃতীয় পর্যায়ের ৫ম মৌল  $\text{P}$ । এর অক্সাইড  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  অম্লধর্মী।  $\text{SiO}_2$  অপেক্ষা  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  অপেক্ষাকৃত অধিক অম্লধর্মী অক্সাইড। সাধারণ অবস্থায় এটি মিহি দানাদার বর্ণহীন কঠিন পদার্থ। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে দুর্বল ফসফরিক এসিড ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) উৎপন্ন করে।



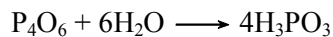
$\text{P}_4\text{O}_{10}$  ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে ফসফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



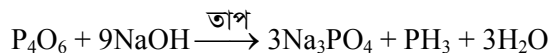
$\text{P}_4\text{O}_{10}$  উত্তপ্ত ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব ফসফেট ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



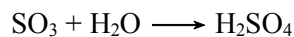
ফসফরাসের অপর অক্সাইড  $\text{P}_4\text{O}_6$ । এটিও অম্লধর্মী। সাধারণ অবস্থায় এটি বর্ণহীন কঠিন পদার্থ। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে ফসফরাস এসিড ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ) উৎপন্ন করে।



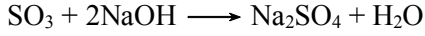
$\text{P}_4\text{O}_6$  উত্তপ্ত অবস্থায় ক্ষার  $\text{NaOH}$  এর সাথে বিক্রিয়া করে লবণ, পানি ও ফসফিন উৎপন্ন করে থাকে।



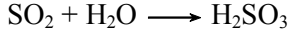
তৃতীয় পর্যায়ের ষষ্ঠ মৌল সালফার ( $\text{S}$ )। এটি পর্যায়ে তালিকায় ১৬তম গ্রুপের মৌল। সালফারের অক্সাইড  $\text{SO}_3$  অম্লধর্মী। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে শক্তিশালী অম্ল সালফিউরিক এসিড ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) উৎপন্ন করে।



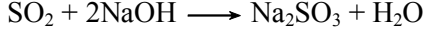
SO<sub>3</sub> ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে সালফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



সালফারের অপর অক্সাইড SO<sub>2</sub>। এটিও অম্লধর্মী। এটি পানির সাথে বিক্রিয়া করে সালফিউরাস এসিড (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) উৎপন্ন করে।

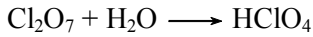


ক্ষারের সাথে SO<sub>2</sub> বিক্রিয়া করে সালফাইট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।

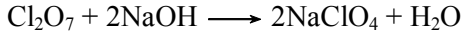


তৃতীয় পর্যায়ের ৭ম মৌল ক্লোরিন (Cl)। এটি পর্যায় তালিকায় ১৭তম গ্রুপের মৌল। এর অক্সাইড ডাইক্লোরিন হেপ্টাঅক্সাইড (Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) অম্লধর্মী অক্সাইড।


পানির সাথে বিক্রিয়া করে শক্তিশালী অম্ল পারক্লোরিক এসিড (HClO<sub>4</sub>) উৎপন্ন করে।



ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে পারক্লোরেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে থাকে।



সাধারণভাবে ধাতুর অক্সাইডসমূহ ক্ষারধর্মী এবং অধাতুর অক্সাইডসমূহ অম্লধর্মী। দ্বিতীয় ও তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডসমূহের ধর্ম থেকে বোঝা যায় যে, একই পর্যায়ে যতই বাম হতে ডানদিকে অগ্রসর হওয়া যায়, ততই মৌলসমূহের ধাতব ধর্ম হ্রাস পায় এবং অধাতব ধর্ম ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়।

	<b>শিক্ষার্থীর কাজ</b>	<b>মৌলের দ্রবণীয় অ-ইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি নির্ণয়।</b>
--	------------------------	--

ল্যাবরেটরিতে নিম্নের নির্দেশনা মোতাবেক কাজ করুন-

- (১) একটি 250 মি.লি. বিকার নিন এবং বিকারটি ভালোভাবে পরিষ্কার করুন।
- (২) একটি 8-10" নাড়ন কাঠি নিন।
- (৩) পানিতে দ্রবণীয় হয় এমন যেকোনো অক্সাইডের 1.0 গ্রাম মেপে নিন।
- (৪) এবার বিকারে 100 মি.লি. পাতিত পানি নিয়ে তাতে অক্সাইড ঢেলে দিয়ে নাড়নকাঠি দিয়ে আন্তে আন্তে নাড়তে থাকুন। ঠাণ্ডা অবস্থায় দ্রবীভূত না হলে ওয়াটার বাথে 10-15 মিনিট তাপ দিতে থাকুন। এবার দ্রবণ ঠাণ্ডা করুন।
- (৫) দ্রবণ ঠাণ্ডা হলে তাতে 3/4 ফোঁটা ইউনিভার্সাল ইন্ডিকেটর যোগ করুন। দ্রবণের বর্ণকে স্ট্যান্ডার্ড কালার চার্টের সাথে মিলিয়ে দ্রবণের pH এর মান নির্ণয় করুন।

