



## পরমাণুর গঠন

### ভূমিকা

মৌলিক পদার্থসমূহ এবং এদের সমন্বয়ে গঠিত অসংখ্য যৌগের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম পরমাণুর গঠনের সাথে গভীরভাবে সম্পর্কযুক্ত। তাই আধুনিক রসায়ন পাঠের জন্য পরমাণুর গঠন সম্পর্কে স্বচ্ছ ধারণা থাকা অপরিহার্য। বিভিন্ন রাসায়নিক বিক্রিয়ার বিকারক, উৎপাদ, এদের ধর্মাবলী, ব্যবহার ও প্রয়োগ সম্পর্কে জানতে হলে পরমাণুর গঠন সম্পর্কে ধারণা থাকতে হয়।

প্রাচীন কাল থেকেই পদার্থের অভ্যন্তরীণ গঠন প্রকৃতি সম্পর্কে মানুষের উৎসাহ ও অনুসন্ধিৎসার অন্ত নেই। খ্যাতনামা গ্রীক দার্শনিক অ্যারিস্টটলের ধারণা ছিলো সব পদার্থই অবিচ্ছিন্ন এবং অন্তহীনভাবে তাদের বিভক্তি সম্ভব। কিন্তু খ্রীষ্টপূর্ব ৫০০ সনে গ্রীক দার্শনিক ডেমোক্রিটাস সর্ব প্রথম অভিমত প্রকাশ করেন যে প্রতিটি বস্তুই অতি ক্ষুদ্র বিচ্ছিন্ন পদার্থ কণিকার সাহায্যে গঠিত। তিনি এই ক্ষুদ্র কণিকার নাম দিয়েছিলেন ‘অ্যাটম’। গ্রীক শব্দ ‘অ্যাটমের’ অর্থ হচ্ছে অবিভাজ্য। ডেমোক্রিটাসের ধারণা অনুযায়ী বিশ্বের যাবতীয় বস্তু অ্যাটম নামক খুবই ক্ষুদ্র কণিকার সমন্বয়ে গঠিত এবং এই অ্যাটমকে আর কোনক্রমেই ভাগ করা সম্ভব নয়। ডেমোক্রিটাসের মতবাদ বেশ গুরুত্বপূর্ণ হওয়া স্বত্ত্বেও অ্যারিস্টটলের মতবাদ বিরোধী হওয়ায় সে সময় খুব সাড়া জাগাতে পারেনি। ডেমোক্রিটাসের মতবাদ দু’হাজার বছরের অধিককাল উপেক্ষিত ছিলো। ঊনবিংশ শতাব্দীর সূচনা লগ্নে ডাল্টনের পরমাণুবাদের মাধ্যমে ধারণাটি আবার পুনর্জীবন লাভ করে। এই ইউনিটে পরমাণুর মূল কণিকা, ডাল্টনের মতবাদ, রাদারফোর্ড পরমাণু মডেল, বোরের মতবাদসহ অন্য তথ্যাবলী আলোচনা করা হবে।

## পাঠ ১

ডাল্টনের পরমাণুবাদ, রাদারফোর্ড ও বোরের পারমাণবিক মতবাদ এবং  
পরমাণুর মূল কণিকাসমূহ

## ভূমিকা

পরমাণুর গঠন সম্পর্কে যে সকল মতবাদ বিভিন্ন সময়ে প্রতিষ্ঠা পেয়েছিল তার মধ্যে ডাল্টনের পরমাণুবাদ, রাদারফোর্ডের সৌর পরমাণু মডেল এবং বোরের পারমাণবিক মতবাদ অন্যতম। এই পাঠে পরমাণুর মূল কণিকাসহ উল্লেখিত পরমাণুর মডেলসমূহ আলোচনা করা হবে।

## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে

- ডাল্টনের পরমাণুবাদ বর্ণনা করা যাবে।
- পরমাণুর মূল কণিকাসমূহের আবিষ্কার সহ তাদের ধর্মাবলী সম্পর্কে জানা যাবে।
- পরমাণুর গঠন সম্পর্কে রাদারফোর্ড ও বোরের মডেল বর্ণনা করা যাবে।

## ২.১.১: ডাল্টনের পরমাণুবাদ (Dalton's Atomic Theory)

উনিশ শতকের প্রথমদিকে ইংরেজী বিজ্ঞানী জন ডাল্টন বিভিন্ন রাসায়নিক বিক্রিয়া ব্যাখ্যার জন্য একটি সূত্র আবিষ্কারের চেষ্টায় ব্রতী হন। তারই ফলশ্রুতিতে ১৮০৩ সালে তিনি বিখ্যাত “পরমাণুবাদ” প্রবর্তন করেন। ডাল্টনের পরমাণুবাদের কয়েকটি উল্লেখযোগ্য স্বীকার্য নিম্নরূপ:

- ১। সকল পদার্থই অসংখ্য অবিভাজ্য ক্ষুদ্র ক্ষুদ্র কণার সমন্বয়ে গঠিত। এ সকল কণাকে “অ্যাটম” (atom) বা পরমাণু বলে।
- ২। একই মৌলের সকল পরমাণু এক রকম এবং এদের ভর সমান।
- ৩। পরমাণু অবিভাজ্য এবং রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অখন্ডভাবে অংশগ্রহণ করে।
- ৪। দুই বা ততোধিক মৌলের পরমাণুর নির্দিষ্ট অনুপাতের সংযোগে যৌগ গঠিত হয়।

ডাল্টনের পরমাণুবাদ প্রবর্তনের পর বহু পরীক্ষা নিরীক্ষার মাধ্যমে প্রাপ্ত তথ্যাদির ভিত্তিতে এর অনেক পরিবর্তন করা হয়েছে। প্রথমত: পরমাণু অবিভাজ্য এ ধারণা লোপ পায়। পরমাণুকে বিভাজন করে ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রন ইত্যাদি মূল কণিকা পাওয়া যায় এবং এদের সমন্বয়েই পরমাণু গঠিত। একই মৌলের সকল পরমাণুর ভর সমান—ডাল্টনের এই ধারণাও সঠিক নয় বলে পরে প্রমাণিত হয়েছে। একই মৌলের বিভিন্ন আইসোটোপ থাকতে পারে এবং এই আইসোটোপসমূহের ভর ভিন্ন ভিন্ন হয়। যেমন হাইড্রোজেনের তিনটি আইসোটোপ রয়েছে। যে আইসোটোপটি সবচেয়ে বেশী পাওয়া যায় তার ভর 1.0, অন্য দুইটি আইসোটোপের ভর ২ এবং ৩। স্বীকার্যে ত্রুটি থাকা সত্ত্বেও ডাল্টনের পরমাণুবাদের আলোকে মৌলের রাসায়নিক গুণাবলী ও বিক্রিয়ার স্বরূপ ব্যাখ্যা করা যায়। কোন রাসায়নিক বিক্রিয়ায় পরমাণু খন্ডিত বা বিভাজিত হয়না, এদের সমাবেশের পরিবর্তন ঘটে মাত্র।

## ২.১.২: মূল কণিকাসমূহ (Fundamental Particles)

পরমাণু মৌলিক পদার্থের ক্ষুদ্রতম কণা, এদের কোন স্বাধীন অস্তিত্ব নেই তবে ক্ষুদ্রতম একক হিসেবেই এরা রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করতে পারে। হাইড্রোজেন পরমাণুর ব্যাসার্ধ প্রায় 0.05 nm (ন্যানোমিটার) (1 nm = 10<sup>-9</sup> মিটার)।

উনিশ শতকের শেষ দশকে বেশ কতকগুলো উল্লেখযোগ্য আবিষ্কারের ফলে পরমাণু অবিভাজ্য এ ধারণাটির বিলুপ্তি ঘটে এবং পরমাণু কতগুলো অতিসূক্ষ্ম কণিকার সমষ্টি বলে প্রমাণিত হয়। এ সব অতিসূক্ষ্ম কণিকাকে আর বিভাজন করা যায় না এবং এরা মূল উপাদান হিসেবে সব পরমাণুতেই থাকে। এদেরকে পরমাণুর মূল কণিকা বলা হয়।

পরমাণুর মূল কণিকা তিন ধরনের, যথা স্থায়ী মূল কণিকা, অস্থায়ী মূল কণিকা এবং কম্পোজিট কণিকা।

- (১) স্থায়ী মূল কণিকা: ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রন এই তিনটি মূল কণিকা হাইড্রোজেন পরমাণু ছাড়া সব মৌলের পরমাণুতে থাকে বলে এগুলোকে স্থায়ী মূল কণিকা বলা হয়। (হাইড্রোজেন-1 পরমাণুতে শুধু 1.0টি ইলেকট্রন ও 1.0টি প্রোটন আছে) এতে কোন নিউট্রন নেই।
- (২) অস্থায়ী মূল কণিকা: কিছু কিছু মূল কণিকা কোন কোন মৌলের পরমাণুতে অস্থায়ীভাবে খুব স্বল্প সময়ের জন্য বিরাজ করে। এগুলোকে অস্থায়ী মূল কণিকা বলা হয়। অস্থায়ী মূল কণিকার সংখ্যা প্রায় ১০০। নিউট্রিনো, অ্যান্টি নিউট্রিনো, পজিট্রন, মেসন প্রভৃতি উল্লেখযোগ্য অস্থায়ী মূল কণিকা।
- (৩) কম্পোজিট কণিকা (Composite particles): স্থায়ী ও অস্থায়ী মূল কণিকা ছাড়াও আরও এক প্রকার কণিকা পরমাণুতে থাকে, যাদেরকে কম্পোজিট কণিকা বলা হয়। আল্ফা কণিকা ও ডিউটেরন কণিকা ইত্যাদি কম্পোজিট কণিকার উদাহরণ।

এখানে পরমাণুর স্থায়ী মূল কণিকাগুলোর সম্পর্কে আলোচনা করা হলো।

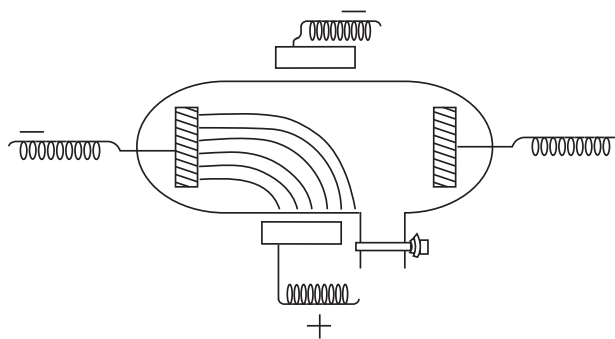
### ২.১.২.১: ইলেকট্রন (Electron)

প্রথম আবিষ্কৃত স্থায়ী মূল কণিকা হল ইলেকট্রন। ১৮৯৭ সনে কেম্ব্রিজ বিশ্ববিদ্যালয়ের অধ্যাপক জে জে থমসন একটি পরীক্ষা (ক্যাথোড রশ্মি পরীক্ষা) এর সাহায্যে ইলেকট্রনের অস্তিত্ব ও ধর্ম সম্পর্কে গুরুত্বপূর্ণ তথ্য আবিষ্কার করেন।

#### ক্যাথোড রশ্মি পরীক্ষা (Cathode ray experiment):

গ্যাস সাধারণত: বিদ্যুৎ কু-পরিবাহী। তবে কোন গ্যাস একটি ক্ষরণ নলে নিয়ে (চিত্র ২.১) গ্যাসের চাপ ধীরে ধীরে কমিয়ে (0.01-0.001 মিমি) দু'প্রান্তে উচ্চ বিভব পার্থক্য প্রয়োগ করলে ক্যাথোড থেকে এক প্রকার রশ্মি নির্গত হয়। এই রশ্মিকে ক্যাথোড রশ্মি বলা হয়।

থমসন দেখান যে ক্যাথোড রশ্মি সরল পথে চলে তবে বিদ্যুৎ-ক্ষেত্রের প্রভাবে ক্যাথোড রশ্মি পজিটিভ বা ধনাত্মক প্রান্তের দিকে বেঁকে যায় অর্থাৎ এই রশ্মি ঋনাত্মক বা নেগেটিভ চার্জ যুক্ত। ক্যাথোড রশ্মি ধাতুর পাতলা পাতের মধ্য দিয়ে চলাচল করতে পারে। এই রশ্মি অতিশয় ক্ষুদ্র এক ধরনের কণার প্রবাহ। এই কণিকাগুলিকেই ইলেকট্রন বলা হয়।



চিত্র ২.১ : ক্যাথোড রশ্মি পরীক্ষা

পরীক্ষায় দেখা গেছে, ক্যাথোড-রশ্মি নলে যে কোন গ্যাস ব্যবহার করলে বিদ্যুৎ ক্ষরণের ফলে যে ইলেকট্রন পাওয়া যায় তা একই চার্জ ও ভর বিশিষ্ট। অতএব বলা যায় যে ইলেকট্রন প্রত্যেক পদার্থের পরমাণুর একটি সাধারণ মূল কণিকা।

বিজ্ঞানী মিলিকন তাঁর বিখ্যাত Oil drop পরীক্ষার সাহায্যে একটি ইলেকট্রনের আধান ও ভরের অনুপাত (Charge to mass ratio)  $\frac{e}{m}$  নির্ণয় করেন। এ থেকে খমসন 1.0টি ইলেকট্রনের ভর যে একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর ভরের প্রায়  $\frac{1}{1836}$  অংশ তা নির্ণয় করেন এবং ইলেকট্রনের প্রকৃত ভর  $9.1085 \times 10^{-28}$  গ্রাম গণনা করেন।

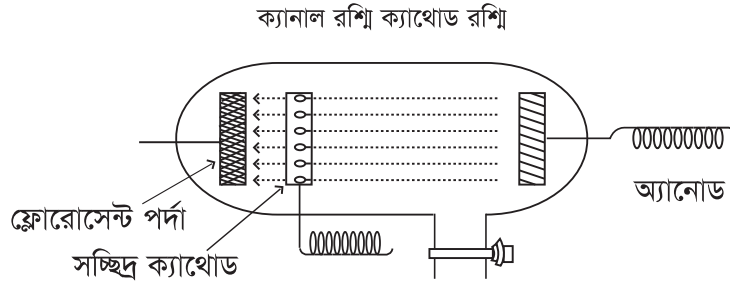
বিজ্ঞানী মিলিকন প্রমাণ করেন যে, ইলেকট্রনের আধান ঋণাত্মক এবং উহার মান  $-1.6 \times 10^{-19}$  কুলম্ব।

