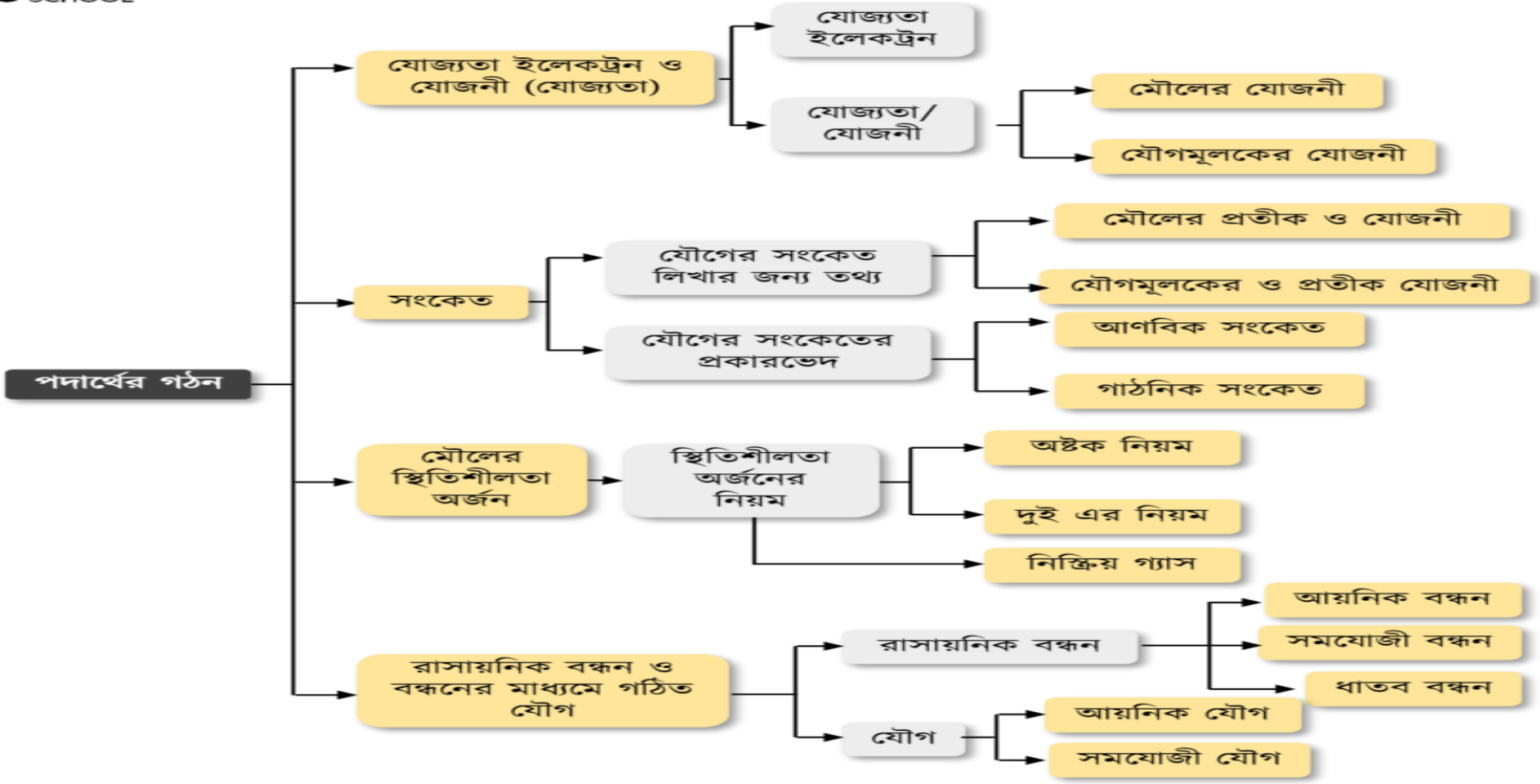


রাসায়নিক বন্ধন ২য় পর্ব ১ম শিফট

মো: নাজমুল হক
জুনিয়র ইন্সট্রাক্টর (নন-টেক)
ময়মনসিংহ পলিটেকনিক ইন্সটিটিউট

- রাসায়নিক বন্ধন মূলত কি?
- "রাসায়নিক বন্ধন হলোঃ পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন শেয়ারিং বা ইলেকট্রন আদান-প্রদানের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠন করে, তাকে রাসায়নিক বন্ধন বলা হয়"। এই আকর্ষণ পরমাণুর সর্ববহিস্থ ইলেকট্রনের বিভিন্ন আচরণের ফলাফল হিসাবে দেখা যেতে পারে।

