

যোজ্যতা ইলেকট্রন (Valence Electron)

- কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যে ইলেকট্রন বা ইলেকট্রনসমূহ থাকে তার সংখ্যাকে যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা বলা হয়।
 - যেমন- পটাশিয়াম ও অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যথাক্রমে 1টি ও 6টি করে ইলেকট্রন বিদ্যমান। সুতরাং তাদের যোজ্যতা ইলেকট্রন যথাক্রমে 1 ও 6।
 - অনুরূপভাবে, আরো কিছু মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা নিম্নরূপ:

N (7)	5
F (9)	7
P (15)	5
Cl (17)	7
Ca (20)	2

C (6)	বাড়ির কাজ
Ne (10)	
S (16)	
As (33)	
Rb (27)	

যোজনী বা যোজ্যতা (Valency)

- অণু গঠনকালে কোনো মৌলের একটি পরমাণুর সাথে অপর একটি মৌলের পরমাণু যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে যোজনী বা যোজ্যতা বলা হয়। [বিভিন্ন মৌলের পরমাণুসমূহ একে অপরের সাথে সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন বর্জন, গ্রহণ অথবা ভাগাভাগির মাধ্যমে অণু গঠন করে।]
- সাধারণত সব সময় হাইড্রোজেনের যোজনী এক (1) ধরা হয়। কোনো মৌলের একটি পরমাণু যতগুলো H পরমাণু বা Cl পরমাণুর সাথে যুক্ত হতে পারে সেই সংখ্যাই হলো ঐ মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা।

হাইড্রোজেন বা ক্লোরিন স্কেল	<ul style="list-style-type: none"> হাইড্রোজেনের একটি পরমাণু ক্লোরিনের একটি পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে HCl অণু গঠিত হয়, তাই ক্লোরিনের যোজনীও 1 (এক)। আবার অক্সিজেনের একটি পরমাণু হাইড্রোজেনের দুটি পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে H₂O তৈরি করে, এজন্য অক্সিজেনের যোজনী 2 (দুই)। একটি Na পরমাণু একটি Cl পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে NaCl গঠিত হয়। সুতরাং Na এর যোজনী 1 (এক)।
অক্সিজেন স্কেল	<ul style="list-style-type: none"> একটি পরমাণুর সাথে যতটি অক্সিজেন পরমাণু যুক্ত হয় তার সেই সংখ্যার দ্বিগুণ করলে ঐ পরমাণুর যোজনী বা যোজ্যতা হয়। যেমন- ক্যালসিয়াম (Ca) এর একটি পরমাণু একটি অক্সিজেন (O) পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে ক্যালসিয়াম অক্সাইড (CaO) তৈরি করে। এখানে অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা 1 এই সংখ্যাকে 2 দ্বারা গুণ করলে হয় 2। কাজেই ক্যালসিয়ামের যোজনী 2।

সক্রিয় যোজনী

- হাইড্রোজেন বা অক্সিজেন স্কেল মতে কোনো মৌলের প্রাপ্ত যোজনীকে সক্রিয় যোজনী বলে।

কন্সপ্ট নোট

রসায়ন

৫ম অধ্যায়

রাসায়নিক বন্ধন

Prepared by: SAJJAD HOSSAIN

পরিবর্তনশীল যোজনী

- কোনো মৌলের একাধিক যোজনী থাকলে সেই মৌলের যোজনীকে পরিবর্তনশীল যোজনী বলা হয়।
- যেমন-

C	2, 4
N	3, 5 (ভুল তথ্য)
P	3, 5
S	2, 4, 6
Fe	2, 3
Pb	2, 4
Cu	1, 2

সুস্থ যোজনী

- কোনো মৌলের সর্বোচ্চ যোজনী এবং সক্রিয় যোজনীর পার্থক্যকে ঐ মৌলের সুস্থ যোজনী বলা হয়।
- যেমন:
 - FeCl_2 যোগে Fe এর সক্রিয় যোজনী 2 কিন্তু Fe এর সর্বোচ্চ যোজনী 3। অতএব FeCl_2 যোগে Fe এর সুস্থ যোজনী $3-2 = 1$ ।
 - আবার FeCl_3 যোগে Fe এর সক্রিয় যোজনী 3 কিন্তু Fe এর সর্বোচ্চ যোজনী 3, অতএব FeCl_3 যোগে Fe এর সুস্থ যোজনী $3-3 = 0$ ।

যোগমূলক ও তাদের যোজনী (Radicals and Their Valencies)

- একাধিক মৌলের কতিপয় পরমাণু বা আয়ন পরস্পরের সাথে মিলিত হয়ে ধনাত্মক বা ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট একটি পরমাণুগুচ্ছ তৈরি করে এবং এটি একটি মৌলের আয়নের ন্যায় আচরণ করে। এ ধরনের পরমাণুগুচ্ছকে যোগমূলক বলা হয়।
- যোগমূলক ধনাত্মক কিংবা ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট হতে পারে। এদের আধান সংখ্যাই মূলত এদের যোজনী নির্দেশ করে। আধান বা চার্জ ধনাত্মক বা ঋণাত্মক হতে পারে কিন্তু যোজনী শুধু একটি সংখ্যা এর কোনো ধনাত্মক চিহ্ন বা ঋণাত্মক চিহ্ন নেই। কিছু উদাহরণ দেখে নেয়া যাক:

যোগমূলকের নাম	সংকেত	আধান	যোজনী
অ্যামোনিয়াম	NH_4^+	+1	1
ফসফোনিয়াম	PH_4^+	+1	1
কার্বনেট	CO_3^{2-}	-2	2
হাইড্রোজেন (বাই) কার্বনেট	HCO_3^-	-1	1
সালফেট	SO_4^{2-}	-2	2
হাইড্রোজেন (বাই) সালফেট	HSO_4^-	-1	1
সালফাইট	SO_3^{2-}	-2	2
নাইট্রেট	NO_3^-	-1	1
নাইট্রাইট	NO_2^-	-1	1
ফসফেট	PO_4^{3-}	-3	3

হাইড্রোক্সাইড	OH ⁻	-1	1
---------------	-----------------	----	---

যৌগের রাসায়নিক সংকেত

- যৌগের একটি অণুতে যেসব পরমাণু থাকে তাদের প্রতীক ও সংখ্যার মাধ্যমে অণুটিকে প্রকাশ করা হয়। যেমন- দুটি হাইড্রোজেন (H) পরমাণু ও একটি অক্সিজেন (O) পরমাণু মিলে পানির (H₂O) একটি অণু গঠিত হয়। এখানে, H₂O হলো পানির অণুর রাসায়নিক সংকেত।
- সুতরাং মৌল বা যৌগমূলকের প্রতীক বা সংকেত ও তাদের সংখ্যার মাধ্যমে কোনো যৌগ অণুকে প্রকাশ করাই হলো উক্ত যৌগের রাসায়নিক সংকেত (Chemical Formula)। এক্ষেত্রে অণুর মধ্যে অবস্থিত মৌলের বা যৌগমূলকের সংখ্যাকে সংকেতের নিচে ডান পাশে ছোট করে (Subscript) লেখা হয়।