### ২.১.২.২: প্রোটন (Proton)

প্রোটনও ইলেকট্রনের মতই সব ধরনের মৌলের পরমাণুর একটি সাধারণ মূল কণিকা। প্রোটন পরমাণুর কেন্দ্র বা নিউক্লিয়াসে থাকে। ক্যানাল রশ্মি পরীক্ষার সাহায্যে প্রতিটি মৌলের পরমাণুতে প্রোটনের উপস্থিতি প্রমাণ পাওয়া যায়।

### ক্যানাল রশ্মি পরীক্ষা (Canal ray experiment)

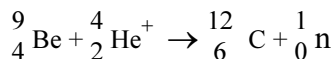
১৮৮৬ সালে বিজ্ঞানী গোল্ডস্টেইন ক্যানাল রশ্মি বা ধনাত্মক রশ্মি আবিষ্কার করেন। ক্যাথোড রশ্মি পরীক্ষা যন্ত্রে (চিত্র ২.২) একটি সচ্ছিদ্র ক্যাথোড ব্যবহার করে গোল্ডস্টেইন লক্ষ্য করেন যে ক্যাথোডের ভিতর দিয়ে ধনাত্মক চার্জযুক্ত কণা ক্যাথোড রশ্মির বিপরীত দিকে প্রবাহিত হয়। ইলেকট্রন একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত হলে, এগুলো একক ধনাত্মক চার্জযুক্ত। এ কণাগুলোকেই প্রোটন বলা হয়। প্রোটনের ভর ইলেকট্রনটি ছাড়া হাইড্রোজেন পরমাণুর (হাইড্রোজেনের আয়ন,  $H^+$ ) ভরের সমান অর্থাৎ  $1.672 \times 10^{-24}$  গ্রাম। ক্যাথোড রশ্মির মত ক্যানাল রশ্মি ও সরল পথে প্রবাহিত হয় এবং বিদ্যুৎ ক্ষেত্রের প্রভাবে ঋণাত্মক প্রান্তের দিকে বেঁকে যায়। অর্থাৎ ক্যানাল রশ্মির আধান ধনাত্মক।



### ২.১.২.৩: নিউট্রন (Neutron);

১৯৩২ সনে বিজ্ঞানী চ্যাডউইক একটি নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া (বেরিলিয়াম নিউক্লিয়াসকে  $\alpha$ -কণার দ্বারা আঘাত করে) এর সাহায্যে প্রতি মৌলের নিউক্লিয়াসে এক প্রকার তড়িৎ নিরপেক্ষ কণার উপস্থিতি আবিষ্কার করেন। এদের ভর প্রোটনের ভরের প্রায় সমান। এই তড়িৎ-নিরপেক্ষ কণাগুলিকেই নিউট্রন বলা হয়। দেখা গেছে যে নিউট্রন হাইড্রোজেন ছাড়া সকল মৌলের পরমাণুরই একটি সাধারণ মূল কণিকা।

নিউক্লিয়ার বিক্রিয়াটি নিম্নরূপ:



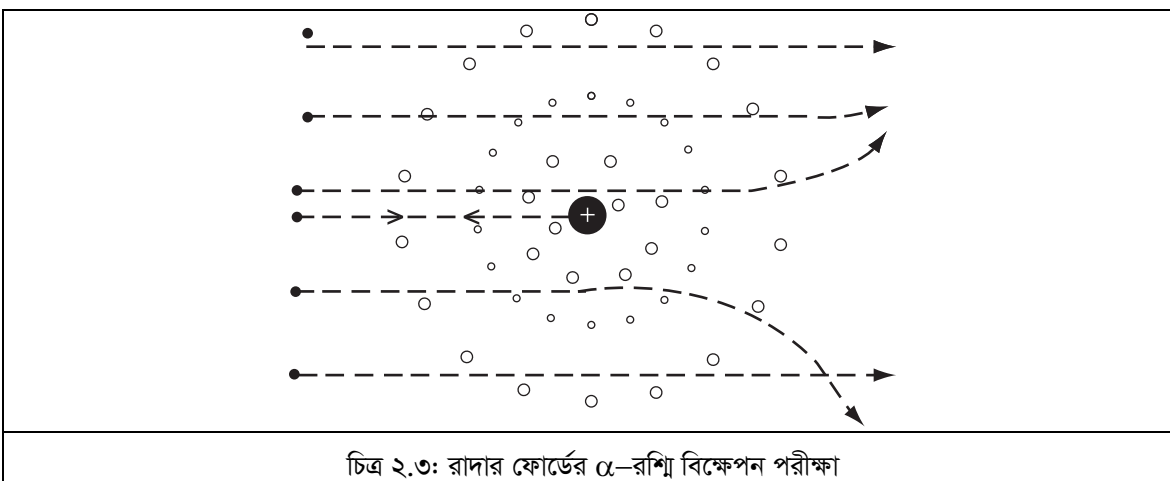
নিচের তালিকায় পরমাণুর তিনটি স্থায়ী মূল কণিকার বিভিন্ন বৈশিষ্ট্য দেয়া হলো:

মূল কণিকা	প্রতীক	চার্জ	প্রকৃত ভর (গ্রাম)	প্রকৃত চার্জ (কুলম্ব)	আপেক্ষিক ভর	অবস্থান
ইলেকট্রন	e	-1	$9.11 \times 10^{-28}$	$-1.6 \times 10^{-19}$	0.00055	নিউক্লিয়াসের বাইরে
প্রোটন	p	+1	$1.672 \times 10^{-24}$	$+1.6 \times 10^{-19}$	1.00759	নিউক্লিয়াসে
নিউট্রন	n	0	$1.675 \times 10^{-24}$	0	1.00897	নিউক্লিয়াসে

### ২.১.৩.১: রাদারফোর্ডের পরীক্ষা (Rutherford's Experiment)

রাদারফোর্ডের পরীক্ষা (নিউক্লিয়াস বা পরমাণু কেন্দ্র আবিষ্কার)

১৯১১ সনে বিজ্ঞানী রাদারফোর্ড উচ্চ বেগ সম্পন্ন আলফা ( $\alpha$ ) রশ্মি একখন্ড পাতলা স্বর্ণপাতের উপর বিচ্ছুরিত করেন। এতে দেখা যায় যে, প্রায় সব কণিকাই স্বর্ণ পাতের ভিতর দিয়ে সোজা চলে যায়, অল্প কিছু কণা সামান্য বেঁকে যায় আর প্রায় প্রতি বিশ হাজারে একটি  $\alpha$ -কণিকা প্রতিহত হয়ে বিপরীত দিকে ফিরে আসে। এই পরীক্ষা থেকে রাদার ফোর্ড নিচের সিদ্ধান্তে পৌঁছেন:



- (১) পরমাণুর একটি গুরুভার ধনাত্মক কেন্দ্র আছে। এর আয়তন সমস্ত পরমাণুর আয়তনের তুলনায় খুবই ছোট। এই গুরুভার ধনাত্মক কেন্দ্রকেই নিউক্লিয়াস বলে।
- (২) একটি পরমাণুতে কেবলমাত্র একটি নিউক্লিয়াস থাকে। নিউক্লিয়াসে ইলেকট্রনের সংখ্যার সমান সংখ্যক ধনাত্মক চার্জের কণা (প্রোটন) কেন্দ্রীভূত থাকে।
- (৩) সমগ্র পরমাণুর আয়তনের তুলনায় নিউক্লিয়াসের আয়তন খুবই ছোট। নিউক্লিয়াসের ব্যাস প্রায়  $10^{-13}$  সে.মি.। নিউক্লিয়াসের তুলনায় একটি পরমাণু 10 হাজার থেকে 1 লক্ষগুণ বড় হতে পারে।

### ২.১.৩.২: পারমাণবিক সংখ্যা (Atomic number)

১৮৯৫ সনে বিজ্ঞানী রন্টজেন একটি ধাতব মৌলকে ক্যাথোড রশ্মির লক্ষ্যবস্তু হিসেবে ব্যবহার করে অতিক্ষুদ্র তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের এক ধরনের বিকিরণ আবিষ্কার করেন। এই বিকিরণের যথার্থ পরিচয় না দিতে পারায় একে X-ray (এক্সরে) নাম দেয়া হয়। ১৯১৪ সনে পদার্থ বিজ্ঞানী মোসলে দেখান যে ক্যাথোড রশ্মির বিক্ষেপণে প্রতিটি মৌল থেকে একটি সুনির্দিষ্ট তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের রশ্মি (X-ray) নির্গত হয়। তিনি প্রমাণ করতে সক্ষম হন যে X-ray-এর কম্পন সংখ্যা মৌলের পরমাণুর ধনাত্মক চার্জ অর্থাৎ প্রোটন সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে বৃদ্ধি পায়। তিনি মৌলের

প্রোটন বা ইলেকট্রন সংখ্যাকে মৌলের 'পারমাণবিক সংখ্যা' নামকরণ করেন এবং একে  $Z$  দ্বারা চিহ্নিত করেন। একটি নিরপেক্ষ পরমাণুর প্রোটন ও ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান।

**পরমাণুর ভর সংখ্যা (Atomic mass number):** নিউক্লিয়াসেই পরমাণুর প্রায়ই সমস্ত ভর কেন্দ্রীভূত। নিউক্লিয়াসে নিউট্রন ও প্রোটন থাকে। এদের ভর প্রায় সমান। তাই পরমাণুর মোট ভর নিউক্লিয়াসের প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার যোগফলের প্রায় সমান। এজন্য প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার সমষ্টিকে পরমাণুর ভর সংখ্যা বা শুধু ভর সংখ্যা (Mass number) বলে। এর প্রতীক 'A'।

পারমাণবিক ভর সংখ্যা (A) থেকে পারমাণবিক সংখ্যা (Z) বিয়োগ করলেই পরমাণুতে নিউট্রন সংখ্যা পাওয়া যায়। যেমন সোডিয়ামের পারমাণবিক ভর সংখ্যা 23 এবং পারমাণবিক সংখ্যা 11। অতএব Na পরমাণুতে 11টি প্রোটন, 11টি ইলেকট্রন এবং  $(23-11)=12$ টি নিউট্রন থাকে।

### ২.১.৩.৩: রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেল (Rutherford's atomic model)

১৯১১ সনে রাদারফোর্ড সৌরজগতের গঠনের মত পরমাণুর গঠনের একটি মডেল প্রস্তাব করেন। এটি রাদারফোর্ডের 'সৌর পরমাণু মডেল' বা 'সোলার সিস্টেম অ্যাটম মডেল' নামে পরিচিত। এই মডেলের উল্লেখ- খসড়া প্রস্তাবগুলো হচ্ছে-

- ১। প্রত্যেক পরমাণুর কেন্দ্র বা নিউক্লিয়াস অতিশয় ক্ষুদ্র, গুরুভার ও ধনাত্মক চার্জযুক্ত। নিউট্রন ও প্রোটন সহযোগে এটি গঠিত (কেবল হাইড্রোজেন পরমাণুর নিউক্লিয়াসে কোন নিউট্রন নেই)। প্রোটনই কেন্দ্রে বা নিউক্লিয়াস ধনাত্মক চার্জের বাহক।
- ২। প্রতিটি পরমাণুতে প্রোটনের সমান সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে। যেহেতু ইলেকট্রনের চার্জ প্রোটনের চার্জের সমান ও বিপরীত তাই পরমাণু তড়িৎ নিরপেক্ষ।
- ৩। পরমাণুর প্রায় সমস্ত ভরই নিউক্লিয়াসে কেন্দ্রীভূত থাকে অর্থাৎ পরমাণুর ভর প্রধানত: নিউট্রন ও প্রোটনের ভরের যোগফল।
- ৪। পরমাণুর দু'টি অংশ- একটি নিউক্লিয়াস বা কেন্দ্র এবং অন্যটি কেন্দ্র বহির্ভূত অঞ্চল।
- ৫। নিউক্লিয়াসের চারদিকে বিভিন্ন কক্ষপথে ইলেকট্রনসমূহ প্রচণ্ড গতিতে (প্রতি সেকেন্ডে প্রায় 1200 মাইল) আবর্তিত হয়।
- ৬। সূর্যের চারদিকে বিভিন্ন গ্রহ যেমন ভিন্ন ভিন্ন কক্ষপথে আবর্তিত হয় তেমনি নিউক্লিয়াসের চারদিকে কেন্দ্রাভিমুখী ও কেন্দ্রাতিগ শক্তির মধ্যে সামঞ্জস্য রেখে ইলেকট্রনসমূহ আবর্তিত হয়।

#### রাদারফোর্ড মডেলের সীমাবদ্ধতা:

রাদারফোর্ড মডেলের বেশ কিছু সীমাবদ্ধতা রয়েছে। যেমন-

- ১। সৌর জগতের তড়িৎ নিরপেক্ষ গ্রহগুলি মহাকর্ষীয় শক্তির জন্য সূর্যের চতুর্দিকে ঘুরে কিন্তু পরমাণুর বিভিন্ন কক্ষপথে আবর্তনকারী ইলেকট্রনসমূহ ঋণাত্মক চার্জ বিশিষ্ট এবং এরা পরস্পরকে বিকর্ষণ করে।
- ২। যখন কোন আধানযুক্ত কণার ত্বরণ থাকে তখন উহা শক্তি বিকিরণ করে। নিউক্লিয়াসের চারদিকে ঘূর্ণনরত ইলেকট্রন সমূহের কেন্দ্রমুখী ত্বরণ থাকে। সুতরাং কক্ষপথে আবর্তনকারী ইলেকট্রনসমূহের অবিচ্ছিন্নভাবে শক্তি বিকিরণ করার কথা। এভাবে ক্রমাগত শক্তি বিকিরণ করে ধনাত্মক নিউক্লিয়াসের আকর্ষণে ইলেকট্রনের কক্ষপথ সর্পিলাকারে কমতে কমতে অবশেষে নিউক্লিয়াসে এসে ইলেকট্রন পতিত হয়ে পরমাণু ধ্বংস হওয়ার কথা। অথচ তা হয় না।
- ৩। রাদারফোর্ড মডেলে আবর্তনরত ইলেকট্রনের কক্ষ পথের কোন আকার ও আকৃতির ধারণা দেয়া হয়নি।