- **যোজ্যতা ইলেকট্রন (Valence electron):**
- কোনো মৌলের সর্বশেষ প্রধান শক্তিস্তরের মোট ইলেকট্রন সংখ্যাকে সেই মৌলের **যোজ্যতা ইলেকট্রন** বা **যোজ্যতা ইলেকট্রন** বলে। শেষ কক্ষপথকে **যোজ্যতা শেল** বলা হয়।
- যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা হতে সহজেই কোনো মৌলের যোজ্যতা বের করা যায়।
- পটাশিয়ামের ও অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যথাক্রমে 1টি ও 6টি করে ইলেকট্রন বিদ্যমান। সুতরাং, K এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 1টি ও অক্সিজেনের (O) এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 6টি।
- **Example-1 : Li, Na, O, F এর কোনটির যোজ্যতা ইলেকট্রন কত ?**
- $11 \rightarrow 2, 8, 1 \Rightarrow Na$ এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 1টি
- $3 \rightarrow 2, 1 \Rightarrow Li$ এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 1টি
- $8 \rightarrow 2, 6 \Rightarrow O$ এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 6টি
- $9 \rightarrow 2, 7 \Rightarrow F$ এর যোজ্যতা ইলেকট্রন 7টি
- সুতরাং, কোনো মৌলের সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন সংখ্যাই ঐ মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন।



- **সংজ্ঞা (Definition):**

1. কোনো মৌলের একটি পরমাণু যতগুলো ঐ পরমাণু বা H পরমাণু বা Cl পরমাণুর সাথে যুক্ত হতে পারে সেই সংখ্যাই হলো ঐ মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা। এবং H পরমাণুর যোজনী সর্বদা 1 ধরা হয়।
2. কোন পরমাণুর সাথে যতটি অক্সিজেন পরমাণু যুক্ত হয় তার সংখ্যার দ্বিগুণ করলে ঐ পরমাণুর যোজনী বা যোজ্যতা হয়। Note: H এর যোজনী সর্বদা 1 ধরা হয়।

- **Example:**

- 1:- HCl অণুতে, একটি H পরমাণুর সাথে 1টি Cl পরমাণু যুক্ত হয়েছে তাই ক্লোরিনের যোজনী 1।
- 2:- H_2O অণুতে O এর একটি পরমাণু H এর 2 টি পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়েছে তাই অক্সিজেনের যোজনী 2।
- 3:- CaO – ক্যালসিয়ামের (Ca) একটি পরমাণু একটি অক্সিজেন (O) পরমাণুর সাথে যুক্ত এবং O পরমাণুর সংখ্যা 1। এই সংখ্যাকে দ্বিগুণ করলে হয় 2। কাজেই Ca এর যোজনী 2।
- 4:- NaCl – একটি Na পরমাণু একটি Cl পরমাণুর সাথে যুক্ত। সুতরাং, Na এর যোজনী 1।

- **সুপ্ত যোজনী (Latent valency):**

- কোনো মৌলের একাধিক যোজনী থাকলে সেই মৌলের যোজনীকে পরিবর্তনশীল যোজনী বলে। যেমন: Fe এর পরিবর্তনশীল যোজনী 2 এবং 3।
- কোনো মৌলের সর্বোচ্চ যোজনী ও সক্রিয় যোজনীর পার্থক্যকে ঐ মৌলের সুপ্ত যোজনী বলে।
- যেমন: $2FeCl_2$ যৌগে Fe এর সক্রিয় যোজনী 2 কিন্তু Fe এর সর্বোচ্চ যোজনী 3।
অতএব $2FeCl_2$ যৌগে Fe এর সুপ্ত যোজনী $3-2=1$ ।