রাসায়নিক সংকেত লেখার নিয়ম

- কোনো মৌলের একটি অণুতে যতগুলো পরমাণু থাকে তার সংখ্যাটি ইংরেজি হরফে মৌলটির প্রতীকের ডান পাশে নিচে ছোট করে লিখতে হবে।
 - যেমন: নাইট্রোজেন অণুতে দুটি পরমাণু থাকে তাই নাইট্রোজেন অণুর সংকেত N₂।
 - ওজোন এর একটি অণুতে তিনটি অক্সিজেন পরমাণু থাকে- তাই ওজোন অণুর সংকেত O₃।
- কিছু মৌল অণু গঠন করে না তাই তাদেরকে শুধু প্রতীক দিয়ে বোঝানো হয়।
 - যেমন: সকল ধাতু। কাজেই আররনকে বোঝাতে শুধু Fe লিখতে হবে।
 - আবার, নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোও অণু গঠন করে না, তাই হিলিয়ামকে বোঝাতেও শুধু He লিখতে হবে।
- কখনো কখনো কোনো যৌগের অণু দুটি ভিন্ন মৌলের পরমাণু দিয়ে গঠিত হয়। তাদের যোজনী যদি কোনো সাধারণ সংখ্যা দ্বারা বিভাজ্য না হয় তাহলে দুটি মৌলের প্রতীক পাশাপাশি লিখে একটি মৌলের প্রতীকের পাশে অন্যটির যোজনী লিখতে হয়।
 - যেমন: অ্যালুমিনিয়ামের যোজনী 3 এবং অক্সিজেন এর যোজনী 2। যোজনী দুটি কোনো সাধারণ সংখ্যা দ্বারা বিভাজ্য নয়। যদি অ্যালুমিনিয়াম এবং অক্সিজেন দ্বারা গঠিত কোনো যৌগের সংকেত লিখতে হয় তবে অ্যালুমিনিয়ামের প্রতীক Al এর নিচের দিকে ডান পাশে অক্সিজেনের যোজনী ছোট করে লিখতে হবে এবং অক্সিজেনের প্রতীক O এর নিচের দিকে ডান পাশে অ্যালুমিনিয়ামের যোজনী ছোট করে লিখতে হবে অর্থাৎ এর সংকেত হবে Al₂O₃।
 - অনুরূপভাবে ক্যালসিয়ামের যোজনী 2 এবং ক্লোরিনের যোজনী 1। সুতরাং ক্যালসিয়াম ক্লোরাইডের সংকেত Ca₁Cl₂ হওয়ার কথা, 1টি লিখতে হয় না বলে আমরা লিখি CaCl₂।
- কোনো যৌগমূলক একাধিক সংখ্যক থাকলে যৌগমূলকটিকে প্রথম বন্ধনীর মধ্যে রেখে তারপর সংখ্যা লিখতে হয়।
 - যেমন: ম্যাগনেসিয়ামের যোজনী 2 এবং ফসফেটের যোজনী 3। সুতরাং ম্যাগনেসিয়াম ফসফেটের সংকেত Mg₃(PO₄)₂। অ্যামোনিয়াম ফসফেট (NH₄)₃(PO₄)₁ বা (NH₄)₃PO₄, অ্যালুমিনিয়াম সালফেট Al₂(SO₄)₃ ইত্যাদি।

- যদি দুটি মৌলের যোজনী কোনো সাধারণ সংখ্যা দিয়ে বিভাজ্য হয় তাহলে যোজনীগুলো সেই সাধারণ সংখ্যা দিয়ে ভাগ দিয়ে মৌলের পাশে পূর্বের নিয়মে ভাগফলটি লিখতে হয়।

- যেমন: কার্বন ও অক্সিজেন দিয়ে গঠিত যৌগ কার্বন ডাই-অক্সাইড। কার্বনের যোজনী 4 এবং অক্সিজেনের যোজনী 2। কার্বনের যোজনীকে 2 দিয়ে ভাগ করলে 2 পাওয়া যায় আবার অক্সিজেনের যোজনীকে 2 দিয়ে ভাগ করলে 1 পাওয়া যায়। এখন নিয়ম অনুযায়ী কার্বনের সংকেত C এর নিচে ডান পাশে 1 এবং অক্সিজেনের নিচে 2 লিখতে হবে। কিন্তু সংকেত লেখার সময় যেহেতু 1 সংখ্যাটি লেখার প্রয়োজন নেই তাই কার্বন ডাই-অক্সাইডের সংকেত হবে CO_2 । ফেরাস সালফেট যৌগে আয়রনের যোজনী 2 সালফেট আয়নের যোজনী 2। এই সংখ্যা দুটিকে 2 দিয়ে ভাগ করে 1 ও 1 পাওয়া যায়। সুতরাং ফেরাস সালফেটের সংকেত FeSO_4 । বোরন ও নাইট্রোজেনের যোজনী 3। এদের 3 দিয়ে ভাগ করলে 1 ও 1 পাওয়া যায় সুতরাং বোরন নাইট্রাইডের সংকেত $\text{B}_3\text{N}_3 = \text{BN}$ ।

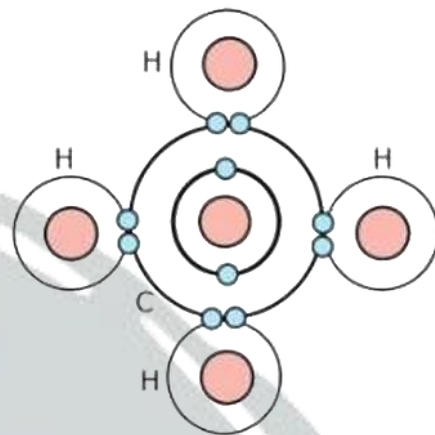
আণবিক সংকেত		গাঠনিক সংকেত	
<ul style="list-style-type: none">একটি মৌল বা যৌগের অণুতে যে যে ধরনের মৌলের পরমাণু থাকে তাদের প্রতীক এবং যে মৌলের পরমাণু যতটি থাকে সেই সকল সংখ্যা দিয়ে প্রকাশিত সংকেতকে আণবিক সংকেত বা রাসায়নিক সংকেত বলে।		<ul style="list-style-type: none">একটি অণুতে মৌলের পরমাণুগুলো যেভাবে সাজানো থাকে প্রতীক এবং বন্ধনের মাধ্যমে তা প্রকাশ করাকে গাঠনিক সংকেত বলে।	
<ul style="list-style-type: none">উদাহরণ			
যৌগের নাম	আণবিক সংকেত	গাঠনিক সংকেত	
প্রোপেন	C ₃ H ₈	<div>HHH H-C-C-C-H HHH</div>	
পানি	H ₂ O	<div>O ^ H H</div>	
মিথেন	CH ₄	<div>H H-C-H H</div>	