### ২.১.৩.৪: বোরের পারমাণবিক মতবাদ (The Bohr Theory of atom)

সর্বপ্রথম যে পরমাণু-মডেলটি বর্ণালীসহ হাইড্রোজেন পরমাণুর অন্যান্য গুণাবলী ব্যাখ্যা করতে সমর্থ হয় সেটি হল নীলস বোর প্রদত্ত পরমাণু মডেল। 1913 সালে প্রদত্ত বোরের এই মডেলটিতে কণাবল বিজ্ঞান (Quantum Mechanics) এর নীতি ব্যবহার করা হয়। এই মডেলের উল্লেখযোগ্য প্রস্তাবনাগুলো নিচে উল্লেখ করা হলো:

- ১। **শক্তিস্তর:** নিউক্লিয়াসকে ঘিরে এমন কতগুলো স্থায়ী কক্ষপথ রয়েছে যেখানে ইলেকট্রনসমূহ কোনরূপ শক্তির শোষণ বা বিকিরণ ব্যতীতই আবর্তিত হতে পারে। এই কক্ষপথগুলো অনুমোদিত শক্তিস্তর (energy level) নামে পরিচিত। নিউক্লিয়াসের সব চেয়ে কাছের শক্তিস্তর ১ম শক্তিস্তর। দূরত্ব বাড়ার সাথে সাথে শক্তিস্তরগুলোকে ২য়, ৩য়, ৪র্থ শক্তিস্তর, এভাবে চিহ্নিত করা হয়।
- ২। **শক্তি বিকিরণ:** ইলেকট্রনের এক শক্তিস্তর থেকে অন্য শক্তিস্তরে স্থানান্তরে শক্তির শোষণ অথবা বিকিরণ ঘটে। নিচের শক্তিস্তর থেকে উপরের শক্তিস্তরে যেতে ইলেকট্রনকে শক্তি শোষণ করতে হয় আবার উপরের শক্তিস্তর থেকে নিচের স্তরে আসার সময় ইলেকট্রন শক্তি বিকিরণ করে।
- ৩। **কৌণিক ভরবেগ(Angular momentum):** অনুমোদিত শক্তিস্তরের শর্ত হল কোন নির্দিষ্ট শক্তিস্তরে আবর্তনকারী ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগ নির্দিষ্ট এবং তা  $\frac{h}{2\pi}$  এর সাধারণ গুণিতক। অর্থাৎ

$$\text{কৌণিক ভরবেগ, } mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

[এখানে  $m$  = ইলেকট্রনের ভর,  $v$  = বেগ,  $r$  = শক্তিস্তরের ব্যাসার্ধ  $n$  = শক্তিস্তর সূচক = 1,2,3 ..... ইত্যাদি যে কোন অখণ্ড সংখ্যা এবং  $h$  = প-াংকের ধ্রুবক =  $6.626 \times 10^{-34}$  জুল-সেকেন্ড]

বোর মডেলের সাহায্যে পরমাণুর বর্ণালী ব্যাখ্যা করা যায়। এই মডেলের অন্যতম সফলতা এই যে এর মূলনীতি পরবর্তীকালে ডি-ব্রগলী প্রদত্ত “বস্তু তরঙ্গ (matter wave) এর ধারণার সাথে মিলে যায়। আবার আবর্তনকারী ইলেকট্রন সমূহের ভরবেগ যে কণায়িত (quantized) সে ধারণাও বোরের মডেল থেকে পাওয়া যায়।

### বোর মডেলের সীমাবদ্ধতা

- ১। বোর মডেলের সাহায্যে এক ইলেকট্রন বিশিষ্ট (হাইড্রোজেন) পরমাণুর বর্ণালী সফলভাবে ব্যাখ্যা করা সম্ভব হলেও এর সাহায্যে একাধিক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী ব্যাখ্যা করা যায় না।
- ২। এক শক্তিস্তর থেকে অন্য শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের অবস্থান পরিবর্তনের জন্য বোর মডেল অনুযায়ী বর্ণালীতে একটি মাত্র রেখা দেখা যাওয়ার কথা। কিন্তু সূক্ষ্ম বিশ্লেষণ ক্ষমতা বিশিষ্ট বর্ণালী বীক্ষণের সাহায্যে পরীক্ষা করে দেখা যায়, অনেক ক্ষেত্রেই একটি রেখা কতগুলো সূক্ষ্মতর রেখার সমষ্টি। বর্ণালী রেখার এই আধিক্য বোরের মডেল ব্যাখ্যা করতে পারে না।

### সারসংক্ষেপ

- পরমাণুর তিনটি স্থায়ী মূল কণিকা হলো ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রন। প্রোটন ও নিউট্রন পরমাণুর কেন্দ্রে থাকে।
- প্রোটন ও নিউট্রনের ভর প্রায় সমান। প্রোটন একক ধনাত্মক (+1) তড়িৎ চার্জযুক্ত কিন্তু নিউট্রন নিরপেক্ষ। ইলেকট্রন একক ঋণাত্মক (-) তড়িৎ চার্জযুক্ত। এর ভর প্রোটনের ভরের মাত্র  $\frac{1}{1836}$  অংশ। ইলেকট্রন কেন্দ্র বহির্ভূত বিভিন্ন শক্তিস্তরে আবর্তিত হয়। একটি নির্দিষ্ট শক্তিস্তরে আবর্তনের সময় ইলেকট্রন শক্তি বিকিরণ করেনা। তবে কোন উচ্চ শক্তিস্তর থেকে নিম্ন শক্তিস্তরে ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হলে শক্তির বিকিরণ ঘটে। অথবা নিম্ন শক্তিস্তর থেকে উচ্চ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হলে শক্তির শোষণ ঘটে।

## পাঠোত্তর মূল্যায়ন

### বহুনির্বাচনী প্রশ্ন

সঠিক উত্তরের পাশে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। পরমাণুর স্থায়ী মূল কণিকা  
(ক) ৪টি (খ) ৩টি  
(গ) ৫টি (ঘ) ৭টি
- ২। ক্যাথোড রশ্মি নলে ভিন্ন গ্যাস ব্যবহার করলে যে ইলেকট্রন পাওয়া যায় তা  
(ক) একই চার্জ ও ভিন্ন ভিন্ন ভর বিশিষ্ট (খ) ভিন্ন চার্জ ও একই ভর বিশিষ্ট  
(গ) একই চার্জ ও ভর বিশিষ্ট (ঘ) ভিন্ন চার্জ ও ভিন্ন ভর বিশিষ্ট
- ৩। তড়িৎ নিরপেক্ষ স্থায়ী মূল কণা হল  
(ক) ইলেকট্রন (খ) প্রোটন  
(গ) নিউট্রন (ঘ) নিউট্রিনো।
- ৪। পরমাণুর প্রায় সমস্ত ভরই থাকে  
(ক) নিউক্লিয়াসে (খ) প্রোটনে  
(গ) নিউট্রনে (ঘ) কেন্দ্র বহির্ভূত অঞ্চলে।
- ৫। বোর মডেলের সাহায্যে সফলভাবে ব্যাখ্যা করা যায়  
(ক) বহু ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী (খ) ৫ ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী  
(গ) এক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী (ঘ) ৭ ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর বর্ণালী

### রচনামূলক / সংক্ষিপ্ত প্রশ্ন

- ১। ডাল্টনের পরমাণুবাদের স্বীকার্যসমূহ উল্লেখ করুন।
- ২। পরমাণুর স্থায়ী মূল কণিকা সমূহের নাম ও সংকেতসহ বৈশিষ্ট্য আলোচনা করুন।
- ৩। ইলেক্ট্রনের আবিষ্কার সংক্ষেপে বর্ণনা করুন।
- ৪। ক্যানাল রশ্মি পরীক্ষা ছবি সহ বর্ণনা করুন।
- ৫। রাদারফোর্ডের  $\alpha$ -কণা বিচ্ছুরণ পরীক্ষা বর্ণনা করুন।
- ৬। পারমাণবিক সংখ্যা, পরমাণুর ভর সংখ্যা এবং এদের মধ্যে সম্পর্ক আলোচনা করুন।
- ৭। রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের উল্লেখযোগ্য প্রস্তাবসমূহ লিখুন।
- ৮। রাদারফোর্ডের পরমাণু মডেলের সীমাবদ্ধতা আলোচনা করুন।
- ৯। বোরের পারমাণবিক মডেল সংক্ষেপে উপস্থাপন করুন।
- ১০। বোরের পারমাণবিক মডেলের সীমাবদ্ধতা আলোচনা করুন।



## পাঠ ২ আইসোটোপ ও এর ব্যবহার

### ভূমিকা

প্রতিটি মৌলিক পরমাণুর একটি নিদিষ্ট বা সতন্ত্র পারমাণবিক সংখ্যা থাকলেও একটি মৌলের একাধিক ভর সংখ্যা থাকতে পারে। যে সকল পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা এক কিন্তু ভর সংখ্যা ভিন্ন তাদেরকে আইসোটোপ বলা হয়। এই পাঠে আইসোটোপ এবং এর ধর্ম ও ব্যবহার সম্পর্কে আলোচনা করা হবে।

### উদ্দেশ্য

#### এ পাঠ শেষে

- $^{12}\text{C}$  স্কেলের ভিত্তিতে আপেক্ষিক আইসোটোপ, আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর ও আপেক্ষিক আণবিক ভর কিভাবে মাপা যায় তা ব্যাখ্যা করা যাবে।
- আইসোটোপের ধর্ম ও ব্যবহার বর্ণনা করা যাবে।

### ২.২.১: আইসোটোপ

মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা ( $Z$ ) মৌলের প্রোটন এবং ইলেকট্রন সংখ্যা নির্দেশ করে। পরমাণুর ভর সংখ্যা ( $A$ ) থেকে পারমাণবিক সংখ্যা ( $Z$ ) বিয়োগ করা হলে পরমাণুর নিউট্রন সংখ্যা পাওয়া যায়। কোন মৌলের একাধিক পরমাণু যাদের পারমাণবিক সংখ্যা এক কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা ভিন্ন, তাদেরকে আইসোটোপ বলা হয়। নিউট্রন সংখ্যা ভিন্ন হওয়ার কারণে একই মৌলের বিভিন্ন আইসোটোপের ভর সংখ্যা ভিন্ন ভিন্ন হয়।

উদাহরণ: হাইড্রোজেনের তিনটি আইসোটোপ- প্রোটিয়াম,  $^1_1\text{H}$ ; ডিউটেরিয়াম,  $^2_1\text{H}$  এবং ট্রিটিয়াম,  $^3_1\text{H}$  রয়েছে। এখানে আইসোটোপগুলির ভরকে  $A$  এবং পারমাণবিক সংখ্যাকে  $Z$  প্রতীক দিয়ে বুঝানো হয়েছে। এই তিনটি আইসোটোপের বৈশিষ্ট্য নিচের তালিকায় দেওয়া হলো।

তালিকা-২.১: হাইড্রোজেনের তিনটি আইসোটোপ

আইসোটোপ	পারমাণবিক সংখ্যা ( $Z$ )	ভর সংখ্যা ( $A$ )	প্রোটন সংখ্যা	ইলেকট্রন সংখ্যা	নিউট্রন সংখ্যা
প্রোটিয়াম	1	1	1	1	0
ডিউটেরিয়াম	1	2	1	1	1
ট্রিটিয়াম	1	3	1	1	2

অনেক সময় শুধু ভর সংখ্যা দিয়েই আইসোটোপ নির্দেশ করা হয়। যেমন Carbon-13, Carbon-12

উপরের আলোচনার আলোকে বলা যায়

- (১) আইসোটোপ সমূহ একই মৌলের ভিন্ন ভিন্ন পরমাণু
- (২) আইসোটোপসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা অর্থাৎ প্রোটন অথবা ইলেকট্রন সংখ্যা এক কিন্তু ভর সংখ্যা ভিন্ন, এ জন্যই নিউট্রনের সংখ্যা ভিন্ন হয়।
- (৩) পর্যায় সারণিতে মৌলসমূহকে পারমাণবিক সংখ্যার ভিত্তিতে স্থান দেয়া হয় বলে কোন মৌলের আইসোটোপসমূহও পর্যায় সারণির একই স্থানে অবস্থান নেয়। বস্তুত: Isotope একটি গ্রীক শব্দ, 'Iso' মানে 'একই' এবং 'tope' অর্থাৎ স্থান।

অনেক মৌলেরই পরমাণুর ভর পূর্ণ সংখ্যা নয়। এর কারণ, এই সব মৌল একাধিক আইসোটোপের মিশ্রণ হিসেবে থাকে। ক্লোরিনের পারমাণবিক ভর 35.46। ক্লোরিনের দু'টি আইসোটোপ  $^{35}_{17}\text{Cl}$  এবং  $^{37}_{17}\text{Cl}$ । উভয় আইসোটোপের পারমাণবিক সংখ্যা 17 কিন্তু একটি আইসোটোপের ভর সংখ্যা 35 (18টি নিউট্রন) এবং অপরটির ভর সংখ্যা 37 (20টি নিউট্রন)। উভয় আইসোটোপ প্রকৃতিতে সাধারণত: যে অনুপাতে থাকে সে অনুপাতে ভর সংখ্যার গড় থেকেই ক্লোরিনের পারমাণবিক ভর 35.46 পাওয়া যায়। এই অনুপাতটিকে সাধারণত: শতকরা পর্যাণ্ডতা দিয়ে প্রকাশ করা হয়। ১৯১৯ সনে বিজ্ঞানী অ্যাস্টন (Aston) সর্বপ্রথম পরমাণুর আইসোটোপ ধারণার প্রবর্তন করেন।