- **যৌগমূলক ও তাদের যোজনী (Radical and their valency):**
- **সংজ্ঞা (Definition):**
- একাধিক মৌলের কতিপয় পরমাণু বা আয়ন পরস্পরের সাথে মিলিত হয়ে ধনাত্মক বা ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট একটি পরমাণুগুচ্ছ তৈরি করে এবং একটি মৌলের আয়নের ন্যায় আচরণ করে। এ ধরনের পরমাণুগুচ্ছকে যৌগমূলক বলে।
- **ব্যাখ্যা (Explanation):**
- যৌগমূলক ঋণাত্মক কিংবা ধনাত্মক আধানবিশিষ্ট হতে পারে। এদের আধান সংখ্যাই মূলত এদের যোজনী নির্দেশ করে।
- **Example:**
- NH_4^+ এ একটি N পরমাণুর সাথে তিনটি H পরমাণু ও একটি H^+ যুক্ত হয়ে অ্যামোনিয়াম (NH_4^+) আয়ন নামক যৌগমূলকের সৃষ্টি করে। এর আধান সংখ্যা +1। সুতরাং, এর যোজনী এক (1)।

- **রাসায়নিক বন্ধন ও রাসায়নিক বন্ধন গঠনের কারণ**
- **সংজ্ঞা (Definition):** অণুতে পরমাণুসমূহ যে আকর্ষণের মাধ্যমে একে অপরের সাথে যুক্ত থাকে তাকেই রাসায়নিক বন্ধন বলে।
- **রাসায়নিক বন্ধন গঠনের মূল কারণ:** পরমাণুগুলো সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনগুলো নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস (দ্বিধ বা অষ্টক) লাভের প্রবণতা।
- **যেমন:** $2H_2$ অণু গঠনকালে ২টি H পরমাণু ১টি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে।
- এভাবে ইলেকট্রন আদান-প্রদান বা শেয়ারের মাধ্যমে বন্ধন গঠিত হয়।
- **রাসায়নিক বন্ধন গঠনের প্রয়োজন তথ্য :**
 1. কোনো মৌলের শেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে।
 2. প্রতিটি পরমাণুরই লক্ষ্য থাকে তার নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করা।
 3. 1-17 পরমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলসমূহ বন্ধন গঠনে খুব সহজেই দুই বা অষ্টক নিয়ম অনুসরণ করে।

- **আয়নিক বন্ধন বা তড়িৎযোজী বন্ধন (Ionic bonds)**
- **সংজ্ঞা (Definition):** ইলেকট্রন আদান প্রদানের মাধ্যমে গঠিত ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নসমূহ যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা যুক্ত থাকে তাকে আয়নিক বন্ধন বলে।
- **ব্যাখ্যা (Explanation):** ধাতুগুলোর আয়নিকরণ শক্তির মান অনেক কম হওয়ায় এরা অতি সহজে সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়ন বা ক্যাটায়নে পরিণত হয় এবং অধাতুর আয়নিকরণ শক্তির মান বেশি হওয়ায় ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন তথা অ্যানায়নে পরিণত হয়। এভাবে সৃষ্ট বিপরীত আধানবিশিষ্ট ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল কাজ করে। আর এই বলের মাধ্যমে তারা একে অপরের সাথে যুক্ত থাকে। এটাই আয়নিক বন্ধন।
- **যেমন :** MgO যৌগের আয়নিক বন্ধন –

- MgO অণুতে Mg 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 4 টি ইলেকট্রন গঠন করে $\text{[Ne]}2+\text{Mg}2+$ এ পরিণত হয়।
- $\text{[Ne]} \rightarrow \text{[Ne]}2++2e^- \quad \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}2++2e^-$
- আবার, O পরমাণু ঐ 2 টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 4 টি ইলেকট্রন গঠন করে $\text{[Ne]}2\text{O}2-$ এ পরিণত হয়।
- $\text{[Ne]}+2e^- \rightarrow \text{[Ne]}2-\text{O}+2e^- \rightarrow \text{O}2-$
- এবার $\text{[Ne]}2+\text{Mg}2+$ এবং $\text{[Ne]}2-\text{O}2-$ কাছাকাছি এসে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।