অষ্টক ও দুই-এর নিয়ম (Octet and Duet Rules)

- অণু গঠনকালে কোনো মৌল ইলেকট্রন গ্রহণ, বর্জন অথবা ভাগাভাগির মাধ্যমে তার সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি করে ইলেকট্রন ধারণের মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। একেই 'অষ্টক' নিয়ম বলা হয়। [প্রতিটি মৌলই তার সর্বশেষ শক্তিস্তরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রবণতা দেখায়। হিলিয়াম ছাড়া সকল নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি করে ইলেকট্রন বিদ্যমান।]

- যেমন- CH_4 অণুতে কেন্দ্রীয় পরমাণু কার্বনের সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। যেখানে এটি ইলেকট্রন কার্বনের নিজস্ব আর বাকি এটি ইলেকট্রন চারটি হাইড্রোজেন পরমাণু থেকে আসে। পাশের চিত্রে তা দেখানো হলো।

- অষ্টক নিয়মের কিছু সীমাবদ্ধতার কারণে বিজ্ঞানীরা নতুন একটি নিয়মের উপস্থাপন করেন। যাকে ‘দুই’-এর নিয়ম বলা হয়।
- অণু গঠনে কোনো পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে এক বা একাধিক জোড়া ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকবে, এটিই হচ্ছে ‘দুই’-এর নিয়ম। অর্থাৎ অণুতে যেকোনো পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে এক বা একাধিক জোড়া ইলেকট্রন অবস্থান করবে।
- যেমন-



চিত্র 5.02: মিথেন অণুতে অষ্টক নিয়ম।

BeCl_2	<ul style="list-style-type: none"> BeCl_2 অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু Be এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2 জোড়া অর্থাৎ 4টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। অনুরূপভাবে, Cl এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 4 জোড়া অর্থাৎ 8টি ইলেকট্রন বিদ্যমান।
BF_3	<ul style="list-style-type: none"> BF_3 অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু B এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 3 জোড়া অর্থাৎ 6টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। অনুরূপভাবে, F সর্বশেষ শক্তিস্তরে 4 জোড়া অর্থাৎ 8টি ইলেকট্রন বিদ্যমান।
CH_4	<ul style="list-style-type: none"> CH_4 অণুর কেন্দ্রীয় পরমাণু C এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 4 জোড়া অর্থাৎ 8টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। অনুরূপভাবে, H এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 1 জোড়া অর্থাৎ 2টি ইলেকট্রন বিদ্যমান।

[উল্লেখ্য, পর্যায় সারণির 1-20 পর্যন্ত মৌলসমূহ মূলত ‘অষ্টক’ ও ‘দুই’ এর নিয়ম ভালোভাবে অনুসরণ করে।]

নিষ্ক্রিয় গ্যাস এবং এর স্থিতিশীলতা

- পর্যায় সারণিতে গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহ তথা নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাসের দিকে খেয়াল করি:

He (2)	$1s^2$
Ne (10)	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar (18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Kr (36)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xe (54)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
Rn (86)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

- ইলেকট্রন বিন্যাসে দেখা যায় যে, হিলিয়ামের সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি ইলেকট্রন রয়েছে। হিলিয়ামের বেলায় তার সর্বশেষ শক্তিস্তর পূর্ণ করতে 2টি ইলেকট্রনই প্রয়োজন, কাজেই এই ইলেকট্রন বিন্যাস স্থিতিশীল। অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাসের বেলায় তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে 8টি ($ns^2 np^6$) করে ইলেকট্রন বিদ্যমান। সর্বশেষ শক্তিস্তরে দ্বিধ্ব ও অষ্টক পূর্ণ থাকার কারণে নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলো **অধিকতর স্থিতিশীল** হয়।

- অধিকতর স্থিতিশীলতার কারণে নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলো অন্য কোনো মৌলকে ইলেকট্রন প্রদান করে না। এমনকি অপর কোনো মৌলের কাছ থেকে কোনো ইলেকট্রন গ্রহণও করে না। **এরা রাসায়নিকভাবে আসক্তিহীন** হয়ে পড়ে বা এরা নিষ্ক্রিয় হয়ে পড়ে।
- নিষ্ক্রিয় গ্যাস ছাড়া বাকি কোনো মৌলেরই সর্বশেষ শক্তিস্তরে এরূপ দ্বিধ বা অষ্টক পূর্ণ থাকে না। ফলে তারা স্থিতিশীল হয় না। অন্যান্য মৌল স্থিতিশীলতা অর্জনের জন্য সর্বশেষ শক্তিস্তরে দ্বিধ বা অষ্টক পূরণ করতে চায়। এজন্য তারা সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন গ্রহণ, প্রদান অথবা ভাগাভাগি করে পরস্পরের সাথে বন্ধন গঠন করে।

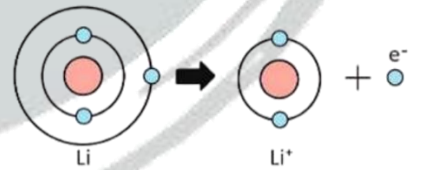
রাসায়নিক বন্ধন ও রাসায়নিক বন্ধন গঠনের কারণ

- *অণুতে পরমাণুসমূহ যে আকর্ষণের মাধ্যমে একে অপরের সাথে যুক্ত থাকে তাকেই রাসায়নিক বন্ধন বলে।*
- পরমাণুসমূহ কেন আলাদাভাবে থাকেনি? কেন তারা পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে অণু তৈরি করল? প্রত্যেক মৌলই তার সর্বশেষ শক্তিস্তরে **নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের চেষ্টা** করে। একই মৌলের বা ভিন্ন মৌলের দুটি পরমাণু যখন কাছাকাছি অবস্থান করে তখন তারা তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন গ্রহণ, বর্জন বা ভাগাভাগির মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে। এর মাধ্যমে তাদের মধ্যে এক ধরনের আকর্ষণের সৃষ্টি হয়, যে আকর্ষণকে আমরা রাসায়নিক বন্ধন বলি। কাজেই বলা যেতে পারে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের মূল কারণ হলো পরমাণুগুলোর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনগুলো নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস (দ্বিধ বা অষ্টক) লাভের প্রবণতা।

ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন (Cations and Anions)

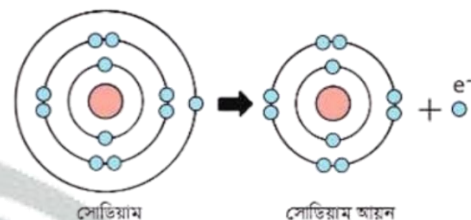
- আমরা জানি, সাধারণ অবস্থায় পরমাণুর নিউক্লিয়াসে যতটি ধনাত্মক আধান বা পজিটিভ চার্জবিশিষ্ট প্রোটন থাকে এবং নিউক্লিয়াসের বাইরে বিভিন্ন শক্তিস্তরে ঠিক ততটি ঋণাত্মক আধান বা নেগেটিভ চার্জবিশিষ্ট ইলেকট্রন থাকে। এর ফলে পরমাণুটি সামগ্রিকভাবে আধান বা চার্জ নিরপেক্ষ হয়।
- এরকম একটি আধান নিরপেক্ষ পরমাণুর বাইরের শক্তিস্তর থেকে এক বা একাধিক ইলেকট্রনকে সরিয়ে নিলে পরমাণুটি আর আধান নিরপেক্ষ থাকবে না। এটি সামগ্রিকভাবে ধনাত্মক আধানবিশিষ্ট আয়নে পরিণত হবে। *ধনাত্মক আধান বা পজিটিভ চার্জ বিশিষ্ট আয়নকে ক্যাটায়ন বলে।*
- সাধারণত পর্যায় সারণির বামের মৌল বা ধাতুগুলো তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের মাধ্যমে ক্যাটায়নের সৃষ্টি করে। যেমন-

- লিথিয়াম পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের একটি ইলেকট্রন ছেড়ে দিয়ে নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের মাধ্যমে লিথিয়াম ক্যাটায়ন (Li^+) তৈরি করে।

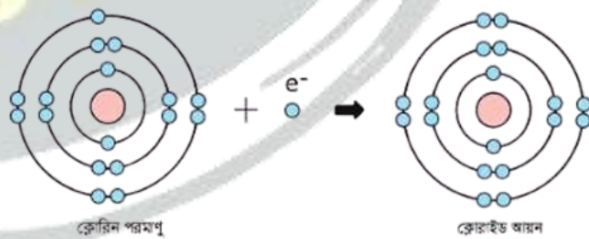


চিত্র 5.03: লিথিয়াম ক্যাটায়ন (Li^+) গঠন।

- অনুরূপে, Na পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের মাধ্যমে সোডিয়াম ক্যাটায়ন (Na^+) তৈরি করে।

চিত্র 5.04: সোডিয়াম ক্যাটায়ন (Na^+) গঠন।

- ধাতুসমূহ কেন তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন ছেড়ে দিয়ে ক্যাটায়ন তৈরি করে? আমরা জানি, পর্যায় সারণির যেকোনো একটি পর্যায়ে বাম থেকে ডানে গেলে মৌলসমূহের ধাতব ধর্ম ধীরে ধীরে হ্রাস পায় এবং অধাতব ধর্ম বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ যেকোনো পর্যায়ের বামের মৌলসমূহ হলো ধাতু এবং ডানের মৌলসমূহ হলো অধাতু। আবার একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানে গেলে মৌলসমূহ আকারও ধীরে ধীরে হ্রাস পায়। এই কারণে একই পর্যায়ে অবস্থিত অন্য মৌলসমূহের চেয়ে ধাতুগুলোর আকার বড় হয়ে থাকে। আবার ধাতুগুলোর সর্বশেষ শক্তিস্তরে সাধারণত 1, 2 বা 3টি ইলেকট্রন থাকে। আকার বড় হওয়ার কারণে ধাতুগুলোর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনগুলোর নিউক্লিয়াস থেকে দূরে থাকে এবং নিউক্লিয়াসের সাথে আকর্ষণ কম হয় অর্থাৎ দুর্বলভাবে আবদ্ধ থাকে। ফলে এদের **আয়নিকরণ শক্তির মান অনেক কম** হয়। অর্থাৎ সামান্য পরিমাণ শক্তি প্রয়োগ করলেই ধাতুগুলো তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ করে কাছাকাছি নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে ক্যাটায়নে পরিণত হতে পারে। এই কারণেই ধাতুগুলোই মূলত ক্যাটায়নে পরিণত হয়।
- অন্যদিকে অধাতুগুলো ক্যাটায়ন তৈরি করে না। অধাতুগুলো পর্যায় সারণির ডানে অবস্থান করে। এদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে সাধারণত 5, 6 বা 7টি ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে। এদের আকার একই পর্যায়ের ধাতুসমূহের চেয়ে অনেক ছোট হয়। ছোট আকারের কারণে সর্বশেষ শক্তিস্তর নিউক্লিয়াসের কাছাকাছি থাকে এবং এদের সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ অনেক বেশি হয়, অর্থাৎ এদের আয়নিকরণ শক্তির মান অনেক বেশি হয়। এরূপ কোনো মৌলের সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রনকে সরিয়ে নিতে অনেক বেশি শক্তির প্রয়োজন হয়, যা সাধারণ অবস্থায় কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে সহজে পাওয়া যায় না। এ কারণে অধাতুগুলো সাধারণত ধনাত্মক আধান তথা ক্যাটায়ন তৈরি করে না।
- যেহেতু এদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে অষ্টক অপেক্ষা সাধারণত 1, 2 কিংবা 3টি ইলেকট্রন কম থাকে সেহেতু এরা সেই সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ করে সহজেই নিষ্ক্রিয় গ্যাসের স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। অন্যভাবে বলা যায়, এদের **ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি**। ইলেকট্রন গ্রহণের ফলে এদের নিউক্লিয়াসে অবস্থিত ধনাত্মক প্রোটন সংখ্যার চেয়ে ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট ইলেকট্রনের সংখ্যা বেশি হয়। ফলে সামগ্রিকভাবে অধাতব পরমাণুসমূহ ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট হয়। এভাবে **ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট পরমাণুকে**