## ২.২.২: $^{12}\text{C}$ স্কেল ও আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর

কোন মৌলের পরমাণুর প্রকৃত ভর এত কম যে খুব সূক্ষ্ম পরিমাপ যন্ত্রের সাহায্যেও তা নির্ণয় করা যায় না। নিচের কয়েকটি মৌলের পরমাণুর প্রকৃত ভরের উলে-খ করা হলো-

$$\text{হাইড্রোজেন পরমাণু} = 0.1673 \times 10^{-24} \text{ গ্রাম}$$

$$\text{কার্বন পরমাণু} = 1.992 \times 10^{-23} \text{ গ্রাম}$$

$$\text{অক্সিজেন পরমাণু} = 2.656 \times 10^{-23} \text{ গ্রাম}$$

দেখা যাচ্ছে যে পরমাণুর ভরের এই মানগুলো এতই ছোট যে সব সময় সাধারণ হিসাবের জন্য এদের ব্যবহার অসুবিধাজনক। এ জন্য কোন একটি মৌলের পরমাণুর ভরকে প্রমাণ (standard) ধরে তার সাপেক্ষে অন্যান্য মৌলের পরমাণু কতগুণ ভারী তা নির্ধারণ করা হয়। এই নির্ধারিত ভরই সংশ্লিষ্ট মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর।

আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর নির্ণয়ের জন্য বিভিন্ন সময়ে

- ১। হাইড্রোজেন পরমাণুর প্রকৃত ভরকে
- ২। অক্সিজেন পরমাণুর প্রকৃত ভরকে
- ৩। কার্বন পরমাণুর প্রকৃত ভরকে

প্রমাণ (Standard) হিসেবে ব্যবহার করা হয়েছে। তবে বর্তমানে কার্বন-১২ পরমাণুর প্রকৃত ভরকে প্রমাণ (Standard) হিসাবে ব্যবহার করা হয়।

## $^{12}\text{C}$ স্কেল

$^{12}\text{C}$  পরমাণুর প্রকৃত ভর  $1.992 \times 10^{-23}$  গ্রামকে 12 ধরে এর সাপেক্ষে অন্যান্য পরমাণুর ভর নির্ণয় করার পদ্ধতিটি বর্তমানে প্রচলিত। ১৯৬২ সনের আই ইউ পি এ সি (IUPAC) সম্মেলনের সর্বসম্মত সিদ্ধান্ত অনুযায়ী এই আপেক্ষিক স্কেলটি প্রবর্তিত হয়।

কার্বন স্কেলের সুবিধা হলো যে কার্বন অনেক মৌলের সাথেই যৌগ গঠন করে এবং এটি বেশ সহজলভ্য মৌল। হাইড্রোজেন বা অক্সিজেন পরমাণুর সাপেক্ষে আণবিক ভর নির্ণয় করলে অনেক ক্ষেত্রেই পূর্ণ সংখ্যা পাওয়া যায় না।  $^{12}\text{C}$  এর আপেক্ষিকে এ অসুবিধা অনেক ক্ষেত্রে দূর হয়। IUPAC সম্মেলনে  $^{12}\text{C}$  আইসোটোপের প্রকৃত

ভরের  $\frac{1}{12}$  অংশকে অর্থাৎ  $1.6605 \times 10^{-24}$  গ্রামকে এক “অ্যাটোমিক মাস ইউনিট” (atomic mass unit) বা সংক্ষেপে a.m.u বলা হয়। একে এক ডাল্টনও বলা হয়।  $1 \text{ amu} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$

উদাহরণ-

$^{12}\text{C}$  পরমাণুর স্বাপেক্ষে অক্সিজেন পরমাণুর আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর নির্ণয়

$$\text{অক্সিজেন পরমাণু আপেক্ষিক ভর} = \frac{\text{অক্সিজেনের ১টি পরমাণুর ভর}}{\frac{1}{12} \times \text{কার্বনের ১টি পরমাণুর ভর}} = \frac{2.656 \times 10^{-23}}{1.6605 \times 10^{-24}} = 15.995 \cong 16.00$$

### ২.২.৩: আপেক্ষিক আইসোটোপিক ভর ও গড় আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর

প্রকৃতিতে প্রাপ্ত বিভিন্ন মৌল একাধিক আইসোটোপের মিশ্রণ। উদাহরণ স্বরূপ ক্লোরিন পরমাণুর উল্লেখ করা যায়।

$^{35}_{17}\text{Cl}$  ও  $^{37}_{17}\text{Cl}$  এর শতকরা পর্যাণ্ডতা যথাক্রমে 75.77 ও 24.23 অর্থাৎ এদের পর্যাণ্ডতার অনুপাত 3:1। প্রথম আইসোটোপটির আপেক্ষিক ভর 35 ও দ্বিতীয়টির 37।

ক্লোরিন পরমাণুর মিশ্রণে উপস্থিত আইসোটোপদের অনুপাত ও আপেক্ষিক ভর থেকে ক্লোরিন পরমাণুর গড় আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর নির্ণয় করা যায়।

ক্লোরিনের গড় আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর =

$$\begin{aligned} & ^{35}_{17}\text{Cl এর ভর} \times \text{শতকরা পর্যাণ্ডতা} + ^{37}_{17}\text{Cl এর ভর} \times \text{শতকরা পর্যাণ্ডতা} \\ & = 34.97\text{amu} \times \frac{75.77}{100} + 36.97\text{amu} \times \frac{24.23}{100} = 35.45 \text{ amu} \end{aligned}$$

### ২.২.৪: আপেক্ষিক আণবিক ভর

একাধিক পরমাণু যুক্ত হয়ে অণু গঠিত হয়। মৌলিক পদার্থের অণুতে একই ধরনের পরমাণু এবং যৌগিক পদার্থের অণুতে বিভিন্ন ধরনের পরমাণু থাকে। কাজেই যে সব পরমাণু মিলিত হলে অণুর উৎপত্তি হয় তাদের আপেক্ষিক ভরের যোগফলই অণুর আপেক্ষিক ভর।

একটি অক্সিজেন অণুতে ২টি অক্সিজেন পরমাণু থাকে। কাজেই-

$$\begin{aligned} \text{অক্সিজেন অণুর আপেক্ষিক ভর} & = 2 \times \text{অক্সিজেনের আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর} \\ & = 2 \times 16 = 32 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{চিনি, } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ এর আপেক্ষিক আণবিক ভর} & = (12 \times 12) + (1 \times 22) + (16 \times 11) \\ & = 342 \end{aligned}$$

পারমাণবিক ভর একটি আপেক্ষিক মান হওয়ায় আণবিক ভরও আপেক্ষিক। তাই

$$\text{কোন পদার্থের আণবিক ভর} = \frac{\text{পদার্থের একটি অণুর ভর}}{\frac{1}{12} \times \text{কার্বনের ১টি পরমাণুর ভর}}$$

## ২.২.৫: আইসোটোপ সমূহের ধর্ম ও ব্যবহার

কোন একটি মৌলের সকল আইসোটোপের রাসায়নিক ধর্মই একই রকম হয়। তাই একটি মৌলের কোন একটি আইসোটোপের রাসায়নিক ধর্ম জানা থাকলে মৌলের অন্যান্য আইসোটোপের ধর্মও জানা যায়। তবে ভরের পার্থক্যের কারণে বিক্রিয়ার বেগ ও তাপ-গতি বিষয়ক ধর্মের সামান্য পরিবর্তন পরিলক্ষিত হয়। এই পরিবর্তন হাইড্রোজেনের বিভিন্ন আইসোটোপ যাদের ভরের পরিবর্তনের শতকরা হার অধিক, এদের ক্ষেত্রেই বেশী দেখা যায়। অন্যান্য মৌলের ক্ষেত্রে প্রায় নগন্য।

কিছু আইসোটোপ সুস্থিত, কিছু আবার তেজস্ক্রিয়। যেমন কার্বনের দুটি সুস্থিত আইসোটোপ  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  রয়েছে এবং একটি তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ  $^{14}\text{C}$  রয়েছে। কার্বনের দু'টি সুস্থিত আইসোটোপের মধ্যে ভারীটি অর্থাৎ  $^{13}\text{C}$  উদ্ভিদ কর্তৃক সালোক সংশ্লেষণ ক্রিয়ার সময় গৃহীত হয়। এই জন্যই অন্যান্য জড় পদার্থের তুলনায় উদ্ভিদে  $^{13}\text{C}$  এর পরিমাণ বেশী। গাছপালা পোড়ানো হলে এই  $^{13}\text{C}$  এর কিছু পরিমাণ মিথেনে আবদ্ধ হয়। তাই বায়ুমণ্ডলীয় মিথেনের  $^{13}\text{C}$  এর পরিমাণ নির্ণয় করে কি পরিমাণ মিথেন উদ্ভিদের দহনের ফলে উৎপন্ন হচ্ছে তা নির্ণয় করা যায়।

অক্সিজেনের দু'টি সাধারণ আইসোটোপ  $^{16}\text{O}$  ও  $^{18}\text{O}$  রয়েছে। বায়ু ও সমুদ্রের পানিতে এ দু'টি আইসোটোপই থাকে।  $^{16}\text{O}$  এর তুলনায়  $^{18}\text{O}$  ভারী বলে সমুদ্রের পানির কিছু কিছু অণু অন্যান্য অণুর তুলনায় ভারী। পানির এ দু'ধরণের অণুর বাষ্পীভবনের গতিতে পার্থক্য আছে বলে বরফ অঞ্চলের বরফস্তরে  $^{18}\text{O}$  এর পরিমাণ বেশী। বিভিন্ন বরফস্তরে অক্সিজেন আইসোটোপ দু'টির অনুপাত নির্ণয় করে তুষার যুগের স্থায়ীত্ব ও পৃথিবী পৃষ্ঠে বরফের আবরণ সম্পর্কে সঠিক ধারণা পাওয়া যায়।

আইসোটোপ সমূহের রাসায়নিক ধর্ম একই; কিন্তু ভৌত ধর্মে কিছু পার্থক্য পরিলক্ষিত হয়। কিছু কিছু আইসোটোপ তেজস্ক্রিয় হয়।

### সারসংক্ষেপ

- কোন মৌলের একাধিক পরমাণু যাদের পারমাণবিক সংখ্যা এক কিন্তু ভর সংখ্যা ভিন্ন তাদেরকে আইসোটোপ বলা হয়।
- আইসোটোপ সমূহে প্রোটন ও ইলেকট্রনের সংখ্যা একই থাকে কিন্তু নিউট্রনের সংখ্যা ভিন্ন হয়।

## পাঠোত্তর মূল্যায়ন

### বহুনির্বাচনী প্রশ্ন

সঠিক উত্তরের পাশে টিক চিহ্ন ( $\sqrt{\quad}$ ) দিন।

- ১। হাইড্রোজেনের সবচেয়ে ভারী আইসোটোপ ট্রিটিয়ামের ভর সংখ্যা-  
 (ক) 2 (খ) 3  
 (গ) 4 (ঘ) 5
- ২। আইসোটোপসমূহে যে মূল কণিকার সংখ্যা এক থাকে তা হলো-  
 (ক) প্রোটন ও ইলেকট্রন (খ) প্রোটন ও নিউট্রন  
 (গ) নিউট্রন ও ইলেকট্রন (ঘ) ইলেকট্রন, প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যা
- ৩।  $^{12}\text{C}$  আপেক্ষিকে অক্সিজেনের পারমাণবিক ভর-  
 (ক) 15 (খ) 18  
 (গ) 16 (ঘ) 15.5
- ৪। ক্লোরিন পরমাণু  $^{35}_{17}\text{Cl}$  ও  $^{37}_{17}\text{Cl}$  এর প্রকৃতিতে পর্যাণুতার অণুপাত  
 (ক) 1:2 (খ) 2:1  
 (গ) 1:3 (ঘ) 3:1
- ৫। উদ্ভিদে কার্বনের যে আসোটোপটির বেশী পরিমাণে থাকে তা হলো-  
 (ক)  $^{12}\text{C}$  (খ)  $^{13}\text{C}$   
 (গ)  $^{14}\text{C}$  (ঘ)  $^{12}\text{C}$  অথবা  $^{13}\text{C}$

### রচনামূলক প্রশ্ন

- ১। আইসোটোপের সংজ্ঞা লিখুন।
- ২। হাইড্রোজেনের কয়টি আইসোটোপ আছে? আইসোটোপগুলির বৈশিষ্ট্য তালিকায় লিপিবদ্ধ করুন।
- ৩।  $^{12}\text{C}$  স্কেল বলতে কী বুঝেন? পারমাণবিক ভর প্রকাশে এই স্কেলের সুবিধাসমূহ আলোচনা করুন।
- ৪। আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর বলতে কি বুঝায়? উদাহরণসহ সংক্ষেপে আলোচনা করুন।
- ৫। আইসোটোপ সমূহের ধর্ম ও ব্যবহার আলোচনা করুন।

## পাঠ ৩ তেজস্ক্রিয়তা

### ভূমিকা

পর্যায় সারণির শেষের দিকের মৌল যাদের পারমাণবিক ভর 207 এর বেশী তারা স্বতঃস্ফূর্তভাবে কিছু রশ্মি বিকিরণ করে। এই মৌলগুলিকে তেজস্ক্রিয় মৌল বলে। এই পাঠে তেজস্ক্রিয় মৌল, তেজস্ক্রিয় রশ্মির বিভিন্ন কণাসমূহ, তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরণে নিউক্লিয়াসের পরিবর্তন প্রভৃতি বিষয় নিয়ে আলোচনা করা হবে।

### উদ্দেশ্য

#### এ পাঠ শেষে

- মৌলসমূহের তেজস্ক্রিয়তা ব্যাখ্যা করা যাবে।
- তেজস্ক্রিয় মৌলসমূহ থেকে বিচ্ছুরিত রশ্মির ধর্ম এবং কিছু সহজ নিউক্লিয়ারী বিক্রিয়ার সমীকরণ বর্ণনা করা যাবে।