উল্লিখিত পদ্ধতি অনুসরণ করে CaO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Na<sub>2</sub>O, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NiO, K<sub>2</sub>O এর অম্লীয় অথবা ক্ষারীয় প্রকৃতি নির্ণয় করে নিম্নের সারণিতে বসিয়ে এবং মন্তব্য লিখুন।

### নমুনা ছক

ক্রমিক নং	ধাতুর অক্সাইডের নাম	অক্সাইডের সংকেত	দ্রবণের pH মান	মন্তব্য
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				



## সার-সংক্ষেপ :

- **অম্লধর্মী অ-ইড :** যে সব অক্সাইড পানির সাথে যুক্ত হয়ে অম্ল বা এসিড উৎপন্ন করে তাকে অম্লধর্মী অক্সাইড বলা হয়। অম্লধর্মী অক্সাইডগুলো প্রধানত অধাতব অক্সাইড। যেমন— কার্বন ডাই-অক্সাইড ( $CO_2$ ), সালফার ডাই-অক্সাইড ( $SO_2$ ), নাইট্রোজেন ডাই-অক্সাইড ( $NO_2$ )।
- **ক্ষারধর্মী অ-ইড :** যে সব ধাতব অক্সাইড অম্লীয় অক্সাইডের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ উৎপন্ন করে অথবা এসিডের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে তাকে ক্ষারধর্মী অক্সাইড বলা হয়। যেমন— সোডিয়াম অক্সাইড ( $Na_2O$ ), ক্যালসিয়াম অক্সাইড ( $CaO$ ), ফেরিক অক্সাইড ( $Fe_2O_3$ )।
- **উভধর্মী অ-ইড :** যে সব ধাতব অক্সাইড অবস্থাভেদে অম্ল ও ক্ষারক উভয় রূপে রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশ গ্রহণ করে তাকে উভধর্মী অক্সাইড বলে। অর্থাৎ এই জাতীয় অক্সাইড অম্লের অম্লত্ব ও ক্ষারের ক্ষারকত্ব উভয় গুণকে বিনষ্ট করে থাকে। যেমন— অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড ( $Al_2O_3$ ), জিংক অক্সাইড ( $ZnO$ ), লেড মনো অক্সাইড ( $PbO$ )।
- **প্রশম অ-ইড :** যে সব অধাতব অক্সাইড অম্লীয় বা ক্ষারকীয় কোন ধর্মই প্রকাশ করে না তাকে প্রশম অক্সাইড বলা হয়। যেমন— পানি ( $H_2O$ ), কার্বন মনো অক্সাইড ( $CO$ ), নাইট্রাস অক্সাইড ( $N_2O$ ), নাইট্রিক অক্সাইড ( $NO$ )।



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.১০

## সঠিক উত্তরের পাশে টিক (✓) চিহ্ন দিন

- ক্ষারধর্মী অক্সাইড কোনটি?  
(ক) ধাতুর অক্সাইড (খ) অধাতুর অক্সাইড (গ) লবণের অক্সাইড (ঘ) পাথর
- নিচের কোন দুটি অক্সাইড প্রশম?  
(ক)  $NO$ ,  $N_2O$  (খ)  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  (গ)  $NO_2$ ,  $N_2O_3$  (ঘ)  $N_2$ ,  $NO_2$
- তৃতীয় পর্যায়ের চতুর্থ মৌলটির অক্সাইড?  
(ক) অম্লধর্মী (খ) ক্ষারধর্মী (গ) উভধর্মী (ঘ) নিরপেক্ষ
- $P_2O_5$  পানির সাথে বিক্রিয়ায় কী উৎপন্ন করে?  
(ক)  $H_3PO_4$  (খ)  $H_3PO_3$  (গ)  $H_2PO_3$  (ঘ)  $HPO_2$
- একটি পর্যায়ের যতই বাম থেকে ডানদিকে যাওয়া যায় ততই অক্সাইডের—  
(ক) অম্লত্ব বাড়ে (খ) অম্লত্ব কমে (গ) অম্লত্ব স্থির থাকে (ঘ) অম্লত্ব নিরপেক্ষ