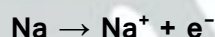
চিত্র 5.05: ঋণাত্মক Cl^- আয়ন গঠন।

অ্যানায়ন বলে। যেমন ক্লোরিন (Cl) পরমাণু একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের (Ar) ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের মাধ্যমে ক্লোরাইড (Cl^-) আয়ন তৈরি করে।

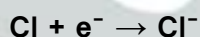
আয়নিক বন্ধন বা তড়িৎযোজী বন্ধন (Ionic Bond or Electrovalent Bond)

- ধাতুগুলোর আয়নিকরণ শক্তির মান অনেক কম হওয়ায় এরা অতি সহজেই সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আধানবিশিষ্ট আয়ন বা ক্যাটায়নে পরিণত হয়। আবার অধাতুগুলোর ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি হওয়ায় এরা সহজেই সর্বশেষ শক্তিস্তরে এক বা একাধিক ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আধানবিশিষ্ট আয়ন বা অ্যানায়নে পরিণত হয়। এভাবে সৃষ্ট বিপরীত আধানের ক্যাটায়ন ও অ্যানায়নের মধ্যে **স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল বা ইলেকট্রোস্ট্যাটিক বল** কাজ করে। এই ইলেকট্রোস্ট্যাটিক বল বা কুলম্ব আকর্ষণ বলের ফলে তারা একে অপরের সাথে যুক্ত থাকে। যে আকর্ষণের ফলে ক্যাটায়ন ও অ্যানায়ন পরস্পরের সাথে যুক্ত থাকে সেটিই আয়নিক বা তড়িৎযোজী বন্ধন।
- অর্থাৎ ধাতব ও অধাতব পরমাণুর রাসায়নিক সংযোগের সময় ধাতব পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রনকে অধাতব পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে স্থানান্তর করে ধনাত্মক ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টির মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয় তাকে আয়নিক বা তড়িৎযোজী বন্ধন বলে। যে যোগে আয়নিক বন্ধন থাকে তাকে আয়নিক যোগ বলে।
- যেমন-

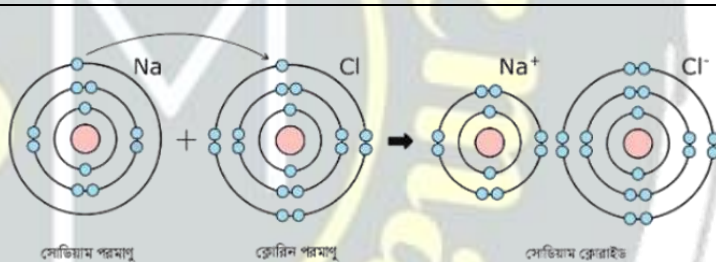
- Na পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে Na^+ ক্যাটায়নে পরিণত হয়।



- অপরদিকে Cl পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরে Na এর ত্যাগকৃত ইলেকট্রনটিকে গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে Cl^- অ্যানায়নে পরিণত হয়।



- এভাবে সৃষ্ট ধনাত্মক আধান Na^+ ও ঋণাত্মক আধান Cl^- পরস্পরের সাথে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণে আবদ্ধ হয়। এ আকর্ষণ বলই আয়নিক বন্ধন।

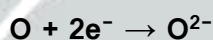


চিত্র 5.06: সোডিয়াম ক্লোরাইড গঠন।

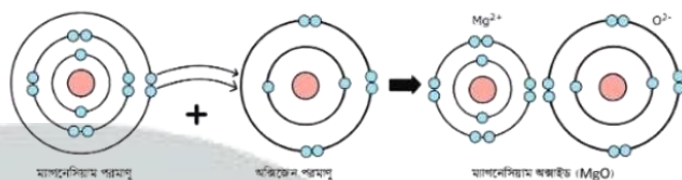
- MgO অণুতে Mg 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে Mg^{2+} এ পরিণত হয়।



- আবার O পরমাণু ২টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে O^{2-} এ পরিণত হয়।



- এবার Mg^{2+} এবং O^{2-} কাছাকাছি এসে আয়নিক বন্ধন তৈরি করে।

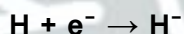


চিত্র 5.07: মাগনেসিয়াম অক্সাইড গঠন।

- NaH অণুতে Na পরমাণু ইলেকট্রন দান করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে Na^{+} এ পরিণত হয়।

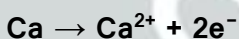


- এবং H পরমাণু ১ ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ২টি ইলেকট্রন গঠন করে H-এ পরিণত হয়। অতঃপর এদের মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

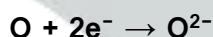


Try it yourself

- CaO অণুতে Ca পরমাণু 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে Ca^{2+} তে পরিণত হয়।



- পরমাণু সেই 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে O^{2-} এ পরিণত হয়।



- অতএব Ca^{2+} এবং O^{2-} এর মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

Try it yourself

- উল্লেখ্য, পর্যায় সারণির 1 ও 2 নম্বর গ্রুপের ধাতব মৌলসমূহ এবং 16 ও 17 নম্বর গ্রুপের অধাতব মৌলসমূহ সাধারণত আয়নিক বন্ধন তৈরি করে।

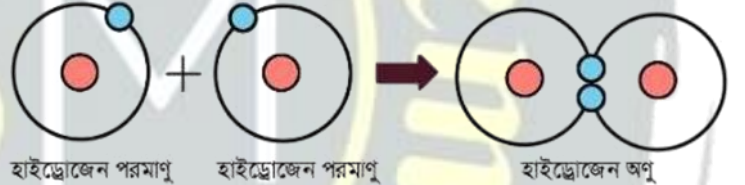
- প্রত্যেকটি নিয়মের কিছু না কিছু ব্যতিক্রম থাকে। যেমন- এখানে 13 নম্বর গ্রুপের Al মৌলটি 1 ও 2 নম্বর গ্রুপের মৌল না হওয়া সত্ত্বেও আয়নিক বন্ধন তৈরি করে। অন্য মৌলসমূহ তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে অনেক বেশি ইলেকট্রন ধারণ করার কারণে তারা ইলেকট্রন বর্জন বা গ্রহণ করার প্রবণতা দেখায় না। ফলে তারা আয়নিক বন্ধনও তৈরি করে না। আয়নিক বন্ধন স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণের মাধ্যমে ঘটে বলে এ বন্ধন খুবই শক্তিশালী হয়।

সমযোজী বন্ধন (Covalent Bond)