### ২.৩.১: তেজস্ক্রিয়তা (Radioactivity)

প্রকৃতিতে এমন কতকগুলো মৌল রয়েছে যেগুলো থেকে স্বতঃস্ফূর্তভাবে কিছু রশ্মি নির্গত হয় ফলে মৌলগুলো অন্য মৌলে পরিণত হয়। নির্গত রশ্মিগুলোর নিম্ন বর্ণিত বৈশিষ্ট্য থাকে-

- এ রশ্মিসমূহ অস্বচ্ছ কাচ ভেদ করতে পারে। সাধারণ আলোক রশ্মি এটা পারে না।
- এ রশ্মিসমূহ বায়ু বা গ্যাসের ভিতর দিয়ে গমনকালে আয়ন উৎপন্ন করে।
- এই রশ্মিসমূহ অন্ধকারে রাখা ফটোগ্রাফিক প্লেটের উপর দাগ কাটতে পারে।

সাধারণত: ভারী মৌল যাদের পারমাণবিক ভর 207 এর বেশী তারাই এ ধরনের বৈশিষ্ট্যের অধিকারী হয়।

উপরে বর্ণিত বৈশিষ্ট্যের অধিকারী রশ্মিকে তেজস্ক্রিয় রশ্মি বলা হয়। যে সকল মৌল এ ধরনের রশ্মি নির্গত করে তাদেরকে তেজস্ক্রিয় (radioactive) মৌল বলা হয়। মৌলের স্বতঃস্ফূর্ত ক্ষয়ের মাধ্যমে তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরণের বৈশিষ্ট্যকে তেজস্ক্রিয়তা বলা হয়। পর্যায় সারণিতে  $_{82}^{208}\text{Pb}$  এর পরবর্তী মৌলসমূহ বিশেষ করে  $_{86}^{222}\text{Rn}$  থেকে শুরু করে পর্যায় সারণির শেষের দিকের সব মৌল এবং তাদের যৌগসমূহ তেজস্ক্রিয়। অপেক্ষাকৃত কম পারমাণবিক ভর বিশিষ্ট কিছু মৌলের কোন কোন আইসোটোপ যেমন  $^{14}\text{C}$ ,  $^{60}\text{Co}$  ইত্যাদির তেজস্ক্রিয়তা রয়েছে।

১৮৯৫ সনে রন্টজেন (Rontgen) এক্সরে আবিষ্কার করার অল্পদিনের মধ্যে ১৮৯৬ সনে ফরাসী পদার্থবিদ বেকারেল সর্ব প্রথম তেজস্ক্রিয়তা আবিষ্কার করেন।

তেজস্ক্রিয় মৌলসমূহ থেকে তিন ধরনের রশ্মি নির্গত হয়:

- আলফা ( $\alpha$ ) রশ্মি বা কণা:** আলফা রশ্মি আলফা কণিকা সহযোগে গঠিত। এরা দুই ধনাত্মক চার্জ (+2) এবং 4 ভর বিশিষ্ট হিলিয়াম নিউক্লিয়াস  $^4_2\text{He}$ । এদের আয়নিকরণ ক্ষমতা বেশ তীব্র হলেও কোন কিছু ভেদ করে যাবার ক্ষমতা অনেক কম।

- ii) বিটা ( $\beta$ ) রশ্মি: বিটা রশ্মি দ্রুত গতিসম্পন্ন ইলেকট্রন। এই রশ্মি ঋণাত্মক চার্জ বিশিষ্ট। বিটা রশ্মির ভেদ করার ক্ষমতা আলফা রশ্মির তুলনায় অনেক বেশী হলেও আয়নিকরণ ক্ষমতা কম।
- iii) গামা ( $\gamma$ ) রশ্মি: গামা রশ্মি অতিক্ষুদ্র তরঙ্গ দৈর্ঘ্যের তড়িৎ চুম্বকীয় রশ্মি এ রশ্মির কোন চার্জ ও ভর নেই। এই রশ্মির বস্তুভেদ করে যাবার ক্ষমতা সবচেয়ে বেশী।

তালিকা- ২.২: তেজস্ক্রিয় রশ্মির বৈশিষ্ট্যসমূহ

রশ্মি/কণা	আপেক্ষিক চার্জ	আপেক্ষিক ভর	ভেদন ক্ষমতা
$\alpha$ -রশ্মি	+2	4 একক	1 গুণ
$\beta$ -রশ্মি	-1	$\frac{1}{1834}$ একক	1,000 গুণ
$\gamma$ -রশ্মি	0	0	10,000 গুণ

তেজস্ক্রিয় মৌলসমূহের স্বতঃস্ফূর্ত বিভাজনের ফলে পরপর কতকগুলো তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ তৈরীর মাধ্যমে তেজস্ক্রিয় সিরিজ গঠিত হয়। এ ধরনের চারটি তেজস্ক্রিয় সিরিজ রয়েছে। এগুলি হলো-

- ১। ইউরেনিয়াম সিরিজ
- ২। এক্টিনিয়াম সিরিজ
- ৩। থোরিয়াম সিরিজ
- ৪। নেপচুনিয়াম সিরিজ

এদের মধ্যে ১ম তিনটি প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় সিরিজ এবং ৪র্থটি কৃত্রিম তেজস্ক্রিয় সিরিজ।

### ২.৩.২: তেজস্ক্রিয়তা একটি নিউক্লীয় বিক্রিয়া

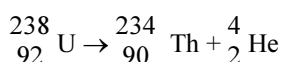
তেজস্ক্রিয়তা একটি নিউক্লীয় প্রক্রিয়া। মৌলের স্বতঃস্ফূর্ত বিভাজনের ফলে যে তেজস্ক্রিয় রশ্মি নির্গত হয় তা নিউক্লিয়াস থেকেই বের হয়। আলফা কণিকা নামে যে তেজস্ক্রিয় বিকিরণ ঘটে তা ধনাত্মক চার্জ বিশিষ্ট। তাই এই বিকিরণ অবশ্যই পরমাণুর কেন্দ্র বা নিউক্লিয়াস যেখানে মৌলের সমস্ত ধনাত্মক চার্জ কেন্দ্রীভূত থাকে সেখান থেকেই ঘটে। তেজস্ক্রিয়তা পদার্থের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের উপর নির্ভরশীল নয়। তেজস্ক্রিয় বিকিরণের ফলে নিউক্লিয়াসের বিভাজন ঘটে এবং এক মৌল অন্য মৌলে রূপান্তরিত হয়। তেজস্ক্রিয়তা একটি প্রলম্বিত প্রক্রিয়া অন্যদিকে রাসায়নিক প্রক্রিয়া সাধারণত তাৎক্ষণিক ও স্বল্প মেয়াদি প্রক্রিয়া। তেজস্ক্রিয়তা একটি নিউক্লীয় ধর্ম বা প্রক্রিয়া বলেই এটি সাধারণ রাসায়নিক সংযোগের নীতিমালার আওতায় পড়েনা। এ ছাড়াও তেজস্ক্রিয় পদার্থের সক্রিয়তা এর পরিমাণের সমানুপাতিক।

### ২.৩.৩: তেজস্ক্রিয় বিকিরণ ও নিউক্লীয় পরিবর্তন

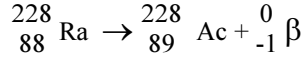
তেজস্ক্রিয় বিকিরণের ফলে নিউক্লিয়াসের বিভাজন ঘটে। এতে এক মৌল অন্য মৌলে পরিবর্তিত হয়। উপরের তালিকায় উপস্থাপিত তিন ধরনের তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরণের ফলে নিউক্লিয়াসের কি পরিবর্তন ঘটে তা নিচে উল্লেখ করা হলো:

**আলফা রশ্মি বিকিরণ:** কোন পরমাণু থেকে একটি আলফা কণিকা নির্গত হলে যে নতুন পরমাণুর সৃষ্টি হয় তার ভর সংখ্যা মূল পরমাণু থেকে চার কম হবে এবং পারমাণবিক সংখ্যা বা প্রোটন সংখ্যা দুই কম হবে।

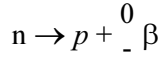
যেমন, ইউরেনিয়াম পরমাণু থেকে  $\alpha$ -রশ্মি বিকিরণের ফলে থোরিয়াম- পরমাণু সৃষ্টি হয়।



**বিটা রশ্মি বিকিরণ:** কোন নিউক্লিয়াস থেকে একটি বিটা কণিকা (ইলেকট্রন কণিকা) বিকিরণের ফলে ধনাত্মক চার্জ 1 বৃদ্ধি পায় অর্থাৎ পারমাণবিক সংখ্যা এক একক বৃদ্ধি পায়। এ ক্ষেত্রে ভরসংখ্যার কোন পরিবর্তন ঘটে না। বিটা রশ্মি বিকিরণের ফলে রেডিয়াম একই ভর বিশিষ্ট এঙ্কিনিয়ামে পরিণত হয়।



এখানে প্রশ্ন হতে পারে,  $\beta$ -রশ্মি বিকিরিত কিভাবে ভর সংখ্যা সমান থাকে অথচ পারমাণবিক সংখ্যা এক বৃদ্ধি প্রায়? প্রকৃতপক্ষে  $\beta$ -রশ্মি বিকিরণের ফলে নিউক্লিয়াসের নিউট্রন প্রোটনে পরিণত হয়। ফলে প্রোটনের সংখ্যা বা পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধি পায়, কিন্তু প্রোটন ও নিউট্রনের যোগফল অর্থাৎ ভর সংখ্যা সমান থাকে।

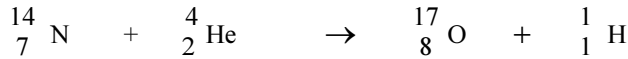


**গামা রশ্মি বিকিরণ:**  $\gamma$ -রশ্মি হল বিদ্যুৎ চুম্বকীয় তরঙ্গ। গামা রশ্মি বিকিরণের ফলে মৌলের নিউক্লিয়াসের কোন পরিবর্তন ঘটে না।  $\gamma$ -রশ্মি বিকিরণের ফলে নিউক্লিয়াস একটি উচ্চ শক্তিস্তর থেকে নিম্ন শক্তিস্তরে গমন করে। নির্গত  $\gamma$ -রশ্মির কম্পাংক শক্তিস্তরদ্বয়ের পার্থক্যের সমানুপাতিক হয়।  $\gamma$ -রশ্মির কোন ভর বা চার্জ নেই। তাই এ তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরণে মৌলের পরিবর্তন ঘটে না।

### ২.৩.৪: নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া

যখন একটি নিউক্লিয়াস অন্য একটি উচ্চ শক্তিসম্পন্ন ছোট নিউক্লিয়াস বা ফোটনের সাথে অত্যন্ত দ্রুত গতিতে ( $10^{-12}$  সেকেন্ড) বিক্রিয়া করে তখন এক বা একাধিক নিউক্লিয়াস ও অন্য কণিকা উৎপন্ন হয়। এভাবে নিউক্লিয়াসের পরিবর্তনকে নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া বলা হয়।

উদাহরণ: ১৯১৯ সনে রাদারফোর্ড কর্তৃক পরিচালিত প্রথম নিউক্লিয়ার বিক্রিয়াটি হলো:



নাইট্রোজেন আলফা কণা অক্সিজেন-17 প্রোটন

এই বিক্রিয়ায় আলফা কণিকার আঘাতে নাইট্রোজেন নিউক্লিয়াস অক্সিজেনের একটি আইসোটোপে পরিণত হয় এবং একই সাথে প্রোটন উৎপন্ন হয়।

### রাসায়নিক বিক্রিয়ার সাথে নিউক্লিয়ার বিক্রিয়ার পার্থক্য

রাসায়নিক বিক্রিয়ায় বিক্রিয়ক পদার্থসমূহের পরমাণুর বহিঃস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের পরিবর্তনের ফলে ধনাত্মক বা ঋনাত্মক আয়ন কিংবা ইলেকট্রন ভাগাভাগির মাধ্যমে আয়নিক সমতা সৃষ্টি হয়। এ প্রক্রিয়ায় কোন নতুন পরমাণুর সৃষ্টি হয় না। কিন্তু নিউক্লিয়ার বিক্রিয়ায় নতুন পরমাণু সৃষ্টি হয়।

### নিউক্লিয়ার বিক্রিয়ার শ্রেণী বিভাগ

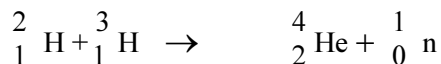
নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া দু'ধরনের। যথা-

- (১) নিউক্লিয়ার সংযোজন বা নিউক্লিয় ফিউশান
- (২) নিউক্লিয়ার বিভাজন বা নিউক্লিয় ফিশান

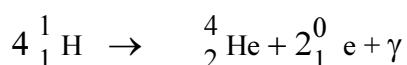


### নিউক্লিয়ার সংযোজন বা ফিউশান

এ ধরনের নিউক্লিয়ার বিক্রিয়ায় দুই বা ততোধিক নিউক্লিয়াস যুক্ত হয়ে একটি নতুন নিউক্লিয়াস গঠন করে এবং এই প্রক্রিয়া বিপুল পরিমাণ শক্তির নির্গত হয়। হাইড্রোজেন বোমা প্রস্তুতির জন্য নিম্নলিখিত নিউক্লিয়ার সংযোজন বিক্রিয়াসমূহ ব্যবহৃত হয়।

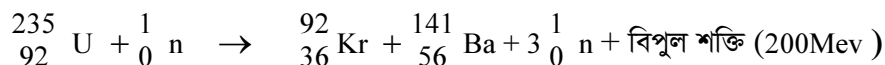


সৌর শক্তি উৎপাদনে সূর্যে সংঘটিত বিক্রিয়া সমূহের মধ্যে নিচের নিউক্লিয়ার ফিউশন বিক্রিয়াটি অন্যতম