## নিচের উদ্দীপকটি পড়ুন এবং ৮ ও ৯ নং প্রশ্নের উত্তর দিন।

পর্যায় তালিকার ২য় পর্যায়ের ২য় গ্রুপের মৌলের অক্সাইড A। অক্সাইডটি HCl ও NaOH উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।

## ৬। A অক্সাইডটি হলো—

- (ক)  $Li_2O$  (খ) BeO (গ) MgO (ঘ)  $Al_2O_3$

## ৭। A অক্সাইডটি হলো—

- উভধর্মী
- NaOH এর সাথে বিক্রিয়া করে  $NaAlO_2$  উৎপন্ন করে
- পানির সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষার উৎপন্ন করে না

নিচের কোনটি সঠিক?

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



## চূড়ান্ত মূল্যায়ন

## সৃজনশীল প্রশ্ন-১

পর্যায় গ্রুপ→	2	13	15	16
↓				
২য় পর্যায়	A	B		
৩য় পর্যায়			L	M

- ক. s-ব্লক মৌল কী? ১
- খ. d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌলের মধ্যে পার্থক্য লিখুন ২
- গ. উদ্দীপকের মৌল চারটির পর্যায় সারণিতে অবস্থানের ক্ষেত্রে ইলেকট্রন বিন্যাসই মূলভিত্তি— ব্যাখ্যা করুন। ৩
- ঘ. উদ্দীপকের মৌলগুলোর মধ্যে A ও B এবং L ও M মৌলের আয়নিকরণ বিভবের মানের তুলনামূলক আলোচনা করুন। ৪

## সৃজনশীল প্রশ্ন-৩

11A	19B	24C	29D
-----	-----	-----	-----

- ক. পর্যায় সারণি কী? ১
- খ. অবস্থান্তর মৌলের পরিবর্তনশীল যোজ্যতার কারণ ব্যাখ্যা করুন। ২
- গ. উদ্দীপকের প্রতিটি মৌলের যোজ্যতা স্তরের একই অরবিটালে সমান সংখ্যক ইলেকট্রন বর্তমান থাকলেও ওরা একই ব্লকের মৌল নয়— ব্যাখ্যা করুন। ৩
- ঘ. উদ্দীপকের মৌলের পরমাণুতে ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে স্বাভাবিক নিয়ম অনুসরণ হলে দুটি পরমাণু এ নিয়ম অনুসরণ করেনি— কারণ বিশ্লেষণ করুন। ৪



## উত্তরমালা

পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.১ :	১। ক	২। খ	৩। খ	৪। খ	৫। ক	৬। ঘ	৭। গ
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.২ :	১। খ	২। খ	৩। গ	৪। ঘ	৫। খ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৩ :	১। খ	২। ক	৩। ঘ	৪। খ			
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৪ :	১। খ	২। গ	৩। খ	৪। ঘ	৫। ক		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৫ :	১। খ	২। গ	৩। খ	৪। ঘ	৫। ঘ	৬। ক	
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৬ :	১। ক	২। ঘ	৩। খ	৪। ঘ			
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৭ :	১। খ	২। খ	৩। গ	৪। খ	৫। গ		
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৮ :	১। খ	২। খ	৩। গ	৪। খ	৫। ঘ	৬। ক	
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.৯ :	১। গ	২। ঘ	৩। ক	৪। ঘ			
পাঠোত্তর মূল্যায়ন-২.১০ :	১। ক	২। ক	৩। ক	৪। ক	৫। ক	৬। খ	৭। ক