- দুটি অধাতব পরমাণুর রাসায়নিক সংযোগের সময় অধাতব পরমাণুদ্বয় তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরের একটি করে মোট এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয় তাকে সমযোজী বন্ধন বলে।
- যে ইলেকট্রন-জোড় বন্ধন গঠন করে তাদের বন্ধনজোড় (bond pair) ইলেকট্রন বলে এবং যে ইলেকট্রন-জোড় বন্ধন গঠন করে না তাদের মুক্তজোড় (lone pair) ইলেকট্রন বলে।
- সমযোজী বন্ধনকে একটি রেখার (-) মাধ্যমে প্রকাশ করা হয় এবং ইলেকট্রনসমূহকে ডট (.) চিহ্ন বা ক্রস (X) চিহ্ন দ্বারা প্রকাশ করা হয়।
- যে যোগে সমযোজী বন্ধন থাকে তাকে সমযোজী যোগ বলে।
 - যেমন-

H₂ অণুতে সমযোজী বন্ধন:

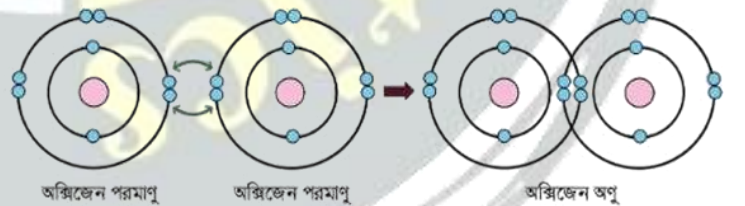
- হাইড্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো, $H(1)=1s^1$ । দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু যখন কাছাকাছি আসে তখন উভয় পরমাণুই একটি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি ইলেকট্রন গঠন করে।
- এর ফলে (H - H) সমযোজী বন্ধনের সৃষ্টি হয়।



চিত্র 5.08: হাইড্রোজেন অণুতে সমযোজী বন্ধন গঠন।

O₂ অণুতে সমযোজী বন্ধন:

- অক্সিজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো, $O(8)=1s^2 2s^2 2p^4$ । অক্সিজেন পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস (অষ্টক) অপেক্ষা দুটি ইলেকট্রন কম আছে।
- এরূপ দুটি অক্সিজেন পরমাণু কাছাকাছি এলে তাদের উভয় পরমাণুই নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 8টি ইলেকট্রন গঠন করে।
- ফলে তাদের মধ্যে (O=O) সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। এক্ষেত্রে উভয় পরমাণু দুটি করে



চিত্র 5.09 : অক্সিজেন অণুতে সমযোজী বন্ধন গঠন।

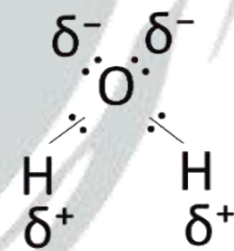
মোট চারটি ইলেকট্রন শেয়ার করার সময় সমযোজী বন্ধনের সংখ্যা হয় ২ (দুই)।	
<p>Cl₂ অণুতে সমযোজী বন্ধন:</p> <ul style="list-style-type: none"> ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো: Cl (17) = 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵। Cl পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস (অষ্টক) অপেক্ষা একটি করে ইলেকট্রন কম আছে। এরূপ দুটি ক্লোরিন পরমাণু কাছাকাছি এলে তাদের উভয় পরমাণুই নিষ্ক্রিয় গ্যাসের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে ৪টি ইলেকট্রন গঠন করে। ফলে তাদের মধ্যে (Cl-Cl) সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। 	<p>Try it yourself</p>
<ul style="list-style-type: none"> মৌলিক অণু ছাড়াও একাধিক ভিন্ন অধাতব পরমাণু দ্বারা গঠিত যৌগিক অণুতেও সমযোজী বন্ধন দেখতে পাওয়া যায়। যেমন- পানির অণুতে অক্সিজেন পরমাণু তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের একটি করে ইলেকট্রন প্রত্যেক হাইড্রোজেন পরমাণুর একটি করে ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে। এভাবে দুটি (O-H) সমযোজী বন্ধন গঠনের মাধ্যমে পানির অণু গঠিত হয়। 	 <p>চিত্র 5.10: দুটি (O-H) সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে পানির অণুতে সমযোজী বন্ধন গঠন।</p>

[সমযোজী বন্ধনবিশিষ্ট মৌলিক পদার্থের অণুকে (যেমন: H₂, F₂, S₈, P₄, N₂, O₂, Cl₂, Br₂, I₂) সমযোজী অণু এবং সমযোজী বন্ধনবিশিষ্ট যৌগকে সমযোজী যৌগ অণু বলা হয় (যেমন: CH₄, CO₂, HCl, NH₃ ইত্যাদি)।]

- অনেক সমযোজী অণু স্বাভাবিক তাপমাত্রা ও চাপে **গ্যাসীয়** অবস্থায় থাকে। যেমন: CO₂, NH₃, O₂, N₂, Cl₂ ইত্যাদি।
- আবার কিছু সমযোজী অণু স্বাভাবিক তাপমাত্রা ও চাপে **তরল** অবস্থায় বিরাজ করে। যেমন: H₂O (পানি), C₂H₅OH (ইথানল) ইত্যাদি এবং
- কিছু **কঠিন** অবস্থায় থাকে, যেমন- ন্যাপথালিন (C₁₀H₈), সালফার (S₈), আয়োডিন (I₂) ইত্যাদি।
- দুটি সমযোজী অণু যখন খুবই নিকটবর্তী হয় তখন তাদের মধ্যে এক ধরনের দুর্বল আকর্ষণ বল কাজ করে, এই আকর্ষণ বলকেই ভ্যান্ডারওয়ালস আকর্ষণ বল বলে। সমযোজী অণুগুলো পরস্পরের সাথে এই দুর্বল ভ্যান্ডারওয়ালস আকর্ষণের মাধ্যমে যুক্ত থাকে। তাই এদেরকে বিচ্ছিন্ন করতে সামান্য শক্তির প্রয়োজন হয়। ফলে এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম হয়। আবার গ্যাসীয় সমযোজী অণুর মধ্যে (যেমন: CO₂, NH₃, O₂ ইত্যাদি) ভ্যান্ডারওয়ালস আকর্ষণ বল নেই বললেই চলে, যার কারণে এরা একক অণু হিসেবে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।

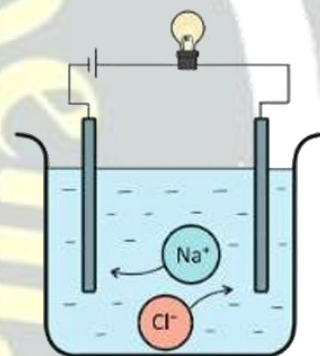
আয়নিক ও সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্য