### নিউক্লিয়ার বিভাজন বা ফিশান

এই প্রক্রিয়ায় দ্রুত গতিশীল উচ্চ শক্তি সম্পন্ন কোন কণিকার আঘাতে একটি বড় নিউক্লিয়াস ভেঙ্গে কাছাকাছি ভর বিশিষ্ট একাধিক ছোট নিউক্লিয়াসে পরিণত হয় এবং সেই সাথে প্রচুর শক্তি নির্গত হয়। এ বিক্রিয়ার সাহায্যে পারমাণবিক চুল্লীতে ইউরেনিয়ামের নিয়ন্ত্রিত ফিশান ঘটিয়ে শক্তি উৎপন্ন করা হয়।



### সারসংক্ষেপ

- কোন মৌলের স্বতঃস্ফূর্ত ভাঙ্গনের মাধ্যমে তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরণের বৈশিষ্ট্যকে তেজস্ক্রিয়তা বলা হয়। তেজস্ক্রিয় মৌলসমূহ থেকে আলফা, বিটা ও গামা, এই তিন ধরনের তেজস্ক্রিয় রশ্মি বিকিরিত হতে পারে।

## পাঠোত্তর মূল্যায়ন

### বহুনির্বাচনী প্রশ্ন

সঠিক উত্তরের পাশে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। আলফা কণিকার চার্জ ও ভর যথাক্রমে  
(ক) +1 চার্জ ও 2 ভর (খ) +2 চার্জ ও 2 ভর  
(গ) +2 চার্জ ও 3 ভর (ঘ) +2 চার্জ ও 4 ভর
- ২। প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় সিরিজের সংখ্যা  
(ক) 2 (খ) 3  
(গ) 4 (ঘ) 5
- ৩। তেজস্ক্রিয়তা একটি  
(ক) রাসায়নিক বিক্রিয়া (খ) ভৌত বিক্রিয়া  
(গ) নিউক্লিয় বিক্রিয়া (ঘ) জীব-রাসায়নিক বিক্রিয়া
- ৪।  ${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_0\text{n}$  বিক্রিয়াটি  
(ক) নিউক্লিয়ার ফিউশান (খ) নিউক্লিয়ার ফিশান  
(গ) রাসায়নিক বিক্রিয়া (ঘ) তাপ-রাসায়নিক বিক্রিয়া।
- ৫। নিউক্লিয়ার ফিশান প্রক্রিয়ায় বিপুল পরিমাণ শক্তি  
(ক) নির্গত হয় (খ) শোষিত হয়  
(গ) শক্তির পরিবর্তন ঘটে না (ঘ) অপচয় হয়।

### রচনামূলক প্রশ্ন

- ১। তেজস্ক্রিয়তা কি? তেজস্ক্রিয়তার ফলে যে সকল রশ্মি নির্গত হয় তাদের নাম, সাংকেতিক চিহ্ন এবং বৈশিষ্ট্য উল্লেখ করুন।
- ২।  $\alpha$ - রশ্মি,  $\beta$ - রশ্মি এবং  $\gamma$ - রশ্মির বর্ণনা দিন।
- ৩। তেজস্ক্রিয় সিরিজ কয় প্রকার ও কি কি?
- ৪। নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া কত প্রকার ও কি কি? সংক্ষেপে এদের বর্ণনা দিন।
- ৫। নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া এবং রাসায়নিক বিক্রিয়ার পার্থক্য উল্লেখ করুন।

## পাঠ ৪

## কোয়ান্টাম সংখ্যা

## ভূমিকা:

বোরের মডেল এক ইলেকট্রন বিশিষ্ট হাইড্রোজেন পরমাণুর গঠন প্রকৃতি ও পরমাণু বর্ণালী সফলভাবে বর্ণনা ও ব্যাখ্যা করতে পারলেও একাধিক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস সঠিকভাবে বর্ণনা করতে পারে না। অধিক ইলেকট্রন বিশিষ্ট পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস ছিল বিজ্ঞানীদের কাছে একটি বড় প্রশ্ন। বিজ্ঞানী ম্যাক্স প্ল্যাংক কর্তৃক কোয়ান্টাম সংখ্যার অবতারণা এ প্রশ্নের অনেকটা সমাধান দিয়েছে। এ পাঠে কোয়ান্টাম সংখ্যা সম্পর্কে আলোচনা করা হবে।

## উদ্দেশ্য

## এ পাঠ শেষে

- পরমাণুতে ইলেকট্রনের অবস্থা বর্ণনা করা যাবে।
- ইলেকট্রন বিন্যাস সংক্রান্ত কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহার করা যাবে।
- s, p ও d অরবিটালের আকৃতি সম্পর্কে ধারণা পাওয়া যাবে।

## ২.৪.১ কোয়ান্টাম সংখ্যা (Quantum number)

নিউক্লিয়াসের চতুর্দিকে বিভিন্ন শক্তিস্তর বা কক্ষপথে ইলেকট্রনসমূহ আবর্তিত হয়। এই আবর্তন পথ বৃত্তাকার, উপ-বৃত্তাকার ইত্যাদি প্রকৃতির। আবার ইলেকট্রন নিজ অক্ষের উপর ঘড়ির কাঁটার দিকে বা বিপরীত দিকে ঘোরে। পরমাণুর কোন শক্তিস্তরে ইলেকট্রনের সঠিক অবস্থান, শক্তিস্তরটির প্রকৃতি অর্থাৎ শক্তিস্তরের আকার, আকৃতি, চৌম্বক ক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রন কক্ষের ওরিয়েন্টেশন এবং নিজ অক্ষের উপর ঘূর্ণনের দিক প্রকাশের জন্য যে সংখ্যাগুলো ব্যবহৃত হয় সেগুলোকেই কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়।

পরমাণুতে ইলেকট্রনের সঠিক অবস্থা তুলে ধরার জন্য ৪টি কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয়। এগুলি হলো—

- প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (Principal quantum number)
- সহকারী বা অ্যাযিমুথাল কোয়ান্টাম সংখ্যা (Subsidiary or azimuthal quantum number)
- চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (Magnetic quantum number)
- স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা (Spin quantum number)

**প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা:** নিউক্লিয়াসের চতুর্দিকে কোন প্রধান শক্তিস্তর (Energy level) বা কক্ষপথে ইলেকট্রন আবর্তিত হয়, তা প্রকাশের জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয় তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা কক্ষপথের আকার (size) প্রকাশ করে।

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যাকে 'n' দ্বারা সূচিত করা হয়। n-এর মান 1, 2, 3, 4, 5, 6 ইত্যাদি হতে পারে।

$n = 1$ , ১ম শক্তিস্তর বা K-শেল নির্দেশ করে।

$n = 2$ , ২য় শক্তিস্তর বা L-শেল নির্দেশ করে।

অনুরূপভাবে n-এর মান 3, 4, 5, 6, 7 যথাক্রমে ৩য়, ৪র্থ, ৫ম, ৬ষ্ঠ ও ৭ম শক্তিস্তর বা M, N, O, P, Q প্রভৃতি শেল নির্দেশ করে।

**সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা:** পরমাণুর ইলেকট্রন আবর্তনের প্রধান শক্তিস্তরে, এক বা একাধিক উপ-শক্তি স্তর (sub energy level) থাকে। কোন ইলেকট্রন প্রধান শক্তিস্তরের কোন উপ-শক্তিস্তরে আবর্তিত হয় তা প্রকাশের জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয়, তাকে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা বলে। সহকারী বা অ্যাযিমুখাল কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা শক্তিস্তরের আকৃতি (Shape) বুঝায়।

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাকে 'l' দ্বারা নির্দেশ করা হয় এবং এর মান n- এর উপর নির্ভর করে। উল্লেখ্য যে আবর্তনরত ইলেকট্রনের কৌণিক ভরবেগ  $mvr = l(l+1) \frac{h}{2\pi}$ । এখানে l এর মান ০ থেকে (n-1) পর্যন্ত হতে পারে। 'l' প্রধান শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তরের সংখ্যা নির্দেশ করে। নিচের তালিকায় n- এর মানের সাথে l-এর মানের সম্পর্ক ও উপস্তরের সংখ্যা দেখানো হলো:

তালিকা ২.৩: পরমাণুতে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা এবং সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার পারস্পরিক সম্পর্ক

n	l	উপস্তরের সংখ্যা
1	0	1
2	0, 1	2
3	0, 1, 2	3
4	0, 1, 2, 3	4

l এর মান 0, 1, 2, 3 হলে উপশক্তিস্তরকে যথাক্রমে s, p, d এবং f দ্বারা চিহ্নিত করা হয়।

এভাবে ১ম শক্তিস্তর বা K-শেলে কেবল 1টি উপস্তর 1s থাকে

২য় শক্তিস্তর বা L-শেলে 2টি উপস্তর 2s ও 2p থাকে

৩য় শক্তিস্তর বা M-শেলে 3টি উপস্তর 3s, 3p ও 3d থাকে

৪র্থ শক্তিস্তর বা N-শেলে 4টি উপস্তর 4s, 4p, 4d ও 4f থাকে

এর পরের শক্তিস্তর গুলোতেও প্রকৃতপক্ষে ৪টিই অর্থাৎ s, p, d এবং f উপস্তর থাকে। 3p বলতে 3 দ্বারা প্রধান শক্তিস্তর এবং অক্ষর p দ্বারা উপশক্তিস্তর বুঝায়।

**চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা (Magnetic quantum number):** একই শক্তি বিশিষ্ট কিছু অরবিটালে চৌম্বক ক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রনের শক্তির ভিন্নতা লক্ষ্য করা যায়। এটাকে জিম্যান প্রভাব (Zeeman effect) বলে। অর্বিটালের ওরিয়েন্টেশন বা ত্রি-মাত্রিক দিক বিন্যাসের কারণে এ প্রভাব দেখা যায়। ইলেকট্রন অরবিটালের ত্রি-মাত্রিক দিক বিন্যাস প্রকাশের জন্য যে কোয়ান্টাম সংখ্যা ব্যবহৃত হয় তাকেই চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়।

'm' এর সাহায্যে চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা নির্দেশ করা হয়। m এর মান 0, ±1, ±2, ....., ±l হতে পারে, অর্থাৎ l এর মানের ভিত্তিতে m এর একাধিক মান হতে পারে। যেহেতু চৌম্বক ক্ষেত্রের প্রভাবে ইলেকট্রন অরবিটালের বিভিন্ন দিক-বিন্যাস ঘটে তাই m এর মান উপশক্তিস্তরে অর্বিটালের সংখ্যা নির্দেশ করে। s উপশক্তিস্তরে একটি মাত্র অরবিটাল। কিন্তু p উপ-শক্তিস্তরে তিনটি, d উপ-শক্তিস্তরে পাঁচটি এবং f উপ-শক্তিস্তরে সাতটি সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটাল রয়েছে।

**স্পিন কোয়ান্টাম (Spin quantum) সংখ্যা:** ইলেকট্রন নিজ অক্ষের উপর ঘড়ির কাঁটার দিকে অথবা বিপরীত দিকে ঘুরতে ঘুরতে নিউক্লিয়াসের চারদিক আবর্তিত হয়। নিজ অক্ষের সাপেক্ষে ইলেকট্রনের ঘূর্ণনের দিক নির্দেশনাকারী কোয়ান্টাম সংখ্যাকে স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। এই সংখ্যা S দ্বারা নির্দেশ করা হয়। S এর

মান  $+\frac{1}{2}$  ও  $-\frac{1}{2}$  এ দুই ধরনের হতে পারে। '+' ঘড়ির কাঁটার ঘূর্ণনের বিপরীত দিকে '-' ঘড়ির কাঁটার ঘূর্ণনের দিকে '+' ঘূর্ণন বা স্পিন বুঝায়।

নিচের তালিকায় ৪টি কোয়ান্টাম সংখ্যার জন্য বিভিন্ন শক্তি স্তরে সম্ভাব্য ইলেকট্রন সংখ্যা দেখানো হলোঃ

সারণি-২.৪ : কোয়ান্টাম সংখ্যার ভিত্তিতে বিভিন্ন শক্তিস্তরে বিন্যাসিত ইলেকট্রন সংখ্যা

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n	সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা l (উপস্তর)	চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যা m	স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা s	অরবিটাল সংখ্যা	অরবিটালে বা উপস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা	প্রধান শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা
1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	1	2	2
2	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	1	2	8
	1 (2p)	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	3	6	
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
3	0(3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	1	2	18
	1(3p)	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	3	6	
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
		-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	2(3d)	+2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	5	10	
+1		$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
0		$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
-1		$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
	-2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				
4	0(4s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	1	2	
	1(4p)	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	3	6	
		0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$				

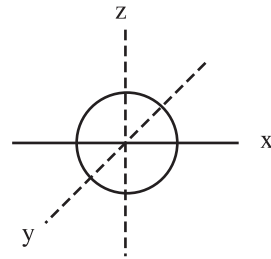
2(4d)	+2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	5	10	32
	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
3(4f)	+3	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	7	14	
	+2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	-3	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			

## ২.৪.২: অরবিট ও অরবিটাল

**অরবিট:** আগেই বলা হয়েছে যে নিউক্লিয়াসের চারদিকে কতগুলো নির্দিষ্ট কক্ষ পথে ইলেকট্রন আবর্তন করে। এদেরকে প্রধান শক্তিস্তর বা শেল (Energy level or Shell) বলে। প্রধান শক্তিস্তরই অরবিট নামে পরিচিত।

নিউক্লিয়াসের সবচেয়ে কাছের অরবিট ১ম শক্তিস্তর বা K-শেল। এর আকার সবচেয়ে ছোট। পরবর্তী অরবিট ২য় শক্তিস্তর বা L-শেল। এর আকার ১ম অরবিটের চেয়ে বড়। এভাবে নিউক্লিয়াস থেকে যত দূরে যাওয়া যায় অরবিটের আকারও তত বড় হতে থাকে।