আধুনিক দীর্ঘ পর্যায় সারণি

ক্র.প. ⇒ পর্যায় ⇓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	<sup>1</sup> H 1s <sup>1</sup>																<sup>1</sup> H 1s <sup>1</sup>	<sup>2</sup> He 1s <sup>2</sup>
2 [He]+	<sup>3</sup> Li 2s <sup>1</sup>	<sup>4</sup> Be 2s <sup>2</sup>											<sup>5</sup> B 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	<sup>6</sup> C 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	<sup>7</sup> N 2s <sup>2</sup> sp <sup>3</sup>	<sup>8</sup> O 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	<sup>9</sup> F 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	<sup>10</sup> Ne 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
3 [He]+	<sup>11</sup> Na 3s <sup>1</sup>	<sup>12</sup> Mg 3s <sup>2</sup>											<sup>13</sup> Al 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	<sup>14</sup> Si 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	<sup>15</sup> P 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	<sup>16</sup> S 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	<sup>17</sup> Cl 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	<sup>18</sup> Ar 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
4 [Ar]+	<sup>19</sup> K 4s <sup>1</sup>	<sup>20</sup> Ca 4s <sup>2</sup>	<sup>21</sup> Sc 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>22</sup> Ti 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>23</sup> V 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>24</sup> Cr 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	<sup>25</sup> Mn 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>26</sup> Fe 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>27</sup> Co 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>28</sup> Ni 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>29</sup> Cu 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	<sup>30</sup> Zn 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	<sup>31</sup> Ga 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	<sup>32</sup> Ge 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	<sup>33</sup> As 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	<sup>34</sup> Se 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	<sup>35</sup> Br 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	<sup>36</sup> Kr 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>
5 [Kr]+	<sup>37</sup> Rb 5s <sup>1</sup>	<sup>38</sup> Sr 5s <sup>2</sup>	<sup>39</sup> Y 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	<sup>40</sup> Zr 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	<sup>41</sup> Nb 4d <sup>4</sup> 5s <sup>2</sup>	<sup>42</sup> Mo 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	<sup>43</sup> Tc 4d <sup>6</sup> 5s <sup>1</sup>	<sup>44</sup> Ru 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	<sup>45</sup> Rh 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	<sup>46</sup> Pd 4d <sup>10</sup> 5s <sup>0</sup>	<sup>47</sup> Ag 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	<sup>48</sup> Cd 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	<sup>49</sup> In 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	<sup>50</sup> Sn 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	<sup>51</sup> Sb 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	<sup>52</sup> Te 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	<sup>53</sup> I 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	<sup>54</sup> Xe 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
6 [Xe]+	<sup>55</sup> Cs 6s <sup>1</sup>	<sup>56</sup> Ba 6s <sup>2</sup>	<sup>57</sup> La* 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>72</sup> Hf 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>73</sup> Ta 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>74</sup> W 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>75</sup> Re 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>76</sup> O 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>77</sup> Ir 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>78</sup> Pt 5d <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>79</sup> Au 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>	<sup>80</sup> Hg 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>81</sup> Tl 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>	<sup>82</sup> Pb 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>	<sup>83</sup> Bi 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	<sup>84</sup> Po 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>	<sup>85</sup> At 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>	<sup>86</sup> Rn 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>
7 [Rn]+	<sup>87</sup> Fr 7s <sup>1</sup>	<sup>88</sup> Ra 7s <sup>2</sup>	<sup>89</sup> Ac** 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>104</sup> Rf 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>105</sup> Db 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>106</sup> Sg 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>107</sup> Bh 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>108</sup> Hs 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>109</sup> Mt 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>110</sup> Ds 6d <sup>8</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>111</sup> Rg 6d <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>112</sup> Cn 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>113</sup> Uut 7s <sup>2</sup> 7p <sup>1</sup>	<sup>114</sup> Uuq 7s <sup>2</sup> 7p <sup>2</sup>	<sup>115</sup> Uup 7s <sup>2</sup> 7p <sup>3</sup>	<sup>116</sup> Uuh 7s <sup>2</sup> 7p <sup>4</sup>	<sup>117</sup> Uus 7s <sup>2</sup> 7p <sup>5</sup>	<sup>118</sup> Uuo 7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup>

ল্যান্থানাইড সারি	<sup>58</sup> Ce 4f <sup>2</sup> 5d <sup>0</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>59</sup> Pr 4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>60</sup> Nd 4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>61</sup> Pm 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>62</sup> Sm 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>63</sup> Eu 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>64</sup> Gd 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>65</sup> Tb 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>66</sup> Dy 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>67</sup> Ho 4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>68</sup> Er 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>69</sup> Tm 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>70</sup> Yb 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>	<sup>71</sup> Lu 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
অ্যাকটিনাইড সারি	<sup>90</sup> Th 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>91</sup> Pa 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>92</sup> U 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>93</sup> Np 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>94</sup> Pu 5f <sup>6</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>95</sup> Am 5f <sup>7</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>96</sup> Cm 5f <sup>8</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>97</sup> Bk 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>98</sup> Cf 5f <sup>10</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>99</sup> Es 5f <sup>11</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>100</sup> Fm 5f <sup>14</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>101</sup> Md 5f <sup>12</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>102</sup> No 5f <sup>14</sup> 6d <sup>0</sup> 7s <sup>2</sup>	<sup>103</sup> Lr 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>