<p>(a) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (Melting Point and Boiling Point)</p>	<ul style="list-style-type: none"> আয়নিক যৌগের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক বেশি হয় কিন্তু সমযোজী যৌগের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক আয়নিক যৌগ অপেক্ষা কম হয়। কিন্তু কেন? আয়নিক যৌগের অসংখ্য ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আধান পরস্পরের কাছাকাছি থেকে ত্রিমাত্রিকভাবে সুবিন্যস্ত হয়ে একটি স্ফটিক তৈরি করে। এতে তাদের আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল অনেক বেশি হয়। ফলে এদেরকে একে অপরের কাছ থেকে দূরে সরিয়ে নিতে বা গলিয়ে ফেলতে অনেক বেশি তাপ শক্তির প্রয়োজন হয়। কাজেই এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক বেশি হয়। অপর দিকে সমযোজী অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ মূলত দুর্বল ভ্যান্ডারওয়ালস বলের কারণে হয়ে থাকে। কাজেই সমযোজী যৌগে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল অনেক কম হয়। এজন্য এদেরকে সামান্য তাপ প্রদান করলে এরা পরস্পরের কাছ থেকে দূরে সরে যায়। অর্থাৎ এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক কম হয়।
<p>(b) দ্রাব্যতা/দ্রবণীয়তা (Solubility)</p>	<ul style="list-style-type: none"> সকল আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় কিন্তু কিছু কিছু আয়নিক যৌগ আছে, যেমন- সিলভার ক্লোরাইড (AgCl) পানিতে দ্রবীভূত হয় না। অপরদিকে, সমযোজী যৌগ, যেমন- ন্যাপথালিন, সরিষার তেল, কেরোসিন এদের কেউই পানিতে দ্রবীভূত হয়নি। সমযোজী যৌগ সাধারণত পানিতে দ্রবীভূত হয় না তবে কিছু কিছু সমযোজী যৌগ আছে যেমন- চিনি, গ্লুকোজ, অ্যালকোহল এগুলো পানিতে দ্রবীভূত হয়। সুতরাং সামগ্রিকভাবে বলা যায় কিছু ব্যতিক্রম ছাড়া প্রায় সকল আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় এবং কিছু ব্যতিক্রম ছাড়া প্রায় সকল সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় না। অধিকাংশ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় না-তবে কিছু কিছু সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়, এর কারণ কী? এর কারণ জানতে হলে প্রথমে পানির বন্ধন গঠন সম্পর্কে জানতে হবে। পানি একটি সমযোজী যৌগ অর্থাৎ পানির অণুতে একটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। কিন্তু অক্সিজেন পরমাণু হাইড্রোজেন পরমাণু থেকে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক হওয়ায় পানির অণুর সমযোজী বন্ধনীতে ব্যবহৃত ইলেকট্রন দুটি অক্সিজেনের দিকে সামান্য পরিমাণ সরে যায়। যে কারণে অক্সিজেন পরমাণু আংশিক ঋণাত্মক আধান ও হাইড্রোজেন পরমাণু আংশিক ধনাত্মক আধান প্রাপ্ত হয়। অর্থাৎ পানির অণুতে আংশিক ধনাত্মক এবং আংশিক ঋণাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। এরকম ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আধানপ্রাপ্ত সমযোজী যৌগকে পোলার সমযোজী যৌগ বলে। সুতরাং পানি একটি পোলার সমযোজী যৌগ এবং দ্রাবক হিসেবে পানি একটি পোলার দ্রাবক। পোলার দ্রাবক পানিতে আয়নিক যৌগ যোগ করলে পানির অণুগুলোর ধনাত্মক প্রান্ত আয়নিক যৌগের ঋণাত্মক প্রান্ত বা অ্যানায়নকে আকর্ষণ করে। একইভাবে পানির



চিত্র 5.11: δ^- ও δ^+ দিয়ে আংশিক ধনাত্মক আধান এবং আংশিক ঋণাত্মক আধানকে বোঝানো হচ্ছে।

	<p>অণুর ঋণাত্মক প্রান্ত আয়নিক যৌগের ধনাত্মক প্রান্ত বা ক্যাটায়নকে আকর্ষণ করে। এই আকর্ষণ বলের মান যখন আয়নিক যৌগের অ্যানায়ন ও ক্যাটায়নের মধ্যকার আকর্ষণ বল থেকে বেশি হয় তখন অ্যানায়ন ও ক্যাটায়ন পরস্পর থেকে বিচ্ছিন্ন হয়ে পানির অণু দিয়ে পরিবেষ্টিত হয়। এভাবে আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়।</p> <ul style="list-style-type: none"> • NaCl আয়নিক যৌগ তাই NaCl পোলের দ্রাবক H₂O তে দ্রবীভূত হয়। মিথানল (CH₃OH) পোলের যৌগ তাই CH₃OH পোলের দ্রাবক H₂O তে দ্রবীভূত হয়। মিথেন (CH₄) আয়নিক যৌগও নয় আবার CH₄ পোলের যৌগও নয়, কাজেই CH₄ পানিতে দ্রবণীয় হয় না। • অপরদিকে, সমযোজী যৌগে সাধারণত আয়নিক যৌগের মতো ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে না। তাই পানির অণুর ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্তের সাথে সমযোজী যৌগের কোনো আকর্ষণ বা বিকর্ষণ ঘটে না। ফলস্বরূপ সমযোজী যৌগটি পানিতে আয়ন আকারে ভেঙ্গে যায় না অর্থাৎ সমযোজী যৌগটি পানিতে দ্রবীভূত হয় না। • তবে কিছু কিছু সমযোজী যৌগ আছে যাদের মধ্যে আংশিক ধনাত্মক এবং আংশিক ঋণাত্মক প্রান্ত দেখা যায় অর্থাৎ পোলারিটি দেখা যায়। যেমন- ইথানল (C₂H₅OH) পোলের যৌগ তাই ইথানল পানিতে দ্রবীভূত হয়।
<p>(c) বিদ্যুৎ পরিবাহিতা (Electrical Conductivity):</p>	<ul style="list-style-type: none"> • আয়নিক যৌগ জলীয় দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে কিন্তু সমযোজী যৌগ জলীয় দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে না। যেমন, খাদ্য লবণ বা NaCl-এর জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবহন করে কিন্তু চিনির জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবহন করে না। কিন্তু এর কারণ কী? • বিদ্যুৎ পরিবহনের জন্য প্রয়োজন বিচ্ছিন্ন ধনাত্মক বা ঋণাত্মক আয়ন। খাদ্য লবণের (NaCl) জলীয় দ্রবণে ধনাত্মক আয়ন হিসেবে Na⁺ ও ঋণাত্মক আয়ন হিসেবে Cl⁻ বিদ্যুৎ পরিবহন করে। • যেহেতু জলীয় দ্রবণে আয়নিক যৌগসমূহ বিচ্ছিন্ন ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আয়ন হিসেবে অবস্থান করে কাজেই সকল আয়নিক যৌগ জলীয় দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে। • অপরদিকে জলীয় দ্রবণে সমযোজী যৌগ বিদ্যুৎ পরিবহন করে না। কারণ সমযোজী যৌগ কোনো বিচ্ছিন্ন আয়ন তৈরি করে না। আর দ্রবণে আয়ন না থাকলে তা কখনোই বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারবে না। • CaCl₂ দ্রবণে Ca²⁺ ও Cl⁻ থাকে। HCl দ্রবণে H⁺ ও Cl⁻ থাকে। কাজেই এরা দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে। গ্লুকোজ (C₆H₁₂O₆) দ্রবণে আয়ন আকারে বিভক্ত হয় না, কাজেই গ্লুকোজ দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে না।