**অরবিটাল:** কোয়ান্টাম মেকানিক্স হতে প্রাপ্ত তথ্য অনুযায়ী বিভিন্ন শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সমূহের অবস্থানের জন্য কতগুলো সম্ভাব্য এলাকা থাকে। নিউক্লিয়াসের চারপাশে ইলেকট্রনের অবস্থানের সম্ভাব্য এলাকা ইলেকট্রন মেঘবলয় দ্বারা প্রকাশ করা হয়। যে সব এলাকায় ইলেকট্রনের অবস্থানের সম্ভাবনা বেশী সে সব এলাকায় ইলেকট্রন মেঘ বলয়ের ঘনত্ব সবচেয়ে বেশী হয়। ইলেকট্রন মেঘ-বলয়ের সর্বাধিক ঘনত্ব বিশিষ্ট অঞ্চলকেই অরবিটাল বলা হয়।

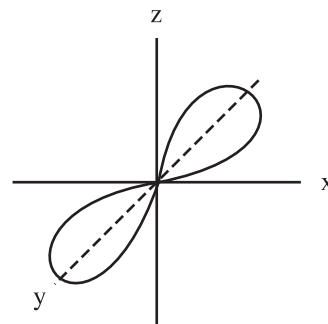


চিত্র ২.৪: s-অরবিটাল

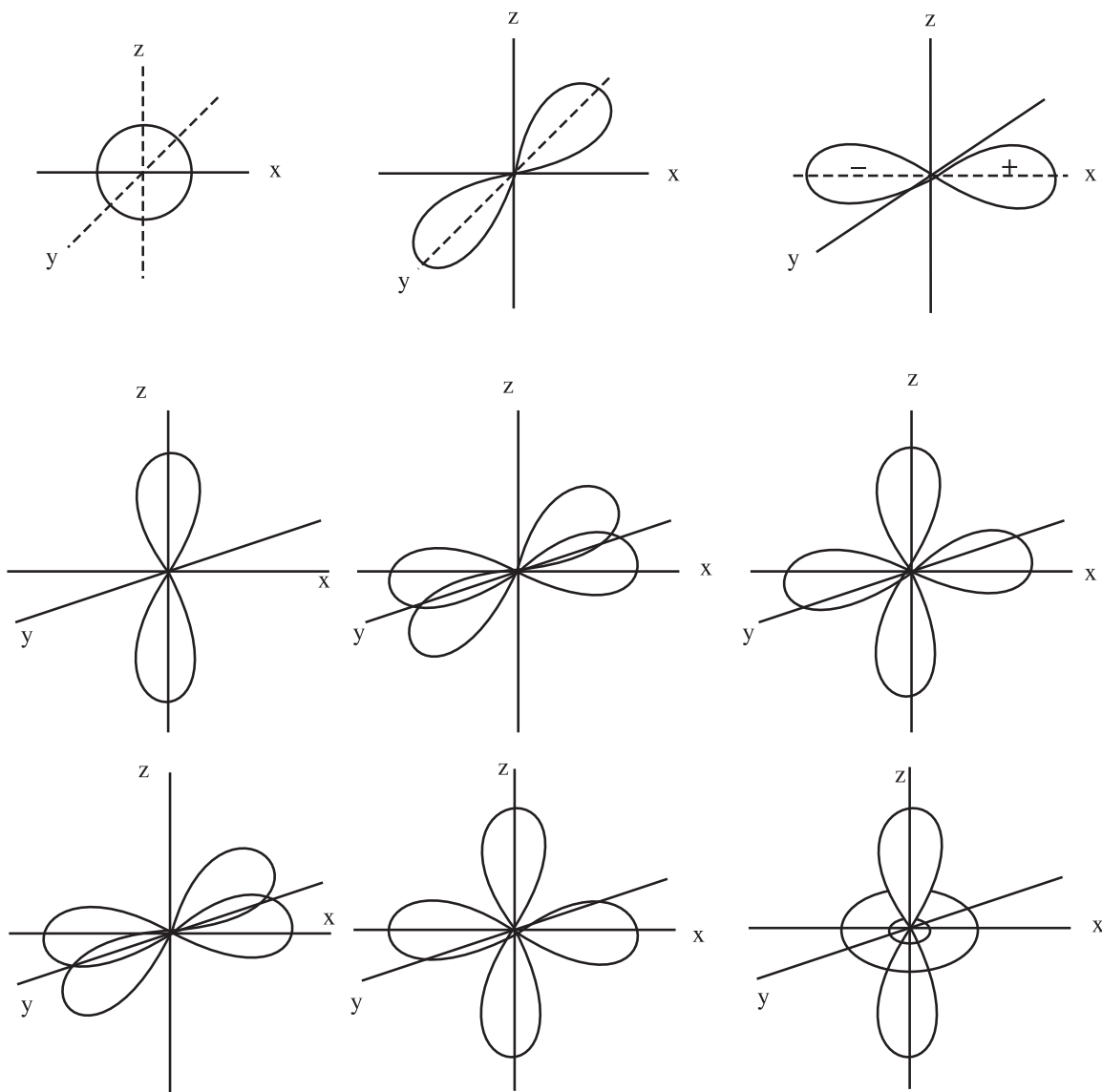
s-উপস্তরের ইলেকট্রন অবস্থানের সবচেয়ে সম্ভাব্য অঞ্চলকে s অরবিটাল বলা হয়। s-অরবিটালের আকৃতি গোলাকার, ত্রিমাত্রিক, অনেকটা ফুটবলের মত। সকল s-অরবিটাল একই ধরনের হয় এবং এই অরবিটালে সর্বাধিক ২টি ইলেকট্রন থাকতে পারে।

p-অরবিটালের আকার ডাম্বলের মত। দিকস্থিতি অনুযায়ী এই অরবিটাল  $p_x$ ,  $p_y$  এবং  $p_z$  হয়। এগুলো x, y, ও z অক্ষ বরাবর বিন্যস্ত। p-অরবিটালে ডাম্বেল অংশ দুইটি কেন্দ্র বা নিউক্লিয়াসের বিপরীত দিকে অবস্থিত  $p_x$ ,  $p_y$  ও  $p_z$  অরবিটাল সর্বাধিক 2টি করে ইলেকট্রন ধারণ করে অর্থাৎ p অরবিটালসমূহে সর্বাধিক ৬টি ইলেকট্রন থাকতে পারে।

২.৬ নং চিত্রে s, p, d বিভিন্ন অরবিটালের ত্রিমাত্রিক গঠন কাঠামো দেখানো হল।



চিত্র ২.৫: p-অরবিটালের আকৃতি



চিত্র ২.৬: 1s, 2p ও 3d অরবিটাল

## পাঠোত্তর মূল্যায়ন

### বহুনির্বাচনী প্রশ্ন

সঠিক উত্তরের পাশে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। ৪র্থ শক্তি স্তরে উপস্তরের সংখ্যা  
(ক) ২টি (খ) ৪টি  
(গ) ৩টি (ঘ) ০টি
- ২। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার মান ২ হলে অরবিটালের সংখ্যা হবে  
(ক) ২ (খ) ৩  
(গ) ৪ (ঘ) ৫
- ৩। ইলেকট্রন মেঘ-বলয়ের সর্বাধিক ঘনত্ব বিশিষ্ট ইলেকট্রন অবস্থানের অঞ্চলকে বলে  
(ক) শক্তিস্তর (খ) উপশক্তিস্তর  
(গ) অরবিটাল (ঘ) অক্ষ
- ৪। 1d অরবিটালে সর্বাধিক ইলেকট্রন থাকতে পারে।  
(ক) ২টি (খ) ১০টি  
(গ) ৬টি (ঘ) এ ধরনের অরবিটাল নেই বলে, ০টি
- ৫। 6p অরবিটালে সর্বাধিক ইলেকট্রন থাকতে পারে।  
(ক) ২টি (খ) ১২টি  
(গ) ৬টি (ঘ) ১০টি

### রচনামূলক প্রশ্ন

- ১। কোয়ান্টাম সংখ্যা কাকে বলে? কোয়ান্টাম সংখ্যা কয়টি? বিভিন্ন কোয়ান্টাম সংখ্যার নাম ও সংকেত লিখুন।
- ২। প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা সংক্ষেপে বর্ণনা করুন।
- ৩। সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার আর একটি নাম আছে। সেটি কি? সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা দ্বারা কি বুঝায়? প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার সাথে সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার সম্পর্ক উল্লেখ করুন।
- ৪। জি-ম্যান প্রভাব কি? এটা কি কারণে দেখা যায়? ইলেকট্রন অরবিটালের কি প্রকাশের জন্য চৌম্বক কোয়ান্টাম ব্যবহার করা হয়? সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের সাথে চৌম্বক কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের সম্পর্ক উল্লেখ করুন।
- ৫। স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা কি নির্দেশ করে? স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যার উপর টিকা লিখুন।
- ৬। অরবিট ও অরবিটাল বলতে কি বুঝায়? সংক্ষেপে আলোচনা করুন।



## পাঠ ৫

## পাউলির বর্জননীতি ও ইলেকট্রন বিন্যাস

## Pauli exclusion principle and electron arrangement

## ভূমিকা

যে সকল নীতিমালার উপর ভিত্তি করে বিভিন্ন পরমাণুসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস করা হয়, তাদের মধ্যে পাউলির বর্জন নীতি অন্যতম। এই পাঠে পাউলির বর্জননীতিসহ ইলেকট্রন বিন্যাসের বিভিন্নদিক নিয়ে আলোচনা করা হবে।

## উদ্দেশ্য

এ পাঠ শেষে

- পাউলির বর্জননীতি ব্যবহার করে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস বর্ণনা করা যাবে।
- মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস 1s, 2s ইত্যাদি চিহ্ন দ্বারা এবং বক্স পদ্ধতিতে বর্ণনা করা যাবে।

## ২.৫.১: পাউলির বর্জননীতি

বিজ্ঞানী পাউলি ১৯২৫ সনে পরমাণুর বিভিন্ন শক্তিস্তরে ইলেকট্রন বিন্যাসে ৪টি কোয়ান্টাম সংখ্যার ভূমিকা সম্পর্কে একটি নীতি উপস্থাপন করেন- যা পাউলির বর্জননীতি নামে সমাধিক পরিচিত।

নীতিটি নিম্নরূপ-

একই পরমাণুর দু'টি ইলেকট্রনের চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান কখনই একই বা সমান হতে পারেনা।

এই নীতি অনুসারে একই পরমাণুর দু'টি ইলেকট্রনের ৩টি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান সমান হলে ৪র্থ কোয়ান্টাম সংখ্যার মান অবশ্যই ভিন্ন হতে হবে। এ জন্যই দু'টি ইলেকট্রনের স্পিন বিপরীত না হলে একই সময়ে একই অরবিটালে অবস্থান করতে পারে না।

৫ ইলেকট্রন বিশিষ্ট B পরমাণুর কথা ধরা যাক-

	n	l	m	s
১ম ইলেকট্রনের জন্য	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
২য় ইলেকট্রনের জন্য	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
৩য় ইলেকট্রনের জন্য	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
৪র্থ ইলেকট্রনের জন্য	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
৫ম ইলেকট্রনের জন্য	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$

দেখা যাচ্ছে যে এই পাঁচটি ইলেকট্রনের প্রতিটির ক্ষেত্রে সর্বাধিক ৩টি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান সমান হলেও ৪র্থ মানটি ভিন্ন হচ্ছে।

## ২.৫.২: পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস

মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যত, মৌলের পরমাণুতে ঠিক ততটি ইলেকট্রন থাকে। আবার কোন শক্তিস্তরে সর্বাধিক যে কটি ইলেকট্রন থাকতে পারে তা নিচের সমীকরণের সাহায্যে প্রকাশ করা যায়।

$$2n^2 \quad n = \text{প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বা শক্তিস্তর।}$$

১ম শক্তিস্তরে  $2 \times 1^2 = 2$ টি; ২য় শক্তিস্তরের সর্বাধিক  $2 \times 2^2 = 8$ টি এবং ৩য় শক্তিস্তরে সর্বাধিক  $2 \times 3^2 = 18$ টি ইলেকট্রন থাকতে পারে।

ইলেকট্রন বিন্যাসের কতগুলো নিয়ম রয়েছে-

- সাধারণত: শক্তির নিম্নক্রম অনুসারে ইলেকট্রন বিভিন্ন প্রধান শক্তিস্তরে স্থান গ্রহণ করে। এভাবে ইলেকট্রনের ১ম শক্তিস্তরের পর ২য় শক্তিস্তরে, তারপর ৩য় শক্তিস্তরে প্রবেশ করার কথা। তাই শক্তিমান্বার বিচারে প্রধান শক্তিস্তরগুলোর ক্রম হচ্ছে

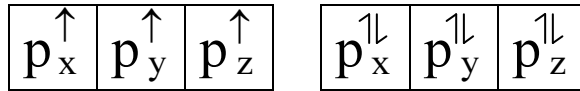
$$1ম < ২য় < ৩য় < ৪র্থ < ৫ম < ৬ষ্ঠ < ৭ম$$

- কোন প্রধান শক্তিস্তরের উপশক্তিস্তর বা অরবিটালসমূহেও ইলেকট্রন শক্তির ক্রম অনুসারে প্রবেশ করে। s অরবিটালের শক্তি সবচেয়ে কম বলে ইলেকট্রন প্রথমেই s অরবিটালে প্রবেশ করে। একই শক্তিস্তরের বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন প্রবেশের ক্রম নিম্নরূপ:

$$s < p < d < f$$

- একই উপশক্তিস্তরে, একাধিক একই জাতীয় অরবিটালের ক্ষেত্রে (যেমন তিনটি p-অরবিটালের ক্ষেত্রে) প্রতিটি অরবিটালের শক্তি সমান। এ জন্য প্রথমে প্রতিটি অরবিটালেই ১টি ইলেকট্রন একমুখী স্পিন অনুযায়ী প্রবেশ করে। ৩টি অরবিটালে ৩টি ইলেকট্রন প্রবেশ করার পর প্রাপ্যতা অনুযায়ী প্রত্যেকটি অরবিটালে আবার ১টি করে ইলেকট্রন বিপরীত মুখী স্পিন অনুযায়ী স্থান নেয়। অরবিটালে ইলেকট্রন বিন্যাসের এই নীতি “হন্ডের নীতি” (Hunds rule) নামে পরিচিত।

একই অরবিটালে একই জাতীয় স্পিন বিশিষ্ট দু’টি ইলেকট্রন পরপর প্রবেশ করেনা- কেবল বিপরীত স্পিন বিশিষ্ট দু’টি ইলেকট্রন একই অরবিটালে স্থান নিতে পারে। তাই p অরবিটাল সমূহে ইলেকট্রনের প্রবেশ নিচের ক্রম অনুসারে ঘটবে।



আবার পাউলির বর্জননীতি অনুযায়ীও কোন অরবিটালে সর্বাধিক দু’টি ইলেকট্রন (বিপরীত স্পিন বিশিষ্ট) থাকতে পারে।

- ইলেকট্রনসমূহ সাধারণত: নিম্নশক্তির স্তর পূরণ করার পর ক্রমে ক্রমে শক্তির উচ্চক্রম অনুসারে বিভিন্ন স্তরে প্রবেশ করে। শক্তির ক্রমানুযায়ী ধারাবাহিকভাবে বিভিন্ন অরবিটালে ইলেকট্রন বিন্যাসের নীতি ‘আউফবাউ’ (aufbau) নীতি নামে পরিচিত। দুটি অরবিটালের মধ্যে যেটির প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) ও অ্যাঙ্গিমুখাল কোয়ান্টাম সংখ্যা (l) এর যোগফল অর্থাৎ  $n + l$  এর মান কম সেটির শক্তিও কম।

যদিও এই নীতি সব সময় সঠিক ইলেকট্রন বিন্যাস দেয়না তবু মোটামুটি ইলেকট্রন বিন্যাসের জন্য অরবিটালের (n+l) এর মানের উপর ভর করা যায়।

উদাহরণস্বরূপ 3d ও 4s অরবিটাল ধরা যায়। 3d এর জন্য (n+l) = (3+2) = 5 এবং 4s এর জন্য (n+l) = (4+0) = 4। এ মান অনুযায়ী 3d অরবিটাল শক্তি 4s অরবিটালের শক্তির চেয়ে বেশী। কম শক্তিবিশিষ্ট হওয়াতে ইলেকট্রন 4s অরবিটাল প্রথমে প্রবেশ করবে। কিন্তু যদি দু’টি অরবিটালের (n+l) এর মান সমান হয়, যেমন 3d

ও 4p, উভয়ের ক্ষেত্রে (n+l) এর মান 5। এ ক্ষেত্রে যে অরবিটালের প্রধান শক্তিস্তর অর্থাৎ n এর মান কম সেখানে আগে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে, তাই 4p এর আগেই 3d অরবিটালে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে। আউফবাউ নীতি অনুযায়ী বিভিন্ন শক্তিস্তরের অরবিটালসমূহকে শক্তিবৃদ্ধির ক্রমানুযায়ী সাজিয়ে নিচের শ্রেণীটি পাওয়া যায়:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

অরবিটালসমূহের শক্তিবৃদ্ধির উপরের ক্রমটি জানা থাকলে যে কোন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস সহজেই লেখা যায়।

নিচে কয়েকটি পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস দেয়া হলো। ইলেকট্রন বিন্যাসের শুরুতে সংখ্যাটি n এর মান, পরের অক্ষরটি অরবিটাল এবং শেষে অক্ষরের সূচক সংখ্যাটি ইলেকট্রনের সংখ্যা নির্দেশ করে। সাধারণভাবে একই ধরনের অরবিটালের বিভিন্ন অরবিটালে ছন্ডের নীতি অনুযায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস না দেখিয়ে অরবিটালে সামগ্রিকভাবে বিন্যাস দেখানো হয়। নিচে N ও O এর ক্ষেত্রে সামগ্রিক ইলেকট্রন বিন্যাসের সাথে বন্ধনীর ভেতর ছন্ডের নীতির আলোকেও ইলেকট্রন বিন্যাস দেখানো হলো:

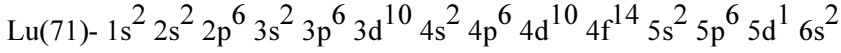
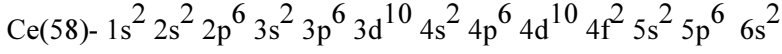
H (1)	:	$1s^1$
He (2)	:	$1s^2$
Li (3)	:	$1s^2 2s^1$
Be (4)	:	$1s^2 2s^2$
B (5)	:	$1s^2 2s^2 2p^1$
C (6)	:	$1s^2 2s^2 2p^2$
N (7)	:	$1s^2 2s^2 2p^3$ ( $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ )
O (8)	:	$1s^2 2s^2 2p^4$ ( $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ )
F (9)	:	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne (10)	:	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na (11)	:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cl (17)	:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar (18)	:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Fe (26)	:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

**d-অরবিটালে ইলেকট্রন বিন্যাস:** d- অরবিটালে সর্বাধিক 10টি ইলেকট্রন থাকতে পারে। যদি কোন সময় পূর্ণতার চেয়ে 1টি ইলেকট্রন কম হয় অর্থাৎ 9টি বা অর্ধ পূর্ণতার (৫টি) চেয়ে 1টি কম অর্থাৎ 4টি হয়, তখন পরের শক্তিস্তরের s অরবিটালের (ns) 1টি ইলেকট্রন এর আগের শক্তিস্তরের d অরবিটালে প্রবেশ করে d অরবিটালটিকে পূর্ণ বা অর্ধ-পূর্ণ করে অধিকতর স্থায়ীত্ব দেয় (ছন্ডের সূত্র)। Cr ও Cu পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে ধারণাটি স্বচ্ছ হবে।

$$\text{Cr(24)} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1 \quad (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 \text{ এর পরিবর্তে})$$

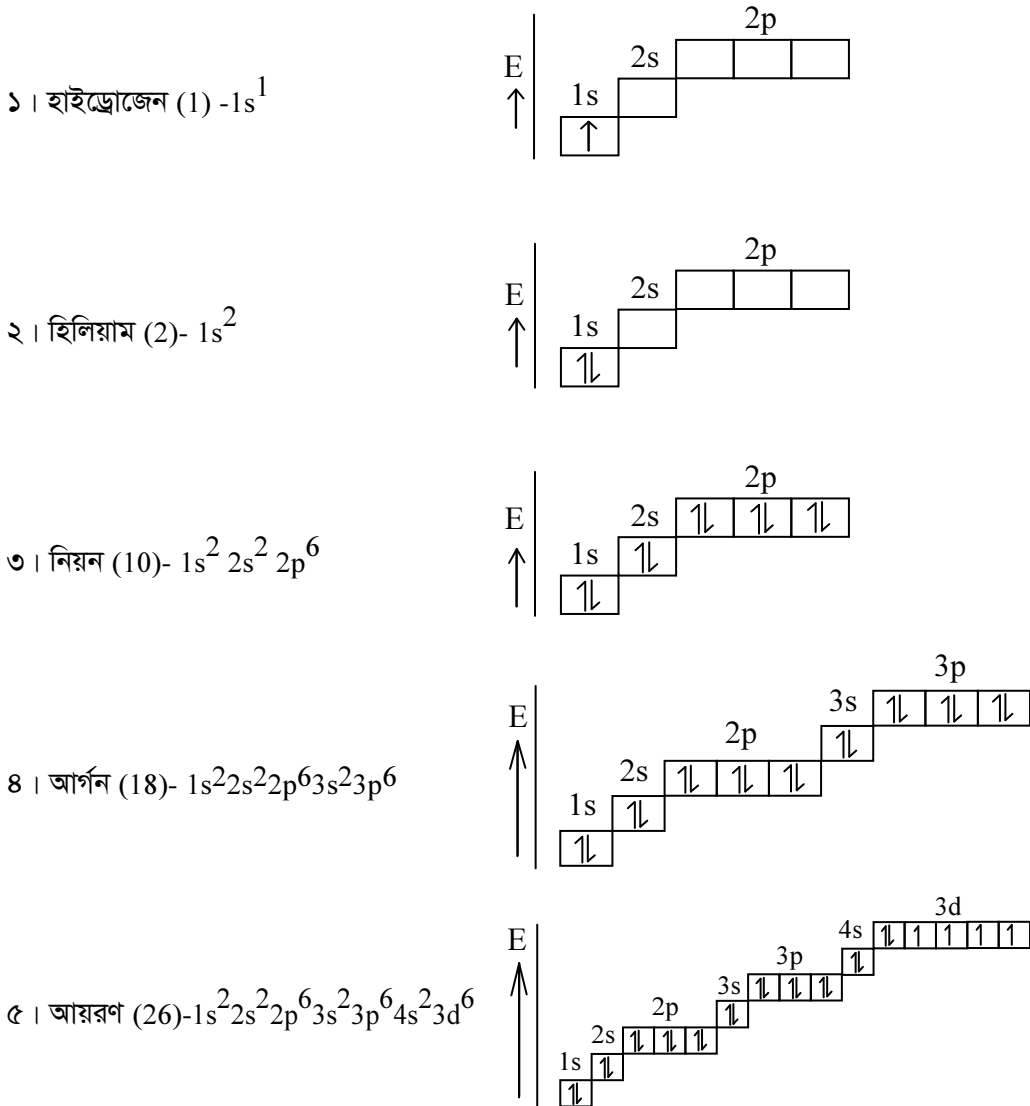
$$\text{Cu(29)} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 \quad (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2 \text{ এর পরিবর্তে})$$

**f-অরবিটালে ইলেকট্রন বিন্যাস:** Ba(56) এর 6s অরবিটাল ইলেকট্রন পূর্ণ হওয়ার পর আউফবায়ু নীতি অনুযায়ী 4f এ ইলেকট্রন প্রবেশ করার কথা। কিন্তু La (57) এর ক্ষেত্রে পরের ইলেকট্রনটি 4f এর পরিবর্তে 5d তে প্রবেশ করে। তবে Ce(58) থেকে Lu(71) পর্যন্ত মৌলসমূহের পরমাণুতে ইলেকট্রনসমূহ একে একে 4f অরবিটালে প্রবেশ করে।



### ২.৫.৩: বক্স পদ্ধতিতে ইলেকট্রন বিন্যাস:

শক্তির ক্রম অনুযায়ী বিভিন্ন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নলিখিতভাবে বক্সের মাধ্যমেও দেখানো হয়।



## পাঠোত্তর মূল্যায়ন

### বহুনির্বাচনী প্রশ্ন

সঠিক উত্তরের পাশে টিক চিহ্ন (✓) দিন।

- ১। ৪র্থ শক্তি স্তরে সর্বাধিক ইলেকট্রন থাকতে পারে  
 (ক) 16টি (খ) 28টি  
 (গ) 32টি (ঘ) 40 টি
- ২। হুন্ডের নীতির আলোকে নাইট্রোজেনের সঠিক ইলেকট্রন বিন্যাস  
 (ক)  $1s^2 2s^2 2p_x^2 3p_y^1 2p_z^0$   
 (খ)  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$   
 (গ)  $1s^2 2s^2 2p_x^3 3p_y^0 2p_z^0$   
 (ঘ)  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^0$
- ৪। 4s, 4p, 4d, 4f, 5s ও 5p এই অরবিটালসমূহের শক্তিক্রম অনুসারে সাজানো হলে নিচের ক্রমটি পাওয়া যায়:  
 (ক)  $4s < 4p < 5s < 4d < 5p < 5f$   
 (খ)  $4s < 4p < 4d < 5s < 5p < 4f$   
 (গ)  $4s < 4p < 4d < 4f < 5s < 5p$   
 (ঘ)  $4s < 4p < 5s < 5p < 4d < 4f$
- ৫। একই পরমাণুর ২টি ইলেকট্রন নীচের কোন বিন্যাসটি পলির বর্জননীতি অনুসরণ করে না-  
 (ক)  $n = 1, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}, \quad -\frac{1}{2}$   
 (খ)  $n = 1, \quad l = 1, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}, \quad -\frac{1}{2}$   
 (গ)  $n = 1, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}, \quad +\frac{1}{2}$   
 (ঘ)  $n = 1, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = +\frac{1}{2}, \quad -\frac{1}{2}$

### রচনামূলক/সংক্ষিপ্ত প্রশ্ন

- ১। ডাল্টনের পরমাণুবাদ বর্ণনা করুন।
- ২। পরমাণুর মূল কণিকা কি কি? বিভিন্ন মূল কণিকার বৈশিষ্ট্য লিখুন।
- ৩। পরমাণুর গঠন ব্যাখ্যায় রাদারফোর্ডের মডেল বর্ণনা করুন। এই মডেলের ত্রুটিগুলো কি কি?
- ৪। বোরের পরমাণু মডেলের বর্ণনা দিন।
- ৫। আপেক্ষিক আইসোটোপ, আপেক্ষিক পারমাণবিক ভর ও আপেক্ষিক আণবিক ভর বলতে কি বুঝায়, উদাহরণসহ আলোচনা করুন।

- ৬। আইসোটোপসমূহের ধর্ম ও ব্যবহারের সংক্ষিপ্ত বর্ণনা দিন।
- ৭। তেজস্ক্রিয়তা বলতে কি বুঝায়? তেজস্ক্রিয়তা কয় ধরনের হতে পারে?
- ৮। নিউক্লিয়ার বিক্রিয়া বলতে কি বুঝায়? উদাহরণসহ বিভিন্ন ধরনের নিউক্লিয়ার বিক্রিয়ার বর্ণনা দিন।
- ৯। কোয়ান্টাম সংখ্যা বলতে কি বুঝায়? বিভিন্ন ধরনের কোয়ান্টাম সংখ্যার বর্ণনা দিন।
- ১০। বিভিন্ন ধরনের p-অরবিটালের আকৃতির চিত্রসহ বর্ণনা দিন।
- ১১। পাউলির বর্জননীতির বর্ণনা ও ব্যাখ্যা করুন।
- ১২। পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস সম্পর্কে সংক্ষিপ্ত আলোচনা করুন।