চিত্র 5.12: খাদ্য লবণ (NaCl) এর জলীয় দ্রবণে বিদ্যুৎ পরিবহন।

ধাতব বন্ধন

- দুটি ধাতব পরমাণু কাছাকাছি এলে তাদের মধ্যে যে বন্ধন গঠিত হয় সেটাকে ধাতব বন্ধন বলে। অর্থাৎ এক খন্ড ধাতুর মধ্যে পরমাণুসমূহ যে আকর্ষণের মাধ্যমে যুক্ত থাকে তাকেই ধাতব বন্ধন বলে।



চিত্র 5.14: ধাতব বন্ধন।

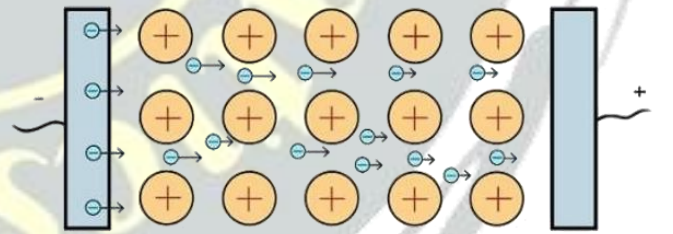
- ধাতব বন্ধন কীভাবে তৈরি হয়? প্রত্যেক ধাতব পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ শক্তিস্তরে সাধারণত 1টি, 2টি কিংবা 3টি ইলেকট্রন থাকে এবং এদের আকার একই পর্যায়ের অধাতব পরমাণুর চেয়ে বড় হওয়ায় ধাতব পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ অনেক কম হয়। ফলে ধাতুতে পরমাণুসমূহ তার সর্বশেষ শক্তিস্তরের এক বা একাধিক ইলেকট্রনকে ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। এই ধনাত্মক আয়নকে **পারমাণবিক শাঁস (Atomic core)** বলা হয়। ধাতব স্ফটিকে পারমাণবিক শাঁসগুলো সুনির্দিষ্ট ত্রিমাত্রিকভাবে বিন্যস্ত থাকে। আর ধাতব পরমাণু কর্তৃক

ত্যাগকৃত ইলেকট্রনগুলো উক্ত পারমাণবিক শাঁসের মধ্যবর্তী স্থানে মুক্তভাবে ঘোরাফেরা করে। এই ধরনের ইলেকট্রনকে **সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন** (Delocalized Electron) বলে। [এই ইলেকট্রনগুলো কোনো নির্দিষ্ট পরমাণুর অধীনে থাকে না পুরো ধাতব খণ্ডের সবগুলো ধাতব আয়নের ইলেকট্রন হয়ে যায়।]

- ধাতব স্ফটিকে দুটো ধাতব আয়নের মধ্যবর্তী স্থানে যখন একটি সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন অবস্থান করে তখন ইলেকট্রনের প্রতি উভয় ধাতব আয়নই স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণে আকর্ষিত হয়। এ কারণে ধাতব আয়ন দুটি পরস্পর থেকে বিচ্ছিন্ন হতে পারে না। এটিই মূলত ধাতব বন্ধনের মূল কারণ। ধাতুর মধ্যে **সঞ্চরনশীল ইলেকট্রনগুলোই তাপ এবং বিদ্যুৎ পরিবহনের জন্য দায়ী**। অনুরূপে ধাতুর নমনীয়তা, ঘাতসহতা, ধাতব ঔজ্জ্বল্য ইত্যাদি ধর্ম সঞ্চরনশীল এই ইলেকট্রনের কারণেই ঘটে থাকে।

ধাতুর বিদ্যুৎ পরিবাহিতা

- সকল ধাতুই বিদ্যুৎ সুপরিবাহী। ধাতুর স্ফটিকে মুক্তভাবে বিচরণশীল ইলেকট্রনগুলো বিদ্যুৎ পরিবহনের কাজটি করে থাকে। একটি ধাতব খণ্ডের দুই প্রান্তের সাথে ব্যাটারির ধনাত্মক (+) ও ঋণাত্মক (-) প্রান্ত সংযুক্ত করলে ইলেকট্রনগুলো ঋণাত্মক প্রান্ত থেকে ধনাত্মক প্রান্তের দিকে প্রবাহিত হবে। অর্থাৎ ধনাত্মক প্রান্ত থেকে ঋণাত্মক প্রান্তের সঞ্চরনশীল ইলেকট্রনের প্রবাহই বিদ্যুৎ প্রবাহ সৃষ্টি করে। সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন না থাকলে ধাতুর মধ্যে বিদ্যুৎ প্রবাহিত হতো না।



চিত্র 5.15: ধাতুর বিদ্যুৎ পরিবহনের কৌশল।

- আবার, এক খণ্ড ধাতব পাতের এক প্রান্তকে আগুনের উপর রেখে উত্তপ্ত করলে দেখতে পাবে অপর প্রান্তটি বেশ তাড়াতাড়ি গরম হতে শুরু করেছে। এর অর্থ ধাতুগুলো তাপ পরিবাহিতাও প্রদর্শন করে। এর কারণও সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন। তাপ প্রদানের সাথে সাথে সঞ্চরনশীল ইলেকট্রনগুলো শক্তি গ্রহণ করে, তাদের গতিবেগ বেড়ে যায় এবং ইলেকট্রনগুলো অধিক তাপমাত্রার প্রান্ত থেকে কম তাপমাত্রার প্রান্তের দিকে স্থানান্তরিত হয়। এর ফলে ধাতুতে এক প্রান্ত থেকে অপর প্রান্তে তাপের পরিবহন ঘটে।